

Chapitre I

Notions Fondamentales

- I. Etats et caractéristiques macroscopiques des états de la matière solides liquides gaz
- II. Changements d'états de la matière
- III. Notions d'atomes, molécules, mole et nombre d'avogadro
 - III.1 Atomes et molécules
 - III.2 Moles et nombre d'Avogadro
- IV. Unité de masse atomique, masse molaire atomique et moléculaire, volume molaire
 - IV.1 Unité de masse atomique
 - IV.2 Masse molaire atomique et moléculaire
 - IV.3 Volume molaire
- V. Réaction chimique et loi pondérale de conservation de masse
 - V.1 Réaction chimique
 - V.2 Loi pondérale (LAVOISIER)
- VI. Aspect qualitatif de la matière
 - VI.1 Corps purs et mélanges
 - VI.2 Solution, dilution et saturation
- VII. Aspect quantitatif de la matière
 - VII.1. Quantité de matière
 - VII.2 Concentration molaire ou molarité
 - VII.3 Molalité ou concentration molale
 - VII.4 Concentration pondérale ou massique (Titre)
 - VII.5 Fraction molaire ou pourcentage molaire
 - VII.6 Fraction massique et pourcentage massique
 - VII.7 Concentration Normale ou Normalité
 - VII.8 Masse volumique et densité

Chapitre I

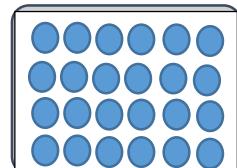
Notions Fondamentales

I. Etats et caractéristiques macroscopiques des états de la matière

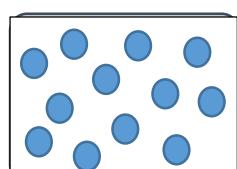
Un état de la matière est une des trois formes dans laquelle se trouve toute substance dans la nature : solide, liquide et gaz.

Diverses propriétés telle que : Densité, réactivité chimique, ...etc; diffèrent selon l'état physique de la matière

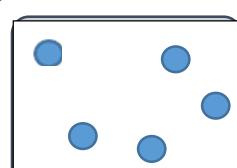
- **Etat solide** : un solide possède une forme et un volume définis. Un solide est donc incompressible. Au niveau microscopique, les particules qui le composent sont très proches comme le montre la figure 1, peu mobiles et sont liées les unes aux autres par des liaisons chimiques.
- **Etat liquide** : un liquide possède un volume propre mais n'a pas de forme définie. Il prend la forme du récipient qui le contient. Contrairement à l'état solide, les particules qui le composent sont proches et moyennement liées. Elles se déplacent lentement et sont donc peu ordonnées.
- **Etat gazeux** : un gaz ne possède ni forme ni volume propre. Il occupe tous l'espace disponible. Ses particules sont désordonnées et très faiblement liées. Les gaz sont **expansibles** et **compressible**.



Etat solide



Etat liquide



Etat gazeux

Figure 1 : Etats de la matière selon le modèle particulaire

I.1 Changements d'états de la matière

La transformation d'un corps d'une phase à une autre, sans modification de la nature des molécules est une transformation physique ou changement d'état physique. Ce dernier est provoqué par une modification de sa pression, de sa température et/ou de son volume.

Ces transformations physiques sont illustrées en figure 2 :

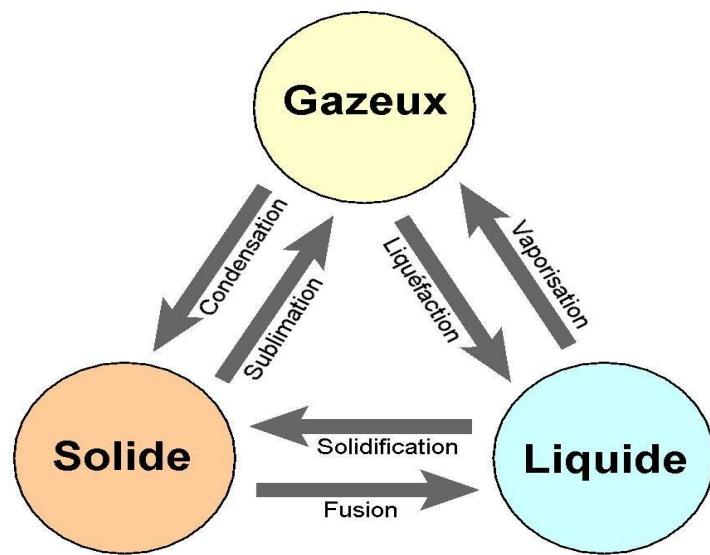


Figure 2 : Etats de la matière et ses transformations

I.2 Notions d'atomes, molécules, mole et nombre d'Avogadro

I.2.1 Atomes et molécules

Les **atomes** sont les constituants élémentaires de toute substance solide, liquide ou gaz. Les atomes sont formés de noyaux où se concentre l'essentiel de la masse et des électrons qui forment un nuage autour du noyau.

