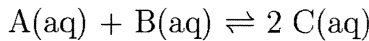


1 point

Donnez 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.

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

$$\Delta H^\circ = \frac{-(8.3145 \text{ J/K}) \ln(17.7/10.3)}{(1/318.15 \text{ K} - 1/298.15 \text{ K})} = 21350 \text{ J} \\ = \underline{\underline{21.4 \text{ kJ}}} \text{ (ou kJ/mol)}$$

$$\Delta G^\circ \text{ à } 25^\circ\text{C} = -RT \ln K_{25^\circ\text{C}} = -(8.3145 \text{ J/K mol}) (298.15 \text{ K}) \ln(10.3) \\ = -5781 \text{ J (ou J/mol)}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = \frac{\Delta H^\circ - \Delta G^\circ}{T} = \frac{21350 \text{ J} - (-5781 \text{ J})}{298.15 \text{ K}} \\ = \underline{\underline{+91.0 \text{ J/K}}} \text{ (ou J/K mol)}$$

$$\Delta G^\circ \text{ à } 75^\circ\text{C} = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = +21350 \text{ J} - (348.15 \text{ K})(+91.0 \text{ J/K}) \\ = -10332 \text{ J} = \underline{\underline{-10.3 \text{ kJ}}} \text{ (ou kJ/mol)}$$

$$K \text{ à } 75^\circ\text{C} = e^{-\Delta G^\circ/RT} = e^{-\frac{(10332 \text{ J/mol})}{(8.3145 \text{ J/K mol})(348.15 \text{ K})}} \\ = \underline{\underline{35.5}}$$

1 point

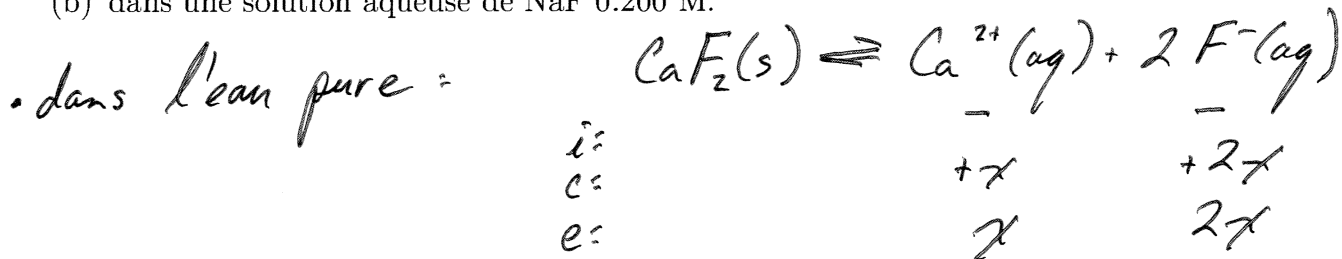
Donnez la base conjuguée de H_2PO_3^- . HPO_3^{2-}

9 points

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

(a) dans l'eau pure.

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

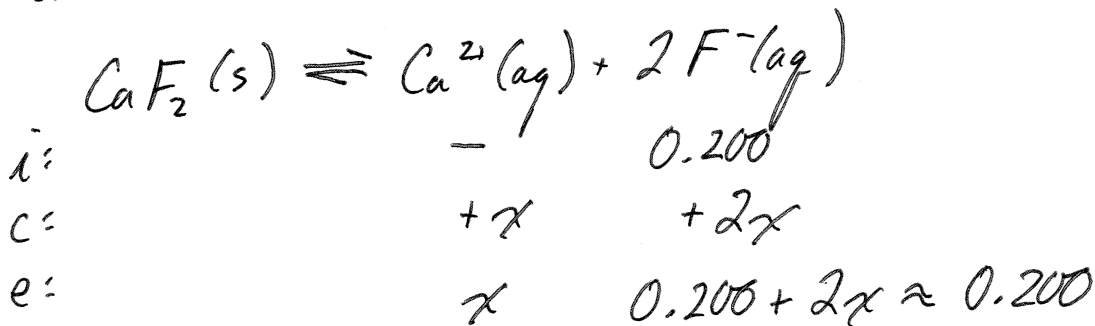


$$K_{ps} = [\text{Ca}^{2+}][\text{F}^{-}]^2 \Rightarrow 3.5 \times 10^{-11} = (x)(2x)^2 = 4x^3$$

