



Instytut Matematyki, Fizyki i Chemii
Zakład Chemii

Laboratorium chemii technicznej

Ćwiczenie laboratoryjne

Elektroliza

Opracowali:

dr inż. Andrzej Kozłowski

dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak

dr Magdalena Ślęczka-Wilk

dr inż. Konrad Ćwirko

mgr inż. Czesław Wiznerowicz

Grażyna Gorzycka

KIEROWNIK
Zakładu Chemii
Kalbarczyk-Jedynak
dr inż. Agnieszka Kalbarczyk-Jedynak

Szczecin 2023

KARTA ĆWICZENIA

1	Powiązanie z przedmiotami: ESO/26, DiRMiUO/26, EOUNIE/26		
	Specjalność/Przedmiot	Efekty kształcenia dla przedmiotu	Szczegółowe efekty kształcenia dla przedmiotu
	ESO/25 Chemia Techniczna	EKP1 K_W01, K_W02, K_U05 EKP2 K_U08, K_U09	SEKP7 – Opanowanie wiedzy doświadczalnej w badaniu zjawiska elektrolizy oraz wyciąganie wniosków z prowadzonych eksperymentów. Poszerzenie wiedzy dotyczącej zastosowań procesu elektrolizy w technice i w przemyśle.
	ESO/26 Chemia Wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016	SEKP6 – Oznaczenia zawartości w wodzie technicznej tlenu i azotu amonowego. SEKP6 – Oznaczanie w wodzie technicznej inhibitorów korozji.
	DiRMiUO/26 Chemia Wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016	SEKP6 – Oznaczenia zawartości w wodzie technicznej tlenu i azotu amonowego SEKP6 – Oznaczanie w wodzie technicznej inhibitorów korozji.
	EOUNIE/26 Chemia Wody, paliw i smarów	EKP3 K_U014, K_U015, K_U016	SEKP6 – Oznaczenia zawartości w wodzie technicznej tlenu i azotu amonowego SEKP6 – Oznaczanie w wodzie technicznej inhibitorów korozji
2	Cel ćwiczenia: <ol style="list-style-type: none"> 1. Poznanie i utrwalenie podstawowych pojęć związanych ze zjawiskiem elektrolizy oraz zasad działania elektrolizera. 2. Poznanie i przeanalizowanie reakcji zachodzących w elektrolizerze, znajomość praw dotyczących zjawiska elektrolizy. 3. Poznanie praktycznych przykładów wykorzystania zjawiska elektrolizy i posługiwanie się podstawowymi obliczeniami dotyczącymi badanego zjawiska. 		
3	Wymagania wstępne: ogólna wiedza chemiczna dotycząca zjawiska elektrolizy		
4	Opis stanowiska laboratoryjnego: Elektrolizer, komplet elektrod, tryskawka, bagietka, eksykator, zlewka o poj. 100 cm ³ , roztwory: stężony kwas siarkowy(VI) H ₂ SO ₄ , (1 : 1), kwas azotowy(V) HNO ₃ , 1% roztwór siarczku sodu Na ₂ S, alkohol etylowy C ₂ H ₅ OH, (1 %), roztwór siarczanu(VI) miedzi(II) CuSO ₄ , substancje stałe: azotan(V) amonu (NH ₄ NO ₃)		
5	Ocena ryzyka: prawdopodobieństwo oparzenia chemicznego wynikające z kontaktu z kwasem siarkowym jest bardzo małe, skutki – nikłe. Końcowa ocena – ZAGROŻENIE BARDZO MAŁE Wymagane środki zabezpieczenia: <ol style="list-style-type: none"> 1. Fartuchy, rękawice i okulary ochronne. 		

