

L'atome : de la particule insécable au polycorpuscule

Résumé L'atome devient avec Dalton en 1808 une particule ayant une masse caractéristique pour chaque élément. L'assemblage de telles particules constituera une molécule. Ce sont les physiciens, dont Jean Perrin, qui vont donner à l'atome « une vraisemblance voisine de la certitude ». Puis les physiciens du Cavendish Laboratory de Cambridge (J.J. Thomson, Rutherford, Aston, Chadwick) vont mettre en évidence l'existence de particules constitutives de l'atome (électron, proton, neutron).

Mots-clés Histoire, atome, électron, proton, neutron.

Abstract **The atom: from the indivisible particle to the polycorpuscule**

The atom becomes with Dalton in 1808 a particle having a mass characteristic of each element. The assembly of such particles will constitute a molecule. It is the physicists, including Jean Perrin, who will give the atom "a plausibility close to certainty". Then the physicists of the Cambridge Cavendish Laboratory (J.J. Thomson, Rutherford, Aston, Chadwick) will highlight the existence of constituent particles of the atom (electron, proton, and neutron).

Keywords History, atom, electron, proton, neutron.

Si la notion d'atomes voit le jour en Grèce vers les V^e-IV^e siècles av. J.-C., elle ne réapparaît que dans le courant du XVI^e siècle dans le cadre d'une philosophie mécaniste. Jusqu'à la fin du XVIII^e et début du XIX^e siècle, cette notion a été extrêmement dépendante des présupposés philosophiques et de la culture générale de l'époque, sans parler des présupposés religieux. Puis l'atome devient avec les Anglais William Higgins (1763-1825) et John Dalton (1766-1844) un corpuscule ayant une masse. Ces corpuscules peuvent être identiques ou différents, et se réunir pour former des corps homogènes ou hétérogènes.

L'atome : particule chimique

En 1789, Higgins, dans son ouvrage intitulé *A comparative view of the phlogistic and antiphlogistic theories* [1] expose une théorie que Henk Kubbinga ([2], p. 376) résume de la manière suivante : il n'y a qu'une seule matière première (atomes ayant le même poids) qui est à l'origine de plusieurs espèces de « *particules ultimes* », différant entre elles sinon par la figure du moins par la taille, et les données expérimentales relatives aux proportions quantitatives sont extrapolées à l'échelle moléculaire. Il admet par exemple qu'une partie pondérale d'azote avec deux parties d'oxygène forment le gaz nitreux, avec trois parties les vapeurs nitreuse rouges, avec quatre ou cinq parties l'acide nitrique jaune ou blanc. De plus, il représente pour la première fois la ligne de force entre les particules ultimes par un trait (figure 1).

Higgins est souvent considéré comme le précurseur de la théorie atomique de Dalton [3]. La signification microscopique de ces représentations va venir des propositions de Dalton en 1808 dans son *New system of chemical philosophy* [4]. Dalton fait l'hypothèse que cette fixité des proportions en masse est due à l'existence de particules sphériques qu'il appelle atomes et qui sont caractéristiques pour chaque élément. Pour lui, à chaque corps simple est associée une particule, et à chaque particule sont associés un symbole (défini arbitrairement) et un poids atomique⁽¹⁾. La particule ultime d'un corps composé (que Dalton appelle aussi atome) est constituée par l'assemblage d'un nombre défini d'atomes de chacun des corps

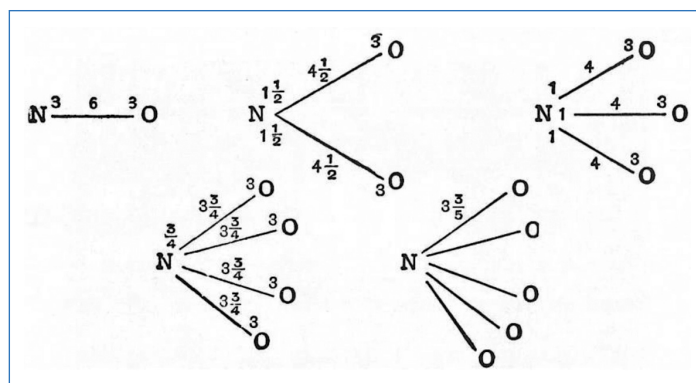


Figure 1 - Représentation par Higgins des différentes combinaisons entre l'azote et l'oxygène.

simples dont il est formé. Sa masse est égale à la somme des masses des atomes constituants (figure 2).

