

# ĆWICZENIE 34

## ELEKTROLIZA

Kraków 10.12.2022

### SPIS TREŚCI

#### CZEŚĆ TEORETYCZNA

1. Wprowadzenie
2. Stałe fizyczne
3. Przewodnictwo elektryczne cieczy. Elektrolity
4. Teoria dysocjacji elektrolitycznej Arrheniusa
5. Prawo Ohma dla elektrolitów
6. Elektroliza
7. Pierwsze prawo Faradaya. Równoważnik elektrochemiczny
8. Drugie prawo Faradaya. Stała Faradaya
9. Wyjaśnienie praw Faradaya
10. Zasada pomiaru. Aparatura
11. Błędy systematyczne przyrządów i metody pomiarowej

#### WYKAZ TABEL

Tabela 1. Opór elektryczny właściwy wybranych substancji w temp. 20°C.

Tabela 2. Równoważniki elektrochemiczne ( $k$ ) i równoważniki chemiczne ( $R$ ) kilku wybranych metali.

#### LITERATURA UZUPEŁNIAJĄCA INSTRUKCJA DO WYKONANIA ĆWICZENIA

#### ZAKRES WYMAGANYCH WIADOMOŚCI

Prąd elektryczny. Przewodnictwo elektryczne cieczy. Elektrolity. Teoria dysocjacji elektrolitycznej. Prawo Ohma dla elektrolitów. Elektroliza. Zastosowania przemysłowe elektrolizy. Pierwsze prawo Faradaya. Równoważnik elektrochemiczny substancji. Drugie prawo Faradaya. Stała Faradaya. Związek stałej Faradaya z ładunkiem elementarnym. Zasada pomiaru równoważnika elektrochemicznego i stałej Faradaya.

## CZĘŚĆ TEORETYCZNA

### 1. Wprowadzenie

Podczas wykonywania ćwiczeń w Laboratorium Studenckim dokonujemy bezpośrednich i pośrednich pomiarów *wielkości fizycznych*, takich jak: temperatura, wilgotność, ciśnienie atmosferyczne, przyspieszenie ziemskie i innych. Pierwsze dwie z wymienionych wielkości dotyczą pomieszczenia laboratorium i mogą w ciągu krótkiego czasu ulec zmianie. Ciśnienie atmosferyczne jest wielkością bardziej uniwersalną, Jednak trzeba pamiętać, że i ono przyjmuje różne wartości nawet w obszarze naszego miasta ze względu na zależność od wysokości miejsca pomiaru nad poziomem morza a ponadto jest stosunkowo szybko zmienne w czasie. Przyspieszenie ziemskie ma bardziej ogólną rangę: zmierzone raz w wybranym miejscu w Krakowie może być uznane za wielkość stałą.

### 2. Stałe fizyczne

Niektóre wielkości fizyczne, zwłaszcza dotyczące właściwości atomów i cząstek elementarnych są wszędzie takie same i nie ulegają zmianom w czasie. Nazywają się one *podstawowymi stałymi fizycznymi* i oznacza się je ogólnie przyjętymi symbolami. Do podstawowych stałych fizycznych należą: prędkość światła w próżni " $c$ ", ładunek elektronu " $e$ " (*ładunek elementarny*) i liczba Avogadra  $N_A$ . Stała Faradaya  $F$ , której pomiar jest tematem poniższego ćwiczenia, jest jedną z takich podstawowych stałych fizycznych.

### 3. Przewodnictwo elektryczne cieczy. Elektrolity

Ciecze takie jak oleje mineralne, nafta czy ciekłe powietrze są bardzo dobrymi izolatorami. Ich opór właściwy jest trudny do zmierzenia, ponieważ sięga  $10^{16} \Omega \cdot m$ . Znaczący to, że opór pomiędzy przeciwległymi ścianami sześcianu o boku 1m jest ogromny, bo równy około  $10^{16} \Omega = 10^7 M\Omega$ . Popularne omomierze cyfrowe mogą mierzyć opory milion razy mniejsze, nie większe od  $20 M\Omega$ . Woda destylowana jest również złym przewodnikiem, choć jej opór właściwy jest mniejszy. Dobrymi przewodnikami są natomiast układy ciekłe zwane elektrolitami. *Elektrolity* to roztwory, przede wszystkim wodne, kwasów, zasad i soli.