	2. Środki czystości BHP, ręczniki papierowe.
6	Przebieg ćwiczenia: 1. Zapoznanie się z instrukcją stanowiskową do ćwiczenia (załącznik 1), 2. Wykonanie poszczególnych ćwiczeń zgodnie z instrukcją.
7	Sprawozdanie z ćwiczenia: 1. Opracować ćwiczenie zgodnie z poleceniami zawartymi w instrukcji stanowiskowej. 2. Rozwiązać polecone zadanie i/lub odpowiedzieć na pytania zamieszczone w zestawie zadań i pytań do samodzielnego wykonania przez studenta.
8	Archiwizacja wyników badań: Sprawozdanie z ćwiczenia złożyć w obowiązującej formie na początku kolejnych ćwiczeń laboratoryjnych.
9	Metoda i kryteria oceny: a. EKP1, EKP2 – kontrola znajomości podstawowych pojęć chemicznych dotyczących zjawiska elektrolizy podczas przeprowadzonych zajęć, b. SEKP7 – szczegółowy efekt kształcenia studenta oceniony zostanie na podstawie przedstawionych w sprawozdaniu obserwacji, wniosków oraz rozwiązanych zadań i problemów poleconych do samodzielnego rozwiązania/ opracowania: – ocena 2,0 – student ma zbyt małą wiedzę dotyczącą procesu elektrolizy, reakcji elektrodowych i praw rządzących tym zjawiskiem, albo nie potrafi rozwiązać zadań prostych dotyczących wyżej wymienionych pojęć; – ocena 3,0 – posiada podstawową wiedzę chemiczną dotyczącą procesu elektrolizy, reakcji elektrodowych i praw rządzących tym zjawiskiem i potrafi rozwiązać proste problemy w swoim zawodzie dotyczące wyżej wymienionych pojęć; – ocena 3,5 – 4,0 – posiada poszerzoną wiedzę chemiczną i z zakresu procesu elektrolizy, reakcji elektrodowych i praw rządzących tym zjawiskiem i posiada umiejętność rozwiązywania zadań złożonych w swojej specjalności dotyczących wyżej wymienionych pojęć; – ocena 4,5 – 5,0 – posiada umiejętność stosowania złożonej wiedzy dotyczącej procesu elektrolizy, reakcji elektrodowych i praw rządzących tym zjawiskiem, i potrafi rozwiązywać zadania problemowe w swojej specjalności dotyczące wyżej wymienionych pojęć.
10	1. Stundis H., Trześniowski W., Żmijewska S., Ćwiczenia laboratoryjne z chemii nieorganicznej, WSM, Szczecin 1995. 2. Pazdro K., Rola-Noworyta A. Chemia Repetytorium dla przyszłych maturzystów i studentów, Oficyna Edukacyjna. Krzysztof Pazdro, Warszawa 2015 r. 3. Jones L., Atkins P. Chemia Ogólna, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2014. 4. Praca zbiorowa pod redakcją K. Pazdro: Chemia nieorganiczna. WSiP, Warszawa 1992. 5. Molenda J. Technologia chemiczna. WSiP, Warszawa 1996. 6. Bortel E., Koneczny H. Zarys technologii chemicznej. PWN, Warszawa 1992. 7. Barbir F. PEM electrolysis for production of hydrogen from renewable energy sources. Solar Energy 2005, Vol. 78. 8. Kotowski W. Gdy zabraknie ropy i gazu. Wodór staje się paliwem przyszłości. Nafta & Gaz Biznes, 2004, nr 2. 9. Portal Edukacyjny www.szkolnictwo.pl 10. https://www.greatmining.com/magnesium.html – z dnia 1.03.2021 r.

	11. https://zasoby1.open.agh.edu.pl/dydaktyka/chemia/a_e_chemia/7_elektrochemia/07_03_01.htm – z dnia 1.03.2021 r. 12. https://fineartamerica.com/featured/classic-chrome-grill-bill-schaudt.html – z dnia 1.03.2021 r.
11	Uwagi

ZAŁĄCZNIK 1 – INSTRUKCJA

1. ZAKRES ĆWICZENIA:

Zagadnienia i słowa kluczowe:

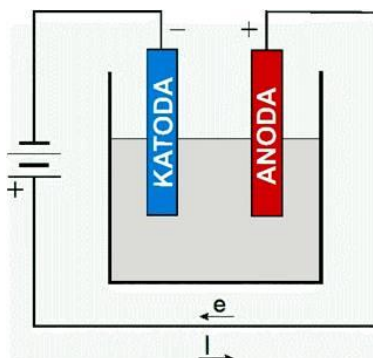
- zjawisko elektrolizy,
- zasady działania elektrolizera,
- reakcje zachodzące w elektrolizerze,
- prawa Faradaya,
- praktyczne wykorzystanie zjawiska elektrolizy.

2. WPROWADZENIE TEORETYCZNE DO ĆWICZENIA

2.1. Definicja elektrolizy i zasada działania elektrolizera

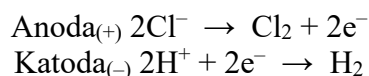
Elektroliza jest metodą przeprowadzania niesamorzutnej reakcji za pomocą prądu elektrycznego. Jest ona zespołem przemian na granicach faz przewodnik metaliczny – przewodnik jonowy, zachodzących pod wpływem dostatecznie dużego napięcia elektrycznego przyłożonego do przewodników metalicznych elektrolizera.

