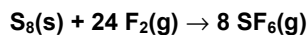


# Cálculos en química

## ACTIVIDADES

1. El SF<sub>6</sub> se administra algunas veces durante el examen con rayos X de los pulmones para poder apreciar más detalles. Se prepara a partir de sus elementos:

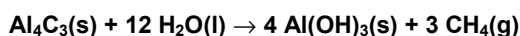


¿Cuántos moles de F<sub>2</sub> deben reaccionar para que se formen tres moles de SF<sub>6</sub>?

Los coeficientes de una ecuación química ajustada indican el número relativo de moles de reactivos y productos que participan en la reacción química correspondiente. Por tanto,

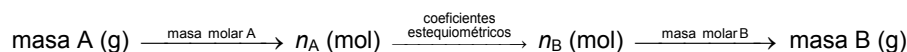
$$(3 \text{ mol SF}_6) \cdot \frac{(24 \text{ mol F}_2)}{(8 \text{ mol SF}_6)} = 9 \text{ mol F}_2$$

2. Los carburos iónicos que contienen el ion C<sup>4-</sup>, tales como el Al<sub>4</sub>C<sub>3</sub>, se llaman meturos, ya que dan metano (CH<sub>4</sub>) por hidrólisis:



Calcula cuántos gramos de Al<sub>4</sub>C<sub>3</sub> y de agua deben reaccionar para que se formen 128,0 g de metano.

Aquí nos dan información sobre la masa de un producto (A) y nos piden información sobre la masa de un reactivo (B). La cantidad de reactivo solicitada se calcula siguiendo el esquema:



Teniendo en cuenta los coeficientes estequiométricos de la ecuación ajustada y las masas molares correspondientes, los gramos de Al<sub>4</sub>C<sub>3</sub> que deben reaccionar para que se formen 128,0 g de metano, son:

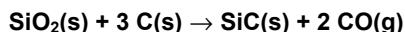
$$(128,0 \text{ g CH}_4) \cdot \frac{(1 \text{ mol CH}_4)}{(16,05 \text{ g CH}_4)} \cdot \frac{(1 \text{ mol Al}_4\text{C}_3)}{(3 \text{ mol CH}_4)} \cdot \frac{(143,95 \text{ g Al}_4\text{C}_3)}{(1 \text{ mol Al}_4\text{C}_3)} = 382,7 \text{ g Al}_4\text{C}_3$$

El resultado debe expresarse con cuatro cifras significativas, ya que el dato sobre la masa de CH<sub>4</sub> se da con 4 c.s.

Análogamente, los gramos de agua que deben reaccionar para que se formen 128,0 g de metano son:

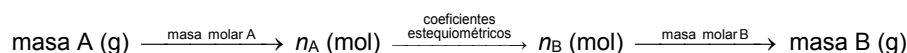
$$(128,0 \text{ g CH}_4) \cdot \frac{(1 \text{ mol CH}_4)}{(16,05 \text{ g CH}_4)} \cdot \frac{(12 \text{ mol H}_2\text{O})}{(3 \text{ mol CH}_4)} \cdot \frac{(18,02 \text{ g H}_2\text{O})}{(1 \text{ mol H}_2\text{O})} = 574,8 \text{ g H}_2\text{O}$$

3. El carburo de silicio, SiC, es una de las sustancias más duras que se conocen. Se prepara mezclando arena (SiO<sub>2</sub>) y coque (C) en un horno eléctrico:



Si mezclamos 10,0 g de SiO<sub>2</sub> con otros 10,0 g de C, ¿qué masa de SiC se habrá formado cuando se haya completado la reacción?

Puesto que se nos da información sobre la masa de dos reactivos, se trata de un problema de reactivo limitante. Para calcular los gramos de producto (B) formados a partir de los gramos de un reactivo (A), seguimos el esquema general:



Suponiendo que el SiO<sub>2</sub> es el reactivo limitante y dado que hay una relación 1:1 entre mol SiC formados y mol SiO<sub>2</sub> consumidos, resulta:

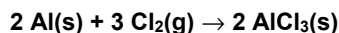
$$(10 \text{ g SiO}_2) \cdot \frac{(1 \text{ mol SiO}_2)}{(60,09 \text{ g SiO}_2)} \cdot \frac{(1 \text{ mol SiC})}{(1 \text{ mol SiO}_2)} \cdot \frac{(40,10 \text{ g SiC})}{(1 \text{ mol SiC})} = 6,67 \text{ g SiC}$$

Si el reactivo limitante fuera el carbono, tendríamos:

$$(10,0 \text{ g C}) \cdot \frac{(1 \text{ mol C})}{(12,01 \text{ g C})} \cdot \frac{(1 \text{ mol SiC})}{(3 \text{ mol SiO}_2)} \cdot \frac{(40,10 \text{ g SiC})}{(1 \text{ mol SiC})} = 11,1 \text{ g SiC}$$

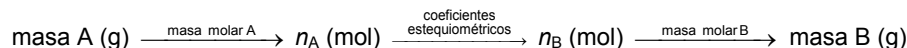
El valor más pequeño es 6,67 g de SiC. Cuando se ha formado esta masa de SiC, el SiO<sub>2</sub> se ha consumido por completo y la reacción se detiene, y se han formado 6,67 g de SiC. El reactivo limitante es, pues, el SiO<sub>2</sub>, ya que es el reactivo que se consume totalmente. Por tanto, el carbono está en exceso.

4. El cloruro de aluminio, AlCl<sub>3</sub>, es un reactivo muy utilizado en la industria. Se obtiene cuando se tratan limaduras de aluminio con cloro, Cl<sub>2</sub>, según la ecuación ajustada:



Si se parte de 2,70 g de aluminio y 4,05 g de cloro, ¿cuál es el reactivo limitante? ¿Cuántos gramos de AlCl<sub>3</sub> se pueden obtener?

Para calcular los gramos de producto (B) formados a partir de los gramos de un reactivo (A), seguimos el esquema general:



Suponiendo que el aluminio es el reactivo limitante y dado que hay una relación 2:2 entre mol AlCl<sub>3</sub> formados y mol Al consumidos, resulta:

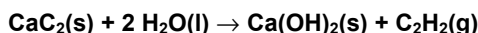
$$(2,70 \text{ g Al}) \cdot \frac{(1 \text{ mol Al})}{(26,98 \text{ g Al})} \cdot \frac{(1 \text{ mol AlCl}_3)}{(1 \text{ mol Al})} \cdot \frac{(133,33 \text{ g AlCl}_3)}{(1 \text{ mol AlCl}_3)} = 13,34 \text{ g AlCl}_3$$

Si el reactivo limitante fuera el cloro, tendríamos:

$$(4,05 \text{ g Cl}_2) \cdot \frac{(1 \text{ mol Cl}_2)}{(70,90 \text{ g Cl}_2)} \cdot \frac{(2 \text{ mol AlCl}_3)}{(3 \text{ mol Cl}_2)} \cdot \frac{(133,33 \text{ g AlCl}_3)}{(1 \text{ mol AlCl}_3)} = 5,08 \text{ g AlCl}_3$$

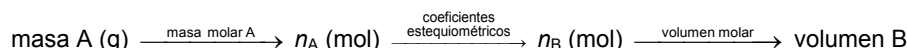
El valor más pequeño es 5,08 g de AlCl<sub>3</sub>. Cuando se ha formado esta masa de AlCl<sub>3</sub>, el Cl<sub>2</sub> se ha consumido por completo y la reacción se detiene, habiéndose formado 5,08 g de AlCl<sub>3</sub>. El reactivo limitante es, pues, el AlCl<sub>3</sub>, ya que es el reactivo que se consume totalmente. Por lo tanto, el aluminio está en exceso.

