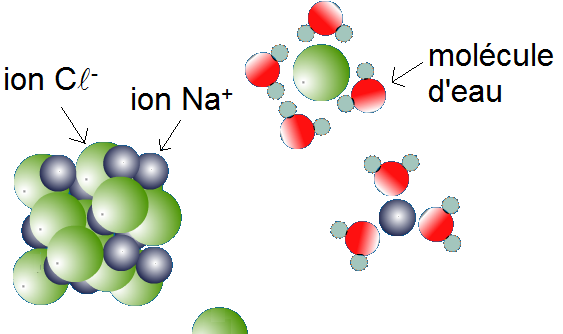
|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| 1ère Spé | Thème : Constitution et transformation de la matière | TP 15 |
| Chimie | Solubilité des solides ioniques | 🕮 Chap.6 |

**Buts du TP** : Etudier la solubilité de deux solides ioniques. Calculer la concentration des ions dans la solution obtenue.

# La dissolution d’un solide ionique

## Document 1 : La dissolution d’un solide ionique

1. La solubilité d’un solide dépend des interactions entre le solvant et le soluté.
2. Dans le cas du chlorure de sodium, les molécules d’eau vont séparer puis solvater chaque ion, de telle sorte que chaque ion Na+ et Cℓ- se trouve entouré de plusieurs molécules d’eau.
3. Le soluté devient soluble dans l’eau et donne une solution ionique, constituée de cations et d’anions dispersés et solvatés dont l’équation de dissolution est :  
   NaCℓ(s) Na+(aq) + Cℓ-(aq)

## Document 2 : Test caractéristique de certains ions

|  |  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Ion** | Cℓ- | Cu2+ | Fe2+ | Fe3+ | Co2+ | SO42- |
| **Réactif** | Nitrate d’argent | Soude | Soude | Soude | Soude | Chlorure de baryum |
| **Précipité** | Blanc noircissant à la lumière | Bleu | Verdâtre | Rouille | Bleu foncé | Blanc |

## Document 3 : Matériel et solutions à disposition

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| * Balance à 0,01g près * Burette graduée * Fiole jaugée 50,0 mL + bouchon * Eprouvette graduée 10 mL * Béchers de 50 mL, 100 mL * Coupelle en plastique * Spatule * Entonnoir * Chronomètre | * Flacon de nitrate d’argent * Flacon de solution de soude  (ou hydroxyde de sodium) * Solution de chlorure de baryum * Pissette d’eau distillée | * Spectrophotomètre + cuve * Sulfate de fer III (solide) * Chlorure de cobalt II (solide) * Solution de chlorure de cobalt à 0,20 mol.L-1 * Spectre d’absorption du chlorure de cobalt  présent dans vos documents. |

## Données : Masses molaires atomiques

1. M(H) = 1,00 g.mol-1; M(O) = 16,0 g.mol-1 ; M(S) = 32,1 g.mol-1 ; M(Cℓ) = 35,5 g.mol-1 ; M(Fe) = 55,8 g.mol-1   
   M(Co) = 58,9 g.mol-1

## Protocole expérimental (Réaliser)

1. Nous allons comparer la solubilité de deux solides ioniques : le chlorure de cobalt CoCℓ2 et le sulfate ferrique Fe2(SO4)3.

Peser 0,50 g du chlorure de cobalt et le placer dans un petit bécher ;

Ajouter 10 mL d’eau distillée et agiter (à l’aide de l’agitateur en verre) en mesurant la durée nécessaire à la dissolution : *t*1 = …….

Renouveler la même expérience avec le sulfate ferrique : *t*2 = …….

1. Quel solide ionique se dissout le plus rapidement ?

## Exploitation (Analyser-Réaliser)

1. Verser un peu de la solution de chlorure de cobalt dans 2 tubes à essais :

Tube ➀: verser quelques gouttes de solution de soude. Observer l’apparition d’un précipité.

Tube ➁ : verser quelques gouttes de solution de nitrate d’argent. Observer.

1. En déduire la nature des ions identifiés.
2. Ecrire l’équation de dissolution du chlorure de cobalt dans l’eau.
3. Verser un peu de la solution sulfate ferrique dans 2 tubes à essais :

Tube ➀: verser quelques gouttes de solution de soude. Observer.

Tube ➁ : verser quelques gouttes de solution de chlorure de baryum. Observer.

1. En déduire la nature des ions identifiés.
2. Ecrire l’équation de dissolution du sulfate ferrique dans l’eau.

# Formule du chlorure de cobalt hydraté

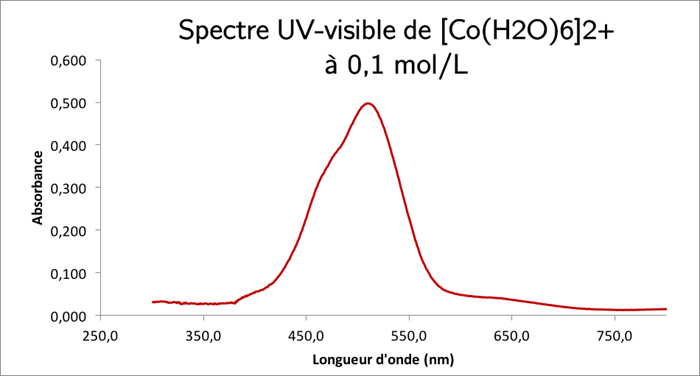
1. Le chlorure de cobalt cristallisé est hydraté. Sa formule est CoCℓ2, *x* H2O où *x* est un entier strictement positif que l’on cherche à déterminer.

## Protocole expérimental (Analyser-Réaliser)

* Préparer 50,0 mL d’une solution de chlorure de cobalt par dissolution de 0,50 g de soluté.

1. Elaborer un protocole afin de découvrir le nombre *x* de molécules d’eau qui hydratent chaque entité CoCℓ2.

*Aide* : Utiliser le spectre d’absorption du chlorure de cobalt, réaliser une courbe d’étalonnage, exploiter la masse molaire...



Spectre d’absorption du chlorure de cobalt

**🖑 Faire vérifier votre protocole par le professeur. 🖑**

* A partir de la solution mère de chlorure de cobalt de concentration CM = 0,20 mol.L-1, utiliser la burette graduée pour réaliser une échelle de teinte en préparant chaque solution fille de volume VF = 50,0 mL (voir tableau ci-dessous). Puis, mesurer leur absorbance.

|  |  |  |  |  |  |
| --- | --- | --- | --- | --- | --- |
| **Solution fille** | **S1** | **S2** | **S3** | **S4** | **S5** |
| C (en mmol.L-1) | 10 | 20 | 30 | 40 | 50 |
| VM prélevé (en mL) |  |  |  |  |  |
| A |  |  |  |  |  |

## Exploitation (Réaliser-Valider)

1. Tracer la courbe d’étalonnage afin de déterminer la concentration molaire de la solution préparée.  
   L’imprimer avec l’accord du professeur.
2. Déterminer la masse molaire du chlorure de cobalt hydraté.
3. Conclure en indiquant le préfixe du solide ionique (mono-, bi-, tri-, tétra-, penta-, hexa-, hepta-, octa-).

## Problème (Raisonner)

1. Le sulfate ferrique est heptahydraté. Calculer la concentration molaire en ions ferrique Fe3+ et sulfate SO42- dans la solution préparée précédemment au **I**.