

Chemia

ZAKRES PODSTAWOWY

2



Podręcznik dla szkół ponadpodstawowych

Irena Bylińska

Chemia

Podręcznik dla **szkół ponadpodstawowych**

2

ZAKRES PODSTAWOWY

 **OPERON**
Edukacja jest podróżą

2024

Projekt okładki: Paweł Kwacz
Redaktor prowadzący: Barbara Budny
Redakcja językowa: Marlena Dobrowolska
Redakcja graficzna i skład: Danuta Jarzembek
Korekta: zespół

Zdjęcia: Shutterstock.com

Wydawnictwo Pedagogiczne OPERON oświadcza, że z należytą starannością podjęto wszelkie działania zmierzające do powiadomienia podmiotów majątkowych praw autorskich do utworów słownych i fotograficznych wykorzystanych w podręczniku o zamiarze ich publikacji celem uzyskania od twórców lub ich następców prawnych wymaganej zgody za przysługującym wynagrodzeniem w stosownej wysokości. Osoby, których prawa w sposób niezawiniony przez wydawnictwo zostały naruszone, prosimy o bezpośredni kontakt z wydawcą.

Podręcznik dopuszczony do użytku szkolnego przez ministra właściwego do spraw oświaty i wychowania i wpisany do wykazu podręczników przeznaczonych do kształcenia ogólnego do nauczania chemii w zakresie podstawowym na poziomie szkoły ponadpodstawowej, na podstawie opinii rzeczoznawców: dr Jolanty Grażyny Sawickiej, dr Anny Wisty-Świder i dr. Krzysztofa Kaszewskiego.

Etap edukacyjny: III

Typ szkoły: szkoła ponadpodstawowa

Zakres kształcenia: podstawowy

Rok dopuszczenia: 2020

Numer dopuszczenia: 1050/2/2020

© Copyright by Wydawnictwo Pedagogiczne OPERON Sp. z o.o. & Irena Bylińska

Gdynia 2020

Wszelkie prawa zastrzeżone. Kopiowanie w całości lub we fragmentach bez zgody wydawcy zabronione.

N7185

Wydawca:

OPERON Sp. z o.o.

81-541 Gdynia, al. Zwycięstwa 96/98

tel. centrali 58 679 00 00

e-mail: info@operon.pl

www.operon.pl

ISBN 978-83-7879-995-5

Zgodnie z decyzją MEN od września 2024 r. obowiązuje zmieniona, uszczuplona o ok. 20% podstawa programowa. W związku z tym w podręczniku znalazły się stosowne oznaczenia.



Takim symbolem oznaczono treści usunięte z podstawy programowej.



Takim symbolem oznaczono treści, które zostały zmienione. Nauczyciel przedstawi uczniowi zmiany i wyjaśni, czego powinien się nauczyć.

Spis treści

I. Roztwory

1. Układy homogeniczne i heterogeniczne	8
2. Rozdzielanie mieszanin niejednorodnych	14
3. Rozdzielanie mieszanin homogenicznych	18
4. Rozpuszczalność oraz stężenia roztworów	24
5. Przygotowywanie roztworów o zadanym stężeniu w teorii i praktyce	30

II. Reakcje w roztworach wodnych

1. Dysocjacja elektrolityczna. Stopień dysocjacji elektrolitycznej	48
2. Wartość pH i odczyn roztworów kwasów i zasad	57
3. Reakcje zobojętniania	65
4. Reakcja hydrolizy	71
5. Reakcje strącania osadów	75

III. Systematyka związków nieorganicznych

1. Klasyfikacja i nazewnictwo związków nieorganicznych	86
2. Tlenki – otrzymywanie i reakcja z wodą	93
3. Tlenki – właściwości chemiczne	102
4. Wodorki – otrzymywanie i właściwości	109
5. Wodorotlenki – otrzymywanie i właściwości	114
6. Kwasy – otrzymywanie i właściwości	121
7. Sole – otrzymywanie i właściwości	130

IV. Reakcje utleniania i redukcji

1. Stopnie utlenienia. Terminologia w reakcjach redoks	144
2. Reakcje redoks – przykłady i ćwiczenia	152
3. Związki manganu i chromu w reakcjach redoks*	157
4. Dobieranie współczynników w reakcjach redoks	161
5. Kierunek przebiegu reakcji redoks	166

V. Elektrochemia

1. Elektrochemia – wprowadzenie. Półogniwa i ogniwa	176
2. Potencjał półogniwa. Szereg napięciowy. Siła elektromotoryczna	182
3. Siła elektromotoryczna ogniwa – obliczenia	187
4. Źródła prądu stałego. Ogniwa odwracalne i nieodwracalne	191
5. Korozja metali i metody jej zwalczania	197

VI. Metale, niemetale

1. Zmienność i podobieństwa właściwości pierwiastków w układzie okresowym	208
2. Właściwości fizyczne i chemiczne metali	218
3. Reakcja metali z wodą i kwasami	225
4. Glin – właściwości i zastosowanie	231
5. Właściwości fizyczne i chemiczne niemetali	236

VII. Zastosowanie wybranych związków nieorganicznych

1. Tlenek krzemu – właściwości i zastosowanie	248
2. Skały wapienne	255
3. Twardość wody	262
4. Skały gipsowe	267
5. Nawozy naturalne i sztuczne	274

VIII. Elementy ochrony środowiska

1. Gleba – właściwości i ich wpływ na środowisko	290
2. Zanieczyszczenia powietrza, wody i gleby	295
3. Ochrona środowiska – zrównoważony rozwój, zielona chemia	300

Odpowiedzi	309
Indeks	313

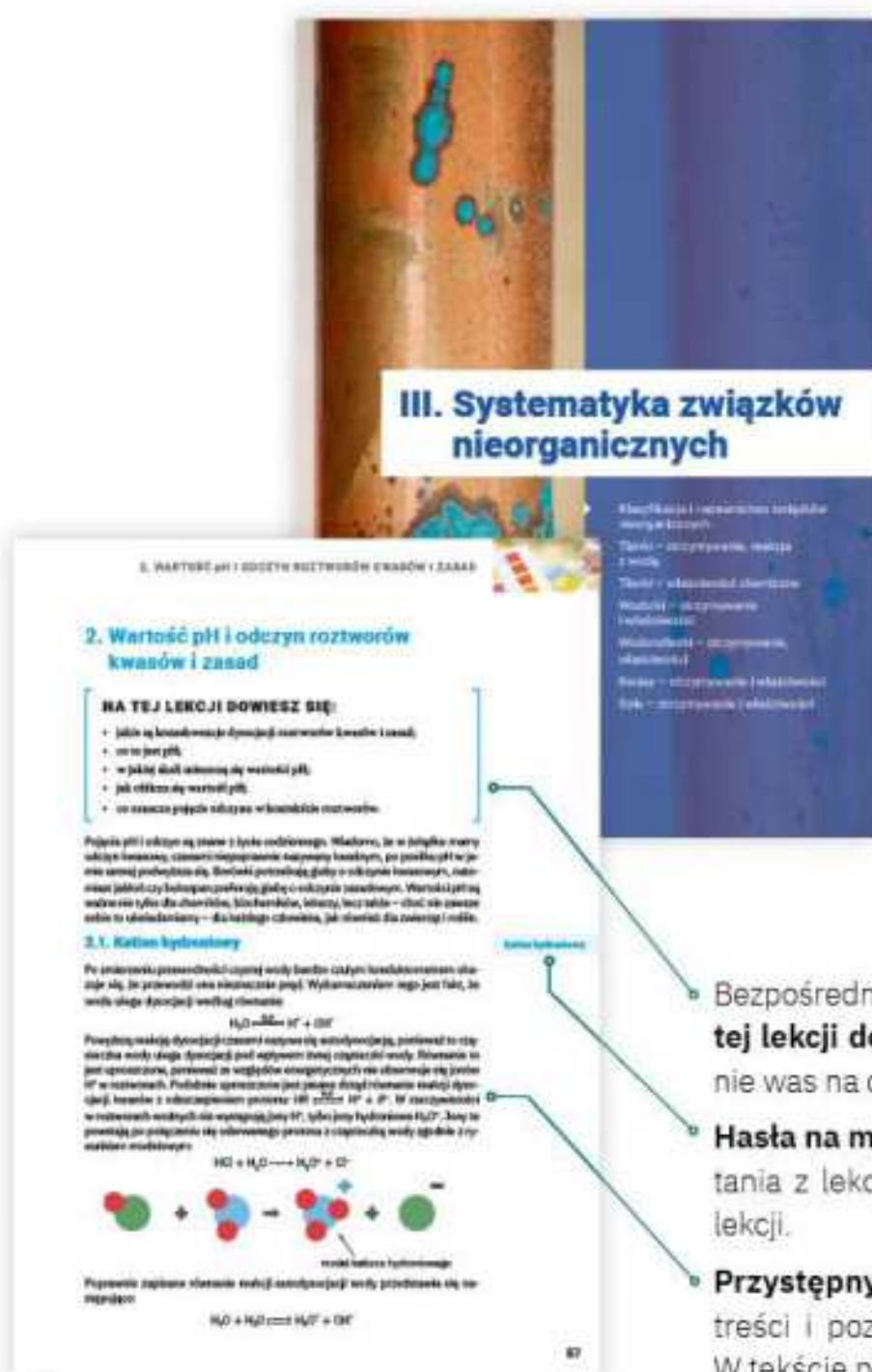
Wstęp

Jak jest zbudowany nasz podręcznik

Podręcznik pozwala na pełne wykorzystanie nowoczesnych metod dydaktycznych w nauczaniu chemii. Zgodnie z założeniami reformy programowej uczniowie liceów i techników będą się uczyć tego przedmiotu w zakresie podstawowym w klasach:

- pierwszej, w wymiarze jednej godziny tygodniowo;
- drugiej, w wymiarze dwóch godzin tygodniowo;
- trzeciej, w wymiarze jednej godziny tygodniowo.

Zanim zaczniecie korzystać z podręcznika, zapoznajcie się z jego budową i przyjrzyjcie się wszystkim jego elementom. Zostały one skonstruowane tak, by ułatwić wam naukę i pomóc w błyskawicznym znalezieniu potrzebnych informacji.

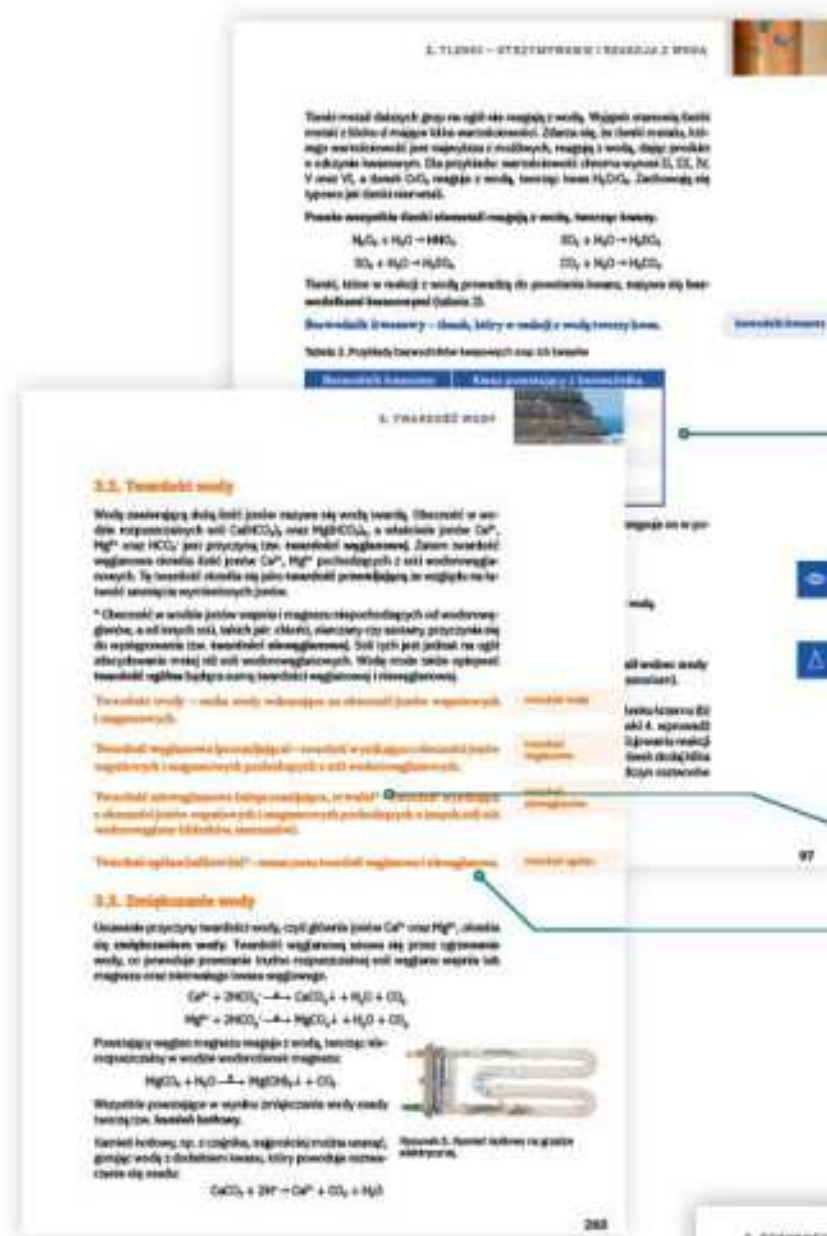


Każdy rozdział podręcznika otwiera **spis tematów** z danego obszaru.

Bezpośrednio pod tytułem rozdziału znajdziecie moduł „**Na tej lekcji dowiesz się**” – jego zadaniem jest ukierunkowanie was na cele realizowane w danym temacie.

Hasła na marginesach to treści obowiązkowe do zapamiętania z lekcji. Zostaną one powtórzone w podsumowaniu lekcji.

Przystępny język publikacji ułatwi wam zrozumienie treści i pozytywnie nastawi do powtarzanego materiału. W tekście pojawiają się **wytłuszczenia** – dzięki nim łatwiej odnajdziecie najistotniejsze zagadnienia, pojęcia i nazwy.



Tabele pomogą wam usystematyzować wiedzę.

Ćwiczenia zawierają blok zadań, które możecie wykonać w trakcie lekcji. Dzięki nim lepiej zrozumiecie omawiany materiał, a ewentualne niejasności wyjaśni wam nauczyciel.

Doświadczenia to blok zadań, w których działacie praktycznie. Umożliwi to wam zrozumienie zagadnień fizycznych poprzez działanie. Przekonacie się, że chemia jest ciekawa.

Gwiazdką wyróżniono treści z zakresu rozszerzonego.

Definicje wyróżniono kolorową czcionką. Dzięki temu od razu je zauważycie i szybko znajdziecie podczas powtórek.

Śledźcie uważnie rozwiązania przykładowych zadań, a łatwiej zrozumiecie omawiane zagadnienia.

Podsumowanie lekcji zawiera najważniejsze treści do zapamiętania z rozdziału. Jeśli ich nie pamiętacie, wróćcie na stronę wskazaną obok. Znajdziecie tam na marginesie odpowiednie hasło, a w treści lekcji – jego omówienie.

Zadania do rozwiązania przećwiczycie w toku lekcji lub wykorzystacie do nauki w domu albo przed kartkówką czy sprawdzianem.

Podsumowanie przed sprawdzianem zawiera najważniejsze treści do zapamiętania z działu. Jeśli ich nie pamiętacie, wróćcie na stronę wskazaną obok i poszukajcie hasła na marginesie.





I. Roztwory

▶ Układy homogeniczne
i heterogeniczne

▶ Rozdzielanie mieszanin
niejednorodnych

▶ Rozdzielanie mieszanin
homogenicznych

▶ Rozpuszczalność oraz stężenia
roztworów

▶ Przygotowywanie roztworów
o zadanym stężeniu w teorii i praktyce



1. Układy homogeniczne i heterogeniczne

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jakie są rodzaje mieszanin;
- czym charakteryzują się poszczególne rodzaje mieszanin;
- czym różnią się roztwory właściwe od roztworów koloidalnych oraz zawiesin.

Większość otaczających nas materiałów nie jest jednoskładnikowa, a ich poszczególne komponenty często mają różne stany skupienia. Takie układy, zawierające co najmniej dwie składowe, to mieszaniny.

1.1. Rodzaje mieszanin

Mieszanina może być utworzona z pierwiastków, związków chemicznych lub pierwiastków i związków chemicznych. Musi ona zawierać co najmniej dwa składniki, z których jeden jest rozproszony w drugim ilościowo dominującym składniku mieszaniny. Składnik rozproszony inaczej jest nazywany **fazą zdyspergowaną**, a składnik, w którym następuje rozproszenie, nazywa się **ośrodkiem dyspersyjnym**. Składniki mieszaniny zachowują swoje pierwotne właściwości.

mieszanina

Mieszanina – dwa lub więcej indywiduów chemicznych stanowiących dwie połączone fazy: rozproszoną (zdyspergowaną) oraz rozpraszającą (dyspersyjną).

faza

Faza – materia jednorodna pod względem stanu skupienia.

faza zdyspergowana

Faza zdyspergowana – zbiór cząstek substancji rozproszonej.

ośrodek dyspersyjny

Ośrodek dyspersyjny (faza dyspersyjna) – środowisko, w którym nastąpiło rozproszenie.

Mieszaniny najprościej można podzielić, uwzględniając liczbę tworzących je składników (np. mieszaniny dwu-, trójskładnikowe). Jednak najistotniejszego podziału mieszanin dokonuje się, oceniając wizualnie ich fizyczną jednorodność. W mieszaninie jednorodnej nie można wzrokowo rozróżnić składników, ponieważ stanowią one jedną fazę. Mieszanina jednorodna jest jednolita fizycznie, czyli jej próbka makroskopowa ma stały skład jakościowy i ilościowy w całej swojej objętości. Mieszaninę jednorodną nazywa się **mieszaniną homogeniczną** lub **układem homogenicznym**.

mieszanina jednorodna

Mieszanina jednorodna (mieszanina homogeniczna, układ homogeniczny) – mieszanina co najmniej dwóch składników tworząca jednolity fizycznie układ.



O stanie skupienia mieszaniny decyduje stan skupienia składnika będącego w ilościowej przewadze, czyli stan skupienia fazy rozpraszającej (ośrodka dyspersyjnego).

Mieszaniny, których faza rozpraszająca jest cieczą, w zależności od wielkości cząstek składnika rozproszonego dzieli się na:

- roztwory właściwe (rzeczywiste), w których średnica cząstek nie przekracza wielkości 10^{-9} m;
- koloidy, w których średnica cząstek zawiera się w przedziale $10^{-9} - 10^{-7}$ m;
- zawiesiny, w których średnica cząstek jest większa od wartości 10^{-7} m.

Roztwory, których cząstki fazy zdyspergowanej są najmniejsze, stanowią mieszaniny homogeniczne. Dużymi cząstkami fazy zdyspergowanej charakteryzują się zawiesiny będące **mieszaninami heterogenicznymi** lub **układem heterogenicznym**. W mieszaninie heterogenicznej łatwo wizualnie wyróżnić fazy. Wielkość fazy zdyspergowanej mniejsza niż w przypadku mieszanin heterogenicznych, a większa niż w przypadku mieszanin homogenicznych występuje w roztworach koloidalnych (koloidach).

Mieszanina niejednorodna (mieszanina heterogeniczna, układ heterogeniczny) – mieszanina co najmniej dwóch składników tworząca niejednolity fizycznie układ, w którym średnica cząstek fazy rozproszonej przekracza 10^{-7} m.

mieszanina
niejednorodna



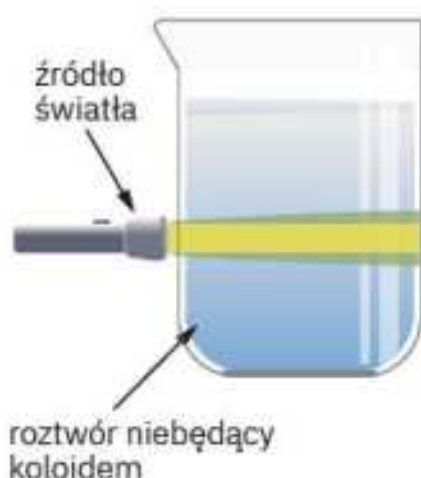
Rysunek 1. Przykłady mieszanin: a) jednorodnej, b) koloidalnej, c) niejednorodnej.

1.2. Roztwory właściwe

Roztwór to trwała mieszanina jednorodna, w której skład wchodzi substancje rozproszone (w przypadku roztworów wodnych rozpuszczone) oraz ośrodek rozpraszający (rozpuszczalnik). Jeżeli wielkość średnicy cząstek substancji rozpraszanej jest niewielka, to substancja ta tworzy wraz z rozpuszczalnikiem roztwór właściwy (czasami nazywany rzeczywistym). Wszystkie roztwory rzeczywiste są mieszaninami jednorodnymi fizycznie oraz chemicznie, ponieważ ilościowy stosunek faz jest jednakowy w całej objętości mieszaniny.

Roztwór właściwy (rzeczywisty) – mieszanina homogeniczna składająca się z co najmniej dwóch składników, w których składnik rozproszony ma średnicę cząstek nieprzekraczającą 10^{-9} m.

roztwór właściwy



Rysunek 2. Przechodzenie wiązki światła pochodzącego ze źródła punktowego przez roztwór właściwy.

Przenikające się substancje tworzące roztwory mogą mieć takie same lub różne stany skupienia. Przykładem roztworu gazowego jest powietrze, którego dominujący składnik – azot – jest środowiskiem dla pozostałych składników. Stal, czyli roztwór węgla w żelazie, to przykład roztworu stałego, ponieważ przeważający składnik (żelazo) jest ciałem stałym. Roztwory ciekłe, w których rozpuszczalnik stanowi ciecz, to np. woda sodowa otrzymywana przez nasycenie wody tlenkiem węgla(IV), aromat do ciasta (roztwór odpowiedniego olejku eterycznego w oleju spożywczym) oraz solanka (roztwór soli kuchennej w wodzie).

Poza jednorodnością fizyczną i chemiczną cechą charakterystyczną dla roztworów właściwych jest widoczny wąski tor przechodzącej przez roztwór wiązki światła pochodzącego ze źródła punktowego (rysunek 2).

1.3. Roztwory koloidalne

Mieszanina składająca się z cząstek o średnicy mieszczącej się w granicach od 10^{-9} do 10^{-7} m rozproszonych w gazie, cieczy lub ciele stałym (ośrodku dyspersyjnym) to roztwór koloidalny (mieszanina koloidalna, koloidy stanowiące przykłady układów dyspersyjnych). Cząstki rozproszone stanowią względnie trwałe skupiska zwane cząstkami koloidalnymi. Wielkość tych cząstek zależy od rozmiarów oraz ilości poszczególnych składników. W pewnych warunkach cząstki rozproszone w roztworach koloidalnych mogą się łączyć, tworząc większe układy. Wymusić takie skupianie się cząstek można w roztworach koloidalnych tworzonych przez słabo rozpuszczalne w wodzie, rozdrobnione cząstki koloidalne po podwyższeniu temperatury. Wzrost temperatury wraz z mieszaniem koloidu powoduje **koagulację**, czyli łączenie się cząstek w większe skupiska prowadzące do wytrącenia osadu.

układ dyspersyjny

Układ dyspersyjny – układ złożony z co najmniej dwóch faz, z których jedna stanowi materię rozdrobnioną i jest fazą rozproszoną w drugiej fazie zwanej rozpraszającą lub ośrodkiem dyspersyjnym.

ośrodek dyspersyjny

Ośrodek dyspersyjny – faza o charakterze ciągłym stanowiąca środowisko dla fazy rozproszonej.

roztwory koloidalne

Roztwory koloidalne (koloidy) – mieszanina co najmniej dwóch składników tworząca niejednolity fizycznie układ, w którym średnica cząstek fazy rozproszonej jest większa niż 10^{-9} , a mniejsza niż 10^{-7} m.

koagulacja

Koagulacja – proces łączenia się cząstek koloidalnych w skupiska tworzące osad wydzielający się z roztworu.

Fazy tworzące roztwory koloidalne mogą mieć różne stany skupienia, a stany skupienia faz stanowią o rodzaju utworzonego koloidu (tabela 1).



Tabela 1. Klasyfikacja koloidów

Ośrodek dyspersyjny	Faza rozproszona	Nazwa koloidu	Przykłady
gaz	gaz	nie istnieje	brak
	ciecz	aerozol	mgła, chmura, lakier do włosów
	ciało stałe	aerozol	dym, kurz, sadza
ciecz	gaz	piana	pianka do golenia, bita śmietana, piana mydlana
	ciecz	emulsja	mleko homogenizowane, majonez
	ciało stałe	zol	rozdrobione koloidalnie w wodzie tlenki metali, wodorotlenki, sole
ciało stałe	gaz	piana stała	pianka izolacyjna, pumeks
	ciecz	emulsja stała	opale, lody
	ciało stałe	zol stały	szkło rubinowe, barwne kryształy

Emulsja – mieszanina składająca się z co najmniej dwóch niemieszających się cieczy, z których jedna stanowi fazę rozproszoną, a druga fazę rozpraszającą.

emulsja

Piana – mieszanina, w której fazą rozproszoną jest gaz, a fazą rozpraszającą – ciecz.

piana

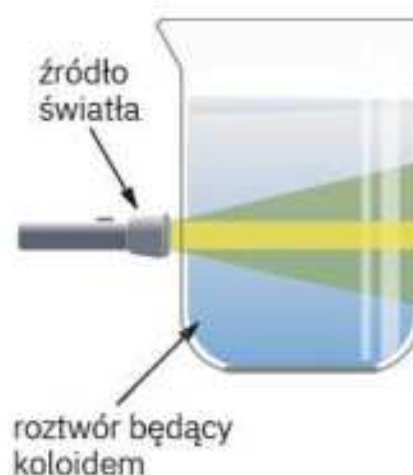
Aerozol – mieszanina, w której fazą rozproszoną jest ciecz lub ciało stałe, a fazą rozpraszającą – gaz.

aerozol

Zol – mieszanina, w której fazą rozproszoną jest ciało stałe, a rozpraszającą – ciecz.

zol

Cząstki rozproszone w koloidach, w których ośrodkiem dyspersyjnym jest gaz lub ciecz, wykazują ciągły, nieuporządkowany ruch. Ruchy te wynikają ze wzajemnych zderzeń między drobinami stanowiącymi odpowiednie fazy i zwane są ruchami Browna (czytaj: brauna). Cechą charakterystyczną koloidów jest rozproszenie przechodzącego przez nie światła. Oświetlając punktowo roztwór koloidu, obserwuje się powstanie smugi o kształcie stożka. Zjawisko to nosi nazwę efektu Tyndalla i wynika z wielkości cząstek fazy rozproszonej, która jest na tyle duża, by rozpraszać światło (rysunek 3).



Rysunek 3. Efekt Tyndalla obserwowany w roztworach koloidalnych.

1.4. Zawiesiny

Mieszaniny niejednorodne, których cząstki fazy rozproszonej są na ogół widoczne gołym okiem (większe niż 10^{-7} m) stanowią układy zwane **zawiesinami**. Zawiesiny są nietrwałe i zmieniają swój wygląd wraz z upływem czasu. Jeśli substancja rozproszona jest lżejsza od fazy rozpraszającej, gromadzi się na powierzchni, a jeśli jest cięższa, opada na dno (ulega **sedymntacji**).



sedymentacja

Sedymentacja – to samorzutny proces opadania cząstek ciała stałego zawieszonych w cieczy pod wpływem sił grawitacji.

Przykład zawiesiny to mieszanina wody oraz piasku. Ośrodkiem dyspersyjnym jest woda, a substancją rozproszoną – piasek. Zawiesiny nie wykazują efektu Tyndalla. Promienie świetlne odbijają się we wszystkich kierunkach i nie widać toru przechodzącego światła.

Doświadczenie

Tworzenie roztworu koloidalnego

Opis:

Do zlewki wsyp dwie łyżeczki żelatyny. Następnie wlej ok. 100 ml wody i zamieszaj zawartość zlewki. Po kilku minutach dodaj do zlewki 100 ml gorącej wody. Jeśli po dokładnym wymieszaniu żelatyna nie rozpuści się, ogrzej zawartość zlewki.

Obserwacje:

Drobiny żelatyny były widoczne w zimnej wodzie, natomiast rozpuściły się po zwiększeniu temperatury.

Wnioski:

Żelatyna wprowadzona do zimnej wody tworzy zawiesinę, a po ogrzaniu roztwór.



Ćwiczenie

1. Jaki roztwór żelatyny otrzymano po ogrzaniu, jeśli po jego naświetleniu latarką obserwuje się charakterystyczny stożek światła?

PODSUMOWANIE LEKCJI

	Roztwór właściwy	Roztwór koloidalny	Zawiesina
Rodzaj mieszaniny	jednorodna	niejednorodna	niejednorodna
Średnica cząstek rozproszonych	do 10^{-9} m	od 10^{-9} do 10^{-7} m	od 10^{-7} m
Właściwości	• jednorodność fizyczna oraz chemiczna • duża trwałość • widoczna równomierna, wąska wiązka światła przechodzącego przez roztwór	• niejednorodność fizyczna oraz chemiczna • względna trwałość • mogą ulegać koagulacji • widoczna, w kształcie stożka, wiązka światła przechodzącego przez koloid – efekt Tyndalla	• niejednorodność fizyczna oraz chemiczna • niska trwałość • ulegają sedymentacji – opadaniu cząstek rozproszonych na dno naczynia • niewidoczna wiązka światła przechodzącego przez zawiesinę (światło jest rozpraszane i odbija się w różnych kierunkach)



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wyjaśnij pojęcia: *mieszanina homogeniczna*, *mieszanina heterogeniczna*, *roztwór właściwy*, *roztwór koloidalny*, *zawiesina*.
- Podaj podobieństwa oraz różnice między roztworem właściwym, roztworem koloidalnym oraz zawiesiną.
- Wybierz spośród poniższych mieszaniny homogeniczne.
 - opilki żelaza z siarką
 - stal
 - piasek z pyłem węglowym
 - solanka
 - piana mydlana
 - mgła
 - woda z cukrem
- Wskaż pojęcia związane z roztworem koloidalnym.
 - koagulacja
 - sedymentacja
 - efekt Tyndalla
 - roztwór właściwy
 - ruchy Browna
- Pogrupuj podane przykłady mieszanin w tabeli przerysowanej do zeszytu.
woda z cukrem, woda z mąką, solanka, woda z białkiem kurzym, dym, woda z pyłem węglowym, piana, woda sodowa, olej z pieprzem

Roztwór właściwy	Roztwór koloidalny	Zawiesina



2. Rozdzielanie mieszanin niejednorodnych

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jakie czynniki wpływają na wybór metody rozdziału mieszaniny;
- jakimi metodami można rozdzielić mieszaniny heterogeniczne.

Substancje w mieszaninach nie są połączone ze sobą wiązaniami chemicznymi i zachowują swoje pierwotne właściwości. Z tego powodu można rozdzielić mieszaninę na poszczególne składowe z wykorzystaniem prostych metod fizycznych. Niektóre mieszaniny heterogeniczne pod wpływem czasu ulegają sedymentacji, rozdzielając się niemal samorzutnie.

2.1. Czynniki wpływające na wybór metody rozdziału

Wybór metody rozdzielania mieszaniny nie jest dowolny. Główne czynniki, jakie należy uwzględnić, decydując się na konkretną metodę, skupiają się na właściwościach fizycznych składników. Wybierając skuteczną metodę rozdziału mieszaniny, należy przeanalizować:

- stany skupienia składników mieszaniny wynikające z ich temperatury wrzenia oraz topnienia;
- lotność składników mieszaniny;
- gęstość lub różnicę gęstości między poszczególnymi składnikami mieszaniny;
- rozpuszczalność składników mieszaniny w różnych rozpuszczalnikach;
- właściwości elektrostatyczne lub magnetyczne składników mieszaniny.

Najczęściej do rozdzielania mieszanin heterogenicznych wykorzystuje się: dekantację, sączenie oraz krystalizację.

2.2. Dekantacja

Dekantacja to jedna z mniej dokładnych metod rozdziału mieszaniny heterogenicznej. Polega ona na zlewaniu cieczy znad osadu po jego uprzedniej sedymentacji lub odwirowaniu. Jest to metoda w miarę skuteczna dla zawiesin o stosunkowo dużych rozmiarach cząstek rozproszonych, które pod wpływem siły ciężkości szybko opadają na dno, wyraźnie oddzielając się od cieczy. Opadanie osadu na dno naczynia można przyspieszyć, odwirowując osad z wykorzystaniem urządzeń zwanych wirówkami. Wirówki rotują, czyli wykonują kilka tysięcy obrotów w ciągu minuty, wytwarzając siłę kilka tysięcy razy większą niż siła grawitacji. Osad po sedymentacji lub odwirowaniu osiada na dnie naczynia, co ułatwia rozdzielenie osadu od cieczy.



Rysunek 4. Zawiesina przed odwirowaniem (a), wirówka (b), zawiesina po odwirowaniu (c).



Rysunek 5. Sedymentacja (a, b), dekantacja (c), rozdzielona zawiesina (d).

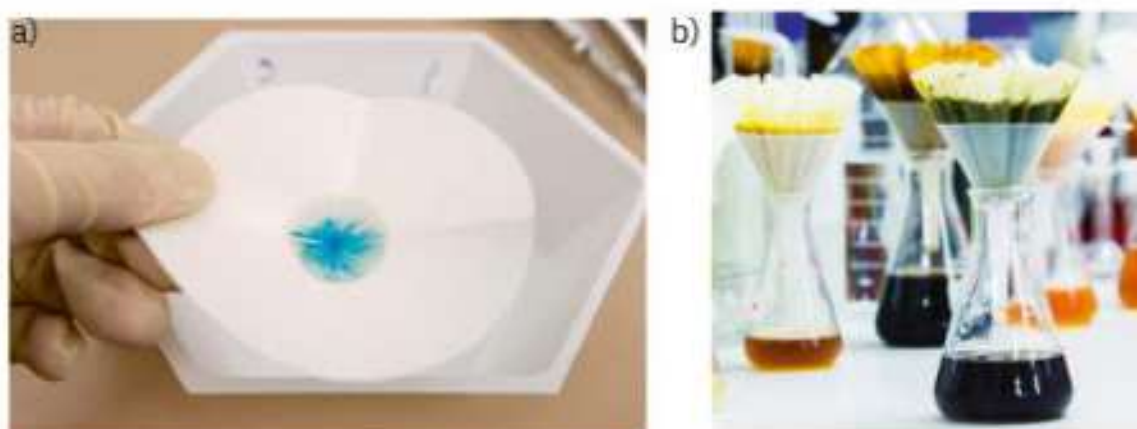
2.3. Sączenie

Dokładniejszym niż dekantacja sposobem na oddzielenie osadu od cieczy jest sączenie, nazywane także filtracją.

Sączenie – mechaniczne oddzielenie osadu od cieczy wykonane za pomocą bibuły filtracyjnej (sączków).

sączenie

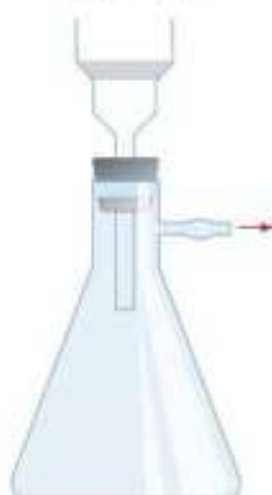
Polega ono na mechanicznym oddzielaniu osadu od cieczy z wykorzystaniem sączków (bibuły filtracyjnej) o odpowiedniej wielkości porów. Pory powinny być dostatecznie małe, by zatrzymać wszystkie drobiny ciał stałych oraz dostatecznie duże, by zapewnić odpowiednią szybkość sączenia, czyli przenikania przez pory cieczy. Szybkość sączenia



Rysunek 6. Sączek zwykły (a) oraz karbowany (b).



można także zwiększyć przez zwiększenie powierzchni sączka. Uzyskuje się to, stosując sączki karbowane (rysunek 6). Innym sposobem zwiększenia szybkości



sączenia jest przeprowadzanie tego procesu pod zmniejszonym ciśnieniem. W tym celu wykorzystuje się porowaty lejek, sączek, kolbę ssawkową oraz pompkę próżniową, która zasysa powietrze z zestawu, znacznie przyspieszając operację sączenia (rysunek 7).

Rysunek 7. Zestaw do sączenia pod zmniejszonym ciśnieniem.

Doświadczenie

Rozdzielanie mieszaniny heterogenicznej

Opis:

W dwóch zlewkach sporządź mieszaninę piasku z wodą. Jedną zawieszinę po sedymencie poddaj dekantacji, a drugą sączeniu, wykorzystując zestaw przedstawiony na rysunku.

Obserwacje:

Piasek z pierwszej zawiesziny zawiera więcej wody niż ten oddzielony po sączeniu. Woda uzyskana po dekantacji zawiera jeszcze pewną ilość piasku w przeciwieństwie do klarownej wody uzyskanej po sączeniu.



Ćwiczenie

1. Na podstawie obserwacji sformułuj wniosek wynikający z doświadczenia.

2.4. Krystalizacja

Substancje w stanie stałym często zawierają pewną ilość zanieczyszczeń. Taką mieszaninę substancji stałych można oczyścić przez krystalizację.

Krystalizacja

Krystalizacja – jedna z metod oczyszczania ciała stałego polegająca na ogrzaniu mieszaniny i rozpuszczeniu izolowanego składnika w odpowiednio dobranym rozpuszczalniku, przesączeniu na gorąco otrzymanego roztworu zawierającego mechaniczne zanieczyszczenia, a następnie ochłodzeniu przesącza, podczas którego zachodzi właściwy proces krystalizacji (wydzielania się kryształów ciała stałego z roztworu).

Proces ten polega na ogrzaniu mieszaniny w temperaturze wrzenia rozpuszczalnika odpowiednio dobrego dla izolowanej substancji, przesączeniu na gorąco otrzymanego roztworu w celu oddzielenia trudno rozpuszczalnych zanieczyszczeń oraz pozostawienia roztworu do ochłodzenia, podczas którego dochodzi



do krystalizacji. Proces krystalizacji, czyli wydzielanie się osadu, następuje z powodu zmniejszania się jego rozpuszczalności wraz ze spadkiem temperatury. Zanieczyszczeń, jeśli są trudno rozpuszczalne w wybranym rozpuszczalniku, można pozbyć się na etapie sączenia na gorąco. W przypadku zanieczyszczeń dobrze rozpuszczalnych w użytym rozpuszczalniku pozostają one w roztworze i nie wydzielają się w postaci osadu. Zatem należy dobrać taki rozpuszczalnik, który zapewnia dobrą rozpuszczalność substancji oczyszczanej na gorąco, a bardzo słabą – substancji oczyszczanej na zimno lub bardzo dobrze rozpuszcza zanieczyszczenia na gorąco i na zimno albo nie rozpuszcza ich wcale. Optymalny rozpuszczalnik powinien być także lotny, co pozwala na szybkie wysuszenie substancji oczyszczonej przez krystalizację.



Rysunek 8. Kolejne etapy krystalizacji: a) kolba zawierająca sól, piasek oraz zimną wodę; b) kolba po ogrzaniu i sączeniu na gorąco zawierająca rozpuszczoną w wodzie sól (nierozpuszczalny w wodzie piasek pozostał na sączku); c) kolba po oziębieniu i upływie odpowiedniego czasu zawierająca wykrystalizowane kryształki oczyszczonej soli.

PODSUMOWANIE LEKCJI

Rozdzielanie mieszanin heterogenicznych:

- **dekantacja** to zlewanie cieczy znad osadu po uprzedniej sedymentacji bądź odwirowaniu; s. 14
- **sączenie** to mechaniczne oddzielanie osadu od cieczy z wykorzystaniem sączka, na którym zatrzymuje się osad; s. 15
- **krystalizacja** to oczyszczanie zanieczyszczonych ciał stałych polegające na ogrzaniu mieszaniny i rozpuszczeniu izolowanego składnika w temperaturze wrzenia odpowiednio dobranego rozpuszczalnika, oddzieleniu trudno rozpuszczalnych zanieczyszczeń przez sączenie na gorąco oraz pozostawieniu uzyskanego roztworu do ochłodzenia, któremu towarzyszy wydzielanie się osadu. s. 16

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wymień i krótko omów metody rozdzielania mieszanin heterogenicznych.
2. Przeanalizuj właściwości poszczególnych składników wymienionych mieszanin i zaproponuj skuteczną metodę ich rozdzielania:
 - a) opilki żelaza z wodą;
 - b) opilki żelaza z siarką (podpowiedź: wykorzystaj właściwości magnetyczne żelaza);
 - c) piasek z solą kuchenną;
 - d) siarka z wodą.



3. Rozdzielanie mieszanin homogenicznych

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jakimi metodami można rozdzielić mieszaniny homogeniczne.

Ze względu na mniejsze rozdrobnienie cząstek rozproszonych w mieszaninach homogenicznych ich rozdzielanie na składniki wymaga zastosowania innych metod niż w przypadku rozdziatu mieszanin heterogenicznych. Rozdzielanie mieszanin homogenicznych polega na przekształceniu składników stanowiących jedną fazę w dwie fazy, a następnie rozdzieleniu nowo powstałych faz.

3.1. Odparowanie

Jedną z najstarszych metod rozdzielania mieszanin homogenicznych jest odparowanie.

odparowanie

Odparowanie – przejście rozpuszczalnika ze stanu ciekłego w lotny. W przypadku cieczy lotnych proces ten może zachodzić samoistnie. W laboratoriach chemicznych przyspiesza się proces odparowywania, podwyższając temperaturę rozpuszczalnika.

By móc zastosować tę metodę, substancja rozpuszczona musi być nielotna i charakteryzować się wyższą temperaturą topnienia i wrzenia niż temperatura wrzenia rozpuszczalnika. W takim wypadku podniesienie temperatury powoduje odparowanie rozpuszczalnika oraz pozostanie nielotnej substancji w naczyniu. Warunek ten jest spełniony w przypadku roztworu soli kuchennej, dlatego też tę metodę stosuje się do pozyskiwania soli z wód oceanicznych, morskich czy z solanek.

Doświadczenie

Odparowanie solanki

Opis:

Przygotuj w zlewce roztwór solanki, rozpuszczając jedną łyżkę soli kuchennej w 50 ml wody. Roztwór przelej do parowniczk. Parowniczkę ogrzewaj nad palnikiem aż do uzyskania stałej pozostałości.





Ćwiczenia

1. Na podstawie wyniku doświadczenia lub zdjęcia sformułuj obserwacje i wnioski z powyższego doświadczenia.
2. Cukier w podwyższonej temperaturze ulega karmelizacji. Zastanów się, czy stosując odparowanie, można wyodrębnić cukier z jego wodnego roztworu.



3.2. Krystalizacja

Krystalizacja to często stosowana przez chemików kilkietapowa procedura oczyszczania zanieczyszczonych ciał stałych (patrz rozdział 2.4.). Ostatnim jej etapem jest fizyczny proces tworzenia się kryształów z roztworu, zwany także **krystalizacją**. W przypadku mieszanin homogenicznych rozpuszczone ciało stałe nie krystalizuje samoistnie. Czynnikiem pobudzającym jego krystalizację jest zatężenie roztworu (częściowe odparowanie rozpuszczalnika) lub oziębienie roztworu powodujące zmniejszenie się rozpuszczalności substancji rozpuszczonej. Sól w postaci stałej z roztworu soli można wyodrębnić przez jej krystalizację po uprzednim zatężeniu roztworu. Częściowe odparowanie rozpuszczalnika prowadzi do osadzania się kryształów soli w postaci stałej.

Krystalizacja jako proces fizyczny – tworzenie kryształów z ich roztworu; wydzielanie fazy krystalicznej z roztworu.

krystalizacja jako
proces fizyczny

Doświadczenie

Krystalizacja siarczanu(VI) miedzi(II)

Opis:

W zlewce umieść 100 ml wrzącej wody. Do zlewki wsyp taką ilość stałego siarczanu(VI) miedzi(II), aż przestanie się rozpuszczać i na dnie zlewki będzie widoczna wyraźna warstwa nierozpuszczonej soli. Tak otrzymany roztwór przelej do innego naczynia, na brzegach umieść bagietkę z zawiązaną nitką, której koniec zanurz w roztworze. Tak przygotowane naczynie pozostaw na kilka dni i obserwuj przebieg krystalizacji.

Obserwacje:

Z upływem czasu objętość roztworu zmniejsza się, a na nitce widoczne są niebieskie kryształki.

Wnioski:

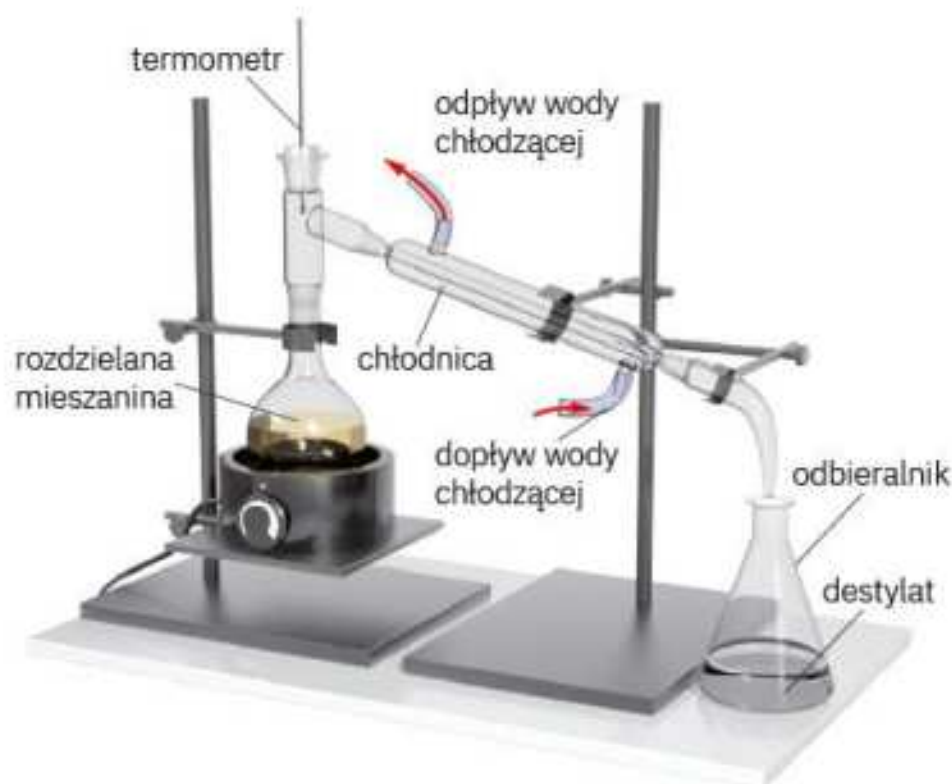
Z roztworu soli odparowuje woda, roztwór zatęża się, pobudzając krystalizację prowadzącą do wyodrębnienia kryształów ciała stałego z roztworu.





3.3. Destylacja

Za pomocą **destylacji** można rozdzielić ciekłą mieszaninę homogeniczną (roztwór), której składniki różnią się temperaturą wrzenia. Czasami prowadzi się destylację, by oddzielić rozpuszczalnik od nietłocznej substancji stałej. Proces ten prowadzi się, umieszczając mieszaninę w kolbie i ogrzewając ją do temperatury wrzenia najniższej wrzącego składnika. Pary najbardziej lotnego składnika unoszą się nad roztworem (odparowują) i przechodzą do chłodnicy, w której ulegają schłodzeniu i skropleniu. Ze względu na budowę chłodnicy, której wlot jest wyższy niż wylot, skroplone pary spływają do naczynia znajdującego się przy wylocie chłodnicy, nazywanego odbieralnikiem. Oddestylowaną ciecz nazywa się **destylatem**, a porcję oddestylowanej cieczy o określonej temperaturze wrzenia nazywa się **frakcją**. Po skropleniu składnika o najniższej temperaturze wrzenia (pierwszej frakcji) temperatura mieszaniny wzrasta i kolejny składnik skrapla się w chłodnicy. Destylację można prowadzić, separując kolejne składniki o coraz wyższych temperaturach wrzenia.



Rysunek 9. Przykładowy zestaw do destylacji zwykłej.

destylacja

Destylacja – rozdzielanie ciekłej mieszaniny, której składniki różnią się temperaturą wrzenia.

destylat

Destylat – produkt otrzymany w procesie destylacji.

frakcja

Frakcja – porcja destylatu zebrana w odbieralniku w określonej temperaturze wrzenia lub w określonym zakresie temperatur wrzenia.

3.4. Inne metody

Poza odparowaniem, krystalizacją oraz destylacją do rozdzielania mieszanin homogenicznych stosuje się ekstrakcję, strącanie, adsorpcję lub techniki chromatograficzne.



Ekstrakcja jest metodą rozdzielania mieszanin przez wymywanie składników z jednorodnej mieszaniny ciekłej dodatkowym rozpuszczalnikiem (wtórnym) niemieszającym się z rozpuszczalnikiem pierwotnym (stanowiącym składnik mieszaniny). Metoda ta wykorzystuje różną rozpuszczalność składnika izolowanego w rozpuszczalniku pierwotnym oraz wtórnym. Ekstrakcję prowadzi się w naczyniu nazywanym **rozdzielaczem**.

W rozdzielaczu umieszcza się mieszaninę jednorodną, dodaje się rozpuszczalnika wtórnego, tworzącego odrębną fazę (górną lub dolną względem mieszaniny znajdującej się w rozdzielaczu), następnie wstrząsa się rozdzielaczem, powodując zmieszanie faz, czyli ich wzajemne, wymuszone przenikanie się. Poszczególne składniki gromadzą się w rozpuszczalnikach, w których się lepiej rozpuszczają. Rozpuszczalnik wtórny jest wybierany zatem tak, by oddzielana substancja była w nim bardzo dobrze rozpuszczalna, w przeciwieństwie do pozostałych składników mieszaniny, lub by rozpuszczała się w nim słabo, natomiast pozostałe składniki mieszaniny rozpuszczały się w nim doskonale. W pierwszym wypadku izolowana substancja gromadzi się w rozpuszczalniku wtórnym, a w drugim pozostaje w rozpuszczalniku pierwotnym. Po wytrząsaniu, rozdzielacz pozostawia się w bezruchu, co powoduje ponowne rozdzielanie faz o zmienionym składzie. Kranik wbudowany w rozdzielacz umożliwia zlanie dolnej fazy i pozostawienie górnej fazy w rozdzielaczu. By ekstrakcja była skuteczna, powtarza się ją kilkakrotnie, stosując za każdym razem świeżą porcję rozpuszczalnika wtórnego.



Rysunek 10. Przykładowy rozdzielacz.

Ekstrakcja – wyodrębnianie składnika lub składników z mieszaniny jednorodnej z wykorzystaniem dodatkowego rozpuszczalnika (wtórnego) niemieszającego się z rozpuszczalnikiem pierwotnym (stanowiącym składnik mieszaniny). Metoda ta wykorzystuje różną rozpuszczalność składnika izolowanego w rozpuszczalniku pierwotnym oraz wtórnym.

ekstrakcja

Rozdzielacz – naczynie, w którym prowadzi się ekstrakcję.

rozdzielacz

Inną metodą pozwalającą na wyizolowanie pożądanego składnika z roztworu lub też pozbycie się zanieczyszczenia jest **metoda strąceniowa**. Opiera się ona na przekształceniu wydzielanego składnika w trudno rozpuszczalny osad, stanowiący fazę stałą, a następnie odseparowaniu go od reszty roztworu. Do tego celu można wykorzystać jedną z poznanych metod rozdzielania mieszaniny heterogenicznej (powstałej po wytrąceniu się osadu), np. sączenie. Metodę tę często stosuje się do wyizolowania konkretnego kationu lub anionu, stosując odpowiedni czynnik, który w reakcji z separowanym jonem utworzy osad słabo rozpuszczalny w rozpuszczalniku.



adsorpcja

Adsorpcja pozwala na rozdział jednorodnej mieszaniny ciekłej lub gazowej. Polega na gromadzeniu się odpowiednio cząstek cieczy bądź gazu substancji rozproszonej (adsorbatu) na powierzchni substancji stałej stanowiącej adsorbent.

Adsorpcja – gromadzenie się substancji rozpuszczonych w cieczach lub gazach na powierzchni ciała stałego.

Dokładnymi metodami rozdzielania mieszanin jednorodnych, bardzo często stosowanymi w laboratoriach chemicznych, są metody oparte na **technikach chromatograficznych**. Metody te wykorzystują różnice w szybkości przemieszczania się poszczególnych składników mieszaniny względem porowatego podłoża. Podłoże to może stanowić bibuła, cienka warstwa krzemionki (tlenku krzemu) lub tlenku glinu naniesiona na płytkę szklaną, plastikową, aluminiową lub też krzemionka czy tlenek glinu w szklanej pionowej rurze.

Doświadczenie

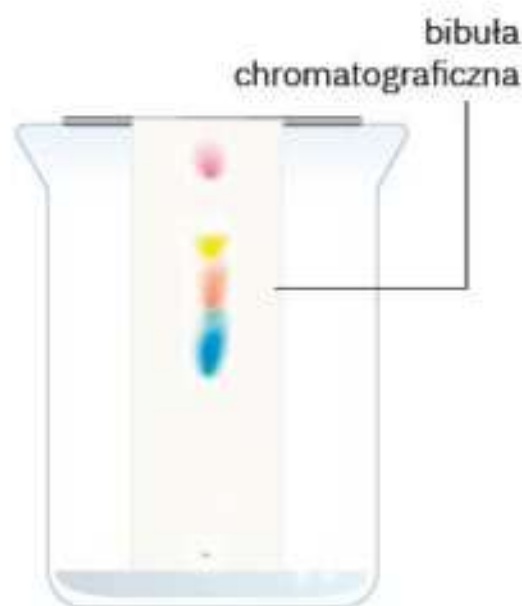
Rozdzielenie składników tuszu flamastra metodą chromatografii

Opis:

Na dno zlewki wlej wodę. Na przygotowany pasek bibuły o szerokości 3 cm, którego długość powinna być o kilka centymetrów większa niż wysokość zlewki, nanieś kroplę czarnego tuszu z flamastra. Kropla powinna znajdować się ponad powierzchnią wody w zlewce. Następnie umieść zagiętą bibułę na bagietce lub ołówku opartym o brzeg zlewki i obserwuj, jak bibuła nasącza się wodą i jak postępuje proces chromatograficzny. Po dotarciu wody do miejsca zgięcia, bibułę wyjmij i wysusz.

Obserwacje:

Po nasączeniu bibuły wodą pojawiają się różnobarwne plamy nad miejscem naniesienia kropli czarnego tuszu.



Ćwiczenie

3. Na podstawie wyniku doświadczenia lub zdjęcia oceń, czy tusz użytego flamastra zawierał jeden składnik czy wiele składników.





PODSUMOWANIE LEKCJI

Rozdzielanie mieszanin homogenicznych:

- **odparowanie** – pozbycie się rozpuszczalnika prowadzące do wyizolowania składnika nielotnego; s. 18
- **krystalizacja** jako proces fizyczny – tworzenie kryształów z ich roztworu pobudzone przez zateżnienie lub obniżanie temperatury roztworu; s. 19
- **destylacja** – rozdzielanie ciekłej mieszaniny, której składniki różnią się temperaturą wrzenia; s. 20
- **ekstrakcja** – wyodrębnianie składnika lub składników z mieszaniny jednorodnej z wykorzystaniem dodatkowego rozpuszczalnika (wtórnego) niemieszącego się z rozpuszczalnikiem pierwotnym (stanowiącym składnik mieszaniny). Metoda ta wykorzystuje różną rozpuszczalność składnika izolowanego w rozpuszczalniku pierwotnym oraz wtórnym; s. 21
- **metoda strąceniowa** – opiera się na przekształceniu wydzielanego składnika w trudno rozpuszczalny osad; s. 21
- **adsorpcja** – gromadzenie się substancji rozpuszczonych w cieczach lub gazach na powierzchni ciała stałego; s. 22
- **techniki chromatograficzne** – metody wykorzystujące różnice w szybkości przemieszczania się poszczególnych składników mieszaniny względem porowatego podłoża. s. 22

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij pojęcia: *krystalizacja, destylacja, frakcja, ekstrakcja, rozdzielacz, adsorpcja, odparowanie*.
2. Scharakteryzuj krótko techniki chromatograficzne oraz metodę strąceniową.
3. Zaproponuj dwie metody rozdzielania solanki.
4. Dobierz metodę rozdziału mieszaniny zawierającej:
 - a) składniki o różnej temperaturze wrzenia,
 - b) składniki rozpuszczalne w wodzie oraz w niemieszącym się z wodą chloroformie,
 - c) składnik tworzący osad trudno rozpuszczalny w wodzie,
 - d) nielotny składnik rozpuszczony w wodzie.



4. Rozpuszczalność oraz stężenia roztworów

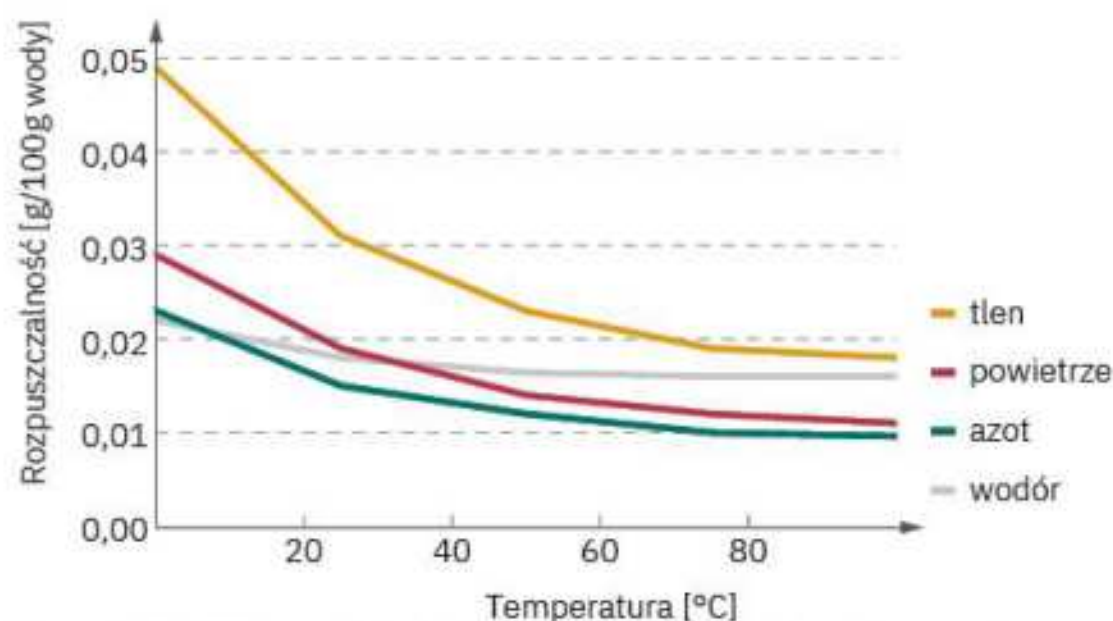
NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jak definiuje się rozpuszczalność i od czego ona zależy;
- czym są krzywe rozpuszczalności;
- co oznacza roztwór nasycony, nienasycony i przesycony;
- jak wyraża się stężenie procentowe i stężenie molowe.

Roztwory właściwe powstają w wyniku rozpuszczania substancji w rozpuszczalniku. Rozpuszczalność jest wielkością charakterystyczną dla każdej substancji i wybranego rozpuszczalnika. Zależy ona od temperatury, a w przypadku gazów – także od ciśnienia.

4.1. Rozpuszczalność

Rozpuszczanie substancji w rozpuszczalniku polega na tym, że substancje rozpuszczane w zetknięciu z cieczą tracą spójność i ulegają rozproszeniu, tworząc roztwór. Składnik roztworu, w którym rozpuszczają się różne substancje, nazywa się **rozpuszczalnikiem**, pozostałe składniki stanowią **substancję rozpuszczoną**. Najpowszechniejszym rozpuszczalnikiem ciekłym jest woda, a do innych często stosowanych należą: alkohole, eter, aceton, octan etylu czy chloroform. Zdolność substancji do rozpuszczania się w określonym rozpuszczalniku opisuje **rozpuszczalność**. Określa ona maksymalną ilość substancji, która w danej temperaturze może się rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika. Rozpuszczalność większości substancji stałych i ciekłych w rozpuszczalnikach ciekłych wzrasta wraz ze wzrostem temperatury. Natomiast rozpuszczalność gazów w cieczach zmniejsza się ze wzrostem temperatury, a zwiększa się ze wzrostem ciśnienia (rysunek 11).



Rysunek 11. Wykres zależności rozpuszczalności gazów od temperatury.

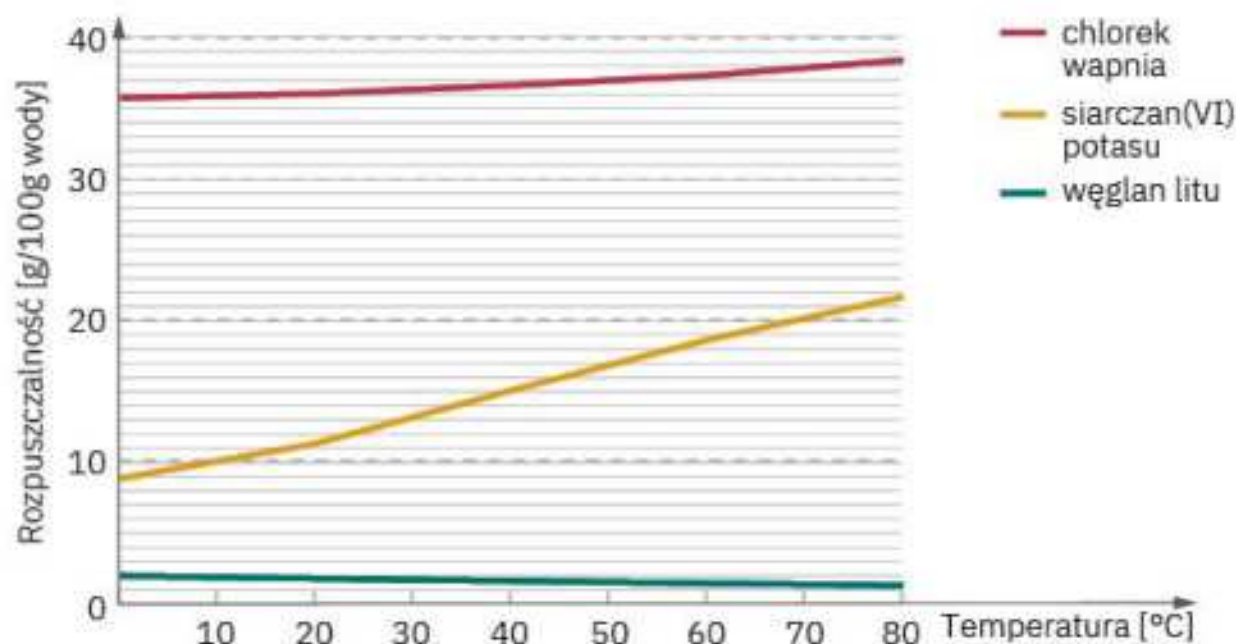
rozpuszczalność

Rozpuszczalność – maksymalna liczba gramów substancji, którą w określonej temperaturze można rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika.



4.2. Krzywe rozpuszczalności

Zależność rozpuszczalności od temperatury przedstawioną w formie wykresu obrazują **krzywe rozpuszczalności**. Krzywe rozpuszczalności ukazują tendencje do zmian rozpuszczalności w wybranym zakresie temperatury oraz pozwalają odczytać rozpuszczalność w określonej temperaturze. W większości przypadków rozpuszczalność soli w wodzie wzrasta wraz z temperaturą. Istnieją jednak sole, których rozpuszczalność jest w niewielkim stopniu zależna od temperatury, np. chlorek sodu, lub też sole, których rozpuszczalność maleje wraz ze wzrostem temperatury, tak jak w przypadku węglanu litu (rysunek 12).



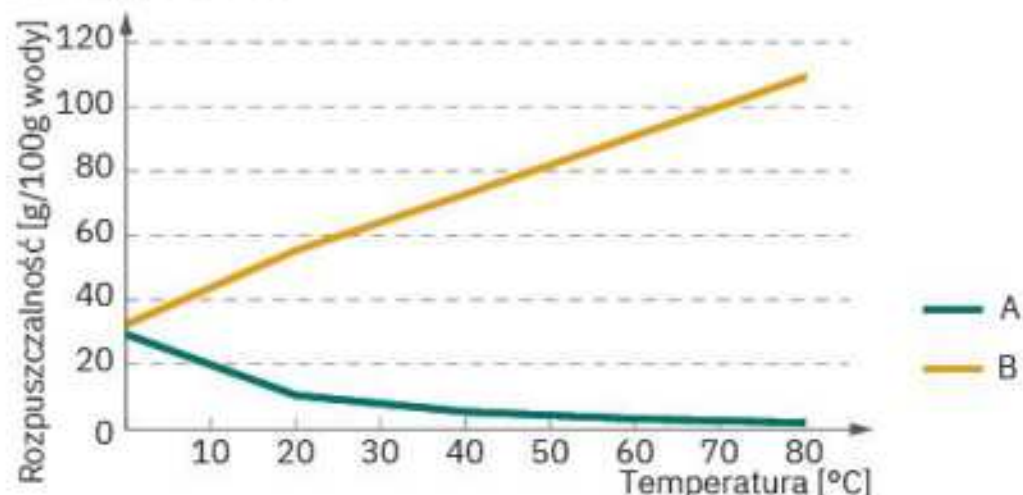
Rysunek 12. Krzywe rozpuszczalności dla wybranych soli.

Ćwiczenia

- Na podstawie danych zawartych w tabeli sporządź w zeszycie krzywą rozpuszczalności dla azotanu(V) sodu.

Temperatura [K]	273	283	293	303	313	333	353	373
Rozpuszczalność azotanu(V) sodu [g/100 g H ₂ O]	70,7	80,5	88,0	96,1	104,9	124,1	148,1	173,9

- Wykres przedstawia krzywe rozpuszczalności dwóch związków o różnym stanie skupienia. Jeden – ciałem stałym, a drugi – gazem. Przeanalizuj tendencję zmiany rozpuszczalności w wodzie wraz ze zmianą temperatury i wskaż stan skupienia związków A i B.





4.3. Roztwór nienasycony, nasycony, przesycony

Badania wykazały, że nie ma substancji, które są całkowicie nierozpuszczalne. Wszystkie substancje są rozpuszczalne w każdym rozpuszczalniku. Różny jest tylko stopień ich rozpuszczalności, na który wskazuje rozpuszczalność. Istnieją substancje rozpuszczalne w sposób nieograniczony w określonym rozpuszczalniku. W wodzie bez ograniczeń rozpuszczają się np. kwas octowy i alkohol etylowy. Większość substancji w danej temperaturze rozpuszcza się w ilości ograniczonej rozpuszczalnością. W temperaturze pokojowej (20°C) w 100 g wody rozpuści się 204 g sacharozy, 36 g chlorku sodu, 31,6 g azotanu(V) potasu, 0,16 g wodorotlenku wapnia, $1,3 \cdot 10^{-4}$ g węglanu wapnia i $9,5 \cdot 10^{-7}$ g jodku srebra(I). Substancję, której rozpuszczalność jest skrajnie niska, określa się jako **praktycznie nierozpuszczalną**.

Roztwór, w którym w danej temperaturze można rozpuścić dodatkową ilość substancji, nazywa się **roztworem nienasyconym**. Roztwór, który w określonej temperaturze zawiera maksymalną ilość substancji rozpuszczonej, to **roztwór nasycony**. Można także uzyskać **roztwór przesycony**, zawierający większą ilość substancji, niż znajduje się w roztworze nasyconym. Ogrzewanie roztworu nasyconego z dodatkową porcją substancji rozpuszczonej prowadzi do rozpuszczenia się jeszcze większej ilości substancji. Po spadku temperatury zdarza się, że nadmiar substancji nie wydziela się od razu w postaci osadu, a powstaje roztwór przesycony. Jest to układ nietrwały i dalszy spadek temperatury lub inny bodziec pobudzający krystalizację (np. potarcie bagietką o ściankę naczynia) powoduje, że z roztworu krystalizuje nadmiar substancji i roztwór przesycony przekształca w układ bardziej stabilny, jakim jest roztwór nasycony.

roztwór nienasycony

Roztwór nienasycony – roztwór, w którym w określonej temperaturze można rozpuścić dodatkową ilość substancji.

roztwór nasycony

Roztwór nasycony – roztwór zawierający w określonej temperaturze maksymalną ilość substancji.

roztwór przesycony

Roztwór przesycony – roztwór zawierający w określonej temperaturze więcej substancji niż zawiera roztwór nasycony.

Ćwiczenie

3. Rozpuszczalność chlorku sodu w temperaturze pokojowej wynosi 35,9 g. Roztwór A zawiera 35,9 g substancji w 100 g wody, roztwór B zawiera 36,2 g w 100 g wody, a roztwór C zawiera 32,6 g w 100 g wody. Wskaż, który z roztworów (A, B czy C) jest: nienasycony, nasycony, przesycony.

4.4. Stężenie procentowe i molowe

Roztwory nie mają ściśle określonego ilościowo składu. Spośród określeń roztworów: *nienasycony*, *nasycony*, *przesycony* tylko określenie *roztwór nasycony* wskazuje liczbowo, ile substancji zawiera dany roztwór, i to pod warunkiem, że



znana jest wartość rozpuszczalności substancji rozpuszczonej. Roztwór nienasycony w stałej temperaturze i pod stałym ciśnieniem może zawierać nieco ponad zero lub prawie maksymalną ilość substancji wskazanej przez rozpuszczalność. Z tego względu chemicy operują pojęciem **stężenie** – wielkością jednoznacznie charakteryzującą roztwór pod względem ilościowym.

Stężenie roztworu – zawartość substancji rozpuszczonej w określonej ilości roztworu.

stężenie roztworu

Stężenie najczęściej określa się jako procentowe (masowe lub objętościowe) lub też stężenie molowe. **Stężenie procentowe masowe** (C_p^m) roztworu określa w procentach liczbę gramów substancji rozpuszczonej zawartej w 100 g roztworu i wyraża się je wzorem:

$$C_p^m = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\% \quad [\%]$$

gdzie:

m_s – masa substancji rozpuszczonej

m_r – masa roztworu stanowiąca sumę masy substancji rozpuszczonej (m_s) oraz masy rozpuszczalnika (m_{rozp})

Analogicznie **stężenie procentowe objętościowe** (C_p^v) roztworu oznacza liczbę centymetrów sześciennych substancji rozpuszczonej zawartej w 100 cm³ roztworu i definiuje się je wzorem:

$$C_p^v = \frac{V_s}{V_r} \cdot 100\% \quad [\%]$$

gdzie:

V_s – objętość substancji rozpuszczonej

V_r – objętość roztworu

Stężenie procentowe masowe – określa liczbę gramów substancji rozpuszczonej w 100 g roztworu.

stężenie procentowe masowe

Stężenie procentowe objętościowe – określa liczbę centymetrów sześciennych substancji rozpuszczonej w 100 cm³ roztworu.

stężenie procentowe objętościowe

Stężenie procentowe C_p bez wyraźnego wskazania jako masowe lub objętościowe należy traktować jako masowe.

Stężenie molowe C_m określa natomiast liczbę moli substancji rozpuszczonej, która jest zawarta w 1 dm³ roztworu. Wyraża się je w mol · dm⁻³ i oblicza, korzystając z zależności:

$$C_m = \frac{n_s}{V_r} \quad [\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}], [\text{M}]$$

gdzie:

n_s – liczba moli substancji rozpuszczonej

V_r – objętość roztworu wyrażona w decymetrach sześciennych



Wartości stężenia molowego towarzyszy czasami litera „M” zastępująca jednostkę $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, a roztwór o stężeniu $2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ określa się czasami jako dwumolowy.

stężenie molowe

Stężenie molowe – określa liczbę moli substancji rozpuszczonej zawartej w 1 dm^3 roztworu.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 24 • **Rozpuszczalność** – maksymalna liczba gramów substancji, którą w określonej temperaturze można rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika.
- Rozpuszczalność większości substancji stałych i cieczy w rozpuszczalnikach ciekłych wzrasta wraz ze wzrostem temperatury. Rozpuszczalność gazów w cieczach zmniejsza się ze wzrostem temperatury, natomiast zwiększa się ze wzrostem ciśnienia.
- s. 25 • **Krzywe rozpuszczalności** to wykresy obrazujące zmiany rozpuszczalności względem temperatury.
- s. 26 • **Roztwór nienasycony** – roztwór, w którym w określonej temperaturze można rozpuścić dodatkową ilość substancji.
- s. 26 • **Roztwór nasycony** – roztwór zawierający w określonej temperaturze maksymalną ilość substancji.
- s. 26 • **Roztwór przesycony** – roztwór zawierający w określonej temperaturze więcej substancji, niż zawiera roztwór nasycony.
- s. 27 • **Stężenie roztworu** – zawartość substancji rozpuszczonej w określonej ilości roztworu.
- s. 27 • **Stężenie procentowe masowe** – określa liczbę gramów substancji rozpuszczonej w 100 g roztworu.

$$C_p^m = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\% [\%]$$

- s. 27 • **Stężenie procentowe objętościowe** – określa liczbę centymetrów sześciennych substancji rozpuszczonej w 100 cm^3 roztworu.

$$C_p^v = \frac{V_s}{V_r} \cdot 100\% [\%]$$

- s. 28 • **Stężenie molowe** – określa liczbę moli substancji rozpuszczonej zawartej w 1 dm^3 roztworu.

$$C_m = \frac{n_s}{V_r} [\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}], [\text{M}]$$

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Uzupełnij poniższe zdania tak, by zawierały prawdziwe informacje. Poprawne zdania zapisz w zeszycie.
 - a) Składnik roztworu, w którym rozpuszczają się różne substancje, nazywa się , a pozostałe składniki roztworu stanowią .
 - b) Zdolność substancji do rozpuszczania się w określonym rozpuszczalniku opisuje , która określa maksymalną ilość substancji, która w danej temperaturze może się rozpuścić w g rozpuszczalnika.
 - c) Rozpuszczalność większości substancji stałych i cieczy w rozpuszczalnikach ciekłych wraz ze wzrostem temperatury.
 - d) Rozpuszczalność gazów w cieczach ze wzrostem temperatury, a ze wzrostem ciśnienia.



2. Rozpuszczalność siarczanu(VI) potasu w temperaturze pokojowej wynosi 11,0 g. Zaproponuj takie ilości tej soli, by po dodaniu ich do 100 g wody otrzymać roztwór:
- nienasycony,
 - nasycony,
 - przesycony.
3. Wymień znane ci rodzaje stężeń oraz wyjaśnij, co oznaczają. Uzupełnij w zeszycie podane wzory oraz jednostki.
- $$Cp^m = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\% [\%]; \quad Cp^v = \frac{V_s}{V_r} \cdot 100\% [\%]; \quad n_s = \frac{n_s}{V_r} [\text{mol/l}]$$
4. Oceń prawdziwość poniższych zdań.
- Substancję o skrajnie niskiej rozpuszczalności uznaje się za nierozpuszczalną.
 - Rozpuszczalność wszystkich substancji stałych rośnie wraz z temperaturą.
 - Rozpuszczalność chlorku sodu w temperaturze 100°C wynosi 39,8 g, co oznacza, że roztwór nasycony zawiera 39,8 g substancji w 100 g roztworu.
 - Masa roztworu stanowi sumę masy substancji rozpuszczonej oraz masy rozpuszczalnika.
 - Na rozpuszczalność chlorku sodu temperatura nie wpływa znacząco.



5. Przygotowywanie roztworów o zadanym stężeniu w teorii i praktyce

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jak obliczać wyjściowe stężenia roztworów;
- jak rozwiązywać zadania z wykorzystaniem pojęcia rozpuszczalności;
- jak obliczać ilości poszczególnych składników roztworu, znając jego stężenia;
- jak obliczać stężenia roztworów po operacji zateżenia lub rozcieńczania;
- jak przeliczać stężenie procentowe roztworów na stężenie molowe i odwrotnie;
- jak przygotować roztwór o zadanym stężeniu.

Jeśli znane są wyrażenia na stężenia procentowe masowe i objętościowe oraz stężenie molowe, łatwo można obliczyć stężenie wyjściowe roztworu, mając do dyspozycji dane ilościowe poszczególnych składowych roztworów. Po rozcieńczeniu lub zateżeniu roztworu jego stężenie się zmienia i należy je na nowo obliczyć. Czasami zachodzi także potrzeba przeliczania stężenia roztworu wyrażonego w procentach masowych na stężenie molowe lub odwrotnie. Można to wykonać za pomocą prostych operacji na poznanych już wzorach.

5.1. Obliczanie wyjściowego stężenia

Przykład 1.

Oblicz stężenie procentowe masowe roztworu wodnego cukru, jeżeli do 50 g wody dodano 25 g cukru.

Rozwiązanie:

Dane:

$$m_s = 25 \text{ g}$$

$$m_{\text{rozp}} = 50 \text{ g}$$

Szukane:

$$C_p^m = ?$$

Ze wzoru $C_p^m = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%$ wynika, że do obliczenia stężenia procentowego

jest potrzebna masa substancji rozpuszczonej oraz masa roztworu. Dysponując masą substancji rozpuszczonej oraz masą rozpuszczalnika, można łatwo obliczyć masę roztworu przez zsumowanie danych.

$$m_r = m_s + m_{\text{rozp}}$$

$$m_r = 25 \text{ g} + 50 \text{ g} = 75 \text{ g}$$

Po wstawieniu do wzoru obliczonej masy roztworu otrzymuje się stężenie procentowe masowe:



$$Cp^m = \frac{25}{75} \cdot 100\%$$

$$Cp^m = 33,33\%$$

Odpowiedź: Stężenie procentowe masowe roztworu wodnego cukru wynosi 33,33%.

Przykład 2.

Oblicz stężenie procentowe objętościowe roztworu zawierającego 200 cm³ kwasu octowego w 2 dm³ roztworu.

Rozwiązanie:

Dane:

$$V_s = 200 \text{ cm}^3$$

$$V_r = 2 \text{ dm}^3 = 2000 \text{ cm}^3$$

Szukane:

$$Cp^v = ?$$

Analiza danych wskazuje, że należy ujednolicić jednostki podanych wielkości, a następnie podstawić je bezpośrednio do wzoru.

$$Cp^v = \frac{V_s}{V_r} \cdot 100\%$$

$$Cp^v = \frac{200}{2000} \cdot 100\%$$

$$Cp^v = 10\%$$

Odpowiedź: Stężenie procentowe objętościowe roztworu wynosi 10%.

Przykład 3.

W 500 cm³ roztworu znajduje się 49 g H₂SO₄. Oblicz stężenie molowe tego roztworu.

Rozwiązanie:

Dane:

$$V_r = 500 \text{ cm}^3$$

$$m_s = 49 \text{ g}$$

Szukane:

$$C_m = ?$$

Ze wzoru $C_m = \frac{n_s}{V_r}$ wynika, że do obliczenia stężenia molowego należy wykorzystać liczbę moli substancji oraz objętość roztworu wyrażoną w dm³.

Jeśli mamy masę substancji, liczbę moli należy obliczyć, dzieląc ją przez masę molową. Masa molowa H₂SO₄ jest równa 98 g · mol⁻¹ (2 · 1 g + 32 g + 4 · 16 g), zatem liczba moli zgodna z zależnością $n = \frac{m_s}{M}$ wynosi 0,5 mola.

Po zamianie jednostek objętości roztworu na dm³ (500 cm³ = 0,5 dm³) stężenie molowe po podstawieniu danych do wzoru $C_m = \frac{0,5}{0,5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ jest równe 1 mol · dm⁻³.

Odpowiedź: Stężenie molowe podanego roztworu H₂SO₄ wynosi 1 mol · dm⁻³.

Zadania tego typu można także rozwiązywać, dokonując operacji na wzorach, a nie obliczając wielkości fizyczne znajdujące się bezpośrednio we wzorach.

**Przykład 4.**

Jakie jest stężenie molowe roztworu o gęstości $d = 1,0428 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ otrzymanego przez dodanie 0,4 g NaOH do 9,6 g rozpuszczalnika?

Rozwiązanie:

Dane:

$$m_s = 0,4 \text{ g}$$

$$m_{\text{rozp}} = 9,6 \text{ g}$$

$$d = 1,0428 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} = 1042,8 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Szukane:

$$C_m = ?$$

Wstawiając do ogólnego wzoru na stężenie molowe kolejne zależności z wykorzystaniem wielkości fizycznych znajdujących się w danych, szukaną można obliczyć bezpośrednio.

$$C_m = \frac{n_s}{V_r} \quad (n_s = \frac{m_s}{M})$$

$$C_m = \frac{m_s}{MV_r} \quad (V_r = \frac{m_r}{d})$$

$$C_m = \frac{m_s d}{M m_r} \quad (m_r = m_s + m_{\text{rozp}})$$

$$C_m = \frac{m_s d}{M (m_s + m_{\text{rozp}})}$$

$$C_m = \frac{0,4 \cdot 1042,8}{40(0,4 + 9,6)} = 1,04 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$C_m = 1,04 \text{ M}$$

Odpowiedź: Stężenie molowe otrzymanego roztworu wynosi 1,04 M.

Ćwiczenia

1. Oblicz stężenie procentowe masowe roztworu otrzymanego przez rozpuszczenie 50 g substancji w 250 g rozpuszczalnika.
2. Oblicz stężenie procentowe objętościowe roztworu zawierającego 200 ml substancji w 0,5 dm³ roztworu.
3. Oblicz stężenie procentowe masowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 45 g substancji w 250 cm³ alkoholu etylowego, którego gęstość wynosi 0,78 g · cm⁻³.
4. Oblicz stężenie molowe roztworu zawierającego 6 moli substancji w 12 dm³ roztworu.
5. Oblicz stężenie molowe roztworu zawierającego 2,06 g bromku sodu (NaBr) w 0,2 dm³ roztworu.
6. Oblicz stężenie molowe roztworu o gęstości 1,335 g · cm⁻³ otrzymanego przez rozpuszczenie 4 g stałego kwasu fosforowego(V) (H₃PO₄) w 4 g wody.



5.2. Obliczenia z wykorzystaniem pojęcia rozpuszczalności

Przykład 5.

W temperaturze 10°C 50 g nasyconego roztworu azotanu(V) potasu (KNO_3) zawiera 22,3 g substancji. Oblicz rozpuszczalność azotanu(V) potasu w tej temperaturze.

Rozwiązanie:

Dane:	Szukane:
$m_r = 50 \text{ g}$	rozpuszczalność
$m_s = 22,3 \text{ g}$	

Po odjęciu masy substancji od masy roztworu otrzymuje się masę rozpuszczalnika.

$$m_{\text{rozp}} = m_r - m_s$$

$$m_{\text{rozp}} = 50 \text{ g} - 22,3 \text{ g} = 27,7 \text{ g}$$

By obliczyć rozpuszczalność, należy skorzystać z proporcji i przeliczyć, ile substancji rozpuszczonej się rozpuści po zwiększeniu ilości rozpuszczalnika do 100 g.

$$22,3 \text{ g} \quad - \quad 27,7 \text{ g}$$

$$x \quad - \quad 100 \text{ g}$$

$$x = 80,5 \text{ g}$$

Odpowiedź: Rozpuszczalność azotanu(V) potasu w temperaturze 10°C wynosi 80,5 g.

Przykład 6.

Oblicz rozpuszczalność, jeżeli stężenie procentowe masowe nasyconego roztworu w temperaturze pokojowej wynosi 37%.

Rozwiązanie:

Dane:	Szukane:
$Cp^m = 37\%$	rozpuszczalność

Stężenie procentowe masowe określa masę substancji rozpuszczonej w 100 g roztworu. Stężenie procentowe masowe 37% oznacza zatem, że w 100 g roztworu znajduje się 37 g substancji rozpuszczonej.

Dalej zadanie rozwiązuje się analogicznie do poprzedniego – należy obliczyć masę rozpuszczalnika. Następnie z proporcji, przeliczając ilość substancji, która może się rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika, należy wyznaczyć rozpuszczalność.

$$m_{\text{rozp}} = 100 \text{ g} - 37 \text{ g} = 63 \text{ g}$$

$$37 \text{ g} \quad - \quad 63 \text{ g}$$

$$x \quad - \quad 100 \text{ g}$$

$$x = 58,73 \text{ g}$$

Odpowiedź: Rozpuszczalność substancji w temperaturze pokojowej wynosi 58,73 g.

**Ćwiczenia**

7. Oblicz rozpuszczalność, jeżeli stężenie nasyconego roztworu wynosi 25%.
8. Po odparowaniu do sucha 75 g wodnego roztworu chlorku sodu nasyconego w temperaturze 10°C uzyskano 19,85 g substancji. Oblicz rozpuszczalność w temperaturze 283 K.
9. Po odparowaniu do sucha 50 cm³ nasyconego w 295 K roztworu o gęstości 1,15 g · cm⁻³ otrzymano 7,5 g substancji. Oblicz rozpuszczalność tej substancji w temperaturze 295 K.

5.3. Obliczenia ilości poszczególnych składników na podstawie stężeń

Przykład 7.

Ile gramów soli otrzymano po odparowaniu do sucha 20 g roztworu o stężeniu procentowym masowym 5%?

Rozwiązanie:

Dane:	Szukane:
$Cp^m = 5\%$	$m_s = ?$
$m_r = 20 \text{ g}$	

Jeśli znane są masa i stężenie procentowe masowe roztworu, masę substancji można obliczyć, przekształcając wzór i podstawiając dane.

$$Cp^m = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%$$

$$m_s = \frac{Cp^m \cdot m_r}{100\%}$$

$$m_s = \frac{5\% \cdot 20 \text{ g}}{100\%}$$

$$m_s = 1 \text{ g}$$

Odpowiedź: Po odparowaniu 20 g 5-procentowego roztworu otrzymano 1 g substancji.

Przykład 8.

Ile gramów jodu i ile cm³ alkoholu etylowego o gęstości 0,78 g · ml⁻¹ zużyto do sporządzenia 10 g 10-procentowego roztworu jodu w alkoholu etylowym (jodyny)?

Rozwiązanie:

Dane:	Szukane:
$d_{\text{rozp}} = 0,78 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$	$m_s = ?$
$m_r = 10 \text{ g}$	$V_{\text{rozp}} = ?$
$Cp^m = 10 \%$	



Znając masę i stężenie procentowe roztworu, łatwo można wyznaczyć masę substancji (analogicznie jak w poprzednim przykładzie).

$$m_s = \frac{10\% \cdot 10 \text{ g}}{100\%}$$

$$m_s = 1 \text{ g}$$

Następnie należy odjąć obliczoną masę substancji od masy roztworu. Wówczas otrzyma się masę rozpuszczalnika.

$$m_{\text{rozp}} = m_r - m_s$$

$$m_{\text{rozp}} = 9 \text{ g}$$

By obliczyć objętość rozpuszczalnika, należy podzielić uzyskaną masę przez gęstość alkoholu etylowego podaną w zadaniu.

$$V_{\text{rozp}} = \frac{9 \text{ g}}{0,78 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}}$$

$$V_{\text{rozp}} = 11,54 \text{ cm}^3$$

Odpowiedź: Masa jodu wynosi 1 g, natomiast objętość alkoholu etylowego zużytego do otrzymania 10 g jodiny wynosi 11,54 cm³.

Przykład 9.

Oblicz masę substancji rozpuszczonej w 300 ml 1 M roztworu kwasu azotowego(V) (HNO₃).

Rozwiązanie:

Dane:

$$V_r = 300 \text{ ml}$$

$$C_m = 1 \text{ M} = 1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Szukane:

$$m_s = ?$$

Aby obliczyć ilość substancji rozpuszczonej w dowolnej objętości roztworu o znanym stężeniu, należy odwołać się do definicji stężenia molowego. Stężenie molowe to ilość moli substancji rozpuszczonej w 1 dm³ roztworu. Zatem układając proporcję, jak poniżej, można w łatwy sposób obliczyć liczbę moli substancji w dowolnej objętości roztworu. Należy jedynie pamiętać o ujednoliceniu jednostek.

$$1 \text{ mol} \quad \text{—} \quad 1 \text{ dm}^3$$

$$x \text{ moli} \quad \text{—} \quad 0,3 \text{ dm}^3$$

$$x = 0,3 \text{ mola}$$

Jeśli znana jest liczba moli substancji, masę można obliczyć, mnożąc otrzymaną wartość przez masę molową substancji, która w przypadku kwasu azotowego(V) wynosi 63 g · mol⁻¹.

$$m_s = n_s \cdot M$$

$$m_s = 0,3 \text{ mol} \cdot 63 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$$

$$m_s = 18,9 \text{ g}$$

Odpowiedź: Masa substancji rozpuszczonej w 300 ml 1 M kwasu azotowego(V) wynosi 18,9 g.

**Przykład 10.**

Oblicz objętość 5 M roztworu wodorotlenku potasu (KOH), która zawiera 28 g substancji.

Rozwiązanie:

Dane:

$$C_m = 5 \text{ M}$$

$$m_s = 28 \text{ g}$$

Szukane:

$$V_r = ?$$

Ilość substancji rozpuszczonej w roztworze o znanym stężeniu molowym jest wyrażona liczbą moli. Należy zatem policzyć ilość moli substancji, a następnie wstawiając obliczoną liczbę moli do wzoru wynikającego z definicji stężenia molowego, obliczyć szukaną objętość roztworu.

$$n_s = \frac{m_s}{M}$$

$$n_s = \frac{28 \text{ g}}{56 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$n_s = 0,5 \text{ mol}$$

$$C_m = \frac{n_s}{V_r} \Rightarrow V_r = \frac{n_s}{C_m}$$

$$V_r = \frac{0,5 \text{ mol}}{5 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}}$$

$$V_r = 0,1 \text{ dm}^3$$

Odpowiedź: Objętość 5 M roztworu zawierająca 28 g substancji wynosi $0,1 \text{ dm}^3$.

Ćwiczenia

10. Ile moli substancji znajduje się w 250 ml 25-procentowego roztworu kwasu siarkowego(VI) o gęstości $1,2 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$?
11. Ile soli znajduje się w 0,5 kg roztworu?
 - a) 2%
 - b) 8%
12. W jakiej masie 50-procentowego roztworu zawiera się 5 g substancji rozpuszczonej?
13. W zlewce znajduje się 500 ml 1 M roztworu. Oblicz:
 - a) ile moli substancji zawiera ten roztwór;
 - b) ile moli substancji zawiera 200 cm^3 tego roztworu;
 - c) jaką masę substancji zawiera $0,1 \text{ dm}^3$ roztworu, jeśli masa molowa substancji wynosi $58,5 \text{ g mol}^{-1}$.
14. Oblicz, w jakiej masie roztworu o gęstości $1,12 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ i stężeniu molowym $3 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ znajdują się 2 mole substancji.





5.4. Obliczenia stężenia po zatężeniu lub rozcieńczaniu roztworów

Przykład 11.

Oblicz stężenie procentowe masowe po odparowaniu 20 g wody z 200 g 36-procentowego roztworu.

Dane:

$$C_{p_1} = 36\%$$

$$m_{\text{rozp}} = 20 \text{ g (masa odparowana)}$$

$$m_{r_1} = 200 \text{ g}$$

Szukane:

$$C_{p_2} = ?$$

Rozwiązanie:

Roztwór poddano odparowaniu, więc zmieniła się tylko masa rozpuszczalnika, a tym samym masa roztworu m_{r_1} została pomniejszona o ubytek rozpuszczalnika (20 g). Masa substancji nie ulega zmianie. Wyznaczoną masę substancji z pierwotnego stężenia C_{p_1} należy wykorzystać do obliczenia C_{p_2} . Należy wstawić skorygowaną masę roztworu $m_{r_2} = m_{r_1} - 20 \text{ g}$.

$$C_{p_1} = \frac{m_s}{m_{r_1}} \cdot 100\% \Rightarrow m_s = \frac{C_{p_1} \cdot m_{r_1}}{100\%}$$

$$m_s = \frac{36\% \cdot 200 \text{ g}}{100\%}$$

$$m_s = 72 \text{ g}$$

$$C_{p_2} = \frac{m_s}{m_{r_2}} \cdot 100\%$$

$$C_{p_2} = \frac{72 \text{ g}}{(200 - 20) \text{ g}} \cdot 100\%$$

$$C_{p_2} = 40\%$$

Odpowiedź: Stężenie procentowe po odparowaniu rozpuszczalnika wynosiło 40%.

Przykład 12.

Oblicz stężenie molowe roztworu po dodaniu 200 cm³ wody do 0,7 dm³ roztworu o stężeniu 12 mol · dm⁻³.

Dane:

$$V_{\text{rozp}} = 200 \text{ cm}^3 \text{ (dodana)}$$

$$V_{r_1} = 0,7 \text{ dm}^3$$

$$C_{m_1} = 12 \text{ M}$$

Szukane:

$$C_{m_2} = ?$$

Rozwiązanie:

Podobnie jak w poprzednim zadaniu ilość substancji po dodaniu rozpuszczalnika – po rozcieńczeniu – się nie zmieniła. Zmieniła się tylko objętość roztworu. Wzrosła ona o objętość dodanego rozpuszczalnika

$$V_{r_2} = V_{r_1} + 200 \text{ cm}^3.$$

$$C_{m_2} = \frac{n_s}{V_{r_2}} \Rightarrow n_s = C_{m_1} \cdot V_{r_1}$$



$$C_{m_2} = \frac{C_{m_1} \cdot V_{r_1}}{V_{r_2}}$$

$$C_{m_2} = \frac{12 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 700 \text{ cm}^3}{900 \text{ cm}^3}$$

$$C_{m_2} = 9,33 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Odpowiedź: Stężenie molowe roztworu po rozcieńczeniu wynosi 9,33 M.

Ćwiczenia

15. Oblicz stężenie procentowe masowe po dosypaniu 12 g soli do 100 g jej 20-procentowego roztworu. Wskazówka: dodanie substancji rozpuszczonej do roztworu zwiększa zarówno ilość substancji zawartej w roztworze, jak i masę roztworu.
16. Oblicz stężenie procentowe roztworu po odparowaniu 15 g rozpuszczalnika z 315 g 48-procentowego roztworu.
17. W zlewce znajduje się 300 g roztworu 36-procentowego soli. Oblicz stężenie po:
 - a) odparowaniu 100 g rozpuszczalnika;
 - b) dodaniu 10 g rozpuszczalnika;
 - c) dosypaniu 36 g soli.
18. Oblicz stężenie molowe roztworu otrzymanego w wyniku dodania 25 dm³ do 100 dm³ roztworu o stężeniu molowym 12 mol · dm⁻³.
19. W zlewce znajduje się 0,5 l roztworu o stężeniu molowym 5 mol · dm⁻³. Oblicz stężenie molowe po:
 - a) dodaniu do roztworu 20 cm³ rozpuszczalnika;
 - b) odparowaniu 100 g rozpuszczalnika o gęstości 0,79 g · cm⁻³;
 - c) dosypaniu 101 g substancji o masie molowej 101 g · mol⁻¹ przy założeniu, że dosypana substancja nie spowodowała wzrostu objętości roztworu.

5.5. Przeliczanie stężeń

Chemicy w laboratorium często przeliczają stężenie procentowe na molowe lub odwrotnie. Aby tego dokonać, należy wyprowadzić zależność łączącą te dwa stężenia i – w zależności od potrzeb – przekształcać ją ze względu na szukaną wielkość.

$$C_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%; m_s = n_s \cdot M; m_r = V_r \cdot d$$

$$C_p = \frac{n_s \cdot M}{V_r \cdot d} \cdot 100\%; C_m = \frac{n_s}{V_r}$$

$$C_p = \frac{C_m \cdot M}{d} \cdot 100\%$$

$$C_m = \frac{C_p \cdot d}{M \cdot 100\%}$$

$$C_m = \frac{n_s}{V_r}; n_s = \frac{m_s}{M}; V_r = \frac{m_r}{d}$$

$$C_m = \frac{m_s \cdot d}{M \cdot m_r}; C_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%$$

$$C_m = \frac{C_p \cdot d}{M \cdot 100\%}$$

$$C_p = \frac{C_m \cdot M}{d} \cdot 100\%$$



Jak widać w powyższych wzorach, do przeliczania stężenia procentowego na molowe i do operacji odwrotnej jest niezbędna znajomość masy molowej substancji rozpuszczonej oraz gęstość roztworu. Należy także pamiętać, by wyrazić gęstość w $\text{g} \cdot \text{dm}^{-3}$ ze względu na jednostkę stężenia molowego ($\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$).

Przykład 13.

