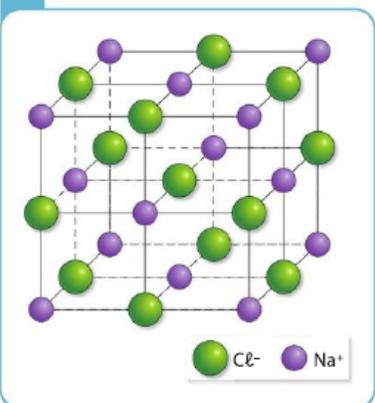


1 La cohésion d'un solide ionique ou moléculaire

A Modélisation du chlorure de sodium



Énergies associées :
– aux interactions de van der Waals : quelques $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$;
– aux liaisons hydrogène : quelques dizaines de $\text{kJ} \cdot \text{mol}^{-1}$.

a. Cohésion d'un solide ionique

- Un **solide ionique** est constitué de cations et d'anions régulièrement disposés dans l'espace. Il est électriquement neutre.
- Dans un solide ionique, chaque ion de charge q_A est entouré d'ions de charge q_B de signe opposé. L'**interaction électrostatique attractive** entre ces ions assure la cohésion du solide ionique.



Exemple : Le chlorure de sodium NaCl est un solide ionique constitué de cations sodium Na^+ et d'anions chlorure Cl^- . Il contient autant de charges positives que de charges négatives pour assurer la neutralité électrique (doc. A).

b. Cohésion d'un solide moléculaire

- Un **solide moléculaire** est constitué de molécules, électriquement neutres, régulièrement disposées dans l'espace.
- La cohésion d'un solide moléculaire est assurée par deux types d'interactions :
 - les **interactions de van der Waals** qui sont toujours présentes ;
 - les **liaisons hydrogène**, lorsqu'elles existent. En général, les liaisons hydrogène sont plus fortes que les interactions de van der Waals.

• Les interactions de van der Waals

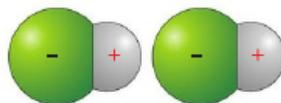
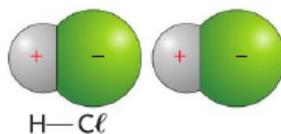
Les **interactions de van der Waals** sont des interactions électrostatiques attractives qui existent entre les molécules.

Deux types de molécules

Molécules polaires

Exemple : Chlorure d'hydrogène

Charges électriques partielles permanentes portées par les atomes d'hydrogène et de chlore :

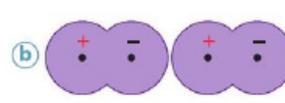
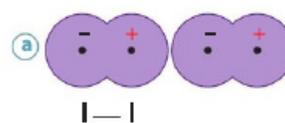


> Interactions entre des molécules de chlorure d'hydrogène.

Molécules apolaires

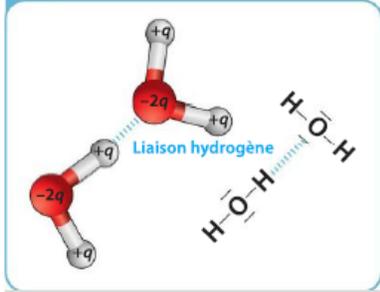
Exemple : Diiode

Le mouvement désordonné des électrons fait apparaître, à un instant t , des charges partielles :



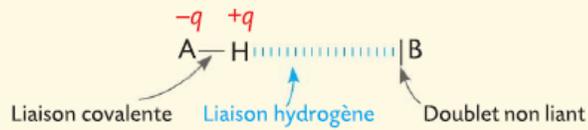
> Interactions entre des molécules de diiode à un instant t (a) et à un instant t' (b).

B Liaison hydrogène entre deux molécules d'eau



• Les liaisons hydrogène

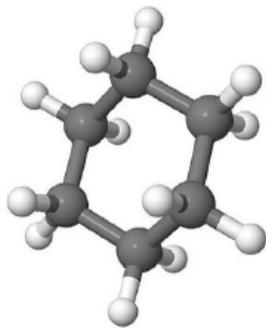
Une **liaison hydrogène** est une interaction attractive établie entre un atome d'hydrogène, lié à un atome A très électronégatif, et un atome B très électronégatif et porteur d'un doublet d'électrons non liant*.



*Les atomes A et B doivent être électronégatifs : ce sont essentiellement les atomes de fluor F, d'oxygène O et d'azote N, qui appartiennent à la deuxième période du tableau périodique.

