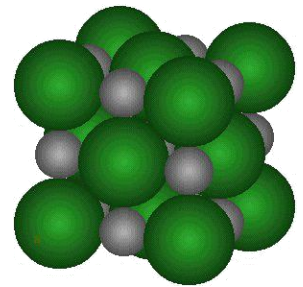


Cours De la cohésion à la solubilité d'espèces chimiques

1. Description d'un solide ionique à l'échelle microscopique.

Un solide ionique ou cristal ionique est un empilement régulier d'anions et de cations. Le solide ionique est **électriquement neutre** et comporte autant de charges positives que négatives.

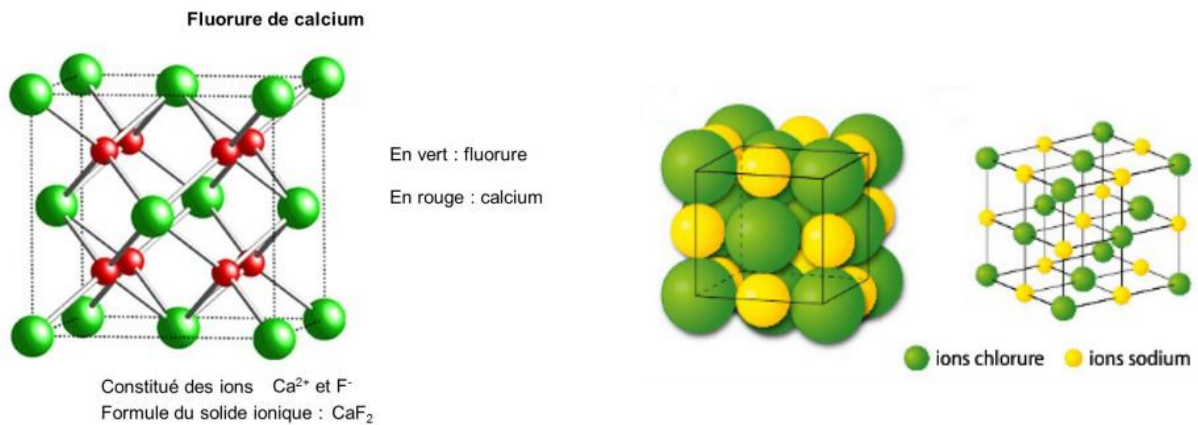
Sa formule indique la proportion des ions qui le compose.



exemple :

le chlorure de sodium constitué d'ions chlorure Na^+ et Cl^- a pour formule NaCl(s) .

Le fluorure de calcium constitué d'ions Ca^{2+} et d'ions F^- a pour formule $\text{CaF}_2(\text{s})$.

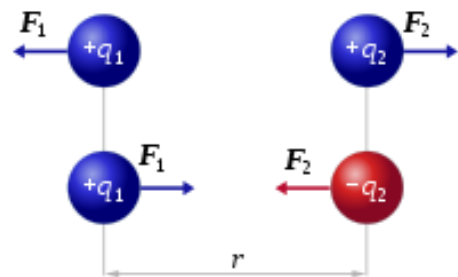


2. Cohésion d'un solide ionique.

La cohésion d'un solide ionique est assurée par l'interaction électrostatique entre les ions modélisée par la

loi de Coulomb $F = \frac{k \times |q \times q'|}{d^2}$.

L'interaction attractive entre cations et anions l'emporte sur l'interaction répulsive entre ions de charges de même signe.



$$|F_1| = |F_2| = k_e \frac{|q_1 \times q_2|}{r^2}$$

3. Cohésion d'un solide moléculaire.

Un solide moléculaire est constitué de molécules, électriquement neutres, régulièrement disposées dans l'espace.

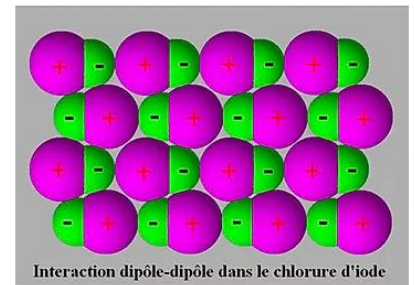
La cohésion d'un solide moléculaire est assurée par deux types d'interactions :

- Les **interactions de Van der Waals** entre molécules, toujours présentes.
- Les **liaisons hydrogène**, lorsqu'elles existent.

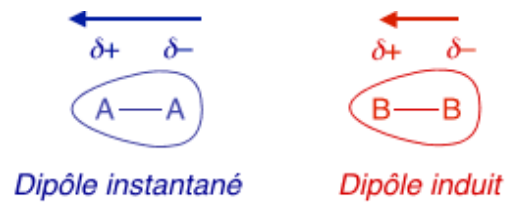
a) L'interaction de Van der Waals.

Les interactions de Van der Waals sont des interactions électrostatiques attractives entre atomes ou molécules non chargés. Ces liaisons sont plus fortes lorsque la taille des molécules ou des atomes augmente.

