

Ćwiczenie nr 35: Elektroliza

1 Wprowadzenie

1.1 Cel doświadczenia

Celem doświadczenia było wyznaczenie równoważnika elektrochemicznego miedzi, stałej Faradaya oraz wartości ładunku elementarnego korzystając z pomiaru różnicy mas elektrod przed i po elektrolizie.

1.2 Opis stanowiska

W skład stanowiska weszły: zasilacz napięcia stałego, amperomierz, regulowany rezystor, naczynie wypełnione siarczanem miedzi (CuSO_4), trzy elektrody (dwie anody, jedna katoda) w postaci niewielkich miedzianych płytek, waga elektroniczna, woda destylowana oraz suszarka potrzebna do osuszenia płytek z cieczy.

2 Sposób wykonania doświadczenia

Doświadczenie rozpoczęliśmy od zapoznania się ze sprzętem wchodzącym w skład stanowiska, wyczyszczenia wszystkich trzech elektrod papierem ściernym, przemycia ich wodą destylowaną, wysuszenia oraz zważenia każdej z nich. Umieściliśmy je następnie w uchwycie i zanurzyliśmy w elektrolicie. Włączyliśmy stoper i ustawiliśmy natężenie prądu równe 0,6A. W trakcie trwania elektrolizy, co jakiś czas kontrolowaliśmy czy wskazywane natężenie pozostaje bez zmian oraz czy płytki są dobrze zanurzone w roztworze. Po upływie 26 minut zatrzymaliśmy przepływ prądu oraz wyjęliśmy elektrody z elektrolitu i osuszyliśmy je delikatnym strumieniem suszarki. Na koniec dokonaliśmy ponownego zważenia katody i anod w celu wyznaczenia wartości zmiany masy potrzebnej do wykonania obliczeń.

3 Wyniki pomiarów

	Masa przed elektrolizą	Masa po elektrolizie	Zmiana masy
Katoda	126,207 g	126,531 g	0,324 g
Anody	136,370 g	136,096 g	0,274 g

Tabela 1: Pomiar masy elektrod

Natężenie prądu $I = 0,6 \text{ A}$

Klasa amperomierza: 0,5

Zakres amperomierza: 0,75 A

Czas trwania elektrolizy $t = 26 \text{ min} = 1560 \text{ s}$

Ze względu na to, iż w procesie elektrolizy winno działać prawo zachowania masy, do obliczeń przyjmujemy średnią ze zmian masy katody i anod: $\Delta m = (0,324 \text{ g} + 0,274 \text{ g})/2 = 0,299 \text{ g}$.

Teoretyczna zmiana masy, jaką powinniśmy otrzymać, aby uzyskać wartość tablicową równoważnika elektrochemicznego miedzi $k = 0,3294 \text{ mg/C}$ ^[1] wynosi na podstawie pierwszego prawa elektrolizy Faradaya:

$$\Delta m_{\text{teor.}} = kIt = 0,3294 \frac{\text{mg}}{\text{C}} \cdot 0,6 \text{ A} \cdot 1560 \text{ s} \approx 308 \text{ mg} = 0,308 \text{ g}$$

4 Opracowanie wyników pomiarów

4.1 Niepewności pomiarowe typu B

Źródłami niepewności typu B w doświadczeniu były:

- niepewność pomiaru czasu
- niepewność pomiaru wagi elektrod
- niepewność pomiaru natężenia w obwodzie

Na dokładność pomiaru czasu wpłynął przede wszystkim czas ustawiania odpowiedniego natężenia oraz wyłączania zasilania, a więc czas reakcji człowieka. Jako niepewność pomiaru czasu przyjmujemy:

$$u(t) = 24 \text{ s}$$

Waga elektroniczna wykorzystywana w doświadczeniu miała dokładność 0.001 g. Ze względu na to, żeważone płytki mogły być niedokładnie wyczyszczone oraz wysuszone przyjmujemy niepewność równą:

$$u(m) = 0,015 \text{ g}$$

Używany amperomierz był klasy 0,5, a jego zakres ustawiliśmy na 0,75 A, zatem:

$$u(I) = \frac{\Delta I}{\sqrt{3}} = \frac{\frac{\text{klasa} \cdot \text{zakres}}{100}}{\sqrt{3}} = \frac{0,5 \cdot 0,75 \text{ A}}{100\sqrt{3}} \approx 0,0022 \text{ A}$$

