

1

Las sustancias y su identificación

Las sustancias y su identificación

1

PARA COMENZAR (página 21)

¿Cómo sabemos que el hidrógeno es el elemento químico más abundante en el universo?

El alumnado ya sabrá que el hidrógeno es el elemento más abundante en el universo. En cursos precedentes habrá estudiado la composición de las estrellas. Las estrellas reúnen la mayoría de la masa del universo y están constituidas principalmente de hidrógeno. Pero la pregunta es sobre cómo sabemos que esto es así.

En el párrafo se apunta que es con el espectro como se puede identificar de qué átomos está construida la materia. Precisamente es estudiando los espectros de la luz procedente de estrellas y galaxias como se puede averiguar de qué están hechos.

Investiga en qué proporción encontramos los elementos químicos en el universo y de dónde proceden los diferentes átomos.

Como resultado de la investigación podemos esperar una tabla como la siguiente:

Elemento	Abundancia relativa en número de átomos	Abundancia relativa en masa
H	92,756 %	75,00 %
He	7,142 %	22,99 %
O	0,050 %	1,00 %
Ne	0,020 %	0,13 %
N	0,015 %	0,10 %
C	0,008 %	0,50 %
Resto de átomos	0,009 %	0,28 %

Los diferentes átomos proceden: Los de menor número atómico (H, He y Li), de los primeros instantes del Big Bang. El resto de núcleos se forman en las reacciones nucleares que ocurren en el interior del núcleo de las estrellas y en las explosiones de supernovas.

PRACTICA (página 22)

1. Expresa con notación científica.

a) 300 000 000

b) -0,000 003 25

a) $300\,000\,000 = 3,00 \cdot 10^8$

b) $-0,000\,003\,25 = -3,25 \cdot 10^{-6}$

c) 458 002,25

d) 1000,0005

c) $458\,002,25 = 4,58 \cdot 10^5$

d) $1000,0005 = 1,00 \cdot 10^3$

2. Expresa en unidades del SI.

a) 1 día

b) 120 km/h

a) $1 \text{ día} \cdot \frac{24 \text{ h}}{1 \text{ día}} \cdot \frac{60 \text{ min}}{1 \text{ h}} \cdot \frac{60 \text{ s}}{1 \text{ min}} = 86400 \text{ s}$

b) $120 \frac{\text{km}}{\text{h}} \cdot \frac{1 \text{ h}}{3600 \text{ s}} \cdot \frac{1000 \text{ m}}{1 \text{ km}} = 33,3 \text{ m/s}$

c) $2 \cdot 10^3 \text{ t}$

d) $0,002 \text{ kg/m}^3$

c) $2 \cdot 10^3 \text{ t} \cdot \frac{1000 \text{ kg}}{1 \text{ t}} = 2 \cdot 10^6 \text{ kg}$

d) $0,002 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$

ACTIVIDADES (página 23)

3. En sus experiencias, Lavoisier explicó el aumento de peso que experimentaban los metales cuando se calentaban al aire diciendo que se combinaban con alguno de los componentes del aire. Diseña un experimento que te permita dar una explicación científica al hecho de que cuando se quema un trozo de madera se obtienen unas cenizas que pesan mucho menos que la madera original.

Si hacemos la combustión en un recipiente cerrado, las maderas se quemarán al reaccionar con algún componente del aire que está en contacto con ellas. Además de las cenizas, se producirán gases que se mantendrán en el recipiente, ya que está cerrado. Si pesamos el recipiente antes y después de la combustión, podremos comprobar que la masa no varía, lo que indica que se cumple la ley de Lavoisier.

4. Para tratar de reproducir la experiencia de Lavoisier, introducimos 6,3 g de cobre en un recipiente, lo cerramos herméticamente y lo pesamos, y comprobamos que contiene 10 g de aire. Al calentarlo observamos que el metal se ha transformado en 8 g de óxido de cobre. ¿Cuánto pesará el aire que hay en el tubo?

La masa del sistema se debe conservar:

$$m_{\text{cobre}} + m_{\text{aire antes}} = m_{\text{óxido}} + m_{\text{aire después}}$$

Despejando:

$$m_{\text{aire después}} = m_{\text{cobre}} + m_{\text{aire antes}} - m_{\text{óxido}}$$

Sustituyendo y operando:

$$m_{\text{aire después}} = 6,3 \text{ g} + 10 \text{ g} - 8 \text{ g} = \mathbf{8,3 \text{ g}}$$

ACTIVIDADES (página 24)

5. En una muestra de sal común se encontró que había 4,6 g de sodio y 7,1 g de cloro.

a) ¿Cuál es la masa de la muestra?

b) ¿Qué cantidad de cloro y de sodio habrá en una muestra de 2,3 g de sal?

a) Masa muestra = masa sodio + masa cloro

$$\text{Masa muestra} = 4,6 \text{ g} + 7,1 \text{ g} = \mathbf{11,7 \text{ g}}$$

b) En cualquier muestra de sal, el cloro y el sodio mantienen la proporción que se indica en el enunciado:

$$2,3 \text{ g de sal} \cdot \frac{7,1 \text{ g de cloro}}{11,7 \text{ g de sal}} = \mathbf{1,4 \text{ g de cloro}}$$

$$2,3 \text{ g de sal} \cdot \frac{4,6 \text{ g de sodio}}{11,7 \text{ g de sal}} = \mathbf{0,9 \text{ g de sodio}}$$

Comprobamos que su suma coincide con la masa de la muestra de sal.

6. En un laboratorio se han analizado tres muestras de cloro y cobre, obteniéndose los siguientes resultados para cada una:

Muestra	Masa de cobre (g)	Masa de cloro (g)
A	6,3	3,5
B	1,3	0,7
C	3,2	3,6

Determina si las muestras A, B y C pertenecen al mismo compuesto.

Si pertenecen al mismo compuesto, la proporción en la que se combinan el cobre y el cloro será la misma:

Muestra	Masa de cobre (g)	Masa de cloro (g)	Masa de cobre/masa de cloro
A	6,3	3,5	1,8
B	1,3	0,7	1,86
C	3,2	3,6	0,89

Las muestras **A y B** pertenecen al mismo compuesto.

7. En la siguiente tabla se recogen los resultados de varias experiencias en las que se hace reaccionar bromo y calcio para formar bromuro de calcio. Copia la tabla en tu cuaderno y completa el contenido de las casillas que faltan.

Experiencia	Calcio (g)	Bromo (g)	Bromuro de calcio (g)	Calcio que sobra (g)	Bromo que sobra (g)
A	0,4	1,6	2	0	0
B	1,5	0,8			
C	1,2		6		1,5
D		5		1,3	
E			4,2	0	0

- La experiencia A nos permite conocer en qué proporción se combinan los dos elementos.
- En la experiencia B, usando las proporciones de los datos de la experiencia A. Suponemos que se consume completamente el bromo. Calculamos la cantidad de calcio que reacciona y la de bromuro de calcio que se produce:

$$0,8 \text{ g de Br} \cdot \frac{0,4 \text{ g de Ca}}{1,6 \text{ g de Br}} = 0,2 \text{ g de Ca} ; 0,8 \text{ g de Br} \cdot \frac{2 \text{ g de CaBr}_2}{1,6 \text{ g de Br}} = 1 \text{ g de CaBr}_2$$

Calcio que sobra: $1,5 \text{ g} - 0,2 \text{ g} = 1,3 \text{ g}$

El bromo debe consumirse completamente. Bromo que sobra: **0 g**

- En la experiencia C, usando las proporciones de los datos de la experiencia A. La cantidad de bromuro de calcio producida nos permite conocer la cantidad que reacciona de cada elemento:

$$6 \text{ g de CaBr}_2 \cdot \frac{1,6 \text{ g de Br}}{2 \text{ g de CaBr}_2} = 4,8 \text{ g de Br}$$

Ya que sobra algo de bromo, se suma con el que reacciona. Bromo antes de la reacción: $4,8 \text{ g} + 1,5 \text{ g} = 6,3 \text{ g}$

Por diferencia obtenemos la cantidad de calcio que reacciona:

$$6 \text{ g de CaBr}_2 - 4,8 \text{ g de Br} = 1,2 \text{ g de Ca que reaccionan}$$

Calcio que sobra: $1,2 \text{ g} - 1,2 \text{ g} = 0 \text{ g}$

- En la experiencia D suponemos que la cantidad de bromo disponible reacciona completamente. Esto nos permite conocer la cantidad de bromuro de calcio que se obtiene:

$$5 \text{ g de Br} \cdot \frac{2 \text{ g de CaBr}_2}{1,6 \text{ g de Br}} = 6,25 \text{ g de CaBr}_2$$

Por diferencia obtenemos la cantidad de calcio que reacciona:

$$6,25 \text{ g de CaBr}_2 - 5 \text{ g de Br} = 1,25 \text{ g de Ca que reaccionan}$$

Calcio disponible: $1,25 \text{ g} + 1,3 \text{ g} = 2,55 \text{ g}$.

