

Chemia



2

Podręcznik dla **szkół ponadpodstawowych**

Małgorzata Czaja
Bożena Karawajczyk
Marek Kwiatkowski

Chemia

Podręcznik dla **szkół ponadpodstawowych**

2

ZAKRES ROZSZERZONY

 **OPERON**
Edukacja jest podróżą

2023

Projekt okładki: Paweł Kwacz
Redaktor prowadzący: Agata Latuszek
Redakcja graficzna i skład: Danuta Jarzembek
Korekta: zespół

Zdjęcia: American Laboratory Trading/americanlaboratorytrading.com, BE&W, biotage.com, buchicorp.wordpress.com, Cleaver Scientific/cleaverscientific.com, delialagan.com, Fisher Scientific/fishersci.com, healthandcare.co.uk, Karol Januszewski, Monika Krzeczyńska/Muzeum Państwowego Instytutu Geologicznego-PIB w Warszawie, Paweł Olearka, Penn State/psu.edu, Shutterstock, Trinity College Chemistry Department/commons.trincoll.edu, Wikipedia/Gang65/CC BY-SA 2.5, Wikipedia/H. Zell/CC BY-SA 3.0, Wikipedia/CC

OPERON Sp. z o.o. oświadcza, że z należytą starannością podjął 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. Andrzeja Persony, prof. dr. hab. Bogusława Wiłkomirskiego, dr. Zofii Smugi.

Etap edukacyjny: III
Typ szkoły: szkoła ponadpodstawowa
Zakres kształcenia: rozszerzony
Rok dopuszczenia: 2020
Numer dopuszczenia: 1059/2/2020

© Copyright by OPERON Sp. z o.o. & Małgorzata Czaja, Bożena Karawajczyk, Marek Kwiatkowski

Gdynia 2020
Wszelkie prawa zastrzeżone. Kopiowanie w całości lub we fragmentach bez zgody wydawcy zabronione.
N7186

Wydawca:
OPERON Sp. z o.o.
81-212 Gdynia, ul. Hutnicza 3
tel. centrali 58 679 00 00
e-mail: info@operon.pl
www.operon.pl

ISBN 978-83-7879-996-2

08/23/XXI/S70

Spis treści

I Roztwory wodne

1. Układy homogeniczne i heterogeniczne	8
2. Rozdzielanie mieszanin	16
3. Wyrażanie zawartości substancji w roztworze	29
4. Sporządzanie roztworów	44
Podsumowanie przed sprawdzianem	49
Sprawdź, czy umiesz!	50

II Reakcje w roztworach wodnych

1. Kwasy, wodorotlenki i amoniak w wodzie	52
2. Elektrolity. Stopień dysocjacji	58
3. Teoria Brønsteda–Lowry’ego kwasów i zasad	64
4. Stała dysocjacji	70
5. Iloczyn jonowy wody. Wartość pH	74
6. Prawo rozcieńczeń Ostwalda	84
7. Sole w wodzie	87
8. Reakcja zobojętniania	93
9. Reakcje kwasów i wodorotlenków zmieszanych ze sobą w stosunkach niestechiometrycznych	100
10. Reakcje strącania	104
11. Iloczyn rozpuszczalności	109
Podsumowanie przed sprawdzianem	113
Sprawdź, czy umiesz!	114

III Reakcje utlenienia i redukcji

1. Utlenianie, redukcja i reakcje redoks	116
2. Stopnie utlenienia	121
3. Stosowanie stopni utlenienia w reakcjach utleniania i redukcji	130
4. Dobieranie współczynników stechiometrycznych metodą bilansu elektronowo-jonowego	135
5. Zależność procesu utleniania i redukcji od środowiska reakcji chemicznej	142
Podsumowanie przed sprawdzianem	148
Sprawdź, czy umiesz!	149

IV Elektrochemia. Ogniwa i elektroliza

1. Ogniwa galwaniczne	152
2. Standardowy potencjał półogniwa	163
3. Korozja metali	174
4. Elektroliza	183
Podsumowanie przed sprawdzianem	196
Sprawdź, czy umiesz!	197

V Systematyka związków nieorganicznych

1. Tlenki – budowa, otrzymywanie i właściwości fizyczne	200
2. Tlenki kwasowe i tlenki zasadowe	208
3. Tlenki amfoteryczne i obojętne	215
4. Wodorki	220
5. Budowa i otrzymywanie wodorotlenków	227
6. Chemiczny charakter wodorotlenków	233
7. Kwasy – budowa, podział i otrzymywanie	238
8. Właściwości kwasów	244
9. Moc kwasów	251
10. Sole – budowa, podział i otrzymywanie	256
11. Właściwości soli	264
Podsumowanie przed sprawdzianem	269
Sprawdź, czy umiesz!	270

VI Metale, niemetale i ich związki

1. Właściwości metali	276
2. Litowce	282
3. Berylownice	290
4. Glin	298
5. Żelazo	304
6. Reakcje metali z tlenem i wodą	311
7. Reakcje metali z kwasami	315
8. Reakcje metali z solami innych metali	321
9. Niemetale. Wodór	325
10. Tlen i siarka	330
11. Fluorowce – część I	335
12. Fluorowce – część II	342
Podsumowanie przed sprawdzianem	346
Sprawdź, czy umiesz!	348

VII Zastosowania wybranych związków nieorganicznych

1. Tlenek krzemu(IV) i szkło	352
2. Skały wapienne	362
3. Gips. Hydraty soli	371
4. Twardość wody	380
5. Nawozy	386
Podsumowanie przed sprawdzianem	395
Sprawdź, czy umiesz!	396
 Odpowiedzi do zadań	398
Indeks	417
Tablice	419

Wstęp

Jak jest zbudowany nasz podręcznik

Podręcznik pozwala na pełne wykorzystanie nowoczesnych metod dydaktycznych w nauczaniu chemii. Zgodnie z założeniami reformy programowej uczniowie I klasy liceów i techników rozpoczną naukę tego przedmiotu w zakresie rozszerzonym w zwiększonym wymiarze godzin.

Zanim zaczniesz korzystać z podręcznika, zapoznaj się z jego budową i przyjrzyj się wszystkim jego elementom. Zostały one skonstruowane tak, by ułatwić ci naukę i pomóc w błyskawicznym znalezieniu potrzebnych informacji.



Każdy rozdział podręcznika zaczyna się od **krótkiego opisu zagadnień** z danego obszaru.

Bezpośrednio pod tytułem rozdziału znajdziesz moduł „Na tej lekcji” – jego zadaniem jest ukierunkowanie cię na cele realizowane w danym temacie.

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

W tekście pojawiają się **wytłuszczenia**. Dzięki nim łatwiej odnajdziesz istotne zagadnienia, pojęcia i nazwy.

2. Skąły wapienne

NA TEJ LEKCJI:

- poznasz minerały tworzące skały wapienne;
- dowiesz się, jak powstają skały wapienne i jakie są charakterystyczne cechy krystaliczne, w których występują;
- ustalisz, czym różni się kreda, marmur i łupki wapienne;
- opisziesz, jakie właściwości chemiczne i fizyczne mają;
- zrozumiesz, na czym polega proces kruszenia, który prowadzi do powstania piasku i żwiru z wapienia;
- dowiesz się, do czego wykorzystuje się skały wapienne;
- dowiesz się, jak wytworzyć skały wapienne i marmur.

Wapień to minerał krystaliczny powstający w wyniku reakcji między dwoma pierwiastkami: wapniem i tlenem. Jego zawartość w skałach wynosi od 5% do 10%. Najbardziej rozpowszechnioną formą występowania wapienia są skały wapienne, w których wapień stanowi od 50% do 100%.

2.1. Charakterystyka skał wapiennych

Najbardziej rozpowszechnionymi minerałami wapiennymi są kalcyt i aragonit. One są głównymi składnikami skał wapiennych. Wapień to skała krystaliczna powstająca w wyniku reakcji między dwoma pierwiastkami: wapniem i tlenem. Jego zawartość w skałach wynosi od 5% do 10%. Najbardziej rozpowszechnioną formą występowania wapienia są skały wapienne, w których wapień stanowi od 50% do 100%.



Rys. 2.1. Najbardziej rozpowszechnione minerały wapienne: a) kalcyt CaCO_3 , b) aragonit CaCO_3 , c) dolomit $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$.

1.3. Roztwory słaboekw.

Roztwory słaboekw. – substancje rozpuszczone w wodzie, których stężenie jest mniejsze niż 10⁻³ mol/l.

Właściwości – substancje słaboekw. w wodzie tworzą słaboekw. roztwory, które charakteryzują się niską przewodnością elektryczną, a ich pH jest bliskie 7.

Przykład 1.1. Obliczenie pH roztworu.

Substancja	Stężenie	Wartość	Wartość
Substancja	Stężenie	Wartość	Wartość

Definicje, prawa i zasady wyróżniono kolorową czcionką. Dzięki temu od razu je zauważysz i szybko znajdziesz podczas powtórek.

Tabele pomogą ci usystematyzować wiedzę.

Śledź uważnie rozwiązania przykładów, a łatwiej zrozumiesz omawiane zagadnienia.

Doświadczenia to blok zadań, w których działasz praktycznie. Umożliwi to ci zrozumienie zagadnień chemicznych poprzez działanie. Przekonasz się, że nauka chemii jest ciekawa.

Zadania do rozwiązania przećwiczysz w toku lekcji lub wykorzystasz do nauki w domu lub przed kartkówką czy sprawdzianem.

Uwaga: odpowiedzi do zadań wymagających pisemnego rozwiązania zapisz w zeszycie.

Podsumowanie lekcji to esencja najważniejszych treści do zapamiętania. Jeśli ich nie pamiętasz, wróć na stronę wskazaną obok. Znajdziesz tam na marginesie odpowiednie hasło, a w treści lekcji – jego omówienie.

Podsumowanie przed sprawdzianem zawiera najważniejsze treści do zapamiętania z rozdziału. Jeśli ich nie pamiętasz, wróć na stronę wskazaną obok i poszukaj hasła na marginesie.

Sprawdź, czy umiesz! – zestaw zadań sprawdzających opanowanie wybranych zagadnień z całego działu. Zadania są ułożone w formie krótkiego testu i mają różny poziom trudności oraz złożoności.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wypisz wszystkie substancje, które występują w wodzie.
- Wypisz wszystkie substancje, które występują w wodzie.
- Wypisz wszystkie substancje, które występują w wodzie.
- Wypisz wszystkie substancje, które występują w wodzie.
- Wypisz wszystkie substancje, które występują w wodzie.
- Wypisz wszystkie substancje, które występują w wodzie.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Substancje słaboekw. w wodzie tworzą słaboekw. roztwory, które charakteryzują się niską przewodnością elektryczną, a ich pH jest bliskie 7.
- Substancje słaboekw. w wodzie tworzą słaboekw. roztwory, które charakteryzują się niską przewodnością elektryczną, a ich pH jest bliskie 7.
- Substancje słaboekw. w wodzie tworzą słaboekw. roztwory, które charakteryzują się niską przewodnością elektryczną, a ich pH jest bliskie 7.
- Substancje słaboekw. w wodzie tworzą słaboekw. roztwory, które charakteryzują się niską przewodnością elektryczną, a ich pH jest bliskie 7.

Podsumowanie przed sprawdzianem

Substancja	Stężenie	Wartość	Wartość
Substancja	Stężenie	Wartość	Wartość

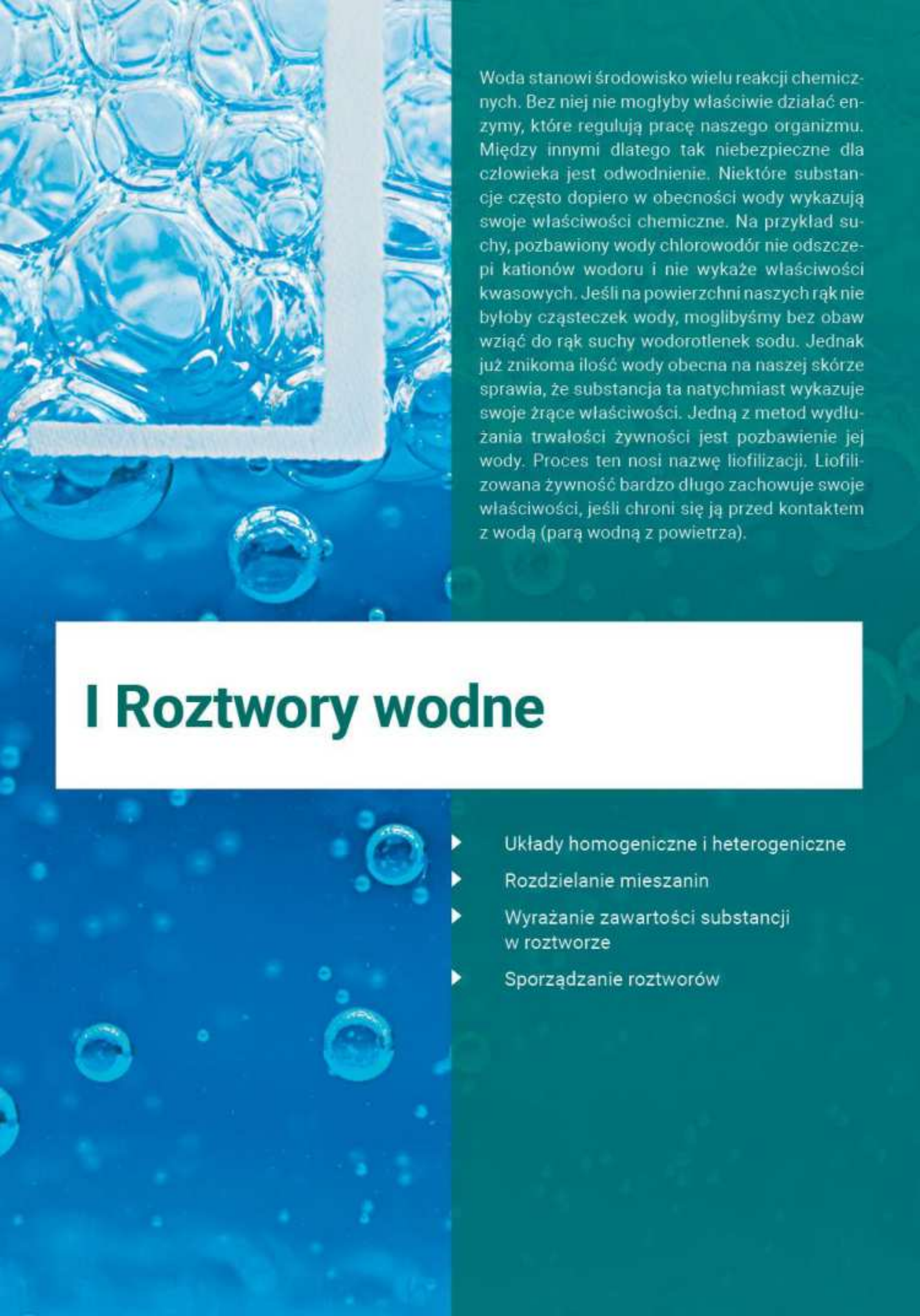
Wskazanie substancji, które występują w wodzie.

Substancja	Stężenie	Wartość	Wartość
Substancja	Stężenie	Wartość	Wartość

Substancja	Stężenie	Wartość	Wartość
Substancja	Stężenie	Wartość	Wartość

Wskazanie substancji, które występują w wodzie.

Sprawdź, czy umiesz!
Wskazanie substancji, które występują w wodzie.



Woda stanowi środowisko wielu reakcji chemicznych. Bez niej nie mogłyby właściwie działać enzymy, które regulują pracę naszego organizmu. Między innymi dlatego tak niebezpieczne dla człowieka jest odwodnienie. Niektóre substancje często dopiero w obecności wody wykazują swoje właściwości chemiczne. Na przykład suchy, pozbawiony wody chlorowodor nie odszczepi kationów wodoru i nie wykaże właściwości kwasowych. Jeśli na powierzchni naszych rąk nie byłoby cząsteczek wody, moglibyśmy bez obaw wziąć do rąk suchy wodorotlenek sodu. Jednak już znikoma ilość wody obecna na naszej skórze sprawia, że substancja ta natychmiast wykazuje swoje żrące właściwości. Jedną z metod wydłużania trwałości żywności jest pozbawienie jej wody. Proces ten nosi nazwę liofilizacji. Liofilizowana żywność bardzo długo zachowuje swoje właściwości, jeśli chroni się ją przed kontaktem z wodą (parą wodną z powietrza).

I Roztwory wodne

- ▶ Układy homogeniczne i heterogeniczne
- ▶ Rozdzielanie mieszanin
- ▶ Wyrażanie zawartości substancji w roztworze
- ▶ Sporządzanie roztworów

1. Układy homogeniczne i heterogeniczne

NA TEJ LEKCJI:

- poznasz układy homogeniczne i heterogeniczne oraz sposoby ich rozróżniania;
- dowiesz się, czym są: roztwór właściwy, koloid i zawiesina oraz jakimi właściwościami charakteryzują się te mieszaniny;
- nauczysz się odróżniać roztwory właściwe od koloidów i zawiesin.

W życiu codziennym rzadko mamy kontakt z substancjami czystymi. Większość materiałów wokół nas składa się z więcej niż jednego składnika.



Rys. 1.1. Przykłady artykułów codziennego użytku.

1.1. Rodzaje układów

Układ to wyodrębniony obszar materii oddzielony od otoczenia wyraźną granicą. Układy mogą być zbudowane z części o różnych lub jednakowych właściwościach fizycznych i chemicznych.

- układ heterogeniczny** ▶ **Układ heterogeniczny** (niejednorodny) – układ zawierający obszary o odmiennych właściwościach fizyczno-chemicznych; może składać się z więcej niż jednej substancji chemicznej.
- układ homogeniczny** ▶ **Układ homogeniczny** (jednorodny) – układ, który cechuje się jednakowymi właściwościami fizycznymi i chemicznymi w każdej części objętości, występuje w jednej fazie; w jego skład może wchodzić więcej niż jedna substancja chemiczna.
- faza** ▶ **Faza** – każda część układu, która odróżnia się od pozostałych części pod względem właściwości fizykochemicznych i jest ograniczona określoną powierzchnią.



Rys. 1.2. Góry Sokole w Sudetach Zachodnich są zbudowane z granitu. Granit to skała złożona z różnej wielkości ziaren trzech minerałów: kwarcu, skalenia i miki. Granit jest przykładem układu heterogenicznego składającego się z trzech faz.



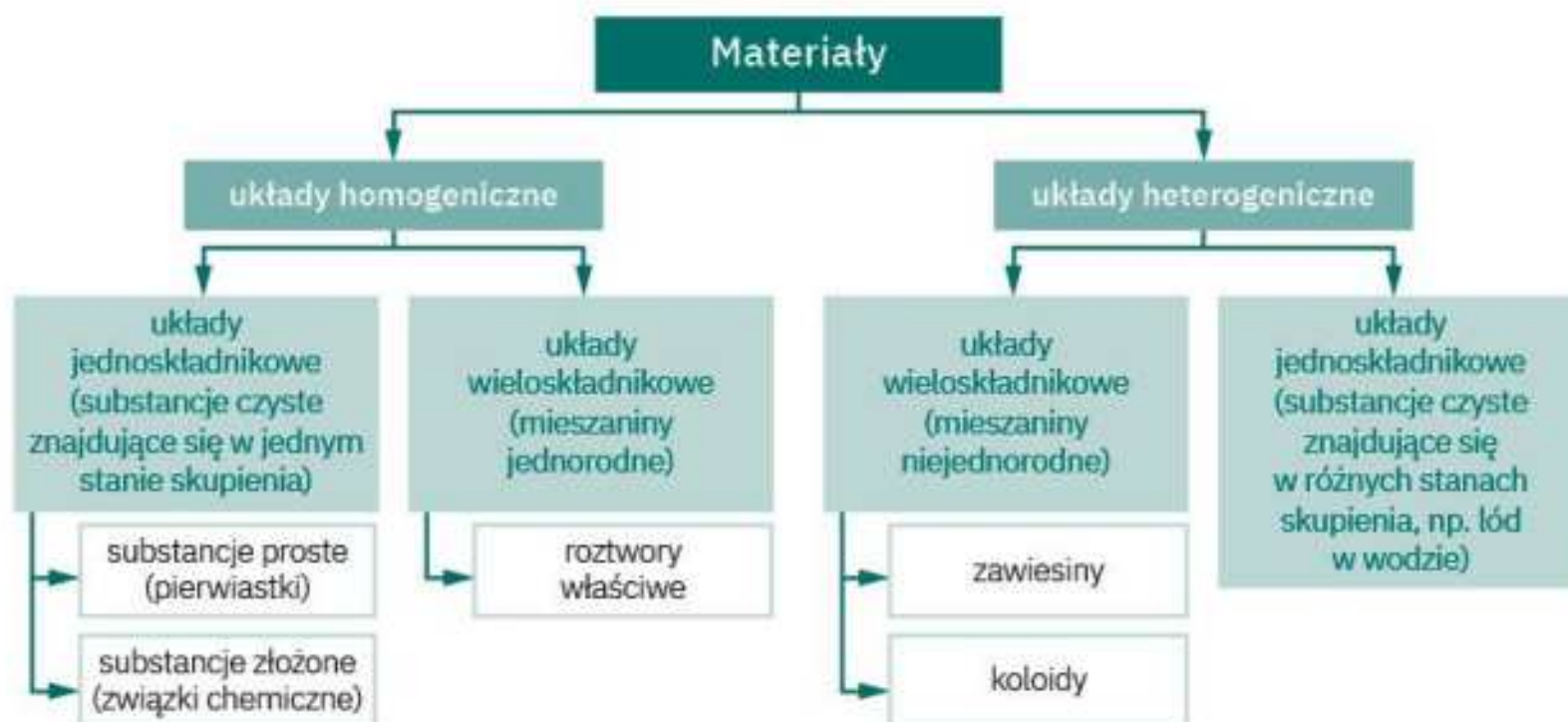
Rys. 1.3. Woda w stanie ciekłym i w stanie stałym razem tworzy układ heterogeniczny (różne jego części mają odmienne właściwości fizyczne) składający się z dwóch faz tej samej substancji: cieczy i ciała stałego.



Rys. 1.4. Skaleń potasowy jest przykładem układu homogenicznego, jednofazowego.

1.2. Rodzaje mieszanin

mieszanina ▶ Układy zbudowane z więcej niż jednego składnika (wieloskładnikowe) nazywane są mieszaninami. **Mieszaniny** składają się więc z co najmniej dwóch substancji. Wyróżniamy mieszaniny jednorodne i niejednorodne. Właściwości mieszanin jednorodnych są takie same w każdej części, a mieszaniny niejednorodne składają się z części o różnych właściwościach. Każda mieszanina jednorodna jest układem jednorodnym, a każda mieszanina niejednorodna stanowi układ niejednorodny. Podział materii w zależności od jej składu pokazano na rysunku 1.5.



Rys. 1.5. Podział materii.

Omówimy teraz mieszaniny, w których jeden materiał jednorodny stanowi środowisko dla innych materiałów w nim rozproszonych. W zależności od stopnia rozdrobnienia materiałów rozproszonych w mieszaninach wyróżnia się zawiesiny, koloidy i roztwory właściwe (tab. 1.1.). Nie występują między nimi ostre granice.

Tab. 1.1. Podział mieszanin w zależności od stopnia rozdrobnienia

Rodzaj mieszaniny	Roztwory właściwe	Roztwory koloidalne	Zawiesiny
Ogólna charakterystyka mieszaniny	mieszaniny jednorodne, w których cząstki rozproszone są małymi pojedynczymi cząsteczkami, jonami, atomami lub mają rozmiary rzędu pojedynczych cząsteczek; bardzo trwale, nie rozdzielają się w czasie długotrwałego stania	mieszaniny niejednorodne, w których cząstki rozproszone mają rozmiary większe niż w roztworach właściwych i mniejsze niż w zawiesinach; są widzialne w mikroskopie (ultramikroskopie, mikroskopie elektronowym)	nietrwale mieszaniny, w których cząstki rozproszone są często widoczne gołym okiem; jeśli mają gęstość większą niż układ rozpraszający, to opadają na dno naczynia, a jeśli ich gęstość jest mniejsza, unoszą się do góry
Średnica cząstek rozproszonych	do 10^{-9} m	od 10^{-9} m do $5 \cdot 10^{-7}$ m	powyżej $5 \cdot 10^{-7}$ m

1.3. Roztwory właściwe

Roztwory właściwe – jednorodne mieszaniny co najmniej dwóch składników doskonale ze sobą zmieszanych, w których składniki są mniejsze od 10^{-9} m. ◀ roztwór właściwy

Składnik roztworu, który zachowuje swój pierwotny stan skupienia lub jest użyty w nadmiarze, stanowi **fazę rozpraszającą** (rozpuszczalnik), natomiast drugi składnik rozproszony (rozpuszczony) to **faza rozproszona**. Podział roztworów wraz z przykładami zamieszczono w tabeli 1.2. ◀ faza rozpraszająca
◀ faza rozproszona

Tab. 1.2. Rodzaje roztworów

Rodzaj roztworu	Roztwór stały	Roztwór ciekły	Roztwór gazowy
Stan skupienia roztworu	stan stały	stan ciekły	stan gazowy
Faza rozpraszająca	ciało stałe	ciecz	gaz
Faza rozproszona	ciało stałe	ciecz, ciało stałe, gaz	gaz
Przykłady	mosiądz – roztwór cynku w miedzi	woda mineralna, roztwór cukru w wodzie	powietrze (jako roztwór tlenu i innych gazów w azocie)

W roztworach właściwych zachodzi dokładne wzajemne przenikanie się rozpuszczalnika i ciała rozpuszczonego. Poszczególne cząstki substancji rozpuszczonej (np. cząsteczki, jony, atomy) są od siebie oddzielone. W tych mieszaninach stężenie ciała rozpuszczonego jest jednakowe w całej objętości roztworu. Najlepiej rozpuszczają się nawzajem substancje podobne. Substancje polarne dobrze rozpuszczają się w substancjach polarnych (np. chlorek sodu lub etanol w wodzie), a substancje niepolarne dobrze mieszają się z substancjami niepolarnymi (np. siarka i siarczek węgla(IV), toluen i naftalen). Roztwory właściwe można rozdzielić na składniki za pomocą destylacji, krystalizacji, ekstrakcji, chromatografii oraz przez odparowanie rozpuszczalnika.

1.4. Koloidy

W **układach koloidalnych** pojedyncze cząstki składnika rozproszonego łączą się w skupienia zwane cząstkami koloidalnymi (koloidowymi). Większe cząstki koloidalne można zobaczyć za pomocą ultramikroskopu, natomiast mniejsze są widoczne dopiero pod mikroskopem elektronowym. Cząstki koloidalne mogą składać się z cząsteczek związku chemicznego, atomów, jonów lub kombinacji wymienionych składników. Wielkość cząstki koloidu zależy od rozmiarów i ilości poszczególnych składników. W zależności od fazy rozpraszającej istnieją różne rodzaje koloidów (tab. 1.3.). W klasyfikacji mieszanin koloidy znajdują się pomiędzy roztworami właściwymi i wyraźnie niejednorodnymi mieszaninami (zawiesinami). ◀ koloid

Tab. 1.3. Przykładowe rodzaje koloidów

Faza rozpraszająca	Faza rozproszona	Nazwa koloidów	Przykłady
gaz	ciecz	gazozole	mgła
gaz	ciało stałe	gazozole	kurz, dym
ciecz	gaz	piany	piana mydlana
ciecz	ciecz	emulsje	mleko homogenizowane
ciecz	ciało stałe	zole	świeżo strącone z roztworów osady metali, wodorotlenków, siarczków i innych soli

Doświadczenie 1.

Otrzymywanie koloidu z żelatyny

Opis: Wsyp 2–3 łyżeczki żelatyny do zlewki. Nanieś kilka kropli wody na proszek, aby go całkowicie zwilżyć. Kiedy proszek wchłonie wodę, dodawaj wrzącej wody (maksymalnie 250 cm³), stale mieszając do momentu, aż wszystkie płatki żelatyny się rozpuszczą.



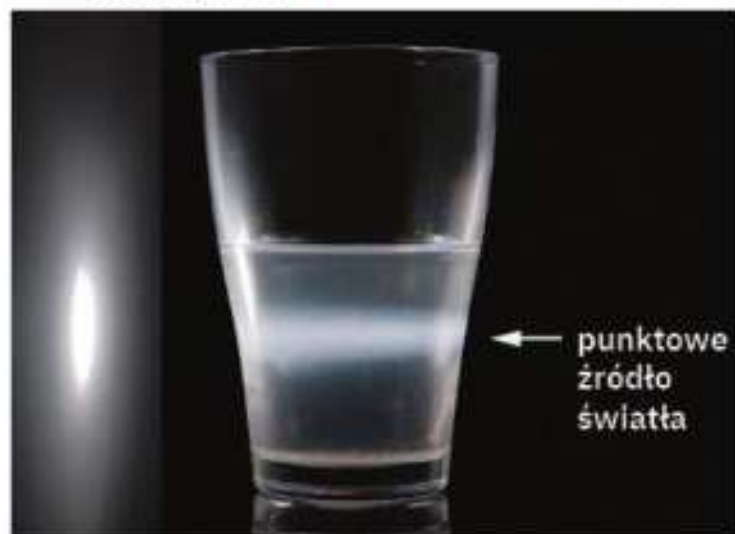
Obserwacje: Pod wpływem podwyższonej temperatury płatki żelatyny rozpuściły się w wodzie.

Wnioski: Otrzymano roztwór żelatyny.

ruchy Browna

efekt Tyndalla

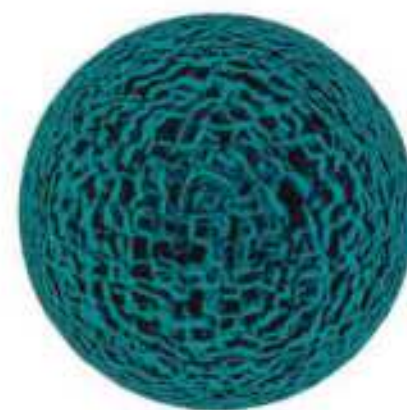
Cechą charakterystyczną koloidów, w których fazą rozpraszającą jest ciecz lub gaz, są nieuporządkowane i ciągłe ruchy cząstek rozproszonych. Ruchy te, zwane **ruchami Browna**, wynikają ze zderzeń cząstek z drobinami fazy rozpraszającej (cieczy lub gazu).



Rys. 1.6. Efekt Tyndalla w koloidach.

Można je zauważyć gołym okiem (np. drobin kurzu w powietrzu w świetle widzialnym) lub w obrazie ultramikroskopu bądź mikroskopu elektronowego. Jedną z ważniejszych właściwości koloidów, która odróżnia je od roztworów właściwych i zawiesin, jest charakterystyczne zachowanie wobec promieni świetlnych. Podczas przepuszczania wiązki światła przez ośrodek koloidalny promienie świetlne uginają się na cząstkach koloidalnych. Zachodzi charakterystyczne rozproszenie światła w postaci smugi. Zjawisko to nosi nazwę **efektu Tyndalla**.

Cząstki koloidalne rozproszone w roztworach mogą być obojętne lub mieć ładunek elektryczny. Jednakowo naładowane cząstki odpychają się i nie zderzają ze sobą ani się nie łączą. W pewnych warunkach można jednak wymusić łączenie się cząstek i wytrącanie ich w postaci osadów z roztworów koloidalnych. Jeśli na przykład roztwór koloidalny jest tworzony przez substancję słabo rozpuszczalną w wodzie (której osad w roztworze jest silnie rozdrobniony), osad tej substancji wytrąci się wskutek krótkotrwałego ogrzania i jednoczesnego mieszania roztworu. Bardziej efektywna metoda polega na dodaniu odpowiedniego związku jonowego do koloidu. Wprowadzone do roztworu inne jony zobojętniają ładunki cząstek koloidalnych i powodują ich łączenie, czyli **koagulację** (rys. 1.7).



Rys. 1.7. Przykład cząstek koloidu, które połączyły się w procesie koagulacji.

Koagulacja – proces łączenia cząstek koloidalnych w duże skupiska i tworzenie osadu, który wytrąca się z roztworu. ◀ koagulacja

1.5. Zawiesiny

Mieszaniny zawierające cząstki rozproszone o wielkości powyżej $5 \cdot 10^{-7}$ m nazywamy **zawiesinami**. Czasami pojedyncze cząstki zawarte w zawieszynie można dostrzec przy niewielkim powiększeniu przyrządu optycznego lub nawet gołym okiem. Przykłady zawiesin zostały przedstawione na rysunku 1.8. ◀ zawiesina

Zawiesiny są nietrwale i po pewnym czasie ich składniki stale ulegają sedymentacji bądź unoszą się przy powierzchni (rys. 1.9). Nie wykazują efektu Tyndalla. Zawiesiny można rozdzielić na składniki przez sączenie i dekantację.



Rys. 1.8. Przykłady zawiesin.



Rys. 1.9. Procesy zachodzące po pewnym czasie w zawiesinach, których nie poddano żadnym działaniom.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij pojęcia: *roztwory właściwe, roztwory koloidalne, efekt Tyndalla, koagulacja*.
2. Wśród podanych mieszanin wskaż roztwór właściwy, roztwór koloidalny i zawiesinę.
 - a) ocet
 - b) roztwór mydła w wodzie
 - c) roztwór środka do przetykania rur w wodzie
 - d) herbata
 - e) kasza gryczana w wodzie
 - f) galaretka owocowa
3. Odpowiedz na pytania. Odpowiedzi wybierz spośród: *roztwór właściwy, roztwór koloidalny, zawiesina*.
 - a) W której mieszaninie cząstki rozproszone są najmniejsze?
 - b) Która mieszanina jest najmniej trwała?
 - c) Która mieszanina jest najtrwalsza?
 - d) W której mieszaninie podczas przechodzenia promieni świetlnych przez mieszaninę jest widoczny efekt Tyndalla?
 - e) W której mieszaninie cząstki rozproszone są największe?
4. Uzupełnij zdania wyrazami wybranymi spośród podanych w nawiasach.

Roztwór właściwy jest to mieszanina (*jednorodna/niejednorodna*), która składa się z co najmniej (*jednego składnika/dwóch składników/trzech składników*). Rozpuszczalnikiem jest substancja, która w roztworze (*zachowuje pierwotny stan skupienia lub znajduje się w nadmiarze/zmienia swój stan skupienia lub znajduje się w mniejszości*).
5. Oceń prawdziwość podanych zdań.
 - a) Roztwory zawsze występują w stanie ciekłym.
 - b) Ruchy Browna można zauważyć w koloidach, w których fazą rozpraszającą jest ciecz lub gaz.
 - c) Wszystkie zawiesiny ulegają sedymentacji.
 - d) Wiązka światła przechodząca przez zawiesinę ulega rozproszeniu w postaci smugi.
6. Zaprojektuj doświadczenie, w którym można odróżnić roztwór właściwy od roztworu koloidalnego.
7. Dobierzcie się w grupy liczące 2–3 osoby i zaobserwujcie w najbliższym otoczeniu ruchy Browna. Opiszcie je lub nagrajcie za pomocą aparatu fotograficznego, telefonu komórkowego lub kamery.
8. W grupach liczących 2–3 osoby zaprojektujcie eksperyment, w którym zbadacie wpływ różnych czynników na żelowanie żelatyny (przechodzenie zolu w żel).

PODSUMOWANIE LEKCJI



Cechy mieszaniny	Roztwory właściwe	Roztwory koloidalne	Zawiesiny	
Rodzaj	mieszanina jednorodna	mieszanina niejednorodna	mieszanina niejednorodna	◀ s. 11 ◀ s. 13 ◀ s. 10
Średnica cząstek rozproszonych	do 10^{-9} m – cząstki rozproszone są małymi pojedynczymi cząsteczkami, jonami, atomami lub mają rozmiary rzędu pojedynczych cząsteczek	od 10^{-9} m do $5 \cdot 10^{-7}$ m – cząstki rozproszone mają rozmiary większe niż w roztworach właściwych i mniejsze niż w zawiesinach	powyżej $5 \cdot 10^{-7}$ m – cząstki rozproszone są często widoczne gołym okiem lub dzięki użyciu prostego przyrządu optycznego	
Trwałość	trwale	stosunkowo trwale – dodanie związku jonowego, podwyższenie lub obniżenie temperatury powodują koagulację roztworów koloidalnych	nietrwale – cząstki rozproszone o gęstości większej niż układ rozpraszający opadają na dno naczynia, a gdy ich gęstość jest mniejsza, unoszą się do góry	
Sposoby rozdzielania na składniki	odparowanie rozpuszczalnika, krystalizacja, destylacja, ekstrakcja, chromatografia	koagulacja zolu (otrzymanie osadu) i sączenie	dekantacja (po uprzedniej sedymentacji), sączenie	◀ s. 13
Zachowanie promieni świetlnych przechodzących przez mieszaninę	nie widać drogi promieni świetlnych, które przechodzą przez roztwór	efekt Tyndalla – promienie świetlne są widoczne w postaci smugi	promienie świetlne odbijają się we wszystkich kierunkach	◀ s. 12

2. Rozdzielanie mieszanin

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, jak rozdzielić roztwory właściwe na składniki za pomocą strącania, ekstrakcji, chromatografii i elektroforezy;
- poznasz sposoby rozdzielania mieszanin niejednorodnych na składniki za pomocą sączenia, wirowania i dekantacji oraz przez krystalizację jednego ze składników.

