

1 point

Quelle est la base conjuguée de HPO_4^{2-} ?



9 points

Pour la réaction



la constante d'équilibre est 3.33 à 25.0°C et 5.55 à 50.0°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 75.0°C. À quel température aurons-nous une constante d'équilibre égale à 1.00?

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

$$\Delta H^\circ = \frac{-8.3145 \ln(5.55/3.33)}{(1/323.15 - 1/298.15)} = 16368 \text{ J} = \underline{\underline{16.4 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta G_{25}^\circ = -RT \ln K_{25} = -8.3145 (298.15) \ln(3.33) = -2982 \text{ J}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = \frac{\Delta H^\circ - \Delta G^\circ}{T}$$

$$\Delta S^\circ = \frac{16368 - (-2982)}{298.15} = \underline{\underline{64.9 \text{ J/K}}}$$

$$\Delta G_{75}^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 16368 - (348.15)(64.9) = -6227 \text{ J}$$

$$K = e^{-\Delta G^\circ/RT} = e^{-(-6227)/(8.3145)(348.15)} = \underline{\underline{8.59}}$$

$$K = 1.00 \Rightarrow \Delta G^\circ = -RT \ln K = 0 \Rightarrow \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 0$$

$$\Rightarrow T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ} = \frac{16368}{64.9} = \underline{\underline{252 \text{ K}}}$$

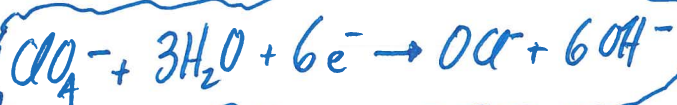
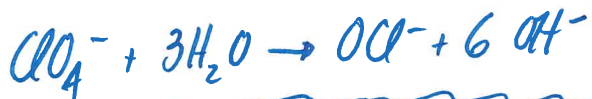
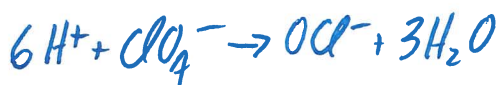
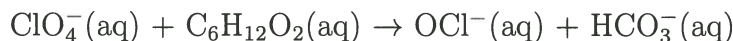
1 point

Quel est l'acide conjugué de HPO_4^{2-} ?

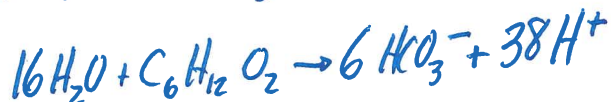
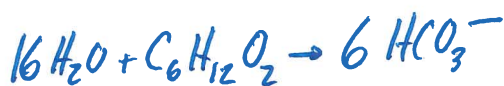


9 points

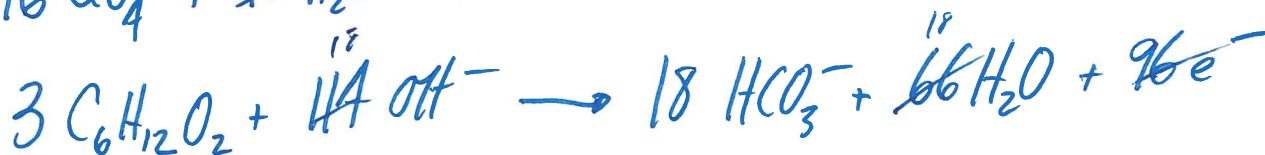
Équilibrez la réaction chimique suivante, en solution basique,



x16



x3



1 point

À 1.00 atm et 100.0°C, pour la condensation de la vapeur d'eau, $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, est-ce que la variation dans l'entropie du système, ΔS , sera négative, positive, ou zéro? Encerchez votre réponse.

9 points

À 25.0°C, on dissout 3.33 g d'un acide, HA, dans assez d'eau pour produire 25.0 mL de solution. Le pH de cette solution acide est 1.33. On titre la solution avec une solution 0.222 M en NaOH et on a besoin de 22.2 mL pour se rendre au point d'équivalence.

