

## PROBLEMAS

### 27. Explica cómo prepararías 250 ml de una disolución 1 M de hidróxido de sodio.

1. Pesamos la cantidad de NaOH necesaria para preparar 250 ml de disolución 1 M. Dicha cantidad la hallamos a partir de la definición de concentración molar:

$$C_m = \frac{n}{V} \rightarrow n = C_m \cdot V \rightarrow n_{\text{NaOH}} = 0,25 \cdot 1 = 0,25 \text{ mol de NaOH}$$

$$n_{\text{NaOH}} = \frac{m_{\text{NaOH}}}{M_{\text{NaOH}}} \rightarrow m_{\text{NaOH}} = n_{\text{NaOH}} \cdot M_{\text{NaOH}} = 0,25 \cdot (23 + 16 + 1) = 10 \text{ g}$$

2. En un matraz aforado de 250 ml se echan, aproximadamente, 125 ml de agua destilada.
3. Se introduce la sal sódica (con mucho cuidado, ya que es corrosiva).
4. Se agita hasta que se produce la total disolución.
5. Se añade agua destilada hasta el enrase.

### 28. Calcula la masa de hidróxido de sodio contenidos en 50 ml de una disolución 0,5 M de dicho compuesto.

Los datos de que disponemos son los siguientes:

$$V = 50 \text{ ml} = 0,05 \text{ l} ; C_m = 0,5 \text{ M} ; M_{\text{NaOH}} = 23 + 16 + 1 = 40 \text{ g/mol}$$

La masa de NaOH la obtenemos teniendo en cuenta las expresiones:

$$\left. \begin{array}{l} n = \frac{m}{M} \\ C_m = \frac{n}{V} \end{array} \right\} \rightarrow m = V \cdot C_m \cdot M$$

$$m_{\text{NaOH}} = V_{\text{disol}} \cdot C_m \cdot M_{\text{NaOH}} = 0,05 \cdot 0,5 \cdot 40 = 1 \text{ g de NaOH}$$

### 29. Expresa en g/l la concentración de una disolución de ácido sulfúrico 2 M.

Para expresar la concentración en gramos por litro, hacemos lo siguiente:

$$C_m = 2 \text{ M} = 2 \frac{\text{mol}}{\text{l}} ; C_m = \frac{n}{V} \rightarrow n = 2 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4 \text{ en 1 l de disolución}$$

Teniendo en cuenta que  $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g/mol}$ , obtenemos:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = n \cdot M \rightarrow m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 98 = 196 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

Por tanto, la concentración es  $c = 196 \text{ g/l}$ .

### 30. Calcula la composición centesimal de:

a) Bicarbonato de sodio.

c) Carbonato de bario.

b) Sulfato de potasio.

d) Tetraóxido de dinitrógeno.

a) La masa molecular relativa del bicarbonato de sodio es:  $M_r(\text{NaHCO}_3) = 84$ . Su composición centesimal es:

$$-\% \text{Na: } \frac{A_r(\text{Na})}{M_r(\text{NaHCO}_3)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{23 \cdot 100}{84} = 27,38\% \text{ de Na}$$

$$-\% \text{H: } \frac{A_r(\text{H})}{M_r(\text{NaHCO}_3)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{1 \cdot 100}{84} = 1,19\% \text{ de H}$$

$$-\% \text{C: } \frac{A_r(\text{C})}{M_r(\text{NaHCO}_3)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{12 \cdot 100}{84} = 14,29\% \text{ de C}$$

$$-\% \text{O: } \frac{3 \cdot A_r(\text{O})}{M_r(\text{NaHCO}_3)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{3 \cdot 16 \cdot 100}{84} = 57,14\% \text{ de O}$$

b) La masa molecular relativa del sulfato de potasio es:  $M_r(\text{K}_2\text{SO}_4) = 174$ . Su composición centesimal es:

$$-\% \text{K: } \frac{2 \cdot A_r(\text{K})}{M_r(\text{K}_2\text{SO}_4)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{2 \cdot 39 \cdot 100}{174} = 44,83\% \text{ de K}$$

$$-\% \text{S: } \frac{A_r(\text{S})}{M_r(\text{K}_2\text{SO}_4)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{32 \cdot 100}{174} = 18,39\% \text{ de S}$$

$$-\% \text{O: } \frac{4 \cdot A_r(\text{O})}{M_r(\text{K}_2\text{SO}_4)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{4 \cdot 16 \cdot 100}{174} = 36,78\% \text{ de O}$$

c) La masa molecular relativa del carbonato de bario es:  $M_r(\text{BaCO}_3) = 197,3$ . Su composición centesimal es:

$$-\% \text{Ba: } \frac{A_r(\text{Ba})}{M_r(\text{BaCO}_3)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{137,3 \cdot 100}{197,3} = 69,59\% \text{ de Ba}$$

$$-\% \text{C: } \frac{A_r(\text{C})}{M_r(\text{BaCO}_3)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{12 \cdot 100}{197,3} = 6,08\% \text{ de C}$$

$$-\% \text{O: } \frac{3 \cdot A_r(\text{O})}{M_r(\text{BaCO}_3)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{3 \cdot 16 \cdot 100}{197,3} = 24,33\% \text{ de O}$$

d) La masa molecular relativa del tetraóxido de dinitrógeno es:  $M_r(\text{N}_2\text{O}_4) = 92$ . Su composición centesimal es:

$$-\% \text{N: } \frac{2 \cdot A_r(\text{N})}{M_r(\text{N}_2\text{O}_4)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{2 \cdot 14 \cdot 100}{92} = 34,69\% \text{ de N}$$

$$-\% \text{O: } \frac{4 \cdot A_r(\text{O})}{M_r(\text{N}_2\text{O}_4)} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{4 \cdot 16 \cdot 100}{92} = 65,31\% \text{ de O}$$

- 31** Al reaccionar 94,2 g de yodo con exceso de magnesio se obtienen 103,2 g de yoduro de magnesio. Deduce la composición centesimal del compuesto que se forma.

La composición centesimal del yoduro de magnesio se calcula del siguiente modo:

$$-\%I: \frac{m_I}{m_{MgI_2}} = \frac{x}{100} \rightarrow x = \frac{100 \cdot 94,2}{103,2} = 91,28\% \text{ de I}$$

$$-\%Mg: y = 100 - 91,28 = 8,72\% \text{ de Mg}$$

- 32.** Se sabe que en 4,638 g de un óxido de hierro hay 3,358 g de hierro. Calcula la fórmula química de dicho óxido.

La masa de cada elemento que hay en la muestra de sustancia es:

$$m_{Fe} = 3,358 \text{ g de Fe}$$

$$m_O = m_{\text{óxido}} - m_{Fe} = 4,638 - 3,358 = 1,28 \text{ g de O}$$

La relación entre estas masas y la masa molar de cada elemento (mol de átomos de cada elemento) es:

$$n_{Fe} = \frac{m_{Fe}}{M_{Fe}} = \frac{3,358}{55,8} = 0,060 \text{ mol de átomos de Fe}$$

$$n_O = \frac{m_O}{M_O} = \frac{1,28}{16} = 0,08 \text{ mol de átomos de O}$$

Siendo la relación entre ambas:

$$\frac{0,06}{0,08} = \frac{3}{4}$$

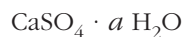
Por tanto, la fórmula química del óxido es:



- 33.** El yeso es sulfato de calcio hidratado. Sabiendo que al calentar 3,273 g de yeso se obtienen 2,588 g de sulfato anhidro, calcula la fórmula del yeso.

Un compuesto hidratado (hidrato) es un compuesto que contiene agua de cristalización en su estructura. Para determinar la fórmula de un hidrato, es necesario calcular el número de moléculas de agua de cristalización que contiene.

En el caso del yeso, la fórmula a determinar es:



donde  $a$  representa el número de moléculas de agua de cristalización.

Sabiendo que al calentar 3,273 g de yeso se obtienen 2,588 g de  $CaSO_4$ , la diferencia nos dará la masa de agua que contenía el yeso:

$$m_{\text{agua}} = 3,273 - 2,588 = 0,685 \text{ g de } H_2O$$

Para obtener  $a$ , calculamos la cantidad de sustancia medida en mol de  $CaSO_4$  y  $H_2O$ , respectivamente, teniendo en cuenta las masas molares de ambos:

$$M_{\text{CaSO}_4} = 136 \text{ g/mol} ; M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$$

$$n_{\text{CaSO}_4} = \frac{m_{\text{CaSO}_4}}{M_{\text{CaSO}_4}} \rightarrow n_{\text{CaSO}_4} = \frac{2,588}{136} = 0,019 \text{ mol de CaSO}_4$$

$$n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{H}_2\text{O}}} \rightarrow n_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{0,685}{18} = 0,038 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

La relación entera más sencilla entre los números anteriores nos proporciona el valor del coeficiente  $a$ :

$$\text{CaSO}_4: \frac{0,019}{0,019} = 1$$

$$\text{H}_2\text{O}: \frac{0,038}{0,019} = 2$$

Por tanto, la fórmula del yeso es:  $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ .

NOTA: La solución de este problema se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

**34. En la obtención de un yoduro de mercurio se sabe que han reaccionado 10,83 g de mercurio y 13,71 g de yodo. ¿Cuál es su fórmula empírica? ¿Se puede determinar su fórmula molecular?**

Los datos de que disponemos son los siguientes:

$$m_{\text{Hg}} = 10,83 \text{ g} ; M_{\text{Hg}} = 108,3$$

$$m_{\text{I}} = 13,71 \text{ g} ; M_{\text{I}} = 137,1$$

Siendo la proporción entre ambos elementos en la fórmula del yoduro de mercurio:

$$\left. \begin{array}{l} n_{\text{Hg}} = \frac{m_{\text{Hg}}}{M_{\text{Hg}}} = \frac{10,83}{108,3} = 0,1 \text{ mol de átomos de Hg} \\ n_{\text{I}} = \frac{m_{\text{I}}}{M_{\text{I}}} = \frac{13,71}{137,1} = 0,1 \text{ mol de átomos de I} \end{array} \right\} \frac{0,1}{0,1} = \frac{1}{1}$$

Por tanto, la fórmula empírica es:



Al tratarse de un compuesto iónico, no cabe hablar de fórmula molecular. La fórmula del compuesto, HgI, tan solo indica la proporción en que se encuentran los iones  $\text{I}^-$  y  $\text{Hg}^+$  en el compuesto.

