

Solubilité et extraction

Cours de sciences physiques - niveau 1re

Le sel disparaît dans l'eau de cuisson, mais l'huile reste en gouttes à la surface : pourquoi ? Comprendre la **solubilité** d'une espèce chimique, et savoir l'utiliser pour réaliser une **extraction** (récupérer l'arôme d'une plante, la caféine d'un thé, un colorant), demande de regarder ce qui retient les entités les unes aux autres : la cohésion de la matière.

Ce cours est à **télécharger en PDF et à imprimer gratuitement** : le bouton se trouve en bas de la page, sans inscription.

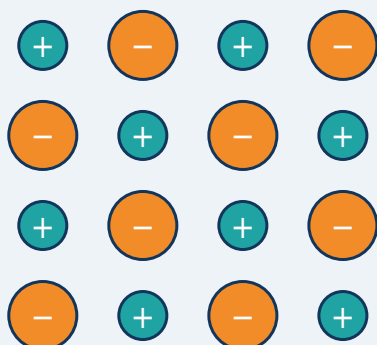
La cohésion d'un solide ionique

Un **solide ionique** (le chlorure de sodium, par exemple) est un empilement régulier d'ions positifs (cations) et négatifs (anions) : un **cristal**. Le solide est électriquement neutre : les charges positives et négatives se compensent, ce qui impose la formule du solide (principe d'**électroneutralité**). Ainsi Na^+ et Cl^- donnent NaCl ; Ca^{2+} et Cl^- donnent CaCl_2 ; Al^{3+} et O^{2-} donnent Al_2O_3 ($2 \times 3 = 3 \times 2$).

La cohésion du cristal est due à l'**interaction électrostatique** entre ions de signes opposés, décrite par la loi de Coulomb : $F = k \times |q_1 \times q_2| \div d^2$, avec $k = 9,0 \times 10^9 \text{ N} \cdot \text{m}^2 \cdot \text{C}^{-2}$, q en coulombs et d en mètres. Plus les charges sont grandes et plus les ions sont proches, plus l'attraction est forte.

APPLICATION NUMÉRIQUE

Pour un ion Na^+ ($q = +e$) et un ion Cl^- ($q = -e$) distants de $d = 2,8 \times 10^{-10} \text{ m}$, avec $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$: $F = 9,0 \times 10^9 \times (1,6 \times 10^{-19})^2 \div (2,8 \times 10^{-10})^2 \approx 2,9 \times 10^{-9} \text{ N}$.



 cation Na^+ (petit)

 anion Cl^- (plus gros)

Cohésion : attraction électrostatique entre ions de signes opposés

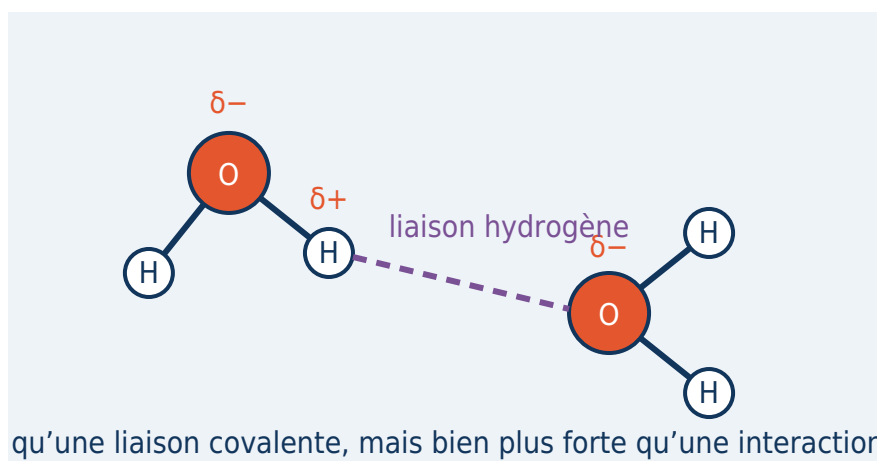
$$F = k \times |q_1 \times q_2| \div d^2$$

La cohésion des solides moléculaires

Dans un solide ou un liquide moléculaire, les molécules, neutres, restent proches grâce à des interactions plus faibles que les liaisons covalentes, qui ne sont pas brisées lors d'un changement d'état. On distingue deux types.

DÉFINITION

Les **interactions de van der Waals** sont des interactions électrostatiques attractives entre molécules, polaires ou non. Elles augmentent avec le nombre d'électrons et la surface de contact des molécules. La **liaison hydrogène** est une interaction plus intense qui s'établit entre un atome d'hydrogène lié à un atome très électronégatif (O, N, F) et un atome O, N ou F porteur d'un doublet non liant d'une autre molécule : $A-H \cdots B$.



