

| | |
|-------------------|--|
| <i>Séquence 6</i> | <h2 style="margin: 0;">La dissolution</h2> |
|-------------------|--|

A. Les solvants

A.1. Nature du solvant P1

A.2. Choix du solvant P2

B. La dissolution d'un composé moléculaire

B.1. Etapes de la dissolution P2

B.2. Equation modélisant la dissolution P2

C. La dissolution d'un composé ionique

C.1. Etapes de la dissolution P3

C.2. Equation modélisant la dissolution P3

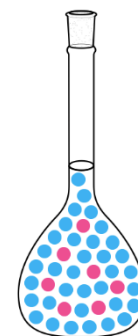
C.3. Concentration effective en ions P4

A. Les solvants

- Pour obtenir une solution on dissout un soluté dans un solvant

A.1. Nature du solvant

- ♦ Les solvants sont usuellement classés en deux catégories :
 - les **solvants polaires**, constitués de molécules polaires
 - les **solvants apolaires**, constitués de molécules apolaires



● : molécule de solvant
● : molécule de soluté

| Solvants polaires | | Solvants apolaires | |
|-------------------|------------------------|--------------------|------------------------|
| Eau | <chem>O</chem> | Éther diéthylique | <chem>CCOC</chem> |
| Éthanol | <chem>CCO</chem> | Cyclohexane | <chem>C1CCCCC1</chem> |
| Acétone | <chem>CC(=O)C</chem> | Pentane | <chem>CCCCC</chem> |
| Acétate d'éthyle | <chem>CC(=O)OCC</chem> | Toluène | <chem>Cc1ccccc1</chem> |

Remarques :

- Lorsque le solvant est l'eau, on parle de solution aqueuse.
- Selon la nature du soluté, la solution peut être ionique ou moléculaire.

A.2. Choix du solvant

♦ Les différentes activités expérimentales montrent que :

- La **solubilité d'une espèce polaire ou ionique** est plus élevée dans un solvant polaire que dans un solvant apolaire.
- La **solubilité d'une espèce apolaire** est plus élevée dans un solvant apolaire que dans un solvant polaire.

Exemples :

Dans l'eau, solvant polaire, on peut dissoudre du chlorure de sodium (composé ionique) et du saccharose (composé moléculaire polaire). Mais on ne peut pratiquement pas dissoudre du diiode apolaire.

Dans le cyclohexane, solvant apolaire, on peut dissoudre du diiode apolaire. Mais on ne peut pas dissoudre du chlorure de sodium (composé ionique) et du saccharose (composé moléculaire polaire).

B. La dissolution d'un composé moléculaire

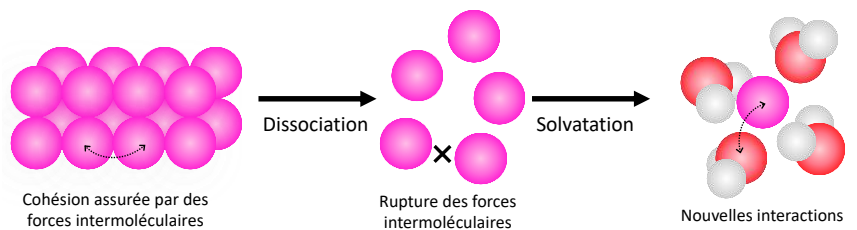
B.1. Etapes de la dissolution

• La dissolution se déroule en trois étapes :

- **la dissociation**, au cours de laquelle les forces intermoléculaires entre les molécules de soluté (molécules du composé moléculaire A) sont rompues ;

- **la solvatation**, au cours de laquelle de nouvelles interactions entre les molécules de soluté et celles du solvant sont créées ;

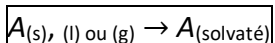
- **la dispersion** : sous l'effet de l'agitation des molécules de solvant, les molécules de soluté et celles qui les solvatent se dispersent dans le liquide.



• La dissolution d'un composé dans un solvant met donc en jeu des interactions intermoléculaires, appelées **interactions de solvatation**, de type interactions de van der Waals et liaisons hydrogène.

B.2. Equation modélisant la dissolution

• L'équation modélisant la dissolution d'un composé moléculaire A dans un solvant est :



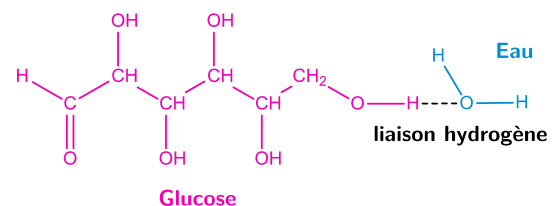
Remarques :

Lorsque le solvant est l'eau, on ajoute « (aq) » après la formule brute du composé solvaté pour signifier qu'il est en solution aqueuse.

Exemple 1 : Dissolution du glucose solide dans l'eau

La dissolution du glucose peut être modélisée par l'équation suivante : $C_6H_{12}O_6 (s) \rightarrow C_6H_{12}O_6 (aq)$

Le glucose, composé polaire, est soluble dans l'eau :



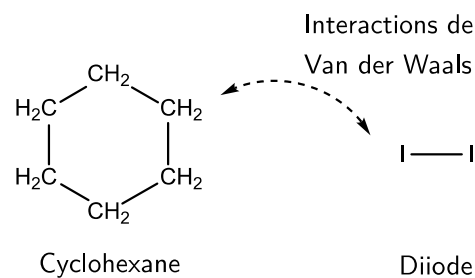
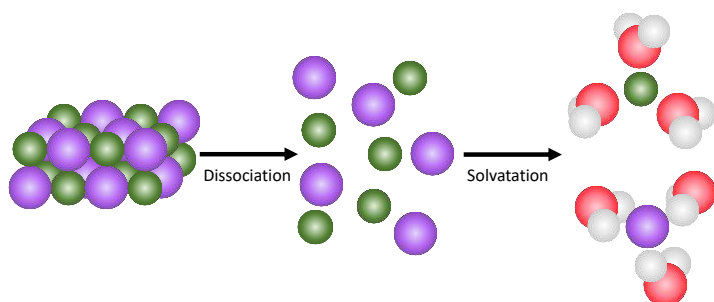
Les interactions qui s'établissent entre le soluté et l'eau sont de type liaisons hydrogène et interactions de van der Waals (même si elles ne sont pas représentées ici). Les interactions de van der Waals existent toujours quelle que soit la nature du soluté ou du solvant.

