

OLIMPIADAS DE QUÍMICA

CUESTIONES Y
PROBLEMAS
(VOLUMEN 1)



SERGIO MENARGUES & AMPARO GÓMEZ-SIURANA

NOVIEMBRE 2020

“La química, lengua común de todos los pueblos”.

INTRODUCCIÓN

Hace ya más de 20 años que los autores de este trabajo comenzaron a recopilar problemas y cuestiones propuestos en las diferentes pruebas de Olimpiadas de Química, con el fin de utilizarlos como material de apoyo en sus clases de Química. Inicialmente se incluyeron solo los correspondientes a las Olimpiadas Nacionales de Química y más tarde se fueron incorporando los de algunas fases locales de diferentes Comunidades Autónomas. Así se ha llegado a recopilar una colección de más de 5.700 cuestiones y 1.100 problemas, que se presentan resueltos y explicados, que se ha podido realizar gracias a la colaboración de colegas y amigos que se citan al final de esta introducción y que, año a año, hacen llegar a los autores los enunciados de las pruebas en sus comunidades autónomas.

En las anteriores versiones de este material, las cuestiones y los problemas, se clasificaron por materias, indicado su procedencia y año. Dado el elevado número de ejercicios recopilados hasta la fecha, en esta nueva versión se ha modificado la forma de clasificación y se han organizado por temas, y dentro de cada tema, por subapartados, siguiendo la misma estructura que los libros de texto de Química convencionales

Cada curso, los profesores de Química de 2º de bachillerato se enfrentan al reto de buscar la forma más eficaz para explicar esta disciplina y, al mismo tiempo, hacer que sus estudiantes sean conscientes del papel que juega la Química en la vida y en el desarrollo de las sociedades humanas. En este contexto, las Olimpiadas de Química suponen una herramienta muy importante ya que ofrecen un estímulo, al fomentar la competición entre estudiantes procedentes de diferentes centros y con distintos profesores y estilos o estrategias didácticas. Esta colección de ejercicios se propone como un posible material de apoyo para desarrollar esta labor.

Los autores reconocen y agradecen la participación de Fernando Latre David en las primeras fases de desarrollo de este Material. Desde el Colegio de Químicos y Asociación de Químicos de la Comunidad Valenciana, Fernando Latre David desarrolló durante muchos años una abnegada e impagable labor como impulsor y defensor de las Olimpiadas de Química.

Los enunciados de los problemas y cuestiones recogidos en este trabajo han sido enviados por:

Juan A. Domínguez (Canarias), Juan Rubio (Murcia), Luis F. R. Vázquez, Cristina Pastoriza y Juan Sanmartín (Galicia), José A. Cruz, Nieves González, Gonzalo Isabel y Ana Bayón (Castilla y León), Ana Tejero y José A. Díaz-Hellín (Castilla-La Mancha), Pedro Márquez, Octavio Sánchez, Victoria Gil, Evaristo Ojalvo y Maribel Rodríguez (Extremadura), Pilar González y Manuel Manzano (Cádiz), Ángel F. Sáenz de la Torre (La Rioja), José Luis Rodríguez y Miguel Ferrero (Asturias), Matilde Fernández y Agustí Vergés (Baleares), Fernando Nogales (Málaga), Joaquín Salgado (Cantabria), Pascual Román y Xabier Egaña (País Vasco), Mercedes Bombín, Bernardo Herradón y Benigno Palacios (Madrid), Eva Herrera (Sevilla), Antonio Marchal (Jaén), Diego Navarrete y Natalia Navas (Granada).

Los autores agradecen a Humberto Bueno su ayuda en la realización de algunas de las figuras incluidas en este trabajo, así como a todos aquéllos que con sus comentarios y correcciones contribuyen a que este material pueda ir mejorando día a día.

Los autores

ÍNDICE

I. ESTRUCTURA DE LA MATERIA	
1. Leyes ponderales	1
2. Número atómico, número másico e isótopos	22
3. Mol y número de Avogadro	58
4. Composición centesimal y fórmulas químicas	104
II. DISOLUCIONES Y REACCIONES QUÍMICAS	
1. Concentración de las disoluciones	161
2. Preparación de disoluciones	197
3. Estequiometría de las reacciones químicas	233
4. Reactivo limitante	300
5. Rendimiento de una reacción	326
6. Reacciones consecutivas y reacciones simultáneas	341
7. Estequiometría y valoraciones ácido-base	351
8. Estequiometría y valoraciones de oxidación-reducción	365
III. GASES	
1. Leyes de los gases	393
2. Ecuación de estado de los gases ideales	422
3. Mezclas de gases	460
4. Teoría cinético-molecular de los gases	480
IV. TERMOQUÍMICA	
1. Energía de las reacciones químicas	501
2. Calorimetría	519
3. Primera ley de la termodinámica	526
4. Ley de Hess	544
5. Entalpías estándar de formación y reacción	562

I. ESTRUCTURA DE LA MATERIA

1. LEYES PONDERALES

1.1. El cobre y el oxígeno pueden formar varios óxidos, sabiendo que sus masas atómicas respectivas son 63,55 y 16,00 u, con 5,00 g de cobre puede reaccionar una masa de oxígeno de:

- a) 1,52 u
- b) 7,58 u
- c) 2,52 g
- d) 3,78 g

(O.Q.L. Asturias 1995)

De acuerdo con la ley de proporciones múltiples de Dalton (1803), considerando que se forman dos óxidos, CuO y Cu₂O, las masas de oxígeno que reaccionan con la masa de cobre propuesta en ambos casos son:

▪ CuO

$$5,00 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,55 \text{ g Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{16,00 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} = 1,26 \text{ g O}$$

▪ Cu₂O

$$5,00 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,55 \text{ g Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{2 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{16,00 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} = 2,52 \text{ g O}$$

La respuesta correcta es la c.

1.2. Señale la proposición correcta:

- a) En 22,4 L de oxígeno gaseoso, a 0 °C y 1 atm, hay N_A (número de Avogadro) átomos de oxígeno.
- b) En una reacción, el número total de átomos de los reactivos es igual al número total de átomos de los productos.
- c) En una reacción entre gases, el volumen total de los reactivos es igual al volumen total de los productos (medidos a la misma presión y temperatura).
- d) En una reacción, el número total de moles de los reactivos es igual al número total de moles de los productos.
- e) El volumen de 16 g de oxígeno es igual al de 16 g de hidrógeno (a la misma presión y temperatura).

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Asturias 1998) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Sevilla 2003)
(O.Q.L. País Vasco 2006) (O.Q.L. Baleares 2011) (O.Q.L. Madrid 2013) (O.Q.L. Extremadura 2014)
(O.Q.L. Preselección Valencia 2018) (O.Q.L. Málaga 2018)

a) Falso. Un volumen de 22,4 L, a 0 °C y 1 atm, constituyen 1 mol de sustancia y, de acuerdo con la ley de Avogadro, está integrado por N_A moléculas.

b) **Verdadero.** De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier (1789), el número de átomos de las especies iniciales es el mismo que el número de átomos de las especies finales.

c-d) Falso. De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier, el número de moles de las especies iniciales no tiene porqué ser el mismo que el número de moles de las especies finales, ni tampoco el volumen que ocupan en determinadas condiciones de presión y temperatura.

e) Falso. Suponiendo que en ciertas condiciones de p y T el volumen molar es V L:

$$16 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \cdot \frac{V \text{ L O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 0,50 V \text{ L O}_2 \qquad 16 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} \cdot \frac{V \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 8,0 V \text{ L H}_2$$

La respuesta correcta es la b.

1.3. La mayor aportación de Lavoisier a la Química se produjo cuando:

- a) Describió, por primera vez, el efecto fotoeléctrico.
- b) Estableció la ley de la conservación de la masa.
- c) Sintetizó el PVC.
- d) Descubrió el neutrón.

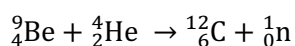
(O.Q.L. Murcia 1998)

a) Falso. El efecto fotoeléctrico fue descubierto por Heinrich Hertz en 1887 y explicado por Albert Einstein en 1905.

b) **Verdadero.** Antoine Lavoisier publicó "Traité Élémentaire de Chimie" (1789), donde enunció la ley de conservación de la masa.

c) Falso. El policloruro de vinilo (PVC) fue descubierto accidentalmente por Henry V. Regnault (1835) y por Eugen Bauman (1872). En ambas ocasiones, el policloruro de vinilo apareció como un sólido blanco en el interior de frascos que habían sido dejados expuestos a la luz del sol. En 1926, Waldo Semon, investigador de B.F. Goodrich, desarrolló un método para plastificar el PVC.

d) Falso. El neutrón fue descubierto en 1932 por James Chadwick al identificarlo en la penetrante radiación que se producía al bombardear núcleos de berilio con partículas alfa:



La respuesta correcta es la b.

1.4. Si la fórmula de un compuesto es A_mB_n , ¿qué información cuantitativa se puede extraer de la misma?

- a) La relación entre las masas de los átomos A y de B es m/n .
- b) En un mol de compuesto hay n veces más átomos de A que de B.
- c) En un mol de compuesto hay n veces más átomos de B que de A.
- d) En un mol de compuesto la relación entre el número de átomos de A y B es m/n .

(O.Q.L. Asturias 1999)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799), la estequiometría del compuesto proporciona la relación molar o atómica existente entre los elementos que lo integran, que en este caso es m/n .

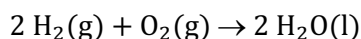
La respuesta correcta es la d.

1.5. En un recipiente vacío de acero que se mantiene siempre a temperatura constante, se introducen cantidades estequiométricas de gas oxígeno y de gas hidrógeno. Se hace saltar una chispa eléctrica, con lo que se produce la reacción total de ambos gases. ¿Qué se conserva en este proceso?

- a) Solo la masa.
- b) Masa y presión.
- c) Número de moléculas y presión.
- d) Número de moléculas y masa.

(O.Q.L. Asturias 1999)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre oxígeno e hidrógeno es:



Como se observa, no se mantiene el número de moles de sustancia, por tanto, tampoco se mantienen ni el número de moléculas, ni la presión.

De acuerdo con la ley de Lavoisier (1789), en una reacción química solo se conserva la masa.

La respuesta correcta es la a.

1.6. El fosfato de sodio contiene un 42,0 % de sodio. Los gramos de una mezcla que contiene 75,0 % de fosfato de sodio y 25,0 % de fosfato de potasio necesarios para suministrar 10,0 g de sodio son:

- a) 55,5
- b) 100
- c) 31,7
- d) 18,5

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799), la estequiometría del compuesto permite relacionar Na con Na_3PO_4 y con la mezcla:

$$x \text{ g mezcla} \cdot \frac{75,0 \text{ g Na}_3\text{PO}_4}{100 \text{ g mezcla}} \cdot \frac{42,0 \text{ g Na}}{100 \text{ g Na}_3\text{PO}_4} = 10,0 \text{ g Na} \quad \rightarrow \quad x = 31,7 \text{ g mezcla}$$

La respuesta correcta es la c.

1.7. ¿Cuál de los siguientes pares de compuestos es un buen ejemplo de la ley de las proporciones múltiples de Dalton?

- a) H_2O y D_2O
- b) H_2O y H_2S
- c) SO_2 y SeO_2
- d) CuCl y CuCl_2
- e) NaCl y NaBr

(Nota. D representa al deuterio).

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2020)

La ley de las proporciones múltiples de Dalton (1808) dice:

“las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro para formar diferentes compuestos están en relación de números enteros sencillos”.

a) Falso. H_2O y D_2O no pueden cumplir la ley ya que se trata de compuestos formados con un isótopo diferente del mismo elemento.

b-c-e) Falso. Las parejas, H_2O y H_2S , SO_2 y SeO_2 y NaCl y NaBr , no pueden cumplir la ley ya que los dos elementos no están presentes en los dos compuestos de cada pareja.

d) **Verdadero**. La pareja CuCl y CuCl_2 sí cumple la ley, ya que según se aprecia en las fórmulas, **con una misma cantidad de cobre**, 1 mol, **se combinan cantidades de cloro en una relación 1/2**.

La respuesta correcta es la d.

1.8. Una galena contiene 10 % de sulfuro de plomo(II) y el resto son impurezas. La masa de plomo que contienen 75 g de ese mineral es:

- a) 6,5 g
- b) 25,4 g
- c) 2,5 g
- d) 95,8 g

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799), la estequiometría del compuesto permite relacionar Pb con PbS y con la galena:

$$75 \text{ g galena} \cdot \frac{10 \text{ g PbS}}{100 \text{ g galena}} \cdot \frac{1 \text{ mol PbS}}{239,1 \text{ g PbS}} \cdot \frac{1 \text{ mol Pb}}{1 \text{ mol PbS}} \cdot \frac{207,0 \text{ g Pb}}{1 \text{ mol Pb}} = 6,5 \text{ g Pb}$$

La respuesta correcta es la a.

1.9. Si a partir de 1,3 g de cromo se han obtenido 1,9 g de óxido de cromo(III), ¿cuál será la masa atómica del cromo?

- a) 40
- b) 52
- c) 104
- d) 63,54

(O.Q.L. Murcia 2000)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799), la estequiometría del compuesto permite relacionar Cr con óxido de cromo(III), Cr_2O_3 , y obtener la masa molar del Cr:

$$\frac{(1,9 - 1,3) \text{ g O}}{1,3 \text{ g Cr}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{M \text{ g Cr}}{1 \text{ mol Cr}} = \frac{3 \text{ mol O}}{2 \text{ mol Cr}} \quad \rightarrow \quad M = 52 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la b.

1.10. Se analizan tres muestras sólidas, formadas cada una por un compuesto de los elementos X e Y. En la primera se encontró un contenido de 4,31 g de X y 7,60 g de Y. La segunda se componía de 35,9 % de X y el 64,1 % de Y. Por otra parte, se observó que 0,718 g de X reaccionaban con Y para formar 2,00 g de la tercera muestra. ¿Qué se deduce de esto?

- a) Las tres muestras son el mismo compuesto.
- b) Las tres muestras son de distintos compuestos.
- c) Las tres muestras tienen la misma fórmula empírica.
- d) Solo las muestras primera y tercera tienen la misma fórmula molecular.

(O.Q.L. Asturias 2001)

La ley de las proporciones definidas de Proust (1799) dice:

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

De acuerdo con esta ley, la relación de masas en los tres análisis se muestra en la siguiente tabla:

Muestra	1	2	3
Relación X/Y	$\frac{4,31 \text{ g X}}{7,60 \text{ g Y}} \approx 0,560$	$\frac{35,9 \text{ g X}}{64,1 \text{ g Y}} = 0,560$	$\frac{0,718 \text{ g X}}{(2,00 - 0,718) \text{ g Y}} = 0,560$

De acuerdo con los resultados obtenidos, se deduce que **las tres muestras corresponden al mismo compuesto**.

La respuesta correcta es la a.

1.11. ¿Qué porcentaje de cloro contiene una mezcla a partes iguales de KCl y NaClO_3 ?

- a) 30,25 %
- b) 42,53 %
- c) 40,45 %
- d) 53,25 %

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

La estequiometría de ambos compuestos permite relacionar Cl con KCl y NaClO_3 , respectivamente. Considerando 100 g de la mezcla binaria, la masa de cloro contenida en 50,0 g de cada componente es:

$$50,0 \text{ g KCl} \cdot \frac{1 \text{ mol KCl}}{74,6 \text{ g KCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol KCl}} \cdot \frac{35,5 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} = 23,8 \text{ g Cl}$$

$$50,0 \text{ g NaClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NaClO}_3}{106,5 \text{ g NaClO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol NaClO}_3} \cdot \frac{35,5 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} = 16,7 \text{ g Cl}$$

El porcentaje de cloro en la mezcla es:

$$\frac{(23,8 + 16,7) \text{ g Cl}}{100 \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 40,5 \%$$

La respuesta correcta es la c.

1.12. Ya que las masas atómicas de oxígeno, calcio y aluminio son 16, 40 y 27, respectivamente, puede decirse que 16 g de oxígeno se combinarán con:

- a) 40 g de calcio o 27 g de aluminio
- b) 20 g de calcio o 9 g de aluminio
- c) 20 g de calcio o 54 de aluminio
- d) 40 g de calcio o 18 de aluminio

(O.Q.L. Murcia 2005)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”

y, suponiendo que se forman óxido de calcio, CaO, y óxido de aluminio, Al₂O₃; a partir de las relaciones molares se obtienen las relaciones másicas:

$$\frac{1 \text{ mol Ca}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{40,0 \text{ g Ca}}{1 \text{ mol Ca}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = \frac{40,0 \text{ g Ca}}{16,0 \text{ g O}}$$

$$\frac{2 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol O}} \cdot \frac{27,0 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = \frac{18,0 \text{ g Al}}{16,0 \text{ g O}}$$

La respuesta correcta es la d.

1.13. Las fórmulas empíricas de tres compuestos son:

A) CH₂O

B) CH₂

C) C₃H₇Cl

Suponiendo que un mol de cada uno de los compuestos A, B y C se oxida completamente y que todo el carbono se convierte en dióxido de carbono, la conclusión más razonable de esta información es que:

- a) El compuesto A forma el mayor peso de CO₂.
- b) El compuesto B forma el mayor peso de CO₂.
- c) El compuesto C forma el mayor peso de CO₂.
- d) No es posible deducir cuál de esos compuestos dará el mayor peso de CO₂.

(O.Q.L. Asturias 2005)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

La estequiometría del compuesto permite relacionar C con su respectivo compuesto y con el CO₂ producido en la combustión:

$$\text{a) } 1 \text{ mol CH}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CH}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 44,0 \text{ g CO}_2$$

$$\text{b) } 1 \text{ mol CH}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CH}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 44,0 \text{ g CO}_2$$

$$\text{c) } 1 \text{ mol C}_3\text{H}_7\text{Cl} \cdot \frac{3 \text{ mol C}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_7\text{Cl}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 132 \text{ g CO}_2$$

La respuesta correcta es la c.

1.14. Si a la masa atómica del carbono se le asignara el valor 50 en vez de 12, ¿cuál sería la masa molecular del H_2O consistente con ese nuevo valor?

- a) 56
- b) 62
- c) 3,1416
- d) 75

(O.Q.L. Murcia 2006)

De acuerdo con la ley de las proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

Teniendo en cuenta que la escala de masas atómicas está basada en la masa del ^{12}C , si se cambia la masa de ese isótopo de 12 a 50 todas las masas estarán multiplicadas por un factor 50/12:

$$18 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{50}{12} = 75 \text{ g H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la d.

1.15. Cuando dos elementos X e Y reaccionan entre sí de forma que las relaciones de las masas combinadas de los mismos son:

Operación	X (g)	Y (g)
1	3,00	1,44
2	3,00	0,72
3	6,00	2,88
4	2,50	0,40

A la vista de los datos de la tabla se puede decir que es falsa la afirmación:

- a) Los datos registrados en las operaciones 1 y 3 justifican la ley de las proporciones definidas de Proust.
- b) Los datos registrados en 1, 2 y 4 justifican la ley de las proporciones múltiples de Dalton.
- c) Los datos registrados en 1, 2 y 3 justifican la ley de las proporciones recíprocas de Richter.
- d) Los compuestos formados en 1 y 3 son iguales.
- e) Los compuestos formados en 1 y 4 son diferentes.

(O.Q.N. Córdoba 2007)

a) Verdadero. La ley de las proporciones definidas de Proust (1799) dice:

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

De acuerdo con esta ley, la relación de masas en las operaciones 1 y 3 es:

$$\text{Operación 1} \rightarrow \frac{3,00 \text{ g X}}{1,44 \text{ g Y}} = 2,08 \quad \text{Operación 3} \rightarrow \frac{6,00 \text{ g X}}{2,88 \text{ g Y}} = 2,08$$

b) Verdadero. La ley de las proporciones múltiples de Dalton (1808) dice:

“las cantidades de un mismo elemento que se combinan con una cantidad fija de otro para formar diferentes compuestos están en relación de números enteros sencillos”.

De acuerdo con la ley, fijando 3,00 g de X, la masa que reacciona con Y en la operación 4 es:

$$3,00 \text{ g X} \cdot \frac{0,40 \text{ g Y}}{2,50 \text{ g X}} = 0,48 \text{ g Y}$$

Las masas que reaccionan en las operaciones 1, 2 y 4 son:

Operación	X (g)	Y (g)
1	3,00	1,44
2	3,00	0,72
3	3,00	0,48

Las relaciones entre las masas de Y son:

$$\frac{1,44 \text{ g Y (op. 1)}}{0,72 \text{ g Y (op. 2)}} = \frac{2}{1} \quad \frac{1,44 \text{ g Y (op. 1)}}{0,48 \text{ g Y (op. 3)}} = \frac{3}{1} \quad \frac{0,72 \text{ g Y (op. 2)}}{0,48 \text{ g Y (op. 3)}} = \frac{3}{2}$$

c) **Falso**. La ley de las proporciones recíprocas de Richter (1792) dice:

“las masas de elementos diferentes que se combinan con una misma masa de otro elemento dado, son las masas relativas de aquellos elementos cuando se combinan entre sí o bien múltiplos o submúltiplos de estos.

Al no figurar un tercer elemento, no hay posibilidad de comprobar si se cumple esta ley.

d) Verdadero. De acuerdo con la ley de las proporciones definidas de Proust, en un determinado compuesto la relación de masas es constante.

$$\text{Operación 1} \rightarrow \frac{3,00 \text{ g X}}{1,44 \text{ g Y}} = 2,08 \quad \text{Operación 3} \rightarrow \frac{6,00 \text{ g X}}{2,88 \text{ g Y}} = 2,08$$

Se trata del mismo compuesto.

e) Verdadero. De acuerdo con la ley de las proporciones definidas de Proust, en un determinado compuesto la relación de masas es constante.

$$\text{Operación 1} \rightarrow \frac{3,00 \text{ g X}}{1,44 \text{ g Y}} = 2,08 \quad \text{Operación 4} \rightarrow \frac{2,50 \text{ g X}}{0,40 \text{ g Y}} = 6,3$$

Se trata de compuestos diferentes.

La respuesta correcta es la c.

1.16. Si en la combustión de carbono con oxígeno se produce dióxido de carbono, por cada 0,5 mol de carbono consumido:

- a) Se necesita 1 mol de oxígeno molecular diatómico.
- b) Se produce 1 mol de dióxido de carbono.
- c) Se necesitan 0,5 mol de oxígeno molecular diatómico.
- d) Se producen 0,25 mol de dióxido de carbono.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

La estequiometría del CO_2 permite relacionar C con O_2 :

$$0,5 \text{ mol C} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol C}} = 0,5 \text{ mol O}_2$$

La respuesta correcta es la c.

1.17. El magnesio reacciona con el oxígeno molecular diatómico dando monóxido de magnesio. Si se tienen 0,5 mol de Mg, ¿cuánto oxígeno molecular se necesita?

- a) 1 mol de oxígeno molecular diatómico.
- b) 16 g de oxígeno.
- c) 8 g de oxígeno.
- d) 0,5 mol de oxígeno molecular diatómico.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

La estequiometría del MgO permite relacionar Mg con O₂:

$$0,5 \text{ mol Mg} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol Mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol O}} \cdot \frac{32,0 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 8 \text{ g O}_2$$

La respuesta correcta es la c.

1.18. Cuando se dice que el amoníaco está constituido por 82,35 g de nitrógeno y 17,65 g de hidrógeno se está comprobando la ley de:

- a) Conservación de la energía.
- b) Conservación de la materia.
- c) Las proporciones múltiples.
- d) Las proporciones definidas.

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2010)

Según la **ley de las proporciones definidas** de J.L. Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

En el caso del NH₃:

$$\frac{17,65 \text{ g H}}{82,35 \text{ g N}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} \cdot \frac{14,0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} = \frac{3 \text{ mol H}}{1 \text{ mol N}}$$

La respuesta correcta es la d.

1.19. ¿Qué cantidad de magnesio se tiene que combinar con 10 g de cloro para formar el compuesto MgCl₂?

- a) 10 g
- b) 3,4 g
- c) 5 g
- d) 6,8 g

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799)

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

La estequiometría del MgCl₂ permite relacionar Cl con Mg:

$$10 \text{ g Cl} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{2 \text{ mol Cl}} \cdot \frac{24,3 \text{ g Mg}}{1 \text{ mol Mg}} = 3,4 \text{ g Mg}$$

La respuesta correcta es la b.

1.20. Al analizar un compuesto se encontró que 3,62 g de X estaban combinados con 0,571 g de C. Si una molécula del compuesto está formada por 4 átomos de X y uno de C, ¿cuál es la masa atómica de X?

- a) 19,0
- b) 76,0
- c) 24,8
- d) 30,4
- e) 3,62

(O.Q.L. País Vasco 2008)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

A partir de la relación másica y de la estequiometría del compuesto CX_4 se puede obtener la masa atómica del elemento X:

$$\frac{0,571 \text{ g C}}{3,62 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{M \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = \frac{1 \text{ mol C}}{4 \text{ mol X}} \quad \rightarrow \quad M = 19,0 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.21. El dióxido de carbono, CO_2 , posee, independientemente de su procedencia, 27,3 g de carbono por cada 72,7 g de oxígeno, lo que constituye una prueba de la ley de:

- Conservación de la energía.
- Las proporciones definidas.
- Conservación de la materia.
- Las proporciones múltiples.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

La **ley de las proporciones definidas** o constantes de Proust (1799) dice:

“cuando dos o más elementos se combinan para formar un determinado compuesto lo hacen en una proporción de peso definida o constante”.

Relacionando C y O:

$$\frac{72,7 \text{ g O}}{27,3 \text{ g C}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol C}}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.22. La penicilina es un antibiótico que contiene un 9,58 % en masa de azufre. ¿Cuál puede ser la masa molar de la penicilina?

- 256 g mol^{-1}
- 334 g mol^{-1}
- 390 g mol^{-1}
- 743 g mol^{-1}

(O.Q.L. Valencia 2009)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

La estequiometría del compuesto permite relacionar S con penicilina (Pen) y, suponiendo que existe 1 mol de S por cada mol de penicilina se puede calcular la masa molar de esta:

$$\frac{1 \text{ mol S}}{\text{mol Pen}} \cdot \frac{32,1 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} \cdot \frac{1 \text{ mol Pen}}{M \text{ g Pen}} = \frac{9,58 \text{ g S}}{100 \text{ g Pen}} \quad \rightarrow \quad M = 334 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.23. El carbono se combina con el oxígeno para formar CO_2 en la proporción en masa 3:8 y, por tanto:

- 12 g de carbono reaccionan con 48 g de oxígeno.
- Al reaccionar 9 g de carbono con 30 g de oxígeno se formarán 39 g de CO_2 .
- Al reaccionar 9 g de carbono con 30 g de oxígeno se formarán 33 g de CO_2 .
- El oxígeno es un gas y no se puede pesar.

(O.Q.L. Murcia 2010)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

En un determinado compuesto la relación másica debe mantenerse constante.

a) Falso.

$$\frac{48 \text{ g O}}{12 \text{ g C}} = \frac{4 \text{ g O}}{1 \text{ g C}} \neq \frac{8 \text{ g O}}{3 \text{ g C}}$$

Las cantidades propuestas no cumplen la relación másica.

b) Falso.

$$\frac{30 \text{ g O}}{9 \text{ g C}} = \frac{10 \text{ g O}}{3 \text{ g C}} > \frac{8 \text{ g O}}{3 \text{ g C}}$$

La relación másica determina que sobra O y que el C es el reactivo limitante, lo que impide que se formen 39 g de CO₂ y que no sobre nada.

c) **Verdadero.** La masa de CO₂ que se forma es:

$$9 \text{ g C} \cdot \frac{(3 + 8) \text{ g CO}_2}{3 \text{ g C}} = 33 \text{ g CO}_2$$

La respuesta correcta es la c.

1.24. El bromuro de potasio tiene una composición centesimal de 67,2 % de bromo y 32,8 % de potasio. Si se prepara una reacción entre 18,3 g de bromo y 12,8 g de potasio, qué cantidad de potasio quedará sin reaccionar:

- a) Ninguna
- b) 12,8 g
- c) 3,9 g
- d) 13,7 g

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

En un determinado compuesto la relación másica debe mantenerse constante. Relacionando bromo y potasio:

$$18,3 \text{ g Br} \cdot \frac{32,8 \text{ g K}}{67,2 \text{ g Br}} = 8,9 \text{ g K}$$

$$12,8 \text{ g K (inicial)} - 8,9 \text{ g K (reaccionado)} = 3,9 \text{ g K (exceso)}$$

La respuesta correcta es la c.

1.25. Si el compuesto MCl₂ contiene el 56,34 % de cloro, ¿cuál será la masa atómica de M?

- a) 54,94 g
- b) 43,66 g
- c) 71,83 g
- d) 112,68 g

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

La estequiometría del compuesto permite relacionar el elemento M con su cloruro. Tomando una base de cálculo de 100,0 g del compuesto se puede obtener la masa atómica del elemento M:

$$\frac{1 \text{ mol MCl}_2}{(x + 2 \cdot 35,45) \text{ g MCl}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol MCl}_2} \cdot \frac{35,45 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} = \frac{56,34 \text{ g Cl}}{100,0 \text{ g MCl}_2} \rightarrow x = 54,94 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.26. Para un mismo compuesto, ¿cuál de las siguientes proposiciones es cierta?

- a) Todas las muestras del compuesto tienen la misma composición.
- b) Su composición depende del método de preparación.
- c) El compuesto puede tener composición no variable.
- d) La composición del compuesto depende del estado físico.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

a) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de las proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

Un compuesto se caracteriza por tener una composición química fija.

b-c-d) Falso. Las propuestas son absurdas.

La respuesta correcta es la **a**.

1.27. Que el peso equivalente del calcio es 20, significa que:

- a) Los átomos de calcio pesan 20 g.
- b) 20 g de calcio se combinan con 1 g de hidrógeno.
- c) Un átomo de calcio pesa 20 veces más que uno de hidrógeno.
- d) 20 g de hidrógeno se combinan con 1 g de calcio.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

El concepto de peso equivalente sale de la ley de las proporciones recíprocas de Richter (1792) que dice:

“las masas de elementos diferentes que se combinan con una misma masa de otro elemento dado, son las masas relativas de aquellos elementos cuando se combinan entre sí o bien múltiplos o sub-múltiplos de estos”.

Por tanto, si el peso equivalente de calcio es 20 g, quiere decir que **1 g de hidrógeno se combina con 20 g de calcio**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.28. En un proceso industrial se ha determinado que 4,3 kg de cromo metálico (99,99 % de pureza) se combinan con exactamente 8,8 kg de cloro gaseoso. En otro proceso de la misma planta química, se combinan 7,6 kg de cromo con 10,4 kg de cloro gas para obtener un producto para otro tipo de aplicación comercial. En conclusión, se puede decir:

- a) Se cumple la ley de las proporciones múltiples en los dos procesos.
- b) Se cumple la ley de las proporciones múltiples solo en el primer proceso.
- c) El segundo producto tiene que estar constituido por dos tipos de moléculas diferentes para que se cumpla la ley de las proporciones múltiples.
- d) No se cumple la ley de las proporciones múltiples en ningún caso.

(O.Q.L. País Vasco 2011)

La ley de Dalton de las proporciones múltiples (1808) dice:

“las masas de un elemento que se combinan con una masa fija de otro, para formar diferentes compuestos, están en relación de números enteros sencillos”.

Considerando una masa fija de, por ejemplo, 52,0 kg de cromo, las masas de cloro que se combinan con esta en cada uno de los dos procesos son:

- Proceso 1 (4,3 kg de cromo y 8,8 kg de cloro)

$$52,0 \text{ kg Cr} \cdot \frac{8,8 \text{ kg Cl}_2}{4,3 \text{ kg Cr}} = 106,4 \text{ kg Cl}_2$$

- Proceso 2 (7,6 kg de cromo y 10,7 kg de cloro)

$$52,0 \text{ kg Cr} \cdot \frac{10,7 \text{ kg Cl}_2}{7,6 \text{ kg Cr}} = 73,2 \text{ kg Cl}_2$$

Relacionando entre sí las masas de Cl₂ se obtiene:

$$\frac{106,4 \text{ kg Cl}_2 \text{ (proceso 2)}}{73,2 \text{ kg Cl}_2 \text{ (proceso 1)}} \approx \frac{3}{2}$$

Valor que demuestra que **se cumple la ley de Dalton de las proporciones múltiples**.

La respuesta correcta es la **a**.

1.29. En 30,0 g de un óxido MO₂ hay 4,00 g de oxígeno. Si la masa atómica del oxígeno es 16,00 u, la masa atómica del metal expresada en u es:

- 32
- 122
- 208
- 240

(O.Q.L. Asturias 2011)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

La estequiometría del compuesto permite relacionar el elemento M con su óxido y obtener la masa molar del elemento (que coincide con la masa atómica):

$$\frac{(30,0 - 4,00) \text{ g M}}{4,00 \text{ g O}} \cdot \frac{1 \text{ mol M}}{x \text{ g M}} \cdot \frac{16,00 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} = \frac{1 \text{ mol M}}{2 \text{ mol O}} \rightarrow x = 208 \text{ g mol}^{-1} \rightarrow x = \mathbf{208 \text{ u}}$$

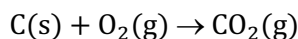
La respuesta correcta es la **c**.

1.30. Cuando se hace arder un trozo de 50 g de carbón y teniendo en cuenta la ley de conservación de la masa, se puede decir que los productos de la combustión:

- Pesarán más de 50 g.
- Pesarán menos de 50 g.
- Pesarán exactamente 50 g, puesto que la masa ni se crea ni se destruye.
- No pesarán nada, porque se convierten en gases.

(O.Q.L. Murcia 2011)

La ecuación ajustada correspondiente a la combustión del carbón (supuesto puro) es:



De acuerdo con la ley de conservación de la masa, si se parte de 50 g de C, los productos pesarán más de esa cantidad, ya que hay que tener en cuenta la masa de O₂ consumida en la combustión.

La respuesta correcta es la **a**.

1.31. Una sustancia es una forma de materia que se caracteriza por:

- Tener propiedades distintivas y composición definida.
- Estar constituida por un único elemento químico.
- Tener siempre estado físico sólido.
- Tener propiedades características y cualquier composición.

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

Una sustancia tiene una composición química definida (ley de Proust) y propiedades características.

La respuesta correcta es la **a**.

1.32. Un elemento Z reacciona con oxígeno para producir ZO_2 . Identifique cuál es el elemento Z, si una muestra de 16,5 g del mismo reacciona con un exceso de oxígeno para formar 26,1 g de ZO_2 .

- a) Manganeso
- b) Níquel
- c) Azufre
- d) Titanio

(O.Q.L. Madrid 2012) (O.Q.L. País Vasco 2013)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

La estequiometría del compuesto permite relacionar M con O y obtener la masa molar de M:

$$26,1 \text{ g } ZO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } ZO_2}{(M + 2 \cdot 16,0) \text{ g } ZO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } Z}{1 \text{ mol } ZO_2} \cdot \frac{M \text{ g } Z}{1 \text{ mol } Z} = 16,5 \text{ g } Z \rightarrow M = 55,0 \text{ g}$$

Conocidas las masas molares de los elementos propuestos:

Elemento	Manganeso	Níquel	Azufre	Titanio
$M / \text{g mol}^{-1}$	54,94	58,69	32,06	47,88

La respuesta correcta es la a.

1.33. La sal de plata de un ácido orgánico monocarboxílico contiene un 64,63 % de plata. Sabiendo que la masa atómica de la plata es 107,8; la masa molecular del ácido es:

- a) 166,8
- b) 60
- c) 59
- d) 165,8
- e) 167

(O.Q.L. Valencia 2012)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

La estequiometría del compuesto permite relacionar la plata con su sal y, a partir de esta, obtener la masa molar del ácido carboxílico:

$$\frac{100 \text{ g AgX}}{64,63 \text{ g Ag}} \cdot \frac{107,9 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{1 \text{ mol AgX}} = 166,9 \frac{\text{g}}{\text{mol AgX}}$$

Como cada mol de plata reemplaza a un mol de hidrógeno del ácido, la masa molar de este es:

$$M = 166,9 \frac{\text{g}}{\text{mol AgX}} - \left(1 \text{ mol Ag} \cdot \frac{107,9 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}}\right) + \left(1 \text{ mol H} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}\right) = 60 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la b.

1.34. Una sustancia está formada por el elemento X e hidrógeno. Un análisis determina que el compuesto contiene un 80,0 % en masa de X y que cada molécula contiene el triple de átomos de hidrógeno que de X. ¿Cuál es el elemento X?

- a) He
- b) C
- c) F
- d) S
- e) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.N. Alicante 2013)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

A partir de la relación másica y de la estequiometría del compuesto CX_4 se puede obtener la masa molar del elemento X y así poderlo identificar. Tomando una base de cálculo de 100 g de compuesto:

$$\frac{1 \text{ mol X}}{3 \text{ mol H}} \cdot \frac{M \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} = \frac{80,0 \text{ g X}}{(100 - 80,0) \text{ g H}} \rightarrow M = 12,0 \text{ g mol}^{-1}$$

De acuerdo con el valor de la masa molar obtenida, el elemento X es **C (carbono)**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.35. Un metal M forma un óxido de fórmula MO. Si se sabe que el porcentaje del metal en el óxido es del 60 % (en masa) y la masa del oxígeno 16, ¿cuál es la masa atómica del metal?

- a) 14
- b) 24
- c) 23
- d) 40
- e) 100

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

A partir de la relación másica y de la estequiometría del compuesto CX_4 se puede obtener la masa molar del elemento X:

$$100 \text{ g MO} \cdot \frac{1 \text{ mol MO}}{(x + 16,0) \text{ g MO}} \cdot \frac{1 \text{ mol M}}{1 \text{ mol MO}} \cdot \frac{x \text{ g M}}{1 \text{ mol M}} = 60 \text{ g M} \rightarrow x = 24 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.36. Un cierto compuesto está formado por un 22,5 % en masa de un elemento A y el resto de B. Calcule los gramos de dicho compuesto que se formarán cuando 4,5 g de A se mezclen con 8,3 g de B suponiendo que la reacción es completa.

- a) 12,8
- b) 10,7
- c) 17,2
- d) 7,5

(O.Q.L. Valencia 2014)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

La estequiometría del compuesto permite relacionar A con B. Comparando las relaciones másicas teórica y experimental entre B y A se obtiene cuál de ellos es el limitante:

$$\frac{(100 - 22,5) \text{ g B}}{22,5 \text{ g A}} = 3,44 \text{ (teórica)} \quad \frac{8,3 \text{ g B}}{4,5 \text{ g A}} = 1,84 \text{ (experimental)}$$

Como esta última relación es menor que 3,44; quiere que sobra A y que B se consume completamente y es el reactivo limitante que determina la cantidad producto formado.

La cantidad de A que se consume con la cantidad de B propuesta es:

$$\frac{8,3 \text{ g B}}{(x \text{ g A} + 8,3 \text{ g B})} \cdot 100 = 77,5\% \text{ B} \quad \rightarrow \quad x = 2,4 \text{ g A} \quad \rightarrow \quad (A + B) = 10,7 \text{ g}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.37. La amoxicilina es un agente antibacteriano que contiene un 8,76 % en masa de azufre. ¿Cuál de las siguientes cantidades, en g mol^{-1} , es aceptable como masa molar de la amoxicilina?

- a) 365
- b) 266
- c) 212
- d) 395
- e) 596

(O.Q.L. Madrid 2014)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

La estequiometría del compuesto permite relacionar S con amoxicilina (Amox) y, suponiendo que existe 1 mol de S por cada mol de amoxicilina se puede calcular la masa molar de esta:

$$\frac{1 \text{ mol S}}{\text{mol Amox}} \cdot \frac{32,1 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} \cdot \frac{1 \text{ mol Amox}}{M \text{ g Amox}} = \frac{8,76 \text{ g S}}{100 \text{ g Amox}} \quad \rightarrow \quad M = 366 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.38. La masa de cobre que puede extraerse de $3,71 \cdot 10^3 \text{ kg}$ de un mineral de este elemento de fórmula CuFeS_2 es:

- a) 1.285 kg
- b) 1,28 g
- c) $12,8 \cdot 10^3 \text{ kg}$
- d) 128 kg

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

La estequiometría del compuesto permite relacionar Cu con CuFeS_2 :

$$3,71 \cdot 10^3 \text{ kg CuFeS}_2 \cdot \frac{10^3 \text{ g CuFeS}_2}{1 \text{ kg CuFeS}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CuFeS}_2}{183,5 \text{ g CuFeS}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol CuFeS}_2} = 2,02 \cdot 10^4 \text{ mol Cu}$$

$$2,02 \cdot 10^4 \text{ mol Cu} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{1 \text{ kg Cu}}{10^3 \text{ g Cu}} = 1,28 \cdot 10^3 \text{ kg Cu}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.39. El ácido sulfúrico posee 8 g de hidrógeno por cada 256 g de oxígeno, lo que constituye una prueba de la ley de:

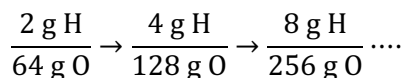
- a) Conservación de la materia
- b) Las proporciones definidas
- c) Conservación de la energía
- d) Las proporciones múltiples

(O.Q.L. Extremadura 2015)

La fórmula del ácido sulfúrico es H_2SO_4 y, de acuerdo con la ley de las proporciones definidas de Proust (1799):

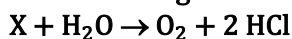
“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

De ella se deduce que se combinan:



La respuesta correcta es la **b**.

1.40. Un mol de una sustancia X reacciona con un mol de agua y produce un mol de oxígeno y dos moles de cloruro de hidrógeno:



La fórmula de la sustancia X será:

- a) Cl_2
- b) Cl_2O
- c) ClO_2
- d) HClO_2

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier (1789), para que la ecuación química propuesta quede ajustada con los coeficientes estequiométricos dados la fórmula de la sustancia X debe ser Cl_2 .

La respuesta correcta es la **a**.

1.41. Solo una de las siguientes leyes ponderales corresponde correctamente con el autor que la enunció:

- a) Ley de las proporciones definidas o de Lavoisier.
- b) Ley de la conservación de la masa o de Richter.
- c) Ley de los volúmenes de combinación o de Proust.
- d) Ley de las proporciones múltiples o de Dalton.
- e) Ley de las proporciones recíprocas o de Gay-Lussac.

(O.Q.L. País Vasco 2016)

- a) Falso. La ley de las proporciones definidas fue enunciada por J. Proust (1799).
- b) Falso. La ley de la conservación de la masa fue enunciada por A.L. Lavoisier (1789).
- c) Falso. La ley de los volúmenes de combinación fue enunciada por J.L. Gay-Lussac (1808).
- d) **Verdadero.** La ley de las proporciones múltiples fue enunciada por J. Dalton (1808).
- e) Falso. La ley de las proporciones recíprocas fue enunciada por J.B. Richter (1792).

La respuesta correcta es la **d**.

1.42. El combustible que usa la Central Nuclear de Cofrentes es el ^{235}U . Si anualmente se consumen 30,0 t de dióxido de uranio enriquecido hasta alcanzar un 3,00 % en átomos de ^{235}U , los kg de este isótopo utilizados durante los primeros veinte años de funcionamiento de esta central son:

- a) 984 kg
- b) $1,16 \cdot 10^4$ kg
- c) $8,70 \cdot 10^3$ kg
- d) $1,57 \cdot 10^4$ kg

(Dato. Considere que la masa atómica relativa del ^{235}U es 235).

(O.Q.L. Valencia 2016)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

La estequiometría del compuesto permite relacionar U con UO_2 . La cantidad de U natural consumido en la central en los últimos 20 años es:

$$20 \text{ años} \cdot \frac{30,0 \text{ t UO}_2}{\text{año}} \cdot \frac{10^6 \text{ g UO}_2}{1 \text{ t UO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol UO}_2}{270,0 \text{ g UO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol U}}{1 \text{ mol UO}_2} = 2,22 \cdot 10^6 \text{ mol U}$$

Relacionando U natural con ^{235}U :

$$2,22 \cdot 10^6 \text{ mol U} \cdot \frac{N_A \text{ átomos U}}{1 \text{ mol U}} \cdot \frac{3,00 \text{ átomos } ^{235}\text{U}}{100 \text{ átomos U}} \cdot \frac{1 \text{ mol } ^{235}\text{U}}{N_A \text{ átomos } ^{235}\text{U}} = 6,67 \cdot 10^4 \text{ mol } ^{235}\text{U}$$

$$6,67 \cdot 10^4 \text{ mol } ^{235}\text{U} \cdot \frac{235 \text{ g } ^{235}\text{U}}{1 \text{ mol } ^{235}\text{U}} \cdot \frac{1 \text{ kg } ^{235}\text{U}}{10^3 \text{ g } ^{235}\text{U}} = 1,57 \cdot 10^4 \text{ kg } ^{235}\text{U}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.43. Los suplementos de potasio, a menudo consisten en una mezcla de citrato de potasio, $\text{K}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$, y aspartato de potasio, $\text{KC}_4\text{H}_6\text{O}_4\text{N}$. Una tableta de 100,0 mg de ambos compuestos, contiene un 35,2 % en masa de potasio. ¿Cuántos miligramos de citrato de potasio contiene?

- a) 80,0 mg
- b) 20,0 mg
- c) 45,6 mg
- d) 50,0 mg

(O.Q.L. Valencia 2016)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

La estequiometría del compuesto permite relacionar K con $\text{K}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$ y $\text{KC}_4\text{H}_6\text{O}_4\text{N}$. Considerando 100,0 mg de mezcla, esta contiene:

$$100,0 \text{ mg mezcla} \cdot \frac{35,2 \text{ mg K}}{100,0 \text{ mg mezcla}} = 35,2 \text{ mg K}$$

y está integrada por x mg de $\text{K}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$ y $(100 - x)$ mg de $\text{KC}_4\text{H}_6\text{O}_4\text{N}$.

La cantidad de K que aporta cada una de esas sustancias a la mezcla es:

$$x \text{ mg K}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7 \cdot \frac{1 \text{ mmol K}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7}{306,3 \text{ mg K}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7} \cdot \frac{3 \text{ mmol K}}{1 \text{ mmol K}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7} \cdot \frac{39,1 \text{ mg K}}{1 \text{ mmol K}} = 0,383 x \text{ mg K}$$

$$(100 - x) \text{ mg KC}_4\text{H}_6\text{O}_4\text{N} \cdot \frac{1 \text{ mmol KC}_4\text{H}_6\text{O}_4\text{N}}{171,1 \text{ mg KC}_4\text{H}_6\text{O}_4\text{N}} \cdot \frac{1 \text{ mmol K}}{1 \text{ mmol KC}_4\text{H}_6\text{O}_4\text{N}} \cdot \frac{39,1 \text{ mg K}}{1 \text{ mmol K}} = 0,229 (100 - x) \text{ mg K}$$

La cantidad de $\text{K}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$ que contiene la mezcla es:

$$0,383 x \text{ mg K} + [0,229 \cdot (100 - x)] \text{ mg K} = 35,2 \text{ mg K} \quad \rightarrow \quad x = 80,0 \text{ mg K}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.44. Un copolímero regular de etileno, $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, y cloruro de vinilo, $\text{CH}_2=\text{CHCl}$, contiene de manera alternada dichos monómeros. ¿Cuál es el porcentaje en masa de etileno en este copolímero?

- a) 56
- b) 90,5
- c) 62,5
- d) 30,9

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Considerando que hay un mol de cada monómero en el copolímero, el porcentaje en masa de etileno en el mismo es:

$$\frac{1 \text{ mol CH}_2=\text{CH}_2 \cdot \frac{28,0 \text{ g CH}_2=\text{CH}_2}{1 \text{ mol CH}_2=\text{CH}_2}}{1 \text{ mol CH}_2=\text{CH}_2 \cdot \frac{28,0 \text{ g CH}_2=\text{CH}_2}{1 \text{ mol CH}_2=\text{CH}_2} + 1 \text{ mol CH}_2=\text{CHCl} \cdot \frac{62,5 \text{ g CH}_2=\text{CHCl}}{1 \text{ mol CH}_2=\text{CHCl}}} \cdot 100 = 30,9 \%$$

La respuesta correcta es la d.

1.45. La vitamina B₁₂, cianocobalamina, es esencial para la nutrición humana. Abunda en los tejidos animales pero no en las plantas, de forma que la gente que se abstiene de comer productos de origen animal puede padecer anemia por lo que debe tomar vitamina B₁₂. Determine la masa molar de esta sustancia sabiendo que una molécula de cianocobalamina contiene un átomo de cobalto y que el porcentaje en masa de cobalto en ella es del 4,380 %.

- a) 438,0 g mol⁻¹
- b) 43,8 g mol⁻¹
- c) 1.345 g mol⁻¹
- d) 438,0 g mol⁻¹

(O.Q.L. Valencia 2017)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

La estequiometría del compuesto permite relacionar Co con vitamina B₁₂ y, teniendo en cuenta que existe 1 mol de Co por cada mol de vitamina se puede calcular la masa molar de esta:

$$\frac{1 \text{ mol Co}}{\text{mol vitamina B}_{12}} \cdot \frac{58,93 \text{ g Co}}{1 \text{ mol Co}} \cdot \frac{1 \text{ mol vitamina B}_{12}}{M \text{ g vitamina B}_{12}} = \frac{4,380 \text{ g Co}}{100 \text{ g vitamina B}_{12}} \rightarrow M = 1.345 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

1.46. En una reacción química siempre se conserva:

- a) El número de moles iniciales presentes en los reactivos.
- b) El número de átomos iniciales presentes en los reactivos.
- c) El número de moléculas iniciales presentes en los reactivos.
- d) El número de compuestos presentes en los reactivos.

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

La ley de Lavoisier (1789) propone que en una reacción química la masa se conserva, lo que quiere decir que **todos los átomos presentes en los reactivos** rompen los enlaces que los mantienen unidos y forman enlaces nuevos para formar los productos.

La respuesta correcta es la b.

1.47. Al analizar muestras de óxidos de nitrógeno, se han obtenidos los resultados de la tabla adjunta:

Análisis	Nitrógeno (g)	Oxígeno (g)
1	1,00	1,14
2	0,35	0,80
3	0,68	1,17
4	1,12	2,56

A partir de estos datos se puede afirmar que:

- a) Son cuatro óxidos distintos
- b) Son tres óxidos distintos
- c) Son dos óxidos distintos
- d) Es el mismo óxido

(O.Q.L. Asturias 2018)

a) Verdadero. La ley de las proporciones definidas de Proust (1799) dice:

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

De acuerdo con esta ley, la relación de masas en los cuatro análisis se muestra en la siguiente tabla:

Análisis	1	2	3	4
Relación N/O	$\frac{1,00 \text{ g N}}{1,14 \text{ g O}} = 0,877$	$\frac{0,35 \text{ g N}}{0,80 \text{ g O}} = 0,44$	$\frac{0,68 \text{ g N}}{1,17 \text{ g O}} = 0,58$	$\frac{1,12 \text{ g N}}{2,56 \text{ g O}} = 0,438$

De acuerdo con los resultados obtenidos, se deduce que los análisis 2 y la 4 corresponden al mismo óxido; por tanto, habrá **tres óxidos distintos**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.48. La ley de conservación de la masa fue formulada por:

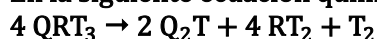
- a) Avogadro
- b) Gay-Lussac
- c) Le Châtelier
- d) Lavoisier
- e) Dalton

(O.Q.L. Jaén 2018)

En su “Traité Élémentaire de Chimie” (1789), **Lavoisier** enunció la **ley de conservación de la masa**.

La respuesta correcta es la **d**.

1.49. En la siguiente ecuación química las letras Q, R y representan a distintos elementos químicos:



El gas T_2 resulta ser esencial para respiración de los seres vivos. El compuesto QRT_3 contiene nitrógeno y su masa molar es $68,95 \text{ g mol}^{-1}$. Con esa información se puede asegurar que el elemento Q es:

- a) Na
- b) Li
- c) K
- d) H
- e) Be

(O.Q.L. Jaén 2018)

Si el elemento T es esencial para la respiración de los seres vivos quiere decir que se trata de oxígeno.

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

La estequiometría del compuesto dado con los tres elementos que lo forman, y partiendo de 1 mol de QRT_3 se puede determinar la masa del elemento Q y, con este dato, poderlo identificar:

$$\frac{1 \text{ mol Q} \cdot \frac{M \text{ g Q}}{1 \text{ mol Q}} + 1 \text{ mol R} \cdot \frac{14,0 \text{ g R}}{1 \text{ mol R}} + 3 \text{ mol O} \cdot \frac{16,0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}}}{1 \text{ mol QRT}_3} = 68,95 \text{ g mol}^{-1} \rightarrow M = 6,95 \text{ g mol}^{-1}$$

El elemento químico que posee esa masa molar es el **litio**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.50. ¿De dónde se puede extraer más cobre, de 20 mol de Cu_2O o de 40 mol de CuO ?

- a) CuO
- b) Cu_2O
- c) Igual en ambos compuestos
- d) No hay datos suficientes.

(O.Q.L. Asturias 2020)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

La estequiometría de los óxidos de cobre permite relacionarlos con el cobre que contienen:

- La cantidad de Cu que se puede extraer de la muestra de Cu_2O es:

$$20 \text{ mol Cu}_2\text{O} \cdot \frac{2 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol Cu}_2\text{O}} = 40 \text{ mol Cu}$$

- La cantidad de Cu que se puede extraer de la muestra de CuO es:

$$40 \text{ mol CuO} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol CuO}} = 40 \text{ mol Cu}$$

De ambas muestras se puede extraer **igual cantidad de Cu**.

La respuesta correcta es la **c**.

1.51. Bromo y potasio se combinan para dar bromuro de potasio en una proporción de 79,9 g de bromo y 39,1 g de potasio. ¿Cuál será la cantidad de potasio necesaria para combinarse con 25,0 g de bromo?

- a) 18,37 g
- b) 12,23 g
- c) 9,38 g
- d) 15,97 g

(O.Q.L. Extremadura 2020)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

La estequiometría del KBr permite relacionar entre sí las cantidades de bromo y potasio:

$$25,0 \text{ g Br} \cdot \frac{39,1 \text{ g K}}{79,9 \text{ g Br}} = 12,2 \text{ g K}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.52. Una persona que se encuentra en el AVE Madrid-Barcelona descubre que en el billete le dicen que la huella de carbono de su viaje es de 13 kg de CO_2 . Como se aburre decide calcular cuál sería su huella de carbono si el mismo trayecto lo hiciese en avión. Sabe que en el vuelo Madrid-Barcelona se consumen 21,6 kg de keroseno por pasajero. ¿Cuál sería su huella de carbono teniendo en cuenta únicamente la generación de CO_2 en la combustión del keroseno (la real tendría en cuenta más cosas)? El keroseno es un 86 % en masa de C y un 14 % de H.

- a) 79 kg CO_2
- b) 68 kg CO_2
- c) 26 kg CO_2
- d) 40 kg CO_2

(O.Q.L. Madrid 2020)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

La estequiometría del keroseno permite relacionarlo con el carbono que contiene y, este a su vez se relaciona con la cantidad de CO_2 que se produce al quemarlo:

$$21,6 \text{ kg KER} \cdot \frac{10^3 \text{ g KER}}{1 \text{ kg KER}} \cdot \frac{86 \text{ g C}}{100 \text{ g KER}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ kg CO}_2}{10^3 \text{ g CO}_2} = 68 \text{ kg CO}_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.53. Una sustancia muy conocida de uso farmacológico está compuesta por carbono, hidrógeno, nitrógeno y oxígeno. Si el contenido en oxígeno constituye un 21,2 % en masa, ¿cuál de las siguientes cantidades, en g mol^{-1} , sería aceptable como masa molar del fármaco

- a) 92
- b) 151
- c) 199
- d) Todas las anteriores son erróneas.

(O.Q.N. Valencia 2020)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

Suponiendo que existe n mol de O en cada mol del fármaco, la estequiometría del mismo permite relacionarlos y, teniendo en cuenta el porcentaje de oxígeno se puede calcular la masa molar del fármaco:

$$\frac{n \text{ mol O}}{\text{mol fármaco}} \cdot \frac{16,0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{1 \text{ mol fármaco}}{M \text{ g fármaco}} = \frac{21,2 \text{ g O}}{100 \text{ g fármaco}} \rightarrow M = 75,5 n \text{ g mol}^{-1}$$

Para el valor de $n = 2$ se obtiene que, $M = 151 \text{ g mol}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **b**.

1.54. El diazepam es compuesto orgánico utilizado en el tratamiento de la depresión y ansiedad. Una molécula de diazepam contiene un solo átomo de cloro y tiene un 12,45 % en masa del mismo. ¿Cuál es la masa molar del diazepam?

- a) $105,4 \text{ g mol}^{-1}$
- b) $201,3 \text{ g mol}^{-1}$
- c) $242,5 \text{ g mol}^{-1}$
- d) $284,74 \text{ g mol}^{-1}$

(O.Q.L. Valencia 2020)

De acuerdo con la ley de proporciones definidas de Proust (1799):

“cuando dos o más elementos reaccionan para formar un determinado compuesto lo hacen en una relación de masa definida o constante”.

La estequiometría del compuesto permite relacionar Cl con diazepam y, teniendo en cuenta el porcentaje de cloro se puede calcular la masa molar del diazepam:

$$\frac{1 \text{ mol Cl}}{\text{mol diazepam}} \cdot \frac{35,45 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} \cdot \frac{1 \text{ mol diazepam}}{M \text{ g diazepam}} = \frac{12,45 \text{ g Cl}}{100 \text{ g diazepam}} \rightarrow M = 284,7 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2. NÚMERO ATÓMICO, NÚMERO MÁSSICO E ISÓTOPOS

2.1. El cobre natural está compuesto por ^{63}Cu y ^{65}Cu con masas atómicas 62,9298 u y 64,9278 u. Si la masa atómica observada del cobre natural es 63,55 u; el porcentaje de abundancia del ^{65}Cu es:

- a) 31 %
- b) 69 %
- c) 65 %
- d) 50 %
- e) 98 %

(O.Q.L. Asturias 1988)

Considerando que las abundancias del ^{65}Cu y ^{63}Cu son, respectivamente, x y $(100 - x)$, se puede calcular la masa atómica media del cobre:

$$A = \frac{(100 - x) \text{ átomo } ^{63}\text{Cu} \cdot \frac{62,9298 \text{ u}}{\text{átomo } ^{63}\text{Cu}} + x \text{ átomo } ^{65}\text{Cu} \frac{64,9278 \text{ u}}{\text{átomo } ^{65}\text{Cu}}}{100 \text{ átomos Cu}} = 63,55 \frac{\text{u}}{\text{átomo}}$$

Se obtiene, $x = 31,04 \% ^{65}\text{Cu}$.

La respuesta correcta es la a.

2.2. Considere el átomo de sodio y el ion sodio, ¿cuál de las siguientes propuestas no es correcta?

- a) Las dos especies tienen el mismo número de núcleos.
- b) Las dos especies tienen el mismo número de protones.
- c) Las dos especies tienen el mismo número de electrones.
- d) Las dos especies tienen distinto número de neutrones.

(O.Q.L. Asturias 1993)

De acuerdo con el concepto de número atómico, respecto a las partículas que constituyen al átomo de Na y al ion Na^+ , la única diferencia existente entre ambas especies está en que tienen **diferente número de electrones**, siendo **igual el número de protones y neutrones**.

La respuesta correcta es la d.

2.3. El carbono-13 (^{13}C) es un isótopo estable natural del carbono y uno de los isótopos ambientales, ya que forma parte en una proporción del 1,10 % de todo el carbono natural de la Tierra. Calcule los gramos de ^{13}C contenidos en una tonelada de metano, CH_4 .

- a) 825
- b) $7,52 \cdot 10^4$
- c) $1,24 \cdot 10^4$
- d) $8,25 \cdot 10^3$
- e) 69,2
- f) $1,11 \cdot 10^3$
- g) 0,831

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Extremadura 2014) (O.Q.L. Galicia 2019)

Considerando que esta abundancia corresponde a un porcentaje en masa, la masa de ^{13}C contenida en una muestra de 1,00 t de CH_4 es:

$$1,00 \text{ t CH}_4 \cdot \frac{10^6 \text{ g CH}_4}{1 \text{ t CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16,0 \text{ g CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1,10 \text{ g } ^{13}\text{C}}{100 \text{ g C}} = 8,25 \cdot 10^3 \text{ g } ^{13}\text{C}$$

La respuesta correcta es la d.

(En Navacerrada 1996 se pregunta para 100 kg y en Extremadura 2014 para 50 g de etano).

2.4. El litio natural está formado por dos isótopos, ${}^6\text{Li}$ y ${}^7\text{Li}$, con masas atómicas 6,0151 y 7,0160 cuyos porcentajes de abundancia son 7,42 y 92,58; respectivamente. La masa atómica media para el litio es:

- a) 6,089
- b) 7,0160
- c) 6,01510
- d) 6,941
- e) 6,5156

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

Considerando 100 átomos de litio natural, la masa atómica media que se obtiene es:

$$A = \frac{7,42 \text{ átomos } {}^6\text{Li} \cdot \frac{6,0151 \text{ u}}{\text{átomo } {}^6\text{Li}} + 92,58 \text{ átomos } {}^7\text{Li} \cdot \frac{7,0160 \text{ u}}{\text{átomo } {}^7\text{Li}}}{100 \text{ átomos Li}} = 6,94 \frac{\text{u}}{\text{átomo}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.5. Al hablar de partículas elementales en reposo es cierto que:

- a) La masa del protón es aproximadamente 100 veces la del electrón.
- b) La masa del protón es igual a la del electrón.
- c) La masa del electrón es cero.
- d) La masa del protón es casi igual, pero ligeramente inferior, a la del neutrón.

(O.Q.L. Murcia 1996)

a-b) Falso. J.J. Thomson (1897), comparando la carga específica (m/e) de los rayos catódicos (electrones) y la de los rayos canales del hidrógeno (protones), propuso que la masa de estos últimos era 1837 veces mayor que la de los electrones.

c) Falso. Según descubrió J.J. Thomson (1896), los rayos catódicos (electrones) eran desviados por un campo magnético, lo que indicaba que se trataba de partículas materiales y no de ondas electromagnéticas.

d) **Verdadero**. Los neutrones son partículas con una masa ligeramente superior a la de los protones.

La respuesta correcta es la **d**.

2.6. El número atómico de un elemento viene dado por:

- a) El año en que fue descubierto ese elemento.
- b) El número de neutrones que posee su núcleo atómico.
- c) Su masa atómica.
- d) El número de protones existente en el átomo de dicho elemento.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

De acuerdo con la ley periódica de H. Moseley (1914), el **número atómico** de un elemento viene dado por el **número de cargas positivas, protones**, que existen en su núcleo.

La respuesta correcta es la **d**.

2.7. Un isótopo del elemento K tiene número de masa 39 y número atómico 19. El número de electrones, protones y neutrones, respectivamente, para este isótopo es:

- a) 19, 20, 19
- b) 19, 39, 20
- c) 19, 19, 39
- d) 19, 19, 20
- e) 20, 19, 19

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013) (O.Q.L. Sevilla 2018)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones.

El isótopo ${}^{39}_{19}\text{K}$ está integrado por

{	19 protones
	19 electrones
	20 neutrones

La respuesta correcta es la **d**.

2.8. Señale la proposición correcta:

- El número de electrones de los iones Na^+ es igual al de los átomos neutros del gas noble Ne.
- El número atómico de los iones Na^+ es igual al del gas noble Ne.
- Los iones Na^+ y los átomos del gas noble Ne son isótopos.
- El número de protones de los iones ${}^{23}\text{Na}^+$ es igual al de los átomos de ${}^{22}\text{Ne}$.
- La masa atómica de los iones ${}^{23}\text{Na}^+$ es igual al de los átomos de ${}^{22}\text{Ne}$.

*(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Baleares 2009) (O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. País Vasco 2017)
(O.Q.L. Extremadura 2019)*

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.
- Isótopos → átomos con el mismo número atómico (igual número de protones) y diferente número másico (distinto número de neutrones).

a) **Verdadero**. El ion Na^+ contiene un electrón menos que el átomo de Na ($Z = 11$), es decir, **10 electrones**, que son los mismos que el átomo de Ne ($Z = 10$).

b-d) Falso. El número atómico o de protones del Na y, por tanto, del ion Na^+ es 11, mientras que del Ne es 10.

c) Falso. Na^+ y Ne son especies químicas con diferente número de protones, 11 y 10, respectivamente, y su número de neutrones no se puede calcular al desconocer los números másicos de las especies propuestas.

e) Falso. Considerando que las masas del protón y del neutrón son aproximadamente iguales, los números másicos pueden considerarse como masas atómicas aproximadas, por tanto, ${}^{22}\text{Ne}$ y ${}^{23}\text{Na}^+$ tienen una masa aproximada de 22 y 23 u, respectivamente.

La respuesta correcta es la **a**.

2.9. Teniendo en cuenta que el elemento Ne precede al Na en la tabla periódica:

- El número atómico de los iones Na^+ es igual al del Ne.
- El número de electrones del ion Na^+ es igual al del Ne.
- Los iones Na^+ y los átomos de Ne tienen diferente comportamiento químico.
- Los iones Na^+ y los átomos de Ne son isótopos.
- Los iones Na^+ y los átomos de Ne reaccionan entre sí.
- El número de protones del ion Na^+ es igual al del Ne.

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

Si el elemento Ne precede al elemento Na en la tabla periódica, su número atómico es unidad menor, por lo que de acuerdo con el concepto de número atómico, el Ne tiene un protón y un electrón menos que el Na.

a-f) Falso. El ion Na^+ tiene un protón más que el átomo de Ne, es decir, tienen diferente número atómico.

- b) **Verdadero.** El ion Na^+ tiene un electrón menos que el átomo de Na y, por tanto, el mismo número de electrones que el átomo de Ne.
- c) Falso. El ion Na^+ y el átomo de Ne tienen el mismo comportamiento químico ya que son especies iso-electrónicas, es decir, que tienen el mismo número de electrones.
- d) El ion Na^+ y el átomo de Ne no son isótopos, ya que para serlo deberían tener el mismo número atómico (no lo tienen) y diferente número másico (no se proporciona ese dato).
- e) Falso. El ion Na^+ y el átomo de Ne tienen una configuración electrónica de gas noble que les confiere gran estabilidad e inercia química.

La respuesta correcta es la **b**.

2.10. La masa atómica del oxígeno es 15,999. Esto significa que:

- a) Un átomo de oxígeno tiene una masa de 15,999 g.
- b) Cada uno de los átomos de oxígeno que existen tiene una masa de 15,999 u.
- c) Un mol de átomos de oxígeno tiene una masa de 15,999 u.
- d) La masa isotópica media del oxígeno es 15,999/12,000 veces mayor que la del isótopo más abundante del carbono-12.

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

- a) Falso. No es correcto decir que la masa atómica del oxígeno es 15,999 g, ese valor corresponde a su masa molar.
- b) Falso. Esa masa es la masa atómica media del oxígeno, no la de todos los átomos ya que el oxígeno presenta tres isótopos naturales, ^{16}O , ^{17}O y ^{18}O .
- c) Falso. La masa molar tiene el mismo valor numérico que la masa atómica, pero se expresa en gramos.
- d) **Verdadero.** Como la unidad de masa atómica se define a partir del ^{12}C , es correcto decir que el átomo de oxígeno es 15,999/12,000 veces más pesado que el átomo de ^{12}C .

La respuesta correcta es la **d**.

2.11. El espectro de masas del bromo, de número atómico 35, revela que en la naturaleza se encuentran dos isótopos de bromo, los de número másico 79 y 81, que se encuentran en la proporción respectiva 50,50 % y 49,50 %. Por tanto, la masa atómica relativa promedio del bromo es:

- a) 35,79
- b) 79,81
- c) 79,99
- d) 81,35

(O.Q.L. Murcia 1998)

Haciendo la aproximación de que los números másicos son las masas isotópicas, la masa atómica media del bromo es:

$$A = \frac{50,50 \text{ átomos } ^{79}\text{Br} \cdot \frac{79,00 \text{ u}}{\text{átomo } ^{79}\text{Br}} + 49,50 \text{ átomos } ^{81}\text{Br} \cdot \frac{81,00 \text{ u}}{\text{átomo } ^{81}\text{Br}}}{100 \text{ átomos Br}} = 79,99 \frac{\text{u}}{\text{átomo}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.12.Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta. Dos átomos son isótopos si tienen:

- a) Igual composición del núcleo y diferente configuración electrónica.
- b) Igual composición del núcleo e igual configuración electrónica.
- c) Igual configuración electrónica y diferente número de protones en el núcleo.
- d) Igual configuración electrónica y diferente número de neutrones en el núcleo.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Galicia 2016) (O.Q.L. Murcia 2016)

Isótopos son átomos con $\left\{ \begin{array}{l} \text{mismo número atómico} \rightarrow \text{igual número de protones} \\ \text{mismo número atómico} \rightarrow \text{igual configuración electrónica} \\ \text{distinto número másico} \rightarrow \text{diferente número de neutrones} \end{array} \right.$

La respuesta correcta es la **d**.

2.13. Considere las siguientes afirmaciones:

- 1) Isótopos son átomos de un mismo elemento con diferente número de electrones.
- 2) La masa atómica relativa de un elemento viene dada por su número total de electrones.
- 3) Aproximadamente, la masa atómica relativa de un elemento es la suma de la masa de protones más la masa de los electrones.
- 4) Aproximadamente, la masa atómica relativa de un elemento es la suma de protones más neutrones.
- 5) Isótopos son átomos de un mismo elemento químico que se diferencian en la posición de los electrones en las distintas órbitas.

Señale cuál de las propuestas siguientes es correcta:

- a) 1 y 2 son falsas.
- b) 1 y 4 son ciertas.
- c) Solo la 4 es cierta.
- d) Ninguna es cierta.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

La masa atómica relativa de un elemento se calcula a partir de las masas atómicas de los diferentes isótopos naturales de ese elemento y de sus abundancias relativas.

- 1-5) Falso. Isótopos son átomos de un mismo elemento con diferente número de neutrones.
- 2-3) Falso. El número de electrones de un átomo no afecta prácticamente al valor de su masa.
- 4) Falso. La suma de protones y neutrones de un elemento proporciona su número másico.

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Castilla y León 2001 la opción se 5 reemplaza a la 4).

2.14. El deuterio:

- a) Está formado por dos átomos de uterio.
- b) Es un átomo isotópico del átomo de hidrógeno.
- c) Tiene configuración electrónica de gas noble.
- d) Tiene su número atómico igual a 2.

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Baleares 2011)

El deuterio es un isótopo del hidrógeno (^2H) que tiene un neutrón en su núcleo.

La respuesta correcta es la **b**.

2.15. El hecho de que la masa atómica relativa promedio de los elementos nunca es un número entero es debido a:

- a) Una mera casualidad.
- b) Que hay átomos de un mismo elemento que pueden tener distinto número de protones.
- c) Que hay átomos de un mismo elemento que pueden tener distinto número de neutrones.
- d) Que hay átomos de un mismo elemento que pueden tener distinto número de electrones.
- e) Que cualquier elemento contiene siempre impurezas de otros elementos.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. País Vasco 2009) (O.Q.L. Extremadura 2014)

Se debe a la existencia de isótopos, átomos de un mismo elemento que tienen **distinto número de neutrones**, es decir, átomos de un mismo elemento, pero con diferente masa atómica.

La respuesta correcta es la **c**.

2.16. ¿En cuál de las siguientes parejas ambos átomos tienen el mismo número de neutrones?

- a) $^{12}_6\text{C}$ y $^{24}_{12}\text{Mg}$
 b) $^{19}_9\text{F}$ y $^{20}_{10}\text{Ne}$
 c) $^{23}_{11}\text{Na}$ y $^{39}_{19}\text{K}$
 d) $^{59}_{27}\text{Co}$ y $^{59}_{28}\text{Ni}$

(O.Q.L. Murcia 2000)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El número de neutrones de un átomo se obtiene mediante la diferencia ($A - Z$).

- a) C → $(12 - 6) = 6$ neutrones Mg → $(24 - 12) = 12$ neutrones
 b) F → $(19 - 9) = 10$ neutrones Ne → $(20 - 10) = 10$ neutrones
 c) Na → $(23 - 11) = 12$ neutrones K → $(39 - 19) = 20$ neutrones
 d) Co → $(59 - 27) = 32$ neutrones Ni → $(59 - 28) = 31$ neutrones

La respuesta correcta es la **b**.

2.17. Al hablar de isótopos se está refiriendo a:

- a) Átomos de la misma masa atómica.
 b) Átomos con distinto número de electrones.
 c) Átomos con el mismo número atómico, pero con distinto número de neutrones.
 d) Átomos con el mismo número másico, pero con distinto número de protones.

(O.Q.L. Murcia 2000)

Isótopos son átomos de un mismo elemento con el mismo número atómico (igual número de protones) y distinto número másico (distinto número de neutrones).

La respuesta correcta es la **c**.

2.18. Respecto a los iones Cl^- y K^+ , señale la opción correcta:

- a) Poseen el mismo número de electrones.
 b) Poseen el mismo número de protones.
 c) Son isótopos.
 d) El ion K^+ es mayor que el ion Cl^- .
 e) Tienen propiedades químicas semejantes.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.L. Murcia 2016) (O.Q.L. Extremadura 2016)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
 - Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.
 - Isótopos son átomos con el mismo número atómico (igual número de protones) y diferente número másico (diferente número de neutrones).
- El ion Cl^- contiene un electrón más que el átomo de Cl ($Z = 17$), es decir, 18 electrones.
 ▪ El ion K^+ contiene un electrón menos que el átomo de K ($Z = 19$), es decir, 18 electrones.
- a) **Verdadero.** Ambos iones son especies isoelectrónicas, ya que ambos tienen 18 electrones.
 b) Falso. Se trata de iones procedentes de elementos diferentes por lo que tienen diferente número atómico y no pueden tener igual número de protones.
 c) Si son elementos diferentes nunca pueden ser isótopos.

- d) Falso. En las especies isoelectrónicas, tiene mayor tamaño la que posee menor número atómico ya que su núcleo atrae con menos fuerza a los electrones de la última capa.
- e) Falso. Aunque tengan la misma configuración electrónica, sus propiedades son distintas.

La respuesta correcta es la a.

(En la cuestión propuesta en Extremadura 2016 se cambia Cl^- por S^{2-}).

2.19. Por definición, el número de masa o “número másico” de un átomo indica:

- a) La suma de electrones más protones presentes en el átomo.
- b) La suma de neutrones más protones presentes en el átomo.
- c) El número de neutrones presentes en el átomo.
- d) El número de protones presentes en el átomo.

(O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.L. Sevilla 2018)

De acuerdo con el concepto de número másico, la respuesta correcta es la b.

2.20. ¿Qué semejanza hay entre los núclidos: telurio-130, xenón-130 y bario-130?

- a) Sus propiedades químicas.
- b) El número de neutrones de sus núcleos.
- c) La masa.
- d) El número de protones de sus núcleos.

(O.Q.L. Asturias 2001)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico ($A - Z$) proporciona el número de neutrones.

Así para las especies propuestas se puede escribir la siguiente tabla:

Especie	$^{130}_{52}\text{Te}$	$^{132}_{54}\text{Xe}$	$^{134}_{56}\text{Ba}$
A	130	132	134
Z	52	54	56
neutrones	78	78	78

La respuesta correcta es la b.

2.21. El número total de neutrones, protones y electrones del $^{35}\text{Cl}^-$:

- a) 17 neutrones, 35 protones, 36 electrones.
- b) 35 neutrones, 17 protones, 18 electrones.
- c) 18 neutrones, 17 protones, 16 electrones.
- d) 17 neutrones, 17 protones, 18 electrones.
- e) 18 neutrones, 17 protones, 18 electrones.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Sevilla 2019)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El átomo de Cl ($Z = 17$) contiene 17 protones, 17 electrones y $(35 - 17) = 18$ neutrones. Como la especie $^{35}\text{Cl}^-$, anión cloruro, está cargada negativamente, significa que tiene un electrón de más en su última capa, es decir, 18 electrones.

La respuesta correcta es la e.

2.22. Un átomo del isótopo radiactivo carbono-14 ($^{14}_6\text{C}$) contiene:

- 8 protones, 6 neutrones y 6 electrones.
- 6 protones, 6 neutrones y 8 electrones.
- 6 protones, 8 neutrones y 8 electrones.
- 6 protones, 8 neutrones y 6 electrones.

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

De acuerdo con los conceptos de:

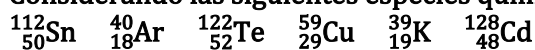
- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El $^{14}_6\text{C}$ tiene 6 protones y como la especie es neutra tiene 6 electrones y, $(14 - 6) = 8$ neutrones.

La respuesta correcta es la d.

(En las cuestiones propuestas en Madrid 2005 y 2011 y Valencia 2014 solo se pregunta el número de neutrones).

2.23. Considerando las siguientes especies químicas:



se puede afirmar que el:

- $^{128}_{48}\text{Cd}$ posee el menor número de neutrones.
- $^{40}_{18}\text{Ar}$ es la especie de menor masa atómica.
- $^{40}_{18}\text{Ar}$ posee el menor número de electrones.
- $^{112}_{50}\text{Sn}$ posee el mayor número de protones.

(O.Q.L. Murcia 2003)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

La diferencia ($A - Z$) proporciona el número de neutrones.

Considerando que las masas del protón y del neutrón son aproximadamente 1 u, y que la masa del electrón es despreciable frente a la de los anteriores, el número másico proporciona la masa aproximada de un átomo.

En la siguiente tabla se indica el número de partículas y la masa atómica aproximada de cada una de las especies propuestas:

	$^{112}_{50}\text{Sn}$	$^{40}_{18}\text{Ar}$	$^{122}_{52}\text{Te}$	$^{59}_{29}\text{Cu}$	$^{39}_{19}\text{K}$	$^{128}_{48}\text{Cd}$
Protones	50	18	52	29	19	48
Electrones	50	18	52	29	19	48
Neutrones	62	22	70	30	20	72
Masa aprox.	112	40	122	59	39	120

- Falso. La especie con menor número de neutrones es $^{39}_{19}\text{K}$.
- Falso. La especie con menor masa atómica es $^{39}_{19}\text{K}$.
- Verdadero.** La especie con menor número de electrones es $^{40}_{18}\text{Ar}$.
- Falso. La especie con mayor número de protones es $^{122}_{52}\text{Te}$.

La respuesta correcta es la c.

2.24. Se dice que dos átomos son isótopos entre sí cuando tienen:

- Igual composición del núcleo y diferente configuración electrónica.
- Igual configuración electrónica y diferente número de protones en el núcleo.
- Igual configuración electrónica y diferente número de neutrones en el núcleo.
- Igual composición del núcleo e igual configuración electrónica.

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

- Falso. Los isótopos son átomos de un mismo elemento (igual Z) por lo que tienen idéntica configuración electrónica.
- Falso. Los isótopos son átomos de un mismo elemento (igual Z) por lo que tienen idéntico número de protones.
- Verdadero.** Los isótopos son átomos de un mismo elemento (igual Z y diferente A) por lo que tienen diferente número de neutrones.
- Falso. Los isótopos son átomos de un mismo elemento (igual Z y diferente A) por lo que tienen diferente composición del núcleo.

La respuesta correcta es la c.

2.25. Los átomos que se denominan isótopos:

- Difieren en el número atómico, pero tienen la misma masa atómica.
- Difieren en la masa atómica, pero tienen el mismo número atómico.
- Solo pueden obtenerse en procesos radiactivos y su existencia fue predicha por Marie Curie.
- Desvían la luz polarizada en distinta dirección.

(O.Q.L. Murcia 2004)

Isótopos son átomos de un mismo elemento con el mismo número atómico (igual número de protones) y distinto número másico (distinto número de neutrones) y, por tanto, distinta masa atómica.

- Falso. De acuerdo con la definición de isótopo.
- Verdadero.** De acuerdo con la definición de isótopo.
- Falso. Excluidos los elementos artificiales de la tabla periódica, de los restantes, solo hay 21 que no presenten isótopos naturales. Los isótopos fueron definidos por F. Soddy en 1911.
- Falso. La luz polarizada solo la pueden desviar los compuestos que tienen actividad óptica.

La respuesta correcta es la b.

2.26. Escriba el símbolo adecuado para la especie que contiene 29 protones, 34 neutrones y 27 electrones.

- ${}_{29}^{61}\text{Cu}$
- ${}_{29}^{63}\text{Cu}^{2+}$
- ${}_{29}^{63}\text{Cu}$
- ${}_{29}^{61}\text{Cu}^{2+}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El que la diferencia (número de protones - número de electrones) = 2, indica que se trata de un catión con carga 2+.

La especie ${}_{29}^{63}\text{Cu}^{2+}$ está integrada por 29 protones, 27 electrones y $(63 - 29) = 34$ neutrones.

La respuesta correcta es la b.

2.27. Los datos del espectro de masas determinan que la razón entre las masas ^{16}O y ^{12}C es 1,33291. ¿Cuál es la masa de un átomo de ^{16}O ?

- a) 16,0013
- b) 15,7867
- c) 15,9949
- d) 13,9897

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Teniendo en cuenta que la masa del ^{12}C es 12,0000 u:

$$\frac{M_{\text{O}}}{M_{\text{C}}} = 1,33291 \quad \rightarrow \quad M_{\text{O}} = 1,33291 \cdot (12,0000 \text{ u}) = 15,9949 \text{ u}$$

La respuesta correcta es la c.

2.28. ¿Cuál es la notación adecuada para un ion que contiene 35 protones, 36 electrones y 45 neutrones?

- a) $^{45}_{35}\text{Br}^+$
- b) $^{80}_{35}\text{Br}^-$
- c) $^{80}_{35}\text{Br}^+$
- d) $^{45}_{35}\text{Br}^-$
- e) $^{45}_{36}\text{Br}^-$

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Baleares 2013) (O.Q.L. Cantabria 2014) (O.Q.L. Madrid 2017)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.
- Si tiene 35 protones su número atómico debe ser $Z = 35$.
- El número de electrones debería ser el mismo que el de protones, pero al tener 36 electrones debe poseer una carga negativa.
- Si tiene 45 neutrones, su número másico es, $A = (35 + 45) = 80$.

Se trata de la especie $^{80}_{35}\text{Br}^-$.

La respuesta correcta es la b.

2.29. La masa atómica del carbono natural es 12,011 u y la masa del ^{13}C es 13,00335 u. ¿Cuál es la abundancia relativa natural del ^{13}C ?

- a) 0,011 %
- b) 0,91 %
- c) 23 %
- d) 1,1 %
- e) 2,2 %

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Baleares 2011)

Considerando que las abundancias del ^{13}C y ^{12}C son, respectivamente, x y $(100 - x)$, se puede calcular la masa atómica media del carbono:

$$A = \frac{(100 - x) \text{ átomo } ^{12}\text{C} \cdot \frac{12,0000 \text{ u}}{\text{átomo } ^{12}\text{C}} + x \text{ átomo } ^{13}\text{C} \cdot \frac{13,00335 \text{ u}}{\text{átomo } ^{13}\text{C}}}{100 \text{ átomos C}} = 12,011 \frac{\text{u}}{\text{átomo}}$$

Se obtiene, $x = 1,10 \% ^{13}\text{C}$.

La respuesta correcta es la d.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 1988. En la cuestión propuesta en Castilla y León 2009 las soluciones son diferentes).

2.30. Considerando el átomo de Ne y el catión Mg^{2+} :

- Ambos tienen el mismo número de protones.
- Los dos tienen el mismo número de electrones.
- El tamaño del catión Mg^{2+} es mayor que el del átomo de Ne.
- Ambos tienen el mismo número de electrones que de protones.

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

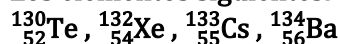
De acuerdo con el concepto de:

Número atómico \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.

- El ion Mg^{2+} tiene dos electrones menos que el átomo de Mg ($Z = 12$), es decir, 10 electrones.
 - El átomo de Ne ($Z = 10$) tiene 10 electrones.
- Falso. Se trata de especies procedentes de elementos diferentes por lo que tienen diferente número atómico y no pueden tener igual número de protones.
 - Verdadero.** Ambos iones son especies isoelectrónicas ya que tienen 10 electrones.
 - Falso. En las especies isoelectrónicas tiene mayor tamaño la que posee menor número atómico ya que su núcleo atrae con menos fuerza a los electrones externos.
 - Falso. Tienen el mismo número de electrones (especies isoelectrónicas) pero diferente número de protones (elementos diferentes).

La respuesta correcta es la **b**.

2.31. Los elementos siguientes:



poseen una característica común a todos ellos. Indique cuál de todas las propuestas es la verdadera:

- Pertenecen todos al mismo periodo.
- Los núcleos de los cuatro elementos contienen el mismo número de neutrones.
- Los cuatro elementos son isótopos entre sí.
- El estado de oxidación más probable de los cuatro elementos es +2.

(O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. Canarias 2008)

a) Falso. Como se observa en la tabla periódica, Te y Xe pertenecen al quinto periodo, mientras que, Cs y Ba son elementos del sexto periodo.

b) **Verdadero.** Sabiendo que:

- Número atómico (Z) \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) \rightarrow indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico ($A - Z$) proporciona el número de neutrones.

Así para las especies propuestas:

Especie	${}_{52}^{130}\text{Te}$	${}_{54}^{132}\text{Xe}$	${}_{55}^{133}\text{Cs}$	${}_{56}^{134}\text{Ba}$
A	130	132	133	134
Z	52	54	55	56
neutrones	78	78	78	78

c) Falso. Isótopos son elementos que tienen igual número atómico (igual número de protones) y diferente número másico (número de neutrones).

Como se ha visto en el apartado anterior, con los cuatro elementos ocurre lo contrario, tienen igual número de neutrones y diferente número de protones.

d) Falso. Solo el Ba pertenece al grupo de los metales alcalinotérreos que tienen un único estado de oxidación, +2, ya que si pierden los 2 electrones de su capa más externa adquieren estructura muy estable de gas noble.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2001).

2.32. Determine la carga de cada uno de los siguientes iones:

i) Un ion níquel con 26 electrones

ii) Un ion fósforo con 18 electrones

iii) Un ion hierro con 23 electrones

a) Ni⁺ P⁻ Fe²⁺

b) Ni²⁺ P³⁻ Fe²⁺

c) Ni²⁺ P²⁻ Fe³⁺

d) Ni²⁺ P³⁻ Fe³⁺

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

De acuerdo con el concepto de:

▪ Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.

▪ El níquel ($Z = 28$) tiene 28 electrones, por tanto, si el ion tiene 26 electrones se trata del Ni²⁺.

▪ El fósforo ($Z = 15$) tiene 15 electrones, por tanto, si el ion tiene 18 electrones se trata del P³⁻.

▪ El hierro ($Z = 26$) tiene 26 electrones, por tanto, si el ion tiene 23 electrones se trata del Fe³⁺.

La respuesta correcta es la **d**.

2.33. Los diferentes isótopos de un elemento químico dado se caracterizan por:

a) Las mismas propiedades químicas, las mismas masas.

b) Las mismas propiedades químicas, las masas diferentes.

c) Las propiedades químicas diferentes, las masas diferentes.

d) Las propiedades químicas diferentes, las mismas masas.

e) Las propiedades físicas diferentes, las mismas masas.

(O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2015)

a) Falso. Los isótopos tienen las mismas propiedades químicas ya que tienen igual número atómico (idéntica configuración electrónica externa), pero no pueden tener la misma masa ya que tienen distinto número másico.

b) **Verdadero**. Los isótopos tienen las mismas propiedades químicas ya que tienen igual número atómico (idéntica configuración electrónica externa), y masas diferentes ya que tienen distinto número másico.

c) Falso. Los isótopos no pueden tener propiedades químicas diferentes ya que tienen igual número atómico (idéntica configuración electrónica externa), y masas diferentes ya que tienen distinto número másico.

d) Falso. Los isótopos no pueden tener propiedades químicas diferentes ya que tienen igual número atómico (idéntica configuración electrónica externa), pero no pueden tener la misma masa ya que tienen distinto número másico.

e) Falso. La masa es una propiedad física, por tanto, la propuesta es contradictoria.

La respuesta correcta es la **b**.

2.34. El tritio es:

- Un trióxido de azufre.
- Un ciclo con tres azufres.
- Un isótopo del hidrógeno.
- Un compuesto formado por tres átomos de itrio (Y).
- Un trímero que contiene titanio y oxígeno.

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. Baleares 2017)

El tritio, ${}^3\text{H}$, es un **isótopo artificial del hidrógeno** que tiene dos neutrones en su núcleo.

La respuesta correcta es la c.

2.35. Puede decirse que:

- Dos iones de carga +1 de los isótopos 23 y 24 del sodio ($Z=11$) tienen el mismo comportamiento químico.
- El ion de carga -2 del isótopo 16 del oxígeno ($Z=8$) presenta la misma reactividad que el ion con la carga -1 del isótopo 18 del oxígeno.
- Los isótopos 16 y 18 del oxígeno se diferencian en el número de electrones que poseen.
- Los isótopos 23 y 24 del sodio se diferencian en el número de protones que poseen.

(O.Q.L. Murcia 2006)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

a) **Verdadero.** El comportamiento químico depende del número de electrones de la última capa o capa de valencia de un átomo. Los iones ${}^{23}\text{Na}^+$ y ${}^{24}\text{Na}^+$ solo se diferencian en el número de neutrones, en el primero, $(23 - 11) = 12$, y en el segundo, $(24 - 11) = 13$.

b) Falso. El comportamiento químico depende del número de electrones de la última capa (valencia) de un átomo y, de acuerdo con sus respectivas cargas, el ${}^{16}\text{O}^{2-}$ tiene un electrón más que el ${}^{18}\text{O}^-$.

c) Falso. Los isótopos ${}^{16}\text{O}$ y ${}^{18}\text{O}$ tienen el mismo número de electrones ya que tienen el mismo número atómico ($Z = 8$). Sin embargo, poseen un diferente número de neutrones, en el primero, $(16 - 8) = 8$, y en el segundo, $(18 - 8) = 10$.

d) Falso. Los isótopos ${}^{23}\text{Na}$ y ${}^{24}\text{Na}$ tienen el mismo número de protones ya que tienen el mismo número atómico ($Z = 11$).

La respuesta correcta es la a.

2.36. Un átomo X tiene un número atómico igual a 8 y un número másico igual a 18. Se puede decir que:

- El elemento químico X es un isótopo del oxígeno.
- Tiene 8 neutrones por átomo.
- Un átomo de X tiene 10 protones.
- Un átomo de X tiene 10 electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones.

El isótopo ${}^{18}_8\text{X}$ está integrado por

$$\left\{ \begin{array}{l} 8 \text{ protones} \\ 8 \text{ electrones} \\ 10 \text{ neutrones} \end{array} \right.$$

Se trata de un isótopo del elemento oxígeno cuyo número atómico es $Z = 8$.

La respuesta correcta es la **a**.

2.37. ¿Cuál de los siguientes supuestos se puede relacionar con especies isoelectrónicas?

- a) Dos átomos neutros distintos.
- b) Dos cationes de distinta carga del mismo elemento químico.
- c) Dos aniones distintos del mismo elemento químico.
- d) Dos cationes de distinto elemento químico.

(O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

Especies isoelectrónicas son aquellas que tienen el mismo número de electrones.

- a) Falso. Dos átomos neutros distintos tienen diferente configuración electrónica.
- b) Falso. Dos cationes del mismo elemento con diferente carga tienen diferente configuración electrónica.
- c) Falso. Dos aniones del mismo elemento tienen diferente configuración electrónica.
- d) **Verdadero**. Dos átomos de diferentes elementos tienen distinto número de electrones. Para formar cationes deben perder electrones de su capa más externa. El número de electrones que pierden para formar los cationes hace posible que ambos tengan igual número de electrones, es decir, debe tratarse de **cationes de diferente elemento y con diferente carga**, por ejemplo, Na^+ y Mg^{2+} .

La respuesta correcta es la **d**.

2.38. Para los iones Mg^{2+} y O^{2-} , indique la frase correcta:

- a) El ion Mg^{2+} tiene 14 protones y 12 electrones.
- b) Ambos tienen 10 electrones.
- c) El ion O^{2-} tiene 6 protones y 8 electrones.
- d) Ambos tienen el mismo número de protones.

(O.Q.L. Asturias 2006)

De acuerdo con el concepto de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
 - El átomo de Mg ($Z = 12$) tiene 12 protones y 12 electrones; y el ion Mg^{2+} tiene los mismos protones y dos electrones menos, 10 electrones.
 - El átomo de O ($Z = 8$) tiene 8 protones y 8 electrones; y el ion O^{2-} tiene los mismos protones y dos electrones más, 10 electrones.
- a-c) Falso. Según se ha justificado.
- b) **Verdadero**. Ambos iones son especies isoelectrónicas que tienen **10 electrones**.
- d) Falso. Se trata de iones procedentes de elementos diferentes, por lo que tienen diferente número atómico y no pueden tener igual número de protones.

La respuesta correcta es la **b**.

2.39. El número de neutrones del núcleo de un átomo de ${}_{92}^{238}\text{U}$ es:

- a) 92
- b) 330
- c) 238
- d) 146

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones. En este caso, $(238 - 92) = 146$.

La respuesta correcta es la **d**.

2.40. Los isótopos se caracterizan por:

- a) Tener igual número másico.
- b) Tener distinto número atómico.
- c) Tener igual número de neutrones.
- d) Tener igual número de electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

a-b-c) Falso. Isótopos son átomos de un mismo elemento con igual número atómico (igual número de protones y electrones) y diferente número másico (distinto número de neutrones).

d) **Verdadero**. Siempre que se trate de átomos neutros, el número de electrones es el mismo.

La respuesta correcta es la **d**.

2.41. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene el ion $^{58}\text{Ni}^+$?

- a) 28, 30 y 27
- b) 26, 32 y 27
- c) 26, 32 y 25
- d) 28, 32 y 24

(O.Q.L. La Rioja 2007)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El átomo de Ni ($Z = 28$) tiene **28 protones** y 28 electrones; y el ion Ni^+ tiene los mismos protones y un electrón menos, **27 electrones**; y $(58 - 28) = 30$ **neutrones**.

La respuesta correcta es la **a**.

2.42. Los isótopos de un elemento tienen en común:

- a) Su carga iónica.
- b) El número de neutrones.
- c) La suma de protones más neutrones.
- d) El número de protones.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

Isótopos son átomos de un mismo elemento con igual número atómico (**igual número de protones** y electrones) y diferente número másico (distinto número de neutrones).

La respuesta correcta es la **d**.

2.43. ¿Qué tres formas moleculares están constituidas solo por átomos de hidrógeno?

- a) Hidrógeno, deuterio y ozono.
- b) Hidrógeno, tritio y agua pesada.
- c) Hidrógeno, tritio y deuterio.
- d) Hidrógeno, hidronio y deuterio.

(O.Q.L. Murcia 2008)

Hidrógeno (^1H) y **deuterio** (^2H) son isótopos naturales del hidrógeno, y **tritio** (^3H) que es un isótopo artificial.

La respuesta correcta es la **c**.

2.44. El número de neutrones en el núcleo de un elemento de número atómico 51 y de número másico 122 es:

- a) 51
- b) 173
- c) 71
- d) 173

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El átomo del elemento de número atómico, $Z = 51$, tiene 51 protones y $(122 - 51) = 71$ neutrones.

La respuesta correcta es la c.

2.45. El cloro tiene dos isótopos naturales cuyas masas son 35 y 37 unidades. ¿Cuál será la contribución de los isótopos si la masa atómica del cloro es igual a 35,45 unidades?

- a) Mayor proporción del cloro-35 que de cloro-37.
- b) Tendrán la misma proporción.
- c) Mayor proporción del cloro-37 que de cloro-35.
- d) No se puede determinar con los datos aportados.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La masa atómica de un elemento se calcula haciendo la media ponderada de las masas de sus isótopos naturales.

Si solo hay dos isótopos, tendrá mayor contribución en la masa atómica el isótopo más abundante y, por tanto, el valor de la masa atómica se acercará más a la masa de este. En este caso, el cloro-35.

La respuesta correcta es la a.

2.46. ¿Cuántos electrones, neutrones y protones tiene el ion $^{146}\text{Nd}^{3+}$ ($Z = 60$)?

- a) 57, 86, 60
- b) 60, 86, 57
- c) 57, 73, 73
- d) 70, 73, 70

(O.Q.L. La Rioja 2008)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones.

El átomo de Nd ($Z = 60$) tiene 60 protones y 60 electrones; y el catión Nd^{3+} tiene los mismos protones y tres electrones menos, 57 electrones; y $(146 - 60) = 86$ neutrones.

La respuesta correcta es la a.

2.47. ¿Cuál de los siguientes elementos K, Cu, Zn, I, tiene mayor número de protones en su núcleo?

- a) K
- b) Cu
- c) I
- d) Zn

(O.Q.L. Madrid 2008)

De acuerdo con el concepto de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El elemento que tenga el mayor número atómico es el que más protones contiene en su núcleo:

- Potasio ($Z = 19$) → 19 protones
- Cobre ($Z = 29$) → 29 protones
- Zinc ($Z = 30$) → 30 protones
- Yodo ($Z = 53$) → 53 protones

La respuesta correcta es la **c**.

2.48. ¿Cuál de los siguientes átomos contiene exactamente 15 protones?

- a) ^{32}P
- b) ^{32}S
- c) ^{15}O
- d) ^{15}N

(O.Q.L. Murcia 2009)

El número atómico de un elemento indica el número de protones que contiene su núcleo.

De todos los átomos propuestos el único que puede tener 15 protones es aquel cuyo número atómico sea 15, es decir, el **fósforo (P)**, independientemente del valor del número másico dado.

La respuesta correcta es la **a**.

2.49. Sabiendo que el número atómico y el número de masa del azufre son 16 y 32, respectivamente, determine el número de protones que tendrá el núcleo del ion sulfuro, S^{2-} :

- a) 16 protones
- b) 30 protones
- c) 14 protones
- d) 32 protones

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

Como $Z = 16$, esta especie tiene **16 protones**. El que se trate de un ion no afecta para nada al número de protones del núcleo, solo afecta al número de electrones, que en este caso es 18.

La respuesta correcta es la **a**.

2.50. Considerando el núcleo de un átomo del isótopo 138 del bario (número atómico igual a 56), ¿cuál es el porcentaje de neutrones?

- a) 59,42
- b) 50
- c) 40,58
- d) 68,29

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones.

El número de protones es 56 y el de neutrones $(138 - 56) = 82$.

El porcentaje de neutrones del núcleo es:

$$\frac{82 \text{ neutrones}}{138 \text{ nucleones}} \cdot 100 = 59,4 \%$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.51. Los iones Na^+ , O^{2-} y el átomo de Ne se parecen en que:

- a) Tienen el mismo número de electrones.
- b) Tienen el mismo número de protones.
- c) Tienen el mismo número de masa.
- d) En nada.

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

De acuerdo con el concepto de:

- Número atómico (Z) \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- El átomo de Ne ($Z = 10$) tiene 10 electrones.
- El ion O^{2-} tiene dos electrones más que el átomo de O ($Z = 8$), es decir, 10 electrones.
- El ion Na^+ tiene un electrón menos que el átomo de Na ($Z = 11$), es decir, 10 electrones.

Las tres especies propuestas, Na^+ , O^{2-} y el átomo de Ne, son **isoelectrónicas** ya que **tienen 10 electrones**.

La respuesta correcta es la **a**.

2.52. Si una especie tiene 11 protones, 12 neutrones y 10 electrones, se está hablando de un:

- a) Átomo de magnesio
- b) Catión Mg^{2+}
- c) Catión Na^+
- d) Átomo de sodio

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

Si la especie tiene diferente número protones y electrones no puede tratarse de un átomo neutro. Si como ocurre en este caso que tiene más protones que electrones quiere decir que se trata de un catión.

Como el número atómico indica el número de protones, 11 en este caso, se trata del elemento sodio y al tener un electrón menos la especie es el **catión Na^+** .

La respuesta correcta es la **c**.

2.53. ¿Cuántos protones y electrones tiene el ion Se^{2-} ?

- a) 24 protones y 26 electrones
- b) 36 protones y 34 electrones
- c) 35 protones y 35 electrones
- d) 34 protones y 36 electrones

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) \rightarrow indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El selenio ($Z = 34$) tiene 34 protones y 34 electrones, y el ion Se^{2-} tiene los mismos protones y dos electrones más, es decir, **36 electrones**.

La respuesta correcta es la **d**.

2.54. ¿Cuál de las siguientes especies tiene el mismo número de neutrones que de protones?

- a) ^{47}Cr
 b) $^{60}\text{Co}^{3+}$
 c) $^{24}\text{Mg}^{2+}$
 d) $^{35}\text{Cl}^{-}$

(O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. La Rioja 2020)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones.

- a) Falso. El cromo ($Z = 24$) tiene 24 protones, 24 electrones y $(47 - 24) = 23$ neutrones.
 b) Falso. El cobalto ($Z = 27$) tiene 27 protones, 27 electrones y $(60 - 27) = 33$ neutrones. El ion Co^{3+} tiene los mismos protones y neutrones y tres electrones menos, es decir, 24 electrones.
 c) **Verdadero.** El magnesio ($Z = 12$) tiene **12 protones**, 12 electrones y $(24 - 12) = 12$ neutrones. El ion Mg^{2+} tiene los mismos protones y neutrones y dos electrones menos, es decir, 10 electrones.
 d) Falso. El cloro ($Z = 17$) tiene 17 protones, 17 electrones y $(35 - 17) = 18$ neutrones. El ion Cl^{-} tiene los mismos protones y neutrones y un electrón más, es decir, 18 electrones.

La respuesta correcta es la c.

2.55. El $^{238}_{92}\text{U}$ es uno de los isótopos más utilizado como combustible en las centrales nucleares. ¿Cuántos neutrones hay en un mol de $^{238}_{92}\text{U}$?

- a) $1,6 \cdot 10^{25}$
 b) $1,4 \cdot 10^{26}$
 c) $5,5 \cdot 10^{25}$
 d) $8,8 \cdot 10^{25}$
 e) $2,0 \cdot 10^{26}$

(O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Extremadura 2013) (O.Q.L. Madrid 2013) (O.Q.L. Cantabria 2016)
 (O.Q.L. Madrid 2016)

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones, en este caso, $(238 - 92) = 146$.

Un mol de $^{238}_{92}\text{U}$ contiene:

$$1 \text{ mol } ^{238}_{92}\text{U} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos } ^{238}_{92}\text{U}}{1 \text{ mol } ^{238}_{92}\text{U}} \cdot \frac{146 \text{ neutrones}}{1 \text{ átomo } ^{238}_{92}\text{U}} = 8,8 \cdot 10^{25} \text{ neutrones}$$

La respuesta correcta es la d.

(En la cuestión propuesta en Madrid 2013 la cantidad de muestra es 0,025 mol).

2.56. Un isótopo cuyo número de masa es igual a 18, tiene 2 neutrones más que protones. ¿Cuál será el número de electrones?

- a) 9
 b) 18
 c) 10
 d) 8

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.

- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El número de protones o electrones es **8**, ya que el número de neutrones debe ser superior al de protones.

La respuesta correcta es la **d**.

2.57. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- Un elemento químico tiene una masa constante y única.
- Un elemento químico puede tener distintos números másicos.
- Un elemento químico puede tener distinto número de protones.
- Un elemento químico puede tener distinto número de electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

- Falso. La masa de un elemento se calcula teniendo en cuenta los diferentes isótopos que lo forman.
- Verdadero.** Los diferentes **isótopos** de un elemento **se diferencian** en el valor de su **número másico**.
- c-d) Falso. Cada elemento está caracterizado por un número atómico que coincide con el número de protones de su núcleo o de electrones de su corteza.

La respuesta correcta es la **b**.

2.58. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?

- Un mol de cualquier compuesto ocupa un volumen de 22,4 L.
- El número de Avogadro indica el número de átomos que hay en una molécula.
- El número de electrones de un átomo depende del valor de la masa atómica.
- El número de electrones de un átomo es el valor del número atómico.

(O.Q.L. Castilla y León 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2018)

- Falso. La afirmación es solo para gases en condiciones normales.
- Falso. El número de Avogadro indica el número de partículas que integran un mol de sustancia.
- Falso. La propuesta es absurda.
- Verdadero.** Sería más correcto decir que el número de electrones de un átomo coincide con el valor del número atómico del átomo neutro.

La respuesta correcta es la **d**.

2.59. Un protón tiene aproximadamente la misma masa que:

- Un neutrón
- Una partícula alfa
- Una partícula beta
- Un electrón

(O.Q.L. Murcia 2010)

Las masas del protón y neutrón son similares, aunque la del neutrón ($m_n = 1,6749 \cdot 10^{-27}$ kg) es ligeramente superior a la del protón ($m_p = 1,6726 \cdot 10^{-27}$ kg).

La respuesta correcta es la **a**.

2.60. Dado el anión ${}^{14}_7\text{X}^{3-}$ es posible asegurar que tiene:

- 7 electrones
- 10 electrones
- 14 neutrones
- 14 protones

(O.Q.L. Murcia 2011)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.

- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El átomo de X ($Z = 7$) contiene **7 protones**, 7 electrones y $(14 - 7) = 7$ **neutrones**. Como la especie ${}^{14}_7\text{X}^{3-}$ tiene tres cargas negativas, significa que tiene tres electrones de más en su última capa, es decir, **10 electrones**.

La respuesta correcta es la **b**.

2.61. Para el potasio ${}^{41}_{19}\text{K}$ es correcto decir que:

- Su número atómico es 41.
- Su configuración electrónica es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$.
- En su núcleo hay 19 neutrones y 22 protones.
- Es un isómero del ${}^{41}_{20}\text{K}$.

(O.Q.L. Murcia 2011)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

La configuración electrónica del potasio ($Z = 19$) es $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$. Como su número atómico es 19, tiene 19 protones y 19 electrones y su núcleo contiene $(41 - 19) = 22$ neutrones.

Los átomos no tienen isómeros.

La respuesta correcta es la **b**.

2.62. Cuando los átomos de dos elementos tienen en sus núcleos el mismo número de protones pero distinto número de neutrones se llaman:

- Isómeros
- Isótopos
- Heterodoxos
- Isoprotónicos

(O.Q.L. Murcia 2011)

Isótopos son átomos de un mismo elemento con el **mismo** número atómico (**igual número de protones**) y distinto número másico (**distinto número de neutrones**).

La respuesta correcta es la **b**.

2.63. ¿Qué valores de la siguiente tabla son incorrectos?

protones	Z	neutrones	A	electrones	isótopo
13	14	14	27	13	${}^{27}\text{Al}$
10	10	11	22	10	${}^{21}\text{Ne}$
17	17	21	37	17	${}^{37}\text{Cl}$

- El número de protones de los tres isótopos.
- El nº de electrones de ${}^{27}\text{Al}$, el valor de Z de ${}^{21}\text{Ne}$ y el valor de A de ${}^{37}\text{Cl}$.
- El valor de Z de ${}^{27}\text{Al}$, el valor de A de ${}^{21}\text{Ne}$ y el nº de neutrones de ${}^{37}\text{Cl}$.
- El nº de protones de ${}^{27}\text{Al}$, el nº de neutrones de ${}^{21}\text{Ne}$ y el valor de A de ${}^{37}\text{Cl}$.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

Isótopo $^{27}\text{Al} \rightarrow (Z = 13)$ está integrado por $\begin{cases} 13 \text{ protones} \\ 13 \text{ electrones} \\ (27 - 13) = 14 \text{ neutrones} \end{cases}$

Isótopo $^{21}\text{Ne} \rightarrow (Z = 10)$ está integrado por $\begin{cases} 10 \text{ protones} \\ 10 \text{ electrones} \\ (21 - 10) = 11 \text{ neutrones} \end{cases}$

Isótopo $^{37}\text{Cl} \rightarrow (Z = 17)$ está integrado por $\begin{cases} 17 \text{ protones} \\ 17 \text{ electrones} \\ (37 - 17) = 20 \text{ neutrones} \end{cases}$

- a) Correcto. El número de protones de los tres isótopos es el que aparece en la tabla.
- b) Correcto. El número de electrones de ^{27}Al ; el valor de Z del isótopo ^{21}Ne y el valor de A de ^{37}Cl son los que aparecen en la tabla.
- c) **Incorrecto.** El valor de Z del isótopo ^{27}Al no es 14; el valor de A del isótopo ^{21}Ne no es 22; ni el número de neutrones de ^{37}Cl es 21.
- d) Correcto. El número de protones del isótopo ^{27}Al , el número de electrones del isótopo ^{21}Ne y el valor de A del isótopo ^{37}Cl son los que figuran en la tabla.

La respuesta correcta es la c.

2.64. El número de electrones del ion $^{58}_{26}\text{Fe}^{3+}$ es:

- a) 23
b) 29
c) 26
d) 3

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) \rightarrow indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El átomo de Fe ($Z = 26$) contiene **26 protones**, 26 electrones y $(58 - 26) =$ **32 neutrones**. Como la especie $^{58}_{26}\text{X}^{3+}$ tiene tres cargas positivas, significa que tiene tres electrones menos en su última capa, es decir, **23 electrones**.

La respuesta correcta es la a.

2.65. ¿En qué se diferencian los isótopos de un elemento?

- a) En el número másico.
b) En el número de protones.
c) En el número atómico.
d) En la configuración electrónica.

(O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Cantabria 2015) (O.Q.L. Castilla y León 2016)

Isótopos son átomos de un mismo elemento con igual número atómico (igual número de protones y electrones) y **diferente número másico** (distinto número de neutrones).

La respuesta correcta es la a.

2.66. Cuál de las siguientes parejas de átomos tiene el mismo número de neutrones en sus núcleos:

- a) ^{56}Co y ^{58}Co
- b) ^{57}Mn y ^{57}Fe
- c) ^{57}Fe y ^{58}Ni
- d) ^{57}Co y ^{58}Ni
- e) ^{57}Mn y ^{58}Ni
- f) ^{56}Ni y ^{58}Ni
- g) ^{58}Fe y $^{56}\text{Fe}^{2+}$

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Baleares 2016) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016) (O.Q.L. La Rioja 2016)
(O.Q.L. Preselección Valencia 2016) (O.Q.L. Granada 2016)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El número de neutrones de un átomo se obtiene mediante la diferencia ($A - Z$).

a-f-g) Falso. Es imposible que dos isótopos tengan el mismo número de neutrones.

b) Falso. Es imposible que dos núcleos de elementos diferentes con el mismo número másico tengan el mismo número de neutrones.

c-e) Falso. Es imposible que dos núcleos de elementos no consecutivos en la tabla periódica cuyo número másico se diferencia en una unidad tengan el mismo número de neutrones.

d) **Verdadero**. Esos dos núcleos de elementos consecutivos en la tabla periódica cuyo número másico se diferencia en una unidad tienen el mismo número de neutrones.

La respuesta correcta es la **d**.

2.67. Si se sabe que la masa atómica del cloro es 35,45 u y que las masas de cada isótopo estable del cloro son, $^{35}\text{Cl} = 34,9688$ u y $^{37}\text{Cl} = 36,9659$ u, indique cuál será la abundancia de cada isótopo.

- a) $^{35}\text{Cl} = 24,2$ % y $^{37}\text{Cl} = 75,8$ %
- b) $^{35}\text{Cl} = 75,8$ % y $^{37}\text{Cl} = 24,2$ %
- c) $^{35}\text{Cl} = 35,0$ % y $^{37}\text{Cl} = 65,0$ %
- d) $^{35}\text{Cl} = 78,5$ % y $^{37}\text{Cl} = 21,5$ %

(O.Q.L. Granada 2012) (O.Q.N. El Escorial 2017)

Considerando que las abundancias del ^{35}Cl y ^{37}Cl son, respectivamente, x y $(100 - x)$:

$$A = \frac{x \text{ átomo } ^{35}\text{Cl} \cdot \frac{34,9688 \text{ u}}{\text{átomo } ^{35}\text{Cl}} + (100 - x) \text{ átomo } ^{37}\text{Cl} \cdot \frac{36,9659 \text{ u}}{\text{átomo } ^{37}\text{Cl}}}{100 \text{ átomos Cl}} = 35,45 \frac{\text{u}}{\text{átomo}}$$

Se obtiene, $x = 75,8$ % ^{35}Cl y $(100 - x) = 24,2$ % ^{37}Cl .

La respuesta correcta es la **b**.

2.68. El ^{12}C y el ^{14}C son:

- a) Isómeros
- b) Isógonos
- c) Isótopos
- d) Isologos

(O.Q.L. Murcia 2012)

Los átomos de carbono propuestos se diferencian en el número másico, por tanto son **isótopos**.

La respuesta correcta es la c.

2.69. ¿Cuál de las siguientes especies tiene igual número protones, electrones y neutrones en la proporción 38:36:50?

- a) ^{47}Cr
- b) $^{88}\text{Sr}^{2+}$
- c) $^{24}\text{Mg}^{2+}$
- d) $^{35}\text{Cl}^-$

(O.Q.L. La Rioja 2012)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones.

- a) Falso. El cromo ($Z = 24$) tiene 24 protones, 24 electrones y $(47 - 24) = 23$ neutrones.
- b) **Verdadero**. El estroncio ($Z = 38$) tiene **38 protones**, 38 electrones y $(88 - 38) = 50$ neutrones. Como se trata del ion $^{88}\text{Sr}^{2+}$ tiene dos electrones menos, **36 electrones**.
- c) Falso. El magnesio ($Z = 12$) tiene 12 protones, 12 electrones y $(24 - 12) = 12$ neutrones. Como se trata del ion $^{24}\text{Mg}^{2+}$ tiene dos electrones menos, 10 electrones.
- d) Falso. El cloro ($Z = 17$) tiene 17 protones, 17 electrones y $(35 - 17) = 18$ neutrones. Como se trata del ion $^{35}\text{Cl}^-$ tiene un electrón más, 18 electrones.

La respuesta correcta es la b.

2.70. ¿Cuál de las siguientes especies tiene el mismo número de neutrones que de electrones?

- a) ^{47}Cr
- b) $^{60}\text{Co}^{3+}$
- c) $^{24}\text{Mg}^{2+}$
- d) $^{35}\text{Cl}^-$

(O.Q.L. La Rioja 2012)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones.

- a) Falso. El cromo ($Z = 24$) tiene 24 protones, 24 electrones y $(47 - 24) = 23$ neutrones.
- b) Falso. El cobalto ($Z = 27$) tiene 27 protones, 27 electrones y $(60 - 27) = 33$ neutrones. Como se trata del ion $^{60}\text{Co}^{3+}$ tiene tres electrones menos, 24 electrones.
- c) Falso. El magnesio ($Z = 12$) tiene 12 protones, 12 electrones y $(24 - 12) = 12$ neutrones. Como se trata del ion $^{24}\text{Mg}^{2+}$ tiene dos electrones menos, 10 electrones.
- d) **Verdadero**. El cloro ($Z = 17$) tiene 17 protones, 17 electrones y $(35 - 17) = 18$ neutrones. Como se trata del ion $^{35}\text{Cl}^-$ tiene un electrón más, **18 electrones**.

La respuesta correcta es la d.

2.71. El número total de protones, neutrones y electrones del ion $^{31}\text{P}^-$ es:

- a) 15 protones, 15 neutrones y 16 electrones.
- b) 15 protones, 16 neutrones y 16 electrones.
- c) 31 protones, 15 neutrones y 16 electrones.
- d) 15 protones, 15 neutrones y 15 electrones.

(O.Q.L. La Rioja 2013)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El fósforo ($Z = 15$) tiene 15 protones, 15 electrones y $(31 - 15) = 16$ neutrones. Como se trata del ion $^{31}\text{P}^-$ tiene un electrón más, 16 electrones.

La respuesta correcta es la b.

(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2002).

2.72. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) Un elemento es una sustancia en la que todos los átomos tienen el mismo número atómico.
- b) Un elemento es una sustancia en la que todos los átomos tienen el mismo número másico.
- c) Dos isótopos de un elemento se diferencian en el número atómico.
- d) Dos isótopos de un elemento se diferencian en el número de electrones.

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

a) Verdadero. Los elementos se caracterizan por su número atómico, por lo que están formados por átomos que tienen idéntico número atómico.

b) Falso. Los elementos se caracterizan por su número atómico, por lo que están formados por átomos que tienen idéntico número atómico, pero si el elemento presenta isótopos estos tienen diferente número másico.

c-d) Falso. Los isótopos son átomos de un mismo elemento con el mismo número atómico Z (igual número de protones y electrones) y diferente número másico A (diferente número de neutrones).

La respuesta correcta es la a.

2.73. El número atómico de un elemento se refiere a:

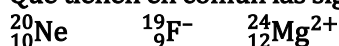
- a) El número de electrones hallados en cualquier átomo de un elemento.
- b) El número de protones hallados en cualquier átomo de un elemento.
- c) El número de neutrones hallados en cualquier átomo de un elemento.
- d) El número de protones más neutrones hallados en cualquier átomo de un elemento.
- e) El número de protones más electrones hallados en cualquier átomo de un elemento.

(O.Q.L. País Vasco 2013) (O.Q.L. País Vasco 2016)

El número atómico de un elemento fue propuesto por H. Moseley (1914) para designar el número de cargas positivas, es decir, de protones del núcleo de cualquier átomo.

La respuesta correcta es la b.

2.74. Qué tienen en común las siguientes especies químicas:



- a) Están el mismo periodo.
- b) El mismo número de protones.
- c) El mismo número de neutrones.
- d) El mismo número de electrones.
- e) El mismo número de protones más electrones.

(O.Q.L. Cantabria 2013)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.
- El neón ($Z = 10$) tiene 10 protones, **10 electrones** y $(20 - 10) = 10$ neutrones.
- El flúor ($Z = 9$) tiene 9 protones, 9 electrones y $(19 - 9) = 10$ neutrones. Como se trata del ion $^{19}\text{F}^-$ tiene un electrón más, **10 electrones**.
- El magnesio ($Z = 12$) tiene 12 protones, 12 electrones y $(24 - 12) = 12$ neutrones. Como se trata del ion $^{24}_{12}\text{Mg}^{2+}$ tiene dos electrones menos, **10 electrones**.

Las tres especies tienen en común el mismo número de electrones, 10. Se trata de especies **isoelectrónicas**, es decir, que tienen el mismo número de electrones.

La respuesta correcta es la **d**.

2.75. El número de neutrones del núcleo de un átomo de $^{239}_{94}\text{Pu}$ es:

- a) 94
- b) 239
- c) 145
- d) 333

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El número de neutrones de un átomo viene dado por la diferencia entre el número másico y el número atómico, en este caso, $(239 - 94) = 145$.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2007).

2.76. ¿Cuál de los siguientes símbolos de isótopos puede ser correcto?

- a) $^{14}_7\text{N}$
- b) $^{50}_{26}\text{Fe}$
- c) $^{103}_{23}\text{Ge}$
- d) ^1_2H

(O.Q.L. Murcia 2014)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

- a) **Correcto.** El isótopo $^{14}_7\text{N}$ tiene 7 protones y $(14 - 7) = 7$ neutrones.
- b) **Incorrecto.** El isótopo $^{50}_{26}\text{Fe}$ tiene 26 protones y $(50 - 26) = 24$ neutrones, y para que un núcleo sea estable siempre debe cumplirse que $n/p \geq 1$.
- c) **Incorrecto.** El número atómico del germanio es $Z = 32$.
- d) **Incorrecto.** El número atómico nunca puede ser mayor que el número másico.

La respuesta correcta es la **a**.

2.77. Si un ion tiene 37 protones, 48 neutrones y 36 electrones, la representación correcta es:

- a) ${}_{37}^{85}\text{Rb}^-$
- b) ${}_{37}^{85}\text{Rb}^+$
- c) ${}_{37}^{48}\text{Rb}^-$
- d) ${}_{36}^{48}\text{Rb}^+$

(O.Q.L. Asturias 2014)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

Si el ion tiene 37 protones, su número atómico es, $Z = 37$, también debería tener 37 electrones, pero como tiene 36 quiere decir que posee **una carga positiva**. Si además, tiene 48 neutrones, su número másico es, $A = (37 + 48) = 85$. De acuerdo con estos números de partículas, se trata de la especie ${}_{37}^{85}\text{Rb}^+$.

La respuesta correcta es la **b**.

2.78. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene el ion ${}^{55}\text{Mn}^{2+}$?

- a) 25, 30 y 23
- b) 25, 55 y 23
- c) 27, 30 y 25
- d) 30, 25 y 28

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El manganeso ($Z = 25$) tiene **25 protones**, 25 electrones y $(55 - 25) = 30$ **neutrones**. Como se trata del ion ${}^{55}\text{Mn}^{2+}$ tiene dos electrones menos, **23 electrones**.

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en La Rioja 2007).

2.79. Considerando el núcleo de un átomo del isótopo 198 del oro ($Z = 79$), ¿cuál es el porcentaje de neutrones?

- a) 68,29 %
- b) 50,13 %
- c) 70,58 %
- d) 60,10 %

(O.Q.L. Extremadura 2015)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El número de protones es 79 y el de neutrones $(198 - 79) = 119$.

El porcentaje de neutrones del núcleo es:

$$\frac{119 \text{ neutrones}}{198 \text{ nucleones}} \cdot 100 = 60,1 \%$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2009).

2.80. La resonancia magnética nuclear del isótopo ^{13}C es una técnica habitualmente empleada para determinar la estructura de compuestos orgánicos. El número de neutrones de este isótopo es:

- a) 6
- b) 13
- c) 8
- d) 7
- e) 12

(O.Q.L. Madrid 2015)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El carbono ($Z = 6$) tiene 6 protones, 6 electrones y $(13 - 6) = 7$ neutrones.

La respuesta correcta es la **d**.

2.81. Un isótopo de número de masa igual a 36 tiene 4 neutrones más que protones. Se trata del elemento:

- a) Azufre
- b) Cloro
- c) Argón
- d) Flúor

(O.Q.L. Extremadura 2015)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

Llamando x al número de protones e y al de neutrones, se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\left. \begin{array}{l} x \text{ protones} + y \text{ neutrones} = 36 \\ y \text{ neutrones} - x \text{ protones} = 4 \end{array} \right\} \rightarrow \begin{cases} x = 16 \text{ protones} \\ y = 20 \text{ neutrones} \end{cases}$$

El elemento que posee 16 protones es el **azufre** ($Z = 16$).

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2010).

2.82. Si un átomo posee 48 neutrones y 37 electrones, del mismo se puede afirmar que:

- a) Es un átomo inestable.
- b) No puede existir un átomo con esta combinación de número de neutrones y electrones.
- c) Su masa atómica relativa es 85.
- d) Su número atómico es 48.

(O.Q.L. Jaén 2016)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

Como el átomo tiene 37 electrones, su número de protones debe ser el mismo, por tanto, su número másico y su **masa atómica aproximada** será $(37 + 48) = 85$.

La respuesta correcta es la **c**.

2.83. Las partículas de un átomo usadas para calcular su masa relativa son:

- a) Solo los neutrones
- b) Solo los protones
- c) Solo los electrones
- d) Electrones, protones y neutrones
- e) Protones y neutrones

(O.Q.L. País Vasco 2016)

La masa atómica de un átomo depende del número de **protones y neutrones** que este contenga, ambos con una masa aproximadamente de 1 u. La masa del electrón es despreciable, ya que es unas 1.840 veces menor que la masa del protón.

La respuesta correcta es la e.

2.84. El número atómico de un ion viene dado por:

- a) La carga que tiene.
- b) El número de neutrones del núcleo atómico.
- c) Su masa atómica.
- d) El número de protones del núcleo atómico.

(O.Q.L. Extremadura 2017)

Un ion y el átomo del que procede tienen el mismo número atómico y solo se diferencian en el número de electrones que posee cada uno.

El número atómico de un elemento fue propuesto por H. Moseley (1914) para designar el **número de cargas positivas**, es decir, **de protones del núcleo** de cualquier átomo.

La respuesta correcta es la d.

2.85. El elemento Ar precede al K en la tabla periódica:

- a) El número atómico del ion K^+ es igual al del átomo de Ar.
- b) El número de electrones del ion K^+ es igual al del átomo de Ar.
- c) El número de neutrones del ion K^+ y el del átomo de Ar es el mismo.
- d) El ion K^+ y el átomo de Ar son isótopos.

(O.Q.L. Extremadura 2017)

Si el elemento Ar ($Z = 18$) precede al elemento K ($Z = 19$) en la tabla periódica, su número atómico es unidad menor, por lo que según el concepto de número atómico el Ar tiene un protón y un electrón menos que el K.

- a) Falso. El ion K^+ tiene un protón más que el átomo de Ar, es decir, tienen diferente número atómico.
- b) **Verdadero.** El ion K^+ tiene un electrón menos que el átomo de K y, por tanto, el mismo número de electrones que el átomo de Ar.
- c) Falso. Sin conocer los números másicos de ambas especies es imposible determinar el número de neutrones que tienen.
- d) El ion K^+ y el átomo de Ar no son isótopos, ya que para serlo deberían tener el mismo número atómico (no lo tienen) y diferente número másico (no se aporta el dato).

La respuesta correcta es la b.

(En Ciudad Real 1997 y otras se pregunta para el ion Na^+ y el átomo de Ne).

2.86. ¿Cuántos protones, neutrones y electrones tiene el isótopo ^{22}Ne ?

- a) 12, 10 y 10
- b) 10, 12 y 12
- c) 11, 11 y 11
- d) 10, 12 y 10

(O.Q.L. La Rioja 2017)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El neón ($Z = 10$) tiene **10 protones**, **10 electrones** y $(22 - 10) =$ **12 neutrones**.

La respuesta correcta es la **d**.

2.87. ¿Cuál de las siguientes especies tiene igual número protones, electrones y neutrones en la proporción 27:24:33?

- a) ^{47}Cr
- b) $^{60}\text{Co}^{3+}$
- c) $^{24}\text{Mg}^{2+}$
- d) $^{35}\text{Cl}^-$

(O.Q.L. La Rioja 2017)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

a) Falso. El cromo ($Z = 24$) tiene 24 protones, 24 electrones y $(47 - 24) = 23$ neutrones.

b) **Verdadero**. El cobalto ($Z = 27$) tiene **27 protones**, 27 electrones y $(60 - 27) =$ **33 neutrones**. Como se trata del ion $^{60}\text{Co}^{3+}$ tiene tres electrones menos, **24 electrones**.

c) Falso. El magnesio ($Z = 12$) tiene 12 protones, 12 electrones y $(24 - 12) = 12$ neutrones. Como se trata del ion $^{24}\text{Mg}^{2+}$ tiene dos electrones menos, 10 electrones.

d) Falso. El cloro ($Z = 17$) tiene 17 protones, 17 electrones y $(35 - 17) =$ **18 neutrones**. Como se trata del ion $^{35}\text{Cl}^-$ tiene un electrón más, **18 electrones**.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en La Rioja 2012).

2.88. Un átomo de boro-10 (^{10}B) contiene:

- a) **5 protones, 5 electrones y 10 neutrones.**
- b) 5 protones, 5 electrones y 5 neutrones.
- c) 6 protones, 6 electrones y 4 neutrones.
- d) 6 protones, 6 electrones y 16 neutrones.

(O.Q.L. Murcia 2017)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

El boro ($Z = 5$) tiene **5 protones**, **5 electrones** y $(10 - 5) =$ **5 neutrones**.

La respuesta correcta es la **b**.

2.89. ¿Cuántos neutrones hay en un mol de $^{222}_{86}\text{Rn}$?

- a) $1,34 \cdot 10^{26}$
- b) $1,43 \cdot 10^{26}$
- c) $5,18 \cdot 10^{25}$
- d) $8,19 \cdot 10^{25}$
- e) $2,00 \cdot 10^{26}$

(O.Q.L. Cantabria 2017)

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones, en este caso, $(222 - 86) = 136$.

Un mol de $^{222}_{86}\text{Rn}$ contiene:

$$1 \text{ mol } ^{222}_{86}\text{Rn} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos } ^{222}_{86}\text{Rn}}{1 \text{ mol } ^{222}_{86}\text{Rn}} \cdot \frac{136 \text{ neutrones}}{1 \text{ átomo } ^{222}_{86}\text{Rn}} = 8,19 \cdot 10^{25} \text{ neutrones}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Sevilla 2010 y otras).

2.90. Indique el número de neutrones que hay en 2 mol de $^{239}_{94}\text{Pu}$.

- a) $8,73 \cdot 10^{25}$
- b) $1,75 \cdot 10^{26}$
- c) $1,13 \cdot 10^{26}$
- d) $2,88 \cdot 10^{26}$
- e) $4,01 \cdot 10^{26}$

(O.Q.L. Jaén 2017)

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones, en este caso, $(239 - 94) = 145$.

Dos moles de $^{239}_{94}\text{Pu}$ contienen:

$$2 \text{ mol } ^{239}_{94}\text{Pu} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos } ^{239}_{94}\text{Pu}}{1 \text{ mol } ^{239}_{94}\text{Pu}} \cdot \frac{145 \text{ neutrones}}{1 \text{ átomo } ^{239}_{94}\text{Pu}} = 1,75 \cdot 10^{26} \text{ neutrones}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Sevilla 2010, Cantabria 2017 y otras).

2.91. Henri Becquerel, profesor del Museo Nacional de Historia Natural de París, fue galardonado, junto con el matrimonio Curie, con el Premio Nobel de Física de 1903 por el descubrimiento de la radiactividad. Este hallazgo fue debido a la creencia errónea de que las sustancias hiperfosforescentes, como el sulfato de uranilo y potasio, $\text{K}_2\text{UO}_2(\text{SO}_4)_2$, eran emisores de RX. Suponiendo que el frasco estudiado por Becquerel contenía 1,896 g de esta sal y sabiendo que el uranio natural contiene un 0,72 % en átomos de ^{235}U , el número de átomos de este isótopo contenidos en el frasco era:

- a) $1,5 \cdot 10^{19}$
- b) $1,5 \cdot 10^{21}$
- c) $2,9 \cdot 10^{19}$
- d) $2,9 \cdot 10^{23}$

(O.Q.L. Valencia 2017)

La estequiometría del compuesto permite relacionar U con $\text{K}_2\text{UO}_2(\text{SO}_4)_2$. La cantidad de U contenido en el frasco es:

$$1,896 \text{ g } \text{K}_2\text{UO}_2(\text{SO}_4)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{K}_2\text{UO}_2(\text{SO}_4)_2}{540,4 \text{ g } \text{K}_2\text{UO}_2(\text{SO}_4)_2} \cdot \frac{1 \text{ mol U}}{1 \text{ mol } \text{K}_2\text{UO}_2(\text{SO}_4)_2} = 3,509 \cdot 10^{-3} \text{ mol U}$$

El número de átomos de ^{235}U considerando una abundancia del 0,72 % es:

$$3,509 \cdot 10^{-3} \text{ mol U} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos U}}{1 \text{ mol U}} \cdot \frac{0,72 \text{ átomos } ^{235}\text{U}}{100 \text{ átomos U}} = 1,5 \cdot 10^{19} \text{ átomos } ^{235}\text{U}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.92. Considerando el átomo de sodio y el ion sodio, indique cuál de las siguientes respuestas no es correcta:

- a) Las dos especies tienen el mismo número de nucleones.
- b) Las dos especies tienen el mismo número de protones.
- c) Las dos especies tienen el mismo número de electrones.
- d) Las dos especies tienen el mismo número de neutrones.

(O.Q.L. Extremadura 2018)

De acuerdo con los conceptos de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.
- Número másico (A) → indica el número de (protones + neutrones) de un átomo.

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones.

El sodio ($Z = 11$) tiene 11 protones, 11 electrones y un número de neutrones igual ($A - 11$). El ion Na^+ tiene los mismos protones y neutrones y un electrón menos, es decir, 10 electrones, por tanto, ambas especies tienen diferente número de electrones.

La respuesta correcta es la c.

2.93. Indique cuál o cuales de las siguientes afirmaciones son correctas para la especie $^{24}\text{Mg}^{2+}$:

- I. Tiene 10 electrones.
- II. Tiene 22 nucleones.
- III. Tiene tantos neutrones como todos los demás isótopos de Mg.
- IV. Tiene dos electrones de valencia.

- a) Las cuatro afirmaciones son correctas.
- b) Son correctas las afirmaciones II y IV.
- c) Sólo es correcta la afirmación IV.
- d) Sólo es correcta la afirmación I.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

I. **Correcto.** El magnesio ($Z = 12$) tiene 12 protones, 12 electrones y $(24 - 12) = 12$ neutrones. Como se trata del ion $^{24}\text{Mg}^{2+}$ tiene dos electrones menos, 10 electrones.

II. Incorrecto. La especie tiene de número másico es 24, por tanto, contiene 24 nucleones.

III. Incorrecto. Los diferentes isótopos de un elemento tienen diferente número de neutrones.

IV. Incorrecto. Al tener configuración electrónica externa de gas noble, $2s^2 2p^6$, tiene 8 electrones de valencia.

La respuesta correcta es la d.

2.94. En la película de Anthony Mann "Los héroes de Telemark", un comando aliado al mando de Kirk Douglas hunde en las aguas del lago Tinusjo un cargamento de óxido de deuterio, más conocido como agua pesada, ($^2\text{H}_2\text{O}$ o D_2O), procedente de la fábrica Norks Hydro que los alemanes tenían en Rjukan (Noruega) y que pensaban utilizar para construir una bomba atómica.

Si la abundancia del deuterio, isótopo ^2H o D del hidrógeno, representa el 0,0156 % en átomos del hidrógeno natural, ¿cuántas moléculas de agua pesada prepararon los alemanes si utilizaron 1,00 t de hidrógeno natural?

- a) $4,70 \cdot 10^{25}$
- b) $2,35 \cdot 10^{25}$
- c) $4,70 \cdot 10^{27}$
- d) $2,35 \cdot 10^{27}$

(O.Q.L. Valencia 2018) (O.Q.L. Baleares 2019)

Considerando que para el deuterio su porcentaje en átomos dentro del hidrógeno natural coincide con su porcentaje en moles, la cantidad de deuterio contenida en la muestra de hidrógeno natural es:

$$1,00 \text{ t H}_2 \cdot \frac{10^6 \text{ g H}_2}{1 \text{ t H}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,00 \text{ g H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{0,0156 \text{ mol D}}{100 \text{ mol H}} = 156 \text{ mol D}$$

La cantidad de agua pesada que se puede preparar a partir de esa cantidad de deuterio es:

$$156 \text{ mol D} \cdot \frac{1 \text{ mol D}_2\text{O}}{2 \text{ mol D}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas D}_2\text{O}}{1 \text{ mol D}_2\text{O}} = 4,70 \cdot 10^{25} \text{ moléculas D}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(En la cuestión propuesta en Baleares 2019 se omite la primera parte del enunciado).

2.95. El “fullereno” es una nueva forma alotrópica del carbono en la naturaleza, además del grafito y diamante, descubierta en 1985 por H.W. Kroto, R.F. Curl y R.E. Smalley, lo que les valió la concesión del Premio Nobel de Química de 1996. En 1991, investigadores de la Bell Co. descubrieron que la adición de tres átomos de potasio a cada molécula de fullereno, C_{60} , convertía a este material en un superconductor a la temperatura de 18 K. Partiendo de un mol de fullereno y utilizando solo el isótopo ^{40}K , cuya abundancia natural es del 0,01200 % en átomos, los kg de potasio natural que gastaron en la operación fueron:

- a) 97,8
- b) 117,3
- c) 977,5
- d) 9.775

(O.Q.L. Valencia 2018)

Considerando que para el ^{40}K su porcentaje en átomos dentro del potasio natural coincide con su porcentaje en moles, la cantidad necesaria de potasio natural por cada mol de C_{60} consumido es:

$$1 \text{ mol C}_{60} \cdot \frac{3 \text{ mol } ^{40}\text{K}}{1 \text{ mol C}_{60}} \cdot \frac{100 \text{ mol K}}{0,01200 \text{ mol } ^{40}\text{K}} \cdot \frac{39,1 \text{ g K}}{1 \text{ mol K}} \cdot \frac{1 \text{ kg K}}{10^3 \text{ g K}} = 977,5 \text{ kg K}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.96. El litio posee dos isótopos de masas 6,015 u y 7,016 u. Si la masa atómica del litio es 6,941u, la proporción de ambos isótopos será respectivamente:

- a) 50 % y 50 %
- b) Mayor del 50% y menor del 50 %
- c) 92,02 % y 7,98 %
- d) 7,98 % y 92,02 %

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

La masa atómica media de un elemento se calcula haciendo la media ponderada de las masas de sus isótopos. Dado que en este caso la masa atómica media es más próxima a la del isótopo más pesado, este debe ser el más abundante, así pues, las abundancias deben ser: 7,98 % de ^6Li y 92,02 % de ^7Li .

La respuesta correcta es la **d**.

2.97. La espectrometría de masas de alta resolución es una técnica que presenta una gran cantidad de aplicaciones en la caracterización y confirmación estructural de compuestos químicos. Su principal ventaja es la capacidad de distinguir la abundancia relativa de los isótopos de los elementos presentes en un compuesto. Sabiendo que la masa atómica promedio del cloro es 35,453 u y que las masas de los isótopos ^{35}Cl y ^{37}Cl son 34,969 u y 36,966 u, respectivamente, ¿cuál es la abundancia relativa natural del ^{37}Cl ?

- a) 65,4 %
- b) 24,2 %
- c) 33,2 %
- d) 75,8 %

(O.Q.L. Madrid 2018) (O.Q.L. Baleares 2020)

Considerando que las abundancias del ^{37}Cl y ^{35}Cl son, respectivamente, x y $(100 - x)$; se puede calcular la masa atómica media del Cl:

$$A = \frac{(100 - x) \text{ átomo } ^{35}\text{Cl} \cdot \frac{34,969 \text{ u}}{\text{átomo } ^{35}\text{Cl}} + x \text{ átomo } ^{37}\text{Cl} \cdot \frac{36,966 \text{ u}}{\text{átomo } ^{37}\text{Cl}}}{100 \text{ átomos Cl}} = 35,453 \frac{\text{u}}{\text{átomo}}$$

Se obtiene, $x = 24,24 \% ^{37}\text{Cl}$.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Granada 2012 y El Escorial 2017).

2.98. El carbono-13 (^{13}C) es un isótopo estable natural del carbono y uno de los isótopos ambientales, ya que forma parte en una proporción del 1,10 % de todo el carbono natural de la Tierra. Calcule los gramos de ^{13}C que contiene una tonelada de metano, CH_4 .

- a) 825
- b) $7,52 \cdot 10^4$
- c) $1,24 \cdot 10^4$
- d) $8,25 \cdot 10^3$

(O.Q.L. Galicia 2019)

Considerando que la abundancia corresponde a un porcentaje en masa, la masa de ^{13}C contenida en una muestra de 1,00 t de CH_4 es:

$$1,00 \text{ t CH}_4 \cdot \frac{10^6 \text{ g CH}_4}{1 \text{ t CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16,0 \text{ g CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1,10 \text{ g } ^{13}\text{C}}{100 \text{ g C}} = 8,25 \cdot 10^3 \text{ g } ^{13}\text{C}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996).

2.99. La espectrometría de masas es una técnica experimental, cuya principal utilidad es:

- a) Determinar con precisión las masas de los productos de las transformaciones químicas.
- b) Conocer los grupos funcionales presentes en una molécula.
- c) Determinar la masa molecular de una sustancia química.
- d) Determinar las propiedades electrostáticas de la muestra.

(O.Q.L. Madrid 2019)

El espectrógrafo de masas es un aparato diseñado por Francis W. Aston en 1919 para separar, pesar y medir la abundancia de los isótopos de un elemento, lo que valió el Premio Nobel de Química de 1922.

Con este aparato se puede aplicar la técnica de [espectroscopía de masas que permite determinar la masa molecular de una sustancia](#) desconocida.

La respuesta correcta es la **c**.

2.100. El número de electrones del ion $^{63}_{29}\text{Cu}^{2+}$ es:

- a) 34
- b) 29
- c) 27
- d) 2

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

De acuerdo con el concepto de:

- Número atómico (Z) → indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.

El cobre ($Z = 29$) tiene 29 protones y 29 electrones. El ion $^{63}_{29}\text{Cu}^{2+}$ tiene los mismos protones y dos electrones menos, es decir, **27 electrones**.

La respuesta correcta es la c.

2.101. La relación entre el número de electrones de las especies X^{3+} e Y^{2-} es dos a uno. Conociendo que la diferencia entre sus cargas nucleares es 30, indique el valor de la suma de dichas cargas:

- a) 58
- b) 68
- c) 76
- d) 79

(O.Q.L. Galicia 2019)

Los elementos X y Y contienen, respectivamente, x e y protones; y sus iones X^{3+} e Y^{2-} , $(x - 3)$ e $(y + 2)$ electrones, respectivamente.

De acuerdo con los datos propuestos se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{(x - 3) \text{ electrones}}{(y + 2) \text{ electrones}} = 2 \\ (x - y) = 30 \text{ protones} \end{array} \right\} \rightarrow x = 53 \quad y = 23 \quad \rightarrow (x + y) = 76 \text{ protones}$$

La respuesta correcta es la c.

2.102. Si un átomo de carbono posee 6 protones, 6 electrones y 6 neutrones; su isótopo posee 8 neutrones y:

- a) 8 protones y 8 electrones
- b) 8 protones y 6 electrones
- c) 6 protones y 6 electrones
- d) 6 protones y 8 electrones

(O.Q.L. Extremadura 2019)

De acuerdo con el concepto de:

- Número atómico (Z) \rightarrow indica el número de protones o de electrones de un átomo neutro.

Todos los isótopos del carbono deben tener **6 protones** y **6 electrones**.

La respuesta correcta es la c.

2.103. Los isótopos son:

- a) Átomos que tienen el mismo número de neutrones, pero diferente número másico.
- b) Átomos que tienen el mismo número másico pero diferente número másico atómico.
- c) Átomos que tienen el mismo número atómico pero diferente número de electrones.
- d) Átomos que tienen el mismo número atómico pero diferente número másico.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2020)

Isótopos son átomos de un elemento con **mismo número atómico** (igual número de protones y electrones) y **diferente número másico** (distinto número de neutrones).

La respuesta correcta es la d.

2.104. ¿Cuántos neutrones hay en 0,025 mol de la especie isotópica ${}^{54}_{24}\text{Cr}$?

- a) $1,5 \cdot 10^{22}$
- b) $3,5 \cdot 10^{23}$
- c) $4,5 \cdot 10^{23}$
- d) $8,1 \cdot 10^{23}$

(O.Q.L. La Rioja 2020)

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones, en este caso, $(54 - 24) = 30$.

0,025 mol de ${}^{54}_{24}\text{Cr}$ contienen:

$$0,025 \text{ mol } {}^{54}_{24}\text{Cr} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos } {}^{54}_{24}\text{Cr}}{1 \text{ mol } {}^{54}_{24}\text{Cr}} \cdot \frac{30 \text{ neutrones}}{1 \text{ átomo } {}^{54}_{24}\text{Cr}} = 4,5 \cdot 10^{23} \text{ neutrones}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Sevilla 2010, Madrid 2013 y otras).

2.105. Determine el único isótopo posible E para el que se cumplen las siguientes condiciones:

1) El número másico de E es 2,5 veces su número atómico.

2) El número atómico de E es igual al número másico de otro isótopo Y. Este isótopo Y tiene un número de neutrones que es aproximadamente 1,33 veces su número atómico y, además, coincide el número de neutrones del selenio-82.

- a) ${}^{86}\text{Kr}$
- b) ${}^{210}\text{Po}$
- c) ${}^{84}\text{Sr}$
- d) ${}^{220}\text{Rn}$

(O.Q.N. Valencia 2020)

La diferencia entre el número másico y el número atómico proporciona el número de neutrones.

Para el Se ($Z = 34$) el número de neutrones es $(82 - 34) = 48$.

Los isótopos E e Y cumplen las siguientes condiciones:

$$A(E) = 2,5 \cdot Z(E)$$

$$Z(E) = A(Y)$$

$$\text{neutrones (Y)} = 1,33 \cdot Z(Y) = 48 \quad \rightarrow \quad Z(Y) = 36$$

de donde se puede obtener el valor de $Z(E)$:

$$Z(E) = A(Y) = \text{protones Y} + \text{neutrones Y} = 36 + 48 = 84$$

por tanto, $A(E)$ es:

$$A(E) = 2,5 \cdot 84 = 210$$

El isótopo E es ${}^{210}\text{Po}$.

La respuesta correcta es la **b**.

3. MOL Y NÚMERO DE AVOGADRO

3.1. El número de átomos de hidrógeno presentes en 22,4 g de $(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$ es:

- a) $1,09 \cdot 10^{24}$
- b) $6,02 \cdot 10^{23}$
- c) $1,09 \cdot 10^{22}$
- d) $7,35 \cdot 10^{21}$
- e) 10,9

(O.Q.L. Asturias 1988) (O.Q.L. Extremadura 2018)

El número de átomos de hidrógeno contenidos en la muestra es:

$$22,4 \text{ g } (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4}{149,0 \text{ g } (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4} \cdot \frac{12 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4} \cdot \frac{N_A \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = 1,09 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

La respuesta correcta es la a.

3.2. Al dejar gotear agua sobre carburo de calcio se forma acetileno que puede ser inflamado dando una luz que antes utilizaban los barcos para hacer señales. Una muestra pura de carburo de calcio contiene $12,04 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono, ¿cuántos gramos de calcio hay en la muestra?

- a) 80,16
- b) 40,08
- c) 30,06
- d) 20,04

(O.Q.L. Asturias 1993)

Relacionando C con CaC_2 :

$$12,04 \cdot 10^{23} \text{ átomos C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{N_A \text{ átomos C}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CaC}_2}{2 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}}{1 \text{ mol } \text{CaC}_2} \cdot \frac{40,1 \text{ g Ca}}{1 \text{ mol Ca}} = 40,1 \text{ g Ca}$$

La respuesta correcta es la b.

3.3. En 2,50 mL de mercurio de densidad $13,6 \text{ g mL}^{-1}$ el número de átomos que hay es:

- a) $5,52 \cdot 10^{20}$
- b) $7,50 \cdot 10^{21}$
- c) $1,02 \cdot 10^{23}$
- d) $1,70 \cdot 10^{20}$

(O.Q.L. Asturias 1995)

El número de átomos que contiene la muestra es:

$$2,50 \text{ mL Hg} \cdot \frac{13,6 \text{ g Hg}}{1 \text{ mL Hg}} \cdot \frac{1 \text{ mol Hg}}{200,6 \text{ g Hg}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Hg}}{1 \text{ mol Hg}} = 1,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos Hg}$$

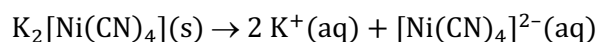
La respuesta correcta es la c.

3.4. ¿Cuántos moles de iones se producen cuando se disuelve en agua un mol de $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$?

- a) 5
- b) 6
- c) 7
- d) 3
- e) 4

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. País Vasco 2014) (O.Q.L. País Vasco 2015)

La ecuación química correspondiente a la disolución en agua del $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$, es:



Como se observa, se producen **3 mol** de iones por cada mol de $\text{K}_2[\text{Ni}(\text{CN})_4]$.

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Barcelona 2001 la sustancia es $\text{Na}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ y en País Vasco 2015, $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_4$).

3.5. ¿Cuál de las siguientes cantidades de sustancia contiene mayor número de moléculas?

- a) 5,0 g de CO
- b) 5,0 g de CO_2
- c) 5,0 g de H_2O
- d) 5,0 g de O_3
- e) 5,0 g de Cl_2

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Sevilla 2004)
(O.Q.L. Sevilla 2005) (O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Sevilla 2007) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. Castilla y León 2010)
(O.Q.L. País Vasco 2013) (O.Q.L. Extremadura 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015) (O.Q.L. Extremadura 2015)

Contiene más moléculas aquella cantidad que tenga mayor número de moles, y como de todas las sustancias existe la misma masa, el mayor número de moles corresponde a la sustancia con menor masa molar:

sustancia	$M / \text{g mol}^{-1}$
CO	28,0
CO_2	44,0
H_2O	18,0
O_3	48,0
Cl_2	71,0

La respuesta correcta es la **c**.

(En la cuestión propuesta en Sevilla 2007 se utilizan 15,0 g de muestra y en Extremadura 2014 se se utilizan muestras de 5,0 g y de 10,0 g).

3.6. Entre las unidades utilizadas en Química, son muy conocidas:

- a) El mol-gramo, que es un gramo de moléculas.
- b) El peso atómico, que es la fuerza con que la gravedad terrestre atrae a los átomos.
- c) La unidad de masa atómica (u), que es la doceava parte de la masa del isótopo ^{12}C .
- d) El número de Avogadro, que es la base de los logaritmos que se utilizan en los cálculos estequiométricos.
- e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. País Vasco 2014)

- a) Falso. El mol-gramo, término en desuso, es la cantidad de sustancia que contiene un número de Avogadro de moléculas.
- b) Falso. El peso atómico es el peso de un átomo.
- c) **Verdadero**. La unidad de masa atómica es la doceava parte de la masa del isótopo ^{12}C .
- d) Falso. El número de Avogadro es el número de partículas que integran un mol de cualquier sustancia.

La respuesta correcta es la **c**.

3.7. Si se tienen 56 g de nitrógeno, de masa atómica relativa 14, se dispone de un total de:

- a) 4 átomos de nitrógeno
- b) $1,2 \cdot 10^{23}$ átomos de nitrógeno
- c) $2,4 \cdot 10^{24}$ átomos de nitrógeno
- d) $2,303 \cdot 10^{28}$ átomos de nitrógeno

(O.Q.L. Murcia 1997)

El número de átomos de nitrógeno que integran una muestra de 56 g de N_2 es:

$$56 \text{ g N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{28,0 \text{ g N}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol N}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos N}}{1 \text{ mol N}} = 2,4 \cdot 10^{24} \text{ átomos N}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.8. Indique cuál es la proposición correcta:

- a) 1 mol de cloruro de sodio ocupa 22,4 L.
- b) 1 mol de nitrato de potasio ocupa 22,4 L.
- c) 1 mol de nitrato de sodio ocupa 22,4 L.
- d) En 22,4 L de gas, en condiciones normales, hay $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas.
- e) El agua y el ácido acético, CH_3COOH , son inmiscibles.
- f) El agua y el benceno, C_6H_6 , son miscibles.
- g) Cuando se queman 2 mol de metano se producen 22,4 L de CO_2 .
- h) Cuando se queman 22,4 L de metano se producen 44,8 L de CO_2 .
- i) Si reaccionan 22,4 L de hidrógeno con 22,4 L de oxígeno se obtienen 36,0 g de agua.
- j) 36 g de agua y 73 g de ácido clorhídrico tienen algo en común.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001)
(O.Q.L. Castilla y León 2005)

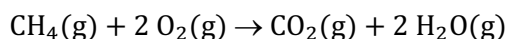
a-b-c) Falso. 22,4 L es el volumen molar de un gas medido en condiciones normales de presión y temperatura, y NaCl , KNO_3 y NaNO_3 , en dichas condiciones, son sólidos cristalinos.

d) **Verdadero**. 22,4 L es el volumen molar de cualquier gas medido en condiciones normales de presión y temperatura, y un mol contiene un número de Avogadro de moléculas.

e) Falso. Son completamente miscibles, debido a la formación de enlaces intermoleculares de hidrógeno entre las moléculas de agua y las de ácido acético.

f) Falso. Son completamente inmiscibles, debido a que no es posible la formación de enlaces intermoleculares entre las moléculas de agua y las de benceno.

g) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del CH_4 es:



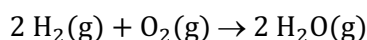
Relacionando CH_4 y CO_2 y suponiendo condiciones normales:

$$2 \text{ mol CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{22,4 \text{ L CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 44,8 \text{ L CO}_2$$

h) Falso. Relacionando CH_4 y CO_2 y suponiendo condiciones normales:

$$22,4 \text{ L CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{22,4 \text{ L CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{22,4 \text{ L CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 22,4 \text{ L CO}_2$$

i) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del H_2 es:



Suponiendo condiciones normales, el volumen correspondiente a 36,0 g de H_2O es:

$$36,0 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 44,8 \text{ L H}_2\text{O}$$

Los volúmenes propuestos no están en relación 2:1:2.

j) **Verdadero**. Ambas cantidades se corresponden con 2 mol de sustancia:

$$36 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 2,0 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$73 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 2,0 \text{ mol HCl}$$

Las respuestas correctas son d y j.

3.9. En 60 g de calcio hay el mismo número de átomos que en:

- a) 0,75 mol de helio
- b) 32 g de azufre
- c) 1,5 mol de dióxido de carbono
- d) 0,50 mol de dióxido de carbono
- e) 55 g de sodio

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. País Vasco 2008) (O.Q.L. Madrid 2011)
(O.Q.L. Murcia 2016) (O.Q.L. Cantabria 2017) (O.Q.L. Málaga 2020)

La muestra con más átomos es aquella que está integrada por mayor número de moles de átomos.

El número de moles de átomos que integran una muestra de 60 g de Ca es:

$$60 \text{ g Ca} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}}{40,1 \text{ g Ca}} = 1,5 \text{ mol}$$

- a) Falso. El número de moles He es diferente que el de Ca, ya que el He no forma moléculas.
- b) Falso. El número de moles de átomos que integran una muestra de 32 g de S es:

$$32 \text{ g S} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{32,1 \text{ g S}} = 1,0 \text{ mol S}$$

- c) Falso. El número de moles de átomos que integran una muestra de 1,5 mol de CO₂ es:

$$1,5 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{3 \text{ mol (C y O)}}{1 \text{ mol CO}_2} = 4,5 \text{ mol}$$

- d) **Verdadero.** El número de moles de átomos que integran una muestra de 0,50 mol de CO₂ es:

$$0,50 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{3 \text{ mol (C y O)}}{1 \text{ mol CO}_2} = 1,5 \text{ mol}$$

- e) Falso. El número de moles de átomos que integran una muestra de 55 g de Na es:

$$55 \text{ g Na} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}}{23,0 \text{ g Na}} = 2,4 \text{ mol Na}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.10. Se pesa un recipiente cerrado que contiene CCl₄ en estado gaseoso, a una determinada presión y temperatura. Este recipiente se vacía y se llena después con O₂(g) a la misma presión y temperatura. Señale la proposición correcta:

- a) El peso del vapor de CCl₄ es igual al peso de O₂.
- b) El número de moléculas de CCl₄ es 2,5 veces mayor que el número de moléculas de O₂.
- c) El número total de átomos en el recipiente cuando contiene CCl₄ es igual al número total de átomos cuando contiene O₂.
- d) El número total de átomos en el recipiente cuando contiene CCl₄ es 2,5 veces mayor que cuando contiene O₂.
- e) El número de moléculas de CCl₄ y de O₂ es diferente.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. País Vasco 2007) (O.Q.L. País Vasco 2008)
(O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Cantabria 2017)

a) Falso. De acuerdo con la ley de Avogadro, se trata de volúmenes iguales de gases en idénticas presiones de presión y temperatura, es decir, igual número de moles de cada sustancia. Como ambas sustancias tienen diferente masa molar las masas de gas también son diferentes.

b-e) Falso. Si el número de moles de cada gas es el mismo, el número de moléculas también lo es.

c) Falso. Si el número de moles de cada es gas es el mismo, el número de moléculas también lo es, pero la molécula de CCl₄ está integrada por 5 átomos mientras que la de O₂ está formada por 2 átomos.

d) **Verdadero**. Si el número de moles de cada gas es el mismo, el número de moléculas también lo es, y como la molécula de CCl_4 está integrada por 5 átomos mientras que la de O_2 está formada por 2 átomos, la relación atómica entre ambas muestras es $5/2 = 2,5$.

La respuesta correcta es la **d**.

3.11. ¿Cuál de las siguientes cantidades de oxígeno contiene mayor número de moléculas?

- a) $1,0 \cdot 10^{24}$ moléculas
- b) 2,5 mol
- c) 78,4 L en condiciones normales
- d) 96 g
- e) 10 L medidos a 2,0 atm y 100 °C

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Baleares 2002) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. País Vasco 2006) (O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Sevilla 2008) (O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. La Rioja 2014)

Contendrá más moléculas la muestra que esté formada por más moles de O_2 .

a) Falso.

$$1,0 \cdot 10^{24} \text{ moléculas O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2} = 1,7 \text{ mol O}_2$$

c) **Verdadero**. Considerando comportamiento ideal:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 78,4 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}} = 3,5 \text{ mol O}_2$$

d) Falso.

$$96 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} = 3,0 \text{ mol O}_2$$

e) Falso.

$$n = \frac{2,0 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (100 + 273,15) \text{ K}} = 0,65 \text{ mol O}_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

(En la cuestión propuesta en Valencia, Murcia y La Rioja se cambian las cantidades de algunos apartados).

3.12. ¿Qué masa, en gramos, debe corresponderle a un mol de albaricoques (ciruelas) si una docena de ellos tienen una masa de 240 g?

- a) $6,022 \cdot 10^{-23}$
- b) $1,2 \cdot 10^{25}$
- c) $6,02 \cdot 10^{23}$
- d) Tan poco que no podría pesarse.
- e) Ninguna de las respuestas anteriores.

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. País Vasco 2009) (O.Q.L. Castilla y León 2013) (O.Q.L. Extremadura 2017) (O.Q.L. País Vasco 2017)

El concepto de mol solo es aplicable al mundo atómico, para el mundo macroscópico se obtiene un valor muy elevado tal como se demuestra:

$$\frac{240 \text{ g}}{12 \text{ partículas}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ partículas}}{1 \text{ mol}} = 1,25 \cdot 10^{25} \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Extremadura 2017 se proporcionan otros datos numéricos y se cambian albaricoques o ciruelas por lombardas y en País Vasco 2017 se cambia la fruta por huevos).

3.13. Dos recipientes idénticos contienen, en condiciones normales, 4,0 g de helio y 4,0 g de dihidrógeno, respectivamente. ¿Cuál es la relación entre el número de partículas de helio y el número de partículas de dihidrógeno existentes en cada recipiente?

- a) 1:1
b) 1:2
c) 1:4
d) 2:1

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Valencia 2015)

▪ El número de átomos de He que integran una muestra de 4,0 g de He es:

$$4,0 \text{ g He} \cdot \frac{1 \text{ mol He}}{4,0 \text{ g He}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos He}}{1 \text{ mol He}} = 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos He}$$

▪ El número de moléculas de H₂ que integran una muestra de 4,0 g es H₂:

$$4,0 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 1,2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas H}_2$$

La relación entre el número de partículas que contienen ambas muestras es:

$$\frac{6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos He}}{1,2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas H}_2} = \frac{1 \text{ átomo He}}{2 \text{ moléculas H}_2}$$

La respuesta correcta es la b.

3.14. Todos saben responder a la pregunta ¿qué pesa más 1 kg de hierro o 1 kg de paja?, pero ¿dónde hay más átomos?

- a) 1 mol de S₈
b) 1 mol de P₄
c) 1 kg de Fe
d) 1 kg de Li

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Jaén 2019)

a) Falso.

$$1 \text{ mol S}_8 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas S}_8}{1 \text{ mol S}_8} \cdot \frac{8 \text{ átomos S}}{1 \text{ molécula S}_8} = 4,8 \cdot 10^{24} \text{ átomos S}$$

b) Falso.

$$1 \text{ mol P}_4 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas P}_4}{1 \text{ mol P}_4} \cdot \frac{4 \text{ átomos P}}{1 \text{ molécula P}_4} = 2,4 \cdot 10^{24} \text{ átomos P}$$

c) Falso.

$$1 \text{ kg Fe} \cdot \frac{10^3 \text{ g Fe}}{1 \text{ kg Fe}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,8 \text{ g Fe}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 1,1 \cdot 10^{25} \text{ átomos Fe}$$

d) Verdadero.

$$1 \text{ kg Li} \cdot \frac{10^3 \text{ g Li}}{1 \text{ kg Li}} \cdot \frac{1 \text{ mol Li}}{7,0 \text{ g Li}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Li}}{1 \text{ mol Li}} = 8,6 \cdot 10^{25} \text{ átomos Li}$$

La respuesta correcta es la d.

3.15. Siendo la masa atómica del H = 1, ¿cuál de las siguientes cantidades equivale a 2 g de hidrógeno?

- a) 6,022 · 10²³ átomos de hidrógeno.
b) 6,022 · 10²² moléculas de H₂.
c) 2 mol de átomos de hidrógeno.
d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

Transformando todas las cantidades en masa de hidrógeno:

a) Falso.

$$6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 1,0 \text{ g H}$$

b) Falso.

$$6,022 \cdot 10^{22} \text{ moléculas H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2} \cdot \frac{2,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}_2} = 0,20 \text{ g H}$$

c) Verdadero.

$$2 \text{ mol H} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 2 \text{ g H}$$

La respuesta correcta es la c.

3.16. La mayoría de los cianuros son compuestos venenosos letales. Por ejemplo, la ingestión de una cantidad tan pequeña como 0,00100 g de cianuro de potasio, KCN, puede ser fatal. ¿Cuántas moléculas de KCN están contenidas en dicha cantidad?

- a) $9,26 \cdot 10^{18}$
- b) $6,02 \cdot 10^{23}$
- c) $1,54 \cdot 10^{-5}$
- d) $1,54 \cdot 10^5$

(O.Q.L. Murcia 1999)

En el caso del KCN no tiene sentido hablar de moléculas al tratarse de una sustancia cristalina, deberían ser unidades fórmula, y el número de estas que integran una muestra de 0,00100 g es:

$$0,00100 \text{ g KCN} \cdot \frac{1 \text{ mol KCN}}{65,1 \text{ g KCN}} \cdot \frac{N_A \text{ unidades fórmula KCN}}{1 \text{ mol KCN}} = 9,25 \cdot 10^{18} \text{ unidades fórmula KCN}$$

La respuesta correcta es la a.

3.17. ¿Cuál será la ordenación correcta por orden decreciente en función del número de moles de átomos de las siguientes cantidades de oxígeno?

- I. 25 g de oxígeno en condiciones normales
- II. 25 mol de oxígeno en condiciones normales
- III. $25 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno
- IV. $25 \cdot 10^{23}$ moléculas de oxígeno en condiciones normales

- a) I > III > IV > II
- b) II > IV > III > I
- c) II > III > IV > I
- d) I > II > III > IV

(O.Q.L. Asturias 2000)

Las cantidades propuestas expresadas en moles de átomos de O son:

▪ Muestra I

$$25 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol O}_2} = 1,6 \text{ mol O}$$

▪ Muestra II

$$25 \text{ L O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{22,4 \text{ L O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol O}_2} = 2,2 \text{ mol O}$$

▪ Muestra III

$$25 \cdot 10^{23} \text{ átomos O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}} = 4,2 \text{ mol O}$$

▪ Muestra IV

$$25 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol O}_2} = 8,3 \text{ mol O}$$

El orden decreciente correcto para estas muestras es:

$$IV > III > II > I$$

Ninguna respuesta es correcta.

3.18. Se sabe que $2,07 \cdot 10^{22}$ átomos de un elemento pesan 2,48 g. Su masa molar (g mol^{-1}) es:

- a) 5,13
- b) 36,0
- c) 72,1
- d) 22,4
- e) 144

(O.Q.L. Sevilla 2000) (O.Q.L. Sevilla 2003) (O.Q.L. País Vasco 2010)

Aplicando el concepto de mol al elemento X:

$$\frac{2,48 \text{ g X}}{2,07 \cdot 10^{22} \text{ átomos X}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos X}}{1 \text{ mol X}} = 72,1 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

3.19. Señale la proposición correcta:

- a) En 2,01594 g de hidrógeno natural hay el mismo número de átomos que en 12,0000 g del isótopo ^{12}C del carbono.
- b) El volumen que ocupa un mol de un gas es siempre 22,4 L.
- c) El volumen que ocupa un mol de un líquido (en cm^3) es igual a la masa de un mol de (en gramos) dividido por la densidad de la sustancia (en g cm^{-3}).
- d) El volumen de un mol de sustancia sólida, líquida o gaseosa es siempre 22,4 L.
- e) 2,0 mol de hidrógeno contienen el mismo número de átomos que 8,0 g de hidrógeno a 1 atm y 0°C .

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. Cantabria 2014)

a) Falso. De acuerdo con el concepto de mol:

$$2,0194 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = 1,20 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

$$12,0000 \text{ g } ^{12}\text{C} \cdot \frac{1 \text{ mol } ^{12}\text{C}}{12,0 \text{ g } ^{12}\text{C}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos } ^{12}\text{C}}{1 \text{ mol } ^{12}\text{C}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ átomos } ^{12}\text{C}$$

b-d) Falso. 22,4 L es el volumen que ocupa un mol de cualquier gas medido de condiciones normales de presión y temperatura, 1 atm y 0°C .

c) **Verdadero**. De acuerdo con el concepto de densidad:

$$V = \frac{M (\text{g mol}^{-1})}{\rho (\text{g cm}^{-3})} = \frac{M}{\rho} \text{ cm}^3 \text{ mol}^{-1}$$

e) Falso.

$$8,0 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = 4,8 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

$$2,0 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = 2,4 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

La respuesta correcta es la c.

3.20. De las siguientes proposiciones, ¿cuál es cierta?

- a) Un mol de carbono tiene una masa mayor que un mol de neón.
- b) La masa de un mol de metano es la masa de una molécula de metano.
- c) El número de átomos de $1,00 \cdot 10^{-10}$ mol de CO_2 es $5 \cdot 10^{24}$.
- d) La masa de un átomo de plata es $1,792 \cdot 10^{-22}$ g.

(O.Q.L. Asturias 2001)

- a) Falso. El neón tiene mayor masa atómica que el carbono.
- b) Falso. La masa de un mol de metano es la masa de un número de Avogadro de moléculas de metano.
- c) Falso. El número de átomos contenidos en $1,00 \cdot 10^{-10}$ mol de CO_2 es:

$$1,00 \cdot 10^{-10} \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{3 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 1,81 \cdot 10^{14} \text{ átomos}$$

- d) Verdadero. La masa de un átomo de plata es:

$$1 \text{ átomo Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Ag}} \cdot \frac{107,9 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} = 1,792 \cdot 10^{-22} \text{ g Ag}$$

La respuesta correcta es la d.

3.21. Dadas las siguientes cantidades de C_3H_8 (g). ¿En cuál de ellas existen únicamente 11 átomos?

- a) $7,31 \cdot 10^{-23}$ g
- b) 22,4 L en condiciones normales
- c) 1 mol en condiciones normales
- d) 44 g

(O.Q.L. Asturias 2001) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. Rioja 2008) (O.Q.L. Rioja 2009) (O.Q.L. Rioja 2011)

Para que una muestra contenga un número de átomos tan pequeño debe tener una masa pequeñísima.

$$11 \text{ átomos} \cdot \frac{1 \text{ molécula C}_3\text{H}_8}{11 \text{ átomos}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{44,0 \text{ g C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = 7,31 \cdot 10^{-23} \text{ g C}_3\text{H}_8$$

La respuesta correcta es la a.

(En la cuestión propuesta en La Rioja 2008 se pregunta 14 átomos y la sustancia es C_4H_{10}).

3.22. Las feromonas son un tipo especial de compuestos secretados por las hembras de muchas especies de insectos con el fin de atraer a los machos para el apareamiento. Una feromona tiene de fórmula molecular $\text{C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}$. La cantidad de feromona normalmente secretada por una hembra es, aproximadamente, de $1,00 \cdot 10^{-12}$ g. ¿Cuántas moléculas de feromona hay en esa cantidad?

- a) $1,66 \cdot 10^{-36}$
- b) $3,54 \cdot 10^{-15}$
- c) $2,14 \cdot 10^9$
- d) $6,02 \cdot 10^{11}$

(O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.L. Baleares 2008) (O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. La Rioja 2014)

Las respuestas a) y b) son absurdas por tratarse de números menores que la unidad.

El número de moléculas que integran una muestra de $1,00 \cdot 10^{-12}$ g de $\text{C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}$ es:

$$1,00 \cdot 10^{-12} \text{ g C}_{19}\text{H}_{38}\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}}{282,0 \text{ g C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}} \cdot \frac{N_A \text{ moléculas C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}}{1 \text{ mol C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}} = 2,14 \cdot 10^9 \text{ moléculas C}_{19}\text{H}_{38}\text{O}$$

La respuesta correcta es la c.

3.23. Indique cuál o cuáles de las siguientes propuestas es/son correcta/s:

- 1) Mol es una unidad de masa que representa la masa molecular expresada en gramos.
- 2) Un mol es un número de Avogadro de partículas.
- 3) Un mol de agua tiene las mismas moléculas que un mol de benceno.
- 4) Cuando dos sustancias reaccionan lo hacen siempre mol a mol.

- a) 1
- b) Todas
- c) 2 y 3
- d) 1, 2 y 4

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Sevilla 2019)

- 1) Incorrecto. El mol es la unidad de cantidad de sustancia, no de masa.
- 2-3) **Correcto**. Un mol contiene un número de Avogadro de partículas de cualquier sustancia.
- 4) Incorrecto. La relación molar en la que reaccionan las sustancias puede ser cualquiera.

La respuesta correcta es la c.

3.24. ¿Cuál de las siguientes sustancias contiene mayor número de átomos?

- a) 5 mol de H₂O
- b) 6 mol de CS₂
- c) 3 mol de NaNO₃
- d) 2 mol de NH₄OH
- e) 6 mol de NaH

(O.Q.N. Oviedo 2002)

La muestra que contiene más átomos es aquella que está integrada por un mayor número de moles de átomos.

a) Falso.

$$5 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{3 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{N_A \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 15 N_A \text{ átomos}$$

b) **Verdadero**.

$$6 \text{ mol CS}_2 \cdot \frac{3 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol CS}_2} \cdot \frac{N_A \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 18 N_A \text{ átomos}$$

c) Falso.

$$3 \text{ mol NaNO}_3 \cdot \frac{5 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol NaNO}_3} \cdot \frac{N_A \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 15 N_A \text{ átomos}$$

d) Falso.

$$2 \text{ mol NH}_4\text{OH} \cdot \frac{7 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol NH}_4\text{OH}} \cdot \frac{N_A \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 14 N_A \text{ átomos}$$

e) Falso.

$$6 \text{ mol NaH} \cdot \frac{2 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol NaH}} \cdot \frac{N_A \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 12 N_A \text{ átomos}$$

La respuesta correcta es la b.

3.25. Una muestra de 2,0 g de un elemento metálico contiene $3,01 \cdot 10^{22}$ átomos de dicho elemento. La masa atómica de dicho átomo es:

- a) 19
- b) 20
- c) 40
- d) 56

(O.Q.L. Murcia 2002)

Aplicando el concepto de mol al elemento X:

$$\frac{2,0 \text{ g X}}{3,01 \cdot 10^{22} \text{ átomos X}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos X}}{1 \text{ mol X}} = 40 \text{ g mol}^{-1} \rightarrow 40 \text{ u/átomo}$$

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Sevilla 2000 y otras).

3.26. ¿Cuál de las siguientes cantidades de materia contiene mayor número de átomos?

- a) $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2
- b) 56 g de CO
- c) 44,8 L de He en condiciones normales
- d) 3,0 mol de CO_2
- e) 2,0 mol de N_2

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Valencia 2011)

a) Falso.

$$6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos H}}{1 \text{ molécula H}_2} = 1,20 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

b) Falso.

$$56 \text{ g CO} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{28,0 \text{ g CO}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}}{1 \text{ mol CO}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula CO}} = 2,4 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

c) Falso.

$$44,8 \text{ L He} \cdot \frac{1 \text{ mol He}}{22,4 \text{ L He}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos He}}{1 \text{ mol He}} = 1,20 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

d) **Verdadero.**

$$3,0 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula CO}_2} = 5,4 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

e) Falso.

$$2,0 \text{ mol N}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas N}_2}{1 \text{ mol N}_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula N}_2} = 2,4 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

La respuesta correcta es la d.

3.27. Sabiendo que la masa molar del monóxido de carbono es 28,01 g; señale la proposición correcta:

- a) Un mol de monóxido de carbono pesará 28,01 u.
- b) La masa atómica del radón es 222, luego un mol de radón tiene 222/28 veces menos moléculas que un mol de monóxido de carbono, a *p* y *T* constantes.
- c) En un litro de monóxido de carbono en estado gaseoso, en condiciones normales, habrá $28,01 \cdot 2 / 22,41$ átomos.
- d) A 100 °C y 1 atm, un mol de monóxido de carbono tendrá $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas.
- e) El número de partículas en una determinada cantidad de muestra depende de la temperatura.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

a) Falso. Esa es la masa molecular del CO.

b) Falso. En idénticas condiciones de presión y temperatura, 1 mol de Rn y 1 mol de CO contienen el mismo número partículas, aunque el Rn, por ser un gas noble no forma moléculas.

c) Falso. El número de átomos propuesto es absurdo, ya que se trata de un número muy pequeño. El valor correcto es:

$$1 \text{ L CO} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{22,4 \text{ L CO}} \cdot \frac{N_A \text{ moléculas CO}}{1 \text{ mol CO}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula CO}} = \frac{N_A}{11,2} \text{ átomos}$$

d) **Verdadero**. Un mol de cualquier gas contiene un número de Avogadro de moléculas, las condiciones de presión y temperatura solo afectan al volumen que ocupa.

e) Falso. El número de partículas de una determinada cantidad de muestra solo depende del número de moles de la misma.

La respuesta correcta es la d.

3.28. Si la relación e/m (carga/masa) del protón es de X ($C g^{-1}$), si su carga es de Y (C) y se considera que su masa es de 1 ($g mol^{-1}$), el valor del número de Avogadro tendrá que ser igual a:

- a) Y/X
- b) $Y+X$
- c) X/Y
- d) $1/Y$

(O.Q.L. Murcia 2003)

Dividiendo la carga del protón, Y , entre su carga específica, X , se obtiene la masa de un protón:

$$m_p = \frac{Y (C)}{X (C g^{-1})} = \frac{Y}{X} (g)$$

Dividiendo la masa molar, M , entre la masa de la partícula se obtiene el número de Avogadro:

$$N_A = \frac{1 (g mol^{-1})}{Y/X (g)} = \frac{X}{Y} (mol^{-1})$$

La respuesta correcta es la c.

3.29. ¿Cuántas moléculas de hidrógeno hay por cm^3 (supuesto comportamiento de gas ideal) en condiciones normales?

- a) $10^3 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 6,022 \cdot 10^{21}$
- b) $2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 12,044 \cdot 10^{23}$
- c) $6,022 \cdot 10^{23} / (22,4 \cdot 10^3) = 2,70 \cdot 10^{19}$
- d) $2 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} / (22,4 \cdot 10^3) = 5,4 \cdot 10^{19}$

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

De acuerdo con el concepto de mol, el número de moléculas por cm^3 de gas (en c.n.) es:

$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ cm}^3} = \frac{6,022 \cdot 10^{23}}{22,4 \cdot 10^3} = 2,70 \cdot 10^{19} \text{ moléculas cm}^{-3}$$

Este valor es conocido como el número o constante de Loschmidt.

La respuesta correcta es la c.

3.30. Considerando un gramo de oxígeno atómico, un gramo de oxígeno molecular y un gramo de ozono. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) En 1 g de moléculas de ozono es donde hay mayor número de átomos de oxígeno.
- b) En 1 g de oxígeno molecular es donde hay mayor número de átomos de oxígeno.
- c) Donde hay mayor número de átomos de oxígeno es en un gramo de oxígeno atómico.
- d) 1 g de las tres sustancias contiene el mismo número de átomos de oxígeno.

(O.Q.L. Baleares 2003)

Para poder comparar las tres muestras es preciso calcular el número de átomos de oxígeno que contiene cada una de ellas:

$$1 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} = 3,76 \cdot 10^{22} \text{ átomos O}$$

$$1 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} = 3,76 \cdot 10^{22} \text{ átomos O}$$

$$1 \text{ g O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_3}{48,0 \text{ g O}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol O}}{1 \text{ mol O}_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} = 3,76 \cdot 10^{22} \text{ átomos O}$$

Como se observa, las tres muestras contienen el **mismo número de átomos**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.31. ¿Cuál es el número de moléculas de gas que hay en 1,00 mL de un gas ideal en condiciones normales?

- a) $2,69 \cdot 10^{22}$
- b) $6,02 \cdot 10^{20}$
- c) $2,69 \cdot 10^{19}$
- d) $22,4 \cdot 10^{19}$
- e) $6,022 \cdot 10^{19}$

(O.Q.L. Extremadura 2003)

De acuerdo con el concepto de mol, el número de moléculas por mL de gas ideal, (en c.n.), es:

$$\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{22,4 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 2,69 \cdot 10^{19} \text{ moléculas mL}^{-1}$$

Este valor es conocido como el número o constante de Loschmidt.

La respuesta correcta es la **c**.

3.32. La hormona adrenalina, $\text{C}_9\text{H}_{13}\text{NO}_3$, se encuentra en una concentración en el plasma sanguíneo de $6,00 \cdot 10^{-8} \text{ g L}^{-1}$. Determine cuántas moléculas de adrenalina hay en 1 L de plasma.

- a) $1,9 \cdot 10^{14}$
- b) $2 \cdot 10^{14}$
- c) $1,97 \cdot 10^{14}$
- d) $1,90 \cdot 10^{14}$
- e) $6,02 \cdot 10^{23}$

(O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017) (O.Q.L. Granada 2018)

El número de moléculas de $\text{C}_9\text{H}_{13}\text{NO}_3$ en 1 L de plasma es:

$$\frac{6,00 \cdot 10^{-8} \text{ g C}_9\text{H}_{13}\text{NO}_3}{1 \text{ L plasma}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_9\text{H}_{13}\text{NO}_3}{183,0 \text{ g C}_9\text{H}_{13}\text{NO}_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_9\text{H}_{13}\text{NO}_3}{1 \text{ mol C}_9\text{H}_{13}\text{NO}_3} = 1,97 \cdot 10^{14} \frac{\text{moléculas}}{\text{L}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.33. Señale la proposición correcta:

- a) 12 g de carbono contienen igual número de átomos que 40 g de calcio.
- b) Dos masas iguales de los elementos A y B contienen el mismo número de átomos.
- c) En 16 g de oxígeno hay tantos átomos como moléculas en 14 g de nitrógeno.
- d) La masa atómica de un elemento es la masa en gramos de un átomo del elemento.

(O.Q.L. Murcia 2004)

a) **Verdadero.** Dos muestras de elementos contienen igual número de átomos si están constituidas por el mismo número de moles de sustancia:

$$12 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 1,0 \text{ mol C} \quad 40 \text{ g Ca} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}}{40,1 \text{ g Ca}} = 1,0 \text{ mol Ca}$$

b) Falso. Para que dos muestras de elementos diferentes con la misma masa contengan igual número de átomos es preciso que estén constituidas por el mismo número de moles de sustancia. Esto no es posible ya que dos elementos diferentes no tienen la misma masa molar.

c) Falso. El número de partículas de ambas muestras es diferente:

$$16 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} = 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}$$

$$14 \text{ g N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{28,0 \text{ g N}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas N}_2}{1 \text{ mol N}_2} = 3,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas N}_2$$

d) Falso. La masa atómica de un elemento es la masa de un átomo de ese elemento y se suele expresar en unidades de masa atómica, u.

La respuesta correcta es la a.

3.34. El número de átomos de hidrógeno contenidos en dos moles y medio de hidrógeno es:

a) 15,05

b) $12,04 \cdot 10^{23}$

c) $8,30 \cdot 10^{-23}$

d) $3,01 \cdot 10^{24}$

(O.Q.L. Madrid 2004)

Las respuestas a) y c) son absurdas por tratarse de números muy pequeños y no enteros.

El número de átomos de H que integran una muestra de 2,50 mol de H₂ es:

$$2,50 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = 3,01 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

La respuesta correcta es la d.

3.35. La carga eléctrica de un mol de electrones es, aproximadamente:

a) $1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

b) $9,1 \cdot 10^{-31} \text{ C}$

c) $9,65 \cdot 10^4 \text{ C}$

d) $6,022 \cdot 10^{-23} \text{ C}$

(O.Q.L. Madrid 2004)

La carga de un mol de electrones, que se conoce con el nombre de constante de Faraday, es:

$$1 \text{ mol e}^- \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ e}^-}{1 \text{ mol e}^-} \cdot \frac{1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}}{1 \text{ e}^-} = 9,647 \cdot 10^4 \text{ C}$$

La respuesta correcta es la c.

3.36. ¿Cuál de las siguientes cantidades de materia contiene mayor número de moléculas?

a) 0,25 g de SO₂

b) 0,25 g de HCl

c) 0,25 g I₂

d) Todas contienen el mismo número de moléculas.

(O.Q.L. Baleares 2004)

Posee más moléculas aquella cantidad de sustancia que tenga mayor número de moles y, como se dispone de la misma masa de todas las sustancias, el mayor número de moles le corresponde a la sustancia con menor masa molar, M :

$$M_{\text{SO}_2} = 64 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M_{\text{HCl}} = 36,5 \text{ g mol}^{-1}$$

$$M_{\text{I}_2} = 254 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la b.

3.37. Si la masa atómica del sodio es 23 y la del nitrógeno es 14, puede decirse que en 23 g de sodio:

- Hay el mismo número de átomos que en 14 g de nitrógeno.
- Hay el doble de átomos que en 14 g de nitrógeno.
- Hay la mitad de átomos que en 14 g de nitrógeno.
- No puede hacerse la comparación porque se trata de un sólido y de un gas.

(O.Q.L. Murcia 2005)

a) **Verdadero.** Dos muestras de elementos contienen igual número de átomos si están constituidas por el mismo número de moles de sustancia:

$$23 \text{ g Na} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}}{23,0 \text{ g Na}} = 1,0 \text{ mol Na} \quad 14 \text{ g N} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{14,0 \text{ g N}} = 1,0 \text{ mol N}$$

b-c) Falso. Las dos muestras de elementos contienen igual número de átomos ya que están constituidas por el mismo número de moles de sustancia.

d) Falso. El estado de agregación de una sustancia no tiene nada que ver con los átomos que la integran. La respuesta correcta es la a.

3.38. La masa atómica de un elemento es 10,0 u. Se puede decir que la masa de un átomo de dicho elemento es:

- $6,02 \cdot 10^{23} \text{ g}$
- $6,02 \cdot 10^{22} \text{ g}$
- $1,66 \cdot 10^{-23} \text{ g}$
- $1,66 \cdot 10^{23} \text{ g}$

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

Todas las respuestas menos la c) son absurdas ya que corresponden a cantidades de átomos muy grandes ($\approx 1 \text{ mol}$).

$$\frac{10,0 \text{ u}}{\text{átomo}} \cdot \frac{1 \text{ g}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}} = 1,66 \cdot 10^{-23} \text{ g átomo}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

3.39. ¿En cuál de los siguientes casos existe mayor número de átomos?

- Un mol de moléculas de nitrógeno.
- 10 g de agua.
- Un mol de moléculas de amoníaco gas.
- 20 L de cloro medido en condiciones normales.

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.L. Asturias 2008)

Contendrá un mayor número de átomos la muestra que contenga un mayor número de moles de átomos.

a) Falso.

$$1 \text{ mol N}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol N}_2} \cdot \frac{N_A \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 2 N_A \text{ átomos}$$

b) Falso.

$$10 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{3 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{N_A \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 1,7 N_A \text{ átomos}$$

c) **Verdadero.**

$$1 \text{ mol NH}_3 \cdot \frac{4 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{N_A \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 4 N_A \text{ átomos}$$

d) Falso.

$$20 \text{ L Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{22,4 \text{ L Cl}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{N_A \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 1,8 N_A \text{ átomos}$$

La respuesta correcta es la c.

3.40. La frase “la masa atómica del aluminio es 27,00”, sugiere cuatro interpretaciones. Señale cuál de ellas es la equivocada:

- a) La masa de un átomo de aluminio es 27,00 g.
- b) La masa de un átomo de aluminio es 27,00 u.
- c) La masa de un mol de átomos de aluminio es 27,00 g.
- d) Un átomo de aluminio es 27,00 veces más pesado que 1/12 de un átomo de ^{12}C .

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. Asturias 2012) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2019)

- a) Falso. No es correcto decir que la masa atómica del aluminio es 27 g, esa es su masa molar.
- b) Verdadero. La masa atómica es la masa de un átomo y se mide en u (unidades de masa atómica).
- c) Verdadero. Según se ha hecho constar en a).
- d) Verdadero. De acuerdo con la definición de unidad de masa atómica: “la doceava parte de la masa de un átomo de ^{12}C ”, es 1, por tanto, es correcto decir que el átomo de aluminio es 27 veces más pesado.

La respuesta correcta es la a.

3.41. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) El número de átomos que hay en 5,0 g de O_2 es igual al número de moléculas que hay en 10 g de O_2 .
- b) La masa atómica de un elemento es la masa en gramos de un átomo de dicho elemento.
- c) Masas iguales de los elementos A y B contienen el mismo número de átomos.
- d) El número de moléculas de un gas en un volumen determinado depende del tamaño de las moléculas.
- e) Un mol de hierro tiene un volumen de 22,4 L.
- f) Dos masas iguales de diferentes compuestos en las mismas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de partículas componentes.
- g) En cierta cantidad de gas helio, la cantidad de átomos de helio es doble que la de moléculas de gas.

(O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Sevilla 2008) (O.Q.L. Asturias 2012) (O.Q.L. Sevilla 2014)

- a) Verdadero. Dos muestras contienen igual número de partículas si están constituidas por el mismo número de moles de sustancia:

$$5,0 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol O}_2} = 0,31 \text{ mol O} \qquad 10 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} = 0,31 \text{ mol O}_2$$

- b) Falso. La masa atómica de un elemento es la masa de un átomo de dicho elemento. Se suele expresar en unidades de masa atómica.
- c) Falso. Para que dos muestras de elementos diferentes con la misma masa contengan igual número de átomos, es preciso que estén constituidas por el mismo número de moles de sustancia. Esto no es posible ya que dos elementos diferentes no tienen la misma masa molar.
- d) Falso. No existe ninguna relación entre el número de moléculas de un gas y el tamaño de las mismas. En todo caso, en un gas, el volumen ocupado por las moléculas del mismo es despreciable comparado con el volumen del gas.
- e) Falso. El hierro en condiciones normales de presión y temperatura es sólido y 22,4 L es el volumen molar de una sustancia gaseosa en esas condiciones.
- f) Falso. Para que dos muestras de compuestos diferentes con la misma masa contengan igual número de partículas (moléculas), es preciso que estén constituidas por el mismo número de moles de sustancia. Esto solo es posible si ambos compuestos tienen la misma masa molar.
- g) Falso. El helio, como el resto de los gases nobles, no forma moléculas.

La respuesta correcta es la a.

3.42. La fórmula molecular de la cafeína es $C_8H_{10}N_4O_2$. Medio mol de cafeína contiene:

- a) $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de carbono
- b) 4 g de carbono
- c) 4 mol de átomos de carbono
- d) 8 átomos de carbono
- e) 4 átomos de carbono

(O.Q.L. Almería 2005)

a) Falso. Los átomos de C contenidos en 0,50 mol de $C_8H_{10}N_4O_2$ son:

$$0,50 \text{ mol } C_8H_{10}N_4O_2 \cdot \frac{8 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } C_8H_{10}N_4O_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}}{1 \text{ mol C}} = 2,4 \cdot 10^{24} \text{ átomos C}$$

b) Falso. Los gramos de C contenidos en 0,5 mol de $C_8H_{10}N_4O_2$ son:

$$0,50 \text{ mol } C_8H_{10}N_4O_2 \cdot \frac{8 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } C_8H_{10}N_4O_2} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 48 \text{ g C}$$

c) **Verdadero**. Los moles de C contenidos en 0,5 mol de $C_8H_{10}N_4O_2$ son:

$$0,50 \text{ mol } C_8H_{10}N_4O_2 \cdot \frac{8 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } C_8H_{10}N_4O_2} = 4,0 \text{ mol C}$$

Las respuestas d) y e) son absurdas por tratarse de números muy pequeños.

La respuesta correcta es la c.

3.43. Un mol de H_2O y un mol de O_2 :

- a) Tienen la misma masa.
- b) Contienen una molécula cada uno.
- c) Tienen 1 g de masa.
- d) Contienen el mismo número de moléculas.

(O.Q.L. País Vasco 2005)

a) Falso. Ambas sustancias tienen diferente masa molar.

b) Falso. Un mol de cualquier sustancia contiene un número de Avogadro de partículas.

c) Falso. De acuerdo con lo expuesto en el apartado a).

d) **Verdadero**. De acuerdo con lo expuesto en el apartado b).

La respuesta correcta es la d.

3.44. Indique en qué muestra hay mayor número de átomos:

- a) 1,0 mol de nitrógeno
- b) 48 g de oxígeno
- c) 89,6 L de He en condiciones normales
- d) 0,5 mol de $CaCl_2$

(O.Q.L. Castilla y León 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) Falso.

$$1,0 \text{ mol } N_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } N_2}{1 \text{ mol } N_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ moléculas } N_2} = 1,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

b) Falso.

$$48 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32,0 \text{ g } O_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } O_2}{1 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ moléculas } O_2} = 1,8 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

c) **Verdadero**.

$$89,6 \text{ L He} \cdot \frac{1 \text{ mol He}}{22,4 \text{ L He}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos He}}{1 \text{ mol He}} = 2,4 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

d) Falso.

$$0,50 \text{ mol CaCl}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ unidades fórmula CaCl}_2}{1 \text{ mol CaCl}_2} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ unidad fórmula CaCl}_2} = 9,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

La respuesta correcta es la c.

3.45. Un tazón contiene 100 mL de agua, el número de moléculas agua en el tazón es:

- a) 5,55
- b) $6,022 \cdot 10^{23}$
- c) $1,205 \cdot 10^{24}$
- d) $3,35 \cdot 10^{24}$

(O.Q.L. Baleares 2006)

La respuesta a) es absurda por tratarse de un número que no es entero y que, además, es muy pequeño.

Suponiendo que la densidad del agua es $1,00 \text{ g mL}^{-1}$, el número de moléculas que contiene la taza es:

$$100 \text{ mL H}_2\text{O} \cdot \frac{1,00 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mL H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 3,35 \cdot 10^{24} \text{ moléculas H}_2\text{O}$$

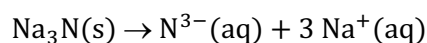
La respuesta correcta es la d.

3.46. ¿Cuántos moles de iones habrá en una disolución acuosa preparada al disolver 0,135 mol de nitrato de sodio en agua?

- a) 0,270 mol
- b) 0,675 mol
- c) 0,540 mol
- d) 0,135 mol

(O.Q.L. Madrid 2006)

La ecuación química correspondiente a la disolución en agua del Na_3N es:



Relacionando moles de sustancia y de iones:

$$0,135 \text{ mol Na}_3\text{N} \cdot \frac{4 \text{ mol iones}}{1 \text{ mol Na}_3\text{N}} = 0,540 \text{ mol}$$

La respuesta correcta es la c.

3.47. Una muestra de 32 g de metano contiene:

- a) 0,5 mol CH_4
- b) N_A moléculas CH_4
- c) 8 mol H
- d) Ocupa un volumen de 11,2 L en condiciones normales de presión y temperatura.

(O.Q.L. Madrid 2006)

a) Falso.

$$0,5 \text{ mol CH}_4 \cdot \frac{16,0 \text{ g CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} = 8 \text{ g CH}_4$$

b) Falso.

$$N_A \text{ moléculas CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{N_A \text{ moléculas CH}_4} \cdot \frac{16,0 \text{ g CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} = 16 \text{ g CH}_4$$

c) Verdadero.

$$8 \text{ mol H} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{4 \text{ mol H}} \cdot \frac{16,0 \text{ g CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} = 32 \text{ g CH}_4$$

d) Falso.

$$11,2 \text{ L CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{22,4 \text{ L CH}_4} \cdot \frac{16,0 \text{ g CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} = 8 \text{ g CH}_4$$

La respuesta correcta es la c.

3.48. Indique dónde hay más masa:

- a) $12,04 \cdot 10^{23}$ moléculas O_2
 b) 0,50 mol CO_2
 c) 30 g I_2
 d) 11,2 L Cl_2 en condiciones normales.

(O.Q.L. Asturias 2006)

a) Verdadero.

$$12,04 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2} \cdot \frac{32,0 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 64,0 \text{ g O}_2$$

b) Falso.

$$0,50 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 22 \text{ g CO}_2$$

d) Falso.

$$11,2 \text{ L Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{22,4 \text{ L Cl}_2} \cdot \frac{71,0 \text{ g Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 35,5 \text{ g Cl}_2$$

La respuesta correcta es la a.

3.49. La masa molecular de una proteína que envenena los alimentos está alrededor de 900.000 u. La masa aproximada de una molécula de esta proteína será:

- a) $1,5 \cdot 10^{-18}$ g
 b) $1 \cdot 10^{-12}$ g
 c) $6,022 \cdot 10^{23}$ g
 d) $9 \cdot 10^{-5}$ g

(O.Q.L. Murcia 2006)

La respuesta c) es absurda por tratarse de un número muy grande.

Si la masa molecular de una sustancia X es 900.000, el valor expresado en gramos es:

$$\frac{900.000 \text{ u}}{\text{molécula}} \cdot \frac{1 \text{ g}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ u}} = 1,5 \cdot 10^{-18} \frac{\text{g}}{\text{molécula}}$$

La respuesta correcta es la a.

3.50. Siendo N_A el número de Avogadro, la masa en gramos de 1 unidad de masa atómica es:

- a) $1/N_A$
 b) 12
 c) $12/N_A$
 d) 1/12

(O.Q.L. Murcia 2006)

La unidad de masa atómica se define como 1/12 de la masa del ^{12}C . De acuerdo con esto:

$$1 \text{ u} = \frac{1 \text{ átomo C}}{12} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{N_A \text{ átomos C}} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = \frac{1}{N_A} \text{ g}$$

La respuesta correcta es la a.

3.51. De las siguientes proposiciones, ¿cuál es la verdadera?

- a) Si la masa atómica del Cr es 52 significa que el número de protones es 52.
 b) La masa de un mol de metano es menor que la de una molécula de tetracloruro de carbono.
 c) Un mol de nitrógeno molecular tiene mayor número de átomos que un mol de nitrógeno atómico.
 d) En 2,0 g de hidrógeno hay la mitad de átomos que en un mol de agua.

