

## El concepto de mol

- Como sabemos, los átomos son muy pequeños, ocupan muy poco espacio y pesan muy poco. Por ejemplo, en una sola gota de agua hay millones y millones de moléculas de  $H_2O$ .
- El mol es una magnitud que sirve para tener en cuenta grandes cantidades de átomos, ya que es imposible con nuestros instrumentos medir un solo átomo.
- Un mol es una agrupación de partículas que equivale a  $6'02 \cdot 10^{23}$  partículas
- Por ejemplo, en un mol de agua hay  $6'02 \cdot 10^{23}$  moléculas de agua ( $H_2O$ ), en un mol de hierro hay  $6'02 \cdot 10^{23}$  átomos de hierro (Fe).

$6'02 \cdot 10^{23}$  es un número muy grande: 6020000000000000000000000000

Para pasar de mol a número de partículas usamos esta fórmula:

$$N = n \cdot N_A \left\{ \begin{array}{l} N: \text{ es el número de átomos / moléculas} \\ n: \text{ el número de moles} \\ N_A: 6'02 \cdot 10^{23} \text{ (a este número se le llama número de Avogadro)} \end{array} \right.$$

- Ejemplos:

• ¿Cuántas moléculas de  $CO_2$  hay en 3 moles de  $CO_2$ ?

$$N = n \cdot N_A = 3 \cdot 6'02 \cdot 10^{23} = 1'8 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } CO_2$$

• ¿Cuántas moles de aluminio hay en  $5 \cdot 10^{22}$  átomos de aluminio?

$$N = n \cdot N_A \rightarrow 5 \cdot 10^{22} = n \cdot 6'02 \cdot 10^{23} \rightarrow n = \frac{5 \cdot 10^{22}}{6'02 \cdot 10^{23}} = 0'083 \text{ mol de Al.}$$

• ¿Cuántos átomos hay en 2 moles de  $CH_4$ ?

$$N = n \cdot N_A = 2 \cdot 6'02 \cdot 10^{23} = 1'2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } CH_4$$

En cada molécula de  $CH_4$  hay 1 átomo de C y 4 átomos de H, en total 5 átomos

$$\text{En } 1'2 \cdot 10^{24} \text{ moléculas de } CH_4 \text{ hay } 5 \cdot 1'2 \cdot 10^{24} = 6 \cdot 10^{24} \text{ átomos.}$$



# La masa molar

- La masa molar es la masa de un mol de sustancia. Como en un mol de sustancia hay muchas partículas ( $6.02 \cdot 10^{23}$ ), esta masa se mide en gramos. Su símbolo es M.
- Calcular la masa molar es muy fácil. Se hace igual que para calcular la masa molecular, pero poniendo la unidad **g/mol** en vez de u.
- Por ejemplo la masa molar del agua ( $H_2O$ ) es:
  - 1) Busco en la tabla la masa del H (1'01) y la del O (16'00)
  - 2) En  $H_2O$  hay 2 átomos de H y 1 átomo de O
  - 3) Hago la cuenta:  $2 \cdot 1'01 + 1 \cdot 16'00 = 18'02 \text{ g/mol} \rightarrow 1 \text{ mol de agua pesa } 18'02 \text{ g}$
- Por ejemplo la masa molar del plomo (Pb) es:
  - 1) Busco en la tabla la masa del Pb (207'19)
  - 2) En Pb hay 1 átomo de Pb
  - 3) Hago la cuenta:  $1 \cdot 207'19 = 207'19 \text{ g/mol} \rightarrow 1 \text{ mol de plomo pesa } 207'19 \text{ g}$

Para pasar de mol a gramos usamos esta fórmula:

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

$n$ : número de moles (mol)  
 $m$ : masa (g)  
 $M$ : masa molar (g/mol)

Ejemplos:

- ¿Cuántos moles hay en 20g de litio?  $\rightarrow$  miro en la tabla Li (6'94)  $\rightarrow M = 6'94 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{20}{6'94} = 2'88 \text{ mol de Li}$$

- ¿Cuál es la masa de 4 mol de NaCl?  $\rightarrow$  miro en la tabla Na (22'99) Cl (35'45)  
 $M = 1 \cdot 22'99 + 1 \cdot 35'45 = 58'44 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M} \rightarrow 4 = \frac{m}{58'44} \rightarrow m = 4 \cdot 58'44 = 233'76 \text{ g de NaCl}$$

- ¿Cuántos átomos hay en 50g de hierro?  $\rightarrow$  miro en la tabla Fe (55'85)  $\rightarrow M = 55'85 \text{ g/mol}$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{50}{55'85} = 0'895 \text{ mol de Fe}; N = n \cdot N_A = 0'895 \cdot 6'02 \cdot 10^{23} = 5'39 \cdot 10^{23} \text{ átomos de Fe}$$