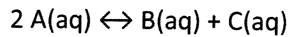


1 point

Quel est l'état d'oxydation du C dans le $C_4H_{10}O$? -2

9 points

Pour la réaction,



la constante d'équilibre est 15.5 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.

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

$$\Delta H^\circ = \frac{-(8.3145 \text{ J/K mol}) \ln \frac{27.7}{15.5}}{(1/323.15 \text{ K} - 1/298.15 \text{ K})} = +18604 \text{ J} = \underline{\underline{+18.6 \text{ kJ}}} \text{ (ou kJ/mol)}$$

$$\Delta G^\circ \text{ à } 25^\circ\text{C} = -RT \ln K_{25^\circ\text{C}} = -(8.3145 \frac{\text{J}}{\text{K mol}})(298.15 \text{ K}) \ln 15.5 = -6794 \text{ J}$$

$$\Delta G^\circ = \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ \Rightarrow \Delta S^\circ = \frac{\Delta H^\circ - \Delta G^\circ}{T} = \frac{18604 \text{ J} - (-6794 \text{ J})}{298.15 \text{ K}}$$

$$\Delta S^\circ = \underline{\underline{+85.2 \text{ J/K}}} \text{ (ou J/K mol)}$$

$$\begin{aligned} \Delta G^\circ \text{ à } 75^\circ\text{C} &= \Delta H^\circ - T \Delta S^\circ = +18604 \text{ J} - (348.15 \text{ K})(+85.2 \text{ J/K}) \\ &= -11058 \text{ J} = \underline{\underline{-11.1 \text{ kJ}}} \text{ (ou kJ/mol)} \end{aligned}$$

$$K = e^{-\Delta G^\circ/RT} = e^{-(-11058 \text{ J/mol}) / (8.3145 \text{ J/K mol})(348.15 \text{ K})}$$

$$= \underline{\underline{45.6}}$$

Na(s)

1 point

Parmi $\text{Li}^+(\text{aq})$, $\text{Na}^+(\text{aq})$, $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$, $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$, $\text{Na}(\text{s})$, $\text{Mg}(\text{s})$, et $\text{Zn}(\text{s})$, lequel est le plus puissant réducteur?

9 points

On dissout 0.4262 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 10.8 mL d'une solution 0.127 M en $\text{Ba}(\text{OH})_2(\text{aq})$. Quelle est la masse molaire de ce monoacide? Si le pH au point d'équivalence est 12.51, quelle est la valeur de K_b de sa base conjuguée, $\text{A}^-(\text{aq})$?

• $\text{Ba}(\text{OH})_2$ a deux groupes OH^- , donc

$$C_A V_A = 2 C_B V_B \Rightarrow C_A = 2 C_B V_B / V_A$$

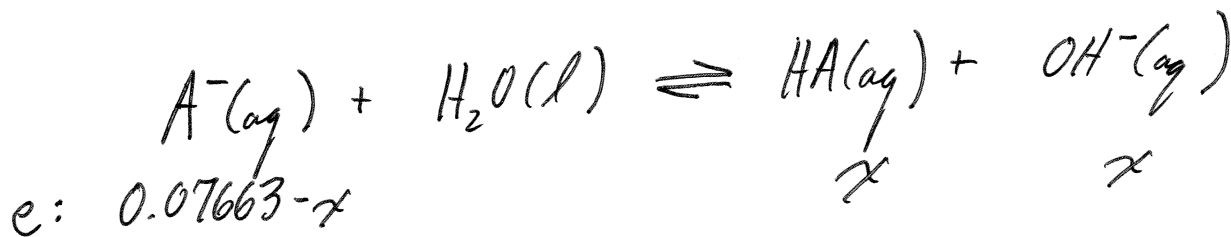
$$C_A = (2)(0.127 \text{ mol/L})(10.8 \text{ mL}) / (25.0 \text{ mL}) = 0.10973 \text{ mol/L}$$

$$\left. \begin{array}{l} 0.10973 \text{ mol} \rightarrow 1 \text{ L} \\ x \rightarrow 0.0250 \text{ L} \end{array} \right\} x = 0.0027433 \text{ mol}$$

$$\text{MM} = 0.4262 \text{ g} / 0.0027433 \text{ mol} = \underline{\underline{155 \text{ g/mol}}}$$

