

# **Printemps des Sciences 2025**

**Projet de communication scientifique – CHIM-F-328**

## **Les Mét'eaux**

–

## **Solubilité et précipitation des sels métalliques**

APERÉ Clara

DUBOIS Lodi

LAUMEN Lisa

PETRELLA Daniele

Encadrant : Y. De Decker

Co-titulaires : Y. De Decker et J.-C. Leloup

**Faculté  
des  
Sciences**



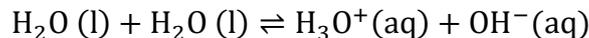
➤ **Objectifs :**

Cet atelier a pour but de familiariser les élèves du secondaire avec le concept de solubilité dans l'eau via différentes réactions de précipitation utilisant des sels métalliques. L'utilisation de l'eau comme solvant, ainsi que ses principales propriétés seront également abordées.

➤ **Propriétés de l'eau :**

L'eau est une molécule polaire : ses charges partielles ne sont pas confondues en un seul point, ce qui induit un moment dipolaire dans la molécule. Cela lui permet d'interagir facilement avec d'autres molécules polaires et avec des ions, mais l'empêche de bien dissoudre ou se mélanger avec des espèces apolaires, comme l'huile.

L'eau est une espèce amphotère : elle peut agir à la fois comme un acide et une base. Selon la définition de Brønsted, un acide est une espèce qui peut céder un ou plusieurs protons ( $H^+$ ), tandis qu'une base est une espèce qui peut en accepter un ou plusieurs. Cette propriété permet à une molécule d'eau d'interagir avec une autre pour s'engager dans un équilibre chimique : l'autoprotolyse de l'eau.



Nous parlons ici d'un équilibre car la réaction a lieu dans les deux sens à la même vitesse : la formation des ions hydronium et hydroxyde est aussi rapide que celle des molécules d'eau. Elle possède donc une constante d'équilibre, qui nous indique les quantités de produits présents à l'équilibre. A  $25^\circ C$  :  $K_e = [H_3O^+].[OH^-] = 10^{-14}$ .

Cet équilibre nous permet de définir le pH (potentiel hydrogène) dans l'eau. Il s'agit d'une mesure de l'acidité ou la basicité d'une solution aqueuse :  $pH = -\log [H_3O^+]$ .

A  $25^\circ C$ , les concentrations de  $H_3O^+$  et  $OH^-$  dans l'eau pure sont :  $[H_3O^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ .

Le pH de l'eau pure vaut donc 7, c'est un pH neutre. Si le pH est supérieur à 7, la solution est basique et s'il est inférieur, elle est acide.

Nous pouvons aussi définir le potentiel hydroxyde :  $pOH = -\log[OH^-] = 14 - pH$ .

➤ **Solubilité :**

La solubilité est une mesure de la quantité maximale d'un soluté que nous pouvons dissoudre dans un solvant (dans notre cas : dans l'eau). Il existe pour toute substance  $A_xB_y$ , un équilibre de solubilité  $A_xB_y \rightleftharpoons x A^{y+} + y B^{x-}$  où  $A^+$  est un cation et  $B^-$ , un anion.



La constante d'équilibre de cette réaction, notée  $K_s = [A^{y+}]^x \cdot [B^{x-}]^y$ , dépend de la capacité du solvant à briser la liaison ionique entre A et B. Cette constante nous donne les concentrations maximales de chaque ion pouvant se trouver en solution. La dissociation en ions est favorisée dans les solvants polaires grâce à leur moment dipolaire, qui interagit très bien avec les ions. Plus  $K_s$  est élevée, plus la substance est soluble dans le solvant choisi.

En pratique, lorsque nous ajoutons un sel dans l'eau, il va se dissoudre jusqu'à ce que nous en ayons mis assez pour saturer la solution. Si nous continuons à ajouter du sel après saturation, il ne se dissoudra plus et restera solide. Nous pouvons donc introduire le quotient de solubilité, calculé à partir des concentrations réelles de  $A^{y+}$  et  $B^{x-}$  :  $Q_s = [A^{y+}]^x \cdot [B^{x-}]^y$ . Si  $Q_s$  est supérieur à  $K_s$ , il y a trop de sel pour que tout soit dissout, nous avons dépassé la saturation et l'excès ne sera pas dissout (et inversement).

➤ **Réaction de précipitation :**

Une réaction de précipitation a lieu lorsque deux ions en solution forment ensemble un sel peu soluble dans le solvant, soit un sel dont  $K_s$  est faible. Il y a donc formation d'un composé solide, car de très faibles concentrations suffisent à ce que  $Q_s > K_s$ .

