

**Introduction :**

Les planètes, l'air, l'eau, les pierres, les êtres vivants... tous les corps de la nature sont constitués à partir d'atomes ou d'assemblages d'atomes.

Les éléments sont formés de particules extrêmement petites, appelées atomes. Tous les atomes d'un élément donné sont identiques entre eux. Les atomes d'un élément sont différents de ceux de tous les autres éléments.

Les composés sont formés de plus d'un élément. Dans tout composé, le rapport entre le nombre d'atomes de deux éléments est soit un nombre entier, soit une fraction simple.

La matière qui nous entoure est constituée d'atomes. L'atome du grec atomos = indivisible, insécable ; quantité de matière infiniment petite. L'atome est constitué de particules élémentaires : le noyau et un cortège électronique.

**I/ Les atomes :****I-1 / Introduction :**

Pour expliquer certaines propriétés chimiques ou physiques de la matière, les chimistes ont du faire des hypothèses sur l'existence des atomes et leur structure. Toute substance constituant la matière est formée d'atomes. **L'atome est la particule fondamentale de la chimie.**

La matière est formée à partir de grains élémentaires appelés **ATOMES** qui diffèrent par leurs structures et leurs masses. Chaque espèce d'atome est appelée élément et désignée par un symbole. **Exemple** : Hydrogène : **H** ; Oxygène : **O** ; Carbone : **C**

La compréhension des réactions chimiques nécessite de connaître la structure de la matière (atomes, molécules, ions, cristaux). Le composant de base de la matière est l'atome.

**I-2/Notion d'atome, molécules, mole et nombre d'Avogadro :**

L'atome est l'élément fondamental de la matière, à cause de sa grande réactivité, n'existe pratiquement pas à l'état libre dans les conditions expérimentales ordinaires sauf pour les gaz parfaits. Il est constitué de différentes particules élémentaires, dont trois principales : l'électron, le proton et le neutron.

- Les atomes s'associer pour donner des molécules, une molécule est par conséquent une union d'atomes.

- La mole est l'unité de mesure de la quantité de matière.

- Le nombre d'atomes contenus dans une mole est appelé le Nombre d'Avogadro (NA).  $NA = 6,023 \cdot 10^{23}$ .

1mole (d'atomes, ions, molécules....) =  $6,023 \cdot 10^{23}$  (atomes, ions, molécules....).

➤ **L'atome est neutre et est composé de :**

**Z protons** de charge + et de masse  $m_p = 1,6726 \cdot 10^{-27}$  kg

**(A-Z) neutrons** neutres de masse  $m_n = 1,6749 \cdot 10^{-27}$  kg

**Z électrons** de charge -e et de masse  $m_e = 9,1095 \cdot 10^{-31}$  kg

**Z** est le nombre de charge.

**A** est le nombre de masse.

**I-2-1/Les tailles d'un atome et de son noyau**

Le diamètre du nuage électronique sphérique de l'atome est de l'ordre de  **$10^{-10}$  mètre**. Le noyau est encore beaucoup plus petit. Il occupe une sphère d'un diamètre de  $10^{-15}$ mètre en moyenne.

**I-2/Structure de l'atome :**

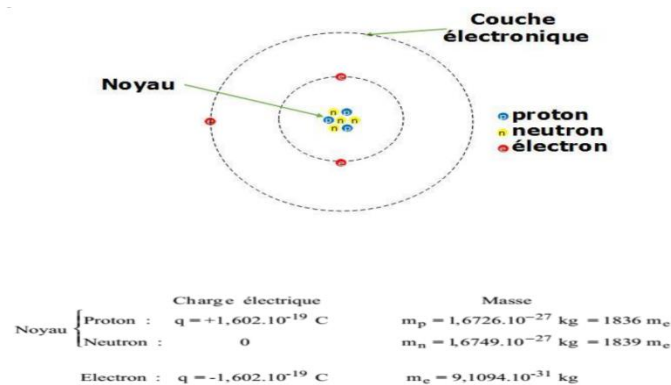
Un atome est une **particule électriquement neutre** comprenant deux parties :

- Un **noyau** constitués de **protons** chargés positivement et de **neutrons** sans charge électrique ;

- Des **électrons** chargés négativement qui gravitent autour du noyau.

