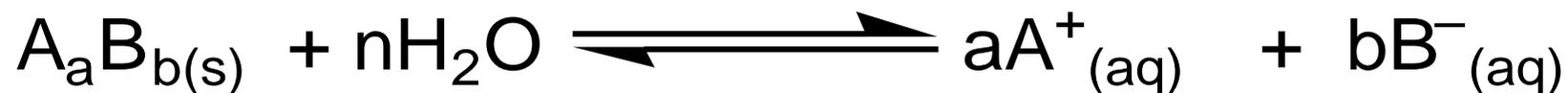


Chimie Analytique I: Chapitre 4

Le produit de solubilité

4.1 Considérations générales

Un corps ionique solide A_aB_b est dissout dans l'eau selon l'équation et la constante d'équilibre K ci-dessous



$$K = \frac{[A]^a[B]^b}{[A_aB_b][H_2O]^n} \quad \Rightarrow \quad K_{PS} = [A]^a[B]^b$$

4.2 Définitions

Le produit de solubilité K_{SP} est la constante numérique qui décrit la condition d'équilibre d'une solution saturée par un soluté peu soluble.

Lorsqu'on dépasse le produit de solubilité, le sel précipite jusqu'à ce que le maximum de solubilité dicté par le K_{SP} soit rétabli.

La solubilité molaire S est définie en moles de sel dissout par litre de solution

4.3 Calcul de la solubilité S d'un sel de type AB

$$K_{SP} = [A] [B] = S^2$$

$$\text{donc, } S = \sqrt{K_{SP}}$$

4.4 Calcul de la solubilité S d'un sel de type AB₂

$$K_{SP} = [A] [B]^2$$

$$\text{puisque } [B] = 2[A]; \quad K_{SP} = [A] (2[A])^2 = 4[A]^3$$

$$\text{et donc, } [A] = S = \sqrt[3]{\frac{K_{SP}}{4}}$$

4.5 Calcul de la solubilité S d'un sel de type A_aB_b

$$S = \sqrt[a+b]{\frac{K_{SP}}{a^a b^b}}$$

Calcul de la solubilité de TlCl dans une solution de NaCl de 0,1M:

[common ion Kps.xls](#)

Calcul de la solubilité de $\text{Mg}(\text{OH})_2$:

[solubility goal seek .xls](#)

4.6 Effet du ion commun sur la solubilité

Question: prenons AgCl, un exemple typique d'un sel peu soluble ($K_{SP} = 1.82 \cdot 10^{-10} \text{ mol}^2 \cdot \text{l}^{-2}$).

Que se passe-t-il si l'on ajoute un autre sel qui contient un ion commun dans cette solution saturée en AgCl?

Rappel: le Principe de Le Châtelier stipule que la position d'un équilibre évolue toujours dans la direction qui s'oppose à la contrainte appliquée au système.

4.6 Effet du ion commun sur la solubilité

Si l'on augmente artificiellement la concentration d'un des ion, p.ex. Cl^- en y ajoutant $[\text{NaCl}] = 0.1 \text{ M}$, on déplace l'équilibre, favorisant ainsi une précipitation quantitative.

Ceci permet de précipiter quantitativement des sels peu solubles

Attention à ne pas ajouter trop de Cl^- afin d'éviter la formation du complexe anionique qui est soluble.

