

Chapitre 13 : Cohésion, dissolution et extraction

Extrait Programme 1spé

Cohésion dans un solide. Modélisation par des interactions entre ions, entre entités polaires, entre entités apolaires, et/ou par pont hydrogène. Dissolution des composés ioniques dans l'eau. Équation de réaction de dissolution. Extraction par un solvant. Solubilité dans un solvant. Miscibilité de deux liquides. Hydrophilie, lipophilie, amphiphilie d'une espèce chimique organique.	- 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 analyse des interactions entre les entités. - <i>Comparer la solubilité d'une espèce solide dans différents solvants (purs ou en mélange).</i> - 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-développée de ses entités. Citer des applications usuelles des tensioactifs. - <i>Illustrer les propriétés des savons.</i>
--	--

À faire à la maison : LIRE LES RÉVISIONS de 2^{nde} p 108

Exercices en autonomie : n°3, n°7 et n°10 p 109

I- La cohésion des solides

1- Les solides ioniques

Un solide ionique est constitué d'un empilement compact régulier d'anions et de cations, en proportions telles que le solide est électriquement neutre.

La cohésion des solides ioniques est assurée par des interactions électrostatiques attractives entre les anions et les cations : l'interaction électrostatique attractive entre deux ions de charge opposée l'emporte sur l'interaction électrostatique répulsive entre deux ions de même signe.

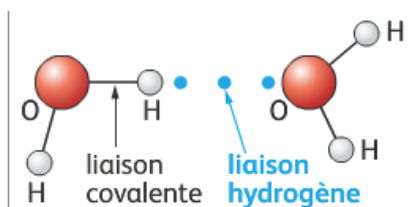
Ainsi, dans un solide ionique, chaque ion s'entoure d'ions de charges de signes opposés.

2- Les solides moléculaires

Les interactions de Van der Waals sont des interactions électrostatiques attractives entre des molécules non chargées :

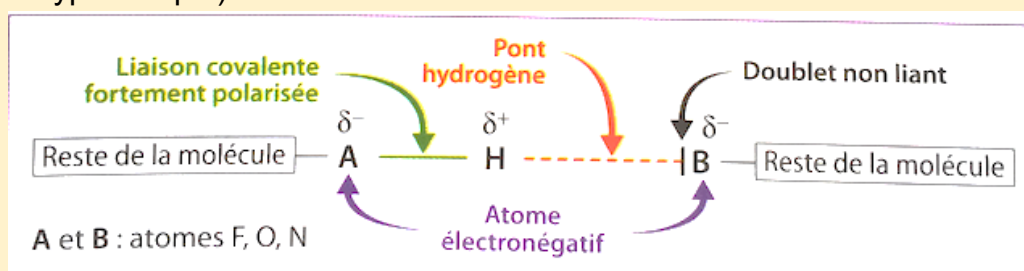
- Elles sont basées sur le phénomène d'électrisation par influence : le mouvement désordonné des électrons peut faire apparaître des charges partielles sur les atomes des molécules. Ces charges varient à chaque instant, elles sont dites instantanées.
- Les interactions de Van der Waals sont d'autant plus importantes que les molécules sont volumineuses, et proches. Malgré tout, elles restent d'une intensité plutôt faible et n'agissent qu'à très courte distance.

Pour certaines molécules, comme la molécule d'eau, des **ponts hydrogène** apparaissent. En effet, les atomes d'hydrogène sont liés à un atome d'oxygène très électronégatif et porteur de doublets d'électrons non liants. Une interaction électrostatique attractive apparaît alors entre l'atome d'hydrogène et l'atome d'oxygène d'une molécule voisine : c'est le pont hydrogène (ou liaison hydrogène) :



La cohésion des solides moléculaires se fait à travers deux interactions attractives :

- **les interactions de Van Der Waals**, qui existent pour n'importe quelle molécule. Elles ont une intensité plutôt faible.
- **les ponts hydrogène**, qui n'existent que pour certaines molécules, liées à une liaison polarisée. Elles ont une intensité plus importante que les précédentes (mais restent moins intenses que les interactions de type ionique)



Les ponts hydrogène s'établissent entre un atome d'hydrogène lié à un atome très électronégatif (oxygène, azote ou fluor) et un autre atome d'azote, d'oxygène ou de fluor par l'intermédiaire des doublets non liants.

Exemple : Le gecko, un lézard, peut marcher sur des surfaces très lisses car ses pattes possèdent des sétules, des poils microscopiques qui créent des liaisons de Van der Waals avec le support.

Applications en autonomie : n°30 p 121, n°31 p 121

II- La dissolution

Une solution est obtenue par dissolution d'un soluté (ionique ou moléculaire) dans un solvant.