• au point d'équivalence, on a $\text{A}^-(\text{aq})$

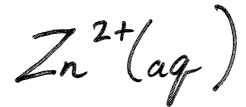
$$[\text{A}^-] = \frac{0.0027433 \text{ mol}}{(25.0 + 10.8) \times 10^{-3} \text{ L}} = 0.07663 \text{ M}$$



• avec le pH, on peut trouver la valeur de x :

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14.00 \Rightarrow \text{pOH} = 14.00 - \text{pH} = 14.00 - 12.51 = 1.49$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-1.49} = 0.03236 \therefore K_b = \frac{(0.03236)(0.03236)}{(0.07663 - x)} = \underline{\underline{2.4 \times 10^{-2}}}$$

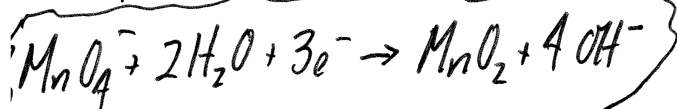
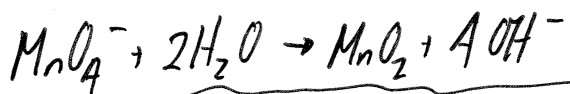
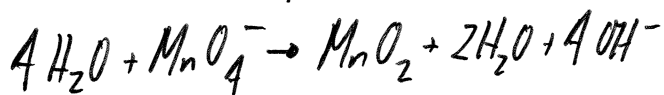
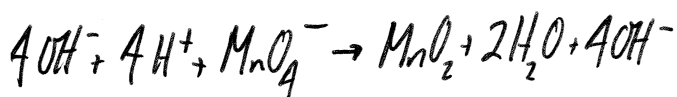
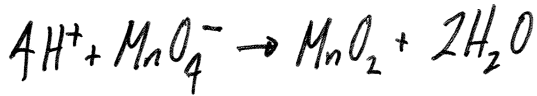
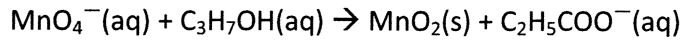


1 point

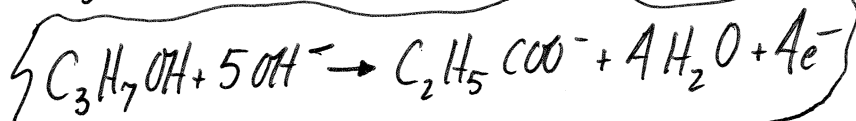
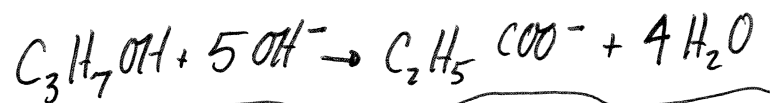
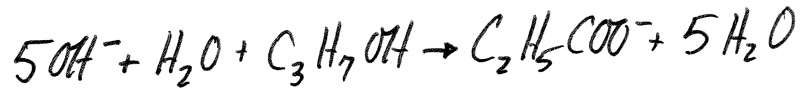
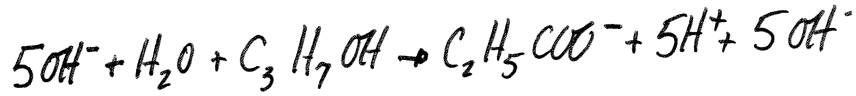
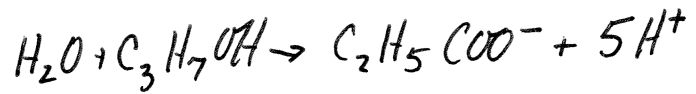
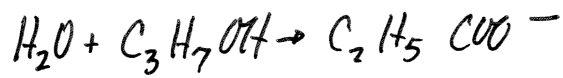
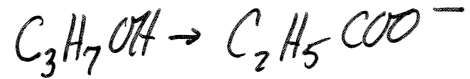
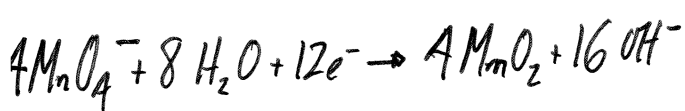
Parmi $\text{Li}^+(\text{aq})$, $\text{Na}^+(\text{aq})$, $\text{Mg}^{2+}(\text{aq})$, $\text{Zn}^{2+}(\text{aq})$, $\text{Na}(\text{s})$, $\text{Mg}(\text{s})$, et $\text{Zn}(\text{s})$, lequel est le plus puissant oxydant?