5. Los carburos iónicos que contienen el ion C<sub>2</sub><sup>2-</sup>, tales como el carburo de calcio, CaC<sub>2</sub>, se llaman acetiluros, pues dan acetileno (C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>) por hidrólisis:



Calcula el volumen de C<sub>2</sub>H<sub>2</sub>, medido a 0 °C y 1,00 atm, que puede obtenerse a partir de 10,0 g de CaC<sub>2</sub>.

Se trata de calcular el volumen de un producto (B) que proporciona una masa dada de un reactivo dado (A) siguiendo la ruta:

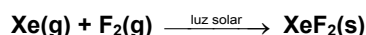


De acuerdo con la ecuación de los gases ideales, el volumen molar, en las condiciones dadas, es:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{(1 \text{ mol}) \cdot (0,08205 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \cdot (273 \text{ K})}{(1,00 \text{ atm})} = 22,4 \text{ L}$$

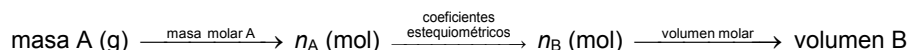
$$(10,0 \text{ g CaC}_2) \cdot \frac{(1 \text{ mol CaC}_2)}{(64,10 \text{ g CaC}_2)} \cdot \frac{(1 \text{ mol C}_2\text{H}_2)}{(1 \text{ mol CaC}_2)} \cdot \frac{(22,4 \text{ L C}_2\text{H}_2)}{(1 \text{ mol C}_2\text{H}_2)} = 3,49 \text{ L C}_2\text{H}_2$$

6. Algunos gases nobles, especialmente el xenón, son capaces de formar compuestos con los elementos más reactivos. Así, por sorprendente que parezca, se puede obtener XeF<sub>2</sub> simplemente mezclando Xe y F<sub>2</sub> expuestos a la luz solar:



Calcula qué volúmenes de Xe y de F<sub>2</sub>, medidos a 1,00 atm y 25 °C, deben reaccionar para formar 35,6 g de XeF<sub>2</sub>.

Se trata de calcular el volumen de un reactivo (Xe y F<sub>2</sub>) que proporciona una masa dada de un producto dado A (XeF<sub>2</sub>) siguiendo la ruta:



El volumen molar, en las condiciones dadas, es:  $V = \frac{nRT}{p} = \frac{(1 \text{ mol}) \cdot (0,08205 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \cdot (298 \text{ K})}{(1,00 \text{ atm})} = 24,4 \text{ L}$

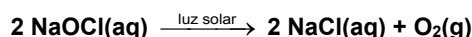
Los volúmenes de Xe y de F<sub>2</sub> necesarios para que se formen 35,6 g de XeF<sub>2</sub>, son:

$$(35,6 \text{ g XeF}_2) \cdot \frac{(1 \text{ mol XeF}_2)}{(169,29 \text{ g XeF}_2)} \cdot \frac{(1 \text{ mol Xe})}{(1 \text{ mol XeF}_2)} \cdot \frac{(24,4 \text{ L Xe})}{(1 \text{ mol Xe})} = 5,13 \text{ L Xe}$$

$$(35,6 \text{ g XeF}_2) \cdot \frac{(1 \text{ mol XeF}_2)}{(169,29 \text{ g XeF}_2)} \cdot \frac{(1 \text{ mol F}_2)}{(1 \text{ mol XeF}_2)} \cdot \frac{(24,4 \text{ L F}_2)}{(1 \text{ mol F}_2)} = 5,13 \text{ L F}_2$$

Puesto que el Xe y el F<sub>2</sub> son gases que reaccionan entre sí en la relación 1:1 en mol, la relación en que reaccionan en volúmenes debe ser, también, 1:1.

**7. La lejía, NaOCl(aq), se guarda en recipientes opacos, ya que se descompone con la luz según la ecuación:**



¿Qué volumen de O<sub>2</sub>, a 1,00 atm y 22 °C, se forma con 250 mL de una disolución 0,67 mol L<sup>-1</sup> de NaOCl?

Se trata de calcular el volumen de un producto gaseoso B (O<sub>2</sub>) que se forma a partir de un volumen dado de la disolución de un reactivo A (NaOCl acuoso). En este tipo de problemas se sigue el esquema:

volumen de disolución A  $\xrightarrow{\text{concentración molar de disolución A}}$  n<sub>A</sub> (mol)  $\xrightarrow{\text{coeficientes estequiométricos}}$  n<sub>B</sub> (mol)  $\xrightarrow{\text{volumen molar B}}$  volumen de B

El volumen molar, en las condiciones dadas, es:  $V = \frac{nRT}{p} = \frac{(1 \text{ mol}) \cdot (0,08205 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \cdot (295 \text{ K})}{(1,00 \text{ atm})} = 24,2 \text{ L}$

$$(0,250 \text{ L}) \cdot \frac{(0,67 \text{ mol NaOCl})}{(1 \text{ L})} \cdot \frac{(1 \text{ mol O}_2)}{(2 \text{ mol NaOCl})} \cdot \frac{(24,2 \text{ L O}_2)}{(1 \text{ mol O}_2)} = 2,0 \text{ L O}_2$$

**8. En la fotografía en blanco y negro, el AgBr que queda en la película se disuelve añadiendo tiosulfato de sodio según:**



Calcula los mL de una disolución 0,05 mol L<sup>-1</sup> de Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> que se necesitan para disolver 0,25 g de AgBr.

Se trata de calcular el volumen de una disolución de Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub> (reactivo B) que reacciona con una masa dada de AgBr (reactivo A). En este tipo de problemas se sigue el esquema:

masa A (g)  $\xrightarrow{\text{masa molar A}}$  n<sub>A</sub> (mol)  $\xrightarrow{\text{coeficientes estequiométricos}}$  n<sub>B</sub> (mol)  $\xrightarrow{\text{volumen molar}}$  volumen B

$$(0,25 \text{ g AgBr}) \cdot \frac{(1 \text{ mol AgBr})}{(187,77 \text{ g AgBr})} \cdot \frac{(2 \text{ mol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)}{(1 \text{ mol AgBr})} \cdot \frac{(1 \text{ L disolución})}{(0,05 \text{ mol Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)} = 5,3 \cdot 10^{-2} \text{ L disolución Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$$

Se necesitan, pues,  $5,3 \cdot 10^{-2} \text{ L} = 53 \text{ mL}$  de la disolución dada de Na<sub>2</sub>S<sub>2</sub>O<sub>3</sub>.

**9. El ClO<sub>2</sub> es un gas amarillo utilizado para blanquear el papel. Una forma peligrosa de prepararlo (si no se produce antes una explosión) es hacer reaccionar clorato de potasio con ácido sulfúrico:**



¿Qué masa de ClO<sub>2</sub> se obtiene con 25,6 g de KClO<sub>3</sub> y un exceso de H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> si el rendimiento es del 77,3 %?

