

1 point

Donnez l'état d'oxydation du C dans le $C_4H_9O^-$.

-2

9 points

Pour la réaction



la constante d'équilibre est 44.3 à 25.0°C et 33.3 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. Quelle est la valeur de $\Delta S_{univers}$ pour cette réaction à 25.0°C.

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

$$\Delta H^\circ = -8.3145 \ln \left(\frac{33.3}{44.3} \right) = -9146 \text{ J} = \underline{\underline{-9.15 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta G_{25^\circ C}^\circ = -RT \ln K_{25} = -(8.3145)(298.15) \ln (44.3) = -9398 \text{ J}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = \frac{\Delta H^\circ - \Delta G^\circ}{T} = \frac{-9146 - (-9398)}{298.15} = \underline{\underline{0.85 \text{ J/K}}}$$

$$\Delta G_{100}^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -9146 - (373.15)(0.85) = -9463 \text{ J}$$

$$K = e^{-\Delta G^\circ/RT} = e^{-(-9463)/(8.3145)(373.15)} = \underline{\underline{21.1}}$$

$$\Delta S_{univers} = \Delta S^\circ + \Delta S_{environs} = \Delta S^\circ + \frac{-Q}{T} = \Delta S^\circ + \frac{-\Delta H^\circ}{T}$$

$$\Delta S_{univers} = 0.85 + \frac{9146}{298.15}$$

$$= \underline{\underline{31.5 \text{ J/K}}}$$

N.B. $\Delta n_{gaz} = 0$
donc $\Delta H = \Delta U = Q$

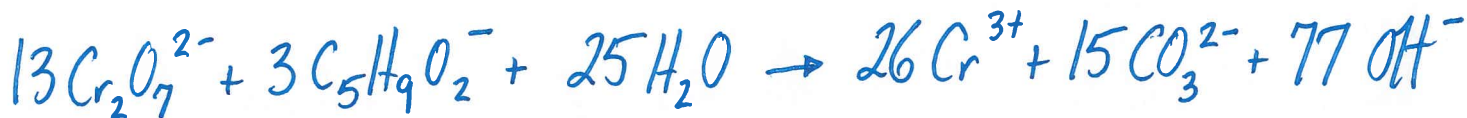
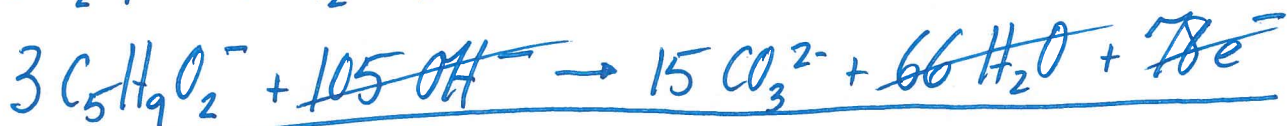
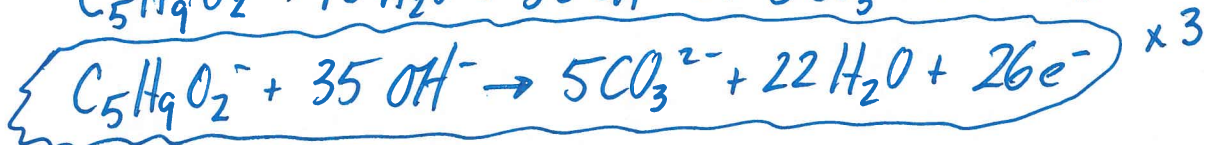
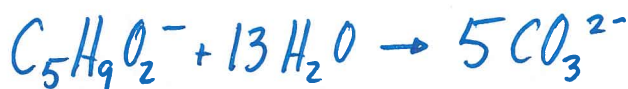
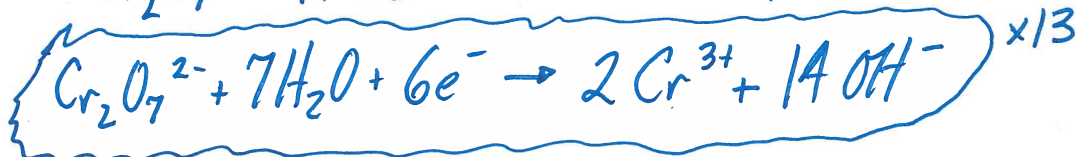
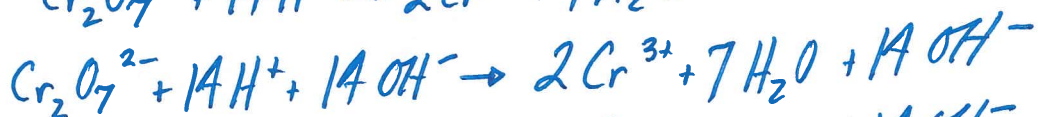
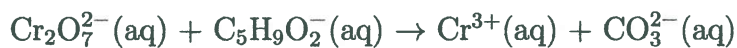
1 point

Dans la réaction $Zn(s) + 2 H_3O^+(aq) \rightarrow Zn^{2+}(aq) + H_2(g) + 2 H_2O(l)$, est-ce que le $H_3O^+(aq)$ est un acide, base, réducteur, ou oxydant (on veut la réponse seulement)?

oxydant

9 points

Équilibrez la réaction suivante, en solution basique,



1 point

Donnez l'état d'oxydation du P dans le $H_2PO_2^-$.

