

# EL MOL

## Unidad de cantidad de sustancia

UNIDAD 8  
Lidia Ranz Villarino

### 8.1. Átomos y moléculas en muestras macroscópicas de materia

- Los **átomos** y las **moléculas** son partículas **extremadamente pequeñas**.
- Por ello en los **objetos** que utilizamos ordinariamente hay una **enorme cantidad** de estas partículas. En una cadena de oro de 3,2 g hay  $9,8 \times 10^{21}$  átomos de oro.
- Si tomamos una determinada cantidad de una **sustancia** (una cantidad que podemos medir y pesar) veremos que el **número** de átomos o moléculas que la componen es **ingente**.
- Por ejemplo, en 1 gr de hierro (Fe) existen  $1,1 \times 10^{22}$  átomos de hierro y en 1 gr de agua ( $H_2O$ ) existen  $3,3 \times 10^{23}$  moléculas de agua.

Lidia Ranz Villarino

Unidad 8 El mol

2

### 8.2. Necesidad de una unidad para comparar cantidades macroscópicas de las distintas sustancias

- Así cualquier **muestra de materia** que examinemos contiene un **número muy elevado de átomos y moléculas**.
- Por ello, las **reacciones** químicas se desarrollan entre **conjuntos enormemente grandes** de átomos y moléculas
- Por ello los químicos han adoptado una **unidad mayor que el átomo o la molécula** para poder **comparar** cantidades de distintos elementos y compuestos. Esta unidad es el **mol**.

Lidia Ranz Villarino

Unidad 8 El mol

3

### 8.3. Cantidad de sustancia

- La **cantidad de sustancia** es una de las 7 magnitudes fundamentales del Sistema Internacional. Su símbolo es **n**. La **unidad** en que se expresa esta magnitud es el **mol**. Su símbolo es su propio nombre **mol**.

Magnitud física fundamental	Unidad fundamental
Longitud (l)	Metro (m)
Tiempo (t)	Segundo (s)
Masa (m)	Kilogramo (kg)
Intensidad de corriente eléctrica (I)	Amperio (A)
Temperatura (T)	Kelvin (°K)
Cantidad de sustancia (n)	Mol (mol)
Intensidad luminosa	Candela (cd)

### 8.4. El mol

- Un **mol** es la cantidad de sustancia que contiene  **$6,02 \times 10^{23}$**  partículas.
- A este **número** se le llama constante de Avogadro y se representa por  **$N_A$**
- Así un mol de balones de fútbol es  $6,02 \times 10^{23}$  balones, un mol de átomos de hierro (Fe) es  $6,02 \times 10^{23}$  átomos de hierro, un mol de moléculas de agua (H<sub>2</sub>O) es  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas de agua.

### 8.5. ¿Por qué se cuenta en moles?

- ¿Por qué los químicos cuentan en moles que es un número tan raro?
- Esto se debe a que se ha encontrado que la masa de  $6,02 \times 10^{23}$  átomos de carbono-12 es 12 gramos, la masa de  $6,02 \times 10^{23}$  átomos de hidrógeno es 1 gramo.
- Por lo que la **masa de  $6,023 \times 10^{23}$  átomos de un elemento coincide con la masa atómica del elemento en cuestión expresada en gramos.**

## 8.6 Masa molar

- Pero ¿cuánto pesa la masa de un mol de sustancia?
- No pesarán los mismo un mol de hierro ( $6,02 \times 10^{23}$  de átomos de hierro) que un mol de hidrógeno ( $6,02 \times 10^{23}$  de átomos de hidrógeno), ya que es el hidrógeno es un elemento mucho más ligero que el hierro.
- La **masa molar** será la magnitud que nos informe de ello. La masa molar de una sustancia es la **masa por mol de una sustancia**. Se denota con el símbolo **M**.

