

1 point

Quel est l'état d'oxydation du C dans le HCO_2^- ?

+2

9 points

Pour la réaction,



la constante d'équilibre est 39.9 à 25°C et 27.7 à 50°C. Faisant l'approximation que ΔH° et ΔS° ne varient pas avec la température, calculez les valeurs de ΔH° , ΔS° , ΔG° à 75.0°C, et K à 75.0°C.

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

$$\Delta H^\circ = \frac{-(8.3145) \ln(27.7/39.9)}{(1/323.15 - 1/298.15)} = -11694 \text{ J} = \underline{\underline{-11.7 \text{ kJ}}}$$

$$\Delta G_{25}^\circ = -RT \ln K_{25} = -8.3145 (298.15) \ln(39.9) = -9138 \text{ J}$$

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

$$\Delta S^\circ = \frac{-11964 - (-9138)}{298.15} = \underline{\underline{-9.48 \text{ J/K}}}$$

$$\begin{aligned} \Delta G_{75}^\circ &= \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ = -11964 - (348.15)(-9.48) \\ &= -8664 \text{ J} = \underline{\underline{-8.66 \text{ kJ}}} \end{aligned}$$

$$K_{75} = e^{-\Delta G^\circ/RT} = e^{-(-8664)/(8.3145)(348.15)} = \underline{\underline{19.9}}$$

1 point

Parmi $\text{Cl}^-(\text{aq})$, $\text{Br}^-(\text{aq})$, $\text{I}^-(\text{aq})$, $\text{Zn}(\text{s})$, $\text{Br}_2(\text{l})$, $\text{I}_2(\text{s})$, et $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$, lequel est le plus puissant réducteur?

Zn(s)

9 points

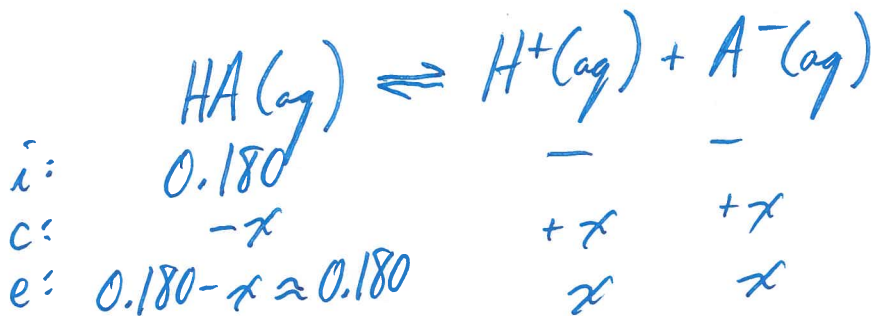
On dissout 0.7262 g d'un monoacide, HA, dans l'eau pour produire une solution de 25.0 mL. Pour neutraliser cet acide, on a besoin d'ajouter 17.7 mL d'une solution 0.127 M en $\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{aq})$. Quelle est la masse molaire de ce monoacide? Si la constante d'ionisation de l'acide, K_a , est 3.7×10^{-5} , calculez le pH original de la solution acide (avant le début du titrage).

$C_A V_A = 2 C_B V_B$ — $\text{Ba}(\text{OH})_2$ a deux groupes OH^- à donner

$$C_A = \frac{2 C_B V_B}{V_A} = \frac{(2)(0.127)(17.7)}{(25.0)} = 0.1798 \text{ mol/L}$$

$0.1798 \text{ mol} \rightarrow 1 \text{ L}$
 $x \rightarrow 0.0250 \text{ L}$ } $x = 0.004496 \text{ mol}$

$$\text{MM} = \frac{0.7262 \text{ g}}{0.004496 \text{ mol}} = \underline{\underline{162 \text{ g/mol}}}$$



$$K_A = \frac{[\text{H}^+][\text{A}^-]}{[\text{HA}]} \Rightarrow 3.7 \times 10^{-5} = \frac{x^2}{0.180} \Rightarrow x = 0.00258 = [\text{H}^+]$$

