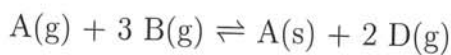


1 point

À 1.00 atm et -1.0°C , pour la congélation de l'eau, $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{s})$, la variation dans l'enthalpie libre standard de Gibbs, ΔG° , sera négative, positive, ou nulle? SVP encerclez votre réponse.

9 points

Pour la réaction



la constante d'équilibre est 0.288 à 25.0°C et 0.122 à 75.0°C . Faisant l'approximation que ΔH° et ΔS° ne varient pas avec la température, calculez les valeurs de ΔH° , ΔS° , et la constante d'équilibre, K , à 50.0°C . Calculez les valeurs W et $\Delta S_{\text{univers}}$ pour cette réaction sous une pression constante de 1.00 atm à 25.0°C .

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

$$\Delta H^{\circ} = \frac{-8.3145 \ln(0.122/0.288)}{(1/348.15 - 1/298.15)} = -14\,826 \text{ J} = \underline{\underline{-14.8 \text{ kJ}}} = Q$$

$$\Delta G_{25}^{\circ} = -RT \ln K_{25} = -8.3145 (298.15) \ln(0.288) = 3086 \text{ J}$$

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T \Delta S^{\circ} \Rightarrow \Delta S^{\circ} = \frac{\Delta H^{\circ} - \Delta G^{\circ}}{T} = \frac{-14\,826 - (3086)}{298.15} = \underline{\underline{-60.1 \text{ J/K}}}$$

$$\Delta G_{50}^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T \Delta S^{\circ} = -14\,826 - (323.15)(-60.1) = 4595 \text{ J}$$

$$K_{50} = e^{-\Delta G^{\circ}/RT} = e^{-(4595)/(8.3145)(323.15)} = \underline{\underline{0.181}}$$

$$\Delta H = \Delta U + RT \Delta n_{\text{gaz}} \Rightarrow \Delta U = \Delta H - RT \Delta n_{\text{gaz}} = -14\,826 - (8.3145)(298.15)(-2) = -9868 \text{ J}$$

$$\Delta U = Q + W \Rightarrow W = \Delta U - Q = \Delta U - \Delta H = -9868 - (-14\,826) = 4958 \text{ J} = \underline{\underline{4.96 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta S_{\text{env}} = \frac{Q_{\text{env}}}{T} = \frac{-Q}{T} = \frac{-\Delta H}{T} = \frac{-(-14\,826)}{298.15} = +49.7 \text{ J/K}$$

