

# Reacciones químicas

33.- a) ¿Cuál es la masa, expresada en gramos, de un átomo de calcio?

b) ¿Cuántos átomos de cobre hay en 2'5 g de ese elemento?

c) ¿Cuántas moléculas hay en una muestra que contiene 20 g de tetracloruro de carbono? ¿Y cuántos átomos de cloro?

Masas atómicas: C = 12; Ca = 40; Cu = 63'5; Cl = 35'5.

a) El calcio es un elemento, por lo que una muestra de calcio estará formada por átomos:

$$\begin{array}{l}
 1 \text{ átomo de Ca} \\
 \text{n}^\circ \text{ de gramos} = ?
 \end{array}
 \left\| \begin{array}{l}
 \text{Ca} = 40 \text{ uma} \rightarrow M = 40 \text{ g/mol.} \\
 6'022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ca} \text{ --- } 40 \text{ g} \\
 1 \text{ átomo de Ca} \text{ --- } x
 \end{array} \right\} x = \frac{40}{6'022 \cdot 10^{23}} = \boxed{6'64 \cdot 10^{-23} \text{ g}}$$

b) El cobre es un elemento, por lo que un trozo de cobre estará formado por átomos:

$$\begin{array}{l}
 2'5 \text{ g de Cu} \\
 \text{n}^\circ \text{ átomos} = ?
 \end{array}
 \left\| \begin{array}{l}
 \text{Cu} = 63'5 \text{ uma} \rightarrow M = 63'5 \text{ g/mol} \\
 6'022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cu} \text{ --- } 63'5 \text{ g} \\
 x \text{ --- } 2'5 \text{ g}
 \end{array} \right\} x = \frac{2'5 \cdot 6'022 \cdot 10^{23}}{63'5} = \boxed{2'37 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Cu}}$$

c) El  $\text{CCl}_4$  es un compuesto, por lo que una muestra de dicha sustancia estará formada por moléculas:

$$\begin{array}{l}
 20 \text{ g de } \text{CCl}_4 \\
 \text{n}^\circ \text{ moléculas} = ? \\
 \text{n}^\circ \text{ átomos de Cl} = ?
 \end{array}
 \left\| \begin{array}{l}
 \text{CCl}_4 = 1 \cdot 12 + 4 \cdot 35'5 = 154 \text{ uma} \rightarrow M = 154 \text{ g/mol.} \\
 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CCl}_4 \text{ --- } 154 \text{ g} \\
 x \text{ --- } 20 \text{ g}
 \end{array} \right\} x = \frac{6'022 \cdot 10^{23} \cdot 20}{154} = \boxed{7'82 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } \text{CCl}_4}$$

Una molécula de  $\text{CCl}_4$  contiene 4 átomos de cloro; así pues, el n<sup>o</sup> total de átomos de cloro será:

$$\text{n}^\circ \text{ átomos de Cl} = 4 \cdot 7'82 \cdot 10^{22} = \boxed{3'13 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cl}}$$

34.- Calcule:

a) El número de moléculas contenidas en un litro de metanol,  $\text{CH}_3\text{OH}$  (densidad 0'8 g/mL).

b) La masa de aluminio que contiene el mismo número de átomos que existen en 19'07 g de cobre.

Masas atómicas: Al = 27; Cu = 63'5; C = 12; O = 16; H = 1.

a) El metanol es un compuesto, por lo que está formado por moléculas:

$$\begin{array}{l}
 V = 1 \text{ l de } \text{CH}_3\text{OH} \\
 d = 0'8 \text{ g/ml} \\
 \text{n}^\circ \text{ moléculas} = ?
 \end{array}
 \left\| \begin{array}{l}
 \text{CH}_3\text{OH} = 1 \cdot 12 + 4 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 32 \text{ uma} \rightarrow M = 32 \text{ g/mol.} \\
 d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 0'8 \text{ g/ml} \cdot 1 \text{ l} = 0'8 \text{ g/ml} \cdot 1000 \text{ ml} = 800 \text{ g de } \text{CH}_3\text{OH.}
 \end{array} \right.$$

$$\begin{array}{l}
 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CH}_3\text{OH} \text{ --- } 32 \text{ g} \\
 x \text{ --- } 800 \text{ g}
 \end{array}
 \left\} x = \frac{800 \cdot 6'022 \cdot 10^{23}}{32} = \boxed{1'51 \cdot 10^{25} \text{ moléculas de } \text{CH}_3\text{OH}}$$

b) Tanto el aluminio como el cobre son elementos, por lo que ambas muestras estarán formadas por átomos. Calculamos en 1<sup>er</sup> lugar el n<sup>o</sup> de átomos que hay en 19'07 g de Cu:

$$19'07 \text{ g de Cu} \parallel \begin{array}{l} \text{Cu} = 63'5 \text{ uma} \rightarrow M = 63'5 \text{ g/mol} \\ 6'022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cu} - 63'5 \text{ g} \\ \times \qquad \qquad \qquad - 19'07 \text{ g} \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{Cu} = 63'5 \text{ uma} \\ 6'022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cu} \\ \times \end{array}} \right\} x = \frac{19'07 \cdot 6'022 \cdot 10^{23}}{63'5} = 1'81 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cu}$$