4.2 Wyznaczanie równoważnika elektrochemicznego miedzi

Wartość równoważnika elektrochemicznego miedzi wyliczamy, wykorzystując dokonany pomiar zmiany masy elektrod Δm , wartości natężenia prądu I oraz czasu t .

Przekształcamy wzór z I prawa elektrolizy Faradaya

$$\Delta m = kIt$$

otrzymując

$$k = \frac{\Delta m}{It}$$

Wstawiając uzyskane wartości pomiarów:

$$k = \frac{\Delta m}{It} = \frac{0,299 \text{ g}}{0,6 \text{ A} \cdot 1560 \text{ s}} \approx 0,000319444 \frac{\text{g}}{\text{C}} \approx 0,319 \frac{\text{mg}}{\text{C}}$$

Rachunek jednostek:

$$[k] = \frac{\text{kg}}{\text{A} \cdot \text{s}} = \frac{\text{kg}}{\text{C}}$$

Z prawa przenoszenia niepewności względnej:

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

Zatem

$$\begin{aligned} u(k) &= k \sqrt{\left(\frac{u(\Delta m)}{\Delta m}\right)^2 + \left(\frac{-u(I)}{I}\right)^2 + \left(\frac{-u(t)}{t}\right)^2} = \\ &= 0,319 \frac{\text{mg}}{\text{C}} \sqrt{\left(\frac{0,015 \text{ g}}{0,299 \text{ g}}\right)^2 + \left(\frac{-0,0022 \text{ A}}{0,6000 \text{ A}}\right)^2 + \left(\frac{-24 \text{ s}}{1560 \text{ s}}\right)^2} \approx 0,017 \frac{\text{mg}}{\text{C}} \end{aligned}$$

Wartość tabelaryczna równoważnika elektrochemicznego miedzi k_{tab} wynosi $0,3294 \text{ mg/C}$ [1]

$$|k - k_{tab}| = \left| 0,319 \frac{\text{mg}}{\text{C}} - 0,3294 \frac{\text{mg}}{\text{C}} \right| = 0,0104 \frac{\text{mg}}{\text{C}} < u(k)$$

Zatem obliczona wartość równoważnika elektrochemicznego miedzi jest zgodna z wartością tabelaryczną w zakresie niepewności pomiarowej i nie jest konieczne stosowanie niepewności rozszerzonej.

4.3 Wyznaczanie stałej Faradaya

Korzystając z zależności z II prawa elektrolizy Faradaya

$$k = \frac{\mu}{weN_A} = \frac{\mu}{wF}$$

otrzymujemy:

$$F = \frac{\mu}{kw}$$

gdzie μ – masa molowa substancji, w – wartościowość, k – równoważnik elektrochemiczny

Wstawiając dane tablicowe dla miedzi ^[1]

$$\mu = 63,58 \frac{g}{mol} \quad , \quad w = 2$$

oraz wyliczoną wartość równoważnika elektrochemicznego k , dostajemy:

$$F = \frac{\mu}{kw} = \frac{63,58 \cdot 10^{-3} \frac{kg}{mol}}{0,319 \cdot 10^{-6} \frac{kg}{C} \cdot 2} \approx 99\,655 \frac{C}{mol} \approx 99\,700 \frac{C}{mol}$$