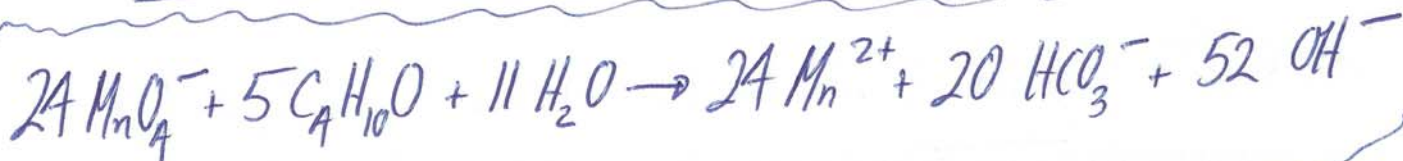
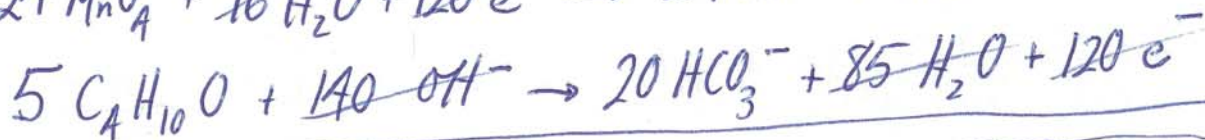
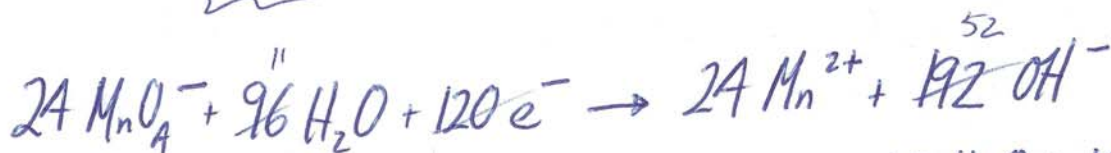
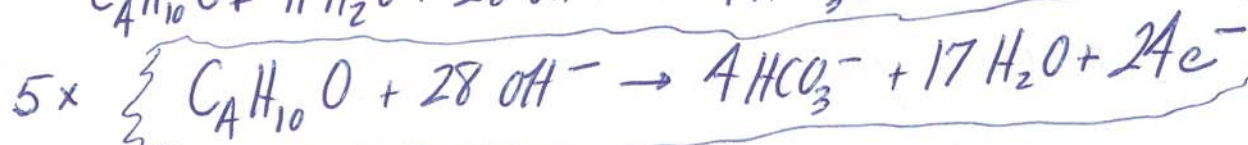
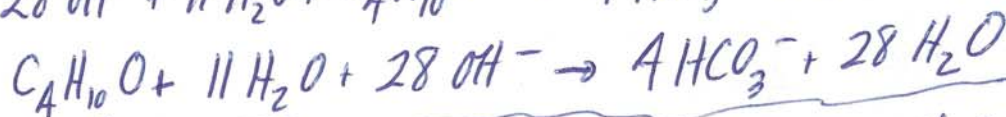
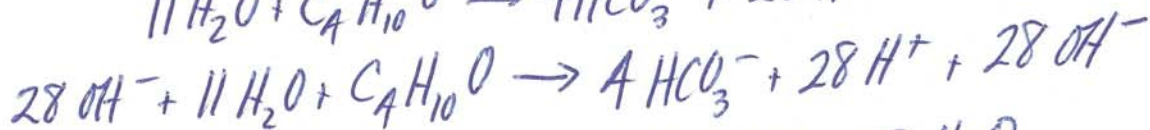
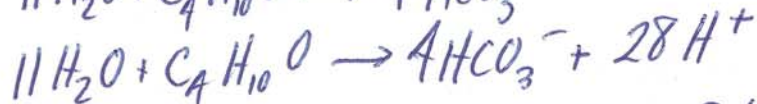
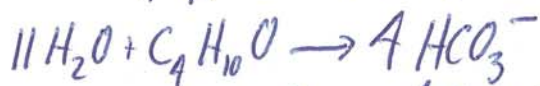
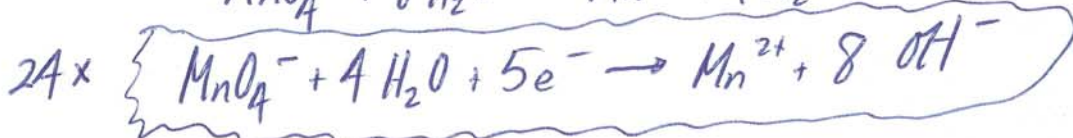
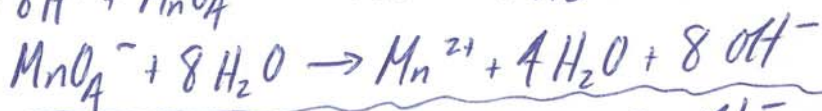
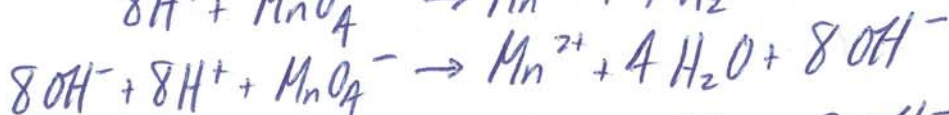
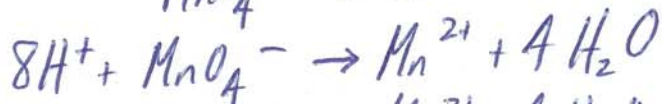
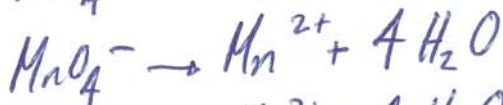
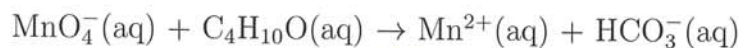
$$\Delta S_{\text{univers}} = \Delta S + \Delta S_{\text{env}} = -60.1 + 49.7 = \underline{\underline{-10.4 \text{ J/K}}}$$

