

Solubilité des espèces chimiques

Rien n'est indifférent, rien n'est impuissant dans l'univers ; un atome peut tout dissoudre, un atome peut tout sauver !

Gérard de Nerval

En chimie, on oppose souvent deux familles : la famille de l'eau et la famille de l'huile ; les solvants polaires et les solvants apolaires ; hydrophile et hydrophobe... Ces distinctions permettent d'expliquer simplement pourquoi certains solvants peuvent se mélanger, pourquoi certains solutés se dissolvent dans des solvants et pas dans d'autres. Pour nettoyer une tache de graisse dans l'eau, on a recours au savon. Ses propriétés amphiphiles en font un médiateur parfait.



Je révise et je me perfectionne

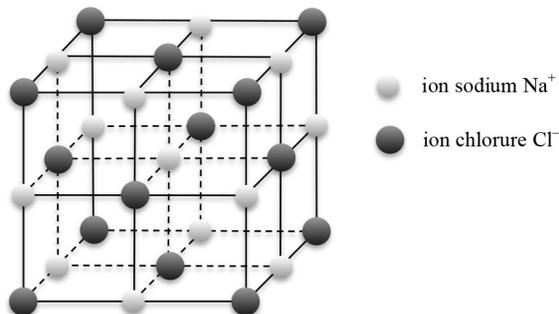
I. Solides ioniques et solides moléculaires

Il existe deux types de solides :

- Un **solide ionique** est un empilement régulier et ordonné d'anions (ions chargés négativement) et de cations (ions chargés positivement).
- Un **solide moléculaire** est un empilement régulier et ordonné de molécules.

1.1 Cohésion d'un solide ionique

La cohésion d'un solide ionique est assurée par une interaction électrostatique : la **force de Coulomb**. Deux anions se repoussent, deux cations se repoussent, un anion et un cation s'attirent.



Maille du chlorure de sodium

Remarques

La force de Coulomb est aux charges électriques ce que la force gravitationnelle est aux masses : $F_{A \leftrightarrow B} = k q_A q_B / d^2$.

k est une constante de proportionnalité (constante de Coulomb) ;

q_A et q_B sont les charges en coulomb (C) ;

d est la distance qui sépare les charges.



1.2 Cohésion d'un solide moléculaire

Les molécules étant neutres la force de Coulomb n'intervient pas. La cohésion est assurée par deux interactions :

- les interactions de Van der Waals,
- les liaisons hydrogène.

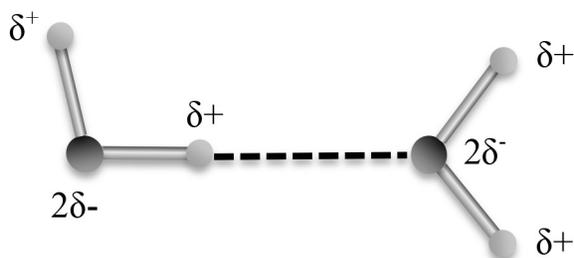
Les **interactions de Van der Waals** sont des interactions électromagnétiques. Elles sont proportionnelles à $1/r^7$, ce qui explique qu'elle diminue rapidement avec la distance.

Remarques

Dans l'enseignement supérieur, on distingue trois types d'interactions de Van der Waals :

- l'interaction attractive et répulsive entre deux molécules possédant une polarité permanente : les **forces de Keesom**,
- l'interaction attractive entre une molécule possédant une polarité permanente et une molécule qui est polarisée momentanément à cause de la déformation de son nuage électronique (dipôle induit) : les **forces de Debye**,
- l'interaction attractive entre deux molécules aux nuages électroniques déformables : les **forces de London**.

Les **liaisons hydrogène** (ou ponts hydrogène) sont des interactions intermoléculaires attractives. Elles impliquent un atome d'hydrogène et un atome électronégatif comme l'oxygène, l'azote ou le fluor situé sur une autre molécule. La norme de cette force est intermédiaire entre celle de la liaison covalente et celle des forces de Van der Waals.

