

# 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:

$$1 \text{ átomo de Ca} \parallel \text{Ca} = 40 \text{ uma} \rightarrow M = 40 \text{ g/mol.}$$

$$\text{nº de gramos} = ?$$

$$6'022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Ca} \quad \frac{40 \text{ g}}{1 \text{ átomo de Ca}} \times = \frac{40}{6'022 \cdot 10^{23}} = 6'64 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

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

$$\begin{aligned} \text{2,5 g de Cu} & \rightarrow M = 63,5 \text{ g/mol} \\ \text{nº átomos?} & \left. \begin{array}{l} 6,022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cu} - 63,5 \text{ g} \\ \times \qquad \qquad \qquad - 2,5 \text{ g} \end{array} \right\} x = \frac{2,5 \cdot 6,022 \cdot 10^{23}}{63,5} = \\ & = 2,37 \cdot 10^{22} \text{ átomos de Cu} \end{aligned}$$

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

$$\begin{array}{l} \text{20 g de } \text{CCl}_4 \\ \text{nº moléculas = ?} \\ \text{nº átomos de Cl = ?} \end{array} \quad \left| \begin{array}{l} \text{CCl}_4 = 1 \cdot 12 + 4 \cdot 35,5 = 154 \text{ una} \rightarrow M = 154 \text{ g/mol} \\ 6,022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CCl}_4 \xrightarrow[\substack{x \\ x \\ x}]{\substack{\text{---} 154 \text{ g} \\ \text{---} 20 \text{ g}}} \{ x = \\ = \frac{6,022 \cdot 10^{23} \cdot 20}{154} = \boxed{7,82 \cdot 10^{22} \text{ moléculas de } \text{CCl}_4} \end{array} \right.$$

Una molécula de  $\text{CCl}_4$  contiene 4 átomos de cloro; así pues, el número total de átomos de cloro será:

$$\text{nº átomos de Cl} = 4 \cdot 182 \cdot 10^{22} = 313 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cl}$$

### 34.- Calcule:

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

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.

**10) La masa de aluminio que contiene el mismo número de masas atómicas:**

2) El metanol es un compuesto, por lo que está formado por nucleólos:

$$\begin{array}{l} \text{J=11 de } \text{CH}_3\text{OH} \\ d = 0.8 \text{ g/ml} \\ \text{nº moléculas=}? \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{CH}_3\text{OH} = 1 \cdot 12 + 4 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 32 \text{ una} \rightarrow M = 32 \text{ g/mol.} \\ d = \frac{m}{V} \Rightarrow m = d \cdot V = 0.8 \text{ g/ml} \cdot 1 \text{ l} = 0.8 \text{ g/ml} \cdot 1000 \text{ ml} = \\ = 800 \text{ g de } \text{CH}_3\text{OH}. \end{array}$$

$$6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{CH}_3\text{OH} = 32 \text{ g} \quad x = \frac{800 \cdot 6'022 \cdot 10^{23}}{32} = 1'51 \cdot 10^{25} \text{ moléculas de } \text{CH}_3\text{OH}$$

b) Tanto el aluminio como el cobre son elementos, por lo que ambas muestras estarán formadas por átomos. Calculamos en 1º lugar el nº de átomos que hay en 19'07 g de Cu:

$$19'07 \text{ g de Cu} \parallel \begin{array}{l} \text{Cu = 63'5 una} \rightarrow M = 63'5 \text{ g/mol} \\ \text{nº átomos = ?} \end{array} \quad \begin{array}{l} 6'022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cu} - 63'5 \text{ g} \\ \times \end{array} \quad \left. \begin{array}{l} x = \frac{19'07 \cdot 6'022 \cdot 10^{23}}{63'5} \\ = 1'81 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Cu} \end{array} \right\}$$

Calculamos ahora la masa de 1'81. 10<sup>23</sup> átomos de Al:

$$1'81 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Al} \parallel \begin{array}{l} \text{Al = 27 una} \rightarrow M = 27 \text{ g/mol} \\ \text{nº de gramos = ?} \end{array} \quad \begin{array}{l} 6'022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Al} - 27 \text{ g} \\ \times \end{array} \quad \left. \begin{array}{l} x = \\ 1'81 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Al} - x \end{array} \right\} = \boxed{8'12 \text{ g de Al}}$$

