

Physique Chimie



Je travaille seul en silence.

J'aide ou je suis aidé,
seul mon voisin m'entend.Je travaille en équipe sans
déranger personne.

1. Découvrir

Je consulte les ressources :

- Capsule
- Ressources à découvrir sur le site
<http://physchileborgne.free.fr>
- Activité du livre

**Je mets en pratique :**

- TP :



2. S'exercer

Je m'entraîne en réalisant les exercices :

Noter les exercices à faire

**Je m'entraîne en ligne :**

- Quiz :



3. Mémoriser

Je mémorise :

- Utiliser les cartes mentales (sur papier, à l'aide de FreeMind ou SimpleMindFree)
- Utiliser les fiches de cours.



Recommencer souvent en espaçant les séances pour une mémorisation à long terme.

4. Se tester

Je vérifie que je maîtrise les objectifs du chapitre :

- Expliquer la cohésion au sein de composés solides ioniques et moléculaires
- Expliquer la capacité de l'eau à dissocier une espèce ionique et à solvater les ions.
- Expliquer ou prévoir la solubilité d'une espèce chimique dans un solvant par
- Expliquer le caractère amphiphile et les propriétés lavantes d'un savon à partir de la formule semi-développée de ses entités. Citer des applications usuelles de tensioactifs.

**J'ai réalisé :**

- Un compte rendu de TP
- Une rédaction complète d'exercice
- Un calcul
- Une carte mentale
- Un résumé de cours
- Des exercices du devoir surveillé de la session précédente

1. Cohésion des solides

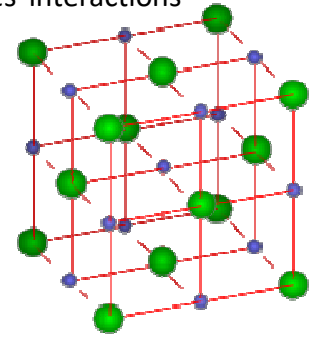
Cohésion des solides ioniques

La **cohésion** des solides ioniques est assurée par une interaction électrostatique selon la loi de Coulomb.

L'interaction répulsive (entre deux ions de charges de même signe) est inférieure à l'interaction attractive (entre deux ions de charges de signes contraires).

Les températures de changement d'état des solides ioniques sont très élevées car les interactions électrostatiques entre les ions constitutifs sont importantes.

Exemple du cristal de sel NaCl



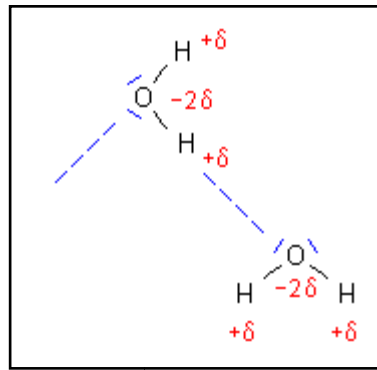
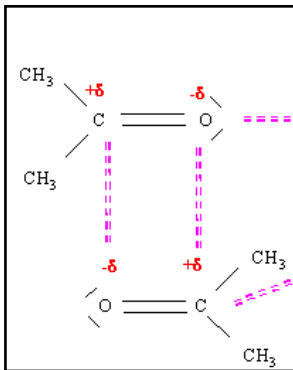
Cohésion des solides moléculaires

Les **interactions** qui assurent la cohésion des solides moléculaires sont **plus faibles** que celles qui assurent la cohésion des solides ioniques.

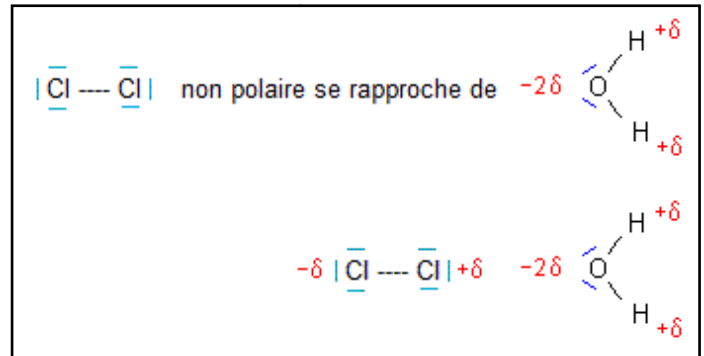
Ces interactions sont de deux types : les interactions de **Van der Waals** et les **liaisons hydrogène**.

