

Chapitre 6

De la structure des entités à la cohésion et à la solubilité

1. Solides ioniques et solides moléculaires

1.1 - Description à l'échelle microscopique

Un solide ionique est un empilement régulier dans l'espace d'anions et de cations.

Un solide moléculaire est un empilement régulier dans l'espace de molécules.

Des interactions attractives assurent la cohésion de l'état solide, c'est-à-dire le maintien entre elles des entités constituant le solide.

1.2 - Cohésion des solides moléculaires et ioniques

La cohésion des solides ioniques est assurée par l'interaction électrostatique modélisée par la loi de Coulomb.

Bien que les entités des solides moléculaires soient non chargées, des interactions électrostatiques existent entre ces entités, modélisées par d'autres lois.

Les interactions de Van der Waals entre molécules, non chargées, assurent la cohésion des solides moléculaires.

Les interactions de Van der Waals sont :

- de type électrostatique ;
- modélisées par des forces dont la norme est d'autant plus importante que les molécules sont volumineuses ;

– négligeables si la distance entre les molécules est supérieure à l'ordre de grandeur de la taille d'une molécule.

Les normes de ces forces entre molécules sont :

- environ quarante fois plus faibles que les normes des forces entre atomes au sein de la molécule, modélisées par les liaisons covalentes ;
- souvent plus importantes entre deux entités polaires, ou deux entités apolaires, qu'entre une entité polaire et une entité apolaire.

Il existe des forces attractives entre molécules, dont les normes sont supérieures à celles des forces d'interactions de Van der Waals. De telles forces sont représentées par des ponts hydrogène.

Un pont (ou liaison) hydrogène est représenté par trois points. Les atomes d'oxygène reliés par le pont réalisé entre eux par l'atome d'hydrogène sont alignés avec cet atome d'hydrogène. Les normes des forces correspondant aux ponts hydrogène sont plus faibles que celles correspondant aux liaisons covalentes.

Un pont hydrogène entre deux espèces chimiques représente une liaison mettant en jeu trois atomes, dont un d'hydrogène, qui sert de pont entre les deux autres atomes qui ne peuvent être que des atomes d'oxygène, d'azote ou de fluor.

2. Dissolution d'un solide ionique

2.1 - Dissociation et solvatation des ions

La mise en solution d'un composé solide ionique dans un solvant polaire (comme l'eau) est modélisée par deux étapes :

- la dissociation du solide ionique en espèces ioniques : le solvant éloigne les ions

les uns des autres en affaiblissant les interactions électrostatiques attractives entre eux ;

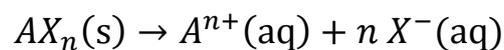
- la solvation de ces espèces ioniques : une nouvelle interaction électrostatique se met en place entre les ions et les molécules de solvant.

Les interactions électrostatiques entre les ions issus du solide ionique et les entités constituant le solvant (polaire) affaiblissent les interactions électrostatiques assurant la cohésion du solide, ce qui permet de séparer les ions. Chaque ion s'entoure alors de plusieurs molécules de solvant. Les ions, dits solvatés, se dispersent dans la solution.

2.2 - Équation d'une réaction de dissolution

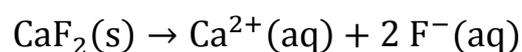
Une espèce, une fois dissoute dans le solvant, est dite solvatée, ou hydratée si le solvant est l'eau : on écrit alors (aq) à côté de sa formule.

L'équation de dissolution dans l'eau d'un solide ionique de formule $AX_n(s)$ constitué de cations A^{n+} et d'anions X^- s'écrit :



Exemple

L'équation de dissolution dans l'eau du fluorure de calcium solide s'écrit :



2.3 - Concentration en quantité des ions en solution

Si un volume V de solution contient une quantité n_X d'un ion X , la concentration en quantité de cet ion, notée par $[X]$, vaut :

$$[X] = \frac{n_X}{V}$$

Unités usuelles :

$[X]$ en mole par litre ($\text{mol}\cdot\text{L}^{-1}$) ;

n_X en mole (mol) ;

V en litre (L).

3. Dissolution d'un solide moléculaire

3.1 - Influence du solvant sur la solubilité

La dissolution des solides moléculaires dans les solvants s'interprète par l'établissement d'interactions de Van der Waals et d'éventuels ponts hydrogène entre les entités du solvant et celles du soluté.

Si un solide moléculaire est formé de molécules polaires, il est plus soluble dans un solvant polaire que dans un solvant apolaire. S'il est formé de molécules apolaires, il est plus soluble dans un solvant apolaire que dans un solvant polaire.

3.2 - Extraction liquide-liquide

Deux liquides sont miscibles s'ils forment un mélange homogène.

En chimie, il est parfois nécessaire de transférer une espèce chimique d'un solvant vers un autre solvant qui lui est non miscible, opération appelée extraction liquide-liquide. Par exemple, les espèces parfumées dissoutes dans l'eau des pétales de rose sont extraites par un solvant, qui une fois évaporé permet de recueillir les parfums.

Pour extraire une espèce dissoute dans un solvant A :

- le solvant B choisi pour l'extraire, appelé solvant extracteur, doit être non miscible avec le solvant A ;
- l'espèce à extraire doit être plus soluble dans le solvant B que dans le solvant A .

L'extraction peut être réalisée dans une ampoule à décanter.

Lorsque l'espèce transférée d'un solvant à l'autre n'est pas désirée, l'opération s'appelle un lavage.

4. Propriétés des savons

Une espèce est dite hydrophile si elle est soluble dans l'eau. Une telle espèce est le plus souvent polaire (comme l'eau), voire capable d'établir des ponts hydrogène avec les molécules d'eau.

Une espèce est dite lipophile si elle est soluble dans les graisses. Une telle espèce est apolaire (comme les entités constituant les graisses).

Remarque

Une espèce lipophile est souvent hydrophobe, c'est-à-dire insoluble dans l'eau.

Certaines espèces, comme les savons, sont amphiphiles : elles ont une partie hydrophile et une partie lipophile.

Cette double affinité est à l'origine de leurs propriétés moussantes et lavantes.

Les savons appartiennent à la catégorie des tensioactifs, qui ont tous des propriétés amphiphiles. Les tensioactifs sont utilisés en cuisine pour stabiliser des mayonnaises ou des sauces, dans l'industrie cosmétique ou pharmaceutique pour stabiliser des médicaments ou des crèmes lavantes, ou encore dans des loisirs, pour produire des mousses ou des bulles.

Étymologie

- **phile** : suffixe, du grec *philein*, « aimer » ; exprime une affinité pour quelque chose.
- **phobe** : suffixe, du grec *phobos*, « effroi » ; exprime l'absence d'affinité vis-à-vis de quelque chose.
- **amphi** : préfixe, du grec *amphi*, « des deux côtés ».