

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.

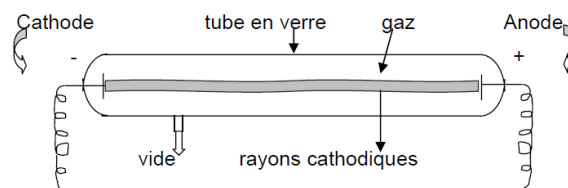
1.2. MISE EN EVIDENCE DE L'ELECTRON

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**.

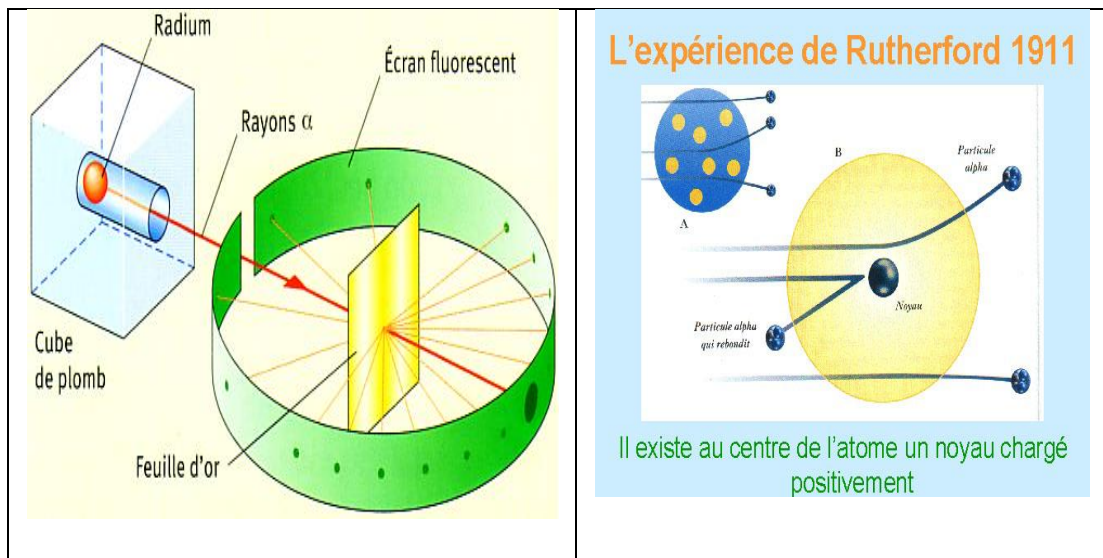
Conclusion : Les expériences de **Thomson et Millikan**, nous ont permis de déterminer la charge **e** et la masse **m_e** de l'électron : **e = 1,602. 10⁻¹⁹ Coulomb ou C ; m_e = 9,109. 10⁻³¹ kg.**

1.3. MISE EN EVIDENCE DU NOYAU : EXPERIENCE DE RUTHERFORD

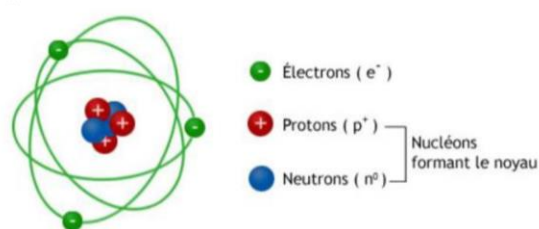
L'expérience consiste à bombarder une très mince (épaisseur (0,6 μm)) feuille de métal (Or) par le rayonnement constitué de noyaux d'Helium (He²⁺).

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 2.10^4 à 3.10^4) 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.



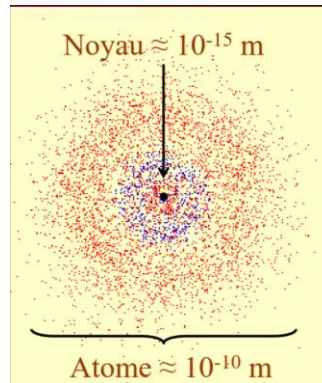
- Constitution du noyau atomique

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 : $m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$.)

