


# 1 LA MATERIA: PROPIEDADES Y TRANSFORMACIONES

Para consultar los **critérios de evaluación** y los **estándares de aprendizaje evaluables**, véase la Programación.

## 1 LA MATERIA

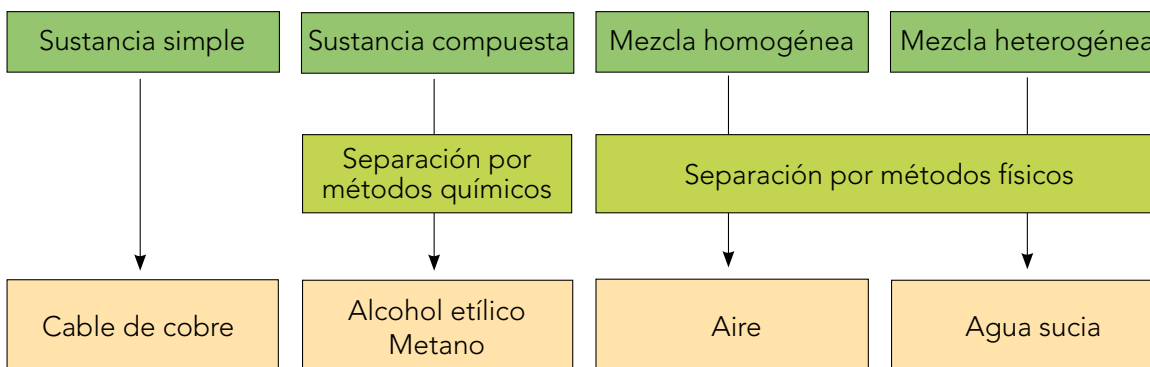
**CE.1.1.** (EA.1.1.1.-1.1.2.) **CE.2.1.** (EA.2.1.1.)

Página 33

**1**  **Esquema.** Dibuja un esquema donde clasifiques los siguientes materiales según lo estudiado en este epígrafe. En caso de que puedan descomponerse en sustancias más simples, di qué tipo de método elegirías, físico o químico.

- Cable de cobre.
- Alcohol etílico (C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH).
- Metano (CH<sub>4</sub>).
- Agua sucia.
- Aire.

Le sugerimos que recomiende a su alumnado la consulta del apartado referido a la clave de desarrollo del pensamiento, en el banco de recursos de [anayaeducacion.es](http://anayaeducacion.es), para obtener información acerca de los diferentes tipos de organizadores gráficos.



## 2 LA TEORÍA ATÓMICA DE DALTON

**CE.1.1.** (EA.1.1.1.-1.1.2.) **CE.2.1.** (EA.2.1.1.)

Página 35

**2** El oxígeno (O) y el carbono (C) se combinan en una proporción 4:3. Si la masa relativa del carbono es 12, calcula la del oxígeno utilizando los postulados de la teoría de Dalton. ¿Qué compuesto hemos supuesto que se ha formado en esta reacción?

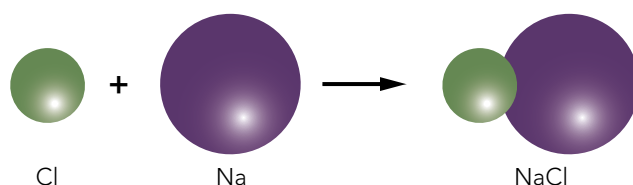
Para determinar la masa relativa del átomo de oxígeno, hay que suponer que se cumple el cuarto postulado, es decir, que se combinan en la proporción más sencilla posible, lo que nos lleva a asignar al compuesto formado la fórmula CO. Por tanto, tenemos por cada átomo de O, uno de C. Como la proporción es 4:3, se verificará:

$$\frac{m_r(\text{O})}{m_r(\text{C})} = \frac{4}{3} \rightarrow \frac{m_r(\text{O})}{12} = \frac{4}{3}$$

$$m_r(\text{O}) = \frac{4}{3} \cdot 12 = 16$$

Es decir, la masa relativa del oxígeno es 16.

- 3** La proporción en la que se combinan el cloro (Cl) y el sodio (Na) para dar cloruro sódico (NaCl) es 35,5:23. Sabiendo que la masa relativa del átomo de Cl es 35,5, calcula la del Na utilizando los postulados de la teoría de Dalton.



Para determinar la masa relativa del átomo de sodio, hay que suponer que se cumple el cuarto postulado, es decir, que se combinan en la proporción más sencilla posible, lo que nos lleva a asignar al cloruro sódico la fórmula química NaCl. Es decir, por cada átomo de cloro, tenemos uno de sodio. En ese caso, vemos que la masa relativa del Na es 23. Si la fórmula fuera diferente, por ejemplo  $\text{ClNa}_2$ , entonces este resultado *no sería correcto*.

- 4** El oxígeno (O) se combina con el hidrógeno (H) en una proporción 8:1. Calcula la masa relativa del oxígeno, aplicando estrictamente el 4.º postulado de Dalton. ¿Es correcto este resultado? Explica por qué, indicando qué compuesto se ha supuesto para esta reacción, y cuál es el que se forma en realidad.

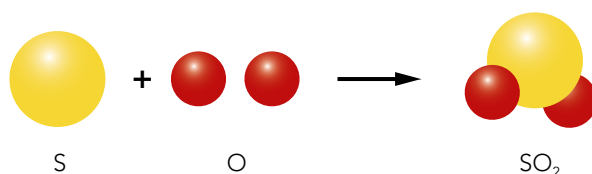
Si los átomos de oxígeno e hidrógeno se combinan en la proporción más sencilla posible, entonces la molécula formada es HO. En este caso, la masa relativa del oxígeno sería:

$$\frac{m_r(\text{O})}{m_r(\text{H})} = \frac{8}{1} \rightarrow \frac{m_r(\text{O})}{1} = \frac{8}{1} \rightarrow m_r(\text{O}) = 8$$

Pero esto no es correcto, ya que la masa relativa del oxígeno es 16. El problema está en que se ha supuesto que el compuesto formado es HO, cuando en realidad se trata de  $\text{H}_2\text{O}$ . Ese fue uno de los errores que cometió Dalton al proponer su teoría. Considerando la fórmula correcta, tenemos:

$$\frac{m_r(\text{O})}{2 \cdot m_r(\text{H})} = \frac{8}{1} \rightarrow \frac{m_r(\text{O})}{2} = \frac{8}{1} \rightarrow m_r(\text{O}) = 16$$

- 5** En una cierta reacción química, se combina azufre (S) con oxígeno (O) en una proporción 1:1. Calcula la masa relativa del S, aplicando estrictamente el 4.º postulado de Dalton. ¿Es correcto este resultado? ¿Por qué?



Se sabe que la masa relativa del oxígeno es 16. Si se combina 1 átomo de azufre con otro de oxígeno para tener la proporción 1:1, la masa relativa del azufre también tendría que ser 16. Esto no es correcto, ya que en este caso no se cumple que la relación entre el número de átomos de cada tipo es la más sencilla posible; es decir, no se trata de SO, sino de  $\text{SO}_2$ . Por lo tanto, la masa relativa del azufre debe ser 32, no 16.

Si el enunciado se refiriera al SO, la proporción habría tenido que ser 2:1, lo que nos lleva a la misma masa relativa del azufre.

Otro compuesto que pueden formar el S y el O es el  $\text{SO}_3$ . En este caso, la proporción en masa es 32:48, o lo que es lo mismo: 2:3.

## Página 36

- 6 En este epígrafe hemos visto que la teoría atómica de Dalton tiene numerosos aciertos, mientras que algunas de las hipótesis tuvieron que ser revisadas posteriormente. ¿Con qué aspectos de la unidad 1 relacionarías este hecho?**

En primer lugar, existía un problema a resolver: explicar y unificar de alguna manera todos los hechos experimentales conocidos hasta esa fecha, especialmente las leyes ponderales. La teoría de Dalton se basaba en una serie de hipótesis muy simples, y con ella se conseguían explicar muchos de esos hechos experimentales. Además, permitía hacer predicciones, que en numerosas ocasiones fueron confirmadas posteriormente. Aquellas hipótesis que, con el tiempo, resultaron no ser correctas se fueron modificando, lo que permitió ir mejorando la teoría.

Por otra parte, es importante insistir en que las leyes ponderales recogían hechos experimentales, mientras que la teoría atómica las explicaba, de ahí sus denominaciones respectivas.

Por tanto, vemos que lo que se ha estudiado en este epígrafe se corresponde con lo aprendido sobre el método científico y la forma en la que se desarrolla la ciencia de la unidad 1.

- 7 La composición química de una sustancia compuesta siempre es constante. Justifica este hecho a partir de la teoría atómica de Dalton.**

Según esta teoría, los compuestos están formados por átomos indivisibles. Así pues, la proporción entre ellos ha de ser constante, fija, y siguiendo una proporción en números enteros sencillos, ya que no es posible dividir un átomo en partes más pequeñas. Por lo tanto, cada compuesto tiene una relación característica entre las masas de los elementos que lo forman.

## Página 37

- 8 Dos muestras de metano (CH<sub>4</sub>) se descomponen en carbono e hidrógeno, obteniéndose los siguientes resultados:**

Muestra	1	2
Masa de metano (CH <sub>4</sub> )/g	16	11,2
Masa de carbono (C)/g	12	8,4
Masa de hidrógeno (H)/g	4	2,8

**Comprueba si la proporción de C y H es la misma en ambos casos.**

Según el tercer postulado de la teoría atómica de Dalton, los átomos de las sustancias simples se combinan para dar lugar a los compuestos. La proporción en la que lo hacen caracteriza a cada uno de ellos. Veamos si la relación entre la masa de carbono y la de hidrógeno es la misma en ambos casos:

**Compuesto 1:**

$$\frac{m_C}{m_H} = \frac{12}{4} = 3$$

**Compuesto 2:**

$$\frac{m_C}{m_H} = \frac{8,4}{2,8} = 3$$

Vemos que la relación es la misma.

- 9 Se tiene una masa de 20 g de una de las sustancias del ejercicio resuelto 1. Si contiene 5,4 g de carbono. ¿A cuál de las dos corresponderá?**

En primer lugar, calculamos la masa de oxígeno presente en la sustancia compuesta:

$$m_{\text{O}} = 20 - 5,4 = 14,6 \text{ g}$$

La proporción entre las masas de oxígeno y carbono es:

$$\frac{m_{\text{O}}}{m_{\text{C}}} = \frac{14,6}{5,4} = 2,7$$

Por tanto, vemos que se trata del primero de los compuestos ( $\text{CO}_2$ ).

**10 Después de reaccionar hidrógeno (H) y azufre (S), se obtienen los siguientes datos:**

Experimento	1	2
Masa de hidrógeno (H)/g	1,92	49,30
Masa de azufre (S)/g	0,12	3,08

**Comprueba si se trata o no del mismo compuesto.**

Calculemos la proporción entre las masas de azufre e hidrógeno:

**Compuesto 1:**

$$\frac{m_{\text{S}}}{m_{\text{H}}} = \frac{1,92}{0,12} = 16$$

**Compuesto 2:**

$$\frac{m_{\text{S}}}{m_{\text{H}}} = \frac{49,30}{3,08} = 16$$

Vemos, por tanto, que se trata del mismo compuesto.

### 3 LEYES PONDERALES

CE.1.1. (EA.1.1.1.-1.1.2.) CE.2.1. (EA.2.1.1.)

Página 41

**11 Cuando reacciona carbono con oxígeno, se pueden formar dos compuestos diferentes. Se han llevado a cabo dos experiencias en el laboratorio, y se han obtenido los siguientes resultados:**

Experiencia	1	2
Masa de carbono (C)/g	12	5
Masa de compuesto/g	28	18,3

¿Se trata del mismo compuesto? Si no es así, comprueba que se verifica la ley de las proporciones múltiples. ¿Qué dos sustancias se han formado?

Ya sabes que el azufre se combina con el oxígeno para dar tres compuestos diferentes. Se ha analizado la composición de cada uno de ellos, y se han obtenido los siguientes resultados:

Compuesto	Masa de azufre (S)/g	Masa de oxígeno (O)/g
A	1,20	1,80
B	1,73	0,87
C	0,20	0,20

**Comprueba si se cumple la ley de las proporciones múltiples, e identifica cada compuesto.**

Veamos las cantidades de oxígeno en cada uno de estos compuestos, y verifiquemos que son diferentes.

**Compuesto 1:**

$$m_{\text{O}} = 28 - 12 = 16 \text{ g}$$

Por tanto, la proporción entre las masas de C y O es:

$$\frac{m_{\text{C}}}{m_{\text{O}}} = \frac{12}{16} = \frac{3}{4}$$

**Compuesto 2:**

$$m_{\text{O}} = 18,3 - 5 = 13,3 \text{ g}$$

Por tanto, la proporción entre las masas de C y O es:

$$\frac{m_{\text{C}}}{m_{\text{O}}} = \frac{5}{13,3} \approx 0,376 = \frac{3}{8}$$

Como las proporciones son distintas, han de ser compuestos diferentes.

Consideremos la misma cantidad de carbono en ambos casos, por simplicidad, 3 g. Entonces, la proporción entre la masa de oxígeno de ambos compuestos será:

$$\frac{m_{\text{O}} \text{ en compuesto 2}}{m_{\text{O}} \text{ en compuesto 1}} = 8 : 4 = 2 : 1$$

Vemos que, en efecto, se verifica la ley de las proporciones múltiples. Además:

$$m_{\text{O}} \text{ en compuesto 2} = 2 \cdot m_{\text{O}} \text{ en compuesto 1}$$

Por tanto, si suponemos para el primero de ellos la relación C:O más sencilla posible, 1:1, se trataría del CO. Entonces el segundo debe ser CO<sub>2</sub>.

Vamos ahora a la segunda parte del ejercicio. Veamos las proporciones entre la masa de azufre y de oxígeno en cada caso:

**Compuesto A:**

$$\frac{m_{\text{S}}}{m_{\text{O}}} = \frac{1,20}{1,80} \approx 0,667 = \frac{2}{3}$$

**Compuesto B:**

$$\frac{m_{\text{S}}}{m_{\text{O}}} = \frac{1,73}{0,87} = 1,989 \approx 2 = \frac{2}{1}$$

**Compuesto C:**

$$\frac{m_{\text{S}}}{m_{\text{O}}} = \frac{0,20}{0,20} = 1 = \frac{1}{1}$$

Como las proporciones son distintas, han de ser compuestos diferentes. Vamos a comprobar si se cumple la ley de las proporciones múltiples. Para ello, tomamos una cantidad fija de azufre, por ejemplo, 2 g. Entonces la masa de oxígeno presente en cada compuesto será:

Compuesto	A	B	C
Masa de oxígeno (O)	3 g	1 g	2 g

Las proporciones entre las masas de oxígeno son:

$$\frac{m_{\text{O}} \text{ en compuesto A}}{m_{\text{O}} \text{ en compuesto B}} = \frac{3}{1}; \quad \frac{m_{\text{O}} \text{ en compuesto A}}{m_{\text{O}} \text{ en compuesto C}} = \frac{3}{2}$$

$$\frac{m_{\text{O}} \text{ en compuesto B}}{m_{\text{O}} \text{ en compuesto C}} = \frac{1}{2}$$

Vemos que, en efecto, se verifica la ley de las proporciones múltiples.

Si suponemos para el compuesto **B** la relación más sencilla posible (dado que es el que tiene menor cantidad de oxígeno), se trataría del  $\text{SO}$ , y por tanto el **C** sería  $\text{SO}_2$ , y el **A**,  $\text{SO}_3$ .

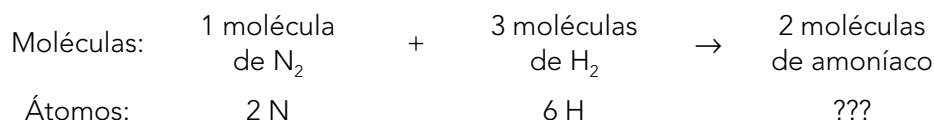
## 4 LEYES VOLUMÉTRICAS. HIPÓTESIS DE AVOGADRO

CE.1.1. (EA.1.1.1.-1.1.2.) CE.2.1. (EA.2.1.1.)

