

# L'évolution du modèle atomique

Par Isabelle Desit

Entête : Le cheminement intellectuel, qui a permis aux hommes de décrire la matière comme un ensemble d'atomes, de modéliser ces derniers pour les appréhender par la pensée, a été parsemé d'erreurs, de remises en causes et de bouleversements successifs.

Exergue : La notion de probabilité de présence a beaucoup surpris.

Cinq siècles avant notre ère, les Grecs Leucippe et Démocrite postulent que l'élément constitutif de notre monde est l'atome ( du grec atomos : « qu'on ne peut diviser »). Un siècle plus tard, leur théorie est retravaillée par Epicure. Mais c'est un Latin, Lucrece, qui, moins d'un siècle avant Jésus-Christ vulgarise la philosophie atomiste dans son ouvrage sur la nature de notre monde intitulé *De Natura Rerum*.

Le modèle d'atome « léger et indivisible » proposé par les philosophes grecs ne repose sur aucune observation expérimentale préalable : il résulte d'une conception générale de l'Univers, d'une intuition, d'une conviction.

Lorsque, plus tard, l'Occident Chrétien privilégie la physique d'Aristote à celle de ces penseurs grecs, les théories des atomistes tombent dans l'oubli... L'atome ne reviendra au goût du jour qu'au dix-neuvième siècle, lorsque la science expérimentale sera en mesure de prouver son existence.

## Dalton, père de la théorie atomique moderne.

Ce sont les chimistes qui, au début du dix-neuvième siècle, sont les premiers à réexaminer l'hypothèse atomique. Parmi eux, le Britannique John Dalton (1766-1844) étudie les propriétés physiques de l'air et d'autres gaz : il affirme que les atomes d'un même élément ont tous la même masse (dans l'encadré « la masse des atomes », on voit que vr n'est pas tout à fait exact) et que les atomes se combinent en respectant certaines proportions massiques. Dalton entreprend alors de mesurer la masse de certains éléments par rapport à celle de l'hydrogène. Ses mesures, relativement imprécises, sont renouvelées, vers 1825, par le chimiste suédois Berzelius, grâce à qui sont données les premières masses moyennes des éléments chimiques connus à l'époque. Enfin, Avogadro montrera que des volumes de gaz égaux, quelle que soit leur nature, renferment des nombres de particules égaux.

Vers 1830, deux clans s'affrontent chez les chimistes. Certains, minoritaires, sont favorables aux théories atomiques. D'autres, définissent des « équivalents-poids », unités issues de la seule expérience, pratiques par leur utilisation, mais qui ne prétendent pas expliquer la structure de la matière. Entre 1830 et 1860 le débat fait rage entre les atomistes et les équivalentalistes. Ainsi, en 1836 lors d'une conférence au collège de France, le chimiste Jean Baptiste Dumas (1800-1864) concluait son discours par ces mots :

« L'expérience à la main, vous trouverez les équivalents de Wenzel, les équivalents de Mitscherlich, mais vous chercherez vainement les atomes tels que votre imagination a pu les rêver. Si j'en étais le maître, j'effacerais le mot atome de la science.... »

Cependant, vers la fin du dix-neuvième siècle, les atomistes sont devenus largement majoritaires. Ils se demandent alors si l'atome est – comme son étymologie le laisse supposer – une entité « indivisible » ou s'il possède une structure interne.

## **La découverte de l'électron.**

On sait aujourd'hui que l'atome est un édifice structuré, contenant notamment des charges positives et des charges négatives. C'est encore aux chimistes du dix-neuvième siècle, et notamment aux travaux que le Britannique Michael Faraday (1791-1867) mena sur l'électrolyse, que l'on doit cette découverte .

Faraday est un autodidacte qui se destinait à être relieur ... C'est dans les livres qu'il relie et qu'il lit qu'il découvre sa vocation pour la physique et la chimie. Expérimentateur habile, il constate que la masse déposée sur une électrode est proportionnelle à la quantité de courant traversant la solution électrolytique. Il en déduit qu'une même particule doit se trouver dans l'électricité et dans l'atome. Le terme d' « électron » ne sera proposé qu'en 1891 par Georges Stoney, mais c'est Faraday qui en a découvert le concept.

