




Co to jest elektroliza i jakie procesy zachodzą na elektrodach?

- [Wprowadzenie](#)
- [Przeczytaj](#)
- [Symulacja interaktywna](#)
- [Sprawdź się](#)
- [Dla nauczyciela](#)



Co to jest elektroliza i jakie procesy zachodzą na elektrodach?

Cynkowanie galwaniczne, przy pomocy powłoki cynku, nałożonej w procesie elektrolizy, zabezpiecza śruby przed korozją.

Źródło: _Alicja_, dostępny w internecie: www.pixabay.com, domena publiczna.

Korozja jest zjawiskiem niekorzystnym, ponieważ zmniejsza wytrzymałość metalu. W naszym codziennym życiu mamy do czynienia z tym zjawiskiem w samochodzie, a dokładniej mówiąc – jego metalowych elementach. Karoserie najczęściej wykonane są z blach stalowych, czyli stopu żelaza z węglem i domieszkami innych metali. Żelazo, w kontakcie z powietrzem, utlenia się, co sprawia, że ulega powolnemu niszczeniu, czyli korozji. Aby wzmocnić odporność stali można ją ocynkować. Mowa tu o procesie, w którym metal lub jego stop pokrywa się warstwą cynku, z wykorzystaniem elektrolizy. Proces ten nazywamy galwanizacją. Jak to dokładnie przebiega? Jakim prawom podlega elektroliza? Tego dowiesz się już w dalszej części materiału.

Twoje cele

- Wyjaśnisz pojęcia: elektroda, elektrolizer, elektroliza, potencjał rozkładowy.
- Omówisz skutki przepływu prądu przez elektrolit.
- Wymienisz i scharakteryzujesz procesy elektrodowe.
- Przeanalizujesz proces elektrolizy pod kątem zachodzących reakcji.

Przeczytaj

Cynkowanie galwaniczne jest przykładem zastosowania procesu elektrolizy. Polega ono na pokrywaniu przedmiotu warstwą cynku, powstającego na drodze odpowiedniej reakcji chemicznej. Przedmiot wprowadza się do specjalnego roztworu (tzw. kąpieli) zawierającego jony cynku. Aby osadziły się one na powierzchni przedmiotu w postaci metalicznej, niezbędne jest źródło napięcia, czyli w tym przypadku prąd elektryczny, który inicjuje reakcje utlenienia i redukcji.

