

COURS N°1 DE CHIMIE 1 (ST): “NOTIONS FONDAMENTALES”

I. THEORIE ATOMIQUE – HISTORIQUE

Depuis l'antiquité, le problème de la nature (aspect) de la matière était posé, celle-ci est – elle continue ou discontinue ?

C'est le philosophe Grec Démocrite, au V^{ème} siècle avant J-C, qui a pensé que la matière est discontinue et qu'elle est composée d'un grand nombre de particules invisibles et indivisibles. Il a donné à ces particules le nom « Atome » (du Grec Atomos = indivisible et indestructible). Sa théorie ne reposait sur aucun fondamental (sans arguments).

En 1803, John Dalton annonça la théorie atomique : « Toute matière est constituée de particules extrêmement petites, indivisibles et indestructibles appelées “Atome” ».

A la fin du 19^{ème} siècle (1897), THOMSON Lorentz supposait que l'atome a la forme sphérique (d'une sphère) de diamètre de l'ordre de l'Angstrom (10^{-10} m) dans la quelle sont réparties les charges (+) et (-).

En 1910, Rutherford formula une nouvelle théorie sur la structure de l'atome. Selon lui, l'atome a une structure lacunaire, un noyau sphérique central (dense et compacte) de diamètre de l'ordre de 10^{-14} m, formé de particules de charges (+) : les protons, autour du noyau gravitent des particules de charges (-) : électrons, et confèrent à l'atome un diamètre de l'ordre de 10^{-10} m. Plus tard, le physicien J.Chadwick (1932) confirma l'existence d'une troisième particule : le neutron de charge neutre.

En 1913, Bohr proposa un modèle atomique qui permet d'expliquer le spectre de l'hydrogène.

En 1916, LEWIS formula une théorie qualitative de la liaison chimique et en 1925 SCHRODINGER, HEISENBERG et DE BROGLIE inventent (formulent) la mécanique ondulatoire ou la mécanique quantique.

I.1. NOTIONS D'ATOMES ET MOLECULES

I.1.1. ATOME

Particule, constituant essentiel de la matière caractéristique d'un élément chimique. L'étymologie grecque du mot « atome » souligne le caractère indivisible de cette « particule fondamentale », qui était considérée comme indestructible.

Nous considérons l'atome comme la plus petite particule d'un **élément** (un élément est caractérisé par des atomes de même masse) déterminé qui puisse exister.

Il existe approximativement 114 espèces d'atomes (éléments), ceux-ci diffèrent l'un de l'autre par leurs structures et masses ainsi que par leurs propriétés physico-chimiques.

Chaque élément chimique est symbolisé par : A_ZX .

A : nombre de masse ; Z : nombre de charge (chaque numéro atomique définit un élément).

Chaque élément est formé d'un **ensemble d'atomes** et désigné par une abréviation appelée symbole. La première lettre du symbole est toujours en majuscule, et la deuxième toujours en minuscule.

Elément	symbole	Masse de l'atome $\times 10^{-26}$ Kg	Dimension de l'atome $\times 10^{-10}$ m
Carbone	C	1.99	1.8
Soufre	S	5.3	2.5
Sodium	Na	3.8	2.8
Cuivre	Cu	10.5	2.5

I.1.2. MOLECULE

La molécule est l'association de deux (2) ou plusieurs atomes (NaCl, N₂)

I.1.3. Nombre d'AVOGADRO

Ce nombre exprime le nombre d'atomes présents dans 12 g de ¹²C. $N=6.023 \times 10^{23}$, cette constante a été mesurée par des méthodes expérimentales très diverses et concordantes.

I.1.4. MOLE (unité de quantité de matière)

La mole est la quantité de matière d'un système contenant N entités identiques. Elle est aussi définie comme le nombre d'atomes de carbone 12 contenu dans 12 g de carbone 12. Une mole d'atome correspond à 6.023×10^{23} atomes, une mole d'électrons correspond à 6.023×10^{23} électrons.

Exp 1 : Déterminer le nombre d'atomes contenu dans 12g de carbone 12, sachant que la masse d'un atome de carbone 12 est de 1.9926×10^{-26} Kg. (cette masse est déterminé à l'aide d'un spectromètre de masse).