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

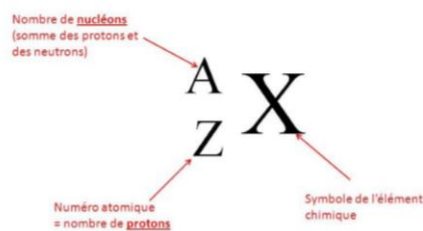


En Conclusion : L'atome est donc constitué essentiellement de vide et sa masse est rassemblée au centre (concentrée dans le noyau). Alors : Structure atomique lacunaire.

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 :

$^{37}_{17}\text{Cl}$; $^{35}_{17}\text{Cl}$,

$^{15}_8\text{O}$; $^{16}_8\text{O}$; $^{17}_8\text{O}$.

* 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.

Intérêts des isotopes stables

La médecine utilise ces isotopes pour l'imagerie médicale. Les radio-isotopes sont de plus en plus employés dans le cadre médical, en tant qu'analgésiques et traitement contre le cancer. Le rayonnement émis tue les agents pathogènes.

- **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 :

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

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 :

$$1 \text{ uma} = 1/12\text{ème de la masse d'un atome de carbone 12.}$$

Cherchons la masse d'un atome de carbone :

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

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 inférieur 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.

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

* 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.

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

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 :

Faiblesse du Model de Rutherford

- 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.

1- L'atome existe et ne se détruit pas de lui-même

2- Le spectre d'émission de tout corps est un spectre non continu

Chapitre 2

L'ATOME EN MECANIQUE QUANTIQUE

2.1. ASPECT ONDULATOIRE ET CORPUSCULAIRE DE LA LUMIERE

- **Hypothèse de Plank** : pour un rayonnement monochromatique de fréquence (ν), les échanges d'énergie ne pouvaient avoir lieu que par multiples entiers d'une quantité minimale, un **quantum** d'énergie : $E = n.h. \nu$

- **Effet photoélectrique** : l'effet photoélectrique désigne en premier lieu l'émission d'électrons par un matériau soumis à l'action de la [lumière](#). [Albert Einstein](#) fut le premier, en 1905, à en proposer une explication, en utilisant le concept de particule de lumière, appelé aujourd'hui [photon](#), et celle du [quantum](#) d'énergie initialement introduits par [Max Planck](#).

2.2. L'ATOME DE BOHR

- **Description (cas de l'atome d'hydrogène)**

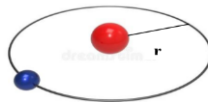
Bohr a complété le modèle de Rutherford en enlevant les faiblesses

A/ Pour éviter que l'é ne diffuse de l'énergie et ne tombe sur le noyau, il a fixé une énergie constante de l'é sur une orbite donnée

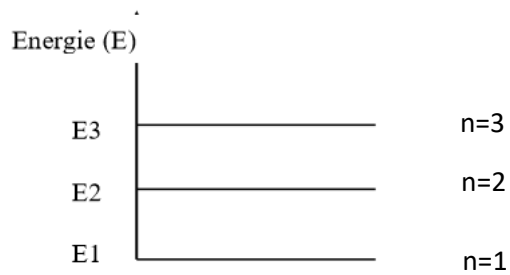
B/ Pour expliquer le spectre non continu, il a introduit la notion de niveaux bien déterminés d'énergie.

Pour cela, Bohr propose quatre hypothèses :

1. Dans l'atome, le noyau est immobile alors que l'électron de masse **m** se déplace autour du noyau selon une orbite circulaire de rayon **r**.



2. L'électron ne peut se trouver que sur des orbites privilégiées sans émettre de l'énergie ; on les appelle "orbites stationnaires".