Calculamos ahora la masa de  $1'81 \cdot 10^{23}$  átomos de Al:

$$1'81 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Al} \parallel \begin{array}{l} \text{Al} = 27 \text{ uma} \rightarrow M = 27 \text{ g/mol} \\ 6'022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Al} - 27 \text{ g} \\ 1'81 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Al} - x \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{Al} = 27 \text{ uma} \\ 6'022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Al} \\ 1'81 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Al} \end{array}} \right\} x = \frac{27 \cdot 1'81 \cdot 10^{23}}{6'022 \cdot 10^{23}} = \boxed{8'12 \text{ g de Al}}$$

35.- Disponemos de 100 g de aspirina ( $\text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4$ ) y de 100 g de glucosa ( $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ ). ¿Dónde hay mayor cantidad de moléculas?

Datos: masas atómicas en uma: C = 12; H = 1; O = 16.

Tanto la aspirina como la glucosa son compuestos, por lo que estarán formadas por moléculas:

$$100 \text{ g de } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 \parallel \begin{array}{l} \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 = 9 \cdot 12 + 8 \cdot 1 + 4 \cdot 16 = 180 \text{ uma} \rightarrow M = 180 \text{ g/mol} \\ 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 - 180 \text{ g} \\ \times \qquad \qquad \qquad - 100 \text{ g} \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 = 180 \text{ uma} \\ 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4 \\ \times \end{array}} \right\} x = \boxed{3'35 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{C}_9\text{H}_8\text{O}_4}$$

$$100 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \parallel \begin{array}{l} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ uma} \rightarrow M = 180 \text{ g/mol} \\ 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 - 180 \text{ g} \\ \times \qquad \qquad \qquad - 100 \text{ g} \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 180 \text{ uma} \\ 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \\ \times \end{array}} \right\} x = \boxed{3'35 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6}$$

Observa que el n<sup>o</sup> de moléculas es el mismo porque ambas sustancias tienen la misma masa molecular.

36.- ¿Qué pesará más:  $2'24 \cdot 10^{21}$  átomos de aluminio o 2'5 moles de hierro?

Datos: masas atómicas en uma: Al = 27; Fe = 55'85 uma.

Tanto el aluminio como el hierro son elementos, por lo que están formados por átomos:

$$2'24 \cdot 10^{21} \text{ átomos de Al} \parallel \begin{array}{l} \text{Al} = 27 \text{ uma} \rightarrow M = 27 \text{ g/mol} \\ 6'022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Al} - 27 \text{ g} \\ 2'24 \cdot 10^{21} \text{ átomos de Al} - x \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{Al} = 27 \text{ uma} \\ 6'022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Al} \\ 2'24 \cdot 10^{21} \text{ átomos de Al} \end{array}} \right\} x = \boxed{0'1 \text{ g de Al}}$$

$$2'5 \text{ moles de Fe} \parallel \begin{array}{l} \text{Fe} = 55'85 \text{ uma} \rightarrow M = 55'85 \text{ g/mol} \\ 1 \text{ mol Fe} - 55'85 \text{ g} \\ 2'5 \text{ moles Fe} - x \end{array} \left. \vphantom{\begin{array}{l} \text{Fe} = 55'85 \text{ uma} \\ 1 \text{ mol Fe} \\ 2'5 \text{ moles Fe} \end{array}} \right\} x = 2'5 \cdot 55'85 = \boxed{139'63 \text{ g de Fe}}$$

Así pues, pesará más 2'5 moles de Fe.



$$200 \text{ g de } \text{H}_2\text{SO}_4 \parallel \text{H}_2\text{SO}_4 = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ uma} \rightarrow M = 98 \text{ g/mol.}$$

$$\text{n}^\circ \text{ de moles} = ? \parallel \left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4 - 98 \text{ g} \\ x \quad \quad \quad - 200 \text{ g} \end{array} \right\} x = \frac{200}{98} = 2,04 \text{ moles } \text{H}_2\text{SO}_4$$

De acuerdo con la reacción química:

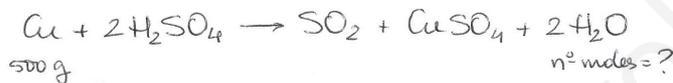
$$\left. \begin{array}{l} 2 \text{ moles } \text{H}_2\text{SO}_4 - 1 \text{ mol } \text{CuSO}_4 \\ 2,04 \text{ moles } \text{H}_2\text{SO}_4 - x \end{array} \right\} x = \frac{2,04}{2} = 1,02 \text{ moles } \text{CuSO}_4$$

