

Chapitre I. Structure de la matière et rayonnements électromagnétiques

I-1. La matière

On désigne par le terme de matière tout ce qui compose les corps qui nous entourent, tout ce qui a une masse et un volume.

Il existe différentes familles de matière, comme :

- la matière organique, qui constitue les êtres vivants (animaux ou végétaux) ou morts ;
- la matière azotée, qui est le résultat de transformations de l'azote, etc.

I-2. Un peu d'histoire

Pendant des siècles, l'idée généralement admise était que toute matière pouvait être formée à partir de quatre éléments fondamentaux : l'eau, l'air, la terre et le feu...

Néanmoins, les grecs anciens, et en particulier **Démocrite**, avaient déjà imaginé que **la matière** devait être **discrète** et non continue, c'est à dire qu'elle ne peut pas être divisée indéfiniment. Ils avaient ainsi postulé l'existence de **grains de matière indivisibles** qu'ils appelèrent **atomes** (*atomos* en grec signifie insécable).

Les notions modernes d'éléments et d'atomes sont apparues plus tard avec les débuts de la **chimie**. La notion **d'élément** telle qu'elle est connue actuellement a été définie en 1661 par **Robert Boyle**. Ensuite, John Dalton en 1808 et Avogadro en 1811 élaborèrent la notion **d'atome** et de **molécule** afin d'expliquer les réactions chimiques, mais ce schéma ne fut adopté officiellement qu'en 1860.

Il fallut attendre la fin du XIX^{ème} siècle pour que l'atome soit aussi étudié par **les physiciens** et pas seulement par les chimistes.

I-3. De quoi est faite la matière ?

Si on prend un morceau de fer et qu'on le divise en morceaux de plus en plus petits, il arrivera un moment où il ne sera plus possible de le diviser en morceaux de fer. **Ce plus petit morceau de fer possible est l'atome de fer**. Un atome de fer peut être divisé mais les morceaux qui restent après la division ne sont plus du fer (on obtient un noyau et des électrons)...

Si on prend de l'eau et qu'on la divise en parties de plus en plus petites, il arrivera aussi un moment où il ne sera plus possible de la diviser en parties d'eau. **La plus petite partie d'eau possible est la molécule d'eau**. La molécule d'eau peut être divisée mais les morceaux qui restent après la division ne sont plus de l'eau : ce sont un atome d'oxygène et deux atomes d'hydrogène (la molécule d'eau est donc notée H_2O)...

Ainsi, il est possible de faire de l'eau avec de l'oxygène et de l'hydrogène, au cours d'une réaction chimique. Par contre, il n'est pas possible de faire du fer par une réaction chimique (mais il est possible d'extraire du fer d'une molécule qui en contient).

Une molécule est donc un assemblage **de plusieurs atomes**. Certains corps, tels que l'eau, sont des **corps composés**, leur plus petite partie est une molécule, d'autres, comme le fer, sont des

corps purs, leur plus petite partie est un atome. **La chimie** permet de faire des corps composés à partir de corps purs, mais pas de faire des corps purs à partir d'autres corps purs...

I-4. Les états de la matière

Dans la vie de tous les jours, on s'intéresse au trois états de la matière : solide, liquide et gaz. L'état sous lequel se trouve la matière dépend de deux paramètres : la température et la pression. Ainsi, à la pression atmosphérique normale, l'eau est solide (glace) en dessous de 0°C , est liquide entre 0°C et 100°C et est de la vapeur d'eau (gaz) au dessus de 100°C .

A 0°C l'eau change d'état et passe de l'état solide à l'état liquide (ou l'inverse).

A 100°C l'eau change à nouveau d'état et passe de l'état liquide à l'état gazeux (ou l'inverse).

Quand la matière passe d'un état à un autre on dit tout simplement qu'il y a changement d'état.

