



## La structure de la matière

### *Quelques rappels*

La matière est constituée d'atomes susceptibles de former des ions ou de s'unir pour former des molécules.

L'atome contient un noyau constitué de nucléons (Z protons, A-Z neutrons) et entouré de Z électrons. Les protons sont chargés positivement, les électrons négativement (les neutrons sont neutres).

Représentation conventionnelle du noyau :  ${}^A_Z X$  où X est le symbole de l'élément, Z le numéro atomique (nombre de protons) et A le nombre de masse (nombre total de nucléons).

Dans l'atome, électriquement neutre, il y a toujours autant d'électrons (-) que de protons (+).

Les électrons se répartissent en couches : de la plus proche à la plus éloignée du noyau,

- la couche K (n = 1) peut accueillir 2 électrons
  - la couche L (n = 2) peut accueillir 8 électrons
  - la couche M (n = 3) peut accueillir 18 électrons
- soit en règle générale  $2n^2$  électrons maximum par couche

La dernière couche remplie est appelée couche externe : elle est d'importance capitale en chimie, puisqu'elle délimite l'atome et conditionne la façon dont il va interagir avec l'extérieur (c'est-à-dire avec les autres atomes).

Les atomes réagissent de façon à satisfaire la règle du duet ou de l'octet, c'est-à-dire de façon à obtenir une structure électronique externe identique à celle des gaz nobles (inertes). Pour cela, ils peuvent

- gagner ou céder un ou des électrons : ils forment alors des ions. Un ion est donc un atome qui a gagné ou perdu des électrons (il est donc chargé).

Exemple : l'atome de sodium a 11 électrons ; sa structure électronique est donc (K)<sup>2</sup> (L)<sup>8</sup> (M)<sup>1</sup> et pour atteindre l'octet, il est susceptible de céder son électron externe. Il comporte alors un proton de plus que son nombre d'électrons et est globalement chargé positivement : Na<sup>+</sup>.

- partager des électrons et établir des liaisons covalentes : ils forment alors des molécules.

Quelques exemples de molécules : la structure de Lewis.

Les atomes forment généralement le même nombre de liaisons : une pour l'hydrogène H, une pour les halogènes (F, Cl, Br, I avec 3 doublets non liants), deux pour l'oxygène O et le soufre S (avec 2 doublets non liants), trois pour l'azote N (avec un doublet non liant) et quatre pour le carbone C. Ces liaisons peuvent être simples ou multiples (doubles ou triples).

