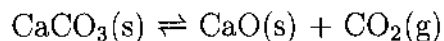


8 points

Pour la réaction



la constante d'équilibre est  $3.6 \times 10^{-6}$  à  $400^\circ\text{C}$  et  $2.2 \times 10^{-4}$  à  $500^\circ\text{C}$ . Calculez les valeurs de  $\Delta H^\circ$ ,  $\Delta S^\circ$ , et  $\Delta G^\circ$  à  $500^\circ\text{C}$ .

équation de van't Hoff:  $\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{-\Delta H^\circ}{R} \left( \frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$

$$\Delta H^\circ = \frac{-R \ln K_2/K_1}{(1/T_2 - 1/T_1)} = \frac{-(8.3145) \ln \frac{2.2 \times 10^{-4}}{3.6 \times 10^{-6}}}{(1/773 - 1/673)}$$

$$\Delta H^\circ = +1.8 \times 10^2 \text{ kJ}$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K$$

$$\Delta G^\circ = -(8.3145)(773) \ln 2.2 \times 10^{-4}$$

$$\Delta G^\circ = +54 \text{ kJ}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \implies \Delta S^\circ = \frac{\Delta G^\circ - \Delta H^\circ}{-T}$$

$$\Delta S^\circ = \frac{(+54000) - (180000)}{-773}$$

$$\Delta S^\circ = +1.6 \times 10^2 \text{ JK}^{-1}$$

8 points

Un échantillon de 0.6552 g d'un composé ionique formé d'ions chlorure et d'un métal inconnu est dissout dans de l'eau et mis en présence de  $\text{AgNO}_3$  en excès. Si la masse du précipité de  $\text{AgCl}$  formée est de 0.7768 g, quel était le pourcentage massique de Cl dans le composé initial? Le  $\text{AgCl}$  est insoluble dans l'eau.

$$\text{moles de AgCl} = \frac{0.7768 \text{ g}}{(35.45 + 107.9) \text{ g/mol}} = 5.419 \times 10^{-3} \text{ mol}$$

$$\begin{aligned} \text{masse de Cl} &= (5.419 \times 10^{-3} \text{ mol})(35.45 \text{ g/mol}) \\ &= 0.1921 \text{ g} \end{aligned}$$

$$\% \text{ massique} = \frac{0.1921 \text{ g}}{0.6552 \text{ g}} \times 100\%$$

$$\% \text{ massique} = 29.32\%$$

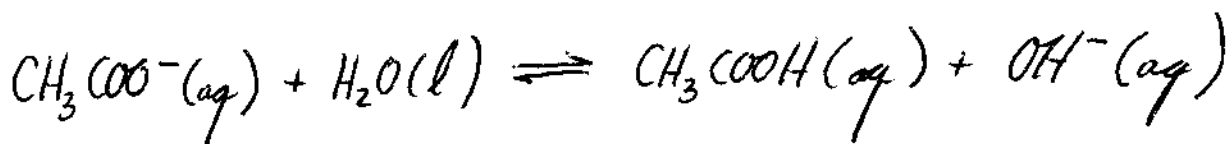
8 points

La constante d'ionisation de l'acide acétique,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , est de  $1.8 \times 10^{-5}$ . Quel est le pH d'une solution ou on ajoute 0.847 g de l'acétate de sodium,  $\text{CH}_3\text{COONa}$ , à de l'eau pure et le volume final est de 100.0 mL.

$$K_b = \frac{K_{\text{eau}}}{K_a} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.6 \times 10^{-10}$$

$$\text{moles de } \text{CH}_3\text{COONa} = \frac{0.847 \text{ g}}{82.03 \text{ g/mol}} = 0.01033 \text{ mol}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{0.01033 \text{ mol}}{0.100 \text{ L}} = 0.1033 \text{ M}$$



$$0.1033 - x \approx 0.1033 \qquad x \qquad x$$

$$K_b = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{OH}^-]}{[\text{CH}_3\text{COO}^-]} \Rightarrow 5.6 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{0.1033}$$

$$\Rightarrow x = 7.6 \times 10^{-6}$$

$$\therefore [\text{OH}^-] = 7.6 \times 10^{-6} \Rightarrow \text{pOH} = -\log(7.6 \times 10^{-6})$$
$$\text{pOH} = 5.12$$