Force de Van Der Waals

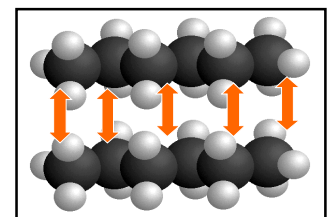
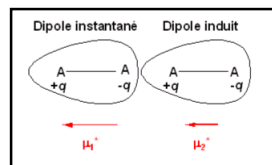
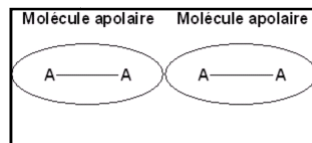
Interactions de **Keeson** entre 2 molécules polaires



Interactions de **Debye** entre 1 molécule polaire et 1 molécule apolaire (ou polaire)

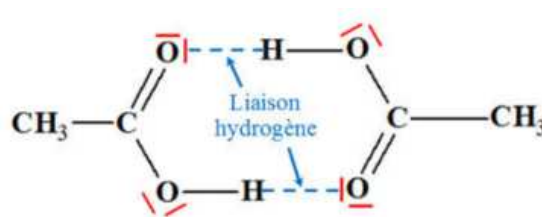
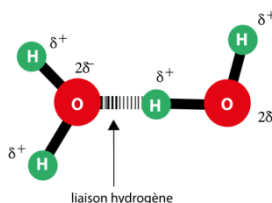


Interactions de **London** entre 2 molécules apolaires ou entre 2 molécules polaires

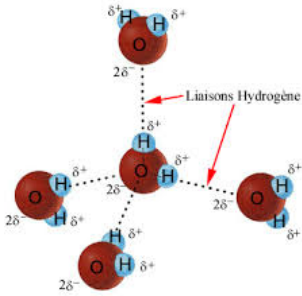


Liaison hydrogène

Une liaison hydrogène se forme lorsqu'un atome d'hydrogène, lié à un atome très électronégatif A, interagit avec un atome B d'une autre molécule, également très électronégatif, et porteur d'un doublet non liant.

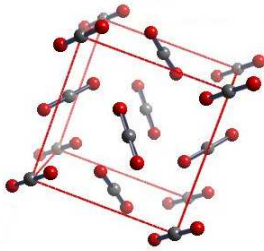


Quelques exemples

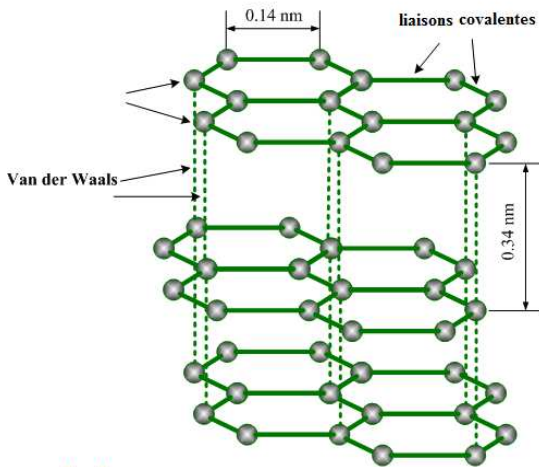


L'eau sous forme solide (glace) présente de longues liaisons hydrogène : la densité de la glace est plus faible que l'eau liquide, la glace flotte.