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

- a) Falso. La masa atómica no está relacionada con el número de protones.
 b) Falso. La masa de un mol de sustancia es muchísimo mayor que la masa de una molécula de cualquier sustancia.
 c) **Verdadero.** Un mol de N₂ contiene doble número de átomos que un mol de N.
 d) Falso. El número de átomos contenidos en 2 g H₂ es:

$$2 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol H}} = 1,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

El número de átomos contenidos en 1 mol H₂O es

$$1 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{3 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 1,8 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

La respuesta correcta es la c.

3.52. Considere una muestra de carbonato de calcio (masa molar 100,1 g mol⁻¹) en forma de cubo que mide 3,20 cm de lado. Si la densidad de la muestra es 2,70 g cm⁻³, cuántos átomos de oxígeno contiene:

- a) 6,23 · 10²³
 b) 1,57 · 10²⁴
 c) 1,20 · 10²⁴
 d) 1,81 · 10²⁴

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

El volumen de la muestra es:

$$V = (3,20 \text{ cm})^3 = 32,8 \text{ cm}^3$$

El número de moles de oxígeno de la muestra es:

$$32,8 \text{ cm}^3 \text{ CaCO}_3 \cdot \frac{2,70 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ cm}^3 \text{ CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,1 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol O}}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 2,65 \text{ mol O}$$

El número de átomos de oxígeno contenidos en la muestra es:

$$2,65 \text{ mol O} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} = 1,60 \cdot 10^{24} \text{ átomos O}$$

La respuesta correcta es la b.

3.53. El número de átomos contenidos en 10⁻³ átomo-gramo de Fe es:

- a) 6,022 · 10²⁰
 b) 6,022 · 10⁻²³
 c) 2 · 10²⁰
 d) 6,022 · 10²⁸

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

El número de átomos contenidos en 10⁻³ mol de átomos de Fe (átomos-gramo es obsoleto) es:

$$10^{-3} \text{ mol Fe} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 6,022 \cdot 10^{20} \text{ átomos Fe}$$

La respuesta correcta es la a.

3.54. Considerando las masas atómicas de H = 1, N = 14 y O = 16. ¿Cuál de los siguientes compuestos tendrá mayor número de átomos de nitrógeno?

- a) 50 g N₂O
- b) 50 g NO₂
- c) 50 g NH₃
- d) 50 g N₂

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

a) Falso.

$$50 \text{ g N}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}}{44,0 \text{ g N}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol N}_2\text{O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos N}}{1 \text{ mol N}} = 1,4 \cdot 10^{24} \text{ átomos N}$$

b) Falso.

$$50 \text{ g NO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol NO}_2}{46,0 \text{ g NO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol NO}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos N}}{1 \text{ mol N}} = 6,5 \cdot 10^{23} \text{ átomos N}$$

c) Falso.

$$50 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos N}}{1 \text{ mol N}} = 1,8 \cdot 10^{24} \text{ átomos N}$$

d) Verdadero.

$$50 \text{ g N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{28,0 \text{ g N}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol N}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos N}}{1 \text{ mol N}} = 2,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos N}$$

La respuesta correcta es la d.

3.55. El número de átomos de 0,400 mol de oxígeno molecular diatómico es:

- a) 2,409·10²³
- b) 4,818·10²³
- c) 6,022·10²³
- d) 1,505·10²³

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

El número de átomos contenidos en 0,400 mol de O₂ es:

$$0,400 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} = 4,82 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}$$

La respuesta correcta es la b.

3.56. Indique en qué apartado hay menor número de átomos:

- a) 2,0 mol de hidrógeno
- b) 28 g de nitrógeno
- c) 67,2 L de neón en condiciones normales
- d) 6,022·10²³ átomos de hidrógeno

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

a) Falso.

$$2,0 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = 2,4 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

b) Falso.

$$28 \text{ g N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{28,0 \text{ g N}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol N}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos N}}{1 \text{ mol N}} = 1,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos N}$$

c) Falso.

$$67,2 \text{ L Ne} \cdot \frac{1 \text{ mol Ne}}{22,4 \text{ L Ne}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Ne}}{1 \text{ mol Ne}} = 1,8 \cdot 10^{24} \text{ átomos Ne}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.57. ¿Qué masa de K contendría doble número de átomos que 2,0 g de C?

- a) 13,0 g
- b) 4,0 g
- c) 6,5 g
- d) 3,2 g

(O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2017)

El número de átomos contenidos en 2,0 g de C es:

$$2,0 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{N_A \text{ átomos C}}{1 \text{ mol C}} = \frac{N_A}{6} \text{ átomos C}$$

La masa de K correspondiente al doble del número de átomos calculados es:

$$2 \cdot \frac{N_A}{6} \text{ átomos K} \cdot \frac{1 \text{ mol K}}{N_A \text{ átomos K}} \cdot \frac{39,1 \text{ g K}}{1 \text{ mol K}} = 13,0 \text{ g K}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.58. De las siguientes proposiciones, ¿cuál es cierta?

- a) La masa de un átomo de Ag es: Masa atómica de la Ag/ N_A de Avogadro.
- b) El número de átomos en $1 \cdot 10^{-10}$ g de C es mayor que en $1 \cdot 10^{-10}$ mol de CO_2 .
- c) La masa de un mol de metano (CH_4) es la masa de una molécula de metano.
- d) Un mol de C tiene mayor masa que un mol de Ne.
- e) El volumen de un mol de C(s) en condiciones normales es 22,4 L.

(O.Q.L. País Vasco 2007)

a) **Verdadero.** La masa de un átomo de Ag es:

$$1 \text{ átomo Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{N_A \text{ átomos Ag}} \cdot \frac{M \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} = \frac{M}{N_A} \text{ g Ag}$$

b) Falso. El número de átomos contenidos en cada una de las muestras es:

$$1,0 \cdot 10^{-10} \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} = 3,8 \cdot 10^{12} \text{ átomos O}$$

$$1,0 \cdot 10^{-10} \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{3 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 1,8 \cdot 10^{14} \text{ átomos}$$

c) Falso. La masa de un mol de metano es N_A veces superior a la de una molécula de metano.

d) Falso. Un mol de C tiene menor masa que un mol de Ne, ya que la masa molar del C es menor que la masa molar del Ne.

e) Falso. El volumen molar es 22,4 L solo para sustancias gaseosas medidas en condiciones normales.

La respuesta correcta es la **a**.

3.59. Respecto de una molécula de oxígeno, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?

- a) Contiene dos átomos de oxígeno.
- b) Contiene $2 N_A$ átomos de oxígeno.
- c) Su masa es 32 g.
- d) Su masa en gramos es $16/N_A$.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

a) **Verdadera.** La molécula de oxígeno tiene por fórmula O_2 , lo que quiere decir que está formada por 2 átomos.

b) Falso. $2 N_A$ es el contenido en átomos de oxígeno de un mol de moléculas de O_2 :

$$1 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{N_A \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} = 2 N_A \text{ átomos O}$$

c) Falso. 32 g es la masa molar del O₂.

d) Falso. 16/N_A es la masa en u de un átomo de oxígeno:

$$\frac{16 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{N_A \text{ átomos O}} = \frac{16 \text{ g O}}{N_A \text{ átomos O}}$$

La respuesta correcta es la a.

3.60. ¿En cuál de los siguientes casos hay mayor número de moléculas?

a) 9,0 g de agua líquida.

b) 10 mL de metanol (densidad 0,79 g cm⁻³).

c) 10 L de dióxido de carbono medidos a 700 mmHg y 20 °C.

d) 10 g de arena (dióxido de silicio).

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) Verdadero.

$$9,0 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 3,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}$$

b) Falso.

$$10 \text{ mL CH}_3\text{OH} \cdot \frac{0,79 \text{ g CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mL CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{32,0 \text{ g CH}_3\text{OH}} = 0,25 \text{ mol CH}_3\text{OH}$$

$$0,25 \text{ mol CH}_3\text{OH} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}} = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CH}_3\text{OH}$$

c) Falso. Considerando comportamiento ideal:

$$n = \frac{700 \text{ mmHg} \cdot 10 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,38 \text{ mol CO}_2$$

$$0,38 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 2,3 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}_2$$

d) Falso.

$$10 \text{ g SiO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{60,0 \text{ g SiO}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas SiO}_2}{1 \text{ mol SiO}_2} = 1,0 \cdot 10^{23} \text{ moléculas SiO}_2$$

La respuesta correcta es la a.

3.61. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta o no:

I) En un litro de etano hay el mismo número de moléculas que en un litro de etino (volúmenes medidos en las mismas condiciones).

II) En 1 g de metilbutano hay el mismo número de moléculas que en 1 g de dimetilpropano, y ocupan el mismo volumen en condiciones normales.

a) Las dos son correctas.

b) Las dos no son correctas.

c) La primera es correcta y la segunda no.

d) La segunda es correcta y la primera no.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

I) Correcto. Considerando condiciones normales de presión y temperatura, ambos hidrocarburos son gaseosos y, por tanto, tienen idéntico volumen molar. Como se tiene el mismo volumen de ambos compuestos, existirán el mismo número de moles y moléculas.

II) Correcto. Considerando condiciones normales de presión y temperatura, ambos hidrocarburos son gaseosos e isómeros con la misma fórmula molecular, C_5H_{12} . Si se tiene la misma masa de ambos, el número de moles, moléculas y el volumen que ocupen será idéntico.

La respuesta correcta es la a.

3.62. Dadas las siguientes afirmaciones:

I) 16 g de CH_4 ocupan, en condiciones normales, un volumen de 22,4 L.

II) En 32 g de O_2 hay $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno.

a) Las dos son correctas.

b) Las dos no son correctas.

c) La primera es correcta y la segunda no.

d) La segunda es correcta y la primera no.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

i) Correcto. Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por 16 g de CH_4 , (en c.n.), es:

$$16 \text{ g } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16,0 \text{ g } CH_4} \cdot \frac{22,4 \text{ L } CH_4}{1 \text{ mol } CH_4} = 22,4 \text{ L } CH_4$$

ii) Incorrecto. El número de átomos de oxígeno contenidos en 32 g de O_2 es:

$$32 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32,0 \text{ g } O_2} \cdot \frac{2 \text{ mol } O}{1 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos } O}{1 \text{ mol } O} = 1,02 \cdot 10^{24} \text{ átomos } O$$

La respuesta correcta es la c.

3.63. ¿Qué muestra contiene más átomos de oxígeno?

a) 0,50 mol H_2O

b) 23 g NO_2

c) 1 L de gas ozono, O_3 , medido a 700 mmHg y 25 °C.

d) El $KMnO_4$ contenido en 1 L de disolución 0,1 M.

(O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Extremadura 2015)

a) Falso.

$$0,50 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{1 \text{ mol } O}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos } O}{1 \text{ mol } O} = 3,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos } O$$

b) Verdadero.

$$23 \text{ g } NO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } NO_2}{46,0 \text{ g } NO_2} \cdot \frac{2 \text{ mol } O}{1 \text{ mol } NO_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos } O}{1 \text{ mol } O} = 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos } O$$

c) Falso. Considerando comportamiento ideal:

$$n = \frac{700 \text{ mmHg} \cdot 1 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,038 \text{ mol } O_3$$

$$0,038 \text{ mol } O_3 \cdot \frac{3 \text{ mol } O}{1 \text{ mol } O_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos } O}{1 \text{ mol } O} = 6,8 \cdot 10^{22} \text{ átomos } O$$

d) Falso.

$$1 \text{ L } KMnO_4 \text{ 0,1 M} \cdot \frac{0,1 \text{ mol } KMnO_4}{1 \text{ L } KMnO_4 \text{ 0,1 M}} = 0,1 \text{ mol } KMnO_4$$

$$0,1 \text{ mol } KMnO_4 \cdot \frac{4 \text{ mol } O}{1 \text{ mol } KMnO_4} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos } O}{1 \text{ mol } O} = 2,4 \cdot 10^{23} \text{ átomos } O$$

La respuesta correcta es la b.

3.64. El nitrógeno tiene de masa igual a 14,0. Determine cuántas moléculas existen en 7,00 g de nitrógeno molecular.

- a) $1,51 \cdot 10^{23}$
- b) $3,01 \cdot 10^{23}$
- c) $6,02 \cdot 10^{23}$
- d) $0,86 \cdot 10^{23}$

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

El número de moléculas de N_2 que integran la muestra es:

$$7,00 \text{ g } N_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{28,0 \text{ g } N_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } N_2}{1 \text{ mol } N_2} = 1,51 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } N_2$$

La respuesta correcta es la a.

3.65. La mayoría de los cianuros son compuestos venenosos letales, la cantidad fatal para una persona es aproximadamente 1 mg de cianuro de potasio, KCN. ¿Qué dosis de las cuatro que se mencionan, puede causar un desenlace fatal por envenenamiento a una persona?

- a) $2,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol}$
- b) 0,0010 mmol
- c) 125 μg
- d) 0,125 μg

(O.Q.L. Madrid 2009)

Expresando todas las cantidades en mg:

a) Verdadero.

$$2,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol KCN} \cdot \frac{65,1 \text{ g KCN}}{1 \text{ mol KCN}} \cdot \frac{10^3 \text{ mg KCN}}{1 \text{ g KCN}} = 1,3 \text{ mg KCN}$$

b) Falso.

$$0,0010 \text{ mmol KCN} \cdot \frac{65,1 \text{ mg KCN}}{1 \text{ mmol KCN}} = 0,065 \text{ mg KCN}$$

c) Falso.

$$125 \mu\text{g KCN} \cdot \frac{1 \text{ mg KCN}}{10^3 \mu\text{g KCN}} = 0,125 \text{ mg KCN}$$

d) Falso.

$$0,125 \mu\text{g KCN} \cdot \frac{1 \text{ mg KCN}}{10^3 \mu\text{g KCN}} = 1,25 \cdot 10^{-4} \text{ mg KCN}$$

La respuesta correcta es la a.

3.66. Señale la proposición correcta:

- a) La masa en gramos de un átomo del isótopo 12 del carbono es $12/6,022 \cdot 10^{23}$.
- b) El volumen que ocupa un mol de un gas es siempre 22,4 L.
- c) Los gases ideales se caracterizan porque su volumen no cambia con la temperatura.
- d) El volumen de un mol de sustancia sólida, líquida o gaseosa es siempre 22,4 L.

(O.Q.L. Murcia 2009)

a) Verdadero. De acuerdo con el concepto de mol:

$$\frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}} = \frac{12 \text{ g C}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}}$$

b-d) Falso. 22,4 L es el volumen que ocupa un mol de cualquier gas medido de condiciones normales de presión y temperatura, 1 atm y 0 °C.

c) Falso. Los gases se comportan como ideales a presiones bajas y temperaturas altas.

La respuesta correcta es la a.

3.67. Diga si son ciertas o falsas las siguientes afirmaciones:

- i) Un ion con carga -3 pesa más que el átomo del que procede.
- ii) La masa de un mol de H_2O es la masa de una molécula de agua.
- iii) En un mol de NaCl hay $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos.

- a) i-falsa, ii-falsa, iii-falsa
- b) i-verdadera, ii-falsa, iii-verdadera
- c) i-verdadera, ii-falsa, iii-falsa
- d) i-falsa, ii-falsa, iii-verdadera

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

- a) Falso. El aumento de masa que sufre un átomo al convertirse en un anión es despreciable, ya que la masa de un electrón es 1.837 veces menor que la de un protón.
- b) Falso. La masa de un mol de H_2O es $6,022 \cdot 10^{23}$ veces superior a la de una molécula de agua.
- c) Falso. En un mol de NaCl hay $6,022 \cdot 10^{23}$ unidades fórmula NaCl , pero como cada una de ellas contiene dos iones, el número de partículas que contiene un mol es el doble del número de Avogadro.

La respuesta correcta es la a.

3.68. ¿Cuántas moléculas hay en 3,00 L de metano medidos en condiciones normales?

- a) 7,46
- b) $8,07 \cdot 10^{22}$
- c) $4,49 \cdot 10^{23}$
- e) $1,81 \cdot 10^{24}$

(O.Q.L. Baleares 2010)

Considerando comportamiento ideal, el número de moléculas que integran la muestra es:

$$3,00 \text{ L CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{22,4 \text{ L CH}_4} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} = 8,07 \cdot 10^{22} \text{ moléculas CH}_4$$

La respuesta correcta es la b.

3.69. El flúor, F_2 , y el cloro, Cl_2 , son dos elementos del grupo de los halógenos, gases en condiciones normales, con $Z=9$ y 17 , respectivamente. Elija la única afirmación correcta:

- a) Tendrán distinto número de electrones en la capa de valencia.
- b) En las moléculas diatómicas los dos átomos están unidos por enlace iónico.
- c) El número de átomos en un mol de F_2 será el mismo que en un mol de Cl_2 .
- d) La masa molecular de un mol de flúor será la misma que la de un mol de cloro.

(O.Q.L. Castilla y León 2010) (O.Q.L. Cantabria 2015)

- a) Falso. Los elementos de un grupo tienen idéntica estructura electrónica externa, para los halógenos es $ns^2 np^5$, por lo que tienen 7 electrones de valencia.
- b) Falso. Cuando se unen dos átomos idénticos para formar una molécula lo hacen siempre mediante un enlace covalente.

c) Verdadero. De acuerdo con el concepto de mol:

$$1 \text{ mol F}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol F}}{1 \text{ mol F}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos F}}{1 \text{ mol F}} = 1,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos F}$$

$$1 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Cl}}{1 \text{ mol Cl}} = 1,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos Cl}$$

- d) Falso. Las masas molares relativas del F_2 y del Cl_2 son, respectivamente, 38 y 71.

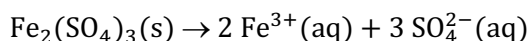
La respuesta correcta es la c.

3.70. ¿Cuántos moles de iones en total se producen cuando se disuelven en agua 0,10 mol de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$?

- a) 0,14
- b) 1,4
- c) 0,50
- d) 0,10
- e) 0,12

(O.Q.L. Valencia 2010)

La ecuación química correspondiente a disociación iónica del $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ al disolverlo en agua es:



Relacionando moles de compuesto con moles de iones:

$$0,10 \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \frac{5 \text{ mol iones}}{1 \text{ mol Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = 0,50 \text{ mol}$$

La respuesta correcta es la c.

3.71. ¿Cuántos moles de azufre hay en una muestra que contiene $7,652 \cdot 10^{22}$ átomos de S?

- a) 0,0238
- b) 0,127
- c) 0,349
- d) 0,045

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

El número de moles de átomos en la muestra es:

$$7,652 \cdot 10^{22} \text{ átomos S} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos S}} = 0,1271 \text{ mol S}$$

La respuesta correcta es la b.

3.72. Considere muestras de 1 g de las siguientes sustancias, ¿cuál de ellas contiene el mayor número de moléculas?

- a) CHCl_3
- b) CS_2
- c) COCl_2
- d) $\text{C}_2\text{H}_2\text{F}_2$

(O.Q.L. La Rioja 2010)

Contiene más moléculas la muestra que esté integrada por un mayor número de moles y, como de todas las sustancias existe la misma masa, el mayor número de moles corresponde a la sustancia con menor masa molar:

Sustancia	CHCl_3	CS_2	COCl_2	$\text{C}_2\text{H}_2\text{F}_2$
$M / \text{g mol}^{-1}$	119,5	76,0	99,0	64,0

La respuesta correcta es la d.

3.73. Respecto del ozono, se puede afirmar que:

- a) El número de átomos que contiene un mol de moléculas es $18,066 \cdot 10^{23}$.
- b) El volumen que ocupa un mol de este gas es siempre 22,4 L.
- c) Es un gas ideal y, por tanto, el volumen que ocupa no varía con la temperatura.
- d) Al disolverse en agua se disocia en iones F^+ y O^- .
- e) Al disolverse en agua se disocia en iones y produce un agradable olor a rosas.

(O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.L. Murcia 2011) (O.Q.L. Murcia 2019)

a) **Verdadero.**

$$1 \text{ mol O}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol O}}{1 \text{ mol O}_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} = 18,066 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}$$

b) Falso. Ese valor del volumen molar es solo en condiciones normales, 1 atm y 273 K.

c) Falso. De acuerdo con la ley de Charles de las transformaciones isobáricas (1787):

“el volumen que ocupa una determinada masa de gas es directamente proporcional a su temperatura absoluta”.

d-e) Falso. Son propuestas absurdas.

La respuesta correcta es la **a**.

(En la cuestión propuesta en Murcia 2011 se cambia el O₃ por el H₂S y en Murcia 2019 es el N₂).

3.74. ¿Cuántas moléculas de ozono hay en 3,20 g de O₃?

a) **4,0·10²²**

b) 6,0·10²²

c) 1,2·10²³

d) 6,0·10²³

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

El número de moléculas que integran la muestra es:

$$3,20 \text{ g O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_3}{48,0 \text{ g O}_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_3}{1 \text{ mol O}_3} = 4,01 \cdot 10^{22} \text{ moléculas O}_3$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.75. Determine qué cantidad de las siguientes sustancias contiene mayor número de átomos:

a) 0,50 mol SO₂

b) 14 g de nitrógeno molecular

c) 67,2 L de gas helio en condiciones normales de presión y temperatura

d) 22,4 g de oxígeno molecular

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

a) Falso.

$$0,50 \text{ mol SO}_2 \cdot \frac{3 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol SO}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 9,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

b) Falso.

$$14 \text{ g N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{28,0 \text{ g N}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol N}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol N}} = 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

c) **Verdadero.**

$$67,2 \text{ L He} \cdot \frac{1 \text{ mol He}}{22,4 \text{ L He}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol He}} = 1,81 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

d) Falso.

$$22,4 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol O}} = 8,43 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2008).

3.76. Un mol:

- a) Es la masa de $6,022 \cdot 10^{23}$ átomos de hidrógeno.
 b) De átomos de hidrógeno tiene una masa de 1 u.
 c) De hormigas son $6,022 \cdot 10^{23}$ hormigas (si las hubiera).
 d) De oxígeno gaseoso tiene una masa de 16 g.

(O.Q.L. Murcia 2011)

- a) Falso. El mol indica el número de partículas relacionado con una determinada masa.
 b) Falso. Ese número de átomos de hidrógeno tiene una masa de 1 g.
 c) **Verdadero.** Un mol corresponde a un número de Avogadro de partículas, aunque no es la unidad apropiada para contar algo (hormigas) que no sean partículas elementales.
 d) Falso. El oxígeno gaseoso tiene por fórmula O_2 y su masa molar es 32 g.

La respuesta correcta es la c.

3.77. En un mol de sulfato de aluminio hay:

- a) $72,276 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno
 b) Tres átomos de azufre
 c) Doce moles de oxígeno
 d) Seis átomos de aluminio

(O.Q.L. Murcia 2012)

- a)
- Verdadero.**

$$1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \frac{12 \text{ mol O}}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} = 7,226 \cdot 10^{24} \text{ átomos O}$$

- c)
- Verdadero.**

$$1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \frac{12 \text{ mol O}}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 12 \text{ mol O}$$

- b-d) Falso. Las propuestas son absurdas para un mol de sustancia.

Las respuestas correctas son a y c.

3.78. Señale la respuesta correcta entre las siguientes afirmaciones sobre el nitrógeno presente en el aire:

- a) El número de átomos que contiene un mol de moléculas es $18,066 \cdot 10^{23}$.
 b) El volumen que ocupa un mol de este gas es siempre igual a 22,4 L.
 c) La masa de un mol de este gas es 28 g a cualquier temperatura.
 d) Al disolverse en agua se disocia en iones N^+ y N^- .

*(O.Q.L. Murcia 2012)*El nitrógeno presente en el aire está en forma de moléculas diatómicas, N_2 .

- a) Falso. El número de átomos de N contenidos en 1 mol de
- N_2
- es:

$$1 \text{ mol N}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol N}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos N}}{1 \text{ mol N}} = 12,044 \cdot 10^{23} \text{ átomos N}$$

- b) Falso. El volumen molar de cualquier gas es 22,4 L en condiciones normales de presión y temperatura.
 c) **Verdadero.** La masa molar del N_2 es $28,0 \text{ g mol}^{-1}$ y no depende de la temperatura.
 d) Falso. El N_2 es una sustancia que presenta enlace covalente no polar. Por este motivo, es muy poco soluble en agua y no se disocia en iones al disolverse en ella.

La respuesta correcta es la c.

3.79. Un gramo de moléculas de hidrógeno contiene la misma cantidad de átomos que:

- a) Un gramo de átomos de hidrógeno.
- b) Un gramo de amoníaco.
- c) Un gramo de agua.
- d) Un gramo de ácido sulfúrico.

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

El número de átomos de hidrógeno contenidos en 1 g de H₂ es:

$$1,0 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}$$

a) Verdadero.

$$1,0 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = 6,0 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}$$

b) Falso.

$$1,0 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol H}}{1 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = 1,1 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}$$

c) Falso.

$$1,0 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = 6,7 \cdot 10^{22} \text{ átomos H}$$

d) Falso.

$$1,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = 1,2 \cdot 10^{22} \text{ átomos H}$$

La respuesta correcta es la a.

3.80. Un mol de átomos de cualquier elemento está definido como aquella cantidad de sustancia que contiene el mismo número de átomos que:

- a) Átomos de O que existen en 16 g de O-16 puro.
- b) Átomos de N que existen en 14 g de N-14 puro.
- c) Átomos que existen en 12 g de C-12 puro.
- d) Átomos que existen en 1 g de H-1 puro.

(O.Q.L. País Vasco 2012) (O.Q.L. Murcia 2013)

En 1971, se propuso el mol como la unidad de cantidad de sustancia y se definió como:

“la cantidad de sustancia de un sistema que contiene tantas entidades elementales como átomos hay en 0,012 kg de carbono 12”.

Desde 2018 esa definición ha cambiado:

“Un mol contiene exactamente $6,02214076 \cdot 10^{23}$ entidades elementales. Este número es el valor numérico fijo de la constante de Avogadro, N_A , cuando se expresa en mol⁻¹, y se llama número de Avogadro”.

Cuando se emplea el mol, para las entidades elementales, se debe haber especificado el tipo de partículas, que pueden ser átomos, moléculas, iones, electrones u otras partículas.

La respuesta correcta es la c.

3.81. Dónde hay más átomos de hidrógeno:

- a) En 84 g de amoníaco.
- b) En 90 L de amoníaco medido en condiciones normales.
- c) En 84 g de sulfuro de hidrógeno.
- d) En 90 L de sulfuro de hidrógeno medido en condiciones normales.

(O.Q.L. Madrid 2012)

a) Verdadero.

$$84 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol H}}{1 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = 9,0 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

b) Falso.

$$90 \text{ L NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{22,4 \text{ L NH}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol H}}{1 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = 7,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

c) Falso.

$$84 \text{ g H}_2\text{S} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{34,1 \text{ g H}_2\text{S}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{S}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = 3,0 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

d) Falso.

$$90 \text{ L H}_2\text{S} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{S}}{22,4 \text{ L H}_2\text{S}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{S}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = 4,8 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

La respuesta correcta es la a.

3.82. El hierro es biológicamente importante en el transporte de oxígeno por parte de los glóbulos rojos desde los pulmones a los diferentes órganos del cuerpo. En la sangre de un adulto hay alrededor de $2,60 \cdot 10^{13}$ glóbulos rojos con un total de 2,90 g de hierro. Por término medio, ¿cuántos átomos de hierro hay en cada glóbulo rojo?

- a) $8,83 \cdot 10^{10}$
 b) $1,20 \cdot 10^9$
 c) $3,12 \cdot 10^{22}$
 d) $2,60 \cdot 10^{13}$
 e) $5,19 \cdot 10^{-2}$

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Granada 2016)

Relacionando Fe con glóbulos:

$$\frac{2,90 \text{ g Fe}}{2,60 \cdot 10^{13} \text{ glóbulos}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,8 \text{ g Fe}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 1,20 \cdot 10^9 \frac{\text{átomos Fe}}{\text{glóbulo}}$$

La respuesta correcta es la b.

3.83. Se dispone de una muestra de 100 g de CaCO_3 y otra muestra de 100 g de Ca(OH)_2 . ¿En cuál de estas cantidades hay mayor número de moles y en cuál mayor número de átomos?

- a) Hay más moles y más átomos en la de CaCO_3 .
 b) Hay más moles y más átomos en la de Ca(OH)_2 .
 c) Hay más moles en la de CaCO_3 , pero más átomos en la de Ca(OH)_2 .
 d) Hay más moles en la de Ca(OH)_2 , pero más átomos en la de CaCO_3 .
 e) Hay el mismo número de moles en ambas, pero más átomos en la de CaCO_3 .

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

▪ El número de moles de sustancia de ambas muestras es:

$$100 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,1 \text{ g CaCO}_3} = 1,00 \text{ mol CaCO}_3$$

$$100 \text{ g Ca(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{74,1 \text{ g Ca(OH)}_2} = 1,35 \text{ mol Ca(OH)}_2$$

▪ El número de átomos de ambas muestras es:

$$1,00 \text{ mol CaCO}_3 \cdot \frac{5 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 3,00 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

$$1,35 \text{ mol Ca(OH)}_2 \cdot \frac{5 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 4,06 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

Contiene más moles y más átomos la muestra de Ca(OH)_2 .

La respuesta correcta es la **b**.

3.84. El α -tocoferol o vitamina E es una vitamina liposoluble que actúa como antioxidante a nivel de síntesis del grupo hemo, parte esencial de la hemoglobina de los glóbulos rojos. La falta de esa vitamina puede provocar anemia. La vitamina E tiene 11,62 % en masa de hidrógeno. Si un mol de vitamina E contiene $3,010 \cdot 10^{25}$ átomos de hidrógeno. ¿Cuál es la masa molar de la vitamina E?

- a) 43,1
- b) 124
- c) 430
- d) 568

(O.Q.L. Asturias 2013)

Relacionando hidrógeno con vitamina E:

$$\frac{3,010 \cdot 10^{25} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol vit E}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \cdot \frac{100 \text{ g vit E}}{11,62 \text{ g H}} = 430,1 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.85. El número de átomos de cloro presentes en 1,50 mol de cloruro de calcio es:

- a) $1,81 \cdot 10^{24}$
- b) $9,03 \cdot 10^{23}$
- c) $6,02 \cdot 10^{23}$
- d) $1,21 \cdot 10^{23}$

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

El número de átomos de Cl presentes en la muestra es:

$$1,50 \text{ mol CaCl}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol CaCl}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Cl}}{1 \text{ mol Cl}} = 1,81 \cdot 10^{24} \text{ átomos Cl}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.86. Si en un recipiente hay cantidades equimoleculares de hidrógeno y oxígeno gaseosos y su masa total es de 340 g, los moles de oxígeno gaseoso dentro del recipiente son:

- a) 10
- b) 5
- c) 8
- d) 2
- e) 1

(O.Q.L. Cantabria 2013)

Considerando que el número de moles de oxígeno y de hidrógeno de la mezcla es x , se puede escribir la siguiente ecuación:

$$\left(x \text{ mol O}_2 \cdot \frac{32,0 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2}\right) + \left(x \text{ mol H}_2 \cdot \frac{2,0 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2}\right) = 340 \text{ g mezcla} \rightarrow x = 10 \text{ mol O}_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.87. Si se tienen 64,0 g de oxígeno, de masa atómica relativa 16,0; se dispone de un total de:

- a) 4 átomos de oxígeno
- b) $1,20 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno
- c) $2,41 \cdot 10^{24}$ átomos de oxígeno
- d) $2,30 \cdot 10^{18}$ átomos de oxígeno
- e) $6,02 \cdot 10^{23}$ átomos de oxígeno

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

El número de átomos que integran la muestra es:

$$64,0 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos O}}{1 \text{ moléculas O}_2} = 2,41 \cdot 10^{24} \text{ átomos O}$$

La respuesta correcta es la c.

3.88. ¿Cuántas moléculas agua caben en 1,00 cm³ de agua?

- a) $3,35 \cdot 10^{22}$
- b) $6,02 \cdot 10^{23}$
- c) $6,69 \cdot 10^{22}$
- d) Se necesita más información.

(O.Q.L. Baleares 2014)

Suponiendo que la densidad del agua es 1,00 g cm⁻³, el número de moléculas de la muestra es:

$$1,00 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O} \cdot \frac{1,00 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 3,35 \cdot 10^{22} \text{ moléculas H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la a.

3.89. ¿Cuál de las siguientes sustancias contiene más moles en 1 g?

- a) Cr
- b) Cl₂
- c) Au
- d) NH₃

(O.Q.L. Murcia 2014)

Contiene más moles de sustancia en 1 g de muestra aquella sustancia que tenga la menor masa molar:

Sustancia	Cr	Cl ₂	Au	NH ₃
M / g mol ⁻¹	52,0	71,0	197,0	17,0

La respuesta correcta es la d.

3.90. ¿Cuál de las siguientes cantidades de sustancia contiene el mayor número de moléculas?

- a) 1 g de H₂O
- b) 1 g de N₂
- c) 1 g de F₂
- d) 1 g de NH₃

(O.Q.L. Valencia 2014)

Contiene más moléculas aquella cantidad de sustancia que tenga mayor número de moles y, como de todas las sustancias existe la misma masa, el mayor número de moles corresponde a la sustancia con menor masa molar:

Sustancia	H ₂ O	N ₂	F ₂	NH ₃
M / g mol ⁻¹	18,0	28,0	38,0	17,0

La respuesta correcta es la d.

(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 y otras).

3.91. El número de átomos contenidos en 12,0 g de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ ($M = 558 \text{ g mol}^{-1}$) es:

- a) $6,86 \cdot 10^{23}$
- b) $1,81 \cdot 10^{23}$
- c) $1,30 \cdot 10^{22}$
- d) $6,47 \cdot 10^{22}$

(O.Q.L. Valencia 2014)

El número de átomos contenidos en la muestra es:

$$12,0 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O}}{558,0 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O}} = 0,0215 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$$

$$0,0215 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O} \cdot \frac{53 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 12\text{H}_2\text{O}} = 1,14 \text{ mol átomos}$$

$$1,14 \text{ mol átomos} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 6,86 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

La respuesta correcta es la a.

3.92. ¿Cuántas moléculas de agua habrá en una gota de agua, si se sabe que 20 gotas equivalen a 1 mL?

- a) $1,67 \cdot 10^{21}$
- b) $3,34 \cdot 10^{21}$
- c) $8,36 \cdot 10^{20}$
- d) $4,22 \cdot 10^{22}$

(O.Q.L. Extremadura 2014)

Suponiendo que la densidad del agua es $1,00 \text{ g mL}^{-1}$, la masa de agua contenida en una gota es:

$$1 \text{ gota H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{O}}{20 \text{ gotas H}_2\text{O}} \cdot \frac{1,00 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mL H}_2\text{O}} = 0,0500 \text{ g H}_2\text{O}$$

El número de moléculas correspondiente a esa cantidad de agua es:

$$0,0500 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 1,67 \cdot 10^{21} \text{ moléculas H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la a.

3.93. ¿Cuánto pesaría medio mol de manzanas si cada manzana pesa 0,150 kg?

- a) $4,52 \cdot 10^{22} \text{ kg}$
- b) $4,52 \cdot 10^{19} \text{ kg}$
- c) $2,01 \cdot 10^{23} \text{ kg}$
- d) $2,01 \cdot 10^{21} \text{ kg}$

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

El concepto de mol solo es aplicable al mundo atómico, para el mundo macroscópico se obtiene un valor muy elevado tal como se demuestra:

$$0,500 \text{ mol} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ partículas}}{1 \text{ mol}} \cdot \frac{0,150 \text{ kg}}{\text{partícula}} = 4,52 \cdot 10^{22} \text{ kg}$$

La respuesta correcta es la a.

3.94. ¿Dónde hay más moléculas de nitrógeno?

- a) 67,2 L de nitrógeno medido en condiciones normales
- b) 112 g de nitrógeno
- c) 3,4 mol de nitrógeno
- d) $1,0 \cdot 10^{24}$ moléculas de nitrógeno

(O.Q.L. Galicia 2015)

La muestra que esté formada por más moles de N_2 es la que contiene mayor número de moléculas.

a) Falso. Considerando comportamiento ideal:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 67,2 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}} = 3,00 \text{ mol } N_2$$

b) Verdadero.

$$112 \text{ g } N_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{28,0 \text{ g } N_2} = 4,00 \text{ mol } N_2$$

d) Falso.

$$1,0 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } N_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } N_2} = 1,7 \text{ mol } N_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.95. ¿Cuántos átomos de hidrógeno hay en 3,4 g de $C_{12}H_{22}O_{11}$?

- a) $6 \cdot 10^{23}$
- b) $1,3 \cdot 10^{23}$
- c) $3,8 \cdot 10^{22}$
- d) $6,0 \cdot 10^{21}$

(O.Q.L. La Rioja 2015)

El número de átomos de hidrógeno contenidos en la muestra es:

$$3,4 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}}{342,0 \text{ g } C_{12}H_{22}O_{11}} \cdot \frac{22 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } C_{12}H_{22}O_{11}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = 1,3 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.96. Considerando las moléculas de amoníaco, NH_3 , y de yoduro de hidrógeno, HI, indique cuál de las siguientes afirmaciones es la correcta:

- a) El número de moléculas de un mol es el mismo.
- b) El número de átomos de un mol de HI es mayor que el de un mol de NH_3 .
- c) El número de átomos de un mol es el mismo.
- d) El número de moléculas de un mol de NH_3 es mayor que el de un mol de HI.

(O.Q.L. Extremadura 2015)

De acuerdo con el concepto de mol, un mol de cualquier sustancia contiene un número de Avogadro de partículas.

En un mol de cada una de las sustancias se cumple:

$$N_{NH_3} = N_{HI}$$

sin embargo, el número de átomos de N y H es mayor que el de átomos de H e I, ya que la molécula de NH_3 está integrada por más átomos que la de HI.

La respuesta correcta es la **a**.

3.97. La densidad de la plata (masa atómica 107,87 u) es igual a 10.900 kg m^{-3} . Determine el número de átomos que hay en 1,00 mL de plata.

- a) $0,531 \cdot 10^{23}$
- b) $6,022 \cdot 10^{23}$
- c) $6,832 \cdot 10^{24}$
- d) $6,079 \cdot 10^{22}$

(O.Q.L. Extremadura 2015)

Cambiando las unidades de la densidad:

$$\frac{10.900 \text{ kg Ag}}{\text{m}^3 \text{ Ag}} \cdot \frac{10^3 \text{ g Ag}}{1 \text{ kg Ag}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3 \text{ Ag}}{10^6 \text{ mL Ag}} = 10,900 \text{ g mL}^{-1}$$

El número de átomos contenidos en la muestra es:

$$1,00 \text{ mL Ag} \cdot \frac{10,900 \text{ g Ag}}{1 \text{ mL Ag}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{107,87 \text{ g Ag}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Ag}}{1 \text{ mol Ag}} = 6,09 \cdot 10^{22} \text{ átomos Ag}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.98. Indique la propuesta falsa. En 71,2 g de oro:

- a) Hay 0,361 átomos-gramo.
- b) Hay 0,901 átomos-gramo.
- c) Hay 0,361 mol.
- d) Hay $2,1 \cdot 10^{23}$ átomos.
- e) La masa de 71,2 g de oro es $4,29 \cdot 10^{25}$ u.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

a-c) Verdadero. El número de moles de átomos (átomo-gramo es obsoleto) que integran la muestra es:

$$71,2 \text{ g Au} \cdot \frac{1 \text{ mol Au}}{197,0 \text{ g Au}} = 0,361 \text{ mol Au}$$

b) Falso. Según se ha demostrado en el apartado anterior.

d) Verdadero. El número de átomos que integran la muestra es:

$$0,361 \text{ mol Au} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Au}}{1 \text{ mol Au}} = 2,17 \cdot 10^{23} \text{ átomos Au}$$

e) Verdadero. La masa de la muestra expresada en u es:

$$0,361 \text{ mol Au} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Au}}{1 \text{ mol Au}} \cdot \frac{197,0 \text{ u}}{1 \text{ átomo Au}} = 4,28 \cdot 10^{25} \text{ u}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.99. ¿Qué cantidad de átomos de cobre hay en una pieza que contiene 2,00 g de este elemento?

- a) 0,0315
- b) $1,90 \cdot 10^{22}$
- c) $5,58 \cdot 10^{22}$
- d) 0,124

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La cantidad de átomos que contiene la muestra es:

$$2,00 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 1,90 \cdot 10^{22} \text{ átomos Cu}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.100. En una manada de elefantes hay $8,3 \cdot 10^{-23}$ mol de elefantes. Si cada animal pesa 9,0 toneladas, ¿cuánto sumará el peso de todos los elefantes de la manda?

- a) $4,5 \cdot 10^5$ kg
- b) 90 t
- c) 45 t
- d) $4,5 \cdot 10^7$ g

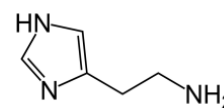
(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Relacionando el número de moles con la masa de cada individuo:

$$8,3 \cdot 10^{-23} \text{ mol elefantes} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ elefantes}}{1 \text{ mol elefantes}} \cdot \frac{9,0 \text{ t}}{1 \text{ elefante}} \cdot \frac{10^3 \text{ kg}}{1 \text{ t}} = 4,5 \cdot 10^5 \text{ kg}$$

La respuesta correcta es la a.

3.101. La picadura de la abeja común inocula una disolución acuosa que contiene 0,0130 % en masa de histamina (sustancia que produce alteraciones fisiológicas). En promedio, el aguijón de una abeja puede inocular 35,0 mg de disolución. ¿Cuántas moléculas de histamina son inoculadas en promedio en cada picadura de abeja?



- a) $2,47 \cdot 10^{16}$
- b) $2,43 \cdot 10^{18}$
- c) $2,51 \cdot 10^{18}$
- d) $2,47 \cdot 10^{21}$

(O.Q.L. Asturias 2016)

La masa de histamina, $C_5H_9N_3$, en cada picadura es:

$$35,0 \text{ mg disolución } 0,0130 \% \cdot \frac{0,0130 \text{ mg } C_5H_9N_3}{100 \text{ mg disolución } 0,0130 \%} \cdot \frac{1 \text{ g } C_5H_9N_3}{10^3 \text{ mg } C_5H_9N_3} = 4,55 \cdot 10^{-6} \text{ g } C_5H_9N_3$$

El número de moléculas de histamina en cada picadura es:

$$4,55 \cdot 10^{-6} \text{ g } C_5H_9N_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_5H_9N_3}{111,1 \text{ g } C_5H_9N_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } C_5H_9N_3}{1 \text{ mol } C_5H_9N_3} = 2,47 \cdot 10^{16} \text{ moléculas } C_5H_9N_3$$

La respuesta correcta es la a.

3.102. ¿Cuál de las siguientes cantidades de materia contiene mayor número de moléculas?

- a) Un kg de hierro.
- b) Un kg de carbón vegetal (suponiendo que está compuesto exclusivamente por carbono).
- c) Un kg de dinitrógeno.
- d) Un kg de dióxígeno.
- e) Un kg de aire (79 % de N_2 y 21 % de O_2).

(O.Q.L. País Vasco 2016)

Posee más moléculas aquella cantidad de sustancia que tenga mayor número de moles y, como hay la misma masa de todas las sustancias, el mayor número de moles corresponde a la sustancia con menor masa molar:

Sustancia	Fe	C	N_2	O_2	aire
$M / \text{g mol}^{-1}$	55,8	12,0	28,0	32,0	29,0

La respuesta correcta es la b.

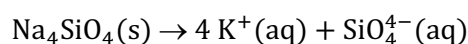
(Cuestión similar a la propuesta en Navacerrada 1996 y otras).

3.103. ¿Cuántos moles de iones se producen cuando se disocian dos moles de Na_4SiO_4 ?

- a) 5
- b) 10
- c) 7
- d) 3

(O.Q.L. Extremadura 2017)

La ecuación química correspondiente a la disociación iónica del Na_4SiO_4 es:



Relacionando moles de Na_4SiO_4 con moles de iones:

$$2 \text{ mol } Na_4SiO_4 \cdot \frac{5 \text{ mol iones}}{1 \text{ mol } Na_4SiO_4} = 10 \text{ mol iones}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Barcelona 2001 y otras).

3.104. Se tienen tres depósitos cerrados (A, B y C) de igual volumen y a la misma temperatura:

A contiene 10 g de H₂(g)

B con 7,0 mol de O₂(g)

C con 1,0·10²³ moléculas de N₂(g)

¿Qué depósito contiene mayor masa de gas?

a) A con H₂(g)

b) B con O₂(g)

c) C con N₂(g)

d) Todos contienen igual masa.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

La masa de gas que contiene cada depósito es:

depósito A → 10 g H₂

depósito B → 7,0 mol O₂ · $\frac{32,0 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2}$ = 224 g O₂

depósito C → 1,0·10²³ moléculas N₂ · $\frac{1 \text{ mol N}_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas N}_2}$ · $\frac{28,0 \text{ g N}_2}{1 \text{ mol N}_2}$ = 4,6 g N₂

El depósito con mayor masa de gas es B que contiene O₂(g).

La respuesta correcta es la **b**.

3.105. Si se compara el número de moléculas presentes en 18 g de H₂O con el número de moléculas que hay en 44 g de CO₂, se puede decir que:

a) Hay más moléculas de H₂O que de CO₂.

b) En ambos casos el número de moléculas es el mismo.

c) Depende del estado físico (sólido, líquido o gaseoso) del H₂O.

d) Hay más moléculas de CO₂ que de H₂O.

(O.Q.L. Murcia 2017)

El número de moles de H₂O presentes en una muestra de 18 g es:

18 g H₂O · $\frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}$ = 1 mol H₂O

El número de moles de CO₂ presentes en una muestra 44 g es:

44 g CO₂ · $\frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2}$ = 1 mol CO₂

En las dos muestras existe el mismo número de moles de sustancia, por tanto, de acuerdo con el concepto de mol **ambas contienen igual número de moléculas.**

La respuesta correcta es la **b**.

3.106. ¿En cuál de los siguientes casos se tiene un mayor número de átomos?

a) 54 g H₂O

b) 6,02·10²³ moléculas H₂

c) 3 mol NaNO₃

d) 6 mol CS₂

e) 98 g H₂SO₄

(O.Q.L. País Vasco 2018)

a) Falso. Una muestra de 54 g de H₂O contiene:

$$54 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula H}_2\text{O}} = 2,4 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

b) Falso. Una muestra de $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2 contiene:

$$6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos H}}{1 \text{ molécula H}_2} = 1,20 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

c) Falso. Una muestra de 3 mol de NaNO_3 contiene:

$$3 \text{ mol NaNO}_3 \cdot \frac{5 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol NaNO}_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 9,0 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

d) **Verdadero**. Una muestra de 6 mol de CS_2 contiene:

$$6 \text{ mol CS}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CS}_2}{1 \text{ mol CS}_2} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula CS}_2} = 1,1 \cdot 10^{25} \text{ átomos}$$

e) Falso. Una muestra de 98 g de H_2SO_4 contiene:

$$98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{7 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula H}_2\text{SO}_4} = 4,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.107. ¿Cuántos moles de amoníaco hay en 100 g de amoníaco?

- a) 23,52
- b) 17,64
- c) 5,88
- d) $1,66 \cdot 10^{-22}$

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

La cantidad de sustancia contenida en la muestra es:

$$100 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3} = 5,88 \text{ mol NH}_3$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.108. La masa de una molécula de cloro es:

- a) $5,88 \cdot 10^{-23} \text{ g}$
- b) $1,18 \cdot 10^{-22} \text{ g}$
- c) $1,66 \cdot 10^{-24} \text{ kg}$
- d) $6,022 \cdot 10^{23} \text{ g}$

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

La masa molecular del cloro es:

$$1 \text{ molécula Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas Cl}_2} \cdot \frac{71,0 \text{ g Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 1,18 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.109. En 99,40 g de cloro gas hay el mismo número de átomos que en:

- a) 1,40 g de hidrógeno gas.
- b) 0,50 mol de azufre.
- c) 31,36 L de dióxido de carbono medido en condiciones normales.
- d) 46 g de sodio.
- e) 31,36 L de monóxido de carbono medido en condiciones normales.

(O.Q.L. Cantabria 2018)

El número de átomos que integran una muestra de 99,40 g de Cl₂ es:

$$99,40 \text{ g Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{71,0 \text{ g Cl}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Cl}}{1 \text{ mol Cl}} = 1,686 \cdot 10^{24} \text{ átomos Cl}$$

a) Falso. El número de átomos que integran una muestra de 1,40 g de H₂ es:

$$1,40 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = 8,43 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}$$

c) Falso. El número de átomos que integran una muestra de 31,36 L de CO₂ en c.n. es:

$$31,36 \text{ L CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{22,4 \text{ L CO}_2} \cdot \frac{3 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 2,53 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

d) Falso. El número de átomos que integran una muestra de 46 g de Na es:

$$46 \text{ g Na} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}}{23,0 \text{ g Na}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Na}}{1 \text{ mol Na}} = 1,2 \cdot 10^{24} \text{ átomos Na}$$

e) **Verdadero**. El número de átomos que integran una muestra de 31,36 L de CO en c.n. es:

$$31,36 \text{ L CO} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{22,4 \text{ L CO}} \cdot \frac{2 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol CO}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 1,686 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

La respuesta correcta es la e.

3.110. El número de átomos de hidrógeno presentes en 0,350 mol de glucosa, C₆H₁₂O₆ es:

- a) $7,23 \cdot 10^{24}$
- b) 96.500
- c) $2,53 \cdot 10^{24}$
- d) $6,02 \cdot 10^{23}$

(O.Q.L. Murcia 2019)

El número de átomos de hidrógeno contenidos en la muestra es:

$$0,350 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{12 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = 2,53 \cdot 10^{24} \text{ átomos H}$$

La respuesta correcta es la c.

3.111. Sabiendo que la masa atómica del oxígeno es 15,9994; indique cuál de las siguientes proposiciones es verdadera:

- a) El número de átomos que hay en un gramo de oxígeno es igual a 15,9994 *N* (siendo *N* el número de Avogadro).
- b) En un litro de oxígeno gaseoso (medido en condiciones normales) hay un número de átomos igual a 15,9994·2*N*.
- c) En 15,999 g de oxígeno natural hay en mismo número de átomos que en 12,0000 g del isótopo 12 del carbono.
- d) La masa de un mol de átomos del isótopo más ligero del oxígeno es exactamente 15,9994 g.

(O.Q.L. Jaén 2019)

a) Falso. El número de átomos contenidos en 1 g de oxígeno es:

$$1 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{15,9994 \text{ g O}} \cdot \frac{N \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} = \frac{N}{15,9994} \text{ átomos O}$$

b) Falso. El número de átomos contenidos en 1 L de oxígeno gaseoso (medido en c.n.) es:

$$1 \text{ L O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{22,4 \text{ L O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{N \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} = \frac{N}{11,2} \text{ átomos O}$$

c) **Verdadero**. El número de átomos contenidos en 15,9994 g de oxígeno natural es:

$$15,9994 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \cdot 15,9994 \text{ g O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{N \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} = N \text{ átomos O}$$

El número de átomos contenidos en 12,0000 g de C-12 es:

$$12,0000 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{N \text{ átomos C}}{1 \text{ mol C}} = N \text{ átomos C}$$

d) Falso. El valor 15,9994 corresponde a la masa atómica media del oxígeno, no a la del isótopo más ligero, ^{16}O , que es 15,9949 g.

La respuesta correcta es la c.

3.112. El número de moléculas de agua que contiene una botella de 1,50 L llena de esta sustancia, a la temperatura de 4 °C y presión de 740 mmHg, es:

a) $3,87 \cdot 10^{22}$

b) $3,01 \cdot 10^{25}$

c) $5,02 \cdot 10^{25}$

d) $7,20 \cdot 10^{25}$

(Dato. Densidad H_2O a 4 °C = $1,00 \text{ g cm}^{-3}$).

(O.Q.L. Valencia 2019)

La masa de agua contenida en la botella es:

$$1,50 \text{ L H}_2\text{O} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}}{1 \text{ L H}_2\text{O}} \cdot \frac{1,00 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}} = 1,50 \cdot 10^3 \text{ g H}_2\text{O}$$

El número de moléculas correspondiente a esa masa de agua es:

$$1,50 \cdot 10^3 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 5,02 \cdot 10^{25} \text{ moléculas H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la c.

3.113. El "Gran Robo de Oro de 1855" constituye hoy en día una de las mayores sustracciones de oro en el mundo. En él, se sustituyeron 91 kg de oro por otros tantos de plomo. Teniendo en cuenta esta operación delictiva y sabiendo que la densidad del oro es de 20 kg L^{-1} , los amigos de lo ajeno:

a) Se llevaron más de 500 mol de oro.

b) Sustrajeron $2,8 \cdot 10^{26}$ moléculas de oro.

c) Dejaron más moléculas de plomo que moléculas de oro se llevaron.

d) Dejaron los mismos moles de plomo que de oro se llevaron.

e) Necesitaron alforjas con un volumen total de $4,550 \text{ m}^3$ para transportar el botín.

(O.Q.L. País Vasco 2019)

a) Falso. El número de moles de Au sustraído es:

$$91 \text{ kg Au} \cdot \frac{10^3 \text{ g Au}}{1 \text{ kg Au}} \cdot \frac{1 \text{ mol Au}}{197,0 \text{ g Au}} = 462 \text{ mol Au}$$

b) **Verdadero**. Es preciso matizar que el oro es un metal y, por tanto, tiene estructura cristalina y no forma moléculas.

$$462 \text{ mol Au} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Au}}{1 \text{ mol Au}} = 2,78 \cdot 10^{26} \text{ átomos Au}$$

c-d) Falso. Como el plomo y el oro tienen diferente masa molar, el número de moles y de átomos es diferente para una misma masa de metal.

e) Falso. El volumen ocupado por la masa de Au sustraída es:

$$91 \text{ kg Au} \cdot \frac{1 \text{ L Au}}{20 \text{ kg Au}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3 \text{ Au}}{10^3 \text{ L Au}} = 4,6 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ Au}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.114. La anfetamina, $\text{C}_9\text{H}_{13}\text{N}$, es compuesto orgánico de la familia de las arilpropanaminas de estructura semejante a la del producto natural adrenalina. El abuso de esta sustancia produce alteraciones graves en el sistema nervioso central y se ha calculado que la dosis letal en adultos es de tan solo 500 mg. Puede concluirse, por tanto, que la dosis letal es de:

- a) 3,7 mol
- b) $3,7 \cdot 10^{-3}$ mol
- c) 0,27 mol
- d) $500 \cdot 10^{-3}$ mol
- e) $22,3 \cdot 10^{23}$ moléculas

(O.Q.L. País Vasco 2019)

La dosis letal de anfetamina es:

$$500 \text{ mg C}_9\text{H}_{13}\text{N} \cdot \frac{1 \text{ g C}_9\text{H}_{13}\text{N}}{10^3 \text{ mg C}_9\text{H}_{13}\text{N}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_9\text{H}_{13}\text{N}}{135,0 \text{ g C}_9\text{H}_{13}\text{N}} = 3,70 \cdot 10^{-3} \text{ mol C}_9\text{H}_{13}\text{N}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.115. Calcule el número de moles, moléculas y átomos que hay en 250,0 mL de etanol cuya densidad es $0,760 \text{ g mL}^{-1}$.

- a) 4,13 mol; $2,49 \cdot 10^{24}$ moléculas y $2,24 \cdot 10^{25}$ átomos.
- b) 4,75 mol; $2,86 \cdot 10^{24}$ moléculas y $2,29 \cdot 10^{25}$ átomos.
- c) $4,13 \cdot 10^{-3}$ mol; $2,49 \cdot 10^{21}$ moléculas y $2,24 \cdot 10^{22}$ átomos.
- d) 3,06 mol; $1,84 \cdot 10^{24}$ moléculas y $1,66 \cdot 10^{25}$ átomos.

(O.Q.L. La Rioja 2019)

▪ El número de moles de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ que integran la muestra es:

$$250,0 \text{ mL C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{0,760 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ mL C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46,0 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 4,13 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

▪ El número de moléculas de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ que integran la muestra es:

$$4,13 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 2,49 \cdot 10^{24} \text{ moléculas C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

▪ El número de átomos que integran la muestra es:

$$2,49 \cdot 10^{24} \text{ moléculas C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{9 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 2,24 \cdot 10^{25} \text{ átomos}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.116. En el Sistema Internacional de Unidades, la unidad de la cantidad de sustancia es el:

- a) El kilogramo
- b) El gramo
- c) El mol
- d) El número de Avogadro

(O.Q.L. Madrid 2019)

La unidad de cantidad de sustancia en el S.I. de unidades es el **mol** y su definición actual (2018) es:

“un mol contiene exactamente $6,02214076 \cdot 10^{23}$ entidades elementales. Este número es el valor numérico fijo de la constante de Avogadro, N_A , cuando se expresa en mol^{-1} , y se llama número de Avogadro”.

La respuesta correcta es la c.

3.117. El número de Avogadro, N_A , es una constante de la Naturaleza, cuyo valor exacto es $N_A = 6,02214076 \cdot 10^{23}$. ¿Qué afirmación sobre el número de Avogadro no es cierta?

- El número de Faraday es la carga eléctrica que hay en una cantidad de electrones igual a N_A .
- Se puede determinar estudiando el movimiento browniano.
- Se puede determinar utilizando datos cristalográficos.
- Es la unidad de la cantidad de sustancia.

(O.Q.L. Madrid 2019)

El número de Avogadro se puede determinar por diferentes métodos y entre ellos están los que se citan en los apartados a), b) y c).

La unidad de cantidad de sustancia es el mol, cuya nueva definición se publicó en el número de enero de 2018 de la revista "IUPAC Pure and Applied Chemistry":

"un mol contiene exactamente $6,02214076 \cdot 10^{23}$ entidades elementales. Este número es el valor numérico fijo de la constante de Avogadro, N_A , cuando se expresa en mol^{-1} , y se llama número de Avogadro".

La respuesta correcta es la d.

3.118. ¿Cuál de las siguientes cantidades contiene mayor número de átomos?

- 12 g de CO
- 22 g de O_3
- 0,60 mol de Cl_2
- 4,0 g de CH_4

(O.Q.L. Extremadura 2020)

a) Falso.

$$12 \text{ g CO} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{28,0 \text{ g CO}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CO}}{1 \text{ mol CO}} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula CO}} = 5,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

b) Verdadero.

$$22 \text{ g O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_3}{48,0 \text{ g O}_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_3}{1 \text{ mol O}_3} \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula O}_3} = 8,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

c) Falso.

$$0,60 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula Cl}_2} = 7,2 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

d) Falso.

$$4,0 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16,0 \text{ g CH}_4} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{5 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula CH}_4} = 7,5 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

La respuesta correcta es la b.

3.119. El número de moléculas presentes en 90 g de agua, es aproximadamente:

- 5
- 5.000
- $6 \cdot 10^{23}$
- $3 \cdot 10^{24}$

(O.Q.L. Murcia 2020)

Teniendo en cuenta que la masa molar del agua es 18 g mol^{-1} y que la muestra es de 90 g, se tiene más de un mol de sustancia, por tanto, de las cantidades propuestas la que más se aproxima es la d.

La respuesta correcta es la d.

3.120. ¿En cuál de las siguientes muestras hay mayor cantidad de electrones?

- a) En 10 g de hierro puro.
 b) En 10 L de oxígeno puro medido a 25 °C y 1 atm.
 c) En 0,10 L de una disolución de etanol disuelto en agua a 0,10 M.
 d) En 25 mmol de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ puro.

(O.Q.L. Madrid 2020)

a) Falso. La cantidad de electrones que contiene una muestra de 10 g de Fe es:

$$10 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,8 \text{ g Fe}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Fe}}{1 \text{ mol Fe}} \cdot \frac{26 \text{ e}^-}{1 \text{ átomo Fe}} = 2,8 \cdot 10^{24} \text{ e}^-$$

b) Falso. Considerando comportamiento ideal, la cantidad de O_2 que contiene la muestra es:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}} = 0,41 \text{ mol O}_2$$

El número de electrones es:

$$0,41 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{8 \text{ e}^-}{1 \text{ átomo O}} = 4,0 \cdot 10^{24} \text{ e}^-$$

c) **Verdadero.** La cantidad de electrones que contiene una muestra de 0,10 L de $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$ 0,10 M es:

La cantidad de soluto que contiene la disolución es:

$$0,10 \text{ L C}_2\text{H}_6\text{O } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}}{1 \text{ L C}_2\text{H}_6\text{O } 0,10 \text{ M}} = 10^{-2} \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}$$

La cantidad de electrones que contiene el soluto es:

$$0,010 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O} \cdot \begin{cases} \frac{2 \text{ mol C}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{6 \text{ e}^-}{1 \text{ átomo C}} = 7,2 \cdot 10^{22} \text{ e}^- \\ \frac{6 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} \cdot \frac{1 \text{ e}^-}{1 \text{ átomo H}} = 3,6 \cdot 10^{22} \text{ e}^- \\ \frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{8 \text{ e}^-}{1 \text{ átomo O}} = 4,8 \cdot 10^{22} \text{ e}^- \end{cases}$$

Considerando que la disolución propuesta contiene 100 mL de H_2O de densidad $1,0 \text{ g mL}^{-1}$:

$$100 \text{ mL H}_2\text{O} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mL H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} = 5,6 \text{ mol H}_2\text{O}$$

La cantidad de electrones que contiene el disolvente es:

$$5,6 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \begin{cases} \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} \cdot \frac{1 \text{ e}^-}{1 \text{ átomo H}} = 6,7 \cdot 10^{24} \text{ e}^- \\ \frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{8 \text{ e}^-}{1 \text{ átomo O}} = 2,7 \cdot 10^{25} \text{ e}^- \end{cases}$$

La cantidad de electrones que contiene la disolución es:

$$(7,2 \cdot 10^{22} + 3,6 \cdot 10^{22} + 4,8 \cdot 10^{22} + 6,7 \cdot 10^{24} + 2,7 \cdot 10^{25}) \text{ e}^- = 3,4 \cdot 10^{25} \text{ e}^-$$

d) Falso. La cantidad de electrones que contiene una muestra de 25 mmol de $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ es:

$$25 \text{ mmol Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3}{10^3 \text{ mmol Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 0,025 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3$$

$$0,025 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \begin{cases} \frac{2 \text{ mol Al}}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Al}}{1 \text{ mol Al}} \cdot \frac{13 e^-}{1 \text{ átomo Al}} = 3,9 \cdot 10^{23} e^- \\ \frac{3 \text{ mol S}}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos S}}{1 \text{ mol S}} \cdot \frac{16 e^-}{1 \text{ átomo S}} = 7,2 \cdot 10^{23} e^- \\ \frac{12 \text{ mol O}}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{8 e^-}{1 \text{ átomo O}} = 1,4 \cdot 10^{24} e^- \end{cases}$$

La cantidad de electrones que contiene la disolución es:

$$(3,9 \cdot 10^{23} + 7,2 \cdot 10^{23} + 1,4 \cdot 10^{24}) e^- = 2,5 \cdot 10^{24} e^-$$

La respuesta correcta es la c.

3.121. Una muestra de 5,585 kg de hierro (Fe) contiene:

- a) 10,0 mol de Fe
- b) El doble de átomos que 600,6 g de C
- c) 10 veces más átomos que 52,00 g de Cr
- d) $6,022 \cdot 10^{26}$ átomos

(O.Q.N. Valencia 2020)

La cantidad de átomos que contiene la muestra de 5,585 kg de Fe es:

$$5,585 \text{ kg Fe} \cdot \frac{10^3 \text{ g Fe}}{1 \text{ kg Fe}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,85 \text{ g Fe}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 6,022 \cdot 10^{25} \text{ átomos Fe}$$

a) Falso. Una muestra de 10,0 mol de Fe:

$$10,0 \text{ mol Fe} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 6,022 \cdot 10^{24} \text{ átomos Fe}$$

b) Verdadero. Una muestra de 600,6 g C:

$$600,6 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,01 \text{ g C}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos C}}{1 \text{ mol C}} = 3,011 \cdot 10^{25} \text{ átomos C}$$

La relación entre el número de átomos existente entre las muestras de Fe y C es:

$$\frac{6,022 \cdot 10^{25} \text{ átomos Fe}}{3,012 \cdot 10^{25} \text{ átomos C}} = 2$$

c) Falso. Una muestra de 52,00 g de Cr:

$$52,00 \text{ g Cr} \cdot \frac{1 \text{ mol Cr}}{52,00 \text{ g Cr}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Cr}}{1 \text{ mol Cr}} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Cr}$$

La relación entre el número de átomos existente entre las muestras de Fe y Cr es:

$$\frac{6,022 \cdot 10^{25} \text{ átomos Fe}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Cr}} = 100$$

La respuesta correcta es la b.

3.122. ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 225 g de O₂?

- a) $4,23 \cdot 10^{24}$
- b) $6,84 \cdot 10^{24}$
- c) $8,47 \cdot 10^{24}$
- d) $1,69 \cdot 10^{24}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2020)

El número de átomos de oxígeno contenidos en la muestra es:

$$225 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}}{1 \text{ mol O}} = 8,47 \cdot 10^{24} \text{ átomos O}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.123. La pepita de oro más grande jamás encontrada fue la "Welcome Stranger", extraída en Australia en 1859. Una vez refinada, proporcionó una cantidad de oro de 2.280 onzas troy. ¿Qué masa de platino sería necesaria para tener un lingote que contuviera el mismo número de átomos que esa pepita de oro?

- a) 2.258 g
- b) 7.022 g
- c) $7,022 \cdot 10^5$ g
- d) 70,22 kg

(Dato. 1 onza troy = 31,10 g).

(O.Q.L. Valencia 2020)

De acuerdo con el concepto de mol, si las muestras contienen el mismo número de átomos están integradas por idéntico número de moles de sustancia. Relacionando Au con Pt:

$$2.280 \text{ oz Au} \cdot \frac{31,10 \text{ g Au}}{1 \text{ oz Au}} \cdot \frac{1 \text{ mol Au}}{197,0 \text{ g Au}} \cdot \frac{1 \text{ mol Pt}}{1 \text{ mol Au}} \cdot \frac{195,1 \text{ g Pt}}{1 \text{ mol Pt}} \cdot \frac{1 \text{ kg Pt}}{10^3 \text{ g Pt}} = 70,22 \text{ kg Pt}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4. COMPOSICIÓN CENTESIMAL Y FÓRMULAS QUÍMICAS

4.1. El análisis químico elemental de la nicotina tiene la siguiente composición: 74,04 % C; 8,70 % H y 17,24 % N. Si la masa molecular de la nicotina es 162,2; su fórmula molecular es:

- a) CH₂N
- b) C₂₀H₂₈N₄
- c) C₂H₅N
- d) C₅H₇N
- e) C₁₀H₁₄N₂

(O.Q.L. Asturias 1988) (O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Sevilla 2002) (O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. Asturias 2009)
(O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

Tomando una base de cálculo de 100 g de nicotina y relacionando las cantidades dadas con la masa molar se obtiene la fórmula molecular de la nicotina:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{74,04 \text{ g C}}{100 \text{ g nicotina}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{162,2 \text{ g nicotina}}{1 \text{ mol nicotina}} = 10 \frac{\text{mol C}}{\text{mol nicotina}} \\ \frac{8,70 \text{ g H}}{100 \text{ g nicotina}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} \cdot \frac{162,2 \text{ g nicotina}}{1 \text{ mol nicotina}} = 14 \frac{\text{mol H}}{\text{mol nicotina}} \\ \frac{17,24 \text{ g N}}{100 \text{ g nicotina}} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{14,0 \text{ g N}} \cdot \frac{162,2 \text{ g nicotina}}{1 \text{ mol nicotina}} = 2 \frac{\text{mol N}}{\text{mol nicotina}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{F. molecular: C}_{10}\text{H}_{14}\text{N}_2$$

La respuesta correcta es la e.

(En la cuestión propuesta en Asturias 2006 y La Rioja 2011 se pide calcular la fórmula más simple).

4.2. Cuando se trata 1,000 g de plomo con cloro, se llega un peso máximo y estable de compuesto formado igual a 1,686 g. ¿Cuál es la fórmula del cloruro de plomo obtenido?

- a) PbCl₄
- b) PbCl₂
- c) Pb₂Cl₅
- d) PbCl
- e) Pb₃Cl₂

(O.Q.L. Asturias 1989)

Relacionando las cantidades de ambos elementos se puede obtener la fórmula empírica:

$$\frac{(1,686 - 1,000) \text{ g Cl}}{1,000 \text{ g Pb}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} \cdot \frac{207,2 \text{ g Pb}}{1 \text{ mol Pb}} = 4 \frac{\text{mol Cl}}{\text{mol Pb}} \rightarrow \text{fórmula empírica: PbCl}_4$$

La respuesta correcta es la a.

4.3. La combustión de 6 g de un determinado alcohol produce 13,2 g de CO₂. ¿De qué alcohol se trata?

- a) Propanol
- b) 2-Metilpentanol
- c) Etanol
- d) 3-Metilpentanol
- e) Butanol

(O.Q.L. Asturias 1989) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. Sevilla 2017)

Como se trata de alcoholes saturados cuya fórmula general es C_nH_{2n+2}O y, teniendo en cuenta que en la combustión todo el carbono del alcohol se transforma en CO₂:

$$\frac{13,2 \text{ g CO}_2}{6 \text{ g alcohol}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,05 \frac{\text{mol C}}{\text{g alcohol}}$$

El 2-metilpentanol y el 3-metilpentanol son isómeros y tienen la misma fórmula molecular. Sabiendo que las masas molares de los alcoholes propuestos son:

Alcohol	Propanol	Metilpentanol	Etanol	Butanol
Fórmula	C ₃ H ₈ O	C ₆ H ₁₄ O	C ₂ H ₆ O	C ₄ H ₁₀ O
M / g mol ⁻¹	60,0	102,0	46,0	74,0

El único alcohol que cumple la relación de números enteros sencillos es el **propanol**, C₃H₈O.

$$\frac{0,05 \text{ mol C}}{\text{g alcohol}} \cdot \frac{60,0 \text{ g alcohol}}{1 \text{ mol alcohol}} = 3 \frac{\text{mol C}}{\text{mol alcohol}}$$

La respuesta correcta es la a.

4.4. Un compuesto orgánico contiene 52,17 % de C; 34,78 % de O y 13,04 % de H. Su fórmula empírica es:

- a) C₃H₅O₂
- b) C₂H₅O
- c) C₂H₆O
- d) C₃H₇O
- e) C₂H₅O₂

(O.Q.L. Asturias 1991)

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left. \begin{array}{l} 52,17 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 4,35 \text{ mol C} \\ 13,04 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} = 13,0 \text{ mol H} \\ 34,78 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 2,17 \text{ mol O} \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{4,35 \text{ mol C}}{2,17 \text{ mol O}} = 2 \frac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\ \frac{13,0 \text{ mol H}}{2,17 \text{ mol O}} = 6 \frac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{F. empírica: C}_2\text{H}_6\text{O}$$

La respuesta correcta es la c.

4.5. Un compuesto formado por fósforo y azufre utilizado en las cabezas de cerillas contiene 56,29 % de P y 43,71 % de S. La masa molar correspondiente a la fórmula empírica de este compuesto es:

- a) 188,1
- b) 220,1
- c) 93,94
- d) 251,0
- e) 158,1

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Sevilla 2003) (O.Q.L. Sevilla 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2018)

Para conocer la masa molar del compuesto hay que calcular antes su fórmula empírica. Tomando una base de cálculo de 100 g de compuesto X:

$$\frac{56,29 \text{ g P}}{43,71 \text{ g S}} \cdot \frac{1 \text{ mol P}}{31,0 \text{ g P}} \cdot \frac{32,1 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} = \frac{4 \text{ mol P}}{3 \text{ mol S}} \rightarrow \text{fórmula empírica: P}_4\text{S}_3$$

La masa molar de la sustancia es:

$$M = 4 \text{ mol P} \cdot \frac{31,0 \text{ g P}}{1 \text{ mol P}} + 3 \text{ mol S} \cdot \frac{32,1 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} = 220 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la b.

4.6. Si 60 g de carbono se combinan con 10 g de hidrógeno para formar un hidrocarburo, la fórmula molecular de este es:

- a) C₅H₈
- b) C₅H₁₀
- c) C₆H₁₀
- d) C₆H₁₄

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Extremadura 2017) (O.Q.L. Preselección 2019)

Relacionando las cantidades de ambos elementos se puede obtener la fórmula empírica:

$$\frac{10 \text{ g H}}{60 \text{ g C}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 2 \frac{\text{mol H}}{\text{mol C}} \rightarrow \text{fórmula empírica: CH}_2$$

De las fórmulas moleculares propuestas la única que presenta una relación molar 2/1 es C₅H₁₀.

La respuesta correcta es la b.

(En las cuestiones propuestas en Extremadura 2017 y Preselección Valencia 2019 se proponen otras masas de carbono e hidrógeno).

4.7. Cuando reaccionan nitrógeno e hidrógeno se forma amoníaco. ¿Cuál es la relación correcta entre las masas de ambos elementos para dicha reacción?

- a) 1/3
- b) 1/7
- c) 3/1
- d) 14/3

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2013)

A partir de la fórmula del amoníaco NH₃, se conoce la relación molar entre los elementos nitrógeno e hidrógeno y de la misma se obtiene la relación másica:

$$\frac{1 \text{ mol N}}{3 \text{ mol H}} \cdot \frac{14,0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} = \frac{14 \text{ g N}}{3 \text{ g H}}$$

La respuesta correcta es la d.

4.8. Si el porcentaje de carbono en un compuesto químico es del 75 % en masa y solo contiene un átomo de C por molécula, ¿cuál será la masa molecular del compuesto químico?

- a) 16
- b) 32
- c) 900
- d) 625

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

Relacionando C y compuesto X:

$$\frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol X}} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol X}}{M \text{ g X}} = \frac{75 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \rightarrow M = 16 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la a.

4.9. Un óxido del elemento químico A contiene 79,88 % de A. Si el elemento químico A es 3,97 veces más pesado que el átomo de oxígeno, ¿cuál será la fórmula del óxido?

- a) AO
- b) A₂O₃
- c) A₂O
- d) AO₂

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Valencia 2018)

Tomando una base de cálculo de 100 g de óxido y relacionando las cantidades de A y O que contiene:

$$\frac{79,88 \text{ g A}}{(100 - 79,88) \text{ g O}} \cdot \frac{M \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{1 \text{ mol A}}{3,97 M \text{ g A}} = \frac{1 \text{ mol A}}{1 \text{ mol O}} \rightarrow \text{fórmula empírica: AO}$$

La respuesta correcta es la a.

4.10. Una muestra de 60,0 mg de X_2O_5 contiene 33,8 mg de oxígeno. La masa atómica de X es:

- a) 4,98
- b) 35,0
- c) 31,0
- d) 18,5

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

A partir de la estequiometría que proporciona la fórmula del X_2O_5 se puede obtener la masa atómica del elemento X:

$$60,0 \text{ mg } X_2O_5 \cdot \frac{1 \text{ mmol } X_2O_5}{(2M + 5 \cdot 16,0) \text{ mg } X_2O_5} \cdot \frac{5 \text{ mmol O}}{1 \text{ mmol } X_2O_5} \cdot \frac{16,0 \text{ mg O}}{1 \text{ mmol O}} = 33,8 \text{ mg O} \rightarrow M = 31,0 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

(En las cuestiones propuestas en 1997 y 2008 las cantidades son diferentes).

4.11. Por reacción entre 0,25 mol de cloro, en estado gaseoso, con suficiente cantidad de un metal M se producen 0,10 mol del cloruro de dicho elemento. La fórmula de dicho cloruro debe ser:

- a) MCl_3
- b) M_2Cl_5
- c) MCl_5
- d) M_5Cl_2

(O.Q.L. Murcia 1998)

Si se trata de un cloruro metálico, el número de átomos del elemento M en la fórmula debe ser 1, ya que el número de oxidación del cloro en los cloruros es -1:

$$0,10 \text{ mol } MCl_x \cdot \frac{x \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol } MCl_x} \cdot \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{2 \text{ mol Cl}} = 0,25 \text{ mol } Cl_2 \rightarrow x = 5 \rightarrow \text{fórmula} = MCl_5$$

La respuesta correcta es la c.

4.12. Cuando se quema 1 L de cierto hidrocarburo gaseoso con exceso de oxígeno, se obtienen 2 L de dióxido de carbono y 1 L de vapor de agua, todos los gases medidos en las mismas condiciones de p y T . ¿Cuál es la fórmula del hidrocarburo?

- a) C_2H_8
- b) CH_4
- c) C_2H_2
- d) C_2H_4

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

En la combustión del hidrocarburo todo el C del mismo se transforma en CO_2 y el H en H_2O . De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación volumétrica coincide con la relación molar y permite obtener la fórmula del hidrocarburo X:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{2 \text{ L } CO_2}{1 \text{ L X}} \rightarrow \frac{2 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } CO_2} = 2 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \frac{1 \text{ L } H_2O}{1 \text{ L X}} \rightarrow \frac{1 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol X}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } H_2O} = 2 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{2 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}}{2 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}} \rightarrow \text{fórmula empírica: CH}$$

La fórmula empírica se corresponde con el hidrocarburo C_2H_2 .

La respuesta correcta es la c.

4.13. Los únicos productos del análisis de un compuesto puro son 0,50 mol de átomos de carbono y 0,75 mol de átomos de hidrógeno, lo que indica que la fórmula empírica del compuesto es:

- a) CH₄
- b) CH
- c) C₂H₃
- d) CH₂

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2020)

La relación entre moles de átomos permite obtener la fórmula empírica:

$$\frac{0,75 \text{ mol H}}{0,50 \text{ mol C}} = \frac{3 \text{ mol H}}{2 \text{ mol C}} \rightarrow \text{fórmula empírica: C}_2\text{H}_3$$

La respuesta correcta es la c.

4.14. Un compuesto de fórmula AB₃ contiene un 40 % en masa de A. La masa atómica de A debe ser:

- a) La mitad de B
- b) Igual a la de B
- c) El doble de B
- d) La tercera parte de B
- e) $M_B = 4 M_A$
- f) $M_A = 1,8 M_B$
- g) $M_B = 0,6 M_A$

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Murcia 2016) (O.Q.L. Madrid 2017)

Tomando como base de cálculo 100 g de AB₃ y partiendo de la relación molar se obtiene la relación entre las masas molares de ambos elementos:

$$\frac{1 \text{ mol A}}{3 \text{ mol B}} \cdot \frac{M_A \text{ g A}}{1 \text{ mol A}} \cdot \frac{1 \text{ mol B}}{M_B \text{ g B}} = \frac{40 \text{ g A}}{60 \text{ g B}} \rightarrow \frac{M_A}{M_B} = 2 \rightarrow M_A = 2 M_B$$

La respuesta correcta es la c.

4.15. ¿Cuál es el estado de oxidación del fósforo en el compuesto que se forma cuando 3,1 g de fósforo reaccionan completamente con 5,6 L de cloro gas, Cl₂, en condiciones normales?

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5

(O.Q.L. Murcia 1999)

Si se trata de un cloruro de fósforo, el número de átomos de este en la fórmula debe ser 1, ya que el número de oxidación del cloro en los cloruros es -1, por tanto, considerando comportamiento ideal, a partir de la relación molar se obtiene el número de oxidación del fósforo:

$$\frac{5,6 \text{ L Cl}_2}{3,1 \text{ g P}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{22,4 \text{ L Cl}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{31,0 \text{ g P}}{1 \text{ mol P}} = 5 \frac{\text{mol Cl}}{\text{mol P}} \rightarrow \text{el estado de oxidación del P es +5}$$

La respuesta correcta es la d.

4.16. El ácido ascórbico (vitamina C) cura el escorbuto y puede ayudar a combatir el resfriado común. Se compone de 40,92 % de carbono; 4,58 % de hidrógeno y el resto oxígeno. Su fórmula empírica será:

- a) C₃H₅O₃
- b) C₉H₁₆O₁₃
- c) C₄H₆O₄
- d) C₃H₄O₃

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Málaga 2018)

Tomando una base de cálculo de 100 g de vitamina C, la cantidad de oxígeno que contiene es:

$$100 \text{ g vitamina} - (40,92 \text{ g C} + 4,58 \text{ g H}) = 54,5 \text{ g O}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left. \begin{array}{l} 40,92 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 3,41 \text{ mol C} \\ 4,58 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} = 4,6 \text{ mol H} \\ 54,5 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 3,41 \text{ mol O} \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{3,41 \text{ mol C}}{3,41 \text{ mol O}} = \frac{3 \text{ mol C}}{3 \text{ mol O}} \\ \frac{4,6 \text{ mol H}}{3,41 \text{ mol O}} = \frac{4 \text{ mol H}}{3 \text{ mol O}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{F. empírica: } \mathbf{C_3H_4O_3}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.17. Se dispone de los siguientes datos respecto a ciertos compuestos químicos X, Y, Z, y T.

I. Una muestra de X está formada por C y H y, por combustión, produce 20 % en volumen de $\text{CO}_2(\text{g})$ y 80 % de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$.

II. Una muestra de Y está formada por 1,02 % de H, 65,3 % de C y el resto S.

III. Un mol de Z está formado por un mol de C y un mol de agua.

IV. 0,1 mol de T se componen de 0,1 mol de AgCl y 3,43 g de NH_3 .

¿De cuáles ellos, con estos datos, se conoce su fórmula molecular?

a) De todos

b) Solo de I y de II

c) Solo de I, III y IV

d) Solo de III y IV

(O.Q.L. Asturias 2000)

I. Con los datos proporcionados se demuestra que el análisis de la muestra X es erróneo, ya que es imposible esa relación molar.

$$\frac{80 \text{ L H}_2\text{O}}{20 \text{ L CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{V \text{ L H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{V \text{ L CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}} = 8 \frac{\text{mol H}}{\text{mol C}}$$

II. Con los datos proporcionados puede obtenerse la fórmula empírica de Y relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos:

$$\left. \begin{array}{l} 65,3 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 5,44 \text{ mol C} \\ 1,02 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} = 1,02 \text{ mol H} \\ 33,68 \text{ g S} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{32,1 \text{ g S}} = 1,05 \text{ mol S} \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{5,44 \text{ mol C}}{1,02 \text{ mol H}} \approx 5 \frac{\text{mol C}}{\text{mol H}} \\ \frac{1,05 \text{ mol S}}{1,02 \text{ mol H}} = 1 \frac{\text{mol S}}{\text{mol H}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{F. empírica: } \mathbf{(C_5HS)_n}$$

La fórmula obtenida podría corresponder al tiopiranilo, pero sin la masa molar es imposible demostrarlo.

III. Suponiendo que el compuesto Z está formado por C, H y O, y sabiendo que 1 mol de Z contiene 1 mol de C, con los datos propuestos se obtiene que su fórmula molecular es:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Z}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 2 \frac{\text{mol H}}{\text{mol Z}} \\ \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Z}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 1 \frac{\text{mol O}}{\text{mol Z}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{fórmula molecular: } \mathbf{CH_2O}$$

IV. Suponiendo que el compuesto T está formado por Cl, N y H con los datos propuestos se obtiene que su fórmula molecular es:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{0,1 \text{ mol AgCl}}{0,1 \text{ mol T}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{1 \text{ mol AgCl}} = 1 \frac{\text{mol Ag}}{\text{mol T}} \\ \frac{0,1 \text{ mol AgCl}}{0,1 \text{ mol T}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 1 \frac{\text{mol Cl}}{\text{mol T}} \\ \frac{3,4 \text{ g NH}_3}{0,1 \text{ mol T}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol NH}_3} = 2 \frac{\text{mol N}}{\text{mol T}} \\ \frac{3,4 \text{ g NH}_3}{0,1 \text{ mol T}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol H}}{1 \text{ mol NH}_3} = 6 \frac{\text{mol H}}{\text{mol T}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{fórmula molecular: } \text{AgClN}_2\text{H}_6$$

La respuesta es correcta es la **d**.

4.18. Una muestra de 0,01 mol del cloruro de un elemento X reacciona completamente con 200 cm³ de una disolución 0,1 M de nitrato de plata. ¿Cuál es la identidad de dicho elemento?

- K
- Ca
- Al
- Si

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2007)

Si se trata de un cloruro metálico, el número de átomos de X en la fórmula debe ser 1, ya que el número de oxidación del cloro en los cloruros es -1, por lo que la fórmula de dicho cloruro es XCl_x, siendo x el número de oxidación del elemento desconocido X.

Como la reacción entre AgNO₃ y XCl_x es completa, quiere decir que 1 mmol de XCl_x reaccionan con x mmol de AgNO₃, por tanto:

$$200 \text{ cm}^3 \text{ AgNO}_3 \text{ } 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol AgNO}_3}{1 \text{ cm}^3 \text{ AgNO}_3 \text{ } 0,1 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol XCl}_x}{x \text{ mmol AgNO}_3} = 0,01 \text{ mol XCl}_x \cdot \frac{10^3 \text{ mmol XCl}_x}{1 \text{ mol XCl}_x}$$

Se obtiene, $x = 2$, por lo que la fórmula empírica del cloruro es XCl₂. El único de los elementos propuestos que tiene número de oxidación +2 es el **Ca**.

La respuesta correcta es la **b**.

4.19. Dos compuestos tienen la misma composición centesimal: 92,25 % de carbono y 7,75 % de hidrógeno. De las siguientes afirmaciones, indique cuáles son correctas:

- Ambos tienen la misma fórmula empírica.
- Ambos tienen la misma fórmula empírica y molecular.
- Si la masa molecular de uno de ellos es aproximadamente 78, su fórmula molecular es C₆H₆.
- La fórmula molecular no está relacionada con la masa molecular.

- 1
- 2
- 3 y 4
- 1 y 3

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

1) **Verdadero**. Los compuestos C₂H₂ y C₆H₆ tienen la misma composición centesimal y la misma fórmula empírica, (CH)_n.

La composición centesimal del acetileno es:

$$\frac{2 \text{ mol C}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{26,0 \text{ g C}_2\text{H}_2} \cdot 100 = 92,2 \% \text{ C}$$

$$\frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{26,0 \text{ g C}_2\text{H}_2} \cdot 100 = 7,8 \% \text{ H}$$

La composición centesimal del benceno es:

$$\frac{6 \text{ mol C}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6}{78,0 \text{ g C}_6\text{H}_6} \cdot 100 = 92,2 \% \text{ C}$$

$$\frac{6 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6}{78,0 \text{ g C}_6\text{H}_6} \cdot 100 = 7,8 \% \text{ H}$$

2) Falso. Los compuestos C_2H_2 y C_6H_6 tienen distinta fórmula molecular y la misma fórmula empírica, $(\text{CH})_n$, se diferencian en el valor de n , que es 1 para el acetileno y 6 para el benceno.

3) **Verdadero.** La masa molecular del C_6H_6 es, aproximadamente, 78 u.

4) Falso. La masa molar de ambos se obtiene multiplicando por n el valor de la masa molecular de la fórmula empírica.

La respuesta correcta es la **d**.

4.20. Uno de los silicatos utilizados para la fabricación del cemento Portland contiene el 52,7 % de calcio; 12,3 % de silicio y 35,0 % de oxígeno. Su fórmula molecular debe ser:

- a) Ca_3SiO_5
- b) CaSiO_3
- c) Ca_2SiO_4
- d) Ca_2SiO_7

(O.Q.L. Murcia 2001)

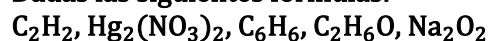
Tomando una base de cálculo de 100 g de cemento y relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla de un compuesto:

$$\left. \begin{array}{l} 52,7 \text{ g Ca} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}}{40,1 \text{ g Ca}} = 1,32 \text{ mol Ca} \\ 12,3 \text{ g Si} \cdot \frac{1 \text{ mol Si}}{28,0 \text{ g Si}} = 0,439 \text{ mol Si} \\ 35,0 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 2,19 \text{ mol O} \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{1,32 \text{ mol Ca}}{0,439 \text{ mol Si}} = 3 \frac{\text{mol Ca}}{\text{mol Si}} \\ \frac{2,19 \text{ mol O}}{0,439 \text{ mol Si}} = 5 \frac{\text{mol O}}{\text{mol Si}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{F. empírica: } \text{Ca}_3\text{SiO}_5$$

La fórmula empírica o sencilla que se obtiene es Ca_3SiO_5 , y como se trata de un compuesto cristalino no tiene sentido hablar de fórmula molecular.

La respuesta correcta es la **a**.

4.21. Dadas las siguientes fórmulas:



- a) Todas son fórmulas empíricas.
- b) La única fórmula empírica es $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$.
- c) C_2H_2 y C_6H_6 son fórmulas empíricas.
- d) Solo son fórmulas empíricas las correspondientes a los compuestos orgánicos.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

a) Falso. Las fórmulas C_2H_2 y C_6H_6 corresponden, respectivamente, a las fórmulas moleculares del acetileno y benceno.

Las fórmulas $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ y Na_2O_2 corresponden a compuestos inorgánicos para los que no existe la fórmula molecular.

b) **Verdadero**. La fórmula C_2H_6O es la única que no se puede simplificar por lo que se trata de una fórmula empírica o sencilla.

c) Falso. Según se ha explicado en el apartado a).

d) Falso. Según se ha explicado en los apartados anteriores.

La respuesta correcta es la **b**.

4.22. Indique el compuesto cuya composición centesimal es C = 62,1 %, H = 10,3 % y O = 27,6 %.

a) CH_3OCH_3

b) CH_3COOCH_3

c) CH_3COOH

d) CH_3COCH_3

(O.Q.L. Valencia 2001)

Tomando como base de cálculo 100 g de compuesto y relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla de un compuesto:

$$\left. \begin{array}{l} 62,1 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 5,18 \text{ mol C} \\ 10,3 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} = 10,3 \text{ mol H} \\ 27,6 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 1,73 \text{ mol O} \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{5,18 \text{ mol C}}{1,73 \text{ mol O}} = 3 \frac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\ \frac{10,3 \text{ mol H}}{1,73 \text{ mol O}} = 6 \frac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{F. empírica: } C_3H_6O$$

Suponiendo un valor de $n = 1$, la sustancia que se corresponde con la fórmula obtenida es CH_3COCH_3 .

La respuesta correcta es la **d**.

4.23. Si un hidrocarburo contiene 2,98 g de carbono por cada gramo de hidrógeno, su fórmula empírica es:

a) CH

b) C_2H_2

c) C_2H

d) CH_4

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

A partir de la relación másica se obtiene la relación molar que permite obtener la fórmula empírica:

$$\frac{1,00 \text{ g H}}{2,98 \text{ g C}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 4 \frac{\text{mol H}}{\text{mol C}} \rightarrow \text{fórmula empírica: } CH_4$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.24. Una muestra de 3,16 g de eucaliptol, ingrediente activo primario encontrado en las hojas de eucalipto, contiene 2,46 g de carbono; 0,372 g de hidrógeno y el resto de oxígeno. ¿Cuál será la fórmula empírica del eucaliptol?

a) $C_{18}H_{10}O_3$

b) $C_{10}H_{18}O$

c) C_5H_9O

d) $C_9H_5O_2$

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Valencia 2015)

La cantidad de oxígeno que contiene la muestra es:

$$3,16 \text{ g eucaliptol} - (2,46 \text{ g C} + 0,372 \text{ g H}) = 0,328 \text{ g O}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left. \begin{array}{l} 2,46 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 0,205 \text{ mol C} \\ 0,372 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} = 0,37 \text{ mol H} \\ 0,328 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 0,0205 \text{ mol O} \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{0,205 \text{ mol C}}{0,0205 \text{ mol O}} = 10 \frac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\ \frac{0,37 \text{ mol H}}{0,0205 \text{ mol O}} = 18 \frac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{F. empírica: } \mathbf{C_{10}H_{18}O}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.25. Se calienta una muestra de 250 g de hidrato de CuSO_4 hasta eliminar toda el agua. Entonces se pesa la muestra seca y resulta ser 160 g. ¿Cuál es la fórmula del hidrato?

- $\text{CuSO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
- $\text{CuSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- $\text{CuSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Córdoba 2011) (O.Q.L. Baleares 2013) (O.Q.L. País Vasco 2014)

La relación molar entre H_2O y CuSO_4 es:

$$\frac{(250 - 160) \text{ g H}_2\text{O}}{160 \text{ g CuSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{159,5 \text{ g CuSO}_4}{1 \text{ mol CuSO}_4} = 5 \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{mol CuSO}_4} \rightarrow \text{fórmula: } \mathbf{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.26. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es correcta con relación a la glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?

- Los porcentajes en masa de C y de O son los mismos que en el CO.
- La relación entre el número de átomos de C, H y O es la misma que en la 1,3-dihidroxiacetona, $\text{CH}_2\text{OHCOCH}_2\text{OH}$.
- Los porcentajes en masa de C y de O son iguales.
- El mayor porcentaje en masa le corresponde al hidrógeno.

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Málaga 2018)

a) Falso. La composición centesimal de la glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ es:

$$\begin{aligned} \frac{6 \text{ mol C}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot 100 &= 40,0 \% \text{ C} \\ \frac{12 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot 100 &= 6,7 \% \text{ H} \\ \frac{6 \text{ mol O}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot \frac{16,0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180,0 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot 100 &= 53,3 \% \text{ O} \end{aligned}$$

La composición centesimal del CO es:

$$\begin{aligned} \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{28,0 \text{ g CO}} \cdot 100 &= 42,9 \% \text{ C} \\ \frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol CO}} \cdot \frac{16,0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{28,0 \text{ g CO}} \cdot 100 &= 57,1 \% \text{ O} \end{aligned}$$

b) **Verdadero**. Ya que las fórmulas empíricas de la glucosa y de 1,3-dihidroxiacetona son idénticas, CH_2O .

c-d) Falso. Tal como se ha visto al obtener la composición centesimal en el apartado a).

La respuesta correcta es la b.

4.27. Se quiere determinar la fórmula empírica del compuesto ZnCl_x . Para ello se hace reaccionar Zn en polvo con HCl en exceso, utilizando un vaso de precipitados. Los resultados obtenidos son:

$$\text{masa del vaso vacío} = P_1 = 48,179 \text{ g}$$

$$\text{masa del vaso vacío} + \text{peso del Zn} = P_2 = 48,635 \text{ g}$$

$$\text{masa del vaso vacío} + \text{peso del ZnCl}_x = P_3 = 49,160 \text{ g}$$

Indique cuál de las siguientes proposiciones es falsa:

- Para deducir la fórmula empírica se deben calcular los átomos-gramo de Zn y Cl que han reaccionado.
- La masa de Zn se obtiene por $(P_2 - P_1)$.
- Al reaccionar $\text{Zn} + x \text{HCl} \rightarrow x/2 \text{H}_2 + \text{ZnCl}_x$ no es necesario medir el HCl que se añade.
- Los gramos de cloro en el ZnCl_x son 0,525 y su fórmula empírica es ZnCl_2 .
- A pesar de que el ZnCl_2 sea higroscópico, si no da tiempo a enfriar y pesar, se puede dejar para el día siguiente y, al volver al laboratorio y pesar, encontraríamos la misma pesada P_3 .

(O.Q.L. Extremadura 2003)

- Verdadero. La fórmula empírica se obtiene a partir de relación entre los moles de átomos.
- Verdadero. El cálculo $(P_2 - P_1)$ indica que han reaccionado 0,456 g de Zn.
- Verdadero. Ya que como dice el enunciado se han añadido HCl en exceso.
- Verdadero. El cálculo $(P_3 - P_2)$ indica que han reaccionado 0,525 g de Cl. A partir de este dato y del obtenido en el apartado b) se obtiene que la relación molar entre ambos elementos es:

$$\left. \begin{array}{l} 0,525 \text{ g Cl} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} = 0,048 \text{ mol Cl} \\ 0,456 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} = 0,00697 \text{ mol Zn} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,0148 \text{ mol Cl}}{0,00697 \text{ mol Zn}} \approx 2 \frac{\text{mol Cl}}{\text{mol Zn}} \rightarrow \text{F. empírica: ZnCl}_2$$

- Falso. Si el ZnCl_2 es higroscópico, absorbe agua y, al día siguiente, pesará más.

La respuesta correcta es la e.

4.28. Dos compuestos formados por el mismo número de átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno tendrán también en común:

- El número de moléculas presentes en la misma masa.
- Los enlaces que se forman entre dichos átomos.
- La entalpía de combustión.
- La reactividad.
- El estado físico.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. País Vasco 2006) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009)
(O.Q.L. País Vasco 2010) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2020)

Si dos compuestos están formados por el mismo número de átomos de carbono, hidrógeno y oxígeno se trata de isómeros, sustancias con la misma fórmula molecular pero distinta fórmula desarrollada. Por ejemplo: etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ y dimetiléter, CH_3OCH_3 . En ellos se observa que:

- Verdadero. Una misma masa de ambos compuestos está integrada por el mismo número de moléculas ya que ambos tienen la misma fórmula molecular y, por tanto, idéntica masa molar.
- Falso. Los átomos se encuentran enlazados de forma diferente, así pues, en el etanol hay un enlace C–O–H, mientras que en el dimetiléter hay un enlace C–O–C.
- Falso. Como los átomos se encuentran enlazados de forma diferente la entalpía de combustión también lo es, ya que, aunque se formen los mismos productos de combustión (se forman los mismos enlaces), se rompen diferentes enlaces en los reactivos.

d) Falso. Como los átomos se encuentran enlazados de forma diferente, la reactividad, es decir, las propiedades químicas de los compuestos también lo son.

e) Falso. El estado de agregación está relacionado con las fuerzas intermoleculares existentes.

La respuesta correcta es la a.

4.29. Cuántas moléculas de agua de cristalización pierde el sulfato de aluminio sabiendo que al ser calentado pierde un 48,68 % de su masa.

- a) 12
- b) 24
- c) 6
- d) 18

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

Tomando como base de cálculo 100 g de hidrato, la relación molar entre H_2O y $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ es:

$$\frac{48,68 \text{ g H}_2\text{O}}{(100 - 48,68) \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{342,0 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 18 \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{mol Al}_2(\text{SO}_4)_3}$$

La respuesta correcta es la d.

4.30. La azurita es un mineral de color azul intenso, que se utiliza como una de las fuentes de cobre, cuya composición es 55,3 % de Cu; 6,97 % de C; 37,1 % de O y 0,58 % de H, ¿cuál de las siguientes fórmulas corresponde a la composición de la azurita?

- a) $\text{CuCO}_3 \cdot 2\text{CuOH}$
- b) $\text{CuCO}_3 \cdot 2\text{Cu}(\text{OH})_2$
- c) $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$
- d) $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{CuCO}_3$
- e) $\text{CuOH} \cdot 2\text{CuCO}_3$

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Jaén 2018)

De los minerales propuestos, la azurita será aquel que contenga 55,3 % de Cu.

a) Falso. $\text{CuCO}_3 \cdot 2\text{CuOH}$

$$\frac{3 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol CuCO}_3 \cdot 2\text{CuOH}} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol CuCO}_3 \cdot 2\text{CuOH}}{284,5 \text{ g CuCO}_3 \cdot 2\text{CuOH}} \cdot 100 = 67,0 \% \text{ Cu}$$

b) Falso. $\text{CuCO}_3 \cdot 2\text{Cu}(\text{OH})_2$

$$\frac{3 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol CuCO}_3 \cdot 2\text{Cu}(\text{OH})_2} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol CuCO}_3 \cdot 2\text{Cu}(\text{OH})_2}{318,5 \text{ g CuCO}_3 \cdot 2\text{Cu}(\text{OH})_2} \cdot 100 = 59,9 \% \text{ Cu}$$

c) Falso. $\text{CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2$

$$\frac{2 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2}{221,0 \text{ g CuCO}_3 \cdot \text{Cu}(\text{OH})_2} \cdot 100 = 57,5 \% \text{ Cu}$$

d) **Verdadero.** $\text{Cu}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{CuCO}_3$

$$\frac{3 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol Cu}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{CuCO}_3} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{CuCO}_3}{344,5 \text{ g Cu}(\text{OH})_2 \cdot 2\text{CuCO}_3} \cdot 100 = 55,3 \% \text{ Cu}$$

e) Falso. $\text{CuOH} \cdot 2\text{CuCO}_3$

$$\frac{3 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol CuOH} \cdot 2\text{CuCO}_3} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol CuOH} \cdot 2\text{CuCO}_3}{327,5 \text{ g CuOH} \cdot 2\text{CuCO}_3} \cdot 100 = 58,2 \% \text{ Cu}$$

La respuesta correcta es la d.

4.31. Una muestra de 0,322 g de un vapor orgánico a 100 °C y 740 Torr ocupa un volumen de 62,7 mL. Un análisis de dicho vapor da una composición centesimal de C = 65,43 %, H = 5,50 %. ¿Cuál es su fórmula molecular?

- a) C₆H₁₂O₆
- b) C₉H₉O₃
- c) C₉H₁₇O
- d) C₈H₁₆
- e) C₆H₁₂O

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Murcia 2014)

Suponiendo comportamiento ideal se puede calcular la masa molar del compuesto X:

$$M = \frac{0,322 \text{ g X} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (100 + 273,15) \text{ K}}{(740 \text{ Torr}) \cdot (62,7 \text{ mL})} \cdot \frac{760 \text{ Torr}}{1 \text{ atm}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 161 \text{ g mol}^{-1}$$

Tomando una base de cálculo de 100 g de compuesto X la cantidad de oxígeno es:

$$100 \text{ g X} - (65,43 \text{ g C} + 5,50 \text{ g H}) = 29,1 \text{ g O}$$

El número de moles de cada elemento por cada mol de compuesto es:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{65,43 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{161 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 9 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \frac{5,50 \text{ g H}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} \cdot \frac{161 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 9 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\ \frac{29,1 \text{ g O}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{161 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 3 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{ fórmula molecular: C}_9\text{H}_9\text{O}_3$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En Murcia 2014 aparece como problema sobre la serie de TV "Breaking Bad").

4.32. ¿Cuántas moléculas de agua de cristalización contiene el sulfato de quinina cuya fórmula molecular es, (C₂₀H₂₄N₂O₂)₂SO₄ · nH₂O, si 1,00 g desecado a 100 °C pierde 0,162 g de masa?

- a) 3
- b) 6
- c) 12
- d) 8
- e) 10

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Málaga 2019)

El número de moles de H₂O que contiene la muestra es:

$$0,162 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} = 9,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{O}$$

La masa y número de moles de sulfato de quinina anhidro, (C₂₀H₂₄N₂O₂)₂SO₄, son, respectivamente:

$$1,00 \text{ g hidrato} - 0,162 \text{ g H}_2\text{O} = 0,838 \text{ g (C}_{20}\text{H}_{24}\text{N}_2\text{O}_2)_2\text{SO}_4$$

$$0,838 \text{ g (C}_{20}\text{H}_{24}\text{N}_2\text{O}_2)_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol (C}_{20}\text{H}_{24}\text{N}_2\text{O}_2)_2\text{SO}_4}{746,0 \text{ g (C}_{20}\text{H}_{24}\text{N}_2\text{O}_2)_2\text{SO}_4} = 1,12 \cdot 10^{-3} \text{ mol (C}_{20}\text{H}_{24}\text{N}_2\text{O}_2)_2\text{SO}_4$$

La relación molar entre H₂O y sustancia anhidra es:

$$\frac{9,00 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{O}}{1,12 \cdot 10^{-3} \text{ mol (C}_{20}\text{H}_{24}\text{N}_2\text{O}_2)_2\text{SO}_4} = 8 \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{mol (C}_{20}\text{H}_{24}\text{N}_2\text{O}_2)_2\text{SO}_4}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.33. Los siguientes compuestos: urea, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$, nitrato de amonio, NH_4NO_3 , y guanidina, $\text{HCN}(\text{NH}_2)$, son adecuados para ser usados como fertilizantes, ya que proporcionan nitrógeno a las plantas. ¿Cuál de ellos considera más adecuado por ser más rico en nitrógeno?

- a) Urea
- b) Guanidina
- c) Nitrato de amonio
- d) Todos por igual

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. Madrid 2013) (O.Q.L. Galicia 2014)

El porcentaje en masa de nitrógeno en cada una de las sustancias es:

a) Falso. Urea:

$$\frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol CO}(\text{NH}_2)_2} \cdot \frac{14,0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}(\text{NH}_2)_2}{60,0 \text{ g CO}(\text{NH}_2)_2} \cdot 100 = 46,7 \% \text{ N}$$

b) Verdadero. Guanidina:

$$\frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol HCN}(\text{NH}_2)} \cdot \frac{14,0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCN}(\text{NH}_2)}{43,0 \text{ g HCN}(\text{NH}_2)} \cdot 100 = 65,1 \% \text{ N}$$

c) Falso. Nitrato de amonio:

$$\frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} \cdot \frac{14,0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{80,0 \text{ g NH}_4\text{NO}_3} \cdot 100 = 35,0 \% \text{ N}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Castilla y León 2012 se reemplazan guanidina y nitrato de amonio por amoniaco y nitrato de potasio).

4.34. Se pretende determinar la fórmula del yeso, que es un sulfato de calcio hidratado. Sabiendo que una muestra de 3,273 g de este mineral se transforma, por calefacción, en 2,588 g de sulfato de calcio anhidro, se deduce que dicha fórmula es:

- a) $\text{Ca}(\text{SO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{Ca}_2\text{SO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Galicia 2014)

La relación molar entre H_2O y CaSO_4 es:

$$\frac{(3,273 - 2,588) \text{ g H}_2\text{O}}{2,588 \text{ g CaSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{136,1 \text{ g CaSO}_4}{1 \text{ mol CaSO}_4} = 2 \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{mol CaSO}_4} \rightarrow \text{fórmula: } \text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Galicia 2014 se proporcionan otros datos numéricos).

4.35. Se calienta una barra de cobre de pureza electrolítica que pesa 3,178 g en una corriente de oxígeno hasta que se convierte en un óxido negro. El polvo negro resultante pesa 3,978 g. La fórmula del óxido es:

- a) CuO_2
- b) Cu_2O_3
- c) CuO_3
- d) Cu_2O
- e) CuO

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Sevilla 2006) (O.Q.L. Valencia 2016) (O.Q.L. Sevilla 2017)

La relación molar entre O y Cu es:

$$\frac{(3,978 - 3,178) \text{ g O}}{3,178 \text{ g Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = 1 \frac{\text{mol O}}{\text{mol Cu}} \rightarrow \text{fórmula empírica: CuO}$$

La respuesta correcta es la e.

4.36. Cuando se calienta hasta sequedad una muestra de 15,0 g de sulfato de cobre(II) hidratado, la masa resultante es de 9,59 g. El porcentaje de agua en el cristal hidratado, expresado con el número correcto de cifras significativas es:

- a) 36,1 %
- b) 36 %
- c) 63,3 %
- d) 63 %
- e) 45 %

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Sevilla 2006)

El porcentaje de H₂O de cristalización en el sulfato de cobre(II) hidratado es:

$$\frac{(15,0 - 9,59) \text{ g H}_2\text{O}}{15,0 \text{ g hidrato}} \cdot 100 = 36,1 \% \text{ H}_2\text{O}$$

El número de cifras significativas del cálculo viene dado por la cantidad que tenga menor número estas. Como las dos cantidades propuestas tienen tres cifras significativas el resultado del cálculo debe tener las mismas.

La respuesta correcta es la a.

4.37. Un compuesto orgánico tiene la siguiente composición centesimal: 40,00 % de carbono; 6,71 % de hidrógeno y 53,28 % de oxígeno. Si se sabe que su masa molecular es 60,02; la fórmula molecular es:

- a) CH₂O
- b) C₂H₄O₂
- c) C₂H₂O₄
- d) CHO₂

(O.Q.L. País Vasco 2005)

Tomando una base de cálculo de 100 g de compuesto X y relacionando las cantidades dadas con la masa molar se obtiene su fórmula molecular:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{40,00 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{60,02 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \frac{6,71 \text{ g H}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} \cdot \frac{60,02 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 4 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\ \frac{53,28 \text{ g O}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{60,02 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{fórmula molecular: C}_2\text{H}_4\text{O}_2$$

La respuesta correcta es la b.

4.38. Si en la combustión de 0,500 g de un compuesto orgánico constituido por C, H y O, se obtienen 0,488 g de CO₂ y 0,100 g de H₂O, su fórmula empírica es:

- a) CHO₂
- b) C₂H₃O
- c) CH₂O
- d) C₂HO
- e) C₃H₂O

(O.Q.L. Sevilla 2005) (O.Q.L. Sevilla 2007)

El número de moles de átomos de cada elemento en la muestra de compuesto X es:

$$0,488 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,0111 \text{ mol C}$$

$$0,100 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 0,0111 \text{ mol H}$$

El oxígeno contenido en la muestra se calcula por diferencia:

$$0,488 \text{ g X} - 0,0111 \text{ mol C} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} - 0,0111 \text{ mol H} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 0,344 \text{ g O}$$

$$0,344 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 0,0215 \text{ mol O}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{0,0111 \text{ mol C}}{0,0111 \text{ mol H}} = \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol H}} \\ \frac{0,0215 \text{ mol O}}{0,0111 \text{ mol H}} = 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol H}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{fórmula empírica: } \text{CHO}_2$$

La respuesta correcta es la a.

4.39. La fórmula empírica para un compuesto es CH. ¿Cuál de las siguientes podría ser su masa molar?

- a) 32 g mol⁻¹
- b) 47 g mol⁻¹
- c) 50 g mol⁻¹
- d) 78 g mol⁻¹
- e) 100 g mol⁻¹

(O.Q.L. Extremadura 2005)

Teniendo en cuenta que la fórmula empírica es (CH)_n, el valor de la masa molar sería aquel de los propuestos que proporcionara un valor entero para n:

M / g mol ⁻¹	32	47	50	78	100
n	$\frac{32 \text{ g}}{13 \text{ g}} = 2,5$	$\frac{47 \text{ g}}{13 \text{ g}} = 3,6$	$\frac{50 \text{ g}}{13 \text{ g}} = 3,8$	$\frac{78 \text{ g}}{13 \text{ g}} = 6$	$\frac{100 \text{ g}}{13 \text{ g}} = 7,7$

La respuesta correcta es la d.

4.40. El análisis elemental de ibuprofeno da la siguiente composición: C = 75,69 % e H = 8,80 %. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es compatible con los datos del análisis de ibuprofeno?

- a) Masa molecular del ibuprofeno: 164,08
- b) Masa molecular del ibuprofeno: 316,48
- c) Masa molecular del ibuprofeno: 190,10
- d) Masa molecular del ibuprofeno: 206,28
- e) Masa molecular del ibuprofeno: 240,30

(O.Q.L. País Vasco 2006)

Suponiendo que el resto del porcentaje del análisis, (100 – 75,68 – 8,80) % = 15,5 % corresponde al oxígeno. Tomando como base de cálculo 100 g de ibuprofeno y relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left. \begin{array}{l} 75,69 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 6,31 \text{ mol C} \\ 8,80 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} = 8,80 \text{ mol H} \\ 15,5 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 0,969 \text{ mol O} \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{6,31 \text{ mol C}}{0,969 \text{ mol O}} = \frac{13 \text{ mol C}}{2 \text{ mol O}} \\ \frac{8,80 \text{ mol H}}{0,969 \text{ mol O}} = \frac{18 \text{ mol H}}{2 \text{ mol O}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{F. empírica: C}_{13}\text{H}_{18}\text{O}_2$$

Suponiendo un valor de $n = 1$, la fórmula molecular que se corresponde con la fórmula obtenida es $\text{C}_{13}\text{H}_{18}\text{O}_2$, por tanto, su masa molecular es $M = 206 \text{ u}$.

La respuesta correcta es la **d**.

4.41. Si al quemar 0,5 mol de un hidrocarburo se recogen 33,6 L de CO_2 , medidos en c.n., se trata de:

- Metano
- Propano
- Butano
- Octano

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Murcia 2008) (O.Q.L. Madrid 2012)

En la combustión, todo el carbono del hidrocarburo se transforma en CO_2 :

$$\frac{33,6 \text{ L CO}_2}{0,5 \text{ mol hidrocarburo}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{22,4 \text{ L CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 3 \frac{\text{mol C}}{\text{mol hidrocarburo}} \rightarrow \text{propano, C}_3\text{H}_8$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.42. El porcentaje del elemento X que existe en los compuestos de fórmulas AX y AXZ_2 es:

- Igual en ambos compuestos.
- Mayor en AXZ_2 .
- Mayor en AX.
- Depende de qué elemento sea Z.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

El contenido de X en ambos compuestos es:

$$\% \text{ X (AX)} = \frac{1 \text{ mol X}}{1 \text{ mol AX}} \cdot \frac{M_X \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} \cdot \frac{1 \text{ mol AX}}{M_{\text{AX}} \text{ g AX}} \cdot 100 = 100 \frac{M_X}{M_{\text{AX}}}$$

$$\% \text{ X (AXZ}_2) = \frac{1 \text{ mol X}}{1 \text{ mol AXZ}_2} \cdot \frac{M_X \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} \cdot \frac{1 \text{ mol AXZ}_2}{M_{\text{AXZ}_2} \text{ g AXZ}_2} \cdot 100 = 100 \frac{M_X}{M_{\text{AXZ}_2}}$$

Como AXZ_2 contiene más átomos se cumple que:

$$M_{\text{AXZ}_2} > M_{\text{AX}} \rightarrow \% \text{ X (AX)} > \% \text{ X (AXZ}_2)$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.43. Se calientan 20,5 g de sulfato de cobre hidratado hasta peso constante igual a 13,1 g, momento en el que se ha perdido toda el agua de hidratación. ¿Cuál es la fórmula de la sal?

- $\text{CuSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
- $\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
- $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$

(O.Q.L. Madrid 2007)

La relación molar entre H_2O y CuSO_4 es:

$$\frac{(20,5 - 13,1) \text{ g H}_2\text{O}}{13,1 \text{ g CuSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{159,5 \text{ g CuSO}_4}{1 \text{ mol CuSO}_4} = 5 \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{mol CuSO}_4} \rightarrow \text{fórmula: CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.44. La coniina es un alcaloide natural que se extrae de la cicuta. Su análisis elemental da la siguiente composición: C = 75,52 %, H = 13,47 % y N = 11,01 %. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es compatible con este análisis?

- a) Fórmula molecular de la coniina: $C_{10}H_{17}N_2$
 b) Fórmula molecular de la coniina: $C_8H_{17}N$
 c) Fórmula molecular de la coniina: C_6H_5N
 d) Fórmula molecular de la coniina: $C_9H_{18}N$
 e) Fórmula molecular de la coniina: $C_7H_{20}N_2$

(O.Q.L. País Vasco 2007)

Tomando como base de cálculo 100 g de coniina y relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left. \begin{array}{l} 75,52 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 6,29 \text{ mol C} \\ 13,47 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} = 13,5 \text{ mol H} \\ 11,01 \text{ g N} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{14,0 \text{ g N}} = 0,786 \text{ mol N} \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{6,29 \text{ mol C}}{0,786 \text{ mol N}} = 8 \frac{\text{mol C}}{\text{mol N}} \\ \frac{13,5 \text{ mol H}}{0,786 \text{ mol N}} = 17 \frac{\text{mol H}}{\text{mol N}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{F. empírica: } C_8H_{17}N$$

Suponiendo un valor de $n = 1$, la fórmula molecular que se corresponde con la fórmula obtenida es $C_8H_{17}N$.

La respuesta correcta es la **b**.

4.45. Calcule cuánto aumentará la masa de una muestra de 3,50 g de Na_2SO_4 si se convierte completamente en $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$.

- a) 1,06 g
 b) 1,96 g
 c) 4,44 g
 d) 0,39 g
 e) 0,79 g

(O.Q.N. Castellón 2008)

Relacionando sustancia anhidra y sustancia hidratada:

$$3,50 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{142,0 \text{ g Na}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} = 0,0246 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$$

$$0,0246 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O} \cdot \frac{322,0 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} = 7,94 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$$

El aumento de masa se corresponde con el agua de hidratación:

$$7,94 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O} - 3,5 \text{ g Na}_2\text{SO}_4 = 4,44 \text{ g H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.46. En la sal de magnesio hidratada, $MgSO_4 \cdot xH_2O$, el porcentaje de agua de cristalización es 51,16 %. ¿Cuál es el valor de x ?

- a) 2
 b) 3
 c) 4
 d) 7

(O.Q.L. Madrid 2008)

Tomando como base de cálculo 100 g de hidrato, la relación molar entre H_2O y MgSO_4 es:

$$\frac{51,16 \text{ g H}_2\text{O}}{(100 - 51,16) \text{ g MgSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{120,3 \text{ MgSO}_4}{1 \text{ mol MgSO}_4} = 7 \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{mol MgSO}_4} \rightarrow x = 7$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.47. La fórmula empírica de un grupo de compuestos es $(\text{CHCl})_n$. El lindano, potente insecticida, pertenece a este grupo. La masa molar del lindano es 291 g. ¿Cuántos átomos de carbono existen en la molécula de lindano?

- a) 2
- b) 4
- c) 6
- d) 8

(O.Q.L. Murcia 2008)

La masa molar correspondiente a la fórmula empírica o sencilla es:

$$M_{\text{empírica}} = 12 + 1 + 35,5 = 48,5 \text{ g}$$

Relacionando la masa molar de la fórmula molecular con la masa molar de la fórmula empírica se obtiene el valor de n y con ello el número de átomos de carbono de una molécula de lindano:

$$n = \frac{291 \text{ g}}{48,5 \text{ g}} = 6$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.48. La fórmula empírica de un compuesto que contiene un 50 % en masa de azufre y un 50 % en masa de oxígeno será:

- a) SO_3
- b) SO_2
- c) SO
- d) S_2O

(O.Q.L. Murcia 2008)

Tomando una base de cálculo de 100 g de compuesto y relacionando las cantidades de los dos elementos se puede obtener la fórmula empírica del mismo:

$$\frac{50 \text{ g O}}{50 \text{ g S}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{32,1 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} = 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol S}} \rightarrow \text{fórmula empírica: } \text{SO}_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.49. El hierro forma dos cloruros, uno con un 44,20 % de Fe y otro con un 34,43 %. Determine la fórmula empírica de ambos.

- a) FeCl_2 y Fe_2Cl_3
- b) FeCl_2 y FeCl_3
- c) FeCl y FeCl_3
- d) FeCl_2 y FeCl_5

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

Relacionando ambas cantidades se puede obtener cuántos átomos se combinan con un átomo del que está en menor cantidad:

$$\frac{(100 - 44,20) \text{ g Cl}}{44,20 \text{ g Fe}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} \cdot \frac{55,8 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 2 \frac{\text{mol Cl}}{\text{mol Fe}} \rightarrow \text{fórmula empírica: } \text{FeCl}_2$$

$$\frac{(100 - 34,43) \text{ g Cl}}{34,43 \text{ g Fe}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} \cdot \frac{55,8 \text{ g Fe}}{1 \text{ mol Fe}} = 3 \frac{\text{mol Cl}}{\text{mol Fe}} \rightarrow \text{fórmula empírica: } \text{FeCl}_3$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.50. En un gramo de un óxido de cierto elemento metálico de masa atómica 54,93 hay 0,63 g de dicho elemento. ¿Cuál será la fórmula de dicho óxido?

- a) XO
- b) X₂O₃
- c) XO₂
- d) X₂O₇

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La masa de oxígeno contenida en la muestra es:

$$1,0 \text{ g óxido metálico} - 0,63 \text{ g X} = 0,37 \text{ g oxígeno}$$

Relacionando ambos elementos se obtiene la fórmula empírica del óxido:

$$\frac{0,37 \text{ g O}}{0,63 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{54,93 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol X}} \rightarrow \text{fórmula empírica: } \mathbf{XO_2}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.51. Sabiendo que el porcentaje de agua de cristalización en la sal CoCl₂·xH₂O es 45,45 %, ¿cuál es el valor de x?

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5
- e) 6

(O.Q.N. Ávila 2009)

La relación molar entre H₂O y CoCl₂ es:

$$\frac{45,45 \text{ g H}_2\text{O}}{(100 - 45,45) \text{ g CoCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{129,9 \text{ g CoCl}_2}{1 \text{ mol CoCl}_2} = 6 \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{mol CoCl}_2} \rightarrow x = 6$$

La respuesta correcta es la **e**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2008).

4.52. Determine la fórmula de un aldehído que por oxidación produce un ácido monocarboxílico que contiene 58,82 % de carbono y 31,37 % de oxígeno:

- a) CH₃CH₂CH₂COCH₃
- b) CHOCH₂CH₂CH₂CHO
- c) CH₃CH₂CH₂CH₂CHO
- d) CH₃CH₂CH₂CHO

(O.Q.L. Madrid 2009)

El compuesto a) se descarta ya que se trata de una cetona que por oxidación no produce un ácido monocarboxílico.

El compuesto b) se descarta ya que se trata de un dialdehído que por oxidación produce un ácido dicarboxílico.

Los compuestos c) y d) sí son aldehídos, y los ácidos monocarboxílicos que se obtienen por oxidación de ellos son, CH₃(CH₂)₃COOH y CH₃(CH₂)₂COOH, respectivamente. El porcentaje de carbono en los mismos es:

$$\frac{5 \text{ mol C}}{1 \text{ mol compuesto c}} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol compuesto c}}{102,0 \text{ g compuesto c}} \cdot 100 = 58,82 \% \text{ C}$$

$$\frac{4 \text{ mol C}}{1 \text{ mol compuesto d}} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol compuesto d}}{88,0 \text{ g compuesto d}} \cdot 100 = 54,55 \% \text{ C}$$

La respuesta correcta es la c.

4.53. ¿Cuál es el porcentaje en masa del oxígeno en el MgO?

- a) 20 %
- b) 40 %
- c) 50 %
- d) 60 %

(O.Q.L. Murcia 2009)

El porcentaje en masa de O en el MgO es:

$$\frac{1 \text{ mol O}}{1 \text{ mol MgO}} \cdot \frac{16,0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{1 \text{ mol MgO}}{40,3 \text{ g MgO}} \cdot 100 = 40 \% \text{ O}$$

La respuesta correcta es la b.

4.54. El análisis de un líquido volátil es 54,5 % de carbono; 9,1 % de hidrógeno y 36,4 % de oxígeno. ¿Cuál será su fórmula empírica?

- a) C₃H₄O
- b) C₂H₄O
- c) C₃H₂O
- d) C₄H₄O

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left. \begin{array}{l} 54,5 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 4,54 \text{ mol C} \\ 9,1 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} = 9,1 \text{ mol H} \\ 36,4 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 2,28 \text{ mol O} \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{4,54 \text{ mol C}}{2,28 \text{ mol O}} = \frac{2 \text{ mol C}}{1 \text{ mol O}} \\ \frac{9,1 \text{ mol H}}{2,28 \text{ mol O}} = \frac{4 \text{ mol H}}{1 \text{ mol O}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{F. empírica: C}_2\text{H}_4\text{O}$$

La respuesta correcta es la b.

4.55. El óxido de titanio(IV) se calienta en corriente de hidrógeno perdiendo algo de oxígeno. Si después de calentar 1,598 g de TiO₂ el peso de oxígeno se reduce en 0,16 g. ¿Cuál es la fórmula del producto final?

- a) TiO₃
- b) Ti₂O₃
- c) TiO
- d) Ti₂O₅

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

La cantidad de cada uno de los elementos contenida en la muestra es:

$$1,598 \text{ g TiO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol TiO}_2}{81,9 \text{ g TiO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Ti}}{1 \text{ mol TiO}_2} = 0,0195 \text{ mol Ti}$$

$$1,598 \text{ g TiO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol TiO}_2}{81,9 \text{ g TiO}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol TiO}_2} \cdot \frac{16,0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} = 0,624 \text{ g O}$$

La cantidad de oxígeno que contiene la muestra después de la reducción con hidrógeno es:

$$0,624 \text{ g O (inicial)} - 0,16 \text{ g O (reducido)} = 0,464 \text{ g O (final)}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\frac{0,464 \text{ g O}}{0,0195 \text{ mol Ti}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = \frac{3 \text{ mol O}}{2 \text{ mol Ti}} \rightarrow \text{fórmula empírica: Ti}_2\text{O}_3$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.56. La fórmula empírica de un compuesto es CH_2 . En estado gaseoso su densidad en condiciones normales es $2,5 \text{ g L}^{-1}$. ¿Cuál es su fórmula molecular?

- a) CH_2
- b) C_3H_6
- c) C_5H_{10}
- d) C_4H_8
- e) C_3H_5
- f) C_2H_4

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

Considerando comportamiento ideal, la masa molar de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$M = \frac{\rho RT}{p}$$

El valor de la masa molar del hidrocarburo es:

$$M = \frac{(2,5 \text{ g L}^{-1}) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 56 \text{ g mol}^{-1}$$

A partir de la masa molar obtenida y de la fórmula empírica se obtiene que la fórmula molecular es:

$$n = \frac{56,0 \text{ g mol}^{-1}}{14,0 \text{ g mol}^{-1}} = 4 \rightarrow \text{fórmula molecular: C}_4\text{H}_8$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.57. El análisis elemental de un compuesto orgánico dio como resultado 84,00 % de carbono y 16,00 % de hidrógeno. Su fórmula molecular es:

- a) CH_4O
- b) $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{O}_2$
- c) C_7H_{16}
- d) C_7H_{10}
- e) $\text{C}_{14}\text{H}_{22}$

(O.Q.L. País Vasco 2009)

Del análisis elemental se deduce que se trata de un hidrocarburo y tomando como base de cálculo de 100 g del mismo, el número de moles de átomos de carbono e hidrógeno es:

$$84,00 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 7,00 \text{ mol C} \quad 16,00 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} = 16,0 \text{ mol H}$$

Relacionando ambas cantidades obtiene la fórmula empírica:

$$\frac{16,0 \text{ mol H}}{7,00 \text{ mol C}} \rightarrow \text{fórmula empírica: C}_7\text{H}_{16}$$

Suponiendo que se trata del hidrocarburo con la fórmula más sencilla, esta también sería la fórmula molecular.

La respuesta correcta es la **c**.

4.58. Si 3,6 g de carbono se combinan con 0,8 g de hidrógeno para formar un compuesto, la fórmula molecular de este será:

- a) C₃H₈
- b) C₃H₆
- c) C₃H₁₆
- d) Para hallarla haría falta el peso molecular del compuesto.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

Relacionando ambas cantidades se puede obtener que la fórmula empírica es:

$$\frac{0,8 \text{ g H}}{3,6 \text{ g C}} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} = \frac{8 \text{ mol H}}{3 \text{ mol C}} \rightarrow \text{fórmula empírica: C}_3\text{H}_8$$

Habitualmente, para determinar la fórmula molecular se necesita el peso molecular del compuesto. En este caso, se trata de un hidrocarburo saturado, C_nH_{2n+2}, cuya fórmula no puede simplificarse, por tanto, coinciden las fórmulas empírica y molecular.

La respuesta correcta es la a.

4.59. Una muestra de sulfato de hierro(II) hidratado, FeSO₄·xH₂O, de masa 4,5 g se calienta hasta eliminar todo el agua quedando un residuo seco de 2,46 g. ¿Cuál será el valor de x?

- a) 5
- b) 6
- c) 7
- d) 8

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

La relación molar entre H₂O y FeSO₄ es:

$$\frac{(4,5 - 2,46) \text{ g H}_2\text{O}}{2,46 \text{ g FeSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{151,8 \text{ FeSO}_4}{1 \text{ mol FeSO}_4} = 7 \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{mol FeSO}_4} \rightarrow x = 7$$

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2008 y otras).

4.60. Una muestra de 100 mg de un compuesto constituido solamente por C, H y O dio, al analizarla por combustión, 149 mg de CO₂ y 45,5 mg de H₂O. La fórmula empírica de este compuesto corresponde a:

- a) C₂H₃O₂
- b) C₃H₃O₂
- c) C₂H₄O₂
- d) C₃H₄O₂

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

Las cantidades de cada elemento en la muestra de compuesto X son:

$$149 \text{ mg CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mmol CO}_2}{44,0 \text{ mg CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mmol C}}{1 \text{ mmol CO}_2} = 3,39 \text{ mmol C}$$

$$45,5 \text{ mg H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ mg H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mmol H}}{1 \text{ mmol H}_2\text{O}} = 5,06 \text{ mmol H}$$

El oxígeno contenido en la muestra se calcula por diferencia:

$$149 \text{ mg X} - 3,39 \text{ mmol C} \cdot \frac{12,0 \text{ mg C}}{1 \text{ mmol C}} - 5,06 \text{ mmol H} \cdot \frac{1,0 \text{ mg H}}{1 \text{ mmol H}} = 103 \text{ mg O}$$

$$103 \text{ mg O} \cdot \frac{1 \text{ mmol O}}{16,0 \text{ mg O}} = 6,46 \text{ mmol O}$$

Relacionando el número de mmoles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{5,06 \text{ mmol H}}{3,39 \text{ mmol C}} = \frac{3 \text{ mmol H}}{2 \text{ mmol C}} \\ \frac{6,46 \text{ mmol O}}{3,39 \text{ mmol C}} = \frac{2 \text{ mmol O}}{2 \text{ mmol C}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{fórmula empírica: } \mathbf{C_2H_3O_2}$$

La respuesta correcta es la a.

4.61. Cuando una muestra de magnesio que pesa 1,58 g arde en presencia de oxígeno, se forman 2,62 g de óxido de magnesio. La composición centesimal de este será:

- a) 1,58 % magnesio y 2,62 % oxígeno.
- b) 60,3 % magnesio y 39,7 % oxígeno.
- c) 77,9 % magnesio y 22,1 % oxígeno.
- d) 1,58 % magnesio y 1,04 % oxígeno.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La composición centesimal del óxido de magnesio es:

$$\frac{1,58 \text{ g Mg}}{2,62 \text{ g óxido}} \cdot 100 = \mathbf{60,3 \% Mg}$$

$$\frac{(2,62 \text{ g óxido} - 1,58 \text{ g Mg}) \text{ g O}}{2,62 \text{ g óxido}} \cdot 100 = \mathbf{39,7 \% O}$$

La respuesta correcta es la b.

4.62. La nicotina es un alcaloide natural presente en la planta del tabaco. Su análisis elemental da la siguiente composición centesimal: 74,03 % de C; 8,70 % de H y 17,27 % de N. ¿Cuál es la fórmula molecular de la nicotina compatible con este análisis?

- a) C_6H_5N
- b) $C_{10}H_{16}N_2$
- c) $C_9H_{16}N_2O$
- d) C_8H_5N
- e) Ninguna se ajusta a este análisis.

(O.Q.L. País Vasco 2010)

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla. Tomando una base de cálculo de 100 g de nicotina:

$$\left. \begin{array}{l} 74,03 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 6,17 \text{ mol C} \\ 8,70 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} = 8,70 \text{ mol H} \\ 17,27 \text{ g N} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{14,0 \text{ g N}} = 1,23 \text{ mol N} \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{6,17 \text{ mol C}}{1,23 \text{ mol N}} = 5 \frac{\text{mol C}}{\text{mol N}} \\ \frac{8,70 \text{ mol H}}{1,23 \text{ mol N}} = 7 \frac{\text{mol H}}{\text{mol N}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{F. empírica: } \mathbf{C_5H_7N}$$

La respuesta correcta es la e.

4.63. En un recipiente existe un compuesto puro. Realizado un análisis, se encuentran 1,80 mol de carbono; $2,892 \cdot 10^{24}$ átomos de hidrógeno y 9,6 g de oxígeno. El compuesto es:

- a) H_2CO_3
- b) C_3H_8O
- c) $C_2H_4O_2$
- d) C_3H_7O

(O.Q.L. Asturias 2010) (O.Q.L. Granada 2014)

El número de moles de átomos de hidrógeno es:

$$2,892 \cdot 10^{24} \text{ átomos H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos H}} = 4,802 \text{ mol H}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left. \begin{array}{l} 1,80 \text{ mol C} \\ 4,802 \text{ mol H} \\ 9,6 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 0,60 \text{ mol O} \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{1,80 \text{ mol C}}{0,60 \text{ mol O}} = 3 \frac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\ \frac{4,802 \text{ mol H}}{0,60 \text{ mol O}} = 8 \frac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{F. empírica: } \mathbf{C_3H_8O}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.64. Al quemar completamente 13,0 g de un hidrocarburo se forman 9,0 g de agua. ¿Cuál es la fórmula del hidrocarburo?

- a) CH₄
- b) C₂H₂
- c) C₂H₄
- d) C₃H₈

(O.Q.L. Valencia 2010) (O.Q.L. Murcia 2016)

El hidrógeno contenido en el hidrocarburo se transforma en agua:

$$9,0 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 1,0 \text{ mol H}$$

El carbono contenido en el hidrocarburo se calcula por diferencia:

$$\left. \begin{array}{l} 13,0 \text{ g hidrocarburo} - \left(1,0 \text{ mol H} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \right) = 12,0 \text{ g C} \\ 12,0 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 1,0 \text{ mol C} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol H}} \rightarrow \text{F. empírica: CH}$$

De los hidrocarburos propuestos, el único que se ajusta a la fórmula empírica obtenida es C₂H₂.

La respuesta correcta es la **b**.

4.65. Una muestra cristalizada de cloruro de manganeso(II) hidratado, MnCl₂·xH₂O, que pesa 4,50 g se calienta hasta eliminar totalmente el agua quedando un residuo pulverulento seco de 2,86 g. ¿Cuál será el valor de x?

- a) 2
- b) 4
- c) 6
- d) 8

(O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Cádiz 2019)

La relación molar entre H₂O y MnCl₂ es:

$$\frac{(4,5 - 2,86) \text{ g H}_2\text{O}}{2,86 \text{ g MnCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{125,9 \text{ MnCl}_2}{1 \text{ mol MnCl}_2} = 4 \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{mol MnCl}_2} \rightarrow x = 4$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2008 y Castilla y León 2010).

4.66. Un compuesto contiene un 85,7 % en masa de carbono y un 14,3 % en masa de hidrógeno. Una muestra de 0,72 g del mismo en estado gaseoso a 110 °C y 0,967 atm ocupa un volumen de 0,559 L. ¿Cuál es su fórmula molecular?

- a) CH₂
- b) C₂H₄
- c) C₃H₆
- d) C₄H₈
- e) C₆H₁₂

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

Considerando comportamiento ideal, la masa molar de un gas en determinadas condiciones de p y T se calcula mediante la expresión:

$$M = \frac{0,72 \text{ g} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (110 + 273,15) \text{ K}}{0,967 \text{ atm} \cdot 0,559 \text{ L}} = 42 \text{ g mol}^{-1}$$

A partir de los datos proporcionados se puede obtener que la fórmula empírica es:

$$\frac{14,3 \text{ g H}}{85,7 \text{ g C}} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}} \rightarrow \text{fórmula empírica: } (\text{CH}_2)_n$$

Relacionando la masa molar obtenida y con la de fórmula empírica se obtiene la fórmula molecular:

$$n = \frac{42 \text{ g mol}^{-1}}{14 \text{ g mol}^{-1}} = 3 \rightarrow \text{fórmula molecular: } \text{C}_3\text{H}_6$$

La respuesta correcta es la c.

4.67. En las mismas condiciones de presión y temperatura, 600 mL de cloro gaseoso se mezclan con 200 mL de vapor de yodo reaccionando completamente y originándose 400 mL de un nuevo gas sin variar ni la presión ni la temperatura. ¿Cuál es la fórmula molecular de dicho gas?

- a) ICl
- b) I₃Cl
- c) I₅Cl₂
- d) ICl₃

(O.Q.L. Asturias 2011)

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación volumétrica coincide con la relación molar y permite obtener la fórmula del compuesto:

$$\frac{600 \text{ mL Cl}_2}{400 \text{ mL compuesto}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Cl}_2}{V \text{ mL Cl}_2} \cdot \frac{V \text{ mL compuesto}}{1 \text{ mmol compuesto}} \cdot \frac{2 \text{ mmol Cl}}{1 \text{ mmol Cl}_2} = 3 \frac{\text{mmol Cl}}{\text{mmol compuesto}}$$

$$\frac{200 \text{ mL I}_2}{400 \text{ mL compuesto}} \cdot \frac{1 \text{ mmol I}_2}{V \text{ mL I}_2} \cdot \frac{V \text{ mL compuesto}}{1 \text{ mmol compuesto}} \cdot \frac{2 \text{ mmol I}}{1 \text{ mmol I}_2} = 1 \frac{\text{mmol I}}{\text{mmol compuesto}}$$

Relacionando ambas cantidades se obtiene la fórmula molecular del compuesto:

$$\frac{3 \text{ mmol Cl}/1 \text{ mmol compuesto}}{1 \text{ mmol I}/1 \text{ mmol compuesto}} = 3 \frac{\text{mmol Cl}}{\text{mmol I}} \rightarrow \text{fórmula molecular: } \text{ICl}_3$$

La respuesta correcta es la d.

4.68. El cobre puede obtenerse de las menas de los siguientes minerales. Señale cuál de ellos tiene el mayor contenido en cobre:

- a) Calcopirita, CuFeS₂
- b) Cobelita, CuS
- c) Calcosina, Cu₂S
- d) Cuprita, Cu₂O

(O.Q.L. Murcia 2011) (O.Q.L. Jaén 2016)

a) Falso. Calcopirita, CuFeS_2 .

$$\frac{1 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol CuFeS}_2} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol CuFeS}_2}{183,3 \text{ g CuFeS}_2} \cdot 100 = 34,6 \% \text{ Cu}$$

b) Falso. Cobelita, CuS .

$$\frac{1 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol CuS}} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol CuS}}{95,5 \text{ g CuS}} \cdot 100 = 66,5 \% \text{ Cu}$$

c) Falso. Calcosina, Cu_2S .

$$\frac{2 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol Cu}_2\text{S}} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}_2\text{S}}{159,0 \text{ g Cu}_2\text{S}} \cdot 100 = 79,9 \% \text{ Cu}$$

d) **Verdadero**. Cuprita, Cu_2O .

$$\frac{2 \text{ mol Cu}}{1 \text{ mol Cu}_2\text{O}} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}_2\text{O}}{143,0 \text{ g Cu}_2\text{O}} \cdot 100 = 88,8 \% \text{ Cu}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.69. El oso koala come exclusivamente hojas de eucalipto. Su aparato digestivo elimina el veneno del aceite de eucalipto. El constituyente principal del aceite contiene 77,87 % de C; 11,760 % de H y el resto es de O. Si tiene una masa molar de 154 g su fórmula molecular será:

- a) $\text{C}_8\text{H}_{16}\text{O}$
- b) $\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}$
- c) $\text{C}_9\text{H}_{18}\text{O}$
- d) $\text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}_2$
- e) $\text{C}_9\text{H}_{16}\text{O}$

(O.Q.L. Cantabria 2011)

Tomando una base de cálculo de 100,0 g de eucaliptol (EU) la cantidad de oxígeno que contiene es:

$$100,0 \text{ g X} - (77,87 \text{ g C} + 11,76 \text{ g H}) = 10,37 \text{ g O}$$

El número de moles de cada elemento por cada mol de compuesto proporciona la fórmula molecular:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{77,87 \text{ g C}}{100 \text{ g EU}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{154 \text{ g EU}}{1 \text{ mol EU}} = 10 \frac{\text{mol C}}{\text{mol EU}} \\ \frac{11,76 \text{ g H}}{100 \text{ g EU}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} \cdot \frac{154 \text{ g EU}}{1 \text{ mol EU}} = 18 \frac{\text{mol H}}{\text{mol EU}} \\ \frac{10,37 \text{ g O}}{100 \text{ g EU}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{154 \text{ g EU}}{1 \text{ mol EU}} = 1 \frac{\text{mol O}}{\text{mol EU}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{fórmula molecular: } \text{C}_{10}\text{H}_{18}\text{O}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.70. La masa atómica de un átomo M es 40 y la masa molecular de su cloruro es 111 g mol^{-1} . Con estos datos se puede deducir que la fórmula más probable del cloruro de M es:

- a) MCl_2
- b) MCl
- c) M_2Cl
- d) M_2Cl_3

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La fórmula del cloruro metálico, MCl_x , es:

$$\frac{(111 - 40) \text{ g Cl}}{1 \text{ mol M}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} = 2 \frac{\text{mol Cl}}{\text{mol M}} \rightarrow \text{fórmula empírica: } \text{MCl}_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.71. Se calienta en atmósfera de oxígeno una muestra de 2,500 g de uranio. El óxido resultante tiene una masa de 2,949 g, por lo que su fórmula empírica es:

- a) U_2O_3
- b) UO
- c) UO_2
- d) U_3O_8

(O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Sevilla 2019)

La masa de oxígeno contenida en la muestra de óxido es:

$$2,949 \text{ g óxido} - 2,500 \text{ g uranio} = 0,449 \text{ g oxígeno}$$

La fórmula más sencilla del óxido es:

$$\frac{0,449 \text{ g O}}{2,500 \text{ g U}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{238,0 \text{ g U}}{1 \text{ mol U}} = \frac{8 \text{ mol O}}{3 \text{ mol U}} \rightarrow \text{fórmula empírica: } U_3O_8$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2008).

4.72. El porcentaje en masa de oxígeno en $Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O$ es:

- a) 9,60
- b) 28,8
- c) 43,2
- d) 72,0
- e) 144

(O.Q.N. El Escorial 2012)

El porcentaje en masa de oxígeno en la sustancia es:

$$\frac{30 \text{ mol O}}{1 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O} \cdot \frac{16,0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{1 \text{ mol } Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O}{666,0 \text{ g } Al_2(SO_4)_3 \cdot 18H_2O} \cdot 100 = 72,0 \% O$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.73. Una muestra de 0,720 g de un compuesto en estado gaseoso a 110 °C y 0,967 atm ocupa un volumen de 0,559 L. ¿Cuál es su fórmula molecular?

- a) CH_2
- b) C_2H_4
- c) C_3H_6
- d) C_4H_8

(O.Q.L. Murcia 2012)

Considerando comportamiento ideal, la masa molar de un gas en determinadas condiciones de p y T se calcula mediante la expresión:

$$M = \frac{0,720 \text{ g} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (110 + 273,15) \text{ K}}{0,967 \text{ atm} \cdot 0,559 \text{ L}} = 41,8 \text{ g mol}^{-1}$$

Sabiendo que las masas molares de los hidrocarburos propuestos son:

Hidrocarburo	---	Eteno	Propeno	Buteno
Fórmula	CH_2	C_2H_4	C_3H_6	C_4H_8
$M / \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$	14,0	28,0	42,0	56,0

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Valencia 2011).

4.74. Si AB_2 es la fórmula empírica de un compuesto ¿qué otra información se necesita para determinar su fórmula molecular?

- La relación estequiométrica de los componentes.
- El estado físico del mismo.
- La masa molar.
- No se necesita información adicional.

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

La fórmula empírica de la sustancia sería $(AB_2)_n$ y para determinar la fórmula molecular es preciso determinar el valor de n . Esto se consigue conociendo la **masa molar** de la sustancia.

$$n = \frac{\text{masa del compuesto molecular}}{\text{masa de la fórmula empírica } AB_2}$$

La respuesta correcta es la c.

4.75. Una muestra de 4,0 g de calcio se oxida en exceso de oxígeno para dar 5,6 g de un óxido de calcio. ¿Cuál es la fórmula de este óxido?

- CaO
- Ca₂O
- CaO₂
- Ca₂O₃

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

La masa de oxígeno contenida en la muestra de óxido es:

$$5,6 \text{ g óxido} - 4,0 \text{ g calcio} = 1,6 \text{ g oxígeno}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula más sencilla del óxido:

$$\frac{1,6 \text{ g O}}{4,0 \text{ g Ca}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{40,1 \text{ g Ca}}{1 \text{ mol Ca}} = 1 \frac{\text{mol O}}{\text{mol Ca}} \rightarrow \text{fórmula empírica: CaO}$$

La respuesta correcta es la a.

4.76. ¿Qué compuesto tiene mayor porcentaje en masa de nitrógeno?

- NH₂OH
- NH₄NO₂
- N₂O₃
- NH₄NH₂CO₂

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012) (O.Q.L. Asturias 2013)

El porcentaje en masa de nitrógeno en cada una de las sustancias es:

- a) Falso. NH₂OH

$$\frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol NH}_2\text{OH}} \cdot \frac{14,0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_2\text{OH}}{33,0 \text{ g NH}_2\text{OH}} \cdot 100 = 42,4 \% \text{ N}$$

- b) Verdadero. NH₄NO₂

$$\frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_2} \cdot \frac{14,0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_2}{64,0 \text{ g NH}_4\text{NO}_2} \cdot 100 = 43,7 \% \text{ N}$$

- c) Falso. N₂O₃

$$\frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol N}_2\text{O}_3} \cdot \frac{14,0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2\text{O}_3}{76,0 \text{ g N}_2\text{O}_3} \cdot 100 = 36,8 \% \text{ N}$$

- d) Falso. NH₄NH₂CO₂

$$\frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol NH}_4\text{NH}_2\text{CO}_2} \cdot \frac{14,0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NH}_2\text{CO}_2}{78,0 \text{ g NH}_4\text{NH}_2\text{CO}_2} \cdot 100 = 35,9 \% \text{ N}$$

La sustancia más rica en nitrógeno es NH_4NO_2 .

La respuesta correcta es la **b**.

4.77. Una muestra de 10,00 g de un compuesto que contiene C, H y O se quema completamente produciendo 14,67 g de dióxido de carbono y 6,000 g de agua. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

- a) CHO
- b) CH_2O
- c) $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}$
- e) $\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_3$

(O.Q.L. Galicia 2012) (O.Q.L. País Vasco 2014)

El número de moles de átomos de cada elemento en la muestra de compuesto X es:

$$14,67 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,333 \text{ mol C}$$

$$6,000 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 0,667 \text{ mol H}$$

El oxígeno contenido en la muestra se calcula por diferencia:

$$10,00 \text{ g X} - \left(0,333 \text{ mol C} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}\right) - \left(0,667 \text{ mol H} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}\right) = 5,34 \text{ g O}$$

$$5,34 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 0,333 \text{ mol O}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{0,333 \text{ mol C}}{0,333 \text{ mol O}} = \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol O}} \\ \frac{0,667 \text{ mol H}}{0,333 \text{ mol O}} = 2 \frac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{fórmula empírica: } \mathbf{CH_2O}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.78. Se quema completamente una muestra de 2,175 g de un aminoácido que contiene C, H, O y N, produciendo 3,94 g de CO_2 y 1,89 g de H_2O . En otra reacción, otra muestra de 1,873 g de dicho aminoácido produce 0,436 g de NH_3 . Sabiendo que la masa molar del aminoácido es 150 g, ¿cuál es su fórmula molecular?

- a) $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{N}_2\text{O}_2$
- b) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{N}_2\text{O}_2$
- c) $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{N}_4\text{O}_2$
- d) $\text{C}_8\text{H}_{12}\text{N}_2\text{O}_2$

(O.Q.L. Galicia 2013)

Relacionando las masas de compuestos formados con la del aminoácido se puede obtener su fórmula:

- El C contenido en el aminoácido X se determina en forma de CO_2 .

$$\frac{3,94 \text{ g CO}_2}{2,175 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{150 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} \approx 6 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El H contenido en el compuesto X se determina en forma de H_2O :

$$\frac{1,89 \text{ g H}_2\text{O}}{2,175 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{150 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} \approx 14 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

- El N contenido en el compuesto X se determina en forma de NH_3 :

$$\frac{0,436 \text{ g NH}_3}{1,873 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{150 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} \approx 2 \frac{\text{mol N}}{\text{mol X}}$$

- El O contenido en el aminoácido X se determina por diferencia:

$$\frac{150 \text{ g X} - \left(6 \text{ mol C} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}\right) - \left(14 \text{ mol H} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}}\right) - \left(2 \text{ mol N} \cdot \frac{14,0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}}\right)}{1 \text{ mol X}} = 36,0 \text{ g O}$$

$$36,0 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \approx 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular del aminoácido es $\text{C}_6\text{H}_{14}\text{N}_2\text{O}_2$.

La respuesta correcta es la a.

4.79. La combustión completa de 0,0225 mol de un hidrocarburo gaseoso produce 2,016 L de CO_2 , medidos en condiciones normales de presión y temperatura. ¿Cuántos átomos de carbono contiene la molécula de hidrocarburo?

- 2
- 6
- 4
- 8

(O.Q.L. La Rioja 2013)

Teniendo en cuenta que en la combustión todo el carbono del hidrocarburo se transforma en CO_2 :

$$\frac{2,016 \text{ L CO}_2}{0,0225 \text{ mol hidrocarburo}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{22,4 \text{ L CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 4 \frac{\text{mol C}}{\text{mol hidrocarburo}}$$

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2006).

4.80. La composición en porcentaje del poderoso explosivo hexanitroestilbeno (HNS) es la siguiente: 37,35 % de C; 1,34 % de H; 18,66 % de N y 42,65 % de O. La masa molar del HNS es 450,22 g. ¿Cuál es su fórmula molecular?

- $\text{C}_{13}\text{H}_4\text{N}_7\text{O}_{12}$
- $\text{C}_{14}\text{H}_6\text{N}_6\text{O}_{12}$
- $\text{C}_{15}\text{H}_{10}\text{N}_6\text{O}_{11}$
- $\text{C}_{16}\text{H}_{12}\text{N}_5\text{O}_{11}$

(O.Q.L. País Vasco 2013) (O.Q.N. Alcalá 2016)

Tomando una base de cálculo de 100 g de HNS, se relacionan las cantidades de cada uno de los elementos con la masa molar de la sustancia problema (HNS) y se puede obtener su fórmula molecular:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{37,35 \text{ g C}}{100 \text{ g HNS}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{450,22 \text{ g HNS}}{1 \text{ mol HNS}} = 14 \frac{\text{mol C}}{\text{mol HNS}} \\ \frac{1,34 \text{ g H}}{100 \text{ g HNS}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} \cdot \frac{450,22 \text{ g HNS}}{1 \text{ mol HNS}} = 6 \frac{\text{mol H}}{\text{mol HNS}} \\ \frac{18,66 \text{ g N}}{100 \text{ g HNS}} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{14,0 \text{ g N}} \cdot \frac{450,22 \text{ g HNS}}{1 \text{ mol HNS}} = 6 \frac{\text{mol N}}{\text{mol HNS}} \\ \frac{42,65 \text{ g O}}{100 \text{ g HNS}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{450,22 \text{ g HNS}}{1 \text{ mol HNS}} = 12 \frac{\text{mol O}}{\text{mol HNS}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{fórmula molecular: } \text{C}_{14}\text{H}_6\text{N}_6\text{O}_{12}$$

La respuesta correcta es la b.

4.81. Si reaccionan 2,00 g de magnesio en una atmósfera de nitrógeno se obtienen 2,77 g de un compuesto cuya fórmula empírica es:

- a) NMg
- b) Mg_{1,5}N
- c) Mg₃N₂
- d) N₃Mg₃

(O.Q.L. Asturias 2013)

La masa de nitrógeno contenida en la muestra es:

$$2,77 \text{ g compuesto} - 2,00 \text{ g Mg} = 0,77 \text{ g nitrógeno}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula empírica:

$$\frac{2,00 \text{ g Mg}}{0,77 \text{ g N}} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{24,3 \text{ g Mg}} \cdot \frac{14,0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} = \frac{3 \text{ mol Mg}}{2 \text{ mol N}} \rightarrow \text{fórmula empírica: Mg}_3\text{N}_2$$

La respuesta correcta es la c.

4.82. La combustión completa de 1,6 g de un hidrocarburo saturado de cadena abierta produce 3,6 g de agua, se puede asegurar que se trata de:

- a) Metano
- b) Etano
- c) Propano
- d) Butano

(O.Q.L. Murcia 2014)

Teniendo en cuenta que en la combustión todo el hidrógeno del hidrocarburo se transforma en H₂O:

$$3,6 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 0,40 \text{ g H}$$

La masa de C contenida en el hidrocarburo es:

$$1,6 \text{ g hidrocarburo} - 0,40 \text{ g H} = 1,2 \text{ g C}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula empírica:

$$\frac{0,40 \text{ g H}}{1,2 \text{ g C}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 4 \frac{\text{mol H}}{\text{mol C}} \rightarrow \text{fórmula empírica: CH}_4 \text{ (metano)}$$

La respuesta correcta es la a.

4.83. Respecto a los compuestos benceno, C₆H₆, y acetileno, C₂H₂:

- 1) Los dos tienen la misma fórmula empírica.
- 2) Los dos tienen la misma fórmula molecular.
- 3) Los dos tienen la misma composición centesimal.
- 4) En estado gaseoso, a la misma presión y temperatura, 2 dm³ de los dos gases tienen el mismo número de moléculas.

- a) 1 y 2
- b) 2 y 3
- c) 1, 3 y 4
- d) Todas

(O.Q.L. Asturias 2014)

1-3) **Verdadero.** Los compuestos C₂H₂ y C₆H₆ tienen la misma composición centesimal y, por tanto, la misma fórmula empírica, (CH)_n.

La composición centesimal del acetileno es:

$$\frac{2 \text{ mol C}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{26,0 \text{ g C}_2\text{H}_2} \cdot 100 = 92,2 \% \text{ C} \quad \rightarrow \quad 7,8 \% \text{ H}$$

La composición centesimal del benceno es:

$$\frac{6 \text{ mol C}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6}{78,0 \text{ g C}_6\text{H}_6} \cdot 100 = 92,2 \% \text{ C} \quad \rightarrow \quad 7,8 \% \text{ H}$$

2) Falso. Los compuestos C_2H_2 y C_6H_6 tienen distinta fórmula molecular y la misma fórmula empírica, $(\text{CH})_n$, se diferencian en el valor de n , que es 1 para el acetileno y 6 para el benceno.

4) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de Avogadro (1811):

“volúmenes iguales de cualquier gas, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas”.

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2000).

4.84. Una sustancia A_2B tiene la composición en masa 60 % de A y 40 % de B. ¿Cuál es la composición de la sustancia AB_2 ?

- a) 40 % A, 60 % B
- b) 50 % A, 50 % B
- c) 27 % A, 73 % B
- d) 33 % A, 67 % B
- e) 10 % A, 90 % B

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

A partir de la estequiometría y composición de la sustancia A_2B se puede obtener la relación entre las masas molares de los elementos A y B:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{2 \text{ mol A} \cdot \frac{M_A \text{ g}}{1 \text{ mol A}}}{2 \text{ mol A} \cdot \frac{M_A \text{ g}}{1 \text{ mol A}} + 1 \text{ mol B} \cdot \frac{M_B \text{ g}}{1 \text{ mol B}}} \cdot 100 = 60 \% \text{ A} \\ \frac{1 \text{ mol B} \cdot \frac{M_B \text{ g}}{1 \text{ mol B}}}{2 \text{ mol A} \cdot \frac{M_A \text{ g}}{1 \text{ mol A}} + 1 \text{ mol B} \cdot \frac{M_B \text{ g}}{1 \text{ mol B}}} \cdot 100 = 40 \% \text{ B} \end{array} \right\} \rightarrow M_B = \frac{4}{3} M_A$$

A partir de la relación obtenida y de la estequiometría de la sustancia AB_2 se puede obtener su composición centesimal:

$$\frac{2 \text{ mol B} \cdot \frac{\frac{4}{3} M_A \text{ g}}{1 \text{ mol B}}}{1 \text{ mol A} \cdot \frac{M_A \text{ g}}{1 \text{ mol A}} + 2 \text{ mol B} \cdot \frac{\frac{4}{3} M_A \text{ g}}{1 \text{ mol B}}} \cdot 100 = 73 \% \text{ B} \quad \rightarrow \quad 27 \% \text{ A}$$

La respuesta correcta es la c.

4.85. Se calientan de 1,3 g de cromo de elevada pureza en una corriente de oxígeno hasta su transformación en 1,9 g de un óxido de color verde oscuro. La fórmula de dicho óxido es:

- a) CrO_2
- b) CrO_3
- c) CrO
- d) Cr_2O_3

(O.Q.L. La Rioja 2014)

Relacionando las cantidades dadas se obtiene la fórmula empírica del óxido:

$$\frac{(1,9 - 1,3) \text{ g O}}{1,3 \text{ g Cr}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{52,0 \text{ g Cr}}{1 \text{ mol Cr}} = \frac{3 \text{ mol O}}{2 \text{ mol Cr}} \rightarrow \text{fórmula empírica: Cr}_2\text{O}_3$$

La respuesta correcta es la d.

4.86. El ácido cítrico tiene de masa molecular relativa de 192. Si contiene un 58,33 % de oxígeno, ¿el número de átomos de oxígeno en la molécula será?

- a) 5
- b) 3
- c) 8
- d) 7

(O.Q.L. Extremadura 2014)

Relacionando las cantidades de oxígeno y de ácido cítrico se obtiene que el número de átomos de oxígeno por molécula es:

$$\frac{x \text{ mol O}}{\text{mol ácido cítrico}} \cdot \frac{16,0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{1 \text{ mol ácido cítrico}}{192 \text{ g ácido cítrico}} = \frac{58,33 \text{ g O}}{100 \text{ g ácido cítrico}} \rightarrow x = 7$$

La respuesta correcta es la d.

4.87. El análisis de un compuesto que solo contiene Mg, P y O proporciona los valores 21,8 % de Mg; 27,7 % de P y 50,3 % de O. ¿Cuál es su fórmula empírica?

- a) MgPO₂
- b) MgPO₃
- c) Mg₂P₂O₇
- d) Mg₃P₂O₈

(O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. La Rioja 2015)

Tomando como base de cálculo 100 g de compuesto y relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla de un compuesto:

$$\left. \begin{array}{l} 21,8 \text{ g Mg} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{24,3 \text{ g Mg}} = 0,897 \text{ mol Mg} \\ 27,7 \text{ g P} \cdot \frac{1 \text{ mol P}}{31,0 \text{ g P}} = 0,894 \text{ mol P} \\ 50,3 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 3,14 \text{ mol O} \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{0,897 \text{ mol Mg}}{0,894 \text{ mol P}} = \frac{2 \text{ mol Mg}}{2 \text{ mol P}} \\ \frac{3,14 \text{ mol O}}{0,894 \text{ mol P}} = \frac{7 \text{ mol O}}{2 \text{ mol P}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{F. empírica: Mg}_2\text{P}_2\text{O}_7$$

La respuesta correcta es la c.

4.88. La composición centesimal en masa de H, P y O en un compuesto de fórmula H₃PO₄ es:

- a) 4,59 %; 46,92 %; 48,48 %
- b) 3,69 %; 37,77 %; 58,54 %
- c) 3,09 %; 31,60 %; 65,31 %
- d) 2,49 %; 38,24 %; 59,27 %

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

Considerando un mol de H₃PO₄ la composición centesimal es:

$$\frac{3 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{98,0 \text{ mol H}_3\text{PO}_4} \cdot 100 = 3,06 \% \text{ H}$$

$$\frac{1 \text{ mol P}}{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4} \cdot \frac{31,0 \text{ g P}}{1 \text{ mol P}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{98,0 \text{ mol H}_3\text{PO}_4} \cdot 100 = 31,6 \% \text{ P}$$

$$\frac{4 \text{ mol O}}{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4} \cdot \frac{16,0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_3\text{PO}_4}{98,0 \text{ mol H}_3\text{PO}_4} \cdot 100 = 65,3 \% \text{ O}$$

La respuesta correcta es la c.

4.89. La fórmula empírica de un compuesto que tiene la siguiente composición porcentual en masa: K = 24,75 %, Mn = 34,77 % y O = 40,51 %, es:

- a) KMnO_4
- b) K_2MnO_4
- c) K_3MnO_4
- d) $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{MnO}_2$

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

Tomando como base de cálculo 100 g de compuesto y relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla de un compuesto:

$$\left. \begin{array}{l} 24,75 \text{ g K} \cdot \frac{1 \text{ mol K}}{39,1 \text{ g K}} = 0,633 \text{ mol K} \\ 34,77 \text{ g Mn} \cdot \frac{1 \text{ mol Mn}}{54,9 \text{ g Mn}} = 0,633 \text{ mol Mn} \\ 40,51 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 2,53 \text{ mol O} \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{0,633 \text{ mol Mn}}{0,633 \text{ mol K}} = 1 \frac{\text{mol Mn}}{\text{mol K}} \\ \frac{2,53 \text{ mol O}}{0,633 \text{ mol K}} = 4 \frac{\text{mol O}}{\text{mol K}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{F. empírica: } \text{KMnO}_4$$

La respuesta correcta es la a.

4.90. La fórmula empírica de un ácido orgánico es:

- a) $\text{C}_{3,407}\text{H}_{4,54}\text{O}_{3,406}$
- b) $\text{C}_{6,818}\text{H}_{9,08}\text{O}_{6,812}$
- c) $\text{C}_1\text{H}_{1,33}\text{O}_1$
- d) $\text{C}_3\text{H}_4\text{O}_3$

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

De acuerdo con la teoría atómico-molecular de Dalton (1808), el átomo es la unidad de combinación química, por tanto, en las moléculas y unidades fórmula de las sustancias solo puede haber números enteros.

La respuesta correcta es la d.

4.91. El sulfato de cobre hidratado es de color azul. Cuando se calienta y pierde su agua de hidratación se vuelve blanco. Con cuántas moléculas de agua se encuentra hidratada esta sal si al calentar en un crisol 0,3428 g del sólido azul, se encuentra que la masa final de sólido blanco en el crisol es 0,2192 g.

- a) 2 moléculas de agua ($\text{CuSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$)
- b) 3 moléculas de agua ($\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$)
- c) 4 moléculas de agua ($\text{CuSO}_4 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$)
- d) 5 moléculas de agua ($\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$)

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

La relación molar entre H_2O y CuSO_4 es:

$$\frac{(0,3428 - 0,2192) \text{ g H}_2\text{O}}{0,2192 \text{ g CuSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{159,5 \text{ g CuSO}_4}{1 \text{ mol CuSO}_4} = 5 \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{mol CuSO}_4} \rightarrow \text{fórmula: } \text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la d.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2007).

4.92. El alunógeno es un sulfato de aluminio hidratado, $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot x\text{H}_2\text{O}$. Si una muestra cristalizada de masa igual a 48,15 g se calienta hasta eliminar toda el agua queda un residuo seco de 24,72 g. ¿Cuál será el valor de x ?

- a) 10
- b) 16
- c) 18
- d) 22

(O.Q.L. Galicia 2015)

La relación molar entre H_2O y $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ es:

$$\frac{(48,15 - 24,72) \text{ g H}_2\text{O}}{24,72 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{342,3 \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 18 \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} \rightarrow x = 18$$

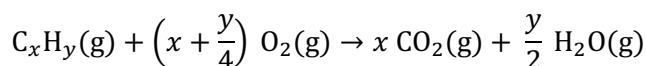
La respuesta correcta es la c.

4.93. Un volumen de 10 mL de un hidrocarburo gaseoso de fórmula C_xH_y reacciona con 35 mL de dióxigeno, obteniéndose 50 mL de una mezcla de dióxido de carbono y agua, ambos gaseosos. Si todos los volúmenes de los gases se miden en las mismas condiciones de p y T , la fórmula del hidrocarburo es:

- a) CH_4
- b) C_2H_6
- c) C_3H_8
- d) C_4H_{10}

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del hidrocarburo es:



Considerando comportamiento ideal para los gases y, de acuerdo con la ley de Avogadro (1811), la relación volumétrica coincide con la relación molar y se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x \text{ mL CO}_2 + \frac{y}{2} \text{ mL H}_2\text{O} = 50 \text{ mL mezcla}$$

El volumen de O_2 consumido por el carbono del hidrocarburo es:

$$x \text{ mL O}_2 + \frac{y}{4} \text{ mL O}_2 = 35 \text{ mL O}_2$$

Se obtienen, $x = 20 \text{ mL CO}_2$ e $y = 30 \text{ mL H}_2\text{O}$.

La relación molar entre ambas sustancias permite obtener la fórmula molecular del hidrocarburo:

$$\frac{30 \text{ mL H}_2\text{O}}{10 \text{ mL C}_x\text{H}_y} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = \frac{6 \text{ mol H}}{2 \text{ mol C}} \rightarrow \text{fórmula molecular: C}_2\text{H}_6$$

La respuesta correcta es la b.

4.94. El cloruro de cobalto(II) es un compuesto de color azul que se usa de indicador de humedad ya que al captar moléculas de agua adquiere una tonalidad rosácea. Sabiendo que una molécula de este compuesto rosáceo tiene un porcentaje del 45,2 % de H_2O , indique el número de moléculas de H_2O de hidratación que presenta.

- a) 2
- b) 9
- c) 6
- d) 3
- e) 5

(O.Q.L. Madrid 2015)

Tomando una base de cálculo de 100 g de sustancia hidratada la relación molar entre H₂O y CoCl₂ es:

$$\frac{45,2 \text{ g H}_2\text{O}}{(100 - 45,2) \text{ g CoCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{129,9 \text{ g CoCl}_2}{1 \text{ mol CoCl}_2} = 6 \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{mol CoCl}_2}$$

La respuesta correcta es la c.

4.95. Una muestra geológica es llevada a un laboratorio para conocer su composición. Tras realizar los análisis pertinentes se observa que el contenido de la muestra es: 19,2 % de Mg; 29,6 % de Si; 50,6 % de O y 0,6 % de H. La fórmula molecular correspondiente es:

- a) Mg₂Si₅O₁₀·3(OH)
- b) Mg₆Si₈O₂₀·8(OH)
- c) Mg₄Si₁₀O₂₀·6(OH)
- d) Mg₃Si₄O₁₀·2(OH)
- e) Mg₅Si₁₀O₂₀·6(OH)

(O.Q.L. Madrid 2015)

Como la cantidad de H que se proporciona tiene una única cifra significativa para identificar la sustancia problema es mejor ver la composición centesimal de todas ellas. Considerando un mol de cada una de las sustancias dadas, por ejemplo, en el caso de la sustancia a):

$$\frac{2 \text{ mol Mg}}{1 \text{ mol Mg}_2\text{Si}_5\text{O}_{10}\cdot 3(\text{OH})} \cdot \frac{24,3 \text{ g Mg}}{1 \text{ mol Mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}_2\text{Si}_5\text{O}_{10}\cdot 3(\text{OH})}{399,6 \text{ mol Mg}_2\text{Si}_5\text{O}_{10}\cdot 3(\text{OH})} \cdot 100 = 48,6 \% \text{ Mg}$$

$$\frac{5 \text{ mol Si}}{1 \text{ mol Mg}_2\text{Si}_5\text{O}_{10}\cdot 3(\text{OH})} \cdot \frac{28,0 \text{ g Si}}{1 \text{ mol Si}} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}_2\text{Si}_5\text{O}_{10}\cdot 3(\text{OH})}{399,6 \text{ mol Mg}_2\text{Si}_5\text{O}_{10}\cdot 3(\text{OH})} \cdot 100 = 35,0 \% \text{ Si}$$

$$\frac{13 \text{ mol O}}{1 \text{ mol Mg}_2\text{Si}_5\text{O}_{10}\cdot 3(\text{OH})} \cdot \frac{16,0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}_2\text{Si}_5\text{O}_{10}\cdot 3(\text{OH})}{399,6 \text{ mol Mg}_2\text{Si}_5\text{O}_{10}\cdot 3(\text{OH})} \cdot 100 = 52,1 \% \text{ O}$$

$$\frac{3 \text{ mol H}}{1 \text{ mol Mg}_2\text{Si}_5\text{O}_{10}\cdot 3(\text{OH})} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}_2\text{Si}_5\text{O}_{10}\cdot 3(\text{OH})}{399,6 \text{ mol Mg}_2\text{Si}_5\text{O}_{10}\cdot 3(\text{OH})} \cdot 100 = 0,8 \% \text{ H}$$

Presentando los resultados de todas las sustancias en la siguiente tabla:

Sustancia	% Mg	% Si	% O	% H
Mg ₂ Si ₅ O ₁₀ ·3(OH)	48,6	35,0	52,1	0,8
Mg ₆ Si ₈ O ₂₀ ·8(OH)	17,7	27,1	54,3	1,0
Mg ₄ Si ₁₀ O ₂₀ ·6(OH)	48,6	35,0	52,1	0,8
Mg ₃ Si ₄ O ₁₀ ·2(OH)	19,2	29,6	50,7	0,5
Mg ₅ Si ₁₀ O ₂₀ ·6(OH)	14,8	34,0	50,5	0,5

La sustancia cuya composición centesimal se acerca más a la propuesta es Mg₃Si₄O₁₀·2(OH).

La respuesta correcta es la d.

4.96. La combustión de 1,482 g de un compuesto orgánico que contiene carbono e hidrógeno produce dióxido de carbono que al ser absorbido por hidróxido de calcio produce 11,400 g de carbonato de calcio. Además, se sabe que 0,620 g del compuesto ocupan un volumen de 246,3 mL a 100 °C y 748 mmHg. Las fórmulas empírica y molecular del compuesto son:

- a) CH C₂H₂
- b) CH C₆H₆
- c) CH₂ C₂H₄
- d) CH₃ C₂H₆

(O.Q.L. Asturias 2015)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del compuesto X y simplificando esta obtener la fórmula empírica. Considerando que este se comporta de forma ideal se puede calcular la masa molar del mismo:

$$M = \frac{0,620 \text{ g} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (100 + 273,15) \text{ K} \cdot 760 \text{ mmHg} \cdot 10^3 \text{ mL}}{(748 \text{ mmHg}) \cdot (246,3 \text{ mL}) \cdot 1 \text{ atm} \cdot 1 \text{ L}} = 78,2 \text{ g mol}^{-1}$$

- El C contenido en el compuesto X se determina en forma de CaCO_3 .

$$\frac{11,400 \text{ g CaCO}_3}{1,482 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,1 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{78,2 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 6 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}}$$

- El H contenido en el compuesto X se determina por diferencia:

$$\frac{78,2 \text{ g X} - \left(6 \text{ mol C} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}}\right)}{1 \text{ mol X}} \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} = 6 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}}$$

La fórmula molecular de X es C_6H_6 . Simplificándola, se obtiene que la fórmula empírica es $(\text{CH})_n$.

La respuesta correcta es la **b**.

4.97. Se calientan 1,50 g de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ con el fin de eliminar toda el agua de hidratación. ¿Qué masa de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ deshidratado se obtendría?

- 0,34 g
- 0,92 g
- 1,07 g
- 1,50 g

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La estequiometría del compuesto permite relacionar la sustancia hidratada con la anhidra:

$$1,50 \text{ g H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}{126,0 \text{ g H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}} = 1,19 \cdot 10^{-2} \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

$$1,19 \cdot 10^{-2} \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \frac{90,0 \text{ g H}_2\text{C}_2\text{O}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 1,07 \text{ g H}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.98. Sin hacer cálculos, indique el orden creciente de porcentaje en masa de Cr los siguientes compuestos, CrO , Cr_2O_3 , CrO_2 y CrO_3 :

- $\text{CrO}_3 < \text{CrO}_2 < \text{CrO} < \text{Cr}_2\text{O}_3$
- $\text{CrO}_3 < \text{CrO}_2 < \text{Cr}_2\text{O}_3 < \text{CrO}$
- $\text{CrO} < \text{CrO}_2 < \text{CrO}_3 < \text{Cr}_2\text{O}_3$
- $\text{CrO} < \text{CrO}_2 < \text{Cr}_2\text{O}_3 < \text{CrO}_3$

(O.Q.L. Extremadura 2015)

Como la masa molar del O es menor que la masa molar del Cr, el porcentaje de Cr será mayor en el compuesto que contenga menor cantidad de O. Así pues, el orden creciente de porcentaje de Cr para las sustancias propuestas es:



La respuesta correcta es la **b**.

4.99. ¿Cuál será la composición centesimal del sulfato de sodio?

- % Na = 30,23; % S = 44,51; % O = 15,26
- % Na = 37,37; % S = 17,57; % O = 45,06
- % Na = 22,37; % S = 27,57; % O = 50,06
- % Na = 32,37; % S = 22,57; % O = 45,06

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

Considerando un mol de Na_2SO_4 la composición centesimal es:

$$\frac{2 \text{ mol Na}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{23,0 \text{ g Na}}{1 \text{ mol Na}} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{142,1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} \cdot 100 = 32,4 \% \text{ Na}$$

$$\frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{32,1 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{142,1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} \cdot 100 = 22,6 \% \text{ S}$$

$$\frac{4 \text{ mol O}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{16,0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{142,1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} \cdot 100 = 45,0 \% \text{ O}$$

La respuesta correcta es la d.

4.100. Una muestra de 100 mL de gas xenón reacciona con 200 mL de gas flúor para originar 100 mL de un único compuesto gaseoso. Todos los volúmenes están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura. De estos datos se deduce que la fórmula de este compuesto gaseoso debe ser:

- a) XeF_2
- b) Xe_2F
- c) XeF_4
- d) Xe_4F

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación volumétrica coincide con la relación molar y permite obtener la fórmula del compuesto:

$$\frac{100 \text{ mL Xe}}{100 \text{ mL compuesto}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Xe}}{V \text{ mL Xe}} \cdot \frac{V \text{ mL compuesto}}{1 \text{ mmol compuesto}} = 1 \frac{\text{mmol Xe}}{\text{mmol compuesto}}$$

$$\frac{200 \text{ mL F}_2}{100 \text{ mL compuesto}} \cdot \frac{1 \text{ mmol F}_2}{V \text{ mL F}_2} \cdot \frac{V \text{ mL compuesto}}{1 \text{ mmol compuesto}} \cdot \frac{2 \text{ mmol F}}{1 \text{ mmol F}_2} = 4 \frac{\text{mmol F}}{\text{mmol compuesto}}$$

Relacionando ambas cantidades se obtiene la fórmula empírica del compuesto:

$$\frac{4 \text{ mmol F}/1 \text{ mmol compuesto}}{1 \text{ mmol Xe}/1 \text{ mmol compuesto}} = 4 \frac{\text{mmol F}}{\text{mmol Xe}} \rightarrow \text{fórmula empírica: } \text{XeF}_4$$

La respuesta correcta es la c.

4.101. Cuando se calienta óxido de titanio(IV) en presencia de una corriente de hidrógeno, se produce, junto con vapor de agua, un único óxido de titanio cuyo contenido en oxígeno es menor. Si se calientan 3,196 g de TiO_2 , el peso de óxido obtenido se reduce en 0,320 g.

- a) Los moles de titanio varían en ambos óxidos.
- b) La cantidad de oxígeno permanece constante en ambos óxidos.
- c) El óxido obtenido tiene de fórmula empírica TiO .
- d) La masa molar del nuevo óxido es de $191,6 \text{ g mol}^{-1}$.
- e) Se necesita un mol de hidrógeno por mol de TiO_2 para que tenga lugar la reacción.

(O.Q.L. País Vasco 2016)

En la reacción propuesta, el hidrógeno se comporta como reductor del titanio, por lo que la disminución que se produce en la masa de óxido inicial se corresponde con la cantidad de oxígeno que reacciona con hidrógeno para formar agua.

Las cantidades de titanio y oxígeno en el óxido inicial son:

$$3,196 \text{ g TiO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol TiO}_2}{79,9 \text{ g TiO}_2} = 0,0400 \text{ mol TiO}_2 \rightarrow \begin{cases} 0,0400 \text{ mol TiO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Ti}}{1 \text{ mol TiO}_2} = 0,0400 \text{ mol Ti} \\ 0,0400 \text{ mol TiO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol TiO}_2} = 0,0800 \text{ mol O} \end{cases}$$

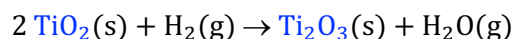
La cantidad de titanio en el nuevo óxido obtenido es la misma, mientras que la cantidad de oxígeno es:

$$\left(0,0800 \text{ mol O} \cdot \frac{16,0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} - 0,320 \text{ g O}\right) \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 0,0600 \text{ mol O}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula del nuevo óxido formado:

$$\frac{0,0600 \text{ mol O}}{0,0400 \text{ mol Ti}} = \frac{3 \text{ mol O}}{2 \text{ mol Ti}} \rightarrow \text{fórmula empírica: Ti}_2\text{O}_3$$

Considerando que el óxido formado es Ti_2O_3 la ecuación química ajustada correspondiente a la reacción del TiO_2 con hidrógeno es:



La respuesta correcta es la a.

4.102. La combustión total de una cierta cantidad de un hidrocarburo genera 30,33 g de CO_2 y 15,48 g de H_2O . ¿De qué hidrocarburo se podría tratar?

- CH_3CH_3
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$
- $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

(O.Q.L. Valencia 2016) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

- El carbono contenido en el hidrocarburo se transforma en CO_2 :

$$30,33 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,689 \text{ mol C}$$

- El hidrógeno contenido en el hidrocarburo se transforma en H_2O :

$$15,48 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 1,72 \text{ mol H}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula empírica del hidrocarburo:

$$\frac{1,72 \text{ mol H}}{0,689 \text{ mol C}} = \frac{5 \text{ mol H}}{2 \text{ mol C}} \rightarrow \text{fórmula empírica: (C}_2\text{H}_5)_n$$

Considerando $n = 2$, se obtiene que la fórmula molecular del hidrocarburo es C_4H_{10} y, la semidesarrollada es $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$.

La respuesta correcta es la c.

(En la cuestión propuesta en Preselección Valencia 2017 se dan otros datos numéricos y los nombres de las sustancias).

4.103. El ácido lisérgico, $\text{C}_{16}\text{H}_{16}\text{N}_2\text{O}_2$, tiene en su molécula:

- El mismo número de átomos de C que de H.
- El mismo porcentaje en masa de C que de H.
- Ocho veces mayor porcentaje en masa de H que de N.
- Igual porcentaje en masa de O y N.

(O.Q.L. Jaén 2016)

- Verdadero.** De acuerdo con la información que suministra la fórmula molecular.

b-c-d) Falso. Los porcentajes en masa de cada uno de los elementos que integran el ácido lisérgico son:

$$\frac{16 \text{ mol C}}{1 \text{ mol C}_{16}\text{H}_{16}\text{N}_2\text{O}_2} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_{16}\text{H}_{16}\text{N}_2\text{O}_2}{268,0 \text{ g C}_{16}\text{H}_{16}\text{N}_2\text{O}_2} \cdot 100 = 71,6 \% \text{ C}$$

$$\frac{16 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}_{16}\text{H}_{16}\text{N}_2\text{O}_2} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_{16}\text{H}_{16}\text{N}_2\text{O}_2}{268,0 \text{ g C}_{16}\text{H}_{16}\text{N}_2\text{O}_2} \cdot 100 = 6,0 \% \text{ H}$$

$$\frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol C}_{16}\text{H}_{16}\text{N}_2\text{O}_2} \cdot \frac{14,0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_{16}\text{H}_{16}\text{N}_2\text{O}_2}{268,0 \text{ g C}_{16}\text{H}_{16}\text{N}_2\text{O}_2} \cdot 100 = 10,4 \% \text{ N}$$

$$\frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol C}_{16}\text{H}_{16}\text{N}_2\text{O}_2} \cdot \frac{16,0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_{16}\text{H}_{16}\text{N}_2\text{O}_2}{268,0 \text{ g C}_{16}\text{H}_{16}\text{N}_2\text{O}_2} \cdot 100 = 11,9 \% \text{ O}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.104. El análisis de una sustancia arrojó los siguientes datos: 1,26 g de carbono; 0,24 mol de átomos de hidrógeno y $9,01 \cdot 10^{21}$ átomos de oxígeno. ¿Cuál es la fórmula empírica de dicha sustancia?

- a) $\text{C}_7\text{H}_{16}\text{O}$
- b) $\text{C}_{10}\text{H}_{16}\text{O}$
- c) $\text{C}_6\text{H}_{23}\text{O}$
- d) $\text{C}_{10}\text{H}_{23}\text{O}$

(O.Q.L. La Rioja 2016)

El número de moles de átomos de carbono es:

$$1,26 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 0,105 \text{ mol C}$$

El número de moles de átomos de oxígeno es:

$$9,01 \cdot 10^{21} \text{ átomos O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos O}} = 0,0150 \text{ mol O}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{0,105 \text{ mol C}}{0,0105 \text{ mol O}} = 10 \frac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\ \frac{0,24 \text{ mol H}}{0,0105 \text{ mol O}} \approx 23 \frac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{fórmula empírica: } \text{C}_{10}\text{H}_{23}\text{O}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.105. Un frasco contiene un compuesto formado por vanadio y oxígeno, de modo que en dicho frasco hay 0,10 mol de átomos de vanadio y 0,25 mol de átomos de oxígeno. ¿Cuál es el porcentaje de cada uno de estos elementos en el compuesto?

- a) 2,8 % V y 97,2 % O
- b) 56 % V y 44 % O
- c) 2,2 % O y 97,8 % V
- d) 56 % O y 44 % V

(O.Q.L. La Rioja 2016)

Considerando que se refiere al porcentaje en masa:

$$\frac{0,10 \text{ mol V} \cdot \frac{50,9 \text{ g V}}{1 \text{ mol V}}}{0,10 \text{ mol V} \cdot \frac{50,9 \text{ g V}}{1 \text{ mol V}} + 0,25 \text{ mol O} \cdot \frac{16,0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}}} \cdot 100 = 56 \% \text{ V}$$

$$\frac{0,25 \text{ mol O} \cdot \frac{16,0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}}}{0,10 \text{ mol V} \cdot \frac{50,9 \text{ g V}}{1 \text{ mol V}} + 0,25 \text{ mol O} \cdot \frac{16,0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}}} \cdot 100 = 44 \% \text{ O}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.106. Una muestra de 10,0 g de un compuesto que contiene solamente carbono, hidrógeno y oxígeno da lugar a 23,98 g de CO_2 y 4,91 g de H_2O , cuando es sometido a combustión completa. ¿Cuál es la fórmula empírica del compuesto?

- a) C_2HO
- b) $\text{C}_3\text{H}_3\text{O}$
- c) $\text{C}_6\text{H}_3\text{O}_2$
- d) $\text{C}_6\text{H}_6\text{O}$

(O.Q.N. El Escorial 2017)

El número de moles de átomos de cada elemento en la muestra de compuesto X es:

$$23,98 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,545 \text{ mol C}$$

$$4,91 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 0,546 \text{ mol H}$$

El oxígeno contenido en la muestra se calcula por diferencia:

$$10,0 \text{ g X} - 0,545 \text{ mol C} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} - 0,546 \text{ mol H} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} = 2,91 \text{ g O}$$

$$2,91 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 0,182 \text{ mol O}$$

Relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{0,545 \text{ mol C}}{0,182 \text{ mol O}} = 3 \frac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\ \frac{0,546 \text{ mol H}}{0,182 \text{ mol O}} = 3 \frac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{fórmula empírica: } \text{C}_3\text{H}_3\text{O}$$

La respuesta correcta es la b.

4.107. Un compuesto contiene un 14,3 % en masa de hidrógeno y un 85,7 % en masa de carbono. Una muestra de 0,72 g del mismo en estado gaseoso a 120 °C y 1,325 atm ocupa un volumen de 0,411 L. ¿Cuál es su fórmula molecular?

- a) CH_2
- b) C_2H_4
- c) C_3H_6
- d) C_4H_8

(O.Q.L. Galicia 2017)

Considerando comportamiento ideal, la masa molar de un gas en determinadas condiciones de p y T se calcula mediante la expresión:

$$M = \frac{0,95 \text{ g} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (120 + 273,15) \text{ K}}{1,325 \text{ atm} \cdot 0,411 \text{ L}} = 56 \text{ g mol}^{-1}$$

A partir de los datos proporcionados se puede obtener que la fórmula empírica es:

$$\frac{14,3 \text{ g H}}{85,7 \text{ g C}} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1 \text{ g H}} = \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}} \rightarrow \text{fórmula empírica: } (\text{CH}_2)_n$$

A partir de la masa molar obtenida y la fórmula empírica se obtiene que la fórmula molecular es:

$$n = \frac{56 \text{ g mol}^{-1}}{14 \text{ g mol}^{-1}} = 4 \rightarrow \text{fórmula molecular: } \text{C}_4\text{H}_8$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.108. Una muestra cristalizada de tetraoxidosulfato(2-) de cobre(2+) hidratado contiene un 36,07 % de agua de hidratación. ¿Cuántas moléculas de agua de hidratación lleva la sal?

- a) 5
- b) 4
- c) 6
- d) 7

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

Tomando una base de cálculo de 100 g de hidrato, la relación molar entre H₂O y CuSO₄ es:

$$\frac{36,07 \text{ g H}_2\text{O}}{(100 - 36,07) \text{ g CuSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{159,6 \text{ g CuSO}_4}{1 \text{ mol CuSO}_4} = 5 \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{mol CuSO}_4}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2007 y Castilla y León 2015).

4.109. La masa molar de un elemento M es 40 g mol⁻¹ y la masa molar de su cloruro es 111 g mol⁻¹. Con estos datos se puede deducir que la fórmula más probable del óxido de M es:

- a) MO₂
- b) MO
- c) M₂O
- d) M₂O₃

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

Si se trata de un cloruro, el número de átomos del elemento M en la fórmula debe ser 1, ya que el número de oxidación del cloro en los cloruros es -1. La fórmula del cloruro, MCl_x, es:

$$\frac{(111 - 40) \text{ g Cl}}{1 \text{ mol M}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} = 2 \frac{\text{mol Cl}}{\text{mol M}} \rightarrow \text{fórmula empírica: MCl}_2$$

De la fórmula del cloruro se deduce que el número de oxidación del elemento M es +2, por tanto, la fórmula más probable del óxido debe ser **MO**.

La respuesta correcta es la **b**.

4.110. Un óxido de xenón sólido se descompone de forma explosiva a temperaturas superiores a -36 °C para originar sus elementos integrantes. Sabiendo que el volumen de xenón obtenido es la mitad del de oxígeno (medidos ambos en las mismas condiciones de temperatura y presión), la fórmula molecular de este compuesto es:

- a) XeO
- b) XeO₂
- c) XeO₃
- d) XeO₄

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), dos gases que medidos en idénticas condiciones de *p* y *T*, ocupan uno la mitad de volumen que el otro, quiere decir que están constituidos por la mitad de moléculas o moles de uno con respecto al otro:

$$V_{\text{Xe}} = \frac{1}{2} V_{\text{O}_2} \rightarrow \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{Xe}}} = 2$$

La relación atómica entre ambos es:

$$\frac{2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol Xe}} \cdot \frac{2 \text{ mol O}}{1 \text{ mol O}_2} = 4 \frac{\text{mol O}}{\text{mol Xe}} \rightarrow \text{fórmula molecular: XeO}_4$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.111. El análisis elemental de un determinado hidrocarburo determina que contiene 88,82 % de carbono y 11,18 % de hidrógeno. Una muestra de 62,6 mg de este gas ocupa un volumen de 34,9 mL a 772 mmHg y 100 °C. La fórmula molecular del hidrocarburo será:

- a) C₂H₆
- b) C₂H₃
- c) CH₂
- d) C₄H₆

(O.Q.L. La Rioja 2017)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del hidrocarburo X a partir de su masa molar. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{62,6 \text{ mg X} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (100 + 273,15) \text{ K}}{772 \text{ mmHg} \cdot 34,9 \text{ mL}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} \cdot \frac{1 \text{ g X}}{10^3 \text{ mg X}} = 54,0 \text{ g mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular del hidrocarburo X:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{88,82 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{54,0 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 4 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \frac{11,18 \text{ g H}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} \cdot \frac{54,0 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 6 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{fórmula molecular: C}_4\text{H}_6$$

La respuesta correcta es la d.

4.112. Al analizar 0,26 g de un óxido de nitrógeno, se obtienen 0,0790 g de nitrógeno y 0,181 g de oxígeno. Cuando se introducen 6,07 g del compuesto en un recipiente de 1,20 L a la temperatura de 60,0 °C, la presión es de 1,50 atm. El compuesto buscado es:

- a) N₂O₄
- b) N₂O₃
- c) NO₂
- d) NO

(O.Q.L. Asturias 2017)

Para evitar errores de redondeo resulta más útil calcular primero la fórmula molecular del óxido X a partir de su masa molar. Suponiendo que en estado gaseoso este se comporta como gas ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene su masa molar:

$$M = \frac{6,07 \text{ g} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (60,0 + 273,15) \text{ K}}{1,50 \text{ atm} \cdot 1,20 \text{ L}} = 92,1 \text{ g mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula molecular de X:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{0,0790 \text{ g N}}{0,26 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{14,0 \text{ g N}} \cdot \frac{92,1 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol N}}{\text{mol X}} \\ \frac{0,181 \text{ g O}}{0,26 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{92,1 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 4 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{fórmula molecular: N}_2\text{O}_4$$

La respuesta correcta es la a.

4.113. ¿Cuál es la fórmula del sulfato de aluminio hidratado si al calentarlo pierde el 48,68 % de su masa?

- a) Al₂(SO₄)₃·12H₂O
- b) Al₂(SO₄)₃·24H₂O
- c) Al₂(SO₄)₃·6H₂O
- d) Al₂(SO₄)₃·18H₂O
- e) Al₂(SO₄)₃·8H₂O

(O.Q.L. Jaén 2017)

Considerando una base de cálculo de 100 g de hidrato, la relación molar entre H_2O y $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ es:

$$\frac{48,68 \text{ g H}_2\text{O}}{(100 - 48,68) \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{342,3 \text{ g Al}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 18 \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{mol CuSO}_4} \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.114. Cuál de las siguientes sales contiene un 44,8 % en masa de potasio?

- a) Sulfato de potasio
- b) Sulfito de potasio
- c) Nitrato de potasio
- d) Nitrito de potasio

(O.Q.L. Madrid 2017)

a) Verdadero. Sulfato de potasio, K_2SO_4 .

$$\frac{2 \text{ mol K}}{1 \text{ mol K}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{39,1 \text{ g K}}{1 \text{ mol K}} \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{SO}_4}{174,3 \text{ g K}_2\text{SO}_4} \cdot 100 = 44,9 \% \text{ K}$$

b) Falso. Sulfito de potasio, K_2SO_3 .

$$\frac{2 \text{ mol K}}{1 \text{ mol K}_2\text{SO}_3} \cdot \frac{39,1 \text{ g K}}{1 \text{ mol K}} \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{SO}_3}{158,3 \text{ g K}_2\text{SO}_3} \cdot 100 = 49,4 \% \text{ K}$$

c) Falso. Nitrato de potasio, KNO_3 .

$$\frac{1 \text{ mol K}}{1 \text{ mol KNO}_3} \cdot \frac{39,1 \text{ g K}}{1 \text{ mol K}} \cdot \frac{1 \text{ mol KNO}_3}{101,1 \text{ g KNO}_3} \cdot 100 = 38,8 \% \text{ K}$$

d) Falso. Nitrito de potasio, KNO_2 .

$$\frac{1 \text{ mol K}}{1 \text{ mol KNO}_2} \cdot \frac{39,1 \text{ g K}}{1 \text{ mol K}} \cdot \frac{1 \text{ mol KNO}_2}{85,1 \text{ g KNO}_2} \cdot 100 = 45,9 \% \text{ K}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.115. Una sal hidratada tiene la fórmula $\text{MgSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Si 54,2 g se calientan en un horno con el fin de deshidratarla, calcule el valor de n si el vapor generado ejerce una presión de 29,9 atm en un recipiente de 2,00 L, a una temperatura de 200 °C.

- a) 6
- b) 7
- c) 8
- d) 9

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

Considerando comportamiento ideal se puede obtener la masa de H_2O contenida en la muestra:

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{29,9 \text{ atm} \cdot 2,00 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (200 + 273,15) \text{ K}} = 1,54 \text{ mol H}_2\text{O}$$

$$1,54 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 27,7 \text{ g H}_2\text{O}$$

La masa de sal anhidra que contiene la muestra de sal hidratada es:

$$54,2 \text{ g MgSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O} - 27,7 \text{ g H}_2\text{O} = 26,5 \text{ g MgSO}_4$$

Relacionando las cantidades de MgSO_4 y H_2O se obtiene el valor de n :

$$\frac{27,7 \text{ g H}_2\text{O}}{26,5 \text{ g MgSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{120,4 \text{ g MgSO}_4}{1 \text{ mol MgSO}_4} = 7$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.116. Cuando se trata 1,000 g de plomo con cloro, se llega a un peso máximo y estable de compuesto formado igual a 1,686 g. Por ello, la fórmula del compuesto formado es:

- a) PbCl_4
- b) PbCl_2
- c) Pb_2Cl_5
- d) PbCl

(O.Q.L. Extremadura 2018)

La relación entre los moles de Cl y Pb proporciona la fórmula empírica del cloruro metálico:

$$\frac{(1,686 - 1,000) \text{ g Cl}}{1,000 \text{ g Pb}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}}{35,5 \text{ g Cl}} \cdot \frac{207,2 \text{ g Pb}}{1 \text{ mol Pb}} = 4 \frac{\text{mol Cl}}{\text{mol Pb}} \rightarrow \text{fórmula empírica: } \text{PbCl}_4$$

La respuesta correcta es la a.

4.117. Un hidrocarburo gaseoso contiene 88,82 % de carbono y 11,18 % de hidrógeno en masa. Si una muestra de 62,6 mg de este gas ocupa 34,9 mL a 772 Torr y 100,0 °C, su fórmula molecular es:

- a) C_2H_3
- b) C_2H_2
- c) C_4H_6
- d) C_4H_5

(O.Q.L. La Rioja 2018)

Para identificar el hidrocarburo (HC) es preciso determinar su fórmula molecular, y para ello es necesario conocer su masa molar. Suponiendo que este hidrocarburo en estado gaseoso se comporta de forma ideal, por medio de la ecuación de estado se obtiene la masa molar:

$$M = \frac{62,6 \text{ mg} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (100 + 273,15) \text{ K}}{772 \text{ Torr} \cdot 34,9 \text{ mL}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{760 \text{ Torr}}{1 \text{ atm}} \cdot \frac{1 \text{ g}}{10^3 \text{ mg}} = 54,0 \text{ g mol}^{-1}$$

Para obtener la fórmula empírica se relacionan los moles de átomos de ambos elemento. Tomando una base de cálculo de 100,0 g de hidrocarburo:

$$\frac{11,18 \text{ g H}}{88,82 \text{ g C}} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} = \frac{3 \text{ mol H}}{2 \text{ mol C}} \rightarrow \text{fórmula empírica: } (\text{C}_2\text{H}_3)_n$$

Con la masa molar se puede obtener la fórmula molecular:

$$54,0 \text{ g HC} = n \left(2 \text{ mol C} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} + 3 \text{ mol H} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \right) \rightarrow n = 2 \rightarrow \text{fórmula molecular: } \text{C}_4\text{H}_6$$

La respuesta correcta es la c.

