I.1. Introduction

La matière est tout ce qui compose l'univers et occupe un espace. Elle se présente sous différentes formes, allant des solides aux liquides et aux gaz. Dans notre quotidien, nous rencontrons la matière sous diverses formes : l'eau que nous buvons, l'air que nous respirons, et même notre propre corps. La matière est constituée de particules, comme **les atomes /ou les molécules**, qui interagissent entre elles selon des lois physiques et chimiques. La compréhension de la matière est essentielle dans de nombreux domaines, tels que la chimie, la physique et la biologie, car elle nous aide à expliquer les phénomènes naturels et à développer de nouvelles technologies. La matière est un concept fondamental qui nous permet de mieux comprendre le monde qui nous entoure.

I.2.Différents états de la matière

La matière peut exister sous plusieurs états, chacun ayant des caractéristiques distinctes (différentes). Il existe trois états classiques de la matière sont :

- L'état solide ;
- L'état liquide ;
- L'état gazeux.

A. **L'état solide** : Les particules d'une substance à l'état solide sont **très rapprochées** les unes des autres car elles sont **très liées** entre elles et sont aussi **très ordonnées** comme le montre la figure **1** .Cela donne au solide une forme et un volume définis (propres). Cela signifie qu'il n'occupe pas nécessairement tout l'espace (volume) disponible dans son contenant.

Exemples des solides

- Le bois ;
- Le métal ;
- Les cubes de la glace ;
- Les morceaux de chocolat……etc.



Figure 1. *Particules du solide (cube de glace).*

Remarque

Les solides sont **incompressibles** (comme le bois, le fer, …, etc..) ou **difficilement compressibles** (comme les bouteilles des boissons fabriquées en aluminium, les feuilles métalliques…, etc.).

B. L'état liquide : le liquide est une forme de fluide, les particules sont donc **plus éloignées, moins liées** et **moins ordonnées** que dans un solide et peuvent se déplacer les unes par rapport aux autres comme le montre la figure 2. Cela permet au liquide de couler et **prendre la forme** de son contenant tout en conservant un **volume constant** sous l'effet de la gravitation **g**.

Donc le liquide **n'a pas de forme propre** mais il **possède un volume propre**, qui ne change qu'avec la température. Deux autres caractéristiques importantes caractérisent un liquide est que **sa surface libre** au repos est **plane** et **horizontale** (même que le récipient est incliné) et il est **incompressible.**

Exemples des liquides

- L'eau ;
- L'huile ;
- Le miel.

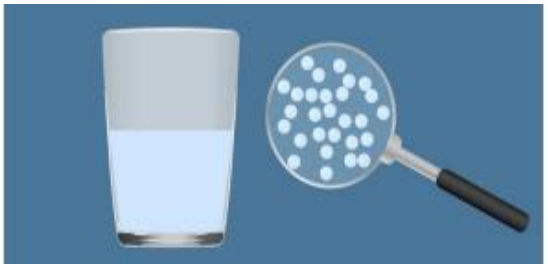


Figure 2. *Particules de liquide*

Remarque

À pression constante, quand **la température augmente,** les molécules du fluide **s'écartent** les unes des autres**, le volume augmente** et la **masse volumique diminue**. C'est l'inverse quand la température baisse.

C. L'état gazeux (ou Gaz): le gaz est un fluide comme le liquide, dans cet état les particules atomes /ou molécule sont **très éloignées** (elles s'écartent fortement) les unes des autres car elles sont **très faiblement liées** et **se déplacent librement** (quasi-indépendantes) comme le montre la figure 3. Les gaz ont une forme et un volume indéfinis (n'ont pas de forme et de volume propres définis), ils prennent la **forme** de leur contenant ou récipient et **occupent** tout son volume (ils tendent à occuper tout le volume disponible). Une caractéristique très importante des gaz, et que ceux-ci sont **compressibles** à l'inverse des liquides qui sont incompressibles.

