

CHAPITRE II

Structure de la

Matière

I-Introduction:

La matière qui nous entoure est composée d'atomes. Ces atomes n'existent pas souvent à l'état libre mais s'associe avec d'autres atomes pour former des molécules. On distingue : les molécules monoatomiques (He, Ne, Ar,...) qui sont à l'état gazeux, diatomiques (H₂, O₂, NaCl,..) et polyatomiques (H₂O, H₂SO₄,...).

Si les atomes formant la molécule sont identiques, la substance est un corps dit simple (O₃, N₂), et si ces atomes sont différents, la substance est un corps dit composé (CH₄, PCl₃).

II- Constituants de la matière:

Les atomes diffèrent par leurs structures et leurs masses, et sont constitués de trois espèces de particules : les protons chargés positivement, les neutrons de charge neutre et les électrons chargés négativement. Les protons et les neutrons, forment le noyau central autour duquel gravitent des électrons. Ces particules sont indiscernables à l'œil nu.

1)- L'électron:

L'électron, désigné par la lettre e⁻, est une particule chargée négativement. En 1897, le physicien anglais **Joseph John Thomson** annonce sa découverte. C'est en travaillant sur le comportement des rayons cathodiques, qu'il conclut que les rayons lumineux dans le tube cathodique sont formés d'électrons, c'est-à-dire de la matière formée de petites particules chargées d'électricité négative. Jusque là, l'atome était considéré comme la plus petite parcelle de matière. Il recevra le prix Nobel de physique en 1906.

Lors de ses recherches dans son laboratoire, Thomson conçoit un dispositif dans lequel un faisceau d'électrons est dévié lors de son passage entre deux plaques où règne un champ électrique et magnétique. La mesure de la déviation du faisceau d'électrons lui permet alors de déterminer le rapport e/m_e, appelé aussi charge spécifique de l'électron.

Ce rapport peut être défini par la formule : $\frac{|e|}{m} = \frac{2.U}{B^2 . R^2}$

- ✓ U : la différence de potentiel (ddp)
- ✓ B : le champ magnétique
- ✓ R : le rayon circulaire de la trajectoire

Entre 1906 et 1913 l'Américain **Robert Millikan**, réalisa de multiples expériences sur des gouttelettes d'huile afin de déterminer la charge de l'électron. En effet, Millikan pulvérisa des gouttelettes d'huile chargées électriquement (ionisée) entre deux plaques et les observa à l'aide d'un microscope. Sa méthode consistait à immobiliser les gouttelettes en augmentant le champ électrique jusqu'à ce que le poids de la gouttelette soit compensé par la force électrostatique. Millikan parvint ainsi à obtenir une valeur approchée de la charge élémentaire $|q_e| = 1,591 \times 10^{-19} \text{ C}$, très proche de la valeur admise aujourd'hui qui est de $q_e = -1,6021892 \cdot 10^{-19} \text{ C}$. La masse de l'électron est égale à : $m_e = 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ Kg}$,

2)- Le proton:

Le proton, désigné par la lettre p est une particule chargée positivement. En 1912, **Ernest Rutherford**, un physicien néo-zélandais découvre le proton un des constituants du noyau. L'expérience de Rutherford consistait à bombarder une très mince feuille d'or avec un flux de particules alpha. Ces particules chargées positivement, de masse très légère et de forte énergie devaient traverser la fine feuille d'or sans difficultés et sans déviations pour aller se poser sur un écran recouvert de sulfure de zinc de manière à ce que les particules alpha qui heurtent l'écran laissent des traces sur le sulfure de zinc.

Or en réalisant l'expérience, Rutherford remarqua que la majorité des particules alpha ne subissaient pas de déviations mais quelques-unes de ces particules étaient déviées. Rutherford en conclut que la difficulté pour certaines particules de traverser la fine plaque d'or sans déviation venait du fait que ces particules déviées ont rebondi sur quelque chose de petit et chargé positivement. C'est alors que Rutherford émit l'hypothèse que les atomes possédaient une structure, un constituant dans lequel se trouvaient les charges positives du noyau. Ainsi, Rutherford découvrit le noyau de l'atome et ses protons. La charge élémentaire du proton est $q_p = +1,6021892 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ et sa masse est égale à $m_p = 1,6726485 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$.

