

Chapitre 1

STRUCTURE DE L'ATOME

1.1. INTRODUCTION

La matière est formée à partir de grains élémentaires : les **atomes**.

L'atome est un ensemble électriquement neutre comportant une partie centrale, le noyau (protons + neutrons), où est centrée pratiquement toute sa masse, et autour duquel se trouvent des électrons.

118 atomes ou éléments ont été découverts et chacun d'eux est désigné par son nom et son symbole. *Exemple* : Carbone : C ; Azote : N.

Les atomes diffèrent par leurs structures et leurs masses. En fait, l'atome n'existe pas souvent à l'état libre, il s'associe avec d'autres pour former des molécules. On a des molécules *monoatomiques* : gaz rares (He, Ne, Ar,...), *diatomiques* (H₂, O₂, NaCl,...) et des molécules *polyatomiques* (H₂O, H₂SO₄,...).

1- Le noyau

Le noyau est constitué de deux types de particules

- Le proton qui a une charge de $+1,60 \cdot 10^{-19}$ C (coulombs) et une masse de $1,673 \cdot 10^{-27}$ kg.
- Le neutron qui a une charge nulle et une masse de $1,675 \cdot 10^{-27}$ kg

Remarque :

- La masse des protons est proche à la masse des neutrons
- Une charge totalement différente.
- Le noyau a donc une charge positive. Les neutrons et les protons constituent les nucléons qui sont maintenus ensemble par interaction forte.

2- Les électrons

Un électron a une charge de $-1,60 \cdot 10^{-19}$ C et une masse de $0,911 \cdot 10^{-30}$ kg. Il est donc 1800 fois moins lourd que le proton. Sa charge est négative et juste opposée à celle du proton.

Un atome comporte autant d'électrons que de protons (sa charge globale est donc nulle) et l'univers renferme exactement le même nombre de protons que d'électrons.

Les électrons occupent tout l'espace de la matière. Le noyau contient l'essentiel de la masse de l'atome.

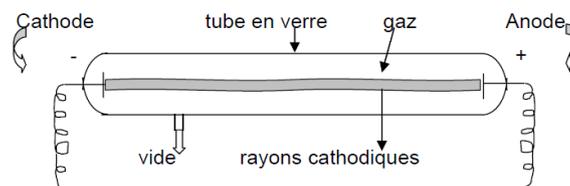
1.2. MISE EN EVIDENCE DE L'ELECTRON

L'atome est un ensemble électriquement neutre comportant une partie centrale, le noyau (protons + neutrons), où est centrée pratiquement toute sa masse, et autour duquel se trouvent des **électrons**.

- **Expérience de Crookes** : découverte de l'électron
- **Expérience de Millikan** : calcul de la charge de l'électron (**e**).
- **Expérience de J.J. Thomson** : calcul du rapport de la charge de l'électron sur sa masse (**e/m**).

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. Dans un matériau solide comme l'or, ces sphères seraient empilées de façon à occuper un volume minimal.

Sous l'effet d'une tension électrique très élevée (40 000 volts) appliquée entre les deux parties internes d'un tube à décharge, un faisceau est émis de la cathode, appelé **rayons cathodiques** et recueilli par l'anode.



Propriétés des rayons cathodiques :

- Ils sont constitués de particules qui transportent de **l'énergie**.
- Ils sont déviés par un champ électrique vers le pôle positif, ce qui indique que les particules constituant ces rayons sont chargées **négativement**.

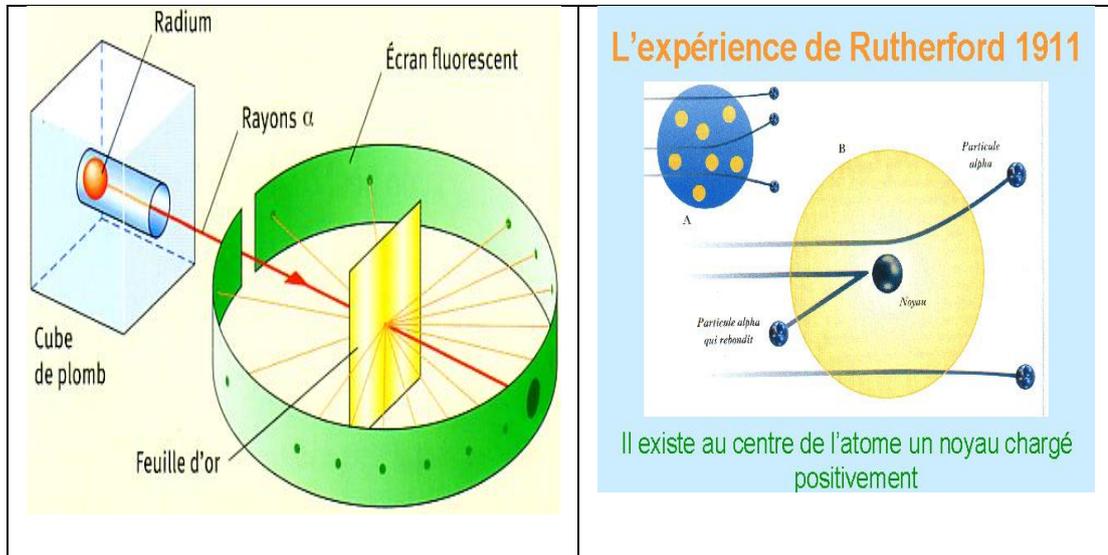
Conclusion : Les expériences de **Thomson et Millikan**, nous ont permis de déterminer la charge **e** et la masse **m_e** de l'électron : **e = 1,602. 10⁻¹⁹ Coulomb ou C ; m_e = 9,109. 10⁻³¹ kg.**

