

Chapitre 1 :

Les états de la matière

I. GENERALITEES

La matière :

La **matière** est ce qui compose tout corps ayant une réalité tangible. La matière occupe de l'espace et possède une masse. Ainsi, en physique, tout ce qui a une masse est de la matière. Ne pas confondre avec matériau, qui est le type, la sorte ou la classe de matière utilisé pour réaliser une pièce.

Les états de la matière

En physique, un **état de la matière** correspond à un certain degré de cohérence de la matière (densité, structure cristalline, indice de réfraction...) qui se traduit par des comportements définis par les lois de la physique (malléabilité, ductilité, viscosité, loi des gaz parfaits, etc.)

Les trois états de la matière :

La matière est divisée en trois types (états) : les solides, les liquides et les gaz.

Elle est classée en différentes catégories : matière céramique, matières plastiques, matière organique, Métal (fer, aluminium...), matière minérale (les roches), verre....

Les propriétés physiques de la matière

Une propriété physique est une propriété qui peut être observée d'une façon directe à l'œil nu ou à l'aide des appareils de mesures sans modifier la nature de la substance. Exemples : **la densité, la pression, la conductivité, la solubilité, la température d'ébullition, la température de fusion**, la couleur, la texture, la dureté, l'élasticité ...

Les propriétés chimiques de la matière

Les propriétés chimiques permettent d'identifier une substance pure à l'aide d'une réaction chimique qui changera la nature de la substance. Elles décrivent la réaction d'une substance avec d'autres substances chimiques.

Ex : la combustion : réaction d'une substance avec le dioxygène.

Les propriétés macroscopiques et microscopiques

Une **propriété macroscopique** est une caractéristique d'un corps qui peut être observée en l'observant globalement. C'est une propriété à *grande échelle*, par opposition aux « propriétés microscopiques » qui caractérisent les plus petits constituants du corps. En biologie c'est en général à *notre échelle*.

En médecine, en particulier en anatomie pathologique, le **macroscopique** désigne ce qui est visible à l'œil nu. Cela s'oppose au "microscopique", qui désigne ce qui ne peut se voir qu'au microscope optique ou électronique. Mais cette traduction ne convient pas vraiment à la chimie ou à la physique moléculaire. Dans ces disciplines, les propriétés macroscopiques de la matière sont des propriétés qui caractérisent le comportement collectif d'un ensemble de sous-structures assemblées en grand nombre.

Et à l'inverse, on parle de propriétés microscopiques lorsque l'on considère les propriétés individuelles de chacune de ces sous-structures.

Par exemple, pour un matériau cristallin, une quantité telle que la conductivité électrique est une propriété macroscopique. Celle-ci est dépendante de propriétés microscopiques, telles que la structure cristalline à l'échelle des atomes. A une échelle intermédiaire, des nouvelles propriétés dites **mésoscopiques** peuvent être caractérisées, comme dans le cas des nanomatériaux.

Pour les longueurs, l'échelle macroscopique correspond à l'ordre de grandeur de la taille humaine (dimensions supérieures à 1 mm).

II. L'ETAT GAZEUX

À l'échelle macroscopique, un gaz :

- ne possède ni forme propre, ni volume propre ;
- tend à occuper tout le volume disponible.

À l'état gazeux, les particules sont très faiblement liées, quasiment indépendantes (on les considère indépendantes dans le modèle des gaz parfaits, qui décrit bien le comportement des gaz basse pression).

Un corps à l'état gazeux n'est constitué que d'atomes et de molécules.

II. 1. Les gaz parfaits

Et pourtant, en 1811, le physicien italien Amadeo Avogadro s'est rendu compte que si on prend une certaine quantité de n'importe quel gaz à la température ambiante et à la pression atmosphérique, il occupe à peu près un volume de 22,4 litres.

Le volume, la pression et la température d'un gaz sont 3 grandeurs liées entre-elles chez les gaz. Si on connaît le volume et la température d'une certaine quantité de gaz, on peut en déduire la pression qui règne dans le système.

