

**ECOLE NATIONALE SUPERIEURE DE TECHNOLOGIE (ENST)**

المدرسة الوطنية العليا للتكنولوجيا

**Classes Préparatoires en Sciences et Techniques**

Département Chimie

1<sup>ere</sup> année

***Chimie I***

**2017/2018**

Fait par : M. A. BOUTRA

## Programme

### Chapitre I : Généralités

**(1h30)**

- ✓ I.1 Aspect de la matière
- ✓ I.2 Mélange homogène et hétérogène
- ✓ I.3. Corps pur simple et composé
- ✓ I.4 Molécule et atome

### Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

**(3h00)**

- ✓ II.1 Historique
- ✓ II.2 Constituants de l'atome : Rappels sur le modèle de l'atome
- ✓ II.3. Les caractéristiques de l'atome
- ✓ II.4. Eléments chimiques : Nucléides – Isotopes
- ✓ II.5 Mole et masse molaire
- ✓ II.6. Unité de masse atomique, masse atomique, unité d'énergie
- ✓ II.7 Séparation des isotopes : Spectrométrie de masse

## Chapitre III : Structure électronique de l'atome

(10h30)

- ✓ III.1 Rayonnement électromagnétiques
- ✓ III.2 Spectre d'émission de l'Hydrogène
- ✓ III.3 Modèle de Bohr
- ✓ III.4 Modèle atomique en mécanique ondulatoire : L'atome d'hydrogène et les ions hydrogénoïdes en mécanique ondulatoire
- ✓ III.5 Densité de probabilité de présence
- ✓ III.6 Généralisation aux atomes polyélectroniques
- ✓ III.7. Configurations électroniques des atomes
- ✓ III.8 Le tableau périodique

## Chapitre IV : Structure électronique de la molécule-Liaison chimique

(7h30)

- ✓ IV.1 Introduction
- ✓ IV.2 La théorie classique de la liaison chimique
- ✓ IV.3 La liaison covalente
- ✓ IV.4 Polarisation des liaisons covalentes : Moment dipolaire et Caractère ionique partiel
- ✓ IV.5 La théorie de V.S.E.P.R
- ✓ IV.6 La théorie quantique
- ✓ IV.7. Les molécules polyatomiques-Théorie de l'hybridation :  $sp$ ,  $sp^2$  et  $sp^3$

## I.1 Aspect de la matière

La matière peut se présenter sous différentes formes : solide, liquide et gaz

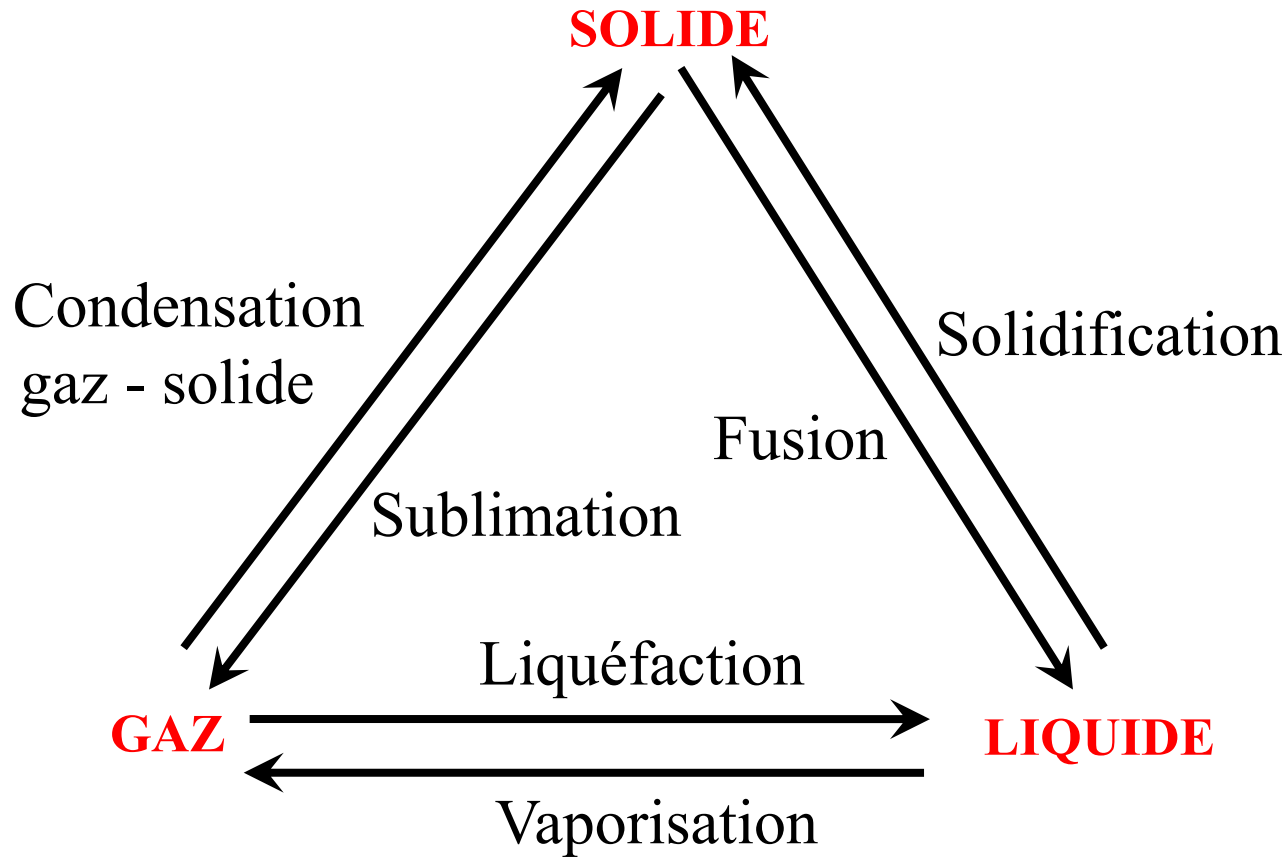


Figure (I.1) : Les aspects de la matière et ses transformations.

# Chapitre I : Généralités

a) **Phase solide** (Les solides sont des corps rigides qui conservent un volume défini et ont une forme définie)

Un solide est formé d'un réseau ordonné et rigide d'atomes ou de motifs de base sans liberté entre eux. Les molécules sont toutes « entassées » de manière régulière les unes sur les autres. Cet entassement leur permet d'occuper un espace réduit.

b) **Phase liquide** (Les liquides sont compacts, mais assez fluides pour épouser la forme du récipient qui les contient)

C'est une phase condensée comme le solide mais son énergie de déformation est plus faible en raison des faibles liaisons intermoléculaires. A la différence des molécules d'un solide, les molécules d'un liquide ne sont cependant pas fixes. Elles sont mobiles, peuvent « glisser » les unes sur les autres ce qui conduit à qualifier l'état liquide d'état désordonné.

c) **Phase Gaz** (Les gaz occupent tout l'espace à leur disposition)

Un gaz est un ensemble d'atomes ou de molécules très faiblement liés et quasi indépendants. Dans l'état gazeux, la matière n'a pas de forme propre ni de volume propre : un gaz tend à occuper tout le volume vacant.

