

# Chimie 6 : Cohésion de la matière

## 1 Cohésion des solides

Au niveau macroscopique, les solides sont caractérisés par une forme propre et un volume propre. On distingue des solides cristallins, tels le quartz, qui se brisent le long de facettes régulières, et les solides amorphes, tels le verre (voir enseignement scientifique). Mais au niveau microscopique, qu'est-ce qui fait la cohésion de ces édifices? Dans cette section, nous allons voir que ce sont les interactions entre constituants (atomes, molécules ou ions) les responsables.

### 1.1 Les solides ioniques

#### Définition 1.1: Solide ionique

Un solide ionique est un solide dont les constituants sont des ions, chargés individuellement, qui forment un ensemble globalement neutre.

Prenons pour exemple le Chlorure de Sodium NaCl, dont la structure cristalline (cristal : voir enseignement scientifique) est représentée figure 1.3. On y voit que chaque cation est entouré d'anions, et vice versa. Cet agencement est particulièrement stable au vu de l'interaction électrostatique (voir figure 1.4), et pour cause : la structure cristalline est le résultat de l'optimisation des positions des entités au regard de l'interaction Coulombienne.

#### Propriété 1.1: Cohésion dans les solides ioniques

Dans les solides ioniques, la cohésion est assurée par l'interaction électrostatique entre les différents ions.



FIGURE 1.1: Le chlorure de sodium (NaCl) est un solide cristallin, qui se scinde le long de facettes régulières

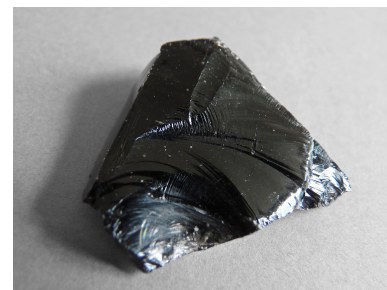


FIGURE 1.2: L'obsidienne (obtenue lorsque le sable est frappé par la foudre) est un solide amorphe, qui se brise le long de lignes courbes

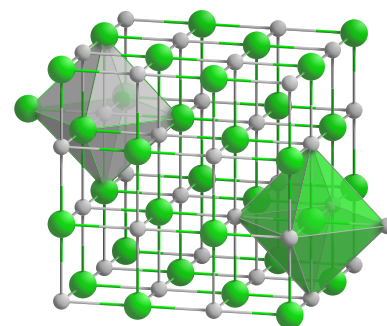


FIGURE 1.3: Structure cristalline de NaCl, en gris :  $\text{Na}^+$ , en vert :  $\text{Cl}^-$ . Deux mailles élémentaires possibles sont les octaèdres vert et gris. Au sein d'une maille la charge électrique est nulle, par exemple dans la maille verte la charge  $Q = -e + 6 \times \frac{e}{6} = 0$ , chaque ion sodium étant partagé sur 6 mailles.

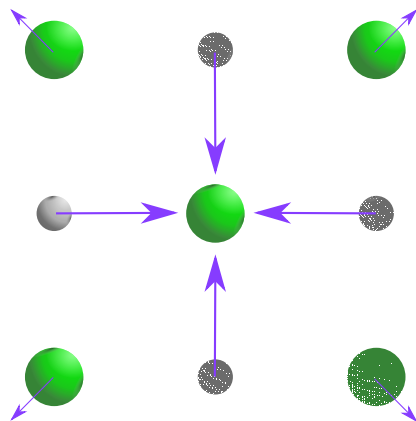


FIGURE 1.4: LA COHÉSION D'UN SOLIDE IONIQUE EST DUE AUX INTERACTIONS ÉLECTROSTATIQUES. Ici, une section plane du cristal de NaCl, en gris :  $\text{Na}^+$ , en vert :  $\text{Cl}^-$ . En violet, les forces électrostatiques exercées par l'ion chlorure central sur les ions environnants. La répulsion des ions chlorure est moins intense que l'attraction des ions sodium car la force électrostatique décroît proportionnellement au carré de la distance. (Exo : montrer qu'elle est, ici, précisément 2 fois moindre)

## 1.2 Les solides moléculaires

### Définition 1.2: Solide moléculaire

Un solide moléculaire est un solide dont les constituants sont individuellement neutres (atomes ou molécules).

