

Chapitre n°2 : La quantité de matière

I) Qu'est-ce qu'une quantité de matière ?

a) Un changement d'échelle est nécessaire

Calcul de la masse d'un atome de carbone :

$$m = A \times m_A$$

m : masse d'un atome en gramme (g)

A : le nombre de nucléons

m_A : la masse d'un nucléon en gramme (g)

Un atome de carbone possède 12 nucléons. La masse d'un nucléon est de $m_A = 1,67 \times 10^{-24}$ g

$$\text{A.N. : } m = 12 \times 1,67 \times 10^{-24} = 2,0 \times 10^{-23} \text{ g}$$

La masse d'un atome de carbone est de $2,0 \times 10^{-23}$ g

En conséquence, tout morceau de charbon contient un très grand nombre d'atomes de carbone. L'utilisation de très grands nombres n'étant pas aisée, les chimistes effectuent un changement d'échelle et introduisent une nouvelle grandeur, **la quantité de matière** et son unité, **la mole**.

b) La mole : unité de quantité de matière

Pour faciliter le comptage d'un grand nombre d'objets identiques (feuilles de papiers, agrafes, grains de riz...), ceux-ci sont regroupés en paquets.

De la même manière, en chimie, les atomes, les molécules, les ions sont regroupés en **paquets**.

Chacun de ces paquets de particules contient $6,02 \times 10^{23}$ particules, soit six cent deux mille milliards de milliards de particules.

Une mole d'atomes, de molécules, d'ions... est la quantité de matière d'un système contenant $6,02 \times 10^{23}$ atomes, molécules, ions...

Remarque : On utilise aussi des sous-multiples de la mole :

la millimole (symbole mmol) : $1 \text{ mmol} = 10^{-3} \text{ mol}$

et la micromole (symbole μmol) : $1 \mu\text{mol} = 10^{-6} \text{ mol}$

c) La constante d'Avogadro N_A

Pour connaître le nombre N de particules contenus dans un système, on utilise la relation suivante :

$$N = n \times N_A$$

N : nombre de particules (atomes, ions, molécules...)

n : quantité de matière (mol)

N_A : la constante d'Avogadro (mol^{-1})

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

Exemple : Dans un système il y a 1,25 moles d'atomes de carbone. Déterminer le nombre d'atome de carbone présent dans ce système

$$N = n \times N_A$$

$$A.N. : N = 1,25 \times 6,02 \times 10^{23} = 7,53 \times 10^{23}$$

Il y a donc $7,53 \times 10^{23}$ atomes de carbone dans ce système.

II) Comment définir et calculer une masse molaire ?

a) Masse molaire atomique

La masse molaire atomique M d'un élément est la masse d'une mole d'atomes de cet élément.

Elle s'exprime en **gramme par mole ($\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$)**.

Les valeurs des masses molaires atomiques des éléments figurent dans la Classification périodique.

Remarque : La masse molaire atomique d'un élément est calculée en prenant en compte l'ensemble de ses isotopes.

Exemple : La masse molaire atomique de l'élément cuivre se calcule en tenant compte de l'abondance naturelle de ses deux isotopes :

Isotope	Cuivre 63	Cuivre 65
Pourcentage	69,1 %	30,9 %
Masse par mole d'atomes	63,0 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$	65,0 $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

$$M(\text{Cu}) = 0,691 \times 63,0 + 0,309 \times 65,0 = \mathbf{63,6 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}$$

b) Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire d'une espèce chimique moléculaire est la masse d'une mole de ses molécules.

Elle est égale à la **somme des masses molaires atomiques** de tous les atomes présents dans la molécule.

Elle s'exprime en **$\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$** .