➤ **Loi de Le Chatelier :**

La loi de Le Chatelier dicte qu'un équilibre sera tiré vers la formation des produits lorsque nous ajoutons un excès d'un réactif, ou lorsque nous retirons le produit du lieu de réaction au fur et à mesure.

Pour les précipitations, cela a deux implications majeures. Premièrement, les précipitations sont des réactions presque complètes :  $x A^{y+} + y B^{x-} \rightarrow A_x B_y(s)$ . En effet, le produit solide sort du milieu aqueux dès qu'il est formé, ce qui tire l'équilibre vers les produits jusqu'à épuisement presque complet des ions en milieu aqueux. Ensuite, Le Chatelier permet d'expliquer l'effet d'ion commun : si le milieu aqueux contient un excès d'un des ions formant le précipité, il y a formation d'une plus grande quantité de précipité.

➤ **Impact de la température :**

Toute constante d'équilibre dépend de la température du milieu réactionnel. Dans le cas de la solubilité, la constante de solubilité a tendance à augmenter lorsque la température augmente.



## **ANNEXE A : Protocoles et rapport de manipulation :**



Expérimentarium de Chimie de l'ULB  
ULB · Campus Plaine · Bâtiment A · Local A2.239  
<https://sciences.brussels/xc/> · [exchi@ulb.be](mailto:exchi@ulb.be)

EX<sup>15</sup>PERIMENTARIUM  
DE C<sup>6</sup>HIMIE

ULB Faculté  
des  
Sciences

Les Mét'eaux – Solubilité et précipitation des sels métalliques

### **Introduction aux réactions de précipitation :**

#### **Jeu de piste :**

**Matériel et réactifs :** (pour un binôme)

- $\text{Ca}(\text{OH})_2$  (hydroxyde de calcium)
- $\text{FeSO}_4$  (sulfate de fer (II))
- $\text{CuSO}_4$  (sulfate de cuivre (II))
- $\text{NaCl}$  (chlorure de sodium)
- $\text{KI}$  (iodure de potassium)
- $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  (nitrate de plomb (II))
- $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$  (nitrate de fer (III))
- Eau distillée
- Spatules en bois
- 7 verres de montre
- 1 pipette Pasteur





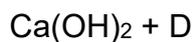
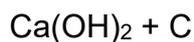
### Mode opératoire :

1. Placer quelques gouttes d'eau distillée sur un verre de montre à l'aide d'une pipette Pasteur.
2. Placer quelques grains des deux sels nécessaires (voir combinaisons) aux deux extrémités de l'eau déposée sur le verre de montre à l'aide de spatules en bois.
3. Observer la formation des précipités.
4. En fonction de la couleur du précipité, identifier l'ion inconnu grâce aux images de référence mises à disposition.

### Remarques :

- Attention à n'utiliser une spatule que pour prélever un seul sel, afin d'éviter de mélanger les sels dans les pots (contaminations).
- Il est possible que certaines combinaisons ne forment pas de précipité.

### Combinaisons :





Expérimentarium de Chimie de l'ULB  
ULB · Campus Plaine · Bâtiment A · Local A2.239  
<https://sciences.brussels/xc/> · [exchi@ulb.be](mailto:exchi@ulb.be)

EX<sup>15</sup>PERIMENTARIUM  
DE C<sup>6</sup>HIMIE

ULB Faculté  
des  
Sciences

## Les Mét'eaux – Solubilité et précipitation des sels métalliques

### **pH et solubilité des hydroxydes métalliques :**

#### **Matériel et réactifs :** (pour un binôme)

- NaOH (hydroxyde de sodium) 0,25 M
- Cr(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub> (nitrate de chrome (III)) 0,25 M
- 3 pipettes Pasteur
- Eau distillée
- Papier pH
- Tubes à essai
- Baguette en verre
- 2 béchers





### Mode opératoire :

1. Mesurer le pH de la solution de  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$  en déposant une goutte sur un morceau de papier pH.
2. Prélever 20 gouttes de cette solution à l'aide d'une pipette Pasteur, les placer dans un tube à essai et y ajouter 5 gouttes de  $\text{NaOH}$  0,25 M. Mesurer le pH.
3. Mettre 20 gouttes de  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$  dans un second tube à essai.
4. Ajouter goutte à goutte du  $\text{NaOH}$  jusqu'à présence permanente du précipité en solution (la solution devient opaque) et noter le nombre de gouttes ajoutées ainsi que le pH. Effectuer l'opération deux fois.
5. Mettre 10 gouttes de  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$  dans un autre tube à essai et diluer par ajout de 20 gouttes d'eau distillée.
6. Ajouter goutte à goutte le  $\text{NaOH}$  jusqu'à présence permanente du précipité en solution, noter le nombre de gouttes ajoutées et mesurer le pH.
7. Comparer les nombres de gouttes ajoutées et les pH.