3. Lorsqu'un électron passe d'un niveau à un autre il émet ou absorbe de l'énergie:

$$\Delta E = h\nu$$

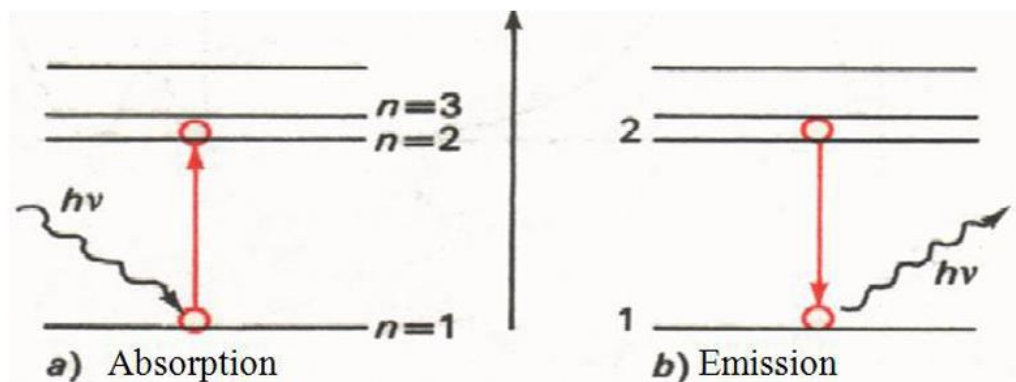
Où h : Constante de Planck $h = 6,62 \cdot 10^{-34} \text{ J s}$ et ν : Fréquence

a - Absorption :

$$\Delta E = E_f - E_i = E_{n2} - E_{n1} \quad \Delta E_{\text{absorbé}} = h\nu > 0$$

b - Emission :

$$\Delta E = E_f - E_i = E_{n1} - E_{n2} \quad \Delta E_{\text{absorbé}} = h\nu < 0$$



4. Le moment cinétique de l'électron ne peut prendre que des valeurs entières (quantification du moment cinétique):

$$mvr = nh / 2\pi$$

Où

- h : constante de Planck
- n : entier naturel.
- m : Masse de l'é
- v : Vitesse de l'é
- r : Rayon de l'orbite

- **Aspect quantitatif de l'atome de Bohr** : Le système est stable par les deux forces F_a et F_c

• Force d'attraction:

$$F_a = e^2 / 4\pi\epsilon_0 r^2 = Ke^2 / r^2$$

• Force centrifuge :

$$F_c = mv^2 / r$$

Le système est en équilibre : $F_a = F_c$ C'est-à-dire :

$$mv^2 = Ke^2 / r \quad (1)$$

Energie totale du système :

$$E_T = E_c + E_p$$

D'où : E_c : énergie cinétique et E_p : énergie potentielle , elle est due à l'attraction du noyau

$$E_p = \int F_a \cdot dr = - Ke^2 / r \quad , \text{ d'autre part : } E_c = mv^2 / 2$$

$$\text{Donc : } E_T = - Ke^2 / 2r \quad (2)$$

$$E_T = -e^2 / 8\pi\epsilon_0 r$$

Rayon de l'orbite : On sait que :

$$mvr = n \cdot h / 2\pi$$

$$(mvr)^2 = (n \cdot h / 2\pi)^2$$

$$\text{donc : } mv^2 = n^2 h^2 / 4\pi^2 m r^2 \quad (3)$$

De l'équation (1) et (3) , on a :

$$r = \frac{h^2}{4\pi^2 K m e^2} n^2 \quad (4)$$

c'est le rayon de l'orbite où circule l'électron ; il est quantifié. Alors

$$r_n = r_0 n^2$$

Où r_0 est le rayon de Bohr / $r_0 = 0,53 \cdot 10^{-10}$ m

Si on remplace (4) dans (2), on obtient :

$$E_T = - \frac{2\pi^2 m e^4 K^2}{h^2} \cdot \frac{1}{n^2} \quad (5)$$

$$E_n = E_1 / n^2 \quad \text{avec } E_1 = -13,6 \text{ eV.}$$

Alors : L'énergie totale d'un électron est donc discrète ou quantifiée.

