

WYZNACZANIE RÓWNOWAŻNIKA ELEKTROCHEMICZNEGO MIEDZI I STAŁEJ FARADAYA

LITERATURA:

1. H. Szydłowski, *Pracownia fizyczna wspomagana komputerem*, PWN, Warszawa 2003.
2. F. Jaroszyk (red.), *Biofizyka – podręcznik dla studentów*, PZWL, Warszawa 2001.

LITERATURA UZUPEŁNIAJĄCA:

1. K. Pigoń, Z. Ruziewicz, *Chemia fizyczna*, PWN, Warszawa 1981.

ZAGADNIENIA TEORETYCZNE:

1. Dysocjacja i rekombinacja jonów w elektrolicie. Stopień dysocjacji.
2. Zjawisko elektrolizy, prawa Faradaya.
3. Mechanizm przewodnictwa elektrycznego elektrolitów, prawo Ohma dla elektrolitów.
4. Równoważnik chemiczny i elektrochemiczny pierwiastka, stała Faradaya, definicje, jednostki w układzie SI.
5. Wyznaczenie równoważnika elektrochemicznego miedzi.

WPROWADZENIE:

Przepływowi prądu stałego przez elektrolity towarzyszy zjawisko nazywane elektrolizą. Elektrolitami nazywamy wodne roztwory soli, kwasów oraz zasad. Pod wpływem cząsteczek wody, które mają budowę rozciągniętych dipoli, cząstki tych związków chemicznych ulegają dysocjacji elektrolitycznej, tak zwanemu rozpadowi na jony, które stają się nośnikami prądu elektrycznego. W elektrolicie jony znajdując się w stanie bezwładnego ruchu cieplnego zderzają się wzajemnie oraz z cząsteczkami wody. Zderzanie się jonów o przeciwnych znakach powoduje zobojętnienie ich ładunków i utworzenie cząsteczki substancji rozpuszczonej; nosi to nazwę rekombinacji jonów.

Pierwsze prawo elektrolizy Faradaya mówi, że masa substancji m wydzielonej podczas elektrolizy jest proporcjonalna do ładunku Q , który przepłynął przez elektrolit w czasie t :

$$m = kQ = kIt$$

gdzie:

m - masa substancji,

I - natężenie prądu elektrycznego,

t - czas przepływu prądu,

k - równoważnik elektrochemiczny substancji wydzielającej się na elektrodzie.

Drugie prawo elektrolizy Faradaya możemy wyrazić jako ładunek q potrzebny do wydzielenia lub wchłonięcia masy m , który dany jest zależnością:

$$\frac{R}{k} = F = 9,65 \cdot 10^7 \frac{C}{\text{kmol}}$$

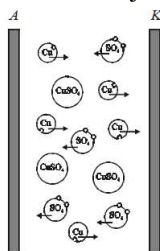
gdzie:

R – gramorównoważnik chemiczny substancji równy stosunkowi masy 1 kilomola substancji do jej wartościowości,

$R = \frac{\mu}{w}$,

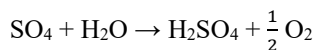
F – stała Faradaya.

W wykonywanym ćwiczeniu będziemy używać wodnego roztworu siarczanu miedzi CuSO_4 jako elektrolitu. Pod wpływem dysocjacji utworzą się jony dodatnie Cu^{++} oraz jony ujemne SO_4^-

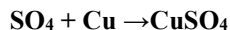


Wówczas, gdy wprowadzimy do elektrolitu elektrody i podłączymy je do źródła napięcia, jony ujemne będą się poruszać w kierunku anody A, natomiast jony dodatnie w kierunku katody K. Przedstawia to powyższy rysunek.

W wyniku elektrolizy na katodzie osadzi się Cu, natomiast na anodzie reszta kwasowa SO_4 . Należy jednak zwrócić uwagę, że grupa SO_4 reaguje natychmiast z wodą, jak przedstawia wzór (w przypadku elektrod platynowych lub węglowych):



W przypadku elektrod **miedzianych** mamy:



Tak więc, dla każdej rozłożonej molekuly CuSO_4 , wydzielą się także jedna molekula CuSO_4 w związku z czym **stężenie roztworu nie zmienia się**. W efekcie elektrolizy mamy przenoszenie atomów miedzi z anody do katody.

Przewodnictwo roztworów elektrolitów ma z reguły charakter jonowy. Przewodzenie impulsów nerwowych pomimo, że ma nieco inny mechanizm niż przewodzenie impulsów elektrycznych, chociaż należy zauważyć, że przewodnictwo elektryczne odgrywa w tym procesie istotną rolę.

Różnicę pomiędzy tymi dwoma rodzajami przewodnictwa możemy dostrzec między innymi w szybkości rozchodzenia się sygnałów. W przypadku przewodzenia impulsów elektrycznych, impuls elektryczny porusza się z prędkością światła, natomiast w przypadku przewodzenia impulsów nerwowych, impuls przemieszcza się miliony razy wolniej – wzdłuż aksonu bez osłony mielinowej osiąga szybkość najwyżej 100m/s.