La distinction entre atome et molécule

Pour Jöns Jacob Berzelius (1779-1848), en 1819, les corps sont formés d'éléments indécomposables que l'on peut appeler atomes « *parce que mieux qu'aucune autre, elle exprime notre idée* » ([5], p. 15)]. Michel Eugène Chevreul (1786-1889), en 1818, dans le *Dictionnaire de sciences naturelles* de Frédéric Cuvier (1773-1838), établit pour la première fois de façon explicite la relation entre corps simple, élément, atome, corps composés. Dans la deuxième moitié du XIX^e siècle, les idées d'atome, de molécule, de particule, de structure chimique ou d'élément sont au cœur du débat scientifique et constituent un réseau conceptuel qui n'est pas encore stabilisé. À cette époque, les énoncés d'Amedeo Avogadro (1776-1856), en 1811, et de André Marie Ampère (1775-1836), en 1814, n'ont pas permis de tirer des hypothèses qui portent leur nom une clarification définitive des concepts d'atome et de molécule. Pourtant, les efforts de formulation de nombreux savants ont été très significatifs mais certainement mal connus : « *Un atome, précise Marc Antoine Gaudin (1804-1880), en 1833, sera pour nous un petit corps sphéroïde homogène, ou point matériel essentiellement indivisible, tandis qu'une molécule sera*

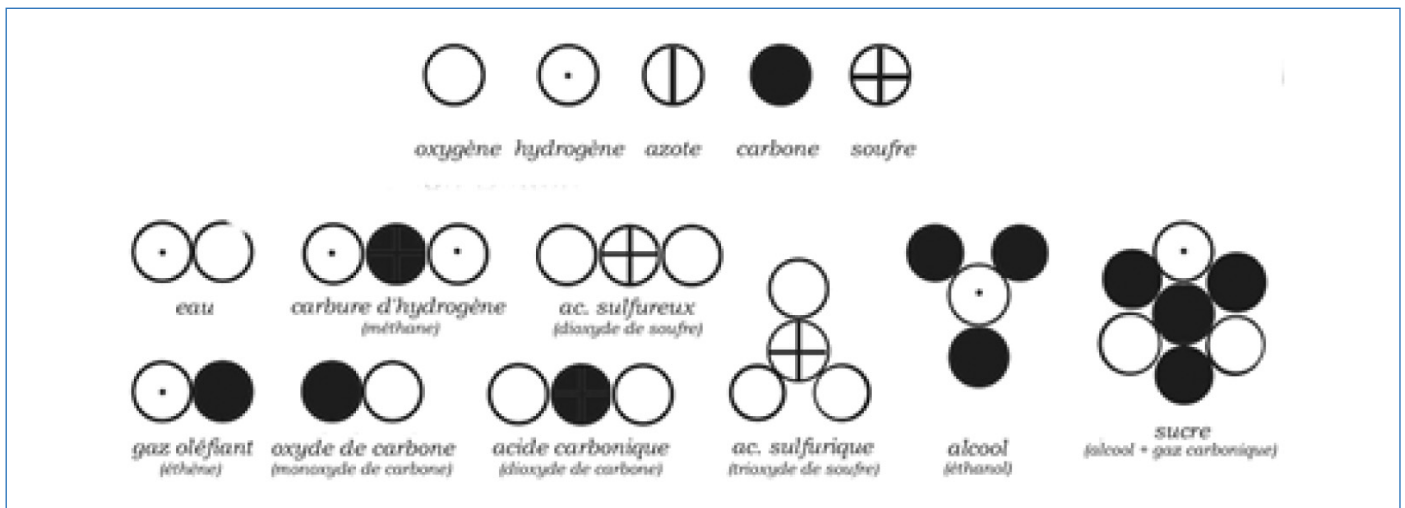


Figure 2 - Représentation des atomes et des corps composés de Dalton.

un groupe isolé d'atomes, en nombre quelconque et de nature quelconque » [6].

Après le premier congrès international des chimistes à Karlsruhe en 1860, une importante maturation conceptuelle va clarifier la distinction entre atome et molécule ; la majorité des chimistes se rallie à l'atome chimique, défini par Adolphe Wurtz (1817-1884) ([7], p. 8) et Dimitri Mendeleïev (1834-1907), comme étant « [...] la plus petite masse que nulle force physique ou chimique ne saurait diviser davantage ». Même si cette masse est loin d'être connue, l'atome ainsi défini peut permettre une interprétation heureuse des lois sur la combinaison chimique. Cependant, l'existence de cet atome reste hypothétique. C'est ce qui ressort, par exemple, des écrits de Friedrich Auguste Kekulé (1829-1896) et de Mendeleïev. Kekulé donne en 1867 une image raisonnablement positive de l'atomisme ([8], p. 286) : « Je n'hésite pas à affirmer que, du point de vue philosophique, je ne crois pas dans l'existence réelle des atomes, pour autant que l'on doive comprendre ce terme dans sa signification littérale désignant des particules indivisibles de la matière. [...] En tant que chimiste, toutefois, je considère l'hypothèse des atomes, non seulement comme recommandable mais comme absolument nécessaire en chimie. » Mendeleïev s'en tient dans *Les principes de chimie* à une conception purement instrumentaliste de l'hypothèse atomique en se réservant sur la question de sa réalité : « La doctrine atomique qui admet la divisibilité mécanique limite de la matière doit, au moins jusqu'à présent, être considérée comme un procédé analogue à celui dont se sert le mathématicien, quand il divise une courbe en une multitude de lignes droites. L'atome permet de mieux comprendre les phénomènes, mais l'atome en lui-même n'est nullement nécessaire. Il n'y a de nécessaire et de certain que la conception de l'individualité de la matière que constituent les éléments chimiques » ([9], p. 372).