Página 43

**12 Sabemos que un volumen de nitrógeno reacciona con tres volúmenes de hidrógeno para dar dos volúmenes de amoníaco, medidos todos en las mismas condiciones de presión y temperatura. Con estos datos, determina la fórmula química del amoníaco.**

Como todos están en las mismas condiciones, la relación entre los volúmenes es igual a la que hay entre el número de moléculas que reaccionan:



Como el número de átomos se conserva, tiene que haber 2 átomos de nitrógeno y 6 átomos de hidrógeno a la derecha, que corresponderán a dos moléculas de amoníaco, puesto que se tienen 2 volúmenes de dicho gas. La fórmula química ha de ser, por tanto:  $\text{NH}_3$ .

**13 Un litro de cloro se mezcla con medio litro de hidrógeno, ambos en las mismas condiciones de presión y temperatura, y se obtiene cloruro de hidrógeno. Calcula los volúmenes de los gases resultantes.**

Sabemos que la proporción entre los volúmenes son las siguientes:

$$\frac{V_{\text{Cl}}}{V_{\text{H}}} = 1; \quad \frac{V_{\text{HCl}}}{V_{\text{H}}} = 2; \quad \frac{V_{\text{HCl}}}{V_{\text{Cl}}} = 2$$

Por lo tanto, si tenemos 0,5 L de hidrógeno, ha de reaccionar un volumen igual de cloro, esto es, 0,5 L, sobrando otros 0,5 L.

Por cada volumen de H que reacciona, se forman 2 volúmenes de HCl, por lo que tendremos  $2 \cdot 0,5 = 1$  L de HCl. En la tabla siguiente se muestra un resumen de todos estos resultados:

Sustancia	Volumen inicial	Volumen que reacciona	Volumen final	Explicación
Cl	1 L	0,5 L	0,5 L	Reacciona un volumen de cloro igual al de hidrógeno; esto es, 0,5 L.
H	0,5 L	0,5 L	0	Reacciona todo el hidrógeno, puesto que es el reactivo que está presente en menor cantidad.
HCl	0	–	1 L	El volumen de HCl que se forma es el doble que el volumen de H que reacciona.

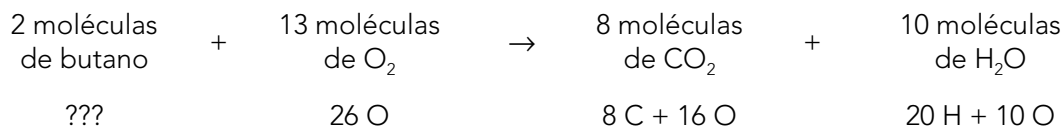
Así pues, al final tendremos 1 L de HCl y 0,5 L de Cl.

- 14** **ODS** Se sabe que 2 L de butano reaccionan con 13 L de oxígeno para dar 8 L de dióxido de carbono y 10 L de vapor de agua.

Determina la fórmula química del butano e investiga por qué el uso de este combustible en las grandes ciudades se ha reducido y qué relación existe con el **objetivo 7** para el desarrollo sostenible.

Expón tus conclusiones en una presentación a tus compañeros y compañeras.

Como todos están en las mismas condiciones, la relación entre los volúmenes es igual a la que hay entre el número de moléculas que reaccionan:



Como el número de átomos se conserva, tiene que haber 8 átomos de carbono y 20 átomos de hidrógeno a la izquierda (como el número de átomos de oxígeno a ambos lados ya es 26, el butano no puede contener ninguno de O). Ahora bien, dado que  $8 \text{ C} + 20 \text{ H}$  corresponden a 2 moléculas de butano, cada una ha de tener 4 C y 10 H. La fórmula química ha de ser, por tanto:  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ .

Su alumnado puede consultar en [anayaeducacion.es](http://anayaeducacion.es) los vídeos explicativos sobre las metas que se desea alcanzar para dar cumplimiento al objetivo 17 de los ODS.

## 6 CANTIDAD DE SUSTANCIA

**CE.1.1.** (EA.1.1.1.-1.1.2.) **CE.2.3.** (EA.2.3.1.)

Página 47

- 15** La fórmula de la sacarosa o azúcar común es:  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ . Si un sobre de azúcar contiene una masa de 5,00 g de sacarosa, calcula qué cantidad de sustancia habrá, y cuántas moléculas contendrá.

Vamos a calcular, en primer lugar, la masa molecular de la sacarosa a partir de las masas atómicas de carbono, oxígeno e hidrógeno:

$$m(\text{C}) = 12,01 \text{ u}$$

$$m(\text{O}) = 16,00 \text{ u}$$

$$m(\text{H}) = 1,01 \text{ u}$$

$$m(\text{C}_{12}\text{O}_{22}\text{H}_{11}) = 12 \cdot 12,01 + 22 \cdot 1,01 + 11 \cdot 16,00 = 342,34 \text{ u}$$

Y la masa molar es:

$$m(\text{C}_{12}\text{O}_{22}\text{H}_{11}) = 342,34 \text{ g/mol}$$

Por lo tanto, la cantidad de sustancia que contiene el sobre de azúcar será:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{5,00 \text{ g}}{342,34 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,015 \text{ mol}$$


A partir de este resultado obtenemos el número de moléculas:

$$N = n \cdot N_A = 0,015 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 9,033 \cdot 10^{21} \text{ moléculas}$$

**16** Se tiene un recipiente con  $1,5 \cdot 10^3$  mol de agua.

Dato:  $d$  (agua) = 1 g/L.

Calcula:

- La masa de agua que contiene.
- Cuántas moléculas contendrá.
- Responde a las preguntas anteriores si se tratara de agua oxigenada (peróxido de hidrógeno,  $H_2O_2$ ).
-  Según el último informe de la ONU, más de 2000 millones de personas en el mundo carecen de acceso a los servicios básicos de agua y saneamiento. Si tuvieras que diseñar un sistema de abastecimiento y almacenamiento de agua respondiendo a las metas 6.1 y 6.4 de desarrollo sostenible, ¿cómo lo harías? Sabiendo que dispones de bidones de 10 L para almacenar el agua, ¿cuántos bidones necesitarías?

Para responder al último apartado de este ejercicio, su alumnado puede consultar en [ana-yaeducacion.es](http://ana-yaeducacion.es) los vídeos sobre las metas 6.1 y 6.4 de los ODS.

Calculemos, en primer lugar, la masa molecular del agua ( $H_2O$ ):

$$m(O) = 16,00 \text{ u}; \quad A(H) = 1,01 \text{ u}$$

$$m(H_2O) = 2 \cdot 1,01 + 16,00 = 18,02 \text{ u}$$

Y la masa molar es:

$$M(H_2O) = 18,02 \text{ g/mol}$$

- a) La masa en gramos será entonces:

$$m = n \cdot M = 1,5 \text{ mol} \cdot 18,02 \text{ g/mol} = 27,03 \text{ g}$$

- b) Por otra parte, el número de moléculas de agua será:

$$N = n \cdot N_A = 1,5 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 9,033 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

- c) Si se tratara de agua oxigenada pura, la masa molecular sería:

$$m(H_2O_2) = 2 \cdot 1,01 + 2 \cdot 16,00 = 34,02 \text{ u}$$

Y por lo tanto la masa molar:  $M(H_2O_2) = 34,02 \text{ g/mol}$

Entonces, la masa tendría que ser diferente:

$$m = n \cdot M = 1,5 \text{ mol} \cdot 34,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 51,03 \text{ g}$$

Sin embargo, el número de moléculas es la misma, puesto que en la fórmula que hemos utilizado anteriormente no interviene la masa molecular.

**17** Completa la siguiente tabla referida a tres cantidades de trifluoruro de nitrógeno ( $NF_3$ ) en c. e.

	Vol./L	Cantidad de sustancia/mol	Cantidad de moléculas	Masa de $NF_3$ /g	Masa de N/g
A	6				
B					15
C		2,6			



En primer lugar, calculamos la masa molecular del trifluoruro de nitrógeno (NF<sub>3</sub>):

$$m(\text{N}) = 14,01 \text{ u}; \quad m(\text{F}) = 19,00 \text{ u}$$

$$m(\text{NF}_3) = 14,01 + 3 \cdot 19,00 = 71,01 \text{ u}$$

Y la masa molar es:

$$M(\text{NF}_3) = 71,01 \text{ g/mol}$$

Vamos a realizar los cálculos, en primer lugar, para la **muestra A**.

Para calcular la cantidad de sustancia, utilizamos la fórmula:

$$n = \frac{V}{V_m}$$

donde  $V_m = 22,7 \text{ L}$ . Por tanto:

$$n = \frac{6,0}{22,7} = 0,264 \text{ mol}$$

El número de moléculas será:

$$N = n \cdot N_A = 0,264 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 1,590 \cdot 10^{23}$$

Y la masa:

$$m = n \cdot M = 0,264 \text{ mol} \cdot 71,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 18,75 \text{ g}$$

La masa de nitrógeno se puede calcular de varias formas. Indicamos dos:

#### 1.ª forma:

Por cada molécula de NF<sub>3</sub> tenemos un átomo de nitrógeno. Por lo tanto, por cada mol de trifluoruro de nitrógeno, tenemos un mol de N. Como hay 0,264 moles de trifluoruro, debe haber 0,264 mol de N. Sabiendo que su masa molar es 14,01 g/mol, la masa de nitrógeno presente en la muestra será:

$$m = n \cdot M = 0,264 \text{ mol} \cdot 14,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 3,70 \text{ g}$$

#### 2.ª forma:

La relación, en masa, entre la molécula de NF<sub>3</sub> y el átomo de N es: 71,01:14,01. Por lo tanto, la masa de nitrógeno vendrá dada por:

$$\frac{71,01 \text{ g NF}_3}{14,01 \text{ g N}} = \frac{18,75 \text{ g NF}_3}{x \text{ g N}} \rightarrow x = \frac{14,01 \cdot 18,75}{71,01} = 3,70 \text{ g N}$$

Como vemos, ambos resultados coinciden.

Así pues, ya podemos rellenar la primera fila de la tabla:

	Vol./L	Cantidad de sustancia/mol	Nº de moléculas	Masa de NF <sub>3</sub> /g	Masa de N/g
A	6	0,264	1,590 · 10 <sup>23</sup>	18,75	3,70

En el caso de la **muestra B**, el dato que nos dan es el de la masa de nitrógeno. Así que hemos de calcular la masa de NF<sub>3</sub> que tenemos. Podemos hacerlo de varias maneras:

#### 1.ª forma:

Calculamos la cantidad de sustancia de átomos de nitrógeno que hay en la muestra:

$$n = \frac{15,00 \text{ g}}{14,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,07 \text{ mol}$$

Como vimos antes, también hemos de tener 1,07 moles de  $\text{NF}_3$ . Por lo tanto, la masa de  $\text{NF}_3$  será:

$$m = n \cdot M = 1,07 \text{ mol} \cdot 71,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 75,98 \text{ g}$$

## 2.ª forma:

Utilizando la relación entre las masas que vimos anteriormente:

$$\frac{71,01 \text{ g NF}_3}{14,01 \text{ g N}} = \frac{x \text{ g NF}_3}{15,00 \text{ g N}} \rightarrow x = \frac{15,00 \cdot 71,01}{14,01} = 76,03 \text{ g NF}_3$$

Vemos que la diferencia es muy pequeña, y se debe a errores de redondeo. El número de moléculas se calcula como antes:

$$N = n \cdot N_A = 1,07 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 6,44 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

Y el volumen que ocupa:

$$V = n \cdot V_m = 1,07 \cdot 22,7 = 24,29 \text{ L}$$

La segunda fila queda, pues, de la siguiente manera:

	Vol./L	Cantidad de sustancia/mol	Nº de moléculas	Masa de $\text{NF}_3$ /g	Masa de N/g
<b>B</b>	24,29	1,07	$6,44 \cdot 10^{23}$	76,03	15

Por último, en el caso de la **muestra C**, el dato proporcionado es la cantidad de sustancia, por lo que procedemos a la obtención de todo lo que se pide de forma directa:

$$n = 2,6 \text{ mol} \rightarrow V = n \cdot V_m = 2,6 \cdot 22,7 = 59,02 \text{ L}$$

$$N = n \cdot N_A = 2,6 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 1,57 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

$$m = n \cdot M = 2,6 \text{ mol} \cdot 71,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} = 184,63 \text{ g}$$

$$\frac{71,01 \text{ g NF}_3}{14,01 \text{ g N}} = \frac{184,63 \text{ g NF}_3}{x \text{ g N}} \rightarrow x = \frac{14,01 \cdot 184,63}{71,01} = 36,43 \text{ g N}$$

Y la tercera fila queda:

	Vol./L	Cantidad de sustancia/mol	Nº de moléculas	Masa de $\text{NF}_3$ /g	Masa de N/g
<b>C</b>	59,02	2,6	$1,57 \cdot 10^{24}$	184,63	36,43

# 7 FÓRMULAS QUÍMICAS. COMPOSICIÓN CENTESIMAL

**CE.1.1.** (EA.1.1.1.-1.1.2.) **CE.2.3.** (EA.2.3.1.)

Página 48

**18** Cuando se queman completamente 2 g de un compuesto orgánico, formado por C, H y O, se obtienen 4,5418 g de  $\text{CO}_2$  y 1,8586 g de  $\text{H}_2\text{O}$ . Calcula su fórmula empírica y su composición centesimal.

En primer lugar, determinamos la masa de cada uno de los elementos presentes en los 2 g de compuesto. Como es orgánico, todo el carbono que contiene pasa a formar parte del  $\text{CO}_2$ , y todo el hidrógeno pasa al  $\text{H}_2\text{O}$ .

La masa molecular del  $\text{CO}_2$  es 44,01 u, de la cual 12,01 u corresponden al C. Por tanto:

$$\frac{44,01 \text{ g de CO}_2}{12,01 \text{ g de C}} = \frac{4,5418 \text{ g de CO}_2}{m_C} \rightarrow m_C = 1,2394 \text{ g de C}$$

Por otro lado, la masa molecular del  $\text{H}_2\text{O}$  es 18,02 u, de los cuales 2,02 u corresponden al H. Por tanto:

$$\frac{18,02 \text{ g de H}_2\text{O}}{2,02 \text{ g de H}} = \frac{1,8586 \text{ g de H}_2\text{O}}{m_H} \rightarrow m_H = 0,2084 \text{ g de H}$$

El resto de la masa corresponde al oxígeno:

$$m_O = 2 - 1,2394 - 0,2084 = 0,5522 \text{ g de O}$$

A continuación, calculamos la cantidad de sustancia de C, H y O que había en los 2 g de compuesto:

$$n_C = \frac{1,2394}{12,01} = 0,1032 \text{ mol de C}$$

$$n_H = \frac{0,2084}{1,01} = 0,2063 \text{ mol de H}$$

$$n_O = \frac{0,5522}{16,00} = 0,0345 \text{ mol de O}$$

Dividiendo entre la menor de estas cantidades, obtenemos la abundancia relativa de los átomos que forman el compuesto:

$$\text{C} \rightarrow \frac{0,1032}{0,0345} \approx 3; \quad \text{H} \rightarrow \frac{0,2063}{0,0345} \approx 6; \quad \text{O} \rightarrow \frac{0,0345}{0,0345} = 1$$

Por tanto, su fórmula empírica será:



La composición centesimal no depende de si tenemos la fórmula empírica o la molecular, ya que lo que cuenta es la proporción entre cada uno de los elementos. Aprovechando este hecho, podemos obtener, a partir de la fórmula empírica, la composición centesimal.

En primer lugar, obtenemos la masa fórmula:

$$m(\text{C}_3\text{H}_6\text{O}) = 3 \cdot 12,01 + 6 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 58,09 \text{ u}$$

Y ahora, usando las masas atómicas, calculamos la proporción en masa de cada elemento:

$$\frac{58,09 \text{ u de C}_3\text{H}_6\text{O}}{3 \cdot 12,01 \text{ u de C}} = \frac{100}{x} \rightarrow x = 62,03 \% \text{ de C}$$

$$\frac{58,09 \text{ u de C}_3\text{H}_6\text{O}}{6 \cdot 1,01 \text{ u de H}} = \frac{100}{y} \rightarrow y = 10,43 \% \text{ de H}$$

$$\frac{58,09 \text{ u de C}_3\text{H}_6\text{O}}{16,00 \text{ u de O}} = \frac{100}{z} \rightarrow z = 27,54 \% \text{ de O}$$

**19** La vitamina C está compuesta por C, H y O, y tiene una masa molar de 176,14 g/mol. La combustión total de 0,5 g de este compuesto produce 0,750 g de CO<sub>2</sub> y 0,205 g de H<sub>2</sub>O. Determina su fórmula molecular y su composición centesimal.

