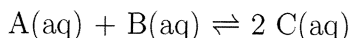


1 point

Donnez l'état d'oxydation du S dans le HSO_4^- . + 6

9 points

Pour la réaction



la constante d'équilibre est 51.7 à 25°C et 37.7 à 50°C. Faisant l'approximation que ΔH° et ΔS° ne varient pas avec la température, calculez les valeurs de ΔH° , ΔS° , ΔG° à 10°C, et la constante d'équilibre à 10°C.

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

$$\Delta H^\circ = \frac{-(8.3145 \text{ J/Kmol}) \ln \left(\frac{37.7}{51.7} \right)}{(1/323.15 \text{ K} - 1/298.15 \text{ K})} = -10119 \text{ J} \\ = \underline{\underline{-10.1 \text{ kJ}}} \text{ (ou kJ/mol)}$$

$$\Delta G^\circ \text{ à } 25^\circ\text{C} = -RT \ln K_{25^\circ\text{C}} = -(8.3145 \text{ J/Kmol})(298.15 \text{ K}) \ln(51.7) \\ = -9781 \text{ J (ou J/mol)}$$

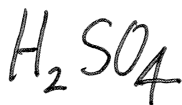
$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = \frac{\Delta H^\circ - \Delta G^\circ}{T} = \frac{-10119 \text{ J} - (-9781 \text{ J})}{298.15 \text{ K}} \\ = \underline{\underline{-1.13 \text{ J/K}}} \text{ (ou J/Kmol)}$$

$$\Delta G^\circ \text{ à } 10^\circ\text{C} = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ = -10119 \text{ J} - (283.15 \text{ K})(-1.13 \text{ J/K}) \\ = -9798 \text{ J} = \underline{\underline{-9.80 \text{ kJ}}} \text{ (ou kJ/mol)}$$

$$K \text{ à } 10^\circ\text{C} = e^{-\Delta G^\circ/RT} = e^{-(-9798 \text{ J/mol}) / (8.3145 \text{ J/Kmol})(283.15 \text{ K})} \\ = \underline{\underline{64.2}}$$

1 point

Donnez l'acide conjugué de HSO_4^- .



9 points

On dissout 0.755 g de HA(s) dans assez d'eau pour produire 25.0 mL de solution. Pour neutraliser cette solution de HA(aq), on a besoin de 16.2 mL d'une solution 0.133 M en $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (aq). Le pH au point d'équivalence est 10.44. La température de la solution est 25°C.

- (a) Calculez la valeur de la masse molaire de HA.
- (b) Calculez la valeur de la constante de dissociation, K_b , de A^- (aq).
- (c) Calculez la valeur du pH de la solution originale de HA(aq).

• le $\text{Ca}(\text{OH})_2$ a deux unités OH^- , donc $C_A V_A = 2 C_B V_B$

$$C_A = 2 C_B V_B / V_A = (2)(0.133 \text{ M})(16.2 \text{ mL}) / (25.0 \text{ mL}) = 0.17237 \text{ M}$$

$$0.17237 \text{ mol} \rightarrow 1 \text{ L} \quad \left. \begin{array}{l} \\ \\ \end{array} \right\} x = 0.0043092 \text{ mol} \Rightarrow \text{MM} = \frac{0.755 \text{ g}}{0.0043092 \text{ mol}}$$

$$\text{MM} = \underline{\underline{175 \text{ g/mol}}}$$

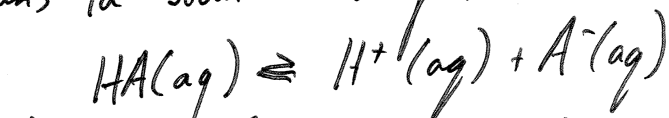
• au point d'équivalence, tout le HA devient A^-

$$[\text{A}^-] = \frac{0.0043092}{(25.0 + 16.2) \times 10^{-3} \text{ L}} = 0.1046 \text{ M}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}} = 10^{-3.56} = 0.002754 \text{ M} = [\text{HA}]$$

$$K_b = \frac{[\text{HA}][\text{OH}^-]}{[\text{A}^-]} = \frac{(0.002754)(0.002754)}{0.1046 - 0.002754} = \frac{7.447 \times 10^{-5}}{7.4 \times 10^{-5}}$$

• dans la solution originale



i:	0.17237		
c:	-x	+x	+x
e:	0.17237 - x	x	x
	≈ 0.17237		

$$K_A = \frac{K_w}{K_B} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{7.447 \times 10^{-5}}$$

$$K_A = 1.343 \times 10^{-10}$$

$$K_A = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \Rightarrow 1.343 \times 10^{-10} = \frac{x^2}{0.17237}$$

$$\rightarrow x = [\text{H}^+] = 4.811 \times 10^{-6} \text{ M}$$

$$\text{pH} = \underline{\underline{5.32}}$$

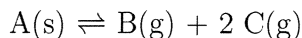
1 point

Donnez la base conjuguée de HSO_4^- .