Elektrolitami są także stopione sole, dla przykładu NaCl w temperaturze powyżej 801°C. Opór właściwy wybranych cieczy podano w Tabeli 1. Dla porównania przedstawiono też opór właściwy miedzi.

Tabela 1. Opór elektryczny właściwy wybranych substancji w temperaturze 20°C

substancja	olej transformatorowy	woda destylowana	Elektrolity	miedź
$\rho$ [ $\Omega \cdot m$ ]	$10^{11} \div 10^{12}$	$10^3 \div 10^5$	$0.1 \div 10$	$1.7 \cdot 10^{-8}$

#### 4. Teoria dysocjacji elektrolitycznej Arrheniusa

Woda destylowana nie jest dobrym przewodnikiem prądu elektrycznego. Dlaczego więc wodne roztwory soli, kwasów i zasad (elektrolity) są znacznie lepszymi przewodnikami? Ich przewodnictwo elektryczne można wyjaśnić na gruncie *teorii dysocjacji elektrolitycznej*. Teoria ta wyjaśnia, w jaki sposób w elektrolicie pojawiają się nośniki prądu.

Po wprowadzeniu cząsteczek o wiązaniach jonowych do rozpuszczalnika, pod wpływem rozpuszczalnika następuje rozpad (*dysocjacja*) pewnej liczby rozpuszczalnych cząstek na mniejsze fragmenty zwane jonami. *Jony* to naładowane elektrycznie atomy (np.  $Na^+$ ) lub grupy atomów (np.  $OH^-$ ). Wiązanie jonowe polega w gruncie rzeczy na elektrostatycznym oddziaływaniu jonów. Zgodnie z prawem Coulomba, które rządzi oddziaływaniem elektrostatycznym, siła  $F$  przyciągania elektrostatycznego dwóch jonów obdarzonych ładunkami  $q_1$  i  $q_2$ , znajdujących się w próżni w odległości  $r$  wyraża równanie:

$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0} \frac{q_1 q_2}{r^2}, \quad (1)$$

gdzie  $\epsilon_0$  jest to *przenikalność dielektryczna próżni*. Siła ta maleje, jeśli jony umieszczone są nie w próżni, lecz w otoczeniu cząsteczek rozpuszczalnika, np. wody. Wartość tej siły wyraża wówczas równanie:

$$F = \frac{1}{4\pi\epsilon_0\epsilon} \frac{q_1 q_2}{r^2}, \quad (2)$$

gdzie  $\epsilon$  oznacza bezwymiarową stałą zwaną *względną przenikalnością dielektryczną* rozpuszczalnika. Jeśli rozpuszczalnikiem jest woda, to  $\epsilon \approx 80$  i jak łatwo zauważyć w oparciu o wzory (1) i (2) siła oddziaływania elektrostatycznego maleje około 80 razy. Osłabienie sił przyciągania jest na tyle duże, że ruchy termiczne cząsteczek wystarczają, by podczas wzajemnych zderzeń cząsteczek następował ich rozpad na mniejsze fragmenty zwane jonami.