Des relations mathématiques simples décrivent bien la réalité des gaz si on fait quelques simplifications. On invente alors un gaz idéal, un gaz "parfait" qui aurait quelques propriétés:

Loi des gaz parfaits

La loi des gaz parfaits est une relation simple qui lie le volume (V), la pression (P) et la température (T) d'un gaz:

The diagram shows the equation $PV = nRT$ on a black background. Handwritten annotations in white include: 'nombre de mole' with an arrow pointing to 'n', 'constante des gaz parfaits' with an arrow pointing to 'R', and '= constante si le système est isolé' with an arrow pointing to the entire equation. The variable 'n' is circled with a dashed line.

La loi des gaz parfaits n'est rigoureusement juste qu'à certaines conditions:

- le système doit être isolé: s'il y a un transfert de matière, le nombre de mole «n» n'est plus constant.
- Le «volume propre» des molécules doit être négligeable par rapport au volume occupé par le gaz. La loi n'est plus valable à très haute pression.
- Les molécules ne doivent pas interagir les unes avec les autres autrement que par des chocs aléatoires.

Ces conditions sont réalisées chez les gaz rares: Ils sont monoatomiques et leurs atomes n'ont aucune affinité les uns pour les autres. On les trouve dans la 8e colonne du tableau périodique.

Pour tous les autres gaz, on se contentera d'une bonne approximation.

III. THEORIE CINETIQUE DES GAZ PARFAITS

Théorie par laquelle on cherche à expliquer le **comportement macroscopique** d'un gaz à partir des caractéristiques des mouvements des particules (atomes, molécules, etc.) qui le composent (**comportement microscopique**).

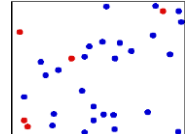


Elle permet notamment de donner une **interprétation microscopique** aux notions de :

- **Température** : c'est une mesure de l'agitation des corpuscules, plus précisément de leur énergie cinétique
- **Pression** : la pression exercée par un gaz sur une paroi résulte des chocs des particules sur cette dernière

III.1. Hypothèses de la théorie cinétique des gaz: Chaos moléculaire

Les molécules du gaz se déplacent librement et subissent des collisions molécule/molécule ou molécule/paroi qui modifient sans cesse leurs trajectoires et leurs vitesses.



Répartition des molécules dans l'espace

Pour décrire la répartition des molécules dans l'espace on ne cherche pas à déterminer leur position mais plutôt à connaître la valeur de ρ (masse volumique en chaque point, à chaque instant).

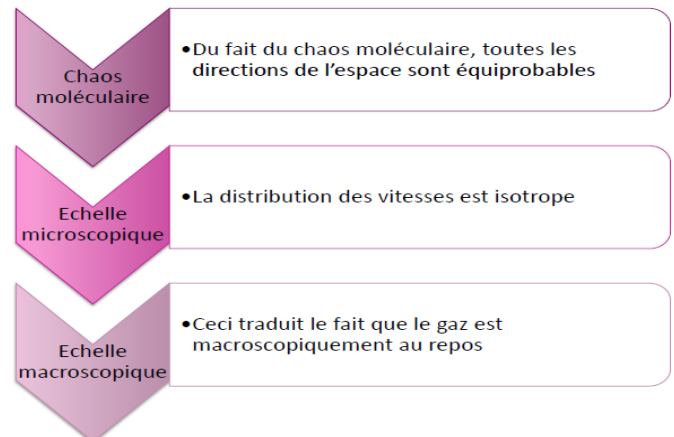
- On définira $n = \text{nombre de mol} = m/M_{\text{molaire}}$ contenu dans un volume donné.
- La vitesse d'une particule est déterminée par ses trois composantes v_x, v_y et v_z



Pour toute particule : $v^2 = v_x^2 + v_y^2 + v_z^2 \rightarrow \langle v^2 \rangle = \langle v_x^2 \rangle + \langle v_y^2 \rangle + \langle v_z^2 \rangle \rightarrow 3\langle v_x^2 \rangle = 3\langle v_y^2 \rangle = 3\langle v_z^2 \rangle$

$$\langle v_x^2 \rangle = \langle v_y^2 \rangle = \langle v_z^2 \rangle = \frac{1}{3} \langle v^2 \rangle$$

Vitesse quadratique moyenne



III.2. Cinétique du Gaz Parfait

Nous allons considérer N molécules dont nous allons déterminer les relations existant entre la pression, la vitesse, la température et l'énergie cinétique.