+1

9 points

- (a) (5 points) Calculez le pH d'une solution aqueuse 0.188 M en HA si HA est un acide faible avec une constante de dissociation, K_A , égale à 8.8×10^{-2} . La température est $25^\circ C$.
- (b) (4 points) On titre 25.0 mL d'une solution de l'acide triprotique H_3PO_4 avec une solution 0.233 M en $Ba(OH)_2$ (un électrolyte fort). On a besoin 17.7 mL pour atteindre le point d'équivalence. Quelle était la concentration de H_3PO_4 ?



$$K_a = 0.088 = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

i: 0.188

+x +x

$$0.088 = \frac{x^2}{0.188} \Rightarrow x = 0.129$$

c: -x

x x

e: 0.188 - x
 ≈ 0.188

$$\frac{x}{0.188} \times 100\% = \frac{0.129}{0.188} \times 100\% = 69\%$$

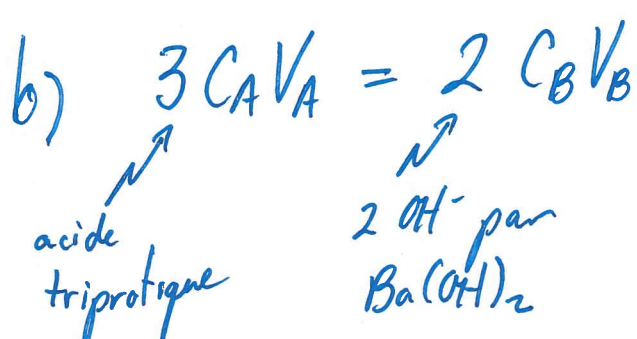
approximation est mauvaise

$$\Rightarrow 0.088 = \frac{x^2}{0.188 - x} \Rightarrow x^2 + 0.088x - 0.016544 = 0$$

$$x = \frac{-0.088 \pm \sqrt{(0.088)^2 - 4(1)(-0.016544)}}{(2)(1)} = 0.0919 \text{ ou } -0.180$$

impossible

$$\Rightarrow [H^+] = x = 0.0919 \Rightarrow pH = -\log(0.0919) = \underline{\underline{1.04}}$$



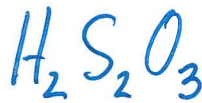
$$\Rightarrow C_A = \frac{2 C_B V_B}{3 V_A}$$

$$C_A = \frac{(2)(0.233)(17.7)}{(3)(25.0)}$$

$$C_A = \underline{\underline{0.110 \text{ M}}}$$

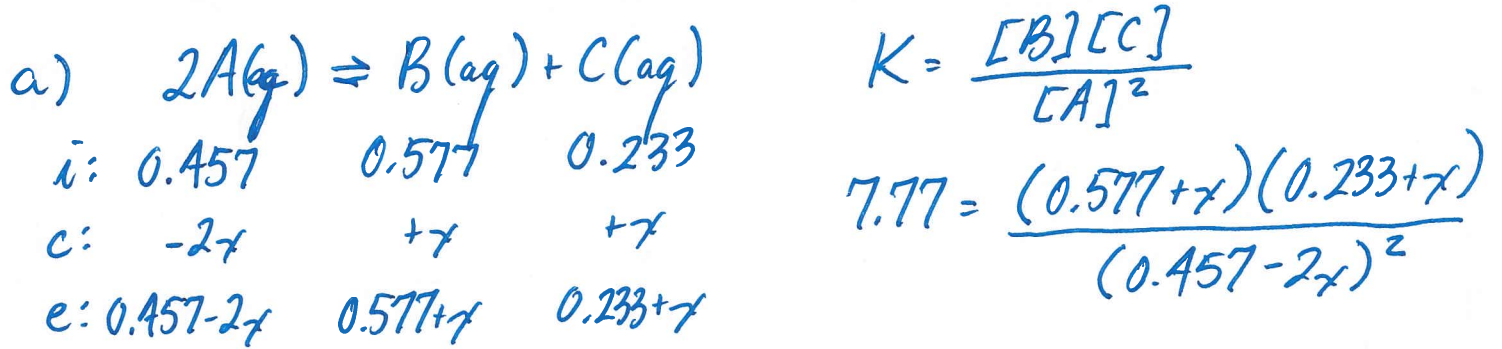
1 point

Donnez l'acide conjugué de HS_2O_3^- .



