

Actividades

1 Dos porciones de materia, hierro y agua, tienen la misma masa, pero distinto volumen. ¿Qué material es más denso?



Como la densidad es el cociente entre la masa y el volumen,  $\rho = \frac{m}{V}$ , si las masas son iguales, la densidad es inversamente proporcional al volumen de manera que la sustancia que ocupe menor volumen será la más densa, en nuestro caso el hierro, cuya unidad de masa ocupa un volumen menor.



2 Queremos conocer la masa de un cilindro de aluminio de radio 3 cm y de altura 20 cm y no disponemos de una balanza. Calcúlala con ayuda de la tabla 1.1.



Hallamos el volumen del cilindro:  $V = \pi r^2 \cdot h = \pi \cdot (3\text{cm})^2 \cdot 20\text{cm} = 565,49\text{cm}^3$  y después, mediante la densidad de la tabla su masa:  $m = \rho \cdot V = 2700 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3} \cdot 565,49 \cdot 10^{-6} \text{m}^3 = 1,53 \text{kg}$ .



3 ¿Por qué crees que es importante especificar la presión y la temperatura al dar los valores de densidad?



Porque la densidad varía con la presión (en relación directa ya que a mayor presión menor es el volumen de una cierta masa gaseosa) y la temperatura ( en relación inversa ya que a mayor temperatura mayor volumen ocupa la misma masa de un cuerpo al dilatarse).



4 Explica por qué las temperaturas de cambio de estado son propiedades físicas y no químicas.



La temperatura de cambio de estado es una propiedad física porque la sustancia a esa temperatura cambia su estado de agregación (sólido, líquido o gaseoso) pero no su composición química.



5 Lee atentamente el siguiente texto e indica las propiedades físicas y químicas que presenta la sustancia de la que se habla:

«El yodo es un sólido cristalino, negro, con cierto brillo metálico. A pesar de que funde a 114 °C y hierve a 183 °C, a temperatura ambiente tiene una apreciable presión de vapor. Es muy poco soluble en agua, a la que da color pardo. Es más soluble en tetracloruro de carbono y da color violeta a la disolución. Su escasa reactividad hace que se combine con el hidrógeno muy lentamente. No se

combina con el oxígeno, pero sí lo hace con otros halógenos y con muchos metales, dando entonces los yoduros correspondientes.»



Se trata del yodo cuyas propiedades físicas y químicas son:

«El yodo es un sólido cristalino, negro, con cierto brillo metálico. A pesar de que funde a 114 °C y hierve a 183 °C, a temperatura ambiente tiene una apreciable presión de vapor. Es muy poco soluble en agua, a la que da color pardo. Es más soluble en tetracloruro de carbono y da color violeta a la disolución. Su escasa reactividad hace que se combine con el hidrógeno muy lentamente. No se combina con el oxígeno, pero sí lo hace con otros halógenos y con muchos metales, dando entonces los yoduros correspondientes.»



6 ¿Cómo separarías una mezcla de agua y gasolina?



Por decantación o con un disolvente que extrajera la gasolina (apolar) pero no el agua (polar).



7 ¿Cómo separarías una mezcla de limaduras de hierro, limaduras de cobre y sal común?



Primero separo las limaduras de hierro con un imán que las atrae, después disuelvo la sal común en agua ( que después evaporo para tener de nuevo la sal) y se quedan las limaduras de cobre.



8 El hidrógeno y el oxígeno se combinan en una proporción de 1:8 para formar agua. Indica lo que ocurrirá si combinamos 14 g de hidrógeno con 50 g de oxígeno.



Como la proporción es 1:8, el reactivo limitante es el oxígeno cuyos 50 g reaccionan con:

$50 \text{ g de O}_2 \cdot \frac{1 \text{ g de H}_2}{8 \text{ g de O}_2} = 6,25 \text{ g de H}_2$ , habiendo pues un exceso de  $14 - 6,25 = 7,75 \text{ g}$  de hidrógeno que permanecen sin reaccionar pues no disponen de  $\text{O}_2$  con qué hacerlo.



9 ¿Se cumple la ley de las proporciones múltiples en el siguiente caso?

Experimento	Compuesto	Masa de A	Masa de B
1	1	20 g	15 g
2	2	35 g	52,5 g
3	3	50 g	112,5 g



Primero hallamos cuánto de B se combina con una cantidad dada de A, 20 g por ejemplo en cada compuesto:

$$\text{Compuesto 2} \rightarrow 20 \text{ g de A} \cdot \frac{52,5 \text{ g de B}}{35 \text{ g de A}} = 30 \text{ g de B}$$

$$\text{Compuesto 3} \rightarrow 20 \text{ g de A} \cdot \frac{112,5 \text{ g de B}}{50 \text{ g de A}} = 45 \text{ g de B}$$

Compuesto	Masa de A	Masa de B
1	20 g	15 g
2	20 g	30 g
3	20 g	45 g

Y, ahora comprobamos la ley de las proporciones múltiples:

◆ **Proporción de B entre el segundo y el primero:**  $\frac{30 \text{ g de B}}{15 \text{ g de B}} = 2$

◆ **Proporción de B entre el tercero y el primero:**  $\frac{45 \text{ g de B}}{15 \text{ g de B}} = 3$

◆ **Proporción de B entre el tercero y el segundo:**  $\frac{45 \text{ g de B}}{30 \text{ g de B}} = \frac{3}{2}$  que es la relación que se

obtiene de las dos anteriores, luego sí se cumple la ley de las proporciones múltiples.



**II** *¿Cómo es posible que dos elementos puedan combinarse en más de una proporción si la ley de Proust afirma que la proporción es única?*



La ley de Proust indica que esa proporción es única **siempre que se forme el mismo compuesto**, pero si dos elementos pueden dar lugar a **varios compuestos** sus proporciones en cada uno de ellos es diferente. La clave es pues que si se forman compuestos distintos las proporciones de los elementos serán distintas, pero siempre que se forme uno de ellos la proporción de los componentes será la misma.



**III** *El carbono se combina con el oxígeno en dos proporciones en masa, 3:4 y 3:8. Con la primera forma monóxido de carbono, y con la segunda, dióxido de carbono. Razona cuáles de las siguientes afirmaciones son correctas:*

- a) 12 g de carbono reaccionan con 48 g de oxígeno para dar monóxido de carbono.
- b) 12 g de carbono reaccionan con 16 g de oxígeno para dar monóxido de carbono.
- c) 12 g de carbono reaccionan con 32 g de oxígeno para dar dióxido de carbono.
- d) 12 g de carbono reaccionan con 36 g de oxígeno para dar dióxido de carbono.



Para ver cuál es verdadera o falsa hallamos las proporciones n que se combinan:

a)  $\frac{12 \text{ g de C}}{48 \text{ g de O}} = \frac{1}{4} \neq \frac{3}{4}$  luego es **falso** que de CO.