**Remarque** : Les gaz se dilatent et se compriment facilement alors que les liquides sont pratiquement incompressibles.

## I.2. Mélange homogène et hétérogène

Un mélange est une association de deux ou plusieurs substances solides, liquides ou gazeuses qui n'interagissent pas chimiquement. Un mélange est différent d'un corps pur qui ne comporte qu'une seule substance. La séparation des éléments mélangés peut être réalisée de nouveau (après mélange) par l'action d'un procédé physique. On distingue deux classes de mélanges :

### a) Mélange homogène

Un mélange homogène ne comporte qu'une seule phase visible à l'œil nu (liquides miscibles, solides très finement granulés...). L'homogénéité peut s'apparenter à l'uniformité de concentration en tout point du mélange et à l'absence de structure ou micro-structures physiquement détectables visuellement. La séparation de ce type de mélange repose sur différentes techniques tels que : la cristallisation, évaporation, distillation ....

**Exemple : eau-méthanol ( miscible)**

## b) Mélange hétérogène

C'est un mélange dont les constituants peuvent être distingués à l'œil nu, après agitation. Dans un mélange hétérogène on peut distinguer plusieurs liquides ou des particules solides dispersées dans liquide.

Un mélange hétérogène peut s'obtenir à partir de deux liquides. On dit alors que ces liquides ne sont pas miscibles entre eux. Le liquide le moins dense est toujours au dessus de l'autre. Un mélange hétérogène peut aussi s'obtenir à partir d'un liquide et d'un solide insoluble dans ce dernier. Les particules solides se dispersent alors dans le liquide et se déposent au fond du récipient. Un gaz et un liquide peut également constituer un mélange hétérogène.

**Exemple : eau-huil (immiscible)**

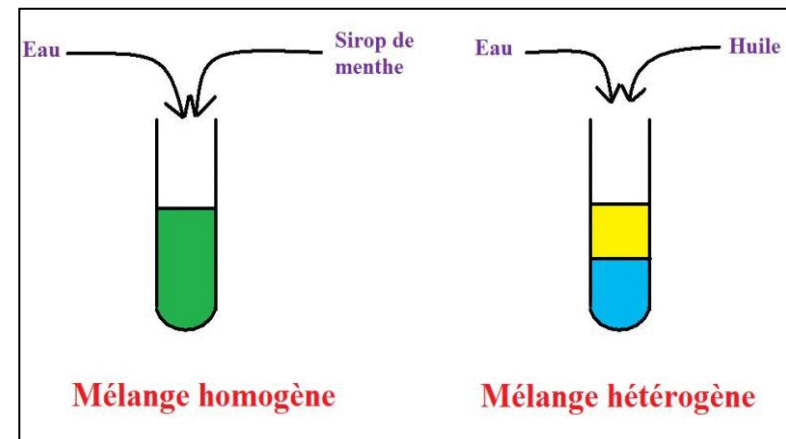


Figure (I.2) : Exemples de mélanges aqueux homogènes et hétérogènes.

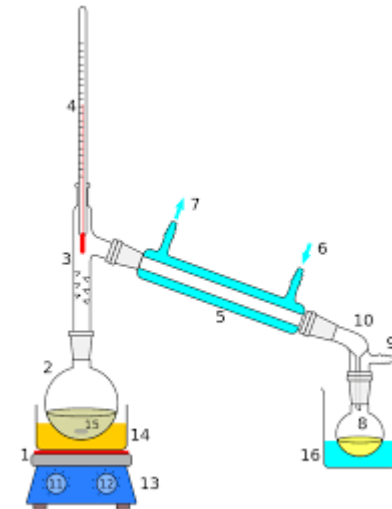
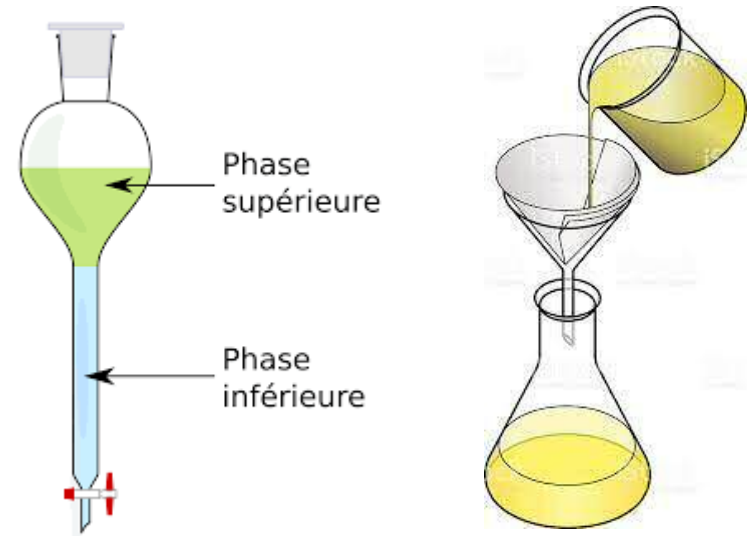
# Chapitre I : Généralités

**Techniques de séparation des mélanges les plus couramment utilisées.**

**(1) Décantation : Séparation de deux ou plusieurs liquides d'un mélange hétérogène qui n'ont pas la même densité.**

**(2) Filtration : Séparation d'un mélange liquide-solide.**

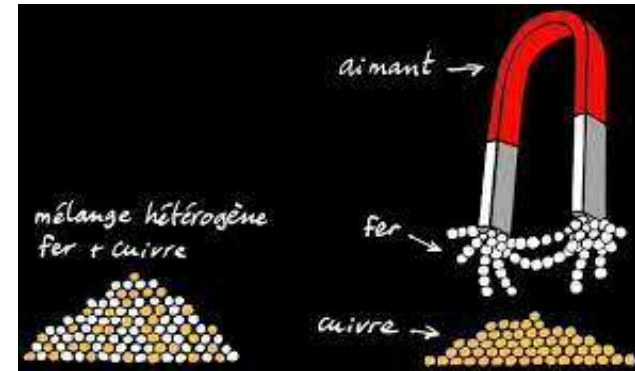
**(3) Distillation : Séparation d'un mélange liquide-liquide homogène dont les constituants ont des températures d'ébullition différentes.**





# Chapitre I : Généralités

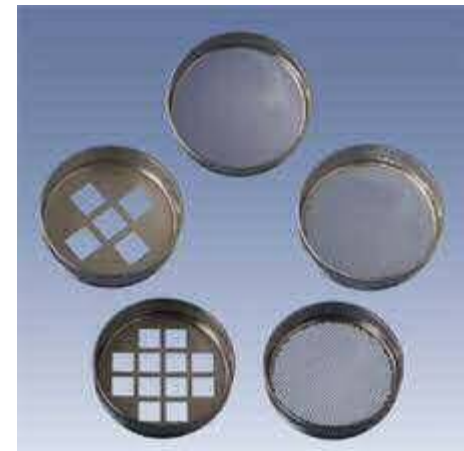
(4) Aimantation : Séparation d'un mélange solide-solide dont l'un des constituants possède des propriétés magnétiques.



(5) Evaporation : Séparation solide-liquide dans le but de récupérer le solide en éliminant le liquide.



(6) Tamisage : Séparation d'un mélange de solides de granularités différentes (tailles des grains différentes).