W tym rozdziale przedstawiono podstawowe metody rozdzielania mieszanin wykorzystywane w wielu laboratoriach analitycznych działających w zakładach przemysłowych, na uczelniach, w szpitalach i klinikach, stacjach sanitarno-epidemiologicznych oraz wielu innych instytucjach.

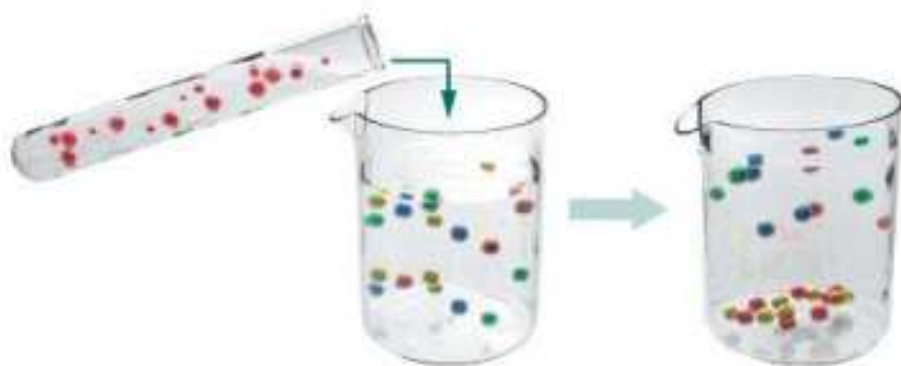
2.1. Rozdzielanie mieszanin jednorodnych (roztworów)

Proces rozdzielania mieszanin jednorodnych polega na przekształceniu rozdzielanych składników na dwie różne fazy, a następnie oddzieleniu jednej fazy od drugiej.

Strącanie

Rzadko mamy do czynienia z roztworami, które zawierają jeden czysty składnik. Zazwyczaj oprócz istotnej substancji w roztworze są rozpuszczone także i inne. Jedną z metod pozwalających na wydzielenie ważnego składnika z roztworu jest

strącanie ► **metoda strąceniowa** (rys. 2.1.).



Rys. 2.1. Model przedstawiający metodę strąceniową (strącanie).

niem rozpuszczalnego osadu), a następnie oddzieleniu go od pozostałego roztworu. W metodzie tej wykorzystuje się różnice w rozpuszczalności różnych substancji w wodzie. Strącenia dokonujemy za pomocą substancji chemicznych, które tylko z danym składnikiem roztworu tworzą związki nierozpuszczalne w wodzie, a jednocześnie nie reagują z pozostałymi składnikami roztworu.

Ekstrakcja

ekstrakcja ► W **metodach ekstrakcyjnych** wykorzystuje się różną rozpuszczalność substancji w dwóch niemieszających się ze sobą cieczach. Użyty rozpuszczalnik nie miesza się z roztworem (tworzy odrębną fazę). Badany składnik roztworu jest wyodręb-

niany (ekstrahowany) za pomocą tego rozpuszczalnika, ponieważ rozpuszczalność składnika w dodawanym rozpuszczalniku jest większa niż w rozpuszczalniku z pierwotnego roztworu (zawierającego badany składnik oraz zanieczyszczenia). Ekstrakcję przeprowadza się w naczyniu zwanym rozdzielaczem, zaopatrzonym u góry w korek, a u dołu w kranik (rys. 2.2.).

Model opisanej ekstrakcji jest przedstawiony na rysunku 2.3. Czasami ekstrakcję wykorzystuje się do usuwania składników traktowanych jako zanieczyszczenia w roztworze. Wtedy rozpuszczalnik dodawany do roztworu usuwa je i pozostawia pożądany składnik w pierwotnym roztworze.

Prześledźmy proces ekstrakcji na przykładzie wyodrębniania jodu z roztworu wodnego jodu i jodku potasu za pomocą trichlorometanu. Jod słabo rozpuszcza się w wodzie, natomiast bardzo dobrze w rozpuszczalniku organicznym – trichlorometanie. Dlatego możliwe jest wyekstrahowanie jodu z roztworu wodnego. Pozostałe składniki tego roztworu nie rozpuszczają się w niepolarnym trichlorometanie (rys. 2.4.).



Rys. 2.2. Różne typy rozdzielaczy; a) kranik, b) korek.



Rys. 2.3. Model wydzielania z roztworu jednego ze składników za pomocą ekstrakcji.

1 Dodanie pierwszej porcji rozpuszczalnika organicznego do roztworu jodu i jodku potasu umieszczonego w rozdzielaczu.

2 Wytrząsanie mieszaniny.

3 Oddzielanie warstwy organicznej od wodnej, po rozdzieleniu faz.

4 Powtórzenie wytrząsania roztworu wodnego z kolejnymi porcjami rozpuszczalnika organicznego prowadzi do prawie całkowitego usunięcia jodu z roztworu wodnego. (Barwy warstw organicznych stają się coraz mniej intensywne, co oznacza, że zawierają coraz mniej jodu, którego ilość w roztworze wodnym zmniejsza się z każdą ekstrakcją).

Rys. 2.4. Ekstrakcja jodu.

Odparowywanie

Lotne składniki mieszaniny można oddzielić przez zastosowanie podwyższonej temperatury. W tych warunkach składniki te zostają wydzielone z roztworu w postaci pary. **Odparowywanie** wykonuje się w ten sposób, że roztwór przelewa się do parownicy i równomiernie ogrzewa całą jego objętość. Unika się przy tym doprowadzania roztworu do wrzenia, gdyż kropelki roztworu mogą wówczas zostać porwane przez powstającą parę, co powoduje straty innych składników roztworu. Czasami odparowywanie rozpuszczalnika wykorzystuje się w celu zmniejszenia rozcieńczenia roztworu. Proces ten chemicy nazywają

odparowywanie ▶

zateżanie roztworu ▶

zateżaniem roztworów.

Doświadczenie 1.

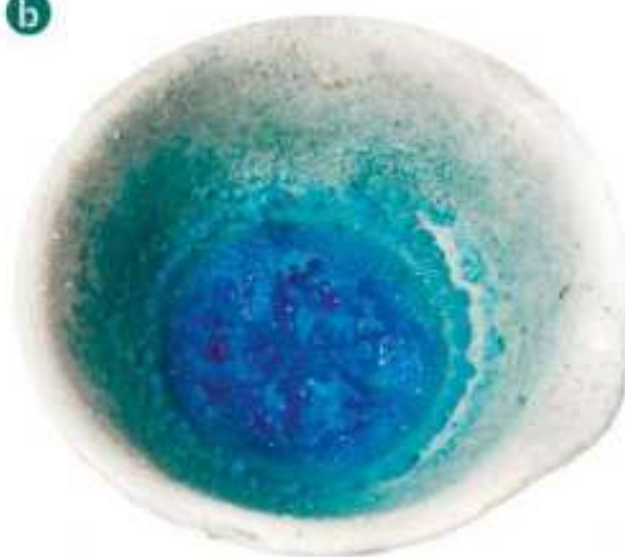
Odparowanie rozpuszczalnika z roztworu wodnego

Opis: Przygotuj roztwór wodny dowolnej soli, np. siarczanu(VI) miedzi(II): do zlewki wsyp 1–2 łyżeczki tej soli i dodaj niewielką objętość wody (do 100 cm^3 ; rys. a). Po rozpuszczeniu soli przelej roztwór do parownicy. Umieść ją w łaźni wodnej (lub wstaw na płytkę, którą będziesz ogrzewać płomieniem palnika). Ogrzewaj równomiernie parownicę do momentu, aż woda ulegnie odparowaniu (rys. b).

a



b



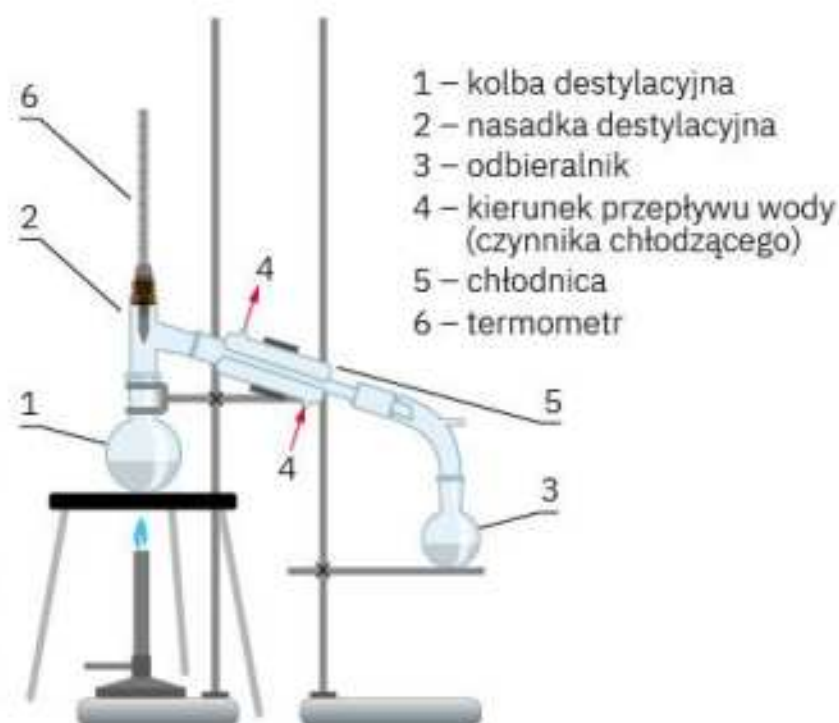
Obserwacje: W czasie ogrzewania roztworu ubywa rozpuszczalnika. Po zakończeniu doświadczenia na ściankach parownicy pozostaje sucha substancja.

Wnioski: Z roztworu odparowano wodę. W parownicy pozostał nielotny składnik – siarczan(VI) miedzi(II).

Destylacja

destylacja ▶ By pozyskać z roztworu składnik będący substancją lotną, prowadzi się odparowywanie tego składnika z mieszaniny w zamkniętej aparaturze, która umożliwia jego odzyskanie. Do odparowania z roztworu lotnego składnika, a następnie jego skroplenia w innym miejscu służy zestaw do destylacji (rys. 2.5.).

Rys. 2.5. Przykładowy zestaw do destylacji prostej, która polega na ogrzaniu roztworu w kolbie destylacyjnej aż do wrzenia. Lotny składnik roztworu po przeprowadzeniu w stan pary opuszcza roztwór, skrapla się w chłodnicy i spływa do odbieralnika.



Mieszanin zawierających niewielkie ilości kilku różnych substancji o zbliżonych właściwościach nie da się rozdzielić opisanymi wcześniej metodami. W tym przypadku są stosowane m.in. chromatografia i elektroforeza – techniki separacji wykorzystywane na co dzień w badaniach biochemicznych.

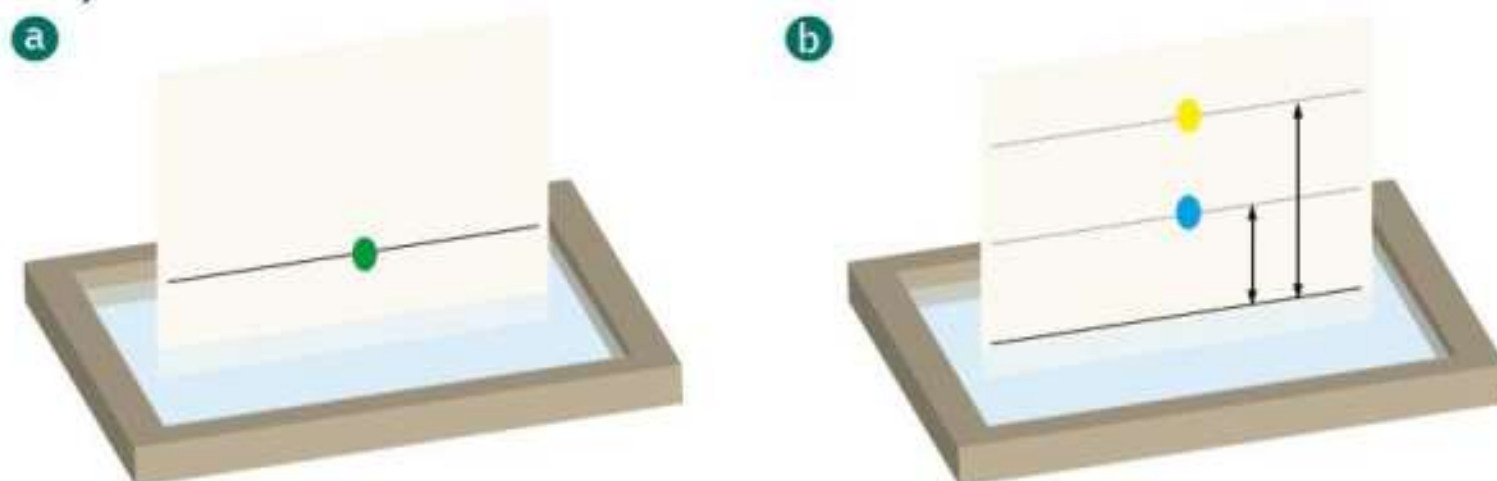
Chromatografia

Chromatografia polega na rozdzielaniu mieszanin substancji na poszczególne składniki bądź ich grupy dzięki różnicom w zachowaniu się tych składników w układzie dwóch faz, w którym jedna faza nie zmienia swojego położenia, a druga w sposób ciągły przechodzi przez pierwszą, oddziałując z nią i ze składnikami mieszaniny. ◀ chromatografia

Najprostszą techniką chromatograficzną jest **chromatografia bibułowa**. Niewielką ilość roztworu mieszaniny nanosi się na dolny brzeg bibuły, a następnie umieszcza się ją w cieczy (substancji czystej lub mieszaninie). Ciecz, adsorbowana przez bibułę, przemieszcza się do góry, niosąc ze sobą składniki mieszaniny, które przemieszczają się na bibule z różną prędkością.

Adsorpcja – zjawisko polegające na zagęszczaniu substancji na powierzchni ciała stałego lub cieczy. ◀ adsorpcja

Substancje, których oddziaływania z cieczą są silniejsze niż oddziaływania z bibułą, poruszają się najprędzej. Po pewnym czasie następuje rozdzielenie substancji zawartych w mieszaninie (rys. 2.6.). Na podstawie położenia poszczególnych plamek na bibule (odległości od linii startu) można ocenić rodzaj substancji zawartych w mieszaninie.



Rys. 2.6. Rozdzielanie mieszaniny dwuskładnikowej metodą chromatografii bibułowej: a) przed rozdzielaniem, b) po rozdzieleniu (odległość składników od linii startu jest różna).



Często plamki rozdzielonych składników nie są widoczne na bibule w świetle widzialnym. Wtedy – w zależności od rodzaju rozdzielanych substancji – stosuje się odpowiednie zabiegi, aby je zwizualizować. Należą do nich np. ogrzewanie lub spryskanie roztworem odczynnika, z którym rozdzielane substancje tworzą barwną reakcję.

Doświadczenie 2.

Rozdzielenie barwników roślinnych za pomocą chromatografii bibułowej

Opis:

1. Zmiksuj lub dokładnie ugnieć na miazgę (np. w moździerzu) materiał roślinny: młode, zielone liście, świeże kwiaty. Aby lepiej wyekstrahować barwniki roślinne, do otrzymanej miazgi możesz dodać kilka kropel acetonu lub octanu etylu (zmywacza do paznokci) i całość dobrze wymieszać.



2. Przygotuj bibulę: wytnij prostokątny pasek szerokości 3–4 cm i kilka centymetrów dłuższy od wysokości zlewki (lub innego naczynia do chromatografii). Jeden z końców tego paska przytnij tak, aby nadać mu kształt trójkąta. W odległości 0,5–1 cm od podstawy tego trójkąta narysuj delikatnie ołówkiem równoległą linię. Na tej linii zaznacz na środku kropkę.



3. Za pomocą cienkiej kapilary nanieś na pasek kroplę otrzymanego roztworu z roślin. Plamka powinna mieć średnicę nie większą niż 0,5 cm. Oczekaj, aż plamka wyschnie (możesz osuszyć bibulę suszarką do włosów), i nanieś kolejną porcję mieszaniny. Czynność tę możesz powtórzyć jeszcze 2–3 razy.



4. Do naczynia do chromatografii wlej na dno aceton lub octan etylu – tyle, aby po umieszczeniu w naczyniu bibuły plamka nie była zanurzona w płynie. Włóż bibułę do zlewki. Dolny koniec bibuły powinien być zanurzony w cieczy. Przykryj naczynie, aby rozpuszczalnik nie ulatniał się z naczynia. Obserwuj przesuwanie się rozpuszczalnika i stopniowe rozdzielanie się mieszaniny.



5. Gdy rozpuszczalnik będzie sięgał górnej części bibuły, wyjmij ją i osusz. Zaobserwuj rozdzielanie barwników.



Obserwacje: Na bibule są widoczne różne barwne plamy.

Wnioski: Rośliny (liście, kwiaty) zawierają mieszaniny różnych barwników.

Zamiast bibuły używa się też płytek (np. plastikowych, aluminiowych lub rzadziej szklanych) pokrytych odpowiednio spreparowaną substancją, np. krzemionką (SiO_2) albo tlenkiem glinu (Al_2O_3). Substancje te są mało reaktywne (nie reagują ze składnikami większości mieszanin) i mają odpowiednio przygotowaną powierzchnię, aby dobrze adsorbowały rozpuszczalnik. Chromatografia prowadzona na takich płytkach nosi nazwę **chromatografii cienkowarstwowej** (rys. 2.7).

a



b



Rys. 2.7. a) Płytki do przeprowadzania chromatografii cienkowarstwowej. b) Zestaw do chromatografii cienkowarstwowej.

Material, na którym następuje rozdzielanie mieszaniny, jest nazywany **fazą stacjonarną** (nieruchomą), natomiast rozpuszczalnik – **fazą ruchomą**.

◀ fazy: stacjonarna i ruchoma

Chromatografię można prowadzić w długich rurach wypełnionych fazą stacjonarną (np. rozdrobnioną krzemionką lub tlenkiem glinu) nasączoną fazą ruchomą (rozpuszczalnikiem). U góry kolumny na jej wypełnienie nanosi się roztwór rozdzielanej mieszaniny. Po wsiąknięciu jej w fazę stacjonarną przepuszcza się powoli rozpuszczalnik, który dzięki sile ciężkości przemieszcza się w dół kolumny. Razem z rozpuszczalnikiem przemieszczają się z różną prędkością składniki

mieszaniny i powoli rozdzielają się na różne frakcje. U dołu kolumny w różnym czasie następuje wypływ poszczególnych frakcji, które są zbierane do naczyń (probówek). W ten sposób można rozdzielić mieszaninę na poszczególne składniki.

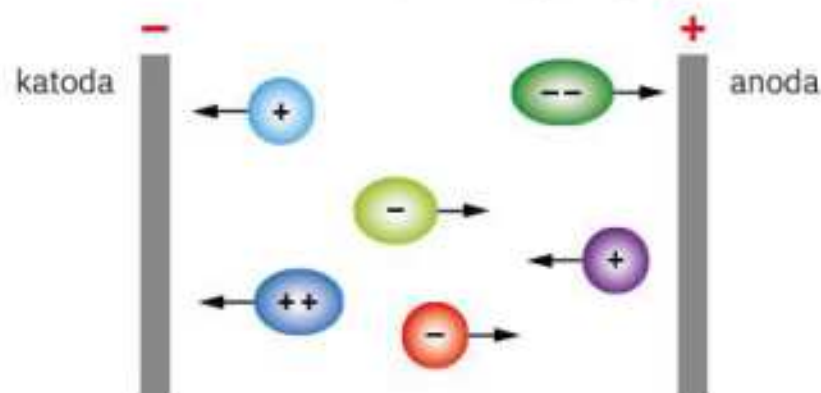


Rys. 2.8. Zautomatyzowany zestaw do chromatografii kolumnowej. Rozpuszczalnik jest tłoczony do kolumny za pomocą pomp (pod zwiększonym ciśnieniem). Rejestrator badający wypływającą ciecz z kolumny informuje o pojawianiu się kolejnych składników mieszaniny (frakcji), które są zbierane do osobnych naczyń w tzw. kolektorze frakcji.

Elektroforeza

elektroforeza ▶ **Elektroforeza** – ruch (migracja) elektrycznie naładowanych cząstek znajdujących się w roztworze w polu elektrycznym; ruch ten odbywa się pod wpływem przyłożonego napięcia (rys. 2.9.). Pojęciem elektroforezy określa się również metodę rozdzielania substancji, która wykorzystuje to zjawisko.

Prędkość migracji naładowanej elektrycznie cząstki w polu elektrycznym zależy od wielkości jej ładunku, jej rozmiaru i kształtu oraz od oporów ruchu środowiska, w którym się przemieszcza. Za pomocą technik elektroforetycznych można



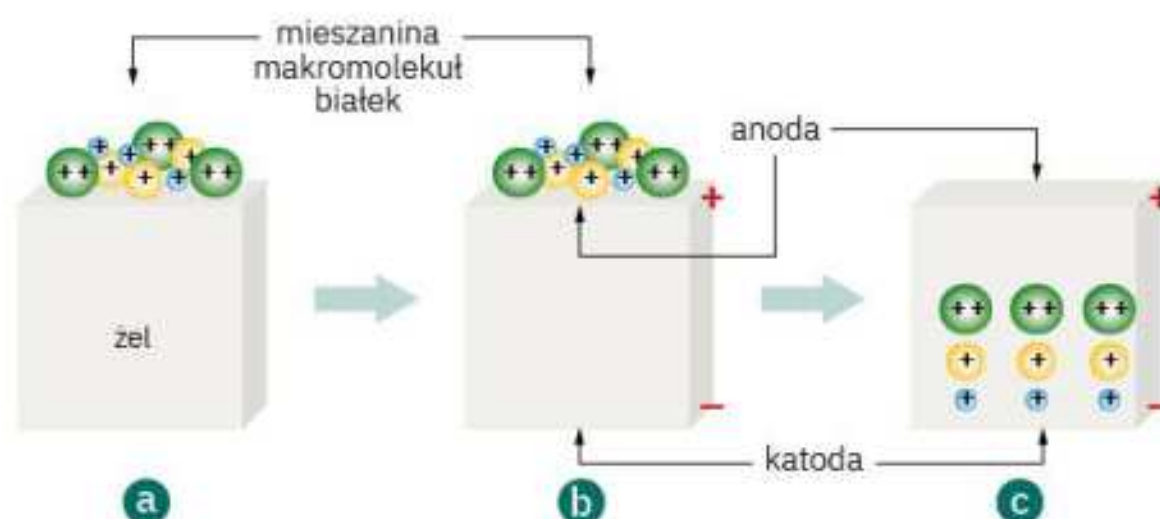
rozdzielać niewielkie ilości aminokwasów, białek i kwasów nukleinowych.

Rys. 2.9. Na schemacie przedstawiono migrację jonów w polu elektrycznym: kationy (jony dodatnie) przemieszczają się w kierunku katody (elektrody ujemnej), natomiast aniony (jony ujemne) kierują się w stronę anody (elektrody dodatniej).

techniki elektroforetyczne

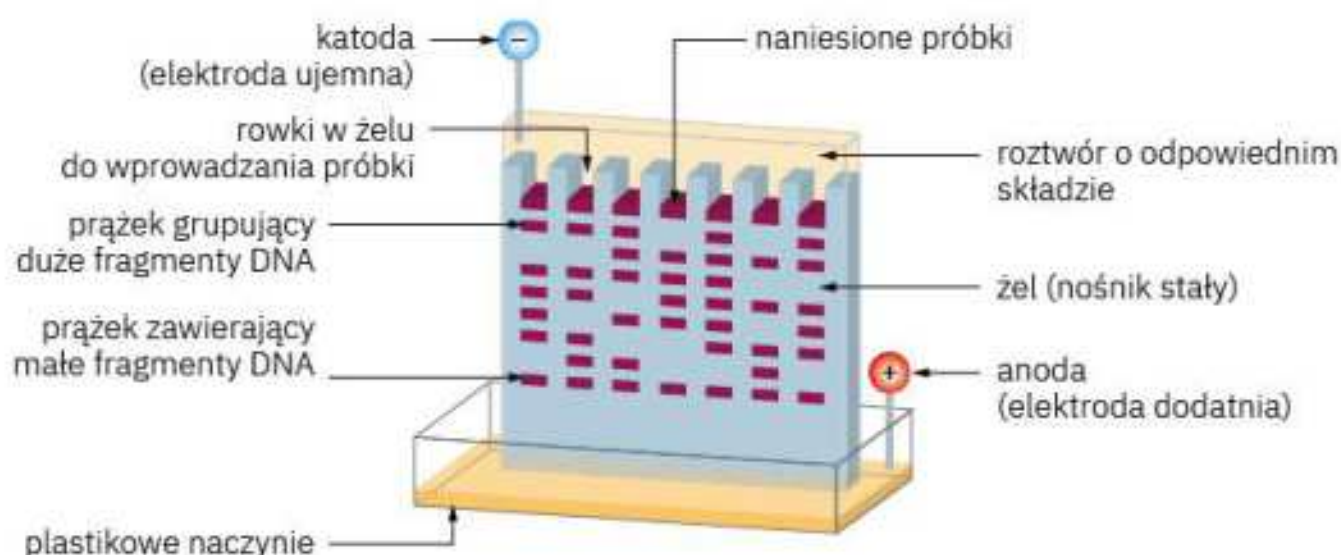
▶ **Techniki elektroforetyczne** – techniki rozdzielania makrocząsteczek (przede wszystkim białek i kwasów nukleinowych) wykorzystujące zjawisko ruchu jonów w polu elektrycznym na skutek przyłożonego napięcia.

Elektroforezę prowadzi się w specjalnie w tym celu skonstruowanych urządzeniach. Po naniesieniu próbki do przeznaczonej do tego części aparatu i podłączeniu prądu następuje migracja jonów w kierunku elektrody o przeciwnym znaku. Szybkość, z jaką poruszają się makrocząsteczki, zależy od ich masy i ładunku. Im większy jest ładunek i im mniejsza masa danej makrocząsteczki, tym dana cząsteczka wędruje szybciej. Po odpowiednio długim czasie jony o jednakowych właściwościach (np. o identycznej masie lub ładunku) są zgrupowane w jednym miejscu i tworzą na nośniku tzw. prążki. Schemat przebiegu elektroforetycznego rozdzielania białek przedstawiono na rysunku 2.10.



Rys. 2.10. Schemat przebiegu elektroforezy mieszaniny białek różniących się wielkością i ładunkiem makrocząsteczek: a) naniesienie odpowiednio przygotowanej próbki na początek żelu; b) przyłożenie napięcia elektrycznego (elektroda dodatnia to anoda, elektroda ujemna to katoda); c) rozdzielenie makromolekuł – w jednym miejscu grupują się makromolekuły o jednakowej masie i ładunku, tworząc tzw. prążki.

Makromolekuły białek, zależnie od rodzaju aminokwasów, z których są zbudowane, w roztworze o obojętnym odczynie mogą mieć ładunek elektryczny dodatni lub ujemny. Ładunek ten może się zmieniać w zależności od składu i pH roztworu, w którym prowadzi się elektroforezę. Często do mieszaniny białek dodaje się odpowiednie odczynniki nadające wszystkim białkom jednakowy ładunek, najczęściej ujemny. Kwasy nukleinowe mają zawsze ładunek ujemny i podczas rozdzielania przemieszczają się w kierunku anody (rys. 2.11.).



Rys. 2.11. Schemat przedstawiający rozdzielanie elektroforetyczne mieszaniny DNA na żelu.

Elektroforezę najczęściej wykonuje się na powierzchni stałej (nośniku stałym). Nośnikami mogą być bibuła oraz różnego rodzaju żele (np. agarozowe i poliakrylamidowe). W zależności od sposobu umieszczenia nośnika w naczyniu do elektroforezy wyróżnia się jej trzy rodzaje:

- elektroforeza kapilarna – prowadzona w bardzo małych rurkach (kapilarach) o średnicy wewnętrznej rzędu 20–100 μm i długości 20–100 cm;
- elektroforeza pionowa – nośnik w odpowiednim naczyniu jest ustawiony pionowo;
- elektroforeza pozioma – nośnik w komorze jest ustawiony poziomo.



a



b

Rys. 2.12. Zestawy do elektroforezy: a) poziomej; b) pionowej.

Większości białek i kwasów nukleinowych nie widać w świetle białym, dlatego konieczna jest ich wizualizacja. Najprostszy jej sposób to barwienie próbek (przed rozdzielaniem lub po nim) za pomocą różnych barwników (rys. 2.13.).



Rys. 2.13. Przykładowy obraz uzyskany w wyniku elektroforezy białek.

Dzięki elektroforezie można dokonać analizy jakościowej i ilościowej badanej próbki. Analiza jakościowa polega na wskazaniu obecności określonych białek lub kwasów nukleinowych w próbce przez porównanie położenia prążków pochodzących od badanej próbki z prążkami utworzonymi ze wzorca. W przypadku analizy ilościowej można określić ilości poszczególnych makromolekuł w próbce na podstawie np. intensywności barwy prążków.

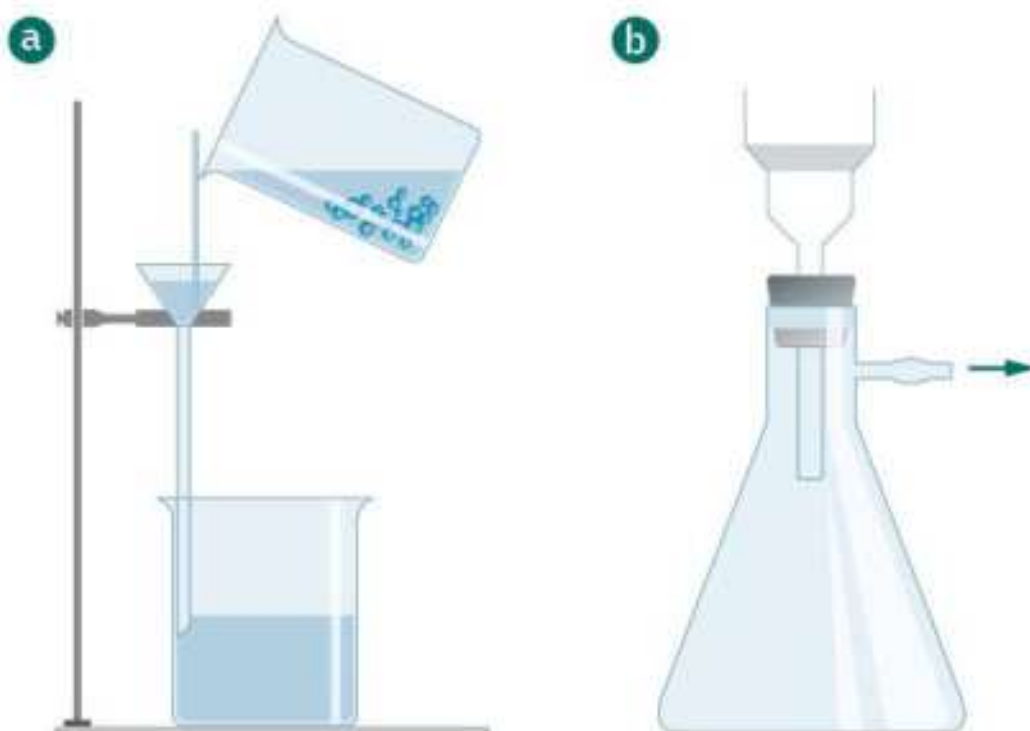
2.2. Rozdział mieszanin niejednorodnych

Sączenie

sączenie (filtracja) ► Sposobem na oddzielenie roztworu od osadu jest **sączenie (filtracja)**. Polega ono na mechanicznym rozdzielaniu mieszaniny cieczy i ciała stałego za pomo-

cą różnego rodzaju sączków lub odpowiednio wykonanych lejków z porowatym dnem (rys. 2.14.). Zestaw z lejkiem szklanym z porowatym dnem często przylączy się do pompki próżniowej, która zasysa powietrze z zestawu. Dzięki temu ciecz szybciej przechodzi przez lejek o drobnych porach, co znacznie przyspiesza proces sączenia. Tę metodę filtracji nazywa się **sąceniem pod zmniejszonym ciśnieniem**. Podczas korzystania z tego zestawu najpierw nalewa się zawiesinę do lejka, a następnie włącza pompkę próżniową.

◀ sączenie pod zmniejszonym ciśnieniem



Rys. 2.14. Przykładowe zestawy do sączenia: a) z sączkiem i pod ciśnieniem atmosferycznym, b) z lejkiem z porowatym dnem i pod zmniejszonym ciśnieniem (zestaw połączony z pompką próżniową).

Wirowanie i dekantacja

Mniej dokładnym sposobem rozdzielenia mieszanin jest **dekantacja**, czyli zlanie cieczy z nad osadu po jego uprzedniej sedymentacji. Można to łatwo zrobić w przypadku zawiesiny o stosunkowo dużych cząstkach, które szybko opadają na dno pod wpływem siły ciężkości (rys. 2.15.).

◀ dekantacja



Rys. 2.15. Kolejne etapy sedymentacji zawiesiny (a i b) i jej dekantacja (c i d).

By przyspieszyć opadanie osadu (zwłaszcza drobnokrystalicznego), stosuje się wirowanie ► **wirowanie** mieszaniny w urządzeniach nazywanych wirówkami (rys. 2.16.).



Rys. 2.16. a) Zawiesina przed wirowaniem; b) wirówka – siła odśrodkowa działająca na zawiesinę podczas szybkiego wirowania powoduje przyspieszoną sedymentację; c) zawiesina po odwirowaniu.

Krystalizacja

Substancje w stanie stałym mogą zawierać niewielkie ilości zanieczyszczeń. krystalizacja ► Oczyszcza się je przez **krystalizację**. Proces ten polega na rozpuszczeniu zanieczyszczonej substancji w odpowiednim rozpuszczalniku w temperaturze wrzenia tego rozpuszczalnika, przesączeniu roztworu na gorąco (w celu usunięcia ewentualnych zanieczyszczeń mechanicznych) oraz pozostawieniu mieszaniny do ochłodzenia. Podczas ochładzania się roztworu badana substancja zaczyna krystalizować. Powstające kryształy oddzielają się od reszty roztworu (rys. 2.17.). Rozpuszczalnik użyty w tej metodzie musi mieć następujące właściwości: bardzo dobrze rozpuszczać oczyszczaną substancję na gorąco, a bardzo słabo na zimno, bardzo dobrze rozpuszczać zanieczyszczenia zarówno na zimno, jak i na gorąco (co sprawia, że pozostają one w roztworze), a także łatwo oddzielać się od wykrystalizowanej substancji (być cieczą lotną).



Rys. 2.17. Etapy krystalizacji.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij pojęcia: *sedymentacja*, *dekantacja*, *sączenie*, *ekstrakcja*, *destylacja*.
2. Nazwij poszczególne elementy zestawu do destylacji ukazane na schemacie.



3. Uzupełnij zdania wyrazami wybranymi spośród podanych w nawiasach.
Metody ekstrakcyjne wykorzystują różną (*polarność/rozpuszczalność/niepolarność*) substancji w dwu różnych cieczach. Rozpuszczalnik użyty do ekstrakcji składnika z roztworu znacznie (*trudniej/łatwiej*) rozpuszcza ekstrahowany składnik w sobie niż rozpuszczalnik w roztworze. Rozpuszczalnik ten (*miesza się/nie miesza się*) z rozpuszczalnikiem z roztworu, tworzy (*jedną/odrębną*) fazę oraz (*rozpuszcza inne składniki/nie rozpuszcza innych składników*).
4. Wymień właściwości, jakie powinien mieć rozpuszczalnik, aby za jego pomocą można było oddzielić substancję stałą od zanieczyszczeń w procesie krystalizacji.
5. W czasie analizy składu próbki (wodnego roztworu nieznanych soli) okazało się, że stężenie zawartych w niej jonów jest zbyt małe, aby można było w jednoznaczny sposób stwierdzić ich obecność. Co należy zrobić w celu zwiększenia stężenia soli w wodzie?
6. W wyniku strącania powstał drobnokrystaliczny osad. Sączenie takiego osadu wymaga zastosowania materiału o bardzo małych porach. Który z zestawów do sączenia – pod ciśnieniem atmosferycznym czy pod zmniejszonym ciśnieniem – byłby najlepszy w tym przypadku? Wyjaśnij dlaczego.
7. Wybierz właściwe dokończenie zdania.
Za pomocą chromatografii bibułowej można dokonać rozdziału:
a) zawiesiny kredy w wodzie,
b) barwników zawartych we flamastrach,
c) mieszaniny chlorku sodu i chlorku potasu,
d) mieszaniny oleju z wodą.
8. Wyjaśnij, co to jest woda destylowana. W jaki sposób można ją otrzymać?