**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:

$$100 \text{ g de } \text{C}_9\text{H}_{8}\text{O}_4 \parallel \begin{array}{l} \text{C}_9\text{H}_{8}\text{O}_4 = 9 \cdot 12 + 8 \cdot 1 + 4 \cdot 16 = 180 \text{ una} \rightarrow M = 180 \text{ g/mol} \\ \text{nº moléculas = ?} \end{array} \quad \begin{array}{l} 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{C}_9\text{H}_{8}\text{O}_4 - 180 \text{ g} \\ \times \end{array} \quad \left. \begin{array}{l} x = 3'35 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{C}_9\text{H}_{8}\text{O}_4 \\ - 100 \text{ g} \end{array} \right\}$$

$$100 \text{ g de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \parallel \begin{array}{l} \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = 6 \cdot 12 + 12 \cdot 1 + 6 \cdot 16 = 180 \text{ una} \rightarrow M = 180 \text{ g/mol} \\ \text{nº moléculas = ?} \end{array} \quad \begin{array}{l} 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 - 180 \text{ g} \\ \times \end{array} \quad \left. \begin{array}{l} x = 3'35 \cdot 10^{23} \text{ moléculas de } \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \\ - 100 \text{ g} \end{array} \right\}$$

Observa que el nº 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 estarán formados por átomos:

$$2'24 \cdot 10^{21} \text{ átomos de Al} \parallel \begin{array}{l} \text{Al = 27 una} \rightarrow M = 27 \text{ g/mol} \\ \text{nº de gramos = ?} \end{array} \quad \begin{array}{l} 6'022 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Al} - 27 \text{ g} \\ \times \end{array} \quad \left. \begin{array}{l} x = 0'1 \text{ g de Al} \\ 2'24 \cdot 10^{21} \text{ átomos de Al} - x \end{array} \right\}$$

$$2'5 \text{ moles de Fe} \parallel \begin{array}{l} \text{Fe = 55'85 una} \rightarrow M = 55'85 \text{ g/mol} \\ \text{nº de gramos = ?} \end{array} \quad \begin{array}{l} 1 \text{ mol Fe} - 55'85 \text{ g} \\ \times \end{array} \quad \left. \begin{array}{l} x = 2'5 \cdot 55'85 = 139'63 \text{ g de Fe} \\ 2'5 \text{ moles Fe} - x \end{array} \right\}$$

Así pues, pesarán más 2'5 moles de Fe.

**37.- En un paquete de azúcar ( $C_{12}H_{22}O_{11}$ ) de 1 kg:**

- a) ¿Cuántos moles de azúcar hay?
  - b) ¿Cuál es el número total de átomos?

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

El azúcar es un compuesto, por lo que en un paquete de azúcar habrá un  $n^o$  muy elevado de moléculas de dicha sustancia:

1 Kg de  $C_{12}H_{22}O_{11}$

a) n° moles = ?

b) n° total átomos = ?

$C_{12}H_{22}O_{11} = 12 \cdot 12 + 22 \cdot 1 + 11 \cdot 16 = 342 \text{ uva} \rightarrow M = 342 \text{ g/mol}$

a) 1 mol  $C_{12}H_{22}O_{11}$  — 342 g  
x — 1000 g }  $\times = \frac{1000}{342} =$

= [2.92 moles  $C_{12}H_{22}O_{11}$ ]

b) Una molécula de azúcar contiene  $12 + 22 + 11 = 45$  átomos; para hallar el nº total de átomos debemos averiguar el nº de moléculas:

$$6.022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas } C_{12}H_{22}O_{11} = 342 \text{ g} \quad x = \frac{6.022 \cdot 10^{23} \cdot 1000}{342} = \\ x = 1.76 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } C_{12}H_{22}O_{11}$$

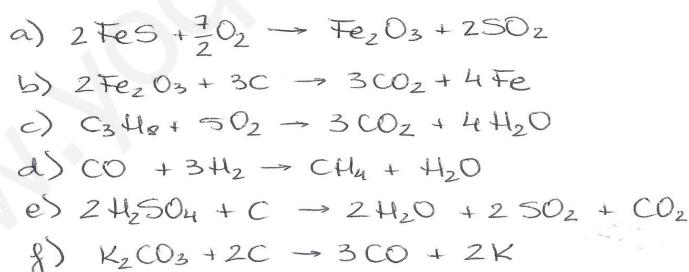
El n° total de átomos se calculará de la siguiente manera:

$$\text{nº total átomos} = 45 \cdot 176 \cdot 10^{24} = 792 \cdot 10^{25} \text{ átomos}$$

### **38.- Ajustar las siguientes reacciones:**

- Ajustar las siguientes reacciones.

