

Spécialité Première

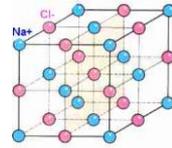
Chapitre 4

De la structure des entités à la  
cohésion et à la solubilité

TP N°7

JMP

## Solvant Polaire et solvant Apolaire.



### Objectifs :

Comparer la solubilité d'une espèce solide dans différents solvants (purs ou en mélange).  
Choisir un solvant et mettre en œuvre un protocole d'extraction liquide-liquide d'un soluté moléculaire.

Expliquer la capacité de l'eau à dissocier une espèce ionique et à solvater les ions.  
Modéliser, au niveau macroscopique, la dissolution d'un composé ionique dans l'eau par une équation de réaction, en utilisant les notations (s) et (aq).

### Doc 1 : Mécanisme de dissolution d'un composé ionique. (Voir aussi animation Adrien Willm)

Prenons comme exemple la dissolution du chlorure de sodium dans l'eau.

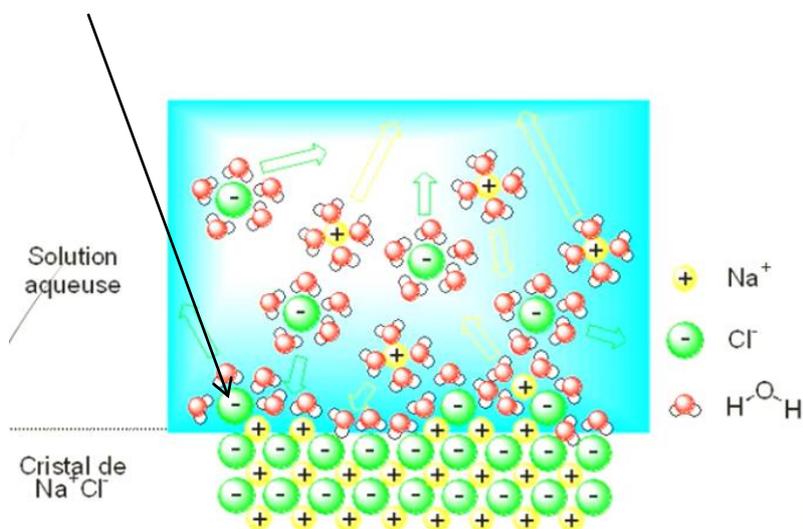
La dissolution du chlorure de sodium dans l'eau se produit à température ordinaire.

Cette dissolution se fait en 3 étapes (dissociation, solvatation, dispersion).

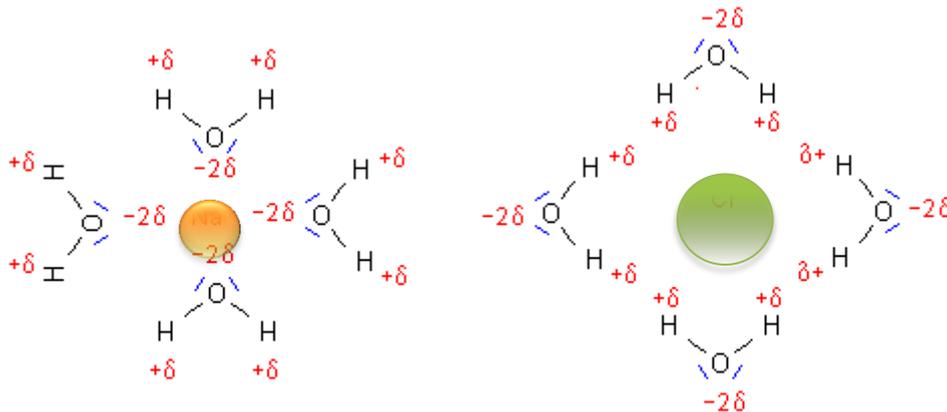
#### **a) Dissociation du cristal (étape endothermique)**

Les molécules d'eau polaires, exercent sur les ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  du cristal des forces électriques qui détruisent le cristal ionique.

Les ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  se détachent du cristal.



### b) Solvatation des ions (Etape exothermique)



$\delta$  représente une charge partielle positive inférieure à la charge élémentaire  $e = 1,6 \times 10^{-19} \text{ C}$ .

En réalité, l'orientation des molécules d'eau polaires se fait dans l'espace à trois dimensions.

Les molécules d'eau polaires s'orientent sous l'action de forces électriques. Leur pôle négatif (atome O) est attiré par un ion  $\text{Na}^+$ , leur pôle positif (situé au milieu des atomes H) est attiré par un ion  $\text{Cl}^-$ .