Solution :

1 mole $\rightarrow 12g \dots \dots \dots > N$ atomes

$$1.9926 \times 10^{-26} g \dots > 1 \text{ atome} \dots \Rightarrow 1 \text{ mole} = \frac{12}{1.9926 \times 10^{-23}} = 6.023 \times 10^{23} \text{ atomes}.$$

I.1.5. MASSE MOLAIRE ATOMIQUE

C'est la masse d'une mole d'atome (c'est donc la masse de N atomes).

Exp : Déterminer la masse d'un atome de sodium (Na) sachant que sa masse molaire atomique est de 23 g.

Solution: 1 mole d'atome de Na \rightarrow 23 g \rightarrow $6.023 \cdot 10^{23}$ atomes

$$1 \text{ atome de Na} \rightarrow m_{\text{Na}} \rightarrow 1 \text{ atom} \Rightarrow m_{\text{Na}} = \frac{23}{6.023 \cdot 10^{23}} = 3.810^{-23} \text{ g}$$

I.1.5.1. Atome gramme: L'atome gramme d'un élément est la masse atomique de cet élément exprimée en gramme (g).

Exp : l'atome gramme du fer représente 56 g de fer et l'atome gramme d'oxygène représente 16g d'O.

I.1.6. MASSE MOLAIRES MOLECULAIRES

C'est la masse d'une mole de molécules. Elle est égale à la somme des masses molaires des atomes qui constituent la molécule.

Exp 1: Déterminer la masse d'une mole de molécule de Zn(OH)_2 .

Solution: $M_{\text{Zn(OH)}_2} = M_{(\text{Zn})} + 2 \cdot M_{(\text{O})} + 2 \cdot M_{(\text{H})} = 65.37 + 2 \cdot 16 + 2 \cdot 1 = 99.37 \text{ g}$

Exp 2: Déterminer la masse d'une molécule de Zn(OH)_2 .

Solution: 1 mole de molécule de $\text{Zn(OH)}_2 \rightarrow 99.37 \text{ g} \rightarrow 6.023 \cdot 10^{23}$ molécules

$$1 \text{ molécule de Zn(OH)}_2 \rightarrow m_{\text{Zn(OH)}_2} \rightarrow 1 \text{ molécule} \Rightarrow m_{\text{Zn(OH)}_2} = \frac{99.37}{6.023 \cdot 10^{23}} = 1.649 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

I.1.6.1. Molécule gramme: la molécule gramme d'un corps pur est la quantité de ce corps dont la masse est exprimée en gramme (g).

Exp : une molécule gramme d'eau (H_2O) représente 18g d'eau et une molécule gramme d'oxygène (O_2) représente 32 g d' O_2 .

I.1.7. VOLUME MOLAIRES

C'est le volume qu'occupe une mole de substance à l'état gazeux. Dans les conditions Normales de Pression et de Température ($P = 1 \text{ atm}$, $T = 0^\circ\text{C} = 273\text{K}$), une mole de substance gazeuse occupe un volume de 22.4L. ($PV = nRT$)

Exercice 1: $5.38 \cdot 10^{19}$ particules α (He^{2+}) conduisent à 2 cm^3 de gaz Hélium dans les conditions normales de températures et de pression. Déterminer le nombre d'Avogadro?

Solution :

$$1 \text{ mole (He)} \xrightarrow{\text{occupe un volume}} 22.4 \text{ l} \xrightarrow{\text{dans les CNPT contient}} N \text{ Avogadro atome}$$

$$210^{-3} \text{ l} \xrightarrow{\text{contient}} 5.38 \cdot 10^{19} \text{ atomes}$$

$$\Rightarrow N = \frac{22.4 \cdot 5.38 \cdot 10^{19}}{2 \cdot 10^{-3}} = 6.025 \cdot 10^{23} \text{ Atomes}$$

Exercice 2 : dans 0.4 moles de H_2S , combien y a-t-il : 1- de grammes de H_2S , 2- de moles de H et de moles de S, 3- de grammes de H et de grammes de S, 4- de molécules de H_2S , 5- d'atomes de H et d'atomes de S.

