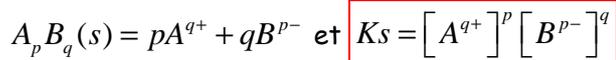


Equilibre de précipitation

I Equilibre de précipitation

Solution saturée \Leftrightarrow équilibre : $K_s = Q_{eq}$ lorsque l'on a du solide et du liquide



Condition de précipitation :

× Si $Q < K_s$: pas de précipitation

× Si $Q > K_s$: précipitation, on atteint l'état d'équilibre ($Q = K_s$)

× Si $Q = K_s$: 1 « grain » de solide se forme pour que l'équilibre soit établi, mais C_1 et C_2 ne changent pas.

Approximations sur les concentrations (à vérifier une fois qu'on trouve la valeur.)

Solubilité :
$$s = \frac{n(A) \text{ dissous}}{V_{\text{solution}}}$$

ex : AgCl(s) dans l'eau :



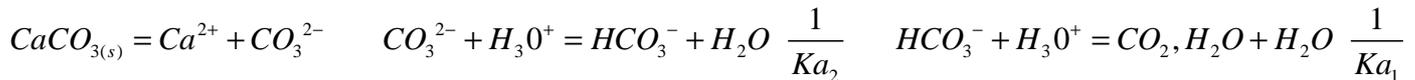
EI Excès 0 0

EF Excès s s

$$K_s = s^2 \Rightarrow s = \sqrt{K_s}$$

Couplage de réactions :

Dissolution de $CaCO_3$ dans l'eau acide.



EI Excès 0 0

EF Excès s $[CO_3^{2-}]$

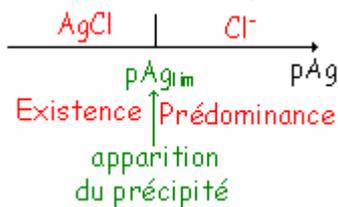
$$s = [Ca^{2+}] = [CO_3^{2-}] + [HCO_3^-] + [CO_2, H_2O]$$

Comparaison des solubilités

On compare les K_s sauf quand on a des nombres stoechiométriques différents de 1, auquel cas, on compare les s .

II Domaine d'existence d'un précipité

Solide seul dans sa phase, soit il existe et $Q = K_s$, soit il n'existe pas et $Q < K_s$.



$[Ag^+]_{lim}$ où le précipité apparaît.

Solubilité en fonction du pH

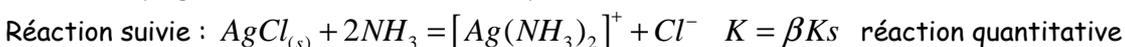
III Dissolution d'un précipité par réactions acido-basiques ou de complexation

Dissolution d'un précipité par l'action d'un acide



$BaCO_{3(s)} + H_3O^+ = Ba^{2+} + HCO_3^- + H_2O$ L'ajout de H_3O^+ dissout le précipité formé. La solubilité augmente

Couplage avec une réaction de complexation



IV Titrage par précipitation

La réaction de dosage est une réaction de précipitation ; le dosage peut être suivi par colorimétrie, conductimétrie, ou potentiométrie.