

# Dissolution de composés ioniques ou moléculaires

Comment interpréter la dissolution de composés ioniques ou moléculaires dans un solvant ?

## 1) Comment prévoir si un solvant est polaire ?

Rappel : Une solution est obtenue par dissolution d'un soluté ionique ou moléculaire dans un solvant. Lorsque le solvant est l'eau, la solution obtenue est une solution aqueuse.

Une solution contenant des ions conduit le courant électrique : c'est une solution électrolytique. Elle est électriquement neutre.

### 1) Les solvant polaire

La molécule d'eau  $H_2O$  est une molécule polaire (moment dipolaire non nul) donc l'eau est un solvant polaire.

L'éthanol, de formule semi dvp  $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$  comporte 2 liaisons C – O et O – H fortement polarisées : la molécule d'éthanol est polaire donc l'éthanol est un solvant polaire.

Conclusion : Un solvant constitué de molécules polaires est un solvant polaire.

## 2) Les solvants apolaires

La molécule de  $\text{CCl}_4$  a un moment dipolaire nul, la molécule de  $\text{CCl}_4$  est apolaire donc le tétrachlorométhane est un solvant apolaire.

Conclusion : Un solvant constitué de molécules apolaires, est un solvant apolaire.

Les solvants dont les molécules ne comportent que des atomes de carbone et d'hydrogène sont apolaires.

## 2) Comment expliquer la dissolution d'un solide ionique dans un solvant polaire ?

→ T.P. : Extraction d'une espèce chimique d'une solution.

### 1) Dissolution d'un solide ionique dans l'eau

#### Étape 1 : la dissociation du solide ionique

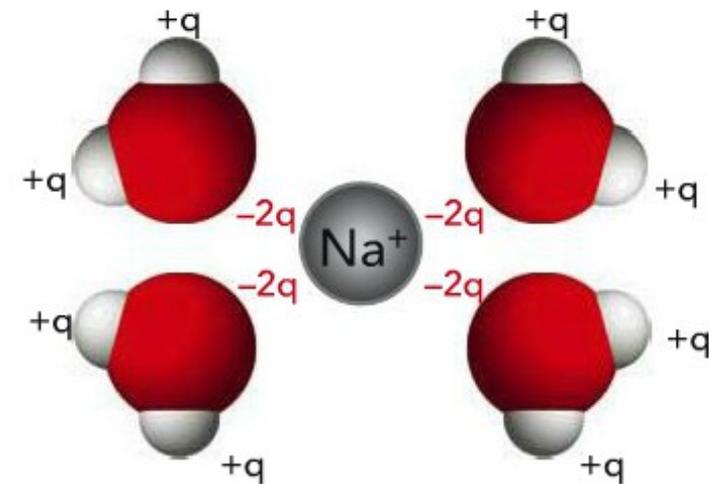
Le chlorure de sodium  $\text{NaCl(s)}$  est un solide ionique. Lorsqu'il est placé dans l'eau, les molécules d'eau, polaires, entourent le solide. Les **cations**  $\text{Na}^+$  sont attirés par les pôles négatifs des molécules d'eau tandis que les **anions**  $\text{Cl}^-$  sont attirés par les pôles positifs. Les interactions molécules d'eau-ions diminuent fortement les forces attractives entre cations et anions dans le solide : les ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  se **dissocient** du solide ionique.

#### Étape 2 : l'hydratation des ions

Les ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  passent en solution et s'entourent de molécules d'eau : ils sont **hydratés** (doc. 4 et 5).

#### Étape 3 : la dispersion des ions

Sous l'effet de l'agitation thermique, les ions hydratés s'éloignent peu à peu du cristal ionique : ils se **dispersent** dans l'eau.



Hydratation d'un cation.

Les molécules d'eau entourent le cation en s'orientant de sorte que l'atome d'oxygène soit au plus près du cation.

Conclusion : La dissolution d'un solide ionique dans l'eau se déroule schématiquement en 3 étapes :

- la dissociation des ions du solide,
- l'hydratation des ions
- la dispersion des ions dans la solution.

## 2) Équation d'une réaction de dissolution dans l'eau

Lors de l'étape d'hydratation en solution aqueuse, les ions s'entourent de molécules d'eau. Pour l'indiquer, on ajoute l'indication « (aq) » à la suite de leurs symboles.

Exemples : -pour la dissolution du chlorure de sodium NaCl :



- pour la dissolution du chlorure de cobalt  $\text{CoCl}_2$  :



L'équation de dissolution d'un solide ionique doit respecter la conservation des éléments chimiques et de la charge électrique.

### 3) Dissolution d'un solide ionique dans un solvant polaire

La dissolution d'un solide ionique, dans un solvant polaire se déroule aussi en 3 temps : dissociation du solide ionique, solvataion des ions et dispersion de ceux-ci. Les ions s'entourent de plusieurs molécules du solvant : ils sont solvatés.

