

Chapitre 1

Rappel et initiation à la chimie

Enseignant et responsable du module :MOHAMMED CHERIF OUIZA .

INITIATION A LA CHIMIE GENERALE

INTRODUCTION

Les matériaux se montrent soit comme un corps pur ou sous forme de mélange. Le corps pur se présente en corps simple ou corps composé ou bien en corps complexe (ADN, protéides, lipides, ...). Le mélange est composé de 2 corps au moins (l'eau salée, le sang, l'eau, etc).

La matière peut exister dans différents états physiques à savoir l'état solide, l'état liquide, gazeux ou vapeur et l'état de plasma. 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" » [1].

A la fin du 19^{ème} siècle (1897), THOMSON supposait que l'atome a la forme sphérique (d'une sphère) de diamètre de l'ordre de l'Angstrom (10^{-10} m) dans laquelle sont réparties les charges (+) et (-) [2].

Définitions

Molécule

Une molécule est l'union d'au moins deux atomes telque chlorure d'hydrogène HCl ou l'oxygène O₂.

Atome

Principalement en Grèce Antique, les penseurs de cette époque se sont penchés sur la nature de la matière. La matière est-elle continue ? Peut-elle être divisée sans limite ? Vers 500 av. JC, le philosophe grec Démocrite estimait déjà qu'à partir d'un certain moment, il n'est plus possible de diviser la matière et la dernière particule fut appelée atome. Vingt siècles plus tard, cette conclusion fut confirmée. Il est vrai que la dernière partie insécable n'est pas l'atome mais ses composants : l'électron, le proton et le neutron.

Supposons que nous ayons en mains un instrument hypothétique qui pourrait voir les atomes, nous observerions des particules semblables à des petites boules entourées d'un nuage indéfini. Ces petites sphères de grandeur différente et parfois unies entre elles auraient une taille de 1 mm avec notre instrument si le même agrandissement nous donnait, à nous, une taille d'une fois et demi le diamètre de la terre.

La représentation des atomes et spécialement des électrons peuvent être faits au moyen de différents modèles qui sont tous exacts en partie mais aucun, à lui seul, ne décrit entièrement le comportement de la matière.

Représentation par des particules : l'atome est considéré comme une charge positive entourée d'électrons qui tournent comme les planètes autour du soleil.

INITIATION A LA CHIMIE GENERALE

Représentation par des ondes : l'atome est considéré comme un noyau cerclé d'un nuage de charges d'électricité négative distribuées selon des lois associées à des vibrations dans l'espace.

Ces représentations sont des portraits de la nature dont les parties fausses sont connues.

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.

Exp : Carbone C : Masse de l'atome = $1.99 \cdot 10^{-26}$ Kg, Dimension de l'atome = $1.8 \cdot 10^{-10}$ m

Sodium Na : Masse de l'atome = $3.8 \cdot 10^{-26}$ Kg, Dimension de l'atome = $2.8 \cdot 10^{-10}$ m.

I.1.1.3. Mole

Une mole d'électrons, d'atomes, de molécules ou de n'importe quelles particules est une quantité de matière. Elle correspond à $N = 6,022 \cdot 10^{23}$ particules, ce nombre est le **nombre d'Avogadro** défini comme le nombre d'atomes contenu dans 12 grammes de carbone 12. Dans cette échelle, la masse d'une mole de protons est de 1 g.

Masse molaire atomique

La masse molaire est la masse d'une mole d'une substance (un corps simple, un composé chimique). C'est donc la masse de N atomes. Elle s'exprime en grammes par mole ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ ou g/mol). Si on note :

m : la masse de la substance en grammes (symbole : « g », selon le SI) ;

n : la quantité de matière de la substance en moles (symbole : « mol », selon le SI) ;

M : la masse molaire de la substance en grammes par mole (symbole : « g/mol » ou « $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ », selon le SI) ;

on obtient les relations équivalentes :

$$n = \frac{m}{M}$$

Cas des corps simples :

La masse d'une mole d'atomes pour chaque élément chimique, se trouve dans le tableau périodique des éléments. Il s'agit en fait de la masse molaire moyenne.

Exemple : une mole d'atomes de chlore ${}^{35}\text{Cl}$ a une masse de 35 g et une mole d'atomes de chlore ${}^{37}\text{Cl}$ a une masse de 37 g. Or, l'élément chlore existe à l'état naturel avec les proportions 75,77 %/24,23 % en ${}^{35}\text{Cl}/{}^{37}\text{Cl}$. Sa masse molaire vaut donc $35,5 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$:

$$\frac{75,77 \times 35 + 24,23 \times 37}{100} = 35,48$$

Cas des corps composés :

Exemples :

On lit dans le tableau périodique des éléments : $M_{\text{H}} = 1,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;

$M_{\text{C}} = 12,0 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$;

INITIATION A LA CHIMIE GENERALE

$M_{\text{O}} = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

L'eau a pour formule brute H_2O , soit :

$M_{\text{eau}} = 2M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Masse volumique

La masse volumique, aussi appelée densité volumique de masse, est une grandeur physique qui caractérise la masse d'un matériau par unité de volume.