9. Wskaż metodę rozdzielania użytą do rozdzielania mieszaniny białek nieznacznie różniących się masą cząsteczkową.

- a) ekstrakcja za pomocą stężonego roztworu soli
- b) dekantacja

- c) filtracja na sączku bibułowym
- d) elektroforeza

PODSUMOWANIE LEKCJI

• Rozdział roztworów

- s. 16 ▶ – **Metody strącaniowe (strącanie)** – strącanie polega na przeprowadzeniu badanego składnika do fazy stałej w postaci trudno rozpuszczalnego osadu, który następnie oddziela się od pozostałego roztworu. Strącania dokonuje się przez dodanie do roztworu substancji tworzącej z danym składnikiem nierozpuszczalny związek.
- s. 16 ▶ – **Ekstrakcja** – ważny składnik roztworu lub zanieczyszczenia są ekstrahowane za pomocą rozpuszczalnika, który znacznie lepiej rozpuszcza je w sobie niż rozpuszczalnik w roztworze.
- s. 18 ▶ – **Odparowywanie** lotnego składnika – roztwór przelewa się do parownicy i równomiernie ogrzewa całą jego objętość. Stosowane w celu zateżnienia roztworów lub usunięcia lotnego rozpuszczalnika czy zanieczyszczeń.
- s. 18 ▶ – **Destylacja** (destylacja prosta) – odparowywanie składnika lotnego z mieszaniny w zamkniętej aparaturze, która umożliwia jego odzyskanie.
- s. 19 ▶ – **Chromatografia** – polega na rozdzielaniu mieszanin substancji na składniki (grupy składników), dzięki różnicom w ich zachowaniu się w układzie dwóch faz, w którym jedna faza zawierająca mieszaninę nie zmienia swojego położenia, a druga w sposób ciągły przechodzi przez pierwszą, oddziałując z nią i ze składnikami mieszaniny.
- s. 22 ▶ – **Techniki elektroforetyczne** – techniki rozdzielania makrocząsteczek (należących przede wszystkim do białek i kwasów nukleinowych) wykorzystujące zjawisko ruchu jonów w polu elektrycznym na skutek przyłożonego napięcia.

• Rozdział mieszanin niejednorodnych

- s. 24 ▶ – **Sączenie** (filtracja) – mechaniczne rozdzielanie mieszaniny cieczy i ciała stałego za pomocą różnego rodzaju sączków lub odpowiednio wykonanych lejków z porowatym dnem. Wyróżnia się sączenie pod ciśnieniem atmosferycznym oraz sączenie pod zmniejszonym ciśnieniem.
- s. 25 –26 ▶ – **Sedymentacja, dekantacja, wirowanie** – sedymentacja to opadanie cząstek zawiesiny na dno naczynia; dekantacja – zlewanie cieczy znad osadu; wirowanie – oddzielenie cząstek stałych zawiesiny od fazy ciekłej za pomocą wirówki.
- s. 26 ▶ – **Krystalizacja** – proces polegający na rozpuszczeniu zanieczyszczonej substancji w odpowiednim rozpuszczalniku w temperaturze wrzenia tego rozpuszczalnika i wydzieleniu tej substancji z roztworu w postaci kryształów po ochłodzeniu roztworu (obniżeniu temperatury).

3. Wyrażanie zawartości substancji w roztworze

NA TEJ LEKCJI:

- wykonasz obliczenia związane z przygotowaniem roztworu o określonym stężeniu procentowym i molowym;
- obliczysz stężenie molowe i procentowe roztworu po jego rozcieńczeniu lub zatężeniu;
- obliczysz stężenie procentowe na podstawie znajomości rozpuszczalności substancji;
- wyznaczysz masę substancji, która wytrąci się z nasyconego roztworu po zmianie jego temperatury.

Informacja, ile substancji znajduje się w mieszaninie, bywa bardzo ważna. Lekarz zalecający kurację antybiotykową na podstawie znajomości masy ciała pacjenta oblicza dawkę dobową antybiotyku, którą chory musi przyjąć. Ponadto dobiera wariant leku o odpowiednim stężeniu substancji czynnej w tabletkach w taki sposób, aby spożywanie pigułek zgodnie z zaleceniami umożliwiło przyjęcie właściwej dawki leku w ciągu dnia. Umiejętność obliczania stężeń roztworów jest niezbędna w pracy nie tylko lekarzy, lecz także farmaceutów, laborantów, chemików, pracowników przemysłu spożywczego i kosmetycznego, a nawet – w gospodarstwie domowym.

3.1. Stężenie procentowe

Jednym ze sposobów przedstawienia zawartości substancji w roztworze jest użycie stężenia procentowego.

Stężenie procentowe – określa, ile części masowych (wagowych) rozpuszczonej substancji znajduje się w 100 częściach masowych (wagowych) roztworu.

◀ stężenie procentowe

Zapis 4% oznacza, że w 100 gramach roztworu znajdują się 4 gramy substancji rozpuszczonej.

Stężenie procentowe roztworu można obliczyć ze wzoru:

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

C_p – stężenie procentowe substancji w roztworze

m_r – masa całego roztworu

m_s – masa substancji rozpuszczonej

Masa substancji i masa roztworu muszą być wyrażone w tych samych jednostkach (najczęściej są to gramy). Trzeba pamiętać, że na masę roztworu składa się masa zarówno substancji rozpuszczonej, jak i rozpuszczalnika: masa roztworu = masa substancji + masa rozpuszczalnika.

$$m_r = m_s + m_{rozp.}$$

Po uwzględnieniu tego równania wzór na stężenie procentowe przyjmuje postać:

$$C_p = \frac{m_s}{m_s + m_{rozp.}} \cdot 100\%$$

Wynika stąd, że w 100 g wodnego roztworu AgNO_3 o stężeniu 5% znajduje się 5 g azotanu(V) srebra i 95 g wody.

Przykład 1.

W 100 g wody rozpuszczono 75 g uwodnionego siarczanu(VI) miedzi(II) o wzorze $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$. Oblicz stężenie procentowe powstałego roztworu.

Rozwiązanie:

Aby obliczyć stężenie procentowe siarczanu(VI) miedzi(II), musimy znać masę poszczególnych składników roztworu: siarczanu(VI) miedzi(II) i wody.

Etap 1.

Obliczamy masę wody wprowadzonej do roztworu przez uwodnioną sól. Uwodniony siarczan(VI) miedzi(II) zawiera w kryształach wodę, która jest rozpuszczalnikiem w powstającym roztworze. Należy obliczyć, jaką masę wody wprowadza ta sól do roztworu.

Na podstawie wzoru $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ stwierdzamy, że 1 mol tej soli dostarcza 5 moli wody, czyli $5 \text{ moli} \cdot 18 \text{ g/mol} = 90 \text{ g}$ wody. Znając masę molową uwodnionej soli, możemy obliczyć, ile gramów wody dostarczy nam 75 g tej soli.

Masa molowa $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O} = 250 \text{ g/mol}$

250 g siarczanu(VI) miedzi(II) $\xrightarrow{\text{zawiera}}$ 90 g wody

75 g siarczanu(VI) miedzi(II) $\xrightarrow{\text{zawiera}}$ x g wody

x = 27 g wody

Etap 2.

Obliczamy masę CuSO_4 . W 75 g uwodnionego siarczanu(VI) miedzi(II) znajduje się 27 g wody. Bezwodna sól waży zatem:

$75 \text{ g} - 27 \text{ g} = 48 \text{ g}$ CuSO_4 (jest to masa substancji).

Etap 3.

Obliczamy stężenie procentowe. W badanym roztworze znajduje się 48 g CuSO_4 i $(27 \text{ g} + 100 \text{ g}) \text{H}_2\text{O}$. Podstawiamy te dane do wyrażenia na stężenie procentowe:

$$C_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\% = \frac{48 \text{ g}}{127 \text{ g}} \cdot 100\% = 37,8\%$$

Odpowiedź: Stężenie powstałego roztworu wynosi 37,8%.





Przykład 2.

Oblicz, ile gramów siarczanu(VI) magnezu należy rozpuścić w 350 g wody, aby otrzymać roztwór 1%.

Rozwiązanie:

Etap 1.

Oznaczmy masę siarczanu(VI) magnezu jako m_s . Wiemy, że po dodaniu masy soli do wody masa roztworu będzie wynosić:

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

Etap 2.

Korzystamy ze wzoru na stężenie procentowe i wpisujemy do niego odpowiednie wartości:

$$1\% = \frac{m_s}{350 \text{ g} + m_s} \cdot 100\%$$

Etap 3.

Przekształcamy matematycznie wzór w celu obliczenia m_s :

$$1\% \cdot (350 \text{ g} + m_s) = m_s \cdot 100\%$$

$$350 \text{ g} + m_s = m_s \cdot 100$$

$$350 \text{ g} = m_s \cdot 100 - m_s = m_s \cdot 99$$

$$\frac{350 \text{ g}}{99} = m_s$$

$$m_s = 3,54 \text{ g}$$

Odpowiedź: Aby otrzymać roztwór o stężeniu 1%, należy w 350 g wody rozpuścić 3,54 g siarczanu(VI) magnezu.

Przykład 3.

Oblicz, ile gramów wody należałoby odparować ze 150 g 1-procentowego roztworu chlorku wapnia, aby otrzymać roztwór 2-procentowy.

Rozwiązanie:

Należy określić, ile gramów substancji rozpuszczonej znajduje się w 150 g 1-procentowego roztworu CaCl_2 . Następnie trzeba obliczyć, w jakiej masie roztworu mieściłaby się ta masa CaCl_2 , gdyby roztwór był 2-procentowy. Różnica mas roztworów o mniejszym stężeniu i większym stężeniu będzie równa masie wody, którą należałoby odparować.

Etap 1.

Obliczamy masę chlorku wapnia znajdującą się w 150 g roztworu. Korzystamy z przekształconego wzoru na stężenie procentowe:

$$m_s = \frac{C_p \cdot m_r}{100\%} = \frac{1\% \cdot 150 \text{ g}}{100\%} = 1,5 \text{ g}$$



Etap 2.

Ustalamy masę roztworu o stężeniu 2%, w którym będzie się znajdować 1,5 g chlorku wapnia. Odpowiednie liczby wstawiamy do przekształconego wzoru na stężenie procentowe:

$$m_r = \frac{m_s}{C_p} \cdot 100\% = \frac{1,5 \text{ g}}{2\%} \cdot 100\% = 75 \text{ g}$$

Etap 3.

Odejmujemy masę roztworu o niższym stężeniu (zawierającego mniej wody) od masy roztworu o niższym stężeniu (zawierającego więcej wody):

$$m_{\text{wody}} = 150 \text{ g} - 75 \text{ g} = 75 \text{ g}$$

Odpowiedź: Należy odparować 75 g wody ze 150 g 1-procentowego roztworu chlorku wapnia, aby otrzymać roztwór 2-procentowy.

Przykład 4.

Oblicz, ile gramów wody należy dodać do 40 g 30-procentowego roztworu nadtlenu wodoru (tzw. perhydrolu), aby otrzymać roztwór 1-procentowy.

Rozwiązanie:

W pierwszej kolejności należy ustalić, ile gramów nadtlenu wodoru znajduje się w 40 g 30-procentowego roztworu tej substancji. Następnie trzeba określić, jaką masę będzie miał roztwór o stężeniu 1% zawierający tę samą liczbę gramów nadtlenu wodoru. Różnica mas obu roztworów (o większym i mniejszym stężeniu) będzie stanowić masę wody, jaką należy dodać do roztworu o większym stężeniu.

Etap 1.

Ustalamy masę nadtlenu wodoru znajdującego się w 40 g roztworu o stężeniu 30%:

$$m_s = \frac{C_p \cdot m_r}{100\%} = \frac{30\% \cdot 40 \text{ g}}{100\%} = 12 \text{ g}$$

Etap 2.

Obliczamy, jaką masę będzie miał 1-procentowy roztwór zawierający 12 g nadtlenu wodoru:

$$m_r = \frac{m_s}{C_p} \cdot 100\% = \frac{12 \text{ g}}{1\%} \cdot 100\% = 1200 \text{ g}$$

Etap 3.

Określamy masę wody, jaką należy dodać do 40 g roztworu o stężeniu 30%:

$$m_{\text{wody}} = 1200 \text{ g} - 40 \text{ g} = 1160 \text{ g}$$

Odpowiedź: Do 40 g 30-procentowego roztworu wody utlenionej należy dodać 1160 g wody, aby otrzymać roztwór 1-procentowy.



Przykład 5.

Do 120 g 25-procentowego roztworu cukru dodano 10 g tej substancji. Oblicz stężenie procentowe powstałego roztworu.

Rozwiązanie:

Aby obliczyć stężenie procentowe otrzymanego roztworu, należy znać jego masę oraz masę substancji w nim rozpuszczonej. Masa otrzymanego roztworu jest sumą mas wyjściowego roztworu i dodanego cukru. Na masę substancji w otrzymanym roztworze składają się masa cukru z roztworu wyjściowego i masa dodanej porcji cukru.

Etap 1.

Obliczamy masę otrzymanego roztworu:

$$m_{r_2} = m_{r_1} + m_{\text{dodanego cukru}} = 120 \text{ g} + 10 \text{ g} = 130 \text{ g}$$

Etap 2.

Obliczamy masę cukru w 120 g roztworu o stężeniu 25%:

$$m_s = \frac{C_p \cdot m_r}{100\%} = \frac{25\% \cdot 120 \text{ g}}{100\%} = 30 \text{ g}$$

Etap 3.

Obliczamy stężenie procentowe otrzymanego roztworu cukru:

$$C_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\% = \frac{30 \text{ g} + 10 \text{ g}}{130 \text{ g}} \cdot 100\% = 30,8\%$$

Odpowiedź: Po dodaniu 10 g cukru do 120 g 25-procentowego roztworu tej substancji stężenie tego roztworu będzie równe 30,8%.

Przykład 6.

Dokonaj niezbędnych obliczeń i napisz, co należy zrobić, aby ze 150 g roztworu chlorku sodu o stężeniu 6% otrzymać roztwór o stężeniu 10%.

Rozwiązanie:

Nowy roztwór 10-procentowy jest bardziej stężony niż roztwór 6-procentowy (w tej samej masie roztworu o stężeniu 10% znajduje się więcej chlorku sodu niż w roztworze o stężeniu 6%). Aby otrzymać bardziej stężony roztwór, należy dodać chlorku sodu do roztworu o mniejszym stężeniu. (Teoretycznie można także odparować część wody z roztworu 6-procentowego, ale odparowanie z roztworu ściśle określonej masy wody jest trudne do wykonania).

Etap 1.

Układamy równania w celu obliczenia masy substancji i roztworu. Jeśli dodamy chlorku sodu (x g), wzrośnie zarówno masa substancji, jak i masa roztworu:

$$\text{masa}_{\text{NaCl}} \text{ w 10-procentowym roztworze} = \text{masa}_{\text{NaCl}} \text{ z 6-procentowego roztworu} + x$$

$$\text{masa 10-procentowego roztworu} = 150 \text{ g} + x.$$



Etap 2.

Obliczamy masę chlorku sodu, jaka znajduje się w 150 g roztworu NaCl o stężeniu 6%:

$$m_s = \frac{m_r \cdot C_p}{100\%} = \frac{150 \text{ g} \cdot 6\%}{100\%} = 9 \text{ g}$$

W roztworze 10-procentowym masa NaCl będzie więc równa:

$$\text{masa}_{\text{NaCl}} \text{ w 10-procentowym roztworze} = 9 \text{ g} + x$$

Etap 3.

Obliczamy stężenie procentowe. Podstawiamy uzyskane dane do wyrażenia na stężenie procentowe, które ma wynosić 10%:

$$C_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\% = \frac{(9 + x) \text{ g}}{(150 + x) \text{ g}} \cdot 100\% = 10\%$$

Po przekształceniach i obliczeniach otrzymujemy wynik: $x = 6,6 \text{ g}$

Odpowiedź: Aby ze 150 g 6-procentowego roztworu chlorku sodu otrzymać roztwór 10-procentowy, należy do tego roztworu dodać 6,6 g NaCl.

3.2. Stężenie molowe

stężenie molowe ▶ **Stężenie molowe** – stosunek liczby moli substancji rozpuszczonej do objętości całego roztworu wyrażonej w decymetrach sześciennych; określa liczbę moli substancji rozpuszczonej w 1 dm³ roztworu.

Wzór na stężenie molowe jest następujący:

$$C_m = \frac{n}{V}$$

$$C_m - \text{stężenie molowe} \left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right]$$

n – liczba moli substancji rozpuszczonej

V – objętość roztworu [dm³]

Wiemy o tym, że liczbę moli możemy wyznaczyć, dzieląc masę substancji przez jej masę molową. Po uwzględnieniu wzoru $n = \frac{m}{M}$ wyrażenie na stężenie molowe ma postać:

$$C_m = \frac{m}{M \cdot V}$$

W roztworze wodorotlenku sodu o stężeniu 2 mol/dm³ 2 mole wodorotlenku sodu znajdują się w 1 dm³ roztworu.

Przykład 7.

Oblicz, ile gramów wodorotlenku sodu znajduje się w 500 cm^3 roztworu o stężeniu $0,1\text{ mol/dm}^3$.

Rozwiązanie:

Etap 1.

Wyznaczamy liczbę moli znajdującą się w 500 cm^3 roztworu. Aby ją obliczyć, możemy skorzystać ze wzoru na stężenie molowe bądź z proporcji.

Sposób 1. Wyznaczenie liczby moli NaOH ze wzoru	Sposób 2. Wyznaczenie liczby moli NaOH z proporcji
Przekształcamy wzór na stężenie molowe: $n = C_m \cdot V$ Podstawiamy dane do wzoru. Pamiętajmy, że objętość we wzorze zawsze musi być wyrażona w decymetrach sześciennych ($500\text{ cm}^3 = 0,5\text{ dm}^3$): $n = C_m \cdot V = 0,1 \left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right] \cdot 0,5\text{ dm}^3 = 0,05\text{ mola}$	1000 cm^3 roztworu $\xrightarrow{\text{znajduje się}}$ $0,1\text{ mola NaOH}$ 500 cm^3 roztworu $\xrightarrow{\text{znajduje się}}$ $x\text{ moli NaOH}$ $x = 0,05\text{ mola}$

Etap 2.

Obliczamy, jaką masę ma $0,05\text{ mola NaOH}$:

$$M_{\text{NaOH}} = 23 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$\text{masa NaOH} = n \cdot M = 0,05\text{ mola} \cdot 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 2\text{ g}$$

Odpowiedź: W 500 cm^3 roztworu wodorotlenku sodu o stężeniu $0,1\text{ mol/dm}^3$ znajdują się 2 g NaOH .

Przykład 8.

Oblicz, jakie jest stężenie molowe jodku potasu, jeśli 250 cm^3 roztworu zawiera $41,5\text{ g}$ tej substancji.

Rozwiązanie:

Etap 1.

Wyznaczamy liczbę moli jodku potasu, jaka znajduje się w 250 cm^3 roztworu.

Korzystamy ze wzoru:

$$n = \frac{m}{M} = \frac{41,5\text{ g}}{166 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,25\text{ mol}$$

Etap 2.

Obliczamy stężenie molowe KI. Podstawiamy odpowiednie dane do wzoru na stężenie molowe:

$$C_m = \frac{n}{V} = \frac{0,25\text{ mol}}{0,25\text{ dm}^3} = 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Odpowiedź: Stężenie molowe roztworu jodku potasu wynosi 1 mol/dm^3 .



Przykład 9.

Oblicz, ile gramów wodorotlenku sodu należy użyć do przygotowania 250 cm^3 1-molowego roztworu tej substancji.

Rozwiązanie:

Należy obliczyć liczbę moli NaOH znajdującą się w 250 cm^3 1-molowego roztworu, a następnie otrzymaną liczbę moli zamienić na liczbę gramów wodorotlenku sodu.

Etap 1.

Wyznaczamy liczbę moli NaOH, korzystając z przekształconego wzoru na stężenie molowe (należy przy tym pamiętać, że we wzorze objętość roztworu zawsze wyrażamy w dm^3):

$$n = C_m \cdot V = 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 0,25 \text{ dm}^3 = 0,25 \text{ mol}$$

Etap 2.

Określamy liczbę gramów, jaką stanowi 0,25 mola NaOH:

$$M_{\text{molowa}} \text{ NaOH} = 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$m = n \cdot M = 0,25 \text{ mol} \cdot 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 10 \text{ g}$$

Odpowiedź: Aby przygotować 250 cm^3 1-molowego roztworu, należy użyć 10 g wodorotlenku sodu.

Przykład 10.

Oblicz, jaką objętość wody należy dodać do 20 cm^3 roztworu kwasu solnego o stężeniu 5 mol/dm^3 , aby stężenie kwasu po rozcieńczeniu wyniosło 1 mol/dm^3 .

Rozwiązanie:

Aby rozwiązać to zadanie, trzeba znać liczbę moli HCl znajdujących się w 20 cm^3 roztworu o stężeniu 5 mol/dm^3 . Następnie należy obliczyć, w jakiej objętości roztworu o stężeniu 1 mol/dm^3 powinna się znajdować ta liczba moli kwasu.

Etap 1.

Wyznaczamy liczbę moli HCl znajdujących się w 20 cm^3 roztworu o stężeniu 5 mol/dm^3 :

$$V = 20\text{ cm}^3 = 0,02\text{ dm}^3$$

$$n = C \cdot V = 5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 0,02\text{ dm}^3 = 0,1\text{ mola}$$

Etap 2.

Wyznaczamy objętość roztworu o stężeniu 1 mol/dm^3 (roztworu po rozcieńczeniu), w której będzie znajdować się 0,1 mola HCl:

$$V = \frac{n}{C_m} = \frac{0,1\text{ mol}}{1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}} = 0,1\text{ dm}^3$$



Etap 3.

Obliczamy objętość wody, jaką należy dodać do 20 cm^3 roztworu HCl o stężeniu 5 mol/dm^3 , aby otrzymać roztwór HCl o stężeniu 1 mol/dm^3 :

$$0,1\text{ dm}^3 - 0,02\text{ dm}^3 = 0,08\text{ dm}^3 = 80\text{ cm}^3$$

Odpowiedź: Aby otrzymać roztwór kwasu solnego o stężeniu 1 mol/dm^3 , należy dodać 80 cm^3 wody do 20 cm^3 roztworu tego kwasu o stężeniu 5 mol/dm^3 .

Przykład 11.

Oblicz, ile moli i ile gramów chlorku sodu należy dodać do 100 cm^3 0,2-molowego roztworu tej soli, aby otrzymać roztwór 1-molowy. Podczas obliczeń przyjmij, że nie nastąpi zmiana objętości roztworu po dodaniu do niego kolejnej porcji NaCl.

Rozwiązanie:

Należy obliczyć liczbę moli NaCl w 100 cm^3 0,2-molowego roztworu oraz w 100 cm^3 1-molowego roztworu, a następnie określić liczbę moli oraz masę NaCl, którą należy dodać do 0,2-molowego roztworu.

Etap 1.

Wyznaczamy liczbę moli NaCl w 100 cm^3 0,2-molowego roztworu:

$$n = C_m \cdot V = 0,2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 0,1\text{ dm}^3 = 0,02\text{ mol}$$

Etap 2.

Obliczamy liczbę moli NaCl w 100 cm^3 1-molowego roztworu:

$$n = C_m \cdot V = 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 0,1\text{ dm}^3 = 0,1\text{ mol}$$

Etap 3.

Określamy brakującą liczbę moli NaCl, którą należy dodać do 0,2-molowego roztworu:

$$n = 0,1 - 0,02 = 0,08\text{ mol}$$

Etap 4.

Obliczamy masę 0,08 mola NaCl:

$$M_{\text{molowa NaCl}} = 58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$m = n \cdot M = 0,08\text{ mol} \cdot 58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 4,68\text{ g}$$

Odpowiedź: Należy dodać 4,68 g (0,08 mola) chlorku sodu do 100 cm^3 0,2-molowego roztworu, aby otrzymać roztwór 1-molowy.

3.3. Rozpuszczalność

Substancje różnią się zdolnością do rozpuszczania się w wodzie. Istnieją takie substancje, które rozpuszczają się w wodzie w bardzo małym stopniu (np. w ilości $1,5 \cdot 10^{-25}\text{ g}$ w 100 g wody), oraz takie, których masa w roztworze może przekraczać czterokrotnie masę wody.



Miarą zdolności substancji do rozpuszczania się w wodzie jest rozpuszczalność. W tablicach fizykochemicznych rozpuszczalność najczęściej jest wyrażana jako liczba gramów substancji, którą można rozpuścić w 100 g wody w danej temperaturze i pod stałym ciśnieniem (tab. 3.1. i 3.2.).

rozpuszczalność ▶ **Rozpuszczalność** – właściwość substancji, która określa maksymalną liczbę jej gramów, jaka może rozpuścić się w 100 g rozpuszczalnika w danej temperaturze i pod stałym ciśnieniem.

W wyniku rozpuszczenia maksymalnej ilości substancji w rozpuszczalniku otrzymuje się roztwór nasycony.

Tab. 3.1. Rozpuszczalność różnych substancji stałych w gramach na 100 g wody w zależności od temperatury

Nazwa substancji	Temperatura	Rozpuszczalność g/100 g wody							
	0°C	10°C	20°C	30°C	40°C	50°C	60°C	80°C	100°C
chlorek sodu (sól kamienna)	35,7	35,8	36,0	36,3	36,6	37,0	37,3	38,4	39,8
cukier (sacharoza)	179		204		238		288	363	488
siarczan(VI) miedzi(II)	14,3	17,4	20,7	25,0	28,5	33,3	40,0	55	75,4
azotan(V) potasu	13,3	20,9	31,6	45,8	63,9	85,5	110,0	169	246
azotan(V) sodu	73	80	88	96	104	114	124	148	180
jodek potasu	127,5	136	144	152	160	168	176	192	208
octan sodu	36,0		46,6		66,4		139,8	153,2	169,5
chlorek potasu	27,6	31,0	34,0	37,0	40,0	42,6	45,5	51,1	56,7

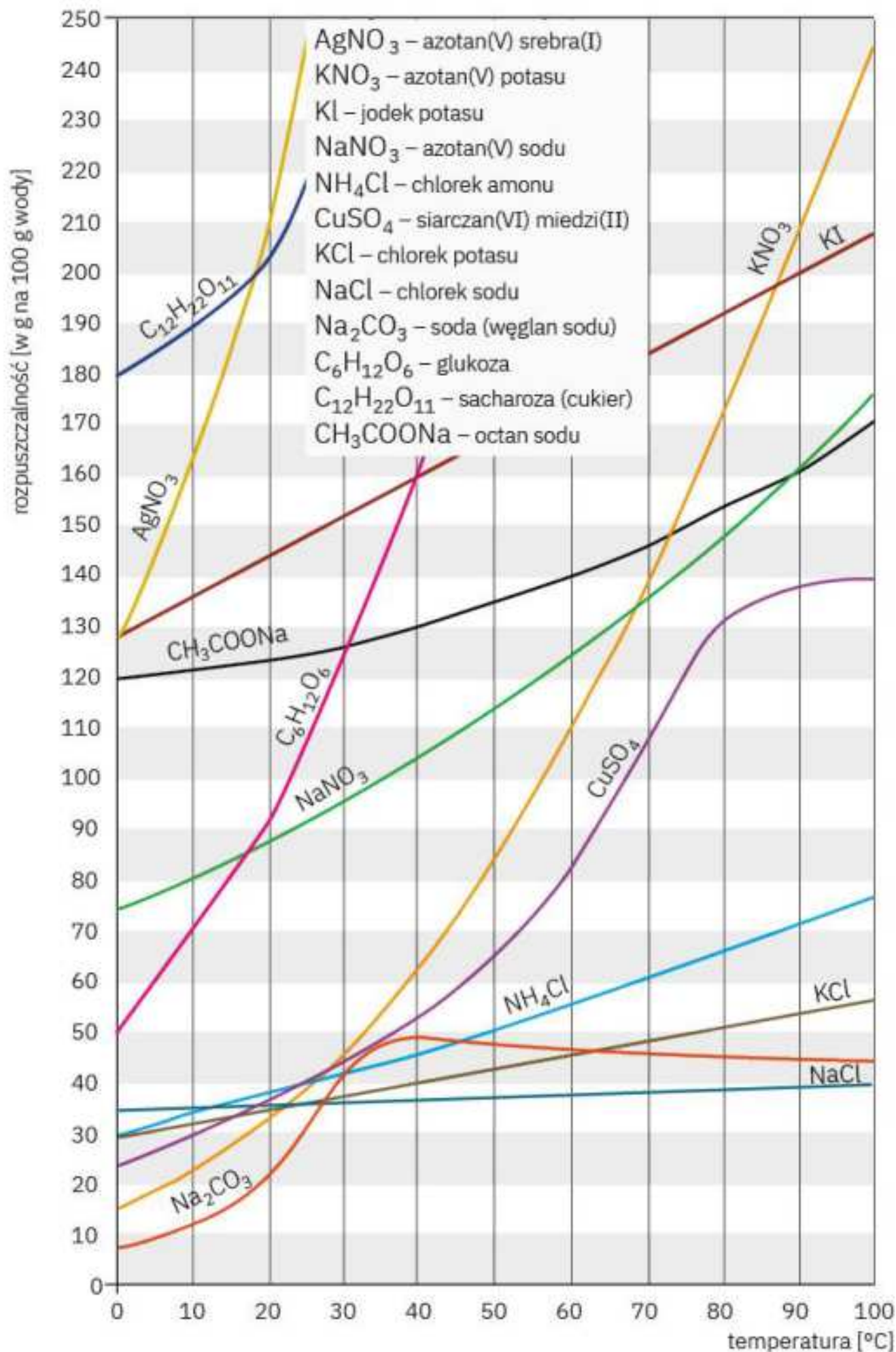
Źródło: *Poradnik chemika analityka*, Wydawnictwa Naukowo-Techniczne, Warszawa 1989; *Poradnik fizykochemiczny*, Wydawnictwa Naukowo-Techniczne, Warszawa 1974, A. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Wydawnictwo Adamantan, Warszawa 2008.

Tabela 3.2. Rozpuszczalność przykładowych substancji gazowych w gramach na 100 g wody w zależności od temperatury

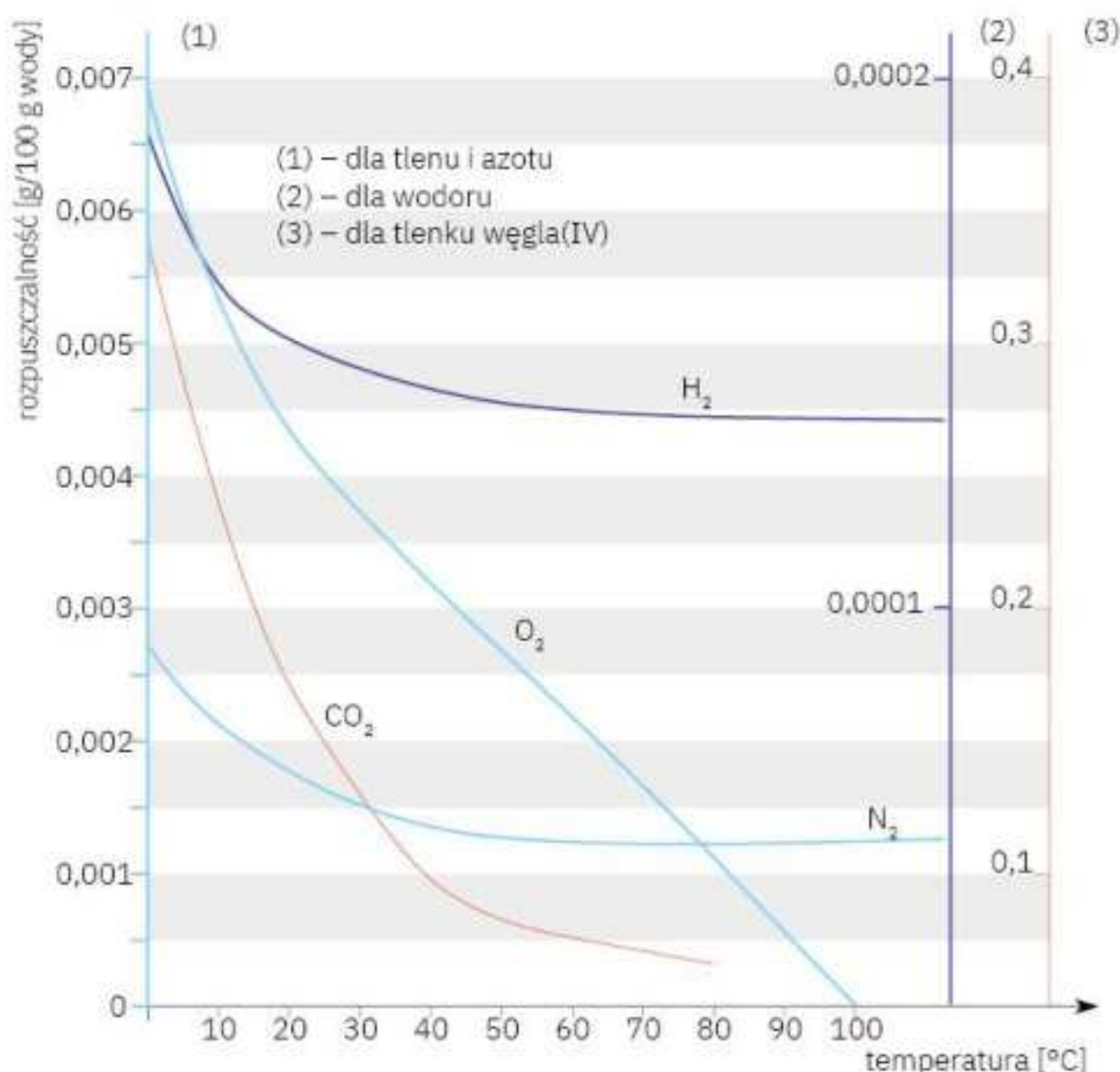
Nazwa substancji \ Temperatura	Rozpuszczalność g/100 g wody					
	0°C	20°C	40°C	60°C	80°C	100°C
dwutlenek węgla	0,335	0,169	0,097	0,058	–	–
tlen	0,006948	0,004339	0,003081	0,002274	0,001381	0,0000
azot	0,00294	0,00189	0,00139	0,00105	0,00066	0,0000
wodór	0,0001982	0,0001603	0,0001384	0,0001178	0,0000790	0,0000

Źródło: *Poradnik chemika analityka*, Wydawnictwa Naukowo-Techniczne, Warszawa 1989; *Poradnik fizykochemiczny*, Wydawnictwa Naukowo-Techniczne, Warszawa 1974.

Na podstawie danych liczbowych przedstawiających zależność rozpuszczalności substancji od temperatury sporządza się wykres, który jest nazywany krzywą rozpuszczalności (rys. 3.1. i 3.2.).



Rys. 3.1. Zależność rozpuszczalności przykładowych substancji stałych od temperatury.



Rys. 3.2. Zależność rozpuszczalności przykładowych substancji gazowych od temperatury.

Przykład 12.

Oblicz stężenie procentowe nasyconego roztworu azotanu(V) sodu w temperaturze 20°C.

Rozwiązanie:

Do obliczenia stężenia procentowego roztworu jest potrzebna masa NaNO₃ oraz masa całego roztworu (na który składa się masa wody i soli).

Etap 1.

Z danych zawartych w tabeli 3.1. lub na krzywych rozpuszczalności dowiadujemy się, że:

$$m_s = 88 \text{ g}$$

$$m_{\text{wody}} = 100 \text{ g}$$

Etap 2.

Znane dane wstawiamy do wzoru na stężenie procentowe:

$$C_p = \frac{m_s}{m_{\text{wody}} + m_s} \cdot 100\% = \frac{88 \text{ g}}{100 \text{ g} + 88 \text{ g}} \cdot 100\% = 46,8\%$$

Odpowiedź: Stężenie procentowe nasyconego roztworu NaNO₃ w temperaturze 20°C wynosi 46,8%.

Przykład 13.

Oblicz, ile gramów siarczanu(VI) miedzi(II) należy odważyć, aby po rozpuszczeniu w 220 g wody o temperaturze 30°C otrzymać nasycony roztwór tej soli. Rozpuszczalność CuSO_4 w temperaturze 30°C wynosi 25 g w 100 g wody.

Rozwiązanie:

Należy obliczyć masę CuSO_4 , która rozpuści się w 150 g wody w temperaturze 30°C.

Wiemy, że stosunek masy substancji rozpuszczonej do masy rozpuszczalnika jest w roztworze nasyconym w danej temperaturze zawsze stały. Możemy więc zapisać:

$$\frac{\text{masa substancji rozpuszczonej}}{\text{masa rozpuszczalnika}} = \text{wartość stała w roztworze nasyconym w danej temperaturze}$$

$$\frac{25 \text{ g siarczanu(VI) miedzi(II)}}{100 \text{ g wody}} = \frac{x \text{ g siarczanu(VI) miedzi(II)}}{220 \text{ g wody}}$$

$$x \text{ g} = 55 \text{ g}$$

Odpowiedź: Trzeba rozpuścić 55 g CuSO_4 w 220 g wody, aby w temperaturze 30°C otrzymać nasycony roztwór tej soli.

