

## Chapitre I : Rappels et notions fondamentales

La matière se trouve dans la nature sous forme de mélanges (homogène ou hétérogène), et sous formes de corps purs.

La séparation des mélanges hétérogènes par l'action d'un procédé physique donne des mélanges homogènes, ces derniers peuvent de nouveau être séparés pour avoir des corps purs. Il existe plusieurs techniques de séparation des constituants d'un mélange en corps purs (distillation, décantation,...) et des constituants de corps purs composés en corps purs simples (électrolyse, radiolyse, etc).

Un corps pur est caractérisé par ses propriétés chimiques ou physiques (température de fusion, température d'ébullition, masse volumique, indice de réfraction, etc...). On distingue deux catégories de corps purs :

- ✓ Corps purs simples constitués d'un seul type d'élément  
*Exemple* :  $O_2$ ,  $O_3$ ,  $H_2$ ,  $Fe$ , etc....
- ✓ Corps purs composés constitués de deux ou plusieurs éléments  
*Exemple*:  $H_2O$ ,  $FeCl_2$ ,  $HCl$ ,  $H_2SO_4$ , etc...).

La matière est constituée donc de particules élémentaires : les atomes, actuellement, il y a 114 espèces d'atomes connues. Elles diffèrent par leurs structures et leurs masses.

### 1. Etats de la matière

La matière existe sous trois formes : solide, liquide et gaz. La température et la pression jouent un rôle très important dans le changement d'état. Le passage de la matière de l'état solide à l'état liquide se fait par fusion, de l'état liquide à l'état gazeux par vaporisation et de l'état solide à l'état gazeux par sublimation. Ces transformations sont illustrées par la Figure 1 ci-dessous :

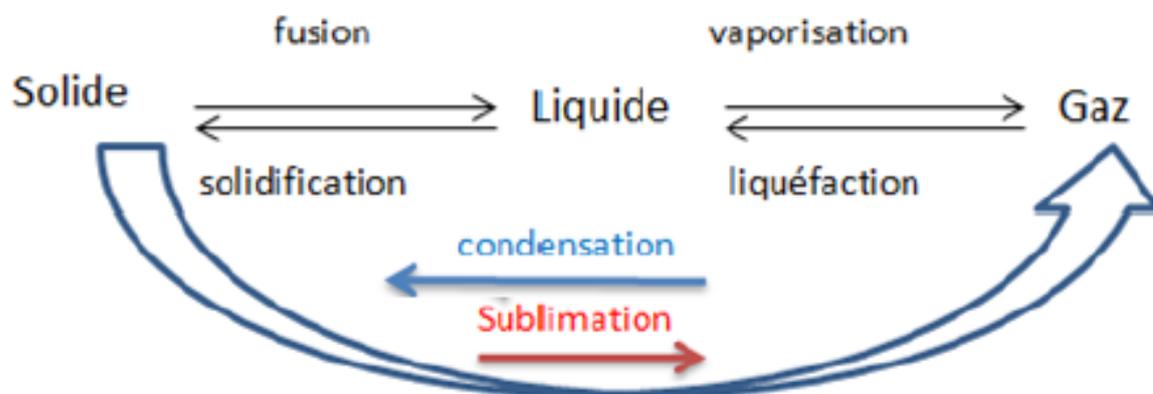


Figure 1. Les états de la matière et ses transformations.

que des volumes égaux des gaz contiennent le même nombre de molécules à température et pression identiques (Hypothèse d'Avogadro).

