

Équilibres chimiques

Le principe de Le Chatelier

Simon Dürr

Chimie générale PA-Module LAna

4.7 Le principe de Le Chatelier

Chapitre 4 – Équilibre chimique

Le Chatelier a présenté en 1888 un principe permettant de prédire qualitativement l'effet d'une perturbation sur un équilibre :

Lorsqu'on exerce une contrainte sur un système fermé en équilibre, les conditions d'équilibre se déplacent de manière à atténuer cette contrainte.

On peut ainsi prédire :

- L'effet d'un changement de concentration
- L'effet d'un changement de pression
- L'effet d'un changement de température



Demo Le Chatelier

Le principe de Le Chatelier



équilibre: $v(\text{réaction directe}) = v(\text{réaction inverse})$

Concentration

- ↑ Concentration des réactifs
→ **Plus de produits**
- ↑ Concentration des produits
→ **Plus de réactifs**

Température

- ↑ Température
→ **Réaction endothermique accélérée**
- ↓ Température
→ **Réaction endothermique ralentie**

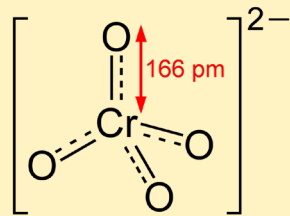
Pression

- ↑ Pression
→ **Réaction produisant moins de molécules accélérée**
- ↓ Pression
→ **Réaction produisant plus de molécules accélérée**

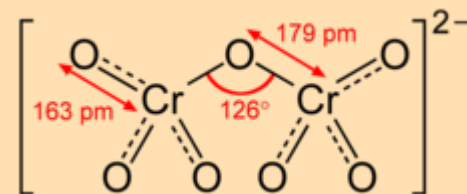
Équilibre chromate-dichromate



CrO_4^{2-}
Jaune



$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$
Orange

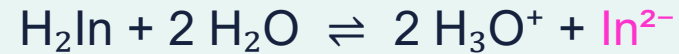


Indicateurs colorés

1. Méthylorange



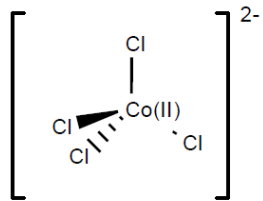
2. Phénolphtaléine



Équilibres associés :

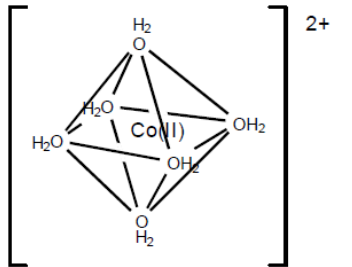
- Dissociation de l'acide acétique (acide faible) : $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$
- Acétate de sodium dans l'eau (base faible) : $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{CH}_3\text{COOH} + \text{OH}^-$
- Ammoniac dans l'eau (base faible) : $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$

Complexes



CoCl₄²⁻
Bleu (tétraédrique)

Co(H₂O)₆²⁺
Rose (octaédrique)



Facteurs d'influence :

- $[\text{Cl}^-]$: L'augmentation déplace l'équilibre vers les réactifs
- Température : La chaleur déplace vers le côté endothermique
 - $\text{CoCl}_4^{2-} + 6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow 4 \text{Cl}^- + \text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+} : \Delta H < 0$ (exothermique)
 - $4 \text{Cl}^- + \text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6^{2+} \rightarrow \text{CoCl}_4^{2-} + 6 \text{H}_2\text{O} : \Delta H > 0$ (endothermique)

Équilibres de solubilité



Exemples du jour :

- $\text{NaCl(s)} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
- $\text{Ba}^{2+} + 2 \text{Cl}^- + 2 \text{K}^+ + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow 2 \text{K}^+ + 2 \text{Cl}^- + \text{BaCrO}_4(\text{s})$
- $\text{CaC}_2\text{O}_4(\text{s}) \rightleftharpoons \text{Ca}^{2+} + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$

Influence par :

- Ajout d'ions communs (ex. Cl^-)
- Solubilités différentes (BaCrO_4 moins soluble que K_2CrO_4)
- Dissociation différente de $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ (faible) et $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ (complète)