

Las sustancias

3

LAS SUSTANCIAS

HAZ MEMORIA

- ¿Cómo están formados los átomos? ¿Qué partículas los forman y cómo se organizan dentro del átomo?

Los átomos están formados por otras partículas menores que le dan estructura interna. En su interior hay protones y neutrones situados en un volumen muy pequeño localizado en el centro geométrico del átomo llamado núcleo. También hay electrones que se sitúan alrededor en la corteza del átomo.

- ¿En qué se diferencian los átomos de un elemento químico de los de otro elemento?

La diferencia que permite identificar si un átomo es de uno u otro elemento está en las partículas del núcleo, concretamente, la cantidad de protones.

- Algunos de los elementos más abundantes en el universo son aquellos cuyos átomos son los más pequeños de la tabla periódica. ¿Qué elementos son?

El más abundante con diferencia es el hidrógeno, el segundo es el helio. Mantienen estas posiciones tanto en número de partículas como en proporción de masa.

INTERPRETO LA IMAGEN

- Las imágenes del vaso, la jarra y el cubito de hielo, ¿corresponden a la misma sustancia? ¿Cómo podrías averiguarlo?

Sí, es agua. Para averiguarlo hay que contrastar las propiedades características.

- ¿Crees que tienen la misma masa la madera inicial y las cenizas que quedan tras la combustión? ¿Por qué?

Es una pregunta sobre lo que cada cual cree, la respuesta debe ser abierta. La respuesta correcta es que no, porque como resultado de la combustión se liberan gases como el dióxido de carbono y vapor de agua.

- ¿Qué ha ocurrido?

Una reacción química en la que los reactivos (componentes de la madera y oxígeno) intercambian átomos para dar lugar a los productos (dióxido de carbono y vapor de agua entre otros).

ACTIVIDADES

- 1 Expresa con notación científica.

a) 300 000 000

b) $-0,000\,00325$

c) 458 002,25

d) 1000,0005

a) $3 \cdot 10^8$

c) $4,58 \cdot 10^5$

b) $-3,25 \cdot 10^{-6}$

d) $1,000\,0005 \cdot 10^3$

2 Expresa en unidades del SI.

- a) 1 día b) 120 km/h c) $2 \cdot 10^3$ t d) $0,002 \text{ kg/m}^3$

$$\text{a) } 1 \cancel{\text{día}} \cdot \frac{24 \cancel{\text{h}}}{1 \cancel{\text{día}}} \cdot \frac{3600 \text{ s}}{1 \cancel{\text{h}}} = 86\,400 \text{ s} = \mathbf{8,64 \cdot 10^4 \text{ s}}$$

$$\text{b) } 120 \frac{\cancel{\text{km}}}{\cancel{\text{h}}} \cdot \frac{1 \cancel{\text{h}}}{3600 \text{ s}} \cdot \frac{1000 \text{ m}}{1 \cancel{\text{km}}} = \frac{100}{3} \frac{\text{m}}{\text{s}} = \mathbf{3,3 \cdot 10^1 \frac{\text{m}}{\text{s}}}$$

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

$$\text{d) } 0,002 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} = \mathbf{2 \cdot 10^{-3} \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}}$$

3 Lavoisier explicó el aumento de masa que experimentaban los metales cuando se calentaban al 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 con mucha menos masa 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, medimos su masa y comprobamos que contiene 10 g de aire. Al calentarlo observamos que el metal se ha transformado en 8 g de óxido de cobre. ¿Cuánta masa de aire queda en el tubo?

La masa del sistema se debe conservar:

$$\text{Masa inicial} = \text{Masa final}$$

$$\text{Masa inicial} = \text{Masa del cobre} + \text{Masa del aire antes de la reacción} = 6,3 \text{ g} + 10 \text{ g} = 16,3 \text{ g}$$

$$\text{Masa final} = \text{Masa del óxido} + \text{Masa del aire después de la reacción} = 8 \text{ g} + m = 16,3 \text{ g}$$

Despejando:

$$m = 16,3 \text{ g} - 8 \text{ g} = \mathbf{8,3 \text{ g}}$$

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 masa de cloro y de sodio habrá en una muestra de 2,3 g de sal?

$$\text{a) Masa muestra} = \text{masa sodio} + \text{masa cloro} = 4,6 \text{ g} + 7,1 \text{ g} = \mathbf{11,7 \text{ g}}$$

LAS SUSTANCIAS

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

$$2,3 \text{ g de sal} \cdot \frac{4,6 \text{ g de Na}}{11,7 \text{ g de sal}} = \mathbf{0,90 \text{ g de Na}}$$

$$2,3 \text{ g de sal} \cdot \frac{7,1 \text{ g de Cl}}{11,7 \text{ g de sal}} = \mathbf{1,40 \text{ g de Cl}}$$

Compruébese 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:

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 será la misma:

Muestra	Masa de Cu (g)	Masa de Cl (g)	$\frac{m_{\text{Cu}}}{m_{\text{Cl}}}$
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.

La muestra C es un compuesto diferente.

- 7 En la siguiente tabla se recogen los resultados de varias experiencias en las que bromo y calcio reaccionan para formar bromuro de calcio. Copia y completa la tabla.

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	0
E			4,2	0	0

- a) La experiencia A nos permite conocer en qué proporción se combinan los dos elementos, ya que no sobra ningún elemento. Es referencia para el resto de experiencias.

- b) En la experiencia B determinamos primero el limitante. Por los datos de la experiencia A debe ser el Br. Calculamos la masa de CaBr_2 obtenida y la de Ca sobrante:

$$0,8 \text{ g de Br} \cdot \frac{0,4 \text{ g de Ca}}{1,6 \text{ g de Br}} = 0,2 \text{ g de Ca} \quad 0,8 \text{ g de Br} \cdot \frac{2 \text{ g de BrCa}}{1,6 \text{ g de Br}} = 1 \text{ g de BrCa}$$

Masa de calcio que sobra: $1,5 \text{ g} - 0,2 \text{ g} = 1,3 \text{ g}$.

