

Chapitre I- Notion Fondamentales

La chimie est une science qui a pour but d'étudier et de comprendre les propriétés chimiques, physiques et dynamiques des substances qui forment la matière qui nous entoure. Toutefois, une question subsiste, par où commencer ?. Pour cela, il faut tout d'abord acquérir certains notions fondamentales qui permettent de comprendre le monde de la chimie.

I. Notion Fondamentales

I.1. La matière (QU'EST-CE QUE LA MATIERE ?):

La matière constituée tous ce qui possède une masse et qui occupe un volume dans l'espace.

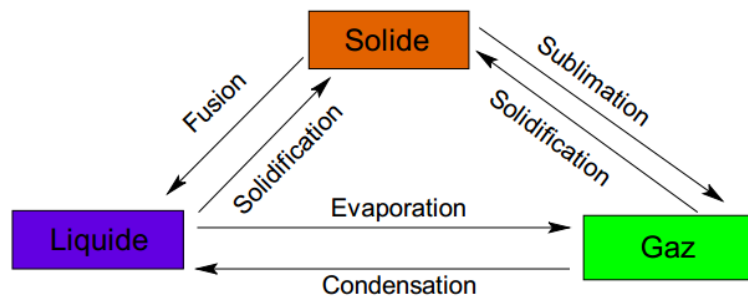
I.2. Etat de la matière : La matière se présente, principalement, sous trois états physiques:

L'état solide : possède un volume et une forme définis.

L'état liquide : possède un volume défini 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.

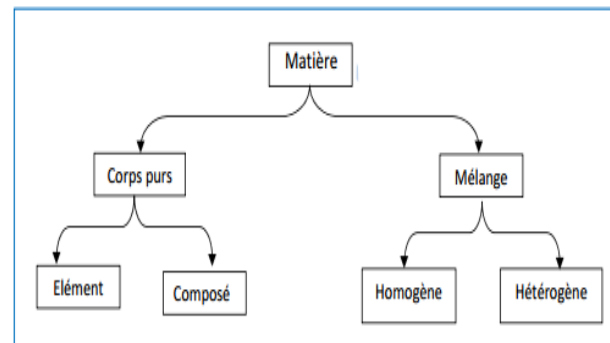
En fonction des conditions extérieure (température et pression), une même substance peut se présenter sous forme solide, liquide ou gazeuse. En effet, le passage de la matière de l'état solide à l'état liquide se fait par fusion, de l'état liquide à l'état gazeux par vaporisation et de l'état solide à l'état gazeux par sublimation. Ces transformations sont illustrées par la figure suivante :



Les différents changements d'états de la matière

I.3. Composition de la matière : La matière se trouve sous forme de **corps purs** (simples ou composés) ou de **mélanges** (homogènes ou hétérogènes).

- **Corps purs simples :** constitué de molécule composés d'un seul type d'atome (Cu, Fe, H₂, O₂).
- **Corps purs composés :** constitués de molécule dont les atomes sont différents (H₂O, NaCl, CO₂, etc...).



Un **mélange** est un corps constitué de plusieurs sortes d'entités chimiques mélangé ensemble.

- Un mélange **Homogène** est constitué d'une phase (ex : eau salée ou sucrée (solutions), air, acier, etc..).
- Un mélange **Hétérogène** est constitué de deux ou plusieurs phases distinctes (ex : mélange eau-huile, eau naturelle non filtrée, etc..).

II. Notions d'atome, molécule, mole et Nombre d'Avogadro :

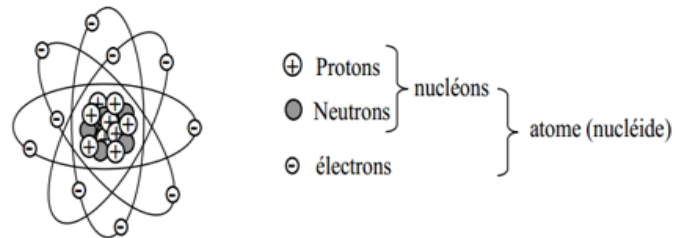
II.1. Atome : du grec atomos = indivisible, insécable, $m \approx 10^{-26}$ kg et $r \approx 1 \text{ \AA} = 10^{-10}$ m.

