

# COHESION DE LA MATIERE

## 1- Cohésion des solides

Selon l'espèce chimique, la cohésion d'un solide est assurée par des liaisons covalentes (diamant), un partage d'électrons par tous les atomes du solide (métaux). Il existe également des solides où il n'y a pas d'ordre au niveau microscopique, on les appelle des solides amorphes, c'est le cas du verre par exemple.

Dans ce chapitre, on va étudier le cas où la cohésion se fait par:

- Interaction entre ions.
- Interaction entre molécules polarisées.
- Interaction par pont hydrogène.

Selon la nature de l'interaction au niveau microscopique, l'énergie de cohésion peut changer de façon importante.

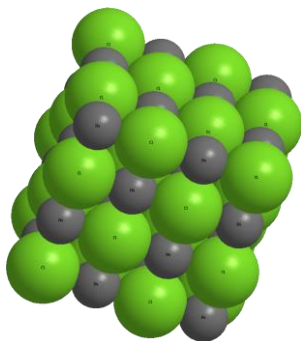
## 2- Cohésion des solides ioniques

### 2.1- Solide ionique

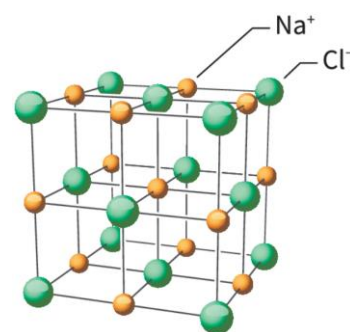
Un solide ionique est un arrangement très régulier d'anions et de cations, il est électriquement neutre.

Sa formule statistique indique la nature et la proportion d'anions et de cations présents dans le cristal.

Le chlorure de sodium (sel de cuisine) est un cristal ionique constitué par un empilement régulier de cations  $\text{Na}^+$  et d'anions  $\text{Cl}^-$ .



Modèle compact  
Cristal de chlorure de sodium



Modèle éclaté  
Maille élémentaire du réseau cristallin

Sa structure est organisée (solide cristallisé). L'empilement régulier d'ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  peut être représenté, par un modèle compact ou éclaté.

## 2.2- Cohésion

La cohésion d'un cristal ionique est assurée par des forces d'attractions électrostatiques entre les cations et les anions.

Il y a également une compétition avec les forces de répulsions entre les ions de même charge électrique.

Enfin, les électrons des couches internes des ions forment comme une sphère dure infranchissable, et la structure du cristal ionique dépendra aussi de la taille des différents ions.

Ces forces de cohésions sont intenses, et l'énergie nécessaire pour les vaincre est importante. Par exemple, pour faire fondre le chlorure de sodium, il faut le chauffer à plus de 800 °C.

Dans le cas d'un cristal comme le chlorure de sodium:

- Deux charges électriques sont en interaction électrostatique: les charges de même signe se repoussent et les charges de signes opposés s'attirent. L'intensité de cette interaction diminue lorsque la distance entre les ions augmente.
- Comme la distance anion/cation est inférieure aux distances anion/anion ou cation/cation, l'intensité de l'interaction attractive entre les cations et les anions est supérieure à l'intensité de l'interaction répulsive entre cations et entre anions: l'attraction l'emporte sur la répulsion.

La cohésion du solide ionique est assurée par des interactions électrostatiques attractives entre les ions de signes opposés.

La formule d'un solide ionique comporte le nombre minimal de cations et d'anions tel que le solide soit électriquement neutre. Elle commence toujours par la formule du cation.

Le nom du solide ionique commence par celui de l'anion, suivi de celui du cation. On intercale le déterminant "de" entre les deux.

