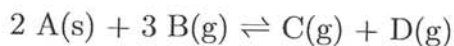


1 point

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, ΔS_{env} , sera négative, positive, ou nulle? SVP encerclez votre réponse.

9 points

Pour la réaction



la constante d'équilibre est 0.488 à 25.0°C et 0.177 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. Tenant compte que B, C, et D sont des gaz, calculez les valeurs de ΔU° , Q , et W pour cette réaction sous une pression constante de 1.00 atm à 25.0°C.

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

$$\Delta H^\circ = \frac{-8.3145 \ln (0.177/0.488)}{(1/348.15 - 1/298.15)} = -17506 \text{ J} = \underline{\underline{-17.5 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta G_{25}^\circ = -RT \ln K_{25} = -8.3145 (298.15) \ln (0.488) = 1779 \text{ J}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = \frac{\Delta H^\circ - \Delta G^\circ}{T} = \frac{-17506 - (1779)}{298.15} = \underline{\underline{-64.7 \text{ J/K}}}$$

$$\Delta G_{50}^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ = -17506 - (323.15)(-64.7) = 3402 \text{ J}$$

$$K_{50} = e^{-\Delta G^\circ/RT} = e^{-(3402)/8.3145(323.15)} = \underline{\underline{0.282}}$$

à pression constante, $Q = \Delta H = \underline{\underline{-17.5 \text{ kJ}}}$

$$\Delta H^\circ = \Delta U^\circ + RT \Delta n_{\text{gaz}} \Rightarrow \Delta U^\circ = \Delta H^\circ - RT \Delta n_{\text{gaz}}$$

$$\Delta U^\circ = -17506 - (8.3145) (298.15) (-1) = -15027 \text{ J} = \underline{\underline{-15.0 \text{ kJ}}}$$

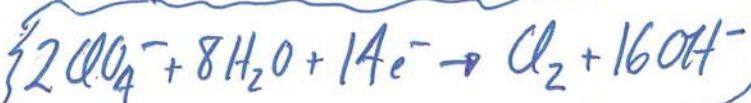
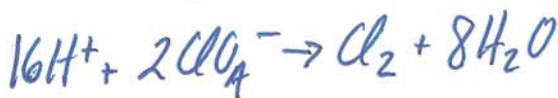
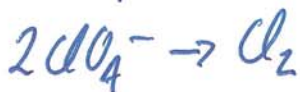
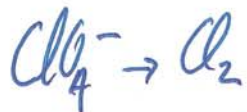
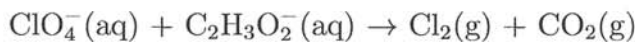
$$\Delta U = Q + W \Rightarrow W = \Delta U - Q = -15.0 - (-17.5) = \underline{\underline{+2.5 \text{ kJ}}}$$

1 point

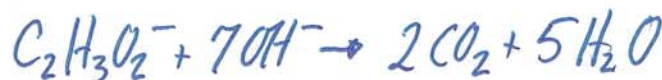
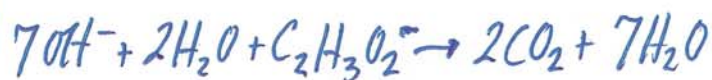
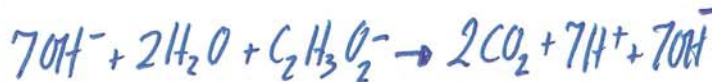
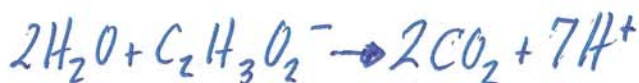
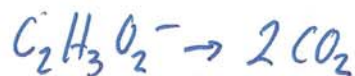
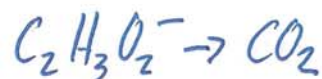
Parmi He(g), N₂(g), NH₃(aq), NH₄⁺(aq), Na(s), Na⁺(aq), NaCl(s), Cl⁻(aq), Cl₂(g), et Ar(g), lequel est un acide Bronsted-Lowry? SVP encerclez votre réponse.