Par définition l'atome est l'entité la plus petite et l'unité de base en chimie. Electriquement neutre dans son état fondamental, l'atome est composé de **noyau** et des **électrons**. Ces derniers sont en mouvement rapide autour du nucléide, une représentation qui ressemble aux planètes du système solaire autour du soleil.

Le noyau est composé de nucléons, terme qui désigne à la fois les protons et les neutrons de charge électrique positive et nulle respectivement et les électrons (charge électrique négative) gravitent autour du noyau dans un espace (nuage ou cortège électronique), très grand par rapport au volume du noyau.

	Masse (kg)	charge (C.)
Proton	$1,67 \times 10^{-27}$	$1,6 \times 10^{-19}$
Electron	$9,1 \times 10^{-31}$	$- 1,6 \times 10^{-19}$
Neutron	$1,67 \times 10^{-27}$	0

Caractéristique de l'atome



L'atome dans le modèle de Rutherford

Conventionnellement, on représente un atome par un symbole (lettre ou groupe de deux lettres (ex : O, Al,...) affecté du nombre de masse **A** (en haut à gauche) et du nombre de charge **Z** (en bas à gauche) $\frac{A}{Z}X$.

Où : **Z** est le nombre de protons, appelé également le **numéro atomique**

A est le nombre de nucléons, c'est-à-dire le nombre de protons **Z** + nombre de neutrons **N** du noyau. Appelé aussi le **nombre de masse** ($A = Z + N$)

Ex : L'atome de fer ${}_{26}^{56}Fe$ contient : $Z = 26$ (26 protons dans le noyau donc 26 électrons).

$A = 56$ (56 nucléons, donc $N = 56 - 26 = 30$ neutrons dans le noyau)

II.2. Mole (unité de quantité de matière) :

La mole est la quantité de matière d'un système contenant **N** entités identiques. En pratique ce nombre **N** (noté aussi : N_A) est appelé nombre d'**Avogadro** et vaut environ $6,023 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$. La mole est aussi définie comme le nombre d'atomes de carbone 12 contenu dans 12 g de carbone 12. Elle s'applique à toute espèce élémentaire : atomes, particules (électrons, protons, etc...), molécules, ions.

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

II.3. Masse molaire atomique : est la masse d'une mole d'atomes de l'élément. L'unité de masse atomique est le 1/12 de la masse d'un atome de carbone 12.

$$1 \text{ uma} = \frac{1}{12} m({}^{12}_6C) = \frac{1}{12} \frac{M({}^{12}_6C)}{N_A} = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N_A} = 1,6605 \times 10^{-24} g$$

$$\text{Exemple : } m_{Na} = 3,8 \times 10^{-23} g \Rightarrow M_{Na} = m \times N = 23 g.$$

II.4. Molécules : La molécule est l'association de deux ou plusieurs atomes: NaCl, O₃, H₂SO₄, etc...

Masse molaire moléculaire : C'est la masse d'une mole de molécules. Elle est égale à la somme des masses molaires des atomes qui constituent la molécule. Exemple : La masse molaire d'une mole de molécule de l'eau est :

$$MM(\text{H}_2\text{O}) = MM(\text{O}) + 2 MM(\text{H}) = 16 + 2 \cdot 1 = 18 \text{ g/mole}$$

Le volume molaire : c'est le volume d'une mole de substance ; il s'exprime en $\text{L}\cdot\text{mol}^{-1}$. **Ex :** 1 mol de H_2O gaz occupe 22,4 L (CN : P = 1 atm, T = 0°C) ; 1 mol de H_2O liq (soit 18g) occupe 18 ml.

II.5. Isotopes :

Les isotopes sont des atomes d'un même élément X qui contiennent le même numéro atomique Z mais des nombres de masse A différents (A' , A'' ,...). Ils ont toujours des propriétés physiques et chimiques très voisines mais ils diffèrent par les masses de leurs noyaux.

Exemples : (${}^1_1\text{H}$; ${}^2_1\text{H}$; ${}^3_1\text{H}$), (${}^{16}_8\text{O}$; ${}^{17}_8\text{O}$; ${}^{18}_8\text{O}$), (${}^{35}_{17}\text{Cl}$; ${}^{37}_{17}\text{Cl}$), ...