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

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

• dans une solution 0.200 M NaF



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

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

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

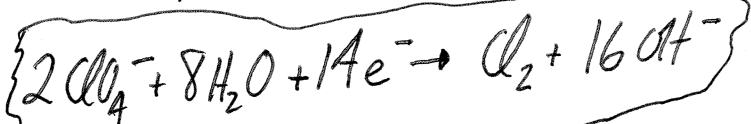
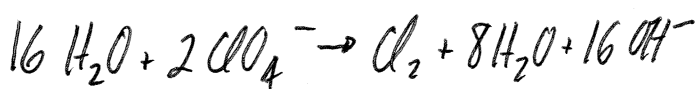
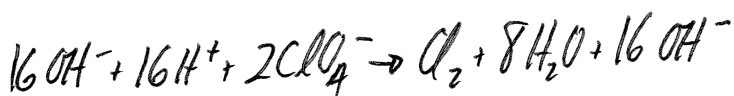
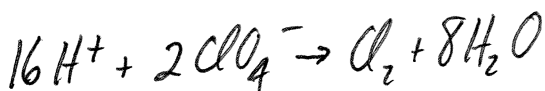
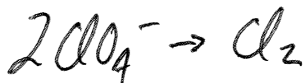
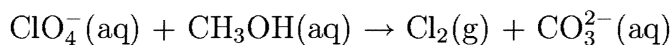
1 point

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 $\text{FeCl}_3(\text{aq})$.

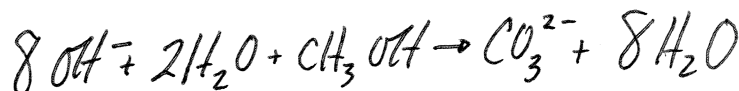
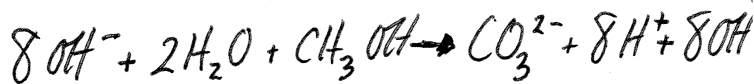
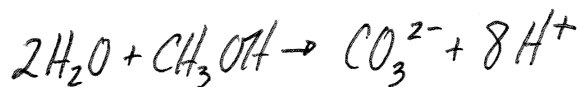
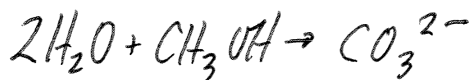
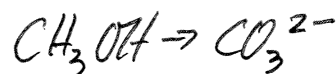
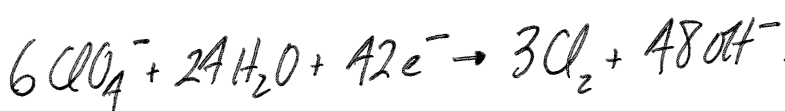


9 points

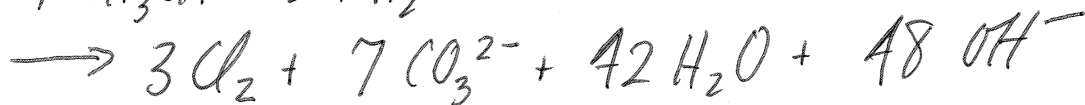
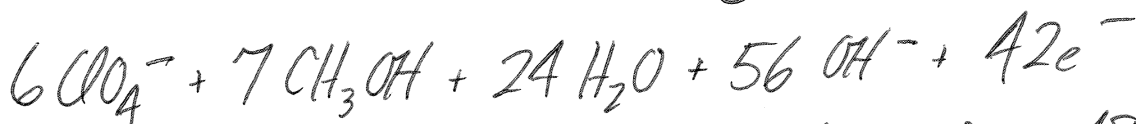
Équilibrez la réaction oxydoréduction suivante (en milieu basique):



x 3



x 7



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?

