

2 STRUCTURE DE L'ATOME

La notion d'atome remonte à plus de 2500 ans, alors que des savants grecs ont proposé que les objets qui nous entourent étaient composés de particules minuscules, qu'ils ont baptisé atomes. Tous les objets naturels sont constitués de combinaisons d'atomes dont le nombre d'espèces est limité. John Dalton, un chimiste britannique du XIX^e siècle, a formalisé en six points, la théorie atomique moderne :

1. La matière ordinaire est formée de « particules » appelées atomes.
2. Ces atomes sont trop petits pour être distingués à l'œil nu.
3. Les différentes substances chimiques sont composées d'atomes particuliers, caractérisés par leur masse atomique.
4. Tous les atomes du même élément chimique sont identiques.
5. Les atomes se combinent en proportions simples pour former de nouvelles substances. Les atomes, toutefois, restent inchangés.
6. Les atomes ne peuvent être ni divisés, ni créés, ni détruits.

Hormis une correction mineure au point 4 pour tenir compte des isotopes (voir plus bas), les cinq premiers points sont corrects. Au cours du XX^e siècle, on a démontré que le point 6 était faux : on peut diviser les atomes en particules encore plus fondamentales : le proton, le neutron et l'électron.

2.1 Particules fondamentales

2.1.1 Le proton

Le proton est une particule minuscule. Il est environ cent mille fois plus petit que l'atome d'hydrogène ($1/100\ 000 = 10^{-5}$), qui lui-même mesure environ un dix milliardième de mètre, soit 10^{-10} m. Le proton porte une seule charge positive (+ 1 e) et sa masse est d'une unité de masse atomique (1 uma ou 1 u). C'est une unité minuscule : $1\ u = 1,66 \times 10^{-27}$ kg. Un proton pèse 1,0073 u, que nous arrondissons habituellement à 1 u.

2.1.2 Le neutron

Un neutron est une particule neutre (dépourvue de charge électrique) de la même taille que le proton. Il pèse 1,0087 u, soit $2\frac{1}{2}$ masses électroniques de plus que le proton. Nous arrondissons habituellement sa masse à 1 u.

2.1.3 L'électron

L'électron est la plus petite particule fondamentale. Sa masse n'est que de 0,000 548 u, soit 1/1840 la masse d'un nucléon (un neutron ou un proton). L'électron porte une seule charge négative (-1 e). Un courant de un microampère correspond au passage de 6,24 billions de charges par seconde.

2.2 Structure atomique

Nous allons explorer comment s'assemblent ces particules fondamentales pour former des atomes.

On a décerné le prix Nobel de physique de 1922 au physicien danois Niels Bohr en récompense pour sa théorie de la structure atomique. Selon le modèle de Bohr, l'atome est constitué d'un petit amas de protons et neutrons (le noyau) entouré d'électrons en orbite — il ressemble à un petit système solaire, dans lequel la gravitation est remplacée par les forces électriques entre le noyau positif et les électrons négatifs.

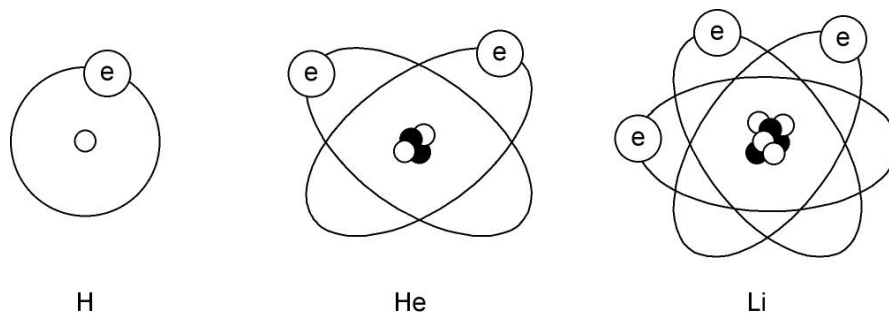


Figure 2.1

Chaque atome comporte un nombre caractéristique de protons dans son noyau. Un atome neutre — c'est-à-dire non chargé — possède le même nombre d'électron en orbite que de proton dans son noyau. La figure 2.1 montre les modèles des trois premiers éléments : l'hydrogène, l'hélium et le lithium.

On connaît plus de 110 éléments chimiques, dont 90 sont « naturels ». Parmi ceux-ci, la plupart (81) sont stables. Quelques atomes instables (c'est-à-dire radioactif) se trouvent dans la nature. Les atomes *artificiels* sont tous instables.

2.3 Notation atomique

On peut représenter chaque type d'atome par son symbole chimique, son numéro atomique (nombre de protons) et son nombre de masse (soit le nombre de nucléons) comme suit :

${}^A_Z X$ où: Z est le nombre atomique

X est le symbole chimique

A est la masse atomique

Le symbole ${}^A_Z X$ désigne l'atome neutre de l'élément chimique X .