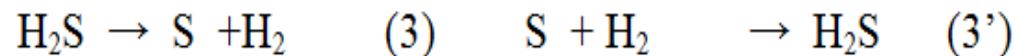
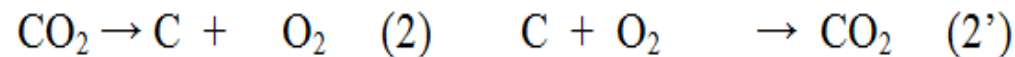
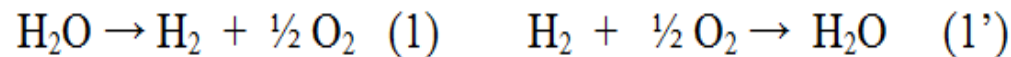


## I.3. Corps pur simple et composé

**Un corps pur simple** est un corps pur constitué d'un seul type d'atomes. Il peut être :

- ✓ **Elémentaire**, c'est-à-dire que ses atomes ne forment pas des molécules ;  
**exemple** : le fer (Fe).
- ✓ **Moléculaire**, c'est-à-dire que ses atomes sont liés par des liaisons covalentes et forment donc des molécules ; **exemple** : le dihydrogène  $H_2$

**Un corps pur composé** est un corps pur constitué à partir d'atomes de natures différentes. Il peut être sous la forme d'une molécule, d'un complexe, d'un sel ionique, etc. **Exemples** :  $H_2O$  ;  $NaCl$



## I.4 Molécule et atome ( élément)

La **matière** est formée à partir de grains élémentaires : les **atomes** ou **éléments**. Il y a plus d'une centaine d'atomes connus jusqu'ici. Ils diffèrent par leurs structures et leurs masses. Chaque élément sera désigné par un symbole.

L'atome est une quantité de matière infiniment petite; l'ordre de grandeur de sa masse est  $10^{-26}$  kg. La dimension de l'atome est de quelques angströms (Å) :

$$1 \text{ \AA} = 10^{-8} \text{ cm} = 10^{-10} \text{ m.}$$

L'atome n'est pas insécable. Sa rupture conduit à des particules, identiques pour toute la matière (électrons, protons, neutrons), et qui ne sont pas caractéristiques d'un élément donné.

La **chimie** est la science qui étudie comment se combinent les noyaux et les électrons pour former les divers éléments et des édifices plus complexes, les **molécules**.

Un atome est la plus petite unité de n'importe quelle substance et il peut se combiner chimiquement avec un autre. Lorsque les atomes établissent des liaisons entre eux, ils forment alors une molécule.

Chaque atome est représenté par un symbole qui commence toujours par une majuscule, parfois suivie d'une minuscule.

# Chapitre I : Généralités

La première lettre correspond souvent à la première lettre du nom de l'élément.

**Exemples :**

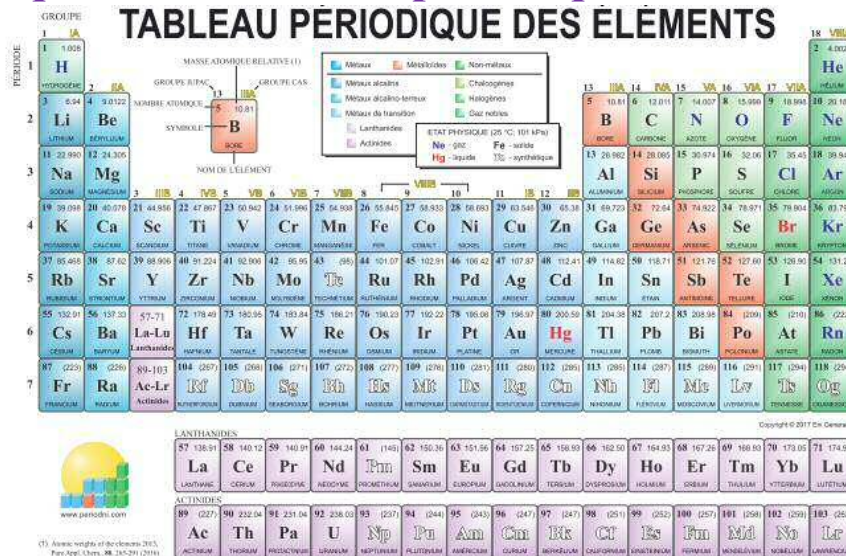
Hydrogène H, Oxygène O, Carbone C, Azote N, Fer Fe, Soufre S, Chlore Cl

**Une molécule** est un regroupement (association) de plusieurs atomes identiques ou différents liés entre eux.

**Exemple :** il existe des molécules

- la molécule d'eau de formule chimique  $H_2O$  (diatomique)
- les molécules  $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ .... (polyatomique)

Nous verrons plus loin que les atomes peuvent être classés par ordre de numéro atomique croissant de manière à faire ressortir une périodicité de leurs structures et de leurs propriétés chimiques. Le tableau périodique des éléments intègre une telle classification.



## Quelques notions:

### a) Nombre d'Avogadro :

L'atome ou la molécule sont des quantité de matière infiniment petites. Pour manipuler des quantité appréciable à notre échelle, on considère un très grand nombre d'atome commun à toutes les substances qui est le nombre d'Avogadro

$$N = 6,0221.10^{23}$$

1 mole d'atome	→	N atomes
1 mole de molécule	→	N molécules

b) **Masse molaire atomique** : chaque élément est caractérisé par sa masse atomique:

Exemple : C :  $M_C = 12\text{g/mol}$  ; H :  $M_H = 1\text{g/mol}$  ; Cl :  $M_{Cl} = 35,5\text{g/mol}$

**Remarque** : la masse molaire moléculaire ( des molécules), est la somme des masse molaire des atomes qui constituent la molécule.

exemple :  $M_{H_2O} = 2 M_H + M_O = 2 \times 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$

# Chapitre I : Généralités

**c) Unité de masse atomique (uma) :** est une unité de mesure standard utilisé pour mesurer la masse des atomes et des molécules. Cette unité n'appartient pas au système international (SI) . Sa valeur est obtenue expérimentalement. Elle est définie comme le douzième (1/12) de la masse d'un atome de carbone 12. en d'autre terme un atome de  $^{12}\text{C}$  à une masse de 12 uma

$$1 \text{ u.m.a} = 1 \text{ Dalton} = 1/N \text{ (g)} = 10^{-3}/N \text{ (kg)} = 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

**Application :**

**Donner en uma et en gramme la masse du méthanol  $\text{CH}_3\text{OH}$ .**

$$M_{\text{CH}_3\text{OH}} = M_{\text{C}} + 4M_{\text{H}} + M_{\text{O}} = 12 + 4 \times 1 + 16 = 32 \text{ g/mol} = 32 \text{ uma}$$

$$M = 32/N = 32/6,023 \cdot 10^{23} = 5,3 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

# Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

## (3h00)

- ✓ II.1 Historique
- ✓ II.2 Constituants de l'atome : Rappels sur le modèle de l'atome
- ✓ II.3. Les caractéristiques de l'atome
- ✓ II.4. Eléments chimiques : Nucléides – Isotopes
- ✓ II.5 Mole et masse molaire
- ✓ II.6. Unité de masse atomique, masse atomique, unité d'énergie
- ✓ II.7 Séparation des isotopes : Spectrométrie de masse

# Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

## II.1 Historique

La notion d'atome est donnée pour la première fois par **Démocrite** entre -460 et -370 avant J.C. Il le définit comme la plus petite partie insécable d'un corps simple. Il faudra cependant attendre le XIX<sup>ème</sup> siècle, avec notamment **J. Dalton** et **A. Avogadro** pour que l'atome passe d'un concept philosophique à un concept scientifique. Ce n'est qu'au début du XX<sup>ème</sup> siècle que l'on aura les moyens techniques pour sonder la matière à l'échelle subatomique.