Oblicz stężenie molowe roztworu kwasu siarkowego(VI) o gęstości $1,3 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$ i stężeniu procentowym masowym wynoszącym 40%.

Dane:

Szukane:

$$C_p = 40\%$$

$$C_m = ?$$

$$d = 1,3 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} = 1300 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Rozwiązanie:

$$C_m = \frac{C_p \cdot d}{M \cdot 100\%}$$

$$C_m = \frac{40\% \cdot 1300 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}}{98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 100\%}$$

$$C_m = 5,31 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Odpowiedź: Stężenie molowe 40-procentowego roztworu kwasu siarkowego(VI) wynosi $5,31 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Zadanie to można także rozwiązać, korzystając z danych oraz obliczając kolejne wielkości fizyczne potrzebne do wyznaczenia szukanej.

Z definicji stężenia procentowego można obliczyć masę substancji zawartą w 100 g roztworu.

$$m_s = \frac{C_p \cdot m_r}{100\%}$$

$$m_s = \frac{40\% \cdot 100 \text{ g}}{100\%}$$

$$m_s = 40 \text{ g}$$

Masę substancji należy przeliczyć na liczbę moli.

$$n_s = \frac{m_s}{M}$$

$$n_s = \frac{40 \text{ g}}{98 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}}$$

$$n_s = 0,408 \text{ mol}$$

Gęstość jest znana, więc należy przeliczyć masę 100 g roztworu na objętość występującą we wzorze na stężenie molowe.

$$V_r = \frac{m_r}{d}$$

$$V_r = \frac{100 \text{ g}}{1,3 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}}$$

$$V_r = 76,9 \text{ cm}^3 = 0,0769 \text{ dm}^3$$

Ostatnim etapem jest obliczenie stężenia molowego.

$$C_m = \frac{n_s}{V_r}$$

$$C_m = \frac{0,408 \text{ mol}}{0,0769 \text{ dm}^3}$$

$$C_m = 5,31 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$



Ćwiczenia

20. Oblicz stężenie molowe roztworu kwasu solnego (HCl), którego stężenie procentowe wynosi 20%, a gęstość roztworu to $1,1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.
21. Oblicz stężenie procentowe wodnego roztworu siarczku sodu (Na_2S), jeżeli jego stężenie molowe wynosi 0,5 M, a gęstość roztworu to $1040 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$.
22. Oblicz stężenie:
 - a) procentowe masowe 5,5-molowego roztworu kwasu azotowego(V) (HNO_3) o gęstości $1,11 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$;
 - b) molowe 80-procentowego roztworu kwasu siarkowego(VI) (H_2SO_4) o gęstości $1,729 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

5.6. Przygotowywanie roztworów o zadanym stężeniu

Przygotowanie roztworu o zadanym stężeniu wymaga przeprowadzenia obliczeń, a następnie zmieszania substancji zgodnie z obliczonymi ilościami. By zrobić odpowiedni roztwór, należy wiedzieć, jaką masę substancji i masę lub objętość rozpuszczalnika zawiera docelowy roztwór. W laboratorium wyznacza się odpowiednie ilości substancji lub odmierza się ich objętość, stosując np. cylindry.

Przykład 14.

Przygotuj w zlewce 500 ml 20-procentowego roztworu solanki, jeżeli jego gęstość wynosi $1,15 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

Dane: Szukane:

$$C_p = 20\% \quad m_s = ?$$

$$d = 1,15 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} \quad V_{\text{rozp}} = ?$$

$$V_r = 500 \text{ ml}$$

Rozwiązanie:

Korzystając z podanej objętości oraz gęstości, należy obliczyć masę roztworu ($m_r = V_r \cdot d$; $m_r = 1,15 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} \cdot 500 \text{ cm}^3 = 575 \text{ g}$), następnie masę substancji ($m_s = C_p \cdot m_r$; $m_s = 0,2 \cdot 575 \text{ g} = 115 \text{ g}$), a na końcu masę rozpuszczalnika ($m_{\text{rozp}} = m_r - m_s$; $m_{\text{rozp}} = 575 \text{ g} - 115 \text{ g} = 460 \text{ g}$), która w przypadku wody równa jest jej objętości ($d_{\text{wody}} = 1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$).

Odpowiedź: By wykonać zadany roztwór, należy odważyć 115 g soli NaCl, wsypać ją do zlewki oraz dodać 460 ml wody.

Przykład 15.

Przygotuj 150 g wodnego roztworu NaH_2PO_4 o stężeniu $0,89 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, jeżeli jego gęstość wynosi $1,07 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

Dane: Szukane:

$$m_r = 150 \text{ g} \quad m_s = ?$$

$$C_m = 0,89 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \quad V_r = ?$$

$$d = 1,07 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$$

**Rozwiązanie:**

Podaną masę roztworu, wykorzystując gęstość roztworu, należy przeliczyć na objętość roztworu ($V_r = m_r/d$; $V_r = 150 \text{ g}/1,07 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3} = 140,2 \text{ cm}^3$). Następnie należy wyznaczyć iloczyn obliczonej objętości wyrażonej w dm^3 oraz stężenia molowego, aby określić liczbę moli substancji rozpuszczonej ($n_s = C_m \cdot V_r$; $n_s = 0,89 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0,1402 \text{ dm}^3 = 0,125 \text{ mol}$). Ilość substancji rozpuszczonej należy wyrazić w masie, by móc wyznaczyć odpowiednią porcję ($M = 120 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1}$; $m_s = M \cdot n = 120 \text{ g} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot 0,125 \text{ mol} = 15 \text{ g}$).

By wykonać zadany roztwór, należy odważyć 15 g soli NaH_2PO_4 , wsypać ją do zlewki, a następnie dodać tyle wody, by objętość otrzymanego roztworu wynosiła $140,2 \text{ cm}^3$.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Stężenie procentowe masowe

$$Cp^m = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\% [\%]$$

s. 27

- Masa roztworu

$$m_r = m_s + m_{\text{rozp}} [\text{g}]$$

- Stężenie procentowe objętościowe

$$Cp^V = \frac{V_s}{V_r} \cdot 100\% [\%]$$

s. 27

- Objętość roztworu

$$V_r = \frac{m_r}{d} [\text{dm}^3]$$

- Stężenie molowe

$$C_m = \frac{n_s}{V_r} [\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}], [\text{M}]$$

s. 28

- Liczba moli

$$n_s = \frac{m_s}{M} [\text{mol}]$$

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. W 1500 cm^3 roztworu znajduje się 500 g chlorku sodu (NaCl). Oblicz stężenie molowe tego roztworu.
2. Ile gramów substancji potrzeba do sporządzenia 450 g 12-procentowego roztworu?
3. Ile gramów chlorku sodu należy użyć do przygotowania 100 cm^3 roztworu o stężeniu $2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$?
4. Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego przez rozpuszczenie 55 g substancji w 550 cm^3 wody.
5. W jakiej objętości 2-molowego roztworu znajduje się 5 moli substancji rozpuszczonej?
6. Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 13 g substancji w 100 cm^3 benzyny, której gęstość wynosi $0,7 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.



7. Ile gramów soli i ile wody potrzeba do przygotowania 400 g roztworu o stężeniu 10%?
8. Oblicz stężenie molowe roztworu po dodaniu 300 ml wody do 0,1 l wodnego roztworu o stężeniu molowym $12 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.
9. Oblicz stężenie procentowe roztworu po odparowaniu 50 cm^3 wody z 475 g roztworu o stężeniu 40%.
10. Ile gramów substancji rozpuszczonej znajduje się w 320 g nasyconego roztworu, jeżeli rozpuszczalność w tej temperaturze wynosi 40 g?
11. Oblicz stężenie procentowe nasyconego w temperaturze pokojowej roztworu, jeżeli jego rozpuszczalność w tych warunkach wynosi 27 g.
12. Oblicz rozpuszczalność substancji, jeżeli stężenie nasyconego roztworu wynosi 36%.
13. Oblicz stężenie procentowe roztworu nadtlenku wodoru (H_2O_2) w 11,6-molowym roztworze, którego gęstość wynosi $1,13 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.
14. Oblicz stężenie molowe roztworu nadtlenku wodoru (H_2O_2) w 30% roztworze, jeżeli jego gęstość wynosi $1,11 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.
15. Ile moli kwasu siarkowego(VI) (H_2SO_4) zawiera 150 ml 25% jego wodnego roztworu o gęstości $1,2 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$?



PODSUMOWANIE PRZED SPRAWDZIANEM

Materia				
Materiały niejednorodne (mieszanki heterogeniczne)		Materiały jednorodne		
Zawiesiny	Roztwory koloidalne	Mieszanki homogeniczne; roztwory właściwe	Substancje	
Średnica cząstek rozproszonych od 10^{-7} m. Właściwości: • niejednorodność fizyczna oraz chemiczna • niska trwałość • ulegają sedymentacji – opadaniu cząstek rozproszonych na dno naczynia • niewidoczna wiązka światła przechodzącego przez zawiesinę (światło jest rozpraszane i odbija się w różnych kierunkach)	Średnica cząstek rozproszonych od 10^{-9} do 10^{-7} m. Właściwości: • niejednorodność fizyczna oraz chemiczna • względna trwałość • mogą ulegać koagulacji • widoczna, w kształcie stożka, wiązka światła przechodzącego przez koloid – efekt Tyndalla	Średnica cząstek rozproszonych do 10^{-9} m. Właściwości: • jednorodność fizyczna oraz chemiczna • duża trwałość • widoczna, równomierna, wąska wiązka światła przechodzącego przez roztwór	Pierwiastki	Związki chemiczne

• Rozdzielanie mieszanin heterogenicznych

s. 14

- Dekantacja – zlewanie cieczy z nad osadu po uprzedniej sedymentacji bądź odwirowaniu.
- Sączenie – mechaniczne oddzielenie osadu od cieczy z wykorzystaniem sączka, na którym zatrzymuje się osad.
- Krystalizacja – oczyszczanie zanieczyszczonych ciał stałych. Aby dokonać krystalizacji, należy rozpuścić mieszaninę i izolowany składnik w temperaturze wrzenia rozpuszczalnika. Następnie trzeba oddzielić trudno rozpuszczalne zanieczyszczenia przez sączenie na gorąco. Uzyskany przesącz pozostawia się do ochłodzenia, któremu towarzyszy wydzielanie się osadu.

• Rozdzielanie mieszanin homogenicznych

s. 19

- Odparowanie – pozbycie się rozpuszczalnika prowadzące do wyizolowania składnika nielotnego.
- Krystalizacja jako proces fizyczny – tworzenie kryształów z ich roztworu; wydzielanie fazy krystalicznej z roztworu pobudzone przez zatkanie lub obniżanie temperatury.
- Destylacja – rozdzielanie ciekłej mieszaniny, której składniki różnią się temperaturą wrzenia.
- Ekstrakcja – wyodrębnianie składnika lub składników z mieszaniny jednorodnej z wykorzystaniem dodatkowego rozpuszczalnika (wtórnego) niemieszanego się z rozpuszczalnikiem pierwotnym (stanowiącym składnik mieszaniny). Metoda ta wykorzystuje różną rozpuszczalność składnika izolowanego w rozpuszczalniku pierwotnym oraz wtórnym.
- Metoda strącaniowa – opiera się na przekształceniu wydzielanego składnika w trudno rozpuszczalny osad.



- Adsorpcja – gromadzenie się substancji rozpuszczonych w cieczach lub gazach na powierzchni ciała stałego.
- Techniki chromatograficzne – metody wykorzystujące różnice w szybkości przemieszczania się poszczególnych składników mieszaniny względem porowatego podłoża.
- Rozpuszczalność – maksymalna liczba gramów substancji, którą w określonej temperaturze można rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika; rozpuszczalność większości substancji stałych i cieczy w rozpuszczalnikach ciekłych wzrasta wraz ze wzrostem temperatury, natomiast rozpuszczalność gazów w cieczach ze wzrostem temperatury maleje, a wzrasta ze wzrostem ciśnienia.

Roztwór nienasycony – roztwór, w którym w określonej temperaturze można rozpuścić dodatkową ilość substancji.

Roztwór nasycony – roztwór zawierający w określonej temperaturze maksymalną ilość substancji.

Roztwór przesycony – roztwór zawierający w określonej temperaturze więcej substancji, niż zawiera roztwór nasycony.

Ilość substancji rozpuszczonej

- s. 27 • **Stężenie procentowe masowe** – określa liczbę gramów substancji rozpuszczonej w 100 g roztworu.

$$Cp^m = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\% [\%]$$

- s. 27 • **Stężenie procentowe objętościowe** – określa liczbę centymetrów sześciennych substancji rozpuszczonej w 100 cm³ roztworu.

$$Cp^v = \frac{V_s}{V_r} \cdot 100\% [\%]$$

- s. 28 • **Stężenie molowe** – określa liczbę moli substancji rozpuszczonej zawartej w 1 dm³ roztworu.

$$C_m = \frac{n_s}{V_r} [\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}], [\text{M}]$$

SPRAWDŹ, CZY UMIESZ!

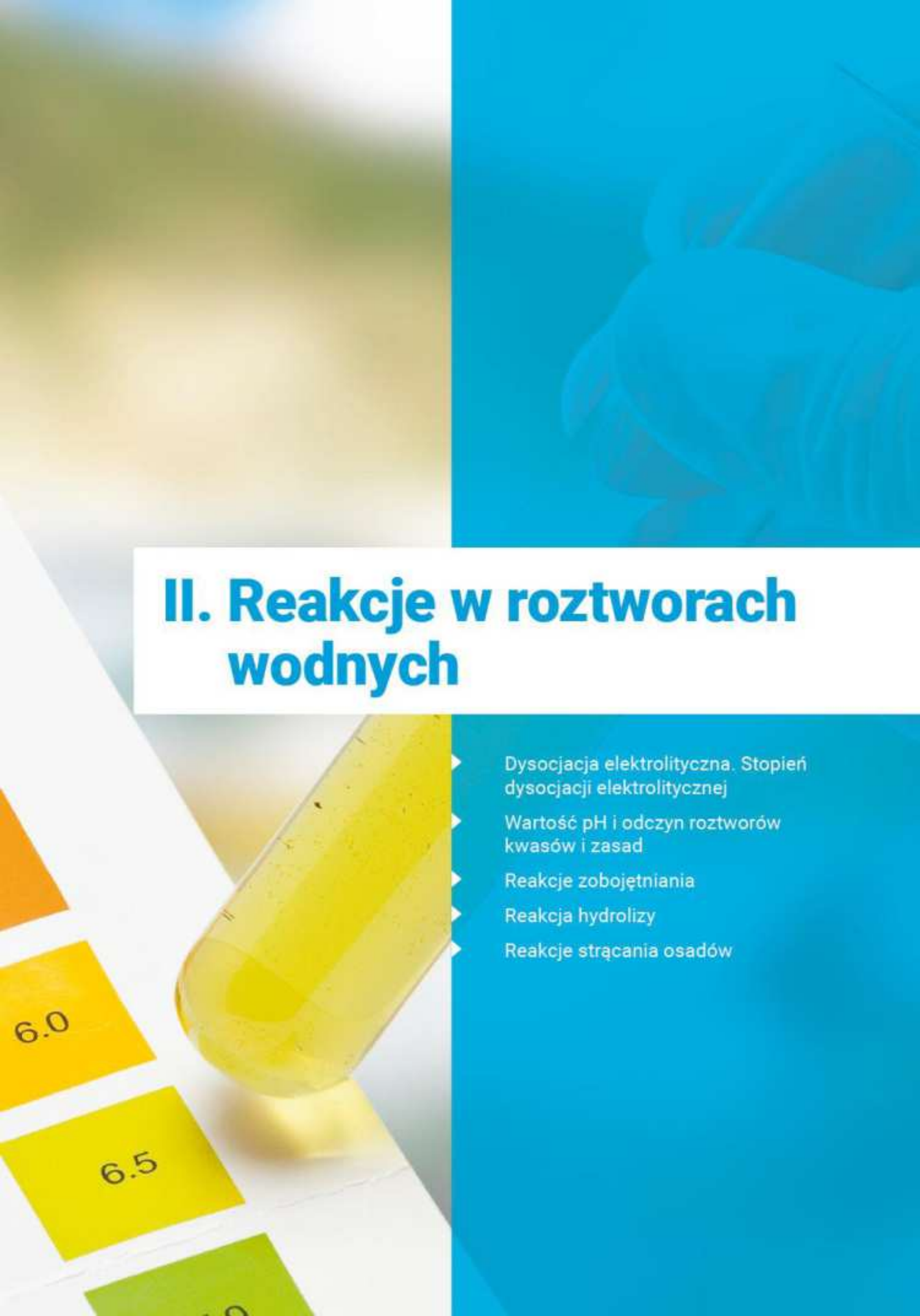
1. Podziel poniższe mieszaniny na dwie grupy: jednorodne i niejednorodne. Przeanalizuj skład podanych mieszanin i zaproponuj metodę ich rozdzielenia na składniki.
 - a) metanol i woda
 - b) olej rzepakowy i etanol
 - c) siarczan(VI) miedzi(II) i woda
 - d) opilki żelaza, siarka i sól kuchenna
2. Podaj przykłady mieszanin, które można rozdzielić za pomocą:
 - a) sączenia,
 - b) destylacji,
 - c) krystalizacji.



3. Określ podane mieszaniny, używając terminów: jednoskładnikowa lub dwuskładnikowa oraz jednofazowa lub dwufazowa.
 - a) woda i olej lniany
 - b) woda i ocet
 - c) woda i lód
 - d) stal
4. Podaj po dwa przykłady roztworów właściwych, koloidalnych oraz zawiesin, wskazując substancję stanowiącą fazę zdyspergowaną oraz ośrodek dyspersyjny.
5. Zaproponuj metodę rozdzielania mieszaniny:
 - a) jednofazowej zawierającej składniki ciekłe o różnych temperaturach wrzenia,
 - b) dwufazowej zawierającej ciecz oraz substancję stałą,
 - c) ciekłej dwufazowej dwuskładnikowej,
 - d) dwufazowej zawierającej dwa składniki będące ciałami stałymi.
6. Wyjaśnij pojęcia i wskaż, z jakim typem mieszaniny są one związane: *koagulacja, piana, emulsja, aerozol, zół, efekt Tyndalla*.
7. Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 17,5 g substancji w 22,5 g rozpuszczalnika.
8. Oblicz stężenie procentowe objętościowe roztworu zawierającego 24 g substancji o gęstości $1,2 \text{ g cm}^{-3}$ w 66 g roztworu o gęstości $1,1 \text{ g cm}^{-3}$.
9. Ile soli znajduje się w 1 kg 2-procentowego roztworu?
10. Ile wody zawiera 0,5 kg roztworu soli o stężeniu 5%?
11. Ile gramów substancji znajduje się w 0,5 l roztworu o stężeniu 10% i gęstości $1,11 \text{ g cm}^{-3}$?
12. Ile sody i ile wody potrzeba do przygotowania 200 g roztworu o stężeniu 1%?
13. Po odparowaniu do sucha 37,9 g wodnego roztworu chlorku sodu (NaCl), nasyconego w temperaturze 283 K, otrzymano 10 g soli. Oblicz rozpuszczalność chlorku sodu w temperaturze 283 K.
14. Oblicz rozpuszczalność substancji, jeżeli stężenie nasyconego roztworu wynosi 23%.
15. Oblicz stężenie procentowe roztworu nasyconego soli, której rozpuszczalność wynosi 80,5 g.
16. Ile gramów chlorku sodu (NaCl) potrzeba do sporządzenia 200 cm^3 roztworu o stężeniu 3 mol dm^{-3} ?
17. Oblicz stężenie molowe roztworu zawierającego 4 mole substancji w 200 cm^3 roztworu.
18. W jakiej objętości 0,5-molowego roztworu znajdują się 3 mole substancji?
19. Oblicz stężenie molowe roztworu zawierającego 230 g siarczku sodu (Na_2S) w 5000 cm^3 .
20. Jak przygotować $0,5 \text{ dm}^3$ 1-molowego roztworu wodorotlenku sodu (NaOH), jeśli gęstość roztworu jest równa gęstości wody?
21. Oblicz stężenie molowe roztworu otrzymanego po dodaniu do 200 ml 0,2-molowego roztworu 100 ml rozpuszczalnika.
22. Oblicz stężenie procentowe roztworu po odparowaniu 50 ml wody z 250 g roztworu o stężeniu 20%.
23. Oblicz stężenie molowe roztworu otrzymanego przez:
 - a) dodanie 2 cm^3 wody do $0,02 \text{ dm}^3$ roztworu o stężeniu 5 mol dm^{-3} ,
 - b) odparowanie 2 g wody z $0,02 \text{ dm}^3$ roztworu o stężeniu 5 mol dm^{-3} .



24. Oblicz stężenie procentowe roztworu po dodaniu:
 - a) 2 g substancji rozpuszczonej do 20 g roztworu o stężeniu 4%,
 - b) 2 g rozpuszczalnika do 20 g roztworu o stężeniu 4%.
25. Oblicz stężenie procentowe 0,5-molowego roztworu siarczku sodu (Na_2S), którego gęstość wynosi $1,04 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.
26. Oblicz stężenie molowe 14-procentowego roztworu chlorku sodu (NaCl), którego gęstość wynosi $1,1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.
27. Który roztwór ma mniejsze stężenie procentowe:
 - a) kwas siarkowy(VI) (H_2SO_4) o stężeniu molowym $2,33 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ i gęstości $1,14 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$,
 - b) kwas azotowy(V) (HNO_3) o stężeniu molowym $2,33 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ i gęstości $1,08 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$?
28. Który roztwór ma większe stężenie molowe:
 - a) 40-procentowy roztwór NaOH o gęstości $1,43 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$,
 - b) 40-procentowy roztwór KOH o gęstości $1,40 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$?
29. Ile moli substancji znajduje się w 75 ml 25-procentowego roztworu kwasu siarkowego(VI) (H_2SO_4) o gęstości $1,2 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$?
30. Oblicz gęstość 15-procentowego roztworu chlorku amonu (NH_4Cl), jeżeli stężenie molowe tego roztworu wynosi $2,95 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.



II. Reakcje w roztworach wodnych

Dysocjacja elektrolityczna. Stopień dysocjacji elektrolitycznej

Wartość pH i odczyn roztworów kwasów i zasad

Reakcje zobojętniania

Reakcja hydrolizy

Reakcje strącania osadów



1. Dysocjacja elektrolityczna. Stopień dysocjacji elektrolitycznej

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- czym różnią się elektrolity od nieelektrolitów;
- czym jest proces dysocjacji jonowej (elektrolitycznej);
- jak dysocjują roztwory kwasów, wodorotlenków, soli;
- jak zapisuje się równanie reakcji dysocjacji elektrolitycznej związków nieorganicznych;
- co oznacza pojęcie stopnia dysocjacji.

Mimo że wszystkie roztwory są elektrycznie obojętne, niektóre z nich przewodzą prąd. Substancje, które w stanie stopionym lub po rozpuszczeniu w wodzie przewodzą prąd, nazywa się elektrolitami, natomiast te, które po stopieniu lub rozpuszczeniu nie przewodzą prądu, nazywa się nieelektrolitami. Takiego podziału substancji dokonał Svante Arrhenius (czytaj: swante arenius) w drugiej połowie XIX w.

1.1. Przewodność elektryczna elektrolitów i nieelektrolitów

Doświadczenie

Badanie przewodności elektrycznej roztworów elektrolitów i nieelektrolitów Opis:

Do pierwszej z sześciu zlewek dodaj 250 cm^3 wody destylowanej, a do kolejnych – wodne roztwory: alkoholu etylowego, sacharozy, chlorku sodu (NaCl), kwasu solnego (HCl) oraz wodorotlenku sodu (NaOH). Następnie zmontowanym urządzeniem do przepływu prądu (zbudowanym ze stałego źródła prądu, żarówki, elektrod węglowych oraz przewodów elektrycznych) zbadaj przepływ prądu, zanurzając elektrody w kolejnych zlewkach. Przekładając elektrody do kolejnych zlewek, dokładnie je oplucz wodą destylowaną, by nie zaburzyć wyniku doświadczenia.

Obserwacje:

Zawartość zlewki	woda destylowana	wodny roztwór alkoholu etylowego	wodny roztwór sacharozy	wodny roztwór chlorku sodu	wodny roztwór kwasu solnego	wodny roztwór wodorotlenku sodu
Obserwacje						

**Wnioski:**

Wodne roztwory chlorku sodu, kwasu solnego, wodorotlenku sodu przewodzą prąd. Woda destylowana oraz wodne roztwory alkoholu etylowego i sacharozy nie przewodzą prądu.

Uogólniając wniosek wynikający z powyższego doświadczenia, można stwierdzić, że wodne roztwory alkoholu etylowego oraz sacharozy nie przewodzą prądu, więc są **nielektrolitami**, natomiast roztwory kwasów, zasad i soli przewodzą prąd, dlatego są **elektrolitami**. Jak to możliwe, skoro roztwory są obojętne elektrycznie? Elektrolity podczas rozpuszczania w wodzie rozpadają się na fragmenty naładowane elektrycznie – jony – czyli ulegają **dysocjacji jonowej**, zwanej także **dysocjacją elektrolityczną**. Pojawiające się jony mogą być dodatnio naładowane (kationy) lub ujemnie naładowane (aniony). Suma ładunków elektrycznych kationów i anionów powstałych na skutek dysocjacji elektrolitycznej elektrolitów jest zawsze równa 0, dlatego roztwory te są obojętne elektrycznie.

Elektrolity – substancje, które w stanie stopionym lub w roztworach wodnych przewodzą prąd.

elektrolity

Nielektrolity – substancje, które w stanie stopionym lub w roztworach wodnych nie przewodzą prądu.

nielektrolity

Dysocjacja jonowa (elektrolityczna) – rozpad cząsteczek związków chemicznych na jony zachodzący pod wpływem wody.

dysocjacja jonowa

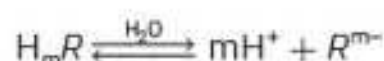
1.2. Dysocjacja elektrolityczna

Z doświadczenia (ze strony 48) wynika, że nie wszystkie substancje, które się rozpuszczają, ulegają dysocjacji w roztworach wodnych. Warunkiem dysocjacji jest odpowiednia budowa i rodzaj wiązania występującego w danym związku chemicznym. W związkach (o ogólnym wzorze AB), w których między atomami jest nierównomiernie rozłożony ładunek, w obecności wody dochodzi do zerwania się wiązania i uwolnienia jonów (A^+ oraz B^-). Proces dysocjacji można odwrócić. W trakcie procesu ustala się stan równowagi pomiędzy jonami a cząsteczkami, które nie uległy dysocjacji (niedysocjowanymi). Równanie chemiczne opisujące ten proces nazywa się równaniem reakcji dysocjacji elektrolitycznej:



Dysocjacja elektrolityczna kwasów

W wyniku dysocjacji elektrolitycznej kwasów o ogólnym wzorze H_mR powstają jony: H^+ oraz R^{m-} :



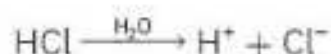
H^+ – kationy wodoru (protony)

R^{m-} – aniony reszty kwasowej

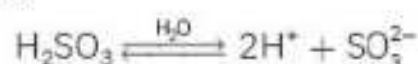
m – wartościowość reszty kwasowej równa liczbie atomów wodoru w jednej cząsteczce kwasu



Równanie reakcji dysocjacji roztworu kwasu chlorowodorowego (HCl) wygląda następująco:



Sumaryczne równanie reakcji dysocjacji roztworu kwasu siarkowego(IV) (H_2SO_3) przedstawia się tak:



Kwasy zawierające w cząsteczce więcej niż jeden atom wodoru dysocjują stopniowo (patrz kolejny podrozdział 1.3.).

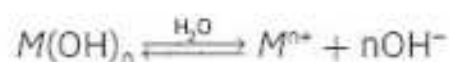
Ze względu na dysocjację elektrolityczną kwasy definiuje się jako związki chemiczne, które pod wpływem wody dysocjują z odszczepieniem protonu.

Ćwiczenia

1. Sprawdź bilans atomów oraz ładunków po obydwóch stronach równań reakcji dysocjacji roztworów H_2S i H_2SO_3 .
2. Napisz równanie reakcji dysocjacji jonowej kwasu ortofosforowego(V) (H_3PO_4).

Dysocjacja elektrolityczna zasad

Zasady o ogólnym wzorze $\text{M}(\text{OH})_n$ pod wpływem wody dysocjują z utworzeniem jonów M^{n+} oraz OH^- :



gdzie:

M^{n+} – kation metalu

OH^- – anion wodorotlenkowy

n – wartościowość metalu, równa liczbie grup hydroksylowych (OH) występujących w jednej cząsteczce zasady

Równanie reakcji dysocjacji wodorotlenku potasu pod wpływem wody przedstawia się następująco:



Sumaryczne równanie reakcji dysocjacji wodorotlenku magnezu ($\text{Mg}(\text{OH})_2$) przedstawiono poniżej:



Wodorotlenki zawierające więcej niż jedną grupę wodorotlenkową dysocjują stopniowo (patrz kolejny podrozdział 1.3.)

Wodorotlenki, które pod wpływem wody dysocjują z wydzieleniem anionu wodorotlenkowego, są nazywane zasadami.

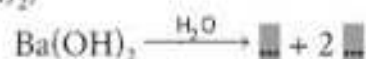
Ćwiczenie

3. Uzupełnij poniższe równania reakcji dysocjacji roztworów:

a) wodorotlenku sodu (NaOH)



b) wodorotlenku baru ($\text{Ba}(\text{OH})_2$)

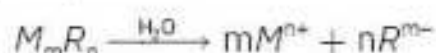




Dysocjacja elektrolityczna soli

Większość soli ma budowę jonową i w stanie stałym tworzą one sieci krystaliczne zbudowane z jonów. Rozpuszczają się w wodzie, całkowicie dysocjując na jony. W tym przypadku nie ustala się stan równowagi, co zaznacza się w równaniu reakcji dysocjacji elektrolitycznej strzałką skierowaną wyłącznie w stronę utworzonych jonów.

Dla ogólnego wzoru całkowicie dysocjującej soli o wzorze M_mR_n równanie reakcji dysocjacji elektrolitycznej ma postać:



gdzie:

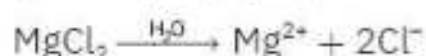
M^{n+} – kation metalu

R^{m-} – anion reszty kwasowej

m – wartościowość reszty kwasowej R

n – wartościowość metalu M

Dla przykładu – chlorek magnezu dysocjuje zgodnie z równaniem:



Ćwiczenie

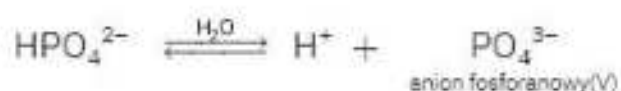
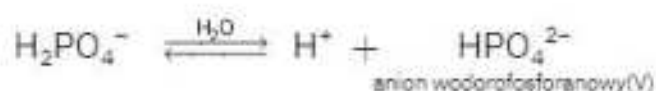
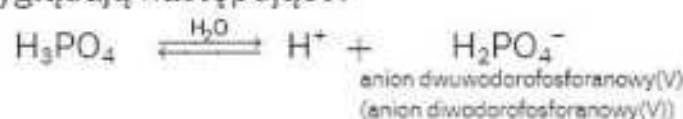
4. Napisz równanie reakcji dysocjacji elektrolitycznej dla chlorku potasu (KCl), siarczku sodu (Na_2S), siarczanu(VI) żelaza(III) ($Fe_2(SO_4)_3$) oraz węglanu sodu (Na_2CO_3).



1.3. Dysocjacja stopniowa

Dysocjacja stopniowa kwasów

Kwasy zawierające jeden atom wodoru (jednoprotonowe) dysocjują jednoetapowo. Kwasy zawierające większą liczbę atomów wodoru dysocjują wieloetapowo, a liczba etapów jest równa liczbie atomów wodoru w cząsteczce kwasu, ponieważ w każdym etapie dochodzi do oderwania się jednego kationu wodoru (protonu). Dysocjacja kwasu fosforowego(V) (H_3PO_4) jest zatem trójetapowa, a poszczególne etapy wyglądają następująco:

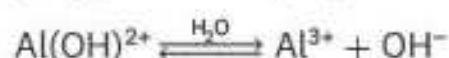
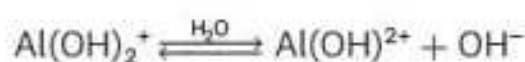
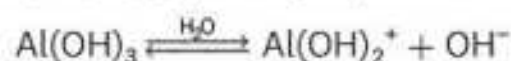


Warto zwrócić uwagę na zgadzający się bilans ładunków (suma ładunków po stronie substratów i produktów jest równa) w każdym etapie. Dodając stronami substraty i produkty ze wszystkich etapów, otrzymuje się sumaryczne równanie reakcji dysocjacji:



**Dysocjacja stopniowa zasad**

Analogicznie do kwasów wieloprotonowych stopniowo dysocjują także zasady mające więcej niż jedną grupę hydroksylową. Liczba etapów jest równa liczbie grup hydroksylowych w cząsteczce zasady, ponieważ w każdym etapie dochodzi do oderwania się jednego anionu wodorotlenkowego. Dysocjacja roztworu wodnego wodorotlenku glinu ($\text{Al}(\text{OH})_3$) jest trójetapowa:



Bilans atomów po obu stronach równań jest równy, podobnie jak bilans ładunków.

Ćwiczenie

5. Napisz równanie reakcji stopniowej dysocjacji wodnego roztworu wodorotlenku magnezu ($\text{Mg}(\text{OH})_2$).

1.4. Elektrolity mocne i słabe

Wśród elektrolitów wyróżnia się mocne i słabe. Elektrolity całkowicie zdysocjowane na jony w roztworze wodnym określa się jako mocne. W roztworach wodnych tych elektrolitów praktycznie nie występują cząsteczki niezdisocjowane, a równania ich reakcji dysocjacji zawierają jedną strzałkę skierowaną w stronę jonów. Elektrolity, które w roztworach wodnych ulegają tylko częściowej dysocjacji, a w ich roztworach występują cząsteczki niezdisocjowane, określa się elektrolitami słabymi. Obecność cząsteczek niezdisocjowanych w roztworach wodnych będących w równowadze z jonami zaznacza się w równaniu elektrolitycznym dwoma strzałkami o przeciwnych zwrotach.

Ćwiczenie

6. Przeanalizuj wszystkie równania dysocjacji elektrolitów zapisane w tym rozdziale podręcznika i dokonaj podziału tych elektrolitów na mocne i słabe.

elektrolity mocne

Elektrolity mocne – substancje, które w roztworach wodnych dysocjują całkowicie.

elektrolity słabe

Elektrolity słabe – substancje, które w roztworach wodnych nie dysocjują całkowicie.

Do elektrolitów mocnych należą sole rozpuszczalne w wodzie, niektóre kwasy (takie jak: HCl , HBr , HI , H_2SO_4 , HNO_3 , HClO_4), mocne zasady (wodorotlenki metali należące do grupy 1 oraz wodorotlenki metali z grupy 2 takie jak: $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$). Pozostałe kwasy i wodorotlenki oraz trudno rozpuszczalne sole są słabymi elektrolitami.

Miarą wskazującą na moc elektrolitu jest **stopień dysocjacji elektrolitu**, opisywany symbolem α . Jest on wyrażany jako stosunek cząsteczek zdysocjowanych do stężenia ogólnego elektrolitu:



$$\alpha = \frac{x}{C}$$

gdzie: x – to stężenie cząsteczek zdysocjowanych;
 C – stężenie ogólne elektrolitu, rozumiane jako stężenie całkowite roztworu elektrolitu.

Stopień dysocjacji można także obliczyć jako stosunek liczby moli cząsteczek zdysocjowanych do całkowitej liczby moli substancji rozpuszczonej zawartej w roztworze elektrolitu.

Wartość liczbowa stopnia dysocjacji mieści się w przedziale od 0 do 1. Stopień dysocjacji można także wyrażać procentowo, mnożąc wartość liczbową przez 100%.

Stopień dysocjacji elektrolitu – orientacyjna miara mocy elektrolitu wyrażana stosunkiem stężenia cząsteczek zdysocjowanych do stężenia elektrolitu.

stopień dysocjacji
elektrolitu

$$\alpha = \frac{x}{C} \cdot 100\% \quad [\%]$$

Elektrolity mocne w roztworach wodnych są zdysocjowane całkowicie, ich stopień dysocjacji jest równy 1 (wynosi 100%). Stopień dysocjacji 0,2-molowego kwasu octowego wynosi zaledwie 0,01. Oznacza to, że tylko 1% cząsteczek kwasu octowego w roztworze o tym stężeniu ulega dysocjacji.

Przykład 1*.

Oblicz stężenie cząsteczek zdysocjowanych w roztworze o stężeniu $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, jeżeli stopień dysocjacji roztworu wynosi 5%.

Dane: Szukane:

$C = 0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ $x = ?$

$\alpha = 5\% = 0,05$

Rozwiązanie:

By obliczyć stężenie cząsteczek zdysocjowanych, należy skorzystać z zależności: $\alpha = \frac{x}{C}$. Po przekształceniu równania ze względu na x i podstawieniu odpowiednich wartości otrzymuje się wynik:

$x = \alpha \cdot C \Rightarrow x = 0,05 \cdot 0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} = 0,005 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Odpowiedź:

Stężenie cząsteczek zdysocjowanych wynosi $0,005 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Ćwiczenia*

- Oblicz stężenie cząsteczek zdysocjowanych w roztworze o stężeniu $0,12 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, jeżeli stopień dysocjacji roztworu wynosi 8%.
- Oblicz stopień dysocjacji, jeżeli stężenie cząstek zdysocjowanych wynosi $5 \cdot 10^{-4} \text{ M}$, a stężenie ogólne elektrolitu wynosi $0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

1.5. Stała dysocjacji

Stopień dysocjacji nie jest jednak dokładną miarą mocy elektrolitu, ponieważ zmienia się wraz ze stężeniem. Rośnie wraz ze spadkiem stężenia elektrolitu.





W roztworach bardzo rozcieńczonych słabych elektrolitów stopień dysocjacji zbliża się do jedności. Dlatego też określając moc elektrolitu, operuje się niezależną od stężenia **stałą dysocjacji**. Stała dysocjacji jest stosunkiem iloczynów stężeń jonów powstałych w wyniku dysocjacji do stężenia cząsteczek niezdisocjowanych. Oznacza się ją za pomocą dużej litery K . Stężenia występujące w równaniu opisującym stałą dysocjacji podniesione są do potęg odpowiadających współczynnikom stechiometrycznym występującym przy danym jonie w równaniu reakcji dysocjacji elektrolitycznej.

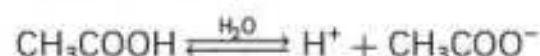
$$A_xB_y \xrightleftharpoons{H_2O} xA^{y+} + yB^{x-}$$

$$K = \frac{[C_{A^{y+}}]^x \cdot [C_{B^{x-}}]^y}{[C_{A_xB_y}]}$$

stała dysocjacji

Stała dysocjacji – stosunek iloczynów stężeń jonów powstałych w wyniku dysocjacji do stężenia cząsteczek niezdisocjowanych. Stężenia jonów są podniesione do potęg wynikających ze współczynników stechiometrycznych występujących w równaniu reakcji dysocjacji.

Dla przykładu – stała dysocjacji słabego elektrolitu, jakim jest kwas octowy dysocjujący zgodnie z równaniem reakcji:



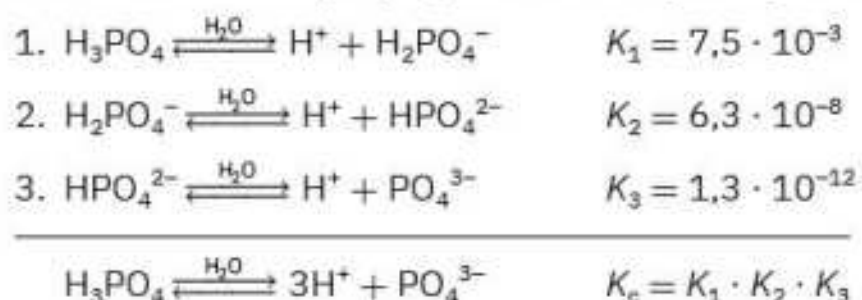
ma postać:

$$K = \frac{[C_{H^+}] \cdot [C_{CH_3COO^-}]}{[C_{CH_3COOH}]}$$

Stała dysocjacji kwasu octowego wynosi $1,75 \cdot 10^{-5}$. Mała wartość wskazuje, że w wodnym roztworze kwasu octowego znajduje się niewielka liczba cząsteczek zdysocjowanych w stosunku do liczby cząsteczek niezdisocjowanych.

Stała dysocjacji praktycznie nie zależy od stężenia, jest zatem dobrą miarą mocy elektrolitu. Im większa wartość stałej dysocjacji, tym silniejszy elektrolit, ponieważ licznik we wzorze służącym do obliczenia wartości stałej dysocjacji jest większy ze względu na większą liczbę jonów w roztworze. Silne elektrolity nie mają określonej stałej dysocjacji, ponieważ w ich roztworach wodnych nie występują cząsteczki niezdisocjowane, zatem mianownik tego wyrażenia musiałby być równy 0.

W przypadku dysocjacji wieloetapowej stałe dysocjacji podaje się dla każdego etapu. Wartości stałych dysocjacji maleją dla kolejnych etapów ($K_1 > K_2 > K_3$), a całkowita stała dysocjacji stanowi iloczyn cząstkowych stałych dysocjacji.





1.6. Prawo rozcieńczeń Ostwalda*

Zależność między stężeniem roztworu a stopniem dysocjacji elektrolitycznej opisuje zależność:

$$K = \frac{\alpha^2 \cdot C}{1 - \alpha}$$

W przypadku roztworów bardzo słabych elektrolitów, przy niskim stopniu dysocjacji ($\alpha < 5\%$; $\frac{C}{K} \geq 400$), mianownik ($1 - \alpha$) jest w przybliżeniu równy jedności

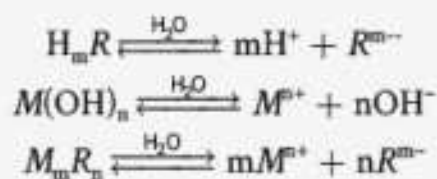
i powyższe równanie zgodnie z prawem rozcieńczeń Ostwalda można uprościć do postaci:

$$K = \alpha^2 \cdot C$$

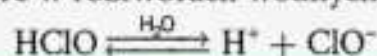
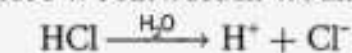
Zależność pozwala na przeliczanie stężenia roztworu słabego elektrolitu na stopień dysocjacji roztworu danej substancji lub odwrotnie, stopnia dysocjacji na stężenie.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- **Elektrolity** – substancje, które w stanie stopionym lub w roztworach wodnych przewodzą prąd. s. 49
- **Nieelektrolity** – substancje, które w stanie stopionym lub w roztworach wodnych nie przewodzą prądu. s. 49
- **Dysocjacja jonowa (elektrolityczna)** – rozpad cząsteczek związków chemicznych na jony zachodzący pod wpływem wody. s. 49



- Kwasy wieloprotonowe i zasady wielowodorotlenowe ulegają **stopniowej dysocjacji**. Liczba etapów równa jest liczbie odpowiednio liczbie atomów wodoru (protonów) i liczbie grup hydroksylowych (anionów wodorotlenkowych).
- **Elektrolity mocne** – substancje, które w roztworach wodnych dysocjują całkowicie. s. 52
- **Elektrolity słabe** – substancje, które w roztworach wodnych nie dysocjują całkowicie. s. 52



Elektrolity		Nieelektrolity
Mocne:	Słabe:	
• rozpuszczalne w wodzie sole • HCl, HBr, HI, H₂SO₄, HNO₃, HClO₄ • wodorotlenki metali należące do 1 grupy oraz Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂	• pozostałe kwasy i wodorotlenki oraz sole trudno rozpuszczalne w wodzie	

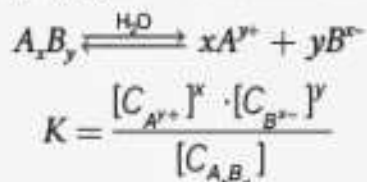


s. 53

- **Stopień dysocjacji elektrolitu** – orientacyjna miara mocy elektrolitu wyrażana stosunkiem stężenia cząsteczek zdysocjowanych do stężenia elektrolitu.

s. 54

- **Stała dysocjacji** – stosunek iloczynów stężeń jonów powstałych w wyniku dysocjacji do stężenia cząsteczek niezdisocjowanych. Stężenia jonów są podniesione do potęg wynikających ze współczynników stechiometrycznych występujących w równaniu reakcji dysocjacji.



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Z wymienionych poniżej substancji wybierz te, które w roztworach wodnych ulegają dysocjacji.
 $MgSO_4$, $NaCl$, Na_2O , $NaOH$, $Fe_2(SO_4)_3$, $Fe(OH)_3$, Fe_2O_3 , H_2SO_4 , H_2S , $Mg(OH)_2$
2. Wśród wybranych z poprzedniego zadania elektrolitów wskaż elektrolity mocne.
3. Napisz w zeszycie równania reakcji dysocjacji elektrolitycznej podanych związków chemicznych z uwzględnieniem dysocjacji wielostopniowej.
a) H_2S c) HNO_3 e) $Mg(OH)_2$ g) $NaNO_3$ i) CuS
b) H_2SO_4 d) KOH f) Na_2CO_3 h) Na_2S j) $Fe(NO_3)_3$
4. Napisz w zeszycie równania reakcji stopniowej dysocjacji elektrolitycznej wodnego roztworu kwasu siarkowego(IV) (H_2SO_3) oraz napisz sumaryczne równanie reakcji dysocjacji roztworu tego kwasu.
5. Napisz w zeszycie wyrażenie na stałą dysocjacji elektrolitycznej dla roztworu:
a) kwasu metanowego ($HCOOH$), jeżeli dysocjuje on zgodnie z równaniem:
 $HCOOH \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + HCOO^-$,
b) kwasu węglowego (H_2CO_3),
c) wodorotlenku metalu o wzorze $M(OH)_3$.
6. Oceń prawdziwość poniższych zdań.
a) Kwas HNO_3 jest mocnym elektrolitem.
b) Roztwory wodne mocnych elektrolitów ulegają całkowitej dysocjacji.
c) Roztwory wodne słabych elektrolitów praktycznie nie mają cząsteczek niezdisocjowanych.
d) Jeśli stopień dysocjacji roztworu słabego elektrolitu wynosi 5%, oznacza to, że 5% cząsteczek uległo dysocjacji.
e) Im większa stała dysocjacji elektrolitycznej, tym słabszy elektrolit.



2. Wartość pH i odczyn roztworów kwasów i zasad

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

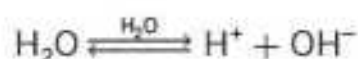
- jakie są konsekwencje dysocjacji roztworów kwasów i zasad;
- co to jest pH;
- w jakiej skali mieszczą się wartości pH;
- jak oblicza się wartość pH;
- co oznacza pojęcie odczynu w kontekście roztworów.

Pojęcia pH i odczyn są znane z życia codziennego. Wiadomo, że w żołądku mamy odczyn kwasowy, czasami niepoprawnie nazywany kwaśnym, po posiłku pH w jamie ustnej podwyższa się. Borówki potrzebują gleby o odczynie kwasowym, natomiast jabłoni czy bukszpan preferują glebę o odczynie zasadowym. Wartości pH są ważne nie tylko dla chemików, biochemików, lekarzy, lecz także – choć nie zawsze sobie to uświadamiamy – dla każdego człowieka, jak również dla zwierząt i roślin.

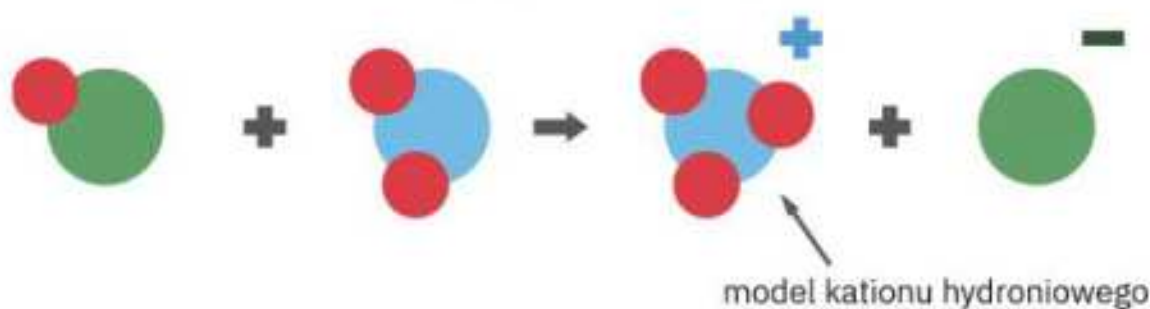
2.1. Kation hydroniowy

kation hydroniowy

Po zmierzeniu przewodności czystej wody bardzo czułym konduktometrem okazuje się, że przewodzi ona nieznacznie prąd. Wytłumaczeniem tego jest fakt, że woda ulega dysocjacji według równania:



Powyższą reakcję dysocjacji czasami nazywa się autodysocjacją, ponieważ to cząsteczka wody ulega dysocjacji pod wpływem innej cząsteczki wody. Równanie to jest uproszczone, ponieważ ze względów energetycznych nie obserwuje się jonów H^+ w roztworach. Podobnie uproszczone jest pisane dotąd równanie reakcji dysocjacji kwasów z odszczepieniem protonu: $\text{HR} \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+ + \text{R}^-$. W rzeczywistości w roztworach wodnych nie występują jony H^+ , tylko jony hydroniowe H_3O^+ . Jony te powstają po połączeniu się oderwanego protonu z cząsteczką wody zgodnie z rysunkiem modelowym:



Poprawnie zapisane równanie reakcji autodysocjacji wody przedstawia się następująco:





2.2. Wartość pH

Do ilościowego opisu ilości jonów hydroniowych w roztworze stosuje się bezwymiarową wielkość pH. Wartość pH określa się jako ujemny logarytm dziesiętny ze stężenia molowego jonów hydroniowych.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

pH roztworu

pH roztworu – ujemny dziesiętny logarytm ze stężenia molowego jonów hydroniowych.

Dokładne pomiary wykazały, że stężenie jonów hydroniowych w czystej wodzie jest równe stężeniu jonów wodorotlenkowych (jak wynika ze stechiometrii równania reakcji dysocjacji) i wynosi $10^{-7} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Jeżeli $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-7}$, to pH wody wynosi 7, ponieważ zgodnie z definicją logarytmów dziesiętnych pH jest wartością wykładnika potęgi ze znakiem ujemnym, do której należy podnieść liczbę 10, by uzyskać wartość stężenia jonów hydroniowych.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Istnieje też mniej popularna wartość pOH. Oblicza się ją analogicznie do wartości pH, do wzoru wstawiając stężenie jonów wodorotlenkowych.

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

Wartość pOH czystej wody wynosi 7. Dla każdego roztworu suma pH oraz pOH wynosi 14.

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

Wartość pH można wyznaczyć dla każdego roztworu. Mieści się ona w zakresie od 0 do 14. Jeżeli roztwór ma więcej jonów hydroniowych niż hydroksylowych, pH jest mniejsze niż 7. Jeżeli w roztworze przeważają jony hydroksylowe, pH roztworu jest wyższe niż 7. W przypadku równych ilości jonów hydroniowych oraz hydroksylowych, jak w przypadku czystej wody, pH wynosi 7. Zatem substancja, która wprowadza do wody dodatkową ilość kationów hydroniowych, powoduje obniżenie pH. Tak dzieje się w przypadku kwasów. Kwasy w wyniku dysocjacji powodują wzrost stężenia jonów hydroniowych, dlatego też ich pH jest mniejsze niż pH czystej wody. Wodorotlenki w roztworach wodnych powodują wzrost jonów hydroksylowych, które ilościowo przeważają nad jonami hydroniowymi. Dlatego też pH zasad jest większe niż 7. Niektóre związki w sposób mniej oczywisty wpływają na pH roztworów. Amoniak NH_3 w roztworach wodnych powoduje wzrost stężenia jonów hydroksylowych zgodnie z równaniem reakcji:



Dlatego też roztwór wodny amoniaku ma pH większe od 7.



Tabela 2. Skala pH oraz pOH w zależności od stężenia jonów hydroniowych oraz wodorotlenkowych

$C_{H_3O^+}^*$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
$C_{OH^-}^*$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
pOH	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0

* w $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

Wartość pH spada wraz ze wzrostem stężenia jonów hydroniowych. Zmiana pH o jedną jednostkę wiąże się z 10-ciokrotną zmianą stężenia jonów hydroniowych (tabela 2).

2.3. Odczyn roztworów

Jony hydroniowe występujące w przewodzie w roztworach kwasów decydują o właściwościach kwasowych tych roztworów. Jony wodorotlenkowe przeważające w roztworach zasad decydują o ich właściwościach zasadowych. Cechą charakteryzującą kwasowe lub zasadowe właściwości jest odczyn roztworu. Roztwory o pH niższym niż 7 wykazują odczyn kwasowy, wyższym niż 7 – zasadowy, a odczyn roztworów o pH równym 7 określa się jako obojętny.

Tabela 3. Odczyn roztworów w zależności od wartości pH i pOH

pH														
0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
Odczyn kwasowy						Odczyn obojętny			Odczyn zasadowy					
14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0
pOH														

Ćwiczenia

- Przerysuj tabelę do zeszytu i określ odczyn podanych płynów ustrojowych.

Płyn ustrojowy	pH	Odczyn
sok żołądkowy	2,0	
żółć	7,4	
ślina	6,9	
krew	7,3	
sok trzustkowy	8,0	
limfa	7,4	





2.4. Wskaźniki kwasowo-zasadowe

Do dokładnego określania pH służą urządzenia zwane pehametrami. Mniej dokładnie można sprawdzić pH za pomocą papierka wskaźnikowego nasączonego indykatorem, który barwi się w zależności od stężenia jonów hydroniowych na określony kolor. Papierek wskaźnikowy zanurza się w roztworze, po czym zmienia on barwę dla określonych przedziałów pH. Następnie zabarwiony papierek porównuje się ze skalą umieszczoną na opakowaniu.



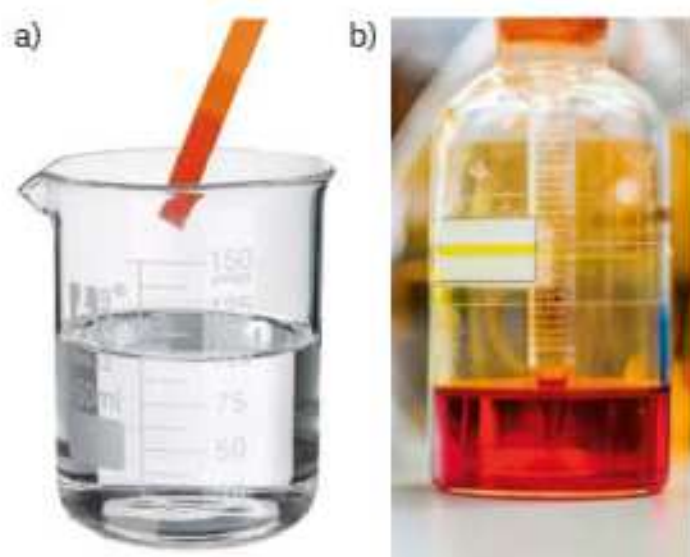
Rysunek 13. Papierki wskaźnikowe.

Odczyn można także określać, stosując roztwory wskaźników kwasowo-zasadowych. Są to substancje, które zmieniają barwę w zależności od odczynu. Część takich substancji występuje w przyrodzie naturalnie, a ich zastosowanie jako wskaźników można zaobserwować w życiu codziennym. Esencja herbaciana błednie po dodaniu soku cytrynowego, sok buraczany w roztworach kwasowych ma zabarwienie czerwono-fioletowe, a w zasadowych – niebieskofioletowe, sok z czerwonej kapusty zmienia barwę od czerwonej w roztworach kwasowych do zielonej lub żółtej w roztworach zasadowych. Dlatego dodatek octu do czerwonej kapusty powoduje zmianę jej barwy na czerwoną. Płatki kwiatów niezapominajek i hortensji zmieniają barwę w zależności od odczynu gleby. Niebieska barwa płatków wskazuje na zasadowy odczyn gleby, natomiast różowa – na kwasowy. Kwiaty te mogą służyć zatem jako wskaźniki odczynu gleby.

W laboratoriach używa się chemicznych wskaźników do badania odczynu roztworów. Najczęściej stosowanymi są fenoloftaleina, oranż metylowy oraz lakmus. Ich barwę w zależności od pH badanych roztworów przedstawiono w poniższej tabeli.

Tabela 4. Barwa wybranych wskaźników w zależności od odczynu

Wskaźnik	Barwa wskaźnika		
	Woda	Roztwór kwasu	Roztwór zasady
fenoloftaleina	bezbarwna	bezbarwna	malinowa
oranż metylowy	żółta	czerwona	żółta
lakmus	fioletowa	czerwona	niebieska



Rysunek 14. Do kontroli odczynu roztworu kwasowego wykorzystuje się uniwersalny papierek wskaźnikowy (a) lub oranż metylowy (b).



2.5. Obliczenia pH

Do obliczenia wartości pH jest niezbędna znajomość stężenia jonów hydroniowych w roztworze. Informacja ta może być ukryta w podanym stężeniu jonów wodorotlenkowych lub w stężeniu ogólnym roztworu elektrolitu mocnego lub słabego wraz z podaną wartością stopnia jego dysocjacji lub stałą dysocjacji. Jeśli stężenie jonów wodorotlenkowych jest znane, stężenie jonów hydroniowych oblicza się, uwzględniając, że iloczyn stężenia tych jonów równy jest 10^{-14} .

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

Można także obliczyć pOH, a następnie od 14 odjąć otrzymaną wartość – wówczas uzyskuje się wartość pH roztworu.

Przykład 1.

Oblicz pH i określ odczyn roztworu, w którym stężenie jonów hydroniowych wynosi $0,02 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Rozwiązanie:

Dane: Szukane:
 $[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,02 \text{ M}$ pH, odczyn

Do rozwiązania równania umożliwiającego obliczenia pH należy użyć kalkulatora.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log 0,02$$

$$\text{pH} = 1,7 - \text{odczyn kwasowy}$$

Odpowiedź: pH roztworu wynosi 1,7. Odczyn jest kwasowy.

Przykład 2.

Oblicz, jakie jest stężenie jonów wodorotlenkowych w roztworze o pH równym 12.

Rozwiązanie:

Dane: Szukane:
 pH = 12 $[\text{OH}^-] = ?$

I sposób:

$$\text{pOH} = 14 - \text{pH}$$

$$\text{pOH} = 2$$

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-] \Rightarrow [\text{OH}^-] = 10^{-\text{pOH}}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-2}$$

$$[\text{OH}^-] = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

II sposób:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-12}$$

$$[\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-14}$$

$$[\text{OH}^-] = \frac{10^{-14}}{[\text{H}_3\text{O}^+]} = \frac{10^{-14}}{10^{-12}}$$

$$[\text{OH}^-] = 10^{-2} = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Odpowiedź: Stężenie jonów wodorotlenkowych wynosi $0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

**Przykład 3.**

Oblicz pH roztworu $\text{Ba}(\text{OH})_2$, jeżeli jego stężenie wynosi $1,75 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Rozwiązanie:

Dane:

$$C = 1,75 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

Szukane:

$$\text{pH} = ?$$



Z równania reakcji dysocjacji wynika, że stężenie jonów wodorotlenkowych decydujących o pH jest dwukrotnie większe niż stężenie samego wodorotlenku, wynosi zatem $[\text{OH}^-] = 3,5 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Znając stężenie jonów wodorotlenkowych, można obliczyć pH.

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

$$\text{pOH} = 3,46$$

$$\text{pH} = 14 - \text{pOH}$$

$$\text{pH} = 10,54$$

Odpowiedź: pH roztworu wodorotlenku baru o stężeniu $1,75 \cdot 10^{-4} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ wynosi 10,54.

Przykład 4*.

Oblicz pH roztworu jednoprotowego kwasu o stężeniu $0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, jeżeli stopień dysocjacji wynosi 4,2%.

Rozwiązanie:

Dane:

$$C = 0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$$

$$\alpha = 4,2\%$$

Szukane:

$$\text{pH} = ?$$

Korzystając z zależności $\alpha = \frac{x}{C}$, należy obliczyć stężenie cząsteczek zdysocjowanych, które w przypadku kwasu jednoprotowego jest równe stężeniu jonów hydroniowych: $x = \alpha \cdot C = 0,042 \cdot 0,01 = 4,2 \cdot 10^{-4} \text{ M}$.

Znając stężenie jonów hydroniowych, można policzyć pH.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

$$\text{pH} = -\log 4,2 \cdot 10^{-4}$$

$$\text{pH} = 3,38$$

Odpowiedź: pH roztworu wynosi 3,38.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 57 • W rzeczywistości w roztworach wodnych nie występują jony H^+ , tylko jony hydroniowe H_3O^+ .

- s. 57 • Woda ulega reakcji autodysocjacji.



- s. 58 • Do wyrażania stężenia jonów hydroniowych służy pH obliczane jako ujemny dziesiętny logarytm ze stężenia molowego jonów hydroniowych.

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$





- Bezpośrednio stężenie jonów wodorotlenkowych, a pośrednio także hydroniowych, opisuje wartość pOH.

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

- Suma pH oraz pOH wynosi 14.

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

- Roztwór amoniaku wykazuje odczyn zasadowy, ponieważ dysocjując, powoduje wzrost jonów wodorotlenkowych.



$C_{\text{H}_3\text{O}^+}^*$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
$C_{\text{OH}^-}^*$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
pOH	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0

* w $\text{mol} \cdot \text{dm}^{-3}$

odczyn kwasowy

odczyn
obojętny

odczyn zasadowy

- Do pomiaru pH stosuje się pehametry, roztwory wskaźników kwasowo-zasadowych lub też papierki nasączone wskaźnikami.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wskaż, na podstawie których danych można określić odczyn kwasowy roztworów.
 - $[\text{H}_3\text{O}^+] > 10^{-7}$
 - $[\text{OH}^-] < [\text{H}_3\text{O}^+]$
 - $[\text{OH}^-] < 10^{-7}$
 - $\text{pH} < 7$
 - malinowa barwa fenoloftaleiny
 - $\text{pOH} < 7$
- Przedstaw dwa sposoby obliczania wartości pH, gdy podane jest stężenie jonów wodorotlenkowych.
- Oblicz pH, jeżeli stężenie jonów hydroniowych wynosi $0,03 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.
- Oblicz pH, jeżeli stężenie jonów wodorotlenkowych wynosi $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.
- Oblicz stężenie jonów wodorotlenkowych, jeżeli pOH wynosi 3.
- Oblicz wartość pH dla 0,05-molowego roztworu kwasu solnego.
- Oblicz wartość pH dla roztworu wodnego wodorotlenku sodu (NaOH), którego stężenie wynosi $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.
- Stężenie molowe jonów wodorotlenkowych w dwóch roztworach jest następujące:
A $[\text{OH}^-] = 10^{-6} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$; B $[\text{OH}^-] = 10^{-5} \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Wskaż, w którym roztworze jest:
 - większe stężenie jonów hydroniowych,
 - wyższe pH.
- Jak musi się zmienić stężenie jonów hydroniowych, by pH:
 - wzrosło o dwie jednostki,
 - zmalowało o dwie jednostki.



10. Oceń prawdziwość poniższych zadań.
- a) Suma pH oraz pOH każdego roztworu wynosi 14.
 - b) Wraz ze wzrostem stężenia jonów hydroniowych pH maleje.
 - c) Wartości pH większe niż 7 mają roztwory kwasowe.
 - d) Roztwór wodny amoniaku (NH_3) ma odczyn kwasowy.
 - e) Roztwory kwasów mogą mieć odczyn zasadowy.
 - f) Do pomiaru pH służą pehametry oraz wskaźniki kwasowo-zasadowe.
- 11*. Oblicz pH roztworu o stężeniu 0,1 M, jeżeli stopień dysocjacji tego roztworu wynosi 1%.



3. Reakcje zobojętniania

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- co się stanie po zmieszaniu roztworów kwasów i zasad;
- czym różni się częściowe i całkowite zobojętnienie.

Dodanie wody do roztworu kwasu bądź zasady rozcieńcza je, zwiększa objętość roztworu, ale nie zwiększa liczby cząstek substancji rozpuszczonej. Dodanie czystej wody nie powoduje też pojawienia się w roztworze dodatkowych (dotąd niewystępujących w roztworze) cząstek. Co się stanie, jeśli zmiesza się roztwór kwasu i zasady?

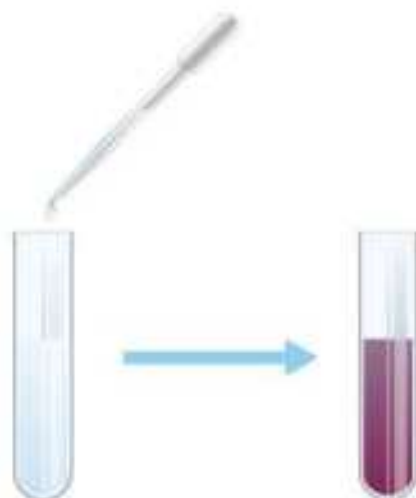
3.1. Reakcja zobojętniania w praktyce

Doświadczenie

Reakcja zobojętniania kwasu zasadą

Opis:

Do probówki wlej niewielką ilość 0,1 M kwasu solnego (HCl) oraz jedną kroplę fenoloftaleiny. Następnie do probówki powoli, kroplami dodaj 0,1 M roztworu wodorotlenku sodu (NaOH). Po dodaniu każdej kropli wstrząśnij zawartością probówki, by wymieszać składniki. Kontynuuj dodawanie, aż zaobserwujesz zmianę barwy roztworu.



Obserwacje:

Roztwór przyjął barwę malinową.

Wniosek:

Zmienił się odczyn roztworu z kwasowego na zasadowy.





Doświadczenie

Reakcja zobojętniania zasady kwasem

Opis:

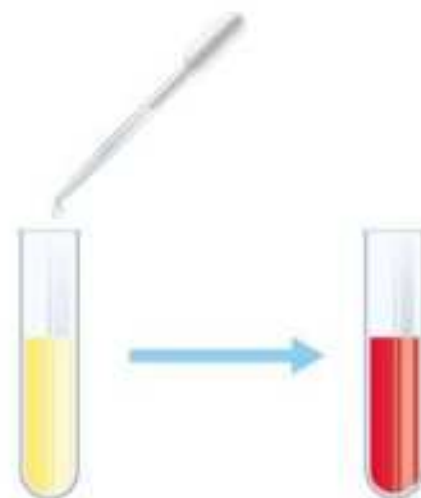
Do probówki wlej niewielką ilość 0,1 M roztworu wodorotlenku sodu (NaOH) oraz jedną kroplę roztworu oranżu metylowego. Następnie do probówki powoli, kroplami dodaj 0,1 M roztworu kwasu solnego (HCl). Po dodaniu każdej kropli wstrząśnij zawartością probówki, by wymieszać składniki. Kontynuuj dodawanie, aż zaobserwujesz zmianę barwy roztworu.

Obserwacje:

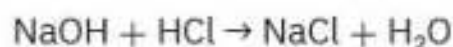
Roztwór zmienił barwę z żółtej na czerwoną.

Wniosek:

Roztwór zmienił odczyn z zasadowego na kwasowy.



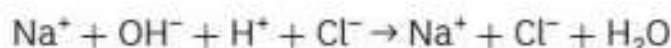
Powyższe doświadczenia wskazują na przebieg reakcji między kwasem i zasadą, która prowadzi do zmiany odczynów roztworów. W probówkach doszło do reakcji zobojętnienia:



Produktami reakcji zobojętniania są sól oraz woda.

Zarówno kwas solny, jak i wodorotlenek sodu są mocnymi elektrolitami, zatem w roztworach wodnych są całkowicie zdysocjowane. Chlorek sodu jest solą rozpuszczalną w wodzie, więc w roztworach wodnych także występuje w postaci jonów. Rozpuszczalność soli można sprawdzić w tzw. tabelach rozpuszczalności (s. 315).

Powyższą reakcję można zapisać w postaci jonowej:



(pełne równanie reakcji jonowej)

Jony występujące po obydwóch stronach równania można usunąć, ponieważ nie biorą udziału w reakcji (w niezmiennionej formie stanowią produkty reakcji).



(skrótowe równanie reakcji jonowej)

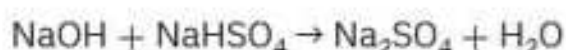
Równanie reakcji wskazuje, że w reakcji zobojętniania biorą udział tylko kationy wodorowe oraz aniony hydroksylowe, z których powstają słabo dysocjujące cząsteczki wody. Łączenie się kationów wodorowych (odpowiadających za odczyn kwasowy) oraz anionów hydroksylowych (odpowiadających za odczyn zasadowy) pochodzących od mocnych elektrolitów powoduje powstanie produktu o odczynie obojętnym, dlatego też ta reakcja nazywa się **reakcją zobojętniania**.



Ćwiczenie

1. Napisz w zeszycie równanie reakcji zobojętniania (pełne oraz skrócone) zachodzącej między:
 - a) wodorotlenkiem litu (LiOH) oraz kwasem solnym (HCl),
 - b) kwasem azotowym(V) (HNO₃) oraz wodorotlenkiem sodu (NaOH),
 - c) kwasem solnym (HCl) oraz wodorotlenkiem potasu (KOH).

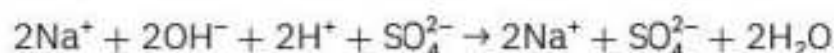
W przypadku kwasów zawierających więcej niż jeden proton reakcja zobojętniania przebiega stopniowo (w etapach, których liczba jest równa liczbie atomów wodoru w cząsteczce kwasu):



Dodając stronami te dwa równania reakcji, otrzymujemy równanie reakcji sumarycznej:



Pełny zapis jonowy tej reakcji wygląda następująco:



Po usunięciu jonów występujących po dwóch stronach równania otrzymuje się skrócony zapis jonowy:



Ćwiczenie

2. Napisz w zeszycie równanie reakcji zobojętniania (pełne oraz skrócone) zachodzącej między kwasem siarkowym(VI) (H₂SO₄) oraz wodorotlenkiem litu (LiOH).

Aby całkowicie zobojętnić roztwór, należy zrównoważyć ilość kationów wodorowych i anionów wodorotlenkowych. O ilości dodawanego odczynnika decyduje stechiometria reakcji i stężenia roztworów. Jeśli zostanie dodana za mała ilość odczynnika zobojętniającego, dojdzie do **niecałkowitego zobojętnienia**. W wyniku niecałkowitego zobojętnienia zasady pH roztworu nie osiągnie wartości 7, jednak się zmniejszy. W przypadku niecałkowitego zobojętnienia kwasu pH roztworu zwiększy się, jednak będzie mniejsze niż 7. Jeśli doda się więcej odczynnika zobojętniającego, niż wskazuje stechiometria reakcji, roztwór przyjmie odczyn dodanego odczynnika.

Reakcja zobojętniania całkowitego – reakcja przebiegająca między zasadą a kwasem, w której reagenty są użyte w stosunku stechiometrycznym (w równoważnych ilościach). Roztwór po reakcji zobojętniania, w której reagenty są silnymi elektrolitami, ma odczyn obojętny.

reakcja zobojętniania
całkowitego

reakcja zobojętniania
niecałkowitego

Reakcja zobojętniania niecałkowitego – reakcja przebiegająca między zasadą a kwasem, w której ilość reagenta użytego do zobojętnienia jest niewystarczająca. Wartość pH takiego roztworu się zmienia, ale odczyn – nie.

3.2. Miareczkowanie*

Reakcje kwasów z zasadami chemicy w laboratoriach wykorzystują do określenia nieznanego stężenia kwasu lub zasady. Miareczkowanie polega na dodawaniu małymi porcjami substancji o znanym stężeniu z biurety umożliwiającej rejestrowanie ilości dodawanej substancji do znanej objętości roztworu o nieznanym stężeniu. Roztwór z biurety jest dodawany do momentu zmiany barwy użytego wskaźnika kwasowo-zasadowego obrazującego koniec reakcji zobojętniania. Znając objętość i stężenie odczynnika użytego do zobojętnienia, oblicza się liczbę moli użytą do zobojętnienia. Ze stosunku stechiometrycznego oblicza się liczbę moli substancji w roztworze zobojętnianym (miareczkowanym). Gdy liczba moli i objętość roztworu miareczkowanego są znane, można obliczyć jego stężenie.

miareczkowanie

Miareczkowanie – sposób postępowania pozwalający wyznaczyć stężenie roztworu przez kontrolowane dodawanie reagenta o znanym stężeniu.

3.3. Reakcja zobojętniania w obliczeniach

Przykład 1.

Ile cm^3 roztworu wodorotlenku sodu (NaOH) o stężeniu 0,12 M należy dodać, by zobojętnić 25 cm^3 0,15 M roztworu kwasu solnego (HCl)?

Rozwiązanie:

Dane:

$$C_{\text{NaOH}} = 0,12 \text{ M}$$

$$C_{\text{HCl}} = 0,15 \text{ M}$$

$$V_{\text{HCl}} = 25 \text{ cm}^3$$

Szukane:

$$V_{\text{NaOH}} = ?$$

Rozwiązanie zadań tego typu należy rozpocząć od napisania równania reakcji, by sprawdzić jej stechiometrię.



Ze względu na stechiometrię 1 : 1 reakcji zobojętniania liczba moli kwasu solnego jest równa liczbie moli wodorotlenku sodu.

$$n_{\text{HCl}} = C_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}$$

$$n_{\text{HCl}} = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0,025 \text{ dm}^3 = 3,75 \cdot 10^{-3} \text{ mol} = n_{\text{NaOH}}$$

$$V_{\text{NaOH}} = \frac{n_{\text{NaOH}}}{C_{\text{NaOH}}}$$

$$V_{\text{NaOH}} = 0,031 \text{ dm}^3 = 31 \text{ cm}^3$$

Odpowiedź: Do zobojętnienia 25 cm^3 0,15 M kwasu solnego potrzeba 31 cm^3 0,12 M roztworu NaOH.



Ćwiczenia

- Oblicz stężenie kwasu solnego (HCl), jeżeli do reakcji zobojętniania 100 cm^3 wodorotlenku litu (LiOH) o stężeniu $0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ zużyto $0,111 \text{ dm}^3$.
- Jaką objętość $0,01 \text{ M}$ kwasu azotowego(V) dodano, jeżeli odbarwiło się 12 cm^3 $0,15 \text{ M}$ roztworu wodorotlenku sodu z fenoloftaleiną?

3.4. Odczyn roztworów po niestechiometrycznym zmieszaniu kwasów i zasad – obliczenia*

Przykład 2.

Jaki będzie odczyn roztworu po zmieszaniu 20 cm^3 $0,12 \text{ M}$ kwasu solnego (HCl) oraz 15 cm^3 roztworu wodorotlenku sodu o stężeniu $0,15 \text{ M}$?

Rozwiązanie:

Dane:

$$V_{\text{HCl}} = 20 \text{ cm}^3$$

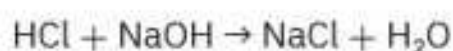
$$C_{\text{HCl}} = 0,12 \text{ M}$$

$$V_{\text{NaOH}} = 15 \text{ cm}^3$$

$$C_{\text{NaOH}} = 0,15 \text{ M}$$

Szukane:

odczyn roztworu



$$n_{\text{HCl}} = C_{\text{HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}$$

$$n_{\text{HCl}} = 0,12 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0,02 \text{ dm}^3$$

$$n_{\text{HCl}} = 2,4 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{NaOH}} = C_{\text{NaOH}} \cdot V_{\text{NaOH}}$$

$$n_{\text{NaOH}} = 0,15 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3} \cdot 0,015 \text{ dm}^3$$

$$n_{\text{NaOH}} = 2,25 \cdot 10^{-3} \text{ mol}$$

$$n_{\text{HCl}} > n_{\text{NaOH}}$$

Odpowiedź: Ze względu na nadmiar kwasu, a tym samym kationów wodoru, odczyn roztworu po zmieszaniu jest kwasowy.

Ćwiczenie

- Oblicz, jaki będzie odczyn roztworów po zmieszaniu:
 - 10 cm^3 2 M kwasu azotowego (HNO_3) oraz 200 cm^3 $0,2 \text{ M}$ roztworu wodorotlenku litu (LiOH);
 - 24 cm^3 $0,12 \text{ M}$ kwasu solnego (HCl) oraz 18 cm^3 $0,14 \text{ M}$ roztworu wodorotlenku potasu (KOH).





PODSUMOWANIE LEKCJI

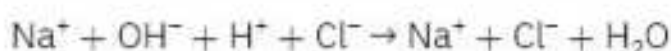
s. 67

- **Reakcja zobojętniania całkowitego** – reakcja przebiegająca między zasadą a kwasem, w której reagenty są użyte w stosunku stechiometrycznym (w równoważnych ilościach). Roztwór po reakcji zobojętniania, w której reagenty są silnymi elektrolitami, ma odczyn obojętny.
- W reakcji zobojętniania biorą udział tylko kationy wodorowe oraz aniony hydroksylowe, z których powstają słabo dysocjujące cząsteczki wody.

Przykładowa reakcja zobojętniania
(zapis cząsteczkowy)



pełne równanie reakcji jonowej



skrótowe równanie reakcji jonowej



Produktami reakcji zobojętniania są sól oraz woda.

s. 68

- **Reakcja zobojętniania niecałkowitego** – reakcja przebiegająca między zasadą a kwasem, w której ilość reagenta użytego do zobojętnienia jest niewystarczająca. Wartość pH takiego roztworu zmienia się, ale odczyn pozostaje niezmienny.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij pojęcie zobojętniania.
2. Wyjaśnij różnicę między reakcją zobojętniania całkowitego i niecałkowitego.
3. Jakie jony biorą udział w reakcji zobojętniania? Napisz w zeszycie równanie reakcji zachodzącej między nimi.
4. Napisz w zeszycie równanie reakcji zobojętniania kwasu siarkowego(VI) wodorotlenkiem potasu (KOH):
 - a) stopniowej,
 - b) sumarycznej.
5. Napisz w zeszycie równanie reakcji zobojętniania w postaci cząsteczkowej, pełnej jonowej oraz skrótowej jonowej kwasu azotowego(V):
 - a) wodorotlenkiem litu (LiOH),
 - b) wodorotlenkiem baru (Ba(OH)₂).



4. Reakcja hydrolizy

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- dlaczego odczyn soli może być inny niż obojętny;
- jaka jest zależność między rodzajem soli a jej odczynem.

Wodne roztwory kwasów mają odczyn kwasowy, wodne roztwory wodorotlenków – zasadowy, a roztwory soli, których jony pochodzą od mocnych elektrolitów, mają odczyn obojętny. Jaki odczyn mają pozostałe sole?

4.1. Badanie odczynu wodnych roztworów soli

Doświadczenie

Badanie odczynu wodnych roztworów soli

Opis:

Do pięciu probówek wlej wodne roztwory soli.

Probówka 1.	Probówka 2.	Probówka 3.	Probówka 4.	Probówka 5.
NaCl	ZnCl ₂	Na ₂ CO ₃	NH ₄ Cl	CH ₃ COONH ₄

Następnie w probówkach należy zanurzyć uniwersalny papierek wskaźnikowy.

Obserwacje:

Papierek wskaźnikowy przyjmował różne barwy.

Probówka 1.	Probówka 2.	Probówka 3.	Probówka 4.	Probówka 5.
NaCl	ZnCl ₂	Na ₂ CO ₃	NH ₄ Cl	CH ₃ COONH ₄
				

Wnioski:

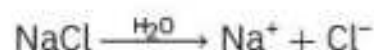
Probówka 1.	Probówka 2.	Probówka 3.	Probówka 4.	Probówka 5.
NaCl	ZnCl ₂	Na ₂ CO ₃	NH ₄ Cl	CH ₃ COONH ₄
				
Odczyn				
obojętny	kwasowy	zasadowy	kwasowy	obojętny

Dlaczego odczyn roztworów soli jest różny?

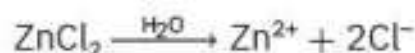
4.2. Reakcje jonów z wodą

Dobrze rozpuszczalne sole w roztworach są całkowicie zdysocjowane, występują zatem w postaci jonów, które mogą reagować z cząsteczkami wody. Aniony pochodzące od kwasów oraz kationy pochodzące od wodorotlenków **niebędących mocnymi elektrolitami** reagują z wodą.

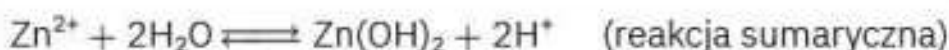


Probówka 1.

Jony Na^+ oraz Cl^- nie reagują z wodą, dlatego odczyn w probówce 1. jest obojętny.

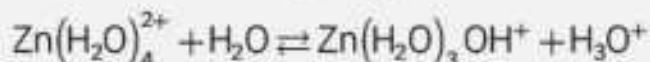
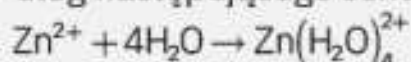
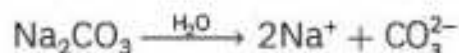
Probówka 2.

Jon Zn^{2+} reaguje z wodą:



W reakcji kationów pochodzących od wodorotlenków będących słabymi elektrolitami z wodą powstają kationy wodorowe odpowiadające za kwasowy odczyn wodnego roztworu soli tego typu.

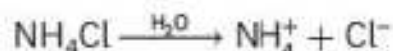
* Jony Zn^{2+} w wodzie ulegają solwatacji, tzn. cząsteczki wody, będące dipolami, otaczają kation naładowany dodatnio ujemnymi biegunami, tworząc układ $\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4^{2+}$. Zatem reakcja hydrolizy w rzeczywistości przebiega według następującego schematu:

Probówka 3.

Jon CO_3^{2-} reaguje z wodą:



W reakcji anionów pochodzących od kwasów będących słabymi elektrolitami z wodą powstają jony hydroksylowe odpowiadające za zasadowy odczyn soli tego typu.

Probówka 4.

Jon NH_4^+ reaguje z wodą:



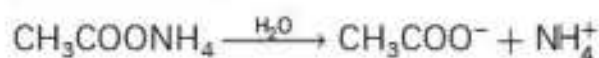
Uwaga.

Czasami spotyka się także **niepoprawny** zapis: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+$

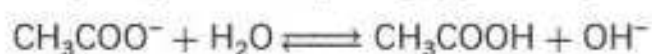
W reakcji kationów amonowych z wodą powstają kationy wodorowe odpowiadające za kwasowy odczyn wodnego roztworu soli tego typu.



Probówka 5.



Jony CH_3COO^- i NH_4^+ reagują z wodą:



Powstające w reakcjach kationy wodorowe i aniony hydroksylowe niemal się równoważą, a moc powstałej zasady amonowej ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) oraz kwasu octowego (CH_3COOH) jest porównywalna, dlatego odczyn soli tego typu jest bardzo bliski obojętnemu.

Ćwiczenia

- Napisz w zeszycie równanie reakcji poniższych jonów z wodą.
a) CH_3COO^- b) NH_4^+ c) NO_2^-
- Napisz w zeszycie równanie reakcji stopniowej oraz sumarycznej poniższych jonów z wodą.
a) Cu^{2+} b) Al^{3+} c) PO_4^{3-}



4.3. Hydroliza

Jony pochodzące od kwasów lub zasad będących słabymi elektrolitami reagują z wodą, a reakcje te są nazywane reakcjami hydrolizy. Kationy pochodzące od wodorotlenków będących słabymi elektrolitami ulegają **hydrolizie kationowej**, generując kationy wodorowe. Aniony pochodzące od kwasów będących słabymi elektrolitami ulegają **hydrolizie anionowej**, w wyniku której powstają aniony hydroksylowe. Natomiast jony soli zawierające kationy oraz aniony pochodzące od słabych elektrolitów ulegają **hydrolizie kationowo-anionowej**. Hydrolizie nie ulegają sole pochodzące od kwasów i zasad będących mocnymi elektrolitami.

Hydroliza – reakcja jonów pochodzących od kwasów lub zasad będących słabymi elektrolitami z wodą.

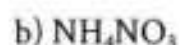
hydroliza

Tabela 5. Rodzaje hydrolizy, odczyny roztworów przykładowych soli

Rozpuszczalna sól pochodząca od:		Rodzaj hydrolizy	Odczyn roztworu	Przykłady soli
kwasu będącego elektrolitem	zasady będącej elektrolitem			
mocnym	słabym	kationowa	kwasowy	NH_4Cl , AlCl_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
słabym	mocnym	anionowa	zasadowy	K_2CO_3 , Na_2S , Li_2CO_3 , K_3PO_4 , CH_3COONa
słabym	słabym	kationowo-anionowa	przeważnie obojętny (lub zbliżony do obojętnego)	$\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$, $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

**Ćwiczenie**

3. Napisz w zeszycie równanie reakcji hydrolizy i określ odczyn roztworów wodnych podanych soli.

**PODSUMOWANIE LEKCJI**

s. 73

- **Hydroliza** – reakcja jonów pochodzących od kwasów lub zasad będących słabymi elektrolitami z wodą, w wyniku której powstają kationy wodorowe lub aniony hydroksylowe.
- Hydrolizie nie ulegają sole pochodzące od kwasów i zasad będących mocnymi elektrolitami.
- Kationy pochodzące od wodorotlenków będących słabymi elektrolitami ulegają **hydrolizie kationowej**, generując kationy wodorowe.
- Aniony pochodzące od kwasów będących słabymi elektrolitami ulegają **hydrolizie anionowej**, w wyniku której powstają aniony hydroksylowe.
- Jony soli zawierające kationy oraz aniony pochodzące od słabych elektrolitów ulegają **hydrolizie kationowo-anionowej**.

Rodzaj elektrolitów tworzących sól	Jon ulegający hydrolizie	Rodzaj hydrolizy	Odczyn
mocny kwas + mocny wodorotlenek	żaden	–	obojętny
mocny kwas + słaby wodorotlenek	kation	kationowa	kwasowy
słaby kwas + mocny wodorotlenek	anion	anionowa	zasadowy
słaby kwas + słaby wodorotlenek	kation i anion	kationowo-anionowa	obojętny lub zbliżony do obojętnego

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wskaż sole, które nie ulegają w roztworze wodnym reakcji hydrolizy. Uzasadnij odpowiedź.
 KCl , K_2S , Li_2SO_3 , CH_3COONa , NaBr , K_2SO_4 , CuSO_4 , BaSO_4
2. Z soli wymienionych w zadaniu 1. wybierz jony, które ulegają hydrolizie. Napisz w zeszycie równanie reakcji ich hydrolizy.
3. Roztwór soli ma wyraźny odczyn kwasowy. Wskaż wzór soli, która uległa hydrolizie.
a) $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$ b) AlCl_3 c) NaNO_2
4. Napisz w zeszycie przykładowe równania reakcji hydrolizy:
a) kationowej,
b) anionowej,
c) kationowo-anionowej.



5. Reakcje strącania osadów

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jakie związki występują w postaci osadów;
- jak oznacza się powstanie osadu w reakcji.

Substraty w reakcjach chemicznych w roztworach wodnych występują w formie jonów. Podobnie produkty – jeżeli są rozpuszczalne w wodzie. Jeśli jednak powstały produkt jest trudno rozpuszczalny w wodzie, strąca się w postaci osadu.

5.1. Substancje praktycznie nierozpuszczalne w wodzie

Substancje rozpuszczają się w wodzie w różnym stopniu. Niektóre substancje rozpuszczają się w wodzie bez ograniczeń, inne bardzo dobrze, a jeszcze inne rozpuszczają się bardzo słabo. Nie istnieją natomiast substancje zupełnie nierozpuszczalne, a jedynie takie, które są rozpuszczalne w znikomym stopniu. Za substancje trudno rozpuszczalne uznaje się te, których liczba moli jonów w 1 dm^3 nie przekracza wartości $1 \cdot 10^{-5}$. Takie substancje będące produktem reakcji zachodzącej w roztworach wodnych strącają się w formie osadu. Przykładami substancji trudno rozpuszczalnych w wodzie są sole i wodorotlenki, a także niektóre kwasy, np. kwas krzemowy (H_2SiO_3).

5.2. Strącanie osadów

Doświadczenie

Strącanie osadów

Opis:

Do probówki 1. wlej rozcieńczony kwas solny (HCl), a następnie kroplami dodaj roztwór azotanu(V) srebra(I) (AgNO_3). Do probówki 2. wlej wodny roztwór chlorku glinu (AlCl_3), a następnie kroplami dodaj roztwór wodorotlenku sodu (NaOH). Kontynuuj dodawanie do momentu pojawienia się pierwszych trwałych zmian w probówkach.

Obserwacje:

W probówce 1. powstaje biały osad o konsystencji serka.

W probówce 2. powstaje biały, galaretowaty osad.



**Wniosek:**

Probówka 1.



W probówce 1. w wyniku reakcji strąca się osad będący produktem reakcji (solą).

Probówka 2.



W probówce 2. w wyniku reakcji strąca się osad będący produktem reakcji (wodorotlenkiem).

W reakcji strącania z rozpuszczanych substratów powstaje trudno rozpuszczalny produkt stały.

reakcja strącania

Reakcja strącania (strącanie) – reakcja, podczas której rozpuszczalne w wodzie substraty przekształcają się w praktycznie nierozpuszczalny produkt wytrącający się w postaci osadu.

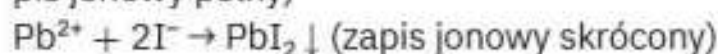
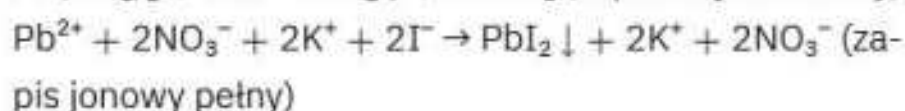
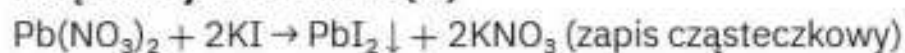
Uwaga.

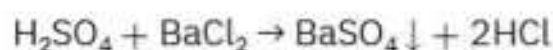
Związek trudno rozpuszczalny można także otrzymać w reakcji między związkami, z których jeden jest związkiem trudno rozpuszczalnym. Reakcja ta będzie zachodziła wolniej niż w przypadku dwóch substratów dobrze rozpuszczalnych w wodzie jednak jest możliwa. Warunkiem zajścia takiej reakcji jest, by produkt reakcji był związkiem trudniej rozpuszczalnym niż użyty do reakcji substrat.

5.3. Równania reakcji strącania

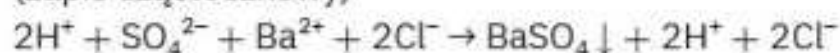
Równanie reakcji strącania zapisuje się w postaci cząsteczkowej lub jonowej. Należy pamiętać, że choć wszystkie substancje są w pewnym stopniu rozpuszczalne w wodzie, w postaci jonów w równaniu reakcji zapisuje się tylko związki dobrze rozpuszczalne, ponieważ w takich związkach forma jonów przeważa nad formą niezdysocjowaną. Rozpuszczalność substancji można sprawdzić w tzw. tabelach rozpuszczalności (s. 319).

Obecność osadów w równaniu reakcji zaznacza się strzałką o zwrocie skierowanym w dół ($\text{AgCl} \downarrow$; $\text{Al(OH)}_3 \downarrow$).

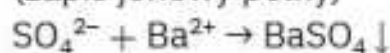
Przykład 1.**Strącanie jodku ołowiu(II)**

**Przykład 2.**

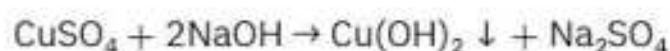
(zapis cząsteczkowy)



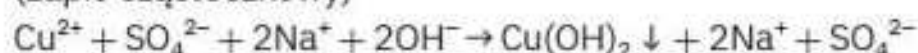
(zapis jonowy pełny)



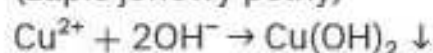
(zapis jonowy skrócony)

Przykład 3.

(zapis cząsteczkowy)



(zapis jonowy pełny)



(zapis jonowy skrócony)

Ćwiczenia

- Określ, że reakcja nie zachodzi, lub napisz w zeszycie w postaci cząsteczkowej, pełnej i skróconej jonowej równania reakcji chemicznych zachodzące po zmieszaniu roztworów wodnych.

a) $\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3$	c) $\text{K}_2\text{SiO}_3 + \text{HCl}$
b) $\text{BaSO}_4 + \text{KNO}_3$	d) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{NaOH}$
- Podaj co najmniej dwa przykłady soli, których roztwory należy mieszać, by otrzymać fosforan(V) wapnia ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$). Dla wybranych przykładów napisz w zeszycie równanie reakcji strącania w formie cząsteczkowej, jonowej pełnej oraz skróconej.
- Dla skróconego równania reakcji strącania: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$ zapisz w zeszycie dwie propozycje równania reakcji strącania w formie cząsteczkowej.

5.4. Analiza jakościowa

Wytrącanie trudno rozpuszczalnych związków stosuje się jako metodę wykrywania określonego kationu lub anionu w roztworze. Związki tworzące charakterystyczne, barwne osady są wykorzystywane do analizy jakościowej. Dodając roztworu zawierającego jon tworzący z wykrywanym jonem nierozpuszczalny osad, można sprawdzić obecność analizowanego jonu (tabela 6). Wytrącenie osadu potwierdza obecność wykrywanego jonu, natomiast brak utworzenia się osadu wskazuje na jego brak.





Tabela 6. Analiza jakościowa przykładowych jonów

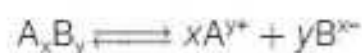
Wykrywany jon	Stosowany odczynnik	Równanie reakcji strąceniowej	Barwa powstającego osadu
Ag^+	HCl	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$	
Cl^-	AgNO_3	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$	
Pb^{2+}	KI	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{PbI}_2 \downarrow$	
I^-	AgNO_3	$\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI} \downarrow$	
Cu^{2+}	H_2S	$\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CuS} \downarrow$	
S^{2-}	AgNO_3	$2\text{Ag}^+ + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{S} \downarrow$	

Ćwiczenie

4. W jednej probówce znajdują się jony I^- , a w drugiej – jony F^- . Zaproponuj odczynnik, który należy dodać do probówek, aby je rozróżnić.

5.5. Iloczyn rozpuszczalności*

Cząsteczki niezdysocjowane są zawsze w równowadze z postacią zdysocjowaną (jonami) niezależnie od rozpuszczalności związku chemicznego. Dysocjację zapisuje się w postaci równania ogólnego:



Dla każdej substancji słabo rozpuszczalnej w wodzie iloczyn stężeń jonów podniesionych do potęg, które odpowiadają współczynnikom stechiometrycznym w równaniu reakcji dysocjacji, jest w danej temperaturze wielkością stałą i nazywa się iloczynem rozpuszczalności.

$$I_r = [\text{A}^{y+}]^x \cdot [\text{B}^{x-}]^y$$

gdzie:

I_r – iloczyn rozpuszczalności

$[\text{A}^{y+}]$ – stężenie molowe kationu

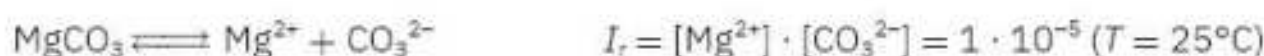
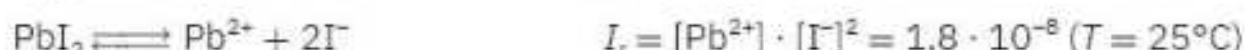
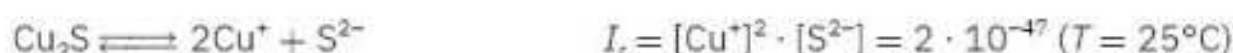
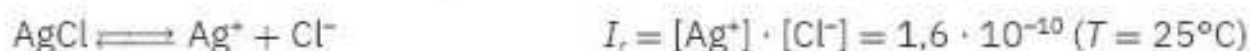
$[\text{B}^{x-}]$ – stężenie molowe anionu

x i y – współczynniki stechiometryczne występujące w równaniu reakcji dysocjacji

Iloczyn stężenia jonów podniesionych do odpowiednich potęg występujących w wyrażeniu na iloczyn rozpuszczalności $[\text{A}^{y+}]^x \cdot [\text{B}^{x-}]^y$ większy od iloczynu rozpuszczalności I_r dla soli A_xB_y oznacza, że z roztworu wytrąci się osad.



Przykładowe wartości iloczynów rozpuszczalności wybranych soli:



Ćwiczenia

- Napisz wyrażenia na stałą rozpuszczalności dla poniższych soli:
AgBr, BaSO₄, Mg₃(PO₄)₂.