Calcul de Pression cinétique d'un gaz parfait

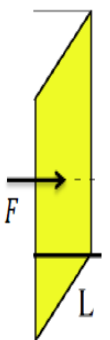
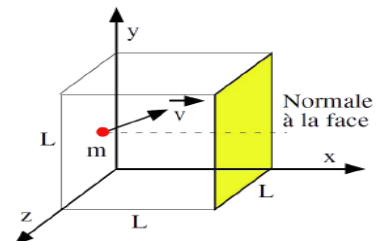
Considérons N molécules enfermées dans un cube de côté L .

- Les parois de ce cube sont maintenues à la température T .
- Le gaz constituée de ces molécules est un **gaz parfait** : les molécules n'ont pas d'interaction entre elles autre que des chocs (il n'y a pas de réactions chimiques).
- La quantité de mouvement transférée à la paroi perpendiculaire à x est $\Delta p_x = 2mv_x$ à chaque collision d'une molécule.
- La molécule va rebondir entre les deux faces perpendiculaires à x .
- L'intervalle de temps entre deux collisions de la molécule sur la face colorisée est de :

$$\Delta t = \frac{2L}{v_x} \rightarrow \text{aller - retour}$$

- Le transfert de quantité de mouvement par unité de temps à la face sera pour chaque molécule :

$$\frac{\Delta p_x}{\Delta t} = \frac{2 m v_x}{\frac{2L}{v_x}} = \frac{mv_x^2}{L}$$



- Par la 2ème loi de Newton, $F = \Delta p / \Delta t$ avec F la force exercée par la molécule sur la face colorisée
- Pour trouver la force totale, nous devons sommer sur toutes les molécules, et, pour calculer la pression, diviser par l'unité de surface L^2 car $P = F/S$

$$F = \frac{mv_x^2}{L}$$

$$P = \frac{F_x}{L^2} = \frac{1}{L^2} \sum_{i=1}^N \frac{m v_{x,i}^2}{L}$$

$$P = \frac{N m}{L^3} (v_x^2)_{\text{moy}} = \frac{N m}{V} \langle v_x^2 \rangle$$



$$P = \frac{N m}{V} \langle v_x^2 \rangle \rightarrow \text{sur 1 face du cube}$$

Les molécules ayant des vitesses distribuées de manière isotrope dans l'espace :

$$\langle v_x^2 \rangle = \langle v_y^2 \rangle = \langle v_z^2 \rangle = \frac{1}{3} \langle v^2 \rangle$$

$$P = \frac{1}{3} \frac{N m}{V} \langle v^2 \rangle$$

Cette équation illustre l'esprit de la théorie cinétique des gaz : elle relie une **grandeur macroscopique** → **pression**, à une **grandeur microscopique** → **vitesse moyenne quadratique**

Vitesse moyenne et température

Nous allons mettre en relation, avec la théorie cinétique, la température d'un gaz avec la vitesse des molécules conformant le gaz

- A partir de l'équation des gaz parfaits $PV = nRT$, La constante des gaz parfaits $R = k N_A$, où $k = \text{cte}$ de Boltzmann alors :

$$P = \frac{1}{3} \frac{N m}{V} \langle v^2 \rangle \rightarrow PV = \frac{N m}{3} \langle v^2 \rangle = n k N_A T$$

$$PV = \frac{N m}{3} \langle v^2 \rangle = n R T$$

$$\rightarrow PV = \frac{N m}{3} \langle v^2 \rangle = n k N_A T$$

- La masse molaire du gaz $M_{\text{mol}} = N_A m$
- Le nombre de particules : $N = n N_A \rightarrow n = \frac{N}{N_A}$

$$\rightarrow PV = \frac{N m}{3} \langle v^2 \rangle = \frac{N}{N_A} k N_A T \rightarrow \frac{N m}{3} \langle v^2 \rangle = N k T$$

$$\langle v^2 \rangle = \frac{3 k T}{m} = \frac{3 \frac{R}{N_A} T}{m} = \frac{3 R T}{M_{\text{mol}}}$$