Dysocjację cząsteczki można zapisać w postaci równania podobnego do równania reakcji chemicznej. Dla przykładu dysocjacja elektrolityczna  $\text{CuSO}_4$  przebiega według schematu:



## 5. Prawo Ohma dla elektrolitów

*Stopniem dysocjacji* nazywa się stosunek liczby cząsteczek zdysocjowanych, do ogólnej liczby cząsteczek wprowadzonych do rozpuszczalnika. Ze względu na stopień dysocjacji rozróżniamy *elektrolity słabe i silne*. Elektrolity słabe, przy niezbyt silnych natężeniach pola elektrycznego, spełniają *prawo Ohma*, tzn. zachodzi proporcjonalność pomiędzy przyłożonym do elektrod napięciem, a natężeniem przepływającego prądu:

$$I \sim U , \quad (4)$$

Inaczej mówiąc proporcjonalność ta oznacza, że wykres  $I(U)$  ma kształt linii prostej. Roztwory silnych elektrolitów wykazują duże odstępstwa od prawa Ohma.

## 6. Elektroliza

W przypadku metali przepływowi prądu nie towarzyszą zmiany chemiczne przewodnika. Zmiany takie są charakterystyczne dla przepływu prądu przez elektrolity. Podczas przepływu prądu przez elektrolit na elektrodach zachodzą procesy zobojętniania jonów (oddawania elektronów lub ich pobierania). Po dotarciu do anody lub katody jony wydzielają się na nich w postaci elektrycznie obojętnej. *Elektroliza* to proces wydzielania się na elektrodach substancji wchodzących w skład elektrolitu, zachodzący podczas przepływu prądu.

Dla przykładu elektroliza wodnego roztworu  $\text{CuSO}_4$ , gdy elektrody są węglowe lub platynowe przebiega w ten sposób, że *katoda* (-) pokrywa się miedzią, a reszta kwasowa  $\text{SO}_4$  przemieszcza się w kierunku *anody* (+):



SO<sub>4</sub> reaguje z wodą



powodując wydzielanie się tlenu na anodzie.

Elektroliza roztworu CuSO<sub>4</sub>, gdy elektrody są miedziane, przebiega podobnie jak wyżej opisana. Miedź wydziela się na katodzie i masa katody rośnie. Natomiast masa miedzianej anody maleje ponieważ SO<sub>4</sub> reaguje z miedzią:



W miejsce jednej rozłożonej molekuly CuSO<sub>4</sub>, wydziela się więc nowa molekula CuSO<sub>4</sub> i stężenie roztworu nie zmienia się. Końcowym efektem elektrolizy jest przenoszenie miedzi z anody do katody. Pomiar przyrostu masy katody, który towarzyszy elektrolizie roztworu CuSO<sub>4</sub>, jest przedmiotem niżej opisanego ćwiczenia.

Elektroliza posiada wiele zastosowań przemysłowych. Wymienić tu należy: trwałe pokrycia powierzchni jednego metalu cienką warstwą innego metalu (niklowanie, chromowanie, miedziowanie) chroniące przed korozją lub dokonywane w celach dekoracyjnych (galwanotechnika), oczyszczanie metali z domieszek (otrzymywanie miedzi elektrolitycznej, produkcja aluminium), otrzymywanie gazów w skali przemysłowej i otrzymywanie cienkich powierzchni izolujących (ważne w produkcji kondensatorów elektrolitycznych).

W latach trzydziestych XIX w. Faraday odkrył ważne prawidłowości rządzące elektrolizą - nazywamy je prawami Faradaya. Jego odkrycia zasugerowały dziewiętnastowiecznym fizykom (G. Johnstone-Stoney 1874, H. Helmholtz 1881) hipotezę o ziarnistej naturze ładunku elektrycznego i w konsekwencji doprowadziły do odkrycia elementarnego ładunku elektrycznego (elektronu) przez J.J. Thomsona w 1897r.

Warto też pamiętać, że do 1948r pomiary elektrolityczne były podstawą definicji jednostki natężenia prądu - ampera międzynarodowego. Było to możliwe dzięki dokładności sięgającej 0.01%, z którą pomiary elektrolityczne mogą być przeprowadzane.