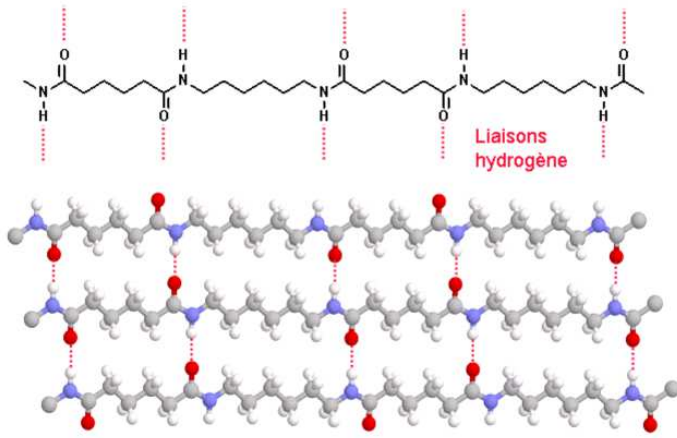
La glace carbonique (CO₂ solide) est un solide moléculaire présentant des liaisons de Van der Waals : peu d'énergie suffit pour sublimer ce produit.



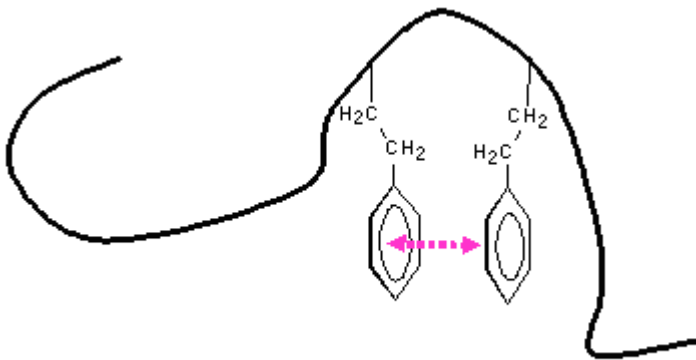
Le graphite est constitué de feuillets dans lesquels les atomes de carbone sont fortement liés par des liaisons covalentes. Entre les feuillets les liaisons sont faibles de type Van der Waals, ce qui explique la friabilité de graphite



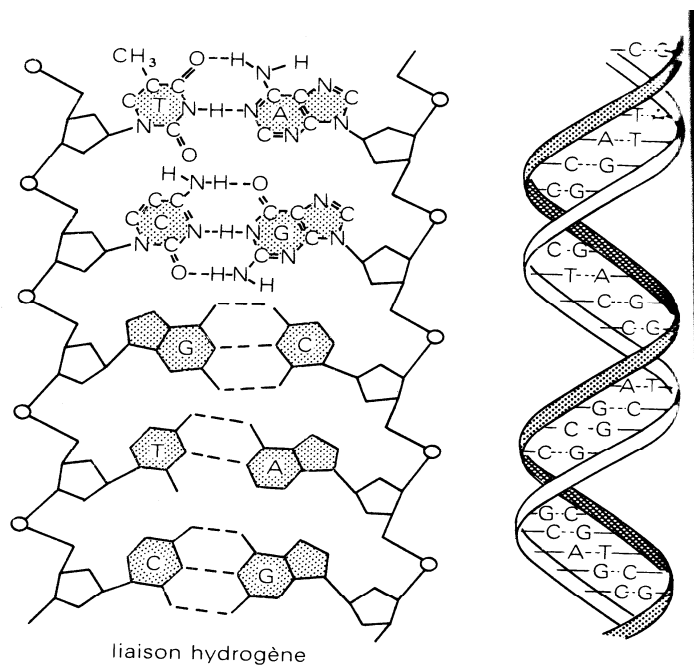
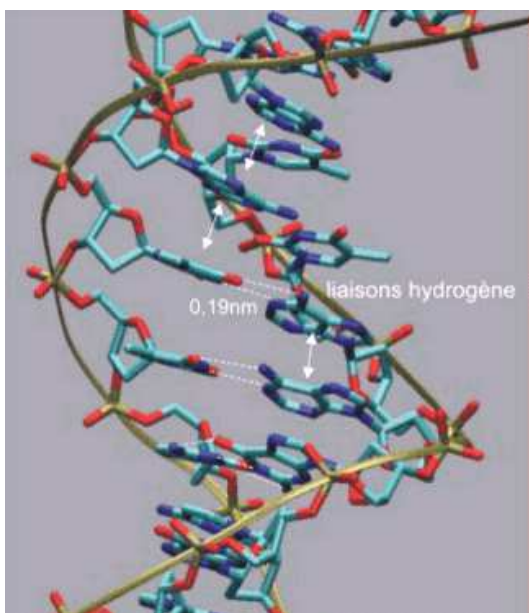
Résistance à la traction des polyamides après étirement du matériau (ex : nylon)