4.118. La Olimpiada Nacional de Química de 2018 se va a celebrar en Salamanca, cuya Universidad cumple este año el VIII centenario de su fundación. Uno de los aspectos más curiosos de esta ciudad es que muchos de sus edificios históricos (por ejemplo, la Plaza Mayor, la fachada de las Escuelas Mayores, la Clerecía o el Palacio de Anaya) están contruidos con piedra de Villamayor, que les otorga su característico color amarillento, o rosado si hay presencia de óxidos de hierro. Esta piedra suele estar compuesta por cuarzo, feldespatos, micas y una matriz arcillosa. La proporción de feldespatos en esta piedra suele ser de un 20-30%, aproximadamente. Un mineral presente en los feldespatos es la ortoclasa, cuya composición en masa contiene un 9,7% de Al, 30,3% de Si y 46,0% de O. ¿Cuál es la fórmula molecular de la ortoclasa?

- a) $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$
- b) $\text{CaAl}_2\text{Si}_2\text{O}_8$
- c) KAlSi_3O_8
- d) $\text{MgAl}_2\text{Si}_2\text{O}_8$

(O.Q.L. Madrid 2018)

La ortoclasa será la sustancia cuyo porcentaje en masa de Si coincida con el propuesto en el enunciado:

a) Falso. En el $\text{NaAlSi}_3\text{O}_8$ es:

$$\frac{3 \text{ mol Si}}{1 \text{ mol NaAlSi}_3\text{O}_8} \cdot \frac{28,0 \text{ g Si}}{1 \text{ mol Si}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaAlSi}_3\text{O}_8}{262,0 \text{ g NaAlSi}_3\text{O}_8} \cdot 100 = 32,1 \% \text{ Si}$$

b) Falso. En el $\text{CaAl}_2\text{Si}_2\text{O}_8$ es:

$$\frac{2 \text{ mol Si}}{1 \text{ mol CaAl}_2\text{Si}_2\text{O}_8} \cdot \frac{28,0 \text{ g Si}}{1 \text{ mol Si}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaAl}_2\text{Si}_2\text{O}_8}{278,0 \text{ g CaAl}_2\text{Si}_2\text{O}_8} \cdot 100 = 20,1 \% \text{ Si}$$

c) Verdadero. En el KAlSi_3O_8 es:

$$\frac{3 \text{ mol Si}}{1 \text{ mol KAlSi}_3\text{O}_8} \cdot \frac{28,0 \text{ g Si}}{1 \text{ mol Si}} \cdot \frac{1 \text{ mol KAlSi}_3\text{O}_8}{278,1 \text{ g KAlSi}_3\text{O}_8} \cdot 100 = 30,2 \% \text{ Si}$$

d) Falso. En el $\text{MgAl}_2\text{Si}_2\text{O}_8$ es:

$$\frac{2 \text{ mol Si}}{1 \text{ mol MgAl}_2\text{Si}_2\text{O}_8} \cdot \frac{28,0 \text{ g Si}}{1 \text{ mol Si}} \cdot \frac{1 \text{ mol MgAl}_2\text{Si}_2\text{O}_8}{262,3 \text{ g MgAl}_2\text{Si}_2\text{O}_8} \cdot 100 = 21,3 \% \text{ Si}$$

De acuerdo con el % Si, la fórmula de la ortoclasa es KAlSi_3O_8 .

La respuesta correcta es la c.

4.119. El fulminato de mercurio es una sal explosiva que se presenta en forma de cristales blancos. Si su composición, en porcentaje en masa, es la siguiente: Hg = 70,5 %, C = 8,4 %, N = 9,8 %, O = 11,2 %; y su masa molar es de $284,6 \text{ g mol}^{-1}$, ¿cuál es su fórmula molecular?

- a) HgCN_2O_2
- b) $\text{Hg}(\text{CNO})$
- c) HgC_2NO_2
- d) $\text{HgC}_2\text{N}_2\text{O}$
- e) $\text{Hg}(\text{CNO})_2$

(O.Q.L. País Vasco 2018)

Tomando una base de cálculo de 100 g de fulminato de mercurio, se relacionan las cantidades de cada uno de los elementos con la masa molar de la sustancia problema X y se puede obtener su fórmula molecular:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{70,5 \text{ g Hg}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol Hg}}{200,6 \text{ g Hg}} \cdot \frac{284,6 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 1 \frac{\text{mol Hg}}{\text{mol X}} \\ \frac{8,4 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{284,6 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \frac{9,8 \text{ g N}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{14,0 \text{ g N}} \cdot \frac{284,6 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol N}}{\text{mol X}} \\ \frac{11,2 \text{ g O}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{284,6 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 2 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{fórmula molecular: } \text{Hg}(\text{CNO})_2$$

La respuesta correcta es la e.

4.120. Partiendo de 20,0 g de un óxido metálico se obtienen 13,98 g de metal. Se tratará del óxido:

- a) CuO
- b) Cu_2O
- c) Fe_2O_3
- d) FeO

(O.Q.L. Castilla y León 2018)

Relacionando los moles de átomos de cada uno de elementos se obtiene la fórmula empírica:

$$\frac{(20,0 - 13,98) \text{ g O}}{13,98 \text{ g Cu}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} \cdot \frac{63,5 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = \frac{1,7 \text{ mol O}}{\text{mol Cu}} \rightarrow \text{análisis erróneo}$$

No puede ser ningún óxido de cobre.

$$\frac{(20,0 - 13,98) \text{ g O}}{13,98 \text{ g Fe}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16 \text{ g O}} \cdot \frac{55,8 \text{ g Cu}}{1 \text{ mol Cu}} = \frac{3 \text{ mol O}}{2 \text{ mol Fe}} \rightarrow \text{fórmula empírica: Fe}_2\text{O}_3$$

Se trata del óxido de hierro(III) de fórmula, Fe_2O_3 .

La respuesta correcta es la c.

4.121. La cafeína, un alcaloide que se encuentra en el té, café y guaraná, tiene de fórmula molecular $\text{C}_8\text{H}_{10}\text{N}_4\text{O}_2$. A partir de la información que nos proporciona esta fórmula, se puede afirmar que:

- La masa de carbono en la molécula es cuatro veces mayor que la masa de oxígeno.
- El número de átomos de hidrógeno es cinco veces mayor que el número de átomos de oxígeno.
- La combustión de la cafeína produce únicamente dióxido de carbono y agua.
- La masa de nitrógeno es el doble que la de hidrogeno.
- Su punto de fusión es 235 °C.

(O.Q.L. Jaén 2018)

a) Falso. A partir de la fórmula molecular se deduce que la relación másica C/O es:

$$\frac{8 \text{ mol C}}{2 \text{ mol O}} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 3$$

b) **Verdadero.** De acuerdo con la información que suministra la fórmula molecular.

c) Falso. Como la sustancia posee nitrógeno, en la combustión se libera este en forma de dinitrógeno.

d) Falso. A partir de la fórmula molecular se deduce que la relación másica N/H es:

$$\frac{4 \text{ mol N}}{10 \text{ mol H}} \cdot \frac{14,0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} = 5,6$$

e) Falso. La fórmula molecular no suministra información sobre el punto de fusión de una sustancia.

La respuesta correcta es la b.

4.122. El glifosfato es un herbicida de amplio espectro. A partir de su fórmula molecular $\text{C}_3\text{H}_8\text{NO}_5\text{P}$, se puede calcular su composición centesimal que es:

- C: 21,31 %; H: 4,77 %; N: 8,28 %; O: 18,32 %
- C: 21,31 %; H: 4,77 %; P: 8,28 %; N: 18,32 %
- C: 21,31 %; H: 4,77 %; N: 8,28 %; P: 18,32 %
- C: 21,31 %; H: 4,77 %; N: 8,28 %; S: 18,32 %
- C: 21,31 %; H: 4,77 %; S: 8,28 %; P: 18,32 %

(O.Q.L. Jaén 2018)

Considerando un mol de $\text{C}_3\text{H}_8\text{NO}_5\text{P}$ la composición centesimal es:

$$\frac{3 \text{ mol C}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{NO}_5\text{P}} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{NO}_5\text{P}}{169,0 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{NO}_5\text{P}} \cdot 100 = 21,3 \% \text{ C}$$

$$\frac{8 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{NO}_5\text{P}} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{NO}_5\text{P}}{169,0 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{NO}_5\text{P}} \cdot 100 = 4,7 \% \text{ H}$$

$$\frac{1 \text{ mol N}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{NO}_5\text{P}} \cdot \frac{14,0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{NO}_5\text{P}}{169,0 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{NO}_5\text{P}} \cdot 100 = 8,28 \% \text{ N}$$

$$\frac{5 \text{ mol O}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{NO}_5\text{P}} \cdot \frac{16,0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{NO}_5\text{P}}{169,0 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{NO}_5\text{P}} \cdot 100 = 47,3 \% \text{ O}$$

$$\frac{1 \text{ mol P}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{NO}_5\text{P}} \cdot \frac{31,0 \text{ g P}}{1 \text{ mol P}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{NO}_5\text{P}}{169,0 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{NO}_5\text{P}} \cdot 100 = 18,3 \% \text{ P}$$

La respuesta correcta es la c.

4.123. El antibiótico cloranfenicol (o cloromicetina) se obtuvo por primera vez en 1947 a partir del hongo *Streptomyces venezuelae* descubierto por el especialista venezolano Enrique Tejera. Pero no es necesario cultivar el hongo para prepararlo, porque muy pronto se sintetizó en el laboratorio que dirigía Mildred Rebstock, una joven química norteamericana de 28 años. Por su bajo coste, aún se emplea mucho en los países en vía de desarrollo. El oxígeno (28,4 % en masa) es uno de los cinco elementos presentes en el cloranfenicol. Sabiendo que a partir de 5,00 g de cloranfenicol se generan volúmenes iguales de los gases nitrógeno y cloro (4,71 dm³ a 20 °C y 8,00 kPa), la fórmula del cloranfenicol debe ser:

- a) C₁₁H₁₂N₂Cl₂O₅
- b) C₃H₁₂NClO₂
- c) C₇H₁₂NClO₃
- d) Ninguna de las anteriores es aceptable.

(O.Q.N. Santander 2019)

El número de moles de O₂ contenidos en la muestra es:

$$5,00 \text{ g cloranfenicol} \cdot \frac{24,8 \text{ g O}}{100 \text{ g cloranfenicol}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 0,0755 \text{ mol O}$$

Considerando comportamiento ideal el número de moles de N₂ y Cl₂ que integran la muestra es:

$$n = \frac{8,00 \text{ kPa} \cdot 4,71 \text{ dm}^3}{(0,082 \text{ atm dm}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{101,3 \text{ kPa}} = 0,0155 \text{ mol}$$

La relación molar O/Cl que se obtiene a partir de las cantidades obtenidas es:

$$\frac{0,0755 \text{ mol O}}{0,0155 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol Cl}} = \frac{5 \text{ mol O}}{2 \text{ mol Cl}}$$

De las fórmulas propuestas, la única que es compatible con la relación molar obtenida es C₁₁H₁₂N₂Cl₂O₅.

La respuesta correcta es la a.

4.124. Si la combustión completa de 78 g de un hidrocarburo origina 264 g de dióxido de carbono se puede asegurar que era:

- a) Benceno
- b) Acetileno
- c) Una mezcla de benceno y acetileno a partes iguales.
- d) No se puede asegurar de qué hidrocarburo se trata.

(O.Q.L. Murcia 2019)

Teniendo en cuenta que en la combustión todo el carbono del hidrocarburo se transforma en CO₂:

$$264 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 72,0 \text{ g C}$$

La masa de H contenida en el hidrocarburo es:

$$78,0 \text{ g hidrocarburo} - 72,0 \text{ g C} = 6,00 \text{ g H}$$

Relacionando las cantidades de ambos elementos se obtiene la fórmula empírica:

$$\frac{6,00 \text{ g H}}{72 \text{ g C}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 1 \frac{\text{mol H}}{\text{mol C}} \rightarrow \text{fórmula empírica: (CH)}_n$$

Como ambos hidrocarburos, benceno, C₆H₆, y acetileno, C₂H₂, tienen la misma fórmula empírica, con los datos propuestos **es imposible determinar de cuál de ellos se trata.**

La respuesta correcta es la **d**.

4.125. Dos compuestos tienen la misma composición centesimal: 92,25 % de C y 7,75 % de H, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) Ambos tienen la misma fórmula molecular.
 b) Ambos tienen la misma fórmula empírica y molecular.
 c) Si la masa molecular de uno de ellos es aproximadamente 78, su fórmula molecular es C_6H_6 .
 d) Dos compuestos químicos distintos no pueden tener la misma composición centesimal.

(O.Q.L. Jaén 2019)

a) Falso. Los compuestos C_2H_2 y C_6H_6 tienen la misma composición centesimal y la misma fórmula empírica, $(CH)_n$.

La composición centesimal del acetileno es:

$$\frac{2 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } C_2H_2} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_2}{26,0 \text{ g } C_2H_2} \cdot 100 = 92,2 \% \text{ C}$$

$$\frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } C_2H_2} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_2}{26,0 \text{ g } C_2H_2} \cdot 100 = 7,8 \% \text{ H}$$

La composición centesimal del benceno es:

$$\frac{6 \text{ mol C}}{1 \text{ mol } C_6H_6} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_6}{78,0 \text{ g } C_6H_6} \cdot 100 = 92,2 \% \text{ C}$$

$$\frac{6 \text{ mol H}}{1 \text{ mol } C_6H_6} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_6}{78,0 \text{ g } C_6H_6} \cdot 100 = 7,8 \% \text{ H}$$

b) Falso. Los compuestos C_2H_2 y C_6H_6 tienen distinta fórmula molecular y la misma fórmula empírica, $(CH)_n$, se diferencian en el valor de n , que es 1 para el acetileno y 6 para el benceno.

c) **Verdadero.** La masa molecular del C_6H_6 es, aproximadamente, 78 u.

d) Falso. Según se ha demostrado en el apartado a).

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2000).

4.126. La enargita es un mineral del grupo de los sulfuros. Contiene un 48,41 % de Cu; 19,02 % de As y 32,57 % de S (en masa). ¿Cuál es la fórmula empírica del mineral?

- a) $CuAsS$
 b) Cu_2AsS_2
 c) Cu_3AsS_4
 d) Cu_4AsS_3

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019) (O.Q.L. Valencia 2019)

Tomando como base de cálculo 100 g de compuesto y relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla de un compuesto:

$$\left. \begin{array}{l} 48,41 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} = 0,762 \text{ mol Cu} \\ 19,02 \text{ g As} \cdot \frac{1 \text{ mol As}}{74,9 \text{ g As}} = 0,254 \text{ mol As} \\ 32,57 \text{ g S} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{32,1 \text{ g S}} = 1,01 \text{ mol S} \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{0,762 \text{ mol Cu}}{0,254 \text{ mol As}} = 3 \frac{\text{mol Cu}}{\text{mol As}} \\ \frac{1,01 \text{ mol S}}{0,254 \text{ mol As}} = 4 \frac{\text{mol S}}{\text{mol As}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{F. empírica: } Cu_3AsS_4$$

La respuesta correcta es la c.

4.127. La cadaverina es un líquido incoloro o de color almibarado, fumante, que desprende un olor fétido muy desagradable. Si su composición, en porcentaje en masa, es: C = 58,8 %, H = 13,8 % y N = 27,4 %; y su masa molar es $102,2 \text{ g mol}^{-1}$, ¿cuál es su fórmula molecular?

- a) $\text{C}_8\text{H}_7\text{N}_4$
- b) $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{N}_2$
- c) $\text{C}_4\text{H}_{14}\text{N}_3$
- d) $\text{C}_5\text{H}_{16}\text{N}_3$
- e) $\text{C}_5\text{H}_{14}\text{N}_2$

(O.Q.L. País Vasco 2019)

Tomando una base de cálculo de 100 g de compuesto X, el número de moles de cada elemento por cada mol de compuesto es:

$$\left. \begin{aligned} \frac{58,8 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{102,2 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} &= 5 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \frac{13,8 \text{ g H}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} \cdot \frac{102,2 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} &= 14 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\ \frac{27,4 \text{ g N}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{14,0 \text{ g N}} \cdot \frac{102,2 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} &= 2 \frac{\text{mol N}}{\text{mol X}} \end{aligned} \right\} \rightarrow \text{fórmula molecular: } \text{C}_5\text{H}_{14}\text{N}_2$$

La respuesta correcta es la e.

4.128. Un compuesto cuya masa molecular es 140 posee una composición centesimal de 51,42 % de C; 40,00 % de N y 8,57 % de H. Su fórmula molecular será:

- a) $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{N}_2$
- b) $\text{C}_5\text{H}_{11}\text{N}_3$
- c) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{N}_4$
- d) $\text{C}_7\text{H}_{13}\text{N}_5$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

El número de moles de cada elemento por cada mol de compuesto proporciona la fórmula molecular:

$$\left. \begin{aligned} \frac{51,42 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{140 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} &= 6 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \frac{8,57 \text{ g H}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} \cdot \frac{140 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} &= 12 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\ \frac{40,00 \text{ g N}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol N}}{14,0 \text{ g N}} \cdot \frac{140 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} &= 4 \frac{\text{mol N}}{\text{mol X}} \end{aligned} \right\} \rightarrow \text{fórmula molecular: } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{N}_4$$

La respuesta correcta es la c.

4.129. El porcentaje de oxígeno en el $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ es:

- a) 53,7
- b) 63,2
- c) 49,6
- d) 40,5

(O.Q.L. Extremadura 2019)

El porcentaje de oxígeno en el compuesto es:

$$\frac{15 \text{ mol O}}{1 \text{ mol Fe}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{16,0 \text{ g O}}{1 \text{ mol O}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 7\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Fe}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} = 49,6 \% \text{ O}$$

La respuesta correcta es la c.

4.130. El análisis de un óxido de manganeso indica que tiene un 49,52% de Mn. ¿Qué óxido es?

- a) MnO
- b) MnO₂
- c) Mn₂O₅
- d) Mn₂O₇

(O.Q.L. Madrid 2019)

Tomando una base de cálculo de 100 g de óxido y relacionando las cantidades de Mn y O que contiene:

$$\frac{(100 - 49,52) \text{ g O}}{49,52 \text{ g Mn}} \cdot \frac{54,9 \text{ g Mn}}{1 \text{ mol Mn}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = \frac{7 \text{ mol O}}{2 \text{ mol Mn}} \rightarrow \text{fórmula empírica: Mn}_2\text{O}_7$$

La respuesta correcta es la d.

4.131. Qué proposición es incorrecta para el ácido sórbico, C₆H₈O₂, un inhibidor de hongos y moho.

- a) Tiene una relación de masas C:H:O de 3:4:1.
- b) Tiene la misma composición centesimal en masa que la acroleína, un herbicida acuático, C₃H₄O.
- c) Tiene la misma fórmula empírica que el aspídiol, C₁₂H₁₆O₄, una droga utilizada para matar gusanos parásitos.
- d) El número de átomos de H es cuatro veces el de átomos de O.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

- a) **Incorrecto.** La relación molar (atómica) no es la misma que la relación másica.
- b) Correcto. El ácido ascórbico y la acroleína tienen la misma fórmula empírica, C₃H₄O, por tanto, tienen idéntica composición centesimal.
- c) Correcto. El ácido ascórbico y el aspídiol tienen la misma fórmula empírica, C₃H₄O.
- d) Correcto. Según se deduce de la fórmula empírica del ácido ascórbico, C₃H₄O, el número de átomos de H es cuatro veces el de O.

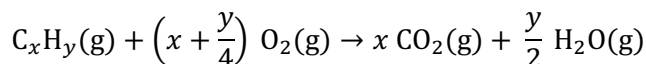
La respuesta correcta es la a.

4.132. Una muestra de 10 mL de un hidrocarburo gaseoso reacciona con 50 mL de dióxigeno y se obtienen 30 mL de dióxido de carbono más una cantidad de agua. Todos los gases están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura. La fórmula molecular del hidrocarburo es:

- a) CH₄
- b) C₂H₆
- c) C₃H₃
- d) C₃H₈

(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del hidrocarburo es:



Considerando comportamiento ideal para los gases y, de acuerdo con la ley de Avogadro (1811), la relación volumétrica coincide con la relación molar y se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$\frac{\text{mL CO}_2}{\text{mL C}_x\text{H}_y} = x \quad \rightarrow \quad x = \frac{30 \text{ mL CO}_2}{10 \text{ mL C}_x\text{H}_y} = 3$$

$$\frac{\text{mL O}_2}{\text{mL C}_x\text{H}_y} = x + \frac{y}{4} \quad \rightarrow \quad x + \frac{y}{4} = \frac{50 \text{ mL O}_2}{10 \text{ mL C}_x\text{H}_y} = 5$$

Teniendo en cuenta que el valor de x se conoce a partir de la primera ecuación, se obtiene que $y = 8$.

La fórmula molecular del hidrocarburo es C₃H₈.

La respuesta correcta es la **d**.

4.133. El porcentaje de agua en el $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ es:

- a) 36,0 %
- b) 48,0 %
- c) 25,7 %
- d) 32,3 %

(O.Q.L. Extremadura 2020)

A partir de la fórmula del hidrato se obtiene que el porcentaje de agua de cristalización es:

$$\frac{5 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{249,6 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} \cdot 100 = 36,1 \% \text{ H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.134. El análisis de un compuesto orgánico da una composición centesimal de C = 76,6 %, H = 12,0 % y O = 11,3 %. ¿Cuál es su fórmula molecular?

- a) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- b) $\text{C}_9\text{H}_9\text{O}_3$
- c) $\text{C}_9\text{H}_{17}\text{O}$
- d) C_8H_{16}

(O.Q.L. Málaga 2020)

Tomando como base de cálculo 100 g de compuesto y relacionando el número de moles del elemento que esté presente en menor cantidad con el del resto de los elementos se obtiene la fórmula empírica o sencilla de un compuesto:

$$\left. \begin{array}{l} 76,6 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 6,36 \text{ mol C} \\ 12,0 \text{ g H} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} = 12,0 \text{ mol H} \\ 11,3 \text{ g O} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} = 0,706 \text{ mol O} \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{6,36 \text{ mol C}}{0,706 \text{ mol O}} = 9 \frac{\text{mol C}}{\text{mol O}} \\ \frac{12,0 \text{ mol H}}{0,706 \text{ mol O}} = 17 \frac{\text{mol H}}{\text{mol O}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{F. empírica: } (\text{C}_9\text{H}_{17}\text{O})_n$$

Suponiendo que $n = 1$, la fórmula molecular coincide con la empírica.

La respuesta correcta es la **c**.

4.135. En 2020 se conmemora el bicentenario del aislamiento de la quinina, un alcaloide que se encuentra en la corteza del árbol de la quina. La quinina se usa para tratar la malaria. Los alcaloides son sustancias naturales de carácter alcalino debido a la presencia de átomos de nitrógeno. Sabiendo que la fórmula molecular de la quinina es $\text{C}_{20}\text{H}_{24}\text{N}_2\text{O}_2$. ¿Qué porcentaje en masa de nitrógeno tiene la quinina?

- a) 4,00 %
- b) 8,64 %
- c) 12,64 %
- d) 15,22 %

(O.Q.L. Madrid 2020)

El porcentaje en masa de nitrógeno en la quinina es:

$$\frac{2 \text{ mol N}}{1 \text{ mol C}_{20}\text{H}_{24}\text{N}_2\text{O}_2} \cdot \frac{14,0 \text{ g N}}{1 \text{ mol N}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_{20}\text{H}_{24}\text{N}_2\text{O}_2}{324,0 \text{ g C}_{20}\text{H}_{24}\text{N}_2\text{O}_2} \cdot 100 = 8,64 \% \text{ N}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.136. Se toma una muestra de 5,0 g de una sal hidratada y se la somete a un proceso de calentamiento y deshidratación. Tras ese proceso la muestra pesa 3,2 g. ¿Cuál de las siguientes podría ser la sal hidratada inicial?

- a) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

(O.Q.L. Madrid 2020)

Para determinar cuál es la sustancia problema se debe determinar el porcentaje de agua de hidratación de las diferentes sales y ver cuál coincide con el del análisis efectuado:

$$\text{Problema} \rightarrow \frac{(5,0 - 3,2) \text{ g H}_2\text{O}}{5,0 \text{ g sal hidratada}} \cdot 100 = 36 \% \text{ H}_2\text{O}$$

$$\text{CuSO}_4 \rightarrow \frac{5 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{249,6 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} \cdot 100 = 36,1 \% \text{ H}_2\text{O}$$

$$\text{FeCl}_3 \rightarrow \frac{6 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}{270,3 \text{ g FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} \cdot 100 = 40,0 \% \text{ H}_2\text{O}$$

$$\text{MgSO}_4 \rightarrow \frac{7 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}}{246,6 \text{ g MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} \cdot 100 = 51,1 \% \text{ H}_2\text{O}$$

$$\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \frac{10 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}}{286,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} \cdot 100 = 62,9 \% \text{ H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la a.

4.137. A 400 °C, la reacción del tetrafluoruro de xenón con el gas noble xenón conduce a la formación de un único compuesto. Se sabe que a partir de volúmenes iguales de ambos reactivos se obtiene un volumen doble del compuesto desconocido. Todas las sustancias son gaseosas a esa temperatura y los volúmenes están medidos en iguales condiciones de presión y temperatura. La fórmula del compuesto obtenido debe ser:

- a) XeF_2
- b) XeF_6
- c) Xe_2F_4
- d) Xe_3F_4

(O.Q.L. Castilla y León 2020)

Teniendo en cuenta que el único número de oxidación del flúor es -1, la fórmula del fluoruro de xenón desconocido debe ser, XeF_n .

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación volumétrica coincide con la relación molar y permite obtener la fórmula del compuesto:

$$\frac{V \text{ mL XeF}_n}{V \text{ mL Xe}} \cdot \frac{1 \text{ mmol XeF}_n}{V_M \text{ mL XeF}_n} \cdot \frac{n \text{ mmol F}}{1 \text{ mmol XeF}_n} \cdot \frac{V_M \text{ mL Xe}}{1 \text{ mmol Xe}} = 2 \rightarrow n = 2 \rightarrow \text{fórmula empírica: XeF}_2$$

La respuesta correcta es la a.

4.138. Cuando 2,67 g de un compuesto orgánico que contiene 39,12 % de carbono, 8,76 % de hidrógeno y 52,12 % de oxígeno se disuelve en 65,3 g de alcanfor, el punto de fusión de la disolución es 157,2 °C. La fórmula molecular del compuesto será:

- a) $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$
- b) $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}_4$
- c) $\text{C}_2\text{H}_5\text{O}_2$
- d) $\text{C}_4\text{H}_{12}\text{O}_2$

(Datos del alcanfor. $k_f = 40,0 \text{ °C kg mol}^{-1}$; $T_f = 175 \text{ °C}$).

(O.Q.L. La Rioja 2020)

Para facilitar los cálculos y evitar problemas con redondeos es preferible determinar previamente la masa molar de la sustancia. Esta puede obtenerse a partir de la expresión que relaciona la variación de temperatura de congelación de la disolución con la concentración molal de la misma, $\Delta T = k_f m$.

La masa molar de la sustancia X es:

$$(175 - 157,2) ^\circ\text{C} = 40,0 \frac{^\circ\text{C} \cdot \text{kg}}{\text{mol}} \cdot \frac{2,67 \text{ g X}}{65,3 \text{ g alcanfor}} \cdot \frac{10^3 \text{ g alcanfor}}{1 \text{ kg alcanfor}} \cdot \frac{1 \text{ mol X}}{M \text{ g X}} \rightarrow M = 91,9 \text{ g mol}^{-1}$$

Tomando una base de cálculo de 100 g de compuesto X, el número de moles de cada elemento por cada mol de compuesto es:

$$\left. \begin{array}{l} \frac{39,12 \text{ g C}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{91,9 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 3 \frac{\text{mol C}}{\text{mol X}} \\ \frac{8,76 \text{ g H}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} \cdot \frac{91,9 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 8 \frac{\text{mol H}}{\text{mol X}} \\ \frac{52,12 \text{ g O}}{100 \text{ g X}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}}{16,0 \text{ g O}} \cdot \frac{91,9 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 3 \frac{\text{mol O}}{\text{mol X}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{fórmula molecular: } \text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$$

La respuesta correcta es la a.

4.139. La composición en masa cierto hidrato es: Cu = 20,3 %, Si = 8,9 %, F = 36,3 % y H₂O = 34,5 %, ¿cuál es su fórmula empírica?

- a) CuSiF₆·2H₂O
- b) Cu₂SiF₈·4H₂O
- c) Cu₂SiF₈·6H₂O
- d) CuSiF₆·6H₂O

(O.Q.N. Valencia 2020)

Tomando como base de cálculo 100 g de hidrato y relacionando el número de moles del elemento o compuesto que esté presente en menor cantidad con el del resto se obtiene la fórmula empírica o sencilla del hidrato:

$$\left. \begin{array}{l} 20,3 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} = 0,320 \text{ mol Cu} \\ 8,9 \text{ g Si} \cdot \frac{1 \text{ mol Si}}{28,0 \text{ g Si}} = 0,318 \text{ mol Si} \\ 36,3 \text{ g F} \cdot \frac{1 \text{ mol F}}{19,0 \text{ g F}} = 1,91 \text{ mol F} \\ 34,5 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{63,5 \text{ g H}_2\text{O}} = 1,92 \text{ mol H}_2\text{O} \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} \frac{0,320 \text{ mol Cu}}{0,318 \text{ mol Si}} = 1 \frac{\text{mol Cu}}{\text{mol Si}} \\ \frac{1,91 \text{ mol F}}{0,318 \text{ mol Si}} = 6 \frac{\text{mol F}}{\text{mol Si}} \\ \frac{1,92 \text{ mol H}_2\text{O}}{0,318 \text{ mol Si}} = 6 \frac{\text{mol H}_2\text{O}}{\text{mol Si}} \end{array} \right\} \rightarrow \text{F. emp.: } \text{CuSiF}_6 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la d.

4.140. Cuando se quema un hidrocarburo gaseoso en exceso de aire seco, la proporción volumétrica entre el vapor de agua y el dióxido de carbono generados es de 2/3. ¿Cuál de los siguientes podría ser el hidrocarburo quemado?

- a) Etano
- b) Propino
- c) Tolueno
- d) Ciclobutano

(O.Q.N. Valencia 2020)

En la combustión del hidrocarburo todo el C del mismo se transforma en CO_2 y el H en H_2O . De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación volumétrica coincide con la relación molar y permite obtener la fórmula del hidrocarburo:

$$\frac{3 \text{ L CO}_2}{1 \text{ L hidrocarburo}} \rightarrow \frac{3 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol hidrocarburo}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 3 \frac{\text{mol C}}{\text{mol hidrocarburo}}$$
$$\frac{2 \text{ L H}_2\text{O}}{1 \text{ L hidrocarburo}} \rightarrow \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol hidrocarburo}} \cdot \frac{4 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 4 \frac{\text{mol H}}{\text{mol hidrocarburo}}$$

La fórmula molecular que se obtiene es C_3H_4 que se corresponde con el hidrocarburo **propino**.

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 1999 y otras).

II. CONCENTRACIÓN MOLAR Y REACCIONES QUÍMICAS

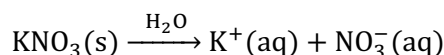
1. CONCENTRACIÓN MOLAR

1.1. Se mezclan un litro de nitrato de potasio, KNO_3 , 0,10 M con un litro de nitrato de bario, $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$, 0,20 M. Las concentraciones molares de K^+ , Ba^{2+} y NO_3^- resultantes son, respectivamente:

- a) 0,10 0,20 0,50
 b) 0,10 0,20 0,30
 c) 0,050 0,10 0,15
 d) 0,050 0,10 0,25

(O.Q.L. Asturias 1992) (O.Q.L. Asturias 1998) (O.Q.L. Extremadura 2018)

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del KNO_3 es:

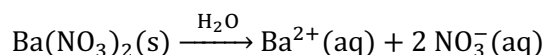


Las cantidades de K^+ y NO_3^- contenidas en la disolución son:

$$1,0 \text{ L } \text{KNO}_3 \text{ } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mol } \text{KNO}_3}{1 \text{ L } \text{KNO}_3 \text{ } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{K}^+}{1 \text{ mol } \text{KNO}_3} = 0,10 \text{ mol } \text{K}^+$$

$$1,0 \text{ L } \text{KNO}_3 \text{ } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mol } \text{KNO}_3}{1 \text{ L } \text{KNO}_3 \text{ } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{NO}_3^-}{1 \text{ mol } \text{KNO}_3} = 0,10 \text{ mol } \text{NO}_3^-$$

▪ La ecuación química correspondiente a la disolución del $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ es:



Las cantidades de Ba^{2+} y NO_3^- contenidas en la disolución son:

$$1,0 \text{ L } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \text{ } 0,20 \text{ M} \cdot \frac{0,20 \text{ mol } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ L } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \text{ } 0,20 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Ba}^{2+}}{1 \text{ mol } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = 0,20 \text{ mol } \text{Ba}^{2+}$$

$$1,0 \text{ L } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \text{ } 0,20 \text{ M} \cdot \frac{0,20 \text{ mol } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ L } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \text{ } 0,20 \text{ M}} \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{NO}_3^-}{1 \text{ mol } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = 0,40 \text{ mol } \text{NO}_3^-$$

Suponiendo volúmenes aditivos, las concentraciones molares de los iones en la disolución resultante son:

$$[\text{K}^+] = \frac{0,10 \text{ mol } \text{K}^+}{(1,0 + 1,0) \text{ L disolución}} = 0,050 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{Ba}^{2+}] = \frac{0,20 \text{ mol } \text{Ba}^{2+}}{(1,0 + 1,0) \text{ L disolución}} = 0,10 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[\text{NO}_3^-] = \frac{(0,10 + 0,40) \text{ mol } \text{NO}_3^-}{(1,0 + 1,0) \text{ L disolución}} = 0,25 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la d.

1.2. Con 100 mL de disolución de HCl 2 M se puede preparar un litro de otra disolución cuya concentración será:

- a) 0,1 M
 b) 0,2 M
 c) 10 M
 d) 0,01 M

(O.Q.L. Murcia 1996)

El número de moles de HCl contenidos en la disolución concentrada (2 M) es:

$$100 \text{ mL HCl } 2 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L HCl } 2 \text{ M}}{10^3 \text{ mL HCl } 2 \text{ M}} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 2 \text{ M}} = 0,2 \text{ mol HCl}$$

La concentración de la disolución que se obtiene al diluir la anterior es:

$$\frac{0,2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L disolución HCl}} = 0,2 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.3. Una disolución 2,0 M de ácido acético es aquella que contiene:

- a) 60 g de ácido acético en 250 mL de disolución.
- b) 45 g de ácido acético en 250 mL de disolución.
- c) 60 g de ácido acético en 500 mL de disolución.
- d) 50 g de ácido acético en 500 mL de disolución.

(O.Q.L. Murcia 1996)

Aplicando el concepto de molaridad a las disoluciones propuestas:

a) Falso.

$$\frac{60 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{250 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{60,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 4,0 \text{ mol L}^{-1}$$

b) Falso.

$$\frac{45 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{250 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{60,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 3,0 \text{ mol L}^{-1}$$

c) Verdadero.

$$\frac{60 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{500 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{60,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 2,0 \text{ mol L}^{-1}$$

d) Falso.

$$\frac{50 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{500 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{60,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 1,7 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.4. Se disuelven 12,8 g de carbonato de sodio en la cantidad de agua suficiente para preparar 325 mL de disolución. La concentración de esta disolución en mol L⁻¹ es:

- a) 3,25
- b) 0,121
- c) 0,0393
- d) 0,372
- e) 12,8

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Baleares 2012)

La molaridad de la disolución es:

$$\frac{12,8 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{325 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,372 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.5. Al mezclar 1,0 L de disolución de ácido clorhídrico 0,010 M con 250 mL de otra disolución de ácido clorhídrico 0,10 M se obtiene una nueva disolución cuya concentración es, aproximadamente:

- a) 0,11 M
- b) $1,28 \cdot 10^{-2}$ M
- c) $1,4 \cdot 10^{-2}$ M
- d) $2,8 \cdot 10^{-2}$ M

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. Málaga 2019)

La cantidad de HCl contenido en cada disolución es:

$$1,0 \text{ L HCl } 0,01 \text{ M} \cdot \frac{10^3 \text{ mL HCl } 0,010 \text{ M}}{1 \text{ L HCl } 0,010 \text{ M}} \cdot \frac{0,010 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,010 \text{ M}} = 10 \text{ mmol HCl}$$

$$250 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M}} = 25 \text{ mmol HCl}$$

Suponiendo volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución resultante es:

$$\frac{(10 + 25) \text{ mmol HCl}}{(1.000 + 250) \text{ mL disolución}} = 2,8 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.6. ¿Cuál será la molaridad de una disolución 6 N de ácido fosfórico?

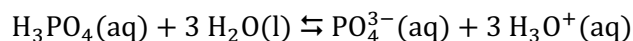
- a) 6 M
- b) 2 M
- c) 18 M
- d) 3 M

(O.Q.L. Murcia 1997)

La relación entre molaridad y normalidad, forma obsoleta de expresión de la concentración de una disolución, viene dada por la expresión:

$$\text{Normalidad} = \text{Molaridad} \cdot \text{valencia}$$

La valencia en un ácido viene dada por el número protones que es capaz de ceder. En el caso del ácido fosfórico, H_3PO_4 :



La valencia es 3, por tanto, la molaridad de la disolución es:

$$M = \frac{6}{3} = 2$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.7. Se adicionan 50,0 g de cloruro de sodio a 100 mL de una disolución de la misma sal cuya concentración es 0,160 M. Suponiendo que no hay variación de volumen al añadir el sólido, la concentración de la disolución formada es:

- a) 8,71 M
- b) 2,35 M
- c) 3,78 M
- d) 1,90 M

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

Suponiendo que no existe variación de volumen al añadir el soluto sólido a la disolución, la concentración molar de la disolución resultante es:

$$\frac{50,0 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} + 100 \text{ mL NaCl } 0,160 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L NaCl } 0,160 \text{ M}}{10^3 \text{ mL NaCl } 0,160 \text{ M}} \cdot \frac{0,160 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ L NaCl } 0,160 \text{ M}}}{100 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{10^3 \text{ mL disolución}}} = 8,71 \text{ M}$$

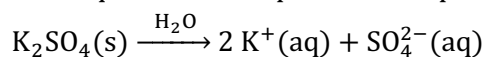
La respuesta correcta es la **a**.

1.8. Cuando se adicionan 100 cm^3 de agua a 100 cm^3 de una disolución acuosa $0,20 \text{ M}$ en sulfato de potasio, K_2SO_4 , y se agita vigorosamente, ¿cuál es la molaridad de los iones K^+ en la nueva disolución? Considere correcta la adición de los volúmenes.

- a) 0,05
- b) 0,10
- c) 0,15
- d) 0,20

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del K_2SO_4 es:



La cantidad de K^+ contenido en la disolución concentrada ($0,20 \text{ M}$) es:

$$100 \text{ cm}^3 \text{ K}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,20 \text{ M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol K}_2\text{SO}_4}{1 \text{ cm}^3 \text{ K}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,20 \text{ M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol K}^+}{1 \text{ mmol K}_2\text{SO}_4} = 40 \text{ mmol K}^+$$

Suponiendo volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución resultante es:

$$\frac{40 \text{ mmol K}^+}{(100 + 100) \text{ mL disolución}} = 0,20 \text{ mol L}^{-1}$$

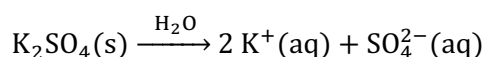
La respuesta correcta es la **d**.

1.9. ¿Cuántos iones se encuentran presentes en $2,00 \text{ L}$ de una disolución de sulfato de potasio, K_2SO_4 , que tiene una concentración $0,855 \text{ mol L}^{-1}$?

- a) $1,03 \cdot 10^{22}$
- b) $3,09 \cdot 10^{22}$
- c) $1,81 \cdot 10^{22}$
- d) $3,09 \cdot 10^{24}$
- e) $1,03 \cdot 10^{24}$

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Sevilla 2002) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. Baleares 2014) (O.Q.L. Granada 2019)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del K_2SO_4 es:



El número de iones contenidos en la disolución es:

$$2,00 \text{ L K}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,855 \text{ M} \cdot \frac{0,855 \text{ mol K}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L K}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,855 \text{ M}} \cdot \frac{3 \text{ mol iones}}{1 \text{ mol K}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ iones}}{1 \text{ mol iones}} = 3,09 \cdot 10^{24} \text{ iones}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.10. Una disolución de amoníaco de densidad $0,910 \text{ g mL}^{-1}$ y $25,0 \%$ en masa tiene una molaridad de:

- a) 5,6
- b) 12,5
- c) 2,4
- d) 13,4
- e) 7,6

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Valencia 2013)

Tomando una base de cálculo de 100 g de disolución y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{25,0 \text{ g NH}_3}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{0,910 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 13,4 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.11. ¿Cuál de las siguientes disoluciones de permanganato de potasio sería la más concentrada?

- a) 0,011 M
- b) 50 g L⁻¹
- c) 0,50 mol en 750 mL de disolución
- d) 250 ppm

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

Para poder comparar las diferentes disoluciones es preciso considerar en todas las mismas unidades de concentración, por ejemplo, la molaridad:

b) Falso. 50 g L⁻¹.

$$\frac{50 \text{ g KMnO}_4}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{158,1 \text{ g KMnO}_4} = 0,32 \text{ mol L}^{-1}$$

c) **Verdadero.** 0,50 mol en 750 mL de disolución.

$$\frac{0,50 \text{ mol KMnO}_4}{750 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,67 \text{ mol L}^{-1}$$

d) Falso. 250 ppm.

$$\frac{250 \text{ mg KMnO}_4}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ g KMnO}_4}{10^3 \text{ mg KMnO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol KMnO}_4}{151,8 \text{ g KMnO}_4} = 1,65 \cdot 10^{-3} \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

1.12. ¿Cuál será la molaridad de una disolución de ácido nítrico preparada por dilución hasta 500 mL de 32 mL de un ácido concentrado cuya densidad es 1,42 g mL⁻¹ y la riqueza en ácido nítrico de 69,5 %?

- a) 2,0
- b) 0,8
- c) 1,0
- d) 1,3

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Málaga 2019)

La masa de soluto contenida en la disolución concentrada es:

$$32 \text{ mL HNO}_3 \text{ 69,5\%} \cdot \frac{1,42 \text{ g HNO}_3 \text{ 69,5 \%}}{1 \text{ mL HNO}_3 \text{ 69,5 \%}} \cdot \frac{69,5 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g HNO}_3 \text{ 69,5 \%}} = 32 \text{ g HNO}_3$$

La concentración molar de la disolución diluida es:

$$\frac{32 \text{ g HNO}_3}{500 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63,0 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 1,0 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

1.13. La concentración media de iones sodio, Na⁺, en el suero sanguíneo es aproximadamente 3,4 g L⁻¹. ¿Cuál es la molaridad del suero con respecto a dicho ion?

- a) 0,15
- b) 3,4
- c) 6,8
- d) 23

(O.Q.L. Murcia 1999)

La concentración molar de Na⁺ en el suero sanguíneo es:

$$\frac{3,4 \text{ g Na}^+}{1 \text{ L suero}} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}^+}{23,0 \text{ g Na}^+} = 0,15 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la a.

1.14. Uno de los siguientes enunciados no permite calcular exactamente la molaridad de la disolución. ¿De cuál se trata?

- Se disuelven 2,1735 g de NaCl en agua hasta alcanzar 500 cm³.
- Se evaporan 532,6 cm³ de una disolución de KCl quedando como residuo 2,963 g de la sal.
- Se agregan exactamente 50 cm³ de agua a una muestra de KI que pesa 1,326 g.
- 19,58 cm³ de HCl 0,0863 M se diluyen a 500 cm³.

(O.Q.L. Asturias 2000)

La molaridad se define como:

“la relación entre el número de moles de soluto y los litros de disolución”.

De las mezclas propuestas, en b) y c) no se puede calcular exactamente la molaridad, ya que, en ambos se desconoce el volumen final de la disolución.

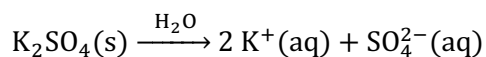
Las respuestas correctas son b y c.

1.15. Si se mezclan volúmenes iguales de disoluciones de sulfato de potasio y cloruro de potasio, ambas 0,10 M y, considerando los volúmenes aditivos, la concentración en K⁺ de la nueva disolución será:

- 0,15 M
- 0,20 M
- 0,30 M
- No se puede calcular sin conocer V.

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

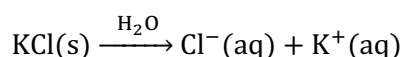
▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del K₂SO₄ es:



La cantidad de K⁺ contenido en V L de disolución es:

$$V \text{ L K}_2\text{SO}_4 \text{ 0,10 M} \cdot \frac{0,10 \text{ mol K}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L K}_2\text{SO}_4 \text{ 0,10 M}} \cdot \frac{2 \text{ mol K}^+}{1 \text{ mol K}_2\text{SO}_4} = 0,20 V \text{ mol K}^+$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del KCl es:



La cantidad de K⁺ contenido en V L de disolución es:

$$V \text{ L KCl 0,10 M} \cdot \frac{0,10 \text{ mol KCl}}{1 \text{ L KCl 0,10 M}} \cdot \frac{1 \text{ mol K}^+}{1 \text{ mol KCl}} = 0,10 V \text{ mol K}^+$$

Suponiendo volúmenes aditivos, la concentración molar de K⁺ en la disolución resultante es:

$$\frac{(0,20 V + 0,10 V) \text{ mol K}^+}{(V + V) \text{ L disolución}} = 0,15 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la a.

1.16. Las disoluciones de sacarosa (azúcar común) se utilizan para la preparación de almíbar. En un laboratorio de una industria conservera se está probando un jarabe que contiene 17,1 g de sacarosa, C₁₂H₂₂O₁₁, y 100 cm³ de agua. Si la densidad de la disolución, a 20 °C, es 1,10 g cm⁻³, ¿cuál es su molaridad?

- 0,469
- 0,500
- 4,69
- 5,00

(O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

Suponiendo que la densidad del H₂O a 20 °C es 1,00 g cm⁻³, la masa de la disolución es:

$$17,1 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11} + 100 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O} \cdot \frac{1,00 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}} = 117 \text{ g disolución}$$

La concentración molar de $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ en la disolución resultante es:

$$\frac{17,1 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{117 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}}{342,0 \text{ g C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} \cdot \frac{1,10 \text{ g disolución}}{1 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,469 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.17. Se forma una disolución adicionando 50 mL de agua a 150 mL de disolución 0,10 M de amoníaco. ¿Cuál es la concentración de la nueva disolución?

- a) 0,10 M
- b) 0,10 N
- c) 0,085 M
- d) 0,075 M

(O.Q.L. Asturias 2002)

Suponiendo volúmenes aditivos, la concentración molar de la disolución resultante es:

$$\frac{150 \text{ mL NH}_3 \text{ 0,10 M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NH}_3}{1 \text{ mL NH}_3 \text{ 0,10 M}}}{(50 + 150) \text{ mL disolución}} = 0,075 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.18. ¿Qué volumen de una disolución 0,200 M contiene 3,50 mol de soluto?

- a) 17,5 mL
- b) 17,5 L
- c) 15,7 dm³
- d) 7,0 mL

(O.Q.L. Murcia 2003)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$3,50 \text{ mol soluto} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{0,200 \text{ mol soluto}} = 17,5 \text{ L disolución}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.19. ¿Cuáles son las concentraciones de los iones aluminio y sulfato en una disolución de sulfato de aluminio 0,0165 M?

- a) 0,0330 M y 0,0495 M
- b) 0,0365 M y 0,0409 M
- c) 0,0495 M y 0,0330 M
- d) 0,0550 M y 0,0335 M

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ es:



Las concentraciones iónicas en la disolución son:

$$\frac{0,0165 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{2 \text{ mol Al}^{3+}}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 0,0330 \text{ mol L}^{-1}$$

$$\frac{0,0165 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{3 \text{ mol SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 0,0495 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.20. Calcule la molaridad de un ácido sulfúrico comercial al 98,0 % en masa y densidad 1,84 g mL⁻¹.

- a) 15,8
- b) 20,9
- c) 13,8
- d) 18,3

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004) (O.Q.L. Castilla y León 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2006)

Tomando como base de cálculo 100 g de disolución, la concentración molar de la disolución es:

$$\frac{98,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1,84 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 18,4 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.21. En un volumen de 20 cm³ de una disolución de NaOH 2,0 M hay:

- a) 1,6 g de NaOH
- b) 0,04 g de NaOH
- c) 0,08 g de NaOH
- d) 3,2 g de NaOH

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. La Rioja 2020)

La masa de NaOH que contiene la disolución propuesta es:

$$20 \text{ cm}^3 \text{ NaOH } 2 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L NaOH } 2,0 \text{ M}}{10^3 \text{ cm}^3 \text{ NaOH } 2,0 \text{ M}} \cdot \frac{2,0 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH } 2,0 \text{ M}} \cdot \frac{40,0 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 1,6 \text{ g NaOH}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.22. Si se mezcla cierto volumen *V* de disolución 2,5 M de cloruro de sodio con el doble de volumen de la misma disolución, la disolución de cloruro de sodio resultante será:

- a) 7,5 M
- b) 5 M
- c) 2,5 M
- d) Es necesario especificar los volúmenes.

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. La Rioja 2019)

Teniendo en cuenta que se mezclan dos porciones diferentes de una misma disolución la **concentración molar de la disolución resultante es la misma (2,5 M)** que las disoluciones mezcladas.

La respuesta correcta es la **c**.

(En la cuestión propuesta en Murcia 2012 y La Rioja 2019 se mezclan volúmenes iguales).

1.23. Determine la molaridad de una disolución preparada con 2,5 g de CaCl₂ y la cantidad necesaria de agua para obtener 0,500 L de disolución.

- a) 1,3·10⁻³
- b) 0,045
- c) 0,090
- d) 5,0
- e) 0,15

(O.Q.L. Extremadura 2005)

La concentración molar de la disolución resultante es:

$$\frac{2,5 \text{ g CaCl}_2}{0,500 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{111,1 \text{ g CaCl}_2} = 0,045 \text{ mol L}^{-1}$$

Sin la densidad de la disolución no se puede determinar el agua que contiene.

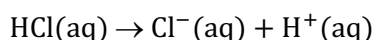
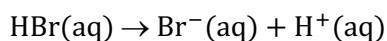
La respuesta correcta es la **b**.

1.24. Se mezclan 100 mL de una disolución de HBr 0,20 M con 250 mL de HCl 0,10 M. Si se supone que los volúmenes son aditivos, ¿cuáles serán las concentraciones de los iones en disolución?

- a) $[H^+] = [Cl^-] = [Br^-]$
 b) $[H^+] > [Cl^-] > [Br^-]$
 c) $[H^+] > [Br^-] > [Cl^-]$
 d) $[H^+] > [Cl^-] = [Br^-]$

(O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2018) (O.Q.L. Cádiz 2018)

Los ácidos HCl y HBr son fuertes, por lo que se encuentran completamente disociados en iones de acuerdo con las siguientes ecuaciones:



Las cantidades de cada ion presente en la disolución son:

▪ Para el HBr:

$$100 \text{ mL HBr } 0,20 \text{ M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol HBr}}{1 \text{ mL HBr } 0,20 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}^+}{1 \text{ mmol HBr}} = 20 \text{ mmol H}^+$$

$$100 \text{ mL HBr } 0,20 \text{ M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol HBr}}{1 \text{ mL HBr } 0,20 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Br}^-}{1 \text{ mmol HBr}} = 20 \text{ mmol Br}^-$$

▪ Para el HCl:

$$250 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}^+}{1 \text{ mmol HCl}} = 25 \text{ mmol H}^+$$

$$250 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Cl}^-}{1 \text{ mmol HCl}} = 25 \text{ mmol Cl}^-$$

Considerando los volúmenes aditivos, las concentraciones de todos los iones en la disolución son:

$$[Br^-] = \frac{20 \text{ mmol Br}^-}{(100 + 250) \text{ mL}} = 0,057 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[Cl^-] = \frac{25 \text{ mmol Cl}^-}{(100 + 250) \text{ mL}} = 0,071 \text{ mol L}^{-1}$$

$$[H^+] = \frac{(20 + 25) \text{ mmol}}{(100 + 250) \text{ mL}} = 0,13 \text{ mol L}^{-1}$$

Como se observa:

$$[H^+] > [Cl^-] > [Br^-]$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.25. Una disolución molar es aquella que contiene 1 mol de soluto en:

- a) 1.000 g de disolvente
 b) 1.000 g de disolución
 c) 1.000 mL de disolvente
 d) 1.000 mL de disolución
 e) 100 mol de disolvente
 f) 100 mol de disolución

(O.Q.L. País Vasco 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

Una disolución cuya concentración es 1 molar contiene 1 mol de soluto por cada litro (10^3 mL) de disolución.

La respuesta correcta es la **d**.

1.26. Una disolución acuosa tiene 6,00 % en masa de metanol y su densidad es 0,988 g mL⁻¹. La concentración molar de metanol en esta disolución es:

- a) 0,189
- b) 1,05
- c) 0,05
- d) 0,85
- e) 1,85

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Sevilla 2010)

Tomando como base de cálculo 100 g de disolución, la concentración molar de la disolución es:

$$\frac{6,00 \text{ g CH}_3\text{OH}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{32,0 \text{ g CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{0,988 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 1,85 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la e.

1.27. Si se dispone de 100 mL de disolución 0,2 M de sulfato de amonio se puede asegurar que contiene:

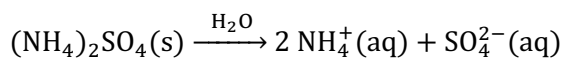
- a) 0,02 mol de iones amonio
- b) 0,2 mol de iones sulfato
- c) 0,06 mol de iones (sulfato + amonio)
- d) 0,4 mol de amonio

(O.Q.L. Murcia 2006)

La cantidad de soluto contenido en la disolución es:

$$100 \text{ mL (NH}_4)_2\text{SO}_4 \text{ 0,2 M} \cdot \frac{1 \text{ L (NH}_4)_2\text{SO}_4 \text{ 0,2 M}}{10^3 \text{ mL (NH}_4)_2\text{SO}_4 \text{ 0,2 M}} \cdot \frac{0,2 \text{ mol (NH}_4)_2\text{SO}_4}{1 \text{ L (NH}_4)_2\text{SO}_4 \text{ 0,2 M}} = 0,02 \text{ mol (NH}_4)_2\text{SO}_4$$

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del (NH₄)₂SO₄ es:



La cantidad de iones que contiene la disolución es:

$$0,02 \text{ mol (NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \frac{3 \text{ mol iones}}{1 \text{ mol (NH}_4)_2\text{SO}_4} = 0,06 \text{ mol iones}$$

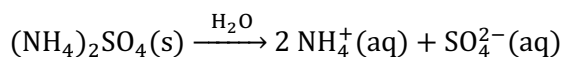
La respuesta correcta es la c.

1.28. De una disolución 0,30 M de sulfato de amonio se toman 100 mL y se diluyen hasta un volumen de 500 mL. La concentración de iones amonio de la nueva disolución será:

- a) 0,6 M
- b) 0,06 M
- c) 0,12 M
- d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 2006)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del (NH₄)₂SO₄ es:



La cantidad de NH₄⁺ contenido en la disolución es:

$$100 \text{ mL (NH}_4)_2\text{SO}_4 \text{ 0,30 M} \cdot \frac{0,30 \text{ mmol (NH}_4)_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL (NH}_4)_2\text{SO}_4 \text{ 0,3 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol NH}_4^+}{1 \text{ mmol (NH}_4)_2\text{SO}_4} = 60 \text{ mmol NH}_4^+$$

La concentración molar de NH₄⁺ después de la dilución es:

$$\frac{60 \text{ mmol NH}_4^+}{500 \text{ mL disolución}} = 0,12 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

1.29. Se tienen 100 mL de una disolución de 0,5 M de ácido nítrico y se diluyen hasta 1 L. ¿Cuál será la concentración de la nueva disolución?

- a) 5 M
- b) 1 M
- c) 0,05 M
- d) 0,005 M

(O.Q.L. Baleares 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

La cantidad de HNO₃ contenido en la disolución original es:

$$100 \text{ mL HNO}_3 \text{ 0,5 M} \cdot \frac{1 \text{ L HNO}_3 \text{ 0,5 M}}{10^3 \text{ mL HNO}_3 \text{ 0,5 M}} \cdot \frac{0,5 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L HNO}_3 \text{ 0,5 M}} = 0,05 \text{ mol HNO}_3$$

La concentración molar de HNO₃ después de la dilución es:

$$\frac{0,05 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L disolución}} = 0,05 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

1.30. ¿Cuál es la molaridad de una disolución que resulta al mezclar 400 mL de nitrato de sodio 2,50 M con 240 cm³ de una disolución de nitrato de sodio 3,00 M y añadiendo finalmente 800 cm³ de agua?

- a) 1,72
- b) 1,80
- c) 0,84
- d) 1,19

(O.Q.L. Asturias 2006)

La cantidad de NaNO₃ contenido en cada disolución es, respectivamente:

$$400 \text{ mL NaNO}_3 \text{ 2,50 M} \cdot \frac{2,50 \text{ mmol NaNO}_3}{1 \text{ mL NaNO}_3 \text{ 2,50 M}} = 1,00 \cdot 10^3 \text{ mmol NaNO}_3$$

$$240 \text{ cm}^3 \text{ NaNO}_3 \text{ 3,00 M} \cdot \frac{3,00 \text{ mmol NaNO}_3}{1 \text{ cm}^3 \text{ NaNO}_3 \text{ 3,00 M}} = 720 \text{ mmol NaNO}_3$$

Considerando volúmenes aditivos, La concentración molar de la disolución resultante es:

$$\frac{(1,00 \cdot 10^3 + 720) \text{ mmol NaNO}_3}{(400 + 240 + 800) \text{ cm}^3 \text{ disolución}} = 1,19 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la d.

1.31. ¿Cuál es la concentración de iones sulfato de una disolución de sulfato de aluminio 0,10 M?

- a) 0,032 M
- b) 0,10 M
- c) 0,30 M
- d) 0,60 M

(O.Q.L. Asturias 2006) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Murcia 2020)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del Al₂(SO₄)₃ es:



La concentración molar de SO₄²⁻ en la disolución es:

$$\frac{0,10 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{3 \text{ mol SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 0,30 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

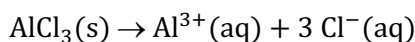
(En la cuestión propuesta en Murcia 2020 se pregunta para una disolución 1,0 M).

1.32. ¿Cuál es la concentración de iones cloruro, Cl^- , en una disolución 0,3 M de AlCl_3 ?

- a) 0,3 M
b) 0,1 M
c) 0,9 M
d) 0,6 M

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

La ecuación química correspondiente a la disolución del AlCl_3 es:



La concentración molar de Cl^- en la disolución es:

$$\frac{0,3 \text{ mol AlCl}_3}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{3 \text{ mol Cl}^{-}}{1 \text{ mol AlCl}_3} = 0,9 \text{ mol L}^{-1}$$

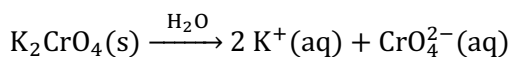
La respuesta correcta es la c.

1.33. ¿Cuál es la concentración de iones K^+ en una disolución formada al mezclar de 50,0 mL de K_2CrO_4 0,100 M con 50,0 mL de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,500 M?

- a) 0,350 M
b) 0,700 M
c) 0,600 M
d) 0,300 M

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. Córdoba 2010)

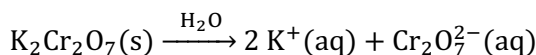
▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del K_2CrO_4 es:



La cantidad de K^+ contenido en la disolución es:

$$50,0 \text{ mL K}_2\text{CrO}_4 \text{ 0,100 M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol K}_2\text{CrO}_4}{1 \text{ mL K}_2\text{CrO}_4 \text{ 0,100 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol K}^{+}}{1 \text{ mmol K}_2\text{CrO}_4} = 10,0 \text{ mmol K}^{+}$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ es:



La cantidad de K^+ contenido en la disolución es:

$$50,0 \text{ mL K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ 0,500 M} \cdot \frac{0,500 \text{ mmol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ mL K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ 0,500 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol K}^{+}}{1 \text{ mmol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 50,0 \text{ mmol K}^{+}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de K^+ en la disolución resultante es:

$$\frac{(10,0 + 50,0) \text{ mmol K}^{+}}{(50,0 + 50,0) \text{ mL disolución}} = 0,600 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

1.34. Una disolución de ácido sulfúrico, H_2SO_4 , contiene $9,8 \text{ g L}^{-1}$. Considerando que la masa molecular del sulfúrico es 98, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?

- a) Su normalidad es 0,20 y su molaridad 0,10.
b) Su normalidad es 0,10 y su molaridad 0,20.
c) Su normalidad y su molaridad es 0,10.
d) Su normalidad y su molaridad es 0,20.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

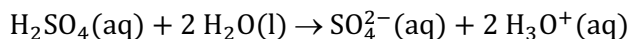
La molaridad de la disolución es:

$$\frac{9,8 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 0,10 \text{ mol L}^{-1}$$

La relación que existe entre la molaridad (M) y la normalidad (N), una forma obsoleta de expresar la concentración de una disolución, viene dada por la expresión:

$$N = M \cdot \text{valencia}$$

La valencia en un ácido viene dada por el número protones que es capaz de ceder. En el caso del ácido sulfúrico, H_2SO_4 :



La valencia es 2, por tanto, la normalidad es:

$$N = 0,10 \cdot 2 = 0,20$$

La respuesta correcta es la a.

1.35. Se preparan dos disoluciones con masas iguales de nitrato de potasio y nitrato de sodio, en volúmenes idénticos de agua. Se puede afirmar, respecto de su concentración molar (molaridad) que:

- Es mayor en la de nitrato de sodio.
- Es mayor en la de nitrato de potasio.
- Es igual en ambas.
- No se puede saber sin el peso molecular.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

La concentración molar de una disolución se calcula mediante la siguiente ecuación:

$$\text{Concentración molar} = \frac{m/M}{V} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} m = \text{masa de soluto (g)} \\ M = \text{masa molar del soluto (g mol}^{-1}\text{)} \\ V = \text{volumen de disolución (L)} \end{cases}$$

Suponiendo que al disolver los solutos en agua el volumen de la disolución es el mismo, la concentración molar de la disolución depende exclusivamente de la masa molar del soluto, siendo mayor la molaridad en la disolución que contenga el soluto con menor masa molar.

Como las masas molares del KNO_3 y NaNO_3 , son 101,1 y 85,0 g mol^{-1} , respectivamente, **la molaridad es mayor en la disolución de NaNO_3 .**

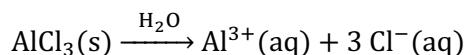
La respuesta correcta es la a.

1.36. Calcule la concentración de iones Cl^- en una disolución formada por la mezcla de 100,0 mL de AlCl_3 0,100 M; 50,0 mL de NaCl 0,200 M y 200,0 mL de KCl 0,0500 M.

- 0,050 M
- 0,020 M
- 0,025 M
- 0,143 M

(O.Q.L. Madrid 2007)

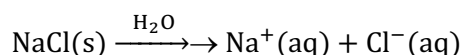
- La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del AlCl_3 es:



La cantidad de Cl^- contenido en la disolución de AlCl_3 es:

$$100,0 \text{ mL AlCl}_3 \text{ 0,100 M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol AlCl}_3}{1 \text{ mL AlCl}_3 \text{ 0,100 M}} \cdot \frac{3 \text{ mmol Cl}^-}{1 \text{ mmol AlCl}_3} = 30,0 \text{ mmol Cl}^-$$

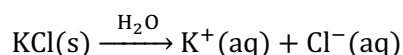
- La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del NaCl es:



La cantidad de Cl^- contenido en la disolución de NaCl es:

$$50,0 \text{ mL NaCl 0,200 M} \cdot \frac{0,200 \text{ mmol NaCl}}{1 \text{ mL NaCl 0,200 M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Cl}^-}{1 \text{ mmol NaCl}} = 10,0 \text{ mmol Cl}^-$$

- La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del KCl es:



La cantidad de Cl^- contenido en la disolución de KCl es:

$$200,0 \text{ mL KCl } 0,0500 \text{ M} \cdot \frac{0,0500 \text{ mmol KCl}}{1 \text{ mL KCl } 0,0500 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Cl}^-}{1 \text{ mmol KCl}} = 10,0 \text{ mmol Cl}^-$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de Cl^- en la disolución resultante es:

$$\frac{(30,0 + 10,0 + 10,0) \text{ mmol Cl}^-}{(100,0 + 50,0 + 200,0) \text{ mL disolución}} = 0,143 \text{ mol L}^{-1}$$

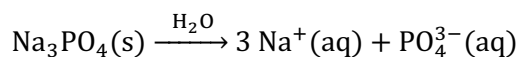
La respuesta correcta es la **d**.

1.37. ¿Cuál es la concentración de iones Na^+ en una disolución 0,60 M de Na_3PO_4 ?

- a) 0,60 M
b) 0,20 M
c) 3,0 M
d) 1,8 M

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del Na_3PO_4 es:



La cantidad de Na^+ contenido en la disolución de Na_3PO_4 es:

$$1 \text{ L Na}_3\text{PO}_4 \text{ } 0,60 \text{ M} \cdot \frac{0,60 \text{ mol Na}_3\text{PO}_4}{1 \text{ L Na}_3\text{PO}_4 \text{ } 0,6 \text{ M}} \cdot \frac{3 \text{ mol Na}^+}{1 \text{ mol Na}_3\text{PO}_4} = 1,8 \text{ mol Na}^+$$

La concentración molar de iones Na^+ en la disolución es:

$$\frac{1,8 \text{ mol Na}^+}{1 \text{ L disolución}} = 1,8 \text{ mol L}^{-1}$$

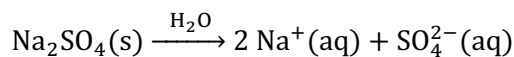
La respuesta correcta es la **d**.

1.38. La concentración total de iones sulfato que hay en una disolución 0,50 M de Na_2SO_4 es:

- a) 0,50 M
b) 1,0 M
c) 1,5 M
d) 3,5 M
e) 3,0 M

(O.Q.L. País Vasco 2007)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del Na_2SO_4 es:



La concentración total de iones en la disolución es:

$$\frac{0,50 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{3 \text{ mol iones}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} = 1,5 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.39. ¿Cuál de las siguientes disoluciones tiene una concentración 1,0 M?

- a) 1,0 L de disolución que contiene 100 g de NaCl.
 b) 500 mL de disolución conteniendo 58,5 g de NaCl.
 c) Una disolución que contiene 5,85 mg de NaCl por cada mL de disolución.
 d) 4,0 L de disolución que contienen 234,0 g de NaCl.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Aplicando el concepto de molaridad a las diferentes disoluciones:

- a) 1 L de disolución que contiene 100 g de NaCl.

$$\frac{100 \text{ g NaCl}}{1,0 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} = 1,7 \text{ mol L}^{-1}$$

- b) 500 mL de disolución conteniendo 58,5 g de NaCl.

$$\frac{58,5 \text{ g NaCl}}{500 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 2,00 \text{ mol L}^{-1}$$

- c) Una disolución que contiene 5,85 mg de NaCl por cada mL de disolución.

$$\frac{5,85 \text{ mg NaCl}}{1,0 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaCl}}{58,5 \text{ mg NaCl}} = 0,10 \text{ mol L}^{-1}$$

- d) 4 L de disolución que contienen 234,0 g de NaCl.

$$\frac{234,0 \text{ g NaCl}}{4,0 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} = 1,0 \text{ mol L}^{-1}$$

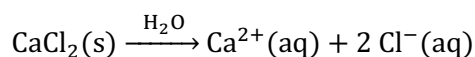
La respuesta correcta es la **d**.

1.40. Se mezclan 100 mL de una disolución 0,10 M de CaCl_2 con 200 mL de otra disolución 0,20 M de NaCl. ¿Cuál es la molaridad de los iones Cl^- en la disolución resultante?

- a) 0,30
 b) 0,06
 c) 0,20
 d) 0,16

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

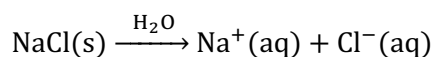
- La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del CaCl_2 es:



La cantidad de Cl^- contenido en la disolución de CaCl_2 es:

$$100 \text{ mL CaCl}_2 \text{ 0,10 M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol CaCl}_2}{1 \text{ mL CaCl}_2 \text{ 0,10 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol Cl}^{-}}{1 \text{ mmol CaCl}_2} = 20 \text{ mmol Cl}^{-}$$

- La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del NaCl es:



La cantidad de Cl^- contenido en la disolución de NaCl es:

$$200 \text{ mL NaCl 0,20 M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol NaCl}}{1 \text{ mL NaCl 0,20 M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Cl}^{-}}{1 \text{ mmol NaCl}} = 40 \text{ mmol Cl}^{-}$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de Cl^- en la disolución resultante es:

$$\frac{(20 + 40) \text{ mmol Cl}^{-}}{(100 + 200) \text{ mL disolución}} = 0,20 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.41. Se añaden 50,0 g de cloruro de sodio a 100 mL de una disolución de la misma sal de concentración 0,160 M. Suponiendo que no hay variación de volumen al añadir el sólido, la nueva disolución es:

- a) 8,71 M
- b) 2,35 M
- c) 3,78 M
- d) 1,90 M

(O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

La cantidad de NaCl contenido en la disolución original es:

$$100 \text{ mL NaCl } 0,160 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L NaCl } 0,160 \text{ M}}{10^3 \text{ mL NaCl } 0,160 \text{ M}} \cdot \frac{0,160 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ L NaCl } 0,160 \text{ M}} = 0,0160 \text{ mol NaCl}$$

La cantidad de NaCl que se añade es:

$$50,0 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} = 0,855 \text{ mol NaCl}$$

Suponiendo que no hay variación de volumen al añadir el soluto, la concentración de la disolución es:

$$\frac{(0,0160 + 0,855) \text{ mol NaCl}}{100 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 8,71 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la a.

1.42. Una disolución acuosa de ácido nítrico tiene una riqueza del 30 % en masa y su densidad a 20 °C es 1,18 g cm⁻³. La molaridad de la disolución es:

- a) 5,6
- b) 0,62
- c) 0,50
- d) 5,0

(O.Q.L. Madrid 2008)

Tomando como base de cálculo 100 g de HNO₃ del 30 %, la molaridad de la disolución es:

$$\frac{30 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g HNO}_3 \text{ } 30 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63,0 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1,18 \text{ g HNO}_3 \text{ } 30 \%}{1 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3 \text{ } 30 \%} \cdot \frac{10^3 \text{ mL HNO}_3 \text{ } 30 \%}{1 \text{ L HNO}_3 \text{ } 30 \%} = 5,6 \text{ mol L}^{-1}$$

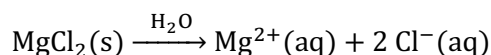
La respuesta correcta es la a.

1.43. De una disolución de cloruro de magnesio 0,30 M se toman 100 mL y se diluyen con agua hasta un volumen de 500 mL. La concentración de iones cloruro de la nueva disolución será:

- a) 0,6 M
- b) 0,06 M
- c) 0,12 M
- d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 2008)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del MgCl₂ es:



La cantidad de Cl⁻ contenido en la disolución original es:

$$100 \text{ mL MgCl}_2 \text{ } 0,30 \text{ M} \cdot \frac{0,30 \text{ mmol MgCl}_2}{1 \text{ mL MgCl}_2 \text{ } 0,3 \text{ M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol Cl}^{-}}{1 \text{ mmol MgCl}_2} = 60 \text{ mmol Cl}^{-}$$

La concentración molar de Cl⁻ después de dilución es:

$$\frac{60 \text{ mmol Cl}^{-}}{500 \text{ mL disolución}} = 0,12 \text{ mol L}^{-1}$$

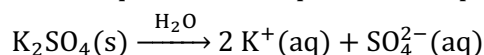
La respuesta correcta es la c.

1.44. ¿Cuál es la concentración de iones K^+ en una disolución formada al mezclar 25,0 mL de K_2SO_4 0,500 M con 30,0 mL de K_3PO_4 0,150 M?

- a) 0,50 M
- b) $3,85 \cdot 10^{-2}$ M
- c) 0,700 M
- d) $1,70 \cdot 10^{-2}$ M
- e) 0,325 M

(O.Q.N. Ávila 2009)

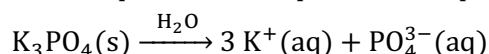
▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del K_2SO_4 es:



La cantidad de K^+ contenido en la disolución de K_2SO_4 es:

$$25,0 \text{ mL } K_2SO_4 \text{ 0,500 M} \cdot \frac{0,500 \text{ mmol } K_2SO_4}{1 \text{ mL } K_2SO_4 \text{ 0,500 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol } K^+}{1 \text{ mmol } K_2SO_4} = 25,0 \text{ mmol } K^+$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del K_3PO_4 es:



La cantidad de K^+ contenido en la disolución de K_3PO_4 es:

$$30,0 \text{ mL } K_3PO_4 \text{ 0,150 M} \cdot \frac{0,150 \text{ mmol } K_3PO_4}{1 \text{ mL } K_3PO_4 \text{ 0,150 M}} \cdot \frac{3 \text{ mmol } K^+}{1 \text{ mmol } K_3PO_4} = 13,5 \text{ mmol } K^+$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración molar de K^+ en la disolución resultante es:

$$\frac{(25,0 + 13,5) \text{ mmol } K^+}{(25,0 + 30,0) \text{ mL disolución}} = 0,700 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

1.45. Se utiliza un volumen de 10,0 mL de etanol, CH_3CH_2OH , ($\rho = 0,798 \text{ g mL}^{-1}$) para preparar, por dilución, 100 mL de disolución acuosa de densidad $0,982 \text{ g mL}^{-1}$. ¿Cuál es la concentración molar de la disolución preparada?

- a) 1,89
- b) 0,09
- c) 0,03
- d) 1,71

(O.Q.L. Castilla y León 2009) (O.Q.L. Valencia 2016) (O.Q.L. Baleares 2017)

La concentración molar de CH_3CH_2OH en la disolución es:

$$\frac{10,0 \text{ mL } CH_3CH_2OH}{100 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{0,789 \text{ g } CH_3CH_2OH}{1 \text{ mL } CH_3CH_2OH} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_2H_5OH}{46,0 \text{ g } C_2H_5OH} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 1,71 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la d.

1.46. Una disolución acuosa de ácido clorhídrico tiene una riqueza del 12,0 % en masa y su densidad es $1,06 \text{ g cm}^{-3}$ a $20 \text{ }^\circ\text{C}$. La molaridad de esta disolución es:

- a) 0,46
- b) 4,62
- c) 0,0035
- d) 3,48

(O.Q.L. Madrid 2009)

Tomando como base de cálculo 100 g de HCl del 12,0 %, la concentración molar de la disolución es:

$$\frac{12,0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 12,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1,06 \text{ g HCl } 12,0 \%}{1 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 12,0 \%} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 12,0 \%}{1 \text{ L HCl } 12,0 \%} = 3,48 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.47. ¿Cuál es la concentración molar de un ácido nítrico del 60,0 % y densidad 1,70 g cm⁻³?

- a) 8,1
- b) 34,2
- c) 16,2
- d) No se puede calcular.

(O.Q.L. Baleares 2009)

Tomando como base de cálculo 100 g de HNO₃ del 60,0 %, la molaridad de la disolución es:

$$\frac{60,0 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g HNO}_3 \text{ } 60 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63,0 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1,70 \text{ g HNO}_3 \text{ } 60 \%}{1 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3 \text{ } 60 \%} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3 \text{ } 60 \%}{1 \text{ L HNO}_3 \text{ } 60 \%} = 16,2 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.48. Un vino de 11° tiene 11,0 % en volumen de etanol, CH₃CH₂OH. ¿Cuál es la molaridad del etanol en el vino?

- a) 0,086
- b) 1,89
- c) 0,95
- d) 2,39
- e) 5,06

(Dato. Densidad del etanol = 0,7893 g mL⁻¹).

(O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Extremadura 2013)

Tomando como base de cálculo 100 mL vino, la molaridad de la disolución es:

$$\frac{11,0 \text{ mL CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{100 \text{ mL vino}} \cdot \frac{0,7893 \text{ g CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{1 \text{ mL CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{46,0 \text{ g CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL vino}}{1 \text{ L vino}} = 1,89 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.49. Se disuelven 8 g de hidróxido de sodio en agua hasta preparar 100 mL de disolución. La concentración será:

- a) 8 g L⁻¹
- b) 8 % en volumen
- c) 2 molar
- d) 1,5 molal

(O.Q.L. Murcia 2010)

Con los datos proporcionados las únicas formas de expresión de la concentración que se pueden calcular son molaridad y g/L, siendo evidente que el valor propuesto para esta última es incorrecto:

$$\frac{8 \text{ g NaOH}}{100 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40,0 \text{ g NaOH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 2 \text{ mol L}^{-1}$$

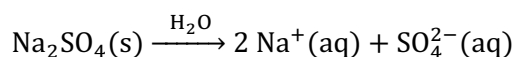
La respuesta correcta es la **c**.

1.50. ¿Cuántos moles de iones hay en 250 mL de disolución de sulfato de sodio 4,4 M?

- a) 1,1
- b) 2,2
- c) 3,3
- d) 13

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del Na_2SO_4 es:



La cantidad iones contenidos en la disolución es:

$$250 \text{ mL Na}_2\text{SO}_4 \text{ 4,4 M} \cdot \frac{1 \text{ L Na}_2\text{SO}_4 \text{ 4,4 M}}{10^3 \text{ mL Na}_2\text{SO}_4 \text{ 4,4 M}} \cdot \frac{4,4 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L Na}_2\text{SO}_4 \text{ 4,4 M}} \cdot \frac{3 \text{ mol iones}}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} = 3,3 \text{ mol}$$

La respuesta correcta es la c.

1.51. Se mezclan 50,0 mL de disolución de HCl 0,150 M con 25,0 mL de HCl 0,400 M. ¿Cuál será la concentración de HCl de la disolución final?

- a) 0,0175 M
- b) 0,233 M
- c) 0,275 M
- d) 0,550 M

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La cantidad de HCl contenido en cada disolución es:

$$50,0 \text{ mL HCl 0,150 M} \cdot \frac{0,150 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl 0,150 M}} = 7,50 \text{ mmol HCl}$$

$$25,0 \text{ mL HCl 0,400 M} \cdot \frac{0,400 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl 0,400 M}} = 10,0 \text{ mmol HCl}$$

Suponiendo volúmenes aditivos, la concentración molar de HCl en la disolución resultante es:

$$\frac{(7,50 + 10,0) \text{ mmol HCl}}{(50,0 + 25,0) \text{ mL disolución}} = 0,233 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la b.

1.52. Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una riqueza del 20,0 % en masa y su densidad es $1,11 \text{ g cm}^{-3}$ a 25°C . La molaridad de la disolución es:

- a) 4,526 M
- b) 2,26 M
- c) 9,04 M
- d) 3,39 M

(O.Q.L. Castilla y León 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2018)

Tomando como base de cálculo 100 g de H_2SO_4 del 20,0 %, la molaridad de la disolución es:

$$\frac{20,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 20,0 \%}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1,11 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 20,0 \%}}{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ 20,0 \%}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ 20,0 \%}}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 20,0 \%}} = 2,26 \text{ mol L}^{-1}$$

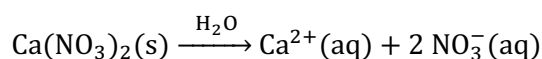
La respuesta correcta es la b.

1.53. En un litro de disolución 0,1 M de nitrato de calcio, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, hay:

- a) 0,1 mol de iones NO_3^- y 0,1 mol de iones Ca^{2+} .
- b) 0,1 mol de iones NO_3^- y 0,2 mol de iones Ca^{2+} .
- c) 0,5 mol de iones NO_3^- y 0,5 mol de iones Ca^{2+} .
- d) 0,2 mol de iones NO_3^- y 0,1 mol de iones Ca^{2+} .

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ es:



La cantidad iones contenidos en la disolución es:

$$1 \text{ L Ca(NO}_3)_2 \text{ 0,1 M} \cdot \frac{0,1 \text{ mol Ca(NO}_3)_2}{1 \text{ L Ca(NO}_3)_2 \text{ 0,1 M}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}^{2+}}{1 \text{ mol Ca(NO}_3)_2} = 0,1 \text{ mol Ca}^{2+}$$

$$1 \text{ L Ca(NO}_3)_2 \text{ 0,1 M} \cdot \frac{0,1 \text{ mol Ca(NO}_3)_2}{1 \text{ L Ca(NO}_3)_2 \text{ 0,1 M}} \cdot \frac{2 \text{ mol NO}_3^-}{1 \text{ mol Ca(NO}_3)_2} = 0,2 \text{ mol NO}_3^-$$

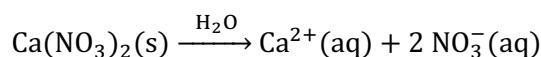
La respuesta correcta es la **d**.

1.54. Se mezclan 40 mL de $\text{Ca(NO}_3)_2$ 0,20 M con 10,0 mL de NH_4NO_3 0,40 M. La concentración del ion nitrato en la disolución resultante es:

- a) 0,12 M
- b) 0,20 M
- c) 0,24 M
- d) 0,40 M
- e) 0,50 M

(O.Q.L. País Vasco 2010)

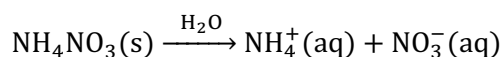
▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $\text{Ca(NO}_3)_2$ es:



La cantidad de NO_3^- contenido en la disolución de $\text{Ca(NO}_3)_2$ es:

$$40 \text{ mL Ca(NO}_3)_2 \text{ 0,20 M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol Ca(NO}_3)_2}{1 \text{ mL Ca(NO}_3)_2 \text{ 0,20 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol NO}_3^-}{1 \text{ mmol Ca(NO}_3)_2} = 16 \text{ mmol NO}_3^-$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del NH_4NO_3 es:



La cantidad de NO_3^- contenido en la disolución de NH_4NO_3 es:

$$10 \text{ mL NH}_4\text{NO}_3 \text{ 0,40 M} \cdot \frac{0,40 \text{ mmol NH}_4\text{NO}_3}{1 \text{ mL NH}_4\text{NO}_3 \text{ 0,40 M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NO}_3^-}{1 \text{ mmol NH}_4\text{NO}_3} = 4,0 \text{ mmol NO}_3^-$$

Suponiendo volúmenes aditivos, la concentración molar de NO_3^- en la disolución resultante es:

$$\frac{(16 + 4,0) \text{ mmol NO}_3^-}{(40 + 10) \text{ mL disolución}} = 0,40 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.55. Calcule la molaridad de una disolución preparada al mezclar 75,0 mL de disolución de ácido clorhídrico 0,500 M con 75,0 mL de otra 0,0500 M. Se suponen volúmenes aditivos.

- a) 0,275
- b) 0,550
- c) 0,250
- d) 0,350

(O.Q.L. Madrid 2010)

La cantidad de HCl contenido en cada disolución es, respectivamente:

$$75,0 \text{ mL HCl 0,500 M} \cdot \frac{0,500 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mL HCl 0,500 M}} = 37,5 \text{ mmol HCl}$$

$$75,0 \text{ mL HCl 0,0500 M} \cdot \frac{0,0500 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl 0,0500 M}} = 3,75 \text{ mmol HCl}$$

Suponiendo volúmenes aditivos, la concentración molar de HCl en la disolución resultante es:

$$\frac{(37,5 + 3,75) \text{ mmol HCl}}{(75,0 + 75,0) \text{ mL disolución}} = 0,275 \text{ mol L}^{-1}$$

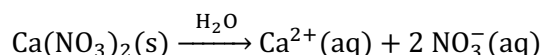
La respuesta correcta es la **a**.

1.56. Se disuelven 5,0 g de nitrato de calcio en agua hasta completar 250 cm³ de disolución. Suponiendo que la sal está totalmente ionizada, la concentración de iones nitrato será:

- a) 0,03 M
- b) 0,06 M
- c) 0,12 M
- d) 0,24 M

(O.Q.L. Asturias 2010)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del Ca(NO₃)₂ es:



La concentración molar de NO₃⁻ en la disolución es:

$$\frac{5,0 \text{ g Ca}(\text{NO}_3)_2}{250 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2}{164,1 \text{ g Ca}(\text{NO}_3)_2} \cdot \frac{2 \text{ mol NO}_3^-}{1 \text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,24 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.57. ¿Cuáles de los siguientes datos se necesitan para calcular la molaridad de una disolución salina?

- I. La masa de sal disuelta
- II. La masa molar de la sal disuelta
- III. El volumen de agua añadido
- IV. El volumen de la disolución

- a) I, III
- b) I, II, III
- c) II, III
- d) I, II, IV
- e) Se necesitan todos los datos.

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Extremadura 2016)

La molaridad de una disolución se define como:

$$M = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{volumen disolución}} = \frac{\frac{\text{masa soluto}}{\text{masa molar}}}{\text{volumen disolución}}$$

La respuesta correcta es la **d**.

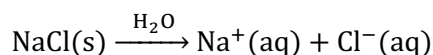
1.58. ¿Cuál de las siguientes disoluciones acuosas contiene un mayor número de iones?

- a) 400 mL de NaCl 0,10 M
- b) 300 mL de CaCl₂ 0,20 M
- c) 200 mL de FeCl₃ 0,10 M
- d) 200 mL de KCl 0,10 M
- e) 800 mL de sacarosa 0,10 M

(O.Q.L. Valencia 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2016)

Contendrá más iones la disolución que contenga más moles de estos.

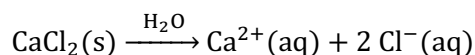
a) Falso. La ecuación correspondiente al proceso de disolución del NaCl es:



La cantidad de iones contenidos en la disolución es:

$$400 \text{ mL NaCl } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaCl}}{1 \text{ mL NaCl } 0,100 \text{ M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol iones}}{1 \text{ mmol NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol iones}}{10^3 \text{ mmol iones}} = 0,080 \text{ mol iones}$$

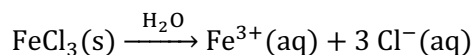
b) **Verdadero**. La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del CaCl₂ es:



La cantidad de iones contenidos en la disolución es:

$$300 \text{ mL CaCl}_2 \text{ 0,20 M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol CaCl}_2}{1 \text{ mL CaCl}_2 \text{ 0,200 M}} \cdot \frac{3 \text{ mmol iones}}{1 \text{ mmol CaCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol iones}}{10^3 \text{ mmol iones}} = 0,18 \text{ mol iones}$$

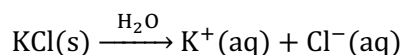
c) Falso. La ecuación correspondiente al proceso de disolución del FeCl_3 es:



La cantidad de iones contenidos en la disolución es:

$$200 \text{ mL FeCl}_3 \text{ 0,10 M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol FeCl}_3}{1 \text{ mL FeCl}_3 \text{ 0,100 M}} \cdot \frac{4 \text{ mmol iones}}{1 \text{ mmol FeCl}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol iones}}{10^3 \text{ mmol iones}} = 0,080 \text{ mol iones}$$

d) Falso. La ecuación correspondiente al proceso de disolución del KCl es:



La cantidad de iones contenidos en la disolución es:

$$200 \text{ mL KCl 0,10 M} \cdot \frac{0,10 \text{ mol KCl}}{1 \text{ mL KCl 0,100 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol iones}}{1 \text{ mmol NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol iones}}{10^3 \text{ mmol iones}} = 0,040 \text{ mol iones}$$

e) Falso. La sacarosa es un compuesto molecular y no se disocia en iones.

La respuesta correcta es la **b**.

1.59. La etiqueta de un frasco de 500 mL que contiene peróxido de hidrógeno comercial indica que tiene una riqueza del 30,0 % en masa de H_2O_2 y densidad de $1,11 \text{ g cm}^{-3}$. La molaridad de la disolución es:

- a) 7,94
- b) 8,82
- c) 9,79
- d) 0,980
- e) 11,25

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Galicia 2017) (O.Q.L. Extremadura 2019)

Tomando una base de cálculo de 100 g de disolución de riqueza 30,0 %, la molaridad de la misma es:

$$\frac{30,0 \text{ g H}_2\text{O}_2}{100 \text{ g H}_2\text{O}_2 \text{ 30,0 \%}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{34,0 \text{ g H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{1,11 \text{ g H}_2\text{O}_2 \text{ 30,0 \%}}{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}_2 \text{ 30,0 \%}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}_2 \text{ 30,0 \%}}{1 \text{ L H}_2\text{O}_2 \text{ 30,0 \%}} = 9,79 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.60. Se disuelven 5,00 mL de metanol ($\rho = 0,790 \text{ g mL}^{-1}$) en agua hasta lograr un volumen de 100 mL. ¿Cuál será la molaridad de la disolución resultante?

- a) 1,23
- b) 0,123
- c) 0,049
- d) 1,97

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

La concentración molar de CH_3OH en la disolución resultante es:

$$\frac{5,00 \text{ mL CH}_3\text{OH}}{100 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{0,790 \text{ g CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mL CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}}{32,0 \text{ g CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 1,23 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2009).

1.61. ¿Cuál será la molaridad de los iones Na^+ en 1,00 L de una disolución acuosa que contiene 4,20 g de NaHCO_3 y 12,6 g de Na_2CO_3 ?

- a) 0,050 M
- b) 0,100 M
- c) 0,150 M
- d) 0,250 M

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

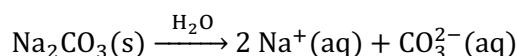
▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del NaHCO_3 es:



La cantidad de Na^+ en la disolución procedente del NaHCO_3 es:

$$4,20 \text{ g NaHCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{84,0 \text{ g NaHCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}^+}{1 \text{ mol NaHCO}_3} = 0,0500 \text{ mol Na}^+$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del Na_2CO_3 es:



La cantidad de Na^+ en la disolución procedente del Na_2CO_3 es:

$$12,6 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{106,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol Na}^+}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} = 0,238 \text{ mol Na}^+$$

La concentración molar de Na^+ en la disolución es:

$$\frac{(0,0500 + 0,238) \text{ mol Na}^+}{1 \text{ L disolución}} = 0,288 \text{ mol L}^{-1}$$

Ninguna respuesta es correcta.

1.62. El vinagre comercial posee un 5,00 % de ácido acético. ¿Cuál es la molaridad del ácido acético en el vinagre (densidad del vinagre = 1,00 g mL^{-1})?

- a) 0,833
- b) 1,00
- c) 1,20
- d) 3,00

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Tomando una base de cálculo de 100 g de disolución, la concentración molar de CH_3COOH en la disolución es:

$$\frac{5,00 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{100 \text{ g vinagre}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{60,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{1,00 \text{ g vinagre}}{1 \text{ mL vinagre}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL vinagre}}{1 \text{ L vinagre}} = 0,833 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la a.

1.63. En un laboratorio de química se ha preparado una disolución mediante la adición y agitación de una muestra de 175,5 g de NaCl en agua destilada, hasta disolución completa y enrase con más agua destilada en un matraz aforado de 500 cm^3 . Sabiendo que las masas moleculares aproximadas son 58,5 para el cloruro de sodio y 18 para el agua, se puede afirmar que:

- a) La molaridad de la disolución es 3.
- b) La molaridad de la disolución es 6.
- c) Se han disuelto 6 equivalentes de NaCl en total.
- d) Se han añadido 18,03 mol de agua.

(O.Q.L. País Vasco 2011)

La concentración molar de NaCl en la disolución es:

$$\frac{175,5 \text{ g NaCl}}{500 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} = 6,00 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.64. En la etiqueta de una botella de laboratorio figuran los siguientes datos: ácido clorhídrico ($36,5 \text{ g mol}^{-1}$), densidad $1,19 \text{ g cm}^{-3}$ y 38% (p/p) de riqueza.

La concentración molar de la disolución de la botella será:

- a) 8
- b) 10
- c) 12
- d) 15
- e) 16

(O.Q.N. El Escorial 2012)

Tomando como base de cálculo 100 g de disolución, la concentración molar de HCl en la disolución es:

$$\frac{38 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 38 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1,19 \text{ g HCl } 38 \%}{1 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 38 \%} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 38 \%}{1 \text{ L HCl } 38 \%} = 12 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.65. Se mezclan $10,0 \text{ mL}$ de una disolución de NaNO_3 $0,50 \text{ M}$ con $15,0 \text{ mL}$ de otra disolución de NaCl $0,10 \text{ M}$ y se diluye hasta $50,0 \text{ mL}$. La concentración molar de iones Na^+ es:

- a) 0,30
- b) $0,13 \cdot 10^{-3}$
- c) 6,5
- d) $6,5 \cdot 10^{-3}$
- e) 0,13

(O.Q.N. El Escorial 2012)

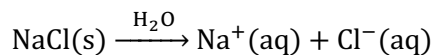
▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del NaNO_3 es:



La cantidad de Na^+ contenido en la disolución de NaNO_3 es:

$$10,0 \text{ mL NaNO}_3 \text{ } 0,50 \text{ M} \cdot \frac{0,50 \text{ mmol NaNO}_3}{1 \text{ mL NaNO}_3 \text{ } 0,50 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Na}^+}{1 \text{ mmol NaNO}_3} = 5,0 \text{ mmol Na}^+$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del NaCl es:



La cantidad de Na^+ contenido en la disolución de NaCl es:

$$15,0 \text{ mL NaCl } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaCl}}{1 \text{ mL NaCl } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Na}^+}{1 \text{ mmol NaCl}} = 1,5 \text{ mmol Na}^+$$

Suponiendo volúmenes aditivos, la concentración molar de Na^+ en la disolución resultante es:

$$\frac{(5,0 + 1,5) \text{ mmol Na}^+}{50,0 \text{ mL disolución}} = 0,13 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **e**.

1.66. ¿Cuál es la molaridad de la disolución preparada mezclando 60 mL de disolución 0,40 M de HCl con 40 mL del mismo ácido 0,10 M?

- a) 0,35
- b) 0,28
- c) 0,17
- d) Faltan datos.

(O.Q.L. Murcia 2012)

La cantidad de HCl contenido en la disolución 0,40 M es:

$$60 \text{ mL HCl } 0,40 \text{ M} \cdot \frac{0,40 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,40 \text{ M}} = 24 \text{ mmol HCl}$$

La cantidad de HCl contenido en la disolución 0,10 M es:

$$40 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M}} = 4,0 \text{ mmol HCl}$$

Suponiendo volúmenes aditivos, la concentración molar de HCl en la disolución resultante es:

$$\frac{(24 + 4,0) \text{ mmol HCl}}{(60 + 40) \text{ mL disolución}} = 0,28 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la b.

1.67. Calcule la concentración molar de una disolución al mezclar 25 mL de una disolución de hidróxido de sodio 2,0 M con 165 mL de otra disolución de hidróxido de sodio 0,40 M:

- a) 1,3
- b) 0,3
- c) 6,1
- d) 0,61

(O.Q.L. Madrid 2012)

La cantidad de NaOH contenido en cada disolución es:

$$25 \text{ mL NaOH } 2,0 \text{ M} \cdot \frac{2,0 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 2,0 \text{ M}} = 50 \text{ mmol NaOH}$$

$$165 \text{ mL NaOH } 0,40 \text{ M} \cdot \frac{0,40 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,40 \text{ M}} = 66 \text{ mmol NaOH}$$

Suponiendo volúmenes aditivos, la concentración molar de NaOH en la disolución resultante es:

$$\frac{(50 + 66) \text{ mmol NaOH}}{(25 + 165) \text{ mL disolución}} = 0,61 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la d.

1.68. Una disolución que contiene 296,6 g de nitrato de magnesio, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, por litro de disolución tiene una densidad de $1,114 \text{ g mL}^{-1}$. La molaridad de la disolución es:

- a) 2,000
- b) 2,446
- c) 6,001
- d) 1,805
- e) 1,000

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Málaga 2018)

La concentración molar de la disolución es:

$$\frac{296,6 \text{ g Mg}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}(\text{NO}_3)_2}{148,3 \text{ g Mg}(\text{NO}_3)_2} = 2,000 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la a.

1.69. Se prepara una disolución de permanganato de potasio diluyendo 1 mL de disolución 0,1 M a un volumen final de 1 L. De la disolución anterior se toman 10 mL y se afora con agua hasta 100 mL. ¿Qué concentración tendrá la nueva disolución?

- a) 0,01 M
- b) 10^{-4} M
- c) 10^{-5} M
- d) 10^{-6} M

(O.Q.L. Asturias 2013)

La concentración molar de la disolución original es:

$$\frac{1 \text{ mL KMnO}_4 \text{ 0,1 M}}{10^3 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{0,1 \text{ mmol KMnO}_4}{1 \text{ mL KMnO}_4 \text{ 0,1 M}} = 1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mol L}^{-1}$$

Si se toman 10 mL de la disolución anterior y se diluyen hasta 100 mL, la concentración de la disolución resultante es:

$$\frac{10 \text{ mL KMnO}_4 \text{ 1,0} \cdot 10^{-4} \text{ M}}{100 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1,0 \cdot 10^{-4} \text{ mmol KMnO}_4}{1 \text{ mL KMnO}_4 \text{ 1,0} \cdot 10^{-4} \text{ M}} = 1,0 \cdot 10^{-5} \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

1.70. En la etiqueta de una botella que contiene ácido sulfúrico figuran los siguientes datos:
riqueza = 98,0 %, densidad $1,84 \text{ g mL}^{-1}$, masa molecular = 98,1.

¿Cuál es la molaridad de la disolución ácido sulfúrico contenido en la botella?

- a) 18,4
- b) 15
- c) 11,4
- d) 10,5
- e) 9,8

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

Tomando como base de cálculo 100 g de H_2SO_4 del 98,0 %, la concentración molar de la disolución es:

$$\frac{98,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 98 \%}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1,84 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 98,0 \%}}{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 98,0 \%}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 98,0 \%}}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 98,0 \%}} = 18,4 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la a.

(Cuestión similar a la propuesta en El Escorial 2012).

1.71. Una disolución de etanol contiene un 12,0 % en masa de etanol y su densidad es $0,976 \text{ g mL}^{-1}$. La molaridad de esta disolución es:

- a) 0,177
- b) 2,546
- c) 3,66
- d) 176,8

(O.Q.L. La Rioja 2013)

Tomando como base de cálculo 100 g de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ del 12,0 %, la concentración molar de la disolución es:

$$\frac{12,0 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46,0 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{0,976 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 2,55 \text{ mol L}^{-1}$$

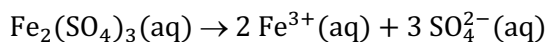
La respuesta correcta es la b.

1.72. ¿Cuántos moles de ion sulfato hay en 100 mL de una disolución 0,002 M de $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$?

- a) $2 \cdot 10^{-4}$
 b) $6 \cdot 10^{-4}$
 c) $2 \cdot 10^{-1}$
 b) $6 \cdot 10^{-1}$

(O.Q.L. Madrid 2013)

La ecuación química correspondiente a disociación iónica del $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ es:



La cantidad de SO_4^{2-} contenido en la disolución propuesta es:

$$0,1 \text{ L } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ } 0,002 \text{ M} \cdot \frac{0,002 \text{ mol } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3}{1 \text{ L } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \text{ } 0,002 \text{ M}} \cdot \frac{3 \text{ mol } \text{SO}_4^{2-}}{1 \text{ mol } \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3} = 6 \cdot 10^{-4} \text{ mol } \text{SO}_4^{2-}$$

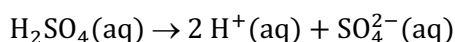
La respuesta correcta es la b.

1.73. Se mezclan 150,0 mL de una disolución de H_2SO_4 0,100 M y 50,0 mL de otra disolución de K_2SO_4 0,200 M. ¿Cuál es la concentración molar de iones sulfato en la mezcla final?

- a) $1,25 \cdot 10^{-1}$
 b) $9,37 \cdot 10^{-3}$
 c) $1,5 \cdot 10^{-3}$
 d) $2,5 \cdot 10^{-3}$
 e) 0,3

(O.Q.L. Madrid 2014)

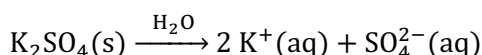
▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del H_2SO_4 es:



La cantidad de SO_4^{2-} contenido en la disolución de H_2SO_4 es:

$$150,0 \text{ mL } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,100 \text{ M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,100 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } \text{SO}_4^{2-}}{1 \text{ mmol } \text{H}_2\text{SO}_4} = 15,0 \text{ mmol } \text{SO}_4^{2-}$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del K_2SO_4 es:



La cantidad de SO_4^{2-} contenido en la disolución de K_2SO_4 es:

$$50,0 \text{ mL } \text{K}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,200 \text{ M} \cdot \frac{0,200 \text{ mmol } \text{K}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL } \text{K}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,200 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } \text{SO}_4^{2-}}{1 \text{ mmol } \text{K}_2\text{SO}_4} = 10,0 \text{ mmol } \text{SO}_4^{2-}$$

Suponiendo volúmenes aditivos, la concentración molar de SO_4^{2-} en la disolución resultante es:

$$\frac{(15,0 + 10,0) \text{ mmol } \text{SO}_4^{2-}}{(150,0 + 50,0) \text{ mL disolución}} = 0,125 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la a.

1.74. Al mezclar 500 mL de disolución de ácido clorhídrico 0,10 M con 125 mL de otra disolución 0,20 M del mismo ácido se obtiene una nueva disolución cuya concentración es, aproximadamente:

- a) 0,18 M
 b) 0,50 M
 c) 0,12 M
 d) 0,02 M
 e) 0,01 M

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

La cantidad de HCl contenido en cada disolución es:

$$500 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M}} = 50 \text{ mmol HCl}$$

$$125 \text{ mL HCl } 0,20 \text{ M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,20 \text{ M}} = 25 \text{ mmol HCl}$$

Suponiendo volúmenes aditivos, la concentración molar de HCl en la disolución resultante es:

$$\frac{(50 + 25) \text{ mmol HCl}}{(500 + 125) \text{ mL disolución}} = 0,12 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2012).

1.75. Una disolución acuosa de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ 1,89 molal y densidad de $0,982 \text{ g mL}^{-1}$. Su molaridad es:

- a) 1,89
- b) 1,05
- c) 0,94
- d) 1,71
- e) 1,00

(O.Q.N. Madrid 2015)

Una disolución 1,89 molal contiene 1,89 mol de soluto en 1 kg de H_2O . Las correspondientes masas de soluto y disolución son:

$$\left. \begin{array}{l} 1,89 \text{ mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \cdot \frac{46,0 \text{ g CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} = 86,9 \text{ g CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \\ 1 \text{ kg H}_2\text{O} \cdot \frac{10^3 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} = 10^3 \text{ g H}_2\text{O} \end{array} \right\} \rightarrow 1,09 \cdot 10^3 \text{ g disolución}$$

La concentración molar de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ en la disolución es:

$$\frac{1,89 \text{ mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{1,09 \cdot 10^3 \text{ g disolución}} \cdot \frac{0,982 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ L disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 1,71 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la d.

1.76. Un vino tinto tiene una densidad de $0,995 \text{ kg L}^{-1}$ y una graduación de 11° . Este valor es, en realidad, el porcentaje en volumen del etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, que contiene el vino. ¿Cuál es la molaridad del etanol en el vino si la densidad del etanol es $0,793 \text{ kg L}^{-1}$?

- a) 2,375
- b) 0,1893
- c) 1,893
- d) 0,2375

(O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. Baleares 2016) (O.Q.L. Madrid 2016)

Cambiando las unidades de la densidad del etanol:

$$\frac{0,793 \text{ kg CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{1 \text{ L CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ L CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{10^3 \text{ mL CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} \cdot \frac{10^3 \text{ g CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{1 \text{ kg CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} = 0,793 \text{ g mL}^{-1}$$

Tomando como base de cálculo 100 mL vino, la concentración molar de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ en la disolución es:

$$\frac{11 \text{ mL CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{100 \text{ mL vino}} \cdot \frac{0,793 \text{ g CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{1 \text{ mL CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{46,0 \text{ g CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL vino}}{1 \text{ L vino}} = 1,9 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Sevilla 2010 y Extremadura 2013).

1.77. Una disolución acuosa de ácido sulfúrico tiene una riqueza del 9,0 % en masa y su densidad es $1,05 \text{ g cm}^{-3}$. Indique la molaridad de esta disolución.

- a) 0,95
- b) 1,35
- c) 0,85
- d) 0,75

(O.Q.L. Galicia 2015)

Tomando como base de cálculo 100 g de H_2SO_4 del 9,0 %, la concentración molar de la disolución es:

$$\frac{9,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 9,0 \%}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1,05 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 9,0 \%}}{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ 9,0 \%}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ 9,0 \%}}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 9,0 \%}} = 0,96 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la a.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2010).

1.78. Se prepara una disolución diluida transfiriendo 40 mL de una disolución 0,30 M a un matraz aforado de 750 mL, diluyendo hasta la marca del aforado. ¿Cuál es la molaridad de la disolución final?

- a) 0,016
- b) 0,032
- c) 0,030
- d) 0,040

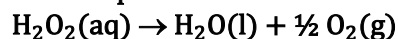
(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

La concentración molar de la disolución resultante es:

$$\frac{40 \text{ mL disolución 0,30 M}}{750 \text{ mL disolución final}} \cdot \frac{0,30 \text{ mmol soluto}}{1 \text{ mL disolución 0,30 M}} = 0,016 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la a.

1.79. La concentración del peróxido de hidrógeno (agua oxigenada, H_2O_2) se expresa habitualmente en volúmenes. El volumen es una unidad que indica los litros de oxígeno que, en condiciones normales, se producirán por litro de la disolución del agua oxigenada en la reacción:



Un agua oxigenada de 110 volúmenes equivale a una concentración molar de:

- a) 4,9
- b) 8,2
- c) 9,8
- d) 12,1

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

La expresión 110 volúmenes quiere decir que la disolución acuosa produce:

$$\frac{110 \text{ L O}_2}{\text{L disolución H}_2\text{O}_2}$$

Relacionando O_2 , supuesto en condiciones normales, con H_2O_2 , la concentración molar de este en la disolución es:

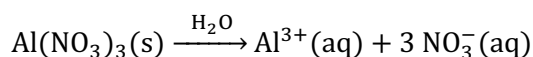
$$\frac{110 \text{ L O}_2}{\text{L disolución H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{22,4 \text{ L O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 9,82 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

- 1.80. ¿Cuántos moles de iones nitrato hay en 100 mL de disolución 0,20 M de nitrato de aluminio, $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$?
- $2,0 \cdot 10^{-2}$
 - $4,0 \cdot 10^{-2}$
 - $6,0 \cdot 10^{-2}$
 - $1,0 \cdot 10^{-1}$
 - $3,0 \cdot 10^{-2}$

(O.Q.L. Madrid 2015)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ es:



La cantidad de iones NO_3^- contenidos en la disolución es:

$$100 \text{ mL Al}(\text{NO}_3)_3 \text{ 0,20 M} \cdot \frac{1 \text{ L Al}(\text{NO}_3)_3 \text{ 0,20 M}}{10^3 \text{ mL Al}(\text{NO}_3)_3 \text{ 0,20 M}} \cdot \frac{0,20 \text{ mol Al}(\text{NO}_3)_3}{1 \text{ L Al}(\text{NO}_3)_3 \text{ 0,20 M}} = 0,020 \text{ mol Al}(\text{NO}_3)_3$$

$$0,020 \text{ mol Al}(\text{NO}_3)_3 \cdot \frac{3 \text{ mol NO}_3^-}{1 \text{ mol Al}(\text{NO}_3)_3} = 0,060 \text{ mol NO}_3^-$$

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999).

- 1.81. Si de una disolución saturada de NaCl en agua se evapora la mitad del agua, manteniendo la temperatura constante, ¿cuál será la molaridad de la disolución resultante?
- El doble de la inicial.
 - La mitad de la inicial.
 - La misma que la inicial.
 - Cuatro veces la inicial.
 - Imposible saberlo si no se hace con más precisión.

(O.Q.L. Murcia 2016) (O.Q.L. Cantabria 2017) (O.Q.L. Baleares 2020)

Al evaporar la mitad del agua que contiene la disolución y al estar esta saturada, precipitará en el fondo del recipiente la masa de NaCl que no pueda estar en disolución a esa temperatura, sin embargo, la concentración molar de la disolución **será la misma** que la de la disolución inicial.

La respuesta correcta es la c.

(En Cantabria 2017 y Baleares 2020 se reemplaza NaCl por un sólido insoluble).

- 1.82. Una disolución acuosa de etanol tiene 7,0 % en masa de etanol y su densidad es $0,92 \text{ g mL}^{-1}$. La molaridad del etanol en esta disolución es:
- 0,189
 - 1,4
 - 0,05
 - 0,85

(O.Q.L. Extremadura 2016)

Tomando como base de cálculo 100 g de disolución, la concentración molar del etanol en la disolución es:

$$\frac{7,0 \text{ g CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{46,0 \text{ g CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} \cdot \frac{0,92 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 1,4 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la b.

1.83. Se ha preparado una disolución con 4,0 g de hidróxido de sodio y 63 g de agua. Se sabe que 10 mL de la misma tienen una masa de 12,0 g. Su molaridad será:

- a) 2,4
- b) 1,6
- c) 1,8
- d) 2,8

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La concentración molar de NaOH en la disolución es:

$$\frac{4,0 \text{ g NaOH}}{(4,0 + 63) \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40,0 \text{ g NaOH}} \cdot \frac{12,0 \text{ g disolución}}{10 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 1,8 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

1.84. En una botella de ácido clorhídrico comercial se lee la siguiente información: concentración de 30,0 % en masa y densidad de 1,149 g cm⁻³. ¿Cuál es su concentración molar?

- a) 8,23
- b) 11,5
- c) 9,45
- d) 30,0

(O.Q.L. Madrid 2017)

Tomando como base de cálculo 100 g de HCl del 30,0 %, la concentración molar de HCl en la disolución es:

$$\frac{30,0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 30,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1,149 \text{ g HCl } 30,0 \%}{1 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 30,0 \%} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 30,0 \%}{1 \text{ L HCl } 30,0 \%} = 9,44 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

1.85. En una botella comercial de laboratorio la etiqueta indica: disolución de ácido perclórico 35,0 % y densidad 1,252 g cm⁻³. ¿Qué molaridad tiene la disolución del ácido?

- a) 3,36
- b) 5,23
- c) 6,23
- d) 4,36
- e) 2,25

(O.Q.L. Granada 2017)

Tomando como base de cálculo 100 g de HClO₄ del 35,0 %, la concentración molar de HClO₄ en la disolución es:

$$\frac{35,0 \text{ g HClO}_4}{100 \text{ g HClO}_4 \text{ } 35,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol HClO}_4}{100,5 \text{ g HClO}_4} \cdot \frac{1,252 \text{ g HClO}_4 \text{ } 35,0 \%}{1 \text{ cm}^3 \text{ HClO}_4 \text{ } 35,0 \%} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ HClO}_4 \text{ } 35,0 \%}{1 \text{ L HClO}_4 \text{ } 35,0 \%} = 4,36 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la d.

1.86. El ácido clorhídrico concentrado tiene una densidad de 1,19 g mL⁻¹ y contiene un 37,0 % en masa de HCl, la molaridad y la fracción molar del HCl en esta disolución es:

- | <u>Molaridad</u> | <u>Fracción molar</u> |
|------------------|-----------------------|
| a) 12,1 | 0,22 |
| b) 12,1 | 0,37 |
| c) 14,1 | 0,22 |
| d) 14,1 | 0,37 |

(O.Q.L. Asturias 2017)

Tomando una base de cálculo de 100 g de HCl de riqueza 37,0 % en masa, la concentración expresada como molaridad y fracción molar de HCl es:

$$M = \frac{37,0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 37,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1,19 \text{ g HCl } 37,0 \%}{1 \text{ mL HCl } 37,0 \%} \cdot \frac{10^3 \text{ mL HCl } 37,0 \%}{1 \text{ L HCl } 37,0 \%} = 12,1 \text{ mol L}^{-1}$$

$$x = \frac{37,0 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}}}{37,0 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} + (100 - 37,0) \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}} = 0,225$$

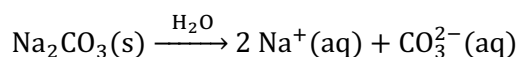
La respuesta correcta es la a.

1.87. ¿Cuántos iones se encuentran presentes en 3,00 L de una disolución 0,750 mol L⁻¹ de Na₂CO₃?

- a) 1,03·10²³
 b) 6,02·10²³
 c) 4,06·10²⁴
 e) 3,09·10²³

(O.Q.L. Extremadura 2017)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del Na₂CO₃ es:



El número de iones contenidos en la disolución es:

$$3,00 \text{ L Na}_2\text{CO}_3 \text{ } 0,750 \text{ M} \cdot \frac{0,750 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ L Na}_2\text{CO}_3 \text{ } 0,750 \text{ M}} \cdot \frac{3 \text{ mol iones}}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ iones}}{1 \text{ mol iones}} = 4,06 \cdot 10^{24} \text{ iones}$$

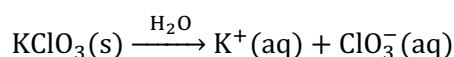
La respuesta correcta es la c.

1.88. Se mezclan 20,0 mL de una disolución de KClO₃ 0,60 M con 25,0 mL de disolución de KI 0,20 M y se diluye hasta completar 100,0 mL. Para disolución resultante, la concentración molar de iones K⁺ es:

- a) 0,17·10⁻³
 b) 1,7
 c) 0,17
 d) 1,7·10⁻³

(O.Q.L. Extremadura 2017)

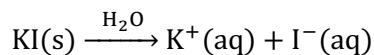
▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del KClO₃ es:



La cantidad de K⁺ contenido en la disolución de KClO₃ es:

$$20,0 \text{ mL KClO}_3 \text{ } 0,60 \text{ M} \cdot \frac{0,60 \text{ mmol KClO}_3}{1 \text{ mL KClO}_3 \text{ } 0,60 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol K}^+}{1 \text{ mmol KClO}_3} = 12 \text{ mmol K}^+$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del KI es:



La cantidad de K⁺ contenido en la disolución de KI es:

$$25,0 \text{ mL KI } 0,20 \text{ M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol KI}}{1 \text{ mL KI } 0,20 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol K}^+}{1 \text{ mmol KI}} = 5,0 \text{ mmol K}^+$$

Suponiendo volúmenes aditivos, la concentración molar de K⁺ en la disolución resultante es:

$$\frac{(12 + 5,0) \text{ mmol K}^+}{100,0 \text{ mL disolución}} = 0,17 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en El Escorial 2012).

1.89. La concentración de arsénico (As) en un agua de grifo es de $4,8 \cdot 10^{-8}$ M. Determine si supera la concentración máxima admisible (CMA), establecida en $10 \mu\text{g L}^{-1}$:

- La concentración de As es inferior al CMA.
- La concentración de As es superior al CMA.
- La concentración de As es igual al CMA.
- La concentración de As es 5 veces superior al CMA.
- La concentración de As es el doble de la CMA.

(O.Q.L. Madrid 2018) (O.Q.L. Granada 2020)

Cambiando las unidades de la concentración de As en el agua del grifo:

$$\frac{4,8 \cdot 10^{-8} \text{ mol As}}{1 \text{ L}} \cdot \frac{74,9 \text{ g As}}{1 \text{ mol As}} \cdot \frac{10^6 \mu\text{g As}}{1 \text{ g As}} = 3,6 \mu\text{g L}^{-1}$$

La concentración de As en el agua del grifo es inferior al CMA.

La respuesta correcta es la a.

1.90. Se prepara una disolución diluida transfiriendo 40,00 mL de una disolución 0,3433 M a un matraz aforado de 750 mL, añadiendo agua hasta la marca del aforado. ¿Cuál es la molaridad de esta disolución diluida?

- 0,0183
- 0,0363
- 0,0046
- 0,0086

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

La cantidad de soluto que contiene la disolución original es:

$$40,00 \text{ mL disolución } 0,3433 \text{ M} \cdot \frac{0,3433 \text{ mmol soluto}}{1 \text{ mL disolución } 0,3433 \text{ M}} = 13,73 \text{ mmol soluto}$$

La concentración molar de soluto en la disolución diluida es:

$$\frac{13,73 \text{ mmol soluto}}{750 \text{ mL disolución}} = 0,0183 \text{ mol L}^{-1}$$

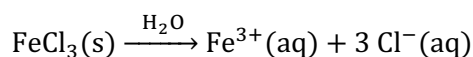
La respuesta correcta es la a.

1.91. Siendo N_A el número de Avogadro, para una disolución 2 M de FeCl_3 se cumple que:

- 1 L de disolución contiene en total $8 N_A$ iones de Fe^{3+} y Cl^- .
- 1 L de disolución contiene $3 N_A$ iones Cl^- .
- 0,5 L de disolución es 1 M respecto de los iones Fe^{3+} .
- 0,5 L de disolución es 3 M respecto de los iones Cl^- .
- 1 L de disolución contiene N_A iones Fe^{3+} .

(O.Q.L. Jaén 2018)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del FeCl_3 es:



El número de cada uno de los iones contenidos en la disolución es:

$$\left. \begin{aligned} 1 \text{ L FeCl}_3 \text{ 2 M} \cdot \frac{2 \text{ mol FeCl}_3}{1 \text{ L FeCl}_3 \text{ 2 M}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}^{3+}}{1 \text{ mol FeCl}_3} \cdot \frac{N_A \text{ ion Fe}^{3+}}{1 \text{ mol Fe}^{3+}} &= 2 N_A \text{ ion Fe}^{3+} \\ 1 \text{ L FeCl}_3 \text{ 2 M} \cdot \frac{2 \text{ mol FeCl}_3}{1 \text{ L FeCl}_3 \text{ 2 M}} \cdot \frac{3 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol FeCl}_3} \cdot \frac{N_A \text{ ion Cl}^-}{1 \text{ mol Cl}^-} &= 6 N_A \text{ ion Cl}^- \end{aligned} \right\} \rightarrow \text{total} = 8 N_A \text{ iones}$$

La respuesta correcta es la a.

1.92. Una disolución de hidracina, $\text{N}_2\text{H}_4(\text{aq})$, es 95,0 % en masa de hidracina y 5,0 % en masa de agua, y su densidad es $1,011 \text{ g mL}^{-1}$ a $20 \text{ }^\circ\text{C}$. ¿Cuál es la molaridad de la disolución?

- a) 0,003
- b) 30,0
- c) 3,00
- d) 0,01

(O.Q.L. La Rioja 2018)

Tomando una base de cálculo de 100 g de disolución, la concentración molar de N_2H_4 en la disolución es:

$$\frac{95,0 \text{ g N}_2\text{H}_4}{100 \text{ g disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2\text{H}_4}{32,0 \text{ g N}_2\text{H}_4} \cdot \frac{1,011 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 30,0 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.93. Se dispone de 250 mL de una disolución acuosa de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ 0,50 M. Si se retiran 25 mL de la misma y se reemplazan por 25 mL de agua, la concentración de la disolución resultante será:

- a) 0,450 M
- b) 0,400 M
- c) 0,350 M
- d) 0,500 M

(O.Q.L. Murcia 2018)

La cantidad de soluto contenido en la disolución después de retirar 25 mL de la disolución original es:

$$(250 - 25) \text{ mL Cd}(\text{NO}_3)_2 \text{ 0,50 M} \cdot \frac{0,50 \text{ mmol Cd}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mL Cd}(\text{NO}_3)_2 \text{ 0,50 M}} = 112,5 \text{ mmol Cd}(\text{NO}_3)_2$$

Suponiendo que no se produce variación de volumen apreciable después de reemplazar los 25 mL de disolución por los 25 mL de agua, la concentración molar de $\text{Cd}(\text{NO}_3)_2$ en la disolución resultante es:

$$\frac{112,5 \text{ mmol Cd}(\text{NO}_3)_2}{250 \text{ mL disolución}} = 0,450 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.94. ¿Cuál es la dureza de un agua que tiene una concentración de iones calcio igual $2,80 \cdot 10^{-4} \text{ M}$?

- a) 28,02 mg CaCO_3/L agua
- b) 40 ppm CaCO_3
- c) 99,89 mg CaCO_3/L agua
- d) 100 ppm CaCO_3

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

Relacionado Ca^{2+} con CaCO_3 la concentración de este en el agua es:

$$\frac{2,80 \cdot 10^{-4} \text{ mol Ca}^{2+}}{\text{L agua}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol Ca}^{2+}} \cdot \frac{100,1 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mg CaCO}_3}{1 \text{ g CaCO}_3} = 28,0 \text{ mg L}^{-1}$$

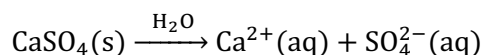
La respuesta correcta es la **a**.

1.95. Se mezclan 10 mL de una disolución de CaSO_4 0,60 M con 20 mL de una disolución de CaCl_2 0,20 M y se diluye con agua hasta 100 mL. La concentración molar de iones Ca^{2+} es:

- a) 0,3
- b) 0,1
- c) $2,5 \cdot 10^{-2}$
- e) 0,01

(O.Q.L. Extremadura 2019)

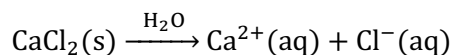
▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del CaSO_4 es:



La cantidad de Ca^{2+} contenido en la disolución de CaSO_4 es:

$$10 \text{ mL CaSO}_4 \text{ } 0,6 \text{ M} \cdot \frac{0,6 \text{ mmol CaSO}_4}{1 \text{ mL CaSO}_4 \text{ } 0,6 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Ca}^{2+}}{1 \text{ mmol CaSO}_4} = 6 \text{ mmol Ca}^{2+}$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del CaCl_2 es:



La cantidad de Ca^{2+} contenido en la disolución de CaCl_2 es:

$$20 \text{ mL CaCl}_2 \text{ } 0,2 \text{ M} \cdot \frac{0,2 \text{ mmol CaCl}_2}{1 \text{ mL CaCl}_2 \text{ } 0,2 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Ca}^{2+}}{1 \text{ mmol CaCl}_2} = 4 \text{ mmol Ca}^{2+}$$

Suponiendo volúmenes aditivos, la concentración molar de Ca^{2+} en la disolución resultante es:

$$\frac{(6 + 4) \text{ mmol Ca}^{2+}}{100 \text{ mL disolución}} = 0,1 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en El Escorial 2012).

1.96. La concentración de NaOH en la disolución resultante de mezclar 100 mL de NaOH 1,0 M con 50 mL de NaOH 0,10 M es:

- a) 0,105 M
- b) 0,14 M
- c) 0,70 M
- d) 0,75 M

(O.Q.L. Murcia 2020)

▪ La cantidad de NaOH contenido en la disolución 1,0 M es:

$$100 \text{ mL NaOH } 1,0 \text{ M} \cdot \frac{1,0 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 1,0 \text{ M}} = 100 \text{ mmol NaOH}$$

▪ La cantidad de NaOH contenido en la disolución 0,10 M es:

$$50 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M}} = 5,0 \text{ mmol NaOH}$$

Suponiendo volúmenes aditivos, la concentración molar de NaOH en la disolución resultante es:

$$\frac{(100 + 5,0) \text{ mmol NaOH}}{(100 + 50) \text{ mL disolución}} = 0,70 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.97. Se dispone de 10 mL de una disolución de NaNO_3 2,0 M y de 40 mL de otra disolución de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 0,50 M. Si se mezclan sin variación apreciable de volumen, la concentración del ion NO_3^- en la disolución será:

- a) 0,8 M
- b) 1,2 M
- c) 1,6 M
- d) 1,8 M

(O.Q.L. Asturias 2020)

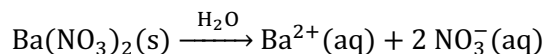
▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del NaNO_3 es:



La cantidad de NO_3^- contenido en la disolución de NaNO_3 es:

$$10 \text{ mL NaNO}_3 \text{ 2,0 M} \cdot \frac{2,0 \text{ mmol NaNO}_3}{1 \text{ mL NaNO}_3 \text{ 2,0 M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NO}_3^-}{1 \text{ mmol NaNO}_3} = 20 \text{ mmol NO}_3^-$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ es:



La cantidad de NO_3^- contenido en la disolución de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ es:

$$40 \text{ mL Ba}(\text{NO}_3)_2 \text{ 0,50 M} \cdot \frac{0,50 \text{ mmol Ba}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mL Ba}(\text{NO}_3)_2 \text{ 0,50 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol NO}_3^-}{1 \text{ mmol Ba}(\text{NO}_3)_2} = 40 \text{ mmol NO}_3^-$$

Suponiendo que no existe variación de volumen, la concentración molar de NO_3^- en la disolución resultante es:

$$\frac{(20 + 40) \text{ mmol NO}_3^-}{(10 + 40) \text{ mL disolución}} = 1,2 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

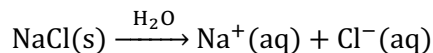
(Cuestión similar a la propuesta en País Vasco 2010).

1.98. En un matraz aforado de 100 mL se introducen 10,0 mL de disolución de cloruro de sodio 1,5 M; 15,0 mL de disolución de cloruro de amonio 2,0 M; 20,0 mL de disolución de sulfato de sodio 1,0 M y agua destilada hasta completar los 100 mL. La concentración molar (mol L^{-1}) del ion cloruro en la disolución resultante es:

- a) 0,55
- b) 0,45
- c) 0,30
- d) 0,20

(O.Q.L. Valencia 2020)

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del NaCl es:



La cantidad de Cl^- contenido en la disolución de NaCl es:

$$100 \text{ mL NaCl 1,5 M} \cdot \frac{1,5 \text{ mmol NaCl}}{1 \text{ mL NaCl 1,5 M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Cl}^-}{1 \text{ mmol NaCl}} = 15 \text{ mmol Cl}^-$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del NH_4Cl es:



La cantidad de Cl^- contenido en la disolución de NH_4Cl es:

$$15 \text{ mL NH}_4\text{Cl 2,0 M} \cdot \frac{2,0 \text{ mmol NH}_4\text{Cl}}{1 \text{ mL NH}_4\text{Cl 2,0 M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Cl}^-}{1 \text{ mmol NH}_4\text{Cl}} = 30 \text{ mmol Cl}^-$$

Suponiendo volúmenes aditivos, la concentración molar de Cl^- en la disolución resultante es:

$$\frac{(15 + 30) \text{ mmol Cl}^-}{100 \text{ mL disolución}} = 0,45 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2. PREPARACIÓN DE DISOLUCIONES

2.1. Un ácido nítrico comercial tiene una riqueza del 70,0 % en masa de HNO_3 y $\rho = 1,42 \text{ g mL}^{-1}$. Calcule la masa de HNO_3 necesaria para producir $1,00 \text{ m}^3$ de HNO_3 comercial.

- a) 2,03 kg
- b) 994 kg
- c) 1,420 kg
- d) 1,420 g
- e) 994 g

(O.Q.L. Asturias 1988)

La masa de HNO_3 que se necesita para preparar la disolución comercial es:

$$1,00 \text{ m}^3 \text{ HNO}_3 \text{ 70,0 \%} \cdot \frac{10^6 \text{ mL HNO}_3 \text{ 70,0 \%}}{1 \text{ m}^3 \text{ HNO}_3 \text{ 70,0 \%}} \cdot \frac{1,42 \text{ g HNO}_3 \text{ 70,0 \%}}{1 \text{ mL HNO}_3 \text{ 70,0 \%}} = 1,42 \cdot 10^6 \text{ g HNO}_3 \text{ 70,0 \%}$$

Como se dispone de una disolución de riqueza 70,0 % el volumen necesario es:

$$1,42 \cdot 10^6 \text{ g HNO}_3 \text{ 70,0 \%} \cdot \frac{70,0 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g HNO}_3 \text{ 70,0 \%}} \cdot \frac{1 \text{ kg HNO}_3}{10^3 \text{ g HNO}_3} = 994 \text{ kg HNO}_3$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.2. La densidad del NaCl es $2,16 \text{ g cm}^{-3}$ y la de su disolución acuosa saturada es $1,197 \text{ g cm}^{-3}$. Esta disolución contiene 311 g de sal por litro de disolución, ¿qué variación de volumen se produce al disolver la sal?

- a) 30 cm^3
- b) 3 cm^3
- c) 60 cm^3
- d) 3 dm^3
- e) $0,3 \text{ dm}^3$

(O.Q.L. Asturias 1989)

La masa de disolución es:

$$1 \text{ L disolución} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1,197 \text{ g disolución}}{1 \text{ cm}^3 \text{ disolución}} = 1.197 \text{ g disolución}$$

La masa de H_2O que contiene esa disolución es:

$$1,197 \text{ g disolución} - 311 \text{ g NaCl} = 886 \text{ g H}_2\text{O}$$

Considerando que la densidad del H_2O es $1,00 \text{ g cm}^{-3}$, el volumen que ocupa es:

$$886 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}}{1,00 \text{ g H}_2\text{O}} = 886 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}$$

El volumen que ocupa el NaCl(s) es:

$$311 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ NaCl}}{2,16 \text{ g NaCl}} = 144 \text{ cm}^3 \text{ NaCl}$$

Considerando los volúmenes aditivos, el volumen total ocupado por el H_2O y el NaCl(s) antes de formar la disolución es:

$$886 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O} + 144 \text{ cm}^3 \text{ NaCl} = 1,03 \cdot 10^3 \text{ cm}^3 \text{ mezcla}$$

La variación de volumen que se produce al preparar la disolución es:

$$1,03 \cdot 10^3 \text{ cm}^3 \text{ mezcla} - 1.000 \text{ cm}^3 \text{ disolución} = 30,0 \text{ cm}^3$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.3. Para preparar una disolución de H_2SO_4 de cierta concentración hay que medir de la botella comercial $1,2 \text{ cm}^3$. La manera más correcta de medir este volumen es:

- Mediante una probeta de 30 cm^3 .
- Mediante una pipeta de 20 cm^3 .
- Mediante una pipeta de 5 cm^3 de doble enrase.
- Mediante una pipeta graduada de 2 cm^3 y aspirando con ella el H_2SO_4 de la botella.
- Mediante una pipeta graduada de 2 cm^3 y con ayuda de una pera de goma que evite el contacto con el ácido.

(O.Q.L. Asturias 1989)

El procedimiento correcto para extraer de una botella $1,2 \text{ cm}^3$ de H_2SO_4 cometiendo el menor error posible, es utilizar una **pipeta graduada de 2 cm^3** a la que se ha acoplado una **pera de goma** para succionar el H_2SO_4 evitando así posibles quemaduras.

La respuesta correcta es la **e**.

2.4. Se disuelven 5 g de cloruro de sodio en 100 mL de agua. ¿Qué se habrá originado?

- Una sustancia pura
- Un compuesto químico
- Una mezcla homogénea
- Una disolución
- Una dispersión coloidal

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

El cloruro de sodio es muy soluble en agua, por tanto, se forma una **disolución** o **mezcla homogénea**.

Las respuestas correctas son **c** y **d**.

2.5. Dadas las siguientes proposiciones indique cuál o cuáles son verdaderas:

- El agua está formada por dos tipos de átomos, por tanto, no es una sustancia pura.
- Toda disolución es una mezcla.
- Todas las mezclas son disoluciones.
- En una mezcla heterogénea sus componentes pueden observarse de forma separada.

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

a) Falso. El agua es una sustancia pura que por estar formada por dos tipos de átomos constituye un compuesto.

b) **Verdadero**. Las disoluciones presentan una sola fase y son mezclas homogéneas.

c) Falso. Algunas mezclas presentan más de una fase y se llaman heterogéneas.

d) **Verdadero**. En una mezcla heterogénea los componentes de la misma pueden distinguirse a simple vista o con ayuda de una lupa.

Las respuestas correctas son **b** y **d**.

2.6. Se desea preparar 100 mL de disolución de ácido sulfúrico 0,25 M a partir de un ácido comercial del 98 % y densidad $1,836 \text{ g mL}^{-1}$. Para ello se ha de tomar de la botella de ácido comercial:

- 1,36 mL
- 2,45 mL
- 2,5 g
- 4,50 mL

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Jaén 2017)

La masa de H_2SO_4 necesaria para preparar la disolución es:

$$100 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,25 M} \cdot \frac{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,25 M}}{10^3 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,25 M}} \cdot \frac{0,25 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,25 M}} \cdot \frac{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 2,5 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

La cantidad de H_2SO_4 comercial a utilizar es:

$$2,5 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 98 \%}}{98 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 98 \%}}{1,836 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 98 \%}} = 1,4 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 98 \%}$$

La respuesta correcta es la a.

(En la cuestión propuesta en Castilla y León 1998 se preparan 500 mL de la disolución 0,15 M).

2.7. Si la solubilidad del cloruro de sodio en agua a 15°C es 50 g L^{-1} . Es cierto que:

- Una disolución que contiene 25 g L^{-1} es una disolución saturada.
- La disolución que contiene 45 g L^{-1} está muy diluida.
- Está saturada la disolución cuando contiene 50 g L^{-1} de cloruro de sodio.
- Si contiene más de 50 g L^{-1} es un sistema inestable.

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

- Falso. La disolución es insaturada porque todavía no se ha alcanzado el límite de solubilidad a esa temperatura.
- Falso. La disolución es concentrada ya que se está cerca del límite de solubilidad a esa temperatura.
- Verdadero.** La disolución está saturada ya que se ha alcanzado el límite de solubilidad a esa temperatura.
- Falso. La disolución está sobresaturada ya que se ha superado el límite de solubilidad a esa temperatura.

La respuesta correcta es la c.

2.8. A 125 mL de una disolución de hidróxido de sodio 0,75 M se le añaden 300 mL de agua destilada. Indique cuál de las siguientes proposiciones es cierta:

- Precipitará hidróxido de sodio.
- Aumenta el número de moles de sosa.
- La concentración de la disolución aumenta.
- Los moles de sosa no varían, pero sí la concentración de la disolución.
- Aumenta el pH de la disolución.
- Disminuyen los moles de hidróxido de sodio.

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Jaén 2019)

- Falso. Si se añade agua a la disolución disminuye su concentración y no puede precipitar soluto.
- Falso. El número de moles de soluto permanece constante.
- Verdadero.** Según se ha justificado en los apartados anteriores.
- Falso. Si disminuye la concentración de la disolución de NaOH, disminuye su pH.

La respuesta correcta es la d.

2.9. Se dispone de un matraz aforado de 500 mL que contiene una disolución 6 M de ácido acético. ¿Qué habría que hacer para preparar a partir de ella una disolución de ácido acético 3 M?

- Añadir agua destilada hasta obtener 2 L de disolución final.
- Diluir a 1 L con agua destilada.
- Extraer 250 mL de disolución del matraz aforado.
- Añadir 500 mL de una disolución de ácido acético 0,5 M.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

Aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{500 \text{ mL CH}_3\text{COOH 6 M}}{V \text{ L disolución}} \cdot \frac{6 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ L CH}_3\text{COOH 6 M}} \cdot \frac{1 \text{ L CH}_3\text{COOH 6 M}}{10^3 \text{ mL CH}_3\text{COOH 6 M}} = 3 \text{ mol L}^{-1} \rightarrow V = 1 \text{ L}$$

Habrá que **diluir hasta 1 L** con agua destilada.

La respuesta correcta es la **b**.

2.10. Se disuelven 25,0 g de una sustancia en 100 g de agua pura obteniéndose una disolución de densidad igual a 1,15 g mL⁻¹. El volumen de esta disolución es igual a:

- a) 120,5 mL
- b) 108,7 mL
- c) 110,4 mL
- d) 145,5 mL

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

La densidad relaciona masa con volumen:

$$(25,0 + 100) \text{ g disolución} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1,15 \text{ g disolución}} = 109 \text{ mL disolución}$$

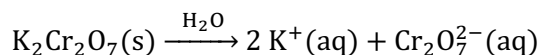
La respuesta correcta es la **b**.

2.11. Para preparar 100 mL de disolución acuosa de dicromato de potasio cuya concentración sea de 50,0 mg de anión dicromato por mililitro, habrá que tomar:

- a) 7,25 g de dicromato de potasio
- b) 6,81 g de dicromato de potasio
- c) 8,52 g de dicromato de potasio
- d) 4,19 g de dicromato de potasio

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del dicromato de potasio K₂Cr₂O₇ es:



La cantidad de K₂Cr₂O₇ contenido en la disolución es:

$$100 \text{ mL disolución} \cdot \frac{50,0 \text{ mg Cr}_2\text{O}_7^{2-}}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Cr}_2\text{O}_7^{2-}}{216,0 \text{ mg Cr}_2\text{O}_7^{2-}} \cdot \frac{1 \text{ mmol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ mmol Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = 23,1 \text{ mmol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

La masa de K₂Cr₂O₇ necesaria para preparar la disolución es:

$$23,1 \text{ mmol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \cdot \frac{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{10^3 \text{ mmol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{294,2 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 6,81 \text{ g K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.12. Solo uno de los conceptos siguientes es falso:

- a) Las disoluciones verdaderas forman un sistema homogéneo.
- b) Una disolución se dice saturada si no admite más soluto.
- c) Las proteínas en agua siempre forman disoluciones verdaderas.
- d) La gasolina es un ejemplo de disolución líquido-líquido.
- e) La agitación intensa de un sistema agua con aceite permite obtener una disolución.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2009)

- a) Verdadero. Una disolución es una mezcla homogénea, uniforme y estable.
- b) Verdadero. Cuando una disolución alcanza el límite de saturación a determinada temperatura ya no admite más soluto.
- c) Verdadero. Las proteínas pueden ser solubles en agua si forman enlaces de hidrógeno con ella.
- d) Verdadero. La gasolina es un ejemplo de disolución líquido-líquido de compuestos no polares.
- e) **Falso**. Agua y aceite son inmiscibles y la agitación intensa solo provoca la formación de microgotas de aceite en agua (punto de niebla).

La respuesta correcta es la **e**.

2.13. Se prepara una disolución de hidróxido de sodio del 45,0 % en masa, que tiene una densidad de 1,46 g mL⁻¹. Una porción de 50,0 mL de la misma contiene los siguientes gramos de hidróxido de sodio:

- a) $1,81 \cdot 10^{-2}$
- b) 24,5
- c) $8,13 \cdot 10^{-5}$
- d) 32,8

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

La masa de NaOH contenida en la disolución es:

$$50,0 \text{ mL NaOH } 45,0 \% \cdot \frac{1,46 \text{ g NaOH } 45,0 \%}{1 \text{ mL NaOH } 45,0 \%} \cdot \frac{45,0 \text{ g NaOH}}{100 \text{ g NaOH } 45,0 \%} = 32,8 \text{ g NaOH}$$

La respuesta correcta es la **d**.

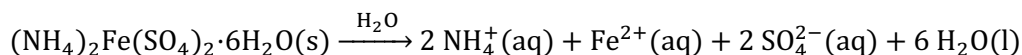
(En la cuestión propuesta en Castilla-León 2002 se cambia el hidróxido de sodio por el de potasio).

2.14. ¿Qué masa de sulfato de amonio y hierro(II) hexahidrato (masa molecular relativa 392) es necesaria para preparar un litro de disolución 0,0500 M con respecto al ion hierro(II), Fe²⁺(aq)?

- a) 1,96 g
- b) 2,80 g
- c) 14,2 g
- d) 19,6 g
- e) 28,0 g

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Madrid 2011)

El (NH₄)₂Fe(SO₄)₂·6H₂O es la "sal de Mohr" y la ecuación correspondiente a su disociación iónica en agua es:



La cantidad de sal necesaria para preparar la disolución es:

$$1 \text{ L Fe}^{2+} \text{ } 0,0500 \text{ M} \cdot \frac{0,0500 \text{ mol Fe}^{2+}}{1 \text{ L Fe}^{2+} \text{ } 0,0500 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol sal de Mohr}}{1 \text{ mol Fe}^{2+}} = 0,0500 \text{ mol sal de Mohr}$$

$$0,0500 \text{ mol sal de Mohr} \cdot \frac{392 \text{ g sal de Mohr}}{1 \text{ mol sal de Mohr}} = 19,6 \text{ g sal de Mohr}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.15. Partiendo de 496 g de cloruro de sodio, se desea preparar una disolución 0,25 molal. ¿Cuántos kg de agua deberán añadirse al recipiente que contiene la sal?

- a) 0,030
- b) 2,0
- c) 8,5
- d) 34

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

La masa de H₂O necesaria para preparar la disolución es:

$$496 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ kg H}_2\text{O}}{0,25 \text{ mol NaCl}} = 34 \text{ kg H}_2\text{O}$$

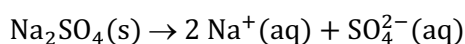
La respuesta correcta es la **d**.

2.16. ¿Cuántos moles de Na_2SO_4 deben añadirse a 500 mL de agua para obtener una disolución de concentración 2 M de iones sodio? Suponga que el volumen de la disolución no cambia.

- a) 0,5
- b) 1
- c) 2
- d) 4
- e) 5

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Baleares 2009)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del Na_2SO_4 es:



Suponiendo que no existe variación de volumen al añadir el soluto, la cantidad de este que se necesita es:

$$\frac{x \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{0,5 \text{ L disolución}} \cdot \frac{2 \text{ mol Na}^+}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} = 2 \text{ mol L}^{-1} \quad \rightarrow \quad x = 0,5 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$$

La respuesta correcta es la a.

2.17. Se quiere preparar 2,00 L de disolución de ácido clorhídrico del 36,0 % en masa y $\rho = 1,18 \text{ g cm}^{-3}$, disolviendo en agua cloruro de hidrógeno gaseoso (muy soluble en agua). ¿Cuántos litros de dicho gas, medidos en condiciones normales, se necesitarán?

- a) 521,40 L
- b) 2 L
- c) 1227,39 L
- d) 164,3 L

(O.Q.L. Murcia 2002)

La cantidad de HCl que se necesita para preparar la disolución es:

$$2,00 \text{ L HCl } 36,0 \% \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 36,0 \%}{1 \text{ L HCl } 36,0 \%} \cdot \frac{1,18 \text{ g HCl } 36,0 \%}{1 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 36,0 \%} \cdot \frac{36 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 36,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 23,3 \text{ mol HCl}$$

Suponiendo que no existe variación de volumen al disolverse el gas y, considerando comportamiento ideal del mismo, la cantidad de este que se necesita es:

$$23,3 \text{ mol HCl} \cdot \frac{22,4 \text{ L HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 521 \text{ L HCl}$$

La respuesta correcta es la a.

2.18. ¿Qué volumen de disolución concentrada 8,00 M de HCl hay que utilizar para preparar 3,00 L de una disolución de 2,00 M de HCl?

- a) 750 mL
- b) 1.333,3 mL
- c) 2.250 mL
- d) 1.666,6 mL

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. País Vasco 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. Murcia 2013) (O.Q.L. Galicia 2013)

La cantidad necesaria de HCl para preparar la disolución diluida (2,00 M) es:

$$3,00 \text{ L HCl } 2,00 \text{ M} \cdot \frac{2,00 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 2,00 \text{ M}} = 6,00 \text{ mol HCl}$$

Relacionado esta cantidad de HCl con la disolución concentrada (8,00 M):

$$6,00 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ L HCl } 8,00 \text{ M}}{8,00 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL HCl } 8,00 \text{ M}}{1 \text{ L HCl } 8,00 \text{ M}} = 750 \text{ mL HCl } 8,00 \text{ M}$$

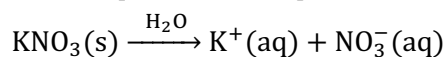
La respuesta correcta es la a.

2.19. Se desea preparar una disolución en la que la concentración del ion NO_3^- sea 0,25 M y se dispone de 500 mL de disolución de KNO_3 0,20 M. ¿Cuántos mL de disolución de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ 0,30 M habría que añadir?

- a) 250
b) 35,70
c) 71,40
d) 142,80

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Murcia 2014) (O.Q.L. Málaga 2019)

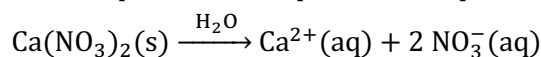
▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del KNO_3 es:



La cantidad de NO_3^- contenido en la disolución 0,20 M es:

$$500 \text{ mL } \text{KNO}_3 \text{ 0,20 M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol } \text{KNO}_3}{1 \text{ mL } \text{KNO}_3 \text{ 0,20 M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } \text{NO}_3^-}{1 \text{ mmol } \text{KNO}_3} = 100 \text{ mmol } \text{NO}_3^-$$

▪ La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ es:



La cantidad de NO_3^- contenido en V mL de disolución 0,30 M es:

$$V \text{ mL } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \text{ 0,30 M} \cdot \frac{0,30 \text{ mmol } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mL } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \text{ 0,30 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol } \text{NO}_3^-}{1 \text{ mmol } \text{Ca}(\text{NO}_3)_2} = 0,60 V \text{ mmol } \text{NO}_3^-$$

Suponiendo volúmenes aditivos, el volumen de disolución de $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ a añadir es:

$$\frac{(100 + 0,60 V) \text{ mmol } \text{NO}_3^-}{(500 + V) \text{ mL disolución}} = 0,25 \text{ M} \quad \rightarrow \quad V = 71 \text{ mL}$$

La respuesta correcta es la c.

2.20. Se dispone de un ácido sulfúrico del 93,0 % y densidad $1,90 \text{ g cm}^{-3}$ y se desea preparar 0,400 L disolución de concentración 1,00 M. ¿Qué cantidad del ácido sulfúrico se necesita?

- a) $22,2 \text{ cm}^3$
b) $39,2 \text{ cm}^3$
c) $55,5 \text{ cm}^3$
d) 111 cm^3

(O.Q.L. Baleares 2004)

La masa de H_2SO_4 que se necesita para preparar la disolución es:

$$0,400 \text{ L } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 1,00 M} \cdot \frac{1,00 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 1,00 M}} \cdot \frac{98,1 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4} = 39,2 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4$$

Como se dispone de una disolución de riqueza 93,0 %, el volumen necesario es:

$$39,2 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 93,0 \%}}{93 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ 93,0 \%}}{1,90 \text{ g } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 93,0 \%}} = 22,2 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ 93,0 \%}$$

La respuesta correcta es la a.

2.21. ¿Qué masa de MgCl_2 , expresada en gramos, debe añadirse a 250 mL de una disolución 0,25 M de MgCl_2 para obtener una nueva disolución 0,40 M?

- a) 9,5
b) 6,0
c) 2,2
d) 3,6
e) 19

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.L. Baleares 2011)

La masa de MgCl_2 que contiene la disolución original:

$$250 \text{ mL MgCl}_2 \text{ 0,25 M} \cdot \frac{1 \text{ L MgCl}_2 \text{ 0,25 M}}{10^3 \text{ mL MgCl}_2 \text{ 0,25 M}} \cdot \frac{0,25 \text{ mol MgCl}_2}{1 \text{ L MgCl}_2 \text{ 0,25 M}} \cdot \frac{95,3 \text{ g MgCl}_2}{1 \text{ mol MgCl}_2} = 6,0 \text{ g MgCl}_2$$

Suponiendo que la adición de más soluto no afecta al volumen de disolución, la masa de MgCl_2 que contiene la disolución final es:

$$250 \text{ mL MgCl}_2 \text{ 0,40 M} \cdot \frac{1 \text{ L MgCl}_2 \text{ 0,40 M}}{10^3 \text{ mL MgCl}_2 \text{ 0,40 M}} \cdot \frac{0,40 \text{ mol MgCl}_2}{1 \text{ L MgCl}_2 \text{ 0,40 M}} \cdot \frac{95,3 \text{ g MgCl}_2}{1 \text{ mol MgCl}_2} = 9,5 \text{ g MgCl}_2$$

La masa de soluto añadida es:

$$9,5 \text{ g MgCl}_2 \text{ (final)} - 6,0 \text{ g MgCl}_2 \text{ (inicial)} = 3,5 \text{ g MgCl}_2 \text{ (añadido)}$$

La respuesta correcta es la d.

2.22. Una disolución acuosa de ácido sulfúrico del 34,5 % de riqueza en masa tiene una densidad de $1,26 \text{ g mL}^{-1}$. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico se necesitan para obtener 3,22 L de esta disolución?

- a) $1,20 \cdot 10^5$
- b) 822
- c) $1,4 \cdot 10^3$
- d) 135
- e) $1,4 \cdot 10^5$

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Sevilla 2006) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

La masa de disolución a preparar es:

$$3,22 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 34,5 \%} \cdot \frac{10^3 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 34,5 \%}}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 34,5 \%}} \cdot \frac{1,26 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 34,5 \%}}{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 34,5 \%}} = 4,06 \cdot 10^3 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 34,5 \%}$$

La masa de H_2SO_4 que contiene la disolución es:

$$4,06 \cdot 10^3 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 34,5 \%} \cdot \frac{34,5 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 34,5 \%}} = 1,40 \cdot 10^3 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

La respuesta correcta es la c.

2.23. Si se diluye un litro de HCl del 37,0 % en masa y densidad $1,19 \text{ g mL}^{-1}$ hasta obtener un ácido del 25,0 %, ¿qué masa de agua debe añadirse?

- a) 660 g
- b) 120 g
- c) 570 g
- d) 300 g

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

La masa de disolución de HCl concentrada (37,0 %) a diluir es:

$$1 \text{ L HCl 37,0 \%} \cdot \frac{10^3 \text{ mL HCl 37,0 \%}}{1 \text{ L HCl 37,0 \%}} \cdot \frac{1,19 \text{ g HCl 37,0 \%}}{1 \text{ mL HCl 37,0 \%}} = 1,19 \cdot 10^3 \text{ g HCl 37,0 \%}$$

La masa de HCl que contiene esa disolución es:

$$1,19 \cdot 10^3 \text{ g HCl 37 \%} \cdot \frac{37,0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl 37,0 \%}} = 440 \text{ g HCl}$$

La masa de disolución de HCl al 25,0 % que puede prepararse con esa cantidad de HCl es:

$$440 \text{ g HCl} \cdot \frac{100 \text{ g HCl 25,0 \%}}{25,0 \text{ g HCl}} = 1,76 \cdot 10^3 \text{ g HCl 25,0 \%}$$

La masa de H_2O a añadir a la disolución concentrada es:

$$1,76 \cdot 10^3 \text{ g HCl } 25,0 \% - 1,19 \cdot 10^3 \text{ g HCl } 37 \% = 570 \text{ g H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la c.

2.24. Para preparar una disolución 1 M de un compuesto sólido muy soluble en agua, ¿qué es necesario hacer?

- a) Añadir un litro de agua a un mol de compuesto.
- b) Añadir un mol de compuesto a un kg de agua.
- c) Añadir agua a un mol de compuesto hasta completar un kg de disolución.
- d) Disolver un mol de compuesto en suficiente cantidad de agua y completar hasta 1 L de disolución.

(O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. Castilla y León 2018)
(O.Q.L. La Rioja 2020)

- a) Falso. Ya que el volumen de la disolución excedería de 1 L y la molaridad sería menor que 1.
- b) Falso. Ya que de esa forma se tendría una disolución cuya concentración es 1 molal.
- c) Falso. Un mol por kg de disolución no es una forma habitual de concentración de una disolución.
- d) **Verdadero.** Ya que ese es el procedimiento adecuado para preparar 1 L de disolución 1 M.

La respuesta correcta es la d.

2.25. Un vinagre tiene 5,05 % en masa de ácido acético, CH₃COOH, y su densidad es 1,05 g mL⁻¹. ¿Cuántos gramos de ácido hay en una botella de vinagre de un litro?

- a) 0,100
- b) 0,050
- c) 50,5
- d) 208
- e) 53,0

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Málaga 2020)

La masa de CH₃COOH que contiene esa cantidad de vinagre es:

$$1,00 \text{ L vinagre} \cdot \frac{10^3 \text{ mL vinagre}}{1 \text{ L vinagre}} \cdot \frac{1,05 \text{ g vinagre}}{1 \text{ mL vinagre}} \cdot \frac{5,05 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{100 \text{ g vinagre}} = 53,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}$$

La respuesta correcta es la e.

2.26. El volumen de NaOH 0,0250 M que se puede obtener a partir de 200 mL de una disolución 0,100 M de la misma base es:

- a) 100 mL
- b) 50 mL
- c) 800 mL
- d) 400 mL

(O.Q.L. Madrid 2006)

La cantidad de NaOH contenido en la disolución es:

$$200 \text{ mL NaOH } 0,100 \text{ M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,100 \text{ M}} = 20,0 \text{ mmol NaOH}$$

El volumen de disolución diluida que se puede obtener a partir de esa cantidad de NaOH es:

$$20,0 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mL NaOH } 0,0250 \text{ M}}{0,0250 \text{ mmol NaOH}} = 800 \text{ mL NaOH } 0,0250 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la c.

2.27. Se deja una disolución de KCl en un frasco, en el que, por estar mal cerrado, al cabo de unas semanas se forma un precipitado. La disolución que hay sobre el precipitado es:

- a) Diluida
- b) Saturada
- c) Sobresaturada
- d) Insaturada

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

Al estar el frasco mal cerrado se produce la evaporación de agua y se forma un precipitado en el fondo. Esto se debe a que se alcanza el límite de saturación a determinada temperatura. Se dice que la disolución sobrenadante está saturada.

La respuesta correcta es la b.

2.28. Se prepara una disolución acuosa de ácido sulfúrico con una riqueza del 34,5 % en masa y densidad de $1,26 \text{ g mL}^{-1}$. Su concentración será:

- a) 1.260 g L^{-1}
- b) 345 g L^{-1}
- c) 435 g L^{-1}
- d) 13,7 M
- e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. País Vasco 2006)

Tomando como base de cálculo 1 L de la disolución, la masa de H_2SO_4 que contiene es:

$$\frac{10^3 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 34,5 \%}}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 34,5 \%}} \cdot \frac{1,26 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 34,5 \%}}{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 34,5 \%}} \cdot \frac{34,5 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 34,5 \%}} = 435 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

La concentración de dicha disolución expresada en g L^{-1} es, 435.

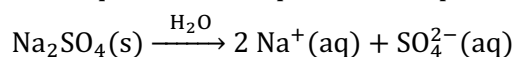
La respuesta correcta es la c.

2.29. Se mezclan 100 mL de una disolución de Na_2SO_4 4,0 M con 500 mL de otra disolución 0,20 M del mismo compuesto. Para que la concentración de iones Na^+ en la disolución resultante sea 0,080 M, el volumen de agua que habrá que añadir es:

- a) 5.650 mL
- b) 14.350 mL
- c) 9.600 mL
- d) 10.000 mL
- e) 11.900 mL

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Cádiz 2019)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del Na_2SO_4 es:



La cantidad de Na^+ contenido en cada disolución es, respectivamente:

$$100 \text{ mL Na}_2\text{SO}_4 \text{ 4,0 M} \cdot \frac{4,0 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL Na}_2\text{SO}_4 \text{ 4,0 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol Na}^+}{1 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_4} = 800 \text{ mmol Na}^+$$

$$500 \text{ mL Na}_2\text{SO}_4 \text{ 0,20 M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL Na}_2\text{SO}_4 \text{ 0,20 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol Na}^+}{1 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_4} = 200 \text{ mmol Na}^+$$

Considerando volúmenes aditivos, el volumen de H_2O que es necesario añadir:

$$\frac{(800 + 200) \text{ mmol Na}^+}{(100 + 500 + V) \text{ mL disolución}} = \frac{0,080 \text{ mmol Na}^+}{\text{mL disolución}} \rightarrow V = 1,19 \cdot 10^4 \text{ mL}$$

La respuesta correcta es la e.

2.30. ¿Cuántos moles de KCl se requieren para preparar 250 mL de una disolución 5,00 M?

- a) 5
- b) 2,5
- c) 1,25
- d) 1

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

La cantidad de KCl necesario para preparar la disolución es:

$$250 \text{ mL KCl } 5,00 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L KCl } 5,00 \text{ M}}{10^3 \text{ mL KCl } 5,00 \text{ M}} \cdot \frac{5,00 \text{ mol KCl}}{1 \text{ L KCl } 5,00 \text{ M}} = 1,25 \text{ mol KCl}$$

La respuesta correcta es la c.

2.31. ¿Cuántos gramos de NaF se necesitan para preparar 0,15 kg de una disolución acuosa al 5,0 %?

- a) 3,0
- b) 15
- c) 7,5
- d) 30

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

La masa de NaF necesario para preparar la disolución es:

$$0,15 \text{ kg NaF } 5,0 \% \cdot \frac{10^3 \text{ g NaF } 5,0 \%}{1 \text{ kg NaF } 5,0 \%} \cdot \frac{5,0 \text{ g NaF}}{100 \text{ g NaF } 5,0 \%} = 7,5 \text{ g NaF}$$

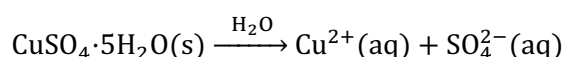
La respuesta correcta es la c.

2.32. ¿Qué masa de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ se necesita para preparar 2,0 L de disolución 0,050 M en Cu^{2+} ?

- a) 50 g
- b) 75 g
- c) 12,5 g
- d) 25 g

(O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. Valencia 2018)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ es:



La cantidad de sustancia hidratada necesaria para preparar la disolución:

$$2,0 \text{ L Cu}^{2+} \text{ } 0,050 \text{ M} \cdot \frac{0,050 \text{ mol Cu}^{2+}}{1 \text{ L Cu}^{2+} \text{ } 0,050 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Cu}^{2+}} = 0,10 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

La masa correspondiente de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ es:

$$0,10 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \cdot \frac{249,6 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 25 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la d.

2.33. ¿Qué volumen de disolución concentrada de NaOH 2,5 M es necesaria para preparar 0,50 L de disolución 0,10 M?

- a) 12,5 L
- b) 10 mL
- c) 500 mL
- d) 0,020 L

(O.Q.L. Madrid 2008)

El volumen de disolución 2,5 M necesario para preparar la disolución 0,10 M es:

$$0,50 \text{ L NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ L NaOH } 2,5 \text{ M}}{2,5 \text{ mol NaOH}} = 0,020 \text{ L NaOH } 2,5 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.34. Se disolvieron 2,50 g de clorato de potasio en 100,00 mL de agua a 40 °C. Al enfriar a 20 °C, se observó que el volumen continuaba siendo de 100,00 mL, pero se había producido la cristalización de parte de la sal. La densidad del agua a 40 °C es 0,9922 g mL⁻¹ y la densidad de la disolución de clorato de potasio a 20 °C es 1,0085 g mL⁻¹. Calcule la masa de clorato de potasio que ha cristalizado.

- a) 0,870 g
- b) 1,491 g
- c) 0,016 g
- d) 0,032 g
- e) 0,745 g

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Las masas de los componentes de la disolución a 40 °C son:

$$2,50 \text{ g KClO}_3 \quad 100,00 \text{ mL H}_2\text{O} \cdot \frac{0,9922 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mL H}_2\text{O}} = 99,22 \text{ g H}_2\text{O}$$

La masa de la disolución a 20 °C es:

$$100,00 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1,0085 \text{ g disolución}}{1 \text{ mL disolución}} = 100,85 \text{ g disolución}$$

Como al enfriar cristaliza parte KClO₃ y la masa de H₂O en la disolución sigue siendo la misma, la masa de KClO₃ que permanece en disolución es:

$$100,85 \text{ g disolución} - 99,22 \text{ g H}_2\text{O} = 1,630 \text{ g KClO}_3$$

La masa de KClO₃ que ha cristalizado es:

$$2,50 \text{ g KClO}_3 \text{ (inicial)} - 1,630 \text{ g KClO}_3 \text{ (disuelto)} = 0,870 \text{ g KClO}_3 \text{ (cristalizado)}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.35. Un ácido sulfúrico contiene un 92 % en masa de ácido y su densidad es 1.813 kg m⁻³. Calcule el volumen de ácido concentrado necesario para preparar 100 mL de disolución 0,10 M.

- a) 1,34 mL
- b) 0,59 mL
- c) 3,32 mL
- d) 2,09 mL

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La cantidad H₂SO₄ necesaria para preparar la disolución es:

$$100 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,10 \text{ M}}{10^3 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{0,10 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{10^3 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,10 \text{ M}} = 0,010 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

$$0,010 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,98 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Como se dispone de una disolución comercial de riqueza 92 % cuya densidad es:

$$\rho = \frac{1,813 \text{ kg H}_2\text{SO}_4 \text{ } 92 \%}{1 \text{ m}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ } 92 \%} \cdot \frac{10^3 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ } 92 \%}{1 \text{ kg H}_2\text{SO}_4 \text{ } 92 \%} \cdot \frac{1 \text{ m}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ } 92 \%}{10^6 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 92 \%} = 1,813 \text{ g mL}^{-1}$$

El volumen correspondiente de la disolución comercial de riqueza 92 % es:

$$0,981 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ } 92 \%}{92 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 92 \%}{1,813 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ } 92 \%} = 0,59 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 92 \%$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.36. Calcule los gramos de soluto necesarios para preparar 500 mL de una disolución de nitrato de sodio 0,100 M.

- a) 4,25
- b) 5,78
- c) 6,80
- d) 7,50

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La masa de NaOH que se necesita para preparar la disolución es:

$$500 \text{ mL NaNO}_3 \text{ 0,100 M} \cdot \frac{1 \text{ L NaNO}_3 \text{ 0,100 M}}{10^3 \text{ mL NaNO}_3 \text{ 0,100 M}} \cdot \frac{0,100 \text{ mol NaNO}_3}{1 \text{ L NaNO}_3 \text{ 0,100 M}} \cdot \frac{85,0 \text{ g NaNO}_3}{1 \text{ mol NaNO}_3} = 4,25 \text{ g NaNO}_3$$

La respuesta correcta es la a.

2.37. Para la preparación de 100 cm³ de disolución 0,10 M de ácido clorhídrico se emplea uno comercial del 36 % y densidad relativa 1,18. Para ello se debe tomar de la botella citada:

- a) 0,3654 g
- b) 0,86 mL
- c) 1,70 mL
- d) 0,308 cm³

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La masa de HCl que se necesita para preparar la disolución es:

$$100 \text{ mL HCl 0,10 M} \cdot \frac{1 \text{ L HCl 0,10 M}}{10^3 \text{ mL HCl 0,10 M}} \cdot \frac{0,10 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl 0,10 M}} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 0,37 \text{ g HCl}$$

Como se dispone de una disolución comercial de riqueza 36 %:

$$0,37 \text{ g HCl} \cdot \frac{100 \text{ g HCl 36 \%}}{36 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl 36 \%}}{1,18 \text{ g HCl 36 \%}} = 0,86 \text{ mL HCl 36 \%}$$

La respuesta correcta es la b.

2.38. Se desea preparar 100 mL de una disolución de ácido sulfúrico 0,250 M a partir de ácido comercial del 98,0 % y densidad es 1,836 g mL⁻¹. Para ello hay que tomar de la botella de ácido comercial:

- a) 1,36 mL
- b) 2,45 mL
- c) 4,50 mL
- d) 2,5 g

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La masa de H₂SO₄ que se necesita para preparar la disolución es:

$$100 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,250 M} \cdot \frac{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,250 M}}{10^3 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,250 M}} \cdot \frac{0,250 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,250 M}} \cdot \frac{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 2,45 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Como se dispone de una disolución comercial de riqueza 98,0 %:

$$2,45 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 98,0 \%}}{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 98,0 \%}}{1,836 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 98,0 \%}} = 1,36 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 98,0 \%}$$

La respuesta correcta es la a.

2.39. ¿Qué volumen se debe tomar de una disolución acuosa de ácido sulfúrico 0,25 M, si se quiere preparar 200 mL de disolución diluida de dicho ácido de concentración 0,050 M?

- a) 4 mL
- b) 40 mL
- c) 0,4 L
- d) 0,004 L

(O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Preselección Valencia 2013)
(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

El volumen de disolución concentrada (0,25 M) necesario para preparar la diluida (0,050 M) es:

$$200 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,050 M} \cdot \frac{0,050 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,05 M}} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,25 M}}{0,25 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4} = 40 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,25 M}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.40. ¿Qué volumen de H₂SO₄ 3,0 M se necesita para preparar 450 mL de H₂SO₄ 0,10 M?

- a) 30 mL
- b) 45 mL
- c) 15 mL
- d) 80 mL
- e) 3,0 mL
- f) 1,5 mL

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. Murcia 2019)

El volumen de disolución concentrada (3,0 M) necesario para preparar la diluida (0,10 M) es:

$$450 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,10 M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,10 M}} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 3,0 M}}{3,0 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4} = 15 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 3,0 M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.41. ¿Cuántos moles de ácido sulfúrico se necesitan para preparar 5,0 L de disolución 2,0 M de este ácido?

- a) 2,5
- b) 5
- c) 10
- d) 20

(O.Q.L. Murcia 2009)

La cantidad de H₂SO₄ que se necesita para preparar la disolución es:

$$5,0 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 2,0 M} \cdot \frac{2,0 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 2,0 M}} = 10 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.42. ¿Qué volumen de agua (en litros) habrá que añadir a 500 mL de una disolución 0,500 M de hidróxido de sodio para obtener una disolución 0,1 M?

- a) 0,5
- b) 1
- c) 2
- d) 4

(O.Q.L. Baleares 2010)

Considerando volúmenes aditivos, el volumen de H₂O a añadir es:

$$500 \text{ mL NaOH 0,500 M} \cdot \frac{0,500 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH 0,5 M}} = 250 \text{ mmol NaOH}$$

Considerando volúmenes aditivos y aplicando el concepto de molaridad:

$$\frac{250 \text{ mmol NaOH}}{(500 + V) \text{ mL disolución}} = 0,1 \text{ M} \quad \rightarrow \quad V = 2.000 \text{ mL H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{O}}{10^3 \text{ mL H}_2\text{O}} = 2 \text{ L H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la c.

2.43. Se dispone de un ácido sulfúrico concentrado de densidad es $1,824 \text{ g cm}^{-3}$ y un 92,0 % en masa de H_2SO_4 . El volumen necesario de este ácido que hay que tomar para preparar 500 cm^3 de un ácido 0,500 normal es:

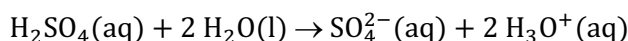
- a) $8,31 \text{ cm}^3$
- b) $7,31 \text{ cm}^3$
- c) $6,31 \text{ cm}^3$
- d) $5,31 \text{ cm}^3$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La relación que existe entre la molaridad (M) y la normalidad (N), una forma obsoleta de expresar la concentración de una disolución, viene dada por la expresión:

$$N = M \cdot \text{valencia}$$

La valencia en un ácido viene dada por el número protones que es capaz de ceder. En el caso del ácido sulfúrico, H_2SO_4 :



La valencia es 2, por tanto, la molaridad es:

$$M = 0,500/2 = 0,250$$

La masa de H_2SO_4 que se necesita para preparar la disolución es:

$$500 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \cdot 0,25 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \cdot 0,250 \text{ M}}{10^3 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \cdot 0,250 \text{ M}} \cdot \frac{0,250 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \cdot 0,250 \text{ M}} \cdot \frac{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 12,3 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 comercial de riqueza 92,0 %:

$$12,3 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot 92,0 \%}{92,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \cdot 92,0 \%}{1,824 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot 92,0 \%} = 7,33 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \cdot 92,0 \%$$

La respuesta correcta es la b.

2.44. Se dispone de un ácido nítrico del 60,0 % y densidad $1,38 \text{ g cm}^{-3}$ y se desea preparar 0,800 L de concentración 0,500 M. ¿Qué cantidad de nítrico se necesita?

- a) $10,9 \text{ cm}^3$
- b) $30,4 \text{ cm}^3$
- c) $58,0 \text{ cm}^3$
- d) 111 cm^3

(O.Q.L. Baleares 2010)

La masa de HNO_3 que se necesita para preparar la disolución es:

$$0,800 \text{ L HNO}_3 \cdot 0,500 \text{ M} \cdot \frac{0,500 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L HNO}_3 \cdot 0,500 \text{ M}} \cdot \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 25,2 \text{ g HNO}_3$$

Como se dispone de HNO_3 comercial de riqueza 60,0 %:

$$25,2 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g HNO}_3 \cdot 60 \%}{60,0 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3 \cdot 60,0 \%}{1,38 \text{ g HNO}_3 \cdot 60,0 \%} = 30,4 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3 \cdot 60,0 \%$$

La respuesta correcta es la b.

2.45. ¿Qué volumen de ácido nítrico al 60,0 % de riqueza y densidad $1,48 \text{ g mL}^{-1}$, se necesita para preparar 250 mL disolución diluida 1,00 M de dicho ácido?

- a) 16,4 mL
- b) 10,6 mL
- c) 17,8 mL
- d) 21,7 mL

(O.Q.L. Madrid 2010)

La masa de HNO_3 que se necesita para preparar la disolución es:

$$250 \text{ mL HNO}_3 \text{ 1,00 M} \cdot \frac{1 \text{ L HNO}_3 \text{ 1,00 M}}{10^3 \text{ mL HNO}_3 \text{ 1,00 M}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L HNO}_3 \text{ 1,00 M}} \cdot \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 15,8 \text{ g HNO}_3$$

Como se dispone de HNO_3 comercial de riqueza 60,0 %:

$$15,8 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g HNO}_3 \text{ 60,0 \%}}{60,0 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mL HNO}_3 \text{ 60,0 \%}}{1,48 \text{ g HNO}_3 \text{ 60,0 \%}} = 17,8 \text{ mL HNO}_3 \text{ 60 \%}$$

La respuesta correcta es la c.

2.46. ¿Qué volumen se debe tomar de una disolución acuosa de ácido nítrico 0,50 M, si se quiere preparar 250 mL de disolución diluida de dicho ácido de concentración 0,15 M?

- a) 37,5 mL
- b) 75 mL
- c) 0,033 L
- d) 0,004 L

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

El volumen de disolución concentrada (0,50 M) necesario para preparar la diluida (0,15 M) es:

$$250 \text{ mL HNO}_3 \text{ 0,15 M} \cdot \frac{0,15 \text{ mmol HNO}_3}{1 \text{ mL HNO}_3 \text{ 0,15 M}} \cdot \frac{1 \text{ mL HNO}_3 \text{ 0,50 M}}{0,50 \text{ mmol HNO}_3} = 75 \text{ mL HNO}_3 \text{ 0,50 M}$$

La respuesta correcta es la b.

2.47. La masa de hidróxido de sodio que se necesita para preparar 100 mL de una disolución 0,1 M es:

- a) 2,3 g
- b) 0,23 g
- c) 4 g
- d) 0,4 g

(O.Q.L. Murcia 2011)

La masa de NaOH que se necesita para preparar la disolución es:

$$100 \text{ mL NaOH 0,1 M} \cdot \frac{1 \text{ L NaOH 0,1 M}}{10^3 \text{ mL NaOH 0,1 M}} \cdot \frac{0,1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH 0,1 M}} \cdot \frac{40,0 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 0,4 \text{ g NaOH}$$

La respuesta correcta es la d.

2.48. Se prepara una disolución de ácido nítrico es 15,24 M y densidad de $1,410 \text{ g mL}^{-1}$, ¿cuál es su riqueza expresada como porcentaje en masa?

- a) 10,00
- b) 13,54
- c) 74,51
- d) 68,10

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

Tomando como base de cálculo 1 L de disolución 15,24 M, la riqueza de la misma expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{15,24 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{10^3 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mL disolución}}{1,410 \text{ g disolución}} \cdot 100 = 68,1 \%$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.49. ¿Cuántos gramos de hidrogenocarbonato de potasio del 95,0 % de pureza en masa hay que disolver en 500 mL de agua para obtener una disolución 0,0500 M?

- a) 2,63
- b) 2,38
- c) 10,20
- d) 3,14

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

Suponiendo que en el proceso de la disolución del sólido no se produce variación de volumen, la masa de KHCO_3 que se necesita para preparar la disolución es:

$$500 \text{ mL disolución} \cdot \frac{1 \text{ L disolución}}{10^3 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{0,0500 \text{ mol KHCO}_3}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{100,1 \text{ g KHCO}_3}{1 \text{ mol KHCO}_3} = 2,50 \text{ g KHCO}_3$$

Como se dispone de KHCO_3 con una riqueza del 95,0 %:

$$2,50 \text{ g KHCO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g KHCO}_3 \text{ 95,0 \%}}{95,0 \text{ g KHCO}_3} = 2,63 \text{ g KHCO}_3 \text{ 95,0 \%}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.50. El volumen (mL) de ácido sulfúrico, H_2SO_4 concentrado (98,0 % de pureza, $\rho = 1,84 \text{ g mL}^{-1}$) necesario para preparar 1.500 mL de H_2SO_4 0,100 M es:

- a) 815,0
- b) 0,815
- c) 8,15
- d) 81,50
- e) 10,33

(O.Q.L. Cantabria 2011)

La masa de H_2SO_4 que se necesita para preparar la disolución es:

$$1.500 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,100 M} \cdot \frac{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,100 M}}{10^3 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,100 M}} \cdot \frac{0,100 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,100 M}} \cdot \frac{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 14,7 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Como se dispone de H_2SO_4 comercial del 98,0 % de pureza:

$$14,7 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 98 \%}}{98,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 98 \%}}{1,84 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 98 \%}} = 8,15 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 98 \%}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.51. La concentración de un ácido nítrico comercial es del 60,0 % en masa, y su densidad $1,31 \text{ g cm}^{-3}$. ¿Cuál será el volumen de ácido comercial necesario para preparar 500 cm^3 de un ácido nítrico 0,200 M?

- a) $6,02 \text{ cm}^3$
- b) $7,02 \text{ cm}^3$
- c) $8,02 \text{ cm}^3$
- d) $9,02 \text{ cm}^3$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

La masa de HNO_3 que se necesita para preparar la disolución es:

$$500 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3 \text{ 0,200 M} \cdot \frac{1 \text{ L HNO}_3 \text{ 0,200 M}}{10^3 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3 \text{ 0,200 M}} \cdot \frac{0,200 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L HNO}_3 \text{ 0,200 M}} \cdot \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 6,30 \text{ g HNO}_3$$

Como se dispone de HNO_3 comercial de riqueza 60,0 %:

$$6,30 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g HNO}_3 \text{ 60,0 \%}}{60,0 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3 \text{ 60,0 \%}}{1,31 \text{ g HNO}_3 \text{ 60,0 \%}} = 8,02 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3 \text{ 60,0 \%}$$

La respuesta correcta es la c.

2.52. Las cantidades de $\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ y de agua que se necesitan para preparar 200 g de una disolución de BeCl_2 al 14,0 % son:

- a) 28 g BeCl_2 y 172 g H_2O
- b) 28 g $\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ y 146,8 g H_2O
- c) 53,2 g $\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ y 146,8 g H_2O
- d) 53,2 g $\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ y 200 g H_2O

(O.Q.L. Asturias 2011)

La masa de soluto anhidro contenido en la disolución es:

$$200 \text{ g BeCl}_2 \text{ 14,0 \%} \cdot \frac{14,0 \text{ g BeCl}_2}{100 \text{ g BeCl}_2 \text{ 14,0 \%}} = 28,0 \text{ g BeCl}_2$$

Relacionando BeCl_2 con $\text{BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$:

$$28,0 \text{ g BeCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol BeCl}_2}{79,9 \text{ g BeCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol BeCl}_2} \cdot \frac{151,9 \text{ g BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}} = 53,2 \text{ g BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$$

La masa de agua a añadir es:

$$200 \text{ g BeCl}_2 \text{ 14 \%} - 53,2 \text{ g BeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O} = 146,8 \text{ g H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la c.

2.53. Una muestra de 65,25 g de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ($M_r = 249,7$) se disuelve en agua para dar lugar a 800 mL de disolución. ¿Qué volumen de esta disolución debe ser diluido con agua para obtener 1,00 L de una disolución 0,100 M de CuSO_4 ?

- a) 3,27 mL
- b) 81,6 mL
- c) 209 mL
- d) 306 mL

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

La cantidad de $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ que se necesita para preparar la disolución es:

$$1,00 \text{ L CuSO}_4 \text{ 1,00 M} \cdot \frac{1,00 \text{ mol CuSO}_4}{1 \text{ L CuSO}_4 \text{ 1,00 M}} \cdot \frac{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{1,00 \text{ mol CuSO}_4} = 0,100 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$$

Relacionando $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ con la disolución concentrada:

$$0,100 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} \cdot \frac{249,7 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{800 \text{ mL disolución}}{65,25 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 306 \text{ mL disolución}$$

La respuesta correcta es la d.

2.54. Un estudiante necesita medir 30,0 g de metanol ($\rho = 0,7914 \text{ g mL}^{-1}$ a 25°C), pero solo dispone de una probeta. ¿Qué volumen de metanol deberá medir para tener los 30,0 g requeridos?

- a) 23,7 mL
- b) 30,0 mL
- c) 32,4 mL
- d) 37,9 mL

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

La densidad relaciona la masa y el volumen de una sustancia:

$$30,0 \text{ g CH}_3\text{OH} \cdot \frac{1 \text{ mL CH}_3\text{OH}}{0,7914 \text{ g CH}_3\text{OH}} = 37,9 \text{ mL CH}_3\text{OH}$$

No obstante, ese volumen no es posible medirlo con una probeta, se podrían medir $38,0 \pm 0,5$ mL, por tanto, sería más adecuado utilizar una bureta.

La respuesta correcta es la **d**.

2.55. Para preparar un litro de disolución 1,00 molar de carbonato de calcio en agua se disuelven:

- a) 100 g de sólido
- b) 50 g de sólido
- c) 84 g de sólido
- d) No se puede preparar.

(O.Q.L. Murcia 2012)

La masa de sólido a disolver para preparar la disolución es:

$$1 \text{ L CaCO}_3 \text{ 1,00 M} \cdot \frac{1,00 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ L CaCO}_3 \text{ 1 M}} \cdot \frac{100,1 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 100 \text{ g CaCO}_3$$

Es preciso tener en cuenta que el carbonato de calcio es una sustancia con muy baja solubilidad (0,0013 g/100 mL H₂O a 20 °C), por tanto, **no se puede disolver la cantidad de CaCO₃ calculada en 1 L de agua.**

La respuesta correcta es la **d**.

2.56. Se preparan 672,3 mL de disolución de ácido clorhídrico del 25 % en masa y densidad 1,19 g mL⁻¹. A esta disolución se le añaden 200 g de agua con lo que el porcentaje en masa de la nueva disolución será:

- a) 2,5
- b) 8,3
- c) 15
- d) 20

(O.Q.L. Asturias 2012) (O.Q.L. Baleares 2015)

Aunque resulta problemático medir ese volumen de disolución, su masa es:

$$672,3 \text{ mL HCl 25 \%} \cdot \frac{1,19 \text{ g HCl 25 \%}}{1 \text{ mL HCl 25 \%}} = 800 \text{ g HCl 25 \%}$$

La cantidad de HCl que contiene la disolución es:

$$800 \text{ g HCl 25 \%} \cdot \frac{25 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl 25 \%}} = 200 \text{ g HCl}$$

Si se añaden 200 g de H₂O a la disolución, su concentración expresada como porcentaje en masa es:

$$\frac{200 \text{ g HCl}}{(800 + 200) \text{ g disolución}} \cdot 100 = 20,0 \text{ \% HCl}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.57. Se desea preparar una disolución 0,250 molal de cloruro de sodio. Si se parte de 500 g de NaCl del 90,0 % de pureza, ¿cuántos kg de agua deberán añadirse al recipiente que contiene la sal?

- a) 0,030
- b) 34,18
- c) 8,50
- d) 30,8

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

La cantidad de NaCl a disolver es:

$$500 \text{ g NaCl 90,0 \%} \cdot \frac{90,0 \text{ g NaCl}}{100 \text{ g NaCl 90,0 \%}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} = 7,69 \text{ mol NaCl}$$

La masa de H₂O que necesita ese soluto para preparar la disolución 0,250 molal es:

$$7,69 \text{ mol NaCl} \cdot \frac{1 \text{ kg H}_2\text{O}}{0,250 \text{ mol NaCl}} = 30,8 \text{ kg H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.58. ¿Hasta qué volumen hay que diluir 1,00 L de ácido sulfúrico de riqueza 92,0 % en masa y densidad 1,824 g cm⁻³ para que su concentración sea 1,00 mol L⁻¹?

- a) 17,1 L
- b) 16,1 L
- c) 1,07 L
- d) 10,2 L
- e) 8,05 L

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2014) (O.Q.L. Granada 2016)

La cantidad de H₂SO₄ que contiene la disolución concentrada (92,0 %) es:

$$1,00 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 92 \%} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ 92,0 \%}}{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 92,0 \%}} \cdot \frac{1,824 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 92,0 \%}}{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ 92,0 \%}} = 1.824 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 92,0 \%}$$

$$1.824 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 92,0 \%} \cdot \frac{92,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 92,0 \%}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 17,1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

El volumen de disolución diluida (1,00 M) que se puede preparar con esa cantidad de soluto es:

$$17,1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 1,0 M}}{1,0 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 17,1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 1,0 M}$$

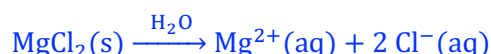
La respuesta correcta es la **a**.

2.59. El cloruro de magnesio se disuelve en agua para formar:

- a) Moléculas de MgCl₂ hidratadas.
- b) Iones Mg²⁺ hidratados e iones Cl⁻ hidratados.
- c) Iones Mg²⁺ hidratados e iones Cl₂⁻ hidratados.
- d) Átomos de Mg hidratados y moléculas de Cl₂ hidratadas.

(O.Q.L. Asturias 2013) (O.Q.L. Baleares 2015)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del cloruro de magnesio, MgCl₂, es:



La respuesta correcta es la **b**.

2.60. Se prepara una disolución mezclando un ácido nítrico al 80 % en masa con otro al 30 % en masa. ¿Cuántos gramos de cada una de las disoluciones se necesitan para preparar 200 g de disolución de ácido nítrico al 40 %?

- | Ácido 80 % | Ácido 30 % |
|-------------------------------|------------|
| a) 40 | 160 |
| b) 50 | 150 |
| c) 160 | 40 |
| d) Ninguna de las anteriores. | |

(O.Q.L. Asturias 2013)

Relacionando los gramos de HNO₃ y de cada disolución necesarios para preparar la mezcla:

$$\frac{x \text{ g HNO}_3 \text{ 80 \%} \cdot \frac{80 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g HNO}_3 \text{ 80 \%}} + (200 - x) \text{ g HNO}_3 \text{ 30 \%} \cdot \frac{30 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g HNO}_3 \text{ 30 \%}}}{200 \text{ g disolución}} \cdot 100 = 40 \%$$

Se obtiene, $x = 40 \text{ g HNO}_3 \text{ 80 \%}$ y $160 \text{ g HNO}_3 \text{ 30 \%}$.

La respuesta correcta es la **a**.

2.61. Para preparar 2,00 L de disolución acuosa 1,00 M de cloruro de amonio hay que disolver:

- a) 107 g
- b) 203 g
- c) 99 g
- d) No se puede preparar porque es insoluble.

(O.Q.L. Murcia 2013)

La masa de NH_4Cl que se necesita para preparar la disolución es:

$$2,00 \text{ L NH}_4\text{Cl } 1,00 \text{ M} \cdot \frac{1,00 \text{ mol NH}_4\text{Cl}}{1 \text{ L NH}_4\text{Cl } 1,00 \text{ M}} \cdot \frac{53,5 \text{ g NH}_4\text{Cl}}{1 \text{ mol NH}_4\text{Cl}} = 107 \text{ g NH}_4\text{Cl}$$

La respuesta correcta es la a.

2.62. Se prepara una disolución acuosa de amoniaco del 26,67 % en masa que tiene una densidad de $0,902 \text{ g cm}^{-3}$. La densidad de una disolución del 13,14 % en masa será:

- a) Mayor que $0,902 \text{ g cm}^{-3}$
- b) Menor que $0,902 \text{ g cm}^{-3}$
- c) Aproximadamente la mitad de $0,902 \text{ g cm}^{-3}$
- d) Igual a $0,902 \text{ g cm}^{-3}$

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

Al tratarse de una disolución menos concentrada, contiene más H_2O . Como en condiciones normales el H_2O es líquida y, por tanto, más densa que el NH_3 , que en las mismas condiciones es gas, la densidad de la disolución de riqueza 13,14 % debe aumentar y ser **mayor que $0,902 \text{ g cm}^{-3}$** .

La respuesta correcta es la a.

2.63. Se prepara una disolución acuosa de ácido nítrico del 52,56 % en masa que tiene una densidad de $1,325 \text{ g cm}^{-3}$. El porcentaje en masa de una disolución de densidad $1,150 \text{ g cm}^{-3}$ será:

- a) Menor que 52,56 %
- b) Mayor que 52,56 %
- c) Aproximadamente igual a 52,56 %
- d) 63 %

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

El HNO_3 es un líquido que, en condiciones normales, es más denso que el H_2O . Una disolución con menor densidad contendrá menor cantidad de HNO_3 , por lo que su **riqueza será menor del 52,56 %**.

La respuesta correcta es la a.

2.64. Para preparar una disolución de ácido clorhídrico 0,0135 M a partir de otra 0,135 M de la misma sustancia se ha de tomar:

- a) 1 mL de la disolución y añadir agua hasta un volumen final de 100 mL.
- b) 10 mL de la disolución y añadir agua hasta un volumen final de 1 mL.
- c) 25 mL de la disolución y añadir agua hasta un volumen final de 250 mL.
- d) 10 mL de la disolución y añadir agua hasta un volumen final de 250 mL.

(O.Q.L. Castilla y León 2013) (O.Q.L. Sevilla 2017) (O.Q.L. Málaga 2020)

La disolución a preparar tiene una concentración molar 10 veces menor que la disolución original, por tanto, el **volumen de disolución resultante deberá ser 10 veces mayor** que el volumen de disolución concentrada de partida. De las formas propuestas la que cumple esa relación es:

$$\frac{250 \text{ mL disolución diluida}}{25 \text{ mL disolución concentrada}} = \frac{10}{1}$$

La respuesta correcta es la c.

2.65. Si la densidad de una disolución acuosa de amoníaco es $0,947 \text{ g cm}^{-3}$:

- a) La masa de un cm^3 de disolución es $0,947 \text{ g}$.
- b) Hay $0,947 \text{ g}$ de amoníaco en un cm^3 de disolución.
- c) 17 g de disolución ocupan un volumen de $22,4 \text{ L}$.
- d) $0,947 \text{ g}$ de amoníaco ocupan un volumen de 1 cm^3 .

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

De acuerdo con el concepto de densidad, 1 cm^3 de la disolución tiene una masa de $0,947 \text{ g}$.

La respuesta correcta es la a.

2.66. Se desea preparar 500 mL de disolución de HCl $0,050 \text{ M}$ a partir del reactivo comercial del 37% (m/m) y $1,17 \text{ g mL}^{-1}$ de densidad. ¿Qué volumen de reactivo se necesita tomar?

- a) $2,1 \text{ mL}$
- b) $1,2 \text{ mL}$
- c) $2,9 \text{ mL}$
- d) $1,8 \text{ mL}$
- e) $3,5 \text{ mL}$

(O.Q.L. País Vasco 2014)

La masa de HCl que se necesita para preparar la disolución es:

$$500 \text{ mL HCl } 0,050 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L HCl } 0,050 \text{ M}}{10^3 \text{ mL HCl } 0,050 \text{ M}} \cdot \frac{0,050 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 0,050 \text{ M}} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 0,91 \text{ g HCl}$$

Como se dispone de disolución comercial de riqueza 37% :

$$0,91 \text{ g HCl} \cdot \frac{100 \text{ g HCl } 37 \%}{37 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 37 \%}{1,17 \text{ g HCl } 37 \%} = 2,1 \text{ mL HCl } 37 \%$$

La respuesta correcta es la a.

2.67. La masa de una disolución formada por $100,0 \text{ mL}$ de agua y $12,50 \text{ mL}$ de ácido sulfúrico comercial (96% en masa y densidad $1,840 \text{ g mL}^{-1}$) es:

- a) $107,0 \text{ g}$
- b) $112,5 \text{ g}$
- c) $116,5 \text{ g}$
- d) $123,0 \text{ g}$

(O.Q.L. Asturias 2014)

Suponiendo que el agua tiene una densidad de $1,000 \text{ g mL}^{-1}$, la masa de la disolución resultante es:

$$12,50 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 96 \% \cdot \frac{1,840 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ } 96 \%}{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 96 \%} + 100,0 \text{ mL H}_2\text{O} \cdot \frac{1,000 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mL H}_2\text{O}} = 123,0 \text{ g disolución}$$

La respuesta correcta es la d.

2.68. La concentración de cloruro de sodio en el agua del mar es $0,50 \text{ M}$, ¿cuántos gramos de la sal, aproximadamente, hay presentes en 1 kg de agua de mar?

- a) 30
- b) 60
- c) 100
- d) 300

(O.Q.L. Murcia 2015)

Suponiendo que, aproximadamente, 1 kg de agua de mar ocupa un volumen de 1 L :

$$\frac{0,50 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 29 \text{ g NaCl}$$

La respuesta correcta es la a.

2.69. Una disolución es un sistema:

- Homogéneo separable en sus componentes por medios físicos.
- Heterogéneo constituido por más de un componente.
- Homogéneo constituido por más de un componente y separable en estos solo por medios químicos.
- Homogéneo constituido por un solo componente.

(O.Q.L. Murcia 2015) (O.Q.L. Sevilla 2019)

Una disolución se define como un sistema **homogéneo** de varios componentes que se pueden separar por **medios físicos**.

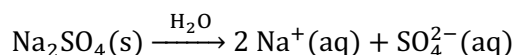
La respuesta correcta es la **a**.

2.70. ¿Qué cantidad de sulfato de sodio es necesario añadir a 500 mL de agua para tener una disolución 2 M en Na⁺?

- 0,5 mol
- 1 mol
- 2 mol
- 5 mol

(O.Q.L. Murcia 2015)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del Na₂SO₄ es:



Suponiendo que la adición de soluto no produce variación en el volumen de la disolución:

$$\frac{x \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{500 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{2 \text{ mol Na}^+}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 2 \text{ M} \quad \rightarrow \quad x = 0,5 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.71. Se tiene una disolución acuosa madre A donde la concentración de NaOH es 0,1 M y se quiere preparar, a partir de ella, 25 mL de una disolución con una concentración 0,02 M. Indique la opción que contempla el procedimiento para preparar esta disolución de la forma más exacta:

- Medir 5 mL de disolución A con una probeta graduada y realizar la dilución hasta 25 mL en un vaso de precipitados.
- Medir 2,5 mL de disolución A con una pipeta graduada y hacer la dilución hasta 25 mL en una probeta.
- Medir 2,5 mL de disolución A con una probeta graduada y hacer la dilución hasta 25 mL en la misma probeta.
- Medir 5 mL de disolución A con una probeta graduada y hacer la dilución hasta 25 mL en un matraz aforado.
- Medir 5 mL de disolución A con una pipeta graduada y hacer la dilución hasta 25 mL en un matraz aforado.

(O.Q.L. Madrid 2015)

La cantidad de NaOH que se necesita para preparar la disolución diluida (0,02 M) es:

$$25 \text{ mL NaOH } 0,02 \text{ M} \cdot \frac{0,02 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,02 \text{ M}} = 0,5 \text{ mmol NaOH}$$

El volumen de disolución concentrada (0,1 M) que contiene esa cantidad de soluto es:

$$0,5 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M}}{0,1 \text{ mmol NaOH}} = 5 \text{ mL NaOH } 0,1 \text{ M}$$

El procedimiento experimental para la preparación de la disolución es, **medir 5 mL** de NaOH 0,1 M con una **pipeta graduada** y diluirlo con agua destilada hasta la marca del enrase en un **matraz aforado de 25 mL**.

La respuesta correcta es la **e**.

2.72. La solubilidad del cloruro de potasio, KCl, en agua a 20 °C es de 32 g L⁻¹. Si a 20 °C se disuelven 3,0 g de KCl en 100 cm³ de agua, se obtiene una disolución:

- Diluida
- Saturada
- Muy diluida
- Sobresaturada
- Concentrada

(O.Q.L. Madrid 2015)

La concentración de la disolución obtenida expresada en g L⁻¹ es:

$$\frac{3,0 \text{ g KCl}}{100 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}} \cdot \frac{10^3 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{O}}{1 \text{ L H}_2\text{O}} = 30 \text{ g L}^{-1}$$

Este valor es inferior al de la solubilidad a esa temperatura, sin embargo, es muy cercano al mismo por lo que se puede decir que se trata de una **disolución saturada**.

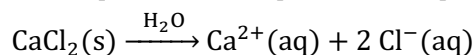
La respuesta correcta es la **b**.

2.73. Se parte de 100 mL de una disolución 0,500 M de cloruro de calcio. Se divide la misma en dos fracciones de 32 mL y 68 mL. A la primera fracción (32 mL) se le añaden 122 mL de agua. A la segunda (68 mL) se le añaden 461 mL de agua. Por último, se juntan ambas fracciones. ¿Cuántos mmol de ion cloruro habrá en la mezcla final?

- 10
- 50
- 100
- 55
- 110

(O.Q.L. Madrid 2015)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del CaCl₂ es:



El volumen de agua añadida a la disolución inicial no afecta a la cantidad de soluto que contiene, por tanto, la cantidad de Cl⁻ contenido en la disolución inicial es:

$$100 \text{ mL CaCl}_2 \text{ 0,500 M} \cdot \frac{0,500 \text{ mmol CaCl}_2}{1 \text{ mL CaCl}_2 \text{ 0,500 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol Cl}^{-}}{1 \text{ mmol CaCl}_2} = 100 \text{ mmol Cl}^{-}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.74. Se dispone de dos disoluciones. La primera es de ácido clorhídrico 0,30 M y la segunda 0,20 M del mismo ácido.

- La cantidad de ácido en 20 mL de la primera es igual a la cantidad de ácido en 30 mL de la segunda.
- Si se mezclan 20 mL de la primera con 20 mL de la segunda la concentración resultante es 0,50 M.
- La concentración del ácido en 20 mL de la primera es igual a la de 30 mL de la segunda.
- Ninguna de las afirmaciones anteriores es correcta.

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

a) **Verdadero**. La cantidad de HCl contenido en cada disolución es:

$$20 \text{ mL HCl 0,30 M} \cdot \frac{0,30 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mL HCl 0,30 M}} = 6,0 \text{ mmol HCl}$$

$$30 \text{ mL HCl 0,20 M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl 0,20 M}} = 6,0 \text{ mmol HCl}$$

b) Falso. Suponiendo volúmenes aditivos y la concentración molar de la disolución resultante:

$$\frac{(6,0 + 6,0) \text{ mmol HCl}}{(20 + 30) \text{ mL disolución}} = 0,24 \text{ M}$$

c) Falso. Las concentraciones de las disoluciones no dependen de las cantidades de las mismas.