Des adversaires farouches de l'atome

Cependant, en cette fin du XIX^e siècle, la théorie atomique rencontre des adversaires parmi les chimistes illustres et influents de l'époque, dans la droite ligne de la philosophie positiviste d'Auguste Comte (1798-1857) qui exige de s'en tenir strictement aux faits. L'atome existe, mais comme il est inaccessible à l'expérience, le chimiste doit refuser de s'en servir pour expliquer le visible macroscopique. C'est une prise de position épistémologique qui exclut la modélisation

comme activité purement spéculative. Par exemple, pour Marcelin Berthelot (1827-1907), la définition de l'atome étant arbitraire, il rejette l'hypothèse atomique et se refuse d'y voir la base de l'enseignement de la chimie. C'est également en refusant de voir le monde à travers des images et des symboles que Wilhelm Ostwald (1853-1932), en Allemagne, publie en 1895 un article intitulé « La déroute de l'atomisme contemporain » dans lequel il écarte l'hypothèse des atomes [10]. De même, Pierre Duhem (1861-1916) en France rejette toute hypothèse sur sa structure intime de la matière, ayant la conviction que l'on doit éviter toute théorie employant des modèles figuratifs (1911) qui ne sont pas objets de physique mais de métaphysique. Ostwald et Duhem sont en outre opposés à l'atomisme car leur doctrine (dite énergétique) fonde la théorie physique comme une correspondance entre un formalisme mathématique et un ensemble de lois expérimentales reliant des grandeurs tangibles, mesurables comme l'énergie.

Si, comme le souligne Jean Ullmo (1906-1980) [11], l'énergétique a joué un rôle utile en critiquant la tentative de ramener tous les phénomènes physiques aux seules interactions mécaniques, elle a échoué par sa volonté de ne pas vouloir « imaginer » les phénomènes au niveau microscopique. La science moderne a dépassé les oppositions des énergétistes en suivant la voie envisagée par Wurtz dans la conclusion de son ouvrage consacré à « la théorie atomique » ([12], p. 239) : « [...] les atomes sont des portions limitées de la matière en mouvement, quelle que soit d'ailleurs l'idée que l'on se fasse de leur nature et de leur forme. [...] C'est donc vainement qu'on essaierait d'opposer à l'hypothèse des atomes les considérations tirées de la thermochimie, comme fournissant une base plus solide à la mécanique moléculaire. Bien loin d'être opposées, ces notions sont corrélatives. »

L'atome : une image mentale de la réalité

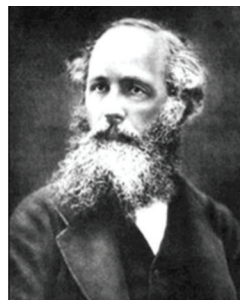
Ce sont les physiciens, préoccupés par la théorie cinétique des gaz qui, n'hésitant pas à chercher à expliquer les propriétés macroscopiques de la matière à partir « d'images microscopiques », ont fortement contribué à imposer la nécessité de l'atomisme (figure 3). Le pionnier dans ce domaine semble être Mikhaïl Lomonossov (1711-1765). Dans ses ouvrages *Essai de la théorie sur la force élastique de l'air* (1748) et *Suppléments aux réflexions sur l'élasticité* (1750), il formulait pour la première fois



Mikhail Lomonossov
(1711-1765)



Rudolf Clausius
(1822-1888)



James Clerk Maxwell
(1831-1879)



Ludwig Boltzmann
(1844-1906)

Figure 3 - Les fondateurs de la théorie cinétique.

les éléments fondamentaux de la théorie cinétique moléculaire des gaz [13] qui associait à la théorie newtonienne de la répulsion des particules les thèses de Daniel Bernoulli (1700-1782) sur le mouvement de ces particules. James Clerk Maxwell (1831-1879) fonde ensuite, avec Rudolf Clausius (1822-1888) et Ludwig Boltzmann (1844-1906), la théorie cinétique (voir [14]). Boltzmann, qui a contribué à la consolidation de la théorie cinétique des gaz et qui fut le fondateur de la thermodynamique statistique, s'est prononcé très clairement en 1897 sur la « nécessité de l'atomistique dans les sciences exactes » : « L'atomistique d'aujourd'hui constitue un modèle exact de tous les phénomènes mécaniques, et la bonne connaissance que nous avons de ce domaine permet d'estimer que la découverte de phénomènes inexplicables dans le cadre de ce modèle est devenue hautement improbable » ([14], p. 251).

