

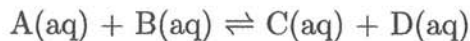
1 point

Quel est l'acide conjugué de  $\text{CO}_3^{2-}$ ?



9 points

Pour la réaction



la constante d'équilibre est 38.8 à 25.0°C et 22.2 à 50.0°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 100.0°C. Calculez la valeur de  $\Delta S_{\text{univers}}$  pour cette réaction à 50.0°C.

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

$$\Delta H^\circ = \frac{-8.3145 \ln\left(\frac{22.2}{38.8}\right)}{(1/298.15 - 1/223.15)} = -17891 \text{ J} = \underline{\underline{-17.9 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta G^\circ_{25} = -RT \ln K_{25} = -8.3145 (298.15) \ln(38.8) = -9069 \text{ J}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = \frac{\Delta H^\circ - \Delta G^\circ}{T} = \frac{-17891 - (-9069)}{298.15}$$

$$\Delta S^\circ = \underline{\underline{-29.6 \text{ J/K}}}$$

$$\Delta G^\circ_{100} = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = -17891 - (373.15)(-29.6) = -6846 \text{ J}$$

$$K_{100} = e^{-\Delta G^\circ/RT} = e^{-(-6846)/(8.3145)(373.15)} = \underline{\underline{9.08}}$$

$$\begin{aligned} \Delta S_{\text{univers}} &= \Delta S + \Delta S_{\text{environs}} = \Delta S + \frac{-Q}{T} \\ &= \Delta S + \frac{-\Delta H}{T} \\ &= -29.6 + \left[ \frac{(-)(-17891)}{323.15} \right] \\ &= \underline{\underline{+25.8 \text{ J/K}}} \end{aligned}$$

la chaleur du système, Q, est le négatif de  $Q_{\text{environs}}$  (sort du système et rentre dans les environs.)

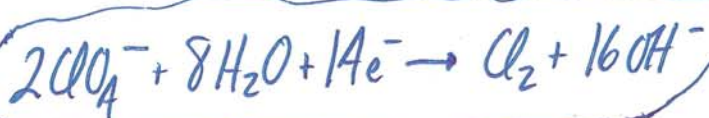
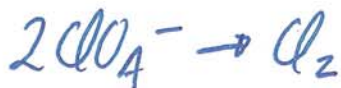
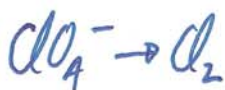
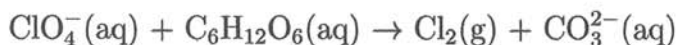
1 point

Quelle est la base conjuguée de  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$ ?

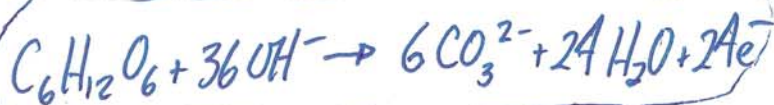
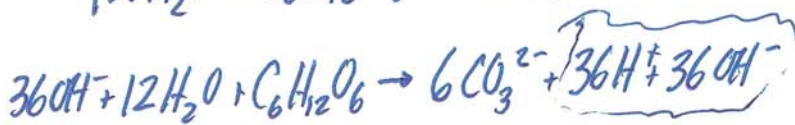


9 points

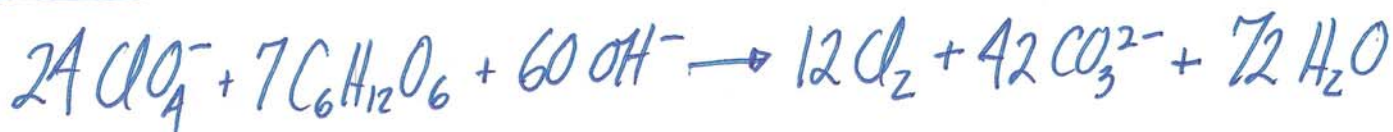
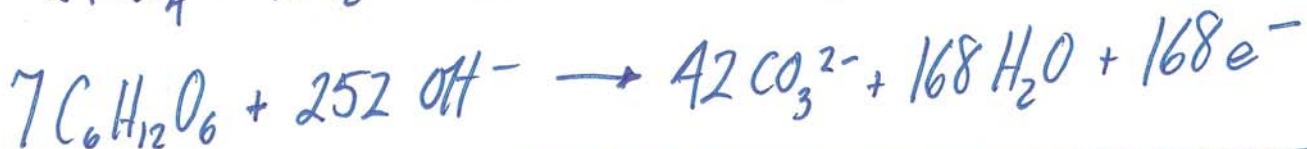
Équilibrez la réaction suivante, en solution basique,