Exemples de gaz

- L'air ;
- La vapeur d'eau



Figure 3 *Particules de gaz*

À **basse pression (À haute température)**, les gaz réels ont des propriétés semblables aux celles des gaz parfaits. Le modèle du gaz parfait est un modèle théorique dont les particules atomes / ou molécules vérifient les conditions suivantes (d'après la théorie cinétique des gaz):

1. Les particules atomes / ou molécules sont des **sphères dures ponctuelles** dont le **diamètre est négligeable** devant les distances inter atomiques / ou inter moléculaires.
2. Les particules sont en agitation permanente et ont des collisions (des chocs) entre elles et contre les parois du récipient qui contient le gaz. Ces **chocs sont des chocs élastiques.**
3. Entre deux collisions, les **particules** ont des **trajectoires rectilignes**.
4. En dehors des chocs, les **particules** sont **sans interaction entre elles**.
5. Les **particules se répartissent uniformément** dans tout le volume offert.
6. Toutes **les directions sont équiprobables**. La **répartition des vitesses est isotrope** : elle ne dépend pas d'une direction particulière.

Macroscopiquement (ce que l'œil nu peut le voir), on appelle gaz parfait tout gaz obéit simultanément aux lois suivantes :

1. **Loi de Boyle-Mariotte** : le produit des deux paramètres P et V d'un gaz parfait est constant à température constante. Loi exprimée par l'équation :

$$P \times V = Cst \text{ à } T \text{ constante} \quad (1)$$

2. **Loi de Charles :** le rapport des deux paramètres V et T d'un gaz parfait est constant à pression constante.

$$\frac{V}{T} = Cst \text{ à } P \text{ constante} \quad (2)$$

3. **Loi d'Avogadro -Ampère:** Cette loi énonce que: à pression et température données, tous les gaz parfaits ont le même **volume molaire** V_m. Soit, pour deux gaz **1** et **2** quelconques aux mêmes pressions et températures :

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} = V_m = Cst \text{ à pression et température constantes} \quad (3)$$

Où n_1 et n_2 sont le nombre de moles des gaz **1** et **2** respectivement et V_1 et V_2 leur volume.

- **Volume molaire normal des gaz parfaits -Valeurs calculées d'après la loi des gaz parfaits**

Conditions	pression	température	Volume molaire
Conditions normales ou **CNTP**	1 **atm**	**0 °C** (273.15 K)	**22.4** litres/mole
Conditions standards ou **CSTP**	1 **bar**	**25 °C** (298.15 K)	**24.8** litres/mole

NB : **1 atmosphère** = 101 325 **Pa** = 1,01325 **bar**; 1 **bar** = 100 000 **Pa**

4. **Loi de Gay-Lussac :** le rapport des deux paramètres P et T d'un gaz parfait est constant à volume constant.

$$\frac{P}{T} = Cst \text{ à } V \text{ constant} \quad (4)$$

5. **Loi de Dalton - loi des pressions partielles** : c'est une loi de thermodynamique énonçant que la **pression** au sein d'un **mélange de gaz parfaits** est égale à la somme des **pressions partielles** de ses constituants :

$$P_{Totale} = \sum_i P_i \quad (5)$$

La combinaison des lois précédentes conduit à la loi générale connue des gaz parfait :

$$P.V = n.R.T \quad (6)$$

Avec :

P est la pression mesurée en (Pa) ;

V est le volume mesuré en (m^3) ;

n est le nombre de moles ou la quantité de gaz en (mole) ;

R est la constante des gaz parfaits mesurée en (Pa. m^3/mol. K ou J/mol. K). Sa valeur empirique est :

$$\mathbf{R = 8.314\ J.\ mol^{-1}.K^{-1}\ (SI)}$$

$$\mathbf{R = 0{,}0082\ \ell.atm\ .mol^{-1}.K^{-1}\ (CGS)}$$

T est la température absolue mesurée en (K).

