

TEST24 - Chimie

⚠ → Encadrer les résultats

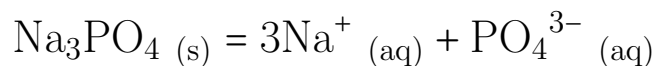
1. Exprimer la solubilité s en fonction de K_s pour le solide $\text{Na}_3\text{PO}_4 (s)$.
2. Exprimer la solubilité s de $\text{AgCH}_3\text{COO}_{(s)}$ en fonction de $h = [\text{H}_3\text{O}^+]$ et K_A la constante d'acidité du couple $\text{CH}_3\text{COOH}/\text{CH}_3\text{COO}^-$.
3. Calculer le pH de début de précipitation de l'hydroxyde $\text{Al}(\text{OH})_3(s)$ dont le produit de solubilité est défini via $pK_s = 32$, dans une solution contenant initialement des ions aluminium Al^{3+} à la concentration $C = 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$ dans laquelle on verse progressivement de la soude.
4. Soit le couple $\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}$. Écrire la demi-équation redox ainsi que la relation de Nernst associée à ce couple.
5. On considère l'action de Fe^{3+} sur $\text{Zn}_{(s)}$. Écrire l'équation de réaction et calculer la constante d'équilibre K . On donne les potentiels standards des couples considérés :

$$E_1^o(\text{Fe}^{3+}/\text{Fe}^{2+}) = +0,77 \text{ V}$$

$$E_2^o(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}_{(s)}) = -0,76 \text{ V}$$

Corrigé

1. L'équation de dissolution de Na_3PO_4 est :



soit à l'équilibre :

$$(3s)^3 s = K_s$$

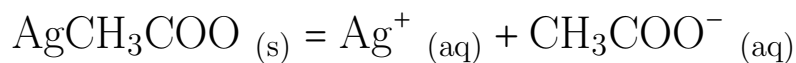
il vient :

$$27s^4 = K_s$$

ou encore :

$$s = \sqrt[4]{\frac{K_s}{27}}$$

2. On a :



de manière classique :

$$s = [\text{Ag}^+]$$

or CH_3COO^- présente des propriétés basiques et peut donner CH_3COOH , ainsi :

$$s = [\text{CH}_3\text{COO}^-] + [\text{CH}_3\text{COOH}]$$

de plus :

$$\frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]} = K_A$$

il vient :

$$s = [\text{CH}_3\text{COO}^-] \left(1 + \frac{h}{K_A} \right)$$

on a également :

$$[\text{Ag}^+][\text{CH}_3\text{COO}^-] = K_s$$

soit :

$$s = \frac{K_s}{[Ag^+]} \left(1 + \frac{h}{K_A} \right)$$

comme :

$$[Ag^+] = s$$

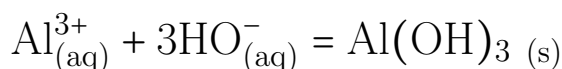
on a :

$$s = \frac{K_s}{s} \left(1 + \frac{h}{K_A} \right)$$

finalemeent :

$$s = \sqrt{K_s \left(1 + \frac{h}{K_A} \right)}$$

3. L'équation de formation du solide $Al(OH)_3$ est :



à l'équilibre, quand le solide a précipité, on a :

$$\frac{1}{[Al^{3+}][HO^-]^3} = K = \frac{1}{K_s}$$

d'où :

$$[HO^-] = \left(\frac{K_s}{[Al^{3+}]} \right)^{1/3}$$

au pH de début de précipitation, on considère que le premier grain de solide apparaît, on n'a donc consommé qu'un seul ion de Al^{3+} , la concentration dans la solution est quasiment égale à la concentration initiale, soit :

$$[Al^{3+}] \approx 0,01 \text{ mol.L}^{-1}$$

de plus, via l'autoprotolyse de l'eau, on a, à tout instant :

$$[H_3O^+][HO^-] = K_e = 10^{-14}$$

ainsi :

$$\frac{K_e}{[H_3O^+]} = \left(\frac{K_s}{[Al^{3+}]} \right)^{1/3}$$

il vient finalement :

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{K_e}{\left(\frac{K_s}{[\text{Al}^{3+}]}\right)^{1/3}}$$

et donc :

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{K_e}{\left(\frac{K_s}{[\text{Al}^{3+}]}\right)^{1/3}}\right)$$

$$\text{pH} = -\log\left(\frac{10^{-14}}{\left(\frac{10^{-32}}{0,01}\right)^{1/3}}\right)$$

on trouve alors finalement (sans calculatrice !) :

$$\text{pH} = 4$$

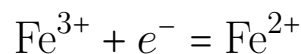
4. La demi-équation est :



Et la relation de Nernst :

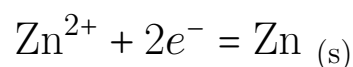
$$E = E^o + \frac{0,06}{5} \log\left(\frac{[\text{MnO}_4^-][\text{H}^+]^8}{[\text{Mn}^{2+}]1^4(C^o)^8}\right)$$

5. Soient les demi-équations associées aux équations de Nernst (on ne se soucie pas de l'homogénéité par soucis de lisibilité ici, mais ça n'est pas rigoureux) :



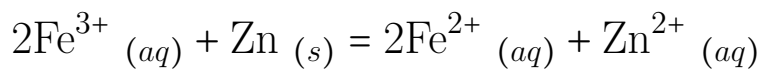
$$E_1 = E_1^o + 0,06 \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$$

et :



$$E_2 = E_2^o + \frac{0,06}{2} \log[\text{Zn}^{2+}]$$

l'équation de réaction est :



avec sa condition d'équilibre :

$$\frac{[\text{Fe}^{2+}]^2[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]^2} = K$$

On peut écrire :

$$2E_1 = 2E_1^o + 2 \times 0,06 \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]}{[\text{Fe}^{2+}]}$$

soit :

$$2E_1 = 2E_1^o + 0,06 \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]^2}{[\text{Fe}^{2+}]^2}$$

et :

$$2E_2 = 2E_2^o + 0,06 \log[\text{Zn}^{2+}]$$

à l'équilibre $E_1 = E_2$ donc $2E_1 = 2E_2$ (si si !) Soit :

$$2E_1^o + 0,06 \log \frac{[\text{Fe}^{3+}]^2}{[\text{Fe}^{2+}]^2} = 2E_2^o + 0,06 \log[\text{Zn}^{2+}]$$

il vient :

$$2E_1^o - 2E_2^o = 0,06 \log \left(\frac{[\text{Fe}^{2+}]^2[\text{Zn}^{2+}]}{[\text{Fe}^{3+}]^2} \right)$$

soit :

$$2E_1^o - 2E_2^o = 0,06 \log K$$

Donc :

$$\log K = \frac{2(E_1^o - E_2^o)}{0,06} = \frac{2 \times (0,77 - (-0,76))}{0,06} = \frac{1}{3} \times 100 \times 1,53 = \frac{153}{3} = 51$$

Finalement :

$$K = 10^{51}$$