La respuesta correcta es la **a**.

2.75. ¿Qué volumen de agua hay que añadir a 25,0 mL de una disolución de KOH 5,00 M para hacerla 2,00 M?

- a) 62,5 mL
- b) 37,5 mL
- c) 21,4 mL
- d) 10,7 mL

(O.Q.L. Murcia 2016)

La cantidad de KOH contenido en la disolución original es:

$$25,0 \text{ mL KOH } 5,00 \text{ M} \cdot \frac{5,00 \text{ mmol KOH}}{1 \text{ mL KOH } 5,00 \text{ M}} = 125 \text{ mmol KOH}$$

Considerando volúmenes aditivos, el volumen de agua que se necesita para hacer la dilución es:

$$\frac{125 \text{ mmol KOH}}{(25,0 + V) \text{ mL disolución}} = 2,00 \text{ M} \quad \rightarrow \quad V = 37,5 \text{ mL H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.76. Los gramos de hidróxido de sodio necesarios para preparar 0,5 L de una disolución 0,1 M son:

- a) 2
- b) 4
- c) 8
- d) 20

(O.Q.L. Murcia 2016)

La masa de NaOH que se necesita para la preparar la disolución es:

$$0,5 \text{ L NaOH } 0,1 \text{ M} \cdot \frac{0,1 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH } 0,1 \text{ M}} \cdot \frac{40,0 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 2 \text{ g NaOH}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2011).

2.77. Un matraz aforado de 0,500 L lleno hasta el enrase contiene una disolución de una sal desconocida, pero con las indicaciones siguientes:

“0,200 M, contiene 9,81 g de soluto”

La cantidad de la sal necesaria para preparar 3,00 L de una disolución 0,0500 M es:

- a) 6,54 g
- b) 14,7 g
- c) 25,4 g
- d) No se puede saber sin conocer la masa molar de la sal.

(O.Q.L. Asturias 2016)

La concentración de la disolución contenida en el matraz aforado permite conocer la masa molar de la sustancia desconocida X:

$$\frac{9,81 \text{ g X}}{0,500 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol X}}{M \text{ g X}} = 0,200 \text{ M} \quad \rightarrow \quad M = 98,1 \text{ g mol}^{-1}$$

La masa de soluto X que se necesita para preparar la disolución es:

$$3,00 \text{ L disolución } 0,0500 \text{ M} \cdot \frac{0,0500 \text{ mol X}}{1 \text{ L disolución } 0,0500 \text{ M}} \cdot \frac{98,1 \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 14,7 \text{ g X}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.78. Se quieren preparar 500 g de una disolución 1,50 m de hidróxido de sodio. ¿Qué masa de soluto se debe tomar?

- a) 0,030 kg
- b) 28,3 g
- c) 0,75 kg
- d) 60,0 g

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

A partir de la molalidad se pueden calcular la razón y la fracción másica de la disolución:

$$\frac{1,50 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} \cdot \frac{40,0 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ kg H}_2\text{O}}{10^3 \text{ g H}_2\text{O}} = \frac{60,0 \text{ g NaOH}}{10^3 \text{ g H}_2\text{O}} \rightarrow \frac{60,0 \text{ g NaOH}}{1,06 \cdot 10^3 \text{ g disolución}}$$

La masa de soluto contenida en 500 g de la disolución es:

$$500 \text{ g disolución} \cdot \frac{60,0 \text{ g NaOH}}{1,06 \cdot 10^3 \text{ g disolución}} = 28,3 \text{ g NaOH}$$

La respuesta correcta es la b.

2.79. El análisis de una muestra de agua indica que contiene iones Hg^{2+} y que la concentración de estos es de $10 \mu\text{g L}^{-1}$. La cantidad de iones Hg^{2+} por litro de agua es:

- a) $3,0 \cdot 10^{15}$
- b) $3,0 \cdot 10^{16}$
- c) $3,0 \cdot 10^{17}$
- d) $3,0 \cdot 10^{18}$

(O.Q.L. Madrid 2016)

La cantidad de iones Hg^{2+} por litro de agua es:

$$1 \text{ L agua} \cdot \frac{10 \mu\text{g Hg}^{2+}}{1 \text{ L agua}} \cdot \frac{10^{-6} \text{ g Hg}^{2+}}{1 \mu\text{g Hg}^{2+}} \cdot \frac{1 \text{ mol Hg}^{2+}}{200,6 \text{ g Hg}^{2+}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ iones Hg}^{2+}}{1 \text{ mol Hg}^{2+}} = 3,0 \cdot 10^{16} \text{ iones Hg}^{2+}$$

La respuesta correcta es la b.

2.80. Los componentes inorgánicos que se encuentran en mayor proporción en el agua de mar son:

- a) Iones sodio y fluoruro
- b) Iones calcio y sulfato
- c) Iones potasio y carbonato
- d) Iones sodio y cloruro

(O.Q.L. Madrid 2016)

La sal más abundante disuelta en el agua de mar es el cloruro de sodio, NaCl, que hace que la proporción media de los iones cloruro y sodio en el agua sea 55,3 % y 30,8 %, respectivamente.

La respuesta correcta es la d.

2.81. ¿Cuántos gramos de ácido sulfúrico hay en 60,00 mL de disolución acuosa del 44,00 % de riqueza en masa y densidad $1,343 \text{ g mL}^{-1}$?

- a) 35,46
- b) 80,56
- c) 183,84
- d) 0,035

(O.Q.L. La Rioja 2016)

La masa de H_2SO_4 que contiene la disolución es:

$$60,00 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \cdot 44,00 \% \cdot \frac{1,343 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot 44,00 \%}{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \cdot 44,00 \%} \cdot \frac{44,00 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot 44,00 \%} = 35,46 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

La respuesta correcta es la a.

2.82. Una sustancia sólida tiene las siguientes solubilidades en agua:

- a 20 °C se disuelven 34 g de sustancia en 100 mL de agua.

- a 80 °C se disuelven 70 g de sustancia en 100 mL de agua.

Si a 80 °C hay disueltos 30 g de sustancia en 50 mL de agua, ¿qué cantidad de sustancia cristalizará al enfriar la disolución a 20 °C?

a) 17 g

b) 13 g

c) 4 g

d) No cristaliza nada.

(O.Q.L. La Rioja 2016)

Expresando las solubilidades en g de sustancia por cada 50 mL de agua:

- a 20 °C se disuelven 17 g de sustancia en 50 mL de agua

- a 80 °C se disuelven 35 g de sustancia en 50 mL de agua.

Si la disolución, a 80 °C, contiene 30 g de sustancia por cada 50 mL de agua, cantidad inferior a la máxima admitida a esa temperatura y se enfría a 20 °C, la masa de sustancia que cristaliza es, $(30 - 17) = 13$ g.

La respuesta correcta es la b.

2.83. ¿Cuántos gramos de azúcar se deben disolver en 60 g de agua para obtener una disolución al 25 % en masa?

a) 20

b) 12

c) 15

d) 41,7

(O.Q.L. La Rioja 2016)

La masa de azúcar que se necesita para preparar la disolución es:

$$\frac{x \text{ g azúcar}}{x \text{ g azúcar} + 60 \text{ g agua}} \cdot 100 = 25 \% \text{ azúcar} \quad \rightarrow \quad x = 20 \text{ g azúcar}$$

La respuesta correcta es la a.

2.84. ¿Qué masa, en gramos, de $\text{Sr}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ se necesita para preparar 250 mL de disolución, de tal manera que la $[\text{OH}^-]$ en disolución sea 0,100 M?

a) 3,32

b) 6,64

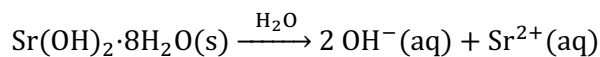
c) 9,97

d) 1,52

(Dato. El $\text{Sr}(\text{OH})_2$ es una base fuerte).

(O.Q.N. El Escorial 2017)

La ecuación química correspondiente al proceso de disolución del $\text{Sr}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$ es:



La cantidad de sustancia hidratada que contiene la disolución:

$$250 \text{ mL OH}^- 0,100 \text{ M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol OH}^-}{1 \text{ mL OH}^- 0,100 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Sr}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}}{2 \text{ mmol OH}^-} = 12,5 \text{ mmol Sr}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$$

La masa de hidrato es:

$$12,5 \text{ mmol Sr}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O} \cdot \frac{265,8 \text{ mg Sr}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mmol Sr}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}} = 3,32 \cdot 10^3 \text{ mg Sr}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$$

$$3,32 \cdot 10^3 \text{ mg Sr}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ g Sr}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}}{10^3 \text{ mg Sr}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}} = 3,32 \text{ g Sr}(\text{OH})_2 \cdot 8\text{H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la a.

2.85. La cantidad de NaOH necesaria para preparar 200 mL de disolución 2 M de esta sustancia es:

- a) 0,04 mol
- b) 0,04 g
- c) 0,4 g
- d) 0,4 mol

(O.Q.L. Murcia 2017)

La masa de NaOH que se necesita para preparar la disolución es:

$$200 \text{ mL NaOH } 2 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L NaOH } 2 \text{ M}}{10^3 \text{ mL NaOH } 2 \text{ M}} \cdot \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH } 2 \text{ M}} = 0,4 \text{ mol NaOH}$$

La respuesta correcta es la d.

2.86. Tras añadir una cierta cantidad de glucosa a un vaso de agua, remover enérgicamente y esperar un tiempo adecuado se han depositado en el fondo 0,5 g de sólido. Si se añade 1 g más de glucosa, se agita otra vez y se espera un tiempo adecuado:

- a) Cambiará la concentración de glucosa en la disolución.
- b) Se tiene 1,5 g de sólido en el fondo.
- c) Se tiene entre 0,5 g y 1,5 g de sólido en el fondo.
- d) La densidad de la disolución habrá disminuido.

(O.Q.L. Murcia 2017)

Si se añade cierta cantidad de glucosa, se agita y 0,5 g de ella van a parar al fondo del recipiente quiere decir que la disolución está saturada a esa temperatura. Si a continuación, se añade 1 g más de glucosa y se vuelve a agitar, como la disolución ya se encuentra saturada, la cantidad añadida también irá a parar al fondo del recipiente, por tanto, **la masa de glucosa en el fondo del vaso es de 1,5 g.**

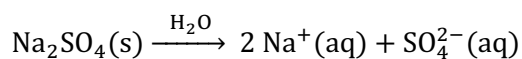
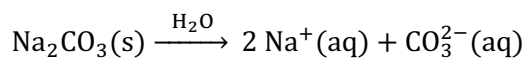
La respuesta correcta es la b.

2.87. La concentración de Na^+ en la disolución resultante de mezclar 1,0 L de carbonato de sodio 0,10 M con 2,0 L de sulfato de sodio 0,10 M es:

- a) 2,3 g L⁻¹
- b) 4,6 g L⁻¹
- c) 6,9 g L⁻¹
- d) 9,2 g L⁻¹

(O.Q.L. Murcia 2017)

Las ecuaciones químicas correspondientes a la disolución de Na_2CO_3 y de Na_2SO_4 son, respectivamente:



▪ La masa de Na^+ contenido en la disolución de Na_2CO_3 es:

$$1,0 \text{ L Na}_2\text{CO}_3 \text{ } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ L Na}_2\text{CO}_3 \text{ } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{2 \text{ mol Na}^+}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} \cdot \frac{23,0 \text{ g Na}^+}{1 \text{ mol Na}^+} = 4,6 \text{ g Na}^+$$

▪ La masa de Na^+ contenido en la disolución de Na_2SO_4 es:

$$2,0 \text{ L Na}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L Na}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{2 \text{ mol Na}^+}{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{23,0 \text{ g Na}^+}{1 \text{ mol Na}^+} = 9,2 \text{ g Na}^+$$

Considerando volúmenes aditivos, la concentración de Na^+ en la disolución resultante es:

$$\frac{(4,6 + 9,2) \text{ g Na}^+}{(1,0 + 2,0) \text{ L disolución}} = 4,6 \text{ g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.88. Al intentar preparar una disolución acuosa de ácido clorhídrico 1,0 M ha resultado algo diluida, pues solo es 0,90 M. Como se dispone de una disolución de ácido clorhídrico 6,0 M, ¿qué volumen de esta disolución se debe añadir a 1,0 L de la disolución original para que resulte exactamente 1,0 M?

- a) 20 mL
- b) 50 mL
- c) 12 mL
- d) 25 mL

(Dato. Considere que los volúmenes son aditivos).

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

La cantidad de HCl que contiene la disolución mal preparada es:

$$1,0 \text{ L HCl } 0,90 \text{ M} \cdot \frac{10^3 \text{ mL HCl } 0,90 \text{ M}}{1 \text{ L HCl } 0,90 \text{ M}} \cdot \frac{0,90 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,90 \text{ M}} = 900 \text{ mmol HCl}$$

El volumen de HCl 6,0 M que se necesita añadir para obtener una disolución 1 M es:

$$\frac{900 \text{ mmol HCl} + \left(x \text{ mL HCl } 6,0 \text{ M} \cdot \frac{6,0 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 6,0 \text{ M}} \right)}{\left(1,0 \text{ L HCl } 0,90 \text{ M} \cdot \frac{10^3 \text{ mL HCl } 0,90 \text{ M}}{1 \text{ L HCl } 0,90 \text{ M}} \right) + x \text{ mL HCl } 6,0 \text{ M}} = 1,0 \text{ M} \rightarrow x = 20 \text{ mL HCl } 6,0 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.89. Se mezclan 100,0 mL de etanol ($\rho = 0,800 \text{ g mL}^{-1}$) con 100,0 mL de agua ($\rho = 1,00 \text{ g mL}^{-1}$):

- a) La masa de la disolución será de 200 g.
- b) El volumen de la disolución será de 200 mL.
- c) La masa de la disolución será de 180 g.
- d) El volumen de la disolución será de 220 mL.

(O.Q.L. Valencia 2017)

Como los volúmenes no son aditivos, el único cálculo correcto que se puede hacer es obtener la masa de la disolución resultante:

$$100,0 \text{ mL etanol} \cdot \frac{0,800 \text{ g etanol}}{1 \text{ mL etanol}} + 100,0 \text{ mL agua} \cdot \frac{1,00 \text{ g agua}}{1 \text{ mL agua}} = 180 \text{ g disolución}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.90. Se desea preparar una disolución de ácido nítrico de concentración 1,50 M a partir del ácido concentrado comercial de riqueza 65,0 % en masa y densidad $1,51 \text{ g mL}^{-1}$. Si el matraz aforado utilizado es de 50,0 mL, el volumen de ácido concentrado que se ha de coger es:

- a) 3,13 mL
- b) 2,03 mL
- c) 10,98 mL
- d) 4,81 mL

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

La masa de HNO_3 que se necesita para preparar la disolución es:

$$50,0 \text{ mL HNO}_3 \text{ } 1,50 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L HNO}_3 \text{ } 1,50 \text{ M}}{10^3 \text{ mL HNO}_3 \text{ } 1,50 \text{ M}} \cdot \frac{1,50 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L HNO}_3 \text{ } 1,50 \text{ M}} \cdot \frac{63,0 \text{ g HNO}_3}{1 \text{ mol HNO}_3} = 4,73 \text{ g HNO}_3$$

Como se dispone de HNO_3 comercial de riqueza 65,0 %:

$$4,73 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g HNO}_3 \text{ } 65,0 \%}{65,0 \text{ g HNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ HNO}_3 \text{ } 65,0 \%}{1,51 \text{ g HNO}_3 \text{ } 65,0 \%} = 4,82 \text{ mL HNO}_3 \text{ } 65,0 \%$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.91. Se quiere preparar 100 mL de una disolución acuosa de nitrato de potasio cuya concentración sea de $70,0 \text{ mg mL}^{-1}$ la masa (g) de nitrato de potasio que se deberá tomar es:

- a) 7,95
- b) 5,22
- c) 7,00
- d) 4,78

(O.Q.L. Extremadura 2017)

La masa de KNO_3 que se necesita para preparar la disolución es:

$$100 \text{ mL disolución} \cdot \frac{70,0 \text{ mg KNO}_3}{1 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ g KNO}_3}{10^3 \text{ mg KNO}_3} = 7,00 \text{ g KNO}_3$$

La respuesta correcta es la c.

2.92. Se dispone de una botella con la indicación $\text{HCl } 2,0 \text{ M}$ y se quiere preparar 100 mL de una disolución $0,5 \text{ M}$ del mismo ácido por dilución con agua. Los aparatos más aconsejables para realizar este proceso son:

- a) Pipeta graduada de 25 mL y matraz aforado de 100 mL.
- b) Pipeta graduada de 50 mL y matraz Erlenmeyer de 100 mL.
- c) Probeta de capacidad máxima 50 mL y matraz aforado de 100 mL.
- d) Bureta de 25 mL y matraz aforado de 100 mL.

(O.Q.L. Asturias 2017)

Hay que asegurarse de que los volúmenes a emplear encajan con las capacidades de los instrumentos de medida. El volumen de $\text{HCl } 2,0 \text{ M}$ que es necesario medir es:

$$100 \text{ mL HCl } 0,50 \text{ M} \cdot \frac{0,50 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,50 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 2,0 \text{ M}}{2,0 \text{ mmol HCl}} = 25 \text{ mL HCl } 2,0 \text{ M}$$

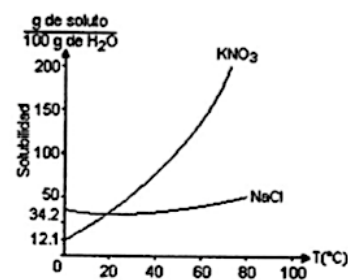
Se necesita una pipeta graduada de 25 mL y se completa con agua hasta el enrase en un matraz aforado de 100 mL.

La respuesta correcta es la a.

2.93. En la gráfica adjunta se muestra la dependencia de la solubilidad de dos compuestos iónicos en agua, en función de la temperatura.

Se preparó una mezcla de sales, utilizando 90 g de KNO_3 y 10 g de NaCl . Esta mezcla se disolvió en 100 g de H_2O calentando hasta 60°C y luego se dejó enfriar gradualmente hasta 0°C . Es probable que al final del proceso:

- a) Se obtenga un precipitado de KNO_3 y NaCl .
- b) Se obtenga un precipitado de NaCl .
- c) Los componentes de la mezcla permanezcan disueltos.
- d) Se obtenga un precipitado de KNO_3 .
- e) Se obtenga una disolución saturada de NaCl .



(O.Q.L. Jaén 2017)

A la temperatura de 60°C la disolución es insaturada en ambos solutos, pero al descender la temperatura hasta los 0°C la disolución sigue siendo insaturada para el NaCl , pero se vuelve sobresaturada para el KNO_3 , por lo que gran parte del mismo precipita, (90 – 12,1) g.

La respuesta correcta es la d.

2.94. Una disolución acuosa de ácido perclórico, HClO_4 , es del 35,0 % en masa y densidad $1,25 \text{ g mL}^{-1}$. A partir de ella se desean preparar 100 mL de una disolución acuosa $2,00 \text{ M}$ del ácido se deben tomar:

- a) 10,7 mL de disolución y agua hasta 100 mL de disolución.
- b) 35,0 mL de disolución y agua hasta 100 mL de disolución.
- c) 45,9 mL de disolución y agua hasta 100 mL de disolución.
- d) Tomar 137 mL de disolución y evaporar agua hasta un volumen de 100 mL.

(O.Q.L. Asturias 2018)

La cantidad de HClO_4 que se necesita para preparar la disolución es:

$$100 \text{ mL HClO}_4 \text{ 2,00 M} \cdot \frac{1 \text{ L HClO}_4 \text{ 2,00 M}}{10^3 \text{ mL HClO}_4 \text{ 2,00 M}} \cdot \frac{2,00 \text{ mol HClO}_4}{1 \text{ L HClO}_4 \text{ 2,00 M}} = 0,200 \text{ mol HClO}_4$$

Como se dispone de HClO_4 comercial de riqueza 35,0 % el volumen necesario es:

$$0,200 \text{ mol HClO}_4 \cdot \frac{100,5 \text{ g HClO}_4}{1 \text{ mol HClO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g HClO}_4 \text{ 35,0 \%}}{35,0 \text{ g HClO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mL HClO}_4 \text{ 35,0 \%}}{1,25 \text{ g HClO}_4 \text{ 35,0 \%}} = 45,9 \text{ mL HClO}_4 \text{ 35,0 \%}$$

Al volumen calculado se le debe añadir **agua hasta tener 100 mL de disolución.**

La respuesta correcta es la c.

2.95. El cloruro de calcio forma un hexahidrato, $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}(\text{s})$. ¿Cuántos gramos de $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}(\text{s})$ se necesitan para preparar 500 mL de una disolución que tenga la misma concentración de Cl^- que otra preparada disolviendo 75,6 g de $\text{NaCl}(\text{s})$ en suficiente agua para que su volumen sea 1,00 L?

- a) 70,8
- b) 141,51
- c) 35,9
- d) 94,3

(O.Q.L. La Rioja 2018)

▪ La concentración de Cl^- de la disolución de NaCl es:

$$[\text{Cl}^-] = \frac{75,6 \text{ g NaCl}}{1,00 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{55,8 \text{ g NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol NaCl}} = 1,29 \text{ mol L}^{-1}$$

▪ La masa de $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ que se necesita para conseguir esa concentración de Cl^- es:

$$500 \text{ mL Cl}^- \text{ 1,29 M} \cdot \frac{1 \text{ L Cl}^- \text{ 1,29 M}}{10^3 \text{ mL Cl}^- \text{ 1,29 M}} \cdot \frac{1,29 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ L Cl}^- \text{ 1,29 M}} = 0,645 \text{ mol Cl}^-$$

$$0,645 \text{ mol Cl}^- \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}{2 \text{ mol Cl}^-} \cdot \frac{219,1 \text{ g CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} = 70,7 \text{ g CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la a.

2.96. Se tienen 25 mL de una disolución A con una concentración 1,0 M de glucosa y 100 mL de una disolución B que es 0,10 M de glucosa y 0,20 M de NaCl . Se desea obtener 100 mL de una disolución con concentraciones 0,25 M de glucosa y 0,10 M de NaCl . ¿Cómo se podría hacer?

- a) 25 mL de A, 50 mL de B y 25 mL de agua destilada.
- b) 15 mL de A, 50 mL de B y 35 mL de agua destilada.
- c) 20 mL de A, 25 mL de B y 55 mL de agua destilada.
- d) 50 mL de B y 50 mL de agua destilada.
- e) No es posible obtener dicha disolución.

(O.Q.L. Madrid 2018) (O.Q.L. Baleares 2019)

▪ La disolución que se quiere preparar debe contener:

$$100 \text{ mL NaCl 0,10 M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaCl}}{1 \text{ mL NaCl 0,10 M}} = 10 \text{ mmol NaCl}$$

$$100 \text{ mL glucosa 0,25 M} \cdot \frac{0,25 \text{ mmol glucosa}}{1 \text{ mL glucosa 0,25 M}} = 25 \text{ mmol glucosa}$$

▪ La disolución B es la que aporta NaCl y el volumen de la misma que se necesita es:

$$10 \text{ mmol NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mL B}}{0,20 \text{ mmol NaCl}} = 50 \text{ mL B}$$

▪ La disolución B también aporta glucosa y la cantidad de esta contenida en el volumen anterior es:

$$50 \text{ mL B} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol glucosa}}{1 \text{ mL B}} = 5,0 \text{ mmol glucosa}$$

- El volumen de disolución A necesario para aportar la glucosa que falta para preparar la disolución es:

$$(25 - 5,0) \text{ mmol glucosa} \cdot \frac{1 \text{ mL A}}{1,0 \text{ mmol glucosa}} = 20 \text{ mL A}$$

- Considerando que los volúmenes de las disoluciones son aditivos, el volumen de agua necesario para completar 100 mL de disolución es:

$$100 \text{ mL disolución} - (50 \text{ mL disolución A} + 20 \text{ mL disolución B}) = 30 \text{ mL agua}$$

Ninguna respuesta es correcta.

2.97. Se necesita disponer de 500 mL de una disolución 1,5 M de NaOH. Como se dispone de una disolución ya preparada de concentración 1,0 M, ¿qué cantidad (en g) de NaOH se debe añadir a 500 mL de esta última disolución?

- 4
- 6
- 8
- 10

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

- La masa de NaOH que contiene la disolución diluida (1,0 M) es:

$$500 \text{ mL NaOH } 1,0 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L NaOH } 1,0 \text{ M}}{10^3 \text{ mL NaOH } 1,0 \text{ M}} \cdot \frac{1,0 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH } 1,0 \text{ M}} \cdot \frac{40,0 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 20 \text{ g NaOH}$$

- La masa de NaOH se necesita para preparar la disolución concentrada (1,5 M) es:

$$500 \text{ mL NaOH } 1,5 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L NaOH } 1,5 \text{ M}}{10^3 \text{ mL NaOH } 1,5 \text{ M}} \cdot \frac{1,5 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ L NaOH } 1,5 \text{ M}} \cdot \frac{40,0 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 30 \text{ g NaOH}$$

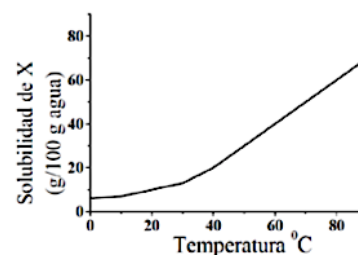
Suponiendo que al añadir el soluto la variación de volumen es despreciable, la masa de NaOH a añadir es:

$$30 \text{ g NaOH (disolución concentrada)} - 20 \text{ g NaOH (disolución diluida)} = 10 \text{ g NaOH}$$

La respuesta correcta es la d.

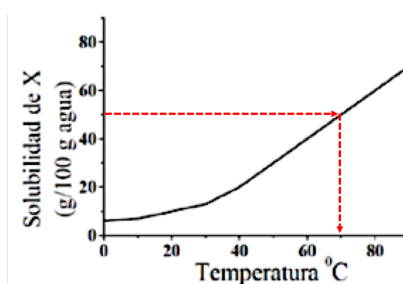
2.98. La siguiente gráfica adjunta muestra la solubilidad en agua de un compuesto X. Si 50 g del compuesto X se disuelven en 100 g de H₂O a 100 °C y la disolución resultante se va enfriando, ¿a partir de qué temperatura se producirá la precipitación del compuesto X?

- 70 °C
- 60 °C
- 50 °C
- 40 °C
- 30 °C



(O.Q.L. Jaén 2018)

Teniendo en cuenta la gráfica propuesta, el compuesto X comienza a precipitar a partir de la temperatura de 70 °C.



La respuesta correcta es la a.

2.99. En un matraz de 250 mL se quiere preparar una disolución de HCl 0,300 M a partir de la disolución comercial de densidad 1,18 g mL⁻¹ y 37,0 % de riqueza. Para ello:

- Se debe tomar 6,26 mL de la disolución comercial.
- Se debe tomar 8,57 mL de la disolución comercial.
- Se debe tomar 6,26 g de la disolución comercial.
- Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

La masa de HCl que se necesita para preparar la disolución es:

$$250 \text{ mL HCl } 0,300 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L HCl } 0,300 \text{ M}}{10^3 \text{ mL HCl } 0,300 \text{ M}} \cdot \frac{0,300 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 0,300 \text{ M}} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 2,74 \text{ g HCl}$$

Como se dispone de HCl comercial de riqueza 36 %:

$$2,74 \text{ g HCl} \cdot \frac{100 \text{ g HCl } 37,0 \%}{37,0 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 37,0 \%}{1,18 \text{ g HCl } 37,0 \%} = 6,27 \text{ mL HCl } 37,0 \%$$

La respuesta correcta es la a.

2.100. Se dispone de dos disoluciones acuosas de HCl cuyas concentraciones son 10,0 M y 1,00 M, respectivamente. ¿Qué volumen (en mL) de cada una de ellas debe mezclarse si se desea disponer de 1,00 L de disolución de concentración 4,00 M? Suponga que los volúmenes son aditivos.

- 254 y 746
- 412 y 588
- 333 y 667
- 610 y 390

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

▪ La cantidad de HCl que se necesita para preparar 1,00 L de disolución 4,00 M es:

$$1,00 \text{ L HCl } 4,00 \text{ M} \cdot \frac{10^3 \text{ mL HCl } 4,00 \text{ M}}{1 \text{ L HCl } 4,00 \text{ M}} \cdot \frac{4,00 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 4,00 \text{ M}} = 4.000 \text{ mmol HCl}$$

▪ La cantidad de HCl contenido en x mL de HCl 10,0 M es:

$$x \text{ mL HCl } 10,0 \text{ M} \cdot \frac{10,0 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 10,0 \text{ M}} = 10,0 x \text{ mmol HCl}$$

▪ La cantidad de HCl contenido en $(1.000 - x)$ mL de HCl 1,00 M es:

$$(1.000 - x) \text{ mL HCl } 1,00 \text{ M} \cdot \frac{1,00 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 1,00 \text{ M}} = (1.000 - x) \text{ mmol HCl}$$

Haciendo un balance de materia de HCl se obtiene:

$$10,0 x \text{ mmol HCl} + (1.000 - x) \text{ mmol HCl} = 4.000 \text{ mmol HCl} \rightarrow x = 333 \text{ mL HCl } 10,0 \text{ M}$$

Se deben mezclar, $x = 333 \text{ mL HCl } 10,0 \text{ M}$ y $(1.000 - 333) = 667 \text{ mL HCl } 1,00 \text{ M}$

La respuesta correcta es la c.

2.101. Cuando el sulfato de sodio se disuelve en agua, los iones que se forman son:

- Na⁺ y SO₄⁻
- Na²⁺ y SO₄²⁻
- Na⁺ y SO₄²⁻
- Na²⁺ y SO₄⁻

(O.Q.L. Murcia 2019)

La ecuación química correspondiente a la disolución de Na₂SO₄ es:



La respuesta correcta es la c.

2.102. Entre los principales contaminantes de los efluentes industriales acuosos están los metales pesados. ¿Cuál de los siguientes está catalogado como tal?

- a) Li
- b) Cd
- c) Se
- d) Sr

(O.Q.L. Murcia 2019)

De acuerdo con la ley 5/2002 de 3 de junio sobre vertidos de aguas residuales industriales a los sistemas públicos de saneamiento, el **Cd** es un contaminante y la concentración máxima permitida de este en el agua es de $0,5 \text{ mg L}^{-1}$.

La respuesta correcta es la b.

2.103. Al preparar un vaso de leche por la mañana se ha puesto demasiado azúcar y por más que se remueva no se consigue evitar que quede una pequeña cantidad en el fondo. Aún así si se añade más:

- a) Se debe remover enérgicamente para disolver todo el azúcar añadido.
- b) No se consigue que la leche esté más dulce.
- c) Cuando se enfríe la leche se podrá disolver completamente.
- d) Se debe a que se es muy goloso y que se entiende bien el fenómeno de la disolución.

(O.Q.L. Murcia 2019)

La cantidad de azúcar que se disuelve y la que queda sin disolver en el fondo depende de la solubilidad de la sustancia y que a su vez depende de la temperatura. Así pues, si esta no aumenta, **no se consigue que se disuelva el azúcar añadido y que la leche esté más dulce.**

La respuesta correcta es la b.

2.104. Se prepara una disolución al 2,2 % en masa de tolueno que contiene:

- a) 2,2 g de tolueno por cada 100 g de disolución.
- b) 2,2 kg de tolueno por cada 100 L de disolución.
- c) 2,2 g de tolueno por cada 97,8 g de disolución.
- d) 2,2 g de tolueno por cada 100 g de disolvente.

(O.Q.L. Murcia 2019)

De acuerdo con el concepto de porcentaje en masa de una disolución, la respuesta correcta es la a.

2.105. En una práctica de laboratorio realizada en la Facultad de Química se determinó el contenido de fósforo en un suelo. Para ello se extrajeron los fosfatos con 25,0 mL de una solución acuosa básica. Posteriormente se tomó un volumen de 10 mL y se determinó la concentración en esta alícuota de 10 mL, siendo 0,1087 mg P/L. Sabiendo que se pesaron 1,0058 g de suelo y que su humedad es 0,40 %, calcule la concentración de fósforo en mg/kg de suelo:

- a) 6,49
- b) 6,51
- c) 2,59
- d) $2,61 \cdot 10^{-3}$

(O.Q.L. Madrid 2019)

Relacionando la cantidad de extracto y de suelo con la concentración de P:

$$\frac{25,0 \text{ mL extracto}}{1,0058 \text{ g suelo}} \cdot \frac{0,1087 \text{ mg P}}{1 \text{ L extracto}} \cdot \frac{1 \text{ L extracto}}{10^3 \text{ mL extracto}} \cdot \frac{10^3 \text{ g suelo}}{1 \text{ kg suelo}} = \frac{2,70 \text{ mg P}}{\text{kg suelo}}$$

Teniendo en cuenta la humedad del suelo:

$$\frac{2,70 \text{ mg P}}{\text{kg suelo (húmedo)}} \cdot \frac{100 \text{ kg suelo (húmedo)}}{(100 - 0,40) \text{ kg suelo (seco)}} = 2,71 \frac{\text{mg P}}{\text{kg suelo}}$$

Ninguna respuesta es correcta, aunque la que más se aproxima es la c.

2.106. Se desean preparar 100 mL de una disolución acuosa de HCl que contenga 35 g L⁻¹. Se dispone de una botella que contiene una disolución de HCl concentrado de riqueza del 37 % y densidad 1,183 g cm⁻³. El volumen de la disolución de HCl concentrado a utilizar será:

- a) 12 mL
- b) 5,0 mL
- c) 10 mL
- d) 8,0 mL

(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

La masa de HCl que se necesita para preparar la disolución es

$$100 \text{ mL HCl } 35 \text{ g L}^{-1} \cdot \frac{1 \text{ L HCl } 35 \text{ g L}^{-1}}{10^3 \text{ mL HCl } 35 \text{ g L}^{-1}} \cdot \frac{35 \text{ g HCl}}{1 \text{ L HCl } 35 \text{ g L}^{-1}} = 3,5 \text{ g HCl}$$

Como se dispone de una disolución comercial de riqueza 37 % en masa:

$$3,5 \text{ g HCl} \cdot \frac{100 \text{ g HCl } 37 \%}{37 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 37 \%}{1,183 \text{ g HCl } 37 \%} = 8,0 \text{ mL HCl } 37 \%$$

La respuesta correcta es la d.

2.107. Durante el proceso de dilución de una disolución, a temperatura constante, permanece inalterado:

- a) El volumen de disolución.
- b) Su concentración molar.
- c) La fracción molar de soluto.
- d) El número de moles de soluto.

(O.Q.L. Murcia 2020)

En el proceso de dilución de una disolución **permanece inalterado en número de moles de soluto**, a la vez que aumenta la cantidad disolvente.

La respuesta correcta es la d.

2.108. La cantidad de cromo presente en 1,00 L de una disolución 1,00 M de dicromato de potasio es:

- a) 26 g
- b) 52 g
- c) 78 g
- d) 104 g

(O.Q.L. Murcia 2020)

La masa de cromo que contiene la disolución es:

$$1,00 \text{ L K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ } 1,00 \text{ M} \cdot \frac{1,00 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ L K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ } 1,00 \text{ M}} \cdot \frac{2 \text{ mol Cr}}{1 \text{ mol K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} \cdot \frac{52,0 \text{ g Cr}}{1 \text{ mol Cr}} = 104 \text{ g Cr}$$

La respuesta correcta es la d.

2.109. Se tienen 5,0 mL de ácido clorhídrico del 37 % en masa y densidad 1,19 kg L⁻¹. El número de moléculas de ácido clorhídrico será:

- a) 5,43 · 10²²
- b) 3,63 · 10²²
- c) 7,32 · 10²²
- d) 4,58 · 10²²

(O.Q.L. Extremadura 2020)

La masa de disolución es:

$$5,00 \text{ mL HCl } 37,0 \% \cdot \frac{1 \text{ L HCl } 37,0 \%}{10^3 \text{ mL HCl } 37,0 \%} \cdot \frac{1,19 \text{ kg HCl } 37,0 \%}{1 \text{ L HCl } 37,0 \%} \cdot \frac{10^3 \text{ g HCl } 37,0 \%}{1 \text{ kg HCl } 37,0 \%} = 5,95 \text{ g HCl } 37,0 \%$$

El número de moléculas contenidas en esa muestra es:

$$5,95 \text{ g HCl } 37,0 \% \cdot \frac{37,0 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 37,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 3,63 \cdot 10^{22} \text{ moléculas HCl}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.110. Una piscina contiene 506 m^3 de agua. Para mantener su calidad, la concentración de cloro, expresada como cloro molecular, no debe ser inferior a $0,600 \text{ mg L}^{-1}$, por lo que se le añade hipoclorito de sodio, NaClO . El volumen de disolución acuosa comercial de hipoclorito de sodio, de riqueza 27,5 % en masa y densidad $1,22 \text{ g cm}^{-3}$, que es necesario añadir al agua de la piscina para conseguir la concentración de Cl_2 antes citada es:

a) 144 mL

b) 214 mL

c) 522 mL

d) 1,90 L

(Considere que el volumen final de la piscina no se altera de manera significativa).

(O.Q.L. Valencia 2020)

La cantidad de cloro que debe contener la piscina es:

$$506 \text{ m}^3 \text{ H}_2\text{O} \cdot \frac{10^3 \text{ L H}_2\text{O}}{1 \text{ m}^3 \text{ H}_2\text{O}} \cdot \frac{0,600 \text{ mg Cl}_2}{1 \text{ L H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ g Cl}_2}{10^3 \text{ mg Cl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{71,0 \text{ g Cl}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol Cl}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 8,55 \text{ mol Cl}$$

Relacionando Cl con NaClO :

$$8,55 \text{ mol Cl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaClO}}{1 \text{ mol Cl}} \cdot \frac{74,6 \text{ g NaClO}}{1 \text{ mol NaClO}} = 638 \text{ g NaClO}$$

Como se dispone de NaClO comercial de riqueza 27,5 %:

$$638 \text{ g NaClO} \cdot \frac{100 \text{ g NaClO } 27,5 \%}{27,5 \text{ g NaClO}} \cdot \frac{1 \text{ mL NaClO } 27,5 \%}{1,22 \text{ g NaClO } 27,5 \%} \cdot \frac{1 \text{ L NaClO } 27,5 \%}{10^3 \text{ mL NaClO } 27,5 \%} = 1,90 \text{ L NaClO } 27,5 \%$$

La respuesta correcta es la **d**.

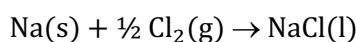
3. ESTEQUIOMETRÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

3.1. Se hace reaccionar cloro con sodio para dar cloruro de sodio líquido. Si se han consumido 2,50 L de cloro en c.n. ¿Cuántos moles de cloruro de sodio se obtendrán?

- a) 0,112 mol
- b) 0,223 mol
- c) 0,446 mol
- d) 0,500 mol

(O.Q.L. Asturias 1987)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de obtención del cloruro de sodio es:



Considerando comportamiento ideal del Cl_2 , la cantidad de NaCl que obtiene a partir de la cantidad propuesta es:

$$2,50 \text{ L Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{22,4 \text{ L Cl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol Cl}_2} = 0,223 \text{ mol NaCl}$$

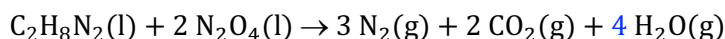
La respuesta correcta es la b.

3.2. El combustible del módulo lunar consiste en una mezcla de $\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2(\text{l}) + \text{N}_2\text{O}_4(\text{l})$. Su reacción produce nitrógeno gas, dióxido de carbono y agua. El coeficiente del agua en la reacción ajustada es:

- a) 2
- b) 4
- c) 5
- d) 3
- e) 1

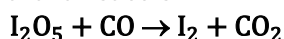
(O.Q.L. Asturias 1988)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción propuesta es:



La respuesta correcta es la b.

3.3. Para la reacción:

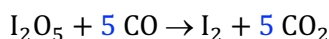


si el coeficiente estequiométrico de I_2O_5 en la ecuación ajustada es 1, ¿cuáles son los coeficientes de CO, I_2 y CO_2 , respectivamente?

- a) 5, 2, 5
- b) 1, 1, 1
- c) 5, 1, 5
- d) 1, 2, 1

(O.Q.L. Asturias 1988) (O.Q.L. Extremadura 2018)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción propuesta es:



La respuesta correcta es la c.

3.4. Solo uno de los siguientes conceptos es falso:

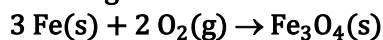
- a) La reacción $\text{C}_2\text{H}_4(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$ es una reacción de hidrogenación.
- b) La reacción $\text{C}(\text{s}) \rightarrow \text{C}(\text{g})$ es una reacción de disociación.
- c) La anterior reacción es típicamente endotérmica.
- d) La reacción $\text{CS}_2(\text{g}) + 3 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{SO}_2(\text{g})$ es una reacción de combustión.
- e) La reacción $\text{CS}_2(\text{l}) \rightarrow \text{CS}_2(\text{g})$ es una reacción de vaporización.

(O.Q.L. Asturias 1989) (O.Q.L. Extremadura 2018)

La reacción $C(s) \rightarrow C(g)$ **no es una reacción de disociación**, se trata de un cambio de estado.

La respuesta correcta es la **b**.

3.5. Para la siguiente reacción:



¿Cuántos moles de $\text{O}_2(g)$ son necesarios para reaccionar con 27,9 mol de Fe?

- a) 9,30
- b) 18,6
- c) 55,8
- d) 41,9
- e) 27,9

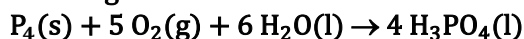
(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Asturias 2009)

Relacionando Fe con O_2 :

$$27,9 \text{ mol Fe} \cdot \frac{2 \text{ mol O}_2}{3 \text{ mol Fe}} = 18,6 \text{ mol O}_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.6. Para la siguiente reacción:



Si reaccionan 40,0 g de $\text{O}_2(g)$ con $\text{P}_4(s)$ y sobran 8,00 g de $\text{O}_2(g)$ después de la reacción, ¿cuántos gramos de $\text{P}_4(s)$ se quemaron?

- a) 8,00
- b) 37,2
- c) 48,0
- d) 31,0
- e) 24,8

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. País Vasco 2006) (O.Q.L. Sevilla 2000)

A partir de la masa consumida de O_2 se calcula la masa de P_4 que se quema:

$$(40,0 - 8,00) \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol P}_4}{5 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{124,0 \text{ g P}_4}{1 \text{ mol P}_4} = 24,8 \text{ g P}_4$$

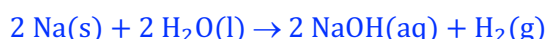
La respuesta correcta es la **e**.

3.7. Al añadir sodio metálico al agua:

- a) Se desprende oxígeno.
- b) El sodio flota y al disolverse lentamente se mueve en trayectorias curvas siguiendo curvas elípticas del tipo de Bernouilli.
- c) El sodio se disuelve y no hay otra reacción aparente.
- d) Se produce una muy vigorosa reacción que puede llegar a la explosión, con desprendimiento de hidrógeno.
- e) El sodio es inestable y descompone el agua dando una disolución ácida.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Madrid 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Na y H_2O es:



En este proceso se desprende gran cantidad de calor que hace que el metal se funda e incluso se produzca una **explosión al inflamarse el H_2** . Además, el NaOH formado da lugar a una disolución básica.

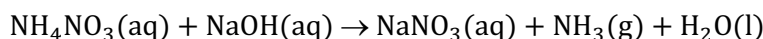
La respuesta correcta es la **d**.

3.8. Cuando se calienta una mezcla de una disolución de nitrato de amonio con otra de hidróxido de sodio se obtiene un gas que:

- Contiene hidrógeno y oxígeno en proporción 5:4.
- Hace que un papel de tornasol humedecido tome color azul.
- Reacciona con facilidad con el hidrógeno.
- Es simplemente vapor de agua.

(O.Q.L. Murcia 1997)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NH_4NO_3 y NaOH es:



El NH_3 que se desprende tiene propiedades básicas que hace que el **tornasol**, indicador ácido-base, **tome color azul**.

La respuesta correcta es la **b**.

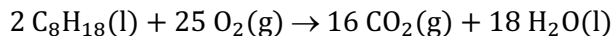
3.9. Señale si alguno de los siguientes procesos puede darse como químico:

- Fusión del hierro.
- Combustión de la gasolina.
- Congelación del agua.
- Disolución de azúcar en agua.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

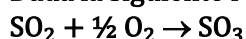
La fusión del hierro, congelación del agua y disolución del azúcar en agua son cambios físicos, que solo llevan a un estado diferente de agregación.

La **combustión de la gasolina** es un cambio químico, ya que las sustancias finales del proceso son diferentes de las iniciales. Suponiendo que la gasolina está formada solo por octano, C_8H_{18} , la ecuación química ajustada correspondiente a su reacción de combustión es:



La respuesta correcta es la **b**.

3.10. Dada la siguiente reacción química:



¿Cuántos moles de O_2 se necesitarán para que reaccionen con 22,5 g de SO_2 ?

- 0,31
- 2
- 4,25
- 0,18

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

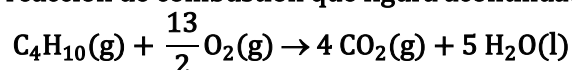
Relacionando SO_2 con O_2 :

$$22,5 \text{ g SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{64,1 \text{ g SO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol SO}_2} = 0,176 \text{ mol O}_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.11. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

En la reacción de combustión que figura a continuación, se cumple que :



- Cuando se quema 1 mol de butano se forman 4 mol de CO_2 .
- Cuando se quema 1 mol de butano, que pesa 58 g mol^{-1} , se forman 266 g de productos.
- Cuando se queman 10 L de butano, en c.n., se forman 40 L de CO_2 en las mismas condiciones.
- Cuando se queman 5,0 g de butano se forman 20 g de CO_2 .

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Valencia 1999)

a) Verdadero. Ya que la relación estequiométrica existente entre C_4H_{10} y CO_2 es 1:4.

b) Verdadero. De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier (1789), la masa inicial (reactivos) suponiendo que la reacción es total es:

$$1 \text{ mol } C_4H_{10} \cdot \frac{58,0 \text{ g } C_4H_{10}}{1 \text{ mol } C_4H_{10}} + 6,5 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{32,0 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} = 266 \text{ g}$$

c) Verdadero. Relacionando el volumen de C_4H_{10} y el de CO_2 , medidos ambos en condiciones normales:

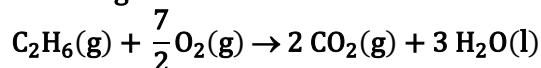
$$10 \text{ L } C_4H_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_{10}}{22,4 \text{ L } C_4H_{10}} \cdot \frac{4 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_4H_{10}} \cdot \frac{22,4 \text{ L } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 40 \text{ L } CO_2$$

d) Falso. Relacionando la masa de C_4H_{10} y la de CO_2 :

$$5,0 \text{ g } C_4H_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_4H_{10}}{58,0 \text{ g } C_4H_{10}} \cdot \frac{4 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_4H_{10}} \cdot \frac{44 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 15 \text{ g } CO_2$$

La respuesta correcta es la d.

3.12. De las siguientes afirmaciones sobre la reacción:



¿Cuál es falsa?

a) Cuando 1 mol de C_2H_6 reacciona con 3,5 mol de O_2 se forman 3 mol de H_2O .

b) Cuando $7/2$ mol de O_2 reaccionan con la cantidad estequiométrica de C_2H_6 se forman $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de CO_2 .

c) Cuando se forman 2 mol de CO_2 , se forma al mismo tiempo una cantidad de H_2O que contiene 48 g de oxígeno.

d) Cuando reaccionan $7/2$ mol de oxígeno se forma una cantidad de CO_2 que contiene 2 mol de átomos de carbono.

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

a) Verdadero. La relación estequiométrica existente entre C_2H_6 , O_2 y H_2O es 1:3,5:3.

b) Falso. Relacionando O_2 y CO_2 :

$$3,5 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } CO_2}{3,5 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 1,2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas } CO_2$$

c) Verdadero. Relacionando CO_2 y H_2O :

$$2 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{3 \text{ mol } H_2O}{2 \text{ mol } CO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } O}{1 \text{ mol } H_2O} \cdot \frac{16,0 \text{ g } O}{1 \text{ mol } O} = 48 \text{ g } O$$

d) Verdadero. Relacionando O_2 y CO_2 :

$$3,5 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } CO_2}{3,5 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } C}{1 \text{ mol } CO_2} = 2 \text{ mol } C$$

La respuesta correcta es la b.

3.13. ¿En cuál de los siguientes procesos está implicada una transformación química?

a) El secado, al aire libre y al sol, de una toalla húmeda.

b) La preparación de un café expés haciendo pasar vapor de agua a través de café molido.

c) La desalinización del agua por ósmosis inversa.

d) La adición de limón al té, por lo que este cambia de color.

(O.Q.L. Murcia 1998)

Para que exista un cambio químico es preciso los reactivos y productos tengan composición química diferente.

a) Falso. En el secado se produce un proceso físico de cambio de estado:



b) Falso. La preparación de un café es un proceso físico de extracción.

c) Falso. La desalinización del agua mediante ósmosis inversa es un proceso físico en el que las moléculas de agua pasan a través de los poros de una membrana semipermeable.

d) **Verdadero**. La adición de limón al té implica una reacción química que se manifiesta con un cambio de color.

La respuesta correcta es la **d**.

3.14. ¿Cuál de los siguientes compuestos producirá, por combustión completa de 1,0 g de él, la mayor masa de dióxido de carbono?

a) Metano, CH_4

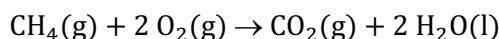
b) Etino, C_2H_2

c) Buteno, C_4H_8

d) Pentano, C_5H_{12}

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

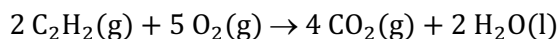
a) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano es:



La masa de CO_2 que se obtiene en la combustión de 1,0 g de hidrocarburo es:

$$1,0 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16,0 \text{ g CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 2,8 \text{ g CO}_2$$

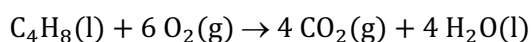
b) **Verdadero**. La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del **etino o acetileno** es:



La masa de CO_2 que se obtiene en la combustión de 1,0 g de hidrocarburo es:

$$1,0 \text{ g C}_2\text{H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{26,0 \text{ g C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 3,4 \text{ g CO}_2$$

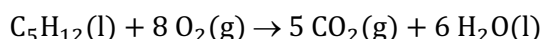
c) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del buteno es:



La masa de CO_2 que se obtiene en la combustión de 1,0 g de hidrocarburo es:

$$1,0 \text{ g C}_4\text{H}_8 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_8}{56,0 \text{ g C}_4\text{H}_8} \cdot \frac{4 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_8} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 3,1 \text{ g CO}_2$$

d) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del pentano es:



La masa de CO_2 que se obtiene en la combustión de 1,0 g de hidrocarburo es:

$$1,0 \text{ g C}_5\text{H}_{12} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_5\text{H}_{12}}{72,0 \text{ g C}_5\text{H}_{12}} \cdot \frac{5 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_5\text{H}_{12}} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 3,1 \text{ g CO}_2$$

La mayor masa de CO_2 se produce en la combustión del acetileno.

La respuesta correcta es la **b**.

3.15. Si la reacción entre las sustancias A y B transcurre de acuerdo a la ecuación

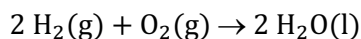


puede afirmarse que:

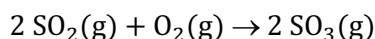
- Puesto que A y B son gaseosos, C debe ser también un gas.
- La relación entre las masas de A y B que reaccionan es $\frac{1}{2}$.
- Como 1 mol de A reacciona con 2 mol de B, x debe valer 3.
- Nada de lo anterior es cierto.

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Sevilla 2017)

a) Falso. El estado de agregación de los productos no tiene nada que ver con el estado de agregación de los reactivos. Por ejemplo, la síntesis de agua:



Sin embargo, en la formación de SO_3 todas las sustancias son gaseosas:



- Falso. La relación molar entre A y B es $\frac{1}{2}$. La relación entre sus masas depende de cuál sea el valor de las masas molares de A y B.
- Falso. El número de moles de una reacción química no tiene porque mantenerse constante. Es la masa la que se mantiene constante en una reacción química.

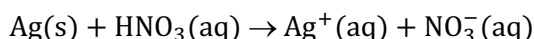
La respuesta correcta es la d.

3.16. Un anillo de plata que pesa 7,275 g se disuelve en ácido nítrico y se añade un exceso de cloruro de sodio para precipitar toda la plata como AgCl. Si el peso de AgCl(s) es 9,000 g, ¿cuál es el porcentaje de plata en el anillo?

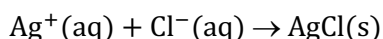
- 6,28
- 75,26
- 93,08
- 67,74
- 80,83

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Sevilla 2002) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. Baleares 2014) (O.Q.L. Málaga 2019)

La ecuación química no ajustada correspondiente a la disolución de la plata es:



La ecuación química correspondiente a la formación de AgCl es:



El porcentaje de plata en el anillo es:

$$\frac{9,000 \text{ g AgCl}}{7,275 \text{ g anillo}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143,4 \text{ g AgCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}}{1 \text{ mol AgCl}} \cdot \frac{107,9 \text{ g Ag}}{1 \text{ mol Ag}} \cdot 100 = 93,08 \% \text{ Ag}$$

La respuesta correcta es la c.

3.17. La estequiometría es:

- La extensión en que se produce una reacción.
- La relación ponderal entre reactivos y productos en una reacción química.
- La emisión de partículas α en un proceso radioactivo.
- El producto de las concentraciones de los reactivos.

(O.Q.L. Murcia 1999)

La **estequiometría**, que se debe a J.B. Richter, se define como la **relación** numérica entre las masas de los elementos que forman una sustancia y las proporciones en las que **se combinan las sustancias que intervienen en una reacción química**.

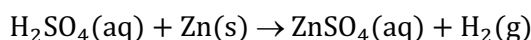
La respuesta correcta es la **b**.

3.18. Si a un cierto volumen de disolución de ácido sulfúrico se le añaden unos gránulos de zinc metálico:

- a) Se desprende vapor de azufre del sistema en reacción.
- b) Se desprende un gas de color verde del sistema en reacción.
- c) Se desprende hidrógeno del sistema en reacción.
- d) Los gránulos se depositan en el fondo, sin reacción aparente.

(O.Q.L. Murcia 1999)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y Zn es:



Se trata de un proceso clásico de **obtención de $\text{H}_2(\text{g})$** en el que el Zn, metal reductor, es capaz de reducir los H^+ del ácido a dihidrógeno, oxidándose el Zn a Zn^{2+} .

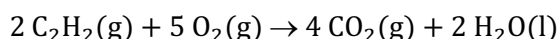
La respuesta correcta es la **c**.

3.19. La masa de dióxido de carbono que se obtiene en la combustión de 52 g de etino es:

- a) $4,8 \cdot 10^{-3}$ g
- b) 25 g
- c) $1,8 \cdot 10^2$ g
- d) 45 g

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2018)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del etino o acetileno es:



Relacionando C_2H_2 con CO_2 :

$$52 \text{ g C}_2\text{H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{26,0 \text{ g C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 1,8 \cdot 10^2 \text{ g CO}_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.20. En la reacción química:



El volumen, en litros, de gas cloro que puede obtenerse, en condiciones normales, a partir de 20,0 g de HCl es:

- a) 20
- b) 40
- c) 3,07
- d) 15,3

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

Relacionando HCl con Cl_2 y considerando comportamiento ideal de este:

$$20,0 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{4 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{22,4 \text{ L Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 3,07 \text{ L Cl}_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.21. En una reacción química, decida cuál de las siguientes proposiciones es cierta:

- a) La masa se conserva.
- b) Se conservan las moléculas.
- c) Se conservan los iones.
- d) Se conservan los moles.
- e) Se conservan los átomos.

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

La ley de Lavoisier (1789) propone que en una reacción química **la masa se conserva**.

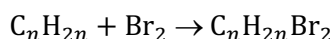
La respuesta correcta es la **a**.

3.22. Una muestra de 2,8 g de un alqueno puro, que contiene un único doble enlace por molécula, reacciona completamente con 8,0 g de bromo, en un disolvente inerte. ¿Cuál es la fórmula molecular del alqueno?

- a) C₂H₄
- b) C₃H₆
- c) C₄H₈
- d) C₆H₁₂
- e) C₈H₁₆

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.N. Sevilla 2010)

La reacción entre un alqueno con un único doble enlace y un halógeno es una reacción de adición:



La relación entre las cantidades de Br₂ y alqueno que reaccionan proporciona la masa molar del alqueno y, a partir de la misma, la fórmula del mismo:

$$8,0 \text{ g Br}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Br}_2}{159,8 \text{ g Br}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_n\text{H}_{2n}}{1 \text{ mol Br}_2} \cdot \frac{14 n \text{ g C}_n\text{H}_{2n}}{1 \text{ mol C}_n\text{H}_{2n}} = 2,8 \text{ g C}_n\text{H}_{2n} \rightarrow n = 4$$

El alqueno contiene 4 átomos de C, por tanto, la fórmula molecular del hidrocarburo es **C₄H₈**.

La respuesta correcta es la **c**.

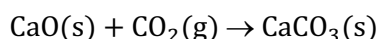
3.23. En los viajes espaciales debe incluirse una sustancia que elimine el CO₂ producido por respiración de los ocupantes de la nave. Una de las posibles soluciones sería hacer reaccionar el CO₂ con determinados reactivos. La selección del más adecuado se hace teniendo en cuenta que este consuma la mayor cantidad de CO₂ por gramo de reactivo (es decir, que sea el más ligero para llevar en la nave). De acuerdo con ello, ¿cuál escogería?

- a) CaO CaO(s) + CO₂(g) → CaCO₃(s)
- b) Na₂O₂ Na₂O₂(s) + CO₂(g) → Na₂CO₃(s) + O₂(g)
- c) Mg(OH)₂ Mg(OH)₂(s) + CO₂(g) → MgCO₃(s) + H₂O(l)
- d) LiOH LiOH(s) + CO₂(g) → Li₂CO₃(s) + H₂O(l)
- e) Ca(OH)₂ Ca(OH)₂(s) + CO₂(g) → CaCO₃(s) + H₂O(l)
- f) LiOH KOH(s) + CO₂(g) → K₂CO₃(s) + H₂O(l)
- g) LiOH CsOH(s) + CO₂(g) → Cs₂CO₃(s) + H₂O(l)

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Asturias 2009)

Tomando como base de cálculo 1,0 g de cada reactivo, **el mejor** de todos ellos será **el que elimine mayor cantidad de CO₂**.

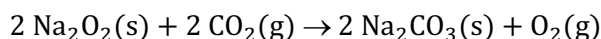
a) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción con CaO es:



La masa de CO₂ eliminada con CaO es:

$$1,0 \text{ g CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56,1 \text{ g CaO}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaO}} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,79 \text{ g CO}_2$$

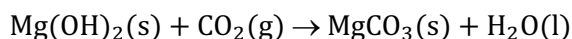
b) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción con Na₂O₂ es:



La masa de CO₂ eliminada con Na₂O₂ es:

$$1,0 \text{ g Na}_2\text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{O}_2}{78,0 \text{ g Na}_2\text{O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol Na}_2\text{O}_2} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,56 \text{ g CO}_2$$

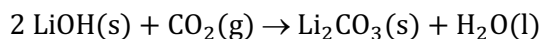
c) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción con Mg(OH)_2 es:



La masa de CO_2 eliminada con Mg(OH)_2 es:

$$1,0 \text{ g Mg(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Mg(OH)}_2}{58,3 \text{ g Mg(OH)}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol Mg(OH)}_2} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,81 \text{ g CO}_2$$

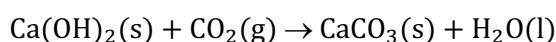
d) **Verdadero**. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción con LiOH es:



La masa de CO_2 eliminada con LiOH es:

$$1,0 \text{ g LiOH} \cdot \frac{1 \text{ mol LiOH}}{24,0 \text{ g LiOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol LiOH}} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,92 \text{ g CO}_2$$

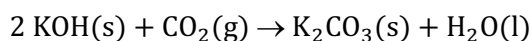
e) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción con Ca(OH)_2 es:



La masa de CO_2 eliminada con Ca(OH)_2 es:

$$1,0 \text{ g Ca(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{74,1 \text{ g Ca(OH)}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,59 \text{ g CO}_2$$

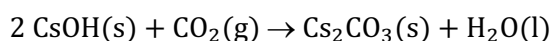
f) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción con KOH es:



La masa de CO_2 eliminada con KOH es:

$$1,0 \text{ g KOH} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{56,1 \text{ g KOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol KOH}} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,39 \text{ g CO}_2$$

g) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción con CsOH es:



La masa de CO_2 eliminada con CsOH es:

$$1,0 \text{ g CsOH} \cdot \frac{1 \text{ mol CsOH}}{149,9 \text{ g CsOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol CsOH}} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 0,15 \text{ g CO}_2$$

De acuerdo con la propuesta inicial, el reactivo más efectivo para eliminar CO_2 es **LiOH**.

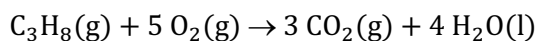
La respuesta correcta es la **d**.

3.24. La cantidad de agua que se obtiene cuando reaccionan con propano 25,0 g de aire (20,0 % en masa de oxígeno) es:

- a) 5,45 g
- b) 10,75 g
- c) 2,25 g
- d) 15,0 g

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del propano es:



Relacionando O_2 con H_2O :

$$25,0 \text{ g aire} \cdot \frac{20,0 \text{ g O}_2}{100 \text{ g aire}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \cdot \frac{4 \text{ mol H}_2\text{O}}{5 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 2,25 \text{ g H}_2\text{O}$$

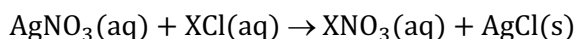
La respuesta correcta es la c.

3.25. Cuando se disuelven 20,0 g de un cloruro de un metal desconocido, XCl, hasta obtener 100 mL de disolución se requieren 0,268 mol de nitrato de plata para precipitar el cloruro como cloruro de plata, ¿cuál es la identidad del metal X?

- a) Na
- b) Li
- c) K
- d) Ag

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre XCl y AgNO₃ es:



La cantidad de XCl que reacciona es:

$$0,268 \text{ mol AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol XCl}}{1 \text{ mol AgNO}_3} = 0,268 \text{ mol XCl}$$

La relación entre gramos y moles de XCl proporciona su masa molar:

$$\frac{20,0 \text{ g XCl}}{0,268 \text{ mol XCl}} = 74,6 \text{ g mol}^{-1}$$

A partir de la masa molar del XCl se obtiene la del elemento X y se le identifica:

$$1 \text{ mol Cl} \cdot \frac{35,5 \text{ g Cl}}{1 \text{ mol Cl}} + 1 \text{ mol X} \cdot \frac{M \text{ g X}}{1 \text{ mol X}} = 74,6 \text{ g} \quad \rightarrow \quad M = 39,1 \text{ g mol}^{-1}$$

Las masas molares de los elementos propuestos son:

Elemento	Li	Na	K	Ag
$M / \text{g mol}^{-1}$	7,0	23,0	39,1	107,9

La masa molar obtenida corresponde al **potasio (K)**.

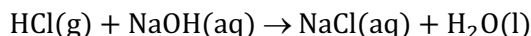
La respuesta correcta es la c.

3.26. Al tratar un exceso de disolución de NaOH con 1,12 L de cloruro de hidrógeno gas seco, medido en c.n., ¿qué masa de cloruro de sodio se forma suponiendo que la reacción es completa?

- a) 0,05 g
- b) 1,8 g
- c) 2,9 g
- d) 2,0 g

(O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:



Considerando comportamiento ideal, el número de moles de HCl que reaccionan es:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 1,12 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}} = 0,0500 \text{ mol HCl}$$

Relacionando HCl con NaCl:

$$0,0500 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} = 2,93 \text{ g NaCl}$$

La respuesta correcta es la c.

3.27. Dadas las siguientes afirmaciones indique si son o no correctas:

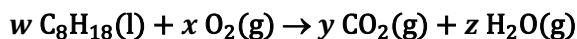
- 1) Para conocer la fórmula molecular de un compuesto orgánico es preciso saber su masa molecular.
 - 2) El rendimiento teórico de una reacción no coincide con el rendimiento real de la misma.
 - 3) Los moles de producto de una reacción han de calcularse en función de la cantidad del reactivo limitante.
 - 4) La composición centesimal de un compuesto permite determinar su fórmula empírica.
- a) 1 y 2 son correctas
 b) 2 y 3 son correctas
 c) Todas son correctas
 d) Ninguna de las respuestas es correcta.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

- 1) Verdadero. El análisis elemental de un compuesto orgánico permite determinar su fórmula empírica, para determinar su fórmula molecular es necesario conocer la masa molar del compuesto.
- 2) Verdadero. Las limitaciones de los procedimientos experimentales son responsables de que no coincidan los rendimientos teórico y real.
- 3) Verdadero. El reactivo limitante es el que antes se consume en una reacción química y determina la cantidad de producto formado.
- 4) Verdadero. El análisis elemental de un compuesto orgánico permite determinar su fórmula empírica y, por tanto, su composición centesimal.

La respuesta correcta es la c.

3.28. La ecuación química correspondiente a la combustión del octano, componente esencial de las gasolinas y por las que estas se califican según su "Índice de Octano" (95 o 98), tiene lugar de acuerdo a la siguiente ecuación:



Los coeficientes estequiométricos (w , x , y , z) para la reacción ajustada deben ser:

- a) $w = 2$, $x = 25$, $y = 18$, $z = 16$
- b) $w = 25$, $x = 2$, $y = 16$, $z = 18$
- c) $w = 2$, $x = 25$, $y = 16$, $z = 18$
- d) $w = 1$, $x = 25$, $y = 8$, $z = 9$

(O.Q.L. Murcia 2000)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del octano es:



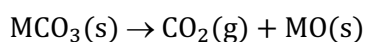
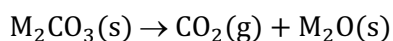
La respuesta correcta es la c.

3.29. Si se logra la descomposición, por calentamiento, de 1 g de cada uno de los siguientes carbonatos, dando, en cada caso, el óxido del metal correspondiente y dióxido de carbono, ¿cuál de ellos produce un mayor volumen, medido en condiciones normales, del gas?

- a) CaCO_3
- b) SrCO_3
- c) BaCO_3
- d) Li_2CO_3

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. Cantabria 2015)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a la descomposición de un carbonato alcalino o alcalinotérreo son:



En ambos casos se produce 1 mol de CO₂ por cada mol de sal que se descompone. Teniendo en cuenta que siempre se parte de 1,0 g de carbonato, la máxima cantidad de CO₂ la producirá la sal que tenga menor masa molar:

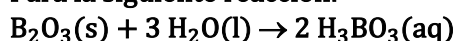
$$1,0 \text{ g MCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol MCO}_3}{M \text{ g MCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol MCO}_3} \cdot \frac{44 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = \frac{44}{M} \text{ g CO}_2$$

Las masas molares de las sales propuestas son:

Sustancia	Li ₂ CO ₃	CaCO ₃	SrCO ₃	BaCO ₃
M / g mol ⁻¹	74,0	100,1	147,6	197,3

La respuesta correcta es la **d**.

3.30. Para la siguiente reacción:



¿Cuántos moles de agua se necesitan para producir 5,0 mol de H₃BO₃(aq) a partir de 3,0 mol de B₂O₃(s), si la reacción tiene lugar de forma total?

- a) 6,0
- b) 2,0
- c) 7,5
- d) 4,0
- e) No se puede calcular.

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. Sevilla 2002) (O.Q.L. Asturias 2009)

Relacionando la cantidad de H₃BO₃ que se quiere producir con H₂O:

$$5,0 \text{ mol H}_3\text{BO}_3 \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol H}_3\text{BO}_3} = 7,5 \text{ mol H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.31. Si se quema un trozo de grafito de alta pureza se debe formar:

- a) CaCO₃
- b) CO₂
- c) H₂CO₃
- d) O₂

(O.Q.L. Murcia 2001)

El grafito es una variedad alotrópica del C y la ecuación química correspondiente a su combustión es:



La respuesta correcta es la **b**.

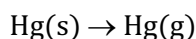
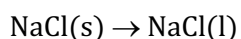
3.32. Indique cuál de los siguientes es un proceso químico:

- a) Fusión del cloruro de sodio.
- b) Sublimación de mercurio.
- c) Combustión de azufre.
- d) Disolución de sal en agua.

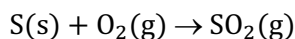
(O.Q.L. Murcia 2001)

Para que exista un cambio químico es preciso los reactivos y productos tengan composición química diferente.

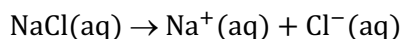
a-b) Falso. Tanto la fusión del NaCl como la sublimación del Hg son cambios de estado, procesos físicos:



c) Verdadero. La ecuación química ajustada correspondiente a la **reacción de combustión del azufre** es:



d) Falso. Aunque en la disolución del NaCl en agua se rompen enlaces en la red cristalina y se forman enlaces entre los iones y las moléculas de agua, se trata de un proceso físico:



La respuesta correcta es la c.

3.33. Una manera de recuperar plata metálica en el laboratorio es por calentamiento, a 800 °C y en un crisol de porcelana, de una mezcla de Na₂CO₃, KNO₃ y AgCl, en las proporciones molares 4:3:2 respectivamente. La masa total de mezcla que hay que poner en el crisol para obtener un mol de plata es:

- a) 350,3 g
- b) 507,1 g
- c) 700,6 g
- d) 1.019,6 g

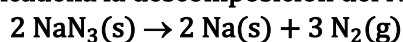
(O.Q.L. Murcia 2001)

A partir de 4 mol de Na₂CO₃, 3 mol de KNO₃ y 2 mol de AgCl se obtienen 2 mol de Ag. Por tanto, para obtener 1 mol de Ag la cantidad en moles de cada reactivo que se necesita es la mitad. Las masas correspondientes son:

$$\left. \begin{array}{l} 2 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3 \cdot \frac{106,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} = 212,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3 \\ 1,5 \text{ mol KNO}_3 \cdot \frac{101,1 \text{ g KNO}_3}{1 \text{ mol KNO}_3} = 151,7 \text{ g KNO}_3 \\ 1 \text{ mol AgCl} \cdot \frac{143,4 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 143,4 \text{ g AgCl} \end{array} \right\} \rightarrow m_{\text{total}} = 507,1 \text{ g}$$

La respuesta correcta es la b.

3.34. La azida de sodio, NaN₃, se utiliza en los “airbag” de los automóviles. El impacto de una colisión desencadena la descomposición del NaN₃ de acuerdo a la siguiente ecuación



El nitrógeno gaseoso producido infla rápidamente la bolsa que sirve de protección al conductor y acompañante. ¿Cuál es el volumen de N₂ generado, a 21 °C y 823 mmHg, por la descomposición de 60,0 g de NaN₃?

- a) 2,19 L
- b) 30,8 L
- c) 61,7 L
- d) 173,2 L

(O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.L. Galicia 2014)

Relacionando NaN₃ con N₂:

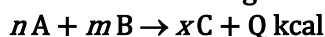
$$60,0 \text{ g NaN}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NaN}_3}{65,0 \text{ g NaN}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NaN}_3} = 1,38 \text{ mol N}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{(1,38 \text{ mol N}_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (21 + 273,15) \text{ K}}{823 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 30,7 \text{ L N}_2$$

La respuesta correcta es la b.

3.35. Dada la reacción siguiente:



donde A, B y C representan sustancias puras, gaseosas, se presentan las siguientes afirmaciones:

- 1) Para formar 1 mol de C se requieren n/x mol de A.
- 2) $n + m = x$.
- 3) Si n y m (ambos) son números pares, x , debe ser impar.
- 4) Tiene lugar un cambio de fase.

¿Cuál de las proposiciones siguientes es cierta?

- a) 1
- b) 2 y 3
- c) 3
- d) 2 y 4

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

1) Verdadero. Relacionando C y A:

$$1 \text{ mol C} \cdot \frac{n \text{ mol A}}{x \text{ mol C}} = \frac{n}{x} \text{ mol A}$$

- 2) Falso. Los coeficientes estequiométricos no tienen porqué conservarse en una ecuación química.
- 3) Falso. Sin conocer las fórmulas de los diferentes compuestos no se puede hacer ninguna afirmación sobre los coeficientes estequiométricos.
- 4) Falso. La ecuación propuesta no ofrece ninguna información sobre los estados de agregación.

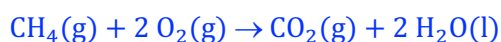
La respuesta correcta es la a.

3.36. La combustión del gas metano, CH_4 , produce dióxido de carbono y agua. Indique cuál de las siguientes ecuaciones químicas describe correctamente dicho proceso:

- a) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{CH}_4 + \frac{1}{2} \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano es:



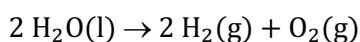
La respuesta correcta es la b.

3.37. El agua se descompone por electrólisis produciendo hidrógeno y oxígeno gas. En un determinado experimento, se ha obtenido 1,008 g de H_2 en el cátodo, ¿qué masa de oxígeno se obtiene en el ánodo?

- a) 32,0 g
- b) 16,0 g
- c) 8,00 g
- d) 4,00 g
- e) 64,0 g

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Sevilla 2019)

La ecuación química correspondiente a la disociación electrolítica del H_2O es:



Relacionando H_2 con O_2 :

$$1,008 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{32,0 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 8,00 \text{ g O}_2$$

La respuesta correcta es la c.

3.38. El mineral dolomita puede representarse por la fórmula $\text{MgCa}(\text{CO}_3)_2$. ¿Qué volumen de dióxido de carbono gas, a 26,8 °C y 0,88 atm, podría producirse por la reacción de 25 g de dolomita con exceso de ácido acético?

- a) 3,9 L
- b) 4,5 L
- c) 6,3 L
- d) 6,7 L
- e) 7,6 L

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2018)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre $\text{MgCa}(\text{CO}_3)_2$ y CH_3COOH es:



Relacionando $\text{MgCa}(\text{CO}_3)_2$ con CO_2 :

$$25 \text{ g MgCa}(\text{CO}_3)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol MgCa}(\text{CO}_3)_2}{184,3 \text{ g MgCa}(\text{CO}_3)_2} \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol MgCa}(\text{CO}_3)_2} = 0,27 \text{ mol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{(0,27 \text{ mol CO}_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (26,8 + 273,15) \text{ K}}{0,88 \text{ atm}} = 7,6 \text{ L CO}_2$$

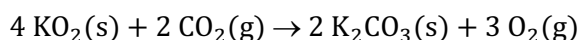
La respuesta correcta es la e.

3.39. El superóxido de potasio, KO_2 , puede simular la acción de las plantas consumiendo dióxido de carbono gaseoso y produciendo oxígeno gas. Sabiendo que en este caso también se forma carbonato de potasio, la reacción ajustada indica que:

- a) Se producen 3 mol de oxígeno por cada mol de KO_2 consumido.
- b) Se consumen 2 mol de KO_2 por cada mol de dióxido de carbono.
- c) El número de moles de reactivos es igual de productos.
- d) Se producen 3,0 g de oxígeno por cada 2,0 g de CO_2 consumidos.
- e) Se forman más moles de productos que de reactivos.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Sevilla 2006)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre KO_2 y CO_2 es:



- a) Falso. De acuerdo con la estequiometría de la reacción se producen 0,75 mol de CO_2 por cada mol de KO_2 consumido.
- b) **Verdadero**. De acuerdo con la estequiometría de la reacción se consumen 2 mol de KO_2 por cada mol de CO_2 que reacciona.
- c-e) Falso. De acuerdo con la estequiometría de la reacción se producen 5 mol de productos por cada 6 mol de reactivos que se consumen.
- d) Falso. Relacionando CO_2 con O_2 :

$$2,0 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{32,0 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 2,2 \text{ g O}_2$$

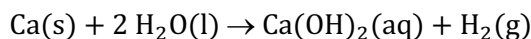
La respuesta correcta es la b.

3.40. El óxido de calcio puede obtenerse por:

- a) Reacción de calcio metálico con agua.
- b) Reacción de carbonato de calcio con ácido clorhídrico.
- c) Descomposición térmica del carbonato de calcio.
- d) Electrólisis de cloruro de calcio en disolución acuosa.
- e) Hidrólisis de sulfato de calcio.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

a) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Ca y H₂O es:



b) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CaCO₃ y HCl es:



c) **Verdadero**. La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición térmica del CaCO₃ es:



d) Falso. La electrólisis de CaCl₂(aq) produce H₂ y O₂ procedentes del H⁺ y OH⁻ del agua que son más fáciles de reducir y oxidar, respectivamente, que los iones Ca²⁺ y Cl⁻ procedentes del CaCl₂.

e) Falso. El CaSO₄ es una sal que no sufre hidrólisis ya que procede de H₂SO₄, ácido fuerte, y Ca(OH)₂, base fuerte.

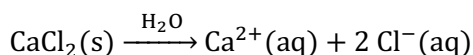
La respuesta correcta es la c.

3.41. Cuando se añade un exceso de iones hidróxido a 1,0 L de disolución de CaCl₂, precipita Ca(OH)₂. Si todos los iones calcio de la disolución precipitan en 7,4 g de Ca(OH)₂, ¿cuál era la concentración inicial de la disolución de CaCl₂?

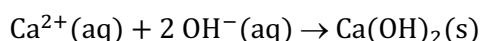
- a) 0,05 M
- b) 0,10 M
- c) 0,15 M
- d) 0,20 M
- e) 0,30 M

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Baleares 2012) (O.Q.L. la Rioja 2014)

El CaCl₂ se disuelve en agua de acuerdo con la ecuación:



La ecuación química correspondiente a la precipitación del Ca(OH)₂ es:



Relacionando Ca(OH)₂ con CaCl₂:

$$7,4 \text{ g Ca(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{74,1 \text{ g Ca(OH)}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} = 0,10 \text{ mol CaCl}_2$$

La concentración de la disolución de CaCl₂ es:

$$\frac{0,10 \text{ mol CaCl}_2}{1,0 \text{ L disolución}} = 0,10 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la b.

(En la cuestión propuesta en La Rioja se cambian los datos numéricos y el CaCl₂ por BaCl₂).

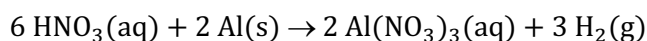
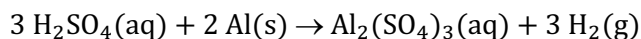
3.42. Señale la afirmación correcta:

- a) Un procedimiento para obtener NaOH es mediante la reacción entre NaCl + H₂O → HCl + NaOH.
- b) Para transportar H₂SO₄ o HNO₃ pueden utilizarse camiones con la cisterna forrada interiormente de aluminio.
- c) Algunos enlaces del grafito tienen carácter iónico lo que le hace ser conductor de la electricidad.
- d) El ácido nítrico puede obtenerse por calefacción de nitrato amónico seco.
- e) Para obtener bromuro de hidrógeno a partir de bromuro de sodio es necesario utilizar H₃PO₄ porque es un ácido no oxidante.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

a) Falso. Entre NaCl y H₂O no se produce ninguna reacción química.

b) Falso. Entre H₂SO₄ o HNO₃ y Al se producen las reacciones que muestran las siguientes ecuaciones:



que indican que la cuba de Al sufriría corrosión por parte de los ácidos.

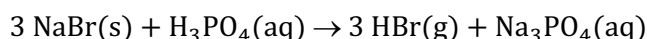
c) Falso. Los enlaces que mantienen unidos a los átomos de carbono en la red cristalina de grafito son covalentes y la conducción eléctrica se debe a que la red presenta electrones deslocalizados.

d) Falso. La ecuación química correspondiente a la descomposición térmica del NH_4NO_3 es:



Se trata de un proceso exotérmico en el que se eleva la temperatura y puede producirse una violenta explosión.

e) **Verdadero.** El H_3PO_4 no es capaz de oxidar al NaBr. La reacción entre ambas sustancias es una reacción ácido-base, y la ecuación química ajustada correspondiente es:



La respuesta correcta es la e.

3.43. En una reacción química se cumple que:

a) El número total de moléculas de los reactivos es igual al número total de moléculas de los productos.

b) El número total de átomos de los reactivos es igual al número total de átomos de los productos.

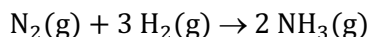
c) El número total de moles de los reactivos es igual al número total de moles de los productos.

d) Cuando se queman 16 g de azufre, se consumen 8 g de oxígeno y se forma dióxido de azufre.

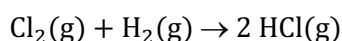
e) Cuando se queman 16 g de azufre, se consumen 8 g de oxígeno y se forma monóxido de azufre.

(O.Q.N. Tarazona 2003)

a-c) Falso. El número de moles o moléculas de reactivos y productos depende de la estequiometría de la reacción. Así en la síntesis del NH_3 es diferente:

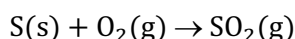


mientras que en la formación de HCl es igual:



b) **Verdadero.** De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier (1789), el número de átomos de los reactivos debe ser igual al número de átomos de los productos.

d-e) Falso. La combustión de S produce SO_2 y la ecuación química correspondiente es:



Relacionando S con O_2 :

$$16 \text{ g S} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{32,1 \text{ g S}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol S}} \cdot \frac{32 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 16 \text{ g O}_2$$

La respuesta correcta es la b.

3.44. Una piedra caliza con un 75 % de riqueza en carbonato de calcio se trata con exceso de ácido clorhídrico. ¿Qué volumen de dióxido de carbono, medido en condiciones normales, se obtendrá a partir de 59,5 g de piedra?

a) 10 dm^3

b) $22,4 \text{ dm}^3$

c) 5 dm^3

d) 20 dm^3

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y CaCO_3 es:



Relacionando la caliza con CO_2 :

$$59,5 \text{ g caliza} \cdot \frac{75 \text{ g CaCO}_3}{100 \text{ g caliza}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,1 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 0,45 \text{ mol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0,45 \text{ mol CO}_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 10 \text{ dm}^3 \text{ CO}_2$$

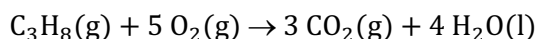
La respuesta correcta es la **a**.

3.45. ¿Qué volumen de oxígeno se necesita para quemar 5,0 L de gas propano, C_3H_8 , medidos ambos volúmenes en condiciones normales?

- a) 5 L
- b) 25 L
- c) 50 L
- d) 10

(O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Sevilla 2019)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del propano es:



Considerando comportamiento ideal, el número de moles de C_3H_8 es:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 5,0 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}} = 0,22 \text{ mol C}_3\text{H}_8$$

Relacionando C_3H_8 con O_2 :

$$0,22 \text{ mol C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{5 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = 1,1 \text{ mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(1,1 \text{ mol O}_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 25 \text{ L O}_2$$

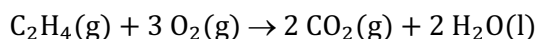
La respuesta correcta es la **b**.

3.46. ¿Qué volumen de oxígeno, medido a 790 mmHg y 37 °C, se necesita para quemar 3,43 dm³ de eteno, C_2H_4 , medidos a 780 mmHg y 22 °C?

- a) 5,34 dm³
- b) 34,30 dm³
- c) 21,36 dm³
- d) 10,68 dm³

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del eteno o etileno es:



Considerando comportamiento ideal, el número de moles de C_2H_4 a quemar:

$$n = \frac{780 \text{ mmHg} \cdot 3,43 \text{ dm}^3}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (22 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,146 \text{ mol C}_2\text{H}_4$$

Relacionando C_2H_4 con O_2 :

$$0,146 \text{ mol C}_2\text{H}_4 \cdot \frac{3 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_4} = 0,437 \text{ mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0,437 \text{ mol O}_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (37 + 273,15) \text{ K}}{790 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 10,7 \text{ dm}^3 \text{ O}_2$$

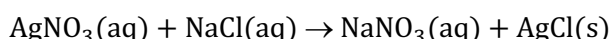
La respuesta correcta es la **d**.

3.47. Al reaccionar una cierta cantidad de cloruro de sodio con nitrato de plata se forman $2,65 \cdot 10^{-4}$ kg de cloruro de plata. La masa de cloruro de sodio que había inicialmente es:

- a) $2,16 \cdot 10^{-4}$ kg
- b) $5,40 \cdot 10^{-4}$ kg
- c) $1,08 \cdot 10^{-4}$ kg
- d) $2,65 \cdot 10^{-4}$ kg

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre AgNO_3 y NaCl es:



La cantidad de AgCl que reacciona es:

$$2,65 \cdot 10^{-4} \text{ kg AgCl} \cdot \frac{10^3 \text{ g AgCl}}{1 \text{ kg AgCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143,4 \text{ g AgCl}} = 1,85 \cdot 10^{-3} \text{ mol AgCl}$$

Relacionando AgCl y NaCl :

$$1,85 \cdot 10^{-3} \text{ mol AgCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol AgCl}} \cdot \frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ kg NaCl}}{10^3 \text{ g NaCl}} = 1,08 \cdot 10^{-4} \text{ kg NaCl}$$

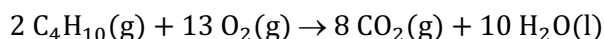
La respuesta correcta es la **c**.

3.48. En la reacción de combustión del butano, ¿cuántos moles de oxígeno se necesitan para quemar un mol de butano?

- a) 1
- b) 2
- c) 5,5
- d) 6,5

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del butano es:



De acuerdo con la estequiometría de la reacción:

$$1,0 \text{ mol C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{13 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} = 6,5 \text{ mol O}_2$$

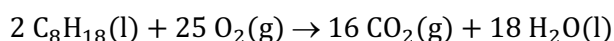
La respuesta correcta es la **d**.

3.49. La masa de agua liberada en la combustión completa de 1,00 g de octano será:

- a) 0,079 g
- b) 1,42 g
- c) 18 g
- d) 162 g

(O.Q.L. Murcia 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del octano es:



Relacionando C_8H_{18} con H_2O :

$$1,00 \text{ g C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114,0 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{18 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 1,42 \text{ g H}_2\text{O}$$

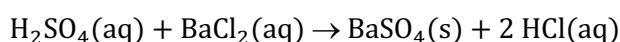
La respuesta correcta es la **b**.

3.50. A 50,0 mL de una disolución de ácido sulfúrico, $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq})$, se le añadió la suficiente cantidad de una disolución de cloruro de bario, $\text{BaCl}_2(\text{aq})$. El sulfato de bario formado, $\text{BaSO}_4(\text{s})$, se separó de la disolución y se pesó en seco. Si se obtuvieron 0,71 g de $\text{BaSO}_4(\text{s})$, ¿cuál era la molaridad de la disolución de ácido sulfúrico?

- a) 0,060
- b) 0,60
- c) 1,20
- d) 0,12

(O.Q.L. Murcia 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y BaCl_2 es:



Relacionando BaSO_4 con H_2SO_4 :

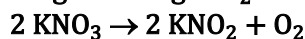
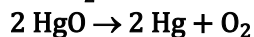
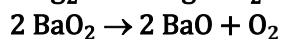
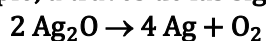
$$0,71 \text{ g BaSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{233,3 \text{ g BaSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol BaSO}_4} = 3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

La molaridad de la disolución de H_2SO_4 es:

$$\frac{3,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{50,0 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 0,060 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.51. El oxígeno puede obtenerse por descomposición térmica de compuestos oxigenados, como por ejemplo, a través de las siguientes reacciones:



Si el precio por tonelada de cada uno de estos reactivos fuese el mismo, ¿cuál resultaría más económico para obtener oxígeno?

- a) Ag_2O
- b) BaO_2
- c) HgO
- d) KNO_3
- e) Igual para los cuatro.

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

Como todos los reactivos tienen el mismo precio, **aquel que produzca una misma cantidad O_2 utilizando la menor cantidad de reactivo es el más económico.**

Suponiendo que se quiere obtener 1 mol de O_2 , las masas de reactivo necesarias son:

$$1 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol Ag}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{231,8 \text{ g Ag}_2\text{O}}{1 \text{ mol Ag}_2\text{O}} = 463,6 \text{ g Ag}_2\text{O}$$

$$1 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol BaO}_2}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{169,3 \text{ g BaO}_2}{1 \text{ mol BaO}_2} = 338,6 \text{ g BaO}_2$$

$$1 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol HgO}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{216,6 \text{ g HgO}}{1 \text{ mol HgO}} = 433,2 \text{ g HgO}$$

$$1 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol KNO}_3}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{101,1 \text{ g KNO}_3}{1 \text{ mol KNO}_3} = 202,2 \text{ g KNO}_3$$

El reactivo del que se consume menor cantidad para producir la misma cantidad de O₂ es KNO₃.

La respuesta correcta es la d.

3.52. Se dispone de una muestra de clorato de potasio con un 35,23 % de riqueza. ¿Qué cantidad de esta muestra será necesaria para obtener 4,50·10⁻² kg de oxígeno?

En la reacción también se obtiene cloruro de potasio.

- a) 13,50·10⁻² kg
- b) 32,61·10⁻² kg
- c) 4,50·10⁻² kg
- d) 9,00·10⁻² kg
- e) 48,75·10⁻² kg

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Málaga 2018)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de descomposición de KClO₃ es:



Relacionando O₂ con KClO₃:

$$4,50 \cdot 10^{-2} \text{ kg O}_2 \cdot \frac{10^3 \text{ g O}_2}{1 \text{ kg O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{122,6 \text{ g KClO}_3}{1 \text{ mol KClO}_3} = 115 \text{ g KClO}_3$$

Como el KClO₃ tiene una riqueza del 35,23 %:

$$115 \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g KClO}_3 \cdot 35,23 \%}{35,23 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{1 \text{ kg KClO}_3 \cdot 35,23 \%}{10^3 \text{ g KClO}_3 \cdot 35,23 \%} = 32,6 \cdot 10^{-2} \text{ kg KClO}_3 \cdot 35,23 \%$$

La respuesta correcta es la b.

3.53. ¿Cuáles de los siguientes enunciados son ciertos?

- I. Si en una reacción entre A y B hay más de A que de B, el reactivo limitante es A.
- II. Dos cantidades distintas de oxígeno, 8 y 16 g, no pueden reaccionar con una misma cantidad de hidrógeno (1 g) para formar distintos compuestos.
- III. Las cantidades mínimas de los elementos hidrógeno y oxígeno que tienen que reaccionar para la obtención de H₂O son 2 g de hidrógeno y 16 g de oxígeno.
- IV. Para la reacción A + B → C; en aplicación del principio de conservación de la materia, si reaccionan 1 g de A y 2 g de B, se obtienen 3 g de C.

- a) III y IV
- b) I
- c) IV
- d) II
- e) III

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016)

I) Falso. Depende de cuál sea la estequiometría de la reacción y del valor de las masas molares de A y B.

II) Falso. Se trata de la ley de las proporciones múltiples de Dalton (1803):

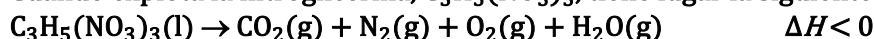
“las masas de un elemento (8 y 16 g O) que reaccionan con una masa fija de otro (1 g H), para formar diferentes compuestos, están en relación de números enteros sencillos” (1:2)

III) Falso. 2 g de H y 16 g de O son cantidades que están en la relación estequiométrica para formar 1 mol de H₂O. Si se desea una menor cantidad de agua bastará con mantener esa relación estequiométrica.

IV) **Verdadero.** Suponiendo que 1 g A y 2 g de B son cantidades estequiométricas que se consumen totalmente formando 3 g de C.

La respuesta correcta es la c.

3.54. Cuando explota la nitroglicerina, $C_3H_5(NO_3)_3$, tiene lugar la siguiente reacción:

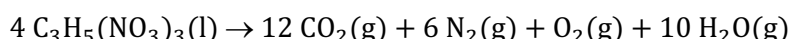


Si explota una ampolla que contiene 454 g de nitroglicerina, ¿cuál será presión del vapor de agua que se forma, si el volumen total de los gases se mide en condiciones normales?

- a) 262 mmHg
- b) 0,0345 atm
- c) 1.013 Pa
- d) 3,45 atm
- e) 131 Torr

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación química ajustada correspondiente a la explosión de la nitroglicerina es:



De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula según la siguiente expresión:

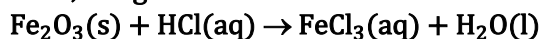
$$p_{H_2O} = p \cdot y_{H_2O} = p \cdot \frac{n_{H_2O}}{n_{total}}$$

Si los gases están medidos en condiciones normales y la presión total de la mezcla gaseosa es 1 atm, la presión que ejerce el vapor de agua es:

$$p_{H_2O} = 1 \text{ atm} \cdot \frac{10 \text{ mol } H_2O}{(12 + 6 + 1 + 10) \text{ mol mezcla}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 262 \text{ mmHg}$$

La respuesta correcta es la a.

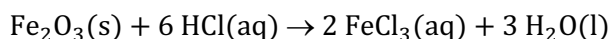
3.55. La herrumbre se puede eliminar de la ropa blanca por la acción del HCl diluido. ¿Cuál es la masa de herrumbre que se podría eliminar por la acción de 100 mL de disolución de HCl de riqueza 4,00 % y densidad $1,028 \text{ g mL}^{-1}$?



- a) 1.028 mg
- b) 0,040 g
- c) 0,00300 kg
- d) 0,17 g
- e) 0,0300 kg

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y Fe_2O_3 es:



La cantidad de HCl que se consume es:

$$100 \text{ mL HCl } 4,00 \% \cdot \frac{1,028 \text{ g HCl } 4,00 \%}{1 \text{ mL HCl } 4,00 \%} \cdot \frac{4,00 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 4,00 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 0,113 \text{ mol HCl}$$

Relacionando HCl con Fe_2O_3 :

$$0,113 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol } Fe_2O_3}{6 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{159,6 \text{ g } Fe_2O_3}{1 \text{ mol } Fe_2O_3} \cdot \frac{1 \text{ kg } Fe_2O_3}{10^3 \text{ g } Fe_2O_3} = 0,00300 \text{ kg } Fe_2O_3$$

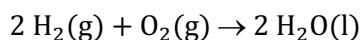
La respuesta correcta es la c.

3.56. ¿Qué masa de H₂O se produce en la reacción de 4,16 g de H₂ con un exceso de O₂?

- a) 36,4 g
- b) 39,3 g
- c) 37,4 g
- d) 32,0 g

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

La ecuación química correspondiente a la formación del agua es:



Relacionando H₂ con H₂O:

$$4,16 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 37,4 \text{ g H}_2\text{O}$$

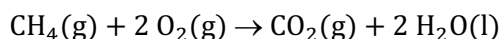
La respuesta correcta es la c.

3.57. La combustión del metano origina dióxido de carbono y agua:

- a) Para obtener 1 mol de agua se necesita 1 mol de metano.
- b) Cada 32 g de metano producen 22,4 L de CO₂ en c.n.
- c) La combustión de 16 g de metano requiere 2 mol de oxígeno.
- d) La combustión de 22,4 L de metano en c.n. produce 18 g de agua.

(O.Q.L. Murcia 2004)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de combustión del metano es:



a) Falso. De acuerdo con la estequiometría de la reacción se producen 2 mol de H₂O por cada mol de CH₄ que reacciona.

b) Falso. A partir de 32 g de CH₄ el volumen de CO₂, medido en c.n., que se obtiene es:

$$32 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16,0 \text{ g CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{22,4 \text{ L CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 44,8 \text{ L CO}_2$$

c) **Verdadero.** A partir de 16 g de CH₄ el número de moles de O₂ que se consumen es:

$$16 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16,0 \text{ g CH}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol CH}_4} = 2 \text{ mol O}_2$$

d) Falso. A partir de 22,4 L de CH₄, medido en c.n., la masa de H₂O que se obtiene es:

$$22,4 \text{ L CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{22,4 \text{ L CH}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 36 \text{ g H}_2\text{O}$$

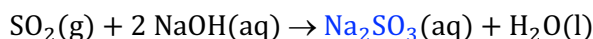
La respuesta correcta es la c.

3.58. Al hacer burbujear SO₂ a través de una disolución de hidróxido de sodio en exceso, se formará:

- a) Na₂SO₃
- b) Na₂SO₄
- c) NaHSO₄
- d) NaHSO₃
- e) H₂SO₃

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. La Rioja 2019)

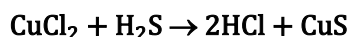
La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre SO₂ y NaOH es:



Se trata de una reacción ácido-base, en la que SO₂ es el ácido y NaOH la base.

La respuesta correcta es la a.

3.59. La reacción:



es de tipo:

- a) Redox
- b) Ácido-base de desplazamiento
- c) Ácido-base de neutralización
- d) Precipitación

(O.Q.L. Madrid 2004)

Se trata de una **reacción de precipitación** ya que el CuS que se forma es un sólido insoluble.

La respuesta correcta es la **d**.

3.60. Complete la siguiente ecuación química e indique si se forma un precipitado:



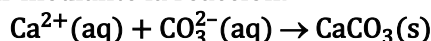
- a) $\text{NaCl(s)} + \text{NO}_3^- + \text{K}^+$
- b) $\text{NaNO}_3(\text{s}) + \text{K}^+ + \text{Cl}^-$
- c) $\text{KCl(s)} + \text{NO}_3^- + \text{Na}^+$
- d) $\text{KNO}_3(\text{s}) + \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
- e) No hay reacción.

(O.Q.N. Luarca 2005)

Se trata de iones entre los que **no hay reacción** de formación de un precipitado.

La respuesta correcta es la **e**.

3.61. Cuando la dureza del agua se debe al ion calcio, el proceso de “ablandamiento” se puede representar mediante la reacción:

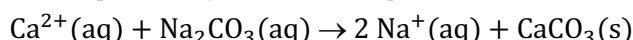


¿Cuál es la masa de carbonato de sodio necesaria para eliminar prácticamente todo el Ca^{2+} presente en 750 mL de una disolución que contiene 86,0 mg de ion Ca^{2+} por litro?

- a) 171 mg
- b) 65 mg
- c) 57 mg
- d) 41 mg
- e) 35 mg

(O.Q.N. Luarca 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la eliminación de los iones Ca^{2+} es:



La cantidad de Ca^{2+} a eliminar del agua es:

$$750 \text{ mL agua} \cdot \frac{1 \text{ L agua}}{10^3 \text{ mL agua}} \cdot \frac{86,0 \text{ mg Ca}^{2+}}{1 \text{ L agua}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Ca}^{2+}}{40,1 \text{ mg Ca}^{2+}} = 1,61 \text{ mmol Ca}^{2+}$$

Relacionado Ca^{2+} con Na_2CO_3 :

$$1,61 \text{ mmol Ca}^{2+} \cdot \frac{1 \text{ mmol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mmol Ca}^{2+}} \cdot \frac{106,0 \text{ mg Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mmol Na}_2\text{CO}_3} = 171 \text{ mg Na}_2\text{CO}_3$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.62. En la combustión de la gasolina, C_8H_{18} , se obtienen 18 mol de agua si se utilizan:

- a) 1 mol de C_8H_{18} y 30 mol de O_2
- b) 2 mol de C_8H_{18} y 30 mol de O_2
- c) 2 mol de C_8H_{18} y 25 mol de O_2
- d) 1 mol de C_8H_{18} y 25 mol de O_2

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del C_8H_{18} proporciona las cantidades de reactivos para obtener 18 mol de agua:



La respuesta correcta es la c.

3.63. Se necesita preparar 25,0 kg de disolución de amoníaco con un 35,0 % de NH_3 . ¿Qué cantidad de sulfato de amonio se debe tomar para ello?

- a) 30,0 kg
- b) 34,0 kg
- c) 25,0 kg
- d) 38,0 kg

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

La masa de NH_3 necesaria para preparar la disolución es:

$$25,0 \text{ kg } NH_3 \cdot 35 \% \cdot \frac{35,0 \text{ kg } NH_3}{100 \text{ kg } NH_3 \cdot 35,0 \%} \cdot \frac{10^3 \text{ g } NH_3}{1 \text{ kg } NH_3} \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_3}{17,0 \text{ g } NH_3} = 515 \text{ mol } NH_3$$

Considerando que el NH_3 se obtiene a partir del $(NH_4)_2SO_4$:

$$515 \text{ mol } NH_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } (NH_4)_2SO_4}{2 \text{ mol } NH_3} \cdot \frac{132,0 \text{ g } (NH_4)_2SO_4}{1 \text{ mol } (NH_4)_2SO_4} \cdot \frac{1 \text{ kg } (NH_4)_2SO_4}{10^3 \text{ g } (NH_4)_2SO_4} = 34,0 \text{ kg } (NH_4)_2SO_4$$

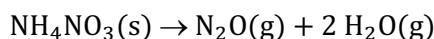
La respuesta correcta es la b.

3.64. El nitrato de amonio, NH_4NO_3 , se descompone sobre los 177 °C, produciendo el gas N_2O (anestésico y propelente) y vapor de agua. En un ensayo de laboratorio se trabajó con 36,4 g de NH_4NO_3 , químicamente puro, a 255 °C en un recipiente de 5,00 L, por lo que al final se obtuvo una cantidad de gas de:

- a) 0,455 mol
- b) 3 mol
- c) 0,910 mol
- d) 1,365 mol

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición térmica del NH_4NO_3 es:



Relacionando NH_4NO_3 con la cantidad de gas desprendido:

$$36,4 \text{ g } NH_4NO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } NH_4NO_3}{80,0 \text{ g } NH_4NO_3} \cdot \frac{3 \text{ mol gas}}{1 \text{ mol } NH_4NO_3} = 1,37 \text{ mol gas}$$

La respuesta correcta es la d.

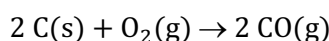
3.65. Calcule la cantidad de aire necesario para quemar 10 kg de carbón dando:

- | | |
|-----------------------------|---------------------------|
| i) CO | ii) CO_2 |
| a) i) 46,667 m ³ | ii) 93,335 m ³ |
| b) i) 36,543 m ³ | ii) 73,086 m ³ |
| c) i) 49,543 m ³ | ii) 99,086 m ³ |
| d) i) 36,667 m ³ | ii) 73,335 m ³ |

(Dato. Se supone que el aire contiene 1/5 de oxígeno).

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

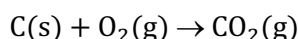
▪ La ecuación química ajustada correspondiente a la formación de CO a partir de C es:



Relacionando C con O_2 y con aire, suponiendo que el volumen se mide en condiciones normales:

$$10 \text{ kg C} \cdot \frac{10^3 \text{ g C}}{1 \text{ kg C}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}} \cdot \frac{5 \text{ mol aire}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L aire}}{1 \text{ mol aire}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3 \text{ aire}}{10^3 \text{ L aire}} = 46,7 \text{ m}^3 \text{ aire}$$

▪ La ecuación química ajustada correspondiente a la formación de CO_2 a partir de C es:



Relacionando C con O_2 y con aire, suponiendo que el volumen se mide en condiciones normales:

$$10 \text{ kg C} \cdot \frac{10^3 \text{ g C}}{1 \text{ kg C}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{5 \text{ mol aire}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L aire}}{1 \text{ mol aire}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3 \text{ aire}}{10^3 \text{ L aire}} = 93,3 \text{ m}^3 \text{ aire}$$

La respuesta correcta es la a.

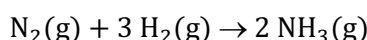
3.66. Indique cuál de las siguientes proposiciones es errónea sobre el desarrollo de una reacción química:

- Se conserva la masa total de las sustancias.
- Se conservan las moléculas de las sustancias que entran en la reacción.
- Se conservan los átomos de las sustancias que entran en la reacción
- El número total de átomos antes de la reacción es igual al número total de átomos después de la reacción.

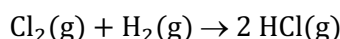
(O.Q.L. País Vasco 2005)

a-c-d) Verdadero. De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier (1789), el número de átomos de los reactivos debe ser igual al número de átomos de los productos, por tanto, la masa de las sustancias se conserva.

b) Falso. El número de moléculas de reactivos y productos depende de la estequiometría de la reacción. Así en la síntesis del NH_3 es diferente:



mientras que en la formación de HCl es igual:



La respuesta correcta es la b.

3.67. Indique la afirmación que le parezca correcta:

- La estequiometría es la parte de la Química que hace referencia a las proporciones en las que intervienen las sustancias en una reacción.
- La estequiometría es la parte de la Química que hace referencia a las diferencias de volumen de los gases reales frente a los gases ideales.
- Las reacciones químicas transcurren siempre mol a mol.
- 100 g de reactivo A siempre reaccionan con 100 g de reactivo B, para formar 200 g de producto C.
- El rendimiento en una reacción química está comprendido entre 0 % y 100 %.
- Las reacciones con rendimiento negativo se denominan inversas.
- En una reacción siempre se obtiene el mismo número de productos diferentes que de reactivos.
- El reactivo limitante en una reacción química es el que primero se agota en un proceso químico.
- La molaridad y la molalidad de una disolución siempre coinciden.
- El reactivo limitante en una reacción química es siempre el que está en fase sólida.
- La molaridad y la molalidad no coinciden.
- El rendimiento de una reacción está relacionado con los beneficios económicos obtenidos de los productos de la reacción.

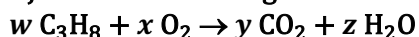
(O.Q.L. Castilla y León 2005) (O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2008)

a) Verdadero. La estequiometría es la parte de la Química que estudia la medida de las cantidades de sustancias que intervienen en una reacción química según propuso J. B. Richter (1792).

b) Falso. Según se ha visto en el apartado anterior.

- c) Falso. La estequiometría en una reacción química puede ser cualquiera, no tiene necesariamente que ser mol a mol.
- d) Falso. De acuerdo con la ley de conservación de la masa, eso sería cierto si la estequiometría de la reacción química fuera mol a mol.
- e) **Verdadero**. Existen multitud de factores en una reacción química responsables de que el rendimiento de la misma pueda tener cualquier valor.
- f) Falso. La propuesta es absurda, el rendimiento no puede ser negativo.
- g) Falso. El número de componentes de una reacción puede ser cualquiera.
- h) **Verdadero**. El reactivo limitante es aquel que cuando se consume la reacción química se detiene.
- i-k) Falso y **verdadero**. Molaridad y molalidad no coinciden ya que en su expresión matemática hacen referencia a diferentes cantidades en el denominador.
- j) Falso. La determinación del reactivo limitante no tiene nada que ver con su estado de agregación.
- l) Falso. El rendimiento es la relación entre la cantidad de producto obtenida y la que se debería obtener.
- Las respuestas correctas son **a, e, h y k**.

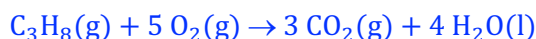
3.68. Ajuste la ecuación siguiente:



- a) $w = 1, x = 1, y = 1, z = 1$
- b) $w = 1, x = 5, y = 3, z = 4$
- c) $w = 2, x = 5, y = 3, z = 4$
- d) $w = 1, x = 5, y = 1, z = 4$
- e) $w = 1, x = 1, y = 3, z = 1$

(O.Q.L. Extremadura 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del propano es:



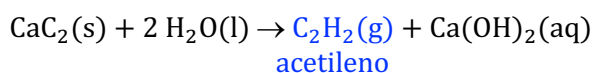
La respuesta correcta es la **b**.

3.69. La reacción del carburo de calcio con agua genera un gas con importantes aplicaciones industriales, ¿cuál es?

- a) Hidrógeno
- b) Metano
- c) Acetileno
- d) Hidruro de calcio
- e) Monóxido de carbono
- f) Oxígeno

(O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Madrid 2018)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CaC_2 y H_2O es:



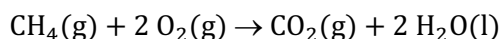
La respuesta correcta es la **c**.

3.70. Puesto que la masa atómica del carbono es 12 y la del oxígeno es 16, la masa de dióxido de carbono producida en la combustión de 32 g de metano será:

- a) 88 g
- b) 28 g
- c) 64 g
- d) 44 g

(O.Q.L. Murcia 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano es:



Relacionando CH_4 con CO_2 :

$$32 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16,0 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 88 \text{ g CO}_2$$

La respuesta correcta es la a.

3.71. Puesto que la masa molecular del carbonato de calcio es 100, para la reacción completa de 100 g de este compuesto con ácido clorhídrico se requiere:

- a) Un litro de disolución 1 M.
- b) 0,5 litros de disolución 0,333 M.
- c) 2 litros de disolución 1 M.
- d) 0,333 litros de disolución 0,5 M.

(O.Q.L. Murcia 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CaCO_3 y HCl es:



Relacionando CaCO_3 con HCl :

$$100 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,1 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 2,00 \text{ mol HCl}$$

La cantidad de HCl contenido en las disoluciones propuestas es:

a) Falso. Disolución 1 M:

$$1 \text{ L HCl } 1 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 1 \text{ M}} = 1 \text{ mol HCl}$$

b) Falso. Disolución 0,333 M:

$$0,5 \text{ L HCl } 0,333 \text{ M} \cdot \frac{0,333 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 0,333 \text{ M}} = 0,166 \text{ mol HCl}$$

c) **Verdadero.** Disolución 2 M:

$$2 \text{ L HCl } 1 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 1 \text{ M}} = 2 \text{ mol HCl}$$

d) Falso. Disolución 0,5 M:

$$0,333 \text{ L HCl } 0,5 \text{ M} \cdot \frac{0,5 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 0,5 \text{ M}} = 0,166 \text{ mol HCl}$$

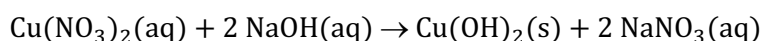
La respuesta correcta es la c.

3.72. Cuando se mezclan disoluciones de NaOH y $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, ¿qué volumen de disolución de $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ 0,500 M se necesita para obtener 3,00 g de $\text{Cu}(\text{OH})_2$ sólido?

- a) 48,6 mL
- b) 24,3 mL
- c) 30,8 mL
- d) 61,5 mL

(O.Q.L. Madrid 2006)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ y NaOH es:



Relacionando $\text{Cu}(\text{OH})_2$ con $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$:

$$3,00 \text{ g Cu(OH)}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Cu(OH)}_2}{97,5 \text{ g Cu(OH)}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu(NO}_3)_2}{1 \text{ mol Cu(OH)}_2} = 0,0308 \text{ mol Cu(NO}_3)_2$$

Como se dispone de disolución 0,500 M:

$$0,0308 \text{ mol Cu(NO}_3)_2 \cdot \frac{10^3 \text{ mL Cu(NO}_3)_2 \text{ 0,500 M}}{0,500 \text{ mol Cu(NO}_3)_2} = 61,5 \text{ mL Cu(NO}_3)_2 \text{ 0,500 M}$$

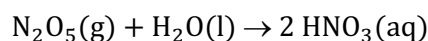
La respuesta correcta es la **d**.

3.73. ¿Cuál de los siguientes óxidos produce ácido nítrico cuando reacciona con agua?

- a) NO
- b) NO₂
- c) N₂O₅
- d) N₂O

(O.Q.L. Madrid 2006)

La ecuación química correspondiente a la reacción de N₂O₅ con H₂O es:



La respuesta correcta es la **c**.

3.74. Indique cuál de las siguientes reacciones no es correcta:

- a) CaCO₃ + CO₂ + H₂O → Ca(HCO₃)₂
- b) H₂SO₄ + CaO → SO₂ + Ca(OH)₂ + H₂O
- c) Ca₃N₂ + H₂O → NH₃ + Ca(OH)₂
- d) NaCl + HNO₃ → NaNO₃ + NO + H₂O + Cl₂

(O.Q.L. Madrid 2006)

a) Correcta. Se trata de la reacción inversa de la de descomposición térmica del Ca(HCO₃)₂.

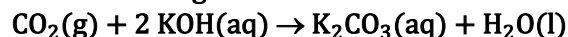
b) **Incorrecta**. En esta reacción el H₂SO₄ se reduce a SO₂ mientras que no hay ninguna sustancia que se oxide.

c) Correcta. Se trata de una reacción ácido-base entre el ion nitruro que capta protones (base) y el agua que los cede (ácido).

d) Correcta. Se trata de una reacción de oxidación-reducción en la que el HNO₃ (oxidante) se reduce a NO, y el Cl⁻ (reductor) que se oxida a Cl₂.

La respuesta correcta es la **b**.

3.75. El CO₂ que los astronautas exhalan al respirar se extrae de la atmósfera de la nave espacial por reacción con KOH según:



¿Cuántos kg de CO₂ se pueden extraer con 1,00 kg de KOH?

- a) 0,393
- b) 0,786
- c) 0,636
- d) 0,500

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. Madrid 2012)

Relacionando KOH con CO₂:

$$1,00 \text{ kg KOH} \cdot \frac{10^3 \text{ g KOH}}{1 \text{ kg KOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol KOH}}{56,1 \text{ g KOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol KOH}} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ kg CO}_2}{10^3 \text{ g CO}_2} = 0,392 \text{ kg CO}_2$$

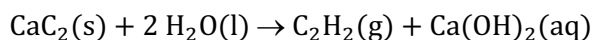
La respuesta correcta es la **a**.

3.76. Cuando se mezclan agua y carburo de calcio:

- Se produce un destello luminoso.
- Se desprende un gas.
- Se origina una disolución verde manzana.
- No pasa nada porque el carburo de calcio flota.

(O.Q.L. Murcia 2006)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CaC_2 y H_2O es:



El gas que se desprende es el acetileno, C_2H_2 .

La respuesta correcta es la **b**.

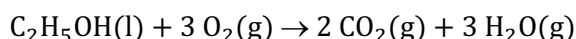
(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2005).

3.77. Se quema con una cerilla un poco de alcohol en un plato hasta que no quede nada de líquido. Indique cuál de las siguientes proposiciones es la correcta:

- Los gases obtenidos continúan siendo alcohol, pero en estado gaseoso.
- El alcohol es una mezcla de sustancias que se separan cuando pasa a vapor.
- Los gases obtenidos son sustancias diferentes al alcohol que resultan de la combinación de este con el oxígeno del aire.
- El alcohol al quemarse desaparece, transformándose en energía, ya que aumenta la temperatura.

(O.Q.L. Asturias 2006)

Suponiendo que el alcohol es el etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, la ecuación química ajustada correspondiente a su combustión es:



Como se observa, las sustancias que se obtienen, $\text{CO}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, son **diferentes a las iniciales**, y son el resultado de **la reacción del alcohol con el O_2 del aire**.

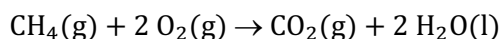
La respuesta correcta es la **c**.

3.78. Si se quema por completo una tonelada de las siguientes sustancias, ¿cuál emite menos dióxido de carbono a la atmósfera?

- Metano
- Carbón con una riqueza del 65 %
- Etanol
- Acetileno
- Benceno

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Madrid 2014)

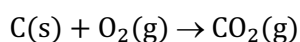
▪ La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano, CH_4 , es:



Relacionando el combustible con el CO_2 producido:

$$1,0 \text{ t CH}_4 \cdot \frac{10^6 \text{ g CH}_4}{1 \text{ t CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16,0 \text{ g CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} = 6,3 \cdot 10^4 \text{ mol CO}_2$$

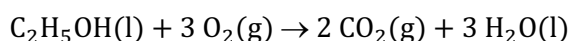
▪ La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del carbón, C , es:



Relacionando el combustible con el CO_2 producido:

$$1,0 \text{ t carbón} \cdot \frac{65 \text{ t C}}{100 \text{ t carbón}} \cdot \frac{10^6 \text{ g C}}{1 \text{ t C}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}} = 5,4 \cdot 10^4 \text{ mol CO}_2$$

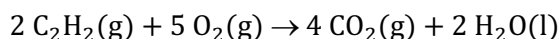
- La ecuación química ajustada correspondiente a la **combustión del etanol, C₂H₅OH**, es:



Relacionando el combustible con el CO₂ producido:

$$1,0 \text{ t C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{10^6 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ t C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{46,0 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 4,4 \cdot 10^4 \text{ mol CO}_2$$

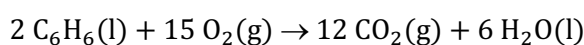
- La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del acetileno, C₂H₂, es:



Relacionando el combustible con el CO₂ producido:

$$1,0 \text{ t C}_2\text{H}_2 \cdot \frac{10^6 \text{ g C}_2\text{H}_2}{1 \text{ t C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{26,0 \text{ g C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2} = 7,7 \cdot 10^4 \text{ mol CO}_2$$

- La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del benceno, C₆H₆, es:



Relacionando el combustible con el CO₂ producido:

$$1,0 \text{ t C}_6\text{H}_6 \cdot \frac{10^6 \text{ g C}_6\text{H}_6}{1 \text{ t C}_6\text{H}_6} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6}{78,0 \text{ g C}_6\text{H}_6} \cdot \frac{6 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6} = 7,7 \cdot 10^4 \text{ mol CO}_2$$

De las sustancias propuestas la que emite menos CO₂ en su combustión es el **etanol**.

La respuesta correcta es la **c**.

3.79. Señale cuáles son los productos de reacción entre hidrogenocarbonato de calcio y ácido clorhídrico:

- CaCl₂ + H₂CO₃ + Cl₂
- CaCl₂ + H₂O + CO
- CaCl₂ + H₂O + CO₂ + H₂
- CaCl₂ + H₂O + CO₂

(O.Q.L. Madrid 2007)

Se trata de una reacción ácido-base entre el ácido clorhídrico y el hidrogenocarbonato de calcio, Ca(HCO₃)₂, que se comporta como base.

Estas reacciones son de doble desplazamiento por lo que se formarán cloruro de calcio y ácido carbónico. El ácido carbónico es un ácido inestable que se descompone en dióxido de carbono y agua. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción propuesta es:



La respuesta correcta es la **d**.

3.80. En la reacción, a temperatura ambiente:



¿Cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera?

- Un mol de CaCO₃ produce un mol de H₂O.
- Se producen 22,4 L de H₂O por mol de CaCO₃.
- El oxígeno se reduce.
- El hidrógeno se oxida.

(O.Q.L. La Rioja 2007)

- Verdadero.** De acuerdo con la estequiometría de la reacción.
- Falso. A temperatura ambiente el H₂O que se forma es líquida.
- Falso. Se trata de una reacción ácido-base, en la que el HCl es el ácido y el CO₃²⁻ es la base.

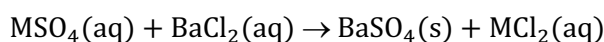
La respuesta correcta es la **a**.

3.81. Una muestra de 0,1131 g del sulfato MSO_4 reacciona con BaCl_2 en exceso, produciendo 0,2193 g de BaSO_4 . ¿Cuál es la masa atómica relativa de M?

- a) 23,1
- b) 24,3
- c) 27,0
- d) 39,2
- e) 40,6

(O.Q.N. Castellón 2008)

De la fórmula del sulfato, MSO_4 , se deduce que M es un metal con número de oxidación +2, por lo que la ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre MSO_4 y BaCl_2 es:



Relacionando BaSO_4 con MSO_4 :

$$0,2193 \text{ g BaSO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{233,3 \text{ g BaSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol MSO}_4}{1 \text{ mol BaSO}_4} \cdot \frac{(96,1 + M) \text{ g MSO}_4}{1 \text{ mol MSO}_4} = 0,1131 \text{ g MSO}_4$$

Se obtiene, $M = 24,3 \text{ g}$, masa molar que corresponde al **magnesio (Mg)**.

La respuesta correcta es la **b**.

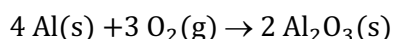
3.82. ¿Cuál de las siguientes propiedades del aluminio es una propiedad química?

- a) Densidad = $2,7 \text{ g cm}^{-3}$.
- b) Reacciona con el oxígeno para dar un óxido metálico.
- c) Punto de fusión = $660 \text{ }^\circ\text{C}$.
- d) Buen conductor de la electricidad.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

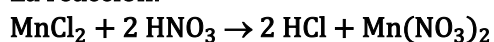
La densidad, el punto de fusión y la conductividad eléctrica son propiedades físicas de una sustancia.

La reacción del aluminio con el oxígeno para dar un óxido metálico es una propiedad química:



La respuesta correcta es la **b**.

3.83. La reacción:



es una reacción de:

- a) Precipitación
- b) Ácido-base de desplazamiento
- c) Redox
- d) Ácido-base de neutralización

(O.Q.L. La Rioja 2008)

a) Falso. No se trata de una reacción de precipitación ya que se forma ninguna sustancia sólida. Sería necesario que el enunciado proporcionara los estados de agregación de todas las sustancias.

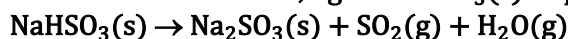
b) **Verdadero**. Se trata de una reacción de desplazamiento, ya que el ácido más fuerte, HNO_3 , desplaza al más débil, HCl , de sus combinaciones.

c) Falso. No se trata de una reacción redox, ya que ninguno de los elementos implicados cambia su número de oxidación.

d) Falso. No se trata de una reacción de neutralización, ya que los dos ácidos que aparecen son fuertes.

La respuesta correcta es la **b**.

3.84. Cuando se calientan 50,0 g de $\text{NaHSO}_3(\text{s})$ se produce la reacción:

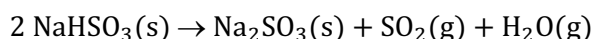


Se recogen los gases en un recipiente de 5,00 L a 150 °C. La presión parcial del SO_2 será:

- a) 1,67 atm
- b) 3,34 atm
- c) 0,834 atm
- d) 0,591 atm

(O.Q.L. Madrid 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:



Relacionando NaHSO_3 con SO_2 :

$$50,0 \text{ g NaHSO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NaHSO}_3}{104,1 \text{ g NaHSO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{2 \text{ mol NaHSO}_3} = 0,240 \text{ mol SO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, la presión parcial ejercida por el SO_2 es:

$$p_{\text{SO}_2} = \frac{(0,240 \text{ mol}) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (150 + 273,15) \text{ K}}{5,00 \text{ L}} = 1,67 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la a.

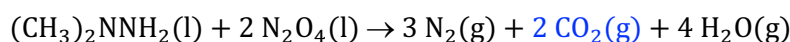
3.85. Los vehículos espaciales utilizan normalmente para su propulsión un sistema de combustible/oxidante formado por N,N-dimetilhidracina, $(\text{CH}_3)_2\text{NNH}_2$, y tetróxido de dinitrógeno, N_2O_4 , líquidos. Si se mezclan cantidades estequiométricas de estos componentes, se producen únicamente N_2 , CO_2 y H_2O en fase gas. ¿Cuántos moles de CO_2 se producen a partir de 1 mol de $(\text{CH}_3)_2\text{NNH}_2$?

- a) 1
- b) 2
- c) 4
- d) 8

(O.Q.L. Madrid 2008) (O.Q.L. Asturias 2015) (O.Q.L. Jaén 2016)

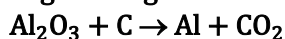
De acuerdo con la ley de conservación de la masa, si el reactivo $(\text{CH}_3)_2\text{NNH}_2$ contiene 2 mol de C y este se transforma en CO_2 , por cada mol de dimetilhidracina se obtiene 2 mol de CO_2 .

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción propuesta es:



La respuesta correcta es la b.

3.86. La bauxita es un mineral donde el 50,0 % en masa es Al_2O_3 y se utiliza para la obtención de aluminio según la siguiente reacción sin ajustar:

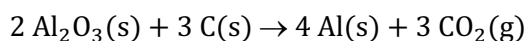


Indique la cantidad de mineral que hace falta para obtener 27,0 g de aluminio:

- a) 7,0 g
- b) 28,6 g
- c) 102 g
- d) 51 g

(O.Q.L. Murcia 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción propuesta es:



Relacionando Al con bauxita:

$$27,0 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27,0 \text{ g Al}} \cdot \frac{2 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{4 \text{ mol Al}} \cdot \frac{102,0 \text{ g Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3} \cdot \frac{100 \text{ g bauxita}}{50,0 \text{ g Al}_2\text{O}_3} = 102 \text{ g bauxita}$$

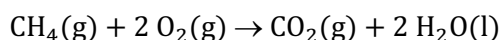
La respuesta correcta es la c.

3.87. La masa de agua que se obtiene al provocar la combustión completa de 8,0 g de metano es:

- a) 8 g
- b) 9 g
- c) 18 g
- d) 19 g

(O.Q.L. Murcia 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano es:



Relacionando CH_4 con H_2O :

$$8,0 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16,0 \text{ g CH}_4} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 18 \text{ g H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la c.

3.88. Si se añaden unas pocas partículas de carbonato de calcio a una disolución diluida de ácido clorhídrico:

- a) Flotarán.
- b) Se desprenderán burbujas.
- c) Se irán al fondo.
- d) La disolución virará al amarillo pálido.

(O.Q.L. Murcia 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y CaCO_3 es:



En esta reacción se obtiene un **gas, CO_2** , por tanto, se observará el **desprendimiento de burbujas**.

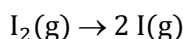
La respuesta correcta es la b.

3.89. Se sabe que a la temperatura de 1.000 °C, el vapor de yodo molecular está disociado en un 20 %. En una experiencia se introducen 0,25 g de yodo molecular a 1.000 °C en un reactor de 200 mL. Se quiere saber la presión final del gas en el reactor.

- a) 2,523 atm
- b) 0,250 atm
- c) 0,617 atm
- d) 1,321 atm

(O.Q.L. Castilla La Mancha 2008)

La ecuación química correspondiente a la disociación del I_2 es:



Los moles de I_2 sin disociar son:

$$0,25 \text{ g I}_2 \cdot \frac{(100 - 20) \text{ g I}_2 (\text{sin disociar})}{100 \text{ g I}_2 (\text{inicial})} \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{253,8 \text{ g I}_2} = 7,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol I}_2$$

Los moles de I formados son:

$$0,25 \text{ g I}_2 \cdot \frac{20 \text{ g I}_2 (\text{disociado})}{100 \text{ g I}_2 (\text{inicial})} \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{253,8 \text{ g I}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol I}}{1 \text{ mol I}_2} = 3,9 \cdot 10^{-4} \text{ mol I}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por la mezcla es:

$$p = \frac{(7,9 + 3,9) \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (1.000 + 273,15) \text{ K} \cdot \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}}}{200 \text{ mL}} = 0,62 \text{ atm}$$

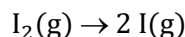
La respuesta correcta es la c.

3.90. Se sabe que a la temperatura de 1.000 °C, el vapor de yodo molecular está disociado en un 20 %. En una experiencia se introducen 0,25 g de yodo molecular a 1.000 °C en un reactor de 200 mL. ¿Cuántos gramos de yodo quedan después de esta experiencia?

- a) 0,18 g
- b) 0,20 g
- c) 0,15 g
- d) 0,23 g

(O.Q.L. Castilla La Mancha 2008)

La ecuación química correspondiente a la disociación del I₂ es:



La masa de I₂ sin disociar es:

$$0,25 \text{ g I}_2 \cdot \frac{(100 - 20) \text{ g I}_2 \text{ (sin disociar)}}{100 \text{ g I}_2 \text{ (inicial)}} = 0,20 \text{ g I}_2$$

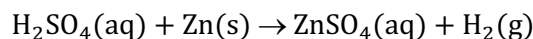
La respuesta correcta es la b.

3.91. Se hacen reaccionar 10 g de zinc con ácido sulfúrico en exceso. Calcule el volumen de hidrógeno que se obtiene, medido a 27 °C y 740 mmHg.

- a) 5,3 L
- b) 7,0 L
- c) 3,8 L
- d) 4,5 L

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:



Relacionando Zn con H₂:

$$10 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 0,15 \text{ mol H}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0,15 \text{ mol H}_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273,15) \text{ K}}{740 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 3,8 \text{ L H}_2$$

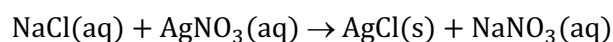
La respuesta correcta es la c.

3.92. Cuando se mezcla una disolución de cloruro de sodio con otra de nitrato de plata:

- a) Aparece un precipitado blanco.
- b) Se desprende un gas verdoso muy irritante.
- c) La disolución toma un color rojo púrpura.
- d) El vaso se calienta mucho.

(O.Q.L. Murcia 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaCl y AgNO₃ es:



Como se observa, en la reacción se forma un precipitado de AgCl que es de color blanco.

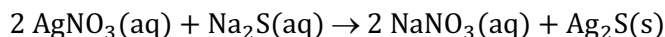
La respuesta correcta es la a.

3.93. Una muestra de 100 mL de disolución 0,100 M de Na_2S reacciona con un volumen V de disolución 0,100 M de AgNO_3 para formar Ag_2S . Señale el valor de V para este proceso:

- a) 100 mL
- b) 50 mL
- c) 200 mL
- d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre AgNO_3 y Na_2S es:



Relacionando Na_2S con AgNO_3 :

$$100 \text{ mL Na}_2\text{S } 0,100 \text{ M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol Na}_2\text{S}}{1 \text{ mL Na}_2\text{S } 0,100 \text{ M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol AgNO}_3}{1 \text{ mmol Na}_2\text{S}} = 20,0 \text{ mmol AgNO}_3$$

Como se dispone de disolución 0,100 M:

$$20,0 \text{ mmol AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mL AgNO}_3 \text{ } 0,100 \text{ M}}{0,100 \text{ mmol AgNO}_3} = 200 \text{ mL AgNO}_3 \text{ } 0,100 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la c.

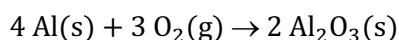
3.94. Dada la reacción sin ajustar: $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$.

¿Cuál será la suma de los coeficientes cuando esté completamente ajustada?

- a) 9
- b) 7
- c) 5
- d) 4

(O.Q.L. Murcia 2009)

La ecuación química ajustada es:



La suma de los coeficientes estequiométricos es 9.

La respuesta correcta es la a.

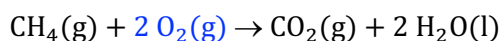
3.95. Dada la reacción sin ajustar: $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

¿Cuál es la cantidad de oxígeno necesaria para reaccionar completamente con 1 mol de CH_4 ?

- a) 2 mol
- b) 2 átomos
- c) 2 g
- d) 2 moléculas

(O.Q.L. Murcia 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano es:



La respuesta correcta es la a.

3.96. Una muestra de 0,243 g de magnesio reacciona con 0,250 g de nitrógeno dando nitruro de magnesio. Después de la reacción quedan 0,159 g de nitrógeno, ¿qué masa de nitruro de magnesio se forma?

- a) 0,402 g
- b) 0,334 g
- c) 0,091 g
- d) 0,652 g

(O.Q.L. Castilla y León 2009)

De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier (1789):

$$m_{\text{Mg}} (\text{inicial}) + [m_{\text{N}} (\text{inicial}) - m_{\text{N}} (\text{sobranante})] = m_{\text{nitruro de magnesio}} (\text{formado})$$

El valor de la masa de sustancia formada es:

$$m_{\text{nitruro de magnesio}} (\text{formado}) = 0,243 \text{ g} + (0,250 \text{ g} - 0,159 \text{ g}) = 0,334 \text{ g}$$

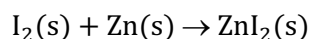
La respuesta correcta es la **b**.

3.97. Se mezclan masas iguales de yodo y de zinc, reaccionando ambos para dar yoduro de zinc. El exceso de zinc será:

- a) 61 %
- b) 74,2 %
- c) 25,7 %
- d) 39 %

(O.Q.L. Madrid 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre I_2 y Zn es:



Partiendo de 100 g de cada elemento, la cantidad de Zn que se consume es:

$$100 \text{ g I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{253,8 \text{ g I}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{1 \text{ mol I}_2} \cdot \frac{65,4 \text{ g Zn}}{1 \text{ mol Zn}} = 25,8 \text{ g Zn}$$

La cantidad de Zn en exceso es:

$$100 \text{ g Zn (inicial)} - 25,8 \text{ g Zn (reaccionado)} = 74,2 \text{ g Zn (exceso)}$$

Como se ha partido de 100 g de Zn, **la cantidad en exceso coincide con el porcentaje, 74,2 %**.

La respuesta correcta es la **b**.

3.98. Se hace reaccionar un trozo de tiza con 6,50 g de HCl(aq) diluido y se producen 2,30 g de CO_2 (g). Sabiendo que el CaCO_3 es el único componente de la tiza que reacciona con el HCl, ¿cuál es el porcentaje en masa de CaCO_3 que contiene la tiza?

- a) 15,6
- b) 80,4
- c) 40,2
- d) 31,1
- e) 62,2

(O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Cantabria 2017)

La tiza es una mezcla de sulfato de calcio, CaSO_4 , y carbonato de calcio, CaCO_3 . De los dos, el único que reacciona con el HCl es el CaCO_3 y lo hace de acuerdo con la siguiente ecuación química ajustada:



Relacionando CO_2 con CaCO_3 se obtiene la masa de este que contiene la tiza:

$$2,30 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{100,1 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 5,23 \text{ g CaCO}_3$$

Expresando la riqueza en forma de porcentaje:

$$\frac{5,23 \text{ g CaCO}_3}{6,50 \text{ g tiza}} \cdot 100 = 80,4 \% \text{ CaCO}_3$$

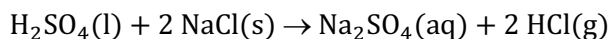
La respuesta correcta es la **b**.

3.99. El sulfato de sodio se obtiene por reacción entre:

- a) $\text{MnSO}_3(\text{s})$ y $\text{NaBr}(\text{aq})$
- b) $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{l})$ y $\text{NaCl}(\text{s})$
- c) $\text{NaHSO}_4(\text{s})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- d) $\text{SO}_2(\text{g})$ y $\text{NaOH}(\text{s})$

(O.Q.L. Murcia 2010)

Se trata de una reacción de desplazamiento, ya que el ácido más fuerte, H_2SO_4 , desplaza de sus combinaciones al más débil, HCl . La ecuación química ajustada correspondiente a la [reacción entre \$\text{H}_2\text{SO}_4\$ y \$\text{NaCl}\$](#) es:



La respuesta correcta es la **b**.

3.100. En una reacción química:

- a) La masa total de las sustancias permanece invariable.
- b) El número total de átomos de cada elemento varía.
- c) El número atómico de los elementos que intervienen en la reacción se modifica durante la misma.
- d) La masa de las sustancias depende del método de preparación.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

a) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier (1789), la masa total de las sustancias que intervienen en la misma permanece invariable.

b-c-d) Falso. Las propuestas son absurdas.

La respuesta correcta es la **a**.

3.101. ¿Cuál las siguientes reacciones químicas no representa un peligro para la atmósfera terrestre?

- a) $2 \text{Fe} + 3/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s})$
- b) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2(\text{g})$
- c) $\text{C} + 1/2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}(\text{g})$
- d) $2 \text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

(O.Q.L. Madrid 2010)

a) **Verdadero**. Se forma un sólido que no puede contaminar la atmósfera.

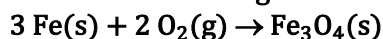
b) Falso. Se forma $\text{CO}_2(\text{g})$ que contribuye al efecto invernadero.

c) Falso. Se forma $\text{CO}(\text{g})$ que es tóxico.

d) Falso. Se forma $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ que contribuye al efecto invernadero.

La respuesta correcta es la **a**.

3.102. Para la reacción siguiente:



¿Cuántas moléculas de $\text{O}_2(\text{g})$ son necesarias para reaccionar con 27,9 mol de $\text{Fe}(\text{s})$?

- a) $5,5986 \cdot 10^{24}$
- b) $1,1197 \cdot 10^{25}$
- c) $3,3592 \cdot 10^{25}$
- d) $2,5224 \cdot 10^{25}$
- e) $1,6596 \cdot 10^{25}$

(O.Q.L. Valencia 2010)

Relacionando Fe con O_2 :

$$27,9 \text{ mol Fe} \cdot \frac{2 \text{ mol O}_2}{3 \text{ mol Fe}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 1,12 \cdot 10^{25} \text{ moléculas O}_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.103. ¿Cuántos moles de $O_2(g)$ se producen por descomposición de 245 g de clorato de potasio?



- a) 1,50
- b) 2,00
- c) 2,50
- d) 3,00

(O.Q.L. La Rioja 2010)

Relacionando KClO_3 y O_2 :

$$245 \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,6 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KClO}_3} = 3,00 \text{ mol O}_2$$

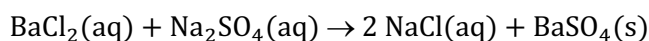
La respuesta correcta es la d.

3.104. Si a una disolución de sulfato de sodio se le adiciona otra de cloruro de bario:

- a) Se desprende un gas tóxico de color verde.
- b) Se huele intensamente a azufre.
- c) Aparece un precipitado blanco.
- d) Se desprende mucho calor.

(O.Q.L. Murcia 2011)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre BaCl_2 y Na_2SO_4 es:



Se trata de una reacción de precipitación en la que se forma un precipitado de BaSO_4 de color blanco.

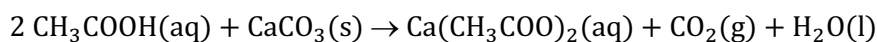
La respuesta correcta es la c.

3.105. Al desmontar el calentador de agua que lleva una lavadora se ha encontrado que está recubierto de una capa blanca que se desea limpiar y que está constituida por carbonato de calcio. Se puede decir que:

- a) El color de carbonato de calcio es amarillo.
- b) La única solución será restregar fuertemente con un estropajo.
- c) Se consigue limpiar si se introduce en una disolución de NaOH .
- d) Con vinagre y paciencia se consigue eliminar la sustancia.

(O.Q.L. Murcia 2011)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre el vinagre, que es una disolución diluida de ácido acético, CH_3COOH , y CaCO_3 es:



Se trata de una reacción de neutralización entre el ácido CH_3COOH y la base CaCO_3 .

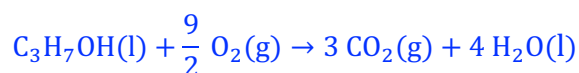
La respuesta correcta es la d.

3.106. La combustión del propanol origina dióxido de carbono según la ecuación química:

- a) $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH} + 2,5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2$
- b) $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH} + 4,5 \text{O}_2 \rightarrow 3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O}$
- c) $3 \text{CO}_2 + 4 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_7\text{OH} + 4,5 \text{O}_2$
- d) $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH} + 2 \text{H}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 5 \text{CH}_4$

(O.Q.L. Murcia 2011)

La combustión de los hidrocarburos y sus derivados oxigenados produce $\text{CO}_2(g)$ y $\text{H}_2\text{O}(l)$. En el caso del propanol, $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$, la ecuación química ajustada correspondiente a su combustión es:



La respuesta correcta es la **b**.

3.107. En los procesos pirotécnicos se produce la descomposición, por calentamiento, del clorato de potasio produciéndose KCl y un volumen de oxígeno que reacciona con otras sustancias químicas para obtener efectos de luz y sonido. Calcule el volumen de oxígeno, O₂, en condiciones normales de presión y temperatura, que se produce al descomponerse 50,0 g de clorato de potasio.

- a) Para calcular el volumen hace falta saber la constante de equilibrio de la reacción de descomposición.
 b) 13,7 L
 c) 27,4 L
 d) 6,7 L

(O.Q.L. País Vasco 2011)

La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición térmica del KClO₃ es:



Relacionando KClO₃ con O₂:

$$50,0 \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,6 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KClO}_3} = 0,612 \text{ mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el O₂ es:

$$V = \frac{(0,612 \text{ mol O}_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 13,7 \text{ L O}_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.108. Una muestra de 3,00 g de KClO₃ se descompone según la ecuación:



Si el oxígeno se recoge a 24,0 °C y 0,982 atm, ¿qué volumen del mismo se obtiene suponiendo un rendimiento del 100 %?

- a) 304 mL
 b) 608 mL
 c) 911 mL
 d) 1.820 mL
 e) 2.240 mL

(O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2016) (O.Q.L. Extremadura 2019)

Relacionando KClO₃ con O₂:

$$3,00 \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,6 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{3 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol KClO}_3} = 0,0367 \text{ mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0,0367 \text{ mol O}_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (24 + 273,15) \text{ K}}{0,982 \text{ atm}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}} = 910 \text{ mL O}_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.109. Una muestra de 6,25 g de zinc reacciona con 1,20 g de fósforo dando fosforo de zinc. Después de la reacción quedan 2,46 g de zinc, ¿qué masa de fosforo de zinc se ha formado?

- a) 2,50 g
 b) 5,00 g
 c) 3,33 g
 d) 7,50 g

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier (1789):

$$m_P (\text{inicial}) + [m_{Zn} (\text{inicial}) - m_{Zn} (\text{sobranante})] = m_{\text{fosfuro de zinc}} (\text{formado})$$

El valor de la masa de sustancia formada es:

$$m_{\text{fosfuro de zinc}} (\text{formado}) = 1,20 \text{ g} + (6,25 \text{ g} - 2,46 \text{ g}) = 5,00 \text{ g}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2009).

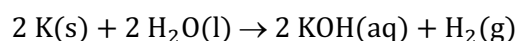
3.110. De los siguientes metales ¿cuál reaccionará más violentamente con el agua?

- a) Ca
- b) K
- c) Mg
- d) Na

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

Los metales alcalinos y alcalinotérreos son excelentes reductores y reaccionan fácilmente con el agua.

La reacción de los alcalinos es violenta, sobre todo en el caso del **potasio, K**, que en contacto con el agua estalla con llama de color violeta. La ecuación química ajustada correspondiente a esta reacción es:



La respuesta correcta es la **b**.

3.111. Cuando se mezcla KOH(s) con NH₄Cl(s) se produce un gas. ¿Qué gas es?

- a) Cl₂
- b) H₂
- c) HCl
- d) NH₃

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2011)

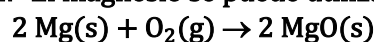
Se trata de una reacción ácido-base y la ecuación química ajustada correspondiente a la misma es:



El gas que se desprende es el **amoniaco, NH₃**.

La respuesta correcta es la **d**.

3.112. El magnesio se puede utilizar como “capturador” de oxígeno, O₂(g):



A 25 °C, se introduce en un recipiente de 0,382 L cierta cantidad de magnesio, la presión del oxígeno presente es de $3,5 \cdot 10^{-6}$ mmHg. La masa de Mg que reaccionará con O₂ y los moles de MgO formado serán:

- a) $34,61 \cdot 10^{-9}$ g y $14,42 \cdot 10^{-10}$ mol
- b) $3,461 \cdot 10^{-9}$ g y $1,442 \cdot 10^{-10}$ mol
- c) $3,461 \cdot 10^{-8}$ g y $1,442 \cdot 10^{-10}$ mol
- d) $3,461 \cdot 10^{-8}$ g y $14,42 \cdot 10^{-9}$ mol
- e) $3,461 \cdot 10^{-9}$ g y $14,42 \cdot 10^{-9}$ mol

(O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de O₂ que hay en el recipiente es:

$$n = \frac{(3,5 \cdot 10^{-6} \text{ mmHg}) \cdot 0,382 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 7,2 \cdot 10^{-11} \text{ mol O}_2$$

▪ Relacionando O₂ con Mg:

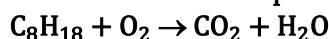
$$7,2 \cdot 10^{-11} \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol Mg}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{24,3 \text{ g Mg}}{1 \text{ mol Mg}} = 3,5 \cdot 10^{-9} \text{ g Mg}$$

▪ Relacionando O_2 con MgO :

$$7,2 \cdot 10^{-11} \text{ mol } O_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } MgO}{1 \text{ mol } O_2} = 1,4 \cdot 10^{-10} \text{ mol } MgO$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.113. La combustión completa del isooctano se produce según la siguiente reacción (sin ajustar):

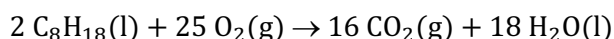


¿Qué volumen de CO_2 , medido a $60^\circ C$ y 750 mmHg , se produce por la combustión de 100 g de este hidrocarburo?

- a) $0,256 \text{ L}$
- b) 194 L
- c) $35,0 \text{ L}$
- d) $39,9 \text{ L}$
- e) 219 L

(O.Q.N. El Escorial 2012)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del octano es:



Relacionando C_8H_{18} con CO_2 :

$$100 \text{ g } C_8H_{18} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_8H_{18}}{114,0 \text{ g } C_8H_{18}} \cdot \frac{8 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_8H_{18}} = 7,00 \text{ mol } CO_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(7,00 \text{ mol } CO_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (60 + 273,15) \text{ K}}{750 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 194 \text{ L } CO_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

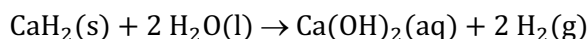
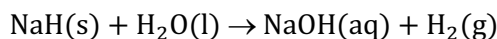
3.114. Los hidruros iónicos reaccionan con el agua y los productos son:

- a) Disolución ácida y dihidrógeno gas.
- b) Disolución ácida y dióxígeno gas.
- c) Disolución básica y dihidrógeno gas.
- d) Disolución neutra y dióxígeno gas.
- e) Dióxígeno y dihidrógeno.

(O.Q.N. El Escorial 2012)

Los metales alcalinos y alcalinotérreos forman hidruros iónicos y estos reaccionan con el agua formando el hidróxido correspondiente (**disolución básica**) y desprendiendo **dihidrógeno gaseoso**.

Las ecuaciones químicas correspondientes a estas reacciones para un metal alcalino y otro alcalinotérreo son, respectivamente:



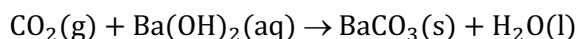
La respuesta correcta es la **c**.

3.115. Si se hace pasar dióxido de carbono a través de una disolución que contiene hidróxido de bario:

- a) El gas que sale huele a hierba mojada.
- b) La disolución cambia del rosa al amarillo.
- c) Precipita un sólido blanco.
- d) No pasa nada.

(O.Q.L. Murcia 2012)

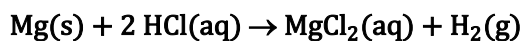
La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CO_2 y Ba(OH)_2 es:



Se trata de una reacción de precipitación en la que se forma un **precipitado de BaCO_3 de color blanco**.

La respuesta correcta es la **c**.

3.116. Para la reacción:



¿Cuál es la masa de magnesio que reacciona con 20 cm^3 de HCl 2,5 M?

- a) 1,20 g
- b) 0,31 g
- c) 0,61 g
- d) 2,4 g

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

Relacionando HCl con Mg :

$$20 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 2,5 \text{ M} \cdot \frac{2,5 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ cm}^3 \text{ HCl } 2,5 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Mg}}{2 \text{ mmol HCl}} \cdot \frac{24,3 \text{ mg Mg}}{1 \text{ mmol Mg}} \cdot \frac{1 \text{ g Mg}}{10^3 \text{ mg Mg}} = 0,61 \text{ g Mg}$$

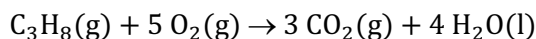
La respuesta correcta es la **c**.

3.117. ¿Cuántos moles de O_2 se requieren para completar la combustión de 2,2 g de C_3H_8 generando CO_2 y H_2O ?

- a) 0,050
- b) 0,15
- c) 0,25
- d) 0,50

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del propano es:



Relacionando C_3H_8 con O_2 :

$$2,2 \text{ g C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{44,0 \text{ g C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{5 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = 0,25 \text{ mol O}_2$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.118. ¿Cuál de las siguientes reacciones es imposible?

- a) $\text{Be(OH)}_2(\text{s}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{BeCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- b) $\text{MgCO}_3(\text{aq}) + 2 \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{MgCl}_2(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- c) $\text{Fe(OH)}_3(\text{s}) + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) \rightarrow \text{FeSO}_4(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- d) $\text{CaCO}_3(\text{s}) + \text{HNO}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) + \text{CO}_2(\text{g})$

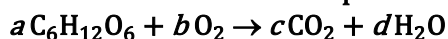
(O.Q.L. Madrid 2012)

a-b-d) Posible. Se trata de reacciones de neutralización.

c) **Imposible**. La reacción propuesta es de neutralización y es imposible que, además, se produzca la reducción de una especie, $\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$, sin que exista a la vez la oxidación de otra.

La respuesta correcta es la **c**.

3.119. La combustión de la glucosa, $C_6H_{12}O_6$, constituye una de las principales fuentes energéticas de los seres vivos. En la reacción se produce dióxido de carbono y agua.

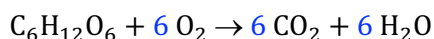


Los coeficientes estequiométricos a , b , c y d , son, respectivamente:

- a) 1, 3, 6, 3
- b) 1, 6, 6, 6
- c) 1, 9, 6, 12
- d) 1, 12, 6, 12
- e) 1, 6, 3, 6

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión de la glucosa es:



La respuesta correcta es la **b**.

3.120. En un recipiente hay cantidades equimoleculares de hidrógeno y oxígeno gaseosos y su masa total es de 340 g. Si se produce la combustión completa del hidrógeno, el número de moles de oxígeno dentro del recipiente tras la combustión es:

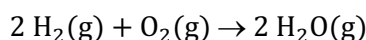
- a) 2,5
- b) 5,0
- c) 10
- d) 0
- e) 3,5

(O.Q.L. Cantabria 2013)

Considerando que el número de moles de oxígeno y de hidrógeno de la mezcla es x se puede escribir la siguiente ecuación:

$$x \text{ mol } O_2 \cdot \frac{32,0 \text{ g } O_2}{1 \text{ mol } O_2} + x \text{ mol } H_2 \cdot \frac{2,0 \text{ g } H_2}{1 \text{ mol } H_2} = 340 \text{ g mezcla} \quad \rightarrow \quad x = 10 \text{ mol } O_2$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del H_2 es:



Relacionando ambas sustancias:

$$10 \text{ mol } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{2 \text{ mol } H_2} = 5,0 \text{ mol } O_2$$

Haciendo un balance de materia de O_2 :

$$10 \text{ mol } O_2 \text{ (inicial)} - 5,0 \text{ mol } O_2 \text{ (consumido)} = 5,0 \text{ mol } O_2 \text{ (exceso)}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.121. Para la determinación de la pureza de una muestra de carbonato de bario se evalúa la pérdida de peso en donde se libera CO_2 cuando la muestra se introduce en una mufla a $400^\circ C$. Si se colocan 24,5 g de una muestra contaminada de $BaCO_3$ a $400^\circ C$ y después de cuatro horas, el peso de la muestra es de 20,1 g. El porcentaje de $BaCO_3$ en la muestra es:

- a) 98,0
- b) 81,6
- c) 80,5
- d) 40,8
- e) 18,5

(O.Q.L. Cantabria 2013)

La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición térmica del $BaCO_3$ es:



La pérdida de peso de la muestra se debe a la masa de CO_2 liberado. Relacionando este con BaCO_3 :

$$(24,5 - 20,1) \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol BaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{197,3 \text{ g BaCO}_3}{1 \text{ mol BaCO}_3} = 19,7 \text{ g BaCO}_3$$

La riqueza de la muestra es:

$$\frac{19,7 \text{ g BaCO}_3}{24,5 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 80,5 \% \text{ BaCO}_3$$

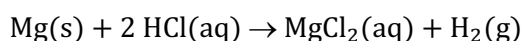
La respuesta correcta es la **c**.

3.122. En una aleación Cu–Mg que pesa 2,00 g se quiere determinar el contenido de ambos metales. Para ello se la trata con HCl acuoso desprendiéndose 200 mL de hidrógeno, medidos a 700 mmHg y 27 °C. Sabiendo que solo el Mg reacciona con el HCl acuoso dando el correspondiente haluro, MgCl_2 , ¿cuál es el contenido en tanto por ciento de ambos metales?

- a) 9,1 % Mg y 90,9 % Cu
- b) 8,2 % Mg y 91,8 % Cu
- c) 60 % Mg y 40 % Cu
- d) 51,3 % Mg y 48,7 % Cu
- e) 20 % Mg y 80 % Cu

(O.Q.L. Sevilla 2013)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre Mg y HCl es:



Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas es:

$$n = \frac{700 \text{ mmHg} \cdot 200 \text{ mL}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 7,49 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2$$

Relacionando H_2 con Mg:

$$7,49 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{24,3 \text{ g Mg}}{1 \text{ mol Mg}} = 0,182 \text{ g Mg}$$

El porcentaje en masa de Mg en la aleación es:

$$\frac{0,182 \text{ g Mg}}{2,00 \text{ g aleación}} \cdot 100 = 9,10 \% \text{ Mg}$$

El 90,9 % restante corresponde al Cu.

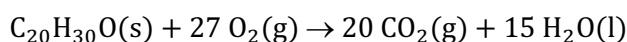
La respuesta correcta es la **a**.

3.123. ¿Qué volumen en condiciones normales ocupa el CO_2 desprendido en la combustión de 5,00 g de vitamina A, $\text{C}_{20}\text{H}_{30}\text{O}$?

- a) 7,83 L
- b) 6,62 L
- c) 0,350 L
- d) 0,392 L

(O.Q.L. Madrid 2013)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión de la vitamina A es:



Relacionando $\text{C}_{20}\text{H}_{30}\text{O}$ con CO_2 :

$$5,00 \text{ g C}_{20}\text{H}_{30}\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_{20}\text{H}_{30}\text{O}}{286,0 \text{ g C}_{20}\text{H}_{30}\text{O}} \cdot \frac{20 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_{20}\text{H}_{30}\text{O}} = 0,350 \text{ mol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0,350 \text{ mol CO}_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 7,83 \text{ L CO}_2$$

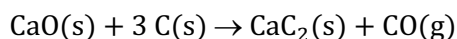
La respuesta correcta es la a.

3.124. El carburo de calcio, CaC_2 , se prepara por reacción del óxido de calcio, CaO , con carbono, C . En la reacción se desprende monóxido de carbono. ¿Cuántos gramos de carburo de calcio se obtienen al hacer reaccionar 0,130 g de óxido de calcio con un exceso de carbono? ¿Cuántos gramos de carbono se consumen?

- a) 0,13 g CaC_2 y 5 g C
- b) 0,641 g CaC_2 y 0,12 g C
- c) 0,148 g CaC_2 y 5 g C
- d) 0,148 g CaC_2 y 0,0836 g C

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención del carburo de calcio es:



▪ Relacionando CaO con CaC_2 :

$$0,130 \text{ g CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56,0 \text{ g CaO}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaC}_2}{1 \text{ mol CaO}} \cdot \frac{64,0 \text{ g CaC}_2}{1 \text{ mol CaC}_2} = 0,148 \text{ g CaC}_2$$

▪ Relacionando CaO con C :

$$0,130 \text{ g CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56,0 \text{ g CaO}} \cdot \frac{3 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CaO}} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 0,0836 \text{ g C}$$

La respuesta correcta es la d.

3.125. Para determinar el contenido en azufre de un petróleo se puede transformar el azufre en sulfato y precipitarlo como sulfato de bario. Tomando 11,7 mL de petróleo, de densidad $0,87 \text{ g mL}^{-1}$, se obtienen 1,20 g de sulfato de bario. El porcentaje en masa de azufre en el petróleo es:

- a) 1,6
- b) 2,0
- c) 3,2
- d) 4,0

(O.Q.L. Asturias 2014)

Relacionando petróleo con BaSO_4 y con S:

$$\frac{1,20 \text{ g BaSO}_4}{11,7 \text{ mL petróleo}} \cdot \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{233,3 \text{ g BaSO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{1 \text{ mol BaSO}_4} \cdot \frac{32,1 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} \cdot \frac{1 \text{ mL petróleo}}{0,87 \text{ g petróleo}} \cdot 100 = 1,6 \% \text{ S}$$

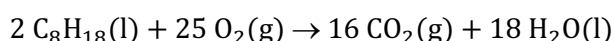
La respuesta correcta es la a.

3.126. ¿Cuántas moléculas de CO_2 se producen en la combustión de 10,0 g de isooctano, componente de la gasolina?

- a) $1,7 \cdot 10^{22}$
- b) $4,2 \cdot 10^{23}$
- c) $5,3 \cdot 10^{22}$
- d) $4,8 \cdot 10^{25}$
- e) $6,0 \cdot 10^{24}$

(O.Q.N. Madrid 2015)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del isooctano es:



Relacionando C_8H_{18} con CO_2 :

$$10,0 \text{ g } C_8H_{18} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_8H_{18}}{114,0 \text{ g } C_8H_{18}} \cdot \frac{16 \text{ mol } CO_2}{2 \text{ mol } C_8H_{18}} = 0,702 \text{ mol } CO_2$$

El número de moléculas de CO_2 es:

$$0,702 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 4,23 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } CO_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.127. Una muestra de 0,344 g de calcio reacciona con 0,350 g de nitrógeno dando nitruro de calcio. Después de la reacción quedan 0,230 g de nitrógeno, ¿qué masa de nitruro de calcio se forma?

- a) 0,574 g
- b) 0,464 g
- c) 0,120 g
- d) 0,694 g

(O.Q.L. Extremadura 2015)

De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier (1789):

$$m_{Ca} \text{ (inicial)} + [m_N \text{ (inicial)} - m_N \text{ (sobrante)}] = m_{\text{nitruro de calcio}} \text{ (formado)}$$

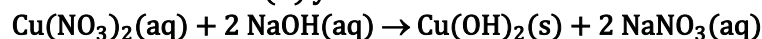
El valor de la masa de sustancia formada es:

$$m_{\text{nitruro de calcio}} \text{ (formado)} = 0,344 \text{ g} + (0,350 \text{ g} - 0,230 \text{ g}) = 0,464 \text{ g}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2009).

3.128. El nitrato de cobre(II) y el hidróxido de sodio reaccionan en disolución según:

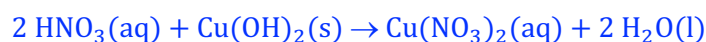


Si se añaden unas gotas de HNO_3 concentrado a la disolución, disminuye la cantidad de sólido precipitado. La mejor explicación de este fenómeno es porque el ácido:

- a) Diluye la disolución haciendo que se disuelva el precipitado.
- b) Reacciona con el hidróxido de cobre(II) para formar agua y nitrato de cobre(II), que es soluble.
- c) Reacciona con el nitrato de cobre(II) desplazando el equilibrio hacia la izquierda.
- d) Disuelve la mayoría de los sólidos incluyendo al nitrato de sodio.
- e) Hace que aumente la temperatura de la disolución y se incremente la solubilidad del hidróxido de cobre(II).

(O.Q.L. Murcia 2015) (O.Q.L. Murcia 2016)

Al añadir HNO_3 se produce una reacción ácido-base con el $Cu(OH)_2$ de acuerdo con la siguiente ecuación química ajustada:



La respuesta correcta es la **b**.

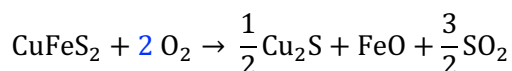
3.129. En el ajuste de la siguiente ecuación a su expresión más simple indique el coeficiente estequiométrico del oxígeno:



- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 6

(O.Q.L. Murcia 2015)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción propuesta es:



La respuesta correcta es la **a**.

3.130. Al añadir ácido sulfúrico a unas virutas de cobre:

- a) Precipita sulfato de cobre.
- b) Se desprende un gas tóxico.
- c) Se desprende hidrógeno.
- d) Se produce una llama de color azul.

(O.Q.L. Murcia 2015)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y Cu es:



En la reacción se forma una disolución azul de CuSO_4 y el desprendimiento de un gas tóxico, SO_2 .

La respuesta correcta es la **b**.

3.131. ¿Cuál de las siguientes reacciones puede considerarse de ácido-base?

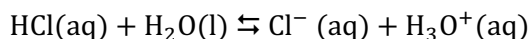
- a) $\text{NH}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}$
- b) $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
- c) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH}$
- d) $2 \text{NH}_3 + 3 \text{CuO} \rightarrow 3 \text{Cu} + 3 \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$

(O.Q.L. Valencia 2015)

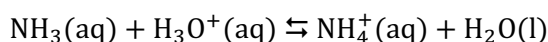
De acuerdo con la teoría ácido-base de Brønsted-Lowry (1923):

- Ácido es una especie química capaz de ceder protones a una base.
- Base es una especie química capaz de aceptar protones de un ácido.

El HCl se comporta como **ácido** de acuerdo con la siguiente ecuación:



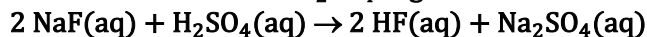
El NH_3 se comporta como **base** de acuerdo con la siguiente ecuación:



El resto de las reacciones son de oxidación-reducción ya que se intercambian electrones, salvo la c) que se trata del proceso de disolución de un óxido alcalino.

La respuesta correcta es la **a**.

3.132. El NaF reacciona con H_2SO_4 según la reacción:



Indique cuál será el volumen de H_2SO_4 del 96,0 % de riqueza y densidad de $1,80 \text{ g mL}^{-1}$ necesario para que reaccione una muestra de 250 g de NaF del 90,0 % de pureza:

- a) 151,9 mL
- b) 492,2 mL
- c) 607,6 mL
- d) 140,0 mL

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La cantidad de NaF que reacciona es:

$$250 \text{ g NaF } 90 \% \cdot \frac{90,0 \text{ g NaF}}{100 \text{ g NaF } 90 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol NaF}}{42,0 \text{ g NaF}} = 5,36 \text{ mol NaF}$$

Relacionando NaF con H_2SO_4 :

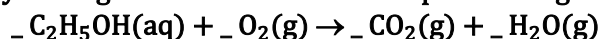
$$5,36 \text{ mol NaF} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaF}} \cdot \frac{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 263 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Como se dispone de H₂SO₄ de riqueza 96,0 % el volumen necesario es:

$$263 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 96,0 \%}}{96,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 96 \%}}{1,80 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 96 \%}} = 152 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 96 \%}$$

La respuesta correcta es la a.

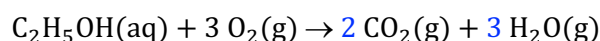
3.133. En una práctica de laboratorio se estudia la reacción de etanol con oxígeno. Ajuste la ecuación química y obtenga el número de moles de productos gaseosos que se forman por mol de etanol:



- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5

(O.Q.L. La Rioja 2015)

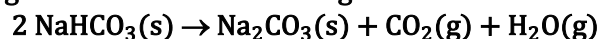
La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre etanol y oxígeno es:



El número de moles de productos gaseosos por mol de etanol que reacciona es 5.

La respuesta correcta es la d.

3.134. El carbonato de sodio se produce comercialmente por medido de la descomposición térmica del hidrogenocarbonato de sodio según la ecuación:



Cuando se hacen reaccionar 108,14 g de hidrogenocarbonato de sodio del 98,0 % de pureza la cantidad de carbonato de sodio obtenida será de:

- a) 52,98 g
- b) 133,70 g
- c) 66,85 g
- d) 41,99 g
- e) Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

La cantidad de NaHCO₃ contenido en la muestra es:

$$108,14 \text{ g muestra} \cdot \frac{98,0 \text{ g NaHCO}_3}{100 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaHCO}_3}{84,0 \text{ g NaHCO}_3} = 1,26 \text{ mol NaHCO}_3$$

Relacionando NaHCO₃ con Na₂CO₃

$$1,26 \text{ mol NaHCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3}{2 \text{ mol NaHCO}_3} \cdot \frac{106,0 \text{ g Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3} = 66,8 \text{ g Na}_2\text{CO}_3$$

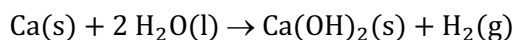
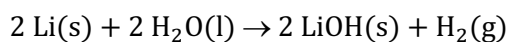
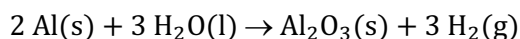
La respuesta correcta es la c.

3.135. ¿Qué elemento, entre los siguientes, reacciona más rápidamente con el agua a 25 °C para producir un gas?

- a) Aluminio
- b) Carbono
- c) Litio
- d) Fósforo
- e) Calcio

(O.Q.L. País Vasco 2015)

Los elementos C y P no son capaces de reaccionar con agua en condiciones de temperatura ambiente, mientras que los elementos Al, Li y Ca sí son capaces de hacerlo para liberar hidrógeno de acuerdo con las siguientes ecuaciones químicas:



De los tres, el que tiene una reacción más rápida y violenta, hasta el punto de llegar a inflamar el H₂ producido, es el **litio**.

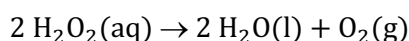
La respuesta correcta es la **c**.

3.136. ¿Qué volumen de oxígeno, medido en condiciones normales, se puede obtener a partir de 1,00 L de agua oxigenada del 30,0 % en H₂O₂ cuya densidad es 1,08 g cm⁻³?

- a) 213,6 L
- b) 106,8 L
- c) 53,4 L
- d) 160,2 L

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2016)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de descomposición del H₂O₂ es:



La cantidad de H₂O₂ que contiene la disolución es:

$$1,00 \text{ L H}_2\text{O}_2 \text{ 30,0 \%} \cdot \frac{10^3 \text{ mL H}_2\text{O}_2 \text{ 30,0 \%}}{1 \text{ L H}_2\text{O}_2 \text{ 30,0 \%}} \cdot \frac{1,08 \text{ g H}_2\text{O}_2 \text{ 30,0 \%}}{1 \text{ mL H}_2\text{O}_2 \text{ 30,0 \%}} = 1,08 \cdot 10^3 \text{ g H}_2\text{O}_2 \text{ 30,0 \%}$$

$$1,08 \cdot 10^3 \text{ g H}_2\text{O}_2 \text{ 30,0 \%} \cdot \frac{30,0 \text{ g H}_2\text{O}_2}{100 \text{ g H}_2\text{O}_2 \text{ 30,0 \%}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}_2}{34,0 \text{ g H}_2\text{O}_2} = 9,53 \text{ mol H}_2\text{O}_2$$

Relacionando H₂O₂ con O₂:

$$9,53 \text{ mol H}_2\text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol H}_2\text{O}_2} = 4,76 \text{ mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(4,76 \text{ mol O}_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 107 \text{ L O}_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.137. En un recipiente que contiene una pequeña cantidad de zinc se añade HCl 1,0 M en exceso hasta reacción total; el volumen de hidrógeno liberado medido en unas condiciones determinadas es de 4,0 L. Si a la misma cantidad de zinc se le añade HCl 2,0 M en exceso hasta reacción total, el volumen de hidrógeno liberado, medido en las mismas condiciones, será:

- a) 2,0 L
- b) 4,0 L
- c) 8,0 L
- d) No puede responderse sin conocer las condiciones experimentales.

(O.Q.L. Asturias 2016)

Teniendo en cuenta que el HCl se añade en exceso, da igual utilizar disolución 1,0 M que 2,0 M, por tanto, el volumen de hidrógeno liberado es también de **4,0 L**, ya que depende solo del Zn existente en el recipiente que es el reactivo limitante de la reacción.

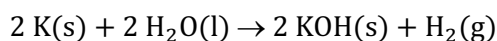
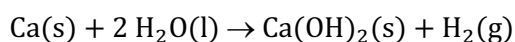
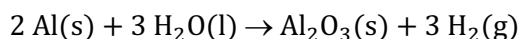
La respuesta correcta es la **b**.

3.138. ¿Qué metal, entre los siguientes, reacciona más vigorosamente con el agua?

- a) Al
- b) Ca
- c) Fe
- d) K
- e) Co

(O.Q.L. País Vasco 2016)

Los elementos Fe y Co no son capaces de reaccionar espontáneamente con agua en condiciones de temperatura ambiente, mientras que los elementos Al, Li y Ca sí son capaces de hacerlo para liberar hidrógeno de acuerdo con las siguientes ecuaciones químicas:



De todos los propuestos, el único que tiene una reacción más rápida y violenta, hasta el punto de llegar a inflamar el H_2 producido, es el **potasio, K**.

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en País Vasco 2015).

3.139. La cerusita es un mineral que contiene principalmente carbonato de plomo(II), componente que se ha utilizado como ingrediente principal del "blanco de plomo" en la pintura hoy en día retirada del mercado debido a su toxicidad. ¿Cuál es la riqueza de una muestra de mineral de 32,0 g si se hace reaccionar con exceso de ácido clorhídrico de acuerdo con la siguiente ecuación química:



y se producen 2,24 L de CO_2 medidos en condiciones normales?

- a) 83,5 %
- b) 8,35 %
- c) 119,8 %
- d) 16,7 %
- e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. País Vasco 2016)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas obtenido es:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 2,24 \text{ L CO}_2}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}} = 0,100 \text{ mol CO}_2$$

Relacionando CO_2 con PbCO_3 :

$$0,100 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol PbCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{267,2 \text{ g PbCO}_3}{1 \text{ mol PbCO}_3} = 26,7 \text{ g PbCO}_3$$

La riqueza de la muestra es:

$$\frac{26,7 \text{ g PbCO}_3}{32,0 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 83,4 \% \text{ PbCO}_3$$

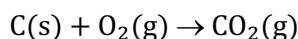
La respuesta correcta es la **a**.

3.140. Cuando se queman 50 g de carbono y teniendo en cuenta la ley de conservación de la masa, los productos de combustión:

- a) Pesarán más de 50 g.
- b) Pesarán menos de 50 g.
- c) Pesarán exactamente de 50 g, puesto que la masa ni se crea ni se destruye.
- d) No pesarán nada porque se convierten en gases.

(O.Q.L. Jaén 2016)

La combustión de C produce CO_2 y la ecuación química correspondiente es:



Relacionando C con O_2 :

$$50 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 183 \text{ g CO}_2$$

La masa de los productos es superior a 50 g debido al O_2 consumido en el proceso.

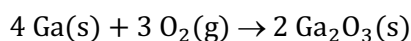
La respuesta correcta es la a.

3.141. ¿Cuántos moles de óxido de galio, Ga_2O_3 , se pueden producir a partir de 1,6 g de O_2 que reaccionan con Ga en exceso?

- a) 0,033
- b) 0,050
- c) 0,075
- d) 0,330

(O.Q.L. Murcia 2016)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción propuesta es:



Relacionando O_2 con Ga_2O_3 :

$$1,6 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol Ga}_2\text{O}_3}{3 \text{ mol O}_2} = 0,033 \text{ mol Ga}_2\text{O}_3$$

La respuesta correcta es la a.

3.142. Una fábrica de abonos produce al día 40,0 t de nitratos y emite a la atmósfera 3,00 m^3 de gas (medidos a 0 °C y 1 atm) por kg de nitrato producido. Si la concentración de partículas sólidas es de 12,0 g m^{-3} . La cantidad de partículas que se emiten a la atmósfera al día es:

- a) 1,44 kg/día
- b) $1,44 \cdot 10^4$ kg/día
- c) 1,44 t/día
- d) 0,144 t/día

(O.Q.L. Madrid 2016)

La cantidad de partículas emitidas al día es:

$$\frac{40,0 \text{ t nitrato}}{\text{día}} \cdot \frac{10^3 \text{ kg nitrato}}{1 \text{ t nitrato}} \cdot \frac{3,00 \text{ m}^3 \text{ gas}}{\text{kg nitrato}} \cdot \frac{12,0 \text{ g partículas}}{\text{m}^3 \text{ gas}} \cdot \frac{1 \text{ t partículas}}{10^6 \text{ g partículas}} = 1,44 \text{ t/día}$$

La respuesta correcta es la c.

3.143. Una fábrica de cemento produce 400 t diarias. El producto contiene un 60,0 % en masa de óxido de calcio que resulta de la descomposición de la piedra caliza (carbonato de calcio) según la reacción:



El dióxido de carbono que se lanza diariamente a la atmósfera es:

- a) $4,29 \cdot 10^6$ m^3 medidos a 25 °C y 1 atm
- b) $7,15 \cdot 10^6$ mol
- c) $9,60 \cdot 10^4$ m^3 medidos en c.n.
- d) $1,05 \cdot 10^5$ L medidos a 25 °C y 1 atm

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

La cantidad de CaO contenido en el cemento es:

$$400 \text{ t cemento} \cdot \frac{60,0 \text{ t CaO}}{100 \text{ t cemento}} \cdot \frac{10^6 \text{ g CaO}}{1 \text{ t CaO}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56,1 \text{ g CaO}} = 4,28 \cdot 10^6 \text{ mol CaO}$$

Relacionando CaO con CO₂:

$$4,28 \cdot 10^6 \text{ mol CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CaO}} = 4,28 \cdot 10^6 \text{ mol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(4,28 \cdot 10^6 \text{ mol CO}_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ L}} = 1,05 \cdot 10^5 \text{ m}^3 \text{ CO}_2$$

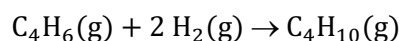
Ninguna respuesta es correcta.

3.144. Se quiere llevar a cabo la reducción de 2,50 g de 1,3-butadieno a butano usando H₂. Calcule el volumen de gas comercial, medido a 20 °C y 1.250 mmHg, que es necesario para llevar a cabo la reacción. (Composición en volumen del gas comercial: 90 % de H₂ y 10 % de N₂).

- a) 1,50 L
- b) 3,02 L
- c) 0,75 L
- d) 1,35 L

(O.Q.L. Madrid 2017)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reducción del C₄H₆ es:



Relacionando C₄H₆ con H₂:

$$2,50 \text{ g C}_4\text{H}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_6}{54,0 \text{ g C}_4\text{H}_6} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol C}_4\text{H}_6} = 0,0926 \text{ mol H}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el H₂ es:

$$V = \frac{(0,0926 \text{ mol H}_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273,15) \text{ K}}{1.250 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 1,35 \text{ L H}_2$$

Relacionando H₂ con el gas comercial:

$$1,35 \text{ L H}_2 \cdot \frac{100 \text{ L gas comercial}}{90,0 \text{ L H}_2} = 1,50 \text{ L gas comercial}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.145. Dada la reacción no ajustada:



indique cuál será el volumen de ácido sulfúrico del 95,0 % en masa de riqueza y densidad 1,98 g mL⁻¹ necesario para que reaccionen totalmente 10,0 g de cobre.

- a) 16,4 mL
- b) 14,8 mL
- c) 7,4 mL
- d) 8,2 mL

(O.Q.L. La Rioja 2017)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Cu y H₂SO₄ es:



Relacionando Cu con H₂SO₄:

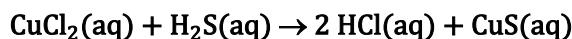
$$10,0 \text{ g Cu} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}}{63,5 \text{ g Cu}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol Cu}} \cdot \frac{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 30,9 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Como se dispone de H₂SO₄ comercial de riqueza 95,0 %:

$$30,9 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 95,0 \%}}{95,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 95,0 \%}}{1,98 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 95,0 \%}} = 16,4 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 95,0 \%}$$

La respuesta correcta es la a.

3.146. La reacción:



es de tipo:

- a) Redox
- b) Ácido-base de desplazamiento
- c) Ácido-base de neutralización
- d) Precipitación

(O.Q.L. La Rioja 2017)

- a) Falso. No se trata de una reacción redox, ya que ningún elemento contenido en los reactivos cambia su número de oxidación.
- b) **Verdadero.** Se trata de una reacción de doble desplazamiento en la que se intercambian los cationes.
- c) Falso. No se produce ninguna neutralización ya que se forma HCl, un ácido fuerte.
- d) Falso. Si el estado de agregación del CuS fuera (s), al tratarse de un sólido insoluble, sería una reacción de precipitación.

La respuesta correcta es la b.

(Cuestión similar a la propuesta en La Rioja 2008).

3.147. Si a partir de una muestra de 7,00 g de un $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ impuro se obtuvieron 1,67 g de Fe_2O_3 por tratamiento químico adecuado, el porcentaje de pureza de la muestra analizada es:

- a) 64,3
- b) 72,4
- c) 80,8
- d) 93,6

(O.Q.L. Castilla y León 2017)

La cantidad de Fe que contiene el Fe_2O_3 obtenido es:

$$1,67 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159,6 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{2 \text{ mol Fe}}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3} = 0,0209 \text{ mol Fe}$$

La cantidad de Fe que contiene el Fe_2O_3 es la misma que contiene la muestra impura de $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ y permite determinar la riqueza de este:

$$0,0209 \text{ mol Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol Fe}} \cdot \frac{270,3 \text{ g FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ mol FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}} = 5,65 \text{ g FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$$

La riqueza de la muestra es:

$$\frac{5,65 \text{ g FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O} \text{ (puro)}}{7,00 \text{ g FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O} \text{ (impuro)}} \cdot 100 = 80,7 \%$$

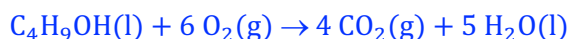
La respuesta correcta es la c.

3.148. La combustión del butan-1-ol origina dióxido de carbono según la ecuación química:

- a) $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH} + 13/2 \text{ O}_2 \rightarrow 4 \text{ CO}_2 + 5 \text{ H}_2\text{O}$
- b) $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH} + 9/2 \text{ O}_2 \rightarrow 4 \text{ CO}_2 + 4 \text{ H}_2\text{O}$
- c) $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH} + 6 \text{ O}_2 \rightarrow 4 \text{ CO}_2 + 5 \text{ H}_2\text{O}$
- d) $3 \text{ CO}_2 + 4 \text{ H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_7\text{OH} + 9/2 \text{ O}_2$

(O.Q.L. Extremadura 2017)

La combustión de los hidrocarburos y sus derivados oxigenados produce $\text{CO}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. En el caso del butan-1-ol, $\text{C}_4\text{H}_9\text{OH}$, la ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de combustión es:



La respuesta correcta es la c.

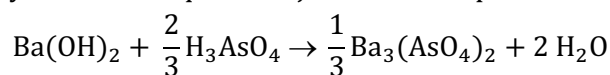
(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2011).

3.149. La reacción de 1 mol de hidróxido de bario con 2/3 de mol de ácido arsénico produce 2 mol de agua y 1/3 de mol de un producto blanco. Este producto es:

- Trióxido de diarsénico
- Arseniato de bario
- Arseniuro de bario
- Dihidrogenoarseniato de bario

(O.Q.L. Murcia 2017)

Se trata de una reacción de neutralización entre un ácido y una base que produce la sal correspondiente y agua, pero de acuerdo con la estequiometría propuesta el producto blanco formado es el **arseniato de bario** y la ecuación química ajustada correspondiente a la reacción propuesta es:



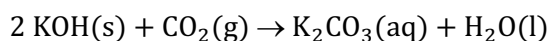
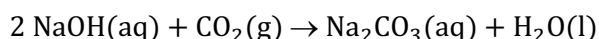
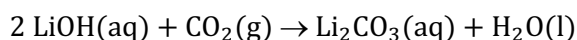
La respuesta correcta es la b.

3.150. Para sobrevivir en una estancia cerrada herméticamente, que no tiene posibilidades de reciclar el aire interior por intercambio con el exterior, como ocurre con los submarinos o las naves espaciales, es necesario un dispositivo capaz de purificar el aire eliminando el CO_2 producido en la respiración. Las misiones Apollo de la Nasa utilizaban hidróxido de litio en disolución acuosa en estos dispositivos. Al circular el aire a través del filtro, el CO_2 se fijaba en forma de carbonato de litio, que permanecía disuelto. ¿Por qué motivo cree que se utiliza este hidróxido en los filtros diseñados para las naves espaciales?

- Otros hidróxidos, tales como NaOH o KOH no reaccionan con el CO_2 presente en el aire.
- Se requiere mayor número de moles de NaOH o KOH para fijar una cantidad equivalente de CO_2 .
- Se requiere mayor masa de otros hidróxidos para fijar una cantidad equivalente de CO_2 .
- El LiOH es el único hidróxido soluble en agua.
- Ninguna de las opciones anteriores es correcta.

(O.Q.L. Jaén 2018)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a la reacción de los hidróxidos alcalinos con CO_2 son las siguientes:



Como la estequiometría es la misma para todas, **el mejor hidróxido será el que precise menor masa para eliminar la misma cantidad de CO_2** ya que de esta forma la nave espacial tendrá menos peso que sacar de la atmósfera terrestre.

- La masa de LiOH necesaria para eliminar 1 mol de CO_2 es:

$$1 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol LiOH}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{24,0 \text{ g LiOH}}{1 \text{ mol LiOH}} = 24,0 \text{ g LiOH}$$

- La masa de NaOH necesaria para eliminar 1 mol de CO_2 es:

$$1 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol NaOH}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{40,0 \text{ g NaOH}}{1 \text{ mol NaOH}} = 80,0 \text{ g NaOH}$$

- La masa de KOH necesaria para eliminar 1 mol de CO_2 es:

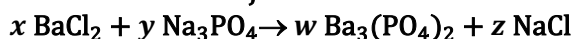
$$1 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol KOH}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{56,1 \text{ g KOH}}{1 \text{ mol KOH}} = 112 \text{ g KOH}$$

El mejor hidróxido alcalino para eliminar CO_2 es el **tenga menor masa molar, el LiOH**.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2000 y otras).

3.151. Para la reacción ajustada:

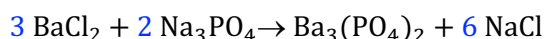


¿qué número se obtiene al realizar la suma $(x + y + z)$?

- a) 8
- b) 9
- c) 11
- d) 12

(O.Q.L. Murcia 2018)

La ecuación química ajustada para la reacción propuesta:



La suma de los coeficientes estequiométricos, $(x + y + z) = 11$.

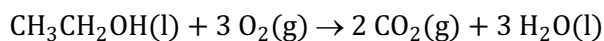
La respuesta correcta es la **c**.

3.152. Para la combustión completa hasta CO_2 de 23 g de etanol serán necesarios:

- a) 0,5 mol de O_2
- b) 1,5 mol de O_2
- c) 0,5 mol de aire
- d) 1,5 mol de aire

(O.Q.L. Murcia 2018)

La ecuación química ajustada para la reacción de combustión del etanol es:



Relacionando $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ con O_2 :

$$23 \text{ g CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{46,0 \text{ g CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} \cdot \frac{3 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} = 1,5 \text{ mol O}_2$$

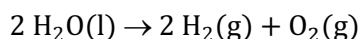
La respuesta correcta es la **b**.

3.153. Indique en cuál de los siguientes procesos se produce la ruptura de enlaces covalentes:

- a) Sublimación de I_2 .
- b) Evaporación de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$.
- c) Electrólisis del H_2O .
- d) Condensación de N_2 .
- e) Congelación de CHCl_3 .

(O.Q.L. Murcia 2018) (O.Q.L. Granada 2020)

La ecuación química correspondiente a la **electrólisis del H_2O** es:



En esta reacción, para producir H_2 y O_2 , **se deben romper los enlaces covalentes O–H** de la molécula de H_2O .

La respuesta correcta es la **c**.

3.154. Identifique los productos de la siguiente reacción de sustitución: $\text{IrCl}_3 + \text{Li}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

- a) $\text{LiCl}_3 + \text{IrSO}_4$
- b) $\text{LiCl} + \text{IrSO}_4$
- c) $\text{LiCl} + \text{Ir}_2\text{SO}_4$
- d) $\text{LiCl} + \text{Ir}_2(\text{SO}_4)_3$

(O.Q.L. Murcia 2018)

Se trata de una reacción de doble desplazamiento en la que los productos de la misma son, $\text{LiCl} + \text{Ir}_2(\text{SO}_4)_3$.

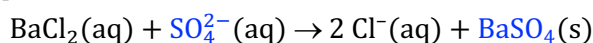
La respuesta correcta es la d.

3.155. El agua del grifo se enturbia al añadir unas gotas de disolución de HCl y de BaCl_2 debido a:

- a) La presencia de Cl^- .
- b) El desprendimiento de CO_2 .
- c) La presencia de SO_4^{2-} .
- d) La formación de nanopartículas magnéticas.

(O.Q.L. Murcia 2018)

La presencia de iones SO_4^{2-} en el agua provoca el enturbiamiento de esta al reaccionar con los iones Ba^{2+} y formarse un precipitado insoluble de BaSO_4 de acuerdo con la reacción que muestra la siguiente ecuación química:



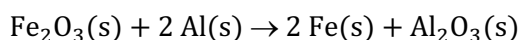
La respuesta correcta es la c.

3.156. La reacción de la termita —que ha aparecido en series de televisión como *Breaking Bad*— es conocida por ser muy exotérmica. Para obtenerla, se mezclan aluminio en polvo y óxido de hierro (III) y se calienta a alta temperatura para iniciar la reacción. Como productos se forman hierro fundido y óxido de aluminio. Calcule el porcentaje en masa de aluminio que debe de haber en la mezcla para que sea estequiométrica.

- a) 25
- b) 67
- c) 53
- d) 17

(O.Q.L. Madrid 2018)

La ecuación química correspondiente a la reacción de la termita es:



El porcentaje de Al en la mezcla estequiométrica de reactivos es:

$$\frac{2 \text{ mol Al} \cdot \frac{27,0 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}}}{2 \text{ mol Al} \cdot \frac{27,0 \text{ g Al}}{1 \text{ mol Al}} + 1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{159,6 \text{ g Fe}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}} \cdot 100 = 25,2 \% \text{ Al}$$

La respuesta correcta es la a.

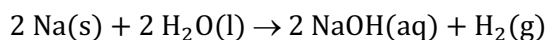
3.157. ¿Cuál de los siguientes elementos reacciona más violentamente con agua a 25 °C para producir un gas?

- a) Litio
- b) Aluminio
- c) Sodio
- d) Fósforo
- e) Calcio

(O.Q.L. País Vasco 2018)

Los metales alcalinos y alcalinotérreos son excelentes reductores y reaccionan fácilmente con el agua.

La reacción de los alcalinos es violenta, sobre todo en el caso del **sodio, Na**, que en contacto con el agua reacciona de forma exotérmica desprendiendo hidrógeno. La ecuación química ajustada correspondiente a esta reacción es:



La respuesta correcta es la **c**.

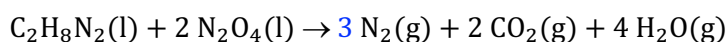
(Cuestión similar a la propuesta en Castilla-La Mancha 2011 y País Vasco 2015 y 2016).

3.158. El combustible del módulo lunar consiste en una mezcla de $\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2$ y N_2O_4 líquidos. Su reacción produce nitrógeno, dióxido de carbono y agua, todos gases. El coeficiente del nitrógeno en la reacción ajustada es:

- a) 2
- b) 3
- c) 4
- d) 5

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2$ y N_2O_4 es:



La respuesta correcta es la **b**.

3.159. El cloruro de plata se disuelve en una solución acuosa de amoníaco según la ecuación:



¿Qué volumen de NH_3 0,100 M se necesitará para disolver 0,231 g de AgCl(s) ?

- a) 32,2 mL
- b) 16,1 mL
- c) 40,3 mL
- d) 20,1 mL

(O.Q.L. La Rioja 2018)

Relacionando AgCl con NH_3 :

$$0,231 \text{ g AgCl} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{143,4 \text{ g AgCl}} \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol AgCl}} = 3,22 \cdot 10^{-3} \text{ mol NH}_3$$

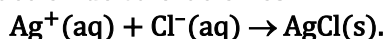
Como se dispone de disolución 0,100 M:

$$3,22 \cdot 10^{-3} \text{ mol NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ L NH}_3 \text{ 0,100 M}}{0,100 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mL NH}_3 \text{ 0,100 M}}{1 \text{ L NH}_3 \text{ 0,100 M}} = 32,2 \text{ mL NH}_3 \text{ 0,100 M}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.160. ¿Cuál es la concentración de Cl^- en una muestra de agua, si 100 mL de la misma consumen en su valoración 6,00 mL de AgNO_3 0,0100 M?

La reacción de valoración es:



- a) 21,3 mg L^{-1}
- b) 0,060 mg L^{-1}
- c) 0,41 mg L^{-1}
- d) 32,1 mg L^{-1}

(O.Q.L. Murcia 2019)

Relacionando Ag^+ con Cl^- contenido en el agua:

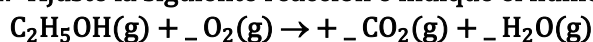
$$6,00 \text{ mL AgNO}_3 \cdot 0,0100 \text{ M} \cdot \frac{0,0100 \text{ mmol AgNO}_3}{1 \text{ mL AgNO}_3 \cdot 0,0100 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Ag}^+}{1 \text{ mmol AgNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mmol Cl}^-}{1 \text{ mmol Ag}^+} = 0,0600 \text{ mmol Cl}^-$$

La concentración de Cl^- en el agua es:

$$\frac{0,0600 \text{ mmol Cl}^-}{100 \text{ mL agua}} \cdot \frac{35,5 \text{ mg Cl}^-}{1 \text{ mmol Cl}^-} \cdot \frac{10^3 \text{ mL agua}}{1 \text{ L agua}} = 21,3 \text{ mg L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la a.

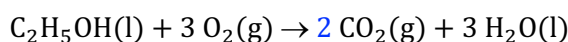
3.161. Ajuste la siguiente reacción e indique el número total de moles de producto formado:



- a) 5/2
- b) 7/4
- c) 9/2
- d) 5

(O.Q.L. Murcia 2019)

La ecuación química ajustada correspondiente a reacción propuesta es:



El número total de moles de producto que se obtienen por cada mol de reactivo que se consume es 5.

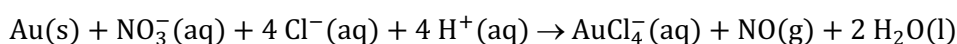
La respuesta correcta es la d.

3.162. Para disolver el oro se debe emplear:

- a) Peróxido de hidrógeno.
- b) El reactivo Solgold.
- c) Una mezcla de ácidos clorhídrico y nítrico.
- d) El oro es un metal noble y como tal no se disuelve.

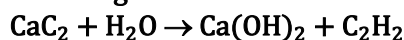
(O.Q.L. Murcia 2019)

El oro es un metal noble y, a diferencia del resto de los metales, no se disuelve en ácidos. Para disolverlo se necesita una mezcla denominada **agua regia (mezcla de tres volúmenes de HCl 12,0 M y un volumen de HNO₃ 16,0 M)**, y lo hace de acuerdo con la siguiente ecuación química:



La respuesta correcta es la c.

3.163. A principios del siglo XX se empleaba el carburo de calcio como combustible en las denominadas "lámparas de carburo", utilizadas para iluminar el interior de las minas, quemando el acetileno que se genera en la siguiente reacción:

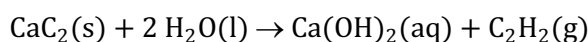


¿Cuántos moles de oxígeno gas se consumirán al quemarse completamente el acetileno formado por reacción completa de 0,40 mol de carburo de calcio?

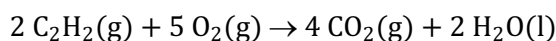
- a) 0,40
- b) 0,60
- c) 0,80
- d) 1,0

(O.Q.L. Jaén 2019)

La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención del acetileno es:



La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del acetileno es:



Relacionando CaC_2 con C_2H_2 y con O_2 :

$$0,40 \text{ mol CaC}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{1 \text{ mol CaC}_2} \cdot \frac{5 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol C}_2\text{H}_2} = 1,0 \text{ mol O}_2$$

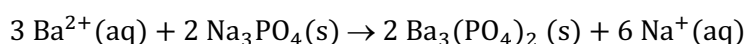
La respuesta correcta es la **d**.

3.164. Una industria genera 500 L/h de agua residual que contiene 60 mg de Ba(II) por litro y este se elimina en forma de fosfato de bario. ¿Qué cantidad de fosfato de sodio se necesita diariamente?

- a) 218 g/día
- b) 5,24 g/día
- c) 860 g/día
- d) 573 g/día

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Ba^{2+} y Na_3PO_4 es:



La masa de Ba^{2+} a eliminar diariamente del agua es:

$$1 \text{ día} \cdot \frac{24 \text{ h}}{1 \text{ día}} \cdot \frac{500 \text{ L agua}}{\text{h}} \cdot \frac{60,0 \text{ mg Ba}^{2+}}{1 \text{ L agua}} \cdot \frac{1 \text{ g Ba}^{2+}}{10^3 \text{ mg Ba}^{2+}} = 720 \text{ g Ba}^{2+}$$

Relacionando Ba^{2+} con Na_3PO_4 :

$$720 \text{ g Ba}^{2+} \cdot \frac{1 \text{ mol Ba}^{2+}}{137,3 \text{ g Ba}^{2+}} \cdot \frac{2 \text{ mol Na}_3\text{PO}_4}{3 \text{ mol Ba}^{2+}} \cdot \frac{164 \text{ g Na}_3\text{PO}_4}{1 \text{ mol Na}_3\text{PO}_4} = 573 \text{ g Na}_3\text{PO}_4$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.165. Para eliminar cloro del agua se utiliza una columna con carbón activo que tiene un 92 % de carbono. El proceso que tiene lugar es:



¿Cuántos gramos de carbón activo son necesarios para tratar 1 m^3 de agua cuya concentración en cloro es $0,58 \text{ mg L}^{-1}$?

- a) 0,049
- b) $8,18 \cdot 10^{-3}$
- c) 0,053
- d) 0,098

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

La masa de Cl_2 a eliminar de la cantidad de agua propuesta es:

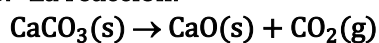
$$1 \text{ m}^3 \text{ agua} \cdot \frac{10^3 \text{ L agua}}{1 \text{ m}^3 \text{ agua}} \cdot \frac{0,58 \text{ mg Cl}_2}{1 \text{ L agua}} \cdot \frac{1 \text{ g Cl}_2}{10^3 \text{ mg Cl}_2} = 0,58 \text{ g Cl}_2$$

Relacionando Cl_2 con C:

$$0,58 \text{ g Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{71,0 \text{ g Cl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol Cl}_2} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} = 0,098 \text{ g C}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.166. La reacción:



es una reacción de:

- a) Síntesis
- b) Descomposición
- c) Sustitución
- d) Combustión

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

Se trata de una **reacción de descomposición** ya que una sustancia compleja se transforma en varias más sencillas.

La respuesta correcta es la **b**.

3.167. Una muestra de nitrato de calcio, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, está contaminada con sílice, SiO_2 . El análisis de 5,0 g de dicha muestra impura indica que contiene 1,0 g de calcio. ¿Cuál es la pureza del nitrato de calcio en la muestra expresada como porcentaje en masa?