- b)  $\frac{12 \text{ g de C}}{16 \text{ g de O}} = \frac{3}{4}$  luego es **verdadero** que da CO.
- c)  $\frac{12 \text{ g de C}}{32 \text{ g de O}} = \frac{3}{8}$  luego es **verdadero** que da CO<sub>2</sub>.
- d)  $\frac{12 \text{ g de C}}{36 \text{ g de O}} = \frac{1}{3}$  luego es **falso** que da CO<sub>2</sub>.



**12** Dalton sabía que la proporción en la que se combina el hidrógeno con el oxígeno es de 1:8, y creía que el agua se formaba mediante la combinación de un átomo de cada clase, por lo que dedujo que el átomo de oxígeno era 8 veces más pesado que el de hidrógeno. ¿Qué masa le correspondería al átomo de oxígeno si hubiera supuesto que el agua se formaba mediante la combinación de dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno?



$\frac{1 \text{ de H}}{8 \text{ de O}} = \frac{2 \text{ de H}}{x} \Rightarrow x = 16 \text{ de O}$  es decir la masa de oxígenos sería 16 veces mayor que la del hidrógeno que se ajusta a la realidad.



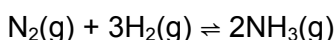
**13** Cuando 1 L de nitrógeno reacciona con 3 L de hidrógeno, se obtiene el siguiente volumen de amoníaco:

- a) 1 L      b) 2 L      c) 4 L      d) 3,15 L

Justifica tu respuesta.



La reacción ajustada entre el nitrógeno y el hidrógeno para formar amoníaco es:



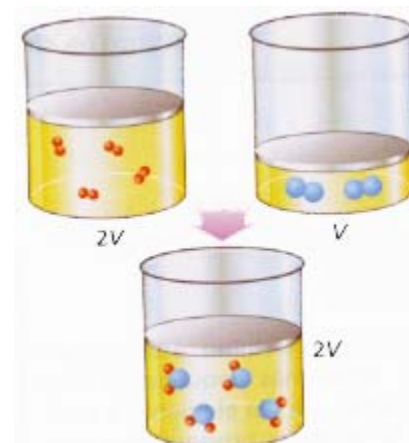
Luego según las ley de Gay-Lussac y la hipótesis de Avogadro **1 volumen** de **nitrógeno** se combina con **3 volúmenes** de **hidrógeno** para dar **2 volúmenes** de **amoníaco**, respuesta **b**).

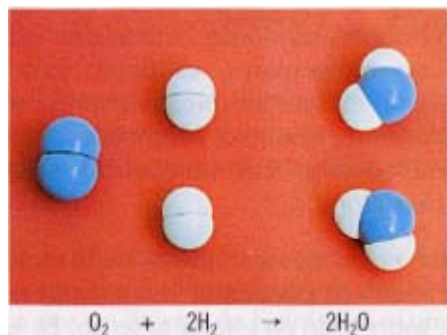


**14** Teniendo en cuenta la ley de los volúmenes de combinación, la hipótesis de Avogadro y el concepto de molécula, justifica que la molécula de agua esté formada por dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno.

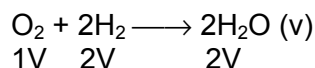


Experimentalmente se obtiene que dos volúmenes de hidrógeno reaccionan con un volumen de oxígeno para dar dos volúmenes de agua, cuya relación se cumple siempre según la ley de Guy-Lussac:





Como según la hipótesis de Avogadro volúmenes iguales de gases diferentes (en las mismas condiciones de P y T) contienen el mismo número de moléculas, cada molécula de agua ha de estar formada por dos átomos de H y uno de oxígeno, justificando la relación experimental:



**15** A partir de las leyes volumétricas, y sabiendo que 2 volúmenes de hidrógeno reaccionan con 1 volumen de oxígeno para dar 2 volúmenes de agua, razona cómo son estas tres moléculas.



Como vemos en la segunda figura del ejercicio anterior el oxígeno y el hidrógeno han de ser biatómicos y el agua contener dos átomos de hidrógeno y uno de oxígeno de manera que cada uno de los dos átomos de oxígeno de la molécula se combina con dos hidrógenos y forma dos moléculas de agua, ya que volúmenes iguales tienen el mismo número de moléculas.



**16** Comenta la siguiente frase: La masa atómica del oxígeno es 16 g.



Lo que queremos decir es que la masa del oxígeno es 16 veces superior a la unidad a la unidad de masa atómica que es la doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12, es decir comparando la masa de un átomo de oxígeno con la masa de un átomo de carbono 12, sería 16 veces mayor, es pues una unidad relativa.



**17** Calcula las masas moleculares de las siguientes sustancias:

- a)  $\text{N}_2$
- b)  $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$
- c)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$



- a)  $M_{\text{N}_2} = 2 \cdot 14 \text{ de N} = 28.$
- b)  $M_{\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4} = 9 \cdot 12 \text{ de C} + 8 \cdot 1 \text{ de H} + 4 \cdot 16 \text{ de O} = 180.$
- c)  $M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 2 \cdot 27 \text{ de Al} + 3 \cdot (1 \cdot 32 \text{ de S} + 4 \cdot 16 \text{ de O}) = 342.$



**18** Calcula la masa en gramos de un átomo de carbono-12.



El átomo de carbono 12,  $Z = 6$ ,  $A = 12$ , tiene 6 protones, 6 electrones y 6 neutrones, luego su masa es:

$$6 \cdot (m_e + m_p + m_n) = 6 \cdot (9,107 \cdot 10^{-28} \text{ g} + 1,673 \cdot 10^{-24} \text{ g} + 1,675 \cdot 10^{-24} \text{ g}) = 2,009 \cdot 10^{-23} \text{ g}.$$



**19 PAU** *¿Cuántas moléculas de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ) hay en 200 g de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ? ¿Y cuántos átomos de H, S y O?*



$$M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 1 \text{ g de H} + 1 \cdot 32 \text{ g de S} + 4 \cdot 16 \text{ g de O} = 98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4/\text{mol}$$

$$200 \text{ g de H}_2\text{SO}_4 \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4}{98 \text{ g de H}_2\text{SO}_4} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{SO}_4}{1 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4} = 1,23 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de H}_2\text{SO}_4$$

Como cada molécula de  $\text{H}_2\text{SO}_4$  tiene 2 átomos de H, 1 átomo de S y 4 átomos de O, habrá:

$$2 \cdot 1,23 \cdot 10^{24} = 2,46 \cdot 10^{24} \text{ átomos de H}$$

$$1,23 \cdot 10^{24} \text{ átomos de S}$$

$$4 \cdot 1,23 \cdot 10^{24} = 4,92 \cdot 10^{24} \text{ átomos de O.}$$



**20 PAU** *Una muestra de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ) tiene una masa de 18 g. Calcula:*

- a) *La cantidad, en mol, de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , de C, de H y de O.*
- b) *El número de partículas de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ , de C, de H y de O.*



$$M_{\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 6 \cdot 12 \text{ g de C} + 12 \cdot 1 \text{ g de H} + 6 \cdot 16 \text{ g de O} = 180 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6/\text{mol}.$$

$$\text{a) } 18 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 18 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{180 \text{ g de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 0,1 \text{ moles de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6.$$

Como cada molécula de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  tiene 6 átomos de C, 12 de H y 6 de en 0,1 moles de  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  habrá:

$$6 \cdot 0,1 = 0,6 \text{ moles de C y O y } 12 \cdot 0,1 = 1,2 \text{ moles de H.}$$

$$\text{b) } 0,1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 0,1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}{1 \text{ mol de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6} = 6,022 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6.$$

Luego 6 veces más de C y O =  $6 \cdot 6,022 \cdot 10^{22} = 3,613 \cdot 10^{23}$  átomos de C y O y 12 veces más de átomos de H =  $12 \cdot 6,022 \cdot 10^{22} = 7,226 \cdot 10^{23}$  átomos de H.



