

Chapitre 1 : Constituants de l'atome

I. Historique :

I.1. Présentation

La notion d'atome est donnée pour la première fois par Démocrite entre - 460 et - 370 avant J.C. Il le définit comme la plus petite partie insécable d'un corps simple.

Il faudra cependant attendre le XIXème siècle, avec notamment J. Dalton et A. Avodagro pour que l'atome passe d'un concept philosophique à un concept scientifique. Ce n'est qu'au début du XXème siècle que l'on aura les moyens techniques pour sonder la matière à l'échelle subatomique.

I.2. Contexte scientifique

I.2.1. Mise en évidence des électrons :

La notion d'électron, ou "atome d'électricité", est posée par G. Stoney. La démonstration expérimentale ainsi que la caractérisation de cette particule viendront avec J.J. Thomson. Celui-ci prouve que la matière est constituée de lourdes parties positives et d'électrons, parties négatives plus légères, pour lesquelles il arrive à déterminer la charge et la masse.

- Expérience de J.J. Thomson

Sous l'effet d'une tension électrique très élevée (40.000V) appliquée entre deux parties d'un tube à gaz, un faisceau est émis de la cathode, appelé rayons cathodiques et recueilli par l'anode. (Fig.1)

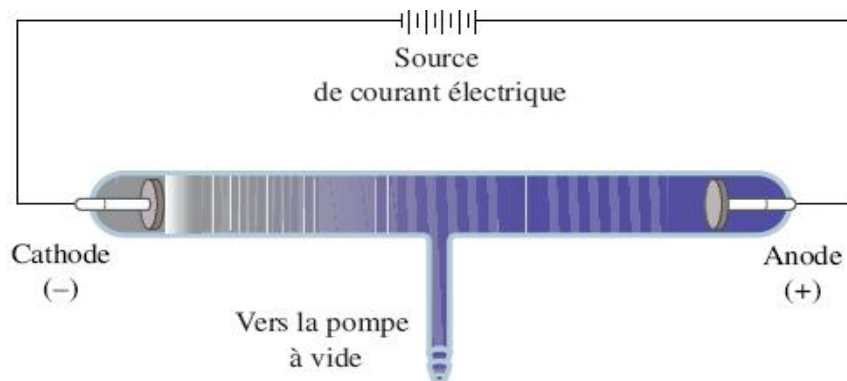


Figure 1. Rayons cathodiques

La trajectoire des rayons est rectiligne, et est perpendiculaire à la surface de la cathode.



Figure 2. Déviation des rayons cathodiques

L'application d'un champ électrique ou magnétique dévie la trajectoire des rayons cathodiques dans le sens inverse de la direction du champ. Donc, le rayon cathodique est formé de particules chargées négativement appelées électrons. (Fig.2)

J.J. Thomson entrevoit ainsi la notion d'atomes sécables. Pour respecter la vision classique de la matière continue, il propose le modèle du "plum-pudding". (Fig.3)



Figure 3. Schématisation du plum-pudding

Il imagine que les électrons, le "plum" se déplacent dans un milieu chargé positivement : le "pudding".

I.2.2. Mise en évidence du noyau

La découverte que l'atome contient des particules négative de très petite masse (1836 fois plus faible que celle du plus léger des atomes, l'Hydrogène) conduisait à la recherche d'une autre particule à l'intérieur du même atome, qui doit compenser la charge de l'électron et porter la masse de l'atome, car ce dernier est électriquement neutre. Cette nouvelle particule a été mise en évidence par Rutherford.

- L'expérience de Rutherford

E. Rutherford propose en 1909 de bombarder une feuille d'or avec les particules α en plaçant un écran de détection tout autour de la feuille d'or. (Fig. 4)

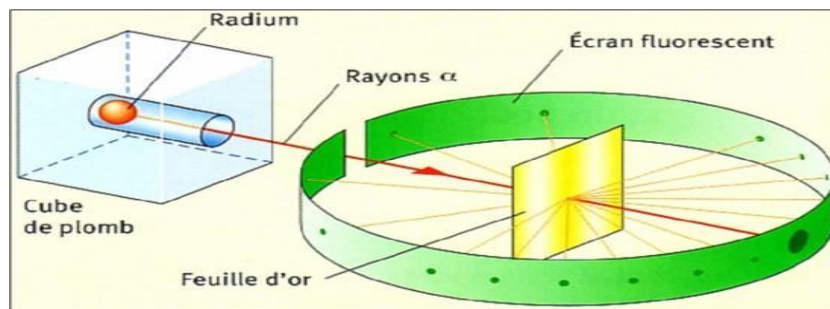


Figure 4. Expérience de Rutherford

Le scintillement lumineux observé sur l'écran permet de visualiser la collision par les particules α . Au lieu de la répartition statistique gaussienne attendue avec la théorie du "plum-pudding", l'expérience montre que la plupart des particules traversent la feuille d'or sans déviation.