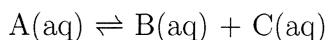
9 points

(a, 4 points) On commence avec du A(s) pur et l'équilibre suivant



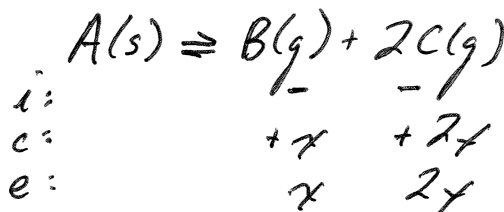
est établi. La pression totale est 1.20 atm. Quelle est la valeur de la constante d'équilibre? Le tout se déroule à 25°C.

(a, 5 points) À 25°C, la réaction



a une constante d'équilibre de 2.77. Si les concentrations initiales de A(aq), B(aq), et C(aq) sont respectivement 0.233 M, 0.377 M, et 0.455 M, quelles seront les concentrations de A(aq), B(aq), et C(aq) à l'équilibre?

a) au début, on a juste A(s)

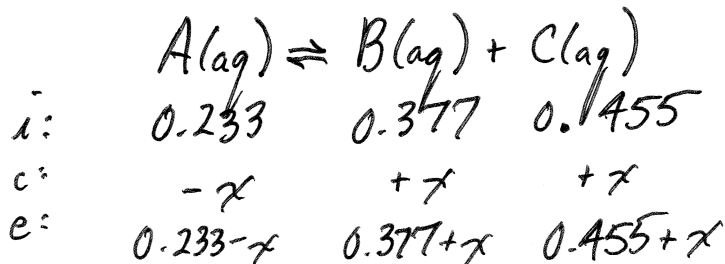


$$P_T = P_B + P_C = x + 2x$$

$$1.20 \text{ atm} = 3x \Rightarrow x = 0.400 \text{ atm}$$

$$K = P_B (P_C)^2 = (0.400)(0.800)^2 = \underline{\underline{0.256}}$$

b)



$$K = \frac{[\text{B}][\text{C}]}{[\text{A}]} \Rightarrow 2.77 = \frac{(0.377+x)(0.455+x)}{(0.233-x)}$$

$$2.77(0.233-x) = (0.377+x)(0.455+x)$$

$$-2.77x + 0.64541 = x^2 + 0.832x + 0.171535$$

$$x^2 + 3.602x - 0.473875 = 0 \Rightarrow x = 0.127, -3.729$$

impossible

$$[\text{A}] = 0.233 \text{ M} - x = \underline{\underline{0.106 \text{ M}}}; \quad [\text{B}] = 0.377 \text{ M} + x = \underline{\underline{0.504 \text{ M}}}$$

$$[\text{C}] = 0.455 \text{ M} + x = \underline{\underline{0.582 \text{ M}}}$$

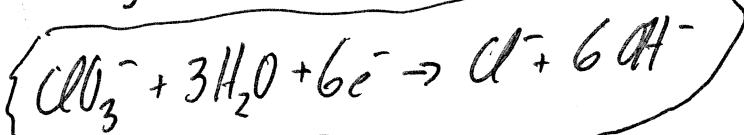
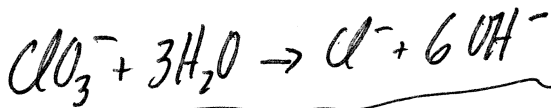
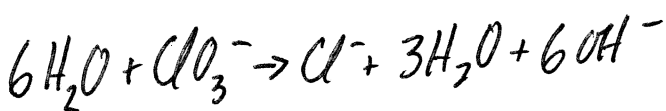
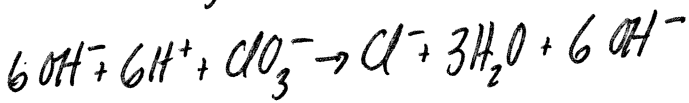
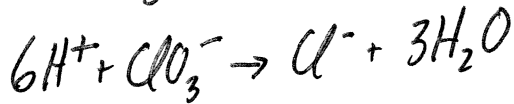
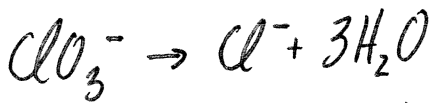
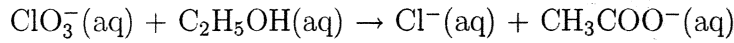
1 point