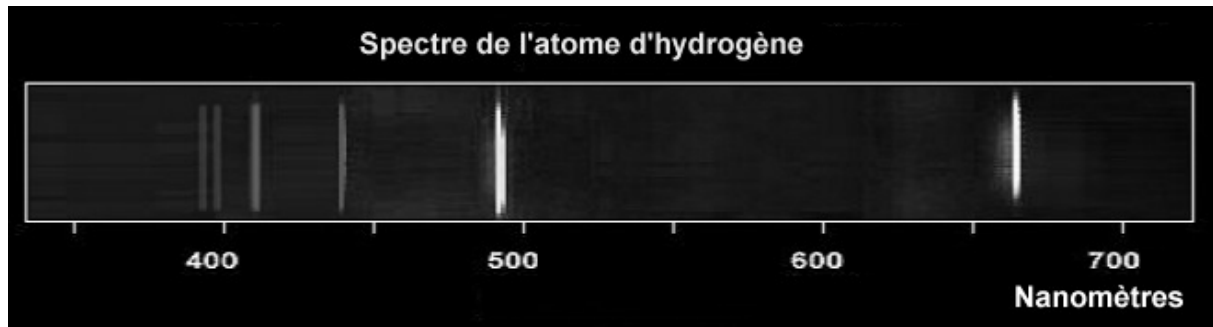
Les physiciens prennent ensuite le relais et ce sont eux qui étudient les caractéristiques de cette particule chargée négativement présente dans les tubes cathodiques. En 1897, le Britannique Joseph John Thomson (1856-1940) évalue le rapport de la masse de l'électron sur sa charge électrique comme comprise entre  $-0,4 \cdot 10^{-8} \text{ g.C}^{-1}$  et  $-0,6 \cdot 10^{-8} \text{ g.C}^{-1}$  (avec les techniques expérimentales modernes on mesurerait  $-0,569 \cdot 10^{-8} \text{ g.C}^{-1}$ ).

## **Où se trouvent les charges positives ?**

La matière est globalement neutre. Si l'atome contient des électrons négatifs, le problème est de savoir sous quelle forme se trouvent les charges positives. En 1904 J.J Thomson apporte sa réponse. Selon lui, les électrons évoluent dans un milieu uniformément chargé en volume. Ce modèle semble séduisant. Pourtant, il ne résistera que sept ans aux contre-expériences destinées à l'ébranler. En 1911, le Britannique Rutherford (1871-1937) étudie le comportement d'un faisceau de particules  $\alpha$  (hélium ionisé) bombardées sur une mince feuille d'or. Il constate que les particules sont déviées. Ce phénomène de diffusion ne peut s'expliquer qu'en admettant que les charges positives de l'atome sont confinées dans un très petit volume. Rutherford prouve ainsi l'existence d'un noyau atomique dix mille fois plus petit que l'atome. L'atome est donc constitué d'un minuscule noyau et de beaucoup de vide : sa structure est lacunaire.

## **Les débuts de la quantification : Bohr.**

En 1911 le modèle planétaire de Rutherford semble convaincant : l'atome serait un noyau autour duquel graviteraient des électrons. Ce modèle se heurte toutefois à une difficulté nouvelle lorsqu'il s'agit de l'utiliser pour expliquer l'émission lumineuse observée dans les tubes à décharge et notamment la structure discontinue des spectres atomiques.



Spectre de l'hydrogène

L'électron d'un atome d'hydrogène ne peut émettre n'importe quelle radiation mais seulement des radiations de fréquences données ( étudiées de façon empirique par les physiciens Rydberg et Ritz).

En 1911, on dispose, depuis onze ans, des travaux de Planck sur les échanges d'énergie entre matière et rayonnement, et, depuis six ans, de ceux d'Einstein sur le photon : on sait que si un atome émet une radiation de fréquence  $\nu$  donnée, c'est parce qu'un électron de cet atome est passé d'un état d'énergie  $E_a$  vers un état d'énergie  $E_b < E_a$ , tel que  $E_a - E_b = h\nu$  ( $h$  étant la constante de Planck).

