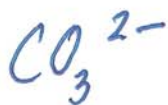


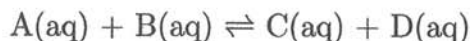
1 point

Quelle est la base conjuguée de  $\text{HCO}_3^-$ ?



9 points

Pour la réaction



la constante d'équilibre est 22.2 à 25.0°C et 37.7 à 75.0°C. Faisant l'approximation que  $\Delta H^\circ$  et  $\Delta S^\circ$  ne varient pas avec la température, calculez les valeurs de  $\Delta H^\circ$ ,  $\Delta S^\circ$ , et la constante d'équilibre,  $K$ , à 50.0°C. Cette réaction a une constante d'équilibre de 1.00 à quelle température?

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

$$\Delta H^\circ = \frac{-8.3145 \ln\left(\frac{37.7}{22.2}\right)}{(1/348.15 - 1/298.15)} = 9141 \text{ J} = \underline{\underline{9.14 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta G_{25}^\circ = -RT \ln K_{25} = -8.3145 (298.15) \ln(22.2) = -7685 \text{ J}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = \frac{\Delta H^\circ - \Delta G^\circ}{T} = \frac{9141 - (-7685)}{298.15} = \underline{\underline{56.4 \text{ J/K}}}$$

$$\Delta G_{50}^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 9141 - (323.15)(56.4) = -9085 \text{ J}$$

$$K_{50} = e^{-\Delta G^\circ/RT} = e^{-(-9085)/(8.3145)(323.15)} = \underline{\underline{29.4}}$$

$$\Rightarrow \text{si } K=1.00, \Delta G^\circ = -RT \ln K = -RT \ln(1.00) = 0$$

$$\Rightarrow \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 0 \Rightarrow T = \frac{\Delta H^\circ}{\Delta S^\circ}$$

$$T = \frac{9141 \text{ J}}{56.4 \text{ J/K}} = \underline{\underline{162 \text{ K}}}$$

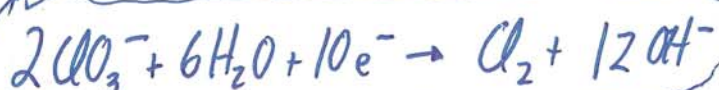
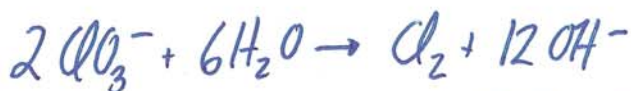
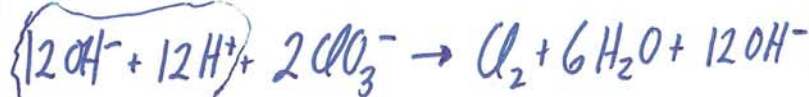
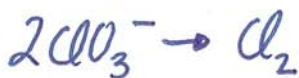
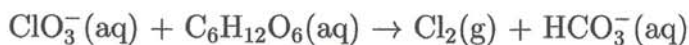
1 point

Quel est l'acide conjugué de  $\text{HPO}_4^{2-}$ ?

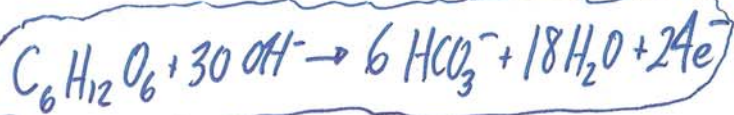
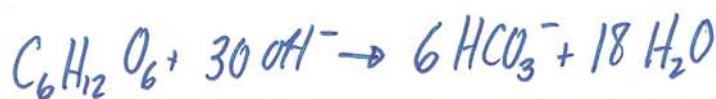
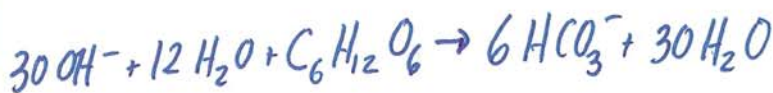
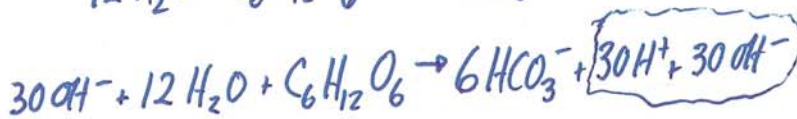
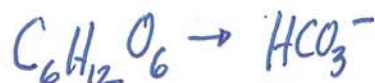
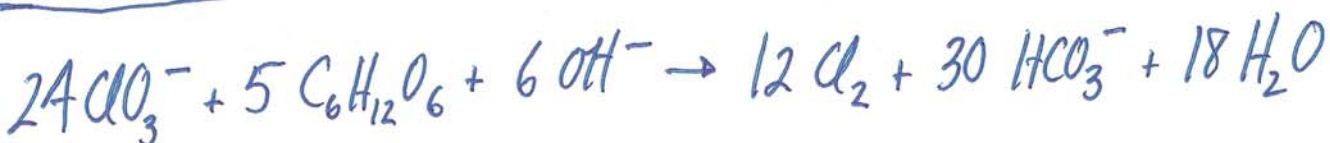
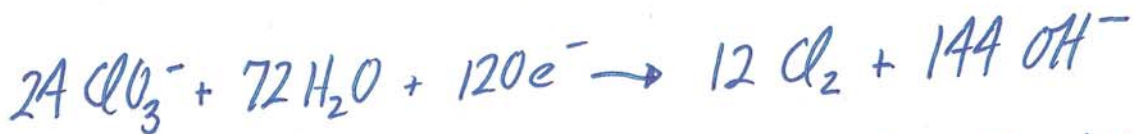