Exemple : Une liaison hydrogène peut s'établir entre un atome d'hydrogène d'une molécule d'eau et un atome d'oxygène appartenant à une autre molécule d'eau.

C Molécule de cyclohexane



> La molécule de cyclohexane de formule C_6H_{12} est une molécule apolaire car les liaisons C-H sont très peu polarisées.

2 La solubilité d'une espèce chimique

a. Nature du solvant

- Un solvant constitué de **molécules polaires** est un **solvant polaire**.
- Un solvant constitué de **molécules apolaires** est un **solvant apolaire**.

Exemples

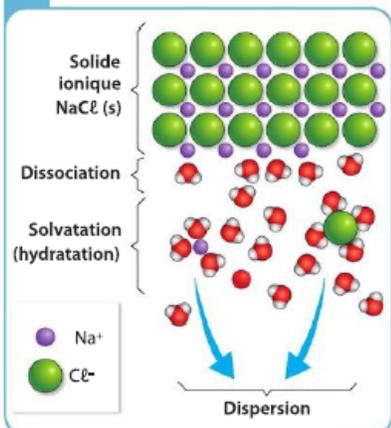
- L'eau et l'éthanol sont des solvants polaires.
- Le cyclohexane est un solvant apolaire (doc. C).

b. Solubilité d'un soluté dans un solvant

Un soluté est soluble dans un solvant si les interactions entre les entités (molécules, ions) du soluté sont de même type que celles qui s'exercent entre les molécules de solvants.

- Les **solides ioniques** sont solubles dans les **solvants polaires** ; ils sont donc solubles dans l'eau. Cette dissolution s'explique par l'établissement d'interactions électrostatiques entre les ions du solide et les molécules du solvant.
- Les **solutés moléculaires polaires** sont généralement solubles dans les **solvants polaires**.
- Inversement, les **solutés moléculaires apolaires** sont solubles dans les **solvants apolaires**.

D Hydratation des ions sodium et chlorure



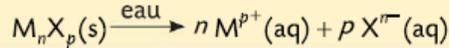
c. Dissolution d'un solide ionique dans l'eau

La dissolution peut être modélisée par trois étapes simultanées : la **dissociation** des ions du solide, la **solvatation** et la **dispersion** des ions dans la solution.

Exemple

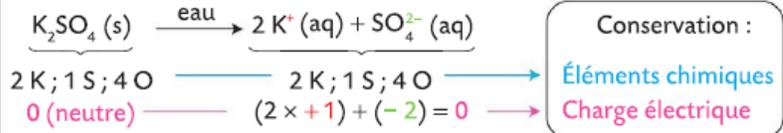
Lors de la dissolution du solide ionique $NaCl(s)$ dans l'eau (doc. D), le solide ionique se dissocie : les ions sodium Na^+ sont attirés par les pôles négatifs des molécules d'eau polaires qui entourent le solide, tandis que les ions chlorure Cl^- sont attirés par les pôles positifs de ces molécules. Ces deux ions sont alors hydratés, c'est-à-dire entourés de molécules d'eau. Ils sont notés $Na^+(aq)$ et $Cl^-(aq)$.

La dissolution d'un solide ionique dans l'eau est modélisée par une **équation de réaction de dissolution** qui doit respecter la conservation des éléments chimiques et de la charge électrique. Pour un solide ionique de formule $M_nX_p(s)$ constitué des ions M^{p+} et X^{n-} , cette équation s'écrit :



Exemple

Équation de la réaction de dissolution du sulfate de potassium $K_2SO_4(s)$:



E Un engrais pour plantes



> La préparation de certains engrais pour plante se fait par dissolution de sulfate de potassium $K_2SO_4(s)$ dans l'eau.

La **concentration en quantité de matière** des ions M^{p+} , ou X^{n-} , dans une solution est notée $[M^{p+}]$ ou $[X^{n-}]$. Elle est donnée par la relation :

$$[M^{p+}] = \frac{n(M^{p+})}{V_{\text{solution}}} \quad \text{ou} \quad [X^{n-}] = \frac{n(X^{n-})}{V_{\text{solution}}}$$

Annotations : $n(M^{p+})$ (en mol), $n(X^{n-})$ (en mol), V_{solution} (en L), $[M^{p+}]$ (en mol · L⁻¹), $[X^{n-}]$ (en mol · L⁻¹)

La concentration en quantité de matière des ions est reliée à la quantité n_0 de solide à dissoudre. Cette relation peut être déterminée à l'aide d'un tableau d'avancement.

