

1. Cohésion de la matière

1.1. Cohésion des solides ioniques

Un solide ionique est constitué par des ions de deux types : cation et anion, en nombres tels que le solide est électriquement neutre. (**!!! Rappel important** : la formule chimique d'un ion n'est pas due au hasard, elle est liée à la règle de stabilité vue au chap 9 et elle ne change pas au gré de vos envies)

La formule d'un solide ionique s'appelle la formule statistique. Elle rend compte de la composition globale du solide ionique.

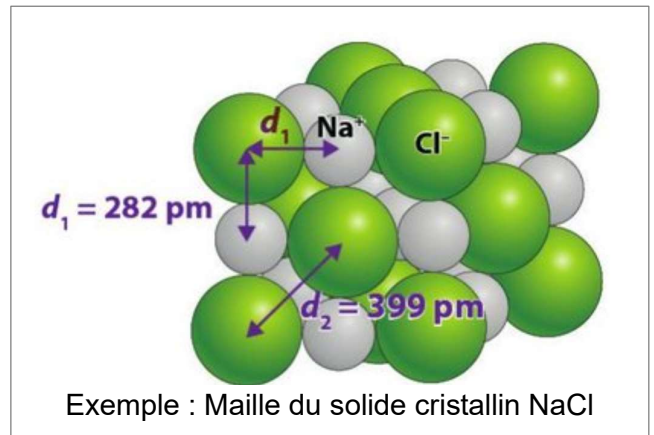
Exemples :

Nom du solide	Nom et formule chimique des ions présents	Formule statistique du solide	Composition
Chlorure de sodium	Ion sodium Na^+ et ion chlorure Cl^-	$\text{NaCl}_{(s)}$	
Chlorure de calcium			Deux fois plus d'ions chlorure que d'ions calcium
	Ion potassium K^+ et ion oxyde O^{2-}		
	Ion phosphate PO_4^{3-} et ion magnésium Mg^{2+}		

Cohésion au sein d'un solide ionique

Un solide ionique est un solide cristallin (cf enseignement scientifique). Rappeler ce que ça signifie :

Quels que soient les ions le constituant, la cohésion d'un solide ionique est assurée par



Exemple : voir l'exercice 19 p 186 (corrigé au chapitre 5)

1.2. Cohésion des solides moléculaires

Un solide moléculaire est formé par des molécules au contact les unes des autres. Or une molécule est une entité chimique électriquement neutre.

Comment expliquer la cohésion de la matière entre entités non chargées ?

a- Interactions de Van Der Waals

Pour tous les solides moléculaires, il existe une interaction électrostatique attractive peu intense entre deux molécules voisines nommée l'interaction de Van Der Waals.

Cette interaction attractive existe entre les charges partielles positives δ^+ d'une molécule et les charges partielles négatives δ^- de la molécule voisine.

Toutefois, c'est une attraction assez peu intense car les distances entre molécules sont assez grandes et la valeur des charges partielles δ^+ ou δ^- faible.

Lorsque la molécule est polaire les charges partielles sont permanentes et toujours localisées au même endroit.

Lorsque la molécule est apolaire, les charges partielles sont dues au mouvement aléatoire des électrons. La localisation des charges change donc d'un instant à l'autre. Mais l'effet d'attraction est permanent

A retenir : L'interaction de Van Der Waals est une interaction électrostatique peu intense **présente dans tous les solides ou liquides moléculaires qu'ils soient polaires ou apolaires**. Elle assure la cohésion des molécules entre elles. Lorsque c'est la seule interaction intermoléculaire présente, les solides ont des températures de fusion basse, leur cohésion n'est pas très forte.

b- Pont hydrogène intermoléculaire

Certaines espèces chimiques moléculaires ont une cohésion bien plus intense, et des températures de changement d'état bien plus élevées, que ce que prévoit l'interaction de Van Der Waals. C'est le cas de l'eau.

