



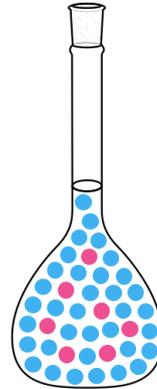
# Fiche de synthèse n° 2.c

## Solvants et solutions

### Rappel :

Une solution est un liquide homogène comportant :

- une espèce liquide majoritaire : le solvant ;
- une ou des espèce(s) minoritaire(s) : le(s) soluté(s).



● : molécule de solvant  
● : molécule de soluté

**Solution = Solvant + Soluté**

## 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.

### Exemples de solvants usuels :

Solvants polaires		Solvants apolaires	
Eau	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$	Éther diéthylique	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
Éthanol	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH}$	Cyclohexane	$\text{C}_6\text{H}_{12}$
Acétone	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})-\text{CH}_3$	Pentane	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
Acétate d'éthyle	$\text{H}_3\text{C}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	Toluène	$\text{C}_6\text{H}_5$

Lorsque le solvant est l'eau, on parle de solution aqueuse.

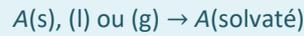
Selon la nature du soluté, la solution peut être ionique ou moléculaire.



## 2. Dissolution

### 2.1. Dissolution d'un composé moléculaire

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



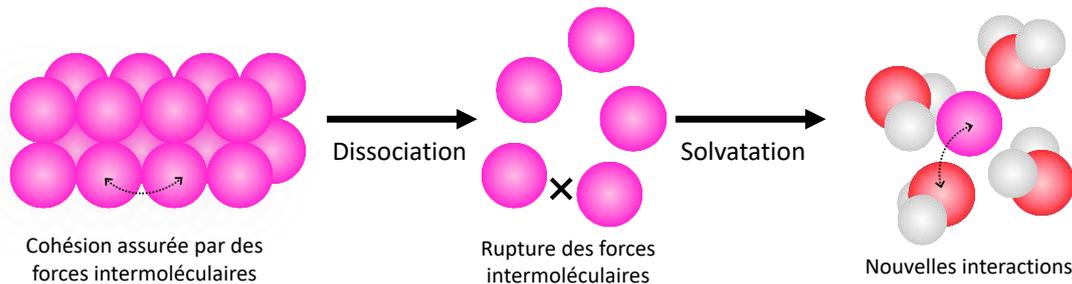
#### Remarque :

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

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.

#### Illustration des étapes de dissociation et de solvatation pour un composé moléculaire :



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.

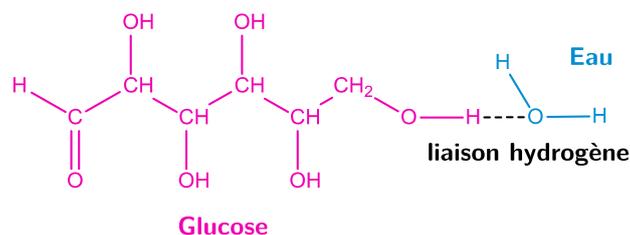
#### Remarque :

Un composé moléculaire polaire est généralement soluble dans un solvant polaire alors qu'un composé moléculaire apolaire est généralement soluble dans un solvant apolaire.

#### 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 :



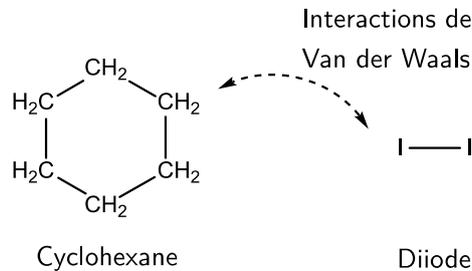


Les interactions qui s'établissent entre le soluté et l'eau sont de type liaisons hydrogène et interactions de van der Waals (même si elles ne sont pas représentées ici). Les interactions de van der Waals existent toujours quelle que soit la nature du soluté ou du solvant.

### Exemple 2 : Dissolution du diiode dans le cyclohexane

L'équation modélisant la dissolution du diiode dans le cyclohexane est la suivante :  $I_2(s) \rightarrow I_2(\text{solvaté})$

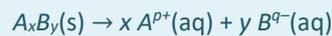
Le diiode, composé apolaire, est soluble dans le cyclohexane :



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

## 2.2. Dissolution d'un composé ionique

L'équation modélisant la **dissolution** d'un composé ionique  $A_xB_y$  dans l'eau est la suivante :

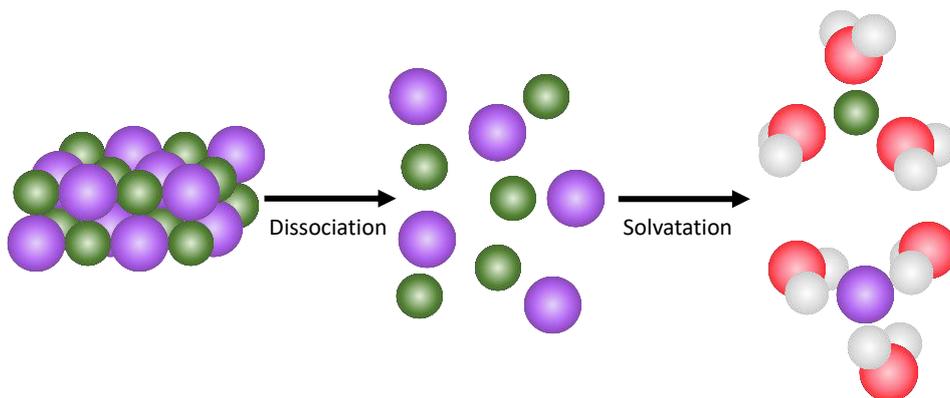


Comme pour les composés moléculaires, la dissolution d'un composé ionique peut être modélisée par les trois étapes suivantes : la **dissociation**, la **solvatation** et la **dispersion**.