9 points

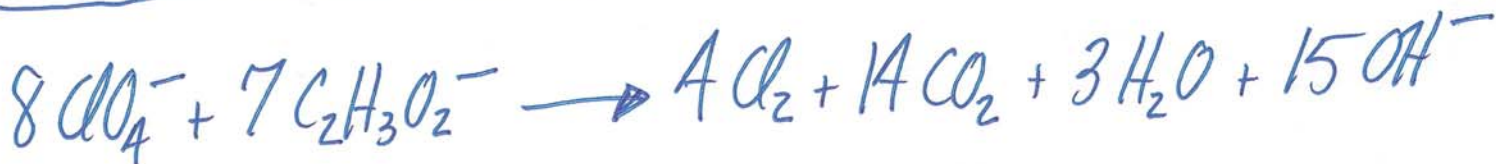
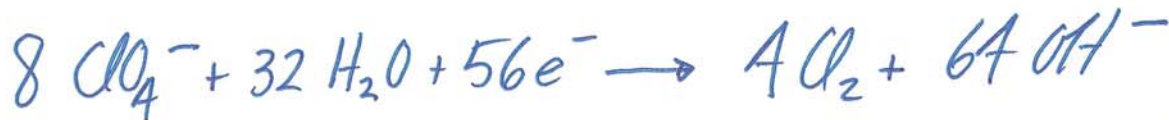
Équilibrez la réaction suivante, en solution basique,



x4



x7



1 point

Parmi He(g), N₂(g), NH₃(aq), NH₄⁺(aq), Na(s), Na⁺(aq), NaCl(s), Cl⁻(aq), Cl₂(g), et Ar(g), lequel est une base Bronsted-Lowry? SVP encerclez votre réponse.

9 points

À 25.0°C, on place 1.22 g d'un acide, HA, dans assez d'eau pour produire 25.0 mL de solution. Le pH de cette solution est 1.55. On titre cette solution avec une solution 0.155 M en NaOH et on a besoin 27.7 mL pour atteindre le point d'équivalence.

- (a) (3 points) Quelle est la masse molaire de HA?
(b) (4 points) Quelle est la constante de dissociation, K_A, de HA?
(b) (2 points) Quelle serait le pH d'une solution 1.000 M en NaA?

$$a) C_A V_A = C_B V_B \Rightarrow C_A = \frac{C_B V_B}{V_A} = \frac{(0.155)(27.7)}{(25.0)} = 0.1717 M$$

$$\left. \begin{array}{l} 0.1717 \text{ mol} \rightarrow 1000 \text{ mL} \\ x \rightarrow 25.0 \text{ mL} \end{array} \right\} x = 0.0042925 \Rightarrow MM = \frac{1.22 \text{ g}}{0.0042925 \text{ mol}}$$
$$MM = \underline{\underline{284 \text{ g/mol}}}$$



i:	0.1717	-	-
c:	-x	+x	+x
e:	0.1717 - x	x	x

$$x = [H^+] = 10^{-\text{pH}}$$
$$= 10^{-1.55}$$

$$[H^+] = [A^-] = 0.0282 M$$

$$K_A = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{(0.0282)(0.0282)}{(0.1717 - 0.0282)} = \underline{\underline{5.5 \times 10^{-3}}}$$

$$c) K_A K_B = 1.0 \times 10^{-14} \Rightarrow K_B = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{5.5 \times 10^{-3}} = 1.8 \times 10^{-12}$$

$$1.8 \times 10^{-12} = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} = \frac{x^2}{1.00}$$



i:	1.00	-	-
c:	-x	+x	+x
e:	1.00 - x ≈ 1.00	x	x

$$x = [OH^-] = 1.34 \times 10^{-6}$$

$$\text{pOH} = 5.87 \Rightarrow \underline{\underline{\text{pH} = 8.13}}$$

1 point

Parmi He(g), N₂(g), NH₃(aq), NH₄⁺(aq), Na(s), Na⁺(aq), NaCl(s), Cl⁻(aq), Cl₂(g), et Ar(g), lequel est un réducteur? 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 9.88. Si la concentration de B(aq) est 0.244 M et la concentration de C(aq) est 0.311 M, quelle concentration de A(aq) sera nécessaire afin que la valeur de ΔG soit -4.00 kJ? La température est toujours 25.0°C.
- (b) (4 points) Pour la réaction $3 A(g) \rightleftharpoons 2 B(g) + C(g)$, on commence avec seulement le A(g) pur. On atteint l'équilibre. À l'équilibre, la pression totale est 7.00 atm, et la pression partielle de B(g) est 2.50 atm. Quelle est la valeur de ΔG° pour cette réaction? La température est toujours 25.0°C.

$$a) \Delta G^\circ = -RT \ln K = -(8.3145)(298.15) \ln(9.88) = -5678 \text{ J}$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q \Rightarrow -4000 = -5678 + RT \ln Q$$

$$1678 = RT \ln Q \Rightarrow \ln Q = \frac{1678}{RT} = \frac{1678}{(8.3145)(298.15)} = 0.6769$$

$$Q = e^{0.6769} = 1.968 \Rightarrow 1.968 = \frac{[B][C]^2}{[A]^2}$$

$$[A] = \sqrt{\frac{[B][C]^2}{1.968}} = \sqrt{\frac{(0.244)(0.311)^2}{1.968}} = \underline{\underline{0.110 \text{ M}}}$$



i: ??

c: -3x

e: ??