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

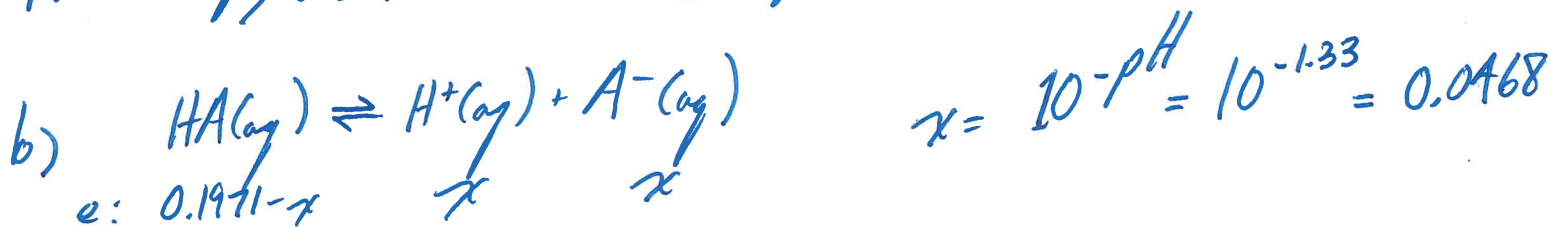
(b) (3 points) Quelle est la valeur de K_b pour la base conjuguée de HA(aq), soit $\text{A}^-(\text{aq})$?

(b) (3 points) Si on avait dilué la solution acide originale (celle avec un pH de 1.33) à un volume de 250.0 mL (donc une dilution d'un facteur de dix), quel serait le pH de cette solution de 250.0 mL?

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

$$\left. \begin{array}{l} 0.1971 \text{ mol} \rightarrow 1000 \text{ mL} \\ x \rightarrow 25.0 \text{ mL} \end{array} \right\} x = 0.004928$$

$$M = 3.33 \text{ g} / 0.004928 \text{ mol} = \underline{\underline{676 \text{ g/mol}}}$$



$$K_a = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} = \frac{(0.0468)(0.0468)}{(0.1971 - 0.0468)} = 1.46 \times 10^{-2}$$

$$K_b = 1.0 \times 10^{-14} / K_a = 1.0 \times 10^{-14} / 1.46 \times 10^{-2} = \underline{\underline{6.9 \times 10^{-13}}}$$

c) [HA] serait 0.01971 M après la dilution



e: $0.01971 - x \quad x \quad x$

$$1.46 \times 10^{-2} = \frac{x^2}{0.01971 - x}$$

$$\begin{aligned} 1.46 \times 10^{-2} &= x^2 / 0.01971 - x \\ x^2 + 0.0146x - 0.0002878 &= 0 \\ \Rightarrow x = [\text{H}^+] &= 0.01117 \\ \Rightarrow \text{pH} &= \underline{\underline{1.95}} \end{aligned}$$

1 point

À 1.00 atm et 100.0°C, pour la condensation de la vapeur d'eau, $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, est-ce que la variation dans l'entropie des environs, $\Delta S_{\text{environs}}$, sera négative, positive, ou zéro? Encerclez votre réponse.

9 points

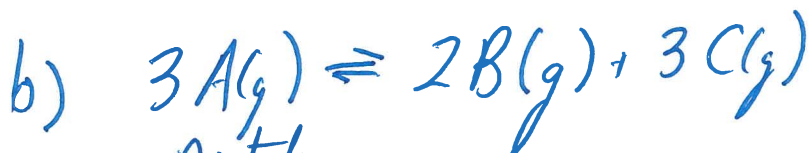
- (a) (5 points) Pour la réaction $2 \text{A}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{B}(\text{aq}) + 2 \text{C}(\text{aq})$, la valeur de ΔG est -4.44 kJ lorsque les concentrations de $\text{A}(\text{aq})$, $\text{B}(\text{aq})$, et $\text{C}(\text{aq})$ sont 0.222 M, 0.444 M, et 0.555 M. Quelle est la valeur de la constante d'équilibre pour cette réaction? La température est toujours 25.0°C.
- (b) (4 points) Pour la réaction $3 \text{A}(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{B}(\text{g}) + 3 \text{C}(\text{g})$, on commence avec seulement le $\text{A}(\text{g})$. À l'équilibre, la pression partielle de $\text{C}(\text{g})$ est 4.80 atm. La constante d'équilibre pour cette réaction est 17.7. Quelle est la pression de $\text{A}(\text{g})$ à l'équilibre? Quelle était la pression initiale de $\text{A}(\text{g})$? La température est toujours 25.0°C.

