

1. A la découverte des particules

L'idée de particules, qualifiées parfois d'élémentaires, est aujourd'hui quasiment une évidence dans tous les esprits. Que la matière soit constituée de briques élémentaires qui, en s'associant, se regroupant, forment les superstructures que sont les atomes, est devenue une vérité acceptée de tous. Pourtant, cette conception est finalement très récente. L'idée même d'atome n'a été définitivement admise par l'ensemble du monde scientifique qu'à la fin du XIX^e siècle. Quelques esprits retors s'y sont opposés jusqu'au début du XX^e siècle.

Paradoxalement, c'est la découverte des constituants des atomes – les particules – qui en a confirmé l'existence. Ceci est paradoxal car, par construction-même, le mot atome signifie « insécable », « qui ne peut être coupé ». C'est donc en le coupant que l'atome, par définition insécable, a acquis le droit d'être cité.

1. Tout est quantité

Qu'est-ce que la matière ? De quoi est-elle faite ? Comment est-elle structurée ? Ces questions ont hanté les Hommes depuis des millénaires et continuent de le faire. Très tôt dans l'histoire de l'humanité, deux conceptions très distinctes de la matière se sont opposées : certains – comme Platon¹ ou encore les Eléates² – pensaient que la matière était un « milieu » continu, compact, que l'on pouvait découper à l'infini en morceaux aussi petits que l'on voulait ; d'autres au contraire – les atomistes – l'imaginaient constituée de petits grains insécables qu'ils avaient baptisés « atomes ».

¹ Platon, philosophe grec ayant vécu à Athènes, 427 av. J.-C.-348 av. J.-C.

² Le nom des Eléates vient de celui d'une cité grecque : Elée (en Italie du Sud), patrie de Parménide et de Zénon, principaux représentants de l'école des éléates, école philosophique qui florissait aux VI^e et V^e siècles av. J.-C. La pensée des éléates s'opposait à celle des atomistes sur la question de la matière.

Cette idée d'atomes fut énoncée pour la première fois par Leucippe¹ et Démocrite² au V^e siècle av. J.-C. mais il fallut attendre deux mille cinq cents ans pour qu'elle devienne une certitude³. Au début du XX^e siècle, de nombreux scientifiques doutaient encore de leur existence mais dès les années 1920, il n'était plus possible de la mettre en doute même si plusieurs dizaines d'années furent encore nécessaires avant que l'on put effectivement les « observer ».

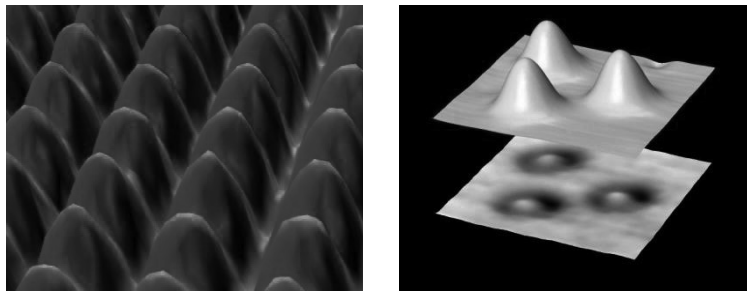


Figure 1-1 : Alignements d'atomes « observés » à l'aide d'un microscope à effet tunnel (images IBM Almaden Research Center Visualization Lab).

Cependant, les atomes portent très mal leur nom. Selon Leucippe et Démocrite, leur justification philosophique tenait dans la nécessité de réduire la matière à des composants mobiles mais immuables. Par essence-même, les atomes devaient donc être permanents et représenter la plus petite quantité de matière existante, d'où leur nom *atomos* qui signifie « qui ne peut être coupé » ou encore *insécable*. Or, en 1909, Ernest Rutherford⁴, réalisa une expérience qui allait à la fois consacrer l'atome et, paradoxalement, anéantir sa nature « atomique » !

¹ Leucippe, philosophe grec, V^e siècle av. J.-C.

² Démocrite, philosophe grec, 460 ?-370 ? av. J.-C. Démocrite est, avec Leucippe, le fondateur de la théorie atomiste.