Solution :

$$1 \text{ mole } \text{H}_2\text{S} \xrightarrow{\text{pèse}} 34 \text{ g}$$

$$1- \quad 0.4 \text{ mole } \text{H}_2\text{S} \xrightarrow{\text{pèse}} m_{\text{H}_2\text{S}} \Rightarrow m_{\text{H}_2\text{S}} = 0.4 \cdot 34 = 13.6 \text{ g}$$

$$1 \text{ mole } \text{H}_2\text{S} \xrightarrow{\text{contient}} 2 \text{ moles de H et une (1) mole de S.}$$

$$2- \quad 0.4 \text{ mole } \text{H}_2\text{S} \xrightarrow{\text{contient}} n_{\text{H}} \Rightarrow n_{\text{H}} = 0.4 \cdot 2 = 0.8 \text{ moles}$$

$$n_{\text{S}} \Rightarrow n_{\text{S}} = 0.4 \cdot 1 = 0.4 \text{ moles}$$

$$2 \text{ mole de H} \xrightarrow{\text{pèse}} 2 \text{ g de H}$$

$$0.8 \text{ mole de H} \xrightarrow{\text{pèse}} m_{\text{H}} \Rightarrow m_{\text{H}} = 0.8 \text{ g}$$

3- dans la molécule H_2S :

$$1 \text{ mole de S} \xrightarrow{\text{pèse}} 32 \text{ g}$$

$$0.4 \text{ mole de S} \xrightarrow{\text{pèse}} m_{\text{S}} = 0.4 \cdot 32 = 12.8 \text{ g.}$$

$$1 \text{ mole de molécules de } \text{H}_2\text{S} \xrightarrow{\text{contient}} 6.023 \cdot 10^{23} \text{ molécules}$$

$$4- \quad 0.4 \text{ mole de molécules de } \text{H}_2\text{S} \xrightarrow{\text{contient}} N_{\text{molécules}} = 0.4 \cdot 6.023 \cdot 10^{23} = 2.411 \cdot 10^{23} \text{ molécules}$$

2 moles d'atomes de H $\xrightarrow{\text{contient}}$ $2 * 6.02310^{23}$ Atomes

0.8 moles d'atomes de H $\xrightarrow{\text{contient}}$ $N_{\text{atomes de H}} = 0.8 * 6.02310^{23} = 4.8110^{23}$ atomes

5-

1 mole de S $\xrightarrow{\text{contient}}$ 6.02310^{23} atomes

0.4 mole de S $\xrightarrow{\text{contient}}$ $N_S = 0.4 * 6.02310^{23} = 2.4110^{23}$ atomes.

I.1.8. MASSE VOLUMIQUE D'UN CORPS –DENSITE

I.1.8.1. Masse volumique ou masse spécifique

La masse volumique d'un corps est la masse de l'unité de volume de ce corps.

$\rho = \frac{m \leftarrow g}{v \leftarrow cm^3} = \frac{g}{cm^3}$, **Exp** : Déterminer la masse volumique de mercure (Hg) sachant que 14 cm³ de ce dernier pèsent

190.4g. **Solution** : $\frac{14cm^3 \rightarrow 190.4g}{1cm^3 \rightarrow \rho_{Hg}} \Rightarrow \rho_{Hg} = \frac{190.4}{14} = 13.6 \frac{g}{cm^3}$

I.1.8.2. Densité

I.1.8.2.1. Solide –Liquide: La densité d'un corps solide ou liquide par rapport à l'eau est le rapport de la masse d'un certain volume de ce corps à la masse du même volume d'eau.

$$d = \frac{\rho_{\text{corps(s ou l)}}}{\rho_{H_2O}} = \frac{\frac{m}{v}}{\frac{m'}{v}} \Rightarrow d = \frac{m}{m'} \quad \begin{array}{l} \leftarrow \text{masse d'un certain volume de ce corps} \\ \leftarrow \text{masse de même volume d'eau} \end{array}$$

Exp : Calculer la densité du fer sachant que la masse volumique du fer et d'eau sont respectivement 7.8 g/cm³ et 1g/cm³, (1 cm³ = 10⁻³ l et 1 ml = 1 cm³).

Solution : $d = \frac{\rho_{fer}}{\rho_{H_2O}} = \frac{7.8}{1} = 7.8$

I.1.8.2.2. Gaz: La densité d'un gaz par rapport à l'air est le rapport de la masse d'un certain volume de ce gaz à la masse de même volume d'air dans les mêmes conditions de Température et de Pression.

Exp: Calculer la masse molaire de l'air dans les conditions normales (P=1 atm et T=0°C et n=1 mol).

Dans les conditions normales la masse volumique de l'air est de 1.293g/l. Autrement dit, 1 litre d'air pèse 1.293g.

