

1 point

À 1.00 atm et -1.0°C , pour la fusion de la glace, $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, 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 13.3 à 25.0°C et 34.4 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 $\Delta S_{\text{environs}}$ pour cette réaction sous une pression constante de 1.00 atm à 25.0°C .

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

$$\Delta H^{\circ} = \frac{-8.3145 \ln (34.4/13.3)}{(1/348.15 - 1/298.15)} = 16403 \text{ J} = \underline{\underline{+16.4 \text{ kJ}}} = Q$$

$$\Delta G_{25}^{\circ} = -RT \ln K_{25} = -8.3145 (298.15) \ln (13.3) = -6415 \text{ J}$$

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T \Delta S^{\circ} \Rightarrow \Delta S^{\circ} = \frac{\Delta H^{\circ} - \Delta G^{\circ}}{T} = \frac{16403 - (-6415)}{298.15} = \underline{\underline{76.5 \text{ J/K}}}$$

$$\Delta G_{50}^{\circ} = \Delta H^{\circ} - T \Delta S^{\circ} = 16403 - (323.15)(76.5) = -8318 \text{ J}$$

$$K_{50} = e^{-\Delta G^{\circ}/RT} = e^{-(-8318)/(8.3145)(323.15)} = \underline{\underline{22.1}}$$

$$\Delta H = \Delta U + RT \Delta n_{\text{gaz}} \Rightarrow \Delta U = \Delta H - RT \Delta n_{\text{gaz}} = 16403 - (8.3145)(298.15)(+2) = 11445 \text{ J}$$

$$\Delta U = Q + W \Rightarrow W = \Delta U - Q = \Delta U - \Delta H = 11445 - 16403 = -4958 \text{ J} = \underline{\underline{-4.96 \text{ kJ}}}$$

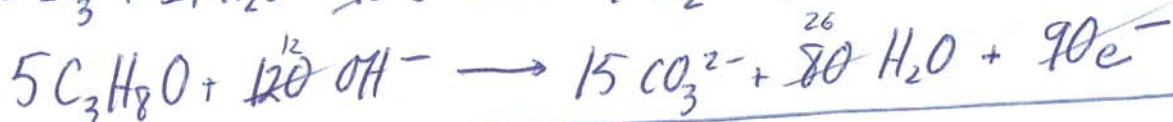
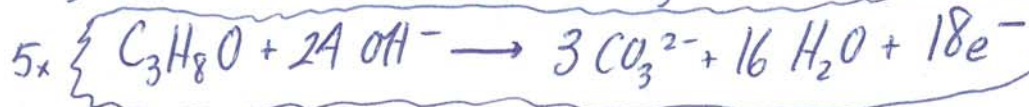
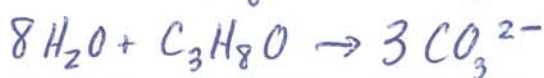
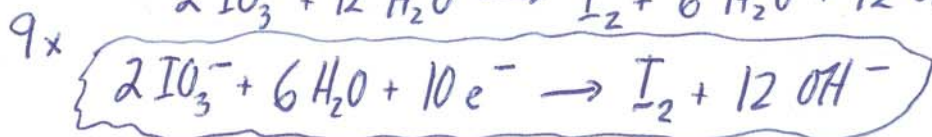
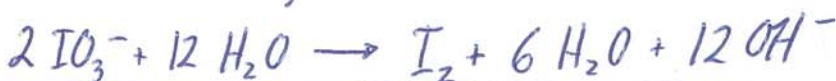
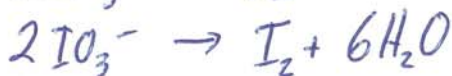
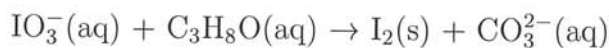
$$\Delta S_{\text{env}} = \frac{Q_{\text{env}}}{T} = -\frac{Q}{T} = \frac{-16403}{298.15} = \underline{\underline{-55.0 \text{ J/K}}}$$

1 point

À 1.00 atm et -1.0°C , pour la fusion de la glace, $\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, 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, $H_2O(s) \rightleftharpoons H_2O(l)$, la variation dans l'entropie de l'univers, $\Delta S_{univers}$, sera négative, positive, ou nulle? SVP encerclez votre réponse.