• Pour $n=1$ (état fondamental : l'électron occupe l'orbite de rayon r_1 et d'énergie E_1)

$$r_1 = 5,29 \cdot 10^{-11} \text{ m} = 0,529 \text{ \AA} \quad (1 \text{ \AA} = 10^{-10} \text{ m}), \quad E_1 = -21,78 \cdot 10^{-19} \text{ J} = -13,6 \text{ eV} \quad (1 \text{ eV} = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ J})$$

• Pour $n=2$ (Premier état excité) : $r_2 = 4 r_1 = 2,116 \text{ \AA}$ et $E_2 = E_1 / 4 = -3,4 \text{ eV}$

• Pour $n=3$ (Deuxième état excité) : $r_3 = 9 r_1 = 4,761 \text{ \AA}$ et $E_3 = E_1 / 9 = -1,51 \text{ eV}$

Le modèle de Bohr est encore appelé «modèle des couches»

| | |
|-------|----------|
| n = 1 | couche K |
| n = 2 | couche L |
| n = 3 | couche M |

- Absorption et émission d'énergie

Un électron ne peut absorber ou libérer de l'énergie c-à-d rayonner qu'en passant d'un niveau (orbite) à un autre. La quantité d'énergie absorbée ou émise est égale à la différence d'énergie entre les deux niveaux (relation de Planck) :

$$\Delta E = |E_f - E_i| = h\nu$$

Avec E_f : état final , E_i : état initial , h : constante de Planck et ν : fréquence de radiation

Absorption : Lorsqu'un électron passe d'un niveau n_i (orbite de rayon r_{ni}) à un niveau n_f ($n_f > n_i$) supérieur (orbite de rayon r_{nf}), il absorbe une radiation de fréquence ν_{ni-nf} .

Emission : Lorsqu'un électron passe d'un niveau n_f à un niveau n_i ($n_f > n_i$), il émet une radiation de fréquence ν_{nf-ni} .

