

### Chapitre 0 : Etat de la matiere

La matière se présente dans la nature sous trois formes différents:

**solide, liquide et gazeux.**

On appelle l'état liquide et gazeux par **l'état fluide**

**Au niveau macroscopique**, on différencie entre ces états par la forme

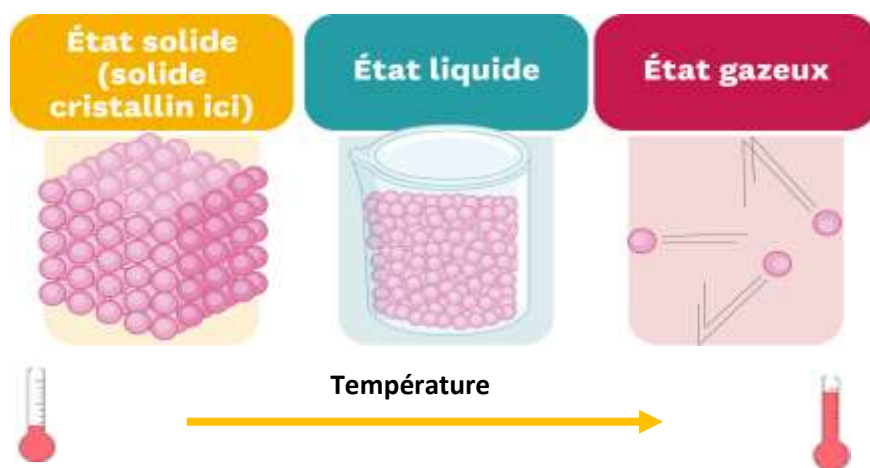
- **L'état solide** : le corps prend une forme précise.
- **L'état liquide** : le corps prend la forme du récipient.
- **L'état gazeux** : les molécules du corps occupent tout le volume disponible. Si on a deux volumes  $V_1$  et  $V_2$  tel que  $V_1 < V_2$ , les  $n_1$  molécules occuperont les 2 volumes (elles seront plus comprimées dans le plus petit volume que le plus grand).

**Au niveau microscopique**, ces trois états dépendent de la matière elle-même (l'énergie de liaison  $E_L$  entre les atomes) et des conditions de température et de pression (l'énergie thermique  $E_T$ ). L'énergie  $E_L$  représente l'ordre et l'énergie  $E_T$  représente le désordre, suivant ces deux valeurs d'énergies, on distingue ces trois états (voir figure 1).

