



Extrait du programme

Partie : Constitution et transformations de la matière.

Sous-Partie : De la structure des entités aux propriétés physiques de la matière.

Chapitre : De la structure des entités à la cohésion et à la solubilité/miscibilité d'espèces chimiques.

Notions et contenus	Capacités exigibles
Cohésion dans un solide. Modélisation par des interactions entre ions, entre entités polaires, entre entités apolaires et/ou par pont hydrogène. Dissolution des solides ioniques dans l'eau. Équation de réaction de dissolution.	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.
Extraction par un solvant. Solubilité dans un solvant. Miscibilité de deux liquides.	Expliquer ou prévoir la solubilité d'une espèce chimique dans un solvant par l'analyse des interactions entre les entités. <i>Comparer la solubilité d'une espèce solide dans différents solvants (purs ou en mélange).</i>
Hydrophilie/lipophilie/amphiphilie d'une espèce chimique organique.	Interpréter un protocole d'extraction liquide-liquide à partir des valeurs de solubilités de l'espèce chimique dans les deux solvants. <i>Choisir un solvant et mettre en œuvre un protocole d'extraction liquide-liquide d'un soluté moléculaire.</i> Expliquer le caractère amphiphile et les propriétés lavantes d'un savon à partir de la formule semi-organique, développée de ses entités. Citer des applications usuelles de tensioactifs. <i>Illustrer les propriétés des savons.</i>

1 Cohésion dans un solide

1.1 Cohésion dans un composé solide ionique

Rappel : force électrostatique entre 2 charges q et q' : $F_e = k \times \frac{q \cdot q'}{d^2}$

L'interaction électrostatique attractive entre les cations et les anions explique la cohésion au sein d'un composé ionique.

Chaque ion du composé occupe une place fixe (avec de légères vibrations autour de cette position d'équilibre) dans la structure du solide.

1.2 Cohésion dans un composé solide moléculaire

Fondamentalement, cela reste encore l'interaction électrostatique qui régit la cohésion au sein d'un solide moléculaire, mais du fait de la neutralité d'une molécule, elle s'exprime beaucoup plus faiblement (on pourrait même naïvement se demander comment cela est possible...)!

Cette interaction devient possible lorsque les molécules présentent des charges partielles positives ou négatives de barycentres décalés : on parle dans ce cas **d'interaction de Van der Waals**.

1.2.1 Cas de molécules polaires

Les molécules polaires présentent constamment les barycentres de charges négatives ou positives décalés et sont donc sensibles aux **interactions de Van der Waals**.



1.2.2 Cas de molécules apolaires

Même les molécules apolaires présentent par moment des barycentres de charges négatives ou positives décalés à cause du mouvement du nuage électronique et cela leur permet ainsi de sentir faiblement des **interactions de Van der Waals**.

1.2.3 Cas particulier des liaisons hydrogène, ou ponts hydrogène

Lorsqu'une molécule possède un atome d'hydrogène lié à un atome fortement électronégatif (ex : liaison O-H), celui-ci présente une charge partielle $\delta+$ due à la polarisation importante de cette liaison. Il peut dans ce cas entrer en interaction avec un autre atome fortement électronégatif qui porte un doublet non liant (ex : O) **d'une autre molécule** (cet atome présente une forte densité électronique). Cette interaction attractive forme alors un *pont hydrogène* entre les deux molécules.

Une **liaison hydrogène** peut s'établir entre le H d'une molécule lié à un atome électronégatif et un atome électronégatif d'une **autre** molécule.

Ex : l'eau, H_2O , forme de nombreux ponts hydrogène intermoléculaires et cela explique sa température de fusion importante par rapport à d'autres composés similaires (comme H_2S) car il faut apporter une énergie importante pour rompre ces liaisons hydrogène.

1.3 Classement des liaisons

On peut classer ces différentes interactions par « force » ou plutôt par énergie :

VdW apolaire < VdW polaire < liaison H < électrostatique ionique < liaison covalente

Plus l'énergie d'une liaison est grande et plus il est difficile de « casser » cette liaison.

2 Dissolution d'un composé solide ionique

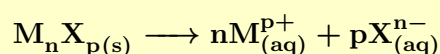
Un **composé solide ionique** est toujours très soluble dans un **solvant polaire** à cause des interactions électrostatiques qui peuvent prendre place entre les molécules du solvant et les ions.