9 points

Équilibrez la réaction suivante, en solution basique,



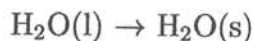
$\times 12$



$\times 5$

**1 point**

Pour la réaction suivante, à  $-1.00^{\circ}\text{C}$  (272.15 K) et une pression de 1.00 atm,

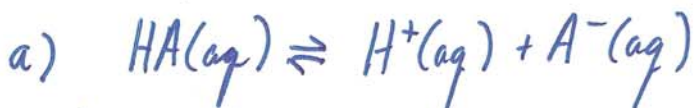


La valeur de  $\Delta S_{\text{univers}}$  est positive, négative, ou nulle?

positive

**9 points**

- (a) (5 points) Calculez le pH d'une solution aqueuse 0.122 M en HA si HA est un acide faible avec une constante de dissociation,  $K_A$ , égale à  $2.2 \times 10^{-2}$ . La température est  $25^{\circ}\text{C}$ .
- (b) (4 points)  $\text{A}^-$  est la base conjuguée de l'acide HA de la partie (a). Calculez le pH d'une solution aqueuse 3.00 M en NaA.



i:	0.122	-	-
c:	$-\chi$	$+\chi$	$+\chi$
e:	$0.122 - \chi$	$\chi$	$\chi$

$\Rightarrow$  si on fait l'approximation que  $0.122 - \chi \approx 0.122$ , on trouve que  $\chi > 5\%$  de 0.122  $\Rightarrow$  doit résoudre l'équation quadratique

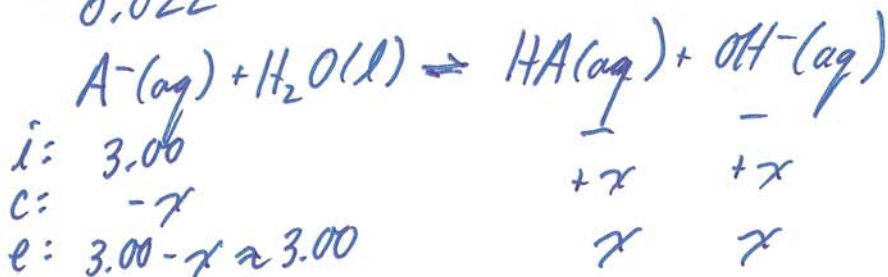
$$K_A = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \Rightarrow 0.022 = \frac{\chi^2}{0.122 - \chi} \Rightarrow \chi^2 + 0.022\chi - 0.002684 = 0$$

$$a=1; b=0.022; c=-0.002684 \Rightarrow \chi = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$\chi = -0.06396 \text{ ou } 0.04196 \Rightarrow [\text{H}^+] = 0.04196 \text{ M}$$

$$\text{pH} = -\log(0.04196) \Rightarrow \text{pH} = \underline{\underline{1.38}}$$

b)  $K_b = \frac{K_w}{K_A} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{0.022} = 4.55 \times 10^{-13}$

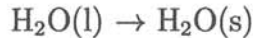


$$K_b = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} \Rightarrow 4.55 \times 10^{-13} = \frac{\chi^2}{3.00} \Rightarrow \chi = [\text{OH}^-] = 1.168 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$\Rightarrow \text{pOH} = -\log(1.168 \times 10^{-6}) = 5.93 \Rightarrow \text{pH} = \underline{\underline{8.07}}$$

**1 point**

Pour la réaction suivante, à  $-1.00^\circ\text{C}$  (272.15 K) et une pression de 1.00 atm,



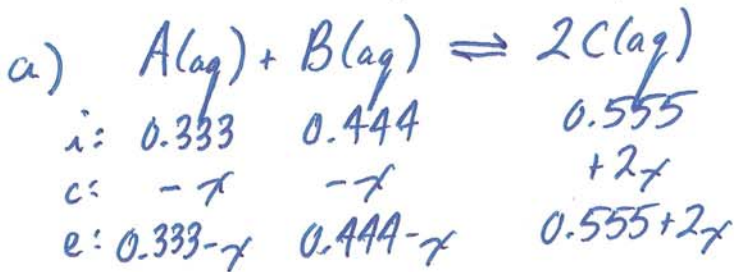
La valeur de  $\Delta S$  est positive, négative, ou nulle?