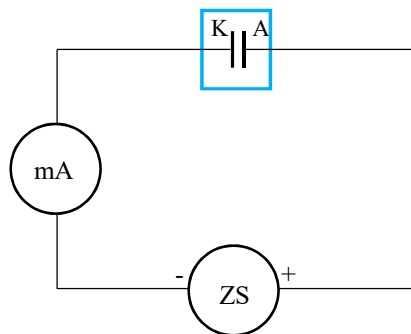
W stanie spoczynku stężenie jonów potasu wewnątrz komórki jest większe niż na zewnątrz. Jony te dążą do opuszczenia komórki i w rezultacie wewnątrz komórki uzyskuje wypadkowy ładunek ujemny, który hamuje dalszą ucieczkę kationów potasu. W ten sposób potencjał wewnątrz komórki nerwowej względem płynu międzykomórkowego ustala się na poziomie około -90mV. Stężenie jonów sodowych jest wyższe na zewnątrz komórki, jednak nie napływają one do wewnątrz, gdyż błona komórki nerwowej tylko w małym stopniu je przepuszcza.

Sytuacja zupełnie się zmienia w wyniku pobudzenia komórki, na przykład na skutek pojawienia się neuroprzekaźnika w szczeliny synaptycznej. Błona komórkowa staje się przepuszczalna dla jonów sodowych (otwierają się w niej tzw. kanały sodowe). Silny strumień kationów Na^+ wnika do wnętrza komórki, zmieniając jego potencjał z -90mV na +30mV. Powoduje to z kolei zwiększenie przepuszczalności dla jonów potasu, a po chwili zamknięcie kanałów sodowych. Teraz wzmożony ruch jonów potasowych doprowadza do ponownego ustalenia potencjału spoczynkowego na poziomie -90mV. Zanim stan spoczynkowy zostanie przywrócony, błona komórki pozostaje przez kilka milisekund w stanie obniżonej wrażliwości na kolejne pobudzenia. Po około 10ms neuron jest gotowy do reakcji na kolejne pobudzenie – jeśli takie nastąpi.

Głównym celem ćwiczenia jest wyliczenie współczynnika elektrochemicznego substancji i stałej Faradaya poprzez zmierzenie wydzielonej masy miedzi na katodzie jak również poznanie zjawiska elektrycznego przewodnictwa jonowego.

KOLEJNOŚĆ CZYNNOŚCI DOŚWIADCZENIA:

1. Obie elektrody czyścimy papierem ściernym, przemywamy wodą destylowaną i suszymy. UWAGA – nie można dotykać palcami powierzchni czynnych wyczyszczonych elektrod.
2. Ważymy katodę (m_1).
3. Wlewamy elektrolit do naczynia.
4. Łączymy układ według poniższego schematu, zwracając uwagę by katoda i anoda były odpowiednio połączone z biegunami źródła prądu stałego (katoda z biegunem ujemnym).



5. Włączamy zasilacz stabilizowany (ZS) uzyskując wartość natężenia prądu elektrycznego ok. 0.6A. Powyższą czynność należy wykonać w jak najkrótszym czasie. Po uzyskaniu pożądanej wartości natężenia prądu wyłączamy zasilacz.
6. Równocześnie włączamy stoper oraz zasilacz. Pilnujemy, aby wartość natężenia prądu elektrycznego podczas eksperymentu była stała (o wartości ustalonej w punkcie 5).
7. Po około 40 minutach wyłączamy prąd elektryczny i notujemy czas trwania doświadczenia. Katodę spłukujemy delikatnie wodą destylowaną i suszymy suszarką (nie należy dotykać wydzielonego metalu). Następnie, po osuszeniu ważymy ją powtórnie (m_2) i wyznaczamy masę wydzielonej miedzi ($m=m_2-m_1$).
8. Na podstawie uzyskanych wyników wyznaczamy równoważnik elektrochemiczny:

$$k = \frac{m}{I \cdot t}$$

oraz stałą Faradaya F , wykorzystując drugie prawo elektrolizy:

$$F = \frac{1}{k} \frac{\mu}{w}$$

gdzie: w – wartościowość miedzi ($w=2$); μ – masa molowa miedzi ($\mu=63.54$ g/mol).

INFORMACJE DODATKOWE:

1. Niepewność pomiarową równoważnika elektrochemicznego liczymy ze wzoru: $\Delta k = k \left(\frac{\Delta m}{m} + \frac{\Delta I}{I} + \frac{\Delta t}{t} \right)$,
gdzie: $\Delta I = \frac{kl \cdot z}{100}$; kl - klasa miernika, z - zakres miernika; $\Delta m = 2\Delta m_1$.
2. Niepewność pomiarową stałej Faradaya liczymy ze wzoru: $\Delta F = F \frac{\Delta k}{k}$.
3. Otrzymane wyniki porównujemy z wartością tablicową zgodnie z zależnością: $|X - X_T| \leq \Delta X + \Delta X_T$; gdzie X to wielkość zmierzona, zaś X_T to jej wartość tablicowa. Gdy powyższa relacja jest spełniona to otrzymany wynik jest zgodny z wartością tablicową.

Aparatura:

waga laboratoryjna, zasilacz stabilizowany (ZS), miliamperomierz, naczynie szklane, elektrody miedziane, stoper, uchwyt na elektrody, roztwór CuSO_4 .