El bromo disponible es el bromo que reacciona. Bromo que sobra: $5 \text{ g} - 5 \text{ g} = 0 \text{ g}$

- En la experiencia E, la cantidad de bromuro de calcio nos permite conocer la cantidad que reacciona de cada elemento. Como no sobra ninguno, esa será la cantidad inicial de cada elemento:

$$4,2 \text{ g de CaBr}_2 \cdot \frac{1,6 \text{ g de Br}}{2 \text{ g de CaBr}_2} = 3,36 \text{ g de Br}$$

Por diferencia obtenemos la cantidad de calcio que reacciona:

$$4,2 \text{ g de CaBr}_2 - 3,36 \text{ g de Br} = 0,84 \text{ g de Ca que reaccionan}$$

Experiencia	Calcio (g)	Bromo (g)	Bromuro de calcio (g)	Calcio que sobra (g)	Bromo que sobra (g)
A	0,4	1,6	2	0	0
B	1,5	0,8	1	1,3	0
C	1,2	6,3	6	0	1,5
D	2,55	5	6,25	1,3	0
E	0,84	3,36	4,2	0	0

ACTIVIDAD (página 25)

8. El C se combina con el O para formar dos compuestos diferentes, A y B. En el compuesto A, 3 g de C se combinan con 4 g de O, y en el compuesto B, 3 g de C se combinan con 8 g de O. Razona la veracidad de cada una de las siguientes frases:

- 3 g de C no se pueden combinar exactamente con 3 g de O.
- 9 g de C se combinan exactamente con 12 g de O para formar el compuesto B.
- 18 g de C se combinan exactamente con 12 g de O para formar el compuesto A.
- 24 g de O se combinan exactamente con 9 g de C para formar el compuesto B.

Si la fórmula del compuesto B es CO_2 , ¿cuál es la fórmula de A? Justifícalo.

Muestra	Masa de C (g)	Masa de O (g)	Masa de C/masa de O
A	3	4	0,75
B	3	8	0,375

- Verdadera, porque no mantiene la proporción del compuesto A ni del B.
- Falsa, porque es la proporción correspondiente al compuesto A:

$$\frac{9 \text{ g de C}}{12 \text{ g de O}} = 0,75$$

- Falsa, porque no es la proporción del compuesto A:

$$\frac{18 \text{ g de C}}{12 \text{ g de O}} = 1,5$$

- Verdadera, porque es la proporción del compuesto B:

$$\frac{9 \text{ g de C}}{24 \text{ g de O}} = 0,375$$

CO. Porque la misma cantidad de C se combina con el doble de O en B que en A.

ACTIVIDAD (página 27)

9. El monóxido de dinitrógeno es un gas que se utiliza como anestésico dental; se puede obtener en el laboratorio haciendo reaccionar nitrógeno y oxígeno.

Copia en tu cuaderno y completa la tabla siguiente teniendo en cuenta que, en todos los casos, tanto los gases que reaccionan como los que se obtienen están en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Experiencia	Nitrógeno (L)	Oxígeno (L)	Monóxido de dinitrógeno (L)	Nitrógeno que sobra (L)	Oxígeno que sobra (L)
A	3	1,5	3	0	0
B		5		0	0
C	3	3			
D	3		2		0
E			2,4	1	0
F		1,7		1,5	0

- La experiencia A nos indica la proporción en la que participan todos los gases del proceso, ya que no sobra ninguno de los reactivos. El volumen de N_2O (3 L) que se obtiene es el mismo que el de N_2 (3 L) que reacciona y el doble que el de O_2 (1,5 L) que reacciona.
- En la experiencia B no sobra ninguno de los reactivos. Con las proporciones que se derivan de la experiencia A calculamos el volumen de los otros dos participantes:

$$5 \text{ L de } \text{O}_2 \cdot \frac{3 \text{ L de } \text{N}_2\text{O}}{1,5 \text{ L de } \text{O}_2} = 10 \text{ L de } \text{N}_2\text{O}$$

El volumen de N_2 es el mismo que el de N_2O .

- En la experiencia C, solo pueden reaccionar 3 L de N_2 . El resultado de la experiencia A nos permite calcular las restantes cantidades.

- En la experiencia D, la cantidad de N_2O que se obtiene indica la cantidad de N_2 que reacciona; la diferencia con la cantidad que hay indica la cantidad de N_2 que sobra. Como no sobra O_2 , la cantidad que hay inicialmente es la que reacciona, un volumen que es la mitad que el de N_2O que se obtiene.
- En la experiencia E, la cantidad de N_2O que se obtiene permite conocer el volumen de N_2 y O_2 que reacciona. Sumando la cantidad de N_2 que sobra tendremos la cantidad inicial. Como no sobra O_2 , la cantidad inicial es la que reacciona.
- En la experiencia F se indica que no sobra O_2 . Por tanto, la cantidad inicial es la misma que reacciona. Esto nos permite calcular la cantidad de N_2O que se obtiene y la de N_2 que reacciona. Como sobran 1,5 L de N_2 , lo sumaremos a la cantidad que reacciona para conocer la cantidad inicial de N_2 .

Experiencia	Nitrógeno (L)	Oxígeno (L)	Moóxido de dinitrógeno (L)	Nitrógeno que sobra (L)	Oxígeno que sobra (L)
A	3	1,5	3	0	0
B	10	5	10	0	0
C	3	3	3	0	3 - 1,5 = 1,5
D	3	1	2	3 - 2 = 1	0
E	2,4 + 1 = 3,4	1,2	2,4	1	0
F	3,4 + 1,5 = 4,9	1,7	1,7 · 2 = 3,4	1,5	0

ACTIVIDADES (página 31)

- 10.** En una muestra de 4 g de azufre, ¿cuántos moles de azufre tenemos? ¿Cuántos átomos? Dato: $M(S) = 32,06 \text{ u}$.
Un átomo de S tiene una masa de 32,06 u, por tanto, un mol de S tiene una masa de 32,06 g.

$$M(S) = 32,06 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n = \frac{m}{M(S)} = 4 \text{ g de S} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{32,06 \text{ g de S}} \approx \mathbf{0,125 \text{ mol de S}}$$

$$N = n \cdot N_A = 0,125 \text{ mol de S} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de S}}{1 \text{ mol de S}} = \mathbf{7,5 \cdot 10^{22} \text{ átomos de S}}$$

- 11.** En un recipiente tenemos $5 \cdot 10^{18}$ átomos de un elemento cuya masa es 0,543 mg. ¿Cuál es la masa atómica de ese elemento? ¿De qué elemento se trata? Consulta la tabla periódica. Dato: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.

$$\frac{0,543 \cdot 10^{-3} \text{ g}}{5 \cdot 10^{18} \text{ átomos}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = \mathbf{65,4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \mathbf{65,4 \text{ u}}$$

Se trata del cinc.

- 12.** ¿Cuántos gramos de radio tendremos en mil billones de átomos de ese elemento? ¿Y si los átomos fuesen de silicio? Datos: $M(\text{Ra}) = 226 \text{ u}$, $M(\text{Si}) = 28,09 \text{ u}$.

N_A átomos de Ra es un mol de Ra, que es la misma cantidad que 226 g de Ra.

$$1000 \cdot 10^{12} \text{ átomos de Ra} \cdot \frac{226 \text{ g de Ra}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ra}} = \mathbf{3,75 \cdot 10^{-7} \text{ g de Ra}}$$

Análogamente, N_A átomos de Si es un mol de Si, que es la misma cantidad que 28,09 g de Si.

$$1000 \cdot 10^{12} \text{ átomos de Si} \cdot \frac{28,09 \text{ g de Si}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Si}} = \mathbf{4,66 \cdot 10^{-8} \text{ g de Si}}$$

13. En una muestra de 8 g de dióxido de azufre calcula:

- La cantidad de dióxido de azufre en moles.
- Los átomos de oxígeno.
- Los gramos de azufre.

Datos: $M(S) = 32,06 \text{ u}$, $M(O) = 16,00 \text{ u}$, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.

a) Calculamos la masa molar:

$$M(\text{SO}_2) = 32,06 + 16,00 \cdot 2 = 64,06 \text{ g/mol}$$

Y a partir de este dato, el número de moles:

$$n = \frac{m}{M(\text{SO}_2)} = \frac{8 \text{ g de SO}_2}{64,06 \frac{\text{g de SO}_2}{\text{mol}}} = 0,125 \text{ mol de SO}_2$$

b) El N_A permitirá conocer el número de partículas. La fórmula del compuesto nos indica los átomos de oxígeno que hay en cada molécula del compuesto:

$$0,125 \text{ mol de SO}_2 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de SO}_2}{1 \text{ mol de SO}_2} \cdot \frac{2 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula de SO}_2} = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

c) Primero calculamos los moles de azufre que contiene y luego los gramos:

$$0,125 \text{ mol de SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de S}}{1 \text{ mol de SO}_2} \cdot \frac{32,06 \text{ g de S}}{1 \text{ mol de S}} = 4,0 \text{ g de S}$$

ACTIVIDADES (página 32)

14. Determina la composición centesimal del butano, C_4H_{10} .

Datos: $M(C) = 12,00 \text{ u}$, $M(H) = 1,008 \text{ u}$.

Calculamos la masa molar que corresponde sumando la masa de los elementos:

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 12,00 \cdot 4 + 1,008 \cdot 10 = 58,08 \text{ g/mol}$$

Al comparar la masa de cada elemento con la masa total del compuesto, y multiplicando por 100, tenemos el porcentaje en masa de cada elemento.

- Carbono: $\frac{(12,00 \text{ g de C}) \cdot 4}{58,08 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}} \cdot 100 = 82,64 \% \text{ de C}$
- Hidrógeno: $\frac{(1,008 \text{ g de H}) \cdot 10}{58,08 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}} \cdot 100 = 17,36 \% \text{ de H}$

15. Determina la composición centesimal del nitrato de calcio, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$.

Datos: $M(\text{Ca}) = 40,08 \text{ g/mol}$, $M(\text{N}) = 14,01 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$.

