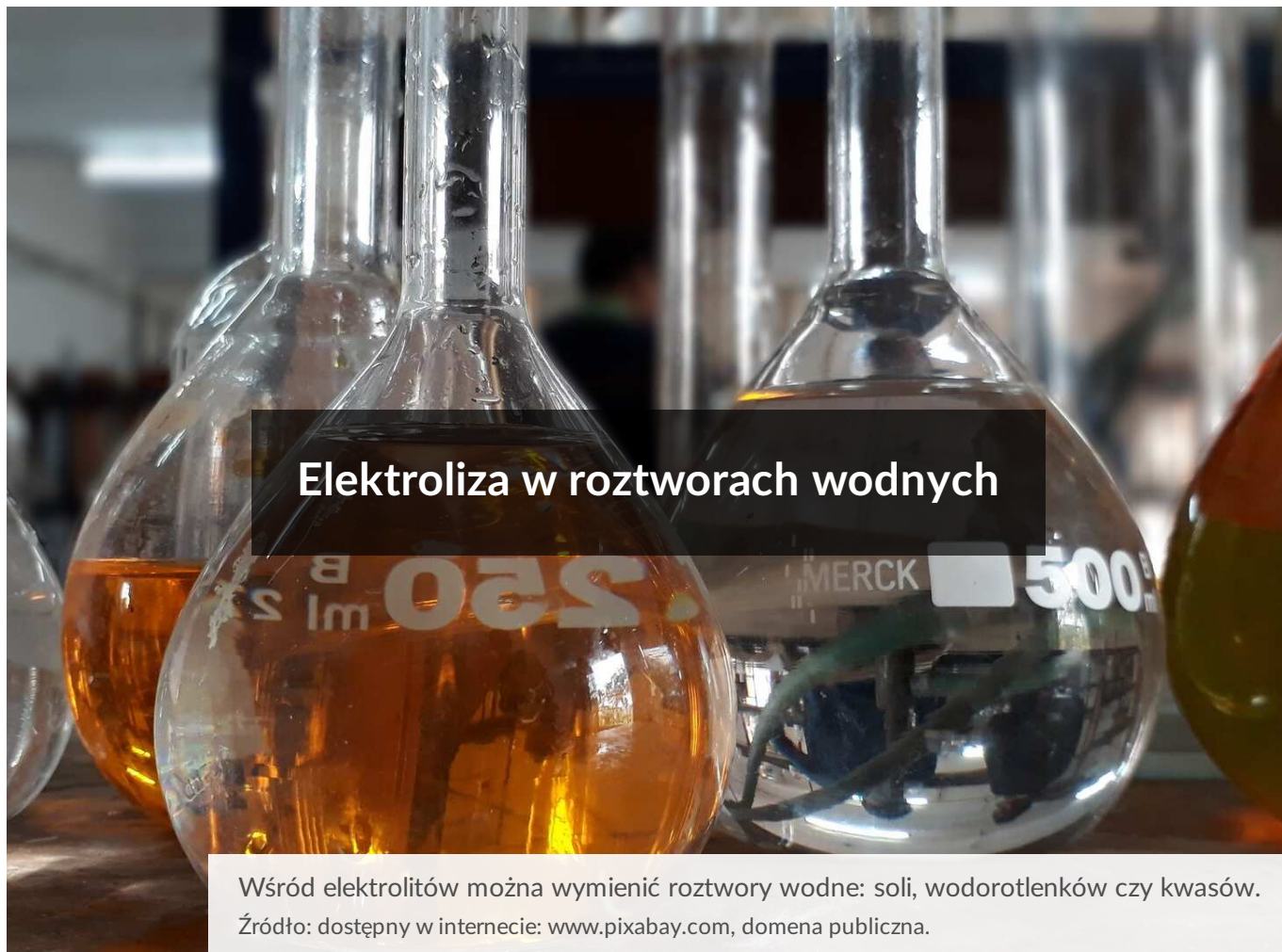




Elektroliza w roztworach wodnych

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



Elektroliza w roztworach wodnych

Wśród elektrolitów można wymienić roztwory wodne: soli, wodorotlenków czy kwasów.