*Exemple :*

Calcul de la masse relative de l'oxygène par Avogadro en 1811 :

Densité de  $O_2 = 1,10359$  (mesurée par Gay-Lussac)

Densité de  $H_2 = 0,07321$

Masse atomique de l'oxygène O:  $Mm_O = \frac{1,10359}{0,07321} \times 1 \text{ uma} = 15,0743 \text{ u.m.a.}$

### 2.3. Nombre Avogadro

La constante d'Avogadro est le nombre d'entités élémentaires contenues par mole de ces mêmes entités. Le symbole de la constante d'Avogadro est  $N_A$  et son unité est  $\text{mol}^{-1}$ . Le calcul du nombre d'atomes dans 12 g de carbone donne : (Les unités pour la relation suivante)

$$N_A = \frac{12}{1,9926 \times 10^{-23}} = 6,02288 \times 10^{23}$$

La valeur approchée du nombre d'Avogadro est:  $N_A = 6,022 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

### 2.4. Mole et masse molaire

Les masses des atomes sont toutes très petites (entre  $10^{-24}$  et  $10^{-26}$  kg) et donc peu pratiques à utiliser dans le monde macroscopique.

La mole (mol) est l'unité que les chimistes utilisent pour exprimer un grand nombre d'atomes.

On définit une mole comme étant le nombre d'atomes qu'il y a dans 12g de carbone 12. Le nombre d'atomes dans une mole est appelé Nombre d'Avogadro ( $N_A = 6,023 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ).

La masse molaire (M) est la masse d'une mole d'atomes. L'unité de masse atomique est le 1/12 de la masse d'un atome de carbone 12.

$$1 \text{ uma} = \frac{1}{12} \times Mm({}^{12}_6\text{C}) = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N_A}$$

$$1 \text{ uma} = 1,6605 \times 10^{-24} \text{ g}$$

*Exemple :*

$Mm_{Na} = 3,8 \times 10^{-23} \text{ g} \Rightarrow M_{Na} = m \times N = 23 \text{ g/mol.}$

### 2.5. Molécules

Une molécule est une union de deux ou plusieurs atomes liés entre eux par des liaisons. C'est la plus petite partie d'un composé qui a les mêmes propriétés que le composé.

*Exemples :*

$H_2O, H_2, HCl, H_2SO_4, \text{ etc. ....}$

## 2.6. Masse molaire moléculaire

La masse molaire moléculaire est la masse d'une mole de molécules. Elle est égale à la somme des masses atomiques des éléments qui la constituent.

*Exemple :*

$$M_{NaOH} = M_{Na} + M_O + M_H = 40 \text{ g/mol}$$

Et la masse d'une molécule *NaOH* est  $Mm_{NaOH} = \frac{40}{N_A} = 6,6 \times 10^{-23} \text{ g} = 40 \text{ u.m.a.}$

Une réaction chimique est en fait un échange d'atomes entre les molécules dans des conditions expérimentales définies. Les molécules peuvent être constituées uniquement de deux atomes (par exemple, le dioxygène est composé de deux atomes d'oxygène) ou de plusieurs millions d'atomes, cas d'une macromolécule (exemples : molécule de cellulose ou du Nylon).

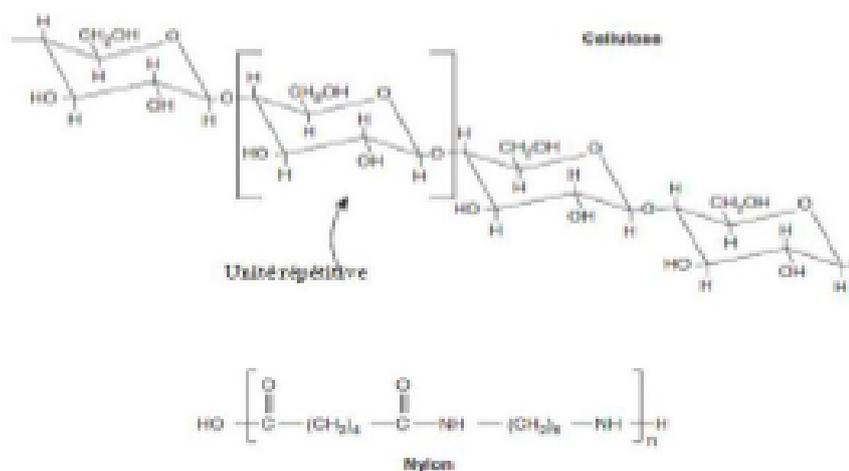


Figure 2. Deux macromolécules

## 2.7. Compositions massique

La composition massique d'un composé chimique est donnée par : la division de la masse du composant (l'élément, molécule ou soluté) par la masse totale du mélange (composé ou solution). Le pourcentage massique indique le pourcentage de chaque élément contenu dans un composé chimique.