  - a)  $\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$
  - b)  $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{C} \rightarrow \text{CO}_2 + \text{Fe}$
  - c)  $\text{C}_3\text{H}_8 + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
  - d)  $\text{CO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$
  - e)  $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{C} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2 + \text{CO}_2$
  - f)  $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{C} \rightarrow \text{CO} + \text{K}$



39.- Cuando el cobre reacciona con el ácido sulfúrico tiene lugar la siguiente reacción:



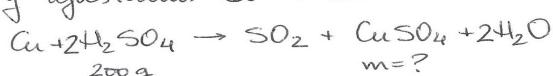
**Se pide:**

- a) ¿Cuántos gramos de sulfato de cobre (II),  $\text{CuSO}_4$ , podrían obtenerse a partir de 200 g de ácido sulfúrico ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ )?

b) ¿Cuántos moles de agua podrían obtenerse a partir de 500 g de cobre?

Datos: masas atómicas en  $\mu$ ma: Cu = 63,5; S = 32; O = 16; H = 1.

a) Escribimos y ajustamos la reacción:



Calculamos el nº de moles de ac. sulfúrico ( $H_2SO_4$ ) que reaccionan, teniendo en cuenta que se trata de un compuesto:

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

$\text{nº de moles} = ?$  ||  $1 \text{ mol } \text{H}_2\text{SO}_4 = \frac{98 \text{ g}}{200 \text{ g}} \times = \frac{200}{98} = 2,04 \text{ moles } \text{H}_2\text{SO}_4$

De acuerdo con la reacción química:

$$\frac{2 \text{ moles } H_2SO_4}{204 \text{ moles } H_2SO_4} = \frac{1 \text{ mole } CuSO_4}{x} \quad x = \frac{204}{2} = 102 \text{ moles } CuSO_4$$

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

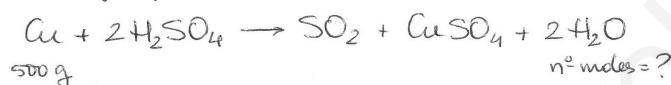
$$102 \text{ moles CuSO}_4 \quad || \quad \text{Cu SO}_4 = 63.5 \cdot 1 + 1 \cdot 32 + 4 \cdot 16 = 159.5 \text{ amu} \rightarrow M = 159.5 \text{ g/mol}$$

nº de gramas = ?

$$1 \text{ mol CuSO}_4 = 159.5 \text{ g} \quad | \quad x = 162.69 \text{ g CuSO}_4$$

$$102 \text{ moles CuSO}_4 = x$$

b) Escribimos y ajustamos la reacción:



Calculamos el nº de moles de Cu que reaccionan, teniendo en cuenta que se trata de un elemento:

$$500 \text{ g de Cu} \quad || \quad \text{Cu} = 63.5 \text{ amu} \rightarrow M = 63.5 \text{ g/mol}$$

nº de moles = ?

$$\left. \begin{array}{l} 1 \text{ mol Cu} = 63.5 \text{ g} \\ x \quad \quad \quad 500 \text{ g} \end{array} \right\} x = \frac{500}{63.5} = 7.87 \text{ moles de Cu}$$

De acuerdo con la reacción química:

$$1 \text{ mol de Cu} - 2 \text{ mol de H}_2\text{O} \quad \left. \begin{array}{l} \\ \end{array} \right\} x = 1515 \text{ mol de H}_2\text{O}$$

**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:

$$\text{se a de Al} \quad || \quad \Delta f = 27 \text{ una} \rightarrow M = 27 \text{ g/mol}$$

De acuerdo con la reacción química:

$$\frac{2 \text{ moles de Al}}{2 \text{ moles de Al}} = \frac{1 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3}{x} \quad | \quad x = 1 \text{ mol de Al}_2\text{O}_3$$

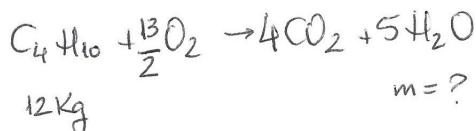
Hallamos finalmente la masa de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ , teniendo en cuenta que se trata de un compuesto:

1 mol de  $\text{Al}_2\text{O}_3$  ||  $\text{Al}_2\text{O}_3 = 2 \cdot 27 + 3 \cdot 16 = 102$  unia  $\rightarrow M = 102$  g/mol.  
 n° de gramos = ? || Así pues, obtendremos  $102$  g de  $\text{Al}_2\text{O}_3$ .