Primero calculamos el rendimiento teórico, esto es, la masa de ClO<sub>2</sub> (producto B) que se espera obtener a partir de una masa dada de KClO<sub>3</sub> (reactivo limitante A):

masa A (g)  $\xrightarrow{\text{masa molar A}}$  n<sub>A</sub> (mol)  $\xrightarrow{\text{coeficientes estequiométricos}}$  n<sub>B</sub> (mol)  $\xrightarrow{\text{masa molar B}}$  masa B (g)

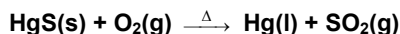
$$(25,6 \text{ g KClO}_3) \cdot \frac{(1 \text{ mol KClO}_3)}{(122,55 \text{ g KClO}_3)} \cdot \frac{(4 \text{ mol ClO}_2)}{(4 \text{ mol KClO}_3)} \cdot \frac{(63,45 \text{ g ClO}_2)}{(1 \text{ mol ClO}_2)} = 14,1 \text{ g ClO}_2$$

La cantidad teórica es 14,1 g de ClO<sub>2</sub>. Sustituyendo valores en la expresión del rendimiento real, obtenemos:

$$\text{cantidad real} = \frac{\text{cantidad teórica} \cdot \text{rendimiento (\%)}}{100} = \frac{(14,1 \text{ g}) \cdot 77,3}{100} = 10,9 \text{ g}$$

10. El mercurio posee la metalurgia más sencilla imaginable, ya que todos sus compuestos naturales producen mercurio metálico cuando se calientan en el aire.

Calcula el rendimiento de una operación en la que se obtienen 7,99 g de mercurio a partir de 10,0 g de cinabrio, HgS. La ecuación ajustada de la reacción es:



Primero calculamos la masa teórica, esto es, la masa de mercurio (producto B) que se espera obtener a partir de una masa dada de HgS (reactivo A):

$$\text{masa A (g)} \xrightarrow{\text{masa molar A}} n_A (\text{mol}) \xrightarrow{\text{coeficientes estequiométricos}} n_B (\text{mol}) \xrightarrow{\text{masa molar B}} \text{masa B (g)}$$

$$(10,0 \text{ g HgS}) \cdot \frac{(1 \text{ mol HgS})}{(232,66 \text{ g HgS})} \cdot \frac{(1 \text{ mol Hg})}{(1 \text{ mol HgS})} \cdot \frac{(200,59 \text{ g Hg})}{(1 \text{ mol Hg})} = 8,62 \text{ g Hg}$$

La masa real es la cantidad de producto que se obtiene durante una reacción química real. Por lo tanto, su valor aquí es 7,99 g de Hg. Sustituyendo valores en la expresión del rendimiento porcentual, obtenemos:

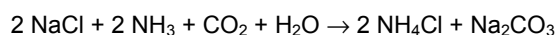
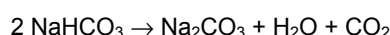
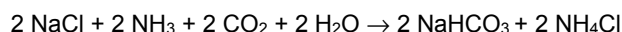
$$\text{rendimiento porcentual} = \frac{\text{cantidad real}}{\text{cantidad teórica}} \cdot 100 = \frac{(7,99 \text{ g}) \cdot 100}{(8,62 \text{ g})} = 92,7 \%$$

11. En el proceso Solvay para producir carbonato de sodio, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, tiene lugar la secuencia de reacciones:



Calcula cuántas toneladas de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> se pueden producir por cada 10<sup>6</sup> L de NH<sub>3</sub>, medidos a 0 °C y 1,00 atm, si el proceso tuviera un rendimiento del 100 %.

Sumando las dos ecuaciones dadas, se obtiene la ecuación neta del proceso:



Se trata de calcular la masa de un producto B (carbonato de sodio) que se forma a partir de un volumen dado de un reactivo gaseoso A (amoníaco):

$$\text{volumen A} \xrightarrow{\text{masa molar A}} n_A (\text{mol}) \xrightarrow{\text{coeficientes estequiométricos}} n_B (\text{mol}) \xrightarrow{\text{masa molar B}} \text{masa B (g)}$$

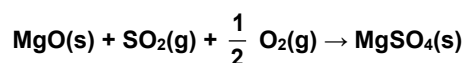
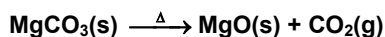
Hallamos, primero, el volumen molar de un gas ideal en las condiciones dadas:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{(1 \text{ mol}) \cdot (0,08205 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \cdot (273 \text{ K})}{(1,00 \text{ atm})} = 22,4 \text{ L}$$

Teniendo en cuenta los coeficientes estequiométricos de la ecuación ajustada de la reacción, la masa de Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> que se forma a partir de 10<sup>6</sup> L de NH<sub>3</sub> resulta:

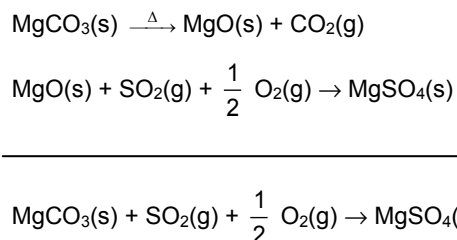
$$(10^6 \text{ L NH}_3) \cdot \frac{(1 \text{ mol NH}_3)}{(22,4 \text{ L NH}_3)} \cdot \frac{(1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3)}{(2 \text{ mol NH}_3)} \cdot \frac{(105,99 \text{ g Na}_2\text{CO}_3)}{(1 \text{ mol Na}_2\text{CO}_3)} \cdot \frac{(1 \text{ t})}{(10^6 \text{ g})} = 2,37 \text{ t Na}_2\text{CO}_3$$

12. Para eliminar el SO<sub>2</sub> de los gases que emiten las chimeneas de las centrales térmicas, se ha propuesto un proceso basado en las reacciones siguientes:



Halla cuántas toneladas de MgCO<sub>3</sub> es necesario extraer para eliminar 20 millones de toneladas de SO<sub>2</sub>.

Sumando las dos ecuaciones dadas, se obtiene la ecuación neta del proceso:



Para calcular la masa de un reactivo B ( $\text{MgCO}_3$ ) necesaria para que reaccionen con una masa dada de otro reactivo A ( $\text{SO}_2$ ), seguimos el esquema general:

$$\begin{aligned} \text{masa A (g)} &\xrightarrow{\text{masa molar A}} n_A (\text{mol}) \xrightarrow{\text{coeficientes estequiométricos}} n_B (\text{mol}) \xrightarrow{\text{masa molar B}} \text{masa B (g)} \\ (20 \cdot 10^6 \text{ t SO}_2) \cdot \frac{(10^6 \text{ g SO}_2)}{(1 \text{ Tm SO}_2)} \cdot \frac{(1 \text{ mol SO}_2)}{(64,07 \text{ g SO}_2)} \cdot \frac{(1 \text{ mol MgCO}_3)}{(1 \text{ mol SO}_2)} \cdot \frac{(84,32 \text{ g MgCO}_3)}{(1 \text{ mol MgCO}_3)} &= 2,6 \cdot 10^{13} \text{ g} = 26 \cdot 10^6 \text{ t MgCO}_3 \end{aligned}$$

**13. El peligrosísimo trifluoruro de cloro,  $\text{ClF}_3$ , inflama hasta el ladrillo, por lo que se utilizó durante la Segunda Guerra Mundial. Halla su composición centesimal en masa.**

La composición centesimal de un compuesto indica los porcentajes en masa de los elementos presentes:

$$\% \text{ elemento} = \frac{\text{masa elemento}}{\text{masa total compuesto}} \cdot 100$$

