Komentarz do wykładu 9.

1.Oblicz, ile ołowiu jest potrzebne w akumulatorze kwasowo-ołowiowym, aby jego pojemność wynosiła 50 Ah.

Pojemność takiego akumulatora należy liczyć w odniesieniu do anody, czyli do czystego Pb.

Reakcja elektrodowa na anodzie to:

$Pb^0 + SO_4^{2-} \leftrightarrow PbSO_4 + 2e^-$

Pojemność jest wyrażona w Ah czyli I·t.

Uwaga na jednostki! Czas we wzorze: $m = \frac{M \cdot I \cdot t}{\mathrm{F} \cdot z}$ ma jednostkę w sekundach, a nie w godzinach.

m – masa (w tym przypadku ołowiu) [g]; M – masa molowa (tu M_{Pb}=207,2) [g/mol]; F- stała Faradaya; z – ilość elektronów wymienionych w reakcji (tutaj 2, bo w reakcji $2e^-$ zostały wymienione).

Przeliczamy $I \cdot t$ na właściwe jednostki:

50·3600 = 180000 A·s

Podstawiamy dane do wzoru:

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{\mathrm{F} \cdot z} => m = \frac{207{,}2 \cdot 180000}{96485 \cdot 2} => m = 193{,}3\mathrm{g}$$

2.Oblicz, ile czystego litu znajduje się w akumulatorze litowo-jonowym o napięciu 14,4 V i pojemności 103,7 Wh?

W tym przypadku musimy się dowiedzieć ile mamy ogniw w akumulatorze. Napięcie 14,4V wyraźnie wskazuje na połączenie kilku ogniw. Pojedyncze ogniwo ma ok. 3,7V. Jeśli połączymy je szeregowo, to biorąc 4 takie ogniwa uzyskamy napięcie 14,4 V. Dlatego do obliczeń musimy wziąć wartość 3,6V, żeby policzyć jaka ilość litu będzie w całym akumulatorze. Ilość ogniw w akumulatorze musi przyjmować wartości całkowite (fizycznie nie da się tego inaczej wykonać).

Pojemność całości wynosi 103,7 Wh. Potrzebujemy mieć jednostkę w [A·s].

Jednostki można przeliczyć z [A=$\frac{\mathrm{W}}{\mathrm{V}}$]

$I \cdot t = \frac{103{,}7 \cdot 3600}{3{,}6} = 103700$ [A·s]

Uwaga, jeśli podzielilibyśmy w tym miejscu przez 14,4V zamiast przez 3,6V, to końcowa wartość będzie czterokrotnie zaniżona, bo akumulator składał się z 4 ogniw.

Zakładamy reakcję wg równania:

$LiC_6 \leftrightarrow Li^+ + C_6 + e^-$

Masa molowa układu typu LiC_6 wynosi M = 7 + 6·12 = 79 [g/mol]

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{\mathrm{F} \cdot z} => m = \frac{79 \cdot 103700}{96485 \cdot 1} = 84{,}91\ \mathrm{g}$$

Dalej można policzyć to na dwa sposoby. Cel jest jeden: ustalić ile litu (masowo) znajduje się w elektrodzie.

I. sposób - liczymy jaką część masy molowej elektrody stanowi Li:

$$\frac{7}{79} = 0{,}088 \quad => 84{,}91 \cdot 0{,}088 = 7{,}47 \approx 7{,}5\mathrm{g}$$

II. sposób – liczymy ile jest moli LiC_6 w 84,91 g, tyle samo moli będzie litu (w LiC_6 jest jeden atom litu i 6 atomów C; więc stosunek LiC_6:Li wynosi 1:1)

$$n = \frac{84{,}91}{79} = 1{,}075\ \text{mola} \ => m = n \cdot \mathrm{M_{Li}} = 1{,}075 \cdot 7 \approx 7{,}5\mathrm{g}$$

Ewentualne rozbieżności, które Państwo uzyskacie wynikają tylko i wyłącznie z przybliżeń.

W sumie tutaj można policzyć to bezpośrednio dla czystego litu (bo z elektrody LiC_6 interesuje nas tylko lit):

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{\mathrm{F} \cdot z} => m = \frac{7 \cdot 103700}{96485 \cdot 1} = 7{,}52\ \mathrm{g}$$

3.Oblicz, ile tlenku ołowiu potrzeba w płytach katodowych akumulatora kwasowo-ołowiowego, żeby wyprodukować 12 V akumulator o pojemności 60 Ah.

Reakcja na katodzie w tym ogniwie to:

$PbO_2 + SO_4^{2-} + 4H_3O^+ + 2e^- \leftrightarrow PbSO_4 + 6H_2O$

12V akumulator też musi składać się z kilku ogniw. Napięcie pojedynczego ogniwa powinno wynosić ok. 2V, czyli akumulator będzie się składał z 6 takich ogniw ułożonych szeregowo. M_{PbO2} = 239,2 g/mol

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{\mathrm{F} \cdot z} => m = \frac{239{,}2 \cdot 60 \cdot 3600}{96485 \cdot 2} = 267{,}75\ \mathrm{g}$$

Ale masa, która jest tu wyliczona jest tylko dla pojedynczego ogniwa. Przez każde z tych 6 ogniw przepływa prąd, w tym samym czasie, więc pojemność każdego z nich musi być równa 60 Ah.

Stąd uzyskaną wartość 267,75g musimy przemnożyć przez ilość ogniw:

$267{,}75 \cdot 6 = 1606{,}5\ \mathrm{g} \approx 1{,}6\ \mathrm{kg}$

4.Oblicz, ile żelazofosforanu litu ($LiFePO_4$) potrzeba do produkcji katody ogniwa litowo-jonowego (3,7 V) o pojemności 4000mAh?

Tutaj w pierwszej kolejności zamieniamy jednostkę [mA·h] na [A·s]:

$$\frac{4000 \cdot 3600}{1000} = 14400\ [\mathrm{A} \cdot \mathrm{s}]$$

Następnie sprawdzamy, jak wygląda reakcja elektrodowa:

$Li^+ + e^- + FePO_4 \leftrightarrow LiFePO_4$

Musimy policzyć masę molową elektrody $LiFePO_4$. $M_{LiFePO4}$ = 7 + 55,8 + 31 + 16·4 = 157,8 g/mol

Wstawiamy do wzoru:

$$m = \frac{M \cdot I \cdot t}{\mathrm{F} \cdot z} => m = \frac{157{,}8 \cdot 14400}{96485 \cdot 1} = 23{,}55 \approx 23{,}6\ \mathrm{g}$$

<u>Zadania do policzenia:</u>

1. Oblicz jaka jest pojemność ogniwa, którego anoda z metalicznego sodu waży 2,3g?

M_{Na} = 23 g/mol Reakcja: $Na \rightarrow Na^+ + e^-$

2. Ile należy wziąć gramów metalicznego wapnia, żeby otrzymać elektrodę o takiej samej pojemności, co we wcześniejszym podpunkcie? M_{Ca} = 40 g/mol Reakcja: $Ca \rightarrow Ca^{2+} + 2e^-$