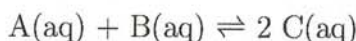


1 pointDonnez l'état d'oxydation du S dans le HSO_4^- .**+6****9 points**

Pour la réaction



la constante d'équilibre est 40.3 à 25°C et 57.7 à 50°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 75°C. À quelle température est-ce que la constante d'équilibre, K, sera égale à 1.00?

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

$$\Delta H^\circ = \frac{-8.3145 \ln \left(\frac{57.7}{40.3} \right)}{\left(\frac{1}{323.15} - \frac{1}{298.15} \right)} = 11500 \text{ J} = \underline{\underline{+11.5 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta G_{25}^\circ = -RT \ln K_{25} = -(8.3145)(298.15) \ln 40.3 = -9163 \text{ J}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = \frac{\Delta H^\circ - \Delta G^\circ}{T} = \frac{11500 - (-9163)}{298.15} = \underline{\underline{+69.3 \text{ J/K}}}$$

$$\Delta G_{75}^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ = 11500 - (8.3145)(+69.3) = -12627 \text{ J}$$

$$K_{75} = e^{-\Delta G^\circ / RT} = e^{-(-12627) / (8.3145)(348.15)} = \underline{\underline{78.4}}$$

$$\text{si } K=1.00, \Delta G^\circ = -RT \ln K = 0 \Rightarrow \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ = 0$$

$$\Rightarrow \Delta H^\circ = T \Delta S^\circ \Rightarrow T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ} = \frac{11500 \text{ J}}{69.3 \text{ J/K}} = \underline{\underline{166 \text{ K}}}$$

1 point

Donnez l'acide conjugué de HSO_4^- .



9 points

On dissout 1.933 g de NaA(s) dans assez d'eau pour produire 25.0 mL de solution. Le $\text{p}K_a$ de HA(aq), l'acide conjugué de la base $\text{A}^-(\text{aq})$, est 4.55. Pour neutraliser cette solution de NaA(aq), on a besoin de 29.2 mL d'une solution 0.112 M en HCl(aq). La température de la solution est 25°C.

- (a) Calculez la valeur de la masse molaire de NaA.
- (b) Quelle est la valeur du pH lorsqu'on est à mi-chemin dans le titrage (c'est à dire, après l'ajout de 14.6 mL de la solution HCl(aq))?
- (c) Calculez la valeur du pH au point d'équivalence.

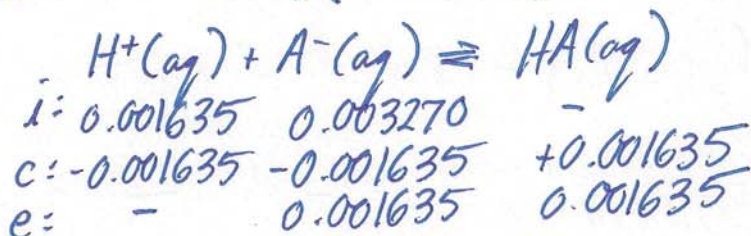
$$a) C_A V_A = C_B V_B \Rightarrow C_B = \frac{C_A V_A}{V_B} = \frac{(0.112)(29.2)}{(25.0)} = 0.1308 \text{ M}$$

$$0.1308 \text{ mol NaA} \rightarrow 1000 \text{ mL} \quad \left. \vphantom{0.1308} \right\} x = 0.003270 \text{ mol}$$

$$x \quad \rightarrow 25 \text{ mL}$$

$$\text{MM} = 1.933 \text{ g} / 0.003270 \text{ mol} = \underline{\underline{591 \text{ g/mol}}}$$

$$b) n_{\text{H}^+} = (0.112 \text{ mol/L})(0.0146 \text{ L}) = 0.001635 \text{ mol}$$



$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}\right) = \text{p}K_a + \log(1.00) = \text{p}K_a = 4.55$$

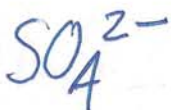
c) au point d'équivalence, tout le $\text{A}^-(\text{aq})$ est converti en $\text{HA}(\text{aq})$
 $(K_a = 10^{-\text{p}K_a} = 2.82 \times 10^{-5})$ et $[\text{HA}] = \frac{0.00327 \text{ mol}}{(0.0250 + 0.0292) \text{ L}}$
 $= 0.06033 \text{ M} \Rightarrow \text{HA}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{A}^-(\text{aq})$

$$\Rightarrow 2.82 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{x^2}{0.06033} \Rightarrow x = [\text{H}^+] = 0.001304 \text{ M}$$

$$\Rightarrow \text{pH} = \underline{\underline{2.88}}$$

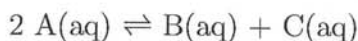
1 point

Donnez la base conjuguée de HSO_4^- .



