

Cours 2:

Introduction

La matière est formée à partir de grains élémentaires appelée les atomes, il existe 112 atomes ou éléments qui ont été découverts et chacun d'eux est désigné par son nom et son symbole.

L'élément est représenté:

A : nombre de masse, il désigne le nombre de proton 'P' et de neutron 'n'.

Z:numéro atomique ou nombre de charge, il désigne le nombre de proton.

n : nombre de neutron.

Tableau II.1:Exemple des Atomes

Elément	Symbol	Masse atomique
Carbone	C	12
L'azote	N	14

Les atomes diffèrent par leurs structures et leurs masses, et sont eux même fragment en petites particules : les électrons, les protons et les neutrons.

En fait, l'atome n'existe pas souvent à l'état libre ,ils 'associe avec d'autres pour former des molécules.

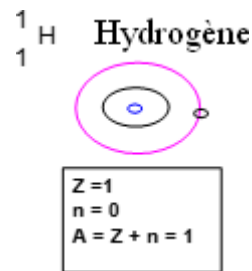
Tableau II.2:Exemple des molécules

Molécules	Exemples
Mono atomiques (gaz rares)	H e ,N e, Ar
diatomiques	H ₂ ,O ₂ ,NaCl
Poly atomiques	H ₂ O,H ₂ SO ₄

I. 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 du quel se trouvent des électrons.

Exemple : Atome d'hydrogène



Mise en évidence : Expérience de J.J.Thomson

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 émis de la cathode, appelé rayons cathodiques et recueilli par l'anode.

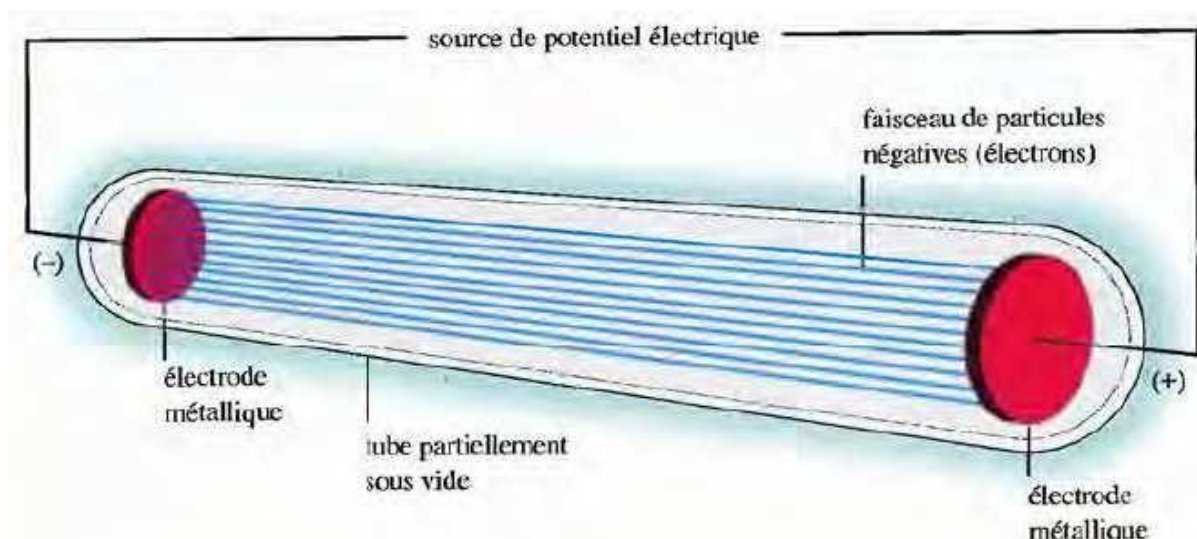


Figure II.1. Schéma de l'expérience de J.J. Thomson[5]

Propriétés des rayons cathodiques

- ❖ Se propagent de façon rectiligne et perpendiculaire à la cathode.
- ❖ 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.

En 1891, Stoney donna le nom d'électron pour les particules constituant les rayons cathodiques.

Les expériences de Thomson et Millikan, nous ont permis de déterminer la charge est la masse **me** de l'électron :

$$e=1,602 \times 10^{-19} \text{CoulombouC } m_e=9,109 \times 10^{-31} \text{ kg.}$$

II. Noyau

Mise en évidence : Expérience de Rutherford

L'expérience consiste à bombarder une très mince feuille de métal (Or) par le rayonnement constitué de noyaux d'Helium (He_2^+).