Ainsi, si les fréquences émises ne peuvent prendre n'importe quelle valeur, il en va forcément de même pour les énergies possibles pour l'électron. On dit que l'énergie de l'électron dans l'atome est quantifiée . Une telle affirmation va à l'encontre de la pensée des siècles précédents :

« Natura non facit saltus »

la nature ne fait pas de saut, écrivait Leibniz.

Pour expliquer la quantification de l'énergie dans l'atome, le Danois Niels Bohr (1885-1962) propose un nouveau modèle. D'après lui, les orbites de l'électron dans l'atome d'hydrogène ont un rayon  $r_n = n^2 r_0$ , où  $n$  désigne un entier naturel et  $r_0$ , le rayon de la plus petite orbite).

Le modèle de Bohr est applaudi : il permet de retrouver par le calcul les longueurs d'onde observées expérimentalement dans le spectre de l'atome d'hydrogène.

## Limites et abandon du modèle de Bohr-Sommerfeld.

Hélas, ce même modèle ne permet pas de retrouver les longueurs d'ondes des autres spectres lumineux : il ne fonctionne bien que lorsqu'il s'agit de l'hydrogène. Pour surmonter ce problème, l'Allemand Sommerfeld (1868 – 1951) a l'idée de remplacer les orbites circulaires par des orbites elliptiques et de se placer dans le cadre de la mécanique relativiste. Mais les résultats qu'il obtient ne permettent pas de justifier tous les spectres lumineux observés.

## Une révolution intellectuelle : la physique quantique.

En fait, l'erreur de Bohr et de Sommerfeld a été de s'inscrire ... dans le courant de la physique des siècles qui les ont précédés. Depuis Newton et ses remarquables travaux de mécanique, il était admis que toute particule pouvait être décrite par une trajectoire et que l'on pouvait connaître sa vitesse à tout instant. Cette modélisation des choses « fonctionnant » bien, elle n'avait jamais été remise en cause. Or, au niveau microscopique (voir l'encadré

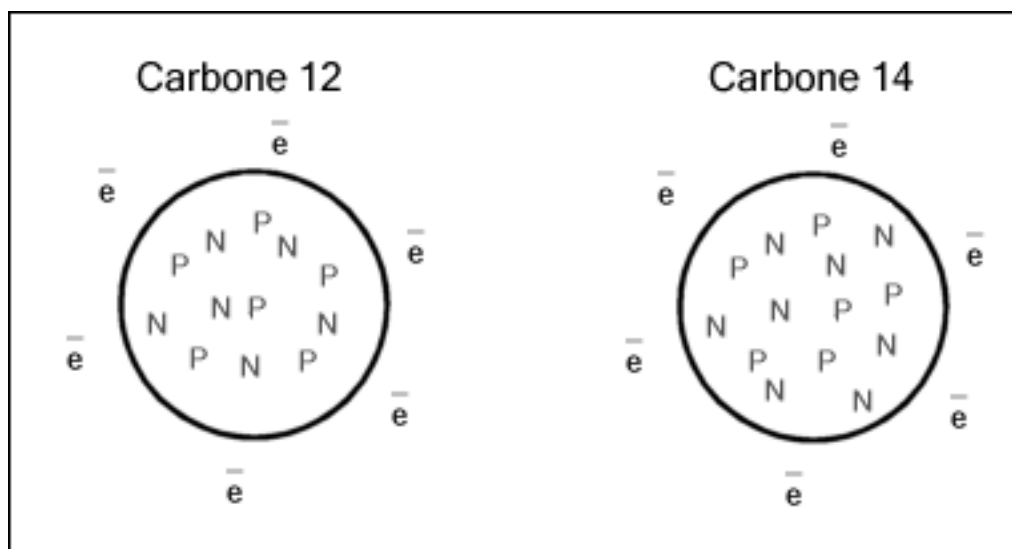
« les relations d'incertitude d'Heisenberg »), la notion de trajectoire n'a aucun sens et il est impossible de savoir exactement où se trouve un électron à l'intérieur de l'atome. Tout au plus peut-on dire qu'il est dans une certaine région et exprimer sa probabilité de présence en chaque point de l'espace. Ainsi, en physique quantique, l'électron n'est plus décrit par son vecteur position et par son vecteur vitesse, mais par une fonction des coordonnées de position et du temps appelée « fonction d'onde » qui traduit la densité de probabilité de présence de ce dernier en tout point de l'espace.