La réalité moléculaire : « une vraisemblance bien voisine de la certitude »

Les différentes études relatives à la théorie cinétique des gaz utilisent la grandeur N que l'on a tout d'abord dénommée « nombre de molécules par unité de volume » (Maxwell, Clausius, Josef Loschmidt (1821-1895)), puis nombre de Loschmidt, avant d'être appelée constante d'Avogadro. Mesurer N donne du sens au concept d'atome en reliant les domaines microscopique et macroscopique. Pour Jean Perrin (1870-1942), la science peut aller bien au-delà des phénomènes observables : « [...] expliquer du visible compliqué par l'invisible simple, voilà la forme d'intelligence intuitive à laquelle, grâce à des hommes tels que Dalton ou Boltzmann nous devons l'Atomistique » ([15], p. V ou [14], p. 290). Perrin va mener ses travaux dans le but de déterminer, hors de tout doute possible, la valeur de N . Des mesures ont déjà été réalisées par différentes méthodes : théorie cinétique des gaz (Loschmidt et Clausius), bleu du ciel (Lord Rayleigh), radioactivité, etc. En se servant des résultats de Jacobus Henricus van't Hoff (1852-1911) – les lois des gaz sont applicables aux solutions étendues – et en élargissant ces résultats aux « émulsions stables à granules visibles », Perrin décide en 1913 de déterminer N en étudiant le mouvement brownien dans des émulsions de gutta-percha ; mouvement Brownien dont Albert Einstein (1879-1955) en 1905 et Marian Smoluchovski (1872-1917) en 1906 ont construit la théorie en considérant un mouvement parfaitement irrégulier répondant à une loi probabiliste. En comparant le résultat de ses travaux avec ceux de différents auteurs, Perrin dispose ainsi d'une accumulation de treize mesures de la valeur de N , ce qui l'autorise à conclure

(après bien des controverses), dans son ouvrage de 1913 *Les atomes*, sur l'existence effective des atomes : « On est saisi d'admiration devant le miracle de concordances aussi précises à partir de phénomènes si différents. D'abord qu'on retrouve la même grandeur, pour chacune des méthodes, en variant autant que possible les conditions de son application, puis que les nombres ainsi définis sans ambiguïté par tant de méthodes coïncident, cela donne à la réalité moléculaire une vraisemblance bien voisine de la certitude » ([16], p. 289 ou [14], p. 298). Pratiquement, au moment même où la réalité des atomes devient difficilement contestable, des découvertes ont lieu qui vont faire évoluer la connaissance des atomes, de l'atome corpusculaire insécable à « l'atome poly corpusculaire »⁽²⁾.

L'atome et l'électron

Depuis 1872, le Britannique William Crookes (1832-1919) produit dans des tubes, contenant des gaz sous pression réduite, des lueurs vertes cathodiques (découvertes en 1859 par Plücker). Il pense que ces lueurs, dont il observe en 1878 qu'elles provoquent des courants très intenses entre anode et cathode, sont dues au déplacement de particules sans doute électrisées. Mais ces décharges, qui sont déviées par les champs magnétique et électrique, sont-elles des particules ou des rayons ? En 1895, les expériences effectuées par Perrin sur les rayons cathodiques (figure 4) permettent de trancher entre les deux hypothèses émises pour expliquer les décharges dans les gaz : « Ils s'accordent bien au contraire avec la théorie qui en fait un rayonnement matériel et qu'on pourrait, me semble-t-il énoncer actuellement ainsi : au voisinage de la cathode, le champ électrique est assez intense pour briser en morceaux, en ions, certaines des molécules du gaz restant. Les ions négatifs partent vers la région où le potentiel croît, acquièrent une vitesse considérable et forment les rayons cathodiques » [17].

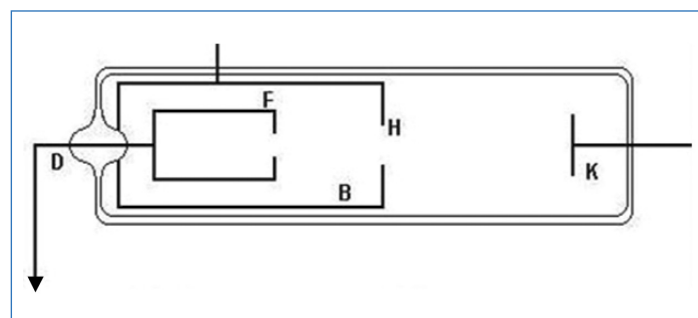


Figure 4 - Schéma du tube utilisé par Jean Perrin (extrait de [17]).

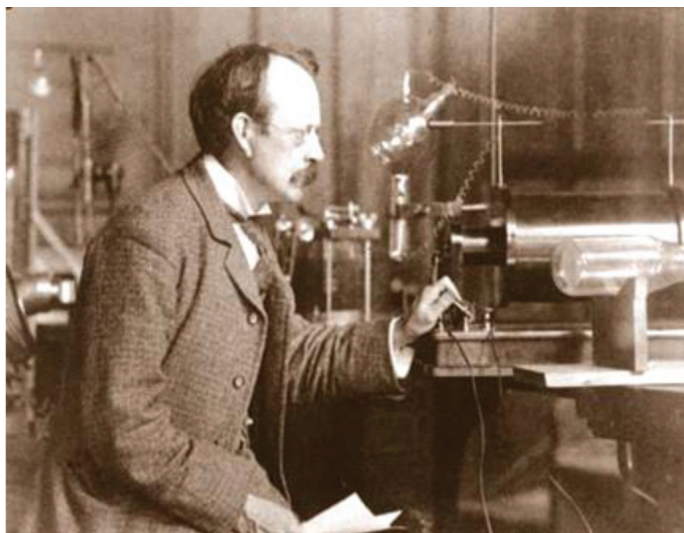


Figure 5 - John Joseph Thomson dans son laboratoire.