Calculamos la masa molar que corresponde sumando la masa de los elementos:

$$M(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = 40,08 + (14,01 + 16,00 \cdot 3) \cdot 2 = 164,1 \text{ g/mol}$$

Al comparar la masa de cada elemento con la masa total del compuesto, y multiplicando por 100, tenemos el porcentaje en masa de cada elemento.

- Calcio: $\frac{40,08 \text{ g de Ca}}{164,1 \text{ g de Ca}(\text{NO}_3)_2} \cdot 100 = 24,42 \% \text{ de Ca}$
- Nitrógeno: $\frac{(14,01 \text{ g de N}) \cdot 2}{164,1 \text{ g de Ca}(\text{NO}_3)_2} \cdot 100 = 17,08 \% \text{ de N}$
- Oxígeno: $\frac{(16,00 \text{ g de O}) \cdot 6}{164,1 \text{ g de Ca}(\text{NO}_3)_2} \cdot 100 = 58,50 \% \text{ de O}$

- 16.** Algunos compuestos iónicos cristalizan con un número determinado de moléculas de agua. A estos compuestos se les llama hidratados y en su fórmula se indica la proporción en que participa el agua. Por ejemplo, el sulfato de cobre pentahidratado tiene de fórmula $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Calcula el porcentaje de agua en masa en esta sustancia.

Datos: $M(\text{CuSO}_4) = 159,61 \text{ g/mol}$, $M(\text{H}_2\text{O}) = 18,016 \text{ g/mol}$.

Calculamos la masa molar que corresponde sumando la masa de los compuestos que intervienen:

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 159,61 + 5 \cdot (18,016) = 249,69 \text{ g/mol}$$

Al comparar la masa relativa de agua con la masa relativa total del compuesto, y multiplicando por 100, tenemos el porcentaje en masa de agua.

▪ Agua:
$$\frac{5 \cdot (18,016 \text{ g de H}_2\text{O})}{249,69 \text{ g de CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} \cdot 100 = 36,08 \% \text{ de H}_2\text{O}$$

ACTIVIDADES (página 33)

- 17.** El azufre y el oxígeno forman un compuesto en el que el 40,04 % es de azufre. Determina su fórmula sabiendo que tiene un único átomo de azufre.

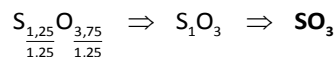
Datos: $M(\text{S}) = 32,06 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$.

Fórmula del compuesto que buscamos: S_xO_y .

$$x = 40 \text{ g de S} \cdot \frac{1 \text{ mol de S}}{32,06 \text{ g de S}} = 1,25 \text{ mol de S}$$

$$y = 60 \text{ g de O} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}}{16,00 \text{ g de O}} = 3,75 \text{ mol de O}$$

La fórmula del compuesto es del tipo $\text{S}_{1,25}\text{O}_{3,75}$. Como los subíndices deben ser números enteros, dividimos ambos por el más pequeño:



- 18.** El análisis de un mineral de aluminio revela que está formado por un 34,59 % de aluminio, 3,88 % de hidrógeno, y el resto, oxígeno. Determina su fórmula empírica.

Datos: $M(\text{Al}) = 26,98 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$, $M(\text{H}) = 1,008 \text{ g/mol}$.

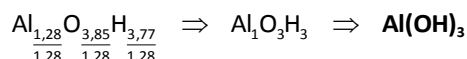
Fórmula del compuesto que buscamos: $\text{Al}_x\text{O}_y\text{H}_z$.

$$x = 34,59 \text{ g de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{26,98 \text{ g de Al}} = 1,28 \text{ mol de Al}$$

$$y = [100 - (34,59 + 3,88)] \text{ g de O} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}}{16,00 \text{ g de O}} = 3,85 \text{ mol de O}$$

$$z = 3,88 \text{ g de H} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}}{1,008 \text{ g de H}} = 3,77 \text{ mol de H}$$

La fórmula del compuesto es del tipo $\text{Al}_{1,28}\text{O}_{3,85}\text{H}_{3,77}$. Como los subíndices deben ser números enteros, dividimos todos por el más pequeño:



- 19.** El nitrógeno y el oxígeno forman muchos compuestos. Uno de ellos tiene de masa molar 92,02 g/mol y un porcentaje de nitrógeno del 30,45 %. Determina la fórmula empírica y la fórmula molecular de este compuesto.

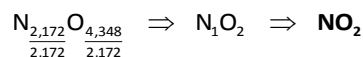
Datos: $M(\text{N}) = 14,01 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$.

Fórmula del compuesto: N_xO_y .

$$x = 30,43 \text{ g de N} \cdot \frac{1 \text{ mol de N}}{14,01 \text{ g de N}} = 2,172 \text{ mol de N}$$

$$y = (100 - 30,43) \text{ g de O} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}}{16,00 \text{ g de O}} = 4,348 \text{ mol de O}$$

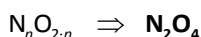
La fórmula del compuesto es del tipo $N_{2,172}O_{4,348}$. Como los subíndices deben ser números enteros, dividimos ambos por el más pequeño para conseguir la fórmula empírica:



Comprobamos si esta es la fórmula molecular del compuesto. Para ello usamos su masa molar, que será un múltiplo de la empírica:

$$M(N_nO_{2n}) = M(NO_2) \cdot n \Rightarrow n = \frac{M(N_nO_{2n})}{M(NO_2)} = \frac{92,02 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{(14,01 + 16,00 \cdot 2) \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{92,02}{46,01} = 2$$

La fórmula molecular es:



ACTIVIDAD (página 35)

20. Explica el significado de la frase: «El arco iris muestra el espectro de la luz solar».

La luz del sol o luz blanca es una radiación compleja formada por otras radiaciones más simples. Cuando la luz blanca atraviesa una gota de agua se descompone en varios colores que representan las radiaciones simples, es decir, su espectro.

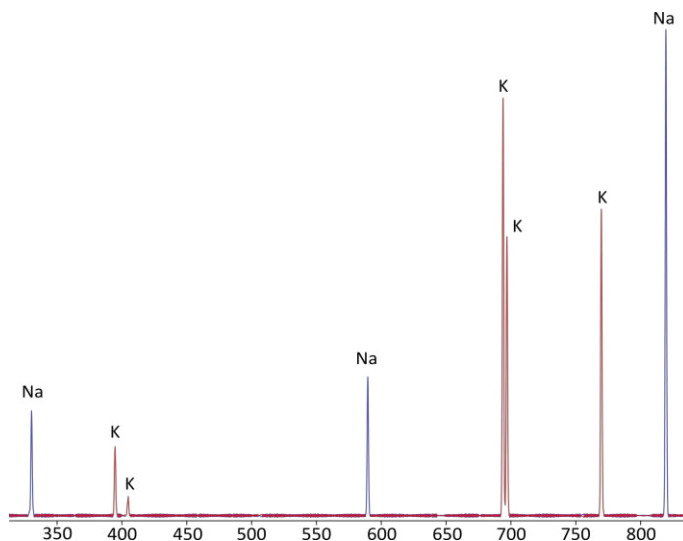
ACTIVIDAD (página 36)

21. Teniendo en cuenta la información que aparece en la figura 1.11, dibuja (de forma cualitativa) el espectro de absorción atómica (similar a la figura 1.12) de una muestra de agua que tenga disueltos NaCl y KCl. Identifica cada raya con la transición electrónica que le corresponda. (Utiliza un color para las rayas que corresponden a un elemento químico y otro diferente para las que corresponden al otro).

Nota: Las figuras a las que hace referencia el enunciado se encuentran en la página 36 del libro del alumno.

El espectro es cualitativo, ya que solo se puede indicar la posición de las rayas pero no su altura, puesto que no conocemos la intensidad de cada raya.

Observa la transición que corresponde a cada raya. Esto es importante, ya que se aprecie la relación entre la energía del fotón y la diferencia de energía entre los niveles del tránsito.



330,3 nm	394,7 nm	404,7 nm	589,6 nm	693,9 nm	696,9 nm	769,7 nm	819,5 nm
Na	K	K	Na	K	K	K	Na
3s → 4p	4s → 6p	4s → 5p	3s → 3p	4p → 6s	4p → 4d	4s → 4p	3p → 3d

ACTIVIDAD (página 38)

- 22.** El elemento químico cobre presenta dos isótopos: el Cu-63, con 62,93 u de masa y con el 69,09 % de abundancia; y el Cu-65, con 64,93 u de masa y 30,91 % de abundancia. ¿Cuál es la masa atómica del elemento cobre?

Tomamos los datos del enunciado y calculamos la media ponderada:

$$m(\text{Cu}) = \frac{69,09 \cdot 62,93 \text{ u} + 30,91 \cdot 64,93 \text{ u}}{100} = 63,55 \text{ u}$$

ACTIVIDAD (página 39)

- 23.** Razona si son ciertas o falsas las siguientes frases.

- La espectroscopía identifica las sustancias analizando las radiaciones absorbidas por una muestra.
 - La espectroscopía de absorción atómica analiza la fórmula de los compuestos químicos.
 - La espectroscopía de absorción infrarroja permite conocer la masa molar de las sustancias.
 - La espectrometría de masas permite conocer los isótopos de los elementos químicos.
- Verdadero. El texto explica al alumno las técnicas de absorción para identificar átomos metálicos y enlaces en moléculas orgánicas. Pero si se entiende la frase de un modo excluyente, será falsa. La frase correcta sería: «Dependiendo de la técnica, la espectroscopía identifica las sustancias analizando las radiaciones absorbidas o las radiaciones emitidas por una muestra».
 - Falso. Permite determinar la presencia de átomos de elementos metálicos en una muestra.
 - Falso. La espectroscopía de absorción IR permite detectar la presencia de determinados enlaces en las moléculas. La espectrometría de masa es la que permite conocer la masa molar.
 - Verdadero. Permite conocer la masa de los distintos isótopos de un elemento y su abundancia relativa.