**21** *Calcula la composición centesimal del carbonato de sodio ( $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ).*

*Datos: masas atómica: Na = 23; C = 12; O = 16*



$$M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 2 \cdot 23 \text{ g de Na} + 1 \cdot 12 \text{ g de C} + 3 \cdot 16 \text{ g de O} = 46 \text{ g de Na} + 12 \text{ g de C} + 48 \text{ g de O} = 106 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3.$$

La composición centesimal :

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{Na: } \frac{46 \text{ g de Na}}{106 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3} \cdot 100 = 43,4\% \text{ de Na} \\ \text{C: } \frac{12 \text{ g de C}}{106 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3} \cdot 100 = 11,3\% \text{ de C} \\ \text{O: } \frac{48 \text{ g de O}}{106 \text{ g de Na}_2\text{CO}_3} \cdot 100 = 45,3\% \text{ de O} \end{array} \right.$$



**22** **PAU** *Cierto azúcar tiene por composición centesimal la siguiente: 40% de carbono, 6,67 % de hidrógeno y 53,33 % de oxígeno. Si su masa molar es de 180 g/mol, ¿cuál es su fórmula molecular?*



1) Dividimos la composición centesimal por cada masa atómica:

$$\left\{ \begin{array}{l} \frac{40}{12} = 3,3 \text{ de C} \\ \frac{6,67}{1} = 6,6 \text{ de H} \\ \frac{53,33}{16} = 3,333 \text{ de O} \end{array} \right.$$

2) Dividimos las tres cantidades anteriores por la menor y obtenemos la relación de números enteros: 1 de C, 2 de H y 1 de O, luego la fórmula empírica es CH<sub>2</sub>O de masa molar 12 + 2 + 16 = 30 y su fórmula molecular (CH<sub>2</sub>O)<sub>n</sub>.

3) Hallamos n :

$$n = \frac{\text{masa molar real}}{\text{masa molar empírica}} = \frac{180}{30} = 6, \text{ luego su fórmula molecular es C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \text{ (glucosa).}$$



## CUESTIONES Y PROBLEMAS

### SUSTANCIAS PURAS Y MEZCLAS

① *Indica la diferencia que existe entre mezcla y sustancia pura.*



**Sustancia pura:** Cualquier clase de materia que presenta una composición y propiedades fijas en una porción cualquiera de la misma, con independencia de su procedencia.

**Mezcla:** Combinación de dos o más sustancias puras que pueden ser separadas por procedimientos físicos.



2) Define el concepto de «elemento químico».



**Elemento químico:** Sustancia pura que no puede descomponerse en otras sustancias más sencillas por los procedimientos químicos habituales.



3) Al calentar una sustancia de color rojo, se obtiene un gas incoloro y un sólido de color amarillo. ¿Es la sustancia un elemento químico?



No, es un compuesto ya que al descomponerla mediante el calor se obtienen otras dos sustancias diferentes.



4) Indica si la siguiente afirmación es verdadera o falsa: «todas las disoluciones son sistemas homogéneos, pero no todos los sistemas homogéneos son disoluciones».



Es verdadera ya que una disolución es homogénea por definición pero hay sustancias puras que son homogéneas y no son disoluciones.



5) De estas transformaciones, indica cuáles son físicas y cuáles químicas:

- a) Combustión de una cerilla.
- b) Fermentación del mosto.
- c) Evaporación del agua.
- d) Disolución de una sal en agua.
- e) Fusión del hielo.



Una transformación es **física** si no altera la naturaleza o composición de la sustancias sobre la que actúa y es **química** si transforma una sustancia en otras distintas.

a) La combinación de la madera de la cerilla con el oxígeno produce, entre otras, cenizas,  $\text{CO}_2$  y vapor de agua, luego es una **transformación química**.

b) La fermentación del mosto mediante levaduras produce a partir de los azúcares del mosto alcohol, taninos y otras muchas sustancias que componen el vino, luego es una **transformación química**.

c) El calor hace que el agua pase de estado líquido a gaseoso pero sigue siendo agua ( en estado distinto, pero agua) luego es una **transformación física**.

d) En la disolución sigue habiendo agua y sal pero mezclados homogéneamente, es una **transformación física**.

e) El hielo es agua en estado sólido que al fundirse pasa a estado líquido, **transformación física**.





## PRIMERAS LEYES DE LA QUÍMICA

⑥ *Indica la diferencia entre el método experimental seguido por Lavoisier y el empleado por sus predecesores.*



A diferencia de sus predecesores, Lavoisier no sólo medía cuidadosamente las masas de los reactivos y productos de los procesos químicos que estudiaba, sino que también medía la masa de los **gases que intervenían o se producían en las reacciones**, de esa forma pudo comprobar que la masa se conservaba en un proceso químico.



⑦ *Si 3,2 g de azufre se combinan totalmente con 20 g de mercurio para dar sulfuro de mercurio, ¿podrían combinarse totalmente 4 g de azufre con 20 g de mercurio para formar el mismo compuesto? ¿Por qué?*



Si con 20 g de mercurio se combinan 3,2 g de azufre sobrarán 0,8 g de azufre si ponemos 4 g de azufre y obtenemos el mismo sulfuro de mercurio, porque según la ley de las proporciones definidas o de Proust, cuando dos elementos se combinan para formar el mismo compuesto lo hacen en una proporción fija ( 3,2 g de S / 20 g de Hg para dar el mismo sulfuro de mercurio).



⑧ *La ley de Proust asegura que cuando dos elementos se combinan, lo hacen en una proporción fija, y la ley de las proporciones múltiples de Dalton asegura que dos elementos pueden combinarse entre sí en más de una proporción. ¿Se contradicen las dos leyes? Razona tu respuesta.*



La ley de Proust indica que esa proporción es única **siempre que se forme el mismo compuesto**, pero si dos elementos pueden dar lugar a **varios compuestos** sus proporciones en cada uno de ellos es diferente, ley de Dalton. La clave es pues que si se forman compuestos distintos las proporciones de los elementos serán distintas, pero siempre que se forme uno de ellos la proporción de los componentes será la misma.