C'est entre 1924 et 1925 que naît cette nouvelle physique qui ébranle violemment les thèses déterministes des physiciens de la génération précédente. De nouvelles lois sont établies. Pour déterminer la trajectoire d'un corps en physique classique, il faut résoudre les équations fournies par la deuxième loi de Newton. Désormais, pour calculer la fonction d'onde de l'électron, il faut résoudre une nouvelle équation. Celle-ci est proposée par Schrödinger en 1926. La résolution de l'équation de Schrödinger, relative à l'électron dans l'atome, fait apparaître comme mathématiquement nécessaire la quantification de l'énergie. Par ailleurs, cette théorie permet de retrouver par le calcul tous les résultats expérimentaux observés jusqu'ici.

Les notions de probabilité de présence et de hasard en physique ont beaucoup surpris et en ont laissé plus d'un sceptique. Einstein lui-même, de son vivant, n'a jamais vraiment admis que Dieu pût ainsi « jouer aux dés » ...

## Encadré : la masse des atomes.

On sait aujourd'hui que l'atome est constitué d'un noyau autour duquel se trouvent un ou plusieurs électrons.



Le noyau ( dont la dimension transversale est proche de  $10^{-15}$  m) est lui-même composé de protons et de neutrons ( ces derniers furent découverts en 1932). Les protons sont des entités chargées positivement ( charge opposée à celle de l'électron). Les neutrons ne sont pas chargés. La masse du neutron est voisine de celle du proton. Elle est beaucoup plus grande que celle de l'électron. La masse d'un atome peut donc être assimilée à celle de son noyau.

Comme l'atome est électriquement neutre, il y a autant de protons que d'électrons dans un atome. C'est le nombre de protons (noté  $Z$  et appelé numéro atomique) qui caractérise un élément chimique : Si  $Z=6$ , il s'agit d'un atome de l'élément Carbone. Deux atomes de Carbone peuvent avoir, dans leur noyau, un nombre de neutrons différents. Sur le schéma ci-dessus sont représentés le carbone 12 (6 protons et 6 neutrons) et le carbone 14 (6 protons et 8 neutrons). Ces deux atomes sont des représentants de l'élément chimique Carbone. On dit que ce sont des isotopes.

Deux isotopes sont indiscernables au sein d'une réaction chimique. Par contre, leurs propriétés physiques sont différentes. Ainsi, le carbone 14 est-il radioactif contrairement au carbone 12 qui ne l'est pas. Contrairement à ce que le croyait Dalton, tous les atomes d'un même élément n'ont donc pas tous la même masse.

## **Encadré : les relations d'incertitude d'Heisenberg.**

Les théories quantiques reposent sur deux relations d'incertitude qu'Heisenberg transcrivit en 1927. L'une d'elles affirme que l'on ne connaîtra jamais avec une précision absolue la vitesse et la position d'une particule :

$\Delta p$  désignant la précision avec laquelle on connaît la quantité de mouvement du corps étudié et  $\Delta r$ , celle avec laquelle on connaît sa position, on a  $\Delta p \cdot \Delta r \geq \frac{h}{2\pi}$  où  $h$  est la constante de

Planck c'est-à-dire  $6,626\ 075\ 10^{-34}$  J.s. Ce que l'on gagne en précision sur la connaissance de la position, on le perd sur la connaissance de la vitesse et réciproquement. Supposons que l'on connaisse la vitesse de l'électron dans l'atome avec une précision de 1cm/seconde, sa position ne serait connue qu'à 10 centimètres près. Fort heureusement pour nous, l'ordre de grandeur de  $h$  est très faible. Ceci explique que les effets quantiques ne se manifestent pas à notre échelle : quelle que soit notre vitesse, il est toujours possible de savoir où nous nous trouvons. Si l'on veut connaître la position d'un individu de 50 kg marchant à 3km/heure avec une précision d'un milliardième de nanomètre, l'incertitude sur sa vitesse n'est que de quelques milliardièmes de nanomètres. La physique de Newton fonctionne bien à l'échelle de l'homme !