1) Una cella voltaica rappresentata dal seguente diagramma di cella ha un potenziale di cella uguale a 1,250 V.

$$Zn(s)|Zn^{2+}(1{,}00\ M)||Ag^{+}(x\ M)|Ag(s)$$

Calcolare la concentrazione degli ioni di argento nella cella.

I potenziali standard di riduzione sono:

$$Zn^{2+}(aq) + 2e^{-} \longrightarrow Zn(s) \qquad E^{o} = -0{,}763\ V$$

$$Ag^{+}(aq) + e^{-} \longrightarrow Ag(s) \qquad E^{o} = +0{,}800\ V$$

Nel diagramma di cella convenzionalmente si assume l’anodo a sinistra è il catodo a destra

$$Zn(s)|Zn^{2+}\ \ anodo\ (ossidazione)\ \ Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^{-}$$
$$Ag^{+}|Ag(s)\ \ catodo\ (riduzione)\ \ Ag^{+}(aq) + e^{-} \longrightarrow Ag(s)$$

Gli elettroni trasferiti dalla specie che si ossida a quella che si riduce devono essere uguali. La seconda semi-reazione deve essere moltiplicata per 2.

$(1)\ Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2e^{-} \qquad -E_S^O = +0{,}763\ V, anodo\ (ossidazione)$

$(2)\ 2Ag^{+}(aq) + 2e^{-} \longrightarrow 2Ag(s) \qquad E_D^O = +0{,}800\ V, catodo(riduzione)$

$(1) + (2) = (3)$

$(3)\ Zn(s) + 2Ag^{+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2Ag(s)$

$n_e = 2\ mol \qquad n_r = 2$

Calcolo del potenziale di cella standard

$E^o_{cell} = E_D^O - E_S^O = 0{,}800 + 0{,}763 = 1{,}563\ V$

$$Zn(s) + 2Ag^+(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2Ag(s)$$

$$Q = \frac{a_{Zn^{2+}}\left(a_{Ag}\right)^2}{a_{Zn}\left(a_{Ag^+}\right)^2} \qquad a_{Ag} = 1 \quad a_{Zn} = 1 \quad \Longrightarrow \quad Q = \frac{a_{Zn^{2+}}}{\left(a_{Ag^+}\right)^2}$$

$$\Delta_r G = \Delta_r G^o + RT lnQ \qquad \Delta_r G = -n_r F E_{cell} \qquad \Delta_r G^o = -n_r F E_{cell}{}^o$$

$$E_{cell} = E_{cell}{}^o - \frac{RT}{n_r F} lnQ$$

Espressione del potenziale di cella

$$E_{cell} = E_{cell}{}^o - \frac{RT}{2F} ln\left[\frac{a_{Zn^{2+}}}{\left(a_{Ag^+}\right)^2}\right] = E_{cell}{}^o - \frac{RT}{2F} ln\left(\frac{[Zn^{2+}]}{[Ag^+]^2}\right)$$

$$[Zn^{2+}] = 1{,}00\ M \quad [Ag^+] = x\ M \qquad a_{Zn^{2+}} = 1{,}00$$

$$E_{cell} = E_{cell}{}^{o} - \frac{RTln(10)}{2F} log_{10}\left(\frac{1{,}00}{x^2}\right)$$

$$\frac{2F(E_{cell}{}^{o} - E_{cell})}{RTln(10)} = log_{10}\left(\frac{1{,}00}{x^2}\right) = -2log_{10}x$$

$$\boldsymbol{log_{10}x = -\frac{F(E_{cell}{}^{o} - E_{cell})}{RTln(10)}} = -\frac{96485 \times (1{,}563 - 1{,}250)}{8{,}314463 \times 298{,}15 \times \ln(10)} =$$

$$= -\frac{0{,}313}{0{,}059159(56)} = -5{,}29(08)$$

$$x = 5{,}1 \times 10^{-6} \quad [Ag^{+}] = 5{,}1 \times 10^{-6}\mathrm{M}$$

Potenziale di riduzione

$$\boldsymbol{Pt|H^+(a_{H^+}=1),H_2(g)(||Zn^{2+}(aq)|Zn(s)}$$

$$catodo\ (riduzione)\quad Zn^{2+}(aq)+2e^- \longrightarrow Zn(s)$$

$$anodo\ (ossidazione)\quad H_2(g)\rightarrow 2H^+(aq)+2e^-$$

$$\boldsymbol{Zn^{2+}(aq)+\ H_2(g)\longrightarrow 2H^+(aq)+Zn(s)}$$

$$Q=\frac{(a_{H^+})^2 a_{Zn}}{a_{H_2}a_{Zn^{2+}}}\quad a_{H^+}=1\quad a_{H_2}=\frac{P_{H_2}}{P^o}=1\quad a_{Zn}=1\ \Longrightarrow\quad Q=\frac{1}{a_{Zn^{2+}}}$$