*Exemple 1 :*

Dans l'eau le pourcentage massique en oxygène et en hydrogène sont respectivement 88,8% et 11,2%

*Exemple 2 :*

Un gaz contient 81,1% de bore et 18,9% d'hydrogène ; sachant que sa masse molaire est de 53,32g/mol et les masses molaires du bore et de l'hydrogène sont respectivement ( $M_B = 10,811 \text{ g/mol}$  et  $M_H = 1 \text{ g/mol}$ ).

On suppose le gaz est d'une formule brute de  $B_xH_y$ . La masse molaire du gaz est :

$$M_{\text{gaz}} = 53,32 = x \cdot 10,811 + y \cdot 1$$

$$x = \frac{81,1 \times 53,32}{10,811} \text{ et } y = \frac{18,9 \times 10^{-2} \times 53,32}{1}$$

On obtient  $x = 3,999$  et  $y = 10,07$

La formule moléculaire du gaz est donc  $B_4H_{10}$ .

### 3. Les solutions

#### 3.1. Définition

Une solution est obtenue par dissolution d'une espèce chimique (soluté) dans un solvant. L'espèce chimique dissoute s'appelle le soluté ; il peut être sous forme solide, liquide ou gaz. Après dissolution, le soluté peut être sous forme d'ions ou sous forme de molécules. Une solution est dite aqueuse si le solvant est l'eau.

#### Exemple :

L'obtention d'un verre d'eau sucré exige la dissolution d'un morceau de sucre dans l'eau. Le sucre constitue le soluté, tandis que l'eau joue le rôle de solvant.

Une solution est dite saturée quand le solvant ne peut plus dissoudre le soluté.

#### 3.2. Concentration molaire

La concentration molaire d'une espèce chimique en solution est la quantité de matière de soluté par litre de solution.

La concentration molaire d'une espèce chimique A se note  $C_A$  ou  $[A]$ .

Elle s'exprime en  $\text{mol.L}^{-1}$ .

$$C_A = \frac{n_A}{V_{\text{sol}}} \text{ ou } [A] = \frac{n_A}{V_{\text{sol}}}$$

Avec  $n$  : nombre de mole de l'espèce chimique en mole (mol),

$V_{\text{sol}}$  volume de la solution en litres (L),

$C_A$  ou  $[A]$  concentration en mole par litre ( $\text{mol.L}^{-1}$ ).

#### Exemple :

Afin de sucrer une tasse contenant 150 mL de thé, on ajoute un morceau de sucre de 6,0 g. Le sucre est constitué majoritairement de saccharose de formule  $C_{12}H_{22}O_{11}$  de masse molaire  $M=342,0 \text{ g.mol}^{-1}$ . La concentration molaire en saccharose est  $[C_{12}H_{22}O_{11}]$

La quantité de matière en sucre est :  $n(C_{12}H_{22}O_{11}) = \frac{m(C_{12}H_{22}O_{11})}{M(C_{12}H_{22}O_{11})} = \frac{6}{342} = 1,75 \times 10^{-2}$  mol

Si le volume du sucre est négligeable  $V_{\text{solution}} = V_{\text{solvant}}$

$$[C_{12}H_{22}O_{11}] = \frac{n(C_{12}H_{22}O_{11})}{V_{\text{solution}}} \text{ or } V_{\text{sol}} = 150 \text{ mL} = 0,15 \text{ L}$$

$$[C_{12}H_{22}O_{11}] = 1,169 \times 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$$

### 3.3. Concentration massique

La concentration massique d'une espèce chimique en solution est la masse de soluté présente par litre de solution. La concentration massique se note  $C_m$ , elle s'exprime en  $\text{g.L}^{-1}$ .

$$C_m = \frac{m_{\text{espèce}}}{V_{\text{solution}}}$$

Avec  $C_m$  est exprimé en  $\text{g.L}^{-1}$ ,  $m_{\text{espèces}}$  est exprimé en g et  $V_{\text{solution}}$  en L.