Dans un solide moléculaire, il nous faut chercher au delà de la loi de Coulomb pour comprendre la cohésion : en effet ici, point de charges ponctuelles en interaction ! Ici les causes sont multiples : la cohésion du solide peut résulter de l'effet combiné des interactions de Van der Waals et des liaisons hydrogène.

### Définition 1.3: Interactions de Van der Waals

Les molécules polaires ont tendance à s'attirer entre elles, c'est ce que l'on appelle l'interaction de Van der Waals. Voir 1.5.

#### REMARQUE :

Les interactions de Van der Waals sont en fait toujours présentes entre les molécules, même si ces dernières ne sont pas polaires. Ceci est dû aux fluctuations thermiques de la position des charges électriques dans les molécules, qui leur confère temporairement un caractère polaire.



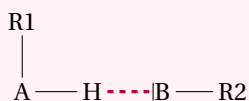
FIGURE 1.5: Schéma de principe interaction dipole/dipole Van der Waals : les charges partielles de signe opposé sont plus proches que les charges partielles de même signe, si bien que l'interaction résultante est attractive. D'après Culture Sciences

**Définition 1.4: Liaisons hydrogène**

Deux molécules de la forme  $R_1 - A - H$  et  $B - R_2$ , où :

- $R_1$  et  $R_2$  désignent des radicaux que nous ne spécifions pas.
  - A et B sont des atomes très électronégatif (F, O ou N - en haut à droite du tableau de Mendeleïv), porteur d'un doublet non liant.
- forment entre elles des liaisons hydrogène, schématisées par des

pointillés :

**Propriété 1.2: Cohésion dans les solides ioniques**

Dans les solides moléculaires, la cohésion est assurée par

- Les interactions de Van der Waals (toujours).
- Les liaisons hydrogène, seulement lorsqu'elles sont possibles. Elles prédominent alors sur les interactions de Van der Waals

EXEMPLES :

- Cohésion du diiode (apolaire, aprotique)
- Cohésion de l'acide chlorhydrique (polaire, aprotique)
- Cohésion de l'eau liquide (polaire + protique), voir figure 1.7

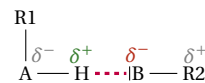


FIGURE 1.6:

INTERPRÉTATION - LIAISON H :

L'atome d'hydrogène porte une forte charge partielle positive, car l'atome A est bien plus électronégatif que lui. L'atome B possède lui aussi une charge partielle négative, qui se répartit notamment sur son un doublet non liant. Ce doublet, qui occupe une région de l'espace chargée négativement, est alors responsable de l'attraction de l'hydrogène, conformément à la loi de Coulomb!

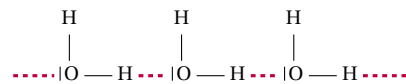


FIGURE 1.7: Liaisons hydrogène entre molécules d'eau.

**2 Cohésion des liquides**

Dans cette section, nous nous intéressons à la cohésion des liquides, en particulier à leur miscibilité et à la mise en solution de solutés.

**2.1 Miscibilité des liquides**

L'étude macroscopique de la miscibilité de deux liquides A et B se résume à l'étude microscopique de la ségrégation entre les composants des A et ceux de B.

En effet, si les interactions  $A - A$  et  $B - B$  sont plus favorables que les interactions  $A - B$ , il y a ségrégation. Au contraire lorsque les interactions  $A - B$  sont favorables, il y a mélange.

Conclusion : Nous pouvons résumer les cas possibles dans le tableau suivant :

EXEMPLES :

- L'huile, apolaire, et l'eau, polaire, ne se mélangent pas.
- L'eau et l'éthanol, polaires, sont miscibles.