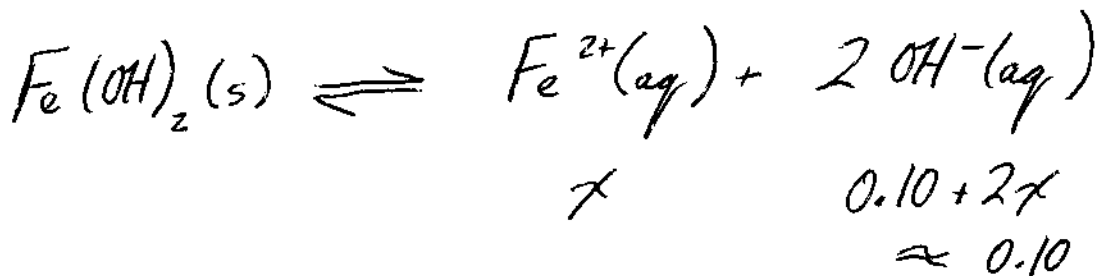
$$\text{pH} = 14 - \text{pOH} \Rightarrow \boxed{\text{pH} = 8.88}$$

8 points

Calculez la solubilité (en grammes par litre) de l'hydroxyde de fer(II),  $\text{Fe}(\text{OH})_2$ , dans une solution aqueuse avec un pH de 13.00 qui ne contenait pas de  $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$  avant l'ajout du  $\text{Fe}(\text{OH})_2(\text{s})$ . Le produit de solubilité de  $\text{Fe}(\text{OH})_2$  est  $1.6 \times 10^{-14}$ .

$$\text{pH} = 13.00 \Rightarrow [\text{H}^+] = 1.00 \times 10^{-13} \therefore [\text{OH}^-] = 0.10 \text{ M}$$

• soit  $x$  la solubilité molaire de  $\text{Fe}(\text{OH})_2$



$$K_s = [\text{Fe}^{2+}][\text{OH}^-]^2$$

$$1.6 \times 10^{-14} = (x)(0.10)^2$$

$$\Rightarrow x = 1.6 \times 10^{-12}$$

• la solubilité molaire =  $1.6 \times 10^{-12} \text{ mol/L}$

• la solubilité =  $(1.6 \times 10^{-12} \text{ mol/L})(89.866 \text{ g/mol})$

$$\text{solubilité} = 1.4 \times 10^{-10} \text{ g/L}$$

## 2 points

(a) Quelle est l'état d'oxydation de l'azote dans l'acide nitreux,  $\text{HNO}_2$ ? +3

(a) Quelle est l'état d'oxydation du chlore dans l'acide chlorique,  $\text{HClO}_3$ ? +5

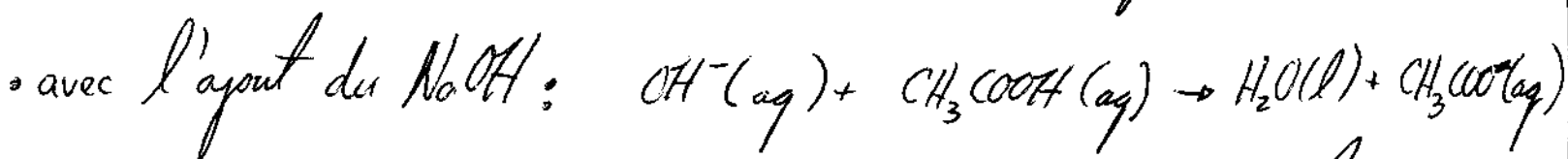
## 8 points

Une solution tampon est préparée par l'addition de 22.5 g de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  et de 17.1 g de  $\text{CH}_3\text{COONa}$  à assez d'eau pour former 500.0 mL de solution. Calculez le pH de la solution après l'ajout de 0.10 mole de  $\text{NaOH}$ . Considérez qu'il n'y a aucune variation de volume. La constante d'ionisation de  $\text{CH}_3\text{COOH}$  est de  $1.8 \times 10^{-5}$ .