Hallamos finalmente la masa de  $\text{CuSO}_4$ , teniendo en cuenta que se trata de un compuesto:

$$1,02 \text{ moles } \text{CuSO}_4 \parallel \text{CuSO}_4 = 63,5 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 159,5 \text{ uma} \rightarrow M = 159,5 \text{ g/mol}$$

$$\text{n}^\circ \text{ de gramos} = ? \parallel \left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol } \text{CuSO}_4 - 159,5 \text{ g} \\ 1,02 \text{ moles } \text{CuSO}_4 - x \end{array} \right\} x = \boxed{162,69 \text{ g } \text{CuSO}_4}$$

b) Escribimos y ajustamos la reacción:



Calculamos el n° de moles de Cu que reaccionan, teniendo en cuenta que se trata de un elemento:

$$500 \text{ g de Cu} \parallel \text{Cu} = 63,5 \text{ uma} \rightarrow M = 63,5 \text{ g/mol}$$

$$\text{n}^\circ \text{ de moles} = ? \parallel \left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol Cu} - 63,5 \text{ g} \\ x \quad \quad \quad - 500 \text{ g} \end{array} \right\} x = \frac{500}{63,5} = 7,87 \text{ moles de Cu}$$

De acuerdo con la reacción química:

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de Cu} - 2 \text{ moles de } \text{H}_2\text{O} \\ 7,87 \text{ moles de Cu} - x \end{array} \right\} x = \boxed{15,75 \text{ moles } \text{H}_2\text{O}}$$

40.- Cuando un óxido de cromo ( $\text{Cr}_2\text{O}_3$ ) reacciona con aluminio se obtiene óxido de aluminio y cromo. Calcular la masa de óxido de aluminio que se obtendrá a partir de 54 g de aluminio.

Datos: masas atómicas en uma: O = 16; Al = 27.

Escribimos y ajustamos la reacción:



Calculamos el n° de moles de Al que reaccionan, teniendo en cuenta que se trata de un elemento:

$$54 \text{ g de Al} \parallel \text{Al} = 27 \text{ uma} \rightarrow M = 27 \text{ g/mol}$$

$$\text{n}^\circ \text{ de moles} = ? \parallel \left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol de Al} - 27 \text{ g} \\ x \quad \quad \quad - 54 \text{ g} \end{array} \right\} x = 2 \text{ moles de Al}$$

De acuerdo con la reacción química:

$$\left. \begin{array}{l} 2 \text{ moles de Al} - 1 \text{ mol de } \text{Al}_2\text{O}_3 \\ 2 \text{ moles de Al} - x \end{array} \right\} x = 1 \text{ mol de } \text{Al}_2\text{O}_3$$

Hallamos finalmente la masa de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , teniendo en cuenta que se trata de un compuesto:

$$1 \text{ mol de } \text{Al}_2\text{O}_3 \parallel \text{Al}_2\text{O}_3 = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102 \text{ uma} \rightarrow M = 102 \text{ g/mol.}$$

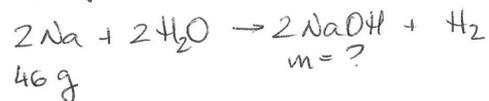
$$\text{n}^\circ \text{ de gramos} = ? \parallel \text{Así pues, obtendremos } \boxed{102 \text{ g de } \text{Al}_2\text{O}_3}.$$



42.- Para obtener hidróxido de sodio (NaOH) se hace reaccionar sodio metálico con agua; en el proceso también se desprende a la atmósfera hidrógeno molecular. Calcular la cantidad de hidróxido de sodio que se obtendrá a partir de 46 g de sodio.

Datos: masas atómicas en uma: Na = 23; O = 16; H = 1.

Escribimos y ajustamos la reacción química:



Calculamos el nº de moles de sodio que reaccionan, teniendo en cuenta que se trata de un compuesto:

$$46 \text{ g de Na} \quad \parallel \quad \text{Na} = 23 \text{ uma} \rightarrow M = 23 \text{ g/mol}$$

$$\text{n}^\circ \text{ de moles} = ? \quad \parallel \quad \begin{array}{l} 1 \text{ mol de Na} \text{ --- } 23 \text{ g} \\ \times \quad \quad \quad \text{--- } 46 \text{ g} \end{array} \quad \Bigg| \quad x = 2 \text{ moles de Na}$$

De acuerdo con la reacción química:

$$\begin{array}{l} 2 \text{ moles de Na} \text{ --- } 2 \text{ moles de NaOH} \\ 2 \text{ moles de Na} \text{ --- } \quad \quad \quad \times \end{array} \quad \Bigg| \quad x = 2 \text{ moles de NaOH}$$

Hallamos finalmente la masa de NaOH teniendo en cuenta que se trata de una molécula:

$$2 \text{ moles de NaOH} \quad \parallel \quad \text{NaOH} = 1 \cdot 23 + 1 \cdot 16 + 1 \cdot 1 = 40 \text{ uma} \rightarrow M = 40 \text{ g/mol}$$

$$\text{n}^\circ \text{ de gramos} = ? \quad \parallel \quad \begin{array}{l} 1 \text{ mol NaOH} \text{ --- } 40 \text{ g} \\ 2 \text{ moles NaOH} \text{ --- } \times \end{array} \quad \Bigg| \quad x = \boxed{80 \text{ g de NaOH}}$$