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

Jednym z najbardziej zasłużonych naukowców chemii był **Michael Faraday** – angielski fizyk i chemik. W latach 1833–1834, na podstawie wyników doświadczeń prowadzonych nad **elektrolizą**, sformułował ilościowe prawa rządzące tym procesem. Prawa Faradaya stanowią podstawę elektrochemii, czyli dziedziny, w której wykorzystuje się prąd elektryczny do rozkładu związków chemicznych lub ich otrzymywania (np. gazowy HCl). Czy wiesz, jakie związki chemiczne mogą zostać poddane elektrolizie? Czy wiesz, w jaki sposób przebiegają procesy elektrodowe z udziałem roztworów wodnych?

Twoje cele

- Podasz związki chemiczne, które są poddawane procesowi elektrolizy.
- Zapiszesz równania reakcji, zachodzące na elektrodach podczas elektrolizy wodnych roztworów wodorotlenków, kwasów i soli.
- Zaproponujesz produkty elektrolizy wodnych roztworów różnych grup związków chemicznych.

Przeczytaj

Dlaczego związki chemiczne przewodzą prąd elektryczny?

Chemicznie czysta woda **nie ulega elektrolizie**. Ma to związek z małą ilością jonów zdolnych przewodzić prąd. Wzrost przewodnictwa elektrycznego wody następuje po dodaniu do niej substancji, takich jak: wodne roztwory soli, wodorotlenki, kwasy oraz zasady.

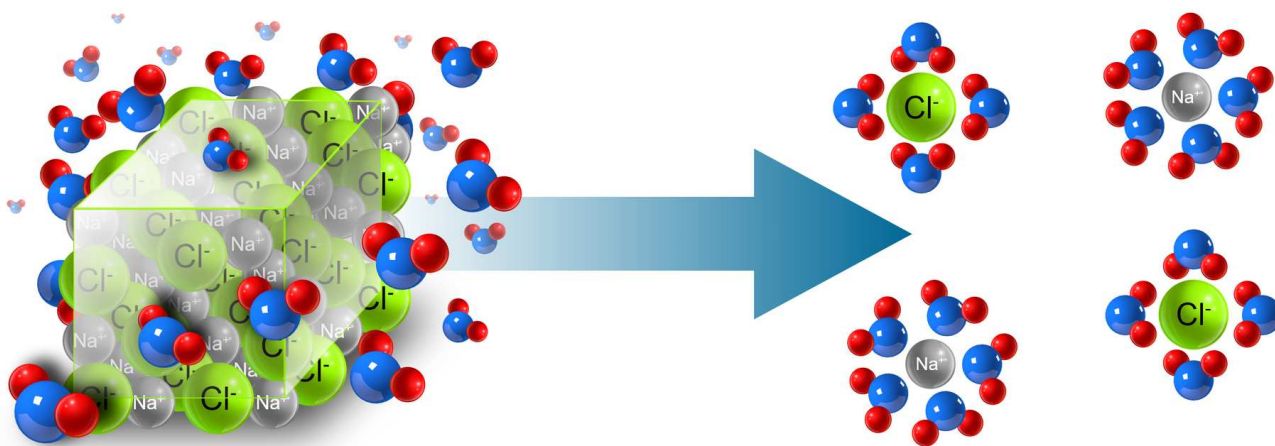
Z uwagi na zdolność do przewodzenia prądu elektrycznego, związki chemiczne dzieli się na dwie grupy:



Związki chemiczne dzielą się na elektrolity oraz nonelektrolity.

Źródło: GroMar Sp. z o.o. na podstawie: M. Krzeczowska, J. Loch, A. Mizera, *Repeytorium chemia : Liceum - poziom podstawowy i rozszerzony*, Wydawnictwo Szkolne PWN, Warszawa - Bielsko-Biała 2010., licencja: CC BY-SA 3.0.