9 points

À 25.0°C, on place 1.77 g d'un acide, HA, dans assez d'eau pour produire 25.0 mL de solution. La constante de dissociation de l'acide est 2.2×10^{-2} . On titre cette solution avec une solution 0.222 M en NaOH et on a besoin 16.6 mL pour atteindre le point d'équivalence.

(a) (3 points) Quelle est la masse molaire de HA?

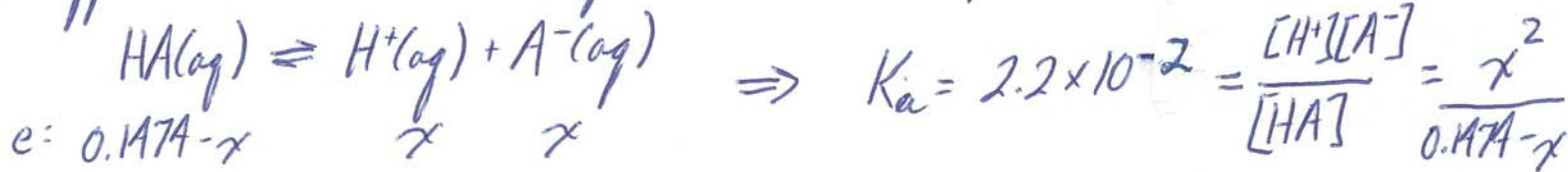
(b) (4 points) Quelle est le pH original de la solution de HA(aq) (le pH au début du titrage)?

(b) (2 points) Quelle serait le pH d'une solution 2.000 M en NaA?

$$a) C_A V_A = C_B V_B \Rightarrow C_A = \frac{C_B V_B}{V_A} = \frac{(0.222)(16.6)}{(25.0)} = 0.1474 M$$

$$\left. \begin{array}{l} 0.1474 \text{ mol} \rightarrow 1000.0 \text{ mL} \\ x \rightarrow 25.0 \text{ mL} \end{array} \right\} x = 0.0036852 \text{ mol} \Rightarrow \begin{array}{l} MM = 1.77g / 0.0036852 \text{ mol} \\ MM = \underline{480 g/mol} \end{array}$$

b) l'approximation $< 5\%$ marche pas si vous l'essayez



$$x^2 + 0.022x - 0.0032428 = 0 \Rightarrow x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

a=1 b=0.022 c=-0.0032428

$$x = 0.0467, -0.069 \Rightarrow \text{impossible}$$
$$[H^+] = x = 0.0467 M \Rightarrow pH = -\log(0.0467) \Rightarrow pH = \underline{1.33}$$

$$c) K_b \text{ de } A^- = K_w / K_a = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{2.2 \times 10^{-2}} = 4.55 \times 10^{-13}$$



$$x = [OH^-] = 9.5 \times 10^{-7} \Rightarrow pOH = -\log(9.5 \times 10^{-7}) = 6.02 \Rightarrow pH = \underline{7.98}$$

1 point

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

9 points

(a) (5 points) Pour la réaction $2 A(aq) \rightleftharpoons B(aq) + 2 C(aq)$, la valeur de ΔG est -3.33 kJ lorsque la concentration de A est 0.288 M, la concentration de B(aq) est 0.344 M et la concentration de C(aq) est 0.411 M. Quelle est la valeur de la constante d'équilibre pour cette réaction? 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 B(g) et C(g). Il n'y a pas de A(g). La pression partielle originale de B(g) est 5.00 atm, et celle de C(g) est 4.00 atm. On atteint l'équilibre. À l'équilibre, la pression totale est 8.00 atm. Quelle est la valeur de ΔG° pour cette réaction? La température est toujours $25.0^\circ C$.

