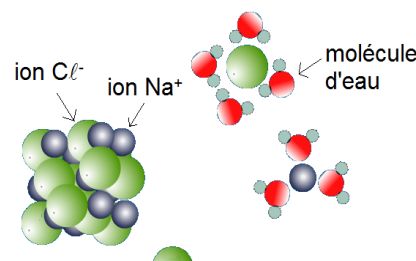
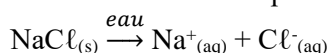


- **Buts du TP** : Etudier la solubilité de deux solides ioniques. Calculer la concentration des ions dans la solution obtenue.

I. La dissolution d'un solide ionique

Document 1 : La dissolution d'un solide ionique

- La solubilité d'un solide dépend des interactions entre le solvant et le soluté.
- 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.
- 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 :



Document 2 : Test caractéristique de certains ions

Ion	Cl^-	Cu^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Co^{2+}	SO_4^{2-}
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

<ul style="list-style-type: none"> 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 	<ul style="list-style-type: none"> Flacon de nitrate d'argent Flacon de solution de soude (ou hydroxyde de sodium) Solution de chlorure de baryum Pissette d'eau distillée 	<ul style="list-style-type: none"> 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

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

Protocole expérimental (Réaliser)

- Nous allons comparer la solubilité de deux solides ioniques : le chlorure de cobalt CoCl_2 et le sulfate ferrique $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.
 - 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 : $t_1 = \dots\dots$
 - Renouveler la même expérience avec le sulfate ferrique : $t_2 = \dots\dots$
- 1) Quel solide ionique se dissout le plus rapidement ?

Exploitation (Analyser-Réaliser)

- Verser un peu de la solution de chlorure de cobalt dans 2 tubes à essais :
 - Tube ①: verser quelques gouttes de solution de soude. Observer l'apparition d'un précipité.
 - Tube ② : verser quelques gouttes de solution de nitrate d'argent. Observer.
- 2) En déduire la nature des ions identifiés.
- 3) Ecrire l'équation de dissolution du chlorure de cobalt dans l'eau.

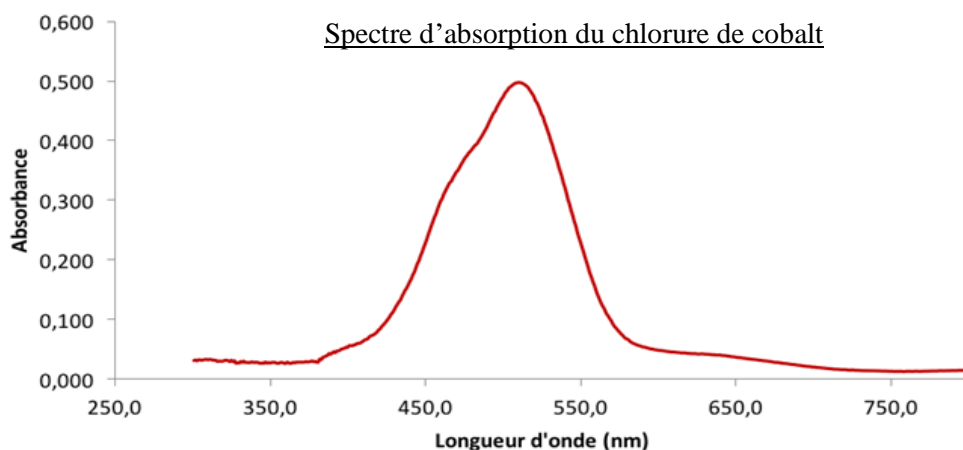
- Verser un peu de la solution sulfate ferrique dans 2 tubes à essais :
 - Tube ①: verser quelques gouttes de solution de soude. Observer.
 - Tube ② : verser quelques gouttes de solution de chlorure de baryum. Observer.
- 4) En déduire la nature des ions identifiés.
- 5) Ecrire l'équation de dissolution du sulfate ferrique dans l'eau.

II. Formule du chlorure de cobalt hydraté

- Le chlorure de cobalt cristallisé est hydraté. Sa formule est $\text{CoCl}_2 \cdot x \text{H}_2\text{O}$ 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 CoCl_2 .
 - Aide : Utiliser le spectre d'absorption du chlorure de cobalt, réaliser une courbe d'étalonnage, exploiter la masse molaire...



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

- A partir de la solution mère de chlorure de cobalt de concentration $C_M = 0,20 \text{ mol.L}^{-1}$, utiliser la burette graduée pour réaliser une échelle de teinte en préparant chaque solution fille de volume $V_F = 50,0 \text{ mL}$ (voir tableau ci-dessous). Puis, mesurer leur absorbance.

Solution fille	S ₁	S ₂	S ₃	S ₄	S ₅
C (en mmol.L ⁻¹)	10	20	30	40	50
V _M prélevé (en mL)					
A					

Exploitation (Réaliser-Valider)

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

Problème (Raisonner)

- 5) Le sulfate ferrique est heptahydraté. Calculer la concentration molaire en ions ferrique Fe^{3+} et sulfate SO_4^{2-} dans la solution préparée précédemment au I.