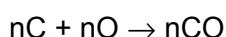


⑨ *¿Cómo se llegó al concepto de «átomo»?*



A partir de la ley de las proporciones definidas, la ley de las proporciones múltiples y la de conservación de la masa. Para explicar esas leyes experimentales másicas de las reacciones químicas existe la necesidad intelectual de admitir la existencia del átomo

Por ejemplo: para explicar que 12 gramos de carbono reaccionan con 16 gramos de oxígeno para dar 28 gramos de monóxido de carbono (ley de conservación de la masa), no hay más remedio que admitir que 5 átomos C (o 5000, o 5 millones, . . . o los que sean) se unen con 5 átomos O (o 5000, o 5 millones, . . . o los que sean) para dar 5 "átomos" (partículas) CO (o 5000, o 5 millones, . . . o los que sean). Es decir:



Como los átomos son los mismos en reaccionantes y productos (aunque colocados de distinta manera), la masa es la misma.



①① *Enuncia los cuatro postulados de la teoría atómica formulada por Dalton.*



- Los elementos químicos están formados por átomos, que son partículas pequeñísimas indestructibles e indivisibles
- Todos los átomos de un mismo elemento son iguales entre sí, con la misma masa y propiedades
- Los átomos de elementos distintos son distintos, con diferente masa y propiedades
- Cuando en una reacción química se unen 2 elementos para formar un compuesto, lo que ocurre es que los átomos de elemento se unen para formar "átomos" de compuesto.



①① *¿Qué dos soluciones aportadas por Avogadro contribuyeron a explicar la ley de los volúmenes de combinación?*



- Los gases están constituidos por moléculas, es decir, por partículas que a veces son monoatómicas pero que también pueden tener 2 o más átomos. Ejemplos: oxígeno formado por moléculas con 2 átomos que representamos  $O_2$ , amoníaco formado por moléculas con 1 átomo de N y 3 de H que representamos  $NH_3$
- En volúmenes iguales (medidos en las mismas condiciones de presión y temperatura), aunque sean distintos gases, hay el mismo número de moléculas



①② *Explica las diferencias entre átomo y molécula.*



Un átomo es una sola unidad indivisible y una molécula es más de una unidad, ya sea del mismo elemento o de varios elementos, son combinaciones de dos o más átomos (iguales o distintos); que el átomo tiene un solo núcleo y la molécula tiene tantos núcleos como átomos.



①③ *¿Qué es una fórmula química?*



Es la representación (mediante símbolos y números) de los elementos que forman un compuesto o molécula y de la relación en que forman parte esos elementos en el compuesto.



①④ *La combustión de una hoja de papel es un proceso químico. Diseña un experimento para comprobar que el proceso cumple la ley de conservación de la masa.*



Metemos una cantidad de papel conocida en un recipiente cerrado con suficiente oxígeno para que tenga lugar la combustión completa, pesamos el recipiente antes de la combustión, realizamos la combustión y después volvemos a pesar el recipiente para comprobar que el peso es el mismo.



①⑤ *Si calientas lana de hierro, la masa de la lana aumenta. ¿Se cumple la ley de conservación de la masa?*



Sí se cumple la ley de conservación de la masa ya que el aumento de masa es debida a que al calentar el hierro superficial se ha combinado con el oxígeno del aire para formar óxidos de hierro que se depositan sobre la lámina, de manera que el aumento de masa es debido a la cantidad de oxígeno atmosférico que el hierro ha fijado para formar los óxidos. Si el experimento lo hacemos en un recipiente cerrado y medimos la masa del recipiente antes y después de calentar la lámina de hierro comprobamos que la masa total no ha variado.



①⑥ *Al analizar dos muestras que contenían estaño (Sn) y oxígeno (O), se encontraron las siguientes composiciones:*

- *Muestra A: 39,563 g de Sn y 5,333 g de O.*
- *Muestra B: 29,673 g de Sn y 4,000 g de O.*

*Indica si se trata del mismo compuesto o de compuestos distintos.*



Basta con comprobar las proporciones de los elementos de las dos muestras pues según la ley de Proust o de las proporciones definidas si se trata del mismo compuesto esta proporción no variará:

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{Muestra A: } \frac{\text{Masa de Sn}}{\text{Masa de O}} = \frac{39,563}{5,333} = 7,4185262 \\ \text{Muestra B: } \frac{\text{Masa de Sn}}{\text{Masa de O}} = \frac{29,673}{4,000} = 7,418525 \end{array} \right. \Rightarrow \text{Como son muy semejantes podemos concluir que se trata del mismo compuesto.}$$



①⑦ *Al analizar dos muestras, se encontraron las siguientes composiciones:*

- *Muestra X: 19,782 g de Sn y 2,667 g de O.*
- *Muestra Y: 23,738 g de Sn y 6,400 g de O.*

*Indica si se trata del mismo compuesto o de compuestos distintos.*



Basta con comprobar las proporciones de los elementos de las dos muestras pues según la ley de Proust o de las proporciones definidas si se trata del mismo compuesto esta proporción no variará:

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{Muestra X: } \frac{\text{Masa de Sn}}{\text{Masa de O}} = \frac{19,782}{2,667} = 7,4173228 \\ \text{Muestra Y: } \frac{\text{Masa de Sn}}{\text{Masa de O}} = \frac{23,738}{6,400} = 3,7090625 \end{array} \right. \Rightarrow \text{Como son claramente distintas (la primera parece el$$

doble de la segunda) podemos concluir que se trata de **compuestos diferentes**.



①⑧ *El estaño puede formar con el oxígeno dos tipos de óxidos: en el óxido A la proporción en masa entre el estaño y el oxígeno es 7,42:1, y en el óxido B, 3,71:1.*

- a) *¿Se cumple la ley de las proporciones múltiples?*
- b) *Si el óxido A se compone de un átomo de Sn y otro de O, indica la composición del óxido B.*



a) Hallamos primero la cantidad de oxígeno que reacciona, en cada óxido de estaño, con una misma cantidad de estaño, 10 g por ejemplo:

$$\left\{ \begin{array}{l} \text{Óxido A : } 10 \text{ g de Sn} \cdot \frac{1 \text{ g de O}}{7,42 \text{ g de Sn}} = 1,3477 \text{ g de O.} \\ \text{Óxido B : } 10 \text{ g de Sn} \cdot \frac{1 \text{ g de O}}{3,71 \text{ g de Sn}} = 2,6954 \text{ g de O.} \end{array} \right.$$

◆ **Proporción de O entre el segundo y el primero:**  $\frac{2,6954 \text{ g de O}}{1,3477 \text{ g de O}} = 2$ , luego la proporción de átomos de oxígeno y estaño en A es 1:1 y en segundo de 2:1, se cumple la ley de las proporciones múltiples

b) Contestada en a), el óxido A es SnO y el B es SnO<sub>2</sub>.