Grace aux travaux de **Dalton**, de **Gay-Lussac**, d'**Avogadro** et de bien d'autres, la chimie commençait à prendre forme. En effet, la théorie atomique de **Dalton** amena les chimistes à être plus systématiques et plus rationnels. Le concept d'atome étant une bonne idée, les scientifiques s'intéressent vivement à la structure de l'atome. Or, de quoi est fait un atome et en quoi les atomes des divers éléments différent-ils entre eux ?

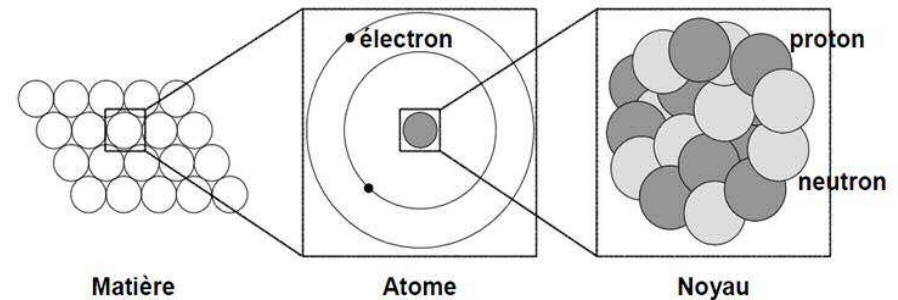


# Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

## II.2 Constituants de l'atome : Rappels sur le modèle de l'atome

L'**atome** est formé par un **noyau**, chargé positivement, autour duquel gravite un nuage d'**électrons**, chargés négativement. Le **noyau** est composé de deux types de **nucléons** : les **protons**, chargés positivement et qui donnent sa charge positive au noyau, et les **neutrons**, de charge électrique neutre.

La matière est constituée d'atomes, eux-mêmes constitués d'un noyau entouré d'un nuage électronique (voir figure II.1 et tableau II.1). Le noyau sphérique central est composé de **A** nucléons répartis en :



- Z protons** (charge  $q = + e$  ; masse  $m_p$ )
- N neutrons** (charge  $q = 0$  ; masse  $m_n$ )

**Figure (II.1.a) : Vue schématique de la structure de la matière**

## Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

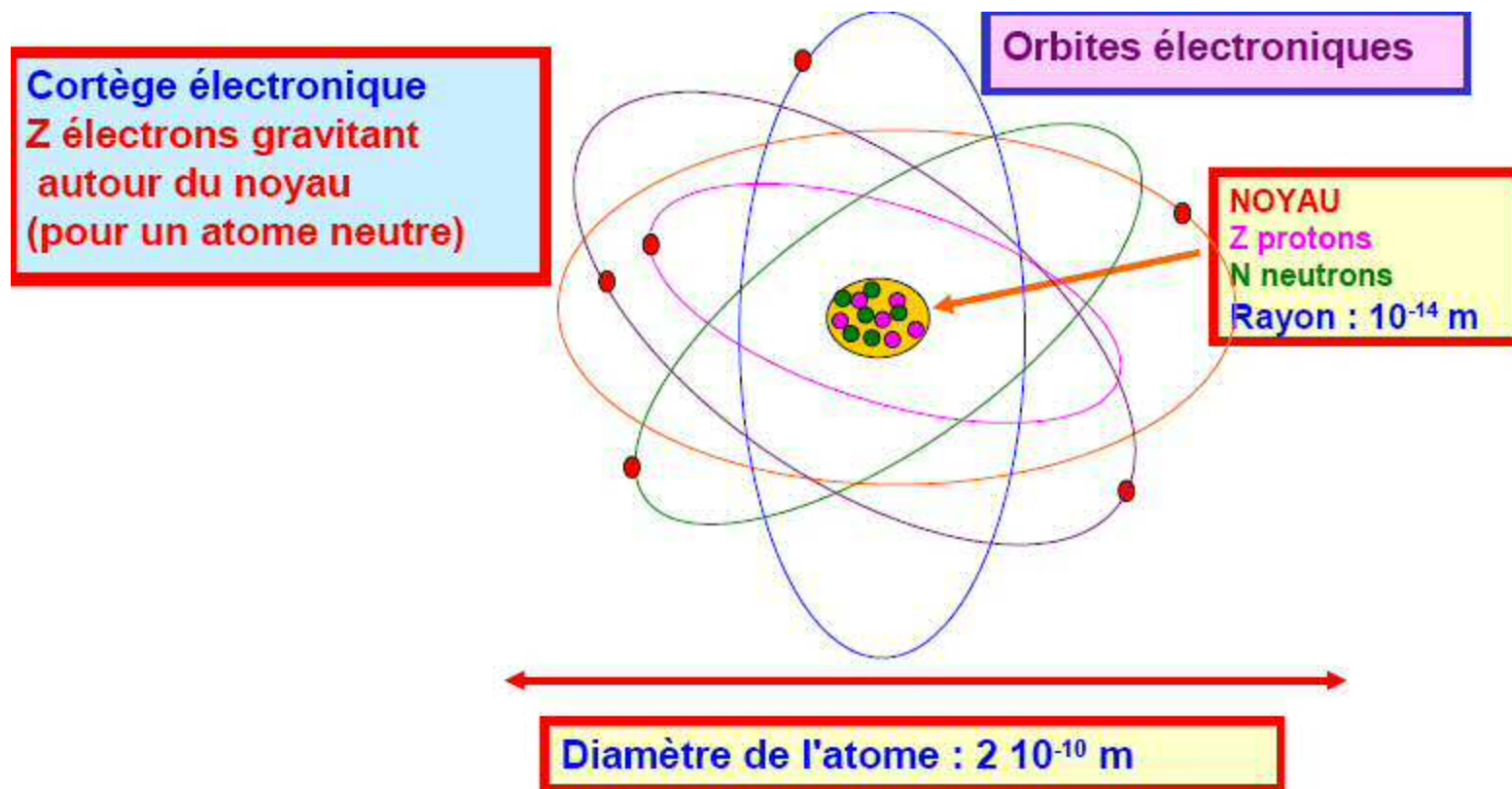


Figure II.1.b : Représentation symbolique d'un atome ( Modèle planétaire)

La taille de l'atome, de l'ordre de grandeur de l'Angstrom (  $10^{-10}$  m ) atome ( Modèle planétaire), 10000 fois plus grande que celle du noyau ( $10^{-14}$  a  $10^{-15}$ m)

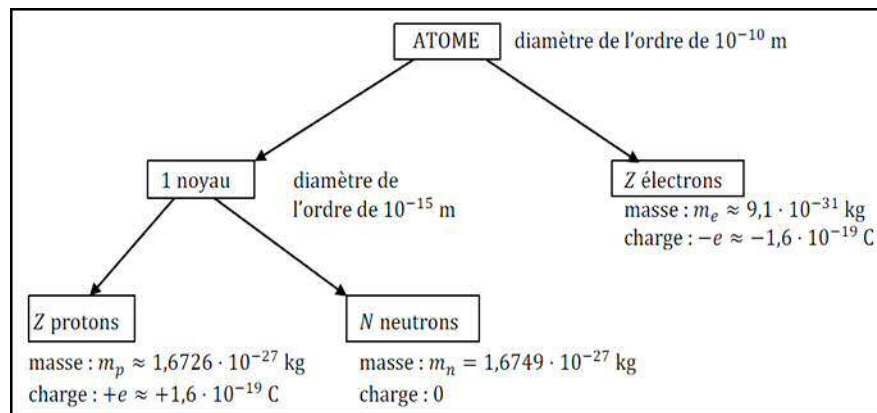
# Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

La cohésion nucléaire est assurée par les forces nucléaires à très courtes portées, dites interactions fortes. Le nuage électronique d'un atome neutre est composé de  $Z$  électrons (charge  $q = -e$  ;  $m_e \ll m_p$  et  $m_n$ ). La charge élémentaire, en coulomb, est  $e = 1,602 \times 10^{-19}$  C.

