

CHAPITRE II : PRINCIPAUX CONSTITUANTS DE LA MATIERE

II .1. Introduction : Expérience de Faraday : relation entre la matière et l'électricité Les expériences de Faraday sur l'électrolyse, suggère une relation entre matière et électricité. Il en résulte deux lois : a) La masse d'un élément qui apparait a une électrode est proportionnelle à la quantité d'électricité mise en jeu. b) Si q est la quantité d'électricité liée à l'apparition d'un atome d'hydrogène, $q, 2q, 3q, \dots, nq$ sont les quantités d'électricité associées respectivement aux atomes qui se combinent a 1, 2, 3, ..., n atomes d'hydrogène. Nombres entiers, électricité décomposée en particules élémentaires contenues dans les atomes.

II .2. Mise en évidence des constituants de la matière

II .2.1. Electron :

a- Expérience de Crooks (1879) et caractéristiques des rayonnements cathodiques :

Cette expérience est réalisée dans un tube à décharge représenté sur la figure ci-dessous La pression du gaz (air, hélium, néonetc) dans le tube est réduite à 10^{-6} atm. Lorsqu'on établit une forte différence de potentiel (ddp) environ 1000 volts par cm entre les deux électrodes métalliques placées aux extrémités d'une ampoule de verre contenant de gaz. Le gaz reste obscur mais le verre de l'ampoule devient fluorescent à l'opposé de l'électrode négative (la cathode). En effet cette fluorescence observée est due à l'impact sur le verre d'un rayons (rayonnement) invisible, issus de la cathode d'où son nom rayonnement cathodique, CROOKS considère que ce rayonnement provoque la fluorescence du verre.

Ces rayons cathodiques 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 a donné le nom de l'électron aux particules constituant les rayons cathodiques.

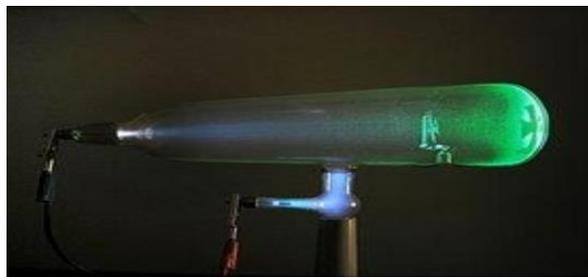


Figure 1 : Tube de Crookes

b- Expérience de J.J.Thomson (1895) : Détermination du rapport $|e|/m$

J.J Thomson entreprend une étude quantitative des rayons cathodiques il a pu déterminer la valeur du rapport charge/masse des particules issues de la cathode, la valeur de ce rapport ne dépend pas du matériau de la cathode ni du gaz résiduel dans le tube cathodique.

$$|e|/m = 1,759.10^{11} \text{ Coulombs/Kg}$$

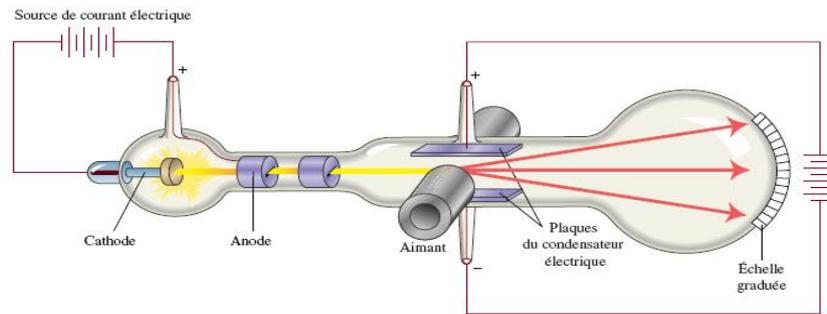


Figure 2 : expérience de J.J.Thomson

c- Expérience de Millikan (1908) : Détermination de la charge $|e|$ de l'électron et déduction de sa masse. Quelques années plus tard, Robert Millikan a pu déterminer la valeur de la charge de l'électron, en étudiant les mouvements d'une gouttelette d'huile électrisée entre les plaques d'un condensateur horizontal. La valeur absolue de cette charge électrique représente la plus petite charge électrique que puisse porter une particule c'est la charge élémentaire de l'électron. Toute charge électrique ne peut être, en valeur absolue, qu'un multiple entier de celle de l'électron, aucune charge plus petite n'a été trouvée jusqu'à présent (c'est la charge élémentaire). $|e|$ Est identifiée à la valeur absolue de la charge de l'électron qui est négative : $|e| = 1,60217733 \cdot 10^{-19}$ C (coulombs)