La vitamina C es un compuesto orgánico, luego su combustión da lugar a CO<sub>2</sub> y agua. Es más, todo su carbono termina formando parte del CO<sub>2</sub> y todo su hidrógeno acaba en el H<sub>2</sub>O. Así pues, calculamos, en primer lugar, qué masa de C y H hay después de la combustión, y de esta forma sabremos la masa de carbono e hidrógeno que contenía la muestra de vitamina C.

Usando las masas moleculares:  $m(\text{CO}_2) = 44,01 \text{ u}$ ,  $m(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \text{ u}$ , tenemos que:

- de 44,01 g de CO<sub>2</sub>, 12,01 g son de C, y
- de 18,02 g de H<sub>2</sub>O, 2,02 g son de H.

Entonces:

$$\frac{44,01 \text{ g de CO}_2}{12,01 \text{ g de C}} = \frac{0,750 \text{ g de CO}_2}{m_C} \rightarrow m_C = 0,205 \text{ g de C}$$

$$\frac{18,02 \text{ g de H}_2\text{O}}{2 \cdot 1,01 \text{ g de H}} = \frac{0,205 \text{ g de H}_2\text{O}}{m_H} \rightarrow m_H = 0,023 \text{ g de H}$$

Por tanto, la muestra original de 0,500 g de vitamina C tenía 0,205 g de C y 0,023 g de H. El resto tiene que corresponder al oxígeno:

$$m_O = 0,500 - 0,205 - 0,023 = 0,272 \text{ g de O}$$

A partir de estos valores, calculamos la cantidad de sustancia de cada uno de sus elementos:

$$n_C = \frac{0,205 \text{ g}}{12,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,017 \text{ mol de C}$$

$$n_H = \frac{0,023 \text{ g}}{1,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,023 \text{ mol de H}$$

$$n_O = \frac{0,272 \text{ g}}{16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,017 \text{ mol de O}$$

Dividiendo entre el valor menor, obtenemos la proporción entre el número de átomos:

$$\text{C} \rightarrow \frac{0,017}{0,017} = 1$$

$$\text{H} \rightarrow \frac{0,023}{0,017} = 1,35$$

$$\text{O} \rightarrow \frac{0,017}{0,017} = 1$$

Vemos que, para el H, hemos obtenido un número no entero. Pero si lo multiplicamos por 6, obtenemos:  $6 \cdot 1,35 \approx 8$ . Por lo tanto, la fórmula empírica será: C<sub>6</sub>H<sub>8</sub>O<sub>6</sub> (recuerda: hay que multiplicarlo todo por la misma cantidad). Entonces la masa fórmula es:

$$m(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_6) = 6 \cdot 12,01 + 8 \cdot 1,01 + 6 \cdot 16,00 = 176,14 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

Vemos que coincide exactamente con el valor de la masa molar que proporciona el enunciado, por lo que esta debe ser también su fórmula molecular.

Por último, vamos a calcular su composición centesimal:

$$\frac{176,14 \text{ u de } C_6H_8O_6}{6 \cdot 12,01 \text{ u de C}} = \frac{100}{x} \rightarrow x = 40,91 \% \text{ de C}$$


$$\frac{176,14 \text{ u de } C_6H_8O_6}{8 \cdot 1,01 \text{ u de H}} = \frac{100}{y} \rightarrow y = 4,59 \% \text{ de H}$$

$$\frac{176,14 \text{ u de } C_6H_8O_6}{6 \cdot 16,00 \text{ u de O}} = \frac{100}{z} \rightarrow z = 54,50 \% \text{ de O}$$

## 8 ESPECTROMETRÍA Y ESPECTROSCOPIA APLICADAS AL ANÁLISIS QUÍMICO

CE.1.1. (EA.1.1.1.-1.1.2.) CE.2.6. (EA.2.6.1.) CE.2.7. (EA.2.7.1.)

Página 50

**20**  La espectrometría de masas es tan precisa que resulta muy útil para realizar análisis isotópicos. Busca información sobre esta técnica y redacta un texto para explicar algunas de sus aplicaciones.


En el apartado dedicado al «Plan Lingüístico» de los recursos relacionados con las claves del proyecto, dentro del banco de recursos de [anayaeducacion.es](http://anayaeducacion.es), el alumnado puede consultar diversa información acerca de los tipos de textos y diversas estrategias que le ayudarán a redactar mejor.

Sabemos que todos los compuestos están formados por sustancias simples y que los átomos de estas pueden presentarse en forma de distintos isótopos. Pues bien, un análisis isotópico consiste en tomar una muestra de una sustancia compuesta y analizar cuáles son los isótopos de los elementos que se hallan presentes y su abundancia relativa. A esto se le denomina **firma isotópica** de la sustancia. En numerosas ocasiones, los compuestos que provienen de una zona o una cierta época tienen una firma isotópica característica, lo que permite hacer un seguimiento de la sustancia, o datarla.

Por ejemplo, en arqueología, los restos de tejidos orgánicos recuperados se pueden analizar isotópicamente. La distribución de los isótopos del carbono y del nitrógeno permiten reconstruir la dieta, los del oxígeno determinan el origen geográfico de la muestra, y los del estroncio y el plomo permiten analizar los movimientos de las poblaciones.

Los isótopos estables se utilizan para estudiar las redes tróficas marinas y, en menor medida, las terrestres.

Otro ejemplo lo constituye la proporción entre los isótopos  $^{18}\text{O}$  y  $^{16}\text{O}$ , que proporciona información sobre los cambios en el clima, ya que las moléculas de agua con los átomos más ligeros de oxígeno, el  $^{16}\text{O}$ , se evaporan con más facilidad, mientras que las que contienen  $^{18}\text{O}$  presentan mayor tendencia a permanecer en estado líquido y a mantenerse en los fluidos de los cuerpos de las plantas y los animales.

**21**  Busca los datos de las masas atómicas de los tres isótopos estables del neón y, a partir del espectro mostrado más arriba, determina su masa atómica promedio.

Este análisis espectrométrico del neón muestra la presencia de los siguientes isótopos (fíjate que hemos tomado cuatro cifras decimales para las masas atómicas, redondeando adecuadamente):

Isótopo	Masa atómica/u	Abundancia relativa
$^{20}\text{Ne}$	19,9924	90,48 %
$^{21}\text{Ne}$	20,9938	0,27 %
$^{22}\text{Ne}$	21,9914	9,25 %

Por lo tanto, la masa atómica promedio será:

$$m(\text{Ne}) = \frac{19,9924 \cdot 90,48 + 20,9938 \cdot 0,27 + 21,9914 \cdot 9,25}{100} = 20,1800 \text{ u}$$

## Página 51

### 22 La luz visible tiene una longitud de onda entre 380 y 780 nm. Calcula las frecuencias asociadas a estos límites.

La relación entre la longitud de onda, la frecuencia y la velocidad de la luz, para la radiación electromagnética, viene dada por:

$$c = \lambda \cdot f \rightarrow f = \frac{c}{\lambda}$$

donde  $c$  es la velocidad de la luz en el vacío:

$$c = 300\,000 \text{ km/s} = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$$

Por lo tanto, teniendo en cuenta que  $1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$ , las frecuencias asociadas a las longitudes de ondas que se han proporcionado son:

$$380 \text{ nm} \rightarrow f = \frac{3 \cdot 10^8}{380 \cdot 10^{-9}} = 7,90 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

$$780 \text{ nm} \rightarrow f = \frac{3 \cdot 10^8}{780 \cdot 10^{-9}} = 3,85 \cdot 10^{14} \text{ Hz}$$

### 23 Comprueba las dimensiones del producto $\lambda \cdot f$ .

La frecuencia tiene dimensiones de inverso de tiempo, por lo que:

$$[\lambda \cdot f] = \text{L} \cdot \text{T}^{-1}$$

Como vemos, tiene dimensiones de velocidad.

### 24 Sabiendo que los hornos de microondas trabajan con ondas de una frecuencia de unos 2,45 GHz (1 GHz = $10^9$ Hz), calcula la longitud de onda de esta radiación electromagnética.

La longitud de onda asociada a esta frecuencia será:

$$\lambda = \frac{c}{f} = \frac{3 \cdot 10^8}{2,45 \cdot 10^9} \approx 0,123 \text{ m}$$

Es decir, unos 123 mm.

## Página 53

### 25 Sumamos. Observa los espectros de absorción del vapor de agua y del $\text{CO}_2$ . ¿A qué longitudes de onda se produce la mayor absorción? ¿A qué zona del espectro electromagnético corresponde? En grupos, y a partir de estos espectros, explica cómo se produce el efecto invernadero en la atmósfera terrestre y cómo afecta al cambio climático. ¿Qué podríamos hacer cada uno de nosotros para sensibilizar a la población y reducir la emisión de gases contaminantes según la meta 13.3 de desarrollo sostenible?

En [anayaeducacion.es](http://anayaeducacion.es) dispone de un documento que explica cómo aplicar la técnica de aprendizaje cooperativo «Sumamos», si desea utilizarla para resolver esta actividad. Además, su alumnado puede consultar en su banco de recursos el vídeo explicativo de la meta 13.3 de los ODS.

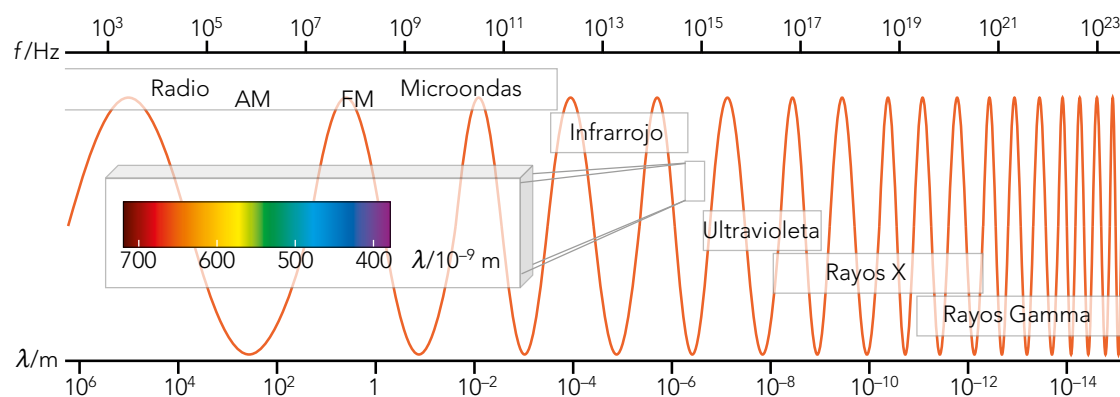
Con respecto al agua, vemos que existe un pico en el coeficiente de absorción, correspondiente a unos  $1\,600\text{ cm}^{-1}$ , lo que equivale a una longitud de onda:

$$\lambda = \frac{1}{1600\text{ cm}^{-1}} = 0,000\,625\text{ cm} = 6\,250\text{ nm}$$

Por otra parte, el  $\text{CO}_2$  tiene un máximo correspondiente a un número de onda de unos  $2\,400\text{ cm}^{-1}$ , lo que equivale a una longitud de onda:

$$\lambda = \frac{1}{2400\text{ cm}^{-1}} = 0,000\,417\text{ cm} = 4\,170\text{ nm}$$

Como podemos apreciar a partir de la siguiente figura del espectro electromagnético:



Ambas longitudes de onda se encuentran en la zona de los infrarrojos ( $\lambda$  entre  $1\ \mu\text{m} = 10^{-3}\text{ mm}$  y  $1\text{ mm}$ ).

Cuando la radiación electromagnética procedente del Sol llega a la superficie de la Tierra, esta absorbe energía. Todos los cuerpos, por el hecho de encontrarse a una cierta temperatura, emiten radiación electromagnética, conocida como **radiación térmica**. El máximo de emisión depende de la temperatura del objeto. La superficie terrestre se encuentra a una temperatura media de unos  $14^\circ\text{C}$  (es decir, unos  $287\text{ K}$ ), lo que corresponde a un máximo precisamente en la zona del infrarrojo.

Esto quiere decir que parte de la radiación emitida por la superficie terrestre será absorbida por las moléculas de agua y de  $\text{CO}_2$  presentes en la atmósfera, provocando un aumento de su temperatura. De hecho, si la Tierra no tuviera atmósfera, su superficie sería mucho más fría y el agua estaría congelada, lo que no permitiría la presencia de vida. A este fenómeno se lo conoce como **efecto invernadero**, y es totalmente natural.

Sin embargo, el aumento de las emisiones de gases como el  $\text{CO}_2$ , que absorben radiación infrarroja, provoca un aumento del efecto invernadero y también, por tanto, de la temperatura media de la Tierra. A esto se lo denomina **calentamiento global**, y está producido por un **efecto invernadero antropogénico** (es decir, originado por el ser humano).

## TRABAJA CON LO APRENDIDO

CE.1.1. (EA.1.1.1.-1.1.2.) CE.1.2. (EA.1.2.2.) CE.2.1. (EA.2.1.1.) CE.2.3. (EA.2.3.1.) CE.2.6. (EA.2.6.1.) CE.2.7. (EA.2.7.1.)

Página 58

## La teoría atómica de Dalton

1 Se han analizado tres muestras de cloro y cobre, obteniéndose los siguientes resultados:

Muestra	Masa de cobre/g	Masa de cloro/g
A	2,30	1,28
B	4,00	2,22
C	1,56	1,74

Comprueba si la proporción de Cu y Cl es la misma en todos los compuestos.

Según el cuarto postulado de la teoría atómica de Dalton, los átomos de las sustancias simples se combinan para dar lugar a los compuestos. La proporción en la que lo hacen caracteriza a cada uno de ellos. Veamos si la relación entre la masa de cobre y la de cloro es la misma en los tres casos:

Compuesto A:

$$\frac{m_{\text{Cu}}}{m_{\text{Cl}}} = \frac{2,30}{1,28} = 1,80$$

Compuesto B:

$$\frac{m_{\text{Cu}}}{m_{\text{Cl}}} = \frac{4,00}{2,22} = 1,80$$

Compuesto C:

$$\frac{m_{\text{Cu}}}{m_{\text{Cl}}} = \frac{1,56}{1,74} = 0,90$$

Vemos, por tanto, que la proporción no es la misma en los tres casos. Los compuestos A y B sí serían iguales, pero el C es diferente.

Es importante notar que hemos tomado dos cifras decimales, que es la precisión proporcionada por el enunciado, para lo que es necesario redondear adecuadamente.

2 Se hacen reaccionar hidrógeno y oxígeno, y se obtienen 2,45 g y 1,53 g de lo que parecen ser dos sustancias distintas. Un análisis químico revela que contienen 2,18 g y 1,44 g de oxígeno, respectivamente. ¿Se trata del mismo compuesto?

La masa de hidrógeno presente en cada una de las muestras es:

$$m_{\text{H}} \text{ en comp. 1} = 2,45 - 2,18 = 0,27 \text{ g de H}$$

$$m_{\text{H}} \text{ en comp. 2} = 1,53 - 1,44 = 0,09 \text{ g de H}$$

Según el cuarto postulado de la teoría de Dalton, los compuestos se forman por la unión de átomos de elementos distintos. Además, se combinan siguiendo una relación numérica sencilla y fija para cada sustancia compuesta. Por lo tanto, cada una ha de estar caracterizada por una cierta proporción entre las masas de oxígeno e hidrógeno, que será la misma si los compuestos son idénticos. Comprobamos que la relación viene dada en cada caso por:

$$\frac{m_{\text{O}} \text{ en comp. 1}}{m_{\text{H}} \text{ en comp. 1}} = \frac{2,18}{0,27} \approx 8$$

$$\frac{m_{\text{O}} \text{ en comp. 2}}{m_{\text{H}} \text{ en comp. 2}} = \frac{1,44}{0,09} = 16$$



No se trata del mismo compuesto. El que tiene mayor proporción de oxígeno es el segundo. El primero es agua,  $H_2O$ , y el segundo es peróxido de hidrógeno (agua oxigenada):  $H_2O_2$ .

