

Institut des sciences et Technologie
Département des Sciences de la Nature et de la Vie
Sciences de la Nature et de la Vie / Sciences biologiques/ Semestre 3 / Section A

Introduction générale

Le but de ce cours est d'offrir un large exposé des phénomènes physiques en biologie afin de comprendre tous les mécanismes utiles à cette matière. Les différents modes d'application de cette science y sont exposés, à savoir les propriétés et les caractéristiques quantitatives des solutions, le phénomène de diffusion à travers les membranes biologiques, l'étude des phénomènes d'osmose et d'osmose inverse et l'étude des propriétés électriques des solutions avec un rappel intéressant de quelques notions fondamentales sur la conductivité et la résistivité électrique.

Le cours de biophysique tel qu'il est enseigné aux étudiants de tronc-commun des sciences de la nature et de la vie. Il fournit à la fois une description des phénomènes et des mécanismes en jeu, ainsi que des méthodes de base permettant de les quantifier, en s'appuyant sur les approches analytiques et expérimentales.

1. Introduction :

La matière est formée d'un très grand nombre de particules (atomes ou molécules). Les atomes et les molécules sont liés entre eux par des forces électrostatiques : résultantes de forces d'attraction et de répulsion entre les charges électriques. Pour séparer deux molécules (pour faire rompre une liaison moléculaire entre deux molécules) il faut fournir une énergie E_L qu'on appelle énergie de liaison. E_L varie de 0,5 à 20 k.J/mol selon la nature de la substance, mais reste nettement inférieure à l'énergie de liaison covalente entre deux atomes d'une même molécule. L'énergie de liaison covalente varie de 400 à 800 k.J/mol.

Cependant, les molécules ne sont pas figées mais soumises à un état d'agitation désordonné appelé phénomène d'agitation thermique dont l'importance est mesurée par l'énergie cinétique moyenne d'une molécule. Cette énergie cinétique désignée par E_C est proportionnelle à la température absolue et s'exprime par:

$$E_C = \frac{3}{2} K_B T \text{ (en K.J/molécule)}$$

Où

$K_B = 1,38 \times 10^{-23} \text{ J.K}^{-1}$: constante de Boltzmann,

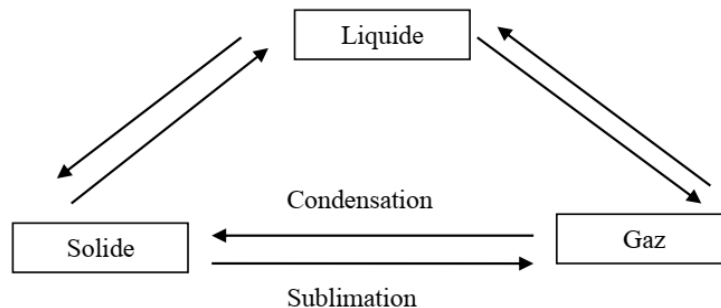
T : température absolue.

Suivant la prédominance de E_C par rapport à E_L , on distingue trois états physiques fondamentaux de la matière : l'état gazeux, l'état liquide et l'état solide.

Si EC est très inférieure à EL ($EC \ll EL$), les molécules ne peuvent pas se séparer les unes des autres et leur énergie cinétique ne traduit que des rotations et des vibrations autour d'une position moyenne fixe. C'est l'état solide.

Si EC est du même ordre de grandeur que EL ($EC = EL$), les molécules peuvent quitter leur position en glissant les unes par rapport aux autres sans se détacher et restent rassemblées. C'est l'état liquide.

Quand la température augmente les molécules tournent et vibrent plus vite, leur EC augmente et lorsqu'elle devient suffisamment supérieure à EL ($EC > EL$), les liaisons intermoléculaires finissent par se rompre. Les molécules sont alors indépendantes les unes des autres dans un état désordonné (mouvement brownien). C'est l'état gazeux.



Les différents états de la matière et leur changement d'état.