Przykład 14.

Oblicz liczbę gramów azotanu(V) potasu, jaka powinna się wytrącić z 400 g nasyconego roztworu tej substancji o temperaturze 100°C, jeśli roztwór zostanie schłodzony do temperatury 0°C.

Rozpuszczalność KNO_3 w temperaturze 0°C wynosi 13,3 g w 100 g wody, natomiast w temperaturze 100°C wynosi ona 246 g w 100 g wody.

Rozwiązanie:

Na początku należy obliczyć, ile wody zawiera 400 g nasyconego roztworu w 100°C, a następnie ustalić, ile gramów KNO_3 rozpuści się maksymalnie w tej masie wody w temperaturze 0°C.

Na podstawie różnicy mas KNO_3 w roztworach o różnej temperaturze można wyznaczyć masę azotanu(V) potasu, która wytrąci się z roztworu po ochłodzeniu.

Etap 1.

Obliczamy masę wody zawartą w 400 g roztworu w temperaturze 100°C (pamiętamy, że stosunek masy soli do masy roztworu jest w danej temperaturze w roztworze nasyconym zawsze stały):

$$\frac{246 \text{ g soli}}{346 \text{ g roztworu}} = \frac{x \text{ g soli}}{400 \text{ g roztworu}}$$

$$x \text{ g} = 284,4 \text{ g}$$

$$m_{\text{wody}} = 400 \text{ g} - 284,4 \text{ g} = 115,6 \text{ g}$$

Etap 2.

Wyznaczamy masę KNO_3 , która może rozpuścić się w 115,6 g w temperaturze 0°C :

$$\frac{13,3 \text{ g soli}}{100 \text{ g wody}} = \frac{y \text{ g soli}}{115,6 \text{ g wody}}$$

$$y \text{ g} = 15,4 \text{ g}$$

Etap 3.

Obliczamy masę wytrąconego KNO_3 :

$$m_{\text{soli}} = 284,4 \text{ g} - 15,4 \text{ g} = 269 \text{ g}$$

Odpowiedź: Z 400 g nasyconego roztworu KNO_3 o temperaturze 100°C po ochłodzeniu do 0°C powinno wytrącić się 269 g KNO_3 .

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Oceń prawdziwość podanych zdań.
 - Podczas dolewania kolejnej porcji rozpuszczalnika do dowolnego roztworu zwiększa się liczba drobin rozpuszczalnika przypadająca na drobiny substancji rozpuszczonej.
 - Podczas dodawania dodatkowej porcji substancji rozpuszczonej do istniejącego roztworu rośnie masa rozpuszczalnika w stosunku do masy substancji rozpuszczonej.
 - Odparowanie rozpuszczalnika z roztworu skutkuje zwiększeniem stężenia roztworu.
- W 50 g wody rozpuszczono 5 g siarczanu(VI) miedzi(II). Oblicz stężenie procentowe powstałego roztworu.
- Oblicz, ile gramów jodku potasu i wody należy odważyć, aby otrzymać 300 g roztworu KI o stężeniu 4%.
- Do 200 g roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) o stężeniu 10% dolano 200 g wody. Oblicz stężenie procentowe roztworu po rozcieńczeniu.
- Oblicz, jakie stężenie molowe ma roztwór, jeśli w 25 cm^3 tego roztworu znajduje się 0,001 mola chlorku żelaza(III).
- W 25 cm^3 roztworu znajduje się 0,04 g wodorotlenku sodu. Oblicz, jakie jest stężenie molowe tego roztworu.
- Oblicz, ile moli i ile gramów chlorku litu znajduje się w 250 cm^3 roztworu o stężeniu $0,16 \text{ mol/dm}^3$.
- Oceń prawdziwość podanych zdań.
 - W takiej samej objętości wody rozpuszczają się różne ilości różnych substancji.
 - Rozpuszczalność określa liczbę gramów substancji, jaką można rozpuścić w 1000 g rozpuszczalnika w danej temperaturze.
 - W przypadku większości gazów wraz ze wzrostem temperatury rośnie ilość rozpuszczonego gazu w wodzie.

Podczas rozwiązywania zadań 9.–11. skorzystaj z krzywych rozpuszczalności umieszczonych w podręczniku „Rys. 3.1. Zależność rozpuszczalności przykładowych substancji stałych od temperatury.” na stronie 39. („Rys. 3.1. Zależność rozpuszczalności przykładowych substancji stałych od temperatury”).

9. Oblicz stężenie procentowe nasyconego roztworu chlorku sodu w temperaturze 50°C.
10. Oblicz, ile gramów chlorku potasu powinno się wytrącić z 250 g nasyconego roztworu tej substancji w 90°C, jeśli roztwór zostanie schłodzony do temperatury 30°C.
11. Oblicz masę azotanu(V) sodu, jaką należałoby dodać do 200 g nasyconego roztworu w temperaturze 10°C po podgrzaniu go do 80°C, aby nadal był roztworem nasyconym.

PODSUMOWANIE LEKCJI

Stężenie procentowe	Informuje, ile gramów substancji rozpuszczonej znajduje się w 100 g roztworu. $C_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%$ $C_p = \frac{m_s}{m_s + m_{rozp}} \cdot 100\%$ C_p – stężenie procentowe substancji w roztworze m_r – masa całego roztworu m_s – masa substancji m_{rozp} – masa rozpuszczalnika	◀ s. 29
Stężenie molowe	Informuje, ile moli substancji znajduje się w 1 dm³ roztworu. $C_m = \frac{n}{V}$ $C_m = \frac{m}{M \cdot V} \left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right]$ C_m – stężenie molowe n – liczba moli substancji rozpuszczonej V – objętość roztworu [w dm³] m – masa substancji rozpuszczonej M – masa molowa substancji rozpuszczonej	◀ s. 34
Rozpuszczalność	Miarą zdolności substancji do rozpuszczania się w wodzie jest rozpuszczalność. Określa ona maksymalną liczbę gramów substancji, którą można rozpuścić w 100 g wody w danej temperaturze i pod stałym ciśnieniem.	◀ s. 38

4. Sporządzanie roztworów

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, jak sporządzić roztwór o określonym stężeniu procentowym lub molowym.

Umiejętność sporządzania roztworów o określonym stężeniu jest niezbędna w wielu dziedzinach życia. Mniejsze znaczenie ma w kuchni, gdyż w najgorszym wypadku danie będzie niesmaczne. Jednak w sytuacji przygotowania leku o określonym stężeniu substancji aktywnej niestaranność może prowadzić do fatalnych następstw – lekarstwo nie zadziała lub spowoduje zatrucie.

Sporządzanie roztworów o określonym stężeniu wymaga umiejętności wykonania właściwych obliczeń i odpowiedniego posługiwania się szkłem laboratoryjnym. W tym rozdziale poznasz czynności, które należy wykonać w laboratorium, aby otrzymać roztwór o potrzebnym stężeniu.

4.1. Sporządzanie roztworu o określonym stężeniu procentowym

Przygotowanie roztworu o określonym stężeniu procentowym substancji stałej polega na rozpuszczeniu odpowiedniej masy substancji w określonej masie rozpuszczalnika. Czynności te są często poprzedzone obliczeniami mas poszczególnych składników roztworu. Prześledźmy na przykładzie etapy przygotowania takiego roztworu.

Przykład 1.

Sporządź 250 g wodnego roztworu chlorku sodu o stężeniu 8%.

Rozwiązanie:

Etap 1.

Obliczamy, ile gramów soli i wody znajduje się w 250 g roztworu NaCl o stężeniu 8%.

Liczba gramów chlorku sodu	Liczba gramów wody
$m_s = \frac{m_r \cdot C_p}{100\%} = \frac{250 \text{ g} \cdot 8\%}{100\%} = 20 \text{ g}$	$250 \text{ g} - 20 \text{ g} = 230 \text{ g}$

Etap 2.

Odważamy 20 g chlorku sodu.

1. Na szalce wagi ustawiamy naczynko wagowe i czekamy, aż cyfry na wyświetlaczu przestaną się zmieniać.

Następnie zerujemy wagę (teraz naczynko wagowe będzie traktowane jako część szalki wagi).



2. Chlorek sodu wsypujemy łyżeczką do naczynka wagowego. Jeśli dodamy za dużo soli, odejmujemy nadmiar z powrotem do naczynia. Masa chlorku sodu będzie prawidłowo odmierzona, gdy na wyświetlaczu odczytamy: 20,0.



Etap 3.

W podobny sposób, jak opisano powyżej, odważamy w zlewce 230 g wody.



Etap 4.



Mieszymy substancję rozpuszczaną z rozpuszczalnikiem.

1. Do zlewki, w której znajduje się 230 g wody, wsypujemy 20 g chlorku sodu.
2. Całość mieszamy aż do rozpuszczenia chlorku sodu w wodzie. W ten sposób otrzymaliśmy 250 g roztworu chlorku sodu o stężeniu 8%.

4.2. Sporządzanie roztworu o określonym stężeniu molowym

Roztwory o określonym stężeniu molowym należą do najczęściej sporządzanych roztworów w laboratoriach chemicznych. Takie roztwory otrzymuje się przez rozpuszczenie substancji stałej lub znajdującej się w roztworze w określonej objętości rozpuszczalnika. Metody postępowania przy sporządzaniu roztworów o określonym stężeniu molowym prześledzimy na przykładach.

Przykład 2.

Przygotuj 250 cm^3 (250 ml) wodnego roztworu chlorku sodu o stężeniu $0,4\text{ mol/dm}^3$.

Rozwiązanie:

Etap 1.

Wyznaczamy liczbę moli chlorku sodu, jaka znajduje się w 250 cm^3 roztworu NaCl o stężeniu $0,4\text{ mol/dm}^3$.

$$n = C_m \cdot V = 0,4\text{ mol/dm}^3 \cdot 0,25\text{ dm}^3 = 0,1\text{ mol}$$

Etap 2.

Obliczamy masę $0,1$ mola NaCl.

$$m = n \cdot M = 0,1\text{ mol} \cdot 58,5\text{ g/mol} = 5,85\text{ g}$$



Należy rozpuścić 5,85 g NaCl w takiej objętości wody, aby otrzymany roztwór miał objętość 250 cm³.

Etap 3.

Odważamy 5,58 g NaCl. Postępujemy w sposób opisany w podrozdziale 4.1.

Etap 4.

Przesypujemy NaCl z naczynka wagowego do kolby miarowej o objętości 250 cm³. Bezpośrednie przeniesienie soli z naczynka wagowego do kolby przez wąską szyjkę byłoby trudne do wykonania, dlatego czynność tę wykonujemy za pomocą lejka. Zapobiega on rozsypywaniu się soli.



Etap 5.

Splukujemy kryształki NaCl przyklejone do ścianek naczynka wagowego. Przeplukujemy niewielką objętością (kilka centymetrów sześciennych) wody naczynko wagowe i przelewamy powstały roztwór przez lejek do kolby miarowej.



Etap 6.

Reszkę soli, która pozostała na lejku, przenosimy do kolby miarowej. Aby wypłukać ewentualne pozostałości, przeemywamy go niewielką objętością (kilka centymetrów sześciennych) wody, która wraz z solą spłynie do kolby.



Etap 7.

Zawartość kolby mieszamy, aby rozpuścić kryształki soli.

Etap 8.

Kolbę miarową dopełniamy wodą poniżej kreski znajdującej się na szyjce kolby, która oznacza pojemność 250 cm³. Pozostawiamy kolbę, aby woda spłynęła ze ścianek szyjki.



Etap 9.

Dodajemy po kropli wody destylowanej do momentu, aż dno menisku wklęsłego utworzonego przez roztwór pokryje się z kreską umieszczoną na szyjce kolby.

Etap 10.

Po zamknięciu kolby korkiem roztwór dokładnie mieszamy. W ten sposób sporządziliśmy 250 ml roztworu chlorku sodu o stężeniu 0,4 mol/dm³.

Przykład 3.

Przygotuj 250 cm^3 (250 ml) wodnego roztworu kwasu siarkowego(VI) o stężeniu $0,446\text{ mol/dm}^3$, mając do dyspozycji roztwór tego kwasu o stężeniu $4,46\text{ mol/dm}^3$.

Rozwiązanie:

Etap 1.

Wyznaczamy liczbę moli kwasu siarkowego(VI), jaka znajduje się w 250 cm^3 roztworu o stężeniu $0,446\text{ mol/dm}^3$:

$$n = C_m \cdot V = 0,446 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 0,25\text{ dm}^3 = 0,1115\text{ mol}$$

Z uwagi na warunki zadania (przygotowanie roztworu o stężeniu o dużej dokładności – do trzech miejsc po przecinku) nie dokonujemy przybliżeń na etapie wyznaczania liczby moli kwasu.

Etap 2.

Obliczamy objętość roztworu stężonego, w jakiej znajduje się $0,1115\text{ mola}$ kwasu siarkowego(VI):

$$V = \frac{n}{C_m} = \frac{0,1115\text{ mol}}{4,46 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}} = 0,025\text{ dm}^3$$

Z obliczeń wynika, że do sporządzenia 250 cm^3 kwasu siarkowego(VI) o stężeniu $0,446\text{ mol/dm}^3$ należy odmierzyć 25 cm^3 roztworu kwasu o stężeniu $4,46\text{ mol/dm}^3$, a następnie uzupełnić go wodą do objętości 250 cm^3 .

Etap 3.

Za pomocą pipety miarowej odmierzamy 25 cm^3 roztworu kwasu siarkowego(VI) o stężeniu $4,46\text{ mol/dm}^3$.

Etap 4.

Odmierzony roztwór kwasu przelewamy do kolby miarowej częściowo wypełnionej wodą ($100\text{--}150\text{ cm}^3$).

Etap 5.

Dolewamy wody do kolby miarowej, tak aby poziom wody w szyjce był nieco pod kreską. Pozostawiamy kolbę, aż roztwór spłynie ze ścianek kolby.

Etap 6.

Uzupełniamy kolbę wodą do 250 cm^3 (aż dno menisku wklęsłego pokryje się z kreską umieszczoną na szyjce kolby miarowej).

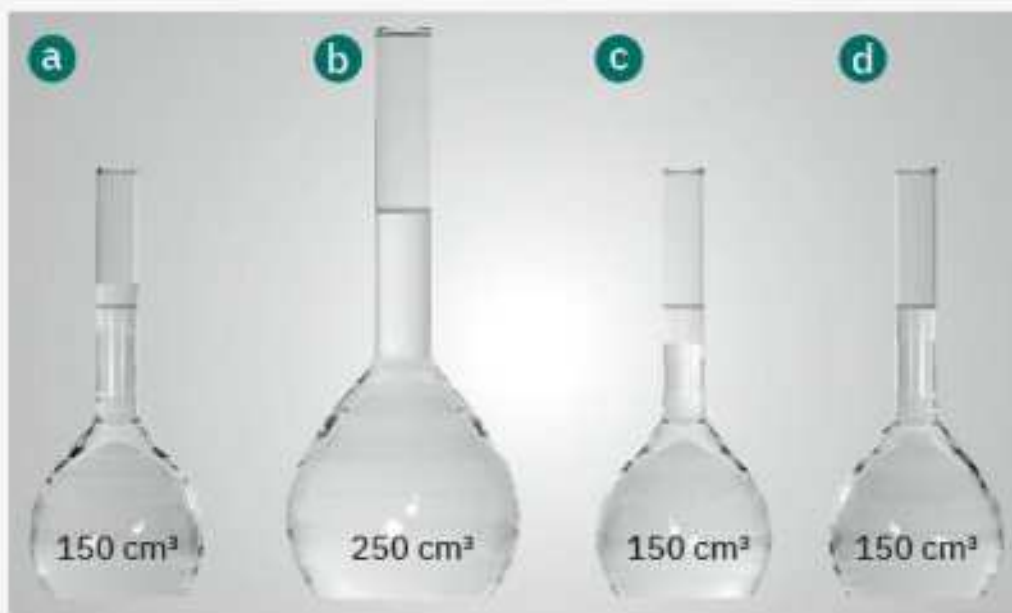
Etap 7.

Kolbę miarową zamykamy korkiem i dokładnie mieszamy roztwór.



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wskaż naczynie laboratoryjne, którego użyjesz do dokładnego odmierzenia 5 cm^3 wody.
 - a) naczynko wagowe
 - b) pipeta miarowa
 - c) parownica
 - d) wkraplacz
2. Wskaż kolbę, w której odmierzonego 150 cm^3 wody.



3. Wskaż, jakiego naczynka wagowego nie można użyć do odważenia określonej masy substancji.
 - a) mokrego
 - b) suchego
 - c) czystego
 - d) zawierającego na ściankach resztki substancji
4. Oblicz stosunek masowy, w jakim należy mieszać ze sobą wodę z azotanem(V) potasu, aby otrzymać roztwór o stężeniu 5%.

PODSUMOWANIE LEKCJI

s. 44 ► • Sporządzanie roztworu o określonym stężeniu procentowym:

1. odważenie określonej masy substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika,
2. rozpuszczenie substancji w rozpuszczalniku.

s. 45 ► • Sporządzanie roztworu o określonym stężeniu molowym:

1. odważenie masy lub odmierzenie objętości roztworu zawierającego określoną liczbę moli substancji,
2. rozpuszczenie (wymieszanie) substancji w niepełnej objętości rozpuszczalnika,
3. dopełnienie mieszaniny rozpuszczalnikiem do żądanej objętości roztworu w kolbie miarowej.

Podsumowanie przed sprawdzianem

• Podział materii

s. 10



• Metody rozdzielania mieszanin

s. 16

Mieszaniny jednorodne:	Mieszaniny niejednorodne:
– odparowanie rozpuszczalnika – metody strąceniowe – destylacja – ekstrakcja – chromatografia – elektroforeza	– sączenie – dekantacja – wirowanie – krystalizacja

• Zawartość substancji w roztworze

s. 29

Stężenia procentowe (C_p)	Stężenie molowe (C_m)	Rozpuszczalność
$C_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%$ m_s – masa substancji m_r – masa roztworu	$C_m = \frac{n}{V}$ n – liczba moli substancji rozpuszczonej V – objętość roztworu w dm^3	liczba gramów substancji, którą można rozpuścić w 100 g wody w danej temperaturze i pod stałym ciśnieniem

• Sporządzanie roztworów

Sporządzenie roztworu o określonym stężeniu procentowym:

s. 44

1. odważenie określonej masy substancji i rozpuszczalnika,
2. rozpuszczenie substancji w rozpuszczalniku.

Sporządzenie roztworu o określonym stężeniu molowym:

s. 45

1. odważenie masy substancji lub odmierzenie objętości roztworu o określonej liczbie moli substancji,
2. rozpuszczenie (wymieszanie) substancji w niepełnej objętości rozpuszczalnika,
3. dopełnienie mieszaniny do pełnej objętości w kolbie miarowej.

Sprawdź, czy umiesz!

1. Wybierz właściwe odpowiedzi, tak aby powstałe zdania były prawdziwe.

I

Faza jest to forma występowania materii, która jest	A.	jednolita	w	C.	części	swojej objętości pod względem właściwości fizykochemicznych.
	B.	niejednolita		D.	całej	

II

Roztwory to układy	A.	homogeniczne,	C.	wielofazowe,	E.	wieloskładnikowe.
	B.	heterogeniczne,	D.	jednofazowe,	F.	jednoskładnikowe.

III

Zawiesiny to układy	A.	homogeniczne,	C.	wielofazowe,	E.	wieloskładnikowe.
	B.	heterogeniczne,	D.	jednofazowe,	F.	jednoskładnikowe.

- Opisz topniejący śnieg pod względem liczby faz i składników. Wskaż, czy jest to układ homogeniczny, czy – heterogeniczny. Swoją odpowiedź uzasadnij, posługując się pojęciem *faza*.
- Wyznacz stosunek masowy substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika w nasyconym roztworze jodku potasu w temperaturze 40°C (skorzystaj z tablic dostępnych w podręczniku).
- Uczeń miał za zadanie otrzymać 5-procentowy roztwór chlorku potasu. W tym celu odważył 12,5 g chlorku potasu i dodał tyle wody, że masa całego roztworu wyniosła 250 g. Dokonaj właściwych obliczeń i oceń, czy uczeń otrzymał roztwór o zadanym stężeniu.



Czy to nie dziwne, że gdy chcemy użyć jednego kwasu, przepisy BHP nakazują nam założyć rękawice ochronne, podczas gdy innym kwasem o tym samym stężeniu przyprawiamy sobie potrawy i je spożywamy? Przecież jedna i druga substancja to kwas. Dlaczego bar i jego związki są przedstawiane w literaturze jako toksyczne, a mimo to siarczanu(VI) baru używa się jako środka kontrastowego, który pacjenci spożywają w postaci papki przed badaniem rentgenograficznym układu pokarmowego? Czy lekarze chcą im zaszkodzić? Jak to się dzieje, że podczas mieszania ze sobą dwóch klarownych roztworów pojawia się kolorowy osad? Czy to czary?

Na każde powyższe pytanie znajdziesz odpowiedź w tym dziale.

II Reakcje w roztworach wodnych

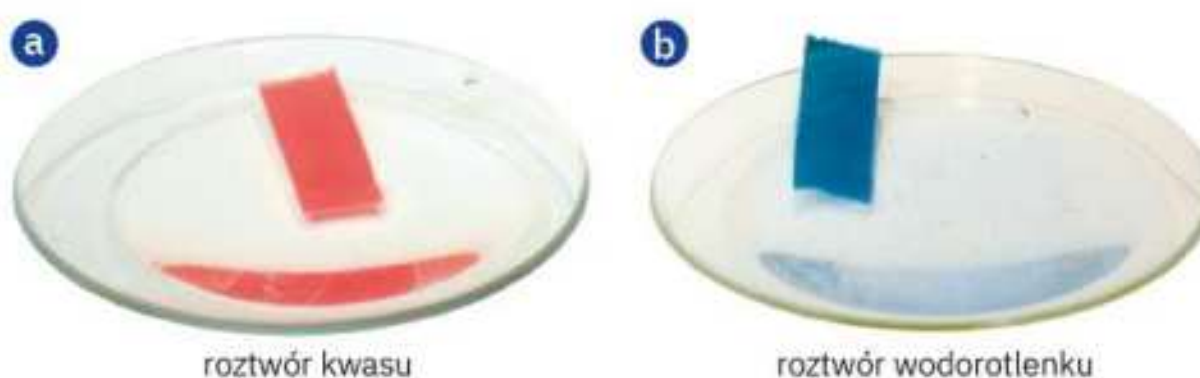
- 
- ▶ Kwasy, wodorotlenki i amoniak w wodzie
 - ▶ Elektrolity. Stopień dysocjacji
 - ▶ Teoria Brønsteda–Lowry'ego kwasów i zasad
 - ▶ Stała dysocjacji
 - ▶ Iloczyn jonowy wody. Wartość pH
 - ▶ Prawo rozcieńczeń Ostwalda
 - ▶ Sole w wodzie
 - ▶ Reakcja zobojętniania
 - ▶ Reakcje kwasów i wodorotlenków zmieszanych ze sobą w stosunkach niestechiometrycznych
 - ▶ Reakcje strącania
 - ▶ Iloczyn rozpuszczalności

1. Kwasy, wodorotlenki i amoniak w wodzie

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, co to jest dysocjacja elektrolityczna;
- nauczysz się zapisywać równania dysocjacji elektrolitycznej kwasów i zasad.

Roztwory różnych kwasów wywołują jednakową zmianę zabarwienia niektórych wskaźników kwasowo-zasadowych, np. uniwersalnego papierka wskaźnikowego. Podobnie wodorotlenki po rozpuszczeniu w wodzie barwią ten wskaźnik na charakterystyczny dla nich kolor (rys. 1.1.).



Rys. 1.1. Zachowanie się uniwersalnego papierka wskaźnikowego w roztworach: a) kwasu; b) wodorotlenku.

Z wcześniejszych lekcji chemii wiemy już, że kwasy i wodorotlenki ulegają w wodzie dysocjacji elektrolitycznej, a w wyniku tego procesu w roztworze pojawiają się jony. Suma ładunków elektrycznych kationów i anionów powstających w procesie dysocjacji elektrolitycznej jest zawsze równa zero.

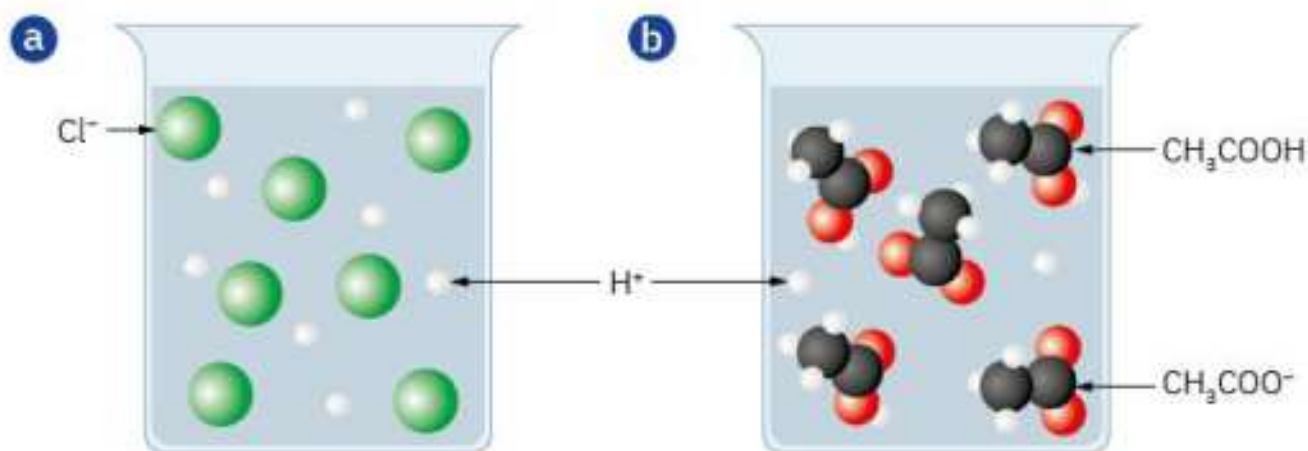
dysocjacja
elektrolityczna
(jonowa)

► **Dysocjacja elektrolityczna (jonowa)** – proces rozpadu substancji pod wpływem wody na fragmenty naładowane elektrycznie (kationy i aniony).

1.1. Dysocjacja elektrolityczna kwasów

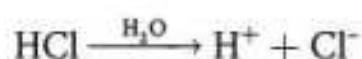
Niektóre kwasy w roztworze wodnym dysocjują w bardzo dużym stopniu (praktycznie całkowicie), np. HCl (kwas chlorowodorowy), a inne, jak CH_3COOH (kwas octowy), tylko częściowo (rys. 1.2.). Kwasy, które dysocjują w wodzie prawie całkowicie, zalicza się do **mocnych kwasów**, a te, które dysocjują w niewielkim stopniu, należą do **słabych kwasów**.

moc kwasu ►

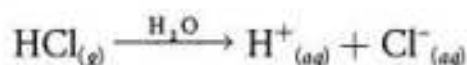


Rys. 1.2. a) Kwas HCl w rozcieńczonym roztworze wodnym rozpada się całkowicie na jony. Jest mocnym kwasem. b) Kwas CH_3COOH nie ulega całkowicie dysocjacji jonowej. W roztworze oprócz jonów występują niezdisocjowane cząsteczki kwasu octowego. Na schemacie nie uwzględniono obecności cząsteczek wody.

Równanie dysocjacji kwasu chlorowodorowego jest następujące:



Trzeba pamiętać, że jony w roztworze wodnym zawsze są otoczone przez cząsteczki wody, które ze względu na swoją polarność oddziałują siłami elektrostatycznymi z jonami. Można to podkreślić w równaniu reakcji przez zastosowanie indeksów dolnych przy symbolach i wzorach chemicznych, np. dysocjację jonową wspomnianego kwasu, która następuje podczas rozpuszczania gazowego chlorowodoru w wodzie, można opisać równaniem:

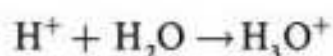


aq – oznacza, że jon jest uwodniony (oddziałuje z cząsteczkami wody)

g – oznacza stan gazowy chlorowodoru

Przyjęło się, że w równaniach przedstawiających dysocjację mocnych kwasów (bądź zasad) rysuje się jedną strzałkę, natomiast w przypadku słabych kwasów (lub zasad) wstawia się dwie przeciwnie skierowane strzałki.

Kation wodoru (H^+) w roztworze wodnym zawsze łączy się z jedną cząsteczką wody (rys. 1.3.):



Rys. 1.3. Jon oksoniowy to uwodniony jon wodorowy.

Jon H_3O^+ jest nazywany **jonem oksoniowym**. Także z nim w roztworze wodnym oddziałują inne cząsteczki wody.

• jon oksoniowy

Jeśli uwzględnimy istnienie jonu oksoniowego, przebieg dysocjacji elektrolitycznej kwasu chlorowodorowego możemy zapisać jako (nie piszemy już wzoru wody nad strzałką):

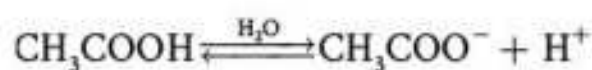


Równania dysocjacji elektrolitycznej innych mocnych kwasów zawierających jeden atom wodoru w swoich cząsteczkach (kwasów jednoprotonowych) znajdują się w tabeli 1.1.

Tab. 1.1. Równania dysocjacji jonowej przykładowych mocnych kwasów

Nazwa kwasu	Równanie dysocjacji elektrolitycznej	Równanie dysocjacji elektrolitycznej uwzględniające istnienie jonu oksoniowego
kwas azotowy(V)	$\text{HNO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$	$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-$
kwas jodowodorowy	$\text{HI} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+ + \text{I}^-$	$\text{HI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{I}^-$
kwas chlorowy(VII)	$\text{HClO}_4 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+ + \text{ClO}_4^-$	$\text{HClO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{ClO}_4^-$

Słaby kwas etanowy (octowy) nie dysocjuje całkowicie i w jego roztworze wodnym oprócz jonów występują obojętne cząsteczki. Fakt ten podkreśla się w równaniu chemicznym przez zastosowanie strzałek skierowanych w przeciwnie strony:



lub



dysocjacja stopniowa

► **Kwas siarkowy(VI)** jest kwasem, którego cząsteczki zawierają dwa atomy wodoru. Zaliczany jest do mocnych kwasów. Nie oznacza to jednak, że wszystkie jego cząsteczki się rozpadają w pełni. W tym przypadku dysocjacja zachodzi stopniowo: oderwanie pierwszego kationu wodoru od cząsteczki kwasu zachodzi praktycznie całkowicie, a drugiego – w znacznie mniejszym stopniu. Kolejne etapy dysocjacji przedstawiono w równaniach umieszczonych w tabeli poniżej (dwie strzałki skierowane w przeciwnych kierunkach w równaniu drugim podkreślają fakt, że reakcja nie przebiega całkowicie).

Równania dysocjacji elektrolitycznej	Równania dysocjacji elektrolitycznej uwzględniające istnienie jonu oksoniowego
$\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{HSO}_4^- + \text{H}^+$ kwas siarkowy(VI) anion wodorosiarczanowy(VI) kation wodorowy	$\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HSO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$ kwas siarkowy(VI) jon wodorosiarczanowy(VI) jon oksoniowy
$\text{HSO}_4^- \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+$ anion wodorosiarczanowy(VI) anion siarczanowy(VI) kation wodorowy	$\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ jon wodorosiarczanowy(VI) jon siarczanowy(VI) jon oksoniowy

W przeciwieństwie do kwasu siarkowego(VI) **kwas siarkowy(IV)** jest słabym kwasem. Żaden etap jego dysocjacji jonowej nie zachodzi w pełni.

Równania dysocjacji elektrolitycznej	Równania dysocjacji elektrolitycznej uwzględniające istnienie jonu oksoniowego
$\text{H}_2\text{SO}_3 \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{HSO}_3^- + \text{H}^+$ kwas siarkowy(IV) anion wodorosiarczany(IV) kation wodorowy	$\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$ kwas siarkowy(IV) anion wodorosiarczany(IV) jon oksoniowy
$\text{HSO}_3^- \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{SO}_3^{2-} + \text{H}^+$ anion wodorosiarczany(IV) anion siarczany(IV) kation wodorowy	$\text{HSO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ anion wodorosiarczany(IV) anion siarczany(IV) jon oksoniowy

Poniżej przedstawiono równania etapowej dysocjacji jonowej kwasu zawierającego trzy atomy wodoru w cząsteczce – **kwasu fosforowego(V)**.

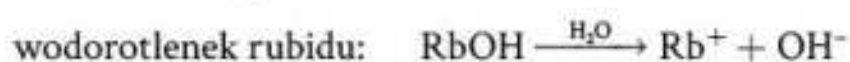
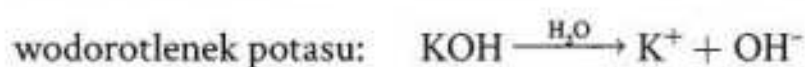
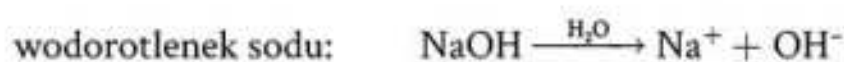
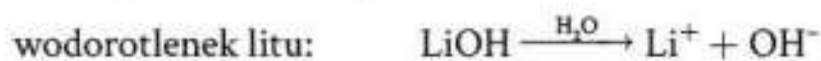
Równania dysocjacji elektrolitycznej	Równania dysocjacji elektrolitycznej uwzględniające istnienie jonu oksoniowego
$\text{H}_3\text{PO}_4 \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}^+$ kwas fosforowy(V) anion diwodorofosforanowy(V) kation wodorowy	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$ kwas fosforowy(V) anion diwodorofosforanowy(V) jon oksoniowy
$\text{H}_2\text{PO}_4^- \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}^+$ anion diwodorofosforanowy(V) anion wodorofosforanowy(V) kation wodorowy	$\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$ anion diwodorofosforanowy(V) anion wodorofosforanowy(V) jon oksoniowy
$\text{HPO}_4^{2-} \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{PO}_4^{3-} + \text{H}^+$ anion wodorofosforanowy(V) anion fosforanowy(V) kation wodorowy	$\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PO}_4^{3-} + \text{H}_3\text{O}^+$ anion wodorofosforanowy(V) anion fosforanowy(V) jon oksoniowy

Wszystkie kwasy omawiane w tym rozdziale cechują się tym, że w wodzie dysocjują na aniony reszty kwasowej oraz kationy wodoru. Wzrost stężenia jonów wodorowych (które w wodzie występują w postaci jonów oksoniowych) jest przyczyną kwasowego odczynu roztworu tej grupy związków.

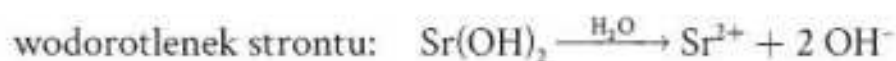
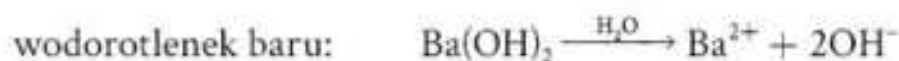
1.2. Dysocjacja elektrolityczna wodorotlenków

Wodorotlenki ulegają dysocjacji elektrolitycznej na kationy metali i aniony wodorotlenkowe. W tym podrozdziale omówimy wodorotlenki, które rozpuszczają się w wodzie w takim stopniu, że możliwe jest stwierdzenie obecności jonów wodorotlenkowych w ich roztworze (np. przez pomiar pH roztworu).

Wodorotlenki metali 1 grupy układu okresowego dysocjują na jednododatnie kationy metali i aniony wodorotlenkowe:



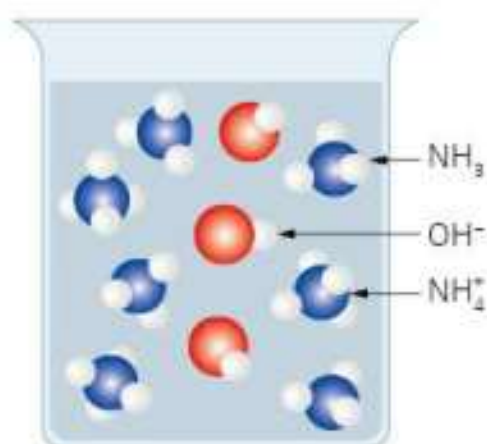
W przypadku wodorotlenków 2 grupy układu okresowego w wyniku dysocjacji elektrolitycznej powstają dwudodatnie kationy metali i aniony wodorotlenkowe:



W powyższych równaniach nie uwzględniono wodorotlenków magnezu i berylu, które są praktycznie nierozpuszczalne.