Les particules, de charge positive, déviées ou rétrodiffusées montrent que l'atome est formé d'une entité chargée positivement : le noyau, et les particules non déviées indiquent par leur nombre qu'un grand volume de l'atome est vide.

Cette expérience met en évidence le caractère lacunaire de la matière où les électrons sont satellisés autour d'un noyau chargé positivement et montre que les charges positives de l'atome sont fortement localisées dans l'espace. E. Rutherford propose alors un modèle en accord avec cette observation : le modèle planétaire (Fig. 5)

En 1932, le physicien anglais Chadwick découvre le neutron.

En Conclusion, le noyau est constitué de deux types de particules, en nombre variable, les protons et les neutrons. Ce sont les nucléons.

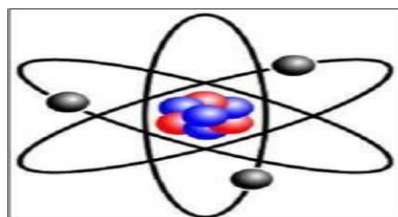


Figure 5. Modèle planétaire

II. Constituants de l'atome

II.1. Électron

C'est une particule élémentaire chargée négativement. L'électron est caractérisé par :

- Sa masse : $m_e = 9,1 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
- Sa charge électrique : $q_e = -e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Coulomb (C)}$

II.2. Noyau

Le noyau est assimilable à une sphère de très petite dimension ($r = 10^{-14}\text{m}$), le rayon (r) de l'atome est de l'ordre d'un Angström ($1\text{\AA} = 10^{-10}\text{m}$). Le noyau est constitué essentiellement de protons et de neutrons.

II.2.1. Proton

C'est une particule élémentaire chargée positivement et de charge égale en valeur absolue à celle de l'électron. Le proton est caractérisé par :

- Sa masse : $m_p = 1,673.10^{-27}\text{ kg} = 1836 m_e$
- Sa charge électrique : $q_e = + e = 1,6.10^{-19}\text{ C}$

II.2.2. Neutron

Le neutron est une particule matérielle non chargée (ne porte pas de charge électrique). Sa masse est sensiblement égale à celle du proton.

- Sa masse : $m_n = 1,675.10^{-27}\text{ kg} \approx m_p$
- Sa charge électrique : $q_n = 0$

II.2.3. Remarques importantes

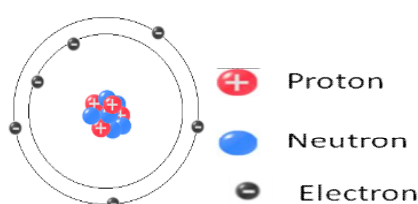
- la masse du proton est 1836 fois la masse de l'électron. Ainsi, la masse d'un atome sera pratiquement égale à celle de son noyau.
- L'atome étant électriquement neutre (non chargée), il y aura autant d'électrons (charges négatives) que de protons (charges positives).

Exemples :

Soit Z le nombre de protons contenu dans le noyau d'un atome : la charge du noyau sera $+Ze$, celle des électrons est $-Ze$ et celle de l'atome sera $+Ze -Ze = 0$

II.2.4. Conclusion

L'atome est constitué d'un noyau chargé positivement (charge de protons) entouré d'électrons (charges négatives), le noyau étant formé à partir de deux constituants fondamentaux (protons et neutrons) appelés **nucléons**.



III. Caractérisation de l'atome

L'atome, éléments fondamental de la matière de masse m ($m \approx 10^{-26}$ kg) et de rayon ($r = 10^{-10}$ m, r est la distance du centre de l'atome à sa périphérie) possède des caractéristiques telles que le numéro atomique, le nombre de masse etc...

III.1. Numéro atomique ou nombre de charge

III.1.1. Définition :

Le numéro atomique, noté Z , représente le nombre de protons que contient le noyau d'un atome. Il désigne également le nombre d'électrons si l'atome ne porte pas de charge électrique. Pour un atome chargé (appelé ion), Z représente le nombre de proton).

III.1.2. Exemple :

Si $Z = 8$ et l'atome n'est pas chargé, donc on a 8 protons et 8 électrons.

