

3. Elektroliza

Zespół 3: Górski Paweł, Sozańska Ada

EAlIB Informatyka, Rok II

8 listopada 2017

1 Wprowadzenie

Celem tego doświadczenia jest wyznaczenie wartości stałej Faradaya oraz ładunku elementarnego metodą elektrolizy dla soli CuSO_4 .

1.1 Elektroliza

Elektroliza jest to proces zachodzący w układach zawierających substancje zdolne do jonizacji. Zjawisko to zostaje wywołane poprzez przyłożenie napięcia do elektrolitu przy użyciu elektrod. Sam elektrolit jest substancją zdolną do dysocjacji elektrolitycznej, czyli rozpadu na jony. Elektrolitami są między innymi roztwory wodne kwasów, zasad oraz soli.

Różnica potencjałów na elektrodach wymusza przemieszczanie się jonów (nośników ładunku) w roztworze do elektrod o przeciwnych ładunkach. Jony dodatnie zwane są kationami, a ujemne anionami. W przypadku elektrod, katodami nazywamy elektrody o ładunku ujemnym, a anodami elektrody o ładunku dodatnim. W wyniku elektrolizy na elektrodach może wytrącać

się osad (związek chemiczny lub pierwiastek), wydzielać gaz lub zachodzić reakcja chemiczna.

Masę wydzieloną na elektrodach można obliczyć, korzystając z *Praw elektrolizy Faradaya*.

1.2 Prawa elektrolizy Faradaya

Pierwsze prawo elektrolizy dotyczy proporcjonalności masy. Mówi ono, że masa m jest wprost proporcjonalna do natężenia prądu I płynącego w elektrolizie i czasu t , w którym ten prąd przepłynął. Prawo to można sformułować za pomocą wzoru:

$$m = kIt, \quad (1.1)$$

gdzie k nazywamy równoważnikiem elektrochemicznym substancji.

Drugie prawo elektrolizy dotyczy wyznaczania równoważnika elektrochemicznego substancji. Prawo to wyrażone jest wzorem:

$$k = \frac{1}{F} \frac{\mu}{w}, \quad (1.2)$$

gdzie μ to masa molowa substancji, w wartościowość substancji, a F to stała Faradaya. Wartości masy molowej i wartościowość substancji można wyznaczyć przy pomocy układu okresowego pierwiastków i znając wzór sumaryczny rozważanej substancji.

Stała Faradaya oznacza ładunek jednego mola elektronów:

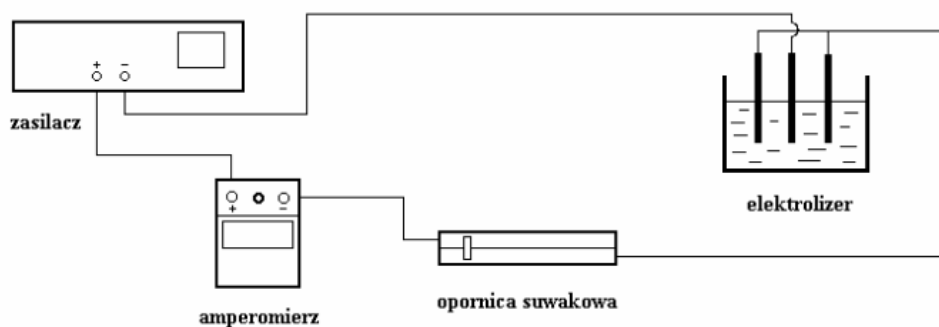
$$F = eN_A, \quad (1.3)$$

gdzie e to ładunek elementarny, a N_A to stała Avogadra mówiąca o ilości cząstek w jednym molu materii.

2 Wykonanie ćwiczenia

W celu wykonania doświadczenia wykorzystaliśmy:

- Naczynie do elektrolizy wypełnione roztworem soli CuSO_4 ,
- Trzy miedziane elektrody (jedna katoda i dwie anody),
- Zasilacz napięcia stałego,
- Amperomierz o klasie urządzenia 0,5 i zakresie 60 mA,
- Opornica suwakowa,
- Waga elektroniczna o dokładności 0,001 g,
- Stoper,
- Woda destylowana, papier ścierny, suszarka i zlewka.



Rys. 1: Schemat obwodu elektrycznego do przeprowadzenia elektrolizy

Źródło: Instrukcja do doświadczenia

Doświadczenie rozpoczęliśmy od oczyszczenia miedzianych elektrod przy pomocy wody destylowanej i papieru ściernego. Po dokładnym osuszeniu, każda z nich została zważona osobno na wadze elektronicznej.

Następnie wszystkie elementy zostały podłączone w układ jak przedstawiono na schemacie (Rys. 1). Do katody podpięty został zacisk „-” zasilacza, a do dwóch anod zaciski „+”. Po zanurzeniu elektrod w roztworze CuSO_4 , włączyliśmy zasilacz, dostosowaliśmy napięcie zasilacza, aby amperomierz wskazywał 0,5 A i włączyliśmy stoper.

Podczas procesu elektrolizy, trwającego 30 min, korygowaliśmy napięcie zasilacza, aby amperomierz stale wskazywał 0,5 A. Po upływie czasu trwania doświadczenia, wyłączyliśmy zasilanie, wyciągnęliśmy elektrody z zacisków i delikatnie oczyściliśmy wodą destylowaną z resztek roztworu soli. Następnie dokładnie osuszyliśmy każdą z elektrod i zważyliśmy.

3 Opracowanie danych pomiarowych

3.1 Pomiary

Czas trwania elektrolizy wynosił $t = (1800 \pm 1)$ s. Niepewność $u(t)$ szacujemy na 1 s, ze względu na refleks eksperymentatorów przy włączaniu i wyłączaniu stopera.