En 1897, John Joseph Thomson (1856-1940) annonce les résultats des expériences menées au sein du Cavendish Laboratory de Cambridge. Ils confirment les résultats de Perrin (figure 5) : « Les rayons cathodiques transportent l'électricité négative ; les rayons cathodiques sont déviés par un champ électrostatique ; on constate la conductibilité des gaz traversés par des rayons cathodiques ; la déviation des rayons cathodiques par un champ magnétique dans les différents gaz est la même » [15]. De ces différentes expériences, Thomson infère que les rayons cathodiques sont bien la trajectoire de petits « corpuscules » matériels chargés d'électricité négative. Il détermine leur vitesse et le rapport de leur masse à leur charge (m/e), mille fois inférieur à celui d'un ion hydrogène. Il en déduit que les rayons cathodiques nous présenteraient la matière dans un nouvel état « dans lequel elle est bien plus divisée que dans les gaz et dans lequel elle est la même, qu'elle provienne d'hydrogène ou d'oxygène ou d'un autre gaz ». Considérant que toutes ces propriétés des particules sont indépendantes du gaz et du matériau des électrodes, il conclut que ces « corpuscules » sont le constituant de tous les atomes chimiques. Mais Thomson ne nomme pas encore ces corpuscules des électrons⁽³⁾ parce que les physiciens de cette époque se servaient indifféremment du mot électron pour désigner le corpuscule lui-même (particule subatomique), le « grain d'électricité », l'unité élémentaire électrique utilisée dans les calculs ou même la charge portée par un atome d'hydrogène dans l'électrolyse.

Avec les travaux de Thomson, rendus possibles par le développement des tubes, des lampes et des techniques du vide, l'atome cesse d'être « a-tomique » puisque les corpuscules ne peuvent provenir que de l'intérieur de l'atome. Mais, comme le souligne Bernadette Bensaude-Vincent, « en 1897, peu de physiciens sont prêts à admettre ces corpuscules subatomiques » ([14], p. 262).

La modélisation de l'atome⁽⁴⁾

Dès 1901, Perrin, « avec son magnifique don d'intuition » précise de Broglie, nous a fait entrevoir « la solution qui devait s'imposer 10 ans plus tard [...] : il assimilait l'atome à un système solaire en miniature où des électrons négatifs tourneraient sous l'influence de la force coulombienne autour d'un noyau chargé positivement. Cette hypothèse se heurtait à de fortes objections, car elle paraissait incompatible avec la théorie alors admise du rayonnement électromagnétique » ([19], p. XX).

De leur côté, William Thomson (Lord Kelvin, 1824-1907) en 1902 puis J.J. Thomson en 1904 proposent un modèle différent : pour eux, les électrons, de faible dimension et de faible masse par rapport à l'atome ($1/1\ 700$ fois la masse de l'atome d'hydrogène), sont distribués à l'intérieur d'une sphère homogène d'électricité positive, jusqu'à ce que, pour chacun d'eux, il y ait un équilibre entre l'attraction coulombienne et la répulsion due aux autres électrons. C'est à ce modèle statique qu'a été donnée l'appellation de « *pudding de Thomson* ». Il convient cependant de signaler que Thomson ne prête aucune portée réaliste à son modèle : il ne l'utilise que comme un outil de recherche. Un autre modèle, peu élaboré mais non sans intérêt, fut proposé par William Ramsay (1852-1916) en 1908 : ce dernier considère l'atome comme une orange entourée d'une « *peau d'électrons* » ; lors de la combinaison chimique, la peau peut se séparer de l'orange et former une sorte de coussin entre les atomes.