Elle est toujours électriquement neutre.

Si le solvant est constitué de molécules polaires, alors on dit que le solvant est polaire. Au contraire, s'il est constitué de molécules apolaires, il est dit apolaire.

1- Interprétation microscopique de la dissolution

Vidéo explicative : <https://www.youtube.com/watch?v=8n2AhUYk2WA>

La dissolution d'un composé ionique comporte trois étapes :

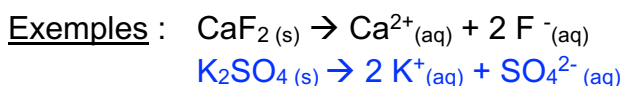
- **la dissociation** : des interactions électriques apparaissent entre les molécules d'eau et les ions du cristal ionique. Les ions se détachent donc du cristal.
- **la solvation** : les ions dissociés s'entourent de molécules d'eau, attirées sous l'effet des forces électrostatiques. Les molécules d'eau s'orientent afin de présenter le pôle de signe opposé à la charge de l'ion.
- **la dispersion** : les ions solvatés se répartissent progressivement dans la solution.

2- Équation de dissolution

Afin de rendre compte de la dissolution d'un composé dans l'eau, on écrit une équation de dissolution.

Les règles sont les suivantes :

- Le solvant n'apparaît pas dans l'équation.
- À gauche de la flèche, on écrit le composé à dissoudre, suivi de l'indice (s).
- À droite de la flèche, on écrit les ions qui composent le composé, suivis de l'indice (aq).
- L'équation doit respecter la conservation des éléments chimiques et des charges électriques.



Application : n°45 p 122

Applications en autonomie : n°32 et 33 p 121

3- La concentration des ions en solution

La concentration en quantité de matière d'un soluté dans une solution n'est pas forcément égale à la concentration en quantité de matière d'un ion de ce soluté dans la solution.

Étudions un exemple :

Soit le chlorure de fer (III), de formule FeCl_3 . On considère que l'on dissout 1,0 mol de ce solide dans un volume $V = 1,0 \text{ L}$ d'eau.

La concentration en quantité de matière de FeCl_3 est $c(\text{FeCl}_3) = \frac{n(\text{FeCl}_3)}{V} = \frac{1,0}{1,0} = 1,0 \text{ mol/L}$.

L'équation de dissolution est $\text{FeCl}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^{-}(\text{aq})$

D'après l'équation de dissolution, on voit qu'1 molécule de FeCl_3 dissoute permet d'avoir 1 ion Fe^{3+} et 3 ions Cl^{-} .

Ainsi pour 1 mole de solide au départ, on aura 1 mole de Fe^{3+} et 3 moles de Cl^{-} dans la solution.

Dans la solution il y aura donc 3 fois plus d'ions Cl^- que d'ions Fe^{3+} .

La concentration en ions Cl^- est notée $[\text{Cl}^-]$ et celle en ions Fe^{3+} est notée $[\text{Fe}^{3+}]$

On a donc $[\text{Cl}^-] = \frac{n(\text{Cl}^-)}{V} = \frac{3,0}{1,00} = 3,0 \text{ mol/L}$ et $[\text{Fe}^{3+}] = \frac{n(\text{Fe}^{3+})}{V} = \frac{1,0}{1,0} = 1,0 \text{ mol/L}$

La concentration en quantité de matière d'un soluté S dans une solution est notée C.

On a : $C = \frac{n(\text{soluté dissous})}{V_{\text{solution}}}$ avec $n(\text{soluté dissous})$ en mol ; V_{solution} en L et C en mol.L^{-1}

La concentration en quantité de matière d'un ion X en solution est notée [X].

On a : $[X] = \frac{n_X}{V_{\text{solution}}}$ avec [X] en mol.L^{-1} , n_X en mol et V_{solution} en L.

Lorsqu'un ion provient de la dissolution d'un solide ionique, la relation entre la concentration molaire de cet ion et la concentration molaire de soluté apporté dépend des nombres stœchiométriques de l'équation de dissolution de ce solide.

Application : Quelle est la concentration des ions calcium Ca^{2+} et celle des ions fluorure F^- dans une solution de fluorure de calcium (CaF_2) de concentration en soluté $c = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$?

Application : n°38 p 121

Applications en autonomie : n°25 p118 et n°46 p 122

III- Extraction par solvant et solubilité

1- Critère de solubilité

Un solvant polaire dissout facilement un soluté polaire ou ionique.

Un solvant apolaire dissout facilement un soluté apolaire.