Teniendo en cuenta las masas atómicas, la masa molar del  $\text{ClF}_3$  resulta:

$$M = 1 \cdot 35,45 + 3 \cdot 19,00 = 92,45 \text{ g mol}^{-1}$$

Sustituyendo en la expresión anterior, obtenemos:

$$\% \text{ masa Cl} = \frac{1 \cdot 35,45}{92,45} \cdot 100 = 38,35 \% \text{ Cl}$$

$$\% \text{ masa F} = \frac{1 \cdot 19,00}{92,45} \cdot 100 = 61,65 \% \text{ F}$$

**14. La composición centesimal en masa de uno de los pocos compuestos conocidos del criptón es 68,80 % Kr y 31,20 % F. Determina:**

a) Su fórmula empírica.

b) Su fórmula molecular, si la masa molar es  $121,80 \text{ g mol}^{-1}$ .

a) La relación de elementos, expresada en moles, es:

$$\text{Kr} \frac{68,80 \text{ g}}{83,80 \text{ g mol}^{-1}} : \text{F} \frac{31,20 \text{ g}}{19,0 \text{ g mol}^{-1}} = \text{Kr}_{0,8210 \text{ mol}} : \text{F}_{1,642}$$

La fórmula empírica debe expresar esta relación en términos de los números enteros más pequeños posibles. Para ello, dividimos los dos números enteros anteriores por el más pequeño de ellos:

$$\text{Kr}_{\frac{0,8210}{0,8210}} : \text{F}_{\frac{1,642}{0,8210}} = \text{Kr}_1 : \text{F}_2$$

La fórmula empírica del compuesto dado es, pues,  $\text{KrF}_2$ .

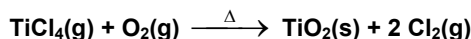
b) La fórmula molecular debe ser un múltiplo de la fórmula empírica:  $(\text{KrF}_2)_n$ . El valor de  $n$  puede determinarse a partir de la masa molar:

$$n (1 \cdot 83,80 + 2 \cdot 19,00) = 121,80 \Rightarrow n = \frac{121,80}{121,80} = 1$$

Por lo tanto, la fórmula molecular, que coincide con la fórmula empírica, es  $\text{KrF}_2$ .

## Cálculos estequiométricos y reactivo limitante

15. El líquido corrector Tipp-Ex, contiene  $\text{TiO}_2$  y un disolvente volátil, el tricloroetano. Tras aplicarlo, el disolvente se evapora quedando el  $\text{TiO}_2$ , un sólido blanco con gran poder de recubrimiento. Se puede obtener  $\text{TiO}_2$  mezclando  $\text{TiCl}_4$  y  $\text{O}_2$  a  $700^\circ\text{C}$ :

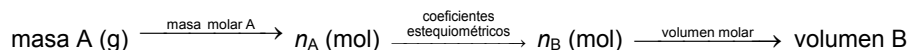


Si se quieren obtener 260,0 g de  $\text{TiO}_2$ ,

a) ¿Cuántos litros de  $\text{TiCl}_4$  gaseoso, medidos a  $700^\circ\text{C}$  y 1,00 atm, deben consumirse?

b) ¿Cuántos litros de  $\text{Cl}_2$ , medidos en las mismas condiciones, se forman?

a) Se trata de calcular el volumen de  $\text{TiCl}_4$  (reactivo B) que proporciona una masa dada de  $\text{TiO}_2$  (producto A) siguiendo la ruta:



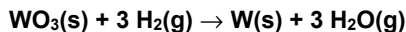
$$\text{El volumen molar, es: } V = \frac{nRT}{p} = \frac{(1 \text{ mol}) \cdot (0,08205 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \cdot (973 \text{ K})}{(1,00 \text{ atm})} = 79,8 \text{ L}$$

El volumen de  $\text{TiCl}_4$  necesario para que se formen 260,0 g de  $\text{TiO}_2$ , es:

$$(260,0 \text{ g TiO}_2) \cdot \frac{(1 \text{ mol TiO}_2)}{(79,87 \text{ g TiO}_2)} \cdot \frac{(1 \text{ mol TiCl}_4)}{(1 \text{ mol TiO}_2)} \cdot \frac{(79,8 \text{ L TiCl}_4)}{(1 \text{ mol TiCl}_4)} = 260 \text{ L TiCl}_4$$

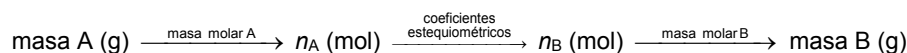
b) La relación en volumen entre sustancias gaseosas, medidas en las mismas condiciones de presión y temperatura, es la misma que la relación de los coeficientes estequiométricos en la ecuación ajustada de la reacción. Por lo tanto:  $(260 \text{ L TiCl}_4) \cdot \frac{(2 \text{ L Cl}_2)}{(1 \text{ L TiCl}_4)} = 520 \text{ L Cl}_2$

16. El tungsteno, W, es un elemento descubierto en 1783 por dos hermanos españoles, Fausto y Juan José Elhuyar. Dado que es el metal que posee el punto de fusión más alto, se emplea para fabricar los filamentos de las bombillas incandescentes. El W se obtiene por reacción del trióxido de tungsteno con hidrógeno:



Calcula cuántos gramos de  $\text{WO}_3$  se requieren para obtener 2,600 kg de tungsteno metálico.

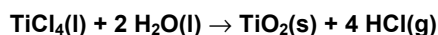
Para calcular la masa de  $\text{WO}_3$  (reactivo B) necesaria para formar una masa dada de tungsteno (producto A), seguimos el esquema general:



Los gramos de  $\text{WO}_3$  necesarios para obtener 2,600 kg (2600 g) de W, resultan:

$$(2600 \text{ g W}) \cdot \frac{(1 \text{ mol W})}{(183,84 \text{ g W})} \cdot \frac{(1 \text{ mol WO}_3)}{(1 \text{ mol W})} \cdot \frac{(231,83 \text{ g WO}_3)}{(1 \text{ mol WO}_3)} = 3279 \text{ g WO}_3$$

17. Un tipo de granadas lacrimógenas utilizan tetracloruro de titanio,  $\text{TiCl}_4$ , un líquido que reacciona con el agua del aire húmedo produciendo  $\text{HCl}$ , un gas irritante, y  $\text{TiO}_2$ , un sólido responsable del humo blanco:



Para que se forme 1 mol de  $\text{HCl}$ :

a) ¿Cuántos moles de agua deben reaccionar?

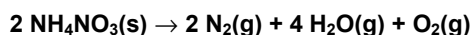
b) ¿Cuántas moléculas de  $\text{TiCl}_4$  han de consumirse?

a) Los coeficientes de una ecuación química ajustada indican el número relativo de moléculas (y de moles) de reactivos y productos que participan en la reacción química correspondiente. Por lo tanto,

$$(1 \text{ mol HCl}) \cdot \frac{(2 \text{ mol H}_2\text{O})}{(4 \text{ mol HCl})} = 0,5 \text{ mol H}_2\text{O}$$

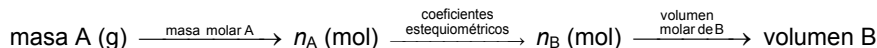
b)  $(1 \text{ mol HCl}) \cdot \frac{(1 \text{ mol TiCl}_4)}{(4 \text{ mol HCl})} \cdot \frac{(6,02 \cdot 10^{23} \text{ moléculas TiCl}_4)}{(1 \text{ mol TiCl}_4)} = 1,51 \cdot 10^{23} \text{ moléculas TiCl}_4$

18. En el primer ataque a las Torres Gemelas de Nueva York, en 1993, los terroristas utilizaron como explosivo una mezcla de gasolina y nitrato de amonio. En la explosión, el  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  se descompone en  $\text{N}_2$ ,  $\text{O}_2$  y vapor de agua. La fuerza de la explosión proviene de la producción rápida de un gran volumen de gas caliente:



¿Cuántos litros gaseosos, medidos a 600 °C y 1,00 atm, se producen a partir de 10,0 kg de  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ?