El bromo, sustancia limitante, se consume completamente.

- c) En la experiencia C, la masa de bromuro de calcio nos permite conocer la masa que reacciona de cada sustancia:

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

Por diferencia obtenemos la masa de calcio que reacciona:

$$6 \text{ g de BrCa} - 4,8 \text{ g de Br} = 1,2 \text{ g de Ca}$$

Coincide con la masa calcio disponible, esto indica que se consume completamente.

Calcula la masa de bromo disponible:

$$4,8 \text{ g de Br que reacciona} + 1,5 \text{ g de Br que sobra} = 6,3 \text{ g de Br disponible}$$

- d) En la experiencia D, la masa de bromo que reacciona es posible saberlo, ya que no sobra nada. Esto nos permite conocer la masa de bromuro de calcio que se obtiene:

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

Por diferencia obtenemos la masa de calcio que reacciona:

$$6,25 \text{ g de BrCa} - 5 \text{ g de Br} = 1,25 \text{ g de Ca}$$

Sumando la masa de Ca que reacciona con la masa sobrante tenemos la masa disponible:

$$1,25 \text{ g de Ca que reacciona} + 1,3 \text{ g de Ca que sobra} = 2,55 \text{ g de Ca disponible}$$

- e) En la experiencia E, la masa de bromuro de calcio nos permite conocer la masa que reacciona de cada elemento tomando como referencia la experiencia A. Como no sobra ninguno, esa será la masa disponible de cada elemento:

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

$$4,2 \text{ g de BrCa} \cdot \frac{0,4 \text{ g de Ca}}{2 \text{ g de BrCa}} = 0,84 \text{ g de Ca}$$

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	3,36	0,84	4,2	0	0

- 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.

Compuesto A:

$$\left. \frac{\text{masa de C}}{\text{masa de O}} \right|_{\text{en A}} = \frac{3 \text{ g}}{4 \text{ g}} = 0,75$$

Compuesto B:

$$\left. \frac{\text{masa de C}}{\text{masa de O}} \right|_{\text{en B}} = \frac{3 \text{ g}}{8 \text{ g}} = 0,375$$

- a) La frase es **verdadera**, porque:

$$\left. \frac{\text{masa de C}}{\text{masa de O}} \right|_{\text{a}} = \frac{3 \text{ g}}{3 \text{ g}} = 1$$

En este caso no se mantiene la proporción del compuesto A ni del B.

- b) La frase es **falsa**, porque:

$$\left. \frac{\text{masa de C}}{\text{masa de O}} \right|_{\text{b}} = \frac{9 \text{ g}}{12 \text{ g}} = 0,75$$

En este caso es la proporción correspondiente al compuesto A.

- c) La frase es **falsa**, porque:

$$\left. \frac{\text{masa de C}}{\text{masa de O}} \right|_{\text{c}} = \frac{18 \text{ g}}{12 \text{ g}} = 1,5$$

Este caso no es la proporción del compuesto A.

- d) La frase es **verdadera**, porque:

$$\left. \frac{\text{masa de C}}{\text{masa de O}} \right|_{\text{d}} = \frac{9 \text{ g}}{24 \text{ g}} = 0,375$$

Este caso es la proporción del compuesto B.

- e) La fórmula del compuesto A es CO . Con la mitad de átomos de oxígeno. Porque, según la ley de las proporciones múltiples, la misma cantidad de C se combina con el doble de O en B que en A.

$$\left. \frac{\text{masa de O}}{\text{masa de C}} \right|_{\text{en B}} = \frac{8/3}{4/3} = 2$$

- 9 Observa las reacciones entre gases que se esquematizan en la parte superior de esta página (página 72 del libro) y razona si es posible establecer una ley de conservación del volumen análoga a la ley de la conservación de la masa que estableció Lavoisier.

No es posible. La masa de cada sustancia es una propiedad independiente del estado (sólido, líquido o gaseoso) en que se encuentre. El volumen es variable en función de otros parámetros, como la temperatura, si esa sustancia se encuentra en estado sólido, líquido o gaseoso.

- 10 El trifluoruro de nitrógeno, NF_3 , es un gas que se utiliza en la fabricación de semiconductores. Se puede obtener en el laboratorio haciendo reaccionar gas nitrógeno, N_2 , y gas flúor, F_2 . Completa la tabla en tu cuaderno teniendo en cuenta que tanto los gases que reaccionan como los que se obtienen están en las mismas condiciones de presión y temperatura.

Experiencia	Volumen				
	N_2 (L)	F_2 (L)	NF_3 (L)	N_2 que sobra (L)	F_2 que sobra (L)
A	3	1,5	3	0	0
B		5		0	0
C	3	3			

- a) La experiencia A nos permite conocer en qué proporción se combinan los gases, ya que no sobra ningún elemento.
- b) En la experiencia B no sobra ningún volumen de gas de los iniciales. Por los datos de la experiencia A calculamos los volúmenes que faltan:

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

$$5 \text{ L de } \text{F}_2 \cdot \frac{3 \text{ L de } \text{NF}_3}{1,5 \text{ L de } \text{F}_2} = 10 \text{ L de } \text{NF}_3$$

- c) En la experiencia C vemos que coincide con la experiencia A en el volumen de N_2 , no sobra ningún volumen de este gas. Habrá F_2 en exceso. ¿Cuánto F_2 interviene en la reacción?:

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

Por diferencia obtenemos el volumen de F_2 que sobra:

$$3 \text{ L de } \text{F}_2 \text{ disponible} - 1,5 \text{ L de } \text{F}_2 \text{ que reacciona} = 1,5 \text{ L de } \text{F}_2 \text{ que sobra}$$

El volumen de NF_3 producido es:

$$3 \text{ L de } \text{N}_2 \cdot \frac{3 \text{ L de } \text{NF}_3}{3 \text{ L de } \text{N}_2} = 3 \text{ L de } \text{NF}_3$$

	Volumen				
Experiencia	N ₂ (L)	F ₂ (L)	NF ₃ (L)	N ₂ que sobra (L)	F ₂ que sobra (L)
A	3	1,5	3	0	0
B	10	5	10	0	0
C	3	3	3	0	1,5

- 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.