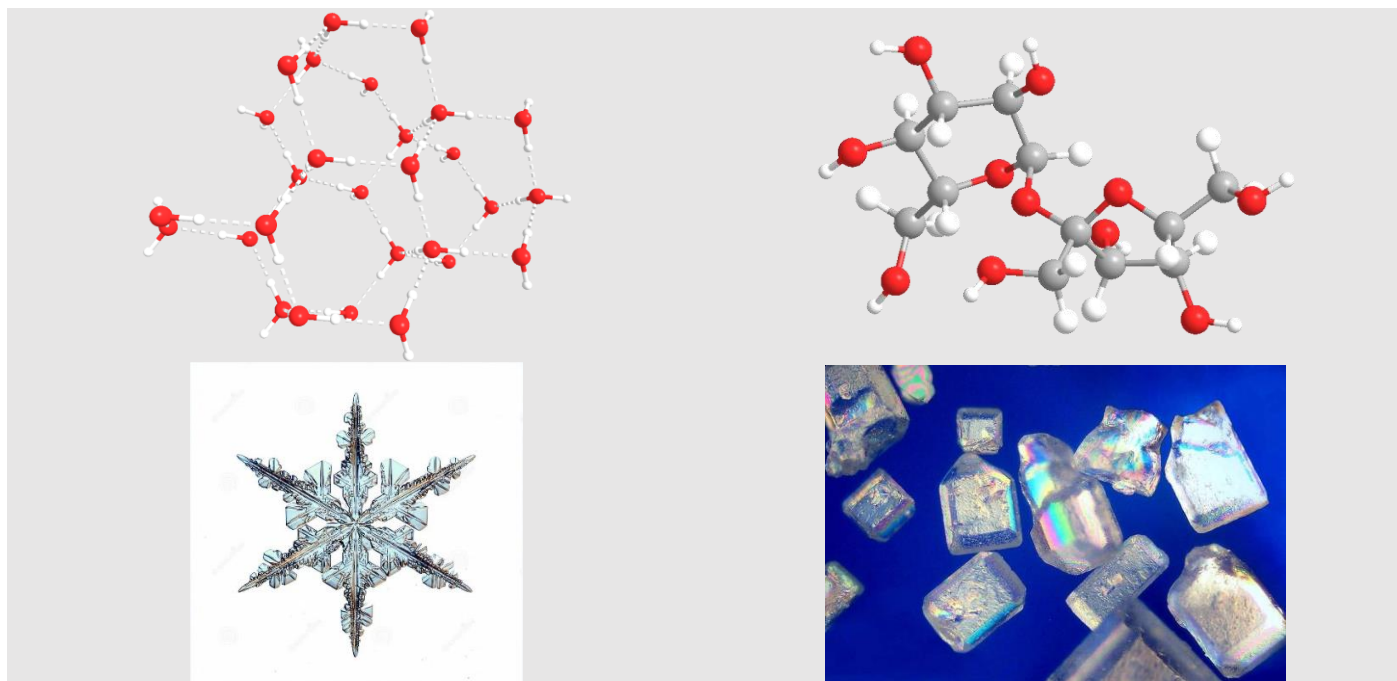
## 3- Cohésion des solides moléculaires

### 3.1- Solide moléculaire

Un solide moléculaire est une espèce chimique pure dont les entités qui le forme sont des molécules, régulièrement empilées pour former une structure cristalline.

On peut citer par exemple:

- La glace, cristal formé par un empilement régulier de molécules d'eau qui interagissent entre elles via des ponts hydrogène.
- Les cristaux de sucres que l'on utilise en cuisine sont formés par des molécules de saccharose régulièrement empilées.



Cristal de glace

Cristaux de saccharose.

### 3.2- Cohésion par interaction de Van Der Waals

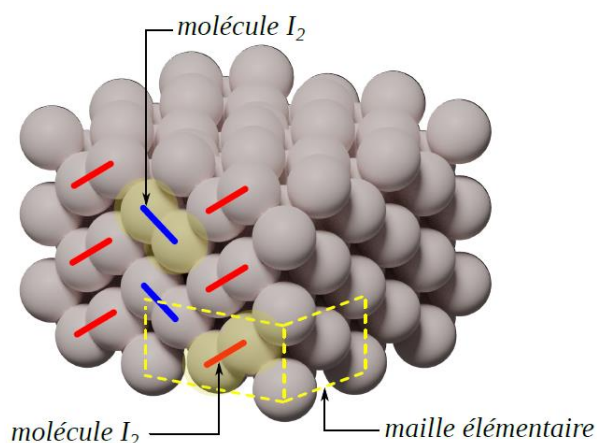
Dans un cristal moléculaire, les forces qui permettent aux molécules d'interagir entre elles sont basées sur le fait qu'une molécule peut être polarisée.

Cette polarisation peut être permanente, induite ou instantanée:

- **Dipôle permanent:** Il est dû à une différence d'électronégativité des deux atomes de la liaison covalente, un des deux atomes attire plus fortement les électrons.
- **Dipôle induit:** La liaison entre les deux atomes se polarise sous l'effet d'une charge électrique externe (un autre dipôle par exemple), les électrons de la liaison sont repoussés ou attirés et il apparaît un dipôle induit : il disparaîtra dès que la source extérieure s'éloignera.
- **Dipôle instantané:** Pendant un court intervalle de temps, le moment dipolaire d'un atome ou d'une molécule n'est pas nul: il a une certaine valeur dans une certaine direction, même si en moyenne, sur une durée plus longue ce moment dipolaire est nul. Pendant de brefs instants, on a donc une interaction entre atomes ou molécules avec des dipôles inducteurs et induits.