Elektrolizer to układ, w którym prowadzony jest proces elektrolizy. Składa się z dwóch elektrod (faz metalicznych, płyt) zanurzonych w roztworze elektrolitu. Proces elektrolizy rozpoczyna się od chwili połączenia elektrod elektrolizera ze źródłem prądu stałego (na przykład może to być zestaw ogniw z odpowiednio dobranym napięciem albo prostownik prądu przemiennego). Uproszczony schemat elektrolizera przedstawiono na rys. 1.



Rys.1. Schemat elektrolizera
(źródło: Jones, Atkins – Chemia Ogólna)

W elektrolizerze elektrodę połączoną z dodatnim biegunem źródła prądu określa się mianem anody, a elektrodę połączoną z ujemnym biegunem źródła prądu nazywa się katodą. Na anodzie zachodzi proces utleniania, na katodzie zachodzi proces redukcji. W przypadku, na przykład elektrolizy wodnego roztworu HCl zachodzą reakcje:



Ogniwa galwaniczne umożliwiają przekazywanie energii z ogniwa do otoczenia, natomiast w elektrolizerze zewnętrzne źródło prądu przekazuje energię reagentom elektrolizera.

2.2. Prawa Faradaya

Istotną kwestią dotyczącą procesu elektrolizy jest obliczenie ilości produktu utworzonego przez określoną ilość elektryczności. Jest to możliwe dzięki obliczeniom poczynionym przez Michaela Faradaya, angielskiego fizyka i chemika, który stworzył prawa elektrolizy Faradaya. Dwa prawa Faradaya opisują proces elektrolizy w sposób ilościowy.

Pierwsze prawo Faradaya mówi, że masa substancji m wydzielonej na jednej z elektrod jest wprost proporcjonalna do natężenia prądu I oraz czasu trwania elektrolizy t :

$$m_e = k \cdot I \cdot t$$

gdzie:

- m_e – masa substancji wydzielonej na jednej z elektrod [g];
- k – równoważnik elektrochemiczny (to masa substancji, która wydzielona jest na elektrodzie przy przepływie przez elektrolit jednostkowego ładunku, na przykład 1 C) [g/C];
- I – natężenie prądu elektrycznego przepływającego przez elektrodę [A];
- t – czas trwania elektrolizy [s].

Drugie prawo Faradaya mówi, że stosunek masy molowej M substancji, która wydzieliła się na elektrodzie do iloczynu jej równoważnika elektrochemicznego (k) i liczby ładunkowej (z) reakcji elektrodowej, która zapisana jest dla 1 mola substancji o masie molowej M , jest wielkością stałą dla wszystkich procesów elektrodowych i wynosi 96 500 C/mol (jest to stała Faradaya, symbol F):

$$\frac{M}{kz} = F$$

gdzie:

- M – masa molowa substancji wydzielającej się na elektrodzie [g/mol];
- z – liczba ładunkowa reakcji (wielkość dodatnia, bezwymiarowa, równa współczynnikowi stechiometrycznemu elektronów w równaniu reakcji elektrodowej);
- k – równoważnik elektrochemiczny [g/C];
- F – stała Faradaya równa ok. 96 500 [C/mol].

Drugie prawo Faradaya mówi również, że ta sama ilość elektryczności przepływając przez różne elektrolity wydzieli na elektrodach masy substancji proporcjonalne do ich równoważników elektrochemicznych według zależności:

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{k_1}{k_2}$$

Po przekształceniu dwóch praw Faradaya otrzymuje się równanie, które stanowi podstawę obliczeń ilościowych procesu elektrolizy:

$$m_e = \frac{M}{zF} \cdot I \cdot t$$

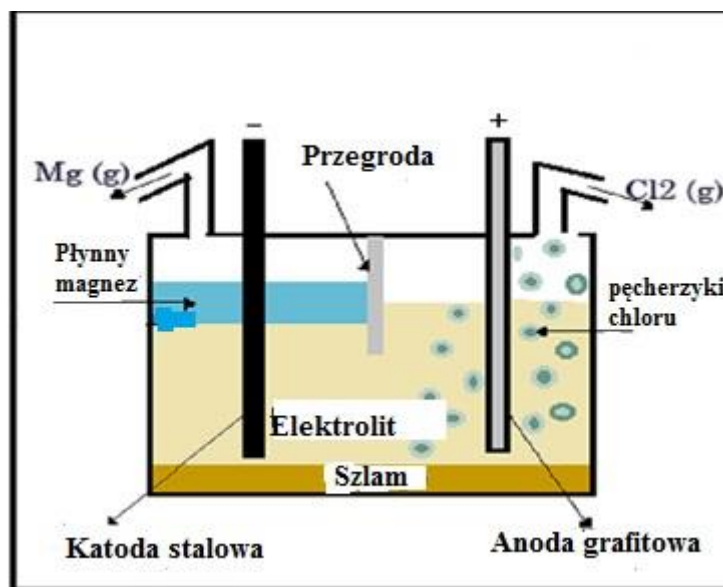
gdzie:

- m_e – masa substancji wydzielającej się na jednej z elektrod [g];
- M – masa molowa substancji wydzielającej się na elektrodzie [g/mol];
- z – liczba ładunkowa reakcji (wielkość dodatnia, bezwymiarowa, równa współczynnikowi stechiometrycznemu elektronów w równaniu reakcji elektrodowej);
- F – stała Faradaya równa ok. 96 500 [C/mol];
- I – natężenie prądu elektrycznego przepływającego przez elektrodę [A];
- t – czas trwania elektrolizy [s].

1.1. Wykorzystanie elektrolizy w praktyce

Elektroliza stopionych soli beztlenowych

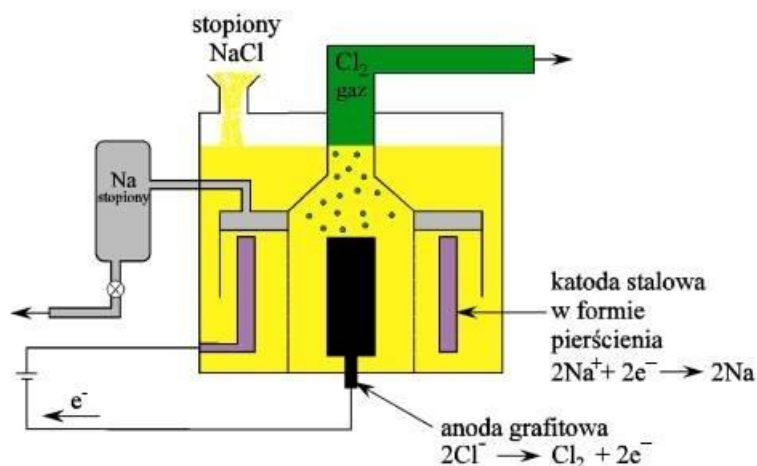
Metody elektrolityczne są szeroko wykorzystywane przy otrzymywaniu metali nieszlachetnych takich jak litowce, berylowne i glin. Pierwiastki o najbardziej ujemnych potencjałach standardowych są otrzymywane tylko na drodze elektrolitycznej (lit, sód, potas, magnez, glin). Na rys. 2 przedstawiono schemat elektrolizera stosowanego w procesie Dow do wydzielania magnezu ze stopionego chlorku magnezu (jest on elektrolitem w procesie).



Rys. 2. Elektrolizer stosowany do wydzielania magnezu
(źródło: greatmining.com)

W wyniku działania wysokiej temperatury w tym procesie, sieć krystaliczna topionego chlorku magnezu zostaje zniszczona, dzięki temu możliwy staje się swobodny ruch jonów w kierunku elektrod. Przy przepływie prądu z zewnętrznego źródła przez elektrolizer metaliczny magnez (Mg), powstaje na katodzie a gazowy chlor (Cl₂) na anodzie.

Innym praktycznym przykładem procesu elektrolizy stopionej soli beztlenowej, jest proces Downsa przy produkcji metalicznego sodu. W tym procesie prowadzi się elektrolizę stopionej soli kamiennej (chlorku sodu). Na grafitowej anodzie jony Cl⁻ utleniają się do chloru, natomiast na stalowej katodzie jony Na⁺ redukują się do metalicznego sodu (rys. 3).



Rys. 3. Elektrolizer stosowany w procesie Downs'a do otrzymywania metalicznego sodu oraz chloru (źródło: zasoby Open AGH)

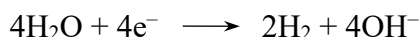
Elektroliza soli tlenowych

Jeżeli elektrolizę przeprowadzamy w roztworze soli kwasów tlenowych aktywnych metali, np. siarczanu(VI) sodu, Na₂SO₄, to jony Na⁺ i SO₄²⁻ służą jako transportery ładunków, które muszą być dostarczone do ogniwa, a elektrolizie ulega woda.

