

Le mot atome vient du grec ancien *a-tomos* signifiant « qu'on ne peut pas couper ». L'atome est en effet le constituant élémentaire de la matière, et il correspond à l'assemblage de particules fondamentales.

Sans doute imaginée à l'origine par les antiques philosophes hindous, l'idée d'atome a été redéfinie par les philosophes grecs matérialistes au V<sup>e</sup> siècle avant J.-C. (Leucippe, Démocrite), et complétée plus tard par Épicure et Lucrèce. Pour ces philosophes, il n'y a dans le monde que des atomes et du vide, représentations de l'être et du néant. Les atomes sont imaginés infiniment petits et indivisibles : ils diffèrent entre eux par leur volume, leur forme et leur poids. Ils se déplacent dans le vide, et ils constituent la seule réalité existante.

Pierre Gassendi (1592-1655) ajoutera que les corps sont formés par des associations d'atomes qu'il appelle alors molécules. Robert Boyle (1627-1691) prolongera cette idée en proposant que les atomes forment les corps composés, et que les formes et configurations des atomes (qu'il appelle leur « texture ») sont à l'origine des propriétés physiques et chimiques des corps. Isaac Newton (1642-1727) expliquera ensuite les réactions chimiques par un jeu de forces d'attraction entre les masses.

Au XVIII<sup>e</sup> siècle, les chimistes désireux de quantifier les affinités entre les masses lors des réactions chimiques ont établi des lois dites pondérales : la plus connue est la loi de conservation de la matière énoncée par Antoine Lavoisier (1743-1794), considéré comme le père de la chimie moderne et célèbre notamment avec cette citation apocryphe : « rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme » ; les autres lois sont dites des proportions (définies, multiples et réciproques).

La théorie atomique moderne est née des efforts du physicien et chimiste John Dalton (1766-1844) au début du XIX<sup>e</sup> siècle pour interpréter les phénomènes quantitatifs de la chimie que les lois pondérales avaient révélés. Il a réuni en une théorie cohérente les lois expérimentales pondérales. Ces lois issues de l'étude des réactions chimiques suggéraient une structure discrète de la matière : l'hypothèse corpusculaire, atomiste à l'échelle microscopique explique les discontinuités observées à l'échelle macroscopique. Dalton a ainsi énoncé que les atomes restent les mêmes, avec le même poids, et que les réactions chimiques ne se produisent que par échange et/ou réarrangement des atomes.

Cette théorie de l'atome a suscité de nombreux débats au cours du XIX<sup>e</sup> siècle mais a fini par s'imposer en étant notamment vérifiée expérimentalement. Des expériences remarquables ont été menées entre 1875 et 1910 : elles ont permis de démontrer que les atomes ne sont pas insécables, et ne peuvent plus être considérés comme les constituants ultimes de la matière. La découverte de l'électron en 1897 a notamment ouvert la voie à l'idée que les atomes renferment des particules qui peuvent être séparées des atomes. Différents modèles ont alors été imaginés pour décrire l'atome : d'abord planétaire puis quantique quand il a fallu expliquer certaines caractéristiques de l'électromagnétisme.

Un atome correspond à la **plus petite quantité d'un corps simple** ou à un élément entrant dans une combinaison chimique. La description classique d'un atome est celle d'un **noyau** constitué de neutrons et protons, entouré par un **nuage d'électrons**. Un atome est électriquement neutre, avec un nombre  $Z$  d'électrons (charges négatives) égal au nombre de protons (charges positives) dans le noyau.

La **taille des atomes** a été estimée initialement par des expériences de compressibilité des gaz : elles ont pu montrer que le rayon d'un atome est de l'ordre de l'ångström ( $10^{-10}$  m, symbole Å). Les tailles des atomes sont en général en fonction du nombre d'électrons contenus dans les atomes. À noter aussi que des expériences de déviation de particules  $\alpha$  (voir Fiche 4) ont permis d'estimer la taille moyenne des noyaux atomiques : ils sont de l'ordre de  $10^{-14}$  m soit  $10^4$  à  $10^5$  fois plus petits que l'atome lui-même. Ainsi on peut concevoir que la structure de la matière est surtout lacunaire : la sphère atomique est presque entièrement vide.