$$\Delta_r G=\Delta_r G^o+RTlnQ\quad \Delta_r G=-n_r F E_{cell}\quad \Delta_r G^o=-n_r F E_{cell}{}^o\ \Longrightarrow\quad E_{cell}=E_{cell}{}^o-\frac{RT}{n_r F}lnQ$$

$$E_{Zn^{2+}|Zn}=E^o_{Zn^{2+}|Zn}-\frac{RT}{n_r F}ln\frac{1}{a_{Zn^{2+}}}=E^o_{Zn^{2+}|Zn}+\frac{RT}{2F}lna_{Zn^{2+}}$$

$$\boldsymbol{E_{Zn^{2+}|Zn}=E^o_{Zn^{2+}|Zn}+\frac{RT}{2F}lna_{Zn^{2+}}}$$

$$\boldsymbol{Pt|H^+(a_{H^+}=1),H_2(g)(||Ag^+(aq)|Ag(s)}$$

$$catodo\ (riduzione)\quad Ag^+(aq)+e^- \longrightarrow Ag(s)$$

$$anodo\ (ossidazione)\ {}^1\!/_2\ H_2(g) \rightarrow H^+(aq)+e^-$$

$$\boldsymbol{Ag^+(aq)+\ {}^1\!/_2\,H_2(g) \longrightarrow H^+(aq)+Ag(s)}$$

$$Q=\frac{a_{H^+}a_{Ag}}{\left(a_{H_2}\right)^{1/2}a_{Ag^+}}=\frac{1}{a_{Ag^+}}$$

$$E_{Ag^+|Ag}=E^o_{Ag^+|Ag}-\frac{RT}{F}ln\frac{1}{a_{Ag^+}}=E^o_{Ag^+|Ag}+\frac{RT}{F}lna_{Ag^+}$$

$$\boldsymbol{E_{Ag^+|Ag}=E^o_{Ag^+|Ag}+\frac{RT}{F}lna_{Ag^+}}$$

$(1)\ 2H^+(aq) + Zn(s) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + H_2(g)$ $(ossidazione\ dello\ zinco)$

$(2)\ 2Ag^+(aq) + H_2(g) \longrightarrow 2H^+(aq) + 2Ag(s)$ $(riduzione\ dell'argento)$

$(3)\ Zn(s) + 2Ag^+(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2Ag(s)$

$(1) + (2) = (3)$

$$Q = \frac{a_{Zn^{2+}}}{\left(a_{Ag^+}\right)^2}$$

$(1)\ Zn(s)|Zn^{2+}(aq)||H^+(a_{H^+} = 1), H_2(g)|Pt$ $-E_{Zn^{2+}|Zn}$ $(anodo, ossidazione\ dello\ zinco)$

$(2)\ Pt|H^+(a_{H^+} = 1), H_2(g)||Ag^+(aq)|Ag(s)$ $E_{Ag^+|Ag}$ $(catodo, riduzione\ dell'argento)$

$(3)\ Zn(s)|Zn^{2+}(aq)||Ag^+(aq\ M)|Ag(s)$ E_{cell}

$(1) + (2) = (3)$

$$E_{cell} = E_D - E_S = E^o_{Ag^+|Ag} + \frac{RT}{F} ln a_{Ag^+} - \left(E^o_{Zn^{2+}|Zn} + \frac{RT}{2F} ln a_{Zn^{2+}}\right)$$

$$E_{cell} = E_{Ag^+|Ag} - E^o_{Zn^{2+}|Zn} + \frac{RT}{2F} ln\left(a_{Ag^+}\right)^2 - \frac{RT}{2F} ln a_{Zn^{2+}}$$

$$E_{cell} = E^o_D - E^o_S - \frac{RT}{2F} ln \frac{a_{Zn^{2+}}}{\left(a_{Ag^+}\right)^2} = E^o_{cell} - \frac{RT}{2F} lnQ$$