Z zasady przenoszenia niepewności względnej (μ oraz w traktujemy jako stałe):

$$\frac{u(F)}{F} = \sqrt{\left(\frac{-u(k)}{k}\right)^2} = \frac{u(k)}{k}$$

stąd:

$$u(F) = F \cdot \frac{u(k)}{k} = 99\,700 \frac{C}{mol} \cdot \frac{0,017 \frac{mg}{C}}{0,319 \frac{mg}{C}} \approx 5400 \frac{C}{mol}$$

Wartość tabelaryczna stałej Faradaya wynosi $F_{tab} = eN_A = 96\,500\,C$ ^[1]

$$|F - F_{tab}| = |99\,700 \frac{C}{mol} - 96\,500 \frac{C}{mol}| = 3\,200 \frac{C}{mol} < u(F)$$

Wyliczona wartość stałej Faradaya jest więc zgodna z wartością tabelaryczną w zakresie niepewności pomiarowej i nie jest konieczne stosowanie niepewności rozszerzonej.

4.4 Wyznaczenie wartości ładunku elementarnego

Po przekształceniu wzoru $F = eN_A$ otrzymujemy:

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

Przyjmując $N_A = 6,022 \cdot 10^{23} \text{ 1/mol}$ [1] oraz uwzględniając wyliczoną wartość $F = 99\,700 \text{ C/mol}$:

$$e = \frac{F}{N_A} = \frac{99\,700 \frac{\text{C}}{\text{mol}}}{6,022 \cdot 10^{23} \frac{1}{\text{mol}}} \approx 1,656 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

Z prawa przenoszenia niepewności:

$$u(e) = e \cdot \frac{u(F)}{F} = 1,656 \cdot 10^{-19} \text{ C} \cdot \frac{5400 \frac{\text{C}}{\text{mol}}}{99\,700 \frac{\text{C}}{\text{mol}}} \approx 0,090 \cdot 10^{-19} \text{ C}$$

Wartość tabelaryczna ładunku elementarnego wynosi $e_{\text{tab}} = 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ [1]

$$|e - e_{\text{tab}}| = |1,656 \cdot 10^{-19} \text{ C} - 1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}| = 0,054 \text{ C} < u(e)$$

Wyliczona wartość ładunku elementarnego jest więc zgodna z wartością tabelaryczną w zakresie niepewności pomiarowej.

5 Wnioski

Otrzymane wartości równoważnika elektrochemicznego miedzi, stałej Faradaya oraz ładunku elementarnego są zgodne z wartościami tabelarycznymi w zakresie niepewności pomiarowej. Niepewności pomiarowe w doświadczeniu wynikały przede wszystkim z czasu reakcji (pomiar czasu), dokładności czyszczenia i suszenia oraz możliwych osadów obecnych na płytce po wyjęciu z elektrolitu (pomiar masy). Mniejszy wpływ miała także klasa urządzeń pomiarowych (amperomierz, waga elektroniczna). Różnica między zmianą masy na katodzie i zmianą masy na anodach sugeruje, że to właśnie niepewność pomiaru masy stanowi najbardziej znaczące źródło niepewności.

6 Źródła

[1] https://pf.agh.edu.pl/home/wfiis/pracfiz/Opisy_cwiczen/35-opis.pdf, data dostępu 13.11.2024

Załącznik: wyniki pomiarów przesłane po zajęciach 12.11.2024

m1	126,207 g		
m2	74,723 g	masa katody	126,207 g
m3	61,647 g	masa anod	136,37 g
u(t)	24 s		
t	26 min		
I	0,6 A		
zakres amperomierza	0,75 A		
klasa amperomierza	0,5		
ΔI	0,00375 A		
u(I)	0,0022 A		
dokładność wagi	0,001 g		

wartość tablicowa k dla miedzi			
	0,3294 mg/C		
zmiana masy jaką powinniśmy otrzymać			
$\Delta m = k \cdot I \cdot t$	0,3083184 g		
masa katody po elektrolizie		zmiana masy katody	0,324 g
	126,531 g		
masa anod po elektrolizie		zmiana masy anod	0,274 g
	136,096 g		
		średnia zmiana masy	
		$\Delta =$	0,299 g