

LA QUANTITE DE MATIERE

I- Introduction à la notion de mole : activité A08

II- La mole, unité de quantité de matière:

La grandeur utilisée par les chimistes pour spécifier un nombre d'espèces chimiques (atomes, molécules, ions, électrons,...) est appelée quantité de matière, ayant comme unité la mole (symbole: mol)

1°) Définition légale (J.O. 1975): La mole est la quantité de matière d'un système contenant autant d'espèces chimiques qu'il y a d'atomes dans 12 g de carbone 12.

Signification: 1 mole d'espèces chimiques est un « paquet » de $6,02 \cdot 10^{23}$ espèces chimiques.
1 mole d'atomes de fer est un « paquet » de $6,02 \cdot 10^{23}$ atomes de fer.
1 mole de molécules d'eau est un « paquet » de $6,02 \cdot 10^{23}$ molécules d'eau.

2°) Constante d'Avogadro (physicien et chimiste italien XVIII-XIX):

Le nombre d'espèces chimiques contenues dans une mole est une constante universelle appelée constante d'Avogadro, notée N_A telle que $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

3°) Détermination de la quantité de matière : il y a proportionnalité entre la quantité n d'espèces chimiques et le nombre d'espèces N ; le coefficient de proportionnalité est la constante d'Avogadro N_A .

$$\text{mol} \rightarrow n = \frac{N}{N_A} \left\{ \begin{array}{l} \leftarrow \text{sans unité} \\ \leftarrow \text{mol}^{-1} \end{array} \right.$$

Exemple : calculer le nombre d'atomes de carbone correspondant à une quantité de matière égale à $n = 25 \text{ mol}$
 $N_C = 25 \times N_A = 150,5 \cdot 10^{23}$ atomes soit 15 millions de milliards de milliards.

II- Quantité de matière et masse:

1°) Masse molaire atomique d'un élément: c'est la masse d'une mole d'atomes de l'élément considéré.
Unité: $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$

Remarque : le symbole d'un élément, dans le tableau périodique, représente 1 mole d'atomes de cet élément ; la valeur de la masse molaire atomique d'un élément est donnée dans chaque case du tableau.

Exemple : $M(\text{O}) = 16 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $M(\text{Cl}) = 35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

2°) Masse molaire moléculaire : c'est la masse d'une mole de molécules : elle est égale à la somme des masses molaires atomiques des atomes présents dans la molécule.

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

Remarque : Le symbole d'un corps moléculaire représente 1 mole de molécules.

3°) Masse molaire ionique : c'est la masse d'une mole d'ions : elle est égale à la somme des masses molaires atomiques des atomes présents dans l'ion (on néglige la masse des électrons)

Exemple: $M(\text{Na}^+) = M(\text{Na}) = 23 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$
 $M(\text{SO}_4^{2-}) = M(\text{SO}_4) = 4 M(\text{O}) + M(\text{S}) = 4 \times 16 + 32 = 96 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$

4°) Relation entre quantité de matière et masse : On cherche à déterminer la quantité de matière n contenue dans un échantillon de masse m d'une espèce chimique dont la masse molaire est M :

Quantité de matière	masse
1 mol	M
n mol	m

⇒

$m = n \cdot M$

(g)
(mol)
(g.mol⁻¹)

Exemple : 1 litre de sang contient $m = 1,08$ g de glucose. Quelle est la quantité n de glucose correspondant ?

(glucose : $C_6H_{12}O_6$)

$$M(C_6H_{12}O_6) = 6 M(C) + 12 M(H) + 6 M(O) = 72 + 12 + 96 = 180 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = 1,08/180 = 0,006 \text{ mol} = 6 \text{ mmol}$$

5°) Relation entre quantité de matière et masse volumique (ρ) :

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

* si m (g) et V (L), ρ (g/L)

* si m (g) et V (mL), ρ (g/mL)

* si m (kg) et V (m³), ρ (kg/m³)

$$m = \rho \cdot V \Leftrightarrow n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \cdot V}{M} \quad n \text{ (mol), } M \text{ (g/mol), } \rho \text{ (g/L), } V \text{ (L)}$$

Exemple : Quelle est la quantité n d'éthanol dans un flacon de volume $V = 100$ mL ?

(éthanol: C_2H_6O ; $\rho = 0,79$ g/mL)

$$M(C_2H_6O) = 2M(C) + 6M(H) + M(O) = 24 + 6 + 16 = 46 \text{ g/mol}$$

$$n = \frac{m}{M} = \frac{\rho \cdot V}{M} = 0,79 \times 100/46 = 1,72 \text{ mol}$$

III- Mesure d'une quantité de matière : TP10 : la potion magique