-

+2x

2x

$$P_B = 2.50 \text{ atm}$$

$$2x = 2.50 \text{ atm}$$

$$x = 1.25 \text{ atm}$$

$$\Rightarrow P_C = 1.25 \text{ atm}$$

$$P_T = 7.00 \text{ atm} = P_A + P_B + P_C \Rightarrow P_A = 7.00 - P_B - P_C = 3.25 \text{ atm}$$

$$K = \frac{P_B^2 P_C}{P_A^3} = \frac{(2.50)^2 (1.25)}{(3.25)^3} = 0.2276 \Rightarrow \Delta G^\circ = -RT \ln K = -8.3145(298.15) \times \ln(0.2276)$$
$$\Delta G^\circ = \underline{\underline{+3.67 \text{ kJ}}}$$

1 point

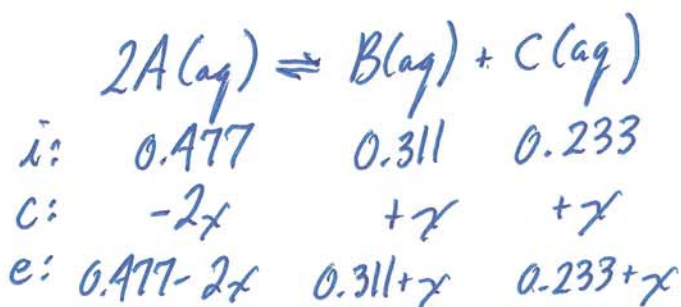
Parmi He(g), N₂(g), NH₃(aq), NH₄⁺(aq), Na(s), Na⁺(aq), NaCl(s), Cl⁻(aq), Cl₂(g) et Ar(g), lequel est un oxydant? SVP encerclez votre réponse.

9 points

- (a) (5 points) Pour la réaction $2A(aq) \rightleftharpoons B(aq) + C(aq)$, la valeur de ΔG° est -3.70 kJ (ou kJ/mol) à 25°C . Les concentrations initiales de A(aq), B(aq), et C(aq) sont 0.477 M, 0.311 M, et 0.233 M, respectivement. Quelle sera la concentration de A(aq) lorsqu'on atteint l'équilibre à 25.0°C ?
- (b) (4 points) On a 50.00 mL d'une solution aqueuse de CaCl₂ (CaCl₂ est un électrolyte fort). On ajoute un excès de AgNO₃ afin de produire le précipité AgCl(s). La masse de AgCl produite est 2.222 g. Quelle était la concentration originale de la solution CaCl₂?

a)

$$K = e^{-\Delta G^\circ/RT} = e^{-(-3700)/(8.3145)(298.15)} = 4.448$$



$$K = \frac{[B][C]}{[A]^2}$$

$$4.448 = \frac{(0.311+x)(0.233+x)}{(0.477-2x)^2}$$

$$4.448 = \frac{x^2 + 0.544x + 0.0725}{4x^2 - 1.908x + 0.2275}$$

$$16.792x^2 - 9.0308x + 0.9394 = 0 \implies$$

$$\begin{aligned} a &= 16.792 \\ b &= -9.0308 \\ c &= 0.9394 \end{aligned}$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{9.0308 \pm 4.2962}{2(16.792)} = 0.3968, 0.1410$$

\uparrow
impossible

$$[A] = 0.477 - 2x = \underline{\underline{0.195\text{ M}}}$$

$$b) n_{\text{Cl}^-} = n_{\text{AgCl}} = \frac{2.222\text{ g}}{(107.9 + 35.45)\text{ g/mol}} = 0.015501\text{ mol}$$

$$n_{\text{CaCl}_2} = \frac{1}{2} n_{\text{Cl}^-} = \frac{0.015501}{2} = 0.007750\text{ mol}$$

$$[\text{CaCl}_2] = \frac{0.007750\text{ mol}}{0.05000\text{ L}} = \underline{\underline{0.1550\text{ M}}}$$