$T = 300 \text{ K}$

Gaz	Masse molaire [g/mol]	$\sqrt{\langle v^2 \rangle}$ [m/s]	Gaz	Masse molaire [g/mol]	$\sqrt{\langle v^2 \rangle}$ [m/s]
H ₂	2,02	1920	N ₂	28,0	517
He	4,0	1370	O ₂	32,0	483
Vapeur H ₂ O	18,0	645	CO ₂	44,0	412

Énergie Cinétique Moléculaire

$$\langle E_{cin} \rangle = \left\langle \frac{1}{2} m v^2 \right\rangle = \frac{1}{2} m \langle v^2 \rangle \rightarrow$$

$$\langle v^2 \rangle = \frac{3 k T}{m} \Rightarrow \langle E_{cin} \rangle = \frac{1}{2} m \frac{3 k T}{m}$$

$$\langle E_{cin} \rangle = \frac{3}{2} kT$$

Conclusions : A une température T donnée, toutes les molécules d'un gaz parfait, quel que soit leur masse ont la même *énergie cinétique moyenne de translation*

Mesurer la température d'un gaz, c'est également mesurer l'énergie cinétique moyenne de translation de ses molécules

Degrés de liberté

➔ Pour un gaz monoatomique comme He, Ne, Ar, Xe, ... l'énergie cinétique de translation

Constitue l'entier de l'énergie cinétique, ces atomes, ne pouvant avoir que des translations dans les 3 directions de l'espace.

$$\langle E_{cin} \rangle = \frac{3}{2} kT$$

➔ Pour des molécules diatomiques, il y a des mouvements supplémentaires de rotation :

Ces deux mouvements de rotation s'ajoutent au mouvement de translation du CM de la molécule.

➔ Pour des molécules diatomiques est possible aussi d'osciller (vibrer) indépendamment

l'un de l'autre le long de l'axe qui les joint

➔ Pour des molécules polyatomiques : tous ces mouvements sont permis :

- ✓ Translations
- ✓ Rotations
- ✓ Vibrations

Le nombre de coordonnées nécessaires pour localiser tous les atomes dans une molécule désigne le nombre de degrés de liberté

1) En première approximation, nous pouvons considérer que la molécule est décrite par son CM \Rightarrow 3 degrés de liberté

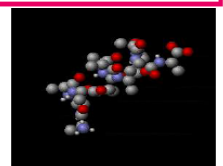
2) Nous pouvons ensuite affiner notre vision de la molécule donc: nous devons ajouter 2 coordonnées pour spécifier le sens de rotation dans l'espace \Rightarrow 2 degrés de liberté

3) Finalement, nous pouvons prendre en considération le fait que les atomes puissent vibrer indépendamment \Rightarrow 2 degrés de liberté.

$$n^{\circ} \text{ degrés de liberté} = 7$$

Conséquences

Pour une molécule diatomique, à température ambiante, nous pouvons ne considérer que le mouvement de translation du CM et les rotations ; au-delà de 2000 K \sim 1700 °C, les oscillations doivent être prises en compte.



Molécule	Exemple	Degrés de liberté		
		Translation	Rotation	Total f
Monoatomique	He	3	0	3
Diatomique	O ₂	3	2	5
Polyatomique	CH ₄	3	3	6

Equipartition de l'énergie

- Chaque type de molécule a ainsi un certain nombre de degrés de liberté.
- Ces degrés de liberté représentent les manières dont la molécule peut stocker de l'énergie.

Le théorème de l'équipartition de l'énergie est fondamental, car il permet de calculer très vite et très simplement certaines quantités physiques (énergie, chaleur spécifique), et acquérir une intuition "statistique" de leur signification.