2. Gaz:

Un gaz occupe tout l'espace qu'on lui offre. Quand ce gaz est contenu dans une enceinte close, les molécules, dont le nombre est très grand, viennent frapper aléatoirement la paroi de l'enceinte, ce qui est à l'origine de la pression (force exercée sur la paroi). Cette pression est d'autant plus importante que EC est grande (les chocs sont plus violents) et que le nombre de molécules est plus grand. Par exemple, quand on souffle dans un ballon élastique, on y augmente le nombre de molécules d'air, le nombre de chocs augmente et par conséquent la pression augmente et le ballon se dilate.

Le gaz parfait définit un état où les interactions entre les molécules du gaz sont négligeables et les molécules de gaz en elles-mêmes n'occupent pas une portion significative du volume de l'espace occupé par le gaz. Par conséquent, dans un gaz parfait les molécules n'ont que l'énergie cinétique qui reste conservée. Dans les conditions normales (température = 20°C , pression = $10^5 \text{ Pa} = 1 \text{ bar}$), la majeure partie des gaz réels (par exemple, l'air) sont considérés comme gaz parfaits.

Dans le cas d'un gaz parfait, la thermodynamique statistique permet de montrer que la pression P est directement proportionnelle à la température absolue T , au nombre N_m de molécules et inversement proportionnelle au volume V de l'espace occupé par le gaz :

$$P = K_B \cdot T \frac{N_m}{V}$$

Le nombre N_m , étant extrêmement grand, on convient de le diviser par le nombre d'Avogadro N_A . Le nombre de molécule est alors compté en moles (mol) :

$$\frac{N_m}{N_A} = n \text{ mol}$$

L'expression de la pression devient alors :

$$P = K_B \cdot T \frac{n \cdot N_A}{V} = n \cdot N_A \cdot K_B \frac{T}{V}$$

Le produit des deux constantes N_A et K_B est remplacé par la lettre R , appelée « constante de gaz parfaits ».

Avec $N_A = 6,023 \times 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ et $K_B = 1,38 \times 10^{-23} \text{ J.K}^{-1}$, on a $R = 8,32 \text{ J.K}^{-1}.\text{mol}^{-1}$.

L'équation de la pression s'écrit alors : $P = n \cdot R \frac{T}{V}$

et finalement, on obtient l'équation : $PV = n \cdot R \cdot T$ appelée « équation d'état des gaz parfaits ».

Exemple : Initialement, un gaz parfait de volume $V_1 = 5 \text{ m}^3$ est à la pression $P_1 = 500 \text{ Pa}$. On le comprime, en maintenant la température constante, jusqu'à un volume $V_2 = 2 \text{ m}^3$. Quelle est la pression finale P_2 ?

Réponse : On applique l'équation d'état des gaz parfaits :

A l'état initial $P_1 V_1 = nRT_1$

A l'état final $P_2 V_2 = nRT_2$

Puisque, au cours de la compression la température reste constante, nous avons : $T_2 = T_1$

Par conséquent, $P_2 V_2 = P_1 V_1$

D'où $P_2 = \frac{V_1}{V_2} P_1 = \frac{5}{2} \times 500 = 1250 \text{ Pa}$

Nous avons donc $P_2 > P_1$.

Quand la pression d'un gaz réel est supérieure à la normale ($10^5 \text{ Pa} = 1 \text{ bar}$), les interactions entre les molécules ainsi que les volumes de celles-ci ne sont pas négligeables et dépendent fortement de la nature du gaz.

VanderWaals a établi l'équation d'état des gaz réels en introduisant des termes correctifs dans l'équation d'état des gaz parfaits :

$$\left(P + \frac{an^2}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

Où :

P = pression mesurée,

V = volume de l'enceinte,

n = nombre de moles de gaz,

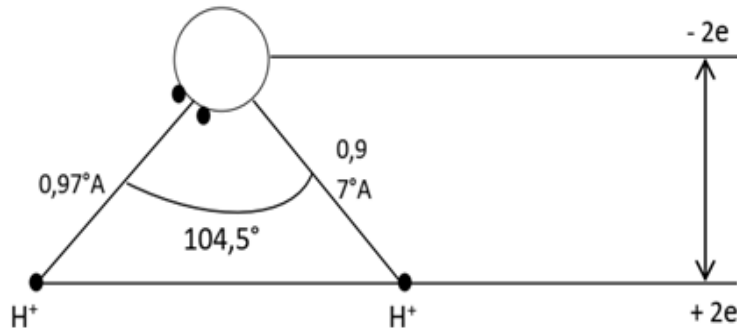
R = constante des gaz parfaits,

T = température absolue.

