

Chapitre I : Notions fondamentales

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

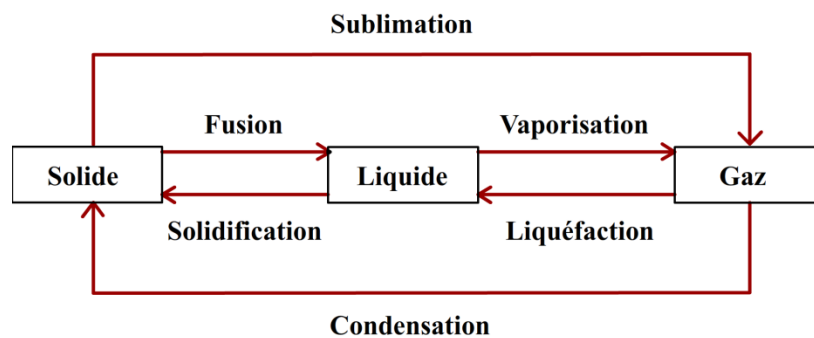
La matière peut exister sous trois états physiques différents :

- **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 molécule. C'est tout de même le constituant essentiel de la matière.

I.3.2. Molécules

Les atomes s'associent 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}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 H_2O : $M_{\text{H}_2\text{O}} = 2 + 16 = 18\text{g.mol}^{-1}$

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)

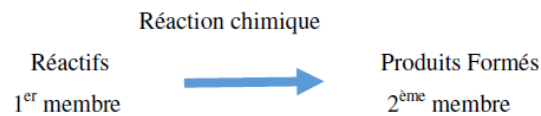
$$T = 0^\circ\text{C} \text{ et } P = 1\text{atm} ; V_m = 22,4 \text{ l.mol}^{-1}$$

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

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

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

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

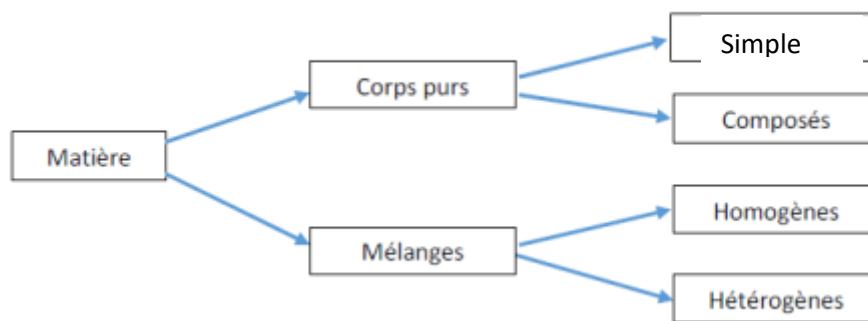


Cette équation bilan obéit à deux lois :

- 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



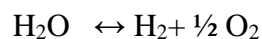
I.8.1.1. Corps purs

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 (H_2 , O_2 ,)

➤ **Corps pur composé** : constitué de plusieurs corps qu'on peut le dissocier en plusieurs corps simples.

Exemple

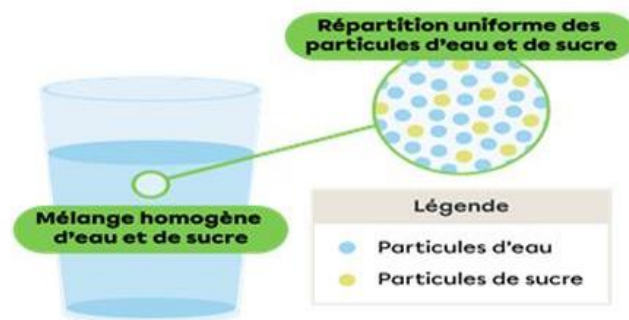


I.8.1.2. Mélanges

Un mélange est une association de 02 ou plusieurs substances solides, liquides ou gazeuses, on distingue :

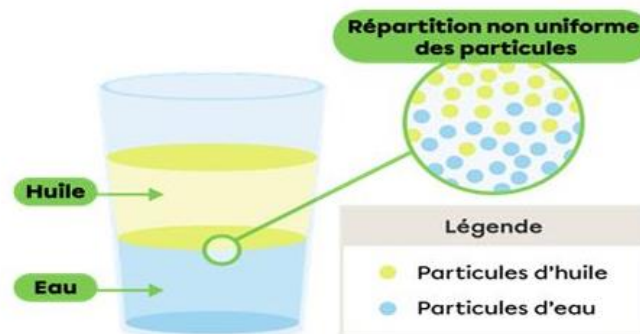
➤ **Mélanges homogènes** : comportant une seule phase visible à l'œil nu

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 (ég.g/l), L'équivalent-gramme est la quantité de substance comprenant une mole des particules considérées (H^+ , OH^- , e^- etc.)

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

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

$$N = \text{ég.g} \times C$$

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 ρ

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

I.9.9. Densité d

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

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