

*Chapitre I*

*Les Etats de la Matière*

## I. Introduction

La matière est de nature discontinue (qui ne se répète pas d'une façon continue). Elle est formée à partir de grains élémentaires : les atomes (la plus petite particule possible d'un élément selon **John Dalton 1807**). 105 atomes ou éléments ont été découverts et chacun d'eux est désigné par son nom et son symbole.

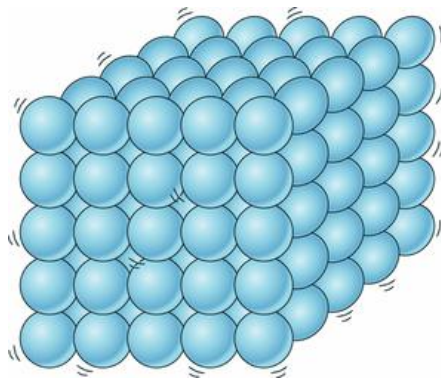
*Exemple* : le carbone **C** ; l'azote **N** ; l'hydrogène **H** ; l'oxygène **O**

### I.1. Etats et caractéristiques macroscopiques des états de la matière

#### I.1.1. Etat de la matière

La matière existe sous trois états : solide, liquide et gaz,

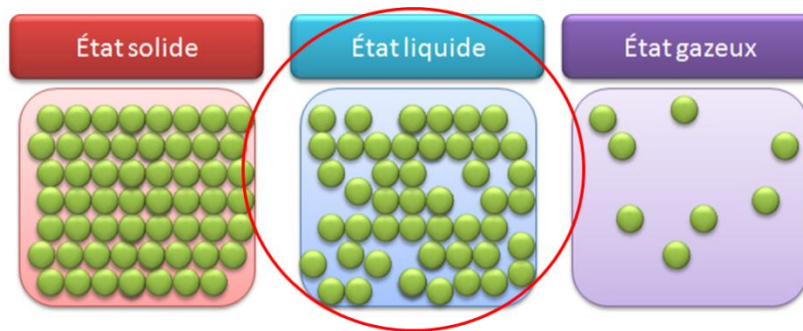
**a. Solide** : les molécules ont moins de liberté, leurs mouvements se réduisent à de simples oscillations autour de positions de l'équilibre, cet état est condensé qui peut être ordonné (état cristallin) ou désordonné (état amorphe). Un solide possède à la fois un volume et une forme propre.



**Figure I.1** : répartition des molécules (état solide)

**b. Liquide :**

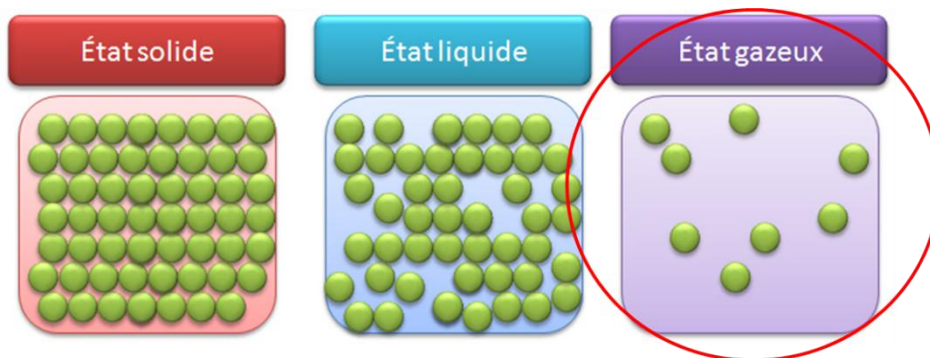
Les molécules sont au contact les unes des autres, leurs mouvements sont très limités mais il existe encore une agitation moléculaire et leurs positions relatives se modifient d'une façon continue, ils constituent un état fluide c-à-d déformable. C'est un état condensé et désordonné, un liquide possède un volume propre mais pas de forme propre.