1.3. MISE EN EVIDENCE DU NOYAU : EXPERIENCE DE RUTHERFORD

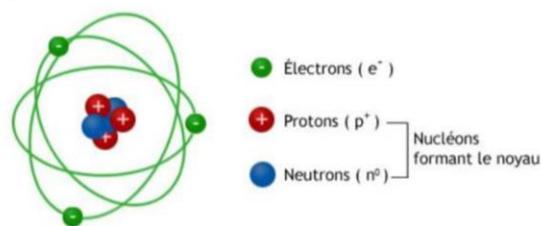
L'expérience consiste à bombarder une très mince (épaisseur (0,6 μm)) feuille de métal (Or) par le rayonnement constitué de noyaux d'Helium (He²⁺).

Les taches qui apparaissent sur un écran fluorescent lui permettent de connaître la trajectoire suivie par les particules (Figure). 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 (déplacés) 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 104 à 105 fois plus petit que l'atome et concentre l'essentiel de sa masse. L'atome est donc essentiellement constitué de vide.



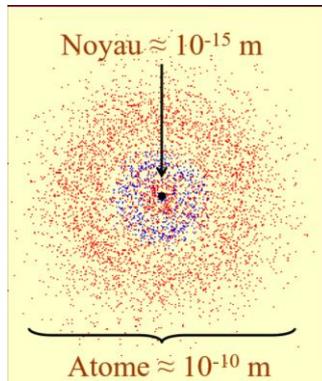
- Constitution du noyau atomique

Le noyau est formé de particules élémentaires stables appelées nucléons, qui peuvent se présenter sous deux formes à l'état libre, le **neutron** et le **proton**. (Les protons sont chargés positivement :

$$q_p = +e = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C} \quad , \quad \text{la masse du proton} : m_p = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg} \approx 1836 m_e$$

(les neutrons sont de charge nulle, leur masse est : $m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.)

$$\left. \begin{array}{l} R_{\text{noyau}} = 10^{-14} \text{ m} \\ R_{\text{atome}} = 10^{-10} \text{ m} \end{array} \right\} \longrightarrow R_{\text{noyau}} / R_{\text{atome}} = 10^{-14} / 10^{-10} = 10^{-4} .$$

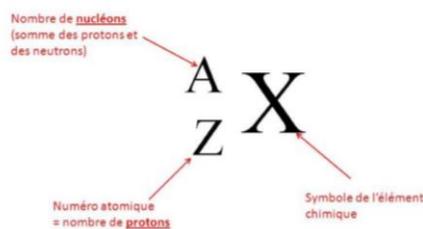


En Conclusion : L'atome est donc constitué essentiellement de vide et sa masse est rassemblée au centre (concentrée dans le noyau). Alors : Structure atomique lacunaire.

L'énergie de cohésion du noyau : $E = \Delta m \cdot c^2$

$$\Delta m = m_{\text{théorique}} - m_{\text{réelle}} = (Z \cdot m_p + N \cdot m_n) - m_{\text{réelle}}$$

1.4. IDENTIFICATION DES ELEMENTS



A chaque élément chimique, on a associé un symbole. Il s'écrit toujours avec une majuscule, éventuellement suivie d'une minuscule : ${}^A_Z X$,

Exemple : ${}^{16}_8\text{O}$, ${}^{209}_{83}\text{Bi}$,etc

Z : *numéro atomique ou nombre de charge*, il désigne le nombre de protons (c'est aussi le nombre d'électrons pour un atome neutre). Pour un élément quelconque, la charge du noyau (protons) est $+Ze$. De même la charge des électrons sera $-Ze$.

A : *nombre de masse*, il désigne le nombre de nucléons (protons + neutrons).

Si N représente le nombre de neutrons, on aura la relation : $A = Z + N$

Exemple : $^{209}_{83}\text{Bi}$

$Z = 83 =$ nombre de **protons**

$A = 209 =$ nombre de **masse**

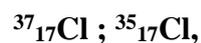
$A - Z = 209 - 83 = 126 =$ nombre de **neutrons**.

