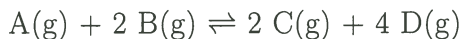


1 point

La réaction suivante, $2 \text{Na}(s) + \text{Cl}_2(g) \rightarrow 2 \text{NaCl}(s)$, est une réaction spontanée (une réaction qui va se produire). Est-ce que la variation dans l'entropie du système (la variation d'entropie de la réaction chimique), est négative, positive, ou nulle à cette température? SVP encerclez votre réponse.

9 points

Pour la réaction



la constante d'équilibre est 11.1 à 25.0°C et 19.9 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. Calculez la valeur de W (le travail) pour cette réaction sous une pression constante de 1.00 atm à 25.0°C. Quelle serait la valeur de Q (la chaleur) si la réaction se produisait à volume constant?

$$\ln \frac{K_2}{K_1} = \frac{-\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right) \Rightarrow \Delta H^\circ = \frac{-R \ln(K_2/K_1)}{(1/T_2 - 1/T_1)} = \frac{-8.3145 \ln \left(\frac{19.9}{11.1} \right)}{(1/323.15 - 1/298.15)}$$

$$= 18706 \text{ J} = \underline{\underline{18.7 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K_{25}$$

$$= -(8.3145)(298.15) \ln(11.1) = -5967 \text{ J}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = \frac{\Delta H^\circ - \Delta G^\circ}{T} = \frac{18706 - (-5967)}{298.15} = \underline{\underline{82.8 \text{ J/K}}}$$

$$\Delta G_{75}^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ = 18706 - (348.15)(82.8) = -10120 \text{ J}$$

$$K_{75} = e^{-\Delta G_{75}^\circ / RT} = e^{-(-10120) / (8.3145)(348.15)} = \underline{\underline{33.0}}$$

$$\Delta U = \Delta H - RT \Delta n = 18706 - (8.3145)(298.15)(6-3) = 11269 \text{ J} = 11.3 \text{ kJ}$$

$$\Rightarrow \text{à } V \text{ constant, } Q = \Delta U = \underline{\underline{+11.3 \text{ kJ}}}$$

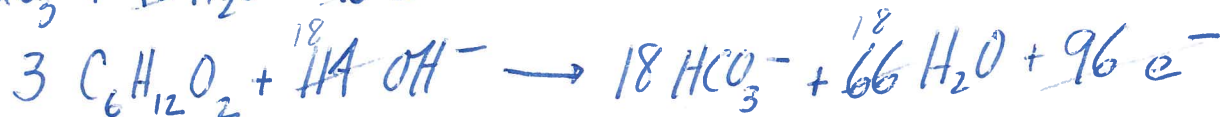
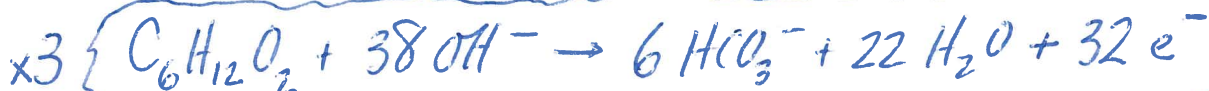
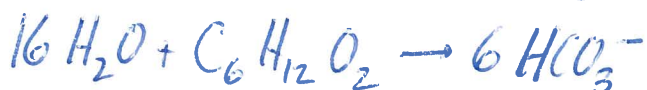
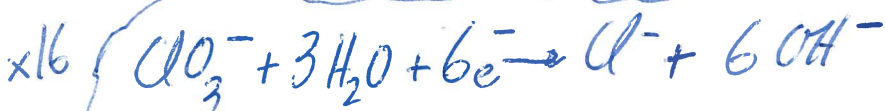
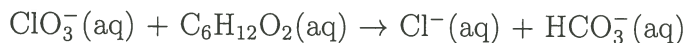
$$\begin{aligned} \Rightarrow \text{à } P \text{ constante, } Q = \Delta H \therefore \Delta U = Q + W &\Rightarrow W = \Delta U - Q \\ &= \Delta U - \Delta H \\ &= 11.3 - 18.7 \\ &= \underline{\underline{-7.4 \text{ kJ}}} \end{aligned}$$

1 point

Parmi $\text{H}_2(\text{g})$, $\text{N}_2(\text{g})$, $\text{NH}_4^+(\text{aq})$, $\text{NH}_3(\text{aq})$, $\text{Na}(\text{s})$, $\text{Na}^+(\text{aq})$, $\text{NaCl}(\text{s})$, $\text{NaH}(\text{s})$, $\text{Cl}_2(\text{g})$ et $\text{SO}_4^{2-}(\text{aq})$, lequel est un acide Bronsted-Lowry? SVP encerclez votre réponse.

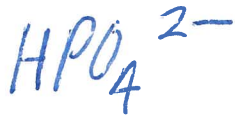
9 points

Équilibrez la réaction suivante, en solution basique,



1 point

Quel est la base conjuguée de $H_2PO_4^-$?