$$Zn(s)\big|Zn^{2+}(aq)\big||Ag^{+}(aq\ M)|Ag(s)$$

$$E_S = E^o_{Zn^{2+}|Zn} + \frac{RT}{2F} ln a_{Zn^{2+}} \qquad E_D = E^o_{Ag^{+}|Ag} + \frac{RT}{F} ln a_{Ag^{+}}$$

$$E_{cell} = E^o_D - E^o_S + \frac{RT}{F} ln a_{Ag^{+}} - \frac{RT}{2F} ln a_{Zn^{2+}} = E^o_{cell} - \frac{RT}{2F} ln \frac{a_{Zn^{2+}}}{\left(a_{Ag^{+}}\right)^2}$$

$$Zn(s) + 2Ag^{+}(aq) \longrightarrow Zn^{2+}(aq) + 2Ag(s)$$

$$Q = \frac{a_{Zn^{2+}}}{\left(a_{Ag^{+}}\right)^2}$$

$$E_{cell} = E^o_D - E^o_S - \frac{RT}{2F} lnQ = E^o_{cell} - \frac{RT}{2F} ln \frac{a_{Zn^{2+}}}{\left(a_{Ag^{+}}\right)^2}$$

2) Per la cella galvanica

$Sn(s)|Sn^{2+}(0{,}075\ M)||Pb^{2+}(0{,}600\ M)|Pb(s)$

Calcolare:

a) il potenziale di cella iniziale;

b) il potenziale di cella quando la concentrazione di Pb^{2+} raggiunge 0,500 M;

c) la concentrazione di Sn^{2+} quando il potenziale di cella raggiunge il valore di 0,020 V;

d) le concentrazioni ioniche quando il potenziale di cella diventa uguale a zero.

Assumere i volumi delle semi-celle uguali.

Calcolo potenziale di cella iniziale

$Sn(s) \longrightarrow Sn^{2+}(aq) + 2e^{-} \qquad -E_S^O = +0{,}137\ V, anodo\ (ossidazione)$

$Pb^{2+}(aq) + 2e^{-} \longrightarrow Pb(s) \qquad E_D^O = -0{,}126\ V, \qquad catodo(riduzione)$

$E_{cell}{}^{o} = E_D^O - E_S^O = -0{,}126 + 0{,}137 = 0{,}011\ V$

$n_r = 2$

$Sn(s) + Pb^{2+}(aq) \longrightarrow Sn^{2+}(aq) + Pb(s)$

$Q = \frac{a_{Sn^{2+}}a_{Pb}}{a_{Sn}a_{Pb^{2+}}} = \frac{a_{Sn^{2+}}}{a_{Pb^{2+}}} \qquad a_{Sn} = 1 \quad a_{Pb} = 1$

$$E_{cell} = E_{cell}{}^{o} - \frac{RTln10}{n_rF}log_{10}\left(\frac{a_{Sn^{2+}}}{a_{Pb^{2+}}}\right) = E_{cell}{}^{o} - \frac{RTln10}{n_rF}log_{10}\left(\frac{[Sn^{2+}]}{[Pb^{2+}]}\right) =$$
$$= 0{,}011 - \frac{0{,}059159(56)}{2}log_{10}\left(\frac{0{,}075}{0{,}600}\right)$$

$$E_{cell} = 0{,}011 - 0{,}029579(78) \times log_{10}[0{,}12(50)] = 0{,}011 - 0{,}029579(78) \times \left(-0{,}90(31)\right)$$
$$= 0{,}011 + 0{,}026(71) = 0{,}038\ V$$

Calcolo del potenziale di cella quando la concentrazione di Pb^{2+} raggiunge 0,500 M

$$Sn(s) + Pb^{2+}(aq) \longrightarrow Sn^{2+}(aq) + Pb(s)$$

Con il procedere della reazione la concentrazione $[Sn^{2+}]$ aumenta e la $[Pb^{2+}]$

$$n_i = n_{i,0} + \nu_i \zeta \qquad \frac{n_i}{V} = \frac{n_{i,0}}{V} + \nu_i \frac{\zeta}{V} \qquad c_i = c_{i,0} + \nu_i x$$

