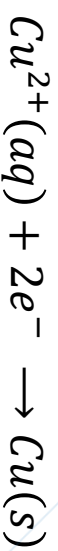


Una quantità di carica elettrica porta alla deposizione di 3,28 g di Cu al catodo durante l'elettrolisi di una soluzione contenente Cu^{2+} . Calcolare il volume di idrogeno gassoso a 28,2°C e 763 mmHg che si produce con la stessa quantità di carica elettrica nella di riduzione di H^+ (aq) ad un catodo.



$$q = 2n_{Cu}F = 2n_{H_2}F \quad n_{Cu} = n_{H_2}$$

$$n_{Cu} = \frac{m_{Cu}}{M_{Cu}} = \frac{3,28}{63,54} = 0,0516(21) \text{ mol}$$

$$T = 273,15 + 28,2 = 301,3(5) \text{ K}$$

$$P = \frac{763}{760} \times 101325 = 1,01(72) \times 10^5 \text{ Pa}$$

$$V_{H_2} = \frac{n_{H_2}RT}{P} = \frac{0,0516(21) \times 8,314463 \times 301,3(5)}{763/760 \times 101325} = 0,00127 \text{ m}^3 = 1,27 \text{ L}$$

Calcolare la quantità indicata per ciascuna delle seguenti elettrolisi:

- a) La massa di zinco depositata al catodo in 42,5 min se la corrente di 1,87 A passa attraverso una soluzione acquosa di Zn^{2+} .
- b) Il tempo richiesto per produrre 2,79 g di iodio all'anodo se una corrente di 1,75 A passa attraverso una soluzione di $KI(aq)$.



$$q = It = 1,87 \times 42,5 \times 60 = 4,76(85) \times 10^3 C$$

$$q = n_{Zn} F \Rightarrow n_{Zn} = \frac{q}{2F} = \frac{4,76(85) \times 10^3}{2 \times 96485} = 0,0247(11) \text{ mol}$$

$$m_{Zn} = n_{Zn} M_{Zn} = 0,0247(11) \times 65,37 = 1,62 \text{ g}$$

b) Il tempo richiesto per produrre 2,79 g di iodio all'anodo se una corrente di 1,75 A passa attraverso una soluzione di KI(aq).



$$t = \frac{q}{I} \quad q = 2n_{I_2} F \quad n_{I_2} = \frac{m_{I_2}}{M_{I_2}}$$

$$M_{I_2} = 2 \times 126,90 = 253,80 \text{ g mol}^{-1}$$

$$n_{I_2} = \frac{m_{I_2}}{M_{I_2}} = \frac{2,79}{253,8} = 0,0109(93) \text{ mol}$$

$$q = 2n_{I_2} F = 2 \times 0,0109(93) \times 96485 = 2,12(13) \times 10^3 \text{ C}$$

$$t = \frac{q}{I} = \frac{2,12(13) \times 10^3}{1,75} = 1,21(21) \times 10^3 \text{ s} = 20,2 \text{ min}$$

Calcolare la quantità indicata per ciascuna delle seguenti elettrolisi:

- a) La concentrazione acquosa di Cu^{2+} che resta in 425 mL di una soluzione di solfato di rame inizialmente uguale a 0,366 M dopo il passaggio di 2,68 A per 282 s e la deposizione di rame al catodo.
- b) Il tempo richiesto per ridurre la concentrazione acquosa di ioni d'argento in 255 mL di nitrato d'argento da 0,196 a 0,175 M elettrolizzando la soluzione tra elettrodi di Pt con una corrente di 1,84 A.

a) La concentrazione acquosa di Cu^{2+} che resta in 425 mL di una soluzione di solfato di rame inizialmente uguale a 0,366 M dopo il passaggio di 2,68 A per 282 s e la deposizione di rame al catodo.



$$q = It = 2,68 \times 282 = 755, (76) C$$

$$q = 2n_{Cu}F \Rightarrow n_{Cu} = \frac{q}{2F} = \frac{755, (76)}{2 \times 96485} = 0,00391(64) \text{ mol}$$

$$m_{Cu} = n_{Cu}M_{Cu} = 0,00391(64) \times 63,54 = 0,248(85) \text{ g} = 0,249 \text{ g}$$