3)- Le neutron:

Le neutron, désigné par la lettre N, est une particule non chargée. En 1932, **James Chadwick**, qui fut l'assistant de **Rutherford** et l'un de ses plus brillants disciple découvrit le neutron. En 1920, Chadwick entendit Rutherford formuler l'idée d'une sorte d'atome de masse 1 et de charge 0 qui n'était pas l'hydrogène : cet objet, n'étant pas sujet aux répulsions électriques que subissaient les protons et les particules alpha, devait pouvoir s'approcher des noyaux et y pénétrer facilement. Chadwick se souvint 12 ans plus tard de cette communication, quand il eut à interpréter les résultats de ses expériences.

Lors d'une expérience où il bombardait du béryllium avec des particules alpha, il remarqua une radiation inconnue qui éjectait les protons du noyau. Chadwick conclut que ces radiations étaient composées de particules de masse approximativement égale au proton mais sans charge électrique; les neutrons. Cette découverte fut l'une des plus importantes en physique expérimentale. La masse du neutron est égale à $m_n = 1,6749543 \cdot 10^{-27} \text{Kg}$.

Remarque :

- La distance entre le centre de l'atome et les électrons est environ 10^4 à 10^5 fois plus grande que le rayon du noyau.
- La masse d'un électron est environ 2000 fois plus petite que celle d'un proton et d'un neutron, donc elle peut être négligeable dans le calcul de la masse de l'atome.
- Dans un atome, il y a autant d'électrons que de protons. Comme $q_e = -q_p$, l'atome sera donc électriquement neutre. Si le nombre de protons et d'électrons sont différents, l'ion correspondant sera chargé positivement ou négativement.

III)-Modèle de RUTHERFORD : (modèle planétaire de l'atome)

En 1911, E. Rutherford découvre expérimentalement la structure de l'atome: un noyau doté d'une charge électrique positive, autour duquel gravitent des électrons en mouvement chargés négativement. Cette découverte faisait suite au bombardement de feuilles d'or par des particules d'hélium (particule α). En effet, il a montré que la matière était composée de vide et il propose alors un modèle planétaire c'est-à-dire analogue au système solaire.

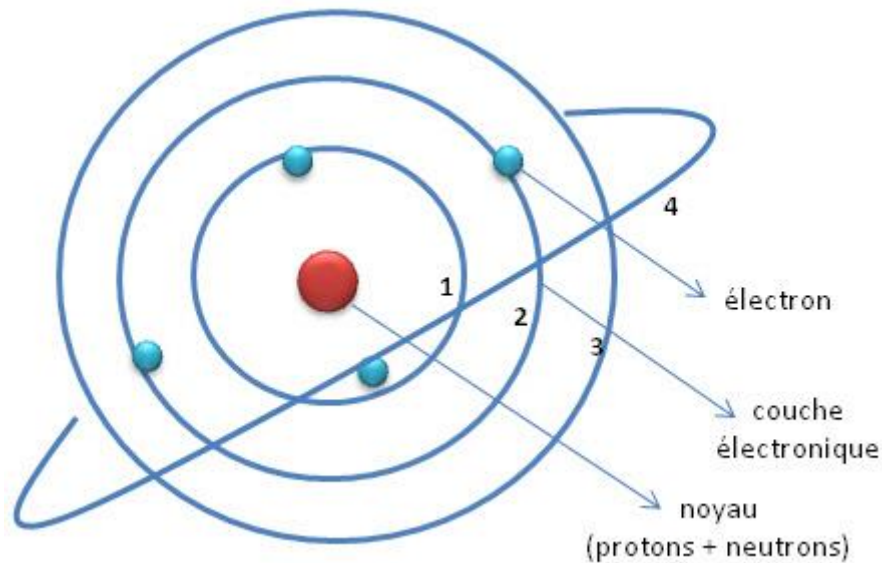


Figure II-1 : modèle planétaire de Rutherford

Un tel système est stable par l'effet de l'égalité entre deux forces à savoir la force centrifuge $|F_c|$ et la force d'attraction $|F_a|$.

$$|F_a| = \frac{Ke^2}{r^2}, \quad \mathbf{r} \text{ étant le rayon et } K = \frac{1}{4\pi\zeta_0} \text{ avec } \zeta_0 = \text{la permittivité du vide}$$

$$|F_c| = \frac{mv^2}{r}, \quad \mathbf{m} \text{ étant la masse et } \mathbf{v} \text{ la vitesse}$$

Le système est en équilibre si $|F_a| = |F_c|$:

$$\frac{Ke^2}{r^2} = \frac{mv^2}{r} \Rightarrow r = \frac{Ke^2}{mv^2}$$

- ❖ On remarque que le rayon dépend de la vitesse c'est-à-dire que tout les rayons sont permis car la vitesse n'as pas de limite de valeur.
- ❖ Ce modèle présente un inconvénient majeur. En effet, quand l'électron rayonne des ondes électromagnétiques alors il va perdre de l'énergie et de ce fait, il finira par tomber sur le noyau, ce qui rend l'atome totalement instable. Ceci est en contradiction avec l'expérience.