$$c_{Sn^{2+}} = c_{Sn^{2+},0} + \nu_{Sn^{2+}} x = 0{,}075 + x$$

$$c_{Pb^{2+}} = c_{Pb^{2+},0} + \nu_{Pb^{2+}} x = 0{,}600 - x$$

$$c_{Pb^{2+}} = 0{,}600 - x = 0{,}500 \; M \implies x = 0{,}100 \; M$$

$$c_{Sn^{2+}} = 0{,}075 + 0{,}100 = 0{,}175 \; M$$

$$E_{cell} = E_{cell} = E_{cell}{}^{o} - \frac{RT ln10}{n_r F} log_{10}\left(\frac{c_{Sn^{2+}}}{c_{Pb^{2+}}}\right) = 0{,}011 - 0{,}029579(78)\, log_{10}\left(\frac{0{,}175}{0{,}500}\right)$$

$$= 0{,}011 - 0{,}029579(78) \times log_{10}(0{,}350)$$

$$= 0{,}011 - 0{,}029579(78) \times \left(-0{,}455(31)\right)$$

$$= 0{,}011 + 0{,}0134(86) = 0{,}024 \; V$$

Calcolo della concentrazione di Sn^{2+} quando il potenziale di cella raggiunge il valore di 0,020 V

$$c_{Sn^{2+}} = c_{Sn^{2+},0} + \nu_{Sn^{2+}}x = 0{,}075 + x$$

$$c_{Pb^{2+}} = c_{Pb^{2+},0} + \nu_{Pb^{2+}}x = 0{,}600 - x$$

$$E_{cell} = 0{,}011 - 0{,}029579(78)\, log_{10}\left(\frac{0{,}075 + x}{0{,}600 - x}\right) = 0{,}020\ V$$

$$log_{10}\left(\frac{0{,}075 + x}{0{,}600 - x}\right) = -\frac{0{,}009}{0{,}029579(78)} = -0{,}3(04) \qquad \frac{0{,}075 + x}{0{,}600 - x} = 0{,}4(96)$$

$$0{,}075 + x = 0{,}4(96) \times 0{,}600 - 0{,}4(96)x$$

$$x = \frac{0{,}4(96) \times 0{,}600 - 0{,}075}{1{,}4(96)} = \frac{0{,}2(98) - 0{,}075}{1{,}4(96)} = \frac{0{,}2(23)}{1{,}4(96)} = 0{,}1(49)\ M$$

$$[Sn^{2+}] = 0{,}075 + 0{,}1(49) = 0{,}2(24)M = 0{,}2\ M$$

Calcolo delle concentrazioni ioniche quando il potenziale di cella diventa uguale a zero

$$E_{cell} = 0{,}011 - 0{,}029579(78)\, log_{10}\left(\frac{0{,}075 + x}{0{,}600 - x}\right) = 0$$

$$log_{10}\left(\frac{0{,}075 + x}{0{,}600 - x}\right) = \frac{0{,}011}{0{,}029579(78)} = 0{,}37(19) \qquad \frac{0{,}075 + x}{0{,}600 - x} = 2{,}3(54)$$

$$0{,}075 + x = 2{,}3(54) \times 0{,}600 - 2{,}3(54)x$$

$$x = \frac{2{,}3(54) \times 0{,}600 - 0{,}075}{3{,}3(54)} = \frac{1{,}4(13) \times 0{,}600 - 0{,}075}{3{,}3(54)} = \frac{1{,}3(38)}{3{,}3(54)} = 0{,}39(88)\ M$$

$$[Sn^{2+}] = 0{,}075 + 0{,}39(88) = 0{,}47\ M$$

$$[Pb^{2+}] = 0{,}600 - 0{,}39(88) = 0{,}20\ M$$

3) Una cella galvanica è costruita nel modo seguente:

$$Ag(s)|Ag^+(Ag_2CrO_4, soluzione\ satura)||Ag^+(0{,}125\ M)|Ag(s)$$

Sapendo che il prodotto di solubilità è $1{,}1 \times 10^{-12}$, calcolare il potenziale di cella a 25,0 °C

$$catodo\ (riduzione) \quad Ag^+(aq) + e^- \longrightarrow Ag(s)$$

$$E_D = E^o_{Ag^+|Ag} - \frac{RT}{F} ln \frac{1}{a_{Ag^+}} = E^o_{Ag^+|Ag} + \frac{RT}{F} ln\left(a_{Ag^+}\right)_{catodo}$$

$$anodo\ (ossidazione) \quad Ag(s) \longrightarrow \quad Ag^+(aq) + e^-$$

$$-E_S = -E^o_{Ag^+|Ag} - \frac{RT}{F} ln\left(a_{Ag^+}\right)_{anodo}$$

Potenziale di cella

$$E_{cell} = E_D - E_S = E^o_{Ag^+|Ag} - E^o_{Ag^+|Ag} + \frac{RT}{F} ln\left[\frac{\left(a_{Ag^+}\right)_{catodo}}{\left(a_{Ag^+}\right)_{anodo}}\right] = \frac{RT}{F} ln\left[\frac{\left(a_{Ag^+}\right)_{catodo}}{\left(a_{Ag^+}\right)_{anodo}}\right]$$