PODSUMOWANIE LEKCJI

- Nie istnieją substancje zupełnie nierozpuszczalne, a jedynie takie, które są rozpuszczalne w znikomym stopniu. Substancje te jako produkty reakcji zachodzącej w roztworach wodnych strącają się w formie osadu.
- Przykładami substancji trudno rozpuszczalnych w wodzie najczęściej są sole i wodorotlenki, rzadko kwasy. Przykładem kwasu trudno rozpuszczalnego w wodzie jest kwas krzemowy (H₂SiO₃).
- Reakcja strącania to reakcja, podczas której rozpuszczalne w wodzie substraty przekształcają się w praktycznie nierozpuszczalny produkt wytracający się w postaci osadu.
- Równanie reakcji strącania można zapisać w postaci cząsteczkowej, jonowej pełnej lub jonowej skróconej.

$$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KI} \rightarrow \text{PbI}_2 \downarrow + 2\text{KNO}_3 \text{ (zapis cząsteczkowy)}$$

$$\text{Pb}^{2+} + 2\text{NO}_3^- + 2\text{K}^+ + 2\text{I}^- \rightarrow \text{PbI}_2 \downarrow + 2\text{K}^+ + 2\text{NO}_3^- \text{ (zapis jonowy pełny)}$$

$$\text{Pb}^{2+} + 2\text{I}^- \rightarrow \text{PbI}_2 \downarrow \text{ (zapis jonowy skrócony)}$$
- Dodając roztworu zawierającego jon tworzący z wykrywanym jonem nierozpuszczalny osad, można sprawdzić obecność analizowanego jonu.

s. 76

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Korzystając z tablicy rozpuszczalności, sprawdź, czy:
 - w reakcji strąceniowej można otrzymać węglan magnezu (MgCO₃),
 - po zmieszaniu siarczanu(VI) sodu (Na₂SO₄) i azotanu(V) ołowiu(II) (Pb(NO₃)₂) powstanie osad,
 - zajdzie łatwo i szybko reakcja między siarczkiem glinu (Al₂S₃) oraz chlorkiem magnezu (MgCl₂),
 - do strącenia węglanu wapnia (CaCO₃) z roztworu chlorku wapnia (CaCl₂) lepiej użyć węglanu glinu (Al₂(CO₃)₃) czy węglanu potasu (K₂CO₃).
- Napisz w zeszycie równanie reakcji strącania fluorku wapnia (CaF₂) z roztworu bromku wapnia (CaBr₂) fluorkiem potasu (KF) w formie cząsteczkowej, jonowej pełnej oraz skróconej.
- Dokończ równania reakcji oraz napisz je w zeszycie w formie jonowej skróconej.
 - $\text{MgCl}_2 + \text{K}_3\text{PO}_4 \rightarrow \dots$
 - $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \dots$
 - $(\text{NH}_4)_2\text{S} + \text{CuCl}_2 \rightarrow \dots$
 - $\text{AgNO}_3 + \text{LiBr} \rightarrow \dots$



4. Napisz w zeszycie trzy dowolne reakcje strąceniowe w formie cząsteczkowej oraz pełnej i skróconej jonowej.
5. Oceń prawdziwość podanych zdań.
 - a) Reakcja strąceniowa jest reakcją, podczas której powstaje osad.
 - b) Substraty w reakcji strąceniowej nie muszą występować w postaci jonów.
 - c) Powstanie osadu w równaniu reakcji strąceniowej zaznacza się strzałką $\uparrow$.
 - d) W wyniku zmieszania roztworu kwasu solnego (HCl) oraz azotanu(V) srebra(I) (AgNO_3) powstanie produkt trudno rozpuszczalny.
 - e) Wszystkie kwasy są dobrze rozpuszczalne w wodzie.
 - f) Przykładami substancji trudno rozpuszczalnych w wodzie najczęściej są sole i wodorotlenki.

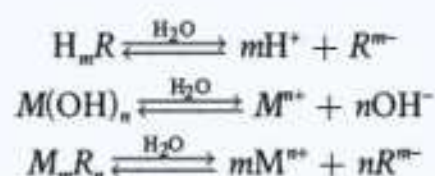


PODSUMOWANIE PRZED SPRAWDZIANEM

Substancje		
Elektrolity to substancje, które w stanie stopionym lub w roztworach wodnych przewodzą prąd.		
Elektrolity mocne	Elektrolity słabe	Nieelektrolity to substancje, które w stanie stopionym lub w roztworach wodnych nie przewodzą prądu.
Substancje, które w roztworach wodnych dysocjują całkowicie.	Substancje, które w roztworach wodnych nie dysocjują całkowicie.	
$\xrightarrow{\text{H}_2\text{O}}$ rozpuszczalne w wodzie sole; HCl, HBr, HI, H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HClO ₄ ; wodorotlenki metali należące do grupy 1 oraz Ca(OH) ₂ , Sr(OH) ₂ i Ba(OH) ₂	$\xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}}$ pozostałe kwasy i wodorotlenki; sole praktycznie nierozpuszczalne w wodzie	

- **Dysocjacja jonowa (elektrolityczna)** – rozpad cząsteczek związków chemicznych na jony zachodzący pod wpływem wody.

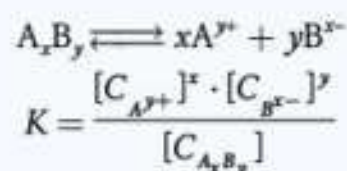
s. 49



- Kwasy wieloprotonowe i zasady wielowodorotlenowe ulegają **stopniowej dysocjacji**. Liczba etapów jest równa odpowiednio liczbie protonów i liczbie grup hydroksylowych.
- **Stopień dysocjacji elektrolitu** – orientacyjna miara mocy elektrolitu wyrażana stosunkiem stężenia cząsteczek zdysocjowanych do stężenia ogólnego.
- **Stała dysocjacji** – stosunek iloczynów stężeń cząsteczek zdysocjowanych (jonów) do stężenia cząsteczek niezdisocjowanych.

s. 53

s. 54



- W rzeczywistości w roztworach wodnych nie występują jony H⁺, tylko jony hydroniowe H₃O⁺.
- Do wyrażania stężenia jonów hydroniowych służy pH obliczane jako ujemny dziesiętny logarytm ze stężenia molowego jonów hydroniowych.

s. 57

s. 58

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+]$$

- Bezpośrednio stężenie jonów hydroksylowych, a pośrednio także hydroniowych opisuje wartość pOH.

$$\text{pOH} = -\log [\text{OH}^-]$$

- Suma pH oraz pOH wynosi 14.

$$\text{pH} + \text{pOH} = 14$$

- Roztwór amoniaku wykazuje odczyn zasadowy, ponieważ powoduje wzrost stężenia jonów hydroksylowych.





- Roztwór o $\text{pH} < 7$ ma odczyn kwasowy, roztwór o pH równym 7 ma odczyn obojętny, a roztwór o $\text{pH} > 7$ ma odczyn zasadowy.

$C_{\text{H}_3\text{O}^+}$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
C_{OH^-}	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
pOH	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0

odczyn kwasowy

odczyn obojętny

odczyn zasadowy

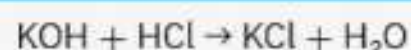
s. 67

- Reakcja zobojętniania całkowitego** – reakcja przebiegająca między zasadą a kwasem, w której reagenty użyte są w stosunku stechiometrycznym (w równoważnych ilościach). Roztwór po reakcji zobojętniania, w której reagenty są silnymi elektrolitami, ma odczyn obojętny.

s. 68

- Reakcja zobojętniania niecałkowitego** – reakcja przebiegająca między zasadą a kwasem, w której ilość reagenta użytego do zobojętnienia jest niewystarczająca. Wartość pH takiego roztworu zmienia się, ale odczyn pozostaje niezmieniony.

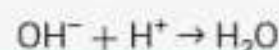
Przykładowa reakcja zobojętniania (zapis cząsteczkowy)



Pełne równanie reakcji jonowej



Skrócone równanie reakcji jonowej



s. 73

- Produktami reakcji zobojętniania są sól oraz woda.
- Hydroliza** – reakcja jonów pochodzących od kwasów lub zasad będących słabymi elektrolitami z wodą, w wyniku której powstają kationy wodorowe lub aniony hydroksylowe.

s. 73

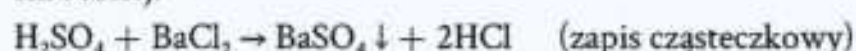
- Kationy pochodzące od wodorotlenków będących słabymi elektrolitami ulegają **hydrolizie kationowej**, generując kationy wodorowe.



- Aniony pochodzące od kwasów będących słabymi elektrolitami ulegają **hydrolizie anionowej**, w wyniku której powstają aniony hydroksylowe.



- Jony soli zawierające kationy oraz aniony pochodzące od słabych elektrolitów ulegają **hydrolizie kationowo-anionowej**.
- Hydrolizie nie ulegają sole pochodzące od kwasów i zasad będących mocnymi elektrolitami.
- Reakcja strącania to reakcja, podczas której rozpuszczalne w wodzie substraty przekształcają się w praktycznie nierozpuszczalny produkt wytracający się w postaci osadu. W reakcji powstawania osadów mogą też brać udział trudno rozpuszczalne substraty, jednak muszą one ulegać przekształceniu w produkty jeszcze trudniej rozpuszczalne.
- Przykładami substancji trudno rozpuszczalnych w wodzie najczęściej są sole i wodorotlenki, rzadko kwasy (np. kwas krzemowy (H_2SiO_3)).
- Równanie reakcji strącania można zapisać w postaci cząsteczkowej, jonowej pełnej lub jonowej skróconej.



- Dodając roztworu zawierającego jon tworzący z wykrywanym jonem nierozpuszczalny osad, można sprawdzić obecność analizowanego jonu.



SPRAWDŹ, CZY UMIESZ!

- Wyjaśnij pojęcia: *dysocjacja, stopień dysocjacji, stała dysocjacji, reakcja zobojętniania niecałkowitego, reakcja zobojętniania całkowitego, hydroliza, reakcja strąceniowa.*
- Wykorzystując tablice rozpuszczalności, sprawdź, które z poniższych elektrolitów są mocne, a które są słabe. Napisz w zeszycie równania reakcji dysocjacji elektrolitycznej:
 - chlorku sodu (NaCl),
 - chlorku amonu (NH_4Cl),
 - fosforanu(V) wapnia ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$),
 - azotanu(V) potasu (KNO_3),
 - siarczanu(VI) baru (BaSO_4).
- Napisz w zeszycie równanie reakcji dysocjacji elektrolitycznej stopniowej oraz sumarycznej:
 - wodorotlenku glinu ($\text{Al}(\text{OH})_3$),
 - wodorotlenku baru ($\text{Ba}(\text{OH})_2$),
 - kwasu siarkowego(IV) (H_2SO_3),
 - kwasu siarkowego(VI) (H_2SO_4).
- Napisz w zeszycie wyrażenie na stałą dysocjacji:
 - dla dysocjacji sumarycznej kwasu fosforowego(V) (H_3PO_4),
 - dla każdego etapu dysocjacji kwasu węglowego (H_2CO_3).
- Ile wynosi stopień dysocjacji związku, którego:
 - 2% cząsteczek występuje w postaci jonów,
 - $\frac{1}{8}$ cząsteczek występuje w postaci zdysocjowanej,
 - *stężenie cząstek zdysocjowanych wynosi $0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, a stężenie całkowite to $0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$,
 - *roztwór 0,05-molowy zawiera $0,002 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ cząstek zdysocjowanych.
- Oblicz pH roztworu:
 - w którym stężenie jonów hydroniowych wynosi $0,05 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$,
 - w którym stężenie jonów wodorotlenkowych wynosi $0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$,
 - kwasu solnego (HCl) o stężeniu $0,2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$,
 - kwasu siarkowego(VI) (H_2SO_4) o stężeniu $0,01 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$,
 - wodorotlenku potasu (KOH), którego $C_m = 1 \text{ M}$.
- Napisz w zeszycie stopniowe oraz sumaryczne równanie reakcji zobojętniania kwasu siarkowego(IV) (H_2SO_3) roztworem wodorotlenku potasu (KOH).
- Zaproponuj odczynnik do zobojętniania roztworu:
 - $\text{Ba}(\text{OH})_2$,
 - H_2SO_4 .
 Napisz w zeszycie sumaryczne równanie reakcji zobojętniania.
- Określ odczyn roztworu:
 - uzyskanego po zmieszaniu 20 cm^3 0,1-molowego kwasu solnego (HCl) oraz $0,15 \text{ dm}^3$ 0,01-molowego roztworu wodorotlenku potasu (KOH),
 - fosforanu(V) litu (Li_3PO_4),
 - siarczanu(VI) miedzi(II) (CuSO_4),
 - uzyskanego po zmieszaniu 2 moli kwasu siarkowego(VI) (H_2SO_4) oraz 2 moli wodorotlenku sodu (NaOH).



10. Napisz w zeszycie równanie reakcji hydrolizy oraz określ rodzaj hydrolizy, jaka zachodzi w roztworach wodnych:
- siarczanu(IV) sodu (Na_2SO_3),
 - azotanu(III) glinu ($\text{Al}(\text{NO}_2)_3$),
 - siarczku magnezu (MgS),
 - węglanu sodu (Na_2CO_3),
 - chlorku miedzi(II) (CuCl_2),
 - siarczanu(VI) cynku (ZnSO_4).
11. Czy można sporządzić roztwór zawierający równocześnie:
- $\text{Ba}(\text{OH})_2$ i HCl ,
 - CaCl_2 i K_2CO_3 ,
 - NaCl i KNO_3 ,
 - MgCl_2 i AgNO_3 ?
12. Podaj przykład substancji, która jest:
- slabym elektrolitem trudno rozpuszczalnym w wodzie,
 - slabym elektrolitem dobrze rozpuszczalnym w wodzie,
 - mocnym elektrolitem dobrze rozpuszczalnym w wodzie.
13. Zaproponuj odczynniki pozwalające na wykonanie poniższych reakcji. Podaj cząsteczkowe równania reakcji.
- $\text{Mg}^{2+} + \text{OH}^- \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \downarrow$
 - $\text{Pb}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4 \downarrow$
 - $\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI} \downarrow$
 - $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CuS} \downarrow$
 - $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow$
14. Napisz w zeszycie podane równania reakcji w formie jonowej. Określ, czy jest to reakcja zobojętniania czy strącaniowa.
- $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - $\text{AgNO}_3 + \text{NaBr} \rightarrow \text{AgBr} + \text{NaNO}_3$
15. Jak można odróżnić wodne roztwory (znajdujące się w dwóch probówkach):
- chlorku sodu (NaCl) i chlorku baru (BaCl_2),
 - wodorotlenku sodu (NaOH) i kwasu solnego (HCl),
 - azotanu(V) srebra(I) (AgNO_3) i azotanu(V) baru ($\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$),
 - siarczanu(IV) sodu (Na_2SO_3) i chlorku glinu (AlCl_3)?
16. Mając do dyspozycji wodne roztwory: $\text{Ba}(\text{OH})_2$, H_3PO_4 , HCl , MgCl_2 , K_2SO_3 , PbSO_4 , $\text{Sr}(\text{OH})_2$, wykonaj polecenia.
- Napisz w zeszycie równania reakcji strącaniowych oraz równania reakcji zobojętniania.
 - Podziel podane związki na mocne i słabe elektrolity.
 - Napisz w zeszycie, które związki ulegają hydrolizie kationowej, a które – anionowej.
 - Wymień te związki, których roztwory mają odczyn zasadowy, oraz te, których roztwory mają odczyn kwasowy.

A vertical image showing a close-up of a copper pipe. The surface is covered in a green patina, with some areas showing more intense green and others more brownish. The texture is rough and uneven.

III. Systematyka związków nieorganicznych

▶ Klasyfikacja i nazewnictwo związków nieorganicznych

▶ Tlenki – otrzymywanie i reakcja z wodą

▶ Tlenki – właściwości chemiczne

▶ Wodorki – otrzymywanie i właściwości

▶ Wodorotlenki – otrzymywanie i właściwości

▶ Kwasy – otrzymywanie i właściwości

▶ Sole – otrzymywanie i właściwości



1. Klasyfikacja i nazewnictwo związków nieorganicznych

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jak dzielimy związki nieorganiczne;
- jakie zasady obowiązują w nazewnictwie związków nieorganicznych;
- jak odczytać wartościowość pierwiastków ze wzoru sumarycznego.

Związki chemiczne, czyli względnie trwałe połączenia co najmniej dwóch pierwiastków, w zależności od wybranego kryterium dzieli się na wiele sposobów. Związki chemiczne można dzielić ze względu na: pochodzenie, skład, budowę i właściwości chemiczne. Najogólniejszym podziałem, wywodzącym się z XVIII w., jest podział na związki organiczne i nieorganiczne.

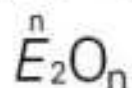
1.1. Podział związków nieorganicznych

Najprościej związki chemiczne można podzielić ze względu na liczbę pierwiastków zawartych w związku. Wyróżnia się związki złożone z dwóch, trzech lub większej liczby składników. Jednak dla chemika istotniejszy jest podział związków nieorganicznych dokonany z uwzględnieniem struktury, a zatem i właściwości chemicznych. Chemicy dzielą związki nieorganiczne na:

- | | |
|-----------------|----------|
| • tlenki, | • kwasy, |
| • wodorki, | • sole, |
| • wodorotlenki. | |

tlenki

Tlenki stanowią dwuskładnikowe połączenia pierwiastków chemicznych z tlenem, a ich uproszczony wzór ogólny zapisuje się następująco:



gdzie:

E – symbol pierwiastka chemicznego tworzącego tlenek

n – wartościowość pierwiastka chemicznego tworzącego tlenek

wodorki

Wodorki to związki chemiczne wodoru z innymi pierwiastkami chemicznymi. W zależności od położenia pierwiastka tworzącego wodorek w układzie okresowym wzór ogólny wodorków ma postać:



gdzie:

E – symbol pierwiastka chemicznego tworzącego wodorek znajdującego się w grupach 1–15 układu okresowego

n – wartościowość pierwiastka chemicznego tworzącego wodorek (równa liczbie atomów wodoru w cząsteczce wodorku)

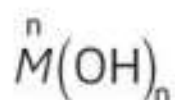


gdzie:

E – symbol pierwiastka chemicznego tworzącego wodorek znajdującego się w grupie 16 lub 17 układu okresowego

n – wartościowość pierwiastka chemicznego tworzącego wodorek (równa liczbie atomów wodoru w cząsteczce wodorku)

Wodorotlenkami nazywa się związki nieorganiczne, których cząsteczki zawierają metal oraz jednowartościową grupę hydroksylową $-\text{OH}$. Wzór ogólny wodorotlenku ma postać:



gdzie:

M – symbol metalu

OH – grupa hydroksylowa (wodorotlenowa)

n – wartościowość metalu tworzącego wodorotlenek

Kwasy to związki chemiczne zbudowane z kationów wodoru oraz anionów reszty kwasowej o wzorze ogólnym:

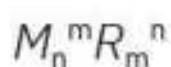


gdzie:

R – symbol reszty kwasowej

n – wartościowość reszty kwasowej (równa liczbie atomów wodoru w cząsteczce kwasu)

Solami są związki chemiczne zawierające kation metalu lub kation amonowy (NH_4^+) oraz resztę kwasową:



gdzie:

M – kation metalu (lub kation amonowy)

m – wartościowość metalu tworzącego sól

R – reszta kwasowa

n – wartościowość reszty kwasowej

Tabela 1. Wzory ogólne nieorganicznych związków chemicznych

Związek nieorganiczny	Wzór ogólny
tlenki	E_2O_n
wodorki	$\text{EH}_n; \text{H}_n\text{E}$
wodorotlenki	$\text{M}(\text{OH})_n$
kwasy	H_nR
sole	M_nR_m

*Można także wyróżnić inne związki, takie jak **azotki**, będące związkami chemicznymi azotu z metalami oraz niektórymi niemetalami, lub też **węgliki**, czyli

wodorotlenki

kwasy

sole

związki chemiczne węgla z pierwiastkami chemicznymi o niższej elektroujemności niż węgiel.

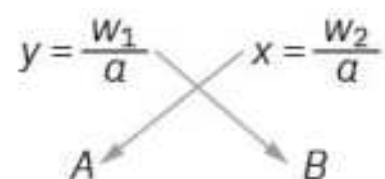
Symbole pierwiastków w sumarycznych wzorach nieorganicznych związków chemicznych są zapisane w nieprzypadkowej kolejności. W związkach dwuskładnikowych najczęściej po lewej stronie znajduje się symbol pierwiastka o niższej elektroujemności, a po prawej – o wyższej elektroujemności, np.: CaO, MgS, NaCl, KF, NaH, LiI. W przypadku zbliżonych wartości elektroujemności (gdy związek chemiczny tworzą niemetały) symbole pierwiastków we wzorach sumarycznych dwuskładnikowych nieorganicznych związków chemicznych zapisuje się w kolejności: Si, B, C, N, H, S, I, Br, Cl, O oraz F, np. NH₃.

Ćwiczenia

1. Pogrupuj podane związki nieorganiczne na: tlenki, wodorki, wodorotlenki, kwasy i sole. Rozwiązanie zapisz w zeszycie.
Na₂O, KH, H₂S, H₃PO₄, NaCl, MgO, NaOH, CaH₂, Al(OH)₃, Li₂SO₄.
2. Z wymienionych symboli ulóż wzór: tlenku, wodorku, wodorotlenku, kwasu oraz soli. Rozwiązanie zapisz w zeszycie.
O, H, Cl, K

1.2. Wzory sumaryczne związków dwuskładnikowych

Wzory sumaryczne związków chemicznych dwuskładnikowych A_xB_y ustala się metodą krzyżową, gdzie w₁ i w₂ to wartościowości pierwiastków, a ich największy wspólny dzielnik to a:

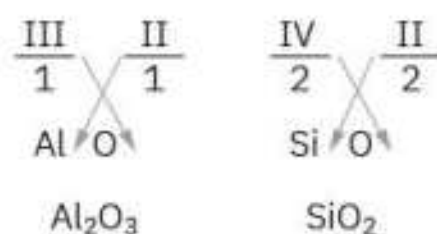


Jeśli indeks wynosi 1, nie zapisuje się go we wzorze sumarycznym. Zatem brak indeksu dolnego oznacza, że wynosi on właśnie 1.

Przykład 1.

Ustal wzór sumaryczny tlenku glinu oraz tlenku krzemu.

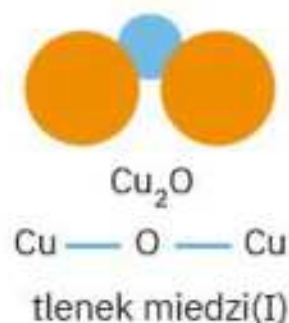
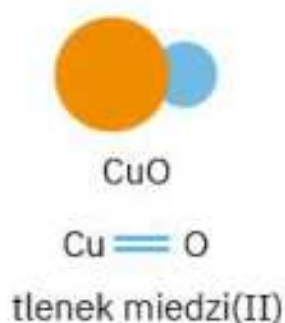
Zapisujemy symbole pierwiastków, pamiętając, że po stronie lewej znajduje się pierwiastek mniej elektroujemny. Następnie nad pierwiastkiem zapisujemy wartościowość pierwiastka, szukamy największego wspólnego dzielnika dla podanych wartościowości i zgodnie z metodą krzyżową zapisujemy indeksy przy symbolach pierwiastków.



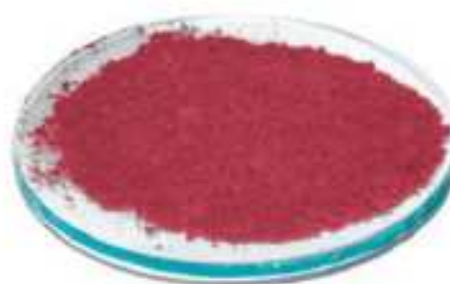
1.3. Nazewnictwo dwuskładnikowych związków nieorganicznych

Nazwę nieorganicznego związku chemicznego tworzy się, odczytując nazwy symboli pierwiastków od strony prawej, czyli od jego końca, najczęściej stanowiącego pierwiastek bardziej elektroujemny, np.: tlenek wapnia (CaO), siarczek magnezu (MgS), chlorek magnezu (MgCl_2), fluorek potasu (KF), wodorek sodu (NaH), jodek litu (LiI).

Nazwa musi jednoznacznie wskazywać konkretny związek chemiczny, dlatego też w przypadku pierwiastków charakteryzujących się różną wartościowością nazwa musi zawierać informację na jej temat. Wartościowość podaje się cyfrą rzymską w okrągłym nawiasie umieszczonym za symbolem pierwiastka – jest to tzw. system Stocka (czytaj: sztoka). Wartościowość miedzi to I oraz II. Tworzy ona dwa różne tlenki, zatem nazwa *tlenek miedzi* musi zawierać w nawiasie informację o wartościowości miedzi.



Rysunek 1. Tlenek miedzi(II).



Rysunek 2. Tlenek miedzi(I).

Choć pierwiastki przyjmują różną wartościowość, w konkretnych związkach mają znaną wartościowość, więc nie należy jej podawać w nazwie. Przykładem takich związków są chlorki, jodki, bromki i siarczki. W tych solach chlor, jod, brom oraz siarka mają najniższą z możliwych wartościowości: I, a w przypadku siarki: II. Nie podaje się zatem wartościowości tych pierwiastków w solach tego typu.

We wzorach zawierających większą niż dwa liczbę atomów w cząsteczce można także stosować tzw. system liczebnikowy, w którym nazwa pierwiastka jest poprzedzona przedrostkiem wskazującym na liczbę atomów danego pierwiastka. Dwa atomy danego pierwiastka poprzedza przedrostek di-, trzy – tri-, cztery – tetra-, pięć – penta- itd.

Przykład 2.

Stosując system Stocka oraz liczebnikowy, nazwij poniższe tlenki azotu.

N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5

N_2O	tlenek azotu(I)	tlenek diazotu
NO	tlenek azotu(II)	-
N_2O_3	tlenek azotu(III)	tritlenek diazotu
NO_2	tlenek azotu(IV)	ditlenek azotu
N_2O_5	tlenek azotu(V)	pentatlenek diazotu

Ćwiczenia

- Podaj nazwy poniższych związków chemicznych.

a) NaH	e) $Ca(OH)_2$	i) KCl	l) AlH_3
b) $NaOH$	f) $Cu(OH)_2$	j) $NaBr$	m) CaS
c) CaH_2	g) CaO	k) CuO	n) KI
d) MgO	h) Na_2O	l) Cu_2O	o) $CuOH$
- Nazwij poniższe związki, stosując system liczebnikowy.

a) N_2O	c) Cu_2O	e) NO_2	g) CO_2
b) SO_2	d) N_2O_5	f) SO_3	
- Narysuj w zeszycie wzory sumaryczne związków o podanych nazwach.

a) wodorek potasu	g) tlenek siarki(IV)
b) wodorotlenek potasu	h) fluorek magnezu
c) siarczek żelaza(II)	i) wodorek litu
d) jodek potasu	j) tlenek węgla(II)
e) tlenek sodu	k) tlenek węgla(IV)
f) tlenek siarki(VI)	l) chlorek amonu (podpowieść: kation amonu jest jednowartościowy)
- Wskaż błędy w poniższych przykładach.

a) Si_2O_4	e) CuO_2
b) tlenek węgla	f) siarczek(II) żelaza(III)
c) $Na(OH)_1$	g) fluorek sodu(I)
d) tlenek(II) miedzi(II)	
- Wskaż wartościowość:

a) azotu w tlenkach: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 ,
b) siarki w tlenkach: SO_2 , SO_3 ,



PODSUMOWANIE LEKCJI

s. 86

Związek nie-organiczny	Definicja	Wzór ogólny
Tlenki	dwuskładnikowe połączenia pierwiastków chemicznych z tlenem	E_2O_n
Wodorki	związki chemiczne wodoru z innymi pierwiastkami chemicznymi	
	a) E – symbol pierwiastka chemicznego znajdującego się w grupach 1–15 układu okresowego	a) EH_n
	b) E – symbol pierwiastka chemicznego znajdującego się w grupie 16 lub 17 układu okresowego	b) H_nE
Wodorotlenki	związki nieorganiczne, których cząsteczki zawierają metal (M) oraz jednowartościową grupę hydroksylową	$M(OH)_n$
Kwasy	związki chemiczne zbudowane z kationów wodoru oraz anionów reszty kwasowej (R)	H_nR
Sole	związki chemiczne zawierające kation metalu (M) lub kation amonowy (NH_4^+) oraz resztę kwasową (R)	M_nR_m

- Wzory sumaryczne dwuskładnikowych związków chemicznych A_xB_y wyznacza się zgodnie z zależnością:

s. 88

$$y = \frac{w_1}{a}$$

$$x = \frac{w_2}{a}$$

gdzie:

w_1 – wartościowość pierwiastka A

w_2 – wartościowość pierwiastka B

a – największy wspólny dzielnik w_1 oraz w_2

Wielkości x oraz y równe 1 pomija się w zapisie wzoru sumarycznego.

- Nazewnictwo:

s. 89

1) Nazwę związku tworzy się, odczytując od końca wzór sumaryczny związku chemicznego.

2) Zgodnie z systemem Stocka w przypadku pierwiastków mających różną wartościowość w okrągłym nawiasie za nazwą pierwiastka należy podać wartościowość, jaką charakteryzuje się pierwiastek w konkretnym związku chemicznym.

3) Zgodnie z systemem liczebnikowym nazwę pierwiastka poprzedzają przedrostki określające ich liczbę.

Liczba atomów	Przedrostek
2	di-
3	tri-
4	tetra-
5	penta-

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Pogrupuj podane związki w tabeli przerysowanej do zeszytu.
 Na_2O , KCl , NaH , H_2SO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, MgS , HI , BeO , MgH_2 , KOH

Tlenki	Wodorki	Wodorotlenki	Kwasy	Sole

2. Z symboli O, H, S, Na ulóż wzór: tlenku, wodorku, wodorotlenku, kwasu oraz soli.
3. Ustal wzór sumaryczny:
- | | |
|-----------------------------|------------------------|
| a) siarczku potasu, | f) tlenku żelaza(III), |
| b) siarczku wapnia, | g) tlenku węgla(II), |
| c) wodorku glinu, | h) wodorku magnezu, |
| d) chlorku miedzi(II), | i) wodorotlenku baru. |
| e) wodorotlenku żelaza(II), | |
4. Popraw poniższe błędne wzory sumaryczne. Właściwe wzory zapisz w zeszycie.
- | | | |
|-------------------------------|---------------------------|------------------|
| a) NaS_2 | c) C_2O_4 | e) BaOH |
| b) $\text{Ca}_1(\text{OH})_2$ | d) K_3Cl | f) KO |
5. Nazwij podane związki chemiczne.
- | | | |
|--------------------------|-----------------------------|--------------------------|
| a) KH | e) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ | i) Cu_2S |
| b) KOH | f) $\text{Be}(\text{OH})_2$ | j) AlCl_3 |
| c) NaI | g) CaH_2 | k) BeO |
| d) Na_2O | h) CuS | |
6. Podaj nazwy poniższych związków chemicznych, stosując system Stocka oraz liczebnikowy.
- | | | |
|-------------------|--------------------------|---------------------------|
| a) CO_2 | d) SO_3 | g) N_2O_5 |
| b) CuH_2 | e) Cu_2S | h) CS_2 |
| c) NO_2 | f) SO_2 | |
7. Wskaż błędy lub braki w poniższych nazwach związków chemicznych.
- | | |
|-------------------------|------------------------|
| a) wodorotlenek miedzi | e) disiarczek dimiedzi |
| b) siarczek(II) miedzi | f) tlenek węgla |
| c) tlenek(II) miedzi(I) | g) wodorek magnezu(II) |
| d) chlorek(III) sodu | h) jodek sodu(I) |



2. Tlenki – otrzymywanie i reakcja z wodą

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jakimi metodami otrzymuje się tlenki;
- jakie właściwości fizyczne wykazują tlenki;
- jak tlenki reagują z wodą.

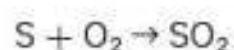
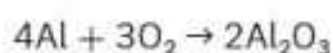
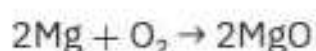
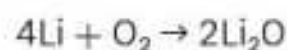
Połączenia pierwiastków z tlenem stanowią jedne z najbardziej trwałych związków dwuskładnikowych. Znane są tlenki prawie wszystkich pierwiastków. Wyjątek stanowią gazy szlachetne. Tlenki to najbardziej rozpowszechnione związki w przyrodzie. Tlenek wodoru, czyli woda, zajmuje ponad 73% powierzchni Ziemi, a tlenek krzemu występuje na Ziemi w postaci kwarcu, który jest składnikiem piasku, skał i wielu minerałów.

2.1. Otrzymywanie tlenków

Tlenki otrzymuje się w wyniku bezpośredniej reakcji danego pierwiastka z tlenem lub podczas odpowiednich reakcji chemicznych zachodzących z udziałem związków zawierających tlen, np. reakcji rozkładu termicznego (pod wpływem temperatury) niektórych wodorotlenków lub soli. Tlenki można także otrzymać w wyniku reakcji tlenu ze związkami organicznymi lub też w reakcjach wymiany, działając mocnym kwasem na siarczany(IV) lub węglany.

Reakcja pierwiastków z tlenem

Reakcji tej ulegają zarówno metale, jak i niemetale. Bezpośrednio z tlenem nie reagują metale szlachetne, takie jak złoto lub platyna. Metale grupy 1 oraz 2 reagują z tlenem szybko, a do zapoczątkowania reakcji może dojść już w temperaturze pokojowej. Reakcja zachodząca gwałtownie i z wydzieleniem ciepła, a często też światła, nazywa się **spalaniem**.



Rysunek 3. Spalanie magnezu.



Rysunek 4. Spalanie siarki.

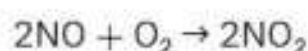
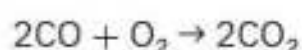
Reakcja spalania – gwałtownie zachodząca reakcja z tlenem.

reakcja spalania

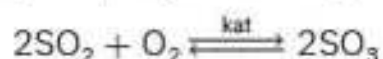
W przypadku pierwiastków mających różną wartościowość produkt reakcji spalania zależy od stosunku ilościowego spalanego pierwiastka do tlenu. W przypadku większej ilości tlenu (nadmiaru) powstaje tlenek pierwiastka o wyższej wartościowości, natomiast w przypadku mniejszej ilości tlenu (niedomiaru) powstaje tlenek pierwiastka o niższej wartościowości.



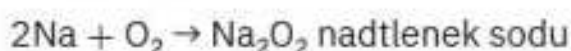
Z tlenku pierwiastka o niższej wartościowości w reakcji z tlenem można otrzymać tlenek pierwiastka o wyższej wartościowości.



W przypadku tlenków siarki analogiczna reakcja wymaga obecności katalizatora, którym jest tlenek wanadu(V) lub platyna. Reakcja ta jest odwracalna.

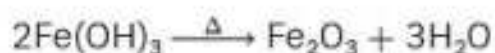
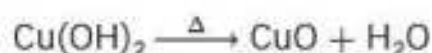
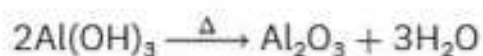


Ze względu na swoją wysoką reaktywność metale grupy 1, z wyjątkiem litu, w reakcji z tlenem tworzą układy bogatsze w tlen, tzw. nadtlene oraz ponadtlenki.



Reakcja rozkładu termicznego wodorotlenków

Większość wodorotlenków w wyniku ogrzewania rozkłada się, przekształcając w tlenek metalu oraz wodę. Wartościowość pierwiastka tworzącego wodorotlenek, a następnie tlenek jest taka sama. Reakcjom tym nie ulegają trwałe wodorotlenki grup 1 i 2.

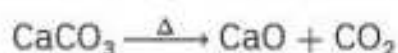


Rysunek 5. Termiczny rozkład niebieskiego wodorotlenku miedzi(II) prowadzący do powstania czarnego tlenku miedzi(II).



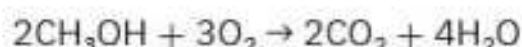
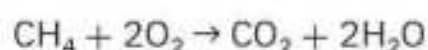
Reakcja termicznego rozkładu soli

Reakcji tej ulegają nietrwałe sole, takie jak siarczany(IV), węglany i wodorowęglany (sole zawierające anion wodorowęglanowy HCO_3^-).



Reakcja spalania związków organicznych

Związki organiczne (związki zawierające węgiel i wodór, czyli węglowodory, oraz ich pochodne) w obecności tlenu ulegają reakcji spalania, której produktami są tlenek węgla(IV) oraz woda.



Reakcja wymiany

Tlenki niemetalu można otrzymać, działając mocnym kwasem (dział III rozdział 7.3.) na siarczany(IV) lub węglany. Zachodząca reakcja wymiany prowadzi do powstania słabszego i nietrwałego kwasu, który rozkłada się na odpowiedni tlenek oraz wodę.



Ćwiczenia

1. Zaproponuj metodę otrzymywania:
 - a) tlenku baru,
 - b) Li_2O ,
 - c) tlenku siarki(IV).
2. Napisz w zeszycie cztery równania reakcji obrazujące różne metody otrzymywania tlenku węgla(IV).



2.2. Właściwości fizyczne

W zależności od rodzaju pierwiastka, z którym połączony jest tlen, można wyróżnić tlenki metali oraz niemetalu. Tlenki metali w temperaturze pokojowej są zazwyczaj ciałami stałymi, krystalicznymi o budowie jonowej. Charakteryzują się cechami typowymi dla związków jonowych. Mają na ogół wysokie temperatury topnienia oraz wykazują niską lotność. Tlenki metali mają barwę uzyskaną od

kationów metali. Zmiana wartościowości pierwiastka w tlenku także powoduje zmianę jego barwy.

Tlenek ołowiu(II) PbO



Tlenek ołowiu(II i IV) Pb_3O_4



Tlenek ołowiu(IV) PbO_2



Rysunek 6. Barwa tlenków ołowiu.

Różna wartościowość tego samego metalu w jego tlenkach wpływa także na inne właściwości. Im wyższa wartościowość pierwiastka, tym większy udział wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego kosztem wiązania jonowego.

MnO tlenek manganu(II)

MnO_2 tlenek manganu(IV)

Mn_2O_3 tlenek manganu(III)

Mn_2O_7 tlenek manganu(VII)

wiązanie jonowe

wiązanie kowalencyjne spolaryzowane

Tlenki niemetalu na ogół nie mają budowy jonowej. W temperaturze pokojowej najczęściej występują w stanie gazowym, czasami są ciałami stałymi, jak tlenek krzemu, lub cieciami, jak tlenek wodoru, czyli woda.



Rysunek 7. Tlenek krzemu.

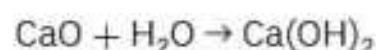
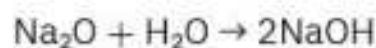


Rysunek 8. Tlenek wodoru.

Różnice w budowie tlenków metali oraz niemetalu powodują, że wykazują one różne właściwości.

2.3. Reakcje z wodą

Tlenki metali grupy 1 oraz 2 reagują z wodą, tworząc wodorotlenki. Wyjątek stanowi tlenek berylu BeO oraz MgO (uwaga: reaktywność tlenku magnezu względem wody wzrasta, gdy występuje on w postaci silnie rozdrobnionej oraz w podwyższonej temperaturze).





Tlenki metali dalszych grup na ogół nie reagują z wodą. Wyjątek stanowią tlenki metali z bloku *d* mające kilka wartościowości. Zdarza się, że tlenki metalu, którego wartościowość jest najwyższa z możliwych, reagują z wodą, dając produkt o odczynie kwasowym. Dla przykładu: wartościowość chromu wynosi II, III, IV, V oraz VI, a tlenek CrO_3 reaguje z wodą, tworząc kwas H_2CrO_4 . Zachowują się typowo jak tlenki niemetali.

Prawie wszystkie tlenki niemetali reagują z wodą, tworząc kwasy.



Tlenki, które w reakcji z wodą prowadzą do powstania kwasu, nazywa się **bezwodnikami kwasowymi** (tabela 2).

Bezwodnik kwasowy – tlenek, który w reakcji z wodą tworzy kwas.

bezwodnik kwasowy

Tabela 2. Przykłady bezwodników kwasowych oraz ich kwasów

Bezwodnik kwasowy	Kwas powstający z bezwodnika
CO_2	H_2CO_3
SO_2	H_2SO_3
SO_3	H_2SO_4
N_2O_3	HNO_2
N_2O_5	HNO_3
P_2O_5^*	H_3PO_4

* Badania budowy cząsteczek tlenku fosforu(V) wykazały, że występuje on w postaci P_4O_{10} .

Ćwiczenie

3. Napisz w zeszycie równanie reakcji tlenku:

a) metalu z bloku *s* z wodą,

b) niemetalu z wodą.

Doświadczenie

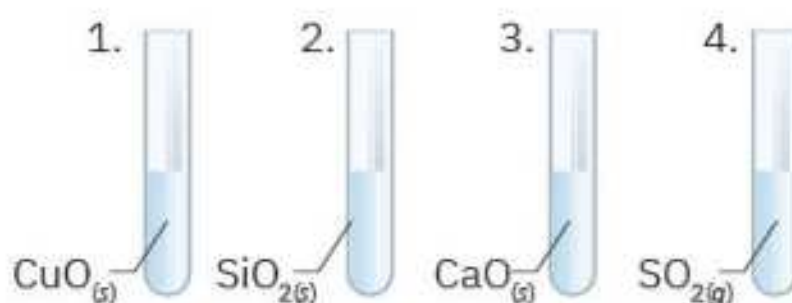
Badanie zachowania wybranych tlenków metali i niemetali wobec wody

Uwaga: doświadczenie należy wykonać pod wyciągiem (dygestorium).

Opis:

Umieść niewielką ilość tlenku miedzi(II) (a) w probówce 1., tlenku krzemu (b) w probówce 2. i tlenku wapnia (c) w probówce 3. Do probówki 4. wprowadź łyżkę do spalań zawierającą niewielką ilość siarki (d) po zainicjowaniu reakcji spalania w płomieniu palnika. Następnie do wszystkich probówek dodaj kilka cm^3 wody i wstrząśnij ich zawartością, a potem sprawdź odczyn roztworów za pomocą uniwersalnego papierka wskaźnikowego.





Obserwacje:

Numer próbki	Obserwacje	
	Zawartość próbki:	Zawartość próbki zabarwiła uniwersalny papierek wskaźnikowy na:
1.	nie rozpuściła się	-
2.	nie rozpuściła się	-
3.	rozpuściła się	niebiesko
4.	rozpuściła się	czerwono



Numer próbówki	Wnioski
1.	Tlenek miedzi(II) nie rozpuszcza się w wodzie ani z nią nie reaguje.
2.	Tlenek krzemu nie rozpuszcza się w wodzie ani z nią nie reaguje.
3.	Tlenek wapnia reaguje z wodą, tworząc roztwór o odczynie zasadowym. Powstaje wodorotlenek wapnia, który dysocjuje na kationy wapnia oraz aniony hydroksylowe. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$ $\text{Ca(OH)}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$
4.	Tlenek siarki(IV) reaguje z wodą, tworząc roztwór o odczynie kwasowym. Powstaje kwas siarkowy(IV), który dysocjuje na kationy hydroniowe oraz aniony siarczanowe(IV). $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$ $\text{H}_2\text{SO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_3^{2-}$

metale																		niemetale		gazy szlachetne		18
1																						
2,1 1H																			2He			
1,0 3Li	1,5 4Be											2,0 5B	2,5 6C	3,0 7N	3,5 8O	4,0 9F	10Ne					
0,9 11Na	1,2 12Mg											1,5 13Al	1,8 14Si	2,1 15P	2,5 16S	3,0 17Cl	18Ar					
0,9 19K	1,0 20Ca	1,3 21Sc	1,5 22Ti	1,7 23V	1,9 24Cr	1,7 25Mn	1,9 26Fe	2,0 27Co	2,0 28Ni	1,9 29Cu	1,6 30Zn	1,6 31Ga	1,8 32Ge	2,0 33As	2,4 34Se	2,8 35Br	36Kr					
0,8 37Rb	1,0 38Sr	1,3 39Y	1,4 40Zr	1,6 41Nb	2,0 42Mo	1,9 43Tc	2,2 44Ru	2,2 45Rh	2,2 46Pd	1,9 47Ag	1,7 48Cd	1,7 49In	1,8 50Sn	1,9 51Sb	2,1 52Te	2,5 53I	54Xe					
0,7 55Cs	0,9 56Ba	La-Lu 57-71	1,3 72Hf	1,5 73Ta	2,0 74W	1,9 75Re	2,2 76Os	2,2 77Ir	2,2 78Pt	2,4 79Au	1,9 80Hg	1,8 81Tl	1,8 82Pb	1,9 83Bi	(2,0) 84Po	(2,2) 85At	86Rn					
(0,7) 87Fr	(0,9) 88Ra	Ac-Lr 89-103	104Rf	105Db	106Sg	107Bh	108Hs	109Mt	110Ds	111Rg	112Cn	113Nh	114Fl	115Mc	116Lv	117Ts	118Og					
			1,1 57La	1,1 58Ce	1,1 59Pr	1,2 60Nd	1,2 61Pm	1,2 62Sm	1,0 63Eu	1,1 64Gd	1,2 65Tb	1,2 66Dy	1,2 67Ho	1,2 68Er	1,2 69Tm	1,1 70Yb	1,2 71Lu					
			(1,1) 89Ac	1,3 90Th	1,5 91Pa	1,7 92U	1,4 93Np	1,3 94Pu	1,1 95Am	1,3 96Cm	1,3 97Bk	1,3 98Cf	1,3 99Es	1,3 100Fm	1,3 101Md	1,3 102No	103Lr					

	Tlenki metali	Tlenki niemetalu
Właściwości fizyczne	W temperaturze pokojowej są zazwyczaj ciałami stałymi, krystalicznymi o budowie jonowej.	W temperaturze pokojowej najczęściej występują w stanie gazowym. Na ogół nie mają budowy jonowej.
Otrzymywanie	Są otrzymywane w bezpośredniej reakcji metali z tlenem oraz w czasie termicznego rozkładu wodorotlenków i termicznego rozkładu soli.	Otrzymuje się je w bezpośredniej reakcji niemetalu z tlenem, podczas termicznego rozkładu soli, w reakcji siarczanów(IV) lub węglanów z mocnym kwasem oraz w reakcji spalania związków organicznych.
Reakcja z wodą	Tlenki metali grupy 1. oraz część z grupy 2. (CaO, SrO, BaO) reagują z wodą, tworząc wodorotlenki. $M_2O + H_2O \rightarrow 2MOH$ $MO + H_2O \rightarrow M(OH)_2$ Uwaga: tlenek magnezu reaguje z wodą, gdy występuje w postaci rozdrobnionej oraz w podwyższonej temperaturze. Tlenki metali dalszych grup na ogół nie reagują z wodą.	Prawie wszystkie tlenki niemetalu reagują z wodą, tworząc kwasy.

s. 93

- **Reakcja spalania** – bezpośrednia, gwałtowna reakcja z tlenem.

s. 97

- **Bezwodnik kwasowy** – tlenek, który w reakcji z wodą tworzy kwas.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

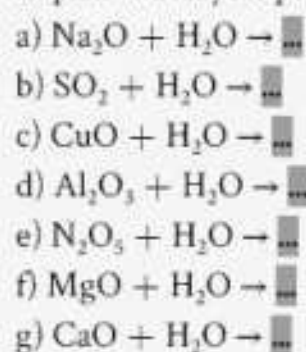
1. Pogrupuj podane związki na tlenki metali i niemetalu.
Na₂O, SO₂, N₂O₅, Mn₂O₇, CO, CuO, CaO
2. Wymień metody otrzymywania:
 - a) tlenków metali,
 - b) tlenków niemetalu.
3. Napisz w zeszycie równanie reakcji otrzymywania:
 - a) tlenku litu,
 - b) tlenku miedzi(II),
 - c) tlenku sodu,
 - d) tlenku węgla(IV).
4. Napisz w zeszycie równania reakcji otrzymywania tlenku siarki(IV) trzema różnymi metodami.



5. Przerysuj tabelę do zeszytu i ją wypełnij.

Bezwodnik kwasowy	Kwas powstający z bezwodnika
CO ₂	
P ₂ O ₅	
	H ₂ SO ₄
	HNO ₂

6. Zapisz w zeszycie produkt reakcji lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.



7. Oceń prawdziwość poniższych zdań.

- a) Tlenek krzemu, jak każdy tlenek niemetalu, rozpuszcza się w wodzie, tworząc kwas.
 b) Tlenki niemetalu na ogół nie mają budowy jonowej.
 c) Tlenki metali to z reguły krystaliczne ciała stałe.
 d) Tlenek siarki(IV) jest bezwodnikiem kwasowym kwasu siarkowego(VI) (H₂SO₄).
 e) Reakcja spalania to gwałtowna reakcja z tlenem.
 f) Jedną z metod otrzymywania tlenków metali jest reakcja spalania związków organicznych.
 g) Tlenki pierwiastków leżących w 1 i 2 grupie układu okresowego reagują z wodą, tworząc wodorotlenki.

3. Tlenki – właściwości chemiczne

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jak pod względem charakteru chemicznego dzielą się tlenki;
- czym charakteryzują się poszczególne grupy tlenków;
- jak można zbadać charakter chemiczny tlenków;
- jak zmienia się charakter chemiczny tlenków względem położenia pierwiastków metali i niemetalu w układzie okresowym.

Tlenki, które po reakcji z wodą tworzą roztwór o odczynie kwasowym, należą do grupy tlenków kwasowych. Z kolei tlenki, które w reakcji z wodą tworzą roztwór o odczynie zasadowym, należą do grupy tlenków zasadowych. Należy jednak pamiętać, że nie wszystkie tlenki kwasowe i zasadowe reagują z wodą. Poza wymienionymi tlenkami kwasowymi i zasadowymi są także tlenki amfoteryczne oraz obojętne. Co zatem decyduje o chemicznym charakterze tlenku?

3.1. Podział tlenków

Tlenki ze względu na rodzaj pierwiastka tworzącego tlenek dzielą się na tlenki metali i niemetalu. Uwzględniając charakter chemiczny tlenków, czyli ich właściwości chemiczne (reaktywność z różnymi odczynnikami), wyróżnia się tlenki:

- kwasowe,
- zasadowe,
- amfoteryczne,
- obojętne.

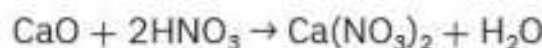
tlenki kwasowe

Tlenki kwasowe to takie tlenki, które reagują z wodorotlenkami, a nie reagują z kwasami. Produktami reakcji tlenku kwasowego z wodorotlenkiem są sól (dział III rozdział 8.2.) oraz woda.



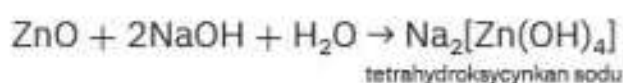
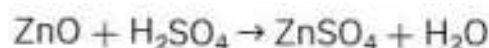
tlenki zasadowe

Tlenki zasadowe to tlenki, które reagują z kwasami, a nie reagują z zasadami. W wyniku reakcji tlenku zasadowego z kwasem powstają sól oraz woda.



tlenki amfoteryczne

Tlenkami amfoterycznymi nazywa się tlenki, które reagują zarówno z mocnymi kwasami, jak i mocnymi zasadami. Wykazują one zatem charakter zasadowy oraz kwasowy. Produktami reakcji tlenków amfoterycznych z kwasami są sole (dział III rozdział 7.), a z zasadami – związki kompleksowe.





Tlenki amfoteryczne bardzo słabo rozpuszczają się w wodzie.

Tlenki obojętne są bierne chemicznie. Nie reagują z kwasami, zasadami oraz z wodą. W wodzie rozpuszczają się w procesie fizycznym.

tlenek obojętny

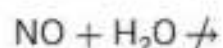


Tabela 3. Tlenki kwasowe, zasadowe, amfoteryczne, obojętne

Rodzaj tlenku	Reakcja z wodą	Reakcja z kwasem	Reakcja z zasadą	Przykłady
tlenek kwasowy	+/-	-	+	SO ₂ , SO ₃ , N ₂ O ₃ , N ₂ O ₅ , P ₂ O ₅ , CO ₂ , SiO ₂ , Mn ₂ O ₇ , CrO ₃
tlenek zasadowy	+/-	+	-	Li ₂ O, Na ₂ O, K ₂ O, MgO, CaO, SrO, BaO, CrO, MnO, Mn ₂ O ₃ , Cu ₂ O, FeO
tlenek amfoteryczny	-	(mocnym) +	(mocną) +	BeO, ZnO, CuO, Al ₂ O ₃ , Cr ₂ O ₃ , Fe ₂ O ₃ , As ₂ O ₃ , SnO, SnO ₂ , PbO, PbO ₂ , MnO ₂
tlenek obojętny	-	-	-	N ₂ O, NO, CO

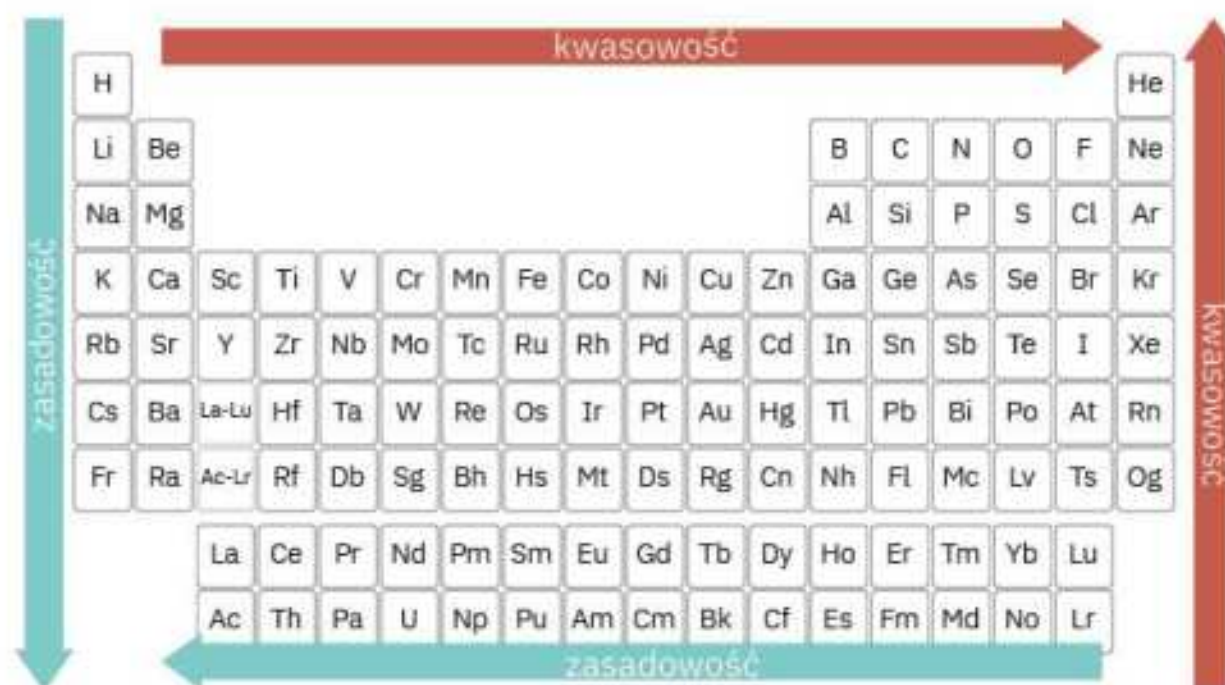
3.2. Charakter chemiczny tlenku a położenie pierwiastka tworzącego tlenek w układzie okresowym pierwiastków

Charakter chemiczny tlenku można często przewidzieć na podstawie położenia pierwiastka tworzącego dany tlenek w układzie okresowym pierwiastków chemicznych oraz analizując wartościowość tego pierwiastka.

Tlenki zasadowe to tlenki metali z grupy 1 oraz 2. (z wyjątkiem tlenku berylu) oraz tlenki metali z bloku *d*, których wartościowości są najniższe z możliwych.

Tlenki kwasowe to głównie tlenki niemetalu oraz niektóre tlenki metali z bloku *d*, których wartościowość jest najwyższa z możliwych (V–VII). Niektóre metale bloku *d* oraz *p* tworzące tlenki, w których ich wartościowości mają wartości pośrednie, są **tlenkami amfoterycznymi**. Zdarza się także, że niemetale tworzą tlenki amfoteryczne, np. tlenek arsenu(III).

Charakter kwasowy tlenków w okresie rośnie wraz ze wzrostem numeru grupy. Grupa 1 oraz 2 (z wyjątkiem tlenku berylu) to tlenki typowo zasadowe, grupy 13–17 zawierają tlenki kwasowe (zwłaszcza 16 i 17). Między tlenkami zasadowymi oraz kwasowymi znajdują się tlenki amfoteryczne (grupy 13–15). Charakter kwasowy w grupie zmniejsza się wraz ze wzrostem liczb atomowych pierwiastków (od góry w dół grupy). Malejący charakter kwasowy oznacza spadek reaktywności tlenków kwasowych oraz rosnącą reaktywność tlenków zasadowych.



Rysunek 9. Tendencja zmian **kwasowości** oraz **zasadowości** tlenków w układzie okresowym pierwiastków.

Jeżeli pierwiastek ma różne wartościowości i tworzy kilka tlenków, to kwasowy charakter rośnie wraz ze wzrostem wartościowości pierwiastka. Tak jest w przypadku niektórych metali z bloku *d*. Przykładem są tlenki manganu oraz chromu.

kwasowość		
MnO tlenek manganu(II)	MnO ₂ tlenek manganu(IV)	Mn ₂ O ₇ tlenek manganu(VII)
Mn ₂ O ₃ tlenek manganu(III)		
CrO tlenek chromu(II)	Cr ₂ O ₃ tlenek chromu(III)	CrO ₃ tlenek chromu(VI)
tlenki zasadowe	tlenki amfoteryczne	tlenki kwasowe
zasadowość		

3.3. Badanie charakteru chemicznego tlenków

Doświadczenie

Badanie działania zasady i kwasu na tlenki zasadowe i kwasowe

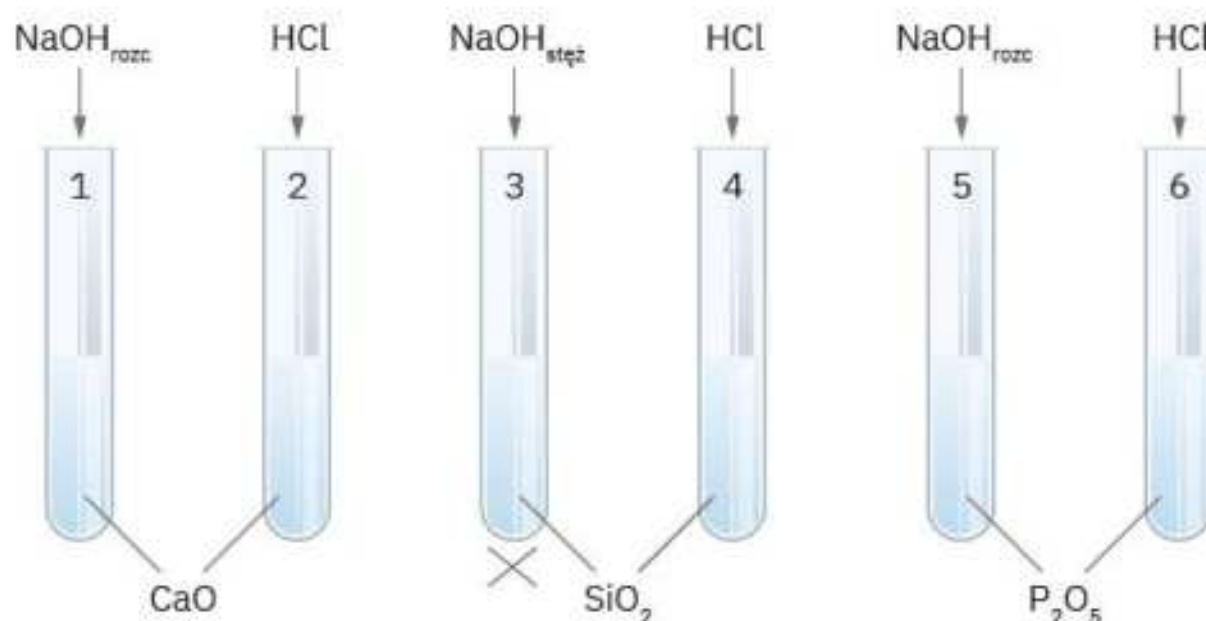
Uwaga: doświadczenie należy wykonać pod wyciągiem (dygestorium).

Opis:

W probówkach oznaczonych jako 1. oraz 2. umieść niewielką ilość tlenku wapnia, w dwóch kolejnych 3. i 4. tlenek krzemu oraz w dwóch następnych tlenek fosforu(V) 5. i 6. Do probówki 1. oraz 5. dodaj kilka mililitrów rozcień-



czonego roztworu wodorotlenku sodu, a do probówki 3. dodaj kilka mililitrów stężonego roztworu wodorotlenku sodu (NaOH). Probówkę oznaczoną jako 3. należy dodatkowo ogrzać w płomieniu palnika. Następnie do probówek 2., 4. oraz 6. dodaj roztworu kwasu solnego (HCl).



Obserwacje:

Numer probówki	Obserwacje:
1.	Osad nie rozwinął się.
2.	Osad rozwinął się.
3.	Po ogrzaniu osad rozwinął się.
4.	Osad nie rozwinął się.
5.	Osad rozwinął się.
6.	Osad nie rozwinął się.

Wnioski:

Numer probówki	Wniosek:	
1.	$\text{CaO} + \text{NaOH} \nrightarrow$	Tlenek CaO jest tlenkiem zasadowym.
2.	$\text{CaO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$	
3.	$\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{\text{T}} \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$	Tlenek SiO ₂ jest tlenkiem kwasowym.
4.	$\text{SiO}_2 + \text{HCl} \nrightarrow$	
5.	$\text{P}_2\text{O}_5 + 6\text{NaOH} \rightarrow 2\text{Na}_3\text{PO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	Tlenek P ₂ O ₅ jest tlenkiem kwasowym.
6.	$\text{P}_2\text{O}_5 + \text{HCl} \nrightarrow$	

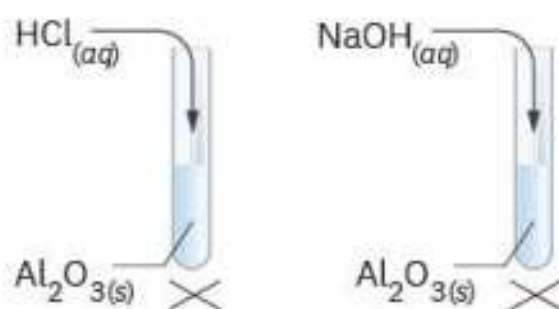
Tlenek wapnia nie reaguje z wodorotlenkiem sodu, a reaguje z kwasem solnym, zatem jest **tlenkiem zasadowym**. Tlenki krzemu oraz siarki(IV) reagują z wodorotlenkiem sodu, a nie reagują z kwasem solnym, zatem są **tlenkami kwasowymi**.

Doświadczenie

Badanie działania zasady i kwasu na tlenki amfoteryczne

Opis:

W dwóch probówkach umieść niewielką ilość tlenku glinu. Do 1. dodaj kilka cm^3 roztworu wodorotlenku sodu, a do 2. – kwasu solnego. Następnie zawartość probówek ogrzej w płomieniu palnika.



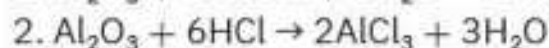
Obserwacje:

W wyniku ogrzewania powstaje bezbarwny roztwór w obu probówkach.

Wniosek:

Tlenek glinu rozpuścił się w roztworze zasady (1.) oraz kwasu (2.).

Zaszły reakcje:

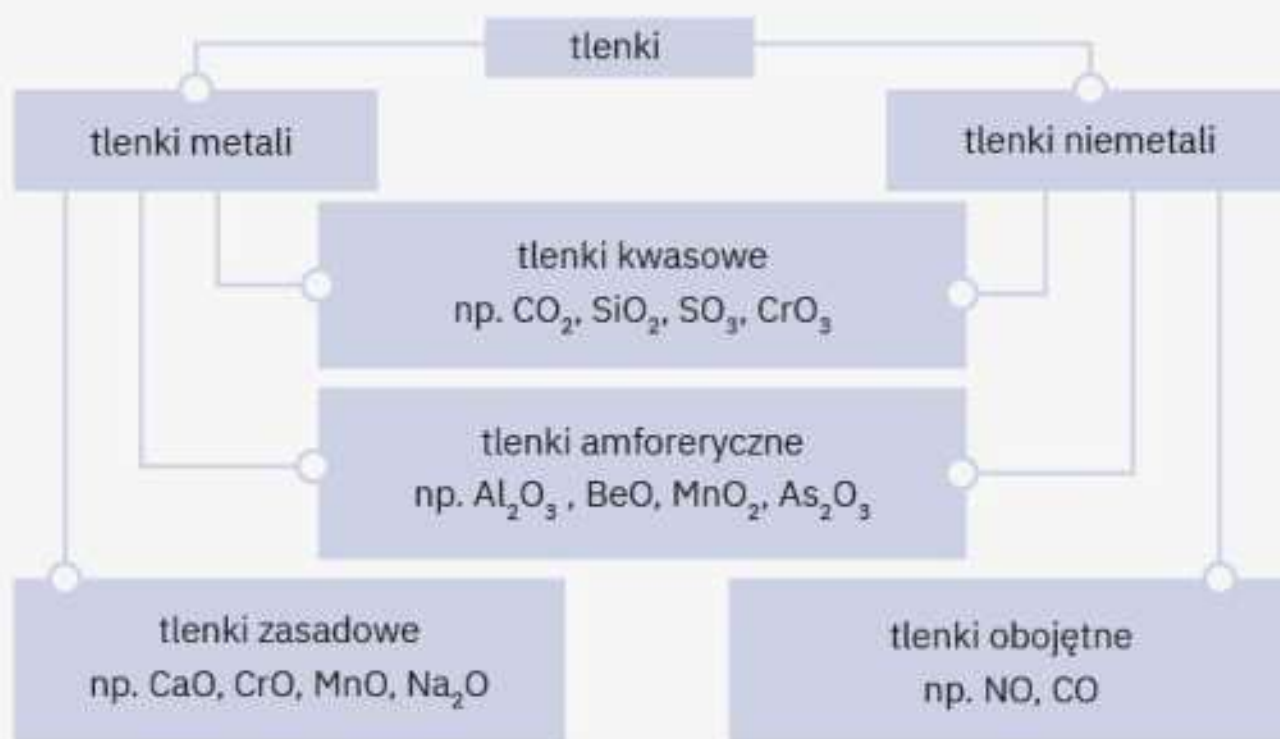


Tlenek glinu przereagował z mocnym kwasem oraz z mocną zasadą, zatem jest tlenkiem amfoterycznym.





PODSUMOWANIE LEKCJI



TLENKI KWASOWE:

s. 102

- jeżeli reagują z wodą, tworzą roztwory kwasowe;
- nie reagują z kwasami;
- reagują z zasadami, tworząc sole.

TLENKI ZASADOWE:

s. 102

- jeżeli reagują z wodą, tworzą roztwory zasadowe;
- nie reagują z zasadami;
- reagują z kwasami, tworząc sole.

TLENKI AMFOTERYCZNE:

s. 102

- nie reagują z wodą;
- reagują z mocnymi kwasami;
- reagują z mocnymi zasadami.

TLENKI OBOJĘTNE:

s. 103

- nie reagują z wodą;
- nie reagują z kwasami;
- nie reagują z zasadami.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Pogrupuj wymienione tlenki na: tlenki kwasowe, zasadowe, amfoteryczne i obojętne.
 SO_2 , MgO , BeO , N_2O , NO , N_2O_5 , CrO_3 , Na_2O , CrO , Al_2O_3 , MnO , Ag_2O
- Zapisz w zeszycie produkty poniższych reakcji lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.
 - $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
 - $\text{BeO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
 - $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
 - $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
 - $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
 - $\text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
- Wybierz spośród podanych odpowiednie produkty do poniższych równań reakcji oraz dobierz współczynniki stechiometryczne. Uzupełnione równania zapisz w zeszycie.
 Li_2SO_3 , Li_2SO_4 , BaCl_2 , K_2SO_3 , BeCl_2 , $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
 - $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{BaO} + \text{HCl} \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{SO}_2 + \text{LiOH} \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{BeO} + \text{HCl} \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{ZnO} + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \dots$
 - $\text{K}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \dots + \text{H}_2\text{O}$
- Za pomocą odpowiednich równań reakcji wykaż charakter kwasowy, zasadowy lub amfoteryczny poniższych tlenków.
 SO_2 , SiO_2 , MgO , Li_2O , ZnO
- Zaproponuj doświadczenie wykazujące amfoteryczny charakter tlenku chromu(III).



4. Wodorki – otrzymywanie i właściwości

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jak dzieli się wodorki i jak tworzy się ich nazwy;
- jak można otrzymać wodorki;
- jakie właściwości wykazują wodorki.

Wiadomo, że wodorki to dwuskładnikowe połączenia pierwiastków z wodorem, których wzór ogólny ma postać: EH_n lub E_nH w zależności od elektroujemności pierwiastka E . Woda H_2O to tlenek wodoru, ale można ją także uznać za wodorek tlenu. Do innych najbardziej znanych wodorków należą: metan CH_4 , amoniak NH_3 oraz siarkowodór H_2S .

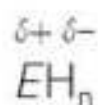
4.1. Podział wodorków, ich nazewnictwo oraz właściwości fizyczne

Wodorki można podzielić na wodorki metali oraz niemetalu.

Wodorki metali

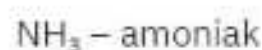
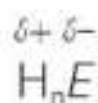
Metale z grupy 1 tworzą z wodorem układy typu EH , gdzie E oznacza symbol metalu. Do takich wodorków należą: LiH , NaH , KH , RbH i CsH . Wodorki te tworzą kryształy jonowe i są białymi, wysokotopliwymi ciałami stałymi, dlatego czasami określa się je jako **wodorki typu soli**. Podobny układ tworzą CaH_2 oraz BaH_2 , czyli metale z grupy 2, których wzór ogólny ma postać EH_2 . W pozostałych wodorkach berylowców jonowy charakter wiązania jest mniejszy. Metale grupy 13 tworzą wodorki typu EH_3 . Wodorki metali z bloku d są czarnymi ciałami stałymi, które przewodzą elektryczność i są nazywane **wodorkami metalicznymi**.

W wodorkach metali cząstkowy ładunek ujemny skupia się na atomie wodoru, ponieważ jego elektroujemność jest większa niż metalu E .



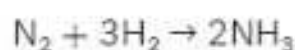
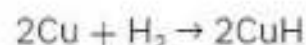
Wodorki niemetalu

Niemetale z grupy 13, podobnie jak metale z tej grupy, tworzą wodorki typu EH_3 . Taki sam wzór ogólny mają wodorki należące do grupy 15 (np. NH_3 , PH_3). Wzór ogólny wodorków tworzonych przez niemetalu z grupy 14 ma postać EH_4 (CH_4 , SiH_4). Wiązanie w tych wodorkach jest kowalencyjne spolaryzowane, a cząstkowy ładunek ujemny nadal znajduje się na atomie wodoru. Wodorki niemetalu z grup 16 i 17 opisuje ogólny wzór H_nE . Niemetalu z grupy 16 tworzą wodorki



Natomiast wodorki o wzorze ogólnym H_nE nazywa się, poprzedzając słowo wodór przedrostkiem wywodzącym się od niemetalu, np. siarkowodór H_2S , chlorowodór HCl czy jodowodór HI .

- Wymień typy wodorków występujące wśród wodorków metali oraz niemetalii.
Podaj po dwa przykłady dla każdego typu wodorków.
- Wskaż, w którym przypadku – a) czy b) – elektroujemność pierwiastka E tworzącego wodorek jest większa.
a) EH_n b) H_nE
- Podaj przeważający stan skupienia podanych typów wodorków.
a) wodorek typu soli
b) wodorek metaliczny
c) wodorek kowalencyjny
- Podaj nazwy poniższych wodorków.
a) HF c) HI e) NaH
b) BeH_2 d) H_2S f) MgH_2



Ćwiczenie

5. Napisz w zeszycie równanie reakcji otrzymywania:
- | | |
|------------------|--------------------|
| a) fluorowodoru, | c) wodorku baru, |
| b) bromowodoru, | d) wodorku miedzi. |

4.3. Charakter chemiczny wodorków

Podział wodorków ze względu na ich właściwości chemiczne jest spójny z elektroujemnością pierwiastków tworzących wodorek. Wodorki, których wzór ogólny ma postać EH_n , wykazują charakter zasadowy, natomiast te o wzorze H_nE to wodorki o charakterze kwasowym. Wyjątkiem są wodorki: BH_3 o charakterze kwasowym, CH_4 oraz SiH_4 , które są wodorkami obojętnymi, oraz H_2O – woda ma charakter amfoteryczny.

	1						
1		2	13	14	15	16	17
2	LiH	BeH ₂	BH ₃	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF
3	NaH	MgH ₂	AlH ₃	SiH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl
4	KH	CaH ₂				H ₂ Se	HBr
5	RbH	SrH ₂				H ₂ Te	HI
6	CsH	BaH ₂				H ₂ Po	HAt

wodorek zasadowy

wodorek obojętny

wodorek kwasowy

wodorek amfoteryczny

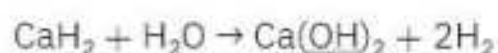
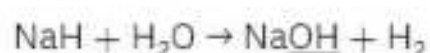
Rysunek 10. Podział wodorków ze względu na charakter chemiczny.

Podział ten znajduje odzwierciedlenie w reakcji wodorków z wodą.

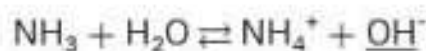
Wodorki zasadowe

Wodorki zasadowe reagują z wodą, a roztwory powstałe w wyniku tej reakcji mają odczyn zasadowy.

Wodorki metali reagują z wodą, dając wodorotlenki oraz wodór.



Amoniak, który jest zasadowym wodorkiem niemetalu, reaguje z wodą, ustalając stan równowagi.



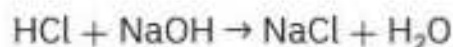
Zasadowy charakter tych wodorków potwierdza reakcja z kwasami, w wyniku której powstają sole.



Wodorki kwasowe

Roztwory wodne wodorków kwasowych mają odczyn kwasowy. Po wprowadzeniu ich do wody dysocjują z wytworzeniem kationu hydroniowego. Jest to cechą typową dla kwasów, zatem wodne roztwory wodorków kwasowych są kwasami (dział III rozdział 7.3.).

W związku z kwasowym charakterem wodorki te reagują z zasadami, tworząc sole (dział III rozdział 8.2.):



Ćwiczenie

6. Za pomocą równań reakcji z wodą lub kwasem/zasadą wykaż charakter chemiczny wymienionych wodorków.
- a) NH_3 b) KH c) MgH_2 d) HBr

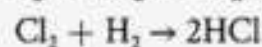
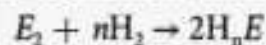
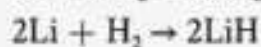
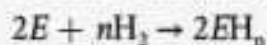
PODSUMOWANIE LEKCJI

s. 86

- Wodorki – połączenia wodoru z innymi pierwiastkami.

Numer grupy	1	2	13	14	15	16	17
Wartościowość pierwiastka E w wodorkach	I	II	III	IV	III	II	I
Wzór ogólny wodorku tworzonego przez pierwiastek E	EH	EH_2	EH_3	EH_4	EH_3	H_2E	HE
Przykład	LiH	MgH_2	AlH_3	SiH_4	NH_3	H_2S	HCl

Wodorki otrzymuje się w bezpośredniej reakcji metalu bądź niemetalu z wodorem.





Typy wodorków EH_n / H_nE			
typu soli	metaliczne		kowalencyjne
E to pierwiastek 1. i 2. grupy (blok s).	E to metale z bloku d.		E to niemetale.
Charakter wodorków			
zasadowe	kwasowe	obojętne	amfoteryczne
Reagują z: wodą, tworząc wodotlenki, kwasami, tworząc sole.	Reagują z: wodą, tworząc kwasy beztlenowe, zasadami, tworząc sole.	Nie reagują z wodą (są bardzo słabo rozpuszczalne w wodzie).	Reagują z kwasami i zasadami.
wodorki metali, niemetali	wodorki niemetali	wodorki niemetali	wodorki niemetali

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Podaj wzory sumaryczne podanych związków.

a) wodorek sodu	f) metan	k) selenowodór
b) wodorek berylu	g) wodorek miedzi(I)	l) wodorek boru
c) siarkowodór	h) wodorek cynku	m) wodorek krzemu
d) wodorek wapnia	i) jodowodór	
e) fluorowodór	j) amoniak	
- Spośród wodorków z poprzedniego zadania wybierz dwa wodorki:

a) typu soli,	c) kwasowe,	e) kowalencyjne,
b) zasadowe,	d) metaliczne,	f) obojętne.
- Do wodorku dobierz typową dla niego cechę.

A. wodorek zasadowy	1. Tworzy go metal z bloku s.
B. wodorek obojętny	2. Reaguje z zasadą, tworząc sól.
C. wodorek kwasowy	3. Nie reaguje z wodą.
D. wodorek typu soli	4. Tworzy go metal z bloku d.
E. wodorek metaliczny	5. Reaguje z wodą, tworząc roztwór o odczynie zasadowym.
- Zapisz w zeszycie produkty poniższych reakcji oraz dobierz ich współczynniki lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

a) $NaH + H_2O \rightarrow$	e) $KH + NaOH \rightarrow$
b) $MgH_2 + H_2O \rightarrow$	f) $NH_3 + H_2O \rightleftharpoons$
c) $Cu + H_2 \rightarrow$	g) $H_2S + NaOH \rightarrow$
d) $N_2 + H_2 \rightarrow$	h) $HCl + H_2SO_4 \rightarrow$
- Za pomocą odpowiednich równań reakcji wykaż, jaki jest charakter chemiczny poniższych wodorków.

a) LiH	c) BaH_2
b) HCl	d) H_2S

5. Wodorotlenki – otrzymywanie i właściwości

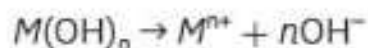
NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jak dzieli się wodorotlenki;
- czym różni się zasada od wodorotlenku;
- jakie są metody otrzymywania wodorotlenków;
- jakim reakcjom ulegają wodorotlenki.

Wiadomo, że wodorotlenki to połączenia metalu z jednowartościową grupą hydroksylową (wodorotlenkową), których wzór ogólny ma postać $M(OH)_n$. Liczba grup hydroksylowych jest równa wartościowości metalu. Część wodorotlenków otrzymuje się w reakcji tlenku zasadowego z wodą, a inne – w reakcji strącania. Wodorotlenki w wodzie ulegają dysocjacji, a wśród nich występują mocne i słabe elektrolity. Odczyn roztworów wodnych wodorotlenków jest zasadowy, $pH > 7$, a $pOH < 7$. Wodorotlenki biorą udział w reakcji zobojętniania. Uporządkujmy i rozszerzmy wiedzę na ich temat.

5.1. Podział wodorotlenków i ich właściwości

Wodorotlenki tworzą metale z bloku *s*, *p* i *d*. Wodorotlenki metali grup 1 i 2 są bezbarwnymi substancjami krystalicznymi. Wodorotlenki litowców są silnie higroskopijne (chłoną parę wodną z powietrza) i łatwo rozpuszczają się w wodzie. Wodorotlenki berylowców trudniej rozpuszczają się w wodzie, a ich rozpuszczalność rośnie wraz ze wzrostem liczby atomowej. W wyniku rozpuszczania w wodzie dochodzi to uwalniania jonów z sieci krystalicznej (dysocjacji):



Pozostałe wodorotlenki nie mają budowy krystalicznej, a duża ich część tworzy trudno rozpuszczalne w wodzie galaretowate osady o barwie jonu metalu tworzącego wodorotlenek. Dla przykładu niebieski jon miedzi Cu^{2+} tworzy niebieski wodorotlenek $Cu(OH)_2$, brunatny jon żelaza Fe^{3+} tworzy brunatny wodorotlenek $Fe(OH)_3$, a zielony jon chromu Cr^{3+} – zielony wodorotlenek $Cr(OH)_3$.



Rysunek 11. Barwy wodorotlenków miedzi(II), żelaza(III) oraz chromu(III).



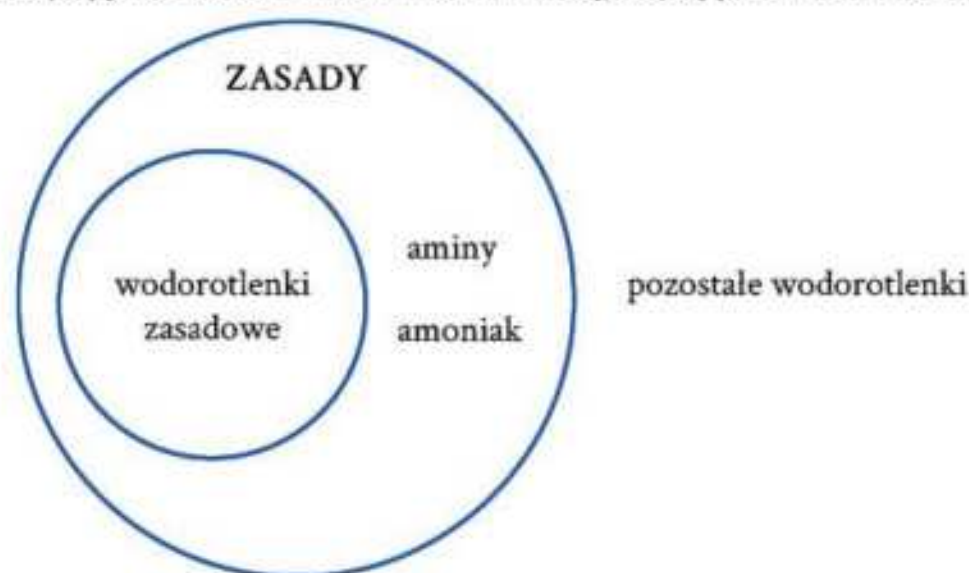
Wodorotlenki można podzielić na:

- mocne
 - wodorotlenki, które dysocjują całkowicie,
 - wodorotlenki metali z grupy 1 i niektórych metali z grupy 2: LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , Ca(OH)_2 , Sr(OH)_2 , Ba(OH)_2 ;
- słabe
 - wodorotlenki, które dysocjują niecałkowicie;
 - pozostałe wodorotlenki, których roztwory w wodzie są słabymi elektrolitami, np. Fe(OH)_2 , Cu(OH)_2 .

Mocne wodorotlenki to **wodorotlenki zasadowe (zasady)**, a pozostałe **wodorotlenki** wykazują właściwości zasadowe lub **amfoteryczne**.

5.2. Słownictwo

Pojęcia *wodorotlenek* oraz *zasada* nie są tożsame. Wodorotlenki, których wodne roztwory mają odczyn zasadowy, to **zasady**. Jednak nie każdy wodorotlenek jest zasadą i nie każda zasada jest wodorotlenkiem. Do zasad zalicza się także amoniak i aminy (związki organiczne zawierające grupę $-\text{NH}_2$), czyli wszystkie związki, które zwiększają stężenie jonów wodorotlenkowych, podwyższając pH. Zatem zasada to pojęcie szersze i chociaż spora część wodorotlenków to zasady, nie zawsze pojęcie *wodorotlenek* można zastąpić pojęciem *zasada* (rysunek 12).



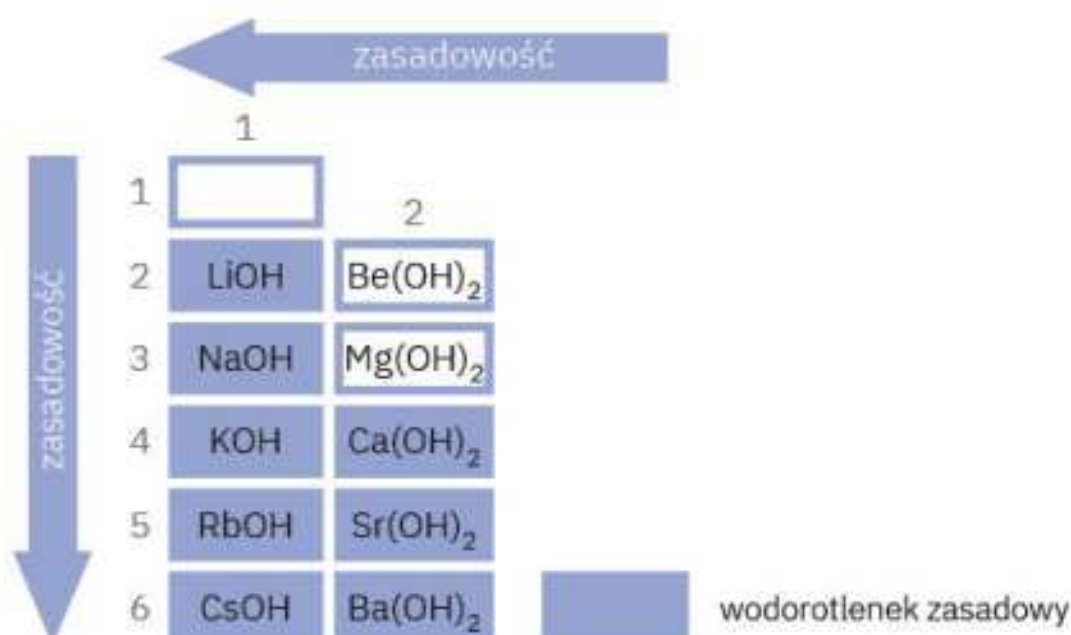
Rysunek 12. Graficzna prezentacja pojęć *zasada* oraz *wodorotlenek*.

Zasada – związek chemiczny, który powoduje wzrost stężenia jonów wodorotlenkowych w roztworach wodnych.

zasada

5.3. Moc wodorotlenków zasadowych

Moc wodorotlenków zasadowych zmienia się wraz z elektroujemnością metalu tworzącego wodorotlenek – w grupie rośnie wraz ze wzrostem liczby atomowej, natomiast w okresie się zmniejsza.



Rysunek 13. Zmiana mocy wodorotlenków zasadowych.

Ćwiczenie

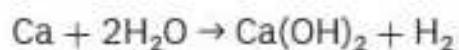
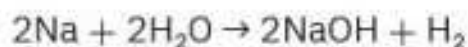
1. W każdej parze wskaż wodorotlenek będący silniejszą zasadą.
- | | |
|--------------|------------------------------|
| a) NaOH, KOH | c) Ca(OH) ₂ , KOH |
| b) KOH, RbOH | d) LiOH, Ca(OH) ₂ |

5.4. Otrzymywanie wodorotlenków

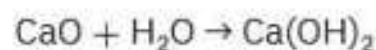
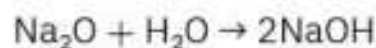
Metoda otrzymywania wodorotlenku zależy od jego rodzaju.

- Otrzymywanie wodorotlenków zasadowych:

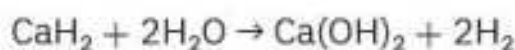
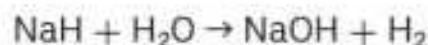
– reakcja aktywnego metalu z grup 1 oraz 2 (Ca, Sr, Ba) z wodą:



– reakcja tlenku metalu zasadowego z wodą:

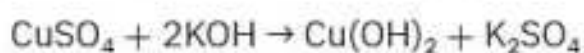
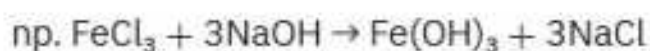
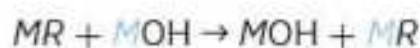


– reakcja wodoroków zasadowych z wodą:



- Otrzymywanie pozostałych wodorotlenków:

– reakcja wymiany rozpuszczalnej soli metalu *M* z wodorotlenkiem zasadowym *M'*:





Doświadczenie

Otrzymywanie wodorotlenków

A. Otrzymywanie wodorotlenku sodu (pokaz)

Opis:

Do krystalizatora zawierającego 100 cm³ wody z fenoloftaleiną ostrożnie wrzucić niewielki kawałek sodu.

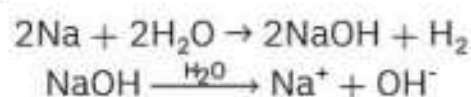
Obserwacje:

Roztwór w krystalizatorze zabarwia się na malinowo.

Wnioski:

Sód przereagował z wodą, tworząc roztwór o odczynie zasadowym.

Powstał wodorotlenek sodu, który dysocjując, spowodował wzrost stężenia jonów hydroksylowych.



B. Otrzymywanie wodorotlenku glinu

Opis:

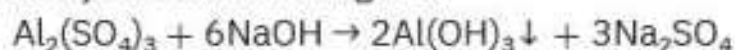
Do probówki zawierającej 10 cm³ siarczanu(VI) glinu należy dodać kroplami roztwór wodorotlenku sodu do momentu powstania zawiesiny.

Obserwacje:

W probówce pojawia się galaretowaty osad.

Wniosek:

Powstaje wodorotlenek glinu.



Ćwiczenie

2. Zaproponuj metodę otrzymywania podanych związków.

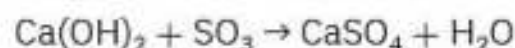
a) KOH

b) Cu(OH)₂

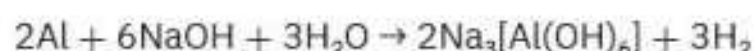
c) Ba(OH)₂

5.5. Właściwości chemiczne wodorotlenków

- Wszystkie wodorotlenki ulegają reakcjom z kwasami, tworząc sole (reakcja zobojętniania – dział I rozdział 3).
- Wodorotlenki reagują z tlenkami kwasowymi, tworząc sole, np.:

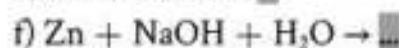
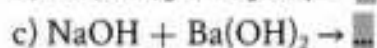
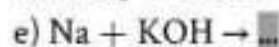
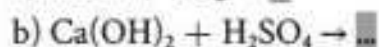
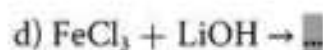
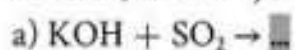


- Wodorotlenki mogą ulegać reakcjom wymiany (otrzymywanie wodorotlenków w reakcji rozpuszczalnej soli z wodorotlenkiem zasadowym).
- Wodorotlenki ulegają rozkładowi termicznemu (otrzymywanie tlenków – dział III rozdział 2).
- Niektóre wodorotlenki reagują z metalami, które tworzą tlenki amfoteryczne, np.:

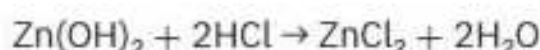


Ćwiczenie

3. Zapisz w zeszycie produkty reakcji i dobierz współczynniki stechiometryczne lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

**5.6. Wodorotlenki amfoteryczne**

Część wodorotlenków wykazuje charakter amfoteryczny. Wodorotlenki te są słabo rozpuszczalne w wodzie, natomiast reagują z mocnymi kwasami i mocnymi zasadami. Do tych wodorotlenków należą: Zn(OH)_2 , Cu(OH)_2 , Be(OH)_2 , Fe(OH)_3 , Al(OH)_3 , Cr(OH)_3 . W wyniku reakcji wodorotlenku amfoterycznego z kwasem powstaje sól, w której kationem jest metal pochodzący od wodorotlenku, oraz woda.



Natomiast w reakcji z wodorotlenkiem zasadowym powstaje związek kompleksowy, w którym metal z wodorotlenku amfoterycznego wchodzi w skład anionu kompleksu.

**Doświadczenie****Badanie właściwości wodorotlenków amfoterycznych****Opis:**

Otrzymany w poprzednim doświadczeniu wodorotlenek glinu podzielił na dwie części. Do jednej z nich dodał porcję kwasu solnego (probówka 1.), a do drugiej – roztwór wodorotlenku sodu (probówka 2.).

Obserwacje:

Osad w probówkach 1. i 2. się rozтворzył.

Wnioski:

Wodorotlenek glinu przereagował z kwasem (probówka 1.) oraz z wodorotlenkiem zasadowym (probówka 2.).

**Ćwiczenie**

4. Zapisz w zeszycie równania reakcji, które zaszły w probówkach 1. i 2.



PODSUMOWANIE LEKCJI

s. 87

WODOROTLENKI $M(OH)_n$		
Podział	wodorotlenki bloku s	wodorotlenki bloku <i>p</i> i <i>d</i> (oraz $Be(OH)_2$, $Mg(OH)_2$)
	mocne wodorotlenki	słabe wodorotlenki
Przykłady	$LiOH$, $NaOH$, KOH , $RbOH$, $CsOH$, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$	$Al(OH)_3$, $Cr(OH)_3$, $Fe(OH)_3$, $Fe(OH)_2$, $Cu(OH)_2$, $Zn(OH)_2$
Właściwości fizyczne	• bezbarwne substancje krystaliczne • rozpuszczalne w wodzie	• raczej niekrystaliczne barwne ciała stałe • nierozpuszczalne w wodzie
Charakter	zasadowy	zasadowy lub amfoteryczny
Otrzymywanie	$M + H_2O \rightarrow Me(OH) + \frac{1}{2} H_2$ $M_2O_n + nH_2O \rightarrow 2M(OH)_n$ $MH_n + nH_2O \rightarrow M(OH)_n + nH_2$	$M_1R + M_2OH \rightarrow M_2R + M_1OH$
Właściwości chemiczne	• pod wpływem wody ulegają dysocjacji • reagują z kwasami • reagują z tlenkami kwasowymi • ulegają reakcji wymiany z rozpuszczalnymi solami metali z bloku <i>d</i> oraz <i>p</i> • reagują z metalami, które tworzą amfoteryczne tlenki oraz wodorotlenki	• nie reagują z wodą • reagują z kwasami • reagują z tlenkami kwasowymi • reagują z wodorotlenkami (amfoteryczne)

H	← zasadowość →																He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Spośród podanych wodorotlenków wybierz te, których roztwory wodne są zasadami.
 NaOH , $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, LiOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CsOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$
2. U szereguj podane wodorotlenki wraz ze wzrostem ich zasadowości.
 $\text{Be}(\text{OH})_2$, KOH , CsOH , RbOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{Be}(\text{OH})_2$
3. Napisz w zeszycie równania reakcji, za pomocą których można otrzymać podane związki.
 - a) wodorotlenek glinu
 - b) wodorotlenek potasu
 - c) wodorotlenek cynku
 - d) wodorotlenek magnezu
 - e) wodorotlenek wapnia
4. Wykorzystując odczynniki: N_2O_5 , HCl , NaOH , KOH , $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$, wybierz pary tych, które ze sobą reagują. Zapisz w zeszycie produkty w zaproponowanych równaniach reakcji. Pamiętaj o dobraniu współczynników stechiometrycznych.
5. Udowodnij za pomocą odpowiednich reakcji charakter amfoteryczny:
 - a) wodorotlenku miedzi(II),
 - b) wodorotlenku chromu(III).



6. Kwasy – otrzymywanie i właściwości

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jak można podzielić kwasy;
- od czego zależy zmiana mocy kwasów;
- jakie są metody otrzymywania kwasów;
- jakim reakcjom ulegają kwasy.

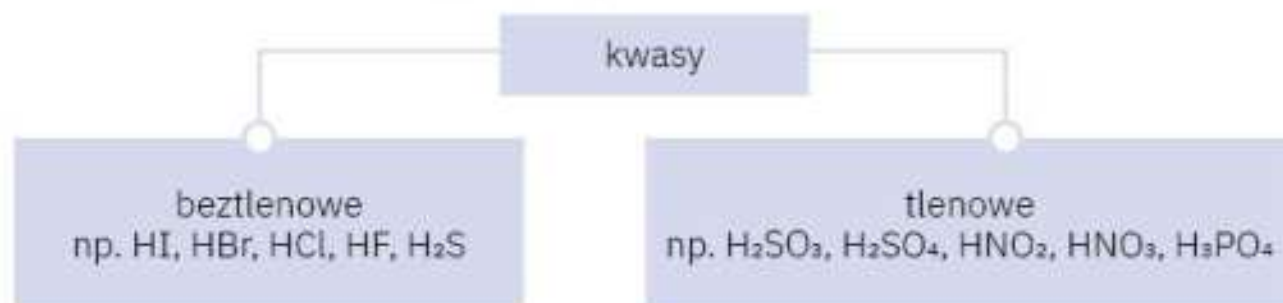
Wiadomo, że kwasy o wzorze ogólnym H_nR definiuje się jako związki, które w roztworach wodnych zwiększają stężenie jonów wodorowych (hydroniowych). Niektóre kwasy tlenowe można otrzymać w wyniku reakcji ich bezwodników z wodą, a kwasy beztlenowe – rozpuszczając wodorki niemetali w wodzie. Kwasy, podobnie jak wodorotlenki, w wodzie ulegają dysocjacji, a wśród nich występują zarówno mocne, jak i słabe elektrolity. Odczyn roztworów wodnych kwasów jest kwasowy, $pH < 7$, a $pOH > 7$. Reakcja kwasów z wodorotlenkami to reakcja zobojętniania. Jakim jeszcze reakcjom ulegają kwasy?