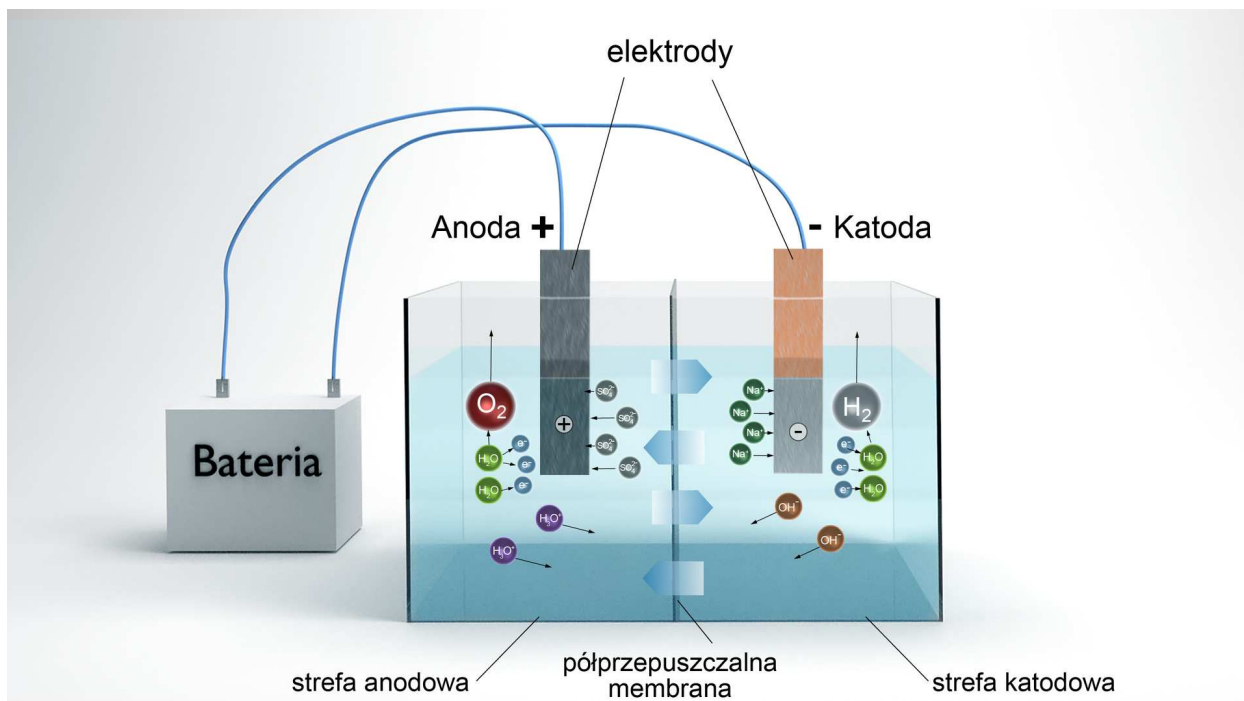
Elektroliza

Elektroliza to szereg **reakcji utleniania-redukcji**, wywołanych przepływem stałego prądu elektrycznego przez stopione elektrolity (zasady lub sole) lub ich wodne roztwory. Można powiedzieć, że reakcje elektrolizy to takie reakcje, które zachodzą tak, jak w ogniwie galwanicznym, ale „na odwrót”. W ogniwie reakcje zachodzą samorzutnie, natomiast reakcje elektrolizy wymagają użycia zewnętrznego źródła napięcia.

Do przeprowadzenia elektrolizy niezbędne są:

- źródło prądu stałego;
- elektrody zanurzone w elektrolicie;
- woltomierz lub amperomierz;
- opornik do regulowania różnicy potencjałów między elektrodami;
- elektrolizer wraz z elektrolitem.

Uproszczony schemat elektrolizera przedstawiono na poniższym rysunku. Jest to schemat elektrolizy wodnego roztworu siarczanu(VI) sodu. Do dodatnio naładowanej elektrody zbliżają się ujemnie naładowane jony (aniony) i w wyniku reakcji utlenienia wody wydzielają się gazowy tlen oraz powstają kationy oksoniowe. Natomiast do ujemnie naładowanej katody zbliżają się dodatnio naładowane jony (kationy), a w wyniku reakcji redukcji wody powstaje gazowy wodór oraz aniony wodorotlenkowe.



Uproszczony schemat elektrolizy wodnego roztworu siarczanu(Na_2SO_4) sodu.
 Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Elektroliza jest procesem wymuszonym przez przyłożone z zewnątrz napięcie. Najniższe napięcie zewnętrznego źródła prądu stałego, potrzebne do wywołania reakcji elektrodowej, to [napięcie rozkładowe](#). Jest ono równe co najmniej [sile elektromotorycznej ogniwa](#), w którym zachodzi samorzutnie analogiczna reakcja chemiczna, ale w kierunku przeciwnym.

Skutkiem przepływu prądu przez elektrolit jest:

- uporządkowany ruch jonów w roztworze;
- przebieg procesów chemicznych na powierzchniach [elektrod](#);
- prawie zawsze zmiana stężenia w obszarach elektrolitu sąsiadujących z elektrodami.

W elektrolizerze znajdują się dwie elektrody:

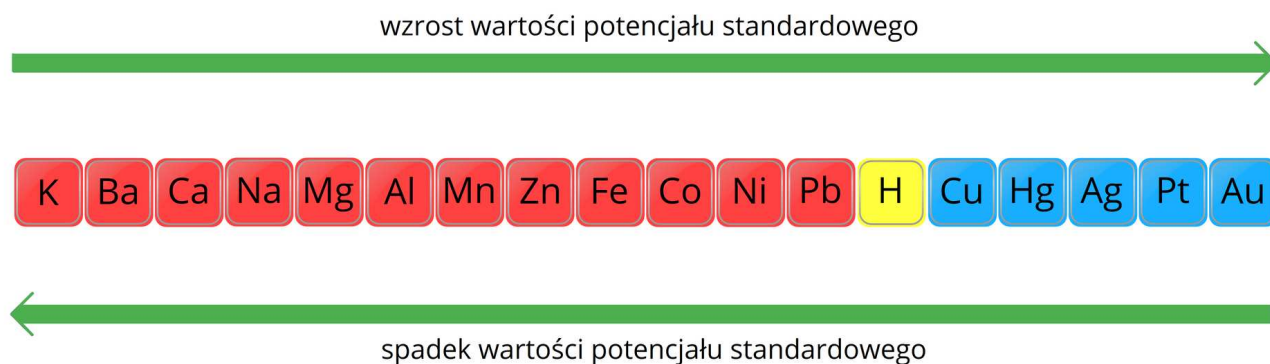
- **anoda** (połączona z dodatnim biegunem źródła prądu) – migrują do niej jony ujemne, zachodzi więc utlenianie.
- **katoda** (połączona z ujemnym biegunem źródła prądu) – migrują do niej jony dodatnie (na przykład kationy metali), zachodzi więc redukcja.