Une liaison hydrogène (pointillés) relie l'hydrogène d'une molécule d'eau à l'oxygène d'une autre.

Cohésion et températures de changement d'état

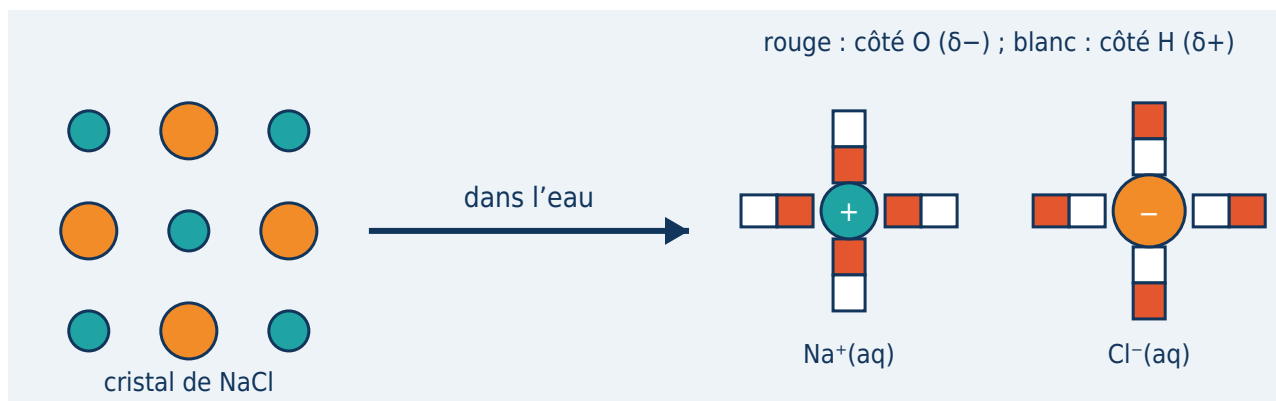
Pour faire bouillir un liquide moléculaire, il faut vaincre les interactions entre molécules : plus elles sont intenses, plus la **température d'ébullition** est élevée. Les alcanes en sont un bon exemple : à chaque carbone supplémentaire, la molécule est plus grosse, comporte plus d'électrons, et les interactions de van der Waals augmentent.

Alcane	CH ₄	C ₂ H ₆	C ₃ H ₈	C ₄ H ₁₀	C ₅ H ₁₂	C ₆ H ₁₄
T _{éb} (°C)	-162	-89	-42	-1	36	69

À masse molaire comparable, la liaison hydrogène élève fortement la température d'ébullition : l'éthanol C₂H₆O (M = 46,0 g·mol⁻¹) bout à 78 °C, alors que son isomère le méthoxyméthane CH₃OCH₃, sans liaison hydrogène entre ses molécules, bout à -24 °C.

Dissolution d'un solide ionique

Lorsqu'on introduit un solide ionique dans l'eau, trois étapes se produisent. La **dissociation** : les molécules d'eau, polaires, attaquent les ions de la surface et les arrachent du cristal. La **solvatation** (ou hydratation) : chaque ion est entouré de molécules d'eau, orientées avec leur côté δ^- (oxygène) vers les cations et leur côté δ^+ (hydrogène) vers les anions. La **dispersion** : les ions hydratés se répartissent dans toute la solution.



Les molécules d'eau s'orientent autour des ions : le côté oxygène vers Na^+ , le côté hydrogène vers Cl^- .

On traduit la dissolution par une équation, qui conserve les éléments et les charges :
 $\text{NaCl}(\text{s}) \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$; $\text{CaCl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$; $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Al}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$. La concentration en soluté apporté C permet de déduire celles des ions : pour CaCl_2 , $[\text{Ca}^{2+}] = C$ et $[\text{Cl}^-] = 2C$.

EXEMPLE

On dissout 5,85 g de NaCl dans une fiole jaugée de 500,0 mL. $n = 5,85 \div 58,5 = 0,100$ mol ; $C = 0,100 \div 0,5000 = 0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$; donc $[\text{Na}^+] = [\text{Cl}^-] = 0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. La solution est électriquement neutre : $0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de charges positives compensent $0,200 \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$ de charges négatives.