Pour rappeler que les ions  $\text{Na}^+$  et  $\text{Cl}^-$  sont solvatés (liés à des molécules d'eau) on les écrira souvent  $\text{Na}^+$  (aqueux) et  $\text{Cl}^-$  (aqueux) ou, plus simplement,  $\text{Na}^+$ (aq) et  $\text{Cl}^-$ (aq).

### c) Dispersion des ions (Etape endothermique)

Les deux étapes précédentes, dissociation du cristal en ions séparés, solvatation des ions, sont suivies de la dispersion des ions solvatés dans tout le volume occupé par le liquide. Une agitation permet d'accélérer cette 3<sup>e</sup> phase.

### Doc 2 : Quelques ions à connaître.

Ions	Fer II	Fer III	Cuivre II	Sulfate	Nitrate	Chlorure	Phosphate
Formule	$\text{Fe}^{2+}$	$\text{Fe}^{3+}$	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{SO}_4^{2-}$	$\text{NO}_3^-$	$\text{Cl}^-$	$\text{PO}_4^{3-}$

### Partie I : Comment se passe une dissolution de cristal ionique et dans quels solvants doit-on la faire ? ( 45 min) ?

1) Traduction de la dissolution par une équation de dissolution.

Ecrivons les équations de dissolution de Chlorure de sodium  $\text{NaCl(s)}$ , Chlorure de fer III  $\text{FeCl}_3(\text{s})$

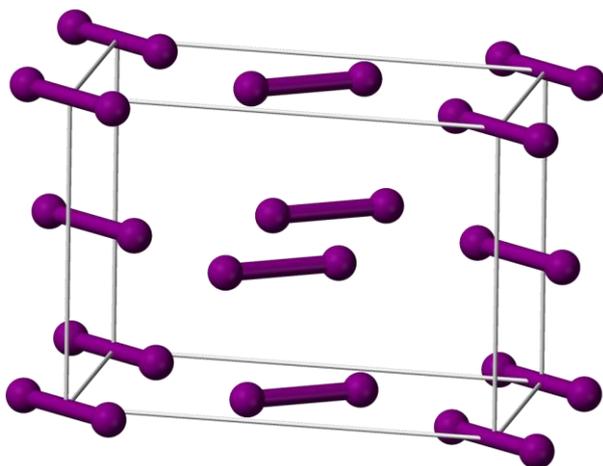
2) Qu'est-ce qu'une étape endothermique, et une étape exothermique.

3) Calculer la masse à peser pour préparer 50 mL de sulfate de cuivre anhydre de concentration molaire en soluté  $C_0 = 0,10 \text{ mol/L}$ .

4) Introduire la poudre dans une fiole sèche et ajouter quelques gouttes d'eau distillée, quels phénomènes accompagnent l'hydratation (solvatation) des ions cuivres II ?

- 5) Compléter alors la fiole, puis écrire l'équation de dissolution du sulfate de cuivre .
- 6) Introduire une dizaine de mL de cyclohexane dans un bécher, y ajouter 0,3 g de sulfate de cuivre anhydre, agiter avec l'agitateur en verre, que remarquez-vous.
- 7) Sachant que le cyclohexane a pour formule  $C_6H_{12}$  et l'eau  $H_2O$ , expliquez quel solvant est une molécule polaire et quel solvant est apolaire.
- 8) **Conclusion** : Un solide ionique a plus de chance de se dissoudre dans ....

## Partie II : Comment extraire un réactif non polaire en solution ?



Cristal de diiode



Le diiode est un solide violet (toxique), on donne ci-dessous ,ci-dessous la solubilité du diiode dans différents solvants.

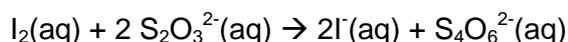
Solvant	eau	Cyclohexane	Ethanol	Benzène
Solubilité max en g/L	3,3 g/L	27	214	141
Miscibilité avec l'eau	Miscible	Non miscible	Miscible	Non Miscible

On mélange du diiode dissout dans de l'eau (iodurée-explication prof) avec le sulfate de cuivre que vous avez préparé dans la première partie.

**On vous demande de proposer une méthode pour re séparer le diiode du sulfate de cuivre, puis ensuite d'estimer le pourcentage de diiode que vous avez récupéré lors de votre extraction.**

On travaillera sur un volume de 15 mL de solution.

**Rappel** : lors d'un TP nous avons vu que le diiode en solution aqueuse réagissait avec le thiosulfate selon l'équation suivante.



Mettre au point par groupe de TP en une dizaine de minute de façon un protocole commun pour réaliser la problématique en gras ci-dessus. Puis appliquer ce protocole.