1 point

À 1.00 atm et -1.0°C , pour la congélation de l'eau, $\text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{s})$, la variation dans l'entropie de l'univers, $\Delta S_{\text{univers}}$, sera négative positive ou nulle? SVP encerclez votre réponse.

9 points

Équilibrez la réaction suivante, en solution basique,



1 point

À 1.00 atm et 0.0°C, pour la fusion de la glace, $\text{H}_2\text{O}(s) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(l)$, la variation dans l'entropie des environs, $\Delta S_{\text{environs}}$, sera négative, positive, ou nulle? SVP encerclez votre réponse.

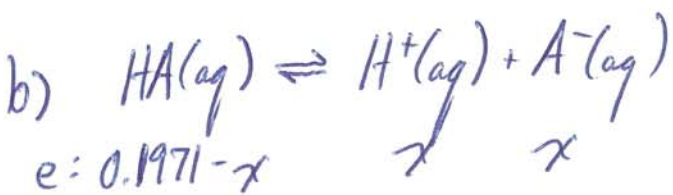
9 points

À 25.0°C, on place 2.33 g d'un acide, HA, dans assez d'eau pour produire 25.0 mL de solution. Le pH original de cette solution est 1.44. On titre cette solution avec une solution 0.222 M en NaOH et on a besoin 22.2 mL pour atteindre le point d'équivalence.

- (a) (3 points) Quelle est la masse molaire de HA?
(b) (4 points) Quelle est la constante d'ionisation, K_a , de HA?
(b) (2 points) Quelle serait le pH d'une solution 2.000 M en NaA?

$$a) C_A V_A = C_B V_B \Rightarrow C_A = \frac{C_B V_B}{V_A} = \frac{(0.222)(22.2)}{(25.0)} = 0.1971 \text{ M}$$

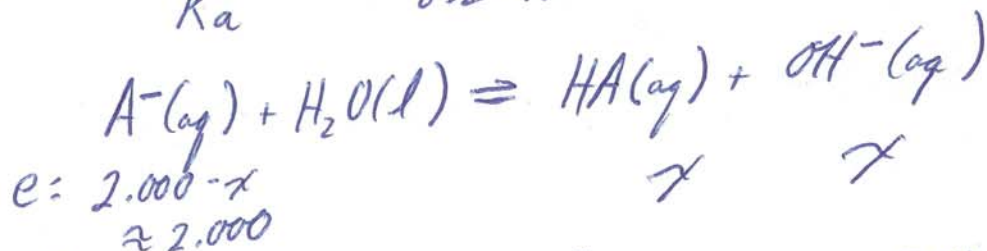
$$\left. \begin{array}{l} 0.1971 \text{ mol} \rightarrow 1000.0 \text{ mL} \\ x \rightarrow 25.0 \text{ mL} \end{array} \right\} x = 0.004928 \text{ mol} \Rightarrow \begin{array}{l} \text{MM} = \frac{2.33 \text{ g}}{0.004928 \text{ mol}} \\ \text{MM} = \underline{\underline{473 \text{ g/mol}}} \end{array}$$



$$x = [\text{H}^+] = 10^{-\text{pH}} = 10^{-1.44}$$
$$x = [\text{H}^+] = 0.0363 \text{ M}$$

