

1. Définition de La matière

La matière constituée tous ce qui possède une masse et qui occupe un volume dans l'espace.

La matière peut exister sous trois états physiques différents :

- **L'état solide** : possède un volume et une forme définis.
- **L'état liquide** : possède un volume défini mais aucune forme précise, il prend la forme de son contenant.
- **L'état gazeux** : ni forme définis, il prend le volume et la forme de son contenant.

Comme le montre la Figure.I.1, la matière peut se présenter sous différentes phases ou états.

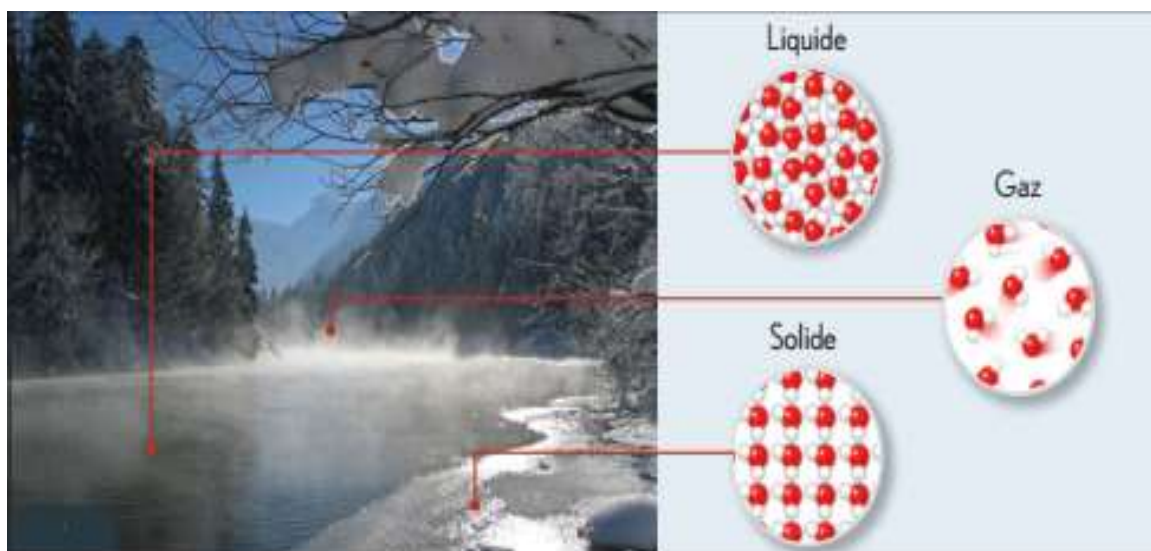


Figure.I.1. Les différents états de la matière.

Ces trois états se distinguent de par leur compressibilité et leur déformabilité :

	Compressibilité	Déformabilité
Solide	faible (densité élevée)	faible
Liquide	faible (densité élevée)	élevée
Gaz	élevée (densité faible)	élevée

2. Gaz :

C'est le désordre parfait. La distance entre les molécules est très grande, donc les liaisons intermoléculaires sont souvent négligeables. On a deux types de gaz : parfaits et réels.

➤ Gaz réels :

Les molécules sont plus concentrées (pression forte) occupant une partie non négligeable du volume offert (interactions possibles). C'est un état non condensé (non cohérent ou dispersé totalement désordonné sans forme propre c'est un fluide.

➤ Gaz parfaits :

Les molécules sont faiblement concentrées (pression faible) ont des volumes faibles par rapport au volume offert (molécules, sans interactions entre elles).

➤ Pression d'un gaz parfait :

La pression d'un gaz parfait est due aux chocs des molécules du gaz sur les parois du récipient qui le contient. Elle est proportionnelle à la température T aux nombres de molécules par unité de volume c'est la loi de Boyle Mariotte

$$P V = n R T$$

Avec R : la constante des gaz parfaits = $8.314 \text{ J mol}^{-1}\text{K}^{-1}$,

V : volume en m^3 ,

T : température en K,

n : nombre de moles,

P : pression en pascals.

Considérons deux gaz G_1 et G_2 respectivement ayant deux concentrations n_1 et n_2 .

Pour le Gaz G_1 nous avons

$$P_1 = \frac{n_1}{V} R T$$

Pour le Gaz G_2 nous avons aussi

$$P_2 = \frac{n_2}{V} R T$$

Les pressions P_1 et P_2 exercées par les molécules du gaz G_1 et G_2 respectivement sont appelées pressions partielles.

Un mélange de gaz parfait est aussi un gaz parfait.