Na anodzie wydziela się tlen zgodnie z równaniem:

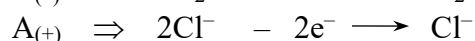


Na katodzie natomiast wydziela się wodór:

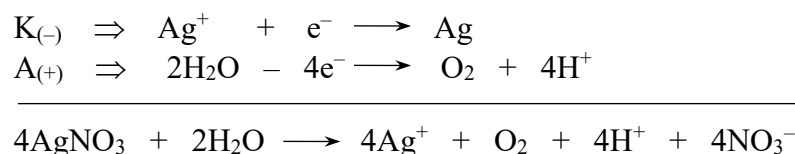


Zgodnie z mechanizmem przebiegu reakcji elektrolizy w tym przypadku sole kwasów tlenowych i aktywnego metalu na obu elektrodach ustępują miejsca procesom elektrolizy wody. Warto zwrócić uwagę, iż objętość powstającego wodoru jest dwa razy większa niż wydzielonego na anodzie tlenu. Ma to duże znaczenie praktyczne w różnych procesach przemysłowych (otrzymywanie metalicznego sodu, produkcji gazów itp.).

Przykładowe porównanie reakcji dla procesu elektrolizy stopionych soli beztlenowych na przykładzie NaCl (rys. 4a) oraz soli tlenowych na przykładzie AgNO₃ (rys. 4b), podano poniżej. W obu przypadkach zakładamy, że elektroliza prowadzona jest za pomocą elektrod obojętnych, wykonanych np. z platyny bądź grafitu. Na schemacie symbol K₍₋₎ oznacza katodę, A₍₊₎ – anodę.

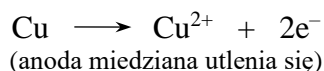


Rys. 4a. Przykład reakcji elektrolizy stopionych soli beztlenowych



Rys. 4b. Przykład reakcji elektrolizy stopionych soli tlenowych

Jeżeli anoda wykonana jest np. z miedzi (metal szlachetny), to należy dodatkowo uwzględnić proces jej anodowego roztwarzania, np. podczas elektrolizy roztworu wodnego $CuSO_4$ na elektrodach miedzianych:



Jeżeli katoda wykonana jest np. z rtęci, to w tych warunkach wszystkie metale ulegają redukcji na katodzie.

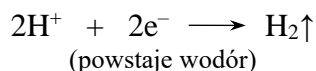
Jeżeli elektrolizie poddano stopione elektrolity, takie jak tlenki czy wodorotlenki to w tych warunkach wszystkie metale ulegają redukcji na katodzie.

Elektroliza wodnego roztworu kwasu

Podczas elektrolizy kwasów beztlenowych z reguły przy katodzie wydziela się wodór, a przy anodzie tlen lub inne produkty (np. Cl_2 przy HCl).

Roztwory kwasów tlenowych (H_2SO_4 , H_3PO_4 , HNO_3 , H_2CO_3) dają zawsze tlen i wodór.

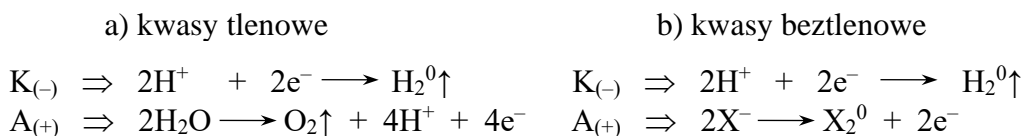
Jeżeli mamy do czynienia z roztworami rozcieńczonych kwasów, reakcje zachodzące w roztworze mają przebieg taki sam jak dla rozcieńczonych roztworów soli. W przypadku większych stężeń na katodzie mamy do czynienia z reakcją:



Natomiast na anodzie produktem utlenienia anodowego w przypadku anionów kwasów tlenowych jest tlen dostarczany przez jony OH^- lub cząsteczki wody a w przypadku kwasów beztlenowych utlenieniu ulegają aniony reszt kwasowych z wydzieleniem produktu np. chloru:



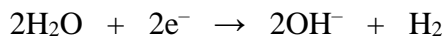
Schematyczne porównanie procesów elektrolizy dla kwasów tlenowych i beztlenowych (wykorzystując elektrody obojętne), podano na rys. 5(a, b). Na schemacie symbol $K_{(-)}$ oznacza katodę, $A_{(+)}$ – anodę.