Maxwell introduit le théorème d'équipartition de l'énergie en associant, en moyenne, à chaque degré de liberté une énergie cinétique moyenne de $\frac{1}{2} kT$ par molécule (ou $\frac{1}{2} RT$ par mole)

Pour 1 degré de liberté
(mouvement selon x)

$$\langle E_{cin} \rangle = \frac{1}{2} kT$$



Pour 3 degrés de libertés
(mouvement selon x , y , et z)

$$\langle E_{cin} \rangle = \frac{3}{2} kT$$

→ Ainsi, pour N molécules présentant un nombre de degrés de liberté f :

$$\langle E_{cin} \rangle = \frac{1}{2} f N k T = \frac{1}{2} f n R T$$

IV. ETAT LIQUIDE

À l'échelle macroscopique, un liquide :

- possède un volume propre ;
- ne possède pas de forme propre : il prend la forme du récipient qui le contient ;
- a une surface libre au repos plane et horizontale (dans un champ de pesanteur uniforme).

À l'état liquide, les particules sont faiblement liées : contrairement à l'état solide, elles peuvent se déplacer spontanément les unes par rapport aux autres (déformabilité) mais, contrairement à l'état gazeux, elles ne sont pas indépendantes (incompressibilité). On peut également dire que leur énergie thermique est suffisante pour leur permettre de se déplacer mais pas de s'échapper...

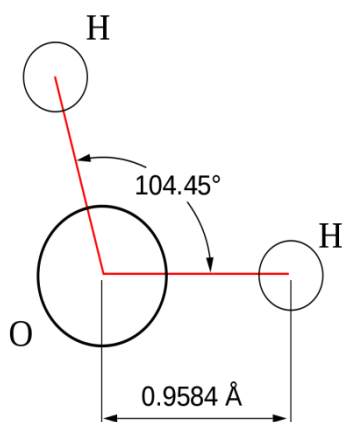
L'état liquide est un état fluide, c'est-à-dire parfaitement déformable.

Molécule d'eau (structure et dissolution) :

La **molécule d'eau**, de formule H_2O , est le constituant essentiel de l'eau pure. Celle-ci contient également des ions résultant de l'autoprotolyse de l'eau selon l'équation d'équilibre : $H_2O = H^+ + OH^-$ (ou $2 H_2O = H_3O^+ + OH^-$). L'eau pure n'est pas présente dans la nature et doit être obtenue par des processus physiques.

Cette molécule a des propriétés complexes à cause de sa polarisation (voir la section Nature dipolaire).

L'eau à pression ambiante (environ un bar) est gazeuse au-dessus de $100^\circ C$, solide en dessous de $0^\circ C$ et liquide entre les deux. C'est là une particularité essentielle ; les autres composés proches ou apparentés (sulfure d'hydrogène, ammoniac et méthane) sont tous gazeux même à des températures bien plus basses.



V. ETAT SOLIDE

À l'échelle macroscopique, un solide :

- possède un volume propre (il est très difficilement compressible ; son volume ne dépend quasiment que de la température par effet de dilatation thermique, généralement faible) ;
- possède une forme propre (mais il peut se déformer sous l'effet de contraintes, en fonction de son élasticité et de sa ductilité).

À l'état solide, les particules (atomes, molécules ou ions) sont liées les unes aux autres par des liaisons chimiques qui fixent leurs positions relatives.

Structure cristalline

La **structure cristalline** (ou **structure d'un cristal**) donne l'arrangement des atomes dans un cristal. Ces atomes se répètent périodiquement dans l'espace en formant ainsi la structure cristalline. Cette structure est complètement décrite par les paramètres de maille du cristal, son réseau de Bravais, son groupe d'espace et la position des atomes dans l'unité asymétrique la maille.