**35 El análisis de un compuesto químico dio la siguiente composición: 26,57% de potasio, 35,36% de cromo y 38,07% de oxígeno. Determina su fórmula empírica y nómbralo.**

A partir de la composición centesimal, podemos calcular la cantidad de sustancia, en mol, que hay de cada elemento en 100 g de muestra:

$$- \text{K: } n_{\text{K}} = \frac{m_{\text{K}}}{M_{\text{K}}} \rightarrow n_{\text{K}} = \frac{26,57}{39,1} = 0,680 \text{ mol de átomos de K}$$

$$- \text{Cr: } n_{\text{Cr}} = \frac{m_{\text{Cr}}}{M_{\text{Cr}}} \rightarrow n_{\text{Cr}} = \frac{35,36}{52} = 0,680 \text{ mol de átomos de Cr}$$

$$- \text{O: } n_{\text{O}} = \frac{m_{\text{O}}}{M_{\text{O}}} \rightarrow n_{\text{O}} = \frac{38,07}{16} = 2,379 \text{ mol de átomos de O}$$

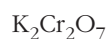
La relación entre esas cantidades es:

$$- \text{K: } \frac{0,680}{0,680} = 1$$

$$- \text{Cr: } \frac{0,680}{0,680} = 1$$

$$- \text{O: } \frac{2,379}{0,680} = 3,5$$

Si multiplicamos esos resultados por dos, obtenemos la relación de números enteros más sencilla entre los elementos que forman el compuesto, que es el dicromato de potasio:



Fe de erratas de la primera edición: Hay una errata en la numeración de las soluciones en el apéndice del libro. La solución del problema 35 se corresponde, en realidad, con la del siguiente problema.

**36. El análisis de otro compuesto químico indica que contiene: 40,25% en masa de potasio, 26,79% de cromo y 32,95% de oxígeno. Determina su fórmula empírica y nómbralo.**

A partir de la composición centesimal, podemos calcular la cantidad de sustancia, en mol, que hay de cada elemento en 100 g de compuesto:

$$- \text{K: } n_{\text{K}} = \frac{m_{\text{K}}}{M_{\text{K}}} \rightarrow n_{\text{K}} = \frac{40,25}{39,1} = 1,03 \text{ mol de átomos de K}$$

$$- \text{Cr: } n_{\text{Cr}} = \frac{m_{\text{Cr}}}{M_{\text{Cr}}} \rightarrow n_{\text{Cr}} = \frac{26,79}{52} = 0,515 \text{ mol de átomos de Cr}$$

$$- \text{O: } n_{\text{O}} = \frac{m_{\text{O}}}{M_{\text{O}}} \rightarrow n_{\text{O}} = \frac{32,95}{16} = 2,06 \text{ mol de átomos de O}$$

La relación entre esas cantidades es:

$$- \text{K: } \frac{1,03}{0,515} = 2$$

$$- \text{Cr: } \frac{0,515}{0,515} = 1$$

$$- \text{O: } \frac{2,06}{0,515} = 4$$

Por tanto, la fórmula empírica es:



Y su nombre, cromato de potasio.

### 37. Los compuestos de los problemas anteriores, ¿cumplen la ley de las proporciones múltiples?

Los subíndices numéricos que acompañan a cada elemento en la fórmula de un compuesto nos indican la proporción en que está presente cada uno de esos elementos. Esta proporción es tanto en número de átomos como en cantidad de sustancia (mol de cada uno de ellos). Teniendo esto en cuenta, podemos escribir las siguientes relaciones:

- $K_2Cr_2O_7$ :

$$- m_K = 2 \cdot 39,1 = 78,2 \text{ g}$$

$$- m_{Cr} = 2 \cdot 52 = 104 \text{ g}$$

$$- m_O = 7 \cdot 16 = 112 \text{ g}$$

- $K_2CrO_4$ :

$$- m'_K = 2 \cdot 39,1 = 78,2 \text{ g}$$

$$- m'_{Cr} = 52 \text{ g}$$

$$- m'_O = 4 \cdot 16 = 64 \text{ g}$$

Para comprobar si se cumple la ley de las proporciones múltiples, hemos de verificar que las proporciones anteriores mantienen entre ellas una relación numérica sencilla, como así ocurre:

$$\frac{m_{Cr}}{m'_{Cr}} = \frac{104}{52} = \frac{2}{1} ; \quad \frac{m_O}{m'_O} = \frac{112}{64} = \frac{7}{4}$$

Por tanto, sí se cumple la ley de las proporciones múltiples.

### 38. Determina la fórmula empírica de un óxido de manganeso que contiene un 63,19% de metal.

La composición centesimal del compuesto es la siguiente:

$$\% \text{ Mn} = 63,19\%$$

$$\% \text{ O} = 100 - 63,19 = 36,81\%$$

A partir de la composición centesimal, podemos calcular la cantidad de sustancia, en mol, que hay de cada elemento en 100 g de muestra:

$$- \text{Mn: } n_{\text{Mn}} = \frac{m_{\text{Mn}}}{M_{\text{Mn}}} \rightarrow n_{\text{Mn}} = \frac{63,19}{54,94} = 1,15 \text{ mol de átomos de Mn}$$

$$- \text{O: } n_{\text{O}} = \frac{m_{\text{O}}}{M_{\text{O}}} \rightarrow n_{\text{O}} = \frac{36,81}{16} = 2,30 \text{ mol de átomos de O}$$

La proporción entre estas cantidades es:

$$\frac{\text{Mn}}{\text{O}} \rightarrow \frac{1,15}{2,30} = \frac{1}{2}$$

Por tanto, la fórmula empírica del óxido es:



**39. Una muestra de 2,5 g de uranio se calienta en presencia de oxígeno. El óxido resultante pesa 2,949 g. Determina su fórmula empírica.**

Los datos de que disponemos son los siguientes:

$$m_U = 2,5 \text{ g} ; m_O = m_{\text{óxido}} - m_U = 2,949 - 2,5 = 0,449 \text{ g}$$

Con ellos podemos obtener la cantidad de sustancia, medida en mol de átomos de cada elemento presente en la muestra:

$$- \text{U: } n_U = \frac{m_U}{A_U} \rightarrow n_U = \frac{2,5}{238} = 0,0105 \text{ mol de átomos de U}$$

$$- \text{O: } n_O = \frac{m_O}{A_O} \rightarrow n_O = \frac{0,449}{16} = 0,028 \text{ mol de átomos de O}$$

La relación entre ambas cantidades es:

$$- \text{U: } \frac{0,0105}{0,0105} = 1$$

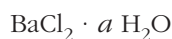
$$- \text{O: } \frac{0,028}{0,0105} = 2,67 = \frac{8}{3}$$

Para obtener una relación sencilla de números enteros, multiplicamos las cantidades anteriores por tres. De ese modo, la fórmula empírica del óxido resultante es:



**40. Se calientan 1,763 g de cloruro de bario hidratado hasta sequedad, quedando 1,505 g de la sal anhidra. Determina la fórmula del hidrato.**

La fórmula del hidrato es:



Los datos de que disponemos son los siguientes:

$$m_{\text{BaCl}_2 \cdot a \text{H}_2\text{O}} = 1,763 \text{ g} ; m_{\text{BaCl}_2} = 1,505 \text{ g}$$

Por tanto:

$$m_{a \text{H}_2\text{O}} = m_{\text{BaCl}_2 \cdot a \text{H}_2\text{O}} - m_{\text{BaCl}_2} = 1,763 - 1,505 = 0,258 \text{ g de H}_2\text{O}$$

Teniendo en cuenta la masa molar de la sal anhidra y del agua:

$$M_{\text{BaCl}_2} = 208,24 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{H}_2\text{O}} = 18 \text{ g/mol}$$

Podemos calcular la cantidad de sustancia, en mol, de cada uno de ellos:

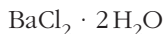
$$n_{\text{BaCl}_2} = \frac{m_{\text{BaCl}_2}}{M_{\text{BaCl}_2}} \rightarrow n_{\text{BaCl}_2} = \frac{1,505}{208,24} = 7,227 \cdot 10^{-3} \text{ mol de BaCl}_2$$

$$n_{a \text{H}_2\text{O}} = \frac{m_{a \text{H}_2\text{O}}}{M_{a \text{H}_2\text{O}}} = \frac{0,258}{18} = 0,0143 \text{ mol de } a \text{H}_2\text{O}$$

La relación entre ambas cantidades es:

$$\frac{m_{a\text{H}_2\text{O}}}{M_{\text{BaCl}_2}} = \frac{0,0143}{7,227 \cdot 10^{-3}} \approx 2$$

Por tanto,  $a = 2$ , y la fórmula del hidrato es:



**41. Un hidrocarburo tiene un 82,66% de carbono. La densidad de vapor es 0,2308 g/l a 75 Torr y 30 °C. Determina su fórmula molecular.**

La fórmula del hidrocarburo es  $\text{C}_x\text{H}_y$ .