Exemple 2 : Dissolution du diiode dans le cyclohexane

L'équation modélisant la dissolution du diiode dans le cyclohexane est la suivante : $I_{2(s)} \rightarrow I_{2(solvaté)}$

Le diiode, composé apolaire, est soluble dans le cyclohexane :

Les interactions qui s'établissent entre le soluté et l'eau sont de type interactions de van der Waals.

**C. La dissolution d'un composé ionique****C.1. Etapes de la dissolution**

- Comme pour les composés moléculaires, la dissolution d'un composé ionique peut être modélisée par les trois étapes suivantes : **la dissociation, la solvatation et la dispersion.**

- Un solide ionique est soluble uniquement dans un solvant polaire grâce aux interactions électrostatiques qui s'établissent entre les ions et le solvant polaire, lors des étapes de la dissociation et de la solvatation

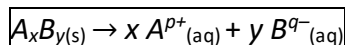
Exemples :

| Solvant | Solubilité massique du chlorure de sodium à 25 °C |
|---------|---|
| Eau | 360 g·L ⁻¹ |
| Éthanol | 0,82 g·L ⁻¹ |
| Acétone | 5,4·10 ⁻⁴ g·L ⁻¹ |

Le chlorure de sodium est très soluble dans l'eau, qui est un solvant polaire, en raison de l'établissement d'interactions électrostatiques entre les molécules d'eau polaires et les ions Cl⁻ et Na⁺. En revanche, le chlorure de sodium est moins soluble dans l'éthanol et encore moins dans l'acétone, qui sont moins polaires que l'eau.

C.2. Equation modélisant la dissolution

- L'équation modélisant la dissolution d'un composé ionique AxBy dans l'eau est :

**Exemples :**

Dissociation du chlorure de sodium dans l'eau : $NaCl(s) \rightarrow Na^+_{(aq)} + Cl^-_{(aq)}$

Dissociation du chlorure de calcium dans l'eau : $CaCl_2(s) \rightarrow Ca^{2+}_{(aq)} + 2 Cl^-_{(aq)}$

C.3. Concentration effective en ions dans la solution

• La concentration en masse (ou en quantité de matière) de soluté apporté indique la masse (ou la quantité de matière) de soluté qui a été introduit et dissout dans le solvant pour préparer la solution.

Une fois que le soluté est dissout dans l'eau, il n'y en a plus dans la solution (à part le cas des solutions saturées, voir ci-dessous). La solution contient alors des ions

$$[\text{ions}] = \frac{n_{\text{ions}}}{V_{\text{solution}}}$$

n_X (mol) ; V_{solution} (L) ; $[X]$ (mol.L⁻¹)

♦ La concentration en quantité de matière d'ions présents dans une solution est égale au quotient de la quantité de matière de ces ions dans la solution par le volume de la solution. Cette concentration est nommée « **concentration effective en ions** »

Exemple :

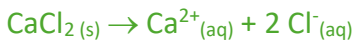
Une solution de **250,0 mL** de chlorure de calcium est obtenue par la dissolution de **6,0 g** de soluté $\text{CaCl}_{2(s)}$.
 $M_{\text{soluté}} = 111 \text{ g.mol}^{-1}$

Concentrations en chlorure de sodium (apporté) :

| | |
|---|---|
| Concentration en masse : $C_m = \frac{m_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{6,0}{0,25} = 24 \text{ g.L}^{-1}$ | Concentration en quantité de matière : $C = \frac{C_m}{M} = \frac{24}{111} = 0,22 \text{ mol.L}^{-1}$ |
|---|---|

Concentration en ions Cl^- et Ca^{2+}

Lors de la préparation de la solution, on introduit du $\text{CaCl}_{2(s)}$ dans de l'eau; le soluté se dissout et la solution contient des ions calcium Ca^{2+} et des ions chlorure Cl^- suivant les proportions suivantes:



| | | |
|-------|-------|-------|
| 1 mol | 1 mol | 2 mol |
|-------|-------|-------|

D'après les coefficients de l'équation, la dissolution de 1 mol de CaCl_2 forme 1 mol d'ions Ca^{2+} et 2 mol d'ions Cl^-

$$n_{\text{Ca}^{2+}} = n_{\text{CaCl}_2} \text{ et } n_{\text{Cl}^-} = 2 \times n_{\text{CaCl}_2}$$

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{n_{\text{Ca}^{2+}}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{CaCl}_2}}{V_{\text{solution}}} = \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = C = 0,22 \text{ mol/L}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V_{\text{solution}}} = \frac{2 \times n_{\text{CaCl}_2}}{V_{\text{solution}}} = 2 \times \frac{n_{\text{CaCl}_2}}{V_{\text{solution}}} = 2 \times \frac{n_{\text{soluté}}}{V_{\text{solution}}} = 2 \times C = 0,44 \text{ mol/L}$$

Il y a deux fois plus d'ions chlorure Cl^- que d'ions calcium dans la solution : la concentration en ions chlorure est donc 2 fois plus grande