1.3. Amoniak w wodzie

Amoniak, substancja o wzorze NH_3 , jest w temperaturze pokojowej gazem bardzo dobrze rozpuszczalnym w wodzie. Podczas jego rozpuszczania w wodzie niektóre jego cząsteczki reagują z wodą zgodnie z równaniem reakcji:



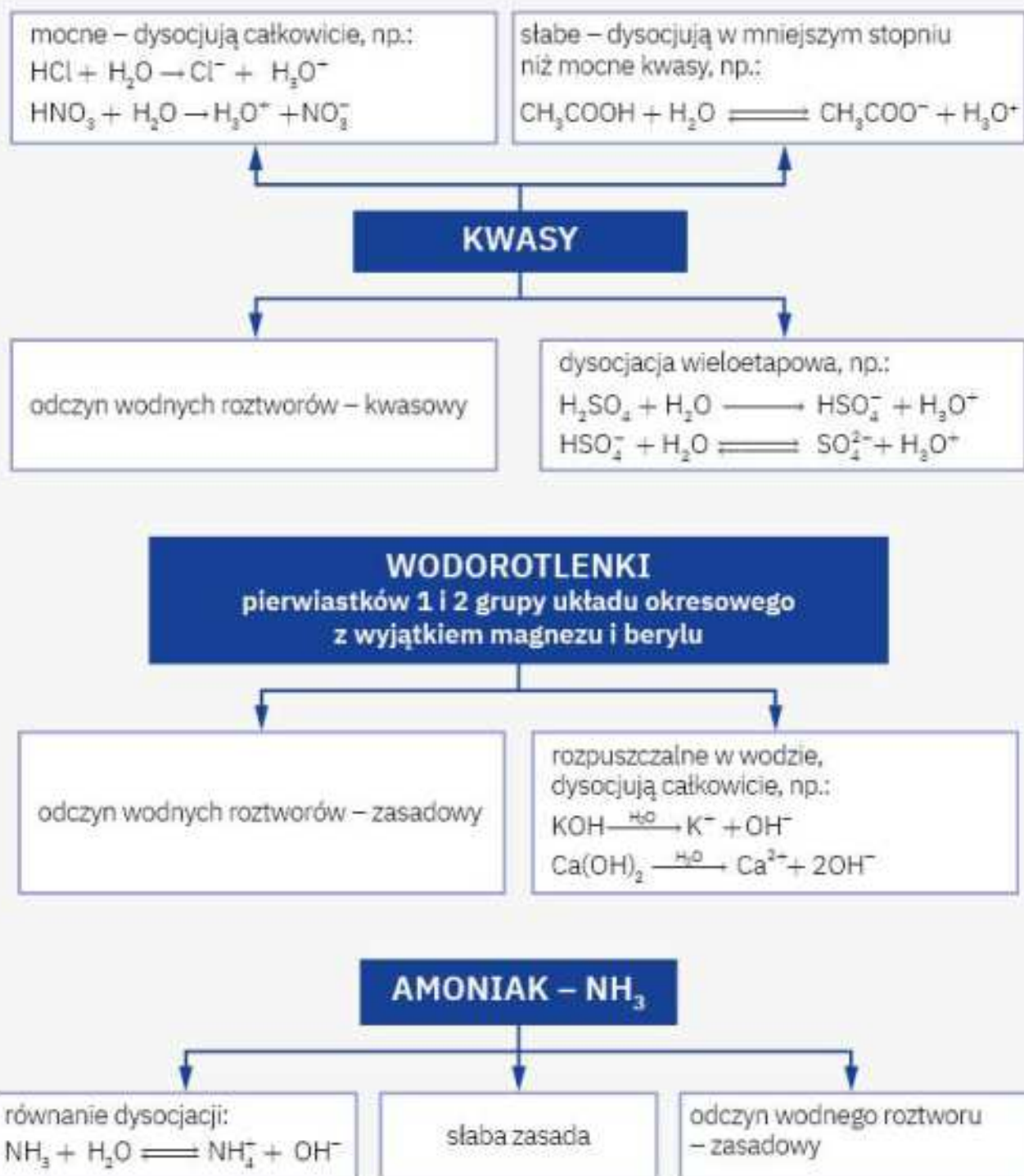
Wodny roztwór amoniaku ma odczyn zasadowy. Amoniak jest słabą zasadą, gdyż nie wszystkie jego cząsteczki obecne w wodzie reagują z nią z utworzeniem jonów wodorotlenkowych (rys. 1.4.).

Rys. 1.4. W roztworze amoniaku nie wszystkie jego cząsteczki ulegają dysocjacji jonowej. Dlatego w roztworze obok siebie występują niezdisocjowane cząsteczki (NH_3) oraz jony amonowe (NH_4^+) i jony wodorotlenkowe (OH^-).

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wskaż, z którego etapu dysocjacji kwasu siarkowego(VI) powstanie więcej jonów wodorowych.
2. Zapisz w zeszycie równanie dysocjacji jonowej kwasu bromowodorowego, który jest mocnym kwasem. Uwzględnij tworzenie się jonu oksoniowego.
3. Kwas siarkowodorowy jest słabym kwasem. Zapisz w zeszycie równania przedstawiające kolejne etapy dysocjacji tego kwasu. Przedstaw równania bez uwzględnienia powstawania jonu oksoniowego oraz z uwzględnieniem jego powstawania.
4. Porównaj dwa 0,04-molowe roztwory następujących substancji: wodorotlenku sodu i amoniaku. Wskaż, w którym roztworze stężenie jonów wodorotlenkowych będzie większe.
5. Wymień cząstki pochodzące od kwasu fosforowego(V), które występują w roztworze wodnym tego kwasu.

PODSUMOWANIE LEKCJI



2. Elektrolity. Stopień dysocjacji

NA TEJ LEKCJI:

- poznasz pojęcia: *elektrolit*, *nielektrolit*, *stopień dysocjacji*;
- obliczysz stopień dysocjacji na podstawie znajomości stężeń jonów w roztworze;
- wyznaczysz stężenia jonów obecnych w roztworze na podstawie wartości stopnia dysocjacji.

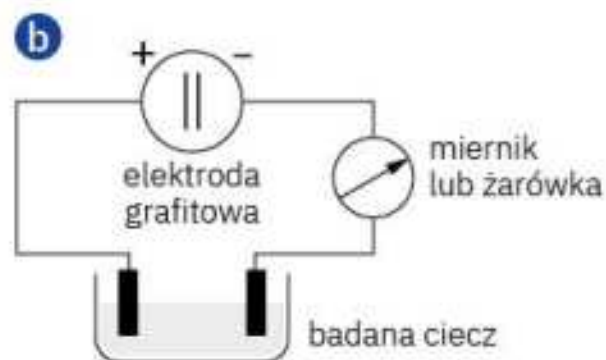
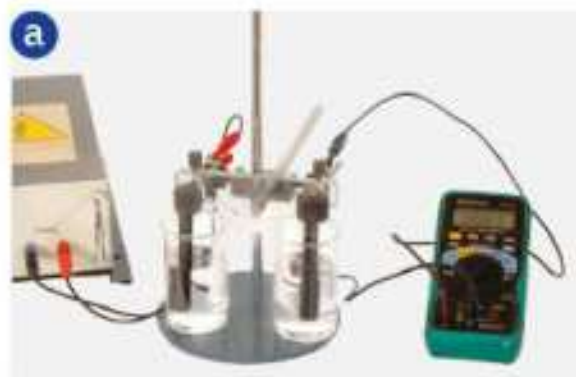
Poproszeni o wskazanie materiałów przewodzących prąd elektryczny, na pewno skupilibyśmy się na ciałach stałych, szczególnie na metalach. Mało kto pomyślałby o cieczach. Okazuje się jednak, że niektóre roztwory mogą przewodzić prąd elektryczny. Co sprawia, że jedne roztwory zachowują się jak przewodniki, a inne – nie?

2.1. Roztwory jakich substancji mogą przewodzić prąd elektryczny?

Doświadczenie 1.

Badanie zdolności przewodzenia elektryczności przez różne ciecze

Opis: Zmontuj obwód elektryczny według schematu przedstawionego na rysunku 2.1.b lub posłuż się urządzeniem do badania przewodnictwa.



Rys. 2.1. a) Obwód elektryczny do badania przewodnictwa elektrycznego cieczy; b) schemat takiego obwodu.

Zbadaj, które z poniższych cieczy przewodzą prąd elektryczny: woda destylowana, etanol, toluen, octan etylu (zmywacz do paznokci), 1-molowe roztwory wodne: chlorku sodu, siarczanu(VI) magnezu, wodorotlenku sodu, kwasu solnego, kwasu siarkowego(VI), sacharozy, glukozy, laktozy, kwasu octowego. Możesz przygotować również własne propozycje. Pamiętaj jednak, aby znalazły się wśród nich kwasy, wodorotlenki i sole.

Wyniki:

Ciecz	Czy przewodzi prąd elektryczny?	Ciecz	Czy przewodzi prąd elektryczny?
woda destylowana	NIE	wodny roztwór kwasu solnego	TAK
etanol	NIE	wodny roztwór kwasu siarkowego(VI)	TAK
toluen	NIE	wodny roztwór sacharozy	NIE
octan etylu	NIE	wodny roztwór glukozy	NIE
wodny roztwór chlorku sodu	TAK	wodny roztwór laktozy	NIE
wodny roztwór siarczynu(VI) magnezu	TAK	wodny roztwór kwasu octowego	TAK
wodny roztwór wodorotlenku sodu	TAK		

Wnioski: Wodne roztwory związków, które po rozpuszczeniu w wodzie całkowicie lub częściowo rozpadają się na jony (ulegają dysocjacji), przewodzą prąd elektryczny. Roztwory substancji, które w wodzie występują w postaci cząsteczek, nie przewodzą prądu. Podobnie substancje ciekłe o budowie cząsteczkowej nie przewodzą prądu elektrycznego.

Za przenoszenie ładunków elektrycznych w roztworach wodnych są odpowiedzialne jony. Pochodzą one z substancji, które podczas rozpuszczania w wodzie ulegają procesowi dysocjacji elektrolitycznej (czyli rozpadają się na jony). Dlatego wszystkie rozpuszczalne sole, wodorotlenki i kwasy przewodzą prąd elektryczny. Cukry (sacharoza, glukoza, laktoza) po rozpuszczeniu w wodzie przebywają w niej jako obojętne cząsteczki i nie są zdolne do przenoszenia ładunków. Woda, mimo że ulega procesowi autodysocjacji, nie jest przewodnikiem w warunkach doświadczenia, gdyż stężenie powstających jonów (rzędu 10^{-7}) jest zbyt niskie. Podobnie zachowują się substancje ciekłe, takie jak etanol, octan etylu, toluen – w roztworze wodnym nie tworzą jonów zdolnych do przenoszenia ładunków elektrycznych.

Elektrolity – związki chemiczne, które w roztworach wodnych lub po stopieniu rozpadają się na jony. ◀ elektrolity

Nieelektrolity – związki chemiczne, które w roztworach wodnych lub po stopieniu nie tworzą jonów. ◀ nieelektrolity

Obecność jonów sprawia, że elektrolity po stopieniu lub w roztworze wodnym przewodzą prąd elektryczny. Tej właściwości nie przejawiają nieelektrolity.

2.2. Czy wszystkie roztwory przewodzą prąd elektryczny w jednakowym stopniu?

- moc elektrolitu** ▶ Wśród elektrolitów wyróżnia się **elektrolity mocne**, których roztwory wodne są dobrymi przewodnikami, i **elektrolity słabe**, tworzące roztwory o słabych właściwościach przewodzących prąd elektryczny. Wśród poznanych dotychczas substancji mocnymi elektrolitami są mocne kwasy oraz rozpuszczalne w wodzie wodorotlenki i sole. Do słabych elektrolitów należą słabe kwasy oraz amoniak.

Doświadczenie 2.

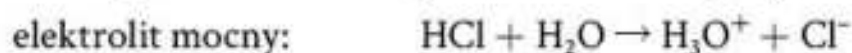
Badanie natężenia prądu elektrycznego przepływającego przez roztwory elektrolitów

Opis: Porównaj natężenie prądu elektrycznego przepływającego przez roztwory kwasu solnego i kwasu etanowego (kwasu octowego) o jednakowej objętości i stężeniu 1 mol/dm^3 . Wykorzystaj obwód elektryczny zmontowany podczas wykonywania doświadczenia 1.

Obserwacje: Prąd elektryczny płynący przez roztwór kwasu solnego o stężeniu 1 mol/dm^3 ma większe natężenie niż prąd płynący przez roztwór kwasu octowego o tym samym stężeniu.

Wnioski: Większe natężenie prądu elektrycznego płynącego przez roztwór kwasu chlorowodorowego w porównaniu z roztworem kwasu etanowego świadczy o tym, że w roztworze HCl znajduje się więcej nośników ładunku (czyli jonów) niż w roztworze CH_3COOH . W związku z tym, że porównywane kwasy mają jednakową liczbę atomów wodoru w cząsteczce oraz że ich roztwory mają identyczne stężenie i objętość, wnioskujemy, że kwas etanowy ulega dysocjacji jonowej w mniejszym stopniu niż kwas chlorowodorowy.

Kwas chlorowodorowy jest zaliczany do elektrolitów mocnych, podczas gdy kwas etanowy to elektrolit słaby. Podkreślamy ten fakt w równaniach dysocjacji elektrolitycznej tych związków, stosując jedną strzałkę w przypadku elektrolitu mocnego i dwie strzałki, jeśli równanie dotyczy elektrolitu słabego:



2.3. Stopień dysocjacji

- stopień dysocjacji** ▶ Do ilościowego opisu procesu dysocjacji służy **stopień dysocjacji** (oznaczany symbolem α). Jest to stosunek liczby moli substancji zdysocjowanej do liczby moli substancji wprowadzonej do roztworu:

$$\alpha = \frac{n_z}{n_0} - \text{wartość } \alpha \text{ mieści się w granicach od 0 do 1 } (0 < \alpha < 1)$$

n_z – liczba moli substancji, które uległy dysocjacji

n_0 – liczba moli substancji wprowadzonych do wody

Zamiast liczbą moli można się posłużyć stężeniem elektrolitu:

$$\alpha = \frac{C_z}{C_0}$$

C_z – stężenie substancji, która uległa dysocjacji

C_0 – całkowite stężenie substancji

Stopień dysocjacji może być wyrażony w procentach:

$$\alpha = \frac{n_z}{n_0} \cdot 100\% \quad 0 < \alpha < 100\%$$

$$\alpha = \frac{C_z}{C_0} \cdot 100\% \quad 0 < \alpha < 100\%$$

Stopień dysocjacji informuje, w jakim stopniu dana substancja ulega dysocjacji w wodzie. Im większa jest wartość stopnia dysocjacji, tym dany elektrolit w większym stopniu wytwarza jony, i odwrotnie – im mniejsza wartość stopnia dysocjacji, tym mniej cząstek substancji rozpada się na jony.

Przykład 1.

Stopień dysocjacji kwasu fluorowodorowego w roztworze HF o stężeniu $0,1 \text{ mol/dm}^3$ wynosi 8,1%. Oblicz stężenie molowe jonów fluorkowych w roztworze.

Rozwiązanie:

Reakcja dysocjacji fluorowodoru w wodzie jest następująca:



Z 1 mola fluorowodoru powstaje 1 mol jonów fluorkowych, czyli stężenie fluorowodoru, który uległ dysocjacji, będzie się równać stężeniu jonów fluorkowych.

W obliczeniach korzystamy z następującego wzoru:

$$\alpha = \frac{C_z}{C_0} \cdot 100\%$$

Po jego przekształceniu obliczamy stężenie HF, który uległ dysocjacji:

$$C_z = \frac{\alpha \cdot C_0}{100\%} = \frac{8,1\% \cdot 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{100\%} = 0,0081 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Odpowiedź: W roztworze $0,1 \text{ mol/dm}^3$ kwasu fluorowodorowego stężenie jonów fluorkowych wynosi $0,0081 \text{ mol/dm}^3$.

Pomiary wykonane dla różnych elektrolitów wskazują, że stopień dysocjacji elektrolitu słabego nie jest wartością stałą. Do parametrów, które mają wpływ na wielkość stopnia dysocjacji, należy stężenie elektrolitu. **Im bardziej rozcieńczony jest roztwór, tym więcej cząstek elektrolitu słabego ulega dysocjacji**



i stopień dysocjacji rośnie. I odwrotnie: im jest większe stężenie elektrolitu słabego, tym mniej jonów powstaje w procesie dysocjacji i stopień dysocjacji jest mniejszy. Można to wytłumaczyć w ten sposób, że im większe stężenie ma elektrolit, tym więcej jego cząstek przypada na jednostkę objętości. Oznacza to, że oddziaływania między cząsteczkami rozpuszczalnika i związku są słabsze, a dla powstających jonów jest mniej miejsca, dlatego nie wszystkie cząstki rozpadają się na kationy i aniony.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wyjaśnij pojęcia: *elektrolit, nieelektrolit, stopień dysocjacji*.
- Oblicz stopień dysocjacji kwasu azotowego(III), jeśli stężenie jonów azotanowych(III) w roztworze tego kwasu wynosi $0,0018 \text{ mol/dm}^3$, a stężenie niezdisocjowanych cząsteczek tego kwasu jest równe $0,0082 \text{ mol/dm}^3$.
- Oblicz stężenie jonów oksoniowych w roztworze kwasu fluorowodorowego o stężeniu $0,01 \text{ mol/dm}^3$, jeśli stopień dysocjacji tego kwasu wynosi 22%.
- Stopień dysocjacji pewnej substancji w roztworze wynosi 0,56. Wskaż wartość, która wyraża ten stopień w procentach.
 - 5,6%
 - 56%
 - 0,56%
 - 1,12%
- Oceń prawdziwość podanych zdań.
 - W miarę rozcieńczania wodą roztworu cukru rośnie stopień dysocjacji cukru.
 - W miarę rozcieńczania wodnego roztworu kwasu octowego rośnie stosunek liczby cząsteczek zdysocjowanych kwasu do liczby cząsteczek wprowadzonych do roztworu.
 - Wszystkie elektrolity mają identyczne wartości stopnia dysocjacji.
- W pewnym roztworze stopień dysocjacji kwasu o wzorze HA wynosi 50%. Wskaż wniosek, który można wyciągnąć na podstawie tej informacji.
 - Stosunek liczby moli kwasu zdysocjowanego do początkowej liczby moli kwasu jest równy 2 : 1.
 - Stosunek początkowej liczby moli kwasu do liczby moli kwasu zdysocjowanego wynosi 2 : 1.
 - Stężenie jonu A^- jest równe stężeniu niezdisocjowanego kwasu HA w roztworze tego kwasu.
 - Kwas HA nie ulega dysocjacji elektrolitycznej.
- Porównaj dwa roztwory różnych substancji o stężeniu $0,05 \text{ mol/dm}^3$: wodorotlenku sodu i amoniaku. Wskaż roztwór, w którym stężenie jonów wodorotlenkowych będzie większe, oraz określ, która substancja będzie miała wyższy stopień dysocjacji.

PODSUMOWANIE LEKCJI



- Stopień dysocjacji informuje, w jakim stopniu dana substancja ulega dysocjacji w wodzie. ◀ s. 60
- Wraz z rozcieńczaniem roztworu elektrolitu słabego znacząco rośnie jego stopień dysocjacji. ◀ s. 61

Sposoby wyrażania stopnia dysocjacji	Posługiwanie się liczbą moli	Posługiwanie się stężeniami	Granice wartości stopnia dysocjacji
ułamek	$\alpha = \frac{n_x}{n_0}$	$\alpha = \frac{C_x}{C_0}$	$0 < \alpha < 1$
procenty	$\alpha = \frac{n_x}{n_0} \cdot 100\%$	$\alpha = \frac{C_x}{C_0} \cdot 100\%$	$0 < \alpha < 100\%$
	n_x – liczba moli substancji, które uległy dysocjacji n_0 – liczba moli substancji wprowadzonych do wody	C_x – stężenie substancji, która uległa dysocjacji C_0 – całkowite stężenie substancji	

3. Teoria Brønsteda–Lowry’ego kwasów i zasad

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, co to jest kwas i zasada w ujęciu teorii Brønsteda–Lowry’ego;
- wskażesz kwas i zasadę w równaniach reakcji pomiędzy kwasem a zasadą;
- określisz sprzężone pary kwasów i zasad w równaniach reakcji dotyczących kwasów i zasad.

Większość reakcji zachodzących w przyrodzie wiąże się z uczestnictwem kwasów lub zasad. W tym rozdziale poznasz teorię kwasów i zasad Brønsteda–Lowry’ego (czytaj: brønsteda lauriego), którą posługuje się obecnie większość chemików na świecie.

3.1. Kwasy i zasady Brønsteda–Lowry’ego

W 1923 r. dwaj chemicy niezależnie od siebie – Duńczyk Johannes Brønsted i Anglik Thomas Lowry – zaproponowali teorię kwasów i zasad opisującą zachowanie tych związków zarówno w roztworze wodnym, jak i w roztworach niewodnych. Zgodnie z nią kwasem jest każde indywiduum chemiczne, które w reakcji chemicznej oddaje kation wodoru (proton), natomiast zasadą jest każda cząstka, która przyjmuje kation wodoru (proton).

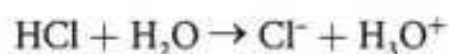
kwas Brønsteda–
–Lowry’ego

► **Kwas Brønsteda–Lowry’ego** – donor (dawca) protonu.

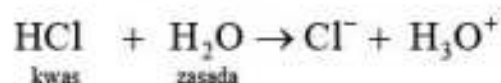
zasada Brønsteda–
–Lowry’ego

► **Zasada Brønsteda–Lowry’ego** – akceptor (biorca) protonu.

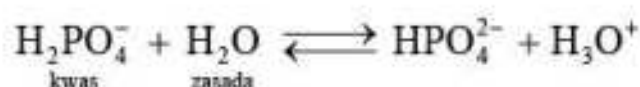
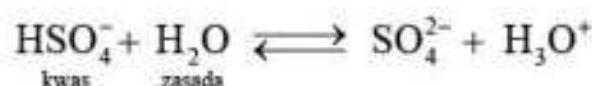
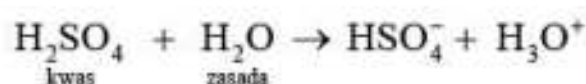
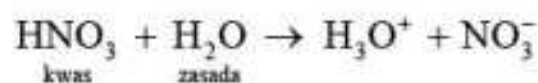
Rozpatrzmy reakcję dysocjacji kwasu chlorowodorowego:



Zauważmy, że proton (kation wodoru) został przeniesiony z cząsteczki chlorowodoru na cząsteczkę wody. Stwierdzamy, że kwas chlorowodorowy jest dawcą protonu, czyli kwasem, natomiast woda jest biorcą protonu, czyli zasadą. Dlatego możemy podpisać równanie następująco:

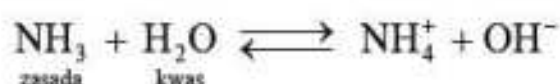


Podobnie możemy opisać inne równania reakcji dysocjacji kwasów:



Ostatnie dwa równania przedstawiają drugi etap dysocjacji kwasów wieloprotonowych. Zauważmy, że w tym przypadku kwasami są jony: wodosiarczany(VI) i difosforanowy(V). W teorii Brønsteda–Lowry’ego kwasami mogą być także jony, nie tylko obojętne cząsteczki.

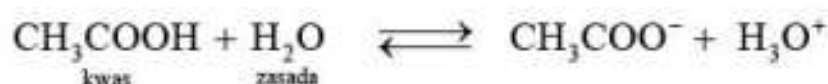
Podczas rozpuszczania się amoniaku w wodzie zachodzi reakcja pomiędzy cząsteczkami amoniaku i wody. Amoniak jest akceptorem (biorcą) protonu, natomiast woda jest jego dawcą:



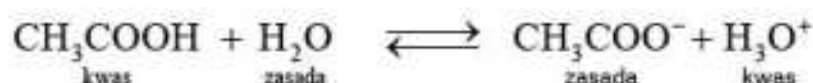
Jeśli przeanalizujemy powyższe równania, zauważymy, że woda w zależności od substancji, z którą reaguje, może odgrywać rolę zasady bądź kwasu. O wodzie mówimy, że jest związkiem amfiprotycznym (inaczej amfoterycznym). Cząstka „amfi-” pochodzi od greckiego słowa oznaczającego „oboje”. Cząsteczka wody może oddać swój proton zasadzie i stać się jonem OH^- lub przyłączyć proton od cząsteczki kwasu i utworzyć jon H_3O^+ .

3.2. Sprzężone pary kwasów i zasad

Gdy cząsteczki kwasu octowego przekazują cząsteczkom wody protony, powstają jony octanowe i oksoniowe:



Jony octanowe powstałe z kwasu octowego są potencjalnymi zasadami (w odpowiednich warunkach mogą przyjąć proton), natomiast jony oksoniowe mogą odgrywać rolę kwasu (w pewnych warunkach mogą oddać proton):

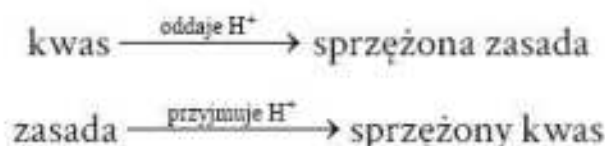


W tym równaniu możemy wyróżnić pary kwasów i zasad:

CH_3COOH	—	CH_3COO^-		H_2O	—	H_3O^+
kwas		zasada		zasada		kwas

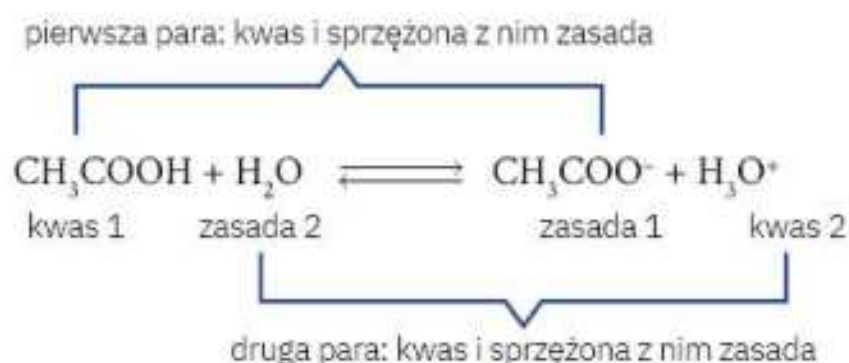
O takiej parze, w której jedna cząstka powstaje z drugiej w wyniku oddania lub przyjęcia protonu, mówimy, że jest to para sprzężonych kwasu i zasady.

Ogólnie:



Gdy kwas oddaje proton, staje się zasadą sprzężoną z kwasem. Gdy zasada przyłączy proton, staje się kwasem sprzężonym z zasadą.

Proces dysocjacji kwasu octowego z uwzględnieniem definicji kwasów i zasad Brønsteda–Lowry’ego można opisać następująco:



Podobnie możemy opisać równanie amoniaku z wodą:



Amoniak (NH_3) jest zasadą, bo przyjmuje proton. Powstały z niego jon amonowy (NH_4^+) może być źródłem protonów (jonów wodorowych), czyli jest kwasem sprzężonym z amoniakiem. Woda w tej reakcji jest kwasem, gdyż oddaje proton, a powstałe jony wodorotlenkowe są sprzężoną zasadą.

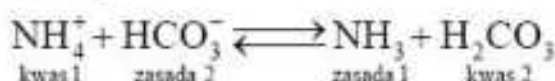
Przykład 1.

Wskaż pary sprzężonych kwasów i zasad w poniższym równaniu reakcji.



Rozwiązanie:

Jon amonowy NH_4^+ oddaje proton innej cząstce, więc jest kwasem Brønsteda–Lowry’ego. Jon wodorowęglanowy HCO_3^- przyłącza proton oddany przez inną cząstkę, więc jest zasadą Brønsteda–Lowry’ego. Ponieważ cząsteczka NH_3 powstała z kwasu NH_4^+ przez utratę protonu, to jest ona zasadą sprzężoną z kwasem NH_4^+ . Cząsteczka H_2CO_3 jest kwasem utworzonym przez przyłączenie protonu do jonu HCO_3^- , jest więc kwasem sprzężonym z zasadą HCO_3^- .



3.3. Czy wodorotlenki są zasadami?

Wodorotlenki rozpuszczalne w wodzie są źródłem jonów wodorotlenkowych, które reagują z wodą w myśl równania:



W tej reakcji jony wodorotlenkowe przyjmują proton, więc są zasadą Brønsteda–Lowry’ego. Z tego względu substancje, które stanowią źródło tych jonów, czyli wodorotlenki, uznaje się za zasady.

Przyjrzyjmy się ponownie powyższemu równaniu reakcji. Zauważmy, że gdy jon wodorotlenkowy zostanie sprotonowany, staje się cząsteczką wody, a cząsteczka wody, która była donorem protonu, przemienia się w jon wodorotlenkowy. W wyniku tej reakcji powstaje tyle samo jonów OH^- , co jest w niej zużywanych. Makroskopowo nie obserwujemy żadnych zmian – stężenie jonów wodorotlenkowych w roztworze jest stałe.

Wodorotlenki trudno rozpuszczalne w wodzie nie są dobrym źródłem jonów wodorotlenkowych. Nawet w nasyconych roztworach tych substancji stężenie jonów OH^- jest znikome (więcej informacji na temat zachowania się trudno rozpuszczalnych substancji w wodzie przedstawiono w rozdziale 11. Iloczyn rozpuszczalności). Z tego względu wodorotlenki zazwyczaj nie są brane pod uwagę przy rozważaniach na temat mocy zasad, jednak do nich należą.

3.4. Moc kwasów i zasad

O mocy kwasu i zasady mówi się w odniesieniu do rozpuszczalnika, w którym się one znajdują. Najczęściej moc określa się w stosunku do wody. Jeśli kwas reaguje całkowicie z wodą z utworzeniem jonów oksoniowych, czyli jest praktycznie całkowicie pozbawiony jonów wodorowych (zdeprotonowany), należy do mocnych kwasów. Natomiast jeśli ten proces zachodzi w znacznie mniejszym stopniu, kwas należy do słabych kwasów.

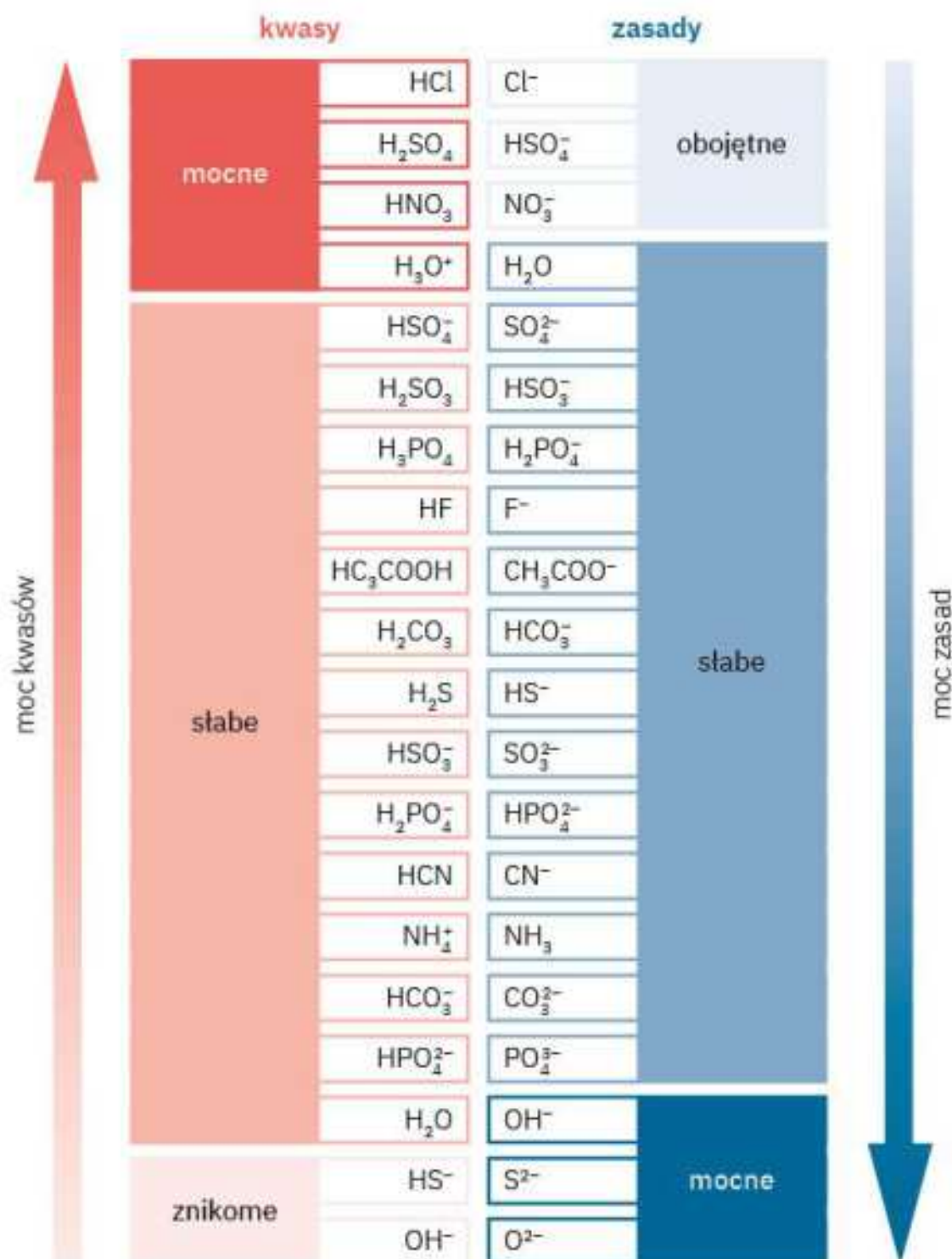
Zasada jest uznawana za mocną zasadę, jeśli w roztworze wodnym jest całkowicie sprotonowana (protony są przyjmowane praktycznie przez wszystkie jej cząstki), czyli całkowicie reaguje z wodą z utworzeniem jonów wodorotlenkowych. W przeciwieństwie do niej słaba zasada w roztworze wodnym jest częściowo sprotonowana, reaguje z wodą niecałkowicie z utworzeniem jonów wodorotlenkowych.

Poniżej podano przykłady mocnych i słabych kwasów oraz mocnych i słabych zasad:

- mocne kwasy: HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4 (w pierwszym etapie dysocjacji), HClO_4

- słabe kwasy: CH_3COOH , H_3PO_4 , H_2S
- mocne zasady: OH^- (ich źródłem są np.: NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$), NH_2^- – jon amidkowy (jako źródło może posłużyć NaNH_2 , czyli amidek sodu), O^{2-} – jon tlenkowy (występujący np. w CaO)
- słabe zasady: NH_3

Przykłady kwasów i zasad według teorii Brønsteda–Lowry’ego zestawione zgodnie ze zmieniającą się mocą przedstawiono na rysunku 3.1.



Rys. 3.1. Przykłady kwasów i zasad Brønsteda–Lowry’ego uporządkowanych według ich mocy. W jednym wierszu znajdują się sprzężone pary kwasów i zasad.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij znaczenie terminów *kwasy Brønsteda–Lowry’ego*, *zasada Brønsteda–Lowry’ego*.
2. Wybierz poprawne uzupełnienie zdania.
Istotą teorii Brønsteda–Lowry’ego jest (*reakcja kwasów z wodą/reakcja zasad z wodą/przeniesienie protonu/reakcja wodorotlenku z kwasem*).
3. Napisz w zeszycie wzory kwasów sprzężonych z:
a) NH_3 , b) H_2O .
4. Napisz w zeszycie wzory zasad sprzężonych z:
a) HCOOH , b) H_2O , c) HCO_3^- .
5. Zapisz w zeszycie równania reakcji, w których jon wodorofosforanowy(V) będzie zachowywał się jak:
a) kwas, b) zasada.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Zgodnie z teorią kwasów i zasad Brønsteda–Lowry’ego:
 - **kwasy** to donory (dawcy) protonów, czyli indywidualium chemiczne, które w reakcji chemicznej oddaje kation wodoru;
 - **zasady** to akceptory (biorcy) protonów, czyli indywidualium chemiczne, które w reakcji chemicznej przyjmuje kation wodoru.

◀ s. 64

4. Stała dysocjacji

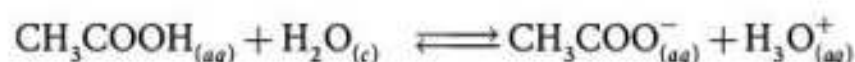
NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, czym jest stała dysocjacji i jak się ją wyraża;
- porównasz wartości stałych dysocjacji i na ich podstawie określisz moc elektrolitu.

Moc elektrolitu zależy od położenia stanu równowagi reakcji dysocjacji. Jeżeli położenie stanu równowagi jest przesunięte w lewą stronę, elektrolit jest słaby, w małym stopniu zdysocjowany. Przesunięcie równowagi w prawą stronę oznacza mocniejszy elektrolit, bardziej zdysocjowany. Mocne elektrolity, jak $\text{HCl}_{(aq)}$, $\text{NaOH}_{(aq)}$, mają równowagę bardzo mocno przesuniętą w prawą stronę. Są praktycznie całkowicie zdysocjowane.