Usando el número de Avogadro como factor de conversión conseguimos la masa molar.

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

Comprobando en la tabla periódica se trata del cinc.

- 12 En una muestra de 8 g de dióxido de azufre calcula:

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

La masa molar de dióxido de azufre es:

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

- a) Usamos la masa molar como factor de conversión:

$$8 \text{ g de SO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de SO}_2}{64,06 \text{ g de SO}_2} = \mathbf{0,125 \text{ mol de SO}_2}$$

- b) Necesitamos el número de Avogadro, $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ partículas:

$$0,125 \text{ mol de SO}_2 \cdot \frac{2 \text{ mol de O}}{1 \text{ mol de SO}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}}{1 \text{ mol de O}} = \mathbf{1,50 \cdot 10^{23} \text{ átomos de O}}$$

- c) Usamos la masa molar del azufre como factor de conversión:

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

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

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

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

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.

$$\bullet \frac{(12,00 \text{ g de C}) \cdot 4}{58,08 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}} \cdot 100 = \mathbf{82,64 \% \text{ de C}}$$

$$\bullet \frac{(1,008 \text{ g de H}) \cdot 10}{58,08 \text{ g de C}_4\text{H}_{10}} \cdot 100 = \mathbf{17,36 \% \text{ de H}}$$

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

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

$$M(\text{Ca}(\text{NO}_3)_2) = M(\text{Ca}) + (M(\text{N}) + M(\text{O}) \cdot 3) \cdot 2 = 40,08 + (14,01 + 16,00 \cdot 3) \cdot 2 = 164,10 \text{ g/mol}$$

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: $\frac{40,08 \text{ g de Ca}}{164,1 \text{ g de Ca}(\text{NO}_3)_2} \cdot 100 = \mathbf{24,42 \% \text{ de Ca}}$

- Nitrógeno: $\frac{(14,01 \text{ g de N}) \cdot 2}{164,1 \text{ g de Ca}(\text{NO}_3)_2} \cdot 100 = \mathbf{17,08 \% \text{ de N}}$

- Oxígeno: $\frac{(16,00 \text{ g de O}) \cdot 6}{164,1 \text{ g de Ca}(\text{NO}_3)_2} \cdot 100 = \mathbf{58,50 \% \text{ de O}}$

15 Algunos compuestos iónicos cristalizan con un número determinado de moléculas de agua. A estos compuestos se los 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.

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

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = M(\text{Cu}) + M(\text{S}) + M(\text{O}) \cdot 4 + 5 \cdot (M(\text{H}) \cdot 2 + M(\text{O}))$$

$$M(\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}) = 63,55 + 32,06 + 16,00 \cdot 4 + 5 \cdot (1,008 \cdot 2 + 16,00) = 249,69 \text{ g/mol}$$

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

- Agua: $\frac{90,08 \text{ g de H}_2\text{O}}{249,69 \text{ g de CuSO}_4 \cdot 5 \text{ H}_2\text{O}} \cdot 100 = \mathbf{36,08 \% \text{ de H}_2\text{O}}$

16 Calcula la fórmula del sulfato de cobre(II) hidratado.

La fórmula del compuesto hidratado es $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

17 Nombra el sulfato de cobre(II) hidratado utilizando la nomenclatura de composición de la IUPAC. Observa los ejemplos que se muestran en el apartado Recuerda y consulta el anexo I.

El compuesto que hemos encontrado se formula con la expresión $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. El nombre que le corresponde según la nomenclatura IUPAC es tetraoxidosulfato de cobre(II) pentahidratado.

18 Contesta:

a) ¿Qué color tiene el sulfato de cobre(II) hidratado?

b) ¿Y el sulfato de cobre anhidro?

a) Azul intenso.

b) Blanquecino. Puede tener un ligero color azulado si no se ha deshidratado bien.

- 19 Con una pipeta Pasteur, deja caer una gota de agua sobre el sulfato de cobre(II) anhidro. ¿Qué le ocurre?

Justo donde cae la gota, el anhidro se vuelve de color azul intenso.

- 20 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.

Fórmula del compuesto que buscamos: S_xO_y .

$$x = 40,04 \text{ g de S} \cdot \frac{1 \text{ mol de S}}{32,06 \text{ g de S}} = 1,25 \text{ mol de S}$$

$$y = 59,96 \text{ g de O} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}}{16,00 \text{ g de O}} = 3,75 \text{ mol de O}$$

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

$$S_{\frac{1,25}{1,25}}O_{\frac{3,75}{1,25}} \Rightarrow S_1O_3 \Rightarrow SO_3$$

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

Fórmula del compuesto que buscamos: $Al_xO_yH_z$.

$$x = 34,59 \text{ g de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{26,98 \text{ g de Al}} = 1,282 \text{ mol de Al}$$

$$y = [100 - (34,59 + 3,88)] \text{ g de O} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}}{16,00 \text{ g de O}} = 3,846 \text{ mol de O}$$

$$z = 3,88 \text{ g de H} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}}{1,008 \text{ g de H}} = 3,849 \text{ mol de H}$$

La fórmula del compuesto es del tipo $Al_{1,282}O_{3,846}H_{3,849}$. Como los subíndices deben ser números enteros, dividimos ambos por el más pequeño:

$$Al_{\frac{1,282}{1,282}}O_{\frac{3,846}{1,282}}H_{\frac{3,849}{1,282}} \Rightarrow Al_{1,0}O_{3,0}H_{3,0} \Rightarrow Al(OH)_3$$

- 22 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.

Fórmula del compuesto que buscamos: N_xO_y .