Lorsque la concentration molaire est connue, on peut également calculer la concentration massique par la relation :

$$c_A = \frac{n_A}{V_{\text{sol}}} \text{ et } c_m = \frac{m_A}{V_{\text{sol}}} \text{ or } n_A = \frac{m_A}{M} \Rightarrow \frac{c_m}{c_A} = \frac{m_A}{n_A} = M = C_m = C_A \times M$$

Avec  $C_m$  en  $\text{g.L}^{-1}$  ;  $C_A$  en  $\text{mol.L}^{-1}$  ;  $M$  en  $\text{g.mol}^{-1}$ .

*Exemple :*

Afin de préparer une solution de diiode ( $\text{I}_2$ ), on dissout une masse  $m = 50,0\text{mg}$  de cristaux de diiode ( $\text{I}_2$ ) dans  $75,0\text{mL}$  de cyclohexane. La concentration massique du diiode dans le cyclohexane est :

$$C_m = \frac{m_A(\text{I}_2)}{V_{\text{sol}}}$$

$$m_A(\text{I}_2) = 50.10^{-2}\text{g} \text{ et } V_{\text{sol}} = 75\text{mL}$$

$$C_m = 6,67 \times 10^{-1}\text{g.L}^{-1}$$

### 3.4. Normalité

La normalité (N) est le nombre d'équivalent-grammes par litre de solution.

$$N = \frac{n_{\text{éq-gr}}}{V} \text{ (éq-gr.L}^{-1}\text{)}$$

$$n_{\text{éq-gr}} = \frac{m}{\text{éq-gr}}$$

$$\text{éq-gr} = \frac{M}{Z} \Rightarrow n_{\text{éq-gr}} = Z \times \frac{m}{M}$$

$$n_{\text{éq-gr}} = Z \times n$$

Donc :

La normalité est définie comme la concentration molaire  $C_M$  multipliée par un facteur d'équivalence (Z). Depuis la définition du facteur d'équivalence dépend du contexte (réaction qui est à l'étude).

$$N = C_M \times Z$$

Z en équilibre acido-basique est le nombre des ions  $\text{H}^+$  ou  $\text{OH}^-$  échangés

Z en équilibre oxydo-réduction est le nombre d'électrons échangés

### 3.5. Molalité

La molalité d'une solution ( $b_i$ ) est définie comme la quantité d'un constituant  $n_i$  (en moles) divisée par la masse du solvant ( $m_{\text{solvant}}$ ) (Pas la masse de la solution). La molalité s'exprime en moles par kilogramme (mol/kg). On indique à la molalité d'un constituant (i) par le symbole ( $b_i$ ) pour ne pas confondre avec le symbole de la masse ( $m$ ).

$$b_i = \frac{n_i}{m_{\text{solvant}}}$$

### 3.6. Fraction molaire

Si on considère  $n_1$  moles de solvant et  $n_2$  moles de soluté, les fractions molaires du solvant et du soluté sont respectivement  $x_1$  et  $x_2$ :

$$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} \text{ et } x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$$

Donc pour généraliser, on peut écrire :

$$x_i = \frac{n_i \text{ (en mol)}}{\sum_i n_i \text{ (en mol)}}$$

### 3.7. Dilution d'une solution

Diluer une solution, c'est obtenir une nouvelle solution moins concentrée que la solution initiale, en ajoutant du solvant. La solution initiale se nomme solution mère et la solution diluée se nomme la solution fille. Au cours d'une dilution, la quantité de matière de l'espèce chimique dissoute ne varie pas :  $n_{\text{mère}} = n_{\text{fille}}$  or  $n_{\text{mère}} = C_0 V_0$  et  $n_{\text{fille}} = C_1 V_1$

