

1 point

Donnez l'état d'oxydation du P dans le HPO_4^{2-} .

+5

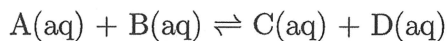
1 point

Donnez l'état d'oxydation du S dans le HSO_3^- .

+4

10 points

Pour la réaction



la constante d'équilibre est 43.3 à 25°C et 81.7 à 75°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 50°C. À quelle température doit-on refroidir le système afin que la réaction ne devienne pas spontanée sous les conditions standards?

$$\ln\left(\frac{K_2}{K_1}\right) = \frac{-\Delta H^\circ}{R} \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1}\right) \Rightarrow \Delta H^\circ = \frac{-R \ln(K_2/K_1)}{(1/T_2 - 1/T_1)} = \frac{-8.3145 \ln(81.7/43.3)}{(1/348.15 - 1/298.15)}$$

$$\Delta H^\circ = 10959 \text{ J} = \underline{\underline{11.0 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta G^\circ_{25^\circ\text{C}} = -RT \ln K_{25^\circ\text{C}} = -(8.3145)(298.15) \ln(43.3) = -9341 \text{ J}$$

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

$$\Delta S^\circ = \frac{[(10959) - (-9341)]}{298.15} = \underline{\underline{68.1 \text{ J/K}}}$$

$$\Delta G^\circ_{50^\circ\text{C}} = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = 10959 - (323.15)(68.1) = -11048 \text{ J}$$

$$K_{50^\circ\text{C}} = e^{-\Delta G^\circ/RT} = e^{-(-11048)/(8.3145)(323.15)} = \underline{\underline{61.1}}$$

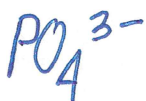
\Rightarrow trouver la température où la réaction n'est plus spontanée sous les conditions standards veut dire trouver T où $\Delta G^\circ = 0$

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

$$T = \frac{10959 \text{ J}}{68.1 \text{ J/K}} = \underline{\underline{161 \text{ K}}} \text{ ou } \underline{\underline{-112^\circ\text{C}}}$$

1 point

Donnez la base conjuguée de HPO_4^{2-} .



1 point

Donnez l'acide conjugué de HSO_3^- .

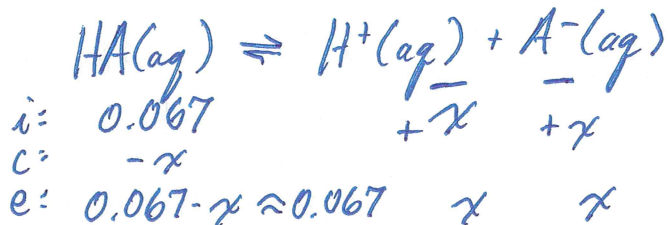


10 points

(a) (5 points) Quel est le pH d'une solution 0.067 M en HA si la valeur de son K_a est 0.070 (7.0×10^{-2})?

(b) (5 points) On commence avec un contenant d'acier qui contient seulement le A(g) et la pression est 10.00 atm à 25°C. L'équilibre $2 \text{A(g)} \rightleftharpoons \text{B(g)} + 2 \text{C(g)}$ s'établit. La pression totale est 14.00 atm à 25°C. Quelle est la valeur de ΔG° pour cette réaction à 25°C?

a)



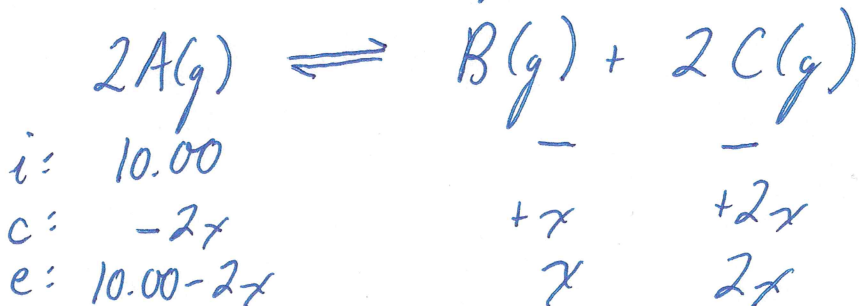
mauvaise
approximation

$$0.070 = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \Rightarrow 0.070 = \frac{x^2}{0.067} \Rightarrow x = 0.068 > 5\%$$

$$0.070 = \frac{x^2}{0.067 - x} \Rightarrow x^2 + 0.070x - 0.00469 = 0 \Rightarrow x = [\text{H}^+] = 0.0419$$

$$\Rightarrow \text{pH} = -\log(0.0419) = \underline{\underline{1.38}}$$

b)



$$P_T = P_A + P_B + P_C = 14.00 \Rightarrow (10.00 - 2x) + (x) + (2x) = 14.00 \Rightarrow x = 4.00 \text{ atm}$$

$$\therefore P_A = 2.00 \text{ atm}, \quad P_B = 4.00 \text{ atm}, \quad P_C = 8.00 \text{ atm}$$

$$K = \frac{P_B P_C^2}{P_A^2} = \frac{(4.00)(8.00)^2}{(2.00)^2} = 64.0$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K = -(8.3145)(298.15) \ln(64.0) = \underline{\underline{-10.3 \text{ kJ}}}$$

3 points

Pour les suivants, indiquez lequel parmi Na(s), NaOH(s), NaCl(s), Na⁺(aq), OH⁻(aq), Cl₂(g), Cl⁻(aq), H₂O(l) est le meilleur choix.