Rys. 5.(a, b) Porównanie procesów elektrolizy dla kwasów tlenowych i beztlenowych
(źródło: Platforma Edukacyjna Portalu www.szkolnictwo.pl)

Elektroliza zasad

Jeżeli poddaje się elektrolizie bardzo rozcieńczony roztwór zasady, a do elektrod nie przyłoży się z zewnętrznego źródła prądu zbyt dużego napięcia, to rozkładowi ulega głównie woda. W wyniku reakcji katodowej wydziela się wodór zgodnie z równaniem:



W wyniku reakcji anodowej wydziela się tlen:



Warto również zauważyć, iż objętość tworzącego się wodoru jest dwukrotnie większa od objętości tworzącego się tlenu (w tych samych warunkach). Jak widać z reakcji napisanych wyżej, roztwór wokół anody staje się kwaśny w wyniku tworzenia się jonów wodorowych a roztwór wokół katody zasadowy w wyniku tworzenia się jonów wodorotlenowych.

Jeżeli następuje elektroliza stężonych roztworów zasad, to reakcja anodowa wygląda nieco inaczej:



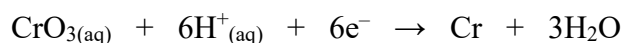
Podsumowując, prawie wszystkie reakcje elektrodowe zachodzące podczas przepływu prądu elektrycznego przez bardzo rozcieńczone roztwory wodne prowadzą do wydzielenia wodoru i tlenu.

Biorąc pod uwagę położenie metali w szeregu napięciowym, możemy stwierdzić, że:

- Metal lekki, czyli znajdujący się w szeregu napięciowym na początku – do glinu włącznie ($E^0 \leq -1,66\text{V}$), nie redukuje się na katodzie;
- Na katodzie zachodzi redukcja wody, wydziela się gazowy wodór, pH roztworu wzrasta;
- Na anodzie zachodzi utlenianie jonów OH^- , wydziela się gazowy tlen, pH roztworu maleje;
- Metal znajdujący się za glinem w szeregu napięciowym ($E^0 > -1,66\text{V}$), redukuje się na katodzie.

Galwanizowanie

Proces ten polega na elektrolitycznym osadzaniu bardzo cienkiej warstwy metalu na jakimś obiekcie. Powlekany galwanicznie przedmiot wykonany z metalu lub plastiku pokrytego grafitem stanowi katodę a elektrolitem jest wodny roztwór soli osadzanego metalu. Metal zatem osadza się na katodzie na skutek redukcji kationów tego metalu, mogących pochodzić z dodanej soli lub utleniania anody, wykonanej z osadzanego metalu. Do procesu chromowania elektrolit jest przygotowywany poprzez rozpuszczenie CrO_3 w rozcieńczonym kwasie siarkowym. W procesie elektrolizy, chrom(VI) ulega redukcji do chromu(III) a później do chromu(0) zgodnie z równaniem:



Chrom osadza się na katodzie jako zwarta warstwa ochronna. Anodę, czyli dodatni biegun źródła prądu stałego, stanowią w procesach galwanizowania najczęściej płyty metalu, z którego tworzona jest powłoka (np.: chrom, nikiel, miedź itp.) i które podczas elektrolizy rozpuszczają się w elektrolicie. Jednak w procesie chromowania biegun dodatni stanowią płyty z materiału nierozpuszczalnego podczas elektrolizy, a metal na powłokę pochodzi z elektrolitu.

Proces chromowania (na przykładzie rys. 6) zużywa bardzo dużo elektryczności, gdyż do utworzenia jednego osadzonego atomu chromu potrzeba sześciu elektronów. Ponadto może być także uciążliwy ze względu na powstające odpady stwarzające zagrożenie dla środowiska.



Rys. 6. Chromowanie stalowych części klasycznych aut dawało niegdyś efekt dekoracyjny i ochronny (źródło: fineartamerica.com)

Podsumowując powyższe rozważania można stwierdzić, że elektroliza jest procesem stosowanym na skalę przemysłową między innymi do:

- produkcji metali: aluminium, miedzi, litu, sodu, potasu;
- produkcji rozmaitych związków chemicznych, w tym aspiryny, kwasu trifluorooctowego, wodorotlenku sodu, potasu, chloranu sodu i chloranu potasu – wykorzystanie różnych reakcji redoks – utleniania i redukcji, które zachodzą podczas elektrolizy;
- produkcji gazów: wodoru, chloru i tlenu – w wyniku elektrolizy odpowiednich soli, gdzie wywiązują się żądane gazy;
- galwanizacji – pokrywanie cienką warstwą metalu innego metalu.