Elektrolity, pod wpływem wody lub innych rozpuszczalników polarnych, ulegają **dysocjacji elektrolitycznej**, czyli samorzutnemu rozpadowi na jony. Dla NaCl proces ten można sobie wyobrazić w następujący sposób:



Proces dysocjacji elektrolitycznej NaCl

Źródło: GroMar Sp. z o.o. na podstawie: M. Krzeczowska, J. Loch, A. Mizera, *Repetitorium chemia : Liceum - poziom podstawowy i rozszerzony*, Wydawnictwo Szkolne PWN, Warszawa - Bielsko-Biała 2010., licencja: CC BY-SA 3.0.

W momencie, gdy w roztworze znajduje się wystarczająca ilość jonów oraz zostanie przyłożone źródło prądu stałego, zachodzi wymuszony proces migracji jonów – elektroliza. W układach, takich jak wodny roztwór NaCl, można **utlenić** lub **zredukować** więcej niż jeden rodzaj indywiduali, a do określenia najbardziej prawdopodobnego procesu utlenienia używa się **standardowych potencjałów redukcji**.

Przewidywanie produktów elektrolizy prowadzonej w roztworach wodnych na elektrodach obojętnych

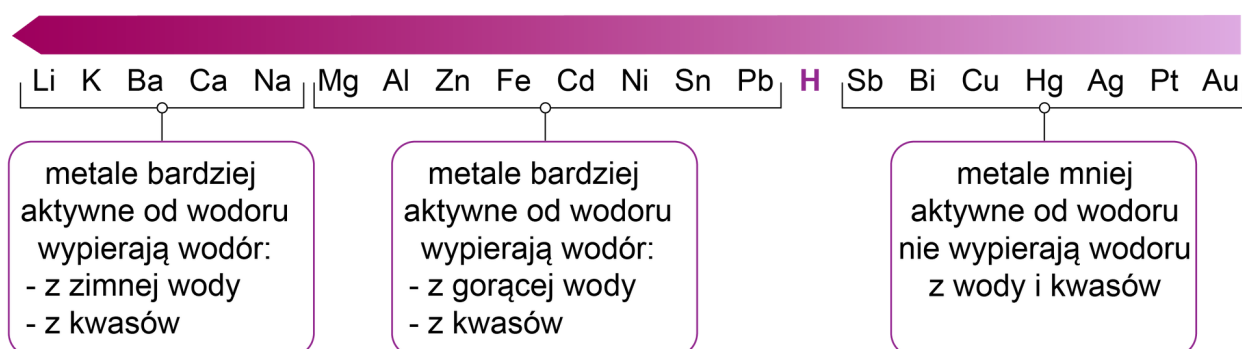
Podczas przewidywania produktów elektrolizy wykorzystuje się wartości ich potencjałów. Na tej podstawie skonstruowano szereg napięciowy metali.

Elektroda	ϵ_0 [V]	Elektroda	ϵ_0 [V]
Li / Li ⁺	-3,04	Co / Co ²⁺	-0,26
K / K ⁺	-2,92	Ni / Ni ²⁺	-0,25
Ba / Ba ²⁺	-2,91	Sn / Sn ²⁺	-0,14
Ca / Ca ²⁺	-2,76	Pb / Pb ²⁺	-0,13
Na / Na ⁺	-2,71	Fe / Fe ³⁺	-0,04
Mg / Mg ²⁺	-2,36	H ₂ /2H ⁺	0,00
Al / Al ³⁺	-1,70	Cu / Cu ²⁺	+0,34

Elektroda	ϵ_0 [V]	Elektroda	ϵ_0 [V]
Al / Al ³⁺	-1,18	Ag / Ag ⁺	+0,80
Zn / Zn ²⁺	-0,76	Hg / Hg ²⁺	+0,85
Cr / Cr ³⁺	-0,74	Pt / Pt ²⁺	+1,19
Fe / Fe ²⁺	-0,44	Au / Au ³⁺	+1,50

Tabela 1. Potencjały standardowe ϵ_0 metali. Opracowano na podstawie „Wybrane wzory i tabele fizykochemiczne na egzamin maturalny z biologii, chemii i fizyki” Centralnej Komisji Egzaminacyjnej.

wzrost aktywności chemicznej metali



Szereg napięciowy metali

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

Wartość potencjału decyduje o kolejności wydzielania metali i niemetali na elektrodach.