L'atome de Rutherford

Ernest Rutherford (1871-1937), élève de J.J. Thomson, a étudié la radioactivité alors qu'il était professeur de physique à l'Université Mc Gill à Montréal (de 1898 à 1908) (figure 6). Il a obtenu le prix Nobel de chimie en 1908 pour ses travaux sur la théorie de la radioactivité puis identifié les rayons α en tant qu'hélium. Les expériences menées au sein de son laboratoire à Manchester par ses collaborateurs Hans Geiger (1882-1945) et Ernest Marsden (1889-1970) sur la déviation des particules α et β par la matière vont mettre en évidence en 1909 que la plupart des particules α traversent sans déviation une feuille d'or de $4,10^{-5}$ cm et que quelques particules α ($1/20\ 000$) sont fortement déviées. De plus, ces chercheurs constatent que les particules β (les électrons) subissent une dispersion plus importante que les particules α , mais également que des électrons peuvent passer librement à travers des milliers d'atomes métalliques. Pour interpréter ces résultats, Rutherford remet en question le modèle de Thomson et propose une autre hypothèse sur la structure de l'atome [20] : la charge positive et la masse de l'atome sont concentrées dans un très petit volume (10 000 fois plus petit que celui de l'atome) au centre de l'atome et les électrons occupent l'espace situé à l'extérieur du noyau. Dans ce modèle, la charge positive centrale, équivalente à la somme des charges des électrons, crée un champ électrique très intense qui explique la déviation des particules α . De plus, il signale que la valeur de la charge positive est approximativement proportionnelle



Figure 6 - Ernest Rutherford dans son laboratoire à Mc Gill en 1905.

aux poids atomiques des différents composés métalliques testés (aluminium, cuivre, fer, plomb, argent, étain, platine, or). L'intérêt épistémologique majeur du modèle de Rutherford réside dans le fait que l'atome est désormais essentiellement... *de l'espace vide!* C'est en 1912 qu'il optera pour un modèle selon lequel : « [...] l'atome consiste en un noyau chargé positivement de très petites dimensions, entouré par une distribution d'électrons en mouvement rapide, sans doute des cercles d'électrons tournant dans un plan » ([21], p. 461). Reste à préciser la structure du noyau, le nombre et la nature des charges positives unités envisagées par Rutherford. En 1913, alors qu'il était à Oxford, Henry Gwyn Jeffreys Moseley (1887-1915)⁽⁵⁾, qui a débuté sa carrière à l'Université de Manchester, sous la supervision de Rutherford, crée l'analyse spectrale des rayons X, rendue possible suite à la mise au point d'un spectromètre à rayons X par William Henry Bragg (1862-1942), titulaire de la chaire Cavendish à l'Université de Leeds. Chaque élément, frappé par des électrons rapides, émet un spectre caractéristique formé de groupes de raies fines, groupes largement séparés dans l'échelle des fréquences. Deux groupes avaient été mis en évidence en 1911 par Charles Glover Barkla (1877-1944), qui fit ses premières recherches au sein du Cavendish Laboratory, dont le premier, le plus pénétrant, celui qui correspond aux fréquences les plus élevées, a été nommé K; le suivant est appelé L⁽⁶⁾ et, plus tard, seront mis en évidence les groupes M, N, etc.⁽⁶⁾. En examinant les longueurs d'ondes caractéristiques, correspondant à la raie dite K_{α} , du spectre X émis par douze éléments dont le poids atomique est compris entre le calcium et le zinc, il a montré que la variation de la longueur d'onde peut s'expliquer facilement en supposant que la charge du noyau varie d'un élément à l'autre exactement d'une unité. Il introduit alors la notion de nombre atomique N. Ainsi, les nombres atomiques des éléments ne sont plus des nombres basés sur l'intuition des chimistes mais reposent sur une base expérimentale. En 1914, Rutherford présente un bilan des travaux effectués sur le nombre de charges positives unités par lui-même, le physicien néerlandais Antonius van den Broek (1870-1926), qui a été le premier à établir un lien entre la place d'un élément dans le tableau périodique des éléments avec la charge de son noyau atomique, et Moseley et en conclut que : « La charge du noyau est la constante fondamentale de l'atome (qui détermine le nombre et la distribution des électrons desquels dépendent les propriétés physiques et chimiques), tandis que la masse atomique d'un atome est une fonction compliquée de l'arrangement des unités qui constituent les noyaux » [23]. De plus, puisque l'atome normal est neutre, le nombre d'électrons négatifs autour du noyau doit être rigoureusement égal à la charge positive du noyau. Le nombre des électrons périphériques d'un atome représente donc une réplique du nombre atomique. En 1919, suite à une série d'expériences relatives à la collision des particules α avec des atomes légers (hydrogène, oxygène, azote), Rutherford met en évidence ce constituant « H^+ » du noyau et le dénomme « *proton* ».

Si le modèle de Rutherford et ses variantes cinétiques (électrons en rotation) permettent d'interpréter les expériences sur la déviation des particules α , il est inacceptable pour la communauté scientifique. En effet, il est en contradiction avec la théorie électromagnétique de Maxwell selon laquelle un électron en rotation doit perdre de l'énergie sous forme de radiation et de ce fait doit se mouvoir en spirale vers le noyau ; or, l'expérience ne révèle aucune énergie rayonnante !



Figure 7 - Francis William Aston travaillant avec son troisième spectrographe de masse (1937).