3. WYKONANIE ĆWICZENIA

Doświadczenie 1 – Badanie zjawiska elektrolizy

Przyrządy i odczynniki:

Elektrolizer, komplet elektrod, tryskawka, bagietka, eksykator, zlewka o poj. 100 cm³, roztwory: stężony kwas siarkowy(VI) H₂SO₄, (1 : 1), kwas azotowy(V) HNO₃, 1% roztwór siarczku sodu Na₂S, alkohol etylowy C₂H₅OH, (1 %), roztwór siarczanu(VI) miedzi(II) CuSO₄, substancje stałe: azotan(V) amonu (NH₄NO₃).

Wykonanie:

Prowadzący ćwiczenia według schematu podłącza do elektrolizera przygotowane elektrody (czyste i wysuszone do stałej masy). Następnie do badanego roztworu dodaje około 2 cm³ stężonego kwasu siarkowego i 2,5 g azotanu amonu (NH₄NO₃). W ogrzonym do 353 K roztworze zanurza się elektrody platynowe podłączone do elektrolizera i przeprowadza elektrolizę przy napięciu 3 – 4 V z zastosowaniem mieszadła magnetycznego. Gdy roztwór ulegnie odbarwieniu (po upływie 30 – 60 minut), co wskazuje na wydzielenie się z roztworu prawie całej ilości miedzi, zwiększa napięcie do 4,2 V i proces elektrolizy prowadzi dalej jeszcze przez 30 minut. Można stwierdzić, czy miedź wydzielila się całkowicie przez dodanie niewielkiej ilości wody lub przez zanurzenie elektrod głębiej i zaobserwowanie, czy na świeżo zanurzonej powierzchni elektrody platynowej osadza się nowa warstwa miedzi. Obecność lub brak miedzi w elektrolicie sprawdzić można dokładniej za pomocą reakcji kroplowej na bibule z siarczkiem sodu, Na₂S. W tym celu prowadzący ćwiczenia pobiera 2 krople z elektrolitu (roztwór badany) na bibułę i dodaje 1 krople siarczku sodu Na₂S. W razie obecności miedzi w badanej próbce, plamka zabarwi się na kolor jasnobrunatny. Po zakończeniu elektrolizy nie należy przerywać przepływu prądu, dopóki nie wyjmie się z badanego roztworu katody z wydzieloną miedzią i przemyje jej wodą destylowaną. Przedwczesne wyłączenie prądu może spowodować rozpuszczenie się części wydzielonej miedzi. Po przemyciu elektrody (katody) wodą destylowaną, prowadzący ćwiczenie zanurza katodę w alkoholu i suszy około 3 minuty w temperaturze 373 K. Ostudzoną w eksykatorze katodę waży na wadze analitycznej. Następnie usuwa miedź z elektrody przez zanurzenie jej w roztworze kwasu azotowego (HNO₃) (1 : 1) pod wyciągiem.

Opracowanie wyników:

1. Znając natężenie prądu i czas trwania elektrolizy (podaje prowadzący ćwiczenia) oraz równoważnik elektrochemiczny, obliczyć ilość wydzielonej miedzi.
2. Opisać i przedstawić schemat procesu elektrolizy roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) (CuSO₄).

4. OPRACOWANIE ĆWICZENIA

1. Opracować sprawozdanie zgodnie z wytycznymi zawartymi w części doświadczalnej.
2. Formatkę z tematem ćwiczenia i nazwiskami członków zespołu umieścić jako pierwszą stronę sprawozdania.
3. Po zwięzłym opracowaniu części teoretycznej w sprawozdaniu umieścić opracowanie poszczególnych doświadczeń oraz zadanie/zadania dodatkowe podane przez prowadzącego.

5. FORMA I WARUNKI ZALICZENIA ĆWICZENIA LABORATORYJNEGO

1. Zaliczenie tzw. „wejściówki” przed przystąpieniem do wykonania ćwiczenia.
2. Złożenie poprawnego sprawozdania pisemnego z wykonanego ćwiczenia (zgodnie z wytycznymi do opracowania sprawozdania wg. <https://www.am.szczecin.pl/pl/jednostki/instytut-matematyki-fizyki-i-chemii/zaklad-chemii/dydaktyka/chemia-techniczna/chemia-tech-lab/>) na następnych zajęciach.

I. Przykładowe zadania z rozwiązaniem

Przykład 1

Ile gramów miedzi wydzielili się na katodzie platynowej podczas elektrolizy wodnego roztworu $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ prądem o natężeniu 1 A w czasie 9 650 sekund?