Tableau (II.1) : Caractéristiques de quelques particules constituant la matière.

Particule	symbole	Masse	Charge électrique
Proton	$p^+$	$1,6724 \cdot 10^{-27}$ kg	$1,60219 \cdot 10^{-19}$ C
Neutron	$n^0$	$1,6747 \cdot 10^{-27}$ kg	
Electron	$e^-$	$9,110 \cdot 10^{-31}$ kg	$-1,60219 \cdot 10^{-19}$ C

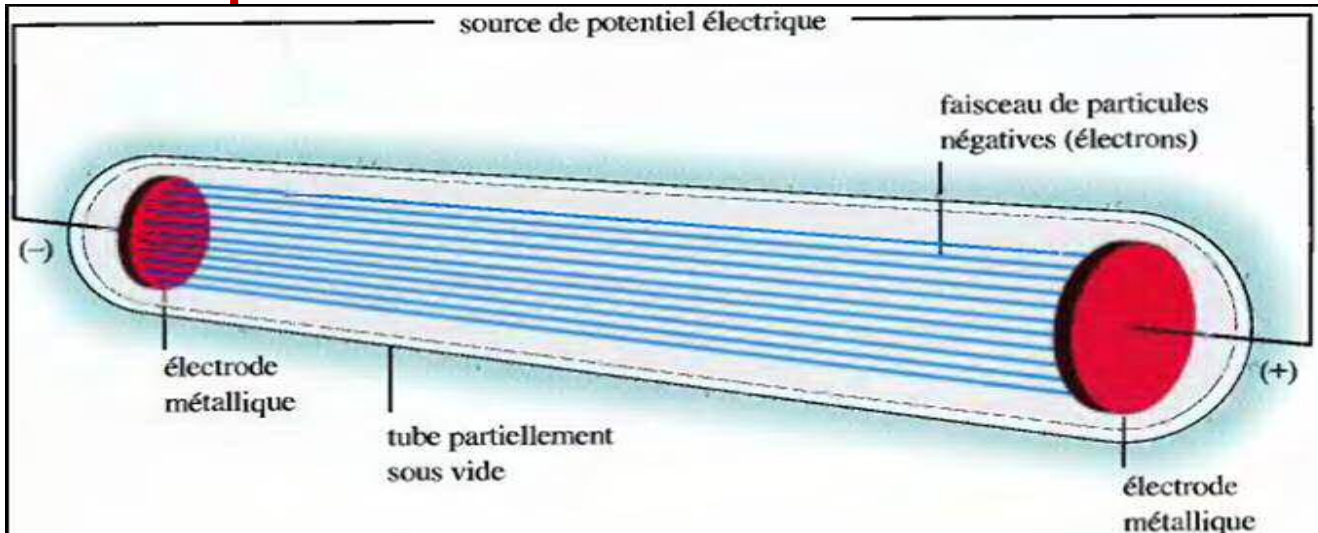
On retiendra donc :



**Définition :** La cohésion nucléaire, c'est-à-dire le fait que les protons et les neutrons soient liés entre eux au sein du noyau atomique, est due à l'interaction.

### II.2.1 L'électron : Brèves descriptions des techniques de mise en évidence de l'électron

**Expérience de J.J. Thomson (1898 et 1903) :** Lorsqu'on établit une forte différence de potentiel (40 000V) entre deux électrodes métalliques placées aux extrémités d'une ampoule de verre contenant un gaz raréfié figure (II.2) , un faisceau de particules chargées se propagent de l'électrode négative (cathode) à l'électrode positive (anode). Ces rayons émis issus de la cathode ont été appelés « **rayons cathodiques** ».



**Joseph John Thomson**

**Figure (II.2) :** mise en évidence des électrons  
(expérience de J.J.Thomson)

## Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

Ces rayons sont formés de particules transportant de l'énergie, se propagent suivant des trajectoires rectilignes et sont constitués de particules chargées négativement. En 1891, **Stoney** a donné le nom **d'électrons** aux particules constituant les rayons.

Les expériences de Thomson et Millikan, nous ont permis de déterminer la charge **e** et la masse **m<sub>e</sub>** de l'électron :

$$e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C ;}$$

$$m_e = 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg.}$$

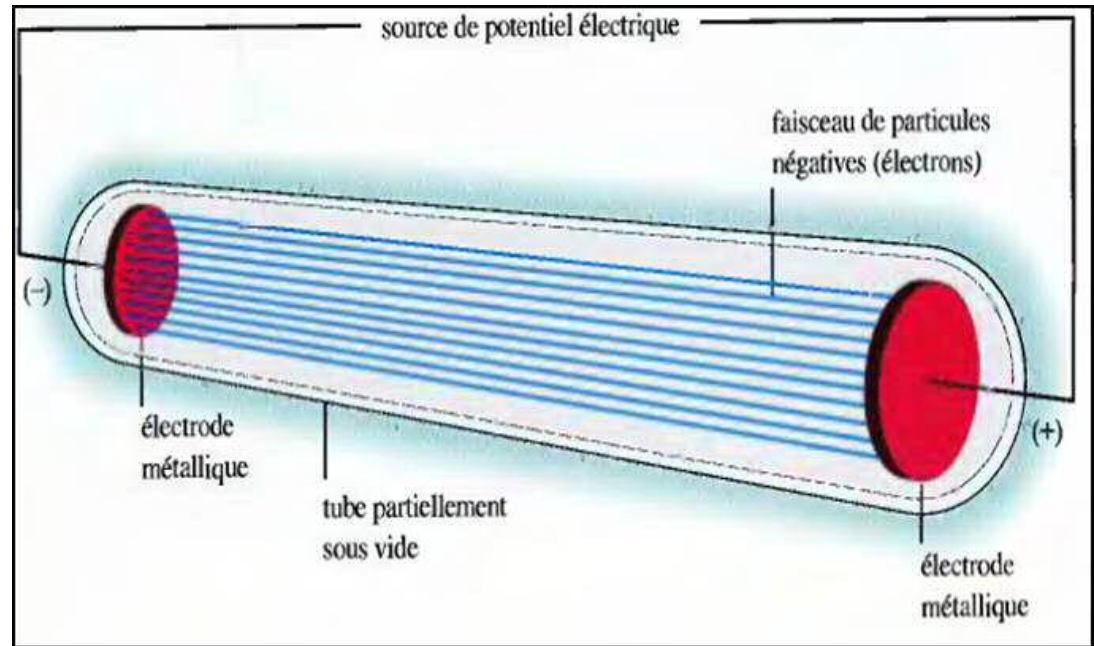


Figure (II.2) : mise en évidence des électrons (expérience de J.J.Thomson)