Elektrody wykonane są najczęściej z platyny lub grafitu (elektrody obojętne). W elektrolizie stosuje się też czasem elektrody miedziane.

Ważne!

Podczas elektrolizy roztworu wodnego, który zawiera kilka kationów, jako pierwszy redukuje się kation o najwyższym potencjale standardowym, następnie kolejno kationy

o coraz niższych potencjałach.



Szereg napięciowy metali.

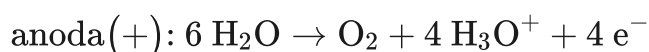
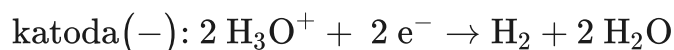
Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Im bardziej szlachetny metal, tym łatwiej jego jony ulegają redukcji na katodzie. Z kolei jony metali, które mają niższy potencjał elektrochemiczny niż glin, nie ulegają reakcji redukcji w procesie elektrolizy w roztworze wodnym.

Powyższa informacja oznacza, że w przypadku, gdy mamy do czynienia z wodnym roztworem, w którym znajdują się kationy potasu K^+ , glinu Al^{3+} , ołowiu Pb^{2+} i srebra Ag^+ w pierwszej kolejności wydzieli się metaliczne srebro, następnie ołów, a potem glin. Potas nie wydzieli się.

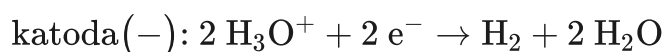
Elektroliza kwasów

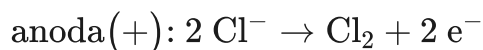
Kwasy ulegają elektrolizie z wydzieleniem gazowego wodoru na katodzie. Dla kwasów tlenowych (np. kwasu siarkowego(VI)) zapis reakcji elektrodowych wygląda następująco:



Na katodzie powstaje zatem gazowy wodór, a na anodzie gazowy tlen.

Dla kwasów beztlenowych (np. kwasu chlorowodorowego) reakcje te przebiegają inaczej. Na anodzie obserwujemy wydzielenie się gazowego chloru.

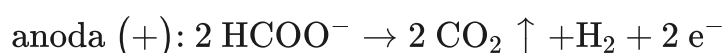
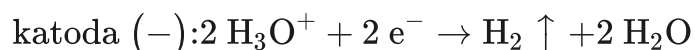




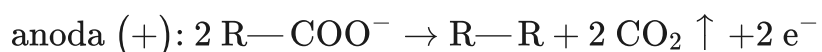
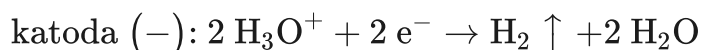
Na anodzie utleniają się aniony reszt kwasów beztlenowych (aniony chlorkowe do gazowego chloru, aniony bromkowe do bromu, aniony jodkowe do jodu, a aniony fluorkowe nie ulegają utlenieniu). W przypadku kwasów tlenowych aniony reszt kwasowych nie ulegają reakcji w tych warunkach, dlatego na anodzie zachodzi utlenianie wody, z wydzieleniem gazowego tlenu.

Ciekawostka

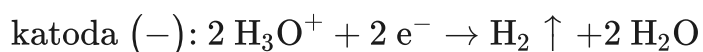
Również kwasy karboksylowe i ich sole mogą ulegać elektrolizie. W przypadku kwasu mrówkowego na katodzie następuje redukcja kationów oksoniowych prowadząca do wydzielenia wodoru, a na anodzie zachodzi utlenienie anionów mrówczanowych prowadzące do otrzymania tlenku węgla(IV). Równania reakcji wspomnianych procesów przedstawiono poniżej:

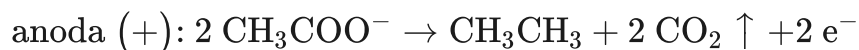


W wyniku elektrolizy przedstawicieli szeregu homologicznego kwasów karboksylowych o dłuższych łańcuchach węglowych na anodzie zachodzi utlenienie anionów reszt kwasowych do tlenku węgla(IV), a jako produkt uboczny powstaje alkan. Długość łańcucha alkanu zależy od długości łańcucha znajdującego się przy grupie funkcyjnej —COOH. Ten typ elektrolizy nosi nazwę elektrochemicznej reakcji Kolbego. Schematycznie równania zachodzących procesów możemy zapisać w następujący sposób:



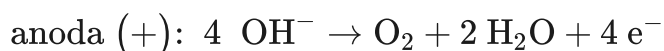
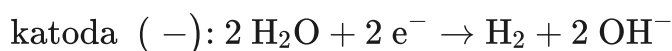
Jeżeli przeprowadzilibyśmy elektrolizę kwasu octowego, równania reakcji miałyby postać:



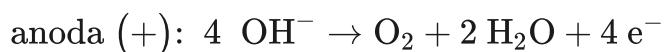
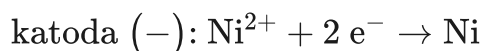


Elektroliza wodorotlenków

W przypadku elektrolizy wodorotlenków należy rozpatrzyć dwa przypadki. Jeżeli elektrolizie poddawana jest zasada, a więc wodny roztwór rozpuszczalnego wodorotlenku, to na anodzie obserwujemy wydzielenie gazowego tlenu, a na katodzie zachodzi redukcja wody z wydzieleniem wodoru. Wodorotlenkami ulegającymi tego typu elektrolizie, są wodorotlenki metali o niższym potencjale elektrochemicznym od glinu. Równania reakcji elektrolizy wodnego roztworu wodorotlenku metalu, o niższym potencjale niż glin, zapisuje się w następujący sposób:



Jeżeli elektrolizie poddawany jest stopiony wodorotlenek, reakcji redukcji ulega kation metalu, wydzielając wówczas na katodzie czysty metal. Z kolei na anodzie, tak samo jak w przypadku wodnych roztworów wodorotlenków, utlenieniu ulega anion wodorotlenkowy i wydzielą się gazowy tlen. Z tego typu elektrolizą możemy mieć do czynienia zarówno w przypadku wodorotlenków rozpuszczalnych, jak i nierozpuszczalnych w wodzie (a zatem wodorotlenku glinu i wodorotlenków metali o potencjale elektrochemicznym wyższym od glinu). Równania reakcji elektrodowych dla procesu elektrolizy stopionego wodorotlenku (na przykładzie nierozpuszczalnego w wodzie wodorotlenku niklu(II)), zapisuje się w następujący sposób:



Metoda ta wykorzystywana jest do otrzymywania metali o bardzo wysokiej czystości (np. otrzymywanie metalicznego sodu).

Elektroliza soli

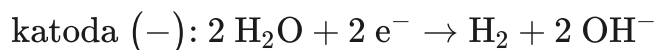
Podobnie jak miało to miejsce w przypadku elektrolizy wodorotlenków, elektroliza soli musi zostać rozdzielona na dwa przypadki – wodnego roztworu soli oraz stopionej soli.

W czasie elektrolizy roztworu elektrolitu, zawierającego kationy glinu lub metali o potencjale elektrochemicznym wyższym niż glinu, na katodzie zachodzi redukcja kationów metali. W przypadku kationów metali o potencjale elektrochemicznym niższym niż glinu, na katodzie zachodzi rozkład wody do wodoru i anionów wodorotlenkowych.

Na anodzie, w zależności od tego czy do czynienia mamy z solą beztlenową, czy tlenową, zachodzić może odpowiednio utlenianie anionów z wydzieleniem gazowego pierwiastka lub rozkład wody do tlenu i kationów oksoniowych.

Porównajmy zatem równania reakcji elektrodowych dla wodnych roztworów chlorku potasu, chlorku miedzi(II) oraz siarczanu(VI) miedzi(II):

Elektroliza wodnego roztworu chlorku potasu:

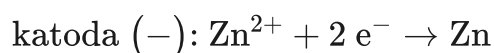


Elektroliza wodnego roztworu chlorku miedzi(II):

Elektroliza wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II):

Ciekawostka

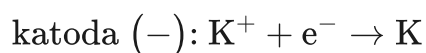
Wspomniana na początku metoda cynkowania galwanicznego wykorzystuje elektrolizę rozpuszczalnych w wodzie soli cynku. W tym przypadku równanie reakcji, zachodzącej na katodzie, jest podobne do zapisanego powyżej równania reakcji redukcji miedzi(II) i ma postać:



Otrzymany w ten sposób metaliczny cynk szczelnie pokrywa powierzchnię przedmiotu, zabezpieczając ją.