- La charge du noyau : $8 \times (+e) = 8e$
- La charge des électrons : $8 \times (-e) = -8e$
- La charge de l'atome : $8e - 8e = 0$

III.2. Nombre de masse

Le nombre de masse, noté A , est le nombre de nucléons (protons et neutrons) qui constitue le noyau de l'atome.

$$A = \sum \text{protons} + \sum \text{neutrons} = Z + N$$

III.3. Notation d'un atome

En général, on représente un atome (élément chimique) X par la notation suivante :

$\overset{A}{\underset{Z}{X}}$ Avec, X : symbole de l'élément chimique. A : Nombre de masse ou de nucléons

Z : numéro atomique.

III.4. Notion d'isotopie

III.4.1. Définition des isotopes

On appelle isotopes d'un même élément, des atomes de même numéro atomique Z et de nombre de masse différents. Les isotopes d'un même élément ne diffèrent donc que par le nombre de neutrons.

III.4.2. Exemple

- Exemple d'isotopes naturels :

Le carbone C comporte trois isotopes naturels :

Elément chimique	Isotopes	Nbre de masse	Numéro atomique (Z)	Nbre de neutrons
${}^A_Z\text{C}$	${}^{12}_6\text{C}$	12	6	6
	${}^{13}_6\text{C}$	13	6	7
	${}^{14}_6\text{C}$	14	6	8

L'hydrogène comporte des isotopes qu'ont des noms et parfois des symboles différents :

Hydrogène	${}^1_1\text{H}$
Deutérium	${}^2_1\text{H}$ ou ${}^2_1\text{D}$
Tritium	${}^3_1\text{H}$ ou ${}^3_1\text{T}$

- Exemple d'isotope artificiel :

Ces isotopes sont obtenus en bombardant des noyaux d'atomes stables avec des particules appropriées. C'est par exemple le cas de l'Iode 123 (radioactif) obtenu à partir de l'Iode 127 (stable). En général, la plupart des isotopes artificiels sont radioactifs.

III.4.3. Conséquence

► Les isotopes d'un même élément ont des masses atomiques différentes (la masse d'un atome est proportionnelle au nombre de masse A). Il est donc intéressant, pour des applications en chimie, de connaître la masse atomique de l'élément considéré.

► La masse atomique d'un élément chimique est la moyenne des masses atomiques de ses isotopes multipliées par leur abondance relatives x_i (ou pourcentage).

$$M_{\text{at}} = \sum_i m_i \frac{x_i}{100} = m_1 \frac{x_1}{100} + m_2 \frac{x_2}{100} + \dots$$

M_{at} : masse atomique de l'élément.

M_i : masse atomique de l'isotope i.

IV. Energie de cohésion (liaison) du noyau

Pour mieux définir l'énergie de cohésion, il est nécessaire de définir tout d'abord l'unité de masse atomique et le défaut de masse.

IV.1. Unité de masse atomique (u.m.a)

La masse réelle d'un atome ou d'un nucléon est trop petite. Le Kg ou g ne conviennent pas pour l'exprimer. On utilise alors une unité + commode : l'unité de masse atomique (u.m.a).

On la définit comme le douzième de la masse d'un atome de carbone 12.

$$1 \text{ u.m.a} = \frac{1}{12} \text{ masse d'un atome de carbone 12}$$

A l'échelle macroscopique, on a convenu de raisonner non pas sur un seul atome, mais sur un grand nombre N d'atomes appelée mole. N est appelé nombre d'Avogadro.

Par définition, une mole d'atomes de ^{12}C pèse 12g. Or, une mole d'atomes ^{12}C contient le nombre d'Avogadro atomes ($N_A = 6,023 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$), d'où un atome ^{12}C pèse $12/N_A$ gramme.

$$1 \text{ u.m.a} = \frac{1}{12} \times \frac{12}{N_A} \text{ g} = 1,6604 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

L'unité de masse atomique est utilisée uniquement pour simplifier les calculs.

IV.2. Défaut de masse

La masse d'un noyau est toujours inférieure à la somme des masses des nucléons (protons et neutrons) qui le composent, pris à l'état libre.

La différence est le défaut de masse :

$$\Delta m = Zm_p + Nm_n - m_{\text{noyau}}$$

IV.3. Energie de cohésion

L'énergie de cohésion du noyau, noté ΔE , est l'énergie dégagée lors de formation du noyau à partir de ses nucléons. Elle représente également l'énergie à fournir au noyau pour le décomposer en protons et neutrons). ΔE est donné par la relation d'Einstein. $\Delta E = \Delta m \cdot C^2$

Où Δm est le défaut de masse et C la vitesse de la lumière ($C = 3 \cdot 10^8 \text{ m.s}^{-1}$).

Afin de comparer les énergies de cohésion de divers noyaux, il est intéressant de calculer l'énergie de cohésion par nucléon $\Delta E'$ qui est l'énergie de cohésion divisée par le nombre de nucléons :

$$\Delta E' = \frac{\Delta E}{A}$$