$\times 12$

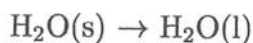


$\times 7$



### 1 point

Pour la réaction suivante, à 0.00°C (273.15 K) et une pression de 1.00 atm,



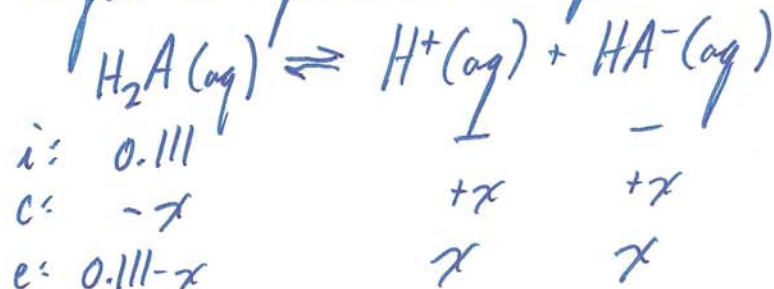
nulle

La valeur de  $\Delta G^\circ$  est positive, négative, ou nulle?

### 9 points

$\text{H}_2\text{A}$  est un acide diprotique avec une valeur  $K_{a1}$  de  $8.8 \times 10^{-2}$  et une valeur  $K_{a2}$  de  $8.8 \times 10^{-6}$ . On commence avec une solution 0.111 M en  $\text{H}_2\text{A}$ . Quelles sont les concentrations de  $\text{H}_2\text{A}(\text{aq})$ ,  $\text{HA}^-(\text{aq})$ ,  $\text{A}^{2-}(\text{aq})$ ,  $\text{H}^+(\text{aq})$ , et  $\text{OH}^-(\text{aq})$  à l'équilibre? La température est 25°C.

on fait les équilibres un après l'autre

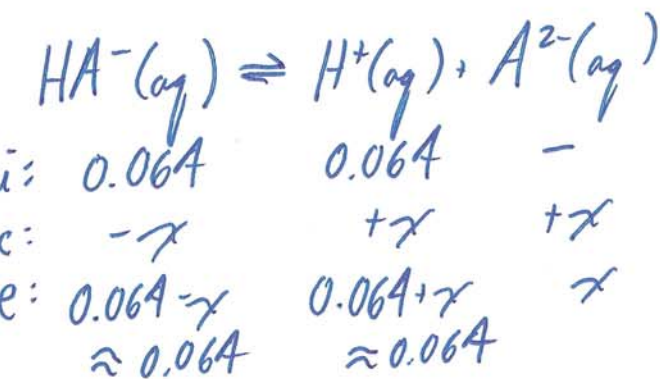


$\Rightarrow$  si on fait l'approximation que  $0.111 - x \approx 0.111$ , on trouve que  $x > 5\%$  de 0.111, donc on doit passer par l'équation quadratique

$$K_{A1} = \frac{[\text{H}^+][\text{HA}^-]}{[\text{H}_2\text{A}]} \Rightarrow 0.088 = \frac{x^2}{0.111 - x} \Rightarrow x^2 + 0.088x - 0.009768 = 0$$

$$\Rightarrow x = 0.0642 \Rightarrow [\text{H}^+] = [\text{HA}^-] = x = 0.064 \text{ M}$$

$$\Rightarrow [\text{H}_2\text{A}] = 0.111 - x = 0.047 \text{ M}$$



$$K_{A2} = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^{2-}]}{[\text{HA}^-]}$$

$$8.8 \times 10^{-6} = \frac{(0.064)(x)}{(0.064)}$$

$$x = 8.8 \times 10^{-6}$$

l'approximation est bonne

$$[\text{H}^+] = [\text{HA}^-] = \underline{\underline{0.064 \text{ M}}}$$

$$[\text{H}_2\text{A}] = \underline{\underline{0.047 \text{ M}}}$$

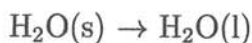
$$[\text{A}^{2-}] = \underline{\underline{8.8 \times 10^{-6} \text{ M}}}$$

$$[\text{H}^+][\text{OH}^-] = 1.0 \times 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{0.064 \text{ M}} = \underline{\underline{1.6 \times 10^{-13} \text{ M}}}$$

### 1 point

Pour la réaction suivante, à 0.00°C (273.15 K) et une pression de 1.00 atm,



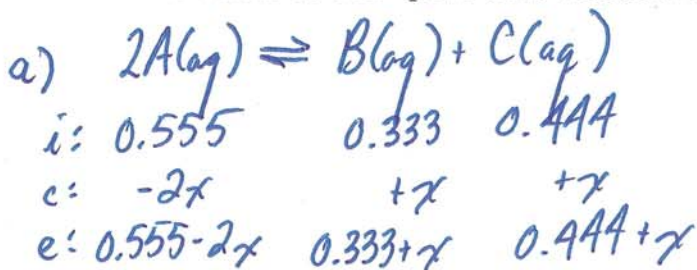
*positive*

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

### 9 points

(a) (5 points) Pour la réaction  $2 \text{A}(aq) \rightleftharpoons \text{B}(aq) + \text{C}(aq)$ , la constante d'équilibre est 0.177 à 25°C. Les concentrations initiales de A(aq), B(aq), et C(aq) sont, respectivement, 0.555 M, 0.333 M, et 0.444 M. Quelle sera la concentration de A(aq) lorsqu'on atteint l'équilibre à 25°C?