Dans les conditions normales une mole d'air occupe un volume d'ordre de 22.4l. Donc, la masse d'aire correspondante à 22.4 l correspond à la masse molaire (M_{air}) de cet air:

$$\frac{1l \text{ d'air}}{22.4l \text{ d'air}} \xrightarrow{\text{pèse}} \frac{1.293 \approx 1.3g}{M_{air}} \Rightarrow M_{air} = 1.3 * 22.4 = 29g$$

Donc la densité d'un gaz est : (M_{air} : masse molaire d'air et M_{gaz} : masse molaire du gaz)

$$d = \frac{\text{masse d'un volume V du gaz}}{\text{masse du volume V de l'air}} \xleftarrow{M_{gaz}} \frac{M_{gaz}}{29} \Rightarrow M_{gaz} = d_{gaz} * 29$$

I.1.9. SOLUTIONS EN CHIMIE

Dans une solution le constituant majoritaire est appelé solvant (exp : eau + sel => le solvant est l'eau), et les substances dissoutes sont les solutés (sel).

I.1.9.1. La concentration molaire (Molarité)

$$C_M = \frac{\text{nombre de moles de soluté}}{\text{volume de la solution}} = \frac{n}{V} = \frac{m_{\text{soluté}}}{M * V} ; (1 M = 1 \text{ mol/l} = 1 \text{ mol l}^{-1}).$$

I.1.9.2. CONCENTRATION NORMALE (NORMALITE)

C'est le nombre d'équivalent gramme de soluté par litre de solution.

$$C_N = \frac{N_{eq-gr} \text{ de soluté}}{V} ; \text{le nombre d'eq-gr} = \frac{m_{\text{soluté}}}{m_{1(eq-gr)} \text{ de soluté}} ; m_{(1eq-gr)} = \frac{M}{Z}$$

$$\text{D'où : } C_N = \frac{m_{\text{soluté}}}{M} \frac{Z}{V} = C_M * Z \quad (Z=?)$$

Exp: dans le cas d'un acide Z est le nombre de proton H⁺ libéré (HCl)=>Z=1 et H₂SO₄=>Z=2) et dans le cas d'une base Z est le nombre de OH⁻ libéré (NaOH=>Z=1 et Ca(OH)₂=>Z=2).

I.1.9.3. La dilution

On dilue le soluté (on réduit sa concentration) on ajoutant du solvant. Après dilution la quantité de soluté est la même or que le volume a augmenté.

$$\text{Nous avons : } C_M = \frac{n}{V} \Rightarrow n = C_M * V$$

Avant dilution : $n_1 = C_1 * V_1$ et après dilution : $n_2 = C_2 * V_2$, sachant que le nombre de mole de soluté reste le même : donc . $n_1 = n_2 \Rightarrow C_1 * V_1 = C_2 * V_2$.

Exp : Quel est le volume de KMnO_4 (solution aqueuse) 0.038M nécessaire pour préparer 250 ml de solution de KMnO_4 à $1.5 \cdot 10^{-3}\text{M}$.

$$C_1 = 0.038\text{M}$$

$$C_2 = 1.5 \cdot 10^{-3}\text{M} \Rightarrow C_1 * V_1 = C_2 * V_2 \Rightarrow V_1 = V_2 \frac{C_2}{C_1} = 250 * \frac{1.5 \cdot 10^{-3}}{0.038} = 9.8710^{-3} \text{ l}$$

$$V_2 = 250 \text{ ml}$$

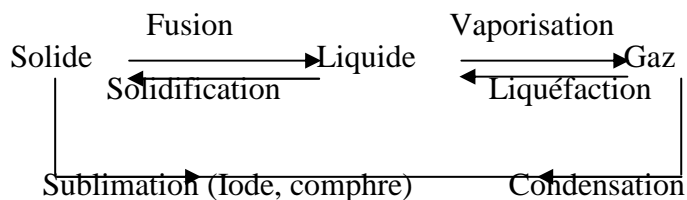
II. ETAT DE LA MATIERE

La matière existe sous trois états différents :

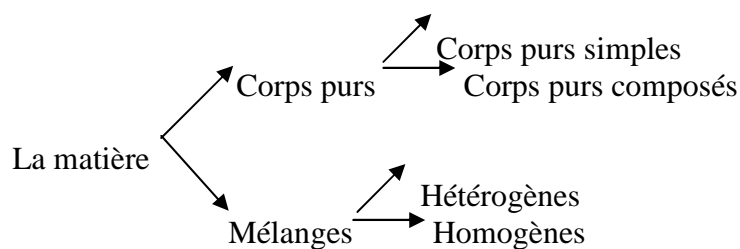
- a. Etat solide:** Ce sont des corps rigides qui conservent un volume et une forme bien déterminée, ils sont incompressibles.
- b. Etat liquide:** Les liquides constituent un état fluide. Ils sont déformables et prennent la forme du récipient qui les contient.
- c. Etat gazeux:** Les gaz occupent tout l'espace qui leur est offert, ils sont compressibles et se dilatent facilement.