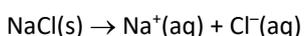
### Remarque :

Un solide ionique est soluble uniquement dans un solvant polaire. Il est donc soluble dans l'eau en raison des interactions électrostatiques qui s'établissent entre les ions et les molécules d'eau.

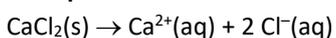
**Illustration des étapes de dissociation et de solvatation pour un composé ionique :**



### Exemple 1 : Dissociation du chlorure de sodium dans l'eau



### Exemple 2 : Dissociation du chlorure de calcium dans l'eau

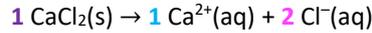




### 3. Bilan de matière

Le **bilan de matière** est le calcul qui permet de déterminer la quantité de matière de toutes les espèces chimiques qui prennent part à la transformation.

**Exemple :** On considère la dissolution totale de **2,0** mol de chlorure de calcium  $\text{CaCl}_2$  dans l'eau, dont l'équation chimique est donnée ci-dessous. Les nombres stœchiométriques sont indiqués en couleur.



Pour **1** × **2,0** mol de chlorure de calcium  $\text{CaCl}_2$  dissous, **1** × **2,0** mol d'ions calcium  $\text{Ca}^{2+}$  et **2** × **2,0** = 4,0 mol d'ions chlorure  $\text{Cl}^{-}$  sont libérés.

Pour effectuer un bilan de matière, on peut utiliser un **tableau d'avancement**.

L'**avancement** d'une réaction est une grandeur, notée  $x$  et exprimée en mol, qui permet de connaître les quantités de matière des réactifs et des produits au cours de l'évolution d'un système chimique.

Dans l'état initial, l'avancement est nul ( $x = 0$  mol) alors que dans l'état final, lorsque le soluté est totalement dissous, il atteint une valeur limite appelée **avancement maximal**, notée  $x_{\text{max}}$ .

Un **tableau d'avancement** décrit l'évolution des quantités de matière des espèces chimiques impliquées dans une transformation chimique.

Chaque ligne précise les quantités de matière de chacun des composés dans un état donné.

On distingue :

- l'état initial, où le soluté n'est pas encore dissous ;
- l'état intermédiaire, où le soluté est en cours de dissolution ;
- l'état final, où le soluté est totalement dissous (*pour une dissolution totale uniquement*).

Chaque colonne indique la quantité de matière d'un même composé dans les différents états.

**Retour sur l'exemple précédent :**

Équation chimique :		1 $\text{CaCl}_2(\text{s}) \rightarrow 1 \text{ Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{ Cl}^{-}(\text{aq})$		
État...	Avancement	Quantités de matière (mol)		
		$n_{\text{CaCl}_2}$	$n_{\text{Ca}^{2+}}$	$n_{\text{Cl}^{-}}$
...initial	0	2,0	0	0
...intermédiaire	$x$	$2,0 - 1x$	$1x$	$2x$
...final	$x_{\text{max}}$	$2,0 - 1x_{\text{max}}$	$1x_{\text{max}}$	$2x_{\text{max}}$

À l'état initial, nous disposons de 2,0 mol de chlorure de calcium  $\text{CaCl}_2$  non dissous.

À l'état intermédiaire, pour **1** ×  $x$  mol de chlorure de calcium  $\text{CaCl}_2$  dissous, **1** ×  $x$  mol d'ions calcium  $\text{Ca}^{2+}$  et **2** ×  $x$  mol d'ions chlorure  $\text{Cl}^{-}$  sont libérés (*l'avancement  $x$  de la dissolution correspond ici alors à la quantité de matière de chlorure de calcium dissous et d'ions calcium libérés*).

À l'état final, la totalité du chlorure de calcium a été dissous :  $n_{\text{CaCl}_2} = 2,0 - x_{\text{max}} = 0$ . On en déduit donc la valeur de l'avancement maximal de la dissolution :  $x_{\text{max}} = 2,0$  mol, et on accède ainsi à la quantité d'ions calcium et d'ions chlorure libérés :  $n_{\text{Ca}^{2+}} = x_{\text{max}} = 2,0$  mol et  $n_{\text{Cl}^{-}} = 2x_{\text{max}} = 2 \times 2,0 = 4,0$  mol.

**Remarque :** Lorsque le nombre stœchiométrique est égal à 1, il n'est généralement pas écrit. L'équation précédente devrait s'écrire alors :  $\text{CaCl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Ca}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{ Cl}^{-}(\text{aq})$