



Notions et contenus	Compétences exigibles
<p><b>Cohésion et transformations de la matière</b>            Électronégativité.            Effet du caractère polaire d'un solvant lors d'une dissolution.            Conservation de la matière lors d'une dissolution.</p>	<p>Recueillir et exploiter des informations sur les applications de la structure de certaines molécules (super absorbants, tensioactifs, alginates, etc.).            Prévoir si un solvant est polaire.            Écrire l'équation de la réaction associée à la dissolution dans l'eau d'un solide ionique.            Savoir qu'une solution est électriquement neutre.  <i>Élaborer et réaliser un protocole de préparation d'une solution ionique de concentration donnée en ions.</i>  <i>Mettre en œuvre un protocole pour extraire une espèce chimique d'un solvant.</i></p>

## Introduction

Nous avons expliqué, dans le chapitre précédent, la rupture des liaisons intermoléculaires lors des changements d'état des solides moléculaires. Dans ce chapitre, nous allons étudier la dissolution de solides ioniques et moléculaires.

### I. Comment prévoir si un solvant est polaire ?

Ex 4 p.228 (corrigé) ; ex 14 p.229 ; 18 p.231

☞ TP12 : changement d'état et transferts thermiques

## II. Dissolution d'un solide ionique

Ex 5 p.228 ; 23 p.231

### A. Rôle du solvant

☞ Animation dissolution

**étape 1 : dissociation du cristal ionique** grâce aux molécules polaires du solvant

**étape 2 : solvatation des ions** : chaque ion est entouré de molécules polaires du solvant (on parle d'**hydratation** lorsque le solvant est l'eau)

**étape 3 : dispersion des ions** dans la solution sous l'effet de l'agitation thermique.

\*\*\*\*\* Un solide ionique ne se dissout pas dans un solvant apolaire \*\*\*\*\*

### B. Équation de la réaction de dissolution

Ex 7 p.229 (corrigé)

Pour indiquer que les ions sont hydratés, on ajoute (aq) à la suite de leur symbole (sinon, on ajoute (solv))

Dissolution du chlorure de sodium :  $\text{NaCl(s)} \rightarrow \text{Na}^+(\text{aq}) + \text{Cl}^-(\text{aq})$

Dissolution du chlorure de cobalt :  $\text{CoCl}_2(\text{s}) \rightarrow \text{Co}^{2+}(\text{aq}) + 2 \text{Cl}^-(\text{aq})$

Conservation des éléments et des charges !!!

### C. Comment déterminer la concentration des ions en solution ?

☞ TP13 : préparation d'une solution par dissolution

On dissout 0,65 g de chlorure de fer III pour préparer 100 mL de solution.

Équation de la réaction :  $\text{FeCl}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^-(\text{aq})$

$n(\text{FeCl}_3(\text{s}), i) = m/M = 0,65 / (3 \times 35,5 + 55,8) = 4,00 \text{ mmol}$

Ex 15 p.229 (corrigé) ; 16 p.230 (résolu) ; 17 p.231 ; 26 p.232

Équation de la réaction chimique		$\text{FeCl}_3(\text{s}) \rightarrow \text{Fe}^{3+}(\text{aq}) + 3 \text{Cl}^-(\text{aq})$		
État du système	Avancement (mol)	Quantité de matière (en mol)		
Initial	$x = 0$	$4,00 \times 10^{-3}$	0	0
Final	$x_{\text{max}} = 4,00 \times 10^{-3}$	0	$x_{\text{max}} = 4,00 \cdot 10^{-3}$	$3x_{\text{max}} = 1,20 \cdot 10^{-2}$

On note  $[Fe^{3+}]$  et  $[Cl^-]$  la concentration des ions  $Fe^{3+}$  et des ions  $Cl^-$  en solution.

$$[Fe^{3+}] = n / V = 4,00 \cdot 10^{-3} / 100 \cdot 10^{-3} = 4,00 \cdot 10^{-2} \text{ mol} \cdot L^{-1}$$

$$\text{et } [Cl^-] = n / V = 1,20 \cdot 10^{-2} / 100 \cdot 10^{-3} = 1,20 \cdot 10^{-1} \text{ mol} \cdot L^{-1} = 3 [Fe^{3+}] \text{ soit } [Cl^-] / 3 = [Fe^{3+}] / 1$$

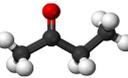
si on généralise :  $S(s) \rightarrow c C^{n+}(aq) + a A^{p-}(aq) : [C^{n+}]/c = [A^{p-}]/a$

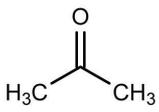
**Une solution est électriquement neutre : la quantité de charges positives est égale à la quantité de charges négatives.**

### III. Dissolution d'un composé moléculaire

Un solide moléculaire peut aussi se dissoudre dans un solvant. Ex 24 p.232

#### A. Dissolution d'un soluté polaire dans un solvant polaire

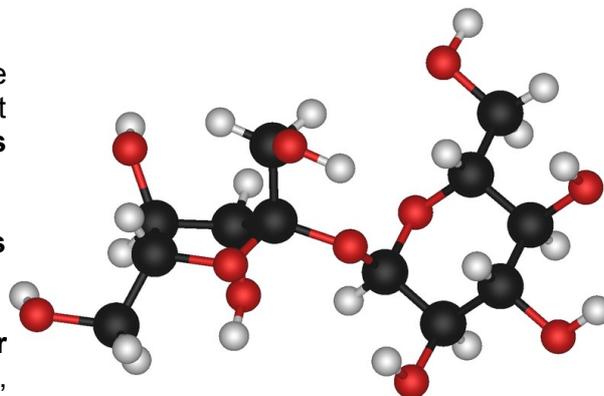
**Expérience** : quelques gouttes de soluté = butanone ;  dans un solvant = acétone

(propanone)  . La solution obtenue est homogène. **Liaisons de Van der Waals entre solvant et soluté.**

**Expérience** : sucre (saccharose) dans l'eau : le saccharose est une molécule très polaire (liaisons C-O et O-H très polarisées). **Des liaisons de VdW + des liaisons hydrogène entre eau et saccharose.**

**Conclusion** : les solutés polaires sont solubles dans des solvants polaires

**Remarque** : la structure de certaines molécules (**super absorbants (ex16), alginates, tensio-actifs (ex24), etc...**) qui présentent de très nombreuses interactions de VdW et de multiples liaisons H, leur confèrent des propriétés particulières.



#### B. Dissolution d'un soluté apolaire dans un solvant apolaire

**Expérience** : diiode dans le cyclohexane

**Conclusion** : les solutés apolaires ou peu polaires sont généralement solubles dans des solvants apolaires

Rennes : doc p.36 à 41

Matériel :

- acétone
- butanone
- cyclohexane
- pissette eau distillée
- 4 béchers