### 8.6.1. Masa molar de un elemento

- La **masa molar de un elemento** es la masa de cada mol de ese elemento y coincide con la **masa atómica del elemento** (cuyo valor se incluye en la tabla periódica) **expresada en gramos/mol**.
- Así las masas molares del sodio, el oxígeno, o el potasio son respectivamente  $M(\text{Na})= 23 \text{ g/mol}$ ,  $M(\text{O})= 16 \text{ g/mol}$  y  $M(\text{K})= 39,1 \text{ g/mol}$

### 8.6.2. Masa molar de un compuesto

- La **masa molar de un compuesto** es la masa de cada mol de ese compuesto y **coincide con la masa molecular del compuesto** (que se calcula a partir de las masas atómicas de los elementos cuyos valores se incluyen en la tabla periódica) **expresada en gramos/mol**.
- Así las masas molares del cloruro sódico o del agua son respectivamente  $M(\text{NaCl})= 23,0+35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$  y  $M(\text{H}_2\text{O})= 1,0 \times 2 + 16,0= 18 \text{ g/mol}$

### 8.7.1 Problema tipo I

- Pasar **de** cantidad de sustancia (número de moles) **a** masa de una sustancia (g)

**Calcula la masa** de 20 moles de cloruro sódico

- 1) Primero calculamos  $M(\text{NaCl})$

$$M(\text{NaCl}) = 23,0 + 35,5 = 58,5 \text{ g/mol}$$

- 2) Planteamos una regla de tres

Si 1 mol de NaCl → tiene una masa de 58,5 g

20 moles de NaCl → x

$$x = \frac{20 \text{ mol} \times 58,5 \text{ g/mol}}{1 \text{ g/mol}} = 117 \text{ g}$$

Por lo que

$$m(\text{NaCl}) = n(\text{NaCl}) \times M(\text{NaCl})$$

### 8.7.2 Problema tipo II

- Pasar **de** masa de una sustancia (g) **a** cantidad de sustancia (número de moles)

**Calcula los moles de calcio** que hay en 200,5 g de dicho metal

- 1) Primero hallamos  $M(\text{Ca})$

$$M(\text{Ca}) = 40,1 \text{ g/mol}$$

- 2) Planteamos una regla de tres

1 mol de Ca → en 40,1 g de Ca

x moles ← 200,5 g de Ca

$$x = \frac{1 \text{ mol} \times 200,5 \text{ g}}{40,1 \text{ g}} = 5 \text{ mol}$$

Por lo que

$$n(\text{Ca}) = \frac{m(\text{Ca})}{M(\text{Ca})}$$

### 8.7.3 Problema tipo III

- Pasar **de** cantidad de sustancia de un elemento (número de moles) **a** número de átomos de un elemento

**Calcula los átomos de calcio** que hay en 3 moles de dicho metal

- 1) Planteamos una regla de tres

1 mol de Ca → hay  $6,02 \times 10^{23}$  átomos

3 moles ← x átomos

$$x = \frac{3 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ átomos}}{1 \text{ mol}} = 1,8 \times 10^{24} \text{ átomos}$$

Por lo que

$$N^\circ \text{ átomos}(\text{Ca}) = n(\text{Ca}) \times N_A$$

## 8.7.4 Problema tipo IV

- Pasar de cantidad de sustancia de un compuesto (número de moles) a número de moléculas de un compuesto.

Calcula las moléculas de calcio amoniaco hay en 10 moles de dicho compuesto

- 1) Planteamos una regla de tres

1 mol de  $\text{NH}_3 \rightarrow$  hay  $6,02 \times 10^{23}$  moléculas  
10 mol  $\leftarrow$  x moléculas

$$x = \frac{10 \text{ mol} \times 6,02 \times 10^{23} \text{ moléculas}}{1 \text{ mol}} = 6,02 \times 10^{24} \text{ moléculas}$$

Por lo que

$$N^\circ \text{ moléculas}(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \times N_A$$

## 8.7.5 Problema tipo V

- Pasar de número de moléculas de un compuesto a número de átomos de los elementos que componen el compuesto.