Généralement, la masse d'un atome X qui présente n isotope est égale à la moyenne des masses des différents isotopes qui le constituent en tenant compte bien sûr de leurs proportions respectives.

$$m = \frac{\sum m_i x_i}{100} \text{ avec } m_i = \text{masse de l'isotope } i \text{ et } x_i \text{ son abondance relative (\%)} \text{ ;}$$

Ex : Le chlore naturel (Z = 17) contient 75% de l'isotope ${}^{35}\text{Cl}$ et 25% de l'isotope ${}^{37}\text{Cl}$. La masse atomique moyenne est :

$$M_{\text{Cl}} = \frac{(35 \times 75) + (37 \times 25)}{100} = 35,5 \text{ uma}$$

III. Concentration d'une solution:

Les concentrations sont des grandeurs avec unités permettant de déterminer la proportion des solutés par rapport à celle du solvant, Selon la nature de l'unité choisie, on distingue : la molarité (C), le titre massique (T) ou la molalité (M), la normalité (N) et les fractions molaires et massiques.

III.1. Concentration molaire ou Molarité (C_M ou M) :

La concentration molaire d'une espèce chimique présente en solution est définie comme la quantité de matière, exprimée en nombre de moles, de soluté par litre de solution.

$$C_M \text{ (mol/L)} = \frac{\text{quantité de matière de soluté}}{\text{volume de solution}} = \frac{n \text{ (mol)}}{V \text{ (L)}}$$

Exemple :

Une solution de concentration 0,1M contient 0,1 mole de soluté par litre de solution.

III.2. Concentration massique ou concentration pondérale (C_m):

La concentration massique, notée C_m , correspond à la masse de soluté dissous dans un litre de solution. Elle s'exprime en grammes par litre (unité : g.L^{-1}).

$$C_m \text{ (g/L)} = \frac{\text{masse de soluté}}{\text{litre de solution}} = \frac{m \text{ (g)}}{V \text{ (L)}} \Leftrightarrow C_m = C_M \times M$$

De plus, il existe une relation entre la concentration massique (C_m) et la concentration molaire (C_M) tel que :

$$C_m = \frac{m_i}{V} \Leftrightarrow C_m = \frac{M_i \times n_i}{V}$$

$$(m_i = M_i \times n_i) \Leftrightarrow C_m = C \times M_i$$

III.3. Molalité :

La molalité (concentration molale) représente la quantité de soluté, exprimée en mole, par unité de solvant, exprimée en kilogramme. Elle s'exprime en mole par kilogramme (unité : mol/kg).

$$\text{Molalité } \left(\frac{\text{mol}}{\text{Kg}}\right) = \frac{\text{nombre de mole de soluté (mole)}}{\text{masse de soluté (Kg)}} = \frac{n_{\text{soluté(mole)}}}{m_{\text{solvant(Kg)}}$$

Exemple :

Calculer la molalité d'une solution d'acide nitrique (HNO_3) qui est préparé en dissolvant 12,6 g de soluté dans 50 mL d'eau.

Solution

$$\text{Masse de solvant : } 50 \text{ g} = 0,05 \text{ kg ; } (\rho_{\text{eau}} = 1 \text{ g/ml})$$

$$\text{Nombre de mole de soluté : } n = \frac{12,6 \text{ g}}{63 \text{ g/mol}} = 0,2 \text{ mol}$$

$$\text{Molalité} = \frac{0,2 \text{ mol}}{0,05 \text{ kg}} = 4 \text{ mol/kg}$$

III.4. Concentration normale ou Normalité (N) :

La normalité (ou concentration normale) exprime le nombre d'équivalents-grammes de soluté par litre de solution. L'équivalent-gramme est la quantité de substance comprenant une mole des particules considérées (H^+ , OH^- , e^- , etc...). L'unité de la normalité est eq/L ou eq/mL.

$$N \text{ (eq.g/L ou N)} = \frac{\text{équivalent gramme de soluté}}{\text{litre de solution}} = \frac{n_e}{V \text{ (L)}} = \frac{x/E}{V}$$