**Figure I.2 :** les trois états de la matière (état liquide)

**c. Gaz :**

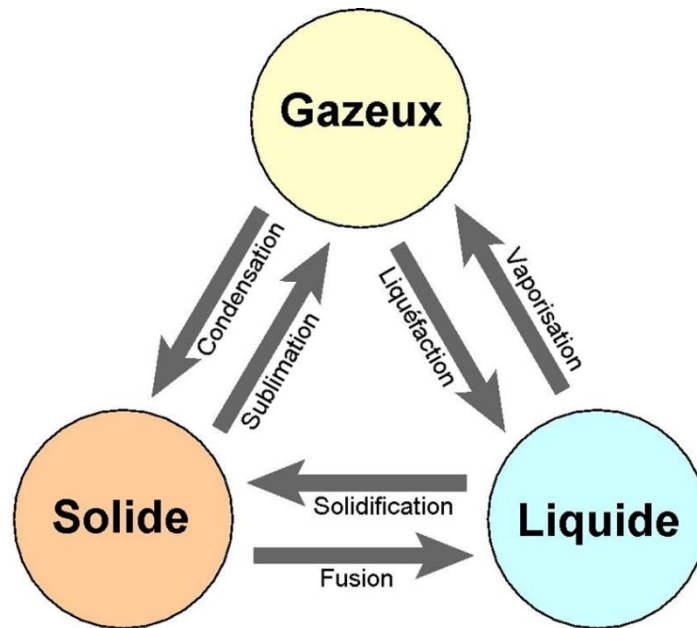
Les molécules sont très éloignées les unes des autres, d'autant plus que la pression est plus faible, c'est un état non condensé et totalement désordonné. Un gaz n'a pas de volume propre, de même les gaz sont doués d'expansibilité : ils occupent tout le volume qui lui est offert.



**Figure I.3 :** les trois états de la matière (état gazeux)

### I.1.2. Changement d'état de la matière

Toute substance pure peut exister sous les trois états fondamentaux de la matière en fonction de la température T et de la pression P



**Figure I.4 :** transformation des trois états de la matière

### I.2. Théorie cinétique des gaz

La théorie cinétique des gaz a pour objet d'expliquer le comportement macroscopique d'un gaz à partir des caractéristiques des mouvements des particules qui le composent. Elle permet notamment de donner une interprétation microscopique aux notions de :

Température : c'est une mesure de l'agitation des particules, plus précisément de leur énergie cinétique ;  $E_c = \frac{1}{2} m\mathbf{v}^2$

Pression : la pression exercée par un gaz sur une paroi résulte des chocs des particules sur cette dernière. Elle est liée à leur quantité de mouvement  $\vec{p} = m\vec{v}$

### **I.2.1. Gaz parfait:**

Le gaz parfait est un modèle thermodynamique décrivant le comportement des gaz réels à basse pression.

#### **Remarque:**

À basse pression, tous les gaz peuvent être modélisés par un gaz parfait. Lorsque la pression augmente, on ne peut plus négliger les interactions à courte distance, notamment l'effet de taille des molécules et les interactions de type van der Waals.

### **I.2.2. Gaz réel**

Un gaz réel, en physique, qualifie un gaz qui se trouve dans une condition qui n'est plus décrite de façon satisfaisante par le modèle du gaz parfait. Pour décrire correctement le comportement du gaz réel, il est nécessaire de rajouter des termes correctifs au modèle du gaz parfait, afin de tenir compte par exemple des interactions entre particules ou encore du volume non négligeable des molécules.

### **I.2.3. Équation d'état des gaz parfaits**

Comme pour tout gaz, l'état d'équilibre thermodynamique d'un gaz parfait est fixé pour  $n$  moles de molécules. L'équation la plus couramment utilisée est l'équation des gaz parfaits

$$**PV = nRT**$$

On peut l'écrire différemment, dans une approche plus microscopique où l'on considère le nombre de molécules contenu dans une unité de volume.

