

1. Cohésion d'un solide

Il est important de distinguer le solide ionique et le solide moléculaire.

Le solide ionique correspond à un empilement compact et régulier de cations et d'anions.

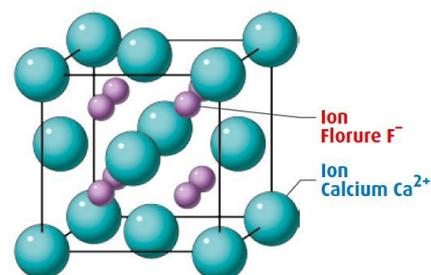
Le solide moléculaire est constitué d'un empilement compact et régulier de molécules.

1.1. Cohésion du solide ionique

La cohésion d'un solide ionique est due aux interactions électrostatiques entre les cations et les anions.

Le solide ionique est électriquement neutre : il contient autant de charges positives que de charges négatives. Sa formule statistique rend compte des proportions de cations et d'anions dans le solide, en indiquant d'abord le symbole du cation, puis celui de l'anion, sans la charge électrique.

Exemple : le fluorure de calcium $CaF_2(s)$



© Belin Éducation/Humensis, 2019 Enseignement scientifique 1re
© Thomas Haessig

1.2. La cohésion d'un composé solide moléculaire

Les molécules sont électriquement neutres. Ce sont pourtant des interactions électrostatiques qui assurent la cohésion des solides moléculaires.

1.2.1. Interactions de Van der Waals

Les interactions de Van der Waals sont des interactions électrostatiques intermoléculaires attractives de courtes portées ($< 10^{-9}m$).

Pour les molécules polaires, les interactions de Van der Waals s'établissent entre les zones qui portent les charges partielles.

Pour les molécules apolaires des interactions de Van der Waals sont possibles. Le nuage électronique fluctue en permanence, à un instant t , une molécule possède une zone chargée positivement et une autre zone chargée négativement, il peut donc y avoir des interactions fugaces entre une zone positive d'une molécule et une zone négative d'une autre molécule.

1.2.2. Liaison hydrogène

Lorsqu'une molécule possède une liaison O-H ou une liaison N-H. Cette liaison est fortement polarisée. Il en résulte une charge partielle positive sur H qui interagit avec la charge négative partielle sur O ou N d'une autre molécule.

Un pont, ou liaison hydrogène s'établit entre un atome d'hydrogène (charge partielle positive) et un atome électronégatif (O ou N) d'une autre molécule.

La liaison hydrogène est 20 fois plus faible que celle d'une liaison de covalence classique mais 10 fois supérieure à celle d'une liaison de Van der Waals.



Exercices 31 page 121 et 55 page 123

2. Solvants

Un solvant peut dissoudre ou diluer des espèces chimiques. Il est important de distinguer les solvants polaires et les solvants apolaires.

Solvants polaires : L'eau, les alcools, l'ammoniac, l'acétone...

Solvant apolaires : le cyclohexane, le benzène, le dichlorométhane...

2.1. Dissolution d'un solide ionique dans l'eau

2.1.1. Interaction entre le solvant et les ions

Lors de la dissolution d'un solide ionique dans l'eau, on obtient une solution aqueuse contenant des ions qui se combinent avec les molécules d'eau qui les entourent.

On peut distinguer trois étapes :

La dissociation du solide ionique : les molécules d'eau fragilisent les interactions électrostatiques entre les cations et les anions du solide.

La solvatation : les molécules d'eau entourent les ions, ils sont alors solvate (hydratés).

La dispersion : les ions solvates s'éloignent du solide et se dispersent parmi les molécules d'eau.

2.1.2. Équation de dissolution

Le solide que l'on notera avec un indice (s) se dissocie en ions hydratés que l'on notera avec l'indice (aq) qui signifie « en solution aqueuse ». Le solide ionique est neutre, la solution l'est aussi.