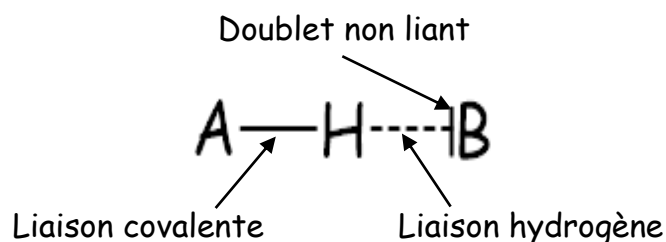
Entre les molécules polarisées, il existe donc des interactions électrostatiques attractives, faibles et à courte portée, qui vont permettre au cristal de se former. Ces interactions sont appelées interactions de Van Der Waals.

Par exemple, dans un cristal moléculaire de diiode  $I_2$ , des molécules polarisées (spontanément, par induction ou instantanément) interagissent entre elles par des forces de Van Der Waals.



### 3.3- Cohésion par pont hydrogène

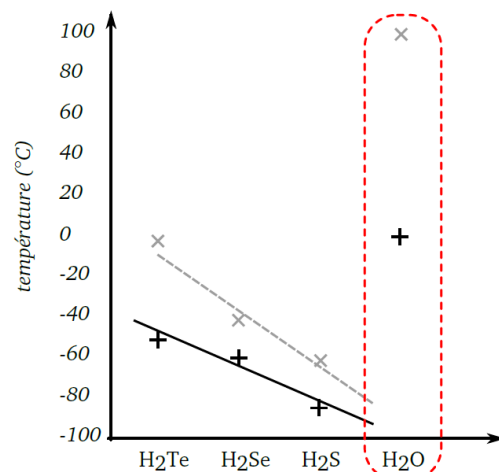
Une liaison hydrogène se forme entre un atome **B** très électronégatif et porteur d'un doublet non liant avec un atome d'hydrogène formant une liaison covalente avec un atome **A** très électronégatif



Les atomes A et B peuvent être **F**, **O**, **N** ou **Cl**.

Un exemple de molécule formant des ponts hydrogènes est l'eau. Ces ponts qu'il faut rompre pour faire changer de phase l'eau, sont responsables des valeurs inhabituellement hautes des températures de fusion et de vaporisation de l'eau, comparées à celles de molécules de structures similaires.

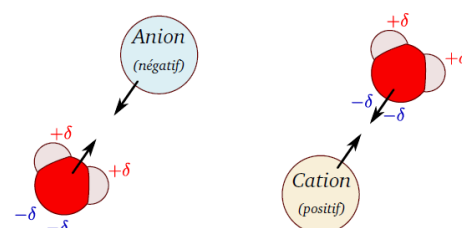
Ci-contre, un schéma représentant les températures de fusion et de vaporisation pour les éléments de la colonne de l'oxygène, formants des molécules du type  $H_2X$ . On observe que l'eau est une anomalie, à cause de la présence de fortes interactions entre molécules, dues aux ponts hydrogène



## 4- Dissolution des solides ioniques

### 4.1- L'eau

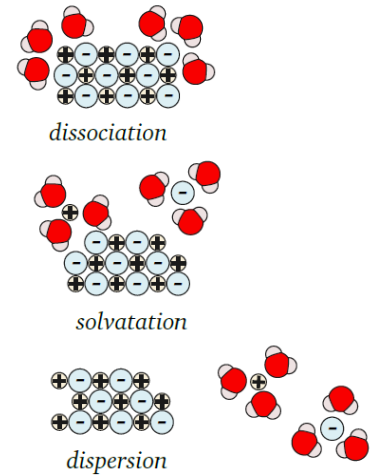
L'eau est un solvant polaire, la molécule  $H_2O$  est plutôt négative coté oxygène et positive coté hydrogène, car les liaisons oxygène-hydrogène sont fortement polarisées. La molécule d'eau va donc être capable d'attirer des anions ou des cations selon son orientation dans l'espace.