Des expériences réalisées sur des volumes de gaz à pression atmosphérique et à  $0^\circ\text{C}$  ont permis de déterminer la **masse des atomes** : elle est de l'ordre de  $10^{-26}$  kg. On constate que l'unité de masse (kg) n'est pas vraiment adaptée à la mesure de la masse d'un atome. On a donc imaginé une unité spécifique, l'unité de masse atomique (u.m.a) décrite dans la Fiche 5.

Un atome peut être également décrit comme un **dipôle électrostatique** avec un jeu d'attraction-répulsion entre les charges positives du noyau et les charges négatives du nuage électronique. On imagine que les électrons gravitent autour du noyau pour obtenir une configuration stable de l'atome.

Un atome présente des **niveaux d'énergie** qui correspondent à des états stationnaires d'un atome d'énergie déterminée : il y a un état fondamental qui est l'état de plus basse énergie d'un atome, tandis que les états excités correspondent à des états d'énergie de plus haute énergie que celle de l'état fondamental.

Un atome peut émettre ou absorber des rayonnements dont la mesure et l'analyse constituent des techniques de caractérisation des atomes : les **spectroscopies**. Les spectres obtenus présentent en général l'intensité du rayonnement émis ou absorbé en fonction d'une grandeur type fréquence, longueur d'onde ou nombre d'onde.

Un **ion** correspond à un atome ou un groupe d'atomes ayant perdu (cation chargé positivement) ou gagné (anion chargé négativement) un ou plusieurs électrons. L'énergie d'ionisation ou travail d'extraction est l'énergie nécessaire pour arracher un électron à un atome.

À part pour les gaz nobles (Fiche 12), les atomes présentent une grande réactivité (Fiches 10 et 12) et n'existent donc pratiquement pas à l'état libre dans les conditions expérimentales ordinaires.

Un petit nombre d'atomes peut s'associer pour former des molécules qui sont des édifices chimiques stables et qui constituent la plus petite partie possible pour un corps pur. Par exemple, la molécule d'eau associant deux atomes d'hydrogène et un atome d'oxygène, est la plus petite quantité d'eau qui puisse exister. Sa masse vaut  $3 \times 10^{-26}$  kg. On retrouve alors une

propriété connue : la **division finie de la matière** (ici l'eau) avec le terme ultime de cette division qui est la molécule.

On peut aussi noter la **variation discontinue de la masse de la matière** (on dit qu'elle est quantifiée) : en effet si une quantité de matière contient un nombre entier  $n$  de molécules, alors sa masse correspond à  $n$  fois la masse de la molécule. La masse de la molécule étant faible, cette discontinuité n'est pas visible à l'échelle macroscopique, mais des appareils tels que des spectromètres de masse permettent de distinguer les particules selon leur masse et leur charge.

Des atomes identiques peuvent également s'associer en très grand nombre et former des matériaux métalliques tels que le fer, le cuivre ou l'aluminium. On constate au travers de ces exemples que l'atome est véritablement l'**élément de construction** permettant d'élaborer la **structure de la matière**.

### L'ORIGINE DES ATOMES

Le big bang à l'origine de l'Univers est survenu il y a environ 13,8 milliards d'années. Au début seuls les protons-noyaux d'hydrogène, l'élément le plus léger de la nature, existaient. Trois minutes après le big bang, l'hydrogène lourd ou deutérium (1 proton, 1 neutron) est apparu, et l'hélium (2 protons, 2 neutrons) a ensuite émergé environ 15 minutes après le big bang. On parle ici de nucléosynthèse primordiale de l'Univers qui a abouti à la formation des éléments chimiques les plus simples. Ainsi relativement rapidement après cet événement majeur du big bang, les deux éléments les plus légers, hydrogène et hélium, étaient déjà formés : initialement en teneurs 75 % et 25 % respectivement. Ces teneurs sont aujourd'hui de 71 % et 27 % respectivement, les 2 % restants correspondent aux éléments lourds tels que l'oxygène, le carbone ou le fer par exemple.