³ Les motivations de Leucippe et de Démocrite sont toutefois très différentes de celles qui ont conduit les scientifiques à se tourner vers l'hypothèse de l'atome. Voir à ce sujet l'ouvrage *Atome et nécessité : Démocrite, Epicure, Lucrèce...* de Jean-Marie Morel aux éditions PUF.

⁴ Ernest Rutherford, physicien britannique, 1871-1937. Prix Nobel de chimie en 1908.

L'idée d'atome selon les Grecs anciens

Il faut remonter au V^e siècle avant J.-C. et se rendre en Grèce pour trouver les premières traces du concept d'atome. Cette idée germa dans l'esprit du philosophe Leucippe puis se précisa dans la philosophie de Démocrite, son élève. Atome se disait atomos (ἄτομος) en grec ce qui signifie littéralement « qui ne peut être divisé ».

Leucippe et Démocrite inventèrent l'atome pour répondre à une question d'ordre purement métaphysique. Parménide d'Elée, en étudiant la sémantique de l'Être, en avait affirmé l'unité et l'immuabilité. Sa philosophie pourrait se résumer ainsi : « en dehors de l'être ne reste que le non-être, le néant » et « ce qui est, demeure ». Ces affirmations posaient alors l'épineuse question du mouvement. En effet, le mouvement étant une manifestation du changement, comment des êtres immuables pouvaient-ils changer ? Face à cette difficulté métaphysique, Leucippe et Démocrite proposèrent de diviser l'être en entités très petites et immuables : les atomes. L'immuabilité et l'unité de l'être étaient alors transférées du corps, de l'objet macroscopique aux atomes. Ainsi, l'être des atomes conservait-il son caractère immuable tout en permettant aux corps de se déplacer. Mais cette conception se heurtait à une autre difficulté qui fut mise en évidence par Zénon¹ sous la forme d'une aporie² (aporie de Zénon). Zénon avait montré que la division d'une quantité en quantités plus petites n'avait pas de limite. La répétition à l'infini de cette opération menait inévitablement au rien ce qui impliquait par conséquent que les corps étaient composés de rien. Afin d'éviter le piège de cette aporie, Leucippe et Démocrite imposèrent à leurs minuscules entités d'être insécables, d'où le nom d'atome !

L'atome et ses constituants

Rutherford plaça, sous vide, une fine feuille d'or près d'une source radioactive émettant des particules alpha³. Il remarqua alors que les trajectoires d'une faible proportion de ces particules étaient déviées (environ 0,01 % des particules alpha incidentes sont ainsi déviées). Or, les particules alpha portant deux charges électriques positives, elles ne peuvent être déviées que par d'autres charges électriques, soit positives, soit négatives. On savait déjà depuis le XIX^e siècle que les charges négatives

¹ Zénon, philosophe grec, V^e siècle av. J.-C.

² Aporie : difficulté d'ordre rationnel paraissant sans issue (définition du Petit Robert).

³ Les particules alpha sont des particules émises par certains corps radioactifs. Ernest Rutherford montra en 1908 qu'elles étaient en fait des noyaux d'Hélium, c'est-à-dire un objet composite constitué de deux protons et de deux neutrons.

étaient portées par les électrons¹, particules de très petite taille, quasiment ponctuelles. Il était donc peu probable que les particules alpha rencontrent sur leur chemin des électrons. La déviation observée résultait donc d'une interaction avec des charges positives. L'analyse détaillée des résultats de son expérience conforta Rutherford dans cette hypothèse. Il en tira alors deux conclusions majeures :

1. la matière est principalement constituée de vide puisque l'écrasante majorité (99,99 %) des particules alpha traverse la feuille d'or sans rencontrer le moindre obstacle,
2. les charges électriques positives dans un atome sont localisées dans un très faible volume.