Exemple

Dissolution du sulfate de potassium $K_2SO_4(s)$.

Équation de dissolution		$K_2SO_4(s) \rightarrow 2 K^+(\text{aq}) + SO_4^{2-}(\text{aq})$		
État du système	Avancement (en mol)	Quantités de matière (en mol)		
		$n(K_2SO_4)$	$n(K^+)$	$n(SO_4^{2-})$
État initial	$x = 0$	n_0	0	0
État final	$x = x_{\text{max}}$	0	$2n_0$	n_0

$$[SO_4^{2-}] = \frac{n(SO_4^{2-})}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_0}{V_{\text{solution}}}; [K^+] = \frac{n(K^+)}{V_{\text{solution}}} = \frac{2n_0}{V_{\text{solution}}}$$

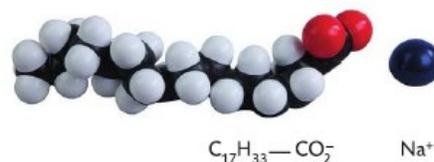
d. Le savon : un solide ionique particulier

Un savon est un mélange de carboxylates de sodium (ou de potassium), de formule $R-CO_2Na$ (ou $R-CO_2K$).

R est une chaîne carbonée non ramifiée, possédant généralement plus de dix atomes de carbone.

Exemple

L'oléate de sodium $C_{17}H_{33}-CO_2^- Na^+$ a une chaîne carbonée R contenant 17 atomes de carbone. Il est contenu dans les savons fabriqués à partir d'huile d'olive (doc F).



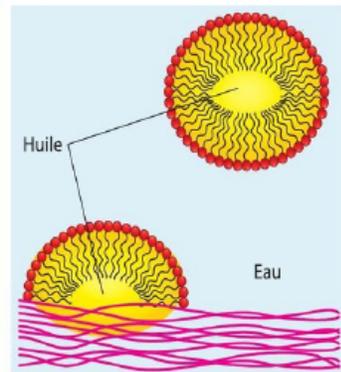
F L'oléate de sodium



Vocabulaire

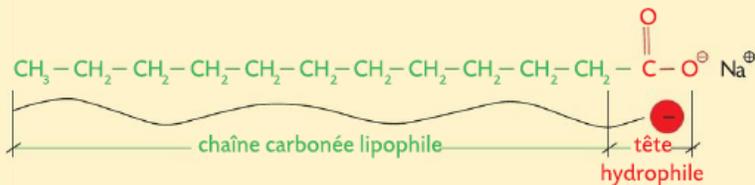
- **Hydrophile** (du grec *hudos* : eau, et *philos* : ami).
- **Lipophile** (du grec *lipos* : graisses, et *phobos* : peur).

G Formation d'une monocouche

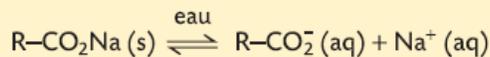


> En solution aqueuse, la tache d'huile est entourée d'ions carboxylate qui présentent leur partie lipophile au contact de l'huile. Leurs parties hydrophiles se trouvent au contact de l'eau.

- Les ions carboxylate présents dans les savons possèdent une extrémité **hydrophile** (et lipophile) et une extrémité **lipophile** (hydrophobe) : ce sont des espèces **amphiphiles**. Ce sont des **tensioactifs**.



- Les **savons** sont faiblement solubles dans l'eau. L'équation de la réaction de dissolution s'écrit :



En présence d'alcool, leur solubilité croît.

- Le groupe carboxylate $-\text{CO}_2^-$ est chargé négativement ; il s'entoure très facilement de molécules d'eau polaires.
- Les salissures peuvent être de nature organique (huiles, graisses) ou minérales (terre, rouille). Suivant leur nature, les ions carboxylate interagissent avec celles-ci, soit par leur extrémité lipophile, soit par leur extrémité hydrophile. Ils se regroupent sous forme d'agrégats : les micelles. Par exemple, il se forme une monocouche de savon avec une tache d'huile (doc. G).

Remarque

Les tensioactifs ne sont pas tous des espèces ioniques ; certains tensioactifs sont des molécules.

3 L'extraction par solvant d'une espèce en solution

- Une extraction consiste à prélever une espèce chimique du milieu qui la contient.

Lors d'une **extraction liquide-liquide**, une espèce présente dans un solvant S_1 est extraite par un autre solvant S_2 , appelé solvant d'extraction.