①⑨ *Un átomo de azufre se combina con dos átomos de hidrógeno en una proporción en masa de 16:1. Indica la masa atómica relativa del azufre con respecto al hidrógeno.*



Si 1 de H equivale a 16 de S, 2 de H equivaldrán a 32 de S, luego la masa relativa del azufre respecto del hidrógeno es 32 g.



②⑩ *Además de la proporción en masa en la que intervienen varios elementos para formar un compuesto, ¿qué otra combinación es imprescindible conocer para averiguar las masas relativas de los átomos de esos elementos?*



Debemos saber las proporciones atómicas de los átomos en las moléculas además de las proporciones en masa en que forman dichos elementos.



21 En la actualidad se sabe que el compuesto sulfuro de hidrógeno resulta de la unión de dos átomos de H y de un átomo de S. Con esta información, y considerando que la proporción en masa de H y S para formar sulfuro de hidrógeno es de 1:16, calcula la masa relativa del azufre.



32 g de S a 1 de H. Ver ejercicio nº 19.



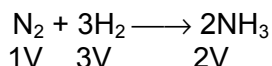
22 Un volumen de nitrógeno (gas) se combina químicamente con tres volúmenes de hidrógeno (gas), para formar dos volúmenes de amoníaco (gas). Si las condiciones de p y T son idénticas para todos ellos, deduce, aplicando las sugerencias de Avogadro, la composición de la molécula de amoníaco.



Nitrógeno + Hidrógeno → Amoníaco

1V                      3V                      2V

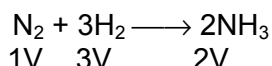
Como según la hipótesis de Avogadro, al estar en las mismas condiciones de p y T volúmenes iguales los tres gases contienen el mismo número de moléculas, por cada molécula de Nitrógeno y cada 3 de Hidrógeno se forman 2 moléculas de amoníaco, como el nitrógeno y el hidrógeno son diatómicos, en el amoníaco debe haber un átomo de N por cada 3 de H:



23 La relación que se da entre los volúmenes de los gases reaccionantes y los de los gases formados, ¿es igual a la relación con la que se combinan sus moléculas?



Sí, veamos el caso del ejercicio anterior:



$$\left\{ \begin{array}{l} \frac{V(\text{N}_2)}{V(\text{NH}_3)} = \frac{1}{2} \\ \frac{V(\text{H}_2)}{V(\text{NH}_3)} = \frac{3}{2} \end{array} \right. \Rightarrow \frac{V(\text{N}_2)}{V(\text{H}_2)} = \frac{\frac{V(\text{N}_2)}{V(\text{NH}_3)}}{\frac{V(\text{H}_2)}{V(\text{NH}_3)}} = \frac{\frac{1}{2}}{\frac{3}{2}} = \frac{1}{3}$$



24) El nitrógeno y el oxígeno son gases formados por moléculas diatómicas. Si las posibilidades de combinación de sus volúmenes son 2:1, 1:1 y 1:2:

- a) Determina los volúmenes del gas formado en cada uno de los casos.
- b) Establece la fórmula más sencilla de cada uno de los gases formados.
- c) Escribe las tres combinaciones utilizando la simbología tradicional.



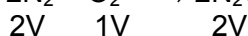
a, b y c)

1) Nitrógeno + Oxígeno → Óxido de nitrógeno



2x 2 átomos de N + 1 x 2 átomos de O → 4 átomos de N y 2 de O, luego x = dos volúmenes de N<sub>2</sub>O

Siendo la reacción  $2N_2 + O_2 \rightarrow 2N_2O$

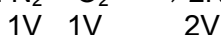


2) Nitrógeno + Oxígeno → Óxido de nitrógeno

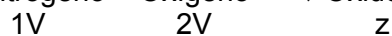


1x2 átomos de N + 1x2 átomos de O → 2 átomos de N y 2 de O, luego y = dos volúmenes de NO

Siendo la reacción  $N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$

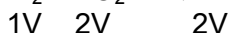


3) Nitrógeno + Oxígeno → Óxido de nitrógeno



1x 2 átomos de N + 2 x 2 átomos de O → 2 átomos de N y 4 de O, luego z = dos volúmenes de NO<sub>2</sub>

Siendo la reacción  $N_2 + 2O_2 \rightarrow 2NO_2$



25) Experimentalmente se ha comprobado que 4,7 g del elemento A reaccionan por completo con 12,8 g del elemento B para originar 17,5 g de un cierto compuesto. ¿Qué cantidad de compuesto se formará si hacemos reaccionar 4,7 g de A con 11,5 g de B?



Como según el enunciado para que reaccionen 4,7 g de A necesitamos 12,8 g de B y sólo tenemos 11,5 g de B este es el reactivo limitante que forma:

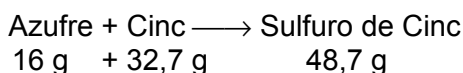
$$11,5 \text{ g de B} = 11,5 \text{ g de B} \cdot \frac{17,5 \text{ g de compuesto}}{12,8 \text{ g de B}} = 15,72 \text{ g de compuesto se forman.}$$



26) El azufre y el cinc se combinan en la relación 16 g de S con 32,7 g de Zn. ¿Qué cantidad de sulfuro de cinc se obtendrá al combinar químicamente 20 g de S con 20 g de Zn?



Si 16 g de S se combinan con 32,7 g de Zn, se obtendrán  $16 + 32,7 = 48,7$  g de sulfuro de cinc:



Ahora el reactivo limitante es el Zn ya que sólo hay 20 g cuando se necesitarían más del doble para que reaccionasen los 20 de S:

$$20 \text{ g Zn} \cdot \frac{48,7 \text{ g de sulfuro}}{32,7 \text{ g de Zn}} = 29,79 \text{ g de sulfuro se obtendrán}$$



27 Si la proporción en masa en la que se combinan carbono y oxígeno para dar monóxido de carbono (CO) es 3:4, ¿qué cantidad de oxígeno reaccionará totalmente con 12 g de carbono? ¿Qué ocurrirá si deseamos combinar 12 g de carbono con 17 g de oxígeno?



$$12 \text{ g de C} \cdot \frac{4 \text{ g de O}}{3 \text{ g de C}} = 16 \text{ g de Oxígeno}$$

Como la proporción C/O en masa es de  $\frac{3}{4}$  para 12 g de carbono, se necesitan, como hemos visto antes, 16 g de oxígeno, como tenemos 17 g de oxígeno sobrará 1 g de Oxígeno y se formarán  $12 + 16 = 28$  g del óxido de carbono.