A partir de los datos que proporciona el enunciado, podemos obtener, aplicando la ecuación de estado de los gases ideales, la masa molar del hidrocarburo:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow M = \frac{d \cdot R \cdot T}{P}$$

$$M_{\text{C}_x\text{H}_y} = \frac{0,2308 \cdot 0,082 \cdot 303}{75/760} = 58,1 \text{ g/mol}$$

Podemos, a continuación, establecer la siguiente igualdad:

$$M = 12 \cdot x + 1 \cdot y \rightarrow 58,1 = 12 \cdot x + y$$

Por tanto, para el carbono:

$$\frac{12 \cdot x}{58,1} = 0,8266 \rightarrow x = \frac{0,8266 \cdot 58,1}{12} = 4$$

Y para el hidrógeno:

$$y = 58,1 - 12 \cdot x = 58,1 - 12 \cdot 4 \approx 10$$

Finalmente, la fórmula del hidrocarburo corresponde al butano:



**42. Un compuesto tiene la siguiente composición centesimal: 24,2% de carbono, 4,0% de hidrógeno y el resto es cloro. Se sabe que un litro de dicho compuesto gaseoso, medido a la presión de 710 Torr y 110 °C, tiene una masa de 3,085 g. Deduce su fórmula empírica y molecular.**

Con los datos de la composición centesimal podemos determinar la fórmula empírica del compuesto:

$$\% \text{ C} = 24,2\%$$

$$\% \text{ H} = 4,0\%$$

$$\% \text{ Cl} = 100 - (24,2 + 4,0) = 71,8\%$$

Con estos valores se calcula la cantidad de sustancia, en mol de cada elemento, a que equivalen 100 g de sustancia, teniendo en cuenta la relación:

$$n = \frac{m}{M}$$



Por tanto:

$$n_{\text{C}} = \frac{24,2}{12} = 2,02 \text{ mol de carbono}$$

$$n_{\text{H}} = \frac{4,0}{1} = 4,0 \text{ mol de hidrógeno}$$

$$n_{\text{Cl}} = \frac{71,8}{35,5} = 2,02 \text{ mol de cloro}$$

La relación entera más sencilla entre los números anteriores se obtiene dividiendo todos entre el menor de ellos, y resulta ser:

$$\text{C} : \text{H} : \text{Cl}$$

$$1 : 2 : 1$$

Por tanto, la fórmula empírica del compuesto es:



La fórmula molecular será  $(\text{CH}_2\text{Cl})_a$ , donde  $a$  es la incógnita que debemos calcular. Para determinarla, hemos de calcular la masa molar del compuesto. Disponemos de los siguientes datos:

$$V = 1 \text{ l}$$

$$P = 710 \text{ Torr} = 710 \text{ Torr} \cdot \frac{1 \text{ atm}}{760 \text{ Torr}} = 0,934 \text{ atm}$$

$$T = 110 \text{ }^\circ\text{C} = (110 + 273) \text{ K} = 383 \text{ K}$$

$$m = 3,085 \text{ g}$$

Se puede calcular la masa molar del compuesto a partir de la ecuación de los gases ideales y teniendo en cuenta la relación entre la cantidad de sustancia y la masa:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T ; n = \frac{m}{M}$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$

Despejando la masa molar en la expresión anterior:

$$M = \frac{m \cdot R \cdot T}{P \cdot V}$$

Y sustituyendo valores obtenemos:

$$M = \frac{3,085 \cdot 0,082 \cdot 383}{0,934 \cdot 1} = 103,7 \text{ g/mol}$$

La masa molar del compuesto es un múltiplo de la masa molar empírica:

$$\text{Masa molar real} = a \cdot \text{Masa molar empírica}$$

Despejando  $a$ :

$$a = \frac{\text{Masa molar real}}{\text{Masa molar empírica}}$$

Sustituyendo los valores de la masa molar real obtenida anteriormente, y la masa molar empírica ( $M = 49,5 \text{ g/mol}$ ), obtenemos:

$$a = \frac{103,7}{49,5} \approx 2$$

La fórmula molecular es, por tanto,  $\text{C}_2\text{H}_4\text{Cl}_2$ .

NOTA: La solución de este problema se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

**43. El análisis de un compuesto, del que se sabe que es un hidrato de carbono, nos da la siguiente composición: 40% de carbono, 6,67% de hidrógeno y oxígeno.**

- a) **Determina su fórmula molecular. Se sabe que su masa molecular relativa es 182.**
- b) **Escribe la ecuación química que corresponde a la reacción de combustión completa.**
- c) **¿Cuáles serán los productos de la reacción si la combustión se produce en una atmósfera pobre en oxígeno? Escribe la ecuación química correspondiente.**

- a) La proporción en que se encuentra cada uno de los elementos en el compuesto es la siguiente:

$$\text{C: } 40\% \quad ; \quad \text{H: } 6,67\% \quad ; \quad \text{O: } 100 - (40 + 6,67) = 53,33\%$$

La cantidad de sustancia, en mol de átomos de cada elemento, presente en una muestra de 100 g, es:

$$n_{\text{C}} = \frac{m_{\text{C}}}{A_{\text{C}}} \rightarrow n_{\text{C}} = \frac{40}{12} = 3,33 \text{ mol de C}$$

$$n_{\text{H}} = \frac{m_{\text{H}}}{A_{\text{H}}} \rightarrow n_{\text{H}} = \frac{6,67}{1} = 6,67 \text{ mol de H}$$

$$n_{\text{O}} = \frac{m_{\text{O}}}{A_{\text{O}}} \rightarrow n_{\text{O}} = \frac{53,33}{16} = 3,33 \text{ mol de O}$$

A continuación, buscamos la relación entera más sencilla posible entre los números obtenidos, dividiendo todos por el menor de ellos:

$$\text{C: } \frac{3,33}{3,33} = 1$$

$$\text{H: } \frac{6,67}{3,33} = 2$$

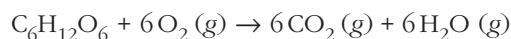
$$\text{O: } \frac{3,33}{3,33} = 1$$

La fórmula empírica es, por tanto,  $\text{CH}_2\text{O}$ . La fórmula molecular será  $(\text{CH}_2\text{O})_a$ , donde  $a$  se calcula del siguiente modo:

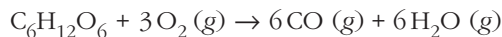
$$\text{Masa molecular} = a \cdot \text{Masa empírica} \rightarrow a = \frac{\text{Masa molecular}}{\text{Masa empírica}} = \frac{182}{30} \approx 6$$

Por tanto, la fórmula molecular es:  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ .

b) La ecuación de la reacción de combustión completa es:



c) En una atmósfera pobre en oxígeno, la combustión origina monóxido de carbono como producto de la reacción:



**44. Una mezcla gaseosa de hidrógeno y nitrógeno contiene un 10% de hidrógeno. Calcula la fracción molar de cada uno de los gases.**

Si la mezcla tiene un 10% de hidrógeno, en 100 g de ella tendremos 10 g de hidrógeno y 90 g de nitrógeno. La cantidad de sustancia, en mol de moléculas de cada gas presente en la mezcla es:

$$n_{\text{H}_2} = \frac{m_{\text{H}_2}}{M_{\text{H}_2}} \rightarrow n_{\text{H}_2} = \frac{10}{2} = 5 \text{ mol de H}_2$$

$$n_{\text{N}_2} = \frac{m_{\text{N}_2}}{M_{\text{N}_2}} \rightarrow n_{\text{N}_2} = \frac{90}{34} = 2,647 \text{ mol de N}_2$$

La composición molar de la mezcla será, por tanto:

$$\chi_{\text{H}_2} = \frac{n_{\text{H}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} \rightarrow \chi_{\text{H}_2} = \frac{5}{5 + 2,647} = 0,654$$

$$\chi_{\text{N}_2} = \frac{n_{\text{N}_2}}{n_{\text{H}_2} + n_{\text{N}_2}} \rightarrow \chi_{\text{N}_2} = \frac{2,647}{5 + 2,647} = 0,346$$

**45 Se tiene una mezcla de butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ) y propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) cuya composición en masa contiene un 88% de butano, siendo el resto propano. Calcula la composición volumétrica y la composición molar de dicha mezcla en estado gaseoso.**

De acuerdo con la composición en masa, en 100 g de mezcla habrá:

$$m_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 88 \text{ g}$$

$$m_{\text{C}_3\text{H}_8} = 100 - 88 = 12 \text{ g}$$

Y la cantidad de sustancia, en mol, de cada hidrocarburo presente en la mezcla será:

$$n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{m_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{M_{\text{C}_4\text{H}_{10}}} \rightarrow n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{88}{58} = 1,517 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}$$

$$n_{\text{C}_3\text{H}_8} = \frac{m_{\text{C}_3\text{H}_8}}{M_{\text{C}_3\text{H}_8}} \rightarrow n_{\text{C}_3\text{H}_8} = \frac{12}{44} = 0,273 \text{ mol de C}_3\text{H}_8$$

La cantidad de sustancia total de la mezcla es:

$$n_T = n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} + n_{\text{C}_3\text{H}_8} \rightarrow n_T = 1,517 + 0,273 = 1,79 \text{ mol}$$

Por tanto, la composición molar es:

– Butano:

$$\frac{n_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{n_T} \cdot 100 = \frac{1,517 \cdot 100}{1,79} = 84,75\%$$

– Propano:

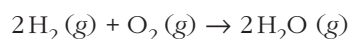
$$\frac{n_{\text{C}_3\text{H}_8}}{n_T} \cdot 100 = \frac{0,273 \cdot 100}{1,79} = 15,25\%$$

La composición volumétrica es igual a la composición molar.

Fe de erratas de la primera edición: Hay un error en la solución ofrecida en el apéndice de soluciones.

- 46. Al hacer saltar una chispa eléctrica en una mezcla de hidrógeno y oxígeno, se obtiene vapor de agua. Partimos de una mezcla formada por 100 ml de hidrógeno y 100 ml de oxígeno. Calcula el volumen y la composición volumétrica, una vez transcurrida la reacción, si todos los gases se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura.**

La ecuación química del proceso que describe el enunciado es la siguiente:



Los coeficientes estequiométricos de la ecuación pueden considerarse coeficientes volumétricos, puesto que los tres gases se miden en las mismas condiciones de  $P$  y  $T$ .