Kolejność rozkładu substancji na katodzie	Kolejność rozkładu substancji na anodzie
kationy metali ciężkich (znajdujących się za glinem w szeregu napięciowym), kationy oksoniowe H_3O^+ (dla roztworu o odczynie kwasowym), woda: $2 \text{H}_2\text{O} + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 \uparrow + 2 \text{OH}^-$	aniony kwasów beztlenowych, aniony wodorotlenkowe, woda: $6 \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 \uparrow + 4 \text{H}_3\text{O}^+ + 4 \text{e}^-$

Kolejność rozkładu substancji na katodzie	Kolejność rozkładu substancji na anodzie
Pamiętaj! W roztworach wodnych nie będzie zachodziła redukcja kationów metali lekkich (znajdujących się w szeregu napięciowym przed glinem).	Pamiętaj! W roztworze wodnym nie ulegają utlenianiu aniony kwasów tlenowych.

Ważne!

Podczas elektrolizy roztworu wodnego, zawierającego:

- **kilka kationów** – jako pierwszy redukuje się kation o najwyższym potencjale standardowym, następnie kolejno kationy o coraz niższych potencjałach;
- **kilka anionów** – jako pierwszy utlenia się anion o najniższym potencjale standardowym, a w następnej kolejności aniony o coraz wyższym potencjale.

kation metalu wydzielający się jako pierwszy na katodzie

anion wydzielający się jako pierwszy na anodzie



Źródło: GroMar Sp. z o.o. na podstawie: M. Krzeczowska, J. Loch, A. Mizera, *Repetitorium chemia : Liceum - poziom podstawowy i rozszerzony*, Wydawnictwo Szkolne PWN, Warszawa - Bielsko-Biała 2010., licencja: CC BY-SA 3.0.

Im bardziej szlachetny metal, tym łatwiej ulega redukcji na katodzie.

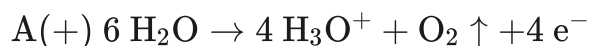
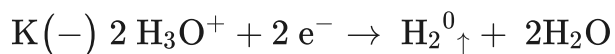
Procesy elektrodowe

Zakładając, że elektrolizę prowadzi się, używając **elektrod obojętnych** (np. platyna) i poddając jej wodne roztwory elektrolitów, możliwe procesy elektrodowe można przedstawić następująco:

Elektroliza kwasu beztlenowego HX	
K(-) $2 \text{H}_3\text{O}^+ + 2 \text{e}^- \rightarrow \text{H}_2^0 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$	A(+) $2 \text{X}^- \rightarrow \text{X}_2^0 + 2 \text{e}^-$
stężenie kwasu maleje, pH rośnie	

Elektroliza kwasu tlenowego

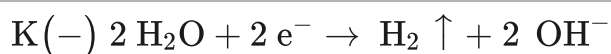
Elektroliza kwasu tlenowego



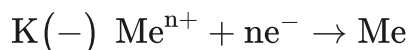
Na anodzie zachodzi utlenianie wody, gdyż aniony kwasów tlenowych w roztworach wodnych w założonych warunkach nie ulegają utlenianiu ze względu na przykład na maksymalny stopień utlenienia np. w anionach siarczanowych(VI) siarka występuje na maksymalnym, szóstym stopniu utlenienia.

ubywa wody, stężenie kwasu rośnie, pH maleje

Elektroliza zasad



Na katodzie zachodzi redukcja wody, jeśli w skład zasady wchodzi metal znajdujący się w szeregu napięciowym na początku, czyli do glinu włącznie ($E_0 \leq -1,69 V$), takie metale nie redukują się na katodzie.