$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{(0.0363)^2}{(0.1971 - 0.0363)} = \underline{\underline{8.2 \times 10^{-3}}}$$

$$c) K_b \text{ de } \text{A}^- = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{8.2 \times 10^{-3}} = 1.22 \times 10^{-12}$$



$$K_b = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \Rightarrow 1.22 \times 10^{-12} = \frac{x^2}{2.000} \Rightarrow x = [\text{OH}^-] = 1.56 \times 10^{-6}$$
$$\Rightarrow \text{pOH} = -\log(1.56 \times 10^{-6}) = 5.81 \Rightarrow \text{pH} = \underline{\underline{8.19}}$$

1 point

Parmi $N_2(g)$, $H^+(aq)$, $Na^+(aq)$, $Cl^-(aq)$, $K(s)$, $H_2O(l)$, $CO_2(g)$ et $CO_3^{2-}(aq)$, lequel est le meilleur oxydant? SVP encerclez votre réponse.

9 points

- (a) (5 points) Pour la réaction $2 A(aq) \rightleftharpoons B(aq) + 2 C(aq)$, la constante d'équilibre est 2.22 à $25.0^\circ C$. Si les concentrations de $B(aq)$ et $C(aq)$ sont, respectivement, 0.277 M et 0.444 M, quelle concentration de $A(aq)$ sera nécessaire pour avoir une variation d'enthalpie libre, ΔG , de -5.00 kJ? La température est toujours $25.0^\circ C$.
- (b) (4 points) Pour la réaction $2 A(g) \rightleftharpoons 2 B(g) + C(g)$, on commence avec seulement le $A(g)$ et $B(g)$, et la pression partielle de A est le double celle de $B(g)$. Il n'y a pas de $C(g)$. La pression totale originale est 6.00 atm. On atteint l'équilibre. La pression totale finale est maintenant 6.80 atm. Quelle est la valeur de ΔG° pour cette réaction? La température est toujours $25.0^\circ C$.

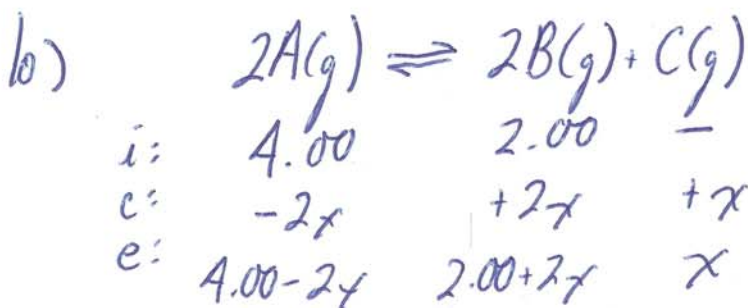
$$a) \Delta G^\circ = -RT \ln K = -8.3145 (298.15) \ln(2.22) = -1977 \text{ J}$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q \Rightarrow -5000 = -1977 + (8.3145)(298.15) \ln Q$$

$$\ln Q = -1.2195 \Rightarrow Q = e^{-1.2195} = 0.2954$$

$$Q = 0.2954 = \frac{[B][C]^2}{[A]^2} \Rightarrow [A] = \sqrt{\frac{[B][C]^2}{0.2954}}$$

$$[A] = \sqrt{\frac{(0.277)(0.444)^2}{0.2954}} = \underline{\underline{0.430 \text{ M}}}$$



$$\therefore x = 0.80$$

$$\Rightarrow P_A = 2.40 \text{ atm}$$

$$P_B = 3.60 \text{ atm}$$

$$P_C = 0.80 \text{ atm}$$

$$P_T = 6.80 = P_A + P_B + P_C = (4.00 - 2x) + (2.00 + 2x) + x = 6.00 + x$$

$$K = \frac{P_B^2 P_C}{P_A^2} = \frac{(3.60)^2 (0.80)}{(2.40)^2} = 1.80$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K = -8.3145 (298.15) \ln(1.80) = \underline{\underline{-1.46 \text{ kJ}}}$$

