

1 point

Donnez l'état d'oxydation du C dans le $C_4H_7O_2^-$.

-1

9 points

Pour la réaction



la constante d'équilibre est 33.3 à 25.0°C et 44.3 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 100.0°C. On doit refroidir à quelle température afin que cette réaction a une constante d'équilibre, K, égale à 1.00?

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

$$\Delta H^\circ = \frac{-8.3145 \ln (44.3/33.3)}{(1/323.15 - 1/298.15)} = 9146 \text{ J} = \underline{\underline{9.15 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta G_{25}^\circ = -RT \ln K_{25} = -(8.3145)(298.15) \ln (33.3) = -8690 \text{ J}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = \frac{\Delta H^\circ - \Delta G^\circ}{T} = \frac{9146 - (-8690)}{298.15} = \underline{\underline{59.8 \text{ J/K}}}$$

$$\Delta G_{100}^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 9146 - (373.15)(59.8) = -13168 \text{ J}$$

$$K_{100} = e^{-\Delta G^\circ/RT} = e^{-(-13168)/(8.3145)(373.15)} = \underline{\underline{69.7}}$$

• si $K = 1.00$, $\Delta G^\circ = -RT \ln (1.00) = 0$

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

$$T = \frac{9146 \text{ J}}{59.8 \text{ J/K}} = \underline{\underline{153 \text{ K}}}$$

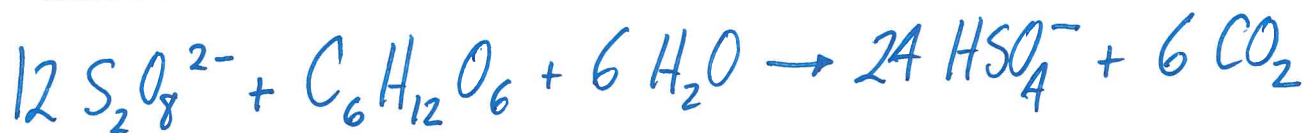
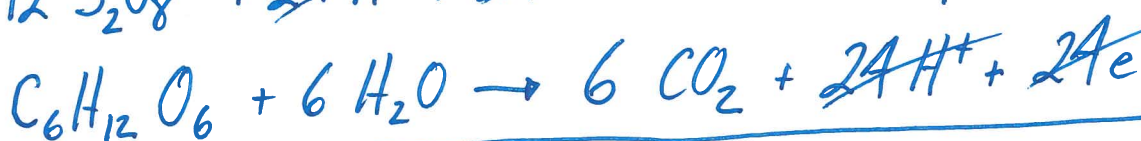
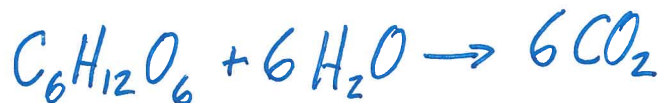
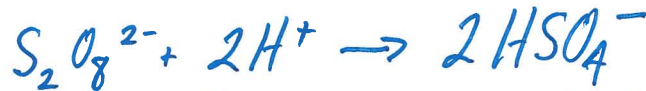
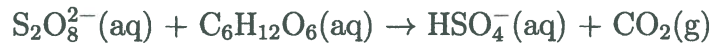
1 point

Dans la réaction $\text{Zn(s)} + 2 \text{H}_3\text{O}^+(\text{aq}) \rightarrow \text{Zn}^{2+}(\text{aq}) + \text{H}_2(\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{O(l)}$, est-ce que le $\text{H}_3\text{O}^+(\text{aq})$ est un acide, base, réducteur, ou oxydant (on veut la réponse seulement)?

oxydant

9 points

Équilibrez la réaction suivante, en solution acide,



1 point

Donnez l'état d'oxydation du S dans le HS_2O_3^- .