Se trata de calcular el volumen de todos los productos gaseosos B ( $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  y  $\text{O}_2$ ) que pueden formarse a partir de una masa dada de un reactivo A ( $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ):



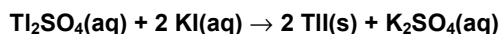
$$\text{El volumen molar de un gas ideal: } V = \frac{nRT}{p} = \frac{(1 \text{ mol}) \cdot (0,08205 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \cdot (873 \text{ K})}{(1,00 \text{ atm})} = 71,6 \text{ L}$$

Teniendo en cuenta los coeficientes estequiométricos de la ecuación ajustada de la reacción, se forman 7 mol de especies gaseosas por cada 2 mol  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ . El volumen ocupado por los gases formados a partir de 10,0 kg de  $\text{NH}_4\text{NO}_3$  resulta:

$$(10,0 \cdot 10^3 \text{ g NH}_4\text{NO}_3) \cdot \frac{(1 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3)}{(80,06 \text{ g NH}_4\text{NO}_3)} \cdot \frac{(7 \text{ mol gases})}{(2 \text{ mol NH}_4\text{NO}_3)} \cdot \frac{(71,6 \text{ L gases})}{(1 \text{ mol gases})} = 3,13 \cdot 10^4 \text{ L gases}$$

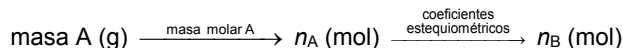
## Reacciones en disolución

19. El sulfato de talio(I),  $\text{Tl}_2\text{SO}_4$ , es un veneno que popularizó Agatha Christie en su novela *El caballo pálido*. Puedes detectar las sales de talio añadiendo yoduro de potasio y ver si se forma un precipitado amarillo de yoduro de talio(I):



Calcula la concentración molar de  $\text{Tl}_2\text{SO}_4$  en un vaso de agua de 210 mL, sabiendo que al añadir un exceso de KI se han formado 4,60 g de yoduro de talio(I).

Primero calculamos los moles de  $\text{Tl}_2\text{SO}_4$  (reactivo B) que producen una masa dada de TlI (producto A). En este tipo de problemas se sigue el esquema:



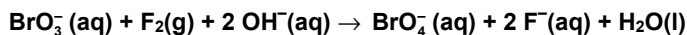
Los moles de  $\text{Tl}_2\text{SO}_4$  necesarios para que se formen 4,6 g de yoduro de talio(I), resultan:

$$(4,60 \text{ g TlI}) \cdot \frac{(1 \text{ mol TlI})}{(331,28 \text{ g TlI})} \cdot \frac{(1 \text{ mol Tl}_2\text{SO}_4)}{(2 \text{ mol TlI})} = 6,94 \cdot 10^{-3} \text{ mol Tl}_2\text{SO}_4$$

La concentración de la disolución que contiene  $6,94 \cdot 10^{-3}$  mol de  $\text{Tl}_2\text{SO}_4$  en 210 mL es:

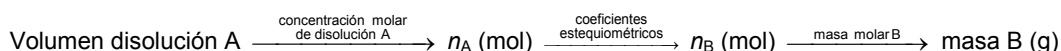
$$[\text{Tl}_2\text{SO}_4] = \frac{(6,94 \cdot 10^{-3} \text{ mol Tl}_2\text{SO}_4)}{(0,210 \text{ L})} = 3,30 \cdot 10^{-2} \text{ mol L}^{-1}$$

20. Aunque los iones perclorato y peryodato se conocen desde el siglo XIX, nadie era capaz de preparar el ion perbromato,  $\text{BrO}_4^-$ . El doble premio nobel Linus Pauling llegó a sugerir una teoría para explicar su inexistencia. Sin embargo, en 1968, E. H. Appelman descubrió rutas para su síntesis, tales como:



Calcula los gramos de  $\text{F}_2$  que reaccionarán con 0,500 L de una disolución 0,600 mol  $\text{L}^{-1}$  de ion bromato,  $\text{BrO}_3^-$ .

Se trata de calcular la masa de  $\text{F}_2$  (reactivo B) que reacciona con un volumen dado de una disolución de  $\text{BrO}_3^-$  (reactivo A). En este tipo de problemas se sigue el esquema:



Los gramos de  $\text{F}_2$  que reaccionan con los 0,500 L de la disolución dada de  $\text{BrO}_3^-$  resultan:

$$(0,500 \text{ L disolución}) \cdot \frac{(0,600 \text{ mol BrO}_3^-)}{(1 \text{ L disolución})} \cdot \frac{(1 \text{ mol F}_2)}{(1 \text{ mol BrO}_3^-)} \cdot \frac{(38,00 \text{ g F}_2)}{(1 \text{ mol F}_2)} = 11,4 \text{ g F}_2$$



21. El ácido oxálico, un compuesto tóxico, se encuentra en las espinacas y otros vegetales, aunque en concentraciones bajas no peligrosas.

Los fabricantes de zumo de espinacas concentrado analizan sus productos para asegurarse de que el contenido en ácido oxálico está por debajo de los límites tóxicos.

El análisis se basa en la reacción:



Calcula la molaridad de una disolución de ácido oxálico si 25,0 mL de la misma requieren 18,2 mL de  $\text{KMnO}_4$  0,130 mol  $\text{L}^{-1}$ .

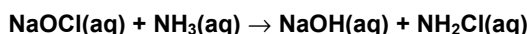
Primero calculamos los moles de ácido oxálico (reactivo B) que reaccionan con un volumen dado de la disolución de  $\text{KMnO}_4$  (reactivo A). En este tipo de problemas se sigue el esquema:

$$\begin{aligned} \text{Volumen disolución de A} &\xrightarrow{\text{concentración molar de disolución A}} n_A \text{ (mol)} \xrightarrow{\text{coeficientes estequiométricos}} n_B \text{ (mol)} \\ (18,2 \cdot 10^{-3} \text{ L disolución KMnO}_4) &\cdot \frac{(0,130 \text{ mol KMnO}_4)}{(1 \text{ L disolución})} \cdot \frac{(5 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{(2 \text{ mol KMnO}_4)} = 5,92 \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \end{aligned}$$

La concentración de la disolución que contiene  $5,92 \cdot 10^{-3}$  mol ácido oxálico en 25,0 mL es:

$$[\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4] = \frac{(5,92 \cdot 10^{-3} \text{ mol H}_2\text{C}_2\text{O}_4)}{(0,0250 \text{ L})} = 0,237 \text{ mol L}^{-1}$$

22. El hipoclorito de sodio,  $\text{NaOCl}$ , reacciona con el amoníaco, o con la urea, formando compuestos tóxicos llamados cloraminas. De hecho, el olor asociado al cloro en las piscinas se debe, realmente, a cloraminas. La monocloramina,  $\text{NH}_2\text{Cl}$ , puede formarse según:



Debido a esta reacción, es peligroso mezclar lejía (una disolución acuosa de  $\text{NaOCl}$ ) con limpiadores que contengan amoníaco.