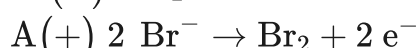
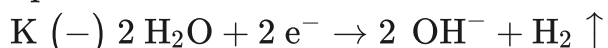
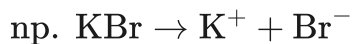
Metal znajdujący się za glinem w szeregu napięciowym ($E_0 > -1,69 V$) redukuje się na katodzie (większość wodorotlenków tych metali jest trudno rozpuszczalna w wodzie i stąd w praktyce nie prowadzi się ich elektrolizy).



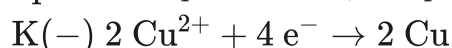
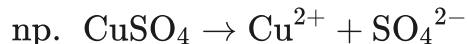
ubywa wody, stężenie zasady rośnie, pH rośnie

Elektroliza soli

zachodzi zgodnie z omówionymi powyżej regułami dotyczącymi kationu metalu i anionu reszty kwasowej



(w pobliżu katody odczyn zasadowy)



(w pobliżu anody odczyn kwasowy)

rośnie stężenie jonów OH^- , pH rośnie

rośnie stężenie jonów H_3O^+ , pH maleje

Słownik

elektroda

(gr. *ēlektron* „bursztyn”, *hodós* „droga”) chem. układ złożony z przewodnika elektronowego (metal, półprzewodnik), stykającego się z przewodnikiem jonowym (najczęściej ciekły elektrolit), w którym może przebiegać reakcja elektrodowa utleniania-redukcji

elektroliza

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

elektrolit

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

dysocjacja elektrolityczna

(łac. *dissociatio* „rozdzielenie”) samorzutny proces rozpadu cząsteczek elektrolitów (kwasów, zasad, soli) w roztworach, na dodatnio i ujemnie naładowane cząstki, tj. jony, pod wpływem działania rozpuszczalnika

utlenianie

(łac. *oxidatio* „utlenianie”) oksydacja; chem. proces polegający na oddaniu elektronu (elektronów) przez jon, atom lub grupę atomów, w wyniku czego podwyższa się stopień utlenienia pierwiastka, który oddaje elektrony

redukcja

(łac. *reduco* „zmniejszenie, ograniczenie, niżenie”) chem. proces polegający na pobraniu elektronu (elektronów) przez jon lub atom, w wyniku czego maleje stopień utlenienia pierwiastka

standardowy potencjał redukcji

(standardowy potencjał elektrochemiczny E^0) określa tendencję do oddawania elektronów przez indywiduum chemiczne; wartości standardowych potencjałów redukcji są wyznaczone w warunkach standardowych (temperatura 25°C, ciśnienie 1 atm.) i są ujęte w tablicach chemicznych