$$**PV = Nk_B T**$$

En thermodynamique, une autre version est couramment utilisée :

$$**Pv = rT**$$

---

**P** est la pression du gaz (en pascal) ;

**V** est le volume occupé par le gaz (en mètre cube) ;

**n** est la quantité de matière (en mole) ;

**N** est le nombre de particules ;

**R** est la constante universelle des gaz parfaits :

$$\mathbf{R} = 8,314\ 462\ 1\ \text{J}\ \text{K}^{-1}\ \text{mol}^{-1}$$

on a en fait  $\mathbf{R} = \mathbf{N}_A \cdot \mathbf{k}_B$  où  $\mathbf{N}_A$  est le nombre d'Avogadro ( $6,022 \times 10^{23}\ \text{mol}^{-1}$ )

et  $\mathbf{k}_B$  est la constante de Boltzmann ( $1,38 \times 10^{-23}\ \text{J} \cdot \text{K}^{-1}$ )

**T** est la température absolue (en kelvin) ;

**v** est le volume massique (ou volume spécifique), l'inverse de la masse

volumique  $\mathbf{v} = 1/\rho$  (en mètre cube par kilogramme ( $\text{m}^3/\text{kg}$ ));

**r** est une constante qui dépend du gaz, elle est définie comme suit  $\mathbf{r} = \mathbf{R}/\mathbf{M}$  où **M**, est la masse molaire du gaz considéré. Pour l'air,  $r = 8,314472 / (28,965338 \times 10^{-3}) \approx 287\ \text{J} \cdot \text{kg}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$ .

### loi de Boyle-Mariotte

à température constante, le produit de la pression **P** par le volume **V**, **PV**, est constant lorsque la pression est faible,

$$PV = \text{cste à température constante, et donc } \mathbf{P}_1 \mathbf{V}_1 = \mathbf{P}_2 \mathbf{V}_2$$

### loi d'Avogadro

Tous les gaz parfaits ont le même volume molaire **V<sub>m</sub>** dans les mêmes conditions de pression et de température  $\mathbf{V}_m = \text{cste}$  universelle à pression et température données

### loi de Charles

À pression constante, le volume est directement proportionnel à la température,

$$\frac{\mathbf{V}_1}{\mathbf{T}_1} = \frac{\mathbf{V}_2}{\mathbf{T}_2} \text{ à pression constante}$$

### loi de Gay-Lussac

À volume constant, la pression est proportionnelle à la température,  $\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$  à volume constant.

## I.3. Les liquides

### I.3.1. L'eau

L'eau est un corps continu, sans rigidité, qui coule facilement, remplit tous les interstices, puis s'étale en surface.



**Figure I.5** : image d'eau

### I.3.2. La structure de la molécule d'eau

Rappelons que la molécule est la plus petite quantité d'un corps pur qui puisse exister à l'état libre. C'est un assemblage d'atomes. La molécule conserve toutes les propriétés physiques et chimiques de ce corps.

L'eau est un corps pur dont la molécule est composée de deux atomes d'hydrogène (H) reliés à un atome d'oxygène (O). Sa formule chimique est H<sub>2</sub>O.

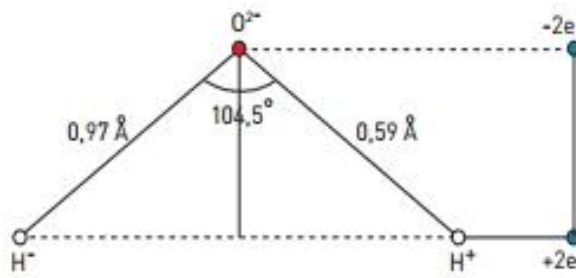
Voici deux représentations de la molécule d'eau :



**Figure I.6** : molécule de H<sub>2</sub>O

Dans une molécule d'eau, l'atome d'oxygène s'unit aux deux atomes d'hydrogène par l'intermédiaire de 2 liaisons chimiques ou liaisons de

covalence. Chaque liaison s'opère par la mise en commun d'électrons entre chaque atome. L'angle O-H-O est voisin de  $105^\circ$ .



**Figure I.7 :** l'angle O-H-O dans la molécule d'eau

### I.3.3. Dissoudre un solide dans l'eau

#### Qu'est-ce qu'une dissolution ?

Lorsqu'un solide forme un mélange homogène avec l'eau on dit que :

Le solide se dissout dans l'eau.