Así pues, podemos completar la siguiente tabla:

	2 H <sub>2</sub>	O <sub>2</sub>	2 H <sub>2</sub> O
V <sub>inicial</sub> (ml)	100	100	–
ΔV (ml)	100 (reaccionan)	50 (reaccionan)	100 (se forman)
V <sub>final</sub> (ml)	–	50	100

La composición volumétrica, una vez transcurrida la reacción es:

$$V_T = 150 \text{ ml} \rightarrow \% \text{O}_2 = \frac{50}{150} \cdot 100 = 33,3\%$$

$$\% \text{H}_2\text{O} = \frac{100}{150} \cdot 100 = 66,6\%$$

- 47. Un recipiente cerrado de 10 dm<sup>3</sup> contiene una mezcla formada por 2,0 g de metano (CH<sub>4</sub>), 2,0 g de propano (C<sub>3</sub>H<sub>8</sub>) y 20 g de oxígeno.**

a) **Calcula la composición volumétrica y la composición molar de la mezcla.**

b) **Se hace saltar una chispa eléctrica, y los gases reaccionan obteniéndose dióxido de carbono y vapor de agua. Escribe las ecuaciones químicas correspondientes a los procesos químicos que han tenido lugar.**

- a) Puesto que los tres gases se encuentran en el mismo recipiente, están en las mismas condiciones de presión y temperatura, lo que significa que la composición volumétrica y la composición molar de la mezcla coincidirán.

Con la expresión que relaciona la cantidad de sustancia con la masa molar,  $M$ , se calcula la cantidad de sustancia en mol de cada uno de los gases:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$M_{\text{CH}_4} = 16 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{CH}_4} = \frac{2}{16} = 0,125 \text{ mol de CH}_4$$

$$M_{\text{C}_3\text{H}_8} = 44 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{C}_3\text{H}_8} = \frac{2}{44} = 0,045 \text{ mol de C}_3\text{H}_8$$

$$M_{\text{O}_2} = 32 \text{ g/mol} \rightarrow n_{\text{O}_2} = \frac{20}{32} = 0,625 \text{ mol de O}_2$$

La composición molar (y volumétrica) de la mezcla, en porcentaje, se calcula para cada gas mediante la expresión:

$$\% \text{ gas } i = \frac{n_i}{n_{\text{total}}} \cdot 100$$

donde  $n_{\text{total}}$  representa el número de mol total de la mezcla de gases:

$$n_{\text{total}} = n_{\text{CH}_4} + n_{\text{C}_3\text{H}_8} + n_{\text{O}_2} \rightarrow n_{\text{total}} = 0,795 \text{ mol de (CH}_4 + \text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2)$$

Por tanto:

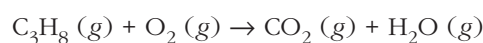
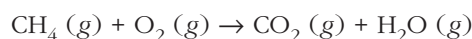
$$\% \text{ CH}_4 = \frac{0,125}{0,795} \cdot 100 = 15,72\%$$

$$\% \text{ C}_3\text{H}_8 = \frac{0,045}{0,795} \cdot 100 = 5,66\%$$

$$\% \text{ O}_2 = \frac{0,625}{0,795} \cdot 100 = 78,62\%$$

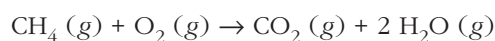
- b) Al hacer saltar la chispa se producen las reacciones de combustión tanto de metano con oxígeno como propano con oxígeno.

Las ecuaciones químicas sin ajustar de ambos procesos son:



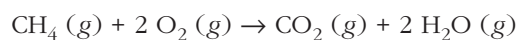
En ambas ecuaciones, se ajusta primero el carbono, a continuación el hidrógeno y finalmente el oxígeno. En la primera de ellas, el carbono está ya ajustado, puesto que hay el mismo número de carbonos en los reactivos y en los productos.

En cuanto al hidrógeno, tenemos cuatro átomos en los reactivos y solo dos en los productos, por lo que, para igualarlos, hemos de poner un dos delante de la molécula de  $\text{H}_2\text{O}$  en los productos:

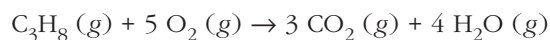


Para ajustar el oxígeno, escribiremos otro dos delante de la molécula de oxígeno gaseoso en los reactivos.

De este modo, la ecuación ajustada del primer proceso es:



Procediendo en la misma forma con la segunda ecuación, obtenemos:



NOTA: La solución de este problema se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

**48. El límite legal de cromo en los vertidos de las refinerías de petróleo es 0,05 mg/l y el de plomo, 0,1 mg/l. Expresa dichos límites en concentraciones molares.**

En un litro de disolución hay  $m_{\text{Cr}} = 0,05 \text{ mg} = 5 \cdot 10^{-5} \text{ g}$ . Teniendo en cuenta la masa molar del cromo:  $M_{\text{Cr}} = 52 \text{ g/mol}$ , obtenemos la concentración molar del cromo:

$$n_{\text{Cr}} = \frac{m_{\text{Cr}}}{M_{\text{Cr}}} \rightarrow n_{\text{Cr}} = \frac{5 \cdot 10^{-5}}{52} = 9,62 \cdot 10^{-7} \text{ mol}$$

$$C_m = \frac{n_{\text{Cr}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow C_m = \frac{9,62 \cdot 10^{-7}}{1} = 9,62 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

En el caso del plomo, la cantidad máxima, por litro, es de 0,1 mg, es decir,  $10^{-4} \text{ g}$ . Por tanto, el cálculo de la concentración molar del plomo, teniendo en cuenta que  $M_{\text{Pb}} = 207,2 \text{ g/mol}$ , se calcula del siguiente modo:

$$n_{\text{Pb}} = \frac{m_{\text{Pb}}}{M_{\text{Pb}}} \rightarrow n_{\text{Pb}} = \frac{10^{-4}}{207,2} = 4,83 \cdot 10^{-7} \text{ mol}$$

$$C_m = \frac{n_{\text{Pb}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow C_m = \frac{4,83 \cdot 10^{-7}}{1} = 4,83 \cdot 10^{-7} \text{ M}$$

**49** Una disolución acuosa de ácido fosfórico contiene 300 g de dicho ácido por litro de disolución. Su densidad es  $1,153 \text{ g/cm}^3$ . Calcula:

a) Su concentración en tanto por ciento en masa.

b) Su molaridad.

a) La masa de la disolución acuosa del ácido fosfórico,  $\text{H}_3\text{PO}_4$ , la podemos obtener a partir de la densidad. Si consideramos  $V = 1 \text{ l}$ :

$$d = \frac{m_{\text{disolución}}}{V} \rightarrow m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 1,153 \text{ g/l} \cdot 1 \text{ l} = 1,153 \text{ g}$$

Por tanto, la concentración en % en masa es:

$$c = \frac{300}{1,153} \cdot 100 = 26,02\%$$

b) La masa molar del ácido fosfórico es:  $M_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 3 + 31 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ g/mol}$ . Con este dato, la concentración molar es:

$$C_m = \frac{n_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{V_{\text{disolución}}} = \frac{\frac{m_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{M_{\text{H}_3\text{PO}_4}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow C_m = \frac{\frac{300}{98}}{1} = 3,06 \text{ M}$$

**50. Se disuelven 2 g de ácido sulfúrico puro en 100 ml de agua, resultando una disolución cuyo volumen es de 0,111 litros. Calcula la concentración de la disolución en tanto por ciento en masa, sabiendo que la densidad del agua es  $1 \text{ g/cm}^3$ , y su molaridad.**

Para calcular la concentración en tanto por ciento, necesitamos conocer la masa de disolvente,  $m_d$ ; la masa de soluto,  $m_s$ , y la masa de la disolución,  $m_D$ :

$$\begin{aligned} m_d &= 100 \text{ g de agua} \\ m_s &= 2 \text{ g de ácido sulfúrico puro} \\ m_D &= m_s + m_d = 2 + 100 = 102 \text{ g de disolución} \end{aligned}$$

La concentración en tanto por ciento es:

$$c = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 \rightarrow c = \frac{2}{102} \cdot 100 = 1,96\%$$

Para calcular la molaridad obtenemos, en primer lugar,  $n_{\text{H}_2\text{SO}_4}$ . Teniendo en cuenta que  $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g/mol}$ , resulta:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{2}{98} = 0,02 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Por tanto, la concentración molar de la disolución es:

$$C_m = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow C_m = \frac{0,02}{0,111} = 0,18 \text{ M}$$

**51** **Calcula la molaridad de una disolución preparada al mezclar 75 ml de ácido clorhídrico 0,5 M con 75 ml de una disolución de ácido clorhídrico 0,05 M. Supón que los volúmenes son aditivos.**

Los datos de que disponemos son:

$$\begin{aligned} V_1 &= 75 \text{ ml} ; C_{m_1} = 0,5 \text{ M} \\ V_2 &= 75 \text{ ml} ; C_{m_2} = 0,05 \text{ M} \end{aligned}$$

Para calcular la molaridad de la disolución resultante, necesitamos conocer la cantidad de sustancia de soluto, y el volumen total de disolución. La cantidad de sustancia de ácido clorhídrico presente en cada una de las disoluciones que se mezclan la calculamos como sigue:

$$\begin{aligned} n_1 &= C_{m_1} \cdot V_1 = 0,5 \cdot 0,075 = 0,0375 \text{ mol de HCl} \\ n_2 &= C_{m_2} \cdot V_2 = 0,05 \cdot 0,075 = 0,00375 \text{ mol de HCl} \end{aligned}$$

Por tanto:

$$n_T = n_1 + n_2 = 0,0375 + 0,00375 = 0,04125 \text{ mol}$$

Como en el enunciado se indica que los volúmenes son aditivos:

$$V_D = V_1 + V_2 = 75 + 75 = 150 \text{ ml} = 0,15 \text{ l}$$

Finalmente, la molaridad de la disolución resultante es:

$$C_M = \frac{n_T}{V_D} = \frac{0,04125}{0,15} = 0,275 \text{ M}$$

**52. Disponemos de 500 ml de una disolución de ácido clorhídrico al 10%, que tiene una densidad de 1,055 g/ml.**

**Calcula la molaridad de dicha disolución.**

Los datos que proporciona el enunciado del problema son los siguientes:

$$V_D = 500 \text{ ml} = 0,5 \text{ l de disolución de HCl}$$

$$R = 10\% \text{ en masa}$$

$$d_D = 1,055 \text{ g/ml}$$

Con estos datos podemos calcular la masa de disolución:

$$d_D = \frac{m_D}{V_D} \rightarrow m_D = d_D \cdot V_D = 1,055 \cdot 500 = 527,5 \text{ g}$$

Como la riqueza en masa es del 10%, la masa de soluto será:

$$R = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100 \rightarrow m_s = m_D \cdot \frac{R}{100} = 527,5 \cdot \frac{10}{100} = 52,75 \text{ g de HCl}$$

Y la cantidad de sustancia de soluto:

$$n_s = \frac{m_s}{M_s} \rightarrow n_s = \frac{52,75}{36,45} = 1,447 \text{ mol de HCl}$$

Finalmente, la molaridad de la disolución será:

$$C_m = \frac{n_s}{V_D} \rightarrow C_m = \frac{1,447}{0,5} = 2,89 \text{ M}$$

**53. Añadimos un litro de agua a la disolución anterior. Calcula:**

**a) La concentración molar de la disolución resultante.**

**b) El porcentaje en masa de ácido clorhídrico.**

**c) La concentración de la disolución, en g/l.**

a) La nueva concentración molar es:

$$C_m = \frac{n_s}{V'_D} \rightarrow C_m = \frac{1,447}{0,5 + 1} = 0,96 \text{ M}$$



b) Para calcular el porcentaje en masa de ácido clorhídrico utilizamos la siguiente expresión:

$$R = \frac{m_s}{m_D} \cdot 100$$

donde  $m_D$  es la masa de la disolución (masa de soluto + masa de disolvente).

