

# LC 28 – SOLUBILITÉ

3 avril 2017

Noémie Dagès & Clément Gouiller

*On me voit. On me voit plus.*  
CARTAPUS LE  $Al(OH)_3$

## Niveau : CPGE

## Bibliographie

↻ <i>MPSI</i> , Fosset	→ Cours
↻ <i>PCSI</i> , Grécias	→ Intro+ influence de T
↻ <i>Dico de Chimie</i> , Granderye	→ Définition de solubilité; livre en BU haut
↻ <i>BUP790</i> , Auteur	→ Influence du pH
↻ <i>Dico de Chimie</i> , Menten	→ Pbtique, Transitions
↻ <i>JFLM1</i> , JFLM	→ Manips
↻ <i>Mesplède</i> , Chimie Inorganique	→ Manip

## Prérequis

- Acide/Base
- Thermochimie
- Conductimétrie

## Expériences

- ☞ Si y en a une

## Table des matières

<b>1</b>	<b>Équilibre homogène</b>	<b>2</b>
1.1	Notion d'équilibre hétérogène . . . . .	2
1.2	Condition d'existence du solide . . . . .	2
1.3	Solubilité . . . . .	2
<b>2</b>	<b>Facteurs d'influence de la solubilité</b>	<b>3</b>
2.1	La température . . . . .	3
2.2	Effet d'ion commun . . . . .	3
2.3	Influence du pH . . . . .	3

## Introduction

Cette année nous avons déjà étudié des équilibres que nous avons toujours supposés homogènes. Nous avons considérés que les espèces sont totalement solubles dans l'eau, mais ce n'est pas le cas. Définition de solubilité (Granderye), cadre de la leçon : on ne traitera que les solides ioniques (et donc pas les gaz, ni les autres types de solide).

### Manip introductive, JFLM1

Un peu de NaCl dans l'eau distillée → dissolution totale Beaucoup de NaCl → Pas tout dissous (présence d'un précipité) Mettre du CuSO<sub>4</sub> dans ce même bécher → lui est dissous. Une solution est donc saturée en une espèce, la saturation n'est pas une propriété globale. Dans un autre bécher : mettre eau+AgCl → suffit de très peu pour saturer la solution.

Pbtique : Peut-on prévoir la solubilité d'une espèce ? Comment quantifier la solubilité ? De quels paramètres dépend-elle ?

## 1 Équilibre homogène

### 1.1 Notion d'équilibre hétérogène

☞ Fosset

Définition d'équilibre hétérogène : équilibre entre un solide et ses ions constitutifs. Exemples de NaCl et PbI<sub>2</sub>. Introduction de K<sub>s</sub> sur l'exemple de NaCl. Attention, en général il est défini à 298K et dépend de la température. Définition du pK<sub>s</sub> et intérêt (K<sub>s</sub> est souvent inférieur à 1) Le solide n'intervient pas dans K<sub>s</sub> (activité de 1) mais pour que l'équilibre soit défini il faut bien sûr qu'il existe.

### 1.2 Condition d'existence du solide

☞ Fosset

#### Solubilité de NaCl (Mesplède)

Reprendre le bécher saturé en NaCl de la manip d'intro. Le filtrer puis diluer. On observe qu'il n'y a plus de solide. Ajout de HCl concentré → réapparition du précipité NaCl

Comparaison du quotient réactionnel aux différents instants de la manip. Critère d'apparition du solide :  $Q > K_s$ , précipitation jusqu'à ce que  $Q = K_s$ . Si  $Q < K_s$ , pas de précipité. Tracé du diagramme d'existence sur l'exemple du NaCl. Commentaire : Contrairement aux diagrammes de prédominance acide/base, ici, le diagramme dépend de la solution (de la concentration en Cl<sup>-</sup>).

↓ On a un critère d'existence, mais comment savoir quelle quantité d'un solide on peut dissoudre au maximum ?