ACTIVIDADES FINALES (página 42)
Leyes ponderales y volumétricas

- 24.** El Mg es un metal que se utiliza en la fabricación de fuegos artificiales, al arder produce fuertes destellos. En el proceso se forma MgO, un compuesto en el que se combinan 2,21 g de Mg por cada 1,45 g de O. En un cohete se han colocado 7 g de cinta de Mg, ¿qué cantidad de MgO se formará cuando el cohete arda?

Cuando forman óxido de magnesio, el magnesio y el oxígeno se combinan siempre en la misma proporción:

$$7 \text{ g de Mg} \cdot \frac{1,45 \text{ g de O}}{2,21 \text{ g de Mg}} = 4,59 \text{ g de O}$$

$$7 \text{ g de Mg} + 4,59 \text{ g de O} = 11,6 \text{ g de MgO}$$

- 25.** En la tabla se recogen los resultados de varias experiencias en las que reaccionan plata y azufre para formar sulfuro de plata. Completa en tu cuaderno las casillas que faltan.

Exp.	Ag (g)	S (g)	Ag ₂ S (g)	Ag sobrante (g)	S sobrante (g)
A	3,60	0,54		0	0
B			6,3	0	0
C			5,2	0,5	0,3
D		1,5		1,3	0
E	7,5		8,2		1,5

- La experiencia A indica en qué proporción se combinan exactamente la plata y el azufre. Como no sobra nada, podemos determinar la cantidad de sulfuro de plata que se forma sumando la cantidad de plata y azufre que reaccionan:

$$3,60 \text{ g de Ag} + 0,54 \text{ g de S} = 4,14 \text{ g de Ag}_2\text{S}$$

- En la experiencia B conocemos la cantidad de sulfuro de plata. Como no sobra nada de ningún elemento, podemos calcular la cantidad inicial de cada plata, pues guarda proporciones definidas:

$$6,3 \text{ g de Ag}_2\text{S} \cdot \frac{3,60 \text{ g de Ag}}{4,14 \text{ g de Ag}_2\text{S}} = \mathbf{5,48 \text{ g de Ag}}$$

La cantidad de azufre se calcula con la diferencia:

$$6,3 \text{ g de Ag}_2\text{S} - 5,48 \text{ g de Ag} = \mathbf{0,82 \text{ g de S}}$$

- En la experiencia C, la cantidad de sulfuro de plata nos permite conocer la cantidad de plata y azufre que se combinan usando la ley de proporciones definidas:

$$5,2 \text{ g de Ag}_2\text{S} \cdot \frac{3,60 \text{ g de Ag}}{4,14 \text{ g de Ag}_2\text{S}} = 4,52 \text{ g de Ag}$$

La cantidad de azufre se calcula con la diferencia:

$$5,2 \text{ g de Ag}_2\text{S} - 4,52 \text{ g de Ag} = 0,68 \text{ g de S}$$

En cada caso, sumamos la cantidad de elemento que sobra y obtenemos la cantidad inicial de plata y de azufre:

$$4,52 \text{ g de Ag que se combinan} + 0,5 \text{ g de Ag que sobra} = \mathbf{5,02 \text{ g de Ag iniciales}}$$

$$0,68 \text{ g de S que se combinan} + 0,3 \text{ g de S que sobra} = \mathbf{0,98 \text{ g de S iniciales}}$$

- En la experiencia D reacciona toda la cantidad de azufre presente, lo que nos permite conocer la cantidad de sulfuro de plata que se forma con la ley de proporciones definidas:

$$1,5 \text{ g de S} \cdot \frac{4,14 \text{ g de Ag}_2\text{S}}{0,54 \text{ g de S}} = \mathbf{11,5 \text{ g de Ag}_2\text{S}}$$

La cantidad de plata que reacciona se calcula con la diferencia:

$$11,5 \text{ g de Ag}_2\text{S} - 1,5 \text{ g de S} = 10 \text{ g de Ag}$$

Sumando a esta la cantidad de plata que sobra tendremos la cantidad de plata que había inicialmente:

$$10 \text{ g de Ag que se combinan} + 1,3 \text{ g de Ag que sobra} = \mathbf{11,3 \text{ g de Ag iniciales}}$$

- En la experiencia E, la cantidad de sulfuro de plata nos permite conocer la cantidad de plata que se combina con la ley de las proporciones definidas:

$$8,2 \text{ g de Ag}_2\text{S} \cdot \frac{3,60 \text{ g de Ag}}{4,14 \text{ g de Ag}_2\text{S}} = 7,13 \text{ g de Ag}$$

Y la cantidad de azufre que se combina con la diferencia entre el sulfuro de plata y la plata por la ley de conservación de la masa:

$$8,2 \text{ g de Ag}_2\text{S} - 7,13 \text{ g de Ag} = 1,07 \text{ g de S}$$

Comparando esa cantidad de plata con la inicial, podremos determinar la cantidad de plata que sobra:

$$7,5 \text{ g de Ag iniciales} - 7,13 \text{ g de Ag que se combinan} = \mathbf{0,37 \text{ g de Ag que sobran}}$$

Sumando a la cantidad de azufre que se combina a la cantidad que sobra, conoceremos la cantidad inicial de azufre:

$$1,07 \text{ g de S que se combinan} + 1,5 \text{ g de S que sobran} = \mathbf{2,57 \text{ g de S iniciales}}$$

Exp.	Ag (g)	S (g)	Ag ₂ S (g)	Ag sobrante (g)	S sobrante (g)
A	3,60	0,54	4,14	0	0
B	5,48	0,82	6,3	0	0
C	5,02	0,98	5,2	0,5	0,3
D	11,3	1,5	11,5	1,3	0
E	7,5	2,57	8,2	0,37	1,5

26. El cromo y el cloro forman dos compuestos diferentes. En un laboratorio se analizan cuatro muestras y la masa de cada elemento que se obtiene en cada caso es:

Muestra	Masa de cromo (g)	Masa de cloro (g)
A	0,261	0,356
B	0,150	0,250
C	0,342	0,700
D	0,522	0,713

Entre estas muestras encuentra:

- Dos que pertenecen al mismo compuesto.
- Dos que pertenecen a dos compuestos diferentes.
- La muestra de un compuesto imposible.
- Si la fórmula de un compuesto es CrCl_2 , ¿cuál es la del otro?

En cada caso hay que calcular la proporción en que se combinan los elementos:

Muestra	Masa de cromo (g)	Masa de cloro (g)	Proporción Cl/Cr
A	0,261	0,356	1,364
B	0,150	0,250	1,667
C	0,342	0,700	2,047
D	0,522	0,713	1,366

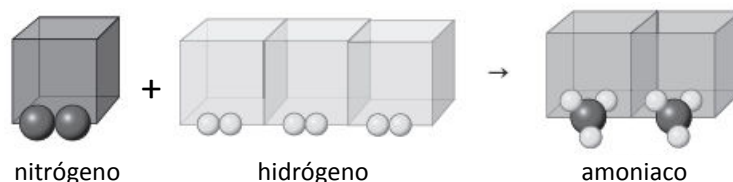
- Al guardar la misma proporción, $1,364 \approx 1,366$, **A y D** pertenecen al **mismo compuesto**.
- $\frac{1,364}{2,047} \approx \frac{3}{2}$. La muestra **A** (o la D) y la **C** pertenecen a **compuestos diferentes** que cumplen la ley de las proporciones múltiples.
- $\frac{1,667}{1,364} \neq \frac{a}{b}$; $\frac{1,667}{2,047} \neq \frac{c}{d}$. La muestra **B** es de un **compuesto imposible**, pues no guarda relaciones de números enteros sencillos con otras muestras.
- Hay que aplicar la ley de las proporciones múltiples. La fracción del apartado b, $\frac{3}{2}$, es el resultado de comparar las cantidades de cloro en los dos compuestos frente a la misma cantidad de cromo. Si una fórmula es CrCl_2 , la fórmula pedida, por tanto, es **CrCl_3** .

27. 1 L de nitrógeno reacciona con 3 L de hidrógeno, y se obtienen 2 L de amoníaco. Estas sustancias son gases y se encuentran en las mismas condiciones de presión y temperatura. Si la molécula de hidrógeno es H_2 , deduce la fórmula del nitrógeno y del amoníaco.

La hipótesis de Avogadro dice que, en iguales condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de partículas. Aplicado a este caso, si hay x moléculas en 1 L de nitrógeno, hay $3x$ moléculas en los 3 L de hidrógeno y $2x$ moléculas en 2 L de amoníaco.

Como x moléculas de nitrógeno dan $2x$ moléculas de amoníaco, cada molécula de nitrógeno debe tener 2 átomos de N, y cada molécula de amoníaco, 1 átomo de N. La fórmula del gas nitrógeno es, por tanto, **N_2** .

Los átomos de las $3x$ moléculas de hidrógeno están en las $2x$ moléculas de amoníaco. Como sabemos que cada molécula de hidrógeno tiene dos átomos de hidrógeno, entonces cada molécula de amoníaco tendrá 3 átomos de este elemento. Recopilando la información, la fórmula del amoníaco será **NH_3** .