+2

9 points

- (a) (5 points) Calculez le pH d'une solution aqueuse 0.133 M en HA si HA est un acide faible avec une constante de dissociation, K_A , égale à 6.6×10^{-2} . La température est 25°C .
- (b) (4 points) Pour le même acide que dans la partie (a), on ajoute 0.200 mol d'un sel de sa base conjuguée, NaA(s), à 500.0 mL d'eau pure. Quel sera le pH de la solution aqueuse produite? La température est 25°C .



i:	0.133		
c:	-x	+x	+x
e:	0.133-x	x	x
	≈ 0.133		

$$K_a = 0.066 = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]}$$

$$0.066 = \frac{x^2}{0.133} \Rightarrow x = 0.0937$$

$$\frac{x}{0.133} \times 100\% = \frac{0.0937}{0.133} \times 100\% = 70\%$$

approximation est mauvaise

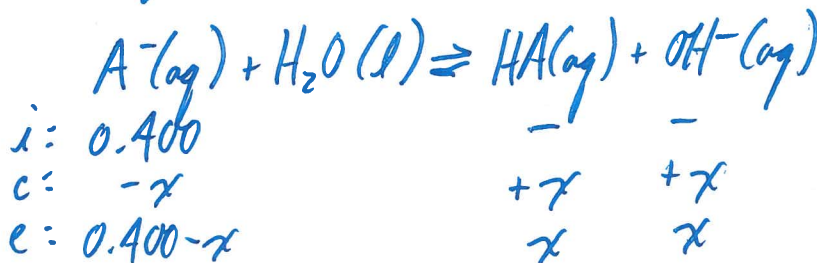
$$\Rightarrow 0.066 = \frac{x^2}{0.133-x} \Rightarrow x^2 + 0.066x - 0.008778 = 0$$

impossible

$$x = \frac{-0.066 \pm \sqrt{(0.066)^2 - 4(1)(-0.008778)}}{(2)(1)} = 0.0663 \text{ ou } -0.132$$

$$\Rightarrow [\text{H}^+] = x = 0.0663 \Rightarrow \text{pH} = -\log(0.0663) = \underline{\underline{1.18}}$$

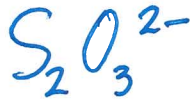
b) $[\text{A}^-] = \frac{0.200 \text{ mol}}{0.5000 \text{ L}} = 0.400 \text{ M}$



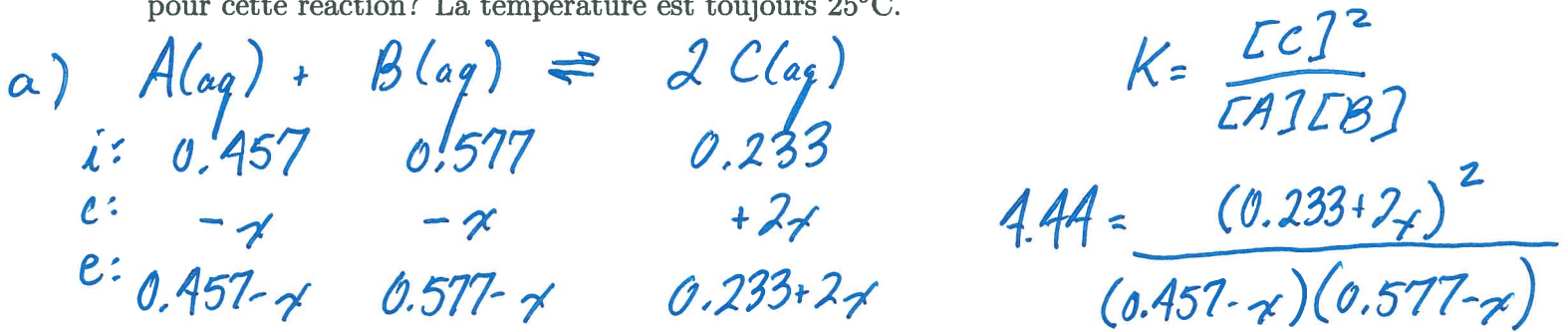
$$K_b = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{0.066} = 1.5 \times 10^{-13} \Rightarrow 1.5 \times 10^{-13} = \frac{x^2}{0.400} \Rightarrow x = [\text{OH}^-] = 2.44 \times 10^{-7}$$

$$\text{pOH} = -\log(2.44 \times 10^{-7}) = 6.61 \Rightarrow \text{pH} = \underline{\underline{7.39}}$$