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

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

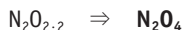
La fórmula del compuesto es del tipo $N_{2,172}O_{4,348}$. Como los subíndices deben ser números enteros, dividimos ambos por el más pequeño:

$$N_{\frac{2,172}{2,172}}O_{\frac{4,348}{2,172}} \Rightarrow N_{1,0}O_{2,0} \Rightarrow NO_2$$

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

$$M(N_nO_{n \cdot 2}) = M(NO_2) \cdot n \Rightarrow n = \frac{M(N_nO_{n \cdot 2})}{M(NO_2)} = \frac{92,08 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{(14,01 + 16,00 \cdot 2) \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = \frac{92,08}{46,01} = 2$$

Es por eso que la fórmula molecular es:



ACTIVIDADES FINALES

Leyes ponderales y volumétricas

- 23 El Mg es un metal que se utiliza en la fabricación de fuegos artificiales, pues al arder produce fuertes destellos blancos.

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, según la ley de proporciones definidas, se combinan siempre en la misma proporción:

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

Según la ley de conservación de la masa:

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

- 24 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_2S (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

- a) La experiencia A nos permite conocer en qué proporción se combinan exactamente la plata y el azufre. Como no sobra nada, podemos determinar la masa de sulfuro de plata que se forma sumando la masa de plata y azufre que reaccionan:

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

- b) En la experiencia B conocemos la masa de sulfuro de plata resultante. Como no sobra nada de ninguna sustancia, podemos calcular la masa inicial de plata, pues guarda proporciones definidas:

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

La masa de azufre se calcula con la diferencia:

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

- c) En la experiencia C, la masa de sulfuro de plata resultante nos permite conocer la masa de plata y azufre que se combinan usando primero la ley de proporciones definidas:

$$5,2 \text{ g de } \cancel{\text{Ag}_2\text{S}} \cdot \frac{3,6 \text{ g de Ag}}{4,14 \text{ g de } \cancel{\text{Ag}_2\text{S}}} = 4,52 \text{ g de Ag}$$

Apoyándonos en la ley de conservación de la masa, la masa 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 masa de sustancia que sobra y obtenemos la masa disponible inicialmente de plata y de azufre:

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

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

Por diferencia obtenemos la masa de calcio que reacciona:

$$6,25 \text{ g de BrCa} - 5 \text{ g de Br} = 1,25 \text{ g de Ca}$$

Sumando la masa de calcio que reacciona con la masa de calcio sobrante tenemos la masa de calcio disponible:

$$1,25 \text{ g de Ca que reacciona} + 1,3 \text{ g de Ca que sobra} = 2,55 \text{ g de Ca disponible}$$

- d) En la experiencia D reacciona todo el de azufre presente, lo que nos permite conocer la masa de sulfuro de plata que se forma con la ley de proporciones definidas:

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

La masa 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 que sobra tendremos la masa disponible inicialmente:

10 g de Ag que se combinan + 1,3 g de Ag que sobra = **11,3 g de Ag disponibles**

- e) 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:

$$8,2 \text{ g de } \cancel{\text{Ag}_2\text{S}} \cdot \frac{3,6 \text{ g de Ag}}{4,14 \text{ g de } \cancel{\text{Ag}_2\text{S}}} = 7,13 \text{ g de Ag}$$

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:

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

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

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

Sumando la cantidad de azufre que se combina a la cantidad sobrante, conoceremos la cantidad disponible de azufre:

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

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

- 25** 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 esta:

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?

LAS SUSTANCIAS

En cada caso hay que calcular la proporción en masas en que se combinan los elementos en los compuestos de cada muestra:

Muestra	Masa de cromo (g)	Masa del cloro (g)	$\mu = \frac{\text{masa de Cl}}{\text{masa de Cr}}$
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

- a) Podemos decir que las muestras A y D pertenecen al mismo compuesto ya que guardan la misma proporción en masa:

$$\frac{\mu_A}{\mu_D} = 0,999 \approx \frac{1}{1}$$

- b) La muestra C pertenece a un compuesto diferente al anterior en el que cumple la ley de las proporciones múltiples con números enteros sencillos al comparar con A y con D:

$$\frac{\mu_A}{\mu_C} = 0,666 \approx \frac{2}{3} \text{ y } \frac{\mu_C}{\mu_D} = 1,498 \approx \frac{3}{2}$$

- c) La muestra B es de un compuesto imposible, pues no guarda relaciones de números enteros sencillos con las otras muestras:

$$\frac{\mu_A}{\mu_B} = 0,818 \approx \frac{9}{11}, \frac{\mu_B}{\mu_C} = 0,814 \approx \frac{136}{167} \text{ y } \frac{\mu_B}{\mu_D} = 1,220 \approx \frac{61}{50}$$

- d) Hay que aplicar la ley de las proporciones múltiples. Queda fija la masa de cromo según está definido μ . Así, la fracción del apartado b nos compara masas de cloro en diferentes compuestos. En este caso indica que son 2 y 3 las cifras que entran en juego. Si una fórmula es CrCl_2 , la fórmula pedida es por tanto, CrCl_3 .

- 26** Cuando están en las mismas condiciones de presión y temperatura, 1 L de gas nitrógeno se combina exactamente con 3 L de gas hidrógeno y se obtienen 2 L de gas amoníaco.

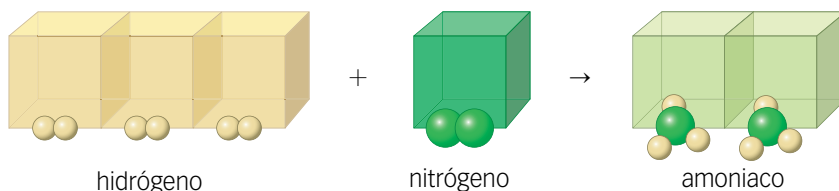
Teniendo en cuenta que la molécula de hidrógeno es H_2 , deduce la fórmula de las moléculas de los gases nitrógeno y amoníaco.

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 N_2 , hay $3x$ moléculas en los 3 L de H_2 y $2x$ moléculas en 2 L de NH_3 .