IV-Les états de la matière:

La matière peut être sous la forme d'un des quatre états les plus communs : état liquide, gazeux, solide et l'état plasma.

1)- L'état solide:

A l'état solide les molécules sont très proches les unes des autres (presque entassées) et l'espace qu'elles occupent est faible : on dit qu'elles ont une disposition compacte. Chaque molécule possède un espace fixe : il s'agit d'une disposition ordonnée. L'état solide est donc compact et ordonné.

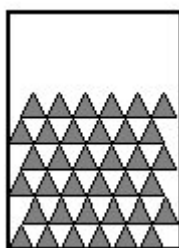


Figure II-2 : Molécules à l'état solide

2)- L'état liquide:

Les molécules sont toujours très proches les unes des autres et forment un ensemble compact. Par contre elles ne sont pas fixes, elles peuvent se déplacer en glissant les unes sur les autres : elles sont organisées de manière désordonnée. L'état liquide est compact et désordonné.

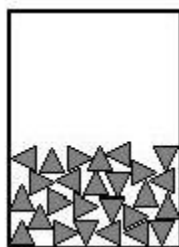


Figure II-3 : Molécules à l'état liquide.

3)- L'état gazeux:

Les molécules sont relativement éloignées entre elles et forment un ensemble dispersé. Elles se déplacent rapidement et de manière désordonnée. L'état gazeux est dispersé et désordonné.

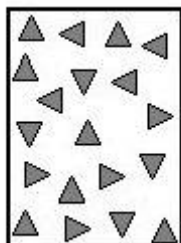


Figure II-4 : Molécules à l'état gazeux.

4)- L'état plasma:

Le terme plasma, appelé aussi « quatrième état de la matière », a été utilisé en physique pour la première fois par le physicien américain **Irving Langmuir** en 1928, par analogie avec le plasma sanguin.

L'état plasma est souvent décrit comme un état de la matière, tout comme l'état solide, liquide ou gazeux. Il est visible sur Terre, à l'état naturel, le plus souvent à haute température. Les propriétés chimiques de cet état sont nettement différentes de celles des autres états ; elles sont parfois dites « exotiques ». Les exemples de plasmas les plus courants sont les flammes de haute température et la foudre.

Les plasmas sont extrêmement répandus dans l'Univers puisqu'ils représentent plus de 99 % de la matière connue. Toutefois, ils passent presque inaperçus dans notre environnement proche, étant donné leurs conditions d'apparition très éloignées des conditions de température et de pression de l'atmosphère terrestre. Ainsi parmi les plasmas naturels on distingue : la queue des comètes, la traînée des étoiles filantes, les étoiles, les nébuleuses gazeuses, les aurores boréales, les éclairs et bien d'autres encore. A notre niveau, on étudiera seulement les trois premiers états.

V- Les changements d'états:

L'état sous lequel se trouve la matière dépend de deux paramètres : la température et la pression. Par exemple sous la pression atmosphérique normale, l'eau est solide (ou glace) en dessous de 0°C, est liquide entre 0°C et 100°C, et est vapeur au dessus de 100°C. L'eau change donc d'état à 0°C (solide → liquide ou inversement), et change aussi d'état à 100°C (liquide → gazeux ou inversement).

Dans le langage courant un même changement d'état peut être désigné par plusieurs termes (**Figure II.4**).

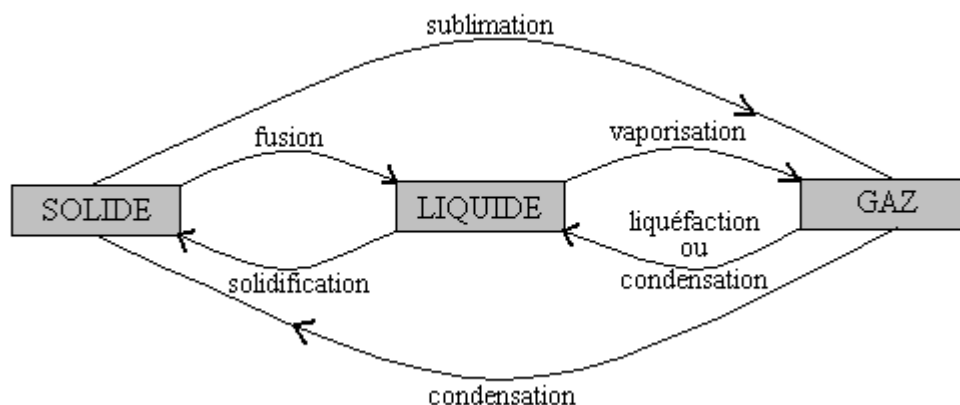


Figure II-5 : Changements d'états.

