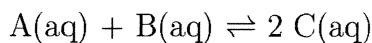


1 pointDonnez l'état d'oxydation du P dans le H_2PO_3^- .**+3****9 points**

Pour la réaction



la constante d'équilibre est 10.3 à 25°C et 17.7 à 45°C. Faisant l'approximation que ΔH° et ΔS° ne varient pas avec la température, calculez les valeurs de ΔH° , ΔS° , ΔG° à 75°C, et la constante d'équilibre à 75°C.

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = -\frac{\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) \Rightarrow \Delta H^\circ = \frac{-R \ln(K_2/K_1)}{\left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)}$$

$$\Delta H^\circ = \frac{-(8.3145 \text{ J/K}) \ln \left(\frac{17.7}{10.3} \right)}{\left(\frac{1}{318.15 \text{ K}} - \frac{1}{298.15 \text{ K}} \right)} = 21350 \text{ J}$$

$$= \underline{21.4 \text{ kJ}} \text{ (en kJ/mol)}$$

$$\Delta G^\circ \text{ à } 25^\circ\text{C} = -RT \ln K_{25^\circ\text{C}} = -(8.3145 \text{ J/K mol}) (298.15 \text{ K}) \ln (10.3)$$

$$= -5781 \text{ J (en J/mol)}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = \frac{\Delta H^\circ - \Delta G^\circ}{T} = \frac{21350 \text{ J} - (-5781 \text{ J})}{298.15 \text{ K}}$$

$$= +\underline{91.0 \text{ J/K}} \text{ (en J/K mol)}$$

$$\Delta G^\circ \text{ à } 75^\circ\text{C} = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = +21350 \text{ J} - (348.15 \text{ K})(+91.0 \text{ J/K})$$

$$= -10332 \text{ J} = \underline{-10.3 \text{ kJ}} \text{ (en kJ/mol)}$$

$$K \text{ à } 75^\circ\text{C} = e^{-\frac{\Delta G^\circ}{RT}} = e^{\frac{-(10332 \text{ J/K mol})}{(8.3145 \text{ J/K mol})(348.15 \text{ K})}}$$

$$= \underline{35.5}$$

1 pointDonnez l'acide conjugué de H_2PO_3^- .**9 points**

On dissout 0.533 g de HA(s) dans assez d'eau pour produire 25.0 mL de solution. Le pH de la solution est 3.88. Pour neutraliser cette solution de HA(aq), on a besoin de 15.2 mL d'une solution 0.112 M en $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (aq). La température de la solution est 25°C.

(a) Calculez la valeur de la masse molaire de HA.

(b) Calculez la valeur de la constante de dissociation, K_a , de HA(aq).

(c) Calculez la valeur du pH au point d'équivalence.

• $\text{Ca}(\text{OH})_2$ a deux groupes OH^- , donc $C_A V_A = 2 C_B V_B$

$$\Rightarrow C_A = \frac{2 C_B V_B}{V_A} = \frac{(2)(0.112 \text{ M})(15.2 \text{ mL})}{(25.0 \text{ mL})} = 0.1362 \text{ M}$$

$$0.1362 \text{ mol} \rightarrow 1 \text{ L} \\ x \rightarrow 0.0250 \text{ L} \quad \left. \right\} x = 0.003405 \text{ mol} \Rightarrow \text{MM} = \frac{0.533 \text{ g}}{0.003405 \text{ mol}} \\ = \underline{\underline{157 \text{ g/mol}}}$$

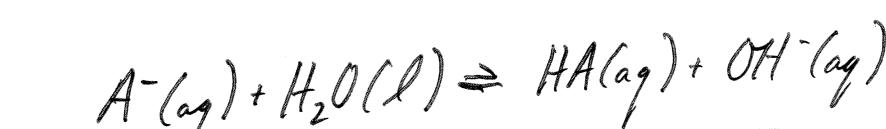
• calculez $[\text{H}^+]$ à partir du pH $\Rightarrow [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-3.88} = 1.318 \times 10^{-4} \text{ M}$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{(1.318 \times 10^{-4})(1.318 \times 10^{-4})}{(0.1362 - 1.318 \times 10^{-4})} = \underline{\underline{1.3 \times 10^{-7}}}$$