Exemple : L'urée a pour formule brute $\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}$. Calcul de sa masse molaire moléculaire :

$$M(\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}) = M(\text{C}) + 4 \times M(\text{H}) + 2 \times M(\text{N}) + M(\text{O})$$

$$M(\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}) = 12,0 + 4 \times 1,0 + 2 \times 14,0 + 16,0$$

$$M(\text{CH}_4\text{N}_2\text{O}) = \mathbf{60,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}}$$

La masse molaire moléculaire de l'urée est de $60,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

III) Comment déterminer une quantité de matière ?

a) Relation entre masse et quantité de matière

D'après la définition de **la masse molaire M** , **la masse m** d'un échantillon d'une espèce chimique et **la quantité de matière n** correspondante sont reliées par une relation de proportionnalité :

$$m = n \times M \quad \text{soit} \quad n = \frac{m}{M}$$

m s'exprime en g, n en mol et M en $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$

Exemple :

1) Du saccharose a une formule brute $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ et sa masse molaire moléculaire vaut **$M = 342,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$** . On dispose d'une quantité de matière de **$n = 33,3 \text{ mmol}$** . À quelle masse de saccharose cela correspond-il ?

$$m = n \times M = 33,3 \times 10^{-3} \times 342,0 = \mathbf{11,4 \text{ g}}$$

Cela correspond à une masse de 11,4 g de saccharose.

2) À quelle quantité de matière correspond une masse de 6,5 g de saccharose ?

$$n = \frac{m}{M} = \frac{6,5}{342,0} = 1,90 \times 10^{-2} \text{ mol} = 19,0 \text{ mmol}$$

6,5 g de saccharose correspond à une quantité de matière de 19,0 mmol.

b) Masse volumique et densité d'un corps

Pour prélever une quantité de matière n d'une espèce liquide on peut, comme pour les solides, procéder par pesée de la masse m correspond à cette quantité.

Cependant, on peut aussi mesurer le volume V qu'occupe la quantité de matière n , si l'on connaît la grandeur qui lie la masse et le volume de l'espèce considérée. Cette grandeur est la **masse volumique**.

À une température donnée, **la masse volumique ρ d'un corps est égale au rapport de sa masse m par son volume V à cette température :**

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

Elle peut s'exprimer en $\text{kg}\cdot\text{m}^{-3}$, en $\text{kg}\cdot\text{L}^{-1}$, en $\text{g}\cdot\text{L}^{-1}$, en $\text{g}\cdot\text{mL}^{-1}$...

Le masse m d'un corps et son volume V sont donc liées par la relation :

$$m = V \times \rho$$

où ρ est la masse volumique du corps

Exemple : À 25°C, la masse volumique de l'eau est égale à $\rho_{\text{eau}} = 1,00 \text{ kg}\cdot\text{L}^{-1} = 1,00 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$

En général, ce n'est pas la masse volumique qui est indiquée sur les étiquettes de flacons de solides ou de liquides, mais leur densité.

La densité d d'un corps par rapport à l'eau est égale au rapport de sa masse volumique ρ par celle de l'eau ρ_{eau} , ces masses volumiques étant prises à la même température (et avec la même unité) :

$$d = \frac{\rho}{\rho_{\text{eau}}}$$

La densité s'exprime par un nombre sans unité.

Ainsi, la masse volumique ρ d'un corps et sa densité d par rapport à l'eau sont liées par la relation :

$$\rho = d \times \rho_{\text{eau}}$$

où ρ_{eau} est la masse volumique de l'eau

Exemple de densité de quelque liquide et solide :

Espèce chimique	d
Éthanol (l)	0,780
Acétone (l)	0,790
Glycérol (l)	1,26
Aluminium (s)	2,70
Fer (s)	7,86
Cuivre (s)	8,92
Or (s)	19,3

Exemple : À 25°C, le propan-2-ol est un liquide de densité par rapport à l'eau $d = 0,785$. Quelle est la masse volumique ρ_{ol} du propan-2-ol vaut :

$$\rho_{\text{ol}} = d \times \rho_{\text{eau}} = 0,785 \times 1,00$$

$$\text{soit : } \rho_{\text{ol}} = 0,785 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$$

À 25°C, la masse volumique du propan-2-ol est de $0,785 \text{ g}\cdot\text{mL}^{-1}$.

c) Relations entre masse, volume et quantité de matière

Le diagramme ci-dessous résume les relations existant entre les différentes grandeurs étudiées dans ce chapitre : masse m , volume V , masse volumique ρ , quantité de matière n et masse molaire M d'une espèce chimique :