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

$$\Delta G^\circ = -4440 - (8.3145)(298.15) \ln \left[\frac{(0.444)(0.555)^2}{(0.222)^2} \right]$$

$$\Delta G^\circ = -6970 \text{ J} \Rightarrow K = e^{-\Delta G^\circ/RT} = e^{-(-6970)/(8.3145)(298.15)}$$

$$K = \underline{\underline{16.6}}$$



i: P_A initiale

c: $-3x$

e: P_A

— —

$+2x$ $+3x$

$2x$ $3x$

$$P_C = 3x = 4.80 \text{ atm}$$

$$x = 1.60 \text{ atm}$$

↓

$$P_B = 2x = 3.20 \text{ atm}$$

$$K = 17.7 = \frac{P_B^2 P_C^3}{P_A^3} \Rightarrow P_A = \sqrt[3]{\frac{P_B^2 P_C^3}{17.7}} = \sqrt[3]{\frac{(3.20)^2 (4.80)^3}{17.7}} = 4.00 \text{ atm}$$

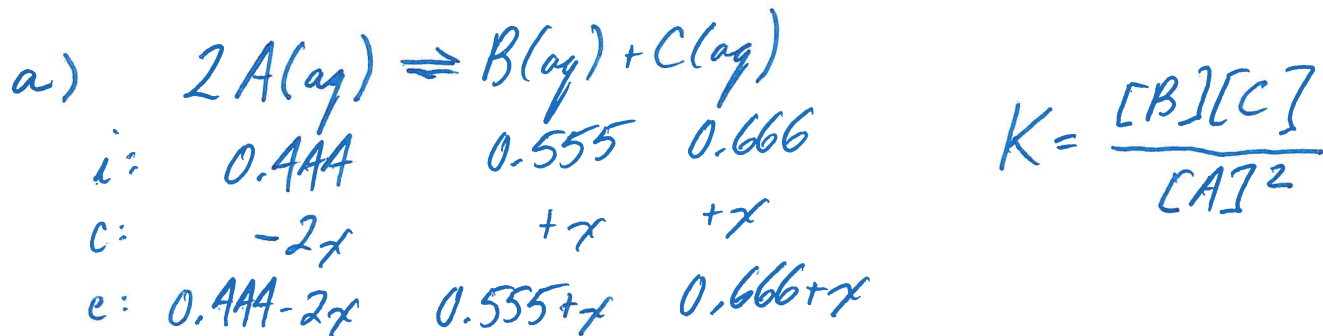
$$P_A^{\text{initiale}} = P_A + 3x = 4.00 + (3)(1.60) = \underline{\underline{8.80 \text{ atm}}}$$

1 point

À 1.00 atm et 100.0°C, pour la condensation de la vapeur d'eau, $\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{H}_2\text{O}(\text{l})$, est-ce que la variation dans l'entropie de l'univers, $\Delta S_{\text{univers}}$, sera négative, positive, ou zéro? Encerchez votre réponse.

9 points

- (a) (5 points) Pour la réaction $2 \text{A}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{B}(\text{aq}) + \text{C}(\text{aq})$, la constante d'équilibre est 5.55 à 25°C. Les concentrations initiales de $\text{A}(\text{aq})$, $\text{B}(\text{aq})$, et $\text{C}(\text{aq})$ sont 0.444 M, 0.555 M, et 0.666 M, respectivement. Quelle sera la concentration de $\text{A}(\text{aq})$ lorsqu'on sera à l'équilibre à 25.0°C?
- (b) (4 points) On a 666 mL d'une solution aqueuse de NaOH (NaOH est un électrolyte fort). On ajoute un excès de $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ pour produire le précipité $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$. On produit 0.0888 g de $\text{Al}(\text{OH})_3(\text{s})$. Quel était le pH original de la solution de NaOH?



$$5.55 = \frac{(0.555+x)(0.666+x)}{(0.444-2x)^2} = \frac{x^2 + 1.221x + 0.36963}{4x^2 - 1.776x + 0.19714}$$

$$21.2x^2 - 11.0778x + 0.7245 = 0$$

$$x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a} = \frac{11.0778 \pm 7.8282}{42.4} = 0.4459 \text{ ou } 0.0765$$

impossible

$$[\text{A}] = 0.444 - 2(0.0765) = \underline{\underline{0.291 \text{ M}}}$$

b)

$$n_{\text{Al}(\text{OH})_3} = \frac{0.0888 \text{ g}}{78.00 \text{ g/mol}} = 0.001138 \text{ mol}$$

$$n_{\text{OH}^-} = 3 \times n_{\text{Al}(\text{OH})_3} = 0.003415 \text{ mol}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{0.003415 \text{ mol}}{0.666 \text{ L}} = 0.005128 \text{ M}$$

$$\begin{aligned} p\text{OH} &= 2.29 \\ p\text{H} &= \underline{\underline{11.71}} \end{aligned}$$