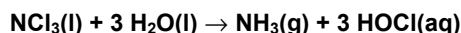
Calcula los gramos de  $\text{NH}_2\text{Cl}$  que se forman cuando se mezclan 32 mL de una disolución 0,67 mol  $\text{L}^{-1}$  de  $\text{NaOCl}$  con un exceso de amoníaco.

Se trata de calcular la masa de  $\text{NH}_2\text{Cl}$  (producto B) que se forma a partir de un volumen dado de la disolución de  $\text{NaOCl}$  (reactivo A). En este tipo de problemas se sigue el esquema:

$$\begin{aligned} \text{Volumen disol. A} &\xrightarrow{\text{concentración molar de disolución A}} n_A \text{ (mol)} \xrightarrow{\text{coeficientes estequiométricos}} n_B \text{ (mol)} \xrightarrow{\text{masa molar B}} \text{masa B (g)} \\ (0,032 \text{ L disolución}) &\cdot \frac{(0,67 \text{ mol NaOCl})}{(1 \text{ L disolución})} \cdot \frac{(1 \text{ mol NH}_2\text{Cl})}{(1 \text{ mol NaOCl})} \cdot \frac{(51,48 \text{ g NH}_2\text{Cl})}{(1 \text{ mol NH}_2\text{Cl})} = 1,1 \text{ g NH}_2\text{Cl} \end{aligned}$$

## Rendimiento

23. El tricloruro de nitrógeno o tricloramina,  $\text{NCl}_3$ , es un líquido que se descompone explosivamente en sus elementos. Fue preparado por vez primera en 1811 por P. L. Dulong, quien perdió tres dedos y un ojo en el intento. Se hidroliza rápidamente para formar amoníaco y ácido hipocloroso:



¿Cuántos gramos de ácido hipocloroso pueden formarse a partir de 36,0 g de  $\text{NCl}_3$  si el rendimiento de la operación es solo del 92 %? ¿Qué volumen de amoníaco, medido a 1,00 atm y 20 °C, se produce?

Primero calculamos la masa teórica de  $\text{HOCl}$  (producto B) que se espera obtener a partir de la masa dada de  $\text{NCl}_3$  (reactivo limitante A):

$$\begin{aligned} \text{masa A (g)} &\xrightarrow{\text{masa molar A}} n_A \text{ (mol)} \xrightarrow{\text{coeficientes estequiométricos}} n_B \text{ (mol)} \xrightarrow{\text{masa molar B}} \text{masa B (g)} \\ (36,0 \text{ g NCl}_3) &\cdot \frac{(1 \text{ mol NCl}_3)}{(120,36 \text{ g NCl}_3)} \cdot \frac{(3 \text{ mol HOCl})}{(1 \text{ mol NCl}_3)} \cdot \frac{(52,46 \text{ g HOCl})}{(1 \text{ mol HOCl})} = 47,1 \text{ g HOCl} \end{aligned}$$



Despejando en la expresión del rendimiento porcentual y sustituyendo valores, obtenemos la masa de ácido hipocloroso:

$$\text{rendimiento porcentual} = \frac{\text{cantidad real}}{\text{cantidad teórica}} \cdot 100 \Rightarrow$$

$$\text{cantidad real} = \frac{\text{rendimiento porcentual} \cdot \text{cantidad teórica}}{100} = \frac{92 \cdot (47,1 \text{ g})}{100} = 43,3 \text{ g HOCl}$$

El volumen molar de un gas ideal en las condiciones dadas es:

$$V = \frac{nRT}{p} = \frac{(1 \text{ mol}) \cdot (0,08205 \text{ atm L K}^{-1} \text{ mol}^{-1}) \cdot (293 \text{ K})}{(1,00 \text{ atm})} = 24,0 \text{ L}$$

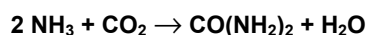
El volumen de NH<sub>3</sub> teórico que se desprende es:

$$(36,0 \text{ g NCl}_3) \cdot \frac{(1 \text{ mol NCl}_3)}{(120,36 \text{ g NCl}_3)} \cdot \frac{(1 \text{ mol NH}_3)}{(1 \text{ mol NCl}_3)} \cdot \frac{(24,0 \text{ L NH}_3)}{(1 \text{ mol NH}_3)} = 7,18 \text{ L NH}_3$$

El volumen real de NH<sub>3</sub> es:

$$\text{volumen real} = \frac{\text{rendimiento porcentual} \cdot \text{volumen teórico}}{100} = \frac{92 \cdot (7,18 \text{ L})}{100} = 6,60 \text{ L}$$

24. La urea, CO(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>, es una sustancia emblemática para los químicos, ya que fue el primer compuesto orgánico sintetizado a partir de sustancias inorgánicas, cuando se creía que tal cosa era imposible. La industria química produce grandes cantidades de urea, que se utiliza como fertilizante en agricultura. La ecuación de la reacción empleada es:



Si, en una mezcla con exceso de amoníaco, se forman 108,4 g de urea por cada 100 g de CO<sub>2</sub>, determina:

a) El rendimiento teórico.

b) El rendimiento real.

c) El rendimiento porcentual.

- a) El rendimiento teórico es la masa de CO(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub> (producto B) que se espera obtener a partir de una masa dada de CO<sub>2</sub> (reactivo limitante A):

$$\text{masa A (g)} \xrightarrow{\text{masa molar A}} n_A \text{ (mol)} \xrightarrow{\text{coeficientes estequiométricos}} n_B \text{ (mol)} \xrightarrow{\text{masa molar B}} \text{masa B (g)}$$

$$100,0 \text{ g CO}_2 \cdot \frac{(1 \text{ mol CO}_2)}{(44,01 \text{ g CO}_2)} \cdot \frac{(1 \text{ mol CO(NH}_2)_2)}{(1 \text{ mol CO}_2)} \cdot \frac{(60,07 \text{ g CO(NH}_2)_2)}{(1 \text{ mol CO(NH}_2)_2)} = 136,5 \text{ g CO(NH}_2)_2$$

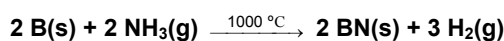
El rendimiento teórico es 136,5 g de CO(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>; ya que, a veces, la cantidad teórica se denomina rendimiento teórico.

- b) De igual modo, el rendimiento real es la cantidad de producto que se obtiene durante una reacción química real. Su valor aquí es, pues, 108,4 g de CO(NH<sub>2</sub>)<sub>2</sub>.
- c) Sustituyendo valores en la expresión del rendimiento porcentual, obtenemos:

$$\text{rendimiento porcentual} = \frac{\text{cantidad real}}{\text{cantidad teórica}} \cdot 100 = \frac{(108,4 \text{ g}) \cdot 100}{(136,5 \text{ g})} = 79,41 \%$$

25. El nitruro de boro hexagonal, BN, se ha convertido en el componente estrella de los maquillajes para disimular las arrugas, gracias a su forma de reflejar la luz.

Se obtiene calentando boro elemental, a 1000 °C, con amoníaco:



Calcula el rendimiento porcentual si se obtienen 455 g de BN a partir de 236 g de boro y un exceso de amoníaco.