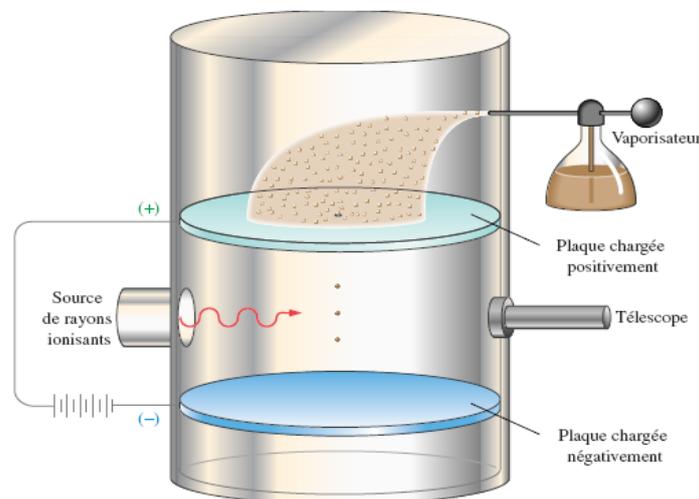


Figure 2 : Expérience de Millikan

La masse de l'électron

Avec la valeur de la charge de l'électron ($e = -1,602 \times 10^{-19}$ coulomb), Millikan a également pu déterminer la masse de l'électron à l'aide des résultats de l'expérience de Thomson. $m_e = 9,109 \times 10^{-31}$ kg

II .2.2- Le noyau et ses composants

a-Expérience de Rutherford (1911-1919)

-Découverte du noyau

Le principe consiste à bombarder de très fines feuilles d'or par des particules alpha.

Hands Geiger et Ernest Marsden étudiants de Rutherford, observèrent qu'une fraction minime (1/8000) de ces particules étaient déviées 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 (figure 2).

Etant donné le rapport des masses ($A=4$ de l'He contre $A=197$ de l'aAu), la particule alpha qui rebondit ne perd qu'une petite partie de son énergie qu'elle communique au noyau d'or, ce qui lui permet de ressortir de la feuille d'or.

Rutherford conclut que l'atome contenait un cœur massif (qu'il nommera noyau), ce cœur chargé électrique positive, capable de repousser les particules alphas elles-mêmes chargées positivement.

De cette expérience résultent les conséquences suivantes

- L'atome est presque vide de matière.
- L'atome est presque vide de matière. Les charges positives de l'atome sont concentrées dans un volume sphérique de rayon inférieur à celui de l'atome.

