

Précipitation et dissolution

I - Conditions d'existence d'un précipité en solution

- **Précipité** = solide ionique en solution en équilibre avec ses ions constitutifs.

▷ électroneutralité : un précipité est toujours neutre.

- **Équilibre de solubilité** : précipité $\xrightleftharpoons[\text{précipitation}]{\text{dissolution}}$ anion + cation.

Produit de solubilité K_s = constante d'équilibre de la réaction de dissolution.

- **Saturation d'une solution** = précipité présent

▷ calcul du quotient réactionnel à l'état initial (= juste après mélange, avant toute transformation) pour déterminer si la transformation consomme ou forme le précipité ;
▷ si la transformation consomme le précipité, détermination de l'état d'équilibre puis comparaison $\xi_{\text{éq}} \geq \xi_{\text{max}}$.

- **Diagramme d'existence d'un précipité** :

▷ tracé en fonction de $pX = \log[X]$ (ou pH dans le cas d'un hydroxyde) ;
▷ la concentration $[Y]$ d'un ion est fixée (concentration de tracé C_T ou C_0), l'autre $[X]$ est la variable ;

Deux points de vue possibles : à transformer en inégalités sur pX .

▷ *premier point de vue* : le précipité se forme si $Q_{r,I} > K_s$;
▷ *second point de vue* : le précipité est présent si $Q_{r,F} = K_s$ (équilibre atteint) et $[Y]_F < C_T$ (des ions Y ont été consommés)

domaine d'**existence** du précipité

Le précipité se forme,
les ions sont partiellement consommés
mais restent présents

pX_{fr}

Le précipité ne se forme pas,
les ions sont présents
aux concentrations initiales

$$pX = -\log \frac{[X]}{c^\circ}$$

⚠️⚠️⚠️ **Attention !** $pX_{\text{fr}} \neq pK_s$, la concentration de tracé intervient également.

II - Solubilité

- **Définition** : quantité maximale de solide pouvant se dissoudre dans 1 L de solution.

~ avancement volumique de la réaction de dissolution dans une solution saturée.

Plus le produit de solubilité est élevée, plus la solubilité l'est (mais attention la stœchiométrie joue un rôle également).

- **Température** : la solubilité augmente généralement avec la température.

- **Effet d'ion commun** : l'un des ions constitutifs du précipité est apporté dans la solution par une autre source que le précipité lui-même.

~ la solubilité diminue toujours par effet d'ion commun.

- **Effet du pH** :

▷ lorsque l'un des ions du précipité est une base, la solubilité augmente en milieu acide ;
▷ lorsqu'un des ions du précipité est un acide, la solubilité augmente en milieu basique.