9 points

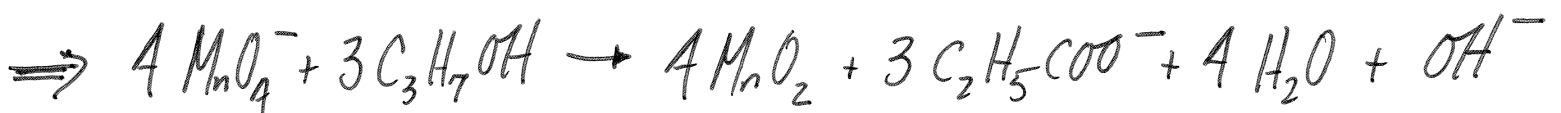
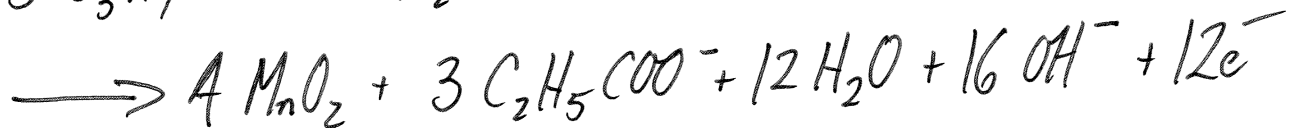
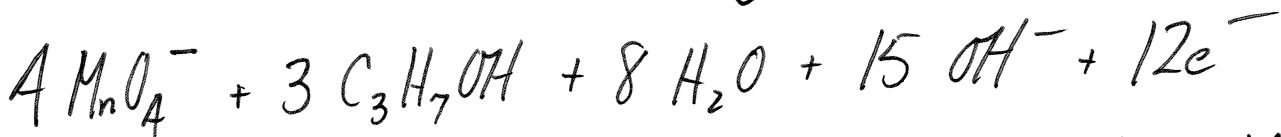
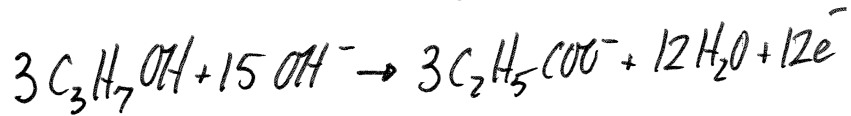
Équilibrez la réaction suivante (en milieu basique) :



$\times 4$



$\times 3$



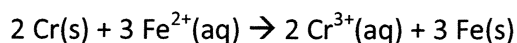
1 point

Lors de l'électrolyse du NaCl(l), le Na(l) se forme à quel électrode (le cathode, l'anode, aucun des deux, tous les deux, ou impossible à dire)?

cathode

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, quelle concentration de $\text{Fe}^{2+}(\text{aq})$ serait nécessaire afin que cette réaction soit spontanée? La température est toujours 25°C.

d'après le tableau fourni :

$$\begin{array}{l} \text{Cr}(s) \rightarrow \text{Cr}^{3+}(\text{aq}) + 3e^- \quad E^\circ = +0.74\text{V} \\ \text{Fe}^{2+}(\text{aq}) + 2e^- \rightarrow \text{Fe}(s) \quad E^\circ = -0.44\text{V} \\ \hline E^\circ = +0.30\text{V} \end{array}$$

$$\begin{aligned} \Delta G^\circ &= -nFE^\circ = -(6 \text{ mol})(96484 \text{ C/mol})(+0.30\text{V}) \\ &= -174 \text{ kJ} = \underline{\underline{-1.7 \times 10^2 \text{ kJ}}} \end{aligned}$$

• trouver $[\text{Fe}^{2+}]$ qui donne $\Delta G = 0$

$$\Delta G = \Delta G^\circ + RT \ln Q \Rightarrow 0 = -174000 + (8.3145)(298.15) \ln Q$$

$$\ln Q = 70.19 \Rightarrow Q = e^{70.19} = 3.043 \times 10^{30}$$

$$\frac{[\text{Cr}^{3+}]^2}{[\text{Fe}^{2+}]^3} = 3.043 \times 10^{30}$$

$$[\text{Fe}^{2+}] = \sqrt[3]{\frac{(0.133)^2}{3.043 \times 10^{30}}} = \underline{\underline{1.8 \times 10^{-11} \text{ M}}}$$

1 point

Nous avons un système fermé et l'équilibre suivante : $N_2(g) + 3 H_2(g) \leftrightarrow 2NH_3(g)$. Si on augmente la pression en diminuant le volume, est-ce que la masse totale de $NH_3(g)$ diminuera, augmentera, ou restera la même?