D'où :  $C_0 V_0 = C_1 V_1$

**Exemple :**

Pour préparer un volume  $V_1 = 100$  ml d'une solution fille d'hydroxyde de potassium de concentration  $C_1 = 2,5 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , à partir d'une solution d'hydroxyde de potassium mère de concentration  $C_0 = 5,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ , il faut prélever un volume  $V_0$  de la solution mère égale à :  $n_0 = n_1$  donc :  $C_0 V_0 = C_1 V_1 \rightarrow V_0 = \frac{C_1 \times V_1}{C_0}$  donc  $V_0 = 5 \times 10^{-3} \text{ L}$

Il faut donc prélever 5 mL de la solution mère et compléter le volume à 100 mL.

## Chapitre II : Structure de l'atome

Les chimistes ont mis en évidence une centaine d'éléments qui, tels que l'oxygène ou l'hydrogène, entrent dans la composition de la matière. Les savants du XIX<sup>ème</sup> siècle, en mettant en évidence les lois pondérales de la chimie, ont établi une échelle où tous les éléments connus se classent par nombre de masse. En choisissant arbitrairement l'unité pour l'élément le plus léger ( $H^1$ ), tous les éléments se voient alors attribuer un nombre de masse bien défini. La chimie moderne a montré que ces propriétés sont dues à l'existence des atomes. Chaque élément correspond à une espèce d'atomes ou à une famille d'isotopes ayant une masse donnée.

### 1. L'atome

Vers le 15<sup>e</sup> siècle, des savants commencèrent à progresser dans la connaissance de la matière et à mettre en doute les concepts aristotéliens du monde et de la matière. Robert Boyle (1627-1691), chimiste anglais, la matière était faite de quelques substances simples appelées éléments.

Dans les années 1780, A. L. Lavoisier (1743-1794) réussit à décomposer l'oxyde de mercure et énonça la loi de la conservation de la masse :

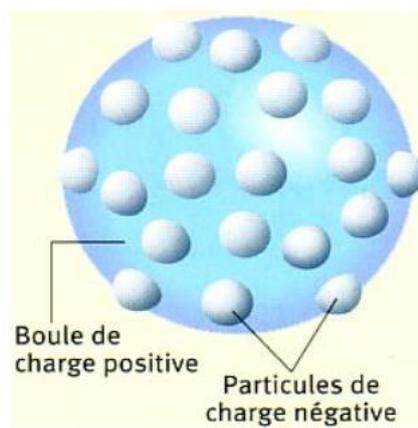
*"Rien ne se perd, rien ne se crée, mais tout se transforme".*

Lorsqu'en 1803, le chimiste britannique J. Dalton (1766-1844) étudia les réactions chimiques, il fonda sa théorie sur l'existence de petites particules insécables, les atomes. La théorie atomique de Dalton ne fut pas acceptée tout de suite dans la communauté scientifique. Elle ne découlait pas d'une observation expérimentale directe comme les lois précédentes, elle était plutôt le fruit d'une déduction logique. Personne n'avait jamais vu d'atomes... alors comment y croire?

J. J. Thomson (1856 - 1940) qui découvrit l'électron en 1897, a proposé un modèle, dans lequel il compare l'atome à une boule de matière de charge électrique positive, « piquée » d'électrons, particules de charge négative (Figure 3). Dans un matériau solide comme l'or, ces sphères seraient empilées de façon à occuper un volume minimal.