Remarques :

- La solubilité des solutés polaires dans les solvants polaires s'explique par l'établissement d'interactions de Van der Waals et lorsque c'est possible, de ponts hydrogènes entre les molécules de soluté et de solvant.
- Deux liquides polaires sont miscibles entre eux et deux liquides apolaires sont miscibles entre eux.

Applications : n°39 p 121 (solubilité), n°55 p 123 (ponts hydrogène), n°53 p 123 (choix solvant)

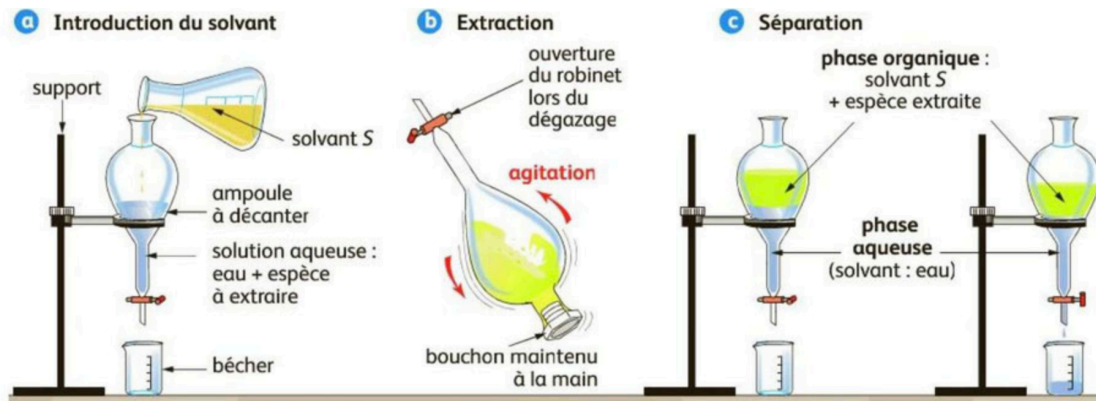
2- Extraction par solvant

En chimie, on est souvent amené à séparer une espèce du mélange dans lequel elle se trouve. C'est ce qui s'appelle l'extraction liquide-liquide.

Il faut choisir le solvant adapté à l'extraction. Celui-ci doit avoir des propriétés particulières :

- L'espèce à extraire doit être plus soluble dans le solvant d'extraction que dans le solvant initial.
- Les deux solvants doivent être non miscibles.
- Le solvant doit être le moins toxique possible.

On utilise ensuite une ampoule à décanter pour séparer les deux solvants et récupérer celui qui nous intéresse.



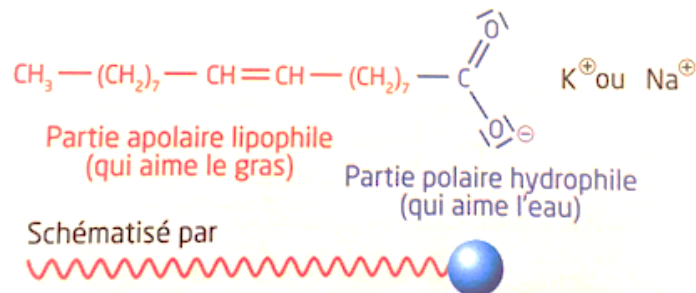
[Application](#) : n°51 p 123 (choix solvant)

[Applications en autonomie](#) : n°27 p 119 (corrigé détaillé), n°40 p 121

3- Les propriétés des savons

Les savons sont des composés ioniques qui contiennent des ions carboxylates et des ions sodium (ou potassium).

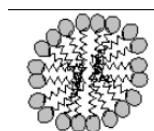
Ils ont pour formule générale $R - COO^- ; Na^+$ (ou K^+). R est une chaîne carbonée non ramifiée, possédant généralement plus de 10 atomes de carbone.



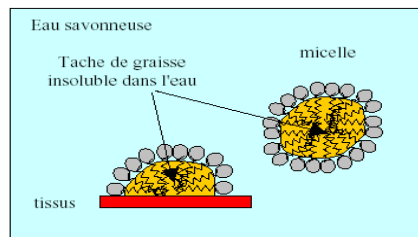
Le savon est donc une molécule amphiphile car elle possède deux parties antagonistes :

- la chaîne carbonée est apolaire, lipophile et hydrophobe.
- la tête chargée négativement est polaire, hydrophile et lipophobe.

Dans une eau savonneuse, les ions carboxylates s'organisent en petites sphères d'environ 100 nm de diamètre appelées micelles.



Ces micelles permettent au savon d'avoir des propriétés lavantes : sa partie lipophile se fixe dans la graisse et sa partie hydrophile reste dans l'eau. Le micelle est ensuite évacué dans l'eau de lavage.



[Application en autonomie : n°41 p 121](#)