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 7.77 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 $\text{A}(\text{aq})$ lorsqu'on atteint l'équilibre à 25°C ?
- (b) (4 points) Pour la réaction $\text{A}(\text{g}) \rightleftharpoons \text{B}(\text{g}) + \text{C}(\text{g})$, on commence avec seulement le $\text{A}(\text{g})$ et sa pression initiale est 1.00 atm. On atteint l'équilibre et la pression totale finale est 1.20 atm. Quelle est la valeur de ΔG° pour cette réaction? La température est toujours 25°C .

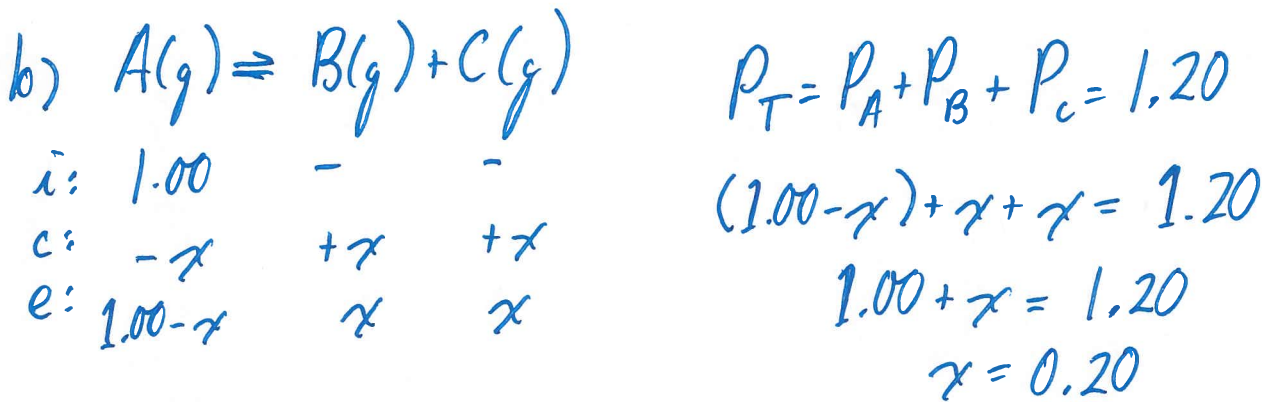


$$\Rightarrow 30.08x^2 - 15.014x + 1.488 = 0$$

$$x = \frac{-(-15.014) \pm \sqrt{(-15.014)^2 - (4)(30.08)(1.488)}}{2(30.08)}$$

$$x = \frac{15.014 \pm 6.811}{60.16} = 0.363 \text{ ou } 0.136 \Rightarrow [A] = 0.457 - 2x = \underline{\underline{0.184 \text{ M}}}$$

\nearrow
impossible



$$K = \frac{P_B P_C}{P_A} = \frac{(0.20)^2}{0.80} = 0.050 \Rightarrow \Delta G^\circ = -RT \ln K = -8.3145(298.15) \ln 0.050 = \underline{\underline{+7.4 \text{ kJ}}}$$

1 point

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

- à 0°C et 1.00 atm, $\text{H}_2\text{O}(l) \rightarrow \text{H}_2\text{O}(s)$

nulle

9 points

- (a) (5 points) Pour la réaction $\text{A}(aq) \rightleftharpoons \text{B}(aq)$, la constante d'équilibre est 17.7. 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 -10.00 kJ? La température est toujours 25°C .
- (b) (4 points) On a 500.0 mL d'une solution aqueuse de $\text{NaCl}(aq)$. On ajoute un excès de AgNO_3 afin de produire le précipité $\text{AgCl}(s)$. La masse de AgCl produite est 0.2777 g. Quel était la concentration initiale de NaCl (en mol/L) dans cette solution aqueuse?

$$a) \Delta G^\circ = -RT \ln K = -8.3145 (298.15) \ln(17.7) = -7123 \text{ J}$$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q \Rightarrow -10000 = -7123 + (8.3145)(298.15) \ln Q$$

$$\ln Q = \frac{-2877}{(8.3145)(298.15)} = -1.161 \Rightarrow Q = e^{-1.161}$$

$$Q = 0.3133$$

$$Q = \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]} \Rightarrow 0.3133 = \frac{[\text{B}]}{[\text{A}]} \Rightarrow [\text{A}] = \frac{[\text{B}]}{0.3133} = \frac{0.477}{0.3133}$$

$$[\text{A}] = \underline{\underline{1.52 \text{ M}}}$$

$$b) n_{\text{Cl}^-} = n_{\text{AgCl}} = \frac{0.2777 \text{ g}}{(107.9 + 35.45) \text{ g/mol}} = 0.0019372 \text{ mol}$$

$$[\text{Cl}^-] = \frac{n_{\text{Cl}^-}}{V} = \frac{0.0019372 \text{ mol}}{0.5000 \text{ L}} = \underline{\underline{0.003874 \text{ M}}}$$