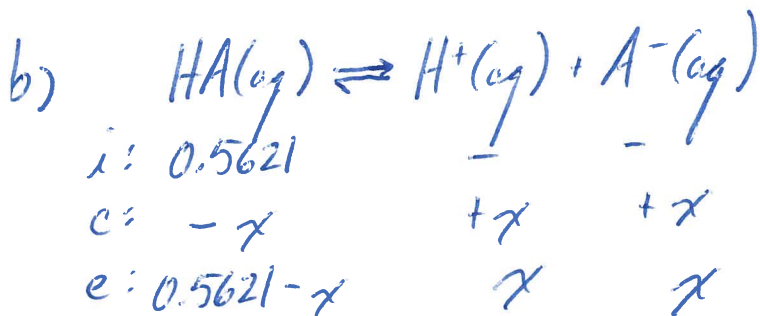
9 points

À 25.0°C, on place 1.77 g d'un acide, HA, dans assez d'eau pour produire 25.0 mL de solution. Le pH original de cette solution est 2.33. On titre cette solution avec une solution 0.666 M en NaOH et on a besoin 21.1 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_b , de A^- ?
- (c) (2 points) Quelle serait le pH d'une solution 3.00 M en NaA?

$$a) C_A V_A = C_B V_B \Rightarrow C_A = \frac{C_B V_B}{V_A} = \frac{(0.666)(21.1)}{(25.0)} = 0.5621 M$$

$$0.5621 \text{ mol} \rightarrow 1000 \text{ mL} \quad \left. \begin{array}{l} \\ \\ \end{array} \right\} x = 0.01405 \text{ mol} \Rightarrow \begin{array}{l} MM = \frac{1.77g}{0.01405 \text{ mol}} \\ MM = \underline{\underline{126 \text{ g/mol}}} \end{array}$$



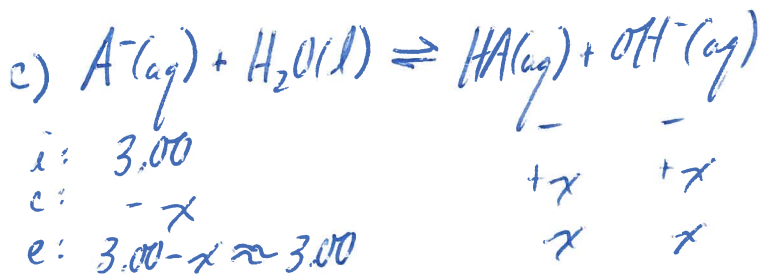
$$[H^+] = 10^{-pH}$$

$$[H^+] = 10^{-2.33}$$

$$[H^+] = 0.004608 M$$

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]} = \frac{(0.004608)(0.004608)}{(0.5621 - 0.004608)} = 3.81 \times 10^{-5}$$

$$\Rightarrow K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{3.81 \times 10^{-5}}$$



$$\Rightarrow K_b = \underline{\underline{2.6 \times 10^{-10}}}$$

$$2.6 \times 10^{-10} = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} \Rightarrow 2.6 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{3.00} \Rightarrow x = [OH^-] = 2.79 \times 10^{-5}$$

$$\Rightarrow pOH = 4.55 \Rightarrow pH = \underline{\underline{9.45}}$$

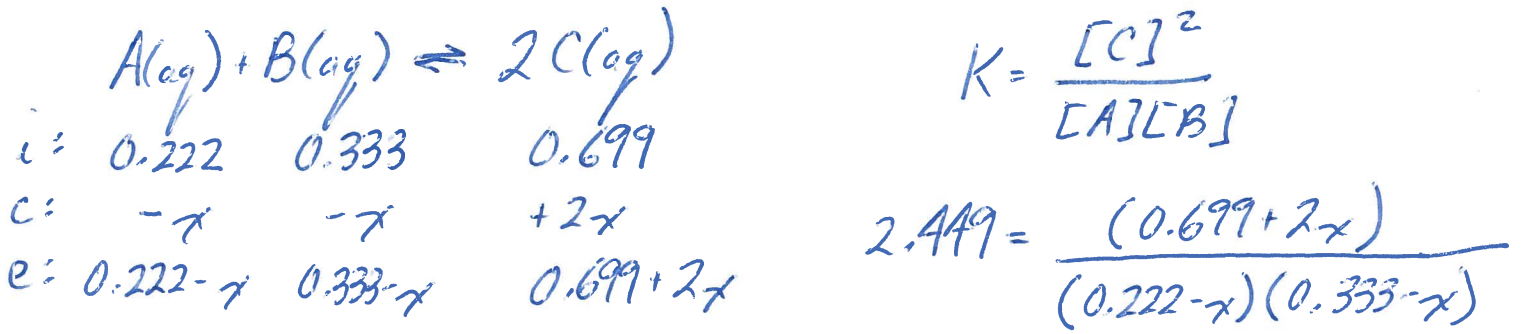
1 point

Parmi Na(s), NaOH(s), NaCl(s), Na⁺(aq), OH⁻(aq), F₂(g), Cl⁻(aq) et H₂O(l), lequel est le meilleur oxydant? SVP encerclez votre réponse.