**Etat solide** :  $E_L \gg \gg E_T$ , on se trouve avec un arrangement ordonné d'atomes.

**Etat liquide** :  $E_L \sim E_T$ , le désordre commence à apparaître.

**Etat gazeux** :  $E_L \ll \ll E_T$ , le désordre total.

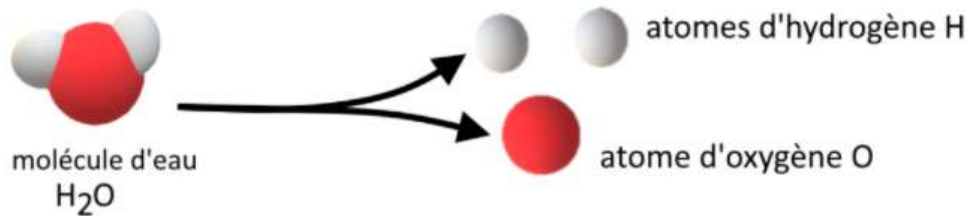


**Figure.1** : L'état de la matière.

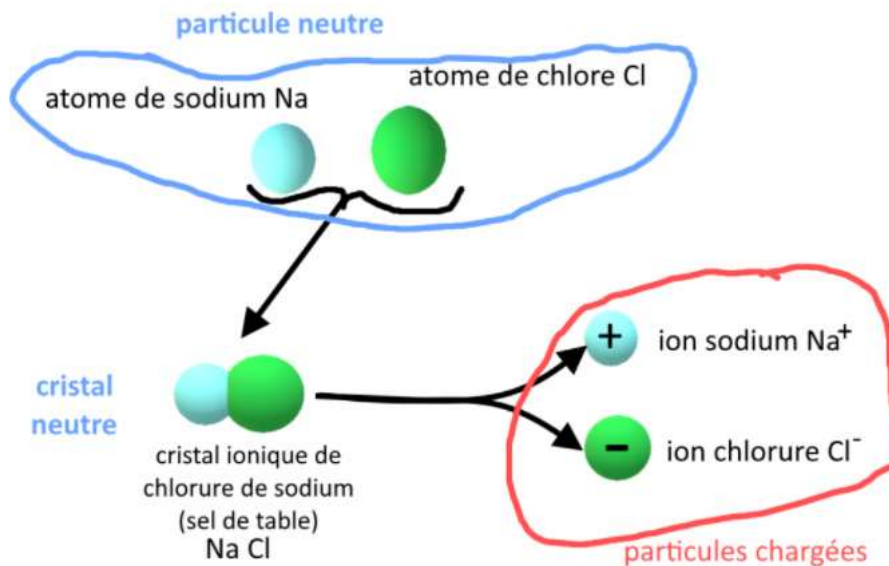
## Résumé de Biophysique

La matière est constituée d'**atomes**, qui peuvent se regrouper en **molécules**. Un atome ou un groupe d'atomes peuvent se transformer en **ions** (particules chargées).

Une molécule est constituée d'atomes



**Atomes, molécules et ions** sont des **particules invisibles** même avec un microscope optique. Les **molécules/atomes/ions** qui constituent un **corps pur** sont toutes **identiques** (même forme, même volume, même masse). Elles sont séparées par du vide (Voir figure).



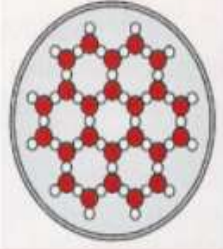
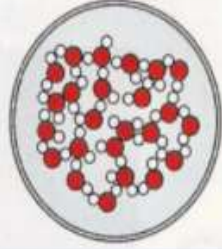
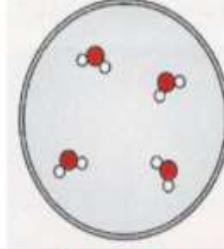

**La disposition des molécules change selon l'état de la matière mais les molécules restent les mêmes.**

Dans un **solide**, les molécules sont **serrées, liées** les unes aux autres, souvent de manière ordonnée : on dit que l'état solide est un état compact et ordonné.

Dans un **liquide**, les molécules sont **peu liées** entre elles (elles peuvent glisser les unes sur les autres) mais elles sont **serrées** : on dit que l'état liquide est un état compact et désordonné.

## Résumé de Biophysique

Dans un **gaz**, les molécules sont **très espacées** et **très mobiles**. Elles se dispersent dans tout l'espace offert : on dit que **l'état gazeux est un état dispersé et désordonné**.

Etat	Solide	Liquide	gazeux
Représentation à l'aide du modèle molécule			
Ensemble...	<b>Compact et ordonné</b>	<b>compact et désordonné</b>	<b>dispersé et très désordonné</b>
Molécules	<b>Liées, quasi immobiles et rapprochées</b>	<b>un peu liées, mobiles et très rapprochées</b>	<b>Non liées, éloignées et en mouvement rapide</b>
Possède un...	<b>Volume propre forme propre</b>	<b>Volume propre</b>	

### Gaz parfait

Un gaz est dit **parfait** lorsque le volume de ces molécules est négligeable devant celui du vide qui les entourent (**interaction entre molécules est faible**) ou tout simplement lorsqu'on est à faible pression.

Cette condition est réalisable pour les gaz rares qui se trouvent dans la 8<sup>ème</sup> colonne du tableau périodique : c'est des monoatomiques qui n'ont aucune affinités les uns des autres. Pour les autres gaz ça peut être qu'une approximation.

### Loi des gaz parfait :

Pour une masse "m" constante d'un gaz, Mariotte, Guy-Lussac et Charles montrent expérimentalement que les trois grandeurs Volume, température et pression sont liées entre elles, on peut déduire l'une si on connaît les deux autres.

Ils ont obtenus les résultats suivants :

A température constante ( $T = \text{Cst}$ ) : le produit de la pression d'une masse gazeuse par son volume est constant.

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow PV = \text{cst}$$

## Résumé de Biophysique

A pression constante ( $P = \text{Cst}$ ) : le volume occupé par une masse gazeuse est proportionnel à la température.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{V}{T} = \text{Cst}$$

A volume constant ( $V = \text{cst}$ ) : la pression occupée par une masse gazeuse est proportionnel à la température.