Le caractère composite du noyau de l'atome

Frederick Soddy (1877-1956), qui travailla avec Rutherford sur la radioactivité à l'Université Mc Gill, s'intéresse à la transmutation des radioéléments. Il propose en 1913, après avoir remarqué l'existence de groupes de radioéléments de masses atomiques différentes mais de propriétés chimiques identiques, de les nommer « *éléments isotopiques* » ou « *isotopes* ». La même année, J.J. Thomson et Francis William Aston (1877-1945) font l'hypothèse que le néon, dont le poids atomique est 20,2, se compose de deux éléments isotopes qui ont respectivement pour poids atomiques 20 et 22⁽⁷⁾. Signalons qu'Aston est l'inventeur, en 1919, du premier spectrographe de masse, spectrographe qui lui permettra de confirmer cette hypothèse et d'identifier de nombreux isotopes (figure 7). Thomson, dans une conférence présentée en 1923, commence à envisager l'existence de particules neutres dans le noyau : « [...] Il ne faut pas oublier, cependant, que les moyens que nous avons à notre disposition pour déceler l'existence de corps chargés électriquement dépassent de beaucoup en puissance ceux dont nous disposons vis-à-vis de ceux qui ne le sont pas, et que, s'il existe dans l'atome des constituants neutres, ils pourront dans la plupart des cas échapper à nos recherches » [24]. Rutherford avait déjà proposé, au cours de la discussion ayant suivi sa présentation « Atomes et électrons » au conseil Solvay de 1921, l'idée que « l'hydrogène des nébuleuses provient de particules qu'on pourrait appeler "neutrons" et qui seraient formés d'un noyau positif avec un électron à toute petite distance » ([25], p. 75). Un autre auteur, William Harkins (1873-1951), de l'Université de Chicago, avait lui aussi, en 1921, dans un article du *Philosophical Magazine* prédit l'existence du neutron comme un complexe proton-électron⁽⁸⁾. En 1932, James Chadwick (1891-1974) découvre cette particule nouvelle qui va permettre de résoudre l'énigme. Pour lui, ce neutron est « une particule élémentaire ». Peu après la découverte du neutron, Werner Karl Heisenberg (1901-1976) propose en 1933 de considérer que les seuls constituants du noyau sont des protons et des neutrons, en excluant totalement les électrons. Pour Heisenberg, proton et neutron sont deux états différents de la même particule, le nucléon, et la force qui lie les nucléons dans le noyau, de manière à en assurer la cohésion, est indépendante de la charge.

Il convient de noter que les différentes découvertes sur la constitution de l'atome ont principalement été réalisées par des chercheurs, membres permanents ou apparentés, d'un même laboratoire ; les idées des uns, en étant confrontées

aux idées des autres, orientant les recherches vers un but commun. Rutherford indique ([25], p. 37) que J.J. Thomson avait proposé diverses méthodes pour estimer le nombre d'électrons dans l'atome : diffusion des rayons X par la matière, absorption des rayons cathodiques, dispersion de la lumière, déviation de particules électrisées rapides dans leur passage à travers la matière. Il a alors fallu réaliser divers appareils pour les mettre en œuvre ; appareils qui ont pu être utilisés par les divers chercheurs du laboratoire. Mais est-ce que les trois particules – électron, proton et neutron – peuvent être considérées comme élémentaires et donc insécables ? Pour l'électron, la réponse est oui. Par contre, le proton et le neutron, qui comme l'avait suggéré Heisenberg sont deux particules de la même famille, des hadrons, sont des particules composites constituées de l'assemblage de quarks liés – proposé indépendamment en 1964 par Murray Gell-Mann (1829-2019) et George Zweig (1937-) : deux quarks up et un quark down pour le proton, et un quark up et deux quarks down pour le neutron (voir [8] pour aller plus loin).

(1) Ces poids atomiques ne sont pas des poids absolus mais des poids relatifs. Ce sont des nombres exprimant des rapports pondéraux par rapport à un atome de référence dont on fixe la masse. Pour Dalton, la référence est l'hydrogène (« le plus léger ») de poids atomique = 1 ; pour Berzelius ce sera l'oxygène $O = 100$.

(2) Cité par [8], p. 315.

(3) Nom donné par Stoney (1891) à l'unité naturelle de charge électrique portée par un ion monovalent dans l'électrolyse.

(4) Voir [18] pour plus d'informations.

(5) Voir [22] pour plus d'informations concernant Moseley.

(6) Barkla précise : « Initialement représentés par les lettres A et B (en 1909). Les lettres K et L sont, toutefois, préférables car il est fortement probable que des séries de radiations à la fois plus absorbables et plus pénétrantes existent ».

(7) Cité par W. Aston, The constitution of the elements, *Nature*, **1919**, 104, p. 393.

(8) Cité par L. Pauling, *General Chemistry*, 2nd ed., **1970**, p. 102.

[1] W. Higgins, *A comparative view of the phlogistic and antiphlogistic theories with inductions to which is annexed, an analysis of the human calculus, with observations on its origins*, 1791, 2nd ed., J. Murray, Londres, in T.S. Wheeler, J.R. Partington, *The life and work of William Higgins, chemist (1763-1825)*, Pergamon press, Oxford-Londres-New York, **1960**.

[2] H. Kubbinga, *Histoire du concept de « Molécule »*, t. 1, Springer-Verlag, Paris, **2001**, p. 208-209.