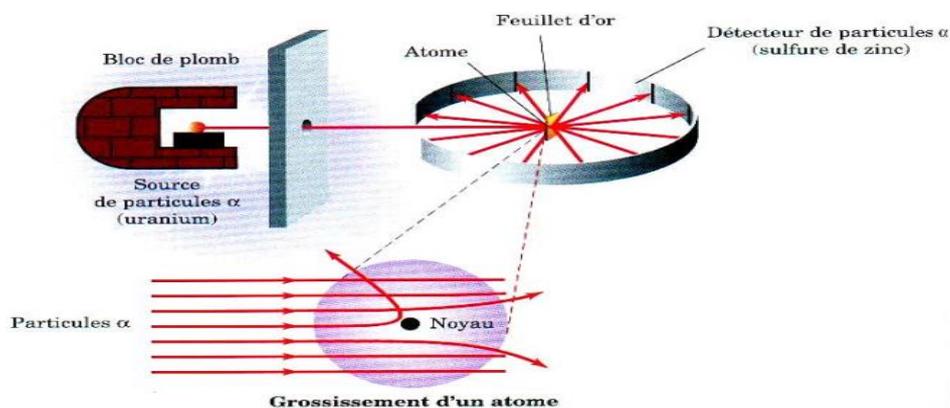


Figure 4 : expérience de Rutherford

b-Expérience de Goldstein

Goldstein a conçu un tube à rayons cathodiques à gaz raréfié, composé d'une cathode métallique percée. Il remarque que les rayons émis traversent les trous de la cathode et se dirigent en sens inverse des rayons cathodiques. Goldstein déduit donc que ces rayons sont chargés positivement et les nomme rayons canaux parce qu'ils passent dans les trous comme à travers des canaux.

Particularité de ces rayons canaux

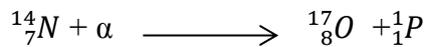
- Un champ magnétique les fait dévier en sens inverse des rayons cathodique.
- Selon la nature du gaz présent dans le tube, on obtient des rapports q/m différents
- Ce rapport est sensiblement plus grand que celui entre la masse et la charge des particules constituant le rayon cathodique
- Les rayons canaux sont nettement plus lourds que les électrons

c- Expérience de Rutherford(1919)

Découverte du proton :

En 1914, Rutherford établit que l'ion hydrogène est un atome d'hydrogène privé de son électron et l'appela plus tard le proton.

En 1919, il effectue la première réaction nucléaire artificielle en bombardant l'atome d'azote par des particules alpha. L'azote se transforme en oxygène en émet un proton.

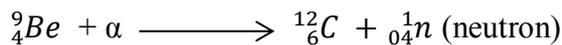


La masse du rapport q/m de cette particule, a permis de dégager les caractéristiques suivantes : $q(p) = 1.602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ et $m_p = 1.6724 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$ (1,007276470 u)

La masse du proton est égale à 1836 fois la masse de l'électron

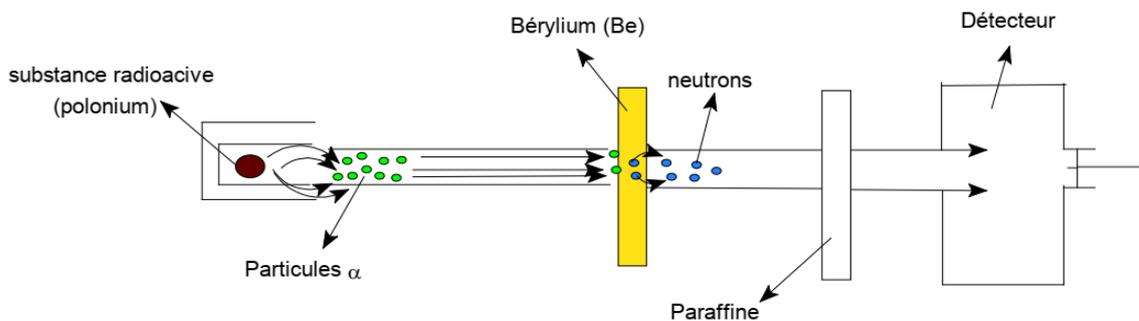
d-Expérience de Chadwick (découverte du neutron).

- Le neutron lui-même a été découvert par Chadwick (1932) en bombardant des atomes légers comme le béryllium, le bore ou le lithium par des particules (α) selon la réaction nucléaire suivante :



Le neutron est une particule électriquement neutre (les neutrons n'ont pas de charge électrique, on ne peut pas les détecter de la même manière que les protons et les électrons), sa masse est 1838 fois supérieure à celle de l'électron

$$m_n = 1,6747 \cdot 10^{-27} \text{ Kg} = 1,00866 \text{ u}$$



Expérience de Chadwick (1930)

Figure 5 : expérience de Chadwick

II. 3. Modèle planétaire de Rutherford

Avec ces trois particules fondamentales : électron, proton et neutron on peut construire un nouveau modèle de l'atome le modèle de Rutherford. dans ce modèle l'atome est constitué d'un noyau chargé positivement dans lequel est concentré presque toute sa masse il ressemble au soleil, il contient des neutrons en nombre N et des protons en nombre Z , sa charge totale vaut $+Ze$ le nombre Z est appelé numéro atomique, et la somme $Z+N = A$ est le nombre de masse de l'atome. Alors que les électrons (les planètes) gravitent autour du noyau formant ainsi un nuage électrique.