2.1 Dissolution

La dissolution d'un composé solide ionique se fait en 3 étapes :

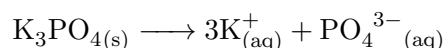
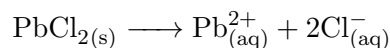
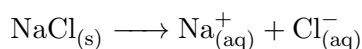
1. **dissociation** : le réseau cristallin se dissocie et les ions du solide se séparent dans le solvant car la force électrostatique entre ions diminue.
2. **solvatation (hydratation en solution aqueuse)** : les molécules de solvant comme l'eau entourent chaque ion en lui présentant une charge partielle opposée.
3. **dispersion** : les ions solvatés se dispersent au sein du solvant par répulsion électrostatique.

On peut traduire la dissolution d'un composé ionique en solution aqueuse par une **équation** de réaction de **dissolution** :





Quelques exemples concrets :



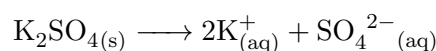
On remarquera l'importance de préciser l'état physique des espèces chimiques (s) ou (aq), et en particulier (aq) pour bien illustrer l'hydratation des ions par le solvant (eau).

2.2 Expression des concentrations

Attention : source d'erreur fréquente !!!

La concentration de chaque ion X en solution, notée $[X]$, dépend évidemment de la concentration initiale en soluté apporté, notée C . Et il faut **tenir compte de l'équation de la réaction** de dissolution.

Exemple : dissolution du sulfate de potassium $\text{K}_2\text{SO}_{4(s)}$:



$$[\text{K}^+] = \frac{2n_{\text{K}_2\text{SO}_4}^i}{V} = 2C$$

$$[\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n_{\text{K}_2\text{SO}_4}^i}{V} = C$$

Cela signifie qu'une solution à $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ en sulfate de potassium présente une concentration en ion potassium de $0,4 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ et en ion sulfate de $0,2 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$.

3 Solubilité d'une espèce moléculaire

3.1 Solubilité

La solubilité d'un composé solide moléculaire dépend de la nature polaire ou apolaire du composé et du solvant. Les interactions au sein du solvant sont de type Van der Waals, ou liaisons hydrogène quand cela est possible.

Un composé polaire est aisément soluble dans un solvant polaire et un composé apolaire est aisément soluble dans un solvant apolaire.

« *Qui se ressemble, s'assemble !* ».

3.2 Miscibilité

La miscibilité de deux liquides repose sur la même idée :

De façon générale, deux liquides polaires sont miscibles, et un liquide apolaire n'est pas miscible avec un liquide polaire.



3.3 Extraction par solvant

Le chimiste a parfois besoin d'extraire une espèce chimique particulière au sein d'une solution contenant plusieurs espèces dissoutes (en vue d'un traitement de recyclage ou pour extraire une espèce d'intérêt à l'issue d'une synthèse).

Cela est possible en choisissant un solvant d'extraction dans lequel l'espèce à isoler va se dissoudre.

Une extraction liquide-liquide, ou extraction par solvant est possible en choisissant un solvant d'extraction tel que :

- le solvant d'extraction est non miscible avec le solvant d'origine.
- l'espèce à extraire est plus soluble dans le solvant d'extraction que dans le solvant d'origine.

L'extraction par solvant s'opère dans une **ampoule à décanter** (voir TP). Dans une ampoule à décanter, la **phase supérieure** correspond au solvant le **moins dense**.

4 Espèces amphiphiles : les savons

Une espèce chimique **amphiphile**, telle un savon, présente deux parties distinctes :

- l'une ayant un caractère **hydrophile** : affinité pour l'eau, ou plus généralement les espèces polaires.
- l'autre un caractère **lipophile**, ou *hydrophobe* : affinité pour les graisses, ou plus généralement les espèces apolaires.

Un savon, aussi appelé **tensioactif**, possède une **longue chaîne carbonée apolaire** lipophile ($-(CH_2)_n-$) et une **tête hydrophile** ($-COO^-$).

En solution aqueuse, ces entités s'assemblent en **micelles** où les queues lipophiles se regroupent au milieu et les têtes hydrophiles sont dirigées vers l'eau.

Les propriétés lavantes des tensioactifs s'expliquent par le fait que les salissures graisseuses peuvent se retrouver « piégées » au centre des micelles qui sont alors évacuées par simple rinçage.