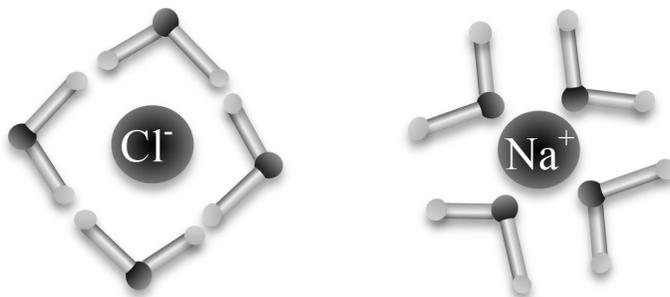


Liaison hydrogène entre deux molécules d'eau

2. Dissolution des solides ioniques dans l'eau

L'eau est un solvant polaire. La dissolution d'un solide ionique dans l'eau se fait en deux étapes :

- la **dissociation** : les interactions électrostatiques entre les ions du solide et les molécules affaiblissent les forces de Coulomb qui assurent la cohésion du solide.
- la **solvatation** : les molécules d'eau entourent chaque cation et chaque anion à présent séparés.



Solvatation d'espèces ioniques par des molécules d'eau

2.1 Équation de réaction de dissolution

L'équation de dissolution dans l'eau d'un solide ionique de formule $A_a B_b(s)$ s'écrit :
 $A_a B_b(s) \rightarrow a A^{b+}(aq) + b B^{a-}(aq)$.

Exemple : L'équation de dissolution dans l'eau du sulfate d'aluminium de formule $Al_2(SO_4)_3(s)$ s'écrit :



2.2 Concentration en quantité de matière d'ions en solution

La concentration en quantité de matière d'un ion X^{n+} , notée $[X^{n+}]$, est égale à :

$$[X^{n+}] = \frac{n(X^{n+})}{V}$$

$n(X^{n+})$ quantité de matière de l'ion X^{n+} (en mol),

V volume de la solution (en L),

$[X^{n+}]$ concentration en quantité de matière de l'ion X^{n+} (en mol·L⁻¹).

3 Solubilité d'une espèce chimique

3.1 Solvant et solubilité

Les espèces chimiques ioniques se dissolvent mieux dans les solvants polaires (comme l'eau) que dans les solvants apolaires (comme le cyclohexane).



Les espèces chimiques apolaires se dissolvent mieux dans un solvant apolaire que dans un solvant polaire.

Remarque

On peut utiliser la règle « Qui se rassemble s'assemble » ou en anglais « Like dissolves like ».

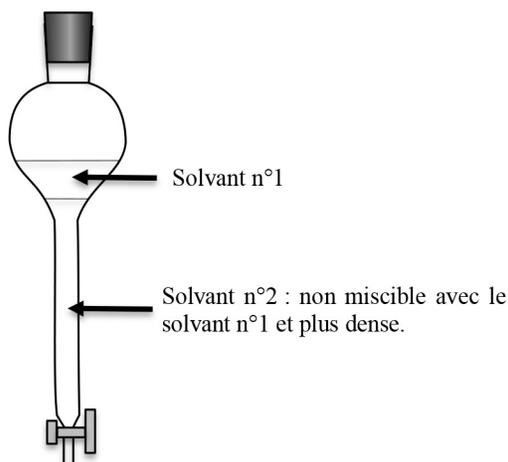
3.2 Extraction liquide-liquide

Deux liquides sont **miscibles** lorsqu'ils peuvent se mélanger. Dans le cas contraire, ils sont **non miscibles**.

Pour extraire une espèce dissoute dans un solvant n° 1, il faut utiliser un solvant n° 2 appelé **solvant extracteur**. Il faut respecter deux règles :

- le solvant extracteur ne doit pas être miscible avec le solvant n° 1,
- l'espèce à extraire doit être plus soluble dans le solvant extracteur que dans le solvant n° 1.

L'extraction se fait avec une **ampoule à décanter**.



Extraction liquide-liquide avec une ampoule à décanter

4. Les savons

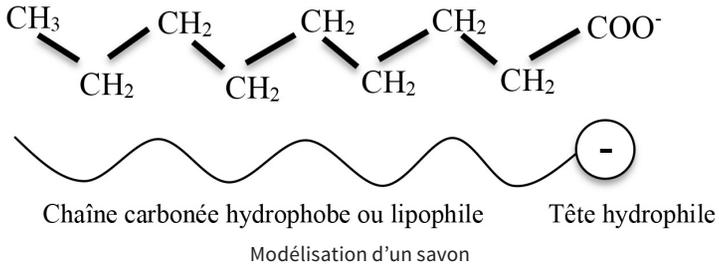
Une espèce est **hydrophile** si elle est soluble dans l'eau.

Une espèce est **lipophile** si elle soluble dans les graisses et donc insoluble dans l'eau, c'est-à-dire **hydrophobe**.

Ces propriétés sont mises à profit dans les savons. Un savon est constitué :

- d'une longue chaîne carbonée apolaire, donc insoluble dans l'eau,
- d'un groupe COO^- polaire donc soluble dans l'eau.