Donnez la formule empirique du précipité qu'on forme lors du mélange d'une solution de $\text{Na}_3\text{PO}_4(\text{aq})$ avec une solution de $\text{CaCl}_2(\text{aq})$.

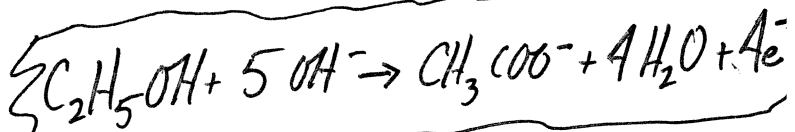
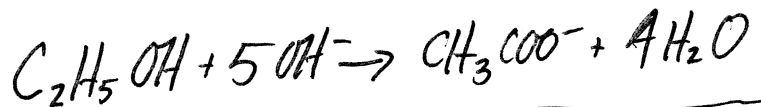
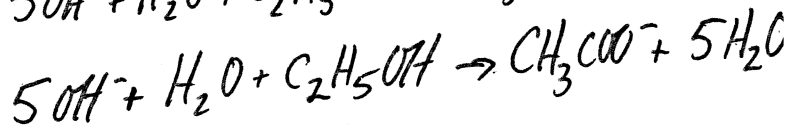
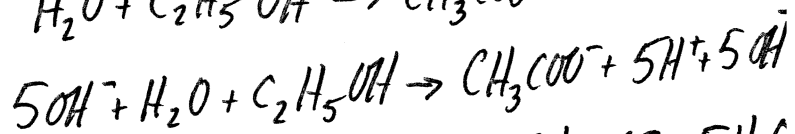
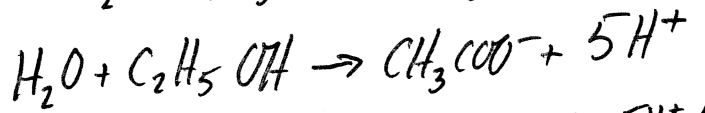
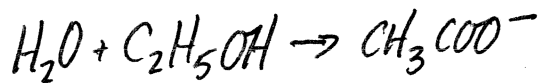
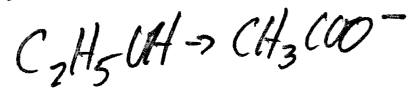
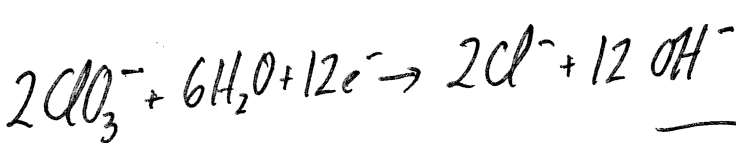


9 points

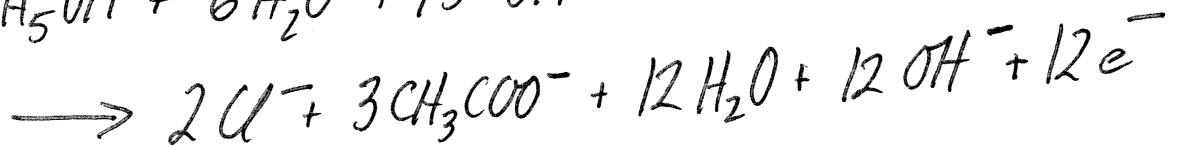
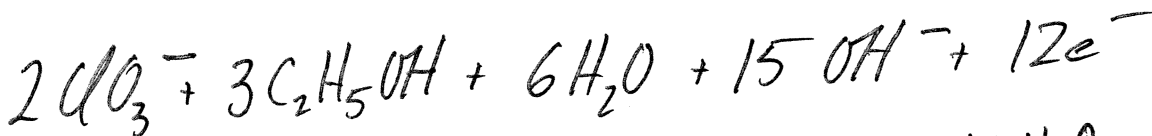
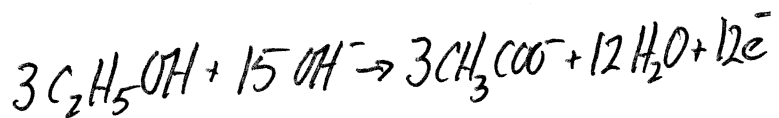
Équilibrez la réaction oxydoréduction suivante (en milieu basique):