## 7. Pierwsze prawo Faradaya. Równoważnik elektrochemiczny

Doświadczalnie można pokazać, że masa  $m$  jonów wydzielonych na elektrodzie podczas elektrolizy jest proporcjonalna do ładunku  $q$ , który przepłynął przez elektrolit:

$$m \sim q . \quad (8)$$

Oznacza to w pierwszym rzędzie, że przenoszenie ładunku elektrycznego jest związane z transportem masy. Dokładniej mówiąc proporcjonalność  $m \sim q$  oznacza, że wykres zależności  $m(q)$  ma kształt linii prostej, zatem stosunek masy substancji wydzielonej na elektrodzie do ładunku, który przepłynął przez elektrolit, jest dla danej substancji stały. Tę stałą wielkość nazywa się *równoważnikiem elektrochemicznym* danej substancji i oznacza przez  $k$ :

$$k = \frac{m}{q} . \quad (9)$$

Wobec tego **pierwsze prawo Faradaya** możemy zapisać wzorem:

$$m = k q , \quad (10)$$

Występujący w pierwszym prawie elektrolizy równoważnik elektrochemiczny  $k$  jest równy liczbowo masie produktu wydzielonego podczas elektrolizy, gdy przepływający ładunek ma wartość jednego kulomba. Wartości równoważników elektrochemicznych wyrażone w g/C są dla większości substancji rzędu  $10^{-3}$ . Podaje się je zatem często w miligramach/kulomb [mg/C]. W Tabeli 2 podano wartości równoważników elektrochemicznych dla trzech wybranych metali.

Tabela 2. Równoważniki elektrochemiczne ( $k$ ) i równoważniki chemiczne ( $R$ ) wybranych metali [M.Jeżewski, J.Kalisz, Tablice wielkości fizycznych, PWN, Warszawa 1957, s.160].

substancja	$\text{Cu}^{2+}$	$\text{Ag}^+$	$\text{Al}^{3+}$
$k$ [mg/C]	0.32938	1.11793	0.09316
$R$ [g]	31.773	107.88	8.99

Pierwsze prawo Faradaya jest podstawą pewnej metody pomiaru ładunku elektrycznego i natężenia prądu. Przyrządy służące do tego pomiaru nazywają się *woltametrami* lub

*kulometrami*. Woltametrem nazywane jest także prostopadłościennie naczynie do przeprowadzania elektrolizy.

## 8. Drugie prawo Faradaya. Stała Faradaya

W drugim wierszu Tabeli 2 podano odpowiednie wartości równoważników chemicznych  $R$ . Przypomnijmy, że *równoważnik chemiczny*  $R$  jest dla pewnej substancji równy jej masie atomowej (cząsteczkowej)  $\mu$  wyrażonej w gramach i podzielonej przez wartościowość  $w$ :

$$R = \frac{\mu}{w}. \quad (11)$$

Nietrudno sprawdzić, że równoważniki  $k$  podane w Tabeli 2 są z dużą dokładnością proporcjonalne do odpowiednich równoważników  $R$ . Inaczej mówiąc stosunki  $R/k$  dla poszczególnych metali są jednakowe<sup>1</sup>. Stwierdzenie tego doświadczalnego faktu nazywa się drugim prawem elektrolizy Faradaya. **Drugie prawo Faradaya** mówi, iż równoważniki elektrochemiczne substancji  $k$ , są proporcjonalne do odpowiednich równoważników chemicznych  $R$  tych substancji czyli:

$$R/k = \text{const.} \quad (12)$$

Stosunek  $R/k$  ma wymiar ładunku, jego wartość oznaczana jest przez  $F$  i nazywa się *stałą Faradaya*:

$$F = \frac{R}{k}. \quad (13)$$

Stała Faradaya jest stosunkowo dużym ładunkiem. Jej dokładna wartość uzyskana w pomiarach wykonanych w kulometrze srebrowym wynosi  $96\,485,70(66) \cdot \text{C}$  [Rev.Mod.Phys, 41(1969)375]. Jest to tzw. stała uniwersalna, ponieważ jej wartość w zasadzie nie zależy od rodzaju substancji użytej podczas pomiarów elektrolitycznych do jej wyznaczenia.