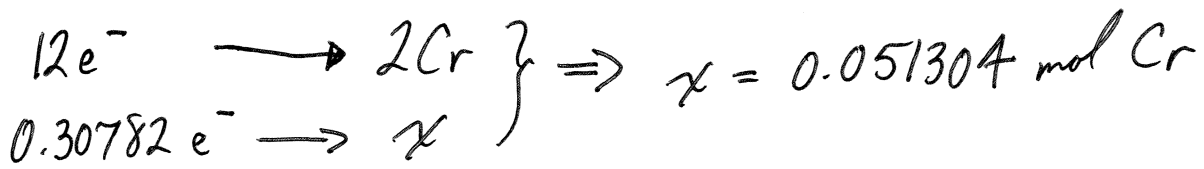
augmentera

9 points

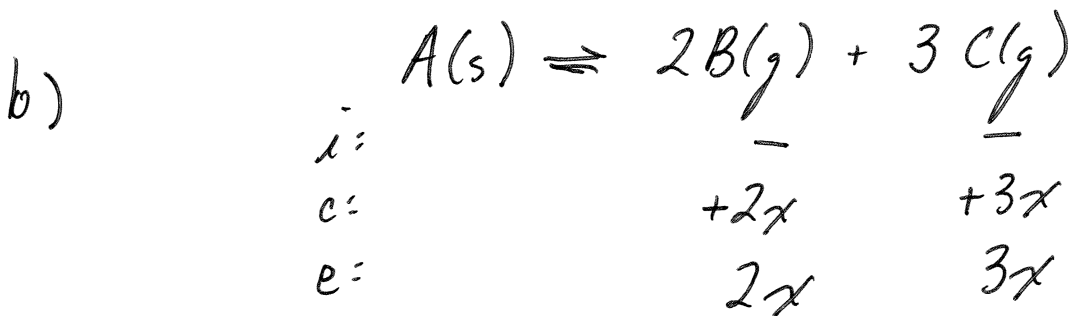
(a) (6 points) On plaque des objets avec le Cr(s) en faisant l'électrolyse. La demi-réaction en question est la suivante: $Cr_2O_7^{2-}(aq) + 14 H^+(aq) + 12 e^- \rightarrow 2 Cr(s) + 7 H_2O(l)$. Avec un courant de 15.0 A, quelle masse de Cr(s) produit-on par l'électrolyse pendant une période de 33.0 minutes?

(b) (3 points) On commence avec le A(s) pure et on établit l'équilibre: $A(s) \leftrightarrow 2 B(g) + 3 C(g)$. Si la pression de B(g) à l'équilibre est 0.150 atm, calculez la valeur de ΔG° pour cette réaction.

$$a) \text{ charge} = \text{courant} \times \text{temps} = (15.0A)(33.0 \text{ min}) \left(\frac{60s}{\text{min}}\right) = 29700C$$
$$\# \text{ d'électrons} = \frac{29700C}{96484 C/mol} = 0.30782 \text{ mol}$$



$$\text{masse} = (0.051304 \text{ mol})(52.00 \text{ g/mol}) = \underline{\underline{2.67g}}$$



$$\text{si } P_B = 0.150 \text{ atm}, \quad x = 0.075 \text{ atm} \text{ et } P_C = 0.225 \text{ atm}$$

$$\Rightarrow K = P_B^2 P_C^3 = (0.150)^2 (0.225)^3 = 2.563 \times 10^{-4}$$

$$\Delta G^\circ = -RT \ln K = -(8.3145)(298.15) \ln(2.563 \times 10^{-4}) = \underline{\underline{+20.5 kJ}}$$

donné pendant l'examen