Considérons P la pression totale du mélange

$$P = \frac{n_1 + n_2}{V} R T = \frac{n_1}{V} R T + \frac{n_2}{V} R T = P_1 + P_2$$

On déduit que la pression exercée par un mélange de plusieurs gaz parfaits est la somme des pressions partielles de chacun de ses constituants de tout le mélange.

$$P = \sum_{i=1}^N P_i$$

P : est la pression totale de N gaz parfaits, et p_i la pression partielle du gaz G_i

On cherche la relation entre la pression partielle et la pression totale.

➤ Mélanges de gaz parfaits :

Considérons deux gaz G_1 et G_2 respectivement ayant deux concentrations n_1 et n_2 différentes.

P : la pression totale du gaz et n : le nombre de mole totale du gaz.

A partir de ces deux équations nous pouvons écrire que :

$$P_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} P$$

Si nous avons un mélange de plusieurs gaz parfaits on aura

$$P_i = \frac{n_i}{n_{total}} P_T$$

Où n_i = nombre de mole de gaz G_i

n_{total} = nombre de mole de mélange

$$n = \sum_{i=1}^N n_i$$

P : pression du mélange

P_i = pression partielle du gaz.

On définit la fraction molaire du gaz comme étant :

$$X_i = \frac{n_i}{n_{total}}$$

2.1. Energie cinétique moyenne :

D'après la **théorie cinétique** des gaz parfait on peut dire que la pression exercée par un gaz est due aux chocs des molécules sur la paroi du récipient. On a également la température absolue est proportionnelle à l'énergie cinétique moyenne des molécules d'où :

$$\bar{E} = \frac{3}{2} k_B T$$

Avec k_B : constante de Boltzmann = $1.38 \cdot 10^{-23}$ J/K.

2.2. Equation d'état du gaz parfait :

Une relation entre variables d'état d'un système, à l'équilibre thermodynamique, est appelée « équation d'état ».

Expérimentalement, différentes expériences (réalisées au 18^{ème} et 19^{ème} siècles) ont montré que

$$PV = nRT = \frac{m}{M} RT$$

M est la masse molaire du gaz et m sa masse contenue dans le volume V ;

R désigne la constante des gaz parfaits : $R = ,8314 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$

2.3. Changements d'état de la matière :

Les changements d'état sont des changements physiques importants qui se produisent à des températures qui sont caractéristiques de la substance.

Exemple : Température de fusion de l'eau : 0 °C

Température de fusion du cuivre : 1084 °C

a. Changement physique :

Un changement physique est une transformation qui ne change pas la nature d'une substance, il implique simplement un changement dans son état, sa forme ou ses dimensions physiques.

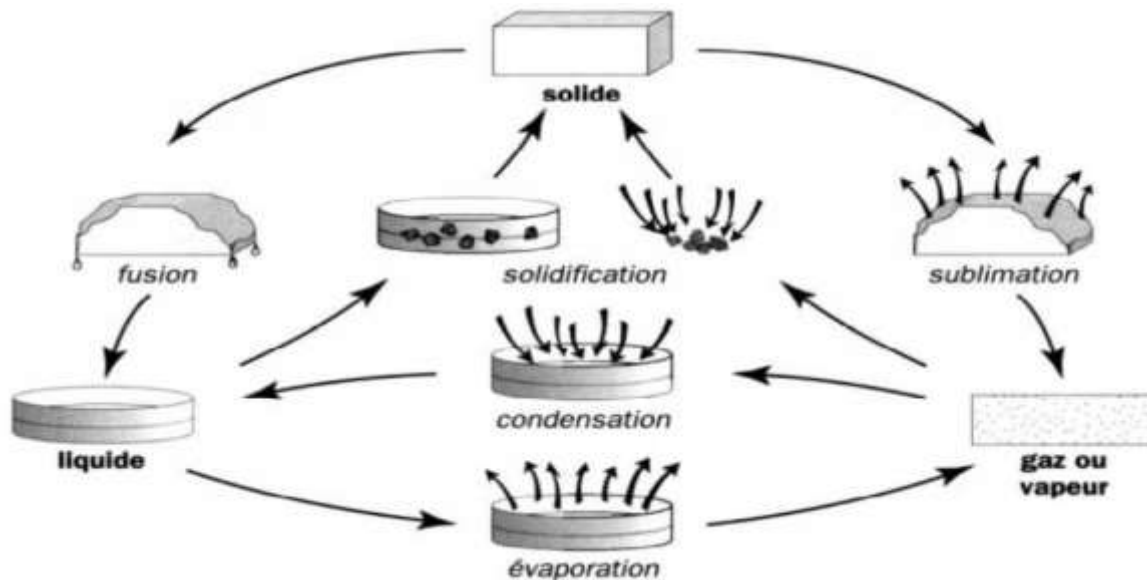


Figure I.2 : Les différents états de la matière et leur changement d'état.

b. Changement chimique :

Un changement chimique est une transformation qui change la nature d'une substance au moyen d'une réaction chimique,

Exemple : Corrosion : le fer donne la rouille.