Structure en hélice des protéines : par interaction dipôle induit/dipôle induit, par liaison hydrogène ...



exemple de l'ADN :

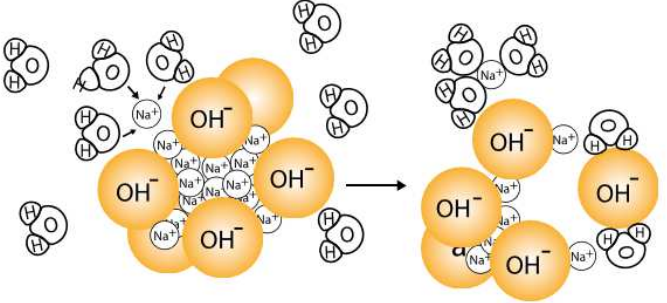
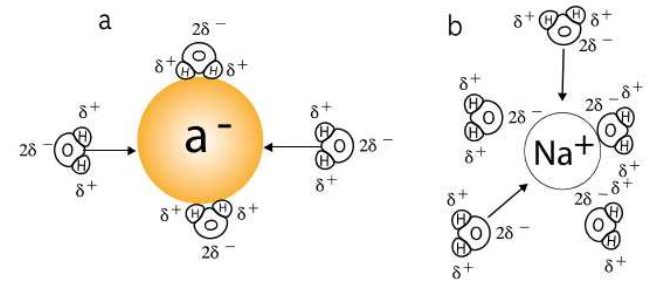


A, C, G, T désignent les motifs adénine, cytosine, guanine, thymine détaillés en haut de la figure

2. Dissolution des solides ioniques

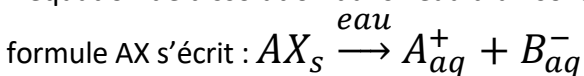
La dissolution d'un solide ionique dans l'eau (ou dans un solvant polaire) se déroule en trois étapes :

- **Dissociation** des ions du solide
- **Hydratation** (ou solvation) des ions
- **Dispersion** des ions dans la solution.

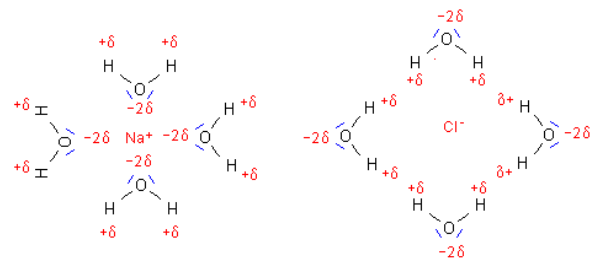
<p>approche des molécules d'eau départ des ions</p> 	<p>Quand le solide ionique est introduit dans l'eau, des molécules d'eau s'orientent à sa proximité : un cation attire la partie qui porte une charge partielle négative d'une molécule d'eau (l'atome d'oxygène) ; un anion attire la partie qui porte une charge partielle positive d'une molécule d'eau (les atomes d'hydrogène). Ces interactions soluté-solvant affaiblissent les forces électrostatiques qui assuraient la cohésion du solide et les ions finissent par se séparer : c'est la dissociation.</p>
<p>a b</p> 	<p>Les ions libérés s'entourent de molécules d'eau : c'est le phénomène de solvation. Ces molécules d'eau jouent le rôle d'un écran éloignant les ions les uns des autres en diminuant les interactions électrostatiques entre cations et anions : les ions restent dispersés dans la solution.</p>