Millikan, par simple mesure de vitesse par le rapport de la distance parcourue sur le temps mis pour la parcourir sur une gouttelette d'huile qu'il ionisait en l'irradiant par rayons X, observa **expérimentalement** que les valeurs d'ionisation étaient toutes **multiples entières** de  $e=1,592 \times 10^{-19}$  C, constante que l'on connaît aujourd'hui sous le nom de charge élémentaire (avec une valeur mise à jour légèrement différente :  $e=1,60217646 \times 10^{-19}$  C) et que l'on note traditionnellement  $e$  ; cette expérience s'est avérée être la première preuve de la quantification de la charge électrique qui est strictement toujours un multiple *entier* positif ou négatif de cette valeur fondamentale  $e$ .

---



**Figure 3.** Le modèle de l'atome de Thomson.

Toute matière est constituée de particules élémentaires indivisibles lors des transformations chimiques. Ces particules microscopiques simples, qui ne peuvent être fractionnées, indestructibles sont appelées les atomes.

Ces atomes sont désignés par des symboles avec une lettre majuscule où deux lettres dont la première est en majuscule et la deuxième en minuscule pour différencier entre les éléments qui commence par la même lettre (H, C, Cl, N, Ne, O, F, Fe.....) et ont des propriétés physiques et chimiques propres et ils constituent les éléments de la matière.

## 2. Expérience de Rutherford

Lord **E. Rutherford**, (1871-1937), physicien britannique, fut, en 1908, lauréat du prix Nobel de chimie pour ses découvertes sur la structure de l'atome. En 1909, E. Rutherford réalise une expérience décisive pour la connaissance de la structure de l'atome en bombardant une mince feuille d'or avec des particules neutres. Il observa que la plupart des particules traversaient la feuille sans être déviées, alors que certaines étaient détournées.

Rutherford vient juste de montrer que les particules  $\alpha$  émises par certaines sources radioactives sont des ions hélium ( $\text{He}^{2+}$ ) (atomes d'hélium ayant perdu 2 électrons). Lors de son expérience, il bombarde une feuille d'or de très faible épaisseur (0,6  $\mu\text{m}$ ) par des particules  $\alpha$  émises par une source de radium. Les taches qui apparaissent sur un écran fluorescent lui permettent de connaître la trajectoire suivie par les particules (Figure 4)

Rutherford constate alors que la grande majorité d'entre elles traversent la feuille d'or sans être déviées, la tache lumineuse principale observée sur l'écran garde en effet la même intensité avec ou sans feuille d'or. Quelques impacts excentrés montrent que seules quelques-unes sont déviées. D'autres (1 sur  $2 \cdot 10^4$  à  $3 \cdot 10^4$ ) semblent renvoyées vers l'arrière. En 1911, après une longue réflexion, Rutherford propose un nouveau modèle, dans lequel l'atome est constitué d'un noyau chargé positivement, autour duquel des électrons, chargés négativement, sont en mouvement et restent à l'intérieur d'une sphère. Le noyau est  $10^4$  à  $10^5$  fois plus petit que l'atome et concentre l'essentiel de sa masse. L'atome est donc essentiellement constitué de vide.

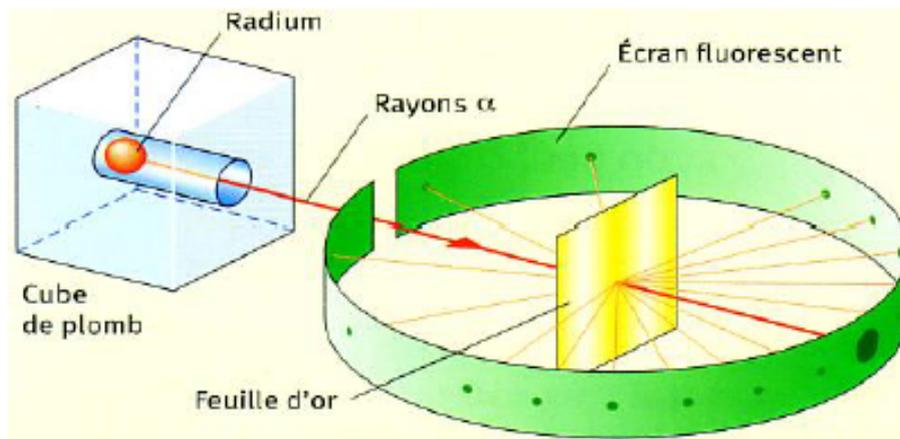


Figure 4. Le schéma de l'expérience de Rutherford

### 2.1. Structure de l'atome

D'après Rutherford, tous les atomes sont composés d'un noyau central chargé positivement.