**I-2-1/Constituants de l'atome :**

L'atome est un ensemble électriquement neutre comportant une partie centrale, le noyau chargé positivement et constitué de deux types de particules, protons et neutrons, **appelées nucléons**, ou est centrée pratiquement toute sa masse, et autour duquel gravitent des charges négatives élémentaires ou électrons (**Figure 1**)



**Figure 1 : Structure de l'atome.**

**-L'atome est composé :**

- D'un **noyau central** qui est un assemblage de **protons** et de **neutrons**. Les protons et les neutrons constituent les **nucléons** (du mot grec "nucleus" signifiant noyau);
- D'un **nuage périphérique** composé d'un cortège d'**électrons**, qui tournent à des vitesses prodigieuses autour du noyau. Il est impossible de vraiment se représenter leurs trajectoires: seules des formules mathématiques permettent de prédire dans le nuage qu'ils forment autour du noyau, les zones où l'on a le plus de chances de les rencontrer.

**a. L'électron ou Le nuage électronique**

Le nuage électronique est composé d'électrons, notés  $e^-$ . L'électron est chargé négativement, de charge  $-e = -1,6 \times 10^{-19}$  C. La masse de l'électron est :  $m_{e^-} = 9,109 \times 10^{-31}$  kg. La charge d'un nuage électronique est égale au nombre d'é  $Z$  multiplié par la charge de l'électron ( $-e$ )  $Q_{\text{nuage}} = Z \times (-e)$ .

**b. Noyau :**

Un noyau est beaucoup plus gros et massif qu'un électron. Il est composé de neutrons et de protons, ce sont des nucléons. Les protons (notés **p**) et les neutrons (notés **n**) ont sensiblement la même masse, mais ils ont une charge différente. Le noyau étant composé de neutrons et de protons, il est donc chargé positivement. La charge électrique d'un proton est appelée charge élémentaire, on la note **e**.

**c. Proton : se caractérise par Le numéro atomique : Z** est le nombre de protons.

Les atomes numérotés par  $Z$  contiennent  $Z$  protons. La charge du noyau est donc  $Z$ .

**d. Neutrons ou neutrinos**

Les neutrinos sont des particules élémentaires stables, de charge électrique nulle et n'interagissent uniquement que par **interaction faible**. Dans le modèle standard minimal, les neutrinos n'ont pas de masse.

**I-2-2/Représentation de l'atome**

Les atomes sont caractérisés par leur numéro atomique  $Z$  qui la charge du noyau. C'est un numéro ( $\sim$  de 1 à 100). Il y a une liste des atomes caractérisés par un nom, un symbole et  $Z$ .

D'une façon générale, on représente un atome (élément chimique) X par la notation suivante **Avec** :

**Z** est le numéro atomique (ou nombre d'électron) et correspond au nombre de protons dans un noyau.

**A** est le nombre de masse (ou masse atomique), et correspond à la somme des N neutrons et de Z protons.

$A = Z + N$  d'où le nombre de neutrons :  $N=A-Z$

### I-2-3/ Définition d'un ion

Un ion monoatomique est un ion formé à partir d'un atome qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons. Lorsqu'on passe d'un atome à un ion, le nombre de protons et de neutrons reste invariable, le noyau n'est pas modifié et la représentation symbolique de l'atome ne change pas. En perdant des électrons, les atomes se transforment en entités chargées positivement, appelées cations :  $\text{Na}^+$  En gagnant des électrons, les atomes se transforment en entités chargées négativement, appelées anions :  $\text{O}^{2-}$

### I-2-4/Notion d'isotopes :

Deux atomes d'un même élément chimique X sont dits isotopes s'ils possèdent le même numéro atomique Z et diffèrent par leurs nombre de masse (i.e. nombre de neutron différent). Les isotopes d'un même élément chimique ont toujours des propriétés physico-chimiques très voisines.

#### Exemples

$^{12}\text{C}$  : Z=6, A=12, N=6

$^{13}\text{C}$  : Z=6, A=13, N=7

$^{14}\text{C}$  : Z=6, A=14, N=8

Quand on a un **grand nombre d'atomes** désignés par le même symbole et le même Z, on a des mélanges d'isotopes qui diffèrent par M ; le nombre de neutrons est différent. Comme cela n'affecte pas les forces électrostatiques (les charges sont les mêmes) l'atome a les mêmes propriétés chimiques et conserve son nom. La masse atomique d'un atome moyen représentant le mélange est alors un nombre réel : 12,8111 pour C ; 15,9994 pour O et 35,453 pour Cl.

Le domaine de la chimie (celui des réactions) n'est pas concerné par la différence entre isotopes : les isotopes ont des noyaux pareillement chargés ! L'existence d'isotopes peut, en revanche, intéresser le chimiste pour suivre un atome particulier (traceurs, atomes marqués...). La chimie physique utilise la physique pour caractériser les espèces chimiques et est intéressé par autre chose que les échanges d'électrons.