• au point d'équivalence, tout le HA devient A^- et

$$[\text{A}^-] = \frac{0.003405 \text{ mol}}{(25.0 + 15.2) \times 10^{-3} \text{ L}} = 0.0847 \text{ M}$$

$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = 7.7 \times 10^{-8}$$



$$i = 0.0847 \quad +x \quad +x \\ c = \cancel{x} \quad x \quad x \\ e = 0.0847 - x \approx 0.0847 \quad x \quad \cancel{x}$$

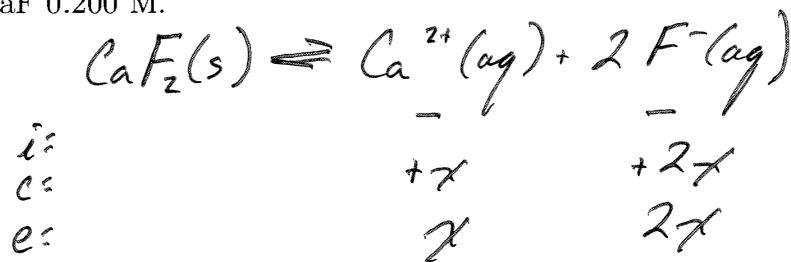
$$7.7 \times 10^{-8} = \frac{(x)(x)}{0.0847} \Rightarrow x = [\text{OH}^-] = 8.08 \times 10^{-5} \Rightarrow \text{pOH} = 4.09 \\ \Rightarrow \text{pH} = \underline{\underline{9.91}}$$

1 pointDonnez la base conjuguée de H_2PO_3^- .**9 points**Le produit de solubilité, K_{ps} , du $\text{CaF}_2(s)$ est 3.5×10^{-11} à 25°C . Calculez la solubilité (en g/L) du $\text{CaF}_2(s)$ (toujours à 25°C)

(a) dans l'eau pure.

(b) dans une solution aqueuse de NaF 0.200 M.

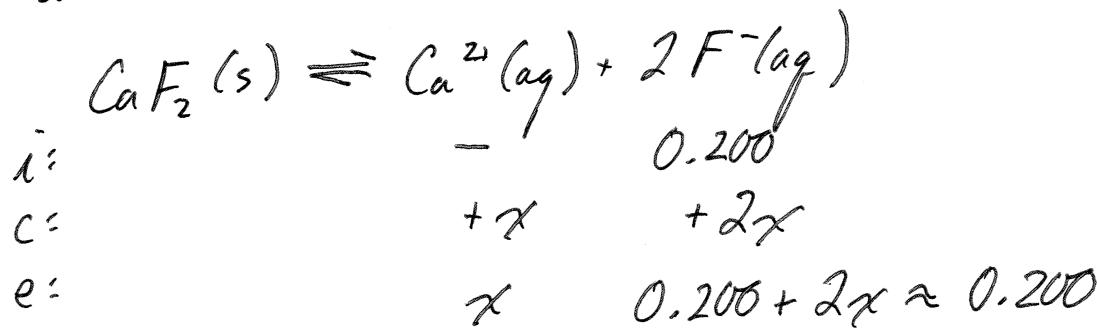
• dans l'eau pure :



$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^-]^2 \Rightarrow 3.5 \times 10^{-11} = (x)(2x)^2 = 4x^3$$

$$x = \sqrt[3]{\frac{3.5 \times 10^{-11}}{4}} = 2.06 \times 10^{-4}$$

$$\text{solubilité} = (2.06 \times 10^{-4} \text{ mol/L})(40.08 + 2 \times 19.00) \text{ g/mol} = \underline{\underline{1.6 \times 10^{-2} \text{ g/L}}}$$

