

# Solubilité

The trinôme : Blandine Martinon, Rebecca Fromentin, Chloé Galibert

Novembre 2020

## 1 Objectif pédagogiques de la LC

J'ai voulu illustrer cette leçon avec des exemples du quotidien qui peuvent parler directement aux élèves comme le sel ou bien le calcaire. J'ai voulu également illustrer avec des exemples marquant pour bien appuyer les notions notamment l'influence de la température avec l'expérience de la pluie d'or.

Selon moi la difficulté de cette leçon réside dans le fait de ne pas faire de confusion entre réaction de précipitation et de dissolution, entre autre sur la définition du Ks qui est la constante d'équilibre de la réaction de dissolution. Il faut donc être clair et méticuleux dès qu'on écrit une réaction. L'autre difficulté réside dans les diagrammes d'existence, car le précipité n'existe pas toujours, il faut donc bien appuyer sur les conditions d'existence du précipité.

## 2 Objectifs et messages forts de la LC

- Présenter la réaction de dissolution et celle de précipitation.
- Définir la solubilité et le produit de solubilité.
- Mettre l'accent sur le fait que le précipité peut ne pas exister auquel cas et alors que la solution soit hors d'équilibre.
- Mesurer une constante d'équilibre, ici le Ks
- Montrer les facteurs d'influence de la solubilité.

## 3 Leçon

### 3.1 Introduction

J'ai introduit le sujet avec une animation montrant les cristaux de sel dans un volume d'eau. Si on en rajoute assez on voit que tout ne s'est pas solubilisé.

<https://phet.colorado.edu/fr/simulation/legacy/soluble-salts>

### 3.2 Réaction de dissolution

#### 3.2.1 Mise en place du problème

Def : Solution saturée : solution dans laquelle on ne peut dissoudre davantage de solide. On atteint la saturation à la formation du 1er cristal ionique.

Solubilité : notée  $s$ . C'est la quantité maximale de solide que l'on peut dissoudre dans 1L de solution. Elle s'exprime en mol/L ou g/L.

ex :  $AgCl(s) \rightarrow Ag^+(aq) + Cl^-(aq)$  Dans une solution saturée en AgCl on a un équilibre hétérogène, on peut écrire la constante d'équilibre de cette réaction :  $K_s = \frac{[Ag^+]_{eq}[Cl^-]_{eq}}{C^{o2}}$

Ordre de grandeur :  $K_s(AgCl) = 10^{-9,8}$ ,  $K_s(NaCl) = 33$

On peut montrer que l'on peut relier la solubilité au Ks avec l'exemple d'AgCl en excès dans de l'eau pure.

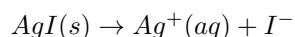
### 3.2.2 Condition d'existence du solide

Je reviens sur l'animation sur le sel en disant qu'il est possible que la solution ne soit pas saturée, c'est à dire que le solide n'existe pas dans la solution. Celle-ci est alors hors d'équilibre. On se pose alors la question : A quelle condition le solide existe en solution ?

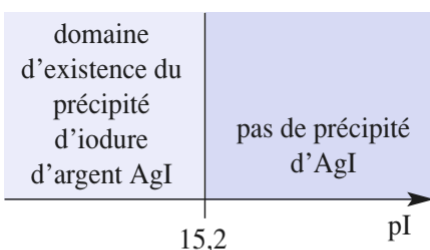
On donne alors les condition en fonction du quotient de réaction initial.

### 3.2.3 Diagramme d'existence

J'ai tracé celui-ci en prenant une solution d'Ag<sup>+</sup> et NO<sub>3</sub><sup>-</sup> dans laquelle je rajoute des ions I<sup>-</sup>.



Il y a précipitation si  $Q=Ks(AgI)$ , ainsi on obtient le diagramme :



**Doc. 9** Domaine d'existence du précipité d'iodure d'argent dans une solution où initialement  $[Ag^+] = 0,10 \text{ mol} \cdot L^{-1}$ .

FIGURE 1 – Le montage expérimental

### 3.2.4 Mesure d'un Ks

Mesure du Ks de AgCl par potentiométrie, avec une électrode d'argent et une électrode au calomel saturée avec une garde.

On titre Ag<sup>+</sup>, NO<sub>3</sub><sup>-</sup> (concentration = 0,1 mol/L) par K<sup>+</sup>, Cl<sup>-</sup> (concentration = 0,1 mol/L)

## 3.3 Facteurs d'influence de la solubilité d'un composé ionique

### 3.3.1 Température

Les constantes dynamiques dépendent de la température suivant la loi de van't Hoff. De manière générale s augmente avec la température. J'ai illustré ce fait avec l'expérience de la pluie d'or (attention on utilise du plomb donc hautement toxique).

Attention ce n'est pas une règle générale, le calcaire a sa solubilité qui diminue avec la température on le voit sur les robinets de la douche où du côté chaud il y a un dépôt de calcaire.

### 3.3.2 Effet d'ion commun

Après avoir calculé dans la partie précédente la solubilité de  $\text{AgCl}$  à  $25^\circ\text{C}$  dans de l'eau pure on réalise la dissolution de  $\text{AgCl}$  dans une solution qui en contient déjà. On trouve une solubilité beaucoup plus faible. De manière générale, l'introduction extérieure d'un ion commun aux ions impliqués dans la formation d'un précipité fait chuter la solubilité. C'est l'effet d'ion commun.

Il est donc important de préciser la composition de la solution dans laquelle le solide est solubilisé.

### 3.3.3 Influence du pH

J'ai voulu montrer que le pH modifie s si l'un des ions est impliqué dans un couple Acide/Base. J'ai voulu le montrer avec la réaction entre le vinaigre et le calcaire mais cela ne fait pas intervenir directement des ions  $\text{H}^+$  donc il y avait peut-être un meilleur exemple.

## 3.4 Conclusion

Ouverture sur la recristalisation en chimie Organique

## 4 correction

Attention pour la mesure du  $K_s$  j'ai balancé le résultat du calcul trop complexe. Il aurait fallu en faire une partie au tableau ou moins l'expédier.

Enlever peut-être la partie sur le pH.

Démo van't Hoff?

Def de l'enthalpie standard de réaction?

Comment fonctionne la recristallisation?

Quand on écrit  $K$  bien préciser les concentrations sont à l'équilibre

Pour l'exp du  $K_s$  prendre un ou deux points sur le premier palier, un point vers l'équivalence et un ou deux points après.

Bien insisté que la solubilité est la quantité MAX que l'on peut mettre dans 1L de solution.