Une nouvelle interaction intermoléculaire s'ajoute à celle de Van Der Waals, rendant la cohésion bien meilleure. Cette interaction supplémentaire s'appelle le pont hydrogène (ou liaison hydrogène)

Exemple de formation d'un pont hydrogène entre deux molécules d'eau voisines :

Un pont hydrogène se forme à chaque fois que (2 conditions simultanées)

-

Et que

-

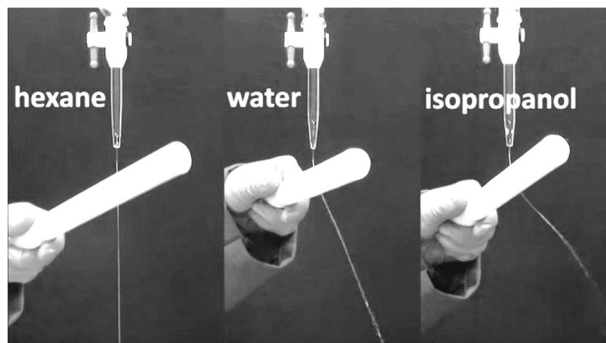
Le pont hydrogène est une interaction intermoléculaire relativement intense qui s'ajoute à l'interaction de Van Der Waals et qui augmente considérablement la cohésion du solide. Elle existe à l'état solide et à l'état liquide.

Application : L'éthanol et le méthoxyméthane ont la même formule brute, C_2H_6O , mais des formules développées différentes. Ce sont des isomères. Leurs températures de fusion sont différentes : $-141^\circ C$ et $-114^\circ C$.

Trouver les deux formules développées et déterminer la température de fusion associée à chacune.

2. Solubilité et miscibilité

2.1. Solvant polaire ou apolaire



Copie d'écran d'une image de la vidéo (lien sur l'ENT) : https://youtu.be/_xfd8fXE4dE

Données : formule semi-développées des molécules constituant ces trois solvants :

Hexane : $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$

Eau : $\text{H} - \text{O} - \text{H}$

Isopropanol : $\text{CH}_3 - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \text{CH}_3$

Expliquer ce que montre cette vidéo.

Comment peut-on interpréter ce résultat expérimental ?

2.2. Solubilité et miscibilité

On appelle solubilité, la masse ou la quantité maximale de soluté qu'on peut dissoudre par litre de solvant. La solubilité d'une même espèce chimique varie d'un solvant à l'autre.

Exemple :

Pour les différents solutés et solvants du tableau, indiquer leur type (ionique, polaire, apolaire).

Solvant	Eau (.....)	Cyclohexane : C_6H_{12} (.....)
Diode (.....)	S = 0,33 g/L	S = 21,6 g/L
Sulfate de cuivre (.....)	S = 317 g/L	S = 0 g/L (insoluble)

Tirer une conclusion des valeurs du tableau.

On peut généraliser cette observation à toutes les solubilités et aux miscibilités entre liquides.

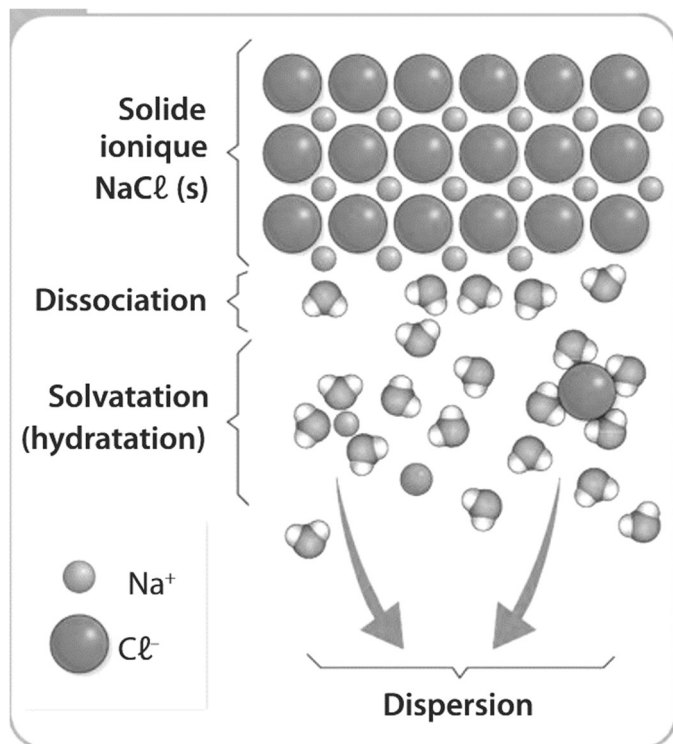
A retenir :

