

# Chapitre I : Notions fondamentales

## I.1. Etats et caractéristiques macroscopiques des états de la matière

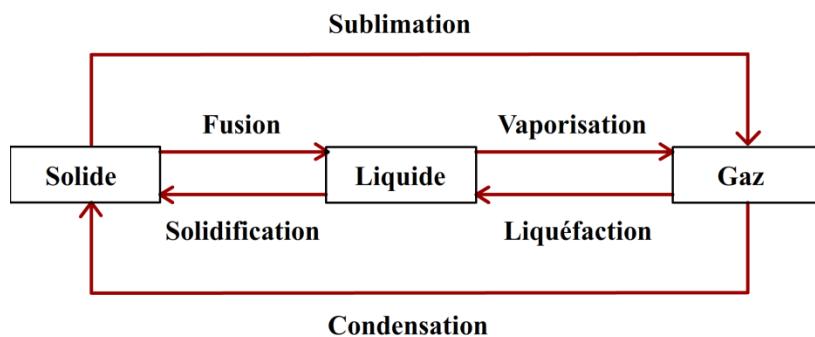
La matière peut exister sous trois états physiques différents :

- **L'état solide** : possède un volume et une forme définis.
- **L'état liquide** : possède un volume définis mais aucune forme précise, il prend la forme de son contenant
- **L'état gazeux** : n'a ni volume ni forme définis, il prend le volume et la forme de son contenant.

Gaz	Liquide	Solide
-molécules très éloignées	-Molécules assez rapprochées	-molécules très rapprochées
-Etat du désordre maximum	-Etat désordonné	-Etat ordonné
-pas de forme propre	-pas de forme propre	-forme propre
-Compressible/Expansible	-Incompressible	-Incompressible

## I.2. Changements d'états de la matière

Un corps peut passer d'un état à un autre suivant un procédé nommé « changement d'état »



- **Fusion** : passage de l'état solide à l'état liquide.
- **Vaporisation** : passage de l'état liquide à l'état gazeux.
- **Liquéfaction** : passage de l'état gazeux à l'état liquide.
- **Solidification** : passage de l'état liquide à l'état solide.
- **Sublimation** : passage de l'état solide à l'état gazeux.
- **Condensation** : passage de l'état gazeux à l'état condensé (solide ou liquide).

### I.3. Notion d'atome, molécule, mole et Nombre d'Avogadro

#### I.3.1. L'atome

C'est la plus petite quantité de matière pouvant exister dans une molécules. C'est tout de même le constituant essentiel de la matière.

#### I.3.2. Molécules

Les atomes s'associer pour donner des molécules, une molécule est par conséquent une union d'atomes.

#### I.3.3. La mole

La mole est l'unité de mesure de la quantité de matière. Elle est aussi définie comme le nombre d'atomes de  $^{12}\text{C}$  contenu dans 12g de carbone

$$1\text{mol} = \frac{12\text{g}}{1,9926 \cdot 10^{-23}} = 6,023 \cdot 10^{23} \text{atomes}$$

#### I.3.4. Nombre d'Avogadro $N_A$

Le nombre d'atomes dans une mole est appelé Nombre d'Avogadro

$$N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{atomes}$$

#### I.4. Unité de masse atomique (u.m.a)

L'unité de masse atomique est le  $\frac{1}{12}$  de la masse d'un atome de carbone 12

$$1\text{u. m. a} = \frac{1}{12} m(^{12}_6\text{C}) = \frac{1}{12} \times \frac{M(^{12}_6\text{C})}{N_A} = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N_A} = \frac{1}{12} \times \frac{12}{6,023 \cdot 10^{23}}$$

$$1\text{u. m. a} = 1,6605 \cdot 10^{-24}\text{g} = 1,6605 \cdot 10^{-27}\text{Kg}$$

#### I.5. masse molaire atomique et masse molaire moléculaire

- La masse molaire atomique: est la masse d'une mole d'atomes.

**Exemple :**  $M_{\text{C}} = 12\text{g.mol}^{-1}$  et  $M_{\text{O}} = 16\text{ g.mol}^{-1}$

- La masse molaire moléculaire: est la masse d'une mole de molécules.