Par exemple, les trois éléments représentés à la figure 2.1 sont :

l'hydrogène ${}^1_1 H$ (1 proton, 1 électron)

l'hélium ${}^4_2 He$ (2 protons, 2 neutrons, 2 électrons)

le lithium ${}^7_3 Li$ (3 protons, 4 neutrons, 3 électrons)

Puisque le nombre de protons détermine sans équivoque le symbole chimique, on préfère écrire 4He ou hélium 4 plutôt que ${}^4_2 He$.

2.4 Isotopes

Le noyau de l'atome de lithium de la figure 2.1 comporte trois protons et quatre neutrons. C'est le cas de 92,5 % des atomes de lithium trouvés dans la nature. Les autres 7,5 % possèdent trois protons et trois neutrons. Nous appelons *isotopes* ces formes distinctes du lithium. Elles sont représentées par les symboles 7Li et 6Li respectivement.

Les *isotopes* d'un élément ont le même nombre de protons dans leur noyau mais un nombre différent de neutrons. Les isotopes d'un élément donné ont des propriétés chimiques et physiques semblables, mais leurs propriétés nucléaires sont très différentes. (En outre, les isotopes des atomes légers ont des masses très différentes).

Les isotopes de l'hydrogène et de l'uranium sont particulièrement importants dans le cadre de ce cours. L'hydrogène possède trois isotopes (hydrogène, deutérium et tritium) qui sont montrés à la figure 2.2. Les deux premiers se trouvent dans la nature quoique l'abondance du deutérium ne soit que de 0,015 % (environ 1 atome sur 7000). L'eau lourde formée à partir de deutérium (D_2O) est utilisée dans les réacteurs pour ralentir les neutrons rapides et évacuer la chaleur du combustible. La production d'eau lourde se fait par un procédé de séparation onéreux. Le troisième isotope, le tritium, est

produit dans les réacteurs CANDU. Il est radioactif et constitue un danger grave pour la santé.

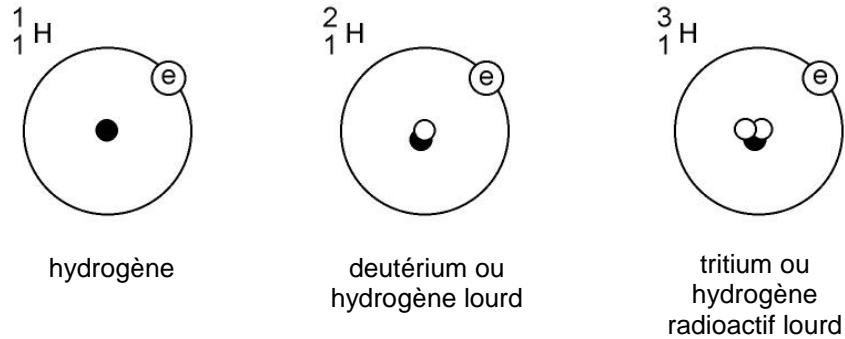


Figure 2.2

L'uranium naturel utilisé comme combustible dans les CANDU comporte deux isotopes : ${}^{238}_{92}\text{U}$ et ${}^{235}_{92}\text{U}$. L'abondance de ce dernier est de 0,7 %. Il est fissile, c'est-à-dire qu'il se fissionne (se divise en libérant de l'énergie) lorsqu'il est heurté par un neutron à basse énergie (dont la vitesse est peu élevée). Le ${}^{235}\text{U}$ est le seul atome fissile naturel. L'isotope du ${}^{238}\text{U}$ n'est pas fissile et son abondance est de 99,3 %. Toutefois, comme nous le verrons plus tard, il influence fortement le comportement du combustible nucléaire.

Le fait qu'un même élément chimique comporte des atomes différents est une source de confusion. Lorsqu'on précise le nombre de nucléons dans le noyau des atomes (c.-à-d. Z et A) on utilise parfois le mot *nucléide*. Par exemple, le « tableau des nucléides » illustre les propriétés de chaque type d'atomes distincts (tous les isotopes de chaque élément).

2.5 Notions principales

- Les atomes sont composés de protons, de neutrons d'électrons.
- Les protons ont une masse de 1 u et une charge électrique positive. Les neutrons ont une masse de 1 u et aucune charge électrique. Les électrons ont une masse de 1/1840 u et une charge électrique négative.
- Dans un atome neutre, le nombre de protons et, donc, le nombre d'électrons déterminent les propriétés chimiques et la plupart des propriétés physiques d'un atome.

- Les isotopes sont des atomes dont le noyau comporte le même nombre de protons et un nombre différent de neutrons dans le noyau.
- Dans une réaction nucléaire, les isotopes des éléments se comportent de façon différente.
- La notation ${}^A_Z X$ est la notation normale pour désigner les nucléides.

2.6 Exercices

1. Donnez la masse, la charge et la position dans l'atome de chacune des particules fondamentales.
2. Définissez ce qu'est un isotope.
3. Décrivez la structure atomique du ${}^3_1\text{H}$.
4. Dessinez un atome de ${}^{10}_5\text{B}$.
5. Définissez les mots ou expressions suivants : atome, élément, nucléide, nucléon, numéro atomique, nombre de masse, unité de masse.