- a) 30
- b) 24
- c) 73
- d) 82

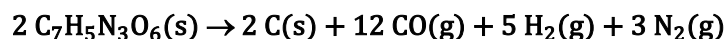
(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

Relacionando la muestra con $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ y con Ca:

$$\frac{1,0 \text{ g Ca}}{5,0 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}}{40,1 \text{ g Ca}} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol Ca}} \cdot \frac{164,1 \text{ g Ca}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mol Ca}(\text{NO}_3)_2} \cdot 100 = 82 \% \text{ Ca}(\text{NO}_3)_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.168. Si una sustancia se descompone rápidamente produciendo una gran cantidad de gases, puede tener lugar una explosión. Cuando el trinitrotolueno (TNT) detona se descompone según la siguiente ecuación:



¿Cuál es volumen de gases producido en la descomposición de 1,00 kg de TNT a 0 °C y 1,00 atm?

¿Cuál es la presión que se produce si la reacción se confina en un contenedor de 50,0 L a 500 °C?

- a) 197,2 L; 11,2 atm
- b) 98,6 L; 5,60 atm
- c) 1972 L; 112 atm
- d) 986 L; 56,0 atm

(O.Q.L. La Rioja 2019)

Relacionando con TNT con los gases producidos:

$$1,00 \text{ kg C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6 \cdot \frac{10^3 \text{ g C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6}{1 \text{ kg C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6}{227,0 \text{ g C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6} \cdot \frac{20 \text{ mol gas}}{2 \text{ mol C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6} = 44,1 \text{ mol gas}$$

▪ Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por los gases es:

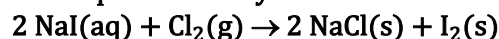
$$V = \frac{44,1 \text{ mol} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 987 \text{ L}$$

▪ Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por los gases en el interior del contenedor es:

$$p = \frac{44,1 \text{ mol} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (500 + 273,15) \text{ K}}{50,0 \text{ L}} = 55,9 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.169. El yodo molecular se prepara en el laboratorio y comercialmente añadiendo $\text{Cl}_2(\text{g})$ a una disolución acuosa que contiene yoduro de sodio:



¿Cuántos gramos de yoduro de sodio se necesitan para producir 50,0 g de diyodo?

- a) 59,1
- b) 253,8
- c) 380,7
- d) 29,6

(O.Q.L. La Rioja 2019)

Relacionando I₂ con NaI:

$$50,0 \text{ g I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol I}_2}{253,8 \text{ g I}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol NaI}}{1 \text{ mol I}_2} \cdot \frac{149,9 \text{ g NaI}}{1 \text{ mol NaI}} = 59,1 \text{ g NaI}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.170. ¿Cuál de las siguientes reacciones es de sustitución doble?

- a) $\text{Li}_2\text{O(s)} + \text{CO}_2\text{(g)} \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3\text{(s)}$
 b) $2 \text{ HgO(s)} \rightarrow 2 \text{ Hg(l)} + \text{O}_2\text{(g)}$
 c) $\text{CuCl}_2\text{(aq)} + \text{Zn(s)} \rightarrow \text{ZnCl}_2\text{(aq)} + \text{Cu(s)}$
 d) $\text{BaCl}_2\text{(aq)} + \text{Na}_2\text{SO}_4\text{(aq)} \rightarrow 2 \text{ NaCl(aq)} + \text{BaSO}_4\text{(aq)}$

(O.Q.L. La Rioja 2019)

a) Falso. Se trata de una reacción ácido-base.

b-c) Falso. Se trata de una reacción redox, ya que hay elementos que cambian su número de oxidación.

d) **Verdadero**. Se trata de una reacción de doble desplazamiento en la que los dos reactivos se intercambian los cationes.

La respuesta correcta es la **d**.

3.171. Dorothy Crowfoot-Hodgkin (1910-1994) fue una destacada cristalógrafa, que elucidó la estructura de muchas moléculas de interés biológico, entre ellas la de la vitamina B₁₂, una molécula que participa en importantes procesos fisiológicos. Su fórmula molecular es C₆₃H₈₈CoN₁₄O₁₄.

Una muestra biológica de 50,0 g que contenía vitamina B₁₂ se calcinó. El residuo sólido se disolvió en 20 mL de una disolución de HCl 0,02 M. Esta disolución se llevó a un matraz aforado de 100 mL y se enrasó con agua destilada. Se tomó un alícuota de 10,0 mL de esta disolución, que se llevó a pH básico, hasta precipitar todo el cobalto en forma de Co(OH)₃, obteniéndose 25,8 mg de un sólido.

¿Cuál era la concentración de vitamina B₁₂ en la muestra biológica?

- a) 0,64 %
 b) 1,25 %
 c) 5,28 %
 d) 6,36 %

(O.Q.L. Madrid 2019)

Relacionando Co(OH)₃ con la muestra:

$$\frac{25,8 \text{ mg Co(OH)}_3}{10,0 \text{ mL disol.}} \cdot \frac{100 \text{ mL disol.}}{50,0 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Co(OH)}_3}{109,9 \text{ mg Co(OH)}_3} \cdot \frac{1 \text{ mmol Co}}{1 \text{ mmol Co(OH)}_3} = \frac{4,70 \cdot 10^{-2} \text{ mmol Co}}{\text{g muestra}}$$

Relacionando Co(OH)₃ con la vitamina B₁₂:

$$\frac{4,70 \cdot 10^{-2} \text{ mmol Co}}{\text{g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ mmol B}_{12}}{1 \text{ mmol Co}} \cdot \frac{1.359,3 \text{ mg B}_{12}}{1 \text{ mmol B}_{12}} \cdot \frac{1 \text{ g B}_{12}}{10^3 \text{ mg B}_{12}} \cdot 100 = 6,38 \% \text{ B}_{12}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.172. ¿Cuál de estas sustancias no es precursora de la lluvia ácida?

- a) SO₂
 b) NO₂
 c) CH₄
 d) SO₃

(O.Q.L. Asturias 2019)

Los gases constaminantes de la atmósfera que son responsables de la lluvia ácida son:

- SO₂ y SO₃ procedente, fundamentalmente, de la combustión del azufre elemental y el azufre contenido en los sulfuros metálicos y los combustibles fósiles. Los ácidos finales resultantes son H₂SO₃ y H₂SO₄.

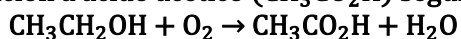
▪ NO_2 que forma parte de los gases emitidos por los motores de combustión interna. El ácido final resultante es HNO_3 .

Por otra parte, el metano, CH_4 , es un gas emitido en la descomposición de la materia orgánica **no se transforma en ningún ácido** y, por tanto, no es responsable de la lluvia ácida.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Madrid 2016).

3.173. Los alcoholímetros son capaces de medir la cantidad de etanol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, en aire espirado por oxidación a ácido acético ($\text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$) según la reacción ajustada:



Según la normativa vigente de la Dirección General de Tráfico (DGT), se sobrepasa el límite legal cuando se espiran más de 0,25 mg/L (miligramos de etanol por cada litro de aire espirado).

- a) Una persona que se encuentre dentro del límite legal espirará menos de $5,4 \cdot 10^{-3}$ mol de etanol por litro de aire.
 b) Una persona que se encuentre dentro del límite legal producirá en el alcoholímetro $5,4 \cdot 10^{-3}$ mol de ácido acético.
 c) Por cada mol de etanol se necesitan dos moles de dióxigeno para que la reacción tenga lugar.
 d) Por cada 0,25 mg de etanol se producirán 0,25 mg de ácido acético.
 e) Por cada 0,25 mg de etanol se producirán 0,32 mg de ácido acético.

(O.Q.L. País Vasco 2019)

El número de moles correspondientes a 0,25 mg de $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$ es:

$$0,25 \text{ mg } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \cdot \frac{1 \text{ g } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{10^3 \text{ mg } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{46,0 \text{ g } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} = 5,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$$

- a) Falso. La cantidad propuesta está justo en el límite legal y, por tanto, sí puede ser espirada.
 b) Falso. Relacionando etanol y ácido acético:

$$5,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}}{1 \text{ mol } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} = 5,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol } \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$$

Dentro del límite legal se puede producir una cantidad de ácido acético inferior a la calculada.

- c) Falso. La ecuación química propuesta está correctamente ajustada.

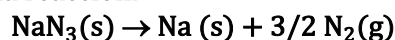
e) **Verdadero**. Relacionando etanol y ácido acético:

$$0,25 \text{ mg } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \cdot \frac{1 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}}{46,0 \text{ mg } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}}{1 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}} \cdot \frac{60,0 \text{ mg } \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}}{1 \text{ mmol } \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}} = 0,33 \text{ mg } \text{CH}_3\text{CO}_2\text{H}$$

- d) Falso. Según se ha demostrado en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **e**.

3.174. Los airbags de un automóvil se inflan cuando se descompone rápidamente la azida de sodio, NaN_3 , según la reacción:



¿Cuántos moles de azida de sodio se necesitarán para llenar un airbag con 22,4 L de N_2 en c.n.?

- a) 1,5
 b) 1,0
 c) 2/3
 d) 22,4

(O.Q.L. Murcia 2020)

Considerando comportamiento ideal, la cantidad de N_2 que se forma es:

$$n = \frac{1,0 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}} = 1,0 \text{ mol N}_2$$

Relacionando N_2 con NaN_3 :

$$1,0 \text{ mol N}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol NaN}_3}{3 \text{ mol N}_2} = \frac{2}{3} \text{ mol N}_2$$

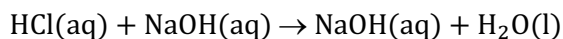
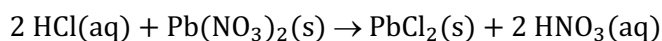
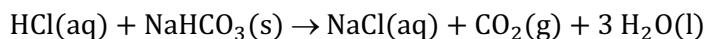
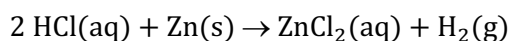
La respuesta correcta es la c.

3.175. De los siguientes sólidos, ¿cuál reacciona con ácido clorhídrico diluido a 25 °C para generar un gas más denso que el aire?

- Zn
- NaHCO_3
- $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
- NaOH

(O.Q.L. Murcia 2020)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones de las sustancias sólidas propuestas con el ácido clorhídrico son:



Como se puede observar, las únicas que desprenden un gas al reaccionar con ácido clorhídrico son:

- Zn que libera H_2 , un gas más ligero que el aire
- NaHCO_3 que libera CO_2 , un gas más denso que el aire.

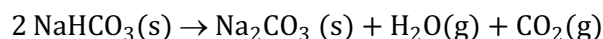
La respuesta correcta es la b.

3.176. El fuego es la manifestación de una reacción de oxidación exotérmica llamada combustión. Si en casa se origina fuego en un ordenador se le puede echar:

- Agua del grifo, que apaga el fuego y no conduce la electricidad.
- Hidrogenocarbonato de sodio sólido, que genera $\text{CO}_2(\text{g})$ y ayudará a apagar el fuego.
- Harina, que producirá $\text{CO}_2(\text{g})$ y ayudará a apagar el fuego.
- Cubitos de hielo, que están muy fríos.

(O.Q.L. Murcia 2020)

El **hidrogenocarbonato de sodio** sólido se descompone por acción del calor liberando $\text{CO}_2(\text{g})$ de acuerdo con la reacción:



El $\text{CO}_2(\text{g})$ desplaza el $\text{O}_2(\text{g})$ que existe en el aire e impide la reacción de combustión.

La respuesta correcta es la b.

3.177. Un hidrocarburo gaseoso con un 14,4% de hidrógeno tiene una densidad 1,32 veces superior a la del gas oxígeno si esas densidades se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura. Si se queman 11,8 g del hidrocarburo la masa de dióxido de carbono obtenida será:

- 35,3 g
- 37,0 g
- 29,5 g
- 41,7g

(O.Q.L. Castilla y León 2020)

Para identificar el hidrocarburo X es preciso determinar su fórmula molecular, y para ello es necesario conocer su masa molar. Suponiendo que este hidrocarburo en estado gaseoso se comporta de forma ideal, su densidad en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades del hidrocarburo X y del O_2 :

$$\frac{\rho_X}{\rho_{O_2}} = \frac{\frac{p M_X}{RT}}{\frac{p M_{O_2}}{RT}} \rightarrow \frac{\rho_X}{\rho_{O_2}} = \frac{M_X}{M_{O_2}} = 1,32$$

El valor de la masa molar de X es:

$$M_X = 1,32 \cdot (32,0 \text{ g mol}^{-1}) = 42,2 \text{ g mol}^{-1}$$

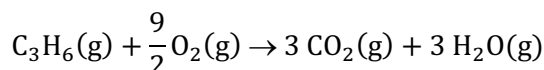
Tomando una base de cálculo de 100 g de X para obtener su fórmula molecular:

$$\frac{14,4 \text{ g H}}{(100 - 14,4) \text{ g C}} \cdot \frac{12 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}}{1,0 \text{ g H}} = 2 \frac{\text{mol H}}{\text{mol C}} \rightarrow \text{fórmula empírica: } (CH_2)_n$$

Con la masa molar se puede obtener la fórmula molecular:

$$42,2 \text{ g X} = n \left(1 \text{ mol C} \cdot \frac{12,0 \text{ g C}}{1 \text{ mol C}} + 2 \text{ mol H} \cdot \frac{1,0 \text{ g H}}{1 \text{ mol H}} \right) \rightarrow n = 3 \rightarrow \text{fórmula molecular: } C_3H_6$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del C_3H_6 es:

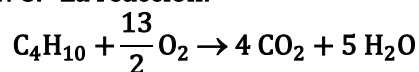


Relacionando C_3H_6 con CO_2 :

$$11,8 \text{ g } C_3H_6 \cdot \frac{1 \text{ mol } C_3H_6}{42,0 \text{ g } C_3H_6} \cdot \frac{3 \text{ mol } CO_2}{1 \text{ mol } C_3H_6} \cdot \frac{44,0 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 37,1 \text{ g } CO_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.178. La reacción:



es una reacción de:

- Síntesis
- Descomposición
- Redox
- Eliminación

(O.Q.L. Castilla y León 2020)

En la combustión del butano se produce:

- la oxidación del carbono que pasa de número de oxidación 0 a 4+ en el CO_2 y,
- la reducción del oxígeno que pasa de número de oxidación 0 a -2 en el H_2O

por tanto, se trata de una reacción **redox**.

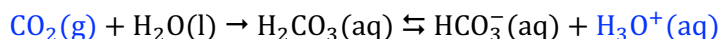
La respuesta correcta es la **c**.

3.179. ¿Qué sustancia produce una disolución ácida al ser burbujeada en agua?

- CO_2
- Ar
- NH_3
- CH_4

(O.Q.L. Valencia 2020)

El dióxido de carbono, CO_2 , es un óxido de un no metal que presenta propiedades **ácidas**, ya que, al reaccionar con agua produce **ácido carbónico** que se encuentra parcialmente ionizado en iones H_3O^+ de acuerdo con la siguiente ecuación química:



Se trata de una reacción ácido-base, en la que CO_2 es el ácido y H_2O la base.

La respuesta correcta es la **a**.

3.180. Cuál será la pureza de un mineral de carbonato de calcio si con 500 g del mismo, al descomponerse térmicamente en óxido de calcio y dióxido de carbono, se puede obtener 20,0 L de este último medido en condiciones normales.

- a) 20,3 %
- b) 17,9 %
- c) 19,6 %
- d) 18,7 %

(O.Q.L. Extremadura 2020)

La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición térmica del CaCO_3 es:



Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas es:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 20,0 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}} = 0,893 \text{ mol CO}_2$$

Relacionando el CO_2 con la caliza se puede obtener la riqueza de la misma:

$$\frac{0,893 \text{ mol CO}_2}{500 \text{ g caliza}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{100,1 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} \cdot 100 = 17,9 \% \text{ CaCO}_3$$

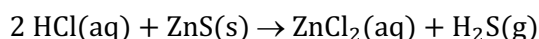
La respuesta correcta es la **b**.

3.181. Se desea obtener 45 g de cloruro de zinc haciendo reaccionar un exceso de sulfuro de zinc con la cantidad suficiente de ácido clorhídrico. ¿Qué cantidad, en gramos, de ácido clorhídrico al 30% se consumirá?

- a) 7,35
- b) 12,2
- c) 5,7
- d) 80,3

(O.Q.L. Extremadura 2020)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ZnS y HCl es:



Relacionando ZnCl_2 con HCl :

$$45 \text{ g ZnCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol ZnCl}_2}{136,4 \text{ g ZnCl}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol ZnCl}_2} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g HCl } 30,0 \%}{30,0 \text{ g HCl}} = 80,3 \text{ g HCl } 30,0 \%$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.182. ¿Cuál de los siguientes gases presentes en la atmósfera terrestre no contribuye al efecto invernadero?

- a) CH_4
- b) CO_2
- c) O_2
- d) H_2O

(O.Q.N. Valencia 2020)

Los gases CH_4 , CO_2 y H_2O son responsables del efecto invernadero en la atmósfera terrestre, sin embargo, el O_2 no tiene nada que ver con este fenómeno.

La respuesta correcta es la **c**.

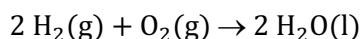
4. REACTIVO LIMITANTE

4.1. En condiciones adecuadas, el oxígeno reacciona con el hidrógeno para formar agua. Si se dispone de 1,000 g de oxígeno y 1,000 g de hidrógeno, la cantidad de agua que se obtenga será:

- a) 9 g
- b) 1,125 g
- c) 10,123 g
- d) 2 g
- e) 6,187 g

(O.Q.L. Asturias 1989) (O.Q.L. País Vasco 2015)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2 y O_2 es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 1,000 \text{ g } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{2,0 \text{ g } H_2} = 0,5000 \text{ mol } H_2 \\ 1,000 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32,0 \text{ g } O_2} = 0,03125 \text{ mol } O_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,5000 \text{ mol } H_2}{0,03125 \text{ mol } O_2} = 16,00$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra H_2 , por lo que O_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de H_2O que se obtiene:

$$0,03125 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{18,0 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 1,125 \text{ g } H_2O$$

La respuesta correcta es la b.

(En la cuestión propuesta en País Vasco 2015 las cantidades de reactivos son el doble).

4.2. Dada la reacción:



¿Cuántos gramos de hipoclorito de sodio pueden producirse por reacción de 50,0 g de Cl_2 con 500 mL de disolución $NaOH$ 2,00 M?

- a) 37,2
- b) 52,5
- c) 74,5
- d) 26,3
- e) 149

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Asturias 2002) (O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. País Vasco 2007) (O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Córdoba 2011)

Al tener cantidades de ambos reactivos es necesario determinar cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 50 \text{ g } Cl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{71,0 \text{ g } Cl_2} = 0,70 \text{ mol } Cl_2 \\ 500 \text{ mL } NaOH \text{ 2,00 M} \cdot \frac{2,00 \text{ mol } NaOH}{10^3 \text{ mL } NaOH \text{ 2,00 M}} = 1,00 \text{ mol } NaOH \end{array} \right\} \rightarrow \frac{1,00 \text{ mol } NaOH}{0,70 \text{ mol } Cl_2} = 1,4$$

Como la relación molar es menor que 2 quiere decir que sobra Cl_2 , por lo que $NaOH$ es el reactivo limitante que determina la cantidad de $NaClO$ que se forma:

$$1,00 \text{ mol } NaOH \cdot \frac{1 \text{ mol } NaClO}{2 \text{ mol } NaOH} \cdot \frac{74,5 \text{ g } NaClO}{1 \text{ mol } NaClO} = 37,3 \text{ g } NaClO$$

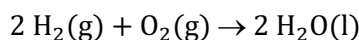
La respuesta correcta es la a.

4.3. Al reaccionar 6,0 g de hidrógeno y 16,0 g de oxígeno se obtienen:

- a) 18 g de agua
- b) 22 g de agua
- c) 20 g de agua
- d) 10 g de agua

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Baleares 2007) (O.Q.L. Madrid 2010)

La ecuación química ajustada correspondiente a la formación del agua es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es necesario determinar cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 6,0 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} = 3,0 \text{ mol H}_2 \\ 16,0 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} = 0,50 \text{ mol O}_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{3,0 \text{ mol H}_2}{0,50 \text{ mol O}_2} = 6$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra H_2 , por lo que O_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de H_2O que se forma:

$$0,50 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 18 \text{ g H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la a.

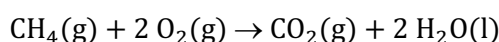
(En Castilla y León 1998 se cambian las cantidades de reactivos).

4.4. La combustión de metano conduce a la formación de dióxido de carbono y agua. Si se introducen en un recipiente cerrado 10,0 g de oxígeno y 10,0 g de metano. ¿Cuántos moles de agua se pueden formar?

- a) $1,88 \cdot 10^{23}$
- b) 0,31
- c) 2,54
- d) 4,24

(O.Q.L. Castilla y León 1997)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del metano es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es necesario determinar cuál de ellos es el reactivo limitante:

$$\left. \begin{array}{l} 10,0 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} = 0,313 \text{ mol O}_2 \\ 10,0 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16,0 \text{ g CH}_4} = 0,625 \text{ mol CH}_4 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,313 \text{ mol O}_2}{0,625 \text{ mol CH}_4} = 0,501$$

Como la relación molar es menor que 2 quiere decir que sobra CH_4 , por lo que el O_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de H_2O que se forma:

$$0,313 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{2 \text{ mol O}_2} = 0,313 \text{ mol H}_2\text{O}$$

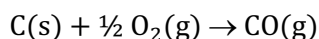
La respuesta correcta es la b.

4.5. En condiciones adecuadas, el oxígeno reacciona con carbono para dar monóxido de carbono. Cuando reaccionan 5,00 g de carbono con 10,0 g de oxígeno la cantidad de monóxido de carbono obtenida es:

- a) $1,0 \cdot 10^{-2}$ g
- b) 11,7 g
- c) 10 g
- d) 1,5 g

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2002)

La ecuación química ajustada correspondiente a la deficiente combustión del carbono es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción:

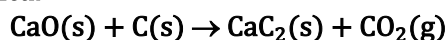
$$\left. \begin{array}{l} 5,00 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 0,417 \text{ mol C} \\ 10,0 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} = 0,313 \text{ mol O}_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,417 \text{ mol C}}{0,313 \text{ mol O}_2} = 1,33$$

Como la relación molar es menor que 2 quiere decir que sobra O_2 , por lo que **C es el reactivo limitante** que determina la cantidad de CO que se forma:

$$0,417 \text{ mol C} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{1 \text{ mol C}} \cdot \frac{28,0 \text{ g CO}}{1 \text{ mol CO}} = 11,7 \text{ g CO}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.6. El carburo de calcio, CaC_2 , usado para producir acetileno se prepara de acuerdo a la ecuación química:

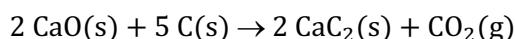


Si una mezcla sólida contiene 1.150 g de cada reactivo, ¿cuántos gramos de carburo de calcio se pueden preparar?

- a) 1.314,2
- b) 2.044,4
- c) 6.133
- d) 1.006,2

(O.Q.L. Murcia 2001)

La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención del carburo de calcio es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción:

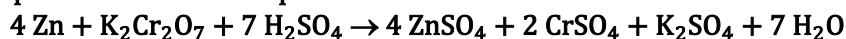
$$\left. \begin{array}{l} 1.150 \text{ g CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56,10 \text{ g CaO}} = 20,50 \text{ mol CaO} \\ 1.150 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,00 \text{ g C}} = 95,83 \text{ mol C} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{95,83 \text{ mol C}}{20,50 \text{ mol CaO}} = 4,675$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 2,5 quiere decir que sobra C, por lo que el **CaO es el reactivo limitante** que determina la cantidad de CaC_2 que se obtiene:

$$20,50 \text{ mol CaO} \cdot \frac{2 \text{ mol CaC}_2}{2 \text{ mol CaO}} \cdot \frac{64,10 \text{ g CaC}_2}{1 \text{ mol CaC}_2} = 1.314 \text{ g CaC}_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.7. El cromo en su estado de oxidación (VI) se considera peligroso y su eliminación puede realizarse por el proceso simbolizado por la reacción:



Si se mezcla 1 mol de cada reactivo, ¿cuál es el reactivo limitante y el rendimiento teórico de sulfato de cromo(II)?

- a) Zn / 0,50 mol
- b) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ / 2,0 mol
- c) H_2SO_4 / 0,29 mol
- d) H_2 / 1,0 mol
- e) No hay reactivo limitante / 1,0 mol

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Como se emplea un mol de cada reactivo, el **reactivo limitante** es el que, de acuerdo con la estequiometría de la reacción, se consume en mayor cantidad, es decir, H_2SO_4 . Esta sustancia es la que determina la máxima cantidad de CrSO_4 formado:

$$1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol CrSO}_4}{7 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,29 \text{ mol CrSO}_4$$

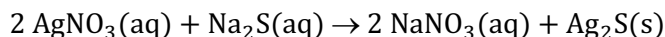
La respuesta correcta es la c.

4.8. Si se mezclan 200 cm^3 de una disolución de 0,10 M de sulfuro de sodio con 200 cm^3 de otra disolución que contiene $1,7 \text{ g L}^{-1}$ de nitrato de plata, ¿qué cantidad de sulfuro de plata podrá precipitar?

- a) 0,25 g
- b) 1,00 g
- c) 0,50 g
- d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Baleares 2002)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre AgNO_3 y Na_2S es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción.

$$200 \text{ cm}^3 \text{ Na}_2\text{S } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L Na}_2\text{S } 0,10 \text{ M}}{10^3 \text{ cm}^3 \text{ Na}_2\text{S } 0,10 \text{ M}} \cdot \frac{0,10 \text{ mol Na}_2\text{S}}{1 \text{ L Na}_2\text{S } 0,10 \text{ M}} = 0,020 \text{ mol Na}_2\text{S}$$

$$200 \text{ cm}^3 \text{ AgNO}_3 \text{ } 1,7 \text{ g L}^{-1} \cdot \frac{1,7 \text{ g AgNO}_3}{10^3 \text{ cm}^3 \text{ AgNO}_3 \text{ } 1,7 \text{ g L}^{-1}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{169,9 \text{ g AgNO}_3} = 0,0020 \text{ mol AgNO}_3$$

La relación molar es:

$$\frac{0,0020 \text{ mol AgNO}_3}{0,020 \text{ mol Na}_2\text{S}} = 0,10$$

Como la relación molar es menor que 2 quiere decir que sobra Na_2S y que AgNO_3 es el **reactivo limitante** que determina la masa formada de Ag_2S :

$$0,0020 \text{ mol AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Ag}_2\text{S}}{2 \text{ mol AgNO}_3} \cdot \frac{247,8 \text{ g Ag}_2\text{S}}{1 \text{ mol Ag}_2\text{S}} = 0,25 \text{ g Ag}_2\text{S}$$

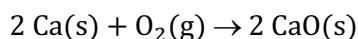
La respuesta correcta es la a.

4.9. Al tratar 9,00 g de Ca con exceso de oxígeno, se forma CaO , que se hace reaccionar con 0,25 mol de CO_2 . ¿Cuántos gramos de CaCO_3 se obtendrán?

- a) 100,0
- b) 22,5
- c) 25,0
- d) 90,0

(O.Q.L. Asturias 2003) (O.Q.L. Asturias 2007)

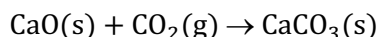
- La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención del CaO es:



Relacionando Ca con CaO:

$$9,00 \text{ g Ca} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}}{40,1 \text{ g Ca}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{1 \text{ mol Ca}} = 0,225 \text{ mol CaO}$$

- La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención del CaCO₃ a partir del CaO es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción.

$$\frac{0,25 \text{ mol CO}_2}{0,225 \text{ mol CaO}} = 1,1$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 1 quiere decir que sobra CO₂, por lo que **CaO es el reactivo limitante** que determina la cantidad de CaCO₃ que se forma:

$$0,225 \text{ mol CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CaO}} \cdot \frac{100,1 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 22,5 \text{ g CaCO}_3$$

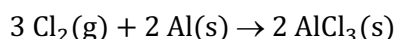
La respuesta correcta es la **b**.

4.10. ¿Qué ocurrirá si se hacen reaccionar 8,5 mol de Cl₂ y 6,4 mol de Al para formar AlCl₃?

- El Al ejercerá de reactivo limitante.
- Habrá un exceso de 0,73 mol de Cl₂.
- Se formarán como máximo 5,67 mol de AlCl₃.
- Habrá un exceso de 1,73 mol de Al.

(O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Asturias 2003) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Murcia 2006)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Cl₂ y Al es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción.

$$\frac{8,5 \text{ mol Cl}_2}{6,4 \text{ mol Al}} = 1,3$$

Como la relación molar obtenida es menor que 1,5 quiere decir que sobra Al y que **Cl₂ es el reactivo limitante** que determina la cantidad de AlCl₃ que se obtiene.

Relacionando Cl₂ con AlCl₃:

$$8,5 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol AlCl}_3}{3 \text{ mol Cl}_2} = 5,67 \text{ mol AlCl}_3$$

a-b) Falso. Según se ha demostrado.

c) **Verdadero**. Según se ha demostrado.

d) Falso. Relacionando Cl₂ con Al:

$$8,5 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol Al}}{3 \text{ mol Cl}_2} = 5,67 \text{ mol Al}$$

$$6,4 \text{ mol Al (inicial)} - 5,67 \text{ mol Al (consumido)} = 0,73 \text{ mol Al (exceso)}$$

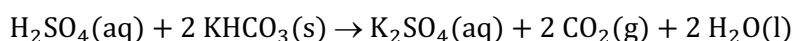
La respuesta correcta es la **c**.

4.11. ¿Cuántos litros de CO_2 , medidos en condiciones normales, se obtienen de la reacción de 18 g de hidrogenocarbonato de potasio con 65 g de ácido sulfúrico al 10 %?

- a) 1,0
- b) 2,0
- c) 3,0
- d) 4,0
- e) 5,0

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y KHCO_3 es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 18 \text{ g KHCO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KHCO}_3}{100,1 \text{ g KHCO}_3} = 0,18 \text{ mol KHCO}_3 \\ 65 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 10 \%} \cdot \frac{10 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 10 \%}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4} = 0,066 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,18 \text{ mol KHCO}_3}{0,066 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 2,7$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 2 quiere decir que sobra KHCO_3 , por lo que H_2SO_4 es el reactivo limitante que determina la cantidad de CO_2 que se desprende:

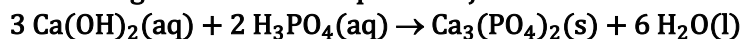
$$0,066 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,13 \text{ mol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0,13 \text{ mol CO}_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 3,0 \text{ L CO}_2$$

La respuesta correcta es la c.

4.12. Dada la siguiente ecuación química ajustada:



calcule los moles de fosfato de calcio formados mezclando 0,24 mol de hidróxido de calcio y 0,20 mol de ácido fosfórico:

- a) 0,080
- b) 0,0090
- c) 0,100
- d) 0,600

(O.Q.L. Murcia 2004) (O.Q.L. Murcia 2008)

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La relación molar es:

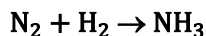
$$\frac{0,24 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2}{0,20 \text{ mol H}_3\text{PO}_4} = 1,2$$

Como la relación molar obtenida es menor que 1,5 quiere decir que sobra H_3PO_4 , por lo que $\text{Ca}(\text{OH})_2$ es el reactivo limitante que determina la cantidad de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ que se forma:

$$0,24 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2}{3 \text{ mol Ca}(\text{OH})_2} = 0,080 \text{ mol Ca}_3(\text{PO}_4)_2$$

La respuesta correcta es la a.

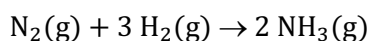
4.13. Determine el reactivo limitante si se hacen reaccionar 4,0 mol de H_2 con 2,0 mol de nitrógeno.



- a) Hidrógeno
- b) Nitrógeno
- c) Amoniaco
- d) Hidrógeno y nitrógeno
- e) No hay reactivo limitante.

(O.Q.L. Extremadura 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la formación de NH_3 es:



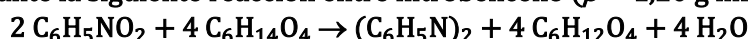
La relación molar es:

$$\frac{4 \text{ mol } H_2}{2 \text{ mol } N_2} = 2$$

Como la relación molar es menor que 3 quiere decir que sobra N_2 , por lo que H_2 es el reactivo limitante.

La respuesta correcta es la a.

4.14. El azobenceno es un producto industrial, intermedio en la preparación de tintes, que se obtiene mediante la siguiente reacción entre nitrobenzono ($\rho = 1,20 \text{ g mL}^{-1}$) y trietilenglicol ($\rho = 1,12 \text{ g mL}^{-1}$):



Cuando se hacen reaccionar 0,250 L de cada uno de los dos reactivos:

- a) El nitrobenzono se encuentra en exceso.
- b) Se forman 1,68 mol de azobenceno.
- c) Se forman 2,44 mol de H_2O .
- d) Reaccionan 2,44 mol de nitrobenzono.
- e) No hay reactivo limitante.

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Sevilla 2010)

Como se tienen cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción.

El número de moles de cada reactivo es:

$$0,250 \text{ L } C_6H_5NO_2 \cdot \frac{10^3 \text{ mL } C_6H_5NO_2}{1 \text{ L } C_6H_5NO_2} \cdot \frac{1,20 \text{ g } C_6H_5NO_2}{1 \text{ mL } C_6H_5NO_2} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_5NO_2}{123,0 \text{ g } C_6H_5NO_2} = 2,44 \text{ mol } C_6H_5NO_2$$

$$0,250 \text{ L } C_6H_{14}O_4 \cdot \frac{10^3 \text{ mL } C_6H_{14}O_4}{1 \text{ L } C_6H_{14}O_4} \cdot \frac{1,12 \text{ g } C_6H_{14}O_4}{1 \text{ mL } C_6H_{14}O_4} \cdot \frac{1 \text{ mol } C_6H_{14}O_4}{150,0 \text{ g } C_6H_{14}O_4} = 1,87 \text{ mol } C_6H_{14}O_4$$

a) Verdadero. La relación molar es:

$$\frac{1,87 \text{ mol } C_6H_{14}O_4}{2,44 \text{ mol } C_6H_5NO_2} = 0,766$$

Como la relación molar obtenida es menor que 2 quiere decir que el nitrobenzono, $C_6H_5NO_2$, se encuentra en exceso, por lo que $C_6H_{14}O_4$ es el reactivo limitante que determina la cantidad de producto formado.

b) Falso. Relacionando $C_6H_{14}O_4$ con $(C_6H_5N)_2$:

$$1,87 \text{ mol } C_6H_{14}O_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } (C_6H_5N)_2}{4 \text{ mol } C_6H_{14}O_4} = 0,47 \text{ mol } (C_6H_5N)_2$$

c) Falso. Relacionando $C_6H_{14}O_4$ con H_2O :

$$1,87 \text{ mol } C_6H_{14}O_4 \cdot \frac{4 \text{ mol } H_2O}{4 \text{ mol } C_6H_{14}O_4} = 1,87 \text{ mol } H_2O$$

d) Falso. Relacionando $C_6H_{14}O_4$ con $C_6H_5NO_2$:

$$1,87 \text{ mol } C_6H_{14}O_4 \cdot \frac{2 \text{ mol } C_6H_5NO_2}{4 \text{ mol } C_6H_{14}O_4} = 0,935 \text{ mol } C_6H_5NO_2$$

e) Falso. Tal como se ha demostrado en el apartado a).

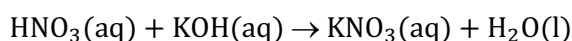
La respuesta correcta es la a.

4.15. Una disolución constituida por 3,00 mol de HNO_3 y 2,00 mol de KOH , y agua suficiente hasta formar 800 mL de disolución, tendrá una concentración molar de iones:

- a) $[H^+] = 0$ $[NO_3^-] = [K^+] = 7 \cdot 10^{-4} \text{ M}$
 b) $[H^+] = 0$ $[NO_3^-] = [K^+] = 2,50 \text{ M}$
 c) $[H^+] = 1,25 \text{ M}$ $[NO_3^-] = 3,75 \text{ M}$ $[K^+] = 2,50 \text{ M}$
 d) $[H^+] = 1,25 \text{ M}$ $[NO_3^-] = [K^+] = 2,50 \text{ M}$

(O.Q.L. Asturias 2006)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HNO_3 y KOH es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción.

La relación molar HNO_3/KOH obtenida con las cantidades propuestas es mayor que 1, esto quiere decir que sobra HNO_3 y que el **KOH es el reactivo limitante** que determina la cantidad de KNO_3 que se forma.

Relacionando KOH con HNO_3 y KNO_3 :

$$2,00 \text{ mol } KOH \cdot \frac{1 \text{ mol } HNO_3}{1 \text{ mol } KOH} = 2,00 \text{ mol } HNO_3$$

$$3,00 \text{ mol } HNO_3 \text{ (inicial)} - 2,00 \text{ mol } HNO_3 \text{ (gastado)} = 1,00 \text{ mol } HNO_3 \text{ (sobrante)}$$

$$2,00 \text{ mol } KOH \cdot \frac{1 \text{ mol } KNO_3}{1 \text{ mol } KOH} = 2,00 \text{ mol } KNO_3$$

Tanto HNO_3 como KNO_3 son electrólitos fuertes que en disolución acuosa se encuentran completamente disociados en iones:



Las concentraciones molares de todas las especies iónicas resultantes de la reacción son:

$$[H^+] = \frac{1,00 \text{ mol } HNO_3}{800 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } H^+}{1 \text{ mol } HNO_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 1,25 \text{ M}$$

$$[K^+] = \frac{2,00 \text{ mol } KNO_3}{800 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mol } K^+}{1 \text{ mol } KNO_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 2,50 \text{ M}$$

$$[NO_3^-] = \frac{1,00 \text{ mol } HNO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } NO_3^-}{1 \text{ mol } HNO_3} + 2,00 \text{ mol } KNO_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } NO_3^-}{1 \text{ mol } KNO_3}}{800 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} = 3,75 \text{ M}$$

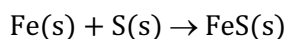
La respuesta correcta es la c.

4.16. Si 6,4 g de azufre reaccionan con 11,2 g de hierro para formar 17,6 g de sulfuro de hierro(II), ¿qué cantidad de FeS se formará a partir de 50,0 g de hierro y 50,0 g de azufre?

- a) 100 g
 b) 87,6 g
 c) 137,2 g
 d) 78,6 g

(O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. Sevilla 2008) (O.Q.L. Sevilla 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención del FeS es:



Las relaciones estequiométrica y másica inicial son, respectivamente:

$$\frac{11,2 \text{ g Fe}}{6,4 \text{ g S}} = 1,8 \qquad \frac{50,0 \text{ g Fe}}{50,0 \text{ g S}} = 1$$

Como se observa, la relación másica obtenida es menor que 1,8. Esto quiere decir que sobra S, por lo que **Fe es el reactivo limitante** que determina la cantidad de FeS que se forma:

$$50,0 \text{ g Fe} \cdot \frac{17,6 \text{ g FeS}}{11,2 \text{ g Fe}} = 78,6 \text{ g FeS}$$

La respuesta correcta es la **d**.

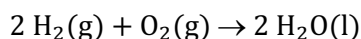
(En la cuestión propuesta en Sevilla 2008 y 2014 se emplean otras cantidades de reactivos).

4.17. Si se hacen reaccionar de forma completa 14,0 g de H₂ y 10,0 g de O₂, después de la reacción quedarán en el recipiente:

- a) H₂ y O₂
- b) H₂ y H₂O
- c) O₂ y H₂O
- d) Solamente H₂O

(O.Q.L. Madrid 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2018)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H₂ y O₂ es:



Como se tienen cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción.

La relación molar obtenida es:

$$\frac{14,0 \text{ g H}_2}{10,0 \text{ g O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} \cdot \frac{32,0 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 22,4$$

La relación molar es mayor que 2, lo que quiere decir que **sobra H₂** y que O₂ es el reactivo limitante que determina la cantidad de **H₂O que se forma**.

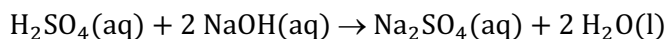
La respuesta correcta es la **b**.

4.18. Se mezclan 250 mL de disolución de hidróxido de sodio 0,500 M con 300 mL de disolución de ácido sulfúrico 0,200 M. Indique qué volumen se debería añadir para neutralizar la disolución resultante:

- a) 12,5 mL de ácido sulfúrico 0,200 M
- b) 5,8 mL de ácido sulfúrico 0,200 M
- c) 6,8 mL de hidróxido de sodio 0,500 M
- d) 14,6 mL de hidróxido de sodio 0,500 M

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización entre H₂SO₄ y NaOH es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción.

La cantidad de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 250 \text{ mL NaOH } 0,500 \text{ M} \cdot \frac{0,500 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,500 \text{ M}} = 125 \text{ mmol NaOH} \\ 300 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,200 \text{ M} \cdot \frac{0,200 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4} = 60,0 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{125 \text{ mmol NaOH}}{60,0 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4} = 2,1$$

Como la relación molar es mayor que 2, quiere decir que **sobra NaOH** y que **es preciso añadir H₂SO₄** para conseguir la completa neutralización del reactivo sobrante.

Relacionando H₂SO₄ con NaOH:

$$60,0 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4} = 120 \text{ mmol NaOH}$$

$$125 \text{ mmol NaOH (inicial)} - 120 \text{ mmol NaOH (gastado)} = 5,00 \text{ mmol NaOH (sobrante)}$$

El volumen de disolución de H₂SO₄ 0,200 M a añadir es:

$$5,00 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mmol NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,200 M}}{0,200 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4} = 12,5 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,200 M}$$

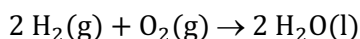
La respuesta correcta es la **a**.

4.19. ¿Cuántos moles de agua se pueden formar cuando reaccionan 3 mol de hidrógeno con 1 mol de oxígeno?

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H₂ y O₂ es:



La relación molar obtenida es:

$$\frac{3 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 3$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 2, quiere decir que **sobra H₂** y que **O₂ es el reactivo limitante** que determina la cantidad de H₂O que se obtiene:

Relacionando O₂ con H₂O:

$$1 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} = 2 \text{ mol H}_2\text{O}$$

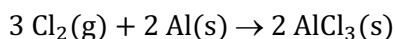
La respuesta correcta es la **b**.

4.20. Si se hacen reaccionar 7,5 mol de Cl₂ y 6,0 mol de Al para formar AlCl₃, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- a) El reactivo limitante es el Al.
- b) Sobra un átomo de Al.
- c) Sobra un mol de Cl₂.
- d) Se formarán como máximo 5 mol de AlCl₃.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Cl₂ y Al es:



a-c) Falso. La relación molar es:

$$\frac{7,5 \text{ mol Cl}_2}{6,0 \text{ mol Al}} = 1,3$$

Como la relación molar es menor que 3/2, quiere decir que **sobra Al** y que **Cl₂ es el reactivo limitante** que determina la cantidad de AlCl₃ que se forma.

b) Falso. La cantidad es muy pequeña, resulta absurdo.

d) **Verdadero.** Relacionando Cl_2 con AlCl_3 :

$$7,5 \text{ mol Cl}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol AlCl}_3}{3 \text{ mol Cl}_2} = 5,0 \text{ mol AlCl}_3$$

La respuesta correcta es la **d**.

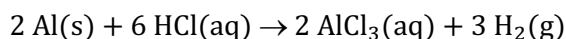
(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2003, Asturias 2003 y otras).

4.21. ¿Cuántos gramos de H_2 (g) se producen al hacer reaccionar 2,50 g de Al con 100 mL de disolución de HCl 2,00 M?

- a) 0,20
- b) 0,10
- c) 0,28
- d) $6,67 \cdot 10^{-2}$
- e) $9,26 \cdot 10^{-2}$

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2014)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y Al es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 2,50 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27,0 \text{ g Al}} = 0,0926 \text{ mol Al} \\ 100 \text{ mL HCl 2 M} \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{10^3 \text{ mL HCl 2 M}} = 0,200 \text{ mol HCl} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,200 \text{ mol HCl}}{0,0926 \text{ mol Al}} = 2,16$$

Como la relación molar es menor que 3 quiere decir que sobra Al, por lo que **HCl es el reactivo limitante** que determina la cantidad de H_2 que se obtiene:

$$0,200 \text{ mol HCl} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{6 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{2,0 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 0,20 \text{ g H}_2$$

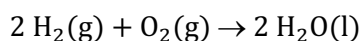
La respuesta correcta es la **a**.

4.22. Cuando se hacen reaccionar 10 g de dihidrógeno y 10 g de dióxígeno se obtienen:

- a) Un mol de agua
- b) 20 g de agua
- c) 30 g de agua
- d) $3,76 \cdot 10^{23}$ moléculas de agua

(O.Q.L. Asturias 2010)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2 y O_2 es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 10 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} = 5,0 \text{ mol H}_2 \\ 10 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} = 0,31 \text{ mol O}_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{5,0 \text{ mol H}_2}{0,31 \text{ mol O}_2} = 16$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra H_2 , por lo que **O_2 es el reactivo limitante** que determina la cantidad de H_2O que se obtiene:

$$0,31 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}}{0,62 \text{ mol H}_2\text{O}} = 3,76 \cdot 10^{23} \text{ moléculas H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1997, Baleares 2007 y Madrid 2010).

4.23. El hidrógeno y el oxígeno se encuentran formando H₂O en la relación en masa 1/8. Si se prepara una reacción entre 0,18 g de hidrógeno y 0,18 g de oxígeno:

- a) Parte del oxígeno quedará sin reaccionar.
- b) Parte del hidrógeno quedará sin reaccionar.
- c) Todo el hidrógeno quedará sin reaccionar.
- d) Todo el hidrógeno reaccionará con el oxígeno.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

Como se tienen cantidades de ambos reactivos es preciso determinar previamente cuál de ellos es el reactivo limitante.

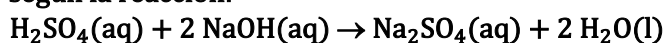
La relación másica que se tiene es:

$$\frac{0,18 \text{ g O}_2}{0,18 \text{ g H}_2} = 1$$

La relación másica es menor que 8, lo cual indica que **sobra H₂**, por lo que **O₂ es el reactivo limitante** que determina la cantidad de H₂O que se obtiene.

La respuesta correcta es la **b**.

4.24. Determine en cuál de las siguientes situaciones se puede obtener mayor cantidad de sulfato de sodio según la reacción:



cuando se mezclan:

- a) 30 mol de NaOH con 70 mol de H₂SO₄
- b) 40 mol de NaOH con 16 mol de H₂SO₄
- c) 35 mol de NaOH con 15 mol de H₂SO₄
- d) 18 mol de NaOH con 18 mol de H₂SO₄
- e) 15 mol de NaOH con 15 mol de H₂SO₄

(O.Q.L. País Vasco 2010)

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción, que determina la cantidad de Na₂SO₄ que se forma.

a) Falso. La relación molar encontrada es:

$$\frac{30 \text{ mol NaOH}}{70 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 0,43$$

Como la relación molar es menor que 2 el limitante es NaOH y la cantidad de Na₂SO₄ formada es:

$$30 \text{ mol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}} = 15 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$$

b) **Verdadero**. La relación molar encontrada es:

$$\frac{40 \text{ mol NaOH}}{16 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 2,5$$

Como la relación molar es mayor que 2 el limitante es H₂SO₄ y la cantidad de Na₂SO₄ formada es:

$$16 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 16 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$$

c) Falso. La relación molar encontrada es:

$$\frac{35 \text{ mol NaOH}}{15 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 2,3$$

Como la relación molar es mayor que 2 el limitante es H_2SO_4 y la cantidad de Na_2SO_4 formada es:

$$15 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 15 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$$

d) Falso. La relación molar encontrada es:

$$\frac{18 \text{ mol NaOH}}{18 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 1$$

Como la relación molar es menor que 2 el limitante es NaOH y la cantidad de Na_2SO_4 formada es:

$$18 \text{ mol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}} = 9,0 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$$

e) Falso. La relación molar encontrada es:

$$\frac{15 \text{ mol NaOH}}{15 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 1$$

Como la relación molar es menor que 2 el limitante es NaOH y la cantidad de Na_2SO_4 formada es:

$$15 \text{ mol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NaOH}} = 7,5 \text{ mol Na}_2\text{SO}_4$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.25. Si se mezclan 200 mL de una disolución de nitrato de plomo(II) 0,20 M con otros 200 mL de una disolución de sulfato de sodio 0,30 M, se forman como productos sulfato de plomo(II) insoluble y otro producto soluble, nitrato de sodio. La concentración del sulfato de sodio en exceso es:

a) 0,020 M

b) 0,050 M

c) 0,20 M

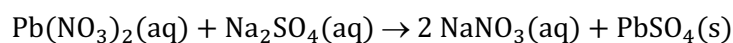
d) 0,10 M

e) 0,15 M

f) Nada, están en las proporciones estequiométricas adecuadas.

(O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Madrid 2018)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ y Na_2SO_4 es:



Como sobra Na_2SO_4 quiere decir que $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ es el reactivo limitante que determina la cantidad de Na_2SO_4 que se consume.

La cantidad de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ disponible es:

$$200 \text{ mL Pb}(\text{NO}_3)_2 \text{ 0,20 M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol Pb}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mL Pb}(\text{NO}_3)_2 \text{ 0,20 M}} = 40 \text{ mmol Pb}(\text{NO}_3)_2$$

Relacionando $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ con Na_2SO_4 :

$$40 \text{ mmol Pb}(\text{NO}_3)_2 \cdot \frac{1 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mmol Pb}(\text{NO}_3)_2} = 40 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_4$$

La cantidad inicial de Na_2SO_4 es:

$$200 \text{ mL Na}_2\text{SO}_4 \text{ 0,30 M} \cdot \frac{0,30 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL Na}_2\text{SO}_4 \text{ 0,30 M}} = 60 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_4$$

La cantidad de Na_2SO_4 que queda sin reaccionar es:

$$60 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_4 \text{ (inicial)} - 40 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_4 \text{ (gastado)} = 20 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_4 \text{ (sobrante)}$$

Considerando volúmenes aditivos la concentración molar de la disolución resultante es:

$$\frac{20 \text{ mmol Na}_2\text{SO}_4}{(200 + 200) \text{ mL disolución}} = 0,050 \text{ mol L}^{-1}$$

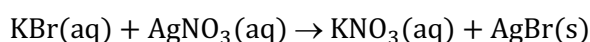
La respuesta correcta es la **b**.

4.26. La concentración de bromuro presente en la disolución resultante de mezclar un litro de disolución 1 M de bromuro de potasio con dos litros de disolución 1 M de nitrato de plata es:

- a) 0,3333 M
- b) 1 M
- c) 2 M
- d) Bastante menor que 0,0001 M.

(O.Q.L. Murcia 2012)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre KBr y AgNO_3 es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ L KBr } 1 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ mol KBr}}{1 \text{ L KBr } 1 \text{ M}} = 1 \text{ mol KBr} \\ 2 \text{ L AgNO}_3 \text{ } 1 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{1 \text{ L AgNO}_3 \text{ } 1 \text{ M}} = 2 \text{ mol AgNO}_3 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{1 \text{ mol KBr}}{2 \text{ mol AgNO}_3} = 0,5$$

Como la relación molar es menor que 1 quiere decir que sobra AgNO_3 , por lo que **KBr es el reactivo limitante** que determina la cantidad de AgBr que se obtiene.

Como el AgBr es un sólido insoluble **la cantidad de Br^- en disolución es muy pequeña**, para poder determinarla sería necesario conocer el valor de la constante producto de solubilidad del AgBr.

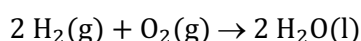
La respuesta correcta es la **d**.

4.27. Se introducen en un recipiente rígido de 10,0 L de capacidad 40,0 g de oxígeno y 34,0 g de hidrógeno. Si se hace saltar una chispa ambos gases reaccionan para formar agua. Si se deja enfriar la mezcla hasta la temperatura de 25 °C y se considera despreciable el volumen ocupado por el líquido, suponiendo comportamiento ideal, la presión en el interior del recipiente es:

- a) 3,05 atm
- b) 41,54 atm
- c) 44,59 atm
- d) 0 atm
- e) 35,43 atm

(O.Q.N. Alicante 2013)

La ecuación química correspondiente a la formación del agua es:



La cantidad de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 34,0 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} = 17,0 \text{ mol H}_2 \\ 40,0 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} = 1,25 \text{ mol O}_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{17,0 \text{ mol H}_2}{1,25 \text{ mol O}_2} = 13,6$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra H_2 , por lo que O_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de H_2 consumida:

$$1,25 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol } O_2} = 2,50 \text{ mol } H_2$$

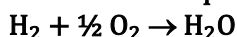
$$17,0 \text{ mol } H_2 \text{ (inicial)} - 2,50 \text{ mol } H_2 \text{ (consumido)} = 14,5 \text{ mol } H_2 \text{ (exceso)}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por el H_2 es:

$$p = \frac{14,5 \text{ mol} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}}{10,0 \text{ L}} = 35,4 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la e.

4.28. En la ecuación química:



reaccionan exactamente $6,02 \cdot 10^{23}$ moléculas de H_2 con 16 g de oxígeno. ¿Qué cantidad de agua se produce?

- a) $3,01 \cdot 10^{23}$ moléculas
- b) 18 g
- c) 9 g
- d) 0,5 mol

(O.Q.L. Murcia 2013)

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 16 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32,0 \text{ g } O_2} = 0,50 \text{ mol } O_2 \\ 6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } H_2} = 1,00 \text{ mol } H_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{1,00 \text{ mol } H_2}{0,50 \text{ mol } O_2} = 2,0$$

Se trata de cantidades estequiométricas, por lo que se toma una de ellas y se relaciona con H_2O :

$$0,50 \text{ mol } O_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2O}{1 \text{ mol } O_2} \cdot \frac{18,0 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 18 \text{ g } H_2O$$

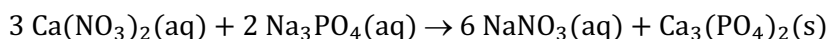
La respuesta correcta es la b.

4.29. Se mezclan dos disoluciones, 30 mL de una disolución de concentración 0,10 M de $Ca(NO_3)_2$ con 15 mL de Na_3PO_4 de concentración 0,20 M. Después de completarse la reacción, ¿cuál de los siguientes iones tiene la concentración más baja?

- a) Na^+
- b) Ca^{2+}
- c) NO_3^-
- d) PO_4^{3-}

(O.Q.L. Madrid 2013)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $Ca(NO_3)_2$ y Na_3PO_4 es:



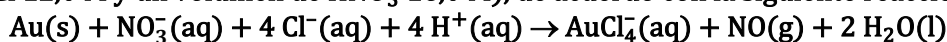
Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 30 \text{ mL } Ca(NO_3)_2 \text{ 0,10 M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol } Ca(NO_3)_2}{1 \text{ mL } Ca(NO_3)_2 \text{ 0,10 M}} = 3,0 \text{ mmol } Ca(NO_3)_2 \\ 15 \text{ mL } Na_3PO_4 \text{ 0,20 M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol } Na_3PO_4}{1 \text{ mL } Na_3PO_4 \text{ 0,20 M}} = 3,0 \text{ mmol } Na_3PO_4 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{3,0 \text{ mmol } Ca(NO_3)_2}{3,0 \text{ mmol } Na_3PO_4} = 1,0$$

Como la relación molar es menor que 3/2 quiere decir que sobra Na_3PO_4 , y que $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ es el reactivo limitante que determina la cantidad de $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ que se forma. Dado que esta sustancia es un sólido que precipita, que el otro producto formado, NaNO_3 , queda en disolución y, además hay $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ en exceso, el único ion que no queda presente en la disolución resultante es el Ca^{2+} .

La respuesta correcta es la b.

4.30. El ion AuCl_4^- se obtiene en el laboratorio disolviendo oro en agua regia (mezcla de tres volúmenes de HCl 12,0 M y un volumen de HNO_3 16,0 M), de acuerdo con la siguiente reacción:



¿Cuántos mL de agua regia se necesitan para disolver 10,0 g de oro?

- a) 29,1
- b) 22,6
- c) 26,2
- d) 19,3

(O.Q.L. Galicia 2013)

Los iones nitrato, cloruro y oxidanio (protones) procedentes del agua regia intervienen la reacción en la proporción 1:4:4, respectivamente. Es el limitante de los tres el que determina la cantidad de agua regia consumida por la masa de oro a disolver.

Suponiendo volúmenes aditivos, el agua regia puede prepararse con 0,750 L de HCl y 0,250 L de HNO_3 de las concentraciones indicadas. Los iones presentes en la disolución formada son:

$$\begin{aligned} 0,250 \text{ L HNO}_3 \text{ 16,0 M} \cdot \frac{16,0 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L HNO}_3 \text{ 16,0 M}} \cdot \frac{1 \text{ mol NO}_3^-}{1 \text{ mol HNO}_3} &= 4,00 \text{ mol NO}_3^- \\ 0,750 \text{ L HCl 12 M} \cdot \frac{12,0 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl 12,0 M}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol HCl}} &= 9,00 \text{ mol Cl}^- \\ \left. \begin{aligned} 0,250 \text{ L HNO}_3 \text{ 16,0 M} \cdot \frac{16,0 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ L HNO}_3 \text{ 16,0 M}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}^+}{1 \text{ mol HNO}_3} &= 4,00 \text{ mol H}^+ \\ 0,750 \text{ L HCl 12,0 M} \cdot \frac{12,0 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl 12,0 M}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}^+}{1 \text{ mol HCl}} &= 9,00 \text{ mol H}^+ \end{aligned} \right\} &\rightarrow 13,0 \text{ mol H}^+ \end{aligned}$$

La relación molar entre H^+ y NO_3^- es:

$$\frac{13,0 \text{ mol H}^+}{4,00 \text{ mol NO}_3^-} = 3,25$$

Como la relación molar es menor que 4 quiere decir que sobra NO_3^- , por lo que entre ambas especies, H^+ es el reactivo limitante.

La relación molar entre H^+ y Cl^- es:

$$\frac{13,0 \text{ mol H}^+}{9,00 \text{ mol Cl}^-} = 1,44$$

Como esta relación molar es mayor que 1 quiere decir que sobra H^+ , por lo que Cl^- es el reactivo limitante que determina la cantidad de agua regia que reacciona con Au:

$$10,0 \text{ g Au} \cdot \frac{1 \text{ mol Au}}{197,0 \text{ g Au}} \cdot \frac{4 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol Au}} \cdot \frac{1 \text{ L agua regia}}{9 \text{ mol Cl}^-} \cdot \frac{10^3 \text{ mL agua regia}}{1 \text{ L agua regia}} = 22,6 \text{ mL agua regia}$$

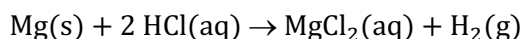
La respuesta correcta es la b.

4.31. ¿Cuántos gramos de $H_2(g)$ se producen al hacer reaccionar 2,00 g de Mg con 100 mL de disolución de HCl 2,00 M?

- a) $9,26 \cdot 10^{-2}$
- b) 2,00
- c) 0,100
- d) 0,165
- e) 0,200

(O.Q.L. Cantabria 2013) (O.Q.L. Cantabria 2016)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y Mg es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 2,00 \text{ g Mg} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{24,3 \text{ g Mg}} = 0,0823 \text{ mol Mg} \\ 100 \text{ mL HCl } 2,00 \text{ M} \cdot \frac{2,00 \text{ mol HCl}}{10^3 \text{ mL HCl } 2,00 \text{ M}} = 0,200 \text{ mol HCl} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,200 \text{ mol HCl}}{0,0823 \text{ mol Al}} = 2,43$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra HCl, por lo que Mg es el reactivo limitante que determina la cantidad de H_2 que se obtiene:

$$0,0823 \text{ mol Mg} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{1 \text{ mol Mg}} \cdot \frac{2,0 \text{ g } H_2}{1 \text{ mol } H_2} = 0,165 \text{ g } H_2$$

La respuesta correcta es la d.

4.32. Cuando 1,2 g de magnesio reaccionan exactamente con 0,60 g de oxígeno se forman 1,8 g de óxido de magnesio. Si se hacen reaccionar 12 g de magnesio con 8,0 g de oxígeno, la cantidad de óxido que se obtendrá será de:

- a) 20 g
- b) 16 g
- c) 18 g
- d) 14 g
- e) No puede saberse.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

Las relaciones másicas estequiométrica e inicial son, respectivamente:

$$\frac{1,2 \text{ g Mg}}{0,60 \text{ g O}} = 2 \qquad \frac{12 \text{ g Mg}}{8,0 \text{ g O}} = 1,5$$

Como la relación másica inicial es menor que 2 quiere decir que sobra oxígeno, por lo que Mg es el reactivo limitante que determina la cantidad formada de óxido de magnesio:

$$12 \text{ g Mg} \cdot \frac{(1,2 + 0,60) \text{ g óxido de magnesio}}{1,2 \text{ g Mg}} = 18 \text{ g óxido de magnesio}$$

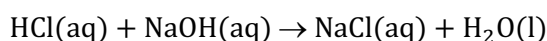
La respuesta correcta es la c.

4.33. Cuando se mezclan disoluciones de ácido clorhídrico e hidróxido de sodio, se obtiene cloruro de sodio. ¿Qué mezcla producirá la mayor cantidad de cloruro de sodio?

- a) 10,0 mL de HCl 0,10 M y 10,0 mL de NaOH 0,10 M.
- b) 40,0 mL de HCl 0,05 0M y 5,0 mL de NaOH 0,20 M.
- c) 5,0 mL de HCl 0,20 M y 20,0 mL de NaOH 0,10 M.
- d) Todas producen la misma cantidad.
- e) No se puede calcular.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y NaOH es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción.

▪ La cantidad de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 10,0 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,10 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol HCl} \\ 10,0 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol NaOH} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{1,0 \text{ mmol HCl}}{1,0 \text{ mmol NaOH}} = 1,0$$

Como la relación molar es igual a 1 quiere decir que son **cantidades estequiométricas** y cualquiera de ellas determina la cantidad de NaCl que se forma:

$$1,0 \text{ mmol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaCl}}{1 \text{ mmol HCl}} = 1,0 \text{ mmol NaCl}$$

▪ La cantidad de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 40,0 \text{ mL HCl } 0,05 \text{ M} \cdot \frac{0,050 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,050 \text{ M}} = 2,0 \text{ mmol HCl} \\ 5,0 \text{ mL NaOH } 0,20 \text{ M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,20 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol NaOH} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{2,0 \text{ mmol HCl}}{1,0 \text{ mmol NaOH}} = 2,0$$

Como la relación molar es mayor que 1 quiere decir que sobra HCl y que **NaOH es el reactivo limitante** que determina la cantidad de NaCl que se forma:

$$1,0 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaCl}}{1 \text{ mmol NaOH}} = 1,0 \text{ mmol NaCl}$$

▪ La cantidad de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 5,0 \text{ mL HCl } 0,20 \text{ M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,20 \text{ M}} = 1,0 \text{ mmol HCl} \\ 20,0 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M}} = 2,0 \text{ mmol NaOH} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{1,0 \text{ mmol HCl}}{2,0 \text{ mmol NaOH}} = 0,50$$

Como la relación molar es menor que 1 quiere decir que sobra NaOH y que **HCl es el reactivo limitante** que determina la cantidad de NaCl formado:

$$1,0 \text{ mmol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaCl}}{1 \text{ mmol HCl}} = 1,0 \text{ mmol NaCl}$$

En los tres casos, se forma la misma cantidad de NaCl, 1,0 mmol.

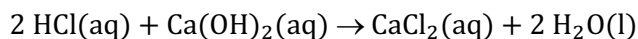
La respuesta correcta es la **d**.

4.34. Se han formado 55,5 g de cloruro de calcio a partir de 45,17 g de hidróxido de calcio al 82,0 % de pureza y 116,4 mL de ácido clorhídrico comercial (37,0 % en masa y densidad de 1,18 g mL⁻¹). El reactivo en exceso y la cantidad sobrante son:

- El hidróxido de calcio, sobran 8,1 g.
- La disolución de ácido clorhídrico, sobran 74,65 mL.
- La disolución de ácido clorhídrico, sobran 32,9 mL.
- No hay reactivo en exceso.

(O.Q.L. Asturias 2014)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y Ca(OH)₂ es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La cantidad de cada reactivo es:

$$45,17 \text{ g Ca(OH)}_2 \cdot 82,0 \% \cdot \frac{82,0 \text{ g Ca(OH)}_2}{100 \text{ g Ca(OH)}_2 \cdot 82,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca(OH)}_2}{74,0 \text{ g Ca(OH)}_2} = 0,500 \text{ mol Ca(OH)}_2$$

$$116,4 \text{ mL HCl } 37 \% \cdot \frac{1,18 \text{ g HCl } 37 \%}{1 \text{ mL HCl } 37 \%} \cdot \frac{37 \text{ g HCl}}{100 \text{ g HCl } 37 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} = 1,39 \text{ mol HCl}$$

La relación molar entre ambos reactivos es:

$$\frac{1,39 \text{ mol HCl}}{0,500 \text{ mol Ca(OH)}_2} = 2,78$$

Como esta relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra HCl, y que Ca(OH)_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de HCl sobrante:

$$0,500 \text{ mol Ca(OH)}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol Ca(OH)}_2} = 1,00 \text{ mol HCl}$$

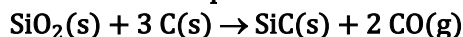
$$1,39 \text{ mol HCl (inicial)} - 1,00 \text{ mol HCl (gastado)} = 0,390 \text{ mol HCl (sobrante)}$$

El volumen de disolución de HCl comercial del 37,0 % sobrante es

$$0,390 \text{ mol HCl} \cdot \frac{36,5 \text{ g HCl}}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{100 \text{ g HCl } 37,0 \%}{37,0 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 37,0 \%}{1,18 \text{ g HCl } 37,0 \%} = 32,6 \text{ mL HCl } 37,0 \%$$

La respuesta correcta es la c.

4.35. El carburo de silicio se forma por calentamiento de SiO_2 y C a altas temperaturas de acuerdo con la siguiente ecuación química:



¿Cuántos gramos de CO se producen cuando reaccionan 4,0 g de cada reactivo?

- a) 0,27
- b) 19,7
- c) 56
- d) 8
- e) 3,7

(O.Q.N. Madrid 2015)

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 4,0 \text{ g SiO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol SiO}_2}{60,0 \text{ g SiO}_2} = 0,067 \text{ mol SiO}_2 \\ 4,0 \text{ g C} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{12,0 \text{ g C}} = 0,33 \text{ mol C} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,33 \text{ mol C}}{0,067 \text{ mol SiO}_2} = 5,0$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 5 quiere decir que sobra C, por lo que SiO_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de CO que se forma:

$$0,067 \text{ mol SiO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol CO}}{1 \text{ mol SiO}_2} \cdot \frac{28,0 \text{ g CO}}{1 \text{ mol CO}} = 3,7 \text{ g CO}$$

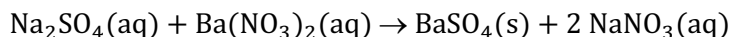
La respuesta correcta es la e.

4.36. Un vaso contiene 50 mL de Na_2SO_4 0,20 M y se añaden 50 mL de $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ 0,10 M. Indique la concentración final de iones sulfato en la disolución.

- a) 0,20 M
- b) 0,10 M
- c) 0,050 M
- d) 0,025 M

(O.Q.L. Murcia 2015)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Na_2SO_4 y $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 50 \text{ mL } \text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ 0,2 M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol } \text{Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL } \text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ 0,20 M}} = 10 \text{ mmol } \text{Na}_2\text{SO}_4 \\ 50 \text{ mL } \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \text{ 0,10 M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol } \text{Ba}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mL } \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \text{ 0,10 M}} = 5,0 \text{ mmol } \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{10 \text{ mmol } \text{Na}_2\text{SO}_4}{5,0 \text{ mmol } \text{Ba}(\text{NO}_3)_2} = 2$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 1 quiere decir que sobra Na_2SO_4 , por lo que $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ es el reactivo limitante que determina la cantidad de Na_2SO_4 sobrante:

$$5,0 \text{ mmol } \text{Ba}(\text{NO}_3)_2 \cdot \frac{1 \text{ mmol } \text{Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mmol } \text{Ba}(\text{NO}_3)_2} = 5,0 \text{ mmol } \text{Na}_2\text{SO}_4$$

$$10 \text{ mmol } \text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ (inicial)} - 5,0 \text{ mol } \text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ (gastado)} = 5,0 \text{ mol } \text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ (sobrante)}$$

Considerando volúmenes aditivos la concentración molar de iones sulfato al final de la reacción es:

$$\frac{5,0 \text{ mmol } \text{Na}_2\text{SO}_4}{(50 + 50) \text{ mL disolución}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } \text{SO}_4^{2-}}{1 \text{ mmol } \text{Na}_2\text{SO}_4} = 0,050 \text{ mol L}^{-1}$$

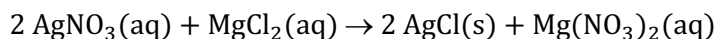
La respuesta correcta es la c.

4.37. La masa de cloruro de plata que se obtiene por reacción entre 2,9 g de nitrato de plata y 1,6 g de cloruro de magnesio es:

- a) 1,2 g
- b) 2,4 g
- c) 4,5 g
- d) 7,2 g

(O.Q.L. Asturias 2016)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre AgNO_3 y MgCl_2 es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 2,9 \text{ g } \text{AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{AgNO}_3}{169,9 \text{ g } \text{AgNO}_3} = 0,017 \text{ mol } \text{AgNO}_3 \\ 1,6 \text{ g } \text{MgCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{MgCl}_2}{95,3 \text{ g } \text{MgCl}_2} = 0,017 \text{ mol } \text{MgCl}_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,017 \text{ mol } \text{AgNO}_3}{0,017 \text{ mol } \text{MgCl}_2} = 1,0$$

Como la relación molar es menor que 2 quiere decir que sobra MgCl_2 , por lo que AgNO_3 es el reactivo limitante que determina la cantidad de AgCl que se obtiene:

$$0,017 \text{ mol } \text{AgNO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{AgCl}}{2 \text{ mol } \text{AgNO}_3} \cdot \frac{143,4 \text{ g } \text{AgCl}}{1 \text{ mol } \text{AgCl}} = 2,4 \text{ g } \text{AgCl}$$

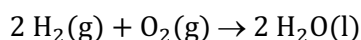
La respuesta correcta es la **b**.

4.38. Por reacción de 2,00 g de hidrógeno con 1,00 g de oxígeno, la cantidad de agua que se obtiene es:

- a) 1,125 g
- b) 2,0 g
- c) 2,25 g
- d) 4,50 g

(O.Q.L. Murcia 2016)

La ecuación química correspondiente a la formación del agua es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La cantidad de cada reactivo es:

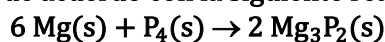
$$\left. \begin{array}{l} 2,00 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} = 1,00 \text{ mol H}_2 \\ 1,00 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} = 0,0313 \text{ mol O}_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{1,00 \text{ mol H}_2}{0,0313 \text{ mol O}_2} = 32,0$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra H_2 , por lo que O_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de H_2O que se obtiene:

$$0,0313 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{18,0 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 1,13 \text{ g H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la **a**.

4.39. Cuántos moles de $\text{Mg}_3\text{P}_2(\text{s})$ pueden producirse al reaccionar 0,14 mol de $\text{Mg}(\text{s})$ con 0,020 mol de $\text{P}_4(\text{s})$ de acuerdo con la siguiente reacción:



- a) 0,047
- b) 0,14
- c) 0,020
- d) 0,040

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La relación molar es:

$$\frac{0,14 \text{ mol Mg}}{0,020 \text{ mol P}_4} = 7,0$$

Como la relación molar es mayor que 6 quiere decir que sobra Mg , por lo que P_4 es el reactivo limitante que determina la cantidad de Mg_3P_2 que se obtiene:

$$0,020 \text{ mol P}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol Mg}_3\text{P}_2}{1 \text{ mol P}_4} = 0,040 \text{ mol Mg}_3\text{P}_2$$

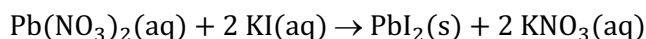
La respuesta correcta es la **d**.

4.40. Los moles de PbI_2 formados al añadir 250 mL de KI 0,20 M a 150 mL de $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ 0,10 M son:

- a) 0,050
- b) $1,3 \cdot 10^{-5}$
- c) 0,015
- d) $5,6 \cdot 10^{-3}$

(O.Q.L. Extremadura 2016)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ y KI es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La cantidad inicial de cada reactivo es:

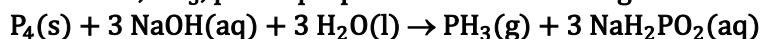
$$\left. \begin{array}{l} 150 \text{ mL Pb}(\text{NO}_3)_2 \text{ 0,10 M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol Pb}(\text{NO}_3)_2}{1 \text{ mL Pb}(\text{NO}_3)_2 \text{ 0,10 M}} = 15 \text{ mmol Pb}(\text{NO}_3)_2 \\ 250 \text{ mL KI 0,20 M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol KI}}{1 \text{ mL KI 0,20 M}} = 50 \text{ mmol KI} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{50 \text{ mmol KI}}{15 \text{ mmol Pb}(\text{NO}_3)_2} = 3,3$$

como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que queda KI sin reaccionar, lo que quiere decir que $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ es el reactivo limitante que determina la cantidad de PbI_2 que se obtiene:

$$15 \text{ mmol Pb}(\text{NO}_3)_2 \cdot \frac{1 \text{ mmol PbI}_2}{1 \text{ mmol Pb}(\text{NO}_3)_2} \cdot \frac{1 \text{ mol PbI}_2}{10^3 \text{ mmol PbI}_2} = 0,015 \text{ mol PbI}_2$$

La respuesta correcta es la c.

4.41. La fosfano, PH_3 , puede prepararse mediante la siguiente reacción:



Si 20,0 g de fósforo y una disolución que contiene 50,0 g de NaOH reaccionan con $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ en exceso, ¿cuántos gramos de fosfano se obtendrán?

- a) 5,49
- b) 14,7
- c) 22,6
- d) 7,9

(O.Q.L. La Rioja 2017)

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La cantidad inicial de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 20,0 \text{ g P}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol P}_4}{124,0 \text{ g P}_4} = 0,161 \text{ mol P}_4 \\ 50,0 \text{ g NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40,0 \text{ g NaOH}} = 1,25 \text{ mol NaOH} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{1,25 \text{ mol NaOH}}{0,161 \text{ mol P}_4} = 7,75$$

como la relación molar es mayor que 3 quiere decir que queda NaOH sin reaccionar, lo que quiere decir que P_4 es el reactivo limitante que determina la cantidad de PH_3 que se obtiene:

$$0,161 \text{ mol P}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol PH}_3}{1 \text{ mol P}_4} \cdot \frac{34,0 \text{ g PH}_3}{1 \text{ mol PH}_3} = 5,47 \text{ g PH}_3$$

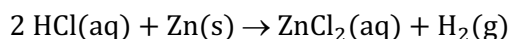
La respuesta correcta es la a.

4.42. Si reaccionan 2,23 g de zinc con 100 mL de ácido clorhídrico 0,50 M, la cantidad de hidrógeno (medido en condiciones normales de presión y temperatura) que se obtiene es:

- a) 0,28 L
- b) 0,38 L
- c) 0,56 L
- d) 0,76 L

(O.Q.L. Asturias 2017)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y Zn es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La cantidad inicial de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 2,23 \text{ g Zn} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} = 0,034 \text{ mol Zn} \\ 100 \text{ mL HCl } 0,50 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L HCl } 0,50 \text{ M}}{10^3 \text{ mL HCl } 0,50 \text{ M}} \cdot \frac{0,50 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 0,50 \text{ M}} = 0,050 \text{ mol HCl} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,050 \text{ mol HCl}}{0,034 \text{ mol Zn}} = 1,5$$

como la relación molar es menor que 2 quiere decir que queda Zn sin reaccionar, lo que indica que **HCl es el reactivo limitante** que determina la cantidad de H₂ que se obtiene:

$$0,050 \text{ mol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol HCl}} = 0,025 \text{ mol H}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el H₂ es:

$$V = \frac{(0,025 \text{ mol H}_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 0,56 \text{ L H}_2$$

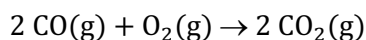
La respuesta correcta es la c.

4.43. En condiciones adecuadas, CO y O₂ reaccionan para formar CO₂. Si se parte de 1,00 g de CO y de 1,00 g de O₂, la cantidad máxima de CO₂ que puede formarse es:

- a) 2,75 g
- b) 2,00 g
- c) 1,75 g
- d) 1,57 g

(O.Q.L. Murcia 2017)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CO y O₂ es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La cantidad de cada reactivo es:

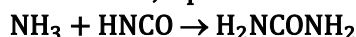
$$\left. \begin{array}{l} 1,00 \text{ g CO} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{28,0 \text{ g CO}} = 0,0357 \text{ mol CO} \\ 1,00 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} = 0,0313 \text{ mol O}_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,0357 \text{ mol CO}}{0,0313 \text{ mol O}_2} = 1,14$$

Como la relación molar es menor que 2 quiere decir que sobra O₂, por lo que **CO es el reactivo limitante** que determina la cantidad de CO₂ que se forma:

$$0,0357 \text{ mol CO} \cdot \frac{2 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol CO}} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 1,57 \text{ g CO}_2$$

La respuesta correcta es la d.

4.44. La "teoría vitalista" establecía erróneamente que la producción de compuestos orgánicos no se podía realizar de forma artificial, ya que su origen estaba limitado a organismos vivos. En 1828, Friedrich Wöhler consiguió poner fin a esta teoría al sintetizar en el laboratorio urea, un producto elaborado por organismos vivos, a partir de amoníaco y ácido ciánico, según el siguiente esquema de reacción:



- a) La reacción no está ajustada.
- b) Empleando 100 g de amoníaco se pueden obtener 100 g de urea.
- c) Empleando 1 mol de amoníaco se pueden obtener 120 g de urea.
- d) Empleando 17 g de amoníaco y 23 g de ácido ciánico se puede obtener 1 mol de urea.
- e) Empleando 35 g de amoníaco y 43 g de ácido ciánico se puede obtener 1 mol de urea.

(O.Q.L. País Vasco 2018)

a) Falso. La reacción está ajustada.

b) Falso. Relacionando NH_3 con H_2NCONH_2 :

$$100 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{NCONH}_2}{1 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{60,0 \text{ g H}_2\text{NCONH}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{NCONH}_2} = 353 \text{ g H}_2\text{NCONH}_2$$

c) Falso. Relacionando NH_3 con H_2NCONH_2 :

$$1 \text{ mol NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{NCONH}_2}{1 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{60,0 \text{ g H}_2\text{NCONH}_2}{1 \text{ mol H}_2\text{NCONH}_2} = 60,0 \text{ g H}_2\text{NCONH}_2$$

d) Falso. Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 17 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} = 1,0 \text{ mol NH}_3 \\ 23 \text{ g HNCO} \cdot \frac{1 \text{ mol HNCO}}{43 \text{ g HNCO}} = 0,53 \text{ mol HNCO} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{1,0 \text{ mol NH}_3}{0,53 \text{ mol HNCO}} = 1,9$$

Como la relación molar es mayor 1 quiere decir que sobra NH_3 , por lo que **HNCO es el reactivo limitante** que determina la cantidad de H_2NCONH_2 que forma.

Relacionando HNCO con H_2NCONH_2 :

$$0,53 \text{ mol HNCO} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{NCONH}_2}{1 \text{ mol HNCO}} = 0,53 \text{ mol H}_2\text{NCONH}_2$$

e) **Verdadero**. Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La cantidad de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 35 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17 \text{ g NH}_3} = 2,1 \text{ mol NH}_3 \\ 43 \text{ g HNCO} \cdot \frac{1 \text{ mol HNCO}}{43 \text{ g HNCO}} = 1 \text{ mol HNCO} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{2,1 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ mol HNCO}} = 2,1$$

Como la relación molar es mayor 1 quiere decir que sobra NH_3 , por lo que **HNCO es el reactivo limitante** que determina la cantidad de H_2NCONH_2 que forma.

Relacionando HNCO con H_2NCONH_2 :

$$1 \text{ mol HNCO} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{NCONH}_2}{1 \text{ mol HNCO}} = 1 \text{ mol H}_2\text{NCONH}_2$$

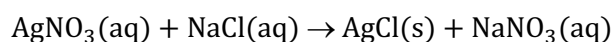
La respuesta correcta es la e.

4.45. En un recipiente con agua se añaden 1,70 g de cloruro de sodio y, a continuación, se añade la misma cantidad de nitrato de plata produciéndose un precipitado de color blanco de cloruro de plata. ¿Qué cantidad (en gramos) de esta sal se puede obtener como máximo?

- a) 4,43
- b) 1,82
- c) 2,82
- d) 1,43

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre AgNO_3 y NaCl es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 1,70 \text{ g AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol AgNO}_3}{169,9 \text{ g AgNO}_3} = 0,0100 \text{ mol AgNO}_3 \\ 1,70 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} = 0,0291 \text{ mol NaCl} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,0291 \text{ mol NaCl}}{0,0100 \text{ mol AgNO}_3} = 2,91$$

Como la relación molar es mayor que 1 quiere decir que sobra NaCl, por lo que AgNO_3 es el reactivo limitante que determina la cantidad de AgCl que se obtiene:

$$0,0100 \text{ mol AgNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol AgNO}_3} \cdot \frac{143,4 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 1,43 \text{ g AgCl}$$

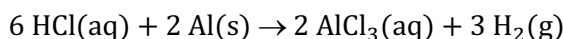
La respuesta correcta es la d.

4.46. La cantidad de hidrógeno (a 2.280 mmHg y 20 °C) que se obtiene al reaccionar 0,87 g de aluminio con 125 mL de una disolución de ácido clorhídrico, HCl, 0,50 M, es:

- a) 0,17 L
- b) 0,25 L
- c) 0,36 L
- d) 0,79 L

(O.Q.L. Galicia 2019)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HCl y Zn es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 0,87 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27,0 \text{ g Al}} = 0,032 \text{ mol Al} \\ 125 \text{ mL HCl } 0,50 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L HCl } 0,50 \text{ M}}{10^3 \text{ mL HCl } 0,50 \text{ M}} \cdot \frac{0,50 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 0,50 \text{ M}} = 0,063 \text{ mol HCl} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{0,063 \text{ mol HCl}}{0,032 \text{ mol Zn}} = 2,0$$

como la relación molar es menor que 3 quiere decir que queda Zn sin reaccionar, lo que indica que HCl es el reactivo limitante que determina la cantidad de H_2 que se obtiene:

$$0,063 \text{ mol HCl} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{6 \text{ mol HCl}} = 0,031 \text{ mol H}_2$$

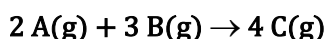
Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el H_2 es:

$$V = \frac{(0,031 \text{ mol H}_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273,15) \text{ K}}{2.240 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 0,25 \text{ L H}_2$$

La respuesta correcta es la b.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2017).

4.47. Dada la reacción:



Suponga que reaccionan 3,0 mol de A con 5,0 mol de B, el reactivo limitante es:

- a) A
- b) B
- c) Ambos reactivos están en proporción estequiométrica.
- d) En las reacciones en fase gas no hay reactivo limitante.

(O.Q.L. Murcia 2020)

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La relación molar es:

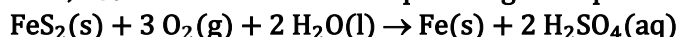
$$\frac{5,0 \text{ mol B}}{3,0 \text{ mol A}} = 1,7$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 1,5 quiere decir que sobra B y que **A es el reactivo limitante** que determina la cantidad de C que se obtiene.

La respuesta correcta es la **a**.

5. RENDIMIENTO DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

5.1. A partir de un kg de pirita del 75,0 % de riqueza en FeS_2 , se ha obtenido 1,00 kg de H_2SO_4 de riqueza 98,0 % en masa. La reacción química global que tiene lugar es:



El rendimiento global del proceso es:

- a) 100 %
- b) 80 %
- c) 50 %
- d) 75 %
- e) No se puede calcular al no disponer de las reacciones pertinentes.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2003) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. La Rioja 2014)

Relacionando pirita con H_2SO_4 :

$$1,00 \text{ kg pirita} \cdot \frac{10^3 \text{ g pirita}}{1 \text{ kg pirita}} \cdot \frac{75,0 \text{ g FeS}_2}{100 \text{ g pirita}} \cdot \frac{1 \text{ mol FeS}_2}{120,0 \text{ g FeS}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol FeS}_2} = 12,5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4$$

Como se trata de una disolución de H_2SO_4 de riqueza 98,0 %:

$$12,5 \text{ mol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot 98,0 \%}{98,0 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ kg H}_2\text{SO}_4 \cdot 98,0 \%}{10^3 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot 98,0 \%} = 1,26 \text{ kg H}_2\text{SO}_4 \cdot 98,0 \%$$

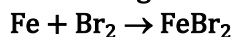
Relacionando las cantidades real y teórica se obtiene el rendimiento del proceso:

$$\eta = \frac{1,00 \text{ kg H}_2\text{SO}_4 \cdot 98,0 \% \text{ (real)}}{1,26 \text{ kg H}_2\text{SO}_4 \cdot 98,0 \% \text{ (teórico)}} \cdot 100 = 79,4 \%$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Esta cuestión ha sido propuesta en varias olimpiadas con respuestas similares y en algunas de ellas no se ha proporcionado la ecuación química y en otras se han cambiado los datos numéricos).

5.2. Dadas las siguientes reacciones:



Si el rendimiento de cada una de las reacciones es del 82,0 %, ¿qué masa de Fe_3Br_8 se produce a partir de 1,00 g de Fe?

- a) 4,81 g
- b) 3,94 g
- c) 2,65 g
- d) 3,24 g
- e) 2,57 g

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Córdoba 2012)

Relacionando Fe con FeBr_2 considerando un rendimiento del 82 %:

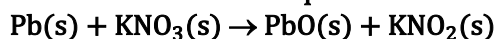
$$1,00 \text{ g Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,8 \text{ g Fe}} \cdot \frac{1 \text{ mol FeBr}_2}{1 \text{ mol Fe}} \cdot \frac{82,0 \text{ mol FeBr}_2 \text{ (real)}}{100 \text{ mol FeBr}_2 \text{ (teórico)}} = 1,47 \cdot 10^{-2} \text{ mol FeBr}_2 \text{ (real)}$$

Relacionando FeBr_2 con Fe_3Br_8 considerando un rendimiento del 82 %:

$$1,47 \cdot 10^{-2} \text{ mol FeBr}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_3\text{Br}_8}{3 \text{ mol FeBr}_2} \cdot \frac{82,0 \text{ mol Fe}_3\text{Br}_8 \text{ (real)}}{100 \text{ mol Fe}_3\text{Br}_8 \text{ (teórico)}} \cdot \frac{806,6 \text{ g Fe}_3\text{Br}_8}{1 \text{ mol Fe}_3\text{Br}_8} = 3,24 \text{ g Fe}_3\text{Br}_8$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.3. Al calentar 24,0 g de nitrato de potasio junto con plomo se han formado 13,8 g de nitrito de potasio, de acuerdo a la ecuación química:



¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

- a) 38,6 %
- b) 86,3 %
- c) 36,8 %
- d) 68,3 %

(O.Q.L. Murcia 2002)

Relacionando KNO_3 con KNO_2 se obtiene la cantidad de este que debería obtenerse:

$$24,0 \text{ g KNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KNO}_3}{101,1 \text{ g KNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol KNO}_2}{1 \text{ mol KNO}_3} \cdot \frac{85,1 \text{ g KNO}_2}{1 \text{ mol KNO}_2} = 20,2 \text{ g KNO}_2$$

El rendimiento del proceso se obtiene relacionando las cantidades real y teórica:

$$\eta = \frac{13,8 \text{ g KNO}_2 \text{ (real)}}{20,2 \text{ g KNO}_2 \text{ (teórico)}} \cdot 100 = 68,3 \%$$

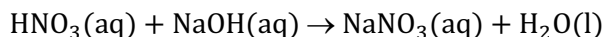
La respuesta correcta es la **d**.

5.4. A partir de 200 g de ácido nítrico y 100 g de hidróxido de sodio y siendo el rendimiento del proceso del 80,0 %, la cantidad que se obtiene de la sal producto de la reacción es:

- a) 269 g
- b) 212 g
- c) 138 g
- d) 170 g

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre HNO_3 y NaOH es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 200 \text{ g HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63,0 \text{ g HNO}_3} = 3,17 \text{ mol HNO}_3 \\ 100 \text{ g NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40,0 \text{ g NaOH}} = 2,50 \text{ mol NaOH} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{3,17 \text{ mol HNO}_3}{2,50 \text{ mol NaOH}} = 1,27$$

Como la relación molar obtenida es mayor que 1 quiere decir que sobra HNO_3 , por lo que **NaOH es el reactivo limitante** que determina la cantidad de NaNO_3 que se forma:

$$2,50 \text{ mol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaNO}_3}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{85,0 \text{ g NaNO}_3}{1 \text{ mol NaNO}_3} = 213 \text{ g NaNO}_3$$

Como el rendimiento del proceso es del 80,0 %:

$$213 \text{ g NaNO}_3 \cdot \frac{80,0 \text{ g NaNO}_3 \text{ (real)}}{100 \text{ g NaNO}_3 \text{ (teórico)}} = 170 \text{ g NaNO}_3$$

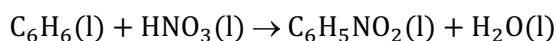
La respuesta correcta es la **d**.

5.5. En la nitración de 10,0 g de benceno se obtienen 13,0 g de nitrobenceno. ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

- a) 100 %
- b) 79,10 %
- c) 82,84 %
- d) 65,20 %
- e) 85,32 %

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Madrid 2015) (O.Q.L. Murcia 2017)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de nitración del benceno es:



Relacionando C_6H_6 con $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$:

$$10,0 \text{ g C}_6\text{H}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6}{78,0 \text{ g C}_6\text{H}_6} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_5\text{NO}_2}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6} \cdot \frac{123,0 \text{ g C}_6\text{H}_5\text{NO}_2}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_5\text{NO}_2} = 15,8 \text{ g C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$$

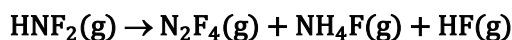
El rendimiento de la reacción es:

$$\eta = \frac{13,0 \text{ g C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 \text{ (real)}}{15,8 \text{ g C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 \text{ (teórico)}} \cdot 100 = 82,3 \%$$

La respuesta correcta es la **c**.

(En la cuestión propuesta en Murcia 2017 se cambian las cantidades y en Madrid 2015 se cambian benceno y nitrobenceno por tolueno y nitrotolueno).

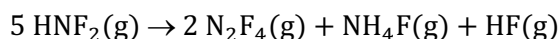
5.6. Se introducen 24,6 mL de difluoroamina, medidos a 0 °C y alta presión, en un recipiente y en presencia de un catalizador. Al cabo de 68 h se produce el equilibrio, obteniéndose 5,50 mL de N_2F_4 , medidos en las mismas condiciones. Calcule el porcentaje de rendimiento en N_2F_4 de la reacción:



- a) 5,5 %
- b) 55,9 %
- c) 0,56 %
- d) 40 %
- e) 24,6 %

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición de HNF_2 es:



De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), en las reacciones entre gases, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, la relación molar coincide con la relación volumétrica, así que relacionando HNF_2 con N_2F_4 :

$$24,6 \text{ mL HNF}_2 \cdot \frac{2 \text{ mL N}_2\text{F}_4}{5 \text{ mL HNF}_2} = 9,84 \text{ mL N}_2\text{F}_4$$

El rendimiento del proceso es:

$$\eta = \frac{5,50 \text{ mL N}_2\text{F}_4 \text{ (real)}}{9,84 \text{ mL N}_2\text{F}_4 \text{ (teórico)}} \cdot 100 = 55,9 \%$$

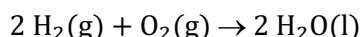
La respuesta correcta es la **b**.

5.7. Una mezcla contenida en un recipiente formada 20 g de hidrógeno y 320 g de oxígeno se inflama obteniéndose 90 g de agua. El rendimiento ha sido:

- a) 100 %
- b) 75 %
- c) 50 %
- d) 25 %

(O.Q.L. País Vasco 2005)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2 y O_2 es:



Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. El número de moles de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 20 \text{ g } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{2,0 \text{ g } H_2} = 10 \text{ mol } H_2 \\ 320 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32,0 \text{ g } O_2} = 10 \text{ mol } O_2 \end{array} \right\} \rightarrow \frac{10 \text{ mol } H_2}{10 \text{ mol } O_2} = 1,0$$

Como la relación molar obtenida es menor que 2 quiere decir que sobra O_2 , por lo que H_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de H_2O que se forma:

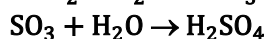
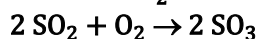
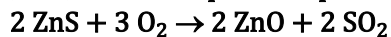
$$10 \text{ mol } H_2 \cdot \frac{2 \text{ mol } H_2O}{2 \text{ mol } H_2} \cdot \frac{18,0 \text{ g } H_2O}{1 \text{ mol } H_2O} = 180 \text{ g } H_2O$$

Comparando las masas de H_2O se obtiene que el rendimiento del proceso es:

$$\eta = \frac{90 \text{ g } H_2O \text{ (real)}}{180 \text{ g } H_2O \text{ (teórico)}} = 50 \%$$

La respuesta correcta es la d.

5.8. La masa de blenda de riqueza 72,0 % en ZnS que hace falta para obtener 2,00 t de ácido sulfúrico del 90,0 %, sabiendo que en el proceso hay un 40,0 % de pérdidas de azufre en forma de SO_2 , es:



- a) 3,54 toneladas
- b) 5,56 toneladas
- c) 4,12 toneladas
- d) 3,83 toneladas
- e) 4,90 toneladas

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La cantidad de H_2SO_4 a producir es:

$$2,00 \text{ t } H_2SO_4 \cdot 90,0 \% \cdot \frac{10^6 \text{ g } H_2SO_4 \cdot 90,0 \%}{1 \text{ t } H_2SO_4 \cdot 90,0 \%} \cdot \frac{90,0 \text{ g } H_2SO_4}{100 \text{ g } H_2SO_4 \cdot 90,0 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2SO_4}{98,1 \text{ g } H_2SO_4} = 1,84 \cdot 10^4 \text{ mol } H_2SO_4$$

Relacionando H_2SO_4 con ZnS y con blenda:

$$1,84 \cdot 10^4 \text{ mol } H_2SO_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } ZnS}{1 \text{ mol } H_2SO_4} \cdot \frac{97,4 \text{ g } ZnS}{1 \text{ mol } ZnS} \cdot \frac{100 \text{ g blenda}}{72,0 \text{ g } ZnS} \cdot \frac{1 \text{ t blenda}}{10^6 \text{ g blenda}} = 2,49 \text{ t blenda}$$

Como existen unas pérdidas del 40,0 %, el rendimiento del proceso es el 60,0 %:

$$2,49 \text{ t blenda} \cdot \frac{100 \text{ t blenda (teórico)}}{60,0 \text{ t blenda (real)}} = 4,15 \text{ t blenda}$$

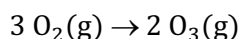
La respuesta correcta es la c.

5.9. Cuando se irradia oxígeno con luz ultravioleta, se convierte parcialmente en ozono, O₃. Un recipiente que contiene 1 L de oxígeno se irradia con luz UV y el volumen se reduce a 976 cm³, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura. ¿Qué porcentaje de O₂ se ha transformado en O₃?

- a) 10,5
- b) 12
- c) 7,2
- d) 6,5

(O.Q.L. Madrid 2007)

La ecuación química correspondiente a la transformación del oxígeno en ozono es:



como se observa, existe una contracción de volumen de 1 mL por cada 3 mL de O₂ que se transforman.

La contracción de volumen en el experimento ha sido de:

$$1.000 \text{ mL (inicial)} - 976 \text{ mL (final)} = 24 \text{ mL (contracción)}$$

Relacionando ambas contracciones de volumen:

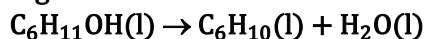
$$24 \text{ mL O}_2 \text{ (contracción)} \cdot \frac{3 \text{ mL O}_2 \text{ (transformado)}}{1 \text{ mL O}_2 \text{ (contracción)}} = 72 \text{ mL O}_2 \text{ (transformado)}$$

Expresando el valor como porcentaje:

$$\frac{72 \text{ mL O}_2 \text{ (transformado)}}{1000 \text{ mL O}_2 \text{ (inicial)}} \cdot 100 = 7,2 \%$$

La respuesta correcta es la c.

5.10. El ciclohexanol, C₆H₁₁OH(l), calentado con ácido sulfúrico o ácido fosfórico, se transforma en ciclohexeno, C₆H₁₀(l). Si a partir de 75,0 g de ciclohexanol se obtienen 25,0 g de ciclohexeno, de acuerdo con la siguiente reacción:



¿Cuál ha sido el rendimiento de la reacción?

- a) 25,0 %
- b) 82,0 %
- c) 75,5 %
- d) 40,6 %
- e) 33,3 %

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Galicia 2014)

La masa de C₆H₁₀ que se debería obtener a partir de 75,0 g de C₆H₁₁OH es:

$$75,0 \text{ g C}_6\text{H}_{11}\text{OH} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{11}\text{OH}}{100 \text{ g C}_6\text{H}_{11}\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{10}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{11}\text{OH}} \cdot \frac{82,0 \text{ g C}_6\text{H}_{10}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{10}} = 61,5 \text{ g C}_6\text{H}_{10}$$

Relacionando las cantidades real y teórica se obtiene el rendimiento del proceso:

$$\eta = \frac{25,0 \text{ g C}_6\text{H}_{10} \text{ (real)}}{61,5 \text{ g C}_6\text{H}_{10} \text{ (teórico)}} \cdot 100 = 40,6 \%$$

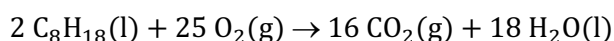
La respuesta correcta es la d.

5.11. En la prueba de un motor, la combustión de 1 L (690 g) de octano, en determinadas condiciones, produce 1,50 kg de dióxido de carbono. ¿Cuál es el rendimiento porcentual de la reacción?

- a) 35,2
- b) 65,5
- c) 94,0
- d) 69,0
- e) 70,4

(O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Galicia 2019)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del octano es:



Relacionando C_8H_{18} con CO_2 se calcula la masa de este que se debería obtener es:

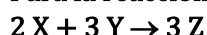
$$690 \text{ g C}_8\text{H}_{18} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}}{114,0 \text{ g C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{16 \text{ mol CO}_2}{2 \text{ mol C}_8\text{H}_{18}} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ kg CO}_2}{10^3 \text{ g CO}_2} = 2,13 \text{ kg CO}_2$$

El rendimiento del proceso es:

$$\eta = \frac{1,50 \text{ kg CO}_2 \text{ (real)}}{2,13 \text{ kg CO}_2 \text{ (teórico)}} \cdot 100 = 70,4 \%$$

La respuesta correcta es la e.

5.12. Para la reacción:



la combinación de 2,00 mol de X con 2,00 mol de Y produce 1,75 mol de Z. ¿Cuál es el rendimiento de esta reacción en %?

- a) 43,8
- b) 58,3
- c) 66,7
- d) 87,5

(O.Q.L. La Rioja 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2014) (O.Q.L. Extremadura 2017)

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La relación molar es:

$$\frac{2,00 \text{ mol Y}}{2,00 \text{ mol X}} = 1$$

Como la relación molar es menor que 3/2 quiere decir que sobra X, por lo que **Y es el reactivo limitante** que determina la cantidad formada de Z:

$$2,00 \text{ mol Y} \cdot \frac{3 \text{ mol Z}}{3 \text{ mol Y}} = 2,00 \text{ mol Z}$$

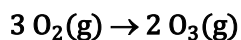
Relacionando las cantidades real y teórica se obtiene el rendimiento del proceso:

$$\eta = \frac{1,75 \text{ mol Z (real)}}{2,00 \text{ mol Z (teórico)}} \cdot 100 = 87,5 \%$$

La respuesta correcta es la d.

(En la cuestión propuesta en Extremadura 2017 se proporcionan otros datos numéricos).

5.13. Cuando se irradia dioxígeno con luz ultravioleta, se convierte parcialmente en ozono:



Un contenedor con dioxígeno, a 20 °C y 800 mmHg de presión, se irradia durante un cierto tiempo y la presión desciende a 700 mmHg, medida a la misma temperatura. El porcentaje de dioxígeno que se convierte en ozono es:

- a) 66,6
- b) 33,4
- c) 62,5
- d) 2,14
- e) 37,5

(O.Q.N. El Escorial 2012)

Como se mantienen constantes el volumen y la temperatura del recipiente, el número de moles es directamente proporcional a la presión. Planteando la siguiente tabla de presiones:

	O ₂	O ₃
p_{inicial}	800	—
$p_{\text{transformado}}$	x	—
p_{formado}	—	$\frac{2}{3} p$
p_{final}	$800 - p$	$\frac{2}{3} p$
p_{total}	$800 - p + \frac{2}{3} p = 700$	

La presión al final de la reacción es:

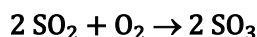
$$800 - \frac{p}{3} = 700 \quad \rightarrow \quad p = 300 \text{ mmHg}$$

El porcentaje de O₂ transformado que se corresponde con el rendimiento del proceso es:

$$\frac{300 \text{ mmHg O}_2 \text{ (transformado)}}{800 \text{ mmHg O}_2 \text{ (inicial)}} \cdot 100 = 37,5 \%$$

La respuesta correcta es la e.

5.14. El trióxido de azufre se obtiene por oxidación del dióxido de azufre según la ecuación:



Si a partir de 16,0 g de una muestra de SO₂ se obtienen 18,0 g de SO₃, ¿cuál ha sido el rendimiento del proceso?

- a) 70,0 %
- b) 80,0 %
- c) 90,0 %
- d) 100 %

(O.Q.L. Galicia 2012)

Relacionando SO₂ con SO₃ se obtiene que la masa de este último que se debería de haber obtenido a partir de 16,0 g de SO₂ es:

$$16,0 \text{ g SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_2}{64,1 \text{ g SO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol SO}_3}{1 \text{ mol SO}_2} \cdot \frac{80,1 \text{ g SO}_3}{1 \text{ mol SO}_3} = 20,0 \text{ g SO}_3$$

El rendimiento del proceso es:

$$\eta = \frac{18,0 \text{ g SO}_3 \text{ (real)}}{20,0 \text{ g SO}_3 \text{ (teórico)}} \cdot 100 = 90,0 \%$$

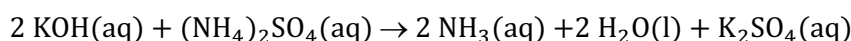
La respuesta correcta es la c.

5.15. Para preparar 0,500 L de una disolución de amoníaco 1,50 M se hace reaccionar suficiente sulfato de amonio con hidróxido de potasio. Si el rendimiento de la reacción es de un 90,0 %, la cantidad de sal necesaria expresada en gramos es:

- a) 37,9
- b) 42,1
- c) 55,0
- d) 75,7

(O.Q.L. Asturias 2012)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre KOH y (NH₄)₂SO₄ es:



Relacionando NH₃ con (NH₄)₂SO₄:

$$0,500 \text{ L NH}_3 \cdot 1,50 \text{ M} \cdot \frac{1,50 \text{ mol NH}_3}{1 \text{ L NH}_3 \cdot 1,50 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol (NH}_4)_2\text{SO}_4}{2 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{132,0 \text{ g (NH}_4)_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol (NH}_4)_2\text{SO}_4} = 49,5 \text{ g (NH}_4)_2\text{SO}_4$$

Como el rendimiento del proceso es el 90,0 %:

$$49,5 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \text{ (teórico)}}{90,0 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \text{ (real)}} = 55,0 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$$

La respuesta correcta es la **c**.

5.16. El rendimiento teórico de una reacción en fase gaseosa depende de la:

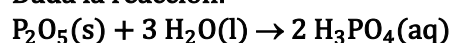
- a) Estequiometría
- b) Presión
- c) Temperatura
- d) Cantidad de reactivo limitante.

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

El **reactivo limitante** de una reacción determina la cantidad de producto formado y, por tanto, el **rendimiento** de la reacción.

La respuesta correcta es la **d**.

5.17. Dada la reacción:



Calcule la cantidad de agua que se necesita para preparar 3,0 mol de ácido fosfórico a partir de pentóxido de fósforo sabiendo que esta tiene lugar con un rendimiento del 92 %.

- a) 36 mL
- b) 88 mL
- c) 74,52 mL
- d) 33,12 mL

(O.Q.L. La Rioja 2013)

Supuesto un rendimiento del 92 %, la cantidad de H_2O que se necesita para preparar 3 mol de H_3PO_4 es:

$$x \text{ g } \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}}{18 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol } \text{H}_3\text{PO}_4}{3 \text{ mol } \text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{92 \text{ mol } \text{H}_3\text{PO}_4 \text{ (real)}}{100 \text{ mol } \text{H}_3\text{PO}_4 \text{ (teórico)}} = 3,0 \text{ mol } \text{H}_3\text{PO}_4$$

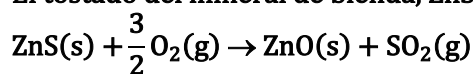
Se obtiene, $x = 88 \text{ g } \text{H}_2\text{O}$

Considerando que la densidad del agua es $1,0 \text{ g mL}^{-1}$, el volumen correspondiente es:

$$88 \text{ g } \text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mL } \text{H}_2\text{O}}{1,0 \text{ g } \text{H}_2\text{O}} = 88 \text{ mL } \text{H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.18. El tostado del mineral de blenda, ZnS, se representa mediante la siguiente reacción:



Partiendo de 9,74 g de mineral de blenda se obtiene un volumen de 1,5 L de dióxido de azufre, medidos en c.n. ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

- a) 98 %
- b) 60 %
- c) 67 %
- d) 75 %

(O.Q.L. Extremadura 2013)

Relacionando ZnS con SO_2 se obtiene la cantidad de este que se debería de haber obtenido a partir de la muestra de blenda:

$$9,74 \text{ g } \text{ZnS} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{ZnS}}{97,5 \text{ g } \text{ZnS}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{SO}_2}{1 \text{ mol } \text{ZnS}} = 0,100 \text{ mol } \text{SO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(0,100 \text{ mol SO}_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 2,24 \text{ L SO}_2$$

El rendimiento del proceso es:

$$\eta = \frac{1,5 \text{ L SO}_2 \text{ (real)}}{2,24 \text{ L SO}_2 \text{ (teórico)}} \cdot 100 = 67 \%$$

La respuesta correcta es la c.

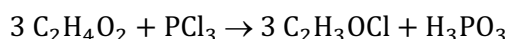
5.19. Calcule la masa de ácido acético comercial (pureza 97,0 % en masa) que debe reaccionar con un exceso de tricloruro de fósforo para obtener 75,0 g de cloruro de acetilo, C₂H₃OCl, si el rendimiento de la reacción es del 78,2 %:



- a) 60,0 g
- b) 73,2 g
- c) 75,5 g
- d) 78,2 g
- e) 78,5 g

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención del C₂H₃OCl es:



Si el rendimiento del proceso es del 78,2 %, la cantidad de C₂H₄O₂ que habría de reaccionar para obtener realmente 75,0 g de C₂H₃OCl es:

$$x \text{ g C}_2\text{H}_4\text{O}_2 \text{ (teo)} \cdot \frac{78,2 \text{ g C}_2\text{H}_4\text{O}_2 \text{ (re)}}{100 \text{ g C}_2\text{H}_4\text{O}_2 \text{ (teo)}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_4\text{O}_2}{60,0 \text{ g C}_2\text{H}_4\text{O}_2} \cdot \frac{3 \text{ mol C}_2\text{H}_3\text{OCl}}{3 \text{ mol C}_2\text{H}_4\text{O}_2} \cdot \frac{78,5 \text{ g C}_2\text{H}_3\text{OCl}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_3\text{OCl}} = 75,0 \text{ g C}_2\text{H}_3\text{OCl}$$

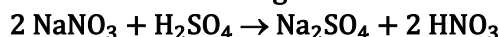
Se obtiene, $x = 73,3 \text{ g C}_2\text{H}_4\text{O}_2$

Como se dispone de un C₂H₄O₂ comercial de riqueza 97 %:

$$73,3 \text{ g C}_2\text{H}_4\text{O}_2 \cdot \frac{100 \text{ g C}_2\text{H}_4\text{O}_2 \text{ 97 \%}}{97,0 \text{ g C}_2\text{H}_4\text{O}_2} = 75,6 \text{ g C}_2\text{H}_4\text{O}_2 \text{ 97 \%}$$

La respuesta correcta es la c.

5.20. La obtención de HNO₃ a partir de nitrato de sodio (nitrato de Chile) y ácido sulfúrico concentrado y caliente se lleva a cabo según la ecuación:



Suponiendo un rendimiento del 80,0 %, ¿qué masa de nitrato de Chile se necesita para preparar 1.000 L de HNO₃ del 68,0 % de riqueza y densidad 1,40 g mL⁻¹?

- a) 1.606 kg
- b) 1.190 kg
- c) 952 kg
- d) 1.750 kg

(O.Q.L. La Rioja 2014)

La cantidad de HNO₃ a producir es:

$$1.000 \text{ L HNO}_3 \text{ 68,0 \%} \cdot \frac{10^3 \text{ mL HNO}_3 \text{ 68,0 \%}}{1 \text{ L HNO}_3 \text{ 68,0 \%}} \cdot \frac{1,40 \text{ g HNO}_3 \text{ 68,0 \%}}{1 \text{ mL HNO}_3 \text{ 68,0 \%}} = 1,40 \cdot 10^6 \text{ g HNO}_3 \text{ 68,0 \%}$$

$$1,40 \cdot 10^6 \text{ g HNO}_3 \text{ 68,0 \%} \cdot \frac{68,0 \text{ g HNO}_3}{100 \text{ g HNO}_3 \text{ 68,0 \%}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{63,0 \text{ g HNO}_3} = 1,51 \cdot 10^4 \text{ mol HNO}_3$$

Relacionando HNO₃ con NaNO₃ teniendo en cuenta un rendimiento del 80,0 %:

$$x \text{ mol NaNO}_3 \cdot \frac{80,0 \text{ mol NaNO}_3 \text{ (real)}}{100 \text{ mol NaNO}_3 \text{ (teórico)}} \cdot \frac{1 \text{ mol HNO}_3}{1 \text{ mol NaNO}_3} = 1,51 \cdot 10^4 \text{ mol HNO}_3$$

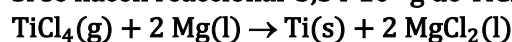
Se obtiene, $x = 1,89 \cdot 10^4 \text{ mol NaNO}_3$

La masa correspondiente es:

$$1,89 \cdot 10^4 \text{ mol NaNO}_3 \cdot \frac{85,0 \text{ g NaNO}_3}{1 \text{ mol NaNO}_3} \cdot \frac{1 \text{ kg NaNO}_3}{10^3 \text{ g NaNO}_3} = 1,61 \cdot 10^3 \text{ kg NaNO}_3$$

La respuesta correcta es la a.

5.21. Si se hacen reaccionar $3,54 \cdot 10^7 \text{ g}$ de TiCl_4 con $1,13 \cdot 10^7 \text{ g}$ de Mg según:



y se obtienen $7,91 \cdot 10^3 \text{ kg}$ de Ti , el rendimiento del proceso es:

- a) 0,88 %
- b) 88,4 %
- c) 8,84 %
- d) 44,2 %

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción.

El número de moles de cada reactivo es:

$$\left. \begin{array}{l} 3,54 \cdot 10^7 \text{ g TiCl}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol TiCl}_4}{189,9 \text{ g TiCl}_4} = 1,86 \cdot 10^5 \text{ mol TiCl}_4 \\ 1,13 \cdot 10^7 \text{ g Mg} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{24,3 \text{ g Mg}} = 4,65 \cdot 10^5 \text{ mol Mg} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{4,65 \cdot 10^5 \text{ mol Mg}}{1,86 \cdot 10^5 \text{ mol TiCl}_4} = 2,50$$

Como la relación molar es mayor que 2 quiere decir que sobra Mg , y que TiCl_4 es el reactivo limitante que determina la cantidad de Ti que se forma.

Relacionando TiCl_4 con Ti se obtiene que la masa de este que se debería de haber obtenido:

$$1,86 \cdot 10^5 \text{ mol TiCl}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol Ti}}{1 \text{ mol TiCl}_4} \cdot \frac{47,9 \text{ g Ti}}{1 \text{ mol Ti}} \cdot \frac{1 \text{ kg Ti}}{10^3 \text{ g Ti}} = 8,93 \cdot 10^3 \text{ kg Ti}$$

El rendimiento del proceso es:

$$\eta = \frac{7,91 \cdot 10^3 \text{ kg Ti (real)}}{8,93 \cdot 10^3 \text{ kg Ti (teórico)}} \cdot 100 = 88,6 \%$$

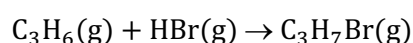
La respuesta correcta es la b.

5.22. La reacción del propeno con bromuro de hidrógeno da lugar a un único producto con un 63,0 % de rendimiento. Si se quieren obtener 1,54 g de este producto, ¿cuál es la cantidad que debe emplearse sabiendo que se usa un 20,0 % de exceso sobre la cantidad estequiométrica necesaria?

- a) 1,92 g
- b) 1,60 g
- c) 1,01 g
- d) 3,27 g

(O.Q.L. Madrid 2016)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción propuesta es:



Relacionando $\text{C}_3\text{H}_7\text{Br}$ con C_3H_6 teniendo en cuenta un rendimiento del proceso del 63,0 %:

$$x \text{ g HBr} \cdot \frac{63,0 \text{ g HBr (real)}}{100 \text{ g HBr (teórico)}} \cdot \frac{1 \text{ mol HBr}}{80,9 \text{ g HBr}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_7\text{Br}}{1 \text{ mol HBr}} \cdot \frac{122,9 \text{ g C}_3\text{H}_7\text{Br}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_7\text{Br}} = 1,54 \text{ g C}_3\text{H}_7\text{Br}$$

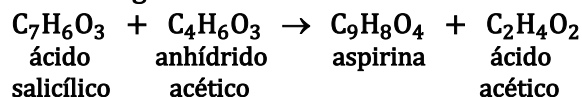
Se obtiene, $x = 1,61$ g HBr

Teniendo en cuenta que se utiliza un exceso del 20,0 % de HBr para la reacción:

$$1,61 \text{ g HBr} \cdot \frac{120 \text{ g HBr (exceso)}}{100 \text{ g HBr (estequiométrico)}} = 1,93 \text{ g HBr (exceso)}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.23. Dada la siguiente reacción:



¿Cuál es el rendimiento de la reacción, expresado en porcentaje, si en la reacción de 1,00 g de ácido salicílico con exceso de anhídrido acético se forman 0,85 g de aspirina?

- a) 91
- b) 77
- c) 85
- d) 65

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Relacionando $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$ con $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ se obtiene que la masa de este que se debería de haber obtenido a partir de la cantidad inicial de $\text{C}_7\text{H}_6\text{O}_3$ es:

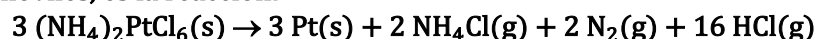
$$1,00 \text{ g C}_7\text{H}_6\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_7\text{H}_6\text{O}_3}{138,0 \text{ g C}_7\text{H}_6\text{O}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_9\text{H}_8\text{O}_4}{1 \text{ mol C}_7\text{H}_6\text{O}_3} \cdot \frac{180,0 \text{ g C}_9\text{H}_8\text{O}_4}{1 \text{ mol C}_9\text{H}_8\text{O}_4} = 1,30 \text{ g C}_9\text{H}_8\text{O}_4$$

El rendimiento del proceso se obtiene relacionado las cantidades real y teórica:

$$\eta = \frac{0,85 \text{ g C}_9\text{H}_8\text{O}_4 \text{ (real)}}{1,30 \text{ g C}_9\text{H}_8\text{O}_4 \text{ (teórico)}} \cdot 100 = 65 \%$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.24. El paso final para la obtención de platino puro, para el uso de convertidores catalíticos de los automóviles, es la reacción:



Si se calientan 51,9 g de $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_6$ y se aíslan 19,6 g de platino, ¿cuál es el rendimiento de la reacción?

- a) 95,0 %
- b) 85,0 %
- c) 75,0 %
- d) 65,0 %

(O.Q.L. Galicia 2017)

Relacionando $(\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_6$ con Pt se obtiene la cantidad de este que debería de haberse obtenido:

$$51,9 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_6}{444,1 \text{ g } (\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_6} \cdot \frac{3 \text{ mol Pt}}{3 \text{ mol } (\text{NH}_4)_2\text{PtCl}_6} \cdot \frac{195,1 \text{ g Pt}}{1 \text{ mol Pt}} = 22,8 \text{ g Pt}$$

El rendimiento del proceso se obtiene relacionado las cantidades real y teórica:

$$\eta = \frac{19,6 \text{ g Pt (real)}}{22,8 \text{ g Pt (teórico)}} \cdot 100 = 86,0 \%$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.25. La siguiente reacción transcurre en unas determinadas condiciones con un rendimiento del 60 %.



¿Cuál será la cantidad en gramos de CaCO_3 que hay que utilizar para que se formen 10 g de CaCl_2 ?

- a) 5,4
- b) 9,0
- c) 10
- d) 15

(O.Q.L. Madrid 2017)

Relacionando CaCl_2 con CaCO_3 se obtiene la masa teórica de este a utilizar:

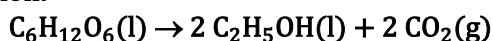
$$10 \text{ g CaCl}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CaCl}_2}{111,1 \text{ g CaCl}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCl}_2} \cdot \frac{100,1 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 9,0 \text{ g CaCO}_3$$

Considerando un rendimiento del 60 % la masa real es:

$$9,0 \text{ g CaCO}_3 \cdot \frac{100 \text{ g CaCO}_3 \text{ (teórico)}}{60 \text{ g CaCO}_3 \text{ (real)}} = 15 \text{ g CaCO}_3$$

La respuesta correcta es la d.

5.26. En el proceso de elaboración del vino, la glucosa fermenta para producir etanol según la siguiente reacción:



Si en un proceso de fabricación se parte de 71,0 g de glucosa y se obtiene el equivalente a 30,4 mL de etanol, ¿cuál es el rendimiento de la reacción?

(Dato. Densidad del etanol a 20 °C = 0,789 g mL⁻¹).

- a) 100 %
- b) 33,34 %
- c) 66,67 %
- d) 16,67 %

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

La masa de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ que se debería obtener a partir de 71,0 g de $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ es:

$$71,0 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180,0 \text{ g C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot \frac{2 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot \frac{46,0 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 36,3 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

El volumen correspondiente a 20 °C es:

$$36,3 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{1 \text{ mL C}_2\text{H}_5\text{OH}}{0,789 \text{ g C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 46,0 \text{ mL C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

Relacionando las cantidades real y teórica se obtiene el rendimiento del proceso:

$$\eta = \frac{30,4 \text{ mL C}_2\text{H}_5\text{OH (real)}}{46,0 \text{ mL C}_2\text{H}_5\text{OH (teórico)}} \cdot 100 = 66,1 \%$$

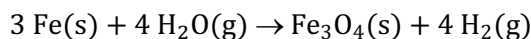
La respuesta correcta es la c.

5.27. En la reacción de hierro metálico con vapor de agua se produce tetraóxido de trihierro, Fe_3O_4 , e hidrógeno molecular. Si se dispone de 2,0 g de un hierro del 90 % de pureza y el rendimiento de la reacción es del 80 %, calcule la masa de óxido obtenida:

- a) 2,5 g
- b) 2,2 g
- c) 2,8 g
- d) 2,0 g

(O.Q.L. Asturias 2019)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Fe y H_2O es:



Relacionando la muestra de Fe con Fe_3O_4 :

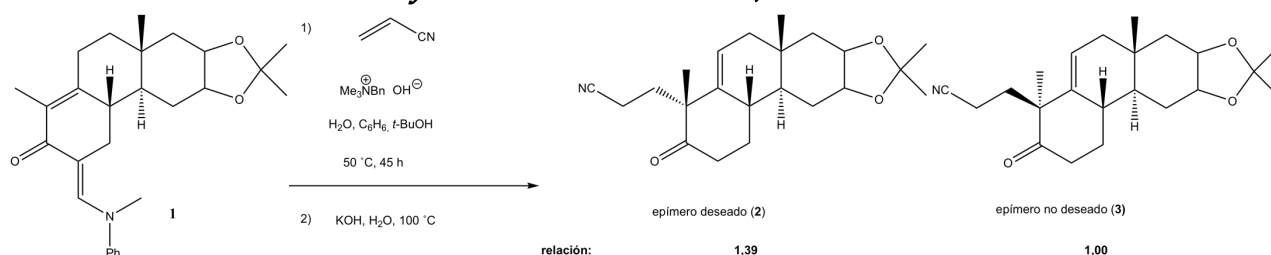
$$2,0 \text{ g Fe } 90 \% \cdot \frac{90 \text{ g Fe}}{100 \text{ g Fe } 90 \%} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}}{55,8 \text{ g Fe}} \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_3\text{O}_4}{3 \text{ mol Fe}} = 0,011 \text{ mol Fe}_3\text{O}_4$$

La masa de Fe_3O_4 que se obtiene considerando un rendimiento del 80 % es:

$$0,011 \text{ mol Fe}_3\text{O}_4 \cdot \frac{80 \text{ mol Fe}_3\text{O}_4 \text{ (real)}}{100 \text{ mol Fe}_3\text{O}_4 \text{ (teórico)}} \cdot \frac{231,4 \text{ g Fe}_3\text{O}_4}{1 \text{ mol Fe}_3\text{O}_4} = 2,0 \text{ g Fe}_3\text{O}_4$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.28. Robert B. Woodward (1917-1979) ha sido uno de los principales químicos orgánicos de la historia, debido sus investigaciones en la síntesis total de productos naturales. En 1951, publicó en el *Journal of the American Chemical Society* una síntesis del colesterol, donde el sustrato 1 se transforma en 2.



La conversión de la reacción fue de un 79 % y la relación del epímero deseado (2) con el no deseado (3) fue 1,39:1,00. Si se partió de 5,00 g de sustrato (1) en esta etapa, ¿cuál fue la cantidad que obtuvo de epímero deseado (2)?

(Nota. Ph es el radical fenilo, C_6H_5).

- a) 1,95 g
- b) 2,30 g
- c) 4,24 g
- d) 2,50 g

(O.Q.L. Madrid 2019)

La cantidad de S_1 ($\text{C}_{27}\text{H}_{35}\text{O}_3\text{N}$) que se convierte en E_2 ($\text{C}_{22}\text{H}_{31}\text{O}_3\text{N}$) y E_3 ($\text{C}_{22}\text{H}_{31}\text{O}_3\text{N}$) es:

$$5,00 \text{ g S}_1 \cdot \frac{1 \text{ mol S}_1}{421,0 \text{ g S}_1} \cdot \frac{79,0 \text{ mol S}_1}{100 \text{ mol S}_1} \cdot \frac{1 \text{ mol (E}_2 \text{ y E}_3)}{1 \text{ mol S}_1} \cdot \frac{357,0 \text{ g (E}_2 \text{ + E}_3)}{1 \text{ mol (E}_2 \text{ y E}_3)} = 3,35 \text{ g (E}_2 \text{ + E}_3)$$

Teniendo en cuenta la relación E_2/E_3 :

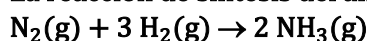
$$\frac{\text{E}_2}{\text{E}_3} = 1,39$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene que la cantidad de epímero deseado es:

$$\text{E}_2 = 1,95 \text{ g}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.29. La reacción de síntesis del amoníaco es:



Si en un experimento se obtuvieron 0,250 mol de NH_3 a partir de 0,500 mol de N_2 y 0,500 mol de H_2 , ¿cuál fue el rendimiento del proceso?

- a) 75 %
- b) 66 %
- c) 33 %
- d) 25 %

(O.Q.L. Murcia 2019)

Al tener cantidades de ambos reactivos es preciso determinar cuál de ellos es el limitante de la reacción. La relación molar que se obtiene es:

$$\frac{0,500 \text{ mol H}_2}{0,250 \text{ mol N}_2} = 2,00$$

Como la relación molar es menor que 3 quiere decir que sobra N_2 , por lo que H_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de NH_3 que se debería haber obtenido:

$$0,500 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol NH}_3}{3 \text{ mol H}_2} = 0,333 \text{ mol NH}_3$$

El rendimiento del proceso es:

$$\eta = \frac{0,250 \text{ mol NH}_3 \text{ (real)}}{0,333 \text{ mol NH}_3 \text{ (teórico)}} \cdot 100 = 75,1 \%$$

La respuesta correcta es la a.

5.30. A partir de 50,0 kg de mineral de carbonato de calcio de riqueza 83,0 % se puede obtener calcio en un proceso cuyo rendimiento es del 76,0 %. ¿Cuánto calcio se obtendrá?

- a) Entre 5 y 10 kg
- b) Entre 10 y 15 kg
- c) Entre 15 y 20 kg
- d) Más de 20 kg

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

Relacionando CaCO_3 con Ca:

$$50,0 \text{ kg mineral} \cdot \frac{83,0 \text{ kg CaCO}_3}{100 \text{ kg mineral}} \cdot \frac{10^3 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ kg CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol CaCO}_3}{100,1 \text{ g CaCO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol Ca}}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 4,15 \cdot 10^2 \text{ mol Ca}$$

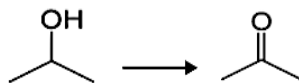
Considerando un rendimiento del 76,0 % la masa de Ca que se puede obtener es:

$$4,15 \cdot 10^2 \text{ mol Ca} \cdot \frac{40,1 \text{ g Ca}}{1 \text{ mol Ca}} \cdot \frac{76,0 \text{ g Ca (real)}}{100 \text{ g Ca (teórico)}} \cdot \frac{1 \text{ kg Ca}}{10^3 \text{ g Ca}} = 12,6 \text{ kg Ca}$$

La respuesta correcta es la b.

5.31. Se oxidan 10 cm^3 de isopropanol (2-propanol), de densidad 786 kg m^{-3} , formándose 5,8 g de acetona. ¿Cuál es el rendimiento de la reacción?

La reacción es la siguiente:



- a) 73,8 %
- b) 76 %
- c) 57 %
- d) 82,5 %

(O.Q.L. Madrid 2020)

La masa de $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$ que reacciona es:

$$10 \text{ cm}^3 \text{ C}_3\text{H}_8\text{O} \cdot \frac{786 \text{ kg C}_3\text{H}_8\text{O}}{1 \text{ m}^3 \text{ C}_3\text{H}_8\text{O}} \cdot \frac{10^3 \text{ g C}_3\text{H}_8\text{O}}{1 \text{ kg C}_3\text{H}_8\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3 \text{ C}_3\text{H}_8\text{O}}{10^3 \text{ cm}^3 \text{ C}_3\text{H}_8\text{O}} = 7,9 \text{ g C}_3\text{H}_8\text{O}$$

La masa de $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}$ que se debería obtener a partir de la cantidad anterior:

$$7,9 \text{ g C}_3\text{H}_8\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{O}}{60,0 \text{ g C}_3\text{H}_8\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_6\text{O}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8\text{O}} \cdot \frac{58,0 \text{ g C}_3\text{H}_6\text{O}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_6\text{O}} = 7,6 \text{ g C}_3\text{H}_6\text{O}$$

Relacionando las cantidades real y teórica se obtiene el rendimiento del proceso:

$$\eta = \frac{5,8 \text{ g C}_3\text{H}_6\text{O (real)}}{7,6 \text{ g C}_3\text{H}_6\text{O (teórico)}} \cdot 100 = 76 \%$$

La respuesta correcta es la **b**.

5.32. Para determinar el rendimiento de un proceso químico hay que:

- a) Formular los reactivos y los productos.
- b) Escribir la reacción completa.
- c) Ajustar la reacción completa y determinar el reactivo limitante.
- d) Realizar todas las etapas anteriores.

(O.Q.L. Castilla y León 2020)

Para determinar el **rendimiento** de un proceso hay que **ajustar la reacción** completa y **determinar el reactivo limitante** de la misma que permita calcular la cantidad de sustancia que se obtiene (reacciona) y compararla con la que debía de haberse obtenido (reaccionado).

La respuesta correcta es la **c**.

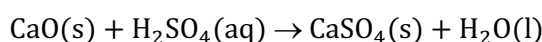
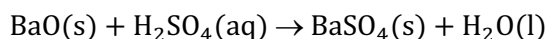
6. REACCIONES CONSECUTIVAS Y REACCIONES SIMULTÁNEAS

6.1. Una mezcla de óxidos de bario y de calcio, que pesa 20,90 g, se trata con H_2SO_4 para lograr los sulfatos de calcio y bario que, una vez secos, pesan 36,90 g. ¿Cuál es la composición de la mezcla?

- a) 10,20 g de BaO y 3,30 g CaO
- b) 15,30 g de BaO y 5,60 g CaO
- c) 5,10 g de BaO y 1,75 g CaO
- d) 7,15 g de BaO y 2,80 g CaO
- e) 8,25 g de BaO y 4,32 g CaO

(O.Q.L. Asturias 1989)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a la reacciones del H_2SO_4 con ambos óxidos son:



Llamando x e y , respectivamente, a las masas de BaO y CaO contenidas en la mezcla, para determinar la composición de la misma se plantean las siguientes ecuaciones:

$$\left. \begin{aligned} x \text{ g BaO} \cdot \frac{1 \text{ mol BaO}}{153,3 \text{ g BaO}} \cdot \frac{1 \text{ mol BaSO}_4}{1 \text{ mol BaO}} \cdot \frac{233,4 \text{ g BaSO}_4}{1 \text{ mol BaSO}_4} &= 1,523 x \text{ g BaSO}_4 \\ y \text{ g CaO} \cdot \frac{1 \text{ mol CaO}}{56,1 \text{ g CaO}} \cdot \frac{1 \text{ mol CaSO}_4}{1 \text{ mol CaO}} \cdot \frac{136,2 \text{ g CaSO}_4}{1 \text{ mol CaSO}_4} &= 2,428 y \text{ g CaSO}_4 \end{aligned} \right\}$$

$$1,523 x \text{ g BaSO}_4 + 2,428 y \text{ g CaSO}_4 = 20,90 \text{ g mezcla sulfatos}$$

$$x \text{ g BaO} + y \text{ g CaO} = 20,90 \text{ g mezcla óxidos}$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x = 15,30 \text{ g BaO} \qquad y = 5,60 \text{ g CaO}$$

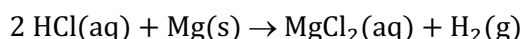
La respuesta correcta es la b.

6.2. En una muestra de aleación de Cu–Mg que pesa 2,00 g se quiere determinar el contenido de ambos metales expresado como porcentaje en masa. Para ello se trata con HCl acuoso desprendiéndose 200 mL de hidrógeno medidos a 700 mmHg y 27 °C.

- a) 9,1 % Mg y 90,9 % Cu
- b) 8,2 % Mg y 91,8 % Cu
- c) 60 % Mg y 40 % Cu
- d) 20 % Mg y 80 % Cu
- e) 51,3 % Mg y 48,7 % Cu

(O.Q.L. Asturias 1990)

Teniendo en cuenta que los potenciales de reducción, E° , del $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$, $\text{Mg}^{2+}|\text{Mg}$ y $\text{H}^+|\text{H}_2$, son, respectivamente, +0,34 V, -2,37 V y 0,00 V, se deduce que de los dos metales que forman la aleación, el único capaz de reaccionar con HCl para producir H_2 es el Mg. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ambos es:



Considerando comportamiento ideal, la cantidad de H_2 recogido es:

$$n = \frac{700 \text{ mmHg} \cdot 200 \text{ mL}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 7,48 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2$$

Relacionando H_2 y Mg:

$$7,48 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{24,3 \text{ g Mg}}{1 \text{ mol Mg}} = 0,182 \text{ g Mg}$$

Relacionando Mg y aleación se puede calcular la composición de esta:

$$\frac{0,182 \text{ g Mg}}{2,00 \text{ g aleación}} \cdot 100 = 9,10 \% \text{ Mgl}$$

El resto de la aleación, 90,9 % es Cu.

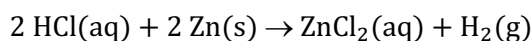
La respuesta correcta es la a.

6.3. Una muestra 200,0 g de una aleación de cinc y cobre, con un contenido en cobre del 40,0 % en masa y del 60,0 % de zinc, se trata con ácido clorhídrico obteniéndose una cantidad de hidrógeno de:

- a) 41,10 L de hidrógeno en c.n.
- b) 69,32 L de hidrógeno en c.n.
- c) 50,00 L de hidrógeno en c.n.
- d) $11,049 \cdot 10^{23}$ moléculas de hidrógeno.

(O.Q.L. Asturias 1996)

Teniendo en cuenta que los potenciales de reducción del $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$, $\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}$ y $\text{H}^+|\text{H}_2$, son, respectivamente, +0,34 V, -0,76 V y 0,00 V, se deduce que de los dos metales que forman la aleación, el único capaz de reaccionar con HCl para producir H_2 es el Zn. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre ambos es:



Relacionando HCl y H_2 :

$$200,0 \text{ g aleación} \cdot \frac{60,0 \text{ g Zn}}{100 \text{ g aleación}} \cdot \frac{1 \text{ mol Zn}}{65,4 \text{ g Zn}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Zn}} = 1,83 \text{ mol H}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

$$V = \frac{(1,83 \text{ mol H}_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 41,1 \text{ L H}_2$$

La respuesta correcta es la a.

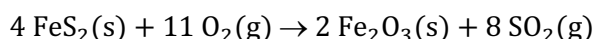
6.4. La denominada "lluvia ácida" tiene su principal origen en:

- a) El agujero de la capa de ozono.
- b) Un aumento brusco del pH y la temperatura en el interior de una gota fría.
- c) La emisión de dióxido de azufre a la atmósfera.
- d) Un descenso de la presión parcial de oxígeno en la atmósfera.

(O.Q.L. Murcia 1996)

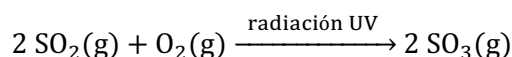
El fenómeno de la "lluvia ácida" tiene su origen, principalmente, en el aumento de la concentración de dióxido de azufre, SO_2 , y trióxido de azufre, SO_3 , en la atmósfera que se ha producido durante los últimos años en los países industrializados.

El origen de este aumento está, además de las emisiones naturales de dióxido de azufre a la atmósfera por parte de los volcanes, en las que se producen de manera antropogénica, como la combustión del azufre, que es un contaminante natural de los combustibles fósiles (carbón, petróleo, gas natural) y que produce dióxido de azufre. También contribuye el dióxido de azufre producido en la tostación de sulfuros metálicos para obtener los correspondientes metales. Por ejemplo, en la tostación de la pirita:

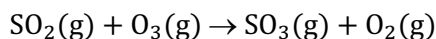


Existen diferentes vías por las que el dióxido de azufre atmosférico puede oxidarse a trióxido de azufre:

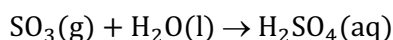
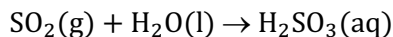
- Radiación solar:



- Reacción con ozono:



Posteriormente, los óxidos de azufre en contacto con el agua de lluvia forman los ácidos correspondientes:



La respuesta correcta es la c.

6.5. La falta de oxígeno durante la combustión de un hidrocarburo como el metano genera un gas altamente tóxico, el monóxido de carbono. La siguiente ecuación química ilustra este proceso:

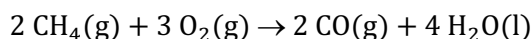
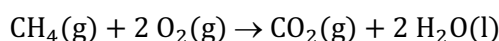


Si como consecuencia de este proceso se obtienen 50 g de una mezcla de CO y CO₂, ¿cuántos moles de metano se consumieron?

- a) 0,50
- b) 1,0
- c) 1,5
- d) 2,0

(O.Q.L. Murcia 2001)

La ecuación química que se muestra, corresponde a la reacción global para una buena y mala combustión del CH₄. Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a ambas reacciones son, respectivamente:



Suponiendo que se parte de x mol de CH₄, las masas de CO y CO₂ que se obtienen por ambas reacciones son:

$$x \text{ mol CH}_4 \cdot \frac{2 \text{ mol CO}}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{28,0 \text{ g CO}}{1 \text{ mol CO}} + x \text{ mol CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 50 \text{ g mezcla}$$

Se obtiene, $x = 1,5 \text{ mol CH}_4$.

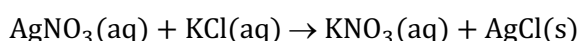
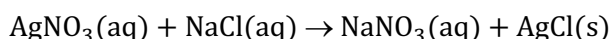
La respuesta correcta es la c.

6.6. El AgNO₃ reacciona tanto con NaCl como con KCl para dar, en ambos casos, AgCl. Si al reaccionar 1,00 g de muestra con AgNO₃ se forman 2,15 g de AgCl, la muestra estará formada por:

- a) KCl
- b) NaCl
- c) Una mezcla de KCl y NaCl.
- d) Una mezcla de NaCl y Cl₂.
- e) No es posible determinarlo.

(O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. La Rioja 2008) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones entre AgNO₃ y NaCl y KCl son, respectivamente:



a) Falso. Suponiendo que la muestra estuviera formada solo por KCl, la masa de AgCl que se obtiene es inferior a la propuesta:

$$1,00 \text{ g KCl} \cdot \frac{1 \text{ mol KCl}}{74,6 \text{ g KCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol KCl}} \cdot \frac{143,4 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 1,92 \text{ g AgCl}$$

b) Falso. Suponiendo que la muestra estuviera formada solo por NaCl, la masa de AgCl que se obtiene es superior a la propuesta:

$$1,00 \text{ g NaCl} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{58,5 \text{ g NaCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol AgCl}}{1 \text{ mol NaCl}} \cdot \frac{143,4 \text{ g AgCl}}{1 \text{ mol AgCl}} = 2,45 \text{ g AgCl}$$

c) **Verdadero**. Teniendo en cuenta que los 2,15 g de AgCl que se obtienen están comprendidos entre los 1,92 g de una muestra con solo KCl y los 2,45 g de una muestra de NaCl, **la muestra inicial debe estar formada por una mezcla de ambas sustancias**.

d) Falso. La reacción de los cloruros alcalinos con AgNO₃ es de precipitación y la formación de Cl₂ implicaría una reacción de oxidación-reducción.

e) Falso. Se puede calcular la composición de la muestra planteando un sistema de ecuaciones con los dos datos numéricos proporcionados.

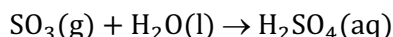
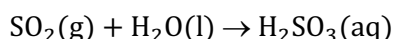
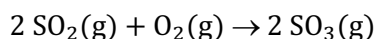
La respuesta correcta es la c.

6.7. El gas, qué disuelto en agua, produce lluvia ácida que tanto daño ocasiona al medio ambiente es:

- a) Hidrógeno
- b) Nitrógeno
- c) Dióxido de azufre
- d) Dióxido de carbono

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2005)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones de formación de la lluvia ácida a partir del **dióxido de azufre, SO₂**, son:



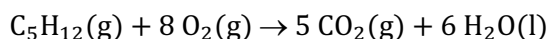
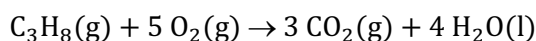
La respuesta correcta es la c.

6.8. La combustión completa de una mezcla de 2,050 kg que contiene solamente propano, C₃H₈, y pentano, C₅H₁₂, produjo 6,210 kg de CO₂ y 3,175 kg de H₂O. ¿Cuál es el porcentaje de pentano, en masa, en esta muestra?

- a) 10,4
- b) 62,5
- c) 37,5
- d) 30,5
- e) 85,0

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Galicia 2014)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones de combustión de los hidrocarburos son:



Las cantidades de CO₂ y H₂O que se obtienen en la combustión son, respectivamente:

$$6,210 \text{ kg CO}_2 \cdot \frac{10^3 \text{ g CO}_2}{1 \text{ kg CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} = 141,1 \text{ mol CO}_2$$

$$3,175 \text{ kg H}_2\text{O} \cdot \frac{10^3 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ kg H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} = 176,4 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Llamando x e y a los moles de C₃H₈ y C₅H₁₂, respectivamente, se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x \text{ mol C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{3 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} + y \text{ mol C}_5\text{H}_{12} \cdot \frac{5 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_5\text{H}_{12}} = 141,1 \text{ mol CO}_2$$

$$x \text{ mol C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{4 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} + y \text{ mol C}_5\text{H}_{12} \cdot \frac{6 \text{ mol H}_2\text{O}}{1 \text{ mol C}_5\text{H}_{12}} = 176,4 \text{ mol H}_2\text{O}$$

Resolviendo el sistema se obtiene, $y = 17,70 \text{ mol C}_5\text{H}_{12}$, con lo que el porcentaje en masa de este compuesto en la mezcla es:

$$\frac{17,70 \text{ mol C}_5\text{H}_{12}}{2,050 \text{ kg mezcla}} \cdot \frac{72,0 \text{ g C}_5\text{H}_{12}}{1 \text{ mol C}_5\text{H}_{12}} \cdot \frac{1 \text{ kg mezcla}}{10^3 \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 62,3 \% \text{ C}_5\text{H}_{12}$$

La respuesta correcta es la **b**.

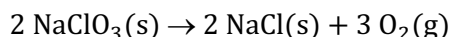
(Con los datos propuestos en Luarca 2005 se llega a un resultado absurdo).

6.9. Si se calcina 1,6 g de una mezcla de clorato de potasio y clorato de sodio, queda un residuo sólido de cloruro de potasio y cloruro de sodio de 0,923 g. ¿Cuál es el porcentaje de clorato de potasio de la muestra inicial?

- a) 75
- b) 25
- c) 45
- d) 20

(O.Q.L. Madrid 2010)

Las ecuaciones químicas correspondientes a la descomposición térmica de ambas sales son:



Llamando x e y a las masas de KClO_3 y NaClO_3 , respectivamente, se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$\left. \begin{aligned} x \text{ g KClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol KClO}_3}{122,6 \text{ g KClO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol KCl}}{1 \text{ mol KClO}_3} \cdot \frac{74,6 \text{ g KCl}}{1 \text{ mol KCl}} &= 0,608 x \text{ g KCl} \\ y \text{ g NaClO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NaClO}_3}{106,5 \text{ g NaClO}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol NaCl}}{1 \text{ mol NaClO}_3} \cdot \frac{58,5 \text{ g NaCl}}{1 \text{ mol NaCl}} &= 0,549 y \text{ g NaCl} \end{aligned} \right\}$$

$$0,608 x \text{ g KCl} + 0,549 y \text{ g NaCl} = 0,923 \text{ g residuo}$$

$$x \text{ g KClO}_3 + y \text{ g NaClO}_3 = 1,6 \text{ g mezcla}$$

Resolviendo el sistema formado por estas ecuaciones se obtiene:

$$x = 0,72 \text{ g KClO}_3 \qquad y = 0,88 \text{ g NaClO}_3$$

El porcentaje en masa de KClO_3 en la mezcla es:

$$\frac{0,72 \text{ g KClO}_3}{1,6 \text{ g mezcla}} \cdot 100 = 45 \% \text{ KClO}_3$$

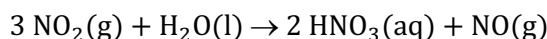
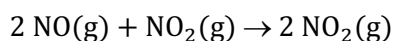
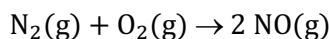
La respuesta correcta es la **c**.

6.10. ¿Cuáles de los siguientes productos químicos contribuyen en mayor medida a la "lluvia ácida"?

- a) Residuos de uranio radiactivos.
- b) Ozono en la superficie terrestre.
- c) Cloro para desinfección de aguas.
- d) Fosfatos en detergentes.
- e) Óxidos de nitrógeno.

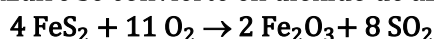
(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Madrid 2013)

Los **óxidos de nitrógeno (NO_x)** que se forman en los motores de combustión contribuyen a la formación de la lluvia ácida. Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones de formación de la misma son:



La respuesta correcta es la e.

6.11. Casi todo el carbón de hulla que se quema en EE.UU. contiene del 1 % al 3 % de azufre, el cual se halla, generalmente, formando parte de minerales como la pirita, FeS_2 . Durante la combustión del carbón, este azufre se convierte en dióxido de azufre según la reacción:



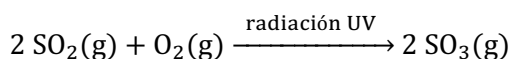
Parte de este dióxido de azufre sufre en la atmósfera un proceso causante básicamente de:

- Efecto invernadero.
- Disminución de la capa de ozono.
- Lluvia ácida.
- Formación de la carboxihemoglobina que dificulta el transporte de oxígeno en la sangre.

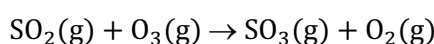
(O.Q.L. Asturias 2012)

El fenómeno de la "lluvia ácida" consiste en que el dióxido de azufre, SO_2 , procedente de la tostación de los minerales como la pirita se transforma, en la atmósfera, con la ayuda de la radiación solar o por la acción del ozono de la troposfera, en trióxido de azufre, SO_3 , de acuerdo con las siguientes ecuaciones químicas:

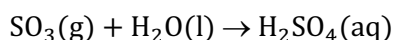
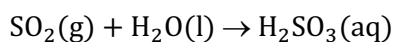
- Radiación solar:



- Reacción con ozono:



Posteriormente, los óxidos de azufre en contacto con el agua de lluvia forman los ácidos correspondientes:



La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1996).

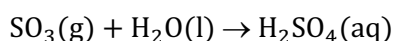
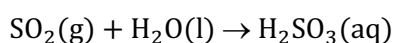
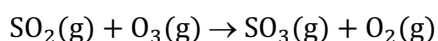
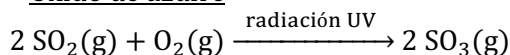
6.12. La denominada lluvia ácida se debe a la presencia en la atmósfera de:

- Monóxido de carbono
- Dióxido de carbono
- Óxidos de nitrógeno y/o azufre
- Gotículas de cloruro de hidrógeno

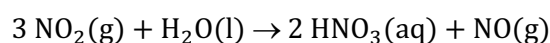
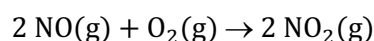
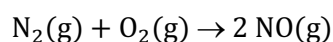
(O.Q.L. Murcia 2013)

El fenómeno que se conoce con el nombre de la "lluvia ácida" es debido a la presencia en la atmósfera de **óxidos de azufre y nitrógeno** que forman oxoácidos de acuerdo con las siguientes reacciones químicas:

- Óxido de azufre



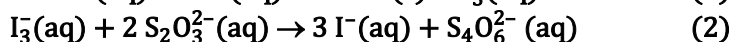
- Óxido de nitrógeno



La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a las propuestas en Murcia 1996, Asturias 2012 y otras).

6.13. El cobre metálico de una muestra de 0,115 g de masa, se hace reaccionar con ácido nítrico y posterior disolución en agua con el fin de ionizarlo, Cu^{2+} . Este ion se analiza haciéndolo reaccionar con I^- , transformándose en el ion I_3^- que se valora con $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$, de concentración 0,0320 M, gastando 11,75 mL según las siguientes reacciones:



¿Cuál es el porcentaje de cobre metálico en la muestra?

- a) 41,25
- b) 20,77
- c) 45,62
- d) 10,38
- e) 3,27

(O.Q.L. Madrid 2014)

Relacionando $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ con I_3^- :

$$11,75 \text{ mL } \text{S}_2\text{O}_3^{2-} 0,0320 \text{ M} \cdot \frac{0,0320 \text{ mmol } \text{S}_2\text{O}_3^{2-}}{1 \text{ mL } \text{S}_2\text{O}_3^{2-} 0,0320 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } \text{I}_3^-}{2 \text{ mmol } \text{S}_2\text{O}_3^{2-}} = 0,188 \text{ mmol } \text{I}_3^-$$

Relacionando I_3^- con Cu^{2+} :

$$0,188 \text{ mmol } \text{I}_3^- \cdot \frac{2 \text{ mmol } \text{Cu}^{2+}}{1 \text{ mmol } \text{I}_3^-} \cdot \frac{63,5 \text{ mg } \text{Cu}^{2+}}{1 \text{ mmol } \text{Cu}^{2+}} = 23,9 \text{ mg } \text{Cu}^{2+}$$

La riqueza de la muestra es:

$$\frac{23,9 \text{ mg } \text{Cu}^{2+}}{0,115 \text{ g muestra}} \cdot \frac{1 \text{ g muestra}}{10^3 \text{ g muestra}} \cdot 100 = 20,8 \% \text{ Cu}$$

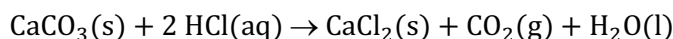
La respuesta correcta es la b.

6.14. Una muestra de 0,200 g contiene solamente CaCO_3 y MgCO_3 . Se valora con una disolución de acuosa 0,200 M de HCl consumiendo 20,75 mL para llegar al punto final de la valoración (formación del cloruro del metal, agua y dióxido de carbono). La cantidad de CaCO_3 en la muestra es:

- a) 0,041 g
- b) 0,080 g
- c) 0,159 g
- d) 0,200 g

(O.Q.L. Asturias 2015)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones de ambos carbonatos con HCl son, respectivamente:



La cantidad de HCl que reacciona es:

$$20,75 \text{ mL HCl } 0,200 \text{ M} \cdot \frac{1 \text{ L HCl } 0,200 \text{ M}}{10^3 \text{ mL HCl } 0,200 \text{ M}} \cdot \frac{0,200 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 0,200 \text{ M}} = 4,15 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

Llamando x e y a los moles de CaCO_3 y MgCO_3 contenidos en la mezcla y relacionando estas cantidades con el HCl, se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$\left. \begin{array}{l} x \text{ mol } \text{CaCO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol } \text{CaCO}_3} = 2x \text{ mol HCl} \\ y \text{ mol } \text{MgCO}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol } \text{MgCO}_3} = 2y \text{ mol HCl} \end{array} \right\} \rightarrow 2x + 2y = 4,15 \cdot 10^{-3} \text{ mol HCl}$$

Relacionando las cantidades de CaCO_3 y MgCO_3 con la cantidad de muestra:

$$x \text{ mol CaCO}_3 \cdot \frac{100,0 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} + y \text{ mol MgCO}_3 \cdot \frac{84,3 \text{ g MgCO}_3}{1 \text{ mol MgCO}_3} = 0,200 \text{ g muestra}$$

Resolviendo el sistema de ecuaciones se obtiene:

$$x = 1,59 \cdot 10^{-3} \text{ mol CaCO}_3 \quad y = 0,487 \cdot 10^{-3} \text{ mol MgCO}_3$$

La masa de CaCO_3 en la muestra es:

$$1,59 \cdot 10^{-3} \text{ mol CaCO}_3 \cdot \frac{100,1 \text{ g CaCO}_3}{1 \text{ mol CaCO}_3} = 0,159 \text{ g CaCO}_3$$

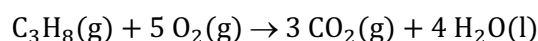
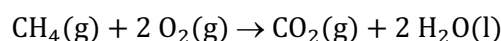
La respuesta correcta es la c.

6.15. La combustión total de 5,00 g una mezcla de metano, CH_4 , y propano, C_3H_8 , produjo 7,20 L de dióxido de carbono en condiciones normales de presión y temperatura. El porcentaje en masa de metano en la mezcla debe ser:

- a) 66,0
- b) 34,0
- c) 25,8
- d) 84,2

(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a la combustión de los hidrocarburos propuestos son:



Considerando comportamiento ideal, el número de moles de CO_2 es:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 7,20 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}} = 0,321 \text{ mol CO}_2$$

Llamando x e y a los moles de CH_4 y C_3H_8 , respectivamente, se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$x \text{ mol CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol CH}_4} + y \text{ mol C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{3 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = 0,321 \text{ mol CO}_2$$

$$x \text{ mol CH}_4 \cdot \frac{16,0 \text{ g CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} + y \text{ mol C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{44,0 \text{ g C}_3\text{H}_8}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = 5,00 \text{ g mezcla}$$

Se obtiene, $x = 0,219 \text{ mol CH}_4$, con lo que el porcentaje en masa de este en la mezcla es:

$$\frac{0,219 \text{ mol CH}_4 \cdot 16,0 \text{ g CH}_4}{5,00 \text{ g mezcla} \cdot 1 \text{ mol CH}_4} \cdot 100 = 70,1 \% \text{ CH}_4$$

Ninguna respuesta es correcta.

6.16. Los principales contaminantes atmosféricos, responsables de la lluvia ácida, son:

- a) SO_2 y CO_2
- b) SO_2 , NO_x y O_3
- c) SO_2 y NO_x y CH_4
- d) SO_2 y NO_x

(O.Q.L. Madrid 2016)

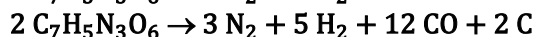
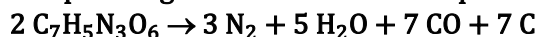
Los gases constaminantes de la atmósfera que son responsables de la lluvia ácida son:

- SO_2 procedente, fundamentalmente, de la combustión del azufre elemental y del azufre contenido en los sulfuros metálicos y los combustibles fósiles. Los ácidos finales resultantes son H_2SO_4 y H_2SO_3 .

- NO_x que forman parte de los gases emitidos por los motores de combustión interna. El ácido final resultante es HNO_3 .

La respuesta correcta es la d.

6.17. El 2,4,6-trinitrotolueno (TNT, $\text{C}_7\text{H}_5\text{N}_3\text{O}_6$) es una sustancia explosiva. En una detonación, el TNT se descompone según las dos ecuaciones químicas siguientes:



Cuando explotan 20 mol de TNT con una completa conversión en los productos, se forman 30 mol de gas hidrógeno. ¿Cuántos moles de monóxido de carbono se formarán?

- a) 28
- b) 72
- c) 100
- d) 119

(O.Q.L. Valencia 2017)

- La cantidad de CO que se obtiene según la segunda reacción se calcula relacionando el H_2 obtenido con el CO:

$$20 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{12 \text{ mol CO}}{5 \text{ mol H}_2} = 72 \text{ mol CO}$$

Relacionando H_2 con TNT se obtiene la cantidad de este que se consume en la segunda reacción:

$$30 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol TNT}}{5 \text{ mol H}_2} = 12 \text{ mol TNT}$$

La cantidad de TNT que queda para reaccionar según la primera reacción es:

$$20 \text{ mol TNT (total)} - 12 \text{ mol TNT (2ª reacción)} = 8,0 \text{ mol TNT (1ª reacción)}$$

- La cantidad de CO que se obtiene según la primera reacción es:

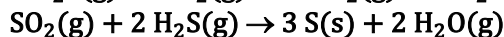
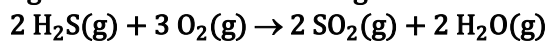
$$8,0 \text{ mol TNT} \cdot \frac{7 \text{ mol CO}}{2 \text{ mol TNT}} = 28 \text{ mol CO}$$

- La cantidad total de CO que se obtiene en ambas reacciones es:

$$72 \text{ mol CO (2ª reacción)} + 28 \text{ mol CO (1ª reacción)} = 100 \text{ mol CO (total)}$$

La respuesta correcta es la c.

6.18. La reacción de Claus se usa generalmente para producir azufre elemental a partir del sulfuro de dihidrógeno de acuerdo con las siguientes ecuaciones químicas:

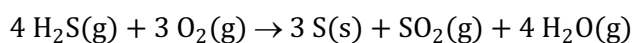


¿Cuántos gramos de azufre se producen a partir de 48,0 g de O_2 ?

- a) 16,0
- b) 32,1
- c) 48,2
- d) 96,2

(O.Q.L. Valencia 2019)

Sumandos las ecuaciones propuestas se obtiene que la ecuación global de proceso es:

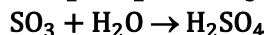
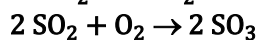
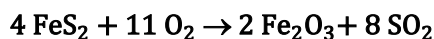


Relacionando O_2 con S:

$$48,0 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \cdot \frac{3 \text{ mol S}}{3 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{32,1 \text{ g S}}{1 \text{ mol S}} = 48,2 \text{ g S}$$

La respuesta correcta es la c.

6.19. La producción de ácido sulfúrico a partir de pirita, FeS_2 , tiene lugar según la siguiente serie de reacciones:



¿Cuál es el volumen máximo de disolución de ácido sulfúrico del 98,00 % de riqueza en masa y densidad $1,836 \text{ g cm}^{-3}$ que se podrá obtener a partir de 100,0 kg de pirita?

- a) 90,89 L
- b) 45,44 L
- c) 87,00 L
- d) 43,50 L

(O.Q.L. La Rioja 2020)

Suponiendo una riqueza del 100 % para la pirita y relacionando esta con SO_2 y SO_3 :

$$100,0 \text{ kg pirita} \cdot \frac{10^3 \text{ g pirita}}{1 \text{ kg pirita}} \cdot \frac{100 \text{ g FeS}_2}{100 \text{ g pirita}} \cdot \frac{1 \text{ mol FeS}_2}{120,0 \text{ g FeS}_2} \cdot \frac{8 \text{ mol SO}_2}{4 \text{ mol FeS}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol SO}_3}{2 \text{ mol SO}_2} = 1,667 \text{ mol SO}_3$$

Relacionando SO_3 con H_2SO_4 :

$$1,667 \text{ mol SO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol SO}_3} \cdot \frac{98,1 \text{ g H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol H}_2\text{SO}_4} = 1,635 \cdot 10^5 \text{ g H}_2\text{SO}_4$$

Como se trata de una disolución comercial de H_2SO_4 de riqueza 98,00 %:

$$1,635 \cdot 10^5 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{100 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 98,00 \%}}{98,00 \text{ g H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 98,00 \%}}{1,836 \text{ g H}_2\text{SO}_4 \text{ 98,00 \%}} \cdot \frac{1 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 98,00 \%}}{10^3 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 98,00 \%}} =$$

$$= 90,87 \text{ L H}_2\text{SO}_4 \text{ 98,00 \%}$$

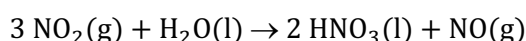
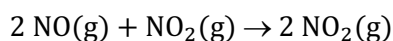
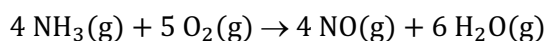
La respuesta correcta es la a.

6.20. El ácido nítrico se genera industrialmente en un proceso cuya clave es la oxidación catalítica del amoníaco. Dicho proceso fue desarrollado y patentado por un muy reputado científico al que se le concedió el Premio Nobel de Química, ¿cuál es su nombre?

- a) Ostwald
- b) Arrhenius
- c) van't Hoff
- d) Haber

(O.Q.N. Valencia 2020)

El proceso de [obtención catalítica del ácido nítrico](#) a partir del amoníaco fue desarrollado por [Wilhelm Ostwald](#) (1902) lo que le valió la concesión del Premio Nobel de Química de 1909. Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones del proceso Ostwald son:



La respuesta correcta es la a.

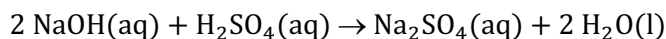
7. ESTEQUIOMETRÍA Y VALORACIONES ÁCIDO-BASE

7.1. Para neutralizar 200 cm³ de una disolución 1,00 M (el enunciado original decía 2 N) de H₂SO₄ con una disolución 1,00 M de NaOH se utilizarán:

- a) 200 cm³
- b) 400 cm³
- c) 600 cm³
- d) 800 cm³

(O.Q.L. Asturias 1987)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización propuesta es:



Relacionando H₂SO₄ con NaOH:

$$200 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ 1,00 M} \cdot \frac{1,00 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ 1,00 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4} = 400 \text{ mmol NaOH}$$

Como se dispone de disolución de NaOH 1,00 M:

$$400 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ NaOH 1,00 M}}{1,00 \text{ mmol NaOH}} = 400 \text{ cm}^3 \text{ NaOH 1,00 M}$$

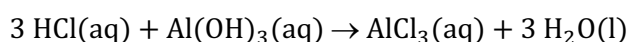
La respuesta correcta es la **b**.

7.2. Un paciente que padece una úlcera duodenal puede presentar una concentración de HCl en su jugo gástrico 0,0800 M. Suponiendo que su estómago recibe 3,00 L diarios de jugo gástrico, ¿qué cantidad de medicina conteniendo 2,60 g de Al(OH)₃ por 100 mL debe consumir diariamente el paciente para neutralizar el ácido?

- a) 27 mL
- b) 80 mL
- c) 240 mL
- d) 720 mL
- e) 1.440 mL

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. Asturias 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la neutralización entre HCl y Al(OH)₃ es:



La masa de Al(OH)₃ que reacciona con HCl es:

$$3,00 \text{ L HCl 0,0800 M} \cdot \frac{0,0800 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl 0,0800 M}} \cdot \frac{1 \text{ mol Al(OH)}_3}{3 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{78,0 \text{ g Al(OH)}_3}{1 \text{ mol Al(OH)}_3} = 6,24 \text{ g Al(OH)}_3$$

La cantidad de medicina necesaria es:

$$6,24 \text{ g Al(OH)}_3 \cdot \frac{100 \text{ mL medicina}}{2,60 \text{ g Al(OH)}_3} = 240 \text{ mL medicina}$$

La respuesta correcta es la **c**.

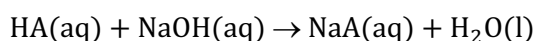
(En la cuestión propuesta en Castilla y León 1998 se cambian el volumen y la concentración de HCl por su número de moles).

7.3. Un gramo de cierto ácido orgánico monocarboxílico de cadena lineal se neutraliza con 22,7 cm³ de disolución de hidróxido de sodio, NaOH, 0,50 M y al quemarse origina 0,818 g de agua. El nombre del ácido es:

- a) Butanoico
- b) Propanoico
- c) Etanoico
- d) Metanoico
- e) Palmítico
- f) Hexanoico

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Extremadura 2016) (O.Q.L. Málaga 2018)

La ecuación química ajustada correspondiente a la neutralización entre un ácido monocarboxílico, HA, y NaOH es:



La cantidad de HA neutralizado permite calcular su masa molar:

$$22,7 \text{ cm}^3 \text{ NaOH } 0,50 \text{ M} \cdot \frac{0,50 \text{ mol NaOH}}{10^3 \text{ cm}^3 \text{ NaOH } 0,50 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol HA}}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{M \text{ g HA}}{1 \text{ mol HA}} = 1,0 \text{ g HA}$$

Se obtiene, $M = 88 \text{ g mol}^{-1}$.

La relación entre la masa de H₂O producida en la combustión y la masa de ácido HA permite obtener los moles de H contenidos en un mol de ácido:

$$\frac{0,818 \text{ g H}_2\text{O}}{1 \text{ g HA}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} \cdot \frac{88 \text{ g HA}}{1 \text{ mol HA}} = 8 \frac{\text{mol H}}{\text{mol HA}}$$

Se trata de un ácido monocarboxílico derivado de un hidrocarburo saturado y su fórmula general es C_nH_{2n}O₂. Conocido el número de átomos de H que contiene se le puede identificar. Como 2n = 8, se obtiene, n = 4, por tanto, se trata del **ácido butanoico**.

Por otra parte, la masa molar del ácido también puede servir para su identificación. Así pues, por tratarse de un ácido monocarboxílico contiene un grupo carboxilo, -COOH, que ya pesa 45 g, el resto de la masa corresponde al radical alquílico unido a dicho grupo. Se descartan de forma inmediata metanoico y etanoico que tienen cadenas muy cortas y, palmítico que, por ser ácido graso, tiene una cadena muy larga.

La respuesta correcta es la a.

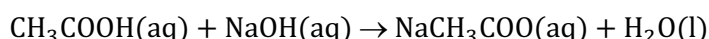
(En la cuestión propuesta en Extremadura 2016 se cambian los datos numéricos).

7.4. El vinagre es una disolución concentrada de ácido acético, CH₃COOH. Cuando se trata una muestra de 8,00 g de vinagre con NaOH 0,200 M, se gastan 51,1 mL hasta alcanzar el punto de equivalencia. El porcentaje en masa de ácido acético en dicho vinagre es:

- a) 1,36
- b) 3,83
- c) 7,67
- d) 5,67
- e) 4,18

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Asturias 2005)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre CH₃COOH y NaOH es:



Relacionando NaOH con CH₃COOH:

$$51,1 \text{ mL NaOH } 0,2 \text{ M} \cdot \frac{0,200 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,200 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mmol NaOH}} = 10,2 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}$$

$$10,2 \text{ mmol CH}_3\text{COOH} \cdot \frac{60,0 \text{ mg CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}} \cdot \frac{1 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{10^3 \text{ mg CH}_3\text{COOH}} = 0,610 \text{ g CH}_3\text{COOH}$$

El porcentaje de CH₃COOH en el vinagre es:

$$\frac{0,610 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{8,00 \text{ g vinagre}} \cdot 100 = 7,67 \% \text{ CH}_3\text{COOH}$$

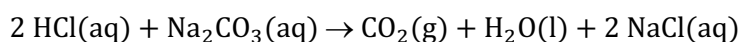
La respuesta correcta es la c.

7.5. Para valorar una disolución de ácido clorhídrico, se pipetea 10,0 mL de Na₂CO₃ 0,100 M, se introducen en un Erlenmeyer y se diluyen con 100 mL de agua añadiendo unas gotas de verde de bromocresol. A continuación, se añaden con una bureta 15,0 mL de HCl hasta su segundo punto de equivalencia (color amarillo). La concentración molar del ácido es:

- a) 0,200
- b) 0,100
- c) 0,0667
- d) 0,133
- e) 0,267

(O.Q.N. Tarazona 2003)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización entre HCl y Na₂CO₃ es:



La cantidad de HCl neutralizado es:

$$10,0 \text{ mL Na}_2\text{CO}_3 \text{ 0,100 M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol Na}_2\text{CO}_3}{1 \text{ mL Na}_2\text{CO}_3 \text{ 0,100 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol Na}_2\text{CO}_3} = 2,00 \text{ mmol HCl}$$

La concentración molar de la disolución de HCl es:

$$\frac{2,00 \text{ mmol HCl}}{15,0 \text{ mL disolución}} = 0,133 \text{ mol L}^{-1}$$

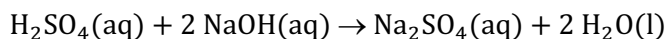
La respuesta correcta es la d.

7.6. Se quiere valorar una disolución de hidróxido de sodio con otra de ácido sulfúrico 0,25 M. Si se toman 15,00 mL de la disolución de la base y se consumen 12,00 mL de la disolución ácida. ¿Cuál será la molaridad de la disolución de hidróxido de sodio?

- a) 0,60
- b) 0,80
- c) 0,20
- d) 0,40

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización propuesta es:



Relacionando H₂SO₄ con NaOH:

$$12,00 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,25 M} \cdot \frac{0,25 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,25 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4} = 6,0 \text{ mmol NaOH}$$

La molaridad de la disolución básica es:

$$\frac{6,0 \text{ mmol NaOH}}{15,00 \text{ mL disolución}} = 0,40 \text{ mol L}^{-1}$$

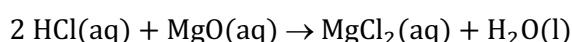
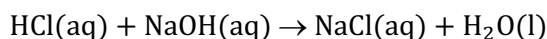
La respuesta correcta es la d.

7.7. Se disolvió una muestra de óxido de magnesio en 50,0 mL de ácido clorhídrico 0,183 M y el exceso de ácido se valoró hasta el punto final con 13,4 mL de hidróxido de sodio 0,105 M y utilizando fenolftaleína como indicador. ¿Cuál es la masa de la muestra de óxido de magnesio?

- a) 209 mg
- b) 184 mg
- c) 156 mg
- d) 104 mg
- e) 77,8 mg

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Galicia 2015)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones del HCl con NaOH y MgO son, respectivamente:



- La cantidad total de HCl es:

$$50,0 \text{ mL HCl } 0,183 \text{ M} \cdot \frac{0,183 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,183 \text{ M}} = 9,15 \text{ mmol HCl}$$

- La cantidad total de HCl neutralizado con NaOH es:

$$13,4 \text{ mL NaOH } 0,105 \text{ M} \cdot \frac{0,105 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,105 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol NaOH}} = 1,50 \text{ mmol mol HCl}$$

- La cantidad total de HCl neutralizado con MgO es:

$$9,15 \text{ mmol HCl (total)} - 1,50 \text{ mmol HCl (con NaOH)} = 7,65 \text{ mmol HCl (con MgO)}$$

Relacionando HCl con MgO:

$$7,65 \text{ mmol HCl} \cdot \frac{1 \text{ mmol MgO}}{2 \text{ mmol HCl}} \cdot \frac{40,3 \text{ mg MgO}}{1 \text{ mmol MgO}} = 154 \text{ mg MgO}$$

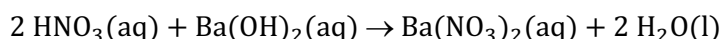
La respuesta correcta es la c.

7.8. Se utiliza una disolución de HNO₃ 0,300 M para valorar 25,0 mL de disolución Ba(OH)₂ 0,250 M. ¿Cuántos mL de la disolución del ácido son necesarios para alcanzar el punto de equivalencia?

- a) 41,7
- b) 20,8
- c) 3,75
- d) 10,4
- e) 7,50

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. Asturias 2007) (O.Q.L. La Rioja 2009) (O.Q.L. La Rioja 2011) (O.Q.L. Sevilla 2014)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización propuesta es:



La cantidad de Ba(OH)₂ neutralizado es:

$$25,0 \text{ mL Ba(OH)}_2 \text{ } 0,250 \text{ M} \cdot \frac{0,250 \text{ mmol Ba(OH)}_2}{1 \text{ mL Ba(OH)}_2 \text{ } 0,25 \text{ M}} = 6,25 \text{ mmol Ba(OH)}_2$$

Relacionando Ba(OH)₂ con HNO₃:

$$6,25 \text{ mmol Ba(OH)}_2 \cdot \frac{2 \text{ mmol HNO}_3}{1 \text{ mmol Ba(OH)}_2} \cdot \frac{1,0 \text{ mL HNO}_3 \text{ } 0,3 \text{ M}}{0,300 \text{ mmol HNO}_3} = 41,7 \text{ mL HNO}_3 \text{ } 0,300 \text{ M}$$

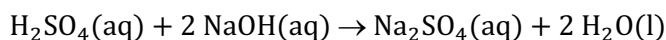
La respuesta correcta es la a.

7.9. ¿Cuántos mL de H_2SO_4 0,10 M pueden neutralizarse con 40 mL de NaOH 0,10 M?

- a) 20
b) 40
c) 10
d) 80

(O.Q.L. Castilla y León 2006)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización entre NaOH y H_2SO_4 es:



La cantidad de NaOH a neutralizar es:

$$40 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,10 \text{ M}} = 4 \text{ mmol NaOH}$$

Relacionando NaOH con H_2SO_4 :

$$4 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mmol NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,10 \text{ M}}{0,10 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4} = 20 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ } 0,10 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la a.

7.10. Indique cuál de las siguientes disoluciones neutralizará 25 mL de una disolución 1,0 M de hidróxido de sodio:

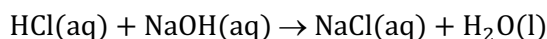
- a) 20 mL de ácido clorhídrico 2,0 M
b) 30 mL de ácido acético 1,5 M
c) 15 mL de ácido nítrico 2,5 M
d) 10 mL de ácido sulfúrico 1,25 M

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

La cantidad de NaOH a neutralizar es:

$$25 \text{ mL NaOH } 1,0 \text{ M} \cdot \frac{1,0 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 1,0 \text{ M}} = 25 \text{ mmol NaOH}$$

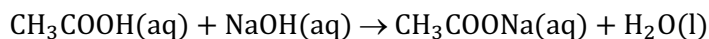
a) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y HCl es:



Relacionando NaOH y disolución de HCl:

$$25 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mL HCl } 2,0 \text{ M}}{2,0 \text{ mmol HCl}} = 13 \text{ mL HCl } 2,0 \text{ M}$$

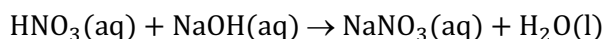
b) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y CH_3COOH es:



Relacionando NaOH y disolución de CH_3COOH :

$$25 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mmol NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 1,5 \text{ M}}{1,5 \text{ mmol CH}_3\text{COOH}} = 17 \text{ mL CH}_3\text{COOH } 1,5 \text{ M}$$

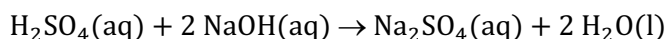
c) Falso. La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y HNO_3 es:



Relacionando NaOH y disolución de HNO_3 :

$$25 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol HNO}_3}{1 \text{ mmol NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mL HNO}_3 \text{ } 2,5 \text{ M}}{2,5 \text{ mmol HNO}_3} = 10 \text{ mL HNO}_3 \text{ } 2,5 \text{ M}$$

d) **Verdadero.** La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y H_2SO_4 es:



Relacionando NaOH y disolución de H₂SO₄:

$$25 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mmol NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 1,25 M}}{1,25 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4} = 10 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 1,25 M}$$

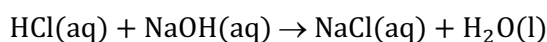
La respuesta correcta es la **d**.

7.11. Se disuelve una muestra de lentejas de sosa, NaOH, en 500,0 mL de H₂O. Se valora una porción de 100,0 mL de esta disolución y se necesitan 16,5 mL de HCl 0,0500 M para alcanzar el punto de equivalencia. ¿Cuántos moles de NaOH había presentes en la disolución inicial?

- a) $4,125 \cdot 10^{-3}$
- b) 0,825
- c) $8,25 \cdot 10^{-3}$
- d) 0,4125

(O.Q.L. Madrid 2007)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización entre HCl y NaOH es:



Relacionando HCl con NaOH:

$$16,5 \text{ mL HCl 0,0500 M} \cdot \frac{0,0500 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl 0,0500 M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol HCl}} = 0,825 \text{ mmol NaOH}$$

Suponiendo que al disolver el NaOH no se produce variación apreciable de volumen y relacionando la cantidad de NaOH contenida en la alícuota con la que contiene toda la disolución:

$$500,0 \text{ mL NaOH} \cdot \frac{0,825 \text{ mmol NaOH}}{\text{alícuota}} \cdot \frac{\text{alícuota}}{100,0 \text{ mL NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{10^3 \text{ mmol NaOH}} = 4,13 \cdot 10^{-3} \text{ mol NaOH}$$

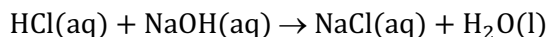
La respuesta correcta es la **a**.

7.12. Una sosa cáustica comercial contiene hidróxido de sodio e impurezas que no tienen carácter ácido-base. Se disuelven 25,06 g de la misma en agua hasta obtener un volumen total de un litro de disolución. Se valoran 10,00 mL de esta disolución y se gastan 11,45 mL de ácido clorhídrico 0,500 M. Calcule el porcentaje en masa de hidróxido de sodio puro que contiene la sosa cáustica comercial.

- a) 98,35
- b) 75,65
- c) 91,38
- d) 100

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización entre HCl y NaOH es:



Relacionado HCl con NaOH se obtiene la cantidad de este que se consume en la valoración:

$$11,45 \text{ mL HCl 0,500 M} \cdot \frac{0,500 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl 0,500 M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol HCl}} \cdot \frac{40,0 \text{ mg NaOH}}{1 \text{ mmol NaOH}} = 229 \text{ mg NaOH}$$

Relacionando la masa de NaOH contenida en la alícuota (10,00 mL) con la que contiene toda la disolución:

$$1 \text{ L disolución} \cdot \frac{229 \text{ mg NaOH}}{\text{alícuota}} \cdot \frac{\text{alícuota}}{10 \text{ mL disolución}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL disolución}}{1 \text{ L disolución}} \cdot \frac{1 \text{ g NaOH}}{10^3 \text{ mg NaOH}} = 22,9 \text{ g NaOH}$$

La riqueza de la muestra es:

$$\frac{22,9 \text{ g NaOH}}{25,06 \text{ g sosa}} \cdot 100 = 91,4 \% \text{ NaOH}$$

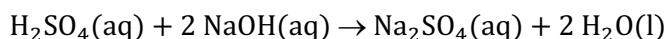
La respuesta correcta es la **c**.

7.13. ¿Cuál de las siguientes disoluciones de NaOH neutralizaría totalmente 10 mL de una disolución H_2SO_4 0,15 M?

- a) 10 mL de disolución 0,15 M
- b) 20 mL de disolución 0,10 M
- c) 10 mL de disolución 0,30 M
- d) 5 mL de disolución 0,30 M

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización entre H_2SO_4 y NaOH es:



La cantidad de H_2SO_4 a neutralizar es:

$$10 \text{ mL } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,15 M} \cdot \frac{0,15 \text{ mmol } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,15 M}} = 1,5 \text{ mmol } \text{H}_2\text{SO}_4$$

La cantidad de NaOH necesario para neutralizar el H_2SO_4 es:

$$1,5 \text{ mmol } \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol } \text{H}_2\text{SO}_4} = 3,0 \text{ mmol NaOH}$$

Las cantidades de NaOH contenidas en cada una de las disoluciones propuestas son:

- 10 mL de NaOH 0,15 M:

$$10 \text{ mL NaOH 0,15 M} \cdot \frac{0,15 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH 0,15 M}} = 1,5 \text{ mmol NaOH}$$

- 20 mL de NaOH 0,10 M:

$$20 \text{ mL NaOH 0,10 M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH 0,10 M}} = 2,0 \text{ mmol NaOH}$$

- 10 mL de NaOH 0,30 M:

$$10 \text{ mL NaOH 0,30 M} \cdot \frac{0,30 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH 0,30 M}} = 3,0 \text{ mmol NaOH}$$

- 5 mL de NaOH 0,30 M:

$$5 \text{ mL NaOH 0,30 M} \cdot \frac{0,30 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH 0,30 M}} = 1,5 \text{ mmol NaOH}$$

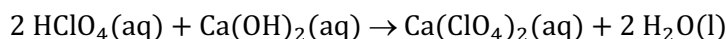
La respuesta correcta es la c.

7.14. Se utiliza una disolución de HClO_4 0,25 M para valorar 20 mL de disolución de $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 0,30 M. ¿Cuántos mL son necesarios para la valoración?

- a) 24
- b) 15
- c) 48
- d) 3,0

(O.Q.L. La Rioja 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización entre HClO_4 y $\text{Ca}(\text{OH})_2$ es:



Relacionando $\text{Ca}(\text{OH})_2$ con HClO_4 es:

$$20 \text{ mL } \text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ 0,30 M} \cdot \frac{0,30 \text{ mmol } \text{Ca}(\text{OH})_2}{1 \text{ mL } \text{Ca}(\text{OH})_2 \text{ 0,30 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol } \text{HClO}_4}{1 \text{ mmol } \text{Ca}(\text{OH})_2} = 12 \text{ mmol } \text{HClO}_4$$

Como se dispone de disolución 0,25 M:

$$12 \text{ mmol HClO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mL HClO}_4 \text{ 0,25 M}}{0,25 \text{ mmol HClO}_4} = 48 \text{ mL HClO}_4 \text{ 0,25 M}$$

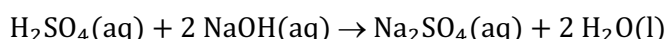
La respuesta correcta es la **c**.

7.15. ¿Qué volumen de H_2SO_4 0,500 M es necesario para neutralizar 25,0 mL de una disolución acuosa de NaOH 0,0250 M?

- a) 0,312 mL
- b) 0,625 mL
- c) 1,25 mL
- d) 2,50 mL
- e) 25,0 mL

(O.Q.N. Ávila 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización entre H_2SO_4 y NaOH es:



Relacionando NaOH con H_2SO_4 es:

$$25,0 \text{ mL NaOH 0,025 M} \cdot \frac{0,0250 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH 0,0250 M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{2 \text{ mmol NaOH}} = 0,313 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4$$

Como se dispone de disolución 0,500 M:

$$0,313 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,500 M}}{0,500 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4} = 0,625 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,500 M}$$

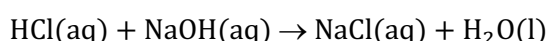
La respuesta correcta es la **b**.

7.16. Si se mezcla un volumen de disolución 0,2 M de ácido clorhídrico con el mismo volumen de disolución 0,2 M de hidróxido de sodio, la disolución resultante es:

- a) 0,2 M en cloruro de sodio.
- b) 0,1 M en ácido clorhídrico.
- c) 0,1 M en hidróxido de sodio.
- d) 0,0000001 M en H_3O^+ .

(O.Q.L. Murcia 2009)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización entre HCl y NaOH es:



Como se hacen reaccionar volúmenes iguales de disoluciones de la misma concentración y, como la estequiometría es 1:1, se trata de cantidades estequiométricas y los reactivos se consumen completamente.

Se forma NaCl una sal procedente de ácido fuerte y base fuerte que no se hidroliza y, por ello, no afecta la pH de la disolución resultante. El número de moles formados de NaCl es el mismo que el de los reactivos, pero como el volumen final de disolución es el doble, la concentración de la disolución de NaCl formado será la mitad; 0,1 M.

Además, la disolución contiene H_2O , un electrólito débil que se encuentra disociado en H_3O^+ y OH^- , cuyas concentraciones son 10^{-7} M.

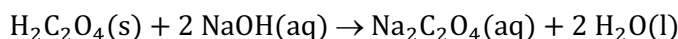
La respuesta correcta es la **d**.

7.17. Una muestra de 0,32126 g de ácido malónico, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, requiere 26,21 mL de una disolución de NaOH para llevar a cabo de forma completa la síntesis de $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4$ y H_2O . ¿Cuál es la molaridad de la disolución de NaOH?

- a) 0,2649
- b) 3,7512
- c) 0,3751
- d) 2,6490

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La ecuación química ajustada correspondiente a la neutralización entre el ácido oxálico (dicarboxílico), $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, y NaOH es:



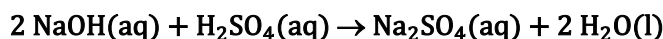
La molaridad de la disolución se calcula relacionando $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ con NaOH:

$$\frac{0,32126 \text{ g H}_2\text{C}_2\text{O}_4}{26,21 \text{ mL disolución NaOH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mg H}_2\text{C}_2\text{O}_4}{1 \text{ g H}_2\text{C}_2\text{O}_4} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4}{90,00 \text{ mg H}_2\text{C}_2\text{O}_4} \cdot \frac{2 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4} = 0,2724 \text{ M}$$

Ninguna respuesta es correcta.

(El ácido malónico no se corresponde con la fórmula propuesta que es la del ácido oxálico).

7.18. Para la reacción:



¿Cuál es el volumen de NaOH 0,500 M que reacciona exactamente con 25,0 cm^3 de H_2SO_4 2,00 M?

- a) 100 cm^3
- b) 200 cm^3
- c) 50 cm^3
- d) 25 cm^3

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

Relacionando H_2SO_4 con NaOH:

$$25,0 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ 2,00 M} \cdot \frac{2,0 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ cm}^3 \text{ H}_2\text{SO}_4 \text{ 2,00 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4} = 100 \text{ mmol NaOH}$$

Como se dispone de NaOH 0,500 M:

$$100 \text{ mmol NaOH} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ NaOH 0,500 M}}{0,500 \text{ mmol NaOH}} = 200 \text{ cm}^3 \text{ NaOH 0,500 M}$$

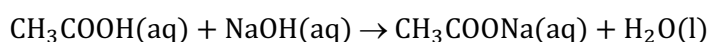
La respuesta correcta es la b.

7.19. Se valora una muestra de 1,5 mL de vinagre comercial (disolución acuosa de ácido acético) con NaOH 0,10 M. Se utiliza fenolftaleína como indicador y se gastan 16,0 mL de base. El grado de acidez del vinagre expresado en gramos de acético por 100 mL será:

- a) 1,6
- b) 6,4
- c) 9,6
- d) 96
- e) 1,1

(O.Q.N. Madrid 2015)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre CH_3COOH y NaOH es:



Relacionando NaOH con CH_3COOH se obtiene la masa de este que se neutraliza en la valoración:

$$16,0 \text{ mL NaOH 0,10 M} \cdot \frac{0,10 \text{ mol NaOH}}{10^3 \text{ mL NaOH 0,10 M}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{60,0 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{COOH}} = 0,096 \text{ g CH}_3\text{COOH}$$

Relacionando la masa de CH_3COOH con el volumen de vinagre se obtiene el grado de acidez del mismo:

$$\frac{0,096 \text{ g CH}_3\text{COOH}}{1,5 \text{ mL vinagre}} \cdot 100 \text{ mL vinagre} = 6,4$$

La respuesta correcta es la **b**.

7.20. El almagato es un carbonato básico de aluminio y magnesio de masa molecular 629,6 u, utilizado en farmacología para neutralizar la sintomatología producida por el exceso de ácido gástrico o su presencia en el esófago. Se sabe que administrado por vía oral, 1,0 g de almagato neutraliza 28,7 mmol de HCl. El número de moléculas de ácido clorhídrico neutralizadas por una molécula de almagato es:

- a) 7
- b) 9
- c) 15
- d) 18

(O.Q.L. Asturias 2015) (O.Q.L. Valencia 2018)

Relacionando almagato (ALM) con HCl se obtiene:

$$1,0 \text{ g ALM} \cdot \frac{10^3 \text{ mg ALM}}{1 \text{ g ALM}} \cdot \frac{1 \text{ mmol ALM}}{629,6 \text{ mg ALM}} \cdot \frac{x \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol ALM}} = 28,7 \text{ mmol HCl} \rightarrow x = 18 \text{ mmol HCl}$$

La relación estequiométrica almagato/HCl es = 1/18.

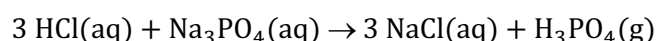
La respuesta correcta es la **d**.

7.21. Se tiene una disolución de fosfato de sodio de concentración desconocida. Una alícuota de 10,0 mL esta disolución problema se valora frente a una disolución de ácido clorhídrico 0,120 M de la que se gastan 23,0 mL. ¿Cuál es la concentración de fosfato de sodio en la disolución problema sabiendo que el punto final de la valoración corresponde al equilibrio entre el dihidrogenofosfato y el ácido fosfórico?

- a) 0,0920 M
- b) 0,0800 M
- c) 0,138 M
- d) 0,828 M

(O.Q.L. Madrid 2016)

Si el punto final de la valoración con ácido clorhídrico corresponde al equilibrio entre el dihidrogenofosfato y el ácido fosfórico, la ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:



Relacionando HCl con Na_3PO_4 :

$$23,0 \text{ mL HCl } 0,120 \text{ M} \cdot \frac{0,120 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,120 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Na}_3\text{PO}_4}{3 \text{ mmol HCl}} = 0,920 \text{ mmol Na}_3\text{PO}_4$$

La concentración de la disolución de fosfato de sodio es:

$$\frac{0,920 \text{ mmol Na}_3\text{PO}_4}{10,0 \text{ mL disolución}} = 0,0920 \text{ mol L}^{-1}$$

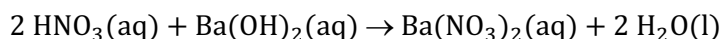
La respuesta correcta es la **a**.

7.22. Se utiliza una disolución de HNO_3 0,300 M para valorar 25,0 mL de una disolución de Ba(OH)_2 0,250 M. ¿Cuántos mL de disolución del ácido son necesarios?

- a) 41,7
- b) 20,8
- c) 3,75
- d) 10,4

(O.Q.N. El Escorial 2017)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización entre HNO_3 y $\text{Ba}(\text{OH})_2$ es:



La cantidad de HNO_3 que reacciona con $\text{Ba}(\text{OH})_2$ es:

$$25,0 \text{ mL Ba}(\text{OH})_2 \text{ 0,250 M} \cdot \frac{0,250 \text{ mmol Ba}(\text{OH})_2}{1 \text{ mL Ba}(\text{OH})_2 \text{ 0,250 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol HNO}_3}{1 \text{ mmol Ba}(\text{OH})_2} = 12,5 \text{ mmol HNO}_3$$

El volumen de disolución de HNO_3 0,300 M correspondiente es:

$$12,5 \text{ mmol HNO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mL HNO}_3 \text{ 0,300 M}}{0,300 \text{ mmol HNO}_3} = 41,7 \text{ mL HNO}_3 \text{ 0,300 M}$$

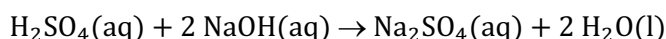
La respuesta correcta es la a.

7.23. Calcule el volumen que se necesita de una disolución acuosa de NaOH de concentración 0,20 M para que neutralice totalmente 20 mL de otra disolución acuosa de H_2SO_4 0,20 M.

- a) 10 mL
- b) 20 mL
- c) 40 mL
- d) 60 mL

(O.Q.L. La Rioja 2017)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NaOH y H_2SO_4 es:



La cantidad de H_2SO_4 a neutralizar es:

$$20 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,20 M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,20 M}} = 4,0 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4$$

Relacionando H_2SO_4 con NaOH:

$$4,0 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{2 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{1 \text{ mL NaOH 0,20 M}}{0,20 \text{ mmol NaOH}} = 40 \text{ mL NaOH 0,20 M}$$

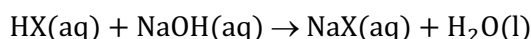
La respuesta correcta es la c.

7.24. Una disolución en agua contiene 0,150 g de un ácido orgánico desconocido. La valoración de esta disolución necesita 10,4 mL de una disolución 0,200 M de hidróxido de sodio para su neutralización. A partir de estos datos deduzca si el ácido orgánico es:

- a) Propanoico
- b) Propenoico
- c) Etanoico
- d) Metanoico

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2017)

Se trata de ácidos monocarboxílicos, llamando HX al ácido desconocido, la ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización del mismo es:



La cantidad de HX neutralizado con NaOH es:

$$10,4 \text{ mL NaOH 0,200 M} \cdot \frac{0,200 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH 0,200 M}} \cdot \frac{1 \text{ mol HX}}{1 \text{ mol NaOH}} = 2,08 \text{ mmol HX}$$

Relacionando masa y moles del ácido HX se obtiene su masa molar:

$$\frac{0,150 \text{ g HX}}{2,08 \text{ mmol HX}} \cdot \frac{10^3 \text{ mmol HX}}{1 \text{ mol HX}} = 72,1 \text{ g mol}^{-1}$$

Las masas molares de los ácidos propuestos son:

Ácido	propanoico	propenoico	etanoico	metanoico
Fórmula	CH ₃ CH ₂ COOH	CH ₂ =CHCOOH	CH ₃ COOH	HCOOH
M (g mol ⁻¹)	74,0	72,0	60,0	46,0

Como la masa molar obtenida a partir de la reacción de neutralización coincide con la del **ácido propenoico**, quiere decir que esta la sustancia problema.

La respuesta correcta es la **b**.

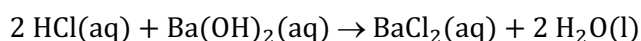
(Cuestión similar al problema propuesto en Murcia 2000, Sevilla 2004 y otros).

7.25. Se desea valorar una disolución de hidróxido de bario, Ba(OH)₂, para lo que se toman 10 mL de la misma y se añade gota a gota una disolución de ácido clorhídrico, HCl, 0,20 M consumiendo hasta cambio de color del indicador un volumen de 15 mL. La concentración de la disolución del hidróxido de bario es:

- a) 0,075 M
- b) 0,15 M
- c) 0,30 M
- d) 0,40 M

(O.Q.L. Asturias 2017)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización entre HCl y Ba(OH)₂ es:



La cantidad de HCl gastado es:

$$15 \text{ mL HCl } 0,20 \text{ M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mL HCl } 0,20 \text{ M}} = 3,0 \text{ mmol HCl}$$

Relacionando HCl y Ba(OH)₂ se obtiene la concentración de la disolución básica:

$$\frac{3,0 \text{ mmol HCl}}{10 \text{ mL disolución Ba(OH)}_2} \cdot \frac{1 \text{ mmol Ba(OH)}_2}{2 \text{ mmol HCl}} = 0,15 \text{ M}$$

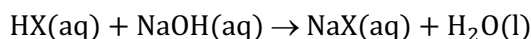
La respuesta correcta es la **b**.

7.26. Una muestra de ácido benzoico, un ácido frecuente en muchos frutos silvestres, de 0,772 g se disuelve en 50 mL de agua y se valora hasta su punto de equivalencia con NaOH 0,250 M. El volumen de base consumido es de 25,3 mL. La masa molecular del ácido benzoico será:

- a) 121
- b) 122
- c) 110
- d) 106

(O.Q.L. La Rioja 2018)

Llamando HX al ácido benzoico y considerando que es monoprótico, la ecuación correspondiente a la reacción de neutralización del mismo con NaOH es:



La cantidad de HX neutralizado con NaOH es:

$$25,3 \text{ mL NaOH } 0,250 \text{ M} \cdot \frac{0,250 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mL NaOH } 0,250 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mol HX}}{1 \text{ mol NaOH}} = 6,33 \text{ mmol HX}$$

Relacionando masa y moles del ácido HX se obtiene su masa molar:

$$\frac{0,772 \text{ g HX}}{6,33 \text{ mmol HX}} \cdot \frac{10^3 \text{ mmol HX}}{1 \text{ mol HX}} = 122 \text{ g mol}^{-1}$$

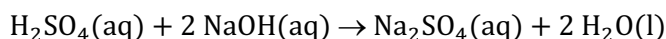
La respuesta correcta es la **b**.

7.27. Se valoran 50 mL de una disolución acuosa 0,050 M de H_2SO_4 con otra disolución acuosa de NaOH 0,050 M. Admitiendo que los volúmenes son aditivos, en el punto de equivalencia la concentración de Na_2SO_4 en la disolución es:

- a) 0,017 M
- b) 0,033 M
- c) 0,25 M
- d) No se puede saber al no conocer el volumen de NaOH usado en la neutralización.

