E4. Badanie zjawiska elektrolizy

***Celem ćwiczenia** jest poznanie zjawisk towarzyszących przepływowi prądu elektrycznego przez elektrolity oraz obliczenie równoważnika elektrochemicznego miedzi i stałej Faraday'a.*

Elektroliza – to przepływ prądu elektrycznego przez wodne roztwory kwasów, zasad i soli, czyli przez tzw. ***elektrolity***, wraz z towarzyszącymi mu procesami fizycznymi i chemicznymi.

Elektrolity powstają na skutek **dysocjacji elektrolitycznej,** która polega na rozpadzie cząsteczek związku jonowego (tzn. kwasów, zasad i soli) na jony, pod wpływem rozpuszczalnika polarnego, najczęściej wody. Przyczyna i istota tego rozpadu leży w wielkiej przenikalności dielektrycznej wody (ε wynosi około 80). Siła wiążąca cząsteczkę jonową wyrażona wzorem Coulomba maleje w wodzie (w porównaniu z powietrzem) około 80 razy. Można również opisać dysocjację jako rozpad cząsteczki jonowej pod wpływem lokalnego pola elektrycznego wytworzonego przez dipol elektryczny H_2O.

Na przykład, badany w ćwiczeniu siarczan miedzi, rozpada się – w wyniku dysocjacji elektrolitycznej – na kationy Cu^{2+} i aniony SO_4^{2-}:

$$CuSO_4 \rightarrow Cu^{2+} + SO_4^{2-}.$$

Gdy w elektrolicie umieścimy dwie elektrody i przyłożymy do nich napięcie następuje *przepływ prądu*: jony dodatnie, czyli kationy, płyną do katody (elektrody ujemnej), a jony ujemne (aniony) do anody, czyli elektrody dodatniej.

Wraz z transportem ładunku zachodzi transport masy, która wydziela się na elektrodach. W badanym przez nas przykładzie kationy Cu^{2+}, po zobojętnieniu, osadzają się na katodzie, jako czysta chemicznie miedź, a aniony SO_4^{2-} wchodzą w reakcję chemiczną z miedzianą anodą, dając ponownie $CuSO_4$, co sprawia, że stężenie roztworu nie ulega zmianie w trakcie elektrolizy.

Zjawisko elektrolizy opisują dwa prawa:

Pierwsze prawo elektrolizy Faraday'a, które mówi, że***:*** wydzielana na elektrodzie masa jest proporcjonalna do ładunku, który przepłynął przez elektrolit:

$$\mathbf{m = k \cdot Q = k \cdot I \cdot t,} \qquad (1)$$

gdzie I oznacza natężenie prądu, t – czas jego przepływu, a ***k – równoważnik elektrochemiczny,*** który wskazuje, jaka masa wydzieli się na elektrodzie, gdy przez elektrolit przepłynie ładunek 1 C.

Drugie prawo elektrolizy Faraday'a: równoważniki elektrochemiczne *k* poszczególnych pierwiastków są wprost proporcjonalne do ich ***równoważników chemicznych***:

$$k = \frac{R}{F}, \qquad (2)$$

gdzie: **R** oznacza A/w, tzn. stosunek masy atomowej pierwiastka do jego wartościowości i nosi nazwę ***równoważnika chemicznego***, **F** – jest ***stałą Faraday'a***, równą 96 500 C i oznacza wartość ładunku, który przepływając przez elektrolit wydziela zawsze jeden gramorównoważnik substancji, niezależnie od rodzaju elektrolitu.

Stała Faradaya to również $\mathbf{F = N_A\, e}$, czyli iloczyn liczby Avogadra ($N_A = 6.022 \cdot 10^{23}$ mol^{-1}) i ładunku elementarnego *e*. Stąd znając F, można łatwo wyliczyć wielkość ładunku elementarnego.