• dans une solution 0.200 M NaF 

$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^-]^2 \Rightarrow 3.5 \times 10^{-11} = (x)(0.200)^2$$

$$x = 8.75 \times 10^{-10}$$

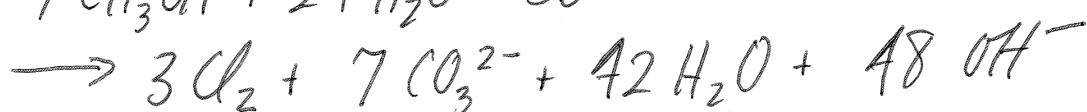
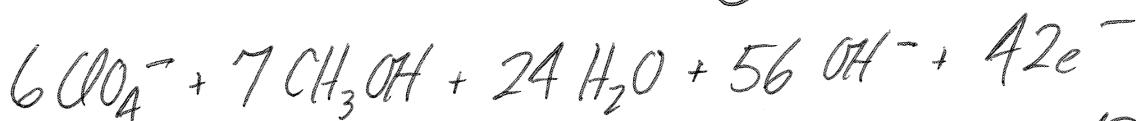
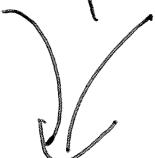
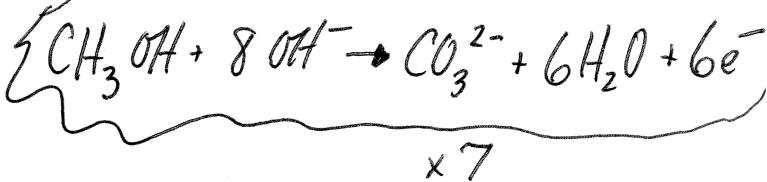
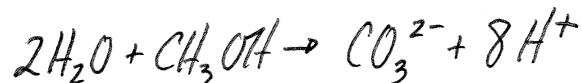
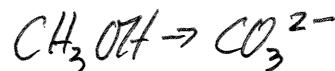
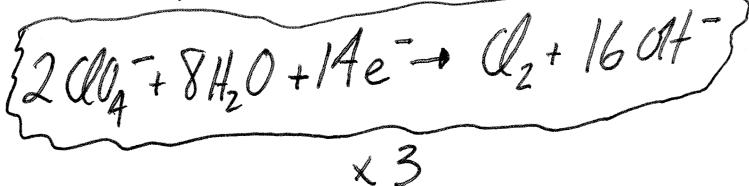
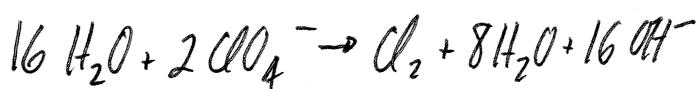
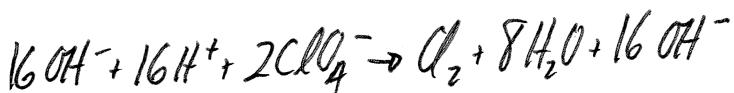
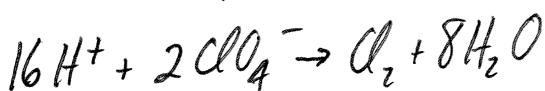
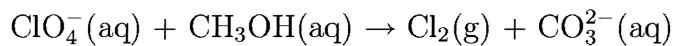
$$\text{solubilité} = (8.75 \times 10^{-10} \text{ mol/L})(40.08 + 2 \times 19.00) \text{ g/mol} = \underline{\underline{6.8 \times 10^{-8} \text{ g/L}}}$$

1 point

Donnez la formule empirique du précipité qu'on forme lors du mélange d'une solution de $\text{Na}_2\text{CO}_3(\text{aq})$ avec une solution de $\text{FeCl}_3(\text{aq})$.

**9 points**

Équilibrez la réaction oxydoréduction suivante (en milieu basique):



1 point

Dans la réaction $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HCl}(\text{g})$, est-ce que le $\text{H}_2(\text{g})$ est un acide, base, réducteur, ou oxydant?