$< 5\% \rightarrow$ l'approximation est bonne

$$\text{pH} = -\log[\text{H}^+] = -\log(0.00258) = \underline{\underline{2.59}}$$

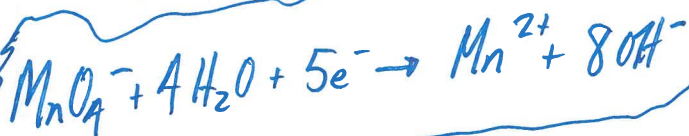
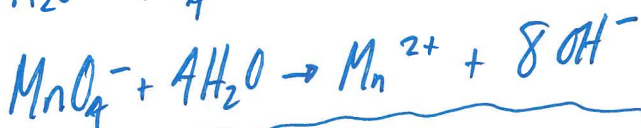
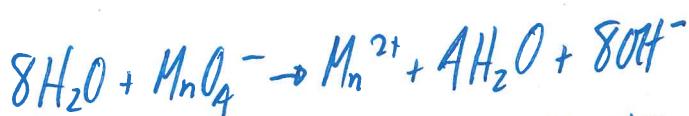
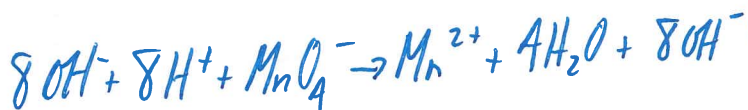
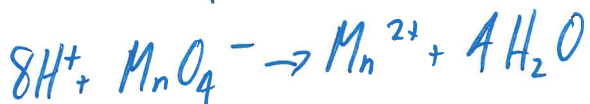
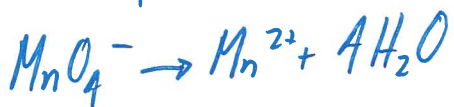
1 point

Parmi $\text{Cl}^-(\text{aq})$, $\text{Br}^-(\text{aq})$, $\text{I}^-(\text{aq})$, $\text{Zn}(\text{s})$, $\text{Br}_2(\text{l})$, $\text{I}_2(\text{s})$, et $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$, lequel est le plus puissant oxydant?

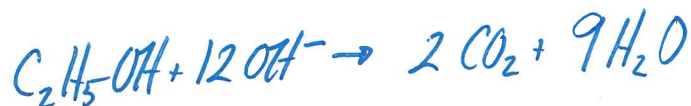
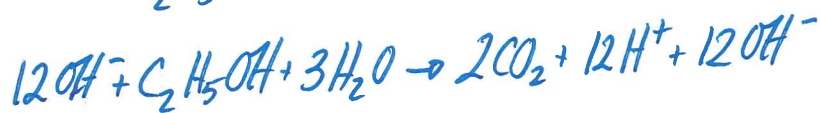
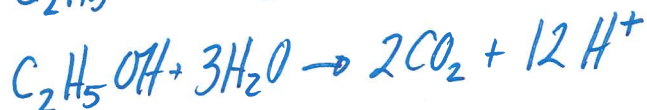
$\text{Br}_2(\text{l})$

9 points

Équilibrez la réaction suivante (en milieu basique) :



x12



x5



1 point

Lors de l'électrolyse du $\text{CaCl}_2(\text{l})$, le $\text{Cl}_2(\text{g})$ se forme à quel électrode (le cathode, l'anode, aucun des deux, tous les deux, ou impossible à dire)?

anode

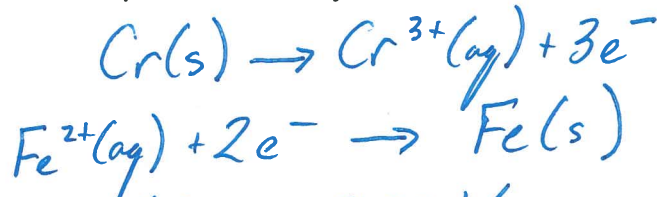
9 points

Calculez les valeurs de ϵ° et ΔG° pour la réaction de la cellule suivante (à 25°C):