Le solvant S_2 est choisi tel que :

- l'espèce chimique à extraire y est plus soluble que dans le solvant S_1 ;
- il est non miscible au solvant S_1 ;
- il présente un danger minimal pour la santé et l'environnement.

- En général, une extraction liquide-liquide est réalisée en utilisant une ampoule à décanter.

Exemple

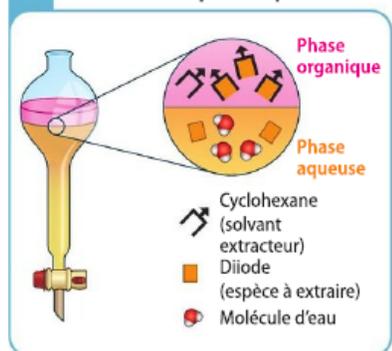
Après ajout de cyclohexane dans une solution aqueuse contenant du diiode dissous dans l'eau, puis agitation, le diiode a été transféré dans le cyclohexane dans lequel il est plus soluble (doc. H).

- Après extraction, on laisse reposer le mélange. Les solvants se séparent en deux phases : une **phase aqueuse** et une **phase organique**. C'est la décantation. La phase de plus faible densité surnage.

Exemple

$d(\text{cyclohexane}) = 0,78 > d(\text{eau}) = 1$; donc, lors de l'extraction du diiode, la **phase organique** est au-dessus de la **phase aqueuse** (doc. H).

H Extraction liquide-liquide

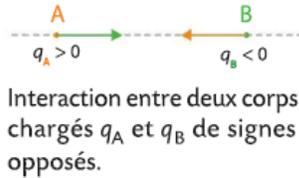


L'essentiel

1 La cohésion d'un solide ionique ou moléculaire

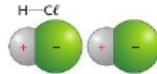
Interactions électrostatiques

Ionique



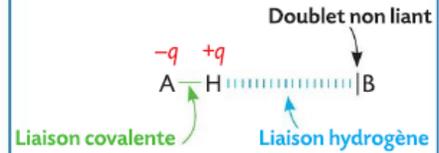
Interactions de van der Waals
(Pour tous les solides moléculaires)
Interaction attractive entre charges partielles $+q$ et $-q$ de signes opposés.

Exemple : Le chlorure d'hydrogène



Moléculaire

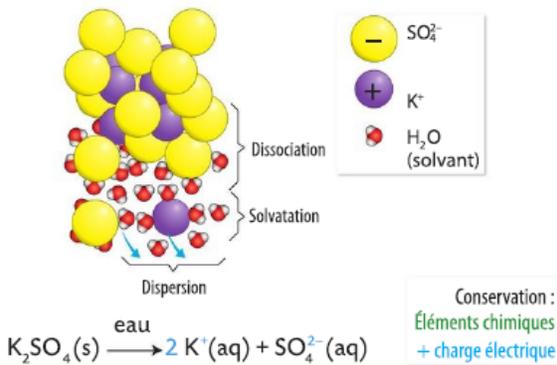
Liaisons (ou ponts) hydrogène
(lorsqu'elles existent)



2 La solubilité d'une espèce chimique

Soluté

Ionique



Concentration en quantité de matière des ions en solution

$$[K^+] = \frac{n(K^+)}{V_{\text{solution}}} = \frac{2n(K_2SO_4)}{V_{\text{solution}}}$$

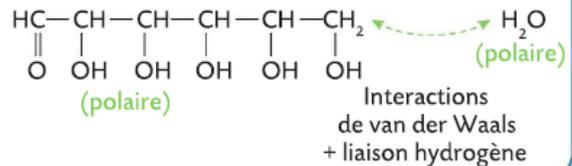
$$[SO_4^{2-}] = \frac{n(SO_4^{2-})}{V_{\text{solution}}} = \frac{n(K_2SO_4)}{V_{\text{solution}}}$$

Moléculaire

• Le diiode est soluble dans le cyclohexane :



• Le glucose est soluble dans l'eau :



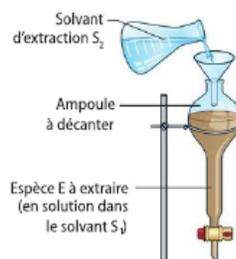
Les savons



3 L'extraction par solvant d'une espèce en solution

Extraction

- L'espèce à extraire est plus soluble dans S_2 que dans S_1 .
- S_1 et S_2 sont non-miscibles entre eux.
- S_2 présente un danger minimal pour la santé et l'environnement.



Séparation liquide-liquide