6.1. Podział kwasów

Cechą wspólną wszystkich kwasów jest uwalnianie kationu wodorowego (protonu) w reakcji dysocjacji elektrolitycznej (który w reakcji z wodą tworzy jon hydroniowy) oraz anionu reszty kwasowej w roztworach wodnych. Wartościowość reszty kwasowej jest równa liczbie atomów wodoru w jednej cząsteczce kwasu, a w zależności od ich liczby wyróżnia się kwasy:

- jednoprotone, np. HNO_3 ,
- dwuprotone, np. H_2S ,
- trójprouone, np. H_3PO_4 .

Reszta kwasowa może zawierać w swojej strukturze atom lub atomy tlenu bądź też nie zawierać tlenu wcale. Sugeruje to podział kwasów na beztlenowe i tlenowe.



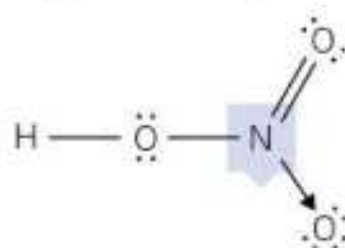
Ćwiczenie

1. Wskaż resztę kwasową oraz podaj jej wartościowość.
 HBr , H_2S , H_2SO_3 , H_2SO_4 , HNO_2 , H_3PO_4



6.2. Nazewnictwo

Nazwy wszystkich kwasów mają końcówkę *-owy*, a obok nich w nawiasie należy podać wartościowość pierwiastka tworzącego z wodorem kwas beztlenowy lub pierwiastka centralnego kwasu tlenowego, jeśli nie jest ona oczywista. Pierwiastek centralny to pierwiastek niebędący wodorem ani tlenem tworzący kwas. Określenie to wynika ze struktury kwasów (rysunek 14).



Rysunek 14. Wzór strukturalny kwasu azotowego(V) z zaznaczonym atomem centralnym.

H_2SO_4 kwas siarkowy(VI)	H_2S kwas siarkowodorowy
H_2SO_3 kwas siarkowy(IV)	HCl kwas chlorowodorowy (kwas solny)
HClO kwas chlorowy(I)	HI kwas jodowodorowy
HClO_2 kwas chlorowy(III)	HF kwas fluorowodorowy
HClO_3 kwas chlorowy(V)	HBr kwas bromowodorowy
HClO_4 kwas chlorowy(VII)	HCN kwas cyjanowodorowy
HNO_2 kwas azotowy(III)	
HNO_3 kwas azotowy(V)	
H_2CO_3 kwas węglowy	

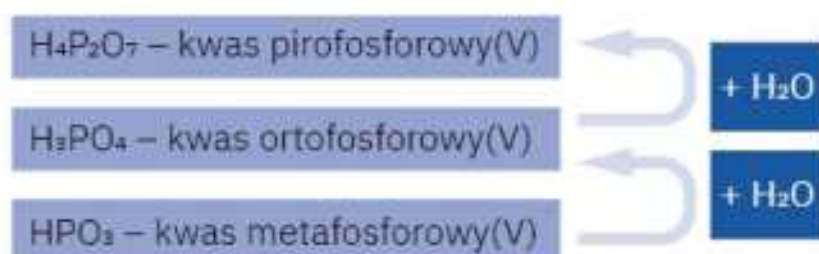
Wartościowość pierwiastka centralnego można łatwo obliczyć na podstawie wzoru sumarycznego. Dla wzoru sumarycznego H_xEO_y wartościowość pierwiastka E (W_E) oblicza się z zależności:

$W_E = y \cdot 2 - x \cdot 1$; gdzie 2 to wartościowość, a y to liczba atomów tlenu, natomiast 1 to wartościowość, a x to liczba atomów wodoru.

Ćwiczenie

- Wyznacz wartościowość pierwiastka centralnego w poniższych związkach i podaj ich nazwę.
 - H_2CrO_4
 - $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
 - HMnO_4

Zdarza się, że pierwiastek o tej samej wartościowości tworzy różne odmiany kwasów. Fosfor(V) tworzy kwasy: $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, H_3PO_4 oraz HPO_3 . Różnią się one liczbą atomów w cząsteczce. W celu ich rozróżnienia w nazwie dodaje się przedrostek *piro-* do kwasu mającego najwięcej atomów H i O, *orto-* dla kwasu mającego nieco mniej atomów H i O oraz *meta-* dla kwasu mającego najmniej wymienionych atomów.

**Ćwiczenie**

3. Podaj nazwy poniższych kwasów.

a) HBO_2 oraz H_3BO_3 b) H_2SiO_3 oraz H_4SiO_4 **6.3. Moc kwasów**

Kwasy są elektrolitami. Te, które dysocjują całkowicie, należą do kwasów mocnych, natomiast te dysocjujące niecałkowicie to kwasy słabe. Spośród kwasów beztlenowych do mocnych zalicza się: HCl , HBr , HI , a z kwasów tlenowych za mocne uznaje się: HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 oraz HClO_3 . Należy zauważyć, że mocne kwasy tlenowe to kwasy, w których pierwiastek centralny ma najwyższą (lub prawie najwyższą) możliwą wartościowość.

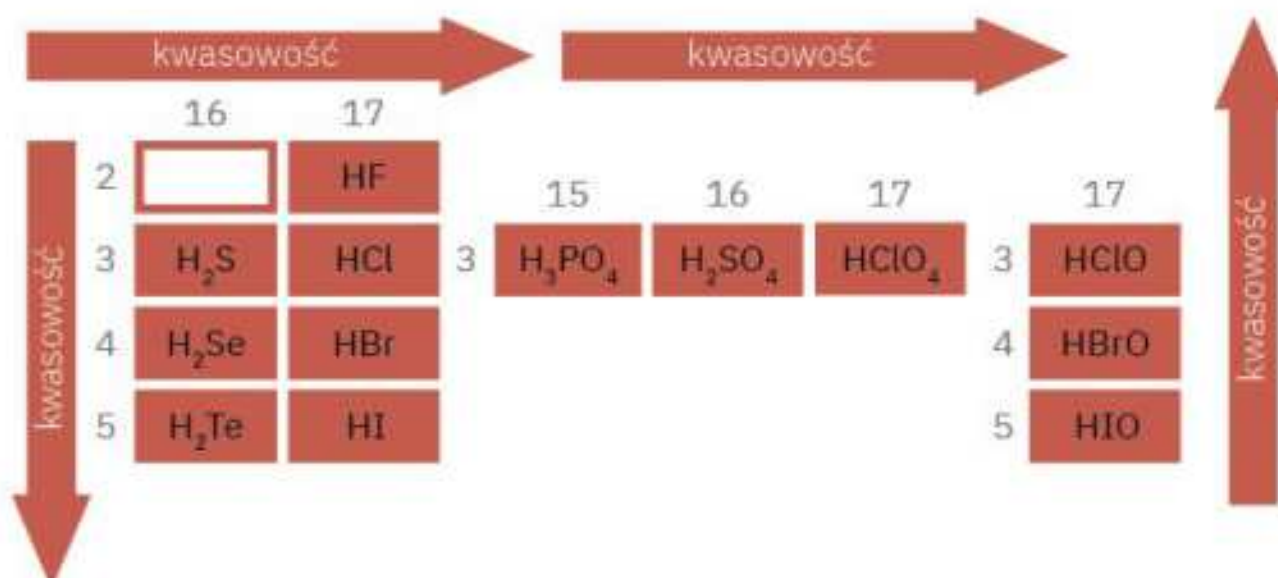
Kwasy beztlenowe		Kwasy tlenowe	
mocne	słabe	mocne	słabe
HCl	HF	H_2SO_4	H_2SO_3
HBr	H_2S	HNO_3	HNO_2
HI	H_2Se	HClO_4	H_2SiO_3
		HClO_3	HClO_2
			HClO
			H_2CO_3
			H_3PO_4

Moc kwasów tlenowych tego samego pierwiastka centralnego rośnie wraz ze wzrostem jego wartościowości.



Moc kwasów tlenowych oraz beztlenowych w obrębie okresu wzrasta wraz ze wzrostem elektroujemności centralnego pierwiastka występującego w reszcie kwasowej. W grupie moc kwasów tlenowych także rośnie wraz ze wzrostem elektroujemności pierwiastka centralnego, czyli wraz ze zmniejszaniem się jego liczby atomowej. Inaczej zmienia się moc kwasów beztlenowych w obrębie grupy. Czynnikiem decydującym o ich mocy nie jest elektroujemność, a długość promienia atomowego pierwiastka tworzącego resztę kwasową. Promień ato-

mowy w grupie rośnie ze wzrostem liczby atomowej pierwiastka, a jego wzrost osłabia oddziaływanie tego pierwiastka z wodorem, ułatwiając dysocjację protonu i zwiększając moc kwasu (rysunek 14).



Rysunek 14. Zmiany kwasowości w układzie okresowym.

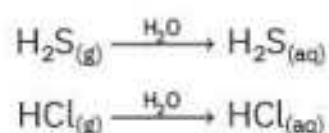
Ćwiczenie

4. Z podanych poniżej par kwasów wybierz mocniejszy.
- | | | |
|--|---|--------------|
| a) HClO ₃ , HClO ₄ | c) HBr, HCl | e) HBrO, HIO |
| b) H ₂ S, HCl | d) H ₂ SO ₄ , HClO ₄ | |

6.4. Otrzymywanie kwasów

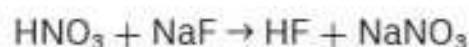
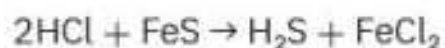
Kwasy beztlenowe otrzymuje się:

- rozpuszczając gazowe wodorki w wodzie:



(Oznaczenia w indeksach dolnych podane w nawiasach za wzorem sumarycznym związku chemicznego określają jego stan skupienia: (g) to stan gazowy, (c) to ciekły, (s) to stan stały. Natomiast (aq) oznacza występowanie danego związku w roztworze wodnym.)

- w reakcji wymiany zachodzącej między solą i kwasem:



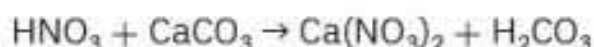
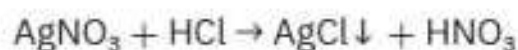
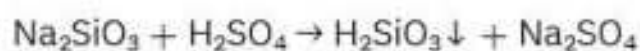
W tej reakcji powstaje kwas słabszy niż kwas użyty jako substrat lub związek lotny albo sól wytrącająca się w postaci osadu.

Kwasy tlenowe otrzymuje się:

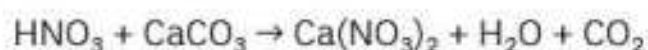
- w reakcji bezwodnika kwasowego z wodą (dział III rozdział 2.3.)

Należy zwrócić uwagę, że pierwiastek tworzący z tlenem bezwodnik kwasowy zachowuje swoją wartościowość w cząsteczce kwasu.

- w reakcji wymiany (jak w przypadku kwasów beztlenowych)



Kwas węglowy będący produktem reakcji ze względu na swoją niską trwałość często zapisuje się w postaci: $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$.



Doświadczenie

Otrzymywanie kwasu krzemowego

Opis:

Do probówki wlej kilka cm^3 krzemianu sodu Na_2SiO_3 (tzw. szkła wodnego), a następnie dodaj kilka kropli rozcieńczonego kwasu solnego.



Obserwacje:

Powstaje galaretowaty osad.

Ćwiczenie

5. Napisz w zeszycie wniosek w postaci równania reakcji z powyższego doświadczenia.
6. Zaproponuj metodę otrzymywania kwasu:

a) azotowego(V),	c) siarkowego(IV),
b) azotowego(III),	d) ortokrzemowego.

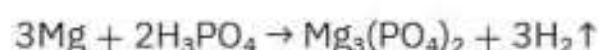
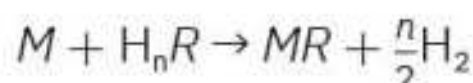


6.5. Właściwości chemiczne kwasów

Kwasy ulegają reakcjom z:

- wodorotlenkami (reakcja zobojętniania, dział I rozdział 3)
- tlenkami zasadowymi, a mocne kwasy także z tlenkami amfoterycznymi (dział III rozdział 4.3.)
- solami (dział III rozdział 7.4.)
- metalami, przy czym produkty reakcji zależne są od rodzaju, mocy i stężenia kwasu oraz od aktywności metalu.

Większość kwasów reaguje z **metalami aktywnymi chemicznie** (rysunek 15). Metale te wypierają wodór z cząsteczek kwasu, tworząc sole zgodnie ze schematem:



H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

Rysunek 15. Metale chemicznie aktywne wypierające wodór z kwasów.

metale aktywne
chemicznie

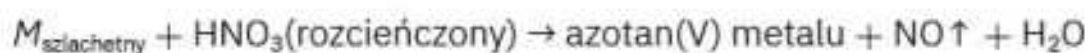
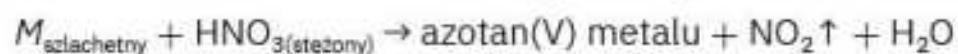
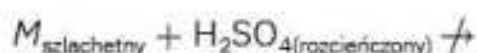
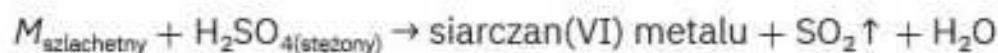
Metale aktywne chemicznie – metale, które w reakcji z kwasem wypierają wodór z cząsteczek kwasów, tworząc sól.

Od tego schematu odbiegają tzw. **kwasy utleniające**, do których należą mocne kwasy tlenowe: H_2SO_4 oraz HNO_3 (więcej na temat właściwości utleniających dowiesz się w kolejnych rozdziałach podręcznika), i które reagują z metalami aktywnymi i nieaktywnymi. Wyjątek stanowi rozcieńczony kwas siarkowy(VI), który wypiera wodór z kwasu:



Mało aktywne metale, określane jako szlachetne, nie wypierają wodoru z cząsteczek większości kwasów, czyli nie reagują z nimi. Z metalami szlachetnymi reagują tylko kwasy utleniające. Produktem takiej reakcji są sól, tlenek niemetalu oraz woda.

Schematycznie reakcje te można przedstawić:



Stężony kwas azotowy(V) w reakcji z metalem szlachetnym oraz aktywnym tworzy sól oraz tlenek azotu(IV), natomiast rozcieńczony prowadzi do powstania tlenku azotu(II). Ze stężonego kwasu siarkowego(VI) w reakcji z metalem szlachetnym oraz aktywnym obok soli i wody powstaje tlenek siarki(IV). Rozcieńczony kwas siarkowy(VI) nie reaguje z metalami szlachetnymi.

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

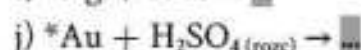
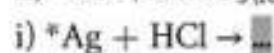
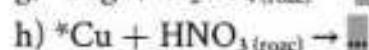
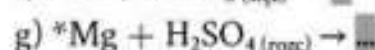
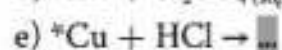
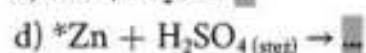
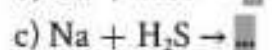
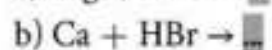
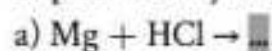
Rysunek 16. Metale szlachetne niewypierające wodoru z większości kwasów.

Tabela 4. Reakcje kwasów z metalami aktywnymi i szlachetnymi

	Metale aktywne	Metale szlachetne
Kwasy nieutleniające		
	$M + H_nR \rightarrow MR + \frac{n}{2}H_2$	$M + H_nR \nrightarrow$
Kwasy utleniające		
H_2SO_4 (rozcz.)	$M + H_nR \rightarrow MR + \frac{n}{2}H_2$	$M + H_nR \nrightarrow$
H_2SO_4 (steż.)	$M + H_nR \rightarrow MR + SO_2 + H_2O$	$M + H_nR \rightarrow MR + SO_2 + H_2O$
HNO_3 (rozcz.)	$M + H_nR \rightarrow MR + NO + H_2O$	$M + H_nR \rightarrow MR + NO + H_2O$
HNO_3 (steż.)	$M + H_nR \rightarrow MR + NO_2 + H_2O$	$M + H_nR \rightarrow MR + NO_2 + H_2O$

Ćwiczenie

7. Zapisz w zeszycie produkty reakcji lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.



s. 87

PODSUMOWANIE LEKCJI

Podział kwasów H_nR

- ze względu na liczbę atomów wodorów

jednoprotonowe
 $\text{HNO}_3, \text{HNO}_2, \text{HClO}_4$

dwuprotonowe
 $\text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}_2\text{SO}_3, \text{H}_2\text{SiO}_3$

trójprotonowe
 H_3PO_4

- ze względu na skład atomowy reszty kwasowej

beztlenowe
np. $\text{HCl}, \text{HBr}, \text{H}_2\text{S}$

tlenowe
np. $\text{HClO}_4, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{HNO}_2$

- ze względu na moc

mocne
 $\text{HCl}, \text{HI}, \text{HBr}, \text{HNO}_3, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{HClO}_4, \text{HClO}_3$

słabe
 $\text{HF}, \text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{CO}_3, \text{H}_2\text{SO}_3, \text{HNO}_2, \text{H}_3\text{PO}_4, \text{H}_2\text{SiO}_3$

H	moc kwasów →																He				
Li	Be															B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg															Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr				
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og				
		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu					
		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr					
moc kwasów beztlenowych ↓																		moc kwasów tlenowych ↑			



Otrzymywanie kwasów	
beztlenowych	tlenowych
rozpuszczanie gazowych wodorków w wodzie	reakcja bezwodników kwasowych z wodą
reakcja mocniejszego kwasu z solą słabszego kwasu – reakcja wymiany (mocniejszy kwas można otrzymać, jeśli powstała sól strąca się w postaci osadu)	

- Kwasy reagują z:
 - wodorotlenkami
 - tlenkami zasadowymi, tworząc sól i wodę
 - tlenkami amfoterycznymi (dotyczy mocnych kwasów)
 - wybranymi solami (reakcja wymiany)
 - metalami:

metale aktywne + kwasy nieutleniające $\longrightarrow$ sól + wodór
(oraz rozcieńczony H_2SO_4)

metale aktywne + kwasy utleniające $\longrightarrow$ sól + tlenek niemetalu + woda

metale szlachetne + kwasy nieutleniające $\nrightarrow$
(oraz rozcieńczony H_2SO_4)

metale szlachetne + kwasy utleniające $\longrightarrow$ sól + tlenek niemetalu + woda

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Podaj nazwy poniższych kwasów.

a) H_2SO_4	d) H_2CO_3	g) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$
b) HNO_2	e) H_2S	h) H_4SiO_4
c) HPO_3	f) HCl	
- Wskaż wartościowość atomów centralnych w podanych kwasach.

a) H_3PO_4	c) H_3BO_3	e) HClO_2
b) H_2SiO_3	d) H_2MnO_4	f) H_2SO_3
- W każdej parze podkreśl nazwę kwasu mocniejszego.

a) HClO , HClO_2	c) H_2S , H_2Se	e) HNO_3 , H_3PO_4
b) HF , HBr	d) H_2SO_4 , HClO_4	
- Zaproponuj reakcję prowadzącą do otrzymania:

a) kwasu siarkowego(VI),	b) kwasu ortofosforowego(V).
--------------------------	------------------------------
- Napisz w zeszycie równania dwóch różnych reakcji otrzymywania:

a) kwasu azotowego(V),	b) kwasu siarkowego(IV).
------------------------	--------------------------
- Zapisz w zeszycie produkty reakcji lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

a) $\text{KOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$	f) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$	k) $\text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$
b) $\text{Na} + \text{HCl} \rightarrow$	g) $\text{Au} + \text{HCl} \rightarrow$	l) $\text{CaSO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
c) $^*\text{Ag} + \text{HNO}_3(\text{rozc}) \rightarrow$	h) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow$	m) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
d) $^*\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{rozc}) \rightarrow$	i) $\text{KCl} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow$	
e) $^*\text{Zn} + \text{HNO}_3(\text{stępl}) \rightarrow$	j) $^*\text{Ag} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{stępl}) \rightarrow$	

7. Sole – otrzymywanie i właściwości

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jak można podzielić sole;
- jakie są metody otrzymywania soli;
- jakim reakcjom ulegają sole.

Solami nazywa się związki, których cząsteczki mają co najmniej jeden kation oraz jeden lub więcej anionów (M_nR_m). Sole najczęściej są ciałami stałymi o budowie krystalicznej. Rozpuszczalność soli jest bardzo różna. Niektóre sole rozpuszczają się w wodzie bardzo dobrze, inne są praktycznie nierozpuszczalne. W medycynie 0,9-procentowy wodny roztwór NaCl to tzw. sól fizjologiczna. Bakteriobójczy KMnO_4 jest stosowany do odkażania i przemywania ran. Ałun glinowo-potasowy ($\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4$) tamuje krwawienie. Saletry, czyli azotany(V) amonu, potasu i sodu, to nawozy naturalnie występujące w przyrodzie. Sole srebra są światłoczułymi składnikami emulsji fotograficznych.

7.1. Podział soli i ich nazwy

Ze względu na budowę sole dzieli się na proste oraz złożone. Sole proste w przeciwieństwie do soli złożonych mają jeden typ kationów oraz jeden typ anionów. Sole proste nazywane są **obojętnymi**, ale określenia tego nie należy wiązać z ich odczynem. Nazwy soli prostych składają się z dwóch wyrazów. Pierwszy pochodzi od nazwy kwasu, a drugi – od nazwy metalu. Nazwy soli kwasów beztlenowych mają końcówkę **-ek**, a tlenowych **-an**. Jeśli wartościowość metalu i atomu centralnego niemetalu pochodzącego od kwasu nie jest oczywista, należy ją podać w nawiasie.

CuBr_2 – brom**ek** miedzi(II)

$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ – ortofosfor**an**(V) wapnia

$\text{Fe}(\text{NO}_2)_3$ – azot**an**(III) żelaza(III)

Istnieją także sole niezawierające kationu metalu, a zawierające jednowartościowy kation amonowy (NH_4^+). Są to tzw. sole amonowe. Przykładem takiej soli jest NH_4Cl – chlorek amonu.

Niektóre sole proste mogą występować w postaci **soli uwodnionych**, czyli **hydratów**. Cząsteczki wody są wbudowane w tych solach w ich sieć krystaliczną i określa się je jako **wodę krystalizacyjną** lub **hydratacyjną**. Wzory sumaryczne oraz nazwy soli uwodnionych zawierają informację o liczbie cząsteczek wody przypadających na jedną cząsteczkę soli, np. $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ to pięciowodny siarczan(VI) miedzi(II), w którym na jedną cząsteczkę CuSO_4 przypada pięć cząsteczek wody. Liczba ta jest z reguły stała, ale może się zmieniać w zależności od



temperatury otoczenia i warunków przechowywania. Wzór takiej soli zapisuje się w postaci np. $\text{CaCl}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, gdzie n oznacza różną, zmienną liczbę cząsteczek wody hydratacyjnej.

Hydraty (uwodnione sole) – sole zawierające cząsteczki wody wbudowane w sieć krystaliczną.

hydraty

Woda krystalizacyjna – woda wbudowana w sieć krystaliczną razem z kationami i anionami.

woda krystalizacyjna

Poza solami obojętnymi rozróżnia się: **wodorosole** oraz **hydroksosole**.

Wodorosole zawierają aniony pochodzące ze stopniowej dysocjacji kwasów wieloprotonowych. W ich nazwach występuje przedrostek **wodoro-**, przed którym należy podać liczebnik wskazujący ich liczbę, jeśli atomów wodoru jest więcej niż jeden.

NH_4HSO_4 – wodorosiarczan(VI) amonu

NaH_2PO_4 – diwodoroortofosforan(V) sodu

KHS – wodorosiarczek potasu

Wodorosoli nie tworzą kwasy jednoprotonowe.

Wodorosole – sole wywodzące się od kwasów dwuprotonowych (lub o większej liczbie protonów), w których nie wszystkie protony zostały zastąpione kationem metalu.

wodorosole

Hydroksosole poza anionami reszt kwasowych zawierają aniony hydroksylowe pochodzące od wodorotlenku. Nazwa takiej soli jest utworzona z nazwy reszty kwasowej, nazwy grupy hydroksylowej oraz nazwy kationu metalu. W przypadku większej niż jedna liczby grup hydroksylowych w nazwie uwzględnia się liczebnik wskazujący liczbę tych grup.

$\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$ – chlorek hydroksowapnia

$\text{Al}(\text{OH})\text{Cl}_2$ – chlorek hydroksoglinu

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – chlorek dihydroksoglinu

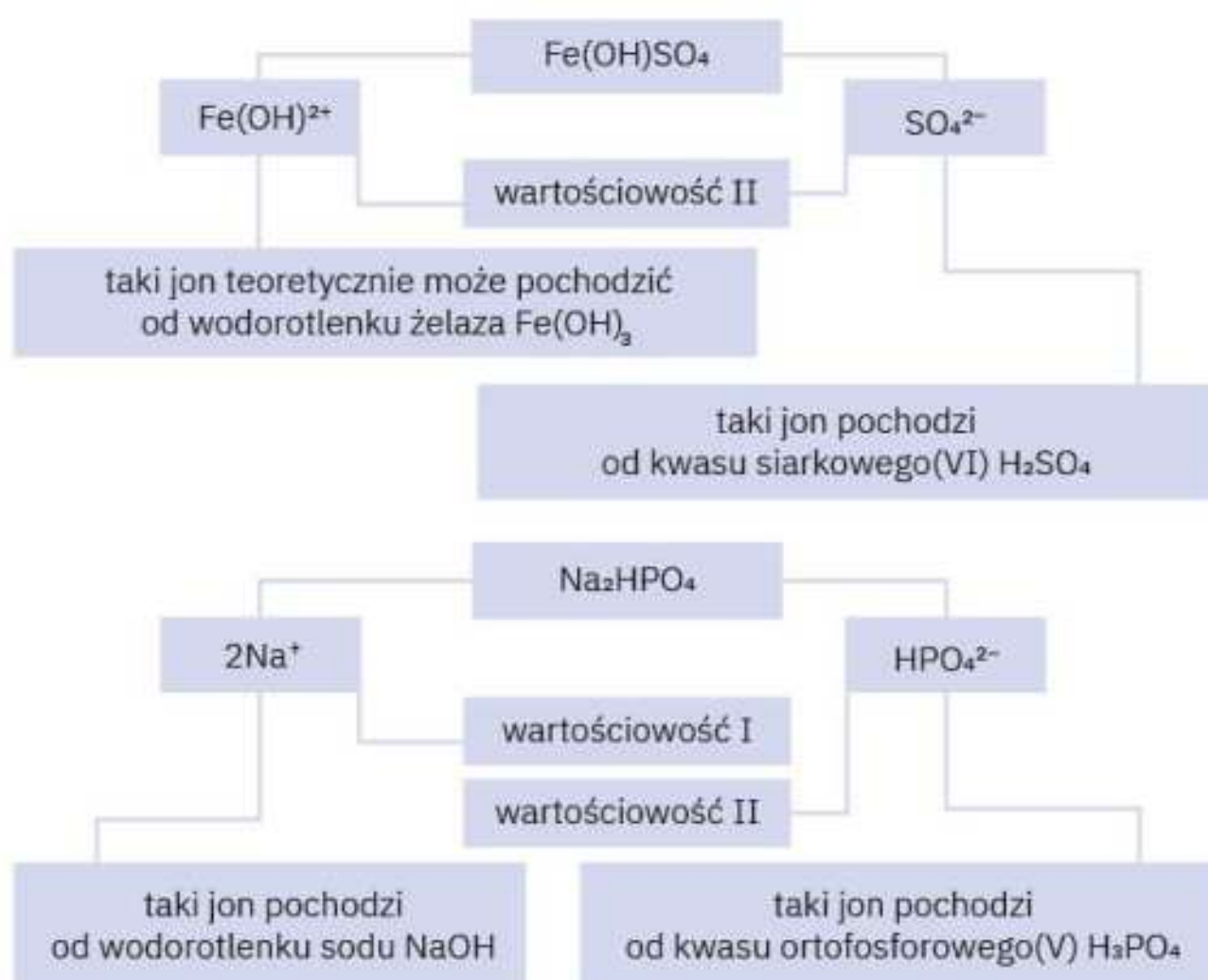
$\text{Bi}(\text{OH})(\text{NO}_3)_2$ – azotan(V) hydroksobismutu(III)

Hydroksosole powstają z wodorotlenków dysocjujących stopniowo, czyli takich, które mają więcej niż jedną grupę hydroksylową.

Hydroksosole – sole wywodzące się od wodorotlenków mających co najmniej dwie grupy hydroksylowe, z których nie wszystkie zostały zastąpione resztami kwasowymi.

hydroksosole

Wzory sumaryczne wodorosoli i hydroksosoli podlegają ogólnym zasadom obowiązującym wszystkie związki nieorganiczne. Należy pamiętać, że wartośćowość jonów jest równa liczbowo ich ładunkom.



Ćwiczenie

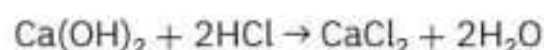
1. Nazwij podane sole oraz podziel je na grupy: sole obojętne, wodorosole, hydrokso-
 sole, CaHPO_4 , $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, Fe(OH)SO_4 , Ba(OH)I , NaHCO_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

7.2. Otrzymywanie

Najważniejsze metody otrzymywania soli obojętnych to:

- reakcja zobojętniania

wodorotlenek + kwas $\rightarrow$ sól + woda



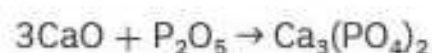
- reakcja tlenku metalu z kwasem

tlenek metalu + kwas $\rightarrow$ sól + woda



- reakcja tlenku zasadowego z tlenkiem kwasowym

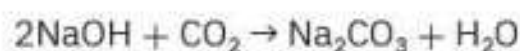
tlenek zasadowy + tlenek kwasowy $\rightarrow$ sól





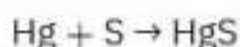
- reakcja tlenku kwasowego z wodorotlenkiem

tlenek kwasowy + wodorotlenek → sól + woda



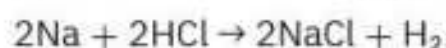
- bezpośrednia reakcja niektórych metali z wybranymi niemetalami

metal + niemetal → sól kwasu beztlenowego

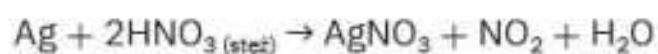


- reakcja metalu z kwasem

metal aktywny + kwas nieutleniający → sól + wodór

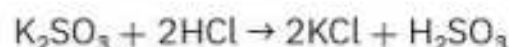


metal szlachetny + kwas utleniający → sól + tlenek niemetalu + woda

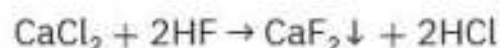


- reakcja soli słabszego kwasu i kwasu mocniejszego

sól słabszego kwasu + mocniejszy kwas → sól mocniejszego kwasu + słabszy kwas

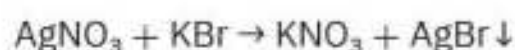


sól mocniejszego kwasu + słabszy kwas → sól nierozpuszczalna + mocniejszy kwas

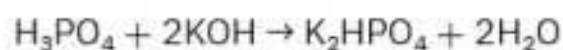
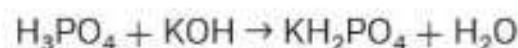
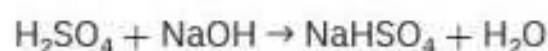


- reakcja dwóch wodnych roztworów soli, z których jedna zawiera kation, a druga – anion trudno rozpuszczalnej soli

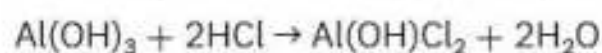
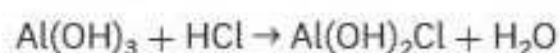
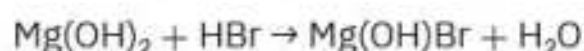
sól I + sól II → sól III + sól IV (nierozpuszczalna)



Wodorosole otrzymuje się w wyniku reakcji niecałkowitego zobojętniania kwasu zasadą. Zastosowanie zasady w niedomiarze do zobojętnienia kwasu niejedno-protonowego prowadzi do powstania wodorosoli.



Hydrososole powstają w wyniku niecałkowitego zobojętnienia zasady kwasem. Użycie w niedomiarze kwasu do zobojętnienia wodorotlenku zawierającego więcej niż jedną grupę hydroksylową skutkuje powstaniem hydrososoli.



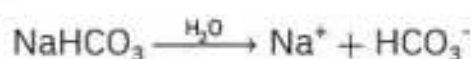
Ćwiczenia

- Zapisz propozycje równań reakcji sześciu metod otrzymywania:
 - siarczanu(VI) miedzi(II),
 - siarczku cynku.
- Uzupełnij substraty w równaniu reakcji oraz dobierz jej współczynniki stechiometryczne. Równania reakcji zapisz w zeszycie.
 - $\square + \square \rightarrow \text{Al(OH)(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\square + \square \rightarrow \text{Fe(OH)SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\square + \square \rightarrow \text{BaI}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\square + \square \rightarrow \text{Cu}_2\text{S}$
 - $\square + \square \rightarrow \text{NaHSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\square + \square \rightarrow \text{CaHPO}_4 + \text{H}_2\text{O}$

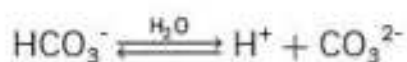
7.3. Właściwości chemiczne soli

- Wszystkie sole rozpuszczalne w wodzie ulegają dysocjacji całkowitej.

Odczyn soli obojętnych, wodorosoli i hydroksosoli nie jest oczywisty. Wodorowęglan sodu ulega dysocjacji:



Powstały anion wodorowęglowy może dalej dysocjować:

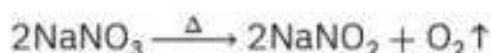
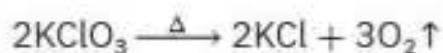


Wydaje się zatem, że odczyn tej soli jest kwasowy. Należy jednak pamiętać o hydrolizie, której ulega zarówno anion wodorowęglanowy, jak i węglanowy, generując jony hydroksylowe (dział II rozdział 4). Okazuje się, że odczyn wodorowęglanu sodu (nazywanego kwaśnym węglanem) jest zasadowy.

- Rozpuszczalne sole w roztworach wodnych mogą reagować z kwasem lub innymi solami.

W tych reakcjach powstaje słabszy kwas, produkt w postaci osadu lub gazu.

- Siarczany(IV), węglany oraz wodorowęglany łatwo ulegają termicznemu rozkładowi z wydzielaniem odpowiednich tlenków (dział III rozdział 2.1.).
- Sole niektórych kwasów tlenowych w podwyższonych temperaturach rozkładają się, wydzielając tlen.



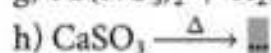
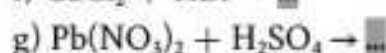
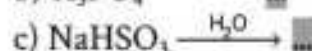
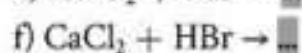
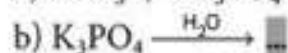
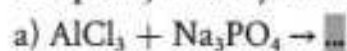
- Sole reagują z wybranymi metalami.

Warunkiem zajścia tej reakcji jest większa aktywność metalu wypierającego inny metal z jego soli (w dalszej części podręcznika poznasz szereg napięciowy metali porządkujący metale pod względem ich aktywności).



Ćwiczenia

4. Uzupełnij w zeszycie równania reakcji lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.



5. Zaproponuj reakcję wymiany między azotanem(V) sodu a:

a) kwasem,

b) inną solą.

PODSUMOWANIE LEKCJI

SOLE		
proste (obojętne)	wodorosole	hydroksosole
złożone z jednego typu anionów i kationów	aniony zawierają protony pochodzące od kwasów niejednoprotonowych	poza resztą kwasową i kationem metalu zawierają grupy hydroksylowe

- **Hydraty** (uwodnione sole) – sole zawierające cząsteczki wody wbudowane w sieć krystaliczną. s. 87
- **Woda krystalizacyjna** – woda wbudowana w sieć krystaliczną razem z kationami i anionami. s. 131

- **Otrzymywanie soli:** s. 132

wodorotlenek + kwas $\rightarrow$ sól + woda

tlenek metalu + kwas $\rightarrow$ sól + woda

tlenek zasadowy + tlenek kwasowy $\rightarrow$ sól

tlenek kwasowy + wodorotlenek $\rightarrow$ sól + woda

metal + niemetal $\rightarrow$ sól kwasu beztlenowego

metal aktywny + kwas nieutleniający $\rightarrow$ sól + wodór

metal + utleniający $\rightarrow$ sól + tlenek niemetalu + woda

sól słabszego kwasu + mocniejszy kwas $\rightarrow$ sól mocniejszego kwasu + słabszy kwas

sól mocniejszego kwasu + słabszy kwas $\rightarrow$ sól nierozpuszczalna + mocniejszy kwas

sól I + sól II $\rightarrow$ sól III + sól IV (nierozpuszczalna)

- **Właściwości chemiczne soli:** s. 134

– sole ulegają reakcji dysocjacji,

– kationy lub aniony soli w roztworach wodnych mogą ulegać hydrolizie,

– sole mogą reagować z kwasem lub innymi solami (warunkiem zajścia tych reakcji jest powstawanie słabszego kwasu lub produktu lotnego lub też w postaci osadu),

– sole siarczany(IV), węglany oraz wodorowęglany łatwo ulegają termicznemu rozkładowi z wydzielaniem odpowiednich tlenków (dział III rozdział 2.1.),

– sole niektórych kwasów tlenowych w podwyższonych temperaturach rozkładają się, wydzielając tlen,

– sole reagują z wybranymi metalami.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Nazwij podane sole.
 NaHSO_3 , KNO_3 , ZnSO_4 , MgHPO_4 , CuS , PbNO_2 , Zn(OH)Cl , $\text{Ba(NO}_3)_2$, Al(OH)SO_4 , CaHPO_4 ,
 Na_3PO_4 , AgI , KH_2SiO_4 , FeSO_4
- Napisz w zeszycie wzory sumaryczne podanych soli.
wodorosiarczan(VI) potasu, siarczek rtęci(II), diwodoroortofosforan(V) sodu, chlorek dihydrok-
soglinu, azotan(III) żelaza(III), siarczan(VI) hydroksomagnezu, azotan(V) hydroksowapnia, bro-
mek litu, siarczan(IV) sodu, wodorowęglan amonu
- Zaproponuj kilka metod otrzymywania:
 - chlorku wapnia,
 - siarczanu(VI) baru.
- Napisz w zeszycie równanie reakcji otrzymywania:
 - wodoroortofosforanu(V) sodu,
 - siarczanu(VI) hydroksożelaza(III).
- Napisz w zeszycie równanie reakcji wymiany siarczanu(VI) magnezu z kwasem oraz inną solą.
- Uzupełnij w zeszycie poniższe równania reakcji lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

a) $\text{KF} + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$	g) $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
b) $\text{Hg(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \dots$	h) $\text{Ca} + \text{HCl} \rightarrow \dots$
c) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \dots$	i) $\text{Ag} + \text{HF} \rightarrow \dots$
d) $\text{CuO} + \text{CO}_2 \rightarrow \dots$	j) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{NaOH} \rightarrow \dots$
e) $\text{Na}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow \dots$	k) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$
f) $\text{Mg} + \text{S} \rightarrow \dots$	l) $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \dots$
- Oceń prawdziwość podanych zdań.
 - Wszystkie sole proste mają odczyn obojętny.
 - Hydraty to uwodnione sole, w których cząsteczki wody znajdują się w sieci krystalicznej soli.
 - Na odczyn wodorosoli i hydroksosoli ma wpływ reakcja hydrolizy, której ulegają ich kationy lub/i aniony.
 - Reakcja wymiany między dwiema solami zajdzie, jeżeli jeden z produktów straci się w postaci osadu.
 - Hydroksosole powstają w wyniku reakcji niecałkowitej zobojętniania kwasu wodorotlenkiem.
 - Wodorosole można otrzymać w reakcji wodorotlenku z niedomiarem kwasu.



PODSUMOWANIE PRZED SPRAWDZIANEM

Opis typu związku	Wzór ogólny	Podział i przykłady	Metody otrzymywania	Właściwości chemiczne
Typ związku chemicznego: TLENKI				
dwuskładnikowe połączenia pierwiastków chemicznych z tlenem	$\overset{n}{E}_2O_n$	– ze względu na rodzaj pierwiastka E : metali (Na_2O , CaO , CrO , Al_2O_3) niemetalu (CO_2 , N_2O_5 , SO_2) – ze względu na charakter chemiczny: kwasowe (SO_2 , SiO_2 , P_2O_5) zasadowe (K_2O , BaO , CrO) amfoteryczne (Al_2O_3 , ZnO , Cr_2O_3) obojętne (NO , CO)	– tlenki metali: 1. bezpośrednia reakcja metali z tlenem 2. termiczny rozkład wodorotlenków 3. termiczny rozkład soli – tlenki niemetalu: 1. bezpośrednia reakcja niemetalu z tlenem 2. termiczny rozkład soli 3. reakcja siarczanów(IV) lub węglanów z mocnym kwasem 4. spalanie związków organicznych	– tlenki kwasowe: jeżeli reagują z wodą, tworzą roztwory kwasowe nie reagują z kwasami reagują z zasadami, tworząc sole – tlenki zasadowe: jeżeli reagują z wodą, tworzą roztwory zasadowe nie reagują z zasadami reagują z kwasami, tworząc sole – tlenki amfoteryczne: nie rozpuszczają się w wodzie reagują z mocnymi kwasami reagują z mocnymi zasadami – tlenki obojętne: nie reagują z wodą nie reagują z kwasami nie reagują z zasadami
Typ związku chemicznego: WODORKI				
związki chemiczne wodoru z innymi pierwiastkami chemicznymi	$\overset{n}{E}H_n$ (E – gr. 1–15) $H_n\overset{n}{E}_2$ (E – gr. 16–17)	– ze względu na rodzaj pierwiastka E : metali (NaH , CaH_2) niemetalu (HCl , H_2S) – ze względu na rodzaj wiązania: typu soli (KH , BaH_2) metaliczne (CuH , ZnH_2) kowalencyjne (CH_4 , HCl)	bezpośrednia reakcja wodoru z metalem lub niemetalem	– wodoroki zasadowe: reagują z wodą, tworząc wodorotlenki reagują z kwasami, tworząc sole – wodoroki kwasowe: reagują z wodą, tworząc kwasy beztlenowe reagują z zasadami, tworząc sole – wodoroki obojętne: nie reagują z wodą (są bardzo słabo rozpuszczalne w wodzie) – wodoroki amfoteryczne: reagują z kwasami i zasadami

Opis typu związku	Wzór ogólny	Podział i przykłady	Metody otrzymywania	Właściwości chemiczne
		– ze względu na charakter: kwasowe (HCl, HI) zasadowe (CaH ₂ , ZnH ₂) amfoteryczne (H ₂ O) obojętne (SiH ₄ , CH ₄)		
Typ związku chemicznego: WODOROTLENKI				
związki nieorganiczne, których wzory zawierają symbol metalu oraz jednowartościową grupę hydroksylową (nazywaną także wodorotlenową)	$\overset{n}{M}(\text{OH})_2$	– ze względu na moc: mocne (LiOH, Ba(OH) ₂ , Sr(OH) ₂) słabe (Fe(OH) ₃ , Al(OH) ₃ , Mg(OH) ₂) – ze względu na charakter: zasadowe (KOH, Ca(OH) ₂ , Sr(OH) ₂) amfoteryczne (Al(OH) ₃ , Cr(OH) ₃ , Zn(OH) ₂)	– wodorotlenki zasadowe: reakcja aktywnego metalu z wodą reakcja tlenku metalu zasadowego z wodą reakcja wodorotlenków zasadowych z wodą – pozostałe wodorotlenki reakcja wymiany rozpuszczalnej soli metalu mniej aktywnego z wodorotlenkiem zasadowym	– wodorotlenki zasadowe: pod wpływem wody ulegają dysocjacji reagują z kwasami reagują z tlenkami kwasowymi ulegają reakcji wymiany z rozpuszczalnymi solami metali z bloku <i>d</i> oraz <i>p</i> reagują z metalami, które tworzą amfoteryczne tlenki – wodorotlenki amfoteryczne: nie reagują z wodą reagują z kwasami reagują z tlenkami kwasowymi reagują z wodorotlenkami
Typ związku chemicznego: KWASY				
związki chemiczne, które zbudowane są z kationów wodoru oraz anionów reszty kwasowej	$\text{H}_n\overset{n}{R}$	– ze względu na ilość protonów: jednoprotone (HCl, HNO ₂) dwuprotone (H ₂ SO ₄ , H ₂ SO ₃) trójprouone (H ₃ PO ₄) – ze względu na budowę: beztlenowe (HCl, HF, H ₂ S) tlenowe (H ₂ SO ₃ , H ₂ SO ₄)	– kwasy beztlenowe: rozpuszczanie gazowych wodorotlenków w wodzie reakcja mocniejszego kwasu z solą słabszego kwasu – reakcja wymiany – kwasy tlenowe: reakcja bezwodników z wodą reakcja mocniejszego kwasu z solą słabszego kwasu – reakcja wymiany	reagują z wodorotlenkami reagują z tlenkami zasadowymi reagują z tlenkami amfoterycznymi reagują z wybranymi solami (reakcja wymiany) reagują z metalami – kwasy nieutleniające: reagują z metalami aktywnymi – kwasy utleniające: reagują z metalami aktywnymi i szlachetnymi



Opis typu związku	Wzór ogólny	Podział i przykłady	Metody otrzymywania	Właściwości chemiczne
		– ze względu na moc: mocne (HI, HBr, HCl, HNO ₃ , HClO ₄) słabe (HNO ₂ , HF, H ₂ CO ₃) – ze względu na właściwości: utleniające (H ₂ SO ₄ , HNO ₃) nieutleniające (HCl, H ₂ SO ₃)		
Typ związku chemicznego: SOLE				
związki chemiczne zawierające kation metalu lub kation amonowy (NH ₄ ⁺) oraz resztę kwasową	$\overset{m}{M}_n \overset{n}{R}_m$ 	– sole proste (obojętne) (MgCl ₂ , CaSO ₄) – hydroksosole (Zn(OH)Cl, Al(OH) ₂ SO ₄) – wodorosole (NaHCO ₃ , K ₂ HPO ₄)	– sole proste: reakcja wodorotlenku z kwasem reakcja tlenku zasadowego z kwasem reakcja tlenku zasadowego z tlenkiem kwasowym reakcja tlenku kwasowego z wodorotlenkiem reakcja metalu z kwasem reakcja soli słabszego kwasu z mocniejszym kwasem reakcja soli mocniejszego kwasu ze słabszym kwasem (reakcja strąceniowa) reakcja wymiany (reakcja strąceniowa) bezpośrednia reakcja metalu z niemetalem	– sole: ulegają reakcji dysocjacji mogą reagować z kwasem lub innymi solami reagują z wybranymi metalami ulegają termicznemu rozkładowi (sole siarczany(IV), węglany oraz wodorowęglany) ulegają rozkładowi, wydzielając tlen (sole niektórych kwasów tlenowych) kationy lub aniony soli w roztworach wodnych mogą ulegać hydrolizie

H																			He
Li	Be												B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg												Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe		
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn		
Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og		
			La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
			Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

SPRAWDŹ, CZY UMIESZ!

- Zaprezentuj podstawową klasyfikację związków nieorganicznych, podając ich wzory ogólne.
- Wyjaśnij pojęcia: *bezwodnik kwasowy*, *hydoksosole*, *wodorosole*, *hydraty*, *woda krystalizacyjna*, *reakcja spalania*, *metale aktywne*.
- Pogrupuj podane związki w tabeli przerysowanej do zeszytu.
 $\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}$, $\text{H}_2\text{S}_{(\text{aq})}$, NaH , MgH_2 , KHS , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{HCl}_{(\text{g})}$, $\text{HCl}_{(\text{aq})}$, CsOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, HNO_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, H_2SO_3

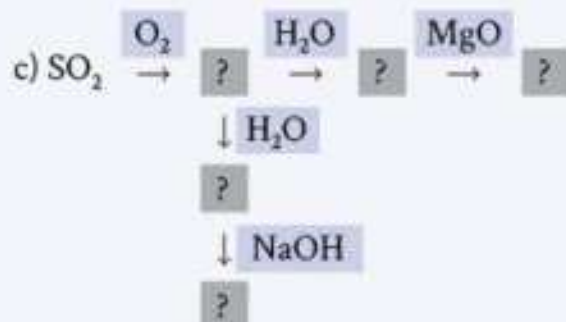
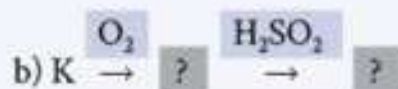
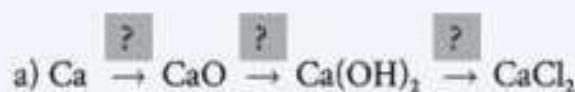
Tlenek zasadowy	
Tlenek kwasowy	
Tlenek amfoteryczny	
Wodorek kwasowy	
Wodorek zasadowy	
Wodorotlenek zasadowy	
Wodorotlenek amfoteryczny	
Kwas beztlenowy	
Kwas tlenowy	
Sól	

- Nazwij podane związki zgodnie z systemem Stocka.

a) Al_2O_3	g) Na_3PO_4	m) SiH_4	t) $\text{Cu}(\text{OH})\text{Cl}$
b) LiH	h) NaHCO_3	n) H_2CO_3	u) H_2SO_3
c) CaH_2	i) K_2O	o) KH_2PO_4	w) HClO_4
d) $\text{Be}(\text{OH})_2$	j) $\text{Zn}(\text{OH})\text{Cl}$	p) HgO	z) CrO_3
e) HCl	k) BaO	r) CuOH	
f) HNO_2	l) P_2O_5	s) HF	

5. Wyznacz wartościowość podkreślonego pierwiastka.
- | | |
|--|---|
| a) $\underline{\text{Fe}}$ $_2\text{O}_3$ | f) $\underline{\text{Al}}$ $_2(\text{SO}_4)_3$ |
| b) $\text{H}_2\underline{\text{C}}$ O_3 | g) $\text{Ca}\underline{\text{C}}$ O_3 |
| c) $\underline{\text{Al}}$ $(\text{OH})_3$ | h) $\underline{\text{Al}}$ PO_4 |
| d) $\underline{\text{Ba}}$ H_2 | i) $\underline{\text{Fe}}$ $_2\text{O}_3$ |
| e) $\underline{\text{Cu}}$ H_2 | j) $\underline{\text{Zn}}$ O |
6. Podaj wartościowość reszty kwasowej w podanych związkach.
 H_2SO_3 , HNO_2 , H_3AsO_4 , H_3BO_3 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, Na_2SO_4 , AlPO_4 , CaCO_3
7. Podaj reakcję, według której można otrzymać poniższe związki.
- | | |
|-----------------------------|-----------------------------|
| a) H_2SiO_3 | e) H_2SO_3 |
| b) $\text{Al}(\text{OH})_3$ | f) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ |
| c) CuH_2 | g) SO_3 |
| d) HCl | |
8. Za pomocą odpowiednich równań reakcji wykaż charakter chemiczny podanych związków.
- | | |
|----------------------|----------------------------|
| a) tlenek siarki(VI) | d) wodorotlenek miedzi(II) |
| b) tlenek wapnia | e) wodorotlenek baru |
| c) tlenek glinu | |
9. Za pomocą równań reakcji chemicznych podaj co najmniej kilka sposobów otrzymywania poniższych związków.
- | | | |
|------------------|--------------------|--------------------|
| a) NaCl | b) CaCO_3 | c) CuSO_4 |
|------------------|--------------------|--------------------|
10. Uzupełnij reakcje wzorami chemicznymi związków i dobierz współczynniki. Poprawne równania reakcji zapisz w zeszycie.
- | |
|--|
| a) $\text{H}_2\text{S} + \square \rightarrow \text{CaS} + \text{H}_2\text{O}$ |
| b) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \square \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2$ |
| c) $\text{SO}_2 + \square \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ |
| d) $\text{P}_2\text{O}_5 + \square \rightarrow \text{K}_3\text{PO}_4$ |
| e) $\text{Al}_2\text{O}_3 + \square \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{O}$ |
11. W podanych parach związków wskaż ten, który jest:
- | | | |
|---|---|---|
| a) mocniejszym kwasem | | |
| H_2SO_4 , H_2SO_3 ; | H_2S , H_2Se ; | HCl , H_2S ; |
| HNO_3 , H_2CO_3 ; | HBrO , HClO | |
| b) mocniejszą zasadą | | |
| KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$; | $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$; | $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_2$ |
| c) aktywniejszym metalem | | |
| K , Na ; | Sr , Ba ; | Cu , Ca |
12. Dokończ równania reakcji lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi. Odpowiedź zapisz w zeszycie.
- | | |
|--|--|
| a) $\text{S} + \text{H}_2 \rightarrow \square$ | h) $\text{MgO} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \square$ |
| b) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \square$ | i) $\text{NaOH} + \text{SO}_3 \rightarrow \square$ |
| c) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \square$ | j) $\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow \square$ |
| d) $\text{KH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \square$ | k) $\text{Zn} + \text{HNO}_{3(\text{mgz})} \rightarrow \square$ |
| e) $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \square$ | l) $\text{Ba} + \text{HBr} \rightarrow \square$ |
| f) $\text{HBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \square$ | m) $\text{Ni} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{rozcz})} \rightarrow \square$ |
| g) $\text{K}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow \square$ | |

13. Ułóż równania reakcji wynikające z podanych schematów. Odpowiedź zapisz w zeszycie.



14. Oceń prawdziwość podanych zdań.

- SiO_2 jest bezwodnikiem kwasowym i w reakcji z wodą daje kwas H_2SiO_3 .
- Tlenek sodu jest bardziej zasadowy i bardziej aktywny niż tlenek magnezu.
- Tlenek berylu i tlenek magnezu wykazują charakter amfoteryczny.
- Tlenki i wodorki obojętne reagują z wodą, ale nie reagują z kwasami i zasadami.
- Metale szlachetne nie reagują z kwasami nieutleniającymi.
- Stężony kwas azotowy(V) w reakcji z wapniem prowadzi do wydzielania tlenku azotu(II).
- Hydrososole nie powstają z wodorotlenków zawierających jedną grupę hydroksylową.
- Moc kwasów zawsze rośnie w grupie układu okresowego wraz ze zmniejszającą się liczbą atomową pierwiastka centralnego.
- Metale z bloku d mogą tworzyć związki o charakterze zasadowym, amfoterycznym oraz kwasowym.
- Im wyższa wartościowość pierwiastka atomu centralnego kwasu, tym większa moc tego kwasu.
- Do reakcji wymiany między solami może dojść pod warunkiem, że któryś z produktów będzie stanowił osad.
- W wyjątkowych sytuacjach może dojść do reakcji słabego kwasu z solą kwasu mocniejszego.

IV. Reakcje utleniania i redukcji

▶ Stopnie utlenienia. Terminologia w reakcjach redoks



▶ Reakcje redoks – przykłady i ćwiczenia

▶ Związki manganu i chromu w reakcjach redoks*

▶ Dobieranie współczynników w reakcjach redoks

▶ Kierunek przebiegu reakcji redoks



1. Stopnie utlenienia. Terminologia w reakcjach redoks

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- co oznacza stopień utlenienia i jak się go oblicza;
- czym są reakcje redoks;
- jakie pojęcia są związane z reakcjami redoks.

Reakcje redukcji i utleniania są zwane w skrócie reakcjami redoks. Reakcje utleniania zachodzą m.in. podczas spalania. Każdej reakcji utleniania towarzyszy reakcja redukcji, zatem bezpośrednia reakcja metalu lub niemetalu z tlenem jest reakcją redoks. Reakcje tego typu mogą także zachodzić bez udziału tlenu. Na przykład reakcja metalu lub niemetalu z wodorem to również reakcja redoks. Czym zatem charakteryzują się reakcje redukcji i utleniania?

1.1. Stopień utlenienia

Stopień utlenienia to umowne pojęcie, wprowadzone by umożliwić klasyfikację reakcji jako redukcji i utleniania oraz umożliwić określanie właściwości utleniająco-redukujących związków chemicznych. **Stopień utlenienia** to ładunek, jaki pojawiłby się na atomie, gdyby wszystkie tworzone przez niego wiązania były jonowe. Stopnia utlenienia nie należy jednak utożsamiać z rzeczywistym ładunkiem atomu. Pojęcie „stopień utlenienia” wyparło stosowane wcześniej określenie „wartościowość” i co do wartości jest jemu równe. W przeciwieństwie do wartościowości stopnie utlenienia mogą być ujemne. Stopień utlenienia zapisuje się wraz z odpowiednim znakiem minus bądź plus (często pomijanym) cyfrą rzymską nad symbolem pierwiastka.

^{VI-II}

SO_3 – tlenek siarki(VI) – zapis (VI) oznacza, że siarka występuje w tym związku na +VI stopniu utlenienia.

stopień utlenienia

Stopień utlenienia – ładunek, jaki pojawiłby się na atomie, gdyby wszystkie wiązania w cząstce były jonowe.

1.2. Reguły obliczania stopni utlenienia związków nieorganicznych

Zasada ogólna przypisywania stopni utlenienia poszczególnym pierwiastkom w związkach chemicznych mówi, że ujemne stopnie utlenienia (równe wartościowości) przypisuje się pierwiastkom o wyższej elektroujemności.

W przypadku związków nieorganicznych podczas obliczania stopni utlenienia należy się kierować poniższymi regułami:



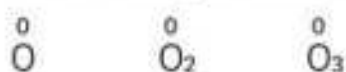
1) Suma stopni utlenienia wszystkich atomów w cząsteczce równa się 0, a w jonie równa jest jego ładunkowi.



$$\text{VI} + (-\text{II}) \cdot 3 = 6 - 6 = 0$$

$$\text{VI} + (-\text{II}) \cdot 4 = 6 - 8 = -2$$

2) Stopień utlenienia pierwiastka w stanie wolnym (niezależnie od liczby atomów w cząsteczce) równa się 0.



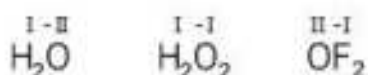
3) Stopień utlenienia wodoru w związkach jest równy I. Wyjątek stanowią wodoroki metali, w których stopień utlenienia wodoru wynosi -I.



4) Stopień utlenienia fluoru we wszystkich związkach jest równy -I.



5) Stopień utlenienia tlenu w związkach wynosi -II. Wyjątek stanowią nadtlutki, w których stopień utlenienia wynosi -I oraz fluorek tlenu, w którym wynosi II.



6) Metale występują tylko na dodatnich stopniach utlenienia. Wszystkie litowce w związkach mają stopień utlenienia I, a berylłowce mają II.

Przykład 1.

Określ stopnie utlenienia pierwiastków w podanych związkach lub jonach.



By określić stopnie utlenienia pierwiastków, należy nad pierwiastkami wpisać typowe i znane stopnie utlenienia oraz literą x oznaczyć stopień utlenienia niewynikający z opisanych reguł.

$\overset{\text{I}}{\text{K}}_2\overset{x}{\text{S}}$	$\overset{\text{I}}{\text{Na}}\overset{x-\text{II}}{\text{NO}_3}$	$\overset{\text{II}}{\text{Mg}}_3(\overset{x-\text{II}}{\text{PO}_4})_2$	$\overset{x-\text{II}}{\text{SO}_3^{2-}}$
Następnie trzeba ułożyć równanie wynikające z reguły 1) oraz je obliczyć.			
$\text{I} \cdot 2 + x = 0$	$\text{I} + x + (-\text{II}) \cdot 3 = 0$	$\text{II} \cdot 3 + (x + (-\text{II}) \cdot 4) \cdot 2 = 0$	$x + (-\text{II}) \cdot 3 = -2$
$x = -2$	$x = 5$	$x = 5$	$x = 4$
$\overset{\text{I}}{\text{K}}_2\overset{-\text{II}}{\text{S}}$	$\overset{\text{I}}{\text{Na}}\overset{\text{V}-\text{II}}{\text{NO}_3}$	$\overset{\text{II}}{\text{Mg}}_3(\overset{\text{V}-\text{II}}{\text{PO}_4})_2$	$\overset{\text{IV}-\text{II}}{\text{SO}_3^{2-}}$

Ćwiczenie

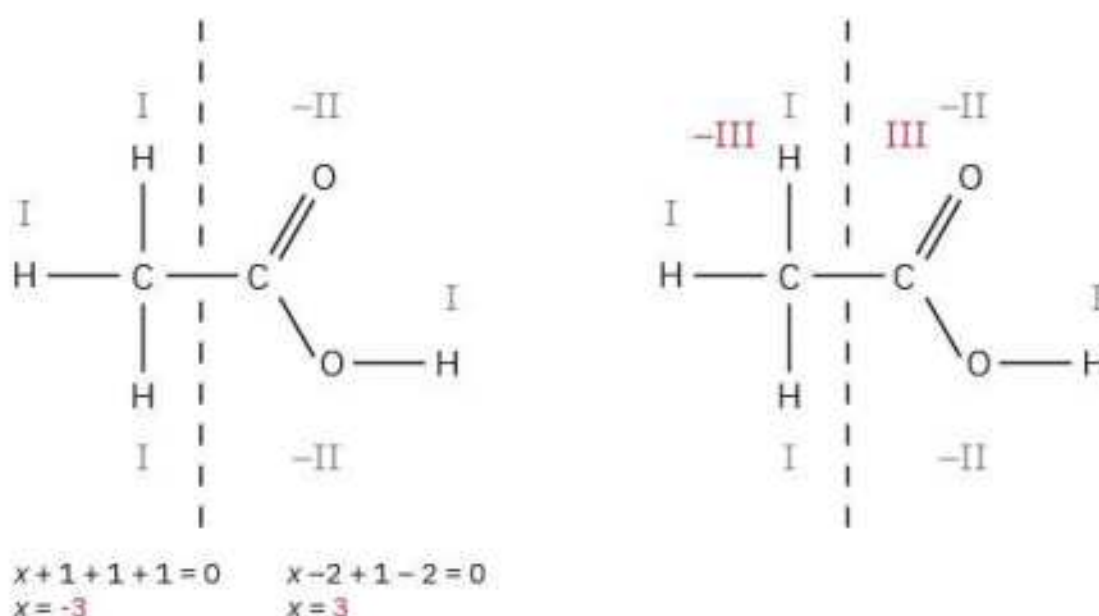
- Oblicz stopnie utlenienia wszystkich pierwiastków w podanych związkach.
 - Na_2SiO_3 , $\text{K}_4\text{P}_2\text{O}_7$, H_3BO_3 , Fe_2O_3 , $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$
 - ortofosforan(V) glinu, azotan(III) wapnia, tlenek węgla(II), wodorotlenek cynku, wodorowęglan sodu





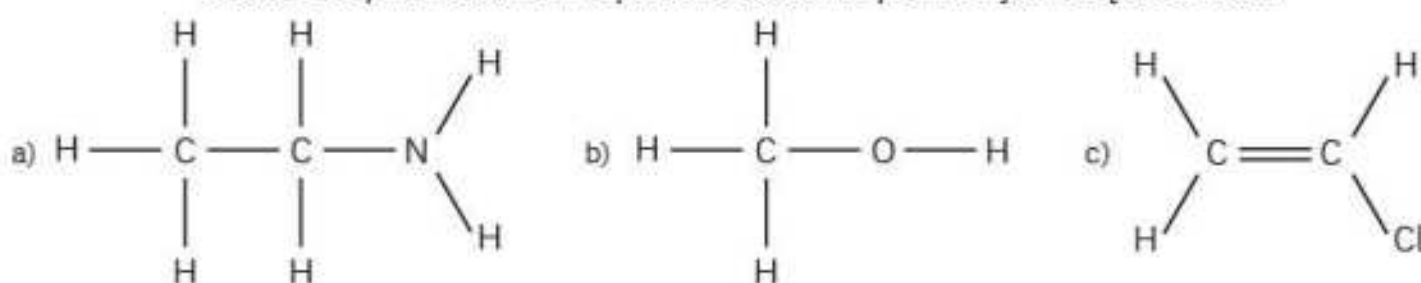
1.3. Reguły obliczania stopni utlenienia związków organicznych

Opisane w poprzednim rozdziale reguły nie precyzują, jak przypisywać stopnie utlenienia w związkach, których cząsteczki zawierają wiązania między tymi samymi pierwiastkami. Przykładami takich związków są związki organiczne. W związkach tych obliczenia stopni utlenienia rozpoczyna się od dzielenia cząsteczki na fragmenty jednowęgłowe. Następnie z uwzględnieniem definicji stopni utlenienia oraz analizy elektroujemności pierwiastków zapisuje się wszystkie stopnie utlenienia pierwiastków poza węglem. Stopnie utlenienia węgla oblicza się, układając równanie uwzględniające, że w obszarze jednego wyznaczonego fragmentu suma stopni utlenienia wszystkich pierwiastków wynosi zero.



Przykład 2.

Oblicz stopnie utlenienia pierwiastków w poniższych cząsteczkach.



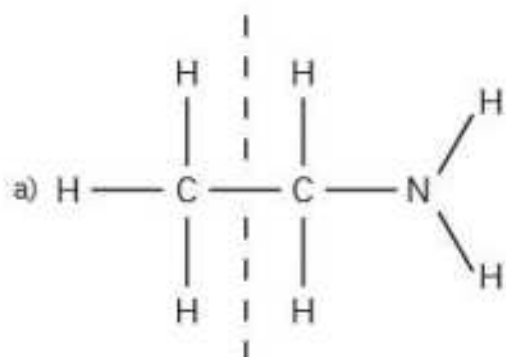
Rozwiązanie:

By obliczyć stopnie utlenienia pierwiastków w związkach organicznych, należy:

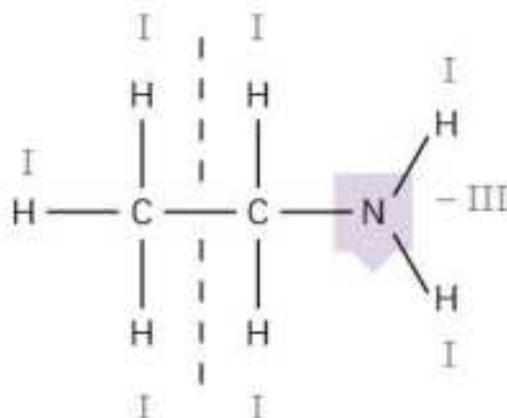
- 1) podzielić cząsteczki na jednowęgłowe fragmenty;
- 2) wpisać wszystkie typowe stopnie utlenienia oraz te, które można wyznaczyć na podstawie definicji stopnia utlenienia;
- 3) obliczyć stopnie utlenienia węgla, pamiętając o regule mówiącej, że suma wszystkich stopni utlenienia pierwiastków w jednowęglowym fragmencie wynosi zero.



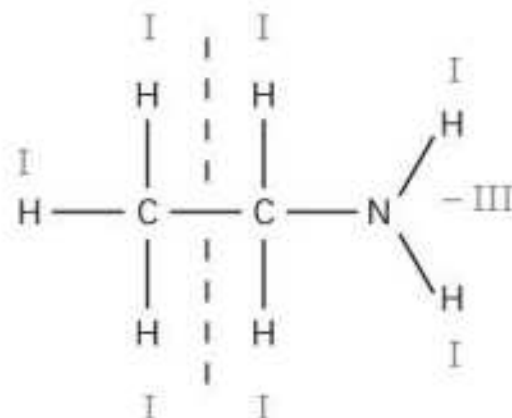
1)



2)



3)

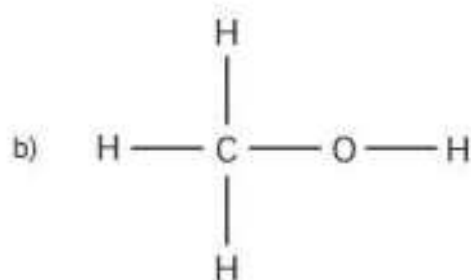


Azot jest bardziej elektroujemny niż węgiel oraz wodór, zatem jego stopień utlenienia jest ujemny, a wartość została określona na podstawie definicji stopnia utlenienia (hipotetyczny ładunek znajdujący się na atomie azotu przy założeniu jonowego charakteru wiązania wynosiłby 3).

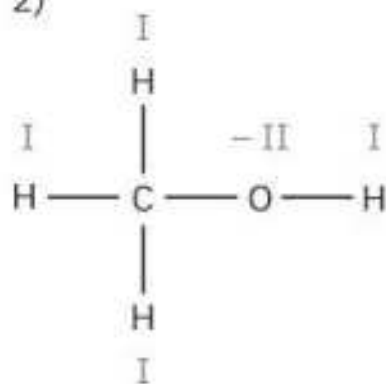
$$\begin{aligned} x+1+1+1 &= 0 \\ x &= -3 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} x+1+1-3+1+1 &= 0 \\ x &= -1 \end{aligned}$$

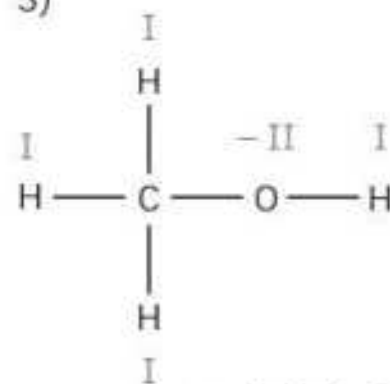
1)



2)

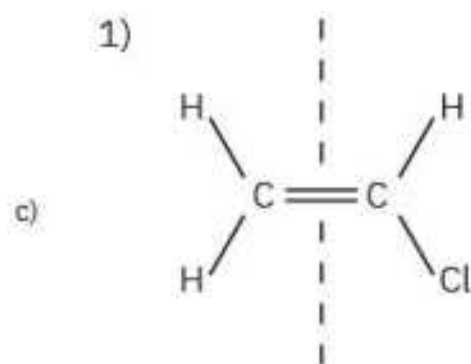


3)

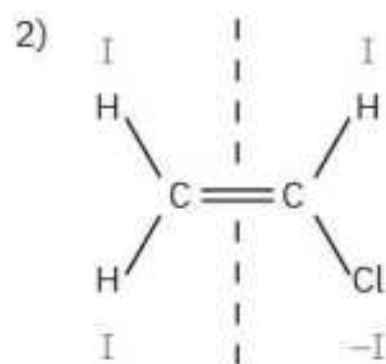


$$\begin{aligned} x+1+1+1-2+1 &= 0 \\ x &= -2 \end{aligned}$$

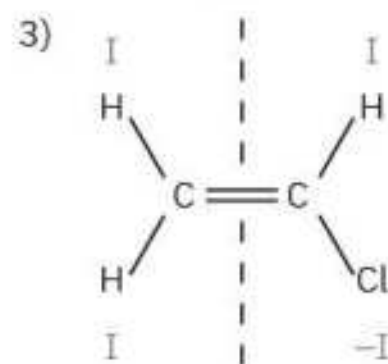
1)



2)

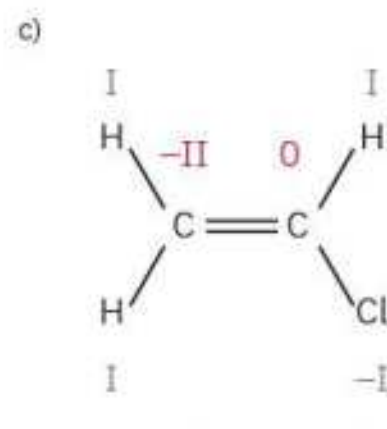
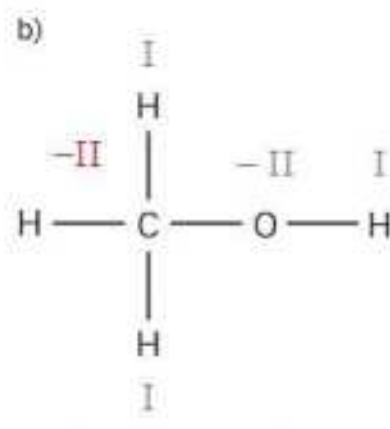
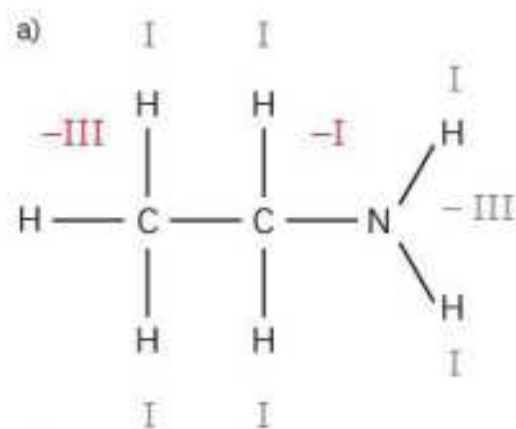


3)



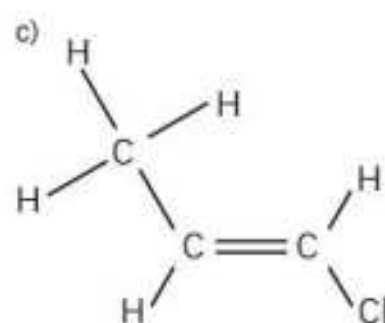
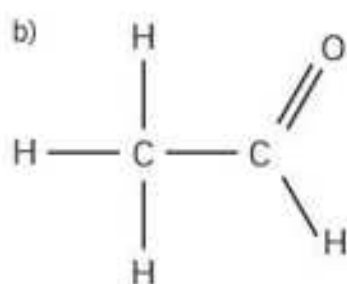
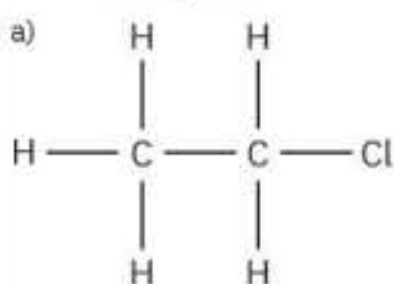
$$\begin{aligned} x+1+1 &= 0 \\ x &= -2 \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} x+1-1 &= 0 \\ x &= 0 \end{aligned}$$

Odpowiedź:

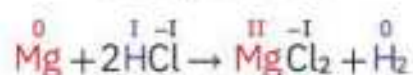
**Ćwiczenie**

2. Oblicz stopnie utlenienia wszystkich pierwiastków w podanych związkach organicznych.

**1.4. Reakcje redoks i ich terminologia**

Reakcje, w których następuje zmiana stopni utlenienia pierwiastków w reagentach, nazywa się reakcjami redukcji i utleniania, w skrócie **reakcjami redoks**.

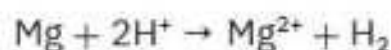
reakcja redoks



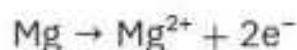
reakcja redoks

Reakcje redoks – reakcje, podczas których dochodzi do zmian stopni utlenienia.

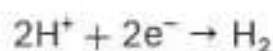
Zmiana stopni utlenienia wynika z wymiany elektronów, która zachodzi podczas reakcji. Z analizy stopni utlenienia wynika, że do wymiany elektronów doszło między magnezem a wodorem, ponieważ zmieniły się stopnie utlenienia tych pierwiastków. Potwierdza to skrócony jonowy zapis reakcji:



Magnez, przekształcając się w kation, stracił dwa elektrony:



Natomiast kation wodorowy, by pozbyć się dodatniego ładunku, musi przyjąć elektron (a dwa kationy wodorowe, by utworzyć cząsteczkę dwuatomową, muszą przyjąć dwa elektrony):



Takie reakcje zapisane wraz ze stopniami utlenienia:



a czasami z pominięciem ładunków jonów (nie jest konieczny, ponieważ stopnie utlenienia go zastępują):



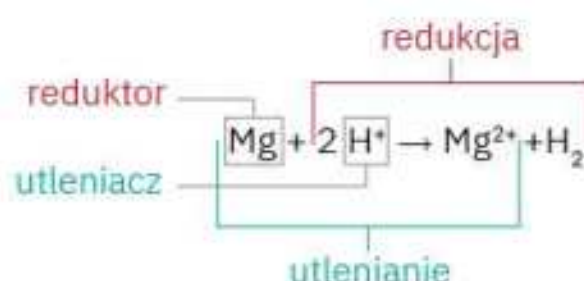


nazywają się **równaniami połówkowymi**. W równaniach tych należy zbilansować liczbę atomów oraz ładunki.

Proces przyjmowania elektronów nazywa się **redukcją**. Podczas redukcji dochodzi do obniżenia stopnia utlenienia.

Proces oddawania elektronów to **utlenianie**, podczas którego dochodzi do podwyższenia stopnia utlenienia.

Reakcje redoks (procesy redukcji i utleniania) zachodzą między reduktorem a utleniaczem. **Reduktorem** jest substrat reakcji redoks, który oddaje elektrony i którego stopień utlenienia wzrasta. **Utleniaczem** natomiast jest substrat, który przyjmuje elektrony, obniżając swój stopień utlenienia. Zatem w reakcji redoks reduktor się utlenia, a utleniacz się redukuje.



Redukcja – proces polegający na przyjmowaniu elektronów (przez utleniacz) prowadzący do obniżania stopnia utlenienia.

redukcja

Utlenianie – proces polegający na oddawaniu elektronów (przez reduktor) prowadzący do podwyższania stopnia utlenienia.

utlenianie

Reduktor – substrat, który oddaje elektrony i podwyższa swój stopień utlenienia. Związek, który zawiera pierwiastek mający niski stopień utlenienia.

reduktor

Utleniacz – substrat, który przyjmuje elektrony i obniża swój stopień utlenienia. Związek, który zawiera pierwiastek mający wysoki stopień utlenienia.

utleniacz

Podczas reakcji redoks reduktor oddaje elektrony, redukując utleniacz i utleniając się, a utleniacz przyjmuje elektrony, utleniając reduktor i redukując się.

Reduktorami mogą być związki, w których dany pierwiastek przyjmuje możliwie najniższy stopień utlenienia, a funkcję utleniacza mogą pełnić związki, w których dany pierwiastek przyjmuje możliwie najwyższy stopień utlenienia. Związki, w których pierwiastki występują na swoich pośrednich stopniach utlenienia, wobec silniejszych utleniaczy zachowują się jak reduktory, a w obecności silniejszych reduktorów pełnią funkcję utleniacza.

Dla przykładu związki zawierające $\overset{-I}{\text{Cl}}$ mogą pełnić funkcję reduktora, nie mogą być utleniaczem, natomiast związki zawierające $\overset{VI}{\text{Cl}}$ nie mogą pełnić funkcji reduktora tylko utleniacza. Związki zawierające chlor o pośrednich stopniach utlenienia mogą pełnić funkcje reduktora lub utleniacza.



Ćwiczenia

3. Brom może występować w związkach, przyjmując różne stopnie utlenienia (-I, I, III, IV, V, VI, VII). Wskaż stopień utlenienia bromu, który nadaje związkowi zawierającemu brom o określonym stopniu utlenienia właściwości:
 - a) redukujące,
 - b) utleniające,
 - c) redukujące lub utleniające.
4. Uzupełnij brakujące wyrazy w zdaniach opisujących reakcje redoks. Poprawny tekst zapisz w zeszycie.

Reakcjami redoks nazywa się reakcje, podczas których dochodzi do stopni utlenienia. Każdemu procesowi redukcji towarzyszy proces . Proces redukcji polega na elektronów przez utleniacz, natomiast proces utleniania na elektronów przez reduktor. Reduktor się , a utleniacz się , prowadzi to do stopnia utlenienia reduktora i stopnia utlenienia utleniacza.

PODSUMOWANIE LEKCJI

s. 144

- **Stopień utlenienia** – ładunek, jaki pojawiłby się na atomie, gdyby wszystkie wiązania w cząstce były jonowe.
- Ujemne stopnie utlenienia mają pierwiastki bardziej elektroujemne, a dodatnie – mniej elektroujemne.
- Reguły obliczania stopni utlenienia związków nieorganicznych:
 - 1) Suma stopni utlenienia wszystkich atomów w cząsteczce równa się zero, a w jonie jest równa jego ładunkowi.
 - 2) Stopień utlenienia pierwiastka w stanie wolnym (niezależnie od liczby atomów w cząsteczce) równa się zero.
 - 3) Stopień utlenienia wodoru w związkach jest równy I. Wyjątek stanowią wodorki metali, w których stopień utlenienia wodoru wynosi -I.
 - 4) Stopień utlenienia fluoru we wszystkich związkach jest równy -I.
 - 5) Stopień utlenienia tlenu w związkach wynosi -II. Wyjątek stanowią nadtlutki, w których stopień utlenienia wynosi -I, oraz fluorek tlenu, w którym stopień utlenienia wynosi II.
 - 6) Metale przyjmują tylko dodatnie stopnie utlenienia. Wszystkie litowce w związkach mają stopień utlenienia I, a berylowce II.

- Stopnie utlenienia w związkach organicznych oblicza się, układając równanie opisujące stopień utlenienia węgla jako x , a innych pierwiastków zgodnie z przyjętymi regułami oraz uwzględniając, że w obszarze jednego wyznaczonego fragmentu jednowęglowego suma stopni utlenienia wszystkich pierwiastków wynosi zero.

s. 149

- **Redukcja** – proces polegający na pobieraniu elektronów (przez utleniacz) prowadzący do obniżania stopnia utlenienia.

s. 149

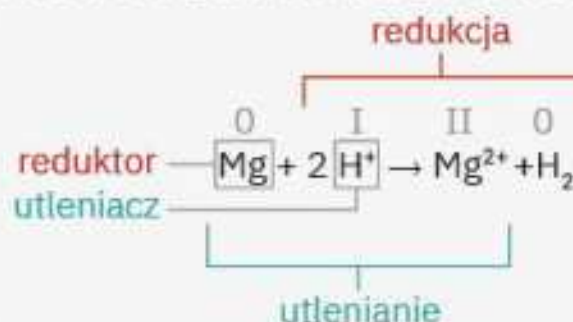
- **Utlenianie** – proces polegający na oddawaniu elektronów (przed reduktor) prowadzący do podwyższania stopnia utlenienia.

s. 149

- **Reduktor** – substrat, który oddaje elektrony i podwyższa swój stopień utlenienia.

s. 149

- **Utleniacz** – substrat, który pobiera elektrony i obniża swój stopień utlenienia.





ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Oblicz stopnie utlenienia wszystkich pierwiastków w podanych związkach chemicznych.

a) tlenek węgla(IV)

f) KNO_2

b) tlenek węgla(II)

g) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$

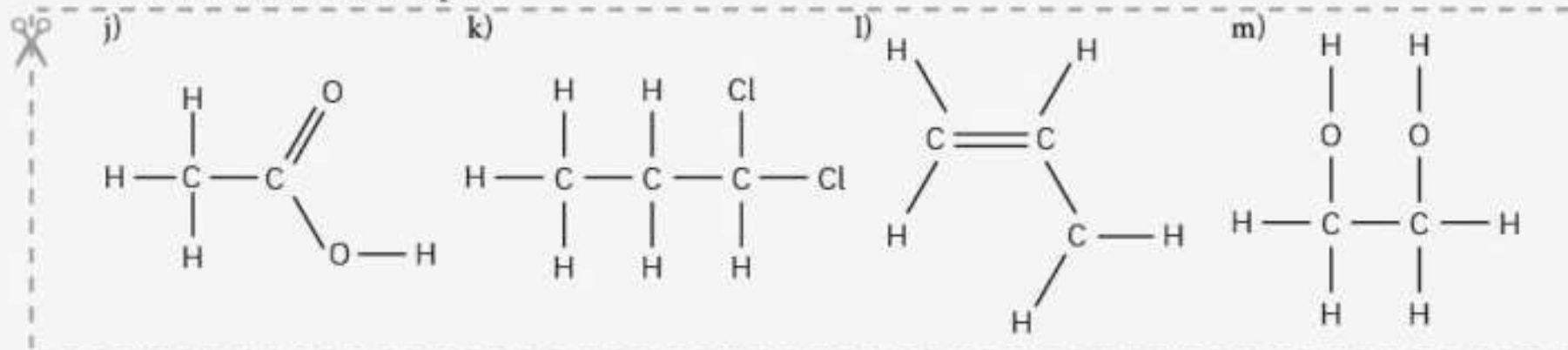
c) wodorek baru

h) $\text{Mn}(\text{OH})_2$

d) siarczek sodu

i) H_2SO_4

e) ortofosforan(V) wapnia



2. Wskaż, które z poniższych równań reakcji są reakcjami redoks.

a) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CO}_2$

b) $2\text{Na} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{NaH}$

c) $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{CaO} \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

d) $2\text{Na} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2$

e) $\text{CuO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$

f) $2\text{Fe}^{3+} + \text{Sn}^{2+} \rightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{Sn}^{4+}$

3. Dla przykładu f) z zadania 2. napisz w zeszycie równania reakcji polówkowych i wskaż, które równania reakcji opisują procesy redukcji, a które – utleniania. Zaznacz w reakcji sumarycznej utleniacz oraz reduktor.



2. Reakcje redoks – przykłady i ćwiczenia

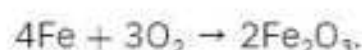
NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- z jakimi reakcjami redoks można się spotkać w laboratorium, a z jakimi – w życiu codziennym;
- co to są reakcje dysproporcjonowania.

Reakcje redoks, czyli takie, w których dochodzi do wymiany elektronów między reduktorem a utleniaczem, są powszechne zarówno w laboratoriach chemicznych, biochemicznych, przemysłowych, jak i w życiu codziennym. Poniżej omówiono kilka przykładów reakcji redoks.

2.1. Reakcje z tlenem

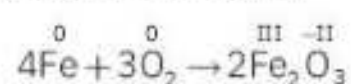
Reakcja łączenia się tlenu z metalami, niemetalami jest reakcją redoks, np.:



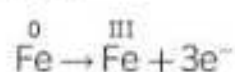
Reakcja ta obrazuje proces korozji, znany od momentu wytworzenia pierwszych przedmiotów z żelaza.



Rysunek 1. Korozja metali to przykład reakcji redoks.

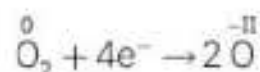


W reakcji tej żelazo podwyższyło swój stopień utlenienia, a tlen go obniżył. Reduktorem zatem jest żelazo, a utleniaczem – tlen. Żelazo uległo reakcji utleniania, co opisuje równanie półówkowe:





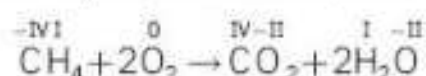
Tlen uległ redukcji:



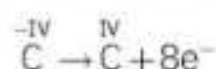
Ćwiczenia

1. Napisz w zeszycie równanie reakcji otrzymywania tlenku siarki(IV) z siarki i tlenu. Określ stopnie utlenienia wszystkich pierwiastków. Wskaż reduktor oraz utleniacz. Napisz równania połówkowe redukcji i utleniania.
2. W reakcji spalania amoniaku: $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ określ stopnie utlenienia wszystkich pierwiastków. Wskaż reduktor oraz utleniacz. Napisz w zeszycie równania połówkowe redukcji i utleniania.

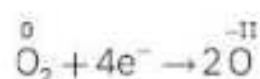
Reakcją redoks jest także reakcja spalania związków organicznych:



Analiza stopni utlenienia wskazuje, że węgiel, którego stopień utlenienia podwyższa się, jest reduktorem, a tlen, którego stopień utlenienia się obniżył, jest utleniaczem. Reakcje utlenienia opisuje równanie połówkowe:

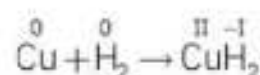


natomiast reakcję redukcji:

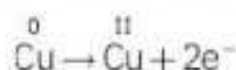


2.2. Reakcje z wodorem

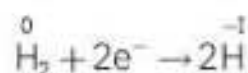
Reakcje tworzenia wodorków w bezpośredniej reakcji wodoru z metalem to reakcje redoks:



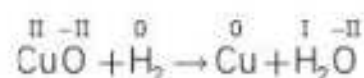
Reduktorem w tej reakcji jest miedź, która się utleniła w wyniku reakcji:



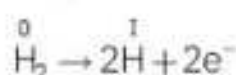
Utleniaczem jest wodór, który w wyniku reakcji uległ redukcji:



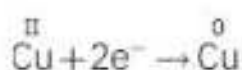
W reakcji tlenku miedzi(II) z wodorem, będącej reakcją redoks, rola miedzi oraz wodoru się odwraca:



W reakcji tej reduktorem, który oddaje elektrony, jest wodór:



Utleniaczem, który elektrony pobiera, jest natomiast miedź:

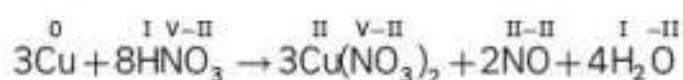


**Ćwiczenie**

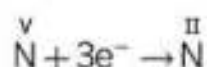
3. Napisz w zeszycie równanie reakcji potasu z wodą prowadzącą do otrzymania wodorotlenku potasu. Określ stopnie utlenienia wszystkich pierwiastków. Wskaż reduktor oraz utleniacz. Napisz równania połówkowe redukcji i utleniania.

2.3. Reakcje z metalami

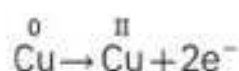
Omawiane już reakcje metali z kwasami należą do reakcji redoks, ponieważ pierwiastki w wyniku reakcji zmieniają swoje stopnie utlenienia. Ciekawymi reakcjami z tej grupy są reakcje metali z kwasami utleniającymi.



Jak wskazuje analiza stopni utlenienia, w przypadku azotu tylko część atomów zmieniła stopnie utlenienia. Część atomów azotu zachowała się jak typowy utleniacz i pobrała elektrony, obniżając swój stopień utlenienia:



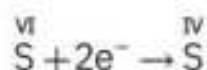
Miedź jako reduktor w tej reakcji oddała elektrony i zmieniła stopień utlenienia z zerowego na II:



Podobnie jest w przypadku reakcji metalu ze stężonym kwasem siarkowym(VI):

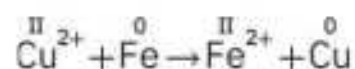


Miedź jest reduktorem jak w poprzedniej reakcji, a utleniaczem jest kwas siarkowy(VI). Część atomów siarki nie zmieniła stopni utlenienia, a część je obniżyła, przyjmując elektrony:



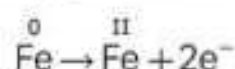
Rysunek 2. Niebieska barwa jonów Cu^{2+} zanika, ponieważ jony te ulegają redukcji, osadzając się na gwoździu. Na barwę roztworu zaczynają wpływać jony Fe^{2+} , które pojawiają się w roztworze po utlenieniu metalicznego żelaza.

W metalurgii stosuje się reakcje redoks do otrzymywania metali szlachetnych. Bardziej aktywny metal pełni funkcję reduktora i wypiera metal szlachetny z roztworu jego soli:

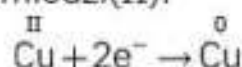


Zgodnie z opisaną reakcją otrzymuje się miedź na skalę przemysłową. Rudę miedzi przekształca się w rozpuszczalną sól (chlorek lub siarczan(VI) miedzi(II)), a następnie dodaje się do roztworu metaliczne żelazo.

Reduktorem w tej reakcji jest żelazo:

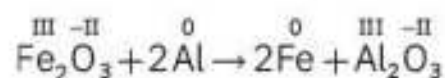


a utleniaczem – sól miedzi(II):

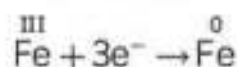




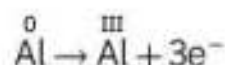
Reakcję redukcji mniej reaktywnego metalu można prowadzić nie tylko w roztworach, lecz także w stopionej w wysokiej temperaturze mieszaninie ciał stałych. Przykładem takiej reakcji jest reakcja tlenku żelaza(III) z pyłem glinowym:



Redukcji w tej reakcji ulega żelazo (z Fe_2O_3):



a utlenieniu – glin:



Ćwiczenie

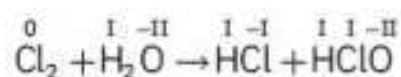
4. Dla reakcji: $2\text{AgNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$ określ stopnie utlenienia wszystkich pierwiastków. Wskaż reduktor oraz utleniacz. Napisz w zeszycie równania połówkowe procesów redukcji i utleniania.



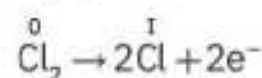
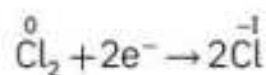
2.4. Reakcje dysproporcjonowania

reakcja
dysproporcjonowania

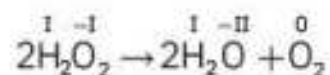
Nietypowymi reakcjami redoks są reakcje dysproporcjonowania. W tych reakcjach ten sam pierwiastek lub związek chemiczny pełni funkcję utleniacza i reduktora. Przykładem jest reakcja zachodząca podczas wprowadzania chloru do wody:



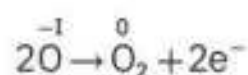
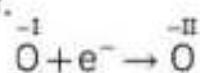
Część cząsteczek chloru uległa redukcji (chlor zmienił stopień utlenienia z zerowego na $-I$), a część się utleniła (chlor zmienił stopień utlenienia z zerowego na I):



Innym przykładem reakcji dysproporcjonowania jest reakcja rozkładu nadtlenu wodoru:



W części cząsteczek nadtlenu wodoru tlen obniżył stopień utlenienia, a w części go podwyższył. Cząsteczki zawierające tlen, którego stopnie utlenienia zmieniły się z $-I$ na $-II$, stanowią utleniacz, a te, które zmieniły stopień utlenienia z $-I$ na zerowy, stanowią reduktor.



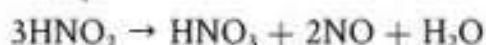
Reakcje dysproporcjonowania – przemiana chemiczna, w której to samo indywiduum chemiczne pełni funkcję utleniacza i reduktora.

reakcje
dysproporcjonowania



Ćwiczenie

5. Napisz w zeszycie równania reakcji połówkowych utleniania i redukcji dla podanej reakcji.



PODSUMOWANIE LEKCJI

s. 149

- **REDUKTOR:**
 - oddaje elektrony
 - redukuje utleniacz
 - ulega utlenieniu
 - w wyniku reakcji podwyższa swój stopień utlenienia.

s. 149

- **UTLENIACZ:**
 - pobiera elektrony
 - utlenia reduktor
 - ulega redukcji
 - w wyniku reakcji obniża swój stopień utlenienia.

s. 155

- **Reakcja dysproporcjonowania** – reakcja redoks, w której reduktorem i utleniaczem jest ten sam pierwiastek lub związek chemiczny.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Sprawdź, czy poniższe reakcje są reakcjami redoks.
 - a) $\text{MgO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - b) $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} \rightarrow \text{AgCl} + \text{KNO}_3$
 - c) $3\text{CuO} + 2\text{NH}_3 \rightarrow 3\text{Cu} + \text{N}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
2. W poniższych równaniach reakcji określ stopnie utlenienia pierwiastków. Napisz w zeszycie równania połówkowe redukcji i utleniania oraz wskaż reduktor i utleniacz.
 - a) $2\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow 3\text{S} + 2\text{H}_2\text{O}$
 - b) $2\text{Al} + 3\text{Pb}^{2+} \rightarrow 2\text{Al}^{3+} + 3\text{Pb}$
 - c) $\text{Mg} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2$
3. Wybierz jedną z podanych w nawiasach możliwości, by poniższe zdania zawierały informacje prawdziwe. Uzupełniony tekst zapisz w zeszycie.

Reduktor (oddaje/pobiera) elektrony, (obniżając/podwyższając) swój stopień utlenienia. Natomiast utleniacz (oddaje/pobiera) elektrony, (obniżając/podwyższając) swój stopień utlenienia. Reduktor redukuje utleniacz, a sam ulega reakcji (redukcji/utlenienia). Utleniacz utlenia reduktor, a sam ulega reakcji (redukcji/utlenienia). Reakcje dysproporcjonowania to reakcje, w których utleniaczem i reduktorem (jest ten sam pierwiastek lub związek chemiczny/są pierwiastki lub związki chemiczne zmieniające swoje stopnie utlenienia).



3. Związki manganu i chromu w reakcjach redoks*

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jakie są stopnie utlenienia manganu i chromu;
- jakie związki tworzą mangan i chrom;
- jakim reakcjom redoks ulegają związki manganu i chromu;
- jaka jest zależność między środowiskiem reakcji a produktami reakcji redoks związków manganu i chromu.