Necesitamos conocer, por tanto, la masa de soluto,  $m_s$ , y la masa de disolvente,  $m_d$ . La primera, de acuerdo con el problema anterior, es:  $m_s = 52,75$  g de HCl. La masa de disolución, también calculada anteriormente es  $m_D = 527,5$  g. Por tanto:

$$m_D = m_s + m_d \rightarrow m_d = m_D - m_s = 527,5 - 52,75 = 474,75 \text{ g}$$

Considerando, además, el litro de agua que añadimos, el porcentaje en masa de ácido clorhídrico (riqueza) es:

$$R = \frac{52,75}{52,75 + (474,75 + 1000)} \cdot 100 = 3,45 \cdot 10^{-2}\%$$

c) La concentración de la disolución, en g/l, la calculamos como sigue:

$$c = \frac{m_s}{V_D} \rightarrow c = \frac{52,75}{1,5} = 35,17 \text{ g/l}$$

**54. Calcula la molaridad de una disolución de ácido sulfúrico concentrado cuya densidad es  $1,84 \text{ g/cm}^3$ , sabiendo que su riqueza en masa es del 98%.**

La densidad,  $d$ , proporciona la relación entre la masa y el volumen de la disolución:

$$d = \frac{m_{\text{disolución}}}{V_{\text{disolución}}} \rightarrow d = 1,84 \text{ g/cm}^3$$

La riqueza,  $R$ , nos indica la masa de ácido sulfúrico en 100 g de disolución:

$$R = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{m_{\text{disolución}}} \cdot 100 \rightarrow R = 98\%$$

Nos piden calcular la molaridad de dicha solución:

$$C_m = \frac{n_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{V_{\text{disolución}}}$$

Para ello, fijamos un volumen de disolución, y calculamos la cantidad de sustancia, en mol de  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , que contiene dicho volumen:

$$V = 1 \text{ cm}^3 = 1 \text{ ml} = 10^{-3} \text{ l}$$

Con la densidad calculamos la masa de disolución que corresponde a dicho volumen:

$$d = \frac{m_{\text{disolución}}}{V} \rightarrow m_{\text{disolución}} = d \cdot V = 1,84 \cdot 1 = 1,84 \text{ g de disolución}$$

La riqueza indica que el 98% de esta masa es  $\text{H}_2\text{SO}_4$ :

$$m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{disolución}} \cdot R}{100} \rightarrow m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{1,84 \cdot 98}{100} = 1,80 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

La cantidad de sustancia a que equivale esta masa, se calcula a partir de la expresión:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}$$

siendo la masa molar del ácido sulfúrico,  $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 98 \text{ g/mol}$ . Por tanto:

$$n_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{1,80}{98} = 0,0184 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

Esta cantidad de sustancia es la que hay en  $10^{-3} \text{ l}$  ( $1 \text{ cm}^3$ ) de disolución, luego la molaridad de dicha disolución será:

$$C_m = \frac{0,0184}{10^{-3}} = 18,4 \text{ M}$$

NOTA: La solución de este problema se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

**55. Se prepara una disolución disolviendo 20 g de cloruro de potasio en un litro de agua. Calcula la molaridad de la disolución resultante, sabiendo que su densidad es  $1,015 \text{ g/cm}^3$ .**

**Dato: la densidad del agua es  $1,00 \text{ g/cm}^3$ .**

Los datos de que disponemos son:

$$m_s = 20 \text{ g}$$

$$M_{\text{KCl}} = 39,1 + 35,5 = 74,6 \text{ g/mol}$$

$$V_d = 1 \text{ l} \rightarrow m_d = 1000 \text{ g (ya que la densidad del agua es } 1,00 \text{ g/cm}^3)$$

$$d_D = 1,015 \text{ g/cm}^3 = 1015 \text{ g/l}$$

La cantidad de sustancia de soluto es:

$$n_s = \frac{m_s}{M_s} \rightarrow n_s = \frac{20}{74,6} = 0,268 \text{ mol de KCl}$$

Y el volumen de la disolución resultante, teniendo en cuenta la densidad:

$$V_D = \frac{m_D}{d_D} \rightarrow V_D = \frac{1000 + 20}{1015} = 1,0049 \text{ l}$$

Finalmente, la molaridad de la disolución es:

$$C_m = \frac{n_s}{V_D} \rightarrow C_m = \frac{0,268}{1,0049} = 0,267 \text{ M}$$

**56** Se toman 50 ml de una disolución de ácido nítrico, de densidad  $1,405 \text{ g/ml}$ , y que contiene un 68,1% en masa de dicho ácido. Se diluyen en un matraz aforado de 500 ml hasta enrasar. Calcula la molaridad de la disolución obtenida.

Los datos de que disponemos son los siguientes:

$$V_{\text{dis. inicial}} = 50 \text{ ml}$$

$$d_{\text{dis. inicial}} = 1,405 \text{ g/ml}$$

$$R_{\text{dis. inicial}} = 68,1\% \text{ en masa de HNO}_3$$

$$V_{\text{dis. final}} = 500 \text{ ml} = 0,5 \text{ l}$$

La masa de la disolución inicial es:

$$m_{\text{dis. inicial}} = d_{\text{dis. inicial}} \cdot V_{\text{dis. inicial}} = 1,405 \cdot 50 = 70,25 \text{ g}$$

Teniendo en cuenta la concentración de esa disolución, la masa de soluto será:

$$R = \frac{m_s}{m_{\text{dis. inicial}}} \cdot 100 \rightarrow m_s = 70,25 \cdot \frac{68,1}{100} = 47,84 \text{ g de HNO}_3$$

Por tanto, la cantidad de sustancia de soluto será:

$$n_s = \frac{m_s}{M_s} \rightarrow n_s = \frac{47,84}{1 + 14 + 3 \cdot 16} = 0,759 \text{ mol de HNO}_3$$

Finalmente, la molaridad de la disolución resultante será:

$$C_m = \frac{n_s}{V_D} \rightarrow C_m = \frac{0,759}{0,5} = 1,52 \text{ M}$$

**57. Se dispone de ácido clorhídrico concentrado de densidad 1,18 g/ml y 36% de riqueza en masa. Calcula:**

**a) Su molaridad.**

**b) La cantidad de sustancia, en mol, de NaOH que reaccionarán con 20 ml de este ácido.**

Los datos que proporciona el enunciado del problema son:

$$d_D = 1,18 \text{ g/ml}$$

$$R = 36\% \text{ en masa de HCl}$$

a) Para calcular la molaridad, suponemos que disponemos de un litro de disolución, cuya masa será:

$$m_D = \frac{m_D}{V_D} \rightarrow m_D = d_D \cdot V_D = 1,18 \cdot 1000 = 1180 \text{ g}$$

La masa de soluto contenida será:

$$R = \frac{m_s}{m_{\text{Dis. inicial}}} \cdot 100 \rightarrow m_s = m_D \cdot \frac{R}{100} = 1180 \cdot \frac{36}{100} = 424,8 \text{ g de HCl}$$

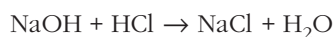
Y la cantidad de sustancia de soluto:

$$n_s = \frac{m_s}{M_s} \rightarrow n_s = \frac{424,8}{1 + 35,45} = 11,65 \text{ mol de HCl}$$

Por tanto, la molaridad de la disolución será:

$$C_m = \frac{n_s}{V_D} \rightarrow C_m = \frac{11,65}{1} = 11,65 \text{ M}$$

b) La reacción de neutralización que se produce es:



La masa que corresponde a 20 ml de disolución es:

$$m_D = \frac{m_D}{V_D} \rightarrow m_D = d_D \cdot V_D = 1,18 \cdot 20 = 23,6 \text{ g}$$

Como la riqueza es del 36% en masa de HCl, la masa de soluto será:

$$m_s = m_D \cdot \frac{R}{100} = 23,6 \cdot \frac{36}{100} = 8,496 \text{ g de HCl}$$

Y la cantidad de sustancia que corresponde a esa masa de soluto:

$$n_s = \frac{m_s}{M_s} \rightarrow n_s = \frac{8,496}{35,45 + 1} = 0,233 \text{ mol de HCl}$$

Observa que este dato podríamos haberlo obtenido directamente a partir de la expresión de la concentración molar:

$$C_m = \frac{n_s}{V_D} \rightarrow n_s = C_m \cdot V_D = 11,65 \cdot 0,020 = 0,233 \text{ mol de HCl}$$

Como la relación entre la cantidad de sustancia de NaOH y de HCl que reacciona es 1:1, reaccionarán 0,233 mol de NaOH con 20 ml del HCl del problema.