- 3 Se tienen tres muestras de sulfuro de hierro. A partir de los datos de la primera fila de la tabla, completa las restantes:**

Muestra	Masa de hierro/g	Masa de azufre/g	Masa de sulfuro/g
A	6,00	3,43	
B	2,21		
C			5,12

**Muestra A:**

A partir de los datos de la primera fila, podemos calcular la proporción en la que reaccionan el azufre y el hierro:

$$\frac{m_{Fe}}{m_S} = \frac{6,00}{3,43} = 1,75 = \frac{7}{4}$$

Además, dan lugar a  $6 + 3,43 = 9,43$  g de sulfuro. La proporción en masa de cada uno de los elementos con respecto al compuesto final es:

$$\frac{m_{sulfuro}}{m_{Fe}} = \frac{9,43}{6,00} = 1,57$$

$$\frac{m_{sulfuro}}{m_S} = \frac{9,43}{3,43} = 2,75$$

**Muestra B:**

A partir de los datos ya conocidos de la muestra A, sabemos que la proporción en masa entre Fe y S es  $7/4$ , puesto que reaccionaban 6 g de Fe con 3,43 g de S. Por tanto:

$$\frac{6 \text{ g de Fe}}{3,43 \text{ g de S}} = \frac{2,21 \text{ g de Fe}}{x \text{ g de S}} \rightarrow x = 1,26 \text{ g de S}$$

Entonces se formarán:

$$2,21 + 1,26 = 3,47 \text{ g de sulfuro}$$

Se puede comprobar que las proporciones en masa coinciden con las de la muestra A:

$$\frac{m_{sulfuro}}{m_{Fe}} = \frac{3,47}{2,21} = 1,57$$

$$\frac{m_{sulfuro}}{m_S} = \frac{3,47}{1,26} = 2,75$$

**Muestra C:**

En este caso, como nos proporcionan la masa de sulfuro, usamos la proporción entre la masa de este y la de hierro:

$$\frac{9,43 \text{ g de sulfuro}}{6 \text{ g de Fe}} = \frac{5,12 \text{ g de sulfuro}}{x \text{ g de Fe}} \rightarrow x = 3,26 \text{ g de Fe}$$

Por la ley de conservación de la masa, sabemos que la masa restante ha de corresponder al azufre:

$$m_S = 5,12 - 3,26 = 1,86 \text{ g de S}$$

Comprobamos que están en la misma proporción que en los compuestos anteriores:

$$\frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{S}}} = \frac{3,26 \text{ g}}{1,86 \text{ g}} = 1,75$$

Esto nos sirve para comprobar que el resultado es correcto.

La tabla quedaría entonces de la siguiente manera:

	Masa de hierro/g	Masa de azufre/g	Masa de sulfuro/g
A	6,00	3,43	9,43
B	2,21	1,26	3,47
C	3,26	1,86	5,12

## Las leyes ponderales

### 4 Se deja un clavo de hierro al aire. Pasado un tiempo, se observa que se ha oxidado, y se comprueba que pesa más que al principio. ¿Se viola la ley de conservación de la masa?

Al oxidarse el clavo, el hierro se combina con el oxígeno del aire para dar lugar a óxido de hierro. Inicialmente teníamos una sustancia pura (Fe), y al final, tenemos una compuesta (generalmente,  $\text{Fe}_2\text{O}_3$ ). Por tanto, el O que ha perdido el aire lo ha incorporado el clavo y en ningún momento se viola la ley de la conservación de la masa.

### 5 Experimentalmente se encuentra que 10,85 g de cromo reaccionan con 5,00 g de oxígeno para dar óxido de cromo (III).

- a) ¿Cuánto oxígeno reaccionará con 17,32 g de cromo? ¿Cuánto óxido se obtendrá?  
b) ¿Qué cantidad de óxido se obtiene si se combinan 2,00 g de oxígeno y 1,50 g de cromo?

a) La proporción entre las masas de cromo y oxígeno es:

$$\frac{m_{\text{Cr}}}{m_{\text{O}}} = \frac{10,85}{5,00} = 2,17$$

Por tanto, si tenemos 17,32 g de Cr, harán falta:

$$\frac{10,85 \text{ g de Cr}}{5,00 \text{ g de O}} = \frac{17,32 \text{ g de Cr}}{x \text{ g de O}} \rightarrow x = 7,98 \text{ g de O}$$

La cantidad de óxido formado será la suma de las masas de Cr y O:

$$m_{\text{Cr}} + m_{\text{O}} = 17,32 + 7,98 = 25,30 \text{ g}$$

b) Veamos la proporción en la que se encuentran los reactivos:

$$R = \frac{m_{\text{Cr}}}{m_{\text{O}}} = \frac{1,50 \text{ g}}{2,00 \text{ g}} = 0,75 < 2,17$$

Como esta proporción es menor que 2,17, se consumirá todo el cromo y sobrará oxígeno. La masa de O que reacciona será:

$$\frac{10,85 \text{ g de Cr}}{5,00 \text{ g de O}} = \frac{1,5 \text{ g de Cr}}{x \text{ g de O}} \rightarrow x = 0,69 \text{ g de O}$$

Así pues, se formarán:

$$m_{\text{Cr}_2\text{O}_3} = m_{\text{Cr}} + m_{\text{O}} = 1,5 + 0,69 = 2,19 \text{ g de CrO}$$

Y, sin reaccionar, sobrarán:

$$2,00 - 0,69 = 1,31 \text{ g de O}$$

**6 Experimentalmente se encuentra que 2,98 g de litio reaccionan con 2,00 g de nitrógeno para dar nitruro de litio.**

- a) ¿Cuánto litio reaccionará con 8,05 g de nitrógeno? ¿Cuánto nitruro se obtendrá?  
b) ¿Qué cantidad de óxido se obtiene si se combinan 3,07 g de litio y 1,85 g de nitrógeno?

a) La proporción entre las masas de litio y nitrógeno es:

$$\frac{m_{\text{Li}}}{m_{\text{N}}} = \frac{2,98}{2,00} = 1,49$$

Por lo tanto, si tenemos 8,05 g de N, harán falta:

$$\frac{2,98 \text{ g de Li}}{2,00 \text{ g de N}} = \frac{x \text{ g de Li}}{8,05 \text{ g de N}} \rightarrow x = 12,00 \text{ g de Li}$$

La cantidad de nitruro formado será la suma de las masas de Li y N:

$$m_{\text{Li}} + m_{\text{N}} = 12,00 + 8,05 = 20,05 \text{ g}$$

b) Veamos la proporción en la que se encuentran los reactivos:

$$R = \frac{m_{\text{Li}}}{m_{\text{N}}} = \frac{3,07 \text{ g}}{1,85 \text{ g}} = 1,66 > 1,49$$

Como es mayor que 1,49, se consumirá todo el nitrógeno y sobrarán litio. La masa de Li que reacciona es:

$$\frac{2,98 \text{ g de Li}}{2,00 \text{ g de N}} = \frac{x \text{ g de Li}}{1,85 \text{ g de N}} \rightarrow x = 2,76 \text{ g de Li}$$

Así pues, se formarán:

$$m_{\text{nitruro}} = m_{\text{Li}} + m_{\text{N}} = 2,76 + 1,85 = 4,61 \text{ g de nitruro}$$

Y, sin reaccionar, sobrarán:

$$3,07 - 1,85 = 1,22 \text{ g de Li}$$

**7 Si se hacen reaccionar 2,50 g de cinc con 2,50 g de oxígeno, queda un exceso de 1,89 g de oxígeno. Si ahora se hacen reaccionar 1,80 g de cinc con 0,32 g de oxígeno, ¿quedará alguna sustancia en exceso? ¿Qué masa de óxido se formará?**

Veamos, en primer lugar, la proporción en la que se combinan el Zn y el O. Como se dice que queda un exceso de 1,89 g de oxígeno, entonces se habrán consumido:

$$2,50 - 1,89 = 0,61 \text{ g de O}$$

por lo que la proporción entre las masas que han reaccionado será:

$$\frac{m_{\text{Zn}}}{m_{\text{O}}} = \frac{2,50}{0,61} = 4,10$$

Si se combinan 1,80 g de Zn con 0,32 g de O, es posible que alguno de ellos sobre. Veamos la proporción en la que se encuentran:

$$R = \frac{m_{\text{Zn}}}{m_{\text{O}}} = \frac{1,80 \text{ g}}{0,32 \text{ g}} = 5,63 > 4,10$$

Como esta proporción es mayor que 4,10, hay un exceso de zinc. Veamos cuánto ha reaccionado:

$$\frac{2,50 \text{ g de Zn}}{0,61 \text{ g de O}} = \frac{x \text{ g de Zn}}{0,32 \text{ g de O}} \rightarrow x = 1,31 \text{ g de Zn}$$

Así pues, se formarán:

$$m_{\text{óxido}} = m_{\text{Zn}} + m_{\text{O}} = 1,31 + 0,32 = 1,63 \text{ g de óxido}$$

Y, sin reaccionar, sobrarán:

$$1,80 - 1,31 = 0,49 \text{ g de Zn}$$

**8 El oxígeno puede combinarse con el cromo para dar varios compuestos. Tenemos cuatro de ellos, con las siguientes proporciones en masa de oxígeno:**

Muestra	Proporción de oxígeno
A	23,53 %
B	31,58 %
C	38,10 %
D	48,00 %

**Comprueba que se cumple la ley de las proporciones múltiples.**

Si se toman 100 g de los cuatro compuestos, cada uno de ellos tendrá las siguientes cantidades de Cr y O:

	Masa de óxido/g	Masa de oxígeno/g	Masa de cromo/g
<b>A</b>	100	23,53	76,47
<b>B</b>	100	31,58	68,42
<b>C</b>	100	38,10	61,90
<b>D</b>	100	48,00	52,00

Las proporciones entre las masas de ambos, para cada uno de los compuestos, serán:

	$R = \frac{m_{\text{Cr}}}{m_{\text{O}}}$
<b>A</b>	3,25
<b>B</b>	2,17
<b>C</b>	1,63
<b>D</b>	1,08

Con estos datos ya tenemos información suficiente para comprobar la ley de las proporciones múltiples. Consideremos una cantidad fija de cromo, por ejemplo, 10 g (recuerda que esta ley exige que la masa de una de las sustancias sea constante). La cantidad de oxígeno que contendrá cada tipo de óxido vendrá dado por:

$$m_{\text{O}} = \frac{m_{\text{Cr}}}{R}$$

donde R es el valor de cada una de las proporciones calculadas anteriormente.

Entonces:

	Masa de cromo (g)	Masa de oxígeno (g)
<b>A</b>	10	$m_{\text{O}} = \frac{m_{\text{Cr}}}{R_{\text{A}}} = \frac{10}{3,25} = 3,08 \text{ g}$
<b>B</b>	10	$m_{\text{O}} = \frac{m_{\text{Cr}}}{R_{\text{B}}} = \frac{10}{2,17} = 4,61 \text{ g}$
<b>C</b>	10	$m_{\text{O}} = \frac{m_{\text{Cr}}}{R_{\text{C}}} = \frac{10}{1,63} = 6,14 \text{ g}$
<b>D</b>	10	$m_{\text{O}} = \frac{m_{\text{Cr}}}{R_{\text{D}}} = \frac{10}{1,08} = 9,26 \text{ g}$

Veamos las proporciones en masa de oxígeno de los compuestos B, C y D respecto al A:

$$\frac{m_{\text{O}} \text{ en comp. B}}{m_{\text{O}} \text{ en comp. A}} = \frac{4,61}{3,08} = 1,5 = \frac{3}{2}$$

$$\frac{m_{\text{O}} \text{ en comp. C}}{m_{\text{O}} \text{ en comp. A}} = \frac{6,14}{3,08} = 2$$

$$\frac{m_{\text{O}} \text{ en comp. D}}{m_{\text{O}} \text{ en comp. A}} = \frac{9,26}{3,08} = 3$$

Por lo tanto, vemos que efectivamente están en proporciones de números enteros sencillos. Puedes comprobar que se sigue cumpliendo la ley de las proporciones múltiples al fijar cualquiera de los otros compuestos: B, C o D.

**9 En una experiencia de laboratorio se combinan 1,54 g de azufre con 2,70 g de hierro para dar un cierto sulfuro de hierro, sin que sobre ninguno de los reactivos.**

a) Si se combinan 5 g de S con 6 g de Fe, ¿cuánto sulfuro se formará?

b) En otra experiencia se comprueba que 4,20 g de S han reaccionado totalmente con 3,68 g de Fe. ¿Se obtiene el mismo compuesto que en la experiencia anterior? Comprueba que se cumple la ley de las proporciones múltiples.

a) Puesto que 1,54 g de S reaccionan completamente con 2,70 g de Fe, la proporción entre sus masas será:

$$\frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{S}}} = \frac{2,70}{1,54} = 1,75$$

Por lo tanto, si reaccionan 5 g de S con 6 g de Fe, es posible que alguno sobre. Para saber cuál, calculamos la proporción entre las masas:

$$R = \frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{S}}} = \frac{6,00 \text{ g}}{5,00 \text{ g}} = 1,2 < 1,75$$

Como la proporción es menor que 1,75, ha de sobrar azufre y se consumirá todo el hierro. La cantidad de S que reacciona será:

$$\frac{2,70 \text{ g de Fe}}{1,54 \text{ g de S}} = \frac{6 \text{ g de Fe}}{x \text{ g de S}} \rightarrow x = 3,42 \text{ g de S}$$

Por lo tanto, se formarán:

$$6,00 + 3,42 = 9,42 \text{ g de sulfuro de hierro}$$

- b) Para comprobar si se trata del mismo compuesto, calculamos la proporción entre las masas que han reaccionado:

$$\frac{m_{\text{Fe}}}{m_{\text{S}}} = \frac{3,68}{4,20} = 0,88$$

Vemos, por tanto, que se trata de otro compuesto. Para comprobar la ley de las proporciones múltiples, tomamos para ambos casos la misma cantidad de hierro (por ejemplo, 2,70 g, como en el apartado a), y calculamos las cantidades de azufre.

**Compuesto A:**

$$m_{\text{S}} = 1,54 \text{ g}$$

**Compuesto B:**

$$\frac{3,68 \text{ g de Fe}}{4,20 \text{ g de S}} = \frac{2,70 \text{ g de Fe}}{x \text{ g de S}} \rightarrow x = 3,08 \text{ g de S}$$

La proporción entre las masas de azufre de ambos compuestos es:

$$\frac{m_{\text{S}} \text{ en comp. A}}{m_{\text{S}} \text{ en comp. B}} = \frac{1,54}{3,08} = 0,50 = \frac{1}{2}$$

Vemos que, efectivamente, se encuentran en una proporción de números enteros sencillos.

## Leyes volumétricas. Hipótesis de Avogadro

- 10 Experimentalmente se encuentra que 1 L de propano reacciona con 5 L de oxígeno para dar 3 L de CO<sub>2</sub> y 4 L de vapor de agua (todos medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura). Determina la fórmula química del propano.**

Como todos están en las mismas condiciones de presión y temperatura, la relación entre los volúmenes es igual a la que hay entre el número de moléculas que reaccionan:



Como el número de átomos se conserva, tiene que haber 3 átomos de carbono y 8 átomos de hidrógeno a la izquierda (como el número de átomos de oxígeno a ambos lados ya coincide, el propano no puede contener ningún átomo de O). La fórmula química ha de ser, por tanto:



- 11 Tenemos un recipiente con 2 kg de metano y otro, en las mismas condiciones de presión y temperatura, de volumen doble, que contiene 7,98 kg de oxígeno. Calcula la relación que hay entre las masas de una molécula de metano y otra de oxígeno.**

Según la hipótesis de Avogadro, volúmenes iguales de gases distintos, en las mismas condiciones de presión y temperatura, han de tener el mismo número de moléculas. Como el recipiente que contiene oxígeno tiene volumen doble que el de metano, ha de haber el doble de moléculas de oxígeno que de metano. Es decir, si  $N$  es el número de moléculas de metano, tendremos  $2 \cdot N$  moléculas de O<sub>2</sub>. Como conocemos la masa total de cada una de estas sustancias, podemos plantear las dos ecuaciones siguientes:

$$N \cdot M(\text{metano}) = 2 \text{ kg}$$

$$2 \cdot N \cdot M(\text{O}_2) = 7,98 \text{ kg}$$

Dividiendo ambas ecuaciones nos queda:

$$\frac{N \cdot M(\text{metano})}{2 \cdot N \cdot M(\text{O}_2)} = \frac{2}{7,98} \rightarrow \frac{M(\text{metano})}{M(\text{O}_2)} = 2 \cdot \frac{2}{7,98} \approx 0,50$$

- 12** Un recipiente de volumen  $V$  contiene 10 g de dióxido de nitrógeno, y otro, de volumen  $V/2$ , contiene 8,26 g de anhídrido nitroso (medidos ambos en las mismas condiciones). Calcula la relación entre las masas de una molécula de anhídrido nitroso y otra de dióxido de nitrógeno.