### I-2-5/ Masse des éléments

#### a. Définitions:

**a.1. Une mole d'atome** : c'est un paquet d'atome refermant  $N$  atomes :

$N$ : nombre d'Avogadro =  $6.023 \cdot 10^{23}$  atomes.

**a.2. La masse du Carbone  $^{12}_6\text{C}$**  : est égale **exactement** 12 g, c'est la masse d'une mole de carbone.

#### ➤ **Unité de masse atomique : uma**

Par définition l'uma est le 1/12 de la masse d'un atome de carbone 12 ( $^{12}_6\text{C}$ ). Elle correspond à la masse moyenne d'un nucléon.

$$1 \text{ u.m.a.} \approx m_p \approx m_n = 1.6606 \cdot 10^{-27} \text{ Kg}$$

$$1 \text{ u.m.a.} = \frac{1}{12} \text{ de la masse d'un atome } ^{12}_6\text{C} = \frac{1}{12} \cdot \frac{12 \cdot 10^{-3}}{N_A} = 1,6606 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

➤ La **masse molaire** est la masse d'une mole d'une substance (un corps simple, un composé chimique). Elle s'exprime en grammes par mole ( $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$  ou  $\text{g/mol}$ ). Cette relation se traduit par : avec :

$M$  : la masse molaire en grammes par mole. (Ou «  $\text{g/mol}$  » ou «  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$  »,  $m$  : la masse en grammes (symbole «  $\text{g}$  ») ;  $n$  : la quantité de matière en moles (symbole «  $\text{mol}$  »))

## II/Structures électronique des atomes :

L'étude de la structure électronique des atomes permet de comprendre de manière plus approfondie la classification périodique des éléments appelée encore classification périodique de Mendeleïev, établit en 1869. Actuellement, elle comporte plus de 112 éléments et on continue d'en créer dans les accélérateurs de particules. Mais seuls 90 d'entre eux sont stables, les autres ont des durées de vie très courtes.

## II.1/ Définition

Dans un atome, les électrons ne sont pas tous équivalents entre eux. Ils sont répartis dans différents niveaux d'énergie, ou « couches électroniques ». Les trois premières couches, s'appellent (K), (L) et (M). Chaque couche possède un certain nombre de « places ». Toutes les places ne sont pas forcément occupées, mais une couche ne peut contenir des électrons que si les couches inférieures sont pleines (on dit saturées). La couche (K) peut ainsi accueillir 2 électrons au maximum, les couches (L) et (M) 8 électrons. (Ce n'est pas tout à fait exact pour la couche (M), mais il s'agit d'un modèle simplifié.

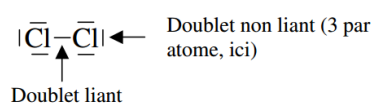
## II.2/La formation des molécules :

Il existe pour l'atome une autre façon de compléter sa couche électronique externe pour la saturer, c'est la formation de liaisons covalentes. C'est une mise en commun d'électrons avec un autre atome. Les électrons ainsi mis en commun comptent donc pour les deux atomes (ils comptent deux fois) car ils font d'incessants va-et-vient entre eux, liant par la même occasion les deux atomes, qui ne sont plus indépendants l'un de l'autre : On obtient une molécule.

## II.3/La notation de Lewis des molécules :

Pour représenter cette association par liaison covalente, on utilise la représentation de Lewis. On y représente les atomes par leur symbole chimique, et les paires d'électrons (on dit doublets) de la couche externe uniquement.

**Exemple :** La couche externe de l'atome Cl de l'exemple précédent comporte 7 électrons. Sur ces 7 électrons, 1 va être mis en commun avec un autre atome Cl, et va donc servir à créer un doublet liant, et les 6 autres (3 paires) n'ont aucun rôle particulier ici : Ce sont des doublets non liants. Par conséquent, la représentation de Lewis de la molécule Cl<sup>2</sup> est la suivante :



On observe, en comptant les doublets, liants ou non liants, que chaque atome est entouré de quatre doublets, donc huit électrons : La règle de l'octet est respectée.

## **II.4. Les électrons extérieurs des atomes**

### **II.4.1/ La dernière couche occupée**

#### **II.4.1.1/ Les électrons de valence**

On appelle électrons de valence ( = électrons extérieurs) d'un atome les électrons de la dernière couche occupée.

☞ L'occupation des couches se fait de bas (près du noyau) en haut (loin du noyau). La première couche renferme au maximum 2 électrons. Les électrons de l'hydrogène et l'hélium sont placés sur cette couche. Pour les autres atomes, la dernière couche occupée a de la place pour 8 électrons.