3 volúmenes V de hidrógeno se combinan con 1 volumen V de nitrógeno y se obtiene un volumen doble ($2V$) de amoníaco.

- 28.** El nitrógeno y el oxígeno forman gases diatómicos. Si se combinan 2 litros de nitrógeno con 1 litro de oxígeno, estando los dos en las mismas condiciones de presión y temperatura, se forman 2 litros de un gas, compuesto por ambos elementos, que se utiliza como anestésico. ¿Cuál es la fórmula de ese nuevo gas? Explica tu respuesta.

La hipótesis de Avogadro dice que, en iguales condiciones de presión y temperatura, volúmenes iguales de gases diferentes contienen el mismo número de partículas. Aplicado a este caso, si hay x moléculas en 1 L de oxígeno, hay $2x$ moléculas en los 2 L de nitrógeno y $2x$ moléculas en 2 L del gas.

Como x moléculas de oxígeno dan $2x$ moléculas de gas, cada molécula de oxígeno debe tener 2 átomos de oxígeno, y cada molécula del gas, 1 átomo de oxígeno.

Los átomos de las $2x$ moléculas de nitrógeno están en las $2x$ moléculas del gas; esto implica que si la molécula de nitrógeno es diatómica, cada molécula del gas debe tener 2 átomos de ese elemento.

La fórmula del gas es N_2O .

- 29.** Copia en tu cuaderno las siguientes frases, etiquetadas con un número, y relacionalas con la ley o hipótesis, etiquetadas con una letra, a la que corresponden.

- | | |
|--|---|
| 1. La materia no se crea ni se destruye. | |
| 2. Los elementos A y B se combinan unas veces en una proporción, y otras veces, en otra diferente. | |
| 3. En una reacción química se transforma la materia. | |
| 4. Si 2,53 g de A se combinan con 1,32 g de B para formar un compuesto, 2,53 g de A no se pueden combinar con 0,66 g de B para formar el mismo compuesto. | a. Ley de las proporciones múltiples. |
| 5. La masa de los productos de una reacción coincide con la masa de sus reactivos. | b. Hipótesis de Avogadro. |
| 6. Dos elementos, A y B, se combinan siempre en la misma proporción para formar el mismo compuesto. | c. Ley de las proporciones definidas. |
| 7. En las mismas condiciones de presión y temperatura un recipiente que tenga un volumen doble que otro tendrá doble número de moléculas que el otro. | d. Ley de la conservación de la masa. |
| 8. La materia se conserva. | |
| 9. 1 L de un gas A no se va a combinar nunca con 1,3792 L de otro gas que se encuentre en las mismas condiciones de presión y temperatura que él. | e. Ley de los volúmenes de combinación. |
| 10. Si A y B forman dos compuestos diferentes, puede que en un caso se combinen 1,57 g de A con 2 g de B, y en otro, 3,14 g de A se combinan con 2 g de B. | |

1. La materia no se crea ni se destruye.
 2. Los elementos A y B se combinan unas veces en una proporción, y otras veces, en otra diferente.
 3. En una reacción química se transforma la materia.
 4. Si 2,53 g de A se combinan con 1,32 g de B para formar un compuesto, 2,53 g de A no se pueden combinar con 0,66 g de B para formar el mismo compuesto.
 5. La masa de los productos de una reacción coincide con la masa de sus reactivos.
 6. Dos elementos, A y B, se combinan siempre en la misma proporción para formar el mismo compuesto.
 7. En las mismas condiciones de presión y temperatura un recipiente que tenga un volumen doble que otro tendrá doble número de moléculas que el otro.
 8. La materia se conserva.
 9. 1 L de un gas A no se va a combinar nunca con 1,3792 L de otro gas que se encuentre en las mismas condiciones de presión y temperatura que él.
 10. Si A y B forman dos compuestos diferentes, puede que en un caso se combinen 1,57 g de A con 2 g de B, y en otro, 3,14 g de A se combinan con 2 g de B.
- a. Ley de las proporciones múltiples.
 b. Hipótesis de Avogadro.
 c. Ley de las proporciones definidas.
 d. Ley de la conservación de la masa.
 e. Ley de los volúmenes de combinación.

Medida de la cantidad de sustancia

30. Consulta la tabla periódica y completa en tu cuaderno:

- a) Medio mol de moléculas de agua oxigenada, H_2O_2 , son ____ g y contiene ____ moléculas, ____ átomos de hidrógeno y ____ moles de oxígeno.
 b) 2 mol de gas cloro son ____ g y contienen ____ moléculas de cloro y ____ átomos de cloro.
 c) 3 mol de gas argón son ____ g y contienen ____ átomos de argón.

a) $M(\text{H}_2\text{O}_2) = 1,008 \cdot 2 + 16,00 \cdot 2 = 34,02 \text{ g/mol}$

$$m(\text{H}_2\text{O}_2) = n(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot M(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,5 \text{ mol} \cdot 34,02 \text{ g/mol} = 17,01 \text{ g}$$

$$N(\text{H}_2\text{O}_2) = n(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot N_A = 0,5 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 3,011 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$N(\text{H}) = N(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot \frac{2 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula de H}_2\text{O}_2} = 3,011 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{2 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula de H}_2\text{O}_2} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

$$n(\text{O}_2) = n(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot \frac{2 \text{ mol de O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}_2} = 0,5 \text{ mol} \cdot \frac{2 \text{ mol de O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}_2} = 1 \text{ mol}$$

Medio mol de moléculas de agua oxigenada, H_2O_2 , son **17,01 g** y contiene **$3,011 \cdot 10^{23}$** moléculas, **$6,022 \cdot 10^{23}$** átomos de hidrógeno y **1** moles de oxígeno.

b) $M(\text{Cl}_2) = 35,45 \cdot 2 = 70,90 \text{ g/mol}$

$$m(\text{Cl}_2) = n(\text{Cl}_2) \cdot M(\text{Cl}_2) = 2 \text{ mol} \cdot 70,90 \text{ g/mol} = 141,80 \text{ g}$$

$$N(\text{Cl}_2) = n(\text{Cl}_2) \cdot N_A = 2 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 12,044 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$N(\text{Cl}) = N(\text{Cl}_2) \cdot \frac{2 \text{ átomos de Cl}}{1 \text{ molécula de Cl}_2} = 12,044 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \cdot \frac{2 \text{ átomos de Cl}}{1 \text{ molécula de Cl}_2} = 24,088 \cdot 10^{23} \text{ átomos}$$

2 mol de gas cloro son **141,80 g** y contienen **$12,044 \cdot 10^{23}$** moléculas de cloro y **$24,088 \cdot 10^{23}$** átomos de cloro.

- c) $M(\text{Ar}) = 39,95 \text{ g/mol}$
 $m(\text{Ar}) = n(\text{Ar}) \cdot M(\text{Ar}) = 3 \text{ mol} \cdot 39,95 \text{ g/mol} = 119,85 \text{ g}$
 $N(\text{Ar}) = n(\text{Ar}) \cdot N_A = 3 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol} = 18,066 \cdot 10^{23} \text{ átomo}$
 3 mol de gas argón son **119,85 g** y contienen **$18,066 \cdot 10^{23}$** átomos de argón.

- 31. Razona si es cierto que la masa de 1 mol de gas hidrógeno es 1,008 g. Dato: $M(\text{H}) = 1,008 \text{ g/mol}$.**
 El gas hidrógeno forma moléculas diatómicas H_2 . Por tanto, la masa de 1 mol de gas hidrógeno es 2,016 g. 1,008 g es la masa de 1 mol de átomos de H.

- 32. Para cubrir una joya de platino necesitamos $5 \cdot 10^{20}$ átomos de este metal. Calcula:**

- a) ¿Cuántos moles de platino son?
 b) ¿Qué masa de platino es?

Datos: $M(\text{Pt}) = 195,1 \text{ g/mol}$, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.

- a) $5 \cdot 10^{20} \text{ átomo de Pt} \cdot \frac{1 \text{ mol de Pt}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomo de Pt}} = 8,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol de Pt}$
 b) $5 \cdot 10^{20} \text{ átomo de Pt} \cdot \frac{195,1 \text{ g de Pt}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomo de Pt}} = 0,162 \text{ g de Pt}$

ACTIVIDADES FINALES (página 43)

- 33. Localiza en la tabla periódica la masa molar del cloro y calcula la masa, en gramos, de un átomo de cloro.**
 Dato: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.

Las partículas son átomos:

$$35,45 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot \frac{1 \text{ mol}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomo}} = 5,89 \cdot 10^{-23} \frac{\text{g}}{\text{átomo}}$$

- 34. Tenemos $3,999 \cdot 10^{22}$ átomos de un metal cuya masa es de 13,32 g. Consulta en la tabla periódica para averiguar qué metal es. Dato: $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.**

Las partículas son átomos:

$$\frac{13,32 \text{ g de un metal}}{3,999 \cdot 10^{22} \text{ átomo}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomo}}{1 \text{ mol}} = 200,6 \text{ g/mol}$$

Se puede tratar del mercurio, Hg.

- 35. Tenemos una muestra de 9,5 g de trióxido de dinitrógeno.**

- a) ¿Cuántos moles de trióxido de dinitrógeno tenemos?
 b) ¿Cuántos átomos de oxígeno tenemos?
 c) ¿Cuántos gramos de nitrógeno tenemos?

Datos: $M(\text{N}) = 14,01 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.