Le terme $\frac{an^2}{V^2}$ représente la correction de la pression due à l'interaction entre les molécules de gaz. La correction du volume, nb , soustrait le volume des molécules de gaz au volume total de l'espace occupé par le gaz. a et b sont des constantes mesurées et spécifiques à chaque gaz.

3. Liquides : structure de l'eau.

La molécule d'eau est composée d'un atome d'oxygène O qui possède six électrons périphériques (ce qui le prédispose à deux liaisons covalentes) et de deux atomes d'hydrogènes H qui possède un électron sur sa couche. Les interactions électriques entre l'atome O et les atomes H font que la molécule d'eau, H_2O , possède la structure triangulaire suivante :



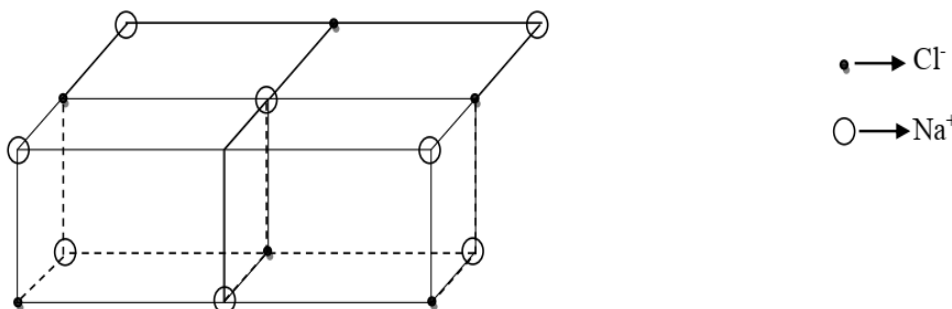
Cette structure montre que l'angle H – O – H est de $104,5^\circ$ et la distance interatomique d'O-H = $0,97\text{Å}$.

L'oxygène étant beaucoup plus électronégatif (il attire les charges négatives) que l'hydrogène, le doublet d'électrons de chaque liaison O – H se déplace vers l'atome d'oxygène. Donc l'atome d'oxygène porte une charge électrique négative ($- 2e$) et les deux atomes d'hydrogène ayant cédé leurs électrons, forment une charge électrique positive ($+ 2e$). Cela fait que la molécule H_2O constitue un dipôle électrique. Ce dipôle est permanent et c'est pourquoi l'eau est très stable et a la propriété d'être un excellent solvant pour d'autres éléments qu'ils soient solides, liquides ou gazeux, par exemple pour les molécules polaires comme HCl ou pour les solides ioniques cristallins comme les sels (NaCl , KCl , etc.). En effet, l'eau peut dissoudre tous les solides ioniques cristallins.

4. Solides : types de structure.

Dans les solides, les atomes et les molécules sont arrangés dans les trois directions de l'espace soit d'une façon essentiellement aléatoire (désordonnée) ou d'une façon régulière et périodique. Dans l'état désordonné, le solide est appelé « solide amorphe » comme les verres tandis que dans l'état ordonné le solide est appelé « solide cristallin » ou « cristal » comme le diamant ou le chlorure de sodium.

La structure des cristaux peut être définie par le plus petit groupe d'atomes (maille) qui se reproduit pour former un réseau. Dans le chlorure de sodium (NaCl), chaque atome Na est entouré par quatre atomes Cl et vice-versa. La maille est un cube en 4 Na et 4 Cl, les atomes se trouvant aux sommets du cube.



Ainsi, les cristaux de sel de NaCl ont une structure cubique. Le graphite et le diamant sont deux solides différents constitués d'atomes de carbone C. Dans le graphite, les atomes de carbone C forment des couches parallèles de mailles hexagonales. Dans le diamant, la maille est cubique