Le noyau contient deux types de particules ingrédients:

- protons chargés positivement (+)
- neutrons qui sont neutres.

Autour de ce noyau gravitent des électrons chargés négativement et répartis en différentes couches suivant leur niveau d'énergie. Les électrons sont de charges négatives, pour compenser la charge positive des protons et ainsi rendre l'atome électriquement neutre. On trouve ainsi dans un atome le même nombre de protons et d'électrons.

Un élément est caractérisé par le nombre de protons dans le noyau : c'est le numéro atomique  $Z$  et le nombre de nucléons (protons + neutrons) définit le nombre massique  $A$ .

*Exemple :*

Le noyau de l'hydrogène est constitué d'un seul proton. Le noyau d'hélium est constitué de 2 protons et 2 neutrons.

Les ions sont en fait des atomes ayant gagné ou perdu des électrons, ils sont ainsi chargés négativement (anions) où positivement (cations).

La Figure (5) suivante illustre l'atome dans le modèle de Rutherford.

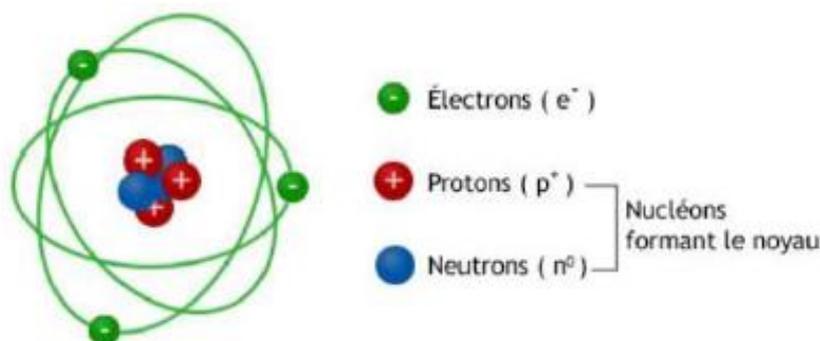


Figure 5. L'atome dans le modèle de Rutherford.

## 2.2. Caractéristiques de l'atome

Toute la masse de l'atome est concentrée dans le noyau, car la masse des électrons est négligeable.

- Masse de l'électron :  $9,1.10^{-31} \text{ kg}$  ;
- Masse du proton :  $1,673.10^{-27} \text{ kg}$
- Masse du neutron :  $1,675.10^{-27} \text{ kg}$  ;

$$\text{Donc : } m_n \approx m_p = 1836 m_e$$

La charge totale de l'atome est nulle car:

- charge d'un proton = - charge électrons
- Nombre de protons = nombre d'électrons
- $|e| = 1,6.10^{-19} \text{ C}$

Les électrons assurent donc la neutralité électrique de l'atome.

- Atome = électrons + noyau ; noyau = protons + neutrons
- Electron : charge électrique négative  $|e|=1,6.10^{-19} \text{ C}$  ;
- Proton : charge électrique positive ;
- Neutron : électriquement neutre

Le diamètre d'un atome est de l'ordre de  $10^{-10} \text{ m}$  ( $1 \text{ \AA}$ ) ; le diamètre d'un noyau est de l'ordre de  $10^{-15} \text{ m}$ .