(O.Q.L. Asturias 2018)

La ecuación química ajustada correspondiente a la neutralización de H_2SO_4 con NaOH es:



Como la estequiometría de la reacción es 1:2 y las disoluciones de ambas sustancias tienen la misma concentración, los volúmenes gastados en el punto de equivalencia serán uno el doble del otro, por lo que, considerando volúmenes aditivos, la concentración de la disolución de Na_2SO_4 resultante es:

$$c = \frac{V \text{ L } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,050 M} \cdot \frac{0,050 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ L } \text{H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,050 M}} \cdot \frac{1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4}}{(V + 2V) \text{ L disolución}} = 0,017 \text{ mol L}^{-1}$$

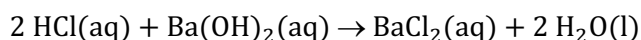
La respuesta correcta es la **a**.

7.28. Calcule la concentración molar de una disolución de HCl diluida si la valoración de 25,00 mL de disolución de $\text{Ba}(\text{OH})_2$ 0,4010 M requiere 19,92 de esta disolución.

- a) 0,5033
- b) 1,0065
- c) 0,6390
- d) 0,3195

(O.Q.L. La Rioja 2019)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización entre HCl y $\text{Ba}(\text{OH})_2$ es:



Relacionando $\text{Ba}(\text{OH})_2$ con HCl es:

$$25,00 \text{ mL } \text{Ba}(\text{OH})_2 \text{ 0,4010 M} \cdot \frac{0,4010 \text{ mmol } \text{Ba}(\text{OH})_2}{1 \text{ mL } \text{Ba}(\text{OH})_2 \text{ 0,4010 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mmol } \text{Ba}(\text{OH})_2} = 20,05 \text{ mmol HCl}$$

La concentración molar de la disolución de HCl es:

$$\frac{20,05 \text{ mmol HCl}}{19,92 \text{ mL HCl}} = 1,007 \text{ mol L}^{-1}$$

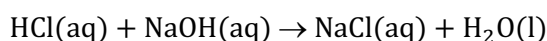
La respuesta correcta es la **b**.

7.29. Se tiene un matraz aforado de 100 mL con ácido clorhídrico. Para neutralizar una alícuota de 10 mL del mismo se necesitan 2,50 g de hidróxido de sodio. La concentración del ácido del matraz será:

- a) 0,25 M
- b) 0,625 M
- c) 2,5 M
- d) 6,25 M

(O.Q.L. Asturias 2019)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización entre HCl y NaOH es:



Relacionando NaOH con HCl es:

$$2,50 \text{ g NaOH} \cdot \frac{1 \text{ mol NaOH}}{40,0 \text{ g NaOH}} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{1 \text{ mol NaOH}} \cdot \frac{10^3 \text{ mmol HCl}}{1 \text{ mol HCl}} = 62,5 \text{ mmol HCl}$$

La concentración molar de la disolución de HCl es:

$$\frac{62,5 \text{ mmol HCl}}{10,0 \text{ mL HCl}} = 6,25 \text{ mol L}^{-1}$$

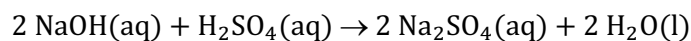
La respuesta correcta es la **d**.

7.30. Para neutralizar 25 mL de hidróxido de sodio de concentración desconocida se necesitan 50 mL de ácido sulfúrico 0,10 M. ¿Cuál será la concentración molar del hidróxido de sodio?

- a) 0,50
- b) 0,80
- c) 0,20
- d) 0,40

(O.Q.L. Extremadura 2020)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de neutralización propuesta es:



Relacionando H_2SO_4 con NaOH:

$$50 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,10 M} \cdot \frac{0,10 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mL H}_2\text{SO}_4 \text{ 0,10 M}} \cdot \frac{2 \text{ mmol NaOH}}{1 \text{ mmol H}_2\text{SO}_4} = 10 \text{ mmol NaOH}$$

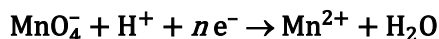
La concentración molar de la disolución de NaOH es:

$$\frac{10 \text{ mmol NaOH}}{25 \text{ mL disolución}} = 0,40 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

8. ESTEQUIOMETRÍA Y VALORACIONES DE OXIDACIÓN-REDUCCIÓN

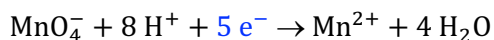
8.1. Cuando la semirreacción:

está ajustada, n vale:

- a) 8
- b) 7
- c) 5
- d) 2

(O.Q.L. Asturias 1987)

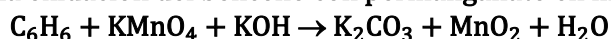
La semirreacción es de reducción:



El número de electrones intercambiados en el proceso de reducción es 5.

La respuesta correcta es la c.

8.2. La oxidación del benceno con permanganato en medio básico se realiza mediante la reacción:

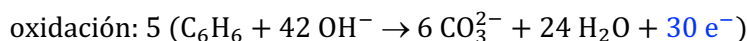
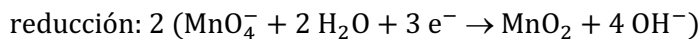


¿Cuántos electrones se intercambian en la semirreacción de oxidación?

- a) 2
- b) 6
- c) 18
- d) 30
- e) 24

(O.Q.L. Asturias 1987) (O.Q.L. Asturias 1988)

Las semirreacciones que tienen lugar son:



El número de electrones intercambiados en el proceso de oxidación es 30.

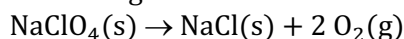
La respuesta correcta es la d.

8.3. Para convertir ClO_4^- en Cl^- se necesita:

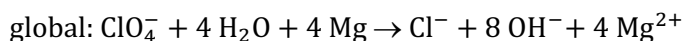
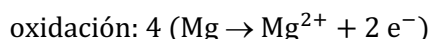
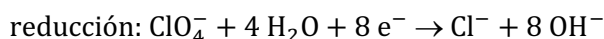
- a) Temperatura alta.
- b) Una base fuerte.
- c) Un ácido fuerte.
- d) Un agente reductor.
- e) Un agente oxidante.

(O.Q.N. Navacerrada 1996) (O.Q.L. Galicia 2016)

a) Verdadero. Si el perclorato de sodio se calienta fuertemente se reduce a cloruro de sodio con desprendimiento de oxígeno:



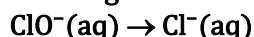
d) Verdadero. Otra posibilidad es hacerlo reaccionar frente a un agente reductor como podría ser el Mg:



b-c-e) Falso. Son propuestas sin sentido.

Las respuestas correctas son a y d.

8.4. Para la siguiente semirreacción redox en medio básico:

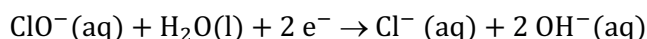


¿Cuántos electrones aparecen en la reacción ajustada?

- a) 1
- b) 2
- c) 6
- d) 3
- e) 8

(O.Q.N. Navacerrada 1996)

La semirreacción ajustada es:



Se trata de la reducción del ClO^{-} que se comporta como oxidante e intercambia 2 electrones.

La respuesta correcta es la **b**.

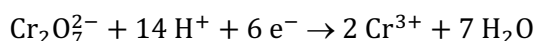
8.5. Cuando el anión dicromato actúa como oxidante en medio ácido, el cromo(VI) se reduce a cromo(III).

La masa equivalente del dicromato de potasio en este tipo de reacciones es:

- a) La mitad de la masa molecular.
- b) La tercera parte de la masa molecular.
- c) La quinta parte de la masa molecular.
- d) La sexta parte de la masa molecular.

(O.Q.L. Murcia 1996)

La semirreacción correspondiente a la reducción del dicromato es:



Relacionando moles de dicromato con moles de electrones se obtiene la masa equivalente del dicromato como oxidante:

$$\frac{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}}{6 \text{ mol e}^{-}} \cdot \frac{M \text{ g Cr}_2\text{O}_7^{2-}}{1 \text{ mol Cr}_2\text{O}_7^{2-}} = \frac{M}{6} \text{ g}$$

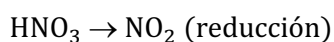
La respuesta correcta es la **d**.

8.6. De las siguientes reacciones químicas que se formulan a continuación, indique la correcta:

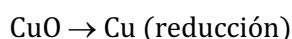
- a) $\text{CuO} + \text{HNO}_3(\text{dil}) \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$
- b) $\text{CuO} + 3 \text{HNO}_3(\text{dil}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$
- c) $\text{CuO} + 2 \text{HNO}_3(\text{dil}) \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{CuO} + \text{HNO}_3(\text{dil}) \rightarrow \text{CuNO}_3 + \frac{1}{2} \text{H}_2$
- e) $\text{CuO} + \text{HNO}_3(\text{dil}) \rightarrow \text{CuNO}_3 + \text{O}_2$

(O.Q.N. Burgos 1998)

a) Incorrecta. Solo hay una reducción y ninguna oxidación.



b) Incorrecta. Solo hay una reducción y ninguna oxidación.



c) **Correcta**. La ecuación está ajustada, aunque no es un proceso de oxidación-reducción.

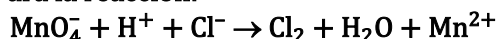
d) Incorrecta. Hay dos reducciones y ninguna oxidación.



e) Incorrecta. Falta hidrógeno en los productos.

La respuesta correcta es la **c**.

8.7. Para la reacción:

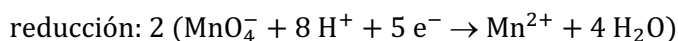


Si en la reacción ajustada, el coeficiente estequiométrico del ion MnO_4^- es 2, los coeficientes de H^+ , Cl^- y Cl_2 , respectivamente son:

- a) 8, 10, 5
- b) 16, 10, 5
- c) 10, 10, 5
- d) 4, 8, 4
- e) 8, 5, 5

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Asturias 2009)

Las semirreacciones ajustadas son:



La respuesta correcta es la **b**.

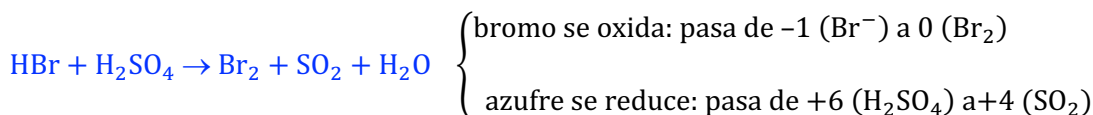
8.8. ¿Cuál de las siguientes reacciones se puede clasificar como reacción redox?

- a) $\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{Na}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{S}$
- c) $\text{CaO (exceso)} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CaSO}_4 + \text{Ca(OH)}_2$
- d) $\text{CaO} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$
- e) $\text{H}_2\text{S} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{CuS} + 2 \text{HCl}$

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. País Vasco 2006)

Una reacción puede clasificarse como redox si las especies que intervienen en ella varían su número de oxidación y, por tanto, intercambian electrones.

En la ecuación correspondiente a la reacción:



En el resto de las reacciones, ninguna de las especies cambia de número de oxidación.

La respuesta correcta es la **a**.

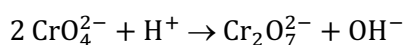
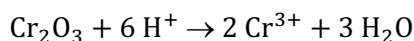
8.9. ¿Cuál de las siguientes transformaciones es una oxidación?

- a) $\text{Cr}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Cr}^{3+}$
- b) $\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
- c) $\text{Cr}^{3+} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$
- d) $\text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3$

(O.Q.L. Murcia 1998)

Una oxidación es un proceso en el que una sustancia cede electrones.

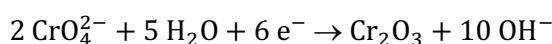
a-b) Falso. Las siguientes reacciones no son de oxidación-reducción ya que no se intercambian electrones:



c) **Verdadero**. La siguiente reacción es de oxidación ya que se ceden electrones.



d) Falso. La siguiente reacción es de reducción ya que se ganan electrones.



La respuesta correcta es la c.

8.10. Se produce una reacción redox entre los siguientes reactivos

a) H_2SO_4 con $\text{Al}(\text{OH})_3$

b) HCl con KMnO_4

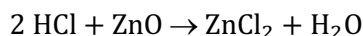
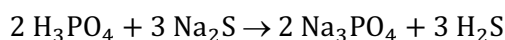
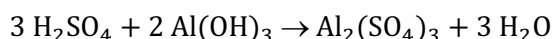
c) H_3PO_4 con Na_2S

d) HCl con ZnO

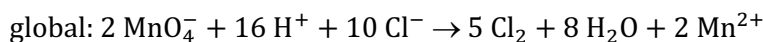
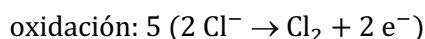
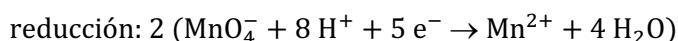
e) H_2S con Cu^{2+}

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Madrid 2011)

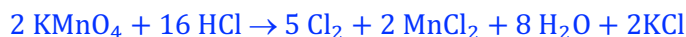
a-c-d) Falso. Se trata de reacciones ácido-base:



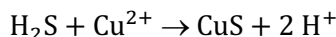
b) **Verdadero.** En la reacción redox entre HCl (agente reductor) frente a KMnO_4 (agente oxidante) las semirreacciones ajustadas son:



Añadiendo los iones que faltan (2K^+ y 6Cl^-) la ecuación molecular es:



e) Falso. Se trata de una reacción de precipitación:



La respuesta correcta es la b.

8.11. Cuando se añade H_2SO_4 a una disolución de KI , se forma I_2 y se detecta olor a H_2S . Cuando se ajusta la ecuación para esta reacción, el número de electrones transferidos es:

a) 4

b) 1

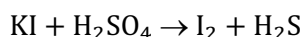
c) 0

d) 8

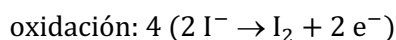
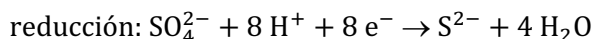
e) 2

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2004)

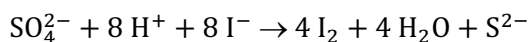
La ecuación química correspondiente a la reacción propuesta es:



Las semirreacciones ajustadas son:



La ecuación global en la que se han intercambiado **8 electrones** es:



La respuesta correcta es la d.

8.12. Respecto a los procesos de oxidación-reducción, ¿qué afirmación es correcta?

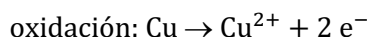
- a) La reducción del yodato a yodo molecular, en medio ácido, implica la transferencia de 10 electrones.
 b) En la reacción $2 \text{Cu(s)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CuO(s)}$ el cobre se reduce.
 c) Un elemento se reduce cuando al cambiar su número de oxidación lo hace de menos a más positivo.
 d) Un elemento se oxida cuando al cambiar su número de oxidación lo hace de menos a más negativo.
 e) El ion dicromato se considera un agente reductor en medio ácido.

(O.Q.N. Murcia 2000)

a) **Verdadero.** La semirreacción de reducción es:



b) Falso. La semirreacción correspondiente al cobre es:

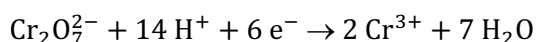


El cobre cede electrones y se oxida.

c) Falso. La reducción es un proceso en el que un elemento capta electrones lo que provoca que su número de oxidación disminuya.

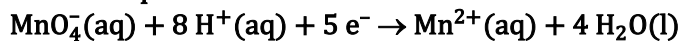
d) Falso. La oxidación es un proceso en el que un elemento cede electrones lo que provoca que su número de oxidación aumente.

e) Falso. El dicromato en medio ácido se transforma en Cr^{3+} y la semirreacción correspondiente es:



El dicromato capta electrones, por tanto, es el agente oxidante, la especie que se reduce.

La respuesta correcta es la **a**.

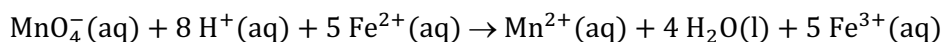
8.13. Sabiendo que:

¿Cuál será el mínimo volumen (cm^3) que se necesitará, de una disolución acidificada de permanganato de potasio 0,0020 M, para oxidar completamente 0,139 g de un compuesto de hierro(II) cuya masa molecular relativa es 278?

- a) 5
 b) 25
 c) 50
 d) 100
 e) 500

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Asturias 2009)

Igualando el número de electrones intercambiados se obtiene la ecuación química ajustada del proceso:



La cantidad de Fe^{2+} que reacciona es:

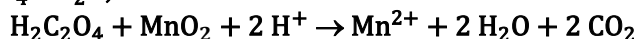
$$0,139 \text{ g compuesto} \cdot \frac{10^3 \text{ mg compuesto}}{1 \text{ g compuesto}} \cdot \frac{1 \text{ mmol compuesto}}{278 \text{ mg compuesto}} \cdot \frac{1 \text{ mmol Fe}^{2+}}{1 \text{ mmol sal}} = 0,500 \text{ mmol Fe}^{2+}$$

Relacionando Fe^{2+} con MnO_4^- :

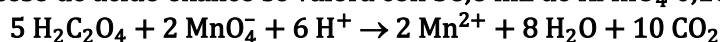
$$0,500 \text{ mmol Fe}^{2+} \cdot \frac{1 \text{ mmol MnO}_4^-}{5 \text{ mmol Fe}^{2+}} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ MnO}_4^- 0,0020 \text{ M}}{0,0020 \text{ mmol MnO}_4^-} = 50 \text{ cm}^3 \text{ MnO}_4^- 0,002 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

8.14. Una muestra de 0,535 g del mineral pirolusita (MnO_2 impuro) se trata con 1,42 g de ácido oxálico, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, en medio ácido de acuerdo con la reacción:



El exceso de ácido oxálico se valora con 36,6 mL de KMnO_4 0,100 M de acuerdo con la reacción:



¿Cuál es el porcentaje de MnO_2 en el mineral?

- a) 34,3
- b) 61,1
- c) 65,7
- d) 53,3
- e) 38,9

(O.Q.N. Barcelona 2001)

▪ La cantidad de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ inicial es:

$$1,42 \text{ g H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \cdot \frac{10^3 \text{ mg H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}{1 \text{ g H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}}{126,0 \text{ mg H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}} = 11,3 \text{ mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$$

$$11,3 \text{ mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4}{1 \text{ mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}} = 11,3 \text{ mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

▪ La cantidad de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ sobrante y que reacciona con KMnO_4 es:

$$36,6 \text{ mL KMnO}_4 \text{ 0,100 M} \cdot \frac{0,100 \text{ mmol KMnO}_4}{1 \text{ mL KMnO}_4 \text{ 0,1000 M}} \cdot \frac{5 \text{ mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4}{2 \text{ mmol KMnO}_4} = 9,15 \text{ mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

▪ La diferencia entre ambas cantidades es la que reacciona con MnO_2 :

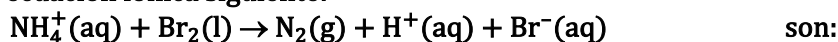
$$11,3 \text{ mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \text{ (inicial)} - 9,15 \text{ mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \text{ (con KMnO}_4) = 2,12 \text{ mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \text{ (con MnO}_2)$$

Relacionando $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ con MnO_2 :

$$\frac{2,12 \text{ mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4}{0,535 \text{ g pirolusita}} \cdot \frac{1 \text{ g pirolusita}}{10^3 \text{ mg pirolusita}} \cdot \frac{1 \text{ mmol MnO}_2}{1 \text{ mmol H}_2\text{C}_2\text{O}_4} \cdot \frac{86,9 \text{ mg MnO}_2}{1 \text{ mmol MnO}_2} \cdot 100 = 34,4 \% \text{ MnO}_2$$

La respuesta correcta es la a.

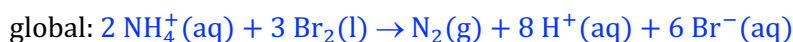
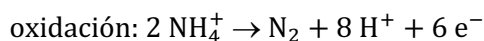
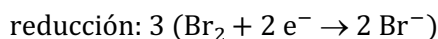
8.15. Los coeficientes estequiométricos correctos, indicados en el mismo orden, necesarios para ajustar la ecuación iónica siguiente:



- a) 1, 1, $\frac{1}{2}$, 4, 2
- b) 2, 3, 1, 8, 6
- c) 1, 2, $\frac{1}{2}$, 4, 2
- d) 2, 1, 1, 8, 2
- e) 1, 2, 1, 4, 4

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Las semirreacciones son:



La respuesta correcta es la b.

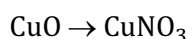
8.16. De las siguientes reacciones químicas que se formulan a continuación, indique la correcta:

- a) $\text{CuO} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{CuO} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CuNO}_3 + \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O}$
 c) $\text{CuO} + 3 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$
 d) $\text{CuO} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \frac{1}{2} \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$
 e) $\text{CuO} + 2 \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O} + 2 \text{NO}_2$

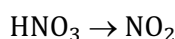
(O.Q.N. Oviedo 2002)

a) **Correcta.** La ecuación está ajustada, aunque no es un proceso de oxidación-reducción.

b) No correcta. Solo hay una reducción y ninguna oxidación



c-d) No correcta. Solo hay una reducción y ninguna oxidación



e) No correcta. Hay dos reducciones y ninguna oxidación.



La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998).

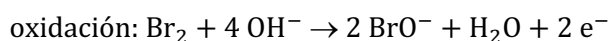
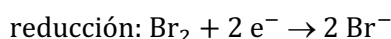
8.17. ¿Cuál de las siguientes reacciones es una reacción de desproporción?

- a) $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HOBr} + \text{Br}^- + \text{H}^+$
 b) $\text{S} + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2 \text{H}^+$
 c) $\text{HClO} + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{OCl}^-$
 d) $2 \text{S}^{2-} + 2 \text{CrO}_4^{2-} + 8 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 3 \text{S} + \text{Cr}(\text{OH})_3 + 10 \text{OH}^-$
 e) $\text{HF} \rightarrow \text{H}^+ + \text{F}^-$

(O.Q.N. Luarca 2005)

Una **reacción de desproporción** es aquella en la que una misma especie se oxida y se reduce simultáneamente.

En la reacción, $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HOBr} + \text{Br}^- + \text{H}^+$, el Br_2 sufre desproporción o dismutación:



La respuesta correcta es la **a**.

8.18. Complete y ajuste la siguiente reacción redox:

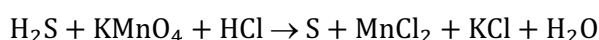


Los coeficientes del permanganato y del azufre son, respectivamente:

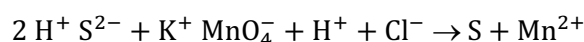
- a) 2 y 4
 b) 1 y 6
 c) 2 y 5
 d) 4 y 2
 e) 2 y 3

(O.Q.N. Vigo 2006)

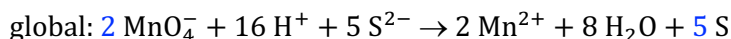
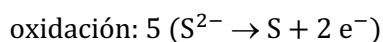
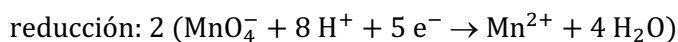
Teniendo en cuenta que KMnO_4 en medio ácido se reduce a Mn^{2+} , la reacción redox completa es:



La ecuación iónica es:

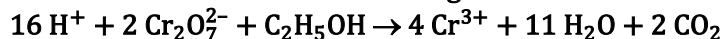


Las semirreacciones son:



La respuesta correcta es la c.

8.19. Se valora una muestra de 4,5 g de sangre con 10,5 mL de $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ 0,0400 M para determinar el contenido de alcohol de acuerdo con la siguiente reacción:



¿Cuál es el contenido de alcohol en sangre expresado en porcentaje en masa?

- a) 0,43
- b) 0,21
- c) 0,090
- d) 0,35
- e) 0,046

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Córdoba 2010) (O.Q.L. Madrid 2011)

Relacionando $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ con $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$:

$$10,5 \text{ mL } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ 0,0400 M} \cdot \frac{0,0400 \text{ mmol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7}{1 \text{ mL } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \text{ 0,04 M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}{2 \text{ mmol } \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7} = 0,210 \text{ mmol } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

La masa de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ que ha reaccionado es:

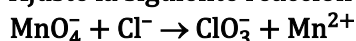
$$0,210 \text{ mmol } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \cdot \frac{46,0 \text{ mg } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}{1 \text{ mmol } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} \cdot \frac{1 \text{ g } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}{10^3 \text{ mg } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} = 9,66 \cdot 10^{-3} \text{ g } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

El porcentaje de $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ en sangre es:

$$\frac{9,66 \cdot 10^{-3} \text{ g } \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}}{4,5 \text{ g sangre}} \cdot 100 = 0,21 \% \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$$

La respuesta correcta es la b.

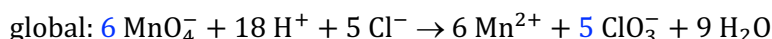
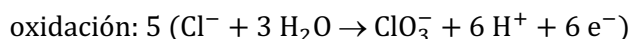
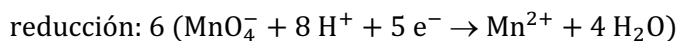
8.20. Ajuste la siguiente reacción redox en medio ácido e indique los coeficientes de MnO_4^- y ClO_3^- :



- a) 2 y 3
- b) 2 y 2
- c) 6 y 5
- d) 4 y 3
- e) 3 y 2

(O.Q.N. Vigo 2006)

Las semirreacciones son:



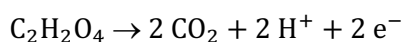
La respuesta correcta es la c.

8.21. ¿Cuántos moles de electrones debe perder cada mol de ácido oxálico, HOOC-COOH , cuando actúa como reductor en disolución acuosa?

- a) 2
- b) 4
- c) 6
- d) 8

(O.Q.L. Madrid 2006)

La semirreacción correspondiente a la oxidación del ácido oxálico a CO_2 es:



Como se observa, 1 mol de $\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ debe perder **2 mol de electrones**.

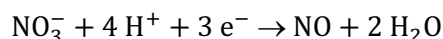
La respuesta correcta es la **a**.

8.22. Cuando se hace reaccionar Cu con HNO_3 , los productos de reacción son:

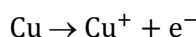
- a) $\text{CuNO}_3 + \text{H}_2$
- b) $\text{CuNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{CuNO}_3 + \text{NO}$

(O.Q.L. Madrid 2006)

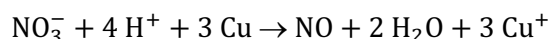
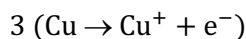
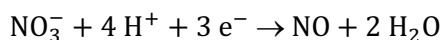
▪ El HNO_3 actúa como oxidante y la semirreacción de reducción es:



▪ El Cu actúa como reductor y la semirreacción de oxidación es:



Igualando los electrones intercambiados:



Añadiendo los iones que faltan (3 NO_3^-) se obtiene la ecuación molecular ajustada:



La respuesta correcta es la **b**.

8.23. ¿Cuáles de las siguientes reacciones están correctamente ajustadas?

- 1) $\text{MnO}_4^- + \text{Sn}^{2+} \rightarrow \text{SnO}_2 + \text{MnO}_2$
- 2) $\text{Cu} + \text{HNO}_3 + 8 \text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NH}_3 + 3 \text{H}_2\text{O}$
- 3) $\text{ClO}_3^- + 2 \text{Cr}^{3+} + 10 \text{OH}^- \rightarrow \text{Cl}^- + 2 \text{CrO}_4^{2-} + 5 \text{H}_2\text{O}$
- 4) $2 \text{CrO}_2 + 3 \text{H}_2\text{O}_2 + 2 \text{OH}^- \rightarrow 2 \text{CrO}_4^{2-} + 4 \text{H}_2\text{O}$

- a) 3 y 4
- b) 1 y 2
- c) Todas
- d) Ninguna

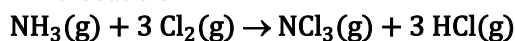
(O.Q.L. Asturias 2007)

1-2) No ajustadas. Cumplen el balance de materia, pero no el balance de carga.

3-4) **Ajustadas**. Cumplen los balances de materia y de carga.

La respuesta correcta es la **a**.

8.24. En la ecuación:

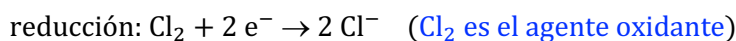
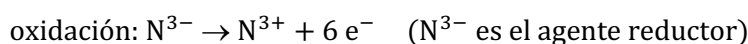


La masa equivalente del agente oxidante será:

- a) Masa molecular/2
- b) Masa molecular/6
- c) Masa molecular
- d) Masa molecular/3

(O.Q.L. Asturias 2007)

Las semirreacciones que tiene lugar son:



La masa equivalente del agente oxidante es su **masa molecular dividida por 2**, el número de electrones intercambiados.

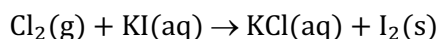
La respuesta correcta es la **a**.

8.25. El agua del grifo contiene una pequeña cantidad de cloro. Por eso, cuando se le añade un poco de yoduro de potasio:

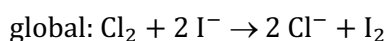
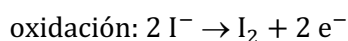
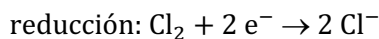
- Se pone un poco amarilla.
- Huele a ajos tiernos.
- Desprende un gas irritante.
- Huele como la hierba recién cortada.

(O.Q.L. Murcia 2007)

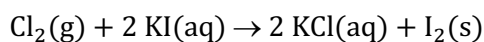
El Cl_2 disuelto en el agua reacciona con el KI de acuerdo con la siguiente reacción redox:



Las semirreacciones correspondientes son:



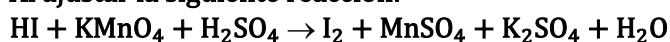
Añadiendo los iones que faltan (2K^+):



El color amarillo se debe la formación del $\text{I}_2(\text{s})$.

La respuesta correcta es la **a**.

8.26. Al ajustar la siguiente reacción:

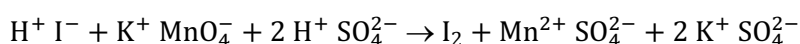


el coeficiente para el ácido sulfúrico es:

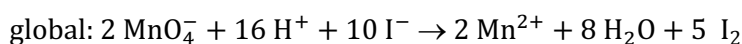
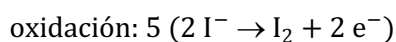
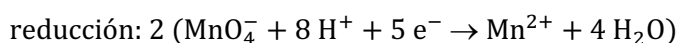
- 2
- 3
- 4
- 8
- 10

(O.Q.L. País Vasco 2007)

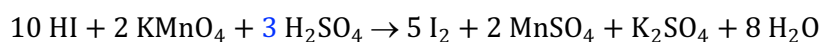
La ecuación iónica es:



Las semirreacciones son:



Añadiendo los iones que faltan (2K^+) la ecuación global ajustada es:



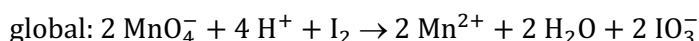
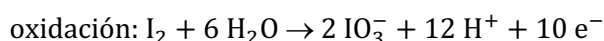
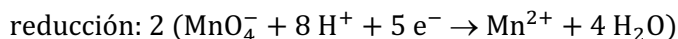
La respuesta correcta es la **b**.

8.27. Los iones permanganato, MnO_4^- , pueden oxidar al yodo hasta yodato, IO_3^- , en medio ácido (sulfúrico). ¿Cuántos moles de permanganato son necesarios para oxidar un mol de yodo?

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4

(O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. País Vasco 2011)

Las semirreacciones son:



De acuerdo con la estequiometría de la reacción, se necesitan **2 mol de MnO_4^- por cada mol de I_2** .

La respuesta correcta es la **b**.

8.28. Un procedimiento para obtener nitrógeno en el laboratorio es:

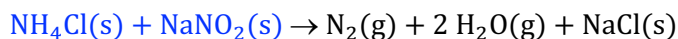
- a) Pasar una corriente de aire a través de ácido sulfúrico concentrado y caliente.
- b) Pasar una corriente de aire a través de una disolución de KMnO_4 .
- c) Calentar una mezcla de NH_4Cl y NaNO_2 sólidos.
- d) Adicionar una disolución de NaOH sobre una disolución de NH_4Cl .
- e) Pasar una corriente de H_2 y aire a través de una disolución de Na_2SO_3 .

(O.Q.N. Castellón 2008)

a) Falso. El ácido sulfúrico es un agente deshidratante y lo único que haría sería eliminar el vapor de agua del aire.

b) Falso. El KMnO_4 es un agente oxidante que no sería capaz de oxidar a ninguno de los componentes del aire.

c) **Verdadero**. La ecuación química correspondiente a la reacción entre el NH_4Cl y NaNO_2 en caliente es:



Se trata de una reacción redox entre un reductor, NH_4^+ , y un oxidante, NO_2^- , en la que ambos se transforman en N_2 .

d) Falso. La ecuación química correspondiente a la reacción entre el NH_4Cl y NaOH es:



Se trata de una reacción ácido-base entre un ácido débil, NH_4^+ , y una base fuerte, NaOH .

e) Falso. El H_2 es un reductor lo mismo que el Na_2SO_3 y no reaccionan para producir N_2 .

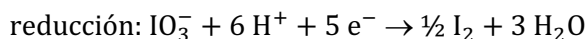
La respuesta correcta es la **c**.

8.29. El peso equivalente del NaIO_3 , cuando se utiliza en una reacción en la que el ion yodato, se convierte en yodo molecular, es igual a:

- a) 39,6
- b) 79,2
- c) 198,0
- d) 396,0

(O.Q.L. Asturias 2008)

La semirreacción de reducción del ion yodato es:



El peso equivalente del NaIO_3 depende del número de electrones que intercambia en la semirreacción de reducción y su valor es:

$$\frac{1 \text{ mol NaIO}_3}{5 \text{ mol e}^-} \cdot \frac{197,9 \text{ g NaIO}_3}{1 \text{ mol NaIO}_3} = 39,6 \text{ g}$$

La respuesta correcta es la a.

8.30. Calcule el volumen de hidrógeno, medido en condiciones normales, se obtiene cuando se añade un exceso de disolución de ácido sulfúrico del 98 % y densidad $1,8 \text{ g mL}^{-1}$ a 5 g de cobre con formación de una sal de Cu(II) .

- a) 0,88 L
- b) 3,52 L
- c) 1,76 L
- d) No se puede saber sin conocer el volumen de ácido sulfúrico.

(O.Q.L. Baleares 2008)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre Cu y H_2SO_4 es:



Como se observa, no se desprende H_2 en esta reacción, ya que el cobre ($E^\circ_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = +0,34 \text{ V}$) no es capaz de reducir a los iones H^+ procedentes del H_2SO_4 ($E^\circ_{\text{H}^+/\text{H}_2} = 0 \text{ V}$).

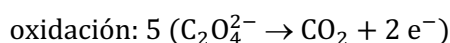
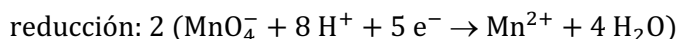
Ninguna respuesta es correcta.

8.31. Para estandarizar las disoluciones de KMnO_4 se utiliza el oxalato de sodio, $\text{Na}_2\text{C}_2\text{O}_4(\text{s})$. ¿Cuántos electrones se necesitan en la ecuación redox ajustada para esta valoración?

- a) 2
- b) 4
- c) 5
- d) 10
- e) 12

(O.Q.N. Ávila 2009)

Las semirreacciones que tienen lugar son:



Igualando los electrones intercambiados entre $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ y MnO_4^- , el número de estos es 10.

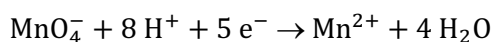
La respuesta correcta es la d.

8.32. Con referencia a la permanganimetría qué afirmación no es cierta:

- a) El tetraoxidomanganato de potasio o permanganato de potasio es un poderoso oxidante.
- b) La reacción se lleva a cabo en medio ácido.
- c) La reacción es autoindicada.
- d) El punto final de la valoración es cuando color de la disolución se pone rosa-morado.
- e) En el punto final de la valoración el color es incoloro.

(O.Q.L. País Vasco 2009)

La permanganimetría es un procedimiento experimental de valoración en el que el **permanganato de potasio**, un **fuerte oxidante**, cuya disolución acuosa es **de color violeta**, en medio ácido reacciona con un reductor y **se reduce a Mn^{2+}** , prácticamente **incoloro**, de acuerdo con la siguiente semirreacción:



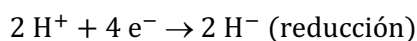
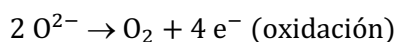
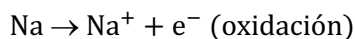
La respuesta correcta es la e.

8.33. Indique la reacción correcta del sodio con el agua:

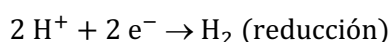
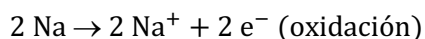
- a) $4 \text{Na(s)} + 2 \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{O}_2\text{(g)} + 4 \text{NaH(s)}$
 b) $2 \text{Na(s)} + 2 \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow 2 \text{NaOH(aq)} + \text{H}_2\text{(g)}$
 c) $\text{Na(s)} + 2 \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{NaO}_2\text{(s)} + 2 \text{H}_2\text{(g)}$
 d) $2 \text{Na(s)} + \text{H}_2\text{O(l)} \rightarrow \text{Na}_2\text{O(s)} + \text{H}_2\text{(g)}$

(O.Q.L. Madrid 2010)

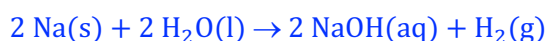
a) Falso. Hay dos especies que se oxidan, Na y O^{2-} , y solo una que se reduce, H^+ :



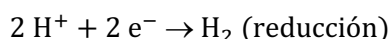
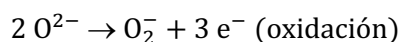
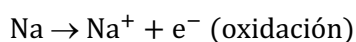
b) **Verdadero.** El Na se oxida y el H^+ se reduce:



Añadiendo los iones que faltan (2OH^-), la reacción global es:



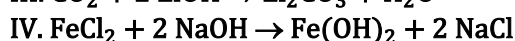
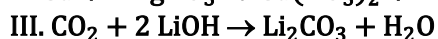
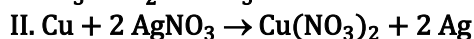
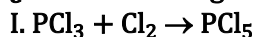
c) Falso. Hay dos especies que se oxidan, Na y O^{2-} , y solo una que se reduce, H^+ :



d) Falso. Debe formarse NaOH(aq) y no $\text{Na}_2\text{O(s)}$ ya que el medio es acuoso.

La respuesta correcta es la **b**.

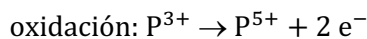
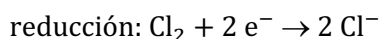
(Para comprobar si las reacciones son posibles se deberían haber proporcionado los potenciales de electrodo de las sustancias).

8.34. ¿Cuáles de las siguientes reacciones son de oxidación-reducción?

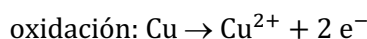
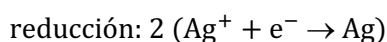
- a) III
 b) IV
 c) I y II
 d) I, II y III
 e) Todas

(O.Q.N. Valencia 2011)

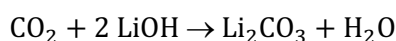
I. **Verdadero.** En la reacción, $\text{PCl}_3 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{PCl}_5$, las semirreacciones que tienen lugar son:

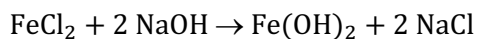


II. **Verdadero.** En la reacción, $\text{Cu} + 2 \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + 2 \text{Ag}$, las semirreacciones que tienen lugar son:



III-IV. Falso. En las reacciones:

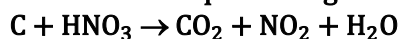




no se intercambian electrones ya que ninguna de las especies que intervienen en ellas cambia su número de oxidación.

La respuesta correcta es la c.

8.35. En la ecuación química siguiente:

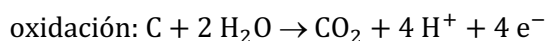
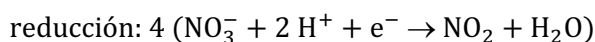


la suma de todos los coeficientes estequiométricos es:

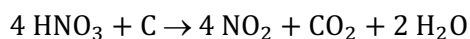
- a) 16
- b) 9
- c) 12
- d) 7

(O.Q.L. Murcia 2011)

Las semirreacciones ajustadas son:



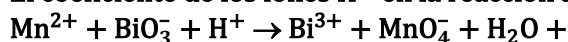
La ecuación global ajustada es:



La suma de todos los coeficientes estequiométricos es **12**.

La respuesta correcta es la c.

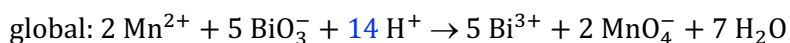
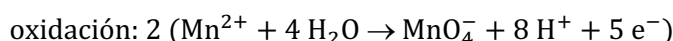
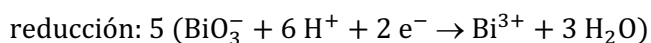
8.36. El coeficiente de los iones H^+ en la reacción ajustada siguiente es el indicado:



- a) 3
- b) 14
- c) 7
- d) 4
- e) 11

(O.Q.N. El Escorial 2012)

La ecuación propuesta no está ajustada y las semirreacciones que tienen lugar son:



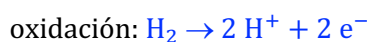
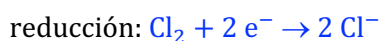
La respuesta correcta es la b.

8.37. Señale cuál de las siguientes reacciones es de oxidación-reducción:

- a) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
- b) $\text{HNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow 2 \text{HCl}$
- d) $\text{MgO} + \text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

(O.Q.L. La Rioja 2012)

Las semirreacciones correspondientes a la **única reacción** en la que existen cambios en los números de oxidación de las especies reaccionantes son:



La respuesta correcta es la c.

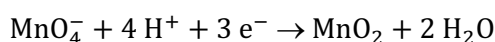
(Cuestión similar a las propuestas en Burgos 1998 y Valencia 2011).

8.38. Cuando el ion permanganato se transforma en dióxido de manganeso en medio ácido sufre un proceso de:

- a) Reducción tomando 3 electrones.
- b) Reducción tomando 5 electrones.
- c) Oxidación tomando 5 electrones.
- d) Oxidación tomando 7 electrones.

(O.Q.L. Galicia 2012)

La semirreacción que tiene lugar es:



Se trata de una **reducción** en la que el MnO_4^- **capta 3 electrones**.

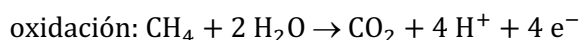
La respuesta correcta es la a.

8.39. ¿Cuál de las siguientes reacciones no implica un proceso redox?

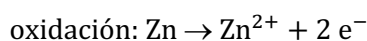
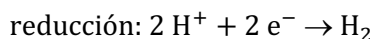
- a) $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
- c) $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$
- d) $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{MnCl}_2$
- e) Todas son reacciones redox.

(O.Q.N. Alicante 2013)

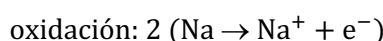
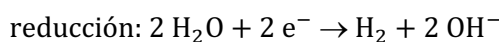
a) Verdadero. En la reacción $\text{CH}_4 + 2 \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$, las semirreacciones que tienen lugar son:



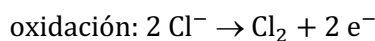
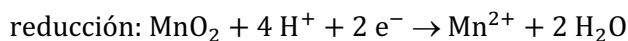
b) Verdadero. En la reacción $\text{Zn} + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$, las semirreacciones que tienen lugar son:



c) Verdadero. En la reacción $2 \text{Na} + 2 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$, las semirreacciones que tienen lugar son:



d) Verdadero. En la reacción $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O} + \text{MnCl}_2$, las semirreacciones que tienen lugar son:



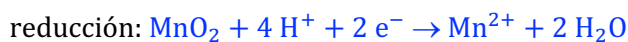
La respuesta correcta es la e.

8.40. Indique cuál de las siguientes reacciones puede clasificarse como de oxidación-reducción:

- a) $\text{MnO}_2 + 4 \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- b) $\text{TiO}_2 + 2 \text{HCl} \rightarrow \text{TiCl}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{NaNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NaCl}$
- d) $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{AgCl}$

(O.Q.L. La Rioja 2013)

Las semirreacciones correspondientes a la **única reacción** en la que existen cambios en los números de oxidación de las especies reaccionantes son:



La respuesta correcta es la **a**.

8.41. En la siguiente reacción:



¿qué elemento se oxida y cuál se reduce?

- a) Se oxida el carbono y se reduce el cloro.
- b) No se puede saber, porque está mal ajustada.
- c) No es una reacción de oxidación-reducción.
- d) Se oxida el cromo y se reduce el carbono.

(O.Q.L. País Vasco 2013)

Haciendo un balance de materia se observa que la ecuación **no se encuentra ajustada**.

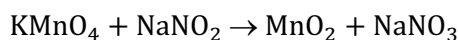
La respuesta correcta es la **b**.

8.42. El ion permanganato puede reaccionar con anión nitrito en medio acuoso. Si se lleva a cabo la reacción con nitrito de sodio y permanganato de potasio, ¿cuántos moles de permanganato de potasio se necesitan para reaccionar con tres moles de nitrito de sodio?

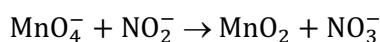
- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4

(O.Q.L. País Vasco 2013)

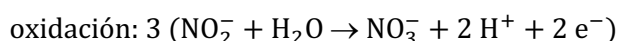
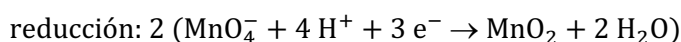
La ecuación química a ajustar es:



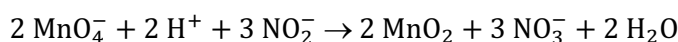
La ecuación iónica correspondiente a ajustar es:



Las semirreacciones son:



La ecuación iónica final es:



De acuerdo con la estequiometría de la reacción se precisan **2 mol de MnO_4^- por cada 3 mol de NO_2^-** .

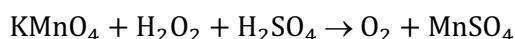
La respuesta correcta es la **b**.

8.43. De un frasco de agua oxigenada (diluida en agua) se toma una muestra de 1,00 g acidificándola con ácido sulfúrico y luego se valora con disolución 0,20 M de KMnO_4 , precisando 17,6 mL de la misma. (El H_2O_2 se oxida a O_2 y el MnO_4^- se reduce a Mn^{2+}). ¿Cuál es el porcentaje en masa de agua oxigenada contenida en el frasco?

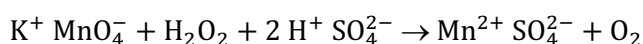
- a) 30 %
- b) 20 %
- c) 40 %
- d) 45 %

(O.Q.L. Galicia 2013)

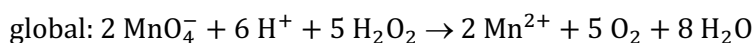
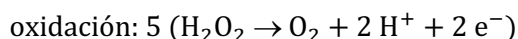
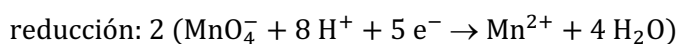
La ecuación molecular correspondiente a la reacción de oxidación-reducción entre H_2O_2 y KMnO_4 es:



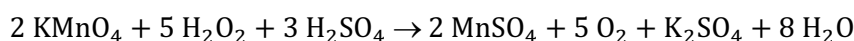
La ecuación iónica es:



Las semirreacciones que tienen lugar son:



Añadiendo los iones que faltan (3 SO_4^{2-} y 2 K^+) se obtiene la ecuación molecular final:



Relacionando KMnO_4 y H_2O_2 :

$$17,6 \text{ mL KMnO}_4 \text{ } 0,20 \text{ M} \cdot \frac{0,20 \text{ mmol KMnO}_4}{1 \text{ mL KMnO}_4 \text{ } 0,20 \text{ M}} \cdot \frac{5 \text{ mmol H}_2\text{O}_2}{2 \text{ mmol KMnO}_4} = 8,8 \text{ mmol H}_2\text{O}_2$$

Relacionando H_2O_2 con el agua oxigenada se obtiene la riqueza de la misma:

$$\frac{8,8 \text{ mmol H}_2\text{O}_2}{1,00 \text{ g agua oxigenada}} \cdot \frac{34,0 \text{ mg H}_2\text{O}_2}{1 \text{ mmol H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{1 \text{ g H}_2\text{O}_2}{10^3 \text{ mg H}_2\text{O}_2} \cdot 100 = 30 \% \text{ H}_2\text{O}_2$$

La respuesta correcta es la **a**.

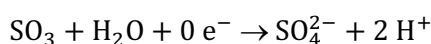
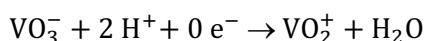
8.44. ¿Qué transformación es una oxidación?

- a) $\text{VO}_3^- \rightarrow \text{VO}_2^+$
- b) $\text{CrO}_2^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}$
- c) $\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$
- d) $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NO}_2^-$

(O.Q.L. La Rioja 2014)

Una oxidación es un proceso en el que una sustancia cede electrones.

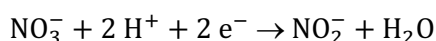
a-c) Falso. Las siguientes semirreacciones no son de oxidación-reducción ya que no se intercambian electrones:



b) **Verdadero**. La siguiente semirreacción es de **oxidación** ya que se ceden electrones:

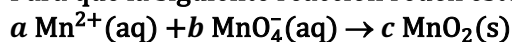


d) Falso. La siguiente semirreacción es de reducción ya que se ganan electrones:



La respuesta correcta es la **b**.

8.45. Para que la siguiente reacción redox esté ajustada en medio básico:

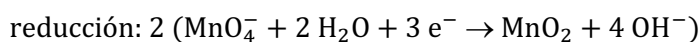


Los coeficientes estequiométricos **a**, **b** y **c** deben ser, respectivamente:

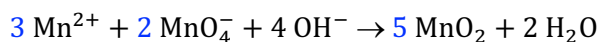
- a) 1, 1 y 2
- b) 2, 3 y 4
- c) 3, 2 y 5
- d) 3, 3 y 6
- e) Ninguna de las respuestas es correcta.

(O.Q.N. Oviedo 2014)

Las semirreacciones que tiene lugar son:

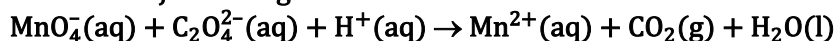


La ecuación global es:



La respuesta correcta es la c.

8.46. Cuando se ajusta la siguiente reacción de oxidación-reducción:

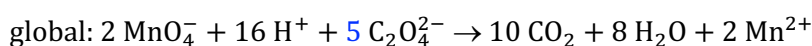
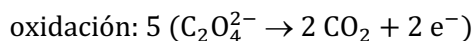
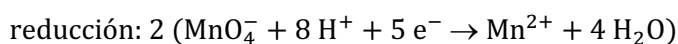


mediante los coeficientes enteros más pequeños, el coeficiente correspondiente al ion oxalato es:

- a) 1
- b) 2
- c) 3
- d) 4
- e) 5

(O.Q.L. Madrid 2014)

Las semirreacciones que tienen lugar son:



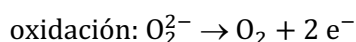
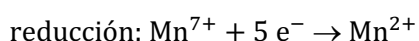
La respuesta correcta es la e.

8.47. Ajustando por el método del número de oxidación la reacción de permanganato de potasio con agua oxigenada en medio ácido (H_2SO_4) se obtiene:

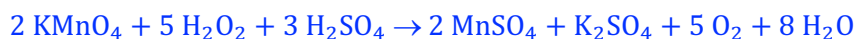
- a) $2 \text{KMnO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}_2 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5 \text{O}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$
- b) $2 \text{KMnO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5 \text{O}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{KMnO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}_2 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{MnSO}_4 + \text{KSO}_4 + 5 \text{O}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$
- d) $\text{KMnO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O}_2 + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{MnSO}_4 + 2 \text{KSO}_4 + 5 \text{O}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$
- e) $2 \text{KMnO}_4 + 5 \text{H}_2\text{O} + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2 \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 5 \text{O}_2 + 8 \text{H}_2\text{O}$

(O.Q.L. País Vasco 2014)

Las semirreacciones que tienen lugar son:



Se multiplica cada especie por el número de electrones que intercambia la otra y se tantea con el resto de las especies:



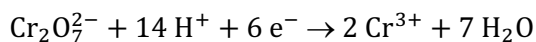
La respuesta correcta es la a.

8.48. En la reducción del dicromato al catión Cr^{3+} , cada átomo de cromo:

- a) Cede un electrón
- b) Gana un electrón
- c) Gana 6 electrones
- d) Cede 6 electrones
- e) Gana 3 electrones

(O.Q.L. País Vasco 2015)

La semirreacción de reducción del $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ a Cr^{3+} es:



Como se observa, cada átomo de cromo capta 3 electrones.

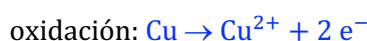
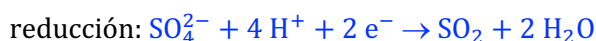
La respuesta correcta es la e.

8.49. ¿Cuál de las siguientes ecuaciones representa una reacción de oxidación-reducción?

- a) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2 \text{NH}_3 \rightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- b) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- c) $2 \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- d) $2 \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

(O.Q.L. La Rioja 2015)

Las semirreacciones correspondientes a la **única reacción** en la que existen cambios en los números de oxidación de las especies reaccionantes son:

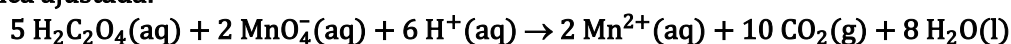


En el resto de las reacciones, ninguna de las especies cambia de número de oxidación.

La respuesta correcta es la d.

(Cuestión similar a las propuestas en Burgos 1998, Valencia 2011 y La Rioja 2012).

8.50. El ácido oxálico, $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$, reacciona con iones permanganato de acuerdo con la siguiente ecuación química ajustada:



¿Cuántos mL de disolución de KMnO_4 0,0154 M se necesitan para reaccionar con 25,0 mL de disolución de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ 0,0208 M?

- a) 13,5
- b) 18,5
- c) 33,8
- d) 84,4

(O.Q.L. La Rioja 2015)

La cantidad de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ que reacciona es:

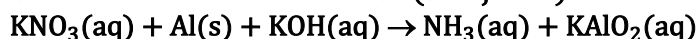
$$25,0 \text{ mL } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \text{ } 0,0208 \text{ M} \cdot \frac{0,0208 \text{ mmol } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4}{1 \text{ mL } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \text{ } 0,0208 \text{ M}} = 0,520 \text{ mmol } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$$

Relacionando $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ con KMnO_4 :

$$0,520 \text{ mmol } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \cdot \frac{2 \text{ mmol } \text{KMnO}_4}{5 \text{ mmol } \text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4} \cdot \frac{1 \text{ mL } \text{KMnO}_4 \text{ } 0,0154 \text{ M}}{0,0154 \text{ mmol } \text{KMnO}_4} = 13,5 \text{ mL } \text{KMnO}_4 \text{ } 0,0154 \text{ M}$$

La respuesta correcta es la a.

8.51. Considerando la reacción redox (sin ajustar):

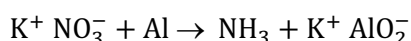


¿Cuántos moles de amoníaco se obtienen si reacciona un mol de aluminio?

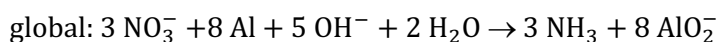
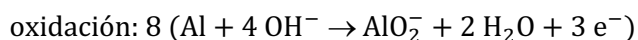
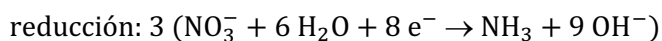
- a) 2
- b) 5/3
- c) 1
- d) 2/5
- e) 3/8

(O.Q.L. Madrid 2015)

La ecuación iónica inicial es:



Las semirreacciones son:



Añadiendo en ambos miembros los iones que faltan (8K^+) la ecuación molecular final es:

De acuerdo con la estequiometría de la reacción, se observa que **1 mol de Al produce 3/8 mol de NH_3** .

La respuesta correcta es la **e**.

8.52. A un laboratorio de análisis llega una muestra proveniente de un río cercano a una planta industrial. Se sospecha que los niveles de catión Sn(II) pueden ser superiores a los marcados por la ley. Por ello, una alícuota de 10,0 mL de muestra se valora, en medio ácido, frente a una disolución de permanganato de potasio de concentración 0,250 M, de la que se gastan 14,00 mL en la valoración. ¿Cuál es la concentración de Sn(II) en la muestra del río?

a) 0,140 M

b) 0,875 M

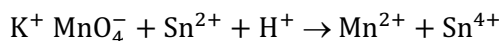
c) 0,635 M

d) 0,320 M

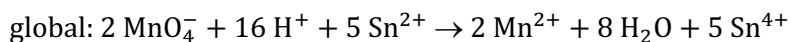
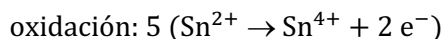
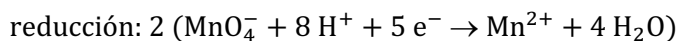
(Datos. $E^\circ (\text{Sn}^{4+}|\text{Sn}^{2+}) = +0,15 \text{ V}$; $E^\circ (\text{MnO}_4^-|\text{Mn}^{2+}) = +1,51 \text{ V}$).

(O.Q.L. Madrid 2016)

La ecuación iónica a ajustar es:



Las semirreacciones que tienen lugar son:



Relacionando MnO_4^- con Sn^{2+} :

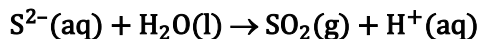
$$14,00 \text{ mL MnO}_4^- \cdot 0,250 \text{ M} \cdot \frac{0,250 \text{ mmol MnO}_4^-}{1 \text{ mL MnO}_4^- \cdot 0,250 \text{ M}} \cdot \frac{5 \text{ mmol Sn}^{2+}}{2 \text{ mmol MnO}_4^-} = 8,75 \text{ mmol Sn}^{2+}$$

La concentración molar de la disolución de Sn^{2+} es:

$$\frac{8,75 \text{ mmol Sn}^{2+}}{10,0 \text{ mL disolución}} = 0,875 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.53. Para la semirreacción redox en medio ácido:



una vez ajustada, el número de electrones que intervienen es:

a) 1

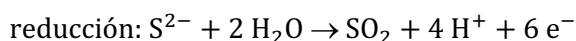
b) 2

c) 3

d) 6

(O.Q.L. Galicia 2016)

La semirreacción ajustada es:



En la semirreacción se han intercambiado **6 electrones**.

La respuesta correcta es la **d**.

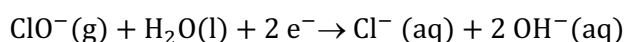
8.54. La lejía se usa como desinfectante doméstico porque:

- a) Tiene mucho cloruro.
- b) Es un oxidante.
- c) Es un abrasivo enérgico.
- d) Es anfótera (cuando está concentrada).

(O.Q.L. Murcia 2016)

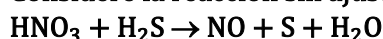
La lejía de uso doméstico es una disolución alcalina de hipoclorito de sodio, NaClO, con una concentración en torno al 5 %.

En su uso doméstico **se comporta como oxidante** de la materia orgánica de acuerdo con la siguiente semirreacción:



La respuesta correcta es la **b**.

8.55. Considere la reacción sin ajustar:

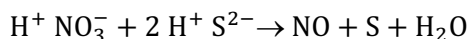


¿Cuál es la cantidad de electrones que el anión nitrato cede o gana en su transformación en monóxido de nitrógeno?

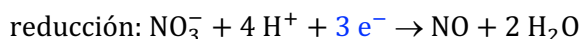
- a) Cede 1 electrón
- b) Gana 1 electrón
- c) Cede 3 electrones
- d) Gana 3 electrones
- e) No hay intercambio electrónico, dado que se trata de una reacción ácido-base.

(O.Q.L. País Vasco 2016)

La ecuación iónica es:



La semirreacción correspondiente al nitrato es:



La respuesta correcta es la **d**.

8.56. ¿Cuál de las siguientes reacciones es una reacción redox?

- a) $4 \text{CH}_3\text{COCH}_3 + \text{LiAlH}_4 + 4 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{CH}_3\text{CHOHCH}_3 + \text{LiOH} + \text{Al}(\text{OH})_3$
- b) $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{CH}_2=\text{CH} + \text{H}_2\text{O}$
- c) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{CH}_3\text{NH}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{CH}_3\text{NH}_3^+$
- d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Si en un compuesto la relación H/C aumenta o la relación O/C disminuye en el transcurso de la reacción es que se produce una reducción.

a) **Verdadero**. En la cetona, H/C = 6/3; y en el alcohol, H/C = 8/3, por tanto, la reacción propuesta **es una reacción redox** en la que la cetona se reduce a alcohol. Si se mira la relación O/C, se observa que es la misma en ambos, 1/3.

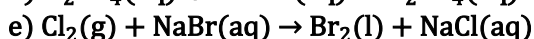
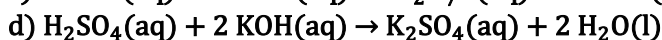
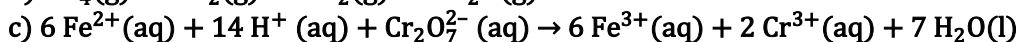
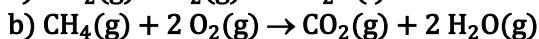
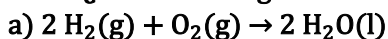
b) **Falso**. En el alcohol, H/C = 6/2 = 3; y en el hidrocarburo, H/C = 4/3 = 2, por tanto, la reacción propuesta es una reacción redox en la que el alcohol se reduce a hidrocarburo.

En el alcohol, $O/C = 1/2$; y en el hidrocarburo, $O/C = 0/2 = 0$, por tanto, la reacción propuesta es una reacción redox en la que el alcohol se oxida a hidrocarburo. Como se observa, lo que se obtiene para ambos elementos es contradictorio, por tanto, no se trata de una reacción redox.

c) Falso. Se trata de una reacción de neutralización entre el ácido acético y la base metilamina.

La respuesta correcta es la **a**.

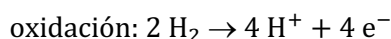
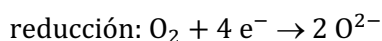
8.57. ¿Cuál de las siguientes reacciones no es de oxidación-reducción?



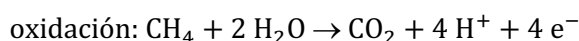
(O.Q.L. La Rioja 2017) (O.Q.L. La Rioja 2018)

Una reacción puede clasificarse como redox si las especies que intervienen en ella varían su número de oxidación y, por tanto, intercambian electrones.

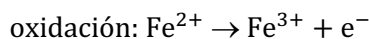
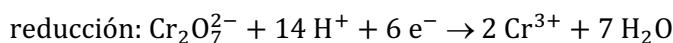
a) Falso. En la reacción $2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, las semirreacciones que tienen lugar son:



b) Falso. En $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$, las semirreacciones que tienen lugar son:

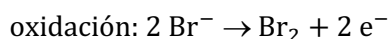
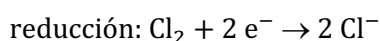


c) Falso. En la reacción $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}(\text{aq}) + 14 \text{H}^+ + 6 \text{Fe}^{2+} \rightarrow 2 \text{Cr}^{3+} + 6 \text{Fe}^{3+} + 7 \text{H}_2\text{O}$, las semirreacciones que tienen lugar son:



d) **Verdadero**. La reacción $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2 \text{KOH}(\text{aq}) \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4(\text{aq}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, es una **reacción ácido-base**.

e) Falso. En $\text{Cl}_2(\text{g}) + 2 \text{NaBr}(\text{aq}) \rightarrow \text{Br}_2(\text{l}) + 2 \text{NaCl}(\text{aq})$, las semirreacciones que tienen lugar son:



La respuesta correcta es la **d**.

8.58. En la semirreacción de reducción de triyoduro, I_3^- , a yoduro:

a) Se libera un electrón por cada ion triyoduro.

b) Se liberan dos electrones por cada ion triyoduro.

c) Se liberan tres electrones por cada ion triyoduro.

d) Se ganan dos electrones por cada ion triyoduro.

e) Se ganan tres electrones por cada ion triyoduro.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

La semirreacción de reducción del triyoduro a yoduro es:



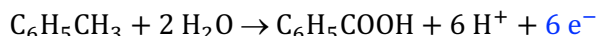
La respuesta correcta es la **d**.

8.59. ¿Cuántos moles de electrones se deben eliminar de cada mol de tolueno, $C_6H_5CH_3$, cuando este es oxidado a ácido benzoico, C_6H_5COOH ?

- a) 1
- b) 2
- c) 4
- d) 6

(O.Q.N. Salamanca 2018)

La semirreacción de oxidación de tolueno a ácido benzoico es:



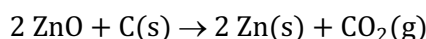
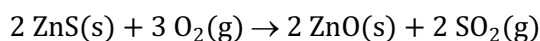
La respuesta correcta es la d.

8.60. En metalurgia cuando se habla de blenda, se refiere a:

- a) $PbSO_4$
- b) $Cu(NO_3)_2$
- c) KCl
- d) ZnS

(O.Q.L. Murcia 2018)

La **blenda** es un mineral de zinc cuya mena es el sulfuro de zinc, **ZnS**, del que se extrae el zinc mediante tostación con oxígeno y posterior reducción del óxido formado con carbono.



La respuesta correcta es la d.

8.61. Una de las formas de expresar la concentración de H_2O_2 presente en el agua oxigenada que se vende en las farmacias es en volúmenes de oxígeno, es decir, el volumen de O_2 que se liberaría a 25 °C y 1 atm si todo el H_2O_2 presente en 1 L de agua oxigenada se descompusiera a oxígeno molecular y agua. Se valora 1,00 mL de agua oxigenada comercial y se requieren 20,0 mL de $KMnO_4$ 0,0200 M en medio ácido para llegar al punto de equivalencia. ¿Cuál la concentración del agua oxigenada comercial expresada en volúmenes de oxígeno?

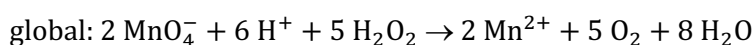
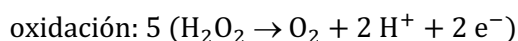
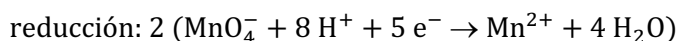
- a) 10
- b) 12,2
- c) 4,9
- d) 8,4

(Datos. $E^\circ (MnO_4^-|Mn^{2+}) = +1,51 V$; $E^\circ (O_2|H_2O_2) = +0,68 V$).

(O.Q.L. Madrid 2018)

Para que una reacción sea espontánea debe cumplirse que a p y T constantes, $\Delta G^\circ < 0$. La relación entre ΔG° y el potencial de la reacción, E° , viene dado por la expresión, $\Delta G^\circ = -nFE^\circ$, de donde se deduce que una reacción de oxidación-reducción será espontánea siempre que se cumpla que $E^\circ > 0$. Por ese motivo, la especie de mayor potencial, MnO_4^- ($E^\circ = 1,51 V$), se comporta como oxidante que se reduce y, la de menor potencial, H_2O_2 ($E^\circ = 0,68 V$), como reductor que se oxida.

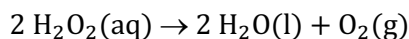
Las semirreacciones que tienen lugar son:



Relacionando $KMnO_4$ con H_2O_2 :

$$20,0 \text{ mL } KMnO_4 \text{ } 0,0200 \text{ M} \cdot \frac{0,0200 \text{ mmol } KMnO_4}{1 \text{ mL } KMnO_4 \text{ } 0,0200 \text{ M}} \cdot \frac{5 \text{ mmol } H_2O_2}{2 \text{ mmol } KMnO_4} = 1,00 \text{ mmol } H_2O_2$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de descomposición del agua oxigenada es:



Relacionando H_2O_2 con O_2 :

$$1,00 \text{ mmol H}_2\text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mmol O}_2}{2 \text{ mmol H}_2\text{O}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{10^3 \text{ mmol O}_2} = 5,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol O}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por el gas es:

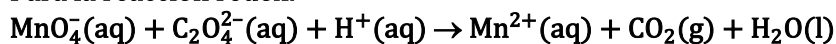
$$V = \frac{(5,00 \cdot 10^{-4} \text{ mol O}_2) \cdot (0,082 \text{ atm mL mmol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 0,0122 \text{ L O}_2$$

La concentración en volúmenes se obtiene relacionando el volumen de O_2 desprendido con el volumen de agua oxigenada que se descompone:

$$\frac{0,0122 \text{ L O}_2}{1 \text{ mL agua oxigenada}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL O}_2}{1 \text{ L O}_2} = 12,2 \text{ vol}$$

La respuesta correcta es la **b**.

8.62. Para la reacción redox:

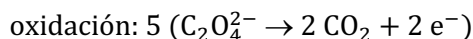
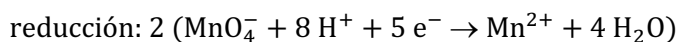


Los coeficientes estequiométricos de los reactivos en la reacción ajustada son:

	MnO_4^-	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	H^+
a)	16	5	2
b)	2	5	16
c)	2	16	5
d)	5	16	2

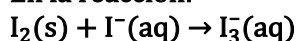
(O.Q.N. Santander 2019)

Las semirreacciones que tienen lugar son:



La respuesta correcta es la **b**.

8.63. En la reacción:



la base de Lewis es:

a) I_2

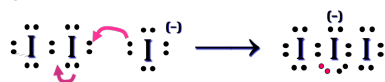
b) I^-

c) I_3^-

d) Ninguna, ya que se trata de una reacción redox.

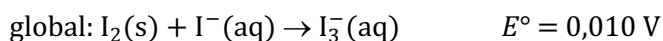
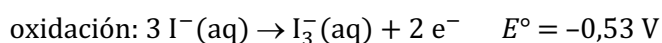
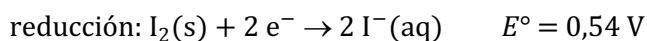
(O.Q.N. Santander 2019)

Las estructuras de Lewis del I_2 , I^- y I_3^- son, respectivamente:



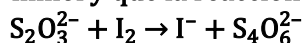
De acuerdo con la teoría ácido-base de Lewis, el I^- se comporta como una base de Lewis ya que cede un par de electrones solitario para compartir al I_2 (ácido de Lewis) y formar el I_3^- .

Por otra parte, también se trata de una reacción redox en la que cambia el número de oxidación del yodo en las tres especies: I_2 (0), I^- (-1) y I_3^- (-1/3).



Las respuestas correctas son **b y d**.

8.64. En un laboratorio de análisis farmacéutico se pretende determinar el contenido de vitamina C ($M = 176 \text{ g mol}^{-1}$) de una droga de diseño con el nombre "mandarinita". Para ello se pesan 250,1 mg de "mandarinita" y se disuelven en agua hasta un volumen final de 100 mL. Se toma una alícuota de 10,0 mL, en la que la vitamina C se oxida con I_2 en relación estequiométrica 1:1. El I_2 en exceso se valora con $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ 0,0205 M, consumiéndose un volumen de 21,1 mL. Sabiendo que los moles de I_2 añadidos son 0,300 mmol y que la reacción de valoración es la que se muestra a continuación:

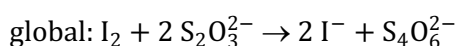
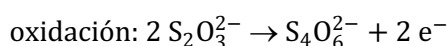
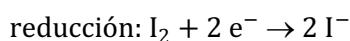


Indique el porcentaje de vitamina C en la "mandarinita":

- a) 6,82
- b) 3,40
- c) 0,582
- d) 5,82

(O.Q.L. Madrid 2019)

Las semirreacciones ajustadas correspondientes a la ecuación propuesta son:



Relacionando $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ con I_2 :

$$21,1 \text{ mL Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \text{ } 0,0205 \text{ M} \cdot \frac{0,0205 \text{ mmol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}{1 \text{ mL Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \text{ } 0,0205 \text{ M}} \cdot \frac{1 \text{ mmol I}_2}{2 \text{ mmol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3} = 0,216 \text{ mmol I}_2$$

La cantidad total de I_2 consumida en el proceso es:

$$\text{I}_2 (\text{total}) = \text{I}_2 (\text{vitamina C}) + \text{I}_2 (\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$$

La cantidad de I_2 consumida por la vitamina C es:

$$(0,300 - 0,216) \text{ mmol} = 0,0840 \text{ mmol I}_2 (\text{vitamina C})$$

Relacionando con I_2 vitamina C:

$$0,0840 \text{ mmol I}_2 \cdot \frac{1 \text{ mmol vitamina C}}{1 \text{ mmol I}_2} \cdot \frac{176 \text{ mg vitamina C}}{1 \text{ mmol vitamina C}} = 14,8 \text{ mg vitamina C}$$

Relacionando la vitamina C de la alícuota con la contenida en la disolución de la mandarinita:

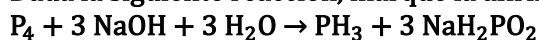
$$100 \text{ mL disolución} \cdot \frac{14,8 \text{ mg vitamina C}}{\text{alícuota}} \cdot \frac{\text{alícuota}}{10,0 \text{ mL alícuota}} = 148 \text{ mg vitamina C}$$

El porcentaje de vitamina C en la mandarinita es:

$$\frac{148 \text{ mg vitamina C}}{250,1 \text{ mg mandarinita}} \cdot 100 = 59,2 \% \text{ vitamina C}$$

Ninguna respuesta es correcta.

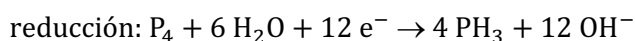
8.65. Dada la siguiente reacción, marque la afirmación correcta entre las opciones propuestas:



- a) El PH_3 actúa como oxidante.
- b) No se trata de una reacción redox, dado que, aunque el P_4 se reduce, ninguna especie se oxida.
- c) La ecuación no está bien ajustada.
- d) El P_4 se reduce para proporcionar PH_3 .
- e) Ninguna afirmación es correcta.

(O.Q.L. País Vasco 2019)

Las semirreacciones ajustadas son:



- a) Falso. El PH_3 se comporta como reductor, ya que se oxida a P_4 .
- b) Falso. Se trata de una reacción de desproporción o dismutación en la que el P_4 se oxida y se reduce a la vez.
- c) Falso. La ecuación química se encuentra correctamente ajustada.
- d) **Verdadero.** El P_4 , al comportarse como oxidante, se reduce a PH_3 .

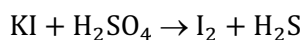
La respuesta correcta es la d.

8.66. Al añadir ácido sulfúrico sobre una disolución de yoduro de potasio, además de generar I_2 se desprende un olor desagradable, similar al de huevos podridos, característico del H_2S . Tras el ajuste de la reacción, marque la afirmación correcta entre las siguientes opciones:

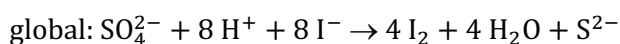
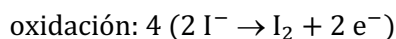
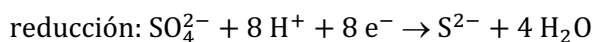
- a) El anión yoduro se reduce.
- b) El SO_4^{2-} se reduce a azufre elemental.
- c) Se transfieren 8 electrones.
- d) Se trata de una reacción ácido-base.
- e) Se transfieren 2 electrones.

(O.Q.L. País Vasco 2019)

La ecuación química correspondiente a la reacción propuesta es:



Las semirreacciones ajustadas son:

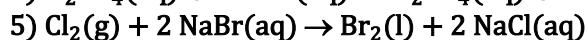
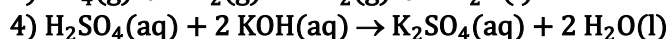
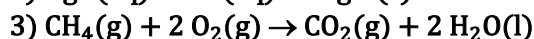
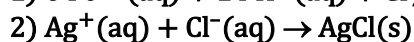
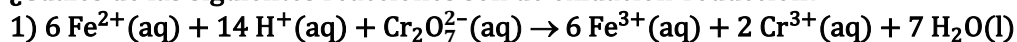


- a) Falso. El anión yoduro se oxida a diyodo.
- b) Falso. El SO_4^{2-} se reduce a S^{2-} .
- c) **Verdadero.** En el proceso se transfieren 8 electrones.
- d) Falso. Se trata de una reacción de oxidación-reducción.
- e) Falso. Según se ha demostrado anteriormente.

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999 y otra).

8.67. ¿Cuáles de las siguientes reacciones son de oxidación-reducción?

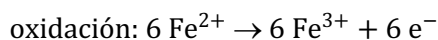
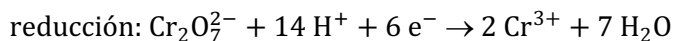


- a) 1 y 2
- b) 1, 3 y 5
- c) 1, 2 y 3
- d) 1, 2, 3 y 5

(O.Q.L. La Rioja 2019)

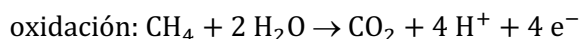
Una reacción puede clasificarse como redox si las especies que intervienen en ella varían su número de oxidación y, por tanto, intercambian electrones.

▪ La reacción 1) es de oxidación-reducción y las semirreacciones que tienen lugar son:



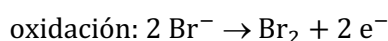
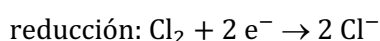
▪ La reacción 2) es una reacción de precipitación.

▪ La reacción 3) es de oxidación-reducción y las semirreacciones que tienen lugar son:



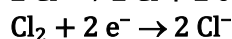
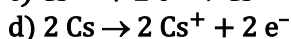
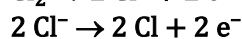
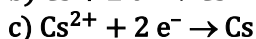
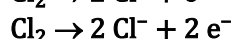
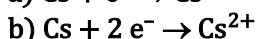
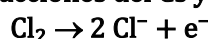
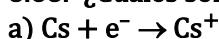
▪ La reacción 4) es una reacción de ácido-base.

▪ La reacción 5) es de oxidación-reducción y las semirreacciones que tienen lugar son:



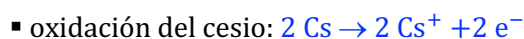
La respuesta correcta es la **b**.

8.68. ¿Cuáles son las semirreacciones del Cs y Cl₂ en la obtención de CsCl?



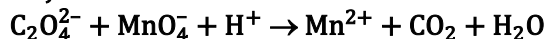
(O.Q.L. Madrid 2020)

El CsCl es una sustancia con enlace predominantemente iónico y para su formación a partir de los elementos cesio y cloro se tienen que producir la:



La respuesta correcta es la **d**.

8.69. Para determinar el contenido de calcio en una muestra de leche, se pesan 3,0615 g de la misma, se disuelve en agua y, tras precipitar las proteínas, el extracto se lleva a un volumen final de 50,0 mL. Se toma una alícuota de 5,00 mL y, después de aislar el calcio como oxalato de calcio, este se redisuelve y se valora con permanganato de potasio 0,00490 M, consumiéndose un volumen de 8,00 mL. Determine el porcentaje de calcio en la leche analizada siendo la reacción:



a) 0,615

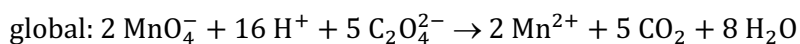
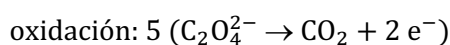
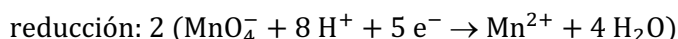
b) 12,3

c) 0,128

d) 1,28

(O.Q.L. Madrid 2020)

En la reacción redox entre KMnO_4 y CaC_2O_4 las semirreacciones ajustadas son:



La cantidad de $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ contenido en la alícuota que reacciona con MnO_4^- es:

$$8,00 \text{ mL MnO}_4^- 0,00490 \text{ M} \cdot \frac{0,00490 \text{ mmol MnO}_4^-}{1 \text{ mL MnO}_4^- 0,00490 \text{ M}} \cdot \frac{5 \text{ mmol C}_2\text{O}_4^{2-}}{2 \text{ mmol MnO}_4^-} = 0,0980 \text{ mmol C}_2\text{O}_4^{2-}$$

La masa de Ca^{2+} contenido en la alícuota es:

$$0,0980 \text{ mmol C}_2\text{O}_4^{2-} \cdot \frac{1 \text{ mmol Ca}^{2+}}{1 \text{ mmol C}_2\text{O}_4^{2-}} \cdot \frac{40,1 \text{ mg Ca}^{2+}}{1 \text{ mmol Ca}^{2+}} = 3,93 \text{ mg Ca}^{2+}$$

La masa total de Ca^{2+} contenido en la disolución es:

$$50,0 \text{ mL disolución} \cdot \frac{3,93 \text{ mg Ca}^{2+}}{1 \text{ alícuota}} \cdot \frac{1 \text{ alícuota}}{5,00 \text{ mL disolución}} = 39,3 \text{ mg Ca}^{2+}$$

El porcentaje de Ca^{2+} en la leche es:

$$\frac{39,3 \text{ mg Ca}^{2+}}{3,0615 \text{ g leche}} \cdot \frac{1 \text{ g Ca}^{2+}}{10^3 \text{ mg Ca}^{2+}} \cdot 100 = 1,28 \% \text{ Ca}^{2+}$$

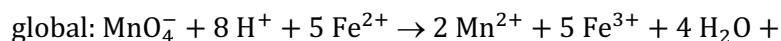
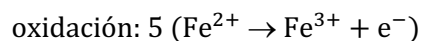
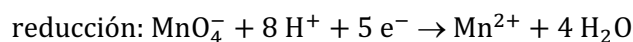
La respuesta correcta es la **d**.

8.70. Para determinar la cantidad de Fe^{2+} existente en una disolución se realiza una valoración redox con permanganato de potasio. El Fe^{2+} es oxidado a Fe^{3+} , mientras que el manganeso es reducido a Mn^{2+} . ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) $5 \cdot \text{moles de Fe}^{2+} \text{ valorados} = \text{moles de permanganato de potasio empleados}$
- b) $\text{moles de Fe}^{2+} \text{ valorados} = 3 \cdot \text{moles de permanganato de potasio empleados}$
- c) $2 \cdot \text{moles de Fe}^{2+} \text{ valorados} = 3 \cdot \text{moles de permanganato de potasio empleados}$
- d) $\text{moles de Fe}^{2+} \text{ valorados} = 5 \cdot \text{moles de permanganato de potasio empleados}$

(O.Q.N. Valencia 2020)

En la reacción redox entre KMnO_4 y Fe^{2+} las semirreacciones ajustadas son:



La estequiometría de la reacción indica que:

$$5 \cdot \text{mol Fe}^{2+} = \text{mol MnO}_4^-$$

La respuesta correcta es la **a**.

III. GASES

1. LEYES DE LOS GASES

1.1. Considere que hay una cantidad determinada de gas en un recipiente rígido y que el volumen del gas no cambia. Calcule la presión que ejercería ese gas si partiendo de una presión de 302 Torr a 273 K se variase su temperatura a 105 °C.

- a) 0,550 atm
- b) 116 Torr
- c) 418 Torr
- d) 0,153 atm

(O.Q.L. Asturias 1995)

De acuerdo con la expresión matemática de la ley de Gay-Lussac de las transformaciones isócoras (1803):

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

El valor de la presión final en el recipiente es:

$$p_2 = 302 \text{ Torr} \cdot \frac{(105 + 273,15) \text{ K}}{273,15 \text{ K}} = 418 \text{ Torr}$$

La respuesta correcta es la c.

1.2. La molécula de oxígeno es más voluminosa que la de hidrógeno, por lo que:

- a) En condiciones normales, un mol de oxígeno ocupa un volumen mayor que un mol de hidrógeno.
- b) El precio de un mol de oxígeno es mayor que el de un mol de hidrógeno.
- c) En condiciones normales, un mol de oxígeno y un mol de hidrógeno ocupan el mismo volumen.
- d) El agua contiene dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno, para que los dos elementos ocupen la misma fracción del volumen de la molécula.

(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. País Vasco 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

a) Falso. El volumen ocupado por las moléculas del gas es despreciable comparado con el volumen ocupado por el gas.

b) Falso. Esta propuesta es absurda, ya que el precio de una sustancia no está relacionado con sus propiedades físicas y químicas.

c) **Verdadero.** De acuerdo con la ley de Avogadro (1811) que dice:

“volúmenes iguales de cualquier gas, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas”.

$$V = n \frac{RT}{p}$$

Si se comparan los gases en las mismas condiciones de p y T y, teniendo en cuenta que R es una constante se tiene que:

$$V = n k \quad \text{siendo } k \text{ el volumen molar.}$$

d) Falso. Esta propuesta también carece de sentido.

La respuesta correcta es la c.

1.3. A cierta presión, p_1 , un recipiente de 10 L contiene nitrógeno a 273 K. Si la temperatura aumenta hasta 546 K la nueva presión, p_2 , será:

- a) $p_1 = p_2 / 10$
- b) $p_2 = 2 p_1$
- c) $p_2 = p_1 / 2$
- d) $p_2 = 10 p_1$

(O.Q.L. Murcia 1996)

De acuerdo con la expresión matemática de la ley de Gay-Lussac de las transformaciones isócoras (1803):

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \quad \rightarrow \quad \frac{p_1}{p_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

El valor de la presión final en el recipiente es:

$$\frac{p_1}{p_2} = \frac{273 \text{ K}}{546 \text{ K}} = \frac{1}{2} \quad \rightarrow \quad p_2 = 2 p_1$$

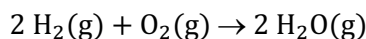
La respuesta correcta es la **b**.

1.4. Si se hacen reaccionar 12 L de hidrógeno y 5 L de oxígeno, ¿cuántos litros de vapor de agua se pueden obtener? Todos los gases se encuentran medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura.

- a) 12
- b) 17
- c) 10
- d) 5

*(O.Q.L. Murcia 1996) (O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Preselección Valencia 2015) (O.Q.L. Castilla y León 2017)
(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)*

La ecuación química correspondiente a la reacción entre H₂ y O₂ es:



De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes de la reacción es, 2 L de H₂ reaccionan con 1 L de O₂ y producen 2 L de H₂O. Por tanto, la relación volumétrica y molar experimental entre hidrógeno y oxígeno es:

$$\frac{V_{\text{H}_2}}{V_{\text{O}_2}} = \frac{12}{5} = 2,4$$

Como la relación molar es mayor que 2, indica que el **O₂ es el reactivo limitante** que se consume completamente y determina la cantidad de H₂O que se forma:

$$5 \text{ L O}_2 \cdot \frac{2 \text{ L H}_2\text{O}}{1 \text{ L O}_2} = 10 \text{ L H}_2\text{O}$$

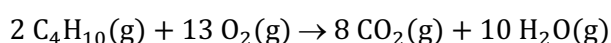
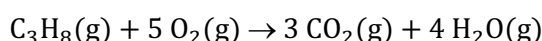
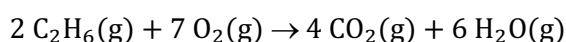
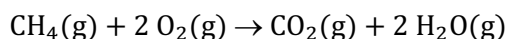
La respuesta correcta es la **c**.

1.5. En una determinada experiencia un volumen *V* de un compuesto orgánico gaseoso necesitó, para su combustión completa un volumen 3,5*V* de oxígeno, ambos medidos en iguales condiciones de presión y temperatura. ¿Cuál de las siguientes sustancias será el compuesto orgánico?

- a) Metano
- b) Etano
- c) Propano
- d) Butano

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de combustión de los gases propuestos son:



De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la reacción en la que relación de volúmenes O₂/hidrocarburo es 3,5/1 es la correspondiente a la combustión del **etano**, C₂H₆.

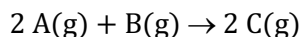
La respuesta correcta es la **b**.

1.6. Dos moléculas de A reaccionan con una molécula de B para dar dos moléculas de C. Sabiendo que todas las moléculas son gaseosas, al reaccionar un litro de A se producirá:

- a) Dos moléculas de C
- b) Un litro de C
- c) Dos litros de C
- d) Tres moléculas de C

(O.Q.L. Asturias 1998) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción es:



De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), las especies se encuentran en una relación volumétrica y molar 2:1:2.

Relacionando los volúmenes de A y C:

$$1 \text{ L A} \cdot \frac{2 \text{ L C}}{2 \text{ L A}} = 1 \text{ L C}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.7. Una botella de acero que contiene oxígeno comprimido soporta una presión interna de 25,0 atm a la temperatura de 20 °C. Bajo los efectos del sol adquiere la temperatura de 53 °C y entonces la presión interior es de:

- a) 31,0 atm
- b) 24,3 atm
- c) 29,2 atm
- d) 27,8 atm

(O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2005)

La expresión matemática de la ley de Gay-Lussac de las transformaciones isócoras (1803) es:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

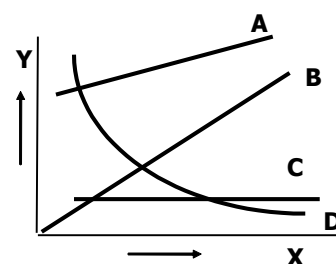
El valor de la presión final es:

$$\frac{25,0 \text{ atm}}{(20 + 273,15) \text{ K}} = \frac{p_2}{(53 + 273,15) \text{ K}} \quad \rightarrow \quad p_2 = 27,8 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.8. ¿Cuál es la línea gráfica que se debería obtener al representar, en un diagrama de ejes cartesianos, la presión a la que está sometida una masa gaseosa de nitrógeno, (Y), frente a la inversa del volumen ocupado por dicha masa, (X), a temperatura constante:

- a) A
- b) B
- c) C
- d) D



(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Asturias 2010)

La ley propuesta por Boyle y Mariotte (1662) dice:

“para una masa de gas a temperatura constante, la presión y el volumen son magnitudes inversamente proporcionales”.

Su expresión matemática es, $pV = \text{cte}$, y la representación gráfica de p vs. V es una curva como la C. No obstante, si se representa p vs. $1/V$ se obtiene una recta, como la B, que pasa por el punto (0,0).

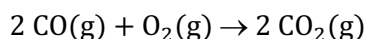
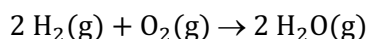
La respuesta correcta es la **b**.

1.9. ¿Qué volumen de oxígeno reaccionará completamente con una mezcla formada por 10 cm³ de hidrógeno y 20 cm³ de monóxido de carbono? (Todos los volúmenes medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura).

- a) 10 cm³
- b) 15 cm³
- c) 20 cm³
- d) 30 cm³

(O.Q.L. Murcia 1998)

Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones de combustión de H₂ y CO son:



De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), el volumen de O₂ consumido en cada reacción es:

$$\left. \begin{array}{l} 10 \text{ cm}^3 \text{ H}_2 \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ O}_2}{2 \text{ cm}^3 \text{ H}_2} = 5 \text{ cm}^3 \text{ O}_2 \\ 20 \text{ cm}^3 \text{ CO} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ O}_2}{2 \text{ cm}^3 \text{ CO}} = 10 \text{ cm}^3 \text{ O}_2 \end{array} \right\} \rightarrow V_{\text{total}} = 15 \text{ cm}^3 \text{ O}_2$$

La respuesta correcta es la b.

1.10. La hipótesis de Avogadro:

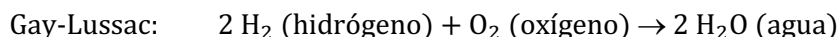
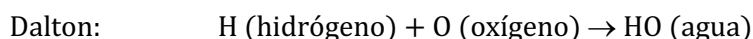
- a) Permite distinguir entre gases ideales y gases reales.
- b) Explica la ley de los volúmenes de Gay-Lussac suponiendo que las moléculas de los elementos gaseosos comunes son diatómicas.
- c) Establece que el volumen de un gas es directamente proporcional al número de moles.
- d) Permite demostrar la ley de las proporciones múltiples.
- e) Explica la ley de conservación de la masa.
- f) Dice que todos los gases se dilatan en la misma proporción con la temperatura.
- g) Permite demostrar la ley de las proporciones definidas.
- h) Explica que 1 mol de cualquier gas contiene $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas.
- i) Explica la ley de conservación de la energía.
- j) Permite explicar la teoría de Bohr.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Almería 2005) (O.Q.L. Extremadura 2005) (O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Murcia 2007)
(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Madrid 2011) (O.Q.L. Murcia 2012) (O.Q.L. Baleares 2015)

▪ La hipótesis de Avogadro (1811) que dice que:

“volúmenes iguales de cualquier gas, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas”,

puso fin a la discusión existente entre Dalton y Gay-Lussac. Para Dalton los elementos gaseosos estaban formados por átomos, mientras que la ley de Gay-Lussac solo tenía explicación si se les consideraba moléculas diatómicas.



▪ Por otra parte, de acuerdo con la ecuación de estado de los gases ideales:

$$V = n \frac{RT}{p}$$

Si se comparan los gases en las mismas condiciones de p y T y, teniendo en cuenta que R es una constante se tiene que:

$$V = n k \quad \text{siendo } k \text{ el volumen molar.}$$

El volumen que ocupa un gas es directamente proporcional al número de moles del mismo.

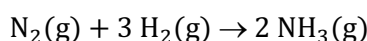
Las respuestas correctas son **b** y **c**.

1.11. El volumen de amoníaco que se puede obtener con 5 L de nitrógeno gaseoso y 9 L de hidrógeno gaseoso, midiendo todos los gases en las mismas condiciones de presión y temperatura, es:

- a) 14 L
- b) 6 L
- c) 10 L
- d) Es necesario conocer los valores de presión y temperatura.

(O.Q.L. Murcia 1999)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre N_2 y H_2 para obtener amoníaco es:



De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes de la reacción es, 1 L de N_2 reacciona con 3 L de H_2 y producen 2 L de NH_3 . Por tanto, la relación volumétrica (molar) es:

$$\frac{9 \text{ L } H_2}{5 \text{ L } N_2} = 1,8$$

Como la relación molar es menor que 3 quiere decir que sobra N_2 , por lo que H_2 es el reactivo limitante que determina la cantidad de NH_3 que se forma:

$$9 \text{ L } H_2 \cdot \frac{2 \text{ L } NH_3}{3 \text{ L } H_2} = 6 \text{ L } NH_3$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.12. Se sabe que 40,4 g de un gas noble ocupan el mismo volumen que 8,00 g de He en las mismas condiciones de presión y temperatura. ¿De qué gas noble se trata?

- a) Ne
- b) Ar
- c) Kr
- d) Xe

(O.Q.L. Castilla y León 1999)

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), si ambos gases ocupan el mismo volumen en idénticas condiciones de presión y temperatura, es que se trata de muestras gaseosas integradas por el mismo número de partículas (moles):

$$40,4 \text{ g X} \cdot \frac{1 \text{ mol X}}{M \text{ g X}} = 8,00 \text{ g He} \cdot \frac{1 \text{ mol He}}{4,00 \text{ g He}} \rightarrow M = 20,2 \text{ g mol}^{-1}$$

La masa molar obtenida corresponde al **gas noble neón (Ne)**.

La respuesta correcta es la **a**.

1.13. Considere que se está comprimiendo un gas en un recipiente cerrado, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es falsa?

- a) Disminuye el volumen.
- b) Aumenta la temperatura.
- c) El número de moles permanece constante.
- d) Disminuye la densidad.
- e) Disminuye la entropía.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.L. Sevilla 2019)

a) Verdadero. Si se considera un recipiente en el que la temperatura permanece constante, es aplicable la ley de Boyle y Mariotte de las transformaciones isotérmicas (1662) que dice que:

“para una masa de gas a temperatura constante la presión y el volumen son magnitudes inversamente proporcionales”

Si se comprime un gas, se aumenta la presión, por tanto, disminuye el volumen.

b) Verdadero. Si se comprime un gas, se aproximan las moléculas que lo forman, por tanto, pueden aparecer enlaces intermoleculares entre estas. Siempre que se forma un enlace se desprende energía y, por tanto, aumenta la temperatura del gas.

c) Verdadero. El número de moles de gas solo depende del número de moléculas que lo integran, si se aumenta la presión lo único que se hace es aproximar sus moléculas.

d) **Falso**. Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas, en determinadas condiciones de p y T , viene dada por la expresión:

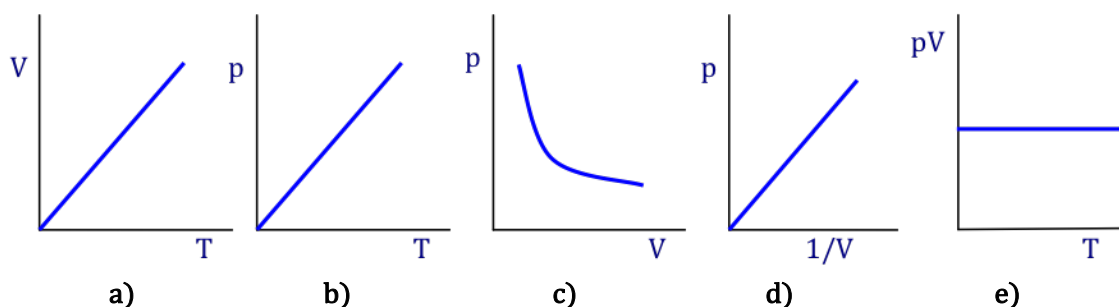
$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Si se comprime un gas, se aumenta la presión, por tanto, aumenta su densidad.

e) Verdadero. Si se considera un recipiente en el que la temperatura permanece constante, si se comprime un gas, se aumenta la presión, por tanto, disminuye su volumen y las moléculas pierden capacidad de desordenarse, es decir, disminuye la entropía del gas.

La respuesta correcta es la **d**.

1.14. ¿Cuál de las siguientes líneas gráficas no representa el comportamiento ideal de un gas?



(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Extremadura 2003) (O.Q.L. Baleares 2009) (O.Q.L. Castilla y León 2013)

a) Verdadero. La gráfica corresponde a la ley de Charles para las transformaciones isobáricas (1787) que se ajusta a la siguiente ecuación:

$$\frac{V}{T} = k$$

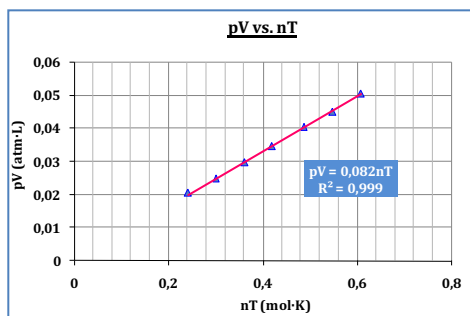
b) Verdadero. La gráfica corresponde a la ley de Gay-Lussac para las transformaciones isócoras (1803) que se ajusta a la siguiente ecuación:

$$\frac{p}{T} = k$$

c-d) Verdadero. Las gráficas corresponden a la ley de Boyle-Mariotte para las transformaciones isotérmicas (1662) que se ajusta a la siguiente ecuación:

$$pV = k$$

e) Falso. Para un gas ideal la representación pV vs T correcta sería:



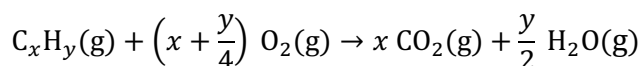
La respuesta correcta es la e.

1.15. La combustión completa de 0,336 L de un hidrocarburo gaseoso, medidos en condiciones normales, produce 0,06 mol de dióxido de carbono. ¿Cuántos átomos de carbono tiene cada molécula del hidrocarburo?

- 1
- 2
- 4
- 6
- 8

(O.Q.N. Murcia 2000)

En la combustión del hidrocarburo, todo el carbono se transforma en CO_2 y el hidrógeno en H_2O :



De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808) y considerando comportamiento ideal, la relación volumétrica coincide con la relación molar y permite obtener el número de átomos de carbono del hidrocarburo C_xH_y :

$$\frac{0,06 \text{ mol CO}_2}{0,336 \text{ L C}_x\text{H}_y} \cdot \frac{22,4 \text{ L C}_x\text{H}_y}{1 \text{ mol C}_x\text{H}_y} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} = 4 \frac{\text{mol C}}{\text{mol C}_x\text{H}_y}$$

La respuesta correcta es la c.

1.16. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones, relacionadas todas con la ley de Avogadro y sus consecuencias, es falsa?

- Volúmenes iguales de hidrógeno, H_2 , y dióxido de azufre, SO_2 , medidos en condiciones normales, contienen el mismo número de moléculas.
- Dos volúmenes de hidrógeno y un volumen de metano, CH_4 , medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen igual número de átomos de hidrógeno.
- Volúmenes iguales de dióxido de carbono, CO_2 , y de metano, CH_4 , medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen igual número de átomos de carbono.
- El volumen, medido en condiciones normales, ocupado por 3 mol de átomos de cloro es, aproximadamente, de $33,6 \text{ dm}^3$.
- El volumen, medido en condiciones normales, ocupado por 1 mol de átomos de cualquier elemento gaseoso es, aproximadamente, de $11,2 \text{ dm}^3$.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Baleares 2009) (O.Q.L. País Vasco 2009) (O.Q.L. Málaga 2018)

Para responder a las cuestiones propuestas hay que tener en cuenta:

- La ley de Avogadro (1811) que dice:

“volúmenes iguales de cualquier gas, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas”.

$$V = n \frac{RT}{p}$$

- Si se comparan los gases en las mismas condiciones de p y T y, teniendo en cuenta que R es una constante se tiene que:

$$V = n k$$

- El volumen molar de un gas en condiciones normales es $22,4 \text{ L mol}^{-1}$.
- Un mol de cualquier gas está integrado por un número de Avogadro, N_A , de moléculas.

a) Verdadero. Si los volúmenes son iguales, el número de moles también lo es y, por consiguiente, también el número de moléculas.

b) Verdadero. Suponiendo condiciones normales de presión y temperatura:

$$2 V \text{ L H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{22,4 \text{ L H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol H}_2} \cdot \frac{N_A \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = \frac{V \cdot N_A}{5,6} \text{ átomos H}$$

$$V \text{ L CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{22,4 \text{ L CH}_4} \cdot \frac{4 \text{ mol H}}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{N_A \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = \frac{V \cdot N_A}{5,6} \text{ átomos H}$$

c) Verdadero. Suponiendo condiciones normales de presión y temperatura:

$$V \text{ L CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{22,4 \text{ L CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{N_A \text{ átomos C}}{1 \text{ mol C}} = \frac{V \cdot N_A}{22,4} \text{ átomos C}$$

$$V \text{ L CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{22,4 \text{ L CH}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol C}}{1 \text{ mol CH}_4} \cdot \frac{N_A \text{ átomos C}}{1 \text{ mol C}} = \frac{V \cdot N_A}{22,4} \text{ átomos C}$$

d) Verdadero.

$$3 \text{ mol Cl} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}_2}{2 \text{ mol Cl}} \cdot \frac{22,4 \text{ dm}^3 \text{ Cl}_2}{1 \text{ mol Cl}_2} = 33,6 \text{ dm}^3 \text{ Cl}_2$$

e) Falso. Suponiendo que se trate de un gas noble como el He:

$$1 \text{ mol He} \cdot \frac{22,4 \text{ dm}^3 \text{ He}}{1 \text{ mol He}} = 22,4 \text{ dm}^3 \text{ He}$$

La respuesta correcta es la e.

1.17. Si se duplica el volumen de una cierta masa gaseosa manteniendo constante su temperatura:

- Aumentan su presión y su entropía.**
- Su entropía se reduce a la mitad y su presión se duplica.**
- Disminuyen su presión y su entropía.**
- Su presión disminuye, pero su entropía aumenta.**

(O.Q.L. Murcia 2000)

De acuerdo con la ley de Boyle y Mariotte de las transformaciones isotérmicas (1662) que dice que:

“para una masa de gas a temperatura constante, la presión y el volumen son magnitudes inversamente proporcionales”

si el volumen se duplica, la presión se reduce la mitad y, la entropía aumenta, ya que, al aumentar el volumen las partículas están más separadas y aumenta su capacidad para desordenarse.

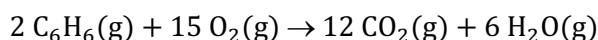
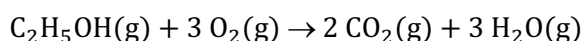
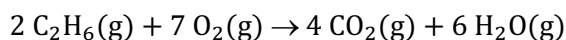
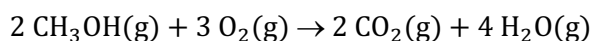
La respuesta correcta es la d.

1.18. ¿Cuál de las siguientes sustancias, en estado gaseoso, necesitará para su combustión completa un volumen de oxígeno triple del propio, medidos ambos a la misma p y T ?

- a) CH_3OH
- b) C_2H_6
- c) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- d) C_6H_6

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. Cantabria 2015)

Las ecuaciones químicas ajustadas correspondientes a las reacciones de combustión de las cuatro sustancias son:



De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la reacción en la que relación de volúmenes O_2 /compuesto es 3/1 es la correspondiente a la combustión del $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, etanol.

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1997).

1.19. Si se calientan 200 mL de un gas desde 10 °C a 20 °C manteniendo constantes el número de moléculas y la presión, el volumen que ocupará será aproximadamente:

- a) 50 mL
- b) 200 mL
- c) 450 mL
- d) 207 mL

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

La expresión matemática de la ley de Charles de las transformaciones isobáricas (1787) es:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

El valor del volumen final es:

$$\frac{200 \text{ mL}}{(10 + 273,15) \text{ K}} = \frac{V_2}{(20 + 273,15) \text{ K}} \rightarrow V_2 = 207 \text{ mL}$$

La respuesta correcta es la d.

1.20. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?

1. A igualdad de temperatura, la presión ejercida por un mol de gas en un matraz de 5 L es igual a la ejercida por cinco moles en un matraz de 1 L.
2. A igualdad de temperatura y volumen; $6,022 \cdot 10^{23}$ moléculas de O_2 ejercen igual presión que $12,044 \cdot 10^{23}$ moléculas de Ne.
3. La presión total de una mezcla de gases es suma de las presiones parciales ejercidas por cada uno de sus componentes.
4. Por mucho que se aumente la presión, un gas no puede licuarse a temperaturas superiores a su temperatura crítica.

- a) 1
- b) 1 y 2
- c) 1, 2 y 4
- d) 3 y 4

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

1) Incorrecto. Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por cada muestra de gas es:

$$p_1 = \frac{1 \text{ mol} \cdot RT}{5 \text{ L}} = \frac{RT}{5} \text{ atm}$$

$$p_2 = \frac{5 \text{ mol} \cdot RT}{1 \text{ L}} = 5 RT \text{ atm}$$

2) Incorrecto. Considerando comportamiento ideal, y teniendo en cuenta que no existen moléculas de Ne, sino átomos, la presión ejercida por cada muestra de gas es:

$$p_{\text{O}_2} = \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2 \cdot RT}{V} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas O}_2} = \frac{RT}{V} \text{ atm}$$

$$p_{\text{Ne}} = \frac{12,044 \cdot 10^{23} \text{ átomos Ne} \cdot RT}{V} \cdot \frac{1 \text{ mol Ne}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos Ne}} = 2 \frac{RT}{V} \text{ atm}$$

3) **Correcto**. La ley de Dalton de las presiones parciales (1801) dice:

“la presión total de una mezcla gaseosa es igual a la suma de las presiones parciales de los componentes de la misma”.

4) **Correcto**. La temperatura crítica de un gas es aquella por encima de la cual por mucho que se eleve la presión el gas no puede licuarse, ya que las moléculas se mueven a tal velocidad que es imposible que se establezcan fuerzas intermoleculares entre ellas.

La respuesta correcta es la **d**.

1.21. Un recipiente cerrado contiene 100 mL de un gas que se calienta desde 10 °C a 24 °C, manteniendo constante la presión, el volumen resultante es:

- a) 114 mL
- b) 100 mL
- c) 105 mL
- d) 200 mL

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La expresión matemática de la ley de Charles de las transformaciones isobáricas (1787) es:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

El valor del volumen final es:

$$\frac{100 \text{ mL}}{(10 + 273,15) \text{ K}} = \frac{V_2}{(24 + 273,15) \text{ K}} \quad \rightarrow \quad V_2 = 105 \text{ mL}$$

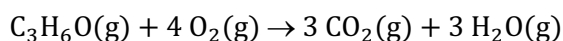
La respuesta correcta es la **c**.

1.22. Se hacen reaccionar completamente 1 L de C₃H₆O (acetona) y 4 L de O₂. El volumen ocupado por los productos es:

- a) 6,00 L
- b) 22,4 L
- c) 44,8 L
- d) 67,2 L
- e) Ninguno de los volúmenes indicados.

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Considerando que la acetona se encuentra en estado gaseoso, la ecuación química correspondiente a la combustión de la acetona es:



De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes de la reacción es, 1 L de C_3H_6O reacciona con 4 L de O_2 y produce 3 L de CO_2 y 3 L de H_2O .

Como las cantidades de reactivos son estequiométricas se forman **6 L de productos**.

La respuesta correcta es la **a**.

1.23. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?

1. Si el aire saturado de humedad contenido en un matraz de 1 L a 80 °C, se enfría hasta 50 °C, condensará agua.
2. Si el aire saturado de humedad contenido en un matraz de 1 L a 80 °C, se expande hasta un volumen de 10 L manteniendo constante la temperatura, la presión del agua disminuirá.
3. Si se tienen dos matraces, uno de 10 L y otro de 2 L, conteniendo ambos, aire saturado de humedad a 40 °C, la presión ejercida por el agua será igual en ambos matraces.
4. Si un gas A y otro B se encuentran en un mismo recipiente cerrado, la presión parcial de A y la de B serán iguales.

- a) 1, 2 y 3
- b) 1, 3 y 4
- c) 1 y 2
- d) Todas

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

La presión que ejerce el vapor procedente de un líquido es directamente proporcional a su temperatura.

- 1) **Correcto**. Si desciende la temperatura del aire, la presión de vapor del agua se hace menor y, por tanto, condensa agua.
- 2) **Correcto**. Aunque la presión de vapor del agua se mantiene constante al no cambiar la temperatura del aire, si el gas se expande, de acuerdo con la ley de Boyle-Mariotte (1662), la presión parcial del agua disminuye.
- 3) **Correcto**. Si la temperatura del aire es la misma en ambos matraces, la presión de vapor del agua debe ser la misma, aunque el volumen de los matraces sea diferente.
- 4) **Incorrecto**. Las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases solo serán idénticas si el número de moles de cada uno también lo es.

La respuesta correcta es la **a**.

1.24. Dos recipientes cerrados de igual volumen contienen gases diferentes, A y B. Los dos gases están a la misma temperatura y presión. La masa del gas A es 1,0 g, mientras que la del gas B, que es metano, es 0,54 g. ¿Cuál de los siguientes gases es A?

- a) SO_2
- b) SO_3
- c) O_3
- d) C_2H_6

(O.Q.L. Baleares 2002)

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), dos gases, medidos en idénticas condiciones de p y T , que ocupan el mismo volumen, están constituidos por el mismo número de moles y moléculas:

$$n_A = n_{CH_4} \quad \rightarrow \quad \frac{m_A}{M_A} = \frac{m_{CH_4}}{M_{CH_4}}$$

El valor de la masa molar del gas A es:

$$M_A = \frac{1,00 \text{ g}}{0,540 \text{ g}} \cdot (16,0 \text{ g mol}^{-1}) = 29,6 \text{ g mol}^{-1} \quad \rightarrow \quad \text{Se trata del } C_2H_6 \text{ (} M = 30,0 \text{ g mol}^{-1}\text{)}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.25. Señale la proposición correcta:

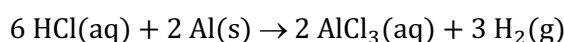
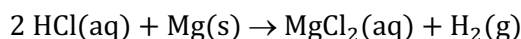
- a) En 22,4 L de oxígeno gaseoso, a 0 ° C y 1 atm, hay N_A (número de Avogadro) átomos de oxígeno.
 b) Al reaccionar 10 g de Mg o de Al con HCl se obtiene el mismo volumen de hidrógeno, a la misma presión y temperatura.
 c) A presión constante, el volumen de un gas a 50 °C es el doble que a 25 °C.
 d) El volumen de 14 g de nitrógeno es igual al de 16 g de oxígeno, a la misma presión y temperatura.
 e) Un mol de oxígeno en estado sólido, líquido o gaseoso, ocupa 22,4 L a 0 °C y 1 atm.

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Granada 2013)

a) Falso. El número de átomos que contiene la muestra es:

$$22,4 \text{ L O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{22,4 \text{ L O}_2} \cdot \frac{N_A \text{ moléculas O}_2}{1 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos O}}{1 \text{ molécula O}_2} = 2 N_A \text{ átomos O}$$

b) Falso. Las ecuaciones químicas correspondientes a las reacciones del Mg y Al con HCl son:



Considerando comportamiento ideal, El volumen de H_2 , medido en c.n., que se obtiene a partir de 10 g de cada metal es:

$$10 \text{ g Mg} \cdot \frac{1 \text{ mol Mg}}{24,3 \text{ g Mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{1 \text{ mol Mg}} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 9,2 \text{ L H}_2$$

$$10 \text{ g Al} \cdot \frac{1 \text{ mol Al}}{27,0 \text{ g Al}} \cdot \frac{3 \text{ mol H}_2}{2 \text{ mol Al}} \cdot \frac{22,4 \text{ L H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 12,4 \text{ L H}_2$$

c) Falso. De acuerdo con la expresión matemática de la ley de Charles de las transformaciones isobáricas (1787):

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \rightarrow \quad \frac{V_2}{V_1} = \frac{(50 + 273,15) \text{ K}}{(25 + 273,15) \text{ K}} \neq 2$$

d) **Verdadero.** Considerando comportamiento ideal y de acuerdo con la ley de Avogadro (1811), el volumen que ocupa una determinada masa de gas, en determinadas condiciones de p y T , es directamente proporcional al número de moles del mismo:

$V = k n$ siendo k el volumen molar en esas condiciones de p y T

$$14 \text{ g N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{28,0 \text{ g N}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L N}_2}{1 \text{ mol N}_2} = 11,2 \text{ L N}_2$$

$$16 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \cdot \frac{22,4 \text{ L O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 11,2 \text{ L O}_2$$

e) Falso. Un mol de O_2 ocupa 22,4 L solo cuando se encuentra en estado gaseoso y en condiciones normales de presión y temperatura.

La respuesta correcta es la **d**.

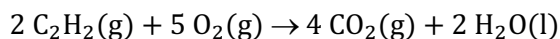
1.26. ¿Qué volumen de aire se necesita para quemar 3,0 L de acetileno, C_2H_2 , midiéndose ambos gases en las mismas condiciones?

- a) 35,71 L
 b) 71,43 L
 c) 3,0 L
 d) 6,0 L

(Dato. El aire contiene un 21 % en volumen de O_2).

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del acetileno es:



De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), en las reacciones entre gases, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, la relación molar coincide con la relación volumétrica, así que relacionando C_2H_2 con O_2 :

$$3,0 \text{ L C}_2\text{H}_2 \cdot \frac{5 \text{ L O}_2}{2 \text{ L C}_2\text{H}_2} = 7,5 \text{ L O}_2$$

Como el aire contiene un 21 % en volumen de O_2 :

$$7,5 \text{ L O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{21 \text{ L O}_2} = 36 \text{ L aire}$$

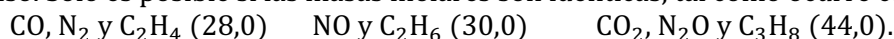
La respuesta correcta es la **a**.

1.27. Dos moles de distintos gases, en igualdad de condiciones de presión y temperatura, tienen:

- a) La misma masa
- b) El mismo número de átomos
- c) La misma energía interna
- d) El mismo volumen

(O.Q.L. Castilla y León 2003)

a) Falso. Solo es posible si las masas molares son idénticas, tal como ocurre con los siguientes gases:



b) Falso. Solo es posible si las moléculas están formadas por el mismo número de átomos. Algunos ejemplos son: H_2 , N_2 y O_2 (diatómicas) y NO_2 , SO_2 y CO_2 (triatómicas).

c) Falso. La energía interna, U , es una magnitud intensiva, es decir, depende de la masa de gas existente.

d) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de Avogadro (1811):

“volúmenes iguales de cualquier gas, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de moléculas (moles)”.

La respuesta correcta es la **d**.

1.28. Un volumen de 10 cm^3 de gas fluoruro de hidrógeno reacciona con 5 cm^3 de difluoruro de dinitrógeno gaseoso formando 10 cm^3 de un solo gas medido a presión y temperatura constante. Indique a cuál de las siguientes reacciones corresponden estos datos.

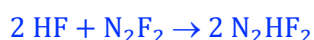
- a) $\text{HF} + \text{N}_2\text{F}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{HF}_3$
- b) $2 \text{HF} + \text{N}_2\text{F}_2 \rightarrow 2 \text{N}_2\text{HF}_2$
- c) $2 \text{HF} + \text{N}_2\text{F}_2 \rightarrow \text{N}_2\text{H}_2\text{F}_4$
- d) $\text{HF} + 2 \text{N}_2\text{F}_2 \rightarrow \text{N}_4\text{HF}_5$
- e) $2 \text{HF} + 2 \text{N}_2\text{F}_2 \rightarrow \text{N}_4\text{H}_2\text{F}_6$

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007) (O.Q.L. Valencia 2014) (O.Q.L. País Vasco 2017)

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), los datos numéricos propuestos:



se encuentran en una relación volumétrica 2:1:2. Esta relación coincide con la relación estequiométrica (volumétrica) de la reacción:



La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Valencia 2014 se proporcionan las sustancias formadas en lugar de las reacciones y diferentes volúmenes de reactivos).

1.29. En la combustión de 5 L de un alcano a 2 atm y 273 K se desprenden 40 L de dióxido de carbono medidos en condiciones normales. Dicho alcano puede ser:

- a) Etano
- b) Butano
- c) Propano
- d) Octano

(O.Q.L. Murcia 2004)

De acuerdo con la ley de Boyle y Mariotte (1662) se puede calcular el volumen de hidrocarburo que se quema, medido en condiciones normales:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 \quad \rightarrow \quad V_2 = \frac{2 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{1 \text{ atm}} = 10 \text{ L}$$

Teniendo en cuenta que en la combustión todo el carbono del hidrocarburo se transforma en CO_2 , relacionando ambos volúmenes:

$$\frac{40 \text{ L CO}_2}{10 \text{ L hidrocarburo}} = 4 \frac{\text{L CO}_2}{\text{L hidrocarburo}}$$

de acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), que dice que:

“los volúmenes de los gases que intervienen en una reacción química, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, están en relación de números enteros sencillos”.

El hidrocarburo que contiene 4 mol de C, es el **butano**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.30. Al aumentar la temperatura de un gas ideal a volumen constante:

- a) La energía interna no varía.
- b) La presión aumenta.
- c) La entropía disminuye.
- d) La concentración aumenta.

(O.Q.L. País Vasco 2005) (O.Q.L. País Vasco 2013)

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac para las transformaciones isócoras (1803) que se ajusta a la siguiente ecuación:

$$\frac{p}{T} = k$$

al aumentar la temperatura **aumenta la presión** del gas.

La respuesta correcta es la **b**.

1.31. Las masas de volúmenes iguales de un gas X y de oxígeno, en las mismas condiciones de temperatura y presión, son 72 g y 36 g, respectivamente. La masa molecular del gas X será:

- a) 36
- b) 64
- c) 32
- d) 72

(O.Q.L. La Rioja 2007)

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811):

“dos gases, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, ocupan el mismo volumen, lo que quiere decir que están constituidos por el mismo número de moléculas (moles)”.

$$n_X = n_{\text{O}_2} \quad \rightarrow \quad \frac{m_X}{M_X} = \frac{m_{\text{O}_2}}{M_{\text{O}_2}}$$

El valor de la masa molar del gas X es:

$$M_x = \frac{72 \text{ g}}{36 \text{ g}} \cdot (32,0 \text{ g mol}^{-1}) = 64 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.32. Una muestra de propano, C_3H_8 , se encuentra inicialmente en un contenedor a 80°C y 700 mmHg y se calienta hasta 120°C a volumen constante. ¿Cuál es la presión final?

- a) 1.050 mmHg
- b) 467 mmHg
- c) 628 mmHg
- d) 779 mmHg

(O.Q.L. Madrid 2008)

La expresión matemática de la ley de Gay-Lussac de las transformaciones isócoras (1803) es:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

El valor de la presión a 120°C es:

$$\frac{700 \text{ mmHg}}{(80 + 273,15) \text{ K}} = \frac{p_2}{(120 + 273,15) \text{ K}} \quad \rightarrow \quad p_2 = 779 \text{ mmHg}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.33. Un globo contiene $2,5 \text{ L}$ de gas a la temperatura de 27°C . Si se enfría hasta -23°C , el globo:

- a) Aumentará su volumen
- b) Disminuirá su volumen
- c) No variará su volumen
- d) Explotará

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

Un globo es un recipiente en el que se mantiene constante la presión, $p = p_{\text{atm}}$. De acuerdo con la ley de Charles de las transformaciones isobáricas (1787):

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

El volumen ocupado por el gas una vez enfriado es:

$$\frac{2,5 \text{ L}}{(27 + 273,15) \text{ K}} = \frac{V_2}{(-23 + 273,15) \text{ K}} \quad \rightarrow \quad V_2 = 2,1 \text{ L}$$

Si desciende la temperatura, **disminuye el volumen del globo**.

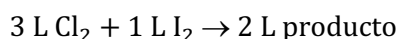
La respuesta correcta es la **b**.

1.34. Cuando se mezclan, en las mismas condiciones de presión y temperatura, 3 L de cloro gas con 1 L de vapor de yodo reaccionan completamente y se obtienen 2 L , en las citadas condiciones, de un gas desconocido. ¿Cuál es la fórmula molecular de dicho gas?

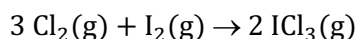
- a) I_5Cl_2
- b) ICl_3
- c) ICl
- d) I_3Cl

(O.Q.L. Murcia 2008)

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), los datos numéricos propuestos:



se encuentran en una relación volumétrica 3:1:2. Esta relación coincide con la relación estequiométrica (volumétrica) de la reacción:



por lo que la fórmula molecular de la sustancia gaseosa formada debe ser ICl_3 .

La respuesta correcta es la **b**.

1.35. “A temperatura constante, el volumen ocupado por una cantidad determinada de un gas es inversamente proporcional a la presión que soporta”. Esta, es la conocida como ley de Boyle-Mariotte, que se representa por:

- a) $V_1 p_2 = V_2 p_1$
- b) $V_1 T_1 = V_2 T_2$
- c) $V_1/p_1 = V_2/p_2$
- d) $V_1 p_1 = V_2 p_2$

(O.Q.L. Murcia 2008)

La expresión matemática de la ley estudiada experimentalmente por Robert Boyle (1662) y formulada por Edme Mariotte (1676) es:

$$V_1 p_1 = V_2 p_2$$

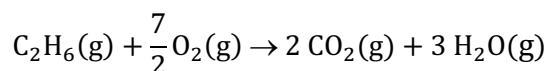
La respuesta correcta es la **d**.

1.36. Si las condiciones de p (1 atm) y T (250 °C) se mantienen constantes en todo el proceso, calcule el volumen de los productos de reacción que se obtendrán al quemar 20 L de etano, C_2H_6 .

- a) 40 L
- b) 100 L
- c) 50 L
- d) Imposible saberlo

(O.Q.L. Murcia 2009)

La ecuación química correspondiente a la combustión del C_2H_6 es:



De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes C_2H_6 /productos es 1/5. Relacionando C_2H_6 con los productos gaseosos:

$$20 \text{ L } \text{C}_2\text{H}_6 \cdot \frac{5 \text{ L productos}}{1 \text{ L } \text{C}_2\text{H}_6} = 100 \text{ L productos}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.37. Volúmenes iguales de distintas sustancias gaseosas, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, contienen el mismo número de partículas. Este enunciado se corresponde con la ley de:

- a) Proust
- b) Dalton
- c) Lavoisier
- d) Avogadro

(O.Q.L. Murcia 2009)

El enunciado propuesto se corresponde con la ley formulada por Avogadro (1811).

La respuesta correcta es la **d**.

1.38. Una muestra de gas se encuentra en un volumen V a una presión p_1 y temperatura T_1 . Cuando la temperatura cambia a T_2 , manteniendo el volumen constante, la presión p_2 será:

- a) $\frac{T_1 T_2}{p_1}$ b) $\frac{p_1}{T_1 T_2}$ c) $\frac{p_1 T_1}{T_2}$ d) $\frac{T_1}{p_1 T_2}$ e) $\frac{p_1 T_2}{T_1}$

(O.Q.N. Sevilla 2010)

La situación propuesta obedece a la ley de Gay-Lussac de las transformaciones isocoras (1802):

“para una masa de gas a volumen constante las presiones son directamente proporcionales a las temperaturas absolutas”.

La expresión matemática de esta ley es:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \quad \rightarrow \quad p_2 = p_1 \cdot \frac{T_2}{T_1}$$

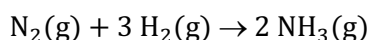
La respuesta correcta es la e.

1.39. Cuando 2 L de nitrógeno reaccionan con 6 L de hidrógeno, si todos los gases están medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, el volumen de amoníaco obtenido es:

- a) 4 L
b) 8 L
c) 2 L
d) 3 L

(O.Q.L. Murcia 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2012)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre N_2 y H_2 para obtener amoníaco es:



De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes de la reacción es 1:3:2. Por tanto, la relación volumétrica (molar) inicial entre los reactivos es:

$$\frac{V_{H_2}}{V_{N_2}} = \frac{6}{2} = 3$$

Como esta relación molar es igual 3, indica que **son cantidades estequiométricas** que se consumen completamente y la cantidad de NH_3 que se forma es:

$$2 \text{ L } N_2 \cdot \frac{2 \text{ L } NH_3}{1 \text{ L } N_2} = 4 \text{ L } NH_3$$

La respuesta correcta es la a.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1999 y Castilla-León 2012).

1.40. Si se consideran 15 L de nitrógeno y 15 L de CO_2 , medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura, se puede decir que:

- a) Hay el mismo número de átomos.
b) Hay el mismo número de moléculas.
c) Tienen la misma masa.
d) Tienen la misma densidad.

(O.Q.L. Murcia 2010)

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811):

“volúmenes iguales de diferentes gases, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, contienen el **mismo número de moléculas**”.

La respuesta correcta es la b.

1.41. Un gas, contenido en un recipiente cerrado y flexible, se enfría lentamente desde la temperatura de 50 °C hasta 25 °C. ¿Cuál es la relación alcanzada entre el volumen final del gas y el inicial?

- a) 2/1
- b) 1,08/1
- c) 0,923/1
- d) 0,5/1

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La expresión matemática de la ley de Charles de las transformaciones isobáricas (1787) es:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1}$$

El valor de la relación entre los volúmenes es:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{(25 + 273,15) \text{ K}}{(50 + 273,15) \text{ K}} = \frac{0,923}{1}$$

La respuesta correcta es la c.

1.42. Un matraz de 1,00 L, lleno de O₂(g), se encuentra inicialmente en condiciones estándar y después a 100 °C. ¿Cuál será la presión a 100 °C?

- a) 1,00 atm
- b) 1,17 atm
- c) 1,27 atm
- d) 1,37 atm

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La expresión matemática de la ley de Gay-Lussac de las transformaciones isócoras (1803) es:

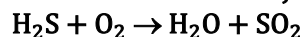
$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

Considerando que las condiciones estándar para un gas son, 1 bar y 0 °C, el valor de la presión final es:

$$\frac{1 \text{ bar}}{(0 + 273,15) \text{ K}} = \frac{p_2}{(100 + 273,15) \text{ K}} \quad \rightarrow \quad p_2 = 1,37 \text{ bar} \approx 1,37 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la d.

1.43. Dada la reacción sin ajustar:

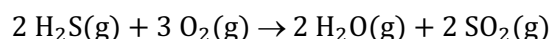


¿Qué volumen de oxígeno se necesita para quemar 180 L de H₂S, si todos los gases están en idénticas condiciones de *p* y *T*?

- a) 180 L
- b) 540 L
- c) 270 L
- d) 60 L

(O.Q.L. Murcia 2011)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del H₂S es:



De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes coincide con la relación molar. Relacionando H₂S con O₂:

$$180 \text{ L H}_2\text{S} \cdot \frac{3 \text{ L O}_2}{2 \text{ L H}_2\text{S}} = 270 \text{ L O}_2$$

La respuesta correcta es la c.

1.44. En la combustión de 2 mol de un hidrocarburo saturado (alcano) se han necesitado 224 L de oxígeno medidos en condiciones normales. La fórmula del hidrocarburo es:

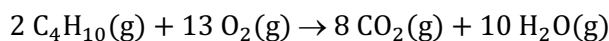
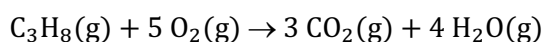
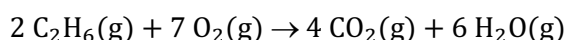
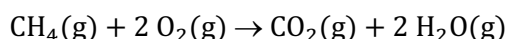
- a) CH₄
- b) C₂H₆
- c) C₃H₈
- d) C₄H₁₀

(O.Q.L. Murcia 2011)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de O₂ que se consumen es:

$$224 \text{ L O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{22,4 \text{ L O}_2} = 10,0 \text{ mol O}_2$$

Las ecuaciones químicas correspondientes a la combustión de los cuatro alcanos son:



De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la reacción en la que relación de volúmenes, O₂/alcano = 10/2, es la correspondiente a la combustión del **propano, C₃H₈**.

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 1997 y otras).

1.45. Un tanque de almacenamiento de 10.000 L (dm³) de capacidad, completamente lleno de gas metano que se encuentra a 27 °C y 10 atm de presión, está totalmente cerrado mediante válvulas. Se produce un incendio en una instalación cercana y el tanque se calienta hasta los 100 °C con lo cual sube la presión interna. La resistencia mecánica del tanque es de 25 atm. Según la ley de Gay-Lussac, se puede afirmar que:

- a) El tanque permanecerá intacto porque la presión a 100 °C es menor de 25 atm.
- b) El tanque se rompe porque la presión a 100 °C es mayor de 25 atm.
- c) El gas metano es combustible y arderá suavemente en contacto con el aire, por lo cual la presión se reduce y el tanque no se romperá.
- d) El gas metano es combustible y arderá violentamente en contacto con el aire, dando lugar a una explosión que romperá el tanque.

(O.Q.L. País Vasco 2011)

La expresión matemática de la ley de Gay-Lussac de las transformaciones isócoras (1803) es:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

El valor de la presión a 100 °C es:

$$\frac{10 \text{ atm}}{(27 + 273,15) \text{ K}} = \frac{p_2}{(100 + 273,15) \text{ K}} \quad \rightarrow \quad p_2 = 12,4 \text{ atm}$$

Como se observa, la presión que alcanza el gas es inferior a la resistencia mecánica del tanque (25 atm), por tanto, **el tanque permanece intacto**.

La respuesta correcta es la **a**.

1.46. Se calientan 25,00 L de oxígeno desde 25 °C hasta 425 K a presión constante. ¿Cómo varía el volumen del gas?

- Aumenta a 35,65 L
- Aumenta a 425 L
- Aumenta en una cantidad dependiente de la presión.
- El volumen permanece constante.

(O.Q.L. Castilla y León 2012)

La expresión matemática de la ley de Charles de las transformaciones isobáricas (1787) es:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

El valor del volumen a 425 K es:

$$\frac{25,00 \text{ L}}{(25 + 273,15) \text{ K}} = \frac{V_2}{425 \text{ K}} \rightarrow V_2 = 35,65 \text{ L}$$

La respuesta correcta es la a.

1.47. En relación con un mol de moléculas de CO₂, ¿cuál es la propuesta correcta?

- El número de átomos que contiene es 18,066·10²³.
- El volumen que ocupa es siempre 22,4 L.
- Por tratarse de un gas ideal el volumen que ocupa no varía con la presión.
- El número de moles de átomos que contiene es 6,02·10²³.

(O.Q.L. Castilla y León 2012) (O.Q.L. Cantabria 2015)

a) Verdadero. El número de átomos de un mol de CO₂ es:

$$1 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{3 \text{ mol átomos}}{1 \text{ mol CO}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol átomos}} = 18,066 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

b) Falso. Ese valor del volumen molar es solo en condiciones normales, 1 atm y 273 K.

c) Falso. De acuerdo con la ley de Boyle-Mariotte de las transformaciones isotérmicas (1662):

“para una masa de gas a temperatura constante, el volumen que ocupa es inversamente proporcional a la presión a la que se encuentra sometido”.

d) Falso. La propuesta es absurda.

La respuesta correcta es la a.

1.48. A última hora de la tarde, tras una reparación en un gaseoducto que transporta una mezcla de hidrocarburos gaseosos, el operario se marcha a descansar, pero ha olvidado abrir dos válvulas que permiten el paso del gas. A las 20:00 h, un manómetro indica que la presión del gas atrapado entre las dos válvulas es de 12 atm cuando su temperatura es de 27 °C. La previsión meteorológica dice que el día siguiente será soleado y muy caluroso, de tal modo que el gas atrapado podría alcanzar los 100 °C. Si la presión límite a la que las válvulas se rompen es de 30 atm, según la ley de Gay-Lussac, ¿existe riesgo de fuga?

- No, porque la presión que alcanzaría el gas sería menor que la presión límite.
- Sí, porque la presión que alcanzaría el gas sería igual que la presión límite.
- Sí, porque la presión que alcanzaría el gas sería mayor que la presión límite.
- Sí, porque la presión que alcanzaría el gas sería dos veces mayor que la presión límite.

(O.Q.L. País Vasco 2012)

La expresión matemática de la ley de Gay-Lussac de las transformaciones isócoras (1803) es:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

El valor de la presión a 100 °C es:

$$\frac{12 \text{ atm}}{(27 + 273,15) \text{ K}} = \frac{p_2}{(100 + 273,15) \text{ K}} \quad \rightarrow \quad p_2 = 15 \text{ atm}$$

Como se observa, la presión que alcanza el gas es inferior a la presión límite (30 atm), por tanto, **no se producirá fuga del gas.**

La respuesta correcta es la **a**.

1.49. Se dispone de tres matraces de 1 L que contienen gases en las mismas condiciones de presión y temperatura. El matraz A contiene NH₃, el matraz B contiene NO₂ y el matraz C contiene N₂. ¿Cuál de los tres matraces contiene mayor número de moléculas?

- a) Matraz A
- b) Matraz B
- c) Matraz C
- d) Todos contienen las mismas.
- e) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Cantabria 2014)

La ley de Avogadro (1811) dice que:

“volúmenes iguales de cualquier gas, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas”.

De acuerdo con la misma, se puede afirmar que **los tres matraces contienen el mismo número de moléculas.**

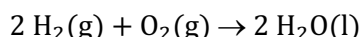
La respuesta correcta es la **d**.

1.50. En un tubo cerrado hay 100 mL de una mezcla de hidrógeno y oxígeno a 25 °C y 1 atm. Se hacen reaccionar para dar agua. Se observa que ha quedado oxígeno sin reaccionar y que, medido a 25 °C y 1 atm, ocupa un volumen de 10 mL. La composición de la mezcla gaseosa inicial es:

- a) 40 % de H₂ y 60 % de O₂
- b) 45 % de H₂ y 55 % de O₂
- c) 55 % de H₂ y 45 % de O₂
- d) 60 % de H₂ y 40 % de O₂
- e) 75 % de H₂ y 25 % de O₂

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre H₂ y O₂ es:



De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes de la reacción es, 2 mL de H₂ reaccionan con 1 mL de O₂.

La tabla de volúmenes en la reacción es:

	H ₂	O ₂
V _{inicial}	x	y
V _{transformado}	x	½ x
V _{final}	—	y - ½ x

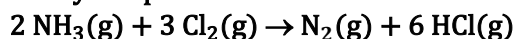
Se pueden plantear las siguientes ecuaciones:

$$\left. \begin{array}{l} x + y = 100 \\ y - \frac{x}{2} = 10 \end{array} \right\} \rightarrow \left\{ \begin{array}{l} x = 60 \text{ mL H}_2 \\ y = 40 \text{ mL O}_2 \end{array} \right.$$

Al ser el volumen total de mezcla 100 mL la composición volumétrica coincide con el porcentaje.

La respuesta correcta es la **d**.

1.51. Se prepara una mezcla con 15 L de amoníaco y 15 L de cloro, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura. Estas sustancias reaccionan de acuerdo con la siguiente ecuación:



Los volúmenes de las cuatro sustancias cuando la reacción finalice, en las mismas condiciones expresados en litros, son, respectivamente:

- a) 0,0; 5,0; 7,5 y 45,0
- b) 5,0; 0,0; 5,0 y 30,0
- c) 0,0; 0,0; 7,5 y 45,0
- d) 0,0; 0,0; 5,0 y 30,0
- e) 0,0; 10,0; 15,0 y 90,0

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes de la reacción es 2 L de NH_3 reaccionan con 3 L de Cl_2 y producen 1 L de N_2 y 6 L de HCl . La relación volumétrica (molar) entre los reactivos es:

$$\frac{15 \text{ L Cl}_2}{15 \text{ L NH}_3} = 1$$

Como la relación molar es menor que 1,5 quiere decir que sobra NH_3 , por lo que Cl_2 es el reactivo limitante que se consume completamente y determina el volumen de NH_3 sobrante y los volúmenes de productos formados:

$$15 \text{ L Cl}_2 \cdot \frac{2 \text{ L NH}_3}{3 \text{ L Cl}_2} = 10 \text{ L NH}_3 \text{ (reaccionado)}$$

$$15 \text{ L NH}_3 \text{ (inicial)} - 10 \text{ L NH}_3 \text{ (reaccionado)} = 5 \text{ L NH}_3 \text{ (sobrante)}$$

$$15 \text{ L Cl}_2 \cdot \frac{1 \text{ L N}_2}{3 \text{ L Cl}_2} = 5 \text{ L N}_2 \text{ (formado)}$$

$$15 \text{ L Cl}_2 \cdot \frac{6 \text{ L HCl}}{3 \text{ L Cl}_2} = 30 \text{ L HCl (formado)}$$

La respuesta correcta es la b.

1.52. Indique cuál de los siguientes gases no es tóxico:

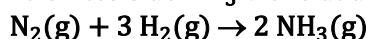
- a) $\text{CO}_2(\text{g})$
- b) $\text{SO}_2(\text{g})$
- c) $\text{CO}(\text{g})$
- d) $\text{NO}_2(\text{g})$
- e) $\text{Cl}_2(\text{g})$

(O.Q.L. Madrid 2014)

De acuerdo con las fichas de seguridad, el único de los gases propuestos que no es tóxico es el CO_2 , aunque como decía Paracelso, "no hay venenos, hay dosis".

La respuesta correcta es la a.

1.53. La síntesis de NH_3 viene dada por la reacción:



Si reaccionan 5,0 L de N_2 con 19,0 L de H_2 , medidos en iguales condiciones de presión y temperatura, ¿cuál será el exceso de H_2 ?

- a) 4,0 L
- b) 5,0 L
- c) 14 L
- d) 15 L

(O.Q.L. Murcia 2014)

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes de la reacción es 1 L de N_2 reacciona con 3 L de H_2 y producen 2 L de NH_3 . Relacionando N_2 con H_2 se determina la cantidad de esta sustancia en exceso:

$$5 \text{ L } N_2 \cdot \frac{3 \text{ L } H_2}{1 \text{ L } N_2} = 15 \text{ L } H_2$$

$$19 \text{ L } H_2 \text{ (inicial)} - 15 \text{ L } H_2 \text{ (reaccionado)} = 4,0 \text{ L } H_2 \text{ (exceso)}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.54. Una muestra de gas se mantiene en un recipiente a presión constante mientras la temperatura aumenta desde 25°C a 75°C . Si el volumen inicial del gas es 4,2 L, ¿cuál es el cambio de volumen debido al aumento de temperatura?

- a) 0,70 L
- b) 4,9 L
- c) 8,4 L
- d) 12,6 L

(O.Q.L. Preselección Valencia 2015)

La expresión matemática de la ley de Charles de las transformaciones isobáricas (1787) es:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

El valor del volumen a 75°C es:

$$\frac{4,2 \text{ L}}{(25 + 273,15) \text{ K}} = \frac{V_2}{(75 + 273,15) \text{ K}} \quad \rightarrow \quad V_2 = 4,9 \text{ L}$$

El aumento del volumen obtenido ha sido directamente proporcional al aumento de presión:

$$4,9 \text{ L (final)} - 4,2 \text{ L (inicial)} = 0,70 \text{ L (aumento)}$$

La respuesta correcta es la **a**.

1.55. “A temperatura constante, para un gas ideal, se cumple que $p \cdot V = \text{cte}$ ”. ¿De quién es la anterior afirmación?

- a) Proust
- b) Boyle-Mariotte
- c) Lavoisier
- d) Dalton

(O.Q.L. Murcia 2015) (O.Q.L. Baleares 2016)

La expresión matemática propuesta corresponde a la ley estudiada experimentalmente por **Robert Boyle** (1662) y formulada por **Edme Mariotte** (1676).

La respuesta correcta es la **b**.

1.56. Uno de los procedimientos de obtención de monóxido de carbono consiste en hacer pasar aire sobre carbón al rojo según la ecuación, $2 \text{ C} + \text{O}_2 \rightarrow 2 \text{ CO}$.

Teniendo en cuenta que el porcentaje en volumen de oxígeno en aire es del 21,0 %, ¿cuánto aire se ha de utilizar para recoger 44,8 L de CO medidos en condiciones normales?

- a) 22,4 L de aire medidos en condiciones normales.
- b) 44,8 L de aire medidos en condiciones normales.
- c) 106,67 L de aire medidos en condiciones normales.
- d) 4,70 L de aire medidos en condiciones normales.
- e) 22,4 kg de aire medidos en condiciones normales.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes coincide con la relación molar.

Relacionando el volumen de CO con el de O₂ y con el de aire:

$$44,8 \text{ L CO} \cdot \frac{1 \text{ L O}_2}{2 \text{ L CO}} \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{21,0 \text{ L O}_2} = 107 \text{ L aire}$$

La respuesta correcta es la c.

1.57. Un tanque de acero contiene helio a 17 °C y 5,0 atm. Determine la presión interna del gas cuando se calienta a 353 K.

- a) 104 atm
- b) 4,1 atm
- c) 6,1 atm
- d) 0,24 atm
- e) 5,6 atm

(O.Q.L. País Vasco 2015)

La expresión matemática de la ley de Gay-Lussac de las transformaciones isócoras (1803) es:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

El valor de la presión a 353 K es:

$$\frac{5,0 \text{ atm}}{(17 + 273,15) \text{ K}} = \frac{p_2}{353 \text{ K}} \quad \rightarrow \quad p_2 = 6,1 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la c.

1.58. “La presión total de una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de sus componentes”. Esta afirmación se corresponde con la ley:

- a) Proust
- b) Boyle
- c) Lavoisier
- d) Dalton

(O.Q.L. Murcia 2016)

La afirmación propuesta coincide con el enunciado de la **ley de Dalton** de las presiones parciales (1801).

La respuesta correcta es la d.

1.59. En una descomposición en la que sólo intervienen gases, a nivel molecular, se observa que 2 moléculas de un gas X se descomponen en 1 molécula de otro gas M y 3 moléculas del gas Z. Si masas y volúmenes se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura, ¿cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas?

- I. La suma de los volúmenes de M y Z coincidirá con el volumen de X.
- II. La suma de las masas de M y Z será mayor que la masa de X.
- III. A partir de 12 L de X será posible obtener 6 L de M.

- a) I
- b) II
- c) III
- d) I y II

(O.Q.L. Asturias 2016)

I. Falso. En una reacción química no tiene porque conservarse el volumen.

II. Falso. De acuerdo con la ley de conservación de la masa de Lavoisier (1789), en una reacción química la masa de las sustancias iniciales es la misma que la de las sustancias finales.

III. **Cierto.** De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808):

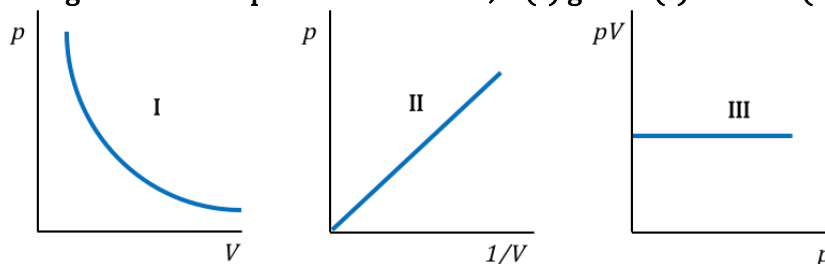
“los volúmenes de las sustancias que intervienen en una reacción química, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, están en relación de números enteros sencillos”.

Relacionando el gas X con el gas M:

$$12 \text{ L X} \cdot \frac{1 \text{ L M}}{2 \text{ L X}} = 6 \text{ L M}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.60. Para una masa de gas ideal a temperatura constante, la(s) gráfica(s) correcta(s) es(son):



- a) I
- b) I y II
- c) II y III
- d) Todas

(O.Q.L. Asturias 2017)

- Puesto que la ley propuesta por Boyle y Mariotte (1662) indica que, a temperatura constante, $pV = k$, la gráfica p vs V será una curva (hipérbola).
- Por otra parte, si se despeja la presión la ecuación queda como:

$$p = k \frac{1}{V}$$

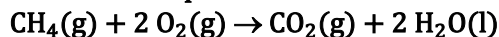
por lo que existe proporcionalidad directa entre p y $1/V$.

- Finalmente, puesto que $pV = k$, si se representa pV vs p o V , se obtiene una línea recta paralela al eje de abscisas.

Por tanto, **las tres gráficas representan la misma ley.**

La respuesta correcta es la **d**.

1.61. El metano se quema de acuerdo con la ecuación:



Si el aire contiene oxígeno (21,0 % en volumen), ¿qué volumen de aire se requiere para quemar 5,00 L de metano, ambos gases a la misma temperatura y presión?

- a) 11,9 L
- b) 23,8 L
- c) 33,7 L
- d) 47,6 L

(O.Q.L. La Rioja 2017)

De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), en las reacciones entre gases, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, la relación molar coincide con la relación volumétrica, así que relacionando C_2H_2 con O_2 :

$$5,00 \text{ L CH}_4 \cdot \frac{2 \text{ L O}_2}{1 \text{ L CH}_4} = 10,0 \text{ L O}_2$$

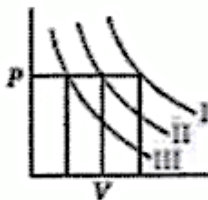
Como el aire contiene un 21,0 % en volumen de O_2 :

$$10,0 \text{ L O}_2 \cdot \frac{100 \text{ L aire}}{21,0 \text{ L O}_2} = 47,6 \text{ L aire}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Castilla y León 2003).

1.62. En la figura dada:



I, II y III son isotermas respectivamente a T_1 , T_2 y T_3 . ¿Cuál es el orden de temperaturas?

- a) $T_1 = T_2 = T_3$
- b) $T_1 < T_2 < T_3$
- c) $T_1 > T_2 > T_3$
- d) $T_1 > T_2 = T_3$

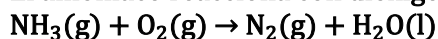
(O.Q.N. Salamanca 2018)

Son isotermas que corresponden a un gas ideal, que obedece la ley de Boyle-Mariotte (1662) y, al estar confinado en un recipiente conforme aumenta la temperatura aumenta la presión que ejerce, por tanto, la isoterma correspondiente a la temperatura más alta se encuentra más alejada del eje de ordenadas. Esto determina que el orden correcto de temperaturas de las isotermas sea, $T_1 > T_2 > T_3$.

La respuesta correcta es la **c**.

(La imagen propuesta no se corresponde con la realidad, ya que, las isotermas son hipérbolas y no es posible que sean paralelas entre ellas).

1.63. El amoníaco reacciona con dióxígeno según la ecuación no ajustada:

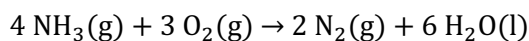


Si se realiza la reacción en un recipiente que contiene 64 mL de amoníaco y 56 mL de dióxígeno, medidos ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, la composición de la mezcla gaseosa, en las mismas condiciones, después de la reacción es:

- a) 100 % N_2
- b) 30 % N_2 y 70 % O_2
- c) 60 % N_2 y 40 % NH_3
- d) 80 % N_2 y 20 % O_2

(O.Q.L. Asturias 2018)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción propuesta es:



De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes coincide con la relación molar. Por tanto, la relación volumétrica y molar es:

$$\frac{V_{\text{NH}_3}}{V_{\text{O}_2}} = \frac{64}{56} = 1,1$$

Como la relación molar es menor que 4/3, indica que el NH_3 es el reactivo limitante que se consume completamente y determina la cantidad de N_2 que se forma y de O_2 que se encuentra en exceso:

$$64 \text{ mL NH}_3 \cdot \frac{2 \text{ mL N}_2}{4 \text{ mL NH}_3} = 32 \text{ mL N}_2$$

$$64 \text{ mL NH}_3 \cdot \frac{3 \text{ mL O}_2}{4 \text{ mL NH}_3} = 48 \text{ mL O}_2$$

Haciendo un balance de O_2 :

$$56 \text{ mL } O_2 \text{ (inicial)} - 48 \text{ mL } O_2 \text{ (reaccionado)} = 8,0 \text{ mL } O_2 \text{ (exceso)}$$

Expresando el resultado como porcentaje en volumen:

$$\frac{32 \text{ mL } N_2}{(32 + 8,0) \text{ mL mezcla}} \cdot 100 = 80 \% N_2 \qquad \frac{8,0 \text{ mL } O_2}{(32 + 8,0) \text{ mL mezcla}} \cdot 100 = 20 \% O_2$$

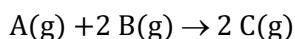
La respuesta correcta es la **d**.

1.64. En la reacción entre los gases A y B para producir el gas C, la proporción en moléculas de las tres sustancias es 1:2:2. Si en un recipiente se introducen los gases A y B y se provoca la reacción entre ellos para producir C, se puede considerar que, si se miden todos los gases en las mismas condiciones de presión y temperatura:

- Con un gramo de A y dos gramos de B, se obtienen tres gramos de C.
- Con un gramo de A y dos gramos de B, se obtienen dos gramos de C.
- Con un litro de A y dos litros de B, se obtienen tres litros de C.
- Con un litro de A y dos litros de B, se obtienen dos litros de C.

(O.Q.L. Asturias 2018)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre A y B es:



De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes de la reacción es, **1 L de A reacciona con 2 L de B y producen 2 L de C**.

La respuesta correcta es la **d**.

1.65. A finales del siglo XIX, la masa molecular de los gases se determinaba midiendo su densidad. En 1894, Lord Rayleigh y Ramsay (galardonados con sendos Premios Nobel en Física y en Química, respectivamente, en 1904) observaron una ligera discrepancia en las densidades del nitrógeno obtenido por síntesis o por destilación fraccionada del aire. Estos dos grandes científicos pensaron que la muestra obtenida del aire debía estar contaminada por otra sustancia química, entonces desconocida. Investigaron este asunto y aislaron una nueva sustancia química. ¿Cuál?

- Helio
- Neón
- Argón
- Monóxido de carbono

(O.Q.L. Madrid 2018)

En la publicación de Lord Rayleigh y William Ramsay en "*Royal Proceedings*" (1895), hicieron constar que la masa de nitrógeno obtenido por descomposición de una cierta cantidad de nitrito de amonio (nitrógeno químico) era ligeramente diferente de la que se obtenía a partir de la destilación del aire líquido (nitrógeno atmosférico). Descubrieron que esa ligera diferencia era debida a la presencia de un nuevo elemento gaseoso que era inerte: **el argón**.

La respuesta correcta es la **c**.

1.66. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es la correcta:

- La ley de conservación de la materia fue propuesta por Louis Proust y la ley de las proporciones múltiples por John Dalton.
- La ley de los pesos de combinación o de las proporciones recíprocas se debe a J. Richter y R. Boyle.
- Las leyes de Boyle y de Charles y Gay-Lussac describen el comportamiento de los gases.
- La ley de Avogadro permite conocer la geometría de las moléculas

(O.Q.L. Baleares 2018)

a) Falso. La ley de conservación de la materia fue propuesta por A. Lavoisier (1789).

- b) Falso. La ley de los pesos de combinación se debe únicamente a J.B. Richter (1792).
- c) **Verdadero**. La ley de Boyle-Mariotte (1662) explica las transformaciones isotérmicas de un gas; y las leyes de Charles (1787) y Gay-Lussac (1803) hacen referencia, respectivamente, a las transformaciones isócoras e isobáricas de los gases.
- d) Falso. La ley de Avogadro (1811) hace referencia al número partículas contenidas por un determinado volumen de cualquier gas medido a ciertas condiciones de presión y temperatura.

La respuesta correcta es la c.

1.67. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones relacionadas con la ley de Avogadro no es correcta?

- a) Volúmenes iguales de dos gases moleculares, medidos en las mismas condiciones, contienen el mismo número de moléculas.
- b) Un volumen V de un gas diatómico contiene el mismo número de moléculas que el mismo volumen V de un gas triatómico, medidos ambos en las mismas condiciones.
- c) Un volumen V de un gas monoatómico contiene el mismo número de átomos que el mismo volumen V de un gas diatómico, medidos ambos en las mismas condiciones.
- d) El volumen, medido en condiciones normales, que ocupan 3 mol de átomos de nitrógeno es aproximadamente de $33,6 \text{ dm}^3$.
- e) Un volumen V de etano (C_2H_6) contiene el mismo número de átomos de hidrógeno que tres volúmenes ($3V$) de etino (C_2H_2), medidos en las mismas condiciones.

(O.Q.L. País Vasco 2018)

Para responder a las cuestiones propuestas hay que tener en cuenta:

- La ley de Avogadro (1811) que dice:

“volúmenes iguales de cualquier gas, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura contienen el mismo número de moléculas”.

$$V = n \frac{RT}{p}$$

- Si se comparan los gases en las mismas condiciones de p y T y, teniendo en cuenta que R es una constante se tiene que:

$$V = n k$$

- El volumen molar de un gas en condiciones normales es $22,4 \text{ L mol}^{-1}$.
- Un mol de cualquier gas está integrado por un número de Avogadro, N_A , de moléculas.

a) Verdadero. Coincide con el enunciado de la ley.

b) Verdadero. Si los volúmenes son iguales, el número de moles también lo es y, por consiguiente, también el número de moléculas.

c) **Falso**. Si las moléculas de ambos gases están formadas por diferente número de átomos, V litros de cada gas contienen, también, diferente número de átomos.

d) Verdadero. El volumen que ocupan 3 mol de N, medidos en condiciones normales, es:

$$3 \text{ mol N} \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol N}} \cdot \frac{22,4 \text{ dm}^3 \text{ N}_2}{1 \text{ mol N}_2} = 33,6 \text{ dm}^3 \text{ N}_2$$

e) Verdadero. Suponiendo condiciones normales:

$$3 V \text{ L C}_2\text{H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2}{22,4 \text{ L C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{2 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2} \cdot \frac{N_A \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = \frac{6 V \cdot N_A}{22,4} \text{ átomos H}$$

$$V \text{ L C}_2\text{H}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6}{22,4 \text{ L C}_2\text{H}_6} \cdot \frac{6 \text{ mol H}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6} \cdot \frac{N_A \text{ átomos H}}{1 \text{ mol H}} = \frac{6 V \cdot N_A}{22,4} \text{ átomos H}$$

La respuesta correcta es la **c**.

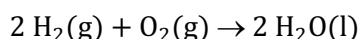
(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2000, Baleares 2009 y País Vasco 2009).

1.68. Mediante una resistencia calentada al rojo se provoca la ignición de una mezcla de 4,0 mL de $\text{H}_2(\text{g})$ y 6,0 mL de $\text{O}_2(\text{g})$ midiéndose los volúmenes de los gases residuales en un eudiómetro. En las condiciones de la reacción, el producto de la misma es líquido. Calcule el volumen de los gases residuales, determinados en las condiciones de presión y temperatura iniciales.

- a) 2,0 mL
- b) 4,0 mL
- c) 6,0 mL
- d) 8,0 mL

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre H_2 y O_2 es:



De acuerdo con la ley de Gay-Lussac de los volúmenes de combinación (1808), la relación de volúmenes de la reacción es, 2 mL de H_2 reaccionan con 1 mL de O_2 . Por tanto, la relación volumétrica y molar experimental entre hidrógeno y oxígeno es:

$$\frac{V_{\text{H}_2}}{V_{\text{O}_2}} = \frac{4,0}{6,0} = 0,66$$

Como la relación molar es menor que 2, indica que el H_2 es el reactivo limitante que se consume completamente y determina la cantidad de O_2 que reacciona:

$$4,0 \text{ mL H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mL O}_2}{2 \text{ mL H}_2} = 2,0 \text{ mL O}_2$$

$$6,0 \text{ mL O}_2 \text{ (inicial)} - 2,0 \text{ mL O}_2 \text{ (reaccionado)} = 4,0 \text{ mL O}_2 \text{ (exceso)}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.69. Un matraz abierto, que solo contiene aire, se encuentra a 22 °C y se calienta hasta los 250 °C. Señale la proposición correcta:

- a) El volumen total de los gases en el interior del matraz disminuirá.
- b) La presión total de los gases dentro del matraz aumentará.
- c) La cantidad de gases que permanece en el matraz es la misma.
- d) Las tres afirmaciones anteriores son falsas.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2019)

a-b) Falso. Al tratarse de un matraz abierto, el aire que este contiene se encuentra a **presión constante**, la atmosférica y, si se calienta, se dilata y **aumenta su volumen** de acuerdo con la ley de Charles de las transformaciones isobáricas (1787) cuya expresión matemática es:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

c) Falso. Al aumentar el volumen del gas debido al calentamiento, parte del aire escapa del matraz por lo que **la cantidad de gas en el interior del matraz disminuye**.

La respuesta correcta es la **d**.

2. ECUACIÓN DE ESTADO DE LOS GASES IDEALES

2.1. ¿Cuál es el volumen de 8,00 g de helio a 27 °C y 3,00 atm de presión?

- a) $6,0 \cdot 10^{-2}$ L
 b) 1,48 L
 c) 16,4 L
 d) 44,8 L

(O.Q.L. Asturias 1987)

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por la muestra gaseosa es:

$$V = \frac{(8,00 \text{ g He}) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273,15) \text{ K}}{3,00 \text{ atm}} \cdot \frac{1 \text{ mol He}}{4,0 \text{ g He}} = 16,4 \text{ L}$$

La respuesta correcta es la c.

2.2. Dos gases tienen las siguientes características:

Gas	Volumen (L)	Temperatura (K)	presión (atm)
A	2,00	250	3,00
B	2,00	500	6,00

La relación moléculas de A/moléculas de B es:

- a) 1/1
 b) 2/1
 c) 1/2
 d) 1/4

(O.Q.L. Asturias 1987) (O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Extremadura 2018)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de cada gas se calcula mediante la expresión:

$$n = \frac{pV}{RT}$$

Relacionando los datos proporcionados para cada gas se obtiene la relación entre las moléculas:

$$\left. \begin{array}{l} n_A = \frac{3 \cdot 2}{250 \cdot R} = \frac{6}{250 \cdot R} \\ n_B = \frac{6 \cdot 2}{500 \cdot R} = \frac{12}{500 \cdot R} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{n_A}{n_B} = \frac{\frac{6}{250 \cdot R}}{\frac{12}{500 \cdot R}} \rightarrow \frac{n_A}{n_B} = 1$$

La respuesta correcta es la a.

2.3. En la ecuación:

$$pV = nRT \rightarrow \begin{cases} p = \text{presión} \\ V = \text{volumen} \\ n = \text{n}^\circ \text{ de moles} \\ T = \text{temperatura} \end{cases}$$

mientras que R es una constante. Calcule el valor de R expresado en $\text{Pa m}^3 \text{ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ para $p = 760$ Torr, $V = 22,4$ L, $T = 273$ K y $n = 1,00$ mol.

- a) 821
 b) 0,0821
 c) 8,31
 d) 62,4
 e) 1,98

*(O.Q.L. Asturias 1988)*El valor de la constante R se puede obtener a partir de la ecuación de estado de los gases ideales. Sabiendo que 1 mol de gas, a una presión de 760 Torr y una temperatura de 273 K, ocupa un volumen de 22,4 L; el valor de dicha constante expresado en las unidades requeridas es:

$$R = \frac{760 \text{ Torr} \cdot 22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \cdot 273 \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ L}} \cdot \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Pa}}{760 \text{ Torr}} = 8,31 \frac{\text{Pa m}^3}{\text{mol K}}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.4. A las mismas condiciones de presión y temperatura, la relación entre las densidades del oxígeno y del hidrógeno es:

- a) 16
- b) 11/6
- c) 8
- d) 1/8

(O.Q.L. Murcia 1996)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades del O_2 y H_2 :

$$\frac{\rho_{\text{O}_2}}{\rho_{\text{H}_2}} = \frac{\frac{p M_{\text{O}_2}}{RT}}{\frac{p M_{\text{H}_2}}{RT}} \rightarrow \frac{\rho_{\text{O}_2}}{\rho_{\text{H}_2}} = \frac{M_{\text{O}_2}}{M_{\text{H}_2}} \rightarrow \frac{\rho_{\text{O}_2}}{\rho_{\text{H}_2}} = \frac{32 \text{ g mol}^{-1}}{2 \text{ g mol}^{-1}} = 16$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.5. Los gases ideales son:

- a) Gases que no contaminan.
- b) Gases cuyas moléculas son apolares.
- c) Gases que cumplen la ecuación de estado de los gases ideales.
- d) Gases nobles.

(O.Q.L. Murcia 1996)

Los gases tienen comportamiento ideal a presiones bajas y temperaturas altas, que es cuando **cumplen la ecuación de estado**.

La respuesta correcta es la **c**.

2.6. Calcule la concentración de agua en la fase gas a 25 °C, si la presión de vapor de agua a esta temperatura es 3,17 kPa.

- a) 0,0313 M
- b) 0,00128 M
- c) 0,0884 M
- d) 55,4 M
- e) 0,142 M

(O.Q.N. Ciudad Real 1997) (O.Q.L. Córdoba 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

A partir de la ecuación de estado de un gas ideal se puede escribir que:

$$c = \frac{n}{V} = \frac{p}{RT}$$

El valor de la concentración es:

$$c = \frac{3,17 \text{ kPa}}{(8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{10^3 \text{ Pa}}{1 \text{ kPa}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ L}} = 0,00128 \text{ mol L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.7. Los gases reales se aproximan al comportamiento ideal en una de las siguientes condiciones:

- p alta y T alta
- p alta y T baja
- p baja y T baja
- p baja y T alta
- p y T atmosféricas
- Cuando se encuentren en condiciones normales.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Madrid 2014) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

Un gas real se asemeja más a un gas ideal a **bajas presiones** y **altas temperaturas**, ya que en esas condiciones no existen las fuerzas intermoleculares que harían que el gas se licuase.

La respuesta correcta es la **d**.

2.8. La densidad del oxígeno en determinadas condiciones de presión y de temperatura es $1,312 \text{ g L}^{-1}$. ¿Cuál será la densidad del hidrógeno en las mismas condiciones?

- $0,082 \text{ g L}^{-1}$
- $1,000 \text{ g L}^{-1}$
- $0,164 \text{ g L}^{-1}$
- $0,059 \text{ g L}^{-1}$

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Madrid 2013) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades del O_2 y H_2 :

$$\frac{\rho_{\text{O}_2}}{\rho_{\text{H}_2}} = \frac{\frac{p M_{\text{O}_2}}{RT}}{\frac{p M_{\text{H}_2}}{RT}} \rightarrow \frac{\rho_{\text{O}_2}}{\rho_{\text{H}_2}} = \frac{M_{\text{O}_2}}{M_{\text{H}_2}}$$

El valor de la densidad del H_2 es:

$$\rho_{\text{H}_2} = 1,312 \text{ g L}^{-1} \cdot \frac{2,0 \text{ g mol}^{-1}}{32,0 \text{ g mol}^{-1}} = 0,082 \text{ g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.9. Si se introducen masas iguales de oxígeno y nitrógeno gaseosos en dos recipientes cerrados de igual volumen, ¿cuál de las siguientes afirmaciones es cierta?

- En ambos recipientes hay el mismo número de moléculas.
- La presión en el recipiente de oxígeno es inferior a la del recipiente de nitrógeno.
- En el recipiente de oxígeno hay un mayor número de moléculas.
- El nitrógeno tiene mayor energía cinética media por mol.
- La presión en el recipiente de oxígeno es superior a la del recipiente de nitrógeno.

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004) (O.Q.L. Castilla La Mancha 2005)
(O.Q.L. La Rioja 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Castilla La Mancha 2008) (O.Q.L. Castilla La Mancha 2009)
(O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. Jaén 2017)

a) Falso. Suponiendo que se introduce en el recipiente 1 g de cada gas:

$$1 \text{ g N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{28,0 \text{ g N}_2} \cdot \frac{N_A \text{ moléculas N}_2}{1 \text{ mol N}_2} = \frac{N_A}{28} \text{ moléculas N}_2$$

$$1 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \cdot \frac{N_A \text{ moléculas O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = \frac{N_A}{32} \text{ moléculas O}_2$$

b) **Verdadero**. Suponiendo que se introduce en el recipiente 1 g de cada gas y que ambos están a la misma temperatura T :

$$\left. \begin{aligned} p_{\text{N}_2} &= \frac{1 \text{ g N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{28,0 \text{ g N}_2} \cdot RT}{V} = \frac{RT}{28 V} \text{ atm} \\ p_{\text{O}_2} &= \frac{1 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \cdot RT}{V} = \frac{RT}{32 V} \text{ atm} \end{aligned} \right\} \rightarrow p_{\text{N}_2} > p_{\text{O}_2}$$

c) Falso. Como se introduce en cada recipiente la misma masa de gas, según se ha demostrado en el apartado a), hay más moléculas de N_2 , ya que este tiene menor masa molar.

d) Falso. Como se introduce en cada recipiente la misma masa de gas y ambos se encuentran a la misma temperatura, de acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética solo depende de la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2} kT \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

e) Falso. De acuerdo con lo demostrado en el apartado b).

La respuesta correcta es la **b**.

2.10. Las condiciones normales de presión y temperatura se definen de forma arbitraria como:

- a) 273 K y 76 mmHg
- b) 25 °C y 1,0 atm
- c) 273 °C y 76 Torr
- d) 273 K y 1,0 atm
- e) 298,15 K y 7.600 mmHg
- f) 273,15 K y 1 L
- g) 25 °C y 1 atm

(O.Q.L. Castilla y León 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2008) (O.Q.L. Extremadura 2013)

Se consideran condiciones normales de presión y temperatura, **1 atm (760 mmHg) y 0 °C (273,15 K)**.

La respuesta correcta es la **d**.

2.11. Dos recipientes de igual volumen se llenan uno de hidrógeno a 100 mmHg y el otro de oxígeno a 200 mmHg, siendo la temperatura igual en ambos recipientes. ¿Qué conclusiones se pueden establecer respecto a las partículas de ambos gases y la presión que ejercen?

- a) Las moléculas de oxígeno ejercen más presión porque tienen más masa.
- b) Las moléculas de oxígeno chocan más porque son mayores.
- c) El número de moléculas de hidrógeno que se introdujeron fue la mitad que de oxígeno.
- d) Si las moléculas de hidrógeno ejercen menos presión es porque se atraen más entre sí.

(O.Q.L. Asturias 1999)

De acuerdo con la ecuación de estado de los gases ideales, la presión que ejerce un gas en el interior de un recipiente es directamente proporcional al número de partículas que contiene.

Si las condiciones de V y T son las mismas para ambos gases y la presión que ejercen las moléculas de hidrógeno es la mitad que la que ejercen las moléculas de oxígeno:

$$\frac{p_{\text{H}_2}}{p_{\text{O}_2}} = \frac{\frac{n_{\text{H}_2} RT}{V}}{\frac{n_{\text{O}_2} RT}{V}} = \frac{1}{2} \quad \rightarrow \quad \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{O}_2}} = \frac{\frac{N_{\text{H}_2}}{N_A}}{\frac{N_{\text{O}_2}}{N_A}} = \frac{1}{2} \quad \rightarrow \quad \frac{N_{\text{H}_2}}{N_{\text{O}_2}} = \frac{1}{2}$$

Quiere decir que **el número de moléculas de hidrógeno debe ser la mitad que el de moléculas de oxígeno**.

La respuesta correcta es la c.

2.12. ¿Cuál de las siguientes muestras de gas contiene un menor número de moléculas?

- a) 20 L de nitrógeno a 1,0 atm y 600 K.
- b) 10 L de dióxido de carbono (CO₂) a 2,0 atm y 300 K.
- c) 10 L de hidrógeno, a 2,0 atm y 27 °C.
- d) 5,0 L de metano (CH₄) a 4,0 atm y 0 °C.

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Baleares 2007)

Considerando comportamiento ideal para todos los gases propuestos y, de acuerdo con el concepto de mol, la muestra que tenga el menor número de moles es la que está integrada por un menor número de moléculas.

a) Verdadero.

$$n = \frac{1,0 \text{ atm} \cdot 20 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 600 \text{ K}} = 0,41 \text{ mol N}_2$$

b) Falso.

$$n = \frac{2,0 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 300 \text{ K}} = 0,81 \text{ mol O}_2$$

c) Falso.

$$n = \frac{2,0 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273,15) \text{ K}} = 0,81 \text{ mol H}_2$$

d) Falso.

$$n = \frac{4,0 \text{ atm} \cdot 5,0 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}} = 0,89 \text{ mol CH}_4$$

La respuesta correcta es la a.

2.13. El volumen molar de un gas a 3,50 atm y 75 °C es:

- a) 8,15 L
- b) 22,4 L
- c) 300 L
- d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

Considerando comportamiento ideal, el volumen molar de un gas en determinadas condiciones de p y T se calcula mediante la expresión:

$$V = \frac{nRT}{p}$$

El valor del volumen molar en las condiciones propuestas es:

$$V = \frac{1 \text{ mol} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (75 + 273,15) \text{ K}}{3,50 \text{ atm}} = 8,15 \text{ L}$$

La respuesta correcta es la a.

2.14. Un gas tiene una densidad de 1,96 g L⁻¹ en condiciones normales. ¿Cuál de los siguientes gases puede ser?

- a) O₂
- b) SO₂
- c) CO₂
- d) N₂

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

Considerando comportamiento ideal, la masa molar de una sustancia gaseosa puede determinarse mediante la siguiente expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la masa molar de ese gas es:

$$M = \frac{(1,96 \text{ g L}^{-1}) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 43,9 \text{ g mol}^{-1}$$

La masa molar obtenida se corresponde con la del CO_2 .

La respuesta correcta es la c.

2.15. La constante universal de los gases, R , se puede expresar de las siguientes formas:

- 1) 8,31 cal/mol K
- 2) 0,082 atm L/mol K
- 3) 8,31 kPa dm³/mol K
- 4) 1,98 J/mol K

- a) 1
- b) 2 y 3
- c) 4
- d) 1 y 2

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

▪ El valor 2 se puede obtener a partir de la ecuación de estado de los gases ideales. Sabiendo que 1 mol de gas, a 1 atm y 273,15 K, ocupa un volumen de 22,4 L:

$$R = \frac{1 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \cdot 273,15 \text{ K}} = 0,0820 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}}$$

- Los valores 1 y 4 tienen las unidades intercambiadas entre sí.
- Cambiando las unidades del valor 2 se obtiene el valor 3:

$$R = 0,0820 \frac{\text{atm L}}{\text{mol K}} \cdot \frac{1 \text{ dm}^3}{1 \text{ L}} \cdot \frac{101,3 \text{ kPa}}{1 \text{ atm}} = 8,31 \frac{\text{kPa dm}^3}{\text{mol K}}$$

La respuesta correcta es la b.

2.16. A las mismas condiciones de presión y temperatura, la relación entre las densidades del oxígeno y de un gas desconocido es 0,451. El gas desconocido debe ser:

- a) Monóxido de carbono, CO
- b) Dióxido de nitrógeno, NO₂
- c) Dióxido de carbono, CO₂
- d) Dicloro, Cl₂

(O.Q.L. Murcia 2000) (O.Q.L. Madrid 2017)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas, en determinadas condiciones de p y T , viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades del O₂ y del gas X:

$$\frac{\rho_{\text{O}_2}}{\rho_{\text{X}}} = \frac{\frac{p M_{\text{O}_2}}{RT}}{\frac{p M_{\text{X}}}{RT}} \rightarrow \frac{\rho_{\text{O}_2}}{\rho_{\text{X}}} = \frac{M_{\text{O}_2}}{M_{\text{X}}}$$

El valor de la masa molar del gas X es:

$$M_X = \frac{1}{0,452} \cdot (32,0 \text{ g mol}^{-1}) = 71,0 \text{ g mol}^{-1} \rightarrow \text{El gas X es Cl}_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.17. Sabiendo que la densidad de un gas respecto de la del helio es igual a 19,5 y, que la masa atómica relativa del He es 4, ¿cuál debe ser la masa molar relativa de dicho gas?

- a) 19,5
- b) 39,0
- c) 58,5
- d) 78,0

(O.Q.L. Murcia 2001)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades del gas X y del He:

$$\frac{\rho_X}{\rho_{\text{He}}} = \frac{\frac{p M_X}{RT}}{\frac{p M_{\text{He}}}{RT}} \rightarrow \frac{\rho_X}{\rho_{\text{He}}} = \frac{M_X}{M_{\text{He}}}$$

El valor de la masa molar del gas X es:

$$M_X = 19,5 \cdot (4,0 \text{ g mol}^{-1}) = 78,0 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.18. Se pesa un recipiente cerrado que contiene NH_3 en estado gaseoso a una determinada presión y temperatura. Este recipiente se vacía y se llena con O_2 gaseoso a la misma presión y temperatura. Señale la proposición correcta:

- a) El peso del vapor de NH_3 es igual al peso del O_2 .
- b) El número de moléculas de NH_3 y O_2 es diferente.
- c) El número de átomos en el recipiente cuando contiene NH_3 es 2 veces mayor que cuando contiene O_2 .
- d) El número de átomos en el recipiente cuando contiene NH_3 es igual al número de átomos cuando contiene O_2 .

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Murcia 2005) (O.Q.L. Granada 2014)

Considerando que ambos gases se comportan de forma ideal, el número de moles de gas se calcula mediante la siguiente expresión:

$$n = \frac{pV}{RT}$$

De acuerdo con el enunciado propuesto, el número de moles es el mismo para ambos gases.

a) Falso. Teniendo en cuenta que las masas molares de ambos gases, M , son diferentes las masas de gas también lo serán. La masa de gas se calcula mediante la siguiente expresión:

$$m = M \frac{pV}{RT}$$

b) Falso. Si el número de moles de gas es el mismo, el de moléculas también lo es.

c) **Verdadero.** Si el número de moles de gas es el mismo, el de moléculas también lo es, pero como la molécula de O_2 es diatómica y de NH_3 tetraatómica, el número de átomos en el recipiente con NH_3 es el doble que en el que contiene O_2 .

d) Falso. Según se ha justificado en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la c.

2.19. Se tienen dos matraces de vidrio del mismo volumen, cerrados y con igual temperatura de 25 °C. El matraz A contiene 2 g de hidrógeno gas y el matraz B contiene 32 g de oxígeno gas. Indique si alguna de las siguientes afirmaciones es falsa:

- Los dos recipientes contienen igual número de moles.
- Los dos recipientes tienen inicialmente la misma presión.
- Si se eleva la temperatura de 25 °C hasta 50 °C en los dos matraces, la presión en A seguirá siendo igual a la presión en B.
- Si se ponen en comunicación los dos matraces, la presión en total será la misma en A y en B, y su valor será el doble de la presión inicial al sumarse las presiones.

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Jaén 2019)

a) Verdadero. El número de moles de ambos gases:

$$2 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} = 1 \text{ mol H}_2 \qquad 32 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} = 1 \text{ mol O}_2$$

b) Verdadero. Considerando comportamiento ideal, si el número de moles de ambos gases es idéntico las presiones que ejercen también lo son:

$$p_{\text{H}_2} = \frac{1 \text{ mol} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}}{V L} = \frac{24,4}{V} \text{ atm}$$

$$p_{\text{O}_2} = \frac{1 \text{ mol} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}}{V L} = \frac{24,4}{V} \text{ atm}$$

c) Verdadero. Considerando comportamiento ideal, si la temperatura se eleva hasta los 50 °C, las nuevas presiones son:

$$p_{\text{H}_2} = \frac{1 \text{ mol} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (50 + 273,15) \text{ K}}{V L} = \frac{26,5}{V} \text{ atm}$$

$$p_{\text{O}_2} = \frac{1 \text{ mol} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (50 + 273,15) \text{ K}}{V L} = \frac{26,5}{V} \text{ atm}$$

d) Falso. Considerando comportamiento ideal, al conectar ambos matraces la presión es la misma en cada matraz e igual a la que había antes de conectarlos, ya que, si el número de moles es el doble, el volumen también lo es:

$$p = \frac{2 \text{ mol} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (50 + 273,15) \text{ K}}{2V L} = \frac{26,5}{V} \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la d.

2.20. Dos moles de un gas ocupan un volumen, V , cuando se encuentra a la presión de 2,00 atm y temperatura de 25 °C. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es cierta:

- El gas ocupa el mismo volumen, V , si la presión es 1,00 atm y la temperatura 50 °C.
- Un mol de gas ocupa el mismo volumen, V , a la presión de 4,00 atm y 25 °C.
- Un mol de gas ocupa un volumen, V , a la presión de 1,00 atm y 25 °C.
- Dos moles de gas ocupan un volumen $2V$, a la presión de 2,00 atm y 323 °C.

- 1 y 3
- 2 y 3
- 3 y 4
- Ninguna

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por 2,00 mol de gas a 2 atm y 25 °C es:

$$V = \frac{2,00 \text{ mol} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}}{2,00 \text{ atm}} = 24,4 \text{ L}$$

1) Falso. Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por 2,00 mol a 1,00 atm y 50 °C es:

$$V = \frac{2,00 \text{ mol} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (50 + 273,15) \text{ K}}{1,00 \text{ atm}} = 53,0 \text{ L}$$

2) Falso. Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por 1,00 mol a 4,00 atm y 25 °C es:

$$V = \frac{1,00 \text{ mol} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}}{4,00 \text{ atm}} = 6,1 \text{ L}$$

3) **Verdadero**. Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por 1,00 mol a 1,00 atm y 25 °C es:

$$V = \frac{1,00 \text{ mol} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}}{1,00 \text{ atm}} = 24,4 \text{ L}$$

4) Falso. Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por 2,00 mol a 2,00 atm y 323 °C es:

$$V = \frac{2,00 \text{ mol} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (323 + 273,15) \text{ K}}{2,00 \text{ atm}} = 48,7 \text{ L}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.21. Un vendedor de globos tiene un recipiente de 30 L lleno de hidrógeno a la temperatura de 25 °C y sometido a una presión de 8 atm. ¿Cuántos globos de 2 L, a la presión de 1 atm y misma temperatura, podría llenar con todo el hidrógeno del recipiente?

- a) 15
- b) 60
- c) 120
- d) 240

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Baleares 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2013)

▪ Considerando comportamiento ideal, el número de moles de H₂ en el recipiente es:

$$n = \frac{8 \text{ atm} \cdot 30 \text{ L}}{RT} = \frac{240}{RT} \text{ mol H}_2$$

▪ El número de moles de H₂ en un globo a la presión de 1 atm es:

$$n' = \frac{1 \text{ atm} \cdot 2 \text{ L}}{RT} = \frac{2}{RT} \text{ mol H}_2$$

El cociente entre ambos valores proporciona el número de globos que se pueden llenar con el H₂ contenido en el recipiente:

$$\frac{n}{n'} = \frac{240/RT}{2/RT} = 120$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.22. En determinadas condiciones de presión y temperatura, la densidad del oxígeno es 1,429 g dm⁻³; en estas condiciones, la densidad del propano será:

- a) 1,964 g dm⁻³
- b) 1,429 g dm⁻³
- c) 1,039 g dm⁻³
- d) 1,568 g dm⁻³

(O.Q.L. Murcia 2002)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades del O_2 y del C_3H_8 :

$$\frac{\rho_{C_3H_8}}{\rho_{O_2}} = \frac{\frac{p M_{C_3H_8}}{RT}}{\frac{p M_{O_2}}{RT}} \rightarrow \frac{\rho_{C_3H_8}}{\rho_{O_2}} = \frac{M_{C_3H_8}}{M_{O_2}}$$

El valor de la densidad del C_3H_8 es:

$$\rho_{C_3H_8} = 1,429 \text{ g dm}^{-3} \cdot \frac{44,0 \text{ g mol}^{-1}}{32,0 \text{ g mol}^{-1}} = 1,965 \text{ g dm}^{-3}$$

La respuesta correcta es la a.

2.23. En todas las cocinas de butano y propano la legislación exige un respiradero al exterior a nivel del suelo. La razón debe ser:

- Refrescar la habitación porque las reacciones de combustión son muy exotérmicas.
- Porque en caso de fuga, tanto butano como propano tienden a acumularse en el suelo.
- Una mera cuestión estética.
- Que tanto el butano como el propano son más densos que el aire.
- Los gases de la combustión son más pesados que el butano o el propano.
- Para evacuar el N_2 del aire y que la combustión sea más eficaz.

(O.Q.L. Murcia 2002) (O.Q.L. Baleares 2007) (O.Q.L. Murcia 2017)

El butano, C_4H_{10} , ($58,0 \text{ g mol}^{-1}$) y el propano, C_3H_8 , ($44,0 \text{ g mol}^{-1}$) son gases más pesados que el aire ($29,0 \text{ g mol}^{-1}$), por lo que ante una posible fuga, estos gases caerían y escaparían al exterior por la salida que se encuentra al nivel del suelo de la cocina, evitándose su acumulación en un recinto cerrado con el consiguiente peligro de explosión.

La respuesta correcta es la d.

2.24. Se pesa un balón de vidrio cerrado que contiene metano en condiciones normales de presión y temperatura. Se vacía y se llena después con oxígeno en las mismas condiciones:

- El peso del vapor de metano es igual al peso de oxígeno.
- El número de moléculas de metano es la mitad que el número de moléculas de O_2 .
- El número total de átomos en el recipiente con metano es igual al número total de átomos de oxígeno.
- El peso del vapor de metano es la mitad del peso de oxígeno.

(O.Q.L. Castilla y León 2002)

Considerando que ambos gases se comportan de forma ideal:

$$n = \frac{pV}{RT}$$

si ocupan el mismo volumen en idénticas condiciones de presión y temperatura, el número de moles de ambos es idéntico.

- Falso. Teniendo en cuenta que las masas molares de ambos gases, M , son diferentes, las masas de gas también lo serán. La masa de gas viene dada por la ecuación:

$$m = M \frac{pV}{RT}$$

- Falso. De acuerdo con el concepto de mol, si el número de moles de gas es el mismo, el de moléculas también lo es.

- Falso. Si el número de moles de gas es el mismo, el de moléculas también lo es, pero como las moléculas de ambos gases están integradas por diferente número de átomos, el número total de átomos dentro del recipiente es diferente.

- Verdadero.** La relación entre las masas de vapor encerradas en cada recipiente es:

$$\frac{m_{\text{CH}_4}}{m_{\text{O}_2}} = \frac{M_{\text{CH}_4} \frac{pV}{RT}}{M_{\text{O}_2} \frac{pV}{RT}} = \frac{M_{\text{CH}_4}}{M_{\text{O}_2}} \quad \rightarrow \quad \frac{m_{\text{CH}_4}}{m_{\text{O}_2}} = \frac{16,0 \text{ g mol}^{-1}}{32,0 \text{ g mol}^{-1}} = \frac{1}{2}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.25. La densidad del fluoruro de hidrógeno gaseoso, a 28 °C y 1 atm, es 2,30 g L⁻¹. Este dato permite afirmar:

- Las moléculas de HF en fase gaseosa deben estar asociadas por enlaces de hidrógeno.
- El HF se comporta como gas ideal a 28 °C y 1 atm.
- El HF está completamente disociado en fase gas.
- El enlace H-F es iónico.
- La molécula de HF tiene momento dipolar nulo.
- Una disolución acuosa con 3,65 g de HCl contiene 6,022·10²² iones cloruro.
- La molécula de HCl tiene momento dipolar nulo.

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Baleares 2011) (O.Q.L. Baleares 2012)

a) **Verdadero.** Considerando comportamiento de gas ideal:

$$M = \frac{(2,30 \text{ g L}^{-1}) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (28 + 273,15) \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 56,8 \text{ g mol}^{-1}$$

La masa molar del HF es 20,0 g mol⁻¹, como este valor es menor que el obtenido, quiere decir que las moléculas de HF están asociadas mediante enlaces intermoleculares de hidrógeno.

b-c) Falso. Como se visto en el apartado anterior, existe asociación intermolecular entre las moléculas de HF, por tanto, este no se comporta como un gas ideal.

d) Falso. La diferencia de electronegatividad entre el F ($\chi = 3,98$) y el H ($\chi = 2,20$) no es lo suficiente grande para que el enlace sea iónico, se trata de un enlace covalente polar.

e) Falso. La diferencia de electronegatividad entre el F ($\chi = 3,98$) y el H ($\chi = 2,20$) implica la formación de un dipolo en la molécula, por lo que esta sí presenta momento dipolar ($\mu = 1,90 \text{ D}$).

f) **Verdadero.** El número de iones Cl⁻ de la disolución es:

$$3,65 \text{ g HCl} \cdot \frac{1 \text{ mol HCl}}{36,5 \text{ g HCl}} \cdot \frac{1 \text{ mol Cl}^-}{1 \text{ mol HCl}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ ion Cl}^-}{1 \text{ mol Cl}^-} = 6,022 \cdot 10^{22} \text{ ion Cl}^-$$

g) Falso. La diferencia de electronegatividad entre el Cl ($\chi = 3,16$) y el H ($\chi = 2,20$) implica la formación de un dipolo en la molécula, por lo que esta sí tiene momento dipolar ($\mu = 1,11 \text{ D}$).

Las respuestas correctas son **a** y **f**.

2.26. Cierta gas tiene una densidad de 3,17 g dm⁻³ en c.n. La masa molar de dicho gas es:

- 38,65 g mol⁻¹
- 71 g mol⁻¹
- 7 g mol⁻¹
- 86,12 g mol⁻¹

(O.Q.L. Murcia 2003)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la masa molar es:

$$M = \frac{(3,17 \text{ g L}^{-1}) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 71,0 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.27. Un recipiente A de 30 L está lleno de hidrógeno a 4 atm y 273 K. Si se extrae de él cierta cantidad de hidrógeno, que en c.n. tiene un volumen de 60 L, la presión a la que se encontrará el hidrógeno en A después de la extracción:

- a) Será 2 atm
- b) Será 1 atm
- c) Se habrá reducido hasta 0,2 atm.
- d) Seguirá siendo 4 atm.

(O.Q.L. Murcia 2003)

▪ Considerando comportamiento ideal, el número de moles iniciales de H₂ es:

$$n = \frac{4 \text{ atm} \cdot 30 \text{ L}}{RT} = \frac{120}{RT} \text{ mol H}_2$$

▪ El número de moles de H₂ que se extraen es:

$$n' = \frac{1 \text{ atm} \cdot 60 \text{ L}}{RT} = \frac{60}{RT} \text{ mol H}_2$$

La presión final en el recipiente es:

$$p = \frac{\frac{120}{RT} - \frac{60}{RT}}{30} \cdot RT = 2 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.28. ¿Cuál es la densidad del gas oxígeno, O₂, a 298 K y 0,987 atm?

- a) 2,23 g L⁻¹
- b) 1,29 g L⁻¹
- c) 1,89 g L⁻¹
- d) 5,24 g L⁻¹

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la densidad en las condiciones dadas es:

$$\rho = \frac{0,987 \text{ atm} \cdot (32,0 \text{ g mol}^{-1})}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 298 \text{ K}} = 1,29 \text{ g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.29. Una muestra de 0,90 g de agua líquida se introduce en un matraz de 2,00 L previamente evacuado, después se cierra y se calienta hasta 37 °C. ¿Qué porcentaje de agua, en masa, permanece en fase líquida?

- a) 10 %
- b) 18 %
- c) 82 %
- d) 90 %
- e) 0 %

(Dato. Presión de vapor del agua a 37 °C = 48,2 Torr).

(O.Q.N. Luarca 2005)

Considerando comportamiento ideal, la masa de agua correspondiente al agua en la fase vapor se calcula mediante la expresión:

$$m = \frac{pVM}{RT}$$

El valor de la masa de agua en fase vapor es:

$$m = \frac{(48,2 \text{ Torr}) \cdot (2,00 \text{ L}) \cdot (18,0 \text{ g mol}^{-1})}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (37 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ Torr}} = 0,0898 \text{ g}$$

La masa de agua que queda en la fase líquida, expresada como porcentaje, es:

$$m = \frac{(0,90 - 0,0898) \text{ g}}{0,90 \text{ g}} \cdot 100 = 90 \%$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.30. ¿Qué volumen de aire, medido a 745 mmHg y 32 °C, debe ser procesado para obtener el N₂(g) necesario para llenar una botella de 8,00 L a 11,0 atm y 25 °C?

- a) 11,2 L
- b) 0,93 L
- c) 116 L
- d) 10,2 L

(Dato. Composición del aire: 79 % N₂ y 21 % O₂).

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de N₂ necesario para llenar la botella es:

$$n = \frac{11,0 \text{ atm} \cdot 8,00 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}} = 3,60 \text{ mol N}_2$$

Teniendo en cuenta que en las mezclas gaseosas la composición volumétrica coincide con la composición molar, el número de moles de aire correspondiente a esa cantidad de N₂ es:

$$3,60 \text{ mol N}_2 \cdot \frac{100 \text{ mol aire}}{79 \text{ mol N}_2} = 4,56 \text{ mol aire}$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el aire en esas condiciones es:

$$V = \frac{4,56 \text{ mol} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (32 + 273,15) \text{ K}}{745 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 116 \text{ L aire}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.31. Una muestra de magnesio reacciona con un exceso de HCl y produce 2,5 L de hidrógeno gaseoso a 0,97 atm y 298 K. ¿Cuántos moles de hidrógeno gaseoso se producen?

- a) 10,1
- b) 0,063
- c) 75,6
- d) 0,099
- e) 2,5

(O.Q.L. Extremadura 2005)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles correspondiente a la muestra es:

$$n = \frac{0,97 \text{ atm} \cdot 2,5 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 298 \text{ K}} = 0,099 \text{ mol H}_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.32. Se dispone de dos recipientes idénticos y a la misma temperatura. En uno se introduce gas helio y en el otro la misma masa de gas neón. Señale cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

- Ambos recipientes contienen el mismo número de átomos.
- En el recipiente del neón se encuentra el mayor número de átomos.
- La presión en el recipiente del neón es menor que en el de helio.
- Los átomos del recipiente de neón ocupan más volumen que los del otro gas noble.

(O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Galicia 2015)

a) Incorrecto. Aunque las masas de gas son idénticas, como ambos gases tienen diferente masa molar, el número de átomos también es diferente:

$$N_{\text{He}} = m \cdot \frac{1 \text{ mol He}}{M_{\text{He}}} \cdot \frac{N_A \text{ átomos He}}{1 \text{ mol He}} = \frac{m \cdot N_A}{M_{\text{He}}} \text{ átomos He}$$

$$N_{\text{Ne}} = m \cdot \frac{1 \text{ mol Ne}}{M_{\text{Ne}}} \cdot \frac{N_A \text{ átomos Ne}}{1 \text{ mol Ne}} = \frac{m \cdot N_A}{M_{\text{Ne}}} \text{ átomos Ne}$$

b) Incorrecto. Como se cumple que la masa molar del helio, M_{He} , es menor que la del neón, M_{Ne} , el número de átomos de helio, N_{He} , es mayor que el neón, N_{Ne} :

$$M_{\text{He}} < M_{\text{Ne}} \quad \rightarrow \quad N_{\text{He}} > N_{\text{Ne}}$$

c) **Correcto**. Si el número de átomos de Ne es menor que el He, la presión que ejercen al chocar contra las paredes del recipiente que los contiene también lo será.

d) Incorrecto. Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por las partículas es despreciable comparado con el volumen del recipiente.

La respuesta correcta es la c.

2.33. ¿Cuál es, aproximadamente, la densidad del NH_3 en condiciones normales?

- $0,8 \text{ g L}^{-1}$
- $1,0 \text{ g mL}^{-1}$
- $17,0 \text{ g L}^{-1}$
- $1,6 \text{ g L}^{-1}$
- $0,4 \text{ g L}^{-1}$

(O.Q.L. La Rioja 2006) (O.Q.L. Asturias 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2018)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la densidad del NH_3 en las condiciones propuestas es:

$$\rho = \frac{(1 \text{ atm}) \cdot (17,0 \text{ g mol}^{-1})}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}} = 0,759 \text{ g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la a.

2.34. La densidad del pentano a $25 \text{ }^\circ\text{C}$ y 750 mmHg es:

- $2,21 \text{ g L}^{-1}$
- $34,6 \text{ g L}^{-1}$
- $2,42 \text{ g L}^{-1}$
- $2,91 \text{ g L}^{-1}$

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.L. Córdoba 2010)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la densidad del C_5H_{12} en las condiciones propuestas es:

$$\rho = \frac{(750 \text{ mmHg}) \cdot (72,0 \text{ g mol}^{-1})}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 2,91 \text{ g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.35. La densidad de un gas desconocido es 1,375 veces superior a la del oxígeno en las mismas condiciones de presión y temperatura. Por tanto, la masa molar de dicho gas es:

- a) 44 g mol^{-1}
- b) $23,27 \text{ g mol}^{-1}$
- c) 22 g mol^{-1}
- d) Faltan datos

(O.Q.L. Murcia 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades del gas desconocido X y del O_2 :

$$\frac{\rho_X}{\rho_{O_2}} = \frac{\frac{p M_X}{R T}}{\frac{p M_{O_2}}{R T}} \rightarrow \frac{\rho_X}{\rho_{O_2}} = \frac{M_X}{M_{O_2}}$$

El valor de la masa molar del gas X es:

$$M_X = 1,375 \cdot (32,0 \text{ g mol}^{-1}) = 44,0 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.36. Se dispone de una botella de 20 L de nitrógeno a la presión de 25 atm y se utiliza para determinar el volumen de un depósito al que previamente se le ha hecho vacío. Conectada la botella al depósito, después de alcanzar el equilibrio, la presión es igual a 5,0 atm. El volumen del depósito será:

- a) 100 L
- b) 120 L
- c) 80 L
- d) No se puede determinar.