Semi-cella catodica

$[Ag^+] = 0{,}125\ M \qquad \left(a_{Ag^+}\right)_{catodo} = \frac{\left(c_{Ag^+}\right)_{catodo}}{c_o} = 0{,}125$

Nella semi-cella anodica, soluzione satura

$Ag_2CrO_4(s) \rightleftharpoons 2Ag^+(aq) + {CrO_4}^{-2}(aq)$

$$K_s = {a_{Ag^+}}^2 a_{{CrO_4}^{-2}} = \left(\frac{c_{Ag^+}}{c_o}\right)^2 \left(\frac{c_{{CrO_4}^{-2}}}{c_o}\right) = [Ag^+]^2[{CrO_4}^{-2}] \qquad c_o = 1\ M$$

$[Ag^+] = 2x\ M \qquad [{CrO_4}^{-2}] = x\ M$

$K_s = {a_{Ag^+}}^2 a_{{CrO_4}^{-2}} = (2x)^2 x = 4x^3$

$$x = \sqrt[3]{\frac{K_s}{4}} = \sqrt[3]{1{,}10 \times 10^{-12}/4} = 6{,}50(30) \times 10^{-5}$$

$\left(a_{Ag^+}\right)_{anodo} = 2x = 1{,}30(06) \times 10^{-4}$

Calcolo potenziale di cella

$$E_{cell} = \frac{RTln10}{F} log_{10}\left[\frac{\left(a_{Ag^+}\right)_{catodo}}{\left(a_{Ag^+}\right)_{anodo}}\right]$$

$$E_{cell} = \frac{8,314463 \times 298,1(5) \times \ln 10}{96485} log_{10}\left[\frac{0,125}{1,30(06) \times 10^{-4}}\right]$$

$$E_{cell} = 0,05915(96) \times log_{10}[9,61(10) \times 10^2]$$

$$E_{cell} = 0,05915(96) \times 2,9(83) = 0,18\, V$$

4) Determinare il potenziale standard di cella, la variazione di energia libera di Gibbs standard e la costante di equilibrio standard a 25°C per la seguente reazione:

$$MnO_4^{-}(aq) + H^{+}(aq) + Ce^{3+}(aq) \longrightarrow Ce^{4+}(aq) + Mn^{2+}(aq) + H_2O(l)$$

Valutare se la reazione evolve in modo praticamente completo se reagenti e prodotti sono inizialmente nei loro stati standard.

$+7-2 \qquad +1 \qquad +3 \qquad\qquad +4 \qquad\qquad +2 \qquad\qquad +1-2$

$MnO_4{}^-(aq) + H^+(aq) + Ce^{3+}(aq) \longrightarrow Ce^{4+}(aq) + Mn^{2+}(aq) + H_2O(l)$

$MnO_4{}^-(aq) + 8H^+(aq) + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l) \qquad E_D^O = 1{,}51\ V, \qquad catodo(riduzione)$

$5\{Ce^{3+}(aq) \longrightarrow Ce^{4+}(aq) + e^-\} \qquad -E_S^O = -1{,}61\ V, anodo\ (ossidazione)$

$n_e = 5\ mol$

$MnO_4{}^-(aq) + 8H^+(aq) + 5Ce^{3+}(aq) \longrightarrow 5Ce^{4+}(aq) + Mn^{2+}(aq) + 4H_2O(l)$

$E_{cell}^o = E_D^O - E_S^O = 1{,}51 - 1{,}61 = -0{,}10\ V$

$n_e = 5\,mol \qquad n_e = n_r \times 1\,mol$

$$\Delta G^o = -n_e F E^o_{cell} = -5 \times 96485 \times (-0{,}10) = 4{,}8(24) \times 10^4 J = 48,(24)\,kJ$$

$$\Delta G_r{}^o = -n_r F E_{cell}{}^o = 4{,}8(24) \times 10^4\ J\,mol^{-1}$$

$$\Delta G_r{}^o = -RTlnK^o = -RTln(10)log_{10}K^o$$

$$log_{10}K^o = \frac{n_r F E_{cell}{}^o}{ln(10)RT} = -\frac{\Delta G_r{}^o}{ln(10)RT} = -\frac{4{,}8(24) \times 10^4}{ln(10) \times 8{,}314463 \times 298{,}15} = -8{,}4(51)$$

$$\frac{[\Delta G_r{}^o]}{[R][T]} = \frac{J\,mol^{-1}}{J\,mol^{-1}K^{-1}K}\ adimensionale$$

$$K^o = 4 \times 10^{-9}$$

Bilanciare le seguenti reazione e determinare le corrispondenti variazioni dell'energia libera di Gibbs standard a 25°C.