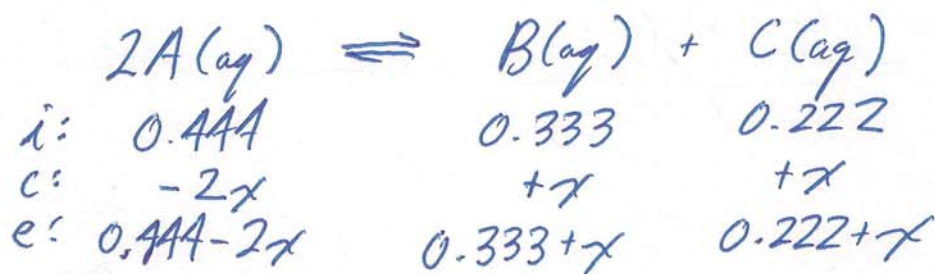
9 points

Pour la réaction



les concentrations de $\text{A}(\text{aq})$, $\text{B}(\text{aq})$, et $\text{C}(\text{aq})$ sont 0.444 M, 0.333 M, et 0.222 M. La température est 25°C . La valeur de ΔG° à cette température est -1.40 kJ . Quelle sera la concentration de $\text{A}(\text{aq})$ à l'équilibre? Quelle était la valeur originale de ΔG (autrement dit, quelle était la valeur de ΔG avec les concentrations initiales)?

$$K = e^{-\Delta G^\circ/RT} = e^{-(-1400)/(8.3145)(298.15)} = 1.759$$



$$K = \frac{[\text{B}][\text{C}]}{[\text{A}]^2} \Rightarrow 1.759 = \frac{(0.333+x)(0.222+x)}{(0.444-2x)^2}$$

$$\Rightarrow 6.036x^2 - 3.679x + 0.2726 = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} \Rightarrow x = 0.523, 0.0863$$

$$\Rightarrow 0.523 \text{ impossible, donc } x = 0.0863$$

$$\Rightarrow [\text{A}] = 0.444 - 2x = \underline{\underline{0.271 \text{ M}}}$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q = \Delta G^\circ + RT \ln \frac{[\text{B}][\text{C}]}{[\text{A}]^2}$$

$$= -1400 + (8.3145)(298.15) \ln \left(\frac{(0.333)(0.222)}{(0.444)^2} \right)$$

$$= -3831 \text{ J} = \underline{\underline{-3.83 \text{ kJ}}}$$

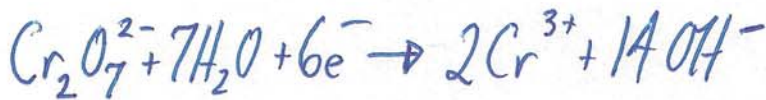
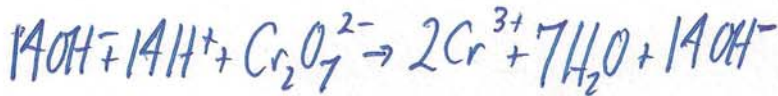
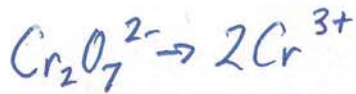
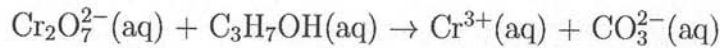
1 point

On a une solution de $\text{NH}_4\text{Cl}(\text{aq})$? NH_3 est une base faible. Le pH de cette solution sera plus bas que 7.00, égal à 7.00, ou plus grand que 7.00?

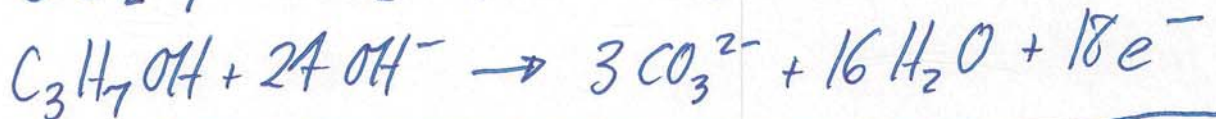
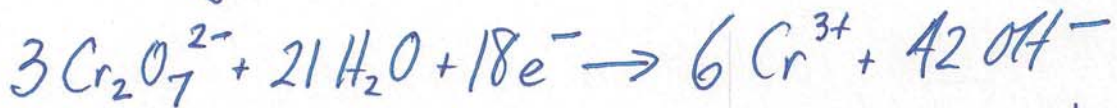
< 7