Le solide est soluble dans l'eau.

Exemples : le sel, le sucre, la poudre de cacao sont soluble dans l'eau.

#### Interprétation

Lorsqu'un solide se dissout dans l'eau il se réduit en fines particules invisibles à l'œil nu qui se dispersent dans l'eau.

Le mélange obtenu lors d'une dissolution est appelé une solution aqueuse.

L'eau qui permet de dissoudre le solide joue le rôle solvant.

Le solide qui est dissous joue le rôle de soluté

#### **Remarques**

1- il existe des solutions non aqueuses obtenues avec d'autres solvants comme par exemple les solutions alcooliques que l'on obtient en utilisant de l'alcool comme solvant.



2- les solides qui se dissolvent dans l'eau ne changent pas d'état. Ils ne deviennent pas liquides mais se morcellent seulement en particules trop petites pour être vues à l'œil nu.

#### **I.3.4. Saturation d'une solution**

Il existe une limite à la quantité de solide qu'on peut dissoudre dans un volume d'eau.

Quand cette limite est atteinte, on dit que la solution est saturée.

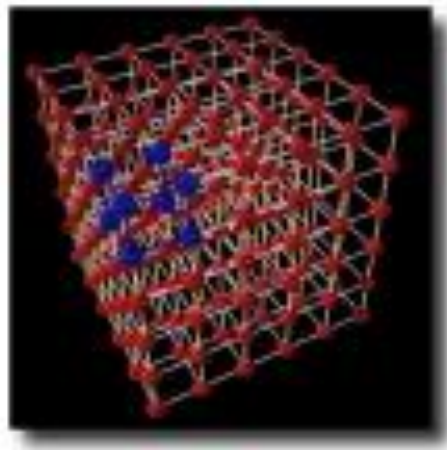
Tant que la limite de saturation n'est pas obtenue le composé soluble ajouté dans l'eau se dissout.

Lorsque la limite de saturation est atteinte le solide ne se dissout plus et reste visible.

#### **I.4. Les solides**

L'état solide cristallin résulte de la répétition régulière de motifs élémentaires. Les modes de répétition peuvent s'inscrire dans une classification en 7 systèmes cristallins et 14 modes de réseau. La maille élémentaire du cristal est la plus petite entité qui permette d'identifier le mode de réseau.

A l'échelle microscopique, les cristaux sont le résultat d'empilements de motifs (atomes, ions, molécules) de façon régulière dans les trois directions de l'espace. Ils forment des structures périodiques

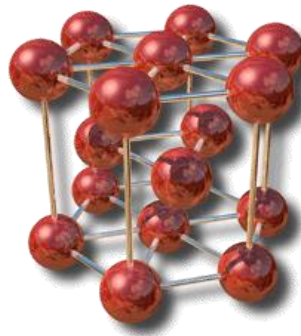


**Figure I.8 :** structures périodiques (cristaux)

### I.4.1. Groupement formulaire

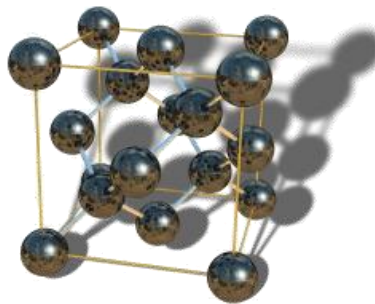
Le groupement formulaire est la plus petite entité caractéristique de la nature chimique du cristal. Ce groupement peut être un atome, une molécule, un ensemble d'ions mono ou polyatomiques.

On a représenté ci-dessus un fragment de cristal monoatomique de magnésium. La formule chimique de ce composé est évidemment. Il n'y a pas de liaison chimique entre ces atomes au sens de la liaison covalente localisée. Les électrons de valence des atomes de magnésium adoptent un comportement métallique typique d'une covalence délocalisée à l'échelle du cristal.