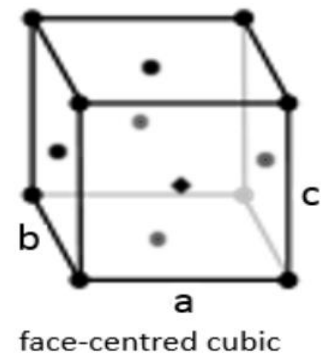
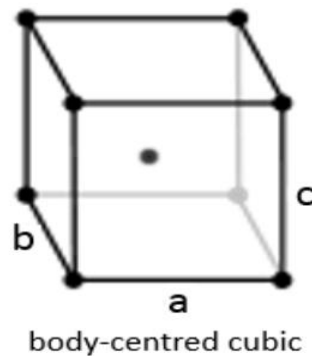
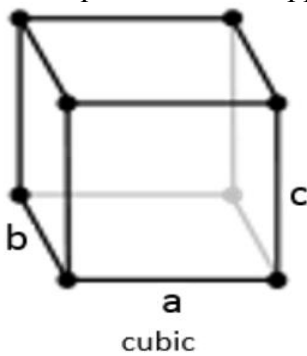
à faces centrées. Alors que les atomes sont les mêmes, les propriétés du diamant et du graphite sont très différents.

La maille d'une structure cristalline est définie par les longueurs des côtés (a , b , c) de la maille, les angles entre les côtés (α , β , γ) et la position des atomes dans la maille. Les côtés différents d'un matériau à un autre.

Les différents types de structure sont les suivants :

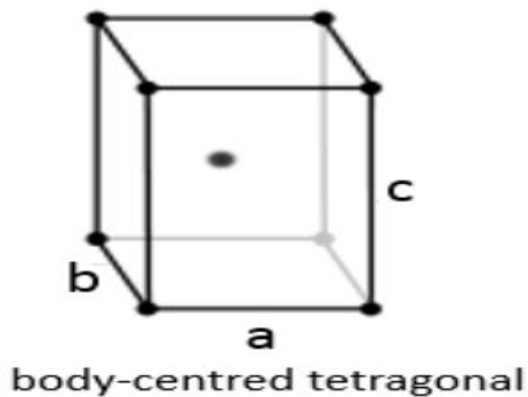
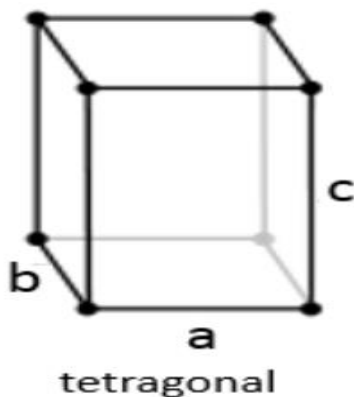
Cubique :

Dans la structure cubique les longueurs des côtés sont égales, $a = b = c$ et $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$. Si un atome est au milieu du cube nous appelons cette structure corps centré. Si un atome est au milieu de chaque face nous l'appelons face centrée.



Quadrilatère :

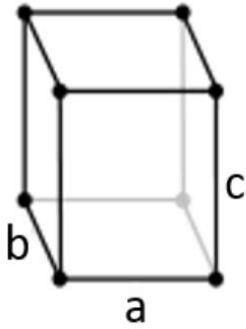
Quand un côté a une longueur différente de celle des deux autres ($a \neq b \neq c$), la structure est appelée quadrilatère. Il existe aussi un corps centré pour cette structure.



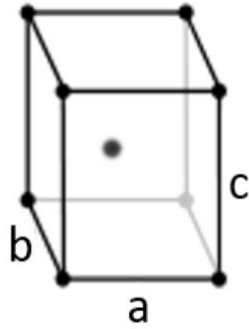
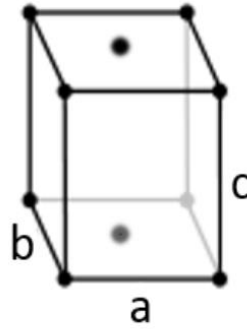
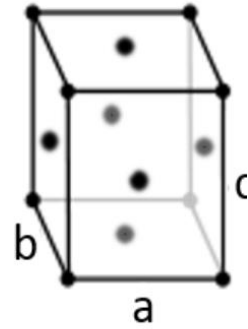
Orthorhombique :

Les angles sont encore de 90° mais aucune des trois longueurs caractéristiques n'est égale ($a \neq b \neq c$).