• réducteur: Na

• oxydant: Cl₂

• acide: H₂O

10 points

- (a) (4 points) On ajoute un excès de AgNO₃ à 377 mL d'une solution de NaBr et on produit 9.33 g de AgBr(s) comme précipité. Quelle était la concentration de Br⁻(aq) dans la solution originale?
- (b) (6 points) On titre 25.0 mL d'une solution de HA(aq) avec une solution 0.177 M en Ba(OH)₂(aq). Si on a besoin 47.2 mL de cette solution Ba(OH)₂(aq) pour titrer l'acide HA, quelle était la concentration de HA(aq)? Si la valeur de K_a pour HA(aq) est 1.8 × 10⁻⁵, quel est la valeur du pH à la fin du titrage?

$$a) n_{Br^-} = n_{AgBr} = \frac{9.33g}{187.77 g/mol} \stackrel{\text{MM AgBr}}{=} = 0.049688 \text{ mol}$$
$$[Br^-] = \frac{0.049688 \text{ mol}}{0.377L} = \underline{\underline{0.132 M}}$$

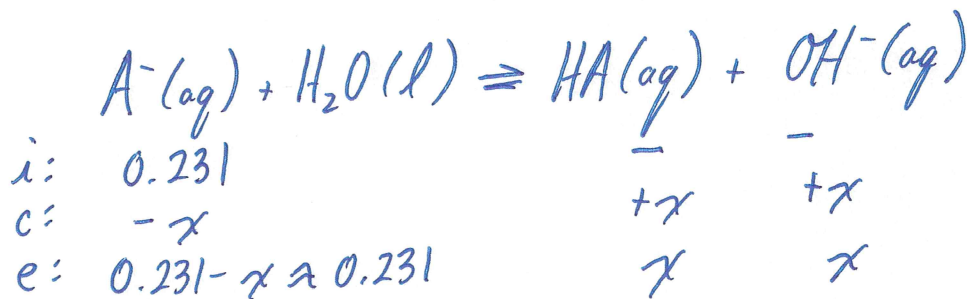
$$b) C_A V_A = 2 C_B V_B \Rightarrow C_A = \frac{2 C_B V_B}{V_A} = \frac{(2)(0.177)(47.2)}{(25.0)} = \underline{\underline{0.668 M}}$$

Ba(OH)₂

⇒ à la fin du titrage, tout le HA est converti en A⁻

⇒ prenez compte du facteur de dilution à cause du titrage

$$C_i V_i = C_f V_f \Rightarrow C_f = \frac{C_i V_i}{V_f} = \frac{(0.668)(25.0)}{25.0 + 47.2} = 0.231 M$$



$$K_b = \frac{K_w}{K_a} = \frac{1.0 \times 10^{-14}}{1.8 \times 10^{-5}} = 5.56 \times 10^{-10} = \frac{[HA][OH^-]}{[A^-]} = \frac{(x)(x)}{0.231}$$

$$\Rightarrow x = [OH^-] = 1.13 \times 10^{-5} \Rightarrow pOH = 4.95 \Rightarrow pH = \underline{\underline{9.05}}$$

3 points

Pour les réactions suivantes, indiquez si les quantités demandés sont négatives, positives ou nulles?

- à 110°C et 1.00 atm, $\Delta S_{univers}$ pour $H_2O(g) \rightarrow H_2O(l)$

négatif (non-spontanée)

- à 25°C et 1.00 atm, ΔS° pour $4 Na(s) + O_2(g) \rightarrow 2 Na_2O(s)$

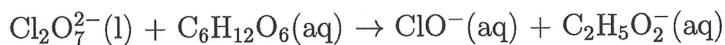
négatif (moins de désordre)

- à 25°C et 1.00 atm, ΔG° pour $2 H_2O(l) \rightarrow 2 H_2(g) + O_2(g)$

positif (non-spontanée)

10 points

Équilibrez la réaction oxydoréduction suivante (en milieu basique):



⇒ tel qu'annoncé, erreur de ma part car l'équation ne peut pas être équilibrée

⇒ $\frac{10}{10}$ pour n'importe qui qui a découvert ceci pour les bonnes raisons

⇒ autrement, points partiels attribués

⇒ on garde la question si $\frac{ca}{5}$ aide ta note finale

⇒ on omet la question si $\frac{ca}{5}$ n'aide pas ta note finale