En el problema anterior hemos calculado que el número de moléculas de  $\text{NH}_3$  es  $6,02 \times 10^{24}$  moléculas. Calculemos ahora cuantos átomos hay de nitrógeno y cuantos hay de hidrógeno

- 1) Planteamos dos reglas de tres

1 molécula de  $\text{NH}_3 \rightarrow$  1 átomo de N      1 molécula de  $\text{NH}_3 \rightarrow$  3 átomos de H  
 $6,02 \times 10^{24}$  moléculas  $\rightarrow$  x átomos de N       $6,02 \times 10^{24}$  moléculas  $\leftarrow$  x átomos de H

$$x = \frac{1 \text{ átomo} \times 6,02 \times 10^{24} \text{ moléculas}}{1 \text{ molécula}} = 6,02 \times 10^{24} \text{ átomos}$$

$$x = \frac{3 \text{ átomos} \times 6,02 \times 10^{24} \text{ moléculas}}{1 \text{ molécula}} = 1,8 \times 10^{25} \text{ átomos}$$

## 8.8. Problemas mixtos

- Pasar de la masa de un elemento al número de átomos del elemento
- Pasar de la masa de un compuesto al número de moléculas del compuesto
- Pasar de la masa de un compuesto al número de átomos que componen el compuesto
- Calcular la masa en gramos de un átomo
- Calcular la masa en gramos de una molécula

Para realizar estos problemas se pueden plantear 2 o 3 reglas de tres:

- una que relacione la cantidad de sustancia (moles) con la masa (g)  
-otra que relacione la cantidad de sustancia (moles) con el número de moléculas o átomos

- una tercera que relaciona el número de átomos que componen una molécula del compuesto

## 8.9. Volumen ocupado por un mol de gas

- Al volumen ocupado por un mol de gas se le llama **volumen molar**. Se simboliza por  $V_m$ .
- De un gas cuya **temperatura es 0°C** y su **presión es la normal (1013 hPa)** decimos que está en **condiciones normales (c.n)**
- Experimentalmente se observa que **el volumen que ocupa un mol de un gas en condiciones normales es 22,4 dm<sup>3</sup> (22,4l)**

### 8.9.1 Problemas tipo VI

Calcular el volumen en c.n. que ocupa un determinado número de moles (y viceversa)

- Calcula el volumen que ocupan 10 moles de dióxido de carbono

Si un mol → ocupa 22,4 l  
10 mol → x

$$x = \frac{10 \text{ mol} \times 22,4 \text{ l}}{1 \text{ mol}} = 224 \text{ l}$$

- Calcula los moles que hay en 112 l de oxígeno molecular

Si un mol → ocupa 22,4 l  
x ← 112

$$x = \frac{1 \text{ mol} \times 112 \text{ l}}{22,4 \text{ l}} = 5 \text{ mol}$$

### Direcciones de Internet que se pueden utilizar para reforzar contenidos

- Apuntes sobre el concepto de mol (Para descargar con dos ejemplos de problemas)  
<http://web.educastur.princast.es/proyectos/fisquiweb/Apuntes/apun3.htm>
- Más ejercicios sobre moles  
[http://www.iesnicolascopernico.org/FQ/3ESO/bolquim\\_3eso\\_0506.pdf](http://www.iesnicolascopernico.org/FQ/3ESO/bolquim_3eso_0506.pdf)  
[http://platea.pntic.mec.es/pmarti1/educacion/3\\_eso\\_materiales/b\\_v/3eso\\_bloque\\_v.htm#apartado\\_3](http://platea.pntic.mec.es/pmarti1/educacion/3_eso_materiales/b_v/3eso_bloque_v.htm#apartado_3)  
<http://www.fgdiazescalera.com/ejercicios/fq3/02.pdf>
- Hipótesis de Avogadro (Experimento virtual)  
<http://perso.wanadoo.es/cpalacio/LevAvogadro2.htm>