Primero calculamos la masa de BN (producto B) que se espera obtener a partir de la masa dada de boro (reactivo limitante A):

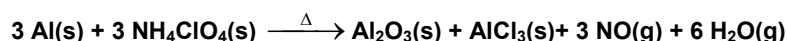
$$\text{masa A (g)} \xrightarrow{\text{masa molar A}} n_A \text{ (mol)} \xrightarrow{\text{coeficientes estequiométricos}} n_B \text{ (mol)} \xrightarrow{\text{masa molar B}} \text{masa B (g)}$$

$$(236 \text{ g B}) \cdot \frac{(1 \text{ mol B})}{(10,81 \text{ g B})} \cdot \frac{(2 \text{ mol BN})}{(2 \text{ mol B})} \cdot \frac{(24,82 \text{ g BN})}{(1 \text{ mol BN})} = 542 \text{ g BN}$$

El valor de 455 g de BN, se corresponde con la cantidad real de producto. Sustituyendo valores en la expresión del rendimiento porcentual, obtenemos:

$$\text{rendimiento porcentual} = \frac{\text{cantidad real}}{\text{cantidad teórica}} \cdot 100 = \frac{(455 \text{ g})}{(542 \text{ g})} \cdot 100 = 83,9 \%$$

26. La espectacular nube de polvo blanco que se forma en el despegue de una lanzadera espacial se debe al  $\text{Al}_2\text{O}_3$  producido al quemar el combustible sólido (una mezcla de aluminio y perclorato de amonio):



Si los cohetes queman  $7,00 \cdot 10^5 \text{ kg}$  de  $\text{NH}_4\text{ClO}_4$  y un exceso de aluminio, formándose  $1,77 \cdot 10^5 \text{ kg}$  de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , ¿cuál es el rendimiento porcentual?

Primero calculamos la masa de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  (producto B) que se espera obtener a partir de la masa dada de  $\text{NH}_4\text{ClO}_4$  (reactivo limitante A):

$$\text{masa A (g)} \xrightarrow{\text{masa molar A}} n_A \text{ (mol)} \xrightarrow{\text{coeficientes estequiométricos}} n_B \text{ (mol)} \xrightarrow{\text{masa molar B}} \text{masa B (g)}$$

$$(7,00 \cdot 10^8 \text{ g NH}_4\text{ClO}_4) \cdot \frac{(1 \text{ mol NH}_4\text{ClO}_4)}{(117,5 \text{ g NH}_4\text{ClO}_4)} \cdot \frac{(1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3)}{(3 \text{ mol NH}_4\text{ClO}_4)} \cdot \frac{(101,96 \text{ g Al}_2\text{O}_3)}{(1 \text{ mol Al}_2\text{O}_3)} = 2,02 \cdot 10^8 \text{ g Al}_2\text{O}_3$$

La cantidad real de producto que se obtiene, aquí toma el valor  $1,77 \cdot 10^5 \text{ kg}$  de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ . Sustituyendo valores en la expresión del rendimiento porcentual, obtenemos:

$$\text{rendimiento porcentual} = \frac{\text{cantidad real}}{\text{cantidad teórica}} \cdot 100 = \frac{(1,77 \cdot 10^8 \text{ g})}{(2,02 \cdot 10^8 \text{ g})} \cdot 100 = 87,6 \%$$

## Determinación de fórmulas

27. La policía científica utiliza ninhidrina para descubrir huellas dactilares en superficies porosas, ya que reacciona con los aminoácidos que quedan en la huella formando un compuesto de color rosa. Determina la fórmula empírica de la ninhidrina sabiendo que su composición centesimal en masa es: 60,61 % C, 3,46 % H y 35,93 % O.

La relación de elementos, expresada en mol, es:

$$\text{C} \frac{60,61 \text{ g}}{12,01 \text{ g mol}^{-1}} : \text{H} \frac{3,46 \text{ g}}{1,01 \text{ g mol}^{-1}} : \text{O} \frac{35,93 \text{ g}}{16,00 \text{ g mol}^{-1}} = \text{C}_{5,0466} : \text{H}_{3,4257} : \text{O}_{2,2456}$$

La fórmula empírica debe expresar esta relación en términos de los números enteros más pequeños posibles. Para ello, dividimos los dos números enteros anteriores por el más pequeño de ellos:

$$\text{C}_{\frac{5,0466}{2,2456}} : \text{H}_{\frac{3,4257}{2,2456}} : \text{O}_{\frac{2,2456}{2,2456}} = \text{C}_{2,25} : \text{H}_{1,52} : \text{O}_1$$

La relación atómica más sencilla, con números todos enteros, se obtiene multiplicando los números anteriores por cuatro:

$$\text{C}_{2,25} : \text{H}_{1,5} : \text{O}_1 = \text{C}_9 : \text{H}_6 : \text{O}_4$$

Por lo tanto, la fórmula empírica es:  $\text{C}_9\text{H}_6\text{O}_4$ .

28. Se cree que Mozart murió envenenado accidentalmente por "tártaro emético", cuya fórmula es  $\text{K}_2[\text{Sb}_2(\text{C}_4\text{H}_2\text{O}_6)_2] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ , que le prescribían sus médicos. Determina la composición centesimal de este compuesto.

La composición centesimal de un compuesto indica los porcentajes en masa de los elementos presentes:

$$\% \text{ elemento} = \frac{\text{masa elemento}}{\text{masa total compuesto}} \cdot 100$$

Teniendo en cuenta las masas atómicas, la masa molar del  $K_2[Sb_2(C_4H_2O_6)_2] \cdot 3H_2O$  resulta:

$$M = 2 \cdot 39,10 \text{ g} + 2 \cdot 121,76 + 8 \cdot 12,01 \text{ g} + 15 \cdot 16,00 \text{ g} + 10 \cdot 1,01 \text{ g} = 667,90 \text{ g mol}^{-1}$$

Sustituyendo en la expresión anterior, obtenemos:

$$\% K = \frac{2 \cdot 39,10}{667,90} \cdot 100 = 11,71 \% K$$

$$\% Sb = \frac{2 \cdot 121,76}{667,90} \cdot 100 = 36,46 \% Sb$$

$$\% C = \frac{8 \cdot 12,01}{667,90} \cdot 100 = 14,39 \% C$$

$$\% O = \frac{15 \cdot 16,00}{667,90} \cdot 100 = 35,93 \% O$$

$$\% H = \frac{10 \cdot 1,01}{667,90} \cdot 100 = 1,51 \% H$$

- 29. Las pastillas de “cloro estabilizado” que llevan los aventureros para desinfectar el agua contienen dicloroisocianurato de sodio, que libera ácido hipocloroso al disolverse en agua, y cuya composición centesimal en masa es 10,45 % Na, 32,23 % Cl, 19,11 % N, 16,38 % C y 21,82 % O. Halla su fórmula empírica.**

La relación de elementos, expresada en mol, es:

$$Na \frac{10,45 \text{ g}}{22,99 \text{ g mol}^{-1}} : Cl \frac{32,23 \text{ g}}{35,45 \text{ g mol}^{-1}} : N \frac{19,11}{14,01 \text{ g mol}^{-1}} : C \frac{16,38 \text{ g}}{12,01 \text{ g mol}^{-1}} : O \frac{21,82 \text{ g}}{16,00 \text{ g mol}^{-1}} \Rightarrow Na_{0,4545} : Cl_{0,9092} : N_{1,364} : C_{1,364} : O_{1,364}$$

La fórmula empírica debe expresar esta relación en términos de los números enteros y sencillos. Para ello, dividimos los cinco números anteriores por el más pequeño de ellos:

$$Na_{\frac{0,4545}{0,4545}} : Cl_{\frac{0,9092}{0,4545}} : N_{\frac{1,364}{0,4545}} : C_{\frac{1,364}{0,4545}} : O_{\frac{1,364}{0,4545}} = Na_1 : Cl_2 : N_3 : C_3 : O_3$$

La fórmula empírica del dicloroisocianurato de sodio es  $NaCl_2N_3C_3O_3$ .