Solubilité et extraction liquide-liquide

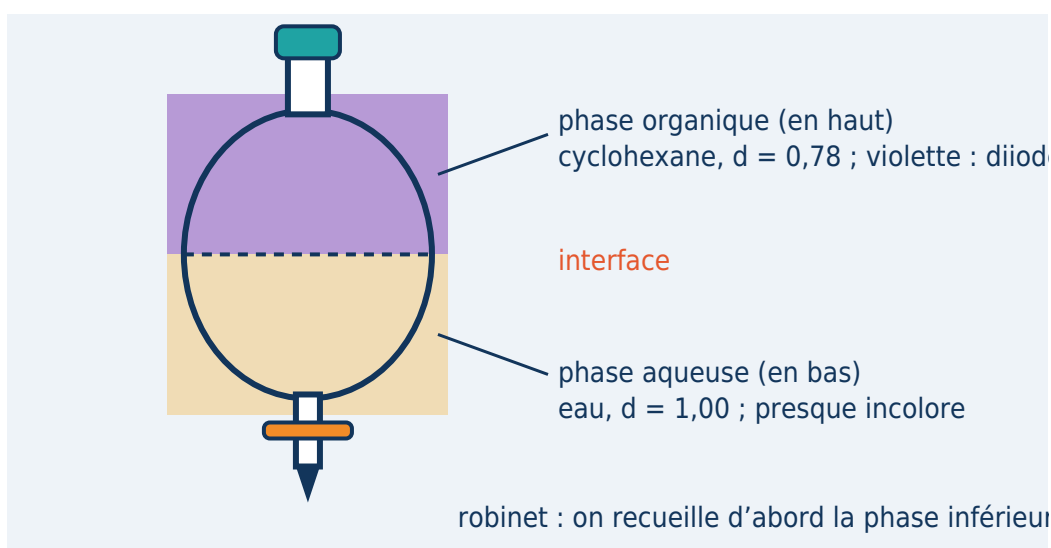
La **solubilité** s d'une espèce dans un solvant est la masse (ou la quantité de matière) maximale de cette espèce que l'on peut dissoudre par litre de solution, à une température donnée. Au-delà, le soluté ne se dissout plus et se dépose : la solution est **saturée**. La solubilité dépend de l'espèce, du solvant et de la température : la plupart des solides se dissolvent mieux à chaud.

EXEMPLE

À 20 °C, la solubilité du chlorure de sodium dans l'eau est voisine de $360 \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}$ (valeur arrondie). Dans $V = 250 \text{ mL}$, on peut dissoudre au plus $m = s \times V = 360 \times 0,250 = 90 \text{ g}$. Si l'on introduit 100 g, il en reste 10 g non dissous : la solution est saturée.

Deux liquides sont **miscibles** s'ils forment une seule phase quel que soit le mélange, **non miscibles** s'ils se séparent en deux phases. L'eau et l'éthanol sont miscibles (liaisons hydrogène possibles entre leurs molécules) ; l'eau et le cyclohexane ne le sont pas. De façon générale, les espèces dont les molécules établissent des interactions comparables se mélangent : un solvant polaire dissout bien les espèces polaires ou ioniques ; un solvant apolaire dissout bien les espèces apolaires.

L'**extraction liquide-liquide** consiste à transférer une espèce d'une solution (souvent aqueuse) vers un autre solvant, le **solvant d'extraction**. Il doit être **non miscible** avec le solvant de départ et dissoudre l'espèce **beaucoup mieux** que lui. On opère dans une **ampoule à décanter** : après agitation et dégazage, on laisse reposer ; les deux phases se séparent selon leur densité, la moins dense au-dessus. On ouvre le robinet pour recueillir la phase inférieure, puis on récupère la phase supérieure par le haut.



Extraction du diiode par le cyclohexane : le solvant le moins dense surmonte la phase aqueuse.

ERREUR FRÉQUENTE

On ne choisit pas la phase d'après sa couleur, mais d'après sa densité : la phase la plus dense est en bas. Il ne faut pas non plus confondre dissolution (le solide disparaît, l'espèce reste intacte, ou se dissocie en ions) et réaction chimique : lors d'une dissolution, la nature des entités ne change pas.

L'essentiel à retenir

- Un solide ionique est neutre ; sa cohésion vient de l'interaction électrostatique entre ions de signes opposés (loi de Coulomb).
- Les solides et liquides moléculaires sont liés par les interactions de van der Waals et par la liaison hydrogène ($A-H \cdots B$ avec $A, B = O, N, F$), qui élève les températures de changement d'état.
- Dissolution d'un solide ionique : dissociation, solvation, dispersion ; l'équation conserve éléments et charges.
- La solubilité s est la masse maximale dissoute par litre ; au-delà, la solution est

saturée.

- L'extraction liquide-liquide utilise un solvant non miscible dans lequel l'espèce est bien plus soluble ; la phase la moins dense surmonte l'autre.