

Wydział Elektrotechniki, Automatyki, Informatyki i Inżynierii Biomedycznej  
Informatyka, rok II  
Zespół numer 3  
Piotr Kucharski  
Dominik Zabłotny

**Sprawozdanie z ćwiczenia nr 35**  
Elektroliza

8 listopada 2017r

# 1 Wstęp

## 1.1 Cel ćwiczenia

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

## 1.2 Wprowadzenie teoretyczne

### 1.2.1 Dysocjacja elektrolityczna

Proces rozpadu cząstek związków chemicznych na jony pod wpływem rozpuszczalnika nazywamy dysocjacją elektrolityczną. Zjawisku temu podlegają związki z wiązaniami jonowymi oraz bardzo silnie spolaryzowane kowalencyjnie. Jest to proces odwracalny, wiele związków ulega autodysocjacji w stanie ciekłym i gazowym (np. woda).

### 1.2.2 Elektroliza

Procesy zmiany struktury chemicznej substancji zwykle zachodzące pod wpływem przyłożonego napięcia elektrycznego. Do pojęcia elektrolizy zalicza się wiele zjawisk takich jak dysocjacja elektrolityczna, transport jonów do elektrod, wtórne przemiany jonów na elektrodach i inne. Po przyłożeniu odpowiedniego dla danej substancji napięcia prądu dochodzi do wymuszonej wędrówki jonów do elektrod zanurzonych w substancji - odpowiednio do katody dążą kationy a do anody dążą aniony. Wynikiem elektrolizy jest zamiana w obojętne elektrycznie związki chemiczne lub pierwiastki. Masa substancji wydzielonej na elektrodzie w wyniku elektrolizy jest wprost proporcjonalna do ładunku przepływającego przez elektrolit (I. prawo Faradaya)

$$m = Itk \quad (1)$$

gdzie  $I$  to natężenie prądu,  $t$  to czas a  $k$  to równoważnik elektrochemiczny.

### 1.2.3 Masa molowa

Masa jednego mola substancji chemicznej wyrażana jednostką  $\frac{\text{kg}}{\text{mol}}$

### 1.2.4 Wartościowość

Cecha pierwiastków chemicznych mówiąca o liczbie wiązań chemicznych, którymi pierwiastek lub jon może łączyć się z innymi. Dany pierwiastek może posiadać wiele wartościowości zależnych od stopnia utlenienia.

### 1.2.5 Jony

Jony to atomy lub grupy atomów połączonych wiązaniami chemicznymi, która ma niedomiar protonów (wówczas nazywamy je anionami) lub nadmiar protonów w stosunku do elektronów (wówczas nazywamy je kationami).

### 1.2.6 Katoda

Elektroda, przez którą z urządzenia wypływa prąd elektryczny. W urządzeniach elektrycznych katoda jest elektrodą ujemną, w źródłach prądu jest elektrodą dodatnią.

### 1.2.7 Anoda

Elektroda przeciwna do katody, przez nią prąd „wplywa” do urządzenia. W odbiornikach jest to elektroda dodatnia a w źródłach prądu ujemna.

### 1.2.8 I prawo elektrolizy Faradaya (1834r.)

Masa substancji wydzielonej podczas elektrolizy jest proporcjonalna do ładunku, który przepłynął przez elektrolit.

$$m = qk = Itk \quad (2)$$

gdzie  $k$  to równoważnik elektrochemiczny,  $q$  to ładunek elektryczny,  $I$  to natężenie prądu elektrycznego oraz  $t$  to czas elektrolizy.

### 1.2.9 II prawo elektrolizy Faradaya (1834r.)

Ładunek  $q$  potrzebny do wydzielenia lub wchłonięcia masy  $m$  jest dany zależnością:

$$q = \frac{Fmz}{M} \quad (3)$$

gdzie  $F$  to stała Faradaya wrażana jednostką  $\frac{\text{C}}{\text{mol}}$ ,  $z$  to ładunek jonu bez jednostki oraz  $M$  to masa molowa jonu wyrażona jednostką  $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$

### 1.2.10 Stała Faradaya

Stała Faradaya wyraża ładunek elektryczny przypadający na jeden mol eletronów oraz określa się ją wzorem