Natężenie prądu wynosi $I = (500,00 \pm 0,17)$ mA, gdzie $u(I)$ zostało wyliczone ze wzoru:

$$u(I) = \frac{1}{\sqrt{3}} \frac{k}{100} z, \quad (3.1)$$

gdzie z to zakres amperomierza, a k jego klasa. We wzorze występuje dzielenie przez $\sqrt{3}$, aby uzyskać niepewność standardową (co zalecane jest w przypadku urządzeń analogowych).

Tab. 1: Masy elektrod przed i po elektrolizie wraz z różnicą mas

Elektroda	Masa przed [g]	Masa po [g]	Różnica mas [g]
Katoda	113,905	114,223	0,318
Anoda 1	61,450	61,285	0,165
Anoda 2	76,876	76,736	0,140

W tabeli powyżej znajdują się masy elektrod w kolejnych etapach doświadczenia. Różnica masy katody wynosi $m_K = 318$ mg, a suma różnic mas anod wynosi $m_A = 165 + 140 = 305$ [mg]. Masę wytrąconej miedzi m_{Cu} przyjmujemy jako średnią arytmetyczną m_K i m_A , a niepewność tego pomiaru jako $u(m_{Cu}) = 0.01$ g, uwzględniając możliwą utratę masy podczas przemywania elektrod.

Przekształcając wzór (1.1) możemy obliczyć wartość równoważnika elektrochemicznego substancji:

$$k = \frac{m}{It}. \quad (3.2)$$

Dla uproszczenia obliczeń kolejnych niepewności będziemy rozważać niepewność względną pomiaru k :

$$\frac{u(k)}{k} = \sqrt{\left(\frac{u(m)}{m}\right)^2 + \left(\frac{u(I)}{I}\right)^2 + \left(\frac{u(t)}{t}\right)^2}. \quad (3.3)$$

Ze wzorów (3.2) i (3.3) otrzymujemy wartość $k = (0,346 \pm 0,011) \frac{\text{mg}}{\text{C}}$.

Wartość stałej Faradaya liczymy z przekształconego wzoru (1.2):

$$F = \frac{\mu}{wk}. \quad (3.4)$$

Niepewność względną pomiaru stałej Faradaya opisana jest wzorem:

$$\frac{u(F)}{F} = \frac{u(k)}{k}. \quad (3.5)$$

Dla CuSO_4 odczytujemy $\mu = 63,58 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ oraz $w = 2$ i zakładamy, że są to wartości tabelaryczne. Ze wzorów (3.4) i (3.5) mamy $F = (91849 \pm 2900) \text{ C}$.

Wartość ładunku elementarnego liczymy z przekształconego wzoru (1.3):

$$e = \frac{F}{N_A}, \quad (3.6)$$

gdzie $N_A = 6,0245 \cdot 10^{23} \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Niepewność względna ładunku elementarnego przyjmuje postać:

$$\frac{u(e)}{e} = \frac{u(k)}{k}. \quad (3.7)$$

Ze wzorów (3.6) i (3.7) mamy $e = (0,1524 \pm 0,0048) \text{ aC}$.

Tab. 2: Zestawienie otrzymanych wartości k , F i e oraz ich niepewności

	Wartość tabelaryczna	Wartość obliczona	Różnica	Niepewność bezwzględna	Niepewność względna [%]
$k \left[\frac{\text{mg}}{\text{C}} \right]$	0,3294	0,346	0,0166	0,011	3,2
$F [\text{C}]$	96500	91849	4650	2900	3,2
$e [\text{aC}]$	0,1602	0,1524	0,0078	0,0048	3,2

3.2 Analiza wyników

Niepewność rozszerzona pomiaru wartości równoważnika elektrochemicznego dla CuSO_4 wynosi $U(k) = 0,022 \frac{\text{mg}}{\text{C}}$. Dla uzyskanej wartości różnicy Δk mamy nierówność:

$$\Delta k = 0,0166 < U(k) = 0,22 \left[\frac{\text{mg}}{\text{C}} \right], \quad (3.8)$$

z której wynika, że uzyskana wartość k jest zgodna z wartością tabelaryczną.

Niepewność rozszerzona pomiaru wartości stałej Faradaya jest równa $U(F) = 5800 \text{ C}$. Dla uzyskanej wartości różnicy ΔF mamy nierówność:

$$\Delta F = 4650 < U(F) = 5800 [\text{C}], \quad (3.9)$$

z której wynika, że uzyskana wartość F jest zgodna z wartością tabelaryczną.

Niepewność rozszerzona pomiaru wartości ładunku elementarnego wynosi $U(e) = 0,0096$ aC. Dla uzyskanej wartości różnicy Δe mamy nierówność:

$$\Delta e = 0,0078 < U(e) = 0,0096 \text{ [aC]}, \quad (3.10)$$

z której wynika, że uzyskana wartość e jest zgodna z wartością tabelaryczną.

4 Wnioski

Wszystkie wyznaczone wartości doświadczalne były zgodne z odpowiadającymi im wartościami tabelarycznymi. Możemy więc stwierdzić, że podczas przeprowadzania doświadczenia nie zostały popełnione błędy grube i systematyczny.

Aniony SO_4^{2-} reagowały z miedzianą anodą tworząc sól CuSO_4 . W konsekwencji stężenie soli w roztworze nie zmieniało się. Wskazują na to otrzymane wartości różnicy mas elektrod po doświadczeniu i zgodność wartości stałej Faradaya z jej wartością tabelaryczną. Na podstawie wyników tego doświadczenia jesteśmy w stanie potwierdzić *Prawo zachowania masy*.