(b) (4 points) Pour la réaction  $\text{A}(g) \rightleftharpoons \text{B}(g) + 2 \text{C}(g)$ , on commence avec seulement le A(g) pur avec une pression de 5.00 atm. On atteint l'équilibre et la pression totale finale est 8.00 atm. Quelle est la valeur de  $\Delta G^\circ$  pour cette réaction? La température est toujours 25°C.



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

$$0.177 = \frac{(0.333+x)(0.444+x)}{(0.555-2x)^2}$$

$$0.177 = \frac{x^2 + 0.777x + 0.147852}{4x^2 - 2.22x + 0.308025} \Rightarrow 0.292x^2 + 1.16944x + 0.093332 = 0$$

$$a = 0.292; b = 1.16944; c = 0.093332 \Rightarrow x = \frac{-b \pm \sqrt{b^2 - 4ac}}{2a}$$

$$x = -3.925 \text{ ou } -0.0814 \Rightarrow -3.925 \text{ impossible car } [\text{B}] \text{ et } [\text{C}] \text{ seraient négatives}$$

$$[\text{A}] = 0.555 - 2x = 0.555 - (2)(-0.0814) = \underline{\underline{0.718 \text{ M}}}$$



i:	5.00		
c:	$-x$	$+x$	$+2x$
e:	$5.00 - x$	$x$	$2x$

$$P_T = P_A + P_B + P_C$$

$$8.00 = (5.00 - x) + x + 2x$$

$$8.00 = 5.00 + 2x$$

$$2x = 3.00 \Rightarrow x = 1.50 \text{ atm}$$

$$\Rightarrow P_A = 5.00 - x = 3.50 \text{ atm}; P_B = x = 1.50 \text{ atm}; P_C = 2x = 3.00 \text{ atm}$$

$$K = \frac{P_B P_C^2}{P_A} = \frac{(1.50)(3.00)^2}{(3.50)} = 3.857 \Rightarrow \Delta G^\circ = -RT \ln K = -8.3145(298.15) \ln(3.857)$$

$$\Delta G^\circ = \underline{\underline{-3.35 \text{ kJ}}}$$

1 point

Quel est l'état d'oxydation du C dans le CH<sub>3</sub>OH?

-2

9 points

- (a) (5 points) Pour la réaction  $2 A(aq) \rightleftharpoons B(aq) + C(aq)$ , la constante d'équilibre est 3.33. Si la concentration de B(aq) est 0.222 M et celle de C(aq) est 0.333 M, quelle concentration de A(aq) sera nécessaire afin que la valeur de  $\Delta G$  soit -5.00 kJ? La température est toujours 25°C.
- (b) (4 points) On titre 25.0 mL d'une solution d'acide phosphorique, H<sub>3</sub>PO<sub>4</sub> (un acide triprotique), avec une solution 0.222 M en Ba(OH)<sub>2</sub>. On atteint le point d'équivalence après l'ajout de 28.8 mL de cette solution de Ba(OH)<sub>2</sub>. Quelle était la concentration originale de la solution d'acide phosphorique?

$$a) \Delta G^\circ = -RT \ln K = -8.3145 (298.15) \ln (3.33) = -2982 \text{ J}$$

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

$$-5000 = -2982 + RT \ln Q$$

$$\ln Q = \frac{-5000 + 2982}{RT} = \frac{-2018}{(8.3145)(298.15)} = -0.8140$$

$$Q = e^{-0.8140} = 0.4431 \Rightarrow \frac{[B][C]}{[A]^2} = 0.4431$$

$$[A] = \sqrt{\frac{[B][C]}{0.4431}} = \sqrt{\frac{(0.222)(0.333)}{0.4431}} = \underline{\underline{0.408 \text{ M}}}$$

$$b) 3 C_A V_A = 2 C_B V_B \quad (\# \text{ mol } H^+ = \# \text{ mol } OH^-)$$

$$C_A = \frac{2 C_B V_B}{3 V_A} = \frac{(2)(0.222)(28.8)}{(3)(25.0)} = \underline{\underline{0.170 \text{ M}}}$$