Najpowszechniej znanym związkiem manganu jest manganian(VII) potasu (dawniej nazywany nadmanganianem potasu). Związek ten jest ciemnofioletowym ciałem stałym, a jego roztwór w zależności od stężenia jest blad różowy lub ciemnofioletowy. Ze względu na silne właściwości utleniające w laboratorium jest często stosowany jako utleniacz, redukując się do związków o różnej barwie. Od czego ona zależy?

3.1. Stopnie utlenienia manganu

Mangan przyjmuje II, III, IV, V, VI i VII stopień utlenienia. Najczęściej jednak spotykane są związki manganu o II, IV, VI i VII stopniu utlenienia (tabela 5).

Tabela 5. Związki manganu o różnych stopniach utlenienia

Stopień utlenienia	II	IV	VI	VII
Przykłady związków	MnCl_2 , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, MnSO_4	MnO_2	K_2MnO_4	KMnO_4
Barwa roztworu lub osadu				

Związki manganu o najwyższym z możliwych stopniu utlenienia, czyli VII, mają silne właściwości utleniające w reakcjach redoks, zatem pełnią funkcję utleniaczy. Utleniają reduktor obecny w mieszaninie reakcyjnej, a same redukują się, tworząc związki przyjmujące VI, IV lub II stopień utlenienia. Stopień utlenienia manganu w produkcie w tych reakcjach zależy od środowiska. Reakcje zachodzące w środowisku kwasowym prowadzą do powstania jonów Mn^{2+} , w obojętnym – do powstania MnO_2 , a w zasadowym środowisku MnO_4^- redukuje się do jonu MnO_4^{2-} (tabela 6).

Tabela 6. Produkty redukcji MnO_4^-

Mangan przyjmujący VII stopień utlenienia (MnO_4^-) w zależności od środowiska redukuje się do manganu o II, IV lub VI stopniu utlenienia.			
Produkt reakcji redoks	Mn^{2+}	MnO_2	MnO_4^{2-}
Środowisko	kwasowe	obojętne	zasadowe
Cecha charakterystyczna reakcji	zanik barwy	brunatny osad	zmiana barwy na zieloną

3.2. Doświadczalne badanie produktów redukcji MnO_4^-

Doświadczenie

Wpływ środowiska reakcji na produkty redukcji manganianu(VII) MnO_4^- Opis:

Do trzech probówek wlej po mniej więcej 2 cm^3 roztworu siarczanu(IV) sodu o stężeniu $0,1\text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Dodatkowo do probówki 2. dodaj niewielką ilość kwasu siarkowego(VI) o stężeniu $2\text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, a do 3. – niewielką ilość roztworu NaOH o stężeniu $4\text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. Następnie do każdego naczynia dodaj kroplę roztworu KMnO_4 o stężeniu $0,1\text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

Obserwacje:

Po dodaniu fioletowego roztworu KMnO_4 do probówek zaszły zmiany.

Numer probówki	1.	2.	3.
			
Obserwacja	pojawienie się brunatnego osadu	zanik barwy (powstanie bezbarwnego roztworu)	zmiana barwy (powstanie zielonego roztworu)

**Wnioski:**

W probówkach zaszły reakcje.

Numer probówki	Wnioski			
1.	VII	IV	IV	VI
	$\text{Mn} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Mn} / \cdot 2$		$\text{S} \rightarrow \text{S} + 2\text{e}^- / \cdot 3$	
	$2\text{MnO}_4^- + 3\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{MnO}_2 + 3\text{SO}_4^{2-} + 2\text{OH}^-$			
2.	VII	II	IV	VI
	$\text{Mn} + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn} / \cdot 2$		$\text{S} \rightarrow \text{S} + 2\text{e}^- / \cdot 5$	
	$2\text{MnO}_4^- + 5\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{SO}_4^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$			
3.	VII	VI	IV	VI
	$\text{Mn} + \text{e}^- \rightarrow \text{Mn} / \cdot 2$		$\text{S} \rightarrow \text{S} + 2\text{e}^-$	
	$2\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{MnO}_4^{2-} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$			

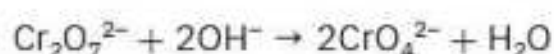
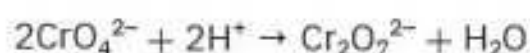
3.3. Stopnie utlenienia chromu

Chrom może mieć II, III, IV, V lub VI stopień utlenienia. Ze względu na niską trwałość związków chromu o IV i V stopniu utlenienia najczęściej w związkach przyjmuje on III oraz VI stopień utlenienia. Chrom o VI stopniu utlenienia występuje w dwóch różnych jonach CrO_4^{2-} (jon chromianowy(VI)) oraz $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ (jon dichromianowy(VI)) (tabela 7).

Tabela 7. Związki chromu o różnych stopniach utlenienia

Stopień utlenienia	III	VI	VI
Przykłady związków	CrCl_3 , $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$	K_2CrO_4	$\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
Barwa roztworu			

Postać jonów chromianowych(VI) lub dichromianowych(VI) zależy od środowiska reakcji. Jony chromianowe(VI) CrO_4^{2-} są trwałe w środowisku zasadowym, natomiast w środowisku kwasowym przekształcają się w jony dichromianowe(VI) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$. Trwałe w środowisku kwasowym jony dichromianowe(VI) w środowisku zasadowym przekształcają się z kolei w jony chromianowe(VI) CrO_4^{2-} .



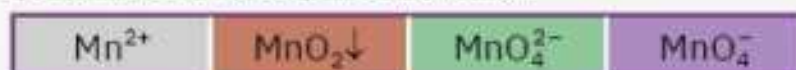
Związki chromu o VI stopniu utlenienia mają właściwości utleniające. Utleniając reduktor w środowisku kwasowym, dichromiany(VI) redukują się z VI stopnia utlenienia do III, czemu towarzyszy zmiana barwy z pomarańczowej ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$) na zieloną (Cr^{3+}).



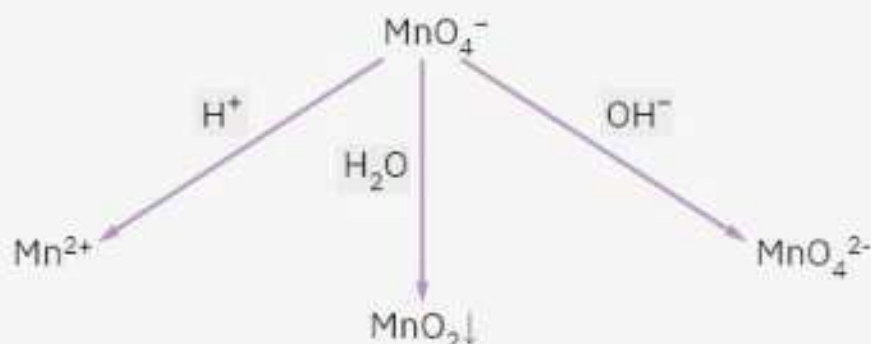
PODSUMOWANIE LEKCJI

s. 157

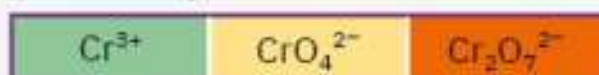
- Mangan w związkach przyjmuje różne stopnie utlenienia.



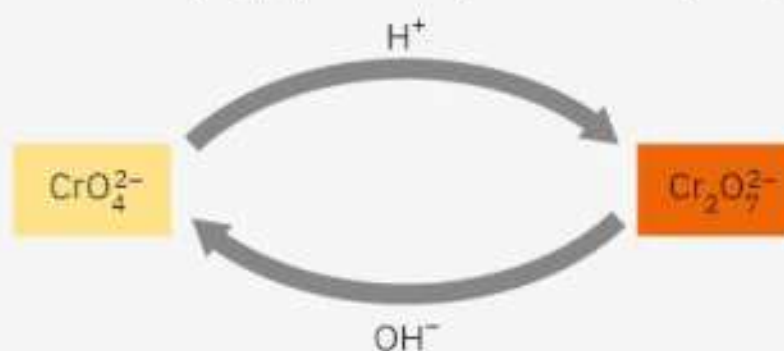
- Produkty redukcji manganianów(VII) są zależne od środowiska.



- Chrom w związkach przyjmuje różne stopnie utlenienia.



- Chrom o VI stopniu utlenienia występuje w dwóch postaciach CrO_4^{2-} i $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Oblicz stopień utlenienia manganu i chromu w poniższych związkach.
 KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, MnO_2 , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, K_2CrO_4 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2MnO_4
- Dopasuj barwę do jonu.

$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	fioletowa
MnO_4^-	zielona
CrO_4^{2-}	pomarańczowa
MnO_4^{2-}	żółta
Mn^{2+}	zielona
Cr^{3+}	bezbarwny
- Uzupełnij poniższe zdania, by zawierały informacje prawdziwe. Poprawne zdania zapisz w zeszy- cie.
 - Anion manganianowy(VII) w reakcjach redoks pełni funkcję .
 - Anion manganianowy(VII) redukuje się w środowisku do kationu manganu (Mn^{2+}).
 - Fioletowy anion manganianowy(VII) redukuje się w środowisku zasadowym, dając roztwór o zabarwieniu .
 - Żółty CrO_4^{2-} jest stabilny w środowisku , a w środowisku przekształca się w o barwie .



4. Dobieranie współczynników w reakcjach redoks

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jak dobiera się współczynniki w reakcjach redoks;
- na czym polega metoda bilansu elektronowego.

Jak wiadomo, reakcje redoks to reakcje, podczas których zmieniają się stopnie utlenienia pierwiastków. Do zmiany stopnia utlenienia zachodzi przez migrację elektronów od reduktora do utleniacza. Liczba elektronów oddanych przez reduktor jest równa liczbie elektronów przyjętych przez utleniacz. Jak informacje te wykorzystać do bilansowania reakcji?

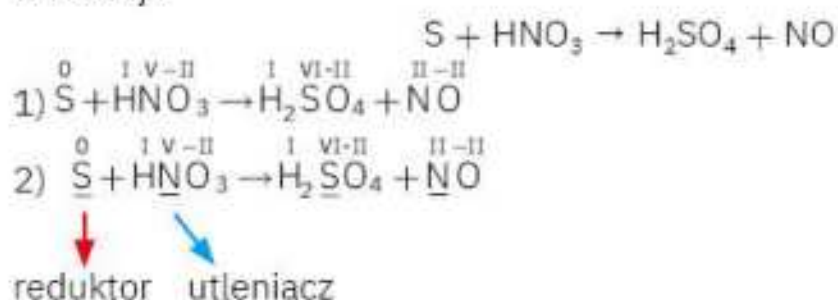
4.1. Metoda bilansu elektronowego (równania połówkowe)

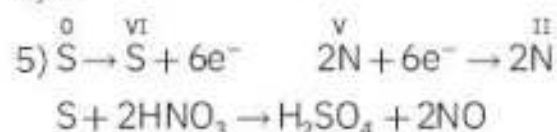
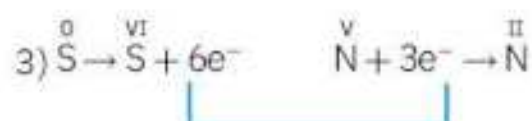
Aby dobrać współczynniki stechiometryczne w reakcjach redoks metodą bilansu elektronowego, należy:

- 1) określić stopnie utlenienia wszystkich atomów;
- 2) ustalić, które atomy zmieniły stopnie utlenienia i wskazać reduktor oraz utleniacz w reakcji;
- 3) określić liczbę elektronów oddanych przez reduktor i pobranych przez utleniacz;
- 4) obliczyć najmniejszą wielokrotność dla liczby oddanych i pobranych elektronów;
- 5) wyznaczyć współczynniki stechiometryczne dla reduktora i utleniacza (dzieląc obliczoną najmniejszą wielokrotność (pkt. 4) odpowiednio przez liczbę oddanych lub pobranych elektronów);
- 6) wyznaczyć współczynniki stechiometryczne dla pozostałych reagentów;
- 7) porównać obydwie strony bilansowanego równania pod kątem liczby atomów oraz ładunków.

Przykład 1.

Dobierz współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowego w reakcji:



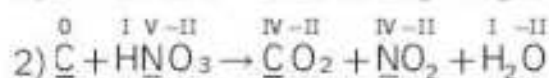
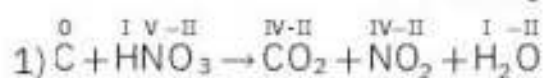


6) W przypadku tej reakcji nie ma pozostałych reagentów.

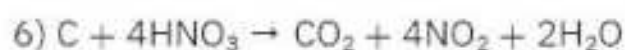
7) Bilans atomów jest zgodny po obydwóch stronach równania.

Przykład 2.

Dobierz współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowego w reakcji:



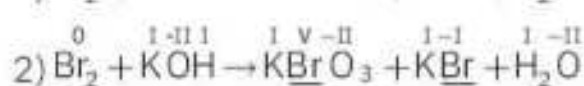
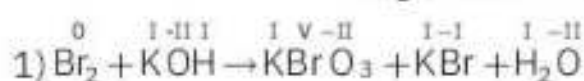
↓ ↘
reduktor utleniacz



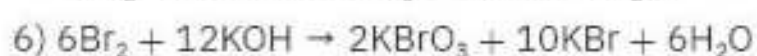
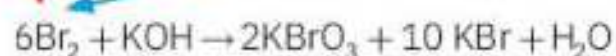
7) Bilans atomów jest zgodny po obydwóch stronach równania.

Przykład 3.

Dobierz współczynniki stechiometryczne w reakcji dysproporcjonowania:



↓ ↘
reduktor tleniacz





7) Bilans atomów jest zgodny po obydwóch stronach równania, jednak wszystkie współczynniki stechiometryczne należy podzielić przez największy wspólny dzielnik.



Ćwiczenie

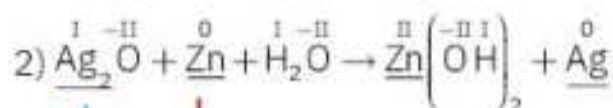
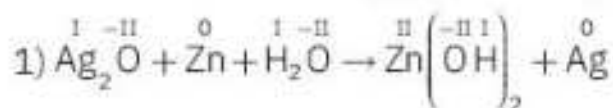
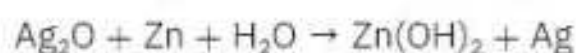
1. Dobierz metodą bilansu elektronowego współczynniki stechiometryczne w poniższych równaniach reakcji i zapisz je w zeszycie.
 - a) $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{NO} + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 - b) $\text{Cu} + \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ag}$
 - c) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4 + \text{KCl}$
 - d) $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$

4.2. Metoda bilansu elektronowego (metoda strzałkowa)

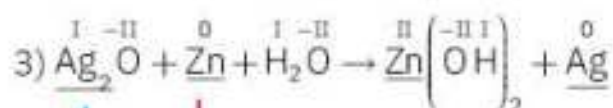
Metoda strzałkowa opiera się na toku postępowania podanym w poprzednim podrozdziale. Różnica polega tylko na sposobie zapisu.

Przykład 4.

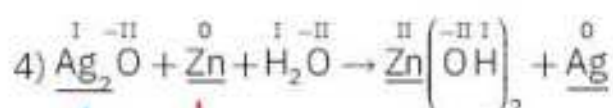
Dobierz współczynniki metodą bilansu elektronowego w poniższej reakcji.



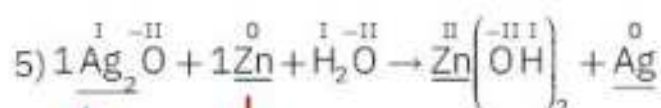

 utl. $1\text{e}^- \times 2$ red. 2e^-




 utl. 2e^- red. 2e^-

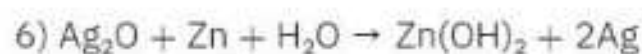



 utl. 2e^- red. 2e^-
 2

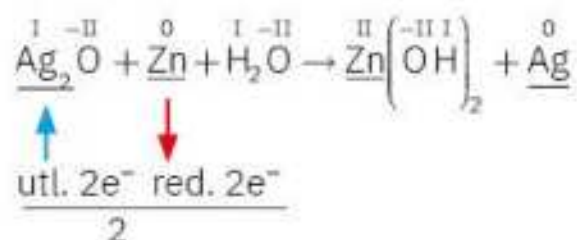



 utl. 2e^- red. 2e^-
 2

* Uwaga: utl. – utleniacz, red. – reduktor

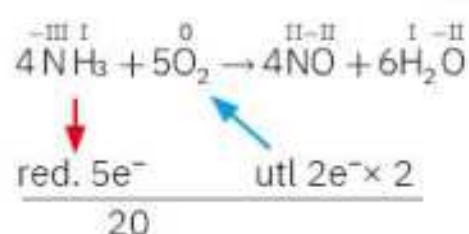


7) Bilans atomów jest zgodny po obydwóch stronach równania.
Wszystkie etapy można nałożyć na jeden schemat reakcji:



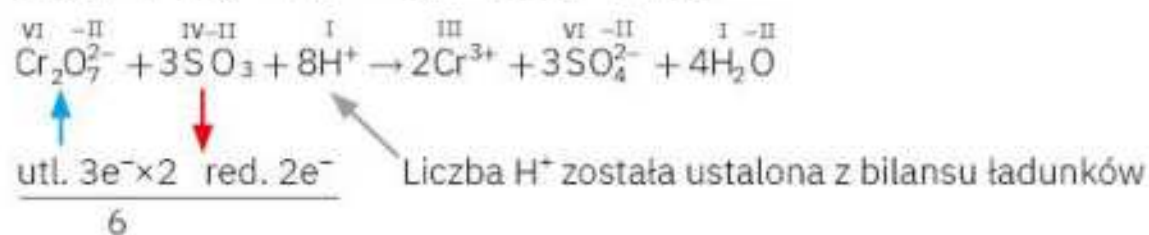
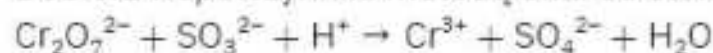
Przykład 5.

Dobierz współczynniki metodą bilansu elektronowego w poniższej reakcji.



Przykład 6.

Dobierz współczynniki metodą bilansu elektronowego w poniższej reakcji.



Ćwiczenie

2. Dobierz współczynniki w poniższych równaniach reakcji redoks i zapisz je w zeszycie.
 - a) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
 - b) $\text{NO}_2 + \text{I}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 - c) $\text{ZnS} + \text{O}_3 \rightarrow \text{ZnO} + \text{SO}_2$
 - d) $\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{3+} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$

PODSUMOWANIE LEKCJI

s. 161

- Aby ustalić współczynniki w reakcjach redoks metodą bilansu elektronowego, należy:
 1. określić stopnie utlenienia wszystkich atomów;
 2. ustalić, które atomy zmieniły stopnie utlenienia, i wskazać reduktor oraz utleniacz w reakcji;
 3. określić liczbę elektronów oddanych przez reduktor i pobranych przez utleniacz;
 4. obliczyć najmniejszą wielokrotność dla liczby oddanych i pobranych elektronów;
 5. wyznaczyć współczynniki stechiometryczne dla reduktora i utleniacza (dzieląc obliczoną najmniejszą wielokrotność odpowiednio przez liczbę oddanych lub pobranych elektronów);
 6. wyznaczyć współczynniki stechiometryczne dla pozostałych reagentów;
 7. porównać obydwie strony bilansowanego równania pod kątem liczby atomów oraz ładunków.



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Stosując metodę bilansu elektronowego, dobierz współczynniki reakcji redoks w podanych reakcjach.
 - a) $\text{CuO} + \text{NH}_3 \rightarrow \text{Cu} + \text{N}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - b) $\text{Hg} + \text{S} \rightarrow \text{HgS}$
 - c) $\text{Al} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$
 - d) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{CO} \rightarrow \text{Fe} + \text{CO}_2$
 - e) $\text{Mg} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{Cu}$
 - f) $\text{F}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaF} + \text{OF}_2$
2. Dobierz współczynniki reakcji redoks w podanych reakcjach dysproporcjonowania.
 - a) $\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{HNO}_2$
 - b) $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$



5. Kierunek przebiegu reakcji redoks

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jak można przewidzieć kierunek w reakcjach redoks.

W reakcji: $2\text{Fe}^{3+} + 2\text{I}^- \rightarrow 2\text{Fe}^{2+} + \text{I}_2$ utleniaczem jest Fe^{3+} , a reduktorem jest I^- . Patrząc na drugą stronę równania reakcji, można by przyjąć, że reduktorem jest Fe^{2+} , a utleniacz to I_2 . Wiadomo jednak, że reakcja zachodzi zgodnie z zapisem, a w tym układzie Fe^{3+} utlenia I^- , a nie I_2 utlenia Fe^{2+} . Dlaczego?

5.1. Potencjał standardowy

Wiele pierwiastków może pełnić funkcję utleniaczy. By móc je uszeregować i wskazać, który z nich ma silniejsze właściwości utleniające, wprowadzono **potencjał standardowy E°** , wyznaczony doświadczalnie dla ściśle określonych warunków, opisujący połówkowe reakcje utleniania bądź redukcji (potencjał tzw. półogniwa, na którego temat więcej informacji będzie w dalszej części podręcznika). Im niższa wartość potencjału standardowego, tym większa zdolność pierwiastka do oddawania elektronów i większa zdolność do utleniania się. Pierwiastki o niskim potencjale standardowym są silnymi reduktorami. Natomiast im wyższa wartość potencjału standardowego, tym większa zdolność do przyjmowania elektronów i większa zdolność do redukowania się. Jony pierwiastków o wysokim potencjale standardowym są więc silnymi utleniaczami.

Równanie połówkowe reakcji utleniania	E°
$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}$	-3,01
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}$	-2,92
$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ba}$	-2,92
$\text{Sr}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sr}$	-2,89

silne reduktory

Równanie połówkowe reakcji utleniania	E°
$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}$	+ 0,34
$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$	+ 0,80
$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}$	+ 0,87
$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pt}$	+ 1,20

silne utleniacze

Ćwiczenia

1. Potencjał standardowy dla reakcji redukcji/utleniania pierwiastka X jest większy niż dla pierwiastka Y. Wskaż, który z pierwiastków jest silniejszym utleniaczem.
2. Potencjał standardowy dla reakcji: $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}$ wynosi 0,8 V, a dla reakcji: $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}$ wynosi -0,76 V. Wskaż, który pierwiastek jest lepszym reduktorem, a który jon – lepszym utleniaczem.





5.2. Doświadczalne badanie zdolności utleniających

Doświadczenie

Badanie zdolności utleniających fluorowców

Uwaga: doświadczenie należy wykonać pod wyciągiem (dygestorium).

Opis:

Do probówki 1. wlej 5 cm³ 10-procentowego roztworu bromku potasu, a do probówek 2. i 3. tę samą ilość 10-procentowego roztworu jodku potasu. Do wszystkich probówek dodaj ok. 2 cm³ chloroformu. Następnie do probówek 1. oraz 2. dodaj ok. 5 cm³ wody chlorowej, a do 3. – tyle samo wody bromowej. Po dodaniu wymieszaj reagenty, wstrząsając zawartością probówek przez kilka minut. Następnie wstaw probówki do statywu i obserwuj zabarwienie dolnej warstwy (chloroformowej) w probówkach.



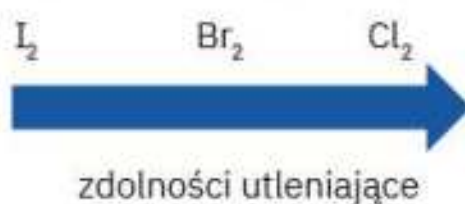
Obserwacje:

Numer probówki	Barwa dolnej (chloroformowej) warstwy w probówce
1.	czerwonobrunatna
2.	fioletowa
3.	fioletowa

Wnioski:

Numer probówki	Zaszła reakcja
1.	$2\text{KBr} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{Br}_2$
2.	$2\text{KI} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{KCl} + \text{I}_2$
3.	$2\text{KI} + \text{Br}_2 \rightarrow 2\text{KBr} + \text{I}_2$

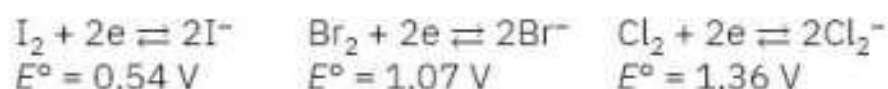
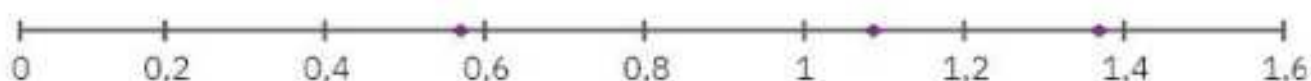
Analizując wyniki doświadczenia i uwzględniając, że warunkiem zajścia reakcji jest mniejsza aktywność produktów względem substratów, badane fluorowce można uszeregować zgodnie ze wzrastającą aktywnością i mocą utleniającą. Najsilniejszym utleniaczem jest chlor, a najsłabszym – jod.





5.3. Reguła zegara

Uszeregowanie zdolności utleniających fluorowców dokonane na podstawie wyników doświadczenia znajduje potwierdzenie w wartościach potencjałów standardowych odpowiednich reakcji półkowych (wartości potencjałów znajdują się w tabeli na końcu podręcznika).



Do ustalenia kierunków przebiegu półkowych reakcji stosuje się regułę zegara. Zastosowanie tej reguły zostanie omówione na przykładzie reakcji:



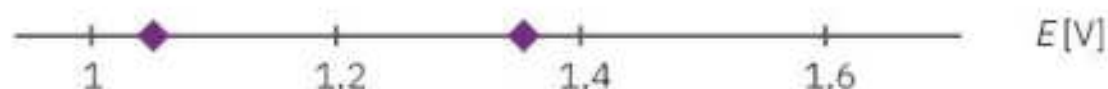
1) Zapisz równania półkowe reakcji redukcji w analizowanej reakcji redoks.



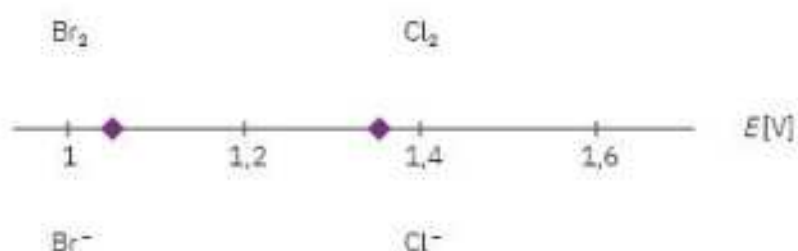
2) Odszukaj w tabeli wartości potencjałów standardowych dla napisanych reakcji.

$$E^\circ = 1,07 \text{ V} \quad E^\circ = 1,36 \text{ V}$$

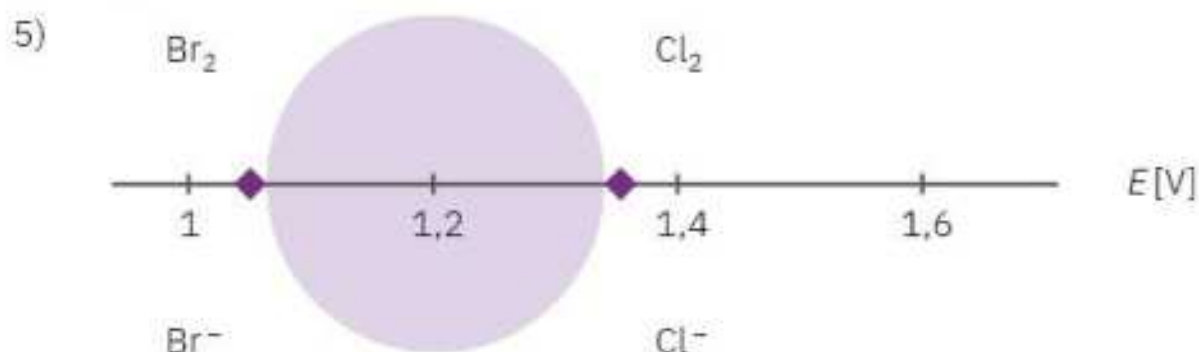
3) Znalezione wartości nanieś na oś potencjałów.



4) Nad odpowiednimi wartościami potencjałów napisz formy utlenione z równań półkowych (o wyższym stopniu utlenienia), natomiast pod – formy zredukowane (o niższym stopniu utlenienia).

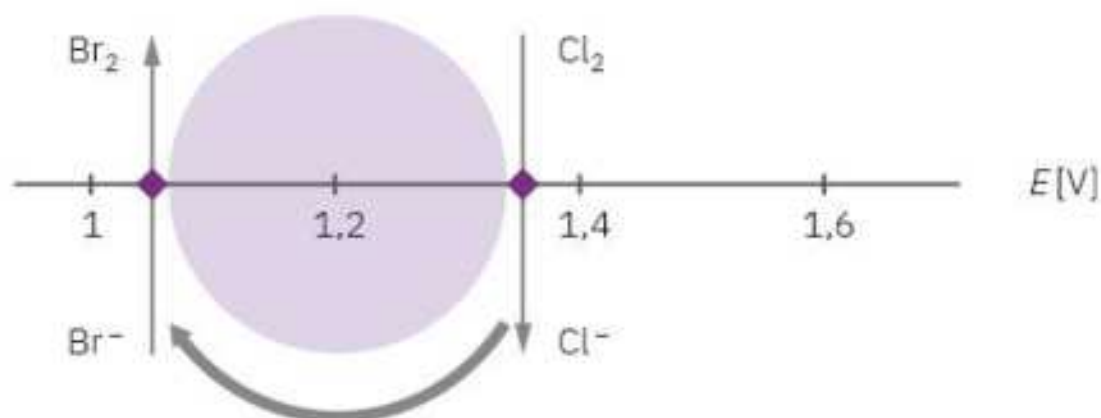


4) Na osi wytycz okrąg przechodzący przez punkty odpowiadające wartościom potencjałów.

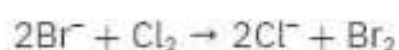




6) Kierunek reakcji wskazują strzałki styczne do okręgu i zorientowane zgodnie z ruchem wskazówek zegara.

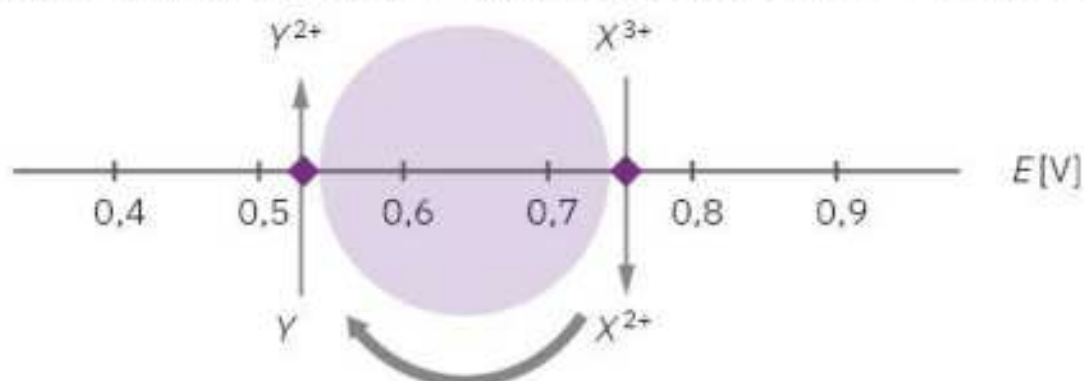


Według wskazań reguły zegara reakcja zachodzi w kierunku utleniania bromków chlorem, ponieważ groty strzałek wskazują produkty reakcji:

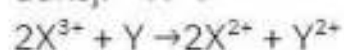


Przykład 1.

Ustal kierunek reakcji redoks: $2\text{X}^{2+} + \text{Y}^{2+} \rightleftharpoons 2\text{X}^{3+} + \text{Y}$, wiedząc, że potencjał reakcji półkowej redukcji X^{3+} wynosi 0,77 V, a redukcji Y^{2+} to 0,52 V.

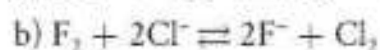
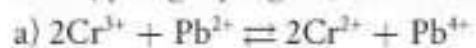


Reguła zegara wskazuje, że w tym układzie reakcji utleniania ulegnie Y, a redukcji – X^{3+} :



Ćwiczenie

3. Stosując regułę zegara, ustal kierunek przebiegu podanych reakcji.



Masz do dyspozycji wartości potencjałów standardowych dla reakcji półkowych:

$\text{Cr}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}^{2+}$	-0,41 V
$\text{Pb}^{4+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}^{2+}$	1,69 V
$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	2,85 V
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	1,36 V





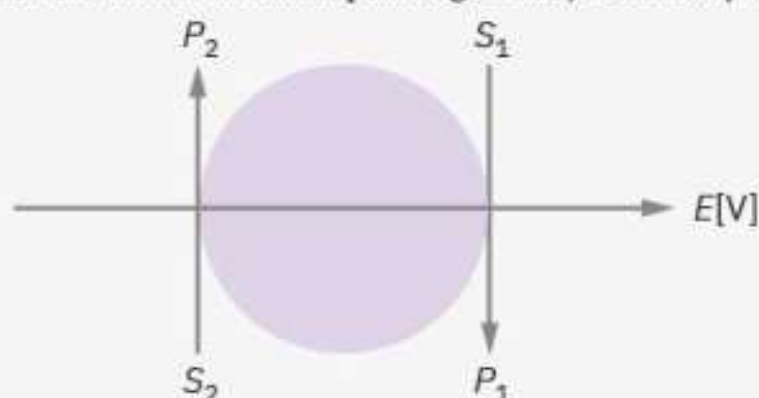
PODSUMOWANIE LEKCJI

s. 166

- Pierwiastki o niskim potencjale standardowym:
 - chętnie oddają elektrony
 - łatwo ulegają reakcji utleniania
 - są silnymi reduktorami.
- Kationy pierwiastków o wysokim potencjale standardowym:
 - chętnie przyjmują elektrony
 - łatwo ulegają reakcji redukcji
 - są silnymi utleniaczami.
- Im większa wartość potencjału standardowego, tym silniejsze zdolności utleniające.

s. 168

- Reguła zegara pozwala na ustalenie kierunku przebiegu reakcji redoks: $S_1 + S_2 \rightleftharpoons P_1 + P_2$.



formy zredukowane pierwiastków



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

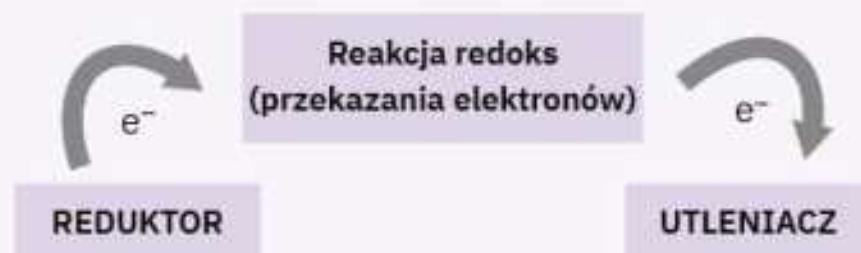
- Fluor jest silniejszym utleniaczem niż chlor, a chlor jest silniejszym utleniaczem niż brom oraz jod, który jest najsłabszym utleniaczem z tej grupy. Wskaż, który pierwiastek ma najwyższy, a który najniższy potencjał standardowy.
- Na podstawie informacji w tabeli z potencjałami standardowymi (znajdującej się na końcu podręcznika) podaj dwa metale będące silnymi reduktorami oraz dwa metale, których kationy będą silnymi utleniaczami.
- Korzystając z reguły zegara oraz wartości potencjałów standardowych zamieszczonych w tabeli, ustal kierunek przebiegu podanych reakcji.
 - $2\text{Fe}^{2+} + \text{Sn}_4^{2+} \rightleftharpoons 2\text{Fe}^{3+} + \text{Sn}^{2+}$
 - $\text{Mg}^{2+} + \text{Pb} \rightleftharpoons \text{Mg} + \text{Pb}^{2+}$
 - $\text{S}^{2-} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{S} + 2\text{Cl}^-$
 - $\text{Br}_2 + 2\text{I}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^- + \text{I}_2$

Reakcja półokowa	E° [V]
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	0,77
$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	0,15
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}$	-2,38
$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}$	-0,13
$\text{S} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{S}^{2-}$	-0,51
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	1,36
$\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	1,07
$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	0,54



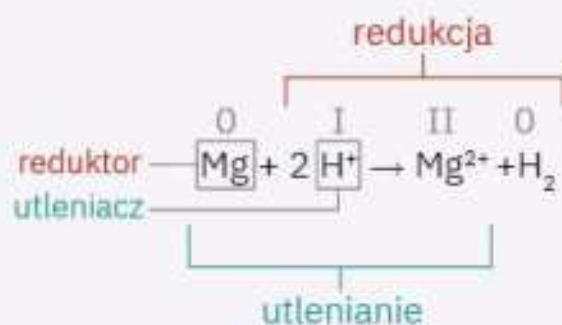
PODSUMOWANIE PRZED SPRAWDZIANEM

- **Stopień utlenienia** – ładunek, jaki pojawiłby się na atomie, gdyby wszystkie wiązania w cząstce były jonowe. s. 144
- **Reakcje redukcji i utleniania (redoks)** – reakcje zachodzące ze zmianą stopnia utlenienia pierwiastków w cząsteczkach lub jonach.

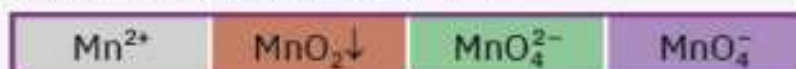


- **Redukcja** – proces polegający na pobieraniu elektronów (przez utleniacz) prowadzący do obniżania stopnia utlenienia. s. 149
- **Utlenianie** – proces polegający na oddawaniu elektronów (przez reduktor) prowadzący do podwyższania stopnia utlenienia. s. 149
- **Reduktor** – substrat, który oddaje elektrony i podwyższa swój stopień utlenienia. s. 149
- **Utleniacz** – substrat, który pobiera elektrony i obniża swój stopień utlenienia. s. 149

reduktor	utleniacz
– oddaje elektrony – podwyższa swój stopień utlenienia – redukuje utleniacz – utlenia się – charakteryzuje się niskim potencjałem standardowym	– przyjmuje elektrony – obniża swój stopień utlenienia – utlenia reduktor – redukuje się – charakteryzuje się wysokim potencjałem standardowym

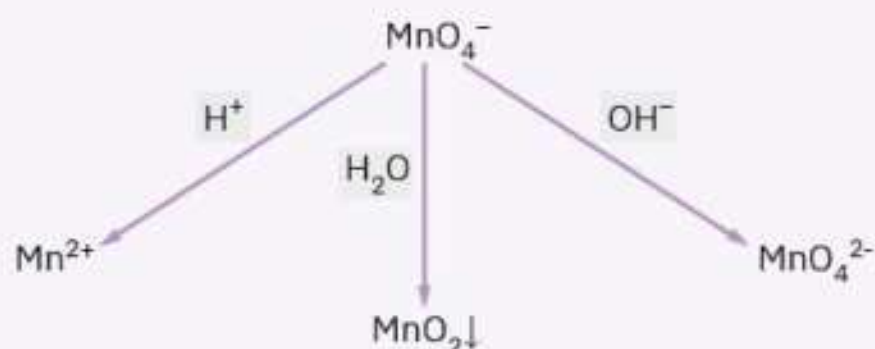


- **Reakcja dysproporcjonowania** – reakcja redoks, w której reduktorem i utleniaczem jest ten sam pierwiastek. s. 155
- * Mangan w związkach przyjmuje różne stopnie utlenienia.

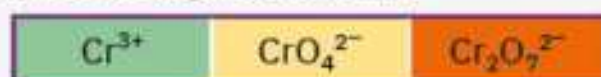




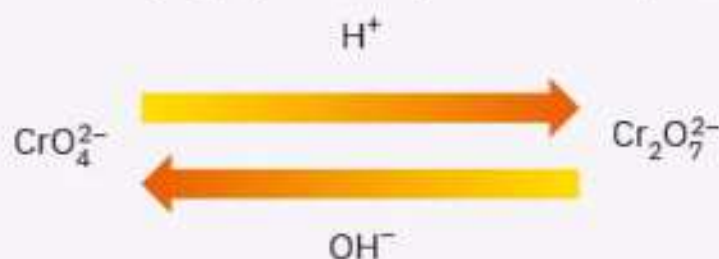
* Produkty redukcji manganianów(VII) są zależne od środowiska.



* Chrom przyjmuje w związkach różne stopnie utlenienia.

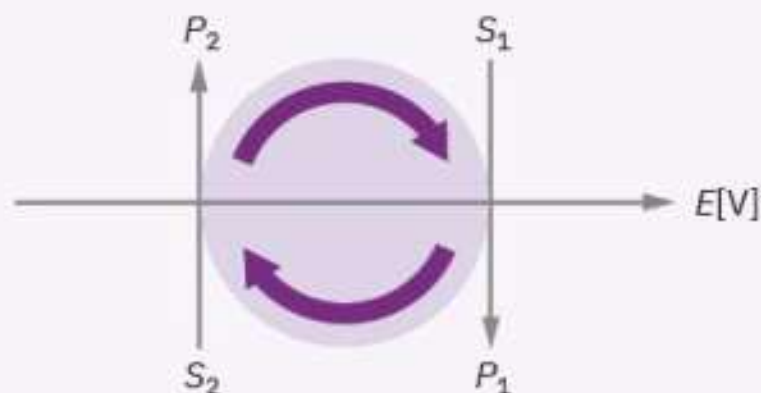


Chrom o VI stopniu utlenienia występuje w dwóch postaciach CrO_4^{2-} i $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$.



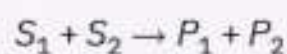
- s. 166 • Współczynniki stechiometryczne w reakcjach redoks można wyznaczyć metodą bilansu elektronowego.
- s. 168 • Kierunek przebiegu reakcji redoks $S_1 + S_2 \rightleftharpoons P_1 + P_2$ można ustalić, stosując regułę zegara.

formy utlenione pierwiastków
(występujące na wyższych stopniach utlenienia)



formy zredukowane pierwiastków

(występujące na niższych stopniach utlenienia)

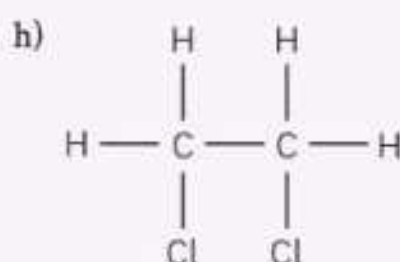
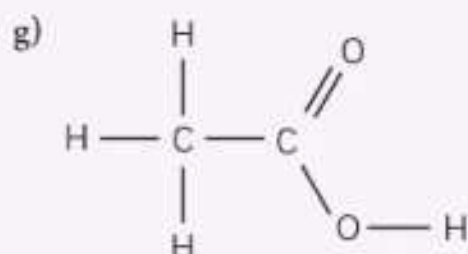
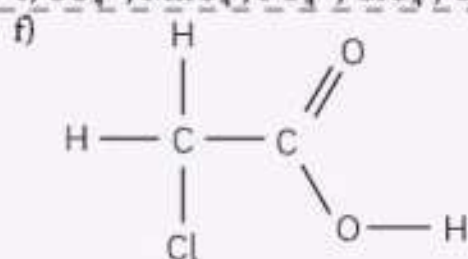


SPRAWDŹ, CZY UMIESZ!

- Oblicz stopnie utlenienia wszystkich pierwiastków w poniższych cząstkach.
 - H_2SO_4 , H_2SO_3 , H_3PO_4 , H_2S , HCl , HClO , HClO_3
 - Na_2SO_4 , K_2SO_3 , AlPO_4 , Na_2S , KCl , KClO_4 , $\text{Mg}(\text{ClO}_3)_2$
 - NH_3 , N_2O , NO , NO_2 , P_2O_5 , SO_2 , SO_3 , CrO_3 , ZnO
 - NaH , AlH_3 , CH_4 , H_2S , NH_4Cl , $\text{Al}(\text{OH})_3$, KOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$



e) SO_4^{2-} , MnO_4^- , PO_4^{3-} , ClO_4^- , CO_3^{2-} , Al^{3+}

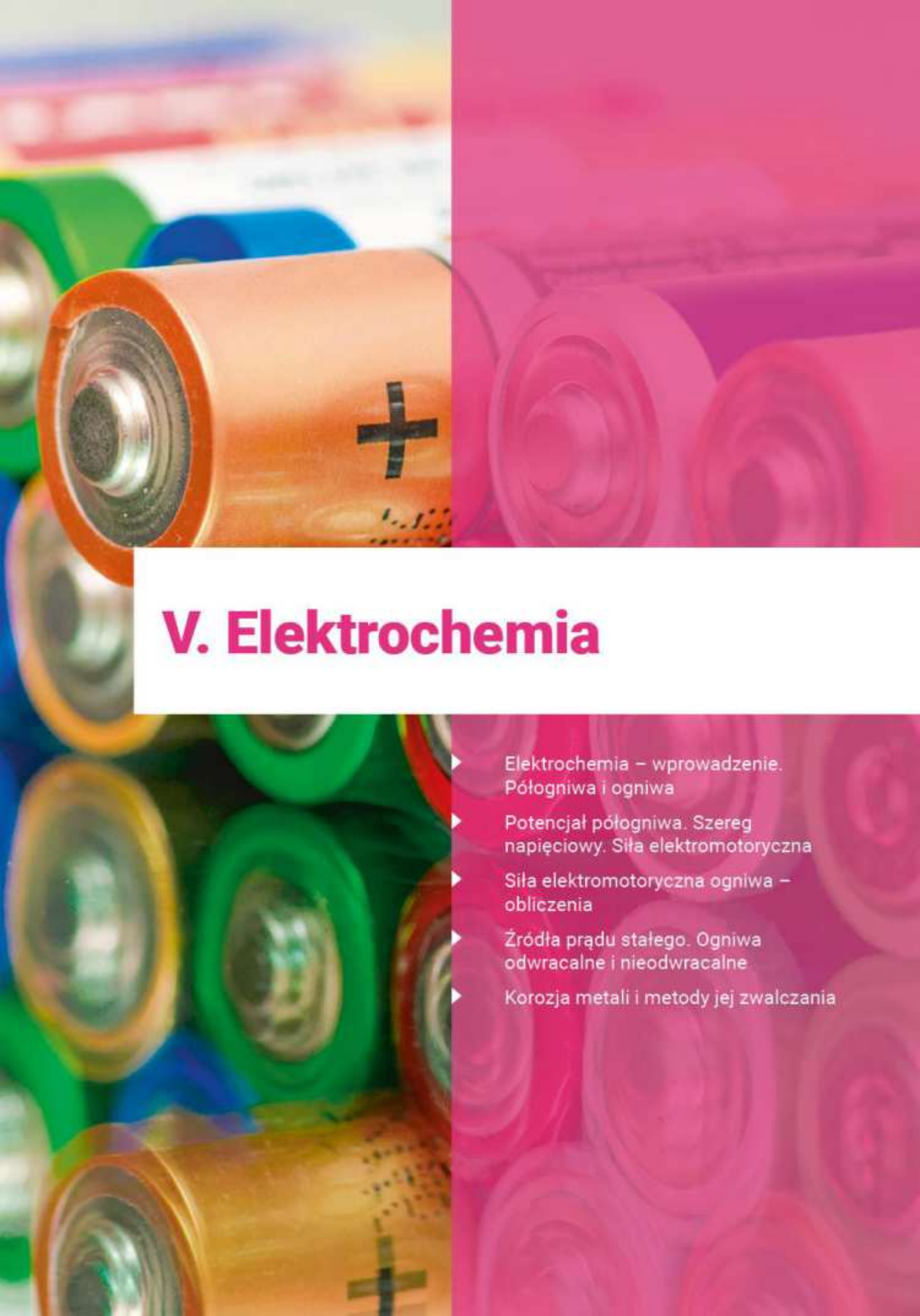


2. Wskaż związki, w których metal przyjmuje VI stopień utlenienia.
 KMnO_4 , K_2MnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, K_2CrO_4 , H_2SO_4 , MnO_3 , MnO_2
3. Które z poniższych reakcji są reakcjami redoks?
 - a) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg} \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$
 - b) $\text{FeCl}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{NaCl}$
 - c) $\text{Zn} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$
 - d) $\text{AlCl}_3 + 3\text{NH}_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NH}_4\text{Cl}$
 - e) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{HgO} + 2\text{NaNO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 - f) $2\text{F}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{HF} + \text{O}_2$
 - g) $\text{S}^{2-} + \text{I}_2 \rightarrow \text{S} + 2\text{I}^-$
4. Wskaż reduktor oraz utleniacz w poniższych reakcjach oraz napisz w zeszycie półowkowe równania redukcji i utleniania dla podanych reakcji.
 - a) $2\text{H}_2\text{S} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - b) $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$
 - c) $2\text{Mg} + 10\text{HNO}_3 \rightarrow 4\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + 5\text{H}_2\text{O}$
 - d) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{HCl}$
 - e) $8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
 - f) $2\text{FeCl}_3 + \text{SnCl}_2 \rightarrow 2\text{FeCl}_2 + \text{SnCl}_4$
 - g) $2\text{Br}^- + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
5. Dobierz współczynniki w podanych reakcjach redoks.
 - a) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 - b) $\text{NH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{N}_2$
 - c) $\text{HNO}_3 + \text{NO} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{NO}_2$
 - d) $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
 - e) $\text{PbO}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{PbCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 - f) $\text{SO}_2 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4$
 - g) $\text{Ag}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$



- h) $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
i) $\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$
j) $\text{CuS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{CuO} + \text{S} + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
k) $\text{Mg} + \text{H}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow \text{Mg}^{2+} + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$
l) $\text{Br}^- + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
6. Dobierz współczynniki w podanych reakcjach dysproporcjonowania.
a) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4 + \text{KCl}$
b) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
c) $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{HNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2$
d) $\text{Ca(OH)}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{Ca(ClO)}_2 + \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 7*. Uzupełnij środowisko w poniższych reakcjach redoks. Równania reakcji zapisz w zeszycie.
a) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{Fe}^{2+} + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 6\text{Fe}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$
b) $\text{KMnO}_4 + \text{reduktor} + \text{H}^+ \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$
c) $2\text{MnO}_4^- + 5\text{SO}_3^{2-} + 6\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{SO}_4^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$
d) $\text{KMnO}_4 + \text{reduktor} + \text{H}^+ \rightarrow \text{MnO}_2\downarrow$
e) $2\text{CrO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{H}_2\text{O}$
8. Wskaż w parach silniejszy utleniacz.
a) HClO_3 , HClO_4
b) K_2MnO_4 , KMnO_4
c) A, B; jeżeli $E^\circ_A > E^\circ_B$
9. Ustal kierunek przebiegu podanych reakcji.
a) $\text{Fe}^{3+} + 3\text{K} \rightleftharpoons \text{Fe} + 3\text{K}^+$
b) $\text{Fe}^{3+} + \text{Cr}_2 \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+} + \text{Cr}^{3+}$
c) $\text{S}^{2-} + \text{I}_2 \rightleftharpoons \text{S} + 2\text{I}^-$
d) $\text{F}_2 + 2\text{Cl}^- \rightleftharpoons 2\text{F}^- + \text{Cl}_2$
10. Oceń prawdziwość poniższych zdań.
a) Utleniacz oddaje elektrony.
b) Reduktorem jest związek zawierający pierwiastek o możliwie najniższym stopniu utlenienia.
c) Reakcje redoks to reakcje, w których zachodzi przekazanie elektronów między reduktorem a utleniaczem.
d) Każdej reakcji redukcji towarzyszy reakcja utleniania.
e) Reduktor podczas reakcji redoks się redukuje.
f) Utleniacz podczas reakcji redoks redukuje reduktor.
g) Im wyższy standardowy potencjał pierwiastka, tym silniejsze wykazuje on właściwości utleniające.
h) Pierwiastki przyjmujące w związkach swoje pośrednie stopnie utlenienia wobec silniejszego reduktora zachowują się jak utleniacz, a wobec silniejszego utleniacza jak reduktor.
i) Aby stwierdzić, czy dana reakcja jest reakcją redoks, należy obliczyć stopnie utlenienia wszystkich pierwiastków i ustalić, czy stopnie utlenienia zmieniły się podczas reakcji.
j) Reakcja utleniania polega na pobieraniu elektronów.

Równanie półowko- wej reakcji redukcji	E° [V]
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}$	-2,92
$\text{S} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{S}^{2-}$	-0,51
$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}$	-0,04
$\text{Cr}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}^{2+}$	-0,41
$\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	0,54
$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	0,77
$\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	1,36
$\text{F}_2 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	2,85



V. Elektrochemia

- ▶ Elektrochemia – wprowadzenie. Półogniwa i ogniwa
- ▶ Potencjał półogniwa. Szereg napięciowy. Siła elektromotoryczna
- ▶ Siła elektromotoryczna ogniwa – obliczenia
- ▶ Źródła prądu stałego. Ogniwa odwracalne i nieodwracalne
- ▶ Korozja metali i metody jej zwalczania



1. Elektrochemia – wprowadzenie.

Półogniwa i ogniwa

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

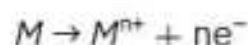
- czym zajmuje się dział chemii – elektrochemia;
- czym jest półogniwo oraz ogniwo galwaniczne;
- czym są elektroda, katoda, anoda;
- z czego zasłynął John Frederic Daniell.

Elektrochemia bada zjawiska związane z przemianą energii chemicznej w elektryczną oraz z przemianą odwrotną – energii elektrycznej w chemiczną. Te dwa rodzaje zjawisk wskazują na podział reakcji elektrochemicznych na dwie grupy. Jedna grupa to reakcje chemiczne, które są źródłem energii elektrycznej, a druga grupa to reakcje chemiczne zachodzące pod wpływem prądu elektrycznego. Do pierwszej grupy zalicza się procesy zachodzące w bateriach, a do drugiej – procesy towarzyszące ładowaniu akumulatora. Reakcje z pierwszej i drugiej grupy mają wspólną cechę – są reakcjami redoks.

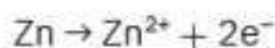
1.1. Metal w roztworze swojej soli

Aby zrozumieć procesy elektrochemiczne, należy przeanalizować zachowanie metali w roztworze swojej soli. Płytkę cynkową zanurzoną w roztworze zawierającym jony cynku ładuje się w wyniku dwóch przeciwdziałających sobie procesów, do których dochodzi na powierzchni granicznej (między płytką a roztworem).

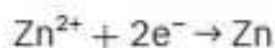
Wszystkie metale wykazują zdolność do roztwarzania się, czyli do przechodzenia do roztworu. Roztwarzanie zachodzi zgodnie z równaniem:



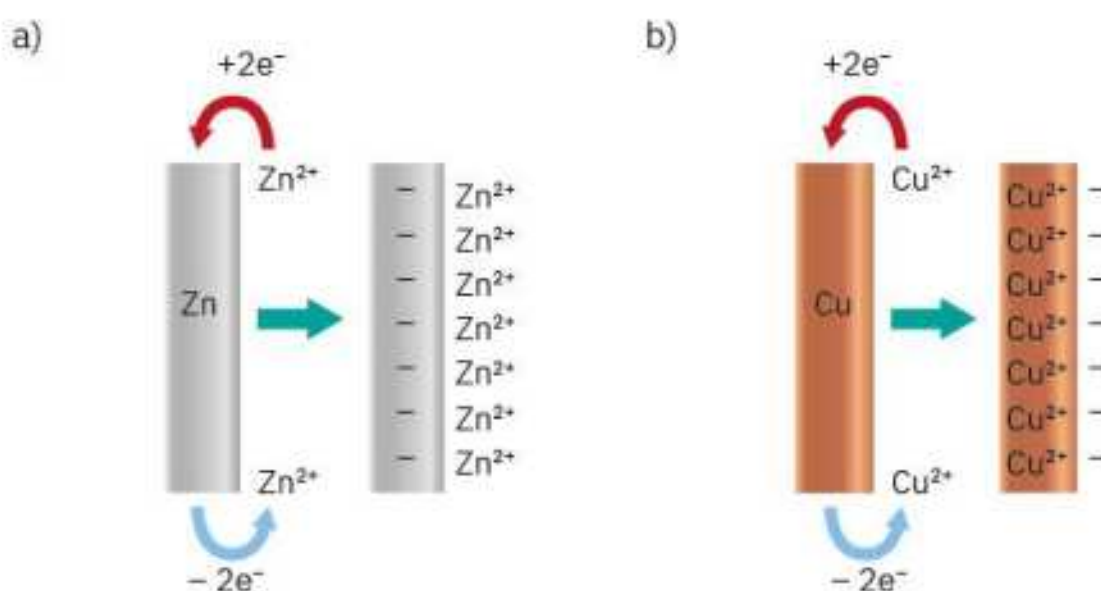
Cynk jako metal dość aktywny (nieszlachetny) stosunkowo łatwo roztwarza się:



Z kolei wolne jony Zn^{2+} obecne w roztworze dążą do przyłączenia ładunków ujemnych i przejścia w stan metaliczny:



Te dwa przeciwstawne procesy są przyczyną tworzenia się na powierzchni metalowej płytki podwójnej warstwy przeciwnych sobie ładunków elektrycznych. Jeżeli tendencja metalu do roztwarzania (utleniania) przeważa nad tendencją do rozładowywania jonów (redukcją), płytka metalowa ładuje się ujemnie. Tak dzieje się w przypadku metali aktywnych w tym cynku (rysunek 1a).



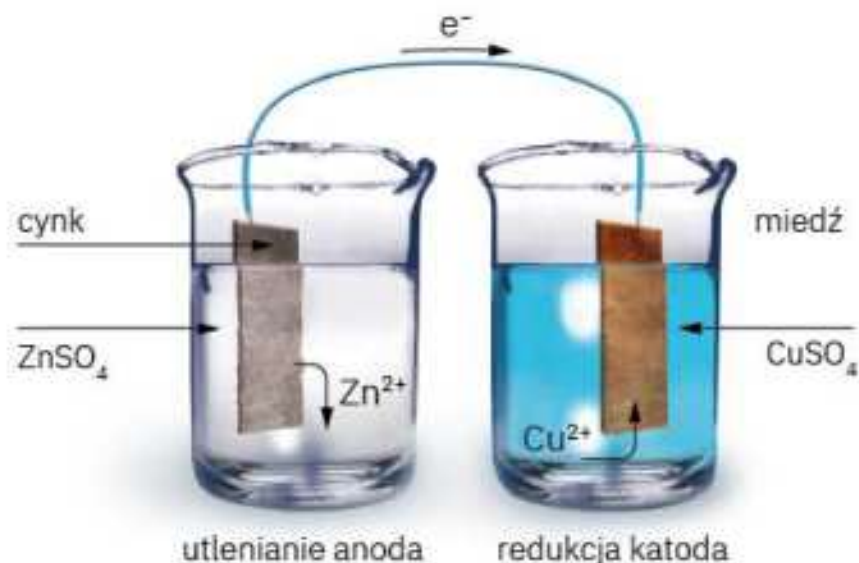
Rysunek 1. Zachowanie płytki metalu aktywnego i szlachetnego w roztworze jego soli.

Utworzenie dwóch warstw o przeciwnych ładunkach, które się wzajemnie przyciągają, uniemożliwia dalszy przebieg procesu. Proces roztwarzania zostaje zahamowany, ponieważ jony cynkowe równoważą się z ładunkami ujemnymi zgromadzonymi na powierzchni płytki cynkowej. Zaburzenie tej równowagi, np. przez odprowadzenie ładunku ujemnego z płytki, powoduje dalszy postęp procesu roztwarzania płytki.

W przypadku metali szlachetnych, takich jak miedź, zanurzenie płytki w roztworze ich soli daje inny rezultat. Metale szlachetne mają bardzo małą zdolność do roztwarzania się ($\text{Cu} \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$). Z dwóch zachodzących przeciwstawnych procesów przeważa proces redukcji, czyli rozładowywania jonów ($\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$). Jony miedzi „zużywają” zatem pewną ilość elektronów z płytki, by elektrycznie się zubożyć (uleć redukcji). Z tego powodu płytka na granicy warstwy metalicznej ładuje się dodatnio, a roztwór – ujemnie, aż do utworzenia stanu równowagi (rysunek 1).

1.2. Półogniwo

Każda płytka metalowa to **elektroda**, a układ elektrody wraz z elektrolitem to **półogniwo**. W półogniwie w zależności od rodzaju elektrody dominuje proces redukcji lub utleniania. Utlenianie przeważa w przypadku elektrody zbudowanej z metalu aktywnego, a redukcja w przypadku metali szlachetnych (rysunek 2).



Rysunek 2. Półogniwo cynkowe oraz miedziane.

Elektroda – blaszka, metalowa płytka zanurzona w roztworze elektrolitu.

elektroda

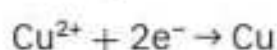
Półogniwo – blaszka, metalowa płytka wraz z otaczającym ją roztworem elektrolitu.

półogniwo

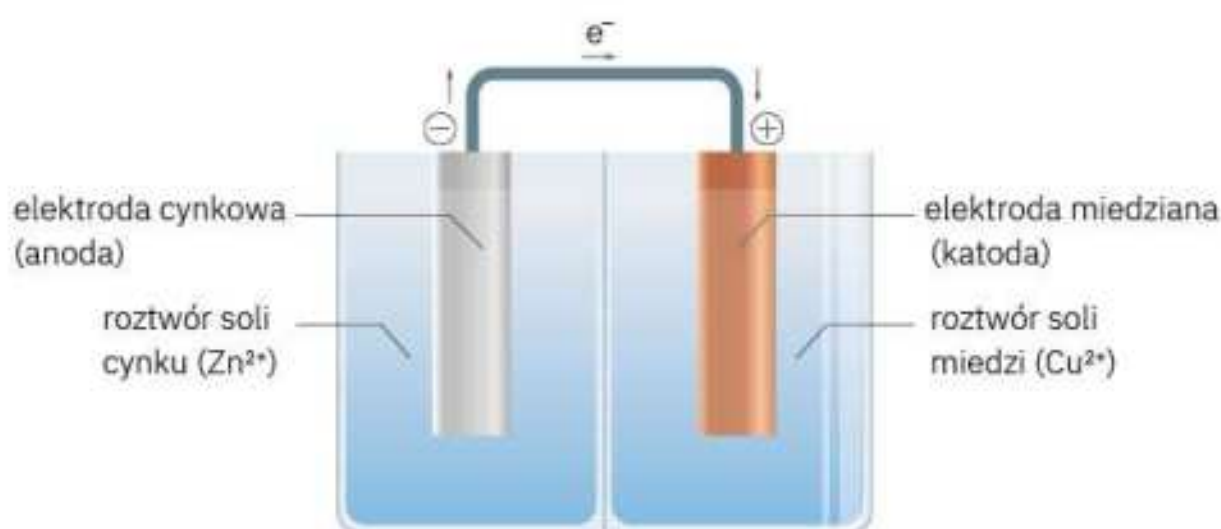
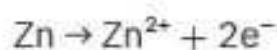


1.3. Ogniwo Daniella

Jeżeli takie płytki cynku i miedzi zostaną umieszczone we wspólnym naczyniu w roztworach zawierających ich jony i oddzielonych od siebie za pomocą porowatego materiału, a końce tych płytek zostaną połączone przewodem, to rozpocznie się ruch ładunków elektrycznych w układzie zamkniętym. Porowaty materiał ogranicza mieszanie się roztworów elektrolitów, umożliwia natomiast migrację jonów. W wyniku procesów elektrochemicznych ujemne ładunki uwolnione po rozтворzeniu płytki cynkowej i utworzeniu jonów Zn^{2+} przepływają przez przewód do elektrody miedzianej i zubożniają ładunek elektryczny nagromadzonych kationów Cu^{2+} . Na elektrodzie miedzianej naładowanej dodatnio (+) zachodzi redukcja, dochodzi do wydzielania miedzi z roztworu:



Na elektrodzie cynkowej naładowanej ujemnie (–) zachodzi proces utleniania:



Rysunek 3. Ogniwo elektrochemiczne.

Elektroda, na której zachodzi redukcja, nazywana jest **katodą**, natomiast elektroda, na której zachodzi proces utleniania, nazywa się **anodą**.

Wraz z upływem czasu oraz postępem procesów elektrochemicznych następuje spadek masy elektrody cynkowej (anody) oraz wzrost masy elektrody miedzianej (katody).

katoda

Katoda – elektroda, na której zachodzi proces redukcji. W ogniwach jest to elektroda mająca ładunek dodatni.

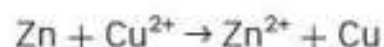
anoda

Anoda – elektroda, na której zachodzi proces utleniania. W ogniwach jest to elektroda mająca ładunek ujemny.

Dwie płytki metalowe zanurzone w roztworach elektrolitów stanowią **ogniwo galwaniczne**. Ogniwo, w którym płytka cynkowa jest zanurzona w roztworze ZnSO_4 , a miedziana – w roztworze CuSO_4 , zostało nazwane – od nazwiska jego twórcy – **ogniwem Daniella**.



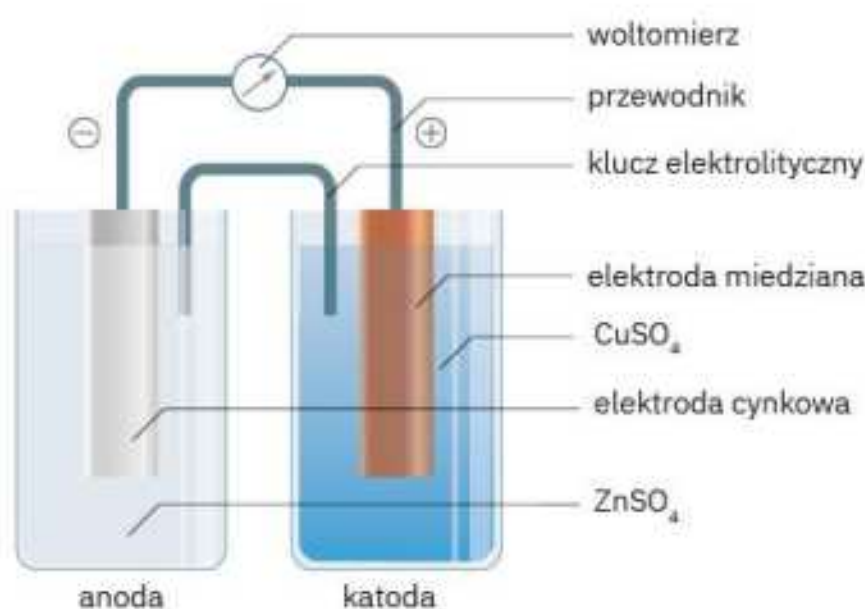
Po zsumowaniu reakcji półkowych redukcji oraz utleniania otrzymuje się sumaryczną reakcję redoks zachodzącą w ogniwie Daniella:



Ogniwo można także utworzyć, wlewając odpowiednie roztwory elektrolitów do różnych naczyń, w których są zanurzone połączone przewodnikiem metalowe blaszki. Warunkiem działania takiego ogniw jest jednak dodatkowe połączenie tych dwóch naczyń tzw. **kluczem elektrolitycznym**, który umożliwia migrację anionów zapewniającą wyrównanie ładunków obu roztworów (rysunek 4).

Klucz elektrolityczny – łącznik roztworów elektrolitów w postaci paska bibuły nasączonego roztworem obojętnej soli lub wygiętej rurki wypełnionej roztworem obojętnej soli i zanurzonej w roztworach elektrolitów, co umożliwia migrację jonów.

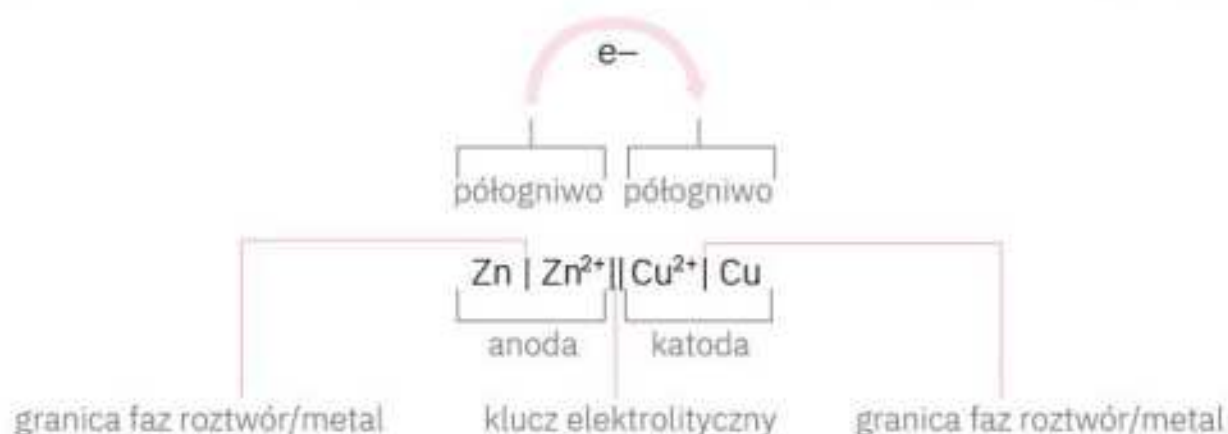
klucz
elektrolityczny



Rysunek 4. Ogniwo Daniella.

1.4. Symboliczny zapis ogniw

Ogniwo Daniella można przedstawić symbolicznie za pomocą umownego zapisu:

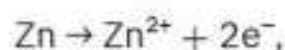


Czasami też z lewej strony dopisuje się w nawiasie ładunek anody (–), a z prawej – ładunek katody (+). Nie ma jednak takiej potrzeby, ponieważ zgodnie z konwencją sztokholmską zatwierdzoną przez Międzynarodową Unię Chemii Czystej

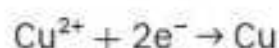


i Stosowanej lewa część zapisu dotyczy anody, a prawa – katody. Można także spotkać zamiast zapisu jonów wzór soli, z której jony pochodzą.

Zapis symboliczny ogniwa zawiera informacje o reakcji sumarycznej zachodzącej w ogniwie oraz o reakcjach półkowych. Po lewej stronie znajduje się informacja o reakcji zachodzącej na anodzie:



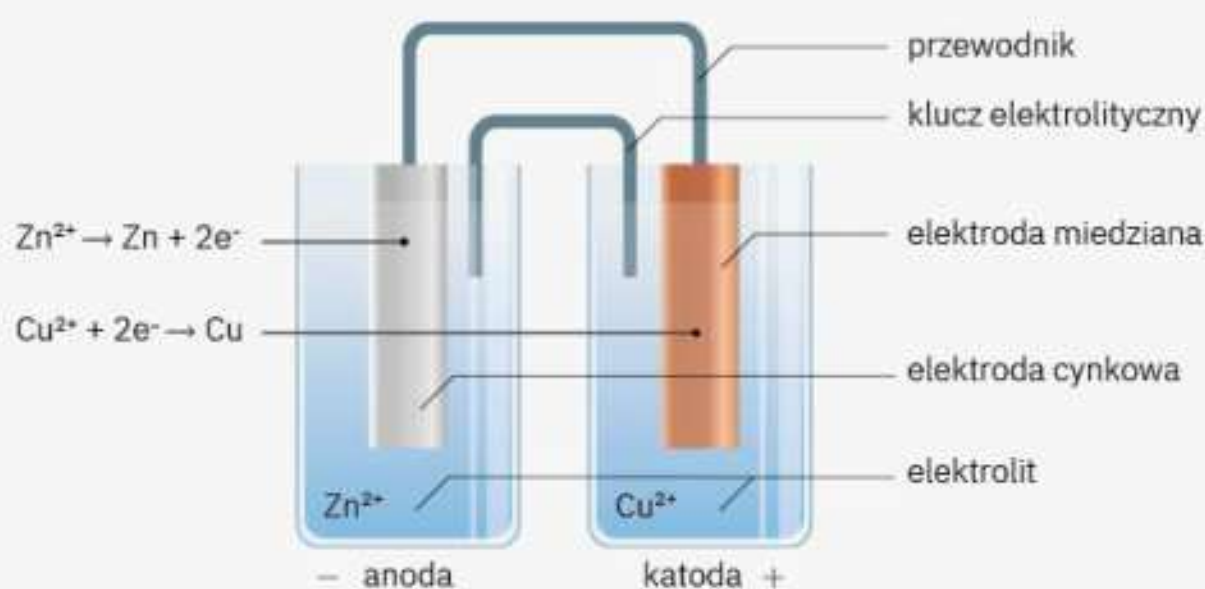
a po stronie prawej – o reakcji zachodzącej na katodzie:



Ćwiczenia

1. Wskaż anodę oraz katodę w ogniwie $\text{Sn} | \text{Sn}^{2+} || \text{Bi}^{3+} | \text{Bi}$.
2. Napisz w zeszycie równanie półkowe reakcji oraz sumaryczne dla ogniwa: $\text{Ni} | \text{Ni}^{2+} || \text{Ag}^{+} | \text{Ag}$. Podaj, z jakiego metalu jest zbudowana elektroda, której masa maleje podczas pracy ogniwa.

PODSUMOWANIE LEKCJI



Schemat ogniwa:

półogniwo (anoda) || półogniwo (katoda)

elektroda 1 | elektrolit 1 || elektroda 2 | elektrolit 2

np. $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$

s. 177

- **Elektroda** – metalowa płytka zanurzona w roztworze elektrolitu.

s. 178

- **Katoda** – elektroda, na której zachodzi reakcja redukcji;
– elektroda w ogniwach, która jest naładowana dodatnio.



- **Anoda** – elektroda, na której zachodzi reakcja utleniania;
– elektroda w ogniwach, która jest naładowana ujemnie. s. 178
- **Półogniwo** – elektroda wraz z otaczającym ją roztworem elektrolitu. s. 177
- **Ogniwo galwaniczne** – dwie elektrody zanurzone w elektrolicie (dwa półogniwa), między którymi płynie prąd elektryczny. s. 178
- **Ogniwo Daniella** – ogniwo galwaniczne zbudowane z elektrody cynkowej i miedzianej zanurzonych odpowiednio w roztworze soli cynku oraz miedzi, połączonych przewodnikiem. s. 179
- **Klucz elektrolityczny** – łącznik roztworów elektrolitów (np. pasek bibuły nasączony obojętną solą lub wygięta rurka wypełniona obojętną solą zanurzona w roztworach elektrolitów) umożliwiający migrację jonów. s. 179

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij pojęcia: *elektroda, katoda, anoda, półogniwo, ogniwo galwaniczne*.
2. Napisz w zeszycie równanie:
 - a) reakcji redukcji zachodzącej na katodzie ogniwa Daniella,
 - b) reakcji utleniania zachodzącej na anodzie ogniwa Daniella,
 - c) sumaryczne reakcji zachodzącej w ogniwie Daniella.
3. Przedstaw i wyjaśnij składowe w zapisie symbolicznym ogniwa Daniella.
4. Wyjaśnij, czym jest klucz elektrolityczny i jaką pełni on funkcję.
5. Narysuj w zeszycie ogniwo Daniella i oznacz na rysunku:
 - a) anodę (A),
 - b) katodę (K),
 - c) przewodnik,
 - d) klucz elektrolityczny,
 - e) kierunek przepływu elektronów,
 - f) roztwory elektrolitów CuSO_4 i ZnSO_4 .
6. Uzupełnij poniższe zdania tak, by zawierały prawdziwe informacje. Poprawne zdania zapisz w zeszycie.
 - 1) Na katodzie zachodzi reakcja .
 - 2) Metale aktywne wykazują tendencję do roztwarzania się, natomiast metale szlachetne mają tendencję do roztwarzania się.
 - 3) Anoda w ogniwach galwanicznych jest naładowana .
 - 4) Roztworzenie metalu aktywnego zachodzi do momentu ustalenia się .
 - 5) Na granicy faz metal – roztwór wytwarza się podwójna warstwa przeciwnych ładunków.
7. Dla ogniwa $\text{Cd} | \text{Cd}^{2+} || \text{Ag}^+ | \text{Ag}$ napisz w zeszycie równanie:
 - a) reakcji zachodzącej na anodzie,
 - b) reakcji zachodzącej na katodzie,
 - c) sumaryczne reakcji (podpowiedź: zbilansuj równania reakcji półówkowych, tak aby obrazowały przepływ tej samej liczby elektronów).



2. Potencjał półogniwa. Szereg napięciowy. Siła elektromotoryczna

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- co to jest potencjał półogniwa;
- czym jest elektroda wodorowa;
- co to jest i o czym decyduje szereg napięciowy metali;
- co oznacza skrót SEM.

Metale szlachetne są zdecydowanie mniej reaktywne od metali aktywnych. W zestawieniu sód i złoto bez trudu można wskazać metal szlachetniejszy czy aktywniejszy. Jednak porównanie aktywności cynku i cyny czy żelaza i ołowiu nie jest już takie oczywiste. Na jakiej zatem podstawie można uszeregować metale pod względem ich aktywności?

2.1. Potencjał półogniwa

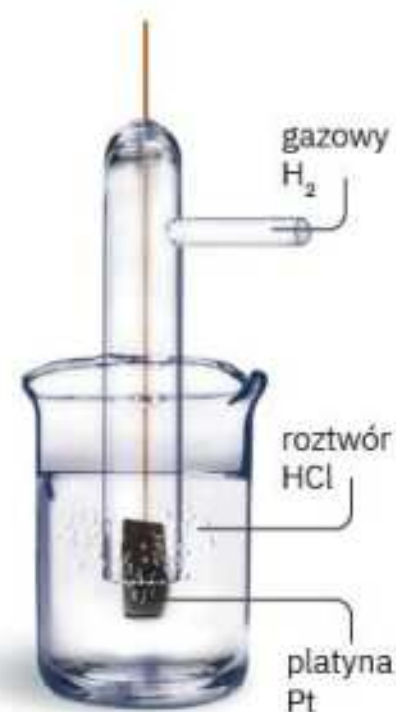
Wiadomo, że metal zanurzony w roztworze swojej soli wykazuje tendencję do roztwarzania się lub też do przyjmowania zredukowanych kationów pochodzących z roztworu. Zjawisko to powoduje tworzenie się podwójnej warstwy przeciwnych sobie ładunków elektrycznych (rozdział 1.1.; rysunek 1), co z kolei powoduje powstanie skoku potencjału na granicy metal – roztwór. Powstający potencjał nazywa się **potencjałem elektrody**, a dokładniej – **potencjałem półogniwa**. Oznaczenie wartości bezwzględnych potencjałów elektrochemicznych pojedynczych półogniw jest zadaniem trudnym, dlatego umownie przyjęto jako odniesienie półogniwo wodorowe, dla którego potencjał jest równy zero.

potencjał półogniwa

Potencjał półogniwa – różnica potencjałów wytworzona na granicy faz metal – roztwór elektrolitu.

2.2. Półogniwo wodorowe

Do określenia potencjałów półogniw metali zastosowano układ wzorcowy – półogniwo wodorowe. Półogniwo wodorowe jest zbudowane z płytki platynowej pokrytej rozdrobnioną platyną, tzw. czernią platynową, zanurzonej w roztworze elektrolitu zawierającym kationy



Rysunek 5. Model półogniwa wodorowego.



wodorowe H^+ . Elektrolit ten stanowi kwas solny. Do roztworu elektrolitu dostarcza się gazowego wodoru H_2 , który gromadzi się na powierzchni platyny (rysunek 5). Platyna nie bierze udziału w reakcji. Pełni ona tylko funkcję przekaźnika elektronów, umożliwiając ustalenie się równowagi reakcji:



Położenie stanu równowagi zależy od stężenia jonów H^+ oraz od ciśnienia wodoru, dlatego do standaryzacji półogniwa wodorowego przyjęto stałe stężenie jonów wodorowych ($1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$) oraz stałe ciśnienie (1013 hPa). Potencjał standardowego półogniwa wodorowego przyjmuje się za równy zero (niezależnie od temperatury pomiaru).

Półogniwo wodorowe można schematycznie przedstawić w postaci: $Pt | H_2 | H^+$.

Pomiar potencjałów półogniw metali wykonuje się, budując ogniwo składające się z półogniwa danego metalu oraz półogniwa wodorowego. Wyznaczony w ten sposób w temperaturze 298 K potencjał półogniwa metalu nazywa się **potencjałem standardowym półogniwa E°** .

Potencjał standardowy półogniwa – potencjał wyznaczony względem półogniwa wodorowego w warunkach standardowych.

potencjał
standardowy
półogniwa

2.3. Szereg napięciowy metali

Wyznaczony potencjał standardowy półogniwa metali może być ujemny lub dodatni. Dodatni potencjał oznacza, że półogniwo metalu w ogniwie (zbudowanym z półogniwem wodorowym) pełniło funkcję katody, a ujemny jest przypisany anodzie. Im niższa wartość potencjału półogniwa, tym większa tendencja metalu do oddawania elektronów (utleniania się). Ujemne wartości potencjału oznaczają, że metal budujący półogniwo łatwiej oddaje elektrony niż wodór, a dodatnie wartości mają metale, które trudniej niż wodór oddają elektrony i ulegają utlenieniu. Wyznaczony w ten sposób potencjał standardowy cynku wynosi $-0,76 \text{ V}$, a miedzi ma $0,34 \text{ V}$. W ogniwie zbudowanym z półogniwa cynkowego i wodorowego funkcję katody pełni elektroda wodorowa, a anody – elektroda cynkowa. Natomiast w ogniwie zbudowanym z półogniwa miedziowego oraz wodorowego funkcję katody przyjmuje elektroda miedziowa.

Metale uszeregowane zgodnie z rosnącym potencjałem standardowym tworzą tzw. **szereg napięciowy metali**, inaczej: **szereg elektrochemiczny metali**. Porządkuje on metale zgodnie z ich malejącą aktywnością.

Uporządkowanie metali zgodnie z rosnącym potencjałem standardowym ich półogniw przedstawia się także w formie szeregu metali ustawionych od lewej do prawej. Po lewej stronie wodoru znajdują się metale o niskim potencjale (aktywne), a po prawej te, które charakteryzują się dodatnimi wartościami potencjału (metale szlachetne).



Tabela 1. Szereg napięciowy metali

Metal	Półogniwo	Równanie reakcji elektrodowej	E° [V]
Li	Li Li ⁺	Li ⁺ + e ⁻ → Li	-3,01
K	K K ⁺	K ⁺ + e ⁻ → K	-2,92
Ba	Ba Ba ²⁺	Ba ²⁺ + 2e ⁻ → Ba	-2,92
Sr	Sr Sr ²⁺	Sr ²⁺ + 2e ⁻ → Sr	-2,89
Ca	Ca Ca ²⁺	Ca ²⁺ + 2e ⁻ → Ca	-2,84
Na	Na Na ⁺	Na ⁺ + e ⁻ → Na	-2,71
Mg	Mg Mg ²⁺	Mg ²⁺ + 2e ⁻ → Mg	-2,38
Be	Be Be ²⁺	Be ²⁺ + 2e ⁻ → Be	-1,70
Al	Al Al ³⁺	Al ³⁺ + 3e ⁻ → Al	-1,66
Mn	Mn Mn ²⁺	Mn ²⁺ + 2e ⁻ → Mn	-1,05
Zn	Zn Zn ²⁺	Zn ²⁺ + 2e ⁻ → Zn	-0,76
Cr	Cr Cr ³⁺	Cr ³⁺ + 3e ⁻ → Cr	-0,71
Fe	Fe Fe ²⁺	Fe ²⁺ + 2e ⁻ → Fe	-0,44
Cd	Cd Cd ²⁺	Cd ²⁺ + 2e ⁻ → Cd	0,40
Co	Co Co ²⁺	Co ²⁺ + 2e ⁻ → Co	-0,28
Ni	Ni Ni ²⁺	Ni ²⁺ + 2e ⁻ → Ni	-0,22
Sn	Sn Sn ²⁺	Sn ²⁺ + 2e ⁻ → Sn	-0,14
Pb	Pb Pb ²⁺	Pb ²⁺ + 2e ⁻ → Pb	-0,13
Fe	Fe Fe ³⁺	Fe ³⁺ + 3e ⁻ → Fe	-0,04
–	H ₂ H ⁺	2 H ⁺ + 2e ⁻ → H ₂	0,00
Bi	Bi Bi ³⁺	Bi ³⁺ + 3e ⁻ → Bi	0,20
Sb	Sb Sb ³⁺	Sb ³⁺ + 3e ⁻ → Sb	0,20
As	As As ³⁺	As ³⁺ + 3e ⁻ → As	0,30
Cu	Cu Cu ²⁺	Cu ²⁺ + 2e ⁻ → Cu	0,34
Ag	Ag Ag ⁺	Ag ⁺ + e ⁻ → Ag	0,80
Hg	Hg Hg ²⁺	Hg ²⁺ + 2e ⁻ → Hg	0,87
Pt	Pt Pt ²⁺	Pt ²⁺ + 2e ⁻ → Pt	1,20
Au	Au Au ³⁺	Au ³⁺ + 3e ⁻ → Au	1,42

Potencjał standardowy półogniwa

Aktywność metali

szereg napięciowy metali

Szereg napięciowy metali – uporządkowane zestawienie metali zgodnie z rosnącym potencjałem standardowym ich półogniw; równoznaczne ze spadkiem aktywności metali.



Ćwiczenia

- Uszereguj podane metale:
 - zgodnie z malejącym potencjałem standardowym: Na, Li, Ca, Hg, Au, Fe, Ni;
 - zgodnie ze wzrostem ich tendencji do utleniania się: K, Sr, Cd, Co, Cu, Zn, Mn, Ag;
 - zgodnie z rosnącą aktywnością: Pt, Au, Bi, Co, Cu, Cd, Cr, Ag, Sr.
- Wskaż metal będący elektrodą w półogniwie, które pełni funkcję katody w ogniwie:
 - $\text{Fe} \mid \text{Fe}^{2+} \parallel \text{Sn}^{2+} \mid \text{Sn}$;
 - $\text{Zn} \mid \text{Zn}^{2+} \parallel \text{Ag}^+ \mid \text{Ag}$;
 - zbudowanym z półogniw o potencjałach $E^\circ_{\text{Co}/\text{Co}^{2+}} = -0,28 \text{ V}$ oraz $E^\circ_{\text{Ag}/\text{Ag}^+} = 0,80 \text{ V}$;
 - w którym redukcji ulega cyna, a utlenieniu cynk;
 - w którym metal M_1 jest naładowany dodatnio, a metal M_2 – ujemnie.

2.4. Siła elektromotoryczna ogniwa

Wyznaczana różnica potencjałów między elektrodami dwóch półogniw tworzących ogniwo nazywa się **siłą elektromotoryczną ogniwa**, w skrócie **SEM**. Siła elektromotoryczna to różnica potencjałów półogniw ogniwa niepracującego (tzw. otwartego). Mierzac różnicę potencjałów podczas pracy ogniwa, otrzymuje się zaniżony wynik. Wynik pomiaru jest pomniejszony o napięcie ogniwa, dlatego wskazania woltomierza są mniejsze niż jego rzeczywista siła elektromotoryczna. Siłę elektromotoryczną ogniwa wyznacza się, odejmując od potencjału katody potencjał anody.

$$\text{SEM} = E_{\text{katody}} - E_{\text{anody}}$$

Wielkość siły elektromotorycznej jest związana z pracą, jaką dane ogniwo może wykonać. Im większa SEM, tym większą pracę może wykonać ogniwo. Oznacza to, że ogniwo takie może być źródłem wyższego napięcia.

Siła elektromotoryczna ogniwa (SEM) – różnica potencjałów półogniw w ogniwie niepracującym, wyznaczana jako różnica potencjału półogniwa pełniącego funkcję katody oraz półogniwa będącego anodą.

$$\text{SEM} = E_{\text{katody}} - E_{\text{anody}}$$

siła
elektromotoryczna
ogniwa

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Potencjał półogniwa** – różnica potencjałów wytworzona na granicy faz metal – roztwór elektrolitu. s. 182
- Potencjał standardowy półogniwa** – potencjał wyznaczony względem półogniwa wodorowego w warunkach standardowych. s. 183



- s. 184
- **Szereg napięciowy metali** – uporządkowane zestawienie metali zgodnie z rosnącym potencjałem standardowym ich półogniw; równoznaczne ze spadkiem aktywności metali.

Li	K	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Be	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd
-3,01	-2,92	-2,92	-2,89	-2,84	-2,71	-2,38	-1,70	-1,66	-1,05	-0,76	-0,71	-0,44	-0,40
Co	Ni	Sn	Pb	H	Bi	Sb	As	Cu	Ag	Hg	Pt	Au	
-0,28	-0,22	-0,14	-0,13	0,00	0,20	0,20	0,30	0,34	0,80	0,87	1,20	1,42	

- s. 185
- **Sila elektromotoryczna ogniwa (SEM)** – różnica potencjałów półogniw w ogniwie niepracującym wyznaczana jako różnica potencjału półogniwa pełniącego funkcję katody oraz półogniwa będącego anodą.

$$SEM = E_{\text{katody}} - E_{\text{anody}}$$

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wyjaśnij pojęcia: *potencjał półogniwa*, *potencjał standardowy ogniwa*, *szereg napięciowy metali*, *sila elektromotoryczna ogniwa*.
- Z czego wynika różnica między siłą elektromotoryczną obliczoną z różnicy potencjałów półogniw a zmierzoną woltomierzem podczas pracy ogniwa?

Li	K	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	...	Cu	Ag	Hg	Pt	Au
-3,01	-2,92	-2,92	-2,89	-2,84	-2,71	-2,38	...	0,34	0,80	0,87	1,20	1,42

- Wiedząc, że wraz ze wzrostem potencjału zmniejsza się tendencja metalu do utleniania się, wskaż w szeregu napięciowym metali:
 - metale, które są dobrymi reduktorami,
 - jony metali, które są dobrymi utleniaczami.
- Spośród podanych metali: Ba, Mg, Co, Ni, Cr, Ag, Au wskaż:
 - najsilniejszy reduktor,
 - metal, który najłatwiej się utlenia,
 - metal, którego jon jest najsilniejszym utleniaczem,
 - metal najmniej aktywny.
- Wskaż metal będący składnikiem półogniwa, które pełni funkcję anody w ogniwie:
 - $\text{Mn} \mid \text{Mn}^{2+} \parallel \text{Bi}^{3+} \mid \text{Bi}$,
 - w którym redukcji ulega ołów, a utlenieniu – kadm,
 - którego potencjały półogniw wynoszą $E^\circ_{\text{Co} \mid \text{Co}^{2+}} = -0,28 \text{ V}$ oraz $E^\circ_{\text{Ag} \mid \text{Ag}^+} = 0,80 \text{ V}$,
 - w którym potencjał metalu M_1 jest większy od potencjału metalu M_2 ,
 - w którym jedną elektrodę stanowi chrom, a drugą miedź, a roztworami elektrolitów są sole tych metali.



3. Siła elektromotoryczna ogniwa – obliczenia

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jak obliczyć siłę elektromotoryczną ogniwa.

Wiadomo, że siła elektromotoryczna ogniwa (SEM) to różnica potencjałów półogniw w ogniwie niepracującym wyznaczana jako różnica potencjału półogniwa pełniącego funkcję katody oraz półogniwa będącego anodą. Jak tę wiedzę wykorzystać do obliczeń SEM?

3.1. Tok postępowania

Aby obliczyć siłę elektromotoryczną (SEM), należy:

- 1) odszukać (o ile nie są podane bezpośrednio w zadaniu) potencjały standardowe półogniw budujących dane ogniwo,
- 2) ustalić, które półogniwo pełni w ogniwie funkcję katody, a które – anody,
- 3) od potencjału standardowego katody odjąć potencjał standardowy anody.

Korzystając z wartości potencjałów standardowych, należy pamiętać, że obliczona siła elektromotoryczna odnosi się do temperatury 298 K oraz stężeń roztworów, w których są zanurzone elektrody, wynoszących $1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$.

3.2. Przykłady

Przykład 1.

Oblicz SEM ogniwa Daniella w warunkach standardowych (298 K, $C_{m \text{ elektrolitów}} = 1 \text{ M}$).

Rozwiązanie:

Ogniwo Daniella opisuje schemat: $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$.

1) $E^\circ_{\text{Zn}} = -0,76 \text{ V}$; $E^\circ_{\text{Cu}} = 0,34 \text{ V}$

2) Funkcję anody w ogniwie pełni elektroda cynkowa, a katody – elektroda miedziana. Wskazuje na to zarówno schemat ogniwa, jak i wartości potencjałów standardowych.

3) $\text{SEM} = E^\circ_{\text{Cu}} - E^\circ_{\text{Zn}}$

$\text{SEM} = 0,34 - (-0,76) = 1,10 \text{ V}$

Odpowiedź:

Siła elektromotoryczna ogniwa Daniella w warunkach standardowych (298 K, $C_{m \text{ elektrolitu}} = 1 \text{ M}$) wynosi 1,10 V.

**Przykład 2.**

Dla ogniwa zbudowanego ze srebrnej płytki zanurzonej w 1-molowym roztworze azotanu(V) srebra(I) oraz żelaznej płytki zanurzonej w 1-molowym siarczanie(VI) żelaza(II):

- wskaż anodę i katodę,
- napisz w zeszycie schemat ogniwa,
- napisz w zeszycie równania procesów elektrodowych (reakcje półówkowe) oraz równanie sumaryczne dla ogniwa,
- zaznacz kierunek przepływu elektronów,
- oblicz siłę elektromotoryczną ogniwa.

Rozwiązanie:

- By określić, która elektroda stanowi anodę, a która – katodę, należy sprawdzić potencjały standardowe półogniw (tabela na końcu podręcznika):

$$E^\circ_{\text{Fe}} = -0,44 \text{ V}$$

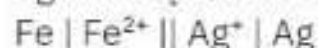
$$E^\circ_{\text{Ag}} = 0,80 \text{ V}$$

Anodą jest elektroda o niższym potencjale, a katoda ma wyższy potencjał.

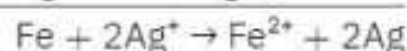
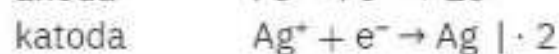
$$E^\circ_{\text{Fe}} = -0,44 \text{ V (anoda)}$$

$$E^\circ_{\text{Ag}} = 0,80 \text{ V (katoda)}$$

- Na anodzie zachodzi utlenianie, a na katodzie – redukcja. Zatem schemat ogniwa będzie następujący:

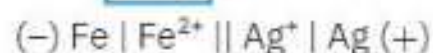
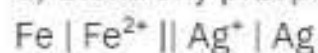


- Reakcje opisujące procesy elektrodowe:



Do napisania reakcji sumarycznej można także wykorzystać regułę zegara, określającą kierunek przebiegu reakcji (dział IV, rozdział 5.3.).

- Elektrony przepływają od anody do katody:



$$\text{e) SEM} = E^\circ_{\text{katody}} - E^\circ_{\text{anody}}$$

$$\text{SEM} = 0,80 - (-0,44) = 0,80 + 0,44 = 1,24 \text{ V}$$

Odpowiedź:

Ogniwo zbudowane z elektrody srebrnej i żelaznej opisuje schemat:

$\text{Fe} \mid \text{Fe}^{2+} \parallel \text{Ag}^+ \mid \text{Ag}$. Funkcję anody pełni żelazo zanurzone w roztworze FeSO_4 , a katody – srebro zanurzone w roztworze AgNO_3 . Siła elektromotoryczna tego ogniwa wynosi 1,24 V.

3.3. Zadania**Zadanie 1.**

Oblicz SEM ogniwa zbudowanego z elektrody żelaznej zanurzonej w 1-molowym roztworze FeSO_4 i elektrody ołowianej zanurzonej w 1-molowym roztworze $\text{Pb(NO}_3)_2$.

Zadanie 2.

Wykorzystując standardowe potencjały półogniw, wyznacz SEM ogniwa



**Zadanie 3.**

Dla ogniwa zbudowanego z dwóch półogniw $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+}$ i $\text{Sn} | \text{Sn}^{2+}$ narysuj w zeszycie schemat, zaznacz kierunek przepływu elektronów, napisz równania półokowe procesów elektrodowych oraz oblicz SEM w warunkach standardowych.

Zadanie 4.

Wskaż, który metal ulega utlenieniu, a który jon – redukcji w ogniwie $\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Sn}^{2+} | \text{Sn}$. Zapisz w zeszycie równania półokowe procesów elektrodowych oraz równanie sumaryczne i oblicz SEM w warunkach standardowych tego ogniwa.

Zadanie 5.

Zbudowano ogniwo z płytek magnezowej i ołowianej, zanurzonych w 1-molowych roztworach soli zawierającej odpowiednio kationy magnezu oraz ołowiu. Określ znaki obu elektrod, oblicz SEM w warunkach standardowych oraz podaj schemat tego ogniwa. Rozwiązanie wraz z odpowiedzią zapisz w zeszycie.

Zadanie 6.