Après ces deux premiers éléments, d'autres éléments plus lourds se sont formés, en agglomérant protons et neutrons, par des réactions de fusion nucléaire rendues possibles par des températures et des pressions extrêmes, au sein des étoiles ou lors d'explosion d'étoiles. Ces noyaux lourds, âgés de 15 à 10 milliards d'années, constituent 1 à 2 % de la masse de l'Univers.

À noter que ces mécanismes de nucléosynthèse (primordiale dans les premières minutes et stellaire par la suite) se sont produits grâce à des conditions extrêmes de températures (jusqu'à 10 milliards de degrés Celsius).

Les atomes présents sur notre planète Terre sont au moins vieux de 10 milliards d'années, sauf ceux qui étaient radioactifs. On mesure ici la durabilité exceptionnelle de ces constituants élémentaires de la matière.

L'électron a été la première particule élémentaire à être découverte. C'est d'abord Jean Perrin (1870-1942) qui réalisa en 1895 avec Paul Langevin (1872-1946) une expérience importante prouvant la nature corpusculaire des rayons cathodiques, en observant la décharge de ces rayons sous l'action d'un électroscope chargé positivement : ils en déduisirent que les rayons sont les trajectoires de particules matérielles porteuses de charge négative. En 1897, Joseph John Thomson (1856-1940) démontra que ces particules étaient toutes identiques quelle que soit la matière considérée. Il mesura aussi le rapport de la charge à la masse de ces « atomes d'électricité », ou électrons comme le physicien George Stoney (1826-1911) avait proposé de les baptiser dès 1894.

Cette découverte a eu une portée considérable : c'est la première fois qu'il était démontré que les atomes ne sont pas insécables et qu'ils ne sont plus les plus petites parties existant dans la matière.

Et il faut noter aussi que la plupart des théories importantes en physique du  $xx^e$  siècle ont été élaborées à propos et autour de l'électron, à commencer par la physique quantique. La physique atomique et moléculaire est essentiellement tournée vers les électrons, tandis que la chimie repose sur les transferts d'électrons d'un atome à un autre pour comprendre la formation et la transformation des molécules. La physique de l'état solide cible la cohésion de la matière et les liaisons entre atomes qui sont assurées par les électrons. Enfin plusieurs technologies importantes utilisent les électrons : électronique, informatique, applications médicales des faisceaux d'électrons...

On peut donc dire que l'électron est l'un des plus importants constituants universels de la matière.

## ► Caractéristiques de l'électron

L'électron a été découvert grâce à l'étude détaillée de la décharge électrique dans les gaz raréfiés. Les rayons cathodiques sont infléchis par un aimant, dans la direction correspondant à une charge négative des particules transportées depuis la cathode par les rayons. Ces particules sont apparues toutes identiques, avec la même masse et la même charge quel que soit le corps étudié.

J. J. Thomson a d'abord pu mesurer précisément le rapport  $e/m$  de la charge à la masse de l'électron à partir d'expérience de déviations de rayons cathodiques par l'action combinée d'un champ magnétique et d'un champ électrique. Robert Andrews Millikan (1868-1953) démontra en 1909 la discontinuité de l'électricité et réussit à mesurer avec précision la charge de l'électron. Et à partir du rapport  $e/m$ , la masse de l'électron a pu être déterminée. Les valeurs actuelles sont portées dans le tableau ci-dessous.

**Tableau 2.1 – Caractéristiques de l'électron.**

|        | Électron  |
|--------|---|
| masse  | $9,1094 \times 10^{-31}$ kg<br><i>soit 0,000 548 6 <math>u^*</math></i> |
| charge | $1,602 176 634 \times 10^{-19}$ C                                       |

\*  $u$  = unité de masse atomique (u.m.a) voir Fiche 5.