Combustion : le bois brûle pour donner de la cendre et des gaz.

On peut reconnaître un changement chimique à certains indices :

- Formation d'un gaz
- Formation d'un précipité
- Changement de couleur
- Production de l'énergie se forme de lumière et de chaleur.

3. Liquides :

L'état liquide c'est un état intermédiaire entre l'état gazeux et l'état solide. Il a des propriétés communes avec chacun d'eux

1. C'est un fluide comme les gaz

2. C'est un état condensé comme les solides.

Puisque les distances intermoléculaires sont très petites il en résulte pour les liquides des conséquences importantes :

- a. Le liquide a un volume bien défini puisque les molécules s'attirent suffisamment pour rester voisines.
- b. Par conséquent cette cohésion n'est pas très importante puisque le liquide prend la forme du récipient qu'il occupe.
- c. Le liquide est caractérisé par un important volume.
- d. Les molécules étant presque jointives, donc les liquides ont une faible compressibilité.

3.1. Structure et propriétés de l'eau :

La molécule d'eau H_2O se compose de deux liaisons OH de 0.96 \AA de longueur faisant entre elles un angle de $104,28^\circ$. Cette structure dissymétrique, avec un excès de charge négative sur l'oxygène et de charge positive sur l'hydrogène, confère à la molécule d'eau un moment dipolaire élevé de 1.84 debye. Les charges positives portées par les hydrogènes de l'eau entraînent des liaisons électrostatiques d'un type particulier avec les atomes électronégatifs des molécules voisines ; ce sont des liaisons hydrogènes, elles sont à l'origine des propriétés physicochimiques de l'eau à commencer par les associations des molécules d'eau entre elles.

- A l'état liquide, l'eau a une structure pseudo-cristalline, chaque molécule d'eau est liée à quatre molécules voisines.

- A l'état solide la glace présente une structure hexagonale encore mieux organisée.

La température se définit par l'échelle de degrés Celsius entre le 0°C et 100°C .

0°C : Point de congélation de l'eau.

100°C : Point d'ébullition de l'eau dans les conditions normales de pression atmosphérique.

3.2. 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 et le sucre qui sont solubles 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 de solvant.

Le solide qui est dissous joue le rôle de **soluté**.

4. Solide :

L'état solide correspond à une structure cristalline dont les éléments (atomes, ions ou molécules) sont ordonnés périodiquement dans l'espace.

Exemple : un cristal cubique centré.

Selon la nature physique des éléments placés aux nœuds du cristal, on distingue 3 types de cristaux:

1. Les cristaux ioniques

Exemple : le chlorure de sodium NaCl et plus généralement les électrolytes car le cristal est formé des ions Na^+ et Cl^- .

2. Les cristaux atomiques

Exemple : le diamant C

3. Les cristaux moléculaires

Exemple : le benzène.

Dans un état cristallin les atomes, ions ou molécules demeurent à une place bien déterminée.

Le seul facteur de désordre est la vibration ou l'oscillation des atomes autour de leur position d'équilibre (c'est l'agitation thermique).

Dans les cristaux moléculaires, on a une rotation sur place des molécules.

Si on chauffe le solide, l'agitation thermique augmente et quand l'énergie de vibration est suffisante, les forces de cohésions qui assurent la régularité de la structure cristalline sont négligeables. L'état solide passe alors à l'état liquide nous avons un phénomène de fusion qui se produit à une température de fusion bien déterminée. Il est à noter que les cristaux moléculaires ont une température de fusion inférieure à celle des cristaux atomiques car leurs forces de cohésion sont encore plus faibles.

5. Etats intermédiaires :

5.1. Verres :

Un solide non cristallin présentant le phénomène de transition vitreuse. Si on refroidit rapidement un liquide en dessous de T_{fusion} on obtient un liquide surfondu (état métastable) puis un verre (état hors équilibre) en dessous de T_g , température de transition vitreuse.

