

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-} :



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 zubożeniu, osadzają się na katodzie, jako czysta chemicznie miedź, a aniony SO_4^{2-} wchodzi 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:

$$m = k \cdot Q = k \cdot I \cdot t, \quad (1)$$

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**:

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

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 $F = N_A e$, czyli iloczyn liczby Avogadra ($N_A = 6.022 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$) 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. Przystański, Fizyka z elementami biofizyki i agrofizyki, Rozdz. 4.3

Zobacz też:

symulacje komputerowe na stronie internetowej *Katedry Fizyki i Biofizyki*

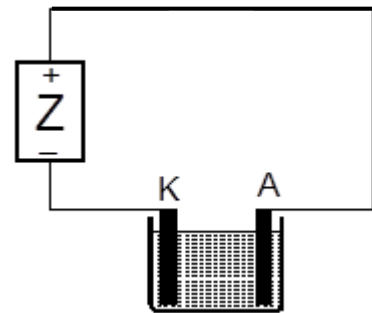
(<https://sparrow.up.poznan.pl/kfb/>) (zakładka: *Symulacje zjawisk fizycznych*),

E4. Protokół pomiarów i obliczeń

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

Wykonanie ćwiczenia

Przyrządy i materiały: płytki miedziane, papier ścierny, waga laboratoryjna, zasilacz regulowany (źródło prądu stałego), przewody, uchwyt woltametry, naczynie szklane (zlewka), elektrolit, suszarka, butelka na zużyty elektrolit.



1. Osuszone płytki miedziane (katodę **K** i anodę **A**) oczyścimy 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 woltametry, 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 $m = m_2 - m_1$.
7. Zużyty elektrolit zlewamy do butelki oznaczonej jako „zlewki”.

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					$(k \pm \Delta k) =$	$(F \pm \Delta F) =$

$$\Delta m_1 = \Delta m_2 = \dots\dots\dots [\text{g}] \quad \Delta I = \dots\dots\dots [\text{A}] \quad \Delta t = \dots\dots\dots [\text{s}]$$

$$\Delta m = \Delta m_1 + \Delta m_2 = \dots\dots\dots [\text{g}]$$

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.