I-5. Définitions

- **Solide** : C'est un état de la matière qui possède une forme propre. Il possède une masse et une forme qui ne change pas. Il ne peut pas être invisible. Les particules sont très proches les unes des autres. Il y a une grande force d'attraction entre les particules, figure (I.1).

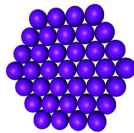


Figure I.1. La structure du solide

- **Liquide** : C'est un état de la matière qui ne possède pas de forme propre. Il possède une masse et un volume défini. Les particules sont proches mais il y a de l'espace entre elles. La force d'attraction entre les particules est moindre que dans les solides, figure (I.2).

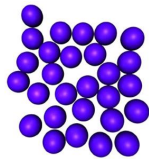


Figure I.2. La structure du liquide

- **Gaz** : Il occupe toute la place disponible. Possède un volume et une masse non défini (les particules sont toujours en mouvement). Peut être invisible. Sa forme est non-définie car il prend la forme du contenant. Les particules sont très éloignées. La force d'attraction est très petite, figure (I.3).



Figure I.3. La structure du gaz

On a vu que la matière est constituée d'atomes ou de molécules (assemblage d'atomes). Les atomes sont entre cent mille et un million de fois plus petits que le diamètre d'un cheveu (10^{-10} m) et constituent les briques élémentaires qui permettent de différencier un élément chimique d'un autre. Au total, il existe actuellement 118 éléments regroupés dans un tableau périodique des éléments, aussi appelé tableau de Mendeleïev.

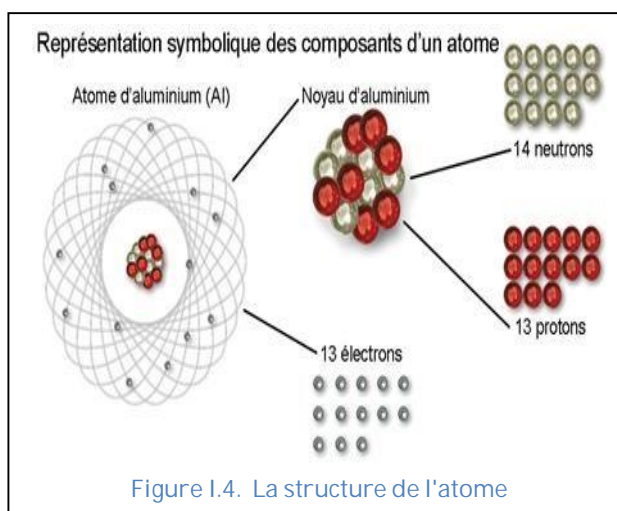
I-6. Structure de l'atome

L'atome est le constituant de base de la matière. Dans le noyau de l'atome se trouvent les **protons** (chargés positivement) et les **neutrons** (non chargés), tandis que les **électrons** (chargés négativement) sont localisés autour du noyau.

Son nombre de protons ou numéro atomique est noté Z. L'atome étant neutre, il comporte autant d'électrons que de protons. Ainsi **le numéro atomique détermine les propriétés chimiques de l'atome.**

A chaque valeur de Z correspond un nom d'atome, un élément chimique. Ainsi l'hydrogène possède 1 proton, tandis que le carbone en possède 6.

Le nombre de neutrons au sein du noyau est désigné N. Le nombre de masse A est la somme de Z+N. Figure (I.4)



Par convention, on a adopté l'écriture suivante : A_ZX .

Exemple:

La représentation ${}^{16}_8O$ est celle du noyau d'un atome d'oxygène comportant 8 protons et $16 - 8 = 8$ neutrons.

I-7. Les unités de la physique atomique

I-7-a-Unité de masse

On définit l'unité de masse atomique (u.m.a) comme la $1/12^{\text{ième}}$ de la masse de l'atome de carbone 12.

Comme une mole d'atome de carbone 12 a pour masse 12 g, on a donc

$$1 \text{ u.m.a} = 1/12 \times 12/\text{Na} = 1/\text{Na} = 1,66 \times 10^{-24} \text{ g}$$

avec $N_A = 6,023 \times 10^{23}$ = nombre d'Avogadro.