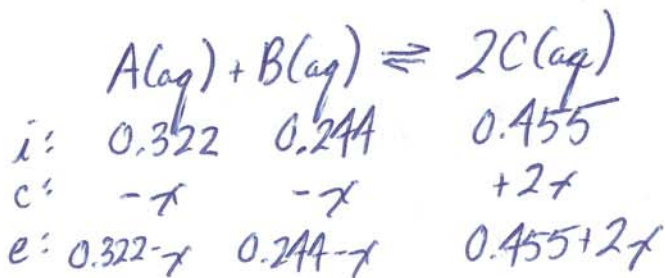
1 point

Parmi $N_2(g)$, $H^+(aq)$, $Na^+(aq)$, $Cl^-(aq)$, $K(s)$, $H_2O(l)$, $CO_2(g)$ et $CO_3^{2-}(aq)$, lequel est amphotère? SVP encerclez votre réponse.

9 points

- (a) (5 points) Pour la réaction $A(aq) + B(aq) \rightleftharpoons 2 C(aq)$, la valeur de ΔG° est $+4.77 \text{ kJ}$ (ou kJ/mol) à 25°C . Les concentrations initiales de $A(aq)$, $B(aq)$, et $C(aq)$ sont 0.322 M , 0.244 M , et 0.455 M , respectivement. Quelle sera la concentration de $C(aq)$ lorsqu'on atteint l'équilibre à 25.0°C ?
- (b) (4 points) Le $NH_3(aq)$ est une base faible avec une constante de dissociation, K_b , de 1.8×10^{-5} . Quel est le pH d'une solution aqueuse 0.333 M en NH_4Cl .

$$a) K = e^{-\Delta G^\circ/RT} = e^{-4770/(8.3145)(298.15)} = 0.1460$$



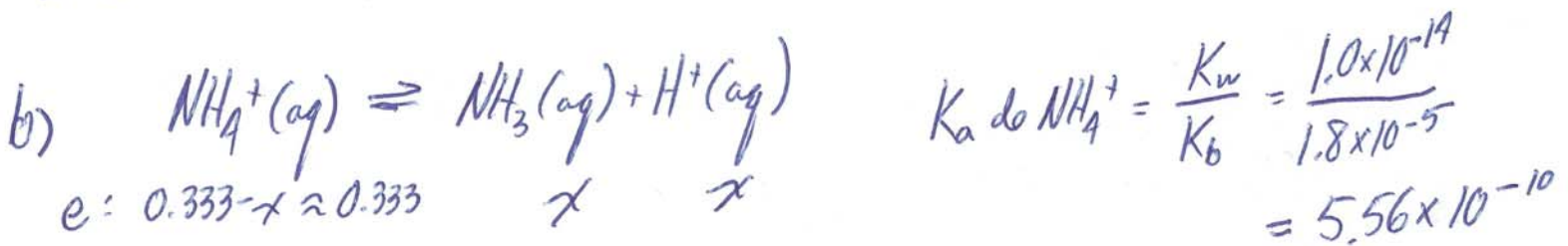
$$K = \frac{[C]^2}{[A][B]} \Rightarrow 0.1460 = \frac{(0.455+2x)^2}{(0.322-x)(0.244-x)} = \frac{4x^2 + 1.82x + 0.2070}{x^2 - 0.566x + 0.0786}$$

$$3.854x^2 + 1.903x + 0.1955 = 0 \Rightarrow a = 3.854; b = 1.903; c = 0.1955$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{-1.903 \pm 0.7795}{7.708} = -0.146, -0.348$$

↓ impossible car $[C] < 0$

$$[C] = 0.455 + 2x = 0.455 + (2)(-0.146) = \underline{\underline{0.163 \text{ M}}}$$



$$5.56 \times 10^{-10} = \frac{[NH_3][H^+]}{[NH_4^+]} = \frac{x^2}{0.333} \Rightarrow x = [H^+] = 1.36 \times 10^{-5}$$

$$pH = -\log(1.36 \times 10^{-5}) = \underline{\underline{4.87}}$$