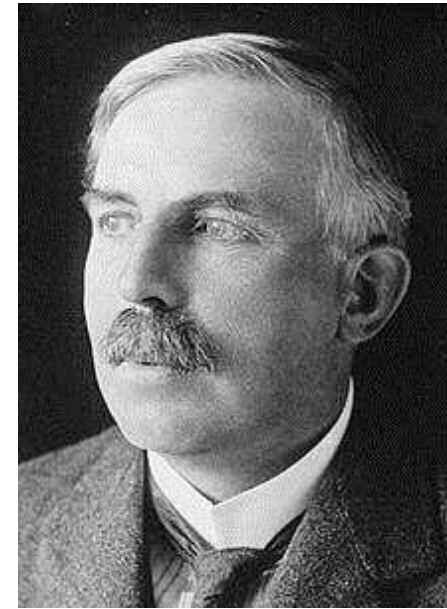


### II.2.1 Le noyau : Expérience de Rutherford

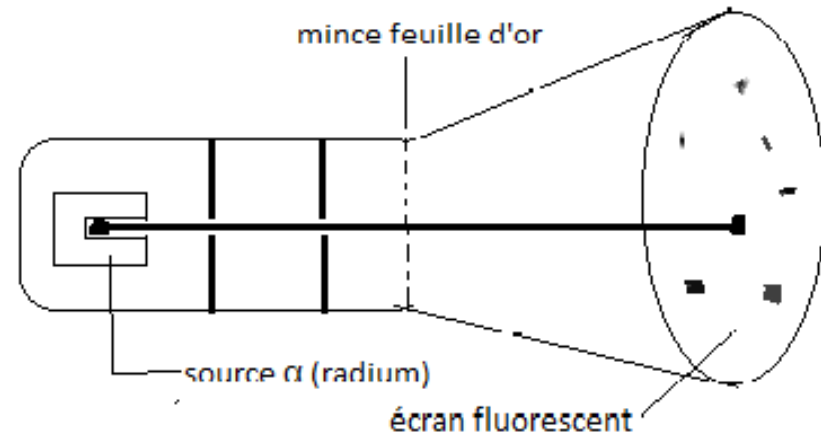
Un faisceau de particules  $\alpha$  (He), émis par une source radioactive, est envoyé sur une mince feuille d'or. On observe que la presque quasi-totalité des noyaux traversent la feuille d'or sans être déviés. Un petit nombre de particule  $\alpha$  (environ 1/100) est fortement dévié, et une très faible proportion (environ 1/20 000) est renvoyée en arrière.

#### Conclusion

✓ L'atome est surtout constitué de vide, puisque la plupart des rayons  $\alpha$  traversent la feuille d'or, comme s'il n'y avait pas d'obstacle



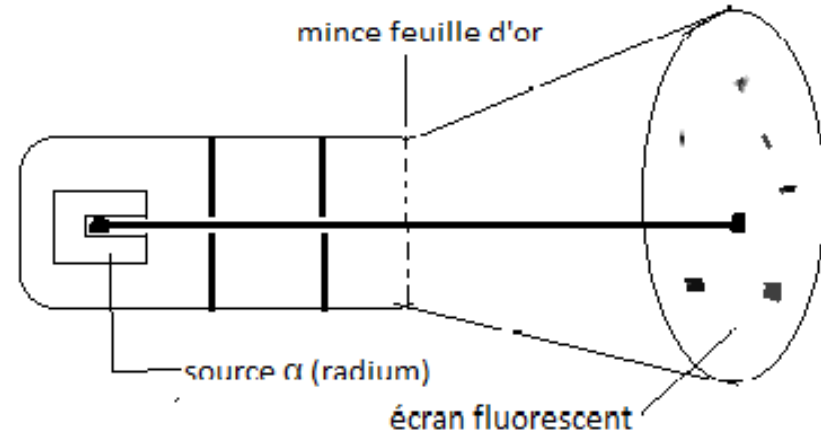
**Ernest  
Rutherford**



**Figure (II.3) : Expérience de Rutherford**

## Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

- ✓ Il existe un centre positif dans l'atome appelé **noyau** car certaines particules  $\alpha$  sont repoussées. La masse de l'atome est concentrée au niveau du noyau.
- ✓ Le noyau est extrêmement petit et dense puisqu'il n'y a qu'une très petite portion des particules qui **rebondissent**.



**Figure (II.3) :** Expérience de Rutherford

Après la mise en évidence du noyau, on s'est aperçu que celui-ci n'est pas une particule simple.

Il est constitué de particules élémentaires stables appelées **nucléons**, qui peuvent se présenter sous deux formes à l'état libre, **le neutron et le proton**.

### **II.2.2 Le proton : 2<sup>ème</sup> Expérience de Rutherford :**

Le proton a été découvert par **Rutherford en 1919** dans une expérience où il a bombardé des atomes d'azote par des particules  $\alpha$  (noyau d'hélium). Il avait alors constaté la formation de l'élément oxygène et d'un noyau d'hydrogène (ou le proton) selon la réaction nucléaire suivante :

**(Proton  $H^+$ )**

Le proton est le noyau de l'isotope le plus répandu de l'atome d'hydrogène : ; son rayon est de 0,8 fm (femto mètre :  $10^{-15}$  mètre)



**II.2.3 Le neutron : Expérience de Chadwick:** Le neutron a été découvert par **Chadwick en 1932** en bombardant des atomes légers comme le lithium, Bore ou même le béryllium par des particules  $\alpha$ , conduisant à la formation du noyau du  ${}^4\text{He}$ , selon la réaction nucléaire suivante :



**James Chadwick**

A l'état libre, le neutron est une particule instable : il se désintègre spontanément en **proton et électron** :

La découverte du neutron a répondu à une interrogation majeure sur la cohésion nucléaire en expliquant pourquoi les protons chargés ne se ré-poussaient pas en son sein.

## II.3. Les caractéristiques de l'atome

Comme nous avons vu précédemment, l'atome est constitué d'électrons et de nucléons (protons et neutrons). Les protons et les électrons ont des charges égales en valeur absolue mais de signe contraire.

### a) Le numéro atomique ( $Z$ )

Le numéro atomique ( $Z$ ) est le terme employé en chimie et en physique pour représenter le nombre de protons d'un atome.

### b) Le nombre de masse ( $A$ )

Le nombre de masse ( $A$ ) est le terme employé en chimie et en physique pour représenter le nombre de nucléons, c'est-à-dire la **somme** du nombre de **proton(s)** et du nombre de **neutron(s)** ( $N$ ) constituant le noyau d'un atome.

## Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

**Représentation** : un élément (atome) chimique (**X**) est complètement défini par **Z**, le **numéro atomique**. :

- Son **nombre de masse A** ou nombre de nucléons ;
- Son **nombre de protons Z** ou **nombre d'électrons** ou encore **numéro atomique** ;
- Son **nombre de neutrons N**.

Avec :  **$A = Z + N = \text{Nombre de Masse}$**

La notation adoptée pour un élément X est :  ${}^A_Z X$  mais il arrive de trouver assez souvent :  ${}^A X$

- ✓ **Isotopes** : même Z
- ✓ **Isobares** : même A
- ✓ **Isotones** : même N
- ✓ **Isoélectron** : même nombre d'électron

## Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

La représentation s'énonce oralement en indiquant le nom de l'élément suivi de la valeur de A puis celle de Z qui est souvent omise puisque cette information est redondante avec le nom de l'élément.

**Exemple :**

La représentation  $^{16}_8\text{O}$  se prononce "oxygène 16 8" ou simplement "oxygène 16".

### II.4. Eléments chimiques : Nucléides – Isotopes

**1/ Élément chimique :** Chaque valeur du numéro atomique **Z** définit un élément chimique (Un élément chimique est un atome défini par son numéro atomique **Z**).