Ces interactions résultent d'attractions entre dipôles dans la matière. Ainsi les **molécules polaires** comportent des **charges partielles permanentes** et se comportent comme des **dipôles permanents** qui s'attirent.



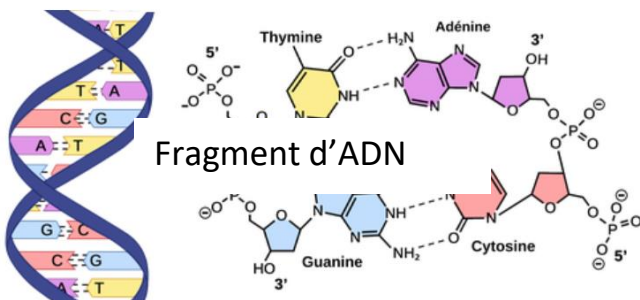
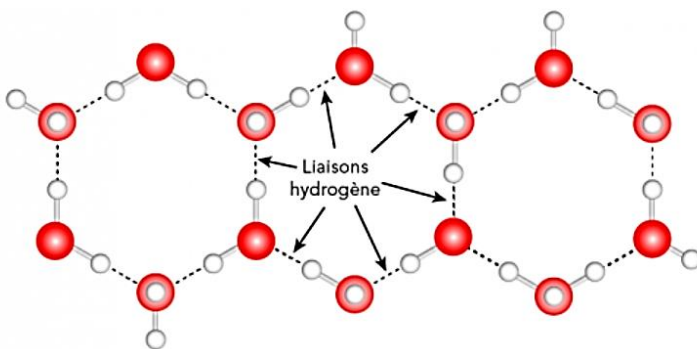
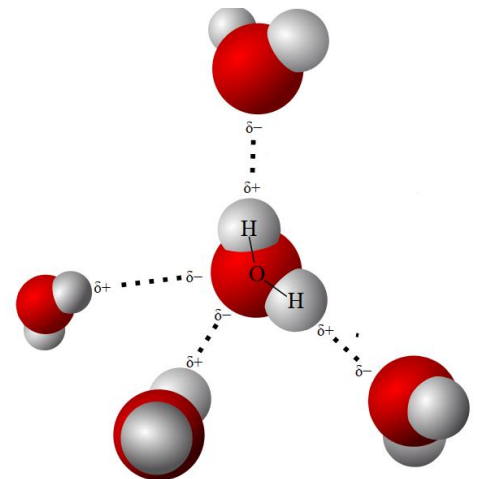
Même les molécules apolaires sont responsables d'interactions de Van der Waals car **elles peuvent créer des dipôles (instantanés ou induits) par déformation de leur nuage électronique** sous l'influence d'autres molécules.



b) La liaison hydrogène.

Une liaison hydrogène appelée 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 non liant.

En particulier, les liaisons hydrogène sont présentes dans l'eau et dans la glace.



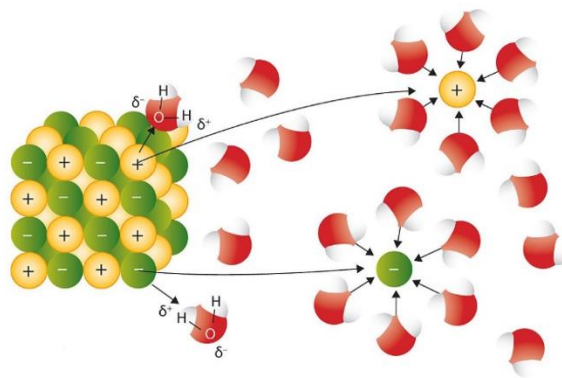
Les liaisons hydrogène sont plus fortes que les interactions de Van der Waals.
Les liaisons hydrogène sont beaucoup moins fortes que les liaisons covalentes entre atomes.

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

a. Les étapes de la dissolution.

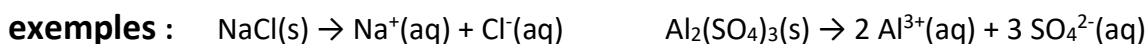
La dissolution s'effectue en trois étapes simultanées :

- La **dissociation** des ions du solide par le solvant qui affaiblit les interactions électrostatiques entre les ions.
- La **solvatation**, appelée aussi **hydratation** pendant laquelle chaque ion s'entoure de molécules d'eau pour former des ions solvatés (hydratés).
- La **dispersion** des ions solvatés dans la solution.



b. Equation de dissolution.

Le solide que l'on note 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 et la solution sont neutres.



c. Concentration en quantité des ions en solution.

On a vu en seconde la concentration en soluté $C = \frac{n(X)}{V}$

La concentration en quantité de matière notée [X] d'un ion X dans un volume V de solution s'écrit :

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

[X] en mole par litres (mol.L⁻¹),

n(X) en moles (mol),

V en litres (L)

La concentration des ions en solution peut alors être déterminée en utilisant un tableau d'avancement.

