

Potentiel - pH

1. Oxydoréduction

✓ Nombre d'oxydation

$$n_o(O) = -II \quad \text{exceptions : } \begin{cases} O_2 : n_o(O) = 0 \\ H_2O_2 : n_o(O) = -I \end{cases}$$

$$n_o(H) = +I \quad \text{exceptions : } \begin{cases} H_2 : n_o(H) = 0 \\ LiH : n_o(H) = -I \end{cases}$$

Méthode:



$$2x + 7 \cdot (-2) = -2$$

$$x = n_o(Cr) = +VI$$

✓ Equilibrer une demi équation

1- Equilibrer les oxygènes avec H_2O

2- Equilibrer les hydrogènes avec H^+

3- Equilibrer les charges avec e^-

✓ Fonctionnement d'une pile

Cathode :

Réduction

Pôle +

Diminution du nombre d'oxydation

✓ Formule de Nernst

$$E = E_0 + \frac{RT}{nF} \cdot \ln \left(\frac{a(Ox)^\alpha}{a(Red)^\beta} \right)$$

$$= E_0 + \frac{0,06}{n} \cdot \log \left(\frac{a(Ox)^\alpha}{a(Red)^\beta} \right)$$

$$E_0(H^+/H_2)$$

✓ Enthalpie libre standard de réaction

$$\Delta_r G^\circ = -n_+ \cdot n_- \cdot F \cdot E^\circ$$

2. Acides-Bases

✓ Couples de l'eau



$$pK_e = -\log K_e = 14$$

$$K_e = 10^{-pK_e}$$

✓ Concentration en H_3O^+ / HO^-

$$[OH^-] \cdot [H_3O^+] = K_e$$

✓ Calcul du pH

$$pH = pK_a + \log \frac{[A^-]}{[HA]}$$

$$K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$$

✓ Réaction totale

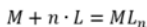
Si $K^\circ > 10^3$ la réaction peut être supposée totale

3. Complexation

✓ Configuration d'un complexe

M : Atome central

L : Ligand



✓ Constante de formation globale

$$K_{fg} = \beta_n = \frac{[ML_n]_{eq}}{[M]_{eq} \cdot [L]_{eq}^n}$$

$$\beta_n = K_{f1} \cdot K_{f2} \cdot \dots \cdot K_{fn} = \prod_{i=1}^n K_{fi}$$

✓ Constante de dissociation globale

$$K_{dg} = \frac{1}{K_{fg}} = \frac{1}{\beta_n} \quad \leftrightarrow \quad K_{di} = \frac{1}{K_{fi}} \quad ML_i = ML_{i-1} + L$$

4. Précipitation

✓ *Produit de solubilité (constante)*

$$K_s = \frac{a(\text{produits})}{a(\text{réactifs})}$$

$$pK_s = -\log K_s$$

$$K_s = 10^{-pK_s}$$

✓ *Conditions de précipitations*

$$Q_r < K_s \Rightarrow \text{pas de précipité}$$

$$Q_r \geq K_s \Rightarrow \text{précipité}$$