2.3. Dissolution d'un soluté ionique dans l'eau (voir TP)

Mécanisme de la dissolution : voir animation <http://chimie.ostralo.net/dissolution/>

Compléter le schéma ci-contre issu de votre manuel page 105, en faisant apparaître les charges de quelques ions et les charges partielles de quelques molécules d'eau

Résumer ce qui se passe au cours de l'étape de dissociation



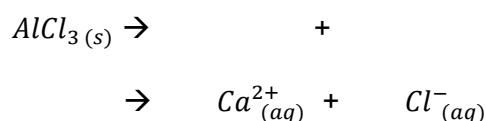
Et au cours de l'étape de solvatisation

Équation de dissolution : à la manière d'une équation de réaction chimique, on peut écrire l'équation de dissolution dans l'eau d'un solide ionique.

- À gauche de la flèche on place le soluté solide avec la notation (s), sa quantité diminue au cours de la dissolution.
- À droite on place les ions libérés et solvatés avec la notation (aq), leurs quantités augmentent.

L'eau n'apparaît pas car sa quantité ne varie pas au cours de la dissolution.

Exemples : compléter les équations de dissolution



Concentrations en quantités de matière

On distingue deux types de concentration en quantité de matière dans les solutions ioniques :

- La concentration en soluté apporté notée c

C'est la quantité de soluté apporté pour préparer 1L de solution. $c = \frac{n_{\text{soluté apporté}}}{V_{\text{solution}}}$ en mol.L⁻¹

Cette concentration est en général la concentration en mol.L⁻¹ notée sur le flacon.

- Les concentrations effectives de chaque ion X en solution, notées entre crochets : [X].

Les concentrations effectives se calculent pour chaque ion, une fois la dissolution réalisée.

Il faut raisonner avec les coefficients de l'équation de dissolution pour trouver la quantité de chaque ion en solution.

Il y a une concentration effective pour le cation et une autre pour l'anion. Elles peuvent être différentes si les charges des ions diffèrent.

$$[X] = \frac{n_X}{V_{\text{solution}}} \text{ en mol.L}^{-1}$$

Exemple : Solution de chlorure de fer (III) : $FeCl_3$

Le technicien vous fournit un flacon de 50 mL étiqueté : chlorure de fer (III) : $c = 2,0 \cdot 10^{-1} \text{ mol.L}^{-1}$

Déterminer la concentration en ions fer (III) et en ions chlorure de cette solution.

Ex 9, 11, 13 p 113

2.4. Extraction liquide-liquide (voir TP)

Une **extraction liquide-liquide** consiste à extraire une espèce chimique E présente dans un solvant S_1 à l'aide d'un solvant S_2 appelé solvant d'extraction.

Pour cela il faut que :

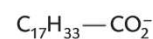
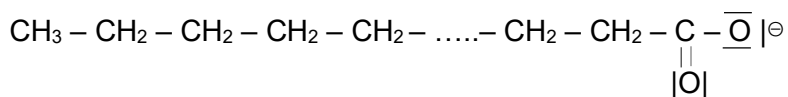
Verrerie utilisée pour une extraction liquide-liquide :

Schématisation :

2.5. Cas particulier des savons et des tensioactifs.

Il existe des espèces chimiques présentant une double polarité, on les appelle les tensioactifs. C'est le cas des savons qui sont des ions polyatomiques ayant une grande chaîne carbonée.