---

<sup>1</sup> Niewielkie różnice pomiędzy wyznaczonymi doświadczalnie wartościami  $R/k$  dla poszczególnych pierwiastków wynikają m.in. z tego że w próbkach np. srebra użytych do elektrolizy mamy do czynienia z mieszaniną kilku izotopów różniących się nieco wartościami  $R$ .

## 9. Wyjaśnienie praw Faradaya

Ustalone doświadczalnie przez Faradaya prawa znajdują wyjaśnienie w świetle teorii dysocjacji elektrolitycznej po odkryciu, że ładunek jonów lub innych cząstek naładowanych jest zawsze wielokrotnością tego samego ładunku (ładunku elementarnego  $e$ ). Stosunek masy jonu do jego ładunku, dla danej substancji o określonym stopniu jonizacji, jest wielkością stałą. Niezależnie więc od liczby przeniesionych podczas elektrolizy jonów, masa substancji wydzielonej na elektrodzie jest proporcjonalna do wielkości przeniesionego ładunku (pierwsze prawo Faradaya).

Drugie prawo Faradaya, w którym porównujemy skutek przepływu ładunku elektrycznego przez różne elektrolity także ma swoje głębsze uzasadnienie. Ładunek elektryczny  $q$ , który przepłynął podczas elektrolizy pomiędzy elektrodami wyrazić można poprzez stałe uniwersalne: ładunek elementarny  $e = 1.6 \cdot 10^{-19}$  C (ładunek pojedynczego elektronu) oraz liczbę Avogadra  $N_A$ . Liczba Avogadra  $N_A = (6.02252 \pm 0.00028) \cdot 10^{23}$  jest to liczba cząsteczek w jednym molu substancji. Jeśli przez  $n$  oznaczymy liczbę moli substancji

$$n = m/\mu, \quad (14)$$

gdzie  $m$  - masa substancji wyrażona w gramach,  $\mu$  jej masa atomowa wyrażona w gramach, to liczba przeniesionych podczas elektrolizy jonów wynosi  $nN_A$ . Zatem całkowity przeniesiony przez jony ładunek  $q$ :

$$q = nN_A e w, \quad (15)$$

gdzie  $w$  jest to wartościowość jonu. Dzieląc  $m/q$ , z równań (14) i (15) otrzymujemy:

$$m/q = \mu / N_A e \cdot w = R / N_A \cdot e. \quad (16)$$

gdzie przez  $R$  oznaczyliśmy iloraz  $\mu/w$  czyli równoważnik chemiczny. Ponieważ  $m/q$  z definicji jest równoważnikiem elektrochemicznym  $k$  więc z równania (16) wynika, że wielkość  $R/k$  niezależnie od tego z jaką substancją mamy do czynienia powinna przyjmować tę samą wartość równą iloczynowi liczby Avogadra oraz ładunku elementarnego:

$$R/k = N_A e \approx 96360 \text{ C}. \quad (17)$$

Zauważmy, że równanie (17) wyraża ważny związek stałej Faradaya  $F$  z innymi stałymi uniwersalnymi: liczbą Avogadra  $N_A$  oraz ładunkiem elementarnym  $e$ .



## 10. Zasada pomiaru. Aparatura

Pomiar polega na wyznaczeniu przyrostu masy katody miedzianej podczas elektrolizy wodnego roztworu  $\text{CuSO}_4$ . Natężenie prądu  $I$  jest stałe dzięki specjalnemu układowi elektronicznemu. Pozwala to w łatwy sposób dokładnie określić ładunek elektryczny  $q$ , który przepłynął przez elektrolit ( $q=I t$ , gdzie  $t$  - czas elektrolizy) i obliczyć wartość równoważnika elektrochemicznego miedzi.