- a) Determinamos la masa molar del trióxido de dinitrógeno:

$$M(\text{N}_2\text{O}_3) = 14,01 \cdot 2 + 16,00 \cdot 3 = 76,02 \text{ g/mol}$$

$$9,5 \text{ g de N}_2\text{O}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de N}_2\text{O}_3}{76,02 \text{ g de N}_2\text{O}_3} = 0,125 \text{ mol de N}_2\text{O}_3$$

- b) El N_A nos permite conocer el número de partículas:

$$0,125 \text{ mol de N}_2\text{O}_3 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol de N}_2\text{O}_3} = 7,526 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de N}_2\text{O}_3$$

Y la fórmula del compuesto nos indica los átomos de oxígeno que hay en cada molécula del compuesto:

$$7,526 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } \text{N}_2\text{O}_3 \cdot \frac{3 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula de } \text{N}_2\text{O}_3} = 2,26 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}$$

c) Primero calculamos los moles de N a partir de la fórmula y luego los gramos:

$$0,125 \text{ mol de } \text{N}_2\text{O}_3 \cdot \frac{2 \text{ mol de N}}{1 \text{ mol de } \text{N}_2\text{O}_3} \cdot \frac{14,01 \text{ g de N}}{1 \text{ mol de N}} = 3,5 \text{ g de N}$$

36. El arsano es un compuesto de fórmula AsH_3 . Si tenemos $0,8 \cdot 10^{25}$ moléculas de arsano:

- a) ¿Cuántos moles de arsano tenemos? c) ¿Cuántos átomos de hidrógeno tenemos?
 b) ¿Cuántos gramos hay de AsH_3 ? d) ¿Cuántos gramos de arsénico hay?

Datos: $M(\text{H}) = 1,008 \text{ g/mol}$, $M(\text{As}) = 74,92 \text{ g/mol}$, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.

a) Calculamos el número de moles teniendo en cuenta que 1 mol de AsH_3 contiene el N_A de moléculas:

$$0,8 \cdot 10^{25} \text{ moléculas de } \text{AsH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{AsH}_3}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{AsH}_3} = 13,28 \text{ mol de } \text{AsH}_3$$

b) Calculamos la masa molar:

$$M(\text{AsH}_3) = 74,92 + 1,008 \cdot 3 = 77,94 \text{ g/mol}$$

Y la masa de la muestra:

$$13,28 \text{ mol de } \text{AsH}_3 \cdot \frac{77,94 \text{ g de } \text{AsH}_3}{1 \text{ mol de } \text{AsH}_3} = 1035 \text{ g de } \text{AsH}_3$$

c) La fórmula del compuesto nos indica los átomos de H que hay en cada molécula del compuesto:

$$0,8 \cdot 10^{25} \text{ moléculas de } \text{AsH}_3 \cdot \frac{3 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula de } \text{AsH}_3} = 2,4 \cdot 10^{25} \text{ átomos de } \text{AsH}_3$$

d) A partir de los moles de arsano que contiene se puede pasar a los gramos de arsénico:

$$13,28 \text{ mol de } \text{AsH}_3 \cdot \frac{74,92 \text{ g de As}}{1 \text{ mol de } \text{AsH}_3} = 995 \text{ g de As}$$

37. La urea es un compuesto de fórmula $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$. Si tenemos $5 \cdot 10^{24}$ moléculas de urea:

- a) ¿Cuántos gramos de urea tenemos? c) ¿Cuántos gramos de nitrógeno?
 b) ¿Cuántos moles de oxígeno? d) ¿Cuántos átomos de hidrógeno?

Datos: $M(\text{H}) = 1,008 \text{ g/mol}$, $M(\text{C}) = 12,00 \text{ g/mol}$, $M(\text{N}) = 14,01 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.

En primer lugar calculamos la masa molar del compuesto:

$$M(\text{CO}(\text{NH}_2)_2) = 12,00 + 16,00 + (14,01 + 1,008 \cdot 2) \cdot 2 = 60,05 \text{ g/mol}$$

a) Con N_A calculamos el número de moles y con la masa molar podremos pasar a gramos:

$$5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2} \cdot \frac{60,05 \text{ g de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2}{1 \text{ mol de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2} = 498,6 \text{ g de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2$$

b) La fórmula del compuesto nos indica la cantidad de O que hay en cada mol del compuesto:

$$5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de O}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2} = 8,3 \text{ mol de O}$$

c) De modo similar se puede calcular la masa de nitrógeno:

$$5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de N}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2} \cdot \frac{14,01 \text{ g de N}}{1 \text{ mol de N}} = 232,6 \text{ g de N}$$

d) Por último, calculamos el número de átomos de hidrógeno:

$$5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2 \cdot \frac{4 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula de } \text{CO}(\text{NH}_2)_2} = 2 \cdot 10^{25} \text{ átomos de H}$$

- 38.** En un recipiente (A) se han introducido 50 g de gas oxígeno, y en otro recipiente igual (B), 50 g de dióxido de carbono. ¿En qué recipiente hay más moléculas? ¿En qué recipiente hay más átomos?

Datos: $M(C) = 12,00 \text{ g/mol}$, $M(O) = 16,00 \text{ g/mol}$.

Necesitamos calcular la masa molar de cada gas:

$$M(O_2) = 16,00 \cdot 2 = 32,00 \text{ g/mol}$$

$$M(CO_2) = 12,00 + 16,00 \cdot 2 = 44,00 \text{ g/mol}$$

Calculamos las moléculas que hay de cada uno de los gases:

$$50 \text{ g de } O_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } O_2}{32,00 \text{ g de } O_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } O_2}{1 \text{ mol de } O_2} = 9,4 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } O_2$$

$$50 \text{ g de } CO_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de } CO_2}{44,00 \text{ g de } CO_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } CO_2}{1 \text{ mol de } CO_2} = 6,8 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } CO_2$$

Comparando los resultados se ve que **hay más moléculas en el recipiente A del O_2** .

Cada molécula de O_2 contiene dos átomos de oxígeno; y cada molécula de CO_2 está formada por 2 átomos de oxígeno y 1 carbono, 3 átomos en total.

$$9,4 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } O_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ moléculas de } O_2} = 1,88 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

$$6,8 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } CO_2 \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ moléculas de } CO_2} = 2,05 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

Comparando los resultados se ve que **hay más átomos en el recipiente B del CO_2** .

- 39.** El aluminio se extrae de un mineral denominado bauxita, cuyo componente fundamental es el óxido de aluminio, Al_2O_3 . ¿Qué cantidad, en gramos, de óxido de aluminio necesitamos para obtener 0,5 kg de aluminio? Datos: $M(O) = 16,00 \text{ g/mol}$, $M(Al) = 26,98 \text{ g/mol}$.

Calculamos la masa molar del óxido de aluminio:

$$M(Al_2O_3) = 26,98 \cdot 2 + 16,00 \cdot 3 = 102,0 \text{ g/mol}$$

$$500 \text{ g de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{26,98 \text{ g de Al}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } Al_2O_3}{2 \text{ mol de Al}} \cdot \frac{102,0 \text{ g de } Al_2O_3}{1 \text{ mol de } Al_2O_3} = 944,8 \text{ g de } Al_2O_3$$

- 40.** La leche de magnesia se prepara disolviendo hidróxido de magnesio, $Mg(OH)_2$, en agua. Para una reacción necesitamos tener en la disolución $5 \cdot 10^{22}$ átomos de magnesio. Calcula cuántos gramos de hidróxido de magnesio tendremos que disolver.

Datos: $M(H) = 1,008 \text{ g/mol}$, $M(O) = 16,00 \text{ g/mol}$, $M(Mg) = 24,31 \text{ g/mol}$, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas.

En primer lugar, calculamos la masa molar del compuesto:

$$M(Mg(OH)_2) = 24,31 + (16,00 + 1,008) \cdot 2 = 58,33 \text{ g/mol}$$

Con N_A podemos pasar de número de átomos de Mg a número de moles de Mg. Con la fórmula del compuesto pasamos de moles de Mg a número de moles de $Mg(OH)_2$ a los que equivale. Por último, con la masa molar pasamos de número de moles de $Mg(OH)_2$ a gramos de $Mg(OH)_2$:

$$5 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Mg} \cdot \frac{1 \text{ mol de Mg}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol de } Mg(OH)_2}{1 \text{ mol de Mg}} \cdot \frac{58,33 \text{ g de } Mg(OH)_2}{1 \text{ mol de } Mg(OH)_2} = 4,84 \text{ g de } Mg(OH)_2$$

La fórmula de las sustancias

- 41.** Corrige y completa la siguiente afirmación: «En la fórmula de un compuesto se indican los símbolos de los elementos que lo forman y en qué proporción se combinan».

En la fórmula **empírica** de un compuesto se indican los símbolos de los elementos que la forman y en qué proporción se combinan.

1 Las sustancias y su identificación

En la fórmula **molecular** de un compuesto se indican los símbolos de los elementos que la forman y el número de átomos de cada uno que intervienen en una molécula del compuesto.

42. A continuación se muestra la fórmula de algunas sustancias moleculares. Escribe, en cada caso, su fórmula empírica y su fórmula molecular:

- a) tetróxido de dinitrógeno, N_2O_4 . c) alcohol etílico, C_2H_6O . e) propano, C_3H_8 .
 b) dióxido de carbono, CO_2 . d) glucosa, $C_6H_{12}O_6$. f) benceno, C_6H_6 .