28 Supongamos que reaccionan dos elementos (X e Y) de forma que las relaciones de las masas combinadas de los mismos son:

Experimento	X	Y
1	2,50	1,20
2	2,50	0,60
3	5,00	2,40
4	2,50	0,40

A la vista de estos datos, di si las siguientes afirmaciones son verdaderas:

- a) Los datos de las reacciones 1 y 3 justifican la ley de Proust.
- b) Los datos de las reacciones 1, 2 y 4 justifican la ley de las proporciones múltiples.
- c) Los compuestos formados en las reacciones 1 y 2 son iguales.
- d) Los compuestos formados en las reacciones 1 y 3 son iguales.



a) Los experimentos 1 y 3 cumplen la ley de las proporciones definidas ya que  $\frac{2,50}{1,20} = \frac{5,00}{2,40}$  siendo las cantidades de la 3 el doble de las de 1, pero la misma proporción.

- b)
  - ◆ Proporción de Y entre el primero y el segundo:  $\frac{1,20 \text{ g de Y}}{0,6 \text{ g de Y}} = 2$
  - ◆ Proporción de Y entre el primero y el cuarto:  $\frac{1,20 \text{ g de Y}}{0,40 \text{ g de Y}} = 3$

◆ **Proporción de Y entre el cuarto y el segundo:**  $\frac{0,40 \text{ g de Y}}{0,60 \text{ g de Y}} = \frac{2}{3}$  que es la relación que se obtiene de las dos anteriores, luego **sí se cumple la ley de las proporciones múltiples.**

c) Falso, no son iguales ya que las proporciones de X/Y son distintas, en el segundo el doble que en el primero concretamente.

d) Como la proporción de los elementos en el compuesto es la misma (cumple la ley de Proust) se trata del mismo compuesto.



## CANTIDAD DE MATERIA

29 ¿Qué se quiere decir al afirmar que «la masa atómica del azufre es 32,06»?



Lo que se quiere afirmar es que la masa del azufre es 32,06 veces superior a la unidad a la unidad de masa atómica que es la doceava parte de la masa de un átomo de carbono 12, es decir comparando la masa de un átomo de azufre con la masa de un átomo de carbono 12, sería 32,06 veces mayor, es pues una unidad relativa.



31 Calcula los átomos de azufre que hay en 32,06 g de dicha sustancia.



Como la masa atómica del S es 32,06, esos gramos son un mol de átomos de S y, un mol de átomos contienen el número de Avogadro de átomos, es decir  $6,022 \cdot 10^{23}$  átomos de S hay en 32,06 g de S.



31 Define mol de una sustancia pura.



Un **mol** es la cantidad de sustancia que contiene tantas partículas (átomos, moléculas, iones, etc.) como las que hay en 12 g de carbono-12, que son  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$  partículas.



32 ¿Qué se entiende por composición centesimal de un compuesto?



La **composición centesimal** indica el porcentaje de masa de cada elemento que forma parte de un compuesto.





33 ¿Cuál de las siguientes muestras contiene mayor número de átomos?

- a) 10 g de Na
- b) 10 g de CO<sub>2</sub>
- c) 2 mol de NH<sub>3</sub>



a) 10 g de Na = 10 g de Na ·  $\frac{1 \text{ mol de Na}}{23 \text{ g de Na}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol de Na}} = 2,62 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Na}$

b) 10 g de CO<sub>2</sub> = 10 g de CO<sub>2</sub> ·  $\frac{1 \text{ mol de CO}_2}{44 \text{ g de CO}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2} \cdot \frac{3 \text{ átomos (1 de C + 2 O)}}{1 \text{ molécula de CO}_2} = 4,5 \cdot 10^{23} \text{ átomos.}$

c) 2 mol de NH<sub>3</sub> = 2 mol de NH<sub>3</sub> ·  $\frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de NH}_3}{1 \text{ mol de NH}_3} \cdot \frac{4 \text{ átomos (1 de N + 3 de H)}}{1 \text{ molécula de NH}_3} = 4,8 \cdot 10^{23} \text{ átomos.}$

Luego el orden en el número de átomos de mayor a menor es **2 moles de NH<sub>3</sub> > 10 g de CO<sub>2</sub> > 10 g de Na.**



34 Un átomo de un elemento tiene una masa de  $3,819 \cdot 10^{-23} \text{ g}$ ; ¿cuánto vale su masa atómica?



Como la masa atómica es la masa de 1 mol de átomos y mol de átomos son  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$  átomos:

Si 1 átomo pesa  $3,819 \cdot 10^{-23} \text{ g}$ , 1 mol, que son  $6,022 \cdot 10^{23}$  átomos, pesará  $3,819 \cdot 10^{-23} \text{ g} \cdot 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos/mol} = 22,998 \text{ g} \cong 23 \text{ g}$  que es su masa atómica.



35 Sabiendo que la masa molecular relativa del hidrógeno es 2 y la del oxígeno 32, contesta razonadamente a las siguientes cuestiones:

- a) ¿Qué tendrá más masa, un mol de hidrógeno o un mol de oxígeno?
- b) ¿Dónde habrá más moléculas, en un mol de hidrógeno o en un mol de oxígeno?



a) 1 mol de H<sub>2</sub> = 2 g de H<sub>2</sub>, 1 mol de O<sub>2</sub> = 32 g de O<sub>2</sub>.

b) En un mol de cualquier sustancia hay el mismo número de partículas =  $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$  moléculas.



36 Indica cuántos moles de H<sub>2</sub>O son:

- a) 3,42 g de H<sub>2</sub>O.
- b) 10 cm<sup>3</sup> de H<sub>2</sub>O.
- c) 1,82 · 10<sup>23</sup> moléculas de H<sub>2</sub>O.



Masa molecular del H<sub>2</sub>O = 2 · 1 g de H + 1 · 16 g de O = 18 g/mol

- a) 3,42 g de H<sub>2</sub>O = 3,42 g de H<sub>2</sub>O ·  $\frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}}$  = 0,19 mol de H<sub>2</sub>O.
- b) 10 cm<sup>3</sup> de H<sub>2</sub>O = 10 cm<sup>3</sup> de H<sub>2</sub>O ·  $\frac{1 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ cm}^3 \text{ de H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}}$  = 0,56 mol de H<sub>2</sub>O.
- c) 1,82 · 10<sup>23</sup> moléculas de H<sub>2</sub>O = 1,82 · 10<sup>23</sup> moléculas de H<sub>2</sub>O ·  $\frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}}$  = 0,30 mol de H<sub>2</sub>O.



37 ¿Dónde hay mayor número de moléculas, en 30 g de SO<sub>2</sub> o en 25 g de CO<sub>2</sub>?



M<sub>SO<sub>2</sub></sub> = 1 · 32 g de S + 2 · 16 g de O = 64 g/ mol. M<sub>CO<sub>2</sub></sub> = 1 · 12 g de C + 2 · 16 g de O = 44 g/mol.