VI- Notation d'un élément chimique:

Un atome X peut être représenté symboliquement par ${}^A_Z X$ où :

- X est le symbole de l'atome, il est soit en lettre majuscule, soit une lettre majuscule suivie d'une lettre minuscule.
- A est appelé le nombre de masse et représente le nombre total de nucléons dans l'atome.
- Z est appelé le numéro atomique et représente le nombre de protons dans le noyau. Il représente aussi le nombre d'électron si l'atome est neutre.
- La différence (A-Z) détermine le nombre de neutrons.

VII- Masse atomique et masse molaire:

1)- La masse atomique:

La masse atomique est égale à la somme des masses des constituants de l'atome considéré.

$$m_{\text{atome}} = Zm_e + Zm_p + (A-Z) m_N.$$

Les masses atomiques sont exprimées en unité de masse atomique. Par définition, l'unité de masse atomique qu'on note u.m.a, est le $\frac{1}{12}$ de la masse d'un atome de carbone $^{12}_6\text{C}$. Il y a donc une correspondance directe entre la masse d'un atome en u.m.a et sa masse en gramme. En pratique ce nombre est le nombre d'Avogadro N et qui vaut : $N = 6,023 \cdot 10^{23}$

$$\text{➤ } 1 \text{ u.m.a} = \frac{1}{12} m_c = \frac{1}{12} \left(\frac{12}{N} \right)$$

$$\text{➤ } 1 \text{ u.m.a} = \frac{1}{N} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ Kg.}$$

Concrètement, cette définition de l'u.m.a entraîne que le nombre qui exprime la masse d'un nucléide en u.m.a, est le même que celui qui exprime la masse en g/mol d'une mole de ce nucléide.

2)- La masse molaire:

La masse molaire (M) d'une substance, est la masse de cette substance contenue dans une mole. La mole (mol) est une unité de base du système international, qui est principalement utilisée en physique et en chimie. C'est la quantité de matière qui contient autant d'atomes qu'il y a dans 12g de carbone 12.

Les relations suivantes sont toujours vraies :

$$\text{➤ } M = \frac{m}{n} \quad ; \quad n = \frac{m}{M} \quad ; \quad m = n \times M$$

Chapitre II : Structure de la Matière

Tableau récapitulatif des valeurs :

	Proton	Neutron	Electron
Charge (C)	$1,6021892 \cdot 10^{-19}$	0	$-1,6021892 \cdot 10^{-19}$
Masse (Kg)	$1,6726485 \cdot 10^{-27}$	$1,6749543 \cdot 10^{-27}$	$9,109534 \cdot 10^{-31}$
Masse (u.m.a)	1,007276	1,008665	0,000549

VIII- Les isotopes:

Deux atomes (ou deux nucléides) sont dits isotopes s'ils ont le même nombre de charge Z, mais différent par leur nombre de masse A. Ceci se traduit par une différence au niveau du nombre de neutrons.

Un élément peut avoir un ou plusieurs isotopes. Certains de ces isotopes se rencontrent dans la nature ; c'est le cas de l'hydrogène et de l'uranium. Ils sont dits des isotopes naturels. D'autres sont le résultat de l'activité humaine car ils sont produits par des réactions nucléaires contrôlées (réacteurs nucléaires) ou explosives (bombe nucléaire). Ils sont dits des isotopes artificiels.