Une **molécule** est la structure de base de la matière et la plus petite partie d'un composé qui possède les mêmes propriétés que le composé étudié. C'est une union de deux ou plusieurs atomes liés entre eux par des liaisons covalentes.

I.2.2 Moles et nombre d'Avogadro

La mole est l'unité de la quantité de matière. Sa définition repose sur le nombre d'Avogadro N_A . Il est impossible pour un chimiste de travailler avec un nombre précis d'entités chimiques : atomes, molécules, ions ou électrons. Il est alors plus commode de travailler avec des paquets d'entités.

Définition : Dans une mole, il y'a autant d'entités chimiques que dans 12 grammes de carbones 12.

Expérimentalement, cette quantité est de $N_A = 6,022 \cdot 10^{23}$ entités. Une mole contient donc N_A atomes, molécules, ions ou électrons.

Exemple : Déterminer le nombre d'atomes contenu dans 12 g de carbone 12 sachant que la masse d'un atome déterminée par spectrographe de masse est de $1,9926 \cdot 10^{-26}$ kg.

Solution :

$$\begin{array}{ccc} 12 \text{ g} & \xrightarrow{\hspace{10em}} & N_A \text{ atomes} \\ 1,9926 \cdot 10^{-26} \cdot 10^3 \text{ g} & \xrightarrow{\hspace{10em}} & 1 \text{ atome} \end{array}$$

$$N_A = \frac{12}{1,9926 \cdot 10^{-23}} = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ atomes}$$

I.3 Unité de masse atomique, masse molaire atomique et moléculaire, volume molaire

I.3.1 Unité de masse atomique

L'unité de masse atomique de symbole « u » est une unité de mesure standard utilisée pour exprimer la masse des atomes et molécules.

Définition : Elle est définie comme $\frac{1}{12}$ de la masse d'un atome de carbone $^{12}_6C$ au repos, non lié.

$$\begin{array}{ccc} N_A \text{ atomes de C} & \xrightarrow{\hspace{10em}} & 12 \text{ g} \\ 1 \text{ atome} & \xrightarrow{\hspace{10em}} & m_c \end{array} \quad \left. \begin{array}{l} \\ \end{array} \right\} \quad m_c = \frac{12}{N_A} \text{ g}$$

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} m_C = \frac{1}{12} \frac{12 \text{ g}}{N_A} = \frac{1}{N_A} \text{ g}$$

$$1 \text{ u} = 1,6605 \cdot 10^{-23} \text{ g} = 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Remarque : l'unité de masse atomique est **numériquement** égale à la masse molaire en g/mol mais le sens physique est différent. L'uma est la masse d'un atome alors que la masse molaire est la masse en gramme d'une mole.

Exemple : La masse d'un atome de carbone-12 est 12 u

La masse molaire du carbone-12 est 12 g/mol.

I.3.2 Masse molaire atomique et moléculaire

La masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atome, notée M et son unité est le g/mol. La valeur de la masse molaire atomique de chaque élément chimique se trouve dans le tableau périodique, il s'agit d'une moyenne pondérée des masses molaires atomiques des différents isotopes de l'élément en tenant compte des abondances relatives des isotopes dans la nature.

La masse molaire moléculaire est la masse en gramme d'une mole de molécule. Elle est égale à la somme des masses molaires des atomes qui constituent la molécule.

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

I.3.4 Volume molaire

Le volume molaire d'une substance est le volume occupé par une mole de cette substance, il peut être déterminé pour toute substance et dans toutes les phases. Il est noté V_m et son unité est le m^3/mol (dans le SI) ou l/mol .

$$\text{Formule générale : } V_m = \frac{V \text{ (en } \text{m}^3 \text{ ou l)}}{n \text{ (en mol)}}$$

Remarque : Dans les conditions normales de température et de pression (CNTP : 0°C, 1atm), le volume molaire d'un gaz parfait est de 22,4 l/mol.

Sachant que le nombre de mole $n = \frac{m}{M}$ et la masse volumique $\rho = \frac{m}{V}$

$$V_m = \frac{V}{n} = \frac{V}{m/M} = \frac{V \times M}{m} = \frac{M}{\rho}$$

Ainsi, le volume molaire d'une substance évolue en sens inverse à sa masse volumique.

I.4 Réaction chimique et loi pondérale de conservation de masse

Une réaction chimique est la transformation de composés chimique (réactifs) en d'autres composés (produits).



La loi de conservation de masse énoncée par Lavoisier est : lors d'une réaction chimique la masse totale des réactifs est égale à la masse totale des produits formés. Selon le même principe, rien ne se perd, rien ne se crées, les atomes se recombinent pour formés d'autres composés (produits). Cette loi permet de faire un bilan sur chaque élément dans les deux membres de l'équation et par conséquent de déterminer les coefficients a, b, c et d.