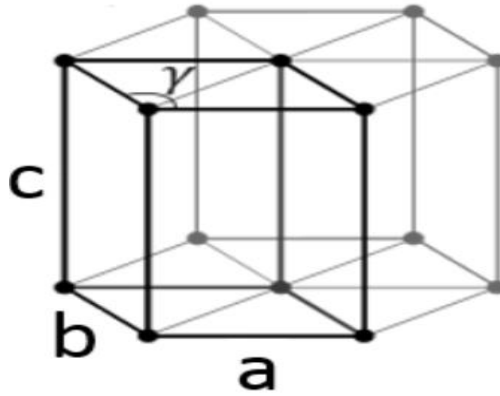
Dans le cas de structures orthorhombiques une structure supplémentaire existe : la structure de base centrée. Dans cette structure les deux côtés opposés présentent un atome au niveau de leur centre. Les deux autres côtés ne le font pas.



orthorhombic

body-centred
orthorhombicbase-centred
orthorhombicface-centred
orthorhombic**Hexagonal :**

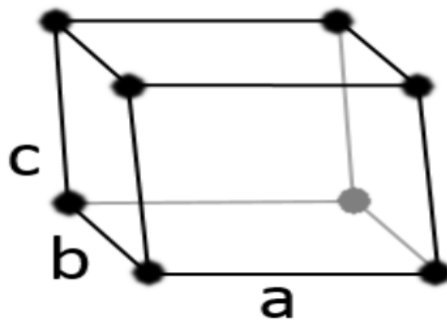
Cette structure est appelée hexagonale mais aucune de ses faces n'est hexagonale. Toutefois si vous assemblez trois d'entre eux vous obtenez un prisme hexagonal. La base et la face supérieure sont en forme de losange ($a = b$) avec un angle $\gamma = 120^\circ$. Les autres faces de la structure sont rectangulaires ($a = b \neq c$) ou carré ($a = b = c$).



hexagonal

Rhomboédrique :

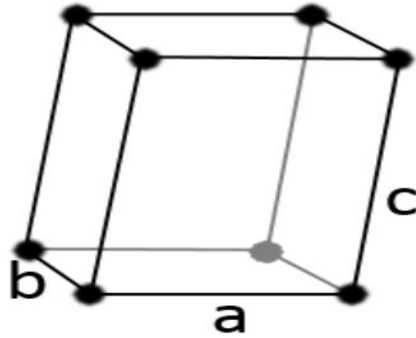
En ce qui concerne les structures cubiques, $a = b = c$ et les angles sont égaux mais dans une structure rhomboédrique les angles ne sont pas droits : $\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$.



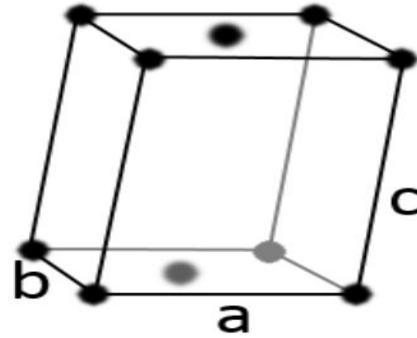
rhombohedral

Monoclinique :

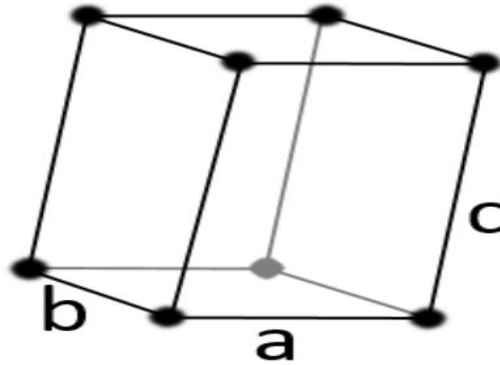
Dans ce cas deux angles sont égaux à 90° mais le troisième angle n'est pas droit. Les côtés ont des longueurs différentes $a \neq b \neq c$.



monoclinic

base-centred
monoclinic**Triclinique :**

Les angles $\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$ sont différents et il n'y a aucun angle droit. Les longueurs sont également différentes $a \neq b \neq c$.



triclinic

5. Etats intermédiaires :**5.1 Cristaux liquides :**

C' est un fluide complexe qui combine les propriétés de la phase liquide et de la phase solide cristallisé.

5.2 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.

5.3 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.