

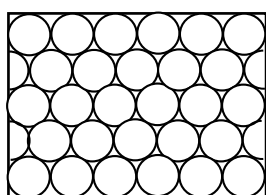
Chapitre I

Notions fondamentales

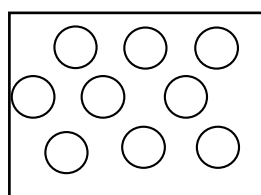
1. Etats et caractéristiques macroscopiques des états de la matière

La matière (ou corps) peut exister sous différents aspects appelés « états physiques » : solide, liquide et gaz.

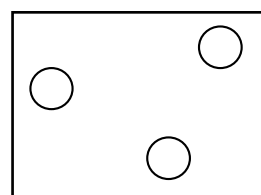
- ❖ **Solide** : La matière solide possède un volume et une forme définie. Les molécules sont très ordonnées, très rapprochées et liées.
- ❖ **Liquide** : La matière liquide possède un volume invariable, tandis que la forme n'est pas définie. Les molécules sont désordonnées, espacées et agitées.
- ❖ **Gaz** : Le volume du gaz reste invariable tandis que la forme n'est pas définie. Les molécules sont désordonnées, très espacées et très agitées.



Solide



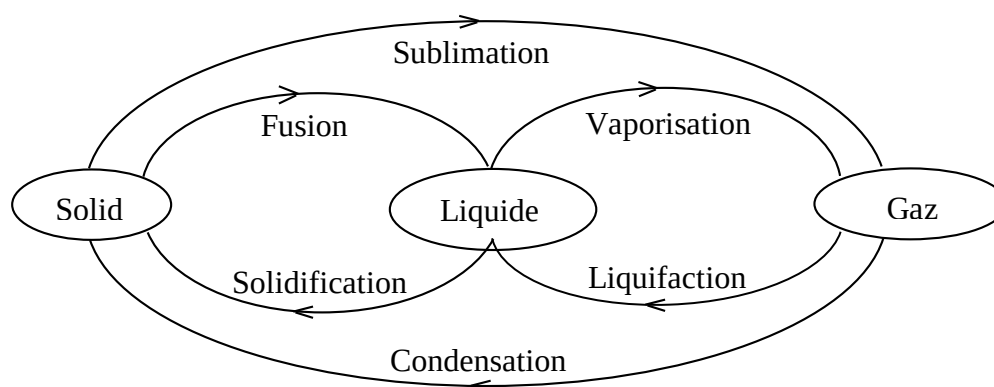
Liquide



Gaz

2. Changements d'états de la matière

Le changement d'état de la matière est un processus qui permet de faire passer un corps d'un état à un autre sous l'influence de la température ou de la pression, voir les deux. Le passage entre les états est représenté sur le schéma ci-dessous :



3. Notions d'atomes, molécules, mole et nombre d'Avogadro

3.1. Notions d'atomes et de molécules

L'atome est le constituant fondamental de la matière. Il est constitué de deux parties :

- Le noyau contenant des neutrons (électriquement neutres) et des protons (chargés positivement). Le noyau est donc globalement chargé positivement.

- Le nuage électronique formé d'électrons (chargés négativement) en mouvement autour du noyau.

L'atome est électriquement neutre : $|-e| = |+e| = 1,6 \times 10^{-19}$ Coulomb.

$m_p = 1,672 \times 10^{-27}$ Kg, $m_N = 1,674 \times 10^{-27}$ Kg, $m_e = 9,109 \times 10^{-31}$ Kg.

Chaque élément ou « atome » possède un nom et un symbole propre à lui. On note : ${}_Z^AX$ où :

X : le nom de l'élément. Il est donné en 1, 2 ou 3 lettres. La première lettre du symbole est toujours en majuscule et la deuxième (et s'il y a lieu la troisième) en minuscule.

Z : nombre de charge ou numéro atomique = nombre de protons = nombre d'électrons.

A : Nombre de masse tel que $A = Z + N$ avec N est le nombre de neutrons.

L'association de deux ou plusieurs atomes donne naissance à une molécule. Cette molécule est caractérisée par sa formule moléculaire et sa masse molaire moléculaire.

3.2. Mole et nombre d'Avogadro

La mole est l'unité de quantité de matière. C'est la quantité de matière d'un système contenant N entités identiques. Elle est aussi définie comme la quantité de matière contenue dans 12g de carbone ^{12}C , communément appelé **le nombre d'avogadro**. Ce nombre a pour valeur $6,023 \times 10^{23}$ par mole.

De ce fait : 1 mole d'atomes $\rightarrow N_A$ atomes

1 mole de molécules contient $6,023 \times 10^{23}$ molécules

1 mole d'électrons contient $6,023 \times 10^{23}$ électrons.

4. Unité de masse atomique, masse molaire atomique et moléculaire, volume molaire

4.1. Unité de masse atomique

C'est la masse de $\frac{1}{12}$ de l'atome de carbone ^{12}C .