Exemples :

L'équation de dissolution du chlorure de sodium est : $NaCl(s) \xrightarrow{eau} Na^+(aq) + Cl^-(aq)$

L'équation de dissolution de l'oxyde d'aluminium est : $Al_2O_3 \xrightarrow{eau} 2Al^{3+}(aq) + 3O^{2-}(aq)$

Exercices 33 et 34 page 121

2.1.3. Concentration des ions en solution

S'il y a dissolution complète du solide, le tableau d'avancement permet de déterminer la concentration de chaque ion en solution, que l'on notera par l'ion entre crochets : [ion].

La concentration d'un ion en solution est égale à la concentration c en soluté apporté multipliée par le coefficient stœchiométrique associé à cet ion dans l'équation de dissolution.

Exemple

Dans un volume V , la concentration apportée en fluorure de calcium est $c = 2,0 \times 10^{-2} \text{ mol}\cdot\text{L}^{-1}$. Voici le tableau d'avancement :

		$CaF_{2(s)} \xrightarrow{H_2O} Ca^{2+}_{(aq)} + 2F^{-}_{(aq)}$		
Avancement	Quantité de matière de...	$CaF_{2(s)}$	$Ca^{2+}_{(aq)}$	$F^{-}_{(aq)}$
0	...apportée à l'état initial	$n_0 = cV$	0	0
x	...en cours de réaction	$n = cV - x$	x	$2x$
x_{\max}	...présente à l'état final	$n_0 - x_{\max} = 0$	$x_{\max} = cV$	$2x_{\max} = 2cV$

Dans l'état final, $[Ca^{2+}] = \frac{c \times V}{V} = c$ et $[F^{-}] = 2 \times \frac{c \times V}{V} = 2 \times c$.

Exercices 38 et 39 page 121, 47 à 50 page 122, 56 page 123

2.2.Extraction par solvant

Deux liquides sont miscibles s'ils peuvent se mélanger en formant un mélange homogène. Sinon, ils sont non-miscible.

Exemples :

L'eau et l'éthanol sont miscibles en toutes proportions.

L'eau et l'huile sont non-miscibles.

La solubilité notée s (exprimée en $g \cdot L^{-1}$), d'une espèce chimique correspond à la masse maximale de cette espèce que l'on peut dissoudre dans un litre de solvant.

L'extraction par solvant est une technique expérimentale qui permet d'extraire une espèce chimique dissoute dans une solution.

Le choix du solvant extracteur est lié à ses propriétés physiques :

Le soluté doit être plus soluble dans le solvant extracteur que dans le solvant initial ;

Le solvant extracteur ne doit pas être miscible avec le solvant initial.

On utilise une ampoule à décanter

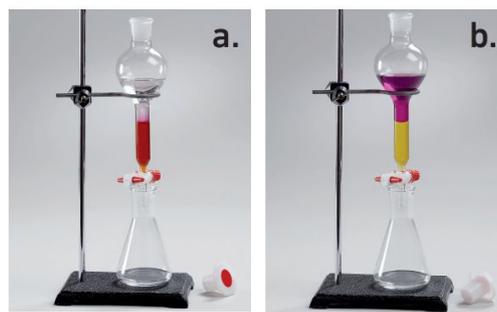
3. Caractère amphiphile

Certaines espèces chimiques possèdent un caractère amphiphile. Elles sont constituées de deux parties aux propriétés distinctes.

l'une est polaire et hydrophile (soluble dans l'eau) ;

L'autre est polaire, lipophile (soluble dans les graisses) et insoluble dans l'eau.

Ce caractère amphiphile explique les propriétés lavante des savons.



Doc. 9 Extraction du diiode contenu dans du lugol à l'aide de cyclohexane. Le diiode, violet, passe de la phase aqueuse inférieure (a) à la phase organique supérieure (b).

Exercices 40 page 121 , 51 et 54 page 123



Exercices 41 et 42 page 121, 57 page 124