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

▪ Considerando comportamiento ideal, el número de moles de N_2 que hay inicialmente en la botella es:

$$n_0 = \frac{25 \text{ atm} \cdot 20 \text{ L}}{RT} = \frac{500}{RT} \text{ mol}$$

▪ El número de moles de N_2 que quedan en la botella después de conectarla al depósito es:

$$n = \frac{5,0 \text{ atm} \cdot 20 \text{ L}}{RT} = \frac{100}{RT} \text{ mol}$$

▪ El número de moles de N_2 que pasan al depósito es:

$$\Delta n = (n_0 - n) = 400/RT \text{ mol}$$

El volumen del depósito es:

$$V = \frac{400}{RT} \cdot RT = 80 \text{ L}$$

La respuesta correcta es la c.

2.37. A un gas que se encuentra en una vasija rígida (volumen constante) a 57,8 kPa y 289,2 K se le añade otro gas. La presión y temperatura finales son 95,8 kPa y 302,7 K. ¿Cuál será el número de moles de cada gas en la mezcla final si el volumen de la vasija es 547 mL? (1 Pa = $9,87 \cdot 10^{-6}$ atm).

- a) 0,0131 mol y 0,0077 mol
- b) 0,021 mol y 0,0033 mol
- c) Es equimolar
- d) No se depende del volumen.

(O.Q.L. La Rioja 2008)

- Considerando comportamiento ideal, el número de moles que hay inicialmente en la vasija es:

$$n_0 = \frac{57,8 \text{ kPa} \cdot 547 \text{ mL}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 289,2 \text{ K}} \cdot \frac{10^3 \text{ Pa}}{1 \text{ kPa}} \cdot \frac{9,87 \cdot 10^{-6} \text{ atm}}{1 \text{ Pa}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 0,0131 \text{ mol}$$

- El número de moles que hay en la vasija al final es:

$$n = \frac{95,8 \text{ kPa} \cdot 547 \text{ mL}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 302,7 \text{ K}} \cdot \frac{10^3 \text{ Pa}}{1 \text{ kPa}} \cdot \frac{9,87 \cdot 10^{-6} \text{ atm}}{1 \text{ Pa}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 0,0208 \text{ mol}$$

- El número de moles añadido es:

$$(n - n_0) = (0,0208 - 0,0131) \text{ mol} = 0,00770 \text{ mol}$$

La respuesta correcta es la a.

2.38. Se desea preparar $\text{O}_2(\text{g})$ con una densidad de $1,5 \text{ g L}^{-1}$ a la temperatura de 37°C . ¿Cuál debe ser la presión del gas?

- a) 0,142 atm
- b) 0,838 atm
- c) 0,074 atm
- d) 1,19 atm
- e) $7,11 \cdot 10^{-2}$ atm

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Extremadura 2013)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión del O_2 :

$$p = \frac{(1,5 \text{ g L}^{-1}) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (37 + 273,15) \text{ K}}{32,0 \text{ g mol}^{-1}} = 1,19 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la d.

2.39. En condiciones normales un gas desconocido tiene una densidad de $0,76 \text{ g L}^{-1}$. ¿Cuál es el peso molecular de este gas?

- a) 2,81 g
- b) 17 g
- c) 22,4 g
- d) 63 g

(O.Q.L. Murcia 2009)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la masa molar del gas X es:

$$M = \frac{(0,76 \text{ g L}^{-1} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K})}{1 \text{ atm}} = 17 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.40. ¿En cuál de los siguientes casos el gas se aproxima más al comportamiento ideal?

- a) H₂(g) a 300 °C y 500 mmHg
- b) H₂(g) a 300 K y 500 mmHg
- c) CH₄(g) a 300 °C y 500 mmHg
- d) N₂(g) a 300 °C y 100 mmHg
- e) N₂(g) a 300 K y 500 mmHg

(O.Q.N. Sevilla 2010)

Los gases tienen comportamiento ideal a **temperaturas altas** y **presiones bajas**, que es cuando cumplen la ecuación de estado. Esto ocurre en el caso de **N₂(g) a 300 °C y 100 mmHg**.

La respuesta correcta es la **d**.

2.41. Un mol de un gas ideal se encuentra a la presión de 1 atm y ocupa un volumen de 15 L. Si se aumenta la presión al doble y el volumen se hace igual a 20 L:

- a) Aumentará el número de moles.
- b) Aumentará la temperatura.
- c) Disminuirá la temperatura.
- d) La temperatura permanecerá constante.

(O.Q.L. La Castilla y León 2010)

La ecuación general de los gases ideales permite calcular la relación entre las temperaturas final e inicial del proceso:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \quad \rightarrow \quad \frac{T_2}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{p_1 V_1}$$

El valor de la relación entre las temperaturas es:

$$\frac{T_2}{T_1} = \frac{2 \text{ atm} \cdot 20 \text{ L}}{1 \text{ atm} \cdot 15 \text{ L}} = \frac{8}{3}$$

Como se deduce de la ecuación, **aumentará la temperatura**.

La respuesta correcta es la **b**.

2.42. Dos recipientes de la misma capacidad contienen, uno amoníaco gas, NH₃, y el otro butano gas, C₄H₁₀. Si ambos recipientes se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura:

- a) Contienen el mismo número de átomos.
- b) Contienen la misma masa.
- c) Tendrán la misma densidad de gas.
- d) Contienen el mismo número de moléculas.

(O.Q.L. Castilla y León 2010)

Considerando que ambos gases se comportan de forma ideal:

$$n = \frac{pV}{RT}$$

el número de moles de gas es el mismo ya que se tiene el mismo volumen de ambos gases en idénticas condiciones de presión y temperatura:

a) Falso. Teniendo en cuenta que el número de átomos que forman cada molécula es diferente, el número total de átomos en cada recipiente también lo será.

b) Falso. Teniendo en cuenta que las masas molares de ambos gases, M , son diferentes las masas de gas también lo serán. La masa de gas viene dada por la ecuación:

$$m = M \frac{pV}{RT}$$

c) Falso. Si la masa de cada gas es diferente también lo es su densidad.

d) **Verdadero**. De acuerdo con el concepto de mol, si el número de moles de gas es el mismo, el de moléculas también lo es.

La respuesta correcta es la **d**.

2.43. Un recipiente cerrado de 10 L de capacidad, que se mantiene a temperatura constante, está lleno de agua hasta la mitad. Si del mismo se extraen 2 L de líquido, ¿se modificará el número de moléculas vaporizadas?

a) No, ya que la concentración de moléculas en el vapor es igual.

b) No, porque la temperatura no cambia.

c) No, porque la presión de vapor es la misma.

d) Sí, porque aumentó el volumen disponible para el vapor.

(O.Q.L. Asturias 2010)

La presión de vapor es una constante para cada temperatura, y al aumentar el volumen disponible para el gas, aumenta el número de moles de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ y, por tanto, aumenta el número de moléculas presentes en la fase gas.

La respuesta correcta es la **d**.

2.44. Si se tiene 1 g de las sustancias gaseosas que se relacionan a continuación, en igualdad de condiciones, ¿cuál de ellas ocupa mayor volumen?

a) N_2

b) F_2

c) CH_4

d) Ne

e) Cl_2

(O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2017)

Considerando comportamiento ideal, el volumen ocupado por una masa de gas en determinadas condiciones de p y T puede calcularse por medio de la expresión:

$$V = \frac{mRT}{pM}$$

Como la masa de gas es la misma, el volumen mayor le corresponde a la muestra gaseosa formada por mayor número moles, es decir, al gas que tenga menor masa molar.

Gas	N_2	F_2	CH_4	Ne	Cl_2
$M / \text{g mol}^{-1}$	28,0	38,0	16,0	20,2	71,0

La respuesta correcta es la **c**.

2.45. Si 1,0 g de un gas se coloca dentro de un recipiente de 1.000 mL a 20 °C y la presión que ejerce sobre las paredes es de 6,0 atm, el gas contenido en el recipiente es:

a) O_3

b) O_2

c) Ne

d) He

(O.Q.L. Murcia 2011)

Considerando comportamiento ideal, la masa molar de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$M = \frac{mRT}{pV}$$

El valor de la masa molar del gas X es:

$$M = \frac{1,0 \text{ g} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273,15) \text{ K} \cdot \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}}}{6 \text{ atm} \cdot 1.000 \text{ mL}} = 4,0 \text{ g mol}^{-1}$$

Las masas molares de los gases propuestos son:

Gas	O ₃	O ₂	Ne	He
$M / \text{g mol}^{-1}$	48,0	32,0	20,2	4,0

De acuerdo con el valor de M obtenido, el gas desconocido es el **He**.

La respuesta correcta es la **d**.

2.46. Un depósito de 5 L que contiene un gas a una presión de 9 atm se encuentra conectado por una válvula con otro depósito de 10 L que contiene un gas a una presión de 6 atm. Calcule la presión cuando se abre la llave que conecta ambos depósitos:

- a) 3 atm
- b) 4 atm
- c) 7 atm
- d) 15 atm
- e) Ninguna de los anteriores.

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Valencia 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016) (O.Q.L. Extremadura 2016)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas que contiene cada depósito es:

$$n_1 = \frac{p_1 V_1}{RT} = \frac{9 \text{ atm} \cdot 5 \text{ L}}{RT} = \frac{45}{RT}$$

$$n_2 = \frac{p_2 V_2}{RT} = \frac{6 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{RT} = \frac{60}{RT}$$

La presión al conectar ambos depósitos es:

$$p = \frac{(45 + 60) \text{ mol} \cdot RT}{(5 + 10) \text{ L}} = 7 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.47. La densidad relativa de un óxido de nitrógeno respecto al oxígeno es 1,375. Este gas es:

- a) N₂O₅
- b) NO
- c) N₂O
- d) N₂O₄
- e) NO₂

(O.Q.N. El Escorial 2012)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades del O₂ y del gas X:

$$\frac{\rho_X}{\rho_{O_2}} = \frac{\frac{p M_X}{RT}}{\frac{p M_{O_2}}{RT}} \rightarrow \frac{\rho_X}{\rho_{O_2}} = \frac{M_{O_2}}{M_X}$$

El valor de la masa molar del gas X es:

$$M_X = 1,375 \cdot (32,0 \text{ g mol}^{-1}) = 44,0 \text{ g mol}^{-1}$$

Las masas molares de los gases propuestos son:

Gas	N ₂ O ₅	NO	N ₂ O	N ₂ O ₄	NO ₂
M / g mol ⁻¹	108,0	30,0	44,0	92,0	46,0

De acuerdo con el valor de M obtenido, el gas desconocido es el N₂O.

La respuesta correcta es la c.

2.48. La densidad del etano a 25 °C y 750 mmHg es 1,21 g L⁻¹. ¿Cuál es la densidad del butano en las mismas condiciones?

- a) 2,42 g L⁻¹
- b) 0,625 g L⁻¹
- c) 2,34 g L⁻¹
- d) Se necesita el volumen del recipiente.

(O.Q.L. Murcia 2012)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades del C₂H₆ y del C₄H₁₀:

$$\frac{\rho_{C_4H_{10}}}{\rho_{C_2H_6}} = \frac{\frac{p M_{C_4H_{10}}}{RT}}{\frac{p M_{C_2H_6}}{RT}} \rightarrow \frac{\rho_{C_4H_{10}}}{\rho_{C_2H_6}} = \frac{M_{C_4H_{10}}}{M_{C_2H_6}}$$

El valor de la densidad del C₄H₁₀ es:

$$\rho_{C_4H_{10}} = 1,21 \text{ g L}^{-1} \cdot \frac{58,0 \text{ g mol}^{-1}}{30,0 \text{ g mol}^{-1}} = 2,34 \text{ g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

2.49. Se tienen dos recipientes idénticos, uno lleno con CH₄ y el otro con N₂, en las mismas condiciones de presión y temperatura y, supuesto un comportamiento ideal, se puede afirmar que:

- a) La densidad del metano es mayor que la del nitrógeno.
- b) La densidad de ambos gases es la misma.
- c) Hay más moles de metano que de nitrógeno.
- d) Hay las mismas moléculas de CH₄ que de N₂.

(O.Q.L. Murcia 2012)

a-b) Falso. Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Como se cumple que:

$$M_{N_2} > M_{CH_4} \rightarrow \rho_{N_2} > \rho_{CH_4}$$

c) Falso. Considerando que ambos gases se comportan de forma ideal, el número de moles de gas es el mismo ya que ambos recipientes tienen el mismo volumen y se encuentran en las mismas condiciones de p y T :

$$n = \frac{pV}{RT}$$

d) **Verdadero**. De acuerdo con el concepto de mol, si el número de moles de gas es el mismo, el de moléculas también lo es.

La respuesta correcta es la **d**.

2.50. Se tienen dos recipientes de 20 L, uno con nitrógeno y otro con helio, sometidos ambos a 0,50 atm y 100 °C. El recipiente que contiene N_2 tiene:

- a) Doble masa que el de helio.
- b) El mismo número de átomos que el de helio.
- c) El mismo número de moles que el de helio.
- d) Densidad doble que el de helio.

(O.Q.L. Asturias 2012) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

Considerando que ambos gases se comportan de forma ideal:

$$n = \frac{pV}{RT}$$

el número de moles de gas es el mismo, ya que ambos recipientes tienen el mismo volumen y se encuentran en las mismas condiciones de p y T :

a) Falso. Ya que la masa molar del N_2 es 7 veces mayor que la del helio:

$$\frac{M_{N_2}}{M_{He}} = \frac{28,0 \text{ g mol}^{-1}}{4,0 \text{ g mol}^{-1}} = 7,0$$

b) Falso. Ya que las moléculas de N_2 son diatómicas mientras que el helio no forma moléculas.

c) **Verdadero**. Según se ha demostrado al principio.

d) Falso. Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

relacionando las densidades de ambos gases se obtiene:

$$\frac{\rho_{N_2}}{\rho_{He}} = \frac{M_{N_2}}{M_{He}}$$

El valor de la relación entre las densidades es:

$$\frac{\rho_{N_2}}{\rho_{He}} = \frac{28,0 \text{ g mol}^{-1}}{4,0 \text{ g mol}^{-1}} = 7,0$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.51. La presión del gas metano encerrado en una bombona a 50 °C es de 640 mmHg. Por tanto, considerando comportamiento ideal, su densidad será:

- a) 2,402 g L⁻¹
- b) 0,0025 g L⁻¹
- c) 0,509 kg m⁻³
- d) 5,1 g L⁻¹

(O.Q.L. Madrid 2012)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la densidad del CH_4 en las condiciones propuestas es:

$$\rho = \frac{(640 \text{ mmHg}) \cdot (16,0 \text{ g mol}^{-1})}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (50 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{10^3 \text{ L}}{1 \text{ m}^3} \cdot \frac{1 \text{ kg}}{10^3 \text{ g}} = 0,509 \text{ kg m}^{-3}$$

La respuesta correcta es la c.

2.52. A la presión de 1,50 atm y la temperatura de 293,15 K, una masa gaseosa ocupa un volumen de 10,0 dm³. En condiciones normales esa masa de gas ocupará:

- a) 13,98 m³
- b) 0,01398 m³
- c) 0,01398 L
- d) 1,398 m³

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

La ecuación general de los gases ideales permite calcular el volumen del gas en cualesquiera condiciones de presión y temperatura:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

El valor del volumen en las condiciones propuestas es:

$$\frac{1,50 \text{ atm} \cdot 10,0 \text{ dm}^3}{293,15 \text{ K}} = \frac{1 \text{ atm} \cdot V_2}{273,15 \text{ K}} \quad \rightarrow \quad V_2 = 13,98 \text{ dm}^3 \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ dm}^3} = 0,01398 \text{ m}^3$$

La respuesta correcta es la b.

2.53. A una determinada presión y temperatura la densidad del etano es 1,21 g L⁻¹. En las mismas condiciones, otro gas presenta una densidad de 2,34 g L⁻¹. Se tratará de:

- a) Metano
- b) Propano
- c) Butano
- d) Imposible saberlo.

(O.Q.L. Murcia 2013)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades del gas desconocido X y del C_2H_6 :

$$\frac{\rho_X}{\rho_{\text{C}_2\text{H}_6}} = \frac{\frac{p M_X}{RT}}{\frac{p M_{\text{C}_2\text{H}_6}}{RT}} \quad \rightarrow \quad \frac{\rho_X}{\rho_{\text{C}_2\text{H}_6}} = \frac{M_X}{M_{\text{C}_2\text{H}_6}}$$

El valor de la masa molar del gas X es:

$$M_X = 30 \text{ g mol}^{-1} \cdot \frac{2,34 \text{ g L}^{-1}}{1,21 \text{ g L}^{-1}} \quad \rightarrow \quad M_X = 58 \text{ g mol}^{-1}$$

A partir del valor de la masa molar se puede identificar el gas desconocido:

Gas	CH_4 (metano)	C_3H_8 (propano)	C_4H_{10} (butano)
$M / \text{g mol}^{-1}$	16,0	44,0	58,0

La respuesta correcta es la c.

2.54. De las siguientes sustancias gaseosas: dióxido de carbono, dióxido de azufre, oxígeno y monóxido de carbono, ¿cuál de ellas, en las mismas condiciones de presión y temperatura, es más densa?

- Dióxido de carbono
- Dióxido de azufre
- Oxígeno
- Monóxido de carbono
- Todos tienen la misma densidad.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2013)

Considerando comportamiento ideal la ecuación que permite calcular la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T es:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

La **mayor densidad** le corresponde al gas que tenga **mayor masa molar**.

Gas	CO ₂	SO ₂	O ₂	CO
$M / \text{g mol}^{-1}$	44,0	64,0	32,0	28,0

La respuesta correcta es la b.

2.55. Se tienen dos depósitos de vidrio cerrados y con el mismo volumen, uno de ellos contiene hidrógeno y el otro dióxido de carbono, ambos a la misma presión y temperatura. ¿Cuál de ellos contiene mayor número de moléculas y cuál mayor masa?

- Mayor número de moléculas el hidrógeno y mayor masa el dióxido de carbono.
- Mayor número de moléculas el dióxido de carbono y mayor masa el hidrógeno.
- Mayor número de moléculas y masa el dióxido de carbono.
- Mayor número de moléculas y masa el hidrógeno.
- Igual número de moléculas y mayor masa el dióxido de carbono.

(O.Q.L. Valencia 2013)

Considerando que ambos gases se comportan de forma ideal, **el número de moles de gas es el mismo**, ya que ambos recipientes tienen el mismo volumen y se encuentran en las mismas condiciones de p y T :

$$n = \frac{pV}{RT}$$

Si el número de moles de gas es el mismo, ambas muestras están formadas por **igual número de moléculas**, pero **la muestra de CO₂ tiene mayor masa** ya que su masa molar es mayor.

La respuesta correcta es la e.

2.56. De las siguientes sustancias: CO₂(g), SO₂(g), ClO₂(g), NO₂(g) y O₂(g), ¿cuál de ellas tiene mayor densidad a 1,0 atm y 298 K?

- O₂(g)
- ClO₂(g)
- SO₂(g)
- CO₂(g)
- NO₂(g)

(O.Q.N. Oviedo 2014)

Considerando comportamiento ideal, la ecuación que permite calcular la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T es:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

La **mayor densidad** le corresponde al gas que tenga **mayor masa molar**.

Gas	O ₂	ClO ₂	SO ₂	CO ₂	NO ₂
M / g mol ⁻¹	32,0	67,5	64,0	44,0	46,0

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Preselección Valencia 2013).

2.57. Una vasija abierta, cuya temperatura es de 10 °C se calienta hasta los 400 °C. El porcentaje de aire contenido inicialmente en la vasija que es expulsado, es:

- a) 25 %
- b) 42 %
- c) 58 %
- d) 75 %
- e) 97,5 %

(O.Q.N. Oviedo 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

Como la vasija está abierta y llena de aire se cumple que p y V son constantes. Considerando comportamiento ideal entonces:

$$n_1 T_1 = n_2 T_2 \quad \rightarrow \quad \frac{n_1}{n_2} = \frac{T_2}{T_1}$$

El valor de la relación entre los moles iniciales y finales es:

$$\frac{n_1}{n_2} = \frac{(400 + 273,15) \text{ K}}{(10 + 273,15) \text{ K}} = 2,38$$

El porcentaje de aire expulsado de la vasija es:

$$\frac{n_1 - n_2}{n_1} \cdot 100 = \left(1 - \frac{n_2}{n_1}\right) \cdot 100$$

El valor del mismo es:

$$\left(1 - \frac{1}{2,38}\right) \cdot 100 = 58,0 \%$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.58. La densidad del D₂, gas, en condiciones normales es:

- a) 0,09 g L⁻¹
- b) 0,18 g L⁻¹
- c) 0,27 g L⁻¹
- d) 0,71 g L⁻¹

(O.Q.L. Castilla y León 2014)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la densidad del D₂ (deuterio) en las condiciones propuestas es:

$$\rho = \frac{1 \text{ atm} \cdot 4,0 \text{ g mol}^{-1}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}} = 0,18 \text{ g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.59. La densidad de cierto gas puro, a 27 °C y 310 mmHg, es 1,53 g L⁻¹. Suponiendo comportamiento ideal, su masa molar, en g mol⁻¹, será:

- a) 92,3
- b) 89,5
- c) 95,2
- d) 90,4
- e) 88,9

(O.Q.L. Madrid 2014)

Considerando comportamiento ideal, la ecuación que permite calcular la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la masa molar es:

$$M = \frac{(1,53 \text{ g L}^{-1}) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273,15) \text{ K} \cdot 760 \text{ mmHg}}{310 \text{ mmHg} \cdot 1 \text{ atm}} = 92,3 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la a.

2.60. Una cantidad de 3,48 g de un gas ocupa un volumen de 3,0 L, medido en condiciones normales. ¿Cuál es la masa molar de dicho gas?

- a) 32
- b) 40
- c) 26
- d) 28

(O.Q.L. Extremadura 2014)

Considerando comportamiento ideal, la masa molar de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$M = \frac{mRT}{pV}$$

El valor de la masa molar es:

$$M = \frac{3,48 \text{ g} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot 3,0 \text{ L}} = 26 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

2.61. ¿Cuál de los siguientes gases es más denso que el aire? La composición porcentual del aire en volumen es: 21 % de O₂ y 79 % de N₂.

- a) H₂
- b) CO₂
- c) CH₄
- d) NH₃
- e) N₂
- f) He
- e) Ninguno de los anteriores.

(O.Q.N. Madrid 2015) (O.Q.L. País Vasco 2017)

En las mezclas gaseosas la composición volumétrica coincide con la composición molar. La masa molar media del aire es:

$$M = \frac{0,21 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{32,0 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} + 0,79 \text{ mol N}_2 \cdot \frac{28,0 \text{ g N}_2}{1 \text{ mol N}_2}}{1 \text{ mol aire}} = 28,8 \text{ g mol}^{-1}$$

Considerando comportamiento ideal la ecuación que permite calcular la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T es:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

La **mayor densidad** le corresponde al gas que tenga **mayor masa molar**.

Gas	H ₂	CO ₂	CH ₄	NH ₃	N ₂	He
$M / \text{g mol}^{-1}$	2,0	44,0	16,0	17,0	28,0	4,0

La respuesta correcta es la **b**.

2.62. Se tiene una bombona de N₂ de 50 L en un laboratorio en el que la temperatura es de 20 °C. La lectura del manorreductor que hay conectado a la bombona es de 100 bar. ¿Cuál es la densidad del gas contenido en la bombona?

- a) 115 g cm⁻³
- b) 115 g L⁻¹
- c) 0,115 g L⁻¹
- d) 11,5 g cm⁻³

(O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. Baleares 2016)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la densidad en las condiciones propuestas es:

$$\rho = \frac{(100 \text{ bar}) \cdot (28,0 \text{ g mol}^{-1})}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{1,013 \text{ bar}} = 115 \text{ g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Baleares 2016 se cambia la temperatura y la presión que se mide en atm).

2.63. El nitrógeno molecular, N₂, tiene una masa molar de 28,0 g mol⁻¹. Por tanto, la densidad de este gas condiciones normales, expresada en g L⁻¹, es:

- a) 1
- b) 1,25
- c) 22,4
- d) 28,0
- e) 1,14

(O.Q.L. Madrid 2015)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la densidad en las condiciones propuestas es:

$$\rho = \frac{1 \text{ atm} \cdot 28,0 \text{ g mol}^{-1}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}} = 1,25 \text{ g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.64. Se tiene un recipiente con 26,4 g de $O_2(g)$ y otro cuyo volumen es la mitad con $CO_2(g)$. La presión y la temperatura en ambos recipientes es la misma. Calcule la masa de dióxido de carbono gaseoso que hay en el recipiente.

- a) 36,3 g
- b) 26,4 g
- c) 18,2 g
- d) 13,2 g

(O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

El número de moles de O_2 contenidos en el primer recipiente es:

$$26,4 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32,0 \text{ g } O_2} = 0,825 \text{ mol } O_2$$

Considerando comportamiento ideal, si el volumen del segundo recipiente es la mitad y las condiciones de presión y temperatura son idénticas a las del primero, el número de moles de gas que contiene también es la mitad, en este caso 0,413 mol CO_2 .

La masa de CO_2 que contiene el segundo recipiente es:

$$0,413 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{44,0 \text{ g } CO_2}{1 \text{ mol } CO_2} = 18,2 \text{ g } CO_2$$

La respuesta correcta es la c.

2.65. La atmósfera del planeta Marte, compuesta principalmente por dióxido de carbono, puede considerarse que tiene un volumen constante. Su masa disminuye drásticamente durante el periodo de oscuridad en el invierno de cada uno de los hemisferios, encontrándose el 25 % del total en forma sólida sobre los polos. Si la presión durante el invierno marciano es de aproximadamente 600 Pa y, sabiendo que la temperatura media del planeta es de $-55^\circ C$, marque la respuesta correcta.

- a) La presión en primavera podrá disminuir hasta 450 Pa.
- b) A la temperatura media del planeta y en primavera, la densidad de su atmósfera será de $1,0 \text{ g L}^{-1}$, aproximadamente.
- c) Si la atmósfera estuviera compuesta por monóxido de carbono, la densidad en primavera sería mayor.
- d) Si el espesor de la atmósfera disminuyera, la temperatura de la atmósfera aumentaría.
- e) Ninguna de las anteriores es correcta.

(O.Q.L. País Vasco 2016)

Considerando la temperatura media anual del planeta como un valor constante, las condiciones para el gas en las diferentes estaciones se resumen en la siguiente tabla:

	Cantidad de sustancia	Volumen	Presión	Temperatura
Primavera-Verano	n	V	p	$-55^\circ C$
Invierno	$0,75 n$	V	600 Pa = 0,00592 atm	$-55^\circ C$

a) Falso. En las condiciones de discusión, (V y T constantes) al aumentar la masa de gas, aumentará la presión, luego no podrá ser 450 Pa, sería:

$$p = \frac{600 \text{ Pa}}{0,75} = 800 \text{ Pa}$$

b) Falso. Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la densidad del gas en las condiciones propuestas es:

$$\rho = \frac{0,00592 \text{ atm} \cdot 44,0 \text{ g mol}^{-1}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (-55 + 273,15) \text{ K}} = 1,46 \cdot 10^{-2} \text{ g L}^{-1}$$

- c) Falso. Puesto que la masa molar del CO es inferior a la del CO₂, la densidad sería inferior.
- d) Falso. Si el espesor disminuyera, como la superficie de Marte es la misma, el volumen también disminuiría con lo que nos encontramos con una disyuntiva:
- Si se supone que la presión no varía (600 Pa), la temperatura tendría que disminuir, ya que la masa es constante y el volumen sería directamente proporcional a la temperatura.
 - Si se supone que la presión varía (como sería de esperar, ya que es un sistema más denso), no se puede responder con precisión al carecer de datos cuantitativos ($pV \propto T$).

La respuesta correcta es la e.

2.66. El tetrahidrocannabinol, C₂₁H₃₀O₂, (THC) es el principal componente psicoactivo del cannabis. Se analiza una muestra para averiguar si está compuesta de esta sustancia. Para ello se quema 1,0 g de sustancia y se recogen los gases liberados. Si la muestra es THC puro, el volumen de CO₂ que se obtendría, medido a 0 °C y 1 atm, es:

- a) 0,14 L
b) 0,07 L
c) 1,6 L
d) 1,5 L

(O.Q.L. Madrid 2016)

En la combustión de la muestra de THC todo el carbono que contiene se transforma en CO₂. Relacionando ambas sustancias:

$$1,0 \text{ g C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2}{314,0 \text{ g C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2} \cdot \frac{21 \text{ mol CO}_2}{1 \text{ mol C}_{21}\text{H}_{30}\text{O}_2} = 0,067 \text{ mol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{(0,067 \text{ mol CO}_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 1,5 \text{ L CO}_2$$

La respuesta correcta es la d.

2.67. El monitor de una estación municipal de control de contaminación ambiental detecta una concentración diaria promedio de 20,0 µg de O₃/m³ de aire, medidos a 20 °C y 680 mmHg. La concentración de ozono en µL de O₃/m³ de aire es:

- a) 0,112
b) 0,011
c) 112
d) 11,2

(O.Q.L. Madrid 2016)

Expresando la concentración de ozono en µmol/m³ de aire:

$$c = \frac{20,0 \text{ µg O}_3}{\text{m}^3 \text{ aire}} \cdot \frac{1 \text{ µmol O}_3}{48,0 \text{ µg O}_3} = \frac{0,417 \text{ µmol O}_3}{\text{m}^3 \text{ aire}}$$

Considerando comportamiento ideal, concentración de ozono en el aire expresada en µL/m³:

$$c = \frac{0,417 \text{ µmol O}_3}{\text{m}^3 \text{ aire}} \cdot \frac{(0,082 \text{ atm µL µmol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273,15) \text{ K}}{680 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 11,2 \text{ µL/m}^3$$

La respuesta correcta es la d.

2.68. La densidad de un gas en condiciones normales (273 K y 1 atm) es $1,24 \text{ g L}^{-1}$, ¿de qué gas se trata?

- a) O_2
- b) CO_2
- c) N_2
- d) H_2S

(O.Q.L. Preselección Valencia 2017)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

A partir de la misma se puede obtener la masa molar del gas y con ella identificarlo:

$$M = \frac{(1,24 \text{ g L}^{-1}) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273 \text{ K}}{1 \text{ atm}} = 27,8 \text{ g mol}^{-1}$$

Las masas molares de los gases propuestos son:

Gas	O_2	CO_2	N_2	H_2S
$M / \text{g mol}^{-1}$	32,0	44,0	28,0	34,0

De acuerdo con el valor de M obtenido, el gas desconocido es el N_2 .

La respuesta correcta es la c.

2.69. En un recipiente de 5,0 L, en condiciones normales, se aloja 7,145 g de un gas. ¿Cuál es la masa molar de dicho gas?

- a) 32
- b) 40
- c) 26
- d) 28

(O.Q.L. Extremadura 2017)

Considerando comportamiento ideal, la masa molar de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$M = \frac{mRT}{pV}$$

El valor de la masa molar es:

$$M = \frac{7,145 \text{ g} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}}{1 \text{ atm} \cdot 5,0 \text{ L}} = 32 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la a.

(Cuestión similar a la propuesta en Extremadura 2014).

2.70. Si se duplican la presión y la temperatura a las que se encuentran $3,00 \text{ dm}^3$ de un gas ideal, el volumen final del gas es:

- a) $0,750 \text{ dm}^3$
- b) $3,00 \text{ dm}^3$
- c) $12,0 \text{ dm}^3$
- d) No se puede calcular sin más datos.

(O.Q.L. Asturias 2017)

De acuerdo con la ecuación de estado del gas ideal, $(pV) \propto T$, por lo que si se duplican las dos variables citadas, el volumen permanece constante.

La respuesta correcta es la b.

2.71. En 1907, E. Rutherford y T.D. Royds observaron que en la desintegración alfa del radio-226 se emitían $1,006 \cdot 10^{20}$ partículas α , que una vez neutralizada su carga correspondían a 4,200 mL de helio recogido sobre agua a 25 °C y 760 mmHg. El valor del número de Avogadro que se obtenía a partir de esos datos era:

- a) $6,022 \cdot 10^{23}$
- b) $6,046 \cdot 10^{20}$
- c) $6,046 \cdot 10^{23}$
- d) $6,002 \cdot 10^{23}$

(Dato. Presión de vapor del agua a 25 °C = 23,80 mmHg).

(O.Q.L. Valencia 2017)

Considerando comportamiento ideal, y teniendo en cuenta que el He recogido se encuentra húmedo, el número de moles del mismo es:

$$n = \frac{(760 - 23,80) \text{ mmHg} \cdot 4,200 \text{ mL}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 1,664 \cdot 10^{-4} \text{ mol He}$$

Relacionando el número de partículas con la cantidad de gas se obtiene el valor de N_A :

$$N_A = \frac{1,006 \cdot 10^{20} \text{ partículas}}{1,664 \cdot 10^{-4} \text{ mol}} = 6,046 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

2.72. Una botella de butano, C_4H_{10} , de 10 L de volumen permanece encendida en un habitáculo cuya presión es 758 mmHg y la temperatura 24 °C, hasta que se apaga de forma natural. En ese momento se puede afirmar que:

- a) No queda gas butano en el interior de la misma.
- b) Siempre quedará algo aunque será muy poco, menos de 12 g.
- c) Aproximadamente podrían quedar unos 24 g.
- d) No es posible saber la cantidad aproximada que puede quedar.

(O.Q.L. Valencia 2017)

El butano contenido en la bombona se encuentra a elevada presión, aproximadamente a unas 30 atm y, sale de la misma hasta que la presión interior se iguala a la exterior. En ese momento deja de salir y la cantidad de gas que contiene la bombona coincide con el volumen de la misma.

Considerando comportamiento ideal, la cantidad de gas en el interior de la bombona es:

$$n = \frac{758 \text{ mmHg} \cdot 10 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (24 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 0,41 \text{ mol } C_4H_{10}$$

La masa de C_4H_{10} correspondiente es:

$$0,41 \text{ mol } C_4H_{10} \cdot \frac{58,0 \text{ g } C_4H_{10}}{1 \text{ mol } C_4H_{10}} = 24 \text{ g } C_4H_{10}$$

La respuesta correcta es la c.

2.73. Una de las hipótesis más aceptadas que explican la gran extinción del cretácico afirma que un asteroide de 10 km de diámetro impactó en la península del Yucatán (México) eyectando una gran cantidad de masa en forma de gas a la atmósfera. ¿Qué consecuencia debida a la nueva materia incorporada pudo experimentar aquella atmósfera prehistórica?

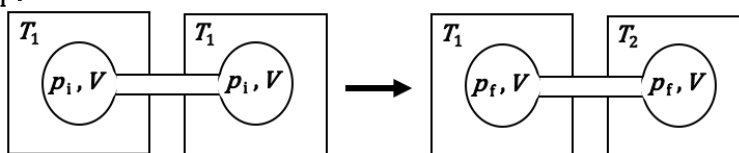
- a) Una disminución de la presión atmosférica.
- b) Si la temperatura permaneció constante, una disminución del volumen de la atmósfera.
- c) Si la temperatura aumentó bruscamente, una disminución del volumen de la atmósfera.
- d) Si el volumen permaneció constante, un aumento de la densidad atmosférica.
- e) Si la densidad de la atmósfera aumentó, un aumento de la temperatura.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

- a) Falso. Al aumentar la masa de gas en la atmósfera se produjo un aumento de la presión atmosférica.
- b-c) Falso. Al aumentar la masa de gas en la atmósfera se produjo un aumento del volumen, se mantuviese o no constante la temperatura.
- d) **Verdadero**. Al aumentar la masa de gas en la atmósfera, manteniéndose el volumen constante, se produjo un aumento de la densidad.
- e) La propuesta carece de sentido.

La respuesta correcta es la **d**.

2.74. Dos bulbos cerrados de igual volumen (V) contienen un gas ideal inicialmente a presión p_i y temperatura T_1 . Dichos bulbos están conectados a través de un tubo estrecho de volumen despreciable, tal y como muestra la figura de abajo. Si la temperatura de uno de los bulbos se incrementara a T_2 , ¿cuál será la presión final p_f ?



- a) $p_i \left(\frac{T_1 T_2}{T_1 + T_2} \right)$ b) $2p_i \left(\frac{T_1}{T_1 + T_2} \right)$ c) $2p_i \left(\frac{T_2}{T_1 + T_2} \right)$ d) $2p_i \left(\frac{T_1 T_2}{T_1 + T_2} \right)$

(O.Q.N. Salamanca 2018)

Previamente, para poder resolver correctamente esta cuestión hay que hacer dos consideraciones previas:

- A pesar de estar conectados, cada bulbo debe estar aislado térmicamente de forma que puedan mantener temperaturas diferentes.
- El flujo de moléculas a diferentes temperaturas entre los dos bulbos no debe afectar a la temperatura de cada bulbo.

Como se trata un gas ideal confinado en un recipiente cerrado el número de moles de gas se mantiene constante. De acuerdo con la ecuación de estado del gas ideal el número de moles antes de subir la temperatura es:

$$n = \frac{2p_i V}{RT_1}$$

Después de incrementar la temperatura, por estar estos conectados, la presión en ambos es la misma y el número de moles en cada bulbo es:

$$n_{\text{derecha}} + n_{\text{izquierda}} = \frac{p_f V}{RT_1} + \frac{p_f V}{RT_2}$$

Igualando el número de moles se obtiene que:

$$\frac{2p_i V}{RT_1} = \frac{p_f V}{RT_1} + \frac{p_f V}{RT_2} \quad \rightarrow \quad \frac{2p_i}{T_1} = \frac{p_f}{T_1} + \frac{p_f}{T_2} \quad \rightarrow \quad \frac{2p_i}{T_1} = p_f \left(\frac{T_1 + T_2}{T_1 T_2} \right)$$

El valor de la presión final es:

$$p_f = 2p_i \left(\frac{T_2}{T_1 + T_2} \right)$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.75. Se tienen dos muestras de gas a la misma presión en recipientes idénticos. El gas del primer recipiente tiene una temperatura, en kelvin, cuatro veces superior a la del gas del otro recipiente. La relación entre el número de moléculas de gas contenidas en el primer recipiente respecto del segundo es:

- a) 1:1
- b) 4:1
- c) 1:4
- d) 2:1

(O.Q.L. Preselección Valencia 2018)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de cada gas se calcula mediante la expresión:

$$n = \frac{pV}{RT}$$

Relacionando las cantidades proporcionadas para cada gas se obtiene la relación entre el número de moles de cada uno de ellos, o lo que es lo mismo, entre el número de sus moléculas:

$$\left. \begin{array}{l} n_1 = \frac{pV}{RT} \\ n_2 = \frac{pV}{R \cdot 4T} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{n_1}{n_2} = \frac{\frac{pV}{RT}}{\frac{pV}{R \cdot 4T}} \rightarrow \frac{n_1}{n_2} = \frac{4}{1}$$

La respuesta correcta es la b.

2.76. Un matraz de 500 mL, en el que se ha hecho vacío, se llena con un gas a 27 °C y 1 atm. Se observa que la masa del matraz lleno ha aumentado 2,67 g. ¿Cuál es dicho gas?

- a) Neón
- b) Argón
- c) Kriptón
- d) Xenón

(O.Q.L. Madrid 2018)

Considerando comportamiento ideal, la masa molar de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$M = \frac{mRT}{pV}$$

El valor de la masa molar es:

$$M = \frac{2,67 \text{ g} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273,15) \text{ K} \cdot 10^3 \text{ mL}}{1 \text{ atm} \cdot 500 \text{ mL}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 131 \text{ g mol}^{-1}$$

A la vista de las masas molares de los gases propuestos, el gas desconocido es:

Gas	Neón	Argón	Kriptón	Xenón
M (g mol ⁻¹)	20,2	39,9	83,8	131,3

La respuesta correcta es la d.

2.77. La relación entre las densidades de la molécula de dióxígeno y un gas desconocido es 0,84 a 1 atm y 300 K. ¿Cuál es el gas desconocido?

- a) H₂O
- b) F₂
- c) CO
- d) NO₂

(O.Q.L. Baleares 2018)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas, en determinadas condiciones de p y T , viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Relacionando las densidades del O₂ y del gas X:

$$\frac{\rho_{O_2}}{\rho_X} = \frac{\frac{p M_{O_2}}{RT}}{\frac{p M_X}{RT}} \rightarrow \frac{\rho_{O_2}}{\rho_X} = \frac{M_{O_2}}{M_X}$$

El valor de la masa molar del gas X es:

$$M_X = \frac{1}{0,84} \cdot (32,0 \text{ g mol}^{-1}) = 38 \text{ g mol}^{-1}$$

A la vista de las masas molares de los gases propuestos, el gas desconocido es:

Gas	H ₂ O	F ₂	CO	NO ₂
M (g mol ⁻¹)	18	38	28	44

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2000 y Madrid 2017).

2.78. Si la concentración de monóxido de carbono en el humo de un cigarro es 0,0450 % en volumen, la concentración, en mg m⁻³, a 20 °C y 1,10 atm es:

- a) 0,045
- b) 1,28
- c) 576
- d) 57

(O.Q.L. Castilla y León 2019)

Considerando comportamiento ideal, la cantidad de CO contenida en 100 L humo es:

$$n = \frac{1,10 \text{ atm} \cdot 100 \text{ L humo}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{0,0450 \text{ L CO}}{100 \text{ L humo}} = 2,06 \cdot 10^{-3} \text{ mol CO}$$

La concentración de CO expresada en mg m⁻³ es:

$$\frac{2,06 \cdot 10^{-3} \text{ mol CO}}{100 \text{ L humo}} \cdot \frac{28,0 \text{ g CO}}{1 \text{ mol CO}} \cdot \frac{10^3 \text{ mg CO}}{1 \text{ g CO}} \cdot \frac{10^3 \text{ L humo}}{1 \text{ m}^3 \text{ humo}} = 577 \text{ mg m}^{-3}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.79. La densidad del N₂ (g L⁻¹) en condiciones normales es:

- a) 14
- b) 28
- c) 14/22,4
- d) 28/22,4

(O.Q.L. Murcia 2019)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la densidad del N₂ en las condiciones propuestas es:

$$\rho = \frac{1 \text{ atm} \cdot 28,0 \text{ g mol}^{-1}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}} = \frac{28,0}{22,4} \text{ g L}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.80. Sabiendo que 1,60 g de cierto gas ocupan 560 mL a 273 K y 1 atm. ¿De qué gas se trata?

- a) O₂
- b) CO₂
- c) SO₂
- d) Cl₂

(O.Q.L. Murcia 2019)

Considerando comportamiento ideal, a partir de la ecuación de estado se puede determinar la masa molar de un gas:

$$M = \frac{mRT}{pV}$$

A partir de la misma se puede obtener la masa molar del gas y con ella identificarlo:

$$M = \frac{1,60 \text{ g} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273 \text{ K} \cdot \frac{10^3 \text{ mL}}{1 \text{ L}}}{1 \text{ atm} \cdot 560 \text{ mL}} = 64,0 \text{ g mol}^{-1}$$

Las masas molares de los gases propuestos son:

Gas	O ₂	CO ₂	SO ₂	Cl ₂
M / g mol ⁻¹	32,0	44,0	64,0	71,0

De acuerdo con el valor de M obtenido, el gas desconocido es el SO₂.

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2000, Madrid 2017 y Baleares 2018).

2.81. Si la densidad del vapor de un fluoruro de uranio, UF_x, a 56 °C y 1,17 atm es de 22,16 g L⁻¹ se puede asegurar que la fórmula química es:

- a) UF
- b) UF₄
- c) UF₆
- d) UF₈

(O.Q.L. Baleares 2019)

Considerando comportamiento ideal, la masa molar de una sustancia gaseosa puede determinarse mediante la siguiente expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la masa molar de ese gas es:

$$M = \frac{(22,16 \text{ g L}^{-1}) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) (56 + 273,15) \text{ K}}{1,17 \text{ atm}} = 352 \text{ g mol}^{-1}$$

A partir de la masa molar obtenida se puede obtener la identidad del gas desconocido

$$(x \text{ mol F} \cdot 19,0 \text{ g mol}^{-1}) + (1 \text{ mol U} \cdot 238 \text{ g mol}^{-1}) = 352 \text{ g mol}^{-1} \quad \rightarrow \quad x = 6$$

La fórmula del fluoruro de uranio problema es UF₆.

La respuesta correcta es la c.

2.82. Una sustancia gaseosa tiene una densidad de 1,432 kg m⁻³ a 25,0 °C y 1,00 atm. La masa molecular de dicha molécula será:

- a) 1,432 u
- b) 14,32 u
- c) 35,0 u
- d) 350 u

(O.Q.L. Asturias 2019)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El valor de la masa molar es:

$$M = \frac{(1,432 \text{ kg m}^{-3}) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}}{1,00 \text{ atm}} \cdot \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ L}}$$

$$= 35,0 \text{ g mol}^{-1} \text{ (u)}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2003 y otras).

2.83. El número de moléculas de etano (gas) que hay en un recipiente de 22,4 L, a 27 °C y 1,0 atm es de:

- a) 0,91
- b) 1,00
- c) $5,48 \cdot 10^{23}$
- d) $6,012 \cdot 10^{23}$

(O.Q.L Asturias 2019)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles que integran la muestra de C_2H_6 es:

$$n = \frac{1,0 \text{ atm} \cdot 22,4 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273,15) \text{ K}} = 0,91 \text{ mol C}_2\text{H}_6$$

El número de moléculas correspondiente a la cantidad de sustancia anterior es:

$$0,91 \text{ mol C}_2\text{H}_6 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_2\text{H}_6}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6} = 5,5 \cdot 10^{23} \text{ moléculas C}_2\text{H}_6$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.84. Un depósito de 10 L de capacidad contiene un gas a una presión de 5,0 atm y a la temperatura de 18 °C y se conecta a través de una válvula con otro depósito de 20 L que contiene el mismo gas a la misma presión y temperatura. ¿Cuál será la presión cuando se abra la llave que conecta ambos depósitos?

- a) 5,0 atm
- b) 7,5 atm
- c) 10 atm
- d) 2,5 atm

(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas que contiene cada depósito es:

$$n_1 = \frac{p_1 V_1}{RT} = \frac{5,0 \text{ atm} \cdot 10 \text{ L}}{RT} = \frac{50}{RT}$$

$$n_2 = \frac{p_2 V_2}{RT} = \frac{5,0 \text{ atm} \cdot 20 \text{ L}}{RT} = \frac{100}{RT}$$

La presión al conectar ambos depósitos es:

$$p = \frac{\left(\frac{50 + 100}{RT}\right) \text{ mol} \cdot RT}{(10 + 20) \text{ L}} = 5,0 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar la propuesta en Valencia 2011, Valencia 2014 y otras).

2.85. Un recipiente que contiene un gas ideal reduce su volumen al 25 % del volumen inicial, y se enfría a una temperatura absoluta igual a la mitad de la inicial. La presión en las nuevas condiciones es:

- a) La misma que la inicial.
- b) La mitad de la inicial.
- c) El doble de la inicial.
- d) No se puede saber con los datos del enunciado.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2020)

Aplicando la ecuación de estado de los gases ideales:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot (0,25 V_1)}{T_1/2} \quad \rightarrow \quad p_2 = 2 p_1$$

La respuesta correcta es la c.

2.86. Un gas ideal ocupa un volumen de 125 cm³ a una presión de 700 mmHg y a una temperatura de 20 °C. ¿Qué presión debe ejercerse para que ocupe un volumen de 0,115 L a una temperatura de 25 °C?

- a) 780 mmHg
- b) 725 mmHg
- c) 774 mmHg
- d) 757 mmHg

(O.Q.L. Extremadura 2020)

La ecuación general de los gases ideales permite calcular la presión que ejerce el gas en cualesquiera condiciones de volumen y temperatura:

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2}$$

El valor de la presión en las condiciones propuestas es:

$$\frac{700 \text{ mmHg} \cdot 125 \text{ cm}^3}{(20 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ cm}^3} = \frac{p_2 \cdot 0,115 \text{ L}}{(25 + 273,15) \text{ K}} \quad \rightarrow \quad p_2 = 774 \text{ mmHg}$$

La respuesta correcta es la c.

2.87. La densidad del dióxido de carbono líquido es de 1,101 g mL⁻¹. Si una persona ingiere 0,10 mL de dióxido de carbono líquido, el volumen del gas que se produciría en su cuerpo, medido a 37,0 °C y 1,00 atm de presión, será:

- a) 8,0 mL
- b) 16 mL
- c) 32 mL
- d) 64 mL

(O.Q.L. Asturias 2020)

La cantidad de CO₂ ingerido es:

$$0,10 \text{ mL CO}_2 \cdot \frac{1,101 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mL CO}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol CO}_2$$

Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa el gas es:

$$V = \frac{(2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol CO}_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (37,0 + 273,15) \text{ K}}{1,00 \text{ atm}} \cdot \frac{10^3 \text{ mL CO}_2}{1 \text{ L CO}_2} = 64 \text{ mL CO}_2$$

La respuesta correcta es la d.

2.88. Sean dos depósitos de igual volumen A y B. En el depósito A hay monóxido de carbono gas a una determinada presión y temperatura. En el depósito B hay dióxido de carbono gas a la misma presión y doble temperatura ¿En qué depósito hay mayor número de moles?

- a) A
- b) Hay el mismo número de moles en A y en B.
- c) B
- d) A doble presión el dióxido de carbono se descompone.

(O.Q.L. Asturias 2020)

Considerando que ambos gases se comportan de forma ideal, el número de moles de gas se calcula de acuerdo con la ecuación de estado:

$$n = \frac{pV}{RT}$$

Como ambos depósitos tienen el mismo volumen y se encuentran a la misma presión, el número de moles es mayor en el que se encuentra a menor temperatura. Se trata del depósito A que contiene monóxido de carbono.

La respuesta correcta es la a.

2.89. ¿Cuál de las siguientes transformaciones se puede realizar sobre un gas ideal, contenido en un recipiente en determinadas condiciones, de manera que la presión en su interior permanezca constante?

- a) Aumentar el volumen y la temperatura.
- b) Aumentar el volumen y disminuir la temperatura.
- c) Disminuir el volumen y aumentar la temperatura.
- d) Ninguna de las transformaciones anteriores.

(O.Q.L. Valencia 2020)

A partir de la ecuación de estado de un gas ideal se puede escribir que:

$$p = \frac{nRT}{V}$$

Para que la presión del gas permanezca constante es necesario que aumenten, de forma simultánea, el volumen y la temperatura.

La respuesta correcta es la a.

2.90. Se dispone de una habitación de 25,0 m², con una altura de 2,50 m, y mantenida a 25 °C y 1 atm de presión. Considerando que el aire es un gas ideal que contiene un 78,0 % de dinitrógeno (en volumen), calcule cuántas moléculas de N₂ habrá en la habitación y cuál será la masa de N₂.

- a) 1,97·10²⁷ moléculas; 91,9 kg
- b) 3,4·10²⁶ moléculas; 15,8 kg
- c) 1,54·10²⁷ moléculas; 71,7 kg
- d) 1,2·10²⁷ moléculas; 55,9 kg

(O.Q.L. Valencia 2020)

El volumen de aire que contiene la habitación es:

$$(25 \text{ m}^2 \cdot 2,5 \text{ m}) \text{ aire} \cdot \frac{10^3 \text{ L aire}}{1 \text{ m}^3 \text{ aire}} = 6,25 \cdot 10^4 \text{ L aire}$$

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de N₂ contenido en la habitación es:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot 6,25 \cdot 10^4 \text{ L aire}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{78,0 \text{ L N}_2}{100 \text{ L aire}} = 1,99 \cdot 10^3 \text{ mol N}_2$$

El número de moléculas que integran esa muestra es:

$$1,99 \cdot 10^3 \text{ mol N}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas N}_2}{1 \text{ mol N}_2} = 1,20 \cdot 10^{27} \text{ moléculas N}_2$$

La masa correspondiente es:

$$1,99 \cdot 10^3 \text{ mol N}_2 \cdot \frac{28,0 \text{ g N}_2}{1 \text{ mol N}_2} \cdot \frac{1 \text{ kg N}_2}{10^3 \text{ g N}_2} = 55,7 \text{ kg N}_2$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.91. La densidad de cierto gas puro, a -3°C y 646 mmHg es, $1,155 \text{ g L}^{-1}$. Suponiendo comportamiento ideal, ¿cuál será su masa molar en g mol^{-1} ?

- a) 26,1
- b) 44,0
- c) 60,2
- d) 30,1

(O.Q.N. Valencia 2020)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

A partir de la misma se puede obtener la masa molar del gas y con ella identificarlo:

$$M = \frac{(1,155 \text{ g L}^{-1}) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (-3 + 273,15) \text{ K}}{646 \text{ mmHg}} \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 30,1 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3. MEZCLAS DE GASES

3.1. En una mezcla de nitrógeno y oxígeno en la que hay doble número de moles de oxígeno que de nitrógeno, si la presión parcial de nitrógeno es 0,30 atm, la presión total será:

- a) 0,60 atm
- b) 0,90 atm
- c) 1,2 atm
- d) 1,5 atm

(O.Q.L. Asturias 1987) (O.Q.L. Castilla y León 1998) (O.Q.L. Castilla y León 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2011)
(O.Q.L. Baleares 2015)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_A = p y_A = p \cdot \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

Si el número de moles de un gas es el doble que el del otro, su presión parcial también será el doble. Relacionando ambas presiones parciales se obtiene:

$$\left. \begin{array}{l} p_{O_2} = p \cdot \frac{n_{O_2}}{n_{N_2} + n_{O_2}} \\ p_{N_2} = p \cdot \frac{n_{N_2}}{n_{N_2} + n_{O_2}} \end{array} \right\} \rightarrow \frac{p_{O_2}}{p_{N_2}} = \frac{n_{O_2}}{n_{N_2}}$$

El valor de presión es:

$$\frac{p_{O_2}}{0,30 \text{ atm}} = \frac{2 n_{N_2}}{n_{N_2}} \rightarrow p_{O_2} = 0,60 \text{ atm}$$

La presión total de la mezcla es:

$$p = p_{N_2} + p_{O_2} = (0,30 + 0,60) \text{ atm} = 0,90 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.2. Un recipiente cerrado contiene 2,0 mol de N_2 a la temperatura de 30 °C y presión de 5,0 atm. Se quiere elevar la presión a 11 atm para lo cual se inyecta una cierta cantidad de oxígeno que será igual a:

- a) 1,6 mol
- b) 2,4 mol
- c) 6,4 mol
- d) 4,0 mol
- e) No se tienen suficientes datos para calcularlo.

(O.Q.N. Burgos 1998) (O.Q.L. Valencia 2013) (O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p = p_{N_2} + p_{O_2}$$

La presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_{O_2} = p y_{O_2} = p \cdot \frac{n_{O_2}}{n_{N_2} + n_{O_2}}$$

El número de moles de O_2 es:

$$(11 - 5,0) \text{ atm} = 11 \text{ atm} \cdot \frac{n_{O_2}}{2,0 + n_{O_2}} \rightarrow n_{O_2} = 2,4 \text{ mol}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en Valencia 2013 se cambia Cl_2 por N_2 y los valores de las presiones).

3.3. Calcule la humedad relativa si la presión parcial del vapor de agua en el aire es 28,0 Torr a 303 K. La presión de vapor del agua a 30 °C es 31,6 Torr.

- a) 88,6 %
- b) 11,4 %
- c) 47,0 %
- d) 12,9 %
- e) 53,0 %

(O.Q.N. Burgos 1998)

La humedad relativa de un gas, φ , se define como:

$$\varphi = \frac{p_i}{p^\circ} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} p_i = \text{presión parcial} \\ p^\circ = \text{presión de vapor a la temperatura } T \end{cases}$$

El valor de la humedad relativa es:

$$\varphi = \frac{28,0 \text{ Torr}}{31,6 \text{ Torr}} = 0,886 \rightarrow 88,6 \%$$

La respuesta correcta es la a.

3.4. Se dispone de un recipiente de 1,16 L, con un manómetro incorporado que señala 800 mmHg de presión y en el que están mezclados 17,604 g de dióxido de carbono, 4,803 g de metano y 5,602 g de monóxido de carbono. La presión parcial de cada uno de los gases presentes es de:

- a) Dióxido de carbono 465 mmHg, metano 213 mmHg y monóxido de carbono 122 mmHg
- b) Dióxido de carbono 300 mmHg, metano 235 mmHg y monóxido de carbono 265 mmHg
- c) Dióxido de carbono 355 mmHg, metano 227 mmHg y monóxido de carbono 218 mmHg
- d) Dióxido de carbono 355 mmHg, metano 267 mmHg y monóxido de carbono 178 mmHg

(O.Q.L. Castilla y León 1998)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_A = p y_A = p \cdot \frac{n_A}{n_A + n_B + n_C}$$

El número de moles de cada gas y el número total de moles mezcla son, respectivamente:

$$\left. \begin{aligned} n_{\text{CO}_2} &= 17,604 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} = 0,400 \text{ mol CO}_2 \\ n_{\text{CH}_4} &= 4,803 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16,0 \text{ g CH}_4} = 0,300 \text{ mol CH}_4 \\ n_{\text{CO}} &= 5,602 \text{ g CO} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{28,0 \text{ g CO}} = 0,200 \text{ mol CO} \end{aligned} \right\} \rightarrow n_{\text{total}} = 0,900 \text{ mol}$$

La presión parcial ejercida por cada gas en el recipiente es:

$$p_{\text{CO}_2} = 800 \text{ mmHg} \cdot \frac{0,400 \text{ mol CO}_2}{0,900 \text{ mol mezcla}} = 355 \text{ mmHg}$$

$$p_{\text{CH}_4} = 800 \text{ mmHg} \cdot \frac{0,300 \text{ mol CH}_4}{0,900 \text{ mol mezcla}} = 267 \text{ mmHg}$$

$$p_{\text{CO}} = 800 \text{ mmHg} \cdot \frac{0,400 \text{ mol CO}}{0,900 \text{ mol mezcla}} = 178 \text{ mmHg}$$

La respuesta correcta es la d.

3.5. Si una mezcla gaseosa está formada por masas idénticas de helio y monóxido de carbono, ¿cómo serán sus presiones parciales?

- Iguales.
- La del CO será mayor por ser más grande su molécula.
- La del helio será mayor por contener un mayor número de partículas.
- La del helio será mayor por contener un mayor número de moléculas de He₂.

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2003)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_A = p y_A = p \cdot \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

Si las masas de ambos gases son iguales las presiones parciales respectivas son:

$$p_{\text{He}} = p \cdot \frac{n_{\text{He}}}{n_{\text{He}} + n_{\text{CO}}} = p \cdot \frac{\frac{m}{M_{\text{He}}}}{\frac{m}{M_{\text{He}}} + \frac{m}{M_{\text{CO}}}} = p \cdot \frac{\frac{1}{M_{\text{He}}}}{\frac{1}{M_{\text{He}}} + \frac{1}{M_{\text{CO}}}}$$

$$p_{\text{CO}} = p \cdot \frac{n_{\text{CO}}}{n_{\text{He}} + n_{\text{CO}}} = p \cdot \frac{\frac{m}{M_{\text{CO}}}}{\frac{m}{M_{\text{He}}} + \frac{m}{M_{\text{CO}}}} = p \cdot \frac{\frac{1}{M_{\text{CO}}}}{\frac{1}{M_{\text{He}}} + \frac{1}{M_{\text{CO}}}}$$

Como se cumple que $M_{\text{CO}} > M_{\text{He}}$, entonces, $n_{\text{He}} > n_{\text{CO}} \rightarrow N_{\text{He}} > N_{\text{CO}}$ y, por tanto, $p_{\text{He}} > p_{\text{CO}}$.

La respuesta correcta es la c.

3.6. Una mezcla gaseosa está formada por 4 mmol de H₂ por cada mmol de Ne. ¿Cuál será la presión parcial del Ne?

- 1 atmósfera
- 1/4 de la presión total
- 3/4 de la presión total
- 1/5 de la presión total

(O.Q.L. Castilla y León 1999) (O.Q.L. Castilla y León 2001)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_A = p y_A = p \cdot \frac{n_A}{n_A + n_B}$$

La presión parcial ejercida por cada gas en el recipiente es:

$$\left. \begin{aligned} p_{\text{H}_2} &= p \cdot \frac{4 \text{ mmol H}_2}{4 \text{ mmol H}_2 + 1 \text{ mmol He}} \\ p_{\text{He}} &= p \cdot \frac{1 \text{ mmol He}}{4 \text{ mmol H}_2 + 1 \text{ mmol He}} \end{aligned} \right\} \rightarrow \frac{p_{\text{H}_2}}{p_{\text{He}}} = 4$$

La presión total de la mezcla es:

$$p = p_{\text{H}_2} + p_{\text{He}} = 5 p_{\text{He}}$$

La presión parcial del He es:

$$p_{\text{He}} = \frac{p}{5}$$

La respuesta correcta es la d.

3.7. Se recoge una muestra de oxígeno sobre agua a 25 °C. La presión de vapor del agua a esa temperatura es igual a 23,8 mmHg. Si la presión total es 500 mmHg, las presiones parciales del oxígeno y del agua son:

- a) 476,2 mmHg y 23,8 mmHg
- b) 250 mmHg y 250 mmHg
- c) 500 mmHg y 0 mmHg
- d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

Es un gas húmedo, es decir, una mezcla del gas y vapor de agua. De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p_{\text{total}} = p_{\text{O}_2} + p^{\circ}$$

El valor de presión parcial del O₂ es:

$$p_{\text{O}_2} = (500 - 23,8) \text{ mmHg} = 476,2 \text{ mmHg}$$

La respuesta correcta es la a.

3.8. En una mezcla inerte de gases hay $3,00 \cdot 10^{23}$ moléculas de A y $1,50 \cdot 10^{24}$ moléculas de B. Si la presión total de la mezcla es 600 Torr, las presiones parciales de A y B, en Torr, serán, respectivamente:

- a) 104 y 416
- b) 100 y 500
- c) 259 y 261
- d) No se puede saber al no disponer del dato de la temperatura.

(O.Q.L. Asturias 2001) (O.Q.L. Asturias 2007)

La expresión matemática de la ley de Dalton de las presiones parciales (1801) es:

$$p_A = p y_A$$

Las fracciones molares de A y B son, respectivamente:

$$y_A = \frac{3,00 \cdot 10^{23} \text{ moléculas A} \cdot \frac{1 \text{ mol A}}{N_A \text{ moléculas A}}}{3,00 \cdot 10^{23} \text{ moléculas A} \cdot \frac{1 \text{ mol A}}{N_A \text{ moléculas A}} + 1,50 \cdot 10^{24} \text{ moléculas B} \cdot \frac{1 \text{ mol B}}{N_A \text{ moléculas B}}} = 0,167$$

En una mezcla binaria se cumple que:

$$y_A + y_B = 1 \quad \rightarrow \quad y_B = 1 - 0,167 = 0,833$$

La presión parcial del componente A es:

$$p_A = 600 \text{ Torr} \cdot 0,167 = 100 \text{ Torr}$$

La presión total de la mezcla es:

$$p_A + p_B = 600$$

La presión parcial del componente B es:

$$p_B = (600 - 100) \text{ Torr} = 500 \text{ Torr}$$

La respuesta correcta es la b.

3.9. Se recoge nitrógeno sobre agua a una temperatura de 40 °C y la presión de la muestra se midió a 796 mmHg. Si la presión de vapor del agua a 40 °C es 55 mmHg, ¿cuál es la presión parcial del N₂ gas?

- a) 55 mmHg
- b) 741 mmHg
- c) 756 mmHg
- d) 796 mmHg
- e) 851 mmHg

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. La Rioja 2014)

Es un gas húmedo, es decir, una mezcla del gas y vapor de agua. De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p_{\text{total}} = p_{\text{N}_2} + p^{\circ}$$

El valor de la presión parcial del N_2 es:

$$p_{\text{N}_2} = (796 - 55) \text{ mmHg} = 741 \text{ mmHg}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en La Rioja se cambian los datos numéricos).

3.10. ¿Cuál será la presión total en el interior de un recipiente de 2,00 L que contiene 1,0 g de He, 14,0 g de CO y 10,0 g de NO a 27 °C?

- a) 21,61 atm
- b) 13,33 atm
- c) 1,24 atm
- d) 0,31 atm

(O.Q.L. Murcia 2003) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2019)

Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases son:

$$p_{\text{He}} = \frac{1,0 \text{ g He} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273,15) \text{ K}}{2,00 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol He}}{4,0 \text{ g He}} = 3,08 \text{ atm}$$

$$p_{\text{CO}} = \frac{14,0 \text{ g CO} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273,15) \text{ K}}{2,00 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{28,0 \text{ g CO}} = 6,15 \text{ atm}$$

$$p_{\text{NO}} = \frac{10,0 \text{ g NO} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273,15) \text{ K}}{2,00 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol NO}}{30,0 \text{ g NO}} = 4,10 \text{ atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p = p_{\text{He}} + p_{\text{CO}} + p_{\text{NO}} = (3,08 + 6,15 + 4,10) \text{ atm} = 13,3 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.11. Considerando el aire como una mezcla homogénea de composición volumétrica 78,0 % de nitrógeno, 21,0 % de oxígeno y 1,00 % de argón, la "masa molar aparente" del aire resulta ser:

- a) 14,7 g mol⁻¹
- b) 29,0 g mol⁻¹
- c) 29,4 g mol⁻¹
- d) No se puede conocer.

(O.Q.L. Murcia 2004)

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), en una mezcla gaseosa la composición volumétrica coincide con la composición molar. Por tanto, si se considera que se parte de "1 mol de aire" se dispone de:

0,780 mol de N_2 ; 0,210 mol de O_2 y 0,0100 mol de Ar.

La masa molar del aire es:

$$\frac{0,780 \text{ mol N}_2 \cdot \frac{28,0 \text{ g N}_2}{1 \text{ mol N}_2} + 0,210 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{32,0 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} + 0,0100 \text{ mol Ar} \cdot \frac{39,9 \text{ g Ar}}{1 \text{ mol Ar}}}{1 \text{ mol aire}} = 29,0 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.12. Una mezcla gaseosa contiene 50,0 % de O₂, 25,0 % de N₂ y 25,0 % de Cl₂, en masa. A temperatura y presión estándar, la presión parcial del:

- a) Cl₂(g) es mayor de 0,25 atm
- b) O₂(g) es igual a 380 Torr
- c) Cl₂(g) es menor de 0,25 atm
- d) N₂(g) es igual a 0,25 atm

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p y_i$$

Las fracciones molares correspondientes a cada uno de los gases de la mezcla son, respectivamente:

$$y_{O_2} = \frac{n_{O_2}}{n_{Cl_2} + n_{O_2} + n_{N_2}} = \frac{50 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32,0 \text{ g } O_2}}{25 \text{ g } Cl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{71,0 \text{ g } Cl_2} + 50 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32,0 \text{ g } O_2} + 25 \text{ g } N_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{28,0 \text{ g } N_2}} = 0,557$$

$$y_{Cl_2} = \frac{n_{Cl_2}}{n_{Cl_2} + n_{O_2} + n_{N_2}} = \frac{25 \text{ g } Cl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{71,0 \text{ g } Cl_2}}{25 \text{ g } Cl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{71,0 \text{ g } Cl_2} + 50 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32,0 \text{ g } O_2} + 25 \text{ g } N_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{28,0 \text{ g } N_2}} = 0,125$$

$$y_{N_2} = \frac{n_{N_2}}{n_{Cl_2} + n_{O_2} + n_{N_2}} = \frac{25 \text{ g } N_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{28,0 \text{ g } N_2}}{25 \text{ g } Cl_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } Cl_2}{71,0 \text{ g } Cl_2} + 50 \text{ g } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } O_2}{32,0 \text{ g } O_2} + 25 \text{ g } N_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{28,0 \text{ g } N_2}} = 0,318$$

Las presiones parciales correspondientes a cada uno de los gases de la mezcla son, respectivamente:

$$\left. \begin{aligned} p_{O_2} &= p \cdot y_{O_2} = 1 \text{ atm} \cdot 0,557 = 0,557 \text{ atm} \cdot \frac{760 \text{ Torr}}{1 \text{ atm}} = 423 \text{ Torr} \\ p_{Cl_2} &= p \cdot y_{Cl_2} = 1 \text{ atm} \cdot 0,125 = 0,125 \text{ atm} \\ p_{N_2} &= p \cdot y_{N_2} = 1 \text{ atm} \cdot 0,375 = 0,318 \text{ atm} \end{aligned} \right\} \rightarrow p_{Cl_2} < 0,25 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la c.

3.13. Se dispone de una mezcla de 150 g de N₂(g) y 150 g de H₂(g) para iniciar la síntesis de amoníaco. Si la presión total de la mezcla gaseosa es 1,5 atm, la presión parcial de N₂(g) es:

- a) 0,10 atm
- b) 0,25 atm
- c) 1,0 atm
- d) 1,25 atm
- e) 0,75 atm

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Córdoba 2010) (O.Q.L. Sevilla 2010)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p y_i$$

El valor de la presión parcial del N₂ es:

$$p_{N_2} = 1,5 \text{ atm} \cdot \frac{150 \text{ g } N_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{28,0 \text{ g } N_2}}{150 \text{ g } N_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{28,0 \text{ g } N_2} + 150 \text{ g } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{2,0 \text{ g } H_2}} = 0,10 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la a.

3.14. En el aire que respiramos se encuentran principalmente los siguientes gases:

- a) Oxígeno, cloro y vapor de agua.
- b) Nitrógeno, oxígeno, vapor de agua y dióxido de carbono.
- c) Hidrógeno, oxígeno y dióxido de carbono.
- d) Neón, cloro y oxígeno.

(O.Q.L. Castilla y León 2006) (O.Q.L. Sevilla 2017)

El aire es una mezcla gaseosa con la siguiente composición volumétrica: 78,084 % N₂; 20,946 % O₂; 0,934 % Ar y 0,035 % CO₂.

En el enunciado se omite que el argón, el tercero en abundancia en el aire.

Ninguna respuesta es correcta.

3.15. En un recipiente de 2,5 L se introducen cantidades equimoleculares de NO₂(g) y N₂O₄(g) a la temperatura de 25 °C. Si la masa total de gas en el matraz es de 30 g, la presión total en su interior será:

- a) 1,54 bar
- b) 5,45 bar
- c) 4,30 bar
- d) 2,63 bar
- e) 3,85 bar

(O.Q.N. Córdoba 2007)

Si se trata de cantidades equimoleculares de ambos gases las presiones ejercidas por ellos son iguales:

$$p_{\text{NO}_2} = p_{\text{N}_2\text{O}_4}$$

Llamando n a los moles de NO₂ y de N₂O₄ se puede escribir:

$$n \text{ mol NO}_2 \cdot \frac{46,0 \text{ g NO}_2}{1 \text{ mol NO}_2} + n \text{ mol N}_2\text{O}_4 \cdot \frac{92,0 \text{ g N}_2\text{O}_4}{1 \text{ mol N}_2\text{O}_4} = 30 \text{ g mezcla} \rightarrow n = 0,217 \text{ mol}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801) y considerando comportamiento ideal:

$$p = p_{\text{NO}_2} + p_{\text{N}_2\text{O}_4} = \frac{2nRT}{V}$$

El valor de la presión total de la mezcla es:

$$p = \frac{2 \cdot (0,217 \text{ mol}) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}}{2,5 \text{ L}} \cdot \frac{1,013 \text{ bar}}{1 \text{ atm}} = 4,3 \text{ bar}$$

La respuesta correcta es la c.

3.16. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es verdadera.

- a) A temperatura y volumen fijos, la presión ejercida por un gas contenido en un recipiente disminuye cuando se introduce más cantidad del mismo.
- b) A temperatura fija, el volumen de un gas contenido en un recipiente aumenta con la presión.
- c) Volúmenes iguales de gases diferentes siempre tienen el mismo número de moléculas.
- d) Cuando se mezclan varios gases, la presión ejercida por la mezcla es directamente proporcional a la suma del número de moles de todos los gases.
- e) Volúmenes iguales de hidrógeno, H₂, y dióxido de azufre, SO₂, en condiciones normales, contienen el mismo número de átomos.

(O.Q.N. Córdoba 2007) (O.Q.L. Galicia 2014) (O.Q.L. Cantabria 2014)

a) Falso. Considerando comportamiento ideal, a temperatura y volumen constantes, si se introduce más gas en el recipiente, aumenta el número de moles y, por tanto, la presión.

$$p = n \frac{RT}{V}$$

b) Falso. De acuerdo con la ley de Boyle y Mariotte de las transformaciones isotérmicas (1662):

“para una masa de gas a temperatura constante, la presión y el volumen son magnitudes inversamente proporcionales”

$$pV = k$$

c) Falso. De acuerdo con la ley de Avogadro (1811):

“volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de moléculas siempre que estén medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura”.

d) **Verdadero**. De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

“la presión total ejercida por una mezcla de gases es igual a la suma de las presiones parciales de sus componentes”.

Por ejemplo, para una mezcla de dos gases A y B:

$$p = p_A + p_B = n_A \frac{RT}{V} + n_B \frac{RT}{V} = (n_A + n_B) \frac{RT}{V}$$

e) Falso. De acuerdo con la ley de Avogadro contienen igual número de moléculas, pero el número de átomos es diferente, ya que se trata de sustancias con distinto número de átomos en sus moléculas, H₂ (diatómica) y SO₂ (triatómica).

La respuesta correcta es la **d**.

3.17. Un recipiente contiene 2 mol de He a la temperatura de 30 °C. Manteniendo constante la temperatura, cuando al recipiente se le añade 1 mol de H₂:

- La presión del He permanece constante.
- El volumen de He disminuye.
- Las moléculas de H₂ presentarán mayor energía cinética que los átomos de He.
- La presión parcial del H₂ dependerá de los moles de He presentes.

(O.Q.L. Murcia 2007)

a) **Verdadero**. El He es un gas inerte y no reacciona con el H₂, por tanto, el número de moles de ambos gases permanece constante y también su presión parcial.

b) Falso. El volumen de He permanece constante al no haber reacción entre ambos gases.

c) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de las moléculas de gas solo depende de la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

y como ambos gases se encuentran a la misma temperatura su energía cinética será idéntica.

d) Falso. De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión que ejerce un gas en una mezcla se calcula como si el gas estuviera solo en el recipiente, por tanto, la cantidad de un gas en el interior del recipiente no afecta a la presión que ejerce el otro.

La respuesta correcta es la **a**.

3.18. En un recipiente hermético de 30 L hay una mezcla gaseosa de nitrógeno y oxígeno en la que este último se encuentra en un 20 % en volumen. La presión que se mide en el recipiente es 1,25 atm y la temperatura 25 °C. Señale la respuesta correcta:

- La presión parcial del oxígeno en dicha mezcla es de 190 mmHg.
- Según de Broglie, si se aumenta la temperatura de la mezcla disminuirá la presión.
- Si se abre el recipiente que contiene la mezcla saldrá el oxígeno en busca del aire.
- Si se inyecta un gas inerte la presión no variará.

(O.Q.L. Murcia 2009)

a) **Verdadero.** En una mezcla gaseosa, la composición volumétrica coincide con la composición molar. De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p y_i$$

En una mezcla gaseosa, la composición volumétrica de la misma proporciona las fracciones molares de sus componentes. Así pues, si el contenido de O₂ es 20 % en volumen, su fracción molar será 0,20.

El valor de la presión parcial del O₂ es:

$$p_{O_2} = 1,25 \text{ atm} \cdot 0,20 \cdot \frac{760 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 190 \text{ mmHg}$$

b) Falso. De Broglie propone el comportamiento ondulatorio de las partículas atómicas.

c) Falso. Si se abre el recipiente, que se encuentra a mayor presión que el exterior, no solo sale el O₂ sino que sale también N₂.

d) Falso. Si se inyecta un gas, aunque sea inerte, en un recipiente de volumen constante la presión aumenta.

La respuesta correcta es la a.

3.19. Cuando las autoridades comunican una alerta medioambiental por haberse detectado una concentración de SO₂ de 2.000 ppm significa que:

- a) Hay 2.000 mg de SO₂ / L aire
- b) Hay 2.000 cm³ de SO₂ / L aire
- c) Hay 2.000 cm³ de SO₂ / m³ aire
- d) El 2 % de un volumen de aire es SO₂

(O.Q.L. Madrid 2009)

En una mezcla gaseosa, la concentración expresada como ppm se define como:

$$\text{ppm} = \frac{\text{cm}^3 \text{ gas}}{\text{m}^3 \text{ mezcla gaseosa}}$$

Aplicado al caso propuesto:

$$2.000 \text{ ppm SO}_2 \rightarrow \frac{2.000 \text{ cm}^3 \text{ SO}_2}{\text{m}^3 \text{ aire}}$$

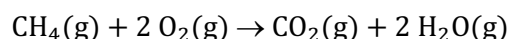
La respuesta correcta es la c.

3.20. El metano y el etano son dos componentes esenciales del combustible llamado "gas natural". Si al quemar totalmente 50 mL de una mezcla de ambos gases se obtienen 85 mL de CO₂, medidos en idénticas condiciones de presión y temperatura, se cumplirá que:

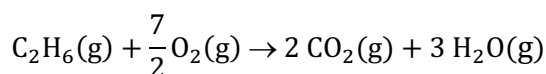
- a) El 70 % de mezcla es metano.
- b) El 30 % de mezcla es etano.
- c) El 30 % de mezcla es metano.
- d) No es una mezcla, todo es etano.

(O.Q.L. Madrid 2009)

▪ La ecuación química correspondiente a la combustión del metano, CH₄, es:



▪ La ecuación química correspondiente a la combustión del etano, C₂H₆, es:



De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), las relaciones molares coinciden con las volumétricas, por tanto, si se considera que la mezcla inicial contiene x mL de CH₄ e y mL de C₂H₆ se puede plantear el siguiente sistema de ecuaciones:

$$x \text{ mL CH}_4 + y \text{ mL C}_2\text{H}_6 = 50 \text{ mL mezcla}$$

$$x \text{ mL CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mL CO}_2}{1 \text{ mL CH}_4} + y \text{ mL C}_2\text{H}_6 \cdot \frac{2 \text{ mL CO}_2}{1 \text{ mL C}_2\text{H}_6} = 85 \text{ mL CO}_2$$

Resolviendo el sistema se obtiene:

$$x = 15 \text{ mL CH}_4 \qquad y = 35 \text{ mL C}_2\text{H}_6$$

La composición de la mezcla expresada como porcentaje en volumen es:

$$\frac{15 \text{ mL CH}_4}{50 \text{ mL gas natural}} \cdot 100 = 30 \% \text{ CH}_4 \qquad \frac{35 \text{ mL C}_2\text{H}_6}{50 \text{ mL gas natural}} \cdot 100 = 70 \% \text{ C}_2\text{H}_6$$

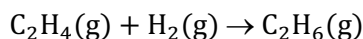
La respuesta correcta es la **c**.

3.21. Un recipiente contiene, un 60 % en volumen de hidrógeno y un 40 % de eteno, a la presión de 2,0 atm. Si ambos gases reaccionan entre sí y forman etano gaseoso. ¿Cuál será la presión final de la mezcla?

- a) 0,80 atm
- b) 1,0 atm
- c) 0,4 atm
- d) 1,2 atm

(O.Q.L. Madrid 2010)

La ecuación química correspondiente a la reacción entre C_2H_4 y H_2 es:



De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), la composición volumétrica en una mezcla gaseosa coincide con su composición molar, por tanto, aplicando la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

$$p_i = p y_i$$

Los valores de las presiones parciales de ambos reactivos son:

$$p_{\text{H}_2} = 2,0 \text{ atm} \cdot 0,60 = 1,2 \text{ atm}$$

$$p_{\text{C}_2\text{H}_4} = 2,0 \text{ atm} \cdot 0,40 = 0,80 \text{ atm}$$

La relación entre las presiones que coincide con la relación molar es:

$$\frac{p_{\text{H}_2}}{p_{\text{C}_2\text{H}_4}} = \frac{1,2}{0,80} = 1,5$$

Como esta relación molar es mayor que 1, indica que sobra H_2 y que C_2H_4 es el reactivo limitante que determina la cantidad de C_2H_6 que se forma (en términos de presión):

$$0,80 \text{ atm C}_2\text{H}_4 \cdot \frac{1 \text{ atm C}_2\text{H}_6}{1 \text{ atm C}_2\text{H}_4} = 0,80 \text{ atm C}_2\text{H}_6$$

La cantidad de H_2 que se consume (en términos de presión):

$$0,80 \text{ atm C}_2\text{H}_4 \cdot \frac{1 \text{ atm H}_2}{1 \text{ atm C}_2\text{H}_4} = 0,80 \text{ atm H}_2$$

La cantidad de H_2 sobrante (en términos de presión):

$$1,2 \text{ atm H}_2 \text{ (inicial)} - 0,80 \text{ atm H}_2 \text{ (reaccionado)} = 0,40 \text{ atm H}_2 \text{ (sobrante)}$$

De acuerdo con la ley de Dalton, la presión final de la mezcla gaseosa es:

$$p_{\text{total}} = p_{\text{H}_2} + p_{\text{C}_2\text{H}_6} = (0,40 + 0,80) \text{ atm} = 1,2 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.22. Un recipiente contiene una mezcla de Ne(g) y Ar(g). En la mezcla hay 0,250 mol de Ne(g) que ejercen una presión de 205 mmHg. Si el Ar(g) de la mezcla ejerce una presión de 492 mmHg, ¿qué masa de Ar(g) hay en el recipiente?

- a) 4,16 g
- b) 12,1 g
- c) 24,0 g
- d) 95,5 g

(O.Q.L. La Rioja 2010)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p y_i$$

Relacionando las presiones parciales de ambos componentes de la mezcla:

$$\frac{p_{\text{Ar}}}{p_{\text{Ne}}} = \frac{y_{\text{Ar}}}{y_{\text{Ne}}} = \frac{n_{\text{Ar}}}{n_{\text{Ne}}}$$

La masa de Ar en la mezcla es:

$$\frac{492 \text{ mmHg}}{205 \text{ mmHg}} = \frac{x \text{ g Ar} \cdot \frac{1 \text{ mol Ar}}{39,9 \text{ g Ar}}}{0,250 \text{ mol Ne}} \rightarrow x = 24,0 \text{ g Ar}$$

La respuesta correcta es la c.

3.23. Una mezcla gaseosa formada por 1,5 mol de Ar y 3,5 mol de CO₂ ejerce una presión de 7,0 atm. ¿Cuál es la presión parcial del CO₂?

- a) 1,8 atm
- b) 2,1 atm
- c) 3,5 atm
- d) 4,9 atm
- e) 2,4 atm

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Extremadura 2016)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p y_i$$

El valor de la presión parcial del CO₂ es:

$$p_{\text{CO}_2} = 7,0 \text{ atm} \cdot \frac{3,5 \text{ mol CO}_2}{3,5 \text{ mol CO}_2 + 1,5 \text{ mol Ar}} = 4,9 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la d.

3.24. Una empresa ofrece botellas para buceo (mezcla gaseosa de O₂ y He) de 10,0 L de capacidad. La temperatura promedio del fondo marino es de 10,0 °C. En las etiquetas se lee que la presión parcial del helio es de 12,0 atm y que el número total de moles gaseosos es 6,00. Con la finalidad de ampliar la información por botella, se determina el porcentaje molar de cada uno de los gases presentes y la presión total en el recipiente. Identifique la información correcta de los resultados:

- | | | |
|-----------------|--------------------------|----------------------------|
| a) He = 86,17 % | O ₂ = 13,83 % | p _t = 12,00 atm |
| b) He = 86,17 % | O ₂ = 13,83 % | p _t = 13,92 atm |
| c) He = 13,83 % | O ₂ = 86,17 % | p _t = 13,92 atm |
| d) He = 13,83 % | O ₂ = 86,17 % | p _t = 12,00 atm |
| e) He = 12,00 % | O ₂ = 88,00 % | p _t = 13,92 atm |

(O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Cantabria 2016)

Considerando comportamiento ideal, la presión total en el interior de la botella es:

$$p = \frac{6,00 \text{ mol} \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (10,0 + 273,15) \text{ K}}{10,0 \text{ L}} = 13,9 \text{ atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p y_i$$

La fracción molar y composición volumétrica de cada uno de los gases es:

$$y_{\text{He}} = \frac{12,0 \text{ atm}}{13,92 \text{ atm}} = 0,862 \quad \rightarrow \quad 86,2 \% \text{ He}$$

$$y_{\text{O}_2} = (1 - 0,862) = 0,138 \quad \rightarrow \quad 13,8 \% \text{ O}_2$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.25. Si se mezclan en un recipiente 10 g de nitrógeno gas, 10 g de dióxido de carbono gas y 10 g de oxígeno gas:

- La fracción molar de las tres sustancias es la misma.
- La fracción molar de nitrógeno gaseoso y de dióxido de carbono gaseoso es la misma.
- El oxígeno gaseoso tiene mayor fracción molar.
- El dióxido de carbono gaseoso tiene la menor fracción molar.

(O.Q.L. Murcia 2011)

a-b) Falso. Las fracciones molares deben ser diferentes, ya que las masas molares de las sustancias también lo son.

c) Falso. La mayor fracción molar le corresponde al gas que tenga menor masa molar, el nitrógeno ($M = 28,0 \text{ g mol}^{-1}$).

d) **Verdadero**. La **menor fracción molar** le corresponde al gas que tenga mayor masa molar, el **dióxido de carbono** ($M = 44,0 \text{ g mol}^{-1}$).

La respuesta correcta es la **d**.

3.26. En un recipiente cerrado hay 2,5 mol de O_2 a la temperatura de 25°C y presión de 6,0 atm. Se eleva la presión a 12 atm inyectando una cantidad de helio que será igual a:

- 12 mol
- 2,5 mol
- 6 mol
- 5 mol

(O.Q.L. Castilla y León 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2016)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión

$$p_i = p y_i$$

Aplicado al He que contiene la mezcla:

$$p_{\text{He}} = p \cdot \frac{n_{\text{He}}}{n_{\text{O}_2} + n_{\text{He}}}$$

El número de moles de He es:

$$6,0 \text{ atm} = 12 \text{ atm} \cdot \frac{n_{\text{He}}}{2,5 \text{ mol} + n_{\text{He}}} \quad \rightarrow \quad n_{\text{He}} = 2,5 \text{ mol}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Burgos 1998. En Castilla León 2016 la presión final es 10 atm).

3.27. Se dispone de una mezcla de 210 g de N_2 y 5,0 g de H_2 y la presión del recipiente es de 2,0 atm. La presión parcial de cada uno de ellos es:

- a) 1,5 atm y 0,5 atm
- b) 0,85 atm y 0,65 atm
- c) La misma y 0,75 atm
- d) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.L. Murcia 2012)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p y_i$$

El valor de la presión parcial cada gas es:

$$p_{N_2} = p y_{N_2} = 2,0 \text{ atm} \cdot \frac{210 \text{ g } N_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{28,0 \text{ g } N_2}}{5,0 \text{ g } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{2,0 \text{ g } H_2} + 210 \text{ g } N_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{28,0 \text{ g } N_2}} = 1,5 \text{ atm}$$

$$p_{H_2} = p y_{H_2} = 2,0 \text{ atm} \cdot \frac{5,0 \text{ g } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{2,0 \text{ g } H_2}}{5,0 \text{ g } H_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } H_2}{2,0 \text{ g } H_2} + 210 \text{ g } N_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } N_2}{28,0 \text{ g } N_2}} = 0,50 \text{ atm}$$

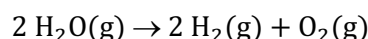
La respuesta correcta es la a.

3.28. A través de la electrólisis del agua se produce una mezcla gaseosa de hidrógeno y oxígeno que se recoge en un recipiente de 20 L. Si el manómetro situado en el recipiente indica una presión de 600 Torr, las presiones parciales del oxígeno y del hidrógeno serán, respectivamente:

- a) 350 Torr y 250 Torr
- b) 100 Torr y 500 Torr
- c) 500 Torr y 100 Torr
- d) 200 Torr y 400 Torr

(O.Q.L. País Vasco 2012)

La ecuación química correspondiente a la electrólisis del H_2O es:



De acuerdo con la estequiometría de la reacción y con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801) se cumple que:

$$\left. \begin{array}{l} p_{H_2} = 2 p_{O_2} = 2 p \\ p_t = p_{H_2} + p_{O_2} \end{array} \right\} \rightarrow p_t = 3 p \rightarrow p = \frac{600 \text{ Torr}}{3} = 200 \text{ Torr}$$

Las presiones parciales son:

$$p_{O_2} = p = 200 \text{ Torr}$$

$$p_{H_2} = 2 p = 400 \text{ Torr}$$

La respuesta correcta es la d.

3.29. El aire húmedo es menos denso que el aire seco a la misma temperatura y presión barométrica. ¿Cuál es la mejor explicación a esta observación?

- a) El H_2O es una molécula polar, pero no N_2 y O_2 .
- b) El H_2O tiene mayor punto de ebullición que N_2 y O_2 .
- c) El H_2O tiene menor masa molar que N_2 y O_2 .
- d) El H_2O es una molécula apolar igual que N_2 y O_2 .

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

Considerando comportamiento ideal, la densidad de un gas en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

por tanto, la densidad es directamente proporcional al valor de la masa molar.

La masa molar de una mezcla gaseosa se calcula teniendo en cuenta las fracciones y masas molares de los gases que la integran. En la tabla se muestran estos valores para los gases que forman el aire seco.

Gas	N ₂	O ₂	Ar	CO ₂	aire
$M / \text{g mol}^{-1}$	28,0	32,0	39,9	44,0	28,95
y	0,7808	0,2095	0,0093	0,00035	—

El H₂O tiene una **masa molar menor** (18,0 g mol⁻¹) que la del resto de los gases citados, por este motivo, el aire húmedo debe tener una masa molar menor que el aire seco.

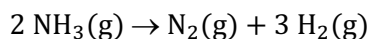
La respuesta correcta es la **c**.

3.30. En un recipiente se introduce una determinada cantidad de amoníaco gaseoso, NH₃, comprobándose al cabo de un tiempo que la presión total es de 876 mmHg. Si la descomposición ha sido total, las presiones parciales del nitrógeno y del hidrógeno serán, respectivamente:

- a) 438 mmHg y 438 mmHg
- b) 292 mmHg y 584 mmHg
- c) 214 mmHg y 662 mmHg
- d) 219 mmHg y 657 mmHg
- e) 202 mmHg y 674 mmHg

(O.Q.L. Valencia 2013)

La ecuación química correspondiente a la descomposición del NH₃ es:



Según la estequiometría de la reacción y la ley de Dalton de las presiones parciales (1801) se cumple que:

$$\left. \begin{array}{l} p_{\text{H}_2} = 3 p_{\text{N}_2} = 3 p \\ p_{\text{t}} = p_{\text{N}_2} + p_{\text{H}_2} \end{array} \right\} \rightarrow p_{\text{t}} = 4 p \rightarrow p = \frac{876 \text{ mmHg}}{4} = 219 \text{ mmHg}$$

Las presiones parciales son:

$$p_{\text{N}_2} = p = 219 \text{ mmHg}$$

$$p_{\text{H}_2} = 3 p = 657 \text{ mmHg}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.31. Si en un recipiente hay cantidades equimoleculares de hidrógeno y oxígeno gaseosos y su masa total es de 340 g y, la presión en el interior del recipiente es de 1,5 atm, ¿cuál es la presión parcial de hidrógeno gaseoso en atm?

- a) 0,33
- b) 0,50
- c) 0,75
- d) 1,00
- e) 0,10

(O.Q.L. Cantabria 2013)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p y_i$$

Por tratarse de una mezcla equimolecular se tiene que:

$$y_{\text{H}_2} = y_{\text{O}_2} = 0,50$$

El valor de la presión parcial del H_2 es:

$$p_{\text{H}_2} = 1,5 \text{ atm} \cdot 0,50 = 0,75 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la c.

3.32. Una mezcla gaseosa que está formada por 40,00 g de A y 10,00 g de B ($M = 32,00 \text{ g mol}^{-1}$) ocupa 10,0 L a una temperatura de 300 K y una presión total de 2,00 atm. La masa molar de A es:

- a) 80,08 g mol^{-1}
- b) 40,00 g mol^{-1}
- c) 32,00 g mol^{-1}
- d) 20,00 g mol^{-1}
- e) No hay datos suficientes.

(O.Q.N. Oviedo 2014)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total de la mezcla es:

$$p = p_A + p_B$$

Considerando comportamiento ideal se cumple que:

$$2,00 \text{ atm} \cdot 10,0 \text{ L} = \left(\frac{40,00 \text{ g A}}{M_A \text{ g mol}^{-1}} + \frac{10,00 \text{ g B}}{32,0 \text{ g mol}^{-1}} \right) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 300 \text{ K}$$

Se obtiene, $M_A = 80,0 \text{ g mol}^{-1}$

La respuesta correcta es la a.

3.33. Dos gases, A y B, están confinados en un recipiente rígido cerrado. Si se introduce una cierta cantidad de un gas inerte C en el recipiente a la misma temperatura:

- a) La presión parcial del gas A permanece constante.
- b) La presión parcial del gas A aumenta.
- c) La presión parcial del gas A disminuye.
- d) La presión total en el recipiente no varía.
- e) La fracción molar de B no se modifica.

(O.Q.N. Oviedo 2014) (O.Q.L. Preselección Valencia 2016)

a) **Verdadero.** Considerando comportamiento ideal, para el gas A se cumple que:

$$p_A V = n_A R T$$

Teniendo en cuenta que V , R y T son constantes, si n_A permanece constante p_A también debe serlo.

b-c) Falso. Según se ha justificado en el apartado anterior.

d) Falso. La presión de la mezcla es:

$$p_{\text{total}} = n_{\text{total}} \cdot \frac{R T}{V}$$

Si V , R y T son constantes, al añadir un gas inerte C, n_{total} aumenta, el valor de p_{total} aumenta.

e) Falso. La fracción molar del gas B es:

$$y_B = \frac{n_B}{n_{\text{total}}}$$

Al añadir el gas inerte C, el valor de n_{total} aumenta, por tanto, y_B disminuye.

La respuesta correcta es la a.

3.34. En un recipiente hay 1,0 mol de un gas A y 3,0 mol de un gas B. Si la presión total en el recipiente es de 2,0 atm. Las presiones parciales de los dos gases son:

- a) $p_A = 1,5 \text{ atm}$; $p_B = 0,50 \text{ atm}$
- b) $p_A = 0,50 \text{ atm}$; $p_B = 1,5 \text{ atm}$
- c) $p_A = 1,0 \text{ atm}$; $p_B = 3,0 \text{ atm}$
- d) $p_A = 2,0 \text{ atm}$; $p_B = 1,0 \text{ atm}$
- e) No se pueden conocer sin saber el volumen y la temperatura.

(O.Q.L. Preselección Valencia 2014)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p y_i$$

Las respectivas fracciones molares son:

$$y_A = \frac{1,0 \text{ mol A}}{1,0 \text{ mol A} + 3,0 \text{ mol B}} = 0,25$$

$$y_A + y_B = 1,0 \quad \rightarrow \quad y_B = 1,0 - 0,25 = 0,75$$

Los valores de las presiones parciales son:

$$p_A = 2,0 \text{ atm} \cdot 0,25 = 0,50 \text{ atm}$$

$$p_B = 2,0 \text{ atm} \cdot 0,75 = 1,5 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la b.

3.35. Un depósito de 4 L contiene nitrógeno gaseoso a una temperatura de 325 K y 2 atm. A continuación, se introduce helio en el depósito hasta que se alcanza una presión de 5 atm, a la misma temperatura. Indique cuál de las siguientes afirmaciones es correcta:

- a) Toda adición de gas a un recipiente hace aumentar la temperatura.
- b) La presión parcial del nitrógeno gaseoso es de 2 atm.
- c) Para que la presión final en el recipiente sea de 4 atm, el volumen del recipiente debe disminuir su capacidad.
- d) La presión parcial del gas nitrógeno es 2,5 atm.

(O.Q.L. Extremadura 2014)

La ley de Dalton de las presiones parciales (1801), establece que:

“la presión parcial de un gas en una mezcla gaseosa es la que ejercería cada uno de ellos como si se encontrara él solo en el recipiente a la misma temperatura”.

Si la presión total es 5 atm y la presión parcial del nitrógeno 2 atm, la presión parcial del helio será de 3 atm.

La respuesta correcta es la b.

3.36. Un recipiente de 10,0 L contiene 35,0 g de H_2 , 15,0 g de CO_2 y 250 g de NH_3 a 30 °C. Las presiones parciales (atm) de los tres gases son, respectivamente:

- a) 8,70; 3,73; 62,0
- a) 8,70; 3,73; 620
- c) 4,31; 0,0839; 3,61
- d) 43,5; 0,847; 36,5
- e) 4,35; 0,0847; 3,65

(O.Q.N. Madrid 2015)

Considerando comportamiento ideal, las presiones parciales ejercidas por cada uno de los gases son:

$$p_{\text{H}_2} = \frac{35,0 \text{ g H}_2 \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (30 + 273,15) \text{ K}}{10,0 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} = 43,5 \text{ atm}$$

$$p_{\text{CO}_2} = \frac{15,0 \text{ g CO}_2 \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (30 + 273,15) \text{ K}}{10,0 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}_2}{44,0 \text{ g CO}_2} = 0,847 \text{ atm}$$

$$p_{\text{NH}_3} = \frac{250 \text{ g NH}_3 \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (30 + 273,15) \text{ K}}{10,0 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3} = 36,6 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la d.

3.37. El clorato de potasio se descompone por acción del calor desprendiendo oxígeno (más cloruro de potasio). Si se recogieron 240 mL de gas a 25 °C siendo la presión total de 700 mmHg, calcule la masa de oxígeno obtenida.

- a) 0,10 g
- b) 0,20 g
- c) 0,30 g
- d) 0,40 g

(Dato. Presión de vapor del agua a 25°C = 16,3 mmHg).

(O.Q.L. Galicia 2015)

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión total del gas húmedo es:

$$p = p_{\text{O}_2} + p^\circ$$

siendo p° la presión de vapor del agua

Suponiendo que el gas se encuentra recogido sobre agua y considerando comportamiento ideal, el número de moles de O_2 seco es:

$$n = \frac{(700 - 16,3) \text{ mmHg} \cdot 240 \text{ mL}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ mL}} = 8,83 \cdot 10^{-3} \text{ mol O}_2$$

La masa correspondiente es:

$$8,83 \cdot 10^{-3} \text{ mol O}_2 \cdot \frac{32,0 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 0,283 \text{ g O}_2$$

Ninguna respuesta es correcta.

3.38. Una mezcla de gases contenida en un recipiente a 1,2 atm tiene una composición en volumen de 60 % de NH_3 , 25 % de NO y 15 % de N_2 . Se añade un poco de P_4O_{10} para eliminar el NH_3 de la vasija. ¿Cuáles serán las presiones parciales de los gases que quedan?

- a) p_{NO} 0,30 atm y p_{N_2} 0,18 atm
- b) 0,40 atm y 0,25 atm
- c) 0,65 atm y 0,35 atm
- d) 0,75 atm y 0,45 atm

(O.Q.L. Galicia 2016)

En las mezclas gaseosas la composición volumétrica coincide con la composición molar y la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), establece que:

“la presión parcial de un gas en una mezcla gaseosa es la que ejercería cada uno de ellos como si se encontrara él solo en el recipiente a la misma temperatura” y se calcula mediante la expresión:

$$p_i = p \cdot y_i$$

La presión parcial correspondiente al NH_3 es:

$$p_{\text{NH}_3} = 1,2 \text{ atm} \cdot 0,60 = 0,72 \text{ atm}$$

La presión resultante después de eliminar el NH_3 es:

$$p = p_{\text{total}} - p_{\text{NH}_3} = (1,2 - 0,72) \text{ atm} = 0,48 \text{ atm}$$

De acuerdo con la ley de Dalton, las presiones de los gases que quedan en el recipiente son:

$$p_{\text{NO}} = 0,48 \text{ atm} \cdot \frac{25 \text{ mol}}{(25 + 15) \text{ mol}} = 0,30 \text{ atm}$$

$$p_{\text{N}_2} = 0,48 \text{ atm} \cdot \frac{15 \text{ mol}}{(25 + 15) \text{ mol}} = 0,18 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.39. La densidad de una mezcla de argón y helio, medida a 20 °C y 800 mmHg, es 1,1656 g L⁻¹. Calcule la composición de la mezcla expresada en porcentaje en masa.

- a) 37,5 % Ar y 62,5 % He
- b) 62,5 % Ar y 37,5 % He
- c) 94,44 % Ar y 5,56 % He
- d) 82,3 % Ar y 17,7 % He

(O.Q.L. La Rioja 2016)

Considerando que la mezcla gaseosa está formada por x % en moles de Ar y $(100 - x)$ % en moles de He y, además, comportamiento ideal de la misma, la densidad en determinadas condiciones de p y T viene dada por la expresión:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

Sustituyendo los valores dados:

$$\rho = \frac{800 \text{ mmHg} \cdot \left[39,9 \text{ g/mol} \cdot \frac{x}{100} \% \text{ Ar} + 4,0 \text{ g/mol} \cdot \left(1 - \frac{x}{100} \right) \% \text{ He} \right]}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273,15) \text{ K}} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} = 1,1656 \text{ g L}^{-1}$$

Se obtiene que la composición de la mezcla expresada como porcentaje en moles es:

$$x = 63,0 \% \text{ Ar} \quad \text{y} \quad (100 - x) = 37,0 \% \text{ He}$$

Cambiando a porcentaje en masa:

$$\frac{63,0 \text{ mol Ar} \cdot \frac{39,9 \text{ g Ar}}{1 \text{ mol Ar}}}{63,0 \text{ mol Ar} \cdot \frac{39,9 \text{ g Ar}}{1 \text{ mol Ar}} + 37,0 \text{ mol He} \cdot \frac{4,0 \text{ g He}}{1 \text{ mol He}}} \cdot 100 = 94,4 \% \text{ Ar}$$

$$\frac{37,0 \text{ mol He} \cdot \frac{4,0 \text{ g He}}{1 \text{ mol He}}}{63,0 \text{ mol Ar} \cdot \frac{39,9 \text{ g Ar}}{1 \text{ mol Ar}} + 37,0 \text{ mol He} \cdot \frac{4,0 \text{ g He}}{1 \text{ mol He}}} \cdot 100 = 5,56 \% \text{ He}$$

La respuesta correcta es la **c**.

3.40. Un cilindro A de volumen 10,0 L contiene He a 1,20 atm a 25 °C. Otro cilindro B tiene un volumen de 8,00 L y contiene N₂ a una presión desconocida a la misma temperatura. Se conectan ambos cilindros manteniendo $T = \text{cte}$; la presión ahora es 1,35 atm. ¿Cuál es la presión inicial del cilindro B?

- a) 1,20 atm
- b) 1,42 atm
- c) 1,54 atm
- d) 1,65 atm

(O.Q.L. Valencia 2016) (O.Q.L. Baleares 2017)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas en cada recipiente es:

$$n_{\text{He}} = \frac{1,20 \text{ atm} \cdot 10,0 \text{ L}}{(R \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot T \text{ K}} = \frac{12,0}{RT} \text{ mol He}$$

$$n_{\text{N}_2} = \frac{p \text{ atm} \cdot 8,00 \text{ L}}{(R \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot T \text{ K}} = \frac{8,00 p}{RT} \text{ mol N}_2$$

La cantidad total de gas en el sistema es:

$$n_{\text{total}} = \frac{12,0}{RT} \text{ mol He} + \frac{8,00 p}{RT} \text{ mol N}_2 = \frac{12,0 + 8,00 p}{RT} \text{ mol mezcla}$$

Si se conectan ambos cilindros y se conoce la presión de la mezcla, se puede determinar la presión inicial en el interior del cilindro B que contenía N_2 :

$$1,35 \text{ atm} = \frac{\left(\frac{12,0 + 8,00 p}{RT}\right) \text{ mol} \cdot (R \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot T \text{ K}}{(10,0 + 8,00) \text{ L}} \rightarrow p = 1,54 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la c.

3.41. Una mezcla de gases a 2,00 atm contiene 30,00 g de H_2 y 20,00 g de N_2 . Si se introducen 1,14 mol de CO_2 manteniendo constante el volumen y la presión del recipiente. Marque la respuesta no correcta:

- a) El número de moles totales de mezcla será 16,65.
- b) La fracción molar de H_2 será 0,889.
- c) La fracción molar de N_2 será $4,29 \cdot 10^{-2}$.
- d) La presión parcial de H_2 será 1.351,28 Torr.
- e) La presión parcial de CO_2 será $6,85 \cdot 10^{-2}$ atm.

(O.Q.L. País Vasco 2017)

a) Correcto. El número de moles de cada uno de los gases y el total de la mezcla son:

$$\left. \begin{array}{l} 30,00 \text{ g H}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,016 \text{ g H}_2} = 14,87 \text{ mol H}_2 \\ 20,00 \text{ g N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{28,02 \text{ g N}_2} = 0,7142 \text{ mol N}_2 \\ 1,14 \text{ mol CO}_2 \end{array} \right\} \rightarrow n_{\text{total}} = 16,7 \text{ mol mezcla}$$

b-c) Correcto. Las fracciones molares de cada uno de los gases son:

$$y_{\text{H}_2} = \frac{15,0 \text{ mol H}_2}{16,9 \text{ mol mezcla}} = 0,890$$

$$y_{\text{N}_2} = \frac{0,714 \text{ mol N}_2}{16,9 \text{ mol mezcla}} = 0,0424$$

$$y_{\text{CO}_2} = \frac{1,14 \text{ mol CO}_2}{16,9 \text{ mol mezcla}} = 0,0676$$

d) Correcto. De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas en una mezcla se calcula de acuerdo con la siguiente expresión:

$$p_i = p y_i$$

$$p_{\text{H}_2} = 2,00 \text{ atm} \cdot 0,890 \cdot \frac{760 \text{ Torr}}{1 \text{ atm}} = 1.353 \text{ Torr}$$

e) **Incorrecto**. De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales la presión parcial del CO_2 es

$$p_{\text{CO}_2} = 2,00 \text{ atm} \cdot 0,0676 = 0,135 \text{ atm}$$

La respuesta correcta es la e.

3.42. En un recipiente de 3,50 L se introducen cantidades equimoleculares de $\text{NO}_2(\text{g})$ y $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ a la temperatura de $20\text{ }^\circ\text{C}$. Si la masa total de gas en el matraz es de 50,0 g, la presión total en su interior será:

- a) 6,45 bar
- b) 5,04 bar
- c) 2,78 bar
- d) 4,12 bar

(O.Q.L. Galicia 2018)

La cantidad de cada una de las sustancias en la mezcla equimolecular es:

$$x \text{ mol NO}_2 \cdot \frac{46,0 \text{ g NO}_2}{1 \text{ mol NO}_2} + x \text{ mol N}_2\text{O}_4 \cdot \frac{92,0 \text{ g N}_2\text{O}_4}{1 \text{ mol N}_2\text{O}_4} = 50,0 \text{ g} \quad \rightarrow \quad x = 0,362 \text{ mol}$$

Considerando comportamiento ideal, la presión ejercida por la mezcla gaseosa es:

$$p = \frac{(2 \cdot 0,362 \text{ mol}) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (20 + 273,15) \text{ K}}{3,50 \text{ L}} \cdot \frac{1,013 \text{ bar}}{1 \text{ atm}} = 5,04 \text{ bar}$$

La respuesta correcta es la b.

3.43. La composición de un aire atmosférico contaminado es la siguiente:

Gas	Porcentaje molar
Oxígeno	16,0
Nitrógeno	80,0
Dióxido de carbono	3,00
Dióxido de azufre	1,00

¿Cuál es el peso molecular promedio de dicho aire contaminado?

- a) 28,51
- b) 50,08
- c) 29,48
- d) 34,12

(O.Q.N. Valencia 2020)

Si se considera que se parte de "100 mol de aire" la masa molar, M (peso molecular) del mismo es:

$$\frac{80,0 \text{ mol N}_2 \cdot \frac{28,0 \text{ g N}_2}{1 \text{ mol N}_2} + 16,0 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{32,0 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} + 3,00 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{44,0 \text{ g CO}_2}{1 \text{ mol CO}_2} + 1,00 \text{ mol SO}_2 \cdot \frac{64,0 \text{ g SO}_2}{1 \text{ mol SO}_2}}{100 \text{ mol aire}}$$

Se obtiene, $M = 29,5 \text{ g mol}^{-1}$

La respuesta correcta es la c.

4. TEORÍA CINÉTICO-MOLECULAR DE LOS GASES

Volúmenes iguales (a la misma presión y temperatura) de tres gases A, B y C difunden separadamente a través de un finísimo tubo de vidrio. Las masas moleculares relativas de cada uno de ellos son respectivamente, $A = 30$, $B = 15$ y $C = 67$. De aquí se deduce que:

- El gas C es el que invierte menos tiempo en difundirse.
- El gas B es el de menor densidad.
- El tiempo invertido por el gas A es el doble del invertido por el gas B.
- Las moléculas del gas C tienen una energía cinética media mayor que las moléculas del gas B.
- El gas A es el de mayor densidad.

(O.Q.N. Burgos 1998)

- a) Falso. De acuerdo con la ley de Graham (1833):

“las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares”

$$\frac{u_A}{u_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

El gas C es el que tiene mayor masa molar ($M_C = 67$), por lo tanto, es el que más tarda en difundirse.

- b) **Verdadero**. De acuerdo con la ecuación de estado de los gases ideales, la densidad de un gas en ciertas condiciones de presión y temperatura viene dada por la ecuación:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El gas B es el que tiene menor masa molar ($M_B = 15$), por tanto, es el que tiene menor densidad.

- c) Falso. De acuerdo con la ley de Graham, la relación de velocidades de difusión entre los gases A y B es:

$$\frac{u_A}{u_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}} \quad \rightarrow \quad \frac{u_A}{u_B} = \sqrt{\frac{15}{30}} = 0,71$$

Si la relación de velocidades no es 2, la relación entre los tiempos de difusión tampoco lo es.

- d) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de un gas solo depende su temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

- e) Falso. De acuerdo con la ecuación de estado de los gases ideales, la densidad de un gas en ciertas condiciones de presión y temperatura viene dada por la ecuación:

$$\rho = \frac{pM}{RT}$$

El gas A no es el que tiene mayor masa molar ($M_A = 30$), por tanto, no es el que tiene mayor densidad.

La respuesta correcta es la **b**.

4.1. De acuerdo con la teoría cinética de los gases, las moléculas de un gas ideal:

- Deben moverse todas con la misma velocidad.
- Han de ser partículas minúsculas y cargadas eléctricamente.
- Deben atraerse fuertemente entre sí.
- Ocupan un volumen despreciable.

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Baleares 2017)

- a) Falso. Desde el punto de vista estadístico, es imposible que todas las moléculas de un gas se muevan con la misma velocidad.

- b) Falso. Las moléculas son partículas minúsculas, pero son eléctricamente neutras.

- c) Falso. Las fuerzas intermoleculares solo existen en el instante del choque entre moléculas.
 d) **Verdadero**. El volumen ocupado por las moléculas es despreciable comparado con el volumen ocupado por el gas.

La respuesta correcta es la **d**.

4.2. Si se comparan 1 mol de Cl_2 y 2 mol de neón, en condiciones normales, se puede afirmar que:

- a) Contienen el mismo número de moléculas.
 b) Tienen la misma energía cinética media.
 c) Ocupan el mismo volumen.
 d) Tienen la misma velocidad cuadrática media.
 e) Tienen la misma velocidad de efusión.
 f) Ninguna de las opciones anteriores es correcta.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Jaén 2018) (O.Q.N. Valencia 2020)

- a) Falso. De acuerdo con el concepto de mol, el número de partículas de Ne es el doble que las de Cl_2 . Además, el Ne es un gas inerte y no forma moléculas.
 b) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de un gas solo depende su temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

Como ambos gases se encuentran a la misma temperatura, los dos tienen la misma energía cinética media.

- c) Falso. De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), el volumen que ocupa el Ne es el doble que el ocupado por el Cl_2 .
 d) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media, pero al tener diferente masa molar sus velocidades cuadráticas medias serán diferentes. De acuerdo con la ecuación de Maxwell:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La velocidad cuadrática media del Ne es mayor, ya que tiene menor masa molar que Cl_2 .

- e) Falso. De acuerdo con la ley de Graham (1833):

“las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares”

$$\frac{u_A}{u_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}} \quad \rightarrow \quad \frac{u_{\text{Ne}}}{u_{\text{Cl}_2}} = \sqrt{\frac{M_{\text{Cl}_2}}{M_{\text{Ne}}}}$$

La velocidad de efusión del Ne es mayor, ya que tiene menor masa molar que el Cl_2 .

La respuesta correcta es la **b**.

4.3. Un recipiente cerrado contiene una mezcla de 1 volumen de oxígeno y 2 volúmenes de hidrógeno en equilibrio térmico, luego:

- a) El hidrógeno y el oxígeno tendrán la misma presión parcial.
 b) Habrá el mismo número de moléculas de cada gas en la mezcla.
 c) La energía cinética media de las moléculas de cada gas será la misma.
 d) La velocidad cuadrática media de las moléculas de cada gas será la misma.

(O.Q.L. Murcia 1999)

a) Falso. Si se propone que:

$$p_{\text{H}_2} = p_{\text{O}_2}$$

De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801), la presión parcial de un gas se calcula mediante la expresión:

$$\left. \begin{aligned} p_{\text{H}_2} &= p \cdot y_{\text{H}_2} = p \cdot \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{O}_2}} \\ p_{\text{O}_2} &= p \cdot y_{\text{O}_2} = p \cdot \frac{n_{\text{O}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{O}_2}} \end{aligned} \right\} \rightarrow n_{\text{H}_2} = n_{\text{O}_2}$$

De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), $V = n k$, siendo k el volumen molar:

$$\frac{V_{\text{H}_2}}{k} = \frac{V_{\text{O}_2}}{k} \rightarrow V_{\text{H}_2} = V_{\text{O}_2}$$

Lo que es contrario a la propuesta:

$$V_{\text{H}_2} = 2 V_{\text{O}_2}$$

b) Falso. Según se ha explicado en el apartado anterior, el número de moles y, por consiguiente, el de moléculas de H_2 es el doble que el de O_2 .

c) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de un gas solo depende de la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2} kT \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

d) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como ambos gases están a la misma temperatura (equilibrio térmico) tienen la misma energía cinética media, pero al tener diferente masa sus velocidades cuadráticas medias serán diferentes. De acuerdo con la ecuación de Maxwell:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \rightarrow \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

Las moléculas de H_2 tienen mayor velocidad cuadrática media ya que, de ambos gases, este es el que tiene menor masa molar.

La respuesta correcta es la c.

4.4. Considerando aplicables los modelos de gas ideal y la teoría cinética de gases, sería correcto afirmar que:

a) Incluso a temperaturas muy altas, es probable encontrar algunas moléculas con velocidad prácticamente nula.

b) Solo se consideran las interacciones entre moléculas de tipo atractivo.

c) La velocidad media de las moléculas de un gas es la velocidad más probable que va a tener una molécula.

d) El volumen de las moléculas en el modelo va a depender de la masa molecular del gas.

e) La velocidad media de las moléculas de H_2 y las de N_2 es la misma para una misma temperatura.

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Murcia 2002)

a) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, se habla de energía cinéticas medias, lo que quiere decir que todas las moléculas no tienen que tener la misma velocidad.

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2} kT \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

b) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, las interacciones de tipo atractivo solo se tienen en cuenta en el instante del choque.

- c) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la velocidad media se calcula considerando a todas las moléculas de gas, esto no quiere decir que todas tengan la misma velocidad.
- d) Falso. El volumen que ocupan las moléculas no tiene nada que ver con la masa molecular del gas.
- e) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media, pero al tener diferente masa molar sus velocidades cuadráticas medias serán diferentes. De acuerdo con la ecuación de Maxwell:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La velocidad cuadrática media del H₂ es mayor ya que, de los dos gases, es el que tiene menor masa molar. La respuesta correcta es la a.

4.5. Dadas las siguientes afirmaciones, indique cuáles son correctas:

- 1) La velocidad con que se mueven las moléculas en un gas depende de la temperatura.
- 2) Al aumentar la temperatura disminuye la energía cinética de las moléculas.
- 3) Excepto a presiones muy elevadas, el volumen de una molécula gaseosa es muy pequeño en relación con el volumen del recipiente.
- 4) En el estado líquido y sólido las moléculas nunca interaccionan entre sí.

- a) 1
- b) 1 y 3
- c) 4
- d) 1 y 2

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

1) **Verdadero.** De acuerdo con la ecuación de Maxwell, la velocidad de las moléculas es directamente proporcional a la temperatura absoluta:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

2) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de las moléculas de gas aumenta con la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

3) **Verdadero.** Cuando las presiones son bajas, los gases tienen tendencia a expandirse y el volumen ocupado por las moléculas es despreciable comparado con el volumen del gas.

d) Falso. Las interacciones entre moléculas son muy grandes en el estado sólido y líquido.

La respuesta correcta es la b.

4.6. ¿Cuál/es de las siguientes afirmaciones es/son correcta/s?

- 1) Para determinar la masa molecular de un gas, suponiendo comportamiento ideal, lo más adecuado es pesar un volumen conocido a temperaturas bajas y presiones altas.
- 2) En iguales condiciones de p y T , dos moles de He ocuparán el mismo volumen que un mol de N₂.
- 3) A igualdad de temperatura, todos los gases tienen la misma energía cinética.
- 4) A volumen constante, la presión de un gas es inversamente proporcional a la temperatura.

- a) 2 y 3
- b) 1 y 4
- c) 1, 2 y 3
- d) 3

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Madrid 2018) (O.Q.L. Baleares 2019)

1) Incorrecto. Para que un gas tenga comportamiento ideal y así poder aplicarle la ecuación de estado, $pV = nRT$, es preciso que se encuentre sometido a temperaturas altas y presiones bajas.

2) Incorrecto. De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), en iguales condiciones de temperatura y presión, 2 mol de He ocupan doble volumen que 1 mol de N_2 .

3) **Correcto**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de un gas solo depende su temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

4) Incorrecto. De acuerdo con la ley de Gay-Lussac (1802), la presión ejercida por un gas a volumen constante es directamente proporcional a su temperatura absoluta:

$$\frac{p}{T} = k$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.7. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?

- 1) La velocidad media de las moléculas de un gas aumenta al aumentar su temperatura.
- 2) A igualdad de temperatura, cuanto mayor sea la masa molecular de un gas menor será la velocidad de sus moléculas.
- 3) Un gas real tiene un mayor covolumen cuanto menor sea el tamaño de sus moléculas.
- 4) Para un gas real, el valor del factor de corrección de la presión en la ecuación de van der Waals, es tanto mayor cuanto más fuertes sean sus fuerzas intermoleculares.

- a) 1, 2 y 4
- b) 2 y 4
- c) Todas
- d) 3 y 4

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

1) **Correcto**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de un gas solo depende su temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

Si aumenta la energía también aumenta la velocidad de la partícula.

2) **Correcto**. Como $E_k = \frac{1}{2}mv^2$, cuanto mayor sea la masa, menor será la velocidad de la partícula.

3) Incorrecto. El covolumen es un concepto que aparece cuando se estudia los gases reales que representa el volumen ocupado por las moléculas constitutivas de los mismos y que se debe restar al volumen total de la cantidad de gas, por tanto, cuanto menor sea el tamaño de las moléculas menor es el covolumen

4) **Correcto**. Cuanto más intensas sean las fuerzas intermoleculares, mayor es el factor de corrección de la presión y menor el comportamiento ideal que tiene el gas.

La respuesta correcta es la **a**.

4.8. Comparando 0,5 mol de $H_2(g)$ y 1,0 mol de $He(g)$ temperatura y presión estándar se puede afirmar que los gases:

- a) Tienen la misma velocidad de efusión.
- b) Tienen la misma velocidad media molecular.
- c) Tienen la misma energía cinética molecular.
- d) Ocupan volúmenes iguales.
- e) Tienen la misma masa.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Madrid 2011)

a) Falso. De acuerdo con la ley de Graham (1833), las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares:

$$\frac{u_{\text{He}}}{u_{\text{H}_2}} = \sqrt{\frac{M_{\text{H}_2}}{M_{\text{He}}}}$$

La velocidad de efusión del H₂ es mayor que la del He ya que tiene menor masa molar.

b) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media, pero al tener diferente masa molar, sus velocidades cuadráticas medias serán diferentes. De acuerdo con la ecuación de Maxwell:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La velocidad cuadrática media del H₂ es mayor que la del He ya que tiene menor masa molar.

c) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de un gas solo depende su temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

Como ambos gases se encuentran a la misma temperatura, los dos tienen la misma energía cinética media.

d) Falso. Según la ley de Avogadro, el volumen que ocupa el He es el doble que el ocupado por el H₂.

e) Falso. La masa de un gas depende de su número de moles y de su masa molar:

$$0,5 \text{ mol H}_2 \cdot \frac{2,0 \text{ g H}_2}{1 \text{ mol H}_2} = 1,0 \text{ g H}_2$$

$$1 \text{ mol He} \cdot \frac{4,0 \text{ g He}}{1 \text{ mol He}} = 4,0 \text{ g He}$$

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999 y otras).

4.9. Según la teoría cinético-molecular de la materia:

a) Los choques entre partículas pueden ser elásticos.

b) La velocidad de desplazamiento de las partículas es directamente proporcional a su temperatura absoluta.

c) Las fuerzas de repulsión entre partículas son más importantes que las de atracción.

d) Todas son falsas.

(O.Q.L. Baleares 2002)

a) Falso. Los choques entre las partículas deben ser elásticos para que se mantenga constante la energía del sistema.

b) **Verdadero**. De acuerdo con la ecuación de Maxwell, la velocidad de las moléculas viene dada por la expresión:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

c) Falso. Las fuerzas de repulsión entre las partículas son tan importantes como las de atracción.

La respuesta correcta es la b.

4.10. ¿Cuál de las siguientes parejas de gases será más difícil de separar por el método de efusión gaseosa?

- a) O₂ y CO₂
- b) N₂ y C₂H₄
- c) H₂ y C₂H₄
- d) He y Ne
- d) He y O₂

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.N. Sevilla 2010)

De acuerdo con la ley de Graham (1833), las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares:

$$\frac{u_A}{u_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

Observando las masas molares de las siguientes parejas de gases:

Gases	M _A / g mol ⁻¹	M _B / g mol ⁻¹	M _B /M _A
O ₂ y CO ₂	32	44	1,4
N ₂ y C ₂ H ₄	28	28	1
H ₂ y C ₂ H ₄	2	28	14
He y Ne	4	20	5
He y O ₂	4	32	8

Será más difícil de separar la pareja de gases entre los que exista menor relación entre las masas molares. En este caso, la pareja N₂ - C₂H₄, ya que tienen, aproximadamente, la misma masa molar.

La respuesta correcta es la **b**.

4.11. Una de las siguientes expresiones sobre el comportamiento de los gases es falsa:

- a) Las interacciones entre las moléculas de un gas ideal son nulas.
- b) Los gases se acercan al comportamiento ideal a bajas temperaturas.
- c) La presión total de una mezcla de diversos gases ideales es igual a la suma de las presiones que ejercería cada gas individualmente.
- d) Los gases se alejan del comportamiento ideal a altas presiones.
- e) La presión observada es debida al choque de las moléculas de gas con las paredes del recipiente.

(O.Q.L. Baleares 2003) (O.Q.L. Valencia 2013)

a) Verdadero. De acuerdo con teoría cinético-molecular, las interacciones entre moléculas son prácticamente despreciables, ya que la mayor parte del tiempo las partículas no chocan entre sí.

b) **Falso**. Los gases tienen comportamiento ideal a temperaturas altas.

c) Verdadero. De acuerdo con la ley de Dalton de las presiones parciales (1801):

“la presión total de una mezcla de diversos gases ideales es igual a la suma de las presiones que ejercería cada gas individualmente”.

d) Verdadero. Los gases tienen comportamiento ideal a presiones bajas y se alejan del mismo a presiones altas.

e) Verdadero. La presión ejercida por el gas se debe al choque de las moléculas con las paredes del recipiente que lo contiene.

La respuesta correcta es la **b**.

4.12. Al estudiar el comportamiento de 1 mol de moléculas de hidrógeno gaseoso a 100 °C en un recipiente de 2 L de capacidad y, asumiendo que este está bien descrito por la teoría cinética de gases y el modelo de gas ideal, se encuentra que:

- La energía cinética de todas las moléculas es la misma.
- La presión observada es debida al choque de las moléculas de gas con las paredes del recipiente.
- Las interacciones entre las partículas son de tipo dipolo inducido-dipolo inducido.
- Las moléculas de gas estarán prácticamente inmóviles a esta temperatura.

(O.Q.L. Murcia 2004)

a) Falso. Desde el punto de vista estadístico, es imposible que todas las moléculas se muevan con la misma velocidad, es decir, tengan la misma energía cinética. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, se habla de una energía cinética media de las moléculas de gas que solo depende de la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

- Verdadero.** Las moléculas de gas están en constante movimiento y al chocar con las paredes del recipiente son las responsables de la presión ejercida por el gas.
- Falso. La temperatura es demasiado alta para que existan interacciones entre las moléculas y, por tanto, las interacciones que puedan existir son despreciables.
- Falso. Las moléculas solo estarán inmóviles a la temperatura de 0 K. De hecho, de acuerdo con la ecuación de Maxwell, a 100 °C su velocidad se calcula mediante la expresión:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

El valor de la velocidad de las moléculas de H₂ a 100 °C es:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3 \cdot (8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (100 + 273,15) \text{ K}}{0,002016 \text{ kg mol}^{-1}}} = 2.149 \text{ m s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.13. Una muestra de Kr(g) se escapa a través de un pequeño agujero en 87,3 s y un gas desconocido, en condiciones idénticas, necesita 42,9 s. ¿Cuál es la masa molar del gas desconocido?

- 40,5 g mol⁻¹
- 23,4 g mol⁻¹
- 20,2 g mol⁻¹
- 10,5 g mol⁻¹

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2004)

De acuerdo con la ley de Graham (1833), las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares:

$$\frac{u_{\text{Kr}}}{u_{\text{X}}} = \sqrt{\frac{M_{\text{X}}}{M_{\text{Kr}}}} \quad \rightarrow \quad M_{\text{X}} = M_{\text{Kr}} \left(\frac{u_{\text{Kr}}}{u_{\text{X}}} \right)^2 \quad \rightarrow \quad M_{\text{X}} = M_{\text{Kr}} \left(\frac{n/t_{\text{Kr}}}{n/t_{\text{X}}} \right)^2 = M_{\text{Kr}} \left(\frac{t_{\text{X}}}{t_{\text{Kr}}} \right)^2$$

El valor de la masa molar del gas X es:

$$M_{\text{X}} = (83,80 \text{ g mol}^{-1}) \cdot \left(\frac{42,9 \text{ s}}{87,3 \text{ s}} \right)^2 = 20,2 \text{ g mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.14. ¿Cuál es la razón de las velocidades de difusión de Cl_2/O_2 ?

- a) 0,45
b) 0,69
c) 0,47
d) 1,5
e) 0,67

(O.Q.N. Luarca 2005)

De acuerdo con la ley de Graham (1833), las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares:

$$\frac{u_{\text{Cl}_2}}{u_{\text{O}_2}} = \sqrt{\frac{M_{\text{O}_2}}{M_{\text{Cl}_2}}} \rightarrow \frac{u_{\text{Cl}_2}}{u_{\text{O}_2}} = \sqrt{\frac{32,0 \text{ g mol}^{-1}}{71,0 \text{ g mol}^{-1}}} = 0,671$$

La respuesta correcta es la e.

4.15. A 27 °C y 750 Torr, dos muestras de gas metano, CH_4 , y oxígeno, O_2 , de 16 g cada una, tendrán las mismas:

- a) Velocidades moleculares medias.
b) Energías cinéticas moleculares medias.
c) Número de partículas gaseosas.
d) Volúmenes gaseosos.
e) Velocidades de efusión medias.

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.N. Sevilla 2010)

a) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media, pero al tener diferente masa molar sus velocidades moleculares medias serán diferentes. De acuerdo con la ecuación de Maxwell:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \rightarrow \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La velocidad molecular media del CH_4 es mayor, ya que tiene menor masa molar que el O_2 .

b) **Verdadero.** De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

c) Falso. El número de moléculas que contiene cada muestra es:

$$16 \text{ g CH}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16,0 \text{ g CH}_4} \cdot \frac{N_A \text{ moléculas CH}_4}{1 \text{ mol CH}_4} = N_A \text{ moléculas CH}_4$$

$$16 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \cdot \frac{N_A \text{ moléculas O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = \frac{N_A}{2} \text{ moléculas O}_2$$

d) Falso. Considerando comportamiento ideal, el volumen que ocupa cada muestra es:

$$V_{\text{CH}_4} = \frac{16 \text{ g CH}_4 \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273,15) \text{ K}}{750 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1 \text{ mol CH}_4}{16,0 \text{ g CH}_4} \cdot \frac{750 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 24,9 \text{ L}$$

$$V_{\text{O}_2} = \frac{16 \text{ g O}_2 \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (27 + 273,15) \text{ K}}{750 \text{ mmHg}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} \cdot \frac{750 \text{ mmHg}}{1 \text{ atm}} = 12,5 \text{ L}$$

e) Falso. De acuerdo con la ley de Graham (1833), las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares:

$$\frac{u_{\text{CH}_4}}{u_{\text{O}_2}} = \sqrt{\frac{M_{\text{O}_2}}{M_{\text{CH}_4}}}$$

La velocidad de efusión del CH_4 es mayor ya que tiene menor masa molar que el O_2 .

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Almería 1999 y otras. En Sevilla 2010 se cambian los datos).

4.16. Calcule la velocidad cuadrática media, en m s^{-1} , para las moléculas de $\text{H}_2(\text{g})$ a $30\text{ }^\circ\text{C}$.

- a) $6,09 \cdot 10^2$
- b) $5,26 \cdot 10^3$
- c) $6,13 \cdot 10^1$
- d) $1,94 \cdot 10^3$
- e) $2,74 \cdot 10^3$

(O.Q.N. Luarca 2005)

La ecuación de Maxwell para calcular la velocidad cuadrática media es:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

El valor de la velocidad de las moléculas de H_2 a $30\text{ }^\circ\text{C}$ es:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3 \cdot (8,314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (30 + 273,15) \text{ K}}{0,00200 \text{ kg mol}^{-1}}} = 1,94 \cdot 10^3 \text{ m s}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.17. ¿A qué temperatura las moléculas de $\text{CH}_4(\text{g})$, (masa molar = 16 g mol^{-1}), tienen la misma energía cinética media que las moléculas de $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$, (masa molar = 18 g mol^{-1}), a $120\text{ }^\circ\text{C}$?

- a) $30\text{ }^\circ\text{C}$
- b) $80\text{ }^\circ\text{C}$
- c) $90\text{ }^\circ\text{C}$
- d) $120\text{ }^\circ\text{C}$
- e) $180\text{ }^\circ\text{C}$

(O.Q.N. Vigo 2006)

De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de un gas solo depende de la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

Para que las moléculas de ambos gases tengan la misma energía cinética, deben encontrarse a la misma temperatura, $120\text{ }^\circ\text{C}$.

La respuesta correcta es la **d**.

4.18. De acuerdo con la teoría cinética de los gases ideales:

- a) Todas las moléculas o átomos de un gas tienen la misma energía cinética.
- b) Los choques entre las distintas moléculas o átomos de un gas son perfectamente elásticos.
- c) El volumen que ocupa un gas depende de su masa molecular.
- d) Cuando se aumenta mucho la presión se puede llegar a licuar el gas.

(O.Q.L. Murcia 2006) (O.Q.L. Murcia 2014) (O.Q.L. Murcia 2015)

a) Falso. Desde el punto de vista estadístico, es imposible que todas las moléculas se muevan con la misma velocidad, es decir, tengan la misma energía cinética. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, se habla de una energía cinética media de las moléculas de gas que solo depende de la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2} k T \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

b) **Verdadero.** Una de las bases de la teoría cinética de los gases es que los choques entre partículas y con las paredes del recipiente son perfectamente elásticos, ya que, de otra forma, si la energía del gas no se mantuviera constante, las partículas del gas terminarían quedando en reposo y ocupando su volumen que es prácticamente despreciable.

c) Falso. De acuerdo con las leyes de los gases, el volumen que ocupa una determinada masa de gas solo depende de la presión (Boyle y Mariotte) y de la temperatura (Charles).

d) Falso. Un gas puede licuarse aumentando la presión solo si se encuentra por debajo de su temperatura crítica.

La respuesta correcta es la **b**.

4.19. Un recipiente contiene, a 130 °C y 760 mmHg, 50 g de cada uno de los siguientes gases: CO₂, O₂, Ne, N₂ y H₂O. Las velocidades moleculares medias son:

- a) CO₂ > Ne > N₂ > H₂O > O₂
- b) O₂ > Ne > CO₂ > N₂ > H₂O
- c) CO₂ = Ne = N₂ = H₂O = O₂
- d) H₂O > Ne > N₂ > O₂ > CO₂

(O.Q.L. Madrid 2006)

De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como todos los gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media, pero según la ecuación de Maxwell al tener diferente masa molar sus velocidades cuadráticas medias serán diferentes:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \left\{ \begin{array}{l} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{array} \right.$$

La velocidad cuadrática media del un gas es inversamente proporcional a su masa molar, por tanto, el gas más ligero es el que tiene mayor velocidad cuadrática media. Las masas molares de los gases dados son:

Sustancia	H ₂ O	Ne	N ₂	O ₂	CO ₂
M / g mol ⁻¹	18,0	20,2	28,0	32,0	44,0

De acuerdo con las masas molares, el orden decreciente de velocidades es:



La respuesta correcta es la **d**.

4.20. De acuerdo con la teoría cinética de los gases ideales:

- a) Un gas es ideal cuando todas sus partículas tienen la misma energía cinética.
- b) La energía cinética global de las distintas moléculas se mantiene con el tiempo.
- c) El volumen que ocupa un gas es inversamente proporcional a la temperatura.
- d) Cuando se disminuye suficientemente la presión se puede llegar a licuar el gas.

(O.Q.L. Murcia 2007)

a) Falso. Un gas se considera ideal cuando se encuentra a alta temperatura y baja presión.

b) **Verdadero.** Una de las bases de la teoría cinética de los gases es que los choques entre partículas y con las paredes del recipiente son perfectamente elásticos, ya que, de otra forma, si la energía del gas no se mantuviera constante, las partículas del gas terminarían quedando en reposo y ocupando su volumen

que es prácticamente despreciable, por tanto, la energía cinética de las moléculas se mantiene con el tiempo.

c) Falso. De acuerdo con la ley de Charles de las transformaciones isobáricas (1787):

“para una masa de gas a presión constante, los volúmenes son directamente proporcionales a las temperaturas absolutas”.

d) Falso. Se conseguiría aumentando la presión y si el gas se encontrase por debajo de su temperatura crítica.

La respuesta correcta es la **b**.

4.21. De acuerdo con la teoría cinética de gases ideales:

a) Un gas es ideal cuando las interacciones entre sus partículas son de tipo repulsivo.

b) Un gas no se puede licuar por más que se aumente la presión.

c) Un gas es ideal cuando no se producen choques entre las partículas.

d) Un aumento de la temperatura no implica ningún cambio en la velocidad de las partículas.

(O.Q.L. Murcia 2008)

a) Falso. De acuerdo con teoría cinético-molecular, las interacciones entre moléculas son prácticamente despreciables ya que la mayor parte del tiempo las partículas no chocan entre sí.

b) Falso. Un gas puede licuarse aumentando la presión solo si se encuentra por debajo de su temperatura crítica.

c) **Verdadero**. Según se ha justificado en el apartado a).

d) Falso. De acuerdo con la ecuación de Maxwell, la velocidad de las moléculas es directamente proporcional a la temperatura absoluta:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la **c**.

4.22. ¿Qué sucedería con la presión de un gas si sus moléculas permanecieran estáticas?

a) Aumentaría

b) Seguiría igual

c) Descendería

d) Sería nula

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

De acuerdo con la teoría cinético-molecular de los gases, las moléculas de un gas ejercen presión al chocar elásticamente contra las paredes del recipiente que lo contiene. Si las moléculas permanecen estáticas **la presión ejercida por el gas es nula**.

La respuesta correcta es la **d**.

4.23. Se llena un recipiente con el mismo número de moles de oxígeno y dióxido de carbono. ¿Cuál de las siguientes proposiciones es la correcta?

a) Las moléculas de CO₂ tienen la misma energía cinética media que las de O₂.

b) Las moléculas de CO₂ tienen la misma velocidad media que las de O₂.

c) Las moléculas de CO₂ tienen mayor velocidad media de colisión con las paredes que las de O₂.

d) Las moléculas de CO₂ tienen mayor velocidad media que las de O₂.

(O.Q.L. Madrid 2008)

a) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, **como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media**:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

b-c-d) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media, pero al tener diferente masa molar sus velocidades moleculares medias serán diferentes. De acuerdo con la ecuación de Maxwell:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La velocidad media del O_2 es mayor, ya que tiene menor masa molar que el CO_2 .

La respuesta correcta es la **a**.

4.24. Dos recipientes con el mismo volumen contienen 100 g de CO_2 y 100 g de CH_4 , respectivamente, a la misma temperatura. Se puede afirmar que en ambos recipientes:

- Hay el mismo número de moles.
- Las moléculas tienen la misma energía cinética media.
- Las moléculas tienen la misma velocidad media.
- Las moléculas tienen la misma energía cinética media y la misma velocidad media.
- Existe la misma presión.

(O.Q.N. Ávila 2009) (O.Q.L. Cantabria 2011)

a) Falso. El número de moles de cada gas es diferente ya que también es diferente su masa molar:

$$100 \text{ g } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol } CO_2}{44,0 \text{ g } CO_2} = 2,27 \text{ mol } CO_2$$

$$100 \text{ g } CH_4 \cdot \frac{1 \text{ mol } CH_4}{16,0 \text{ g } CH_4} = 6,25 \text{ mol } CH_4$$

b) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de un gas solo depende su temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

Como **ambos gases se encuentran a la misma temperatura**, sus **energías cinéticas medias son iguales**.

c) Falso. Aunque ambos gases, por estar a la misma temperatura, tengan energías cinéticas medias iguales, las velocidades medias de las moléculas son diferentes, ya que, sus masas molares son distintas. Tienen mayor velocidad media las moléculas de CH_4 que son más ligeras que las de CO_2 .

d) Falso. Tal como se ha justificado en los apartados anteriores.

e) Falso. Como el número de moles es diferente, aunque la temperatura y el volumen sea el mismo, la presión es mayor en el recipiente que contiene CH_4 , ya que contiene número de moles de este gas.

La respuesta correcta es la **b**.

4.25. Se tiene una mezcla de dos gases a la misma temperatura. Indique cuál es la afirmación correcta:

- Ambos gases tienen la misma presión individual.
- El de mayor masa molecular hará más presión.
- El de menor masa molecular hará menos presión.
- Ambos gases tienen la misma energía cinética molar.

(O.Q.L. Madrid 2010)

a-b-c) Falso. Es necesario conocer la cantidad de cada gas que contiene cada recipiente.

d) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de un gas solo depende de la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.26. Una muestra de gas helio se encuentra a una presión y temperatura determinadas ocupando un volumen V . Si el volumen se reduce a la mitad manteniendo constante la temperatura:

- Disminuirá la energía cinética media de las partículas.
- Disminuirá la presión.
- Aumentará el número de colisiones de las partículas con las paredes del recipiente.
- No pasará nada.

(O.Q.L. La Castilla y León 2010)

a) Falso. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de un gas solo depende de la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

b) Falso. Si se considera un recipiente en el que la temperatura permanece constante, es aplicable la ley de Boyle-Mariotte de las transformaciones isotérmicas (1662):

“para una masa de gas a temperatura constante la presión y el volumen son magnitudes inversamente proporcionales”,

por tanto, si se reduce el volumen a la mitad la presión se duplica.

c) **Verdadero.** Al reducirse el volumen, aumenta el número de choques entre las partículas de gas y las paredes del recipiente, por tanto, **aumenta la presión** en el interior del mismo.

La respuesta correcta es la **c**.

4.27. Cuatro matraces de 1,0 L contienen los gases He, Cl₂, CH₄, y NH₃, a 0 °C y 1 atm. ¿En cuál de los gases las moléculas tienen menor energía cinética?

- He
- Cl₂
- CH₄
- NH₃
- Todos tienen la misma.

(O.Q.N. Valencia 2011)

De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de un gas solo depende de la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

Como **todos los gases** se encuentran a **igual temperatura** sus moléculas tienen **la misma energía cinética**.

La respuesta correcta es la **e**.

4.28. Las velocidades moleculares medias de dos gases, O₂ y CH₄, a 25 °C y 800 mmHg, están relacionadas de acuerdo con:

- $u_{O_2} = u_{CH_4}$
- $u_{O_2} = 2 u_{CH_4}$
- $u_{O_2} = \frac{1}{2} u_{CH_4}$
- $u_{O_2} = 4 u_{CH_4}$
- $u_{O_2} = \frac{1}{4} u_{CH_4}$

(O.Q.N. El Escorial 2012)

De acuerdo con la ley de Graham (1833):

“las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares”.

Aplicada a los gases propuestos:

$$\frac{u_{\text{O}_2}}{u_{\text{CH}_4}} = \sqrt{\frac{M_{\text{CH}_4}}{M_{\text{O}_2}}} \rightarrow \frac{u_{\text{O}_2}}{u_{\text{CH}_4}} = \sqrt{\frac{16,0}{32,0}} = 0,707 \rightarrow u_{\text{O}_2} = 0,707 u_{\text{CH}_4}$$

Ninguna respuesta es correcta.

4.29. Las velocidades de efusión de $^{235}\text{UF}_6$ y $^{238}\text{UF}_6$ se encuentran en la siguiente relación (M indica la masa molar):

- $M(^{235}\text{UF}_6) / M(^{238}\text{UF}_6)$
- $[M(^{235}\text{UF}_6) / M(^{238}\text{UF}_6)]^{1/2}$
- $[M(^{238}\text{UF}_6) / M(^{235}\text{UF}_6)]^{1/2}$
- $[M(^{235}\text{UF}_6) \cdot M(^{238}\text{UF}_6)]^{1/2}$
- 238 / 235

(O.Q.N. El Escorial 2012)

De acuerdo con la ley de Graham (1833):

“las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares”.

Aplicada a los gases propuestos:

$$\frac{u(^{235}\text{UF}_6)}{u(^{238}\text{UF}_6)} = \sqrt{\frac{M(^{238}\text{UF}_6)}{M(^{235}\text{UF}_6)}} = \left[\frac{M(^{238}\text{UF}_6)}{M(^{235}\text{UF}_6)} \right]^{1/2}$$

La respuesta correcta es la c.

4.30. ¿Qué tipo de interacción existe entre las moléculas de un gas ideal?

- Atracción electrostática
- Enlace de hidrógeno
- Adherencia de van der Waals
- Ninguna interacción

(O.Q.L. Baleares 2014)

Los gases tienen comportamiento ideal a temperaturas altas y presiones bajas, en esas condiciones sus partículas se mueven desordenadamente de forma que apenas chocan entre sí y, si lo hacen, esos choques no sirven para que se cree **ningún tipo de interacción intermolecular** entre las mismas.

La respuesta correcta es la d.

4.31. Dos muestras de gas monóxido de carbono y dióxígeno de 32 g cada una, en las mismas condiciones de presión y temperatura, tienen igual:

- Volumen.
- Densidad.
- Energía cinética molecular media.
- Número de moléculas.

(O.Q.L. Asturias 2014)

a-d) Falso. El número de moles de cada uno de los gases es:

$$n_{\text{CO}} = 32 \text{ g CO} \cdot \frac{1 \text{ mol CO}}{28,0 \text{ g CO}} = 1,1 \text{ mol CO}$$

$$n_{\text{O}_2} = 32 \text{ g O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{32,0 \text{ g O}_2} = 1,0 \text{ mol O}_2$$

Al encontrarse en las mismas condiciones de presión y temperatura, la muestra que contiene mayor número de moles ocupa mayor volumen y está integrada por más moléculas.

b) Falso. Aunque ambas muestras tengan la misma masa como ocupan diferente volumen, la densidad no será la misma.

c) **Verdadero**. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, **como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media**:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Luarca 2005 y Sevilla 2010).

4.32. ¿Cuál es la velocidad media de las moléculas de H₂ en relación a la de las moléculas de O₂ a la temperatura de 300 K?

- a) 0,25
- b) 0,353
- c) 4
- d) 16
- e) 12,5

(O.Q.N. Madrid 2015)

De acuerdo con la ecuación de Maxwell, la velocidad media de las partículas viene por la expresión:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

Relacionando las velocidades moleculares de H₂ y M_{O₂} se obtiene:

$$\frac{u_{\text{H}_2}}{u_{\text{O}_2}} = \sqrt{\frac{M_{\text{O}_2}}{M_{\text{H}_2}}} \quad \rightarrow \quad \frac{u_{\text{H}_2}}{u_{\text{O}_2}} = \sqrt{\frac{32,0 \text{ g mol}^{-1}}{2,0 \text{ g mol}^{-1}}} = 4$$

La respuesta correcta es la c.

(Cuestión similar a la propuesta en Luarca 2005).

4.33. La teoría cinética de los gases asume todas las proposiciones siguientes, excepto:

- a) Los gases se componen de partículas en movimiento continuo y al azar.
- b) Los tamaños de las partículas de gas son insignificantes en comparación con el tamaño del recipiente que las contiene.
- c) Las partículas no se atraen ni se repelen entre sí.
- d) Cuando las partículas de gas chocan pierden energía cinética.
- e) La frecuencia de las colisiones con las paredes del recipiente explica la presión que ejercen los gases.

(O.Q.L. Madrid 2015)

a) Verdadero. El movimiento de las partículas es continuo y caótico. Los gases son las sustancias que poseen mayor entropía o desorden.

b) Verdadero. El volumen ocupado por las moléculas es despreciable comparado con el volumen ocupado por el gas.

c) Verdadero. Las fuerzas intermoleculares solo existen en el instante del choque entre moléculas.

d) **Falso.** Los choques entre las partículas son perfectamente elásticos y la energía se conserva en los mismos.

e) Verdadero. La presión que ejerce un gas tiene su origen en los choques de las partículas con las paredes del recipiente que las contiene.

La respuesta correcta es la **d**.

4.34. En un recipiente que contiene un determinado número de moléculas de gas ideal, según la teoría cinética de los gases, es cierto que:

a) Cualquier fracción de volumen tiene el mismo número de moléculas de gas.

b) Aumentando la presión lo suficiente se puede llegar a licuar el gas.

c) Todas las moléculas de gas presentan la misma energía cinética.

d) Si se introducen más moléculas de gas, aumentará la presión.

(O.Q.L. Murcia 2016)

a) Falso. De acuerdo con la ley de Avogadro (1811), para que un cierto volumen de gas contenga el mismo número de moléculas que otro, debe estar medido en idénticas condiciones de presión y temperatura.

b) Falso. Solo es posible licuar un gas aumentando la presión si este se encuentra por debajo de su temperatura crítica.

c) Falso. Desde el punto de vista estadístico, es imposible que todas las moléculas se muevan con la misma velocidad, es decir, tengan la misma energía cinética. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, se habla de una energía cinética media de las moléculas de gas que solo depende de la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

d) **Verdadero.** Si se introducen en el recipiente más moléculas de gas, aumenta el número de choques de estas con las paredes del recipiente y, por tanto, la presión que ejerce el gas.

La respuesta correcta es la **d**.

4.35. Para los gases: N₂, CO y CO₂, que se encuentran a la misma temperatura, se puede afirmar que:

a) La velocidad media de las moléculas de CO₂ es mayor que la de las moléculas de N₂.

b) El N₂ y el CO tienen, aproximadamente, la misma velocidad media.

c) La velocidad media de las moléculas de CO₂ es mayor que la de las moléculas de CO.

d) CO₂ y CO tienen, aproximadamente, la misma velocidad media.

(O.Q.L. Madrid 2016)

De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como todos los gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media, pero según la ecuación de Maxwell al tener diferente masa molar sus velocidades cuadráticas medias serán diferentes:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La velocidad cuadrática media del un gas es inversamente proporcional a su masa molar, por tanto, el gas más ligero es el que tiene mayor velocidad cuadrática media. Las masas molares de los gases dados son:

Sustancia	N ₂	CO	CO ₂
M / g mol ⁻¹	28,0	28,0	44,0

De acuerdo con las masas molares, las velocidades medias del N₂ y CO son, aproximadamente, iguales.

La respuesta correcta es la **b**.

4.36. ¿Cuál es la velocidad promedio de las moléculas de H_2 a 100 K relativa a su velocidad a 50 K?

- a) 2,00 veces la de 50 K
- b) 1,41 veces la de 50 K
- c) 0,71 veces la de 50 K
- d) 0,50 veces la de 50 K

(O.Q.N. El Escorial 2017)

De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como ambos gases están a la misma temperatura tienen la misma energía cinética media, pero al tener diferente masa molar sus velocidades cuadráticas medias serán diferentes. De acuerdo con la ecuación de Maxwell:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La relación de velocidades a diferentes temperaturas es:

$$\frac{u_1}{u_2} = \sqrt{\frac{T_1}{T_2}} \quad \rightarrow \quad \frac{u_1}{u_2} = \sqrt{\frac{100 \text{ K}}{50 \text{ K}}} = 1,41$$

La respuesta correcta es la **b**.

4.37. ¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas para el comportamiento de moléculas gaseosas de H_2 a 1 atm y 298 K?

- I. Todas las moléculas de H_2 se mueven a la misma velocidad.
- II. Las moléculas chocan contra las paredes del recipiente más frecuentemente que lo harían si estuvieran en el mismo recipiente a 398 K.
- III. Hay menos choques entre moléculas que si estuvieran en el mismo recipiente a 2 atm.

- a) I
- b) I y III
- c) III
- d) Todas son falsas

(O.Q.L. Madrid 2017) (O.Q.L. Baleares 2018)

I. Falso. Desde el punto de vista estadístico, es imposible que todas las moléculas de un gas se muevan con la misma velocidad.

b) Falso. De acuerdo con la ecuación de Maxwell, la velocidad de las moléculas viene dada por la expresión:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

Si aumenta la temperatura del gas, aumenta la velocidad de sus moléculas, por tanto, estas chocan más frecuentemente contra las paredes del recipiente.

III. **Verdadero**. De acuerdo con la ley de Boyle-Mariotte (1662), si a temperatura constante se aumenta la presión se reduce el volumen, por tanto, aumenta el número de choques entre las partículas de gas.

La respuesta correcta es la **c**.

4.38. ¿Cuál es la relación entre las velocidades medias del etano (Et) y metano (Met) en estado gas medidos a la misma temperatura y presión?

- a) $v_{\text{Met}}/v_{\text{Et}} = 0,53$
- b) $v_{\text{Met}}/v_{\text{Et}} = 1,88$
- c) $v_{\text{Met}}/v_{\text{Et}} = 0,13$
- d) $v_{\text{Met}}/v_{\text{Et}} = 1,37$

(O.Q.L. Madrid 2017)

De acuerdo con la ecuación de Maxwell, la velocidad de las moléculas viene dada por la expresión:

$$\bar{v} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{v} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

Relacionando las velocidades de ambos gases se obtiene:

$$\frac{v_{\text{Met}}}{v_{\text{Et}}} = \sqrt{\frac{M_{\text{Et}}}{M_{\text{Met}}}} \quad \rightarrow \quad \frac{v_{\text{Met}}}{v_{\text{Et}}} = \sqrt{\frac{30,0 \text{ g mol}^{-1}}{16,0 \text{ g mol}^{-1}}} = 1,37$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.39. Una muestra de hidrógeno difunde a través de la pared porosa de un recipiente con una velocidad cinco veces mayor que un gas desconocido. Calcule la masa molecular del gas desconocido.

- a) 25 u
- b) 50 u
- c) 100 u
- d) 250 u

(O.Q.N. Salamanca 2018)

De acuerdo con la ley de Graham (1833), las velocidades de difusión o efusión de dos gases distintos son inversamente proporcionales a las raíces cuadradas de sus masas molares:

$$\frac{u_{\text{H}_2}}{u_{\text{X}}} = \sqrt{\frac{M_{\text{X}}}{M_{\text{H}_2}}} \quad \rightarrow \quad M_{\text{X}} = M_{\text{H}_2} \left(\frac{u_{\text{H}_2}}{u_{\text{X}}} \right)^2$$

El valor de la masa molar del gas X es:

$$M_{\text{X}} = (2,0 \text{ u}) \cdot (5)^2 = 50 \text{ u}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la cuestión propuesta en Castilla-La Mancha 2004).

4.40. La temperatura de un cuerpo es:

- a) La medida del calor que genera el cuerpo.
- b) La manifestación térmica de la transferencia de calor.
- c) Proporcional a la energía cinética media de las partículas del cuerpo.
- d) La sensación térmica recogida por un termómetro.

(O.Q.L. Asturias 2018)

La **temperatura** de un cuerpo es una medida de su nivel térmico y está relacionada con la agitación de las partículas que lo forman, por tanto, de acuerdo con la ecuación:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

es **directamente proporcional a la energía cinética** de las mismas.

La respuesta correcta es la **c**.

4.41. Si se toma como modelo el gas ideal y la teoría cinética de gases:

- a) Las moléculas tienen choques perfectamente elásticos con las paredes del recipiente en el que están contenidas.
- b) Al aumentar la temperatura, aumenta la energía de atracción entre moléculas.
- c) Solo se consideran las interacciones entre moléculas de tipo repulsivo.
- d) La velocidad media de las moléculas de un gas disminuye con la temperatura.

(O.Q.L. Murcia 2018)

- a) **Verdadero.** Los choques entre partículas y con las paredes del recipiente deben ser elásticos para que se mantenga constante la energía del sistema.
- b) Falso. Al aumentar la temperatura de las moléculas solo aumenta su energía cinética (velocidad), pero no aumenta la atracción en las ellas.
- c) Falso. De acuerdo con teoría cinético-molecular, las interacciones entre moléculas son prácticamente despreciables, ya que la mayor parte del tiempo las partículas no chocan entre sí.
- d) Falso. De acuerdo con la ecuación de Maxwell, la velocidad molecular aumenta con la temperatura.

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \rightarrow \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La respuesta correcta es la a.

4.42. Considere las siguientes muestras de gas:

Muestra	Sustancia	n (mol)	T (K)	p (atm)
A	S ₂ (g)	1	800	0,20
B	O ₂ (g)	2	400	0,40

¿Cuál de las siguientes propuestas es falsa?

- a) El volumen de la muestra A es doble que el de la muestra B.
- b) La energía cinética media de las moléculas en la muestra A es el doble que la energía cinética media de las moléculas en la muestra B.
- c) El número de moléculas en la muestra B es el doble que en la muestra A.
- d) La velocidad cuadrática media de las moléculas de la muestra A es el doble de la velocidad cuadrática media de las moléculas de la muestra B.

(O.Q.L. Valencia 2019)

- a) Verdadero. Considerando comportamiento ideal, la relación entre los volúmenes ocupados por ambos gases:

$$\frac{V_A}{V_B} = \frac{(1 \text{ mol S}_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (800 \text{ K})}{0,20 \text{ atm}} = \frac{(2 \text{ mol O}_2) \cdot (0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (400 \text{ K})}{0,40 \text{ atm}} = 2$$

- b) Verdadero. De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, la energía cinética media de las moléculas de gas solo depende de la temperatura absoluta:

$$\bar{E}_k = \frac{3}{2}kT \quad \text{siendo } k \text{ la constante de Boltzmann}$$

Como la temperatura del gas A es el doble que la del gas B, su energía cinética también será el doble.

- c) Verdadero. Considerando comportamiento ideal, como el volumen que ocupa el gas A, en las mismas condiciones de p y T , es el doble que el del gas B, el número de moles y moléculas también es el doble.

- d) **Falso.** De acuerdo con la teoría cinético-molecular de Boltzmann, como la temperatura de un gas es doble que la del otro su energía cinética también será el doble, pero de acuerdo con la ecuación de Maxwell al tener diferente masa molar la relación entre sus velocidades cuadráticas medias será:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \rightarrow \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

La relación de velocidades a diferentes temperaturas es:

$$\frac{u_A}{u_B} = \sqrt{\frac{T_A \cdot M_B}{T_B \cdot M_A}} = \sqrt{\frac{800 \text{ K} \cdot (32,0 \text{ g mol}^{-1})}{400 \text{ K} \cdot (64,2 \text{ g mol}^{-1})}} = 1$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.43. Dado un gas ideal a temperatura constante, es cierto que:

- a) Los choques entre sus moléculas o átomos son inelásticos.
- b) Hay moléculas que se moverán muy rápidamente mientras otras estarán casi quietas.
- c) El volumen ocupado dependerá del peso molecular.
- d) Se necesitará aumentar mucho la presión para poder licuarlo.

(O.Q.L. Murcia 2019)

a) Falso. Los choques entre partículas y con las paredes del recipiente deben ser elásticos para que se mantenga constante la energía del sistema.

b) **Verdadero**. Estadísticamente, **las moléculas de un gas a determinada temperatura no se mueven todas con la misma velocidad**, la ecuación de Maxwell permite calcular la velocidad cuadrática media de las moléculas gaseosas:

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M}} \quad \rightarrow \quad \begin{cases} \bar{u} = \text{velocidad cuadrática media} \\ R = \text{constante de los gases} \\ T = \text{temperatura absoluta} \\ M = \text{masa molar} \end{cases}$$

c) Falso. El volumen ocupado por un gas solo depende de las condiciones de presión y temperatura.

d) Falso. Solo es posible licuar el gas si se encuentra por debajo de su temperatura crítica.

La respuesta correcta es la **b**.

IV. TERMOQUÍMICA

1. ENERGÍA DE LAS REACCIONES QUÍMICAS

1.1. El gas X es soluble en agua. Si una disolución acuosa de X se calienta, se observa el desprendimiento de burbujas del gas X. De este hecho, se deduce que:

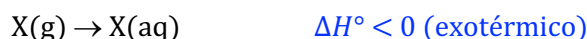
- El proceso de disolución de X en agua es exotérmico.
- El proceso de disolución de X en agua es endotérmico.
- ΔG° es positivo para el proceso de disolución de X en agua.
- ΔG° es negativo para el proceso de disolución de X en agua.

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Asturias 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2012)

La ecuación termoquímica correspondiente al proceso es:



por tanto, el proceso opuesto tendrá una variación de entalpía con signo contrario:



La respuesta correcta es la a.

1.2. Las reacciones exotérmicas:

- Se producen siempre a velocidades de reacción altas.
- Han de tener constantes de equilibrio menores de 1.
- Tienen una variación de entalpía negativa.
- Se producen entre reactivos inestables.

(O.Q.L. Murcia 1998) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

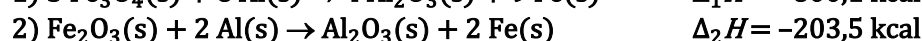
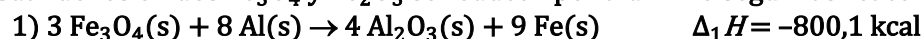
a-b-d) Falso. La velocidad de una reacción, el valor de su constante de equilibrio o la estabilidad de los reactivos, no tienen ninguna relación con el valor de su entalpía.

c) **Verdadero.** Una reacción exotérmica se caracteriza por:

$$\sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) < \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) \quad \rightarrow \quad \Delta H^\circ < 0$$

La respuesta correcta es la c.

1.3. Cuando los óxidos Fe_3O_4 y Fe_2O_3 se reducen por aluminio según las reacciones siguientes:



¿Cómo es la cantidad de calor liberado por mol de Fe formado?

- Mayor en 1 que en 2.
- Mayor en 2 que en 1.
- Igual en 1 que en 2.
- Nula.

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

El calor liberado por mol de Fe en cada proceso es:

$$\Delta_1 H = \frac{-800,1 \text{ kcal}}{9 \text{ mol Fe}} = -88,9 \text{ kcal mol}^{-1} \quad \Delta_2 H = \frac{-203,5 \text{ kcal}}{2 \text{ mol Fe}} = -101,8 \text{ kcal mol}^{-1}$$

Como se observa, en valor absoluto, $\Delta_2 H > \Delta_1 H$.

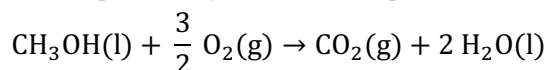
La respuesta correcta es la b.

1.4. Al quemar 25,6 g de metanol, en condiciones estándar, se desprenden 190,4 kJ. La entalpía de combustión del metanol en condiciones estándar es:

- a) -190,4 kJ
- b) -238 kJ mol⁻¹
- c) 238 kJ mol⁻¹
- d) 380,8 kJ mol⁻¹

(O.Q.L. Murcia 2000)

La ecuación química ajustada correspondiente a la combustión del CH₃OH(l) es:



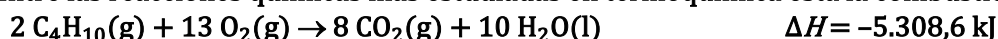
Relacionando cantidad de sustancia con calor se obtiene el valor de la entalpía de combustión:

$$\Delta_c H^\circ = \frac{-190,4 \text{ kJ}}{25,6 \text{ g CH}_3\text{OH}} \cdot \frac{32,0 \text{ g CH}_3\text{OH}}{1 \text{ mol CH}_3\text{OH}} = -238 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(El enunciado propuesto es incorrecto, ya que el valor que se obtiene se corresponde con la entalpía de formación y no con la de combustión cuyo valor es -726 kJ mol⁻¹).

1.5. Entre las reacciones químicas más estudiadas en termoquímica está la combustión del butano:



¿Qué cantidad de energía se liberará si se queman 200,0 g de este gas?

- a) 770 kJ
- b) 1.539,5 kJ
- c) 4.577,1 kJ
- d) 9.154,2 kJ

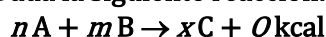
(O.Q.L. Murcia 2001) (O.Q. L. Baleares 2007)

Relacionando cantidad de sustancia y entalpía:

$$200,0 \text{ g C}_4\text{H}_{10} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}}{58,0 \text{ g C}_4\text{H}_{10}} \cdot \frac{-5.308,6 \text{ kJ}}{2 \text{ mol C}_4\text{H}_{10}} = -9.153 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.6. Dada la siguiente reacción:



donde A, B y C representan sustancias puras gaseosas, se propone como balance energético para la cantidad de energía liberada por mol de A:

- a) nQ kcal
- b) $(n + m)Q$ kcal
- c) Q/n kcal
- d) $(x/n + m)Q$ kcal

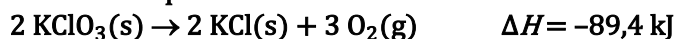
(O.Q.L. Castilla y León 2001)

Relacionando A con la entalpía de la reacción:

$$1 \text{ mol A} \cdot \frac{Q \text{ kcal}}{n \text{ mol A}} = Q/n \text{ kcal}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.7. El oxígeno se puede obtener en el laboratorio por calentamiento de KClO_3 sólido, de acuerdo con la ecuación termoquímica:



Calcule la energía que se libera cuando, por este procedimiento, se obtienen 10,1 L de oxígeno medidos en condiciones normales de presión y temperatura.

- a) 26,8 kJ
- b) 37,2 kJ
- c) 64,0 kJ
- d) 13,4 kJ

(O.Q.L. Murcia 2002)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas que se obtiene es:

$$n = \frac{1,00 \text{ atm} \cdot (10,1 \text{ L O}_2)}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}} = 0,451 \text{ mol O}_2$$

Relacionando cantidad de sustancia y entalpía:

$$0,451 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{-89,4 \text{ kJ}}{3 \text{ mol O}_2} = -13,4 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.8. La afinidad electrónica del yodo es -295 kJ mol^{-1} . Calcule la energía liberada al ionizar 152,4 g de átomos de yodo gas que se encuentran en estado fundamental.

- a) 127 kJ
- b) 354 kJ
- c) 708 kJ
- d) 12,7 kJ

(O.Q.L. Murcia 2002)

La afinidad electrónica del yodo es la energía asociada al proceso:



Relacionando cantidad de sustancia y energía:

$$152,4 \text{ g I} \cdot \frac{1 \text{ mol I}}{126,9 \text{ g I}} \cdot \frac{-295 \text{ kJ}}{1 \text{ mol I}} = -354 \text{ kJ}$$

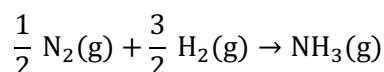
La respuesta correcta es la **b**.

1.9. Cuando reacciona 1,00 L de nitrógeno, medido en condiciones normales, con el hidrógeno necesario para formar amoníaco, se liberan 4.138,2 J. ¿Cuál es la entalpía de formación del amoníaco?

- a) $-92,67 \text{ kJ mol}^{-1}$
- b) $-46,34 \text{ kJ mol}^{-1}$
- c) $-185,34 \text{ kJ mol}^{-1}$
- d) $-307,9 \text{ kJ mol}^{-1}$

(O.Q.L. Murcia 2002)

La ecuación química ajustada correspondiente a la formación de $\text{NH}_3(\text{g})$ es:



Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas que reaccionan es:

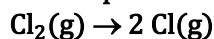
$$n = \frac{1,00 \text{ atm} \cdot (1,00 \text{ L N}_2)}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}} = 0,0446 \text{ mol N}_2$$

Relacionando cantidad de sustancia y calor se obtiene el valor de la entalpía de formación del $\text{NH}_3(\text{g})$:

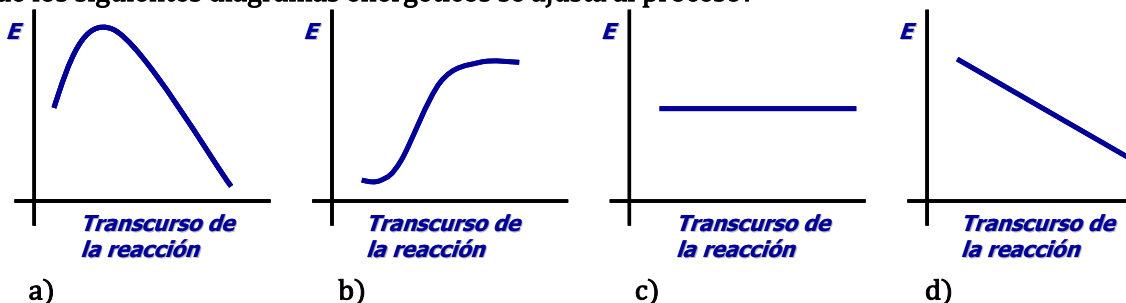
$$\Delta_f H^\circ = \frac{-4.138,2 \text{ J}}{0,0446 \text{ mol N}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = -46,4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la b.

1.10. Para el proceso endotérmico:



¿Cuál de los siguientes diagramas energéticos se ajusta al proceso?



(O.Q.L. Murcia 2003)

Se trata de un proceso en el que se rompen enlaces y para ello hay que comunicar energía, por tanto, es un **proceso endotérmico**. El **contenido energético de los productos es superior al de los reactivos** y el diagrama energético que lo ilustra es el b).

La respuesta correcta es la b.

1.11. La entalpía estándar de combustión del Al(s) es de $-834,9 \text{ kJ}$ por mol de Al. Si reacciona Al con O_2 , ¿en qué circunstancias se desprenderán 1.045 kJ ?

- Cuando se forman $1,252 \text{ mol}$ de Al_2O_3 .
- Cuando se forman $0,626 \text{ mol}$ de Al_2O_3 .
- Cuando reaccionan $0,299 \text{ mol}$ de Al.
- Cuando reaccionan $0,626 \text{ mol}$ de Al.
- Cuando se forman $2,543 \text{ mol}$ de Al.

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. Cantabria 2013)

La ecuación termoquímica correspondiente a la reacción entre O_2 y Al es:



Las respuestas c) y d) son falsas, ya que la cantidad de calor desprendida, 1.045 kJ , es mayor que la correspondiente a cuando reacciona 1 mol de Al.

Relacionando entalpía y cantidad de sustancia:

$$-1.045 \text{ kJ} \cdot \frac{0,5 \text{ mol Al}_2\text{O}_3}{-834,9 \text{ kJ}} = 0,626 \text{ mol Al}_2\text{O}_3$$

La respuesta correcta es la b.

1.12. ¿Cuál de los siguientes hidrocarburos es mejor combustible de un motor de combustión interna?

- Ciclooctano
- Octano
- 3-Etilhexano
- 2,2-Dimetilhexano
- 2,2,4-Trimetilpentano

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

Los hidrocarburos que contienen entre C_6 - C_9 son los principales componentes de la gasolina. No obstante, no arden todos igual, ya que algunos al arder producen explosiones.

El **2,2,4-trimetilpentano, el más ramificado de los propuestos, es el que mejor arde**, por lo que es un excelente combustible para motores de combustión interna (se le asigna un índice de octano de 100). El peor, ya que arde con más explosiones, es el heptano (índice de octano 0).

La respuesta correcta es la **e**.

1.13. ¿De cuál de los siguientes hidrocarburos se obtiene más calor en la combustión completa de 1 L de los mismos en condiciones idénticas?

- a) Metano
- b) Etano
- c) Propano
- d) Butano
- e) Todos igual

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

El **calor de combustión de un hidrocarburo aumenta a medida que aumenta el número de carbonos** que posee. Por este motivo, de los hidrocarburos propuestos, el butano, C_4H_{10} , es el que tiene **mayor calor de combustión**.

Los cuatro hidrocarburos propuestos son gases en condiciones estándar, por tanto, 1 L de cada uno de ellos está integrado por el mismo número de moles de sustancia.

Por ambas razones, **se desprende más calor cuando se quema 1 L de butano**.

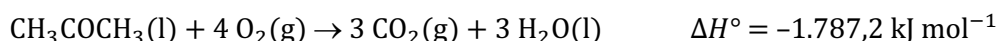
La respuesta correcta es la **d**.

1.14. La entalpía de combustión de la acetona (propanona) es $-1.787,2 \text{ kJ mol}^{-1}$. ¿Cuánta energía se ha desprendido cuando se hayan recogido 13,44 L de CO_2 , medido en c.n., en la combustión de la misma?

- a) 536,16 kJ
- b) 1.072,32 kJ
- c) 357,44 kJ
- d) 1.787,2 kJ

(O.Q.L. Murcia 2004)

La ecuación termoquímica ajustada correspondiente a la combustión de la acetona es:



Considerando comportamiento ideal, el número de moles de gas que se obtienen es:

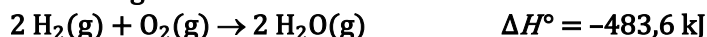
$$n = \frac{1,00 \text{ atm} \cdot 13,44 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 273,15 \text{ K}} = 0,6000 \text{ mol } CO_2$$

Relacionando cantidad de sustancia y calor:

$$0,6000 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{-1.787,2 \text{ kJ}}{3 \text{ mol } CO_2} = -357,4 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.15. Dada la siguiente ecuación termodinámica:



señale la respuesta incorrecta:

- a) Es una reacción exotérmica.
- b) En la formación de 180 g de agua se desprenden 4.836 kJ.
- c) Es un proceso acompañado de una disminución de entropía.
- d) La entalpía de formación del agua gas, en condiciones estándar, es $-241,8 \text{ kJ mol}^{-1}$.

(O.Q.L. Murcia 2004)

a) Correcto. De acuerdo con el signo menos de la entalpía de la reacción se trata de un proceso exotérmico en el que se desprende energía.

b) **Incorrecto.** Relacionando masa y entalpía:

$$180 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{-483,6 \text{ kJ}}{2 \text{ mol H}_2\text{O}} = -2.418 \text{ kJ}$$

c) Correcto. Todas las especies son gaseosas y además existen más moles en reactivos que en productos, por tanto, la variación de entropía del proceso, ΔS° , es:

Se cumple que:

$$2 S^\circ_{\text{H}_2\text{O}(\text{g})} < (2 S^\circ_{\text{H}_2(\text{g})} + S^\circ_{\text{O}_2(\text{g})}) \quad \rightarrow \quad \Delta S^\circ < 0$$

d) Correcto. Relacionando cantidad de sustancia y entalpía:

$$\frac{-483,6 \text{ kJ}}{2 \text{ mol H}_2\text{O}} = -241,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.16. La entalpía estándar de formación del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ es $-285,8 \text{ kJ mol}^{-1}$. ¿Cuál es la energía necesaria expresada como cambio de entalpía estándar, para producir por electrólisis del agua $3,50 \text{ L}$ de oxígeno gas, medidos a $22,5 \text{ }^\circ\text{C}$ y $0,600 \text{ atm}$?

- a) $24,8 \text{ kJ}$
- b) $49,5 \text{ kJ}$
- c) $58,0 \text{ kJ}$
- d) $89,3 \text{ kJ}$
- e) 138 kJ

(O.Q.N. Luarca 2005)

La ecuación termoquímica correspondiente a la electrólisis del agua es:



Considerando comportamiento ideal, el número de moles de O_2 que se obtiene es:

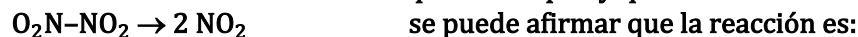
$$n = \frac{0,600 \text{ atm} \cdot (3,50 \text{ L O}_2)}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (22,5 + 273,15) \text{ K}} = 0,0866 \text{ mol O}_2$$

Relacionando cantidad de sustancia y entalpía:

$$0,0866 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{\frac{1}{2} \text{ mol O}_2} \cdot \frac{285,8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 49,5 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.17. Teniendo en cuenta los enlaces que se rompen y que se forman en la reacción:



- a) Exotérmica
- b) Endotérmica
- c) Exoentrópica
- d) Endoentrópica
- e) Espontánea

(O.Q.L. Madrid 2005) (O.Q.L. La Rioja 2005) (O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Granada 2014)

Se trata de una reacción en la que hay que comunicar energía para romper un enlace N-N por lo que se trata de un proceso **endotérmico**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.18. Para la reacción (a 25 °C y 1 atm), $I_2(s) + H_2(g) \rightarrow 2 HI(g)$, si la entalpía es $\Delta H = 52 \text{ kJ}$, puede decirse que:

- a) Exotérmica
- b) Endotérmica
- c) Muy rápida
- d) Espontánea

(O.Q.L. País Vasco 2005)

En un proceso que se caracteriza por tener $\Delta H > 0$ se trata de un proceso **endotérmico**.

La respuesta correcta es la **b**.

1.19. En la combustión de 13,2 g de propano, $C_3H_8(g)$, se liberan $6,60 \cdot 10^3 \text{ kJ}$ de calor. ¿Cuál es el cambio de entalpía para esta reacción?

- a) $0,5 \cdot 10^3 \text{ kJ mol}^{-1}$
- b) $-2,0 \cdot 10^3 \text{ kJ mol}^{-1}$
- c) $-22,0 \cdot 10^3 \text{ kJ mol}^{-1}$
- d) $22,0 \cdot 10^3 \text{ kJ mol}^{-1}$
- e) $-0,5 \cdot 10^3 \text{ kJ mol}^{-1}$

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Madrid 2011)

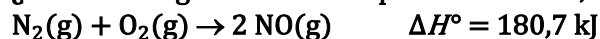
Relacionando masa y calor se obtiene la entalpía de la reacción:

$$\Delta_c H^\circ = \frac{-6,60 \cdot 10^3 \text{ kJ}}{13,2 \text{ g } C_3H_8} \cdot \frac{44,0 \text{ g } C_3H_8}{1 \text{ mol } C_3H_8} = -22,0 \cdot 10^3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **c**.

(El enunciado propuesto en ambas olimpiadas es incorrecto ya que el resultado que se obtiene es diez veces mayor que el que aparece en la bibliografía).

1.20. ¿Cuánta energía es necesaria para obtener 10,0 g de NO a 25 °C y 1 atm?



- a) 59,6 kJ
- b) 180,7 kJ
- c) 90,35 kJ
- d) 29,8 kJ

(O.Q.L. Asturias 2006)

Relacionando la cantidad de sustancia con la entalpía:

$$10,0 \text{ g NO} \cdot \frac{1 \text{ mol NO}}{30,0 \text{ g NO}} \cdot \frac{180,7 \text{ kJ}}{2 \text{ mol NO}} = 30,1 \text{ kJ}$$

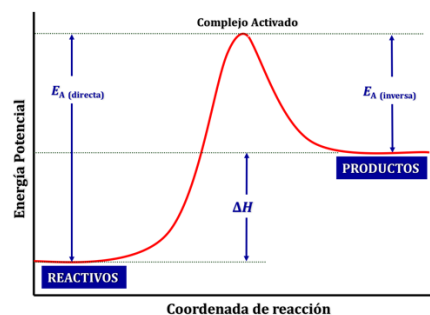
La respuesta correcta es la **d**.

1.21. Si en una reacción $R \rightarrow P$, se sabe que la energía de los productos es mayor que la de los reactivos, se puede afirmar que:

- a) La reacción absorbe energía.
- b) La reacción es exotérmica.
- c) La reacción es espontánea.
- d) Se necesita un catalizador para que se verifique la reacción.

(O.Q.L. Madrid 2007)

Según se observa en el diagrama energético correspondiente a una reacción en la que los productos tienen mayor energía que los reactivos, se trata de una reacción endotérmica, aquella en la que se **absorbe energía**.



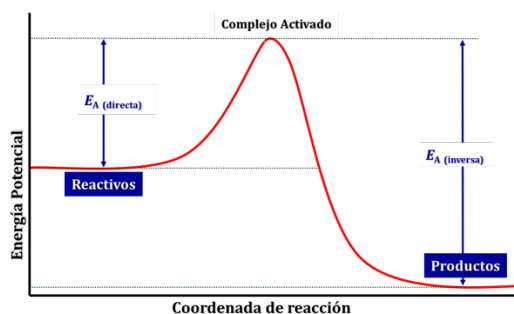
La respuesta correcta es la a.

1.22. ¿Cuál de las siguientes afirmaciones es siempre correcta en una reacción exotérmica?

- No es necesario aportar calor para iniciar la reacción.
- Los productos de la reacción poseen menos energía que los reactivos.
- La reacción transcurre sin necesidad de un catalizador.
- La energía de activación es negativa.

(O.Q.L. Murcia 2007)

Como se puede observar en la imagen, en un proceso exotérmico la energía de los productos es menor que la de los reactivos.



La respuesta correcta es la b.

1.23. Si es aficionado a la leche chocolateada y ha observado el proceso que supone añadir a la leche el polvo, quizás se haya dado cuenta de que durante el mismo se produce un aumento de temperatura. Se podría afirmar:

- Que ese aumento de temperatura se dará en mayor medida cuanto más polvo chocolateado añada.
- Esto es consecuencia de que el proceso es endotérmico.
- Esto es consecuencia de que el proceso implica un aumento de entropía.
- Debe haber un error, puesto que este proceso no puede traer asociado un aumento de temperatura.

(O.Q.L. Murcia 2008)

Como se trata de un proceso exotérmico (aumenta la temperatura), cuanto más polvo chocolateado se añada, se produce mayor aumento de la temperatura.

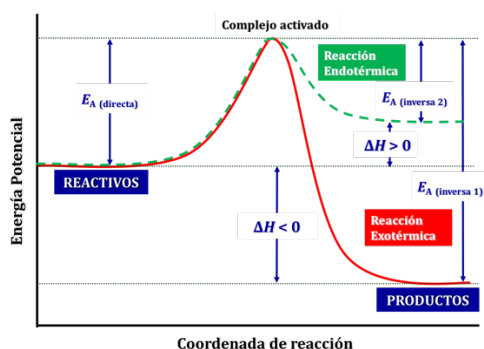
La respuesta correcta es la a.

1.24. ¿Puede darse el caso de dos reacciones químicas, una exotérmica y otra endotérmica, con la misma energía de activación?

- No, las reacciones exotérmicas se caracterizan por poseer energías de activación positivas y en las endotérmicas esta siempre es negativa.
- Sí, siempre que una reacción sea la reacción inversa de la otra.
- Sí, porque el carácter exotérmico o endotérmico de una reacción es independiente de su energía de activación.
- Sí, siempre que se trate de reacciones catalizadas en disolución.

(O.Q.L. Murcia 2008) (O.Q.L. Cádiz 2019)

Como se observa en el diagrama de entalpías, ambas reacciones, exotérmica y endotérmica, tienen la misma energía de activación directa y diferente energía de activación inversa.



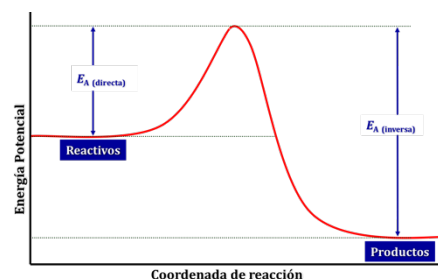
La entalpía de la reacción se obtiene a partir de la **diferencia entre las energías de activación**, directa e inversa:

$$\Delta H = E_A (\text{directa}) - E_A (\text{inversa})$$

La respuesta correcta es la c.

1.25. En el siguiente diagrama, la entalpía de reacción se puede calcular mediante la siguiente expresión:

- a) $\Delta H = E_A (\text{directa}) - E_A (\text{inversa})$
- b) $\Delta H = E_A (\text{inversa})$
- c) $\Delta H = E_A (\text{directa}) + E_A (\text{inversa})$
- d) $\Delta H = E_A (\text{directa})$



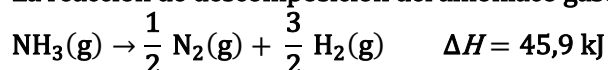
(O.Q.L. Madrid 2008)

Como se deduce del diagrama de entalpías propuesto, la variación de entalpía de la reacción puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H = E_A (\text{directa}) - E_A (\text{inversa})$$

La respuesta correcta es la a.

1.26. La reacción de descomposición del amoníaco gaseoso, $\text{NH}_3(\text{g})$, es:

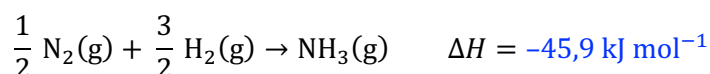


Escoja la respuesta adecuada para completar la frase: la ecuación y el valor de la entalpía demuestran que la formación del $\text{NH}_3(\text{g})$:

- a) Desprende 45,9 kJ por cada mol de NH_3 formado.
- b) Desprende 23 kJ por cada mol de NH_3 empleado.
- c) Absorbe 45,9 kJ por cada mol de NH_3 formado.
- d) Absorbe 23 kJ por cada mol de NH_3 empleado.

(O.Q.L. La Rioja 2008)

La ecuación termoquímica correspondiente a la **formación de $\text{NH}_3(\text{g})$** , proceso opuesto al propuesto, la descomposición del $\text{NH}_3(\text{g})$, es:



El signo negativo de la entalpía indica que se trata de un proceso exotérmico en el que se **desprende calor**.

La respuesta correcta es la a.

1.27. ¿Cuánto calor, expresado en kJ, se desprende en la combustión de 50,00 L de $C_4H_{10}(g)$ medidos en condiciones estándar (25 °C y 1 atm) sabiendo que $\Delta_c H^\circ (C_4H_{10}) = -2.877 \text{ kJ mol}^{-1}$?

- a) $1,438 \cdot 10^3 \text{ kJ}$
- b) $5,887 \cdot 10^3 \text{ kJ}$
- c) $2,887 \cdot 10^3 \text{ kJ}$
- d) $1,438 \cdot 10^5 \text{ kJ}$
- e) $2,887 \cdot 10^5 \text{ kJ}$

(O.Q.N. Ávila 2009)

Considerando comportamiento ideal, el número de moles de C_4H_{10} es:

$$n = \frac{1 \text{ atm} \cdot (50,00 \text{ L } C_4H_{10})}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}} = 2,045 \text{ mol } C_4H_{10}$$

Relacionando cantidad de sustancia y entalpía:

$$2,045 \text{ mol } C_4H_{10} \cdot \frac{-2.877 \text{ kJ}}{1 \text{ mol } C_4H_{10}} = -5,883 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

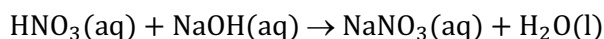
La respuesta correcta es la b.

1.28. En un calorímetro, se determina el calor de neutralización haciendo reaccionar 10,0 mL de HNO_3 13,0 M con 350 mL de $NaOH$ 0,500 M produciéndose un desprendimiento de calor de 7,54 kJ. La entalpía molar de neutralización, $\Delta_n H$, es:

- a) -7,54 kJ
- b) -58,0 kJ
- c) -43,1 kJ
- d) -3,77 kJ
- e) -1,35 kJ

(O.Q.N. Ávila 2009)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización dada es:



La cantidad de cada reactivo es:

$$10,0 \text{ mL } HNO_3 \text{ 13,0 M} \cdot \frac{13,0 \text{ mmol } HNO_3}{1 \text{ mL } HNO_3 \text{ 13,0 M}} = 130 \text{ mmol } HNO_3$$

$$350 \text{ mL } NaOH \text{ 0,500 M} \cdot \frac{0,500 \text{ mmol } NaOH}{1 \text{ mL } NaOH \text{ 0,500 M}} = 175 \text{ mmol } NaOH$$

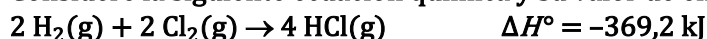
Como la reacción es mol a mol, el HNO_3 que se encuentra en menor cantidad, HNO_3 , es el reactivo limitante que determina el calor que se desprende.

Relacionando calor y cantidad de sustancia se obtiene la entalpía de neutralización:

$$\frac{-7,54 \text{ kJ}}{130 \text{ mmol } HNO_3} \cdot \frac{10^3 \text{ mmol } HNO_3}{1 \text{ mol } HNO_3} = -58,0 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la b.

1.29. Considere la siguiente ecuación química y su valor de entalpía asociada:



¿Cuál de las siguientes afirmaciones es incorrecta?

- a) Si se considera la reacción inversa, el valor de ΔH° es 369,2 kJ.
- b) El valor de ΔH° será -369,2 kJ si el HCl se produce en fase líquida.
- c) Los cuatro enlaces HCl son más fuertes que los cuatro enlaces H_2 y Cl_2 .
- d) Se desprenderá una energía de 92,3 kJ cuando se produzca 1 mol de HCl.

(O.Q.L. La Rioja 2009)

- a) Correcto. Si la reacción dada es exotérmica, $\Delta H^\circ < 0$, la reacción inversa será endotérmica, $\Delta H^\circ > 0$.
- b) **Incorrecto**. Si se produce HCl(l) se desprende también el calor correspondiente al cambio de estado, por tanto, el valor de ΔH° será, en valor absoluto, mayor.
- c) Correcto. Si la reacción dada es exotérmica ($\Delta H^\circ < 0$) quiere decir que se libera más calor al formarse los enlaces en el HCl (son más fuertes) que el que se precisa para romper los enlaces en el H₂ y Cl₂ (son más débiles).
- d) Correcto. La entalpía de formación del HCl(g) es:

$$\frac{-369,2 \text{ kJ}}{4 \text{ mol HCl}} = -92,30 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.30. A una temperatura T , la reacción $A + B \rightarrow C + D$, es espontánea y endotérmica. Por tanto:

- a) Es una reacción rápida.
- b) $\Delta H < 0$.
- c) La entalpía de los productos es mayor que la de los reactivos.
- d) Es espontánea a cualquier temperatura.

(O.Q.L. Murcia 2010)

- a) Falso. Se desconocen los datos cinéticos.
- b) Falso. En una reacción endotérmica se cumple que $\Delta H > 0$.
- c) **Verdadero**. La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\Delta H^\circ = \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos})$$

En un proceso endotérmico se cumple que:

$$\Delta H^\circ > 0 \rightarrow \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) > \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos})$$

- d) Falso. Para saber si la temperatura influye en la espontaneidad es necesario conocer la variación de entropía de la reacción, ΔS .

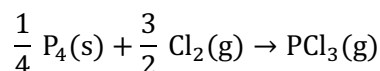
La respuesta correcta es la **c**.

1.31. Si reaccionan 250,0 mg de fósforo en una atmósfera de cloro a presión constante de 1 atm y temperatura de 25 °C, se obtiene PCl₃(g) y se liberan 2,470 kJ de energía. La entalpía estándar de formación del PCl₃(g) es:

- a) -679,25 kJ mol⁻¹
- b) -1.358,50 kJ mol⁻¹
- c) 306,28 kJ mol⁻¹
- d) -306,28 kJ mol⁻¹
- e) -9,87 kJ mol⁻¹

(O.Q.L. Asturias 2010) (O.Q.L. Cantabria 2018)

La ecuación correspondiente a la formación de PCl₃(g) es:



Relacionando cantidad de sustancia y energía:

$$\Delta_f H^\circ = \frac{-2,470 \text{ kJ}}{250,0 \text{ mg P}_4} \cdot \frac{10^3 \text{ mg P}_4}{1 \text{ g P}_4} \cdot \frac{124,0 \text{ g P}_4}{1 \text{ mol P}_4} \cdot \frac{1 \text{ mol P}_4}{4 \text{ mol PCl}_3} = -306,3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(En la cuestión propuesta en Asturias 2010 la masa de P(s) es diferente).

1.32. Cuando el cambio de entalpía es positivo para la disolución de soluto en agua en un vaso de acero, ¿cuál de las siguientes afirmaciones se observará?

- a) Se liberará calor hacia el medio que lo rodea y el vaso se sentirá frío.
- b) Se liberará calor hacia el medio que lo rodea y el vaso se sentirá caliente.
- c) Se absorberá calor desde el medio que lo rodea y el vaso se sentirá caliente.
- d) Se absorberá calor desde el medio que lo rodea y el vaso se sentirá frío.

(O.Q.L. Asturias 2010)

Si $\Delta H > 0$, se trata de un **proceso de disolución endotérmico**. En estos procesos **se absorbe calor desde el medio hacia el vaso**, lo que motiva que baje la temperatura del sistema y **el vaso de acero se sienta frío**.

Es el caso de las sustancias que se emplean para preparar mezclas frigoríficas. Ejemplo de estas son: KCl, NH_4Cl , NH_4NO_3 , etc.

La respuesta correcta es la **d**.

1.33. ¿Qué afirmación es siempre correcta para una reacción exotérmica?

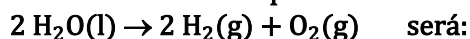
- a) La variación de entalpía es negativa.
- b) La variación de entropía es negativa.
- c) La reacción absorbe calor del entorno.
- d) La reacción es espontánea.

(O.Q.L. La Rioja 2010)

En un proceso exotérmico se desprende calor desde el sistema al entorno y $\Delta H < 0$.

La respuesta correcta es la **a**.

1.34. La variación de entalpía de formación del $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ es $-285,84 \text{ kJ}$. El valor de ΔH° para la reacción:



- a) $-285,84 \text{ kJ}$
- b) $285,84 \text{ kJ}$
- c) $571,68 \text{ kJ}$
- d) $-571,68 \text{ kJ}$

(O.Q.L. Castilla y León 2010) (O.Q.L. Castilla y León 2011)

Si una reacción es exotérmica en un sentido, es endotérmica en sentido contrario.

Relacionando entalpía y cantidad de sustancia:

$$2 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{285,84 \text{ kJ}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 571,68 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **c**.

1.35. Responda cuál de las siguientes propuestas es la verdadera:

- a) El incremento de entalpía depende del número de etapas en que se verifica la reacción.
- b) La variación de entalpía es igual al incremento de temperatura.
- c) En un proceso espontáneo la variación de energía de Gibbs es positiva.
- d) En los procesos exotérmicos la variación de entalpía es negativa.

(O.Q.L. Castilla y León 2011)

a) Falso. De acuerdo con la ley de Hess (1840):

“la variación de entalpía asociada a un proceso es la misma tanto si este se realiza en una sola etapa o transcurre en varias etapas diferentes”.

El número de etapas intermedias no influye en la entalpía de la reacción.

- b) Falso. La variación de entalpía es el calor intercambiado en un proceso medido a presión constante.
- c) Falso. Un proceso espontáneo se caracteriza porque $\Delta G < 0$.

d) **Verdadero**. Un proceso exotérmico se caracteriza porque $\Delta H < 0$.

La respuesta correcta es la **d**.

1.36. Para la reacción $A + B \rightarrow C + D$, la energía de activación es 40 kJ mol^{-1} . Para la reacción inversa la energía de activación es 60 kJ mol^{-1} . Se puede afirmar que la reacción propuesta:

- Es endotérmica.
- Es exotérmica.
- Tiene una entalpía de reacción de 100 kJ mol^{-1} .
- Es una reacción muy lenta.

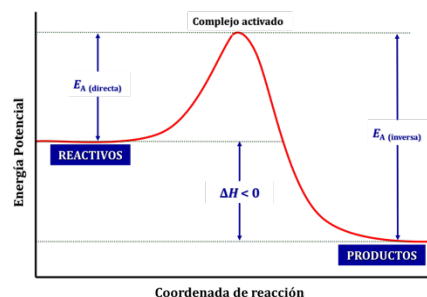
(O.Q.L. Murcia 2011)

Como se deduce del diagrama entálpico de la reacción propuesta, la variación de entalpía de una reacción puede calcularse a partir de la expresión:

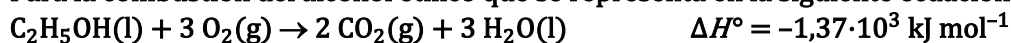
$$\begin{aligned}\Delta H &= E_{A(\text{directa})} - E_{A(\text{inversa})} = \\ &= 40 \text{ kJ mol}^{-1} - 60 \text{ kJ mol}^{-1} = -20 \text{ kJ mol}^{-1}\end{aligned}$$

Como $\Delta H < 0$, se trata de una reacción **exotérmica**.

La respuesta correcta es **b**.



1.37. Para la combustión del alcohol etílico que se representa en la siguiente ecuación:



¿Cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas?

- La reacción es exotérmica.
- La variación de entalpía podría ser diferente si se formara agua gas.
- No es una reacción de oxidación-reducción.
- Los productos de la reacción ocupan más volumen que los reactivos.

- I, II
- I, II, III
- I, III, IV
- III, IV
- I

(O.Q.N. Alicante 2013) (O.Q.L. Granada 2016)

I. **Verdadero**. La reacción es exotérmica ya que $\Delta H^\circ < 0$.

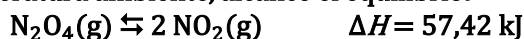
II. **Verdadero**. La entalpía de la reacción sería menor si se formara agua gas, ya que no se tendría el calor desprendido en la condensación de la misma.