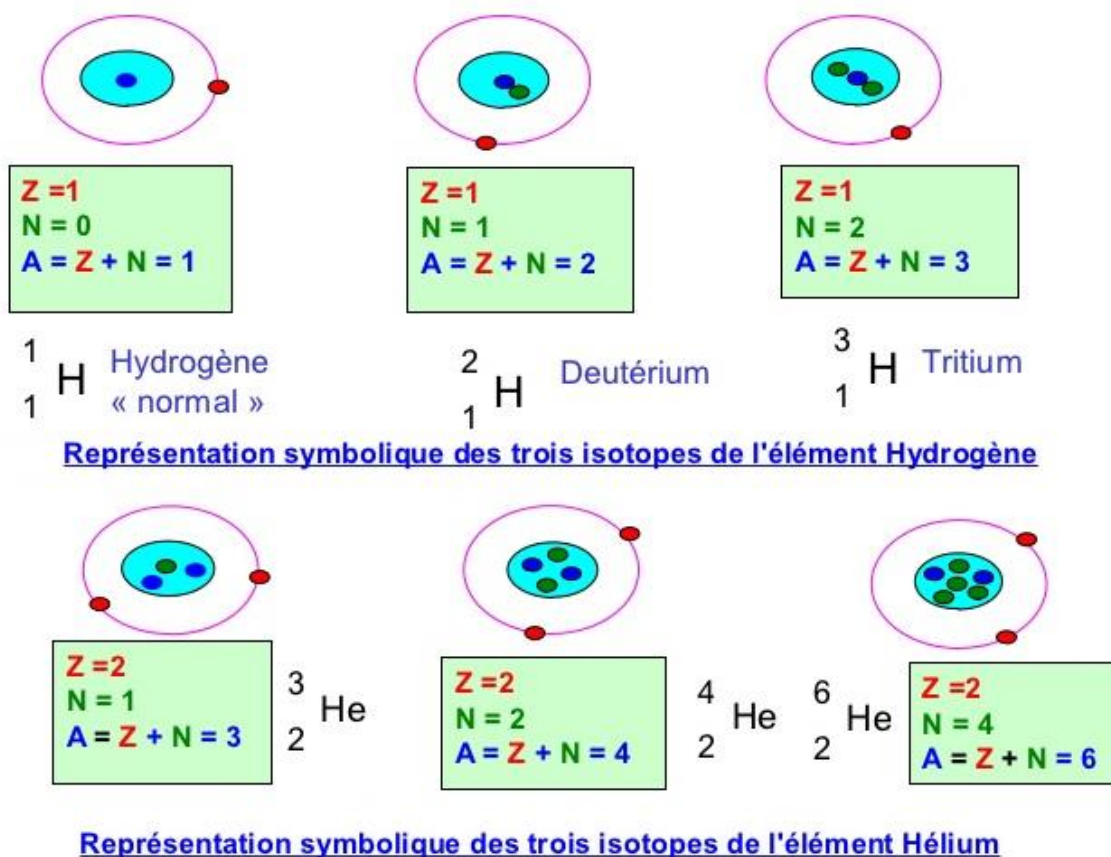


Figure II-6: Représentation symbolique des isotopes de l'hydrogène et de l'hélium.

IX- Composition isotopique:

Lorsqu'un élément possède plusieurs isotopes, le pourcentage de ces derniers constitue sa composition isotopique.

1)- Séparation des isotopes

Certaines différences de propriétés physiques ou chimiques existant entre les isotopes d'un même élément, résultent des écarts de masse des noyaux atomiques et de leurs conséquences sur les énergies vibrationnelles ou rotationnelles des molécules. Ces différences de propriétés peuvent être utilisées pour séparer les isotopes.

La **spectrométrie de masse** est une technique physique d'analyse permettant de détecter et d'identifier des molécules d'intérêt par mesure de leur masse, et de caractériser leur structure chimique. Son principe réside dans la séparation en phase gazeuse de molécules chargées (ions) en fonction de leur rapport masse/charge (m/z). Elle est utilisée dans pratiquement tous les domaines scientifiques : physique, astrophysique, chimie en phase gazeuse, chimie organique, dosages, biologie, médecine...

Le spectromètre de masse élaboré par **Bainbridge** en 1933 permet de mesurer la masse des ions de même charge. Les ions sont sélectionnés par leur vitesse, puis différenciés par leur masse, ce qui permet de séparer les différents isotopes d'un même atome.

2)- Abondance isotopique:

On désigne par abondance isotopique, le pourcentage en nombre d'atomes de chacun des isotopes présents dans le mélange naturel. Cette abondance est équivalente à la fraction molaire de chaque isotope stable.

3)- Masse atomique relative d'un isotope (Mi):

Soit un élément X qui possède (i) isotopes d'abondances : $a_1, a_2, a_3, a_4 \dots a_i$, et de masse atomique : $m_1, m_2, m_3, m_4 \dots m_i$. La masse atomique relative de cet élément X, est égale à la moyenne des masses atomiques relatives de ses isotopes en fonction de leurs abondances.

La masse atomique moyenne de l'élément sera : $M(X_i) = \frac{\sum a_i \cdot m_i}{100}$