

CHAPITRE III

ETUDE DE L'ATOME D'HYDROGENE ET DES HYDROGENOUIDES

ETUDE DE L'ATOME D'HYDROGENE ET DES HYDROGENOUIDES

1. Historique
2. Théorie de Bohr
 - Spectre de l'hydrogène
 - Rayonnement dans la théorie de Bohr
 - Entrainement du noyau
3. Etude quantique
4. Moment orbital de l'électron et effet Zeeman
5. Spin de l'électron

I. HISTORIQUE

Dès le 5^{ème} siècle avant J.C des philosophes grecs pensaient que la matière ne peut être divisible à l'infini. Le terme atome a pour origine « atomos » qui signifie indivisible.

- En **1803 J. Dalton** propose l'énoncé de la théorie atomique « a partir de la réaction des proportions bien déterminées » suivant :
 - Toute matière est constituée de particules extrêmement petites, indivisibles et indestructibles appelées atomes qui est selon Dalton une sphère simple et indivisible semblable à une boule de billard (**Figure III.1.a**).
 - Tous les atomes d'un même élément sont semblables mais différents de ceux d'un autre élément.
- En **1901 J. J. Thomson**, après sa découverte des particules (électrons) chargés électriquement beaucoup plus petits que l'atome proposé par Dalton, présente alors son **modèle globulaire** de l'atome. Ce modèle considère l'atome comme une boule (sphère de rayon R) chargée d'électricité positive à l'intérieure de laquelle gravitent des électrons "Plum pudding" (**Figure III.1.b**). La charge de tous les électrons est égale et opposée à la charge totale d'électricité positive de façon à ce que l'atome soit électriquement neutre.

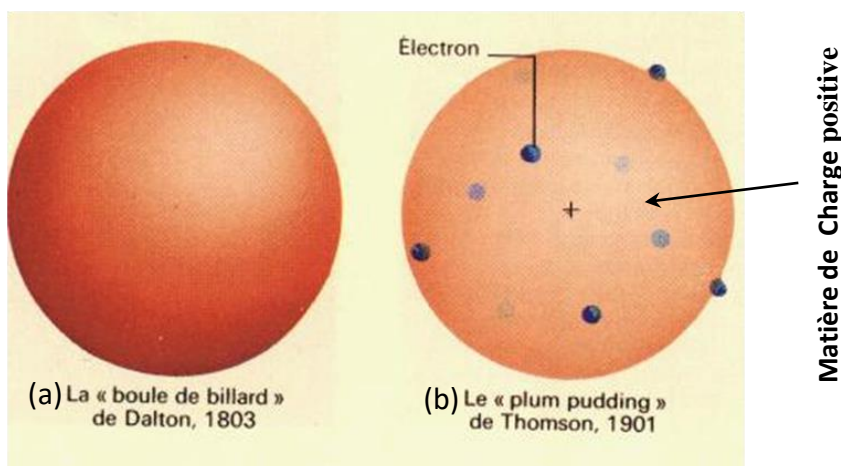


Figure III.1 : (a) Modèle de Dalton ; (b) Modèle de Thomson.

- En 1911 **Rutherford** et ses élèves mettent en évidence l'existence du noyau atomique comme résultat de leurs expériences dans lesquelles en envoyant des particules alpha (α) sur des feuilles d'or très fines. A travers cette expérience (**Figure III.2**) Rutherford constate que la majorité des particules alpha traverse la feuille sans modification de direction, cependant il remarque qu'une particule sur 100000 est déviée à plus de 90° .