Literatura uzupełniająca

1. Cz. Bobrowski, Fizyka- krótki kurs,Rozdz.4.6
2. S. Przestalski,Fizyka z elementami biofizyki i agrofizyki, Rozdz. 4.3

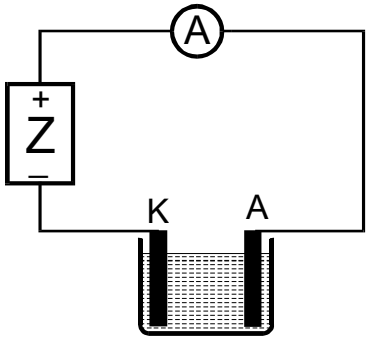
Zobacz też:

symulacje komputerowe na stronie internetowej *Katedry Fizyki i Biofizyki* **(https://sparrow.up.poznan.pl/kfb/)** (zakładka: *Symulacje zjawisk fizycznych*),

E4. Protokół pomiarów i obliczeń

Nr pary	Imię i nazwisko studenta	Wydział grupa
data	Imię i nazwisko prowadzącego	Zaliczenie

Wykonanie ćwiczenia



1. Osuszone płytki miedziane (katodę **K** i anodę **A**) czyścimy papierem ściernym.
2. Ważymy płytkę, która ma być katodą i jej masę oznaczamy jako m_1.
3. Łączymy układ według schematu pokazanego na rysunku, gdzie **Z** oznacza regulowane, stabilizowane źródło prądu stałego.
4. Mocujemy płytki miedziane w uchwycie woltametru, który ustawiamy na naczyniu szklanym. Do naczynia wlewamy elektrolit do zadanego poziomu. W obecności prowadzącego włączamy zasilanie prądu i szybko regulujemy wartość jego natężenia na około 0,5 [A]. Wartość natężenia prądu *I* wpisujemy do tabeli.
5. Przepuszczamy prąd przez 30 min., po czym wyłączamy zasilanie układu. Następnie wyjmujemy katodę i osuszamy ją np. gorącym powietrzem z suszarki.
6. Ważymy ponownie katodę (m_2) i obliczamy masę miedzi (m) osadzoną na katodzie jako różnicę $m = m_2 - m_1$.

Tabela

m_1 [g]	m_2 [g]	m [g]	I [A]	t [s]	k [g/C]	F [C]
				Błędy bezwzględne	$\Delta k =$	$\Delta F =$
				Zestawienie	$(k \pm \Delta k) =$	$(F \pm \Delta F) =$

$\Delta m_1 = \Delta m_2 =$ ……. [g] $\Delta I =$ ……. [A] $\Delta t =$ ……. [s]
$\Delta m = \Delta m_1 + \Delta m_2 =$ ……. [g]

Opracowanie wyników

1. Korzystając z I prawa elektrolizy obliczamy równoważnik elektrochemiczny k $\left(k = \frac{m}{I \cdot t}\right)$.
2. Następnie na podstawie II prawa elektrolizy ($k = \frac{R}{F}$), obliczamy stałą Faradaya *F*, przyjmując dla miedzi R=32 g .
3. Rachunek błędów pomiarowych przeprowadzamy metodą logarytmiczną:

   dla równoważnika elektrochemicznego: $\frac{\Delta k}{k} = \left|\frac{\Delta m}{m}\right| + \left|\frac{\Delta I}{I}\right| + \left|\frac{\Delta t}{t}\right|$,

   podobnie dla stałej Faradaya, zauważając, że: $\frac{\Delta F}{F} = \frac{\Delta k}{k}$.

   Znając wartości błędów względnych ($\frac{\Delta k}{k}$ i $\frac{\Delta F}{F}$), obliczamy błędy bezwzględne mierzonych wielkości (Δk i ΔF) i zestawiamy je - odpowiednio - z otrzymanymi wartościami *k* i *F* w postaci: $(k \pm \Delta k)\, jedn.$ i $(F \pm \Delta F)\, jedn.$