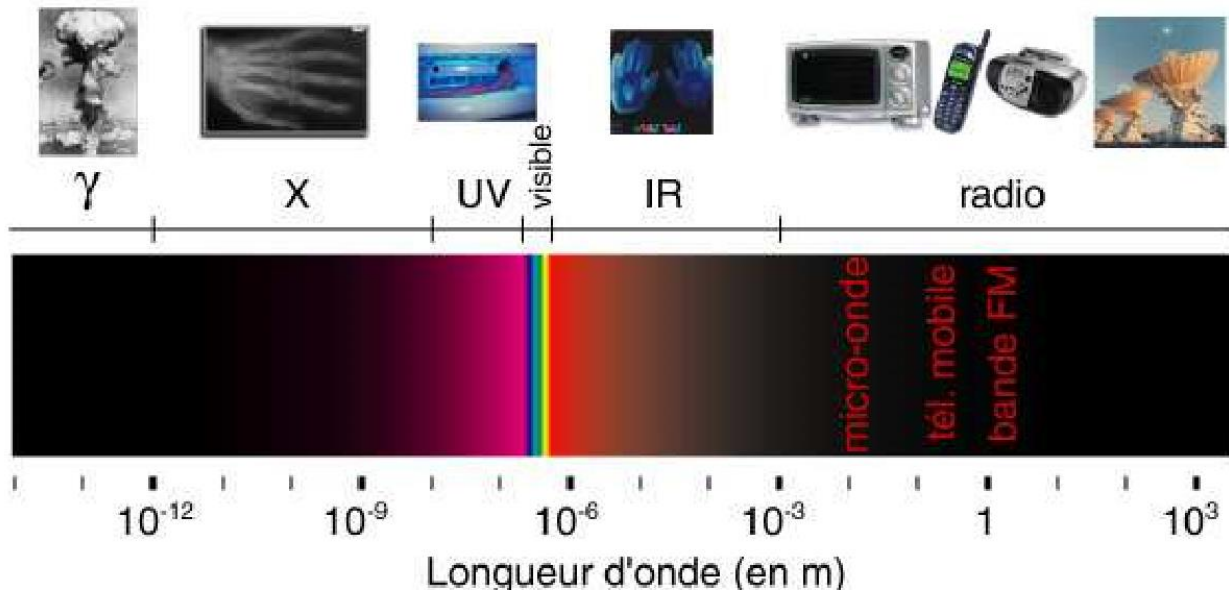
- Rayonnement électromagnétique

Les rayons lumineux sont caractérisés par la propagation d'une onde électromagnétique à la vitesse de la lumière ($c = 3.10^8$ m/s). Cette onde est caractérisée par sa longueur d'onde λ ou par son nombre d'onde σ :

$$\lambda = 1/\sigma = c/\nu$$

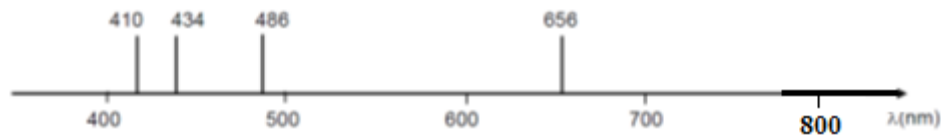
Le spectre de l'ensemble des radiations peut se présenter de la façon suivante : Il comprend :

Les rayons gamma, les rayons X, l'ultra violet, le visible, l'infra rouge.....



- Spectre d'émission de l'atome d'hydrogène

Le spectre de raie de l'atome d'hydrogène présente quatre raies principales dans le domaine visible.



Lyman

Balmer

Paschen Brackett

Quantification de l'énergie :

L'énergie émise ou absorbée par un électron est : $\Delta E = |E_f - E_i| = h\nu$ avec : $f > i$

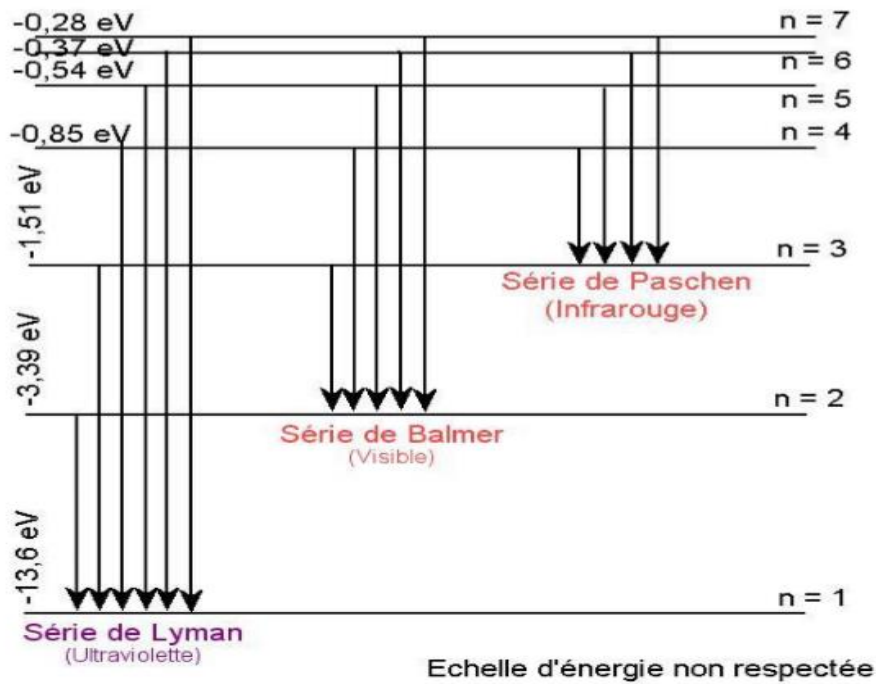
$$\Delta E = \frac{2\pi^2 m e^4 K^2}{h^2} \cdot \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right) \quad \text{Or : } h\nu = h \cdot c / \lambda \quad \text{C-à-d :}$$

$$1/\lambda = \sigma = \frac{2\pi^2 m e^4 K^2}{c h^3} \cdot \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_f^2} \right)$$