Étude de la polarité d'un savon : indiquer la polarité des deux parties de l'espèce chimique ci-dessous



Vocabulaire :

Rappels : l'eau est un solvant polaire, l'huile (lipide) est une molécule apolaire

- La partie ionique a une grande solubilité dans, on la dit
et elle a une faible solubilité dans, on la dit
- La chaîne carbonée..... a une grande solubilité dans, on la dit
.....et une faible solubilité dans, on la dit
- Ce type d'espèce chimique est

Tous les tensio-actifs sont des espèces chimiques

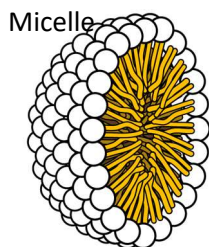
Applications :

➤ Propriétés lavantes d'un savon

Laver une tache d'huile sur un vêtement (ou sur une poêle ou sur les mains...), c'est permettre à l'huile de partir avec l'eau de lavage. Or, l'huile (apolaire) est non-miscible à l'eau (polaire) et reste généralement fixée dans les fibres du vêtement.

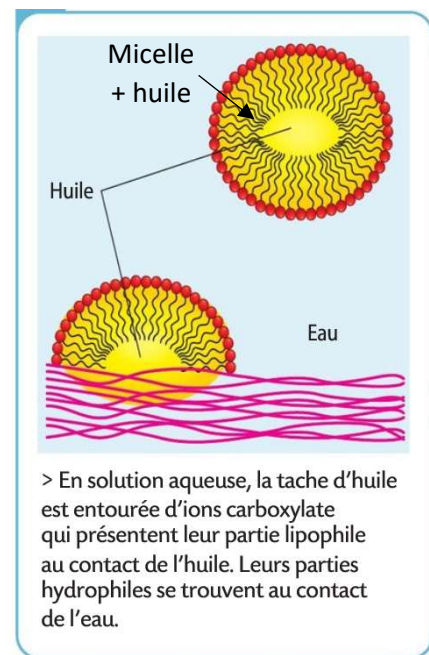
Le savon permet la solubilisation de l'huile dans l'eau par le mécanisme suivant :

1. La chaîne carbonée du savon, lipophile, se place dans la tache d'huile où elle est soluble tandis que la tête ionique du savon, hydrophile, se place dans l'eau où elle est soluble.



2. Après agitation mécanique (= on frotte), la goutte d'huile se retrouve piégée dans une micelle, c'est-à-dire une structure sphérique de tensioactifs orientés de telle façon que les parties polaires soient au contact de l'eau et les chaînes apolaires au contact de l'huile.

3. La goutte d'huile piégée peut être évacuée avec les eaux de lavage et rinçage.

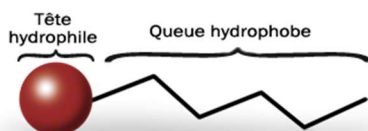


> En solution aqueuse, la tache d'huile est entourée d'ions carboxylate qui présentent leur partie lipophile au contact de l'huile. Leurs parties hydrophiles se trouvent au contact de l'eau.

➤ Autres usages des tensioactifs

Tous les tensioactifs sont formés par une longue chaîne carbonée apolaire sur laquelle se fixe un groupe ionique ou polaire. On dit qu'ils ont une "queue" apolaire et une "tête" polaire. Ce sont des espèces chimiques amphiphiles.

On les schématise souvent ainsi :



Usages :

- On trouve des tensio-actifs dans tous les produits nettoyants (savons, lessives, produits vaisselle...)
- Mais ils servent aussi à stabiliser des émulsions (mayonnaise, crème hydratante...) en permettant aux phases aqueuses et non aqueuses de rester mélangées et de ne pas se séparer.
- Ils permettent également la tenue des mousses (à raser ou au chocolat !). L'air, apolaire, se comportant comme un liquide apolaire, les queues hydrophobes se placent dans l'air et les têtes polaires se placent dans une faible épaisseur aqueuse et ainsi se forment les bulles.