

Structure De l'atome - Evolution du modèle

L'idée de l'**atome** remonte aux philosophes grecs de l'Antiquité (V^{ème} siècle avant Jésus-Christ) qui le croyaient *insécable* (atome vient du mot grec *atomos*, signifiant *qui ne peut être coupé ou partagé*).

La **matière** est déjà envisagée comme **formée de particules très petites** : les **atomes**.

Du fait de sa très petite taille, un atome n'est pas directement observable ; il s'avère difficile de le représenter.

De tout temps, les chercheurs ont essayé de mettre au point un « **modèle** » permettant d'interpréter leurs observations expérimentales, mais aussi de prévoir certains comportements de la matière dans des situations inconnues jusque là.

Le modèle apparaît comme une représentation simplifiée de la réalité : il n'est pas la réalité, mais un outil commode du fait de sa simplicité.

Le modèle est évolutif : lorsqu' apparaissent de nouvelles observations qui ne peuvent pas être expliquées par ce modèle (désaccord entre les faits expérimentaux et l'interprétation des faits découlant du modèle) , on le modifie en l'affinant ou en en élaborant un nouveau.

1808 - John DALTON (chimiste anglais, 1766-1844) , exploitant les résultats expérimentaux de chercheurs contemporains (*RICHTER* , *PROUST* , *GAY-LUSSAC*) , considère que tous les éléments sont composés de particules très petites et indivisibles (insécables) : les atomes.

L'atome, hypothèse de travail, renforce d'un point de vue scientifique la conception de la matière des philosophes grecs de l'Antiquité.

Fin XIX^{ème} siècle : Plusieurs découvertes (rayons cathodiques par *CROOKES* , émission de charges électriques par les matériaux chauffés) montrent que l'atome peut émettre des corpuscules chargés négativement : **électrons**.
L'atome n'est donc pas insécable.

1911 - Modèle planétaire de l'atome proposé par *Ernest RUTHERFORD* (physicien anglais, 1871-1937) , mais déjà suggéré par *Jean PERRIN* (physicien français, 1870-1942 , et fondateur du Palais de la Découverte en 1937) : les **électrons** gravitent autour d'un **noyau chargé positivement** (de la même façon que les planètes gravitent autour du Soleil) .

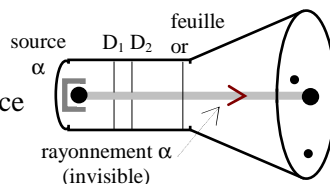
Expérience de RUTHERFORD (étude de la diffraction des rayons α par une lame d'or)

L'expérience s'effectue dans une enveloppe de verre où règne un vide poussé.

Une source radioactive émet un faisceau de noyaux d'hélium ou particules α , de charge positive.

Deux diaphragmes (D_1 et D_2) permettent d'isoler un fin pinceau de particules α : ce rayonnement α est dirigé vers une mince feuille d'or, d'épaisseur de l'ordre du micromètre (μm : micromètre ; $1 \mu\text{m} = 10^{-6} \text{ m}$).

On observe les déviations de ces particules sur un écran au sulfure de zinc où chaque impact de particule provoque une scintillation.



Au centre de l'écran se trouve une tache lumineuse brillante et très intense, montrant que la très grande majorité des particules α traverse la feuille d'or sans être déviée : la plupart des particules ne rencontre pas d'obstacle à la traversée de la feuille d'or.

RUTHERFORD conclut que l'or, et plus généralement la matière, « renferme » essentiellement du vide.

Cette expérience révèle le **caractère lacunaire de la matière**.

On observe un petit nombre de fluorescences en-dehors de la tache centrale, correspondant à des particules α fortement déviées après passage dans le voisinage immédiat de noyaux atomiques d'or : elles ont été repoussées par ces noyaux.

Le petit nombre de particules déviées (1 sur 100000) et la répulsion électrostatique (entre corps chargés d'électricité de même signe) conduisent *RUTHERFORD* aux propriétés des noyaux.

Les noyaux atomiques sont nettement plus petits que les atomes.

L'étude quantitative des déviations des particules α permet d'atteindre des valeurs (par excès) des rayons des noyaux : diamètre du noyau de l'ordre de 10^{-14} m , diamètre de l'atome de l'ordre de 10^{-10} m .

Les noyaux atomiques sont chargés positivement.

En particulier, *RUTHERFORD* identifie le noyau de l'atome d'hydrogène, appelé **proton**.