Compuesto	tetróxido de dinitrógeno	dióxido de carbono	alcohol etílico	glucosa	propano	benceno
Fórmula molecular	N_2O_4	CO_2	C_2H_6O	$C_6H_{12}O_6$	C_3H_8	C_6H_6
Fórmula empírica	NO_2	CO_2	C_2H_6O	CH_2O	C_3H_8	CH

43. Determina la composición centesimal de la glucosa, $C_6H_{12}O_6$.

Datos: $M(H) = 1,008 \text{ g/mol}$, $M(C) = 12,00 \text{ g/mol}$, $M(O) = 16,00 \text{ g/mol}$.

En primer lugar calculamos la masa molar del compuesto:

$$M(C_6H_{12}O_6) = 12,00 \cdot 6 + 1,008 \cdot 12 + 16,00 \cdot 6 = 180,1 \text{ g/mol}$$

Al comparar la masa de cada elemento con la masa total del compuesto, y multiplicando por 100, tenemos el porcentaje en masa de cada elemento.

- Carbono: $\frac{(12,00 \text{ g de C}) \cdot 6}{180,1 \text{ g de } C_6H_{12}O_6} \cdot 100 = 39,98 \% \text{ de C}$
- Hidrógeno: $\frac{(1,008 \text{ g de H}) \cdot 12}{180,1 \text{ g de } C_6H_{12}O_6} \cdot 100 = 6,72 \% \text{ de H}$
- Oxígeno: $\frac{(16,00 \text{ g de O}) \cdot 6}{180,1 \text{ g de } C_6H_{12}O_6} \cdot 100 = 53,30 \% \text{ de O}$

44. En el carbonato de sodio, por cada gramo de carbono se combinan 4 g de oxígeno y 3,83 g de sodio. Calcula su composición centesimal. Datos: $M(C) = 12,00 \text{ g/mol}$, $M(O) = 16,00 \text{ g/mol}$, $M(Na) = 23,00 \text{ g/mol}$.

- Carbono: $\frac{1 \text{ g de C}}{1 \text{ g} + 4 \text{ g} + 3,83 \text{ g}} \cdot 100 = 11,33 \% \text{ de C}$
- Oxígeno: $\frac{4 \text{ g de O}}{1 \text{ g} + 4 \text{ g} + 3,83 \text{ g}} \cdot 100 = 45,30 \% \text{ de O}$
- Sodio: $\frac{3,83 \text{ g de Na}}{1 \text{ g} + 4 \text{ g} + 3,83 \text{ g}} \cdot 100 = 43,37 \% \text{ de Na}$

45. Al calcinar una muestra de 367 mg de óxido de plata se obtuvo un residuo de 342 mg de plata. Determina la fórmula empírica de este óxido. Datos: $M(Ag) = 107,9 \text{ g/mol}$, $M(O) = 16,00 \text{ g/mol}$.

Fórmula del compuesto que buscamos: Ag_xO_y .

$$x = 0,342 \text{ g de Ag} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ag}}{107,9 \text{ g de Ag}} = 3,1696 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Ag}$$

$$y = (0,367 - 0,342) \text{ g de O} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}}{16,00 \text{ g de O}} = 1,5625 \cdot 10^{-3} \text{ mol de O}$$

La fórmula del compuesto es del tipo $Ag_{3,1696 \cdot 10^{-3}}O_{1,5625 \cdot 10^{-3}}$. Como los subíndices deben ser números enteros, dividimos ambos por el más pequeño:

$$Ag_{\frac{3,1696 \cdot 10^{-3}}{1,5625 \cdot 10^{-3}}}O_{\frac{1,5625 \cdot 10^{-3}}{1,5625 \cdot 10^{-3}}} \Rightarrow Ag_{2,03}O_1 \Rightarrow Ag_2O$$

46. El sulfato de hierro(II) cristaliza formando una sal hidratada de fórmula $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Determina el porcentaje de agua de hidratación en este compuesto.

Datos: $M(\text{H}) = 1,008 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$, $M(\text{S}) = 32,06 \text{ g/mol}$, $M(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g/mol}$.

Calculamos la masa molar que corresponde sumando las masas que intervienen.

$$M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 55,85 + 32,06 + 16,00 \cdot 4 + 7 \cdot (1,008 \cdot 2 + 16,00) = 278,0 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 1,008 \cdot 2 + 16,00 = 18,02 \text{ g/mol}$$

Al comparar la masa relativa de agua con la masa relativa total del compuesto, y multiplicando por 100, tenemos el porcentaje en masa de agua.

$$\text{Agua: } \frac{7 \cdot (18,02 \text{ g de H}_2\text{O})}{278,0 \text{ g de FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}} \cdot 100 = 45,36 \% \text{ de H}_2\text{O}$$

ACTIVIDADES FINALES (página 44)

47. Al calentar en la estufa 2,00 g de nitrato de cromo(III) hidratado se obtuvo un residuo de 1,19 g. Determina la fórmula de la sal hidratada.

Datos: $M(\text{H}) = 1,008 \text{ g/mol}$, $M(\text{N}) = 14,01 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$, $M(\text{Cr}) = 52,00 \text{ g/mol}$.

Al calentar la sal hidratada se evapora el agua y queda la sal anhidra:

$$2,00 - 1,19 = 0,81 \text{ g de H}_2\text{O}$$

y 1,19 g de nitrato de cromo(III) anhidro, $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$.

Fórmula de la sal hidratada que buscamos: $x\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot y\text{H}_2\text{O}$.

Determinamos, en cada caso, la cantidad de sustancia en mol. Para ello necesitamos la masa molar:

$$M(\text{Cr}(\text{NO}_3)_3) = 52,00 + (14,01 + 16,00 \cdot 3) \cdot 3 = 238,0 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 1,008 \cdot 2 + 16,00 = 18,02 \text{ g/mol.}$$

$$x = 1,19 \text{ g de Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de Cr}(\text{NO}_3)_3}{238,0 \text{ g de Cr}(\text{NO}_3)_3} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ mol de Cr}(\text{NO}_3)_3$$

$$y = 0,81 \text{ g de H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g de H}_2\text{O}} = 45 \cdot 10^{-3} \text{ mol de H}_2\text{O}$$

La fórmula del compuesto es del tipo $5 \cdot 10^{-3} \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot 45 \cdot 10^{-3} \text{H}_2\text{O}$. Como los coeficientes deben ser números enteros, dividimos ambos por el más pequeño:

$$\frac{5 \cdot 10^{-3}}{5 \cdot 10^{-3}} \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot \frac{45 \cdot 10^{-3}}{5 \cdot 10^{-3}} \text{H}_2\text{O} \Rightarrow 1\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$$

Fórmula de la sal hidratada: $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$

48. Para llevar a cabo reacciones de oxidación se emplea una sustancia cuya composición centesimal es la siguiente: 26,58 % de K, 35,35 % de Cr y 38,07 % de O. Determina la fórmula del compuesto.

Datos: $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$, $M(\text{K}) = 39,10 \text{ g/mol}$, $M(\text{Cr}) = 52,00 \text{ g/mol}$.

La fórmula del compuesto: $\text{K}_x\text{Cr}_y\text{O}_z$

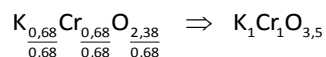
$$26,58 \text{ g de K} \cdot \frac{1 \text{ mol de K}}{39,10 \text{ g de K}} = 0,68 \text{ mol de K}$$

$$35,35 \text{ g de Cr} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cr}}{52,00 \text{ g de Cr}} = 0,68 \text{ mol de Cr}$$

$$38,07 \text{ g de O} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}}{16,00 \text{ g de O}} = 2,38 \text{ mol de O}$$

Por tanto: $\text{K}_{0,68}\text{Cr}_{0,68}\text{O}_{2,38}$

Los subíndices deben ser números enteros sencillos que mantengan esta proporción, para encontrarlos dividimos por el número más pequeño:



Como los números en los subíndices deben ser enteros, multiplicamos por 2:



49. El benceno está formado por C e H. En un análisis se ha comprobado que se combinan 3 g de C con 252 mg de H. Determina la fórmula del benceno si su masa molar es 78,05 g/mol.

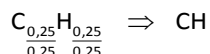
Datos: $M(H) = 1,008 \text{ g/mol}$, $M(C) = 12,00 \text{ g/mol}$.

Fórmula del benceno: C_xH_y .

$$x = 3 \text{ g de C} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{12,00 \text{ g de C}} = 0,25 \text{ mol de C}$$

$$y = 0,252 \text{ g de H} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}}{1,008 \text{ g de H}} = 0,25 \text{ mol de H}$$

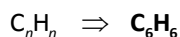
La fórmula del compuesto es del tipo $C_{0,25}H_{0,25}$. Como los subíndices deben ser números enteros dividimos ambos por el más pequeño para conseguir la fórmula empírica:



Comprobamos si esta es la fórmula molecular del compuesto. Para ello usamos su masa molar, que será un múltiplo de la empírica:

$$M(C_nH_n) = M(CH) \cdot n \Rightarrow n = \frac{M(C_nH_n)}{M(CH)} = \frac{78,05 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{(12,00 + 1,008) \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{78,05}{13,008} = 6$$

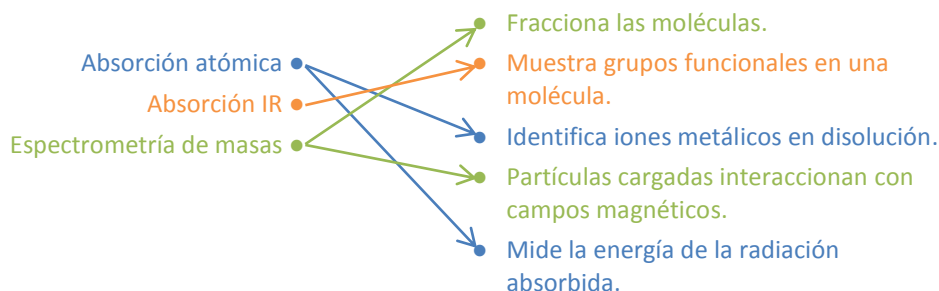
La fórmula molecular es:



50. Copia en tu cuaderno y relaciona con flechas cada uno de los hechos con la técnica espectroscópica apropiada.

Absorción atómica ●
Absorción IR ●
Espectrometría de masas ●

- Fracciona las moléculas.
- Muestra grupos funcionales en una molécula.
- Identifica iones metálicos en disolución.
- Partículas cargadas interaccionan con campos magnéticos.
- Mide la energía de la radiación absorbida.