Avec :

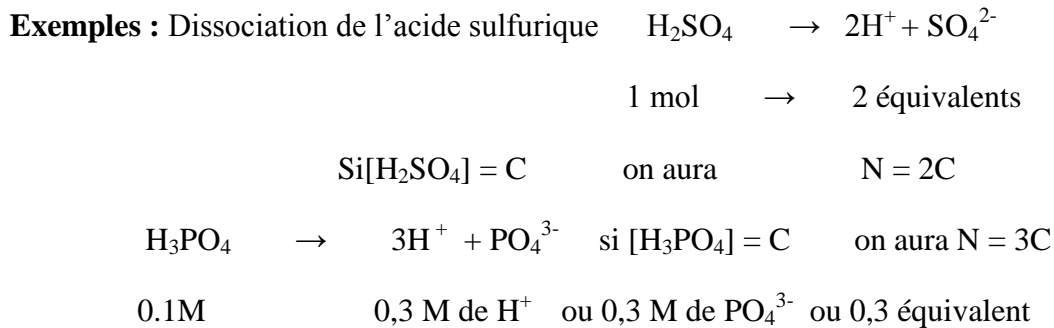
$n_{\text{eq.g}}$: nombre d'équivalent-gramme

De plus, il existe une relation entre la normalité (N) et la molarité (C ou M) tel que : Normalité = nombre d'équivalent x Molarité.

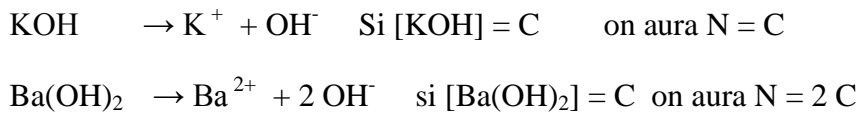
$$N \left(\text{eq.g.L}^{-1} \text{ ou } N \right) = Z \times C_M$$

avec z est le nombre de charge : H^+ , OH^- ou e^- .

- **Dans le cas d'un acide** : c'est le nombre de moles de H^+ par litre de solution.



- **Dans le cas d'une base** : c'est le nombre de moles de OH^- par litre de solution.

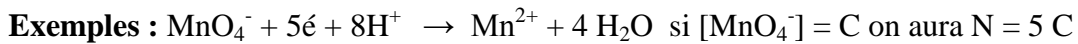


- **Dans le cas d'un sel** : $BaCl_2 \rightarrow 2 Cl^- + Ba^{2+}$

0,1M est équivalent à une normalité de 0,2 N

D'une façon générale : $A_m B_n \rightarrow m A^{Z^+} + n B^{Z^-}$, ($nZ^- = mZ^+$), $N = M \times mZ^+ = M \times nZ^-$

- **Dans le cas d'une réaction d'oxydo-réduction** : Z correspond au nombre d'électron mis en jeu



III.5. Fraction molaire(ou massique) d'un constituant i :

La Fraction molaire (noté X_i) est définie comme le rapport du nombre de moles du constituant "i" par le nombre de moles total (n_{tot}) de tous les constituants présents dans la solution. Elle est donc une grandeur sans dimensions.

$$X_i = \frac{n_i}{n_{tot}} \quad \text{avec } \sum X_i = 1$$

Si on a une solution constituée de deux composés ; le soluté (A) et le solvant (B). On aura :

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} \quad \text{et} \quad X_B = \frac{n_B}{n_A + n_B}$$

avec dans toute la solution : $X_A + X_B = 1$

La fraction massique (noté w_i) du composant i est le rapport de la masse m_i de ce composant à la masse (m_{tot}) du mélange.

$$w_i = \frac{m_i}{m_{tot}} \quad \text{avec} \quad \sum w_i = 1$$

De plus, il existe une relation entre la fraction massique (w_i) et la fraction molaire (X_i) tel que :

La fraction massique est reliée à la fraction molaire par la relation :

$$w_i = \frac{m_i}{m_{tot}} = \frac{X_i M_i}{M}$$

Avec : M et M_i la masse molaire du constituant i et moyenne du mélange respectivement.