41.- Cuando se queman los 12 kg de butano ( $C_4H_{10}$ ) que hay en una bombona se hacen reaccionar con oxígeno molecular, obteniéndose dióxido de carbono y agua. Calcular la cantidad de agua obtenida y el número de moléculas de dióxido de carbono que se desprenderá.

Datos: masas atómicas en una: C = 12; H = 1.

Escribimos y ajustamos la reacción:



Calculamos el nº de moles de butano ( $C_4H_{10}$ ) que reaccionan, teniendo en cuenta que se trata de un compuesto:

$$\begin{array}{l} 12 \text{ Kg de } C_4H_{10} \\ \text{nº de moles} = ? \end{array} \parallel \begin{array}{l} C_4H_{10} = 4 \cdot 12 + 10 \cdot 1 = 58 \text{ una} \rightarrow M = 58 \text{ g/mol.} \\ 1 \text{ mol } C_4H_{10} = \frac{58 \text{ g}}{12000 \text{ g}} \end{array} \left. \begin{array}{l} x = \frac{12000}{58} = 206'9 \text{ moles de} \\ C_4H_{10} \end{array} \right\}$$

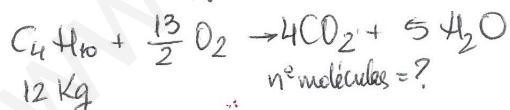
De acuerdo con la reacción química:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol } C_4H_{10} = 5 \text{ moles } H_2O \\ 206'9 \text{ moles } C_4H_{10} = x \end{array} \left. \begin{array}{l} x = 1034'48 \text{ moles de } H_2O \end{array} \right\}$$

Hallamos finalmente la masa de agua obtenida, teniendo en cuenta que se trata de un compuesto:

$$\begin{array}{l} 1034'48 \text{ moles de } H_2O \\ \text{nº de gramos} = ? \end{array} \parallel \begin{array}{l} H_2O = 2 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 18 \text{ una} \rightarrow M = 18 \text{ g/mol.} \\ 1 \text{ mol } H_2O = \frac{18 \text{ g}}{1034'48 \text{ moles } H_2O} \end{array} \left. \begin{array}{l} x = \boxed{18620'69 \text{ g de } H_2O =} \\ = 18'62 \text{ Kg de } H_2O \end{array} \right\}$$

Escribimos y ajustamos la reacción:



De acuerdo con la reacción química:

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol } C_4H_{10} = 4 \text{ moles } CO_2 \\ 206'9 \text{ moles } C_4H_{10} = x \end{array} \left. \begin{array}{l} x = 827'6 \text{ moles de } CO_2 \end{array} \right\}$$

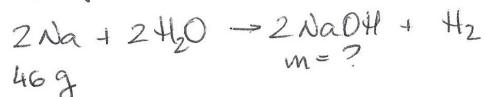
Hallamos finalmente el nº de moléculas de  $CO_2$ :

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol } CO_2 = 6'022 \cdot 10^{23} \text{ moléculas} \\ 827'6 \text{ moles } CO_2 = x \end{array} \left. \begin{array}{l} x = \boxed{4'98 \cdot 10^{26} \text{ moléculas de } CO_2} \end{array} \right\}$$

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 una: Na = 23; O = 16; H = 1.

Escribimos y ajustamos la reacción química:



46 g

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

$$\begin{array}{l} 46 \text{ g de Na} \\ \text{nº de moles} = ? \end{array} \parallel \begin{array}{l} \text{Na} = 23 \text{ una} \rightarrow M = 23 \text{ g/mol} \\ 1 \text{ mol de Na} = 23 \text{ g} \end{array}$$

$x = 46 \text{ g}$

$$x = 2 \text{ moles de Na}$$

De acuerdo con la reacción química:

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

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

$$\begin{array}{l} 2 \text{ moles de NaOH} \\ \text{nº de gramos} = ? \end{array} \parallel \begin{array}{l} \text{NaOH} = 1 \cdot 23 + 1 \cdot 16 + 1 \cdot 1 = 40 \text{ una} \rightarrow M = 40 \text{ g/mol} \\ 1 \text{ mol NaOH} = 40 \text{ g} \\ 2 \text{ moles NaOH} = x \end{array}$$

$x = \underline{\underline{80 \text{ g de NaOH}}}$