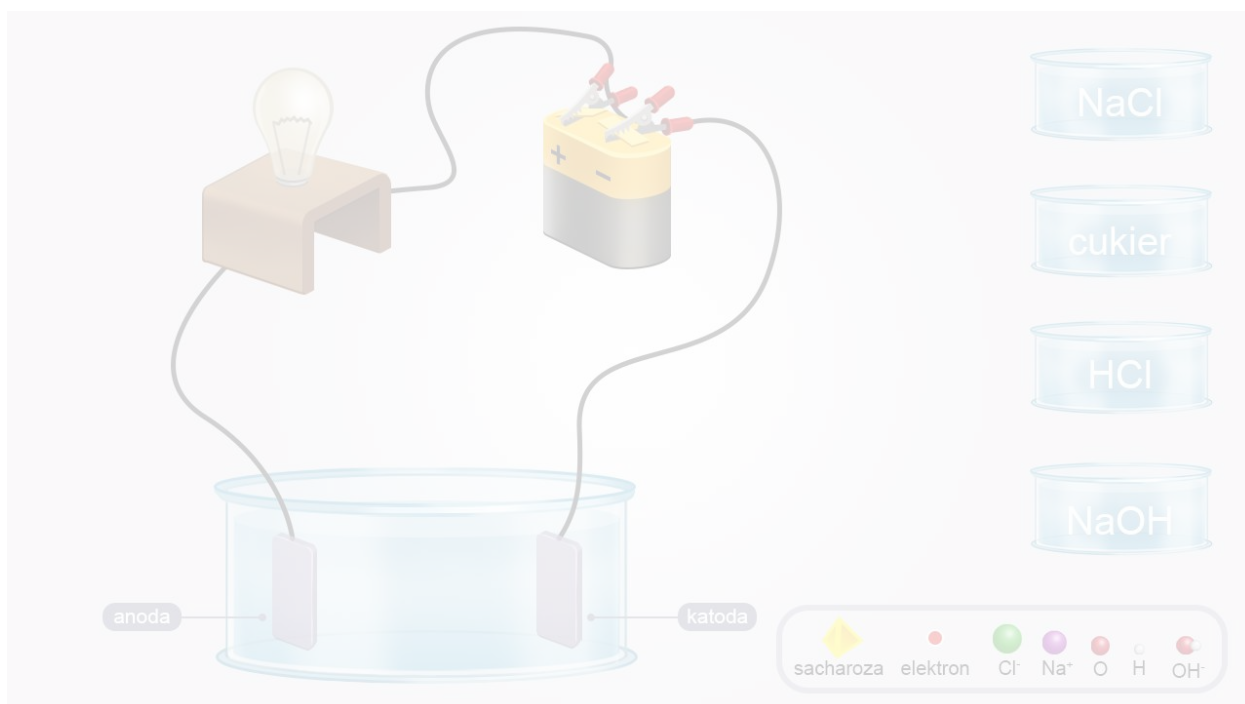
Bibliografia

Krzeczkowska M., Loch J., Mizera A., *Chemia. Repetytorium. Liceum - poziom podstawowy i rozszerzony*, Warszawa - Bielsko-Biała 2010.

Symulacja interaktywna

Symulacja 1

Przeprowadź elektrolizę substancji w roztworze wodnym. Odpowiedz na pytanie: jakie substancje są dobrymi nośnikami ładunków elektrycznych i dlaczego? Przeprowadź doświadczenie, wykorzystując cztery roztwory wodne: chlorku sodu, sacharozy, kwasu solnego i wodorotlenku sodu.



Zasób interaktywny dostępny pod adresem <https://zpe.gov.pl/a/DphBu9pek>

Symulacja interaktywna pt. *Elektroliza w wodnych roztworach*

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

Ćwiczenie 1

Ćwiczenie 2

Ćwiczenie 3

Sprawdź się

Pokaż ćwiczenia:   

Ćwiczenie 1



Zaznacz, które z poniższych stwierdzeń są prawdziwe.

Podczas elektrolizy na anodzie zachodzi proces redukcji.

Podczas elektrolizy na anodzie zachodzi proces utleniania.

W elektrolizerze katoda jest elektrodą dodatnią.

Podczas elektrolizy na katodzie zachodzi redukcja.

W elektrolizerze katoda jest elektrodą ujemną.

W elektrolizerze anoda jest elektrodą dodatnią.

W elektrolizerze anoda jest elektrodą ujemną.

Ćwiczenie 2



Uzupełnij poniższy tekst odpowiednimi wyrazami.

Podczas elektrolizy roztworu wodnego, zawierającego kilka , jako pierwszy redukuje się o najwyższym potencjale standardowym, następnie kolejno o coraz niższych potencjałach.

aniony

anionów

anion

kationy

kationów

kation

Ćwiczenie 3



Uzupełnij luki w poniższym tekście.