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 de H_2 se combinan con 1 volumen de N_2 y se obtienen 2 volúmenes de NH_3 .

27 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.
5. La suma de la masa de los productos de una reacción coincide con la suma de 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 a su vez 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 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.

1. D. Ley de la conservación de la masa.
2. A. Ley de las proporciones múltiples.
3. D. Ley de la conservación de la masa.
4. C. Ley de las proporciones definidas.
5. D. Ley de la conservación de la masa.
6. C. Ley de las proporciones definidas.
7. B. Hipótesis de Avogadro.
8. D. Ley de la conservación de la masa.
9. E. Ley de los volúmenes de combinación.
10. A. Ley de las proporciones múltiples.

Medida de la cantidad de sustancia

28 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) Calculamos con la masa molecular, el número de Avogadro y los subíndices de la fórmula:

$$m(\text{H}_2\text{O}_2) = n(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot M(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,5 \text{ mol} \cdot (1,008 \cdot 2 + 16,00 \cdot 2) \text{ g/mol} = 17,01 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}_2$$

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

$$N(\text{H}) = N(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot \frac{2 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula de } \text{H}_2\text{O}_2}$$

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

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

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

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 mol de oxígeno**.

b) Calculamos con la masa molecular, el número de Avogadro y el subíndice de la fórmula:

$$m(\text{Cl}_2) = n(\text{Cl}_2) \cdot M(\text{Cl}_2) = 2 \text{ mol} \cdot (35,45 \cdot 2) \text{ g/mol} = 141,80 \text{ g de } \text{Cl}_2$$

$$N(\text{Cl}_2) = n(\text{Cl}_2) \cdot N_A = 2 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 1,2044 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } \text{Cl}_2$$

$$N(\text{Cl}) = N(\text{Cl}_2) \cdot \frac{2 \text{ átomos de Cl}}{1 \text{ molécula de } \text{Cl}_2}$$

$$N(\text{Cl}) = 1,2044 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } \text{Cl}_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos de Cl}}{1 \text{ molécula de } \text{Cl}_2} = 2,409 \cdot 10^{24} \text{ átomos de Cl}$$

2 mol de gas cloro son **141,80 g** y contienen **$1,204 \cdot 10^{24}$ moléculas de cloro** y **$2,409 \cdot 10^{24}$ átomos de cloro**.

c) Calculamos con la masa molecular y el número de Avogadro:

$$m(\text{Ar}) = n(\text{Ar}) \cdot M(\text{Ar}) = 3 \text{ mol} \cdot 39,95 \text{ g/mol} = 119,85 \text{ g de argón}$$

$$N(\text{Ar}) = n(\text{Ar}) \cdot N_A = 3 \text{ mol} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol} = 1,8066 \cdot 10^{24} \text{ átomos de argón}$$

3 mol de gas argón son **119,85 g** y contienen **$1,807 \cdot 10^{24}$ átomos de argón**.

29 Razona si es cierto que la masa de 1 mol de gas hidrógeno es 1,008 g.

La afirmación es falsa. 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.

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

a) ¿Cuántos moles de platino son?

b) ¿A qué masa de platino equivalen?

$$a) 5 \cdot 10^{20} \text{ átomos de Pt} \cdot \frac{1 \text{ mol de Pt}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Pt}} = 8,3 \cdot 10^{-4} \text{ mol de Pt}$$

$$b) 5 \cdot 10^{20} \text{ átomos de Pt} \cdot \frac{195,1 \text{ g de Pt}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Pt}} = 0,162 \text{ g de Pt}$$

31 Localiza en la tabla periódica la masa molar del cloro y calcula la masa, en gramos, de un átomo de cloro.

Las partículas son átomos:

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

32 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:

$$\frac{13,32 \text{ g}}{3,999 \cdot 10^{22} \text{ átomos}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 200,6 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Se acerca con gran precisión y exactitud al valor de la masa molar del **mercurio, Hg**.

33 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?

a) Primero determinamos la masa molar del trióxido de dinitrógeno:

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

Que se usa para calcular la cantidad:

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

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

$$0,125 \text{ mol de N}_2\text{O}_3 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de N}_2\text{O}_3}{76,02 \text{ mol de N}_2\text{O}_3} = 7,526 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de N}_2\text{O}_3$$

Y la fórmula del compuesto nos indica los átomos de oxígeno que hay en cada molécula del compuesto. Con eso podemos calcular la cantidad de átomos de oxígeno:

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

c) Primero calculamos los moles de nitrógeno a partir de la fórmula, luego la masa:

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

34 El arsano es un compuesto de fórmula AsH_3 . Si tenemos $8 \cdot 10^{24}$ moléculas de arsano:

- ¿Cuántos moles de arsano tenemos?
- ¿Qué masa hay de AsH_3 ?
- ¿Cuántos átomos de hidrógeno tenemos?
- ¿Cuántos gramos de arsénico hay?

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

$$8 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de AsH}_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de AsH}_3}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de AsH}_3} = \mathbf{13,28 \text{ mol de AsH}_3}$$

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 será:

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

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

$$8 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de AsH}_3 \cdot \frac{3 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula de AsH}_3} = \mathbf{2,4 \cdot 10^{25} \text{ átomos de H}}$$

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

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

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

- ¿Qué masa de urea tenemos?
- ¿Qué cantidad de oxígeno (mol)?
- ¿Qué masa de nitrógeno?
- ¿Cuántos átomos de hidrógeno?