x 2



x 3



1 point

Dans la réaction $\text{H}_2(\text{g}) + \text{Cl}_2(\text{g}) \rightarrow 2 \text{HCl}(\text{g})$, est-ce que le $\text{Cl}_2(\text{g})$ est un acide, base, réducteur, ou oxydant?

9 points

On prépare une solution tampon en ajoutant 9.22 g de HCl à 1.000 L d'une solution 0.388 M en $\text{NH}_3(\text{aq})$. La constante de dissociation, K_b , de $\text{NH}_3(\text{aq})$ est 1.8×10^{-5} . Faites l'approximation que le volume demeure fixe à 1.000 L. La température de la solution est 25°C .

(a) Calculez le pH de la solution avant l'ajout du HCl.

(b) Calculez le pH de la solution après l'ajout du HCl.

(c) On ajoute 0.010 moles de NaOH(s) après l'ajout du HCl. Calculez le nouveau pH de la solution.

a)

$$\text{NH}_3(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{NH}_4^+(\text{aq}) + \text{OH}^-(\text{aq})$$

i:	0.388		
c:	-x	+x	+x
e:	$0.388 - x \approx 0.388$	x	x

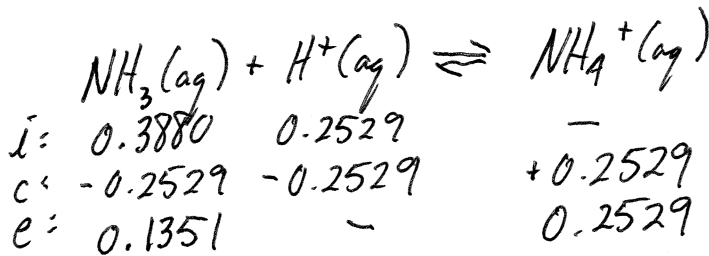
$$1.8 \times 10^{-5} = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]} \Rightarrow 1.8 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.388} \Rightarrow x = [\text{OH}^-] = 0.002643 \text{ M}$$

$\text{pOH} = 2.58$
 $\text{pH} = \underline{\underline{11.42}}$

b)

$$n_{\text{H}^+} = \frac{9.22 \text{ g}}{(1.008 + 35.45) \text{ g/mol}} = 0.2529 \text{ mol}$$

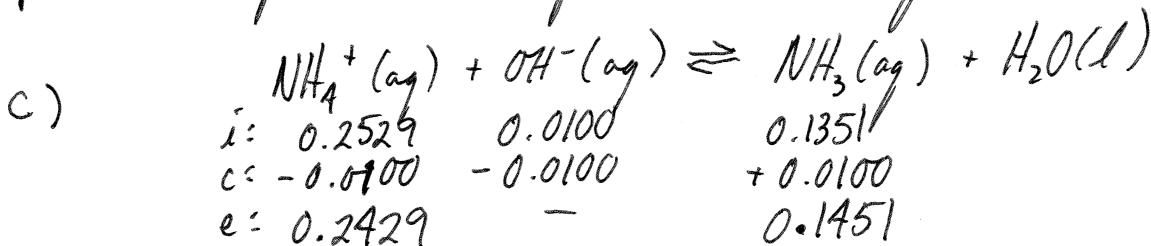
$$n_{\text{NH}_3} = C \times V = (0.388 \text{ mol/L})(1.000 \text{ L}) = 0.3880 \text{ mol}$$



$$K_a = \frac{K_w}{K_b}$$

$$K_a = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.56 \times 10^{-10}$$

$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = -\log(5.56 \times 10^{-10}) + \log\left(\frac{0.1351}{0.2529}\right) = \underline{\underline{8.98}}$$



$$\text{pH} = \text{p}K_a + \log \frac{[\text{NH}_3]}{[\text{NH}_4^+]} = -\log(5.56 \times 10^{-10}) + \log\left(\frac{0.1451}{0.2429}\right) = \underline{\underline{9.03}}$$