La loi des gaz parfaits (éq.6) peut être exprimée autrement :

$$\boldsymbol{P.V = N\ .K_B.T} \qquad \textbf{(7)}$$

Dans cette équation :

N est le nombre de particules constituant le gaz (**N = n**$\times\ N_{Av}$) où N_{Av} est le nombre d'Avogadro donné par la valeur :

$$N_{Av} = 6.023 \times 10^{23}/mol$$

$\mathbf{K_B}$ est la constante de Boltzmann ($\mathbf{K_B} = \frac{R}{N_{Av}} = \frac{8.314}{6.023 \times 10^{23}} = 1.381 \times 10^{-23}\, J.K^{-1}$)

***Comportement d'un gaz réel - Loi de J. D. Van der Waals**

Un gaz réel diffère du gaz parfait dont les molécules **ont un volume** (non négligeable) et **interagissent entre elles** par des forces appelées **forces de van der Waals.** Donc la pression du gaz réel appliquée sur la paroi du récipient sera plus faible que celle du gaz parfait et elle est donnée par l'équation :

$$\mathbf{P_{Paroi} = P_{Cinétique} - a\frac{n^2}{V^2}}$$

Avec

$\mathbf{P_{Cinétique}}$ est la pression du gaz sur la paroi en négligeant les interactions entre particules (modèle du gaz parfait-théorie cinétique des gaz parfaits);

a est un paramètre correctif qui tient compte des interactions entre molécules ;

n : est la quantité de matière en moles ;

V est le volume du gaz réel.

Dans ce cas le volume du gaz réel qu'il faut à prendre en compte est :

$$\mathbf{V = V_{cinétique} + nb}$$

Où

$\mathbf{V_{Cinétique}}$: est le volume du gaz en négligeant le volume des particules de celui-ci (modèle du gaz parfait –théorie cinétique des gaz) ;

n : est la quantité de matière en moles ;

b : est un paramètre correctif appelé ***covolume*** qui tient compte du volume des particules.

La correction de l'équation **6** pour un gaz réel conduit à la loi de Van der Waals des gaz réels :

$$P_{Cinétique} \times V_{Cinétique} = (P_{aroi} + a\,\frac{n^2}{V^2}) \times (V - n\,b) \qquad (7)$$

***L'énergie cinétique d'un gaz**

Si une molécule de gaz de masse ***m*** se déplace à une vitesse ***v*** dans un récipient, son énergie cinétique vaut :

$$E_C = \frac{1}{2}mv^2 \qquad (8)$$

Pour un gaz constitué de ***N*** particules identiques, son énergie cinétique totale est :