W przypadku elektrolizy stopionych soli na katodzie przebiega redukcja kationów metali, również tych, których potencjał elektrochemiczny jest niższy od potencjału glinu. Podczas elektrolizy stopionych soli beztlenowych na anodzie zachodzi reakcja utlenienia anionów. Przyjrzyjmy się równaniom reakcji elektrolizy stopionych soli, bromku potasu oraz chlorku niklu(II):

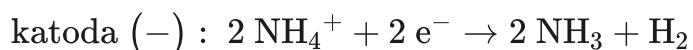
Elektroliza stopionego bromku potasu:



Elektroliza stopionego chlorku niklu(II)

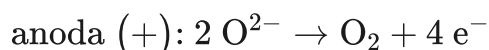
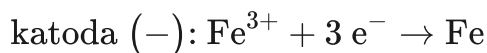
Ciekawostka

Elektrolizie ulegają również wodne roztwory soli amonu. W ich przebiegu na katodzie zachodzi redukcja kationów amonu z wydzieleniem wodoru, a produktem ubocznym reakcji jest gazowy amoniak. Poniżej przedstawiono równania reakcji zachodzących procesów katodowego i anodowego w przebiegu elektrolizy chlorku amonu:



Elektroliza tlenków metali

Do stopionych elektrolitów, które mogą ulegać reakcjom elektrolizy należą również tlenki metali. W próbce stopionego tlenku znajdują się kationy metalu oraz aniony tlenkowe (O^{2-}). Kationy metalu ulegają redukcji z wydzieleniem metalu na katodzie. Na anodzie z kolei następuje utlenienie anionów tlenkowych do tlenu. Przyjrzyjmy się w jaki sposób wyglądają równania reakcji elektrodowych tych związków na przykładzie tlenku żelaza(III):



Słownik

stopień utlenienia

liczba dodatnich lub ujemnych ładunków elementarnych, jakie można przypisać atomom pierwiastka danego związku chemicznego, gdyby wszystkie wiązania utworzone przez atom były jonowe

elektroliza

(gr. *ēlektron* „bursztyn”, *lýsis* „rozłożenie”) podstawowy proces elektrochemiczny, który polega na chemicznej przemianie składników elektrolitu (a często i materiału elektrod), przebiegającej na elektrodach pod wpływem przepływu prądu elektrycznego

elektrolit

elektrolit (gr. *ēlektron* „bursztyn”, *lytós* ‘rozpuszczalny’) chem. przewodnik elektryczny jonowy (zwany też przewodnikiem drugiego rodzaju), w którym poruszające się jony przenoszą ładunki elektryczne i przewodzenie prądu zawsze jest związane z transportem masy

napięcie rozkładowe

najmniejsza wartość napięcia elektrycznego, które należy doprowadzić z zewnętrznego źródła prądu do elektrod elektrolizera, aby zachodziły na nich reakcje elektrochemiczne ze znaczną szybkością

siła elektromotoryczna

SEM; napięcie źródła energii elektrycznej przy odłączonym obciążeniu

elektroda

(gr. *ēlektron* „bursztyn”, *hodós* „droga”) element przewodzący prąd

reakcja utleniania-redukcji

reakcja oksydacyjno-redukcyjna, reakcja utleniania-redukcji, reakcja redox; reakcja, w której dochodzi do przeniesienia jednego lub więcej elektronów od atomu, jonu lub cząsteczki donora (czyli reduktora) do akceptora (czyli utleniacza)