- 30 g de SO<sub>2</sub> = 30 g de SO<sub>2</sub> ·  $\frac{1 \text{ mol de SO}_2}{64 \text{ g de SO}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de SO}_2}{1 \text{ mol de SO}_2}$  = 2,82 · 10<sup>23</sup> moléculas de SO<sub>2</sub>.
  - 25 g de CO<sub>2</sub> = 25 g de CO<sub>2</sub> ·  $\frac{1 \text{ mol de CO}_2}{44 \text{ g de CO}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de CO}_2}{1 \text{ mol de CO}_2}$  = 3,42 · 10<sup>23</sup> moléculas de CO<sub>2</sub>.
- Hay más moléculas en 25 g de CO<sub>2</sub>.



38 Calcula las moléculas existentes en una gota de H<sub>2</sub>O (se sabe que 20 gotas de agua ocupan un volumen de 1 cm<sup>3</sup>).



$$1 \text{ gota de H}_2\text{O} = 1 \text{ gota de H}_2\text{O} \cdot \frac{1 \text{ cm}^3 \text{ de H}_2\text{O}}{20 \text{ gotas de H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ g de H}_2\text{O}}{1 \text{ cm}^3 \text{ de H}_2\text{O}} \cdot \frac{1 \text{ mol de H}_2\text{O}}{18 \text{ g de H}_2\text{O}} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de H}_2\text{O}}{1 \text{ mol de H}_2\text{O}} =$$

$$= 1,67 \cdot 10^{21} \text{ moléculas de H}_2\text{O}.$$



39 En una muestra de fósforo hay 10<sup>24</sup> átomos. Calcula en mol:

- a) La cantidad de átomos de fósforo que hay en la muestra.
- b) La cantidad de moléculas de fósforo que hay en la muestra, si se sabe que la molécula de fósforo es P<sub>4</sub>.



a)  $10^{24}$  átomos de P =  $10^{24}$  átomos de P  $\cdot \frac{1 \text{ mol de átomos de P}}{6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de P}} = 1,66$  moles de átomos de P.

b) Como cada molécula de fósforo son 4 átomos habrá la cuarta parte de moles de moléculas de P<sub>4</sub> = 0,415 mol de moléculas de P<sub>4</sub>.



④① ¿Cuántas moléculas hay en 10 g de oxígeno? ¿Y cuántos átomos?



10 g de O<sub>2</sub> = 10 g de O<sub>2</sub>  $\cdot \frac{1 \text{ mol de O}_2}{32 \text{ g de O}_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de O}_2}{1 \text{ mol de O}_2} = 1,88 \cdot 10^{23}$  moléculas de O<sub>2</sub>.

Como cada molécula de O<sub>2</sub> tiene dos átomos de O, habrá el doble de átomos = 2  $\cdot$  1,88  $\cdot$  10<sup>23</sup> = 3,76  $\cdot$  10<sup>23</sup> átomos de O.



④① PAU **Calcula:**

- a) ¿Cuántos moles de oxígeno hay en 200 g de nitrato de bario, Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>?
- b) ¿Cuántos átomos de fósforo hay en 0,15 mol de pentóxido de difósforo (P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>)?
- c) ¿Cuántos gramos de oxígeno hay en 0,15 mol de trióxido de difósforo (P<sub>2</sub>O<sub>3</sub>)?
- d) ¿Cuántos átomos de oxígeno hay en 5,22 g de nitrato de bario, Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>?



Hallamos las masas moleculares:

M<sub>Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub></sub> = 1  $\cdot$  137,3 g de Ba + 2  $\cdot$  ( 1  $\cdot$  14 g de N + 3  $\cdot$  16 g de O ) = 261,3 g/mol de nitrato.

M<sub>P<sub>2</sub>O<sub>5</sub></sub> = 2  $\cdot$  31 g de P + 5  $\cdot$  16 g de O = 142 g /mol.

M<sub>P<sub>2</sub>O<sub>3</sub></sub> = 2  $\cdot$  31 g de P + 3  $\cdot$  16 g de O = 110 g /mol.

a) 200 g de Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> = 200 g de Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>  $\cdot \frac{1 \text{ mol de Ba(NO}_3)_2}{261,3 \text{ g de Ba(NO}_3)_2} \cdot \frac{6 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula Ba(NO}_3)_2} = 4,59$  moles de O.

b) 0,15 mol de P<sub>2</sub>O<sub>5</sub> = 0,15 mol de P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>  $\cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de P}_2\text{O}_5}{1 \text{ mol de P}_2\text{O}_5} \cdot \frac{2 \text{ átomos de P}}{1 \text{ molécula de P}_2\text{O}_5} = 1,087 \cdot 10^{23}$  átomos de P.

c) 0,15 mol de P<sub>2</sub>O<sub>3</sub> = 0,15 mol de P<sub>2</sub>O<sub>3</sub>  $\cdot \frac{110 \text{ g de P}_2\text{O}_3}{1 \text{ mol de P}_2\text{O}_3} \cdot \frac{3 \cdot 16 \text{ g de O}}{110 \text{ g de P}_2\text{O}_3} = 7,2$  g de O.

d) 5,22 g de Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> = 5,22 g de Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>  $\cdot \frac{1 \text{ mol de Ba(NO}_3)_2}{261,3 \text{ g de Ba(NO}_3)_2} \cdot \frac{6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de Ba(NO}_3)_2}{1 \text{ mol de Ba(NO}_3)_2} \cdot \frac{6 \text{ átomos de O}}{1 \text{ molécula Ba(NO}_3)_2} = 7,22 \cdot 10^{22}$  átomos de O.



④② El azufre, oxígeno y cinc forman el sulfato de cinc, en la siguiente relación S:O:Zn;1:1,99:2,04. Calcula la composición centesimal.



$$\left\{ \begin{array}{l} \%S = \frac{1 \text{ g de S}}{(1 + 1,99 + 2,04) \text{ g totales}} \cdot 100 = 19,88 \% \text{ de S} \\ \%O = \frac{1,99 \text{ g de O}}{(1 + 1,99 + 2,04) \text{ g totales}} \cdot 100 = 39,56 \% \text{ de O} \\ \%Zn = \frac{2,04 \text{ g de Zn}}{(1 + 1,99 + 2,04) \text{ g totales}} \cdot 100 = 40,56 \% \text{ de S} \end{array} \right.$$



④③ Tenemos 25 kg de un abono nitrogenado de una riqueza en nitrato de potasio (KNO<sub>3</sub>) del 60 %. Calcula la cantidad de nitrógeno en kilogramos que contiene el abono.



$$M_{\text{KNO}_3} = 1 \cdot 39 \text{ g de K} + 1 \cdot 14 \text{ g de N} + 3 \cdot 16 \text{ g de O} = 101 \text{ g/mol.}$$

$$25 \text{ 000 g de abono} = 25 \text{ 000 g de abono} \cdot \frac{60 \text{ g de KNO}_3}{100 \text{ g de abono}} \cdot \frac{14 \text{ kg de N}}{101 \text{ kg de KNO}_3} = 2079 \text{ g de N} \cong 2,1 \text{ kg de N.}$$