9 points

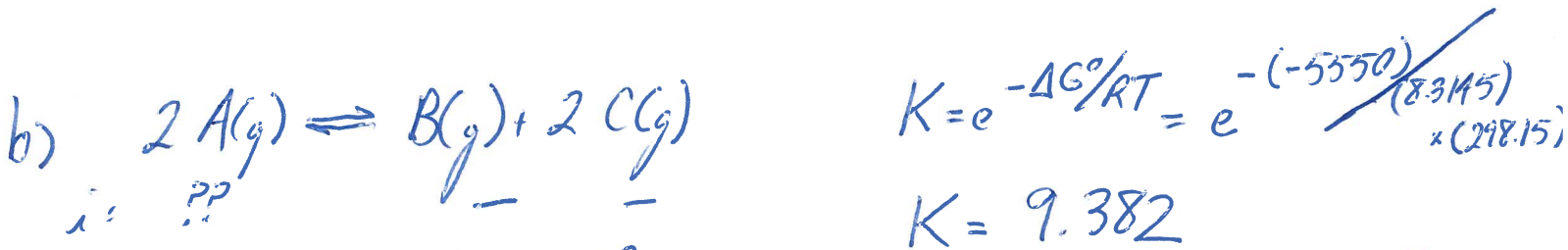
- (a) (5 points) Pour la réaction $A(aq) + B(aq) \rightleftharpoons 2 C(aq)$, $\Delta G^\circ = -2.22 \text{ kJ}$ à 25.0°C . Les concentrations initiales de A(aq), B(aq) et de C(aq) sont 0.222 M, 0.333 M, et 0.699 M respectivement. Quelle sera la concentration de C(aq) lorsqu'on atteint l'équilibre à 25.0°C ?
- (b) (4 points) Pour la réaction $2 A(g) \rightleftharpoons B(g) + 2 C(g)$, on commence avec seulement le A(g). On atteint l'équilibre et la pression partielle de C(g) est 4.00 atm. La valeur de ΔG° pour cette réaction est -5.55 kJ. Quelle était la pression initiale de A(g)? La température est toujours 25.0°C .

$$a) K = e^{-\Delta G^\circ/RT} = e^{-(-2220)/(8.3145)(298.15)} = 2.449$$



$$2.449 = \frac{4x^2 + 2.796x + 0.4886}{x^2 - 0.555x + 0.0739} \Rightarrow 0 = 1.551x^2 + 4.155x + 0.308$$

$$\Rightarrow x = -0.076 \Rightarrow [C] = 0.699 + 2(-0.076) = \underline{\underline{0.547 \text{ M}}}$$



$P_C = 4.00 \text{ atm} \therefore x = 2.00 \text{ atm}$

$$9.382 = \frac{P_B P_C^2}{P_A^2} \Rightarrow P_A = \sqrt{\frac{P_B P_C^2}{9.382}} = \sqrt{\frac{(2.00)(4.00)^2}{9.382}} = 1.85 \text{ atm}$$

pression initiale de A(g) est $1.85 + 4.00 = \underline{\underline{5.85 \text{ atm}}}$

1 point

Quel sera l'effet d'une diminution dans la température sur la valeur de la constante d'équilibre pour la réaction $\text{N}_2(\text{g}) + 3 \text{H}_2(\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{NH}_3(\text{g})$? Est-ce que la valeur va augmenter, diminuer, ou rester la même? N.B. que la valeur de ΔH° pour cette réaction est -92.0 kJ . SVP encerclez 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 6.66. Si la concentration de $\text{B}(\text{aq})$ est 0.444 M et celle de $\text{C}(\text{aq})$ est 0.333 M, quelle concentration de $\text{A}(\text{aq})$ sera nécessaire afin que la valeur de ΔG soit -6.66 kJ ? La température est toujours 25°C .
- (b) (4 points) On a 77.7 mL d'une solution de NaOH avec un pH de 13.11. On le titre avec une solution de H_3PO_4 0.222 M. H_3PO_4 est un acide triprotique. Quel volume de cette solution de H_3PO_4 est nécessaire pour atteindre le point d'équivalence?

$$a) \Delta G^\circ = -RT \ln K = - (8.3145) (298.15) \ln (6.66) = -4700 \text{ J}$$

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

$$-6660 = -4700 + (8.3145) (298.15) \ln Q \Rightarrow \ln Q = \frac{-6660 + 4700}{(8.3145)(298.15)}$$

$$\ln Q = -0.7907 \Rightarrow Q = e^{-0.7907} = 0.4535 = \frac{[\text{B}][\text{C}]}{[\text{A}]^2}$$

$$[\text{A}] = \sqrt{\frac{[\text{B}][\text{C}]}{0.4535}} = \sqrt{\frac{(0.444)(0.333)}{0.4535}} = \underline{\underline{0.571 \text{ M}}}$$

$$b) [\text{OH}^-] = [\text{NaOH}] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-0.89} = 0.1288 \text{ M}$$

$$3C_A V_A = C_B V_B \Rightarrow V_A = \frac{C_B V_B}{3C_A} = \frac{(0.1288)(77.7)}{(3)(0.222)} = \underline{\underline{15.0 \text{ mL}}}$$

H_3PO_4 est triprotique