W momencie, gdy w roztworze znajduje się wystarczająca ilość jonów oraz zostanie

przyłożone źródło prądu stałego, zachodzi wymuszony proces –

. W układach, takich jak wodny roztwór NaCl, można utlenić lub więcej niż jeden rodzaj indywiduów, a do określenia najbardziej prawdopodobnego utlenienia używa się

.

Ćwiczenie 4



Przeprowadzono elektrolizę wodnych roztworów o wzorach sumarycznych zapisanych poniżej. Zaznacz, które roztwory podczas elektrolizy zabarwiają się w przestrzeni katodowej na malinowo po dodaniu do nich fenoloftaleiny.

HCl , KCl , K₂S , CuSO₄ , KOH , CuCl₂ ,

AgNO₃ , Cu(NO₃)₂ , H₂SO₄ , K₂SO₄ , NaOH

Ćwiczenie 5



Przeprowadzono elektrolizę wodnych roztworów KCl, KOH oraz K_2SO_4 wobec elektrod platynowych. Podczas doświadczenia zapisano obserwacje oraz dokonano pomiaru pH wodnego roztworu, przed i po elektrolizie. Dane zawarto w tabeli poniżej.

a) Dopasuj produkty reakcji w elektrolizerach.

Elektrolizer	1	2	3
Obserwacje	na anodzie oraz katodzie wydzielają się bezbarwne, bezwonne gazy	na anodzie wydzielą się gaz barwy żółtej o charakterystycznym zapachu	na anodzie oraz katodzie wydzielają się bezbarwne, bezwonne gazy
pH wodnego roztworu przed elektrolizą	>7	=7	=7
pH wodnego roztworu po elektrolizie	>7	>7	=7
Produkt reakcji anodowej	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>
Produkt reakcji katodowej	<input type="text"/>	<input type="text"/>	<input type="text"/>

b) Zastanów się i odpowiedź na pytanie: dlaczego w elektrolizerze nr 2 nastąpiła zmiana pH roztworu?

Odpowiedź:

Ćwiczenie 6



Elektrolizie poddano wodne roztwory poniższych związków. W wyniku, jakich związków, poddanych elektrolizie, powstaje tlen i wodór w stosunku 1:2?

Odpowiedzi zapisz za pomocą wzorów sumarycznych.

- a) wodorotlenek sodu;
- b) kwas siarkowy(VI);
- c) wodorotlenek potasu;
- d) siarczek potasu;
- e) siarczan(IV) potasu;
- f) chlorek cynku;
- g) kwas siarkowodorowy;
- h) kwas solny;
- i) siarczan(VI) miedzi(II).

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 7



Podczas elektrolizy nasyconego roztworu NaCl w przestrzeni katodowej, roztwór przyjmuje odczyn zasadowy. Wyjaśnij przyczynę tego zjawiska.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Ćwiczenie 8



Oceń słuszność stwierdzenia: „Elektroliza pozwala na odróżnienie wodnego roztworu chlorku potasu od azotanu(V) potasu”.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Zadanie maturalne



Chemicznie czysta woda nie ulega elektrolizie. Aby umożliwić ten proces, należy w wodzie rozpuścić odpowiednią substancję. Zachodzi wtedy elektrolityczny rozkład wody, którego przebieg ilustruje następujące równanie:



Źródło: *Egzamin maturalny z chemii. Poziom rozszerzony*, CKE, maj 2008.

Określ funkcję, jaką pełni substancja, którą należy rozpuścić, aby umożliwić elektrolizę wody.

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

Zaloguj się, aby dodać ilustrację.

Spośród soli, których wzory podano poniżej, wybierz tę, której należy użyć w celu przeprowadzenia elektrolitycznego rozkładu wody. Zaznacz jej wzór.