- 30. Algunos champús anticaspa contienen piritiona de cinc, un compuesto con propiedades fungicidas. Su composición centesimal en masa es: 37,80 % C; 2,54 % H; 8,82 % N; 10,07 % O; 20,19 % S y 20,59 % Zn y su masa molar vale 317,70 g mol<sup>-1</sup>. Determina su fórmula empírica y molecular.**

La relación de elementos, expresada en mol, es:

$$C \frac{37,80 \text{ g}}{12,01 \text{ g mol}^{-1}} : H \frac{2,54 \text{ g}}{1,01 \text{ g mol}^{-1}} : N \frac{8,82}{14,01 \text{ g mol}^{-1}} : O \frac{10,07 \text{ g}}{16,00 \text{ g mol}^{-1}} : S \frac{20,19}{32,07 \text{ g mol}^{-1}} : Zn \frac{20,59 \text{ g}}{65,41 \text{ g mol}^{-1}} = C_{3,1474} : H_{2,5148} : N_{0,6296} : O_{0,6294} : S_{0,6296} : Zn_{0,3140}$$

La fórmula empírica debe expresar esta relación en términos de los números enteros y sencillos. Para ello, dividimos los cuatro números anteriores por el menor de ellos:

$$C_{\frac{3,1474}{0,3148}} : H_{\frac{2,5148}{0,3148}} : N_{\frac{0,6296}{0,3148}} : O_{\frac{0,6294}{0,3148}} : S_{\frac{0,6296}{0,3148}} : Zn_{\frac{0,3148}{0,3148}} \Rightarrow C_{10} : H_8 : N_2 : O_2 : S_2 : Zn$$

La fórmula empírica de la piritiona de cinc es:  $C_{10}H_8N_2O_2S_2Zn$ .

La fórmula molecular debe ser un múltiplo de la fórmula empírica:  $(C_{10}H_8N_2O_2S_2Zn)_n$ . El valor de  $n$  puede determinarse a partir de la masa molar:

$$n(10 \cdot 12,01 + 8 \cdot 1,01 + 2 \cdot 14,01 + 2 \cdot 16,00 + 2 \cdot 32,07 + 1 \cdot 65,41) = 317,70 \Rightarrow n = \frac{317,70}{317,75} = 1$$

Por lo tanto, la fórmula molecular, que coincide con la fórmula empírica, es:  $C_{10}H_8N_2O_2S_2Zn$ .

- 31. El ácido elágico es un antioxidante natural que se encuentra en algunas frutas, especialmente en la frambuesa y la granada. Investigaciones recientes prueban que es capaz de combatir el estrés oxidativo. Sabiendo que la composición centesimal es 55,64 % C; 2,00 % H; 42,36 % O y la masa molar es de 302,188 g mol<sup>-1</sup>, determina su fórmula empírica y su fórmula molecular.**

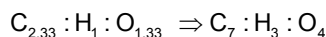
La relación de elementos, expresada en moles, es:

$$C \frac{55,64 \text{ g}}{12,01 \text{ g mol}^{-1}} : H \frac{2,00 \text{ g}}{1,001 \text{ g mol}^{-1}} : O \frac{42,36 \text{ g}}{16,00 \text{ g mol}^{-1}} = C_{4,6328} : H_{1,9801} : O_{2,6475}$$

La fórmula empírica debe expresar esta relación en términos de los números enteros y sencillos. Para ello, dividimos los dos números enteros anteriores por el más pequeño de ellos:

$$C_{\frac{4,6328}{1,9801}} : H_{\frac{1,9801}{1,9801}} : O_{\frac{2,6475}{1,9801}} = C_{2,33} : H_1 : O_{1,33}$$

La relación atómica más sencilla, con números todos enteros, se obtiene multiplicando los números anteriores por tres:



La fórmula empírica es:  $C_7H_3O_4$ .

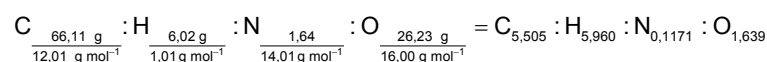
La fórmula molecular debe ser un múltiplo de la fórmula empírica:  $(C_7H_3O_4)_n$ . El valor de  $n$  puede determinarse a partir de la masa molar:

$$n(7 \cdot 12,01 + 3 \cdot 1,001 + 4 \cdot 16,00) = 302,188 \Rightarrow n = \frac{302,188}{151,073} = 2$$

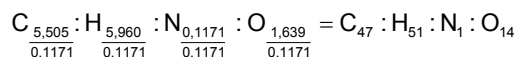
Por lo tanto, la fórmula molecular del ácido elágico es:  $C_{14}H_6O_8$ .

- 32. El paclitaxel, que se extrae del árbol *Taxus brevifolia* del Pacífico, se usa contra el cáncer de ovario y de mama, y se comercializa con el nombre de "Taxol". Su composición porcentual en masa es: 66,11 % C, 6,02 % H, 1,64 % N y 26,23 % O. Halla su fórmula empírica.**

La relación de elementos, expresada en mol, es:



La fórmula empírica debe expresar esta relación en términos de los números enteros y sencillos. Para ello, dividimos los cuatro números anteriores por el más pequeño de ellos:

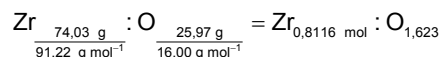


La fórmula empírica del paclitaxel es:  $C_{47}H_{51}O_{14}N$ .

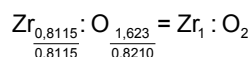
- 33. La circonia, un óxido que contiene un 74,03% de Zr y un 25,97 % de O, es, curiosamente, mucho más abundante en las rocas lunares que en las terrestres. Las gemas de circonia son muy parecidas al diamante (muchos diamantes falsos son, en realidad, cristales de circonia).**

**Halla la fórmula molecular de dicho óxido de circonio, cuya masa molar es  $123,22 \text{ g mol}^{-1}$ .**

La relación de elementos, expresada en mol, es:



La fórmula empírica debe expresar esta relación en términos de los números enteros y sencillos. Para ello, dividimos los dos números enteros anteriores por el menor de ellos:



La fórmula empírica del compuesto dado es:  $ZrO_2$ .

La fórmula molecular debe ser un múltiplo de la fórmula empírica:  $(ZrO_2)_n$ . El valor de  $n$  puede determinarse a partir de la masa molar:

$$n(1 \cdot 91,22 + 2 \cdot 16,00) = 123,22 \Rightarrow n = \frac{123,22}{123,22} = 1$$

Por lo tanto, la fórmula molecular, que coincide con la fórmula empírica, es  $ZrO_2$ .