Si la concentration de $\text{Cr}^{3+}(\text{aq})$ est 0.133 M et le potentiel, ϵ , de la cellule est $+0.17 \text{ V}$, quelle est la concentration de $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$? La température est toujours 25°C .

du tableau,



$$\begin{aligned} E^\circ &= +0.74 \text{ V} \\ E^\circ &= -0.41 \text{ V} \end{aligned}$$

$$\Rightarrow E^\circ = 0.74 + (-0.41) = \underline{0.33 \text{ V}}$$

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ = -(6)(96484)(0.33) = \underline{-1.9 \times 10^2 \text{ kJ}}$$

$$E = E^\circ - \frac{RT}{nF} \ln Q \iff Q = \frac{[\text{Cr}^{3+}]^2}{[\text{Fe}^{2+}]^3}$$

$$\frac{RT}{nF} \ln Q = E^\circ - E \Rightarrow \ln Q = \frac{nF(E^\circ - E)}{RT}$$

$$\ln Q = \frac{(6)(96484)(0.33 - 0.17)}{(8.3145)(298.15)} = 37.36$$

$$Q = e^{37.36} = 1.680 \times 10^{16} \Rightarrow \frac{[\text{Cr}^{3+}]^2}{[\text{Fe}^{2+}]^3} = 1.680 \times 10^{16}$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = \sqrt[3]{\frac{[\text{Cr}^{3+}]^2}{1.680 \times 10^{16}}} = \sqrt[3]{\frac{(0.133)^2}{1.68 \times 10^{16}}} = \underline{1.0 \times 10^{-6} \text{ M}}$$

1 point

Nous avons un système fermé et l'équilibre suivante pour une réaction exothermique :

$N_2(g) + 3 H_2(g) \leftrightarrow 2NH_3(g)$. Si on augmente la température, est-ce que la masse totale de $NH_3(g)$ diminuera, augmentera, ou restera la même?

diminuera

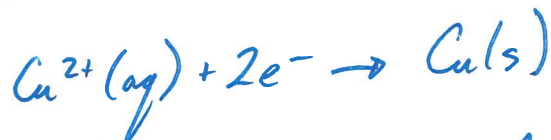
9 points

(a) (5 points) Quel masse de $Cu(s)$ produit-on en faisant l'électrolyse d'une solution de $CuCl_2(aq)$ avec un courant de 13.3 A pour une période d'exactly une heure?

(b) (4 points) On construit une pile à combustible pour le méthane. La réaction totale est $CH_4(g) + 2 O_2(g) \rightarrow CO_2(g) + 2 H_2O(l)$. Les valeurs de ΔH° et ΔS° pour cette réaction sont -890.3 kJ et -242.8 J/K. Quel est la force électromotrice standard, ϵ° , de cette pile à combustible?

$$a) \text{ charge} = \text{courant} \times \text{temps} = (13.3 A)(3600 s) = 47\,880 C$$

$$\# \text{ d'électrons} = \frac{47\,880 C}{96\,484 C \text{ mol}^{-1}} = 0.4962 \text{ mol}$$



$$\left. \begin{array}{l} 2 \text{ mol } e^- \rightarrow 1 \text{ mol } Cu \\ 0.4962 \text{ mol } e^- \rightarrow x \end{array} \right\} x = 0.2481 \text{ mol } Cu$$

$$\text{masse de } Cu = (0.2481 \text{ mol})(63.55 \text{ g/mol}) = \underline{\underline{15.8 g}}$$

b) pour cette réaction, un C va de -4 à +4, et 4 O's vont de 0 à -2, donc $n=8$ électrons sont transférés

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ = (-890\,300 \text{ J}) - (298.15 \text{ K})(-242.8 \text{ J/K})$$
$$= -817\,909 \text{ J}$$

$$\Delta G^\circ = -nFE^\circ \Rightarrow E^\circ = \frac{\Delta G^\circ}{-nF} = \frac{-817\,909}{-(8)(96\,484)}$$

$$E^\circ = \underline{\underline{1.060 V}}$$