Un atome contient un noyau situé en son centre, et des **électrons** qui tournent autour. Le noyau contient des **nucléons (protons+ neutrons)**.

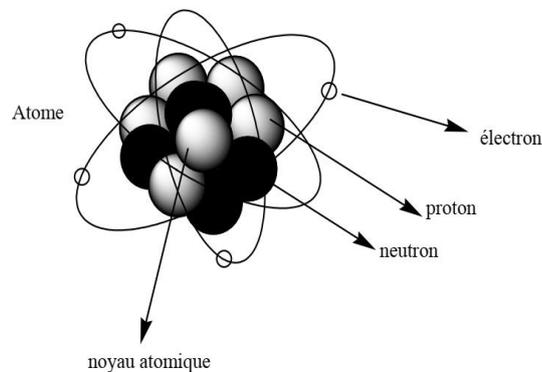


Figure 6 : Modèle planétaire de Rutherford

II. 4. Détermination des masses atomiques et de l'abondance isotopique.

Les masses atomiques des isotopes et leurs abondances sont déterminées à l'aide du spectromètre de masse. Ce dispositif est maintenant utilisé pour élucider la structure d'une substance en l'introduisant directement dans l'appareil.

Pour déterminer la masse d'un atome, la méthode la plus pratique consiste à mesurer le rapport q/M de l'atome ionisé, q étant la charge de l'ion, et M sa masse, les appareils employés sont des spectromètres de masses, ils mesurent le rapport q/M , il existe plusieurs types de spectromètre parmi eux : le spectromètre de Bainbridge. Ce spectromètre comprend

- la source d'ionisation
- le filtre de vitesse
- l'analyseur
- le détecteur d'ions

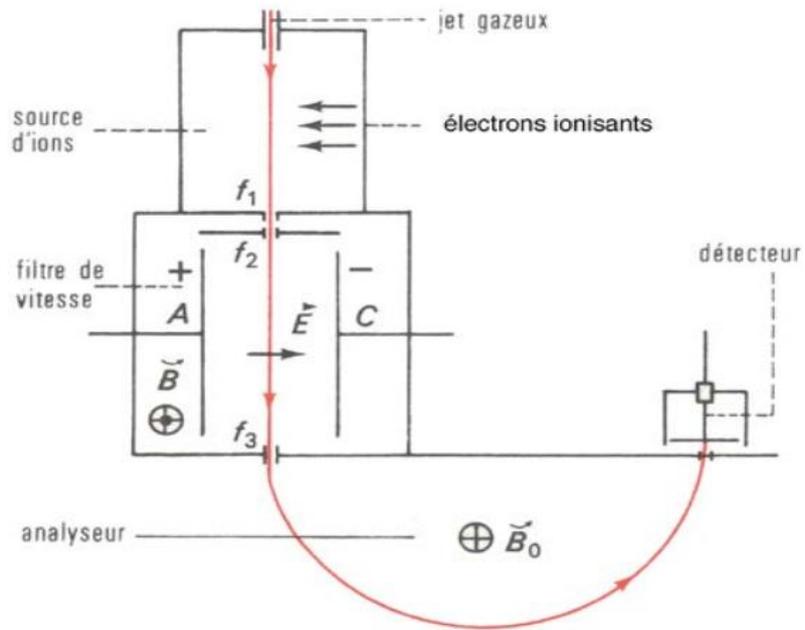


Schéma de principe du spectromètre de Bainbridge

La source d'ions :

Un jet d'électron émis par un filament chauffé ionise positivement les atomes d'un gaz

Le filtre de vitesse :

Reçoit les ions animés de vitesses différentes. Ces derniers sont soumis à l'action simultanée d'un champ électrique et d'un champ magnétique orthogonaux :