Ampliación (página 44)

51. El aluminio es un metal que se puede obtener del óxido de aluminio, Al_2O_3 , que se extrae de la bauxita, o del fluoruro de aluminio, AlF_3 , que se extrae de la fluorita. Suponiendo que el costo es igual en los dos casos, determina cuál de las dos sustancias es más rentable para obtener aluminio.

Datos: $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$, $M(\text{F}) = 19,00 \text{ g/mol}$, $M(\text{Al}) = 26,98 \text{ g/mol}$.

Hay que determinar el porcentaje en aluminio de cada una de las dos sustancias.

Bauxita: $M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 26,98 \cdot 2 + 16,00 \cdot 3 = 102,0 \text{ g/mol}$

$$\frac{(26,98 \text{ g de Al}) \cdot 2}{102,0 \text{ g de Al}_2\text{O}_3} \cdot 100 = 52,92\% \text{ de Al}$$

Fluorita: $M(\text{AlF}_3) = 26,98 + 19,00 \cdot 3 = 93,98 \text{ g/mol}$

$$\frac{26,98 \text{ g de Al}}{93,98 \text{ g de AlF}_3} \cdot 100 = 32,13\% \text{ de Al}$$

La sustancia más rentable es el **óxido de aluminio**, Al_2O_3 , contenido en la bauxita.

52. Para determinar la fórmula química del mármol se descompone una muestra de 2 g del mismo y se obtienen 800 mg de calcio y 240 mg de carbono; se sabe que el resto es oxígeno, ¿cuál es la fórmula?

Datos: $M(\text{Ca}) = 40,08 \text{ g/mol}$, $M(\text{C}) = 12,00 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$.

La fórmula del compuesto: $\text{Ca}_x\text{C}_y\text{O}_z$.

$$2 \text{ g de mármol} \begin{cases} 800 \text{ mg de Ca} = 0,8 \text{ g de Ca} \\ 240 \text{ mg de C} = 0,24 \text{ g de C} \\ 960 \text{ mg de O} = 0,96 \text{ g de O} \end{cases}$$

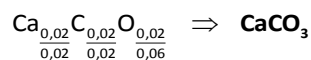
Calculamos los moles de cada sustancia que hay en la muestra:

$$x = 0,8 \text{ g de Ca} \cdot \frac{1 \text{ mol de Ca}}{40,08 \text{ g de Ca}} = 0,02 \text{ mol de Ca}$$

$$y = 0,24 \text{ g de C} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{12,00 \text{ g de C}} = 0,02 \text{ mol de C}$$

$$z = 0,96 \text{ g de O} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}}{16,00 \text{ g de O}} = 0,06 \text{ mol de O}$$

Por tanto: $\text{Ca}_{0,02}\text{C}_{0,02}\text{O}_{0,06}$. Los subíndices deben ser números enteros sencillos que mantengan esta proporción, para encontrarlos dividimos por el número más pequeño:



53. El hierro se oxida cuando se combina con oxígeno. Para determinar la fórmula del óxido resultante se calientan 223,2 mg de hierro en presencia de exceso de oxígeno, obteniéndose una cantidad máxima de 319,2 mg de óxido. ¿Cuál es la fórmula del compuesto que se formó?

Datos: $M(\text{Fe}) = 55,85 \text{ g/mol}$, $M(\text{O}) = 16,00 \text{ g/mol}$.

La fórmula del compuesto: Fe_xO_y .

$$319,2 \text{ mg del óxido} \begin{cases} 223,2 \text{ mg de Fe} = 0,2232 \text{ g de Fe} \\ 96 \text{ mg de O} = 0,096 \text{ g de O} \end{cases}$$

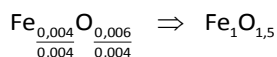
Calculamos los moles presentes de cada uno:

$$x = 0,2232 \text{ g de Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol de Fe}}{55,85 \text{ g de Fe}} = 0,004 \text{ mol de Fe}$$

$$y = 0,096 \text{ g de O} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}}{16,00 \text{ g de O}} = 0,006 \text{ mol de O}$$

1 Las sustancias y su identificación

Por tanto: $\text{Fe}_{0,004}\text{O}_{0,006}$. Los subíndices deben ser números enteros sencillos que mantengan esta proporción, para encontrarlos dividimos por el número más pequeño:



Como los números en los subíndices deben ser enteros, multiplicamos por 2. La fórmula es: Fe_2O_3 .

54. Para determinar la fórmula de un compuesto se realizaron los siguientes análisis:

- El análisis elemental reveló 52,17 % de carbono, 13,04 % de hidrógeno, y el resto de oxígeno.
- El espectro de masas presenta su pico más alto a 46,026.
- Su espectro de IR muestra un pico ancho de absorción entre 3200 cm^{-1} y 3500 cm^{-1} .

La fórmula del compuesto será del tipo: $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$.

La composición centesimal determina la proporción en masa de cada elemento. Así, en 100 g del compuesto:

$$100 \text{ g del compuesto} \begin{cases} 52,17 \text{ g de C} \\ 13,04 \text{ g de H} \\ 100 - (52,17 + 13,04) = 34,79 \text{ g de O} \end{cases}$$

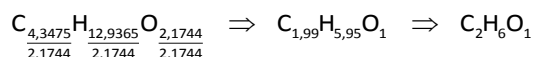
Determinamos los moles de cada elemento que representa esa cantidad usando la masa atómica:

$$x = 52,17 \text{ g de C} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{12,00 \text{ g de C}} = 4,3475 \text{ mol de C}$$

$$y = 13,04 \text{ g de H} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}}{1,008 \text{ g de H}} = 12,9365 \text{ mol de H}$$

$$z = 34,79 \text{ g de O} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}}{16,00 \text{ g de O}} = 2,1744 \text{ mol de O}$$

Por tanto, la fórmula del compuesto es del tipo: $\text{C}_{4,3475}\text{H}_{12,9365}\text{O}_{2,1744}$. Los subíndices deben ser números enteros sencillos que mantengan esta proporción, para encontrarlos dividimos por el número más pequeño:



Comprobamos si es la fórmula molecular de compuesto. Para ello calculamos su masa molar:

$$M(\text{C}_2\text{H}_6\text{O}) = 12,00 \cdot 2 + 1,008 \cdot 6 + 16,00 = 46,084 \text{ g/mol}$$

La fórmula molar, en este caso, coincide con la fórmula empírica ya que coincide con el valor obtenido en el espectro de masas.

Por último, el espectro IR nos indica el tipo de enlace, en este caso, se trata de enlaces simples O–H (ver gráfica de la página 37 del libro del alumno).

Por tanto, la sustancia es el **etanol**: $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{--OH}$.

QUÍMICA EN TU VIDA (página 46)

INTERPRETA

1. ¿Qué cauces tienen los metales pesados para llegar hasta el organismo humano?

El agua, tanto subterráneas como superficiales. Del agua pueden entrar en la cadena trófica y llegar al organismo de los seres humanos por la alimentación. También directamente al beber el agua.

El aire en ciertas partículas en suspensión. Directamente al respirar el aire que contiene estas partículas en suspensión. O indirectamente a través de la cadena trófica alimentándonos de seres vivos que hayan habitado las áreas con estos aerosoles.

2. **¿Dónde se puede identificar la presencia de metales pesados para evitar que lleguen a la alimentación humana?**

Controles de toxicidad del agua potable. Centros de producción y distribución de alimentos (lonjas, mataderos...).

REFLEXIONA

3. **¿Son los metales pesados sustancias tóxicas artificiales o naturales?**

Son naturales, pues forman parte de la naturaleza. Otro asunto es si en los procesos donde interviene el hombre como la extracción o el transporte de los minerales, que contienen estos metales, no se tiene cuidado para evitar su difusión.

USA LAS TIC

4. **Investiga en la red sobre los controles del agua que deben hacerse en el suministro de tu localidad.**

Las diferentes empresas de suministro de agua ofrecen en la red este tipo de información.

El Ministerio de Sanidad, Servicios Sociales e Igualdad ofrece un portal que facilita esta tarea desde cualquier lugar del Estado español, el SINAC (Servicio de Información Nacional de Aguas de Consumo).

Se encuentra en la URL <http://sinac.msc.es/SinacV2/>. Desde aquí se puede iniciar la tarea de investigación.

5. **Investiga en la red cómo nuestro organismo elimina los metales pesados y las dificultades que tiene para expulsarlos del cuerpo.**

Puede iniciarse la investigación introduciendo en cualquier buscador «Metales pesados y salud humana».

OPINA

6. **¿Qué controles establecerías sobre las industrias para reducir su capacidad contaminante?**

Controles sobre los modos de almacenamiento, transporte y procesado de sustancias potencialmente peligrosas.