De ce fait : 1 uma $\rightarrow \frac{1}{12} m_{^{12}\text{C}}$ (*)

On a : 1 mole de C contient 12g. 1 mole $\rightarrow 12\text{g} \rightarrow N_A$ atomes de C
 $m_{^{12}\text{C}} \rightarrow 1$ atome de C $\left. \vphantom{\begin{matrix} 1 \text{ mole de C} \\ 1 \text{ mole} \end{matrix}} \right\} \Rightarrow m_{^{12}\text{C}} = \frac{12}{N_A}$

En remplaçant dans (*) : $1 \text{ uma} = \frac{1}{12} m_{^{12}\text{C}} = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N_A} = \frac{1}{N_A} = \frac{1}{6,023 \times 10^{23}} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} = 1,66 \times 10^{-27} \text{ Kg}$

$\rightarrow 1 \text{ uma} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g} = 1,66 \times 10^{-27} \text{ Kg}$

$\rightarrow m_e = \frac{9,1 \times 10^{-31}}{1,66 \times 10^{-27}} = 0,000548 \text{ uma}, m_p = 1,00728 \text{ uma}, m_N = 1,00866 \text{ uma}.$

4.2. La masse molaire atomique et la masse molaire moléculaire

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

Remarque

En règle générale : $N = n \times N_A$

Avec : N : Nombre d'atomes (molécules, électrons ou neutrons).

n : Nombre de moles d'atomes (Nombre de moles de molécules, d'électrons ou de neutrons).

N_A : Nombre d'Avogadro.

❖ La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules. Elle se calcule en faisant la somme des masses molaires des atomes constituant la molécule.

4.3. Atome-gramme, molécule-gramme et volume molaire :

❖ L'atome-gramme d'un élément est la masse atomique de cet élément exprimée en grammes (g) : c'est la masse en grammes d'une mole d'atomes.

❖ La molécule-gramme d'un corps pur est la quantité de ce corps dont la masse est exprimée en grammes (g).

❖ Le volume molaire V_m est le volume qu'occupe une mole de substance. Il dépend de l'état de cette substance.

$$V_m = \frac{V}{n}$$

$$\text{Comme } n = \frac{m}{M} \Rightarrow V_m = \frac{V \times M}{m} \Rightarrow V_m = \frac{M}{\rho}$$

Dans le cas des gaz, une mole occupe un volume de 22,4l dans les conditions normales de température et de pression (C.N.T.P.).

Remarque

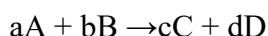
Conditions normales de température et de pression (C.N.T.P.) : T= 273K, P= 1atm.

Conditions standards de température et de pression (C.S.T.P.) : T= 298K, P= 1atm.

5. Réaction chimique et loi pondérale de conservation de la masse (LAVOISIER)

5.1. Réaction chimique

La réaction chimique est un processus qui conduit à la transformation d'un ensemble de substances chimiques (réactifs) en d'autres (produits).



5.2. Loi pondérale : Conservation de la masse (LAVOISIER)

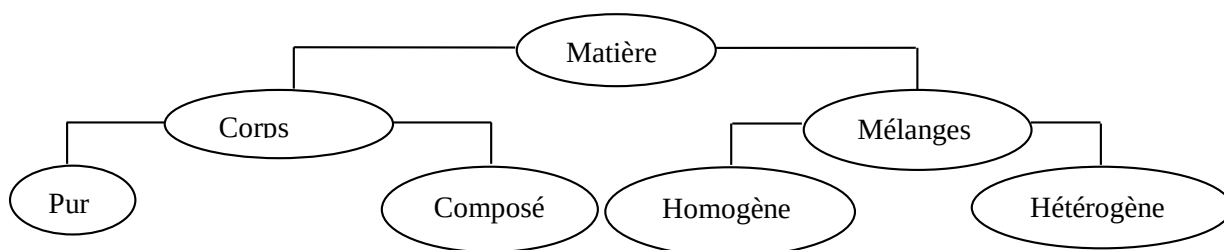
La devise de LAVOISIER est : Rien ne se perd, rien ne se crée, mais tout se transforme. Cette loi annonce que la masse totale des produits formés est égale à la masse totale des réactifs

consommés. Lors d'une réaction chimique, les atomes ne sont ni créés, ni détruits mais recombinaient tout simplement.

6. Aspect qualitatif de la matière

6.1. Corps purs et mélanges

La matière est un ensemble d'atomes qui peuvent être identiques ou différents. A partir de ce principe, on peut distinguer plusieurs types :



a. Corps purs

Le corps pur est une substance qui n'est constituée que d'un seul type de molécules.

On distingue deux sortes :

- Corps purs simples : Substances constituées d'éléments identiques (H_2 , O_2 , Cl_2 ,...).
- Corps purs composés : Substances constituées de molécules dont les atomes sont différents (H_2O , H_2SO_4 , NH_3 ,...).

b. Mélanges

Substances composées d'un ensemble de molécules dont les molécules sont différentes. Un mélange apparaît sous une ou plusieurs phases.

- Mélange homogène : lorsqu'il est constitué d'une seule phase (Eau / Ethanol).
- Mélange hétérogène : s'il est constitué de deux ou plusieurs phases (Eau + Huile + Vinaigre).

