

La Mole et les grandeurs molaires

I) Nécessité d'une nouvelle unité adaptée au monde du chimiste

1) Combien y a-t-il d'atome de Fer dans un clou ?

La masse d'un atome ou d'une molécule est très petite (de l'ordre de 10^{-26} kg). De ce fait, les réactions chimiques font intervenir un nombre considérable d'entités chimiques. A titre d'exemple, un clou de masse 12,46 g contient environ **$1,33 \cdot 10^{23}$ atomes**.

Le nombre obtenu n'est évidemment pas pratique à manipuler car il s'agit d'un **nombre extrêmement grand**. Ce calcul met en évidence la nécessité d'introduire une nouvelle échelle, plus commode, pour manipuler des quantités de matière en chimie.

2) La mole, unité de quantité de matière

A chaque fois que vous faites une expérience de chimie, vous manipuler un nombre énorme d'atomes, d'ions de molécules. Est-il aisé de manipuler un tel nombre ? Bien sur que non. Ceci a amené les chimistes à créer une nouvelle grandeur décrivant les quantités de matière mises en jeu, grandeur macroscopique, adaptée à leur besoin.

Dans la vie courante, pour faciliter le comptage d'un très grand nombre d'objets, on les regroupe en paquets, par exemple une douzaine d'œufs, 500 feuilles de papier défini comme étant une rame de papier. Pour les imprimeurs, l'unité de nombre de feuilles utilisées est la rame, unité beaucoup plus facile à utiliser.

Les chimistes ont donc défini une nouvelle unité pour exprimer facilement les nombres d'atomes, molécules ions intervenant à l'échelle humaine où échelle macroscopique.

Cette unité permet de passer du niveau microscopique (l'atome...) au niveau macroscopique (le clou).

Cette unité est appelée la mole, de symbole mol.

La mole est l'unité de quantité de matière.

3) Définition de la mole

La mole est un « paquet » comprenant un **nombre déterminé et très grand** d'individus chimiques identiques.

La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'entités élémentaires qu'il y a d'atomes dans 12,00 g de carbone 12.

4) La constante d'Avogadro

Estimons le nombre d'atomes présent dans 12 g de carbone 12

$$N = \frac{12}{12 \times 1,67 \cdot 10^{-23}} = 5,99 \cdot 10^{23} \text{ atomes}$$

Ceci n'est qu'une estimation.

En fait des mesures récentes indiquent qu'il y a $6,022137 \cdot 10^{23}$ atomes de carbones dans 12 g de carbone 12. Cette valeur est arrondie à $6,02 \cdot 10^{23}$.

La constante d'Avogadro est définie comme le nombre d'entités élémentaires contenu dans une mole. Elle s'exprime en mol^{-1} .

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

Par définition, le nombre d'entités élémentaires présent dans n moles est :

$$N = N_A \times n$$

N est un nombre sans unité, n en mol, N_A en mol^{-1} .

Exemple : la quantité de matière que représente $20 \cdot 10^{22}$ électrons est :

$$n = \frac{N}{N_A}$$

$$n = \frac{20 \cdot 10^{22}}{6,02 \cdot 10^{23}}$$

$$n = 0,33 \text{ mol}$$

II) Masse d'une mole d'entités

1) Masse molaire atomique

La masse molaire atomique d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément à l'état naturel. On la note M ; elle s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Pour le carbone 12, $M_C = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M_{Cu} = 63,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

Pour le chlore, $M_{Cl} = N_A (0,24 \cdot m_{^{37}Cl} + 0,76 \cdot m_{^{35}Cl})$

$M_{Cl} = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Les masses molaires atomiques figurent dans le tableau périodique des éléments.

Remarques :

- la masse molaire ionique est la même que la masse molaire atomique.
- les masses molaires atomiques ne sont pas entières car elles tiennent compte de la répartition isotopique des atomes. (par ex pour le Chlore : 75% de Cl 35 et 25 % de Cl 37 d' où la moyenne pondérée $35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$)

2) Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire M d'une molécule est la masse d'une mole de cette molécule. Elle s'obtient en effectuant la somme des masses molaires atomiques de chacun des atomes qui composent la molécule considérée. Elle s'exprime en $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

$M(\text{H}_2\text{O}) = 2 \times M(\text{H}) + 1 \times M(\text{O}) = 2 \times 1,0 + 1 \times 16,0 = 18,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$.

3) Quantité de matière et masse

La quantité de matière d'un échantillon de masse m d'entités chimiques de masse molaire M vaut :

$$n = \frac{m}{M}, \text{ n en mol, m en g et M en } \text{g} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

III) Le volume molaire

1) Définition du volume molaire

Le volume molaire d'un gaz est le volume occupé par une mole de ce gaz à température et pression données. On le note V_m ; il s'exprime en $\text{L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

2) De quoi dépend le volume molaire ?

- Le volume molaire ne dépend pas de la nature du gaz considéré : dans les mêmes conditions, tous les gaz ont le même volume molaire.
- Comme tous les volumes gazeux, le volume molaire dépend de la température et de la pression : il augmente quand T augmente, et il diminue quand P augmente.
- Dans les conditions normales de pression et de température ($P=1 \text{ bar}=1013 \text{ hPa}$, $T=20^\circ\text{C}$), le volume molaire est de l'ordre de $24 \text{ L} \cdot \text{mol}^{-1}$.

3) Volume molaire et quantité de matière d'un gaz

Les quantités de matière d'un échantillon de gaz de volume V vaut :

$$n = \frac{V}{V_M}, \text{ n en mol, V en L } V_m \text{ en } \text{L} \cdot \text{mol}^{-1}.$$

IV) Quelques relations

1) On connaît la masse m d'un solide, d'un liquide ou d'un gaz

On calcule la masse molaire M de l'espèce chimique considérée. On obtient la quantité de matière par :

$$n = \frac{m}{M} \quad (m \text{ en g, } M \text{ en g.mol}^{-1})$$

2) On connaît le volume V d'un gaz

Soit V_m le volume molaire mesuré dans les mêmes conditions. On obtient la quantité de matière n par :

$$n = \frac{V}{V_m} \quad (V \text{ en L, } V_m \text{ en L.mol}^{-1})$$

3) On connaît le volume v d'un liquide et sa masse volumique ρ

La masse volumique ρ est le quotient de la masse m d'un échantillon par son volume V :

$$\rho = \frac{m}{v}$$

On en déduit la masse de l'échantillon :

$$m = \rho v \quad (m \text{ en g si } \rho \text{ en g.mL}^{-1} \text{ et } V \text{ en mL})$$

(m est en kg si ρ en kg.L^{-1} et V en L)

Puis on calcule n par la formule $n = \frac{m}{M}$ et on trouve :

$$n = \frac{\rho V}{M}$$