

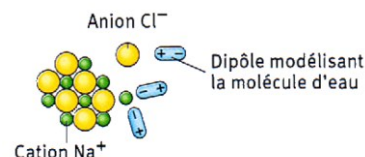
Dissolution d'un solide dans un solvant

I) Principe de la dissolution :

La dissolution d'un composé ionique comprend trois étapes : prenons l'exemple du solide ionique NaCl

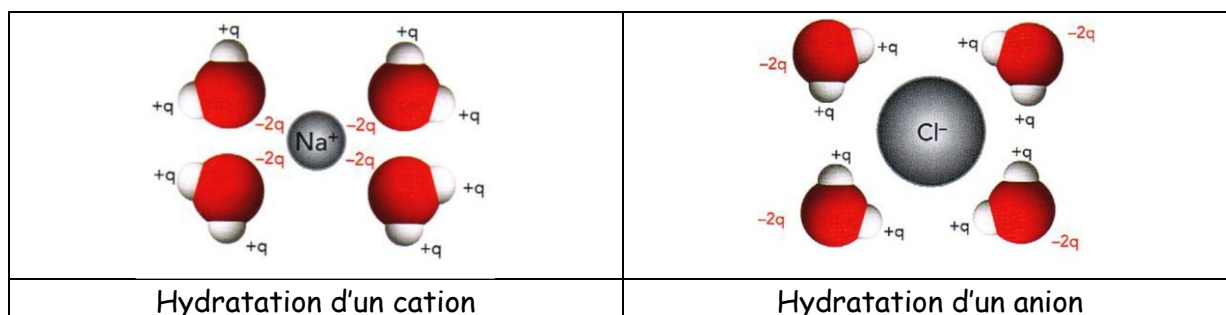
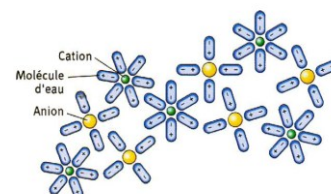
1. Une dissociation :

Les forces électrostatiques qui s'exercent entre le solvant et les ions à la surface du cristal compensent les forces électrostatiques attractives internes du cristal sur ces ions : **les ions se détachent du cristal**.



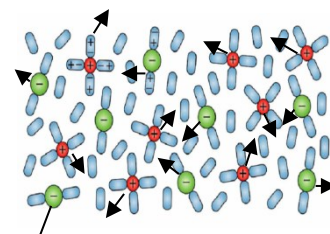
2. Une solvatation :

Les ions dissociés s'entourent de molécules de solvant attirées sous l'effet des forces électrostatiques. Les ions sont **solvatés**. Si le solvant est de l'eau, on ajoute l'indice (**aq**) en indice à la formule de l'ion.



3. Une dispersion :

Sous l'effet de l'**agitation thermique** (ou par une agitation mécanique réalisée par un agent extérieur), les ions solvatés se répartissent progressivement dans l'ensemble du solvant. On obtient un **mélange homogène** : la **solution**.



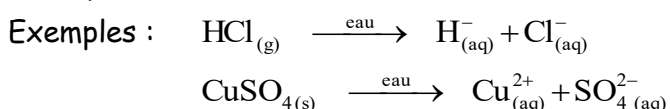
II) Influence de la polarité du solvant.

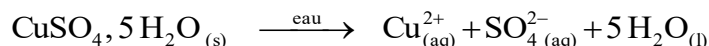
Les solides ioniques sont très solubles dans les solvants polaires. Les ions s'entourent de molécules du solvant : ils sont solvatés.

Si un solide moléculaire est formé de molécules polaires, il est lui aussi très soluble dans un solvant polaire. Par contre s'il est formé de molécule apolaires, il ne sera pas soluble dans un solvant polaire, mais dans un solvant apolaire (le diiode est très peu soluble dans l'eau, mais très soluble dans le cyclohexane, molécule apolaire).

III) Équation chimique de la dissolution

La dissolution d'un électrolyte est une transformation chimique, on peut donc lui associer une équation chimique modélisant cette réaction.





Remarques :

Lors de l'étape de l'hydratation en solution **aqueuse**, les ions s'entourent de molécules d'eau. Pour indiquer qu'ils sont hydratés, on ajoute l'indice (**aq**) à leurs symboles.

Lors de l'étape de solvatation dans un solvant, les ions s'entourent de molécules de solvant. Pour indiquer qu'ils sont solvatés, on ajoute l'indice (**solv**) à leurs symboles.

IV) Concentrations

1) Concentration du soluté apporté

C'est la quantité de matière de soluté apporté divisée par le volume de la solution obtenue.

$$c = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}}, \text{ avec } c \text{ en mol/L, } n_{\text{soluté}} \text{ en mol et } V_{\text{solution}} \text{ en L.}$$

2) Concentration effective des espèces présentes dans la solution

Lors de la dissolution d'espèces chimiques le soluté est souvent dissocié et donc ne se trouve plus présent dans la solution obtenue. Par contre des espèces chimiques "nouvelles" peuvent apparaître.

On emploie une notation différente pour la concentration des espèces chimiques réellement présentes dans une solution : on place le symbole de l'espèce chimique entre crochets [X].

Pour une espèce chimique X présente dans la solution, c'est la quantité de matière de X présente dans la solution divisée par le volume de la solution.

$$[X] = \frac{n(X)}{V_{\text{solution}}} \text{ avec les mêmes unités que pour le } S \text{ précédent.}$$

Exemple : Calculer la concentration en ions $\text{Fe}_{(aq)}^{3+}$ et $\text{Cl}_{(aq)}^-$ dans une solution aqueuse de chlorure de fer (III) dont la concentration en soluté apporté est $c = 1,0 \cdot 10^{-3} \text{ mol.L}^{-1}$.

Équation de dissolution du chlorure de fer (III) : $\text{FeCl}_{3(s)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Fe}_{(aq)}^{3+} + 3 \text{Cl}_{(aq)}^-$

		$\text{FeCl}_{3(s)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$	$\text{Fe}_{(aq)}^{3+}$	+	$3 \text{Cl}_{(aq)}^-$
E.I.	$x = 0$	$n(\text{FeCl}_{3(s)})$	0		0
E.C.T.	x	$n(\text{FeCl}_{3(s)}) - x$	x		$3x$
E.F.	x_{max}	0	$n(\text{FeCl}_{3(s)})$		$3n(\text{FeCl}_{3(s)})$

$$\text{donc } [\text{Fe}_{(aq)}^{3+}] = \frac{n(\text{Fe}_{(aq)}^{3+})}{V} = \frac{n(\text{FeCl}_{3(s)})}{V} = C \text{ et } [\text{Cl}_{(aq)}^-] = \frac{n(\text{Cl}_{(aq)}^-)}{V} = \frac{3n(\text{FeCl}_{3(s)})}{V} = 3C.$$