Si v est la vitesses d'un ion, q , sa chege, il subira alors l'effet de deux forces :

$$\text{La force électrique } \vec{F}_e = q \cdot \vec{E} \quad (1)$$

$$\text{La force magnétique } \vec{F}_m = q \cdot \vec{v} \wedge \vec{B}_1 = q \cdot v \cdot B \quad (2) \text{ car } \vec{v} \perp \vec{B}_1$$

$$\text{Les deux forces sont parallèles et de sens opposé, d'où : } q \cdot E = q \cdot v \cdot B_1 \text{ et } v = \frac{E}{B_1} \quad (3)$$

Le faisceau ionique sortant du filtre de vitesse est donc monocinétique

c-L'analyseur :

Dans cette partie de l'appareil, un ion de masse M est soumis à un champ magnétique constant d'induction B_2 dirigé perpendiculairement à sa trajectoire. L'ion est alors dévié suivant un cercle de rayon tel que : $\vec{F}_m = -\vec{F}_c$

\vec{F}_m étant la force magnétique et \vec{F}_c la force centrifuge :

$$q \cdot v \cdot B_2 = \frac{Mv^2}{R} \text{ et } \frac{q}{M} = \frac{v}{B_2 \cdot R} = \frac{E}{B_2 \cdot B_1 \cdot R} \quad (4)$$

d-Le détecteur

L'ion dévié impressionne une plaque photographique. Le détecteur collecte les ions et amplifie la signal, puis un ensemble informatique transforme les informations reçue en spectre de masse.

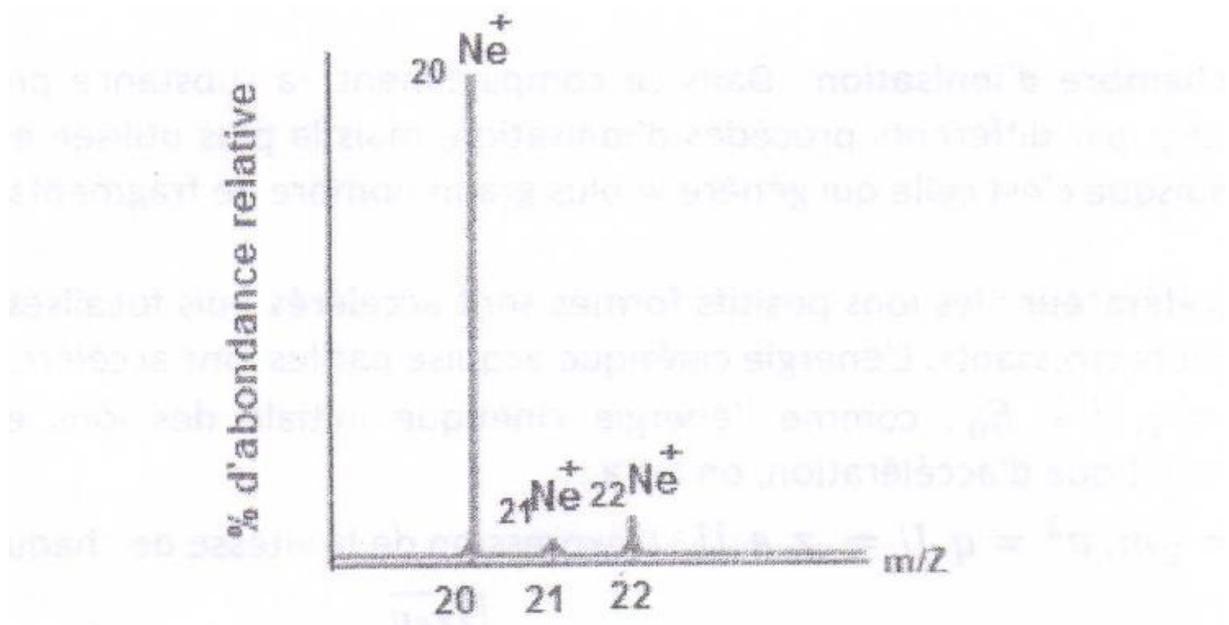


Figure : Spectre de masse du néon