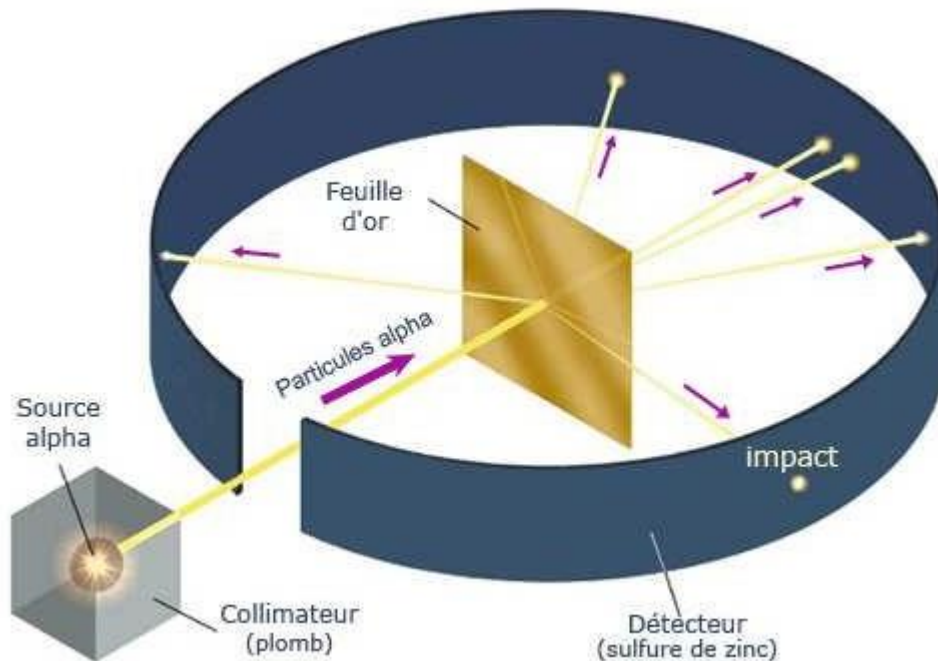


Figure II.2. Schéma de l'expérience de Rutherford.

Interprétation

Bombardant de très fines feuilles d'or par des particules alpha, Hans Geiger et Ernest Marsden, alors étudiants de Rutherford, observèrent qu'une fraction minimale (1 sur 8000) de ces particules étaient défléchies à grand angle comme si elles rebondissaient sur un obstacle massif. Les impacts étaient observés dans l'obscurité au microscope sur un écran de sulfure de zinc scintillant. Rutherford en conclut que l'atome contenait un cœur massif, de charge électrique positive, capable de repousser les alpha .

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: $q_p = +e = 1,602 \times 10^{-19} \text{C}$

❖ La masse du proton : $m_p = 1,673 \times 10^{-27} \text{kg} \approx 1836 m_e$

❖ Les neutrons sont de charge nulle ,leur masse est: $m_n = 1,675 \times 10^{-27} \text{kg}$.

Toute la masse de l'atome est concentrée dans le noyau.

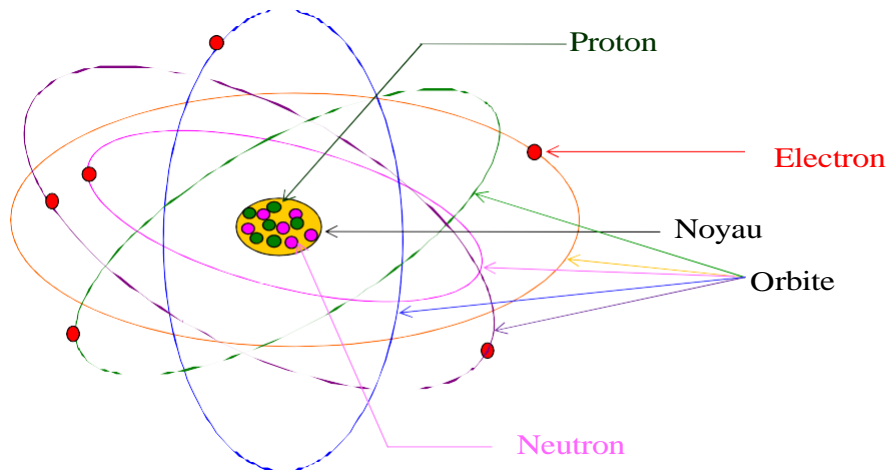


Figure II.3. Structure de l'atome.