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \Rightarrow \frac{P}{T} = \text{Cst}$$

De ces résultats, on déduit la relation suivante :

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2} \Rightarrow \frac{PV}{T} = \text{Cst}$$

Avec un nombre  $n$  donné de mole cette constante est la même pour tous les gaz

$$nR = \text{Cst}$$

La relation générale des gaz parfait s'écrit alors :

$$PV = nRT$$

### Remarque :

- ✓ Si  $P$  est pris en atmosphère (atm),  $V$  en litre ( $l$ ) et  $T$  en degré kelvin ( $^{\circ}K$ ).

$$\text{La constante } R = 0,082 \text{ l.atm.}^{\circ}K^{-1}.\text{mole}^{-1}$$

- ✓ Si  $P$  est pris en Pascal (Pa),  $V$  en mètre cube ( $m^3$ ) et  $T$  en degré kelvin.

$$\text{La constante } R = 8,31 \text{ J.}^{\circ}K^{-1}.\text{mole}^{-1}$$

A savoir que :

$$1l = 1dm^3 = 10^{-3}m^3$$

et

$$1atm \cong 01 \times 10^5 Pa$$

## Résumé de Biophysique

### Application

Les conditions normales de température et de pression correspondant à  $T = 0^{\circ}\text{C} = 273^{\circ}\text{K}$  et  $P = 1\text{atm}$ .

Quel est le volume occupé par une mole de gaz parfait

$$PV = nRT \Rightarrow V = \frac{nRT}{P} = \frac{1 * 0,082 * 273}{1} = 22,4\text{l}$$

Donc

Le volume d'une mole d'un gaz parfait est de 22,4 l dans les conditions normales de température et de pression.

### Comment calculer la pression partielle dans un mélange de plusieurs gaz parfait ?

Chaque gaz  $i$  a un nombre de mole  $n_i$  et il exerce une pression  $P_i$  qu'on appelle pression partielle. Ces gaz qui constituent le mélange se trouvent dans le même récipient c-à-d ils occupent le même volume et ils sont à la même température.

En appliquant la loi des gaz parfait

On aura : 
$$P_i = \frac{n_i RT}{V} \Rightarrow P_i = \frac{n_i RT}{V}$$

En multipliant le numérateur et le dénominateur par le nombre de mole total  $n$ , on obtient

$$P_i = \frac{n_i RT}{V} \frac{n}{n} = \frac{n_i}{n} * \frac{nRT}{V} = \frac{n_i}{n} P = f_i P$$

On a :

$$P_i = f_i P \quad \text{avec} \quad f_i (\text{fraction molaire}) = \frac{n_i}{n_{\text{tot}}}$$

### Exercice d'application

On mélange dans un récipient de volume  $V=18,5\text{ l}$  à la température  $T=293^{\circ}\text{K}$ , trois gaz qui sont respectivement, de l'hydrogène ( $\text{H}_2$ ), de l'oxygène ( $\text{O}_2$ ) et de l'azote ( $\text{N}_2$ ) de nombre de moles  $n_1= 0,03075\text{mole}$ ,  $n_2= 0,075\text{mole}$ ,  $n_3= 0,0582\text{ mole}$ , respectivement.

On suppose que le mélange ainsi formé est idéal.

## Résumé de Biophysique

1. Calculer la pression totale.
2. La fraction molaire de chaque gaz.
3. Les différentes pressions partielles.

### Solution

#### 1. La pression totale :

Les 3 gaz occupent le même volume  $V=18,5l$  et ils se trouvent à la même température  $T=293^{\circ}K$ .

D'après la loi des gaz parfait :

La pression totale est :

$$P = \frac{nRT}{V}$$

avec:  $n_{tot} = n_1 + n_2 + n_3 = 0,03075 + 0,075 + 0,0582 = 0,164 \text{ mole}$ .

On obtient donc :

$$P = \frac{0,164 \times 293 \times 0,082}{18,5} = 0,213 \text{ atm}.$$

Comme le volume est en litre,  $R = 0,082l \cdot atm \cdot K^{-1} \cdot mole^{-1}$  et la pression sera en atmosphère.

#### 2. Les fractions molaires :

$$f_{H_2} = \frac{n_1}{n_{tot}} = \frac{0,03075}{0,164} = 0,19$$

$$f_{O_2} = \frac{n_2}{n_{tot}} = \frac{0,075}{0,164} = 0,46$$

$$f_{N_2} = \frac{n_3}{n_{tot}} = \frac{0,0582}{0,164} = 0,35$$

#### 3. Les pressions partielles :

$$P_{H_2} = f_{H_2} \cdot P = 0,1875 \times 0,213 = 0,04 \text{ atm}$$

$$P_{N_2} = f_{N_2} \cdot P = 0,3548 \times 0,213 = 0,076 \text{ atm}$$

## Résumé de Biophysique

$$P_{O_2} = f_{O_2} \cdot P = 0,4573 \times 0,213 = 0,097 \text{ atm}$$

### Remarque

Pour vérifier les calculs, on doit trouver :

$$\sum f_i \cong 1 \text{ et } \sum P_i = P$$