Ce caractère amphiphile permet de retirer les taches de graisse.





Je m'exerce et je fais la différence

Exercice 6.1. Le gecko et Van der Waals

Le gecko est un lézard qui possède une adhérence exceptionnelle. On explique cette particularité grâce aux forces de Van der Waals entre ses pattes et les parois. « Ses pattes possèdent 5 doigts griffus sont recouverts de lamelles, lesquelles portent de fines soies, 500 000 par patte ! Ces soies sont recouvertes d'environ 1 000 *spatulae*, de courts filaments dont l'extrémité arrondie est large d'environ 0,2 micromètre. Ces filaments font que la surface de contact entre une spatula et une paroi, et donc la force de Van der Waals, est très importante. Pour évaluer cette force d'adhésion, modélisons le contact entre une *spatula* et une paroi en imaginant une boule au contact d'une paroi. Un calcul approché indique que la force de Van der Waals qui s'exerce entre boule et paroi croît comme le rayon que multiplie un facteur proche de 0,2 newton par mètre. »

Extrait de « Le monde a ses raisons », de J.M. Courty et E. Kierlik, éditions Belin.

1. Estimer l'attraction entre une *spatula* et une paroi.
2. En tenant compte du nombre de *spatulae*, estimer la force d'adhésion du gecko.
3. Un gecko léopard a une masse de 60 grammes. La force d'adhésion est-elle suffisante pour le soutenir ?

Exercice 6.2. Équations de dissolution

Écrire l'équation de dissolution dans l'eau :

1. du sulfate de fer (II) $\text{FeSO}_4(\text{s})$;
2. du chlorure d'aluminium $\text{AlCl}_3(\text{s})$;
3. du thiosulfate de sodium $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3(\text{s})$;
4. du sulfate d'aluminium $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(\text{s})$.

Exercice 6.3. Le sulfate de cuivre

Le sulfate de cuivre (II) anhydre, CuSO_4 , est un solide blanc. Il est hygroscopique, c'est-à-dire qu'il a tendance à absorber l'humidité de l'air. Sa réaction avec l'eau est exothermique. Le sulfate de cuivre hydraté obtenu est de couleur bleue. Sa formule est $\text{CuSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

1. Pour déterminer la valeur de n , on pèse une masse $m_1 = 4,00$ g de sulfate de cuivre hydraté. En chauffant, les cristaux blanchissent.
 - a) Comment peut-on expliquer la décoloration des cristaux ?
 - b) Au bout d'un certain temps, la masse indiquée par la balance n'évolue plus. On pèse les cristaux blancs obtenus : $m_2 = 2,56$ g. Quelle est la quantité de sulfate de cuivre (II) obtenu ? En déduire la valeur de n .
2. Écrire l'équation de dissolution dans l'eau du sulfate de cuivre (II) hydraté.
3. On prépare une solution de sulfate de cuivre (II) en dissolvant une masse $m = 1,00$ g de sulfate de cuivre (II) hydraté dans de l'eau pour obtenir 100 mL de solution.
 - a) Décrire la préparation de la solution.
 - b) Calculer la concentration en quantité de matière des ions présents.



Données

$M(\text{Cu}) = 63,5 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{O}) = 16,0 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{S}) = 32,1 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$, $M(\text{H}) = 1,01 \text{ g}\cdot\text{mol}^{-1}$.

Exercice 6.4. La mer Morte

L'eau de la mer Morte présente une salinité exceptionnelle : elle contient environ 275 grammes de sel par litre quand l'eau de mer en moyenne en contient 35 grammes. Il y a essentiellement du chlorure de sodium.

1. La force de Coulomb est 80 fois moins intense dans l'eau que dans le vide. Que se passe-t-il si du chlorure de sodium est placé dans l'eau ? Les ions sodium et chlorure restent-ils en contact ?
2. Le sel solide et le sel en solution ont un comportement différent pour un phénomène physique. Lequel ?

I. En route vers le bac et le supérieur

Exercice 6.5. Dosage d'une eau de Javel

(Bac S – Spécialité – Asie – 2003)

Charles Guillaume Scheele, pharmacien suédois, découvrit le dichlore au XVIII^e siècle. Ce gaz intervient dans la fabrication de l'eau de Javel ; celle-ci doit son nom à un ancien village qui est aujourd'hui un quartier de Paris. C'est à Javel que Claude Louis Berthollet, directeur à la manufacture des Gobelins, fabriqua ce produit décolorant et