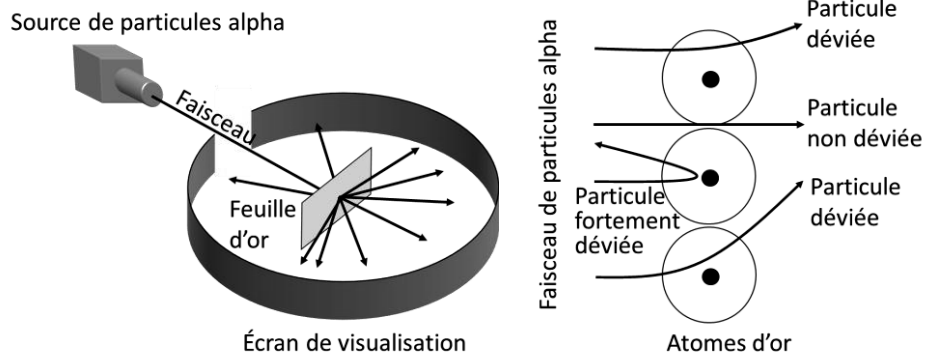


Figure 1-2 : Expérience d'Ernest Rutherford et son interprétation.

C'est ainsi que le premier modèle atomique de Rutherford prit forme. Selon ce modèle, l'atome est constitué d'un noyau lourd et positif autour duquel orbitent des électrons négatifs. L'atome est donc constitué de composants plus petits : des particules dites élémentaires. Il perd alors *de facto* son caractère insécable.

Malgré la remarquable synthèse réalisée par Rutherford avec son modèle atomique, ce dernier souffrait de maux incurables qui embarrassaient vivement les physiciens. Un électron qui décrit un mouvement circulaire a la fâcheuse manie de rayonner de l'énergie sous forme d'onde électromagnétique. Ce faisant, son mouvement est ralenti et par conséquent le rayon de son orbite décroît². Inéluctablement, l'électron va se

¹ Le mot *électron* (ἤλεκτρον) signifie en grec ancien *ambre*. Les phénomènes électrostatiques ont été découverts par électrisation de l'ambre.

² Ce phénomène est une conséquence directe de la loi de conservation du moment cinétique, loi fondamentale de la mécanique.

rapprocher du noyau jusqu'à « tomber dessus », mettant fin à l'existence de l'atome. Le calcul théorique montre que cette « chute » de l'électron vers le noyau devrait durer moins d'une microseconde¹. Or les atomes ont manifestement une durée de vie bien supérieure, nous sommes là pour en attester !

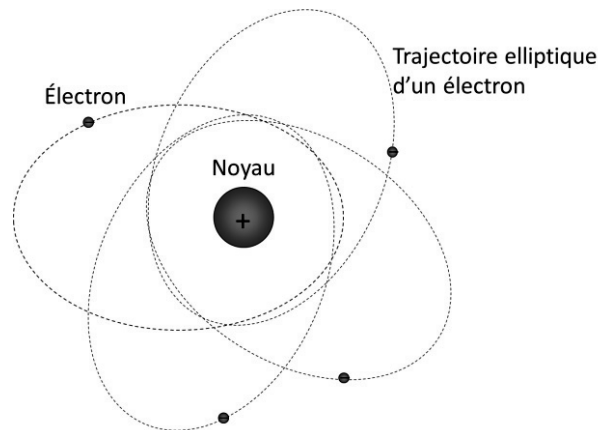


Figure 1-3 : Modèle atomique de Rutherford. Les électrons négatifs orbitent autour du noyau positif sous l'effet des forces électrostatiques.

Un autre phénomène d'une importance essentielle restait inexpliqué par le modèle de Rutherford : les spectres d'émission et d'absorption des atomes. Les atomes absorbent et émettent de la lumière à des fréquences très précises. Avec le modèle atomique « planétaire » de Rutherford, un électron peut absorber l'énergie de la lumière quelle qu'en soit la fréquence. Nous reviendrons sur ces phénomènes dans le chapitre suivant.

Le modèle de Rutherford n'avait donc pas percé tous les secrets de l'atome.

Les particules élémentaires

L'un des grands enseignements de l'expérience de Rutherford fut la découverte du noyau atomique... et indirectement d'une nouvelle particule : le proton !