Elle est généralement notée par les lettres grecques ρ (rhô)

$$\rho = \frac{m}{V}$$

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

INITIATION A LA CHIMIE GENERALE

Concentrations : une concentration est une quantité caractérisant la composition d'un mélange par rapport à son volume V :

$$V_i = \frac{v_i}{V} = \frac{v_i}{\sum_{j=1}^l v_j}$$

- la concentration molaire c_i ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$), rapport entre le nombre de moles de i et le volume de liquide :

$$c_i = \frac{n_i}{V}$$

- la concentration massique ρ_i , rapport entre la masse de i et le volume de liquide :

$$\rho_i = \frac{m_i}{V}$$

- la fraction volumique (appelée « concentration volumique »; dans le cas d'un mélange de liquides, c'est le volume v_i de i divisé par le volume total V :

$$V_i = \frac{v_i}{V} = \frac{v_i}{\sum_{j=1}^l v_j}$$

Normalité

La normalité ou concentration équivalente se définit par le nombre d'équivalents-grammes ou au nombre de moles d'équivalent de soluté contenus dans un litre de solution.

$$C_n = N = \frac{n_{\text{éq.g}}}{V} = \frac{n_{\text{mol.éq}}}{V}$$

Applications :

Dans le cas d'un monoacide (**HCl**) ou d'une monobase (**NaOH**) : Eq=1

$$\text{Molarité} = \frac{\text{Normalité}}{1}$$

Dans le cas d'un diacide (**H₂SO₄**) ou d'une dibase : Eq=2

$$\text{Molarité} = \frac{\text{Normalité}}{2} \text{ et ainsi de suite.}$$

INITIATION A LA CHIMIE GENERALE

Dilution

On ajoutant du solvant pour diluer le soluté tout on réduisons sa concentration. Après dilution la quantité de soluté est la même que le volume a augmenté.

Nous avons : $C_M = n/V \Rightarrow n = C_M * V$

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 : $n_1 = n_2 \Rightarrow C_1 * V_1 = C_2 * V_2$.

CLASSIFICATION DE LA MATIERE [5]

Mélanges

La composition de plusieurs substances de molécules différentes constitue un mélange qui peut être rangé en deux catégories :

b. Mélanges homogènes

Ces des mélanges qui sont constitués d'une seule phase.

Exemple : - mélange de deux gaz quelconques tel que l'air (78.05% d'azote, 20.97% d'oxygène, 0.94% gaz rares ou un café + lait.

a. Mélanges hétérogènes

Les mélanges hétérogènes peuvent être distingués, 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. Exemple: huile + eau + sel.

Corps purs

Un corps pur est, en chimie, une matière ne comportant qu'une seule espèce chimique et qui qui résiste à tous les essais de séparation. Il existe deux types :

a- Corps purs simples : Un corps pur simple est un corps pur constitué d'un seul type d'atomes. Il peut être :

-Élémentaire, c'est-à-dire que ses atomes ne forment pas des molécules ; exemple : le cuivre (Cu) ;

-Moléculaire, c'est-à-dire que ses atomes sont liés par des liaisons covalentes et forment donc des molécules ; exemple : le dihydrogène H₂.

b- corps purs composés : Un corps pur composé est un corps pur constitué à partir d'atomes de natures différentes. Ils sont décomposables en d'autres corps Exemple: NaCl, FeO et H₂O.

LES DIFFERENTS ETATS ET CHANGEMENTS D'ETAT [5,8]

Les différents états

On distingue pour l'eau et les autres substances trois états différents: L'état solide, l'état liquide et l'état gazeux:

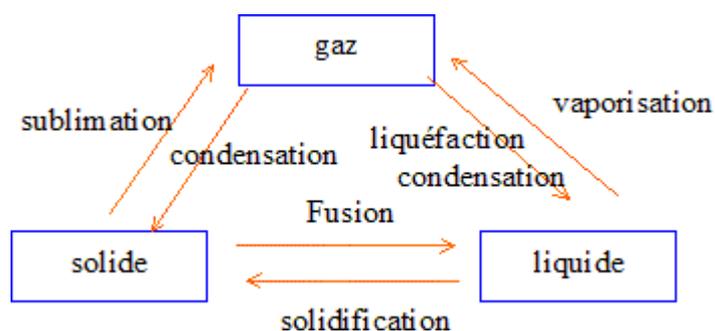
- A l'état gazeux on trouve la vapeur d'eau présente dans l'air mais invisible à l'œil nu.
- A l'état liquide on trouve les cours d'eau, les mers, les océans, la pluie ainsi que les nuages et le brouillard constitués de minuscules gouttelettes d'eau.
- A l'état solide on trouve la glace présente dans les glaciers, la banquise et la grêle. On trouve également la neige constituée de minuscules cristaux de glace.

Les changements d'état

L'eau peut changer d'état selon la température et sous l'action du soleil et du vent

Schéma résumant les différents changements d'état possibles (figure I.1) :

INITIATION A LA CHIMIE GENERALE



FigureI.1 :

changement d'étatVoici les définitions correspondantes:

- **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 solide