SEM w warunkach standardowych ogniwa wynosi 0,74 V. Wskaż, z jakich półogniw może być zbudowane to ogniwo.

- a) $\text{Cd} | \text{Cd}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$
- b) $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+}$ oraz $\text{As}^{3+} | \text{As}$
- c) manganowego i kobaltowego

Zadanie 7.

Dla ogniwa zbudowanego ze złotej płytki zanurzonej w 1-molowym roztworze azotanu(V) złota(III) oraz cynowej płytki zanurzonej w 1-molowym azotanie(V) cyny(II):

- a) wskaż anodę i katodę,
- b) napisz schemat ogniwa,
- c) napisz równania procesów elektrodowych (reakcje półokowe) oraz równanie sumaryczne dla ogniwa,
- d) zaznacz kierunek przepływu elektronów,
- e) oblicz siłę elektromotoryczną ogniwa.

Zadanie wykonaj w zeszycie.



PODSUMOWANIE LEKCJI

s. 185

- Aby obliczyć siłę elektromotoryczną (SEM), należy:
 - 1) odszukać (o ile nie są podane bezpośrednio w zadaniu) potencjały standardowe półogniw budujących dane ogniwo,
 - 2) ustalić, które półogniwo pełni w ogniwie funkcję katody, a które – anody,
 - 3) od potencjału standardowego katody odjąć potencjał standardowy anody.

$$SEM = E^{\circ}_{\text{katody}} - E^{\circ}_{\text{anody}}$$

SEM obliczona w ten sposób odnosi się do temperatury 298 K oraz 1-molowych roztworów soli metali budujących elektrody.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Oblicz SEM ogniwa zbudowanego z elektrody żelaznej zanurzonej w 1-molowym roztworze $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ i elektrody ołowianej zanurzonej w 1-molowym roztworze $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$.
2. Wykorzystując standardowe potencjały półogniw, wyznacz SEM ogniwa $\text{Cr} \mid \text{Cr}^{3+} \parallel \text{Sb}^{3+} \mid \text{Sb}$.
3. Dla ogniwa zbudowanego z dwóch półogniw $\text{Mn} \mid \text{Mn}^{2+}$ i $\text{Sn} \mid \text{Sn}^{2+}$ napisz schemat, zaznacz kierunek przepływu elektronów, napisz równania półokwowe procesów elektrodowych oraz oblicz SEM w warunkach standardowych. Rozwiązanie zapisz w zeszycie.
4. Wskaż, który metal ulega utlenieniu, a który – redukcji w ogniwie $\text{Cr} \mid \text{Cr}^{3+} \parallel \text{Cd}^{2+} \mid \text{Cd}$. Zapisz w zeszycie równania półokwowe procesów elektrodowych oraz reakcję sumaryczną i oblicz SEM w warunkach standardowych tego ogniwa.
5. Zbudowano ogniwo z płytek: glinowej i niklowej, zanurzonych w 1-molowych roztworach soli zawierających odpowiednio kationy glinu oraz niklu. Określ znaki obu elektrod, podaj schemat tego ogniwa oraz oblicz SEM w warunkach standardowych. Rozwiązanie zapisz w zeszycie.
6. Dla ogniwa zbudowanego ze srebrnej płytki zanurzonej w 1-molowym roztworze azotanu(V) srebra(I) oraz cynowej płytki zanurzonej w 1-molowym azotanie(V) cyny(II):
 - a) wskaż anodę i katodę,
 - b) napisz schemat ogniwa,
 - c) napisz równania procesów elektrodowych (reakcje półokwowe) oraz równanie sumaryczne dla ogniwa,
 - d) zaznacz kierunek przepływu elektronów,
 - e) oblicz siłę elektromotoryczną tego ogniwa.Zadanie wykonaj w zeszycie.
7. Wiedząc, że im większa SEM, tym wydajniejsze jest ogniwo, ponieważ większe napięcie może wytworzyć, uszereguj poniższe ogniwa od najwydajniejszego do najmniej wydajnego.

a) $\text{Fe} \mid \text{Fe}^{2+} \parallel \text{Sn}^{2+} \mid \text{Sn}$	c) $\text{Sb} \mid \text{Sb}^{3+} \parallel \text{Au}^{3+} \mid \text{Au}$
b) $\text{Cd} \mid \text{Cd}^{2+} \parallel \text{Pb}^{2+} \mid \text{Pb}$	d) $\text{Al} \mid \text{Al}^{3+} \parallel \text{Ag}^+ \mid \text{Ag}$



4. Źródła prądu stałego. Ogniwa odwracalne i nieodwracalne

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jak można podzielić ogniwa;
- jakie jest zastosowanie ogniw;
- jak są zbudowane i jak działają przykładowe źródła prądu stałego.

Spośród wielkiej liczby możliwych do zbudowania ogniw galwanicznych tylko kilka z nich znalazło praktyczne zastosowanie jako źródła prądu stałego. W niektórych ogniwach przebiegające procesy prowadzą do trwałych zmian chemicznych, w innych zmiany te można odwrócić. Z tego względu ogniwa dzieli się na odwracalne i nieodwracalne.

4.1. Ogniwa odwracalne i nieodwracalne

Ogniwa, w których zachodzą trwałe zmiany chemiczne, nazywa się **ogniwami nieodwracalnymi**, ponieważ nie można ich zregenerować, by ponownie ich użyć. Przykładem takich ogniw są ogniwa R6, R14, R20 – powszechnie i niepoprawnie nazywane bateriami. Baterie to zespół kilku ogniw połączonych szeregowo lub równoległe (np. bateria płaska o napięciu 4,5 V). Ogniwa, w których zachodzące pod wpływem procesów elektrodowych zmiany chemiczne można odwrócić, nazywa się **ogniwami odwracalnymi**. Przykładem takich ogniw są akumulatory, ponieważ po podłączeniu zewnętrznego źródła prądu o odpowiednim napięciu zachodzą te same procesy elektrodowe, co podczas pracy ogniwa, jednak w przeciwnym kierunku. Umożliwia to regenerację takich ogniw i ich ponowne użycie.

Ogniwo odwracalne – ogniwo, w którym jest możliwa regeneracja elektrod.

Ogniwo nieodwracalne – ogniwo, w którym nie jest możliwa regeneracja elektrod.

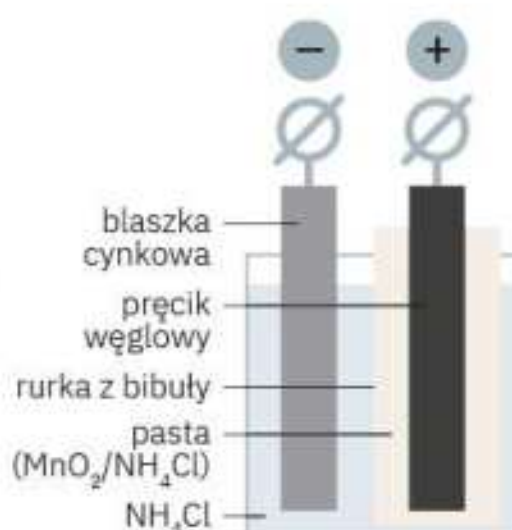
ogniwo odwracalne

ogniwo
nieodwracalne

4.2. Ogniwo Leclanchégo

Doświadczenie

Z bibuły filtracyjnej zrób rurkę o średnicy 1 cm i długości ok. 5 cm niedrożną z jednej strony. Wykorzystaj do tego klej wodoodporny. W rurce umieść pręcik węglowy, a pozostałą przestrzeń wypełnij pastą otrzymaną z tlenku manganu(IV) i nasyconego roztworu chlorku amonu (można także dodać drobno postaciowy grafit). Tak przygotowaną elektrodę węglową wraz z blaszką cynkową (elektrodą cynkową) umieść w zlewce o pojemności 100 cm³ wypełnionej nasyconym roztworem chlorku amonu.





Zmierz napięcie generowane przez zbudowane ogniwo.

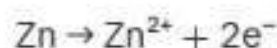
Obserwacje:

Napięcie wynosi ok. 1,5 V.

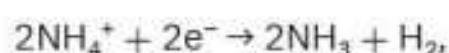
Wnioski:

Powstało ogniwo $\text{Zn} \mid \text{NH}_4\text{Cl}, \text{MnO}_2 \mid \text{C}$.

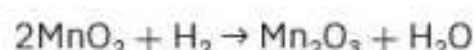
Powstałe w opisanym doświadczeniu ogniwo nazywa się **mokrym ogniwem Leclanchégo** (czytaj: leklanszego). W ogniwie tym biegunem ujemnym (anodą) jest blaszka cynkowa, która się utlenia (roztwarza):



Zjawiska zachodzące na katodzie są bardziej skomplikowane. Redukcji ulegają jony amonowe:



a powstający w wyniku reakcji wodór reaguje z tlenkiem manganu(IV), składnikiem pasty:

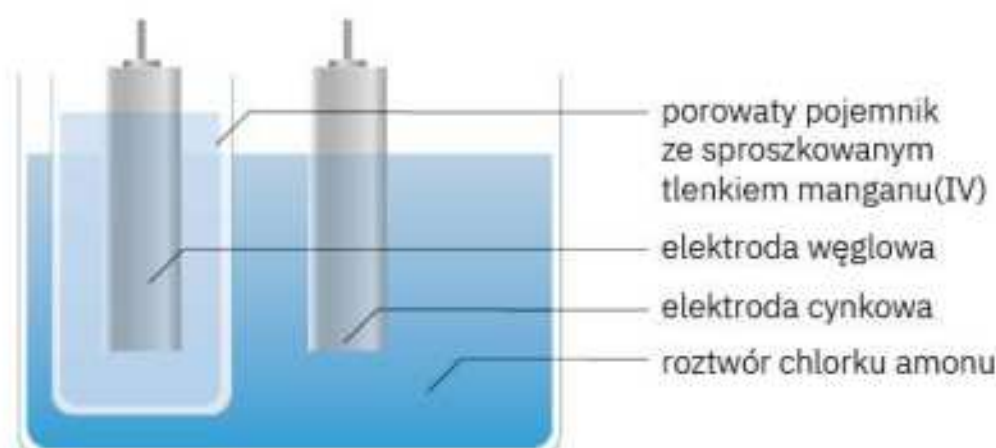


Tlenek manganu(IV) pełni funkcję depolaryzatora, który wiąże chemiczne produkty reakcji elektrodowych, zapewniając możliwie stały potencjał elektrody w czasie pracy ogniwa. Powstający amoniak NH_3 wiąże kationy Zn^{2+} , przez co tworzy się trwały związek kompleksowy $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_2]^{2+}$.

Sumaryczną reakcję zachodzącą podczas pracy ogniwa można zapisać w postaci równania:



Mimo obecności depolaryzatora wydajność ogniwa w czasie pracy spada, ponieważ reakcje wiązania gazów zachodzą powoli i elektroda węglowa jest izolowana warstwą gazu. Nagromadzone gazy ulegają związaniu podczas spoczynku ogniwa i jego napięcie może powrócić do wartości pierwotnej.



Rysunek 6. Budowa suchego ogniwa Leclanchégo.

Ze względów praktycznych bardziej rozpowszechnione jest **ogniwo suche Leclanchégo**. W suchym ogniwie elektrolit jest zagęszczony (skrobią lub krzemionką) i zamknięty w puszcze. Elektrolit, mimo że zawiera wodę umożliwiającą

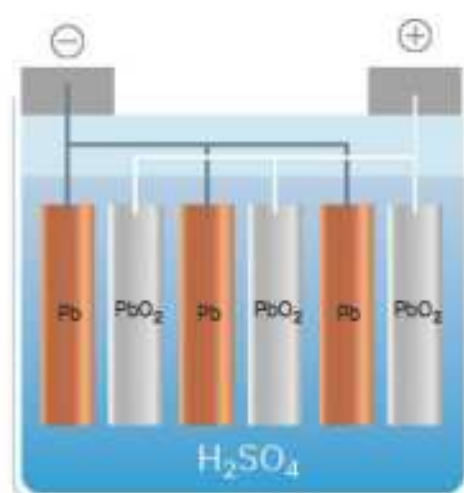


przepływ jonów, ma konsystencję pasty. Podobnie jak w ogniwie mokrym jedną elektrodę stanowi elektroda węglowa (grafitowa), która otoczona jest elektrolitem. Pastę elektrolitu okala osłonka papierowa, a całość jest umieszczona w cynkowej puszcze pełniącej funkcję drugiej elektrody. Puszka od góry zamknięta jest szczelnie smołą lub woskiem (rysunek 6).

Ogniwa tego typu są wykorzystywane jako ogniwa pojedyncze lub też jako ogniwa połączone szeregowo w bateriach. Ogniwo to przestaje pracować, gdy jego składniki się zużywają.

4.3. Akumulator

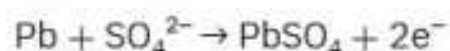
Przykładem ogniwa odwracalnego jest akumulator, a najbardziej rozpowszechniony typ akumulatora to akumulator ołowiowy. Montuje się go jako źródło prądu stałego w samochodach czy też wózkach o napędzie elektrycznym. Co ważne – akumulatory samochodowe wymagają wyższego napięcia, dlatego składają się z sześciu szeregowo połączonych ogniw, które pozwalają uzyskać napięcie 12 V.



Rysunek 7. Budowa akumulatora ołowiowego.

Akumulator ołowiowy jest zbudowany z szeregowo połączonych ogniw stanowiących dwa zespoły płytek lub siatek ołowianych. Część z nich pokrywa gruba warstwa tlenku ołowiu(IV), a część – gąbczasty metaliczny ołów. Płytki są zanurzone w elektrolicie będącym 25-procentowym roztworem kwasu siarkowego(VI). Konstrukcja tego układu zapewnia jak największą powierzchnię styku płytek z roztworem elektrolitu (rysunek 7).

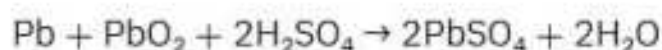
Podczas pracy ogniwa na anodzie, którą stanowi płytka ołowiana, zachodzi reakcja utleniania ołowiu do jonów Pb^{2+} . Jony te reagują z obecnymi w elektrolicie anionami siarczanowymi(VI), tworząc nierozpuszczalny siarczan(VI) ołowiu(II):



Proces katodowy polega na redukcji, zachodzącej w środowisku kwasowym, tlenku ołowiu(IV) (PbO_2) do jonów Pb^{2+} . Kationy te, podobnie jak kationy powstałe w wyniku utleniania na anodzie, reagują z anionami siarczanowymi(VI). Całościowo proces zachodzący na katodzie akumulatora ołowiowego można zapisać w postaci równania:



Sumaryczna reakcja opisująca pracę, czyli rozładowywanie akumulatora, jest opisana równaniem:





W trakcie pracy akumulatora na obu elektrodach powstaje nierozpuszczalny siarczan(VI) ołowiu(II), ograniczający kontakt elektrod z elektrolitem. Na katodzie powstaje woda, która rozcieńcza elektrolit. Wszystko to prowadzi do spadku SEM. Napięcie naładowanego akumulatora wynosi ok. 2,2 V. Spadek poniżej 1,8 V grozi powstaniem nieodwracalnych uszkodzeń, dlatego powinno się ładować akumulator przed jego całkowitym rozładowaniem.

Doświadczenie

- 1) Do zlewki o pojemności 100 cm³ wlej ostrożnie 30-procentowy kwas siarkowy(VI), a następnie zanurz w niej dwie oczyszczone i odtłuszczone płytki ołowiane. Zmierz napięcie między płytkami.
- 2) Następnie połącz jedną płytkę z ujemnym, a drugą z dodatnim biegunem zasilacza prądu stałego o napięciu 3 V. Obserwuj zjawiska zachodzące na elektrodach w czasie przepływu prądu. Po paru minutach odłącz zasilacz i ponownie zmierz napięcie między płytkami.

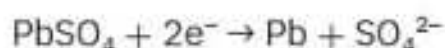
Obserwacje:

- 1) Elektrody pokrywają się osadem. Między elektrodami przepływa prąd, którego napięcie maleje w trakcie pomiaru.
- 2) Wygląd elektrod się zmienia. Po odłączeniu zasilacza napięcie wytwarzanego prądu między elektrodami wzrosło.

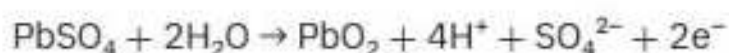
Wniosek:

Reakcje zachodzące podczas pracy ogniwa powodują spadek jego wydajności. Podłączenie zewnętrznego zasilacza do ogniwa regeneruje je.

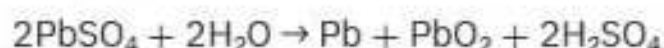
Podłączając płytkę ołowianą do ujemnego źródła prądu, a płytkę pokrytą tlenkiem ołowiu(IV) do dodatniego bieguna źródła prądu, wymusza się procesy przeciwne do tych, które zachodzą podczas pracy akumulatora. Do anody ogniwa pokrytej siarczanem(VI) ołowiu(II) (wytworzonym podczas pracy ogniwa) połączonej z biegunem ujemnym źródła prądu są dostarczane elektrony, które redukują kationy Pb²⁺ z soli do ołowiu:



Katoda ogniwa stanowi elektrodę pokrytą tlenkiem ołowiu(IV), która w wyniku pracy akumulatora została pokryta siarczanem(VI) ołowiu(II). Po połączeniu tej katody z biegunem dodatnim źródła prądu są z niej „wyciągane” elektrony. Zachodzi zatem proces utleniania:



Sumarycznie procesy opisuje równanie:



będące reakcją odwrotną do reakcji obrazującej pracę akumulatora. W wyniku tego procesu:

- 1) z elektrod jest usuwany siarczan(VI) ołowiu(II),
- 2) elektrody odtwarzają się (na anodzie powstaje Pb, a katodzie – PbO₂),
- 3) wzrasta stężenie elektrolitu.

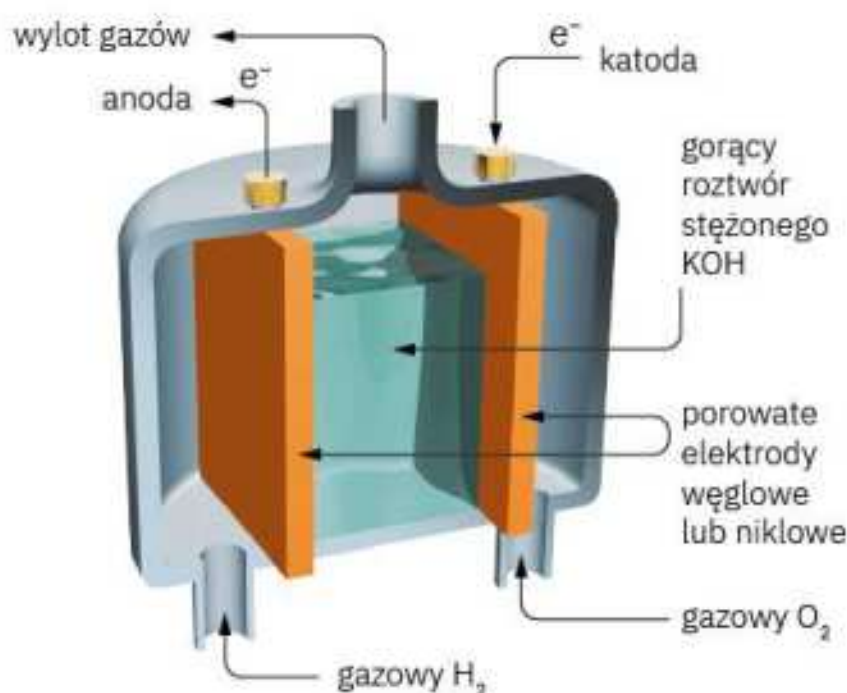


Skutki procesów zachodzących podczas pracy akumulatora są usuwane. Akumulator się regeneruje.

Podczas eksploatacji akumulatora maleje ilość elektrolitu. Wynika to z odparowywania i rozkładu wody, do którego dochodzi podczas ładowania akumulatora. Ubytki wody można uzupełniać wodą destylowaną, co przedłuża czas eksploatacji akumulatora.

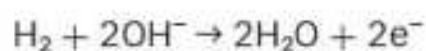
4.4. Ogniwa paliwowe

Szczególnym rodzajem źródeł prądu są **ogniwa paliwowe**. Przykładem takiego ogniwa jest ogniwo wodorowo-tlenowe, które znalazło praktyczne zastosowanie jako źródło energii w lotach kosmicznych w programie „Apollo”. Elektrody w ogniwie paliwowym są zbudowane z porowatego węgla zawierającego domieszki, np. niklu, platyny bądź srebra. Elektrode stanowiącą anodę wysyca się gazowym wodorem, a do katody trafia tlen. Elektrolitem jest wodny stężony roztwór wodorotlenku potasu (rysunek 8).



Rysunek 8. Budowa ogniwa wodorowo-tlenowego.

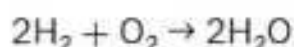
Na anodzie w obecności anionów hydroksylowych zachodzi reakcja utleniania wodoru:



Na katodzie natomiast redukcji ulega tlen:



Sumaryczną reakcją opisującą pracę ogniwa paliwowego jest reakcja syntezy wody:



By wygenerować prąd o dużym natężeniu, należy umożliwić zachodzenie procesów elektrodowych z dużą szybkością, co wymusza pracę ogniwa w tempera-



turze 200°C. Inną wadą tych ogniw jest ich cena. Do ich zalet należy natomiast brak produktów ubocznych uciążliwych dla środowiska. Tworząca się podczas pracy ogniwa woda oddestylowuje z elektrolitu i jest odprowadzana na zewnątrz ogniwa. Kontakt gazów prowadzących do syntezy wody może doprowadzić do wybuchu, w ogniwie jednak procesy zachodzą w sposób kontrolowany i są źródłem dużych ilości energii.

Podobnie pracują inne ogniwa tego typu, w których utlenianym reduktorem są tlenek węgla(II), metanol (CH_3OH), metan (CH_4) lub inne węglowodory, a utleniaczem – poza tlenem – może być np. chlor.

PODSUMOWANIE LEKCJI

s. 191

OGNIWA

odwracalne (można je regenerować)	nieodwracalne (nie podlegają regeneracji)
akumulatory	baterie

- Ogniwo Leclanchégo $\text{Zn} \mid \text{NH}_4\text{Cl}, \text{MnO}_2 \mid \text{C}$
Anoda (-): $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2e^-$
Katoda (+): $2\text{NH}_4^+ + 2e^- \rightarrow 2\text{NH}_3 + \text{H}_2$
 $2\text{MnO}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
Reakcja sumaryczna: $\text{Zn} + 2\text{NH}_4\text{Cl} + 2\text{MnO}_2 \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2 + \text{Mn}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- Akumulator ołowiowy $\text{Pb} \mid \text{H}_2\text{SO}_4, \text{PbO}_2 \mid \text{Pb}$
Anoda (-): $\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2e^-$
Katoda (+): $\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2e^- \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
Reakcja sumaryczna: $\text{Pb} + \text{PbO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- Ogniwo wodorowo-tlenowe
Anoda (-): $\text{H}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2e^-$
Katoda (+): $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- \rightarrow 4\text{OH}^-$
Reakcja sumaryczna: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij różnicę między ogniwem odwracalnym i nieodwracalnym.
2. Omów budowę:
 - a) mokrego ogniwa Leclanchégo,
 - b) suchego ogniwa Leclanchégo.
3. Zapisz w zeszycie równania reakcji elektrodowe oraz sumaryczne zachodzące podczas pracy:
 - a) ogniwa Leclanchégo,
 - b) akumulatora ołowiowego,
 - c) ogniwa wodorowo-tlenowego.
4. Podaj budowę i zasadę działania akumulatora ołowiowego.
5. Omów procesy zachodzące podczas ładowania akumulatora.
6. Wymień wady i zalety ogniwa paliwowego.



5. Korozja metali i metody jej zwalczania

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- czym jest korozja;
- jak dzieli się korozję;
- jakie procesy zachodzą podczas korodowania metali;
- jakie są sposoby zapobiegania korozji.

Korozja to proces niszczenia materiałów pod wpływem otaczającego ich środowiska. Termin ten dotyczy przede wszystkim metali, których korozja ma największe znaczenia dla człowieka i jego otoczenia. W zależności od mechanizmu przebiegu korozję dzieli się na chemiczną oraz elektrochemiczną.

5.1. Podział korozji

W zależności od mechanizmu korozji wyróżnia się korozję chemiczną i elektrochemiczną. **Korozja chemiczna** to wynik bezpośredniej reakcji metalu zachodzącej na jego powierzchni z czynnikiem powodującym korozję. Typowym przykładem tego rodzaju korozji jest utlenianie żelaza do jego tlenków zachodzące pod wpływem tlenu z powietrza, w podwyższonej temperaturze. Innym często spotykanym przykładem korozji chemicznej jest pojawianie się czarnego nalotu na srebrnych przedmiotach, które mają kontakt z powietrzem. Główny składnik tego nalotu stanowi siarczek srebra(I) powstający w reakcjach ze związków siarki (np. siarkowodoru) występujących w powietrzu. Korozja chemiczna nie stanowi z reguły zagrożenia dla konstrukcji i przedmiotów wykonanych z metali pod warunkiem, że temperatura otoczenia nie jest wysoka. Utlenianie metali do tlenków w niektórych wypadkach hamuje postęp korozji, ponieważ dobrze przylegająca do metalu warstwa wytworzonego tlenku stanowi barierę ochronną dla czynników wywołujących korozję. Tworzenie na powierzchni metalu takiej warstwy tlenków nazywa się **pasywacją**. Łatwo pasywuje (pokrywa się warstwą dobrze przylegającego tlenku) glin. Jako metal o dość niskim potencjale glin jest metalem aktywnym i stosunkowo łatwo się utlenia. Jednak ze względu na pasywację wyróżnia się stosunkowo dobrą odpornością na korozję.

Korozja chemiczna – korozja polegająca na bezpośredniej reakcji metalu z czynnikiem wywołującym korozję.

korozja chemiczna

Pasywacja – pokrywanie się powierzchni metalu tlenkiem powstałym w wyniku utleniania tego metalu.

pasywacja

Zdecydowanie większe szkody niesie za sobą **korozja elektrochemiczna**. Wynika ona z pracy tworzących się mikroogniw na powierzchni metali w warunkach wilgotnych. Korozja ta zachodzi na granicy faz metal – roztwór elektrolitu. Elektrolitem jest najczęściej woda opadowa lub wilgoć kondensująca się na po-



wierzchni metalu. Zarówno woda opadowa, jak i woda będąca składnikiem powietrza zawiera pewne ilości rozpuszczonych gazów, takich jak: tlen, tlenek węgla(IV), tlenki siarki czy azotu. Woda może także zawierać sole wymyte z gleby lub sole, którymi posypuje się drogi i chodniki w okresie zimowym, aby obniżyć temperaturę krzepnięcia wody. Wzrost liczby jonów w wodzie sprawia, że jest ona mocniejszym elektrolitem, co ułatwia proces korozji.

korozja
elektrochemiczna

Korozja elektrochemiczna – korozja będąca wynikiem działania lokalnych mikroogniw tworzących się na powierzchni metalu w warunkach wilgotnych.

5.2. Mechanizm powstawania korozji elektrochemicznej

Mikroogniwo na powierzchni metalu

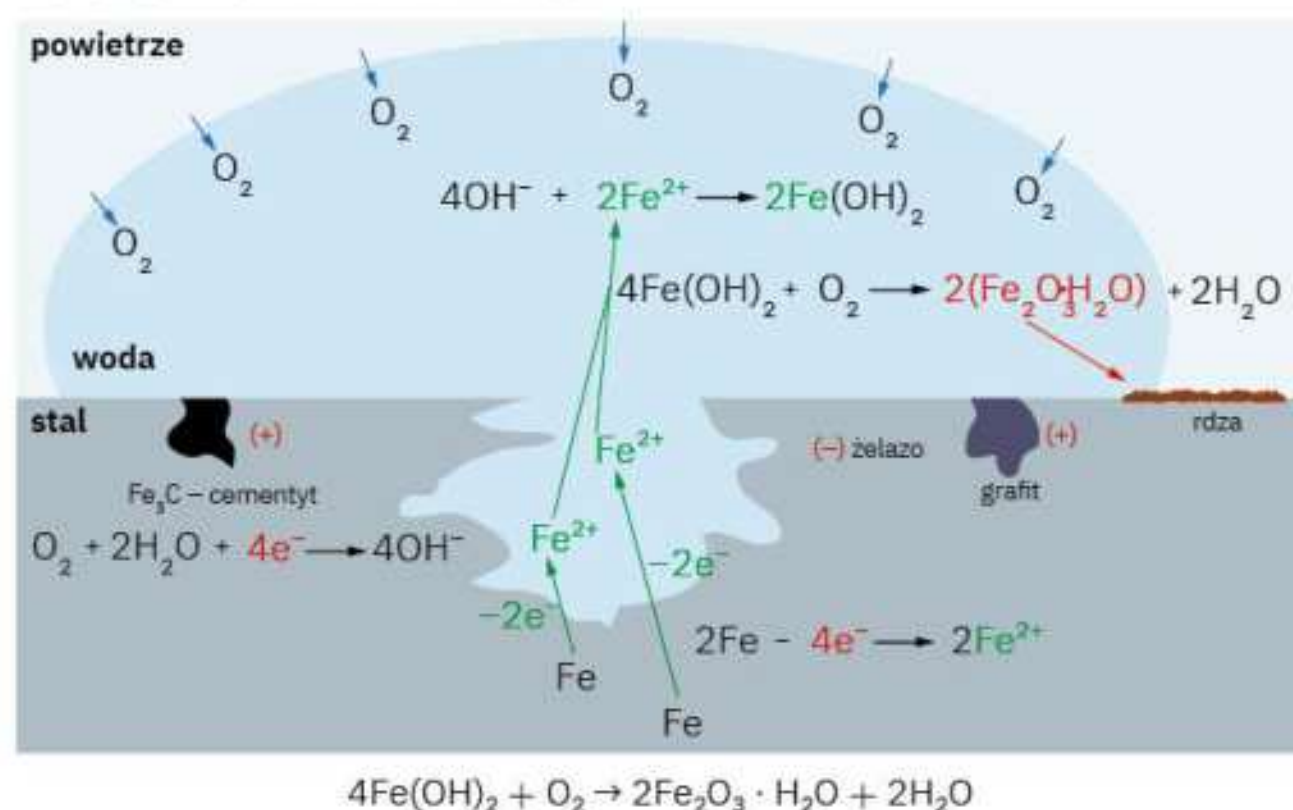
Stal, podobnie jak żeliwo, poza żelazem zawiera węgiel w postaci grafitu lub węgliku żelaza (Fe_3C). Mikroskopowy skład stali czy żeliwa nie jest jednorodny. Na jej powierzchni znajdują się zatem obszary różniące się składem chemicznym, które w zetknięciu z elektrolitem mają różne potencjały elektrochemiczne. Na mokrej od wody powierzchni stali lub żeliwa tworzą się zatem mikroogniwa, w których żelazo pełni funkcję anody, ponieważ ma najniższy potencjał. Podczas pracy takiego mikroogniwa żelazo ulega utlenianiu, a na powierzchni grafitu lub węgliku żelaza zachodzi redukcja tlenu rozpuszczonego w wodzie:



Reakcję sumaryczną można zapisać w postaci:



Kationy żelaza w obecności anionów hydroksylowych tworzą wodorotlenek żelaza(II), który łatwo ulega utlenieniu do uwodnionego tlenku żelaza(III) ($\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$) będącego głównym składnikiem rdzy.





Korozja w kropli

Rdza może też tworzyć się według mechanizmu określanego jako „korozja w kropli”. Siłą napędową korozji tego typu stanowi różnica w stężeniach tlenu na powierzchni kropli oraz w jej środku. Na obrzeżach kropli, która ma bezpośredni kontakt z powietrzem, stężenie tlenu jest większe niż w jej części centralnej i dlatego zachodzi tam proces redukcji tlenu. W środku kropli zachodzi utlenianie żelaza i w wyniku dalszych reakcji utleniania powstawanie rdzy. Reakcja utleniania powstającego Fe(OH)_2 do $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ zużywa tlen, co dodatkowo obniża jego stężenie. Tworząca się rdza utrudnia dostęp tlenu do powierzchni metalu, a to powoduje zwiększanie się różnicy w stężeniach tlenu i zintensyfikowanie postępowania korozji. Ponadto porowata struktura rdzy zatrzymuje więcej wody, co także sprzyja korozji. Wyjaśnia to znaną z życia codziennego obserwację, że proces korozji po rozpoczęciu postępuje coraz szybciej.

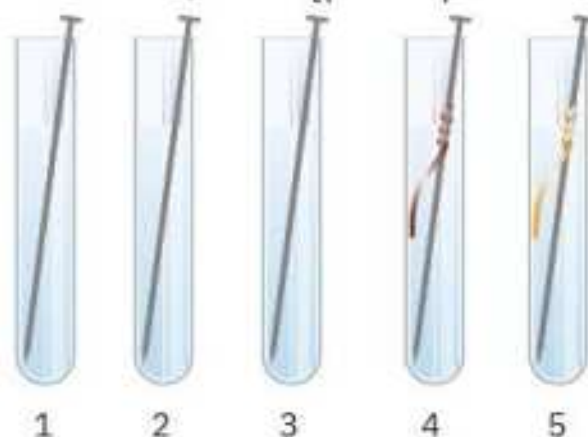
5.3. Badanie procesu korozji elektrochemicznej stali w różnych warunkach

Doświadczenie

Do pięciu probówek wlej kolejno: 1. wodę destylowaną, 2. rozcieńczony roztwór wodorotlenku sodu, 3.–5. rozcieńczony roztwór chlorku sodu. Następnie do każdej z probówek włóż gwóźdź stalowy, nie zanurzając go w całości w roztworach. Ponadto gwóźdź włożony do probówki 4. połącz z blaszką cynkową, a ten w probówce 5. owiń drutem miedzianym. Po dwóch dniach zanotuj, jakie są wyniki eksperymentu.

Obserwacje:

Po dwóch dniach prowadzenia eksperymentu gwoździe w probówkach 1.–3. i 5. pokryły się rudym nalotem rdzy. Szybkość postępu procesu i największa korozja zaszła w probówce 5., a następnie w probówkach 3., 1. oraz 2.



Wnioski:

W probówkach 1.–3. zaszła korozja, której powodem była niejednorodność powierzchni stali i tworzące się mikroogniwa oraz nierównomierne stężenia tlenu w roztworach.

W probówce 4. utworzyło się ogniwo galwaniczne składające się z półogniw $\text{Zn} | \text{NaCl}$ oraz $\text{Fe} | \text{NaCl}$.

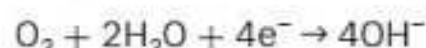




Ze względu na niższy potencjał elektrochemiczny cynku w układzie tym pełni on funkcję anody, utleniając się do Zn^{2+} :



A na elektrodzie stalowej zawierającej żelazo o wyższym potencjale niż cynk zachodzi redukcja. W analizowanym środowisku redukcji ulega tlen:

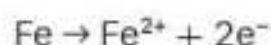


Reakcja sumaryczna przedstawia się zatem następująco:



W probówce 5. utworzyło się ogniwo galwaniczne składające się z półogniw $\text{Fe} | \text{NaCl}$ oraz $\text{Cu} | \text{NaCl}$.

Ze względu na niższy potencjał elektrochemiczny żelaza w analizowanym układzie to ono będzie pełniło funkcję anody:



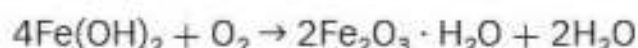
A na katodzie tworzonej przez miedź zajdzie reakcja redukcji tlenu:



Sumaryczna reakcja opisująca pracę tego ogniwa prowadzi do powstania wodorotlenku żelaza(II):



W wyniku dalszego utleniania tlenem powstaje rdza:



5.4. Metody zapobiegania korozji



Rysunek 9. Niemetaliczna powłoka metalu.

Znajomość mechanizmów korozji pozwala na jej zapobieganie. Metody zapobiegania procesom korozyjnym polegają na nakładaniu odpowiednich powłok, a **powłoki** te dzielą się na **bierne** i **czynne**. Do pierwszej grupy zalicza się powłoki, których zadaniem jest izolacja od czynników zewnętrznych mogących wywołać korozję. Przykładami takich powłok są: **pokrycia metali warstwą niemetaliczną** w postaci: lakierów, farb, emalii lub też tworzyw sztucznych. Powłoki te dobrze chronią przed dostępem powietrza i wody do powleczanego metalu, jeśli są szczelne. Przerwanie ciągłości pokrycia powoduje szybką korozję przebiegającą według mechanizmu „korozja w kropli”.

Przykładem ochrony antykorozyjnej jest także wykorzystanie zjawiska pasywacji. Pokrycie warstwą tlenków metali powierzchni innego metalu nazywa się **oksydacją**.



Do powłok biernych zalicza się także **powłoki metaliczne wytwarzane z metali szlachetniejszych** (z wyższym potencjałem elektrochemicznym) od metalu chronionego. W przypadku stali najczęściej nanosi się powłoki ochronne z cyny, niklu lub chromu. Metale te znacznie wolniej korodują niż żelazo ze stali, chroniąc je przed utlenianiem. Ochrona ta jednak trwa do momentu uszkodzenia powłoki. Nawet niewielkie uszkodzenie takiej warstwy ochronnej nie tylko umożliwia zajście korozji, lecz także ją przyspiesza (próbówka 5. z doświadczenia opisanego w poprzednim podrozdziale).

Powłoki czynne chronią metal nawet wtedy, gdy tracą szczelność. Do takich należą **powłoki metaliczne wytwarzane z metali mniej szlachetnych** (o niższym potencjale) od metalu chronionego. W przypadku stali wykonuje się je najczęściej z cynku i kadmu, który ma niższy potencjał od żelaza. Przerwanie powłoki ochronnej spowoduje powstanie ogniwa, w którym anodą będzie metal tworzący powłokę ochronną i to on ulegnie utlenianiu, a nie żelazo. Dodatkową ochroną żelaza staną się powstające w wyniku utleniania tlenki cynku bądź kadmu blokujące dostęp czynników wywołujących korozję do żelaza.

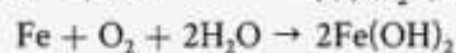
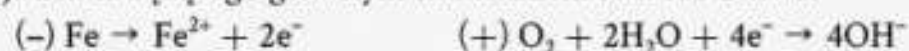


Rysunek 10. Przedmioty codziennego użytku pokryte powłoką cynkową.

Innym przykładem jest ochrona metali przez tzw. **protektory**. Są to blachy lub sztabki wykonane z metali aktywnych, takich jak magnez czy cynk, połączone elektrycznie z chronionym metalem. W utworzonym ogniwie funkcję anody pełni protektor i to on ulega reakcji utleniania zamiast metalu chronionego. Protektory po zużyciu wymienia się na nowe. Metodę tę wykorzystuje się do ochrony antykorozyjnej dużych obiektów, np. kadłubów statków czy rurociągów.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- **Korozja** – proces niszczenia materiałów pod wpływem otaczającego ich środowiska.
- Korozja żelaza będącego głównym składnikiem stali lub żeliwa:



↓
rdza

- **Korozja chemiczna** – korozja polegająca na bezpośredniej reakcji metalu z czynnikiem wywołującym korozję.

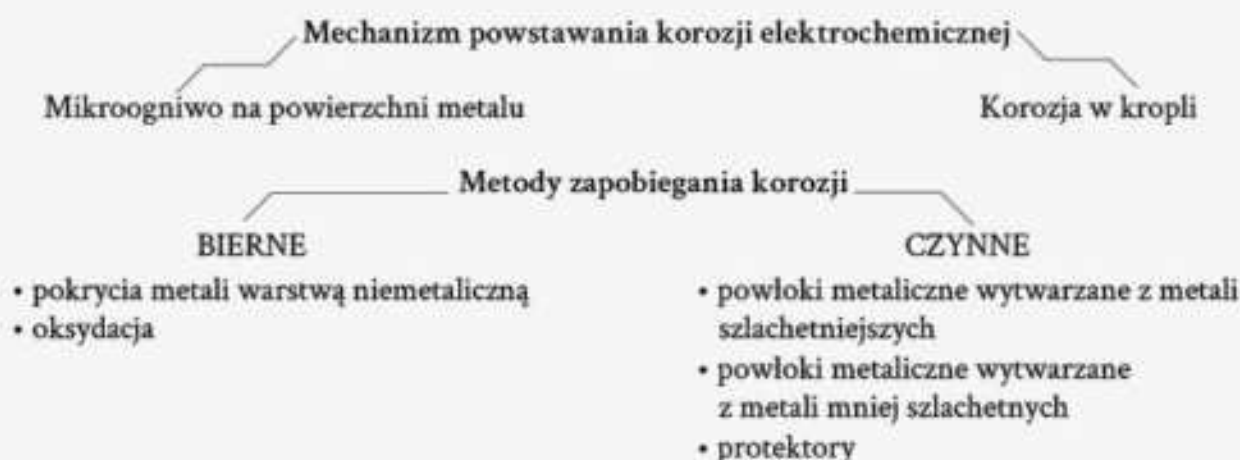
s. 197

s. 197



s. 198

- **Korozja elektrochemiczna** – korozja będąca wynikiem działania lokalnych mikroogniw tworzących się na powierzchni metalu w warunkach wilgotnych.



s. 197

- **Pasywacja** – pokrywanie się powierzchni metalu tlenkiem powstałym w wyniku utleniania tego metalu.

s. 200

- **Oksydacja** – wytwarzanie warstwy tlenkowej metali na powierzchni innych metali.

s. 201

- **Protektory** – fragmenty metali wykorzystywane do tworzenia ochrony antykorozyjnej, mają niższy potencjał elektrochemiczny niż ochraniający metal; umieszczane w pobliżu ochranianego metalu tworzą ogniwo, w którym przyjmują funkcję anody.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Przedstaw w zeszycie, na czym polega zjawisko korozji stali. Zapisz równania reakcji prowadzących do powstania rdzy.
2. Omów proces powstawania korozji i jej podział.
3. Scharakteryzuj wybrany mechanizm powstawania korozji elektrochemicznej.
4. Przedstaw omów metody zapobiegania procesom korozji.
5. Wybierz metale będące lepszą ochroną dla stali w przypadku uszkodzenia powłoki ochraniającej. Uzasadnij swój wybór.

a) kadm	c) miedź	e) cyna
b) cynk	d) srebro	f) chrom
6. Wskaż metale będące dobrą ochroną dla stali do momentu uszkodzenia powłoki. Uzasadnij swój wybór.

a) kadm	c) miedź	e) cyna
b) cynk	d) srebro	f) chrom
7. Wybierz metale, które mogą pełnić funkcję protektorów dla stali. Wskaż jeden metal, który najlepiej sprawdzi się w tej roli. Uzasadnij swój wybór.

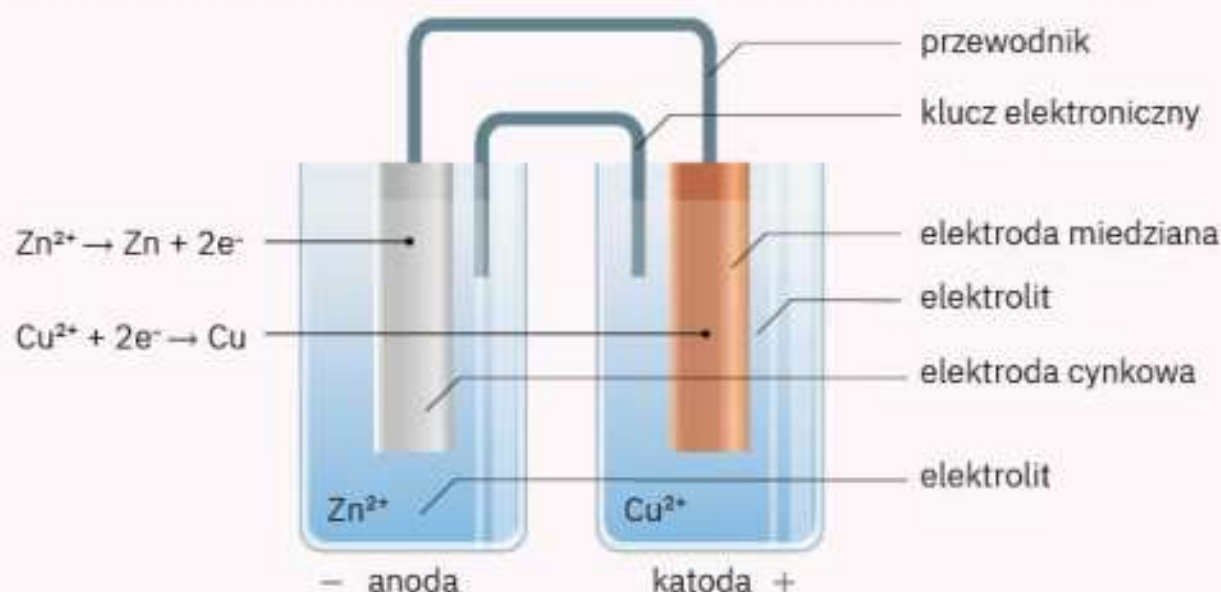
a) ołów
b) miedź
c) glin
d) magnez
e) cynk



PODSUMOWANIE PRZED SPRAWDZIANEM

- **Elektroda** – metalowa płytka zanurzona w roztworze elektrolitu. s. 177
- **Katoda** – dodatnia elektroda w ogniwach, na której zachodzi reakcja redukcji. s. 178
- **Anoda** – ujemna elektroda w ogniwach, na której zachodzi reakcja utleniania. s. 178
- **Półogniwo** – elektroda wraz z otaczającym ją roztworem elektrolitu. s. 177
- **Ogniwo galwaniczne** – dwie elektrody zanurzone w elektrolicie (dwa półogniwa), między którymi płynie prąd elektryczny. s. 178
- **Schemat ogniwa:** s. 178
 - półogniwo (anoda) || półogniwo (katoda)
 - elektroda 1 | elektrolit 1 || elektrolit 2 | elektroda 2
- **Ogniwo Daniella** – ogniwo galwaniczne zbudowane z elektrody cynkowej i miedzianej zanurzonych odpowiednio w roztworze soli cynku oraz miedzi, połączonych przewodnikiem. s. 178

$$\text{Zn} | \text{Zn}^{2+} || \text{Cu}^{2+} | \text{Cu}$$
- **Klucz elektrolityczny** – łącznik roztworów elektrolitów umożliwiający migrację jonów.



- **Potencjał półogniwa** – różnica potencjałów wytworzona na granicy faz metal – roztwór elektrolitu. s. 182
- **Potencjał standardowy półogniwa** – potencjał wyznaczony względem półogniwa wodorowego w warunkach standardowych. s. 183
- **Szereg napięciowy metali** – uporządkowane zestawienie metali zgodnie z rosnącym potencjałem standardowym ich półogniw. s. 184

Li	K	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Be	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H	Bi	Sb	As	Cu	Ag	Hg	Pt	Au
-2,92	-2,92	-2,89	-2,84	-2,71	-2,38	-1,70	-1,66	-1,05	-0,76	-0,71	-0,44	-0,40	-0,28	-0,22	-0,14	-0,13	0,00	0,20	0,20	0,30	0,34	0,80	0,87	1,20	1,42	
potencjał elektrochemiczny																										
aktywność																										

- **Siła elektromotoryczna ogniwa (SEM)** – różnica potencjałów półogniw w ogniwie niepracującym, wyznaczana jako różnica potencjału katody oraz anody. s. 185

$$\text{SEM} = E_{\text{katody}} - E_{\text{anody}}$$



OGNIWA	
odwracalne (można je regenerować)	nieodwracalne (nie podlegają regeneracji)
	

s. 191

- **Ogniwo Leclanchégo:** $\text{Zn} \mid \text{NH}_4\text{Cl}, \text{MnO}_2 \mid \text{C}$

s. 191

- **Akumulator ołowiowy:** $\text{Pb} \mid \text{H}_2\text{SO}_4, \text{PbO}_2 \mid \text{Pb}$

Anoda (-): $\text{Pb} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{e}^-$

Katoda (+): $\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Reakcja sumaryczna: $\text{Pb} + \text{PbO}_2 + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

s. 191

- **Ogniwo wodorowo-tlenowe:**

Anoda (-): $\text{H}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^-$

Katoda (+): $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-$

Reakcja sumaryczna: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

s. 197

- **Korozja** – proces niszczenia materiałów pod wpływem otaczającego ich środowiska.

- **Korozja żelaza:**

(-) $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$

(+) $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightarrow 4\text{OH}^-$

$\text{Fe} + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Fe}(\text{OH})_2$

$4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$



s. 197

- **Korozja chemiczna** – korozja polegająca na bezpośredniej reakcji metalu z czynnikiem wywołującym korozję.

s. 198

- **Korozja elektrochemiczna** – korozja będąca wynikiem działania lokalnych mikroogniw tworzących się na powierzchni metalu w warunkach wilgotnych.

Metody zapobiegania korozji	
• pokrycia metali warstwą niemetaliczną • oksydacja • powłoki metaliczne wytwarzane z metali szlachetniejszych	• powłoki metaliczne wytwarzane z metali mniej szlachetnych • protektory
Bierne	Czynne

s. 197

- **Pasywacja** – pokrywanie się powierzchni metalu tlenkiem powstałym w wyniku utleniania tego metalu.

s. 200

- **Oksydacja** – wytwarzanie warstwy tlenkowej metali na powierzchni innych metali.

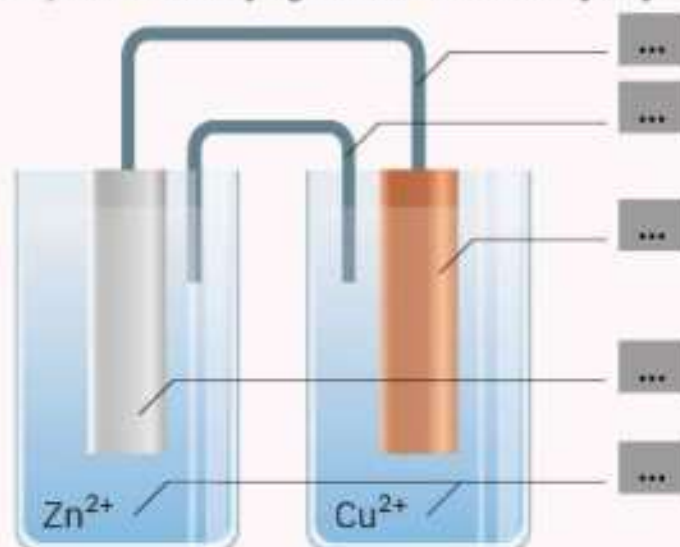


- **Protektory** – fragmenty metali wykorzystywane do tworzenia ochrony antykorozyjnej, mają niższy potencjał elektrochemiczny niż ochraniający metal; umieszczane w pobliżu ochranianego metalu tworzą ogniwo, w którym przyjmują funkcję anody.

s. 201

SPRAWDŹ, CZY UMIESZ!

1. Wyjaśnij pojęcia: *elektroda, katoda, anoda, półogniwo, ogniwo, korozja, korozja elektrochemiczna, korozja chemiczna, oksydacja, pasywacja, reakcja redukcji, reakcja utleniania, szereg napięciowy metali, SEM, potencjał półogniwa, potencjał standardowy ogniwa, klucz elektrolityczny.*



2. Na podanym rysunku wskaż: katodę, anodę, elektrolit, przewodnik, klucz elektrolityczny.
3. Podaj symbol ogniwa Daniella. Napisz w zeszycie równanie reakcji zachodzącej na katodzie, na anodzie i równanie sumaryczne zachodzące podczas pracy ogniwa Daniella.
4. Wskaż biegun dodatni i ujemny w ogniwach zbudowanych z podanych półogniw.
 - a) $\text{Fe} \mid \text{Fe}^{2+} \text{ i } \text{Sn}^{2+} \mid \text{Sn}$
 - b) $\text{Ag} \mid \text{Ag}^+ \text{ i } \text{Zn}^{2+} \mid \text{Zn}$
 - c) $\text{Cu} \mid \text{Cu}^{2+} \text{ i } \text{Au}^+ \mid \text{Au}$
 Ułóż równania reakcji elektrodowych w ogniwie zbudowanym z tych półogniw oraz reakcje sumaryczne zachodzące podczas pracy tych ogniw. Oblicz ich siłę elektromotoryczną i uszereguj je zgodnie ze wzrostem ich wydajności. Obliczenia wraz z odpowiedzią zapisz w zeszycie.
5. Uzupełnij zdania, tak aby zawierały prawdziwe informacje. Poprawne zdania zapisz w zeszycie.
 - a) Metale o [] potencjale elektrochemicznym są dobrymi reduktorami.
 - b) Metal o niższym potencjale pełni w ogniwie funkcję [], a o potencjale wyższym – funkcję [].
 - c) Na anodzie zachodzi reakcja [].
 - d) Obliczając SEM od potencjału elektrochemicznego [], odejmuje się potencjał elektrochemiczny [].
 - e) Metale znajdujące się po [] stronie szeregu napięciowego metali są dobrymi utleniaczami.
 - f) Metal pełniący funkcję katody ulega reakcji [].
6. Wymień różnice między ogniwem odwracalnym a nieodwracalnym. Podaj po jednym przykładzie ogniwa odwracalnego i nieodwracalnego.
7. Podaj reakcje elektrodowe oraz reakcje sumaryczne wybranego ogniwa:
 - a) odwracalnego,
 - b) nieodwracalnego.



8. Omów budowę i zasadę działania akumulatora. Napisz w zeszycie, jakie procesy zachodzą podczas ładowania oraz rozładowywania akumulatora.
9. Wyjaśnij, na czym polega zjawisko korozji stali.
10. Gwoździe zanurzone w czystej wodzie, oleju oraz w roztworze solanki. Wskaż, który gwoździe:
 - a) najszybciej uległ korozji
 - b) nie uległ korozji.Uzasadnij swoją odpowiedź.
11. Wymień i krótko omów metody zapobiegania korozji.
12. Spośród podanych metali: Mg, Al, Cu, Au wybierz metal, który będzie:
 - a) najlepszą ochroną dla stali w przypadku uszkodzenia powłoki ochraniającej,
 - b) najlepszą ochroną dla stali do momentu uszkodzenia powłoki,
 - c) najlepszym protektorem dla stali.Uzasadnij swój wybór.
13. Oceń prawdziwość podanych zdań.
 - a) Półogniwo, na którym zachodzi redukcja, to anoda.
 - b) W ogniwie $\text{Ni} \mid \text{Ni}^{2+} \parallel \text{Ag}^+ \mid \text{Ag}$ elektrodą dodatnią jest elektroda srebrowa.
 - c) Potencjał standardowy półogniwa to potencjał wyznaczony względem półogniwa wodorowego w warunkach standardowych.
 - d) Mierzac różnicę potencjałów podczas pracy ogniwa, otrzymuje się zawyżony wynik.
 - e) Po lewej stronie szeregu napięciowego znajdują się metale, które się łatwo roztwarzają.
 - f) Po prawej stronie szeregu napięciowego znajdują się metale aktywne.
 - g) Glin jest dobrym protektorem dla stali.
 - h) Rdza to uwodniony tlenek żelaza(III), który powstaje w wyniku korozji żelaza.
 - i) Powłoka miedziana stanowi dobrą ochronę dla stali do momentu uszkodzenia powłoki.
 - j) Powłoka cynkowa stanowi dobrą ochronę dla stali nawet po uszkodzeniu powłoki, ponieważ ma wyższy potencjał elektrochemiczny, dzięki czemu roztwarza się łatwiej od żelaza.



VI. Metale, niemetale

Zmienność i podobieństwa
właściwości pierwiastków w układzie
okresowym

Właściwości fizyczne i chemiczne
metali



Reakcja metali z wodą i kwasami

Glin – właściwości i zastosowanie



Właściwości fizyczne i chemiczne
niemetali



1. Zmienność i podobieństwa właściwości pierwiastków w układzie okresowym

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jak zmieniają się właściwości pierwiastków w okresach i grupach układu okresowego.

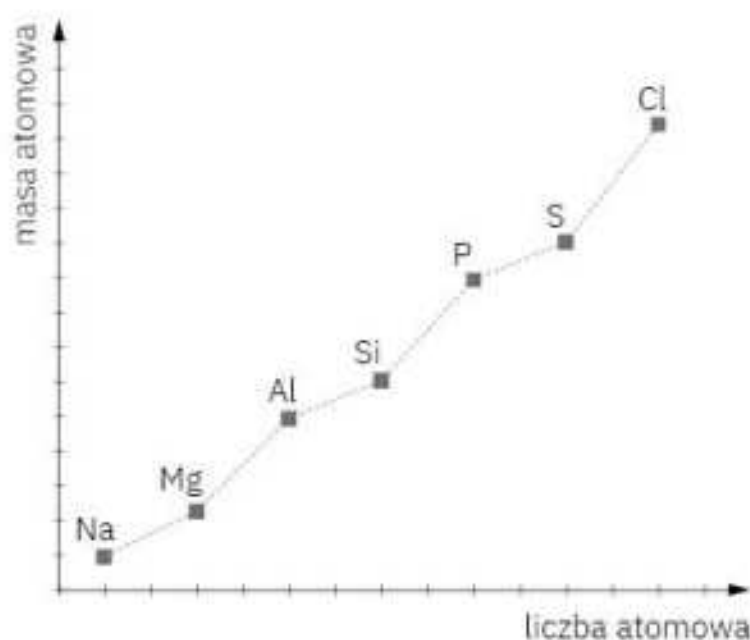
Jak wiadomo, układ okresowy jest zbudowany z poziomych okresów oraz pionowych szeregów zwanych grupami. Liczbą porządkową, zgodnie z którą uszeregowano pierwiastki w układzie okresowym, początkowo była masa atomowa, a obecnie jest to liczba atomowa. Zarówno masa atomu, jak i jego wewnętrzna budowa bezpośrednio związana z liczbą atomową decydują o właściwościach pierwiastków. Z tego właśnie powodu właściwości pierwiastków w układzie okresowym zmieniają się w sposób okresowy (zgodnie z prawem okresowości).

1.1. Zmiany właściwości fizycznych w okresie

Analiza wybranych właściwości fizycznych pierwiastków z jednego okresu wykazuje ich spójną tendencję do zmian, czyli okresowość.

Masa atomu

Masy atomów wzrastają w okresie wraz ze wzrostem liczby atomowej (rysunek 1).

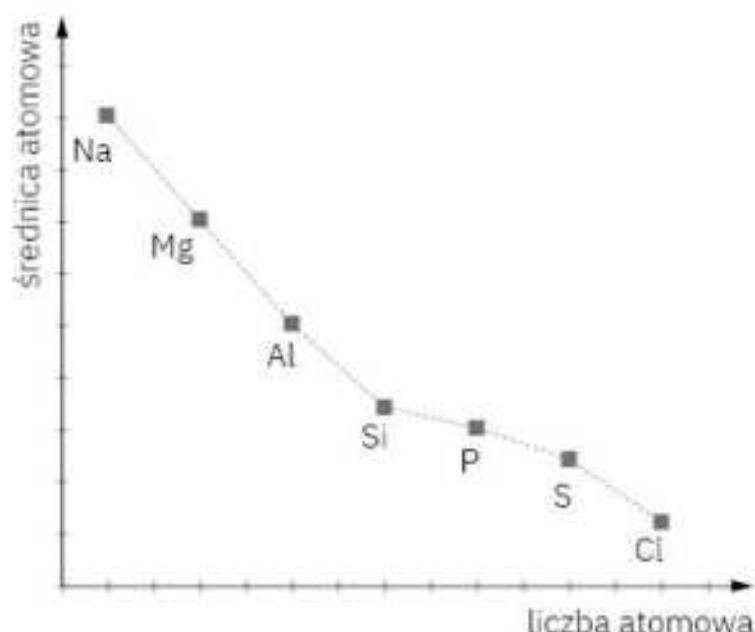


Rysunek 1. Zmiana mas atomowych pierwiastków w okresie 3.



Średnice atomowe

Inną tendencję wykazują średnice atomów. Ich wartości maleją wraz ze wzrostem liczby atomowej w okresie.



Rysunek 2. Zmiana średnicy atomowej pierwiastków w okresie 3.

Stan skupienia

Stan skupienia pierwiastków w okresie układu okresowego zmienia się z wyraźną tendencją zwiększania lotności wraz ze wzrostem liczby atomowej. Ogólnie można przyjąć, że po lewej stronie układu umieszczono pierwiastki, których stan skupienia w warunkach normalnych jest stały, natomiast po prawej stronie – pierwiastki występujące w tych samych warunkach w stanie gazowym lub ciekłym np. Br_2 (tabela 2).

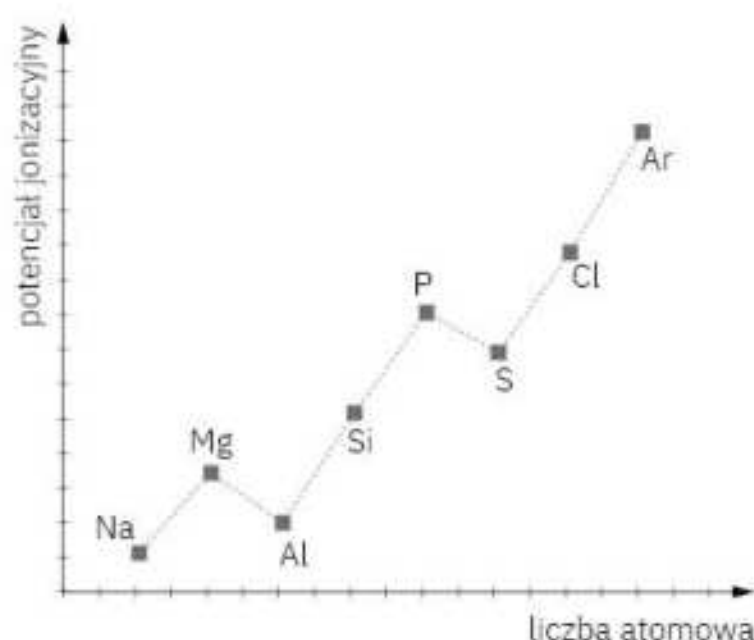
Tabela 1. Stan skupienia pierwiastków z okresu 2 układu okresowego

Symbol pierwiastka	Li	Be	B	C	N	O	F
Stan skupienia w warunkach normalnych	st.	st.	st.	st.	g.	g.	g.

st. – stan stały
g. – stan gazowy

Energia jonizacji

Inną właściwością zmieniającą się okresowo jest **energia jonizacji** będąca miarą energii, jaką należy dostarczyć, by oderwać elektron i utworzyć kation. Niskie wartości energii jonizacji wykazują zatem pierwiastki, które stosunkowo łatwo tworzą kationy. Oznacza to, że takimi wartościami powinny się charakteryzować metale aktywne, a dużymi wartościami charakteryzują się atomy pierwiastków helowców oraz fluorowców, które kationów nie tworzą (rysunek 3).

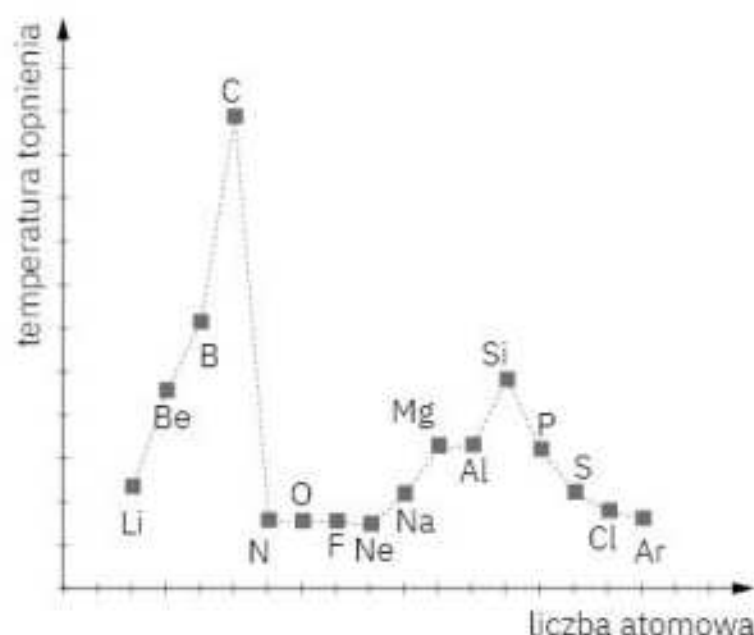


Rysunek 3. Zmiana energii jonizacji pierwiastków w okresie 3.

Niektóre właściwości zmieniają się okresowo. Tendencja ich zmian nie zawsze utrzymuje się wraz z malejącą/rosnącą liczbą atomową w okresie układu okresowego. Skrajne właściwości nie są zatem przypisane do pierwiastków o najmniejszych lub największych liczbach atomowych danego okresu.

Temperatura topnienia

Wraz ze wzrostem liczby atomowej temperatura topnienia pierwiastków zmienia się okresowo, jednak jej najwyższe wartości nie charakteryzują pierwiastków z grupy 1 lub 18. Maksymalna temperatura topnienia opisuje pierwiastki z grupy 14, a narastanie temperatury topnienia w okresach do osiągnięcia wartości maksymalnej oraz jej dalszy spadek wraz ze wzrostem liczby atomowej to tendencja opisująca wszystkie okresy (rysunek 4).

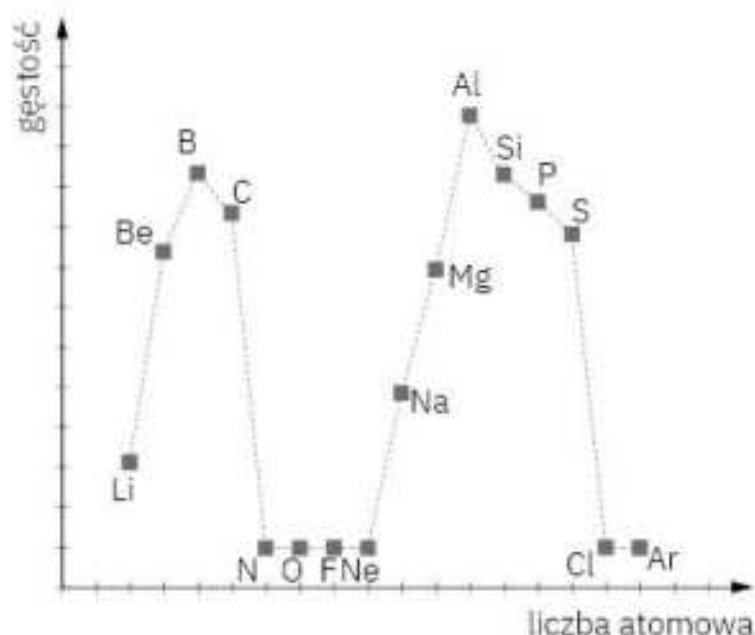


Rysunek 4. Zmiana temperatury topnienia pierwiastków okresu 2 i 3 układu okresowego.



Gęstość

Gęstość także zmienia się okresowo. Widać narastanie wartości gęstości pierwiastków wraz ze wzrostem liczby atomowej w okresie do osiągnięcia maksymalnej gęstości dla pierwiastków w grupie 13, a następnie obserwuje się jej spadek (rysunek 5).



Rysunek 5. Zmiana gęstości pierwiastków okresu 2 i 3 układu okresowego.

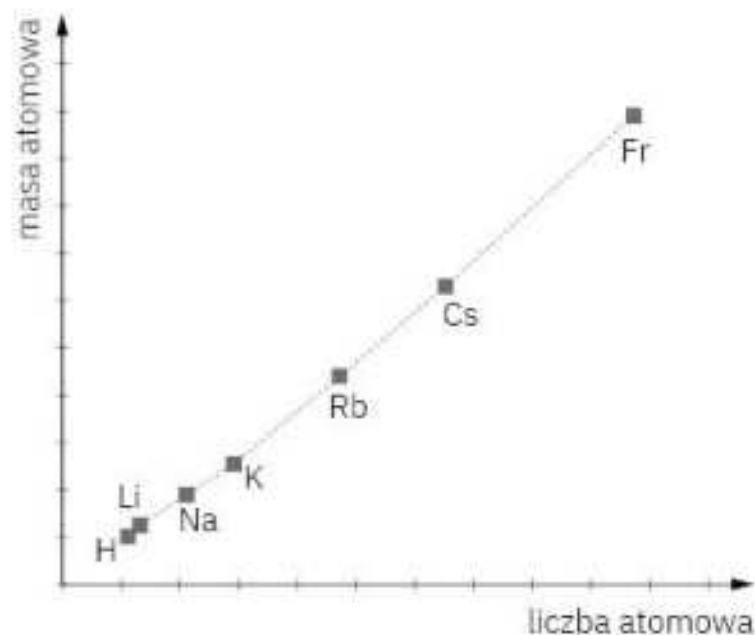
Podobne zależności opisują inne właściwości fizyczne, takie jak: temperatura wrzenia, oporność elektryczna, przewodnictwo cieplne czy rozszerzalność cieplna.

1.2. Zmiany właściwości fizycznych w grupie

Pierwiastki znajdujące się w jednej grupie także charakteryzują się różnymi właściwościami, a ich zmiana koreluje z liczbą atomową poszczególnych pierwiastków.

Masa atomowa

Masa atomowa rośnie w grupie wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastków (rysunek 6).

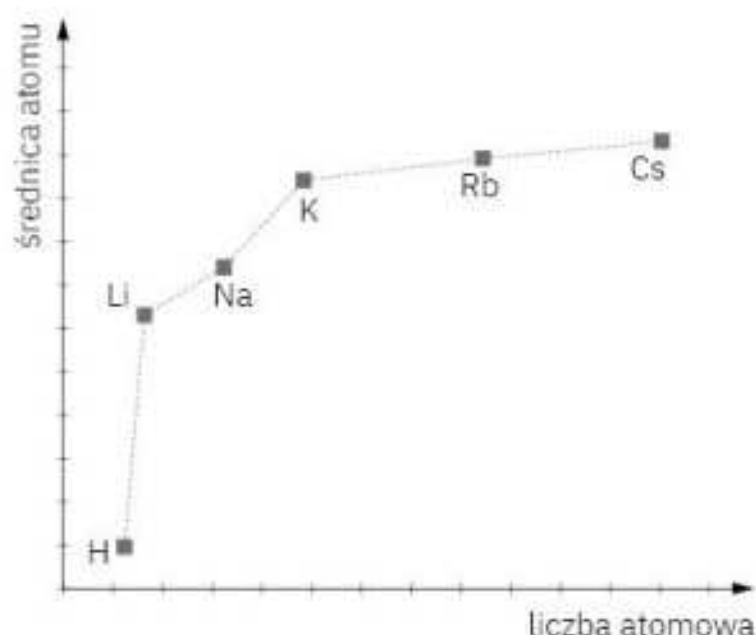


Rysunek 6. Zmiana masy atomowej pierwiastków grupy 1.



Średnice atomów

Średnica, podobnie jak masa atomowa, rośnie wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastków w grupie układu okresowego (rysunek 7).



Rysunek 7. Zmiana rozmiaru średnicy atomów pierwiastków z grupy 1 układu okresowego.

Stan skupienia

Większość pierwiastków układu okresowego to metaliczne ciała stałe, ale zależność stanu skupienia od liczby atomowej pierwiastków w jednej grupie widać w grupie 17.

Symbol pierwiastka	F	Cl	Br	I	At
Stan skupienia w warunkach normalnych	g.	g.	c.	st.	st.

st. – stan stały

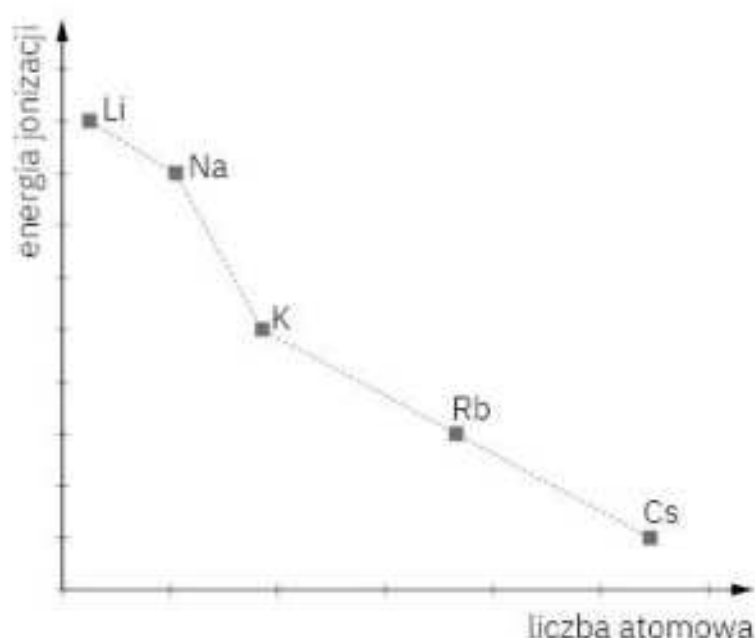
c. – stan ciekły

g. – stan gazowy

Wzrost liczby atomowej pierwiastka powoduje zmniejszenie jego lotności. Dlatego też fluor, podobnie jak chlor, w warunkach normalnych jest gazem, brom jest w tych warunkach cieczą, a jod i astat to ciała stałe.

Energia jonizacji

Energia jonizacji pierwiastków w jednej grupie maleje wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastków. Wiąże się to ściśle ze zmianą właściwości chemicznych pierwiastków w obrębie jednej grupy.



Rysunek 8. Zmiana energii jonizacji w grupie 1 pierwiastków.

Inne właściwości fizyczne

Tendencje zmian właściwości fizycznych, takich jak gęstość, temperatura topnienia oraz wrzenia, zawierają poniższe tabele (tabela 2, tabela 3). Widać, że wśród tych stopniowych i regularnych zmian zdarzają się drobne odstępstwa, jak gęstość potasu czy temperatura wrzenia rubidu, jednak nie jest ich dużo i nie zaburzają one ogólnie zarysowanego trendu.

Tabela 2. Wybrane właściwości fizyczne pierwiastków grupy 1

Symbol pierwiastka	Gęstość [$\text{g} \cdot \text{cm}^{-3}$]	Temperatura topnienia [$^{\circ}\text{C}$]	Temperatura wrzenia [$^{\circ}\text{C}$]
Li	0,53	186	1372
Na	0,97	98	892
K	0,86	63	774
Rb	1,53	39	679
Cs	1,89	28	690

Tabela 3. Wybrane właściwości fizyczne pierwiastków grupy 18

Symbol pierwiastka	Gęstość [$\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$]	Temperatura topnienia [$^{\circ}\text{C}$]	Temperatura wrzenia [$^{\circ}\text{C}$]
He	0,1785	-271	-269
Ne	0,825	-249	-246
Ar	1,784	-189	-186
Kr	3,425	-157	-153
Xe	5,37	-112	-108
Rn	9,074	-71	-62

**Ćwiczenie**

1. Na podstawie tabel 2 i 3 napisz w zeszycie tendencje zmian gęstości, temperatury wrzenia oraz topnienia dla pierwiastków grupy 1 oraz 18.

1.3. Zmiany właściwości chemicznych pierwiastków w okresie

Pierwiastki występujące w poziomych szeregach układu okresowego wykazują stopniową zmianę także właściwości chemicznych. Analizę zmian właściwości w obrębie okresu przeprowadzimy na podstawie okresu 3.

H																	He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og
		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	
		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	

W grupie 1 trzeciego okresu układu okresowego znajduje się sód. Pierwiastek ten charakteryzuje się bardzo małą wartością elektroujemności ($E = 0,93$, elektrododatni), jest silnie zasadowy i wykazuje silne właściwości redukcyjne (łatwo się utlenia, pełniąc funkcję reduktora ze względu na niski potencjał elektrochemiczny $E^\circ = -2,71 \text{ V}$). W grupie 2 tego samego okresu znajduje się magnez. Ma on małą elektroujemność ($E = 1,3$, elektrododatni), jest słabiej zasadowy niż sód oraz wykazuje słabsze niż sód właściwości redukujące ($E^\circ = -2,38 \text{ V}$). Kolejnym pierwiastkiem w okresie 3 jest glin. Charakteryzuje się on nadal niską wartością elektroujemności ($E = 1,6$), wykazuje, podobnie jak sód i magnez, właściwości zasadowe. Jednak są one słabe, ponieważ wodorotlenek glinu, podobnie jak związki o charakterze kwasowym, reaguje z mocnymi zasadami. Glin ma właściwości redukujące, ale jego potencjał elektrochemiczny jest wyższy niż sodu i magnezu ($E^\circ = -1,66 \text{ V}$), dlatego jego zdolności redukujące są mniejsze. Za glinem znajduje się krzem należący do półmetali, którego elektroujemność ma wyższą wartość niż omawiane dotąd metale z okresu 3 ($E = 1,9$). Nie jest on stosowany jako typowy reduktor. Następne trzy pierwiastki tego okresu: fosfor, siarka i chlor to typowe niemetały. Pierwiastki te charakteryzują się coraz większą wartością elektroujemności (wynoszącą odpowiednio: 2,2, 2,6, 3,2) i coraz silniejszymi właściwościami kwasowymi. Siarka oraz chlor w reakcjach często pełnią funkcję utleniaczy. Przy czym zdecydowanie silniejszym utleniaczem jest chlor. Szereg ten kończy szlachetny gaz argon, który jest bierny chemicznie (tabela 4).



Tabela 4. Zestawienie wybranych właściwości pierwiastków okresu 3 układu okresowego

	Numer okresu						
	1	2	3	4	5	6	7
Pierwiastek	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Elektroujemność							
Metaliczność							
Niemetaliczność							
Zdolności redukujące							
Zdolności utleniające							
Wzór wybranego tlenku	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₂	Cl ₂ O ₇
Zasadowość tlenku							
Kwasowość tlenku							
Wzór wodorotlenku lub kwasu	NaOH	Mg(OH) ₂	Al(OH) ₃	H ₂ SiO ₃	H ₃ PO ₄	H ₂ SO ₃	HClO ₄

Taka sama zmienność zależności powtarza się w pozostałych okresach.

Ćwiczenie

2. Wskaż, który z pierwiastków:
 - a) jest silniejszym reduktorem: potas czy wapń,
 - b) wykazuje silniejszy charakter metaliczny: wapń czy gal,
 - c) jest silniejszym utleniaczem: fluor czy tlen,
 - d) wykazuje silniejsze właściwości kwasowe: azot czy węgiel,
 - e) wykazuje silniejsze właściwości zasadowe: bar czy cez.



1.4. Właściwości chemiczne w grupie

Pierwiastki w tych samych grupach mają taką samą liczbę elektronów walencyjnych, tworzą ten sam typ jonów, w związkach tworzą tyle samo wiązań, a ich związki mają podobne wzory sumaryczne. Mimo że grupy w układzie okresowym tworzą pierwiastki wykazujące zbliżone właściwości, także w obrębie pierwiastków należących do tej samej grupy można zaobserwować stopniowe zmiany ich charakteru. Wszystkie pierwiastki z grupy 1, z wyjątkiem wodoru, są metalami i wykazują charakter zasadowy, jednak ich właściwości metaliczne oraz zasadowość rosną wraz ze wzrostem liczby atomowej. Wraz ze wzrostem charakteru metalicznego metali rośnie ich zdolność do redukcji. Rośnie zatem aktywność metali wraz ze wzrostem liczby atomowej w grupie (tabela 5).



Tabela 5. Wybrane właściwości z grupy 1 pierwiastków układu okresowego

Pierwiastek z grupy 1	Właściwość				
	Elektroujemność	Metaliczność	Zasadowość tlenku	Zdolności redukujące	Aktywność
H					
Li					
Na					
K					
Rb					
Cs					

Wzrost metaliczności pierwiastków w grupie wykazują również pierwiastki pozostałych grup. Dla przykładu w grupie 15 azot oraz fosfor są typowymi niemetalami i wykazują charakter kwasowy, arsen i antymon to półmetale, a bizmut to metal o właściwościach amfoterycznych. Zatem wyraźnie widać tu wzrost charakteru metalicznego i spadek charakteru kwasowego wraz ze wzrostem liczby atomowej (tabela 6).

Tabela 6. Wybrane właściwości pierwiastków grupy 15 układu okresowego

Pierwiastek z grupy 15	Właściwość						
	Elektroujemność	Metaliczność	Zasadowość tlenku	Zdolności redukujące	Niemetaliczność	Kwasowość tlenku	Zdolności utleniające
N							
P							
As							
Sb							
Bi							

Podobnie można stwierdzić, że charakter niemetaliczny pierwiastków oraz ich kwasowość rosną wraz ze zmniejszającą się ich liczbą atomową w grupie. W grupie 17 pierwiastki w szeregu fluor, chlor, brom i jod wykazują coraz mniejszą kwasowość i aktywność oraz coraz słabsze właściwości utleniające (tabela 7).

Tabela 7. Wybrane właściwości pierwiastków z grupy 17 układu okresowego

Pierwiastek z grupy 17	Właściwość				
	Elektroujemność	Niemetaliczność	Kwasowość tlenku	Zdolności utleniające	Aktywność
F					
Cl					
Br					
I					

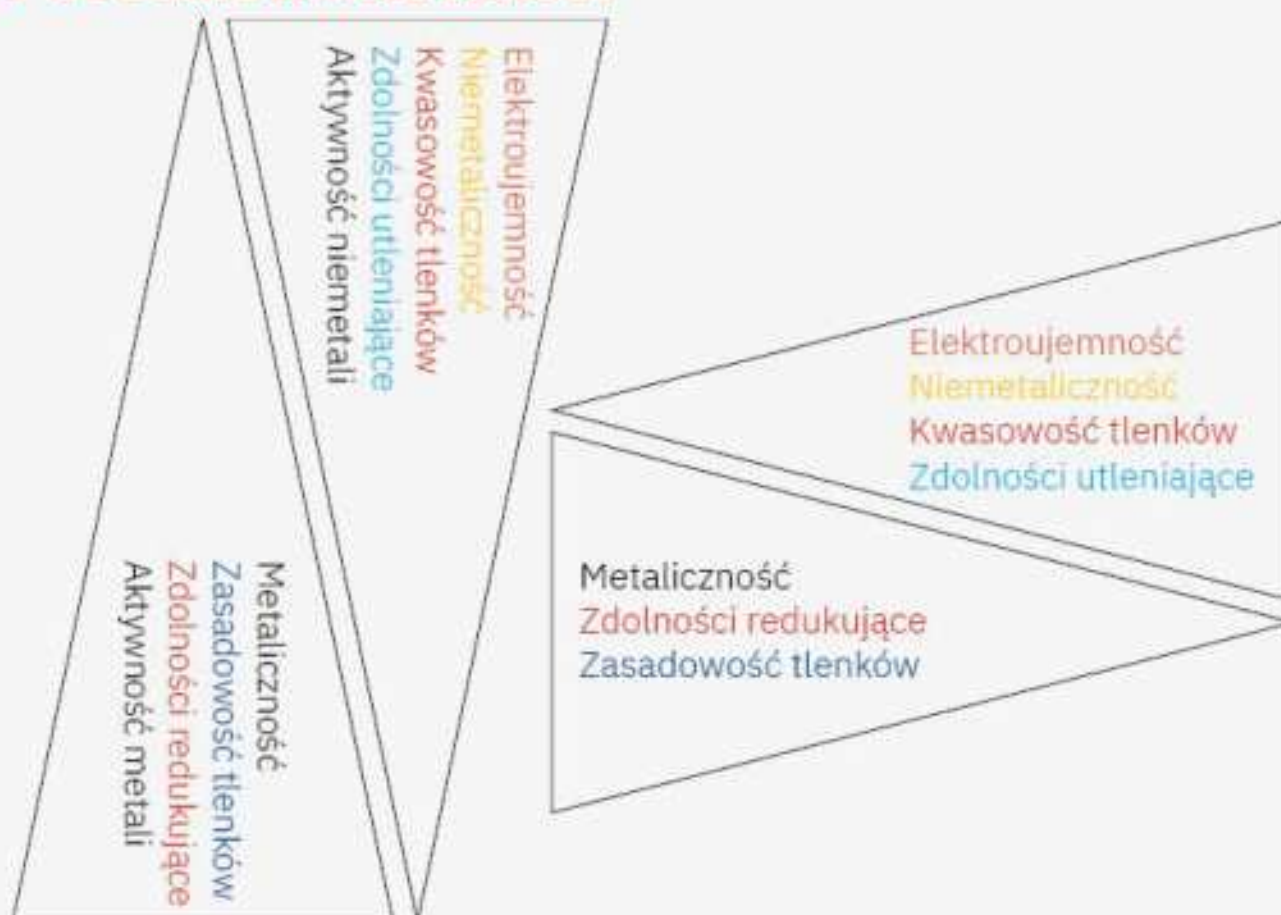


Ćwiczenie

3. Wskaż, który z pierwiastków:
 - a) jest silniejszym reduktorem: bar czy wapń,
 - b) wykazuje silniejszy charakter metaliczny: cyna czy german,
 - c) jest silniejszym utleniaczem: siarka czy tlen,
 - d) wykazuje silniejsze właściwości kwasowe: selen czy siarka,
 - e) wykazuje silniejsze właściwości zasadowe: magnez czy stront.



PODSUMOWANIE LEKCJI



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Omów, jak zmieniają się wybrane właściwości fizyczne pierwiastków w układzie okresowym.
2. Przedstaw, jak zmieniają się wybrane właściwości chemiczne pierwiastków w układzie okresowym.
3. Wskaż w parach A, B oraz C i D pierwiastek, który:

A. wapń i potas	B. lit i potas	C. brom i chlor	D. chlor i siarka
a) jest silniejszym reduktorem	e) jest słabszym utleniaczem	f) tworzy mniej kwasowe tlenki	g) jest bardziej aktywnym niemetalem
b) tworzy bardziej zasadowe tlenki	h) jest mniej elektroujemny		
c) jest mniej aktywnym metalem			
d) jest bardziej elektroujemny			



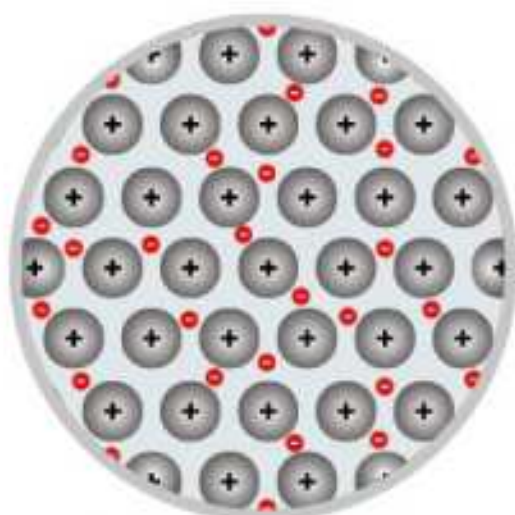
2. Właściwości fizyczne i chemiczne metali

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jakie pierwiastki zalicza się do metali;
- jak dzielą się metale;
- jakie właściwości fizyczne oraz chemiczne są charakterystyczne dla metali.

Najogólniejszy podział pierwiastków obejmuje metale oraz niemetały. A co decyduje o tym, że dany pierwiastek klasyfikuje się jako metal lub niemetal? Pierwiastek, który wykazuje cechy typowe dla metali, jest metalem. Jakie zatem cechy są typowe dla pierwiastków metalicznych?

2.1. Struktura metaliczna



Rysunek 9. Struktura metaliczna.

Większość związków ma budowę jonową lub cząsteczkową. Metale nie możemy zaliczyć do żadnej z tych grup. Metale w stanie stałym są powiązane oddziaływaniami nazywanymi wiązaniem metalicznym. Wiązanie to charakteryzuje się tworzeniem przez elektrony walencyjne tzw. gazu elektronowego, który wypełnia przestrzeń sieciową. Gaz elektronowy jest współdzielony przez dodatnio naładowane jony i powstaje rozproszone, bezkierunkowe wiązanie. Elektrony walencyjne mają swobodę poruszania się, co sprawia, że metale dobrze przewodzą ciepło oraz prąd. Ustawienia atomów metali w sieci krystalicznej nie zależą od położenia wiązań, średnicy atomów czy ładunku jonów. Dzięki temu przyjmują dowolny układ, w którym są ściśle upakowane.

W strukturze metalicznej nie ma przyciągania między poszczególnymi atomami, a spoiwem jest gaz elektronowy omywający jony dodatnie. Dlatego też podczas przesuwania warstw atomów metalu struktura metaliczna nie uszkodza się, a więź między atomami nie zostaje zerwana.

2.2. Podział metali

Metale można podzielić według różnych kryteriów. W zależności od położenia w układzie okresowym wyróżnia się: metale, metale przejściowe i półmetale. Uwzględniając aktywność metali, dzieli się je na aktywne oraz szlachetne. Ze względu na gęstość metali wyróżnia się metale ciężkie i lekkie. Do metali lekkich, których gęstość nie przekracza $5 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$, należą litowce, berylłowce, a także niektóre metale z grupy 3 oraz glin. Pozostałe metale należą do metali ciężkich. Związki metali lekkich są na ogół mniej toksyczne niż związki metali ciężkich. Wyjątek stanowią związki berylu będącego metalem lekkim, ale toksycznym.



Metal lekki – pierwiastek metaliczny, którego gęstość nie przekracza $5 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

metal lekki

Metal ciężki – pierwiastek metaliczny o gęstości większej niż $5 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

metal ciężki

2.3. Właściwości fizyczne metali

Stan skupienia

W temperaturze pokojowej metale są ciałami stałymi. Wyjątek stanowi rtęć, która jest ciekła.

Gęstość

Metale charakteryzują się szerokim zakresem gęstości. Niektóre metale, jak lit, sód czy potas, mają gęstość mniejszą niż woda. Jednak większość z nich charakteryzuje się dużą gęstością, a metalem o największej gęstości (ponad 20 razy większej niż woda) jest osm.

Barwa i połysk

Wszystkie metale odbijają niemal wszystkie długości światła z zakresu widzialnego, co ludzkie oko odczytuje jako barwę szarą lub srebrzystoszarą. Do wyjątków należą złoto i miedź, które nie odbijają światła z zakresu krótkofalowego, dlatego ich barwa jest żółta i pomarańczowa. Odbicie światła od powierzchni metalu i jego rozproszenie skutkuje wrażeniem optycznym, które określa się jako połysk.

Temperatura topnienia, wrzenia, wytrzymałość mechaniczna

Struktura metaliczna jest odporna na uszkodzenia, ponieważ oddziaływania między jonami dodatnimi a gazem elektronowym są silne. Jej trwałe uszkodzenie wymaga dostarczenia dużych ilości energii, dlatego metale charakteryzują się dużą wytrzymałością mechaniczną oraz wysokimi temperaturami topnienia i wrzenia.

Kowalność i ciągliwość

Możliwość przesuwania warstw atomów metalu względem siebie niepowodująca zniszczenia struktury metalicznej sprawia, że metale charakteryzują się plastycznością. Możliwość zmiany kształtu metalu poprzez kucie określa się kowalnością, natomiast rozciąganie i formowanie cienkich struktur – jako ciągliwość.

Przewodnictwo elektryczne

Elektrony w gazie elektronowym są zdelokalizowane, a dzięki ich swobodnemu ruchowi może przepływać prąd elektryczny.

Przewodnictwo cieplne

Dodatnie jony w strukturze metalicznej są gęsto i ściśle upakowane. Drgając, mogą łatwo przewodzić energię kinetyczną, dlatego są bardzo dobrymi przewod-



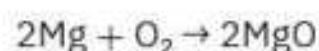
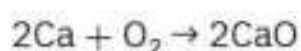
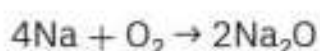
nikami ciepła. Duże przewodnictwo cieplne metali powoduje, że po dotknięciu metalu ciepło ze skóry jest szybko odprowadzane, co skutkuje uczuciem zimna.

Najlepszymi przewodnikami prądu oraz ciepła są: złoto, platyna, srebro oraz miedź.

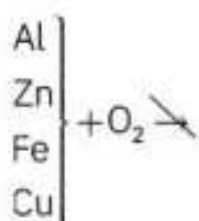
2.4. Właściwości chemiczne metali

Reakcja z tlenem

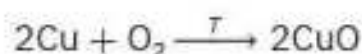
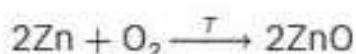
Reakcja metali z tlenem została omówiona w dziale III w rozdziale 2.1. Metale należące do 1 i 2 grupy reagują z tlenem w temperaturze pokojowej (wyjątek stanowi beryl).



Metale z pozostałych grup w temperaturze pokojowej nie reagują z tlenem.



Jednak podwyższenie temperatury reakcji prowadzi do powstania tlenków.



Reakcja z metalami

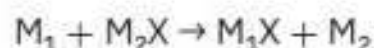
Metale bardziej aktywne mogą wypierać mniej aktywne metale z roztworów ich soli. Korzystając z szeregu napięciowego metali, można łatwo przewidzieć, czy dany metal wypierze inny metal z roztworu jego soli. Warto zauważyć, że reakcje te są typu redoks. Metal bardziej aktywny się utlenia (pełni funkcję reduktora), a kation mniej aktywnego metalu się redukuje (pełni funkcję utleniacza).

wypierają wodór z kwasów słabo utleniających													reagują z kwasami silnie utleniającymi							roztwarzają się w wodzie królewskiej	
metale aktywne																					
Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Cr	Fe	Cd	Ni	Sn	Pb	H	Sb	Bi	Cu	Hg	Ag	Pt	Au	
lit	potas	wapń	sód	magnez	glin	cynk	chrom	żelazo	kadm	nikiel	cyna	ołów	wodór	antymon	bismut	miedź	rteć	srebro	platyna	złoto	
Wzrost aktywności chemicznej metali																					
reagują z wodą w temperaturze pokojowej				reagują z wodą (lub parą wodną) dopiero w podwyższonej temperaturze								nie reagują z wodą (lub parą wodną) nawet w podwyższonej temperaturze									

Rysunek 10. Szereg napięciowy metali.



By określić, czy zajdzie reakcja:



gdzie:

M_1, M_2 – pierwiastki metaliczne

X – reszta kwasowa

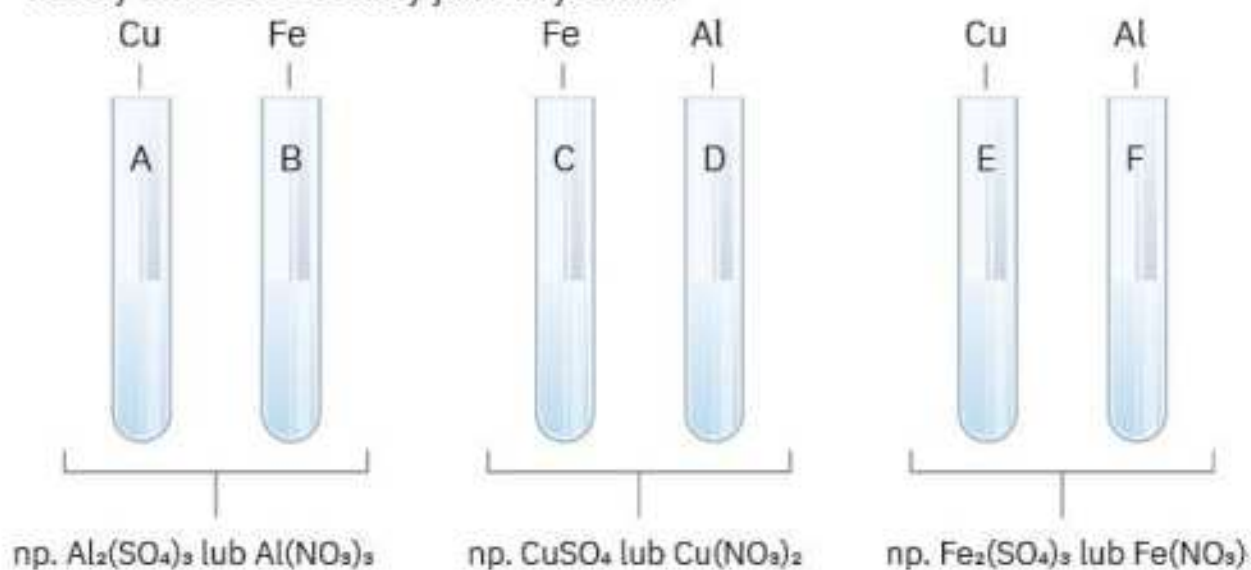
należy porównać aktywność metali M_1 oraz M_2 . Jeśli M_1 jest bardziej aktywny, czyli znajduje się w szeregu napięciowym metali po stronie lewej względem M_2 , to powyższa reakcja zajdzie. W tym układzie metal M_2 jest metalem mniej aktywnym i w postaci niezwiązanej będzie stanowił produkt reakcji. Wyjątek od tej reguły stanowią litowce oraz berylłowce (bez magnezu i berylu), które są na tyle aktywne, że szybko przereagują z wodą, tracąc zdolności redukujące (dział VI, rozdział 3).