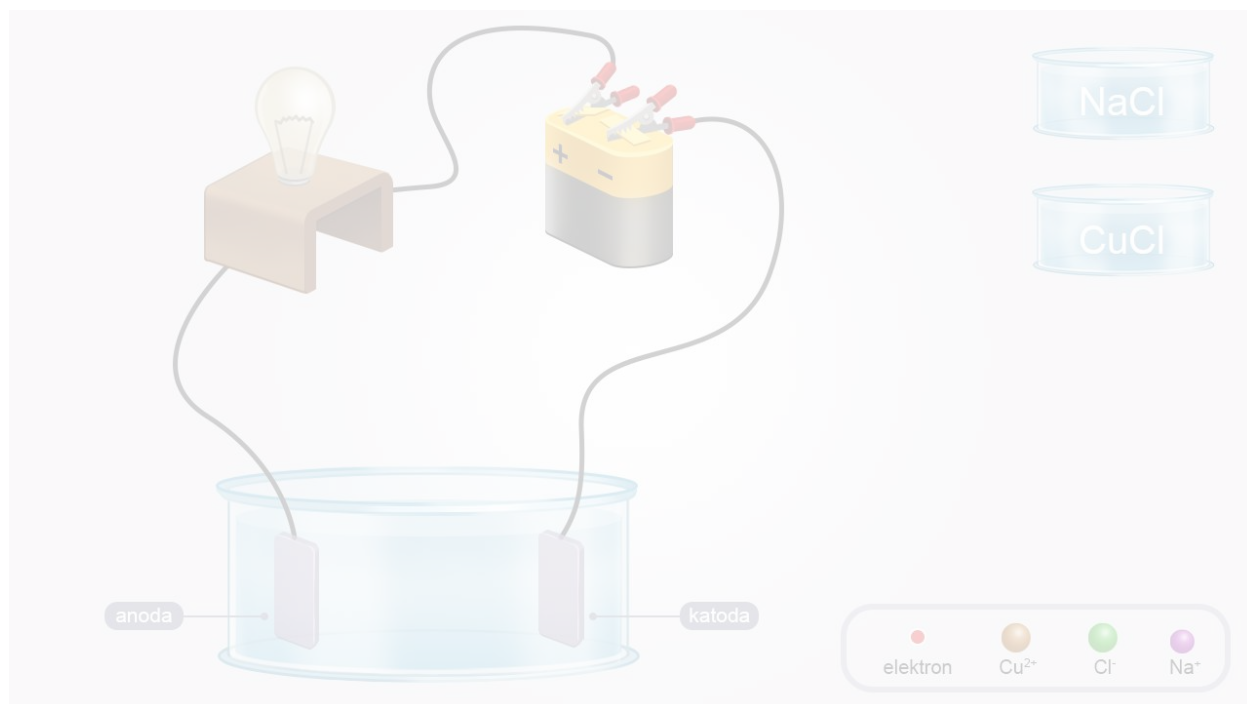
Bibliografia

M. Krzeczowska, J. Loch, A. Mizera, *Repetytorium chemia : Liceum – poziom podstawowy i rozszerzony*, Wydawnictwo Szkolne PWN, Warszawa – Bielsko-Biała 2010.

Symulacja interaktywna

Symulacja 1

Czy wiesz co to jest elektroliza i jakie procesy zachodzą w czasie jej trwania na elektrodach? Zapoznaj się z poniższą symulacją, przeanalizuj przebieg procesu elektrolizy, a następnie rozwiąż podane zadania.



Zasób interaktywny dostępny pod adresem <https://zpe.gov.pl/a/DX78aDQn1>

Symulacja interaktywna pt. *Elektroliza*

Źródło: GroMar Sp. z o.o., licencja: CC BY-SA 3.0.

Ćwiczenie 1

Napisz równania reakcji elektrodowych zachodzących podczas elektrolizy wodnych roztworów analizowanych w powyższej symulacji.

Równania reakcji elektrodowych:

Ćwiczenie 2

Elektroliza znajduje zastosowanie w wielu gałęziach przemysłu. Poszukaj w ogólnodostępnych źródłach (strony internetowe, encyklopedie itd.), gdzie wykorzystuje się proces elektrolizy.

Odpowiedź:

Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:   

Ćwiczenie 1



Podczas elektrolizy wodnego roztworu pewnej soli na anodzie otrzymano chlor, a na katodzie wodór. Podaj wzór sumaryczny przykładowej soli spełniającej warunki zadania i zapisz równania reakcji elektrodowych.

Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 2



Wskaż jakie produkty otrzymamy – wpisz ich wzory lub symbole – na katodzie i na anodzie w czasie elektrolizy z zastosowaniem elektrod platynowych.

- a) wodny roztwór bromku potasu – katoda: , anoda: .
- b) wodny roztwór azotanu(V) sodu – katoda: , anoda: .
- c) wodny roztwór HCl – katoda: , anoda: .
- d) stopiony tlenek glinu – katoda: , anoda: .

Cl₂

Al

H₂

Br₂

O₂

O₂

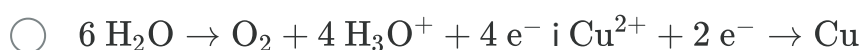
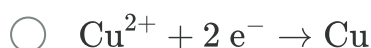
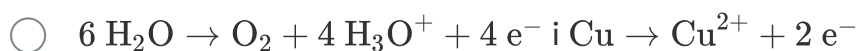
H₂

H₂

Ćwiczenie 3



Przeprowadzono elektrolizę wodnego roztworu CuSO_4 z użyciem elektrod miedzianych. Która odpowiedź opisuje równania reakcji zachodzących na anodzie w takim układzie? Wskaż poprawną odpowiedź.