III. Falso. La combustión es una oxidación llevada a su grado máximo.

IV. Falso. Hay más moles de gas en los reactivos que en los productos.

La respuesta correcta es la **a**.

1.38. Se introducen en un recipiente de 1 L de capacidad 0,500 mol de $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$, se cierra y se deja que, a temperatura ambiente, alcance el equilibrio:



Si en el equilibrio el $\text{N}_2\text{O}_4(\text{g})$ está disociado en un 5,00 %, la cantidad de energía puesta en juego en el proceso es:

- Se desprenden 28,6 kJ.
- Se necesitan absorber 28,6 kJ.
- Se necesita suministrarle 27,2 kJ.
- Se necesita aportarle 1,43 kJ.

(O.Q.L. Asturias 2014)

Se trata de un proceso endotérmico en el que el calor absorbido al disociar esa cantidad de sustancia es:

$$0,500 \text{ mol N}_2\text{O}_4 \cdot \frac{5,00 \text{ mol N}_2\text{O}_4 \text{ (disociado)}}{100 \text{ mol N}_2\text{O}_4 \text{ (inicial)}} \cdot \frac{57,42 \text{ kJ}}{1 \text{ mol N}_2\text{O}_4} = 1,43 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **d**.

1.39. Indique cuál de los siguientes procesos es endotérmico:

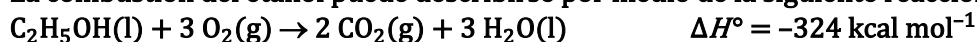
- La explosión al mezclar agua y cesio.
- El enfriamiento producido al evaporarse unas gotas de éter etílico en la palma de una mano.
- La combustión del propano con oxígeno.
- El aumento de temperatura al mezclar disoluciones acuosas de NaOH y HCl.

(O.Q.L. Murcia 2014)

- Falso. Una explosión está asociada a un proceso muy exotérmico.
- Verdadero.** Se trata de un proceso endotérmico ya que para vaporizar el éter etílico se absorbe calor que se emplea en romper los enlaces intermoleculares existentes entre las moléculas de esta sustancia.
- Falso. Los procesos de combustión son muy exotérmicos.
- Falso. Las reacciones de neutralización son procesos exotérmicos.

La respuesta correcta es la **b**.

1.40. La combustión del etanol puede describirse por medio de la siguiente reacción:



De las siguientes opciones escoja la correcta:

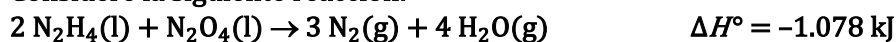
- La variación de entalpía podría ser diferente de formarse agua en estado gaseoso.
- Bajo las mismas condiciones de presión y temperatura, el volumen de los productos es mayor que el de los reactivos.
- La reacción es endotérmica.
- La reacción es endotérmica por encima de la temperatura crítica.
- Ninguna de las opciones es correcta.

(O.Q.L. País Vasco 2015)

- Verdadero.** Si se forma $\text{H}_2\text{O(g)}$ la entalpía de la reacción es diferente ya que hay que tener en cuenta la entalpía molar de cambio de estado.
- Falso. Existen mayor cantidad de moles de gas en los reactivos que en los productos.
- c-d) Falso. El signo negativo de la entalpía indica que la reacción es exotérmica y la temperatura crítica no tiene que ver con que la reacción sea o no endotérmica.

La respuesta correcta es la **a**.

1.41. Considere la siguiente reacción:



¿Cuánta energía se liberará en esta reacción durante la formación de 140,0 g de $\text{N}_2\text{(g)}$?

- 1.078 kJ
- 1.797 kJ
- 3.234 kJ
- 4.560 kJ
- 5.390 kJ

(O.Q.L. La Rioja 2015) (O.Q.L. Granada 2020)

La cantidad de energía que se libera en la formación de 140,0 g de N_2 es:

$$140,0 \text{ g N}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{28,00 \text{ g N}_2} \cdot \frac{-1.078 \text{ kJ}}{3 \text{ mol N}_2} = -1.797 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2001 y otras).

1.42. ¿Cuál de los siguientes es un ejemplo de proceso químico exotérmico?

- a) Evaporación del agua.
- b) Combustión de carbón.
- c) Fotosíntesis de glucosa.
- d) Fusión del hielo.

(O.Q.L. Murcia 2015)

a-d) Falso. Se trata de procesos físicos ya que son cambios de estado.

b) **Verdadero**. Los procesos de combustión son muy exotérmicos.

c) Falso. La fotosíntesis es un proceso endotérmico ya que requiere energía solar para llevarse a cabo.

La respuesta correcta es la b.

1.43. Se recomienda que el fuego originado por un aparato eléctrico no se intente apagar con agua. Sin embargo, el empleo de extintores de CO₂ resulta muy efectivo. Estos extintores sí son adecuados porque el CO₂:

- a) Desplaza al oxígeno.
- b) Hace que la combustión sea sin llama.
- c) Forma vapor de agua.
- d) Disminuye la velocidad de reacción.

(O.Q.L. Murcia 2015)

El CO₂ **desplaza al O₂** que actúa como comburente, y sin él no puede tener lugar la combustión.

La respuesta correcta es la a.

1.44. La temperatura de ebullición del N₂ es 77 K. Cuando se abre un recipiente con nitrógeno líquido, se observa como se forma una capa de hielo en torno a su abertura. La explicación a este fenómeno es:

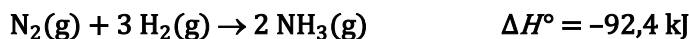
- a) El agua a 0 °C está más fría que el N₂ líquido y por esto se congela.
- b) El N₂ hierve y luego se enfría para formar un sólido en la abertura del recipiente.
- c) Las moléculas de agua atrapadas en el seno del N₂ líquido escapan y se congelan.
- d) El vapor de agua del aire próximo a la abertura del recipiente se congela.

(O.Q.L. Murcia 2015)

El vapor de agua contenido en el aire está a mayor temperatura que el N₂ líquido contenido dentro del recipiente, por tanto, le cede calor a este que se convierte en vapor, mientras que **el vapor de agua se congela sobre el recipiente**.

La respuesta correcta es la d.

1.45. Dada la síntesis del amoníaco:

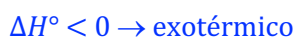


Señale cuál de las afirmaciones es correcta:

- a) Cuando se forman 17,02 g de amoníaco en condiciones estándar se desprenden 92,4 kJ.
- b) Puesto que la variación de entalpía es negativa, se puede asegurar que el proceso es espontáneo.
- c) Puesto que la variación de entalpía es negativa, el proceso es exotérmico.
- d) El calor de formación del amoníaco es 92.400 J.

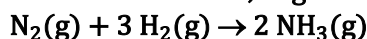
(O.Q.L. Castilla y León 2016)

Respecto a variación de entalpía de un proceso:



La respuesta correcta es la c.

1.46. Cuando reacciona 1,00 g de nitrógeno, a 25 °C y 1 atm, según la reacción:



se desprenden 788,6 cal. Calcule la entalpía de formación del amoníaco en kJ mol^{-1} .

- a) -184,6
- b) 92,3
- c) -46,2
- d) -92,3

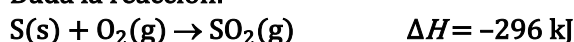
(O.Q.L. La Rioja 2016)

Relacionando cantidad de sustancia y calor se obtiene la entalpía de formación:

$$\frac{-788,6 \text{ cal}}{1,00 \text{ g N}_2} \cdot \frac{28,0 \text{ g N}_2}{1 \text{ mol N}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NH}_3} \cdot \frac{4,18 \text{ J}}{1 \text{ cal}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = -46,1 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

1.47. Dada la reacción:



¿cuál de las siguientes propuestas es incorrecta?

- a) La reacción es exotérmica.
- b) Cuando reaccionan 0,5 mol de azufre se desprenden 148 kJ.
- c) Para que la reacción tenga lugar los reactivos tienen que absorber 296 kJ.
- d) Cuando se queman 32,0 g de azufre se desprenden $2,96 \cdot 10^5 \text{ J}$.

(O.Q.L. Valencia 2017)

- a) Correcta. La reacción es exotérmica ya que $\Delta H < 0$.
- b) Correcta. La cantidad de energía que se libera cuando reaccionan 0,5 mol de S es:

$$0,5 \text{ mol S} \cdot \frac{-296 \text{ kJ}}{1 \text{ mol S}} = -148 \text{ kJ}$$

- c) **Incorrecta.** Si la reacción es exotérmica los reactivos no tienen que absorber energía.
- d) Correcta. La cantidad de energía que se libera cuando se queman 32,0 g de S es:

$$32,0 \text{ g S} \cdot \frac{1 \text{ mol S}}{32,1 \text{ g S}} \cdot \frac{-296 \text{ kJ}}{1 \text{ mol S}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} = -2,96 \cdot 10^5 \text{ J}$$

La respuesta correcta es la c.

1.48. La reacción:



es un proceso endotérmico. Si en un vaso de precipitado se hace que reaccionen a temperatura ambiente, ¿qué le pasa a la temperatura de la mezcla dentro del vaso?

- a) Aumenta
- b) Disminuye
- c) Permanece igual
- d) Depende de las cantidades.

(O.Q.L. Valencia 2018)

En un proceso endotérmico el sistema absorbe calor del entorno por lo que la temperatura de la mezcla reaccionante **disminuye**, esto se pone de manifiesto al observar que condensa vapor de agua del entorno en la superficie exterior del vaso.

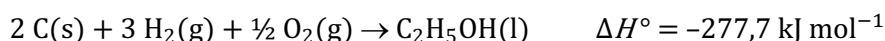
La respuesta correcta es la b.

1.49. La entalpía de formación estándar del etanol es $-277,7 \text{ kJ mol}^{-1}$. Indique la entalpía de reacción, en condiciones estándar, del proceso por el que cuatro moles de grafito reaccionarían con los gases hidrógeno y oxígeno para dar etanol:

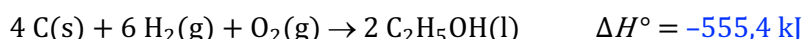
- a) $-69,42 \text{ kJ}$
- b) $-277,7 \text{ kJ}$
- c) $-555,4 \text{ kJ}$
- d) $-1.110,8 \text{ kJ}$

(O.Q.N. Santander 2019)

La ecuación termoquímica correspondiente a la formación del etanol es:

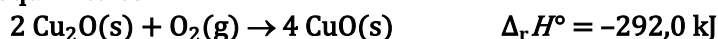


Multiplicando la ecuación anterior por dos se obtiene:



La respuesta correcta es la c.

1.50. La oxidación del óxido de cobre(I) a óxido de cobre(II) es un proceso exotérmico cuya ecuación termoquímica es:



¿Cuánto dióxido de cobre(I) hace falta para oxidar 25,0 g de $\text{Cu}_2\text{O(s)}$ a presión constante y cuánta energía se liberará en forma de calor a presión constante?

- a) 1,40 g 24,42 kcal
- b) 1,40 g 12,15 kcal
- c) 2,80 g 6,10 kcal
- d) 1,40 g 9,14 kcal

(O.Q.L. La Rioja 2019)

Relacionando Cu_2O y con O_2 :

$$25,0 \text{ g Cu}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}_2\text{O}}{143,0 \text{ g Cu}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{2 \text{ mol Cu}_2\text{O}} \cdot \frac{32,0 \text{ g O}_2}{1 \text{ mol O}_2} = 2,80 \text{ g O}_2$$

Relacionando cantidad de sustancia y entalpía:

$$25,0 \text{ g Cu}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol Cu}_2\text{O}}{143,0 \text{ g Cu}_2\text{O}} \cdot \frac{-292,0 \text{ kJ}}{2 \text{ mol Cu}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ kcal}}{4,18 \text{ kJ}} = -6,11 \text{ kcal}$$

La respuesta correcta es la c.

1.51. El hidrógeno es un vector energético (también llamado combustible) que, por su eficacia y limpieza, puede servir para el transporte por carretera en un futuro cercano. Recientemente, en el periódico El País (25 de octubre de 2019), se publicó un reportaje en el que se describía un viaje de 500 km con 5,00 kg de hidrógeno.

Sabiendo que la entalpía de formación del agua en fase gaseosa es $-241,8 \text{ kJ mol}^{-1}$, ¿cuál es el gasto energético por km de dicho vehículo?

- a) 425 kJ
- b) 1.209 kJ
- c) 2.178 kJ
- d) No se puede resolver con estos datos.

(O.Q.L. Madrid 2020)

Teniendo en cuenta que la entalpía de combustión del H_2 coincide con la entalpía de formación del H_2O y relacionando la cantidad de H_2 disponible con su entalpía y la distancia recorrida se puede obtener el consumo energético por km:

$$\frac{5,00 \text{ kg H}_2}{500 \text{ km}} \cdot \frac{10^3 \text{ g H}_2}{1 \text{ kg H}_2} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2}{2,0 \text{ g H}_2} \cdot \frac{-241,8 \text{ kJ}}{1 \text{ mol H}_2} = 1.209 \text{ kJ km}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **b**.

1.52. Con respecto a todo proceso endotérmico, se puede afirmar que:

- a) En él se absorbe energía.
- b) En él se libera energía.
- c) La absorción o liberación de energía dependerá de la temperatura a la que transcurra.
- d) Nunca será espontáneo.

(O.Q.L. Murcia 2020)

En un proceso endotérmico el sistema **absorbe energía** del entorno.

La respuesta correcta es la **a**.

2. CALORIMETRÍA

2.1. Una taza de 137 g a 20,0 °C se llena con 246 g de café caliente a 86,0 °C. El calor específico del café es 4,00 J g⁻¹ °C⁻¹ y el de la taza 0,752 J g⁻¹ °C⁻¹. Suponiendo que no hay pérdida de calor a los alrededores, ¿cuál es la temperatura final del sistema?

- a) 79,9 °C
- b) 93,7 °C
- c) 98,4 °C
- d) 76,0 °C
- e) 53,0 °C

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Extremadura 2013)

Teniendo en cuenta que la taza se comporta como un calorímetro y, aceptando que este es un sistema aislado en el que no entra ni sale calor, $Q_{\text{sistema}} = 0$:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{taza}} + Q_{\text{café}} = 0 \quad \text{donde}$$

$$Q_{\text{taza}} = \text{calor absorbido por la taza para pasar de } 20,0 \text{ °C a } T_{\text{eq}}$$

$$Q_{\text{café}} = \text{calor cedido por el café para pasar de } 86,0 \text{ °C a } T_{\text{eq}}$$

$$m_{\text{taza}} C_{\text{taza}} (T_{\text{eq}} - T_{\text{taza}}) + m_{\text{café}} C_{\text{café}} (T_{\text{eq}} - T_{\text{café}}) = 0$$

Sustituyendo:

$$[137 \text{ g} \cdot (0,752 \text{ J g}^{-1} \text{ °C}^{-1}) \cdot (T_{\text{eq}} - 20,0) \text{ °C}] + [246 \text{ g} \cdot (4,00 \text{ J g}^{-1} \text{ °C}^{-1}) \cdot (T_{\text{eq}} - 86,0) \text{ °C}] = 0$$

Se obtiene, $T_{\text{eq}} = 79,7 \text{ °C}$.

La respuesta correcta es la a.

2.2. ¿Qué cantidad de calor, expresada en J, se necesita para aumentar la temperatura de 5,00 g de agua desde 25,0 °C a 35,0 °C?

- a) 7.075 J
- b) 12 J
- c) 21 J
- d) 105 J
- e) 209 J

(Dato. $C(\text{agua}) = 4,184 \text{ J g}^{-1} \text{ K}^{-1}$).

(O.Q.L. Extremadura 2005)

Experimentalmente, se ha determinado que la cantidad de calor intercambiado por un sistema viene dado por la expresión:

$$Q = m C \Delta T$$

El valor del calor absorbido por el agua para aumentar la temperatura desde 25,0 K a 35,0 K es:

$$Q = 5,00 \text{ g} \cdot (4,184 \text{ J K}^{-1} \text{ g}^{-1}) \cdot (35,0 - 25,0) \text{ K} = 209 \text{ J}$$

La respuesta correcta es la e.

2.3. Se añade 0,0500 L de una disolución de ácido clorhídrico 0,200 M a 0,0500 L de amoníaco acuoso 0,200 M en un calorímetro cuya capacidad calorífica es 480 J K⁻¹. La temperatura ascendió en 1,09 K. Calcule $\Delta_r H^\circ$ para la siguiente reacción, $\text{HCl}(\text{aq}) + \text{NH}_3(\text{aq}) \rightarrow \text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq})$.

- a) -58,2 kJ mol⁻¹
- b) -55,8 kJ mol⁻¹
- c) -63,4 kJ mol⁻¹
- d) -52,3 kJ mol⁻¹
- e) -61,1 kJ mol⁻¹

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Madrid 2011)

Suponiendo que el calorímetro es un sistema aislado en el que no entra ni sale calor, $Q_{\text{sistema}} = 0$:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{calorímetro}} + Q_{\text{reacción}} = 0$$

donde:

$Q_{\text{calorímetro}}$ = calor absorbido por el calorímetro para aumentar la temperatura

$Q_{\text{reacción}}$ = calor cedido en la neutralización

El valor del calor desprendido en la reacción de neutralización es:

$$Q_{\text{reacción}} = -k_{\text{calorímetro}} \Delta T = (-480 \text{ J K}^{-1}) \cdot (1,09 \text{ K}) = -523 \text{ J}$$

Como se hacen reaccionar volúmenes iguales de disolución de igual concentración y la estequiometría de la reacción es mol a mol, se trata de cantidades estequiométricas. El número de moles de cada reactivo es:

$$0,0500 \text{ L HCl } 0,200 \text{ M} \cdot \frac{0,200 \text{ mol HCl}}{1 \text{ L HCl } 0,200 \text{ M}} = 0,0100 \text{ mol HCl}$$

Relacionando moles de sustancia con calor se obtiene la entalpía de la reacción de neutralización:

$$\Delta_r H^\circ = \frac{-523 \text{ kJ}}{0,0100 \text{ mol HCl}} = -52,3 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

2.4. La energía necesaria para calentar una masa de hielo de 2,00 kg desde 0,0 °C hasta 25,0 °C es:

- a) 209 J
- b) 889 kJ
- c) 680 kJ
- d) 209 kJ

(Datos del H₂O: $C_p = 4,18 \text{ J g}^{-1} \text{ °C}^{-1}$; $\Delta_{\text{fus}}H = 3,40 \cdot 10^2 \text{ J g}^{-1}$).

(O.Q.L. Madrid 2008)

Suponiendo un sistema aislado en el que no entra ni sale calor:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{fus}} + Q_{\text{agua}}$$

donde:

Q_{fus} = calor absorbido por el hielo para fundirse

Q_{agua} = calor absorbido por el agua para aumentar la temperatura

queda como:

$$Q_{\text{sistema}} = (m \Delta_{\text{fus}}H) + (m C_p \Delta T) = m (\Delta_{\text{fus}}H + C_p \Delta T)$$

El calor necesario para el proceso de calentamiento es:

$$Q_{\text{sistema}} = \left[2,00 \text{ kg} \cdot \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \cdot (3,40 \cdot 10^2 \text{ J g}^{-1}) + (4,18 \text{ J g}^{-1} \text{ °C}^{-1}) \cdot (25,0 - 0,0) \text{ °C} \right] \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = 889 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **b**.

2.5. El calor necesario para elevar la temperatura de 7,35 g de agua de 21,0 °C a 98,0 °C es:

- a) 2.360 J
- b) 1.850 J
- c) 2.150 J
- d) 3.600 J

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

Experimentalmente, se ha determinado que la cantidad de calor intercambiado por un sistema viene dado por la expresión:

$$Q = m C_e \Delta T$$

El calor necesario para conseguir ese aumento de temperatura es:

$$Q = 7,35 \text{ g} \cdot (4,18 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (98,0 - 21,0) \text{ K} = 2,37 \cdot 10^3 \text{ J}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Extremadura 2005).

2.6. Un estudiante mezcla 100 mL de disolución 0,5 M de NaOH con 100 mL de disolución 0,5 M de HCl en un recipiente aislado y observa un incremento de temperatura de ΔT_1 . Al repetir el experimento usando 200 mL de cada disolución observa un cambio de temperatura ΔT_2 . Si el calor no es absorbido ni por los alrededores ni por el recipiente donde ocurre la reacción la relación entre ΔT_1 y ΔT_2 es:

- a) $\Delta T_2 = \Delta T_1$
- b) $\Delta T_2 = 0,5 \Delta T_1$
- c) $\Delta T_2 = 2 \Delta T_1$
- d) $\Delta T_2 = 4 \Delta T_1$

(O.Q.L. Valencia 2009)

Se trata de una reacción de neutralización en la que en ambos experimentos se utilizan cantidades estequiométricas y se cumple que:

$$Q_{\text{absorbido disolución}} = Q_{\text{desprendido neutralización}}$$

Llamando x al calor desprendido en la neutralización del experimento 1, el calor desprendido en el experimento 2 será $2x$, ya que en este se utiliza doble cantidad de ambos reactivos.

Llamando C a la capacidad calorífica específica de la disolución y haciendo las siguientes suposiciones previas:

- que la densidad aproximada de la disolución resultante es 1 g cm^{-3}
- que los volúmenes son aditivos,

por tanto, se puede considerar que las masas finales de ambos experimentos son 200 g y 400 g, respectivamente.

El calor absorbido por la mezcla se puede calcular mediante la expresión:

$$Q = m C \Delta T$$

La variación de temperatura en cada uno de los experimentos es:

$$\left. \begin{array}{l} \Delta T_1 = \frac{x}{200 \cdot C} \\ \Delta T_2 = \frac{2x}{400 \cdot C} \end{array} \right\} \rightarrow \Delta T_2 = \Delta T_1$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.7. Considere dos metales, A y B, cada uno con una masa de 100 g y ambos a la temperatura de 20 °C. El calor específico de A ($50 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$) es mayor que el de B ($25 \text{ J kg}^{-1} \text{ K}^{-1}$). Si se aplica una potencia de calentamiento de 50 J s^{-1} , ¿cuál es el metal que tarda más tiempo en alcanzar la temperatura de 21 °C?

- a) El metal A.
- b) El metal B.
- c) Ambos tardan el mismo tiempo.
- d) No se dispone de información suficiente para responder a esta pregunta.

(O.Q.L. País Vasco 2013)

El calor intercambiado por una sustancia se calcula experimentalmente por medio de la siguiente expresión:

$$Q = m C \Delta T \rightarrow \begin{cases} m = \text{masa de la sustancia} \\ C = \text{calor específico de la sustancia} \\ \Delta T = \text{variación de temperatura} \end{cases}$$

La potencia calorífica suministrada, P , se calcula mediante la siguiente expresión:

$$P = \frac{Q}{t}$$

Igualando el calor de ambas expresiones se obtiene:

$$P t = m C \Delta T$$

Se observa, que el tiempo es directamente proporcional al calor específico de la sustancia, por tanto, la sustancia con mayor valor de esta magnitud, **el metal A**, es quien **tarda más en calentarse**.

La respuesta correcta es la **a**.

2.8. Una determinada marca de cerveza tiene un contenido en etanol del 6,00 % en volumen. Si se bebe una jarra de cerveza de 250 mL, la masa de sudor que deberá evaporarse para eliminar la energía producida por la combustión del etanol es:

- a) 8,72 g
- b) 10,9 g
- c) 157 g
- d) 196 g
- e) 245 g

(Datos. $\Delta_c H^\circ$ (combustión de etanol) = $-1.371 \text{ kJ mol}^{-1}$; $\Delta_{\text{vap}} H^\circ$ (vaporización de agua) = $41,0 \text{ kJ mol}^{-1}$. ρ (g mL^{-1}): cerveza = 1,00; etanol = 0,800. Suponga que el sudor estuviese constituido solo por agua).

(O.Q.N. Oviedo 2014)

Teniendo en cuenta que el organismo se comporta como un calorímetro y, aceptando que este es un sistema aislado en el que no entra ni sale calor, $Q_{\text{sistema}} = 0$:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{etanol}} + Q_{\text{agua}} = 0$$

donde:

Q_{etanol} = calor cedido en la combustión del etanol, $\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$, contenido en la cerveza

Q_{agua} = calor absorbido por el organismo para evaporar el sudor (agua)

Sustituyendo:

$$m_{\text{etanol}} \Delta_c H^\circ + m_{\text{agua}} \Delta_{\text{vap}} H^\circ = 0$$

$$250 \text{ mL cerveza} \cdot \frac{6,00 \text{ mL C}_2\text{H}_6\text{O}}{100 \text{ mL cerveza}} \cdot \frac{0,800 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O}}{1 \text{ mL C}_2\text{H}_6\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}}{46,0 \text{ g C}_2\text{H}_6\text{O}} \cdot \frac{-1.371 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_6\text{O}} +$$

$$+ x \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \frac{41,0 \text{ kJ}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} = 0 \quad \rightarrow \quad x = 157 \text{ g H}_2\text{O}$$

La respuesta correcta es la **c**.

2.9. ¿Qué elemento, entre los siguientes, podrías fundir con el calor de tus manos?

- a) As
- b) Ca
- c) Ga
- d) Ge
- e) Zn

(O.Q.L. País Vasco 2015)

Para que un elemento se pueda fundir únicamente con el calor aportado por un cuerpo humano debe tener un calor molar latente de fusión muy bajo. De los elementos propuestos, el único que cumple esa condición es el **galio (Ga)** lo que motiva que se encuentre en estado líquido casi a temperatura ambiente.

Consultando la bibliografía, se encuentra que los valores del calor molar latente de fusión y de la temperatura de fusión son, respectivamente: $5,59 \text{ kJ mol}^{-1}$ y $302,9 \text{ K}$.

La respuesta correcta es la **c**.

2.10. ¿Cuánta energía debe ser suministrada para pasar 36 g de hielo a $0 \text{ }^\circ\text{C}$, a agua a temperatura y presión ambiente?

- a) 12 kJ
- b) 16 kJ
- c) 19 kJ
- d) 22 kJ

(Datos. $\Delta_{\text{fus}}H^\circ = 6,01 \text{ kJ mol}^{-1}$; $C_p^\circ = 4,18 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$).

(O.Q.N. El Escorial 2017)

Considerando que el proceso tiene lugar en un sistema aislado en el que no entra ni sale calor:

$$Q = Q_{\text{fusión}} + Q_{\text{agua}} = 0$$

donde:

$Q_{\text{fusión}}$ = calor absorbido en la fusión del hielo

Q_{agua} = calor absorbido en el calentamiento del agua

Sustituyendo:

$$Q = m_{\text{hielo}} \Delta_{\text{fus}}H^\circ + m_{\text{hielo}} C_p^\circ \Delta T = m_{\text{hielo}} (\Delta_{\text{fus}}H^\circ + C_p^\circ \Delta T)$$

$$Q = 36 \text{ g H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol H}_2\text{O}}{18,0 \text{ g H}_2\text{O}} \cdot \left(\frac{6,01 \text{ kJ}}{1 \text{ mol H}_2\text{O}} + 4,18 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \cdot (25 - 0) \text{ K} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} \right) = 12 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **a**.

2.11. Un vaso de 100 g se retira del lavavajillas a $45,0 \text{ }^\circ\text{C}$ y se llena con 125 mL de vino tinto que está a $12,0 \text{ }^\circ\text{C}$. Si los calores específicos del vaso y del vino son, respectivamente, $0,620$ y $2,50 \text{ J g}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}$ y la densidad del vino es $1,05 \text{ g mL}^{-1}$, la temperatura final ($^\circ\text{C}$) del conjunto vaso con vino será:

- a) 22,7
- b) 17,3
- c) 19,8
- d) 27,5

(O.Q.L. Extremadura 2017)

Teniendo en cuenta que el vaso se comporta como un calorímetro y, aceptando que este es un sistema aislado en el que no entra ni sale calor, $Q_{\text{sistema}} = 0$:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{vaso}} + Q_{\text{vino}} = 0$$

donde:

Q_{vaso} = calor cedido por el vaso para pasar de $45,0 \text{ }^\circ\text{C}$ a T_{eq}

Q_{vino} = calor absorbido por el vino para pasar de $12,0 \text{ }^\circ\text{C}$ a T_{eq}

$$m_{\text{vaso}} C_{\text{vaso}} (T_{\text{eq}} - T_{\text{vaso}}) + V_{\text{vino}} \rho_{\text{vino}} C_{\text{vino}} (T_{\text{eq}} - T_{\text{vino}}) = 0$$

Sustituyendo:

$$\begin{aligned} & [100 \text{ g} \cdot (0,620 \text{ J g}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}) \cdot (T_{\text{eq}} - 45,0) \text{ }^\circ\text{C}] + \\ & + [125 \text{ mL} \cdot (1,05 \text{ g mL}^{-1}) \cdot (2,50 \text{ J g}^{-1} \text{ }^\circ\text{C}^{-1}) \cdot (T_{\text{eq}} - 12,0) \text{ }^\circ\text{C}] = 0 \end{aligned}$$

Se obtiene, $T_{\text{eq}} = 17,2 \text{ }^\circ\text{C}$.

La respuesta correcta es la **b**.

2.12. Una muestra de 9,40 g de KBr se disuelve en 105 g de H₂O a 23,6 °C en una taza de café. ¿Cuál es la temperatura final del sistema?

- a) 20,0 °C
- b) 20,3 °C
- c) 26,1 °C
- d) 27,2 °C

(Datos. Suponga que el calor no se transfiere a la taza ni a los alrededores.

Propiedades de la disolución: masa molar del KBr = 119,1 g mol⁻¹; Δ_{sol}H(KBr) = 19,9 kJ mol⁻¹; C_e de la disolución = 4,184 J g⁻¹ °C⁻¹).

(O.Q.N. Salamanca 2018)

Como Δ_{sol}H(KBr) > 0, quiere decir que el proceso de disolución del KBr es endotérmico, por tanto, el H₂O contenida en la taza se enfría.

Considerando que la taza es un sistema aislado, en la que ni entra, ni sale, ni absorbe calor, Q_{sistema} = 0, se puede plantear el siguiente balance de energía:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{dis}} + Q_{\text{taza}} + Q_{\text{KBr}} = 0 \rightarrow \begin{cases} Q_{\text{KBr}} = \text{calor absorbido por el KBr al disolverse} \\ Q_{\text{taza}} = 0 \\ Q_{\text{dis}} = \text{calor desprendido por el H}_2\text{O} \end{cases}$$

$$(m_{\text{dis}} C_e \Delta T) + (n_{\text{KBr}} \Delta_{\text{sol}}H) = 0$$

La temperatura final del agua es:

$$[(105 + 9,40) \text{ g} \cdot (4,184 \text{ J g}^{-1} \text{ °C}^{-1}) \cdot (T - 23,6) \text{ °C}] + \left(9,40 \text{ g KBr} \cdot \frac{1 \text{ mol KBr}}{119,1 \text{ g KBr}} \cdot \frac{19,9 \text{ kJ}}{\text{mol KBr}} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} \right) = 0$$

Se obtiene, T = 20,3 °C.

La respuesta correcta es la b.

2.13. En un laboratorio a la temperatura ambiente de 20 °C se introducen en un vaso de precipitados (de paredes no adiabáticas) 3.000 mL de agua a 20 °C. Entonces, se añaden 1.000 mL de agua líquida a 60 °C en el vaso. Suponiendo que la densidad del agua líquida es de 1,0 g mL⁻¹ y que el calor específico del agua líquida es 1,0 cal g⁻¹ °C⁻¹ entre 0 y 100 °C, ¿cuál será la temperatura del agua cuando se alcance el equilibrio térmico?

- a) 10 °C
- b) 20 °C
- c) 30 °C
- d) 60 °C

(O.Q.L. Madrid 2018)

Teniendo en cuenta que el vaso se comporta como un calorímetro y, aceptando que este es un sistema aislado en el que no entra ni sale calor, Q_{sistema} = 0:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{agua fría}} + Q_{\text{agua caliente}} = 0$$

donde:

$$Q_{\text{agua fría}} = \text{calor absorbido por la taza para pasar de } 20 \text{ °C a } T_{\text{eq}} \text{ °C}$$

$$Q_{\text{agua caliente}} = \text{calor cedido por el café para pasar de } 60 \text{ °C a } T_{\text{eq}} \text{ °C}$$

$$V_{\text{agua fría}} \rho_{\text{agua}} C_e (T_{\text{eq}} - T_{\text{agua fría}}) + V_{\text{agua caliente}} \rho_{\text{agua}} C_e (T_{\text{eq}} - T_{\text{agua caliente}}) = 0$$

Considerando que ρ_{agua} no cambia con la temperatura:

$$V_{\text{agua fría}} (T_{\text{eq}} - T_{\text{agua fría}}) + V_{\text{agua caliente}} (T_{\text{eq}} - T_{\text{agua caliente}}) = 0$$

Sustituyendo:

$$(3.000 \text{ mL}) \cdot (T_{\text{eq}} - 20) \text{ }^{\circ}\text{C} + (1.000 \text{ mL}) \cdot (T_{\text{eq}} - 60) \text{ }^{\circ}\text{C} = 0$$

Se obtiene, $T_{\text{eq}} = 30 \text{ }^{\circ}\text{C}$.

La respuesta correcta es la **c**.

2.14. A dos metales con la misma masa y diferente capacidad calorífica se les suministra la misma cantidad de calor. ¿En cuál de ellos se produce el menor cambio de temperatura?

- a) En el metal con menor capacidad calorífica.
- b) En el metal con mayor capacidad calorífica.
- c) En ambos se produce el mismo cambio de temperatura.
- d) Es necesario saber de qué metales se trata.

(O.Q.L. Valencia 2019)

El calor intercambiado por un metal se puede calcular mediante la expresión:

$$Q = m C \Delta T$$

donde m es la masa del metal, C su capacidad calorífica y ΔT la variación de temperatura que experimenta.

De acuerdo con la ecuación anterior, si el calor suministrado a ambos es el mismo, **el metal con mayor capacidad calorífica** registra menor cambio de temperatura.

La respuesta correcta es la **b**.

2.15. La cantidad de calor necesaria para elevar $1 \text{ }^{\circ}\text{C}$ la temperatura de 1 gramo de una determinada sustancia, se denomina:

- a) Equivalente térmico
- b) Capacidad térmica
- c) Resistencia térmica
- d) Calor específico

(O.Q.L. Murcia 2020)

La definición propuesta corresponde al concepto de **capacidad calorífica específica** llamada también **calor específico**.

La respuesta correcta es la **d**.

3. PRIMERA LEY DE LA TERMODINÁMICA

3.1. Asumiendo un comportamiento ideal para todos los gases, ¿en cuál de las siguientes reacciones se cumple que la variación de entalpía es igual a la variación de energía interna?

- a) $3 \text{H}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$
 b) $\text{Fe}(\text{s}) + 2 \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{FeCl}_2(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g})$
 c) $2 \text{SO}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{SO}_3(\text{g})$
 d) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HCl}(\text{g})$
 e) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6(\text{s}) + 6 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 6 \text{CO}_2(\text{g}) + 6 \text{H}_2\text{O}(\text{g})$

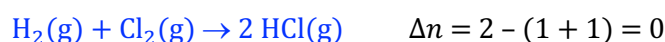
(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2002) (O.Q.L. Granada 2013) (O.Q.L. Jaén 2017)

La relación entre ΔH y ΔU viene dada por la expresión:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta n RT \quad \text{donde} \quad \Delta n = \text{moles de gas en productos} - \text{moles de gas en reactivos}$$

Para que se cumpla que $\Delta H = \Delta U$ es preciso que $\Delta n = 0$.

La única reacción que cumple dicha condición es:



La respuesta correcta es la d.

3.2. Si la combustión del ácido benzoico se realiza en una bomba calorimétrica a 25 °C, ¿qué se cumple?

- a) $Q < 0, W = 0, \Delta U < 0$
 b) $Q = 0, W = 0, \Delta U = 0$
 c) $Q < 0, W < 0, \Delta U > 0$
 d) $Q < 0, W > 0, \Delta U < 0$
 e) $Q < 0, W > 0, \Delta U > 0$

(O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Asturias 2010) (O.Q.L. Madrid 2014) (O.Q.L. Galicia 2016) (O.Q.N. El Escorial 2017)

De acuerdo con la primera ley de termodinámica, $\Delta U = Q + W$, siendo:

$$\Delta U = Q_V = \text{calor medido a volumen constante}$$

$$Q = \text{calor intercambiado}$$

$$W = -p\Delta V = \text{trabajo de expansión}$$

Sustituyendo, la expresión de la primera ley queda como:

$$\Delta U = Q - p\Delta V$$

En una bomba calorimétrica se mide el calor, a volumen constante, desprendido en la combustión de una sustancia.

- En una combustión se desprende calor, por tanto, $Q < 0$
- Si el proceso se realiza a V constante, entonces $\Delta V = 0$, por tanto, $W = -p\Delta V = 0$

Sustituyendo en la expresión de la primera ley se obtiene, $\Delta U < 0$.

La respuesta correcta es la a.

3.3. ¿Cuál o cuáles de las siguientes afirmaciones son ciertas?

- a) El calor de formación del Fe(l) es cero.
 b) La condensación es un proceso endotérmico.
 c) En algunas reacciones $\Delta H = \Delta U$.
 d) Para un mismo proceso, la variación de entalpía depende de que el proceso tenga lugar a presión o a volumen constante.

(O.Q.L. Castilla y León 2000) (O.Q.L. Asturias 2005)

a) Falso. Por convenio, el calor de formación de un elemento en su forma más estable en condiciones estándar es cero. El hierro en su forma más estable en condiciones estándar es sólido.

b) Falso. La condensación es el proceso correspondiente al cambio de estado:

Vapor \rightarrow Líquido

Para ese cambio de estado de agregación es preciso que se formen enlaces intermoleculares, y siempre que se forma un enlace se desprende energía, por tanto, se trata de un proceso exotérmico.

c) **Verdadero**. La primera ley de termodinámica también se puede escribir como:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta nRT$$

donde, Δn es la variación entre el número de moles gaseosos en productos y reactivos.

En reacciones en las que $\Delta n = 0$, se cumple que $\Delta U = \Delta H$.

d) Falso. La variación de entalpía, ΔH , se define como el calor intercambiado en un proceso, medido a presión constante, mientras que, el calor intercambiado en un proceso medido a volumen constante es la variación de energía interna, ΔU .

La respuesta correcta es la c.

3.4. De las siguientes proposiciones, ¿cuál es cierta?

a) En un proceso adiabático ΔH siempre será igual a cero.

b) El calor estándar de formación de un elemento es negativo.

c) $Q + W$ es una función de estado.

d) Cualquier reacción con $\Delta G > 0$ será muy lenta.

e) Una reacción progresa hasta que ΔG alcanza su máximo valor.

(O.Q.L. Asturias 2000) (O.Q.L. Asturias 2005) (O.Q.L. País Vasco 2007) (O.Q.L. Castilla y León 2014)

a) Falso. En un proceso adiabático $Q = 0$. Si el proceso es a presión constante se tiene que $\Delta H = Q_p$, pero si se trata de un proceso a volumen constante entonces $\Delta U = Q_v$.

b) Falso. Por convenio, el calor de formación de un elemento en su forma más estable en condiciones estándar es cero.

c) **Verdadero**. De acuerdo con la primera ley de la termodinámica, $\Delta U = Q + W$, aunque el calor y el trabajo no son funciones de estado, la energía interna, U , sí lo es.

d) Falso. Una reacción con $\Delta G > 0$ es una reacción no espontánea. La magnitud ΔG no aporta ninguna información acerca de la velocidad con la que transcurre dicha reacción.

e) Falso. Una reacción progresa hasta que se consume alguno de sus reactivos.

La respuesta correcta es la c.

3.5. Si 0,20 mol de un gas ideal sufren una compresión adiabática reversible desde 400 Torr y 1.000 mL a un volumen final de 250 mL, ¿qué se puede afirmar?

1) $Q = W$ 2) $\Delta U = \Delta H$ 3) $\Delta U = Q$ 4) $\Delta U = W$

a) Cierta la 1

b) Cierta la 2

c) Cierta la 4

d) Ciertas 1 y 3

(O.Q.L. Castilla y León 2001) (O.Q.L. Galicia 2016) (O.Q.L. Sevilla 2018)

De acuerdo con el primer principio de la termodinámica la variación de energía interna de un sistema, ΔU , se calcula mediante la siguiente expresión, $\Delta U = Q + W$.

Si se trata de un **proceso adiabático**, $Q = 0$, por tanto, se cumple $\Delta U = W$.

La respuesta correcta es la c.

3.6. Mediante un ciclo, 1 mol de gas cloro, que estaba inicialmente a 100 °C y 1 atm, realiza un trabajo de 125 J. ¿Qué se verifica?

- 1) $\Delta U > 0$
- 2) $\Delta S < 0$
- 3) El entorno cede calor al sistema.
- 4) Faltan datos para verificar las respuestas.

- a) Todas
- b) 2 y 4
- c) 3
- d) 1

(O.Q.L. Castilla y León 2001)

De acuerdo con el primer principio de la termodinámica la variación de energía interna de un sistema, ΔU , se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta U = Q + W$$

Por tratarse de un ciclo se cumple que $\Delta U = 0$.

Como el trabajo es realizado por el sistema se cumple que $W < 0$, ya que corresponde a una energía que abandona el sistema. Sustituyendo en la ecuación se obtiene que $Q = 125$ J. El signo positivo del calor quiere decir que se trata de un proceso endotérmico en el que **el entorno cede calor al sistema**.

La respuesta correcta es la c.

3.7. Las siguientes magnitudes son función de estado:

- a) p, V, T
- b) H, U, S
- c) T, H, U
- d) Todas son correctas.

(O.Q.L. Baleares 2003)

Funciones de estado son aquellas magnitudes en las que en un determinado proceso solo interesan sus valores final e inicial sin interesar la evolución del valor de la magnitud a lo largo del proceso.

$$\Delta U = U_2 - U_1 \quad \Delta H = H_2 - H_1 \quad \Delta S = S_2 - S_1 \quad \Delta G = G_2 - G_1$$

Las funciones termodinámicas: U, H, S y G son funciones de estado y; p, V y T , son variables de estado cuyo valor determina el estado de un sistema.

La respuesta correcta es la b.

3.8. La energía interna molar de un gas ideal viene dada por la expresión

$$U = (a - T)R - a \ln(a - T) + b$$

donde a y b son dos constantes y R la constante de los gases.

¿Cuál es la $C_{p,m}$ del gas?

- a) $a/(a - T)$
- b) $a/(a - T) + (a - T)$
- c) $a/(a - T) - R$
- d) $\ln(a/(a - T))$
- e) $a/(a - T) - T$

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

Para un mol de un gas ideal se cumple que:

$$U = H - RT$$

Derivando respecto a T :

$$\frac{dU}{dT} = \frac{dH}{dT} - R$$

donde se definen las capacidades caloríficas a volumen y presión constante como:

$$C_V = \frac{dU}{dT} \quad C_p = \frac{dH}{dT}$$

Siendo la relación entre ambas (relación de Mayer):

$$C_p - C_V = R$$

Sustituyendo el valor de U en la expresión de C_V se obtiene:

$$C_V = \frac{d}{dT} [(a - T) R - a \ln(a - T) + b] = -R + \frac{a}{a - T}$$

Sustituyendo en la relación de Mayer:

$$C_p = R - \left(-R + \frac{a}{a - T} \right) = \frac{a}{a - T}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.9. En un sistema que reacciona exotérmicamente:

a) La variación de entalpía es positiva.

b) El calor desprendido siempre coincide con la variación de entalpía.

c) Si la reacción es a volumen constante, el calor desprendido es igual a la variación de energía interna.

d) Si la reacción es a presión constante, el calor desprendido es igual a la variación de energía interna.

(O.Q.L. Baleares 2004)

a) Falso. En un proceso exotérmico se desprende calor y $\Delta H < 0$.

b) Falso. La variación de entalpía, ΔH , es el calor desprendido medido a presión constante.

c) **Verdadero**. La variación de energía interna, ΔU , es el calor desprendido medido a volumen constante.

d) Falso. De acuerdo con lo propuesto en el apartado anterior.

La respuesta correcta es la **c**.

3.10. La combustión de 90,0 g de ácido oxálico $C_2H_2O_4(s)$, en una bomba calorimétrica cuya capacidad calorífica es $4,60 \text{ kJ } ^\circ\text{C}^{-1}$, produce un aumento de la temperatura desde $25,0 \text{ } ^\circ\text{C}$ hasta $79,6 \text{ } ^\circ\text{C}$. El calor de combustión del ácido oxálico es:

a) $-21,2 \text{ kJ mol}^{-1}$

b) $-54,6 \text{ kJ mol}^{-1}$

c) -126 kJ mol^{-1}

d) -211 kJ mol^{-1}

e) -251 kJ mol^{-1}

(O.Q.N. Luarca 2005) (O.Q.L. Baleares 2012) (O.Q.L. Galicia 2017)

Suponiendo que la bomba calorimétrica es un sistema aislado en el que no entra ni sale calor, se cumple que $Q_{\text{sistema}} = 0$:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{bomba}} + Q_{\text{com}} = 0$$

donde:

Q_{bomba} = calor absorbido por la bomba para aumentar la temperatura

Q_{com} = calor cedido en la combustión del $C_2H_2O_4 = -k \Delta T$

El valor que se obtiene para el calor de combustión es:

$$Q_{\text{com}} = (-4,60 \text{ kJ}/^\circ\text{C}) \cdot (79,6 - 25)^\circ\text{C} = -251 \text{ kJ}$$

En una bomba calorimétrica se mide el calor intercambiado a volumen constante, ΔU , y aquí se refiere a la entalpía, el calor medido a presión constante. La relación entre ambas funciones termodinámicas viene dada por la expresión:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$$

No obstante, hay que hacer constar que, en estas reacciones, el término ΔnRT , correspondiente al trabajo, es muy pequeño comparado con el término ΔH , asociado al calor, motivo por el cual se suele considerar que se cumple que $\Delta H \approx \Delta U$.

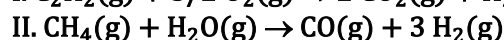
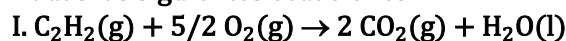
El valor de la entalpía de combustión es:

$$\Delta_c H^\circ = \frac{-251 \text{ kJ}}{90,0 \text{ g C}_2\text{H}_2\text{O}_4} \cdot \frac{90,0 \text{ g C}_2\text{H}_2\text{O}_4}{1 \text{ mol C}_2\text{H}_2\text{O}_4} = -251 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **e**.

(En la cuestión propuesta en Galicia 2017 se cambian los datos numéricos de masa y temperatura).

3.11. Dadas las siguientes ecuaciones:



La energía térmica generada a presión constante, comparada con la energía térmica generada a volumen constante, es:

- a) Mayor en I y menor en II
 - b) Menor en I y mayor en II
 - c) Menor en I y menor en II
 - d) Mayor en I y mayor en II
- (Dato. $\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$).

(O.Q.L. Castilla La Mancha 2005) (O.Q.L. Castilla La Mancha 2008)

La primera ley de termodinámica también se puede escribir como:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$$

donde, Δn es la variación entre el número de moles gaseosos en productos y reactivos.

▪ Reacción I:

$$\left. \begin{array}{l} \Delta nRT = 2 - (1 + 2,5)RT < 0 \\ \Delta U < 0 \text{ (se trata de una combustión)} \end{array} \right\} \rightarrow \Delta H < \Delta U$$

▪ Reacción II:

$$\left. \begin{array}{l} \Delta nRT = (1 + 3) - (1 + 1)RT > 0 \\ \Delta U > 0 \text{ (existe H}_2 \text{ en los productos)} \end{array} \right\} \rightarrow \Delta H > \Delta U$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.12. En los siguientes sistemas:

I. Una disolución de azúcar dentro de un vaso abierto.

II. Una cantidad de agua dentro de una olla a presión.

III. Una reacción de neutralización ácido-base en un calorímetro.

IV. Un vaso abierto conteniendo agua al que se añade un metal alcalino.

V. Una mezcla de hidrógeno y oxígeno dentro de una bomba calorimétrica.

¿Cuál de las siguientes afirmaciones es correcta?

- a) Solo I es un sistema abierto.
- b) Ninguno de los sistemas es adiabático o aislado.
- c) Uno de los sistemas es cerrado.
- d) Tres son sistemas cerrados y dos abiertos.

(O.Q.L. Castilla La Mancha 2005)

▪ I y IV son sistemas abiertos ya que intercambian materia y energía con el entorno.

- II es un **sistema cerrado** ya que intercambia energía, pero no materia con el entorno.
- III y V son sistemas aislados ya que no intercambian ni materia ni energía con el entorno.

La respuesta correcta es la **c**.

3.13. ¿Qué nombre recibe una transformación en la cual no hay intercambio de calor?

- a) Adiabática
- b) Isócora
- c) Isoterma
- d) No tiene ningún nombre específico.

(O.Q.L. Baleares 2006)

- a) **Verdadero.** Una transformación **adiabática** es aquella en la no existe transferencia de calor.
- b) Falso. Una transformación isócora es aquella en la no existe variación de volumen.
- c) Falso. Una transformación isoterma es aquella en la no existe variación de temperatura.

La respuesta correcta es la **a**.

3.14. El primer principio de la termodinámica:

- a) Permite calcular el valor de la **energía interna de las sustancias.**
- b) Permite calcular la **entalpía de las sustancias.**
- c) Es una consecuencia de la **ley de conservación de la energía.**
- d) **Todas las afirmaciones anteriores son correctas.**

(O.Q.L. Baleares 2006)

La expresión matemática del primer principio de la termodinámica es:

$$\Delta U = Q + W$$

- a) Verdadero. Conocidos el calor intercambiado por el sistema, Q , y el trabajo realizado contra el sistema, W , puede calcularse el valor de ΔU .
- b) Verdadero. Otra forma de escribir primer principio de la termodinámica es:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$$

ΔU se puede medir con una bomba calorimétrica y ΔnRT se puede conocer sabiendo la variación en el número de moles gaseosos en la reacción.

- c) Verdadero. El primer principio de la termodinámica sugiere que la energía del sistema se mantiene constante.

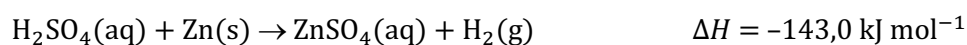
La respuesta correcta es la **d**.

3.15. Cuando el zinc es atacado por el ácido sulfúrico diluido se desprenden 143,0 kJ por cada mol de zinc a 20,0 °C y a presión constante. ¿Qué energía se desprenderá a volumen constante?

- a) La misma que a presión constante.
- b) 0 kJ
- c) 14,3 kJ
- d) 140,5 kJ
- e) 145,4 kJ

(O.Q.N. Córdoba 2007)

La ecuación termoquímica correspondiente a la reacción entre H_2SO_4 y Zn es:



La expresión que relaciona el calor a volumen constante, ΔU , con el calor a presión constante, ΔH , es:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta nRT$$

donde, Δn es la variación entre el número de moles gaseosos en productos y reactivos, $\Delta n = 1 - 0 = 1$

El valor del calor a volumen constante a 20 °C es:

$$\Delta U = (-143,0 \text{ kJ mol}^{-1}) - [1 \cdot (8,314 \cdot 10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (20,0 + 273,15) \text{ K}] = -145,4 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la e.

3.16. Para la reacción:



- a) $\Delta U < \Delta H$
- b) $\Delta U > \Delta H$
- c) $\Delta U = 0$
- d) $\Delta U = \Delta H$

(O.Q.L. Murcia 2007) (O.Q.L. Granada 2014)

La relación entre ΔU y ΔH viene dada por la expresión:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n RT$$

donde $\Delta n = \text{moles de gas en productos} - \text{moles de gas en reactivos} = 2 - 2 = 0$.

Por tanto, en este caso se cumple que $\Delta U = \Delta H$.

La respuesta correcta es la d.

3.17. Un sistema recibe una cantidad de calor de 3.000 cal y el sistema realiza un trabajo de 5,000 kJ. ¿Cuál es la variación que experimenta su energía interna?

- a) Aumenta en 8.000 J
- b) Disminuye en 2.000 J
- c) Disminuye en 7.540 J
- d) Aumenta en 17.540 J
- e) Aumenta en 7.540 J

(O.Q.N. Castellón 2008) (O.Q.L. Castilla y León 2010) (O.Q.L. Extremadura 2013)

De acuerdo con el primer principio de la termodinámica, la variación de energía interna de un sistema, ΔU , se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta U = Q + W$$

- Si el sistema modifica su energía interna es que entra o sale energía de él en forma de calor o trabajo.

El sistema gana energía $\rightarrow \Delta U > 0$

El sistema pierde energía $\rightarrow \Delta U < 0$

- Q representa el calor intercambiado por el sistema con el entorno.

Calor absorbido por el sistema $\rightarrow Q > 0$

Calor desprendido por el sistema $\rightarrow Q < 0$

- W representa el trabajo realizado sobre el sistema.

Trabajo realizado por el sistema $\rightarrow W < 0$ (energía que abandona el sistema)

Trabajo realizado contra el sistema $\rightarrow W > 0$ (energía que entra al sistema)

El valor de la variación de energía interna es:

$$\Delta U = 3.000 \text{ cal} \cdot \frac{4,180 \text{ J}}{1 \text{ cal}} + \left(-5,000 \text{ kJ} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}} \right) = 7.540 \text{ J}$$

La respuesta correcta es la e.

3.18. Solo una de las siguientes afirmaciones es correcta.

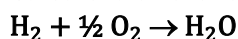
- a) Para un proceso que transcurre a volumen constante, la variación de energía interna, ΔU , es igual al calor absorbido por el sistema.
 b) ΔU es la función que mide la energía de todas las reacciones que se realizan en un laboratorio.
 c) Para toda transformación química se verifica que $\Delta H \gg \Delta U$.
 d) La relación entre ΔH y ΔU viene dada por la expresión: $\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$ y, para la reacción:
 $\text{CH}_4(\text{g}) + 2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, el valor de $\Delta n = 0$.
 e) Para la misma reacción del apartado d), $\Delta n = 2$.

(O.Q.L. Canarias 2008)

- a) **Verdadero.** La variación de energía interna (ΔU) en un proceso a volumen constante coincide con el calor absorbido por el sistema en esas condiciones.
 b) Falso. No, porque en un laboratorio los procesos se pueden realizar tanto a presión constante (sistema abierto), como a volumen constante (sistema cerrado).
 c) Falso. La relación entre ΔH y ΔU viene dada por la expresión: $\Delta H = \Delta U + p\Delta V$. En los procesos en que intervienen solo sólidos o líquidos puros (fases condensadas), como $\Delta V = 0$, el término $p\Delta V = 0$, y entonces, $\Delta H = \Delta U$, pero nunca, $\Delta H \gg \Delta U$.
 d) Falso. El término Δn representa la variación en el número de moles gaseosos implicados en la reacción que en este caso es $\Delta n \neq 0$.
 e) Falso. Teniendo en cuenta que $\Delta n = \text{moles gas productos} - \text{moles gas reactivos}$, en la reacción indicada se tiene que: $\Delta n = 1 - 3 = -2$.

La respuesta correcta es la a.

3.19. Calcule la diferencia entre Q_p y Q_v a 298 K para la reacción:



- a) 3,7 kJ mol⁻¹
 b) 6,4 kJ mol⁻¹
 c) 1,4 kJ mol⁻¹
 d) 5,1 kJ mol⁻¹

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2009)

La relación entre Q_p y Q_v viene dada por la expresión:

$$Q_p = Q_v + \Delta nRT \quad \rightarrow \quad Q_p - Q_v = \Delta nRT$$

Considerando que a 298 K el agua formada está en estado líquido:

$$\Delta nRT = [0 - (1 + \frac{1}{2})] \cdot (8,3 \cdot 10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot 298 \text{ K} = -3,7 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la a.

3.20. Para la reacción de descomposición del clorato de potasio en cloruro de potasio y oxígeno se sabe que $\Delta H^\circ = -89,2 \text{ kJ}$ a 25 °C y 1 atm. ¿Cuál es el valor de ΔU° en kJ?

- a) -82
 b) -97
 c) 97
 d) -89,5

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010)

La ecuación química ajustada correspondiente a la descomposición térmica del KClO_3 es:



La relación entre ΔH° y ΔU° viene dada por la expresión:

$$\Delta U^\circ = \Delta H^\circ - \Delta nRT \quad \Delta n = \text{moles de gas en productos} - \text{moles de gas en reactivos}$$

El valor de ΔU° es:

$$\Delta U^\circ = -89,2 \text{ kJ} - [(3 - 0) \text{ mol} \cdot (8,31 \cdot 10^{-3} \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}] = -96,6 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.21. ¿Para cuál de las siguientes reacciones $\Delta H = \Delta U$? (U representa la energía interna)

- a) $2 \text{ CO(g)} + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ CO}_2(\text{g})$
- b) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Br}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{ HBr(g)}$
- c) $\text{C(s)} + 2 \text{ H}_2\text{O(g)} \rightarrow 2 \text{ H}_2(\text{g}) + \text{CO}_2(\text{g})$
- d) $\text{PCl}_5(\text{g}) \rightarrow \text{PCl}_3(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g})$

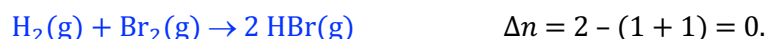
(O.Q.L. Valencia 2010)

La relación entre ΔH y ΔU viene dada por la expresión:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n RT \quad \Delta n = \text{moles de gas en productos} - \text{moles de gas en reactivos}$$

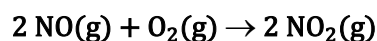
Para que se cumpla que $\Delta U = \Delta H$ es preciso que $\Delta n = 0$.

La única reacción que cumple dicha condición es:



La respuesta correcta es la **b**.

3.22. Para la reacción exotérmica:



que tiene lugar a presión y temperaturas constantes, ¿qué expresión de las siguientes es correcta?

- a) $\Delta_r H > 0$
- b) $\Delta_r H < \Delta_r U$
- c) $\Delta_r H = \Delta_r U$
- d) $\Delta_r H > \Delta_r U$
- e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Valencia 2014) (O.Q.L. Extremadura 2019)

De acuerdo con el primer principio de la termodinámica la variación de energía interna de un sistema, ΔU , se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta_r U = Q + W$$

- Al tratarse de un proceso a presión constante, $Q = \Delta_r H$
- W representa el trabajo realizado sobre el sistema, $W = -p\Delta V$

Sustituyendo ambos valores se obtiene:

$$\Delta_r U = \Delta_r H - p\Delta V$$

Como el volumen que ocupan los productos es menor que el que ocupan los reactivos $W > 0$, ya que corresponde a una energía que entra en el sistema. Por tanto, en este caso se cumple que:

$$\Delta_r H < \Delta_r U$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.23. Un gas ideal absorbe una cantidad de calor de 1.000 cal y, simultáneamente se expande realizando un trabajo de 3.000 kJ. ¿Cuál es la variación de energía interna?

- a) 4.000 J
- b) -2.000 J
- c) 7.180 J
- d) 1.180 J
- e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Valencia 2014) (O.Q.L. Extremadura 2016)

De acuerdo con el primer principio de la termodinámica, la variación de energía interna de un sistema, ΔU , se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta U = Q + W$$

- Si el sistema modifica su energía interna es que entra o sale energía de él en forma de calor o trabajo.

El sistema gana energía $\rightarrow \Delta U > 0$

El sistema pierde energía $\rightarrow \Delta U < 0$

- Q representa el calor intercambiado por el sistema con el entorno.

Calor absorbido por el sistema $\rightarrow Q > 0$

Calor desprendido por el sistema $\rightarrow Q < 0$

- W representa el trabajo realizado sobre el sistema.

Trabajo realizado por el sistema $\rightarrow W < 0$ (energía que abandona el sistema)

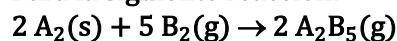
Trabajo realizado contra el sistema $\rightarrow W > 0$ (energía que entra al sistema)

La variación de energía interna es:

$$\Delta U = \left(1.000 \text{ cal} \cdot \frac{4,180 \text{ J}}{1 \text{ cal}}\right) + \left(-3.000 \text{ kJ} \cdot \frac{10^3 \text{ J}}{1 \text{ kJ}}\right) = 1.180 \text{ J}$$

La respuesta correcta es la **d**.

3.24. Para la siguiente reacción:



sabiendo que $\Delta U_{298 \text{ K}} = 15,00 \text{ kcal}$, $\Delta H_{298 \text{ K}}$ será 13.220 cal.

- Sí
- No
- Solamente en condiciones normales.
- No se puede calcular.

(O.Q.L. País Vasco 2011)

De acuerdo con el primer principio de la termodinámica, la relación entre ΔU y ΔH viene dada por la expresión:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta nRT$$

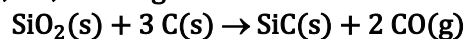
donde Δn es la variación en el número de moles gaseosos entre productos y reactivos = 2 - 5 = -3

El valor de ΔH es:

$$\Delta H = \left(15,00 \text{ kcal mol}^{-1} \cdot \frac{10^3 \text{ cal}}{1 \text{ kcal}}\right) + [(-3) \cdot (1,987 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (298 \text{ K})] = 13.223 \text{ cal mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.25. Indique cuál es relación existente entre la variación de entalpía, ΔH , y la variación de energía interna, ΔU , de la siguiente reacción:



- Son iguales
- $\Delta H = \Delta U - RT$
- $\Delta H = \Delta U - 2RT$
- $\Delta H = \Delta U + RT$
- $\Delta H = \Delta U + 2RT$

(O.Q.N. El Escorial 2012)

De acuerdo con el primer principio de la termodinámica, la relación entre ΔU y ΔH viene dada por la expresión:

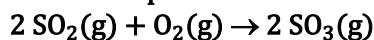
$$\Delta U = \Delta H - \Delta nRT$$

donde Δn es la variación en el número de moles gaseosos entre productos y reactivos = 2 - 0 = 2

En este caso se cumple que, $\Delta H = \Delta U + 2RT$.

La respuesta correcta es la **e**.

3.26. Uno de los pasos en la síntesis del ácido sulfúrico es la oxidación del dióxido de azufre:



Si la reacción ocurre a temperatura y presión constantes:

- El sistema realiza un trabajo sobre el entorno.
- El sistema no realiza trabajo.
- Se realiza un trabajo sobre el sistema.
- El sistema solo realiza trabajo si absorbe calor.
- El sistema solo realiza trabajo si la reacción es exotérmica.

(O.Q.N. El Escorial 2012)

De acuerdo con el primer principio de la termodinámica la variación de energía interna de un sistema, ΔU , se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta U = Q + W$$

W representa el trabajo realizado por el sistema y se calcula mediante la expresión:

$$W = -p\Delta V$$

Como $\Delta V < 0$ (se pasa de 3 a 2 mol de gas), **el trabajo se realiza contra el sistema** que se comprime, entonces, $W > 0$, ya que corresponde a una energía que entra el sistema.

La respuesta correcta es la **c**.

3.27. La energía interna de un sistema aumenta en 500 J cuando absorbe 700 J en forma de calor:

- El sistema no realiza trabajo.
- El sistema realiza 200 J de trabajo.
- Se realizan 200 J de trabajo sobre el sistema.
- El sistema realiza 1.200 J de trabajo.
- Se realizan 1.200 J de trabajo sobre el sistema.

(O.Q.N. El Escorial 2012)

De acuerdo con el primer principio de la termodinámica, la variación de energía interna de un sistema, ΔU , se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta U = Q + W$$

- Si el sistema modifica su energía interna es que entra o sale energía de él en forma de calor o trabajo.

El sistema gana energía $\rightarrow \Delta U > 0$

El sistema pierde energía $\rightarrow \Delta U < 0$

- Q representa el calor intercambiado por el sistema con el entorno.

Calor absorbido por el sistema $\rightarrow Q > 0$

Calor desprendido por el sistema $\rightarrow Q < 0$

- W representa el trabajo realizado sobre el sistema.

Trabajo realizado por el sistema $\rightarrow W < 0$ (energía que abandona el sistema)

Trabajo realizado contra el sistema $\rightarrow W > 0$ (energía que entra al sistema)

El valor del trabajo es:

$$500 \text{ J} = 700 \text{ J} + W \quad \rightarrow \quad W = -200 \text{ J}$$

De acuerdo con el valor obtenido, **el sistema realiza un trabajo de 200 J**.

La respuesta correcta es la **b**.

3.28. Un gas se calienta a volumen constante. Señale la afirmación correcta para este proceso:

- La variación de entalpía del proceso es igual al calor absorbido por el gas.
- La variación de energía interna es igual al trabajo realizado en el proceso.
- La energía interna aumenta.
- El gas realiza un trabajo a costa del calor que absorbe.
- La temperatura del proceso permanece constante.

(O.Q.N. El Escorial 2012) (O.Q.L. Madrid 2013)

a-b-d) Falso. La relación entre ΔH y ΔU viene dada por la expresión, $\Delta H = \Delta U + p\Delta V$.

En los procesos en que intervienen solo sólidos o líquidos puros (fases condensadas), $\Delta V = 0$, por tanto, el término $p\Delta V$ se anula y $\Delta H = \Delta U$.

c) **Verdadero.** La variación de energía interna (ΔU) en un proceso a volumen constante coincide con el calor absorbido por el sistema en esas condiciones, y como $Q > 0$, entonces, $\Delta U > 0$.

e) Falso. Al absorber calor las moléculas del gas se agitan de forma más desordenada con lo que aumenta su temperatura.

La respuesta correcta es la c.

3.29. Al hacer una reacción a volumen constante, se desprendieron 100 kJ. Si la misma reacción se realiza a presión constante se desprenden 90 kJ. El trabajo desarrollado en esta reacción será de:

- 10 kJ
- 90 kJ
- 10 kJ
- 90 kJ

(O.Q.L. Asturias 2012)

De acuerdo con el primer principio de la termodinámica la variación de energía interna de un sistema, ΔU , se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta U = Q + W$$

- Si el proceso se realiza a V cte. $\rightarrow \Delta U = Q_V$
- Si el proceso se realiza a p cte. $\rightarrow \Delta H = Q_p$

La ecuación anterior queda de la forma:

$$Q_V = Q_p + W$$

El trabajo asociado al proceso es:

$$-100 \text{ kJ} = -90 \text{ kJ} + W \quad \rightarrow \quad W = -10 \text{ kJ}$$

El signo negativo del trabajo quiere decir que el sistema que realiza un trabajo sobre el entorno.

La respuesta correcta es la a.

3.30. La energía interna se determina a partir de:

- El calor que se desprende cuando una reacción transcurre en un recipiente cerrado.
- El calor que se absorbe cuando una reacción transcurre en un recipiente cerrado.
- El calor que se absorbe o se desprende cuando una reacción transcurre en un recipiente cerrado.
- La transferencia de calor si la reacción tiene lugar en un recipiente abierto a presión atmosférica.

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

La energía interna de un proceso se mide en una bomba calorimétrica o calorímetro de bomba, que es un recipiente cerrado en el que se quema una sustancia por lo que **el calor que se desprende en el proceso se mide a volumen constante**, $\Delta U = Q_V$.

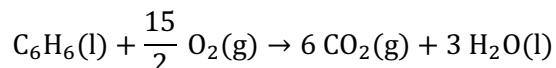
La respuesta correcta es la a.

3.31. La bomba calorimétrica se usa para determinar el poder calorífico de un combustible cuando se quema a volumen constante. Se queman 1,560 g de benceno (líquido) en una bomba calorimétrica y el calor desprendido a 25 °C es 65,32 kJ. Calcule, a dicha temperatura, el calor de combustión del benceno a presión constante (medido en kJ mol⁻¹) si el agua originada en la combustión queda en estado líquido.

- a) 3.266
b) -3.262
c) -3.266
d) -3.270

(O.Q.L. Asturias 2013)

La ecuación química correspondiente a la combustión del benceno es:



En una bomba calorimétrica se mide el calor intercambiado a volumen constante, ΔU , y aquí se desea calcular la entalpía, el calor medido a presión constante. La relación entre ambas funciones termodinámicas viene dada por la expresión:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$$

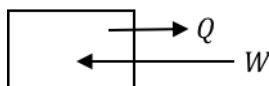
No obstante, hay que hacer constar que el término ΔnRT (trabajo) es muy pequeño comparado con el término ΔH (calor) motivo por el cual se suele considerar que $\Delta H \approx \Delta U$.

Relacionando la masa de sustancia con la entalpía se tiene:

$$\Delta H = \frac{-65,32 \text{ kJ}}{1,560 \text{ g C}_6\text{H}_6} \cdot \frac{78,00 \text{ g C}_6\text{H}_6}{1 \text{ mol C}_6\text{H}_6} = -3.266 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

3.32. Para el sistema cerrado representado por la figura:



en el que las flechas indican los cambios del sistema durante el proceso y las longitudes de las flechas representan magnitudes relativas de Q y W , se puede afirmar que (U representa la energía interna del sistema):

- a) $\Delta U > 0$
b) $\Delta U < 0$
c) $\Delta U = 0$
d) Es un proceso endotérmico.
e) Es un proceso espontáneo.

(O.Q.N. Oviedo 2014)

De acuerdo con el primer principio de la termodinámica la variación de energía interna de un sistema, ΔU , se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta U = Q + W$$

- En el proceso se realiza un trabajo contra el sistema $\rightarrow W > 0$
- Se trata de un proceso exotérmico $\rightarrow Q < 0$

Como se cumple que:

$$|W| > |Q| \rightarrow \Delta U > 0$$

La respuesta correcta es la a.

3.33. En un motor de combustión interna, un cilindro desplaza un volumen de 2,50 L bajo una presión de 1,40 kbar. El trabajo de expansión realizado por el cilindro en cada encendido es:

- a) $3,5 \cdot 10^5$ kJ
- b) 350 kJ
- c) $3,5 \cdot 10^{-3}$ kJ
- d) $-3,5 \cdot 10^{-3}$ kJ
- e) -350 kJ

(O.Q.N. Oviedo 2014)

El trabajo realizado por el sistema se calcula mediante la expresión:

$$W = -p\Delta V$$

El valor del trabajo realizado es:

$$W = -(1,40 \text{ kbar}) \cdot (2,50 \text{ L}) \cdot \frac{10^3 \text{ bar}}{1 \text{ kbar}} \cdot \frac{10^5 \text{ Pa}}{1 \text{ bar}} \cdot \frac{1 \text{ m}^3}{10^3 \text{ L}} \cdot \frac{1 \text{ kJ}}{10^3 \text{ J}} = -350 \text{ kJ}$$

El signo menos indica que el sistema pierde energía interna al realizar trabajo de expansión.

La respuesta correcta es la e.

3.34. Para la reacción:



A 25 °C la variación de energía interna para este proceso es igual a:

- a) -95,22 kJ
- b) 86,1 kJ
- c) -80,34 kJ
- d) 80,34 kJ

(O.Q.L. Valencia 2014)

La expresión que permite calcular la variación de energía interna es:

$$\Delta U^\circ = \Delta H^\circ - \Delta nRT$$

donde Δn es la variación en el número de moles gaseosos entre productos y reactivos = $0 - 3 = -3$

El valor de la variación de energía interna a 25 °C es:

$$\Delta U^\circ = (-87,8 \text{ kJ}) - [(-3 \text{ mol}) \cdot (8,31 \cdot 10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}] = -80,4 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la c.

3.35. En una determinada reacción química se desprenden 45,0 J de calor y se realiza un trabajo igual a 20,6 J. La variación de energía interna ΔU (en julios) para esta reacción es:

- a) -65,6 J
- b) 24,4 J
- c) -24,4 J
- d) 2,4 J
- e) 45,0 J

(O.Q.N. Madrid 2015)

De acuerdo con el primer principio de la termodinámica, la variación de energía interna de un sistema, ΔU , se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta U = Q + W$$

- Si el sistema modifica su energía interna es que entra o sale energía de él en forma de calor o trabajo.

El sistema gana energía $\rightarrow \Delta U > 0$

El sistema pierde energía $\rightarrow \Delta U < 0$

- Q representa el calor intercambiado por el sistema con el entorno.

Calor absorbido por el sistema $\rightarrow Q > 0$

Calor desprendido por el sistema $\rightarrow Q < 0$

- W representa el trabajo realizado sobre el sistema.

Trabajo realizado por el sistema $\rightarrow W < 0$ (energía que abandona el sistema)

Trabajo realizado contra el sistema $\rightarrow W > 0$ (energía que entra al sistema)

El valor de la variación de energía interna es:

$$\Delta U = -45,0 \text{ J} + (-20,6 \text{ J}) = -65,6 \text{ J}$$

La respuesta correcta es la a.

(Cuestión similar a la propuesta en Castellón 2008, Valencia 2011 y 2014).

3.36. ¿Cuál de los siguientes procesos tiene siempre una variación de energía interna negativa?

- Sistema que absorbe calor y realiza un trabajo.
- Sistema que absorbe calor y sobre el que se realiza un trabajo.
- Sistema que desprende calor y realiza un trabajo.
- Sistema que desprende calor y sobre el que se realiza un trabajo.

(O.Q.L. Valencia 2015)

De acuerdo con el primer principio de la termodinámica, la variación de energía interna de un sistema, ΔU , se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta U = Q + W$$

- Si el sistema modifica su energía interna es que entra o sale energía de él en forma de calor o trabajo.

El sistema gana energía $\rightarrow \Delta U > 0$

El sistema pierde energía $\rightarrow \Delta U < 0$

- Q representa el calor intercambiado por el sistema con el entorno.

Calor absorbido por el sistema $\rightarrow Q > 0$

Calor desprendido por el sistema $\rightarrow Q < 0$

- W representa el trabajo realizado sobre el sistema.

Trabajo realizado por el sistema $\rightarrow W < 0$ (energía que abandona el sistema)

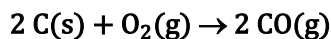
Trabajo realizado contra el sistema $\rightarrow W > 0$ (energía que entra al sistema)

Para que $\Delta U < 0$ es preciso que

$$\left\{ \begin{array}{l} Q < 0 \rightarrow \text{el sistema desprende calor} \\ W < 0 \rightarrow \text{el sistema realiza trabajo} \end{array} \right.$$

La respuesta correcta es la c.

3.37. ΔU es el calor transferido en un proceso a volumen constante y ΔH° el transferido a presión constante. Para la reacción:



se sabe que $\Delta H^\circ < 0$. ¿Qué relación existe entre ΔU y ΔH° para este proceso químico?

- $\Delta U < \Delta H^\circ$
- $\Delta U > \Delta H^\circ$
- $\Delta U = \Delta H^\circ$
- Es imposible hallar la relación con la información suministrada.

(O.Q.L. Asturias 2015)

La relación entre ΔH y ΔU viene dada por la expresión:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n RT \quad \rightarrow \quad \Delta n = \text{moles de gas en productos} - \text{moles de gas en reactivos}$$

Para esta reacción, $\Delta n = 2 - 1 = 1$.

Como se trata de una combustión, ambos términos son negativos, por tanto, en valor absoluto, en este caso se cumple que $\Delta U < \Delta H^\circ$.

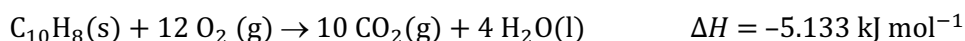
La respuesta correcta es la **a**.

3.38. En la combustión de naftaleno sólido, $C_{10}H_8$, para producir dióxido de carbono y agua en estado líquido, el calor desprendido a presión constante de 1 atm y temperatura de 25 °C, es de -5.133 kJ. Si el proceso se realizase a volumen constante a la misma temperatura, la energía del proceso será:

- a) -5.128 kJ
- b) -5.133 kJ
- c) -5.138 kJ
- d) -5.143 kJ

(O.Q.L. Asturias 2016)

La ecuación termoquímica correspondiente a la reacción de combustión del $C_{10}H_8$ es:



La expresión que relaciona el calor a volumen constante, ΔU , con el calor a presión constante, ΔH , es:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta nRT$$

donde, Δn es la variación entre el número de moles de gas en productos y reactivos, $\Delta n = 10 - 12 = -2$

El valor del calor molar a volumen constante es:

$$\Delta U = (-5.133 \text{ kJ}) - [(-2 \text{ mol}) \cdot (8,314 \cdot 10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}] = -5.128 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **a**.

3.39. Un sistema consiste en un gas contenido en un globo delgado. Si el globo se desinfla al pasar la temperatura de los gases de 90 °C a 25 °C, entonces:

- a) El calor es transferido desde el sistema y el trabajo es realizado por el sistema.
- b) El calor es transferido desde el sistema y el trabajo es realizado sobre el sistema.
- c) El calor es transferido hacia el sistema y el trabajo se realiza sobre el sistema.
- d) El calor es transferido hacia el sistema y el trabajo se realiza por el sistema.

(O.Q.L. Asturias 2016)

- Si el gas se enfría ($\Delta T < 0$) quiere decir que **el calor es transferido desde el sistema**.

$$Q = mC\Delta T < 0$$

- Si el globo se desinfla ($\Delta V < 0$) quiere decir que **el trabajo es realizado sobre el sistema**.

$$W = -p\Delta V > 0$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.40. En la expansión isotérmica de un gas ideal:

- a) El gas no realiza un trabajo.
- b) $\Delta U = 0$.
- c) El gas no absorbe energía en forma de calor.
- d) La temperatura del gas cambia.

(O.Q.L. Jaén 2016)

En la expansión isotérmica de un gas ideal, el trabajo realizado por el gas al expandirse es igual al calor que este absorbe procedente del foco calorífico:

$$W = Q$$

De acuerdo con la primera ley de termodinámica, $\Delta U = Q + W$, siendo:

$$Q = \text{calor absorbido}$$

$$W = -p\Delta V = \text{trabajo de expansión}$$

Sustituyendo, la expresión de la primera ley queda como:

$$\Delta U = 0$$

La respuesta correcta es la **b**.

3.41. ¿Cuál de los siguientes procesos tiene una variación de energía interna positiva siempre?

- Sistema que absorbe calor y realiza un trabajo.
- Sistema que absorbe calor y sobre el que se realiza un trabajo.
- Sistema que desprende calor y realiza un trabajo.
- Sistema que desprende calor y sobre el que se realiza un trabajo.

(O.Q.L. Valencia 2017)

De acuerdo con el primer principio de la termodinámica, la variación de energía interna de un sistema, ΔU , se calcula mediante la siguiente expresión:

$$\Delta U = Q + W$$

- Si el sistema modifica su energía interna es que entra o sale energía de él en forma de calor o trabajo.

El sistema gana energía $\rightarrow \Delta U > 0$

El sistema pierde energía $\rightarrow \Delta U < 0$

- Q representa el calor intercambiado por el sistema con el entorno.

Calor absorbido por el sistema $\rightarrow Q > 0$

Calor desprendido por el sistema $\rightarrow Q < 0$

- W representa el trabajo realizado sobre el sistema.

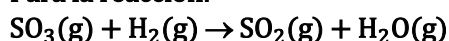
Trabajo realizado por el sistema $\rightarrow W < 0$ (energía que abandona el sistema)

Trabajo realizado contra el sistema $\rightarrow W > 0$ (energía que entra al sistema)

De acuerdo con lo expuesto, para que en un proceso se cumpla que $\Delta U > 0$ es preciso que, **el sistema absorba calor**, $Q > 0$, y **se realice trabajo sobre el sistema**, $W > 0$.

La respuesta correcta es la **b**.

3.42. Para la reacción:



se cumple:

- $\Delta H < \Delta U$
- $\Delta H > \Delta U$
- $\Delta H = \Delta U$
- $\Delta H = 0$

(O.Q.L. Valencia 2018)

La relación entre ΔH y ΔU viene dada por la expresión:

$$\Delta U = \Delta H - \Delta n RT \quad \rightarrow \quad \Delta n = \text{moles de gas en productos} - \text{moles de gas en reactivos}$$

Para esta reacción, $\Delta n = 2 - 2 = 0$, por tanto, en este caso se cumple que $\Delta U = \Delta H$.

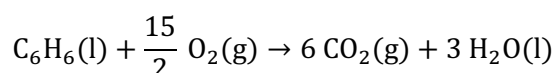
La respuesta correcta es la **c**.

3.43. Sea la combustión completa a 25 °C del benceno líquido para dar $\text{CO}_2(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$. Dado que el calor de combustión del benceno, medido a volumen constante, es $-3.263,9 \text{ kJ mol}^{-1}$, el calor de combustión del benceno a presión constante a esa misma temperatura (en kJ mol^{-1}) es:

- 3.252,5
- 3.260,0
- 3.267,6
- 4.152,6

(O.Q.N. Santander 2019)

La ecuación química correspondiente a la combustión del benceno es:



La expresión que relaciona el calor a volumen constante, ΔU , con el calor a presión constante, ΔH , es:

$$\Delta H = \Delta U + \Delta nRT$$

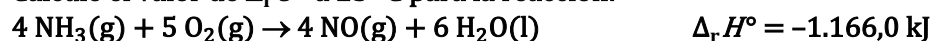
donde, Δn es la variación entre el número de moles de gas en productos y reactivos, $\Delta n = 6 - 7,5 = -1,5$.

El valor del calor a presión constante a 25 °C es:

$$\Delta H = (-3.263,9 \text{ kJ mol}^{-1}) + [- (1,5) \cdot (8,31 \cdot 10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}] = -3.267,6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

3.44. Calcule el valor de $\Delta_r U^\circ$ a 25 °C para la reacción:



- a) -1.178 kJ
- b) -1.154 kJ
- c) -1.163 kJ
- d) -1.156 kJ

(O.Q. L. La Rioja 2019)

La expresión que permite calcular la variación de energía interna es:

$$\Delta U^\circ = \Delta H^\circ - \Delta nRT$$

donde Δn es la variación en el número de moles gaseosos entre productos y reactivos = 4 - 9 = -5

El valor de la variación de energía interna a 25 °C es:

$$\Delta U^\circ = (-1.166 \text{ kJ}) - [(-5 \text{ mol}) \cdot (8,31 \cdot 10^{-3} \text{ kJ mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (25 + 273,15) \text{ K}] = -1.178 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la a.

3.45. Solo una de las siguientes expresiones es válida para el calor intercambiado en una reacción química, independientemente de en qué condiciones se ha llevado a cabo la reacción, ¿cuál es la correcta?

- a) Q_v
- b) Q_p
- c) $\Delta U - W$
- d) ΔH

(O.Q.N. Valencia 2020)

De acuerdo con la primera ley de termodinámica, $\Delta U = Q + W$, siendo:

$$\Delta U = Q_v = \text{calor medido a volumen constante}$$

$$Q = \text{calor intercambiado}$$

$$W = -p\Delta V = \text{trabajo de expansión}$$

Despejando, se obtiene que la expresión correcta para obtener el calor intercambiado en la reacción es:

$$Q = \Delta U - W$$

La respuesta correcta es la c.

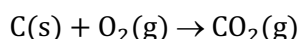
4. LEY DE HESS

4.1. La variación de entalpía estándar para la combustión del monóxido de carbono es $-68 \text{ kcal mol}^{-1}$, y la variación de entalpía estándar para su formación es $-29 \text{ kcal mol}^{-1}$. ¿Cuánto vale la variación de la entalpía estándar de formación del dióxido de carbono?

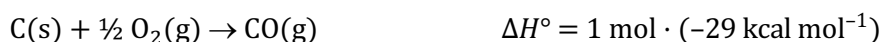
- a) 39 kcal mol^{-1}
- b) $-97 \text{ kcal mol}^{-1}$
- c) $-39 \text{ kcal mol}^{-1}$
- d) 97 kcal mol^{-1}
- e) Ninguna es correcta

(O.Q.L. Murcia 1997) (O.Q.L. Castilla y León 2003) (O.Q.L. Cantabria 2017)

La ecuación química correspondiente a la formación de CO_2 es:



Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a los datos propuestos son:



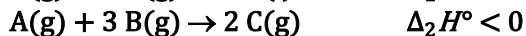
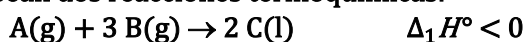
De acuerdo con la ley de Hess (1840), se pueden sumar ambas ecuaciones y se obtiene:



La respuesta correcta es la **b**.

(En la cuestión propuesta en la Castilla y León 2003 las entalpías están medidas en kJ mol^{-1}).

4.2. Sean dos reacciones termoquímicas:

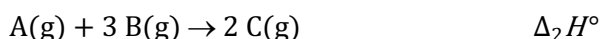
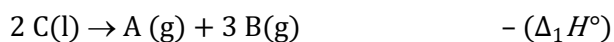


¿Qué información comparativa se puede extraer de las variaciones de entalpía que intervienen en ambos procesos?

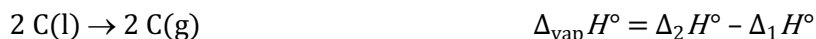
- a) Necesariamente $\Delta_2 H^\circ < \Delta_1 H^\circ$
- b) Necesariamente $\Delta_2 H^\circ > \Delta_1 H^\circ$
- c) Siempre $\Delta_2 H^\circ = \Delta_1 H^\circ$
- d) No siempre $\Delta_2 H^\circ > \Delta_1 H^\circ$

(O.Q.L. Asturias 1998)

De acuerdo con la ley de Hess (1840) las ecuaciones se pueden reescribir como:



Sumando ambas ecuaciones se obtiene:



Como la vaporización es un proceso endotérmico, $\Delta_{\text{vap}} H^\circ > 0$, y $\Delta_2 H^\circ$ y $\Delta_1 H^\circ$ también son negativas, necesariamente, debe cumplirse que:

$$\Delta_2 H^\circ < \Delta_1 H^\circ$$

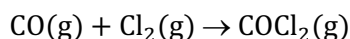
La respuesta correcta es la **a**.

4.3. Dados los valores de las entalpías estándar de formación, $\Delta_f H^\circ$ (kJ mol^{-1}) del $\text{CO}(\text{g}) = -110,5$ y del $\text{COCl}_2(\text{g}) = -219,1$; ¿cuál es la entalpía de formación del fosgeno, COCl_2 , a partir de $\text{CO}(\text{g})$ y $\text{Cl}_2(\text{g})$?

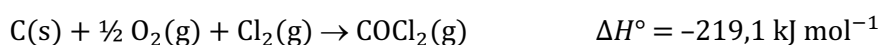
- a) $110,5 \text{ kJ mol}^{-1}$
- b) $-110,5 \text{ kJ mol}^{-1}$
- c) $329,6 \text{ kJ mol}^{-1}$
- d) $-108,6 \text{ kJ mol}^{-1}$
- e) $-219,1 \text{ kJ mol}^{-1}$

(O.Q.N. Barcelona 2001) (O.Q.L. País Vasco 2006) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. Baleares 2010) (O.Q.L. Madrid 2011)
(O.Q.L. La Rioja 2013)

La ecuación química correspondiente a la formación del fosgeno a partir de CO y Cl_2 es:



Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a la formación de $\text{COCl}_2(\text{g})$ y $\text{CO}(\text{g})$ son, respectivamente:



De acuerdo con la ley de Hess (1840) se pueden reescribir las ecuaciones como:



Sumando ambas ecuaciones se obtiene:



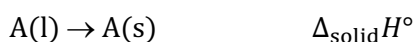
La respuesta correcta es la d.

4.4. Cierta sustancia tiene un calor de condensación de $-1,46 \text{ kJ g}^{-1}$ y un calor de sublimación de $4,60 \text{ kJ g}^{-1}$, ¿cuál es el calor de solidificación en kJ g^{-1} ?

- a) $4,60 - 1,46$
- b) $-(4,60 + 1,46)$
- c) $1,46 - 4,60$
- d) $4,60 + 1,46$
- e) Ninguna de las respuestas anteriores.

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.N. Sevilla 2010)

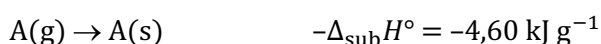
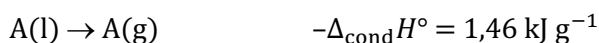
Se desea conocer la entalpía correspondiente al siguiente cambio de estado de una sustancia A:



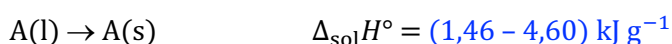
Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a los procesos de condensación y sublimación de la sustancia son, respectivamente:



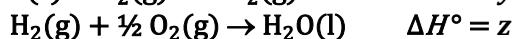
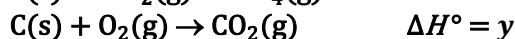
De acuerdo con la ley de Hess (1840) se pueden reescribir las ecuaciones de la siguiente forma:



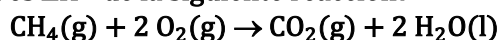
Sumando ambas ecuaciones se obtiene:



La respuesta correcta es la c.

4.5. A partir de la siguiente información:

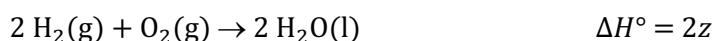
¿Cuál es ΔH° de la siguiente reacción?



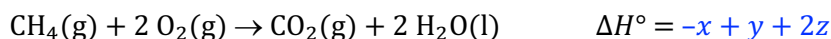
- a) $x + y + z$
- b) $x + y - z$
- c) $z + y - 2x$
- d) $2z + y - x$
- e) $2z + y - 2x$

(O.Q.N. Oviedo 2002) (O.Q.L. Extremadura 2013) (O.Q.N. Valencia 2020)

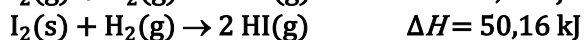
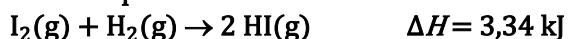
De acuerdo con la ley de Hess (1840), se pueden reescribir las ecuaciones propuestas de la siguiente forma:



Sumando estas ecuaciones se obtiene:



La respuesta correcta es la **d**.

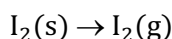
4.6. Sabiendo que:

¿Cuál será la entalpía de sublimación del yodo?

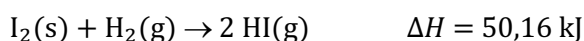
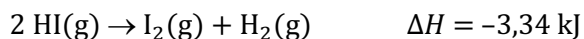
- a) $46,82 \text{ kJ mol}^{-1}$
- b) $26,75 \text{ kJ mol}^{-1}$
- c) $-53,50 \text{ kJ mol}^{-1}$
- d) $-46,82 \text{ kJ mol}^{-1}$

(O.Q.L. Murcia 2002)

La ecuación correspondiente a la sublimación del $\text{I}_2(\text{s})$ es:



De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:



Sumando ambas ecuaciones se obtiene:



La respuesta correcta es la **a**.

4.7. Con la ley de Hess se puede calcular:

- a) Entalpías de reacción.
- b) Entalpías de formación.
- c) Cantidades de calor en una reacción medidas a presión constante.
- d) Todas son correctas.

(O.Q.L. Baleares 2002) (O.Q.L. Galicia 2016)

La ley de Hess (1840) o ley de aditividad de las entalpías dice que:

“la variación de entalpía asociada a un proceso es la misma tanto si el proceso se realiza en una sola etapa o se realiza en varias etapas consecutivas”

Dadas una serie de entalpías correspondientes a procesos que puedan formar un ciclo, conocidas todas menos una, la combinación de estas entalpías en el orden adecuado permite obtener la entalpía desconocida.

a-b) **Verdadero**. Las entalpías de formación, lo mismo que las de combustión, son un caso particular de las entalpías de reacción.

c) **Verdadero**. La entalpía se define como el calor intercambiado medido a presión constante.

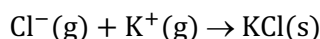
La respuesta correcta es la **d**.

4.8. El calor de disolución del KCl es $17,0 \text{ kJ mol}^{-1}$ y la suma de los calores de hidratación de un mol de iones cloro y un mol de iones potasio, ambos en estado gaseoso, es -698 kJ . La energía de red del KCl del retículo cristalino es:

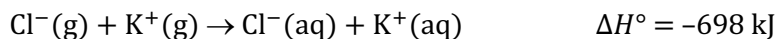
- a) -715 kJ
- b) -681 kJ
- c) 715 kJ
- d) -332 kJ
- e) 681 kJ

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. La Rioja 2013)

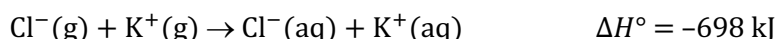
Se trata de determinar la variación de entalpía asociada al proceso:



Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a los datos propuestos son:



De acuerdo con la ley de Hess (1840), se pueden reescribir estas ecuaciones de la siguiente forma:

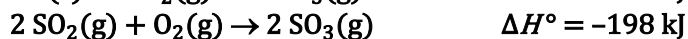
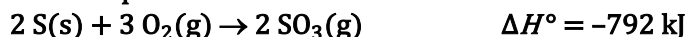


Sumando las ecuaciones anteriores se obtiene:



La respuesta correcta es la **a**.

4.9. Sabiendo que:

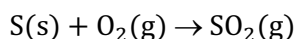


¿Cuál será el valor de la entalpía estándar de formación del dióxido de azufre?

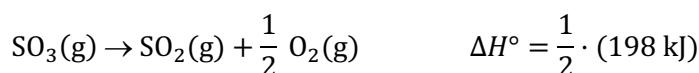
- a) -594 kJ mol^{-1}
- b) -297 kJ mol^{-1}
- c) -990 kJ mol^{-1}
- d) -126 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. Murcia 2003)

La ecuación correspondiente a la formación de $\text{SO}_2(\text{g})$ es:



De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:

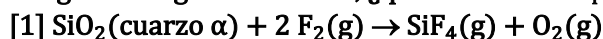


Sumando las ecuaciones se obtiene:



La respuesta correcta es la **b**.

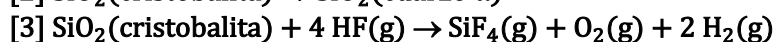
4.10. Según los siguientes datos, ¿qué valor tiene $\Delta_f H^\circ$ del HF(g)?



$$\Delta_1 H^\circ = -168,26 \text{ kcal mol}^{-1}$$



$$\Delta_2 H^\circ = -0,350 \text{ kcal mol}^{-1}$$



$$\Delta_3 H^\circ = -24,53 \text{ kcal mol}^{-1}$$

a) $360,2 \text{ kcal mol}^{-1}$

b) $-1,5 \text{ kJ mol}^{-1}$

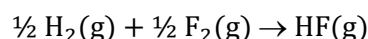
c) $-1.505,6 \text{ J mol}^{-1}$

d) $-3.602 \text{ cal mol}^{-1}$

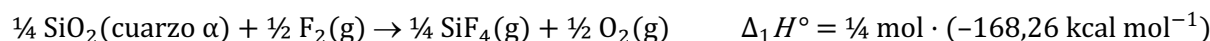
e) $-36,02 \text{ kcal mol}^{-1}$

(O.Q.N. Valencia de D. Juan 2004)

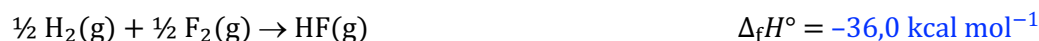
Se trata de determinar la variación de entalpía asociada al proceso:



De acuerdo con la ley de Hess (1840), se pueden reescribir las ecuaciones propuestas de la siguiente forma:

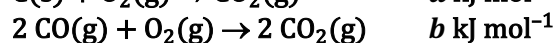
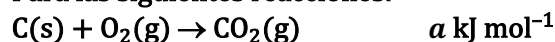


Sumando estas ecuaciones se obtiene:



La respuesta correcta es la **e**.

4.11. Para las siguientes reacciones:



¿Cuál es la entalpía de formación del monóxido de carbono?

a) $(a - \frac{1}{2}b) \text{ kJ mol}^{-1}$

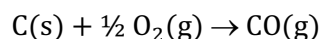
b) $(a - b) \text{ kJ mol}^{-1}$

c) $(\frac{1}{2}b - a) \text{ kJ mol}^{-1}$

d) $(2a - b) \text{ kJ mol}^{-1}$

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. La Rioja 2014) (O.Q.L. La Rioja 2018)

La ecuación química correspondiente a la formación de CO es:



De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:

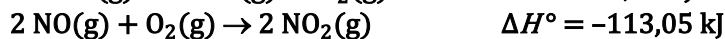
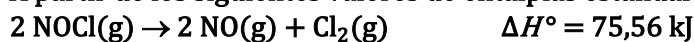


Sumando ambas ecuaciones se obtiene:

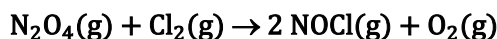


La respuesta correcta es la **a**.

4.12. A partir de los siguientes valores de entalpías estándar de reacción:



Calcule ΔH° de la reacción:



a) 246,65 kJ mol⁻¹

b) -95,52 kJ mol⁻¹

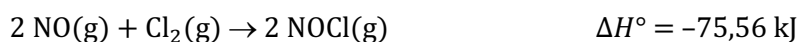
c) -246,65 kJ mol⁻¹

d) 95,52 kJ mol⁻¹

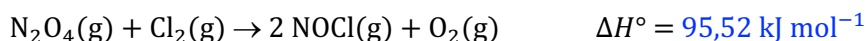
e) Ninguno de estos valores.

(O.Q.N. Luarca 2005)

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:



Sumando estas ecuaciones se obtiene:



La respuesta correcta es la **d**.

4.13. El silicio utilizado en los semiconductores se obtiene a partir de SiO₂ mediante una reacción que se puede dividir en tres etapas:



Sabiendo que CO y MgCl₂ son subproductos, la entalpía de formación de 100,0 g de silicio por medio de esta reacción es:

a) -2.117 kJ

b) 2.117 kJ

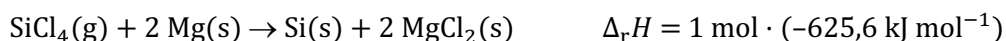
c) -592,7 kJ

d) 592,7 kJ

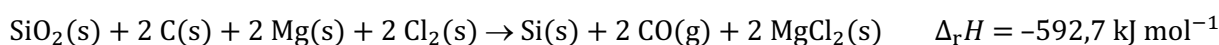
e) 658,5 kJ

(O.Q.L. Madrid 2006) (O.Q.N. Sevilla 2010) (O.Q.L. Baleares)

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:



Sumando estas ecuaciones se obtiene:



Relacionando la cantidad de sustancia con la entalpía:

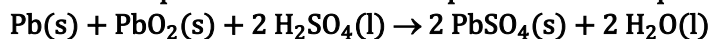
$$100,0 \text{ g Si} \cdot \frac{1 \text{ mol Si}}{28,00 \text{ g Si}} \cdot \frac{-592,7 \text{ kJ}}{1 \text{ mol Si}} = -2.117 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la a.

4.14. A partir de las siguientes ecuaciones químicas y sus valores de ΔH° :



determine la entalpía de reacción a 298 K para la reacción que tiene lugar en la batería de los automóviles:



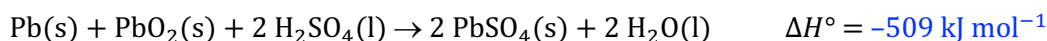
- a) 509 kJ mol⁻¹
- b) 642 kJ mol⁻¹
- c) -509 kJ mol⁻¹
- d) -254 kJ mol⁻¹
- e) -642 kJ mol⁻¹

(O.Q.N. Vigo 2006) (O.Q.L. Sevilla 2010)

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:



Sumando ambas ecuaciones se obtiene:



La respuesta correcta es la c.

4.15. ¿Cuál de los siguientes enunciados es incorrecto?

- a) De acuerdo con la ley de Hess, la entalpía de una reacción es la misma tanto si la reacción se efectúa directamente en un solo paso, como si se efectúa indirectamente por medio de varios pasos consecutivos.
- b) Para usar la ley de Hess, se deben conocer los pasos intermedios por los que transcurre una reacción desde los reactivos a los productos.
- c) Según la ley de Hess, las ecuaciones termoquímicas se pueden tratar como ecuaciones matemáticas.
- d) La ley de Hess es una consecuencia del principio de conservación de la energía.

(O.Q.L. Asturias 2006)

- a) Correcto. La propuesta coincide con la ley de Hess (1840).
- b) Correcto. Para aplicar la ley de Hess se deben conocer las entalpías correspondientes a los pasos intermedios de la transformación de reactivos en productos.
- c) Correcto. La ley de Hess es la ley de aditividad de las entalpías.
- d) **Incorrecto.** La ley de Hess no es consecuencia del principio de conservación de la energía.

La respuesta correcta es la d.

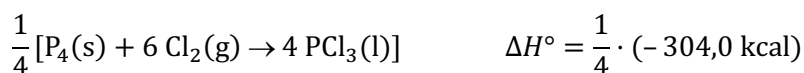
4.16. Dados los siguientes datos indique cuál sería $\Delta_f H^\circ$ del $\text{PCl}_5(\text{s})$:



- a) -76 kcal mol⁻¹
- b) -108,8 cal mol⁻¹
- c) -454,8 kcal mol⁻¹
- d) -137,1 kcal mol⁻¹

(O.Q.L. Castilla y León 2007)

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:

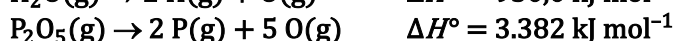


Sumando ambas ecuaciones se obtiene:



La respuesta correcta es la **b**.

4.17. Considere las siguientes reacciones y sus correspondientes variaciones de entalpía:



El valor de ΔH° para la combustión de 1 mol de $\text{PH}_3(\text{g})$ para producir $\text{P}_2\text{O}_5(\text{g})$ y $\text{H}_2\text{O}(\text{g})$ es:

a) $1.141 \text{ kJ mol}^{-1}$

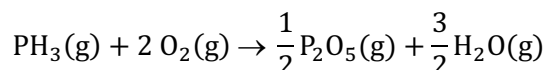
b) $2.807 \text{ kJ mol}^{-1}$

c) $-1.141 \text{ kJ mol}^{-1}$

d) $-1.827 \text{ kJ mol}^{-1}$

(O.Q.L. La Rioja 2007)

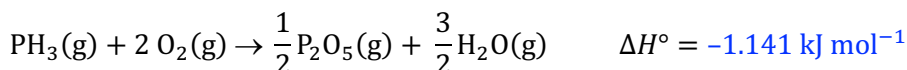
La reacción de la que se quiere conocer ΔH° es:



De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:

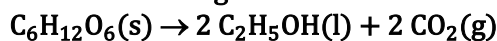


Sumando estas ecuaciones se obtiene:



La respuesta correcta es la **c**.

4.18. A cierta temperatura la entalpía de combustión de la glucosa, $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, es $-2.816,8 \text{ kJ mol}^{-1}$ y la del etanol, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, es $-1.366,9 \text{ kJ mol}^{-1}$. A esa temperatura, la entalpía correspondiente a la formación de un mol de etanol según la reacción:



a) $83,0 \text{ kJ mol}^{-1}$

b) $-83,0 \text{ kJ mol}^{-1}$

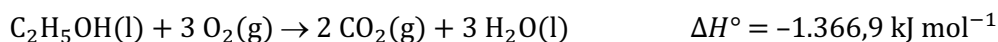
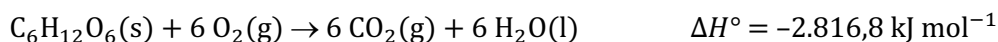
c) $-166,0 \text{ kJ mol}^{-1}$

d) $-41,5 \text{ kJ mol}^{-1}$

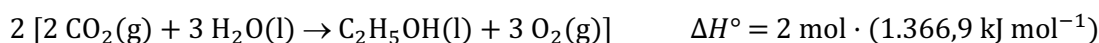
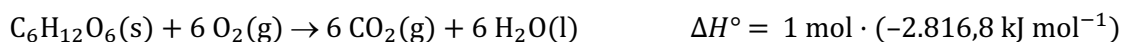
e) $41,5 \text{ kJ mol}^{-1}$

(O.Q.N. Castellón 2008)

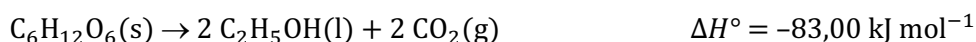
Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a los datos propuestos son:



De acuerdo con la ley de Hess (1840), estas ecuaciones se pueden reescribir como:



Sumando ambas ecuaciones se obtiene:

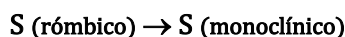


La cantidad de calor que se desprende en la producción de un mol de etanol es:

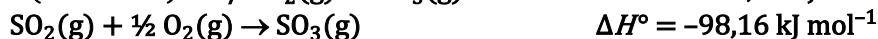
$$\frac{-83,00 \text{ kJ}}{2 \text{ mol C}_2\text{H}_5\text{OH}} = -41,50 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

4.19. Calcule el ΔH° de la transformación:



a partir de los siguientes datos:



a) 401 J mol^{-1}

b) $-594,21 \text{ kJ mol}^{-1}$

c) $44,27 \text{ kcal mol}^{-1}$

d) $-790,53 \text{ kJ mol}^{-1}$

(O.Q.L. Castilla y León 2008)

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones termoquímicas dadas se pueden reescribir como:



Sumando estas ecuaciones se obtiene:



La respuesta correcta es la **a**.

4.20. Calcule el calor de combustión del carbono a monóxido de carbono, sabiendo que los calores de combustión del carbono a dióxido de carbono y el de combustión del monóxido de carbono son, respectivamente, $-393,5 \text{ kJ mol}^{-1}$ y $-283,0 \text{ kJ mol}^{-1}$.

a) $-110,5 \text{ kJ mol}^{-1}$

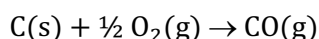
b) $-221,6 \text{ kJ mol}^{-1}$

c) $340,0 \text{ kJ mol}^{-1}$

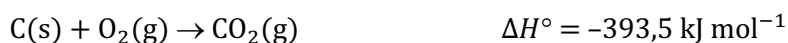
d) $-123,5 \text{ kJ mol}^{-1}$

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2008)

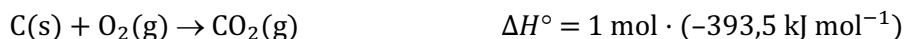
La ecuación química correspondiente a la combustión del C(s) a CO(g) es:



Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a los datos propuestos son:



De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones anteriores se pueden reescribir como:



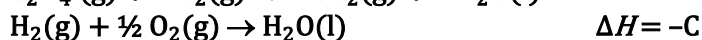
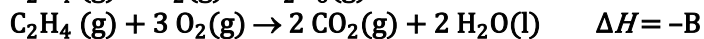
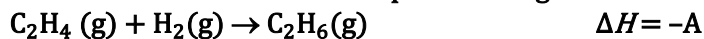


Sumando ambas ecuaciones se obtiene:



La respuesta correcta es la a.

4.21. Conociendo el cambio de entalpía de las siguientes reacciones:

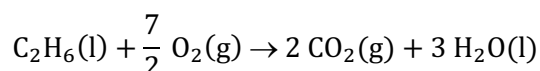


El calor de combustión del etano, $\text{C}_2\text{H}_6(\text{g})$, viene dado por la expresión:

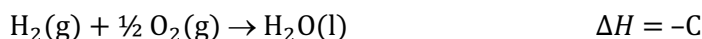
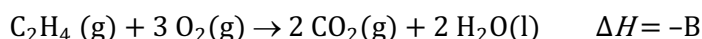
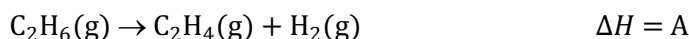
- a) $\Delta H = A - B - C$
- b) $\Delta H = -A - B - C$
- c) $\Delta H = -A + B + C$
- d) $\Delta H = A + B - C$
- e) $\Delta H = -A + B - C$

(O.Q.L. País Vasco 2008)

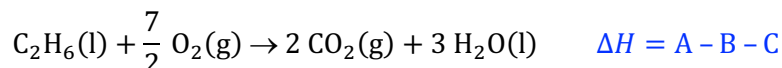
La ecuación química correspondiente a la combustión del etano es:



De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones propuestas se pueden reescribir de la siguiente forma:



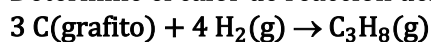
Sumando estas ecuaciones se obtiene:



La respuesta correcta es la a.

(Ha sido necesario corregir una de las ecuaciones del enunciado original).

4.22. Determine el calor de reacción del siguiente proceso:

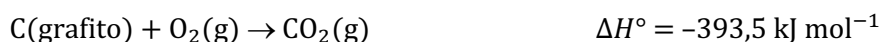
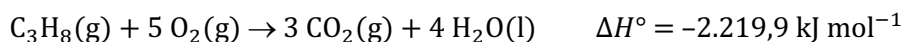


- a) $4.544 \text{ kJ mol}^{-1}$
- b) $-4.544 \text{ kJ mol}^{-1}$
- c) 104 kJ mol^{-1}
- d) -104 kJ mol^{-1}
- e) -208 kJ mol^{-1}

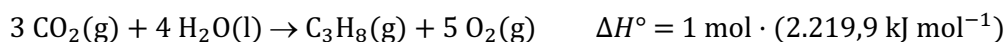
(Datos. $\Delta_c H^\circ$ (kJ mol^{-1}): $\text{C}_3\text{H}_8(\text{g}) = -2.219,9$; $\text{C}(\text{grafito}) = -393,5$; $\text{H}_2(\text{g}) = -285,8$).

(O.Q.N. Ávila 2009)

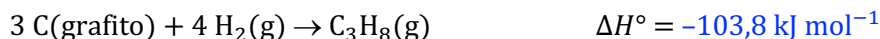
Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a los datos propuestos son:



De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones anteriores se pueden reescribir como:

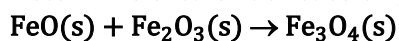


Sumando estas ecuaciones se obtiene:

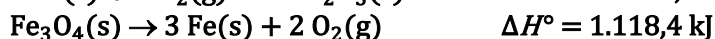
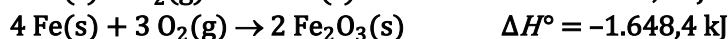
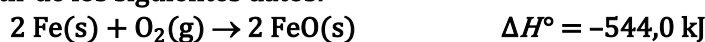


La respuesta correcta es la **d**.

4.23. Determine el calor de reacción para el proceso:



a partir de los siguientes datos:



a) $-1.074,0 \text{ kJ mol}^{-1}$

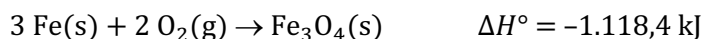
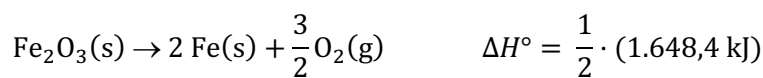
b) $-22,2 \text{ kJ mol}^{-1}$

c) $249,8 \text{ kJ mol}^{-1}$

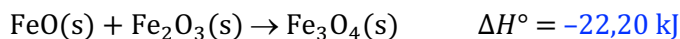
d) $2.214,6 \text{ kJ mol}^{-1}$

(O.Q.L. La Rioja 2009)

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:

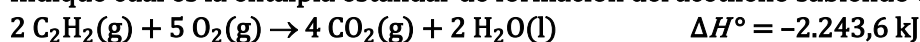


Sumando estas ecuaciones se obtiene:



La respuesta correcta es la **b**.

4.24. Indique cuál es la entalpía estándar de formación del acetileno sabiendo que:



a) $49,0 \text{ kJ mol}^{-1}$

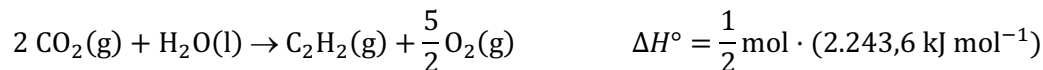
b) $98,0 \text{ kJ mol}^{-1}$

c) $1.121,8 \text{ kJ mol}^{-1}$

d) $1.564,3 \text{ kJ mol}^{-1}$

(O.Q.L. La Rioja 2009)

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:



Sumando estas ecuaciones se obtiene:



La respuesta correcta es la **a**.

4.25. Si un proceso transcurre en varias etapas, la variación de entalpía del proceso global:

- a) Es el producto de las entalpías de las etapas individuales.
- b) Es la suma de la entalpía de la etapa inicial y final.
- c) Es la suma de las entalpías de las etapas individuales.
- d) Es la diferencia entre la entalpía de la etapa inicial y final.

(O.Q.L. Castilla-La Mancha 2010) (O.Q.L. Castilla-La Mancha 2012)

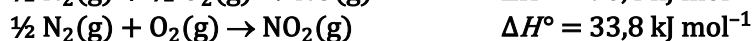
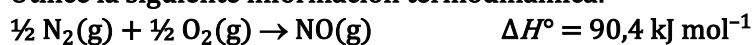
La ley de propuesta por G. Hess (1840) sobre la aditividad de las entalpías dice:

“la variación de entalpía asociada a un proceso es la misma tanto si este se realiza en una sola etapa o en varias etapas sucesivas”.

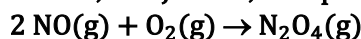
Dicho en otras palabras, la variación de entalpía del proceso es **la suma de las variaciones de entalpía de todas las etapas** que lo integran.

La respuesta correcta es la c.

4.26. Utilice la siguiente información termodinámica:



para calcular, en kJ mol^{-1} , ΔH° para la reacción:



- a) -171,2
- b) -114,6
- c) 114,6
- d) 171,2

(O.Q.L. La Rioja 2012) (O.Q.L. La Rioja 2020)

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones propuestas se pueden reescribir de la siguiente forma:

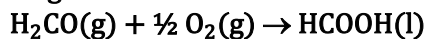


Sumando estas ecuaciones se obtiene:



La respuesta correcta es la a.

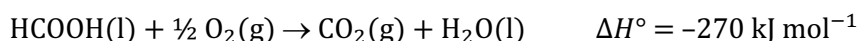
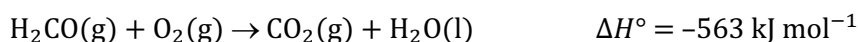
4.27. Las entalpías estándar de combustión (kJ mol^{-1}) del formaldehído (metanal), $\text{H}_2\text{CO}(\text{g})$, y del ácido fórmico (metanoico), $\text{HCOOH}(\text{l})$, son -563 y -270, respectivamente. ¿Cuál es la entalpía estándar para la siguiente reacción?



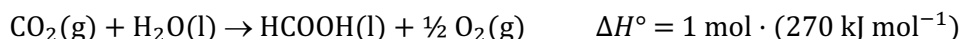
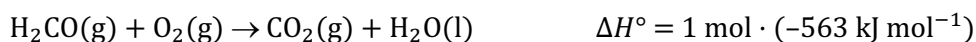
- a) -833 kJ mol^{-1}
- b) -293 kJ mol^{-1}
- c) 293 kJ mol^{-1}
- d) 833 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. Galicia 2012) (O.Q.L. Madrid 2012)

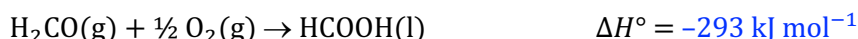
Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a los datos propuestos son:



De acuerdo con la ley de Hess (1840) estas ecuaciones se pueden reescribir como:

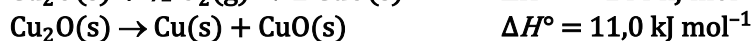
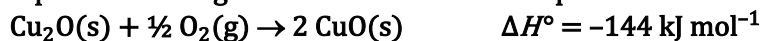


Sumando ambas ecuaciones se obtiene:



La respuesta correcta es la **b**.

4.28. A partir de las siguientes ecuaciones termoquímicas:



Calcule la entalpía de formación estándar del CuO(s).

a) -166 kJ mol^{-1}

b) -299 kJ mol^{-1}

c) 299 kJ mol^{-1}

d) 155 kJ mol^{-1}

e) -155 kJ mol^{-1}

(O.Q.N. Alicante 2013)

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:

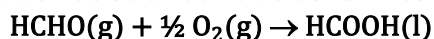


Sumando ambas ecuaciones se obtiene:



La respuesta correcta es la **e**.

4.29. Al quemar 1,00 g de formaldehído (metanal) y 1,00 g de ácido fórmico (metanoico), se liberan, respectivamente, 18,8 kJ y 6,00 kJ. Se puede afirmar que la energía puesta en juego cuando 2,00 g de formaldehído se oxidan a ácido fórmico según:



a) Se desprenden 19,2 kJ

b) Se desprenden 12,8 kJ

c) Se absorben 12,8 kJ

d) Se desprenden 144 kJ

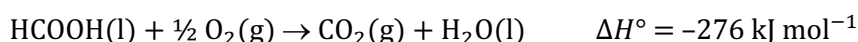
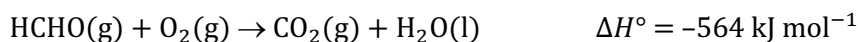
(O.Q.L. Asturias 2013)

Las entalpías de combustión de ambas sustancias son:

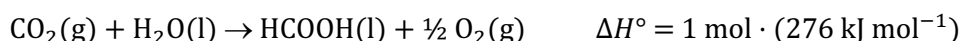
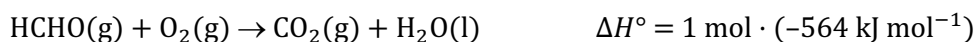
$$\Delta H^\circ = \frac{-18,8 \text{ kJ}}{1,00 \text{ g HCHO}} \cdot \frac{30,0 \text{ g HCHO}}{1 \text{ mol HCHO}} = -564 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta H^\circ = \frac{-6,00 \text{ kJ}}{1,00 \text{ g HCOOH}} \cdot \frac{46,0 \text{ g HCOOH}}{1 \text{ mol HCOOH}} = -276 \text{ kJ mol}^{-1}$$

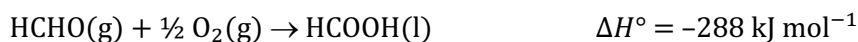
Las ecuaciones termoquímicas correspondientes a los datos propuestos son:



De acuerdo con la ley de Hess (1840), estas ecuaciones se pueden reescribir como:



Sumando ambas ecuaciones se obtiene:



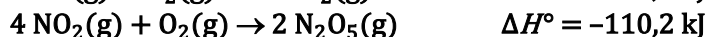
Relacionando masa con entalpía se obtiene:

$$2,00 \text{ g HCHO} \cdot \frac{1 \text{ mol HCHO}}{30,0 \text{ g HCHO}} \cdot \frac{-288 \text{ kJ}}{1 \text{ mol HCHO}} = -19,2 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Cuestión similar a la propuesta en Galicia 2012 y Madrid 2012).

4.30. Calcule la entalpía de formación del pentaóxido de dinitrógeno a partir de los siguientes datos:



Sabiendo que la entalpía de formación estándar del monóxido de nitrógeno, NO, es $90,25 \text{ kJ mol}^{-1}$.

a) $11,30 \text{ kJ mol}^{-1}$

b) $-11,30 \text{ kJ mol}^{-1}$

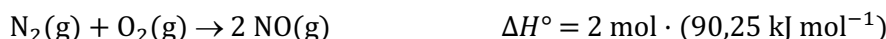
c) $239,5 \text{ kJ mol}^{-1}$

d) $-43,8 \text{ kJ mol}^{-1}$

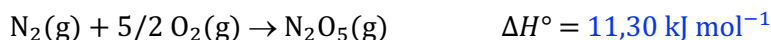
e) $22,60 \text{ kJ mol}^{-1}$

(O.Q.L. Madrid 2014)

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:



Sumando estas ecuaciones se obtiene:

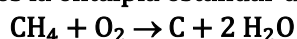


La respuesta correcta es la **a**.

4.31. Se conoce la entalpía estándar de las dos reacciones siguientes:



Cuál es la entalpía estándar de la reacción:



a) $-1.285 \text{ kJ mol}^{-1}$

b) -495 kJ mol^{-1}

c) $1.285 \text{ kJ mol}^{-1}$

d) $-351.550 \text{ kJ mol}^{-1}$

e) 495 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. País Vasco 2014)

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:

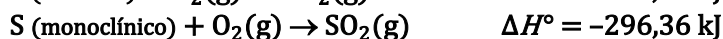
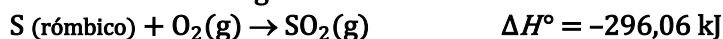


Sumando ambas ecuaciones se obtiene:



La respuesta correcta es la **b**.

4.32. Considerando los siguientes datos:



El cambio de entalpía para la transformación: S (r^ombico) → S (monoc^olnico) es:

a) $-592,42 \text{ kJ mol}^{-1}$

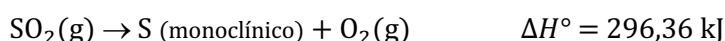
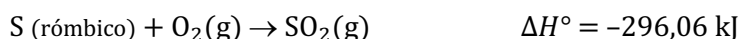
b) $-0,3 \text{ kJ mol}^{-1}$

c) 0 kJ mol^{-1}

d) $0,3 \text{ kJ mol}^{-1}$

(O.Q.L. Asturias 2014)

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:

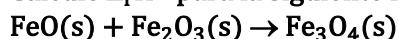


Sumando ambas ecuaciones se obtiene:

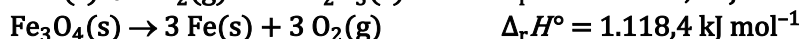
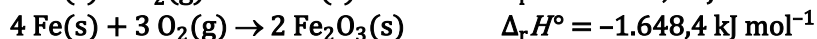


La respuesta correcta es la d.

4.33. Calcule $\Delta_r H^\circ$ para la siguiente reacción:



a partir de las siguientes entalpías:



a) $-249,8 \text{ kJ mol}^{-1}$

b) $-1.074 \text{ kJ mol}^{-1}$

c) $-22,2 \text{ kJ mol}^{-1}$

d) $3.310 \text{ kJ mol}^{-1}$

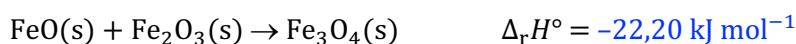
e) $2.214,6 \text{ kJ mol}^{-1}$

(O.Q.N. Madrid 2015)

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones termoquímicas propuestas se pueden reescribir como:

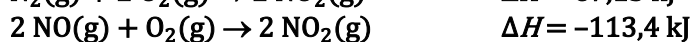
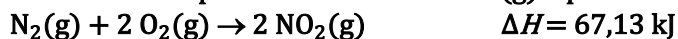


Sumando estas ecuaciones se obtiene:



La respuesta correcta es la c.

4.34. Calcule la entalpía de formación del NO(g) a partir de las siguientes ecuaciones termoquímicas:



a) $-180,6 \text{ kJ mol}^{-1}$

b) $-11,08 \text{ kJ mol}^{-1}$

c) $90,27 \text{ kJ mol}^{-1}$

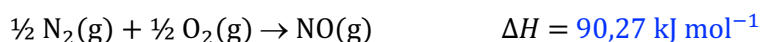
d) $180,6 \text{ kJ mol}^{-1}$

(O.Q.L. Asturias 2015)

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:

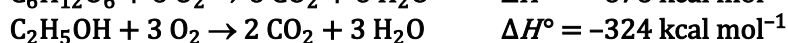
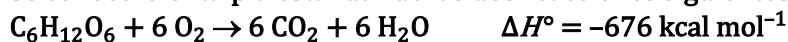


Sumando ambas ecuaciones se obtiene:

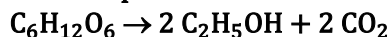


La respuesta correcta es la c.

4.35. Se conoce la entalpía estándar de las dos reacciones siguientes:



Cuál es la entalpía estándar de la fermentación alcohólica de un azúcar según la siguiente reacción:



a) $352 \text{ kcal mol}^{-1}$

b) $-352 \text{ kcal mol}^{-1}$

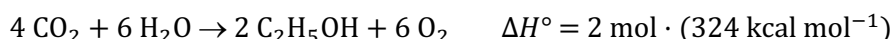
c) $-1.000 \text{ kcal mol}^{-1}$

d) $28,0 \text{ kcal mol}^{-1}$

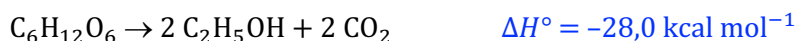
e) $-28,0 \text{ kcal mol}^{-1}$

(O.Q.L. País Vasco 2015)

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:



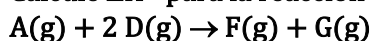
Sumando ambas ecuaciones se obtiene:



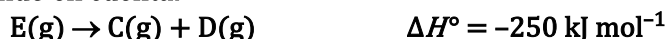
La respuesta correcta es la e.

(Cuestión similar a la propuesta en Castellón 2008).

4.36. Calcule ΔH° para la reacción siguiente:



teniendo en cuenta:



a) 146 kJ mol^{-1}

b) 786 kJ mol^{-1}

c) 104 kJ mol^{-1}

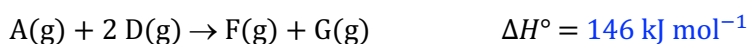
d) 214 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. Valencia 2016)

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones termoquímicas propuestas se pueden reescribir para obtener la ecuación química problema:

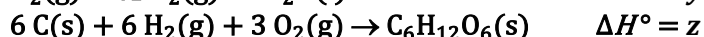
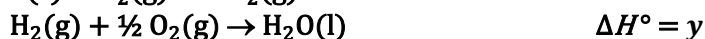


Sumando estas ecuaciones se obtiene:

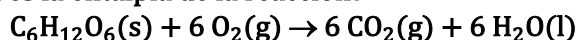


La respuesta correcta es la a.

4.37. A partir de la siguiente información:



¿Cuál es la entalpía de la reacción?



a) $6x + 6y - 2z$

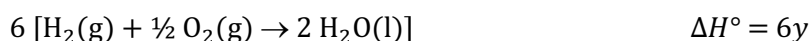
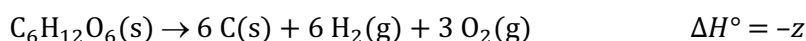
b) $6x + 6y - z$

c) $z - 6x - 6y$

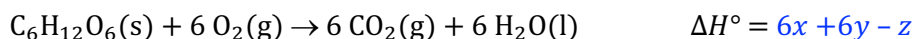
d) $6x + 6y - 6z$

(O.Q.L. Extremadura 2017)

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones propuestas se pueden reescribir de la siguiente forma:



Sumando estas ecuaciones se obtiene:



La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Oviedo 2002 y Extremadura 2013).

4.38. Las energías de disociación de las moléculas diatómicas X_2 , Y_2 y XY están en la relación 1:0,5:1. Por otra parte, la entalpía de formación de XY es de -200 kJ mol^{-1} . Por tanto, la energía de disociación de la molécula X_2 será:

a) 200 kJ mol^{-1}

b) 100 kJ mol^{-1}

c) 800 kJ mol^{-1}

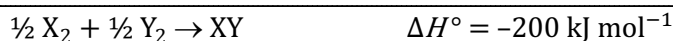
d) 400 kJ mol^{-1}

(O.Q.N. Santander 2019)

Considerando que todas las reacciones están en fase gaseosa, las ecuaciones termoquímica correspondiente a las reacciones propuestas son:



De acuerdo con la ley de Hess (1840), sumando las ecuaciones (1), (2) y (3) en las proporciones adecuadas se obtiene la ecuación (4):



de donde se obtiene que, $Q = 800 \text{ kJ mol}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **c**.

4.39. Dados los siguientes datos a 25 °C, calcule la entalpía de formación del $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$ a dicha temperatura:



a) $-14,2 \text{ kJ mol}^{-1}$

b) $14,2 \text{ kJ mol}^{-1}$

c) $-188,3 \text{ kJ mol}^{-1}$

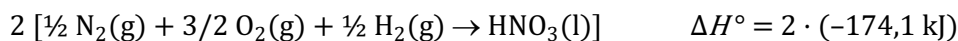
d) $188,3 \text{ kJ mol}^{-1}$

(O.Q. L. Madrid 2019)

La ecuación química correspondiente a la formación del $\text{N}_2\text{O}_5(\text{g})$ es:



De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:

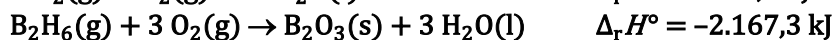


Sumando estas ecuaciones se obtiene:



La respuesta correcta es la **b**.

4.40. Calcule la entalpía de formación estándar del diborano, $\text{B}_2\text{H}_6(\text{g})$, utilizando los siguientes datos:



a) 942 kJ mol^{-1}

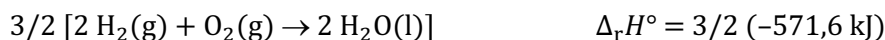
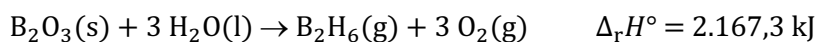
b) $36,4 \text{ kJ mol}^{-1}$

c) 958 kJ mol^{-1}

d) 322 kJ mol^{-1}

(O.Q. L. La Rioja 2019)

De acuerdo con la ley de Hess (1840), las ecuaciones propuestas se pueden reescribir como:



Sumando estas ecuaciones se obtiene:



La respuesta correcta es la **b**.

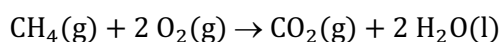
5. ENTALPÍAS ESTÁNDAR DE FORMACIÓN Y REACCIÓN

5.1. Las entalpías estándar de formación, $\Delta_f H^\circ$ (kJ mol⁻¹), del metano, agua y dióxido de carbono son, respectivamente, -85,0; -286,0 y -396,0. La entalpía de combustión estándar del metano es:

- a) -757 kJ mol⁻¹
- b) -580 kJ mol⁻¹
- c) -893 kJ mol⁻¹
- d) -1.153 kJ mol⁻¹

(O.Q.L. Asturias 1987)

La ecuación química correspondiente a la combustión del metano es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [2 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)] - [\Delta_f H^\circ(\text{CH}_4)] = \\ &= \left(2 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-286,0 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} \right) + \left(1 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{-396,0 \text{ kJ}}{\text{mol CO}_2} \right) - \left(1 \text{ mol CH}_4 \cdot \frac{-85,0 \text{ kJ}}{\text{mol CH}_4} \right) \end{aligned}$$

Se obtiene, $\Delta_c H^\circ(\text{CH}_4) = -883 \text{ kJ mol}^{-1}$.

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del O₂(g) ya que, por convenio, su valor es cero.

Ninguna respuesta es correcta.

5.2. La ecuación que representa, $-2 \Delta_f H^\circ(\text{NH}_3)$ es:

- a) $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$
- b) $2 \text{N}(\text{g}) + 6 \text{H}(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NH}_3(\text{g})$
- c) $2 \text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow 2 \text{N}(\text{g}) + 6 \text{H}(\text{g})$
- d) $2 \text{NH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$
- e) $\frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g}) + \frac{3}{2} \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NH}_3(\text{g})$

(O.Q.L. Asturias 1988)

La entalpía de formación de una sustancia se define como:

“el calor intercambiado, medido a presión constante, en la formación de un mol de sustancia a partir de los elementos que la integran en su forma más estable en condiciones estándar”

De acuerdo con la definición anterior, la reacción que cumple la condición propuesta en el enunciado es:



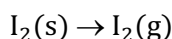
La respuesta correcta es la d.

5.3. La entalpía de sublimación del yodo, a 25 °C y 101,3 kPa, es igual a:

- a) La entalpía de vaporización menos la entalpía de fusión del yodo.
- b) La entalpía de vaporización del yodo.
- c) La entalpía de formación del I₂(g).
- d) La energía de enlace I-I.
- e) La entalpía de atomización del yodo.
- f) El yodo no se sublima.

(O.Q.N. Almería 1999) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Madrid 2009) (O.Q.L. Madrid 2015) (O.Q.N. Valencia 2020)

La ecuación correspondiente a la sublimación del I₂ es:



- a) Falso. La ecuación termoquímica correspondiente a la vaporización del I₂(l) es:



La ecuación termoquímica correspondiente a la fusión del $\text{I}_2(\text{s})$ es:



De acuerdo con la ley de Hess (1840), sumando ambas ecuaciones se obtiene:



Valor de la entalpía de reacción que no coincide con el propuesto.

b) Falso. La ecuación termoquímica correspondiente a la vaporización del $\text{I}_2(\text{l})$ es:



Ecuación termoquímica que no coincide con la propuesta al principio.

c) **Verdadero**. La entalpía de formación de una sustancia se define como:

“el calor intercambiado a presión constante en la formación de un mol de sustancia a partir de los elementos que la integran en su forma más estable en condiciones estándar”

La forma más estable del yodo en condiciones estándar es $\text{I}_2(\text{s})$, por tanto, la entalpía de formación del $\text{I}_2(\text{g})$ está asociada a la siguiente ecuación termoquímica:



Ecuación termoquímica que coincide con la propuesta. No obstante, hay que considerar que el I_2 es una sustancia que, a 25°C y $101,3\text{ kPa}$, ni se funde, ni se vaporiza, directamente sublima.

d) Falso. La ecuación termoquímica correspondiente a la energía de enlace del $\text{I}_2(\text{g})$ es:



Ecuación termoquímica que no coincide con la propuesta al principio.

e) Falso. La ecuación termoquímica correspondiente a la atomización (disociación) del $\text{I}_2(\text{g})$ es:

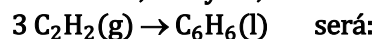


Ecuación termoquímica que no coincide con la propuesta inicialmente.

f) El $\text{I}_2(\text{s})$ sí que sublima.

La respuesta correcta es la c.

5.4. Las entalpías de formación, $\Delta_f H^\circ$ (kJ mol^{-1}), en condiciones estándar, del etino (g) y benceno (l) son, respectivamente, 227 y 49,0. La variación de entalpía, en las citadas condiciones, para el proceso:



- a) -178 kJ mol^{-1}
- b) -632 kJ mol^{-1}
- c) 276 kJ mol^{-1}
- d) 730 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. Murcia 1999) (O.Q.L. Murcia 2000)

La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= \Delta_f H^\circ(\text{C}_6\text{H}_6) - 3 \Delta_f H^\circ(\text{C}_2\text{H}_2) = \\ &= \left(1 \text{ mol C}_6\text{H}_6 \cdot \frac{49,0 \text{ kJ}}{\text{mol C}_6\text{H}_6}\right) - \left(3 \text{ mol C}_2\text{H}_2 \cdot \frac{-227 \text{ kJ}}{\text{mol C}_2\text{H}_2}\right) = -632 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

La respuesta correcta es la b.

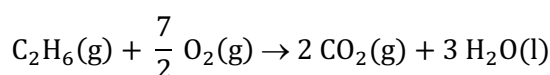
(La cuestión propuesta en Murcia 2000 es la misma con la diferencia de que el C_6H_6 es gas).

5.5. Sabiendo que las entalpías de combustión estándar (kJ mol^{-1}) del carbono, hidrógeno y etano son, -394 , -286 y -1.560 , respectivamente, ¿cuál es la entalpía de formación del etano,?

- a) $-3.206 \text{ kJ mol}^{-1}$
- b) $-2.240 \text{ kJ mol}^{-1}$
- c) $-1.454 \text{ kJ mol}^{-1}$
- d) -880 kJ mol^{-1}
- e) -86 kJ mol^{-1}

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Asturias 2004) (O.Q.L. Baleares 2008) (O.Q.L. Asturias 2009) (O.Q.L. Sevilla 2013)

La ecuación química correspondiente a la combustión del etano es:



Teniendo en cuenta que las entalpías de combustión del carbono para dar $CO_2(g)$ y del hidrógeno para dar $H_2O(l)$ coinciden con las entalpías de formación de estas sustancias, la variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= 2 \Delta_f H^\circ(CO_2) + 3 \Delta_f H^\circ(H_2O) - \Delta_f H^\circ(C_2H_6) \end{aligned}$$

Aplicado a la combustión del etano:

$$1 \text{ mol } C_2H_6 \cdot \frac{-1.560 \text{ kJ}}{\text{mol } C_2H_6} = \left(2 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{-394 \text{ kJ}}{\text{mol } CO_2} + 3 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{-286 \text{ kJ}}{\text{mol } H_2O} \right) - \Delta_f H^\circ(C_2H_6(g))$$

Se obtiene que, $\Delta_f H^\circ(C_2H_6) = -86,0 \text{ kJ mol}^{-1}$.

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del O_2 ya que, por convenio, su valor es cero.

La respuesta correcta es la e.

5.6. ¿Cuál de las siguientes especies posee $\Delta_f H^\circ = 0$?

- a) H
- b) H^+
- c) H_2
- d) H^-
- e) H_2^+

(O.Q.N. Murcia 2000) (O.Q.L. Castilla y León 2006)

Por convenio, la entalpía de formación de un elemento en su forma más estable en condiciones estándar es cero. De las especies propuestas, la única que cumple esa condición es H_2 .

La respuesta correcta es la c.

5.7. Decida qué es siempre cierto para dos procesos 1 y 2 que tienen en común los estados inicial y final:

- a) $Q_1 = Q_2$
- b) $\Delta S = \Delta Q / T$
- c) $\Delta_2 G = \Delta_2 H - T \Delta_2 S$
- d) $\Delta_2 H = \Delta_1 H$

(O.Q.L. Castilla y León 2000)

a) Falso. El calor no es una función de estado.

b-c) Falso. Solo sería cierto en procesos a temperatura constante.

d) Verdadero. La entalpía es una función de estado.

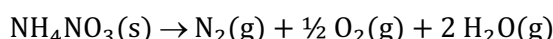
La respuesta correcta es la **d**.

5.8. Las entalpías estándar de formación (kJ mol^{-1}) del vapor de agua y del nitrato de amonio sólido son, respectivamente, $-241,8$ y $-339,9$. ¿Cuál es la variación de entalpía estándar para la descomposición de $16,0$ g de nitrato de amonio sólido para formar vapor de agua y una mezcla de nitrógeno y oxígeno en fase gas?

- a) $-98,1$ kJ
- b) $-57,5$ kJ
- c) $-49,0$ kJ
- d) $-28,8$ kJ
- e) $-14,4$ kJ

(O.Q.N. Oviedo 2002)

Se trata de determinar la variación de entalpía asociada al proceso:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= 2 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) - \Delta_f H^\circ(\text{NH}_4\text{NO}_3) = \\ &= \left(2 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-241,8 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} \right) - \left(1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3 \cdot \frac{-339,9 \text{ kJ}}{\text{mol NH}_4\text{NO}_3} \right) = -143,7 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

No se tienen en cuenta las entalpías de formación del O_2 y N_2 ya que, por convenio, sus valores son cero.

Relacionando la entalpía con la cantidad de sustancia:

$$16,0 \text{ g NH}_4\text{NO}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3}{80,0 \text{ g NH}_4\text{NO}_3} \cdot \frac{-143,7 \text{ kJ}}{1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3} = -28,7 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.9. Señale la afirmación correcta:

- a) El trabajo es una función de estado.
- b) A 25°C , el vapor de agua es el estado estándar de esta sustancia.
- c) Una reacción en la que ΔH es negativo es espontánea.
- d) El calor estándar de formación del $\text{O}_2(\text{g})$ es cero.
- e) La termodinámica puede predecir la velocidad a la que el $\text{O}_2(\text{g})$ y el $\text{H}_2(\text{g})$ reaccionan en condiciones normales.

(O.Q.N. Tarazona 2003) (O.Q.L. Cádiz 2008)

a) Falso. De acuerdo con la primera ley de la termodinámica, $\Delta U = Q + W$, y tanto el calor como el trabajo no son funciones de estado.

b) Falso. A la temperatura de 25°C , el estado de agregación del agua es líquido.

c) Falso. La espontaneidad de un proceso se determina con el valor de ΔG del mismo. En un proceso espontáneo $\Delta G < 0$. Este valor se calcula mediante la expresión:

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S$$

Como se observa, el valor de ΔH no es suficiente para determinar el signo de ΔG , es necesario conocer también el valor de ΔS y la temperatura.

d) **Verdadero**. Por convenio, las entalpías de formación de los elementos en su forma más estable en condiciones estándar son nulas.

e) Falso. Una limitación de la termodinámica es que la variable tiempo no aparece en ninguna de sus ecuaciones. Es la cinética química la que se ocupa de estudiar la velocidad con la que transcurre una reacción.

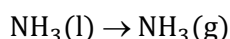
La respuesta correcta es la **d**.

5.10. A 291 K, las entalpías de formación del amoníaco (kJ mol^{-1}) en los estados gaseoso y líquido son, respectivamente, $-46,05$ y $-67,27$. A partir de estos datos, se puede afirmar que la entalpía de vaporización del amoníaco es:

- a) $-113,3 \text{ kJ mol}^{-1}$
- b) $6,67 \text{ kJ g}^{-1}$
- c) $-1,25 \text{ kJ g}^{-1}$
- d) $1,25 \text{ kJ g}^{-1}$
- e) $6,67 \text{ kJ mol}^{-1}$

(O.Q.L. Madrid 2003) (O.Q.L. La Rioja 2004) (O.Q.L. La Rioja 2006) (O.Q.L. Cantabria 2011) (O.Q.L. Castilla y León 2013)
(O.Q.L. Murcia 2013) (O.Q.L. Cantabria 2013) (O.Q.L. Cantabria 2016)

La ecuación química correspondiente a la vaporización de NH_3 es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= \Delta_f H^\circ(\text{NH}_3(\text{g})) - \Delta_f H^\circ(\text{NH}_3(\text{l})) = \\ &= \left(1 \text{ mol NH}_3(\text{g}) \cdot \frac{-46,05 \text{ kJ}}{\text{mol NH}_3(\text{g})} \right) - \left(1 \text{ mol mol NH}_3(\text{l}) \cdot \frac{-67,27 \text{ kJ}}{\text{mol NH}_3(\text{l})} \right) = 21,22 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

Cambiando las unidades:

$$\frac{21,22 \text{ kJ}}{\text{mol NH}_3} \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3} = 1,25 \text{ kJ g}^{-1}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.11. Dados los siguientes datos:



$\Delta_f H^\circ(\text{A}) = -10.000 \text{ J mol}^{-1}$, $\Delta_f H^\circ(\text{C}) = -15.000 \text{ J mol}^{-1}$, $\Delta_f H^\circ(\text{D}) = -2.000 \text{ J mol}^{-1}$.

Se puede calcular $\Delta_f H^\circ(\text{B})$ que vale:

- a) 5.000 J mol^{-1}
- b) 2.500 J mol^{-1}
- c) $-5.000 \text{ J mol}^{-1}$
- d) $-17.000 \text{ J mol}^{-1}$

(O.Q.L. Baleares 2003)

La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [2 \Delta_f H^\circ(\text{C}) + \Delta_f H^\circ(\text{D})] - [\Delta_f H^\circ(\text{A}) + 2 \Delta_f H^\circ(\text{B})] \end{aligned}$$

Aplicado a la ecuación termoquímica propuesta:

$$-12.000 \text{ J} = \left(2 \text{ mol C} \cdot \frac{-15.000 \text{ J}}{\text{mol C}} \right) + \left(1 \text{ mol D} \cdot \frac{-2.000 \text{ J}}{\text{mol D}} \right) - \left(1 \text{ mol A} \cdot \frac{-10.000 \text{ J}}{\text{mol A}} \right) - 2 \Delta_f H^\circ(\text{B})$$

Se obtiene que la entalpía de formación de B es, $\Delta_f H^\circ = -5.000 \text{ J mol}^{-1}$.

La respuesta correcta es la **c**.

5.12. La variación de entalpía de un sistema se define como:

- El calor intercambiado por un sistema a volumen constante.
- El calor intercambiado por un sistema a presión constante.
- El calor intercambiado por un sistema.
- La energía interna de un sistema.

(O.Q.L. Murcia 2004)

Por definición, la variación de entalpía de un sistema es el calor intercambiado con el entorno, medido a presión constante.

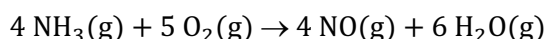
La respuesta correcta es la b.

5.13. Al hacer reaccionar amoníaco y oxígeno se obtienen monóxido de nitrógeno y agua. Se sabe que los calores de formación estándar (kJ mol^{-1}) del amoníaco, monóxido de nitrógeno y agua son, respectivamente, $-46,0$; $90,0$ y -242 . Con estos datos, el calor de reacción estándar referido a un mol de amoníaco según este proceso, será:

- -454 kJ mol^{-1}
- 454 kJ mol^{-1}
- -227 kJ mol^{-1}
- 227 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. Madrid 2004) (O.Q.L. Madrid 2007)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción entre NH_3 y O_2 es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [6 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + 4 \Delta_f H^\circ(\text{NO})] - [4 \Delta_f H^\circ(\text{NH}_3)] = \\ &= \left(6 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-242 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} \right) + \left(4 \text{ mol NO} \cdot \frac{90,0 \text{ kJ}}{\text{mol NO}} \right) - \left(4 \text{ mol NH}_3 \cdot \frac{-46,0 \text{ kJ}}{\text{mol NH}_3} \right) = -908 \text{ kJ} \end{aligned}$$

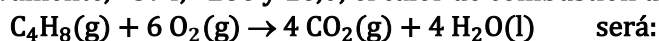
No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $\text{O}_2(\text{g})$ ya que, por convenio, su valor es cero.

El calor de reacción referido a un mol de NH_3 es:

$$\Delta H^\circ = \frac{-908 \text{ kJ}}{4 \text{ mol NH}_3} = -227 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

5.14. Puesto que las entalpías de formación estándar (kJ mol^{-1}) de $\text{CO}_2(\text{g})$, $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$ y $\text{C}_4\text{H}_8(\text{g})$ son, respectivamente, -394 , -286 y $16,0$; el calor de combustión de un mol de $\text{C}_4\text{H}_8(\text{g})$ según el proceso:



- -2.736 kJ
- -696 kJ
- 2.736 kJ
- -2.704 kJ

(O.Q.L. Murcia 2005)

La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [4 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + 4 \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)] - [\Delta_f H^\circ(\text{C}_4\text{H}_8)] = \\ &= \left(4 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-286 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} \right) + \left(4 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{-394 \text{ kJ}}{\text{mol CO}_2} \right) - \left(1 \text{ mol C}_4\text{H}_8 \cdot \frac{16,0 \text{ kJ}}{\text{mol C}_4\text{H}_8} \right) = -2,74 \cdot 10^3 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $O_2(g)$ ya que, por convenio, su valor es cero.

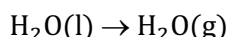
La respuesta correcta es la **a**.

5.15. La entalpía de formación del vapor de agua:

- a) Es mayor que la del agua líquida.
- b) Es menor que la del agua líquida.
- c) Es igual a la del agua líquida ya que esta magnitud no depende del estado de las sustancias.
- d) No se puede saber sin consultar las tablas de entalpías de formación.

(O.Q.L. Baleares 2005)

La ecuación correspondiente a la vaporización del H_2O es:



La variación de entalpía correspondiente a este cambio de estado es, $\Delta_{vap}H^\circ > 0$, ya que se trata de un proceso endotérmico en el que se rompen enlaces intermoleculares.

De acuerdo con el concepto de entalpía de reacción:

$$\Delta_{vap}H^\circ = \Delta_fH^\circ(H_2O(g)) - \Delta_fH^\circ(H_2O(l)) > 0 \quad \rightarrow \quad \Delta_fH^\circ(H_2O(g)) > \Delta_fH^\circ(H_2O(l))$$

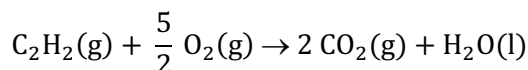
La respuesta correcta es la **a**.

5.16. La entalpía de combustión del acetileno es de $-310,7 \text{ kcal mol}^{-1}$ a 25°C . Determine la entalpía de formación del acetileno sabiendo que las entalpías de formación (kcal mol^{-1}) del dióxido de carbono (g) y del agua (l) son, respectivamente, $-94,1$ y $-68,3$.

- a) $148,3 \text{ kcal mol}^{-1}$
- b) $111,25 \text{ kcal mol}^{-1}$
- c) $54,2 \text{ kcal mol}^{-1}$
- d) $-148,3 \text{ kcal mol}^{-1}$

(O.Q.L. Baleares 2005)

La ecuación química correspondiente a la combustión del acetileno es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_fH^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_fH^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [\Delta_fH^\circ(H_2O) + 2 \Delta_fH^\circ(CO_2)] - [\Delta_fH^\circ(C_2H_2)] \end{aligned}$$

Aplicado a la reacción de combustión del acetileno:

$$\left(1 \text{ mol } C_2H_2 \cdot \frac{-310,7 \text{ kcal}}{\text{mol } C_2H_2}\right) = \left(1 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{-68,3 \text{ kcal}}{\text{mol } H_2O}\right) + \left(2 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{-94,1 \text{ kcal}}{\text{mol } CO_2}\right) - \Delta_fH^\circ(C_2H_2)$$

Se obtiene, $\Delta_fH^\circ(C_2H_2) = 54,2 \text{ kcal mol}^{-1}$.

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $O_2(g)$ ya que, por convenio, su valor es cero.

La respuesta correcta es la **c**.

5.17. Indique cuál de las siguientes reacciones no corresponde a una reacción de formación:

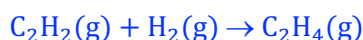
- a) $2 \text{ C}(\text{grafito}) + 3 \text{ H}_2(g) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6(g)$
- b) $2 \text{ C}(\text{grafito}) + \text{H}_2(g) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2(g)$
- c) $\text{C}_2\text{H}_2(g) + \text{H}_2(g) \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4(g)$
- d) $\text{N}_2(g) + 2 \text{ O}_2(g) \rightarrow \text{N}_2\text{O}_4(g)$
- e) $\text{C}(\text{grafito}) + 2 \text{ H}_2(g) \rightarrow \text{CH}_4(g)$

(O.Q.L. Castilla y León 2005) (O.Q.L. Murcia 2010)

La entalpía de formación de una sustancia se define como:

“el calor intercambiado, medido a presión constante, en la formación de un mol de sustancia a partir de los elementos que la integran en su forma más estable en condiciones estándar”.

La única reacción que no cumple esa condición es:



La respuesta correcta es la c.

5.18. La entalpía de formación del hidrógeno elemental en condiciones estándar es:

- a) Endotérmica
- b) Exotérmica
- c) Igual a cero
- d) Mayor que la entalpía de formación del nitrógeno.

(O.Q.L. Castilla y León 2005)

Por convenio, las **entalpías de formación de los elementos** en su forma más estable en condiciones estándar son **nulas**.

La respuesta correcta es la c.

5.19. En las siguientes ecuaciones:

- I. $\text{C}(\text{grafito}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_4(\text{g})$
- II. $\text{C}_2\text{H}_2(\text{g}) + 5/2 \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}_2(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- III. $\text{CaO}(\text{s}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2(\text{s})$
- IV. $\text{CH}_4(\text{g}) + \text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CO}(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g})$
- V. $2/3 \text{O}_3(\text{g}) \rightarrow \text{O}_2(\text{g})$

¿Cuál de las siguientes afirmaciones es la correcta?

- a) La ecuación IV corresponde a la formación de CO.
- b) Las ecuaciones I, III y V son ecuaciones de formación.
- c) Solo una ecuación es de formación.
- d) Dos ecuaciones son de formación y una es de combustión.

(O.Q.L. Castilla La Mancha 2005) (O.Q.L. Castilla La Mancha 2008)

I. Es la ecuación química correspondiente a la reacción de **formación** del metano.

II. Es la ecuación química correspondiente a la reacción de combustión del acetileno.

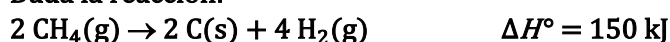
III. Es la ecuación química correspondiente a la reacción de apagado de la cal.

IV. Es la ecuación química correspondiente a la reacción de transformación del metano en hidrógeno.

V. Es la ecuación química correspondiente a la reacción de transformación del ozono en oxígeno.

La respuesta correcta es la c.

5.20. Dada la reacción:



¿Qué valor tendrá la entalpía de formación estándar del metano?

- a) 150 kJ mol^{-1}
- b) -150 kJ mol^{-1}
- c) 75 kJ mol^{-1}
- d) -75 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. Baleares 2006) (O.Q.L. Castilla y León 2012)

La entalpía de formación de una sustancia se define como el calor medido a presión constante intercambiado en la formación de un mol de sustancia a partir de los elementos que la integran en su forma más estable en condiciones estándar.

De acuerdo con la definición anterior, la ecuación termoquímica asociada a la entalpía de formación del metano es:



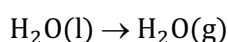
La respuesta correcta es la **d**.

5.21. A 25 °C la entalpía de formación del agua en estado de vapor es $-57,80 \text{ kcal mol}^{-1}$, mientras que si el agua queda en estado líquido la entalpía de formación es $-68,32 \text{ kcal mol}^{-1}$. Por tanto, la entalpía de vaporización del agua es:

- a) $10,52 \text{ kcal mol}^{-1}$
- b) $-10,52 \text{ kcal mol}^{-1}$
- c) $126,12 \text{ kcal mol}^{-1}$
- d) $-126,12 \text{ kcal mol}^{-1}$

(O.Q.L. País Vasco 2007)

La ecuación correspondiente a la vaporización del agua es:



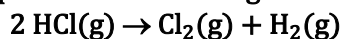
La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O(g)}) - \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O(l)}) = \\ &= \left(1 \text{ mol H}_2\text{O(g)} \cdot \frac{-57,80 \text{ kcal}}{1 \text{ mol H}_2\text{O(g)}} \right) - \left(1 \text{ mol H}_2\text{O(l)} \cdot \frac{-68,32 \text{ kcal}}{1 \text{ mol H}_2\text{O(l)}} \right) = 10,52 \text{ kcal mol}^{-1} \end{aligned}$$

La respuesta correcta es la **a**.

(Ha sido necesario corregir los signos de las entalpías propuestas en el enunciado original).

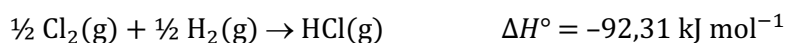
5.22. Sabiendo que la entalpía de formación estándar del HCl(g) a 298 K es $-92,31 \text{ kJ mol}^{-1}$, calcule la entalpía estándar de la siguiente reacción:



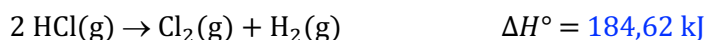
- a) $-92,31 \text{ kJ}$
- b) $184,62 \text{ kJ}$
- c) $92,31 \text{ kJ}$
- d) No se puede calcular solo con este dato.

(O.Q.L. Madrid 2008)

La ecuación correspondiente a la formación de HCl(g) es:

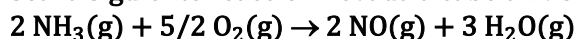


por tanto, la siguiente ecuación termoquímica muestra la entalpía asociada a la reacción propuesta:



La respuesta correcta es la **b**.

5.23. Sea la siguiente reacción llevada a cabo a 298 K:



Si las entalpías estándar de formación (kJ mol^{-1}) del NO , del H_2O y del NH_3 son, 90,0; $-242,0$ y $-46,0$, respectivamente; el calor de reacción a presión constante cuando reaccionan 250 g de NH_3 es:

- a) 0 kJ
- b) -454 kJ
- c) 454 kJ
- d) -3.338 kJ

(O.Q.L. Asturias 2008)

La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned}\Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [3 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + 2 \Delta_f H^\circ(\text{NO})] - 2 \Delta_f H^\circ(\text{NH}_3) = \\ &= \left(3 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-242,0 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} \right) + \left(2 \text{ mol NO} \cdot \frac{90,0 \text{ kJ}}{\text{mol NO}} \right) - \left(2 \text{ mol NH}_3 \cdot \frac{-46,0 \text{ kJ}}{\text{mol NH}_3} \right) = -454 \text{ kJ}\end{aligned}$$

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del O_2 , ya que, por convenio, las entalpías de formación de los elementos en su forma más estable en condiciones estándar son nulas.

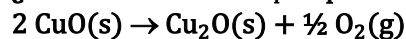
El calor asociado a la oxidación de 250 g de NH_3 es:

$$250 \text{ g NH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol NH}_3}{17,0 \text{ g NH}_3} \cdot \frac{-454 \text{ kJ}}{2 \text{ mol NH}_3} = -3,34 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **d**.

(Cuestión similar a la propuesta en Asturias 2006).

5.24. ¿Cuál es el valor de $\Delta_r H^\circ$ para esta reacción?



a) $141,5 \text{ kJ mol}^{-1}$

b) $14,6 \text{ kJ mol}^{-1}$

c) $-14,6 \text{ kJ mol}^{-1}$

d) $-141,5 \text{ kJ mol}^{-1}$

(Datos. $\Delta_f H^\circ(\text{kJ mol}^{-1})$: $\text{CuO} = -156,1$; $\text{Cu}_2\text{O} = -170,7$)

(O.Q.L. La Rioja 2010)

La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned}\Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= \Delta_f H^\circ(\text{Cu}_2\text{O}) - 2 \Delta_f H^\circ(\text{CuO}) = \\ &= \left(1 \text{ mol Cu}_2\text{O} \cdot \frac{-170,7 \text{ kJ}}{\text{mol Cu}_2\text{O}} \right) - \left(2 \text{ mol CuO} \cdot \frac{-156,1 \text{ kJ}}{\text{mol CuO}} \right) = 141,5 \text{ kJ mol}^{-1}\end{aligned}$$

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $\text{O}_2(\text{g})$, ya que por convenio, las entalpías de formación de los elementos en su forma más estable en condiciones estándar son nulas.

La respuesta correcta es la **a**.

5.25. ¿Cuál de las siguientes reacciones representa la entalpía estándar de formación del propano a la temperatura 25°C y 1 atm de presión?

a) $3 \text{ C(s)} + 8 \text{ H(g)} \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$

b) $3 \text{ C(s)} + 3 \text{ H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$

c) $\text{C}_3\text{H}_6(\text{g}) + \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$

d) $3 \text{ C(s)} + 4 \text{ H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{C}_3\text{H}_8(\text{g})$

(O.Q.L. Madrid 2010) (O.Q.L. Asturias 2011)

La entalpía de formación se define como el calor, medido a presión constante, intercambiado en la formación de un mol de sustancia a partir de los elementos que la integran en su forma más estable en condiciones estándar.

a) Falso. Se parte de una forma no estable del hidrógeno, H(g) , por tanto, no se puede clasificar como reacción de formación.

b) Falso. La estequiometría no es la adecuada.

c) Falso. Se parte de un compuesto C_3H_6 , por tanto, no se puede clasificar como reacción de formación.

La respuesta correcta es la **d**.

5.26. De las siguientes expresiones, ¿cuál coincide con el calor de combustión del boro?

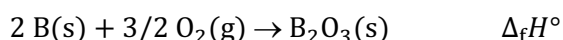
- a) $\Delta_f H^\circ (\text{B}_2\text{O}_3)$
- b) $-\Delta_f H^\circ (\text{B}_2\text{O}_3)$
- c) $\frac{1}{2} \Delta_f H^\circ (\text{B}_2\text{O}_3)$
- d) $-\frac{1}{2} \Delta_f H^\circ (\text{B}_2\text{O}_3)$
- e) $2 \Delta_f H^\circ (\text{B}_2\text{O}_3)$

(O.Q.L. País Vasco 2010)

La entalpía de formación de una sustancia se define como:

“el calor intercambiado, medido a presión constante, en la formación de un mol de sustancia a partir de los elementos que la integran en su forma más estable en condiciones estándar”

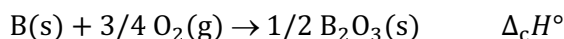
La ecuación química correspondiente a la reacción de formación del $\text{B}_2\text{O}_3(\text{s})$ es:



La entalpía de combustión de una sustancia se define como:

“el calor desprendido, medido a presión constante, en la combustión de un mol de sustancia en condiciones estándar”

La ecuación química correspondiente a la reacción de combustión del $\text{B}(\text{s})$ es:



La relación existente entre $\Delta_f H^\circ$ y $\Delta_c H^\circ$ es:

$$\Delta_c H^\circ (\text{B}) = \frac{1}{2} \Delta_f H^\circ (\text{B}_2\text{O}_3)$$

La respuesta correcta es la c.

5.27. Teniendo en cuenta las siguientes reacciones, ¿en cuál de ellas el cambio de entalpía coincide con la entalpía de formación del producto obtenido?

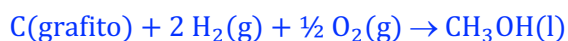
- a) $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HCl}(\text{g})$
- b) $\frac{1}{2} \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{I}_2(\text{g}) \rightarrow \text{HI}(\text{g})$
- c) $\text{C}(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$
- d) $\text{C}(\text{grafito}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$
- e) $\text{C}(\text{grafito}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) + \text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}(\text{l})$

(O.Q.L. País Vasco 2010)

La entalpía de formación de una sustancia se define como:

“el calor intercambiado, medido a presión constante, en la formación de un mol de sustancia a partir de los elementos que la integran en su forma más estable en condiciones estándar”

La reacción que cumple esa condición es:



La respuesta correcta es la d.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2000).

5.28. La entalpía estándar de formación de la urea, $\text{CO}(\text{NH}_2)_2(\text{s})$, es $332,2 \text{ kJ mol}^{-1}$. ¿A qué reacción química hace referencia este dato?

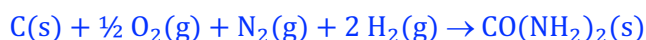
- a) $\text{CO}(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}(\text{NH}_2)_2(\text{s})$
- b) $\text{C}(\text{s}) + \text{O}(\text{g}) + 2 \text{N}(\text{g}) + 4 \text{H}(\text{g}) \rightarrow \text{CO}(\text{NH}_2)_2(\text{s})$
- c) $\text{C}(\text{s}) + \text{O}(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}(\text{NH}_2)_2(\text{s})$
- d) $\text{C}(\text{s}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) + \text{N}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}(\text{NH}_2)_2(\text{s})$
- e) Ninguna de las anteriores.

(O.Q.N. Valencia 2011) (O.Q.L. Cantabria 2013) (O.Q.L. Cantabria 2014) (O.Q.L. Extremadura 2016) (O.Q.L. País Vasco 2018)

La entalpía de formación de una sustancia se define como:

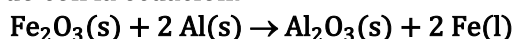
“el calor intercambiado, medido a presión constante, en la formación de un mol de sustancia a partir de los elementos que la integran en su forma más estable en condiciones estándar”

La reacción que cumple esa condición es:



La respuesta correcta es la **d**.

5.29. Determine el cambio de entalpía para la reacción de 5,00 g de Fe_2O_3 con aluminio metálico de acuerdo con la ecuación:



- a) -25,8 kJ
- b) -26,2 kJ
- c) -54,2 kJ
- d) -77,9 kJ

(Datos. $\Delta_f H^\circ$ (kJ mol⁻¹): $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{s}) = -825,5$; $\text{Al}_2\text{O}_3(\text{s}) = -1.675,7$; $\text{Fe}(\text{l}) = 12,4$).

(O.Q.L. La Rioja 2011)

La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [\Delta_f H^\circ(\text{Al}_2\text{O}_3) + 2 \Delta_f H^\circ(\text{Fe})] - \Delta_f H^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3) = \\ &= \left(1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3 \cdot \frac{-1.675,7 \text{ kJ}}{\text{mol Al}_2\text{O}_3}\right) + \left(2 \text{ mol Fe} \cdot \frac{12,4 \text{ kJ}}{\text{mol Fe}}\right) - \left(1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{-825,5 \text{ kJ}}{\text{mol Fe}_2\text{O}_3}\right) = -825,4 \text{ kJ} \end{aligned}$$

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $\text{Al}(\text{s})$, ya que, por convenio, las entalpías de formación de los elementos en su forma más estable en condiciones estándar son nulas.

Relacionando masa con entalpía se obtiene:

$$5,00 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3}{159,6 \text{ g Fe}_2\text{O}_3} \cdot \frac{-825,4 \text{ kJ}}{\text{mol Fe}_2\text{O}_3} = -25,8 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.30. Indique cuáles de las siguientes sustancias tienen una entalpía estándar de formación igual a cero:

- 1) $\text{I}_2(\text{g})$ 2) $\text{O}_3(\text{g})$ 3) $\text{C}(\text{grafito})$ 4) $\text{C}(\text{diamante})$ 5) $\text{H}_2\text{S}(\text{g})$ 6) $\text{I}_2(\text{s})$ 7) $\text{CH}_4(\text{g})$ 8) $\text{Br}_2(\text{l})$ 9) $\text{I}(\text{g})$
- a) 3, 6, 8
- b) 3, 5, 9
- c) 3, 5, 6, 8
- d) 1, 2, 5, 7, 9

(O.Q.L. Asturias 2012)

Por convenio, la entalpía de formación de un elemento en su forma más estable en condiciones estándar es cero. De las especies propuestas, las únicas que son elementos en su forma más estable en condiciones estándar son:

- 3) $\text{C}(\text{grafito})$ 6) $\text{I}_2(\text{s})$ 8) $\text{Br}_2(\text{l})$

La respuesta correcta es la **a**.

5.31. ¿Cuál de estas especies tiene $\Delta_f H^\circ = 0$?

- a) $\text{O}^{2-}(\text{g})$
- b) $\text{OH}^-(\text{aq})$
- c) $\text{O}_2(\text{g})$
- d) $\text{O}_2^{2-}(\text{aq})$

(O.Q.L. Castilla y León 2013)

Por convenio, la entalpía de formación de un elemento en su forma más estable en condiciones estándar es cero.

De las especies propuestas, la única que cumple esa condición es $O_2(g)$.

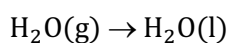
La respuesta correcta es la c.

5.32. Sabiendo que $\Delta_f H^\circ$ del $H_2O(g) = -241,8 \text{ kJ mol}^{-1}$ y $\Delta_f H^\circ$ del $H_2O(l) = -285,8 \text{ kJ mol}^{-1}$, la entalpía de condensación de agua es:

- a) -44 kJ mol^{-1}
- b) $-527,6 \text{ kJ mol}^{-1}$
- c) 44 kJ mol^{-1}
- d) $527,6 \text{ kJ mol}^{-1}$
- e) -44 kJ

(O.Q.N. Alicante 2013)

La ecuación correspondiente a la condensación del agua es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= \Delta_f H^\circ(H_2O(l)) - \Delta_f H^\circ(H_2O(g)) = \\ &= \left(1 \text{ mol } H_2O(l) \cdot \frac{-285,8 \text{ kJ}}{\text{mol } H_2O(l)}\right) - \left(1 \text{ mol } H_2O(g) \cdot \frac{-241,8 \text{ kJ}}{\text{mol } H_2O(g)}\right) = -44,0 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

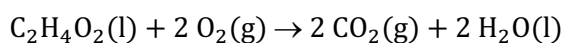
La respuesta correcta es la a.

5.33. Sabiendo que las entalpías de formación estándar (kJ mol^{-1}) del $CO_2(g)$ y del $H_2O(l)$ son, respectivamente, $-393,5$ y $-285,8$; y que la entalpía de combustión del ácido acético líquido es $-875,4 \text{ kJ mol}^{-1}$ (produciendo agua líquida), la entalpía de formación estándar de este último es:

- a) $-483,3 \text{ kJ mol}^{-1}$
- b) $-196,1 \text{ kJ mol}^{-1}$
- c) $-123,4 \text{ kJ mol}^{-1}$
- d) $-23,3 \text{ kJ mol}^{-1}$
- e) $312,3 \text{ kJ mol}^{-1}$

(O.Q.N. Oviedo 2014)

La ecuación química correspondiente a la combustión del ácido acético es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [2 \Delta_f H^\circ(H_2O) + 2 \Delta_f H^\circ(CO_2)] - \Delta_f H^\circ(C_2H_4O_2) \end{aligned}$$

Aplicado a la combustión del ácido acético:

$$\left(1 \text{ mol } C_2H_4O_2 \cdot \frac{-875,4 \text{ kJ}}{\text{mol } C_2H_4O_2}\right) = \left(2 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{-285,8 \text{ kJ}}{\text{mol } H_2O}\right) + \left(2 \text{ mol } CO_2 \cdot \frac{-393,5 \text{ kJ}}{\text{mol } CO_2}\right) - \Delta_f H^\circ(C_2H_4O_2)$$

Se obtiene, $\Delta_f H^\circ(C_2H_4O_2) = -483,2 \text{ kJ mol}^{-1}$.

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $O_2(g)$ ya que, por convenio, su valor es cero.

La respuesta correcta es la a.

5.34. ¿Qué proceso requiere mayor cantidad de energía, fundir un gramo de hielo a 0 °C o hacer hervir un gramo de agua líquida a 100 °C?

- a) Fundir un gramo de hielo a 0 °C.
- b) Hacer hervir un gramo de agua líquida a 100 °C.
- c) Igual.
- d) Depende de la presión.

(O.Q.L. Baleares 2014)

Cada molécula de agua presenta cuatro enlaces intermoleculares del tipo enlace de hidrógeno que es preciso romper para cambiar el estado de agregación de esta sustancia. Sin embargo, la agitación térmica de estas moléculas es mucho mayor a 100 °C que a 0 °C, por este motivo, el calor molar latente de vaporización del agua ($\Delta_{\text{vap}}H = 2.257 \text{ kJ kg}^{-1}$) es mucho mayor que el calor molar latente de fusión del hielo ($\Delta_{\text{fus}}H = 334 \text{ kJ kg}^{-1}$), por lo que la vaporización del agua requiere más calor que la fusión del hielo.

La respuesta correcta es la b.

5.35. ¿Cuál es la ecuación que representa la reacción para la entalpía de formación estándar ($\Delta_f H^\circ$) de $\text{B}_5\text{H}_9(\text{g})$ a 298 K y 1 atm?

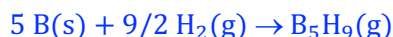
- a) $5 \text{ B}(\text{s}) + 9 \text{ H}(\text{g}) \rightarrow \text{B}_5\text{H}_9(\text{g})$
- b) $2 \text{ B}(\text{s}) + 3 \text{ BH}_3(\text{g}) \rightarrow \text{B}_5\text{H}_9(\text{g})$
- c) $5/2 \text{ B}_2(\text{g}) + 9/2 \text{ H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{B}_5\text{H}_9(\text{g})$
- d) $5 \text{ B}(\text{s}) + 9/2 \text{ H}_2(\text{g}) \rightarrow \text{B}_5\text{H}_9(\text{g})$

(O.Q.L. La Rioja 2014)

La entalpía de formación de una sustancia se define como:

“el calor intercambiado, medido a presión constante, en la formación de un mol de sustancia a partir de los elementos que la integran en su forma más estable en condiciones estándar”

La reacción que cumple esa condición es la del apartado d):



La respuesta correcta es la d.

5.36. ¿Cuál de las siguientes especies químicas posee $\Delta_f H^\circ = 0$?

- a) $\text{He}(\text{g})$
- b) $\text{H}(\text{g})$
- c) $\text{O}(\text{g})$
- d) $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- e) $\text{N}(\text{g})$
- f) $\text{N}_2(\text{l})$

(O.Q.L. Murcia 2014) (O.Q.L. Murcia 2017)

Por convenio, la entalpía de formación de un elemento en su forma más estable en condiciones estándar es cero.

De las especies propuestas, la única que es un elemento en su forma más estable en condiciones estándar es $\text{He}(\text{g})$.

La respuesta correcta es la a.

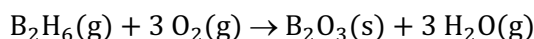
5.37. Calcule la cantidad de energía desprendida cuando 0,100 mol de diborano, B_2H_6 , reacciona con oxígeno para producir $\text{B}_2\text{O}_3(\text{s})$ y vapor de agua.

- a) 203 kJ
- b) 216 kJ
- c) 330 kJ
- d) 343 kJ

(Datos. $\Delta_f H^\circ$ (kJ mol⁻¹): $\text{B}_2\text{H}_6(\text{g}) = 35,00$; $\text{B}_2\text{O}_3(\text{s}) = -1.272$; $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) = -241,0$).

(O.Q.L. Castilla y León 2015)

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción propuesta es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [3 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) + \Delta_f H^\circ(\text{B}_2\text{O}_3)] - \Delta_f H^\circ(\text{B}_2\text{H}_6) = \\ &= \left(3 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-241,0 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}}\right) + \left(1 \text{ mol B}_2\text{O}_3 \cdot \frac{-1.272 \text{ kJ}}{\text{mol B}_2\text{O}_3}\right) - \left(1 \text{ mol B}_2\text{H}_6 \cdot \frac{35,00 \text{ kJ}}{\text{mol B}_2\text{H}_6}\right) = -2.030 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $\text{O}_2(\text{g})$, ya que, por convenio, las entalpías de formación de los elementos en su forma más estable en condiciones estándar son nulas.

Relacionando entalpía con cantidad de sustancia:

$$0,100 \text{ mol B}_2\text{H}_6 \cdot \frac{-2.030 \text{ kJ}}{1 \text{ mol B}_2\text{H}_6} = -203 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **a**.

5.38. ¿Para cuál de las siguientes especies $\Delta_f H^\circ$ es distinta de cero?

- a) $\text{Br}_2(\text{l})$
- b) $\text{Fe}(\text{s})$
- c) $\text{I}_2(\text{s})$
- d) $\text{O}_3(\text{g})$

(O.Q.L. Castilla y León 2015) (O.Q.L. Baleares 2016)

Por convenio, la entalpía de formación de un elemento en su forma más estable en condiciones estándar es cero.

De las especies propuestas, la única que no cumple esta condición es $\text{O}_3(\text{g})$.

La respuesta correcta es la **d**.

5.39. La entalpía de formación, $\Delta_f H^\circ$, de una especie a 298 K se define como la variación de entalpía que ocurre en la formación de un mol de sustancia a partir de los elementos que la constituyen en sus estados estándar. ¿Cuál de las especies siguientes tiene un valor de $\Delta_f H^\circ = 0 \text{ kJ mol}^{-1}$?

- a) $\text{H}_2\text{O}(\text{l})$
- b) $\text{Na}(\text{g})$
- c) $\text{Na}(\text{s})$
- d) $\text{O}_3(\text{g})$

(O.Q.L. Asturias 2015)

Por convenio, solo los elementos en su forma más estable a, 298 K y 1 atm, tienen $\Delta_f H^\circ = 0 \text{ kJ mol}^{-1}$. De las sustancias propuestas la única que cumple esa condición es $\text{Na}(\text{s})$.

La respuesta correcta es la **c**.

5.40. El cambio de entalpía de una de las siguientes reacciones representa la entalpía estándar de formación del cianuro de hidrógeno, HCN. ¿Cuál es la reacción indicada?

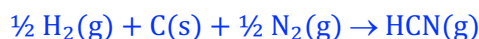
- a) $\text{H}(\text{g}) + \text{C}(\text{s}) + \text{N}(\text{g}) \rightarrow \text{HCN}(\text{g})$
- b) $\frac{1}{2} \text{H}_2(\text{g}) + \text{C}(\text{s}) + \frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g}) \rightarrow \text{HCN}(\text{g})$
- c) $\text{HCN}(\text{g}) \rightarrow \frac{1}{2} \text{H}_2(\text{g}) + \text{C}(\text{s}) + \frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g})$
- d) $\text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{C}(\text{s}) + \text{N}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HCN}(\text{g})$
- e) $\text{H}(\text{g}) + \text{C}(\text{diamante}) + \frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g}) \rightarrow \text{HCN}(\text{g})$

(O.Q.L. La Rioja 2015) (O.Q.L. Murcia 2019)

La entalpía de formación de una sustancia se define como:

“el calor intercambiado, medido a presión constante, en la formación de un mol de sustancia a partir de los elementos que la integran en su forma más estable en condiciones estándar”

La reacción que cumple esa condición es la del apartado b):



La respuesta correcta es la **b**.

5.41. De las siguientes especies químicas, indique la que posee entalpía estándar de formación ($\Delta_f H^\circ$) igual a cero:

- a) N(g)
- b) N₂(g)
- c) N₂(l)
- d) H₂O(l)

(O.Q.L. Murcia 2016)

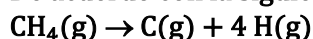
Por convenio, la entalpía de formación de un elemento en su forma más estable en condiciones estándar es cero.

De las especies propuestas, la que cumple esa condición es N₂(g).

La respuesta correcta es la **b**.

(Cuestión similar a la propuesta en Murcia 2000 y Murcia 2014).

5.42. De acuerdo con la siguiente reacción:



¿Cuál es la energía del enlace C–H?

- a) -1.663,5 kJ mol⁻¹
- b) 415,9 kJ mol⁻¹
- c) 1.663,5 kJ mol⁻¹
- d) -1.009,5 kJ mol⁻¹
- e) 1.009,5 kJ mol⁻¹

(Datos. $\Delta_f H^\circ$ (kJ mol⁻¹): CH₄(g) = -74,8; C(g) = 716,7; H(g) = 218,0).

(O.Q.L. País Vasco 2016)

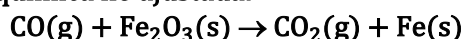
La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [\Delta_f H^\circ(\text{C}) + 4 \Delta_f H^\circ(\text{H})] - \Delta_f H^\circ(\text{CH}_4) = \\ &= \left(1 \text{ mol C} \cdot \frac{716,7 \text{ kJ}}{\text{mol C}}\right) + \left(4 \text{ mol H} \cdot \frac{218,0 \text{ kJ}}{\text{mol H}}\right) - \left(1 \text{ mol CH}_4 \cdot \frac{-74,8 \text{ kJ}}{\text{mol CH}_4}\right) = 415,9 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

La entalpía de la reacción coincide con la energía correspondiente al enlace C–H.

La respuesta correcta es la **b**.

5.43. La obtención del hierro puede hacerse de acuerdo con la reacción que muestra la siguiente ecuación química no ajustada:

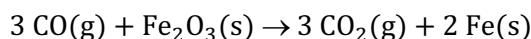


Sabiendo que las entalpías de formación, $\Delta_f H^\circ$ (kJ mol⁻¹), son CO(g) = -110,6; Fe₂O₃(s) = -822,5, CO₂(g) = -393,5; el calor asociado a la obtención de un mol de hierro es:

- a) 539,6 kJ
- b) -26,2 kJ
- c) -13,1 kJ
- d) 26,2 kJ mol⁻¹

(O.Q.L. Valencia 2016)

La ecuación química ajustada correspondiente a la obtención del Fe es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [3 \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2)] - [3 \Delta_f H^\circ(\text{CO}) + \Delta_f H^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3)] = \\ &= \left(3 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{-393,5 \text{ kJ}}{\text{mol CO}_2} \right) - \left(3 \text{ mol CO} \cdot \frac{-110,6 \text{ kJ}}{\text{mol CO}} \right) - \left(1 \text{ mol Fe}_2\text{O}_3 \cdot \frac{-822,5 \text{ kJ}}{\text{mol Fe}_2\text{O}_3} \right) = -26,2 \text{ kJ} \end{aligned}$$

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H^\circ$ del Fe(s) ya que por convenio este valor es nulo.

El valor obtenido es para 2 mol de Fe, por tanto:

$$\Delta H^\circ = \frac{-26,2 \text{ kJ}}{2 \text{ mol Fe}} = -13,1 \text{ kJ mol}^{-1}$$

La respuesta correcta es la c.

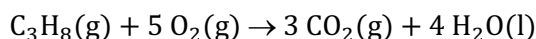
5.44. En una caldera se lleva a cabo la combustión de 100 g de propano. Si toda la energía liberada en la reacción se dedica a calentar un tanque de 50 L de agua, calcule el incremento de temperatura que se producirá.

- a) 16 °C
- b) 36 °C
- c) 98 °C
- d) 24 °C

(Datos. $\Delta_f H^\circ$ (kJ mol⁻¹): propano = -103,8; CO₂ = -393,5; H₂O = -285,8. C_e (H₂O) = 1,00 kcal kg⁻¹ K⁻¹. Densidad (H₂O) = 1,00 g cm⁻³).

(O.Q.L. Madrid 2017)

La ecuación química correspondiente a la combustión del C₃H₈(g) es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= 3 \Delta_f H^\circ(\text{CO}_2) + 4 \Delta_f H^\circ(\text{H}_2\text{O}) - \Delta_f H^\circ(\text{C}_3\text{H}_8) = \\ &= \left(3 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{-393,5 \text{ kJ}}{\text{mol CO}_2} \right) + \left(4 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-285,8 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} \right) - \left(1 \text{ mol C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{-103,8 \text{ kJ}}{\text{mol C}_3\text{H}_8} \right) = -2.220 \text{ kJ mol}^{-1} \end{aligned}$$

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H^\circ$ del O₂(g) ya que, por convenio, este valor es nulo.

Relacionando la entalpía de reacción con la cantidad de sustancia se obtiene el calor desprendido en el proceso:

$$100 \text{ g C}_3\text{H}_8 \cdot \frac{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8}{44,0 \text{ g C}_3\text{H}_8} \cdot \frac{-2.220 \text{ kJ}}{1 \text{ mol C}_3\text{H}_8} = -5,05 \cdot 10^3 \text{ kJ}$$

Considerando que el calentamiento del agua tiene lugar en un sistema aislado en el que no entra ni sale calor, $Q_{\text{sistema}} = 0$:

$$Q_{\text{sistema}} = Q_{\text{H}_2\text{O}} + Q_{\text{combustión}} \rightarrow \begin{cases} Q_{\text{H}_2\text{O}} = \text{calor absorbido por el agua} \\ Q_{\text{combustión}} = \text{calor cedido en la combustión} \end{cases}$$

Sustituyendo:

$$(m_{\text{H}_2\text{O}} C_e \Delta T) + Q_{\text{combustión}} = 0$$

$$\Delta T = \frac{5,05 \cdot 10^3 \text{ kJ}}{(50 \text{ L} \cdot 1,00 \text{ g cm}^{-3}) \cdot (1,00 \text{ kcal kg}^{-1} \text{ K}^{-1})} \cdot \frac{1 \text{ L}}{10^3 \text{ cm}^3} \cdot \frac{10^3 \text{ g}}{1 \text{ kg}} \cdot \frac{1 \text{ kcal}}{4,184 \text{ kJ}} = 24 \text{ °C}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.45. En el mes de diciembre de 2016, algunas grandes ciudades del país se vieron afectadas por la contaminación de tal forma que los niveles de dióxido de nitrógeno se elevaron tanto que hubo que adoptar medidas de restricción del tráfico rodado en las mismas. El dióxido de nitrógeno se produce por la oxidación del nitrógeno del aire en el interior de los motores de combustión. Indique cuál de las siguientes ecuaciones termoquímicas es la que corresponde a la entalpía de formación del $\text{NO}_2(\text{g})$:

- a) $\text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{NO}_2(\text{g})$
- b) $\text{N}(\text{g}) + 2 \text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{g})$
- c) $\text{NO}(\text{g}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{g})$
- d) $\frac{1}{2} \text{N}_2(\text{g}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NO}_2(\text{g})$

(O.Q.L. Valencia 2017)

La entalpía de formación se define como el calor, medido a presión constante, intercambiado en la formación de un mol de sustancia a partir de los elementos que la integran en su forma más estable en condiciones estándar.

- a) Falso. Se forman dos moles de sustancia, por tanto, no se puede clasificar como reacción de formación.
- b) Falso. Los reactivos no son elementos en su forma más estable, por tanto, no se puede clasificar como reacción de formación.
- c) Falso. Se parte de un compuesto $\text{NO}(\text{g})$, por tanto, no se puede clasificar como reacción de formación.

La respuesta correcta es la **d**.

5.46. Como reacción de formación del $\text{NaCl}(\text{s})$ se considera:

- a) $\text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{s})$
- b) $\text{Na}(\text{s}) + \frac{1}{2} \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{s})$
- c) $\text{NaOH}(\text{aq}) + \text{HCl}(\text{aq}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{s})$
- d) $\text{Na}(\text{g}) + \text{Cl}(\text{g}) \rightarrow \text{NaCl}(\text{s})$

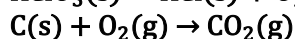
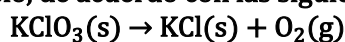
(O.Q.L. Murcia 2018)

Desde el punto de vista termodinámico la formación de un compuesto debe ser a partir de los elementos que la integran en su forma más estable en condiciones estándar. La ecuación química correspondiente a la reacción de formación del $\text{NaCl}(\text{s})$ es:



La respuesta correcta es la **b**.

5.47. La mezcla pirotécnica que se emplea en los fuegos artificiales suele estar formada por clorato de potasio y carbono, que reacciona con el oxígeno liberado en la reacción de descomposición del clorato de potasio, de acuerdo con las siguientes reacciones:



Gracias a la energía que se libera en la primera reacción se excitan los electrones de las sales metálicas que se añaden a la mezcla para que se produzca la emisión de colores. Si en un cohete se han liberado 34,0 L de $\text{CO}_2(\text{g})$ medidos a 300 °C y 2,30 atm, ¿cuál es la energía liberada en la reacción de descomposición del KClO_3 suponiendo que todo el O_2 que reacciona con el $\text{C}(\text{s})$ procede de esta reacción de descomposición?

- a) 44,7 kJ
- b) 32,1 kcal
- c) 118,3 kcal
- d) 49,5 kJ

(Datos. $\Delta_f H^\circ$ (kJ mol^{-1}): $\text{KClO}_3(\text{s}) = -391,2$; $\text{KCl}(\text{s}) = -435,9$).

(O.Q.L. Madrid 2018)

La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned}\Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= \Delta_f H^\circ(\text{KCl}) - \Delta_f H^\circ(\text{KClO}_3) = \left(1 \text{ mol KCl} \cdot \frac{-435,9 \text{ kJ}}{\text{mol KCl}}\right) - \left(1 \text{ mol KClO}_3 \cdot \frac{-391,2 \text{ kJ}}{\text{mol KClO}_3}\right) = -44,7 \text{ kJ mol}^{-1}\end{aligned}$$

No se tiene en cuenta el valor de $\Delta_f H^\circ$ del $\text{O}_2(\text{g})$ ya que, por convenio, este valor es nulo.

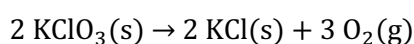
Considerando comportamiento ideal, la cantidad de CO_2 que se obtiene es:

$$n = \frac{2,30 \text{ atm} \cdot 34,0 \text{ L}}{(0,082 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}) \cdot (300 + 273,15) \text{ K}} = 1,66 \text{ mol CO}_2$$

Relacionando el CO_2 con el O_2 :

$$1,66 \text{ mol CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol O}_2}{1 \text{ mol CO}_2} = 1,66 \text{ mol O}_2$$

La ecuación química ajustada correspondiente a la reacción de descomposición del KClO_3 es:



Relacionando el O_2 con la entalpía de la reacción se obtiene el calor que se desprende:

$$1,66 \text{ mol O}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol KClO}_3}{3 \text{ mol O}_2} \cdot \frac{-44,7 \text{ kJ}}{1 \text{ mol KClO}_3} = -49,5 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **d**.

5.48. Elija la ecuación termoquímica correcta cuyo calor es la entalpía de formación estándar del $\text{CO}(\text{g})$:

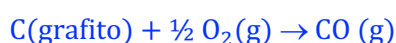
- a) $2 \text{C}(\text{grafito}) + \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}(\text{g})$
- b) $\text{C}(\text{grafito}) + \text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CO}(\text{g})$
- c) $\text{C}(\text{grafito}) + \frac{1}{2} \text{O}_2(\text{g}) \rightarrow \text{CO}(\text{g})$
- d) $\text{C}(\text{grafito}) + \text{CO}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{CO}(\text{g})$

(O.Q.L. Valencia 2018)

La entalpía de formación de una sustancia se define como:

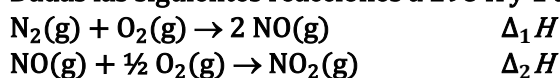
“el calor intercambiado, medido a presión constante, en la formación de un mol de sustancia a partir de los elementos que la integran en su forma más estable en condiciones estándar”

La ecuación que cumple esa condición es:



La respuesta correcta es la **c**.

5.49. Dadas las siguientes reacciones a 298 K y 1 atm, ¿cuál de las propuestas es correcta?



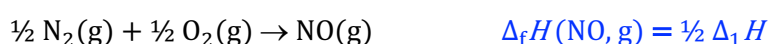
- a) $\Delta_f H(\text{NO}_2, \text{g}) = \Delta_1 H + \Delta_2 H$
- b) $\Delta_f H(\text{NO}, \text{g}) = \frac{1}{2} \Delta_1 H$
- c) $\Delta_f H(\text{NO}, \text{g}) = -\Delta_1 H$
- d) $\Delta_f H(\text{NO}_2, \text{g}) = \Delta_2 H$

(O.Q.L. Valencia 2019)

La entalpía de formación de una sustancia se define como:

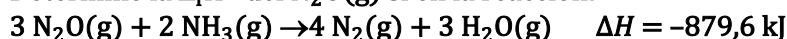
“el calor intercambiado, medido a presión constante, en la formación de un mol de sustancia a partir de los elementos que la integran en su forma más estable en condiciones estándar”

La propuesta correcta corresponde a la reacción:



La respuesta correcta es la **b**.

5.50. Determine la $\Delta_f H^\circ$ del $N_2O(g)$ si en la reacción:



y las entalpías estándar de formación (kJ mol^{-1}) del amoníaco (g) y agua (g) son, respectivamente, $-45,9$ y $-241,8$:

- a) 246 kJ mol^{-1}
 b) 82 kJ mol^{-1}
 c) -82 kJ mol^{-1}
 d) -246 kJ mol^{-1}

(O.Q.L. Murcia 2020)

La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= 3 \Delta_f H^\circ(H_2O) - [3 \Delta_f H^\circ(N_2O) + 2 \Delta_f H^\circ(NH_3)] \end{aligned}$$

Aplicado a la reacción propuesta:

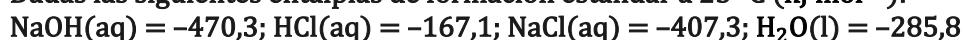
$$-879,6 \text{ kJ} = \left(3 \text{ mol } H_2O \cdot \frac{-241,8 \text{ kJ}}{\text{mol } H_2O} \right) - \left(2 \text{ mol } NH_3 \cdot \frac{-45,9 \text{ kJ}}{\text{mol } NH_3} \right) - 3 \Delta_f H^\circ(N_2O)$$

Se obtiene, $\Delta_f H^\circ(N_2O) = 82,0 \text{ kJ mol}^{-1}$.

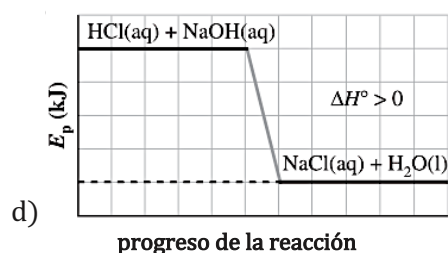
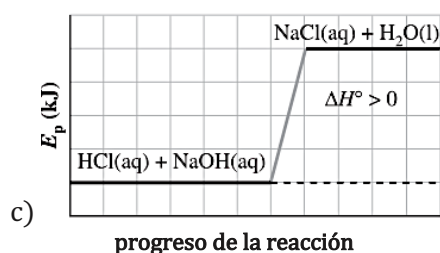
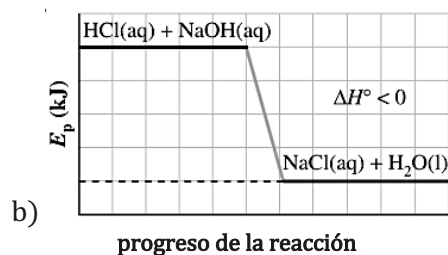
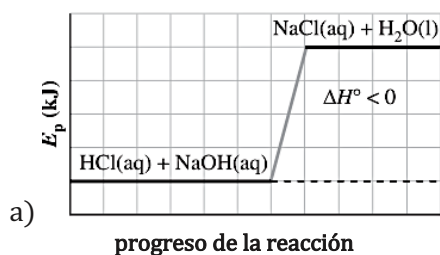
No se tiene en cuenta la entalpía de formación del $N_2(g)$ ya que, por convenio, su valor es cero.

La respuesta correcta es la **b**.

5.51. Dadas las siguientes entalpías de formación estándar a 25°C (kJ mol^{-1}):

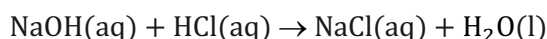


¿Cuál de los siguientes diagramas de energía corresponde a la reacción de neutralización entre disoluciones acuosas de ácido clorhídrico e hidróxido de sodio?



(O.Q.L. Valencia 2020)

La ecuación química correspondiente a la reacción de neutralización propuesta es:



La variación de entalpía asociada al proceso puede calcularse a partir de la expresión:

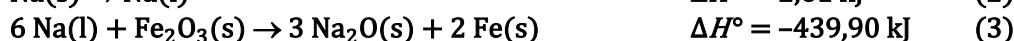
$$\begin{aligned} \Delta H^\circ &= \sum \nu_p \Delta_f H^\circ(\text{productos}) - \sum \nu_r \Delta_f H^\circ(\text{reactivos}) = \\ &= [\Delta_f H^\circ(NaCl) + \Delta_f H^\circ(H_2O)] - [\Delta_f H^\circ(NaOH) + \Delta_f H^\circ(HCl)] = \end{aligned}$$

$$= \left(1 \text{ mol H}_2\text{O} \cdot \frac{-285,8 \text{ kJ}}{\text{mol H}_2\text{O}} \right) + \left(1 \text{ mol NaCl} \cdot \frac{-407,3 \text{ kJ}}{\text{mol NaCl}} \right) - \left(1 \text{ mol NaOH} \cdot \frac{-470,3 \text{ kJ}}{\text{mol NaOH}} \right) - \left(1 \text{ mol HCl} \cdot \frac{-167,1 \text{ kJ}}{\text{mol HCl}} \right) = -55,70 \text{ kJ mol}^{-1}$$

El resultado obtenido se corresponde con el [diagrama de entalpías](#) que representa la imagen **b**).

La respuesta correcta es la **b**.

5.52. El airbag de los vehículos contiene azida de sodio, $\text{NaN}_3(\text{s})$, y óxido de hierro(III). Cuando se activa por una chispa eléctrica, la azida de sodio se descompone rápidamente y el gas producido hace que el airbag se hinche. Las reacciones que tienen lugar en el airbag son:



Si la entalpía de formación estándar de la azida de sodio sólida es $21,7 \text{ kJ mol}^{-1}$, la variación de entalpía correspondiente a la reacción 1 es:

a) $-43,4 \text{ kJ}$

b) $-10,9 \text{ kJ}$

c) $10,9 \text{ kJ}$

d) $43,4 \text{ kJ}$

(O.Q.L. Valencia 2020)

La ecuación termoquímica correspondiente a la reacción de formación de la azida de sodio es:



Teniendo en cuenta que la reacción 1 es la opuesta a la de formación de la azida de sodio y, además, para la descomposición de 2 moles de azida de sodio, la variación de entalpía asociada a la misma es:

$$\Delta H^\circ = 2 \text{ mol} \cdot (-21,7 \text{ kJ mol}^{-1}) = -43,4 \text{ kJ}$$

La respuesta correcta es la **a**.