Si le solide se dissout entièrement : **(on peut faire un tableau d'avancement simplifié)**

état du système	avancement	$\text{K}_2\text{SO}_4(\text{s})$	\rightarrow	$2 \text{K}^+(\text{aq})$	+	$\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$
initial	0	n		0		0
final	x_{max}	0		2n		n

$$[\text{K}^+] = \frac{2n}{V} \text{ et } [\text{SO}_4^{2-}] = \frac{n}{V}$$

5. 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 **apolaire**.

exemple : l'eau, l'éthanol.

exemple : cyclohexane.

b. Solubilité d'un soluté dans un solvant.

Les **solides ioniques** sont solubles dans les **solvants polaires**.

Les **solutés moléculaires polaires** sont généralement solubles dans les **solvants polaires**.

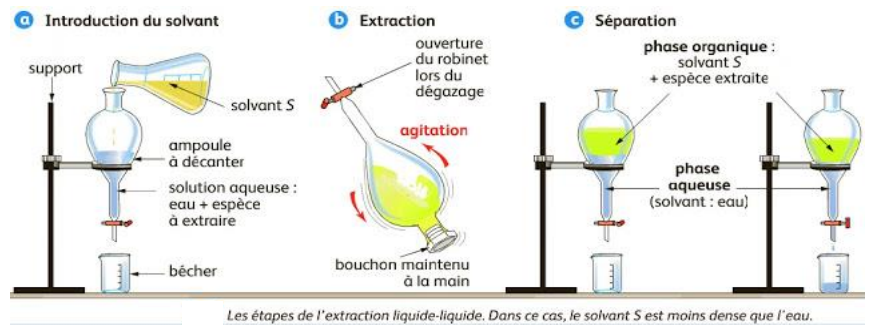
Les **solutés moléculaires apolaires** sont solubles dans les **solvants apolaires**.

c. Extraction liquide-liquide.

L'**extraction liquide-liquide** réalisée dans une ampoule à décanter permet de séparer les constituants d'un mélange en exploitant les différences de solubilité.

Le choix du solvant extracteur repose sur plusieurs critères :

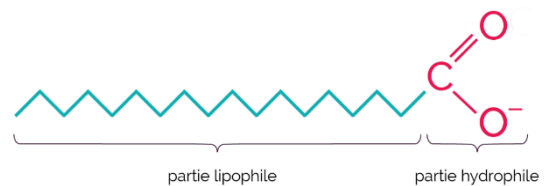
- **L'espèce à extraire doit être plus soluble dans le solvant extracteur que dans le solvant initial.**
- **Les deux solvants ne doivent pas être miscibles.**
- **Le choix se portera sur le solvant le moins toxique.**



6. Propriétés des savons.

a. Les molécules amphiphiles.

Les espèces chimiques amphiphiles possèdent une partie soluble dans l'eau (**hydrophile**) et une partie soluble dans les graisses (**lipophile**).



La **partie hydrophile** est **lipophobe** car elle repousse les graisses et les solvants apolaires.

La **partie lipophile** est **hydrophobe** car elle repousse l'eau et les solvants polaires.

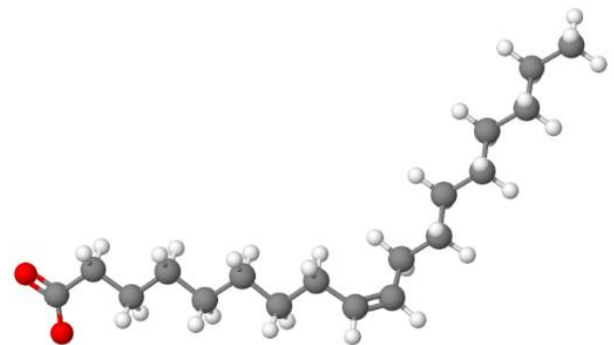
Les **savons**, les **détergents** et les **émulsifiants** sont des espèces chimiques **amphiphiles** appelés aussi **tensioactifs**.

b. Les savons.

Les savons sont des carboxylates de sodium ($R\text{-CO}_2\text{Na}$) ou de potassium ($R\text{-CO}_2\text{K}$)

Les savons sont des solides ioniques amphiphiles.

La « tête » du savon est un **groupement carboxylate** COO^- qui est **hydrophile** car elle crée des interactions avec l'eau.



La « queue » du savon est une longue **chaîne carbonée** (apolaire) qui est lipophile car elle crée des interactions avec les lipides (graisses).

c. Action des savons.

Lorsque de la graisse se trouve dans l'eau savonneuse, les **parties lipophiles du savon vont se fixer sur la graisse** et l'entourer pour **former un globule appelé micelle**. La partie extérieure de la micelle qui est hydrophile est soluble dans l'eau. La graisse est alors entraînée par l'eau lors du rinçage.