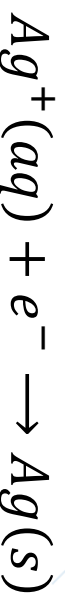
$$n_{Cu^{2+}} = n_{Cu^{2+},0} - n_{Cu} \quad c_{Cu^{2+}} = \frac{n_{Cu^{2+}}}{V}$$

$$n_{Cu^{2+},0} = c_{Cu^{2+},0}V = 0,366 \times 0,425 = 0,155(55) \text{ mol}$$

$$n_{Cu^{2+}} = n_{Cu^{2+},0} - n_{Cu} = 0,155(55) - 0,00391(64) = 0,151(63) \text{ mol}$$

$$c_{Cu^{2+}} = \frac{n_{Cu^{2+}}}{V} = \frac{0,151(63)}{0,425} = 0,357 \text{ M}$$

b) Il tempo richiesto per ridurre la concentrazione acquosa di ioni d'argento in 255 mL di nitrato d'argento da 0,196 a 0,175 M elettrolizzando la soluzione tra elettrodi di Pt con una corrente di 1,84 A.



$$n_{Ag} = (c_{Ag^+,0} - c_{Ag^+})V = (0,196 - 0,175) \times 0,255 = 0,0053(55) \text{ mol}$$

$$q = n_{Ag} F = 0,0053(55) \times 96485 = 5,1(67) \times 10^2 \text{ C}$$

$$t = \frac{q}{I} = \frac{5,1(67) \times 10^2}{1,84} = 280 \text{ s}$$

1) Determinare l'entalpia di reazione standard della seguente reazione



Note le seguenti entalpie di reazione standard



Reazione bilanciata





Partendo dalla reazione (1) che contiene l'idrazina (diazano)



Il perossido d'idrogeno è nei reagenti, la reazione (3) deve essere invertita

e moltiplicata per 2 in modo da avere $2H_2O_2(l)$



L'idrogeno è eliminabile aggiungendo la reazione (2) moltiplicata per due.



L'ossigeno si semplifica e non compare nella reazione risultante





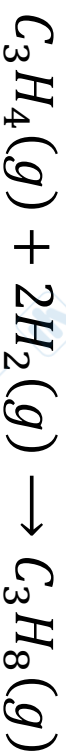
$$(1) - 2 \times (3) + 2 \times (2) = (0)$$

$$\Delta H_0^\circ = \Delta H_1^\circ - 2\Delta H_3^\circ + 2\Delta H_2^\circ = -622,2 + 2 \times 187,8 - 2 \times 285,8 = -818,2 \text{ kJ}$$

2) Date le seguenti reazioni



Determinare l'entalpia di reazione standard della reazione



Partendo dalla (2) che ha come reagente il propadiene



Si somma la (1) moltiplicata per 2 per aggiungere l'idrogeno



Infine, si sottrae la (3) (reazione invertita) per eliminare ossigeno, biossido di carbonio e acqua



$$\Delta H_0^\circ = \Delta H_2^\circ + 2 \Delta H_1^\circ - \Delta H_3^\circ = -1937 - 2 \times 285,8 + 2219,1 = -290,1 = -290,1 \text{ kJ} = 2,90 \cdot 10^2 \text{ kJ}$$

3) Calcolare la quantità di calore, in kJ, sviluppata dalla combustione di 180, g di una miscela contenenti parti uguali in massa di idrogeno e ossigeno (acqua in fase vapore).



Reazione bilanciata



$$M_1 = 2 \times 1,01 = 2,02 \text{ g mol}^{-1}$$

$$n_1 = \frac{m_1}{M_1} = \frac{m}{2M_1} = \frac{180,}{2 \times 2,02} = 44,5(54) \text{ mol}$$

$$M_2 = 2 \times 16,00 = 32,00 \text{ g mol}^{-1}$$

$$n_2 = \frac{m_2}{M_2} = \frac{m}{2M_2} = \frac{180,}{2 \times 32,00} = 2,81(25) \text{ mol}$$

$$\zeta_{max} = \min \left\{ \frac{n_1}{\nu_1}, \frac{n_2}{\nu_2} \right\} = \min \left\{ \frac{44,5(54)}{2}, \frac{2,81(25)}{1} \right\} = 2,81(54) \text{ mol}$$