Donc $1/\lambda = R_H (1/n_i^2 - 1/n_f^2)$ et $R_H = \frac{2\pi^2 m e^4 K^2}{c h^3}$ appelé constante de Rydberg

Cette relation permet de calculer les différentes longueurs d'onde. En général, on trouve plusieurs séries de spectre selon l'état où se trouve l'électron :

- * Série de Lyman : $n_i = 1$ et $n_f > 1$ ($n_f = 2, 3, \dots, \infty$),
- * Série de Balmer : $n_i = 2$ et $n_f > 2$ ($n_f = 3, 4, \dots, \infty$)
- * Série de Paschen : $n_i = 3$ et $n_f > 3$ ($n_f = 4, 5, \dots, \infty$),
- * Série de Brackett : $n_i = 4$ et $n_f > 4$ ($n_f = 5, 6, \dots, \infty$)
- * Série de Pfund : $n_i = 5$ et $n_f > 5$ ($n_f = 6, 7, \dots, \infty$)



- GENERALISATION AUX IONS HYDROGENOIDES

La théorie de Bohr est applicable à l'hydrogène et à l'hydrogénoïde.

Définition : Un hydrogénoïde est un ion, son noyau contient Z protons et l'ion possède un seul électron comme l'hydrogène. Donc les hydrogénoïdes sont des ions qui ne possèdent qu'un seul électron.

Exemple :

He ($Z=2$) -----> He⁺ (1e⁻ et 2 protons),

Li ($Z=3$) -----> Li²⁺ (1e⁻ et 3 protons)

He⁺ et Li²⁺ sont des ions hydrogénoïdes.

Dans le cas des hydrogénoïdes on aura:

- ✓ L'énergie de l'électron sur l'orbite : $E_n = \frac{Z^2 E_1}{n^2}$ avec $E_1 = -13,6 \text{ eV}$
- ✓ Le rayon de l'orbite : $r_n = \frac{r_0 n^2}{Z}$ avec $r_0 = 0,53 \text{ \AA}$
- ✓ Le nombre d'onde : $\frac{1}{\lambda} = Z^2 R_H \left[\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right]$ $n_1 < n_2$

L'état fondamental, l'état excité et l'énergie d'ionisation

$E_n = \frac{E_1}{n^2}$ C'est l'Énergie de l'é sur l'orbite n est en fonction de l'énergie de la première orbite $E_1 = -13,6 \text{ eV}$ (l'énergie la plus petite)

- $n=1$: L'atome est à l'état le plus stable, qui possède l'énergie la plus petite c'est l'état *fondamental*
- $n > 1$ L'atome est à l'état excité car $E_n = \frac{E_1}{n^2}$ sera supérieur à $-13,6 \text{ eV}$

Exemple

| n | 1 | 2 | 3 | 4 |
|--------------------|-------|------|-------|-------|
| $E_n \text{ (eV)}$ | -13,6 | -3,4 | -1,51 | -0,85 |

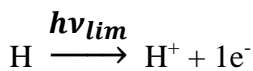
Pour $n = \infty$ \longrightarrow $E_\infty = 0$ donc l'é n'est plus dans l'atome, *l'atome est ionisé*

Leurs énergie totale s'écrit : $E_T = -Z^2 \frac{2\pi^2 m e^4}{K^2 h^2} \cdot \frac{1}{n^2}$ ou $E_T = E_H \cdot Z^2 / n^2$

Avec $E_H = -13,6 \text{ eV}$, l'énergie de l'atome d'hydrogène à l'état fondamental.