Según la hipótesis de Avogadro, volúmenes iguales de gases distintos, en las mismas condiciones de presión y temperatura, han de tener el mismo número de moléculas. El recipiente que contiene anhídrido nitroso tiene la mitad de volumen que el de dióxido de nitrógeno, por lo que si  $N$  es el número de moléculas de anhídrido nitroso, tendremos  $2 \cdot N$  moléculas de dióxido de nitrógeno. Como conocemos la masa total de cada una de estas sustancias, podemos plantear las dos ecuaciones siguientes:

$$2 \cdot N \cdot M(\text{dióxido de nitrógeno}) = 10 \text{ g}$$

$$N \cdot M(\text{anhídrido nitroso}) = 8,26 \text{ g}$$

Dividiendo ambas ecuaciones, nos queda:

$$\frac{2 \cdot N \cdot M(\text{anhídrido nitroso})}{N \cdot M(\text{dióxido de nitrógeno})} = \frac{8,26}{10} \rightarrow \frac{M(\text{anhídrido nitroso})}{M(\text{dióxido de nitrógeno})} = \frac{8,26}{2 \cdot 10} = 0,41$$

## Página 59

- 13** Reaccionan 0,5 L de nitrógeno con 2 L de hidrógeno. ¿Cuáles son los productos que quedarán al final de la reacción? Calcula sus volúmenes. ¿Cuántas moléculas de amoníaco se han obtenido, si los volúmenes anteriores estaban calculados en c. n.?

Sabemos que 1 volumen de  $\text{N}_2$  reacciona con 3 volúmenes de  $\text{H}_2$  para dar 2 volúmenes de  $\text{NH}_3$ . Por lo tanto, las proporciones entre los volúmenes son las siguientes:

$$\frac{V_{\text{N}_2}}{V_{\text{H}_2}} = \frac{1}{3}, \quad \frac{V_{\text{N}_2}}{V_{\text{NH}_3}} = \frac{1}{2}$$

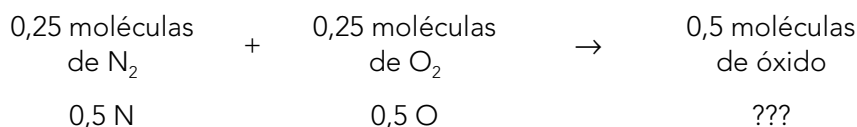
Si tenemos 0,5 L de  $\text{N}_2$ , reaccionarán  $3 \cdot 0,5 = 1,5$  L de  $\text{H}_2$ , y sobrarán 0,5 L de  $\text{H}_2$ . Además, se formarán  $2 \cdot 0,5 = 1$  L de  $\text{NH}_3$ . Así pues, al final se tendrán 0,5 L de  $\text{H}_2$  sobrante, y 1 L de  $\text{NH}_3$ .

Como 22,4 L de un gas ideal en c. n. contiene  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas, en 1 L tendremos:

$$\frac{22,4 \text{ L}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}} = \frac{1 \text{ L}}{N \text{ moléculas}} \rightarrow N = \frac{6,022 \cdot 10^{23}}{22,4} = 2,688 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

- 14** Experimentalmente se encuentra que 0,25 L de  $\text{N}_2$  reaccionan con 0,25 L de  $\text{O}_2$ , para dar 0,5 L de óxido nítrico, medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura. Calcula la fórmula molecular del óxido.

Como todos los volúmenes están medidos en las mismas condiciones, la relación entre estos y el número de moléculas será la misma:



Fíjate que no podemos tener 0,5 átomos de ninguno de los elementos, por lo que multiplicamos por 2, y ya tenemos 1 N + 1 O. Por tanto, la fórmula del óxido nítrico será NO.

- 15** Se tienen dos volúmenes iguales en las mismas condiciones de presión y temperatura, uno con 15,46 g de metano y otro con 56,04 g de butano. Si la masa molecular del metano es de 16 u, calcula la del butano.

Según la hipótesis de Avogadro, volúmenes iguales de gases distintos, en las mismas condiciones de presión y temperatura, han de tener el mismo número de moléculas. Como los dos recipientes tienen el mismo volumen, el número de moléculas,  $N$ , en ambos casos, será el mismo. Entonces:

$$N \cdot M(\text{metano}) = 15,46 \text{ g}$$

$$N \cdot M(\text{butano}) = 56,04 \text{ g}$$

Dividiendo estas dos ecuaciones, nos queda:

$$\frac{N \cdot M(\text{butano})}{N \cdot M(\text{metano})} = \frac{56,04}{15,46} \rightarrow \frac{M(\text{butano})}{M(\text{metano})} = \frac{56,04}{15,46} = 3,63$$

Por lo tanto, la masa de la molécula de butano será:

$$M(\text{butano}) = 3,63 \cdot M(\text{metano}) = 3,63 \cdot 16 = 58 \text{ u}$$

En este caso, hemos calculado la masa molecular del butano sin cifras decimales, ya que así es como se nos da la del metano en el enunciado.

- 16** Se tienen dos recipientes en las mismas condiciones de presión y temperatura: uno de 2 L, con 3,929 g de propano, y otro con 6,473 g de butano. Sabiendo que la masa molecular del propano es de 44 u y la del butano de 58 u, calcula el volumen del segundo recipiente.

Tenemos 2 L de propano, y nos dicen que su masa es de 3,929 g. Por lo tanto, el número de moléculas que contendrá ese recipiente verificará:

$$N_{\text{propano}} \cdot M(\text{propano}) = 3,929 \text{ g}$$

De igual forma, el segundo recipiente tiene 6,473 g de butano, por lo que:

$$N_{\text{butano}} \cdot M(\text{butano}) = 6,473 \text{ g}$$

Dividiendo ambas ecuaciones tendremos:

$$\frac{N_{\text{butano}} \cdot M(\text{butano})}{N_{\text{propano}} \cdot M(\text{propano})} = \frac{6,473}{3,929} = 1,648$$

Las masas molares de los dos compuestos son:

$$M(\text{propano}) = 44 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{butano}) = 58 \text{ g/mol}$$

Conocidas las masas molares, podemos obtener la relación entre el número de moléculas:

$$\frac{N_{\text{butano}}}{N_{\text{propano}}} = 1,648 \cdot \frac{M(\text{propano})}{M(\text{butano})} = 1,648 \cdot \frac{44}{58} = 1,25$$

Como la proporción que hay entre el número de moléculas es el mismo que el que existe entre los volúmenes (siempre que se midan en las mismas condiciones de presión y temperatura, como es el caso), entonces el volumen del recipiente de butano será:

$$\frac{V_{\text{butano}}}{V_{\text{propano}}} = 1,25 \rightarrow V_{\text{butano}} = 1,25 \cdot V_{\text{propano}} = 1,25 \cdot 2 = 2,5 \text{ L}$$



## Masa atómica, masa molecular y masa fórmula

- 17** Calcula cuántos átomos hay en un lingote de oro de 1 kg. Si su precio es de 35441,96 euros, calcula la masa y el precio de  $2 \cdot 10^{17}$  átomos de oro. Toma un valor para la masa atómica del oro:  $m(\text{Au}) = 196,97 \text{ u}$ .

Como la masa atómica del oro es 196,97 u, sabemos que en 196,97 g de Au habrá  $N_A$  átomos. Por lo tanto:

$$\frac{196,97 \text{ g de Au}}{N_A \text{ átomos de Au}} = \frac{1000 \text{ g de Au}}{N \text{ átomos de Au}} \rightarrow N = N_A \cdot \frac{1000}{196,97} = 3,057 \cdot 10^{24} \text{ átomos de Au}$$

La masa de  $2 \cdot 10^{17}$  átomos de oro será:

$$\frac{196,97 \text{ g de Au}}{N_A \text{ átomos de Au}} = \frac{m}{2 \cdot 10^{17} \text{ átomos de Au}} \rightarrow$$

$$m = 196,97 \cdot \frac{2 \cdot 10^{17}}{6,022 \cdot 10^{23}} = 6,54 \cdot 10^{-5} \text{ g} = 0,0654 \text{ mg}$$

Su precio será:

$$\frac{1000 \text{ g}}{35441,96 \text{ euros}} = \frac{6,54 \cdot 10^{-5} \text{ g}}{x} \rightarrow x = 35441,96 \cdot \frac{6,54 \cdot 10^{-5}}{1000} = 0,00232 \text{ euros}$$

- 18** Di dónde habrá más moléculas, en 3 g de flúor ( $\text{F}_2$ ) o en 2 g de amoníaco ( $\text{NH}_3$ ). Utiliza los siguientes valores de masa atómica:  $m(\text{H}) = 1,01 \text{ u}$ ;  $m(\text{N}) = 14,01 \text{ u}$ ;  $m(\text{F}) = 19,00 \text{ u}$

Calculamos, en primer lugar, las masas de ambas moléculas:

$$m(\text{NH}_3) = 14,01 + 3 \cdot 1,01 = 17,04 \text{ u}$$

$$m(\text{F}_2) = 2 \cdot 19,00 = 38,00 \text{ u}$$

Por tanto, sus masas molares son:

$$M(\text{NH}_3) = 17,04 \text{ g/mol}$$

$$M(\text{F}_2) = 38,00 \text{ g/mol}$$

El número de moléculas de ambas sustancias se calcula de la siguiente forma:

$$\frac{17,04 \text{ g de NH}_3}{N_A \text{ moléculas de NH}_3} = \frac{3,00 \text{ g de NH}_3}{N \text{ moléculas de NH}_3} \rightarrow N = 1,060 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de NH}_3$$

$$\frac{38,00 \text{ g de F}_2}{N_A \text{ moléculas de F}_2} = \frac{2,00 \text{ g de F}_2}{N \text{ moléculas de F}_2} \rightarrow N = 3,170 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de F}_2$$

Por lo tanto, hay más moléculas de amoníaco que de flúor.

- 19** Calcula cuántas moléculas hay en 25 g de metano ( $\text{CH}_4$ ). Utiliza los siguientes valores de la masa atómica:  $m(\text{C}) = 12,01 \text{ u}$ ;  $m(\text{H}) = 1,01 \text{ u}$ .

En primer lugar, calculamos la masa molecular:

$$m(\text{CH}_4) = 1 \cdot 12,01 + 4 \cdot 1,01 = 16,05 \text{ u}$$

Por tanto, su masa molar es 16,05 g/mol y el número de moléculas:

$$\frac{16,05 \text{ g de CH}_4}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CH}_4} = \frac{25 \text{ g de CH}_4}{N \text{ moléculas de CH}_4} \rightarrow N = 9,380 \cdot 10^{23}$$

**20** Calcula cuántas moléculas hay en 30 g de propanol ( $C_3H_8O$ ). Halla también el número de átomos de C, H y O que contendrá.

**Datos:**  $m(H) = 1,01 \text{ u}$ ;  $m(O) = 16,00 \text{ u}$ ;  $m(C) = 12,01 \text{ u}$

Calculamos, en primer lugar, la masa molecular:

$$m(C_3H_8O) = 3 \cdot 12,01 + 8 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 60,11 \text{ u}$$

Por tanto, su masa molar es 60,11 g/mol y el número de moléculas será:

$$\frac{60,11 \text{ g de } C_3H_8O}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } C_3H_8O} = \frac{30 \text{ g de } C_3H_8O}{N \text{ moléculas de } C_3H_8O} \rightarrow$$

$$\rightarrow N = 3,006 \cdot 10^{23}$$

Cada molécula de propanol tiene 3 átomos de C, 8 de H y 1 de O. Por tanto:

$$N_C = 3 \cdot 3,006 \cdot 10^{23} = 9,018 \cdot 10^{23}$$

$$N_H = 8 \cdot 3,006 \cdot 10^{23} = 2,405 \cdot 10^{24}$$

$$N_O = 1 \cdot 3,006 \cdot 10^{23} = 3,006 \cdot 10^{23}$$

## Cantidad de sustancia

**21** Si bebes 200 mL de agua, ¿cuántas moléculas has ingerido? Toma una densidad para el agua:  $d(\text{agua}) = 1 \text{ g/cm}^3$ .

Como  $1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ mL}$ , la densidad del agua será  $d = 1 \text{ g/mL}$ . Por tanto, la masa de agua ingerida es de 200 g. Su masa molecular es:

$$m(H_2O) = 2 \cdot 1,01 + 1 \cdot 16,00 = 18,02 \text{ u}$$

Y la masa molar:  $M(H_2O) = 18,02 \text{ g/mol}$ . Con esta información ya podemos resolver el problema. Vamos a hacerlo de dos formas equivalentes:

### 1.ª forma:

En primer lugar, calculamos la cantidad de sustancia:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{200 \text{ g}}{18,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 11,10 \text{ mol}$$

Y ahora obtenemos el número de moléculas utilizando la ecuación (1) de la sección 6:

$$N = n \cdot N_A = 11,10 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 6,684 \cdot 10^{24}$$

### 2.ª forma:

Como la masa molecular es  $m = 18,02 \text{ u}$ , en 18,02 g de  $H_2O$  hay  $6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas. Por tanto:

$$\frac{18,02 \text{ g de } H_2O}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } H_2O} = \frac{200 \text{ g de } H_2O}{N \text{ moléculas de } H_2O} \rightarrow$$

$$\rightarrow N = 6,684 \cdot 10^{24}$$

Como vemos, ambos resultados coinciden.

**22 El valor medio de CO<sub>2</sub> expirado es de 450 mL por minuto. Calcula la cantidad de sustancia y la masa de CO<sub>2</sub> emitido en condiciones normales.**

La masa molecular del CO<sub>2</sub> es:

$$m(\text{CO}_2) = 1 \cdot 12,01 + 2 \cdot 16,00 = 44,01 \text{ u}$$

Por tanto, su masa molar es  $M(\text{CO}_2) = 44,01 \text{ g/mol}$ . Si se miden los 450 mL en c.n., la cantidad de sustancia será:

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{0,450}{22,4} = 0,020 \text{ mol}$$

y la masa:

$$m = n \cdot M = 0,020 \cdot 44,01 = 0,880 \text{ g}$$

**23 Calcula la masa, la cantidad de sustancia y la cantidad de átomos que hay en un globo de 3 L de volumen lleno de hidrógeno (medidos en c. e.).**

Veamos primero la cantidad de sustancia de hidrógeno molecular (H<sub>2</sub>) que hay en el globo. Como nos dicen que el volumen se mide en condiciones estándar ( $V_m = 22,7 \text{ L}$ ):

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{3 \text{ L}}{22,7 \text{ L/mol}} = 0,132 \text{ mol}$$

La masa de hidrógeno que contiene será, por tanto:

$$m = n \cdot \underbrace{M(\text{H}_2)}_{= 2 \cdot 1,01 = 2,02 \text{ g/mol}} = 0,132 \cdot 2,02 = 0,267 \text{ g}$$

Ahora hay que tener precaución, puesto que nos piden el número de átomos, no el de moléculas. En primer lugar:

$$N_{\text{H}_2} = n \cdot N_A = 0,132 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 7,949 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de H}_2$$

El número de átomos, entonces, será el doble:

$$N_{\text{H}} = 2 \cdot 7,949 \cdot 10^{22} = 1,590 \cdot 10^{23} \text{ átomos de H}$$

**24 La fructosa es un tipo de azúcar presente en la fruta, y su fórmula es C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>. Calcula qué cantidad de sustancia habrá en 2 g de fructosa y cuántos átomos de hidrógeno contendrá.**

Calculamos, en primer lugar, la masa molecular y la masa molar de la fructosa:

$$m(\text{fructosa}) = 6 \cdot 12,01 + 12 \cdot 1,01 + 6 \cdot 16,00 = 180,18 \text{ u}$$

$$M(\text{fructosa}) = 180,18 \text{ g/mol}$$

Luego la cantidad de sustancia será:

$$n = \frac{2,00 \text{ g}}{180,18 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,011 \text{ mol}$$

Nos piden el número de átomos de H. Calculamos, primero, el número de moléculas de fructosa:

$$N_{\text{fructosa}} = n \cdot N_A = 0,011 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 6,624 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de fructosa}$$

Ahora, como cada una de ellas contiene 12 átomos de hidrógeno:

$$N_{\text{H}} = 12 \cdot N_{\text{fructosa}} = 7,949 \cdot 10^{22} \text{ átomos de H}$$

**25** Completa la siguiente tabla con información sobre cuatro cantidades de sulfuro de hidrógeno ( $H_2S$ ). Todas ellas están referidas a condiciones normales. Toma un valor para la masa atómica del azufre:  $m(S) = 32,06$  u.

