

Chapitre 3

Vers l'infiniment petit

L'idée intuitive selon laquelle la matière n'est pas répartie de façon uniforme et continue dans les corps, mais qu'elle est constituée de petites particules indivisibles, les atomes, est due, dès le Vème siècle av. J.-C., aux philosophes de la Grèce Antique Empédocle, Démocrite et Leucippe.

L'existence des atomes est devenue actuellement une évidence scientifique. Le mot atome a même perdu son sens étymologique puisqu'on sait maintenant qu'il est lui-même composé de particules plus petites: les protons, les neutrons et les électrons (voir le chapitre 4 notamment pour des définitions de ces particules). Ces particules sont-elles indivisibles ou possèdent-elles une structure interne ? En existe-t-il d'autres ? Ces questions nous entraînent vers l'infiniment petit et le domaine des particules élémentaires.

L'hypothèse atomique

Malgré l'opposition que rencontrait l'hypothèse atomique (hypothèse qui dit que la matière est constituée de petites particules indivisibles, les atomes), les scientifiques commencèrent, au début du XIXème siècle, à l'introduire dans leurs théories pour expliquer certaines observations. L'analyse des réactions chimiques en est le premier exemple.

Par des mesures soignées, Lavoisier (1743-1794) constate que la masse totale des produits qu'on fait réagir est la même que la masse totale des produits issus de la réaction; il y a conservation de la masse. D'autre part, William Proust (1785-1850) établit que les produits réagissent toujours dans des proportions simples et identiques pour une réaction donnée.

Ces faits expérimentaux trouvent une explication simple si on considère que la matière est constituée d'atomes.

Ceci conduisit John Dalton (1766-1844) à publier en 1808 sa théorie atomique de la matière. Dans cette conception, un corps simple (comme l'hydrogène) est constitué de "grains de matière" identiques alors que les "grains de matière" de deux corps simples différents (par exemple l'hydrogène et l'oxygène) se distinguent par des masses différentes. En faisant réagir deux corps simples (de l'hydrogène avec de l'oxygène), il se forme un corps composé (de l'eau) qui résulte de l'assemblage de "grains de matière" différents sans qu'ils soient modifiés par la réaction.

Joseph Louis Gay-Lussac (1778-1850) constate, à partir d'expériences sur les gaz, qu'ils réagissent dans des proportions simples de leurs volumes. Ainsi, 1 litre d'oxygène gazeux réagit avec 2 litres d'hydrogène gazeux pour former 2 litres de vapeur d'eau.

Amadeo Avogadro (1776-1856) donna en 1811 une explication de cette propriété en formulant l'hypothèse que, dans un volume donné de n'importe quel gaz (à la même pression et à la même température), se trouvent le même nombre de "grains de matière" (auxquels il donna le nom de molécules). On put en déduire dans quelle proportion devaient se combiner les "grains de matière" lors d'une réaction chimique et améliorer les valeurs comparatives de leurs masses.

La masse et la mole

A l'époque, on ne pouvait pas mesurer la masse d'un atome d'hydrogène, mais, étant le plus léger, on lui a attribué la valeur 1. Par comparaison, l'atome d'oxygène étant 16 fois plus lourd, on lui a attribué la valeur 16. Ces nombres, caractéristiques de chaque élément, sont par définition leur masse atomique.

Par extension, pour une molécule constituée de plusieurs atomes, sa masse moléculaire est la somme des masses atomiques des atomes dont elle est constituée. Ainsi, la masse moléculaire de l'eau (H_2O) vaut 18 ($1+1+16$), celle de l'hydrogène gazeux (H_2) vaut 2 ($1+1$) et celle de l'oxygène gazeux (O_2) vaut 32 ($16+16$).

En prenant des quantités de substances dont la masse exprimée en grammes est égale à leur masse atomique ou à leur masse moléculaire, on a le même nombre de "grains de matière" (atomes ou molécules) de chacune de ces substances.

La mole est ainsi, par définition, le nombre de grammes égale à la masse atomique. Il résulte de cette définition que, dans une mole de n'importe quelle substance, se trouve le même nombre d'atomes ou de molécules.

Ce nombre est appelé nombre d'Avogadro et la première détermination de sa valeur fut effectuée en 1908 par Jean Perrin (1870-1942); des mesures plus précises furent effectuées, notamment par Millikan, et la valeur admise actuellement est de $6,022 \cdot 10^{23}$ atomes par mole.

Les gaz

La "théorie cinétique¹ des gaz" à laquelle Clausius (1822-1888), Maxwell (1831-1879) et Boltzmann (1844-1906), entre autres, contribuèrent, est un autre exemple de la théorie construite sur l'hypothèse de la structure atomique de la matière. Son but est d'expliquer les propriétés macroscopiques² observables d'un gaz à partir du mouvement désordonné et permanent des particules qui le composent.

Dans cette théorie, la pression du gaz est interprétés somme le résultat des chocs des particules de gaz contre les parois du récipient qui le contient. La température est associée à la vitesse moyenne des molécules: plus l'agitation des particules est grande, plus la température du gaz est élevée. En appliquant les lois de la mécanique³ et de la statistique⁴ au mouvement des particules, il est possible de reconstituer théoriquement toutes les propriétés mesurables du gaz en accord avec les mesures expérimentales.

L'existence des atomes

Si ces théories atomiques permettent d'expliquer avec succès un grand nombre de propriétés observables, elles ne constituent toutefois pas une preuve directe de l'existence des atomes et certains physiciens comme H. von Helmholtz (1821-1894) restent opposés à cette idée.

Il faudra attendre la découverte de nouveaux phénomènes comme la radioactivité en 1896 pour considérer les atomes comme une réalité expérimentale et pour réaliser qu'ils sont constitués eux-mêmes de particules encore plus petites.

¹ Cinétique: qui a le mouvement pour origine.

² Macroscopiques: qui se voit à l'oeil nu.

³ Mécanique: domaine de la physique ayant pour objet l'étude des forces et des mouvements.

⁴ Statistique: ensemble de données d'observation relatives à un groupe d'individus ou d'unités.