Doświadczenie

Porównanie aktywności metali

Opis:

Przygotuj po dwie porcje metali: miedzi, żelaza i glinu oraz po kilkanaście cm^3 roztworów soli tych metali o stężeniu $0,1 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$. W sześciu probówkach należy umieścić zestawy jak na rysunku:



Obserwacje:

Probówka	Obserwacje
 A.	Brak zmian.
 B.	Brak zmian.



C.

Roztwór soli się odbarwił, a na żelazie pojawił się ciemnobrunatny osad.



D.

Roztwór soli się odbarwił, a na glinie pojawił się ciemnobrunatny nalot.



E.

Brak zmian.



F.

Roztwór soli się odbarwił, a na glinie pojawił się ciemny nalot.

Wnioski:

Pojawienie się osadu lub nalotu świadczy o zajściu reakcji i wydzieleniu się metalu z roztworu. Reakcje zaszły samorzutnie, a ich przebieg opisują poniższe reakcje.

Probówka	Wnioski
A.	$\text{Cu} + \text{Al}^{3+} \nrightarrow$
B.	$\text{Fe} + \text{Al}^{3+} \nrightarrow$
C.	$\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} \rightarrow \text{Cu} + \text{Fe}^{2+}$
D.	$2\text{Al} + 3\text{Cu}^{2+} \rightarrow 3\text{Cu} + 2\text{Al}^{3+}$
E.	$\text{Cu} + \text{Fe}^{3+} \nrightarrow$
F.	$\text{Al} + \text{Fe}^{3+} \rightarrow \text{Al}^{3+} + \text{Fe}$



Ćwiczenia

- Przepisz równania reakcji do zeszytu i wstaw strzałkę o odpowiednim zwrocie, aby określić kierunek przebiegu reakcji.
 - $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \rightleftharpoons \text{Cu} + \text{ZnSO}_4$
 - $3 \text{Mg} + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \rightleftharpoons 2\text{Fe} + 3\text{MgSO}_4$
 - $2\text{Cr} + 3\text{CdBr}_2 \rightleftharpoons 2\text{CrBr}_3 + 3\text{Cd}$
 - $2\text{Fe} + 3\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \rightleftharpoons 2\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{Pb}$
 - $3\text{Ag}_2\text{SO}_4 + 2\text{Al} \rightleftharpoons \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{Ag}$
 - $\text{AgNO}_3 + \text{Au} \rightleftharpoons \text{AuNO}_3 + \text{Ag}$
- Ułóż w zeszycie równania podanych niżej reakcji lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

a) $\text{Mg} + \text{ZnSO}_4 \rightarrow$	c) $\text{Pb} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 \rightarrow$	e) $\text{Al} + \text{CuCl}_2 \rightarrow$
b) $\text{Ag} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$	d) $\text{Pb} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$	f) $\text{Zn} + \text{FeBr}_2 \rightarrow$

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Właściwości fizyczne metali:
 - są ciałami stałymi (z wyjątkiem ciekłej rtęci);
 - mają dużą gęstość (z wyjątkiem metali lekkich);
 - wyróżniają się szarą barwą i połyskiem (z wyjątkiem miedzi o barwie pomarańczowej i złota o barwie żółtej);
 - mają wysoką temperaturę topnienia i wrzenia;
 - wykazują się dużą wytrzymałością mechaniczną;
 - są kowalne i ciągliwe;
 - charakteryzują się dobrym przewodnictwem elektrycznym i cieplnym.
- Właściwości chemiczne metali:
 - w reakcji z tlenem tworzą tlenki; metale należące do 1 i 2 grupy reagują z tlenem w temperaturze pokojowej (wyjątek stanowi beryl), natomiast pozostałe metale w podwyższonej temperaturze;
 - w reakcji z metalami metale bardziej aktywne mogą wypierać te mniej aktywne z roztworów ich soli.
- Aktywny metal jest reduktorem, a kation mniej aktywnego metalu – utleniaczem. Wyjątek stanowią litowce i berylłowce (bez magnezu i berylu), które ze względu na swoją reaktywność nie wypierają metalu z roztworu jego soli, a reagują z wodą (dział VI, rozdział 3).

s. 219

s. 220

s. 220

Li Be B C N O F Ne Na Mg Al Si P S Cl Ar K Ca Sc Ti V Cr Mn Fe Co Ni Cu Zn Ga Ge As Se Br Kr Rb Sr Y Zr Nb Mo Tc Ru Rh Pd Ag Cd In Sn Sb Te I Xe Ba La Ce Pr Nd Pm Sm Eu Gd Tb Dy Ho Er Tm Yb Lu Hf Ta W Re Os Ir Pt Au

← aktywność

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Zaproponuj trzy kryteria podziału metali.
- Omów budowę struktury metalicznej.



3. Wymień właściwości fizyczne metali. Powiąż je z odpowiednimi cechami struktury metalicznej.



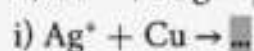
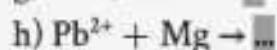
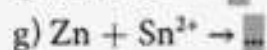
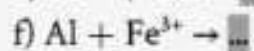
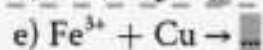
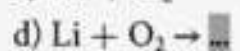
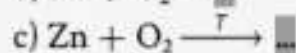
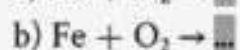
4. Wskaż, który metal reaguje z tlenem:

a) w temperaturze pokojowej: Na, Ca, Cu, Zn, Mg;

b) w podwyższonej temperaturze Fe, Li, Al, K, Pb.

5. W reakcji: $M_1 + M_2X \rightarrow M_1X + M_2$ (gdzie M_1, M_2 to pierwiastki metaliczne, a X to reszta kwasowa) wskaż metal bardziej aktywny.

6. Zapisz w zeszycie produkty reakcji, uzupełnij współczynniki stechiometryczne lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.





3. Reakcja metali z wodą i kwasami

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- które metale reagują z wodą;
- które metale reagują z kwasami;
- jakie są produkty reakcji metali z kwasami utleniającymi (przypomnienie).

O aktywności metali decyduje łatwość oddawania elektronów, a to z kolei przekłada się na ich reaktywność względem substancji będących utleniaczami. W reakcjach metali z wodą czy kwasem metal jest reduktorem, a utleniaczem – woda i dany kwas (stopień utlenienia zmienia wodór zawarty w wodzie lub kwasie). W przypadku kwasów utleniających stopień utlenienia zmienia niemetal będący atomem centralnym w kwasie. Teoretycznie każdy metal może być reduktorem, a wodór w kwasie zawsze może obniżyć swój stopień utlenienia. Dlaczego jednak nie wszystkie reakcje tego typu zachodzą?

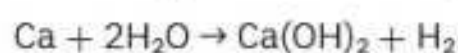
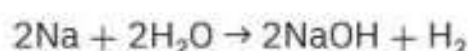
3.1. Moc reduktora i utleniacza

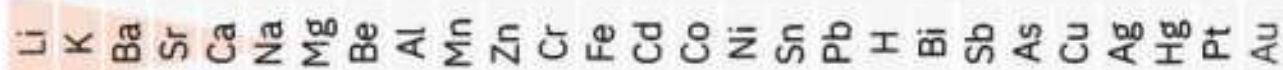
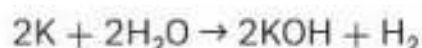
Wszystkie reakcje z udziałem metali w stanie wolnym są reakcjami typu redoks, ponieważ stopień utlenienia metalu w tych reakcjach będzie się zmieniał z zerowego na dodatni. O tym, czy reakcja zachodzi czy nie, decydują zdolności redukujące metalu oraz utleniające drugiego reagenta.

Informacje o zdolnościach redukujących metali zawiera szereg napięciowy metali. Jak wiadomo, im metal ma niższy potencjał, tym jego zdolności redukujące są większe, a metal ten w szeregu napięciowym znajduje się po stronie lewej względem metali o mniejszych zdolnościach redukujących. Im jego położenie jest bardziej skrajne, tym jego zdolności redukcyjne są większe. Dlatego właśnie w reakcji metalu z solą metalu – metal mniej aktywny jest wypierany przez metal bardziej aktywny (o niższym potencjale = silniejszych zdolnościach redukujących, dział VI, rozdział 2.4.).

3.2. Reakcja z wodą

Z wodą $\overset{+1}{\text{H}_2\text{O}}$, której zdolności utleniające nie są duże, reagują tylko silne reduktory. Pokrywa się to z informacjami zawartymi w dziale II, w rozdziale 5.4, iż tylko metale należące do grup 1 i 2, z wyjątkiem berylu i magnezu, reagują z wodą w temperaturze pokojowej, ponieważ to właśnie te metale znajdują się skrajnie po lewej stronie w szeregu napięciowym. Produktami tej reakcji są odpowiedni wodorotlenek oraz wodór. Magnez reaguje z wodą dopiero w podwyższonej temperaturze.

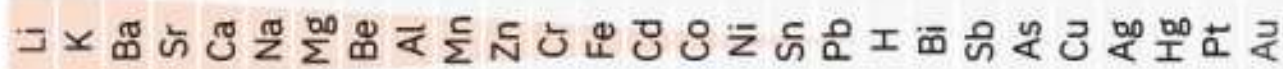
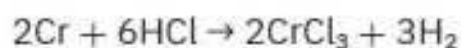
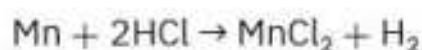
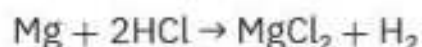
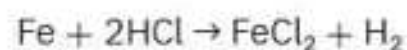
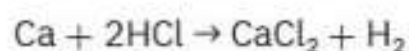
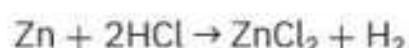
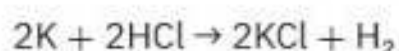
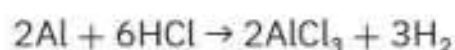
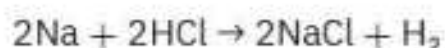




Pozostałe metale, w tym beryl, nie reagują z wodą mimo podwyższenia temperatury.

3.3. Reakcja z kwasami nieutleniającymi

Reakcje metali z kwasami nie wymagają już tak dużych zdolności redukujących, dlatego też większa liczba metali reaguje z kwasami. Reakcji z kwasami nieutleniającymi ulegają wszystkie metale znajdujące się w szeregu napięciowym metali po stronie lewej od wodoru. W wyniku tej reakcji powstaje wodór, który jest wypierany z kwasu, i sól.



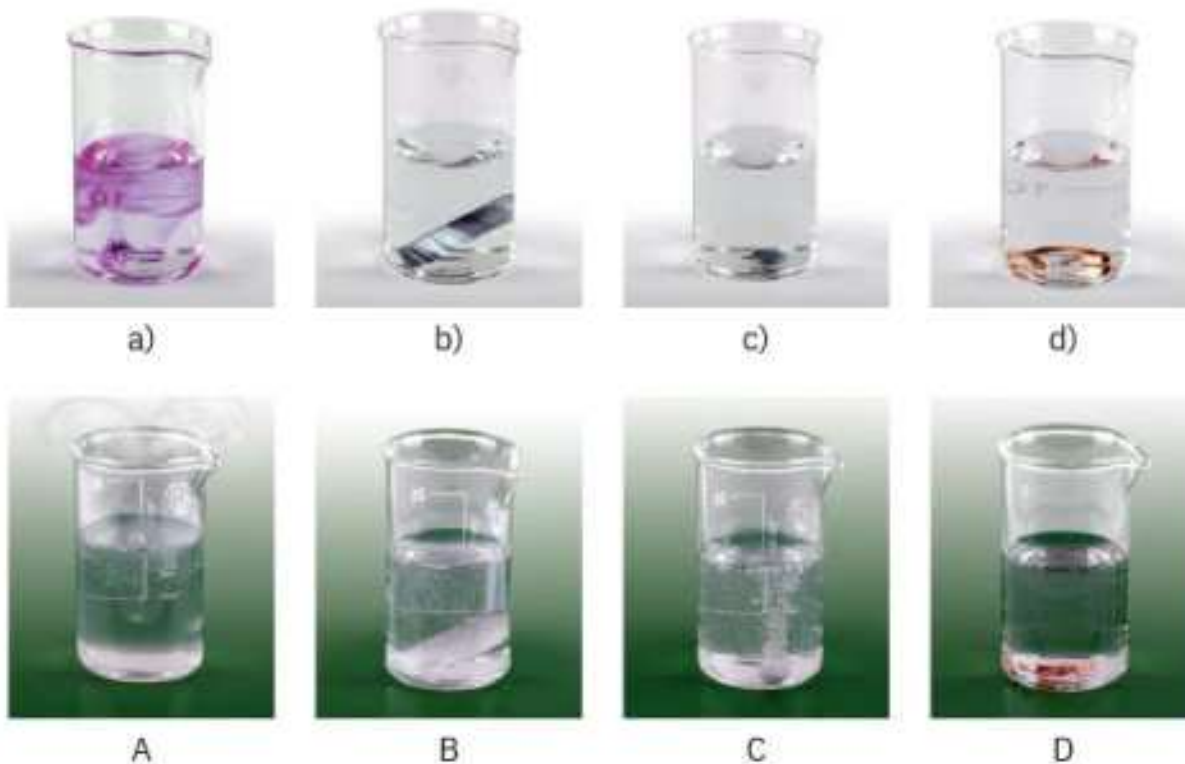
Metale znajdujące się po prawej stronie od wodoru w szeregu napięciowym metali nie reagują z kwasami nieutleniającymi.

3.4. Badanie reaktywności metali z wodą oraz kwasem nieutleniającym

Doświadczenie

Opis:

Do czterech małych zlewek (a, b, c, d) wlej wodę z dodatkiem fenoloftaleiny, a do czterech kolejnych – po kilkanaście cm³ rozcieńczonego kwasu solnego (A, B, C, D). Do zlewek (a, b, c, d) dodaj kolejno: mały okruszek metalicznego sodu (1), kawałek glinu (2), cynku (3) oraz miedzi (4). Następnie takie same metale dodaj do zlewek (A, B, C, D).

**Obserwacje:**

	Obserwacje
a(1)	W roztworze są widoczne pęcherzyki gazu. Roztwór przyjmuje malinową barwę.
b(2)	Brak zmian.
c(3)	
d(4)	
A(1)	Metal pokrywa się pęcherzykami gazu.
B(2)	
C(3)	
D(4)	Brak zmian.

Wnioski:

	Wnioski
a(1)	Sód reaguje z wodą, tworząc wodorotlenek i wodór.
b(2)	Glin, cynk i miedź nie reagują z wodą.
c(3)	
d(4)	
A(1)	Sód, glin i cynk wypierają wodór z kwasu solnego.
B(2)	
C(3)	
D(4)	Miedź nie reaguje z kwasem solnym.

**Ćwiczenie**

1. Napisz w zeszycie równania reakcji zachodzących podczas przeprowadzania powyższego doświadczenia.

3.5. Reakcja z kwasami utleniającymi

W kwasach utleniających stopnia utlenienia nie zmienia wodór, tylko niemetal będący atomem centralnym w kwasie, stąd ich zdolności utleniające są nieporównywalnie większe od zdolności utleniających kwasów nieutleniających. Dlatego reakcjom z kwasami utleniającymi ulega zdecydowana większość metali, a produkty tych reakcji nieco różnią się od produktów reakcji z kwasami nieutleniającymi i zależą od stężenia kwasów.

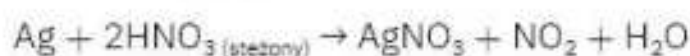
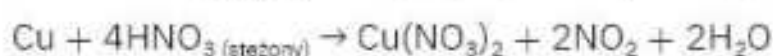
Li K Ba Sr Ca Na Mg Be Al Mn Zn U Fe Co Ni Sn Pb H Bi Sb As Cu Ag Hg Pt Au



Rysunek 11. Tlenek azotu(IV) ma brunatną barwę, w przeciwieństwie do tlenku azotu(II), który jest bezbarwny.

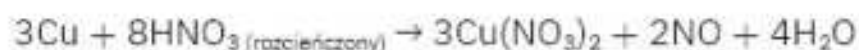
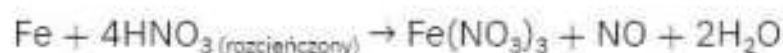
Reakcje te na ogólnych schematach zostały omówione w dziale III, w rozdziale 7.5, a poniżej przedstawiono reakcje przykładowych metali (Fe, Cu, Ag) ze stężonymi i rozcieńczonymi kwasami: azotowym(V) i siarkowym(VI).

Reakcja metalu ze stężonym kwasem azotowym(V)



Produktami reakcji metali ze stężonym kwasem azotowym(V) są sole (azotany(V)) oraz tlenek azotu(IV) i woda.

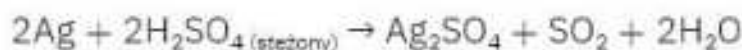
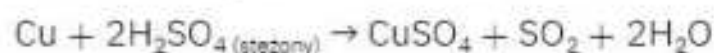
Reakcja metalu z rozcieńczonym kwasem azotowym(V)



Produktami reakcji metali z rozcieńczonym kwasem azotowym(V) są sole (azotany(V)) oraz tlenek azotu(II) i woda.



Reakcja metalu ze stężonym kwasem siarkowym(VI)



Produktami reakcji metali ze stężonym kwasem siarkowym(VI) są sole (siarczany(VI)) oraz tlenek siarki(IV) i woda.

Reakcja metalu z rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI)

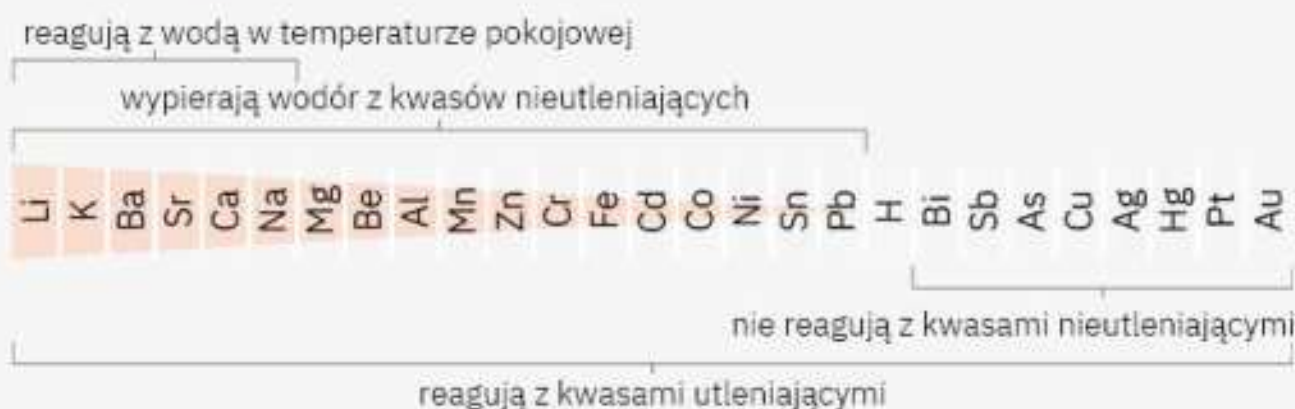


Produktami reakcji metali aktywnych z rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI) są sole (siarczany(VI)) oraz wodór.

Rozcieńczony kwas siarkowy(VI) reaguje z metalami aktywnymi jak kwas nieutleniający. Metale szlachetne nie reagują z rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI).

Nieco inaczej wobec stężonego kwasu azotowego(V) zachowuje się glin, co zostanie omówione w kolejnym rozdziale.

PODSUMOWANIE LEKCJI

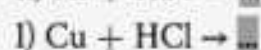
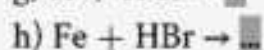
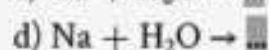
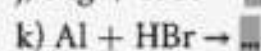
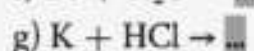
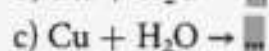
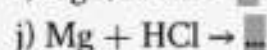
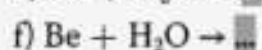
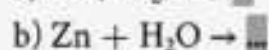
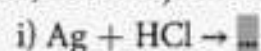
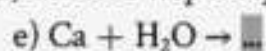
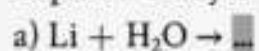


ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

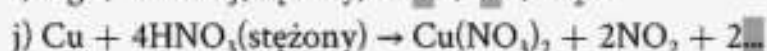
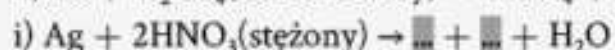
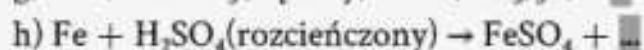
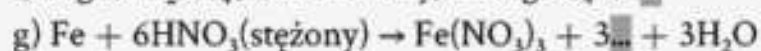
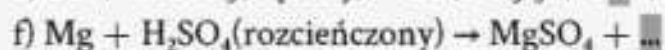
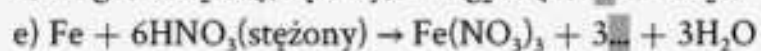
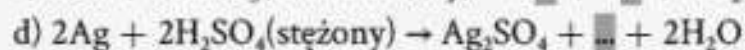
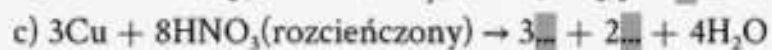
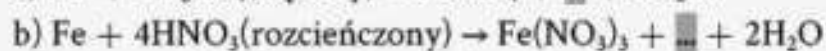
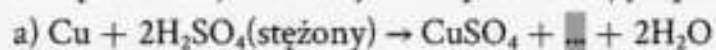
- Omów reakcje metali z wodą. Podaj przykład metalu reagującego z wodą i napisz w zeszycie równanie opisujące tę reakcję.
- Przedstaw reakcje metali z kwasami nieutleniającymi. Podaj trzy przykłady reakcji metali z kwasem nieutleniającym.
- Scharakteryzuj reakcje metali z kwasami utleniającymi. Jakie produkty reakcji powstają w reakcji metali:
 - ze stężonym kwasem azotowym(V),
 - z rozcieńczonym kwasem azotowym(V),
 - ze stężonym kwasem siarkowym(VI),
 - z rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI)?



4. Zapisz w zeszycie produkty reakcji, dobierz współczynniki lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.



5. Przepisz reakcje do zeszytu i dopisz brakujące produkty reakcji.





4. Glin – właściwości i zastosowanie

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jakimi właściwościami charakteryzuje się glin;
- gdzie znajduje zastosowanie glin.



Glin jest najczęstszym metalem w skorupie ziemskiej. Związki glinu zwane ałunami (uwodnione podwójne sole siarczanu(VI) glinu oraz metali z grupy 1 układu okresowego; ałunem określa się zwyczajowo dwunastowodny siarczan(VI) glino-potasowy: $KAl(SO_4)_2 \cdot 12H_2O$) znano już w starożytności, jednak metaliczny glin wydzielono dopiero w latach 1825–1827. Ze względu na swoje właściwości znalazł on wiele zastosowań zarówno w technice, medycynie, jak i przemyśle.

4.1. Występowanie

Glin w skorupie ziemskiej występuje w postaci glinokrzemianów (to sole zawierające aniony złożone z glinu, krzemu i tlenu oraz kation metalu). Czysty tlenek glinu występuje w przyrodzie jako korund. Zabarwiony domieszką tlenków metalicznych jest kamieniem szlachetnym, czerwonym rubinem lub niebieskim szafirem. Jednak glin otrzymuje się przede wszystkim z boksytu, który składa się głównie z wodorotlenku glinu (rysunek 21).



Rysunek 12. A. boksyt, B. korund, C. rubin, D. szafir.

4.2. Właściwości fizyczne glinu

Glin jest lekkim metalem o barwie szarosrebrzystej. Jak wszystkie metale wyróżnia się połyskiem. Ma gęstość nieco większą niż gęstość betonu – wynosi ona $2,7 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$. Glin jest miękki, plastyczny. Można go łatwo formować, walcować, rozciągać. Nie ma dużej wytrzymałości mechanicznej, jednak ma bardzo korzystny stosunek wytrzymałości do masy. Jest bardzo dobrym przewodnikiem cieplnym i elektrycznym. Przewodnictwo cieplne glinu wynosi 50%, a elektryczne 65% przewodnictwa miedzi.

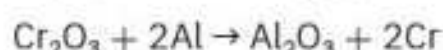
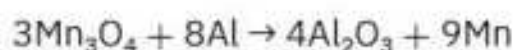




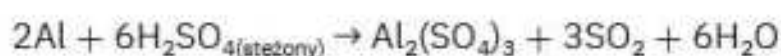
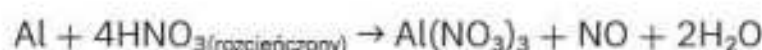
4.3. Właściwości chemiczne



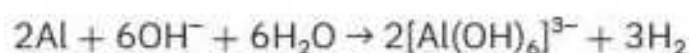
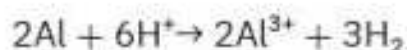
Glin ma niski potencjał elektrochemiczny, zatem wyróżnia się dużymi zdolnościami redukcyjnymi. Łatwo się utlenia. Drobnopostaciowy gwałtownie spala się w tlenie, tworząc tlenek glinu, a reakcji tej towarzyszy jasny płomień. Glin na tyle łatwo łączy się z tlenem, że redukuje tlenki innych metali, co wykorzystuje się w metodzie aluminotermicznej. Metoda ta pozwala na otrzymanie np. chromu lub manganu z ich tlenków:



Na powietrzu glin ulega powolnej pasywacji (dział V, rozdział 5.1.). Tworząca się warstwa tlenku stanowi blokadę przed dalszym utlenianiem, uniemożliwia także reakcję glinu z wodą i hamuje korozję. Pasywacja zachodzi nie tylko na powietrzu, lecz także w stężonym kwasie azotowym(V). Warstwa tlenku glinu powstająca na powierzchni jest bierna chemicznie i nie reaguje z kwasem, maskując wysoką aktywność glinu. Z rozcieńczonym kwasem azotowym(V) oraz rozcieńczonym i stężonym siarkowym(VI), a także z kwasami nieutleniającymi glin reaguje analogicznie jak pozostałe metale:



Glin wykazuje częściowo właściwości niemetalu, dlatego jego właściwości określa się jako amfoteryczne. Reaguje zarówno z mocnymi kwasami, jak i mocnymi zasadami.



Ćwiczenie

1. Napisz w zeszycie równania reakcji glinu:
 - a) z kwasem solnym,
 - b) z wodorotlenkiem sodu.
2. Napisz w zeszycie produkty reakcji lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.
 - a) glin + stężony kwas azotowy(V)
 - b) glin + rozcieńczony kwas azotowy(V)
 - c) glin + stężony kwas siarkowy(VI)
 - d) glin + rozcieńczony kwas siarkowy(VI)

4.4. Zastosowanie

Czysty glin znalazł szerokie zastosowanie ze względu na cenę i korzystny stosunek masy do wytrzymałości.



- Glin jest używany jako reduktor w metodzie zwanej aluminotermią.
- Ze względu na duże przewodnictwo z glinu wykonuje się przewody elektryczne czy też folie aluminiowe.



- Dzięki tworzącej się na jego powierzchni warstwie tlenku glin wykorzystuje się w produkcji puszek do napojów, pojemników do przechowywania i cystern do transportu kwasu azotowego(V).



Rysunek 13. Zastosowanie glinu.

Mała wytrzymałość mechaniczna glinu ogranicza jego zastosowanie. Opracowanie stopów zawierających takie pierwiastki jak: miedź, magnez, krzem czy mangan spowodowało znaczące zwiększenie wytrzymałości. Związki glinu wykazują ciekawe właściwości, a stopy zawierające glin pozostają lekkie i wytrzymałe, dlatego związki glinu mają szerokie zastosowanie.

- Korund jest trudno topliwy i odporny na działanie czynników chemicznych, dlatego stosuje się go do wyrobu tygli (naczyni odpornych na wysokie temperatury), w których wytapia się metale, oraz do wyrobu materiałów ogniotrwałych i szlifierskich.
- Glinokrzemiany, które są nieprzepuszczalne dla cieczy oraz gazów, stosuje się do wyrobów ceramicznych – porcelany i kamionki. Glinokrzemiany porowate wykorzystuje się do produkcji wyrobów garncarskich i cegieł budowlanych.
- Uwodniony siarczan(VI) glinu znajduje zastosowanie do farbowania tkanin – **ułatwia adsorpcję barwników** – oraz do sklejanie włókien celulozowych w przemyśle papierniczym.
- Wodorotlenek glinu stosuje się jako lek zobojętniający nadmiar soku żołądkowego oraz do produkcji past do zębów.



Rysunek 14. Zastosowanie wodorotlenku glinu.



- Duraluminium to stop glinu odporny na uszkodzenia i wysokie temperatury. Używa się go do wyrobu ram okiennych, wielu konstrukcji metalowych, części samolotowych i samochodowych, kadłubów statków czy naczyń kuchennych.



Rysunek 15. Zastosowanie duraluminium.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 231 • Glin wyróżnia się następującymi właściwościami fizycznymi:
 - ma srebrzystoszarą barwę, jest lekki;
 - jest plastyczny;
 - dobrze przewodzi ciepło i prąd;
 - w czystej postaci wykazuje niską wytrzymałość mechaniczną.
- s. 232 • Glin ma następujące właściwości chemiczne:
 - jest silnym reduktorem;
 - reaguje z tlenem;
 - ze względu na tworzącą się bierną warstwę tlenku nie ulega korozji;
 - wypiera wodór z kwasów nieutleniających;
 - w stężonym kwasie azotowym(V) ulega pasywacji;
 - wykazuje właściwości amfoteryczne.
- s. 232 • Czysty glin jest używany:
 - w aluminotermii
 - do produkcji przewodów elektrycznych, folii aluminiowej
 - jako surowiec do produkcji puszek do napojów
 - do produkcji naczyń kuchennych
 - do wytwarzania naczyń do przechowywania i transportu kwasu azotowego(V).
- s. 232 • Związki glinu są używane do:
 - wyrobu materiałów ogniotrwałych i szlifierskich oraz tygli (korund)
 - wyrobu produktów ceramicznych, porcelanowych, kamionkowych, garncarskich, cegieł budowlanych (glinokrzemiany)
 - farbowania tkanin, sklejanie włókien celulozowych w przemyśle papierniczym (uwodniony siarczan(VI) glinu)
 - produkcji leków zobojętniających nadmiar soku żołądkowego, past do zębów (wodorotlenek glinu)
 - produkcji ram okiennych, konstrukcji metalowych, części samolotowych i samochodowych, kadłubów statków czy naczyń kuchennych (duraluminium).



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA



1. Omów właściwości fizyczne glinu.
2. Przedstaw właściwości chemiczne glinu.
3. Wytlumacz, dlaczego glin nie reaguje ze stężonym kwasem azotowym(V).
4. Wyjaśnij pojęcie pasywacji.
5. Powiąż właściwości glinu z jego zastosowaniem.
6. Wymień przykładowe zastosowania czystego glinu.
7. Porównaj wytrzymałość mechaniczną duraluminium i czystego glinu.
8. Wymień przykładowe zastosowania stopów oraz innych związków glinu.



5. Właściwości fizyczne i chemiczne niemetalu

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jakimi właściwościami fizycznymi charakteryzują się niemetały;
- jakie właściwości chemiczne wykazują niemetały.

Pierwiastki niewykazujące właściwości metalicznych to niemetały. Niemetały charakteryzują się dużą elektroujemnością. Tworzą one związki zarówno z metalami, jak i innymi niemetalami, a wiązania w tych związkach są jonowe lub kowalencyjne. Niemetalu jest znacznie mniej niż metali, jednak odgrywają one ważną rolę w przyrodzie oraz technice. Dla przykładu ciało człowieka w ponad 95% składa się z czterech niemetalu: tlenu, węgla, wodoru i azotu.

5.1. Właściwości fizyczne

W układzie okresowym znajdują się 22 pierwiastki niemetaliczne w grupach od 13 do 18. Przy czym ich liczba w grupie rośnie wraz ze wzrostem numeru grupy (rysunek 16).

		metale										niemetale						
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	
1 1 H																	2 He	
2 3 Li	4 Be											5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne	
3 11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar	
4 19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	24 Cr	25 Mn	26 Fe	27 Co	28 Ni	29 Cu	30 Zn	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr	
5 37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	42 Mo	43 Tc	44 Ru	45 Rh	46 Pd	47 Ag	48 Cd	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe	
6 55 Cs	56 Ba	La-Lu 57-71	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	(2,0) 84 Po	(2,2) 85 At	86 Rn	
7 (0,7) 87 Fr	(0,9) 88 Ra	Ac-Lr 89-103	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn	113 Nh	114 Fl	115 Mc	116 Lv	117 Ts	118 Og	
			1,1 57 La	1,1 58 Ce	1,1 59 Pr	1,2 60 Nd	1,2 61 Pm	1,2 62 Sm	1,0 63 Eu	1,1 64 Gd	1,2 65 Tb	1,2 66 Dy	1,2 67 Ho	1,2 68 Er	1,2 69 Tm	1,1 70 Yb	1,2 71 Lu	
			(1,1) 89 Ac	1,3 90 Th	1,5 91 Pa	1,7 92 U	1,4 93 Np	1,3 94 Pu	1,1 95 Am	1,3 96 Cm	1,3 97 Bk	1,3 98 Cf	1,3 99 Es	1,3 100 Fm	1,3 101 Md	1,3 102 No	103 Lr	

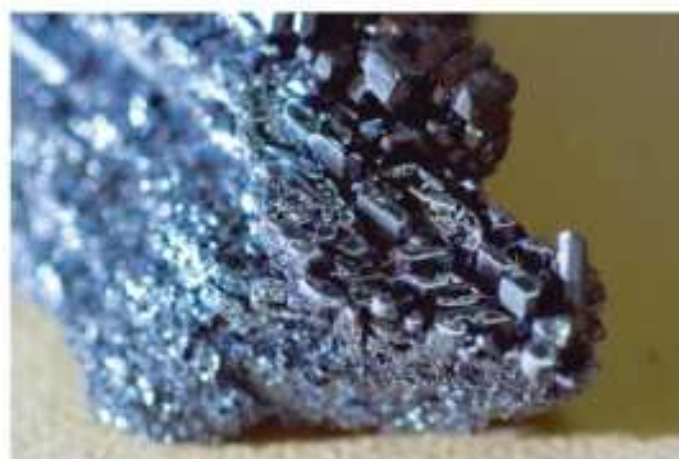
Rysunek 16. Niemetały w układzie okresowym.



Wykazują one zróżnicowane właściwości fizyczne. Większość niemetali występuje w stanie gazowym. Tlen, azot, wodór, hel, neon i argon to bezbarwne oraz bezwonne gazy. Chlor i fluor to zielonożółte gazy o charakterystycznym ostrym zapachu. Nietmetale występują też w stanie stałym. Węgiel, siarka, krzem, fosfor, jod są różnobarwnymi ciałami stałymi, a ich barwa zmienia się nawet w zależności od odmiany alotropowej tego samego pierwiastka. Fosfor np. przyjmuje barwę białą, czerwoną lub czarną. Nietmetale są kruche oraz pozbawione charakterystycznego dla metali połysku. Wyjątkami są jod i krzem, które mają połysk. Jedyne nietmetale występujące w postaci ciekłej to brom. Ma ciemnobrunatną barwę i drażniący zapach. Gęstość, temperatura wrzenia oraz topnienia ciał stałych jest zróżnicowana (tabela 8). Nietmetale raczej nie przewodzą prądu. Wyjątek stanowią grafit i grafen (alotropowe odmiany węgla) oraz fosfor czarny. Podobnie nie przewodzą one także ciepła (z wyjątkiem grafitu i diamentu).

Tabela 8. Wybrane właściwości fizyczne wybranych niemetali

Niemetal	Gęstość [$\text{kg} \cdot \text{m}^{-3}$]	Temperatura wrzenia [$^{\circ}\text{C}$]	Temperatura topnienia [$^{\circ}\text{C}$]
węgiel	2300 (grafit) 3500 (diament)	–	4000 (grafit) 4800 (diament)
siarka	2070	445	119
fosfor biały	1820	280	44
krzem	2330	3280	1417
fluor	1,696	–188	–220
chlor	3,214	–101	–34
brom	3119	–59	–7
jod	4940	114	184



Rysunek 17. Nietmetale występują we wszystkich stanach skupienia. Jod jest ciałem stałym, brom – cieczą, a chlor – gazem.



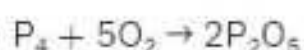
5.2. Właściwości chemiczne

Niemetale tworzą związki z metalami oraz z innymi niemetalami.

Reakcja z tlenem

Niemetale w bezpośredniej reakcji z tlenem tworzą tlenki przeważnie o charakterze kwasowym (dział III, rozdział 2.1.). Proces spalania będący gwałtowną reakcją łączenia się tlenu z innymi pierwiastkami ma w przyrodzie zasadnicze znaczenie. Reakcja ta jest źródłem energii dla wszystkich procesów życiowych. W procesie oddychania organizmy pobierają tlen do spalania substancji organicznych, zyskując potrzebną energię cieplną.

Spośród niemetali tylko fosfor utlenia się do tlenku na powietrzu w temperaturze pokojowej. W czystym tlenie spala się jaskrawym płomieniem:



Siarka, węgiel oraz inne niemetały żarzą się i palą w atmosferze czystego tlenu po zainicjowaniu reakcji. Po inicjacji zapłonu siarka pali się niebieskim płomieniem, tworząc tlenek siarki(IV). Jest to widoczne w pierwszym momencie po zapaleniu zapalniczki. Niebieska barwa płomienia utrzymuje się do momentu spalania siarki na zapalniczce (rysunek 18).



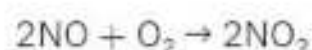
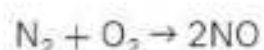
Rysunek 18. Niebieski płomień siarki.

W zależności od stosunku ilościowego tlenu do niemetalu w reakcjach spalania otrzymuje się różne produkty.

Ćwiczenie

1. Napisz w zeszycie równania reakcji otrzymywania tlenku węgla(II) oraz tlenku węgla(IV).

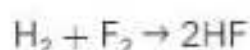
Tlenki, w których pierwiastek towarzyszący tlenowi przyjmuje niższy stopień utlenienia, mogą się utlenić. W bezpośredniej reakcji azotu z tlenem otrzymuje się bezbarwny tlenek azotu(II), który już w zetknięciu z tlenem z powietrza utlenia się do brunatnego, silnie trującego tlenku azotu(IV):



Reakcja z wodorem

Niemetale w reakcji z wodorem tworzą przeważnie kwaśne wodorki (dział III, rozdział 4.2.).

Spośród wszystkich niemetali wodór łączy się samorzutnie tylko z fluorem. Reakcja ta jest wybuchowa:



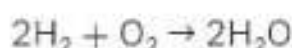


Z chlorem wodór również łączy się wybuchowo, ale reakcja ta wymaga zainicjowania. Reakcja wodoru z bromem i jodem wymaga podwyższonej temperatury oraz obecności katalizatorów.

Ćwiczenie

2. Napisz w zeszycie równania reakcji syntezy chlorowodoru, bromowodoru oraz jodowodoru.

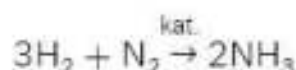
Wodór spala się w powietrzu po zainicjowaniu reakcji zgodnie z równaniem:



Uwaga:

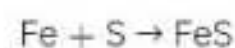
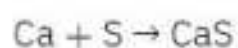
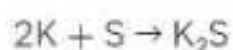
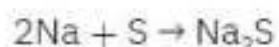
Niebezpieczna jest mieszanina złożona z dwóch części molowych wodoru i jednej tlenu, ponieważ reakcja spalania wodoru w tych warunkach zachodzi wybuchowo. Dlatego też mieszaninę tę określa się jako piorunującą.

Z siarką wodór łączy się w podwyższonej temperaturze. Otrzymywanie selenowodoru wymaga jeszcze bardziej drastycznych warunków. Węgiel reaguje z wodorem opornie, a wynikiem reakcji jest związek CH_4 (metan). Z azotem wodór reaguje w obecności katalizatorów:

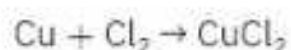


Reakcja z metalami

Bezpośrednia reakcja metali z niemetalami prowadzi do powstania soli kwasów beztlenowych. Metale w reakcji z siarką tworzą siarczki. Reakcja tworzenia siarczków jest egzotermiczna, jednak do jej zainicjowania potrzeba wysokiej temperatury.



Liczne rozdrobnione metale łączą się z chlorem gwałtownie, tworząc chlorki.



Ćwiczenie

3. Napisz w zeszycie równanie reakcji syntezy:
a) potasu i chloru, b) wapnia i chloru.

5.3. Aktywność fluorowców*

Aktywność niemetalu rośnie wraz ze wzrostem elektroujemności. Pierwiastek mniej aktywny jest wypierany z roztworu przez pierwiastek bardziej aktywny.

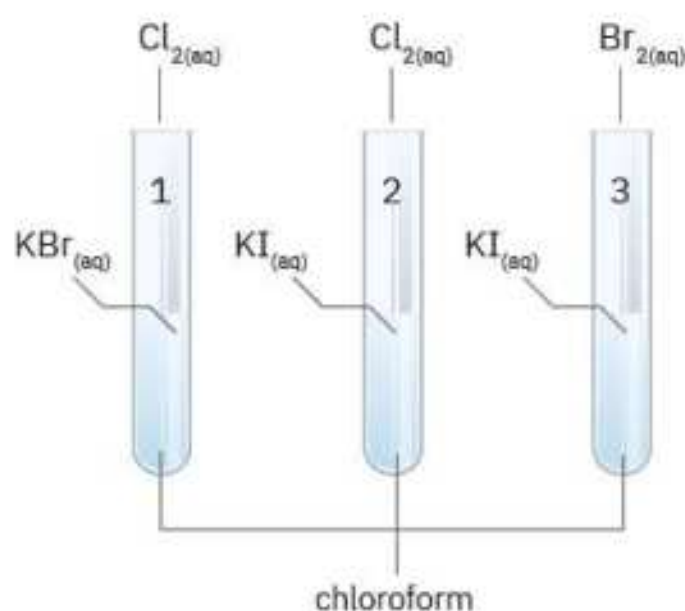


Doświadczenie

Badanie aktywności fluorowców

Opis:

Do probówki 1. wlej ok. 5 cm³ 10-procentowego roztworu bromku potasu (1), a do probówek 2. i 3. taką samą ilość 10-procentowego jodku potasu. Do wszystkich probówek dodaj ok. 2 cm³ chloroformu. Następnie do probówek 1. oraz 2. dodaj ok. 5 cm³ wody chlorowej, a do probówki 3. ok. 5 cm³ wody bromowej. Zawartość probówek dokładnie wymieszaj, wstrząsając nimi przez minutę. Po tym czasie należy wstawić probówki do statywu i poczekać, aż warstwy się rozdzielią. Wydzielony fluorowiec lepiej rozpuszcza się w dolnej warstwie chloroformowej, dlatego zabarwienie tej warstwy należy obserwować.



Obserwacje:

Numer probówki	Zabarwienie dolnej warstwy
1.	ciemnobrunatne
2.	fioletowe
3.	fioletowe

Wnioski:

Numer probówki	Wnioski
1.	Chlor wypiera brom z roztworu bromku: $\text{Cl}_2 + 2\text{KBr} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{Br}_2$
2.	Chlor wypiera jod z roztworu jodku: $\text{Cl}_2 + 2\text{KI} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{I}_2$
3.	Brom wypiera jod z roztworu jodku: $\text{Br}_2 + 2\text{KI} \rightarrow 2\text{KBr} + \text{I}_2$

Produkt reakcji $\text{X}_2 + 2\text{X}^- \rightarrow \text{X}_2 + 2\text{X}^-$ przyjmujący zerowy stopień utlenienia to fluorowiec mniej aktywny, a stopień -1 ma fluorowiec bardziej aktywny.



Analiza wyników powyższego doświadczenia szereguje fluorowce zgodnie ze wzrostem ich aktywności w kolejności: I_2 , Br_2 , Cl_2 . Łatwo się domyślić, że konsekwentnie najbardziej aktywnym fluorowcem jest fluor.

Ćwiczenie

4. Napisz w zeszycie produkty reakcji lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

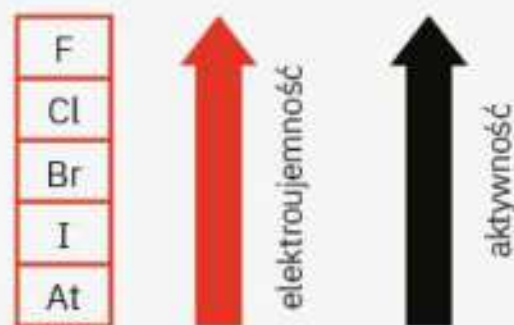


PODSUMOWANIE LEKCJI

- Niemetale wyróżniają się następującymi właściwościami fizycznymi:**
 - występują w trzech różnych stanach skupienia;
 - gdy są ciałami stałymi, są różnobarwne, pozbawione połysku, kruche;
 - charakteryzują się zróżnicowanymi gęstościami, temperaturami topnienia oraz wrzenia;
 - z małymi wyjątkami nie przewodzą prądu oraz ciepła.
- Właściwości chemiczne niemetali obejmują:**
 - reakcje z tlenem, w których powstają tlenki często o charakterze kwasowym;
 - reakcje z wodorem, w których powstają przeważnie kwasowe wodorki;
 - reakcje z metalami; metale w reakcji z siarką tworzą siarczki, a w reakcji z chlorem – chlorki;
 - bardziej aktywny fluorowiec wypiera z roztworu fluorowiec mniej aktywny*.

s. 236

s. 238



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wymień właściwości fizyczne niemetali.
- Napisz w zeszycie trzy przykłady reakcji wybranych niemetali z tlenem. Podaj charakter chemiczny powstałego produktu.
- W reakcji tlenu z azotem powstał bezbarwny gaz, który w kontakcie z powietrzem zmienił barwę na brunatną. Zapisz w zeszycie wspomniane procesy w postaci równań reakcji chemicznych.
- Napisz w zeszycie trzy przykłady reakcji wybranych niemetali z wodorem. Określ grupę związków, do której należy produkt reakcji, oraz jego charakter chemiczny.
- Zaproponuj metodę otrzymywania siarczków oraz chlorków. Zobrazuj wybraną metodę równaniem reakcji.
- * W reakcji $2X^- + Y_2 \rightarrow X_2 + 2Y^-$, gdzie X i Y to fluorowce, wskaż, który jest bardziej aktywny.
- Napisz w zeszycie produkt reakcji lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

a) $S + O_2 \rightarrow$	g) $Mg + S \rightarrow$	m)* $F^- + Cl_2 \rightarrow$
b) $H_2 + O_2 \rightarrow$	h) $Ca + Cl_2 \rightarrow$	n)* $Cl_2 + I^- \rightarrow$
c) $P_4 + O_2 \rightarrow$	i) $Na + Cl_2 \rightarrow$	o)* $Br_2 + Cl^- \rightarrow$
d) $N_2 + H_2 \rightarrow$	j) $Cu + Cl_2 \rightarrow$	
e) $Pb + S \rightarrow$	k) $F_2 + H_2 \rightarrow$	
f) $K + S \rightarrow$	l) $Cl_2 + H_2 \rightarrow$	



PODSUMOWANIE PRZED SPRAWDZIANEM

H																	He						
Li	Be	Niemetaliczność										Zasadowości tlenków					Ne						
		Zdolności utleniające										Metaliczność											
		Kwasowość tlenków										Zdolności redukujące											
		Elektroujemność																					
Na	Mg																	B	C	N	O	F	Ne
																		Al	Si	P	S	Cl	Ar
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr						
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe						
Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn						
Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og						
		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu							
		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr							

Właściwości fizyczne metali

- ciała stałe (z wyjątkiem ciekłej rtęci)
- duża gęstość (z wyjątkiem metali lekkich)
- szara barwa i połysk (z wyjątkiem miedzi i złota)
- wysoka temperatura topnienia i wrzenia
- duża wytrzymałość mechaniczna
- kowalność i ciągliwość
- przewodnictwo elektryczne i ciepłe

Właściwości chemiczne metali

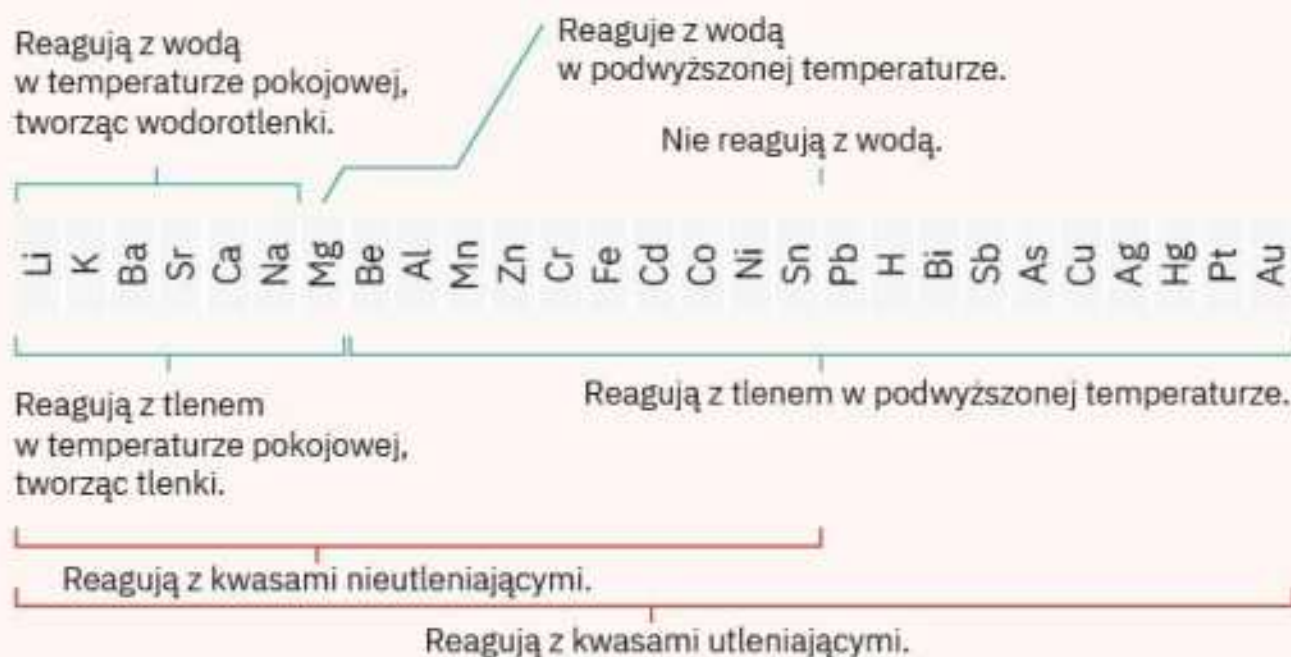
- reagują z tlenem, tworząc tlenki; metale z 1 i 2 grupy reagują z tlenem w temperaturze pokojowej, natomiast pozostałe metale w podwyższonej temperaturze
- reagują z innymi metalami; metale bardziej aktywne, czyli te znajdujące się w szeregu napięciowym metali po stronie lewej, mogą wypierać mniej aktywne metale z roztworów ich soli; wyjątek stanowią litowce i berylłowce (bez magnezu i berylu), które nie wypierają metalu z roztworu jego soli, a reagują z wodą
- reagują z kwasami

Właściwości fizyczne niemetalii

- występują w trzech stanach skupienia
- ciała stałe, różnobarwne, pozbawione połysku, kruche
- zróżnicowane gęstość, temperatury topnienia oraz wrzenia
- z małymi wyjątkami brak przewodnictwa prądu oraz ciepła

Właściwości chemiczne niemetalii

- reagują z tlenem, tworząc tlenki o charakterze kwasowym
- reagują z wodorem, tworząc przeważnie kwasowe wodorki
- reagują z metalami; metale w reakcji z siarką tworzą siarczki, a w reakcji z chlorem powstają chlorki
- bardziej aktywny fluorowiec wypiera z roztworu fluorowiec mniej aktywny*



Właściwości fizyczne glinu:

- srebrzystoszary lekki metal
- plastyczny
- dobry przewodnik ciepła i prądu
- niska wytrzymałość mechaniczna w czystej postaci

Właściwości chemiczne glinu:

- silny reduktor
- reaguje z tlenem
- ze względu na tworzącą się bierną warstwę tlenku nie ulega korozji
- wypiera wodór z kwasów nieutleniających
- w stężonym kwasie azotowym(V) ulega pasywacji
- wykazuje właściwości amfoteryczne



s. 231

s. 232

Zastosowanie czystego glinu:

- aluminotermia
- przewody elektryczne, folie aluminiowe
- puszki do napojów
- naczynia kuchenne
- naczynia do przechowywania i transportu kwasu azotowego(V)

s. 232

Zastosowanie związków glinu:

- wyrób materiałów ogniotrwałych i szlifierskich oraz tygli
- wyroby ceramiczne, porcelanowe, kamionkowe, garncarskie, cegły budowlane
- farbowanie tkanin, sklejanie włókien celulozowych w przemyśle papierniczym
- produkcja leku zobojętniającego nadmiar soku żołądkowego, produkcja past do zębów
- produkcja ram okiennych, konstrukcji metalowych, części samolotowych i samochodowych, kadłubów statków czy naczyń kuchennych

s. 232



SPRAWDŹ, CZY UMIESZ!

- Omów, jak zmieniają się poniższe właściwości fizyczne pierwiastków w układzie okresowym.
 - stan skupienia
 - gęstość
 - energie jonizacji
- Określ, które strzałki znajdujące się na poniższym układzie okresowym odzwierciedlają zmianę wskazanych właściwości.
 - metaliczność
 - zdolności redukujące
 - zdolności utleniające
 - kwasowość

H																		He
Li	Be											B	C	N	O	F	Ne	
Na	Mg											Al	Si	P	S	Cl	Ar	
K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr	
Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe	
Cs	Ba	La-Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn	
Fr	Ra	Ac-Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og	
		La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu		
		Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr		

- Wskaż, który z pierwiastków:
 - sód czy magnez
 - rubid czy potas
 - fluor czy chlor
 - fosfor czy siarka
 - jest silniejszym reduktorem
 - tworzy bardziej zasadowe tlenki
 - jest mniej aktywnym metalem
 - jest bardziej elektroujemny
 - jest słabszym utleniaczem
 - tworzy mniej kwasowe tlenki
 - jest bardziej aktywnym niemetalem
 - jest mniej elektroujemny
- Wymień właściwości fizyczne metali i powiąż je z odpowiednimi cechami struktury metalicznej.



5. Pogrupuj właściwości na te, które są charakterystyczne dla:

A. metali

B. niemetali

a) kruchość

b) wytrzymałość mechaniczna

c) duża gęstość

d) zróżnicowana barwa

e) brak połysku

f) słabe przewodnictwo elektryczne i cieplne

g) kowalność

h) stały stan skupienia

6. Na podanym szeregu napięciowym metali wskaż te, które:

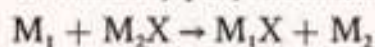
a) reagują z tlenem w temperaturze pokojowej,

b) nie reagują z wodą,

c) reagują z kwasami nieutleniającymi.

Li	K	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Be	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H	Bi	Sb	As	Cu	Ag	Hg	Pt	Au
----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	----	---	----	----	----	----	----	----	----	----

7. Wskaż trzy pary metali, między którymi zachodzi reakcja opisana schematycznie:



gdzie:

M_1, M_2 – pierwiastki metaliczne

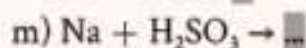
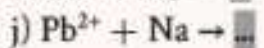
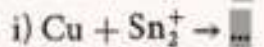
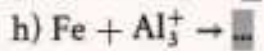
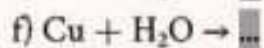
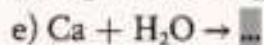
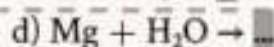
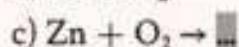
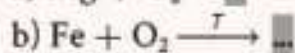
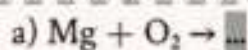
X – reszta kwasowa

a) M_1 – M_2 –

b) M_1 – M_2 –

c) M_1 – M_2 –

8. Napisz w zeszycie produkt reakcji, uzupełnij współczynniki stechiometryczne reakcji lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.





9. Dobierz do substratu kwasowego odpowiedni produkt gazowy powstający w reakcji tego kwasu z metalem.

a) stężony kwas azotowy(V)	A. NO
b) rozcieńczony kwas azotowy(V)	B. H ₂
c) stężony kwas siarkowy(VI)	C. NO ₂
d) rozcieńczony kwas siarkowy(VI)	D. SO ₂

10. Opisz w zeszycie słownie produkty reakcji lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

- a) $\text{Cu} + \text{HCl} \rightarrow \dots$
b) $\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \dots$
c) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{rozcieńczony})} \rightarrow \dots$
d) $\text{Fe} + \text{HNO}_{3(\text{rozcieńczony})} \rightarrow \dots$
e) $\text{Al} + \text{HNO}_{3(\text{stężony})} \rightarrow \dots$
f) $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \dots$
g) $\text{Cu} + \text{HNO}_{3(\text{stężony})} \rightarrow \dots$

11. Na przykładzie glinu omów zjawisko pasywacji.

12. Wymień wybrane zastosowania glinu i powiąż je z jego właściwościami.

13. Napisz w zeszycie trzy przykłady równań reakcji wybranych metali i niemetałów z tlenem. Podaj charakter chemiczny powstałych produktów.

14. Zapisz w zeszycie produkt reakcji lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

- a) $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow \dots$
b) $\text{P}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \dots$
c) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{kat}} \dots$
d) $\text{Zn} + \text{S} \xrightarrow{\text{T}} \dots$
e) $\text{Na} + \text{S} \xrightarrow{\text{T}} \dots$
f) $\text{Mg} + \text{S} \rightarrow \dots$
g) $\text{Zn} + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$
h) $\text{K} + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$
i) $\text{J}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \dots$
j) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2 \rightarrow \dots$
k)* $\text{F}^- + \text{Br}_2 \rightarrow \dots$
l)* $\text{Cl}_2 + \text{Br}^- \rightarrow \dots$





VII. Zastosowanie wybranych związków nieorganicznych



Tlenek krzemu – właściwości
i zastosowanie

Skąły wapienne



Twardość wody

Skąły gipsowe



Nawozy naturalne i sztuczne



1. Tlenek krzemu – właściwości i zastosowanie

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jakimi właściwościami charakteryzuje się tlenek krzemu;
- jakie jest zastosowanie tlenku krzemu.

Tlenek węgla(IV) znajduje się w wydychanym powietrzu, tlenek siarki(IV) oznaczony symbolem E220 to często stosowany konserwant, a tlenek krzemu, zwany krzemionką, jest głównym składnikiem skorupy ziemskiej i ze względu na swoje właściwości znalazł zastosowanie w wielu gałęziach przemysłu.

1.1. Występowanie

Czysty tlenek krzemu stanowi ok. 12% skorupy ziemskiej. Występuje on głównie w formie krystalicznej (kwarc), rzadziej w formach amorficznych, czyli bezpostaciowych, które charakteryzuje brak uporządkowania budowy wewnętrznej. W postaci czystej bez domieszek stanowi on bezbarwny kryształ górski. Dodatki innych minerałów do kwarcu powodują pojawienie się barwy i zmianę innych właściwości.

Forma	Nazwa minerału	Domieszka	Barwa
Krystaliczna	kryształ górski (skalny)	–	
	kwarc różowy	mangan lub tytan	
	kwarc dymny (morion)	glin	



Forma	Nazwa minerału	Domieszka	Barwa
	awenturyn	chrom	
	ametyst	żelazo	
	cytryn	wodorotlenek żelaza	
Amorficzna	opal	nikiel, chrom, żelazo, mangan	
	chalcedon		
	agat		
	jaspis		
	onyks		
	chryzopraz		



Zawartość tlenku krzemu w płaszczu ziemskim jest jednak większa i wynosi ok. 50% wszystkich składników skorupy ziemskiej, ponieważ tlenek ten jest składnikiem wielu minerałów i skał, np. piaskowca, granitu czy kwarcytu.

1.2. Budowa tlenku krzemu

Tlenek krzemu występuje głównie w formie krystalicznej (kwarc), rzadziej w formach amorficznych. Uporządkowana struktura kryształów składa się ze ściśle przylegających do siebie komórek elementarnych, będących najmniejszą powtarzającą się jednostką strukturalną kryształów. Wzajemne ułożenie przestrzenne cząsteczek SiO_2 w komórce elementarnej różnicuje kryształy. Zjawisko występowania tego samego związku w różnych odmianach krystalicznych nazywa się **polimorfizmem**.

forma amorficzna

Forma amorficzna – to forma bezpostaciowa, charakteryzująca się brakiem uporządkowanej struktury.

kryształy

Kryształy – to substancje stałe mające uporządkowaną budowę wewnętrzną, w której powtarzalne elementy (komórki elementarne) ściśle przylegają do siebie.

polimorfizm

Polimorfizm – to zjawisko występowania jednego związku chemicznego w wielu odmianach krystalicznych.

A



B



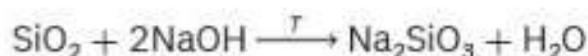
Rysunek 1. Polimorfizm tlenku krzemu. Komórka elementarna: A. krystobalitu, B. trydimitu.

1.3. Właściwości fizyczne

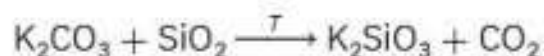
Tlenek krzemu jest bezbarwnym, twardym ciałem stałym. Jego gęstość, temperatura topnienia i wrzenia zależą od postaci tego związku. Forma amorficzna charakteryzuje się najmniejszą gęstością ($2,2 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$), a kwarc – największą (powyżej $2,5 \text{ g}\cdot\text{cm}^{-3}$). Temperatura topnienia przekracza 1700°C , a wrzenia 2950°C . Tlenek krzemu wykazuje właściwości piezoelektryczne, czyli ma zdolność do przetwarzania energii elektrycznej w mechaniczną i odwrotnie.

1.4. Właściwości chemiczne

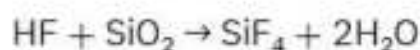
Tlenek krzemu jest mało reaktywny. Nie rozpuszcza się w wodzie, ale jako tlenek kwasowy w wysokiej temperaturze rozтворя się w roztworach wodorotlenków z utworzeniem soli – metakrzemianów.



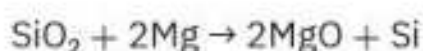
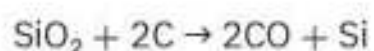
Metakrzemiany powstają także w reakcji tlenku krzemu z solami słabego kwasu, jakim jest kwas węglowy(IV):



Krzemionka nie reaguje z kwasami. Wyjątek stanowi kwas fluorowodorowy, z którym tlenek krzemu reaguje z utworzeniem gazowego fluorku krzemu oraz wody:



Tlenek krzemu w wysokiej temperaturze reaguje z węglem oraz magnezem:



1.5. Zastosowanie krzemionki

Tlenek krzemu w formie czystej krystalicznej oraz amorficznej znajduje zastosowanie w jubilerstwie, a jako składnik skał jest używany w budownictwie. Jednak jedno z najistotniejszych zastosowań krzemionki to produkcja szkła. Szkło kiedyś uznawano za przestudzoną ciecz, w której nie następuje krystalizacja. Obecnie **szkło** opisuje się jako amorficzne ciało stałe. Otrzymuje się je przez stapianie krzemionki z różnymi dodatkami, głównie tlenków (B_2O_3 , Al_2O_3 , Na_2O , K_2O , Li_2O , CaO , MgO , PbO , ZnO , P_2O_5 , TiO_2 , ZrO_2) oraz soli kwasu węglowego (Na_2CO_3 oraz CaCO_3). Uzyskaną po zmieszaniu wszystkich składników w odpowiednich proporcjach mieszaninę umieszcza się w piecach szklarskich, gdzie zostaje ona ogrzana do temperatury 1500°C . W temperaturze tej powstaje płynna masa szklarska, którą można formować, stosując odpowiednio wybraną metodę. Wybór metody zależy od pożądanego kształtu finalnego. Dla przykładu żarówki są otrzymywane przez wydmuchiwanie automatyczne, szkło płaskie – przez wyciąganie pionowo w górę, szkło z fakturą – przez walcowanie, rurki – przez ciągnięcie, szkło użytkowe jest wytłaczane, a szkło artystyczne – kształtowane ręcznie lub wydmuchiwane puszczelą. Po uformowaniu kształt utrwała się przez powolne obniżenie temperatury.

Ćwiczenia

1. Na podstawie swoich doświadczeń z życia codziennego wybierz z podanych właściwości fizyczne szkła.
kruchosc, odporność mechaniczna, przepuszczalność światła, odporność na działanie czynników atmosferycznych, dobre przewodnictwo elektryczne
2. Na podstawie wiadomości o właściwościach chemicznych krzemionki, głównego składnika szkła, wybierz z podanych właściwości chemiczne opisujące szkło.
bierność względem wody i większości kwasów, reaktywność względem kwasu fluorowodorowego, bierność względem stężonego roztworu wodorotlenku sodu

Ze względu na skład, który decyduje o właściwościach oraz zastosowaniu, wyróżnia się różnorodne rodzaje szkła (tabela 1).





Tabela 1. Rodzaj szkła oraz jego właściwości i zastosowanie

Rodzaj szkła	Wybrane właściwości	Zastosowanie
kwarcowe	• wysoka temperatura topnienia • odporność na zmiany temperatury i ciśnienia • dobra przepuszczalność promieniowania ultrafioletowego	szkło optyczne, szkło laboratoryjne, produkcja światłowodów, lamp kwarcowych, włókna szklane, wata szklana
sodowo-wapniowe	• względnie niska temperatura topnienia • niska odporność na gwałtowne zmiany temperatury • duży współczynnik rozszerzalności cieplnej • niska odporność na zarysowania	szklenie okien, naczynia codziennego użytku, opakowania szklane
borowo-krzemowe	• względnie duża odporność na zmiany temperatury • mały współczynnik rozszerzalności cieplnej • duża odporność na zarysowania • gładka powierzchnia	szkło laboratoryjne, naczynia dla niemowląt
wysokoglinowe	• duża odporność na wysokie temperatury • duża twardość	włókna szklane, kuchenne naczynia żaroodporne
ołowiowe	• niska temperatura topnienia • duży współczynnik załamania światła	szkło optyczne, szkło kryształowe i ozdobne
wodne (wodny roztwór krzemianów sodu i potasu)	• gęsta ciecz • materiał ognioodporny	dodatek ognioochronny stosowany np. w farbach, składnik kitu szklarskiego
barwne	• barwa zależna od dodatku (biała – związki tytanu, żółta – związki kadmu i siarki, zielona – związki żelaza i chromu, niebieska – związki kobaltu i miedzi, czerwona – miedź, złoto, czarna – związki manganu)	szkło ozdobne

Ze względu na obróbkę, jakiej poddaje się szkło, wyróżnia się szkło trawione i hartowane.

Szkło hartowane jest szkłem o zwiększonej odporności na uszkodzenia mechaniczne, uzyskanej przez proces zwany hartowaniem. Hartowanie polega na podgrzaniu szkła do temperatury 650°C, a następnie szybkim schłodzeniu strumieniem zimnego powietrza. Szkło hartowane stosuje się do produkcji szyb samochodowych i kabin prysznicowych.



Szkło trawione to z kolei szkło zdobione przez nakładanie na szklaną powierzchnię kwasu fluorowodorowego. Powierzchnię szkła pokrywa się woskiem, lakierem lub olejem, a następnie ostrym narzędziem wydrapuje się wierzchnią warstwę zgodnie z wybranym wzorem. Po naniesieniu kwasu fluorowodorowego na powierzchnię, trawieniu ulega tylko odbezpieczona część, dzięki czemu powstają zmatowienia o określonym wzorze.

Ćwiczenie

- Na podstawie powyższych informacji wyjaśnij pojęcia *hartowanie szkła* oraz *trawienie szkła*.



PODSUMOWANIE LEKCJI

• Tlenek krzemu SiO_2

Formy krystaliczne: kryształ górski, kwarc dymny, ametyst, cytryn

Formy amorficzne: opal, agat, jaspis, onyks

Właściwości fizyczne:

- bezbarwne ciało stałe
- wysoka temperatura topnienia
- nierozpuszczalność w wodzie

Właściwości chemiczne:

- bierność chemiczna
- ulega reakcji z HF
- w wysokich temperaturach reaguje z zasadami i węglanami, tworząc metakrzemiany

Zastosowanie:

budownictwo



jubilerstwo



telekomunikacja



przemysł szklarski



• Szkło

Produkcja szkła:

1. mieszanie składników;
2. tworzenie masy szklarskiej;
3. formowanie;
4. ochładzanie.

Hartowanie szkła – zwiększanie odporności szkła przez ogrzewanie, po którym następuje chłodzenie strumieniem zimnego powietrza.

Trawienie szkła – traktowanie szkła kwasem fluorowodorowym w określonych, odbezpieczonych miejscach powodujące tworzenie wzorów w formie zmatowień.

s. 248

s. 251



Wyróżnia się następujące **rodzaje szkła**:

- kwarcowe
- sodowo-wapniowe
- borowo-krzemowe
- wysokoglinowe
- ołowiowe
- wodne
- barwne

Ze szkła wytwarza się:

okna, naczynia kuchenne, opakowania szklane, żarówki, przedmioty codziennego użytku, szkło laboratoryjne, szkło optyczne, watę szklaną, kit szklany.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij pojęcia: *polimorfizm, kryształ, struktura amorficzna, hartowanie szkła, trawienie szkła*.
2. Podaj przykłady minerału tworzonego przez tlenek krzemu o strukturze:
 - a) krystalicznej,
 - b) amorficznej.
3. Wymień właściwości fizyczne i chemiczne tlenku krzemu.
4. Omów proces tworzenia szkła. Zastanów się, czy możliwe jest tworzenie się szkła w sposób naturalny, np. podczas wybuchu wulkanu.
5. Wymień zastosowania tlenku krzemu oraz szkła.
6. Wskaż materiały zawierające tlenek krzemu znajdujące się w twoim otoczeniu.
7. Oceń prawdziwość podanych zdań.
 - a) Tlenek krzemu ma charakter kwasowy, rozpuszcza się w wodzie, tworząc kwas.
 - b) Tlenek krzemu reaguje z zasadami, tworząc metakrzemiany.
 - c) Krzemionka występuje zarówno w formie krystalicznej, jak i bezpostaciowej.
 - d) Właściwości fizyczne szkła zależą od jego składu oraz późniejszej obróbki termicznej.
 - e) Tlenek krzemu nie wykazuje właściwości piezoelektrycznych.



2. Skały wapienne

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jakie są rodzaje skał wapiennych;
- jakie są właściwości i zastosowania skał wapiennych;
- jakie są sposoby identyfikacji skał wapiennych.

Muszla ślimaka, skorupka jaja kurzego, szkielet kręgowców, E170 (węglan wapnia), skały wapienne, wapień, kreda, marmur, wapno, cement, beton to pozornie niezwiązane ze sobą substancje. Ich wspólnym składnikiem jest węglan wapnia, jeden z najważniejszych surowców pochodzenia naturalnego.

2.1. Występowanie węglanu wapnia

Węglan wapnia stanowi blisko 4% wszystkich składników skorupy ziemskiej. Występuje on jako główny składnik wielu osadowych i metamorficznych skał wapiennych. Ponadto węglan wapnia jest głównym materiałem budulcowym szkieletów, skorupek jaj, muszli, rogów czy kolców zwierząt.

Skały to skupiska różnych minerałów lub minerałów tego samego typu. Skały dzieli się na trzy rodzaje: magmowe (powstające na skutek zastygania magmy), osadowe (powstające na skutek wietrzenia innych skał lub gromadzenia się obumarłych szczątków organicznych) oraz metamorficzne (przeobrażone, powstające w wyniku przekształcania innych skał). Węglan wapnia najpowszechniej występuje w skałach osadowych. Przykładami wapiennych skał osadowych są **wapień** i **kreda**. Natomiast przykład skały metamorficznej zawierającej węglan wapnia to **marmur**.

Wietrzenie skał – proces prowadzący do rozkładu skał pod wpływem działania czynników atmosferycznych (powietrza, wody, promieni słonecznych, tlenu węgla(IV)) lub mikroorganizmów.

wietrzenie skałne

2.2. Właściwości fizyczne węglanu wapnia

Węglan wapnia to drobnopostaciowe, białe ciało stałe. Charakteryzuje się wysoką temperaturą topnienia 825°C. Jest słabo rozpuszczalny w wodzie.

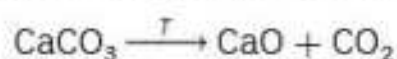


Rysunek 2. Węglan wapnia.

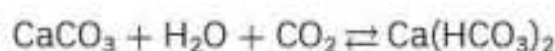


2.3. Właściwości chemiczne węglanu wapnia

W wysokiej temperaturze ulega rozkładowi na tlenek wapnia i tlenek węgla(IV).



Pod wpływem tlenku węgla(IV) i wody trudno rozpuszczalny w wodzie węglan wapnia ulega przekształceniu w rozpuszczalny wodorowęglan wapnia:



Reakcja ta obrazuje proces krasowienia skał wapiennych, prowadzący do powstania wyłobień i jaskiń w skałach. Zgodnie z powyższym równaniem reakcja ta jest odwracalna, co powoduje powstawanie wapiennych nacieków w postaci stalaktytów i stalagmitów (rysunek 3).



Rysunek 3. Stalaktyty i stalagmity.

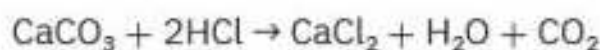
krasowienie

Krasowienie – rodzaj wietrzenia skał, w którym skały ulegają roztwarzaniu pod wpływem wody i tlenku węgla(IV).

Ćwiczenie

1. Korzystając ze źródeł innych niż podręcznik, wyjaśnij pojęcia *stalaktyt* i *stalagmit*.

Pod wpływem mocnych kwasów węglan wapnia roztwarza się z wydzielaniem kwasu węglowego, który jako nietrwały rozkłada się na tlenek węgla(IV) i wodę.



Tę ostatnią reakcję wykorzystuje się do wykrywania anionu CO_3^{2-} , czyli także do identyfikacji skał wapiennych (patrz dział VIII, rozdział 2.5.).



2.4. Właściwości wapieni, kredy i marmuru

	Wapień	Kreda	Marmur
Właściwości	To skała stosunkowo twarda, białoszara, odporna na działanie wody. Wykazuje niską odporność na działanie kwaśnych deszczy.	Jest białym lub szarym, kruchym i łatwościeralnym ciałem stałym.	To skała odporna na wysokie temperatury, różnobarwna, o wysokiej twardości. Daje się stosunkowo łatwo szlifować, piłować i polerować.
			

2.5. Identyfikacja skał wapiennych

Doświadczenie 1

Opis:

Na szalkach Pettriego umieść fragmenty kamieni oraz szkolną kredę. Następnie na kamienie nanieś kilka kropli kwasu solnego.



Obserwacje:

Na niektórych kamieniach oraz na szkolnej kredzie jest widoczna biała piana.

Wnioski:

Obecność piany wskazuje na zajście reakcji z wytworzeniem tlenku węgla(IV) oraz wody, co pozwala stwierdzić, że badany kamień to skała wapienna.

Ćwiczenie

2. Napisz w zeszycie równanie reakcji obrazujące pozytywny wynik doświadczenia.

Podobne doświadczenie można przeprowadzić, identyfikując wydzielający się gaz.





Doświadczenie 2

Opis:

Do probówki wrzucić kawałek szkolnej kredy, a następnie dodać kwas solny, zamykając probówkę korkiem wyposażonym w rurkę, której drugi koniec jest zanurzony w roztworze nasyczonego wodorotlenku wapnia znajdującego się w drugiej probówce.

Obserwacje:

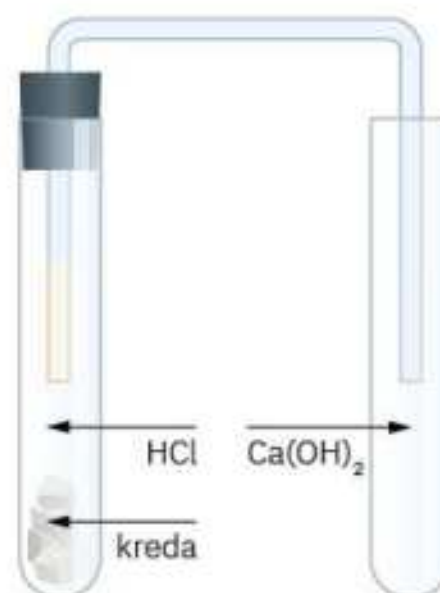
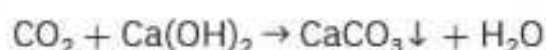
Z probówki zatkniętej korkiem wydzielą się gazy, który powoduje mętnienie roztworu w drugiej probówce.

Wnioski:

Zaszła reakcja prowadząca do rozтворzenia węglanu wapnia i powstania tlenku węgla(IV) oraz wody.



W reakcji wydzielającego się tlenku węgla(IV) z wodorotlenkiem wapnia powstał słabo rozpuszczalny węglan wapnia, przez co pojawiło się zmętnienie w drugiej probówce:

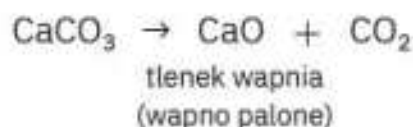


2.6. Zastosowanie węglanu wapnia

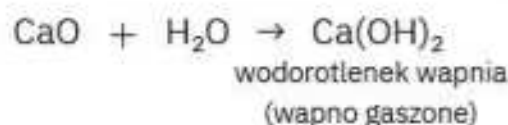
Węglan wapnia jest wykorzystywany przede wszystkim do produkcji materiałów budowlanych m.in. zaprawy murarskiej, cementu i betonu.

Otrzymywanie zaprawy murarskiej

Prażenie węglanu wapnia prowadzi do termicznego rozkładu tej soli na tlenek wapnia, zwany **wapnem palonym** i tlenek węgla(IV):



Tlenek wapnia jest białą substancją krystaliczną o właściwościach higroskopijnych. Reaguje z wodą, tworząc wodorotlenek wapnia, zwany **wapnem gaszonym**.

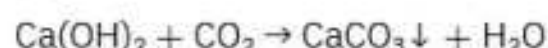


higroskopijność

Higroskopijność – zdolność do pochłaniania wody lub pary wodnej.



Czysty wodorotlenek wapnia jest białą drobnopostaciową substancją stałą, słabo rozpuszczalną w wodzie. Do utworzenia zaprawy murarskiej wapno gaszone, które odgrywa rolę wiążącą, miesza się z piaskiem stanowiącym kruszywo i wypełnienie oraz z wodą łączącą wszystkie składniki w plastyczną masę. Zaprawa murarska twardnieje w wyniku reakcji wapna gaszonego z tlenkiem węgla(IV) zawartym w powietrzu zgodnie z równaniem:



Otrzymywanie cementu

Węglan wapnia pochodzący głównie z wapieni wraz z glinokrzemianami wypala się w piecu w wysokiej temperaturze (ok. 1400°C). W ten sposób uzyskuje się tzw. klinkier, który po ochłodzeniu miele się z dodatkiem np. gipsu. Zmielona masa stanowi cement – w zależności od dodatków może mieć on nieco inne właściwości i zastosowanie. Dla przykładu – cement portlandzki zawierający, poza tlenkiem wapnia, krzemionkę i tlenek glinu wykorzystuje się do wyrobu sztucznych marmurów lub zapraw szlachetnych, cement hutniczy jest odporny na działanie kwaśnych deszczy, a cement glinowy szybko twardnieje i jest odporny na wodę morską.

Otrzymywanie betonu

Beton, zwany sztucznym kamieniem, to mieszanka cementu, wody i kruszywa. Rolę kruszywa mogą odgrywać: grys, żwir, żużel, piasek czy trociny. Poza cementem jako spoiwa używa się gipsu lub tworzyw sztucznych. Początkowo półpłynna masa twardnieje i staje się bazowym materiałem budowlanym.



Rysunek 4. Beton na budowie.



Inne zastosowania

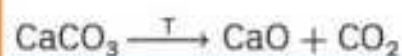
Surowiec	Zastosowanie:
węglan wapnia	jako dodatek do produktów spożywczych i składnik leków
wapień	do produkcji karbidu (węgliku wapnia), do produkcji nawozów sztucznych, jako topniki (substancje obniżające temperaturę topnienia) w przemyśle metalurgicznym, w przemyśle papierniczym jako substancje do wybielania papieru
kreda	do produkcji karbidu, w przemyśle farmaceutycznym i papierniczym, do produkcji farb (do bielenia i do produkcji farb kredowych), do produkcji tworzyw sztucznych, w rolnictwie do bielenia drzew, do produkcji kredy szkolnej
marmur	do celów użytkowych (schody, posadzki), do celów dekoracyjnych (rzeźby, pomniki, nagrobki, tablice pamiątkowe)

PODSUMOWANIE LEKCJI

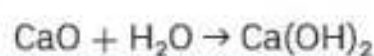
s. 255

- **Węglan wapnia CaCO_3**
Skály osadowe: wapień, kreda
Skály metamorficzne: marmur
Material budulcowy: szkieletów organizmów żywych, skorupki jaj, muszli, rogów
Właściwości fizyczne:
 - białe ciało stałe
 - wysoka temperatura topnienia
 - słaba rozpuszczalność w wodzie
 Właściwości chemiczne:
 - $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{T} \text{CaO} + \text{CO}_2$
 - $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
 - $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
 Jest stosowany:
 - do otrzymywania karbidu
 - jako dodatek do produktów spożywczych
 - jako składnik leków
 - do otrzymywania zaprawy murarskiej

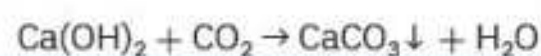
Termiczny rozkład
 CaCO_3 . Otrzymywanie
wapnia palonego CaO



Otrzymywanie wapna
gaszonego $\text{Ca}(\text{OH})_2$



Twardnienie zaprawy murarskiej
 CaCO_3



- otrzymywanie cementu
- otrzymywanie betonu



WAPIEŃ	MARMUR	KREDA
• nawozy sztuczne • przemysł papierniczy • przemysł metalurgiczny	• przemysł papierniczy • przemysł rolniczy • przemysł farmaceutyczny • farbiarstwo	• przemysł budowlany • dekoracje • pomniki i nagrobki

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wyjaśnij pojęcia: *wietrzenie skał*, *krasowienie*.
- Dopasuj określenia z kolumny A do pojęć lub określeń z kolumny B.

A wapno palone wapno gaszone skały osadowe skały metamorficzne węglan wapnia	B wodorotlenek wapnia marmur kreda tlenek wapnia składnik skorupki jaja kurzego
--	---
- Podaj równanie reakcji, która pozwala na identyfikację skał wapiennych.
- Zapisz w zeszycie równania reakcji związane z:

a) krasowieniem,

 b) tężeniem zaprawy murarskiej.
- Wymień właściwości i przykładowe zastosowanie wapieni, kredy i marmuru.
- Omów zastosowanie węglanu wapnia.



3. Twardość wody

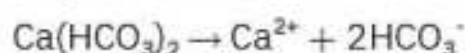
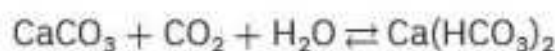
NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- co oznacza pojęcie *twarda woda*;
- skąd bierze się kamień na kranach, grzałkach czy w czajnikach;
- jak można zmniejszyć twardość wody.

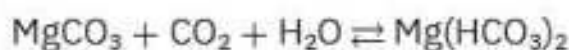
Z życia codziennego wiadomo, że już po kilkukrotnym użyciu czajnika na jego dnie widać osad. W pralce osad gromadzi się głównie na grzałce, a przecież woda lecąca z kranu do czajnika i węgem do pralki wydaje się czysta. Skąd zatem ten osad?

3.1. Co zawiera woda?

Woda, czyli tlenek wodoru, to najbardziej rozpowszechniony rozpuszczalnik. Prawie 71% powierzchni Ziemi to morza i oceany, a pozostałą część Ziemi zajmują kontynenty, których powierzchnie są pokryte jeziorami i innymi źródłami wody. W związku z obiegiem wody w przyrodzie wyróżnia się wody powierzchniowe, gruntowe i opadowe. Wody te nigdy nie są zupełnie czyste i pozbawione domieszek. Woda opadowa zawiera pewną ilość rozpuszczonych gazów występujących w powietrzu, np. tlenku węgla(IV), tlenków siarki czy tlenu. Wody te w wyniku opadu atmosferycznego trafiają do rzek, jezior, mórz oraz do gleby. Woda opadowa przenika przez kolejne warstwy gleby, aż dotrze do nieprzepuszczalnej warstwy skalnej. Tam gromadzi się i tworzy wodę gruntową. Woda przedostaje się do kolejnych warstw gleby, przez co rozpuszcza zawarte w nich sole pochodzące z rozpuszczalnych w wodzie skał i minerałów (zjawiska krasowe), środków ochrony roślin czy nawozów. Skały wapienne są zatem źródłem wapnia i anionów wodorowęglanowych w wodach gruntowych.



W podobny sposób woda wzbogaca się w inne metale, np. magnez.



Ćwiczenia

1. Wyjaśnij pochodzenie jonów wapniowych w wodach gruntowych.
2. Magnezyt to mineral zawierający głównie węglan magnezu. Napisz w zeszycie równanie reakcji obrazujących prawdopodobne pochodzenie jonów magnezu w wodach gruntowych.





3.2. Twardość wody

Wodę zawierającą dużą ilość jonów nazywa się wodą twardą. Obecność w wodzie rozpuszczalnych soli $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ oraz $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, a właściwie jonów Ca^{2+} , Mg^{2+} oraz HCO_3^- jest przyczyną tzw. **twardości węglanowej**. Zatem twardość węglanowa określa ilość jonów Ca^{2+} , Mg^{2+} pochodzących z soli wodorowęglanowych. Tę twardość określa się jako **twardość przemijającą** ze względu na łatwość usunięcia wymienionych jonów.

* Obecność w wodzie jonów wapnia i magnezu nie pochodzących od wodorowęglanów, a od innych soli, takich jak: chlorki, siarczany czy azotany, przyczynia się do występowania tzw. **twardości niewęglanowej**. Sól tych jest jednak na ogół zdecydowanie mniej niż soli wodorowęglanowych. Wodę może także opisywać **twardość ogólna** będąca sumą twardości węglanowej i niewęglanowej.

Twardość wody – cecha wody wskazująca na obecność jonów wapniowych i magnezowych.

twardość wody

Twardość węglanowa (przemijająca) – twardość wynikająca z obecności jonów wapniowych i magnezowych pochodzących z soli wodorowęglanowych.

twardość węglanowa

Twardość niewęglanowa (nieprzemijająca, trwała)* – twardość wynikająca z obecności jonów wapniowych i magnezowych pochodzących z innych soli niż wodorowęglany (chlorków, siarczanów).

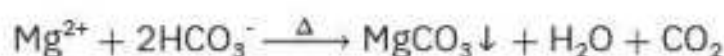
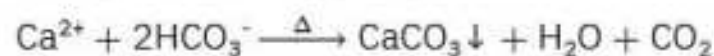
twardość niewęglanowa

Twardość ogólna (całkowita)* – sumaryczna twardość węglanowa i niewęglanowa.

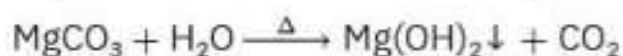
twardość ogólna

3.3. Zmiękczenie wody

Usuwanie przyczyny twardości wody, czyli głównie jonów Ca^{2+} oraz Mg^{2+} , określa się **zmiękczeniem wody**. Twardość węglanową usuwa się przez ogrzewanie wody, co powoduje powstanie trudno rozpuszczalnej soli węglanu wapnia lub magnezu oraz nietrwałego kwasu węglowego.



Powstający węglan magnezu reaguje z wodą, tworząc nierozpuszczalny w wodzie wodorotlenek magnezu:



Wszystkie powstające w wyniku zmiękczenia wody osady tworzą tzw. **kamień kotłowy**.

Kamień kotłowy, np. z czajnika, najprościej można usunąć, gotując wodę z dodatkiem kwasu, który powoduje roztrawianie się osadu:



Rysunek 5. Kamień kotłowy na grzałce elektrycznej.



W tym celu można użyć dowolnego kwasu. W warunkach domowych najczęściej stosuje się ocet spożywczy, będący wodnym roztworem kwasu octowego, lub kwasek cytrynowy (kwas cytrynowy).

zmiękczenie wody

Zmiękczenie wody – usuwanie jonów odpowiedzialnych za twardość wody.

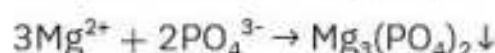
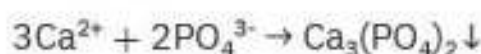
kamień kotłowy

Kamień kotłowy – osad powstający podczas ogrzewania twardej wody.

Ćwiczenie

3. Omów, jak można usunąć twardość przemijającą.

* Twardość niewęglanowa (nieprzemijająca, trwała) jest trudniejsza do usunięcia. Nie można pozbyć się jej, gotując wodę. Jony odpowiedzialne za twardość nieprzemijającą usuwa się poprzez dodanie tzw. substancji zmiękczających. Do takich substancji należy np. węglan sodu, który usuwa z wody jony metali, tworząc z nimi nierozpuszczalne sole. Innym przykładem substancji zmiękczającej są sole kwasu ortofosforowego(V).



3.4. Stopnie twardości wody

Twardość określa się stopniami twardości. Liczba miligramów węglanu wapnia zawarta w 100 g H_2O określa twardość wody w stopniach francuskich. Bardziej znane są stopnie niemieckie, które określają liczbę miligramów CaO w 100 g wody, co jest równoważne całkowitej zawartości jonów wapnia i magnezu.

Obecnie zgodnie z polskim prawem twardość ogólną wody podaje się, określając liczbę miligramów węglanu wapnia w litrze wody. Jeden stopień niemiecki 1 °n wynosi 17,86 mg CaCO_3 w 1 dm³ wody.

Stopień twardości jest wykorzystywany do podziału wody na kategorie (tabela 2) pomocne w określaniu przydatności wody.

Tabela 2. Skala twardości wody

°n	mg $\text{CaCO}_3/\text{dm}^3 \text{H}_2\text{O}$	Skala twardości
0–5	0–89,3	bardzo miękka
5–10	89,3–178,6	miękka
10–15	178,6–267,9	o średniej twardości
15–20	267,9–357,2	o znacznej twardości
20–30	357,2–535,8	twarda
> 30	> 535,8	bardzo twarda



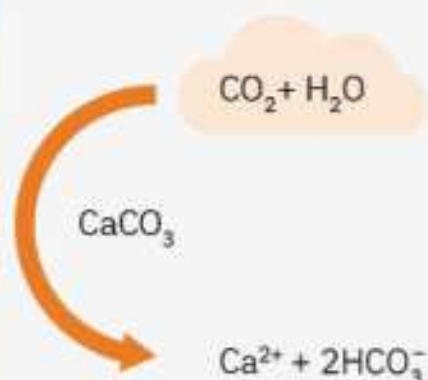
Ćwiczenie

4. Zawartość węglanu wapnia w 1 litrze wody wynosi 0,2 g. Wyraż twardość tej wody w stopniach niemieckich i zakwalifikuj tę wodę w skali twardości.



W Polsce woda wodociągowa średnio zawiera ok. 300 mg CaCO_3 w jednym dm^3 , jest zatem wodą o znacznej twardości. Woda taka powoduje powstawanie kamienia kotłowego, jednak ma lepsze walory smakowe i jest zdrowsza dla człowieka od wody miękkiej, ponieważ zawiera więcej mikroelementów.

PODSUMOWANIE LEKCJI



- **Twardość wody** – cecha wody wskazująca na obecność jonów wapniowych i magnezowych. s. 263
- **Twardość węglanowa (przemijająca)** – twardość wynikająca z obecności jonów wapniowych i magnezowych pochodzących z soli wodorowęglanowych. s. 263
- * **Twardość niewęglanowa (nieprzemijająca, trwała)** – twardość wynikająca z obecności jonów wapniowych i magnezowych pochodzących z innych soli niż wodorowęglanowe (chlorków, siarczanów).
- * **Twardość ogólna (całkowita)** – sumaryczna twardość węglanowa i niewęglanowa.
- **Zmiękczenie wody** – usuwanie jonów odpowiedzialnych za twardość wody. s. 264

$$\text{Ca}^{2+} + 2\text{HCO}_3^- \xrightarrow{\Delta} \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$$

$$\text{Mg}^{2+} + 2\text{HCO}_3^- \xrightarrow{\Delta} \text{MgCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$$

$$\text{MgCO}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\Delta} \text{Mg(OH)}_2\downarrow + \text{CO}_2$$
- **Kamień kotłowy** – osady powstające podczas ogrzewania twardej wody. s. 264
 Kamień kotłowy usuwa się w środowisku kwasowym:

$$\text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Omów pochodzenie jonów wapniowych i magnezowych w wodach gruntowych.
2. Wyjaśnij pojęcia: *twardość wody*, *twardość przemijająca*, *twardość nieprzemijająca**, *twardość ogólna**, *zmiękczenie wody*, *kamień kotłowy*.



3. Wymień związki stanowiące kamień kotłowy. Zaproponuj metodę usunięcia kamienia kotłowego.
4. Napisz w zeszycie równanie reakcji chemicznej obrazującej:
 - a) rozpuszczanie skał wapniowych skutkujące wzbogacaniem wód gruntowych w jony wapniowe i magnezowe,
 - b) usuwanie twardości przemijającej,
 - c) usuwanie kamienia kotłowego.
5. Oceń prawdziwość poniższych zdań.
 - a) Woda miękka jest smaczniejsza i zdrowsza.
 - b) Woda wodociągowa w Polsce najczęściej ma znaczną twardość.
 - c) Im więcej jonów wapnia i magnezu, tym woda jest bardziej miękka.
 - d) Kamień kotłowy z czajnika można usunąć, gotując w nim wodę z dodatkiem octu.
 - e) Twardość węglanowa to twardość przemijająca.



4. Skały gipsowe

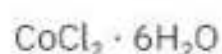
NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jak tworzy się nazwy soli uwodnionych, czyli hydratów;
- jakie są właściwości hydratów;
- czym dla chemika jest gips;
- do czego są używane skały gipsowe.

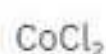
Podczas omawiania soli pojawiło się pojęcie soli uwodnionej, czyli hydratu (dział II, rozdział 7.1.). Cząsteczki wody krystalizacyjnej w tych solach są wbudowane w ich sieć krystaliczną. Liczba cząsteczek wody krystalizacyjnej z reguły jest stała, ale może ulegać zmianie w zależności od temperatury otoczenia i warunków przechowywania. Sole bezwodne, a także hydraty tej samej soli zawierające różną liczbę cząsteczek wody krystalizacyjnej mają różne właściwości. Przykładem soli tworzącej hydraty jest siarczan(VI) wapnia.

4.1. Hydraty

Hydraty, zwane także wodzianami, to uwodnione sole, których wzór sumaryczny oraz nazwa określa liczbę cząsteczek wody, jaka przypada na jedną cząsteczkę soli. Dla przykładu $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ to uwodniona sól chlorku kobaltu(II), w której na jedną cząsteczkę soli przypada sześć cząsteczek wody. Liczbę cząsteczek wody należy też wyrazić w nazwie tej soli.



- sześciowodny chlorek kobaltu(II)
- heksahydrat chlorku kobaltu(II)
- chlorek kobaltu(II)
6 hydrat



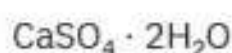
- chlorek kobaltu(II)

Rysunek 6. Sześciowodny chlorek kobaltu(II) i bezwodny chlorek kobaltu(II).

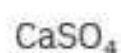
Wodziany tworzą także siarczan(VI) miedzi(II) oraz siarczan(VI) wapnia.



Rysunek 7. Pięciowodny siarczan(VI) miedzi i bezwodny siarczan(VI) miedzi.



- dwuwodny siarczan(VI) wapnia
- dihydrat siarczanu(VI) wapnia
- siarczan(VI) wapnia 2 hydrat

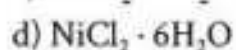
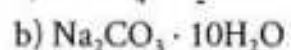
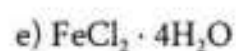
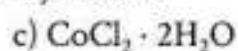
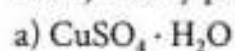


siarczan(VI) wapnia

Siarczan(VI) wapnia tworzy także wodziany o wzorze $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Ze wzoru widać, że na jedną cząsteczkę siarczanu(VI) wapnia przypada pół cząsteczki wody, zatem sól ta jest nazywana półhydratem siarczanu(VI) wapnia.