- Energie d'ionisation

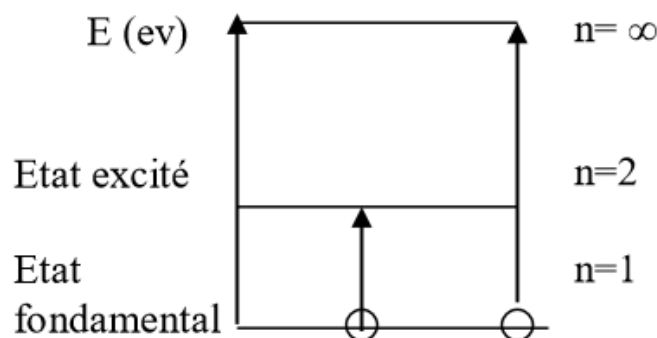
C'est l'énergie nécessaire pour amener l'électron de son état fondamental vers l'infinie :



ionisation de l'atome d'hydrogène.

$\Delta E = h\nu_{\text{lim}} = E_\infty - E_1 = 13,6 \text{ eV}$, avec ν_{lim} : fréquence limite et $E_\infty = 0$

$E_i = E_\infty - E_n$ / $E_i > 0$ donc c'est une **adsorption**



Remarque : pour faire quitter l'é d'un état E (initial) on lui donne un photon (rayonnement) de longueur d'onde λ et d'énergie

-Les séries de raies et le diagramme énergétique

Définition : une série de raies est un ensemble de raies d'absorption ou d'émission.

Soit n_1 l'état fondamental et n_2 un des états excités.

| Série | Niveau | | Domaine (région du spectre) | Longueurs d'ondes (Å°) |
|----------|--------|---------|--------------------------------|---------------------------------|
| | n_1 | n_2 | | |
| Lyman | 1 | 2.....∞ | Ultraviolet lointain (UV) | $1220 \geq \lambda \geq 909$ |
| Balmer | 2 | 3.....∞ | Visible | $6545 \geq \lambda \geq 3636$ |
| Paschen | 3 | 4.....∞ | Infrarouge (IR) | $18701 \geq \lambda \geq 8181$ |
| Brackett | 4 | 5.....∞ | Infrarouge proche | $40404 \geq \lambda \geq 26300$ |
| Pfund | 5 | 6.....∞ | Infrarouge lointain | $\lambda \geq 40404$ |

Chaque raie est caractérisée par sa fréquence

- Lorsque $n_1 = n$ et $n_2 = n+1$ cela représente la première raie de la série, elle correspond à la plus grande longueur d'onde λ_1 produite.

– Lorsque $n_1 = n$ et $n_2 = \infty$ cela représente la dernière raie de la série, elle correspond à la plus petite longueur d'onde λ_{∞} produite.

Diagramme d'énergie de l'atome d'hydrogène

Un électron ne peut absorber ou émettre de l'énergie c'est-à-dire rayonner qu'en passant d'un niveau (orbite) initial n_i à un autre niveau final n_f . Ce changement d'orbites provoque des lumières (photons) caractérisées par des fréquences ν reliées à l'énergie ΔE par la relation :

$$\Delta E = |E_f - E_i| = h\nu$$

Remarque : Plus on s'éloigne du noyau, plus les niveaux d'énergie se rapprochent et à l'∞, ils se fusionnent, l'énergie n'est plus quantifiée, le spectre devient continu et, à partir de cette raie limite la théorie de Bohr n'est plus applicable.

Conclusion sur la théorie de Bohr : Cette théorie malgré son grand succès pour l'hydrogène et les hydrogénoïdes, ne pouvait pas expliquer les spectres des atomes à plusieurs é, son défaut : elle appliquait une théorie macroscopique pour une particule microscopique. Une nouvelle

théorie est arrivée à expliquer le comportement réel de l'é et des é dans les atomes, c'est la théorie de « la mécanique quantique ou ondulatoire ».