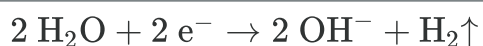
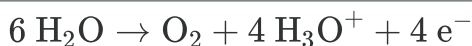
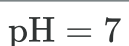
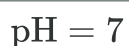
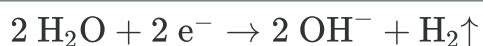
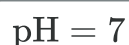


Ćwiczenie 4



Przeprowadzono elektrolizę wodnych roztworów poniższych soli, przy użyciu elektrod platynowych. Uzupełnij tabelę, wybierając odpowiednie informacje.

	KCl	CuSO_4	NaNO_3
pH roztworu przed elektrolizą	<div></div>	<div></div>	<div></div>
pH roztworu po elektrolizie	<div></div>	<div></div>	<div></div>
proces katodowy	<div></div>	<div></div>	<div></div>
proces anodowy	<div></div>	<div></div>	<div></div>



Ćwiczenie 5



Roztwory wodne chlorku amonu oraz metanianu amonu poddano elektrolizie z użyciem elektrod obojętnych. Zapisz równania procesów elektrodowych, a następnie podaj jedną charakterystyczną cechę każdego otrzymanego produktu gazowego.

Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

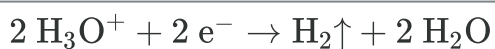
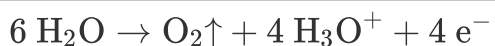
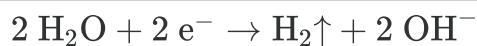
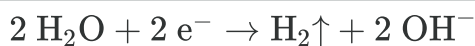
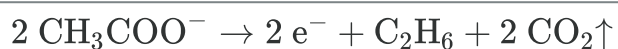
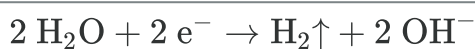
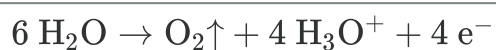
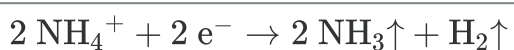
Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 6



Uzupełnij poniższą tabelę, wybierając równania reakcji, które zachodzą na katodzie i na anodzie w czasie elektrolizy wodnych roztworów, wymienionych substancji. Załóż, że elektrolizę przeprowadzono z użyciem elektrod platynowych.

	proces katodowy	proces anodowy
HCl		
H ₂ SO ₄		
KOH		
Ba(OH) ₂		
ZnCl ₂		
CuSO ₄		
CH ₃ COONa		
NH ₄ Cl		

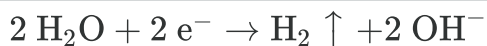
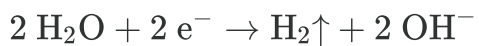
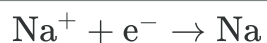


Ćwiczenie 7



Elektroliza stopionych soli przebiega inaczej niż elektroliza tych samych substancji rozpuszczonych w wodzie. Uzupełnij tabelę, wybierając odpowiednie równania reakcji elektrodowych, zakładając, że w każdym przypadku prowadzono elektrolizę z wykorzystaniem elektrod platynowych.

substancja	katoda	anooda
$\text{BaCl}_{2(\text{stopiony})}$		
$\text{BaCl}_{2(\text{aq})}$		
$\text{ZnCl}_{2(\text{stopiony})}$		
$\text{ZnCl}_{2(\text{aq})}$		
$\text{NaOH}_{(\text{stopiony})}$		
$\text{NaOH}_{(\text{aq})}$		
$\text{Al}_2\text{O}_{3(\text{stopiony})}$		



Ćwiczenie 8



Napisz, czy prawdziwe jest poniższe stwierdzenie:

„Rodzaj materiału, z którego wykonana jest anoda, może wpłynąć na fakt, że elektroda ulega utlenieniu w trakcie procesu elektrolizy.”

Odpowiedź uzasadnij.

Odpowiedź zapisz w zeszycie do lekcji chemii, zrób zdjęcie, a następnie umieść je w wyznaczonym polu.

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Dla nauczyciela

Autor: Gabriela Iwińska

Przedmiot: Chemia

Temat: Co to jest elektroliza i jakie procesy zachodzą na elektrodach?

Grupa docelowa:

Szkoła ponadpodstawowa, liceum ogólnokształcące, technikum, zakres rozszerzony

Podstawa programowa:

Poziom rozszerzony

IX. Elektrochemia. Ogniwa i elektroliza. Uczeń:

6) stosuje pojęcia: elektroda, elektrolizer, elektroliza, potencjał rozkładowy;

7) przewiduje produkty elektrolizy stopionych tlenków, soli, wodorotlenków, wodnych roztworów kwasów i soli oraz zasad;

8) pisze równania dysocjacji termicznej; pisze odpowiednie równania reakcji elektrodowych zachodzących w trakcie elektrolizy;

9) projektuje i przeprowadza doświadczenia, w których drogą elektrolizy otrzyma np. wodór, tlen, chlor, miedź.