**Exemple :** La masse molaire de l'eau  $\text{H}_2\text{O}$ :  $M_{\text{H}_2\text{O}} = 2+16=18\text{ g.mol}^{-1}$

#### I.6. Volume molaire

Le volume molaire  $V_m$  d'un gaz est le volume qu'occupe une mole de ce gaz dans des conditions définies de température et de pression.

Les conditions de température et de pression définies sont :

- les conditions normales de température et de pression (CNTP)

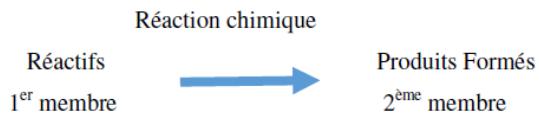
$$\mathbf{T=0^\circ\text{C} \text{ et } P=1\text{atm} ; V_m=22,4 \text{ l.mol}^{-1}}$$

- les conditions standards de température et de pression (CSTP)

$$\mathbf{T=25^\circ\text{C} \text{ et } P=1\text{atm} ; V_m=24,79 \text{ l.mol}^{-1}}$$

## I.7. Loi pondérale: conservation de la masse (Lavoisier), réaction chimique

On peut écrire une équation qui montre le bilan d'une réaction chimique:

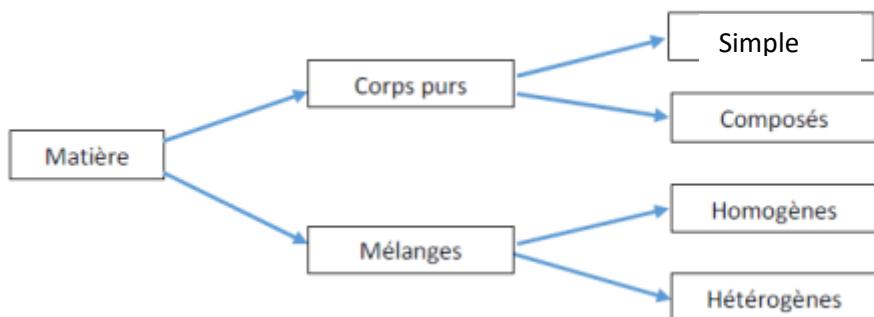


Cette équation bilan obéit à deux lois :

- Dans une réaction chimique, la matière se conserve (nombre d'atome sera le même avant et après réaction)
- Dans une réaction chimique, la masse des réactifs disparus est égale à la masse des produits formés (Loi de Lavoisier).

## I.8. Aspect qualitatif de la matière

### I.8.1. Corps purs et mélange

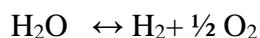


#### I.8.1.1. Corps purs

Un corps pur est un corps constitué d'une seule espèce chimique.

- **Corps pur simple** : constitué d'un seul corps qu'on ne peut pas le dissocier en différentes substances ( $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$ , ....)
- **Corps pur composé** : constitué de plusieurs corps qu'on peut le dissocier en plusieurs corps simples.

#### Exemple

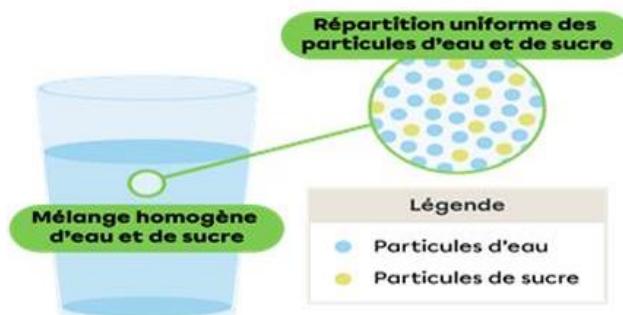


#### I.8.1.2. Mélanges

Un mélange est une association de 2 ou plusieurs substances solides, liquides ou gazeuses, on distingue :