	Vol./L	Cantidad de sustancia/mol	Número de moléculas	Masa de $H_2S/g$	Masa de azufre/g
A	4				
B					25
C				3	
D		0,23			

En primer lugar, calculamos la masa molecular del  $H_2S$ :

$$m(H_2S) = 32,06 + 2 \cdot 1,01 = 34,08 \text{ u}$$

Por tanto, la masa molar será:

$$M(H_2S) = 34,08 \text{ g/mol}$$

#### Muestra A:

Veamos la cantidad de sustancia:

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{4,0 \text{ L}}{22,4 \text{ L/mol}} = 0,179 \text{ mol}$$

A partir de aquí, ya podemos obtener el resto de la información. Por ejemplo, el número de moléculas viene dado por:

$$N = n \cdot N_A = 0,179 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 1,078 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

Y la masa:

$$m = n \cdot M(H_2S) = 0,179 \cdot 34,08 = 6,10 \text{ g}$$

Por último, sabemos que, de 34,08 g que tiene un mol de  $H_2S$ , 32,06 g corresponden al azufre; luego:

$$\frac{34,08 \text{ g de } H_2S}{32,06 \text{ g de S}} = \frac{6,10 \text{ g de } H_2S}{m_S} \rightarrow m_S = 6,10 \cdot \frac{32,06}{34,08} = 5,74 \text{ g de S}$$

La fila A quedará de la siguiente manera:

	Vol./L	Cantidad de sustancia/mol	Nº de moléculas	Masa/g	Masa de azufre/g
A	4	0,179	$1,078 \cdot 10^{23}$	6,10	5,74

#### Muestra B:

En este caso, conocemos la masa de azufre. Hallemos la cantidad de sustancia:

$$n = \frac{m}{M(S)} = \frac{25 \text{ g}}{32,06 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,780 \text{ mol de S}$$

Si nos fijamos en la fórmula química, vemos que por cada mol de  $H_2S$  tenemos un mol de S. Por tanto, hemos de tener 0,780 mol de  $H_2S$ . Lo calculamos de la misma forma que en el apartado anterior:

$$\frac{34,08 \text{ g de } H_2S}{32,06 \text{ g de S}} = \frac{m_{H_2S}}{25 \text{ g de S}} \rightarrow m_{H_2S} = 25 \cdot \frac{34,08}{32,06} = 26,58 \text{ g de } H_2S$$

Y a partir de aquí calculamos el número de moles:

$$n = \frac{m}{M(\text{H}_2\text{S})} = \frac{26,58}{34,08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,780 \text{ mol de H}_2\text{S}$$

Como vemos, ambos resultados coinciden. Ahora ya es fácil calcular el volumen y el número de moléculas:

$$N = n \cdot N_A = 0,780 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 4,697 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$V = n \cdot V_m = 0,780 \cdot 22,4 = 17,47 \text{ L}$$

La fila B quedará, por tanto, de la siguiente manera:

	Vol./L	Cantidad de sustancia/mol	Nº de moléculas	Masa/g	Masa de azufre/g
<b>B</b>	17,47	0,780	$4,697 \cdot 10^{23}$	26,58	25

### Muestra C:

En este caso, conocemos la masa de  $\text{H}_2\text{S}$ . Calculamos la cantidad de sustancia de  $\text{H}_2\text{S}$ :

$$n = \frac{m}{M(\text{H}_2\text{S})} = \frac{3 \text{ g}}{34,08 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,088 \text{ mol de H}_2\text{S}$$

A partir de aquí, ya podemos obtener el resto de la información:

$$N = n \cdot N_A = 0,088 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 5,299 \cdot 10^{22} \text{ moléculas}$$

$$\frac{34,08 \text{ g de H}_2\text{S}}{32,06 \text{ g de S}} = \frac{3 \text{ g de H}_2\text{S}}{m_s} \rightarrow m_s = 3 \cdot \frac{32,06}{34,08} = 2,82 \text{ g de S}$$

$$V = n \cdot V_m = 0,088 \cdot 22,4 = 1,97 \text{ L}$$

Por tanto, la fila C quedará de la siguiente manera:

	Vol./L	Cantidad de sustancia/mol	Nº de moléculas	Masa/g	Masa de azufre/g
<b>C</b>	1,97	0,088	$5,299 \cdot 10^{22}$	3,00	2,82

### Muestra D:

En este caso, conocemos directamente la cantidad de sustancia de  $\text{H}_2\text{S}$ , por lo que podemos calcular todo lo demás de forma directa:

$$m = n \cdot M(\text{H}_2\text{S}) = 0,23 \cdot 34,08 = 7,84 \text{ g de H}_2\text{S}$$

$$N = n \cdot N_A = 0,23 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 1,385 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

$$V = n \cdot V_m = 0,23 \cdot 22,4 = 5,15 \text{ L}$$

Como tenemos 0,23 moles de  $\text{H}_2\text{S}$ , también tendremos 0,23 moles de S, por lo que:

$$m_s = n \cdot M(\text{S}) = 0,23 \text{ mol} \cdot 32,06 \text{ g/mol} = 7,37 \text{ g de S}$$

La fila D quedará, por tanto, de la siguiente manera:

	Vol./L	Cantidad de sustancia/mol	Nº de moléculas	Masa/g	Masa de azufre/g
<b>D</b>	5,15	0,23	$1,385 \cdot 10^{23}$	7,84	7,37

**26** Indica la cantidad de sustancia que hay en un clavo de hierro de 1,5 g de masa. Calcula el número de átomos que contendrá. Utiliza el siguiente valor para la masa atómica del hierro:  $m(\text{Fe}) = 55,86 \text{ u}$ .

La cantidad de sustancia que habrá en 1 g de hierro vendrá dada por:

$$n = \frac{m}{M(\text{Fe})} = \frac{1 \text{ g}}{55,86 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,0179 \text{ mol de Fe}$$

Y el número de átomos:

$$N = n \cdot N_A = 0,0179 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 1,078 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Fe}$$

**27** Tenemos un recipiente con 25 g de agua. Calcula:

a) La cantidad de sustancia.

b) Cuántas moléculas habrá.

c) Contesta a las preguntas anteriores si, en vez de agua, tuviéramos «agua pesada»,  $\text{D}_2\text{O}$ , donde D hace referencia al deuterio, isótopo del hidrógeno.

Dato:  $m(\text{D}) = 2,0141 \text{ u}$ .

Calculamos, en primer lugar, la masa molecular del  $\text{H}_2\text{O}$ :

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 2 \cdot 1,01 + 16,00 = 18,02 \text{ u}$$

Por tanto, la masa molar será:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \text{ g/mol}$$

a) La cantidad de sustancia que habrá en 25 g de agua será:

$$n = \frac{m}{M(\text{H}_2\text{O})} = \frac{25,00 \text{ g}}{18,02 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,387 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

b) El número de moléculas será, por tanto:

$$N = n \cdot N_A = 1,387 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 8,353 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

c) La masa molecular del  $\text{D}_2\text{O}$  es:

$$m(\text{D}_2\text{O}) = 2 \cdot 2,0141 + 16,00 = 20,0282 \text{ u}$$

Y su masa molar:

$$M(\text{D}_2\text{O}) = 20,0282 \text{ g/mol}$$

Por tanto, la cantidad de sustancia es:

$$n = \frac{m}{M(\text{D}_2\text{O})} = \frac{25,0000 \text{ g}}{20,0282 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,248 \text{ mol de D}_2\text{O}$$

Y el número de moléculas:

$$N = n \cdot N_A = 1,248 \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 7,516 \cdot 10^{23} \text{ moléculas}$$

**28** En un recipiente de 27,66 L de capacidad hay 87,55 g de un gas desconocido, a 0 °C y 1 atm de presión. De entre las siguientes posibilidades, di cuál es el gas:  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{Cl}_2$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{CH}_4$ .

Datos:  $m(\text{H}) = 1,01 \text{ u}$ ;  $m(\text{O}) = 16,00 \text{ u}$ ;  $m(\text{Cl}) = 35,45 \text{ u}$ ;  $m(\text{N}) = 14,01 \text{ u}$ ;

$m(\text{C}) = 12,01 \text{ u}$ .

Como el gas está en condiciones normales y sabemos el volumen que ocupa, podemos calcular la cantidad de sustancia que tenemos:

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{27,66 \text{ L}}{22,40 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,235 \text{ mol}$$

Puesto que conocemos la masa y la cantidad de sustancia, podemos calcular la masa molar:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow M = \frac{m}{n} = \frac{87,550 \text{ g}}{1,235 \text{ mol}} = 70,89 \text{ g/mol}$$

De todas las posibilidades que nos dan, el único gas que tiene esta masa molar es el  $\text{Cl}_2$ .

**29 Un recipiente contiene 24,08 g de un cierto gas, con  $9,033 \cdot 10^{23}$  moléculas. De entre las siguientes posibilidades, di cuál es dicho gas: a)  $\text{O}_2$ , b)  $\text{H}_2$ , c)  $\text{Cl}_2$ , d)  $\text{N}_2$ , e)  $\text{CH}_4$ . Calcula el volumen del recipiente en condiciones estándar.**

**Datos:**  $m(\text{H}) = 1,01 \text{ u}$ ;  $m(\text{O}) = 16,00 \text{ u}$ ;  $m(\text{Cl}) = 35,45 \text{ u}$ ;  $m(\text{N}) = 14,01 \text{ u}$ ;

$m(\text{C}) = 12,01 \text{ u}$ .

A partir del número de moléculas, podemos calcular la cantidad de sustancia, puesto que sabemos que 1 mol de cualquier sustancia contiene un número de Avogadro de moléculas:

$$N = n \cdot N_A \rightarrow n = \frac{N}{N_A} = \frac{9,033 \cdot 10^{23}}{6,022 \cdot 10^{23}} = 1,5 \text{ mol}$$

Conocida la masa, ya podemos obtener la masa molar:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow M = \frac{m}{n} = \frac{24,08 \text{ g}}{1,5 \text{ mol}} = 16,05 \text{ g/mol}$$

Por lo tanto, tiene que ser e) metano (comprueba que su masa molar es, efectivamente, 16,05 g/mol).

El volumen del recipiente, si el gas está en c. e., será:

$$V = n \cdot V_m = 1,5 \cdot 22,7 = 34,1 \text{ L}$$

**30 Un recipiente contiene 2 L de oxígeno en c. n. Calcula la cantidad de sustancia y la masa de dicho gas. Contesta a la pregunta anterior si, en vez de oxígeno, se tratara de ozono ( $\text{O}_3$ ). ¿Cuál de los dos es más denso?**

La masa molecular del  $\text{O}_2$  (teniendo en cuenta que el oxígeno gaseoso está formado por una molécula con dos átomos de oxígeno) es 32,00 u. Por tanto, su masa molar es 32 g/mol.

Sabiendo que contiene 2 L de gas en c. n., la cantidad de sustancia será:

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{2 \text{ L}}{22,4 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,089 \text{ mol}$$

Y la masa contenida en el recipiente:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow m = n \cdot M = 0,089 \cdot 32,00 = 2,848 \text{ g}$$

En el caso de que se trate de ozono, la masa molecular es:  $3 \cdot 16,00 = 48,00 \text{ u}$ . La cantidad de sustancia es la misma, puesto que, a igualdad de presión y temperatura, cantidades iguales de gases diferentes ocupan el mismo volumen. Sin embargo, la masa cambia:

$$m = n \cdot M = 0,089 \cdot 48 = 4,272 \text{ g}$$

Así pues, en el mismo volumen tenemos una masa mayor de ozono, por lo que este será el más denso de los dos. Comprobémoslo (ten cuidado con el cambio de unidades: 1 L = 1000 mL = 1000 cm<sup>3</sup>).

$$d_{\text{O}_2} = \frac{m}{V} = \frac{2,848 \text{ g}}{2000 \text{ cm}^3} = 1,424 \cdot 10^{-3} \text{ g/cm}^3$$

$$d_{\text{O}_3} = \frac{m}{V} = \frac{4,272 \text{ g}}{2000 \text{ cm}^3} = 2,136 \cdot 10^{-3} \text{ g/cm}^3$$

## Página 60

**31** En un recipiente hay 2 mol de ácido sulfúrico (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>). Calcula:

a) Su masa en gramos.

b) Su volumen en condiciones estándar.

c) La cantidad de sustancia y la masa de S, O y H que hay en el recipiente.

Utiliza un valor para la masa atómica del azufre:  $m(\text{S}) = 32,06 \text{ u}$ .

Calculamos, en primer lugar, la masa molecular del ácido sulfúrico:

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4) = 1 \cdot 32,06 + 4 \cdot 16,00 + 2 \cdot 1,01 = 98,08 \text{ u}$$

Por tanto, su masa molar es:

$$M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98,08 \text{ g/mol}$$

a) La masa de 2 moles será:

$$n = \frac{m}{M(\text{SO}_4\text{H}_2)} \rightarrow m = n \cdot M(\text{SO}_4\text{H}_2) = 2 \cdot 98,08 = 196,16 \text{ g}$$

b) El volumen, en c. e., será:

$$V = n \cdot V_m = 2 \cdot 22,7 = 45,4 \text{ L}$$

c) A partir de la fórmula molecular de ácido sulfúrico, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, vemos que por cada mol de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, hay 1 mol de S, 4 moles de O y 2 moles de H. Por lo tanto, habrá:

- 2 moles de S
- 8 moles de O
- 4 moles de H

Con esta información y con las masas molares, ya podemos obtener la masa de cada una de estas sustancias:

$$m_{\text{S}} = n_{\text{S}} \cdot M(\text{S}) = 2 \cdot 32,06 = 64,12 \text{ g}$$

$$m_{\text{O}} = n_{\text{O}} \cdot M(\text{O}) = 8 \cdot 16,00 = 128,00 \text{ g}$$

$$m_{\text{H}} = n_{\text{H}} \cdot M(\text{H}) = 4 \cdot 1,01 = 4,04 \text{ g}$$

**32** En un recipiente de 125 mL hay oxígeno en condiciones estándar. Calcula la masa de oxígeno y el número de moléculas. Calcula la masa de hidrógeno que reaccionará con esta cantidad de oxígeno y la masa de agua que se formará.

Como el gas se encuentra en condiciones estándar, podemos calcular la cantidad de sustancia:

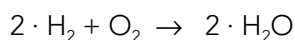
$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{0,125 \text{ L}}{22,7 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}} = 5,51 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$



El número de moléculas vendrá dado por:

$$N = n \cdot N_A = 5,51 \cdot 10^{-3} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} = 3,318 \cdot 10^{21}$$

A partir de la reacción de combustión del hidrógeno para dar agua:



vemos que por cada mol de oxígeno necesitamos 2 moles de hidrógeno. Luego harán falta:  $2 \cdot 5,58 \cdot 10^{-3} = 1,12 \cdot 10^{-2}$  moles de  $\text{H}_2$ . Como:

$$M(\text{H}_2) = 2,02 \text{ g/mol}$$

la masa necesaria será:

$$m_{\text{H}_2} = 1,12 \cdot 10^{-2} \cdot 2,02 = 2,26 \cdot 10^{-2} \text{ g de H}_2$$

Además, se forma la misma cantidad de sustancia de  $\text{H}_2\text{O}$  que la que se consume de  $\text{H}_2$ . Por tanto, al final habrá  $1,12 \cdot 10^{-2}$  moles de  $\text{H}_2\text{O}$ . Como su masa molar es:

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18,02 \text{ g/mol}$$

tendremos:

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = 1,12 \cdot 10^{-2} \cdot 18,02 = 20,18 \cdot 10^{-2} \text{ g de H}_2\text{O}$$

## Fórmulas químicas. Composición

**33** Para que la extracción de un cierto metal sea rentable, es necesario calcular previamente la composición centesimal del mineral en el que se encuentra. Tenemos tres minerales que contienen cobre: calcopirita ( $\text{CuFeS}_2$ ), calcocita ( $\text{Cu}_2\text{S}$ ) y cuprita ( $\text{Cu}_2\text{O}_2$ ). Si se quiere extraer cobre, ¿cuál de ellos sería más rentable? ¿Y si lo que se quiere es azufre?