4.1. Słabe kwasy

stan równowagi ▶ Kwas octowy należy do słabych kwasów. W wodzie dysocjuje w niewielkim stopniu, dlatego oprócz jonów występują niezdisocjowane cząsteczki tego kwasu. Pomiędzy stężeniami poszczególnych cząstek ustala się **stan równowagi**:



Opisuje ją stała równowagi:

$$K_c = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}][\text{H}_2\text{O}]}$$

Woda w tym równaniu reakcji jest zarówno reagentem, jak i rozpuszczalnikiem. Jej stężenie można uznać za stałe i włączyć do stałej K_c . Otrzymamy wtedy nową stałą, której wartość będzie równa $K_c \cdot [\text{H}_2\text{O}]$.

stała kwasowości ▶ Jeśli rozważymy dysocjację kwasu octowego w ujęciu teorii Brønsteda–Lowry’ego to dostrzeżemy, że CH_3COOH w wodzie jest kwasem. Stała równowagi, która opisuje reakcję kwasu Brønsteda–Lowry’ego z wodą, nosi nazwę **stałej kwasowości** (stałej dysocjacji kwasu). Zapisuje się ją jako K_a . W przypadku kwasu octowego ma ona następującą postać:

$$K_a = K_c[\text{H}_2\text{O}]$$

$$K_a = \frac{[\text{CH}_3\text{COO}^-][\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Dla kwasu octowego doświadczalnie wyznaczona wartość stałej K_a w temperaturze 25°C wynosi $1,8 \cdot 10^{-5}$.

Po uogólnieniu dla kwasu HA ulegającego reakcji dysocjacji:



wyrażenie na stałą kwasowości K_a ma postać:

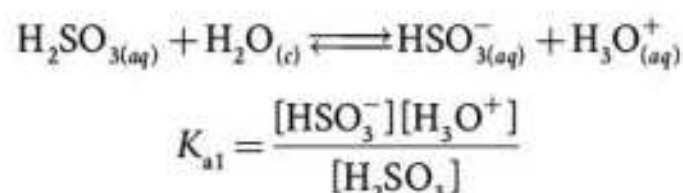
$$K_a = \frac{[A^-][H_3O^+]}{[HA]}$$

Wartość stałej dysocjacji kwasu K_a określa, jak daleko zachodzi wymiana protonu. Im mniejsza wartość K_a , tym kwas ma mniejszą tendencję do oddawania protonu cząsteczce wody, czyli jest słabszy.

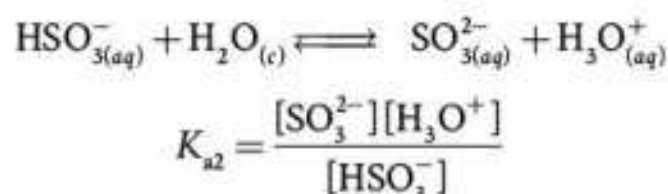
4.2. Kwasy wieloprotonowe

Kwasy wieloprotonowe mogą oddać więcej niż jeden proton. Przykładem mogą być kwas siarkowy(IV), który może oddać dwa protony, i kwas fosforowy(V), który może oddać nawet trzy protony.

Stale kwasowości odnoszące się do kolejnych reakcji równowagowych przeniesienia protonów zostaną przedstawione na przykładzie kwasu siarkowego(IV). W pierwszym etapie cząsteczki kwasu siarkowego(IV) oddają cząsteczkom wody pierwszy proton:



Od powstałego anionu może się oderwać drugi proton.



Stała dysocjacji (stała kwasowości) odsczepienia pierwszego protonu jest oznaczona jako K_{a1} , a drugiego – jako K_{a2} . Stała dysocjacji K_{a1} jest zawsze większa od K_{a2} (patrz tab. 4.1.), ponieważ trudniej jest odłączyć dodatnio naładowany jon wodoru od ujemnego jonu niż od obojętnej cząsteczki.

Tab. 4.1. Stałe dysocjacji wybranych kwasów

Nazwa kwasu	Wzór	K_a
kwas fosforowy(V)	H_3PO_4	$7,5 \cdot 10^{-3}$
	$H_2PO_4^-$	$6,3 \cdot 10^{-8}$
	HPO_4^{2-}	$1,3 \cdot 10^{-12}$
kwas siarkowodorowy	H_2S	$9,1 \cdot 10^{-8}$
	HS^-	$1,2 \cdot 10^{-13}$
kwas siarkowy(VI)	H_2SO_4	bardzo duża
	HSO_4^-	$1,2 \cdot 10^{-2}$
Nazwa kwasu	Wzór	K_a
kwas siarkowy(IV)	H_2SO_3	$1,7 \cdot 10^{-2}$
	HSO_3^-	$5,0 \cdot 10^{-6}$
kwas węglowy	H_2CO_3	$3,3 \cdot 10^{-7}$
	HCO_3^-	$5,0 \cdot 10^{-11}$
kwas octowy	CH_3COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
kwas mrówkowy	$HCOOH$	$2,1 \cdot 10^{-4}$

4.3. Mocne kwasy

Równowaga równania reakcji dysocjacji mocnych kwasów, do których zaliczamy m.in.: HBr, HCl, HI, H₂SO₄, HNO₃, jest silnie przesunięta w kierunku powstawania jonów (w prawą stronę). Dlatego mocne kwasy mają stałą dysocjacji (stałą kwasowości) $K_a > 1$. Z tego powodu w równaniach dysocjacji mocnych kwasów wpisuje się jedną strzałkę, na przykład:



4.4. Słabe zasady

Dysocjacja w wodzie słabej zasady, np. amoniaku, polega na przyłączaniu protonu z cząsteczki wody:



Wyrażenie określające stałą dysocjacji amoniaku jest następujące:

$$K_b = \frac{[\text{NH}_4^+][\text{OH}^-]}{[\text{NH}_3]}$$

stała zasadowości ▶

Z uwagi na to, że zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego amoniak zachowuje się w omawianej reakcji jak zasada, stała nosi także nazwę **stałej zasadowości** (oznaczanej jako K_b).

Dla amoniaku w wodzie $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$ w temperaturze 25°C.

Po uogólnieniu dla zasady B ulegającej reakcji dysocjacji:



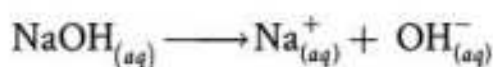
wyrażenie na stałą dysocjacji K_b ma postać:

$$K_b = \frac{[\text{BH}^+][\text{OH}^-]}{[B]}$$

Stała dysocjacji zasady jest miarą jej tendencji do przyłączania protonu z cząsteczki wody. **Im mniejsza wartość stałej K_b , tym zasada jest słabsza.**

4.5. Wodorotlenki

Rozpuszczalne w wodzie wodorotlenki litowców (Li, Na, K, Rb) i wapniowców (Ca, Sr, Ba) dysocjują w niej całkowicie, tworząc kationy metalu i aniony wodorotlenkowe. Położenie równowagi w równaniu reakcji jest bardzo mocno przesunięte w kierunku powstawania jonów (w prawą stronę), dlatego stała dysocjacji mocnych zasad $K_b > 1$.

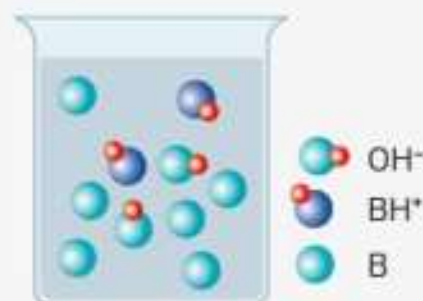


ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wybierz właściwe odpowiedzi spośród podanych w nawiasach, aby powstały zdania prawdziwe.

Wartość stałej K_a określa moc (*kwasów/ zasad*). Wartość stałej K_b określa moc (*kwasów/ zasad*). Im mniejsze wartości stałej dysocjacji, tym (*mocniejszy/słabszy*) jest elektrolit.

2. Na podstawie wartości stałych K_a (patrz tab. 4.1.) uszereguj następujące kwasy: H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_2S , H_3PO_4 , H_2CO_3 według wzrastającej mocy (weź pod uwagę tylko pierwszy etap dysocjacji).
3. Na podstawie informacji zawartych w tabeli 4.1. określ, który z kwasów jest mocniejszy: CH_3COOH czy $HCOOH$.
4. Wartość K_b mocznika wynosi $1,3 \cdot 10^{-14}$, a nikotyny – $1,0 \cdot 10^{-6}$. Ustal, która zasada jest mocniej sprotonowana w wodzie i jest mocniejszym elektrolitem.
5. Stała dysocjacji morfiny $K_b = 1,6 \cdot 10^{-6}$, a amoniaku $K_b = 1,8 \cdot 10^{-5}$. Ustal, czy morfina jest silniejszą czy słabszą zasadą niż amoniak.
6. Zasadę B umieszczono w zlewce z wodą i uzyskano rezultat pokazany obok (cząsteczki wody pominięto dla przejrzystości rysunku).
- a) Ułóż równanie reakcji dysocjacji tej zasady i zakwalifikuj ją do mocnych lub słabych zasad.
- b) Napisz w zeszycie wyrażenie na stałą dysocjacji zasady B.



PODSUMOWANIE LEKCJI

- W roztworach wodnych słabych elektrolitów reakcja przeniesienia protonu jest reakcją równowagową. ◀ s. 70
- Reakcję przekazywania protonu przez słaby kwas w roztworze wodnym opisuje stała równowagi nazywana **stałą kwasowości** (K_a) lub **stałą dysocjacji kwasu**. ◀ s. 70
- Reakcję przyjmowania protonu przez słabą zasadę w roztworze wodnym opisuje stała równowagi nazywana **stałą zasadowości** (K_b) lub **stałą dysocjacji zasady**. ◀ s. 72

5. Iloczyn jonowy wody. Wartość pH

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, co to jest iloczyn jonowy wody;
- poznasz barwy różnych wskaźników w zależności od odczynu roztworu;
- nauczysz się obliczać stężenie jonów odpowiedzialnych za odczyn roztworu na podstawie iloczynu jonowego wody;
- obliczysz pH roztworu wodorotlenku i mocnego kwasu o znanym stężeniu.

Wiemy z przekazów reklamowych, że żucie gumy bezpośrednio po każdym posiłku pobudza wydzielanie śliny, która zwiększa pH jamy ustnej i tym samym zapobiega demineralizacji szkliwa. Co to jest pH? Co oznacza podwyższenie wartości pH? Czy mierzenie pH jest konieczne?

5.1. Iloczyn jonowy wody

W czystej wodzie w bardzo niewielkim stopniu zachodzi przeniesienie protonu między cząsteczkami wody, w skutek czego powstają w równej ilości jony oksoniowe i wodorotlenkowe:



Reakcję tę nazwano reakcją autoprotolizy wody.

reakcja
autoprotolizy

► **Reakcja autoprotolizy** – reakcja, w której proton zostaje przeniesiony z jednej cząsteczki na drugą, identyczną cząsteczkę.

Ustalono, że w temperaturze 25°C stężenia tych jonów wynoszą 10^{-7} mol/dm^3 .

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Równowagę reakcji autoprotolizy opisuje **iloczyn jonowy wody**. W temperaturze 25°C ma wartość:

$$K_w = [\text{H}_3\text{O}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$$

iloczyn jonowy
wody

► **Iloczyn jonowy wody** – iloczyn stężeń jonów oksoniowych i wodorotlenkowych powstałych w wyniku autoprotolizy wody.

W każdym roztworze, niezależnie od jego odczynu, występują oba rodzaje jonów (H_3O^+ i OH^-). Na podstawie stężenia jednego z nich można obliczyć stężenie drugiego:

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

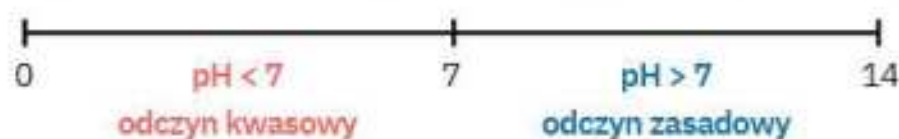
Im więcej jest w roztworze wodnym jonów wodorowych (oksoniowych), tym mniej występuje w nim jonów wodorotlenkowych, i odwrotnie (rys. 5.1.). Stężenie jonów wodorowych jest odwrotnie proporcjonalne do stężenia jonów wodorotlenkowych w danym roztworze. O odczynie roztworu decydują te jony, które są w przewadze.

Rys. 5.1. Zależność pomiędzy stężeniami jonów H_3O^+ i OH^- w roztworach wodnych w temperaturze 25°C.

$[\text{OH}^-] \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$	pH	$[\text{H}_3\text{O}^+] \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$	
10^{-14}	0	1,0	odczyn kwasowy
10^{-13}	1	10^{-1}	
10^{-12}	2	10^{-2}	
10^{-11}	3	10^{-3}	
10^{-10}	4	10^{-4}	
10^{-9}	5	10^{-5}	
10^{-8}	6	10^{-6}	odczyn obojętny
10^{-7}	7	10^{-7}	
10^{-6}	8	10^{-8}	odczyn zasadowy
10^{-5}	9	10^{-9}	
10^{-4}	10	10^{-10}	
10^{-3}	11	10^{-11}	
10^{-2}	12	10^{-12}	
10^{-1}	13	10^{-13}	
1,0	14	10^{-14}	

5.2. Skala pH

Do określania odczynu roztworu służy skala pH. Jej zakres obejmuje wartości od 0 do 14. Na podstawie wartości pH roztworu potrafimy określić jego odczyn:



5.3. Ilościowa interpretacja pH

Ujemny logarytm dziesiętny ze stężenia molowego jonów oksoniowych (lub wodorowych) w roztworze nazywamy pH. Możemy zapisać:

$$\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}_3\text{O}^+], \text{ gdzie } [\text{H}_3\text{O}^+] \text{ wyrażone jest w } \left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right]$$

lub

$$\text{pH} = -\log_{10} [\text{H}^+], \text{ gdzie } [\text{H}^+] \text{ wyrażone jest w } \left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right]$$

Oba wzory są poprawne, mimo to w dalszej części będziemy stosować wzór uwzględniający istnienie jonów oksoniowych w wodzie i roztworach wodnych.

We wzorach logarytmów dziesiętnych pomija się liczbę 10 (podstawę logarytmu), dlatego wzór opisujący pH ma postać:

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

Z powyższego wzoru możemy wyznaczyć stężenie molowe jonów wodorowych, które jest równe:

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

Przykład 1.

Oblicz, jakie jest stężenie jonów oksoniowych (wodorowych) w roztworze kwasu fosforowego(V) o pH równym 4.

Rozwiązanie:

Podstawiamy odpowiednie dane liczbowe do wzoru na stężenie jonów oksoniowych i otrzymujemy wynik. Oczywiście pamiętamy, że wynik należy podać wraz z odpowiednią jednostką (jednostką stężenia molowego):

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 0,0001 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Odpowiedź: Stężenie jonów oksoniowych w roztworze wynosi $0,0001 \text{ mol/dm}^3$.

Przykład 2.

Deszcz o rekordowo niskim pH 2,4 spadł w 1974 r. w Szkocji. Oblicz stężenie jonów oksoniowych w tej deszczówce.

Rozwiązanie:

Podobnie jak w przykładzie 1. posłużymy się wyprowadzonym wzorem na stężenie jonów oksoniowych w roztworze. Po podstawieniu danych z zadania otrzymamy:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 10^{-2,4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Aby to obliczyć, posłużymy się kalkulatorem.

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 10^{-2,4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 0,00398 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 3,98 \cdot 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Odpowiedź: Stężenie jonów oksoniowych w deszczówce wynosiło $3,98 \cdot 10^{-3} \text{ mol/dm}^3$.

5.4. Obliczanie pH mocnych kwasów jednoprotonowych

W przypadku mocnych kwasów zawierających jeden atom wodoru w cząsteczce możliwe jest obliczenie pH ich roztworów, jeśli znane jest ich stężenie molowe.

Przykład 3.

Wyznacz pH 0,01-molowego roztworu kwasu solnego.

Rozwiązanie

Etap 1.

Zapisujemy równanie reakcji kwasu solnego z wodą:



Etap 2.

Kwas solny jest mocnym kwasem, reaguje z wodą praktycznie całkowicie. Możemy założyć, że z każdej cząsteczki tego kwasu powstaje jon oksoniowy. Dlatego stężenie jonów oksoniowych jest równe stężeniu kwasu:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 10^{-2} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Etap 3.

Wartość stężenia jonów oksoniowych wstawiamy do wzoru na pH:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-2} = 2$$

Odpowiedź: pH 0,01-molowego roztworu kwasu solnego wynosi 2.

5.5. Określanie pH roztworów wodorotlenków

W roztworach wodorotlenków o znanym stężeniu jest możliwe wyznaczenie stężenia jonów wodorotlenkowych. Znajomość stężenia jonów wodorotlenkowych pozwala wyznaczyć stężenie jonów oksoniowych i pH roztworu.

Przykład 4.

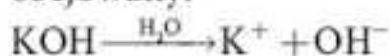
Oblicz pH 0,001-molowego roztworu wodorotlenku potasu.

Rozwiązanie:

Do obliczenia pH roztworu jest potrzebne stężenie jonów oksoniowych. Na podstawie stężenia KOH wyznaczmy stężenie jonów OH^- , a następnie z iloczynu jonowego wody obliczymy stężenie jonów H_3O^+ i w konsekwencji pH.

Etap 1.

Wiemy, że wodorotlenek potasu w roztworze wodnym jest całkowicie zdysocjowany:



dlatego stężenie jonów OH^- jest równe stężeniu wodorotlenku potasu:

$$[\text{OH}^-] = C_{\text{KOH}} = 10^{-3} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Etap 2.

Obliczamy stężenie jonów oksoniowych:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-3}} = 10^{-11} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Etap 3.

Wyznaczamy pH roztworu:

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] = -\log 10^{-11} = 11$$

Odpowiedź: W 0,001-molowym roztworze KOH pH wynosi 11.





Przykład 5.

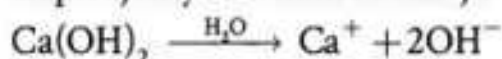
Oblicz pH 0,00005-molowego roztworu wodorotlenku wapnia, którego stopień dysocjacji $\alpha = 100\%$.

Rozwiązanie:

Na początku należy obliczyć stężenie jonów wodorotlenkowych, a następnie stężenie jonów oksoniowych i pH.

Etap 1.

Zapisujemy równanie reakcji:



Etap 2.

Z treści zadania wynika, że Ca(OH)_2 dysocjuje całkowicie. Ze stechiometrii równania wiadomo, że z każdego mola tej substancji powstają dwa mole jonów wodorotlenkowych. Na tej podstawie wnioskujemy, że stężenie jonów wodorotlenkowych jest dwukrotnie większe od stężenia wodorotlenku wapnia:

$$[\text{OH}^-] = 2 \cdot C_{\text{Ca(OH)}_2} = 2 \cdot 0,00005 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} = 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Etap 3.

Obliczamy stężenie jonów oksoniowych:

$$[\text{H}_3\text{O}^+] = \frac{10^{-14}}{[\text{OH}^-]} = \frac{10^{-14}}{10^{-4}} = 10^{-10} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Etap 4.

Wyznaczamy pH roztworu:

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

Odpowiedź: Obliczone pH 0,00005-molowego roztworu Ca(OH)_2 ma wartość 10.

5.6. Wskaźniki kwasowo-zasadowe

Do określania odczynów roztworów nie możemy się posługiwać swoim zmysłem smaku, ponieważ byłoby to zbyt niebezpieczne. Służą do tego celu substancje zwane **wskaźnikami kwasowo-zasadowymi**. W zależności od pH badanego roztworu przyjmują one różne barwy. Do badania odczynu kwasowo-zasadowego wykorzystuje się je pojedynczo lub w mieszaninie. W szkolnym laboratorium najczęściej używanymi wskaźnikami są: fenoloftaleina, uniwersalny papierek wskaźnikowy, oranż metylowy, lakmus i wywar z czerwonej kapusty.

Doświadczenie 1.

Badanie zachowania się wskaźników kwasowo-zasadowych w roztworach kwasowych, zasadowych i obojętnych

Opis: Przygotuj roztwory dowolnego kwasu (np. 0,1 mol/dm³ HCl lub octu) i wodorotlenku (np. 0,1 mol/dm³ NaOH) oraz wodę. Zbadaj, jak w wodzie

wskaźniki
kwasowo-zasadowe



oraz roztworze kwasu i wodorotlenku zachowują się: fenoloftaleina, uniwersalny papierek wskaźnikowy, oranż metylowy, lakmus oraz wywar z czerwonej kapusty.

Badany roztwór (1–2 cm³) przelej do probówki, a następnie dodaj 2–3 krople wskaźnika (w przypadku soku z kapusty – nawet do 5 cm³) lub zanurz w roztworze papierek wskaźnikowy. Obserwuj barwy przyjmowane przez wskaźniki w roztworach o różnym pH.

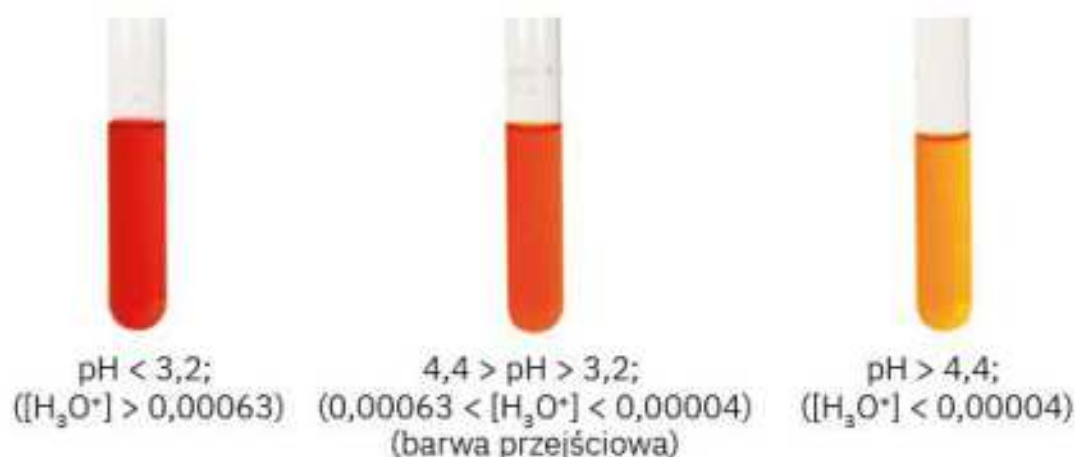
Obserwacje: Wyniki tego doświadczenia zostały przedstawione w tabeli.

Wskaźnik kwasowo-zasadowy	Barwa wskaźników w roztworach o różnym pH		
	odczyn kwasowy pH < 7	odczyn obojętny pH = 7	odczyn zasadowy pH > 7
fenoloftaleina	bezbarwna	bezbarwna	malinowa (czerwonofioletowa)
oranż metylowy	czerwona	żółta	żółta
sok z czerwonej kapusty	czerwona	niebieska	zielona
lakmus	czerwona	fioletowa	niebieska
uniwersalny papierek wskaźnikowy	czerwona	żółta	niebieskozielona

Dzięki wskaźnikom możemy określić odczyn roztworu. Są wskaźniki, które wskażą tylko jeden jego rodzaj (np. fenoloftaleina – odczyn zasadowy, oranż metylowy – odczyn kwasowy). Za pomocą uniwersalnych papierków wskaźnikowych, które stanowią mieszaninę wielu substancji, możemy nawet oszacować przybliżone pH roztworu.



Czy wskaźniki zmieniają barwę natychmiast po przekroczeniu pH = 7? Nie, każdy wskaźnik zmienia swoją barwę w różnym zakresie pH, np. oranż metylowy zmienia kolor z żółtego na czerwony w zakresie pH od 4,4 do 3,2 (rys. 5.2.).



Rys. 5.2. Barwy przyjmowane przez oranż metylowy zależnie od pH roztworu.

Jeśli pH roztworu jest wyższe niż 4,4, barwa oranżu metylowego jest żółta, a poniżej $\text{pH} = 3,2$ – czerwona. Wskaźnik ten wykaże nam kwasowy roztwór (przyjme czerwoną barwę) tylko wtedy, gdy pH tego roztworu będzie niższe niż 3,2. Jeśli pH roztworu będzie się mieścić w granicach 3,2–4,4, oranż przybierze barwę tzw. przejściową (nie czerwoną i nie żółtą, ale raczej pomarańczową).

5.7. Zastosowanie pomiaru pH

Stężenie jonów wodorowych ma ogromny wpływ na wszystkie reakcje chemiczne zachodzące w środowisku wodnym. Dlatego określenie wartości pH ma istotne znaczenie we wszystkich gałęziach przemysłu chemicznego, laboratoriach badawczych i kontrolnych, a także w rolnictwie i ogrodnictwie. Jednym z warunków dobrych plonów jest odpowiednie pH gleby. Niektóre analizy w medycynie opierają się na badaniach pH płynów ustrojowych człowieka, które prawidłowo funkcjonują nieraz w bardzo wąskich granicach pH.

Wartość pH mierzy się za pomocą papierka uniwersalnego lub pehametru

 Aby w prosty sposób wyznaczyć pH, stosuje się papierki uniwersalne. Dokładność tej metody jest niewielka, zwykle wynosi ok. ± 1 jednostki pH.	Bardziej precyzyjnych pomiarów dokonuje się, stosując pehametr. Dokładność wynosi 0,01 jednostki pH. 
---	---

5.8. Z pH spotykamy się na co dzień



Wartość pH wód, jezior i strumieni określa dostępność biologiczną składników odżywczych, takich jak: fosfor, azot i potas, oraz rozpuszczalność substancji, np. metali ciężkich: ołowiu, miedzi, kadmu. Między innymi od wartości pH zależy, w jakiej ilości

i w jakiej formie występuje fosfor, z którego mogą korzystać organizmy wodne. W przypadku metali ciężkich pH decyduje, w jakim stopniu są one rozpuszczalne, i określa ich toksyczność. Metale są bardziej toksyczne przy niższym pH, ponieważ są one bardziej rozpuszczalne. Wartość pH naturalnej wody słodkiej zawiera się w granicach 6,5–8,5.

Wartość pH świeżego mleka od zdrowych krów wynosi $6,6 \pm 0,1$. Wartości wyższe od 6,7 wskazują na stan zapalny sutka, natomiast wartości poniżej 6,5 – na obecność siary (wydzielina z gruczołów mlecznych w czasie ciąży) lub infekcję bakteryjną. Mleko, którego pH odbiega od normy, powinno zostać wycofane z produkcji, gdyż jego jakość będzie gorsza.



Wartość pH gleby wpływa na dostępność wielu składników odżywczych. Większość roślin toleruje pH od 5,5 do 8,5. Jednakże tolerancja na pH waha się w obrębie różnych gatunków roślin. Na przykład buraki cukrowe wymagają gleby o $\text{pH} = 6,5\text{--}7,5$, lucerna – 6,0–8,5, seler – 6,0–7,0, ziemniaki – 5,0–6,0. W związku z tym, aby osiągnąć wysokie plony, rolnicy muszą dbać o prawidłowe wartości pH na swoich polach.



Mocz ludzki powinien mieć pH od 5,5 do 6,0. Dieta bogata w owoce cytrusowe, warzywa lub produkty mleczne może podwyższyć pH moczu. Dieta bogata w produkty mięsne lub żurawiny obniża jego pH. Na kilka dni przed badaniem moczu powinno się stosować zbilansowaną dietę.



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

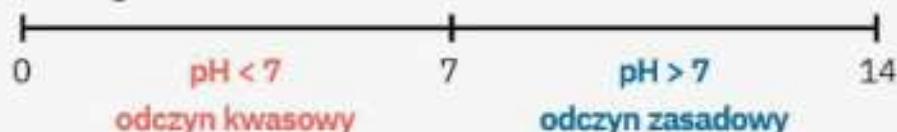
1. Oblicz stężenie jonów wodorotlenkowych w roztworze kwasu octowego o $\text{pH} = 5$.
2. Oblicz stężenie jonów oksoniowych w roztworze kwasu siarkowego(VI) o $\text{pH} = 4$.
3. Oblicz pH 0,001-molowego roztworu kwasu azotowego(V).
4. Wybierz właściwe słowo, tak aby powstałe zdanie było prawdziwe.

Im większe jest stężenie jonów oksoniowych w roztworze, tym pH ma	A.	niższą	wartość.
	B.	wyższą	

5. Oblicz pH 0,01-molowego roztworu wodorotlenku sodu.
6. Oblicz pH 0,0005-molowego roztworu wodorotlenku baru, którego stopień dysocjacji $\alpha = 100\%$.
7. Spośród dwóch roztworów podanych substancji o tym samym stężeniu molowym wybierz roztwór, który będzie miał wyższe pH .
 - a) kwas octowy i kwas azotowy(V)
 - b) wodorotlenek potasu i amoniak
8. W wodnym roztworze pewnego związku chemicznego oranż metylowy przyjął barwę czerwoną. Wskaż substancję, która mogła zostać użyta do sporządzenia tego roztworu.
 - a) wodorotlenek potasu
 - b) amoniak
 - c) kwas azotowy(V)
 - d) woda
9. Wiele sztucznych napojów o smaku coli zawiera regulator kwasowości w postaci pewnego nieorganicznego kwasu. Co to za kwas? Znajdź środki czyszczące wykorzystywane w gospodarstwie domowym, które również zawierają ten kwas. Porównaj skład napojów i tych środków.

PODSUMOWANIE LEKCJI

s. 75 ▶ • Interpretacja jakościowa pH :



s. 75 ▶ • Interpretacja ilościowa pH :

$$\text{pH} = -\log[\text{H}_3\text{O}^+] \quad [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-\text{pH}} \left[\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \right]$$

s. 74 ▶ • Iloczyn jonowy wody w temperaturze 25°C :

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

- **Wskaźniki (indykatory) kwasowo-zasadowe** to związki chemiczne, które wykorzystuje się do przybliżonego określania pH roztworu. ◀ s. 78

Wskaźnik kwasowo-zasadowy	Barwa wskaźników w roztworach o różnym pH		
	Odczyn kwasowy pH < 7	Odczyn obojętny pH = 7	Odczyn zasadowy pH > 7
fenoloftaleina	 bezbarwna	 bezbarwna	 malinowa (czerwonofioletowa)
oranż metylowy	 czerwona	 pomarańczowa	 żółta
sok z czerwonej kapusty	 czerwona	 niebieska	 zielona
lakmus	 czerwona	 fioletowa	 niebieska
uniwersalny papierek wskaźnikowy	 czerwona	 żółta	 niebieskozielona

- Do dokładnego określania odczynu kwasowo-zasadowego służą odpowiednie przyrządy, ◀ s. 80 zwane **pehametrami**.

6. Prawo rozcieńczeń Ostwalda

NA TEJ LEKCJI:

- przedstawisz matematyczną zależność stopnia dysocjacji słabego elektrolitu od jego stężenia;
- wykorzystasz do obliczeń prawo rozcieńczeń Ostwalda.

W przypadku słabych kwasów czy zasad nie da się w prosty sposób wyznaczyć pH, posługując się tylko ich stężeniami. Potrzebne są jeszcze inne dane, np. stała dysocjacji słabego elektrolitu lub jego stopień dysocjacji. W tym rozdziale dowiesz się, jak połączyć obie te wielkości w jednym równaniu i do czego można wykorzystać takie równanie.

6.1. Stała kwasowości słabego kwasu a jego stopień dysocjacji

Rozważmy dysocjację słabego jednoprotonowego kwasu o wzorze ogólnym HA:



Wyrażenie na stałą dysocjacji tego kwasu (stałą kwasowości) jest następujące:

$$K_a = \frac{[\text{A}^-] \cdot [\text{H}_3\text{O}^+]}{[\text{HA}]}$$

Przypomnijmy wzór na stopień dysocjacji kwasu:

$$\alpha = \frac{C_x}{C_0}$$

C_x – stężenie molowe kwasu HA, który uległ dysocjacji

C_0 – stężenie początkowe kwasu HA

Z równania dysocjacji elektrolitycznej wynika, że tyle, ile moli kwasu uległo dysocjacji, tyle też powstało kationów H_3O^+ i anionów A^- . Stężenia tych jonów są jednakowe i równe stężeniu kwasu, który uległ dysocjacji jonowej, dlatego możemy zapisać:

$$[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+] = C_x$$

Powyższą zależność uwzględniamy we wzorze na stopień dysocjacji:

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_0} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \alpha \cdot C_0$$

Wstawiamy teraz odpowiednie dane do wyrażenia na stałą dysocjacji, pamiętając, że $[\text{A}^-] = [\text{H}_3\text{O}^+]$:

$$K_a = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]^2}{[\text{HA}]} = \frac{(\alpha \cdot C_0)^2}{[\text{HA}]} = \frac{\alpha^2 \cdot C_0^2}{[\text{HA}]}$$

Stężenie kwasu, który pozostał niezdisocjowany w roztworze – $[\text{HA}]$, możemy opisać jako (wykorzystujemy przy tym równania wyprowadzone powyżej):

$$[\text{HA}] = C_0 - [\text{H}_3\text{O}^+] = C_0 - (\alpha \cdot C_0) = C_0 \cdot (1 - \alpha)$$

Dane te wpisujemy do wyrażenia na stałą kwasowości i dokonujemy matematycznych działań:

$$K_a = \frac{\alpha^2 \cdot C_0^2}{C_0 \cdot (1 - \alpha)} = \frac{\alpha^2 \cdot C_0}{1 - \alpha}$$

Otrzymany wzór przedstawiający matematyczną zależność stopnia dysocjacji słabego elektrolitu od jego stężenia wyraża tzw. prawo rozcieńczeń Ostwalda.

W niezbyt stężonych roztworach słabych elektrolitów stopień dysocjacji rośnie wraz z rozcieńczaniem (zmniejszaniem stężenia elektrolitu). W bardzo rozcieńczonych roztworach może osiągnąć wartość bliską 1 (100%).

W przypadku słabych elektrolitów, dla których $\alpha < 0,05$ (5%) lub $\frac{C_0}{K_a} \geq 400$, wyrażenie na stałą dysocjacji się upraszcza:

$$K_a = \alpha^2 \cdot C_0, \text{ gdyż } 1 - \alpha \approx 1$$

6.2. Wykorzystanie prawa rozcieńczeń Ostwalda do obliczeń

Dzięki prawu rozcieńczeń Ostwalda możemy obliczyć stopień dysocjacji słabego elektrolitu, jeśli znamy jego stałą dysocjacji, której wartość jest podana w tablicach chemicznych.

Przykład 1.

Oblicz stopień dysocjacji kwasu fluorowodorowego oraz stężenie jonów oksoniowych i pH jego roztworu o stężeniu $0,3 \text{ mol/dm}^3$. Stała kwasowości HF wynosi $6,3 \cdot 10^{-4}$.

Rozwiązanie:

Do obliczeń α wykorzystamy prawo rozcieńczeń Ostwalda, a następnie na podstawie stopnia dysocjacji wyznaczmy stężenie jonów oksoniowych i pH roztworu.

Etap 1.

Sprawdzamy, czy spełniony jest warunek: $\frac{C_0}{K_a} \geq 400$:

$$\frac{C_0}{K_a} = \frac{0,3}{6,3 \cdot 10^{-4}} = 476 \geq 400$$

Warunek jest spełniony, możemy wykorzystać uproszczony wzór.



Etap 2.

Wstawiamy odpowiednie dane do przekształconego wzoru:

$$K_a = \alpha^2 \cdot C_0 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_0}} = \sqrt{\frac{6,3 \cdot 10^{-4}}{0,3}} = 0,046 = 4,6\%$$

Etap 3.

Wyznaczamy stężenie jonów oksoniowych:

$$\alpha = \frac{[\text{H}_3\text{O}^+]}{C_0} \Rightarrow [\text{H}_3\text{O}^+] = \alpha \cdot C_0 = 0,046 \cdot 0,3 = 0,0137 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Etap 4.

Obliczamy pH roztworu:

$$\text{pH} = -\log 0,0137 = 1,8$$

Odpowiedź: 0,3-molowy roztwór HF ma pH = 2,4. Stężenie jonów oksoniowych wynosi w nim 0,0042 mol/dm³, a stopień dysocjacji HF jest równy 0,014 (1,4%).

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wybierz odpowiednie sformułowania, tak aby zdanie było prawdziwe.

Stopień dysocjacji słabego elektrolitu	A.	zależy	od jego stężenia i jest	C.	proporcjonalny	do tej wielkości fizycznej.
	B.	nie zależy		D.	odwrotnie proporcjonalny	

- Oblicz stopień dysocjacji jednoprotowego kwasu, którego stężenie w roztworze wynosi 0,06 mol/dm³, a stała kwasowości ma wartość 1,5 · 10⁻⁵.
- Oblicz stałą dysocjacji kwasu jednoprotowego, jeżeli w 1,5-molowym roztworze tego kwasu stopień dysocjacji wynosi 5%.
- Oblicz stopień dysocjacji i pH 0,1-molowego roztworu kwasu azotowego(III) – HNO₂, którego stała kwasowości jest równa 2 · 10⁻⁴.
- Wyznacz pH 0,1-molowego roztworu kwasu octowego, którego wartość stałej dysocjacji wynosi 1,8 · 10⁻⁵.