④④ Calcula la composición centesimal del sulfato de aluminio, Al<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>.



$$M_{\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3} = 2 \cdot 27 \text{ g de Al} + 3 \cdot (1 \cdot 32 \text{ g de S} + 4 \cdot 16 \text{ g de O}) = 342 \text{ g/mol.}$$

Hallamos la composición centesimal dividiendo la masa de cada elemento entre la masa total de la molécula y multiplicando por 100:

$$\left\{ \begin{array}{l} \%Al = \frac{54 \text{ g de Al}}{342 \text{ g de Al}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot 100 = 15,79 \% \text{ de Al} \\ \%S = \frac{3 \cdot 32 \text{ g de S}}{342 \text{ g de Al}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot 100 = 28,07 \% \text{ de S} \\ \%O = \frac{3 \cdot 64 \text{ g de O}}{342 \text{ g de Al}_2(\text{SO}_4)_3} \cdot 100 = 56,14 \% \text{ de O} \end{array} \right.$$



④⑤ Calcula la composición centesimal del nitrato de potasio (KNO<sub>3</sub>). Datos: masas atómicas: K = 39, N = 14, o = 16



$$M_{\text{KNO}_3} = 1 \cdot 39 \text{ g de K} + 1 \cdot 14 \text{ g de N} + 3 \cdot 16 \text{ g de O} = 101 \text{ g/mol.}$$

$$\left\{ \begin{array}{l} \%K = \frac{39 \text{ g de K}}{101 \text{ g de KNO}_3} \cdot 100 = 38,61\% \text{ de K} \\ \%N = \frac{14 \text{ g de N}}{101 \text{ g de KNO}_3} \cdot 100 = 13,86\% \text{ de N} \\ \%O = \frac{48 \text{ g de O}}{101 \text{ g de KNO}_3} \cdot 100 = 47,52\% \text{ de O} \end{array} \right.$$



### DETERMINACIÓN DE FÓRMULAS.

④⑥ Indica la diferencia entre fórmula empírica y molecular.

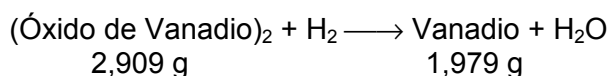
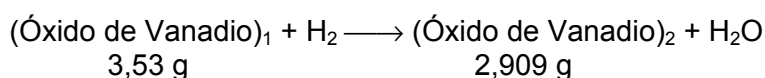


☉ La fórmula empírica de un compuesto es aquella fórmula química que indica la relación más sencilla en que se combinan los átomos de cada elemento en el compuesto.

☉ La fórmula molecular de un compuesto es aquella fórmula química que indica la relación real en que se combinan los átomos de cada elemento en el compuesto.



④⑦ Un óxido de vanadio que pesaba 3,53 g se redujo con hidrógeno, con lo que se obtuvo agua y otro óxido de vanadio que pesaba 2,909 g. Este segundo óxido se volvió a reducir hasta obtener 1,979 g de metal. ¿Cuáles son las fórmulas empíricas de ambos óxidos? ¿Cuál es la cantidad total de agua formada en ambas reacciones?



Los 1,979 g de V es la masa de V que hay en los dos óxidos, la de oxígeno la hallamos por diferencia, luego:

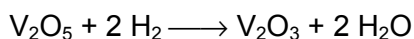
$$(\text{Óxido de Vanadio})_1 \left\{ \begin{array}{l} \text{Masa de V} = 1,979\text{g} \\ \text{Masa de O} = 3,53 - 1,979 = 1,551\text{g} \end{array} \right. \Rightarrow \frac{1,979}{50,9} = 0,03888 \Rightarrow \frac{0,0969}{0,0388} = 2,49 \approx \frac{5}{2} \text{ luego este}$$

óxido tiene de fórmula empírica  $\text{V}_2\text{O}_5$ .

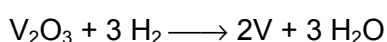
$$(\text{Óxido de Vanadio})_2 \left\{ \begin{array}{l} \text{Masa de V} = 1,979\text{g} \\ \text{Masa de O} = 2,909 - 1,979 = 0,93\text{g} \end{array} \right. \Rightarrow \frac{1,979}{50,9} = 0,03888 \Rightarrow \frac{0,05813}{0,0388} = 1,495 \approx \frac{3}{2} \text{ luego este}$$

óxido tiene de fórmula empírica  $V_2O_3$ .

Para saber el agua formado ajustamos las reacciones y hallamos mediante la estequiometría el agua formada:



$$3,53 \text{ g de } V_2O_5 = 3,53 \text{ g de } V_2O_5 \cdot \frac{1 \text{ mol de } V_2O_5}{182 \text{ g de } V_2O_5} \cdot \frac{2 \text{ moles de } H_2O}{1 \text{ mol de } V_2O_5} \cdot \frac{18 \text{ g de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2O} = 0,698 \text{ g de } H_2O \text{ en la primera reacción.}$$



$$2,909 \text{ g de } V_2O_3 = 2,909 \text{ g de } V_2O_3 \cdot \frac{1 \text{ mol de } V_2O_3}{150 \text{ g de } V_2O_3} \cdot \frac{3 \text{ moles de } H_2O}{1 \text{ mol de } V_2O_3} \cdot \frac{18 \text{ g de } H_2O}{1 \text{ mol de } H_2O} = 1,047 \text{ g de } H_2O \text{ en la segunda reacción.}$$

Luego el total de agua formado es 0,698 g en la primera + 1,047 g en la segunda = 1,745 g de agua en total se han formado.



**PAU** El análisis de un compuesto de carbono dio los siguientes porcentajes: 30,45 % de carbono, 3,83 % de hidrógeno, 45,69 % de cloro, 20,23 % de oxígeno. Se sabe que la masa molar del compuesto es 158 g/mol. ¿Cuál es la fórmula molecular del compuesto de carbono?



1) Dividimos la composición centesimal por cada masa atómica:

$$\left\{ \begin{array}{l} \frac{30,45}{12} = 2,5375 \text{ de C} \\ \frac{3,83}{1} = 3,83 \text{ de H} \\ \frac{45,69}{35,5} = 1,287 \text{ de Cl} \\ \frac{20,23}{16} = 1,2644 \text{ de O} \end{array} \right.$$

2) Dividimos las tres cantidades anteriores por la menor (1,2644) y obtenemos la relación (aproximada) de números enteros: 2 de C, 3 de H, 1 de Cl y 1 de O, luego la fórmula empírica es  $CH_3ClO$  de masa molar  $24 + 3 + 35,5 + 16 = 78,5$  y su fórmula molecular  $(CH_3ClO)_n$ .

3) Hallamos n :

$$n = \frac{\text{masa molar real}}{\text{masa molar empírica}} = \frac{158}{78,5} \approx 2, \text{ luego su fórmula molecular es } C_2H_6Cl_2O_2.$$