Reagente limitante: ossigeno



1 2 3

Le entalpie di formazione degli elementi sono nulle

$$\tilde{H}_1^{\circ} = 0 \quad \tilde{H}_2^{\circ} = 0$$

dalla tabella

$$\tilde{H}_3^{\circ} = -241,8 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$\Delta_r H^{\circ} = \sum_i \nu_i \tilde{H}_i^{\circ} = \nu_3 \tilde{H}_3^{\circ} = 2 \times (-241,8) = -483,6 \text{ kJ mol}^{-1}$$

$$Q = \zeta_{max} (-\Delta H^{\circ}) = 2,81(54) \times 483,6 = 1360 \text{ kJ} = 1,36 \times 10^3 \text{ kJ}$$

4) Una miscela di gas naturale è costituita da metano (83,0%v/v), etano (11,2%v/v) e propano. Un campione di 385 L della miscela gassosa a 22,6°C e 739 mmHg è bruciato a pressione costante in eccesso di ossigeno. Calcolare il calore sviluppato dalla combustione.

$$V = 385 \text{ L} = 0,385 \text{ m}^3$$

$$T = 273,15 + 22,6 = 295,7(5) \text{ K}$$

$$P = \frac{739}{760} \times 101325 = 9,85(25) \times 10^4 \text{ Pa}$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{9,85(25) \times 10^4 \times 0,385}{8,314463 \times 295,7(5)} = 15,4(26) \text{ mol}$$

$$n_{\text{CH}_4} = x_{\text{CH}_4} n = 0,83 \times 15,4(56) = 12,8(03) \text{ mol}$$

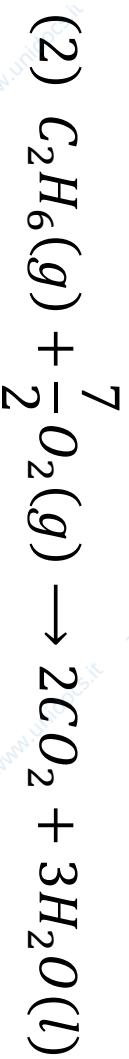
$$n_{\text{C}_2\text{H}_6} = x_{\text{C}_2\text{H}_6} n = 0,112 \times 15,4(56) = 1,72(77) \text{ mol}$$

$$x_{\text{C}_3\text{H}_8} = 1 - 0,830 - 0,112 = 0,058$$

$$n_{\text{C}_3\text{H}_8} = x_{\text{C}_3\text{H}_8} n = 0,058 \times 15,4(56) = 0,89(47) \text{ mol}$$



$$\Delta_r H_1^0 = 2\tilde{H}_{\text{H}_2\text{O}}^0 + \tilde{H}_{\text{CO}_2}^0 - \tilde{H}_{\text{CH}_4}^0 = 2 \times (-285,8) - 393,5 + 74,87 = -890,2(3) \text{ kJ mol}$$



$$\Delta_r H_2^0 = 3\tilde{H}_{\text{H}_2\text{O}}^0 + 2\tilde{H}_{\text{CO}_2}^0 - \tilde{H}_{\text{C}_2\text{H}_6}^0 = 3 \times (-285,8) + 2 \times (-393,5) + 84,68 = -857,4 - 787,0 + 84,68 = -1559,7(2) \text{ kJ mol}$$



$$\Delta_r H_3^0 = 4\tilde{H}_{\text{H}_2\text{O}}^0 + 3\tilde{H}_{\text{CO}_2}^0 - \tilde{H}_{\text{C}_3\text{H}_8}^0 = 4 \times (-285,8) + 3 \times (-393,5) + 103,8 = -1143, (2) - 1180, (5) + 103,8 = -2219, (9) \text{ kJ mol}$$

$$Q = n_{CH_4}(-\Delta_r H_1^{\circ}) + n_{C_2H_6}(-\Delta_r H_2^{\circ}) + n_{C_3H_8}(-\Delta_r H_3^{\circ})$$

$$Q = 12,8(03) \times 890,2(3) + 1,72(77) \times 1559,7(2) + 0,89(47) \times 2219,(9) = \\ = 11,3(98) \times 10^3 + 2,69(47) \times 10^3 + 1,9(86) \times 10^3 = 16,1 \times 10^3 \text{ kJ}$$