PODSUMOWANIE LEKCJI

s. 85 ▶ • Prawo rozcieńczeń Ostwalda: $K_a = \frac{\alpha^2 \cdot C_0}{1 - \alpha}$,

$$\text{gdy: } \alpha < 0,05 \text{ (5\%)} \text{ lub } \frac{C_0}{K_a} \geq 400 \Rightarrow K_a = \alpha^2 \cdot C_0 \Rightarrow \alpha = \sqrt{\frac{K_a}{C_0}}$$

s. 84 ▶ • Im wyższe stężenie elektrolitu słabego, tym stopień dysocjacji jest mniejszy; im mniejsze stężenie elektrolitu słabego, tym stopień dysocjacji jest większy.

7. Sole w wodzie

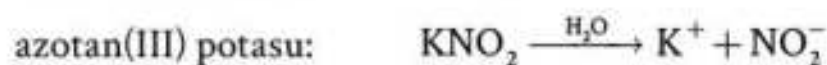
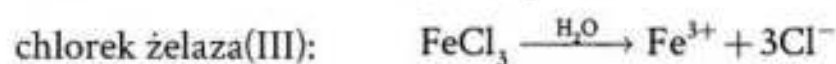
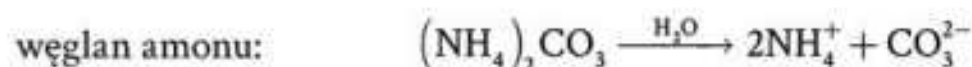
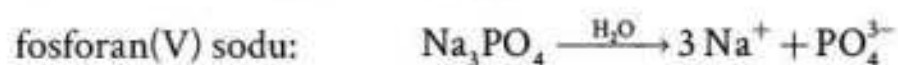
NA TEJ LEKCJI:

- zapiszesz równania reakcji dysocjacji soli;
- wyjaśnisz przyczynę odczynu kwasowego lub zasadowego roztworów wodnych niektórych soli zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry’ego i zapiszesz odpowiednie równania reakcji.

W tym rozdziale przedstawiono odpowiedzi na kilka ważnych pytań. Czy roztwory o odczynie kwasowym mogą być tworzone tylko przez związki, których cząsteczki odszczepiają w wodzie proton? Czy odczyn zasadowy mają wyłącznie roztwory wodorotlenków? Czy istnieją substancje, inne niż znane nam kwasy (HCl , H_2SO_4 , HNO_3) i wodorotlenki (NaOH , KOH), które mogą wpływać na pH roztworu?

7.1. Dysocjacja soli

Sole podczas rozpuszczania w wodzie ulegają procesowi dysocjacji elektrolitycznej. Przedstawiają to następujące równania chemiczne:



Wszystkie jony powstające w wyniku dysocjacji soli oddziałują z cząsteczkami wody, które dzięki siłom przyciągania elektrostatycznego utrzymują się wokół jonów. Istnieją jony, które podczas tego procesu wchodzi w reakcję chemiczną z wodą, o czym będzie mowa w dalszej części rozdziału.

7.2. Czy wszystkie roztwory wodne soli mają ten sam odczyn kwasowo-zasadowy?

Doświadczenie 1.

Badanie odczynu kwasowo-zasadowego niektórych soli

Opis: W probówkach przygotuj roztwory różnych soli – rozpuść szczyptę (maksymalnie pół małej łypatki) soli w 2–3 cm³ wody. W doświadczeniu użyj następujących soli: chlorek sodu, bromek potasu, węglan sodu, wodo-



węglan sodu, chlorek amonu, chlorek glinu, etanian sodu, fosforan(V) potasu, jodek potasu, chlorek żelaza(III). Zbadaj odczyn kwasowo-zasadowy wszystkich sporządzonych roztworów soli, np. za pomocą uniwersalnego papierka wskaźnikowego.

Obserwacje: Roztwory soli mają różny odczyn kwasowo-zasadowy.

Odczyn kwasowo-zasadowy soli	Rodzaj soli w roztworze
kwasowy	chlorek amonu, chlorek glinu, chlorek żelaza(III)
obojętny	chlorek sodu, bromek potasu, jodek potasu
zasadowy	węglan sodu, wodorowęglan sodu, fosforan(V) potasu, etanian sodu

Jaka jest zależność pomiędzy rodzajem soli a odczynem kwasowo-zasadowym jej wodnego roztworu?

Przyjrzyj się uważnie badanym solom. Zauważ, że można podzielić je na pewne grupy w zależności od mocy kwasów lub wodorotlenków, od których pochodzą.

- sole – pochodne mocnych kwasów i wodorotlenków metali 1 i 2 grupy układu okresowego: NaCl, KBr, KI;
- sole – pochodne mocnych kwasów i amoniaku oraz metali spoza 1 i 2 grupy układu okresowego: NH_4Cl , AlCl_3 , FeCl_3 .
- sole – pochodne wodorotlenków metali 1 i 2 grupy układu okresowego i słabych kwasów: Na_2CO_3 , NaHCO_3 , K_3PO_4 , CH_3COONa .

Z soli należących do wybranej grupy powstają roztwory o tym samym odczynie (obojętnym, kwasowym lub zasadowym). Z soli będących pochodnymi mocnych kwasów i wodorotlenków metali 1 i 2 grupy układu okresowego powstają roztwory obojętne. Sole wywodzące się od mocnych kwasów i wodorotlenków metali spoza 1 i 2 grupy układu okresowego po rozpuszczeniu w wodzie wykazują odczyn kwasowy. Roztwory soli pochodzących od wodorotlenków metali 1 i 2 grupy układu okresowego i słabych kwasów mają odczyn zasadowy.

7.3. Dlaczego pH wodnych roztworów niektórych soli jest różne od 7?

Większość soli ma budowę jonową. Kryształ soli jest zbudowany z kationów (metali lub amonowego) i anionów reszt kwasowych ułożonych naprzemiennie. Podczas rozpuszczania w wodzie jony są wyrwane z kryształu przez cząsteczki wody i przenoszone w głąb roztworu. Sól w wodzie występuje więc w postaci jonów. Niektóre z nich ulegają reakcji z wodą – są to jony pochodzące od słabych elektrolitów.

Zachowanie anionów w wodzie

Aniony pochodzące od słabych kwasów częściowo reagują z wodą, odrywając proton od cząsteczki wody. Powstają przy tym jony wodorotlenkowe.

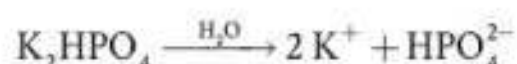


Zgodnie z teorią Brønsteda–Lowry'ego jon A^- jest zasadą sprzężoną ze słabym kwasem HA . Jeśli dana substancja jest słabym kwasem, to sprzężona z nim zasada w roztworze wodnym wykazuje pewne właściwości zasadowe. Przykładem jest jon octanowy (zasada sprzężona ze słabym kwasem octowym), który w roztworze octanu sodu reaguje z wodą zgodnie z równaniem:



Jednak nie wszystkie jony octanowe wprowadzone wraz z solą do roztworu ulegają tej reakcji z wodą, lecz tylko pewna ich część. Jony wodorotlenkowe powstające w tej reakcji podnoszą pH roztworu.

Rozpatrzmy, co dzieje się w roztworze wodnym wodorofosforanu(V) potasu. Podczas rozpuszczania tej soli następuje jej dysocjacja:



Wiemy, że jon HPO_4^{2-} jest zasadą sprzężoną z kwasem $H_2PO_4^-$, którego stała kwasowości, czyli stała drugiego etapu dysocjacji kwasu fosforowego(V), wynosi $6,3 \cdot 10^{-8}$. Jon $H_2PO_4^-$ jest słabym kwasem, dlatego sprzężona z nim zasada HPO_4^{2-} wykazuje pewne właściwości zasadowe w roztworze wodnym (część jonów HPO_4^{2-} przyjmuje proton od cząsteczek wody):



Roztwór wodorofosforanu(V) potasu ma odczyn zasadowy.

Aniony pochodzące od mocnych kwasów (np. jon azotanowy(V), chlorkowy czy bromkowy) nie ulegają reakcji z wodą.

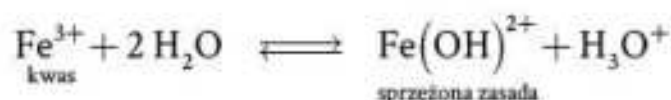
Zachowanie kationów w wodzie

Kationy pochodzące od wodorotlenków tworzonych przez metale spoza 1 i 2 grupy układu okresowego lub amoniaku często reagują z wodą, czemu towarzyszy powstanie kationów oksoniowych. Roztwór przyjmuje wtedy odczyn kwasowy. Tak dzieje się w przypadku jonu amonowego, który pojawia się w roztworze wodnym po rozpuszczeniu np. chlorku amonu:

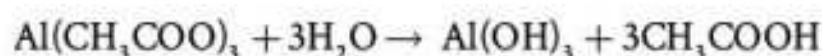


NH_4^+ jest kwasem sprzężonym z zasadą NH_3 . Ponieważ amoniak jest słabą zasadą, jony amonowe zachowują się jak słabe kwasy.

Przykładem innej soli, której kation reaguje z wodą, jest chlorek żelaza(III). W wyniku dysocjacji powstaje kation żelaza(III), który reaguje z wodą:



Jeśli sól jest zbudowana z kationu pochodzącego od amoniaku lub metalu spoza 1 i 2 grupy układu okresowego oraz anionu słabego kwasu, to po rozpuszczeniu w wodzie zarówno kation, jak i anion reagują z wodą. Odczyn pH takiego roztworu to wypadkowa obu tych reakcji. Do soli utworzonych przez słabe elektrolity należy octan glinu (sól słabego kwasu CH_3COOH i wodorotlenku $\text{Al}(\text{OH})_3$). Po rozpuszczeniu soli $\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$ w wodzie zachodzi reakcja kationu i anionu z wodą, która skutkuje powstaniem wodorotlenku glinu i kwasu octowego:



7.4. Hydroliza

Omawiane powyżej reakcje noszą nazwę **hydrolizy**. Hydrolizie ulegają jony pochodzące od słabych kwasów i słabych zasad. Każdy jon reaguje z wodą w różnym stopniu, niekiedy całkowicie (aż do powstania obojętnych cząstek).

hydroliza soli ➤ **Hydroliza soli** – reakcja niektórych jonów z wodą, w wyniku której powstają jony wodorotlenkowe lub oksoniowe.

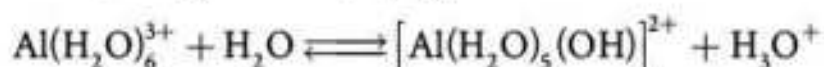
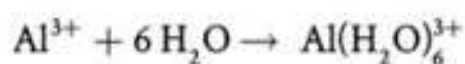
Przykład 1.

Opisz, co dzieje się podczas rozpuszczania poniższych soli oraz jaki odczyn kwasowo-zasadowy (kwasowy, zasadowy czy obojętny) będą miały ich roztwory wodne. Jeśli anion bądź kation reagują z wodą, zapisz równanie tej reakcji.

- | | |
|---|---------------------------------------|
| a) bromek sodu – NaBr | d) chlorek glinu – AlCl_3 |
| b) wodorowęglan sodu – NaHCO_3 | e) azotan(III) sodu – NaNO_2 |
| c) fosforan(V) potasu – K_3PO_4 | |

Wzór soli	Dysocjacja	Reakcja jonu z wodą	Odczyn
NaBr	$\text{NaBr} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{Br}^-$	brak	obojętny
NaHCO_3	$\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$	$\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 + \text{OH}^-$	zasadowy
K_3PO_4	$\text{K}_3\text{PO}_4 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 3 \text{K}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$\text{PO}_4^{3-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{OH}^-$	zasadowy
AlCl_3	$\text{AlCl}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Al}^{3+} + 3 \text{Cl}^-$	$\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})^{2+} + \text{H}^+ *$	kwasowy
NaNO_2	$\text{NaNO}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{NO}_2^-$	$\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$	zasadowy

*Po uwzględnieniu informacji, że kation glinu w wodzie jest uwodniony.



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Uzupełnij zdania wyrazami wybranymi spośród podanych w nawiasach.

W wyniku rozpuszczenia soli w wodzie tworzy się roztwór zawierający (cząsteczki/jony o tym samym znaku/różnoimienne jony). Jony pochodzące od (mocnych/słabych) elektrolitów reagują w roztworach (kwasów/wodorotlenków/soli) z wodą.

2. Jaki odczyn kwasowo-zasadowy będzie miał roztwór, jeśli zmieszamy ze sobą równoważne ilości wodorotlenku sodu i kwasu octowego?

3. Jaki odczyn będą miały roztwory podanych substancji?

- | | |
|-----------------------|------------------------|
| a) chlorek sodu | g) azotan(V) amonu |
| b) kwas solny | h) siarczan(VI) potasu |
| c) fosforan(V) potasu | i) chlorek litu |
| d) węglan potasu | j) amoniak |
| e) chlorek glinu | k) chlorek amonu |
| f) bromek żelaza(III) | |

4. Zapisz w zeszycie równania przedstawiające zachowanie się podanych soli podczas ich rozpuszczania w wodzie. W równaniach reakcji jonów z wodą wskaż sprzężone pary kwasów i zasad.

- węglan sodu
- chlorek amonu
- octan sodu

5. Na podstawie teorii Brønsteda–Lowry’ego wyjaśnij, dlaczego jon chlorkowy nie reaguje z wodą, a jon octanowy reaguje. Wykorzystaj w tym celu informacje wynikające z porównania mocy kwasów etanowego i chlorowodorowego oraz sprzężonych z nimi zasad.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Podczas rozpuszczania soli w wodzie następuje najpierw dysocjacja elektrolityczna soli. Następnie – jeśli jony pochodzą od słabych kwasów, amoniaku lub wodorotlenków metali spoza 1 i 2 grupy układu okresowego – zachodzi dalsza reakcja jonów z wodą. s. 88
- Hydroliza** (reakcja hydrolizy) polega na takiej reakcji niektórych jonów z wodą, wskutek której powstają jony wodorotlenkowe lub oksoniowe. Hydrolizie ulegają jony pochodzące od słabych kwasów i słabych zasad. Każdy jon reaguje z wodą w różnym stopniu. s. 90

Rodzaj elektrolitów tworzących sól	Odczyn kwasowo-zasadowy roztworu wodnego soli	Przykłady soli	Człon soli ulegający reakcji
mocny kwas i amoniak lub wodorotlenek metalu spoza 1 i 2 grupy układu okresowego	kwasowy	NH_4Cl , AlCl_3 , FeCl_3	kation
mocny kwas i wodorotlenek metalu 1 lub 2 grupy układu okresowego	obojętny	NaCl , KBr , KI , NaBr	żaden
słaby kwas i wodorotlenek metalu 1 lub 2 grupy układu okresowego	zasadowy	Na_2CO_3 , NaHCO_3 , K_3PO_4 , CH_3COONa , NaNO_2	anion
słaby kwas i amoniak lub wodorotlenek metalu spoza 1 i 2 grupy układu okresowego	zależny od rodzaju kationu i anionu	$\text{Al}(\text{CH}_3\text{COO})_3$	anion i kation

8. Reakcja zobojętniania

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, jak przebiega reakcja między kwasami a wodorotlenkami;
- zapiszesz równania reakcji zobojętniania w formie jonowej pełnej i skróconej;
- opisziesz przebieg miareczkowania alkacymetrycznego;
- obliczysz stężenie roztworu kwasu (lub wodorotlenku) na podstawie zużytego roztworu wodorotlenku (lub kwasu) o znanym stężeniu.

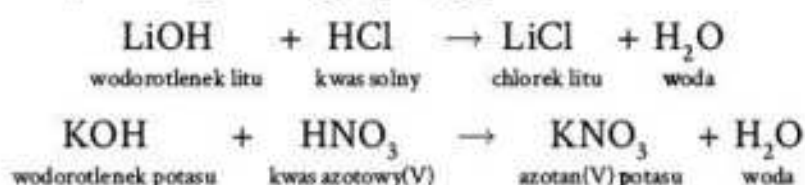
Osobom cierpiącym na nieżyt żołądka pomagają leki obniżające stężenie kwasu solnego. Zawierają one na ogół wodorotlenki magnezu i glinu słabo rozpuszczalne w wodzie i tworzące w niej zawiesinę. Z punktu widzenia chemika w żołądku chorego pod wpływem tych substancji zachodzi typowa reakcja chemiczna między kwasem a wodorotlenkiem.

8.1. Na czym polega reakcja kwasów z wodorotlenkami (zasadami)?

W roztworach wodnych kwasy i zasady reagują ze sobą, dając sól i wodę.



Ilustracją takich reakcji są reakcje kwasów z wodorotlenkami przebiegające w roztworze wodnym. Ich przebieg opisują poniższe równania:



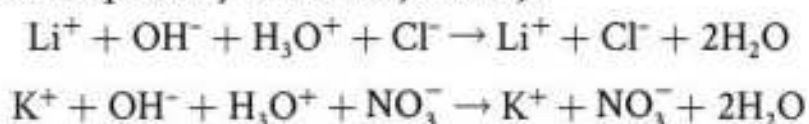
Są to przykłady reakcji nazywanej reakcją zobojętniania.

Reakcja zobojętniania – reakcja przebiegająca w roztworze wodnym między kwasem a zasadą, przy czym oba te składniki reagują w stechiometrycznych (równoważnych) ilościach.

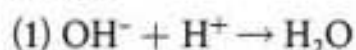
reakcja
zobojętniania

Roztwór powstały w wyniku tej reakcji nie zawsze ma odczyn obojętny (zobacz rozdział 7).

Reakcja zobojętniania przebiega w roztworze wodnym, w którym zarówno zasady, jak i kwasy ulegają dysocjacji. Dlatego powyższe równania reakcji kwasów z wodorotlenkami zapiszemy w formie jonowej:



Kiedy przyjrzymy się równaniom reakcji, zauważymy, że niezależnie od tego, jakiego kwasu i jakiego wodorotlenku użyliśmy, w efekcie reakcji „zobojętniania” powstaje zawsze ten sam produkt – woda. Tworzy się ona w wyniku reakcji protonu (pochodzącego od kwasu) z jonem wodorotlenkowym (pochodzącym od wodorotlenku). Proces ten możemy opisać równaniem (1) lub – po uwzględnieniu faktu, że kation wodorowy w roztworze wodnym występuje w postaci jonu oksoniowego – równaniem (2):



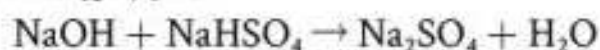
Ze względu na to, że w reakcji między kwasem a zasadą jony odpowiedzialne za przeciwstawne sobie odczyny roztworów łączą się w cząsteczkę wody, reakcję tę nazwano zobojętnianiem.

Jeśli kationy metali (pochodzące od wodorotlenku) i aniony reszty kwasowej (pochodzące od kwasu) w omawianych w tym rozdziale reakcjach kwasów z wodorotlenkami nie tworzą soli nierozpuszczalnej w wodzie, występują w niezmiennionej formie jako jony zarówno przed reakcją, jak i po niej.

W przypadku kwasu siarkowego(VI), którego cząsteczka zawiera dwa atomy wodoru, możemy napisać oddzielne równania dla każdego etapu zobojętniania. Pierwszy etap opisuje równanie:



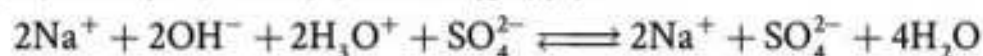
Drugi etap przebiega następująco:



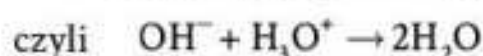
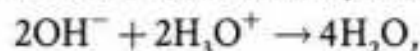
Reakcję całkowitego zobojętniania kwasu siarkowego(VI) możemy opisać równaniem reakcji sumarycznej:



Pełny zapis jonowy tej reakcji jest następujący:



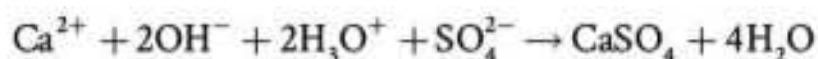
Reakcja pomiędzy kwasem siarkowym(VI) a wodorotlenkiem sodu sprowadza się do reakcji pomiędzy jonami wodorotlenkowymi i jonami oksoniowymi:



Czasami w wyniku reakcji zobojętniania powstaje sól trudno rozpuszczalna w wodzie. Tak dzieje się w przypadku reakcji wodorotlenku wapnia z kwasem siarkowym(VI). Tworzy się wówczas sól słabo rozpuszczalna w wodzie – siarczan(VI) wapnia. W równaniu reakcji powstawanie związku trudno rozpuszczalnego w wodzie zaznaczamy przez umieszczenie przy jego wzorze strzałki skierowanej w dół:



Pełny zapis jonowy tej reakcji wygląda następująco:



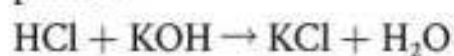
Doświadczenie 1.

Otrzymywanie chlorku potasu w reakcji zobojętniania

Opis: W parownicy zmieszaj ze sobą 10 cm³ roztworu wodorotlenku potasu o stężeniu 1 mol/dm³ i 10 cm³ roztworu kwasu solnego o stężeniu 1 mol/dm³. Odparuj wodę z roztworu.

Obserwacje: Po odparowaniu wody na dnie parownicy pozostała biała substancja.

Wnioski: W wyniku reakcji kwasu solnego i wodorotlenku potasu użytych w ilościach stechiometrycznych powstaje rozpuszczalna w wodzie sól – chlorek potasu:

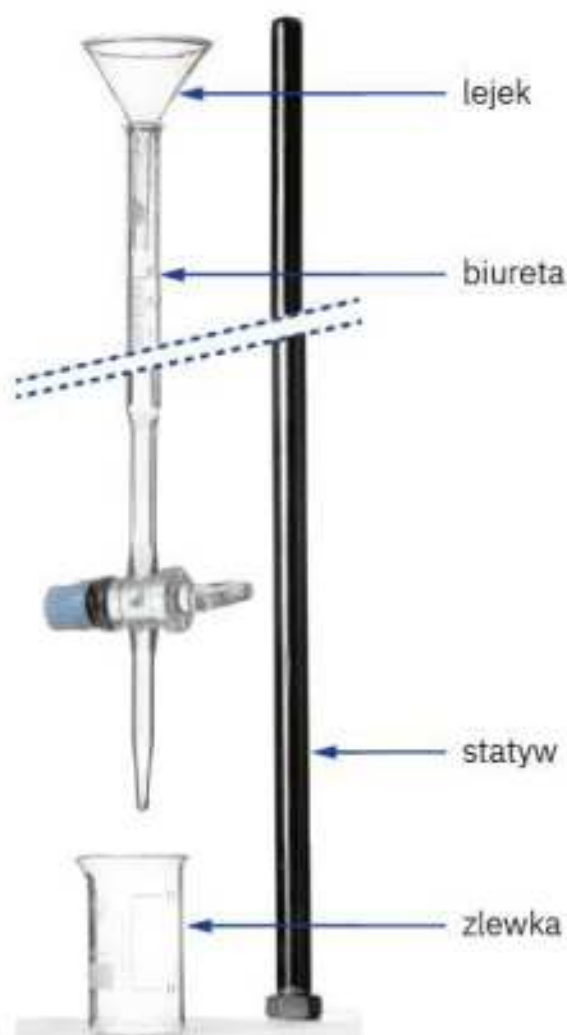


Suchą substancję można otrzymać po odparowaniu wody.



8.2. Miareczkowanie alkacymetryczne

Reakcje kwasów z zasadami wykorzystuje się w chemii do określania nieznanego stężenia kwasu lub zasady w metodzie zwanej miareczkowaniem alkacymetrycznym (kwas–zasada). Miareczkowanie polega na dodawaniu małymi porcjami (miareczkowaniu) substancji A o znanym stężeniu do roztworu substancji B o nieznanym stężeniu. Po całkowitym przereagowaniu ze sobą substancji A i B oblicza się stężenie substancji B na podstawie ilości zużytej substancji A. Korzysta się przy tym z równania reakcji substancji A z substancją B. W miareczkowaniu alkacymetrycznym zachodzi reakcja zobojętniania. W tej metodzie możemy oznaczać stężenie zasady na podstawie ilości zużytego kwasu o znanym stężeniu lub też określać stężenie kwasu na podstawie jego reakcji z zasadą o znanym stężeniu. Ta metoda zostanie szerzej omówiona na przykładzie oznaczania roztworu wodorotlenku (NaOH) o nieznanym stężeniu za pomocą roztworu kwasu (HCl) o znanym stężeniu (rys. 8.1.–8.2.).



Rys. 8.1. Zestaw do miareczkowania.

Oznaczanie nieznanej ilości wodorotlenku sodu za pomocą kwasu solnego

Reakcja zobojętniania przebiega następująco:

zapis cząsteczkowy: $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$

zapis jonowy: $\text{Na}^+ + \text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- + 2\text{H}_2\text{O}$

Badanie prowadzi się w ten sposób, że do roztworu wodorotlenku znajdującego się w kolbie stożkowej dozuje się małymi porcjami (miareczkuje) roztwór kwasu o znanym stężeniu molowym z naczynia zwanego biuretą (rys. 8.1.).

- 1** Zarówno roztwory kwasów, jak i roztwory wodorotlenków są bezbarwne, dlatego przebieg ich wzajemnej reakcji trudno ocenić wizualnie. Do ustalenia momentu, w którym substraty przereagowały ze sobą stechiometrycznie, używa się wskaźnika sygnalizującego koniec reakcji. W przypadku miareczkowania wodorotlenku sodu za pomocą kwasu solnego takim wskaźnikiem może być fenoloftaleina.



- 2** Na początku miareczkowania badany roztwór przyjmuje barwę malinową. Podczas miareczkowania malinowa barwa roztworu nie zmienia się do momentu, aż jony wodorotlenkowe pochodzące od wodorotlenku sodu nie przereagują z jonami oksoniowymi, których źródłem jest kwas solny.



- 3** Spadek stężenia jonów wodorotlenkowych w miareczkowanym roztworze do stężenia ok. 10^{-7} mol/dm³ skutkuje trwałym odbarwieniem się tego roztworu (jest to moment, w którym cała ilość wodorotlenku sodu przereaguje z kwasem solnym). Widoczna zmiana barwy sygnalizuje eksperymentatorowi koniec reakcji.



- 4** Po zakończeniu miareczkowania odcytujemy objętość zużytego roztworu kwasu solnego o znanym stężeniu molowym (na biurecie).



Rys. 8.2. Miareczkowanie wodorotlenku sodu kwasem solnym.

Na podstawie objętości zużytego roztworu kwasu solnego i wartości stężenia molowego tego kwasu obliczamy, ile moli kwasu przereagowało z wodorotlenkiem sodu:

$$n = C_M \cdot V$$

Ponieważ wiemy, w jakim stosunku ilościowym reagują ze sobą kwas solny i wodorotlenek sodu (1:1), możemy obliczyć, ile moli wodorotlenku znajdowało się w badanym roztworze. Liczba moli zasady w badanym roztworze będzie równa liczbie moli kwasu zużytego do jej zmiareczkowania (zobojętnienia).

Przykład 1.

Na zmiareczkowanie roztworu wodorotlenku potasu o nieznanym stężeniu zużyto 12 cm³ roztworu kwasu solnego o stężeniu 0,1 mol/dm³. Oblicz, ile moli i ile gramów wodorotlenku potasu zawierała próbka.

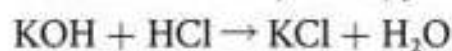
Rozwiązanie:

Na początek obliczymy, ile moli kwasu solnego zużyto na zmiareczkowanie wodorotlenku potasu. Następnie z równania reakcji chemicznej określimy stosunek, w jakim reagują ze sobą obie substancje. Na podstawie tej informacji wyznaczymy liczbę moli wodorotlenku potasu, a potem jego masę.

Liczba moli kwasu solnego:

$$n = C_M \cdot V = 0,1 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,012 \text{ dm}^3 = 0,0012 \text{ mola}$$

Równanie reakcji zobojętniania:



Stosunek reagujących ze sobą kwasu i wodorotlenku:



liczba moli KOH = liczba moli HCl = 0,0012 mola

masa KOH:

$$m = n \cdot M = 0,0012 \text{ mola} \cdot 56 \text{ g/mol} = 0,067 \text{ g}$$

Odpowiedź: Badana próbka zawiera 0,0012 mola i 0,067 g wodorotlenku potasu.

Przykład 2.

Na zmiareczkowanie 25 cm³ kwasu solnego o nieznanym stężeniu zużyto 22 cm³ wodorotlenku sodu o stężeniu 0,05 mol/dm³. Oblicz stężenie badanej próbki kwasu.

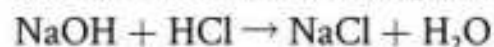
Rozwiązanie:

Na początek musimy określić liczbę moli kwasu solnego znajdującą się w próbce. Dokonamy tego na podstawie liczby moli zużytego wodorotlenku sodu. Następnie, dzięki temu, że znamy objętość roztworu, w której znajduje się ta liczba moli kwasu (25 cm³), policzymy stężenie molowe kwasu solnego.

Liczba moli wodorotlenku sodu zużyta do reakcji:

$$n = C_M \cdot V = 0,05 \text{ mol/dm}^3 \cdot 0,022 \text{ dm}^3 = 0,0011 \text{ mol}$$

Liczba moli kwasu solnego w próbce:



liczba moli NaOH : liczba moli HCl = 1 : 1

liczba moli HCl = liczba moli NaOH = 0,0011 mol

Stężenie molowe badanego kwasu solnego:

$$C_M = \frac{n}{V} = \frac{0,0011 \text{ mol}}{0,025 \text{ dm}^3} = 0,044 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Odpowiedź: Stężenie kwasu solnego w badanej próbce wynosi 0,044 mol/dm³.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij pojęcie *reakcja zobojętniania*.
2. Zapisz w zeszycie reakcje przedstawiające etapy zobojętniania kwasu fosforowego(V) za pomocą wodorotlenku potasu. Napisz reakcję sumaryczną.
3. Oceń, jak zmieniał się pH (rosło, malało, nie zmieniał się) podczas dodawania małymi porcjami roztworu kwasu azotowego(V) do roztworu wodorotlenku sodu.
4. Trudno rozpuszczalny w wodzie wodorotlenek żelaza(III) reaguje z kwasem solnym. Przebieg tej reakcji zapisz w zeszycie cząsteczkowo i w formie jonowej pełnej.
5. Wymień jony, które biorą udział w każdej reakcji zobojętniania. Zapisz w zeszycie równanie reakcji pomiędzy tymi jonami.

Schemat do zadań 6. i 7.



6. Oznaczano liczbę moli wodorotlenku sodu w roztworze o nieznanym stężeniu za pomocą roztworu kwasu solnego o znanym stężeniu molowym. Uzupełnij schemat przedstawiający zestaw do prowadzenia tego badania (miareczkowania) właściwymi nazwami odczynników. Wybierz spośród podanych.
roztwór wodorotlenku sodu, roztwór amoniaku, roztwór kwasu solnego, roztwór kwasu siarkowego(VI), uniwersalny papierek wskaźnikowy, fenoloftaleina, etanol

7. Prowadzono oznaczanie stężenia (miareczkowanie) roztworu kwasu solnego o nieznanym stężeniu za pomocą roztworu wodorotlenku sodu o znanym stężeniu molowym. Na podstawie tych informacji uzupełnij odpowiednio schemat zestawu do miareczkowania, wybierając spośród podanych elementów.

roztwór wodorotlenku sodu, roztwór wodorotlenku potasu, roztwór kwasu solnego, roztwór kwasu octowego, uniwersalny papierek wskaźnikowy, oranż metylowy, roztwór chlorku potasu.

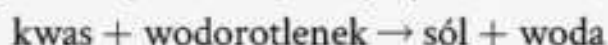
8. Chory odczuwał silne pieczenie w przełyku. Jego żołądek o pojemności 1 dm^3 był wypełniony płynną treścią żołądkową o $\text{pH} = 1$. Pacjent w celu zubożenia kwasu solnego w żołądku przyjął jednorazowo kilka dawek leku zawierającego wodorotlenek magnezu w postaci zawiesiny. Po ich połknięciu odczyn kwasowo-zasadowy treści żołądkowej natychmiast wzrósł do $\text{pH} = 2$. Oblicz, ile dawek leku przyjął pacjent, jeśli w jednej dawce leku znajdowało się $652,5\text{ mg}$ wodorotlenku magnezu.

PODSUMOWANIE LEKCJI

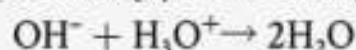
- Reakcja zubożenia jest to reakcja przebiegająca między kwasem i zasadą. Oba składniki reagują w równoważnych ilościach zgodnie z równaniem chemicznym opisującym tę reakcję, w której wyniku powstają sól i woda:



- Przykładem reakcji zubożenia jest reakcja między kwasami a wodorotlenkami:



- Reakcja zubożenia sprowadza się do reakcji jonu oksoniowego (pochodzącego od kwasu) z jonem wodorotlenkowym (pochodzącym od zasady):



- W miareczkowaniu alkacymetrycznym możemy, prowadząc reakcję między kwasem a wodorotlenkiem, oznaczać stężenie wodorotlenku na podstawie ilości zużytego kwasu o znanym stężeniu lub też określać stężenie kwasu na podstawie jego reakcji z wodorotlenkiem o znanym stężeniu.

9. Reakcje kwasów i wodorotlenków zmieszanych ze sobą w stosunkach niestechiometrycznych

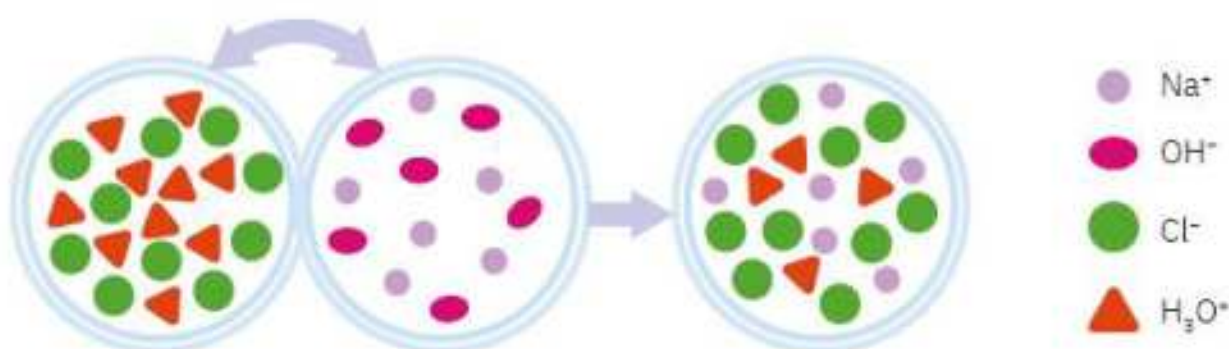
NA TEJ LEKCJI:

- na podstawie obliczeń przewidzisz odczyn roztworu powstałego po reakcji kwasu z wodorotlenkiem zmieszanych ze sobą w ilościach niestechiometrycznych.

Reakcja kwasu i wodorotlenku w stosunku stechiometrycznym jest przykładem reakcji zobojętniania. Roztwór wodny, w którym zaszła reakcja zobojętniania pomiędzy mocnymi elektrolitami, ma odczyn obojętny. Jaki będzie odczyn kwasowo-zasadowy roztworów powstałych ze zmieszania kwasu i wodorotlenku w stosunkach niestechiometrycznych?

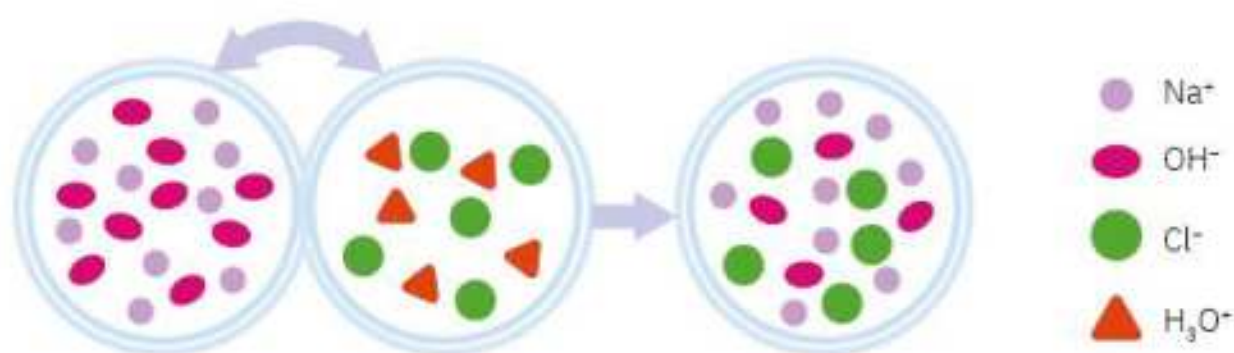
9.1. Reakcje kwasów z wodorotlenkami, gdy jeden z reagentów występuje w nadmiarze

Jeśli do przebiegającej w roztworze wodnym reakcji mocnego kwasu z mocną zasadą użyjemy więcej kwasu, niż określa to równanie chemiczne, roztwór po reakcji będzie miał odczyn kwasowy. Dzieje się tak, ponieważ tylko część jonów oksoniowych pochodzących od kwasu zostanie zużyta na przereagowanie z jonami wodorotlenkowymi. Reszta, która nie przereaguje w reakcji zobojętniania, pozostanie w roztworze i nada mu kwasowy odczyn (rys. 9.1.).