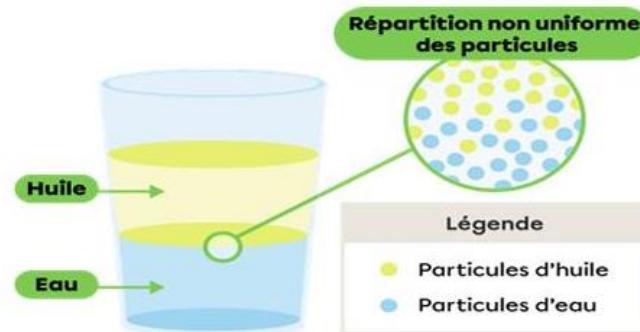
➤ **Mélanges homogènes** : comportant une seule phase visible à l'œil nu

### Exemple



➤ **Mélanges hétérogènes** : comportant plus d'une phase visible à l'œil nu

### Exemple



## I.8.2. Les solutions

Une solution est mélange liquide homogène dans lequel un des constituants est en excès par rapport aux autres constituants du mélange.

### I.8.2.1. Soluté

Est une substance dissoute qui est soluble généralement en petite quantité

### I.8.2.2. Solvant

Est une substance capable de dissoudre le soluté

### I.8.2.3. Solution aqueuse

Le mélange homogène, solvant et soluté, est appelé solution aqueuse si le solvant est l'eau

### I.8.2.4. Dilution

Est l'action de la diminution de la concentration par addition d'eau ou un autre solvant

### I.8.2.5. Saturation

Est l'état d'une solution qui ne peut pas dissoudre une quantité supplémentaire du soluté

## I.9. Aspect quantitatif de la matière

### I.9.1. quantité de matière : nombre de mole n

$$n = \frac{m}{M_m}$$

m : masse

$M_m$  : masse molaire moléculaire

#### Exemple

Calculer le nombre de mole n pour 4g de NaOH,  $M_m=40\text{g/mol}$

$$n = \frac{m}{M_m} = \frac{4}{40} = 0,1\text{mol}$$

### I.9.2. Molarité (concentration molaire M ou C)

La molarité est le nombre de moles de soluté dans un volume ou litre de solution

$$M = C = \frac{n}{V} [\text{mol/l}]$$

n : nombre de moles

V : volume en litre

### I.9.3. Molalité

Concentration molale (ou **molalité**) est le rapport de la quantité de soluté exprimée en mole par masse de solvant exprimée en kg :

$$\text{molalité} = \frac{n_{\text{soluté}}}{m_{\text{solvant}}} [\text{mol/Kg}]$$

### I.9.4. La normalité d'une solution N

exprime le nombre d'équivalents grammes de soluté par litre de solution (éq.g/l), L'équivalent-gramme est la quantité de substance comprenant une mole des particules considérées ( $\text{H}^+$ ,  $\text{OH}^-$ ,  $e^-$ ..... etc.)

$$N = \frac{\text{éq.g}_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} [\text{éq.g/l ou N}]$$

Il existe une relation entre la normalité N et la molarité (M ou C) tel que :

$$N = \text{éq.g} \times C$$

### I.9.5. Titre ou concentration massique d'une solution T

Il représente la masse du soluté en gramme dans un volume de solution

$$T = \frac{m}{V} [\text{g/L}]$$

### I.9.6. Fraction massique $y_i$

$$y_i = \frac{m_i}{\sum m_i} \times 100 = \frac{m_i}{m_{\text{totale}}} \times 100; i=1, 2, 3, \dots, n$$

$$m_{\text{totale}} = m_1 + m_2 + \dots + m_n$$

$$y_1 = \frac{m_1}{m_{\text{totale}}} ; y_2 = \frac{m_2}{m_{\text{totale}}}$$

### I.9.7. Fraction molaire $x_i$

$$x_i = \frac{n_i}{\sum n_i} \times 100 = \frac{n_i}{n_{\text{totale}}} \times 100$$

$$x_1 = \frac{n_1}{n_{\text{totale}}} ; x_2 = \frac{n_2}{n_{\text{totale}}}$$

### I.9.8. Masse volumique $\rho$

$$\rho = \frac{m}{V} [\text{g/ml}] ; [\text{Kg/l}] \text{ ou } [\text{Kg/m}^3]$$

### I.9.9. Densité $d$

$$d = \frac{\text{masse volumique d'une solution}}{\text{masse volumique d'eau}}$$

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