II.1. SCHEMA DE CHANGEMENT D'ETAT DE LA MATIERE

La chaleur et le froid interviennent comme facteurs essentiels dans le passage d'un corps d'un état à un autre.



III. CLASSIFICATION DE LA MATIERE



III.1. CORPS PURS

Un corps qui résiste à tous les essais de séparation constitue un corps pur. Il existe deux espèces de corps purs.

a- Corps purs simples : ils sont constitués de molécules dont les atomes sont identiques. Ils sont indécomposables par les procédés de séparation (Exp : S, Fe, H_2 ...etc).

b- corps purs composés : ce sont des corps qui sont constitués de molécules dont les atomes sont différents. Ils sont décomposables en d'autres corps par les procédés de séparation (Exp : H_2O , H_2SO_4 , HCletc).

b.1. Méthodes de séparations des corps purs composés :

L'analyse élémentaire permet de séparer les corps purs composés. Elle comprend tous les procédés qui permettent de décomposer un corps composé. Ces procédés sont de nature chimique.

b.1.1. Thermolyse ou pyrolyse : décomposition d'une substance par la chaleur. (corps composé \rightarrow corps simple. Exp : sucre \rightarrow vapeur d'eau + gaz inflammable + carbone).

b.1.2. Radiolyse : décomposition d'une substance par les radiations lumineuses visibles ou invisibles (UV (ultraviolet), IR (infrarouge)).

b.1.3. Electrolyse : Décomposition par l'électricité.

III.2. MELANGES

Un mélange est une substance composée de molécules différentes (**Exp** : NaCl+l'eau, huile +eau).

Les mélanges peuvent être rangés en deux catégories :

a. Mélanges hétérogènes

Ce sont des mélanges où nous pouvons distinguer, à l'œil nu ou à l'aide d'instruments grossissant les particules des corps qui les constituent. Ce sont des mélanges constitués de plus d'une phase. **Exp** : huile + eau + vinaigrette

b. Mélanges homogènes

Ce sont des mélanges où nous ne pouvons pas distinguer les particules des corps qui les constituent. Ce sont des mélanges constitués d'une seule phase.

Exp : - mélange de deux gaz quelconques – HCl+eau – café +lait - air (78.05% d'azote, 20.97% d'oxygène, 0.94% gaz rares (He, Ne, Ar, Kr, Xe), 0.03% de dioxydes de carbone et 0.01% d'hydrogène).

III.2.1. Méthodes de séparations des mélanges

L'analyse immédiate permet de séparer tous les constituants d'un mélange. Elle comprend tous les procédés utilisés pour séparer les différents constituants d'un mélange. Ces procédés de séparations sont basés sur les différences des propriétés physiques présentées par les constituants.

III.2.1.1. mélanges hétérogènes

Les procédés utilisés varient suivant les cas :

III.2.1.1.1. mélange constitué de plusieurs solides :

a- **tamissage** : s'ils sont de grosseurs différentes (farine + semoule)

b- **lévigation** : s'ils sont de masses volumiques différentes.

Exp : séparation de l'Or du sable par lavage par un courant d'eau qui entraîne le sable.

c- **Dissolution** : si l'un des constituants est soluble dans un liquide qui ne dissout pas les autres.

III.2.1.1.2. mélange constitué des solides et de liquides :

a- **filtration**

b- **centrifugation** : les constituants sont animés d'un mouvement de rotation rapide.

III.2.1.1.3. mélange constitué de liquide

a- **décantation** : eau+huile

III.2.1.2. mélanges homogènes

a- **distillation** : séparation du pétrole brut (essence – mazout)

Principe : phase liquide → évaporation → condensation.

b- **Cristallisation** : l'eau de mer (eau+sel)

Principe : solide → dissolution → évaporation → solide.