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 la cantidad en número de moles, con la masa molar podremos pasar a masa:

$$5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de urea} \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}(\text{NH}_2)_2}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de urea}} = \mathbf{8,303 \text{ mol de CO}(\text{NH}_2)_2}$$

$$8,303 \text{ mol de CO}(\text{NH}_2)_2 \cdot \frac{60,05 \text{ g de CO}(\text{NH}_2)_2}{1 \text{ mol de CO}(\text{NH}_2)_2} = \mathbf{498,6 \text{ g de CO}(\text{NH}_2)_2}$$

b) La fórmula del compuesto nos indica la cantidad de átomos de oxígeno que hay en cada mol de moléculas de urea:

$$5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de urea} \cdot \frac{1 \text{ mol de átomos de O}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de urea}} = \mathbf{8,303 \text{ mol de átomos de O}}$$

- c) De modo similar se puede calcular la masa de nitrógeno incorporando el factor de la masa molar:

$$5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de urea} \cdot \frac{2 \text{ mol de átomos de N}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de urea}} \cdot \frac{14,01 \text{ g de N}}{1 \text{ mol de N}} = \mathbf{232,6 \text{ g de N}}$$

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

$$5 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de urea} \cdot \frac{4 \text{ átomos de H}}{1 \text{ molécula de urea}} = \mathbf{2 \cdot 10^{25} \text{ átomos de H}}$$

- 36** En un recipiente (A) se han introducido 50 g de gas oxígeno, y en otro recipiente igual (B), 50 g de dióxido de carbono.

- a) ¿En qué recipiente hay más moléculas?

- b) ¿En qué recipiente hay más átomos?

Necesitamos calcular la masa molar de cada gas:

$$M(\text{O}_2) = 16,00 \cdot 2 = 32,00 \text{ g/mol}; \quad M(\text{CO}_2) = 12,00 + 16,00 \cdot 2 = 44,00 \text{ g/mol}$$

- a) Calculamos las moléculas que hay de cada uno de los gases:

$$50 \text{ g de O}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de O}_2}{32,00 \text{ g de O}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = 9,41 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2$$

$$50 \text{ g de CO}_2 \cdot \frac{1 \text{ mol de CO}_2}{44,00 \text{ g de CO}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} = 6,84 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2$$

Comparando los resultados se ve que **hay más moléculas en el recipiente A del O₂**.

- b) Cada molécula de O₂ contiene dos átomos de oxígeno; y cada molécula de CO₂ está formada por 2 átomos de oxígeno y 1 de carbono, 3 átomos en total.

$$9,41 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2 \cdot \frac{2 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula de O}_2} = 1,88 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

$$6,84 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2 \cdot \frac{3 \text{ átomos}}{1 \text{ molécula de CO}_2} = 2,05 \cdot 10^{24} \text{ átomos}$$

Comparando los resultados se ve que **hay más átomos en el recipiente B del CO₂**.

- 37** El aluminio se extrae de un mineral denominado bauxita, cuyo componente fundamental es el óxido de aluminio, Al₂O₃. ¿Qué masa, en gramos, de óxido de aluminio necesitamos para obtener 0,5 kg de aluminio?

Calculamos la masa molar del óxido de aluminio:

$$M(\text{Al}_2\text{O}_3) = 26,98 \cdot 2 + 16,00 \cdot 3 = 101,96 \text{ g/mol}$$

$$500 \text{ g de Al} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}}{26,98 \text{ g de Al}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3}{2 \text{ mol de Al}} \cdot \frac{101,96 \text{ g de Al}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3} = \mathbf{944,8 \text{ g de Al}_2\text{O}_3}$$

- 38** 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 la masa de hidróxido de magnesio tendremos que disolver.

LAS SUSTANCIAS

Con N_A podemos pasar de número de átomos de Mg a cantidad de Mg en número de moles. Con la fórmula del compuesto pasamos de cantidad de Mg a la cantidad de $Mg(OH)_2$ que equivale.

$$5 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Mg} \cdot \frac{1 \text{ mol de Mg}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Mg}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Mg(OH)}_2}{1 \text{ mol de Mg}} = 0,083 \text{ mol de Mg(OH)}_2$$

Calculamos la masa molar del compuesto:

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

Por último, con la masa molar pasamos de cantidad de $Mg(OH)_2$ a masa de $Mg(OH)_2$:

$$0,083 \text{ mol de Mg(OH)}_2 \cdot \frac{58,33 \text{ g de Mg(OH)}_2}{1 \text{ mol de Mg(OH)}_2} = 4,84 \text{ g de Mg(OH)}_2$$

La fórmula de las sustancias

- 39 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.

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.

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

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

	Fórmula molecular	Fórmula empírica
a) tetraóxido de dinitrógeno	N_2O_4	NO_2
b) dióxido de carbono	CO_2	CO_2
c) alcohol etílico	C_2H_6O	C_2H_6O
d) glucosa	$C_6H_{12}O_6$	CH_2O
e) propano	C_3H_8	C_3H_8
f) benceno	C_6H_6	CH

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

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: $\frac{(12,00 \text{ g de C}) \cdot 6}{180,1 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot 100 = \mathbf{39,98 \% \text{ de C}}$
- Hidrógeno: $\frac{(1,008 \text{ g de H}) \cdot 12}{180,1 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot 100 = \mathbf{6,72 \% \text{ de H}}$
- Oxígeno: $\frac{(16,00 \text{ g de O}) \cdot 6}{180,1 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} \cdot 100 = \mathbf{53,30 \% \text{ de O}}$

42 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.

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

43 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 coste es igual en los dos casos, determina cuál de las dos sustancias es más rentable para obtener aluminio.

Hay que determinar el porcentaje en masa del 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: $M(\text{AlF}_3) = 26,98 + 19,00 \cdot 3 = 83,98 \text{ g/mol}$
 $\frac{26,98 \text{ g de Al}}{83,98 \text{ g de AlF}_3} \cdot 100 = 32,13 \% \text{ de Al}$

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

44 Al calcar una muestra de 367 mg de óxido de plata se obtuvo un residuo de 342 mg sde plata. Determina la fórmula empírica de este óxido.

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 $\text{Ag}_{3,1696 \cdot 10^{-3}}\text{O}_{1,5625 \cdot 10^{-3}}$. Como los subíndices deben ser números enteros, dividimos ambos por el más pequeño:

$$\text{Ag}_{\frac{3,1696 \cdot 10^{-3}}{1,5625 \cdot 10^{-3}}}\text{O}_{\frac{1,5625 \cdot 10^{-3}}{1,5625 \cdot 10^{-3}}} \Rightarrow \text{Ag}_{2,03}\text{O}_{1,000} \Rightarrow \mathbf{Ag_2O}$$

- 45 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.

