

EAIIB	Paweł Biłko Klaudia Kromołowska		Rok II	Grupa 2a	Zespół 4
Temat: Elektroliza			Numer ćwiczenia: 35		
Data wykonania	Data oddania	Zwrot do poprawki	Data oddania	Data zaliczenia	Ocena

1 Cel ćwiczenia

Celem ćwiczenia jest wyznaczenie stałej Faradaya, równoważnika elektrochemicznego miedzi oraz ładunku elementarnego metodą elektrolizy.

2 Wstęp teoretyczny

Elektrolity to wodne roztwory kwasów, zasad i soli. Substancje krystaliczne, które po rozpuszczeniu przechodzą do roztworu w postaci jonów w procesie zwanym dysocjacją elektrolityczną. Po umieszczeniu w substancji elektrod ruch jonów staje się uporządkowany. Jony zobojętniają się na elektrodach czego wynikiem jest wydzielanie się substancji. Liczba wydzielonych atomów na elektrodzie jest równa stosunkowi dostarczonego ładunku do ładunku pojedynczego jonu:

$$N = \frac{It}{we} \quad (1)$$

I prawo elektrolizy Faradaya:

Masa „m” substancji wydzielonej podczas elektrolizy jest proporcjonalna do ładunku „Q”, który przepłynął przez elektrolit:

$$m = Q * k = I * t * k \quad (2)$$

k – równoważnik elektrochemiczny (dany wzorem: $k = \frac{M}{F * n}$, gdzie n to liczba przeniesionych elektronów), Q – ładunek elektryczny [C], I – natężenie prądu elektrycznego [A], t – czas [s]

II prawo elektrolizy Faradaya:

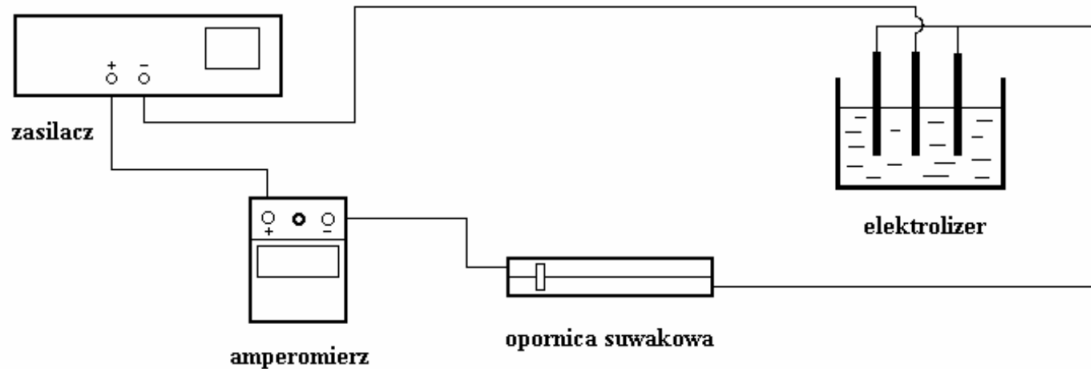
Ładunek potrzebny do wydzielenia lub wchłonięcia masy „m” jest dany zależnością:

$$q = \frac{F * m * z}{M} \quad (3)$$

F – współczynnik proporcjonalności - stała Faradaya- wynosi 96500 [C], z – ładunek jonu, M – masa molowa jonu [g / mol]

3 Opis doświadczenia

W doświadczeniu użyto roztworu siarczanu miedzi (II) $CuSO_4$ jako elektrolitu oraz miedzianych elektrod, stąd warościowość $w = 2$ ponieważ siarczan miedzi (II) dysocjuje na Cu^{2+} i SO_4^{2-} . Układ pomiarowy został przedstawiony na rysunku. Użyte elektrody zostały oczyszczone za pomocą papieru



Rysunek 1: Schemat wykorzystanego obwodu elektrycznego

ściernego i wody destylowanej, osuszone, a następnie zważone. Po umocowaniu elektrod na statywie, zostały one zanurzone w elektrolicie. Prąd płynący przez roztwór został ustalony na $0.6A$.

4 Wyniki pomiarów

Tablica 1: Wyniki pomiarów

	anoda 1	anoda 2	katoda
masa przed [g]	86,189	86,270	147,488
$u_z(m)$ [g]	0,001	0,001	0,001
masa po [g]	86,141	86,229	147,760
Δm [g]	0,048	0,041	0,272
$u_s(\Delta m)$ [g]	0,00058	0,00058	0,00058

- Czas trwania elektrolizy: $21 [min] = 1260 [s]$
- Natężenie prądu $I = 0,55 A$

$u_z(\Delta m)$ - niepewność znamionowa wagi $u_s(\Delta m)$ - niepewność standardowa pomiaru masy

5 Opracowanie wyników

Opracowanie pomiaru czasu:

- Przyjęta niepewność bezwzględna: $u(t) = 43s$
- Stąd niepewność względna: $\frac{u(t)}{t} = \frac{43}{1260} = 0,034$

Obliczenie ubytku masy:

- Przyrost masy na katodzie: $147,760 - 147,488 = 0,272 [g]$
- Ubytek masy na anodach: $86,189 - 86,141 + 86,270 - 86,229 = 0,089 [g]$
- Wartość średnia $m = \frac{0,272+0,089}{2} \approx 0,181 [g]$

Obliczenia dla prądu:

- Natężenie prądu $I = 0,55A$
- Niepewność: $u(I) = \frac{\text{klasa} \cdot \text{zakres}}{100} = \frac{3 \cdot 0,75}{100} = 0,0225 [A]$

stąd $I = 0,55 \pm 0,0225 [A]$

Równoważnik liczymy ze wzoru

$$k = \frac{m}{It} = \frac{0,189}{0,55 * 1260} = 0,0003925 \left[\frac{g}{C} \right]$$

$$u(k) = \sqrt{\left(\frac{\partial k}{\partial m} u(m) \right)^2 + \left(\frac{\partial k}{\partial I} u(I) \right)^2 + \left(\frac{\partial k}{\partial t} u(t) \right)^2}$$

Skąd po podzieleniu obustronnie przez k (równe $\frac{m}{I \cdot t}$):

$$\begin{aligned} \frac{u(k)}{k} &= \sqrt{\left(\frac{u(m)}{m} \right)^2 + \left(\frac{u(I)}{I} \right)^2 + \left(\frac{u(t)}{t} \right)^2} \\ &= \sqrt{\left(\frac{0,00058}{0,189} \right)^2 + \left(\frac{0,0225}{0,55} \right)^2 + 0,034^2} = 0,053 \end{aligned}$$

$$u(k) = 0,053 * 0,0003925 \frac{g}{C} = 0,0000208025 \frac{g}{C}$$

Obliczam stałą Faradaya z przekształcenia woru na równoważnik elektrochemiczny:

$$\begin{aligned} k &= \frac{\mu}{w * e * N_A} \\ e * N_A &= \frac{\mu}{w * k}, \quad F = e * N_A \\ F &= \frac{\mu}{w * k} \end{aligned}$$

Dla jonów miedzi Cu^{2+} w wynosi 2, μ (masa molowa) wynosi $63,5 \frac{g}{mol}$. Stąd mamy:

$$F = \frac{63,5}{2 * 0,0003925} = 80900 [C]$$

W niepewności zmienną jest tylko k , więc wzór na niepewność dla stałej Faradaya liczonej ze wzoru $F = \frac{\mu}{n * k}$ wygląda następująco (po zaokrągleniu):

$$u(F) = F * \frac{u(k)}{k} = 80900 * 0,053 = 4300 [C]$$

Zatem niepewność względna jest równa tej równoważnika elektrochemicznego i wynosi:

$$\frac{u(F)}{F} = 0,053$$

Ładunek elementarny możemy obliczyć przekształcając wzór $F = e * N_A$ do:

$$e = \frac{F}{N_A}$$

tak więc:

$$e = \frac{80900}{6,022 * 10^{23}} = 1,343 * 10^{-19} [C]$$

w niepewności liczonego ładunku elementarnego liczy się tylko obliczona stała Faradaya, tak więc liczymy ją ze wzoru:

$$u(e) = \sqrt{\left(\frac{\delta e}{\delta F} * u(F)\right)^2} = \frac{u(F)}{N_A} = \frac{4300}{6,022 * 10^{23}} = 0,0714 * 10^{-19} [C]$$

Tu również niepewność względna pozostaje bez zmian i wynosi: $\frac{u(e)}{e} = 0,053$

6 Podsumowanie wyników

	Wartości obliczone	Wartości oczekiwane	Różnica	Niepewność bezwzględna	Zgodność z wartością tablicową $ x - x_0 < U(x)$
$k [\frac{mg}{C}]$	0,393	0,329	0,064	0,021	nie
$F [C]$	80900	96500	15600	4300	nie
$e [C]$	$1,343 * 10^{-19}$	$1,602 * 10^{-19}$	$0,259 * 10^{-19}$	$0,071 * 10^{-19}$	nie

7 Wnioski

Obliczona wartość stałej Faradaya to $80900 \pm 4300 [C]$, a równoważnika elektrochemicznego miedzi $0,393 \pm 0,021 [\frac{mg}{C}]$. Wartości te nie mieszczą się w granicy niepewności. Obliczona wartość ładunku elementarnego to $1,343 * 10^{-19} \pm 0,071 * 10^{-19} [C]$, wartość ta również odbiega od wartości tablicowych. Znaczne różnice między zmierzonymi wartościami, a przyjętymi wartościami tabelarycznymi wskazują na prawdopodobne popełnienie błędu grubego podczas pomiaru wartości mas elektrod, w szczególności mas anod.