I.5 Aspect qualitatif de la matière

I.5.1 Corps purs et mélanges

Un corps pur est un matériau constitué d'une seule espèce chimique ou de molécules identiques.

- **Corps pur simple** : constitué d'un seul type d'atomes. Exemple : Cl₂, O₂, He, C (graphite)...etc
- **Corps pur composé** : constitué de plusieurs types d'atomes. Exemple : H₂O, NaCl,...etc

La matière se présente souvent sous forme de mélange, les molécules qui composent un mélange sont différentes. Il existe deux types de mélange : Homogène et Hétérogène.

- **Mélange homogène** : les différents constituants ne peuvent être distingués à l'œil nu même après agitation. Il présente une seule phase uniforme caractérisée par une composition et des propriétés identiques en tout point. Exemple : air sec, les mélanges gazeux, eau + acide acétique,...etc.
- **Mélange hétérogène** : si au moins deux de ses constituants peuvent être distingués à l'œil nu. La composition et les propriétés varient d'un point à un autre dans le mélange. Un mélange hétérogène présente deux ou plusieurs phases. Exemple : eau et l'huile, le sol, mélange de liquides non miscibles, ...etc.

I.5.2 Solution, soluté, solvant, dilution et saturation

- **Solution** : c'est un mélange homogène formé de deux ou plusieurs constituants.
- **Solvant** : une substance qui a la propriété de dissoudre, diluer ou d'extraire d'autres substances sans les modifiées ou se modifier chimiquement. Le solvant le plus courant est l'eau. La solution formée est dite solution aqueuse.

D'autres solvants existent tel que les cétones, alcools, acides, chloroforme,...etc.

- **Soluté** : substance dissoute dans le solvant. C'est le ou les composants minoritaires en solution. Le soluté peut être à l'état solide, liquide ou gazeux.

Exemple : solutés gazeux : CO₂, NH₃, ...etc

Solutés liquides : HCl, H₂SO₄, ...etc

Solutés solides : NaCl, KCl, ...etc.

- **Dilution et saturation** : la dilution est le procédé qui permet d'obtenir une solution finale moins concentrée que la solution initiale en ajoutant du solvant. La saturation est la concentration à partir de laquelle le soluté ne peut plus se dissoudre dans le solvant. Le point de saturation dépend de la température et de la nature du solvant.

- **Loi de dilution** : Les solutions initiale et finale contiennent autant de quantité de soluté.

On a : $n_{initial} = n_{final}$

Avec : $C = \frac{n}{V} \Rightarrow n_i = C_i \times V_i$ et $n_f = C_f \times V_f$

d'où :

$$C_{initial} \times V_{initial} = C_{final} \times V_{final}$$

On définit un taux de dilution noté (T) par : $T = \frac{C_i}{C_f} = \frac{V_f}{V_i}$

I.6 Aspect quantitatif de la matière

I.6.1. Quantité de matière

La quantité de matière notée (n) en mole est le rapport entre la masse m de la substance et sa masse molaire (M).

$$n \text{ (mol)} = \frac{m \text{ (g)}}{M \text{ (g/mol)}}$$

I.6.2 Concentration molaire ou molarité

La concentration molaire ou Molarité (C_n) est le nombre de mole de soluté contenu dans un litre de solution.

$$C_n \text{ (mol/l ou M)} = \frac{n_{soluté} \text{ (mol)}}{V_{solution} \text{ (l)}}$$

I.6.3 Molalité ou concentration molale

La molalité ou la concentration molale (C_M) est le quotient du nombre de mole de soluté et la masse du solvant en kg.

$$C_M \text{ (mol/kg de solvant)} = \frac{n_{\text{soluté}} \text{ (mol)}}{m_{\text{solvant}} \text{ (kg)}}$$

I.6.4 Concentration pondérale ou massique (Titre)

La concentration massique (C_m) est la masse du soluté en gramme contenue dans un litre de solution.

$$C_m \text{ (g/l)} = \frac{m_{\text{soluté}} \text{ (g)}}{V_{\text{solution}} \text{ (l)}}$$

I.6.5 Fraction molaire ou pourcentage molaire

La fraction molaire (x_i) d'un constituant i dans un mélange est le rapport de la quantité de matière du constituant (n_i) par la quantité de matière totale (n_{tot}).

$$x_i = \frac{n_i \text{ (mol)}}{\sum n_i \text{ (mol)}} ;$$

La somme des fractions molaires des différents constituants est toujours égale à 1.

$$\sum x_i = 1$$

Le pourcentage molaire (X_i) d'un constituant dans un mélange est sa fraction molaire multipliée par 100.

