LC 28 – Solubilité

Niveau : CPGE (MPSI)

Prérequis : solvatation – solutions aqueuses – tableau d’avancement - équilibre

Biblio :

[1] Chimie Tout-en-un MPSI/PTSI 3ème édition

[2] Chimie 1ère année MPSI/PTSI Collection référence prépas, Pierre Grécias, Edition Tec&Doc, Lavoisier

[3] Chimie3 Introduction à la chimie inorganique, organique et à la chimie physique, Burrows, Holman, Parsons, Pilling, Price, p.742

[4] Michard Equilibres Chimiques dans les eaux naturelles

[5] 100 Manipulations de chimie générale et analytique, Bréal

[6] Les expériences de la famille Red-Ox, Cachau

[7] Chimie 1re année MPSI/PTSI Compétences prépas, le cours de référence, P.Grécias, S.Rédoglia

**Intro** : **Exp** d’intro : solubilité du sel dans l’eau. Lorsque l’on met du sel ou du sucre dans l’eau, on voit peu à peu le solide disparaître. Ce solide n’a pas pour autant disparu : on dit qu’il est solubilisé. Cependant, lorsque l’on continue à ajouter du solide, au bout d’un moment celui-ci cesse de se solubiliser : on observe alors un précipité dans la solution. On dit que la solution est saturée. On cherche donc dans cette leçon à décrire ce phénomène de dissolution et à le quantifier. Pour cela, on va s’appuyer sur un exemple naturel : la dissolution des coquilles de coquillage dans la mer : Ces coquilles sont constituées de calcaire de formule CaCO3, qui sera le solide d’étude. **PWP** + explication du principe.

1. Equilibre hétérogène en solution aqueuse
2. Equilibre de dissolution

**[1] p. 467** Certaines espèces sont peu solubles en solution aqueuse car difficilement solvatées : un précipité peut alors apparaitre dans le milieu 🡪 équilibre hétérogène entre le solide et des espèces en solution. On s’intéresse ici à des solides ioniques : en solution on a les ions constitutifs du précipité.

Ex : **[3] p. 742** équilibre pour le calcaire.

(On peut aussi avoir des équilibres avec les solides moléculaires)

Constante d’équilibre Ks, définir sur l’exemple du calcaire puis donner la formule générale. (Prendre la solubilité donnée sur wikipédia : dans l'eau : 14 mg·L-1[1](https://fr.wikipedia.org/wiki/Carbonate_de_calcium#cite_note-GESTIS-1) à 20 °C pour avoir une valeur de Ks ou prendre la valeur de [1] p.480, pKs à 20°C)

Ks est défini à l’équilibre 🡪 concentration à l’équilibre ! Rajouter un exemple : le sel, notre exp d’intro. **[2] p. 244**

*Transition* : dans quels cas observons-nous un précipité ?

1. Conditions d’existence du solide

**[1] p. 469** Ks vérifiée que si le solide est effectivement présent, mais ce n’est pas tjrs le cas : si faible quantité de solide, la solution n’est pas saturée. Il faut un critère permettant de savoir si le solide st présent ou pas en solution aqueuse.

**[2] p.244** déduire le critère Q> Ks pour observer précipitation.

Outil pour comprendre l’évolution d’un équilibre de dissolution : Diagrammes d’existences.

**[1] p. 470 et [2] p. 248** prendre l’exemple du calcaire et fixer une des deux concentrations d’ions et en déduire le diagramme en fonction du pKs. **[4] p.6** trouver les concentrations dans l’eau. On a pas celle pour car trop faible (l’eau n’est pas basique au point d’avoire bcp de ) donc on fixe celle pour pour dessiner le diagramme.

*Transition* : Comment quantifier cet équilibre ?

1. Solubilité

**[1] p. 471** définition de la solubilité + corollaire. Tableau d’avancement et calcul de la solubilité du calcaire dans l’eau.

Prendre l’exemple du PbI2 en plus pour avoir un cas avec des coefficients stœchiométriques différents de 1.

**Exp** : **[6] p.250** Détermination de la solubilité de PbI2 par conductimétrie. **PWP**

*Transition* : L’équilibre de dissolution est décrit par une constante thermodynamique Ks, qui ne dépend que de la température. Quelle est l’influence de la température sur la solubilité ? Il y a-t-il d’autres paramètres influents ?