$$a) \Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q \Rightarrow -3330 = \Delta G^\circ + (8.3145)(298.15) \ln Q$$

$$-3330 = \Delta G^\circ + 2479 \ln \left[\frac{(0.344)(0.411)^2}{(0.288)^2} \right]$$

$$-3330 - 2479 \ln(0.7006) = \Delta G^\circ \Rightarrow \Delta G^\circ = -2447 \text{ J}$$

$$K = e^{-\Delta G^\circ/RT} = e^{-(-2447)/(8.3145)(298.15)} = \underline{\underline{2.68}}$$



$$i: \quad - \quad 5.00 \quad 4.00$$

$$c: \quad -2x \quad +2x \quad +x$$

$$e: \quad -2x \quad 5.00+2x \quad 4.00+x$$

$$P_T = P_A + P_B + P_C \Rightarrow 8.00 = (-2x) + (5.00+2x) + (4.00+x)$$

$$8.00 = 9.00 + x \Rightarrow x = -1.00$$

$$P_A = 2.00 \text{ atm}; P_B = 3.00 \text{ atm}; P_C = 3.00 \text{ atm}$$

$$K = \frac{P_B^2 P_C}{P_A^2} = \frac{(3.00)^2 (3.00)}{(2.00)^2} = 6.75 \Rightarrow \Delta G^\circ = -RT \ln K$$

$$= -(8.3145)(298.15) \ln(6.75)$$

$$= \underline{\underline{-4.73 \text{ kJ}}}$$

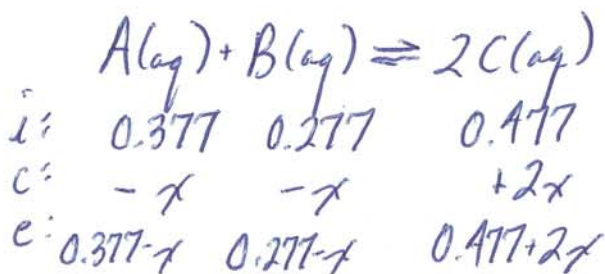
1 point

Parmi $N_2(g)$, $H^+(aq)$, $Na^+(aq)$, $Cl^-(aq)$, $K(s)$, $CO_2(g)$ et $CO_3^{2-}(aq)$, lequel est la meilleure base? 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 kJ (ou kJ/mol) à $25^\circ C$. Les concentrations initiales de $A(aq)$, $B(aq)$, et $C(aq)$ sont 0.377 M, 0.277 M, et 0.477 M, respectivement. Quelle sera la concentration de $C(aq)$ lorsqu'on atteint l'équilibre à $25.0^\circ C$?
- (b) (4 points) On a 50.00 mL d'une solution aqueuse de $NaOH$ ($NaOH$ est un électrolyte fort). On ajoute un excès de $AlCl_3$ afin de produire le précipité $Al(OH)_3(s)$. La masse de $Al(OH)_3(s)$ produite est 0.0222 g. Quel était le pH original de la solution aqueuse de $NaOH$?

$$a) K = e^{-\Delta G^\circ/RT} = e^{-(-4770)/(8.3145)(298.15)} = 6.850$$



$$K = \frac{[C]^2}{[A][B]} \Rightarrow 6.850 = \frac{(0.477+2x)^2}{(0.377-x)(0.277-x)} = \frac{4x^2 + 1.908x + 0.2275}{x^2 - 0.654x + 0.1044}$$

$$2.85x^2 - 6.3879x + 0.4876 = 0 \Rightarrow a = 2.85; b = -6.3879; c = 0.4876$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{6.3879 \pm 5.9369}{5.70} = 2.162, 0.079$$

impossible car $[A], [B] < 0$

$$[C] = 0.477 + 2x = 0.477 + 2(0.079) = \underline{\underline{0.635 M}}$$

b) moles $Al(OH)_3 = 0.0222g / 78.00g/mol = 0.0002846$ mol
 moles $OH^- = 3 \times \text{moles } Al(OH)_3 = (3)(0.0002846) = 0.0008538$ mol

$$[OH^-] = \frac{0.0008538 \text{ mol}}{0.05000 \text{ L}} = 0.01708 \Rightarrow pOH = -\log [OH^-] = -\log(0.01708)$$

$$pOH = 1.768$$

$$pH = \underline{\underline{12.232}} \text{ ou } 12.23$$