6.2. Solution, dilution et saturation

a. Solution

Une solution est un mélange homogène de deux ou plusieurs constituants. Le constituant qui se trouve en plus grande quantité est appelé « solvant » et la substance dissoute est appelée « soluté ». Le solvant a le pouvoir de dissoudre d'autres substances et le plus utilisé est l'eau (solvant universel) et on l'appelle dans ce cas-là une solution aqueuse.

b. Dilution

La dilution est un procédé qui consiste à obtenir une solution finale de moindre concentration que celle de départ.

$$n_{\text{solution mère}} = n_{\text{solution fille}} \text{ avec } n_{\text{solution mère}} = C_0 \times V_0 \text{ et } n_{\text{solution fille}} = C_1 \times V_1$$

$$n_{\text{solution mère}} = n_{\text{solution fille}} \Rightarrow C_0 \times V_0 = C_1 \times V_1$$

c. Saturation

Une solution est dite saturée lorsque le solvant n'arrive plus à dissoudre le soluté. Un précipité apparaît à la fin de la dissolution.

7. Aspects quantitatifs de la matière

7.1. Quantité de la matière ou nombre de moles

$$n_{\text{composé}} = \frac{\text{Nombre de moles du composé}}{\text{masse molaire du composé}} = \frac{n}{M} \quad (\text{mol})$$

7.2. Concentration molaire ou molarité

$$C = \frac{\text{Nombre de moles du soluté}}{\text{Volume de la solution}} = \frac{n}{V} \quad (\text{mol.l}^{-1})$$

7.3. Molalité ou concentration molale

$$\text{Molalité} = \frac{\text{Nombre de moles du soluté}}{\text{Masse du solvant}} \quad (\text{mol.Kg}^{-1})$$

7.4. Concentration pondérale (massique)

$$C_m = \frac{\text{Masse du soluté}}{\text{Volume de la solution}} \quad (\text{g.l}^{-1})$$

7.5. Fraction pondérale ou massique

$$\bar{x}_i = \frac{m_i}{\sum_{i=1}^n m_i} \quad (\text{sans unité})$$

Avec : $\sum_{i=1}^n \bar{x}_i = 1$; $0 \leq \bar{x}_i \leq 1$

Le pourcentage massique d'un constituant est égal à sa fraction massique multipliée par 100%.

7.6. Titre

$$t = \frac{\text{masse du soluté}}{\text{Volume de la solution}} \quad \text{où } t : \text{titre ou concentration massique en g.l}^{-1}$$

7.7. Fraction molaire

$$x_i = \frac{n_i}{\sum_{i=1}^n n_i} \quad (\text{sans unité})$$

Avec : $\sum_{i=1}^n x_i = 1$; $0 \leq x_i \leq 1$

Le pourcentage molaire d'un constituant est égal à sa fraction molaire multipliée par 100%.

7.8. Concentration normale ou normalité

$$1N = 1\text{eq.g.l}^{-1}$$

Il existe une relation entre la normalité (N) et la molarité (C ou M) telle que : $N = C \times Z$

Avec Z : le nombre d'électrons échangés dans le cas d'une réaction d'oxydo-réduction et le nombre de protons dans le cas de réactions acido-basique.

7.9. Masse volumique et densité

a. Masse volumique

$$\rho = \frac{m_{\text{solution}}}{V_{\text{solution}}} \quad (\text{Kg.m}^{-3} \text{ ou g.cm}^{-3})$$

Où m : est la masse de la substance homogène occupant un volume V.

a. Densité

- **Densité des corps solide-liquide**

$$d = \frac{\rho_{\text{corps}}}{\rho_{\text{eau}}} = \frac{\frac{m}{V}}{\frac{m'}{V}} = \frac{m}{m'} \quad \text{La densité est sans unité.}$$

Avec m : masse d'un certain volume du corps.

m' : masse du même volume d'eau.

- **Densité des gaz :**

$$d = \frac{\rho_{\text{gaz}}}{\rho_{\text{air}}} = \frac{\frac{m_{\text{gaz}}}{V}}{\frac{m_{\text{air}}}{V}} = \frac{m_{\text{gaz}}}{m_{\text{air}}}$$

Si le volume considéré est le volume molaire, alors $m=M$ (masse molaire) sachant que la masse volumique de l'air est de $1,293 \text{ g.l}^{-1}$.

$$\rho_{\text{air}} = \frac{m_{\text{air}}}{V} \Rightarrow m_{\text{air}} = \rho_{\text{air}} \times V = 1,293 \times 22,4 = 29 \text{ g}$$

$$\text{donc : } d = \frac{m_{\text{gaz}}}{m_{\text{air}}} = \frac{M_{\text{gaz}}}{29} \quad (\text{sans unité})$$

7.10. Loi de Raoult

La forme mathématique de la loi de Raoult s'écrit, pour le mélange de n composants :

$$\text{Pression partielle de } i : P_i = x_i \times P \quad \text{avec } P = \sum P_i$$

P : pression totale du mélange

P_i : pression partielle du composant i

x_i : fraction molaire du constituant i dans la phase liquide