a) $Al(s) + Cu^{+2}(aq) \longrightarrow Al^{+3}(aq) + Cu(s)$

b) $O_2(g) + I^-(aq) + H^+(aq) \longrightarrow H_2O(l) + I_2(s)$

c) $Cr_2O_7{}^{-2}(aq) + H^+(aq) + Ag(s) \longrightarrow Cr^{3+}(aq) + Ag^+(aq) + H_2O(l)$

$0 \qquad\qquad 2+ \qquad\qquad\qquad 3+ \qquad\qquad 0$

$Al(s) + Cu^{+2}(aq) \longrightarrow Al^{+3}(aq) + Cu(s)$

$2\{Al(s) \longrightarrow Al^{+3}(aq) + 3e^-\}$ $\qquad -E_S^O = 1{,}662\ V,$ $anodo\ (ossidazione)$

$3\{Cu^{+2}(aq) + 2e^- \longrightarrow Cu(s)\}$ $\qquad E_D^O = 0{,}337\ V,$ $\qquad catodo(riduzione)$

$2Al(s) + 3Cu^{+2}(aq) \longrightarrow 2Al^{+3}(aq) + 3Cu(s)$

$n_e = 6\ mol$

$E_{cell}^o = E_D^O - E_S^O = 0{,}337 + 1{,}662 = 1{,}999\ V$

$\Delta G^o = -n_e F E_{cell}^o = -6 \times 96485 \times 1{,}999 = -1157(24) J = -115{,}7kJ$

www.unidocs.it - Appunti e dispense per superare i tuoi esami universitari

$0 \qquad -1 \qquad +1 \qquad +1-2 \qquad 0$

$O_2(g) + I^-(aq) + H^+(aq) \longrightarrow H_2O(l) + I_2(s)$

$O_2(g) + 4H^+(aq) + 4e^- \longrightarrow 2H_2O(l) \qquad E_D^O = 1{,}229\ V, \qquad catodo(riduzione)$

$2\{2I^-(aq) \longrightarrow I_2(s) + 2e^-\} \qquad -E_S^O = -0{,}535\ V, anodo\ (ossidazione)$

$n_e = 4\ mol$

$O_2(g) + 4I^-(aq) + 4H^+(aq) \longrightarrow 2H_2O(l) + 2I_2(s)$

$E_{cell}^o = E_D^O - E_S^O = 1{,}229 - 0{,}535 = 0{,}694\ \ V$

$\Delta G^o = -n_e F E_{cell}^o = -4 \times 96485 \times 0{,}694 = -2{,}68 \times 10^5 J = -268\ kJ$

$+6-2 \quad\quad +1 \quad\quad 0 \quad\quad +3 \quad\quad +1 \quad\quad +1-2$

$Cr_2O_7{}^{-2}(aq) + H^+(aq) + Ag(s) \longrightarrow Cr^{3+}(aq) + Ag^+(aq) + H_2O(l)$

$Cr_2O_7{}^{-2}(aq) + 14H^+(aq) + 6e^- \longrightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 7H_2O(l) \quad\quad E_D^O = 1,33\ V, \quad\quad catodo(riduzione)$

$6\{Ag(s) \longrightarrow Ag^+(aq) + e^-\} \quad\quad - E_S^O = -0,800\ V, anodo\ (ossidazione)$

$n_e = 6\ mol$

$Cr_2O_7{}^{-2}(aq) + 14H^+(aq) + 6Ag(s) \longrightarrow 2Cr^{3+}(aq) + 6Ag^+(aq) + 7H_2O(l)$

$E_{cell}^o = E_D^O - E_S^O = 1,33 - 0,800 = 0,53\ \ V$

$\Delta G^o = -n_e F E_{cell}^o = -6 \times 96485 \times 0,53 = -3,1 \times 10^5 J = -3,1 \times 10^2\ kJ$