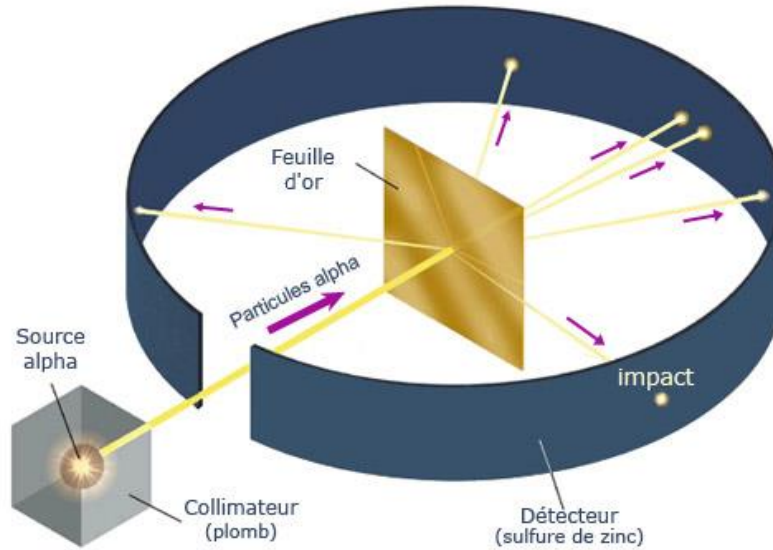


Figure III.2 : Expérience de Rutherford, également connue sous le nom d'expérience de Hans Geiger et Ernest Marsden

Pour comprendre ce phénomène Rutherford admette que cette particule (α) subit une déviation à chaque fois qu'elle traverse un atome d'or de la feuille, Il fait le calcul et il obtient un angle β extrêmement petit (**Figure III.3**). De l'autre coté chaque atome ayant des dimensions de l'ordre 1\AA (angström), la feuille d'or ayant 10^{-5} cm d'épaisseur, le nombre de couches d'atomes empilées et donc $10^{-5}/10^{-8} = 10^3$ atomes

L'angle total est donc $(10^3 \cdot \beta)$, mais malheureusement cet angle est encore extrêmement faible. Ce phénomène observé et donc inexplicable par le modèle de Thomson, d'où Rutherford propose un modèle planétaire comportant un seul noyau basé sur les hypothèses :

- Un noyau ponctuel concentrant toute la charge positive.
- Un nuage d'électrons répartis uniformément dans une sphère de rayon R entourant le noyau.
- L'ensemble électrons-noyau étant électriquement neutre

L'interaction α -atome est significative puisque la charge positive de l'atome est localisée, il y aura une forte déviation due aux forces agissant entre cette charge (+) localisée et la particule (α).

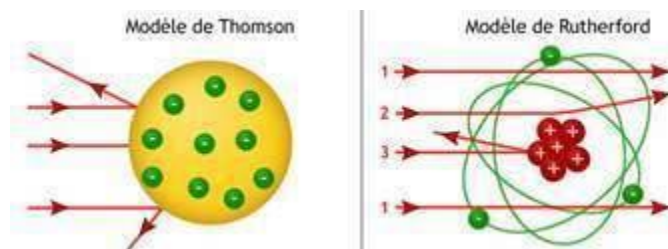


Figure III.3 : Déviation des particules (α); grandes déviations pour le modèle de Dalton, petites déviations pour les Expériences de Rutherford.

Le modèle de Dalton a été mis en défaut par la découverte de l'électron par Thomson, le modèle de Thomson mis en défaut par les expériences de Rutherford et le modèle planétaire de Rutherford est de nature instable, car l'électron chargé négativement tourne autour de son noyau, il va perdre donc constamment de l'énergie, et à chaque tour il va se rapprocher du noyau, et en fin va tomber sur le noyau. L'atome de Rutherford est donc instable.

➤ En **1913 Bohr** présente sa théorie de l'atome caractérisée par deux hypothèses :

1. On conserve les lois de l'ancienne dynamique pour les corpuscules ponctuels.
2. On ajoute à ces lois des conditions restrictives de quantification.

Ces hypothèses ont pour conséquences :

1. Les électrons ne peuvent effectuer que des mouvements stables.
2. L'atome passe d'un état stable à un autre par transition brusque, avec émission ou absorption d'un photon ce qui conduit à la loi des fréquences de Bohr.