*Remarques :* Pour une espèce d'atome  ${}^A_Z\text{X}$

- Une espèce donnée de noyau s'appelle un nucléide (nuclide) :  ${}^A_Z\text{X}$
- Les  $A$  et  $Z$  sont des entiers. Ils caractérisent un atome ou son noyau.
- Le nombre de protons  $Z$  fixe la charge du noyau
- Le nombre de nucléons  $A$  fixe la masse du noyau
- La charge totale du noyau :  $+Ze$
- La charge totale des électrons :  $-Ze$

## 3. Les isotopes

Deux atomes dont le noyau compte le même nombre de protons mais un nombre différent de neutrons sont dits « isotopes » de l'élément chimique défini par le nombre de protons de ces atomes. Parmi les 118 éléments observés, seuls 80 ont au moins un isotope stable (non radioactif) : tous les éléments de numéro atomique inférieur ou égal à 82, c'est-à-dire jusqu'au plomb  ${}_{82}\text{Pb}$ , hormis le technétium  ${}_{43}\text{Tc}$  et le prométhium  ${}_{61}\text{Pm}$ . Parmi ceux-ci, seuls 14 n'ont qu'un seul isotope stable (par exemple le fluor, constitué exclusivement de l'isotope  ${}^{19}\text{F}$ ), les 66 autres en ont au moins deux (par exemple le cuivre, dans les proportions 69 % de  ${}^{63}\text{Cu}$  et 31 % de  ${}^{65}\text{Cu}$ , ou le carbone, dans les proportions 98,9 % de  ${}^{12}\text{C}$  et 1,1 % de  ${}^{13}\text{C}$ ).

Les isotopes sont donc des éléments qui ont le même nombre  $Z$  mais des nombres de  $A$  différents. Ils ont les mêmes propriétés chimiques, mais ils ont un nombre massique  $A$  différents.

**Tableau 1** : Quelques isotopes naturels, leurs abondances et les masses correspondantes.

L'élément	L'isotope	L'abondance (%)	La masse (u.m.a)
Hydrogène	${}^1_1H$	99,98	1,00782503207
	${}^2_1H$	0,015	3,0160492777
Carbone	${}^{12}_6C$	98,93	12
	${}^{13}_6C$	1,07	13,003354

**Remarques:**

- Un élément chimique (X) est caractérisé par son numéro atomique  $Z$ ,
- Les isotopes sont les éléments qui ont le même numéro atomique  $Z$
- Les isobares sont les éléments qui ont le même nombre de masse  $A$
- Les isotones sont les éléments qui ont le même nombre de neutrons  $N$

**3.2. La masse atomique moyenne**

La masse atomique est la masse moyenne d'un élément et qui prend en compte l'ensemble des isotopes de cet élément. Bien que tous les isotopes possèdent le même nombre de protons et d'électrons, chaque isotope possède un nombre de neutrons spécifique. Le calcul de la masse atomique prend aussi en compte les abondances globales des isotopes à partir desquelles est calculée une moyenne pondérée.

$$\text{Masse moyenne} = \frac{(M_1 \times \text{Abondance} + M_2 \times \text{Abondance} + M_3 \times \text{Abondance})}{100}$$

$M_1$  = masse de l'isotope 1 ;  $M_2$  = masse de l'isotope 2; et  $M_3$  = masse isotope 3.

**Exemple :**

Le magnésium se trouve dans la nature sous forme de trois isotopes  ${}^{24}Mg$ ,  ${}^{25}Mg$ ,  ${}^{26}Mg$  avec des abondances de 78,60%, 10,11%, 11,29% respectivement, et les masses des isotopes sont :

$$M({}^{24}Mg) = 23,985045 \text{ u.m.a} ; M({}^{25}Mg) = 24,985840 \text{ u.m.a} ; M({}^{26}Mg) = 25,982591 \text{ u.m.a}$$

$$M_{\text{moy}} = 23,985045 \times 0,786 + 24,985840 \times 0,1011 + 24,985840 \times 0,1129 = 24,312 \text{ u.m.a}$$

La masse moyenne est calculée en u.m.a

La masse atomique est calculée en gramme et les deux sont égales.