**Datos:**  $m(\text{Cu}) = 63,55 \text{ u}$ ;  $m(\text{Fe}) = 55,85 \text{ u}$ ;  $m(\text{S}) = 32,06 \text{ u}$ ;  $m(\text{O}) = 16,00 \text{ u}$ .

Vamos a calcular la composición centesimal de los tres minerales para conocer cuáles son los porcentajes en masa de cobre y de azufre.

### Calcopirita:

Calculamos su masa fórmula:

$$m(\text{calcopirita}) = 1 \cdot 63,55 + 1 \cdot 55,85 + 2 \cdot 32,06 = 183,52 \text{ u}$$

Composición centesimal:

$$\frac{63,55 \text{ u de Cu}}{183,52 \text{ u de CuFeS}_2} = \frac{100}{x} \rightarrow x = 34,63 \% \text{ de Cu}$$

$$\frac{55,85 \text{ u de Fe}}{183,52 \text{ u de CuFeS}_2} = \frac{100}{y} \rightarrow y = 30,43 \% \text{ de Fe}$$

$$\frac{2 \cdot 32,06 \text{ u de S}}{183,52 \text{ u de CuFeS}_2} = \frac{100}{z} \rightarrow z = 34,94 \% \text{ de S}$$

### Calcocita:

Calculamos su masa fórmula:

$$m(\text{calcocita}) = 2 \cdot 63,55 + 32,06 = 159,16 \text{ u}$$

Composición centesimal:

$$\frac{159,16 \text{ u de Cu}_2\text{S}}{2 \cdot 63,55 \text{ u de Cu}} = \frac{100}{x} \rightarrow x = 79,86 \% \text{ de Cu}$$

$$\frac{159,16 \text{ u de Cu}_2\text{S}}{32,06 \text{ u de S}} = \frac{100}{y} \rightarrow y = 20,14 \% \text{ de S}$$

**Cuprita:**

Calculamos su masa fórmula:

$$m(\text{cuprita}) = 2 \cdot 63,55 + 2 \cdot 16,00 = 159,10 \text{ u}$$

Composición centesimal:

$$\frac{159,10 \text{ u de Cu}_2\text{O}_2}{2 \cdot 63,55 \text{ u de Cu}} = \frac{100}{x} \rightarrow x = 79,89 \% \text{ de Cu}$$

$$\frac{159,10 \text{ u de Cu}_2\text{O}_2}{2 \cdot 16,00 \text{ u de O}} = \frac{100}{y} \rightarrow y = 20,11 \% \text{ de O}$$

Por lo tanto, vemos que el que tiene mayor porcentaje en masa de cobre es la cuprita, seguida por la calcocita. Por otra parte, de los dos minerales que contienen azufre, el que tiene mayor porcentaje en masa es la calcopirita.

**34 La cromita ( $\text{FeCr}_2\text{O}_4$ ), la cincocromita ( $\text{ZnCr}_2\text{O}_4$ ) y el zafiro ( $\text{Al}_2\text{O}_3\text{CrTi}$ ) son tres minerales de interés para el ser humano. Ordénalos en orden creciente de porcentaje en masa de cromo.**

**Datos:**  $m(\text{Fe}) = 55,85 \text{ u}$ ;  $m(\text{Cr}) = 52,00 \text{ u}$ ;  $m(\text{O}) = 16,00 \text{ u}$ ;  $m(\text{Zn}) = 65,38 \text{ u}$ ;

$m(\text{Al}) = 26,98 \text{ u}$ ;  $m(\text{Ti}) = 47,87 \text{ u}$ .

Vamos a calcular el porcentaje de cromo presente en los tres minerales.

**Cromita:**

Calculamos su masa fórmula:

$$m(\text{cromita}) = 1 \cdot 55,85 + 2 \cdot 52,00 + 4 \cdot 16,00 = 223,85 \text{ u}$$

Porcentaje en masa de cromo:

$$\frac{223,85 \text{ u de cromita}}{2 \cdot 52,00 \text{ u de Cr}} = \frac{100}{x} \rightarrow x = 46,46 \% \text{ de Cr}$$

**Cincocromita:**

Calculamos su masa fórmula:

$$m(\text{cincocromita}) = 1 \cdot 65,38 + 2 \cdot 52,00 + 4 \cdot 16,00 = 233,38 \text{ u}$$

Porcentaje en masa de cromo:

$$\frac{233,38 \text{ u de cincocromita}}{2 \cdot 52,00 \text{ u de Cr}} = \frac{100}{x} \rightarrow x = 44,56 \% \text{ de Cr}$$

**Zafiro:**

Calculamos su masa fórmula:

$$m(\text{zafiro}) = 2 \cdot 26,98 + 3 \cdot 16,00 + 1 \cdot 52,00 + 1 \cdot 47,87 = 201,83 \text{ u}$$

Porcentaje en masa de cromo:

$$\frac{201,83 \text{ u de zafiro}}{52,00 \text{ u de Cr}} = \frac{100}{x} \rightarrow x = 25,76 \% \text{ de Cr}$$

Por lo tanto, el orden creciente de porcentaje en masa de cromo será:

$$\text{Zafiro} < \text{Cincocromita} < \text{Cromita}$$

**35 La composición centesimal de un tipo de acero es la siguiente: 98% de hierro y 2% de carbono. Calcula cuántos átomos de hierro hay por cada uno de carbono. Toma un valor para la masa atómica del hierro:  $m(\text{Fe}) = 55,85 \text{ u}$ .**

Tomemos 100 g de este tipo de acero. Hay que tener en cuenta que se trata de una mezcla homogénea, y no, como hasta ahora, de una sustancia compuesta. Sin embargo, podemos realizar los cálculos de la misma forma que en los problemas anteriores, en los que sí que trabajábamos con sustancias, y aun así llegaremos a un resultado correcto.

Como tenemos 98 g de hierro y 2 g de carbono, podemos calcular la cantidad de sustancia de cada uno de ellos:

$$n_{\text{Fe}} = \frac{98,00 \text{ g}}{55,85 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,76 \text{ mol}$$

$$n_{\text{C}} = \frac{2,00 \text{ g}}{12,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,17 \text{ mol}$$

Dividimos la cantidad de sustancia de hierro entre la del carbono:

$$\frac{\text{Fe}}{\text{C}} \rightarrow \frac{1,75}{0,17} = 10,29$$

Es decir, por cada átomo de carbono hay 10,29 de hierro. Si queremos obtener una relación en números enteros sencillos, tendríamos 1029 átomos de Fe por cada 100 de C (esta proporción no se puede simplificar más).

**36 La composición centesimal del bronce es 88% de cobre y 12% de estaño. Calcula la proporción en la que se encuentran estos dos átomos.**

**Datos:  $m(\text{Cu}) = 63,55 \text{ u}$ ;  $m(\text{Sn}) = 118,71 \text{ u}$ .**

Tomemos 100 g de bronce. Igual que en el ejercicio anterior, se trata de una mezcla homogénea, no de una sustancia compuesta. Sin embargo, podemos llevar a cabo los cálculos igual que antes.

Como tenemos 88 g de cobre y 12 g de estaño:

$$n_{\text{Cu}} = \frac{88,00 \text{ g}}{63,55 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 1,39 \text{ mol}$$

$$n_{\text{Sn}} = \frac{12,00 \text{ g}}{118,71 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,10 \text{ mol}$$

Dividimos entre el menor de los valores:

$$\frac{\text{Cu}}{\text{Sn}} \rightarrow \frac{1,39}{0,10} = 13,9$$

Por lo tanto, hay aproximadamente 14 átomos de cobre por cada átomo de estaño.

**37 Un hidrocarburo contiene un 80,0% de carbono, siendo el resto hidrógeno. Calcula su fórmula empírica. Si su masa molar es 30,08 g/mol, deduce su fórmula molecular.**

Puesto que el 80,0 % corresponde al carbono, el 20,0 % restante será del hidrógeno. Tomamos entonces 100 g de este compuesto, y calculamos las cantidades de sustancia de C y de H.

$$n_{\text{C}} = \frac{80,00 \text{ g}}{12,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 6,66 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}} = \frac{20,00 \text{ g}}{1,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 19,80 \text{ mol}$$

Dividimos entre el menor de los valores:

$$\text{C} \rightarrow \frac{6,66}{6,66} = 1$$

$$\text{H} \rightarrow \frac{19,80}{6,66} = 2,97 \approx 3$$

Su fórmula empírica será, por tanto:  $\text{CH}_3$ . Puesto que la fórmula molecular ha de contener un número entero de veces a la unidad, será de la forma:  $(\text{CH}_3)_n$ . Veamos cuánto vale la masa fórmula, a fin de calcular el valor de  $n$ :

$$m(\text{CH}_3) = 1 \cdot 12,01 + 3 \cdot 1,01 = 15,04 \text{ u} \rightarrow M(\text{CH}_3) = 15,04 \text{ g/mol}$$

Como la masa molar de la sustancia vale 30,08 g/mol,  $n$  ha de ser:

$$n = \frac{30,08}{15,04} = 2$$

Luego la fórmula empírica será:

**38 El ácido acetilsalicílico es el componente principal de la aspirina. Se trata de un compuesto orgánico que contiene carbono (60%), hidrógeno (4,48%) y oxígeno. Deduce su fórmula empírica. Sabiendo que su masa molecular es de 180,17 u, obtén su fórmula molecular.**

Puesto que el 60,00 % corresponde al carbono y el 4,48 % al hidrógeno, el 35,52 % restante ha de ser de oxígeno. Ahora tomemos 100 g de este compuesto y calculamos las cantidades de sustancia de C, H y O:

$$n_{\text{C}} = \frac{60,00 \text{ g}}{12,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 5,00 \text{ mol}$$

$$n_{\text{H}} = \frac{4,48 \text{ g}}{1,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 4,44 \text{ mol}$$

$$n_{\text{O}} = \frac{35,52 \text{ g}}{16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,22 \text{ mol}$$

Dividimos entre el menor de los valores:

$$\text{C} \rightarrow \frac{5}{2,22} = 2,25$$

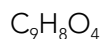
$$\text{H} \rightarrow \frac{4,44}{2,22} = 2$$

$$\text{O} \rightarrow \frac{2,22}{2,22} = 1$$

Vemos que no sale exactamente una proporción en números enteros sencillos, pero si multiplicamos por 4, obtenemos C: 9, H: 8, O: 4. Por lo tanto, la fórmula empírica será:  $C_9H_8O_4$ . Puesto que la fórmula molecular ha de contener un número entero de veces a la unidad, será de la forma:  $(C_9H_8O_4)_n$ . Veamos cuánto vale la masa fórmula, a fin de calcular el valor de  $n$ :

$$m(C_9H_8O_4) = 9 \cdot 12,01 + 8 \cdot 1,01 + 4 \cdot 16,00 = 180,17 \text{ u}$$

Como coincide con la masa molecular, vemos que  $n$  ha de valer 1, y la fórmula molecular será:



**39 El butano tiene un 82,76 % de carbono, siendo el resto hidrógeno. Determina su fórmula química, sabiendo que su masa molar es 58,14 g/mol.**

Puesto que el 82,76 % corresponde al carbono, el 17,24 % restante será del hidrógeno. Tomemos entonces 100 g de este compuesto, y calculamos la cantidad de sustancia de C y de H.

$$n_C = \frac{82,76 \text{ g}}{12,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 6,89 \text{ mol}$$

$$n_H = \frac{17,24 \text{ g}}{1,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 17,07 \text{ mol}$$

Dividimos entre el menor de los valores:

$$C \rightarrow \frac{6,89}{6,89} = 1$$

$$C \rightarrow \frac{17,07}{6,89} = 2,48 \approx 2,5$$

Vemos que no sale una proporción en números enteros sencillos, pero si multiplicamos por 2, obtenemos C: 2; H: 5. Su fórmula empírica será, por tanto:  $C_2H_5$ . Puesto que su fórmula molecular contiene un número entero de veces a la empírica, ha de ser de la forma:  $(C_2H_5)_n$ .

Veamos cuánto vale la masa fórmula:

$$m(C_2H_5) = 2 \cdot 12,01 + 5 \cdot 1,01 = 29,07 \text{ u}$$

Como la masa molecular vale 58,14 u, vemos que  $n$  ha de ser:

$$n = \frac{58,14}{29,07} = 2$$

Y la fórmula empírica:



**40 La glucosa es un compuesto orgánico que tiene C, O y H. Cuando se queman completamente 0,2 g de glucosa, se obtienen 0,2931 g de  $CO_2$  y 0,1200 g de vapor de agua. Si su masa molecular es 180,18 u, determina su fórmula molecular y su composición centesimal.**

Como se trata de un compuesto orgánico, todo el carbono y el hidrógeno de la glucosa pasan a formar parte del  $CO_2$  y el  $H_2O$ , respectivamente. Veamos entonces las masas de C y de H que hay después de la combustión:

- El  $CO_2$  tiene una masa molecular de 44,01 u, y el carbono, de 12,01 u. Esto quiere decir que, de 44,01 g de  $CO_2$ , 12,01 g corresponden al carbono. Por tanto:

$$\frac{44,01 \text{ g de } CO_2}{12,01 \text{ g de C}} = \frac{0,2931 \text{ g de } CO_2}{m_C} \rightarrow m_C = 0,0800 \text{ g de C}$$

- El  $\text{H}_2\text{O}$  tiene una masa molecular de 18,02 u, y el hidrógeno, de 1,01 u. Esto quiere decir que, de 18,02 g de  $\text{H}_2\text{O}$ , 2,02 g corresponden al hidrógeno. Por tanto:

$$\frac{18,02 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}}{2,02 \text{ g de H}} = \frac{0,1200 \text{ g de } \text{H}_2\text{O}}{m_{\text{H}}} \rightarrow m_{\text{H}} = 0,0135 \text{ g de H}$$

Estas masas de C y de H provienen exclusivamente de la glucosa. El resto ha de corresponder al oxígeno:

$$m_{\text{O}} = 0,2 - 0,0800 - 0,0135 = 0,1065 \text{ g de O}$$

A continuación, calculamos qué cantidades de sustancia de cada uno de estos elementos teníamos en la muestra de glucosa:

$$n_{\text{C}} = \frac{0,0800 \text{ g}}{12,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,00666 \text{ mol de C}$$

$$n_{\text{H}} = \frac{0,0135 \text{ g}}{1,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,01337 \text{ mol de H}$$

$$n_{\text{O}} = \frac{0,1065 \text{ g}}{16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,00666 \text{ mol de O}$$

A fin de obtener la proporción entre ellos, dividimos entre el menor, 0,00666, y obtenemos:

$$\text{C} \rightarrow \frac{0,00666}{0,00666} = 1; \quad \text{H} \rightarrow \frac{0,01337}{0,00666} = 2,01; \quad \text{O} \rightarrow \frac{0,00666}{0,00666} = 1$$

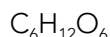
Por tanto, la fórmula empírica será:  $\text{CH}_2\text{O}$ . Calculamos la masa de esta unidad, es decir, su masa fórmula:

$$m(\text{CH}_2\text{O}) = 12,01 + 2 \cdot 1,01 + 16,00 = 30,03 \text{ u}$$

Puesto que nos dicen que su masa molecular es 180,18 u, tenemos:

$$n = \frac{180,18}{30,03} = 6$$

Y finalmente, ya tenemos que la fórmula molecular es:



Calculamos ahora su composición centesimal:

$$\frac{180,18 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{6 \cdot 12,01 \text{ g de C}} = \frac{100}{x} \rightarrow x = 39,99\% \text{ de C}$$

$$\frac{180,18 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{12 \cdot 1,01 \text{ g de H}} = \frac{100}{y} \rightarrow y = 6,73\% \text{ de H}$$

$$\frac{180,18 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{6 \cdot 16,00 \text{ g de O}} = \frac{100}{z} \rightarrow z = 53,28\% \text{ de O}$$

**41** El benceno es un compuesto orgánico que contiene solamente carbono e hidrógeno. Al quemar 2,5 g de benceno se obtienen 8,4499 g de  $\text{CO}_2$  y 1,7299 g de H. Se sabe que un 1 g de benceno, en condiciones estándar, ocupa un volumen de 0,291 L. Calcula su fórmula molecular.