Ćwiczenie

1. Podaj nazwy poniższych hydratów.



Sole uwodnione są ciałami stałymi, tak jak sole bezwodne. Jednak ich właściwości się różnią, ponieważ ich sieć krystaliczna ma inną budowę.

4.2. Występowanie siarczanu(VI) wapnia

Wiadomo, że siarczan(VI) wapnia występuje zarówno w formie bezwodnej, jak i uwodnionej. CaSO_4 bezwodny występuje w postaci bezbarwnych lub białych, stosunkowo miękkich kryształów nazywanych **anhydrytem**.



Rysunek 8. Anhydryt nie zawiera wody wbudowanej w strukturę krystalograficzną.



Dwuwodny siarczan(VI) wapnia tworzący bezbarwne lub białe kryształy, w których strukturze znajduje się woda krystaliczna $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, jest nazywany **gipsem krystalicznym**, który naturalnie występuje w postaci gruboziarnistego **selenitu** lub drobnoziarnistego **alabastru**. Selenit to najbardziej rozpowszechniona postać gipsu krystalicznego. Tworzy on przeźroczyste, stosunkowo miękkie kryształy charakteryzujące się wysokim połyskiem przypominającym blask księżyca, dlatego też selenit nazywa się kamieniem księżycowym. Alabaster występuje w postaci białych kryształów. Zdarza się także delikatne zielone, żółte czy różowe zabarwienie alabastru. Jego ogrzanie do wysokich temperatur, a następnie szybkie ochłodzenie prowadzi do otrzymania alabastru przypominającego masę szklaną, dlatego też znalazł on zastosowanie do wyrobu rzeźb oraz innych materiałów dekoracyjnych.



Rysunek 9. Selenit (strona lewa) i alabaster (strona prawa).

Siarczan(VI) wapnia to główny składnik **skał osadowych anhydrytowych** oraz **gipsowych**. W skałach anhydrytowych występuje on w postaci soli bezwodnej (anhydrytu), natomiast w skałach gipsowych w postaci uwodnionej (gipsu krystalicznego). Skały te tworzą się podczas odparowywania wody morskiej. Jeśli proces ten zachodzi w niższych temperaturach, tworzą się skały gipsowe, natomiast podwyższenie temperatury powoduje powstawanie skał anhydrytowych.

4.3. Właściwości siarczanu(VI) wapnia i innych soli tworzących hydraty

Siarczan(VI) wapnia jest higroskopijny i lepiej rozpuszczalny w wodzie niż węglan wapnia, dlatego skały osadowe anhydrytowe ulegają zjawisku krasowemu łatwiej niż skały wapienne. Krasowienie skał anhydrytowych nie wymaga obecności tlenku węgla(IV). Struktura krystaliczna tych skał zostaje zniszczona przez wbudowanie cząsteczek wody w ich strukturę i utworzenie hydratów, których cząsteczki mają większą objętość. Związane jest to z procesem uwadniania bezwodnego siarczanu(VI) wapnia, czyli hydratacją. Podobny proces zachodzi w przypadku innych soli tworzących hydraty. Reakcję z wodą – **hydratację** – wyraźnie widać w przypadku siarczanu(VI) miedzi(II), którego sól bezwodna ma barwę białą, a uwodniona – niebieską. Wprowadzenie wody na powierzchnię



bezwodnego siarczanu(VI) miedzi(II) powoduje zmianę koloru z białego na niebieski (rysunek 10).



Rysunek 10. Proces hydratacji siarczanu(VI) miedzi(II).

Uwodnione sole ulegają także reakcji odwrotnej, czyli **dehydratacji, odwodnieniu**. Dehydratacja to uwalnianie wody prowadzące do powstania soli mniej uwodnionej lub bezwodnej.

hydratacja

Hydratacja – przyłączanie cząsteczki wody w procesie fizycznym lub w wyniku reakcji chemicznej bez powstawania dodatkowych produktów ubocznych.

dehydratacja

Dehydratacja – odwrotny proces do hydratacji; uwolnienie cząsteczki wody ze związku chemicznego.

Doświadczenie

Prażenie gipsu krystalicznego

Opis:



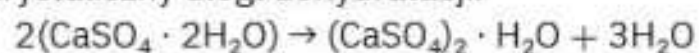
Do probówki wsyp ok. 1 g gipsu krystalicznego i intensywnie ogrzewaj ją w płomieniu palnika tak, by wylot probówki znajdował się nieco niżej niż jej część ogrzewana.

Obserwacje:

W probówce powstaje drobnopostaciowe, białe ciało stałe, a na jej ściankach widać bezbarwną ciecz.

Wnioski:

Gips krystaliczny uległ dehydratacji.



Powstający w reakcji dehydratacji gipsu krystalicznego półhydrat siarczanu(VI) wapnia nazywany jest **gipsem palonym**.





4.4. Zaprawa gipsowa

Doświadczenie

Otrzymywanie zaprawy gipsowej

Opis:

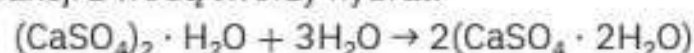
Do zlewki wsyp kilka gramów gipsu palonego, a następnie dodaj porcjami wodę, intensywnie mieszając zawartość zlewki bagietką. Po uzyskaniu jednolitej mieszaniny odczekaj kilka minut, co jakiś czas kontrolując twardość uzyskanej masy.

Obserwacje:

Powstała biała masa z upływem czasu twardnieje, aż do całkowitego zestalenia.

Wnioski:

Gips palony w reakcji z wodą tworzy hydrat:



Gips palony z wodą tworzy zawiesinę, **zaprawę gipsową**, która wraz z upływem czasu twardnieje. Reakcja wody z gipsem palonym prowadząca do powstania dwuwodnego siarczanu(VI) wapnia opisuje proces twardnienia zaprawy gipsowej.

Ćwiczenie

2. Przeanalizuj tekst z podrozdziału 4.3. oraz przebieg i wyniki przeprowadzonych doświadczeń i zastanów się, czy wszystkie wymienione właściwości różnią sole bezwodne od ich hydratów.

a) barwa	d) struktura krystaliczna
b) twardość	e) odporność na temperaturę
c) trwałość	

4.5. Zastosowanie siarczanu(VI) wapnia

Chemiczne pochłaniacze wilgoci

Związki o właściwościach higroskopijnych są stosowane jako pochłaniacze wilgoci.

Zaprawa gipsowa

Ze względu na zróżnicowany czas twardnienia wyróżnia się kilka rodzajów zapraw gipsowych o różnym przeznaczeniu:

- budowlana (szybkoschnąca), np. do wypełniania pęknięć w ścianach;
- szpachlowa (o umiarkowanym czasie schnięcia) do łączenia płyt gipsowo-kartonowych, wypełniania niewielkich ubytków w ścianach;





- tynkarska (o długim czasie schnięcia) do wykonywania tynków na sufitach i ścianach oraz wyrównywania powierzchni ścian i sufitów.

Cement i beton

Gips palony jest jednym z najważniejszych składników cementu. Odpowiada za jego twardnienie. Podobnie beton twardnieje ze względu na obecność gipsu palonego.

W lecznictwie

Ze względu na niską szkodliwość dla ludzkiego organizmu gips palony stosuje się do unieruchamiania złamanych kończyn oraz jako gips dentystyczny.

Przemysł ceramiczny

Gips wykorzystuje się do produkcji form odlewniczych i wyrobów artystycznych.

PODSUMOWANIE LEKCJI

s. 267

- siarczan(VI) wapnia (CaSO_4)
hydraty (sól uwodniona)
 $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
gips krystaliczny (selenit, alabaster)
 $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
gips palony

sól bezwodna
 CaSO_4

hydratacja (twardnienie zaprawy)



dehydratacja

s. 269

- **Skály gipsowe** są stosowane:
 - w budownictwie;
 - do wyrobu ceramiki;
 - jako gips chirurgiczny oraz dentystyczny;
 - do produkcji wyrobów artystycznych.





ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij pojęcia: *anhydryt, gips krystaliczny, alabaster, selenit, hydratacja, dehydratacja, gips palony, zaprawa gipsowa*.
2. Nazwij poniższe sole bezwodne i ich hydraty.
 - a) FeCl_3 , $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
 - b) MgSO_4 , $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$
 - c) CuSO_4 , $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$
 - d) CaCl_2 , $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$
 - e) CaSO_4 , $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
3. Napisz w zeszycie równanie reakcji hydratacji oraz dehydratacji na przykładzie wybranej soli.
4. Napisz w zeszycie równanie reakcji opisującej:
 - a) twardnienie zaprawy,
 - b) prażenie gipsu krystalicznego.
5. Wymień przykładowe właściwości różniące sole bezwodne i ich uwodnione odpowiedniki.
6. Wskaż przykładowe zastosowanie skał gipsowych.





5. Nawozy naturalne i sztuczne

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jakie pierwiastki są ważne dla rozwoju i prawidłowego funkcjonowania roślin;
- jak dzieli się nawozy;
- dlaczego nawożenie jest ważne;
- co oznacza i czym skutkuje przenawożenie.

Eksploatacja gleby bez uzupełniania w niej substancji odżywczych prowadzi do jej wyczerpania, a w rezultacie do jej degradacji. Dlatego nawożenie gleby w celu uzupełnienia w niej substancji odżywczych jest koniecznością. Jednak stosowanie nadmiaru nawozów jest równie, jeśli nie bardziej, niebezpieczne niż ich brak.

5.1. Pierwiastki ważne dla prawidłowego funkcjonowania roślin

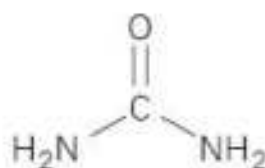
Jednym z istotniejszych pierwiastków decydujących o żyzności gleby i warunkujących prawidłowy rozwój roślin jest **azot**.

Rola azotu

Azot jako składnik aminokwasów, białek, kwasów nukleinowych i chlorofilu bierze udział w procesie ich wytwarzania. Chlorofil bierze natomiast udział w fotosyntezie, procesie wytwarzającym materię organiczną ze związków nieorganicznych i warunkującym życie na Ziemi.

Występowanie azotu

W glebie azot występuje głównie w postaci związków organicznych o skomplikowanej budowie. Jednym z prostszych związków organicznych zawierających azot jest mocznik (rysunek 11) będący produktem przemiany substancji pokarmowych, w tym białek w organizmach żywych. W glebie występują także pewne ilości amoniaku, tworzącego się w wyniku rozkładu organizmów żywych.



Rysunek 11. Wzór strukturalny mocznika.



W tej formie azot nie jest jednak przyswajalny dla roślin. Drobnoustroje glebowe przekształcają wymienione związki zawierające azot w formę przyswajalną dla roślin, czyli aniony azotanowe(V) oraz kation amonowy. Bakterie brodawkowe żyjące w korzeniach roślin motylkowych przyswajają natomiast azot atmosferyczny.

Dla zrównoważonego rozwoju roślin ważna jest odpowiednia ilość azotu w glebie (tabela 3).



Rysunek 12. Przykład chlorozy – żółknięcia liści.

Tabela 3. Skutki niedoboru i nadmiaru azotu w glebie dla rozwoju roślin

Skutki niedoboru	Skutki nadmiaru
• wyblakły, jasnozielony kolor liści • spowolnienie wzrostu zarówno części nadziemnych, jak i podziemnych • w skrajnych przypadkach: – żółknięcie liści (tzw. chloroza) – dojrzewanie słabo wykształconych owoców – zahamowanie wzrostu części nadziemnych i podziemnych będące skutkiem zatrzymania syntezy białek	• wydłużenie okresu wegetacji • kumulacja azotanów • obniżenie odporności roślin na niskie temperatury • wydłużenie pędów, liczne i mięsiste liście, a słabe kwitnienie i mała liczba słabo wykształconych owoców

Drugim pierwiastkiem ważnym dla prawidłowego rozwoju roślin jest **fosfor**.

Rola fosforu

Fosfor odpowiada za procesy życiowe, takie jak: fotosynteza, oddychanie, przemiana materii. Rośliny wytwarzają z niego fosfolipidy, kwasy nukleinowe, białka i tłuszcze.

Występowanie fosforu

Źródłem fosforu w glebie są minerały skalne zawierające głównie ortofosforan(V) wapnia oraz rozkładająca się materia organiczna. Związki organiczne zawierające fosfor występujące w glebie są słabo rozpuszczalne w wodzie, podobnie jak $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$. Pod wpływem mikroorganizmów oraz kwasowego odczynu gleby związki te przekształcają się w rozpuszczalne w wodzie i łatwo przyswajalne dla roślin wodorootofosforan(V) wapnia oraz diwodorootofosforan(V) wapnia.



Ćwiczenie

1. Napisz w zeszycie wzory sumaryczne związków fosforu występujących w glebie, które są rozpuszczalne w wodzie i łatwo przyswajalne dla roślin.

Niekorzystne skutki dla roślin ma zarówno niedobór, jak i nadmiar fosforu (tabela 4).

Tabela 4. Skutki niedoboru i nadmiaru fosforu w glebie dla rozwoju roślin

Skutki niedoboru	Skutki nadmiaru
• spowolniony lub zatrzymany rozrost roślin • purpurowofioletowe zabarwienie liści i łodyg • usztywnione liście • zwijanie lub gnicie końcówek liści • słabe kwitnienie kwiatów i wykształcanie nasion	• brak bezpośredniego szkodliwego wpływu, jednak ogranicza pobieranie potasu, cynku, żelaza i miedzi przez rośliny



Rysunek 13. Fioletowa barwa liści wskazująca na niedobór fosforu.

Istotny dla rozwoju roślin jest także odpowiedni poziom **potasu**.

Rola potasu

Potas odpowiada przede wszystkim za prawidłową gospodarkę wodną roślin. Potas kontroluje pobieranie i wydalanie wody, czyli transpirację, oraz aktywność niektórych enzymów roślinnych. Ponadto zwiększa przyswajalność azotu oraz odporność roślin na choroby i mrozy.



Występowanie potasu

Podstawowym źródłem potasu w glebie są minerały zawierające sole potasu, głównie siarczany(VI) oraz chlorki.

Tabela 5. Skutki niedoboru i nadmiaru potasu w glebie dla rozwoju roślin

Skutki niedoboru	Skutki nadmiaru
• spowolniony lub zatrzymany rozrost roślin • plamistość, zwijanie, więdnienie, a czasem obumieranie liści • wiotkość łodyg • obumieranie pędów • brak odporności na niskie temperatury • mała liczba niewielkich kwiatów • mała liczba słabo rozwiniętych owoców • obniżone walory smakowe owoców	• zasolenie gleby utrudniające kiełkowanie nasion i rozwój siewek, a nawet powodujące ich degradację • ogranicza pobieranie magnezu, wapnia i boru, co powoduje niekorzystne zmiany w składzie mineralnym roślin



Rysunek 14. Plamistość i zawijanie liści obrazujące niedobór potasu.

Do prawidłowego rozwoju rośliny potrzebują także **siarki**.

Rola siarki

Siarka jest niezbędna roślinom do wytwarzania aminokwasów oraz witamin. Aktywuje enzymy i bierze udział w produkcji przeciwciat. Ponadto wpływa na kształtowanie substancji odżywczych wpływających na zapach oraz smak roślin.

Występowanie siarki

Jedyną formą siarki przyswajalną przez rośliny są siarczany(VI), które pochodzą z minerałów skalnych.

Skutki niedoboru i nadmiaru siarki przedstawiono w tabeli 6.

Tabela 6. Skutki niedoboru i nadmiaru siarki w glebie dla rozwoju roślin

Skutki niedoboru	Skutki nadmiaru
• takie jak w przypadku niedoboru azotu	• ostry smak roślin • wzrost zawartości szkodliwych metali ciężkich w roślinach

Również jony wapnia i magnezu pełnią ważne funkcje w rozwoju roślin.



Rola wapnia i magnezu

Tabela 7. Rola wapnia i magnezu w funkcjonowaniu i rozwoju roślin

Wapń	Magnez
• wzmacnia odporność roślin na choroby • wchodzi w skład ścian komórkowych • reguluje przyswajanie innych pierwiastków	• bierze udział w fotosyntezie jako składnik chlorofilu • bierze udział w syntezie kwasów nukleinowych oraz białek • odpowiada za przemiany metaboliczne

Występowanie wapnia i magnezu

Tabela 8. Źródła występowania wapnia i magnezu w glebie

Wapń	Magnez
• skały zawierające węglan wapnia (wapień, kreda)	• głównie skały magnezytowe zawierające węglan magnezu

Istotna jest odpowiednia ilość tych pierwiastków (tabela 9).

Tabela 9. Skutki niedoboru oraz nadmiaru wapnia i magnezu w glebie dla rozwoju roślin

Skutki niedoboru	Skutki nadmiaru
Wapń • deformacja młodszych liści • choroby fizjologiczne • łamliwość łodyg • zamieranie kwiatostanów • plamistość i zamieranie owoców	• zakłócenie pobierania wody i innych pierwiastków skutkujące obumieraniem rośliny
Magnez • plamistość, żółknienie i obumieranie liści • zahamowanie wzrostu i rozwoju rośliny • obniżenie plonowania	• ograniczenie pobierania innych pierwiastków

5.2. Przyczyny niedoborów substancji niezbędnych do prawidłowego rozwoju roślin

Przyczynami niedoborów przyswajalnych substancji odżywczych niezbędnych do rozwoju i prawidłowego funkcjonowania roślin są: nieodpowiednia kwasowość gleby, słabe właściwości sorpcyjne gleby, wymywanie związków mineralnych, a także nadmierna eksploatacja rolnicza. W celu zwalczania wymienionych przyczyn stosuje się zabiegi poprawiające kondycję gleby, np. napowietrzanie, spulchnianie czy też nawożenie.



Rysunek 15. Użyźnianie gleby przez napowietrzanie (aerację) i nawożenie.

Nawozy – substancje wprowadzane do gleby w celu uzupełnienia niedoborów składników odżywczych i wzbogacenia gleby.

nawozy

5.3. Nawozy naturalne

Nawozy to substancje wprowadzane do gleby w celu uzupełnienia niedoborów składników odżywczych, wzbogacenia gleby (użyźnienia). Polepszenie właściwości gleby prowadzi do uzyskania plonów optymalnych pod względem ilości i jakości. Nawozy najogólniej dzieli się na naturalne i sztuczne, zwane także mineralnymi.

Nawozy naturalne to substancje pochodzenia roślinnego lub zwierzęcego. Ich skład może być dostosowany do zapotrzebowania. Nawozy naturalne mogą stanowić fragmenty roślin (**nawozy zielone, słoma**), odchody zwierzęce (**gnojowica, gnojówka**) lub mieszanina fragmentów pochodzenia roślinnego i odchodów zwierząt (**obornik**). Zbutwiałe resztki roślinne, resztki pokarmów, papieru czy odchodów zwierząt niehodowlanych to **kompost**.

Nawozy naturalne – substancje pochodzenia roślinnego lub zwierzęcego wprowadzane do gleby w celu jej użyźnienia.

nawozy naturalne

5.4. Nawozy sztuczne (mineralne)

Nawozy sztuczne to związki chemiczne lub mieszaniny związków chemicznych stosowane do wzbogacenia gleby. Nawozy sztuczne dzielą się na złożone i proste. Proste uzupełniają niedobór gleby w konkretny związek, a złożone stanowią źródło wielu podstawowych składników odżywczych i mikroelementów.

Nawozy sztuczne (mineralne) – związki chemiczne lub mieszaniny związków chemicznych, które wprowadza się do gleby w celu jej użyźnienia.

nawozy sztuczne

Popularnym przykładem takiego złożonego nawozu jest **amofoska**. Zawiera ona głównie związki azotu, fosforu oraz potasu w różnym stosunku ilościowym. Do-



datkowo często zawiera związki wapnia, magnezu, siarki oraz mikroelementy. Amofoskę otrzymuje się w reakcji kwasu ortofosforowego(V) z amoniakiem. Następnie ortofosforan(V) amonu miesza się z solą potasu (np. chlorkiem potasu) i wzbogaca w inne związki zależnie od potrzeby.

Nawozy proste wzbogacające glebę w:

- **azot** – to głównie:
 - a) sole kwasu azotowego(V): saletra norweska – azotan(V) wapnia, saletra amonowa – azotan(V) amonu, saletra chilijska – azotan(V) sodu,
 - b) mocznik,
 - c) sole amonowe, np. siarczan(VI) amonu;
- **fosfor** – to przede wszystkim:
 - a) mączka fosforytowa otrzymywana przez zmielenie minerałów fosforanowych oraz nawozów naturalnych,
 - b) superfosfaty zawierające głównie diwodoroortofosforan(V) wapnia otrzymywane w reakcji węglanu wapnia z kwasem ortofosforowym(V):



- **potas** – w tym rozpuszczalne sole potasu, takie jak: chlorek potasu otrzymywany z minerału sylwinu, który jest bogaty w KCl, azotan(V) potasu, siarczan(VI) potasu;



Rysunek 16. Sylwin to minerał bogaty w chlorek potasu.

- **siarkę** – to sole, głównie siarczany(VI), np. siarczan(VI) amonu, siarczan(VI) potasu;
- **wapń** – to węglan wapnia uzyskiwany z wapieni, kredy lub innych minerałów bogatych w ten związek;
- **magnez** – to:
 - a) sole bezwodne, takie jak azotan(V) magnezu,
 - b) hydraty, np. monohydrat siarczanu(VI) magnezu, heptahydrat siarczanu(VI) magnezu.

Ćwiczenie

2. Napisz w zeszycie wzory sumaryczne wszystkich wymienionych soli nieorganicznych występujących w prostych nawozach sztucznych.





5.5. Nadmiar nawozów w środowisku

Niezwykle ważne jest racjonalne nawożenie. Brak jednego składnika odżywczego uzupełnia się nawozem prostym, a brak kilku składników – odpowiednim nawozem złożonym. Użyźnienie gleby nie tylko poprawia ilość i jakość plonów, lecz także pozwala zachować równowagę w łańcuchu troficznym. Dla przykładu zbyt niska zawartość magnezu w trawie spożywanej przez zwierzęta hodowlane przyczynia się do hipomagnezji (tężyczki pastwiskowej) u zwierząt. Objawia się ona drżeniem i skurczami mięśni, spadkiem mleczności krów, a w ekstremalnych sytuacjach może prowadzić do śmierci zwierząt. Należy jednak pamiętać, że nadmiar jednego ze składników może pogarszać zdolność przyswajania innych składników odżywczych lub prowadzić do kumulowania się tego składnika w nadziemnych i podziemnych częściach roślin. Może to stanowić zagrożenie bezpośrednio dla zwierząt i ludzi spożywających roślinę o zaburzonym składzie odżywczym lub też pośrednio, oddziałując na środowisko, zanieczyszczając wody podziemne i powierzchniowe. Ponadto przeżyźnianie gleby może prowadzić do jej degradacji, a nawozy rozpuszczalne w wodzie mogą przedostać się do rzek i jezior i spowodować ich **eutrofizację**.



Rysunek 17. Zarastanie zbiorników wodnych (eutrofizacja).

Ćwiczenie

3. Korzystając ze źródeł innych niż podręcznik, wyjaśnij pojęcie eutrofizacji. Omów skutki jej oddziaływania na środowisko.





PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 279
- Nawozy – substancje wprowadzane do gleby w celu uzupełnienia niedoborów składników odżywczych i wzbogacenia gleby.
- s. 279
- Nawozy naturalne – substancje pochodzenia roślinnego lub zwierzęcego wprowadzane do gleby w celu jej użyznienia.
- s. 279
- Nawozy sztuczne (mineralne) – związki chemiczne lub mieszaniny związków chemicznych, które wprowadza się do gleby w celu jej użyznienia.



NAWOZY SZTUCZNE (MINERALNE)

NAWOZY PROSTE – wzbogacają glebę o jeden, konkretny składnik.

- AZOT (saletra norweska – $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$)
- saletra amonowa – NH_4NO_3
- saletra chilijska – NaNO_3
- mocznik
- siarczan(VI) amonu
- FOSFOR (mączka fosforytowa $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, superfosfaty $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, CaHPO_4)
- POTAS (KCl , KNO_3 , K_2SO_4)
- SIARKA ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$)
- WAPŃ (CaCO_3)
- MAGNEZ (MgCO_3 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$)

NAWOZY ZŁOŻONE – wzbogacają glebę w kilka składników.

AZOT, FOSFOR, POTAS (amofoska)



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Omów rolę azotu, fosforu i potasu w funkcjonowaniu roślin.
2. Wyjaśnij pojęcia: *nawóz*, *nawóz naturalny*, *nawóz mineralny*, *eutrofizacja*.
3. Wytlumacz, dlaczego ważna jest zrównoważona gospodarka nawozowa.
4. Przedstaw podział nawozów.
5. Podaj przykłady nawozów:
 - a) naturalnych,
 - b) mineralnych prostych,
 - c) mineralnych złożonych.
6. Wymień trzy rodzaje saletry. Napisz w zeszycie ich wzory sumaryczne oraz zaproponuj trzy metody otrzymywania jednej wybranej saletry.



PODSUMOWANIE PRZED SPRAWDZIANEM

Występowanie	Właściwości fizyczne	Właściwości chemiczne	Zastosowanie
tlenek krzemu SiO_2 • formy krystaliczne: kryształ górski, kwarc dymny, ametyst, cytryn • formy amorficzne: opal, agat, jaspis, onyks	• bezbarwne ciało stałe • wysoka temperatura topnienia • nierozpuszczalność w wodzie	• bierność chemiczna • ulega reakcji z HF • w wysokich temperaturach reaguje z zasadami i węglanami, tworząc metakrzemiany	• jubilerstwo • budownictwo • światłowody • przemysł szklarski
węglan wapnia CaCO_3 • skały osadowe: kreda, wapień • skały metamorficzne: marmur • materiał budulcowy szkieletów organizmów żywych, skorupek jaj, muszli, rogów	• białe ciało stałe • wysoka temperatura topnienia • słaba rozpuszczalność w wodzie	• w podwyższonej temperaturze rozkłada się do wapna palonego i tlenku węgla(IV) • pod wpływem wody i tlenku węgla(IV) tworzy się wodorowęglan wapnia • mocniejsze kwasy wypierają kwas węglowy z CaCO_3	• otrzymywanie karbidu • dodatek do produktów spożywczych • składnik leków • otrzymywanie zaprawy murarskiej, cementu i betonu
siarczan(VI) wapnia CaSO_4 • sól bezwodna (anhydryt) CaSO_4 • hydraty (sól uwodniona) np. gips krystaliczny (selenit, alabaster) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ • gips palony $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$	• bezbarwne lub białe ciało krystaliczne	• sole bezwodne ulegają hydratacji (twardnienie zaprawy murarskiej) • hydraty ulegają dehydratacji	• budownictwo • wyroby ceramiczne • gips chirurgiczny oraz dentystyczny • wyroby artystyczne

s. 251

- **Szkło**
Produkcja:



s. 252

- **Hartowanie szkła** – zwiększanie odporności szkła przez ogrzewanie, po którym następuje chłodzenie strumieniem zimnego powietrza.



- **Trawienie szkła** – traktowanie szkła kwasem fluorowodorowym w określonych odbezpieczonych miejscach, powodujące tworzenie wzorów w formie zmatowień.
- **Szkło jest używane do wyrobu:**
okien, naczyń kuchennych, opakowań szklanych, żarówek, przedmiotów codziennego użytku, szkła laboratoryjnego, szkła optycznego, waty szklanej, kitu szklanego.

s. 253

Termiczny rozkład
 CaCO_3 . Otrzymywanie
wapna palonego CaO
 $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{T} \text{CaO} + \text{CO}_2$



Otrzymywanie wapna
gaszonego Ca(OH)_2
 $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$



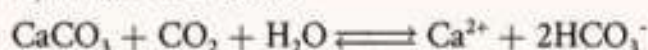
Twardnienie zaprawy murarskiej
 CaCO_3
 $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$

WAPIEŃ	MARMUR	KREDA
nawozy sztuczne przemysł papierniczy przemysł metalurgiczny	przemysł budowlany dekoracje pomniki i nagrobki	przemysł papierniczy przemysł rolniczy przemysł farmaceutyczny farbiarstwo
		



- **Zjawiska krasowe**

s. 256



- **Twardość wody** – cecha wody wskazująca na obecność jonów wapniowych i magnezowych.
- **Twardość węglanowa (przemijająca)** – twardość wynikająca z obecności jonów wapniowych i magnezowych pochodzących z soli wodorowęglanowych.
- * **Twardość niewęglanowa (nieprzemijająca, trwała)** – twardość wynikająca z obecności jonów wapniowych i magnezowych pochodzących z innych soli niż wodorowęglanowe (chlorków, siarczanów).
- * **Twardość ogólna (całkowita)** – sumaryczna twardość węglanowa i niewęglanowa.
- **Zmiękczenie wody** – usuwanie jonów odpowiedzialnych za twardość wody.
- **Kamień kotłowy** – osady powstające podczas ogrzewania twardej wody.

s. 263

s. 263

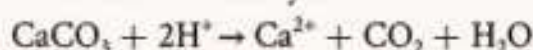
s. 263

s. 263

s. 264

s. 264

Kamień kotłowy usuwa się w środowisku kwasowym:



- **Nawozy** – substancje wprowadzane do gleby w celu uzupełnienia niedoborów składników odżywczych i wzbogacenia gleby.
- **Nawozy sztuczne (mineralne)** – związki chemiczne lub mieszaniny związków chemicznych, które wprowadza się do gleby w celu jej użyznienia.
- **Nawozy naturalne** – substancje pochodzenia roślinnego lub zwierzęcego wprowadzane do gleby w celu jej użyznienia.

s. 279

s. 279

s. 279



NAWOZY SZTUCZNE (MINERALNE)

NAWOZY PROSTE – wzbogacają glebę o jeden, konkretny składnik.

AZOT (saletra norweska – $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$)

saletra amonowa – NH_4NO_3

saletra chilijska – NaNO_3

mocznik

siarczan(VI) amonu

FOSFOR (mączka fosforytowa $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, super-fosfaty $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, CaHPO_4)

POTAS (KCl , KNO_3 , K_2SO_4)

SIARKA ($(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$)

WAPŃ (CaCO_3)

MAGNEZ (MgCO_3 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, $\text{MgSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$)

NAWOZY ZŁOŻONE – wzbogacają glebę w kilka składników.

AZOT, FOSFOR, POTAS (amofoska)





SPRAWDŹ, CZY UMIESZ!

- Wyjaśnij pojęcia: *kryształ, polimorfizm, forma amorficzna, szkło, szkło hartowane, szkło trawione, wietrzenie skał, krasowienie, wapno palone, wapno gaszone, zaprawa gipsowa, hydraty, hydratacja, dehydratacja, twardość węglanowa, twardość przemijająca, zmiękczenie wody, kamień kotłowy, higroskopijność, nawozy, nawozy naturalne, nawozy mineralne, kompost, obornik, przeżyźnienie, eutrofizacja.*
- Do wyrażeń z kolumny A dopasuj odpowiednie wzory sumaryczne z kolumny B. Odpowiedź zapisz w zeszycie.

A.	B.
wapno palone	SiO_2
wapno gaszone	CaSO_4
gips krystaliczny	$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
gips palony	CaCO_3
anhydryt	CaO
kreda	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
kwarc	$(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$

- Podziel poniższe wyrażenia na trzy pasujące tematycznie grupy.

CaCO_3	CaSO_4	SiO_2

selenit, marmur, kwarc, anhydryt, kreda, wapień, gips krystaliczny, gips palony, zaprawa murarska, cement, wapno palone, kryształ górski, wapno gaszone, alabaster, szkło

- Do podanych pojęć dopasuj poprawny opis.

A	B
marmur	bezwodny siarczan wapnia
wapień	skała metamorficzna
alabaster	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$
anhydryt	drobnokrystaliczny gips
selenit	krystaliczna postać tlenku krzemu
saletra chilijska	NaNO_3
saletra norweska	skała osadowa
kwarc	kamień księżycowy
szkło	uwodniona sól, wodzion
hydrat	bezpostaciowe ciało stałe, dawniej określane jako przestudzona ciecz

- Napisz w zeszycie równanie reakcji opisujące:

a) zjawiska krasowe,	g) termiczny rozkład węglanu wapnia,
b) twardnienie zaprawy murarskiej,	h) tworzenie wapna gaszonego,
c) roztwarzanie kamienia kotłowego,	i) twardnienie zaprawy gipsowej,
d) tworzenie kamienia kotłowego,	j) dehydratację gipsu krystalicznego,
e) kwasowy charakter tlenku krzemu,	k) przedostawanie się do wód gruntowych jonów wapnia i magnezu.
f) zmiękczenie wody (usuwanie twardości przemijającej),	



6. Wymień etapy, jakie można wyodrębnić podczas produkcji szkła.
7. Wskaż wybrane właściwości wapieni, kredy i marmuru oraz podaj ich przykładowe zastosowanie.
8. Zaproponuj doświadczenie:
 - a) pozwalające odróżnić skalę wapienną od gipsowej,
 - b) pozwalające zidentyfikować tlenek węgla(IV) wydzielający się podczas reakcji,
 - c) obrazujące proces dehydratacji i hydratacji.
9. Wymień przykładowe zastosowania:
 - a) SiO_2 ,
 - b) CaCO_3 ,
 - c) CaSO_4 .
10. Oceń prawdziwość poniższych zdań.
 - a) W Polsce przeważają wody o znaczącej twardości.
 - b) Twardość węglanowa jest nazywana twardością przemijającą ze względu na łatwość wyeliminowania czynników powodujących tę twardość.
 - c) Trawienie szkła polega na reakcji SiO_2 z kwasem solnym.
 - d) Hartowanie szkła podnosi jego wytrzymałość mechaniczną.
 - e) Gips palony w reakcji z wodą powoduje twardnienie zaprawy gipsowej.
 - f) Amorficzna forma tlenku krzemu to kwarc.
 - g) Za twardnienie zaprawy murarskiej odpowiada reakcja wapna gaszonego z tlenkiem węgla(IV).
 - h) Kamień kotłowy można usunąć przez gotowanie wody z dodatkiem sody.
 - i) Tlenek krzemu reaguje z wodorotlenkami, tworząc metakrzemiany.
 - j) Selenit oraz alabaster to postaci gipsu krystalicznego.
 - k) Gips krystaliczny to półhydrat siarczanu(VI) wapnia.



VIII. Elementy ochrony środowiska

Gleba – właściwości i ich wpływ na środowisko



Zanieczyszczenia powietrza, wody i gleby

Ochrona środowiska – zrównowazony rozwój, zielona chemia



1. Gleba – właściwości i ich wpływ na środowisko

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- czym jest gleba;
- jakie właściwości gleby decydują o jej żyzności;
- jak zbadać sorpcyjność i pH gleby.

Tylko 29% Ziemi stanowi powierzchnię lądową, a spośród niej tylko 11% wykorzystuje się do produkcji żywności, w tym 3% uznaje się za gleby żyzne. O jakości gleby decydują jej skład i budowa, właściwości fizyczne, chemiczne i biologiczne. Jednymi z najistotniejszych cech gleby, które wpływają na inne jej właściwości, a tym samym predysponują glebę jako urodzajną i żyzną, są odczyn i sorpcyjność.

1.1. Gleba

Gleba będąca wierzchnią warstwą litosfery wraz z otaczającą ją atmosferą warunkuje życie na Ziemi. Gleba umożliwia rozwój roślin, gromadzi wodę potrzebną organizmom żywym i zawiera florę bakteryjną rozkładającą materię organiczną. W związku z tym, że w glebie zachodzą procesy humifikacji oraz mineralizacji materii organicznej, pełni ona funkcje sanitarne.

gleba

Gleba – biologicznie czynna zewnętrzna warstwa Ziemi warunkująca istnienie organizmów żywych.



Rysunek 1. Gleba składa się z 1) substancji organicznych, 2) powietrza glebowego, 3) roztworu glebowego, 4) związków mineralnych.

1.2. Odczyn gleby

Jedną z najważniejszych właściwości gleb wpływającą na jej walory użytkowe i urodzajność jest pH gleby, czyli jej odczyn. Jak wiadomo o odczynie decyduje obecność jonów hydrogenowych i jonów hydroksylowych. Jony H_3O^+ oraz OH^- uwalniają się odpowiednio z kwasów lub zasad bądź rozpuszczających się w glebie soli, których jony ulegają hydrolizie. Ze względu na pH gleby dzieli się na: bardzo kwaśne, kwaśne, lekko kwaśne, obojętne i zasadowe (tabela 1).



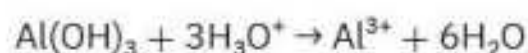
Tabela 1. Podział gleb ze względu na odczyn wraz z przedziałem pH i przykładami roślin preferujących dany rodzaj gleby

Rodzaje gleb	Zakres pH	Rośliny preferujące dany rodzaj gleby
bardzo kwaśne	do 4,5	borówka amerykańska, szczaw
kwaśne	od 4,5 do 5,5	żurawina, cykoria, agrest, żyto, rzodkiew
lekko kwaśne	od 5,6 do 6,5	truskawki, maliny, porzeczki, ogórki, pomidory, ziemniaki
obojętne	od 6,6 do 7,2	róże, wiśnie, morele, orzechy włoskie, kapusta, brokuły, szpinak, fasola
zasadowe	od 7,2	winorośle, czosnek, majeranek, por

Odczyn gleby decyduje o przyswajalności składników pokarmowych. Optymalny przedział pH, w którym następuje najlepsze wchłanianie wszystkich pierwiastków przez rośliny, mieści się między 6,5 a 7,2.

1.3. Nadmierne zakwaszenie gleby

Zanieczyszczanie atmosfery kwasowymi tlenkami azotu i siarki powoduje nadmierne zakwaszenie gleby. Szczególnie niekorzystny dla roślin jest bardzo kwasowy odczyn gleby ($\text{pH} < 4,5$). Gleby bardzo kwaśne mają ograniczoną przyswajalność jonów wapnia i magnezu oraz niewielką różnorodność mikroorganizmów żyjących w glebie, odpowiedzialnych za przekształcanie składników odżywczych w formy łatwo przyswajalne dla roślin. Ponadto w glebach bardzo kwaśnych może dojść do uwalniania toksycznych dla roślin jonów Al^{3+} z amfoterycznego wodorotlenku glinu $\text{Al}(\text{OH})_3$ zgodnie z równaniem:



Uwalniane w wyniku tej reakcji kationy glinu są łatwo przyswajalne przez rośliny. Nadmierna ilość glinu obniża zawartość chlorofilu, powoduje utratę masy przez roślinę, zwijanie, odbarwianie i opadanie liści oraz uszkodzenie wierzchołków wzrostu roślin. Spożywanie roślin bogatych w glin szkodzi także człowiekowi.

W Polsce występują głównie gleby bardzo kwaśne i kwaśne – stanowią one ponad 60% wszystkich gleb. By obniżyć kwasowość gleby, czyli podwyższyć jej pH, stosuje się zabiegi odkwaszania gleby. W tym celu nawozi się gleby związkami wapnia o charakterze zasadowym (węglan wapnia, tlenek wapnia), co nazywa się **wapnowaniem gleb**.



Rysunek 2. Wapnowanie gleby prowadzi do zwiększenia jej pH.

Wapnowanie gleby – nawożenie gleby zasadowymi związkami wapnia, które powodują podwyższenie jej pH.

wapnowanie gleby



1.4. Badanie pH gleby

Doświadczenie

Badanie pH roztworu glebowego

Opis:

Do zlewki o objętości 100 ml wsyp 3 łyżki przesianej przez sito suchej gleby i dodaj ok. 50 ml wody destylowanej. Następnie zawartość zlewki dokładnie wymieszaj. Uzyskaną mieszaninę niejednorodną rozdziel, wykorzystując zjawisko sedymentacji i dekantację lub też przez filtrację. Po oddzieleniu faz zmierz pH fazy ciekłej, stosując papierek uniwersalny lub pehametr.



Obserwacje:

Po porównaniu barw papierka uniwersalnego ze skalą na opakowaniu można odczytać wartość pH.

Wnioski:

pH określa odczyn gleby (tabela 1).

1.5. Właściwości sorpcyjne gleby

Ważną cechą gleb są ich zdolności sorpcyjne, czyli umiejętność zatrzymywania (sorpcji) przez glebę jonów, cząsteczek gazów, cieczy, ciał stałych oraz mikroorganizmów glebowych. Część gleby odpowiedzialna za sorpcję jest nazywana kompleksem sorpcyjnym.

sorpcja

Sorpcja – pochłanianie substancji (sorbatu) przez inną substancję (sorbent).

Ze względu na mechanizm wyróżnia się sorpcję:

- mechaniczną – większe cząstki materii wnikają między ziarna gleby i są tam zatrzymywane;
- fizyczną – gazy, zawiesiny i mikroorganizmy glebowe są zatrzymywane na powierzchni cząstek glebowych;
- chemiczną – powstawanie trudno rozpuszczalnych związków w wodzie i gromadzenie się ich w glebie;
- biologiczną – gromadzenie substancji pobieranych przez rośliny i mikroorganizmy glebowe;
- wymienną – polega na wymianie wcześniej zaadsorbowanych jonów na te, które znajdują się w roztworze glebowym.



Zdolności sorpcyjne składników próchnicy gleby są zdecydowanie większe niż składników mineralnych, dlatego też próchnica reguluje zawartość jonów w glebie. Na cząstkach próchnicy są sorbowane, a później uwalniane związki azotu, fosforu, jony Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^{+} oraz CO_2 .

1.6. Badanie właściwości sorpcyjnych gleby

Doświadczenie

Badanie właściwości sorpcyjnych

Opis:

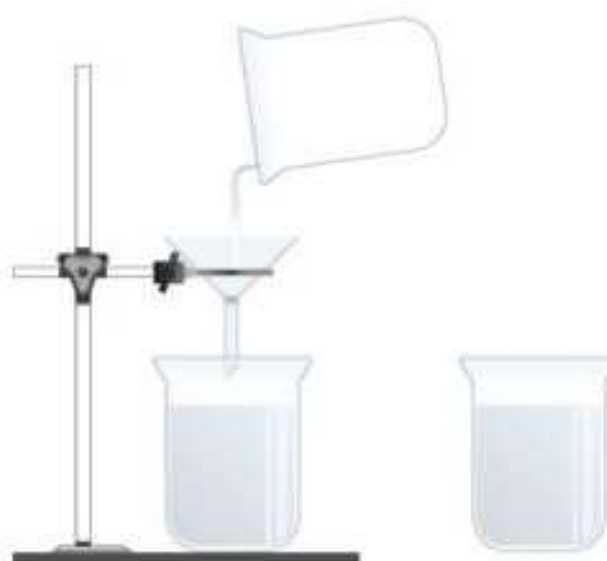
Glebę umieść w sączku znajdującym się w lejku zamontowanym nad zlewką o pojemności 200 ml. Następnie zwilż glebę, wlewając do sączka ok. 50 ml wody destylowanej. Przygotowaną w drugiej zlewce wodę destylowaną zabarwioną atramentem następnie przefiltruj przez glebę.

Obserwacje:

Otrzymany przesącz jest bezbarwny.

Wnioski:

Gleba ma właściwości sorpcyjne.



PODSUMOWANIE LEKCJI

- Gleba** – biologicznie czynna zewnętrzna warstwa Ziemi warunkująca istnienie organizmów żywych.

s. 290

Rodzaje gleb	Zakres pH
bardzo kwaśne	do 4,5
kwaśne	od 4,5 do 5,5
lekko kwaśne	od 5,6 do 6,5
obojętne	od 6,6 do 7,2
zasadowe	od 7,2

- Wapnowanie gleby** – nawożenie gleby zasadowymi związkami wapnia, które powodują podwyższenie jej pH.
- Sorpcja** – pochłanianie substancji (sorbatu) przez inną substancję (sorbent).
 - mechaniczna
 - fizyczna
 - chemiczna
 - biologiczna
 - wymienna

s. 291

s. 292



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij pojęcia: *gleba*, *sorpcja*, *wapnowanie gleby*.
2. Wymień rodzaje gleb różniące się wartościami pH.
3. Podaj powody oraz skutki nadmiernego zakwaszenia gleby.
4. Wskaż rodzaje sorpcji i zaproponuj doświadczenie potwierdzające właściwości sorpcyjne gleby.
5. Zaprojektuj doświadczenie sprawdzające odczyn gleby.



2. Zanieczyszczenia powietrza, wody i gleby

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- jakie związki stanowią zanieczyszczenia i jakie są ich źródła;
- jak zanieczyszczenia wpływają na środowisko;
- jak powstaje smog.

Zanieczyszczanie środowiska następuje cały czas. Tlenki kwasowe obecne w atmosferze, rozpuszczając się w wodzie, powodują kwaśne deszcze. Przyczyniają się one do żółknięcia liści i zakwaszania gleby. Dużym problemem są też wysypiska śmieci, zwłaszcza te niekontrolowane. Uprzemysłowienie znacznej części świata niekorzystnie wpływa na czystość wód gruntowych i gleb – zanieczyszcza je metalami ciężkimi, poprodukcyjnymi odpadami, kwasami i związkami zasadowymi. Wszystkie zanieczyszczenia zaburzają równowagę środowiska i powodują jego stopniową degradację.

2.1. Zanieczyszczenia

Zanieczyszczeniem środowiska jest czynnik, który wprowadzony do powietrza, wody lub gruntu wpływa ujemnie na środowisko, czyli przyrodę ożywioną, klimat, glebę, wodę i zdrowie człowieka, w sposób bezpośredni lub pośredni.

Źródła zanieczyszczeń mogą być naturalne (np. wulkany) lub sztuczne (spowodowane działalnością człowieka – antropogeniczne). Emisja zanieczyszczenia do określonej strefy środowiska nie zawęża obszaru zanieczyszczenia. Wzajemne przenikanie się atmosfery, wód i gleb powoduje migrację zanieczyszczeń. Ponadto wiatry mogą przenosić czynniki niekorzystne w atmosferze na duże odległości, a zanieczyszczone wody, płynąc, mogą prowadzić do rozprzestrzeniania się skażenia wód i gleb w obszarach odległych od źródła zanieczyszczenia. Niekorzystne czynniki mogą się także przenosić do kolejnych ogniw łańcucha pokarmowego.

Zanieczyszczenie – czynnik, który ma szkodliwy wpływ na środowisko.

zanieczyszczenie

2.2. Metale ciężkie

Metale ciężkie stanowią zanieczyszczenie gleb. Źródłami metali ciężkich w glebie są skały macierzyste, emisje przemysłowe, głównie przemysł metalurgiczny i chemiczny, emisje komunikacyjne, gospodarka komunalna oraz rolnictwo. Znaczącym źródłem metali ciężkich są wysypiska śmieci, przede wszystkim te niekontrolowane, na które zamiast do pojemników z odpadami niebezpiecznymi trafiają zużyte baterie czy świetlówki. Zagrożenie ze strony metali ciężkich wynika z ich przemieszczania się w łańcuchu troficznym gleba – rośliny – zwierzęta – człowiek.



Toksyczne działanie metali na ludzi zwierzęta jest szerokie. Do najbardziej toksycznych metali ciężkich zalicza się: ołów, kadm i rtęć. Metale kumulują się w wybranych organach, kościach, mózgu lub mięśniach. Wywołują one natychmiastowe, ostre zatrucia lub choroby przewlekłe związane z uszkodzeniami centralnego układu nerwowego lub zmiany mutagenne mogące prowadzić do chorób nowotworowych.

Ćwiczenia

1. Przypomnij sobie, jakie metale określa się metalami ciężkimi.
2. Wymień jedno źródło naturalne i jedno antropogeniczne metali ciężkich trafiających do gleby.

2.3. Węglowodory

Węglowodory to związki organiczne będące połączeniami węgla i wodoru. Ich źródłem w środowisku są ścieki z zakładów produkcyjnych, wycieki podczas wydobywania, transportu oraz przechowywania ropy naftowej lub jej pochodnych. Jednym z najbardziej niebezpiecznych węglowodorów są wielopierścieniowe węglowodory aromatyczne oznaczane skrótem WWA.



Rysunek 3. Przykładowe wielopierścieniowe węglowodory aromatyczne: benzopiren, owalen, piren.

Źródłem tych związków o silnym działaniu nowotworowym jest głównie przemysł petrochemiczny, koksowniczy, motoryzacyjny oraz elektrociepłownie, urządzenia grzewcze w gospodarstwach domowych oraz ścierane nawierzchnie asfaltowe. Szacuje się, że rocznie do atmosfery trafia 5000 ton WWA. Spośród 800 uznanych za rakotwórcze związków ponad 200 to WWA. Przyczyniają się do powstawania głównie nowotworów układu pokarmowego i oddechowego.

2.4. Produkty spalania paliw

Spalanie paliw oraz intensywny rozwój przemysłu i natężona komunikacja przyczyniają się do wzrostu stężenia tlenu węgla(IV) w atmosferze. Zwiększająca się ilość tlenu węgla(IV) wiąże się także ze zwiększoną liczbą ludności, która wpływa na zmniejszenie się powierzchni lasów, które eliminują CO_2 w wyniku fotosyntezy. Nadmiarowy tlenek węgla(IV), który nie został przyswojony przez rośliny, gromadzi się wraz z innymi gazami będącymi produktami spalania (para



wodna lub tlenki azotu), metanem czy freonem w górnych warstwach atmosfery. Powoduje to powstawanie tzw. **efektu cieplarnianego (szklarnianego)**.

Ćwiczenie

3. Korzystając ze źródeł innych niż podręcznik, omów zjawisko i skutki efektu cieplarnianego.

Produktami spalania poza tlenkiem węgla(IV), są także tlenki azotu i siarki. Głównym źródłem tych tlenków w atmosferze jest spalanie zasilanych paliw w elektrowniach i ciepłowniach oraz zabiegi rolnicze, a także wybuchy wulkanów czy pożary lasów. Tlenki te jako bezwodniki kwasowe reagują z parą wodną, tworząc kwasy, i wracają na Ziemię w postaci **kwaśnych deszczów**. Kwaśne deszcze mają szkodliwy wpływ na roślinność, zakwaszają glebę i przyspieszają korozję metali.

Tlenki kwasowe po zmieszaniu z pyłem występującym w atmosferze powodują powstawanie **smogu**. Źródłem pyłów są indywidualne systemy grzewcze oraz ruch drogowy – szczególnie pojazdów z silnikami wysokoprężnymi nieposiadającymi filtrów cząstek stałych.¹ W zależności od mechanizmu powstawania oraz składu wyróżnia się smog typu londyńskiego i smog typu Los Angeles. Smog typu londyńskiego to smog kwaśny powstający w okresie zimowym (od października do marca) w strefie klimatu umiarkowanego. Bezpośrednią przyczyną smogu londyńskiego jest inwersja temperatur. To zjawisko atmosferyczne polega na zaburzeniu rozkładu temperatury powietrza. Inwersja temperatury prowadzi do wzrostu temperatury powietrza wraz z wysokością. Zimne powietrze zgromadzone blisko powierzchni Ziemi blokuje kwaśne tlenki, które nie unoszą się do górnych warstw atmosfery, tylko wraz z sadzą i pyłem tworzą **kwaśny smog**.



Rysunek 4. Smog typu londyńskiego.

Smog – nienaturalne zjawisko atmosferyczne polegające na gromadzeniu się dużych ilości zanieczyszczeń (pył, tlenki kwasowe).

smog



Ćwiczenie

4. Korzystając z wiarygodnych źródeł, znajdź informacje na temat smogu, który wystąpił w Londynie w 1952 r.

Smog typu Los Angeles zwany smogiem fotochemicznym powstaje w miesiącach letnich w strefie klimatu gorącego. Jest następstwem nagromadzenia tlenków węgla, azotu oraz węglowodorów, pochodzących z nadmiernego ruchu drogowego. Węglowodory pod wpływem promieni słonecznych ulegają przemianom chemicznym, w wyniku których powstają związki niebezpieczne dla zdrowia.



Rysunek 5. Smog typu Los Angeles.

2.5. Freony

Freony to pochodne węglowodorów gazowych, czyli metanu, etanu, propanu i butanu, zawierające w swojej strukturze atomy chloru i fluoru. Stosowano je w przemyśle jako czynniki chłodzące (w lodówkach, zamrażarkach lub klimatyzatorach) oraz w produkcji aerozoli, np. dezodorantów i lakierów do włosów. W atmosferze freony ulegają rozpadowi pod wpływem promieniowania ultrafioletowego, uwalniając reaktywny fluor oraz chlor, które przyczyniają się, podobnie jak tlenki azotu, do powstawania dziury ozonowej.

Ćwiczenie

5. Korzystając ze źródeł innych niż podręcznik, przygotuj krótką prezentację na temat dziury ozonowej.

2.6. Azotany i fosforany

Źródłem nadmiernej ilości azotanów(V) i fosforanów(V) w środowisku są zbyt duże ilości nawozów mineralnych. Związki te w nadmiarze powodują degradację gleby, a wypłukiwane z gleby zanieczyszczają wody powierzchniowe. Skutki tego zjawiska zostały opisane w dziale VII, w rozdziale 5.5.



Ćwiczenie

6. Przypomnij sobie, na czym polega proces eutrofizacji, i zapisz w zeszycie krótką notatkę na temat przyczyn, przebiegu oraz skutków tego procesu.



PODSUMOWANIE LEKCJI



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wyjaśnij pojęcia: *zanieczyszczenie, smog, kwaśne deszcze, dziura ozonowa, efekt cieplarniany, eutrofizacja*.
- Połącz źródło i skutek z odpowiednim zanieczyszczeniem. Zadanie wykonaj w zeszycie.

ZANIECZYSZCZENIE	ŹRÓDŁO	SKUTEK
1) tlenki azotu i siarki	A. produkcja aerozoli	a) zatrucia lub choroby przewlekłe
2) freony	B. spalanie paliw	b) dziura ozonowa
3) azotany i fosforany	C. nawozy mineralne	c) smog
4) metale ciężkie	D. przemysł metalurgiczny	d) eutrofizacja

- Porównaj smog typu londyńskiego ze smogiem typu Los Angeles.

- Opowiedz o skutkach:
 - kwaśnych deszczów,
 - efektu cieplarnianego,
 - dziury ozonowej.





3. Ochrona środowiska – zrównoważony rozwój, zielona chemia

NA TEJ LEKCJI DOWIESZ SIĘ:

- co się kryje pod hasłem *ochrona środowiska*;
- jakie są zasady zrównoważonego rozwoju;
- jakie są zasady zielonej chemii.

Obecność gazów cieplarnianych w umiarkowanych ilościach jest korzystna, ponieważ dzięki nim na Ziemi panuje temperatura umożliwiająca życie. Jednak wzrost ilości tych gazów powoduje wzrost temperatury i przyspiesza topnienie lodowców, co może doprowadzić do zalania dużych obszarów lądów, wyginięcia wielu gatunków roślin i zwierząt oraz zaburzenia równowagi klimatycznej. Odpowiednie nawożenie gleb prowadzi do wzrostu jakości i ilości plonów. Z drugiej strony nadmierne nawożenie niszczy gleby i środowisko wodne. Niezmiernie istotna zatem dla środowiska jest równowaga i świadomość. Ograniczenie stosowania freonów poprawiło kondycję warstwy ozonowej. Naukowcy przypuszczają, że do 2070 r. ubytki w warstwie ozonowej, po dodatkowym ograniczeniu emisji tlenków azotu, mają szansę się zregenerować.

3.1. Ochrona środowiska

Globalny wpływ człowieka na środowisko to suma działań wszystkich ludzi, w tym także każdego z nas. Człowiek stanowi część środowiska, dlatego niezmiernie ważna jest świadomość naszych działań i analiza ich skutków.

Głównymi celami ochrony środowiska naturalnego jest zapewnienie:

- stabilności ekosystemów,
- różnorodności biologicznej,
- ciągłości istnienia gatunków roślin, zwierząt i grzybów wraz z ich siedliskami,
- ochrony walorów krajobrazowych w miastach i we wsiach oraz terenów leśnych,
- właściwego stanu siedlisk przyrodniczych, a także zasobów przyrody,
- kształtowania właściwych postaw człowieka wobec przyrody poprzez edukację, informowanie i promocję ochrony przyrody.

3.2. Wpływ człowieka na środowisko

Tabela 2 przedstawia zestawienie działalności człowieka wpływającej negatywnie na środowisko i działań alternatywnych – prośrodowiskowych.



Tabela 2. Wpływ człowieka na środowisko

Negatywny wpływ człowieka na środowisko	Pozytywny wpływ człowieka na środowisko
niszczenie roślinności, w tym terenów leśnych, związane z rozwojem przemysłu, rolnictwa, osadnictwa	wykorzystanie odpadów, w tym surowców wtórnych, lepsze zagospodarowanie istniejących terenów rolniczych
zanieczyszczanie powietrza na skutek spalania paliw w przemyśle i gospodarstwach domowych	stosowanie urządzeń do redukcji emisji zanieczyszczeń, korzystanie z alternatywnych źródeł energii
zanieczyszczanie powietrza spalinami samochodowymi	stosowanie benzyn bezołowiowych i katalizatorów spalin, używanie gazu, biopaliw, baterii elektrycznych i słonecznych jako źródeł napędu pojazdów
zanieczyszczanie wód powierzchniowych ściekami przemysłowymi i komunalnymi	budowa oczyszczalni ścieków, racjonalne gospodarowanie zasobami wodnymi
zanieczyszczanie gleb i wód wskutek stosowania nawozów sztucznych i chemicznych środków ochrony roślin	rozwój rolnictwa ekologicznego, wykorzystującego m.in. nawozy naturalne
wysypiska śmieci, składowanie odpadów niebezpiecznych	segregacja śmieci i ich wykorzystanie jako surowców wtórnych, budowa przyjaznych środowisku spalarni śmieci, utylizacja pozostałych odpadów
radioaktywne odpady z elektrowni atomowych	utylizacja odpadów radioaktywnych, stosowanie zabezpieczeń przy użytkowaniu substancji promieniotwórczych

Ćwiczenie

1. Przeanalizuj swoje działania mające wpływ na środowisko. Wymień działania ze swojego otoczenia wpływające korzystnie i niekorzystnie na środowisko.



3.2. Zrównoważony rozwój

Według norm i dokumentów Organizacji Narodów Zjednoczonych: „Zrównoważony rozwój Ziemi to rozwój, który zaspokaja podstawowe potrzeby wszystkich ludzi oraz zachowuje, chroni i przywraca zdrowie i integralność ekosystemu Ziemi, bez zagrożenia możliwości zaspokojenia potrzeb przyszłych pokoleń i bez przekraczania długookresowych granic pojemności ekosystemu Ziemi”.

Zrównoważony rozwój – sposób gospodarowania, w którym zaspokojenie potrzeb obecnego pokolenia nie zmniejsza szans na zaspokojenie potrzeb przyszłych pokoleń.

zrównoważony
rozwój

Aby realizować zasady zrównoważonego rozwoju, należy przede wszystkim:

- zużywać mniej zasobów nieodnawialnych, stopniowo zastępując je zasobami odnawialnymi;



- ograniczać zużywanie zasobów odnawialnych do poziomu wyznaczonego możliwościami odtwarzania tych zasobów;
- stopniowo eliminować substancje toksyczne i niebezpieczne z gospodarki;
- utrzymywać emisję zanieczyszczeń na poziomie ilości, które mogą zostać przyswojone przez środowisko bez jego szkody;
- ochraniać i odtwarzać różnorodność biologiczną.

Ćwiczenie

2. Zastanów się, czy zrównoważony rozwój polega na bezwarunkowym, całkowitym wyeliminowaniu czynników szkodliwych dla środowiska.

3.3. Zielona chemia

Przemysł farmaceutyczny, kosmetyczny, spożywczy, petrochemiczny, przemysł chemii gospodarczej, budowlany, metalurgiczny, a także wytwarzanie nawozów, środków ochrony roślin, tworzyw sztucznych, materiałów syntetycznych, lakierów i farb to tylko część gałęzi przemysłu opartych na procedurach chemicznych. Oznacza to, że ich rozwój jest związany z rozwojem chemii, który ze względu na tak szerokie zastosowanie powinien uwzględniać dobro środowiska. Chemia minimalizująca negatywny wpływ na środowisko naturalne nazywa się **zieloną chemią**. Jako strategia projektowania i wykonywania procedur chemicznych zmierzających do zmniejszania zagrożeń dla środowiska ta dziedzina wpisuje się w ramy rozwoju zrównoważonego.

zielona chemia

Zielona chemia – strategia projektowania i wykonywania procedur chemicznych zmniejszających zagrożenia dla środowiska.

Zielona chemia to przede wszystkim redukcja:

- odpadów,
- ryzyka i zagrożenia,
- wykorzystywania surowców nieodnawialnych,
- energii,
- kosztów.

Koncepcję zielonej chemii opisuje 12 zasad:

1. Zapobieganie wytwarzaniu odpadów – korzystniejsze dla środowiska jest unikanie powstawania produktów ubocznych (odpadów) niż ich utylizacja.
2. Oszczędność surowców – rozsądna gospodarka atomami – syntezy chemiczne powinny być projektowane w taki sposób, aby zmaksymalizować wbudowanie w pożądany produkt końcowy wszystkich materiałów użytych w procesie.
3. Ograniczanie zużycia niebezpiecznych substancji – syntezy chemiczne powinny być prowadzone z udziałem reagentów i materiałów nietoksycznych lub takich, których toksyczność jest nieznaczna.



4. Projektowanie bezpiecznych produktów – korzystne jest wytwarzanie produktów alternatywnych, które zachowując swoje funkcje, są produktami nietoksycznymi.
5. Stosowanie bezpiecznych rozpuszczalników – substancje pomocnicze (np. rozpuszczalniki) powinny być wyeliminowane, a w przypadkach gdy jest to niemożliwe, należy stosować substancje nieszkodliwe.
6. Efektywne wykorzystanie energii – syntezy chemiczne powinny być prowadzone w temperaturze i pod ciśnieniem otoczenia.
7. Wykorzystanie surowców ze źródeł odnawialnych.
8. Ograniczanie liczby pochodnych – syntezy chemiczne powinny zawierać jak najmniejszą liczbę przekształceń i etapów.
9. Wykorzystanie katalizatorów i biokatalizatorów – procedury powinny się opierać na reakcjach katalitycznych.
10. Możliwość degradacji – produkty syntezy chemicznej nie powinny stanowić zagrożenia dla środowiska.
11. Analityka procesowa w czasie rzeczywistym – niezbędne jest rozwijanie metod analitycznych umożliwiających kontrolę procesu w czasie jego trwania.
12. Właściwy poziom bezpieczeństwa – projektując procedury chemiczne, należy dążyć do zminimalizowania ryzyka i niebezpieczeństwa wypadków.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- **Zrównoważony rozwój** – sposób gospodarowania, w którym zaspokojenie potrzeb obecnego pokolenia nie zmniejsza szans na zaspokojenie potrzeb przyszłych pokoleń.

s. 301



Zrównoważony rozwój zapewnia efektywność gospodarki, dba o zdrowie człowieka, minimalizuje czynniki negatywnie działające na środowisko.

- **Zielona chemia** – strategia projektowania i wykonywania procedur chemicznych zmniejszających zagrożenia dla środowiska.

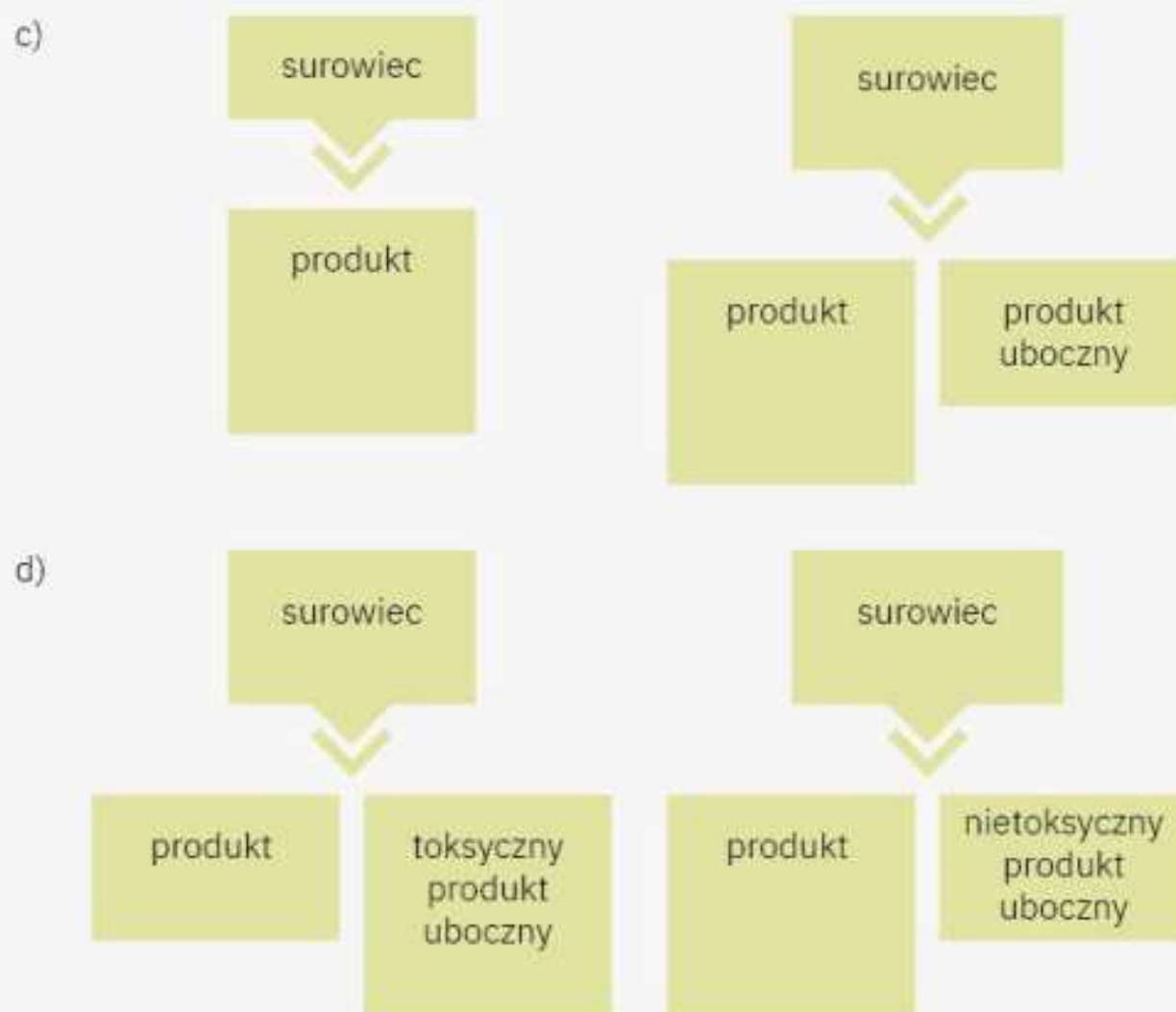
s. 302



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij pojęcia: *zrównoważony rozwój*, *zielona chemia*.
2. Zaprezentuj zasady zrównoważonego rozwoju.
3. Wymień wybrane zasady zielonej chemii.
4. Spośród poniższych par obrazujących przebieg procesów wskaż ten, który jest zgodny z zasadami zielonej chemii.







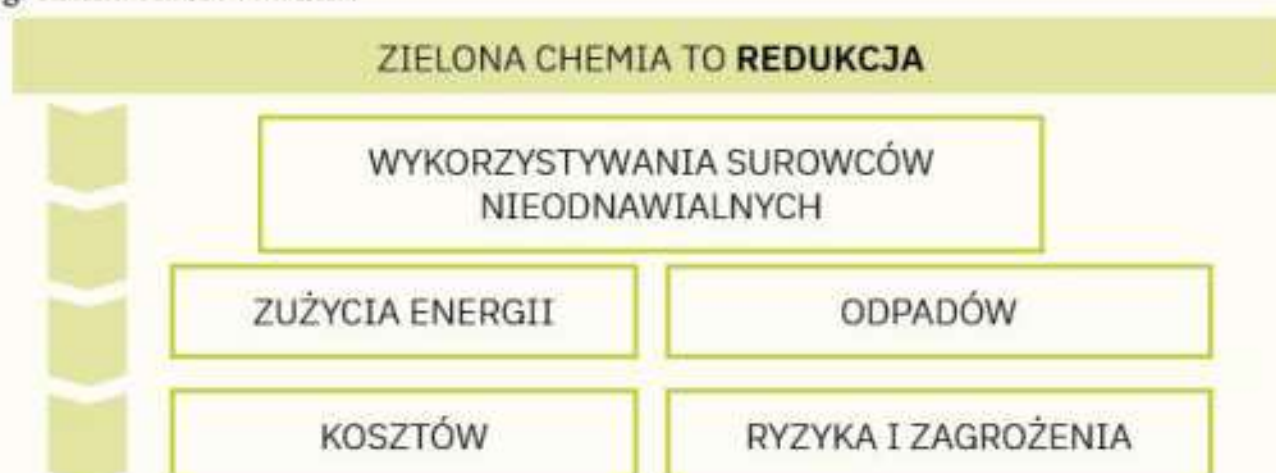
PODSUMOWANIE PRZED SPRAWDZIANEM

Rodzaje gleb	bardzo kwaśne	kwaśne	lekko kwaśne	obojętne	zasadowe
Zakres pH	do 4,5	od 4,5 do 5,5	od 5,6 do 6,5	od 6,6 do 7,2	od 7,2

- s. 290 • **Gleba** – biologicznie czynna zewnętrzna warstwa Ziemi warunkująca istnienie organizmów żywych.
- s. 291 • **Wapnowanie gleby** – nawożenie gleby związkami wapnia (węglanem wapnia, tlenkiem wapnia), które powodują podwyższenie jej pH.
- s. 292 • **Sorpcja** – pochłanianie substancji (sorbatu) przez inną substancję (sorbent).



- s. 301 • **Zrównoważony rozwój** – sposób gospodarowania, w którym zaspokojenie potrzeb obecnego pokolenia nie zmniejsza szans na zaspokojenie potrzeb przyszłych pokoleń. Zrównoważony rozwój zapewnia efektywność gospodarki, dba o zdrowie człowieka, minimalizuje czynniki negatywnie działające na środowisko.
- s. 302 • **Zielona chemia** – strategia projektowania i wykonywania procedur chemicznych zmniejszających zagrożenia dla środowiska.





SPRAWDŹ, CZY UMIESZ!

- Wyjaśnij pojęcia: *gleba, sorpcja, wapnowanie gleby, zanieczyszczenie, smog, kwaśne deszcze, dziura ozonowa, efekt cieplarniany, eutrofizacja, zrównoważony rozwój, zielona chemia.*
- Przerysuj tabelę do zeszytu i uzupełnij w niej rodzaje gleby.

Rodzaj gleby	
	do $[H_3O^+] = 3,2 \cdot 10^{-5}$
	pH = (4,5–5,5)
	pH = (5,6–6,5)
	pH = (6,6–7,2)
	od $[OH^-] = 1,58 \cdot 10^{-7}$

- Podaj przyczyny oraz skutki:
 - nadmiernego zakwaszenia gleby,
 - eutrofizacji,
 - efektu cieplarnianego,
 - dziury ozonowej,
 - kwaśnych deszczów,
 - smogu.
- Zaprojektuj doświadczenie potwierdzające właściwości sorpcyjne gleby. Wskaż rodzaj sorpcji, jaki ukazuje zaproponowane doświadczenie.
- Zaprojektuj doświadczenie sprawdzające odczyn gleby. Określ, jaki rodzaj gleb przeważa w Polsce. Korzystając z tabeli 10 (dział VII), wymień roślinność preferującą ten rodzaj gleby.
- Omów, jak powstaje smog typu londyńskiego, a jak smog typu Los Angeles.
- Wymień podstawowe zasady zrównoważonego rozwoju.
- Omów główne zasady zielonej chemii.
- Podaj trzy przykłady działalności człowieka wpływające negatywnie na środowisko oraz ich alternatywę prośrodowiskową.
- Oceń prawdziwość poniższych zdań.
 - Zrównoważony rozwój zapewnia zdrowie człowiekowi, minimalizując negatywne działanie na środowisko kosztem rozwoju gospodarczego.
 - Wapnowanie gleby podnosi stężenie jonów H_3O^+ .
 - Sorpcja to pochłanianie jednej lub kilku substancji (sorbatu) przez inną substancję (sorbent).
 - Zielona chemia to strategia projektowania i wykonywania procedur chemicznych zmierzających do zmniejszania zagrożeń dla środowiska, m.in. przez redukcję odpadów, zużycia energii i kosztów.
 - Jedną z zasad zielonej chemii jest stosowanie katalizatorów oraz korzystanie ze źródeł odnawialnych.
 - Zgodnie z zasadami zrównoważonego rozwoju powinno się ograniczyć używanie zasobów odnawialnych.





g) Smog typu Los Angeles, zwany smogiem fotochemicznym, powstaje w miesiącach zimowych i jest charakterystyczny dla klimatu umiarkowanego.

h) WWA to wielkopierścieniowe węglowodory aromatyczne, których głównym źródłem w środowisku są ścieki z zakładów produkcyjnych, wycieki podczas wydobycia, transportu oraz przechowywania ropy naftowej lub jej pochodnych.

i) Wszystkie zanieczyszczenia wynikają z działalności człowieka.

j) Obecność gazów cieplarnianych w umiarkowanych ilościach jest korzystna.

k) Nadmierne nawożenie powoduje tylko degradację gleby, nie wpływając na środowisko wodne.

ODPOWIEDZI

I. Roztwory

5. Przygotowywanie roztworów o zadanym stężeniu w teorii i praktyce

1. $C_p = 16,7\%$
2. $C_p = 40\%$
3. $C_p = 18,75\%$
4. $C_m = 0,5 \text{ M}$
5. $C_m = 0,1 \text{ M}$
6. $C_m = 6,8 \text{ M}$
7. $x = 33,3 \text{ g}$
8. $x = 36 \text{ g}$
9. $x = 15 \text{ g}$
10. $n = 0,76 \text{ mol}$
11. a) $0,01 \text{ kg}$; b) $0,04 \text{ kg}$
12. $m_r = 10 \text{ g}$
13. a) $n = 0,5 \text{ mol}$; b) $n = 0,5 \text{ mol}$; c) $m_s = 5,85 \text{ g}$
14. $m_r = 750 \text{ g}$
15. $C_p = 28,6\%$
16. $C_p = 50,4\%$
17. a) $C_p = 54\%$; b) $C_p = 38,4\%$; c) $C_p = 42,9\%$
18. $C_m = 9,6 \text{ M}$
19. a) $C_m = 4,81 \text{ M}$; b) $C_m = 6,70 \text{ M}$; c) $C_m = 7,00 \text{ M}$
20. $C_m = 6,03 \text{ M}$
21. $C_p = 3,75\%$
22. a) $C_p = 31,22\%$; b) $C_m = 14,1 \text{ M}$

5. Przygotowywanie roztworów o zadanym stężeniu w teorii i praktyce

Zadania do rozwiązania:

1. $C_m = 5,7 \text{ M}$
2. $m_s = 54 \text{ g}$
3. $m_s = 11,7 \text{ g}$

4. $C_p = 9,09\%$
5. $V_r = 2,5 \text{ dm}^3$
6. $C_p = 15,7\%$
7. $m_s = 40 \text{ g}; m_{\text{wody}} = 360 \text{ g}$
8. $C_m = 3,0 \text{ M}$
9. $C_p = 44,7\%$
10. $m_s = 91,43 \text{ g}$
11. $C_p = 21,2\%$
12. $x = 56,25 \text{ g}$
13. $C_p = 35,8\%$
14. $C_m = 9,8 \text{ M}$
15. $n = 0,46 \text{ mol}$

I. Sprawdź, czy umiesz!

7. $C_p = 43,75\%$
8. $C_p = 33,3\%$
9. $m_s = 20 \text{ g}$
10. $m_{\text{wody}} = 475 \text{ g}$
11. $m_s = 55,5 \text{ g}$
12. $m_s = 2 \text{ g}; m_{\text{wody}} = 198 \text{ g}$
13. $x = 35,8 \text{ g}$
14. $x = 29,9 \text{ g}$
15. $C_p = 44,6\%$
16. $m_s = 21,9 \text{ g}$
17. $C_m = 20 \text{ M}$
18. $V_r = 6,0 \text{ dm}^3$
19. $C_m = 0,59 \text{ M}$
20. $m_s = 20 \text{ g}; m_{\text{wody}} = 480 \text{ cm}^3$
21. $C_m = 0,13 \text{ M}$
22. $C_p = 25,0\%$
23. a) $C_m = 4,5 \text{ M}$; b) $C_m = 5,5 \text{ M}$
24. a) $C_p = 12,7\%$; b) $C_p = 3,6\%$
25. $C_p = 3,75\%$

26. $C_m = 4,2 \text{ M}$

27. b

28. a

29. $m_s = 22,5 \text{ g}$

30. $d = 1052 \text{ g} \cdot \text{dm}^{-3}$

II. Reakcje w roztworach wodnych

1. Dysocjacja elektrolityczna. Stopień dysocjacji elektrolitycznej

6*. $C_{\text{cz. zdyf.}} = 9,6 \cdot 10^{-3} \text{ M}$

7*. $\alpha = 5\%$

2. Wartość pH i odczyn roztworów kwasów i zasad

Zadania do rozwiązania:

3. $\text{pH} = 1,52$

4. $\text{pH} = 13$

5. $[\text{OH}^-] = 10^{-3} \text{ M}$

6. $\text{pH} = 1,30$

7. $\text{pH} = 13$

8. a) A; b) B

9. a) stężenie jonów hydroniowych musi wzrosnąć 100-krotnie;
b) stężenie jonów hydroniowych musi zmaleć 100-krotnie.

11*. $\text{pH} = 3$

3. Reakcje zobojętniania

3. $C_m = 0,18 \text{ M}$

4. $C_m = 0,18 \text{ M}$

5. a) kwasowe; b) kwasowe.

II. Sprawdź, czy umiesz!

5. a) $\alpha = 2\%$; b) $\alpha = 12,5\%$; c)* $\alpha = 5\%$; d)* $\alpha = 4\%$

6. a) $\text{pH} = 1,3$; b) $\text{pH} = 13,3$; c) $\text{pH} = 0,7$; d) $\text{pH} = 1,7$; e) $\text{pH} = 14$

9. a) kwasowy; d) kwasowy

V. Elektrochemia

3. SEM – obliczenia

1. $SEM = 0,31 \text{ V}$

2. $SEM = 0,18 \text{ V}$

3. $SEM = 0,3 \text{ V}$

4. $SEM = 0,62 \text{ V}$

5. $SEM = 2,25 \text{ V}$

6. b)

7. e) $SEM = 2,18 \text{ V}$

Zadania do rozwiązania:

1. $SEM = 0,31 \text{ V}$

2. $SEM = 0,94 \text{ V}$

3. $SEM = 0,91 \text{ V}$

4. $SEM = 0,31 \text{ V}$

5. $SEM = 1,14 \text{ V}$

6. e) $SEM = 0,94 \text{ V}$

7. b), a), c), d)

Indeks

A

adsorpcja 22
aerozol 11
anoda 178

B

bezwodnik kwasowy 97

D

dehydratacja 270
dekantacja 14
destylacja 20
dysocjacja jonowa 49

E

ekstrakcja 21
elektroda 177
elektrolity 49
 mocne 52
 słabe 52
emulsja 11

F

faza 8
forma amorficzna 250
frakcja 20

G

 gleba 290

H

higroskopijność 259
hydratacja 270
hydraty 131
 hydroksosole 131
hydroliza 73

K

kamień kotłowy 264
katoda 178
klucz elektrolityczny 179
koagulacja 10

korozja

 chemiczna 197
 elektrochemiczna 198

 krasowienie 256

krystalizacja 19
kryształy 250
kwasy 87

M

metal
 ciężki 219
 lekki 219
metale aktywne chemicznie 126
miareczkowanie 68
mieszanina 8
 jednorodna 8
 niejednorodna 9

N

nawozy 279
 naturalne 279
 sztuczne 279
nieelektrolity 49

O

odparowanie 18
ogniwo
 nieodwracalne 191
 odwracalne 191
ośrodek dyspersyjny 8

P

pasywacja 197
pH roztworu 58
piana 11
polimorfizm 250
potencjał
 półogniwa 182
 standardowy półogniwa 183
półogniwo 177

R

reakcja

redoks 148

spalania 93

strącania 76

zobojętniania całkowitego 67

zobojętniania niecałkowitego 68

redukcja 149

reduktor 149

rozdzielacz 21

rozpuszczalność 24

roztwór

koloidalny 10

nasycony 26

nienasycony 26

przesycony 26

właściwy 9

S

sączenie 15

sedymencja 12

siła elektromotoryczna ogniwa 185

 smog 297

sole 87

sorpcja 292

stała dysocjacji 54

stężenie

molowe 28

procentowe masowe 27

procentowe objętościowe 27

roztworu 27

stopień

dysocjacji elektrolitu 53

utlenienia 144

szereg napięciowy metali 184

T

tlenek 86

amfoteryczny 102

kwasowy 102

obojętny 103

zasadowy 102

twardość

niewęglanowa 263

ogólna 263

węglanowa 263

wody 263

U

utleniacz 149

utlenianie 149

W

wapnowanie gleby 291

wietrzenie skalne 255

woda krystalizacyjna 131

wodorki 86

wodorosole 131

wodorotlenki 87

Z

zanieczyszczenie 295

zasada 115

zielona chemia 302

zmękczenie wody 264

zol 11

zrównoważony rozwój 301

Tablica rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie

	OH^-	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NO_3^-	CO_3^{2-}	PO_4^{2-}
NH_4^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
Na^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
K^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
Mg^{2+}	T	R	R	R	S	R	R	R	T	T
Ca^{2+}	S	R	R	R	S	T	S	R	T	T
Ba^{2+}	R	R	R	R	R	T	R	R	T	T
Ag^+		T	T	T	T	T	S	R	T	T
Hg^{2+}	T	R	S	T	T	T	R	R	T	T
Pb^{2+}	T	S	S	T	T	T	R	R	T	T
Cu^{2+}	T	R	R		T		R	R	T	T
Sn^{2+}	T	R	R	S	T	S	R	R	T	T
Zn^{2+}	T	R	R	R	T	S	R	R	T	T
Mn^{2+}	T	R	R	R	T	T	R	R	T	T
Fe^{2+}	T	R	R	R	T	T	R	R	T	T
Fe^{3+}	T	R	R		T		R	R	T	T
Al^{3+}	T	R	R	R	T	T	R	R	T	T
Cr^{3+}	T	R	R	R	T	R	R	R	T	T
Co^{2+}	T	R	R	R	T	S	R	R	T	T
Ni^{2+}	T	R	R	R	T	T	R	R	T	T

Rozpuszczalność substancji w wodzie:



dobra



słaba



substancja
praktycznie
nierozpuszczalna

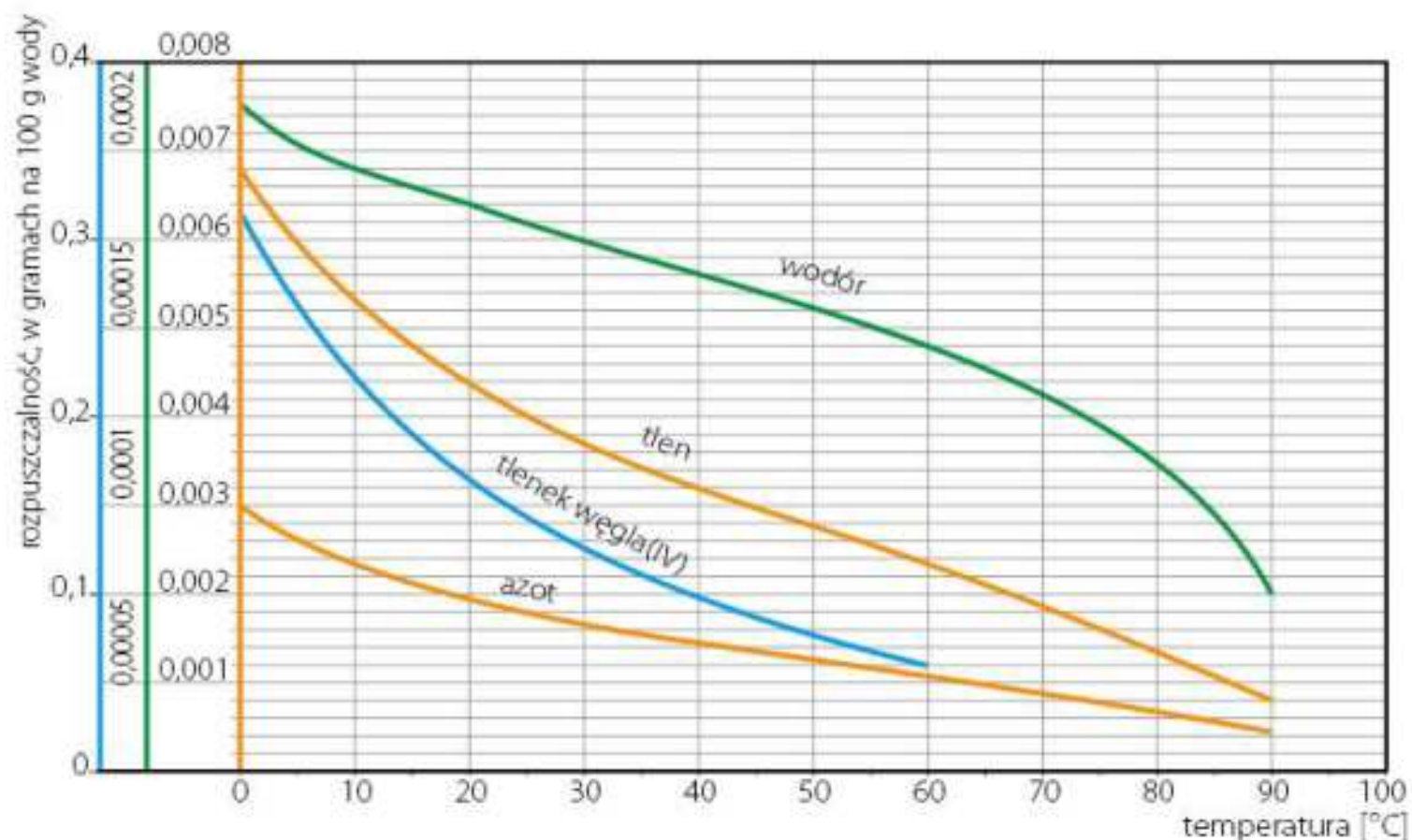


w roztworze zachodzą
skomplikowane reakcje

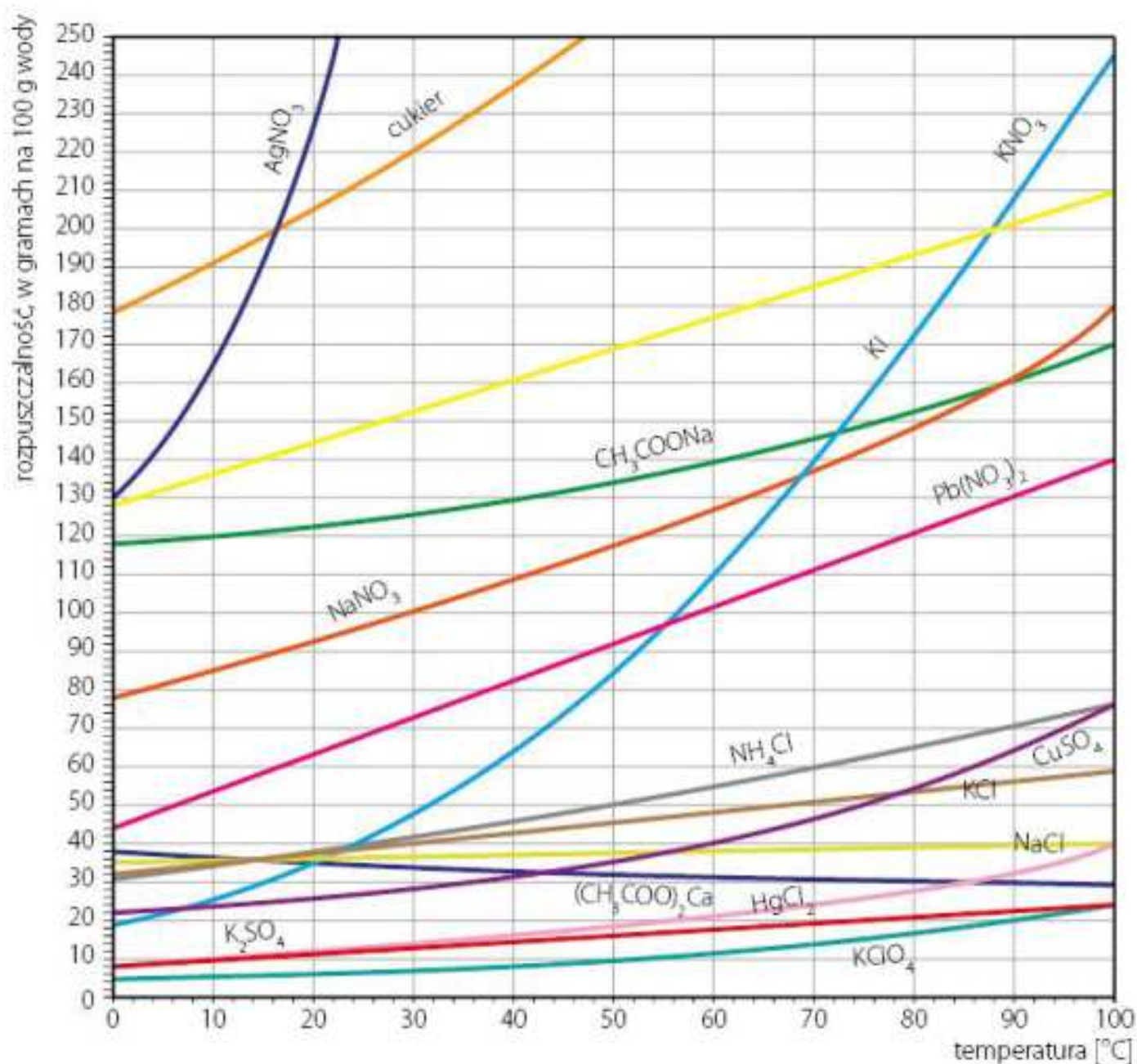


barwa roztworu
lub osadu

Krzywe rozpuszczalności wybranych gazów w wodzie, pod ciśnieniem normalnym (1013 hPa)



Krzywe rozpuszczalności wybranych ciał stałych



Szereg napięciowy metali

Metal	Półogniwo	Równanie reakcji elektrodowej	E° [V]
Li	Li Li ⁺	Li ⁺ + e ⁻ → Li	-3,01
K	K K ⁺	K ⁺ + e ⁻ → K	-2,92
Ba	Ba Ba ²⁺	Ba ²⁺ + 2e ⁻ → Ba	-2,92
Sr	Sr Sr ²⁺	Sr ²⁺ + 2e ⁻ → Sr	-2,89
Ca	Ca Ca ²⁺	Ca ²⁺ + 2e ⁻ → Ca	-2,84
Na	Na Na ⁺	Na ⁺ + e ⁻ → Na	-2,71
Mg	Mg Mg ²⁺	Mg ²⁺ + 2e ⁻ → Mg	-2,38
Be	Be Be ²⁺	Be ²⁺ + 2e ⁻ → Be	-1,70
Al	Al Al ³⁺	Al ³⁺ + 3e ⁻ → Al	-1,66
Mn	Mn Mn ²⁺	Mn ²⁺ + 2e ⁻ → Mn	-1,05
Zn	Zn Zn ²⁺	Zn ²⁺ + 2e ⁻ → Zn	-0,76
Cr	Cr Cr ³⁺	Cr ³⁺ + 3e ⁻ → Cr	-0,71
Fe	Fe Fe ²⁺	Fe ²⁺ + 2e ⁻ → Fe	-0,44
Cd	Cd Cd ²⁺	Cd ²⁺ + 2e ⁻ → Cd	0,40
Co	Co Co ²⁺	Co ²⁺ + 2e ⁻ → Co	-0,28
Ni	Ni Ni ²⁺	Ni ²⁺ + 2e ⁻ → Ni	-0,22
Sn	Sn Sn ²⁺	Sn ²⁺ + 2e ⁻ → Sn	-0,14
Pb	Pb Pb ²⁺	Pb ²⁺ + 2e ⁻ → Pb	-0,13
Fe	Fe Fe ³⁺	Fe ³⁺ + 3e ⁻ → Fe	-0,04
–	H ₂ H ⁺	2 H ⁺ + 2e ⁻ → H ₂	0,00
Bi	Bi Bi ³⁺	Bi ³⁺ + 3e ⁻ → Bi	0,20
Sb	Sb Sb ³⁺	Sb ³⁺ + 3e ⁻ → Sb	0,20
As	As As ³⁺	As ³⁺ + 3e ⁻ → As	0,30
Cu	Cu Cu ²⁺	Cu ²⁺ + 2e ⁻ → Cu	0,34
Ag	Ag Ag ⁺	Ag ⁺ + e ⁻ → Ag	0,80
Hg	Hg Hg ²⁺	Hg ²⁺ + 2e ⁻ → Hg	0,87
Pt	Pt Pt ²⁺	Pt ²⁺ + 2e ⁻ → Pt	1,20
Au	Au Au ³⁺	Au ³⁺ + 3e ⁻ → Au	1,42

Potencjał standardowy półogniwa

Aktywność metali

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1 1 H wodor 1,008	2 4 Li lit 6,94	3 9 Na sód 22,99	4 12 Mg magnez 24,305	5 19 K potas 39,098	6 20 Ca wapń 40,078	7 23 V wanad 50,942	8 24 Cr chrom 51,996	9 25 Mn mangan 54,938	10 26 Fe żelazo 55,845	11 27 Co kobalt 58,933	12 28 Ni nikiel 58,693	13 29 Cu miedź 63,546	14 30 Zn cynk 65,382	15 33 As arsen 74,922	16 34 Se selen 78,971	17 35 Br brom 79,904	18 36 Kr krypton 83,798
1 3 Li lit 6,94	2 4 Be beryl 9,012	3 9 Na sód 22,99	4 12 Mg magnez 24,305	5 19 K potas 39,098	6 20 Ca wapń 40,078	7 23 V wanad 50,942	8 24 Cr chrom 51,996	9 25 Mn mangan 54,938	10 26 Fe żelazo 55,845	11 27 Co kobalt 58,933	12 28 Ni nikiel 58,693	13 29 Cu miedź 63,546	14 30 Zn cynk 65,382	15 33 As arsen 74,922	16 34 Se selen 78,971	17 35 Br brom 79,904	18 36 Kr krypton 83,798
1 37 Rb rubid 85,468	2 38 Sr stront 87,62	3 39 Y itry 88,906	4 40 Zr cyrkon 91,224	5 41 Nb niob 92,906	6 42 Mo molibden 95,95	7 43 Tc technet (97,905)	8 44 Ru ruten 101,07	9 45 Rh rod 102,91	10 46 Pd pallad 106,42	11 47 Ag srebro 107,87	12 48 Cd kadm 112,41	13 49 In ind 114,82	14 50 Sn cyna 118,71	15 51 Sb antymon 121,76	16 52 Te tellur 127,6	17 53 I jod 126,9	18 54 Xe ksenon 131,29
1 55 Cs cez 132,91	2 56 Ba bar 137,327	3 57-71 La-Lu lantanowce	4 72 Hf hafn 178,49	5 73 Ta tantal 180,95	6 74 W wolfram 183,84	7 75 Re ren 186,201	8 76 Os osm 190,23	9 77 Ir iryd 192,22	10 78 Pt platyna 195,08	11 79 Au złoto 196,97	12 80 Hg rtęć 200,59	13 81 Tl tal 204,38	14 82 Pb ołow 207,2	15 83 Bi bismut 208,98	16 84 Po polon (208,982)	17 85 At astat (209,987)	18 86 Rn radon (222,018)
1 87 Fr franc (223,02)	2 88 Ra rad (226,025)	3 89-103 Ac-Lr aktynowce	4 104 Rf rutherford (261,1)	5 105 Db dubn (268,1)	6 106 Sg seaborg (266,1)	7 107 Bh bohrr (267,1)	8 108 Hs has (277,1)	9 109 Mt meitner (276,1)	10 110 Ds darmstadt (281,1)	11 111 Rg roentgen (280)	12 112 Cn copernicjum (285)	13 113 Nh nihonium (286)	14 114 Fl flerowium (289)	15 115 Mc moscovium (289)	16 116 Lv livermorium (292)	17 117 Ts tennessine (294)	18 118 Og oganeson (294)

1,0

II

Ca

20

wapń

40,078

metale

niemetale

gazy szlachetne

Elektryczność (w skali Paulinga)

Wartościowość typowa, rzadko spotykana)

Symbol chemiczny (dla stałych, ciekłych, gazów)

Liczba atomowa

Nazwa pierwiastka

Masa atomowa [u]