Equation de dissolution

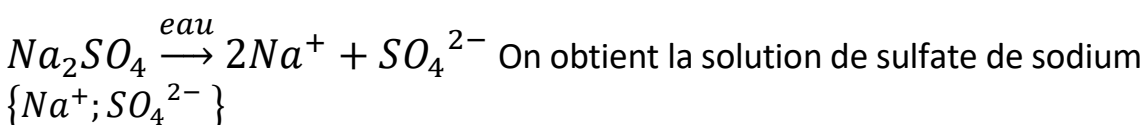
L'équation de dissolution dans l'eau d'un solide ionique de



L'équation de la réaction de dissolution traduit la conservation de la matière et des charges électriques.



Exemples



Si la concentration de la solution de sulfate de sodium $\{Na^+; SO_4^{2-}\}$ est notée c alors les concentrations des ions sont :

$$[SO_4^{2-}] = c \quad \text{et} \quad [Na^+] = 2 \cdot c$$

3. Extraction par un solvant

Solubilité

Capacité d'une espèce chimique à se dissoudre dans un solvant donné : plus on peut dissoudre une quantité importante d'une substance dans un liquide et plus sa solubilité est grande.

Cette **solubilité** correspond à la concentration d'une **solution saturée** c'est à dire d'une solution où a été dissous le maximum de soluté.

Exemple :

- Solubilité du sel dans l'eau : 360 g.L⁻¹
- Solubilité du sel dans l'éthanol : 0,65 g.kg⁻¹



Extraction par un solvant

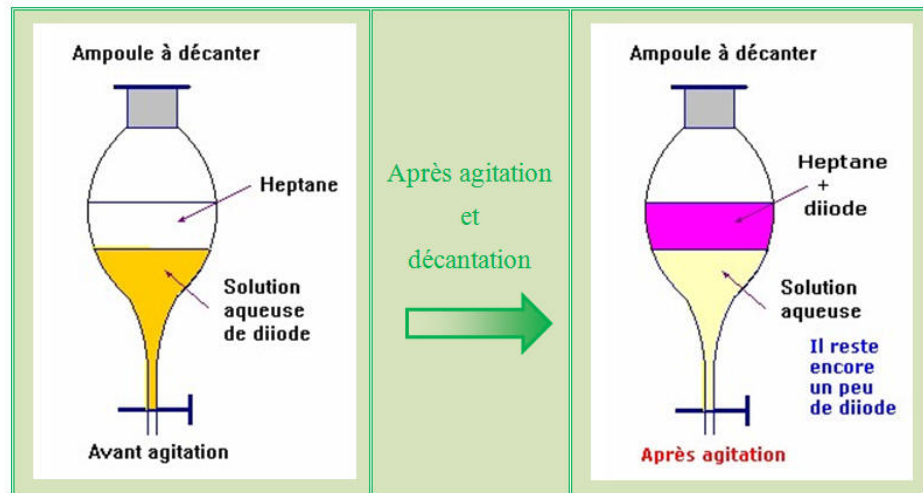
Liaisons de Van der Waals et liaison hydrogène

La présence d'une polarité influence la solubilité.

Exemple :

Le diode I₂ est apolaire
L'heptane est apolaire
L'eau est polaire.

Le diode aura une plus grande solubilité dans l'heptane car les liaisons de Van der Waals sont globalement plus élevées dans ce cas.



Une **extraction par solvant** est un procédé qui permet de retirer un ou des espèces chimiques présent dans un milieu liquide ou solide dans un autre solvant (ici on extrait le diode à l'aide du solvant heptane).

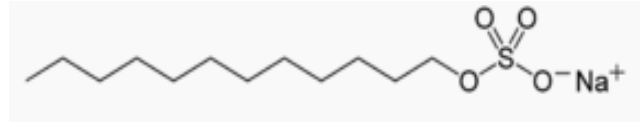
Quelles sont les principales méthodes d'extraction ?

