

# Chapitre 1 : les états de la matière

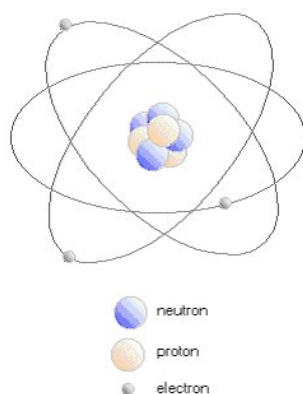
## *Structure et état de la matière*

### 1) Atomes et molécules

#### 1.1) Définitions et représentations

##### 1.1.1) Les atomes

La matière qui nous entoure est constituée d'atomes. Un atome est constitué d'un noyau autour duquel des électrons sont en mouvement. Le noyau a un diamètre infiniment petit  $\approx 10^{-14}$  m. Il est constitué de nucléons, les protons et les neutrons, et concentre la quasi totalité de la masse de l'atome.



Les protons portent une charge électrique positive. Cette charge s'exprime en Coulomb (C) et s'appelle charge élémentaire. Les électrons portent une charge élémentaire négative. Étant électriquement neutre, un atome possède autant de protons que d'électrons.

On représente le noyau d'un atome par le symbole :  ${}^A_Z X$

X = symbole de l'élément (C pour carbone, O pour oxygène...)

A = nombre de masse = nombre de nucléons

Z = numéro atomique = nombre de protons

A-Z = nombre de neutrons

Exemple : la représentation de l'atome de sodium est  ${}^{23}_{11}\text{Na}$ .

Cet atome possède donc 11 protons, 11 électrons et  $23-11 = 12$  neutrons.

La représentation de chaque atome se retrouve dans un tableau appelé classification périodique.

### 1.1.2) Les molécules

Une molécule est un assemblage d'atomes liés entre eux. Pour connaître les différents atomes et leur nombre dans une molécule, on utilise une formule. Exemple : la molécule d'eau  $H_2O$  (2 atomes d'hydrogène, 1 atome d'oxygène).

### 1.1.3) Les ions

Un ion est un atome ou un groupe d'atomes qui a perdu ou gagné un ou plusieurs électrons. La charge en exposant d'un ion correspond au nombre d'électrons perdus ou gagnés. Ainsi l'atome de sodium (qui possédait 11 protons, 11 électrons et 12 neutrons) perd un électron pour donner l'ion sodium.

L'ion sodium possède donc 11 charges positives et 10 charges négatives. Il a une charge positive en plus, il se note donc :  $Na^+$ .

## 1.2) Masse molaire atomique et moléculaire

Pour exprimer de très grandes quantités d'entités chimiques (atomes, ions, molécules), les chimistes ont introduit une nouvelle grandeur physique, **la quantité de matière** dont l'unité est **la mole**.

La constante indiquant le nombre d'entités par mole est nommée constante d'Avogadro. Elle est notée  $N_A$ .

$$N_A = 6,022 * 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

On appelle masse molaire atomique d'un élément chimique la masse d'une mole d'atomes de cet élément. Elle s'exprime en gramme par mole (g/mol). Exemple : la masse molaire du carbone est notée :

$$M(C) = 12 \text{ g/mol}$$

Cela signifie qu'une mole d'atomes de carbone a une masse de 12 g.

On appelle masse molaire moléculaire la masse d'une mole de molécules de l'espèce considérée. Elle s'obtient en faisant la somme des masses molaires atomiques de chacun des atomes qui composent la molécule et s'exprime en gramme par mole (g/mol). Exemple : la masse molaire moléculaire de l'eau est :

$$M(H_2O) = 2 * M(H) + M(O) = 2 * 1 + 16 = 18 \text{ g/mol}$$

Cela signifie qu'une mole de molécules d'eau a une masse de 18 g.

## 1.3) Quantité de matière

La quantité de matière  $n$  d'une masse  $m$  d'un échantillon de masse molaire  $M$  est donnée par la relation :

$$n = \frac{m}{M}$$

avec  $n$  la quantité de matière en mol,  $m$  la masse de l'échantillon en g et  $M$  la masse molaire en  $\text{g}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

## 1.4) Volume molaire

Le volume molaire (noté  $V_m$ ) est le volume  $V$  qu'occupe, à température donnée et à une pression donnée, une mole de corps pur considéré. A  $0^\circ\text{C}$  et à pression atmosphérique, le volume molaire d'un gaz est voisin de  $22,4 \text{ L}\cdot\text{mol}^{-1}$ .

La quantité de matière  $n$  d'une masse  $m$  d'un échantillon de volume  $V$  est donnée par la relation :

$$n = \frac{V}{V_m}$$

## 2) Les trois états de la matière

Les corps moléculaires peuvent se présenter sous trois états : état solide, liquide et gazeux.

- Etat solide : les molécules sont fortement liées les unes aux autres et sont immobiles. L'état solide est compact et ordonné.
- Etat liquide : les molécules sont proches les unes des autres. Leur mouvement est très limité. L'état liquide est compact et désordonné.
- Etat gazeux : les molécules sont éloignées les unes des autres et sont en agitation permanente. L'état gazeux est désordonné et dispersé.

### 2.1) Solidification de l'eau

La solidification est le passage de l'état liquide à l'état solide. La solidification de l'eau pure se fait à  $0^\circ\text{C}$  sous pression atmosphérique.

Cette température change si la pression est différente et si l'eau est un mélange (eau salée par exemple).

### 2.2) Ebullition de l'eau

La vaporisation est le passage de l'état liquide à l'état gazeux. Ce changement d'état peut se faire de deux façons : par évaporation (seulement à la surface du liquide) ou par ébullition (des bulles de gaz se forment dans le liquide). Sous pression normale, la température d'ébullition de l'eau est de  $100^\circ\text{C}$ . Cette température varie selon la pression : plus la pression diminue, plus la température d'ébullition diminue. Ainsi au sommet du mont Blanc, l'eau bout à  $85^\circ\text{C}$ .