$$\text{p}K_A = -\log(1.8 \times 10^{-5}) = 4.74$$

• avant l'ajout du  $\text{NaOH}$  : mol de  $\text{CH}_3\text{COOH} = \frac{22.5 \text{ g}}{60.052 \text{ g/mol}} = 0.3747 \text{ mol}$

$$\text{mol de } \text{CH}_3\text{COONa} = \frac{17.1 \text{ g}}{82.034 \text{ g/mol}} = 0.2085 \text{ mol}$$



$$\therefore \text{mol de } \text{CH}_3\text{COOH} = 0.3747 - 0.10 = 0.2747 \text{ mol}$$

$$\text{mol de } \text{CH}_3\text{COO}^- = 0.2085 + 0.10 = 0.3085 \text{ mol}$$

$$[\text{CH}_3\text{COOH}] = \frac{0.2747 \text{ mol}}{0.500 \text{ L}} = 0.5494 \text{ M}$$

$$[\text{CH}_3\text{COO}^-] = \frac{0.3085 \text{ mol}}{0.500 \text{ L}} = 0.6170 \text{ M}$$

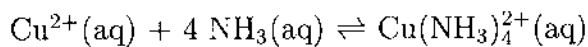
Henderson - Hasselbach :  $\text{pH} = \text{p}K_A + \log \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$

$$\text{pH} = 4.74 + \log \frac{0.6170}{0.5494}$$

$$\Rightarrow \boxed{\text{pH} = 4.79}$$

8 points

On ajoute 0.20 mole de  $\text{CuSO}_4$  à 1.000 L de solution de  $\text{NH}_3$  0.90 M. Quelle est la concentration d'ions  $\text{Cu}^{2+}$  à l'équilibre? La constante d'équilibre pour la réaction



est de  $5.0 \times 10^{13}$ .

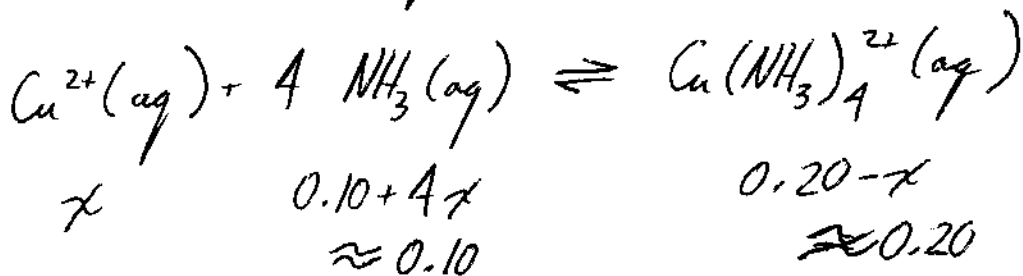
• car  $K$  est très grand, on doit imaginer que la réaction est complète,  $\text{Cu}^{2+}$  étant le réactif limitant:

$$[\text{Cu}^{2+}] = 0 \text{ M}$$

$$[\text{NH}_3] = 0.90 \text{ M} - (4)(0.20 \text{ M}) = 0.10 \text{ M}$$

$$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}] = 0.20 \text{ M}$$

• la réaction inverse se produit



$$K_f = \frac{[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4^{2+}]}{[\text{Cu}^{2+}][\text{NH}_3]^4} \Rightarrow 5.0 \times 10^{13} = \frac{(0.20)}{(x)(0.10)^4}$$

$$x = 4.0 \times 10^{-11}$$

$$[\text{Cu}^{2+}] = 4.0 \times 10^{-11} \text{ M}$$