I-7-b- Unité d'énergie

On utilise fréquemment l'électron-volt (eV) qui correspond à l'énergie cinétique acquise par un électron soumis à une différence de potentiel de 1 volt. D'où

$$1 \text{ eV} = 1,6 \times 10^{-19} \text{ J}$$

I-7-c- Equivalence masse-énergie

La relation d'Einstein $E=mc^2$ permet de convertir les unités de masse en unités d'énergie et réciproquement. Par exemple on peut calculer que :

1 u.m.a correspond à 931,5 MeV

I-8. Les particules élémentaires

<i>Particules</i>	<i>Proton</i>	<i>Neutron</i>	<i>Électron</i>
<i>Charge (coulomb)</i>	$1.6021892 \cdot 10^{-19}$	0	$-1.6021892 \cdot 10^{-19}$
<i>Masse (kg)</i>	$1.6726485 \cdot 10^{-27}$	$1.6749543 \cdot 10^{-27}$	$9.109534 \cdot 10^{-31}$
<i>Masse (u.m.a)</i>	1.007276	1.008665	0.000549

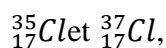
Tableau I.1. Les particules élémentaires

Parmi les quelques deux mille noyaux atomiques distincts correspondant tous à l'écriture générale, A_ZX les distributions des neutrons et des protons permettent de définir des familles particulières de nucléides ; on distingue :

- **Les isotopes :**

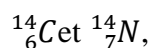
Ce sont des éléments qui ont même numéro atomique Z et donc même nom et même propriétés chimiques ; par contre, le nombre de masse A est différent d'où un nombre de neutrons différents. Il en résulte des propriétés physiques différentes des noyaux.

Par exemple:



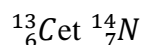
- **Les isobares :**

Ils présentent la curiosité mathématique d'avoir le même nombre de masse A avec des numéros atomiques Z différents ; ils n'ont aucune propriété commune ; par exemple :



- **Les isotones :**

Ils ont le même nombre de neutrons $N = A - Z$ sans que cela entraîne des propriétés spéciales ; par exemple :



- **Les isomères :**

Ce sont deux éléments absolument identiques ; seule une différence d'énergie permet de les distinguer, l'un se trouve à un niveau d'énergie métastable (m) supérieur à l'autre, par exemple :

Br avec Br^(m)

Famille de nucléides	Nucléon (A)	Protons (Z)	Neutron (A-Z)
Isotope :	différent	identique	différent
Isotone :	différent	différent	identique
Isobare :	identique	différent	différent

Remarque :

- La densité d'un noyau ne dépend pas de A.
 - La distribution des protons et des neutrons est uniforme.
 - Le noyau étant assimilé à une sphère de rayon R, on a la relation :
 $R = R_0 A^{1/3}$;
avec $R_0 = 1,4 \times 10^{-15} \text{ m} = 1,4 \text{ Fermi}$
A = nombre de masse du noyau de l'atome.
 - Si A est sans unité ; A = nombre de nucléons du noyau
 - Si A est en g ; A = masse d'une mole d'atomes
 - Si A est en u.m.a ; A = masse d'un atome.
- Connaissant A pour un atome quelconque, on peut donc en déduire le nombre de nucléons, la masse d'une mole et la masse d'un atome.

I-9. Le défaut de masse et énergie de cohésion (liaison) d'un noyau

La masse d'un atome est inférieure à la somme des masses des particules qui le constituent. Ce défaut de masse correspond à l'énergie de cohésion du noyau de l'atome. C'est aussi l'énergie qui a été consommée pour constituer le noyau à partir des particules séparées. A cette énergie correspond une perte de masse Δm , selon la relation d'Einstein :

$$E = \Delta m \cdot c^2$$

$$\text{Avec } \Delta m = (Zm_p + (A-Z)m_n) - M(A,Z)_{\text{noyau}}$$