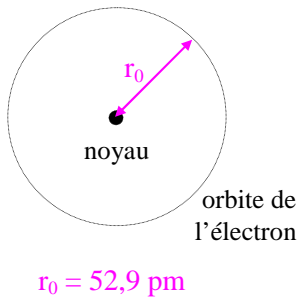
1913 - Modèle de BOHR

Le concept planétaire de *Rutherford* ne permettant pas d'expliquer toutes les propriétés des atomes (notamment les spectres d'émission de ces derniers), *Niels BOHR* (physicien danois, 1885-1962, élève de *Rutherford*) propose une amélioration du modèle planétaire de l'atome en introduisant la notion de niveaux d'énergie.

Les électrons se déplacent sur des « orbites » de rayon déterminé autour du noyau, mais, sous l'effet d'une excitation extérieure (apport d'énergie), la distance noyau -électron peut augmenter, en adoptant cependant des valeurs bien définies.

Ce modèle permet d'interpréter certains phénomènes rencontrés dans l'étude des atomes, principalement au niveau de l'atome d'hydrogène.

Modèle de BOHR de l'atome isolé d'hydrogène :



L'atome d'hydrogène, le plus simple des atomes, est constitué d'un noyau ou proton chargé positivement, et d'un électron chargé négativement.

Dans l'atome isolé d'hydrogène, c'est-à-dire sans interaction avec d'autres corps, l'unique électron se déplace sur une sphère centrée sur le noyau et de rayon $r_0 = 52,9 \text{ pm}$ (pm : picomètre ; $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$).

r_0 est appelé « rayon de BOHR » de l'atome d'hydrogène.

Un atome d'hydrogène non isolé peut subir l'effet d'une excitation extérieure : son unique électron peut alors se déplacer à une distance noyau-électron supérieure à $52,9 \text{ pm}$, mais toujours sur des « orbites » bien définies.

1924 - Modèle actuel

Si le modèle de BOHR donne de très bons résultats pour l'atome d'hydrogène, il présente encore des insuffisances puisqu'il conduit à des résultats erronés pour les atomes plus complexes.

Une des raisons essentielles est que l'on ne peut pas décrire de la même façon un satellite tournant autour de la Terre et un électron tournant autour de son noyau.

Les électrons sont animés de mouvements rapides (vitesse de l'ordre de 2000 km.s^{-1}), incessants et désordonnés autour du noyau.

On ne peut pas préciser simultanément position et vitesse pour un électron à un instant donné : la physique moderne (mécanique quantique) montre que l'on ne peut pas attribuer de trajectoire à l'électron.

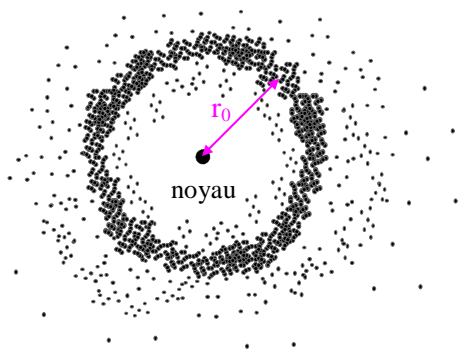
Les travaux de *Louis DE BROGLIE* (physicien français, 1892-1987), *Erwin SCHRÖDINGER* (physicien autrichien, 1887-1961) et *Werner HEISENBERG* (physicien allemand, 1901-1976) ont permis d'établir le modèle de l'atome actuellement utilisé.

La mécanique quantique ne permet pas de connaître précisément la position d'un électron, mais elle permet de calculer la probabilité de sa présence en un point (à une certaine distance du noyau).

A la notion de trajectoire, on substitue la notion de **probabilité de présence**.

Le noyau, chargé positivement, est entouré d'une région chargée négativement, contenant les électrons, appelée « **nuage électronique** ».

Ce nuage électronique est représenté par des points de densité d'autant plus grande que la présence des électrons est plus probable.



Modèle actuel de l'atome d'hydrogène :

La probabilité de trouver l'électron autour du noyau est représentée par une densité de points : elle est maximale à la distance $r_0 = 52,9 \text{ pm}$ appelée « rayon de BOHR », elle s'annule lorsque la distance noyau-électron devient nulle ou très grande.

On a 90 % de chances (soit 90 chances sur 100) de trouver l'unique électron de l'atome d'hydrogène à l'intérieur d'une sphère de rayon $r = 140 \text{ pm}$.

On vient ainsi de déterminer la probabilité de présence de l'électron.

1932 - *James CHADWICK* (physicien britannique, 1891-1974), en bombardant le noyau d'atomes (autres que l'hydrogène) avec des particules de très haute énergie, provoque l'éclatement de certains noyaux accompagné de la production d'un rayonnement constitué de particules sans charge : il découvre le **neutron** (dont l'existence avait déjà été suggérée par *RUTHERFORD* en 1920).