## 4.2- La dissolution

Quand un solide ionique est plongé dans l'eau, on observe sa dissolution, le solide se désagrège et les ions se dispersent en solution dans l'eau. Ce processus se réalise en trois étapes:

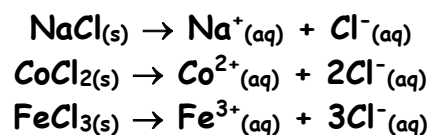
- **Dissociation** L'eau étant polaire, elle attire à elle les ions qui sont extraient de leur réseau cristallin au niveau de la surface du cristal.
- **Solvatation** Les ions libérés du cristal sont rapidement entourés par des molécules d'eau qui masquent ainsi la charge électrique de l'ion qui ne pourra pas être attiré par les autres ions du cristal.
- **Dispersion** dans l'eau liquide, les molécules ont un mouvement d'agitation permanent, dû à la température. Progressivement, les ions vont se disperser dans le liquide.



## 4.3- Equation de réaction de dissolution

Une dissolution peut être décrite par une équation de dissolution qui doit conserver la masse et la charge électrique. On part d'un solide (le sel) pour obtenir des ions en solution. La solution sera neutre électriquement.

Quelques exemples de réaction de dissolution:



## 4.4- Concentration en ion

On place un certain nombre de moles  $n_s$  de soluté dans un volume  $V$  de solvant. On a donc une concentration  $C_s$  en soluté apporté donné par la relation:

$$C_s = \frac{n_s}{V}$$

Cependant, selon le type de sel, une mole de sel peut donner plusieurs moles d'ions en solution. On précisera alors la concentration en ion en utilisant une expression entre deux crochets:

$$[\text{ion}] = \frac{n_{\text{ion}}}{V}$$

Cette concentration sera supérieure ou égale à  $C_s$ .

Considérons par exemple la dissolution du **chlorure de Fer III** ( $\text{FeCl}_{3(s)}$ ) dans de l'eau afin d'obtenir un volume  $V_{\text{sol}}$  de solution de **chlorure de Fer III** de concentration  $C_0(\text{FeCl}_3)$ .

On peut établir le tableau d'avancement de la réaction de dissolution:

Equation de la réaction	$\text{FeCl}_{3(s)} \rightarrow \text{Fe}^{3+}_{(aq)} + 3\text{Cl}^{-}_{(aq)}$
Etat initial (t=0)	$n_0(\text{FeCl}_3)$ 0      0
Etat intermédiaire (t)	$n_0(\text{FeCl}_3) - x$ x      3.x
Etat final ou expérimental (t <sub>f</sub> )	$n_0(\text{FeCl}_3) - x_f$ x <sub>f</sub> 3.x <sub>f</sub>

La concentration molaire  $C$  en soluté apporté est:

$$C_0(\text{FeCl}_3) = \frac{n_0(\text{FeCl}_3)}{V_{\text{sol}}}$$

Si l'on suppose la dissolution comme étant totale nous aurons alors:

$$x_f = n_0(\text{FeCl}_3)$$

On en déduit les valeurs des concentrations en ions dans la solution:

$$[\text{Fe}^{3+}] = n_0(\text{FeCl}_3) \quad \text{et} \quad [\text{Cl}^{-}] = \frac{n_0(\text{FeCl}_3)}{3}$$

## 5- Solubilité d'une espèce dans un solvant

La solubilité  $s$  d'une espèce chimique est la quantité de matière maximale  $n_{\text{max}}$  qu'il est possible de dissoudre dans un volume  $V$  de solvant à une température donnée.

$$s = \frac{n_{\text{max}}}{V} \quad \left| \begin{array}{l} s: \text{Solubilité (mol/L)} \\ n_{\text{max}}: \text{Quantité de matière maximale (mol)} \\ V: \text{Volume de la solution (L)} \end{array} \right.$$

La solubilité d'une espèce chimique dépend du solvant dans lequel on essaie de la dissoudre.

Les espèces ioniques sont solubles dans les solvants polaires, car les ions seront entourés par les molécules polaires du solvant, grâce à des interactions électrostatiques.



Pour les espèces moléculaires on distingue le cas où l'espèce est polaire et celui où l'espèce est apolaire:

- Un soluté polaire sera miscible dans un solvant polaire grâce à des interactions de Van Der Waals, et parfois il est aussi possible de réaliser des ponts hydrogènes.
- Un soluté apolaire sera miscible dans un solvant apolaire grâce à des interactions de Van Der Waals.

## 6- Extraction solvant - solvant

L'extraction solvant - solvant permet de faire passer une espèce chimique d'un solvant où elle est moins soluble à un autre solvant où elle est plus soluble. Les deux solvants ne doivent pas être miscibles pour pouvoir facilement les séparer par décantation.

