



## Les quantités de matières en Chimie

(à retenir)

- La matière étant constituée d'un très grand nombre d'entités élémentaires (atomes, ions ou molécules), le chimiste utilise pour la mesure des quantités de matière, une unité de référence appelée **la mole** (symbole : mol.)

**La mole est un « paquet » contenant invariablement  $6.02.10^{23}$  entités chimiques. Retenir l'ordre de grandeur :  $10^{23}$**

Le nombre  $N$  d'entités contenues dans un échantillon et le nombre de mole  $n$  (la quantité de matière), sont donc liés par la relation :  $N = n \cdot N_A$ , où  $N_A$  est **la constante d'Avogadro :  $N_A = 6,02.10^{23} \text{ mol}^{-1}$**

- Masse molaire de l'espèce chimique A** : c'est la masse d'une mole de A. Elle est notée **M**. **Unité de la masse molaire est le  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$**  (soit encore gramme/mol)

\* Si l'espèce chimique considérée est monoatomique, on parle de **masse molaire atomique** et on prend sa valeur dans le tableau périodique.

\* Si l'espèce est un édifice polyatomique (fait de plusieurs atomes), on dénombre les atomes présents et on procèdera à un calcul pondéré :

ex :  $M(\text{H}_2\text{O}) = M_{\text{O}} + 2 M_{\text{H}}$  soit  $M(\text{H}_2\text{O}) = 16 + (2 \times 1) = 18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$

*Remarque* : si l'espèce chimique est un ion, sa masse molaire est assimilée à celle de l'atome ou de l'édifice neutre correspondant : ex :  $M(\text{Cu}^{2+}) = M(\text{Cu})$  ;  $M(\text{NO}_3^-) = M(\text{NO}_3)$

**Comment passer de la quantité de matière  $n$  à la masse  $m$  à peser (pour un solide), ou au volume  $V$  à mesurer (pour un liquide) ?**

- Relation entre la masse  $m$  d'un échantillon prélevé et la quantité de matière  $n$  est donnée par :

$$\begin{aligned} m &= n \cdot M \quad (1) \\ \text{ou encore} \\ n &= m/M \end{aligned}$$

où **M** est la masse molaire de l'espèce chimique considérée  
**Unités** :  $m$  en grammes (g) ;  $n$  en mole (mol.) ;  $M$  en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

- Relation entre  $V$  et  $n$  : on utilise la masse volumique  $\rho = m / V$  et la relation (1)

$$\text{d'où } V = n \cdot M / \rho \quad (2)$$

**Attention aux unités :**

$n$  en mole (mol.) ;  $M$  en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$  ;  $\rho$  en  $\text{g}/\text{mL}$  donc  $V$  en mL

### Cas des solutions

- La concentration massique,  $C_m$** , en soluté A dans une solution S est la masse de soluté dissout par unité de volume :  $C_m = m / V$   **$C_m$  s'exprime en général en  $\text{g}/\text{L}$**

\* **La concentration molaire  $C$**  d'une solution obtenue par mélange de l'espèce chimique A dans le solvant S est le rapport :  $C = n(A) / V$  **Unité de  $C$  :  $\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$**

· Où  $n(A)$  la quantité de matière de l'espèce A introduite, et  $V$  le volume de la solution obtenue.

- Relation entre  $C$  et  $C_m$  :  $C(\text{massique}) = C(\text{molaire}) \cdot M(\text{soluté})$  (3)

### Cas des gaz :

- Volume molaire de A** : c'est le volume occupé par une mole de l'espèce chimique A. Il est noté  $V_m$ . **Quelque soit le gaz, pris dans les mêmes conditions de température et de pression, il occupe le même volume, pour une même quantité de matière.**

Aux conditions « normales » :  $0^\circ\text{C}$ ,  $101325 \text{ Pa}$  :  $V_m = 22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

A  $20^\circ\text{C}$  et  $P_{\text{atm}} = 101325 \text{ Pa}$ ,  $V_m = 24 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$

- Relation entre le volume  $V$  occupé par un gaz et la quantité de matière  $n$  de ce gaz :  $V = n \cdot V_m$  (4)