**Figure I.9 :** Cristal de magnésium

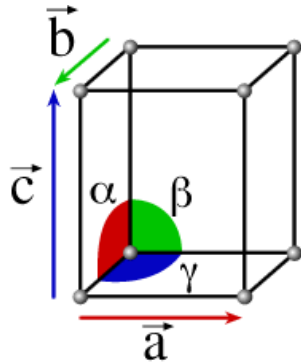
Le diamant est un cristal monoatomique de carbone. Sa formule est donc C . Tous les atomes de carbone sont liés chimiquement par une liaison covalente à leurs voisins. C'est un cristal covalent. La cohésion de ce type de cristal est extrêmement forte, ce qui explique sa très grande dureté.



**Figure I.10 :** Le diamant

### I.4.2. Maille élémentaire

La maille élémentaire est définie par trois vecteurs élémentaires  $\vec{a}$ ,  $\vec{b}$  et  $\vec{c}$  et de modules a, b et c respectivement.



**Figure I.11** : Maille élémentaire : vecteurs et angles

Les angles entre ces vecteurs sont  $\alpha$ ,  $\beta$  et  $\gamma$ .

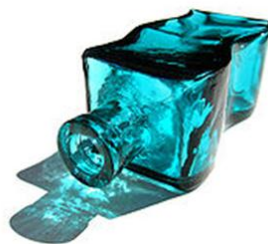
- $\alpha$  est l'angle entre les vecteurs  $\vec{b}$  et  $\vec{c}$
- $\beta$  est l'angle entre les vecteurs  $\vec{a}$  et  $\vec{c}$
- $\gamma$  est l'angle entre les vecteurs  $\vec{a}$  et  $\vec{b}$

$a$ ,  $b$  et  $c$  et les angles  $\alpha$ ,  $\beta$  et  $\gamma$  sont les paramètres de maille.

## I.5. Etats intermédiaires

### I.5.1. Les verres

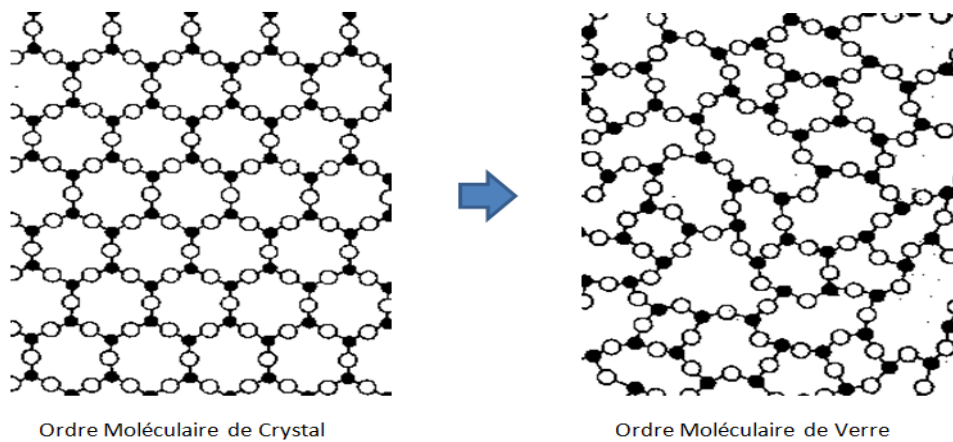
Un matériau dur, fragile (cassant) et transparent, à base de dioxyde de silicium et de fondants, c'est un solide non cristallin présentant le phénomène de transition vitreuse.



**Figure I.12** : bouteille de verre

### I.5.2. Structure

Le verre est un matériau amorphe, c'est-à-dire non cristallin. De ce fait, il présente un désordre structural important. Sa structure microscopique est telle qu'il n'existe aucun ordre à grande distance dans un verre. En cela, et en cela seulement, il est assez analogue à un liquide



**Figure I.12 :** Ordre moléculaire (Crystal, verre)

### I.5.3. Transition vitreuse

D'un point de vue thermodynamique, le verre est obtenu à partir d'une phase liquide surfondue solidifiée au point de transition vitreuse,