### 1.3 Solubilité

☞ Fosset

☞ Exemple de calcul de s à partir de pK<sub>s</sub> sur l'exemple de NaCl.  $K_s(298K) = 36.2 \rightarrow s = \sqrt{K_s} = 6.02 \text{ mol.L}^{-1}$

**Mesure de la solubilité de NaCl par conductimétrie (Mesplède, 25 et 70)** Étalonnage avec des solutions de NaCl connues fait en préparation. Diluer la solution saturée en NaCl utilisée auparavant puis mesurer sa conductance. En déduire la concentration en Cl<sup>-</sup> qui est égale à la solubilité

Remarque : Ne jamais comparer les K<sub>s</sub> liés à deux solides de stoechiométrie différentes.

↓ Quelles paramètres peuvent influencer la solubilité ?

## 2 Facteurs d'influence de la solubilité

### 2.1 La température

☞ Grâce à  $K_s$  dépend en général de  $T$  donc forcément  $s$  aussi. Il y a 2 influences : l'une cinétique l'autre thermodynamique, seule à laquelle on va s'intéresser.

**Pluie d'or (JFLM1)** En préparation on a fait dans un tube à essai du  $PbI_2$  (0.5mL de chaque solution suffisent), avec 20mL d'eau. En chauffant à la bouilloire, il y en a de moins en moins. Ensuite on refroidit (dans la glace) : précipitation de nouveau, c'est la pluie d'or.

Application à la recristallisation : nos cristaux ont cette fois une belle allure cristalline. Explication avec la loi de Van't Hoff. Le plus souvent, pour une dissolution,  $s$  augmente avec la température.

↓ Pour en faire disparaître on chauffe mais c'est cher et contraignant dans l'industrie, que peut-on faire d'autre ?

### 2.2 Effet d'ion commun

☞ Retour sur l'ajout de  $HCl$  dans  $NaCl$  plus tôt, qui avait induit la précipitation. Écriture de la réaction et tableau d'avancement. Calcul de  $s$  dans le cas où il y a déjà des ions  $Cl^-$  dans le milieu. Conclusion : La solubilité diminue dans une solution contenant des ions constitutifs du solide ionique auquel on s'intéresse. Il faut donc toujours préciser la solution utilisée quand on donne une valeur de solubilité.

### 2.3 Influence du pH

☞ Fosset, BUP790

**Expériences qualitatives, Bup790** Dans un tube à essai mettre du sulfate d'aluminium à 0.05 mol/L (2mL) et goutte à goutte de la soude à 2.5 mol/L. On note le pH d'apparition d'un précipité. On continue et note le pH de redissolution. Idem avec du sulfate de fer III, où il n'y a cette fois qu'apparition et pas disparition du précipité.

☞ Le pH a donc une influence. Tracé du diagramme d'existence du solide en fonction du pH.

**Extraction d'aluminium de la bauxite, Bup790** Bauxite fabriquée en préparation. Passage de la solution en milieu basique pour que  $Al(OH)_3$  devienne  $Al(OH)_4^-$  puis faire un filtrage sur Büchner. Récupérer le filtrat. Test caractéristique des ions aluminium avec du cyanure. On a donc bien extrait de l'aluminium de la bauxite!

## Conclusion

Reprise de ce qu'on a vu. Applications positives : recristallisation, traitement des eaux Aspects négatifs : solubilité des gaz diminue avec  $T$  donc le  $CO_2$  est de moins en moins dissous dans les océans → aggrave l'effet de serre

## Questions jury

- Pourquoi différencie-t-on solubilité en g/L et mol/L ? (On n'a pas toujours accès aux masses molaires)
- Définir clairement différence entre  $K_s$  et solubilité. ( $K_s$  est une grandeur thermodynamique, ne dépend que de T. La solubilité est une valeur qui dépend aussi par exemple du solvant...)
- Principe de la conducti ? À quoi sert l'étalonnage ?
- Vous avez dit que la dissolution de NaCl est athermique... ? (oui,  $\Delta_r H = 0$  donc d'après Van't Hoff, la solubilité de NaCl ne dépend pas de la température.
- Citer des gaz à effet de serre dont la solubilité diminue avec la température. (CO<sub>2</sub>). Autre gaz à effet de serre ? (méthane, eau)