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

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

- 46 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.

Al calentar la sal hidratada se evapora el agua y queda el residuo de la sal anhidra. Por eso la masa de agua es:

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

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

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

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

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

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

Buscando el equivalente en cantidad (mol) de la masa (g):

$$x = 1,19 \text{ g de } \text{Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } \text{Cr}(\text{NO}_3)_3}{238,0 \text{ g de } \text{Cr}(\text{NO}_3)_3} = 0,005 \text{ mol de } \text{Cr}(\text{NO}_3)_3$$

$$y = 0,81 \text{ g de H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18,02 \text{ g de H}_2\text{O}} = 0,045 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

La fórmula del compuesto es del tipo $0,005 \text{ Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot 0,045 \text{ H}_2\text{O}$. Como los coeficientes deben ser números enteros, dividimos ambos por el más pequeño:

$$\frac{0,005}{0,005} \text{ Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot \frac{0,045}{0,005} \text{ H}_2\text{O} \Rightarrow 1 \text{ Cr}(\text{NO}_3)_3 \cdot 9 \text{ H}_2\text{O}$$

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

- 47 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
- 38,07 % de O

Determina la fórmula del compuesto.

La fórmula del compuesto es $\text{K}_x\text{Cr}_y\text{O}_z$. Considerando que la muestra es de 100 g:

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

- Cromo: $35,35 \text{ g de Cr} \cdot \frac{1 \text{ mol de Cr}}{52,00 \text{ g de Cr}} = 0,68 \text{ mol de Cr}$
- Oxígeno: $38,07 \text{ g de O} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}}{16,00 \text{ g de O}} = 2,38 \text{ mol de O}$

Por tanto, la fórmula del compuesto es del tipo $\text{K}_{0,68}\text{Cr}_{0,68}\text{O}_{2,38}$. Los subíndices deben ser números enteros sencillos que mantengan esta proporción, para encontrarlos dividimos por el número más pequeño:

$$\frac{\text{K}_{0,68}}{0,68} \frac{\text{Cr}_{0,68}}{0,68} \frac{\text{O}_{2,38}}{0,68} \Rightarrow \text{K}_1\text{Cr}_1\text{O}_{3,5}$$

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



- 48 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.

La fórmula del benceno es del tipo C_xH_y . Cambiando la información dada en masa a cantidad (mol):

- Carbono: $3 \text{ g de C} \cdot \frac{1 \text{ mol de C}}{12,00 \text{ g de C}} = 0,25 \text{ mol de C}$
- Hidrógeno: $0,252 \text{ g de H} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}}{1,008 \text{ g de H}} = 0,25 \text{ mol de H}$

Por tanto, la fórmula del benceno es del tipo $\text{C}_{0,25}\text{H}_{0,25}$. Los subíndices deben ser números enteros sencillos que mantengan esta proporción, para encontrarlos dividimos por el número más pequeño y conseguimos la fórmula empírica:

$$\frac{\text{C}_{0,25}}{0,25} \frac{\text{H}_{0,25}}{0,25} \Rightarrow \text{C}_1\text{H}_1 \Rightarrow \text{CH}$$

Necesitamos usar la masa molar para comprobar si esta es la fórmula molecular del compuesto, que será un múltiplo de la empírica:

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

Es por eso que la fórmula molecular es:



- 49 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?

La fórmula del compuesto en cuestión es del tipo $\text{Ca}_x\text{C}_y\text{O}_z$. Primero calcula la cantidad de oxígeno:

$$m(\text{O}) = m(\text{Ca}_x\text{C}_y\text{O}_z) - m(\text{Ca}) - m(\text{C}) = 2 \text{ g} - 0,8 \text{ g} - 0,24 \text{ g} = 0,96 \text{ g de O}$$

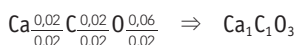
Cambiando la información dada en masa a cantidad (mol):

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

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

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

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



Así, la fórmula pedida corresponde con el carbonato de calcio:



- 50** 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?

La fórmula del compuesto en cuestión es del tipo Fe_xO_y . Primero calcula la cantidad de oxígeno:

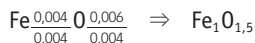
$$m(\text{O}) = m(\text{Fe}_x\text{O}_y) - m(\text{Fe}) = 319,2 \text{ mg} - 223,2 \text{ mg} = 96 \text{ mg de O}$$

Cambiando la información dada en masa a cantidad (mol):

- Hierro: $x = 223,2 \text{ mg de Fe} \cdot \frac{1 \text{ g de Fe}}{1000 \text{ mg de Fe}} \cdot \frac{1 \text{ mol de Fe}}{55,85 \text{ g de Fe}} = 0,004 \text{ mol de Fe}$

- Oxígeno: $y = 96 \text{ mg de O} \cdot \frac{1 \text{ g de O}}{1000 \text{ mg de O}} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}}{16,00 \text{ g de O}} = 0,006 \text{ mol de O}$

Por tanto, la fórmula del óxido de hierro en cuestión es del tipo $\text{Fe}_{0,004}\text{O}_{0,006}$. Los subíndices deben ser números enteros sencillos que mantengan esta proporción, para encontrarlos dividimos por el número más pequeño y conseguimos la fórmula empírica:



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



- 51** Existen referencias muy antiguas que hablan de las propiedades de la magnetita, un mineral cuyo componente principal está formado únicamente por hierro y oxígeno. Analizando su composición vemos que contiene un 72,4% de hierro.

a) Determina su fórmula química.

b) Repasa los estados de oxidación más frecuentes del hierro y explica en cuál de ellos se encuentra este elemento cuando forma la magnetita.

