

QUÍMICA – Ficha 13-Anexo

NOCIONES BÁSICAS DE ESTEQUIOMETRÍA

Pág. 78 y siguientes

Resumen y aclaraciones

Masa atómica (Ar): Es un dato que nos dan siempre. No tiene unidades (o en todo caso “u”).

Ej.: Ar(H) = 1, Ar(N) = 14, Ar(Na)=23

Masa molecular (Mr): Es para moléculas. Se suman las Ar de todos los átomos de la molécula. No tiene unidades (“u”).

Datos: Ar: H=1, O=16, S=32.

$Mr(H_2SO_4) = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ u}$

El mol

Si usamos la palabra “mol” la Ar y la Mr se expresan en gramos.

Ar(N) = 14 u 1 mol de N = 14 g

Ar(Na)= 23 u 1 mol de Na = 23 g

Mr(H₂SO₄) = 98 u 1 mol de H₂SO₄ = 98 g

Así, en todos los problemas en que nos den la masa en gramos de cualquier átomo o sustancia la debemos pasar a mol. **SIEMPRE**

Ejemplo:

Datos: Ar C=12, Ca = 40, O = 16

Expresa en mol una masa de 20 g de CaCO₃

$Mr(CaCO_3) = 40 + 12 + 3 \cdot 16 = 100$

1 mol de CaCO₃ son 100 g

nº de moles (n):

Para elementos: **$n = m / Ar$**

Para compuestos: **$n = m / M$**

La masa m siempre en gramos (g)

$n(CaCO_3) = 25 \text{ g} / 100 = 0,25 \text{ mol de } CaCO_3$

Mediante el “mol” también podemos contar cuántas especies hay de lo que nos pidan (átomos, moléculas, iones, electrones,...)

Número de Avogadro $N_A = 6,022 \times 10^{23}$

En 1 mol siempre hay $6,022 \times 10^{23}$ “cosas”

En 1 mol de amoníaco NH₃ existen $6,022 \times 10^{23}$ moléculas de NH₃

En 1 mol de N existen $6,022 \times 10^{23}$ átomos de N

En 1 mol de electrones hay $6,022 \times 10^{23}$ electrones

Primero siempre tendremos que hallar el nº de moles $n = m/M$ y después aplicar:

Nº de moléculas = **$n \cdot N_A$**