$$E_C = N\frac{1}{2}mv^2 = N\frac{3}{2}K_BT \qquad (9)$$

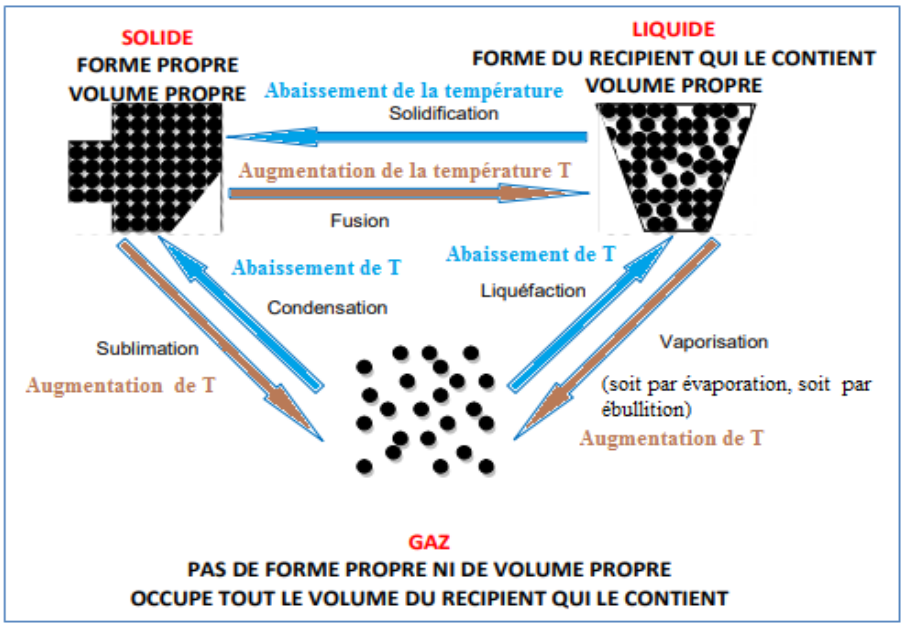
D. Autres états de la matière

Plasma : C'est un gaz ionisé résulte de l'échauffement de la matière à des températures très élevées (environ 2000°C). Il en résulte que les atomes de la matière perdent des électrons et deviennent des ions positifs. Le plasma est présent dans les étoiles, y compris notre soleil, et dans les éclairs.

I.3. Les changements d'état

La matière peut se transformer d'un état à un autre selon les conditions du milieu environnant notamment la **température** et la **pression** aux lesquelles elle se trouve. La transformation de la matière d'un état à un autre est toujours accompagnée de **dégagement** ou **d'absorption d'énergie** plus d'un **changement du volume**. Ces différents états contiennent les mêmes molécules.

La différence du comportement est principalement causée par des variations de **liaisons intermoléculaires** qui ont pour effet **de relier les molécules entre elles**. En revanche, **l'agitation thermique et le mouvement Brownien** ont pour effet de les **dissocier**. Le schéma de la figure **4** identifie les différents changements d'état.



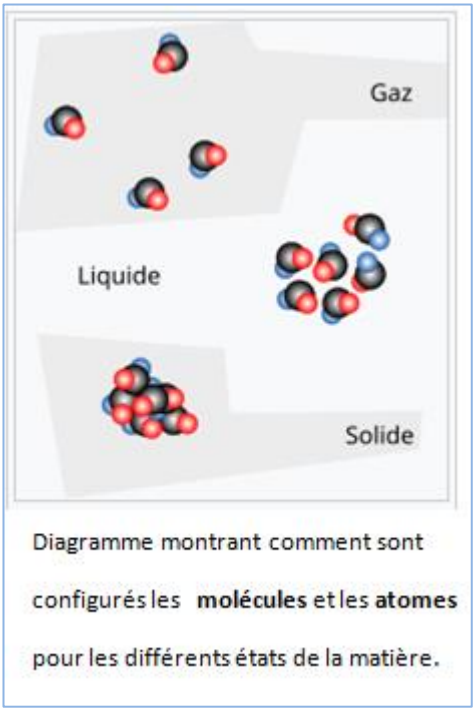


Figure 4. *Transformations de la matière.*

Remarques et précisions

1. Un fluide est une matière **n'ayant pas de forme propre** et qui **prend la forme de son contenant**.

2. La classification solide, liquide, gaz ne s'applique qu'aux corps purs ;

3. La masse ne change pas lors d'un changement d'état mais le volume peut varier ;

4. Une substance dite « pure » : est constituée uniquement d'un seul type d'atomes/ ou molécules. ;

5. D'u point de vue **structural** (organisation et arrangement des atomes)), les matériaux peuvent être classés en trois catégories correspondant aux états :

- **Etat ordonné** : comme les cristaux (ou solides) ; les atomes sont arrangés d'une manière très régulière ou ordonnée selon un réseau à 3 dimensions.

Exemples : la glace, le sel de cuisine (Na^+ Cl^-), le fer, l'alumine (Al_2O_3),……etc.

-Etat désordonné : comme les solides amorphes (état ni solide ni liquide).

Exemples : les verres et les plastiques.

-Etat intermédiaire ou mésomorphe : un état entre solide et liquide comme le savon.