

NOTIONS FONDAMENTALES DE CHIMIE

La chimie moderne est née avec l'énoncé par LAVOISIER du **principe de conservation de la masse** : la quantité de matière contenue dans un système chimique reste constante, quelles que soient les transformations dont ce système peut être le siège.



Antoine-Laurent de LAVOISIER (1743-1794)

On appelle **corps simple** un corps dont **tous les atomes sont identiques**. Ceux-ci peuvent être associés en nombre variable dans des molécules ou organisés en cristaux de structures différentes. L'oxygène, dont la molécule compte normalement deux atomes, existe aussi sous la forme d'un autre gaz, l'ozone, dont la molécule est triatomique. Le carbone cristallise sous deux formes très différentes, le graphite et le diamant. On dit qu'il existe plusieurs **variétés allotropiques** de l'oxygène et du carbone.

Un **corps composé** est caractérisé par sa molécule faite **d'un certain nombre d'atomes différents** associés de façon invariable. Par exemple, toutes les molécules du dioxyde de carbone (ou gaz carbonique) comportent un atome de carbone placé entre deux atomes d'oxygène.

Les propriétés du graphite, du diamant ou du dioxyde de carbone sont assurément fort différentes. Cependant ces trois corps contiennent tous des atomes de carbone. On peut transformer le diamant en graphite ou inversement (c'est beaucoup plus difficile !), et combiner le carbone sous l'une ou l'autre de ses deux formes avec l'oxygène, en le faisant brûler, ce qui donne du dioxyde de carbone. Le graphite, le diamant et le dioxyde de carbone contiennent tous trois l'**élément chimique** carbone, caractérisé par son atome et par conséquent par son numéro atomique.

S'il pouvait exister, un **corps pur** ne rassemblerait que des atomes ou des molécules par-

faitement identiques. En réalité, tous les produits disponibles sont plus ou moins souillés d'espèces indésirables. La notion de **pureté chimique** d'un produit est relative à l'emploi que l'on veut en faire. Ainsi, les produits chimiques du commerce sont classés en plusieurs catégories (techniques, pour analyses, etc.) selon des normes précises.

Il est évidemment impossible de travailler sur des quantités de matière aussi petites que les atomes ou les molécules. On appelle par convention **masse atomique** ou **masse moléculaire** (plus simplement masse **molaire**) d'un corps la masse d'un **atome-gramme** ou d'une **molécule-gramme** (ou **mole**) de ce corps, quantité composée d'un nombre $N = 6,023 \cdot 10^{23}$ atomes ou molécules. Ce nombre énorme, dit **nombre d'AVOGADRO**, a été calculé après que l'on a fixé à 16 la masse atomique de l'oxygène. Il représente à peu près le rapport de la surface totale de la Terre à celle d'un minuscule carré de 0,01 mm de côté !



Lorenzo Romano Amedeo Carlo AVOGADRO (1776-1856)

En partant d'une masse atomique de référence (actuellement celle du carbone), on peut calculer celle de n'importe quel autre élément. La **mole** est désormais l'unité de quantité de matière.

La **notation chimique** symbolique sous-entend que l'on raisonne sur des atomes-gramme ou des moles. Une mole d'oxygène gazeux sera notée O_2 , ce qui signifie tout à la fois que la molécule d'oxygène est diatomique et que l'on considère deux atomes-gramme de ce corps, soit 32 g.

Les **ions** sont des atomes ou des groupes d'atomes qui ont gagné ou perdu un ou plusieurs électrons. L'existence d'ions au sein d'un système chimique en équilibre ne peut se concevoir que s'il s'y trouve aussi d'autres ions de charge contraire, de sorte que l'ensemble soit électriquement neutre.