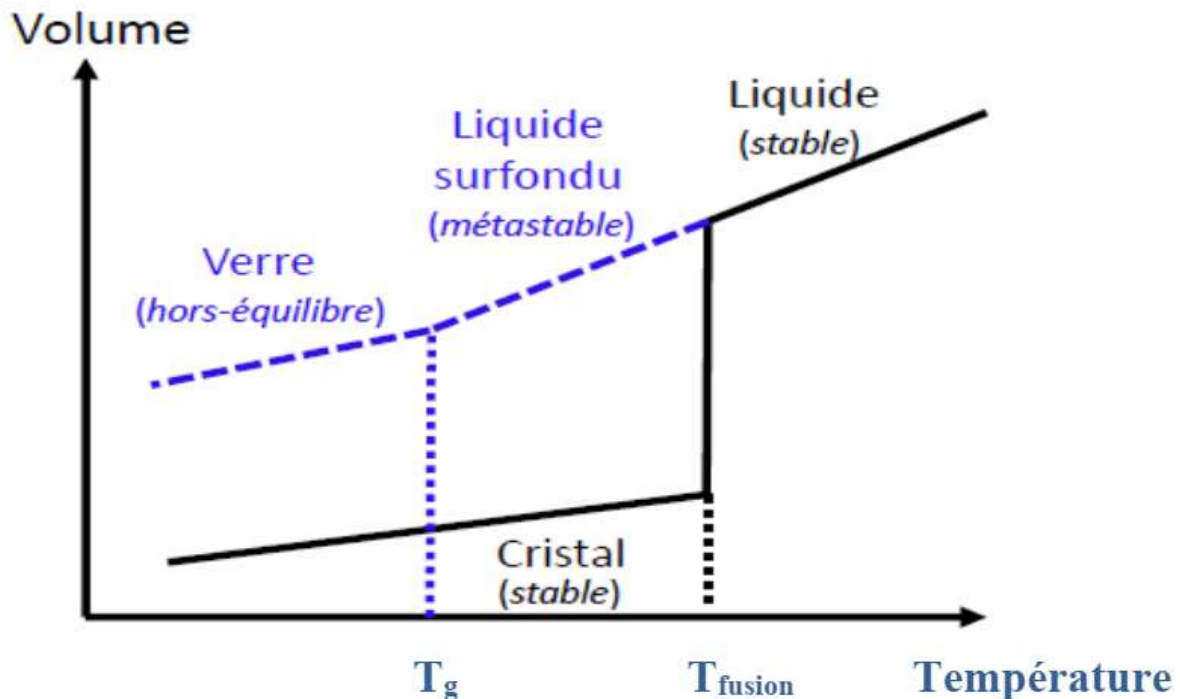


Figure 1.3 Les différentes températures de transition.

5.2. Cristaux liquides :

C'est un fluide complexe qui combine les propriétés de la phase liquide et de la phase solide cristallisé. On désigne 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. Les cristaux liquides sont utilisés dans plusieurs applications comme les afficheurs à cristaux liquides (ACL) qui utilisent les propriétés des nématiques c'est-à-dire que les molécules sont réparties sans ordre de *position* (comme dans un liquide) mais en demeurant en moyenne parallèles les unes aux autres. La propriété du changement de couleur par rapport à l'angle d'observation a aussi été utilisée dans les billets de banque, sur certains logos, ou certaines peintures décoratives.

5.3. Etats granulaires :

Les matériaux granulaires peuvent présenter, selon l'énergie qu'on leur fournit, des comportements se rapprochant tantôt de ceux d'un solide, tantôt de ceux d'un fluide, ou d'un gaz. Ce type de matériau se rencontre dans beaucoup de domaines, aussi bien naturels

(sable et dunes, roches dans une coulée de boue, avalanches, etc.) qu'industriels (préparation de médicaments, fabrication de bétons, peintures, granulés, granulats, etc.) ou même agroalimentaires (grains de maïs, de blé, etc.)

5.4. Polymère :

Un polymère est une macromolécule formée de l'enchaînement covalent d'un très grand nombre d'unités de répétition qui dérivent d'un ou de plusieurs monomères (qui sont également appelés motifs) et préparée à partir de molécules appelées monomère. les polymères les plus connus sont :

- les fibres naturelles :
 - polymère de sucres : sucres lents : amidon, glycogène, et d'autres fibres...
 - les acides nucléiques : ADN et ARN sont des polymères de nucléosides reliés par des ponts phosphate ;
 - fibres protéiques : cuir (collagène), soie et laine (kératine), etc. ;
 - les protéines qui sont des polymères d'acides aminés ;
- les matières plastiques ;
 - les caoutchoucs naturels (latex) et artificiels ;
 - les colles ;
 - les peintures ;
 - les résines.

Ils sont très utilisés pour les matrices des matériaux composites.

Ils ont les propriétés générales suivantes :

- Ce sont des matériaux « légers », ils ont une masse volumique faible (en général inférieure à $1\,500\text{ kg}\cdot\text{m}^{-3}$, soit une densité par rapport à l'eau inférieure à 1,5) ;
- Ils sont en général souples, les polymères thermoplastiques ont un module de Young inférieur à environ 3 GPa;
- Ils ne sont stables qu'à des températures modérées.