On connaissait l'électron depuis le XIX^e siècle. D'abord imaginés en 1838 par Laming² pour tenter de rendre compte des propriétés chimiques des éléments, les électrons

¹ Une microseconde = un millionième de seconde.

² Richard Laming, industriel et philosophe britannique, 1798-1879.

furent mis en évidence par J.J. Thomson¹ en 1897 à l'aide de tubes cathodiques. Il en mesura la masse et la charge électrique². Si l'on savait déjà que l'électricité existait sous deux formes différentes – positive et négative – les mesures de J.J. Thomson montrèrent que la valeur d'une charge électrique ne pouvait être qu'un multiple entier de celle de l'électron. En d'autres termes, la charge de l'électron représente la plus petite quantité d'électricité négative que l'on peut trouver à l'état libre dans l'Univers³.

La quantité d'électricité transportée par un électron vaut $-1,602 \times 10^{-19}$ coulombs ($-1,602$ précédé de dix-neuf zéros). Cette valeur est ridiculement petite mais ceci n'est pas important car l'unité choisie – le coulomb – a été calibrée de manière à être adaptée à l'échelle humaine. Cette échelle est, dans les faits, totalement arbitraire. Des êtres un milliard de fois plus petits que nous choisiraient probablement une unité plus petite ; exprimée dans cette unité la charge de l'électron apparaîtrait plus grande. Il ne faut donc pas s'attarder sur le nombre lui-même. Ce qui est remarquable est ailleurs : tous les électrons ont la même charge électrique, tous, absolument tous ! De la même façon, ils ont tous la même masse.

Les physiciens avaient déjà mis en évidence la plus petite charge électrique positive sans le savoir : en ionisant⁴ des atomes d'hydrogène on obtient un objet qui possède la charge $+1,602 \times 10^{-19}$ coulombs, soit l'exact opposé de celle de l'électron. A la suite de l'expérience de Rutherford, il fallut admettre que cet objet positif n'était rien d'autre que le noyau atomique de l'atome d'hydrogène. Rutherford montra alors que les noyaux atomiques contenaient tous des noyaux d'hydrogène. Il en déduisit que le noyau d'hydrogène était en fait une particule tout aussi élémentaire que l'électron mais de charge positive. Cette particule fut appelée *proton*⁵.

De même que les électrons, les protons sont tous identiques en charge et en masse. La masse du proton diffère toutefois très sensiblement de celle de l'électron : elle lui est presque 2 000 fois supérieure.

¹ Joseph John Thomson, physicien britannique, 1856-1940. Prix Nobel de physique en 1906.

² J.J. Thomson mesura dans un premier temps le rapport de la masse et de la charge de l'électron (en 1881) puis mesura la charge de l'électron ce qui lui permit d'en déduire la masse. En 1910, grâce aux travaux de Robert Millikan, la précision de la valeur de la charge de l'électron fut améliorée.

³ La théorie des quarks en introduisant des charges valant $1/3$ et $2/3$ celle de l'électron remet en question le caractère irréductible de la charge électrique de l'électron. Cependant, dans un même temps, il paraît impossible d'isoler un quark, ce qui fait que la charge électrique observée est toujours un multiple entier de celle de l'électron.

⁴ Ioniser consiste à arracher des électrons à un atome. Or, dans un atome, le nombre de charges positives est absolument égal à celui des charges négatives, lui conférant ainsi une charge nulle. En arrachant des électrons à un atome, sa charge globale devient alors positive.

⁵ Le mot *proton* (πρῶτον) signifie *premier* en grec ancien.

Dès 1920, Rutherford émit l'hypothèse de l'existence d'une autre particule. Comme un atome est électriquement neutre, le nombre de protons est rigoureusement égal à celui des électrons. Les électrons étant extrêmement légers (c'est une donnée que l'on connaissait déjà à l'époque de Rutherford) la masse d'un atome est quasiment celle de son noyau. Considérons l'atome d'hydrogène. Il compte 1 électron, donc autant de proton, et sa masse est de 1 exprimée en unités atomiques (notées UA). On est donc amené à poser que la masse du proton vaut 1 UA.