*négative*

**9 points**

(a) (5 points) Pour la réaction  $\text{A}(aq) + \text{B}(aq) \rightleftharpoons 2 \text{C}(aq)$ , la constante d'équilibre est 8.88 à  $25^\circ\text{C}$ . Les concentrations initiales de  $\text{A}(aq)$ ,  $\text{B}(aq)$ , et  $\text{C}(aq)$  sont, respectivement, 0.333 M, 0.444 M, et 0.555 M. Quelle sera la concentration de  $\text{C}(aq)$  lorsqu'on atteint l'équilibre à  $25^\circ\text{C}$ ?

(b) (4 points) Pour la réaction  $\text{A}(s) \rightleftharpoons 2 \text{B}(g) + 3 \text{C}(g)$ , on commence avec seulement le  $\text{A}(s)$  pur. On atteint l'équilibre et la pression totale finale est 7.00 atm. Quelle est la valeur de  $\Delta G^\circ$  pour cette réaction? La température est toujours  $25^\circ\text{C}$ .



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

$$K = 8.88 = \frac{(0.555+2x)^2}{(0.333-x)(0.444-x)}$$

$$8.88 = \frac{4x^2 + 2.22x + 0.0308025}{x^2 - 0.777x + 0.147852} \Rightarrow 4.88x^2 - 9.11976x + 1.0049 = 0$$

$$a = 4.88; b = -9.11976; c = 1.0049 \Rightarrow x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$x = 1.751$  ou  $0.118 \Rightarrow 1.751$  impossible car  $[\text{A}]$  et  $[\text{B}]$  seraient négatives

$$[\text{C}] = 0.555 + 2x = \underline{\underline{0.791 \text{ M}}}$$



$$P_T = P_B + P_C$$

$$7.00 = 2x + 3x$$

$$7.00 = 5x$$

$$x = 1.40$$

$$\Rightarrow P_B = 2.80 \text{ atm}; P_C = 4.20 \text{ atm} \Rightarrow K = P_B^2 P_C^3 = (2.80)^2 (4.20)^3 = 581$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K = -8.3145 (298.15) \ln (581) = \underline{\underline{-15.8 \text{ kJ}}}$$

**1 point**

Quel est l'état d'oxydation du N dans le  $\text{NH}_2\text{OH}$ ? - 1

**9 points**

- (a) (5 points) Pour la réaction  $2 \text{A}(\text{aq}) \rightleftharpoons \text{B}(\text{aq})$ , la constante d'équilibre est 7.77. Si la concentration de  $\text{B}(\text{aq})$  est 0.222 M, quelle concentration de  $\text{A}(\text{aq})$  sera nécessaire afin que la valeur de  $\Delta G$  soit -7.00 kJ? La température est toujours  $25^\circ\text{C}$ .
- (b) (4 points) On a 0.3477 g d'un échantillon d'un sel inconnu qui contient du  $\text{Cl}^-$ . On le dissout complètement dans l'eau. On ajoute un excès de  $\text{AgNO}_3$  afin de produire le précipité  $\text{AgCl}(\text{s})$ . La masse de  $\text{AgCl}$  produite est 0.2222 g. Quel est le pourcentage massique du  $\text{Cl}^-$  dans ce sel inconnu?

$$a) \Delta G^\circ = -RT \ln K = -8.3145 (298.15) \ln (7.77) = -5083 \text{ J}$$

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

$$-7000 = -5083 + RT \ln Q \Rightarrow -1917 = RT \ln Q$$

$$\ln Q = \frac{-1917}{RT} = \frac{-1917}{(8.3145)(298.15)} = -0.7733 \Rightarrow Q = e^{-0.7733}$$

$$Q = 0.4614$$

$$Q = \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]^2} = 0.4614 \Rightarrow [\text{A}] = \sqrt{\frac{[\text{B}]}{0.4614}} = \sqrt{\frac{0.222}{0.4614}}$$

$$[\text{A}] = \underline{\underline{0.694 \text{ M}}}$$

$$b) n_{\text{Cl}^-} = n_{\text{AgCl}} = \frac{0.2222 \text{ g}}{(107.87 + 35.45) \text{ g/mol}} = 0.0015504 \text{ mol}$$

$$\text{masse Cl}^- = (0.0015504 \text{ mol})(35.45 \text{ g/mol}) = 0.05496 \text{ g}$$

$$\% = \frac{0.05496 \text{ g}}{0.3477 \text{ g}} \times 100\% = \underline{\underline{15.81\%}}$$