Kształtowane kompetencje kluczowe:

- kompetencje cyfrowe;
- kompetencje osobiste, społeczne i w zakresie umiejętności uczenia się;
- kompetencje matematyczne oraz kompetencje w zakresie nauk przyrodniczych, technologii i inżynierii;
- kompetencje w zakresie rozumienia i tworzenia informacji.

Cele operacyjne (językiem ucznia):

- wyjaśni pojęcia: elektroda, elektrolizer, elektroliza, potencjał rozkładowy;
 - omówi skutki przepływu prądu przez elektrolit;
 - wymieni i scharakteryzuje procesy elektrodowe;
 - przeanalizuje proces elektrolizy pod kątem zachodzących reakcji.

Strategie nauczania:

- konstruktywizm;
- konektywizm.

Metody i techniki nauczania:

- analiza materiału źródłowego oraz ćwiczenia uczniowskie;
- dyskusja;
- technika zdań podsumowujących.

Formy pracy:

- praca indywidualna;
- praca w parach;
- praca w grupach;
- praca całego zespołu klasowego.

Środki dydaktyczne:

- komputery z głośnikami, słuchawkami i dostępem do internetu;
- zasoby multimedialne zawarte w e-materiale;
- tablica interaktywna/tablica, pisak/kreda.

Przebieg lekcji

Przed lekcją:

Nauczyciel prosi uczniów o zapoznanie się z e-materiału w sekcji „Symulacja interaktywna”.

Faza wstępna:

1. Nauczyciel prosi wskazaną (lub wybraną) osobę o odczytanie tematu lekcji: Co to jest elektroliza i jakie procesy zachodzą na elektrodach? Następnie zadaje uczniom pytanie: Co wiesz na ten temat? Prosi wybranego ucznia lub uczennicę o zapisywanie propozycji na tablicy. Nauczyciel przedstawia temat zajęć i prosi o przygotowanie w parach związanych z nim pytań. Czego uczniowie chcą się dowiedzieć? Co ich interesuje w związku z tematem lekcji?

Faza realizacyjna:

1. Uczniowie analizują tekst źródłowy w e-materiale w sekcji „Przeczytaj”, zwracając szczególną uwagę na przebieg elektrolizy w roztworach soli, a także roztworach kwasów i zasad. Po wyznaczonym czasie, chętne osoby omawiają poszczególne procesy elektrolizy, a pozostali uczniowie i nauczyciel weryfikują poprawność merytoryczną wypowiedzi. W przypadku kwestii niezrozumiałych nauczyciel udziela wyjaśnień.

2. Nauczyciel czyta polecenie numer 1 z sekcji „Symulacja interaktywna” – „Zapoznaj się z poniższą symulacją, przeanalizuj przebieg procesu elektrolizy, a następnie rozwiąż podane zadania.” i prosi uczniów, aby wykonali je w parach. Następnie wybrana osoba prezentuje propozycję odpowiedzi, a pozostali uczniowie ustosunkowują się do niej. Nauczyciel w razie potrzeby uzupełnia ją, udziela też uczniom informacji zwrotnej.
3. Uczniowie wykonują ćwiczenia interaktywne z sekcji „Sprawdź się”. Wyniki pracy omawiane są na forum i komentowane przez nauczyciela.

Faza podsumowująca:

1. Jako podsumowanie lekcji nauczyciel może wykorzystać zdania do uzupełnienia, które uczniowie również zamieszczają w swoim portfolio:

- Przypomniałem/łam sobie, że...
- Co było dla mnie łatwe...
- Czego się nauczyłem/łam...
- Co sprawiało mi trudność...

Praca domowa:

Uczniowie wykonują pozostałe zadania z e-materiału – zestaw ćwiczeń.

Materiały pomocnicze:

- K. H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, Nowoczesne kompendium chemii, tłum. A. Dworak, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2014.
- L. Jones, P. Atkins, Chemia ogólna : cząsteczki, materia, reakcje, tłum. J. Kuryłowicz, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2004.

Wskazówki metodyczne opisujące różne zastosowania multimedium:

Uczniowie mogą wykorzystać medium z sekcji „Symulacja interaktywna” w celu przygotowania się do lekcji powtórkowej związanej z „Co to jest elektroliza i jakie procesy zachodzą na elektrodach?”.