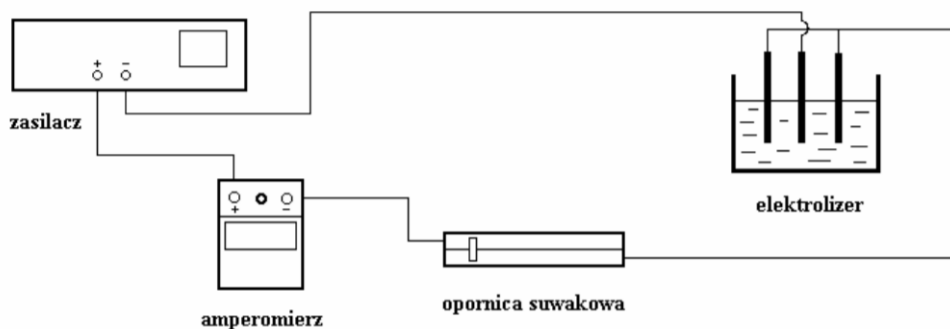
$$F = N_A e \quad (4)$$

gdzie  $N_A$  to stała Avogadra ( $N_A \approx 6.022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ ) oraz  $e$  to ładunek elektronu ( $e \approx 1.602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ ). Na podstawie tego wzoru jesteśmy w stanie obliczyć ładunek elementarny dzieląc obie strony równania przez stałą Avogadra.

## 2 Wykonanie ćwiczenia

### 2.1 Opis wykonania ćwiczenia

Ćwiczenie należy rozpocząć od całkowitego oczyszczenia, wysuszenia, ostudzenia miedzianych blaszek oraz ważenia katody. Uzyskaną masę zapisujemy aby wykorzystać ją do późniejszych obliczeń. Jest to etap konieczny, ponieważ z definicji katody wiemy, że jony wydzielone z elektrolizera „wpływają” do katody, stąd masa katody wzrośnie o masę wydzielonych jonów elektrolizera. Następnie należy przygotować układ elektryczny zgodny z schematem przedstawionym na rysunku 1. Po podłączeniu blaszek do układu należy zaurzyć zestaw do elektrolizera, włączyć zasilanie oraz skalibrować wartość napięcia i oporności na oporniku aby uzyskać natężenie 0.5 A na amperomierzu. Taki układ pozostawiamy na pół godziny dbając o utrzymanie stałego natężenia w układzie aby elektroliza była jednostajna w czasie. Czas ten jest ważny ze względu na jego późniejsze wykorzystanie w obliczaniu równoważnika elektrochemicznego. Po upływie wyznaczonego czasu ponownie należy przepuścić katodę wodą destylowaną, osuszyć i zważyć ponownie. Uzyskana różnica mas pozwoli na obliczenie stałej Faradaya zgodnie z II prawem elektrolizy Faradaya oraz wartości równoważnika elektrochemicznego zgodnie z I prawem elektrolizy Faradaya.



**Rysunek 1:** Schemat układu badanego

Źródło: Pracownia Fizyczna WFiS AGH - „Ćwiczenie nr 35: Elektroliza”

### 2.2 Wyprowadzenie wzorów

Do zamiany elektrycznie naładowanego jonu na elektrodzie na obojętny atom musi przepłynąć ładunek równy iloczynowi wartościowości  $w$  oraz ładunku elementarnego elektronu  $e$ . Z tej zależności jesteśmy w stanie określić liczbę atomów wydzielonych na elektrodzie jako stosunek ładunku całkowitego równego iloczynowi prądu  $I$  oraz czasu  $t$  do ładunku pojedynczego jonu, co oznaczamy jako  $N$ :

$$N = \frac{It}{we} \quad (5)$$

Masa pojedynczego atomu określa się jako stosunek masy molowej  $\mu$  do liczby Avogadra  $N_A$

$$m_A = \frac{\mu}{N_A} \quad (6)$$

Mnożąc obie wielkości otrzyma się masę powstałych atomów w trakcie elektrolizy:

$$m = N \frac{\mu}{N_A} = \frac{\mu}{w e N_A} I t \quad (7)$$

Podstawiając otrzymaną masę do wzoru (2) z I prawa elektrolizy Faradaya uzyskany zostaje wzór na wartość równoważnika elektrochemicznego  $k$

$$k = \frac{\mu}{w e N_A} \quad (8)$$

Wartość stałej Faradaya można określić poprzez podstawienie zależności (4) do wzoru na równoważnik elektrochemiczny (8), co po przekształceniu daje wynik:

$$F = \frac{\mu}{w k} \quad (9)$$

### 3 Opracowanie danych pomiarowych

#### 3.1 Wykonane pomiary

1. Czas elektrolizy:

$$t = 30 \text{ [min]} = 1800 \text{ [s]} \quad (10)$$

2. Natężenie prądu:

$$I = 0.5 \text{ [A]} \quad (11)$$

3. Masa katody przed elektrolizą:

$$m_1 = 61.337 \text{ [g]} \quad (12)$$

4. Masa katody po elektrolizie:

$$m_2 = 61.646 \text{ [g]} \quad (13)$$

5. Masa wydzielonej miedzi:

$$m = m_2 - m_1 = 0.309 \text{ [g]} \quad (14)$$

#### 3.2 Dane określające niepewność przyrządów

1. Klasa amperomierza:

$$0.5 \text{ [%]}$$

2. Używany zakres amperomierza:

$$0.75 \text{ [A]}$$

3. Niepewność graniczna wagi (znamionowa):

$$\Delta m = 0.001 \text{ [g]}$$

4. Niepewność standardowa wagi:

$$u(m) = \frac{\Delta m}{\sqrt{3}} = 0.00057 \text{ [g]}$$

Na podstawie niepewności przyrządów wynika:

### 3.3 Obliczenia

Masa miedzi wydzielonej podczas elektrolizy na katodzie:

$$m = 0.309 \text{ [g]}$$

Wartość współczynnika elektrochemicznego miedzi na podstawie przekształconego wzoru (1):

$$k = \frac{m}{I \cdot t} = \frac{0.309}{0.5 \cdot 1800} = 0.00034 \text{ [g/C]}$$

Na podstawie otrzymanej wartości współczynnika elektrochemicznego możemy ze wzoru (9) obliczyć eksperymentalną wartość stałej Faraday'a: (dla jonów miedzi  $\text{Cu}^{2+}$   $w$  wynosi 2,  $\mu$  (masa molowa) wynosi 63.5 [g/mol])

$$F = \frac{\mu}{w \cdot k} = \frac{63.5}{2 \cdot 0.00034} = 93382.35 \text{ [C]}$$

Wartość eksperymentalną ładunku elementarnego możemy obliczyć za pomocą przekształconego wzoru (4):

$$e = \frac{F}{N_A} = \frac{93382.35}{6.022 \cdot 10^{23}} = 1.55 \cdot 10^{-19} \text{ [C]}$$

### 3.4 Analiza niepewności

Niepewność pomiaru masy miedzi wydzielonej podczas elektrolizy:

$$u(m) = 0.00057 \text{ [g]}$$

Niepewność pomiaru natężenia prądu:

$$u(I) = \frac{\text{klasa} \cdot \text{zakres}}{100} = \frac{0.5 \cdot 0.75}{100} = 3.75 \text{ [mA]}$$

Niepewność równoważnika elektrochemicznego określona jest wzorem:

$$u(k) = \sqrt{\left(\frac{\partial k}{\partial m} u(m)\right)^2 + \left(\frac{\partial k}{\partial I} u(I)\right)^2 + \left(\frac{\partial k}{\partial t} u(t)\right)^2} = 0.000012 \text{ [g/C]}$$

W niepewności stałej Faraday'a zmienną jest tylko  $k$ , dlatego niepewność obliczamy ze wzoru (9):

$$u(F) = F \cdot \frac{u(k)}{k} = 93382.35 \cdot 0.033 = 3081.62 \text{ [C]}$$

W niepewności ładunku elementarnego zmienną jest tylko stała Faraday'a  $F$ , dlatego obliczamy ją ze wzoru:

$$u(e) = \sqrt{\left(\frac{\partial e}{\partial F} \cdot u(F)\right)^2} = \frac{u(F)}{N_A} = \frac{3081.62}{6.022 \cdot 10^{23}} = 5.12 \cdot 10^{-21} \text{ [C]}$$

## 4 Podsumowanie

	Wartość tablicowa	Wartość wyznaczona	Różnica	Niepewność	Niepewność rozszerzona *
$k$ [mg/C]	0,3294	0.34	0.0106	0.012	0.024
$F$ [C]	96500	93382.35	3117.65	3081.62	6163.24
$e$ [C]	$1.602 \cdot 10^{-19}$	$1.55 \cdot 10^{-19}$	$5.2 \cdot 10^{-21}$	$5.12 \cdot 10^{-21}$	$1.024 \cdot 10^{-20}$

Tablica 1: Podsumowanie wyników. \*dla  $k = 2$

## 5 Wnioski

Doświadczenie było ciekawym połączeniem zjawiska chemicznego z fizycznym. Obliczone eksperymentalne wartości równoważnika elektrochemicznego  $k$ , stałej Faraday'a  $F$  oraz ładunu elementarnego mieszczą się w niepewności rozszerzonej i są zgodne z wartościami tablicowymi. Dzięki wysokiej dokładności pomiarów wszystkie obliczone wartości zgadzają się z oczekiwanymi.