

Chapitre 07- De la cohésion à la solubilité des espèces chimiques

Le chapitre précédent a permis de définir la structure géométrique des molécules et des ions dans l'espace, ainsi que la notion de polarité d'une molécule. Ces informations permettent entre autre de mieux comprendre comment les molécules peuvent interagir entre elles lorsqu'elles sont mises les unes avec les autres. Il existe cependant des différences notables dans la manière dont la matière s'agence, selon qu'il s'agisse d'un composé solide ou bien d'un mélange de liquides.

Dans ce chapitre, nous verrons ainsi les principes à l'origine de la cohésion et de la dissolution d'un solide, de la miscibilité de deux liquides, et enfin le principe de fonctionnement d'un savon pour mettre en évidence un cas particulier d'interaction inter-moléculaire au sein d'un mélange.

5.1 Cohésion des solides

Il existe plusieurs types d'interactions permettant d'expliquer la cohésion des solides. On distingue ainsi les **solides ioniques** des **solides moléculaires**.

5.1.1 Solide ionique

Un **solide ionique** ou **cristal ionique** est constitué d'une succession régulière et ordonnée de cations et d'anions. Il reste électriquement neutre et l'interaction responsable de sa cohésion est une interaction **électrostatique** (cf. Chapitre 8).

Exemple : Le sel de cuisine est en réalité du chlorure de sodium $\text{Na}-\text{Cl}_{(s)}$. Il s'agit d'une succession d'ions Na^+ et Cl^- liés entre eux par des interactions électrostatiques attractives.

5.1.2 Solide moléculaire

Un **solide moléculaire** est constitué d'une succession régulière et ordonnée de molécules. Sa cohésion est assurée par des **interactions moléculaires** qui peuvent être de deux nature :

- **Interactions de Van der Waals** : interaction entre des dipôles, plus ou moins forte en fonction de la **polarité** de la molécule.
- **Liaisons Hydrogène** : Liaison entre un atome d'hydrogène lié à un atome électronégatif et un autre atome électronégatif portant au moins un doublet non liant dans une molécule polaire.

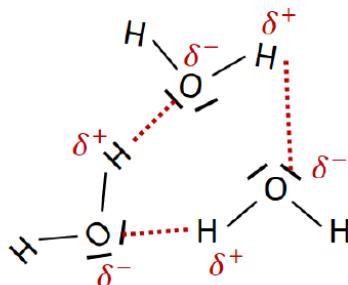


Figure 5.1 – Exemple de liaisons hydrogène existant entre plusieurs molécules d'eau

Remarque : Les liaisons covalentes et ioniques sont plus fortes que les liaisons hydrogène, elles-mêmes plus fortes que les interactions de Van der Waals.

Liaisons Covalentes > Liaisons Hydrogène > Liaisons Van der Waals

5.2 Solubilité d'espèces

5.2.1 Dissolution d'un solide ionique

Description de la dissolution

La dissolution d'un solide ionique dans un solvant consiste en la rupture des liaisons ioniques entre les cations et les anions qui le constituent. Des molécules de solvant viennent alors entourer chaque ion afin de « l'isoler » des autres : c'est le phénomène de **solvatation**. Puis les ions ainsi solvatés se dispersent en solution de manière homogène.

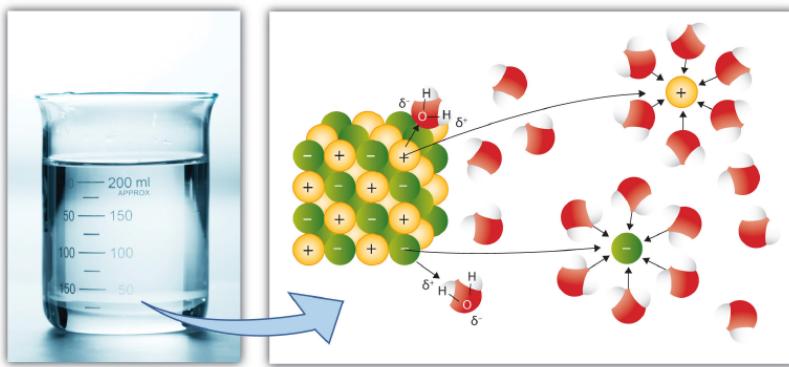
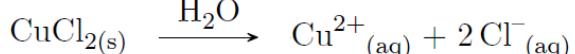
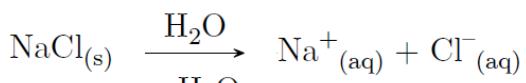


Figure 5.2 – Schéma de la solvatation du chlorure de sodium lors de sa dissolution dans l'eau

Equation de la dissolution

Comme toute transformation chimique, la dissolution se traduit par une équation bilan.