XXXXX Figure ségrégation micro! XXXXX

	<b>Liquide 2</b>		
<b>Liquide 1</b>		<b>Polaire</b>	<b>Apolaire</b>
<b>Polaire</b>		Miscible	Immiscible
<b>Apolaire</b>		Immiscible	Miscible

FIGURE 1.8: Miscibilité entre deux liquides

## 2.2 Solubilité d'un solide dans un solvant

Dans le cas d'un solvant et d'un soluté, le raisonnement est analogue : A - Solvant = espèce ultra-majoritaire B - Soluté : il y en a peu

Il faut toutefois considérer, en plus, l'interaction attractive entre un ion, chargé et une molécule polaire. Ceci est résumé dans le tableau suivant :

	<b>Solide</b>			
<b>Solvant</b>		<b>Ionique</b>	<b>Moléculaire polaire</b>	<b>Moléculaire apolaire</b>
<b>Polaire</b>		Soluble	Soluble	Peu soluble
<b>Apolaire</b>		Peu soluble	peu soluble	Soluble

## 2.3 Scénario d'une dissolution dans l'eau - Modèle

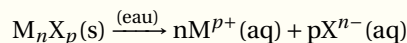
### Propriété 1.3: Scénario d'une dissolution cas d'un solide ionique

1. Dissociation : Les constituants sont arrachés au solide par le solvant
2. Dispersion : Les ions se dispersent au sein du solvant.
3. Solvatation : Les ions sont solvatés, c'est-à-dire cernés par les molécules d'eau polaires.

INTERPRÉTATION :

- L'interaction électrostatique entre ions est divisée par 80 après solvatation!
- 

### Méthode 1.1: Modéliser par une équation de réaction



### Définition 1.5: Concentration des ions

La concentration molaire d'un ion en solution est notée avec des corchets :

$$[M^{p+}] = \frac{n(M^{p+})}{V_{solution}}$$

EXEMPLES : Déterminer une quantité de matière en soluté à l'aide d'un tableau d'avancement.

État	Avancement (mol)	...
<b>Initial</b>	$x = 0$	
<b>Final</b>	$x = x_{\max}$	

FIGURE 1.9: Déterminez les concentrations en ions lors de la dissolution de  $K_2SO_4$ .

### 3 Applications

#### 3.1 Application 1 : Extraction par un solvant

#### 3.2 Application 2 : Les savons

##### Définition 1.6: Hydrophilie

Dans une molécule, une région est dite hydrophile lorsque son interaction est favorable avec l'eau.

EXEMPLES : Tête chargée, tête polaire etc...

##### Définition 1.7: Lipophilie

Dans une molécule, une région est dite lipophile lorsque son interaction est favorable avec les lipides (longues chaînes hydrogénocarbonées, apolaires.)

##### Définition 1.8: Amphiphilie

Molécule est amphiphile lorsqu'elle présente simultanément des régions hydrophiles et des régions lipophiles.

Fonctionnement des savons : Voir Manuel et TP

**À la fin de ce chapitre, je sais (extrait du B.O.) :**

- Expliquer la cohésion au sein de composés solides ioniques et moléculaires par l'analyse des interactions entre entités.
- Expliquer la capacité de l'eau à dissocier une espèce ionique et à solvater les ions.
- Modéliser, au niveau macroscopique, la dissolution d'un composé ionique dans l'eau par une équation de réaction, en utilisant les notations (*s*) et (*aq*).
- Calculer la concentration des ions dans la solution obtenue.
- Expliquer ou prévoir la solubilité d'une espèce chimique dans un solvant par l'analyse des interactions entre les entités.
- EN TP : Comparer la solubilité d'une espèce solide dans différents solvants (purs ou en mélange).
- Interpréter un protocole d'extraction liquide-liquide à partir des valeurs des solubilités de l'espèce chimique dans les deux solvants.
- EN TP : Choisir un solvant et mettre en œuvre un protocole d'extraction liquide-liquide d'un soluté moléculaire.
- 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.
- EN TP : Illustrer les propriétés des savons.