- **Décoction** : La plante est placée dans de l'eau froide, portée à ébullition, refroidie et filtrée.
- **Macération** : Un solide est placé dans un solvant organique froid.
- **Infusion** : Un végétal est dissout dans une eau bouillante qu'on laisse refroidir.
- **La décantation** : Séparation par gravitation de deux liquides non miscibles ou d'un liquide et solide (eaux usées).
- **L'enfleurage** : Récupération des composés aromatiques de plantes fragiles en les déposant sur des graisses «absorbantes».
- **L'hydro-distillation** : Distillation d'une solution aqueuse contenant des composés organiques qui ne sont pas miscibles dans l'eau. Cette technique permet de récupérer des composés odorants ou des huiles essentielles.

4. Hydrophilie, lipophilie ,amphiphilie

Certaines espèces chimiques, appelés savon ou tensioactifs, possèdent une partie polaire et une partie apolaire ce qui leur permet de créer des émulsions entre un solvant polaire et un solvant apolaire non miscible (comme l'eau et l'huile).

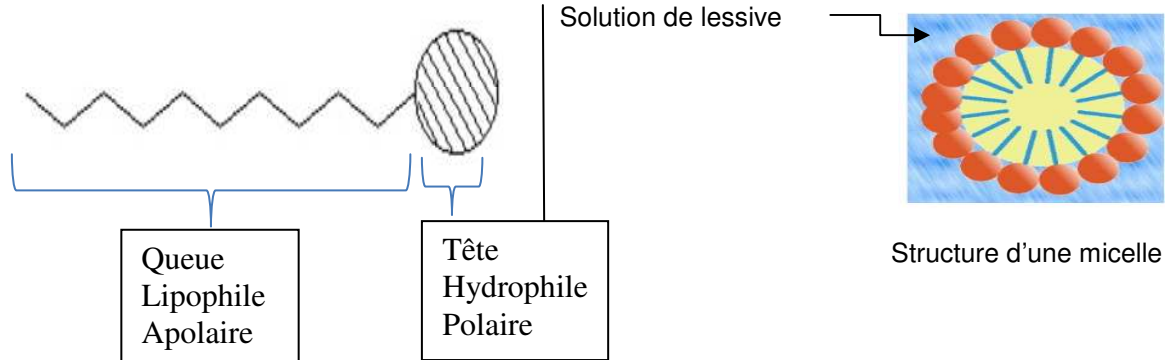
Exemple de tensioactif présent dans une lessive utilisée : le dodécylsulfate de sodium (« SDS »)



Structure d'un tensioactif et mode d'action

Un tensioactif est une molécule composée de deux parties : une « tête » hydrophile et une « queue » lipophile. C'est cette structure particulière qui confère à la molécule ses propriétés détergentes.

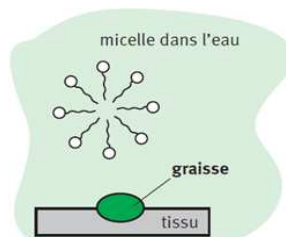
Alors que la tête hydrophile du tensioactif est attirée par l'eau, sa queue lipophile en est repoussée, ce qui entraîne la formation de micelles quand la concentration en Tensio-actif est suffisante.



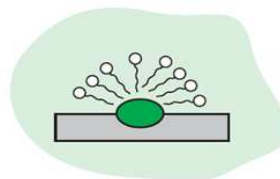
Une molécule à la fois lipophile et hydrophile est qualifiée d'entité amphiphile.

Une fois formées, les micelles vont intervenir dans le lavage du linge sale selon plusieurs étapes.

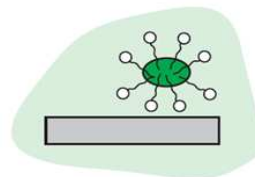
1^{re} étape : structure en micelle



2^e étape : attaque par la partie lipophile



3^e étape : la graisse est emportée par l'eau de lavage



D'après l'académie en ligne.fr