

# Leçon de Chimie 28 : Solubilité

**Références :** [1] *Première année Chimie PCSI*, P. Gréacias et S. Régolia, Tec&Doc (Ch 23)  
[2] *La chimie expérimentale, Tome 1 : chimie générale*, J.F. Le Maréchal, Dunod  
[3] *La chimie expérimentale, Tome 2 : chimie organique et minérale*, JF. Le Maréchal, Dunod

**Niveau :** MPSI-PTSI (Bloc B, Partie 2 : Transformations chimiques en solution aqueuse)

**Pré-requis :** Constante d'équilibre & activité. Réactions d'oxydo-réduction, acide-base, et quelques notions de complexation (vu en TS). Ainsi que notions de déplacement et rupture d'équilibre. Méthodologie de la RP.

**Objectifs :** Définir ce qu'est une réaction de précipitation ainsi que le produit de solubilité, les conditions de rupture d'équilibre et les paramètres influençant le système. Illustrer l'utilité de la précipitation dans la vie quotidienne et parler des tests d'ions.

**INTRODUCTION :** Jusqu'à présent nous avons étudié uniquement des réactions homogènes en phase aqueuse. Nous allons maintenant regarder un exemple de réaction hétérogène en solution aqueuse faisant intervenir un solide appelé précipiter. Nous allons définir les notions liées à ce qu'on appelle « la solubilité » et la rupture d'équilibre, plus communément appelée « saturation ». On va donc expliquer pourquoi le sel se dissout dans l'eau jusqu'à une certaine saturation où le sel apparaît, puis nous allons étudier les différents facteurs influençant les équilibres, pour enfin regarder l'utilité de ces réactions au quotidien. (Remarque préliminaire : ne pas forcément faire toutes les manip).

## **I : Réaction de précipitation : existence d'une phase solide en solution**

### **A : Produit de solubilité & condition de précipitation**

Manip [1] : précipitation et saturation de AgCl (ou NaCl) + mesurer la conductivité des ions. Définir la réaction de précipitation à partir d'un sel qui forme ses ions (ou ses molécules comme le diode ou l'acide benzoïque), et écrire l'équilibre. La constante d'équilibre de dissolution est appelée produit de solubilité notée  $K_s$  et ne dépend que de la température. ATTENTION ! on peut appliquer la loi d'action des masses que si le solide (et les ions en solution) existent = solution saturée car solide. Lorsque la solution est insaturée, les concentrations ioniques sont trop faibles pour l'apparition du solide. = Réaction de précipitation si  $Q_r = [Ag^+][Cl^-] > K_s$  car évolution vers l'équilibre.

### **B : Solubilité dans l'eau pure**

On appelle solubilité la quantité de matière de solide qui s'est dissoute dans un litre d'eau pure. Donner l'exemple du AgCl. Déterminer la solubilité à l'aide de la manipulation précédente et remonter au produit de solubilité. Donner l'exemple aussi des composés où les ions ont un caractère acido-basique (cela permet de montrer l'influence du pH ainsi que l'exploitation théorique de la conservation de la quantité de matière).

### **C : Diagramme d'existence et échelle de pKs : prévision des réactions compétitives**

Expliquer et montrer le principe du diagramme d'existence (en fixant la concentration d'un ion) + lien avec la condition de précipitation + exemple du  $Fe(OH)_2$ . Etablir une échelle de pKs pour pouvoir prédire les réactions compétitives. Exemple (et manip) [1] de  $BaSO_4$  et  $CaSO_4$ . = Précipitation sélective et/ou redissolution d'un précipité par formation d'un autre précipité (méthode utilisée dans les dosages pour déterminer des équivalences).

## II : Paramètres influençant l'équilibre de solubilité

### A : Influence de la température

Manip [2] : pluie d'or avec  $\text{PbI}_2$ . Dire rapidement que toute constante d'équilibre dépend de la température. Ici on a une destruction d'un cristal ionique = endothermique ; puis hydratation des ions = exothermique ; la somme est en générale endothermique (conséquence du calcaire dans les zones chauds : montrer une bouilloire). La solubilité augmente usuellement avec la température.

### B : Effet d'ion commun

Manip : Mélange de  $\text{NaCl}$  avec  $\text{KCl}$ . + Exemple théorique. La solubilité diminue par effet d'ion commun (déplacement d'équilibre).

### C : Influence du pH

Manip au choix : [1] : dissolution de l'éthanoate d'argent ou [à savoir] : élimination du calcaire dans une bouilloire :  $\text{CaCO}_3 + \text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{CO}_3$ . Adapter théoriquement l'exemple de la solubilité des carbonates et présenter le diagramme  $pS = f(\text{pH})$ . Cela permet aussi de prévoir quelle espèce sera majoritaire.

### D : Influence d'une réaction supplémentaire (exemple de complexation) (à faire rapidement)

Manip [3] : redissolution des précipités d'halogénures par l'ammoniac (compétition avec la complexation). C'est encore une fois un déplacement d'équilibre en mangeant un produit.

## III : Applications

### A : Dosage des ions chlorures dans un sérum physiologique (si on a le temps)

Manip [2] : test caractéristique de l'ion chlorure et dosage de Mohr. Bien expliquer les précipitations compétitives avec diagramme d'existence. Ajouter un suivi potentiométrique pour remonter au  $K_s$  de  $\text{AgCl}$ .

### B : Exaltation d'une acidité (expliquer rapidement le principe)

On peut transformer l'acide cyanhydrique  $\text{HCN}$  ( $\text{p}K_a = 9.2$ ) en un acide fort en ajoutant des ions  $\text{Ag}^+$ .

### C : Traitement d'effluents

A faire un ouverture + étude documentaire partir de documents autour du traitement d'effluents, dégager par exemple les méthodes de détection d'espèces (méthodes physiques ou chimiques), d'évaluation des concentrations, ou les procédés et transformations mis en jeu pour la séparation des espèces et la dépollution.

**CONCLUSION :** Nous avons vu ce qu'était une réaction de précipitation. Nous avons dégagé l'ensemble des paramètres influençant ce type d'équilibre ainsi que leur importance dans la vie de tous les jours et dans la vie d'un chimiste. Nous allons réinvestir tout cette étude dans le prochain chapitre concernant les diagrammes E-pH où on va considérer des systèmes multi-équilibres.