**58. Se prepara una disolución de ácido sulfúrico mezclando 95,94 g de agua y 10,66 g de ácido. El volumen de la disolución resultante es 0,100 l. Calcula:**

**a) La fracción molar de soluto y disolvente.**

**b) La molaridad y la riqueza (% en masa) de la disolución.**

Los datos de que disponemos son:

$$m_d = 95,94 \text{ g de H}_2\text{O}$$

$$m_s = 10,66 \text{ g de H}_2\text{SO}_4$$

$$V_D = 0,100 \text{ l}$$

a) Para calcular la fracción molar de soluto y disolvente, necesitamos obtener, en primer lugar, la cantidad de sustancia de cada uno de ellos:

$$n_s = \frac{m_s}{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}} \rightarrow n_s = \frac{10,66}{98} = 0,109 \text{ mol de H}_2\text{SO}_4$$

$$n_d = \frac{m_d}{M_{\text{H}_2\text{O}}} \rightarrow n_d = \frac{95,94}{18} = 5,33 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

Por tanto:

$$\chi_s = \frac{n_s}{n_s + n_d} \rightarrow \chi_s = \frac{0,109}{0,109 + 5,33} = 0,02$$

$$\chi_d = \frac{n_d}{n_s + n_d} \rightarrow \chi_d = \frac{5,33}{0,109 + 5,33} = 0,98$$

b) La molaridad de la disolución es:

$$C_m = \frac{n_s}{V_D} \rightarrow C_m = \frac{0,109}{0,100} = 1,09 \text{ M}$$

Y la riqueza, en tanto por ciento en masa:

$$R = \frac{m_s}{m_s + m_d} \cdot 100 \rightarrow R = \frac{10,66}{10,66 + 95,94} \cdot 100 = 10\% \text{ de H}_2\text{SO}_4$$

**59. Calcula la masa de carbonato de sodio,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , necesaria para preparar 1 litro de una disolución al 15% en masa y cuya densidad es de 1,15 g/ml.**

**Explica los pasos que seguirías para preparar dicha disolución en el laboratorio.**

Los datos de que disponemos son los siguientes:

$$V_D = 1 \text{ l} = 1000 \text{ ml}$$

$$R = 15\% \text{ en masa}$$

$$d_D = 1,15 \text{ g/ml}$$

La masa de la disolución resultante es:

$$d_D = \frac{m_D}{V_D} \rightarrow m_D = d_D \cdot V_D = 1,15 \cdot 1000 = 1150 \text{ g}$$

La masa de soluto (carbonato de sodio) presente en ella, es:

$$m_s = m_D \cdot \frac{R}{100} \rightarrow m_s = 1150 \cdot \frac{15}{100} = 172,5 \text{ g de } \text{Na}_2\text{CO}_3$$

Para conocer los pasos necesarios para preparar la disolución, consúltense la página 341 del libro del alumnado.

**60. El calor desprendido en la combustión de 1,6 g de metano ( $\text{CH}_4$ ) es 88,2 kJ. Calcula el calor molar de combustión del metano.**

Los datos de que disponemos son:

$$m_1 = 1,6 \text{ g de } \text{CH}_4 \rightarrow \Delta H_1 = -88,2 \text{ kJ}$$

La masa de un mol de metano es:

$$M_{\text{CH}_4} = 12 + 4 \cdot 1 = 16 \text{ g/mol}$$

Podemos establecer las siguientes proporciones para calcular el calor molar de combustión del metano:

$$\frac{\Delta H_2}{M_{\text{CH}_4}} = \frac{\Delta H_1}{m_1} \rightarrow \Delta H_2 = \frac{\Delta H_1 \cdot M_{\text{CH}_4}}{m_1} \rightarrow \Delta H_2 = \frac{-88,2 \cdot 16}{1,6} = -882 \text{ kJ/mol}$$

**61. El acetileno es un gas de fórmula molecular  $\text{C}_2\text{H}_2$ , que arde con oxígeno originando dióxido de carbono y vapor de agua. La reacción es fuertemente exotérmica: se desprenden 1304 kJ por cada mol de acetileno que se quema.**

**a) Formula y ajusta la ecuación química del proceso.**

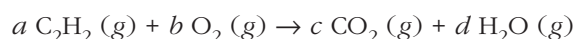
**b) Calcula la energía que se desprenderá al arder 200 g de acetileno.**

a) La ecuación química que corresponde a la reacción de combustión del acetileno es:



Esta ecuación está sin ajustar. Vamos a ajustarla por el método de los coeficientes de modo que quede ajustada a 1 mol de acetileno, ya que el dato de la energía desprendida corresponde a esta cantidad de sustancia de acetileno.

Asignamos coeficientes  $a$ ,  $b$ ,  $c$  y  $d$  a cada sustancia:



Igualando el número de átomos de cada elemento que hay en los reactivos y en los productos, resulta:

$$\text{Carbono: } 2 \cdot a = 1 \cdot c \quad [1]$$

$$\text{Hidrógeno: } 2 \cdot a = 2 \cdot d \quad [2]$$

$$\text{Oxígeno: } 2 \cdot b = 2 \cdot c + 1 \cdot d \quad [3]$$

Debemos fijar el cociente  $a = 1$  (1 mol de  $\text{C}_2\text{H}_2$ ), con lo que la ecuación [1] queda:

$$2 \cdot 1 = 1 \cdot c \rightarrow c = 2$$

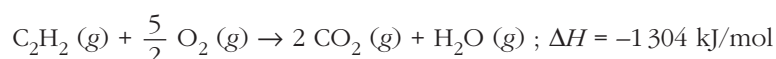
Y la ecuación [2]:

$$2 \cdot 1 = 2 \cdot d \rightarrow d = 1$$

Sustituyendo en la ecuación [3]:

$$2 \cdot b = 2 \cdot 2 + 1 \cdot 1 \rightarrow b = \frac{5}{2}$$

La ecuación química ajustada a 1 mol de acetileno es, por tanto:



- b) Para calcular la energía en forma de calor ( $Q$ ) que se desprende cuando arden 200 g de acetileno, hallamos, en primer lugar, la cantidad de sustancia, en mol de acetileno, a que dicha masa equivale, teniendo en cuenta que  $M_{\text{C}_2\text{H}_2} = 26 \text{ g/mol}$ :

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n_{\text{C}_2\text{H}_2} = \frac{200}{26} = 7,69 \text{ mol de C}_2\text{H}_2$$

El calor desprendido por esa cantidad de acetileno es:

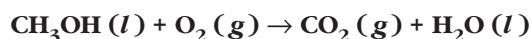
$$Q = n_{\text{C}_2\text{H}_2} \cdot \Delta H_{\text{combustión C}_2\text{H}_2}$$

$$Q = 7,69 \cdot (-1\,304) = -10\,030,8 \text{ kJ}$$

Recuerda el criterio de signos que utilizamos al considerar la energía puesta en juego en una reacción química: si en una reacción se desprende energía en forma de calor, entonces  $Q < 0$ .

NOTA: La solución de este problema se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

**62** Al quemar un mol de metanol, en un recipiente abierto, se desprenden 725,9 kJ. La ecuación química no ajustada del proceso es:

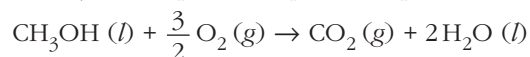


a) Ajusta la ecuación química.

b) Calcula la energía que se desprende en forma de calor en la combustión de 10 g de metanol.

c) Calcula la energía que se desprende en forma de calor en la combustión de 100 ml de metanol (la densidad del metanol es  $0,792 \text{ g/cm}^3$ ).

a) La ecuación química ajustada que corresponde al proceso es:



b) Teniendo en cuenta la masa molar del metanol:

$$M_{\text{CH}_3\text{OH}} = 12 + 3 \cdot 1 + 16 + 1 = 32 \text{ g/mol}$$

Para calcular la energía desprendida en la combustión de  $m_2 = 10 \text{ g}$  de metanol, establecemos la siguiente proporción:

$$\frac{\Delta H_2}{m_2} = \frac{\Delta H_1}{M_{\text{CH}_3\text{OH}}} \rightarrow \Delta H_2 = \frac{m_2 \cdot \Delta H_1}{M_{\text{CH}_3\text{OH}}} \rightarrow \Delta H_2 = \frac{10 \cdot (-725,9)}{32} = -226,84 \text{ kJ}$$

c) Teniendo en cuenta la densidad del metanol, la masa que corresponde a 100 ml de  $\text{CH}_3\text{OH}$  es:

$$d = \frac{m_3}{V_3} \rightarrow m_3 = d \cdot V_3 = 0,792 \cdot 100 = 79,2 \text{ g}$$

Al igual que en el apartado anterior, establecemos una proporción para calcular la energía desprendida en forma de calor:

$$\frac{\Delta H_3}{m_3} = \frac{\Delta H_1}{M_{\text{CH}_3\text{OH}}} \rightarrow \Delta H_3 = \frac{\Delta H_1 \cdot m_3}{M_{\text{CH}_3\text{OH}}} \rightarrow \Delta H_3 = \frac{(-725,9) \cdot 79,2}{32} = -1796,6 \text{ kJ}$$

**63. El butano comercial es una mezcla que contiene, en masa, un 92% de butano ( $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ), un 6% de propano ( $\text{C}_3\text{H}_8$ ) y otros gases, que se consideran no aprovechables. Una botella de butano contiene 12 kg de producto.**

**Cuando se quema un mol de butano se desprenden 2 658,3 kJ y cuando se quema un mol de propano se desprenden 2 043,9 kJ.**

**Calcula la cantidad de energía que se desprende en forma de calor al arder todo el gas contenido en la botella.**

Los datos de que disponemos son:

– *Riqueza*: 92% de  $\text{C}_4\text{H}_{10}$ ; 6% de  $\text{C}_3\text{H}_8$

–  $m = 12 \text{ kg} = 12000 \text{ g}$

– La masa molar del butano y del propano es:

$$M_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58 \text{ g/mol}$$

$$M_{\text{C}_3\text{H}_8} = 3 \cdot 12 + 8 \cdot 1 = 44 \text{ g/mol}$$

– En la combustión de un mol de  $\text{C}_4\text{H}_{10}$  se desprenden:  $\Delta H_1 = -2658,3 \text{ kJ}$

