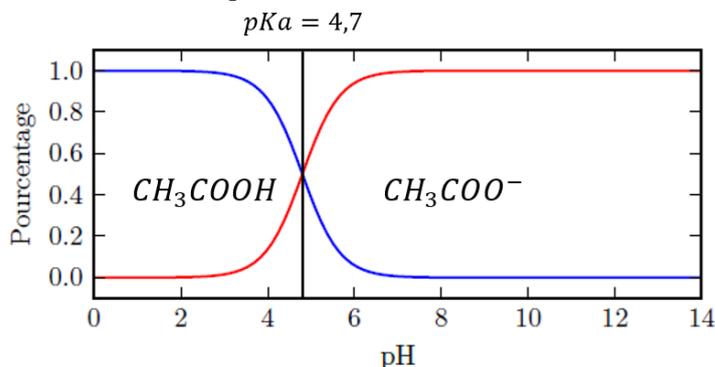


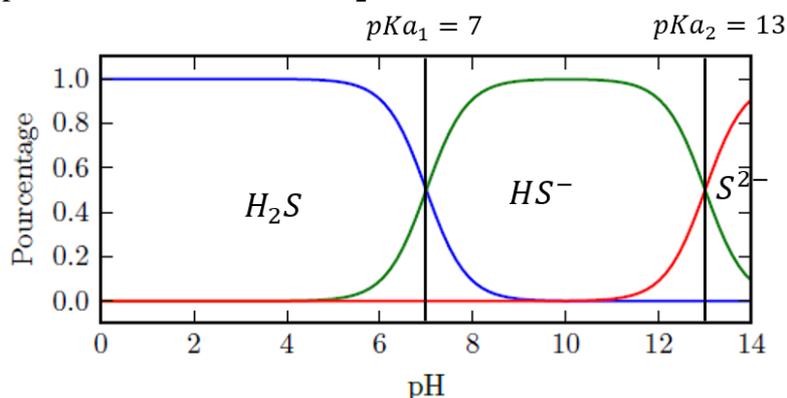
Exercice de cours – Réaction acide base et de précipitation - Correction

Exercice : Diagrammes de distribution et de prédominance

Exemple 1 : couple de l'acide acétique.

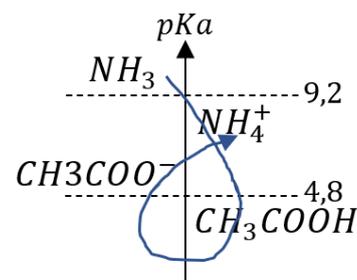


Exemple 2 : couples du diacide sulfureux H_2S .



Exercice : Étude d'une transformation

- $CH_3COOH + NH_3 = NH_4^+ + CH_3COO^-$
- La réaction a lieu dans le sens direct, les espèces présentes à la fin de la réaction sont NH_4^+ et CH_3COO^- .
- $K = 10^{pK_{a2} - pK_{a1}} = 10^{9,2 - 4,8} = 10^{4,4}$
Il existe un réactif limitant.
- Tableau d'avancement :



| Etat | CH_3COOH | + | NH_3 | = | NH_4^+ | + | CH_3COO^- |
|-----------|---------------|---|--------|---|----------|---|-------------|
| Initial | c_0 | | $3c_0$ | | 0 | | 0 |
| Equilibre | ε | | $2c_0$ | | c_0 | | c_0 |

On trouve ε avec la LAM : $Q_{req} = K^\circ$ qui donne ici

$$\frac{c_0^2}{2c_0\varepsilon} = K^\circ \text{ donc } \varepsilon = \frac{c_0}{2K^\circ} = \frac{1.10^{-2}}{2 \cdot 10^{4,4}}$$

- On utilise la relation de Henderson $pH = pK_{a2} + \log\left(\frac{[NH_3]_{eq}}{[NH_4^+]_{eq}}\right) = 9,2 + \log(2)$

Exercice : Dissolution du chromate d'argent

Dissolution du chromate d'argent : $AgCrO_4(s) = Ag^+(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$

Exercice : Existence du chromate d'argent en solution

Attention à la dilution !

On écrit la réaction dans le sens de la dissolution : $AgCrO_4(s) = Ag^+(aq) + CrO_4^{2-}(aq)$

A l'état initial, on a $[Ag^+]_i = [CrO_4^{2-}]_i = 1.10^{-1} mol/L$

Alors $Qr_i = 10^{-2} > K_s$ alors la réaction a lieu dans le sens indirect, on a donc précipitation.

A l'état initial, on a $[Ag^+]_i = [CrO_4^{2-}]_i = 1.10^{-5} mol/L$

Alors $Qr_i = 10^{-10} > K_s$ alors la réaction a lieu dans le sens indirect, on a donc précipitation.

Exercice : Solubilité du chlorure d'argent

On fait un tableau d'avancement en concentration :

| | | | | | |
|-----------|-------------|---|------------|---|------------|
| Etat | $AgCl(s)$ | = | $Ag^+(aq)$ | + | $Cl^-(aq)$ |
| Initial | Excès | | 0 | | 0 |
| Equilibre | Négligeable | | s | | s |

On a à l'équilibre $K_s = s^2$, d'où $s = [Ag^+]_{eq} = [Cl^-]_{eq} = \sqrt{K_s} = 10^{-4,9} mol/L$

Exercice : Effet d'ion commun

1. On fait un tableau d'avancement en concentration :

| | | | | | |
|-----------|-------------|---|------------|---|-------------|
| Etat | $AgCl(s)$ | = | $Ag^+(aq)$ | + | $Cl^-(aq)$ |
| Initial | Excès | | 0 | | C_0 |
| Equilibre | Négligeable | | s_0 | | $C_0 + s_0$ |

On a à l'équilibre $K_s = (C_0 + s_0)s_0$, d'où une solubilité s_0 plus faible que s.

2. s_0 est la solution de l'équation d'ordre 2 : $s_0^2 + C_0s_0 - K_s = 0$

$$s_0 = \frac{-C_0 + \sqrt{C_0^2 + 4K_s}}{2}$$

On fait l'approximation que s_0 est négligeable devant C_0 au vu de la valeur de s. On

simplifie alors l'équation : $K_s = C_0s_0$ donc $s_0 = \frac{K_s}{C_0} = 10^{-8,8} mol/L$