[3] Voir Mark I. Grossman, John Dalton and the London atomists: William and Bryan Higgins, William Austin, and new Daltonian doubts about the origin of the atomic theory, *The Royal Society Journal of the History of Sciences*, **2014**, 68, p. 339-356.

[4] J. Dalton, *A new system of chemical philosophy*, **1808**, part 1, chap. III, Manchester, p. 211-216 et 218-219 (extraits à chem.team).

[5] J.J. Berzelius, *Essai sur la théorie des proportions chimiques et sur l'influence de l'électricité*, 1^{ère} éd. française, **1819**, Méquignon Marvis, Paris (Gallica).

[6] M.A. Gaudin, Recherches sur la structure des corps inorganiques définis, *Annales de Chimie et de Physique*, **1833**, 52, p. 113-133 (Gallica) ; et dans *Molécules, atomes et notations chimiques*, Armand Collin, Paris, **1913** (Gallica).

[7] A. Wurtz, *Leçons élémentaires de chimie moderne*, **1867**, 4^e éd., Masson, Paris (Gallica).

[8] B. Pullman, *L'atome dans l'histoire de la pensée humaine*, Fayard, Paris, **1995**.

[9] D. Mendeleïev, *Les Principes de la Chimie*, **1895**, tome 1, trad. de la 5^e éd. russe, 1^{ère} éd. française, Bernard Tignol, Paris (gallica).

[10] W. Ostwald, La déroute de l'atomisme contemporain, in *Revue générale des sciences pures et appliquées*, **1895**, 21, p. 6. (cité par [8], p. 292).

[11] J. Ullmo, *La pensée scientifique moderne*, **1969**, Flammarion, Paris.

[12] Wurtz A., *La théorie atomique*, 4^e éd., **1886**, Félix Alcan, Paris (Gallica).

[13] Voir : G. Pavlova, A. Fedorov, *Mikhail Lomonossov, sa vie et son œuvre*, Editions de l'Agence de presse Novosti, **1984** ; L. Langevin, *Lomonossov (1711-1765), sa vie, son œuvre*, Editions Sociales, Paris, **1967** ; M. Lomonossov, *Éléments de chimie mathématique* (en lecture seule sur archive.org).

[14] B. Bensaude-Vincent, C. Kounelis, *Les atomes : une anthologie historique*, Presses Pocket, Paris, **1991**.

[15] J.J. Thomson, Cathode rays, *Philosophical Magazine*, **1897**, série 5, 44, p. 293, et *Journal de Physique*, Paris, **1898**, 7, p. 39.

[16] J. Perrin, *Les atomes*, F. Alcan, Paris, **1913**, p. V (Gallica) et [20] p. 290.

[17] J. Perrin, Nouvelles propriétés des rayons cathodiques, *C.R. Acad. Sci.*, **1895**, 121, p. 1130-34.

[18] B. Fernandez, *De l'atome au noyau*, Ellipses, Paris, **2006**.

[19] J. Perrin, *La science et l'espérance*, PUF, Paris, **1948**, Préface de de Broglie ; *Extrait d'une notice sur « La réalité des molécules et l'œuvre de J. Perrin » lue à l'Académie des Sciences le 17 déc. 1945*.

[20] E. Rutherford, On the scattering of α and β particles by matter and the structure of the atom, *Philosophical Magazine*, **1911**, 6^e série, 21, p. 669-688 (archive.org).

[21] E. Rutherford, On the energy of the groups of β rays from radium, *Philosophical Magazine*, **1912**, 6^e série, 24, p. 453-462 (archive.org).

[22] For Science, King & Country: *The Life and Legacy of Henry Moseley*, R. McLeod, R.G. Egdell, E. Bruton (eds), Unicorn Publishing Group, Londres, **2018**.

[23] E. Rutherford, On the structure of the atom, *Philosophical Magazine*, **1914**, 27, p. 488-498 (archive.org).

[24] J.J. Thomson, L'électron en chimie, *Conférences faites à l'Institut Franklin de Philadelphie*, **1923**, trad. française par R. Fric, Blanchard, Paris, **1926**.

[25] Institut international de physique Solvay, Atomes et électrons, *Rapports et discussions du Conseil de physique tenu à Bruxelles du 1^{er} au 6 avril 1921*, **1923**, Gauthier-Villars, Paris (Digithèque Université libre de Bruxelles) ; *Les conseils Solvay et les débuts de la physique moderne*, P. Marage, G. Wallenborn (eds), Université libre de Bruxelles, **1995**, p. 149.

Alain DUMON,
Professeur émérite, ESPE d'Aquitaine.

* alain.dumon@neuf.fr



Mercredi 9 Février 2022

Chimie et Notre-Dame

La science au service d'une résurrection



Retrouvez l'intégralité du colloque en rediffusion :
https://www.youtube.com/watch?v=HWI46h40uY&list=PL_2_MQVjgfgYDN0lffKGwSbKPDMiCB87_