

# CANTIDAD DE MATERIA. EL MOL

Calculemos las masas moleculares de algunas sustancias:

$$M_{CO_2} = m_C + 2m_O = 12.0 + 2 \times 16.0 = 44 \text{ uma}$$

$$M_{H_2O} = 2m_H + m_O = 2 \times 1.0 + 16.0 = 18 \text{ uma}$$

$$M_{O_2} = 2m_O = 2 \times 16.0 = 32 \text{ uma}$$

Pero la **uma** es una unidad muy pequeña que no se puede apreciar en la balanza. Tenemos que poder tomar cantidades de sustancia tales que sean apreciables en la balanza, es decir en gramos. Para ello tenemos que tomar una gran cantidad de moléculas de cada sustancia, para que su valor se pueda expresar en gramos. Esa cantidad es el número de **Avogadro** de partículas (átomos o moléculas), es decir  $6.023 \cdot 10^{23}$  partículas de la sustancia, cantidad que se conoce como *el mol de esa sustancia*.

## MOL

Un mol de una sustancia es la cantidad de materia que hay en el número de **Avogadro** de partículas de la misma.

Así:

UNA MOLÉCULA	UN MOL DE MOLÉCULAS ( $6.023 \cdot 10^{23}$ MOLÉCULAS)
$M_{CO_2} = 44 \text{ uma}$	$M_{CO_2} = 44 \text{ g/mol}$
$M_{H_2O} = 18 \text{ uma}$	$M_{H_2O} = 18 \text{ g/mol}$
$M_{O_2} = 32 \text{ uma}$	$M_{O_2} = 32 \text{ g/mol}$

## APLICACIONES DEL CONCEPTO DE MOL

1. Cálculo del número de partículas a partir de una determinada cantidad de sustancia.
2. Cálculo del volumen molar de los gases.
3. Cálculo de la concentración de las disoluciones.

## CÁLCULO DEL NÚMERO DE PARTÍCULAS

$$\text{MASA (g)} \begin{array}{c} \xrightarrow{\text{Divido por } M \text{ (g/mol)}} \\ \xleftarrow{\text{Multiplico por } M \text{ (g/mol)}} \end{array} \text{MOLES} \begin{array}{c} \xrightarrow{\text{Multiplico por } N_A \text{ (moléculas/mol)}} \\ \xleftarrow{\text{Divido por } N_A \text{ (moléculas/mol)}} \end{array} \text{MOLÉCULAS}$$

Ejemplo:

Calcula el número de moléculas que existen en 500 g de yoduro de calcio.

En primer lugar calculamos la masa molecular de un mol de moléculas:

$$M_{CaI_2} = m_{Ca} + 2m_I = 40.0 + 2 \times 127.0 = 294 \text{ g/mol}$$

En segundo lugar calculamos el número de moles que hay en 500 g:

$$\text{Moles de } CaI_2 = \frac{500 \text{ g}}{294 \text{ g/mol}} = 1.7 \text{ moles}$$

Finalmente calculamos las moléculas que hay en 1.7 moles:

$$\text{Moléculas de } CaI_2 = 1.7 \text{ moles} \times 6.023 \cdot 10^{23} \text{ moléculas/mol} = 1.023 \cdot 10^{24} \text{ moléculas}$$

## CÁLCULO CON VOLÚMENES MOLARES DE GASES

Para una misma presión y temperatura, el volumen de los gases está relacionado con el número de moles de los mismos y es independiente del tipo de gas de que se trate. A una temperatura de 0°C, una atmósfera de presión (*condiciones normales*) y el mismo número de moles, todos los gases ocupan el mismo volumen.



Podemos concluir que un mol de un gas a una temperatura de 0°C y una presión de una atmósfera ocupa un volumen de 22.4 L.

Ejemplo:

¿Qué volumen ocuparán 3 moles de oxígeno en condiciones normales de presión y temperatura?

Cómo en condiciones normales todos los gases ocupan 22.4 L/mol:

$$\text{Volumen} = 3 \text{ moles} \times 22.4 \text{ L/mol} = 67.2 \text{ L}$$

## CÁLCULO DE LA CONCENTRACIÓN DE LAS DISOLUCIONES

Una forma habitual de expresar la concentración de las disoluciones es la concentración molar o molaridad, que relaciona el número de moles de soluto con el volumen, expresado en litros, de la disolución.

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}} \left( \frac{\text{moles}}{\text{L}} \right)$$

Ejemplo:

Si disolvemos 3 moles de bromuro de sodio (*NaBr*) en 0.5 litros de disolución, la concentración molar de la misma es:

$$\text{Molaridad} = \frac{3 \text{ moles Na Br}}{0.5 \text{ L}} = 6 \frac{\text{moles}}{\text{L}}$$

## RESUMEN DE LAS FORMAS DE EXPRESAR LAS CONCENTRACIONES

Tanto por ciento en peso:

$$\% \text{ PESO} = \frac{m_{\text{SOLUTO}}}{m_{\text{DISOLUCION}}} \times 100 = \frac{m_{\text{SOLUTO}}}{m_{\text{DISOLVENTE}} + m_{\text{SOLUTO}}} \times 100$$

Gramos por litro:

$$\text{g / L} = \frac{m_{\text{SOLUTO}}}{L_{\text{DISOLUCION}}}$$

Concentración molar:

$$\text{Molaridad} = \frac{\text{moles de soluto}}{\text{litros de disolución}} \left( \frac{\text{moles}}{\text{L}} \right)$$