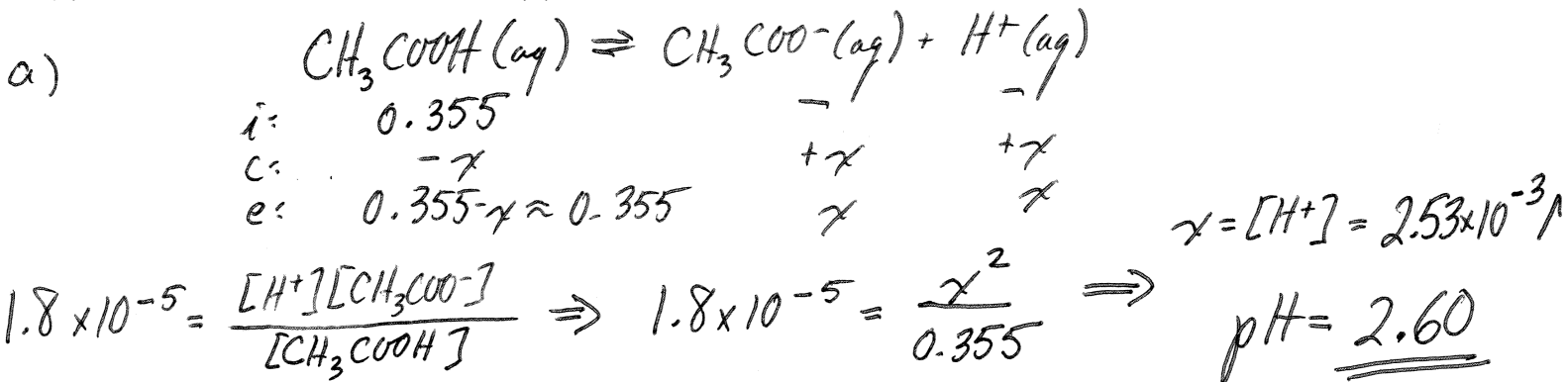
9 points

On prépare une solution tampon en ajoutant 7.22 g de NaOH à 1.000 L d'une solution 0.355 M en $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$. La constante de dissociation de $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$ 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.

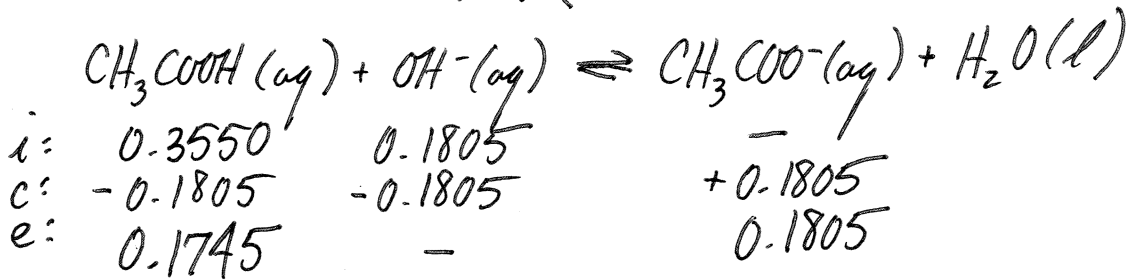
(c) On ajoute 0.010 moles de $\text{HCl}(\text{g})$ après l'ajout du NaOH. Calculez le nouveau pH de la solution.



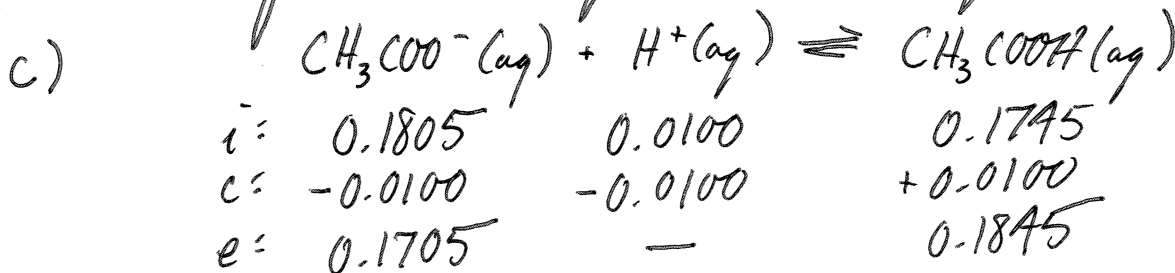
b)

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

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



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



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