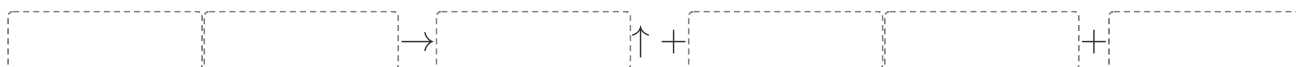


Napisz równania reakcji elektrodowych, zachodzących w czasie elektrolitycznego rozkładu wody.

Równanie reakcji katodowej:



Równanie reakcji anodowej:



Źródło: *Egzamin maturalny z chemii. Poziom rozszerzony*, CKE, maj 2008.

Dla nauczyciela

Autor: Gabriela Iwińska

Przedmiot: Chemia

Temat: Elektroliza w roztworach wodnych

Grupa docelowa:

Szkoła ponadpodstawowa, liceum ogólnokształcące, technikum, zakres rozszerzony

Podstawa programowa:

IX. Elektrochemia. Ogniwa i elektroliza. Uczeń:

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

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.

Cele operacyjne

Uczeń:

- rozróżnia związki chemiczne, które są poddawane procesowi elektrolizy;
- pisze równania reakcji, zachodzące na elektrodach podczas elektrolizy wodnych roztworów wodorotlenków, kwasów i soli;
- proponuje produkty elektrolizy wodnych roztworów różnych grup związków chemicznych.

Strategie nauczania:

- strategia asocjacyjna.

Metody i techniki nauczania:

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

- z użyciem e-podręcznika.

Formy pracy:

- praca indywidualna;
- praca w parach;
- 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;
- e-podręcznik;
- rzutnik multimedialny.

Przebieg lekcji

Faza wstępna:

1. Zaciekawienie i dyskusja: nauczyciel wykorzystuje informacje zawarte we wprowadzeniu i e-materiale.
2. Ustalenie celów lekcji. Nauczyciel podaje temat zajęć i wspólnie z uczniami ustala cele.
3. Rozpoznawanie wiedzy wyjściowej uczniów. Burza mózgów wokół procesu elektrolizy.

Faza realizacyjna:

1. Nauczyciel zadaje pytanie: dlaczego związki chemiczne przewodzą prąd? Uczniowie zapisują na kartkach swoje odpowiedzi i podpisują je swoim imieniem i nazwiskiem i przekazują je nauczycielowi. Prowadzący zbiera kartki i prosi, by uczniowie dobrali się w pary i przeanalizowali tekst główny e-materiału i układają do tekstu pytania, zapisują je w zeszytach.
2. Uczniowie, zgodnie z poleceniem prowadzącego, analizują w parach tekst źródłowy e-materiału, zawarty w sekcji „Przeczytaj”, po czym zadają sobie nawzajem pytania, które układali do tekstu. Jeżeli wystąpią niezrozumiałe kwestie, uczniowie mogą zadawać pytania nauczycielowi, który wyjaśnia je na forum klasy.
3. Uczniowie pozostają w tym samych parach i pracują z symulacją interaktywną w medium bazowym.
4. Następnie uczniowie, aby sprawdzić swoją wiedzę, rozwiązują zamieszczone do medium trzy ćwiczenia.
5. Ćwiczenia uczniowskie. Nauczyciel podaje przykłady substancji. Uczniowie chętni lub wybrani podchodzą do tablicy i zapisują równania elektrolizy. Pozostali uczniowie weryfikują poprawność merytoryczną zapisów na tablicy.
6. Nauczyciel powtarza pytanie z pkt. pierwszego. Oddaje uczniom kartki z pierwotnymi odpowiedziami i prosi o ewentualną korektę.

7. Uczniowie samodzielnie sprawdzają swoją wiedzę wykonując ćwiczenia zawarte w e-materiale – sprawdź się.

Faza podsumowująca:

1. W ramach podsumowania uczniowie wykonują ćwiczenie numer 9. Ewentualne problemy prowadzący omawia wraz z uczniami na forum klasy.
2. 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:

1. 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” jako inspirację do przygotowania własnej prezentacji multimedialnej w temacie „Elektroliza w roztworach wodnych”.