Prenons à présent le cas de l'atome d'oxygène. Il contient 8 électrons et donc 8 protons. Il découle de notre calcul précédent que sa masse doit être de 8 UA. Or, les mesures sont formelles : un atome d'oxygène pèse 16 UA, soit deux fois plus que prévu ! Les protons contenus dans les atomes d'oxygène seraient-ils deux fois plus lourds que ceux de l'atome d'hydrogène ? Cette hypothèse remet sérieusement en question l'idée selon laquelle les particules élémentaires d'un même type sont toutes identiques. Elle réduit même à néant le concept de particule élémentaire. Rutherford eut l'intuition que se cachait derrière cette contradiction une nouvelle particule qui devait se trouver mêlée aux protons dans le noyau atomique, une particule de charge nulle et de masse sensiblement égale à celle du proton.

Au début des années 1930, l'étude des phénomènes radioactifs par Walther Bothe¹, Frédéric Joliot-Curie² et James Chadwick³ confirmèrent l'existence de cette nouvelle particule. Les expériences montrèrent que, comme l'on s'y attendait, cette particule était électriquement neutre, aussi Chadwick la baptisa *neutron*. On put mesurer sa masse : elle était quasiment identique à celle du proton, soit $1,674\ 94 \times 10^{-27}$ kg ou encore 1 UA. Ainsi, un noyau d'oxygène compte 8 protons et 8 neutrons, ce qui nous fait une masse de 16 UA, conformément aux observations.

Le tableau qui suit donne la masse et la charge électrique des principales particules élémentaires connues.

¹ Walther Wilhelm Georg Bothe, physicien allemand, 1891-1957. Prix Nobel de physique en 1954.

² Frédéric Joliot-Curie, physicien et chimiste français, 1900-1958. Prix Nobel de chimie en 1935.

³ James Chadwick, physicien britannique, 1891-1974. Prix Nobel de physique en 1935.

	Masse en kg	Charge électrique en coulombs (C)
Electron	$9,109\ 382 \times 10^{-31}$ kg	$-1,602 \times 10^{-19}$ C
Proton	$1,672\ 623 \times 10^{-27}$ kg	$+1,602 \times 10^{-19}$ C
Neutron	$1,674\ 94 \times 10^{-27}$ kg	0 C
Photon (particule de lumière)	0 kg	0 C
Muon	$1,88 \times 10^{-28}$ kg	$-1,602 \times 10^{-19}$ C
Méson π^-	$2,489 \times 10^{-28}$ kg	$-1,602 \times 10^{-19}$ C
Méson π^+	$2,489 \times 10^{-28}$ kg	$+1,602 \times 10^{-19}$ C
Méson π^0	$2,407 \times 10^{-28}$ kg	0 C

Ce tableau montre clairement qu'en choisissant un système d'unité où la charge du proton vaudrait +1, la charge de toutes les particules auraient pour valeur -1, 0 ou +1. Cette propriété est importante : elle nous indique qu'il existe une unité absolue pour la charge électrique ce qui reflète certainement une propriété fondamentale de la matière. Nous verrons que cette magnifique harmonie est malheureusement brisée par les *quarks* dont la charge électrique est fractionnaire, c'est-à-dire dont la valeur absolue est inférieure à 1, exprimée en unité absolue. A contrario, on peut noter que les rapports entre les masses des particules ne sont pas des fractions de nombres entiers. Il est donc impossible d'ajuster l'unité de masse de manière à ce que les masses des particules s'expriment comme des multiples entiers d'une masse élémentaire. En d'autres termes, il ne semble pas exister d'unité de masse absolue.

Les particules élémentaires sont des objets assez singuliers dans la nature : les particules d'un même type exhibent toutes les mêmes caractéristiques physiques. Rien ne permet de les distinguer les unes des autres. Ainsi, un électron pris en particulier représente à lui tout seul l'archétype de tous les électrons de l'Univers. Il en est de même d'un proton vis-à-vis de tous les protons de l'Univers et ainsi de suite. Nous verrons au fil de ce livre que pour décrire complètement un type de particule élémentaire, une poignée de grandeurs physiques suffit, grandeurs qui portent