Obwód pomiarowy (Rys.1) zasilany jest niestabilizowanym napięciem stałym z zasilacza sieciowego 9V/1A. Złożony jest z regulatora natężenia prądu, amperomierza, wyłącznika oraz prostopadłościennego szklanego woltametry zawierającego elektrolit, anodę i katodę. Elektrodamy są blaszki miedziane z miedzi M1E o grubości ok. 0.5mm i powierzchni równej około 5x10cm, zamocowane w odległości 2cm od siebie. Cecha M1E oznacza miedź katodową, przetopioną, zawierającą nie więcej niż 0.1% zanieczyszczeń. Elektrolitem jest roztwór siarczanu miedziowego w proporcji: 150g  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  na 1dm<sup>3</sup> lekko podgrzanej wody destylowanej. Do przesączonego klarownego roztworu dodaje się 50g stężonego  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (27cm<sup>3</sup>) i 50g (63cm<sup>3</sup>) alkoholu etylowego.

Do pomiaru natężenia prądu używamy precyzyjnego cyfrowego amperomierza o rozdzielczości 0.1mA na zakresie 1A. Czas elektrolizy mierzy automatycznie stoper elektroniczny o rozdzielczości 0.01s. Do pomiaru masy elektrod przed i po elektrolizie stosujemy wagę o rozdzielczości odczytu 0,1mg.

## LITERATURA UZUPEŁNIAJĄCA

- Dryński T., Ćwiczenia laboratoryjne z fizyki, PWN, Warszawa 1976, s.393-400.
- Encyklopedia Fizyki, Tom 3, PWN, Warszawa 1974, s.447-448.
- Halaubrener M., Ćwiczenia praktyczne z fizyki. Kurs średni, WSiP, Warszawa 1982, s.423-425.
- Piech T., Fizyka dla II klasy liceum ogólnokształcącego, technikum i liceum zawodowego.  
Wyd.V. PZWS, Warszawa 1973, s.168-175.
- Piekara A.H., Elektryczność, materia i promieniowanie. PWN, Warszawa 1986, s.55-66.
- Sawicki M., (red.). Nauczanie fizyki. Część II. Podręcznik dla nauczycieli fizyki klasy II liceum ogólnokształcącego i technikum. WSiP, Warszawa 1978, s.190-202.
- Szczeniowski S., Fizyka Doświadczalna, Tom III, PWN, Warszawa 1980, s.49-53, 208-210.
- Turkowski P., Precyzyjne pomiary natężenia prądu stałego. Czy amper jest jeden?  
Elektronizacja 6/1999 s.30-31.
- Zawadzki A., Hofmokl H., Laboratorium fizyczne, PWN 1966, s.414-419.

### Zasada pomiaru

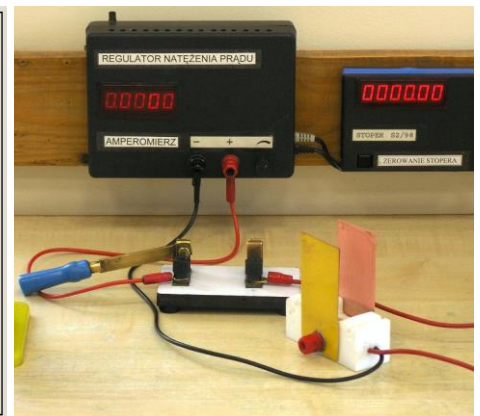
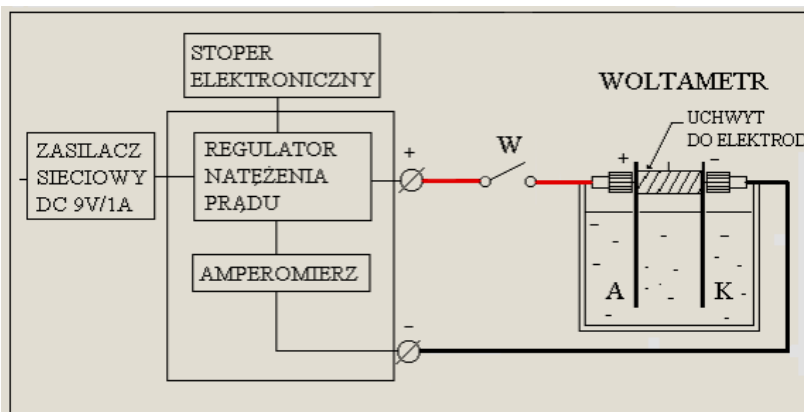
Pomiar polega na wyznaczeniu przyrostu masy katody miedzianej podczas elektrolizy wodnego roztworu  $\text{CuSO}_4$ . Natężenie prądu  $I$  jest stałe dzięki specjalnemu układowi elektronicznemu. Pozwala to w łatwy sposób dokładnie określić ładunek elektryczny  $q$ , który przepłynął przez elektrolit ( $q=It$ , gdzie  $t$  - czas elektrolizy) i obliczyć wartość równoważnika elektrochemicznego miedzi.