Rozwiązanie:

Najpierw zapisujemy reakcję na katodzie:



Masa substancji wydzielonej na elektrodach podczas elektrolizy jest proporcjonalna do natężenia prądu i czasu trwania elektrolizy i wyraża się wzorem:

$$m = k \cdot I \cdot t$$

Współczynnik proporcjonalności k , zwany równoważnikiem elektrochemicznym wyznaczamy z zależności:

$$k = \frac{M}{z \cdot F}$$

Masa molowa miedzi wynosi 63,5 [g/mol], natomiast ładunek formalny jonu z wynosi 2, F – stała Faradaya 96 500 [C/mol].

Łącząc powyższe zależności wyznaczamy masę miedzi m , wydzielonej na katodzie:

$$m = \frac{M}{z \cdot F} \cdot I \cdot t = \frac{63,5 \left[\frac{\text{g}}{\text{mol}} \right]}{2 \cdot 96500 \left[\frac{\text{C}}{\text{mol}} \right]} \cdot 1 \left[\frac{\text{C}}{\text{s}} \right] \cdot 9650 [\text{s}] = 3,17 [\text{g}]$$

Odpowiedź: Na katodzie wydzielili się 3,17 g miedzi.

Przykład 2

Elektrolizę wodnego roztworu CuSO_4 prowadzono przez 1,5 godziny prądem o natężeniu 5 A. Jaka jest wartość ładunku, który przepłynął przez roztwór?

Rozwiązanie:

Wartość ładunku jaki przepłynął przez roztwór w trakcie procesu elektrolizy obliczamy z zależności:

$$Q = I \cdot t = 5 \left[\frac{\text{C}}{\text{s}} \right] \cdot 5400 [\text{s}] = 27000 [\text{C}]$$

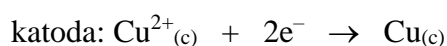
Odpowiedź: Przez roztwór przepłynął ładunek o wartości 27 000 C.

Przykład 3

Oblicz, ile miedzi wydzielą się na elektrodzie elektrolizera, jeżeli przez elektrolizer przepłynął prąd o natężeniu 0,5 A w czasie 1 godz. 4 min. 20 sek.

Rozwiązanie:

Najpierw piszemy równanie połówkowe otrzymywania miedzi i wyznaczamy stosunek molowy elektronów i produktu:



Następnie wyznaczamy dostarczony ładunek Q na podstawie zależności:

$$Q = I \cdot t = 0,5 \left[\frac{\text{C}}{\text{s}} \right] \cdot 3860[\text{s}] = 1930[\text{C}]$$

Zamieniamy ładunek na liczbę moli elektronów:

$$\text{liczba moli } e = \frac{Q}{1F} = \frac{1930[\text{C}]}{193000 \left[\frac{\text{C}}{\text{mol}} \right]} = 0,01[\text{mol}]$$

Obliczamy masę miedzi wydzielonej na elektrodzie w oparciu o dane z równania połówkowego. Zgodnie z tymi danymi 2 mole elektronów pozwolą nam otrzymać 1 mol miedzi, tj. 63,55 g Cu, to odpowiednio 0,01 mola elektronów pozwoli nam otrzymać – 0,6355 g Cu.

Odpowiedź: Na elektrodzie elektrolizera wydzielą się 0,6355 g miedzi.

II. Zadania i pytania do samodzielnego wykonania przez studenta

1. Oblicz, ile gramów magnezu można otrzymać w wyniku elektrolizy 1 500g chlorku magnezu.
2. Napisz równania reakcji zachodzących podczas elektrolizy wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II), zachodzących na katodzie i na anodzie oraz zapisz równanie sumaryczne tej reakcji.
3. Przeprowadzono reakcję elektrolizy stopionego chlorku ołowiu(II). Zapisz równania reakcji jakie zaszły na katodzie i na anodzie. Oblicz objętość chloru, jaka się wydzielila podczas całkowitej elektrolizy 50g stopionego chlorku ołowiu(II).
4. Ile atomów miedzi wydzielą się na katodzie platynowej w czasie elektrolizy wodnego roztworu CuSO_4 prądem o natężeniu 1A, w ciągu 30 minut?
5. Podczas elektrolizy rozłożyło się 50 g wody. Oblicz objętość otrzymanego tlenu (warunki normalne) oraz masę wydzielonego wodoru.
6. Co to jest elektroliza i do czego jest stosowana?
7. Jaki prąd jest potrzebny do produkcji wodoru metodą elektrolizy i dlaczego?
8. Omów praktyczne zastosowania procesu elektrolizy.
9. Jakie reakcje zachodzą na elektrodach w przypadku elektrolizy wodnego roztworu NaOH?
10. Co to jest równoważnik elektrochemiczny danej substancji?