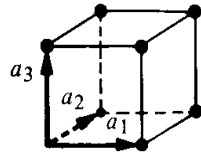
Réseau de Bravais

Un réseau de Bravais est un réseau de nœuds obtenu par translation suivant des vecteurs de base à partir d'un nœud unique. Les réseaux de Bravais sont classés en 14 types en trois dimensions (5 types en deux dimensions) et représentent la périodicité de la structure cristalline. Celle-ci est obtenue à partir d'un ensemble minimal d'atomes occupant l'unité asymétrique, répétés dans l'espace selon les opérations du groupe d'espace du cristal. Tous les matériaux cristallins ont une périodicité correspondant à l'un de ces réseaux (mais pas les quasi-cristaux). Les 14 types de réseau de Bravais en trois dimensions sont listés dans le tableau ci-dessous.

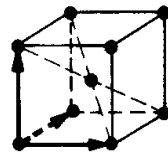
Cubique

$$a_1 = a_2 = a_3$$

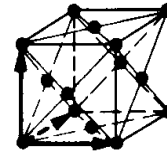
$$\alpha_1 = \alpha_2 = \alpha_3 = 90^\circ$$



Cubique simple (CS)



Cubique centré (CC)



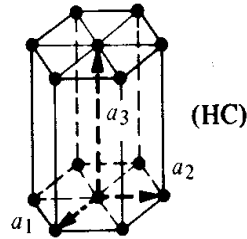
Cubique à faces centrées (CFC)

Hexagonal

$$a_1 = a_2 \neq a_3$$

$$\alpha_1 = \alpha_2 = 90^\circ$$

$$\alpha_3 = 120^\circ$$

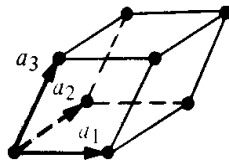


(HC)

Rhomboédrique

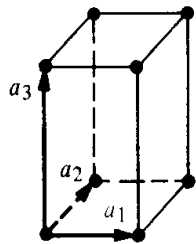
$$a_1 = a_2 = a_3$$

$$\alpha_1 = \alpha_2 = \alpha_3 \neq 90^\circ$$

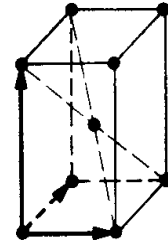
Tétraplagonal ou
quadratique

$$a_1 = a_2 \neq a_3$$

$$\alpha_1 = \alpha_2 = \alpha_3 = 90^\circ$$



Tétraplagonal simple

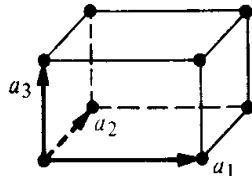


Tétraplagonal centré

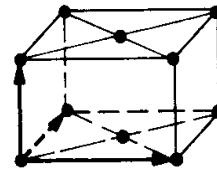
Orthorhombique

$$a_1 \neq a_2 \neq a_3$$

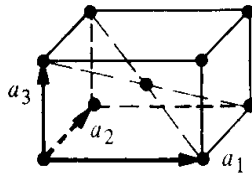
$$\alpha_1 = \alpha_2 = \alpha_3 = 90^\circ$$



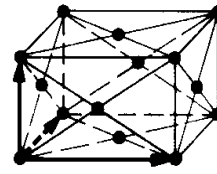
Orthorhombique simple



Orthorhombique à bases centrées



Orthorhombique centré

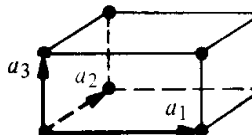


Orthorhombique à faces centrées

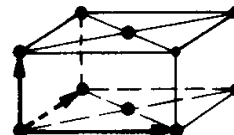
Monoclinique

$$a_1 \neq a_2 \neq a_3$$

$$\alpha_1 = \alpha_2 = 90^\circ \neq \alpha_3$$



Monoclinique simple

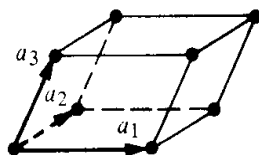


Monoclinique à bases centrées

Triclinique

$$a_1 \neq a_2 \neq a_3$$

$$\alpha \neq \alpha_2 \neq \alpha_3$$



VI. Changement d'état

Le passage d'un état de la matière à un autre est appelé changement d'état. Ce changement se fait sous l'effet d'une modification du volume, de la température et/ou de la pression.