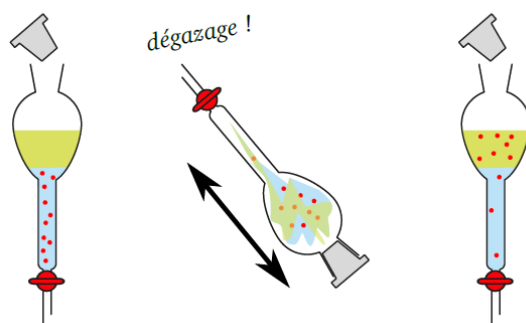
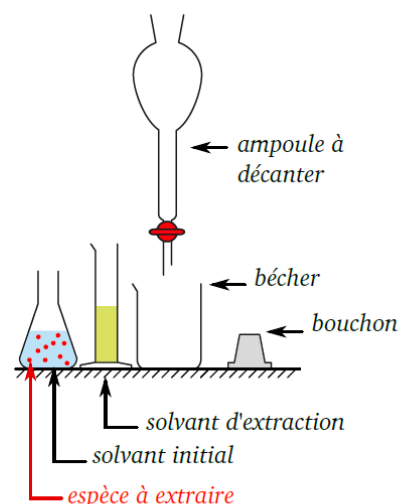
On utilise cette technique en fin de synthèse par exemple, pour extraire l'espèce synthétisée du mélange réactionnel. Elle passe dans un solvant qui sera ensuite évaporé pour isoler l'espèce synthétisée sous forme liquide ou cristalline.

Pour une extraction liquide - liquide, on utilise une ampoule à décanter.

L'espèce à extraire est dans un premier solvant. On ajoute le solvant d'extraction, non miscible avec le premier solvant, on agite vigoureusement l'ampoule en prenant soin de dégazer régulièrement, puis on laisse décanter les deux solvants, l'espèce à isoler a migré dans le solvant d'extraction.

Les étapes du protocole sont les suivantes:

- Vérifier que le robinet de l'ampoule est fermé et placer un bécher sous l'ampoule.
- Introduire le premier solvant avec l'espèce à isoler.
- Introduire le solvant d'extraction, fermer l'ampoule.
- Agiter vigoureusement l'ampoule pour brasser les solvants, dégazer régulièrement en ouvrant le robinet, pour libérer la pression qui peut s'accumuler.
- Reposer l'ampoule sur son support, ôter le bouchon.
- Laisser décanter les deux phases.
- Récupérer la phase avec le solvant d'extraction.

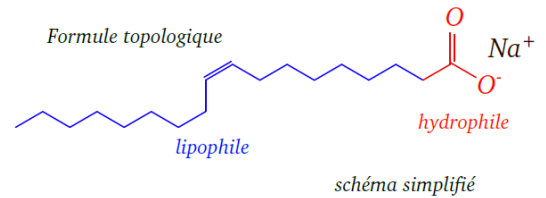


## 7- Hydrophilie, lipophilie et amphiphilie

### 7.1- Définition

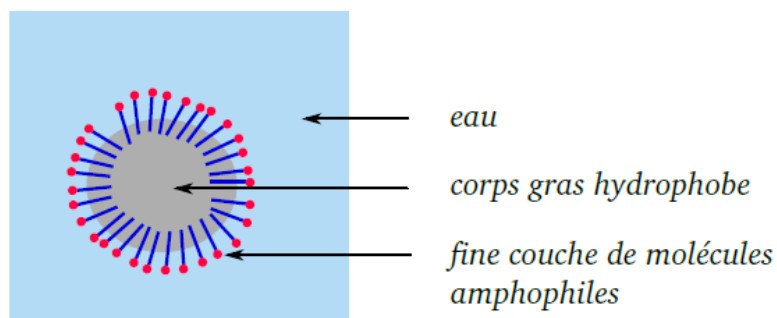
Une molécule amphiphile est une molécule qui possède une partie hydrophile soluble dans l'eau et une partie lipophile soluble dans les graisses.

Ci-contre une molécule d'oléate de sodium dans le savon, avec la partie hydrophile et la partie lipophile.



Les molécules amphiphiles sont présentes dans les savons, dans les membranes de cellules, dans les tensio-actifs pour stabiliser des émulsions (applications industrielles et scientifiques, et l'industrie agroalimentaire).

Un savon contient des molécules d'oléate de sodium qui sont amphiphiles. Elles permettent de former une fine couche entre les corps gras et l'eau et de former des micelles, qui seront entraînées par l'eau lors du lavage.



La partie lipophile du savon se fixe sur la partie grasse et la partie hydrophile permet l'entraînement par l'eau.

Une micelle est une "bulle de gras" enveloppée par une fine couche de savon, sa taille est inférieure au micromètre.