1. Influence des paramètres
2. Température

**Exp** : **[5] p.109** On utilise un décapeur thermique pour chauffer une solution contenant PbI2(s). On observe alors la dissolution du précipité. **PWP**

A traiter de manière qualitative : on n’a pas la thermo en MPSI pour l’expliquer. Mais savoir refaire la démo avec la loi de Van’t Hoff (**[2] p. 247**). Lorsqu’on chauffe la solubilité augmente car la dissolution est endothermique.

Application de cette propriété : la recristallisation : lorsqu’on chauffe notre produit et les impuretés sont solubles dans le solvant, en refroidissant, seules les impuretés restent solubles dans le solvant, et le solide d’intérêt se reforme.

Attention ! Le calcaire est une exception : en chauffant il devient moins soluble. C’est pour ça que dans la bouilloire on voit des morceaux de calcaire alors qu’on ne les voit pas dans l’eau du robinet.

(Pourquoi c’est utile pour notre exemple : le réchauffement climatique entraine la montée en température des eaux)

*Transition* : quel autre paramètre ? L’eau de mer est salée : elle contient d’autres ions : effet d’ions communs.

1. Effet d’ions communs

**[1] p.472** Ex sur NaCl ou CaCo3 en rajoutant du Ca2+ avec la concentration donnée dans **[4] p.6**

Diminution de la solubilité par effet d’ions communs. Cette observation justifie la nécessité de préciser la composition de la solution dans laquelle le solide est solubilisé.

*Transition* : enfin on a vu dans l’intro que l’augmentation de CO2 acidifiait les océans, entrainant la dissolution du calcaire dans le but de contrer cette acidification

1. Influence du pH

**[1] p. 480-2,** présenter la solubilité suivant les pH et le graphe et mettre en lien avec l’acidification des océans et la présence ou non de calcaire solide.

*Transition* : Trouver une application des équilibres de solubilité : On ne veut pas polluer les océans et on veut de l’eau potable : assainir l’eau.

1. Application industrielle

**[7] p. 438** Traitement des eaux usées. **PWP**

Elimination de la dureté de l’eau : <https://www.suezwaterhandbook.fr/eau-et-generalites/processus-elementaires-du-genie-physico-chimique-en-traitement-de-l-eau/precipitations-chimiques>

Précipitation des métaux : <https://www.suezwaterhandbook.fr/eau-et-generalites/processus-elementaires-du-genie-physico-chimique-en-traitement-de-l-eau/precipitations-chimiques/precipitation-des-metaux>

**Conclusion** : Les étudiants doivent retenir qu’un équilibre de dissolution est défini par une constante thermodynamique Ks, et que cet équilibre est également quantifié par la solubilité s d’une espèce. Il existe de nombreux facteurs influençant la solubilité : la température, le pH, l’effet d’ions communs, mais également la complexation. Nous avons vu une application industrielle de la solubilité (assainissement des eaux), mais il en existe d’autres. On peut par exemple citer le procédé Bayer, où le but est de séparer l’aluminium du fer dans un minerai appelé Bauxite. Pour effectuer cette séparation, on fait précipiter sélectivement le fer et l’aluminium (voir BUP « une vie d’aluminium »). Pour comprendre une telle séparation, nous avons besoin de ce que l’on appelle les diagrammes E-pH, représentant le potentiel de la solution en fonction du pH. L’étude de ces diagrammes fera l’objet du prochain chapitre.

Commentaires :

* à quelques exceptions près, la solubilité d’un solide augmente avec la température. Exception : le calcaire, où sa solubilité diminue avec la température.
* données sur la constitution en ions de l’eau de mer dans le livre : Michard Equilibres Chimiques dans les eaux naturelles p.6
* <https://popups.uliege.be/0770-7576/index.php?id=4983&file=1> à lire pour être calé sur le calcaire et les équilibres
* Effet d’ion commun à enlever si leçon trop longue
* Bup vie d’aluminium : <http://bupdoc.udppc.asso.fr/consultation/article-bup.php?ID_fiche=6244>