### Remarques :

- Attention à n'utiliser qu'une pipette par solution, afin de ne pas mélanger les réactifs dans la pipette (contaminations).
- Ne pas tremper le papier pH directement dans les solutions.
- La mesure du pH doit servir à déterminer approximativement la concentration en ion hydroxyde dans la solution.





Les Mét'eaux – Solubilité et précipitation des sels métalliques

## Effet de la température sur la solubilité :

### La « pluie d'or »:

#### Matériel et réactifs :

- 0,15 g de nitrate de plomb ( $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ )
- 0,15 g d'iodure de potassium (KI)
- Quelques gouttes d'acide chlorhydrique (HCl) 1 M
- 100 mL d'eau distillée
- 2 erlenmeyers de 100 mL
- 1 erlenmeyer de 150 mL
- 2 béchers de 600 mL
- Balance
- Verre à pied de 100 mL
- Plaque chauffante
- Thermomètre
- Agitateur en verre ou puce magnétique





Expérimentarium de Chimie de l'ULB

ULB · Campus Plaine · Bâtiment A · Local A2.239

<https://sciences.brussels/xc/> · [exchi@ulb.be](mailto:exchi@ulb.be)

EX<sup>15</sup>PERIMENT<sup>18</sup>ARIUM  
DE C<sup>9</sup>HIMIE

ULB Faculté  
des  
Sciences

### Mode opératoire :

1. Préparation des solutions dans les erlenmeyers de 100 mL :
  - Dissoudre 0,15 g de nitrate de plomb dans un erlenmeyer avec 50 mL d'eau et rajouter quelques gouttes de HCl 1 M.
  - Dissoudre 0,15 g d'iodure de potassium dans un erlenmeyer avec 50 mL d'eau.
2. Mélanger les deux solutions lentement dans l'erlenmeyer de 150 mL afin d'observer la formation du précipité jaune.
3. Chauffer le mélange au bain marie (60-70° C) et contrôler la température avec un thermomètre.
4. Refroidir la solution dans un bain d'eau froide et observer le phénomène de pluie dorée.

### Remarque :

- Cette manipulation est réalisée en démonstration par les encadrants, non par les élèves du secondaire.





Nom(s) : ..... Date : .....

## Les Mét'eaux – Solubilité et précipitation des sels métalliques :

### Rapport de laboratoire

#### Partie 1 : jeu de piste :

- Notez les noms des précipités obtenus :

Combinaisons	Précipité identifié
Ca(OH) <sub>2</sub> + A	
Ca(OH) <sub>2</sub> + B	
Ca(OH) <sub>2</sub> + C	
Ca(OH) <sub>2</sub> + D	
Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> + A	
Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> + D	
Pb(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> + E	

- Ecrivez la réaction de précipitation de la combinaison Ca(OH)<sub>2</sub> + C :





## Partie 2 : pH et solubilité des hydroxydes métalliques :

- Notez le nombre de gouttes de NaOH ajoutées lors des étapes (4) et (6) ainsi que le pH mesuré :

Etape	Nombre de gouttes	pH
(4)		
(6)		

- Commentez sur les pH obtenus. Comment la quantité de précipité varie-t-elle avec le pH ?

## Partie 3 : Effet de la température – la « pluie d'or » :

- Quel effet a eu le chauffage sur le précipité ?
  
- Que s'est-il passé lorsque la solution a refroidi ?



## **ANNEXE B : Références :**

Atkins, P. W., Jones, L. L., Laverman, L., & Pousse, A. (2017). *Principes de chimie* (4e éd). De Boeck supérieur.

Expérimentarium de Chimie – Faculté des Sciences ULB. Pluie d'or.

Reinhardt, R. A. (1966). The interaction of chromium (III) ion with hydroxide ion. An experiment for the undergraduate inorganic laboratory. *Journal of Chemical Education*, 43(7), 382. <https://doi.org/10.1021/ed043p382>

Worley, B., Villa, E. M., Gunn, J. M., & Mattson, B. (2019). Visualizing dissolution, ion mobility, and precipitation through a low-cost, rapid-reaction activity introducing microscale precipitation chemistry. *Journal of Chemical Education*, 96(5), 951-954. <https://doi.org/10.1021/acs.jchemed.8b00563>