5) La combustione completa di 1,00 L (a STP, 1 bar e 0°C) di gas naturale svolge 43,6 kJ di calore. Se il gas è una miscela di metano e etano qual è la sua composizione percentuale molare?

$$V = 1,00 \text{ L} = 1,00 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$T = 273,15 \text{ K (esatto)}$$

$$P = 100000 \text{ Pa (esatto)}$$

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{10^5 \times 1,00 \times 10^{-3}}{8,314463 \times 273,15} = 0,0440(32) \text{ mol}$$

$$n = n_{\text{CH}_4} + n_{\text{C}_2\text{H}_6} \quad \Rightarrow \quad n_{\text{C}_2\text{H}_6} = n - n_{\text{CH}_4}$$

$$Q = n_{\text{CH}_4} (-\Delta_r H_1^0) + n_{\text{C}_2\text{H}_6} (-\Delta_r H_2^0) = 43,6 \text{ kJ}$$

$$Q = n_{CH_4} (-\Delta_r H_1^0) + n_{C_2H_6} (-\Delta_r H_2^0) = 43,6 \text{ kJ}$$

$$x = n_{CH_4} \quad n_{C_2H_6} = n - x$$

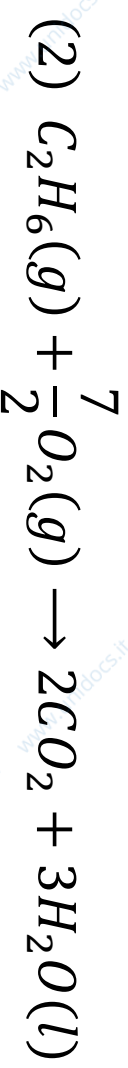
$$Q = x(-\Delta_r H_1^0) + (n - x)(-\Delta_r H_2^0)$$

$$Q = x(-\Delta_r H_1^0 + \Delta_r H_2^0) + n(-\Delta_r H_2^0)$$

$$x = \frac{Q + n \Delta_r H_2^0}{-\Delta_r H_1^0 + \Delta_r H_2^0}$$



$$\Delta_r H_1^\circ = 2\tilde{H}_{\text{H}_2\text{O}}^\circ + \tilde{H}_{\text{CO}_2}^\circ - \tilde{H}_{\text{CH}_4}^\circ = 2 \times (-285,8) - 393,5 + 74,87 = -890,2(3) \text{ kJ mol}$$



$$\begin{aligned} \Delta_r H_2^\circ &= 3\tilde{H}_{\text{H}_2\text{O}}^\circ + 2\tilde{H}_{\text{CO}_2}^\circ - \tilde{H}_{\text{C}_2\text{H}_6}^\circ = 3 \times (-285,8) + 2 \times (-393,5) + 84,68 = \\ &= -857,4 - 787,0 + 84,68 = -1559,7(2) \text{ kJ mol} \end{aligned}$$

$$x = \frac{Q + n \Delta_r H_2^{\circ}}{-\Delta_r H_1^{\circ} + \Delta_r H_2^{\circ}} = \frac{43,6 + 0,0440(32) \times (-1559,7(2))}{890,2(3) - 1559,7(2)}$$
$$= \frac{-25,0(77)}{-669,4(90)} = 0,0374(57) \text{ mol}$$

$$n_{CH_4} = 0,0374(57) \text{ mol}$$

$$n_{C_2H_6} = n - x = 0,0440(32) - 0,0374(57) = 0,0065(74) \text{ mol}$$

$$\%_{CH_4} = 100 \times \frac{n_{CH_4}}{n} = 100 \times \frac{0,0374(57)}{0,0440(32)} = 85,1\%$$

$$\%_{C_2H_6} = 100 \times \frac{n_{C_2H_6}}{n} = 100 \times \frac{0,0065(74)}{0,0440(32)} = 15\%$$