Exemples :



Condition de dissolution d'un solide ionique

Pour qu'un solide ionique se dissolve, il faut que les ions qui le constituent puissent évoluer librement dans le solvant. Il faut donc que celui-ci soit polaire. Plus un solvant est polaire, plus la solubilité du solide sera totale.

Un solide ionique est soluble dans un solvant polaire.

5.2.2 Dissolution d'un solide moléculaire

Description de la dissolution

Les étapes sont les mêmes que pour le solide ionique, sauf que le moteur de la dissolution est ici la formation des liaisons hydrogène et/ou Van der Waals.

Condition de dissolution d'un solide moléculaire

Un solide moléculaire est soluble dans un solvant de même polarité que lui.

5.2.3 Extraction par solvant

Conditions de miscibilité de deux liquides

Deux liquides sont miscibles s'il y a des interactions entre les molécules qui les composent. La polarité est donc un critère de miscibilité mais pas le seul. On pourra néanmoins considérer que deux liquides de même polarité seront miscibles, alors qu'un liquide polaire et un liquide apolaire ne seront pas miscibles.

Extraction par solvant

Le but de l'extraction par solvant (ou liquide-liquide) est d'extraire une espèce chimique en solution dans un solvant A en utilisant un solvant B. Le solvant B doit être non miscible avec le solvant A, mais l'espèce à extraire doit être plus soluble dans le solvant B que dans le solvant A.

L'extraction se déroule suivant les trois étapes suivantes :

- On ajoute un certain volume de solvant B dans le mélange contenant le solvant A et l'espèce à extraire.
- On effectue une décantation de ce mélange (l'espèce à extraire va migrer vers la phase du solvant B dans laquelle elle est plus soluble).
- On sépare les deux phases obtenues pour récupérer l'espèce d'intérêt.

5.2.4 Concentration d'un soluté

Désormais, la notation à employer pour désigner la concentration molaire d'un soluté est la suivante : [soluté].

Exemples : La concentration en ions Cu^{2+} est notée $[\text{Cu}^{2+}]$. La concentration en acide éthanoïque $\text{CH}_3\text{--COOH}$ est notée : $[\text{CH}_3\text{--COOH}]$.

5.3 Application au fonctionnement d'un savon

5.3.1 Définitions

Une molécule **lipophile** est une molécule ayant une grande affinité avec les structures graisseuses. Une molécule **lipophobe**, à l'inverse, ne présente aucune affinité avec les graisses.

Par analogie, une molécule **hydrophile** est une molécule ayant une grande affinité avec l'eau, et une molécule **hydrophobe** ne présente aucune affinité avec l'eau. Les molécules lipophiles sont hydrophobes, et les molécules lipophobes sont hydrophiles.

On appelle molécule **amphiphile** toute molécule présentant à la fois une partie hydrophile à une extrémité et hydrophobe à une autre extrémité. Les savons sont des molécules amphiphiles.

5.3.2 Fonctionnement d'un savon

Un savon est constitué d'une longue chaîne carbonée, apolaire et lipophile, et d'un groupement chargé négativement en tête de molécule, qui est lui polaire et hydrophile.

Lorsqu'on met un savon au contact de graisses, il se forme des **micelles** : les molécules de savon viennent emprisonner les graisses en les entourant, grâce à leur partie lipophile qui vient se greffer aux graisses. Ensuite, lorsqu'on rince à l'eau, les têtes hydrophiles qui sont donc du côté extérieur de la micelle sont emportées avec l'eau, comme le montre la figure 5.3

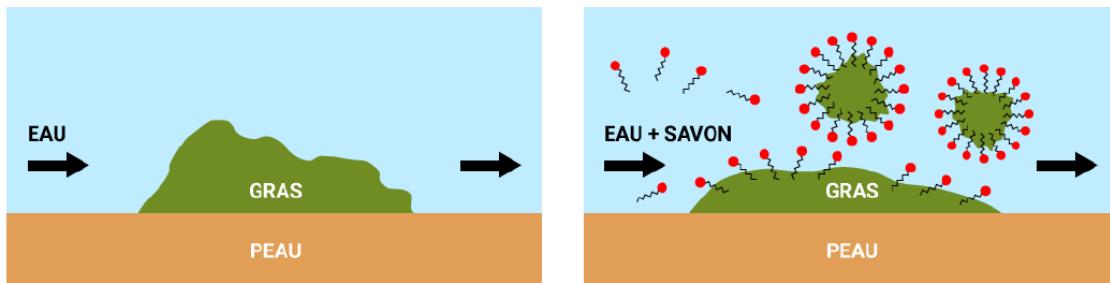


Figure 5.3 – Fonctionnement d'un savon.