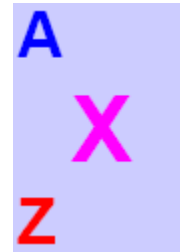
**En outre L'élément rassemble une espèce d'atomes ayant le même nombre de protons (Z)**

**Exemple :** , ,

# Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

## 2/ Un nucléide :

Un nucléide ou nuclide (du latin *nucleus*) est un **type de noyau** caractérisé par ses **nombre de nucléons et de protons** ; il est donc identifié par une représentation symbolique :



Un nucléide est une espèce atomique qui se différencie des autres :

soit par son nombre de masse (A)

soit par son numéro atomique (Z)

Exemple :

4 nucléides différents:  $^{16}\text{O}$  ;  $^{17}\text{O}$  ;  $^{37}\text{Cl}$  ;

**3/ Isotopes** : On appelle isotopes deux nucléides ou plus d'un **même élément** dont les noyaux possèdent : le **même nombre de protons** (sinon ce ne serait pas le même élément), mais **pas le même nombre de neutrons**, donc **même  $Z$  mais différents  $A$**

**Exemple** : L'élément chlore ( $Z = 17$ ) possède 2 isotopes :

Le chlore 35 ayant 18 neutrons ;  $^{35}_{17}\text{Cl}$

et le chlore 37 ayant 20 neutrons ;  $^{37}_{17}\text{Cl}$

**Autre exemple** : Le  $^{12}\text{C}$ , le  $^{13}\text{C}$  et le  $^{14}\text{C}$  sont trois isotopes du carbone, car ils possèdent tous 6 protons. Cependant, leurs nombres de neutrons diffèrent :

le  $^{12}\text{C}$  en a 6,

le  $^{13}\text{C}$  en a 7,

le  $^{14}\text{C}$  en a 8.

**Application :** Donner les représentations symboliques des trois isotopes de l'oxygène ( $Z = 8$ ) sachant que leurs nombres de neutrons valent respectivement 8, 9 et 10.

**Solution :**

Leurs nombres de masse  $A_i$  valent respectivement:

$$A_1 = 8 + 8 = 16$$

$$A_2 = 8 + 9 = 17$$

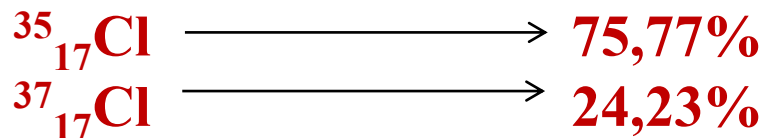
$$A_3 = 8 + 10 = 18$$

Les représentations symboliques des trois isotopes de l'oxygène sont donc  $^{16}\text{O}$  ;  $^{17}\text{O}$  et  $^{18}\text{O}$ .

## Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

- ✓ **Naturels ou artificiels** : Certains isotopes sont naturels, ils ont été produits dans la nature (par exemple, les trois isotopes du carbone mentionnés ci-dessus), alors que d'autres sont artificiels, ils sont produits en laboratoire ou en industrie (par exemple, le  $^{60}\text{Co}$ , dont les rayonnements sont utilisés pour traiter certaines tumeurs cancéreuses).
- ✓ **Radioactivité** : Certains isotopes, naturels ou artificiels, sont instables. Ils peuvent alors se désintégrer en émettant des rayonnements. On dit alors qu'ils sont radioactifs. Les isotopes radioactifs sont parfois appelés radio-isotopes. Par exemple, le  $^{12}\text{C}$  et le  $^{13}\text{C}$  sont stables alors que le  $^{14}\text{C}$  est radioactif.
- ✓ **Abondance des isotopes** : L'élément est souvent constitué de plusieurs isotopes présents dans diverses proportions ( pourcentage molaire) nommées **abondance**.

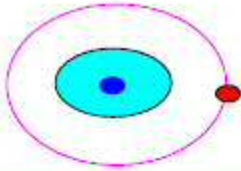
**Exemple :**



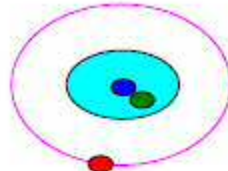
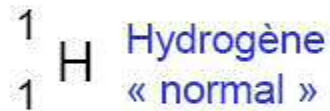


# Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

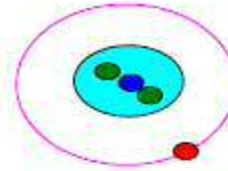
## Représentation symbolique des trois isotopes de l'élément Hydrogène



$$\begin{aligned} Z &= 1 \\ N &= 0 \\ A &= Z + N = 1 \end{aligned}$$



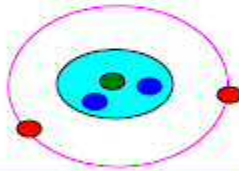
$$\begin{aligned} Z &= 1 \\ N &= 1 \\ A &= Z + N = 2 \end{aligned}$$



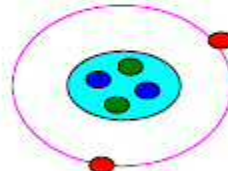
$$\begin{aligned} Z &= 1 \\ N &= 2 \\ A &= Z + N = 3 \end{aligned}$$



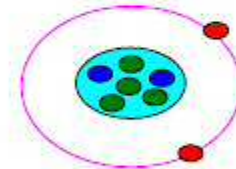
## Représentation symbolique des trois isotopes de l'élément Hélium



$$\begin{aligned} Z &= 2 \\ N &= 1 \\ A &= Z + N = 3 \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} Z &= 2 \\ N &= 2 \\ A &= Z + N = 4 \end{aligned}$$



$$\begin{aligned} Z &= 2 \\ N &= 4 \\ A &= Z + N = 6 \end{aligned}$$



# Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

**4/ Isobares** : on appelle isobares deux nucléides ayant le **même nombre de masse (A)** mais des nombres de **protons différents**. Deux isobares correspondent toujours à deux éléments différents.

Exemple :  $^{14}_7\text{N}$  ;  $^{14}_6\text{C}$ .

**5/ Isotones** : on appelle isotones deux nucléides ayant le même nombre de neutrons  $^{35}_{15}\text{P}$  et  $^{37}_{17}\text{Cl}$ .

Une vingtaine d'éléments n'ont qu'un seul isotope naturel dans leur famille ( $^4\text{Be}$ ,  $^9\text{Fe}$ ,  $^{11}\text{Na}$ ,  $^{13}\text{Al}$ ,  $^{15}\text{P}$ ,  $^{79}\text{Au}$ ).

Il existe 118 éléments connus et plus de 1700 nucléides dont 300 sont naturels et le reste artificiel.

## II.5 le nombre d'Avogadro, la mole et la masse molaire

**1/ le nombre d'Avogadro** : A l'échelle atomique, la matière a une structure particulière: les particules constitutives sont extrêmement petites, aussi considère-t-on toujours un nombre très grand de ces particules, ce nombre, c'est le **Nombre d'Avogadro**.

## Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

Le nombre d'Avogadro est le nombre d'atomes contenus dans un échantillon de carbone de masse 12 grammes

$$N = 6,0221.10^{23} \text{ (Unité de matière/mole)}$$

**2/La mole** : la mole est la quantité de matière d'un système contenant autant de particules (atomes, molécules, ions...) qu'il y a d'atomes dans 12g de C. Le nombre de particules contenues dans une mole est le nombre d'Avogadro est le suivant:

$$N = 6,0221.10^{23} \text{ (Unité de matière/mole)}$$

En outre on appelle la mole de particule, un ensemble de  $6,0221.10^{23}$  particules identiques.

**NB** : L'unité de matière (figurant dans l'unité du nombre d'Avogadro) peut être : atomes, molécules, ions, es ...etc selon la matière dont il est question.

## Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

**3/Masse molaire atomique** : la masse molaire atomique est la masse d'une mole d'atomes c'est-à-dire la masse de  $N$  atomes. On montre que la masse molaire (en g) et la masse atomique (en uma) s'expriment numériquement par le même nombre :

Soient :  $M_X$  et  $m_X$  la masse molaire et la masse d'un atome d'un élément  $X$  quelconque.

On a : Si

$$M = X \text{ g/mol} \quad \text{alors} \quad m = X/N \text{ (g)} \quad \text{or} \quad 1/N = 1 \text{ uma} \quad \Rightarrow \quad m = X \text{ uma.}$$

Il y a donc une correspondance entre la masse d'un atome en uma et sa masse molaire en g/mol

**Dire qu'un atome à une masse de  $M$  uma est équivalent à dire que sa masse molaire atomique de  $M$  g/mol**

# Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

## II.6. Unité de masse atomique, masse atomique, unité d'énergie

**1/ Unité de masse atomique :** L'utilisation du kg (unité de masse dans le SI) n'est pas commode ( pratique) pour mesurer la masse d'un atome, des unités chimiques plus faciles à manipuler ont donc été adoptées ; l'élément de référence étant le carbone 12 : l'unité de masse atomique (u.m.a ou u). l'u.m.a équivaut au douzième de la masse d'un atome de carbone 12.

Une mole de carbone pesant par convention 12 g et correspondant à N atomes de carbone , un atome de carbone pèse donc  $12/N$  et l'unité de masse atomique vaut donc  $1/Ng$

$$1\text{u.m.a} = 1/N \text{ (g)} = 10^{-3}/N \text{ (kg)} = 1,6605 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$$

Dans cette unité, la masse

- du **proton** est de 1,00759 u.m.a
- du **neutron** est de 1,00898 u.m.a
- de l'**électron** est de 0,000548 u.m.a

$$m_p \approx m_n \approx 1 \text{ u.m.a}$$

## Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

**2/ Masse molaire pondérée (moyenne) d'un élément :** La masse molaire atomique d'un élément comportant plusieurs isotopes se calcule par une moyenne **pondérée** des masses molaires atomiques des isotopes où les **coefficients de pondération** sont les **fractions molaires** des isotopes.

$$M_{\text{at}} = \sum X_i \cdot M_i \quad ; \quad \text{avec :} \quad \sum X_i = 1$$

avec

- $M_i$  : masse molaire atomique de l'isotope  $i$
- $M_{\text{at}}$  : masse molaire atomique de l'élément présentant  $i$  isotopes.
- $X_i$  : **Abondance relative à l'isotope  $i$ .**

## Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

**Exemple** : Masse atomique relative de l'oxygène

$$M(^{16}\text{O}) = 15,9944 \rightarrow \% = 99,762 ;$$

$$M(^{17}\text{O}) = 16,9994 \rightarrow \% = 0,038 ;$$

$$M(^{18}\text{O}) = 17,9994 \rightarrow \% = 0,2$$

$$\begin{aligned} M_{\text{at}}(\text{O}) &= [(99,762 \times 15,994) + (0,038 \times 16,999) + (0,2 \times 17,999)] / 100 \\ &= 15,999 \text{ u.m.a} \end{aligned}$$

**Application** : Calculer la masse atomique du bore naturel composé des deux isotopes  $^{10}_5\text{B}$  et  $^{11}_5\text{B}$  dont les masses molaires atomiques respectives sont  $10,0129 \text{ g.mol}^{-1}$  et  $11,0093 \text{ g.mol}^{-1}$ . L'abondance isotopique de l'isotope  $^{10}_5\text{B}$  vaut 19,9%.

**Solution**

$$M(\text{B}) = 19,9 \cdot 10^{-2} \cdot 10,0129 + (100 - 19,9) \cdot 10^{-2} \cdot 11,0093 = 10,8110 \text{ g.mol}^{-1}$$

# Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

## 3) Masse atomique d'un élément chimique

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

$$m_{\text{at}} = m_{\text{noy}} + Z.m_e = Z.m_p + N.m_n + Z.m_e$$

Sachant que la masse des électrons est très négligeable devant celle du noyau, on a :  $m_{\text{at}} \rightarrow m_{\text{noy}}$ .

## 4/ Unité d'énergie : l'électronvolt (eV)

L'eV est l'énergie acquise par un électron soumis à un potentiel électrique de 1V.

Ainsi, on a :  $1\text{eV} = 1,6.10^{-19} \text{ J}$ .

Les multiples sont :       $\text{keV} = 10^3 \text{ eV}$ ,       $\text{MeV} = 10^6 \text{ eV}$ ,  
                                  $\text{GeV} = 10^9 \text{ eV}$



## Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

### 5/ Défaut de masse et énergie de cohésion d'un noyau

La masse d'un noyau est légèrement inférieure à la somme des masses des protons et des neutrons qui le constituent. La différence entre ces deux masses, appelée **défaut de masse et notée  $\Delta m$** , se calcule par la relation suivante :

$$[Z.m_p + (A - Z).m_n] - m_{\text{noyau}}$$

Où :  $Z$  et  $A$  sont le numéro atomique et le nombre de masse du noyau et  $m_{\text{noyau}}$  la masse du noyau.

**Application** : Calculer le défaut de masse du noyau  $^{12}_6\text{C}$  sachant que  $m_{\text{noyau}} = 19,92102.10^{-27}$  kg.

**Solution** :

$$\begin{aligned} \frac{[6.m_p + 6.m_n] - m_{\text{noyau}}}{19,92102.10^{-27}} &= \frac{(6.1,6726.10^{-27} + 6.1,6749.10^{-27}) - 19,92102.10^{-27}}{19,92102.10^{-27}} \\ &= 0,16398.10^{-27} \text{ kg} \end{aligned}$$

## Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

Cette différence est liée à l'existence d'une énergie  $\Delta E$  appelée **énergie de cohésion** ou **énergie de liaison du noyau** qui est liée au défaut de masse par l'équivalence masse- énergie basée sur la relation d'Einstein :

Où

**C** : est la célérité de la lumière dans le vide ( $3,0 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$ ).

Dans cette formulation  $\Delta E$  et  $\Delta m$  sont des grandeurs positives :

- ✓  $\Delta E$  est l'énergie qu'il faudrait fournir pour diviser le noyau au repos en ses nucléons constitutifs au repos
- ✓  $\Delta m$  est l'augmentation de masse qui serait mesurée lors de cette opération.

## Chapitre II : Les principaux constituants de la matière

- ✓ Plus  $\Delta E$  est élevée, plus le noyau est stable.
- ✓ Pour comparer les stabilités des noyaux, l'énergie de cohésion est divisée par le nombre de nucléons pour obtenir une énergie de cohésion par nucléon.

Si  $\Delta m$  est exprimé en kg et  $C$  en  $m.s^{-1}$  alors  $\Delta E$  est obtenue en joule.

Cependant, il est habituel de convertir  $\Delta E$  en électron-volt, unité d'énergie plus adaptée à l'ordre de grandeur des énergies mises en jeu à l'échelle atomique.

### Application :

Calculer l'énergie de cohésion du noyau  $^{12}_6C$ .

### Solution :

$$\begin{aligned} &= 0,16398 \cdot 10^{-27} \times (3,0 \cdot 10^8)^2 / 1,6 \cdot 10^{-19} = 9,22 \cdot 10^7 \text{ eV} \\ &= 92,2 \text{ MeV} \end{aligned}$$