9 points

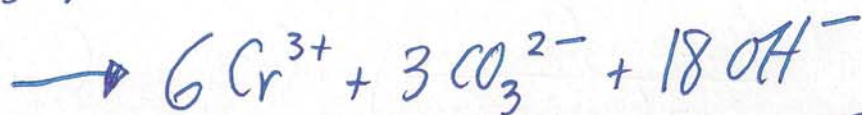
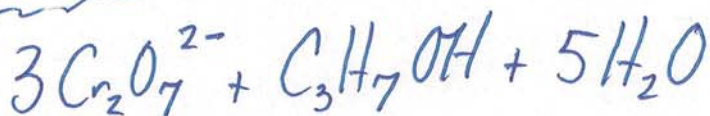
Équilibrez la réaction oxydoréduction suivante (en milieu basique):



x3



x1



1 point

Pour la réaction exothermique, $2 \text{O}_3(\text{g}) \rightleftharpoons 3 \text{O}_2(\text{g})$, la valeur de la constante d'équilibre diminue, reste constante, ou augmente lorsqu'on diminue la température?

augmente

9 points

On prépare une solution tampon en ajoutant 9.77 g de NaOH à 1.000 L d'une solution 0.455 M en $\text{CH}_3\text{COOH}(\text{aq})$ (l'acide acétique). 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 0.020 moles de $\text{HCl}(\text{g})$ après l'ajout du NaOH (partie b). Calculez le nouveau pH de la solution.

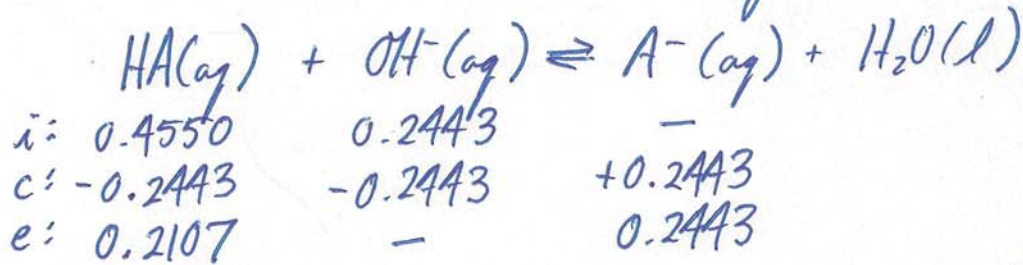
a) $\text{HA}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{H}^+(\text{aq}) + \text{A}^-(\text{aq})$

e:	$0.455 - x$	x	x
	≈ 0.455		

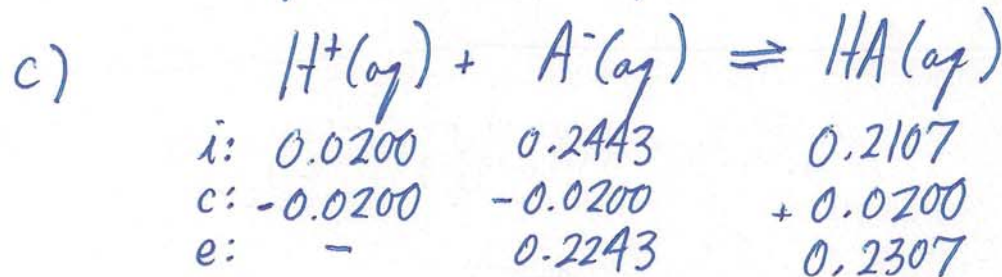
$$\left. \right\} \Rightarrow 1.8 \times 10^{-5} = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{x^2}{0.455}$$

$$x = [\text{H}^+] = 0.00286 \text{ M} \Rightarrow \text{pH} = \underline{\underline{2.54}}$$

b) $n_{\text{NaOH}} = \frac{9.77 \text{ g}}{(22.99 + 16.00 + 1.008) \text{ g/mol}} = 0.2443 \text{ mol}$



$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}\right) = -\log(1.8 \times 10^{-5}) + \log\left(\frac{0.2443}{0.2107}\right) = \underline{\underline{4.81}}$$



$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log\left(\frac{[\text{A}^-]}{[\text{HA}]}\right) = -\log(1.8 \times 10^{-5}) + \log\left(\frac{0.2243}{0.2307}\right) = \underline{\underline{4.73}}$$