### I.5.4. Utilisations

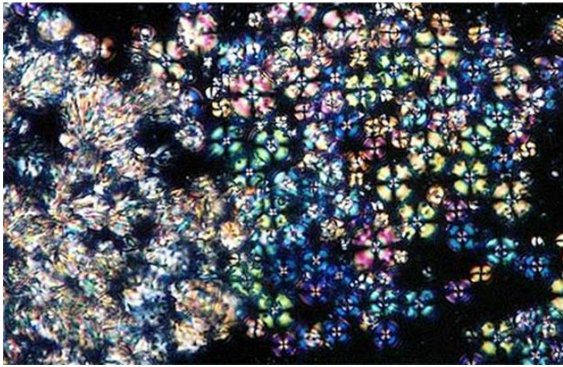
Le verre sert à fabriquer différents produits : notamment les vitres, les bouteilles ou autres récipients, les glaces et les verres optiques (de lunettes)



**Figure I.13 :** quelques produits du verre

### I.5.5.cristaux liquides

Un cristal liquide est un état de la matière qui combine des propriétés d'un liquide conventionnel et celles d'un solide cristallisé. On exprime son état par le terme de mésophase ou état mésomorphe (du grec « de forme intermédiaire »). La nature de la mésophase diffère suivant la nature et la structure du mésogène, molécule à l'origine de la mésophase, ainsi que des conditions de température, de pression et de concentration.



**Figure I.14** : cristaux liquides

## TD N° 1- les équations des gaz parfaits

### Exercice 01:

Un récipient contient un gaz dont la pression est de  $1,1 \cdot 10^5$  Pa et la température de  $50^\circ\text{C}$ . Le gaz est refroidi à **volume constant** jusqu'à la température de  $10^\circ\text{C}$ .

1/ Quel est alors la pression du gaz ?

2/ Quel est la quantité de matière du gaz si son volume est de 1 L, 2 L et 0,5 L ?

$$R = 8,31 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} .$$

### Exercice 02:

Un pneu de voiture est gonflé à la température de  $20,0^\circ\text{C}$  sous la pression de 2,10 bar. Son volume intérieur, supposé constant, est de **30 L**.

1/ Quel quantité d'air contient-il ?

2/ Après avoir roulé un certain temps, une vérification de la pression est effectuée : la pression est alors de 2,30 bar. Quelle est alors la température de l'air enfermé dans le pneu ? Exprimer le résultat dans l'échelle de température usuelle.

3/ Les valeurs de pression conseillées par les constructeurs pour un gonflage avec de l'air sont-elles différentes pour un gonflage à l'azote ?

Données: constante du gaz parfait,  $R = 8,314 \text{ SI}$ , la masse molaire de l'aire  $M = 29 \text{ g/mole}$ .

### Exercice 03:

Deux récipients sont reliés par un tube de volume négligeable muni d'un robinet. Les 2 récipients contiennent un gaz parfait. La température de  $27^\circ$  ne varie pas pendant l'expérience.

La pression  $P_1$  et le volume  $V_1$  (récipient 1) sont respectivement :  $2,0 \cdot 10^5$  Pa et 2,0 L.

La pression  $P_2$  et le volume  $V_2$  (récipient 2) sont respectivement :  $1,0 \cdot 10^5$  Pa et 5,0 L.

$R = 8,31 \text{ S.I}$

1/Calculer les quantités de matière  $n_1$  et  $n_2$  de gaz dans chaque récipient.

2/On ouvre le robinet. En déduire le volume total  $V_t$  occupé par le gaz.

3/Déterminer  $P_t$ , la pression du gaz lorsque le robinet est ouvert.

**TD N°01-Réponses des exercices:**

**Exercice 01:**

$$p = 9,64 \cdot 10^4 \text{ Pa}, n_1 = 0,041 \text{ mol}, n_2 = 0,082 \text{ mol}, n_3 = 0,0205 \text{ mol}.$$

**Exercice 02:**

$$n = 2,59 \text{ mol}, T = 320,6 \text{ K} = 47,6 \text{ °C},$$

**Exercice 03:**

$$n_1 = 0,16 \text{ mol}, n_2 = 0,2 \text{ mol}, V_t = 7 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3, P_f = 1,28 \cdot 10^5 \text{ Pa}$$