### CEL ĆWICZENIA

Celem ćwiczenia jest wyznaczenie równoważnika elektrochemicznego miedzi  $k_{\text{Cu}}$  i stałej Faradaya  $F$

### WYKONANIE ĆWICZENIA

1. Jako katody w ćwiczeniu używamy jednej z dwu cienkich (ok. 0.5 mm) blaszek miedzianych, np. tej z naklejką. W przypadku zaobserwowania płam na czynnej powierzchni katody można ją przed zważeniem delikatnie oczyścić papierem ściernym. Anodę należy także oczyścić. Po oczyszczeniu elektrod, przy wykonywaniu wszystkich kolejnych czynności, chwytamy je za krawędzie boczne, tak by nie dotykać palcami powierzchni czynnej zanurzanej w elektrolicie.
2. Jeśli waga laboratoryjna AS220 używana w ćwiczeniu nie jest włączona **poprosić prowadzącego ćwiczenie o włączenie zasilania**. Kalibracja wagi trwa kilka minut. Po kalibracji waga wskazuje 0g. Jeśli podczas pomiarów zauważymy, że waga ponownie kalibruje się, co sygnalizowane jest na jej wyświetlaczu, należy odczekać aż będzie znowu gotowa do pomiaru.
3. Wyznaczyć masę katody  $m_1$  umieszczając ją na szalce wagi AS220. W tym celu odsuwamy szklaną osłonę wagi po prawej stronie i czystą oraz suchą katodę umieszczamy centralnie na szalce. Zanotować maksymalną niepewność pomiarową  $\Delta_d m_1 = 0,001\text{g}$ .
4. Zamontować katodę i anodę przykręcając je w uchwycie (foto poniżej). Czynne, czyli nie pomalowane części elektrod powinny być zwrócone do wewnątrz.
5. Czerwony przewód anodowy łączymy do jednego z zacisków wyłącznika „W”. Drugi czerwony przewód łączy „+” zasilacza z drugim zaciskiem wyłącznika. Czarnym przewodem łączymy katodę do zacisku „-” (patrz schemat i fotografia poniżej).



Rys. 1 Obwód pomiarowy do wyznaczenia wartości równoważnika elektrochemicznego.

Foto. Sposób umocowania elektrod i dołączenia przewodów do zasilacza oraz do wyłącznika „W”

