

Exercice n°3 - Influence du pH sur la solubilité

1. La solubilité molaire s s'obtient à partir de la solubilité massique S par

$$s = \frac{S}{M_{\text{Fe}(\text{OH})_2}} = 1,7 \times 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

Tableau d'avancement de la réaction de dissolution, exprimé en concentrations et supposant la présence du précipité :

	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$=$	Fe^{2+}	$+$	2HO^-
état initial	excès		0		0
état d'équilibre	excès		s		$2s$

D'après la loi d'action des masses, on en déduit :

$$K_s = s \times (2s)^2 \quad \text{soit} \quad K_s = 4s^3 = 1,9 \times 10^{-14}$$

D'après le bilan de matière, tant qu'il existe du solide,

$$[\text{HO}^-] = 2s \quad \text{donc} \quad \frac{K_e}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = 2s$$

Finalement,

$$\text{pH} = \text{p}K_e + \log(2s) = 9,5$$

2. La soude contient des ions HO^- : par **effet d'ion commun**, la solubilité de $\text{Fe}(\text{OH})_2$ va donc diminuer. En présence de soude à concentration c , le tableau d'avancement devient

	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$=$	Fe^{2+}	$+$	2HO^-
état initial	excès		0		c
état d'équilibre	excès		s'		$c + 2s'$

D'après la loi d'action des masses, et comme $s' < s \ll c$,

$$K_s = s' \times (c + 2s')^2 \approx s' c^2$$

d'où

$$s' = \frac{K_s}{c^2} = 1,9 \times 10^{-8} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

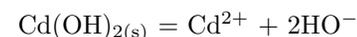
On vérifie que le résultat est bien cohérent avec l'hypothèse $s' \ll c$.

Exercice n°4 - Traitement des ions cadmium d'un effluent

1. Calculons les concentrations initiales des ions cadmium et hydroxyde dans le mélange initial, de volume $V_{\text{tot}} = 1010 \text{ L}$.

$$[\text{Cd}^{2+}]_i = \frac{c_0 V_{\text{effluent}}}{V_{\text{tot}}} = 1,6 \times 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \text{et} \quad [\text{HO}^-]_i = \frac{c_b V_b}{V_{\text{tot}}} = 4,0 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$$

On écrit l'équation de dissolution de l'hydroxyde de cadmium :



puis le quotient réactionnel associé à cette équation de réaction :

$$Q_r = \frac{[\text{Cd}^{2+}]_i \times [\text{HO}^-]_i^2}{(c^\circ)^3} = 2,5 \times 10^{-7} > K_s$$

Il y a donc bien formation du précipité.

2. On dresse le tableau d'avancement de la réaction.

mol	$\text{Cd}_{(\text{aq})}^{2+}$	$+$	$2\text{HO}_{(\text{aq})}^-$	$=$	$\text{Cd}(\text{OH})_{2(s)}$
État initial	$c_0 V_{\text{effluent}}$		$c_b V_b$		0
État intermédiaire	$c_0 V_{\text{effluent}} - \xi$		$c_b V_b - 2\xi$		ξ

La constante d'équilibre associée vaut $1/K_s = 4,0 \times 10^{13}$: on peut donc supposer la transformation totale. On voit que Cd^{2+} est limitant : on trouve alors :

$$[\text{HO}^-]_{\text{éq}} = 3,9 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Grâce à la définition de K_s , on trouve :

$$[\text{Cd}^{2+}]_{\text{éq}} = 1,6 \times 10^{-11} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1} \quad \text{soit} \quad C_{\text{Cd}^{2+}} = 1,8 \times 10^{-9} \text{ g} \cdot \text{L}^{-1}.$$

Cette valeur est nettement inférieure à la limite autorisée.

3. On a déterminé $[\text{HO}^-]_{\text{éq}} = 3,9 \times 10^{-2} \text{ mol} \cdot \text{L}^{-1}$. On peut calculer le pH grâce à la relation :

$$\text{pH} = \text{p}K_e + \log\left(\frac{[\text{HO}^-]_{\text{éq}}}{c^\circ}\right) = 12,6.$$

L'effluent est trop basique pour être rejeté dans l'environnement.