approximation est bonne

1 pointDonnez la base conjuguée de HS_2O_3^- .**9 points**

- (a) (5 points) Pour la réaction $\text{A}(\text{aq}) + \text{B}(\text{aq}) \rightleftharpoons 2 \text{C}(\text{aq})$, la constante d'équilibre est 4.44 à 25°C. Les concentrations initiales de $\text{A}(\text{aq})$, $\text{B}(\text{aq})$, et $\text{C}(\text{aq})$ sont, respectivement, 0.457 M, 0.577 M, et 0.233 M. Quelle sera la concentration de $\text{C}(\text{aq})$ lorsqu'on atteint l'équilibre à 25°C?
- (b) (4 points) Pour la réaction $\text{A}(\text{g}) + \text{B}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{C}(\text{g})$, on commence avec seulement le $\text{A}(\text{g})$ et le $\text{B}(\text{g})$. La pression partielle initiale de $\text{A}(\text{g})$ est 1.00 atm. La pression partielle initiale de $\text{B}(\text{g})$ est 1.00 atm. On atteint l'équilibre et la pression totale finale est 1.40 atm. Quelle est la constante d'équilibre, K , pour cette réaction? La température est toujours 25°C.

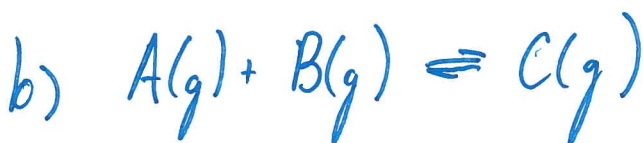


$$\Rightarrow 0.44x^2 - 5.52296x + 1.1165 = 0$$

$$x = \frac{-(-5.52296) \pm \sqrt{(-5.52296)^2 - (4)(0.44)(1.1165)}}{2(0.44)}$$

$$x = \frac{5.52296 \pm 5.34210}{0.88} = 11.594 \text{ ou } 0.206 \Rightarrow [\text{C}] = 0.233 + 2x = \underline{\underline{0.645 \text{ M}}}$$

\nearrow
impossible



i: 1.00	1.00	-
e: $-x$	$-x$	$+x$
e: $1.00-x$	$1.00-x$	x

$$P_T = P_A + P_B + P_C = 1.40$$

$$(1.00-x) + (1.00-x) + (x) = 1.40$$

$$2.00 - x = 1.40$$

$$x = 0.60$$

$$K = \frac{P_C}{P_A P_B} = \frac{0.60}{(0.40)(0.40)} = \underline{\underline{3.8}}$$

1 point

Pour la réaction suivante, indiquez si la valeur de $\Delta S_{univers}$ est négatif, positif, ou nulle:



négatif

9 points

(a) (5 points) Pour la réaction $\text{A}(aq) \rightleftharpoons \text{B}(aq)$, la constante d'équilibre est 15.5. Si la concentration de $\text{B}(aq)$ est 0.477 M, quelle concentration de $\text{A}(aq)$ sera nécessaire afin que la valeur de ΔG soit -8.00 kJ? La température est toujours 25°C.

(b) (4 points) On a 0.3888 g d'un composé qui contient le chlor. On le dissout dans l'eau afin que le chlor devient le $\text{Cl}^-(aq)$. On ajoute un excès de AgNO_3 afin de produire le précipité $\text{AgCl}(s)$. La masse de AgCl produite est 0.2555 g. Quel était le pourcentage massique du chlor (Cl) dans le composé original?

$$a) \Delta G^\circ = -RT \ln K = -8.3145 (298.15) \ln 15.5 = -6794 \text{ J}$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q \Rightarrow -8000 = -6794 + (8.3145) (298.15) \ln Q$$

$$\ln Q = \frac{-1206}{(8.3145)(298.15)} = -0.4863 \Rightarrow Q = e^{-0.4863}$$

$$Q = 0.6149$$

$$Q = \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]} \Rightarrow 0.6149 = \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]} \Rightarrow [\text{A}] = \frac{[\text{B}]}{0.6149} = \frac{0.477}{0.6149}$$

$$[\text{A}] = \underline{\underline{0.776 \text{ M}}}$$

$$b) n_{\text{Cl}^-} = n_{\text{AgCl}} = \frac{0.2555 \text{ g}}{(107.9 + 35.45) \text{ g/mol}} = 0.0017824 \text{ mol}$$

$$m_{\text{Cl}} = (35.45 \text{ g/mol})(0.0017824 \text{ mol}) = 0.063184 \text{ g}$$

$$\% \text{ massique} = \frac{0.063184}{0.3888} \times 100\% = \underline{\underline{16.25\%}}$$