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

### 3) Comment expliquer la dissolution d'un composé moléculaire dans un solvant ?

#### 1) Dissolution d'un soluté polaire dans un solvant polaire

##### a) Sans formation de liaisons hydrogène

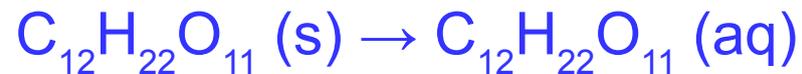
L'acétone et la butanone sont 2 molécules polaires. Si on ajoute goutte à goutte de la butanone dans de l'acétone, la solu° obtenue est homogène. Donc la butanone, soluté polaire, est soluble dans l'acétone, solvant polaire.

Cette solubilité s'explique par les interactions dipôle-dipôle de type Van der Waals qui s'établissent entre les molécules polaires du soluté et les molécules polaires du solvant.

Les solutés moléculaires polaires sont solubles dans les solvants polaires.

### **b) Avec formation de liaisons hydrogène**

Le sucre, constitué de molécules de saccharose  $C_{12}H_{22}O_{11}$  est très soluble dans l'eau. C'est une molécule polaire car elle possède plusieurs liaisons C – O et O – H fortement polarisées. Les interactions de type Van der Waals et les nombreuses liaisons hydrogène, qui s'établissent entre les molécules d'eau et de saccharose, expliquent la grande solubilité du sucre dans l'eau.



Conclusion : La solubilité d'un soluté polaire dans un solvant polaire est favorisée lorsque des liaisons hydrogène s'établissent entre les molécules de soluté et de solvant.

## 2) Dissolution d'un soluté apolaire dans un solvant apolaire

L'extraction du rouge de méthyle, molécule peu polaire, a été réalisée avec un solvant apolaire, le cyclohexane.

Conclusion : Les solutés moléculaires apolaires ou peu polaires sont généralement solubles dans les solvants apolaire.

## 4) Comment déterminer la concentration d'un ion en solution ?

→ T.P. : Préparation d'une solution de concentration donnée en ions

La concentration molaire  $C(S)$  d'une solution en soluté  $S$  apporté est le quotient de la quantité de soluté  $n(S)$  mise en solution par le volume  $V_{\text{sol}}$  de la solution, soit :

$$C(S) = \frac{n(S)}{V_{\text{sol}}}$$

Lors du T.P. , une solution aqueuse a été préparée par dissolution de chlorure de fer (III) hexahydraté. Ce solide ionique est noté  $S$  dans la suite. Une quantité  $n(S) = 4,00$  mmol de ce solide a été dissoute pour préparer une solution de volume  $V_{\text{sol}} = 100,0$  mL (**doc. 10**).

La concentration molaire  $C(S)$  de la solution en **soluté apporté** est :

$$C(S) = \frac{n(S)}{V_{\text{sol}}} = \frac{4,00 \times 10^{-3}}{100,0 \times 10^{-3}} = 4,00 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

## 2) Concentration molaire des ions en solution

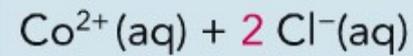
La concentration molaire effective  $[M^{p+}]$  d'un ion  $M^{p+}$  présent dans une solution est égale au quotient de la quantité d'ions  $n(M^{p+})$  présente dans la solution par le volume  $V_{\text{sol}}$  de la solution, soit :

$$[M^{p+}] = \frac{n(M^{p+})}{V_{\text{sol}}}$$

## Conclusion :



→ eau



**Concentration en soluté S apporté :**

$$C(\text{S}) = \frac{n(\text{S})}{V_{\text{sol}}} \quad n(\text{S}) = \frac{m(\text{S})}{M(\text{S})}$$

$n(\text{S})$  en mol,  $V_{\text{sol}}$  en L,  $C(\text{S})$  en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ ,  
 $m(\text{S})$  en g et  $M(\text{S})$  en  $\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$ .

**Concentrations des ions en solution :**

$$[\text{Co}^{2+}] = \frac{n(\text{Co}^{2+})}{V_{\text{sol}}} = \frac{n(\text{S})}{V_{\text{sol}}} = C(\text{S})$$

$$[\text{Cl}^{-}] = \frac{n(\text{Cl}^{-})}{V_{\text{sol}}} = \frac{2 n(\text{S})}{V_{\text{sol}}} = 2 C(\text{S})$$

avec  $n(\text{Co}^{2+})$  et  $n(\text{Cl}^{-})$  en mol,  $V_{\text{sol}}$  en L,  $[\text{Co}^{2+}]$  et  $[\text{Cl}^{-}]$  en  $\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$ .