$$X_i(\%) = x_i \times 100 \quad \text{avec : } \sum X_i = 100 \%$$

I.6.6 Fraction massique et pourcentage massique

La fraction massique (\bar{x}_i) d'un constituant i dans un mélange est le rapport de la masse du constituant (m_i) par la masse totale (m_{tot}).

$$\bar{x}_i = \frac{m_i}{\sum m_i} ;$$

La somme des fractions massiques des différents constituants est toujours égale à 1.

$$\sum \bar{x}_i = 1$$

Le pourcentage massique (X_i) d'un constituant dans un mélange est sa fraction massique multipliée par 100.

$$X_i = \bar{x}_i \times 100 \quad \text{avec : } \sum X_i = 100 \%$$

I.6.7 Concentration Normale ou Normalité

La normalité ou concentration normale notée (C_N) représente le nombre d'équivalent gramme ou le nombre de mole d'équivalent de soluté contenu dans un litre de solution. Elle est utilisée comme mesure d'espèces réactives dans une solution.

$$C_N (\text{eq - gr/l ou } N) = \frac{n_{\text{eq-gramme de soluté}} (\text{eq - gr})}{V_{\text{solution}} (l)}$$

$$n_{\text{eq-gr}} (\text{eq - gr}) = \frac{m_{\text{soluté}} (g)}{m_{\text{eq-gr du soluté}} (\text{eq - gr})}$$

$$m_{\text{eq-gr du soluté}} (\text{eq - gr}) = \frac{M_{\text{Soluté}} (\text{g/mol})}{Z}$$

On obtient :

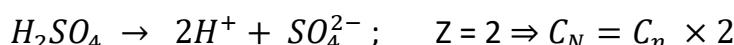
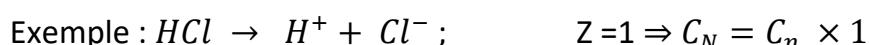
$$C_N = \frac{n_{\text{eq-gramme de soluté}} (\text{eq - gr})}{V_{\text{solution}} (l)} = \frac{m_{\text{soluté}} \times Z}{M_{\text{soluté}} \times V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{soluté}} \times Z}{V_{\text{solution}}} = C_n \times Z$$

Il existe donc une relation entre la normalité et la molalité tel que :

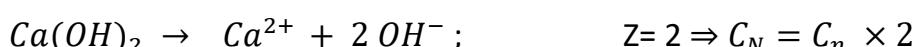
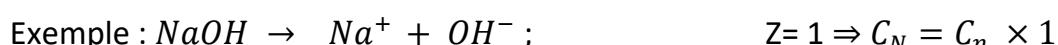
$$C_N (\text{eq - gr/l ou } N) = C_n \times Z$$

Z : la valence.

Dans le cas des acides : Z représente le nombre de protons H^+ échangé par molécule.

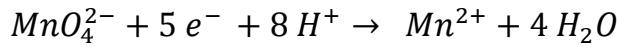


Dans le cas des bases : Z représente le nombre de OH^- échangé par molécule.



Dans le cas d'oxydants ou de réducteurs : Z représente le nombre d'électrons mis en jeu.





$$Z = 5 \Rightarrow C_N = C_n \times 5$$

Dans le cas d'une solution de sel : Z représente le nombre de mole de l'ion multiplié par la valence de l'ion.



I.6.8 Masse volumique et densité

➤ Masse volumique

Représente la masse de la substance par le volume qu'elle occupe sous certaines conditions de pression et de température. Elle est notée ρ et son unité est le g/ml, g/l, g/cm³, kg/m³ ou kg/dm³).

$$\rho_{substance} = \frac{m_{substance}}{V_{substance}}$$

➤ Densité

La densité (d) est le rapport de la masse volumique d'une substance et la masse volumique d'un corps de référence. Pour les liquides et les solides le corps de référence est l'eau pure à 4°C dont la masse volumique est de 1 g/ml. la densité d est sans unité.

$$d_{liquide \ ou \ solide} = \frac{\rho_{substance \ liquide \ ou \ solide}}{\rho_{eau}}$$

Dans les cas où la substance est sous forme gazeux, le corps de référence est l'air sec dont la masse volumique est de 1,293 g/l à 0°C sous 1 atm.

$$d_{gaz} = \frac{\rho_{gaz}}{\rho_{air}}$$

Si le volume considéré est un volume molaire : m=M et V=Vm= 22,4 l

Sachant que $\rho_{air} = 1,293 \ g/l$: $m_{air} = \rho_{air} \times V_m = 1,293 \times 22,4 = 29 \ g$

$$d_{gaz} = \frac{\rho_{gaz}}{\rho_{air}} = \frac{m_{gaz}/V}{m_{air}/V} = \frac{m_{gaz}}{m_{air}} = \frac{M}{29}$$