- Po sprawdzeniu obwodu przez prowadzącego ćwiczenia, umieścić obie elektrody w woltametrze zanurzając je w elektrolicie. Woltametrem nazywamy prostopadłościennie naczynie do przeprowadzania elektrolizy.
- Wyłącznikiem „W” zamknąć obwód elektryczny. Przepuszczać prąd nie krócej niż 10 minut.
- Zanotować wartość natężenia prądu  $I$ . Maksymalna niepewność pomiarowa amperomierza wynosi  $\Delta_d I = 0,001A$ .
- Wyłączyć przepływ prądu (otworzyć wyłącznik „W”) i zanotować czas  $t$  przepływu prądu zmierzony automatycznie przez stoper. Maksymalna niepewność pomiarowa  $\Delta_d t = 0,01s$ .
- Wyjąć elektrody z woltametru. Wymontować elektrody z uchwytu i przemyć zanurzając w naczyniu z wodą destylowaną. Następnie osuszyć je suszarką.
- Ponownie zważyć katodę ( $m_2$ ). Niepewność pomiarowa  $\Delta_d m_2 = 0,001g$
- Zmierzyć za pomocą linijki szerokość katody ( $d$ ) oraz głębokość jej zanurzenia ( $h$ ).
- Rozmontować obwód elektryczny. Przykryć woltometr. Elektrody umieścić na bibułce na plastikowej podstawie nadal uważając, aby nie dotykać palcami ich powierzchni czynnej.

## OPRACOWANIE WYNIKÓW

- Obliczyć przyrost masy katody  $m = m_2 - m_1$ .
- Obliczyć równoważnik elektrochemiczny miedzi korzystając ze wzoru:  $k_{Cu} = m/It$ .
- Obliczyć stałą Faradaya  $F = R_{Cu}/k_{Cu}$ . Równoważnik chemiczny miedzi  $Cu^{2+}$ ,  $R_{Cu} = 31.78 \cdot 10^{-3}kg$ .
- Obliczyć grubość „ $x$ ” osadzonej na katodzie warstwy miedzi posługując się równaniem:

$$x = \frac{m}{d \cdot h \cdot \rho}$$

gdzie  $m$  – masa osadzonej miedzi wyrażona w gramach,  $\rho$  - gęstość miedzi (przyjąć  $\rho = 8,6g/cm^3$ ),  
 $d$  - szerokość katody oraz  $h$  - głębokość jej zanurzenia wyrażone w cm.

- Obliczyć niepewności standardowe typu B pomiarów: przyrostu masy katody  $m = m_2 - m_1$ , natężenia prądu  $I$  oraz czasu przepływu prądu  $t$  zgodnie ze wzorem (4)\* oraz wzorem (9)\*:

$$u(m) = \sqrt{\frac{(\Delta_d m_1)^2}{3} + \frac{(\Delta_d m_2)^2}{3}}, \quad u(I) = \frac{\Delta_d I}{\sqrt{3}}, \quad u(t) = \frac{\Delta_d t}{\sqrt{3}}.$$

- Obliczyć niepewność standardową  $u(k_{Cu})$  pomiaru równoważnika elektrochemicznego  $k_{Cu}$  jako funkcji trzech zmiennych  $m$ ,  $I$ ,  $t$  zgodnie ze wzorem (12)\* lub wzorem (9)\*.
- Obliczyć niepewność rozszerzoną pomiaru równoważnika elektrochemicznego  $U(k_{Cu}) = 2 \cdot u(k_{Cu})$ .
- Zapisać wynik końcowy pomiaru  $k_{Cu}$  wraz z niepewnością rozszerzoną dokonując odpowiedniego zaokrąglenia.
- Obliczyć niepewność standardową  $u(F)$  pomiaru stałej Faradaya  $F$  jako funkcji trzech zmiennych  $m$ ,  $I$ ,  $t$  zgodnie ze wzorem (12)\* lub wzorem (9)\*.
- Obliczyć niepewność rozszerzoną pomiaru stałej Faradaya  $U(F) = 2 \cdot u(F)$ .
- Zapisać wynik końcowy pomiaru  $F$  wraz z niepewnością rozszerzoną dokonując odpowiedniego zaokrąglenia.

Wzory (12)\* oraz (9)\* patrz K. Rębilas „Wprowadzenie do metod opracowania wyników pomiarowych”. Wzory (12)\* oraz (9)\* dostępne są także na tablicy „Zestawienie najważniejszych wzorów”, wywieszanej w salach do ćwiczeń laboratoryjnych z fizyki.