– En la combustión de un mol de  $\text{C}_3\text{H}_8$  se desprenden:  $\Delta H_2 = -2043,9 \text{ kJ}$

Para calcular la cantidad de energía que se desprende en forma de calor al arder todo el gas contenido en la botella, necesitamos calcular la cantidad de sustancia de cada gas. Teniendo en cuenta las riquezas y las masas molares respectivas, obtenemos:

– Cantidad de sustancia de butano:

$$m_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = 12000 \cdot \frac{92}{100} = 11040 \text{ g} \rightarrow n_{\text{C}_4\text{H}_{10}} = \frac{11040}{58} = 190,34 \text{ mol de C}_4\text{H}_{10}$$

– Cantidad de sustancia de propano:

$$m_{\text{C}_3\text{H}_8} = 12000 \cdot \frac{6}{100} = 720 \text{ g} \rightarrow n_{\text{C}_3\text{H}_8} = \frac{720}{44} = 16,36 \text{ mol de C}_3\text{H}_8$$

La energía desprendida la calculamos del siguiente modo:

$$\begin{aligned} \Delta H &= \Delta H'_1 + \Delta H'_2 = \Delta H_1 \cdot n_1 + \Delta H_2 \cdot n_2 \\ \Delta H &= (-2658,3) \cdot 190,34 + (-2043,9) \cdot 16,36 = -539439,3 \text{ kJ} \end{aligned}$$

**64** **Calcula la energía perdida en la combustión incompleta de un litro de octano,  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ , de acuerdo con la reacción:**



**si la comparamos con la que corresponde a la combustión completa del mismo, en la que se desprenden 2849 kJ/mol. La densidad del octano es 0,703 g/cm<sup>3</sup>.**

Fe de erratas de la primera edición: La variación de la entalpía correspondiente a la reacción de combustión del octano tiene signo negativo, puesto que la reacción es exotérmica.

Los datos que proporciona el enunciado del problema son:

$$\Delta H_1 = -2187 \text{ kJ/mol}$$

$$\Delta H_2 = -2849 \text{ kJ/mol}$$

La energía perdida en la combustión de un mol de octano es:

$$\Delta H = |\Delta H_2| - |\Delta H_1| = 2849 - 2187 = 662 \text{ kJ/mol}$$

Por tanto, para  $n$  moles de octano:  $E_{\text{perdida}} = n \cdot \Delta H$

Debemos calcular, por tanto, la cantidad de sustancia a que equivale 1 litro de octano. Teniendo en cuenta su densidad, la masa que le corresponde es:

$$d_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = \frac{m_{\text{C}_8\text{H}_{18}}}{V_{\text{C}_8\text{H}_{18}}} \rightarrow m_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = d_{\text{C}_8\text{H}_{18}} \cdot V_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = 0,703 \cdot 1000 = 703 \text{ g}$$

La cantidad de sustancia de octano es:

$$n_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = \frac{m_{\text{C}_8\text{H}_{18}}}{M_{\text{C}_8\text{H}_{18}}} \rightarrow n_{\text{C}_8\text{H}_{18}} = \frac{703}{8 \cdot 12 + 18} = 6,17 \text{ mol de C}_8\text{H}_{18}$$

Y la energía perdida:

$$E_{\text{perdida}} = 6,17 \cdot 662 = 4082,3 \text{ kJ}$$



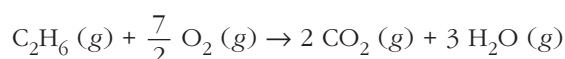
**65. Escribe las ecuaciones químicas que corresponden a la combustión del etano (C<sub>2</sub>H<sub>6</sub>) y del butano (C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>), respectivamente.**

**En un recipiente se tiene una mezcla formada por 0,5 dm<sup>3</sup> de etano, 2,5 dm<sup>3</sup> de butano y 20 dm<sup>3</sup> de oxígeno. Se hace saltar una chispa eléctrica y los gases reaccionan, formándose dióxido de carbono y vapor de agua.**

**Calcula el volumen y la composición volumétrica final si todos los gases se miden en las mismas condiciones de presión y temperatura.**

En ambos casos podemos ajustar las ecuaciones químicas correspondientes por el método de tanteo o por el método de los coeficientes, como hicimos en el problema 61 de esta unidad.

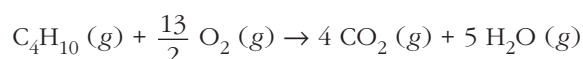
Para la combustión del etano, la ecuación química ajustada a 1 mol de etano que resulta es:



Y para considerar todos los coeficientes estequiométricos como números enteros, hemos de multiplicarlos por dos:



Del mismo modo, para la combustión del butano, la ecuación química ajustada a un mol de butano es:



Multiplicando por dos todos los coeficientes estequiométricos, conseguimos que sean números enteros.



Los coeficientes estequiométricos de ambas reacciones podemos considerarlos molares o volumétricos. (En la unidad 9 vimos que el volumen,  $V$ , y la cantidad de sustancia,  $n$ , son directamente proporcionales).

Para calcular el volumen tras la combustión de la mezcla al hacer saltar la chispa eléctrica, establecemos las proporciones que nos indica cada reacción:

— Combustión de 0,5 dm<sup>3</sup> de etano.

Según nos indica la ecuación [1]:



Las proporciones estequiométricas respecto al C<sub>2</sub>H<sub>6</sub> son, para 0,5 dm<sup>3</sup> de este:

$$\frac{V_{\text{C}_2\text{H}_6}}{V_{\text{O}_2}} \rightarrow \frac{2}{7} = \frac{0,5}{V_{\text{O}_2}} \rightarrow V_{\text{O}_2} = 1,75 \text{ dm}^3 \text{ de } \text{O}_2 \text{ se consumen}$$

$$\frac{V_{\text{C}_2\text{H}_6}}{V_{\text{CO}_2}} \rightarrow \frac{2}{4} = \frac{0,5}{V_{\text{CO}_2}} \rightarrow V_{\text{CO}_2} = 1 \text{ dm}^3 \text{ de } \text{CO}_2 \text{ se forma}$$

$$\frac{V_{\text{C}_2\text{H}_6}}{V_{\text{H}_2\text{O}}} \rightarrow \frac{2}{6} = \frac{0,5}{V_{\text{H}_2\text{O}}} \rightarrow V_{\text{H}_2\text{O}} = 1,5 \text{ dm}^3 \text{ de } \text{H}_2\text{O} \text{ se forman}$$

— Combustión de 2,5 dm<sup>3</sup> de butano.

La ecuación [2] nos proporciona la siguiente información:



Las proporciones estequiométricas respecto al C<sub>4</sub>H<sub>10</sub> son:

$$\frac{V_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{V_{\text{O}_2}} \rightarrow \frac{2}{13} = \frac{2,5}{V_{\text{O}_2}} \rightarrow V_{\text{O}_2} = 16,25 \text{ dm}^3 \text{ de } \text{O}_2 \text{ se consumen}$$

$$\frac{V_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{V_{\text{CO}_2}} \rightarrow \frac{2}{8} = \frac{2,5}{V_{\text{CO}_2}} \rightarrow V_{\text{CO}_2} = 10 \text{ l de } \text{CO}_2 \text{ se forman}$$

$$\frac{V_{\text{C}_4\text{H}_{10}}}{V_{\text{H}_2\text{O}}} \rightarrow \frac{2}{10} = \frac{2,5}{V_{\text{H}_2\text{O}}} \rightarrow V_{\text{H}_2\text{O}} = 12,5 \text{ l de } \text{H}_2\text{O se forman}$$

Tras la combustión, el volumen de la mezcla de gases,  $V$ , será la suma de los volúmenes de los productos de las dos reacciones y el volumen de oxígeno sobrante, es decir, el exceso de oxígeno que no ha reaccionado:

$$V = V_{\text{total CO}_2} + V_{\text{total H}_2\text{O}} + V_{\text{O}_2 \text{ sobrante}}$$

donde:

$$V_{\text{total CO}_2} = 1 + 10 = 11 \text{ dm}^3 \text{ de } \text{CO}_2$$

$$V_{\text{total H}_2\text{O}} = 1,5 + 12,5 = 14 \text{ dm}^3 \text{ de } \text{H}_2\text{O}$$

$$V_{\text{O}_2 \text{ sobrante}} = V_{\text{O}_2 \text{ inicial}} - V_{\text{O}_2 \text{ consumido}} = 20 - (1,75 + 16,25) = 2 \text{ dm}^3 \text{ de } \text{O}_2$$

Por tanto, el volumen total es:

$$V = 11 + 14 + 2 = 27 \text{ dm}^3$$

La composición volumétrica final, en porcentaje, la calculamos para cada gas:

$$\% \text{ gas } i = \frac{V_i}{V} \cdot 100$$

Sustituyendo valores:

$$\% \text{ CO}_2 = \frac{11}{27} \cdot 100 = 40,74\%$$

$$\% \text{ H}_2\text{O} = \frac{14}{27} \cdot 100 = 51,85\%$$

$$\% \text{ O}_2 = \frac{2}{27} \cdot 100 = 7,41\%$$

NOTA: La solución de este problema se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.

**66** Se quema una muestra de 0,210 g de un hidrocarburo gaseoso y se obtienen 0,660 g de dióxido de carbono. Calcula:

a) La fórmula empírica del hidrocarburo.

b) Su fórmula molecular, sabiendo que, en condiciones normales, su densidad es 1,87 g/dm<sup>3</sup>.

