

I Solides ioniques

Un solide ionique est un assemblage d'un grand nombre d'anions A^{x-} et de cations C^{y+} . Sa formule chimique est C_xA_y , de sorte que la charge totale soit nulle. Le nom d'un solide ionique est de la forme : *nom de l'anion de nom du cation*.

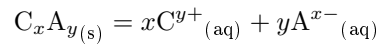
Exemples :

- Le chlorure de sodium est constitué d'ions chlorure Cl^- et d'ions sodium Na^+ . Sa formule chimique est $NaCl$.
- Le sulfate d'aluminium est constitué d'ions sulfate SO_4^{2-} et d'ions aluminium Al^{3+} . Sa formule chimique est $Al_2(SO_4)_3$.

II Évolution vers un état final

1 Équation de dissolution - Produit de solubilité

L'équation de dissolution d'un solide ionique dans l'eau s'écrit :



Le produit de solubilité d'un solide est la constante d'équilibre de l'équation de dissolution, c'est-à-dire

$$K_s = [C^{y+}]^x [A^{x-}]^y$$

2 Sens d'évolution et état final



- Si $[C^{y+}]^x [A^{x-}]^y < K_s$ et que le solide C_xA_y existe, la réaction de dissolution a lieu dans le sens direct.
 - Soit la dissolution atteint un **équilibre chimique** : à l'équilibre, $[C^{y+}]^x [A^{x-}]^y = K_s$ et il reste du solide. Dans ce cas, la solution est dite **saturée** en C_xA_y .
 - Soit la dissolution est **totale** : à l'équilibre, le solide n'existe plus et $[C^{y+}]^x [A^{x-}]^y < K_s$. Dans ce cas, la solution est dite **insaturée** en C_xA_y .
- Si $[C^{y+}]^x [A^{x-}]^y > K_s$, la réaction de dissolution a lieu dans le sens indirect : il y a **précipitation**. Comme $Q_r \rightarrow 0$ quand $[C^{y+}] \rightarrow 0$ ou $[A^{x-}] \rightarrow 0$, la précipitation atteint nécessairement un équilibre chimique. A l'équilibre, le solide existe et $[C^{y+}]^x [A^{x-}]^y = K_s$. La solution est saturée en C_xA_y .

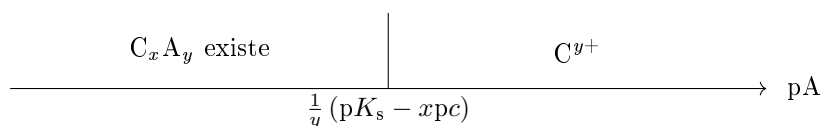
3 Diagramme d'existence

On considère une solution de concentration c en cation C^{y+} apporté. On a alors toujours $[C^{y+}] \leq c$.

On cherche le domaine d'existence du solide C_xA_y en fonction de $pA = -\log [A^{x-}]$.

$$\begin{aligned} C_xA_y \text{ existe} &\Leftrightarrow [C^{y+}]^x [A^{x-}]^y = K_s \text{ et } [C^{y+}] < c \\ &\Leftrightarrow K_s < c^x [A^{x-}]^y \\ &\Leftrightarrow pA < \frac{1}{y} (pK_s - xpc) \end{aligned}$$

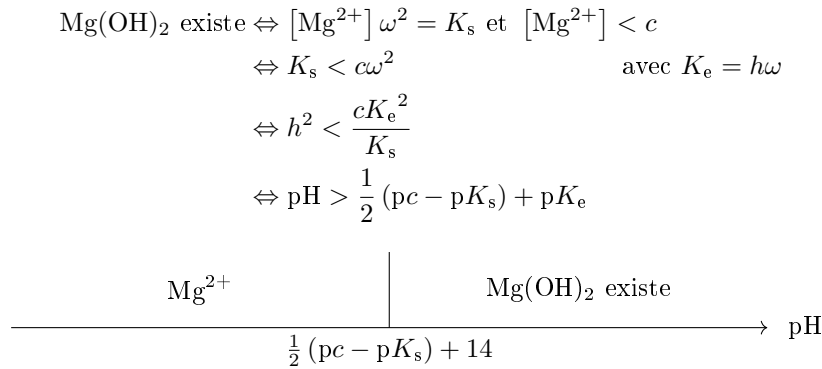
On en déduit le diagramme d'existence de C_xA_y :



Bien entendu, on peut également établir un diagramme d'existence en fonction de $pC = -\log [C^{y+}]$, pour une concentration c en anion apporté.

Pour un hydroxyde métallique, on trace plutôt le diagramme de prédominance en fonction du pH.

Exemple : diagramme d'existence de l'hydroxyde de magnésium, pour une concentration c en magnésium apporté



III Facteurs influençant la solubilité

1 Solubilité

La solubilité s d'un solide dans un solvant donné est la **quantité maximale de solide par unité de volume, que l'on peut dissoudre** dans le solvant.

Pour calculer la solubilité d'un solide C_xA_y dans l'eau pur, on suppose que l'on introduit une grande quantité n de C_xA_y dans un volume V d'eau.

État	$C_xA_y = xC^{y+} + yA^{x-}$		
initial	n	0	0
final	$n - \xi$	$x\xi$	$y\xi$

La solubilité s est telle que la solution soit saturée, c'est-à-dire $s = \xi_{\text{eq}}/V$, donc d'après la loi d'action de masse :

$$(xs)^x (ys)^y = K_s$$

$$s = \sqrt[x+y]{\frac{K_s}{x^x y^y}}$$

2 Effet de la température

Comme $K_s(T)$ dépend de la température, la solubilité dépend de la température.

Exemple : la solubilité du carbonate de calcium CaCO_3 , ou calcaire, diminue avec la température. Ainsi le calcaire se dépose plus facilement dans les tuyaux d'eau chaude.

3 Effet d'ion commun

La présence d'un ion constitutif du solide dans la solution diminue la solubilité.

4 Effet du pH

Lorsqu'un ion constitutif du solide a des propriétés acido-basiques, la solubilité dépend du pH.

- Si un ion constitutif du solide est un acide, la solubilité augmente avec le pH.
- Si un ion constitutif du solide est une base (ion hydroxyde HO^- par exemple), la solubilité diminue avec le pH.