Como se trata de un compuesto orgánico, todo el carbono y el hidrógeno de la glucosa pasan a formar parte del  $\text{CO}_2$  y el  $\text{H}_2\text{O}$ , respectivamente. Veamos entonces las masas de C y de H que hay después de la combustión:

- El  $\text{CO}_2$  tiene una masa molecular de 44,01 u, y el carbono, de 12,01 u. Esto quiere decir que, de 44,01 g de  $\text{CO}_2$ , 12,01 g corresponden al carbono. Por tanto:

$$\frac{44,01 \text{ g de CO}_2}{12,01 \text{ g de C}} = \frac{8,4499 \text{ g de CO}_2}{m_{\text{C}}} \rightarrow m_{\text{C}} = 2,3059 \text{ g de C}$$

- El  $\text{H}_2\text{O}$  tiene una masa molecular de 18,02 u, y el hidrógeno, de 1,01 u. Esto quiere decir que, de 18,02 g de  $\text{H}_2\text{O}$ , 2,02 g corresponden al hidrógeno. Por tanto:

$$\frac{18,02 \text{ g de H}_2\text{O}}{2,02 \text{ g de H}} = \frac{1,7799 \text{ g de H}_2\text{O}}{m_{\text{H}}} \rightarrow m_{\text{H}} = 0,1995 \text{ g de H}$$

Estas masas de C y de H provienen exclusivamente del benceno. Por tanto, las cantidades de sustancia de ambos elementos en la muestra original de benceno serán:

$$n_{\text{C}} = \frac{2,3059 \text{ g de C}}{12,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,1920 \text{ mol de C}$$

$$n_{\text{H}} = \frac{0,1995 \text{ g de H}}{1,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,1975 \text{ mol de H}$$

A fin de obtener la proporción entre ellos, dividimos entre el menor de los valores, y obtenemos:

$$\text{C} \rightarrow \frac{0,1920}{0,1920} = 1; \quad \text{H} \rightarrow \frac{0,1975}{0,1920} = 1,03 \approx 1$$

Por tanto, la fórmula empírica será: CH. Calculamos la masa de esta unidad; es decir, su masa fórmula:

$$m(\text{CH}) = 12,01 + 1,01 + 16,00 = 13,02 \text{ u}$$

Por otro lado, sabemos que en condiciones estándar, un mol de gas ocupa 22,7 L. Por tanto:

$$n = \frac{V}{V_m} = \frac{0,291}{22,7} = 0,0128 \text{ mol de benceno}$$

Así pues, 1 g de benceno corresponden a 0,0128 mol. Entonces su masa molar será:

$$M = \frac{m}{n} = \frac{1}{0,0128} = 78,13 \text{ g/mol}$$

Ya solo tenemos que dividir dicha masa molar entre la masa molar de la fórmula empírica:

$$\frac{78,13}{13,02} = 6$$

Entonces la fórmula molecular del benceno será:  $\text{C}_6\text{H}_6$ .

**42 El cloroformo tiene la siguiente composición centesimal: C: 10,06%, H: 0,85%, Cl: el resto. Sabiendo que su densidad en condiciones normales es de 5,33 g/L, determina su fórmula molecular. Utiliza un valor para la masa atómica del cloro:  $m(\text{Cl}) = 35,45 \text{ u}$ .**

El porcentaje de cloro será: 89,09%. Tomemos, pues, 100 g de compuesto, y veamos cuánta cantidad de sustancia de C, H y Cl contiene.

$$n_{\text{C}} = \frac{10,06 \text{ g de C}}{12,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,84 \text{ mol de C}$$

$$n_{\text{H}} = \frac{0,85 \text{ g de H}}{1,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 0,84 \text{ mol de H}$$

$$n_{\text{Cl}} = \frac{89,09 \text{ g de Cl}}{35,45 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,51 \text{ mol de Cl}$$

Dividimos entre el menor de los valores, a fin de encontrar la proporción entre el número de átomos de cada uno:

$$C \rightarrow \frac{0,84}{0,84} = 1; \quad H \rightarrow \frac{0,84}{0,84} = 1; \quad Cl \rightarrow \frac{2,51}{0,84} = 3$$

Por lo tanto, la fórmula empírica es  $CHCl_3$ , y su masa fórmula es 119,37 u. En condiciones normales, 1 mol (es decir, 119,37 g) de este compuesto ocupará 22,4 L, por lo que su densidad molar será:

$$d_m = \frac{119,37}{22,4} = 5,33 \text{ g/L}$$

Este valor coincide con el que nos proporciona el enunciado, por lo que la fórmula empírica es igual a la molecular:



**43 Un óxido de nitrógeno tiene un porcentaje en masa de nitrógeno del 30,43%. Determina su fórmula empírica.**

El óxido de nitrógeno ha de tener una fórmula empírica de la siguiente forma:  $N_xO_y$ . Como se dice que el porcentaje en masa de nitrógeno es del 30,43 %, si tomamos 100 g de óxido, 30,43 g corresponderán al N y los 69,57 g restantes, al O. Calculamos la cantidad de sustancia de cada uno de ellos:

$$n_N = \frac{30,43 \text{ g}}{14,01 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 2,17 \text{ mol}$$

$$n_O = \frac{69,57 \text{ g}}{16,00 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}} = 4,35 \text{ mol}$$

Ahora dividimos entre el menor de estos valores para obtener la proporción entre ellos:

$$N \rightarrow \frac{2,17}{2,17} = 1; \quad O \rightarrow \frac{4,35}{2,17} = 2,01 \approx 2$$

Luego se tratará del  $NO_2$ .

**Espectroscopía y espectrometría aplicadas al análisis químico**

**44 Se ha analizado, mediante espectrometría de masas, la abundancia isotópica de una muestra de xenón, y se han obtenido los siguientes resultados:**

Isótopo	Abundancia relativa (%)
$^{126}\text{Xe}$	0,09
$^{128}\text{Xe}$	1,91
$^{129}\text{Xe}$	26,4
$^{130}\text{Xe}$	4,1
$^{131}\text{Xe}$	21,29
$^{132}\text{Xe}$	26,9
$^{134}\text{Xe}$	10,4
$^{136}\text{Xe}$	8,9

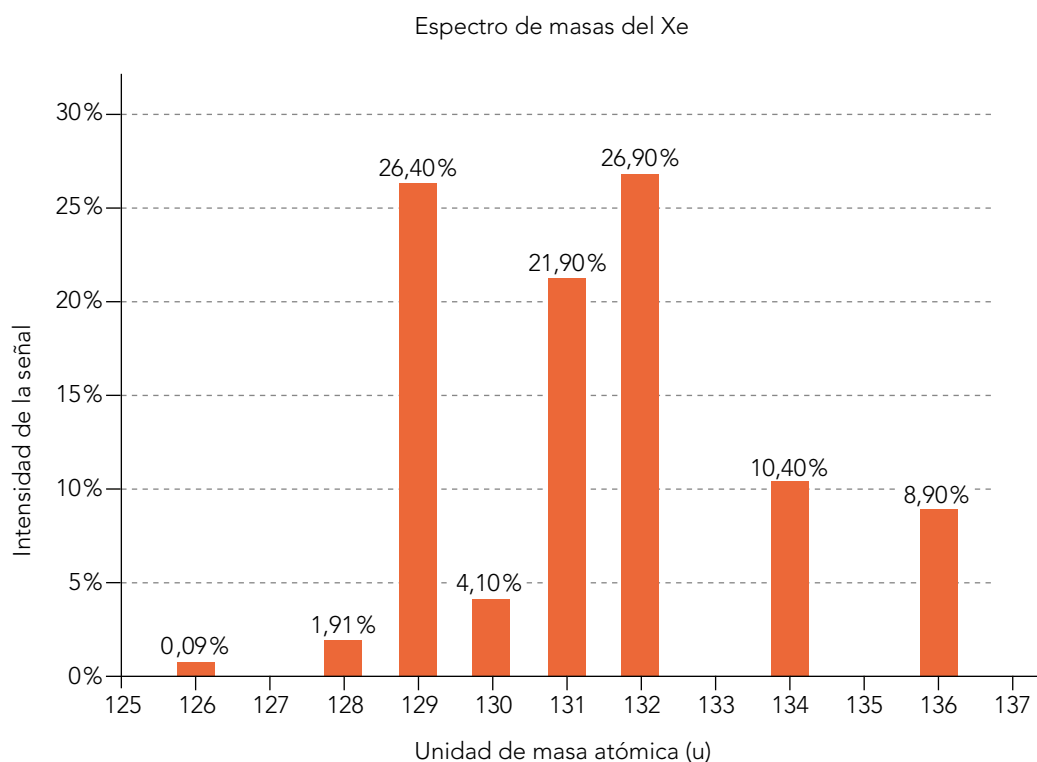
Con estos datos, determina su masa atómica promedio. Representa el espectro de masas que se obtendría.



La masa atómica promedio se obtiene calculando la media ponderada de las masas de todos los isótopos. Para simplificar los cálculos, tomamos como masa atómica de cada isótopo su número másico:

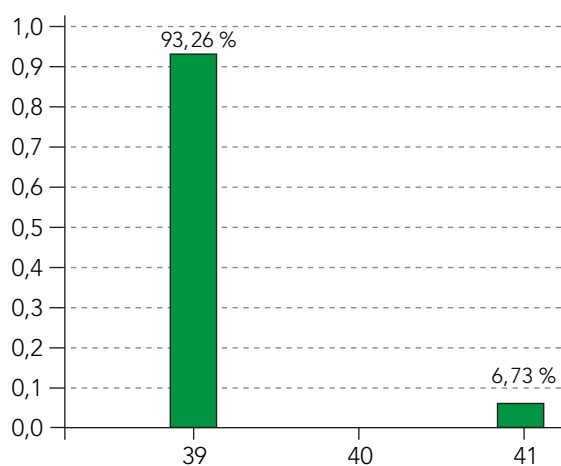
$$m(\text{Xe}) = \frac{0,09 \cdot 126 + 1,91 \cdot 128 + 26,4 \cdot 129 + 4,1 \cdot 130 + 21,29 \cdot 131 + 26,9 \cdot 132 + 10,4 \cdot 134 + 8,9 \cdot 136}{100} = 131,38 \text{ u}$$

El espectro de masas tendría la siguiente forma:



Página 61

**45** La siguiente figura muestra el espectro de masas de un cierto elemento. Calcula su masa atómica promedio. ¿Podrías identificar de qué elemento se trata?



Dado el espectro de masas del enunciado, vemos que hay dos isótopos. La masa atómica promedio será:

$$m = \frac{39 \cdot 93,26 + 41 \cdot 6,73}{100} = 39,13 \text{ u}$$

Buscando en una tabla periódica, vemos que el elemento que más se acerca a este valor es el potasio.

**46** Se ha analizado, mediante espectrometría de masas, la abundancia isotópica de una muestra de hierro, y se han obtenido los siguientes resultados:

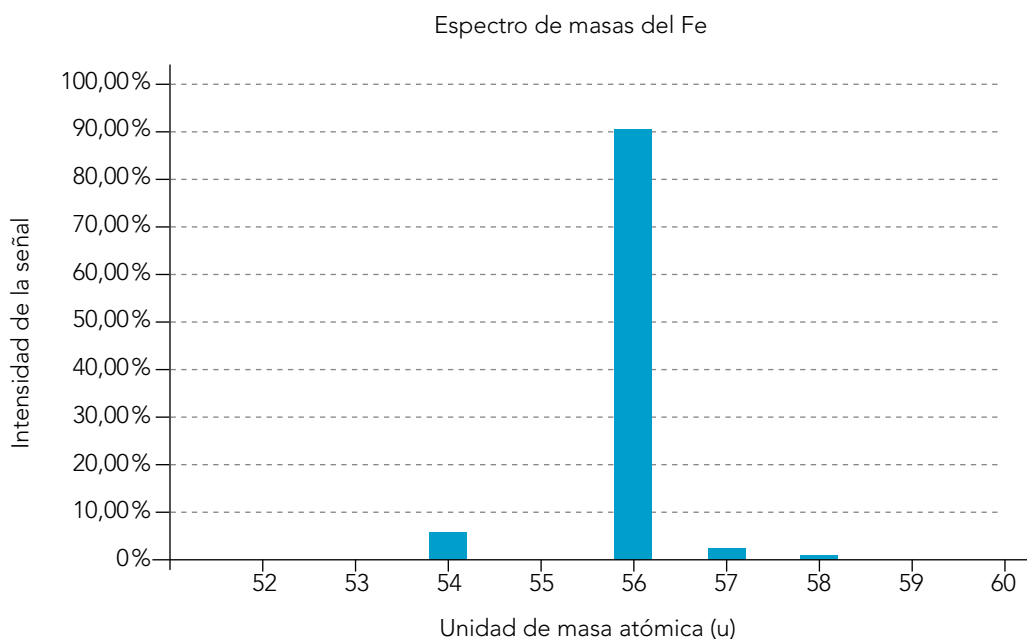
Isótopo	Abundancia relativa (%)
$^{54}\text{Fe}$	5,845
$^{56}\text{Fe}$	91,720
$^{57}\text{Fe}$	2,119
$^{58}\text{Fe}$	0,282

**Con estos datos, determina su masa atómica promedio. Representa el espectro de masas que se obtendría.**

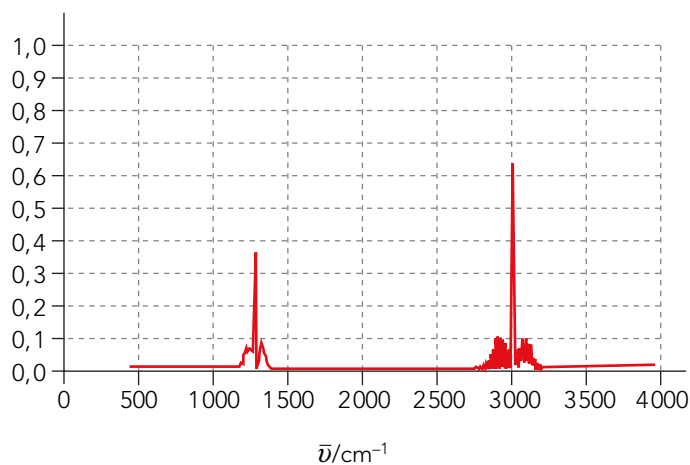
La masa atómica promedio se obtiene calculando la media ponderada de las masas de todos los isótopos. Para simplificar los cálculos, tomamos como masa atómica de cada isótopo su número másico:

$$m(\text{Fe}) = \frac{5,845 \cdot 54 + 91,720 \cdot 56 + 2,119 \cdot 57 + 0,282 \cdot 58}{100} = 55,89 \text{ u}$$

El espectro de masas tendría la siguiente forma:



**47** En la siguiente figura se muestra el espectro infrarrojo del metano. Discute su papel como gas de efecto invernadero.



Dado el espectro de masas del enunciado, observamos que presenta dos picos que se corresponden, aproximadamente, a los números de ondas: 1 300  $\text{cm}^{-1}$  y 3 000  $\text{cm}^{-1}$ . Las longitudes asociadas son:

$$\lambda_1 = \frac{1}{1300} = 7,69 \cdot 10^{-4} \text{ cm} = 7,69 \cdot 10^{-3} \text{ mm}$$

$$\lambda_2 = \frac{1}{3000} = 3,33 \cdot 10^{-4} \text{ cm} = 3,33 \cdot 10^{-3} \text{ mm}$$

Vemos que ambos corresponden a la radiación infrarroja ( $\lambda$  entre 1  $\mu\text{m} = 10^{-3}$  mm y 1 mm).

Como ya sabemos, la superficie terrestre emite radiación infrarroja (como se ha dicho a lo largo de la unidad, *no se trata de radiación reflejada, sino que es la que emite simplemente por el hecho de encontrarse a cierta temperatura*). Parte de esta radiación será absorbida por las moléculas metano presentes en la atmósfera, aumentando el efecto invernadero. El incremento de su concentración, debido a la actividad humana, favorece el fenómeno del calentamiento global.