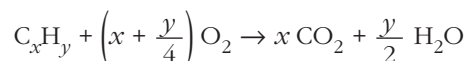
Los datos de que disponemos son:

$$m_{\text{C}_x\text{H}_y} = 0,210 \text{ g}$$

$$m_{\text{CO}_2} = 0,660 \text{ g}$$

$$d_{\text{C}_x\text{H}_y} = 1,87 \text{ g/cm}^3$$

a) La ecuación de combustión que corresponde al proceso es:



En ella se puede observar que la cantidad de sustancia de carbono obtenida, en mol, coincide con la de dióxido de carbono. Por tanto:

$$n_{\text{CO}_2} = n_{\text{C}} = \frac{0,66}{44} = 0,015 \text{ mol de C}$$

La masa del carbono es, entonces:

$$n_{\text{C}} = \frac{m_{\text{C}}}{A_{\text{C}}} \rightarrow m_{\text{C}} = n_{\text{C}} \cdot A_{\text{C}} \rightarrow m_{\text{C}} = 0,015 \cdot 12 = 0,18 \text{ g de C}$$

En consecuencia, la masa de hidrógeno será:

$$m_{\text{H}} = m_{\text{C}_x\text{H}_y} - m_{\text{C}} \rightarrow m_{\text{H}} = 0,210 - 0,18 = 0,03 \text{ g de H}$$

Y la cantidad de sustancia que contiene:

$$n_{\text{H}} = \frac{m_{\text{H}}}{A_{\text{H}}} \rightarrow n_{\text{H}} = \frac{0,03}{1} = 0,03 \text{ mol de H}$$

La relación entera más sencilla entre la cantidad de sustancia de carbono e hidrógeno nos proporciona los coeficientes que buscamos:

$$x \rightarrow \text{C}: \frac{0,015}{0,015} = 1$$

$$y \rightarrow \text{H}: \frac{0,03}{0,015} = 2$$

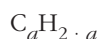
Por tanto, la fórmula empírica es CH<sub>2</sub>.

b) Para obtener la fórmula molecular, necesitamos conocer la masa molar del hidrocarburo. Esta la podemos obtener a partir de la densidad y aplicando la ecuación de estado de los gases ideales:

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T \rightarrow P \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T \rightarrow M = \frac{m \cdot R \cdot T}{V \cdot P} = \frac{d \cdot R \cdot T}{P}$$

$$M = \frac{1,87 \cdot 0,082 \cdot 273}{1} = 41,86 \text{ g/mol}$$

La fórmula molecular será de la forma:



El valor de  $a$  lo calculamos del siguiente modo:

$$M_{\text{molecular}} = a \cdot M_{\text{empírica}} \rightarrow a = \frac{M_{\text{molecular}}}{M_{\text{empírica}}}$$

$$a = \frac{41,86}{12 + 2} \approx 3$$

Por tanto, la fórmula molecular será:

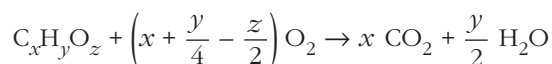


Como se estudiará más adelante, en la unidad 15, este hidrocarburo es el propeno:



**67. Un compuesto orgánico está formado por carbono, hidrógeno y oxígeno. Al quemar 1,570 g del compuesto se obtienen 3,00 g de dióxido de carbono y 1,842 g de agua. Calcula su fórmula empírica. ¿Qué dato se necesitaría para determinar su fórmula molecular?**

La ecuación química que describe el proceso de combustión es:



De acuerdo con la ecuación anterior, podemos escribir lo siguiente:

• Carbono:

$$n_{CO_2} = \frac{m_{CO_2}}{M_{CO_2}} \rightarrow n_{CO_2} = \frac{3,00}{12 + 2 \cdot 16} = 0,068 \text{ mol de } CO_2$$

$$n_C = n_{CO_2} = 0,068 \text{ mol de C}$$

$$m_C = n_C \cdot 12 = 0,068 \cdot 12 = 0,818 \text{ g de C}$$

• Hidrógeno:

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} \rightarrow n_{H_2O} = \frac{1,842}{2 \cdot 1 + 16} = 0,1023 \text{ mol de } H_2O$$

$$n_H = 2 \cdot n_{H_2O} = 2 \cdot 0,1023 = 0,2046 \text{ mol de H}$$

$$m_H = n_H \cdot 1 = 0,2046 \cdot 1 = 0,2046 \text{ g de H}$$

• Oxígeno:

$$m_O = m_{C_xH_yO_z} - (m_C + m_H) = 1,570 - (0,818 + 0,2046) = 0,5473 \text{ g de O}$$

$$n_O = \frac{m_O}{A_O} \rightarrow n_O = \frac{0,5473}{16} = 0,034 \text{ mol de O}$$

Para obtener la fórmula empírica, buscamos la relación más sencilla entre las cantidades de sustancia de cada elemento que forma el compuesto:

$$- \text{C: } \frac{0,068}{0,034} = 2$$

$$- \text{H: } \frac{0,2046}{0,034} = 6$$

$$- \text{O: } \frac{0,034}{0,034} = 1$$

Por tanto, la fórmula empírica del compuesto orgánico es:



Para determinar la fórmula molecular, es necesario conocer la masa molecular del compuesto.

**68** El ácido cítrico es la sustancia responsable del sabor de muchas frutas. Está formada por carbono, hidrógeno y oxígeno. En un ensayo se quemaron 2,885 g de ácido cítrico y se obtuvieron 3,967 g de dióxido de carbono y 1,082 g de agua. Por otra parte, al disolver la misma cantidad de ácido cítrico en suficiente agua se obtuvo un litro de disolución cuya concentración era  $1,50 \cdot 10^{-2}$  M. Deduce la fórmula empírica y la fórmula molecular del ácido cítrico.

Para obtener la fórmula empírica del ácido cítrico, tendremos en cuenta que si la fórmula del compuesto es  $\text{C}_x\text{H}_y\text{O}_z$ , en los productos de la combustión de este todo el carbono estará en el  $\text{CO}_2$  y todo el hidrógeno formará parte del  $\text{H}_2\text{O}$ .

Por tanto, con los datos de la combustión podemos establecer las cantidades de C, H y O que hay en 2,885 g de muestra.

Según la ley de las proporciones definidas y teniendo en cuenta que  $M_{\text{CO}_2} = 44$  g/mol y  $M_{\text{C}} = 12$  g/mol, la masa de carbono que hay en 3,967 g de  $\text{CO}_2$  es:

$$\frac{44 \text{ g de CO}_2}{12 \text{ g de C}} = \frac{3,967 \text{ g de CO}_2}{m_{\text{C}}} \rightarrow m_{\text{C}} = 1,082 \text{ g de C}$$

Del mismo modo, utilizando los valores de las masas molares del agua y del hidrógeno (18 g/mol y 1 g/mol, respectivamente), la masa de hidrógeno presente en 1,082 g de  $\text{H}_2\text{O}$  resulta:

$$\frac{18 \text{ g de H}_2\text{O}}{2 \cdot 1 \text{ g de H}} = \frac{1,082 \text{ g de H}_2\text{O}}{m_{\text{H}}} \rightarrow m_{\text{H}} = 0,120 \text{ g de H}$$

La masa de oxígeno en 2,885 g de ácido cítrico nos la proporciona la ley de conservación de la masa:

$$m_{\text{O}} = m_{\text{ácido cítrico}} - (m_{\text{C}} + m_{\text{H}})$$

$$m_{\text{O}} = 2,885 - (1,082 + 0,120) = 1,683 \text{ g de O}$$

Calculemos ahora la relación molar entera más sencilla posible entre esas masas utilizando la expresión que relaciona la cantidad de sustancia y la masa:

$$n = \frac{m}{M}$$

Para cada uno de los componentes del ácido cítrico obtenemos:

$$\text{C: } n_{\text{C}} = \frac{1,082}{12} = 0,090 \text{ mol de C}$$

$$\text{H: } n_{\text{H}} = \frac{0,120}{1} = 0,120 \text{ mol de H}$$

$$\text{O: } n_{\text{O}} = \frac{1,683}{16} = 0,105 \text{ mol de O}$$

Dividiendo entre el menor de ellos:

$$\text{C: } \frac{0,090}{0,090} = 1$$

$$\text{H: } \frac{0,120}{0,090} = 1,33$$

$$\text{O: } \frac{0,105}{0,090} = 1,17$$

Vemos que, al multiplicar estos coeficientes por 6, se obtienen números enteros sencillos:

$$\text{C: } 1 \cdot 6 = 6$$

$$\text{H: } 1,33 \cdot 6 \approx 8$$

$$\text{O: } 1,17 \cdot 6 \approx 7$$

Por tanto, la fórmula empírica del ácido cítrico es:  $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ .

La fórmula molecular será un múltiplo de la relación encontrada para la fórmula empírica,  $\text{C}_6 \cdot a \text{H}_8 \cdot a \text{O}_7 \cdot a$ , o, lo que es lo mismo,  $(\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7)_a$ . Para calcular  $a$ , necesitamos conocer previamente la masa molar del compuesto.

Sabemos que al disolver 2,885 g de ácido cítrico en suficiente agua se obtiene un litro de disolución cuya concentración es  $1,50 \cdot 10^{-2} \text{ M}$ .

Teniendo en cuenta la expresión de la molaridad:

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

obtenemos la cantidad de sustancia  $a$  que equivalen 2,885 g de ácido cítrico:

$$n = C_m \cdot V \rightarrow n = 1,50 \cdot 10^{-2} \text{ mol de ácido cítrico}$$

A partir de este valor, podemos calcular la masa molar del ácido cítrico, utilizando la expresión que la relaciona con la cantidad de sustancia:

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow M = \frac{m}{n}$$

$$M = \frac{2,885}{1,50 \cdot 10^{-2}} = 192,3 \text{ g/mol}$$

La masa molar así obtenida será un múltiplo de la masa molar que correspondería a la fórmula empírica:

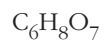
$$\text{Masa molar real} = a \cdot \text{Masa molar empírica}$$

$$a = \frac{\text{Masa molar real}}{\text{Masa molar empírica}}$$

En nuestro caso, la masa molar correspondiente a la fórmula empírica del ácido cítrico es  $M_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7} = 192 \text{ g/mol}$ , por lo que:

$$a = \frac{192,3}{192} \approx 1$$

Por tanto, la fórmula molecular del ácido cítrico es:



Como vemos, coincide con su fórmula empírica.

NOTA: La solución de este problema se ofrece también en el CD-ROM del alumnado.