- Isotopes

Les isotopes sont des éléments possédant le même numéro atomique **Z** et différent par leurs nombres de neutrons c'est à dire par leurs nombres de masse **A**.

Un élément peut avoir un ou plusieurs isotopes.

Exemple :



* Masse moyenne : C'est la moyenne des masses isotopiques pondérée par leurs abondances relatives.

$$M_{moy} = \sum_{i=1}^n x_i m_i$$

Où $x_i =$ % de l'isotope i (pourcentage de presence)

m_i la masse de l'isotope i

Exemple : L'antimoine Sb se présente comme un mélange de deux isotopes ^{121}Sb et ^{123}Sb dont les pourcentages respectifs sont: 57,69 % et 42,31 %. Calculer sa masse moyenne.

La masse moyenne de Sb est:

$$M_{moy} = (121 \times 57,69 + 123 \times 42,31) / 100 = 121,75.$$

Remarque : Il n'est pas possible de les séparer par des réactions chimiques, par contre cela peut être réalisé en utilisant des techniques physiques notamment la spectroscopie de masse.

- Masse atomique

La masse atomique d'un élément chimique est la masse d'une mole d'atomes, appelée masse molaire atomique soit la masse de N atomes.

N étant le nombre d'Avogadro égale à $6,023 \cdot 10^{23}$.

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

$$m_{\text{at}} = Zm_e + Zm_p + Nm_n \text{ (en kg)}$$

L'utilisation de cette unité n'est pas commode, des unités chimiques plus faciles à manipuler ont donc été choisies ; le terme de référence étant le carbone 12. Par définition, l'unité de masse atomique qu'on note u.m.a est le 1/12 ème de la masse d'un atome de carbone 12 (^{12}C).
Donc On définit l'uma par :

1 uma = 1/12ème de la masse d'un atome de carbone 12.

Cherchons la masse d'un atome de carbone :

$$\begin{array}{lcl} \text{1 mole de C} & \longrightarrow & N \text{ atomes} \longrightarrow 12 \text{ g} \\ & & \text{1 atome de C} \quad (12/N) \text{ g} \end{array}$$

Donc l'atome de carbone pèse $(12/N)$ g, alors l'uma correspond à :

$$1 \text{ uma} = (1/12) \times (12/N) \text{ g} = (1/N) \text{ g} = 1.66 \cdot 10^{-24} \text{ g} = 1.66 \cdot 10^{-27} \text{ Kg.}$$

Exemple :

Masse d'un atome de C = 12 uma et masse d'une mole de carbone = 12 g

Masse d'une molécule de NH_3 = 17 uma et masse d'une mole de NH_3 = 17 g

Défaut de masse - Energie de liaison - Stabilité d'un noyau :

a- Défaut de masse: La formation d'un noyau s'accompagne toujours d'une perte de masse qu'on appelle défaut de masse Δm .

$$\Delta m = Z m_p + (A - Z) m_n - M_{\text{noyau}} > 0$$

Remarque: La masse d'un noyau mesurée expérimentalement est inférieure à la Somme des masses des particules qui le composent prise à l'état libre.

b- Energie de liaison : C'est l'énergie qu'il faut fournir au noyau pour le dissocier en ses nucléons constitutifs. La réaction nucléaire s'accompagne d'une perte de masse qui équivaut l'énergie nécessaire à la transformation du noyau.

$$e = \Delta m \times C^2 ; \quad C = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s.} \quad \text{(relation d'Einstein).}$$

* On définit l'électron-volt (e.V) comme étant l'énergie cinétique acquise par un électron initialement au repos, lorsqu'il est accéléré par une différence de potentiel de 1 V.

$$1 \text{ e.v} = 1.6 \cdot 10^{-19} \text{ Joule.} \quad 1 \text{ Me.V} = 10^6 \text{ e.V.} \quad 1 \text{ uma} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ Kg} = 931,5 \text{ MeV}$$

c- Stabilité d'un noyau: est caractérisée par l'énergie de liaison par nucléon.

$$a = e / A \text{ en Me.V / nucléon.}$$

Remarque: La stabilité d'un noyau est d'autant plus grande que a est grand.

1.5. L'ATOME SELON RUTHERFORD

Ce modèle est basé sur l'existence du noyau dans lequel est pratiquement concentrée toute la masse de l'atome et autour duquel gravitent des électrons. La stabilité mécanique résulte de la compensation des forces d'attractions \vec{F}_a par les forces centrifuges \vec{F}_c dues à la rotation des électrons autour du noyau. L'avantage de ce modèle c'est qu'il ne fait appel qu'aux lois de la mécanique classique. Par contre, il présente des inconvénients :

- La théorie électromagnétique exige que l'électron rayonne des ondes électromagnétiques, donc il va perdre de l'énergie et finirait par tomber sur le noyau.

- L'énergie lumineuse émise varie de façon continue.

Ces deux conclusions sont en contradiction avec l'expérience.