III. Identification des éléments

Représentation

A chaque élément chimique 'X', nous associons un symbole. Ils s'écrivent en majuscule, exemple: hydrogène 'H', oxygène 'O' et carbone 'C' ..., ou suivies d'une minuscule, exemple : chlore 'Cl', calcium 'Ca', cuivre 'Cu' ...

L'élément est représenté:

A : nombre de masse, il désigne le nombre de proton 'P' et de neutron 'n'.

Z:numéro atomique ou nombre de charge ,il désigne le nombre de proton.

n : nombre de neutron.

Donc, nous aurons : Dans un atome neutre le numéro atomique 'Z' désigne le nombre d'électron 'e⁻'.

Remarque:

- Sil' élément est ionisé (chargé), le nombre d'électron est différent du nombre de proton.
- Sil 'élément est un anion (charge négative):nous devons additionner le nombre de charge au nombre de proton.
- Sil' élément est un cation (charge positive): nous devons sous traire le nombre de charge au nombre de proton.

Exemple

Eléments	A	Z=P	e ⁻	n
${}^{35}_{17}\text{Cl}$	35	17	17	18
${}^{35}_{17}\text{Cl}^{-}$	35	17	18	18
${}^{27}_{13}\text{Al}$	27	13	13	14
${}^{27}_{13}\text{Al}^{3+}$	27	13	10	14

Atome set leur Masses atomiques

Il existe deux types d'atomes : les atomes non isotopiques et les isotopes.

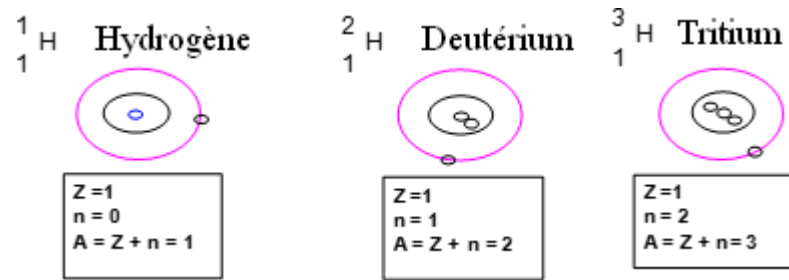
Masses atomiques (Isotopes)

Ces ont des atomes de même numéro atomique Z et de nombre de masse A différent .Un élément peut avoir un ou plusieurs isotopes.

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.

Exemple: Représentations symbolique des trois isotopes de l'hydrogène.



Atome non isotopique

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

$$m_a = Z \times m_e + m_N \quad \dots \text{Eq II.1}$$

Z: numéro atomique ou nombre de charge, il désigne le nombre de proton.

m_e : masse de l'électron

m_N : masse de noyau

$$m_N = Z \times m_p + n \times m_n \quad \dots \text{Eq II.2}$$

m_p : masse de proton

n: nombre de neutron

m_n : masse de neutron

Dr Mohammed Cherif Ouiza

Exercices cours II

Exercice 01

$1,6723842 \times 10^{-24}$ g, $1,6746887 \times 10^{-24}$ g et $9,109534 \times 10^{-28}$ g.

1. Définir l'unité de masse, Les masses du proton, du neutron et de l'électrons ont, respectivement de atomique (u.m.a). Donner sa valeur en g avec les mêmes chiffres significatifs que les masses des particules du même ordre de grandeur.
2. Calculer nu.m.a.et à 10^{-4} près, les masses du proton, du neutron et de l'électron.
3. Calculer d'après la relation d'Einstein (équivalence masse-énergie), le contenu énergétique d'une u.m.a exprimé en MeV.

Exercice 02

Quel est le nombre de protons, de neutrons et d'électrons qui participent à la composition des structures suivantes :



Exercice 03

L'élément silicium naturel Si (Z=14) est un mélange de trois isotopes stables: ${}^{28}\text{Si}$, ${}^{29}\text{Si}$ et ${}^{30}\text{Si}$. L'abondance naturelle de l'isotope le plus abondant est de 92,23%.

La masse molaire atomique du silicium naturel est de 28,085 g.mol⁻¹.

1. Quel est l'isotope du silicium le plus abondant?
2. Calculer l'abondance naturelle des deux autres isotopes.

Dr Mohammed Cherif Ouiza