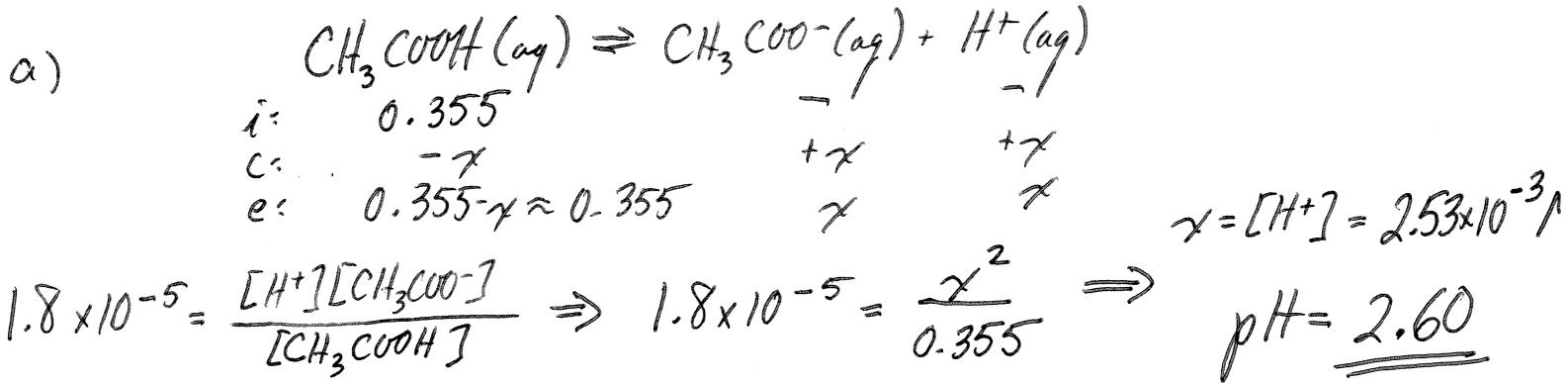
9 points

On prépare une solution tampon en ajoutant 7.22 g de NaOH à 1.000 L d'une solution 0.355 M en CH_3COOH (aq). La constante de dissociation de CH_3COOH (aq) est 1.8×10^{-5} . Faites l'approximation que le volume demeure fixe à 1.000 L. La température de la solution est 25°C.

(a) Calculez le pH de la solution avant l'ajout du NaOH.

(b) Calculez le pH de la solution après l'ajout du NaOH.

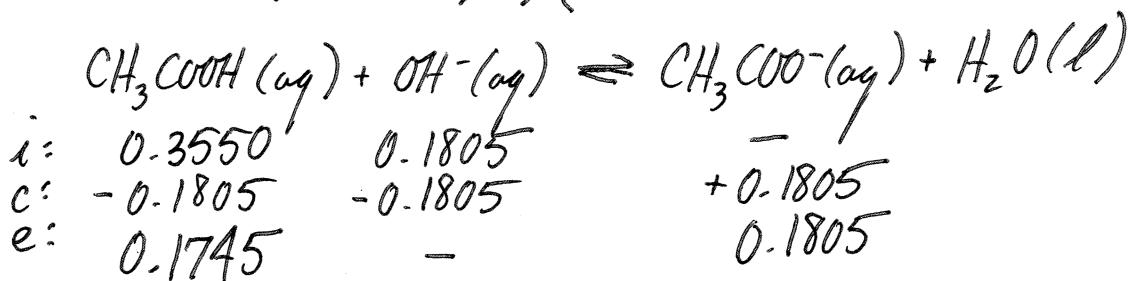
(c) On ajoute 0.010 moles de $\text{HCl}(\text{g})$ après l'ajout du NaOH. Calculez le nouveau pH de la solution.



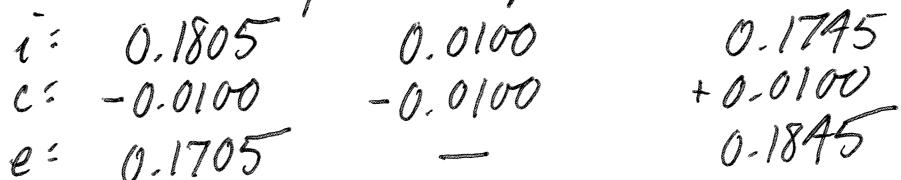
b)

$$n_{\text{OH}^-} = \frac{7.22 \text{ g}}{(22.99 + 16.00 + 1.008) \text{ g/mol}} = 0.1805 \text{ mol}$$

$$n_{\text{CH}_3\text{COOH}} = C \times V = (0.355 \text{ mol/L})(1.000 \text{ L}) = 0.3550 \text{ mol}$$



$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = -\log (1.8 \times 10^{-5}) + \log \left(\frac{0.1805}{0.1745} \right) = \underline{\underline{4.76}}$$



$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = -\log (1.8 \times 10^{-5}) + \log \left(\frac{0.1705}{0.1845} \right) = \underline{\underline{4.71}}$$