- a) La fórmula de la magnetita es Fe_xO_y . Considerando que la muestra es de 100 g:

$$m(\text{O}) = m(\text{Fe}_x\text{O}_y) - m(\text{Fe}) = 100 \text{ g} - 72,4 \text{ g} = 27,6 \text{ g de O}$$

Cambiando la información dada en masa a cantidad (mol):

• Hierro: $x = 72,4 \text{ g de Fe} \cdot \frac{1 \text{ mol de Fe}}{55,85 \text{ g de Fe}} = 1,296 \text{ mol de Fe}$

• Oxígeno: $y = 27,6 \text{ g de O} \cdot \frac{1 \text{ mol de O}}{16,00 \text{ g de O}} = 1,725 \text{ mol de O}$

Por tanto, la fórmula del óxido de hierro en cuestión es del tipo $\text{Fe}_{1,296}\text{O}_{1,725}$. Los subíndices deben ser números enteros sencillos que mantengan esta proporción, para encontrarlos dividimos por el número más pequeño y conseguimos la fórmula empírica:

$$\text{Fe}_{\frac{1,296}{1,296}}\text{O}_{\frac{1,725}{1,296}} \Rightarrow \text{Fe}_1\text{O}_{1,33} \approx \text{Fe}_1\text{O}_{\frac{4}{3}}$$

Como los números en los subíndices deben ser enteros sencillos, multiplicamos estos por 3:



- b) Los estados de oxidación más frecuentes en el hierro son Fe^{2+} y Fe^{3+} . En el compuesto intervienen 3 átomos de hierro (aunque no tienen por qué los tres estar en el mismo estado de oxidación) y 4 átomos de oxígeno (estado de oxidación O^{2-}). La fórmula será del tipo $(\text{Fe}^{2+})_m(\text{Fe}^{3+})_n(\text{O}^{2-})_4$. El compuesto es neutro y debe cumplirse que:

$$m \cdot (+2) + n \cdot (+3) + 4 \cdot (-2) = 0$$

$$m + n = 3$$

Al resolver el sistema nos queda: $m = 1, n = 2$. Por eso la fórmula de la magnetita se puede escribir:



- 52 Aunque solemos decir que los gases nobles no forman compuestos, el xenón se combina con el flúor dando tres compuestos distintos, algunos de los cuales tienen una apariencia cristalina. La proporción de flúor en cada caso es del 22,45%, 36,67% y 46,48%, respectivamente.

- a) Comprueba que los tres compuestos cumplen la ley de las proporciones múltiples
 b) Lee en la tabla periódica la masa atómica de estos dos elementos y determina la fórmula de los tres compuestos.
 a) Considerando que cada una de las tres muestras es de 100 g:

Muestra	$m(\text{F})$ (g)	$m(\text{Xe})$ (g)	$x = \frac{m(\text{F})}{m(\text{Xe})}$
A	22,45	$100 - 22,45 = 77,55$	0,289
B	36,67	$100 - 36,67 = 63,33$	0,579
C	46,48	$100 - 46,48 = 53,52$	0,868

Comparando entre sí las proporciones en masa de las muestras, χ_i , usemos como referencia la de menor valor.

$$\bullet \frac{\chi_B}{\chi_A} = \frac{0,579}{0,289} \simeq 2$$

$$\bullet \frac{\chi_C}{\chi_A} = \frac{0,868}{0,289} \simeq 3$$

De donde se deduce que **sí se cumple** la ley de las proporciones múltiples.

b) Las masas molares de los elementos pedidos son:

$$m(\text{F}) = 19,00 \text{ g/mol}; m(\text{Xe}) = 131,3 \text{ g/mol}$$

Las fórmulas que buscamos son del tipo Xe_xF_y . La información de las masas en cada compuesto dada en la tabla anterior la cambiamos a cantidad (mol):

$$\bullet \text{ A: Xenón: } x = 77,55 \text{ g de Xe} \cdot \frac{1 \text{ mol de Xe}}{131,3 \text{ g de Xe}} = 0,591 \text{ mol de Xe}$$

$$\text{Flúor: } y = 22,45 \text{ g de F} \cdot \frac{1 \text{ mol de F}}{19,00 \text{ g de F}} = 1,182 \text{ mol de F}$$

$$\bullet \text{ B: Xenón: } x = 63,33 \text{ g de Xe} \cdot \frac{1 \text{ mol de Xe}}{131,3 \text{ g de Xe}} = 0,482 \text{ mol de Xe}$$

$$\text{Flúor: } y = 36,67 \text{ g de F} \cdot \frac{1 \text{ mol de F}}{19,00 \text{ g de F}} = 1,930 \text{ mol de F}$$

$$\bullet \text{ C: Xenón: } x = 53,52 \text{ g de Xe} \cdot \frac{1 \text{ mol de Xe}}{131,3 \text{ g de Xe}} = 0,408 \text{ mol de Xe}$$

$$\text{Flúor: } y = 46,48 \text{ g de F} \cdot \frac{1 \text{ mol de F}}{19,00 \text{ g de F}} = 2,446 \text{ mol de F}$$

En las fórmulas de los fluoruros de xenón los subíndices deben ser números enteros sencillos que mantengan esta proporción, para encontrarlos dividimos por el número más pequeño:

$$\bullet \text{ A: } \text{Xe}_{0,591}\text{F}_{1,182} \Rightarrow \text{Xe}_{\frac{0,591}{0,591}}\text{F}_{\frac{1,182}{0,591}} \Rightarrow \text{XeF}_2$$

$$\bullet \text{ B: } \text{Xe}_{0,482}\text{F}_{1,930} \Rightarrow \text{Xe}_{\frac{0,482}{0,482}}\text{F}_{\frac{1,930}{0,482}} \Rightarrow \text{XeF}_4$$

$$\bullet \text{ C: } \text{Xe}_{0,408}\text{F}_{2,446} \Rightarrow \text{Xe}_{\frac{0,408}{0,408}}\text{F}_{\frac{2,446}{0,408}} \Rightarrow \text{XeF}_6$$