Rys. 9.1. Modelowe przedstawienie otrzymywania roztworu powstającego w wyniku zmieszania wodorotlenku sodu z kwasem solnym w stosunku niestechiometrycznym (nadmiar kwasu). Nie uwzględniono powstających cząsteczek wody.

Gdy do roztworu mocnego kwasu dodamy nadmiaru wodorotlenku, wówczas roztwór po reakcji przyjmie odczyn zasadowy. Dzieje się tak, ponieważ w reakcji wodorotlenku z kwasem zostaną zobojętnione wszystkie jony oksoniowe pochodzące od kwasu, a nieprzereagowane pozostaną jony wodorotlenkowe (będące od początku w nadmiarze), których źródłem jest wodorotlenek (rys. 9.2.).



Rys. 9.2. Modelowe przedstawienie otrzymywania roztworu powstającego w wyniku zmieszania wodorotlenku sodu z kwasem solnym w stosunku niestechiometrycznym (nadmiar wodorotlenku). Nie uwzględniono powstających cząsteczek wody.

9.2. Przewidywanie odczynu roztworu po reakcji mocnych kwasów i wodorotlenków

Przykład 1.

Zmieszano ze sobą dwa roztwory: 150 cm^3 kwasu solnego o stężeniu $0,1\text{ mol/dm}^3$ i 250 cm^3 roztworu wodorotlenku sodu o stężeniu $0,05\text{ mol/dm}^3$. Ustal, jaki odczyn kwasowo-zasadowy ma otrzymany roztwór.

Rozwiązanie:

Aby dokonać ustaleń, musimy najpierw sprawdzić, w jakim stosunku mowym znajdują się zmieszane substraty: kwas solny i wodorotlenek sodu. Czy reagenty są zmieszane w stosunku stechiometrycznym czy też któryś występuje w nadmiarze?

Etap 1.

Obliczamy, ile jest moli substratów:

$$\text{liczba moli NaOH} = 0,25\text{ dm}^3 \cdot 0,05\text{ mol/dm}^3 = 0,0125\text{ mol}$$

$$\text{liczba moli HCl} = 0,15\text{ dm}^3 \cdot 0,1\text{ mol/dm}^3 = 0,015\text{ mol}$$

Etap 2.

Określamy stosunek, w jakim reagują kwas z wodorotlenkiem. Z równania reakcji ($\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$) wynika, że wodorotlenek sodu i kwas solny reagują ze sobą w stosunku 1 : 1.

Etap 3.

Porównujemy stosunek stechiometryczny ze stosunkiem podanym w zadaniu. Po porównaniu uzyskanych liczb moli zmieszanych substratów stwierdzamy, że liczba moli kwasu solnego przewyższa liczbę moli wodorotlenku sodu. Roztwór będzie miał zatem odczyn kwasowy.

Odpowiedź: Po zmieszaniu 150 cm^3 kwasu solnego o stężeniu $0,1\text{ mol/dm}^3$ i 250 cm^3 roztworu wodorotlenku sodu o stężeniu $0,05\text{ mol/dm}^3$ odczyn roztworu stanie się kwasowy.





Przykład 2.

Do 150 cm^3 roztworu kwasu solnego o stężeniu $0,1\text{ mol/dm}^3$ wrzucono $0,8\text{ g}$ wodorotlenku sodu. Określ, jaki odczyn kwasowo-zasadowy będzie miał roztwór po reakcji.

Rozwiązanie:

Należy wyznaczyć liczbę moli kwasu i wodorotlenku zmieszanych ze sobą, a następnie ocenić, czy reagenty te występują w stosunku stechiometrycznym, czy też któryś z nich znajduje się w nadmiarze.

Etap 1.

Wyznaczamy liczbę moli substratów:

$$\text{liczba moli HCl} = 0,15\text{ dm}^3 \cdot 0,1\text{ mol/dm}^3 = 0,015\text{ mol}$$

$$\text{liczba moli NaOH} = \frac{m}{M} = \frac{0,8\text{ g}}{40\frac{\text{g}}{\text{mol}}} = 0,02\text{ mol}$$

Etap 2.

Porównujemy stosunek stechiometryczny ze stosunkiem substratów podanym w zadaniu. Zgodnie z równaniem reakcji ($\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$) wodorotlenek sodu i kwas solny reagują ze sobą w stosunku 1:1. Z uzyskanych liczb moli tych reagentów wynika, że wodorotlenek sodu znajduje się w nadmiarze w odniesieniu do kwasu solnego. Dlatego roztwór po reakcji będzie miał odczyn zasadowy.

Odpowiedź: Po wrzuceniu $0,8\text{ g}$ wodorotlenku sodu do 150 cm^3 roztworu kwasu solnego o stężeniu $0,1\text{ mol/dm}^3$ odczyn roztworu po reakcji będzie zasadowy.



Przykład 3.

Oblicz, ile miligramów wodorotlenku sodu należy dodać do 100 cm^3 roztworu kwasu solnego o $\text{pH} = 2$, aby otrzymać obojętny roztwór.

Rozwiązanie:

Musimy obliczyć, ile moli jonów oksoniowych należy zobojętnić jonami wodorotlenkowymi pochodzącymi od wodorotlenku.

Etap 1.

Wyznaczamy liczbę moli jonów oksoniowych w roztworze na podstawie pH roztworu:

$$\text{pH} = -\log [\text{H}_3\text{O}^+] = 2, \text{ zatem } [\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-2}\text{ mol/dm}^3 = 0,01\text{ mol/dm}^3$$

Znamy stężenie jonów oksoniowych, możemy więc obliczyć, ile moli tych jonów znajduje się w 100 cm^3 roztworu kwasu:

$$\begin{aligned} \text{liczba moli jonów H}_3\text{O}^+ &= C_M \cdot V = 0,01\text{ mol/dm}^3 \cdot 0,1\text{ dm}^3 = \\ &= 0,001\text{ mol/dm}^3 = 10^{-3}\text{ mol/dm}^3 \end{aligned}$$

Etap 2.

Wyznaczamy liczbę moli wodorotlenku sodu. Z równania reakcji ($\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$) wynika, że wodorotlenek sodu i kwas solny reagują ze

sobą w stosunku 1 : 1. Wiemy, że z 1 mola NaOH powstaje 1 mol jonów OH⁻. Dlatego do roztworu kwasu należy dodać tyle moli wodorotlenku sodu, ile znajduje się w nim jonów oksoniowych, czyli 10⁻³ mola NaOH.

Etap 3.

Obliczamy ilość NaOH w miligramach:

$$\text{masa NaOH} = 10^{-3} \text{ mola} \cdot 40 \text{ g/mol} = 0,04 \text{ g} = 40 \text{ mg}$$

Odpowiedź: Aby zobojętnić 100 cm³ roztworu kwasu solnego o pH = 2, należy dodać 40 mg wodorotlenku sodu.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Określ, jaki będzie odczyn roztworu, w którym zmieszano wodorotlenek sodu z kwasem solnym w podanym stosunku (wodorotlenek sodu : kwas solny).
a) 1 : 2 b) 2 : 1 c) 1 : 1
- Do roztworu wodorotlenku potasu dodano pewnej substancji. Zaszła reakcja chemiczna, podczas której pH roztworu zmalało. Wskaż substancję, którą dodano do roztworu wodorotlenku potasu.
a) wodorotlenek sodu c) kwas siarkowy(VI)
b) amoniak d) chlorek litu
- W roztworze wodnym, w którym pierwotnie znajdował się wodorotlenek wapnia, po dodaniu roztworu pewnej substancji wykryto obecność jonów: wapniowego, chlorkowego i oksoniowego. Jakiej substancji dodano do wodorotlenku wapnia?
- Zmieszano ze sobą dwa roztwory: 400 cm³ kwasu solnego o stężeniu 0,05 mol/dm³ i 200 cm³ wodorotlenku potasu o stężeniu 0,1 mol/dm³. Określ, jaki odczyn kwasowo-zasadowy ma otrzymany roztwór.
- Do 200 cm³ roztworu kwasu solnego o stężeniu 1 mol/dm³ wrzucono 5,6 g wodorotlenku potasu. Ustal, jaki będzie odczyn kwasowo-zasadowy roztworu po reakcji.
- Oblicz pH roztworu po reakcji przedstawionej w zadaniu 5., zakładając, że po wrzuceniu wodorotlenku potasu do roztworu kwasu nie zmienia się objętość roztworu.

PODSUMOWANIE LEKCJI

Reakcja mocnego kwasu z wodorotlenkiem metalu 1 i 2 grupy układu okresowego	
stosunek ilościowy substratów	odczyn roztworu
kwas i wodorotlenek w stosunku stechiometrycznym	obojętny
nadmiar kwasu w stosunku do ilości wodorotlenku	kwasowy
nadmiar wodorotlenku w stosunku do ilości kwasu	zasadowy

10. Reakcje strącania

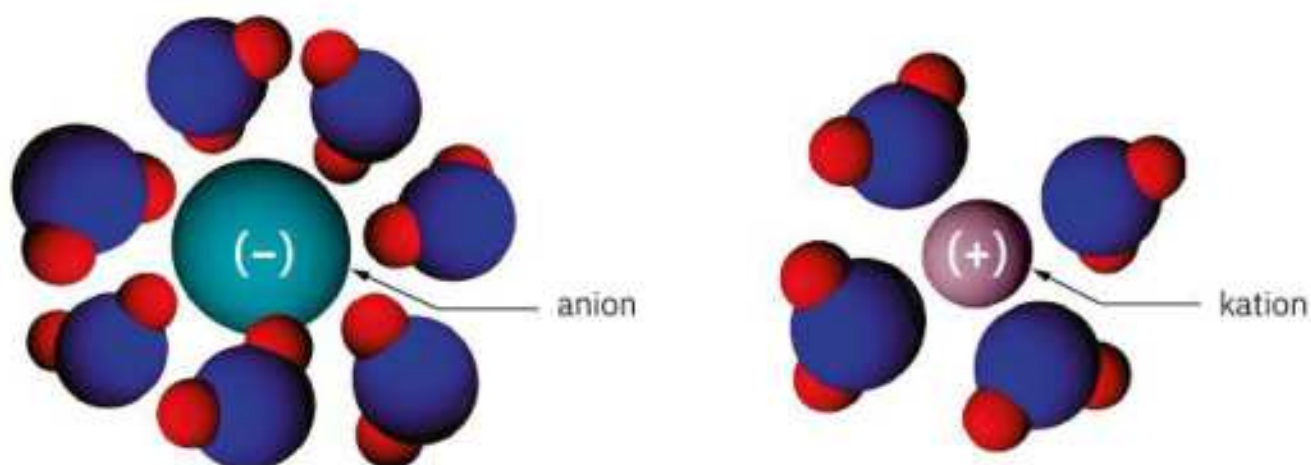
NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, na czym polegają reakcje strącania;
- przewidzisz, czy po zmieszaniu dwóch roztworów nastąpi wytrącanie osadu;
- zapiszesz równania wytrącania osadów w formie jonowej pełnej i skróconej.

Obecność jonu w roztworze można wykazać przez związanie go z innym jonem, z którym tworzy on bardzo trudno rozpuszczalny związek. Tego typu reakcje są podstawą badań analitycznych prowadzonych w celu określenia składu jakościowego.

10.1. Substancje (sole) w wodzie

Istnieją takie substancje, których w wodzie można rozpuścić dużą ilość (są one łatwo rozpuszczalne), oraz takie, które praktycznie się w niej nie rozpuszczają (są trudno rozpuszczalne). Substancje rozpuszczalne w wodzie podczas rozpuszczania rozpraszają się (w postaci jonów lub cząsteczek) równomiernie pomiędzy cząsteczkami wody i tworzą roztwór wodny. Za trudno rozpuszczalne (praktycznie nierozpuszczalne) w wodzie uznaje się te substancje, które w 1 dm^3 mogą rozpuścić się maksymalnie w ilości $0,00001$ mola (10^{-5}). Nie ma substancji całkowicie nierozpuszczalnych w wodzie. Każda substancja uznana za trudno rozpuszczalną zawsze rozpuszcza się w wodzie choćby w znikomym stopniu. Substancje jonowe po rozpuszczeniu w wodzie występują w niej w postaci jonów obdarzonych ładunkiem. Oddziałują one z cząsteczkami wody, które otaczają je i tworzą tzw. otoczkę hydratacyjną (rys. 10.1.). Liczba cząsteczek wody oddziałujących z jonem zależy od jego wielkości i ładunku.



Rys. 10.1. Jony w wodzie są otoczone jej cząsteczkami. Cząsteczki wody wokół kationu orientują się tak, aby najbliżej niego był atom tlenu. Anion jest otoczony przez cząsteczki wody, które ustawiają się atomami wodoru w jego kierunku.

10.2. Reakcja strącania

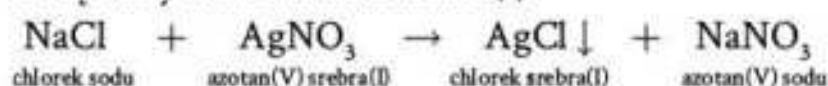
Doświadczenie 1.

Wytrącanie trudno rozpuszczalnego osadu chlorku srebra(I) z roztworu wodnego

Opis: Przygotuj dwa kilkuprocentowe (o stężeniu 1–3%) roztwory soli: chlorku sodu (soli kuchennej) w zlewce (100 cm³) i azotanu(V) srebra(I) w probówce (2 cm³). Dodaj kroplami roztwór azotanu(V) srebra(I) do roztworu chlorku sodu.

Obserwacje: Podczas dodawania roztworu azotanu(V) srebra(I) do roztworu chlorku sodu natychmiast wytrąca się biały osad.

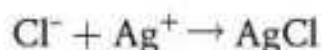
Wnioski: W reakcji chlorku sodu z azotanem(V) srebra(I) wydzieła się biały osad chlorku srebra(I):



Sole biorące udział w reakcji w wodzie występują w postaci jonów, dlatego powyższą reakcję możemy zapisać jonowo:



Reakcja powstawania osadu chlorku srebra(I) sprowadza się do reakcji pomiędzy dwoma jonami – anionem chlorkowym i kationem srebra, które tworzą sól trudno rozpuszczalną w wodzie:



Pozostałe jony (Na^+ , NO_3^-) występują w tej samej postaci zarówno po reakcji, jak i przed nią.

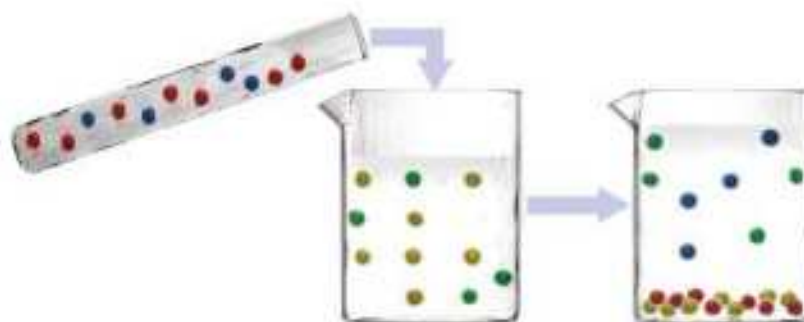
Powyższa reakcja jest przykładem reakcji strącania.

Reakcja strącania (strącanie) – reakcja, podczas której w wyniku zmieszania roztworów dwóch substancji (elektrolitów) powstaje praktycznie nierozpuszczalny stały produkt. ◀ reakcja strącania

Sole trudno rozpuszczalne w wodzie można wytrącić z roztworu przez zmieszanie dwóch rozpuszczalnych substancji, z których każda zawiera po jednym z jonów tworzących razem trudno rozpuszczalną substancję (rys. 10.2.).

O tym, które kationy i aniony mogą tworzyć ze sobą sole trudno rozpuszczalne w wodzie, można się dowiedzieć z tablicy rozpuszczalności (załącznik na końcu podręcznika).

Rys. 10.2. Schemat przedstawiający ideę reakcji strącania. W wyniku zmieszania w roztworze dwóch elektrolitów (soli rozpuszczalnych w wodzie) spotykają się jony (kation i anion), które razem tworzą trudno rozpuszczalną sól.





Doświadczenie 2.

Otrzymywanie wodorotlenków (miedzi(II), żelaza(III) i magnezu) trudno rozpuszczalnych w wodzie

Opis: Do trzech probówek wlej po 2–3 cm³ roztworów soli o stężeniu 1 mol/dm³ zawierających jony miedzi(II), żelaza(III) i magnezu, np. do pierwszej probówki wlej chlorku miedzi(II), do drugiej – chlorku żelaza(III), do trzeciej – chlorku magnezu. Następnie do każdej z nich dodawaj kroplami roztwór wodorotlenku sodu lub potasu o stężeniu 1 mol/dm³ do momentu wydzielenia się widocznego osadu.

Obserwacje: Podczas dodawania wodorotlenku do roztworów soli obserwuje się wytrącanie barwnych osadów.



wodorotlenek
miedzi(II)



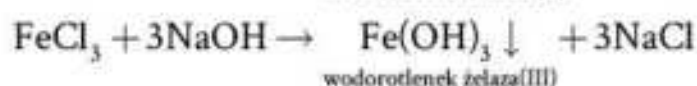
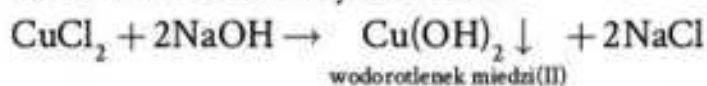
wodorotlenek
żelaza(III)



wodorotlenek
magnezu

Kation w roztworze	miedzi(II)	żelaza(III)	magnezu
Barwa osadu powstałego po dodaniu zasady	niebieski	brązowy	biały

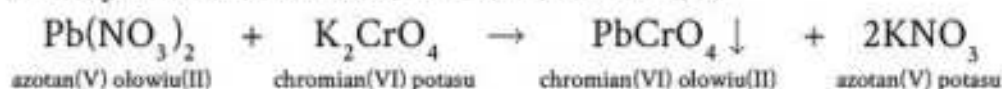
Wnioski: W wyniku reakcji soli miedzi(II), żelaza(III) i magnezu z wodorotlenkiem w roztworze wodnym wytrącają się trudno rozpuszczalne w wodzie wodorotlenki tych metali.



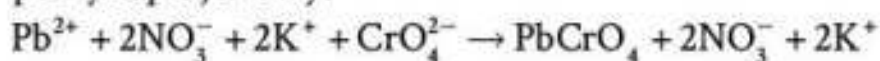
Przykłady reakcji strącania



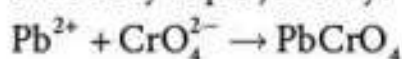
1. Strącanie osadu chromianu(VI) ołowiu(II)



pełny zapis jonowy:

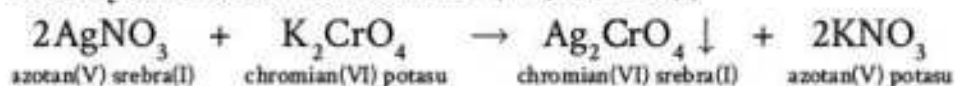


skrócony zapis jonowy:

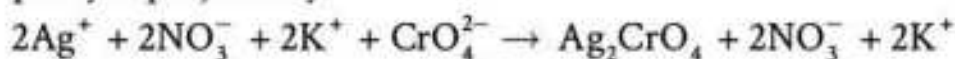


Rys. 10.3. Strącanie osadu chromianu(VI) ołowiu(II).

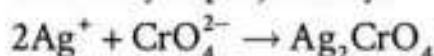
2. Strącanie osadu chromianu(VI) srebra(I)



pełny zapis jonowy:



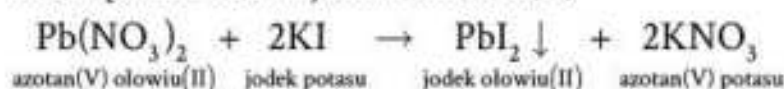
skrócony zapis jonowy:



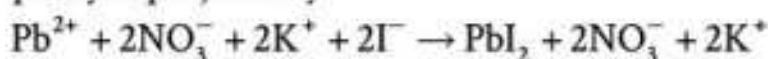
Rys.10.4. Strącanie osadu chromianu(VI) srebra(I).



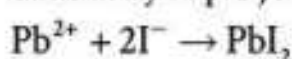
3. Strącanie osadu jodku ołowiu(II)



pełny zapis jonowy:



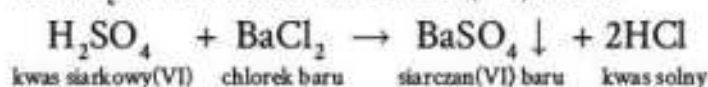
skrócony zapis jonowy:



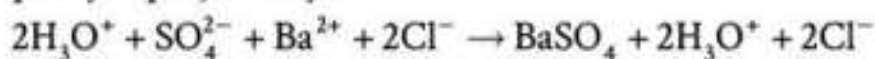
Rys. 10.5. Strącanie osadu jodku ołowiu(II).



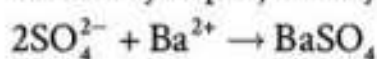
4. Strącanie osadu siarczanu(VI) baru



pełny zapis jonowy:



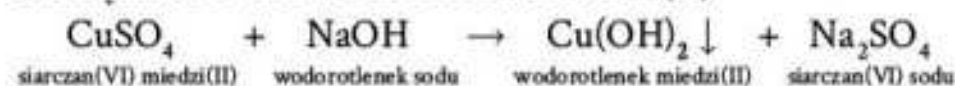
skrócony zapis jonowy:



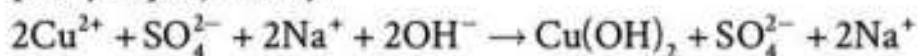
Rys. 10.6. Strącanie osadu siarczanu(VI) baru.



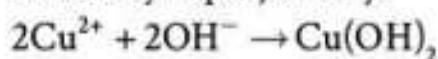
5. Strącanie osadu wodorotlenku miedzi(II)



pełny zapis jonowy:



skrócony zapis jonowy:



Rys. 10.7. Strącanie osadu wodorotlenku miedzi(II).



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Uzupełnij zdania wyrazami wybranymi spośród podanych w nawiasach.

Reakcja strącania jest to reakcja, podczas której dochodzi do powstania (*gazu/osadu/wody*). Produkt tej reakcji jest substancją (*jonową/cząsteczkową*) znajdującą się w fazie (*stałej/ciekłej/gazowej*). Substratami w reakcji strącania są roztwory (*elektrolitów/nieelektrolitów*), które zawierają (*jony/cząsteczki*) wchodzące w skład produktu.

2. Wskaż poprawne dokończenie zdania.

Reakcja strącania – jeżeli weźmie się pod uwagę równanie tej reakcji w zapisie cząsteczkowym – jest przykładem reakcji:

- | | |
|-------------------------|-------------------|
| a) wymiany pojedynczej, | c) zobojętniania, |
| b) wymiany podwójnej, | d) syntezy. |

3. Skorzystaj z tablic rozpuszczalności i sprawdź, czy może powstać osad, jeśli zostaną zmieszane roztwory następujących soli:

- a) chlorku sodu z azotanem(V) potasu,
- b) siarczanu(VI) sodu z octanem baru,
- c) siarczku sodu z azotanem(V) srebra(I).

4. Do strącenia osadu siarczanu(VI) ołowiu(II) z roztworu azotanu(V) ołowiu(II) użyjesz:

- | | |
|---------------------------|---------------------------|
| a) octanu ołowiu(II), | c) siarczanu(IV) magnezu, |
| b) siarczanu(VI) magnezu, | d) siarczku potasu. |

5. Napisz w zeszycie równania reakcji wytrącania fluorku wapnia w wyniku reakcji fluorku sodu z chlorkiem wapnia. Przedstaw równania w formie cząsteczkowej, jonowej pełnej i jonowej skróconej.

6. W trzech probówkach znajdują się chlorki różnych metali: w pierwszej – kobaltu, w drugiej – potasu, w trzeciej – niklu. Do każdej z nich dodano po kilka centymetrów sześciennych roztworu wodorotlenku sodu. Zapisz w zeszycie, jakie obserwacje powinno się poczynić w tym doświadczeniu. Posłuż się odpowiednimi tablicami rozpuszczalności. Zapisz równania zachodzących reakcji.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 105 ▶ • Reakcja strącania jest to reakcja, podczas której w wyniku zmieszania roztworów dwóch substancji jonowych (elektrolitów) powstaje trudno rozpuszczalny stały produkt. Sole trudno rozpuszczalne w wodzie można wytrącić z roztworu przez zmieszanie dwóch rozpuszczalnych substancji, z których każda zawiera po jednym z jonów tworzących razem trudno rozpuszczalną substancję.

11. Iloczyn rozpuszczalności

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, co to jest iloczyn rozpuszczalności;
- zapiszesz wyrażenie przedstawiające iloczyn rozpuszczalności dla dowolnej trudno rozpuszczalnej substancji jonowej;
- dokonasz obliczeń z wykorzystaniem iloczynu rozpuszczalności (obliczysz stężenia jonów w roztworze nasyconym i stężenie substancji trudno rozpuszczalnej w roztworze nasyconym);
- na podstawie obliczeń przewidzisz, czy po zmieszaniu dwóch roztworów elektrolitów wytrąci się osad.

Czy substancje, które mimo naszych starań nie chcą rozpuścić się w wodzie, możemy uznać za nierozpuszczalne w niej? Okazuje się, że nie.

11.1. Pojęcie iloczynu rozpuszczalności

Niezależnie od tego, jak trudno rozpuszczalna jest substancja jonowa, jeśli tylko znajduje się ona w roztworze w postaci stałej, to zawsze pozostaje w równowadze ze swoimi jonami w roztworze nasyconym. Proces jej rozpuszczania możemy opisać równaniem ogólnym:



Dla każdej substancji słabo rozpuszczalnej w wodzie iloczyn stężeń poszczególnych jonów podniesionych do potęg, które są współczynnikami stechiometrycznymi w równaniu reakcji rozpuszczania, jest wartością stałą w danej temperaturze. Ten iloczyn nosi nazwę **iloczynu rozpuszczalności** i ma następującą postać:

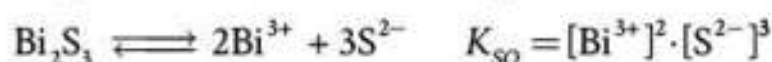
$$K_{so} = [A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m$$

iloczyn rozpuszczalności
(stała wartość dla danej
substancji, zmienia się wraz
z temperaturą)

współczynniki
stechiometryczne
z równania reakcji
rozpuszczania

stężenia (maksymalne) rozpuszczonych jonów
(pozostających w równowadze z osadem)

Poniżej przedstawiono równania iloczynu rozpuszczalności przykładowych trudno rozpuszczalnych soli:



Wartości iloczynów rozpuszczalności zapisuje się zazwyczaj bezwymiarowo (bez jednostek). Iloczyny rozpuszczalności przykładowych soli podano w tabeli 11.1.

Tab. 11.1. Wartości iloczynu rozpuszczalności przykładowych związków

Wzór chemiczny związku	Nazwa	Iloczyn rozpuszczalności w temperaturze 25°C
AgCl	chlorek srebra(I)	$1,6 \cdot 10^{-10}$
BaSO ₄	siarczan(VI) baru	$1,1 \cdot 10^{-10}$
CaCO ₃	węglan wapnia	$8,7 \cdot 10^{-9}$
Ca(OH) ₂	wodorotlenek wapnia	$5,5 \cdot 10^{-6}$
Cu ₂ S	siarczek miedzi(I)	$2 \cdot 10^{-47}$
MgCO ₃	węglan magnezu	$1 \cdot 10^{-5}$
PbI ₂	jodek ołowiu(II)	$1,4 \cdot 10^{-8}$

11.2. Wykorzystanie iloczynu rozpuszczalności do przewidywania wytrącania się osadu

Dzięki iloczynowi rozpuszczalności możemy przewidzieć, czy po zmieszaniu dwóch roztworów elektrolitów wytrąci się osad. W tym celu należy do wyrażenia na iloczyn rozpuszczalności wstawić stężenia poszczególnych jonów tworzących trudno rozpuszczalny związek. Jeśli otrzymana wartość przekroczy wartość iloczynu rozpuszczalności zamieszczonego w tablicach, to osad się wytrąci. Jeśli obliczona wartość liczbową będzie mniejsza lub równa temu iloczynowi, osad się nie wytrąci. Dzięki znajomości iloczynu rozpuszczalności możemy również obliczyć stężenie poszczególnych jonów w roztworze nasyconym trudno rozpuszczalnej substancji.

Przykład 1.

Ustal, czy wytrąci się osad węglanu wapnia, gdy do 1 dm³ roztworu węglanu sodu o stężeniu 0,0001 mol/dm³ wprowadzi się chlorek wapnia w ilości zawierającej 0,00001 mola jonów wapnia. Iloczyn rozpuszczalności węglanu wapnia w warunkach zadania wynosi $8,7 \cdot 10^{-9}$.

Rozwiązanie:

Napiszmy równanie reakcji równowagowej rozpuszczania węglanu wapnia:



oraz wyrażenie na jego iloczyn rozpuszczalności:

$$K_{so} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]$$

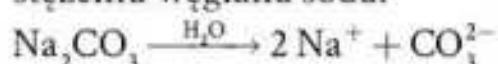
Musimy sprawdzić, czy po przemnożeniu stężeń jonów wapniowego i węglanowego wartość tego iloczynu będzie większa czy mniejsza niż wartość iloczynu rozpuszczalności.

Stężenie jonów wapnia:

$$C_M = \frac{n}{V} = \frac{0,00001 \text{ mol}}{1 \text{ dm}^3} = 0,00001 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Stężenie jonów węglanowych:

Na podstawie stężenia węglanu sodu (podanego w treści zadania) obliczymy stężenie jonów węglanowych. Widzimy, że z 1 mola węglanu sodu powstaje 1 mol jonów węglanowych, dlatego stężenie jonów węglanowych jest równe stężeniu węglanu sodu:



$$C_{\text{M jonów węglanowych}} = 0,0001 \text{ mol/dm}^3$$

Do wzoru na iloczyn rozpuszczalności podstawiamy obliczone stężenia jonu węglanowego i jonu wapnia:

$$0,0001 \cdot 0,00001 = 0,000000001 = 1 \cdot 10^{-9}$$

Otrzymana wartość jest mniejsza od iloczynu rozpuszczalności węglanu wapnia:

$$1 \cdot 10^{-9} < 8,7 \cdot 10^{-9}$$

Zatem osad się nie wytrąci.

Odpowiedź: Po dodaniu 0,00001 mola jonów wapnia do roztworu węglanu sodu o stężeniu 0,001 mol/dm³ nie wytrąci się osad węglanu wapnia.

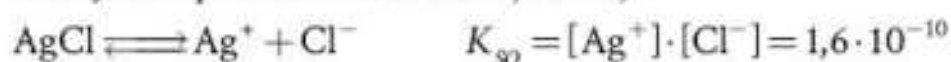
Przykład 2.

Oblicz stężenie jonów srebra(I) w nasyconym roztworze chlorku srebra, jeśli jego iloczyn rozpuszczalności wynosi $1,6 \cdot 10^{-10}$.

Rozwiązanie:

Stężenie jonów w nasyconym roztworze trudno rozpuszczalnych związków można obliczyć na podstawie wartości iloczynu rozpuszczalności.

Napiszmy równanie reakcji rozpuszczania chlorku srebra(I) i wyrażenie na iloczyn rozpuszczalności dla tej reakcji:



Zgodnie z równaniem reakcji z 1 mola chlorku srebra(I) powstaje 1 mol jonów srebra(I) i 1 mol jonów chlorkowych.

W roztworze nasyconym stężenie jonów srebra(I) jest równe stężeniu jonów chlorkowych (oznaczymy je jako x):

$$[\text{Ag}^+] = [\text{Cl}^-] = x$$

Podstawmy x do wyrażenia na iloczyn rozpuszczalności, którego wartość podano w treści zadania:

$$K_{\text{so}} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{Cl}^-] = x^2 = 1,6 \cdot 10^{-10}$$

obliczamy x :

$$x = \sqrt{1,6 \cdot 10^{-10}} = 1,26 \cdot 10^{-5}$$

Odpowiedź: Stężenie jonów srebra wynosi $1,26 \cdot 10^{-5}$.



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Przedstaw wyrażenie na iloczyn rozpuszczalności podanych substancji trudno rozpuszczalnych w wodzie.
 - a) siarczan(VI) baru
 - b) siarczek miedzi(I)
 - c) fosforan(V) wapnia
 - d) wodorotlenek żelaza(III)
2. Oblicz, jakie jest stężenie jonów bromkowych w nasyconym roztworze bromku srebra, jeśli jego iloczyn rozpuszczalności wynosi $7,7 \cdot 10^{-13}$.
3. Wykonaj niezbędne obliczenia i ustal, czy wytrąci się osad siarczanu(VI) wapnia, jeśli zmiesza się ze sobą 250 cm^3 0,08-molowego roztworu chlorku wapnia oraz 250 cm^3 0,001-molowego siarczanu(VI) sodu. W warunkach zadania wartość iloczynu rozpuszczalności siarczanu(VI) wapnia wynosi $2,4 \cdot 10^{-5}$.
4. W 1 dm^3 nasyconego roztworu AgCl znajduje się $1,05 \cdot 10^{-5}$ mola tej soli. Oblicz iloczyn rozpuszczalności tej soli.
5. Wskaż, w którym roztworze będzie się znajdować więcej jonów wapnia: w nasyconym roztworze węglanu wapnia czy nasyconym roztworze wodorotlenku wapnia.

$$K_{\text{so CaCO}_3} = 8,7 \cdot 10^{-9}$$

$$K_{\text{so Ca(OH)}_2} = 5,5 \cdot 10^{-6}$$

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 109 ▶ • Iloczyn rozpuszczalności każdej trudno rozpuszczalnej substancji jonowej można opisać równaniem:



- s. 109 ▶ • Stężenie poszczególnych jonów podniesionych do potęg, które są współczynnikami stechiometrycznymi, jest wartością stałą w danej temperaturze.

$$K_{\text{so}} = [A^{m+}]^n \cdot [B^{n-}]^m$$

Podsumowanie przed sprawdzianem

• Teoria kwasów i zasad Brønsteda–Lowry’ego

s. 64

Kwas to indywiduum chemiczne będące donorem (dawcą) protonów.

Zasada to indywiduum chemiczne będące akceptorem (biorcą) protonów.

• Moc kwasów i zasad – w odniesieniu do wody

s. 67

Mocne kwasy są zdeprotonowane w wysokim stopniu.	Mocne zasady są sprotonowane w wysokim stopniu.
Słabe kwasy są zdeprotonowane w małym stopniu.	Słabe zasady są sprotonowane w małym stopniu.

• Stała równowagi reakcji przeniesienia protonu

s. 70

K_a – stała kwasowości (stała dysocjacji kwasu)	K_b – stała zasadowości (stała dysocjacji zasady)
$HA + H_2O \rightleftharpoons A^- + H_3O^+$ $K_a = \frac{[A^-] \cdot [H_3O^+]}{[HA]}$	$Z + H_2O \rightleftharpoons ZH^+ + OH^-$ $K_b = \frac{[ZH^+] \cdot [OH^-]}{[Z]}$

• Stopień dysocjacji

s. 60

Stopień dysocjacji to stosunek liczby moli substancji zdysocjowanej do liczby moli substancji wprowadzonej do roztworu.

$$\alpha = \frac{C_z}{C_0}, \quad 0 < \alpha < 1$$

• Prawo rozcieńczeń Ostwalda

s. 85

$$K_a = \frac{\alpha^2 \cdot C_0}{1 - \alpha}$$

$$\text{gdy } \alpha < 0,05 \text{ (5\%)} \text{ lub } \frac{C_0}{K_a} \geq 400, \quad K_a = \alpha^2 \cdot C_0$$

• Odczyn roztworu

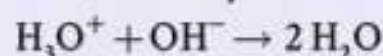
s. 75

$$pH = -\log [H_3O^+]$$

• Reakcja zobojętniania

s. 93

Reakcja zobojętniania to reakcja przebiegająca między kwasem a zasadą, w której oba te składniki reagują w stechiometrycznych (równoważnych) ilościach.



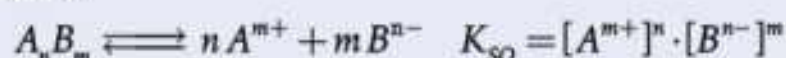
• Reakcja strącania

s. 105

Reakcja strącania polega na zmieszaniu roztworów dwóch substancji jonowych prowadzącym do powstania trudno rozpuszczalnego produktu.

• Iloczyn rozpuszczalności

s. 109



Sprawdź, czy umiesz!

1. Wybierz poprawne uzupełnienia zdań, tak aby powstały zdania prawdziwe.

a)

W 0,01-molowym roztworze kwasu azotowego(V) stężenie jonów wodorowych jest	A.	większe	niż w 0,01-molowym roztworze kwasu siarkowego(VI).
	B.	mniejsze	

b)

W roztworach wodnych wodorotlenków występują	A.	jony,	dlatego te roztwory	C.	przewodzą prąd elektryczny.
	B.	obojętne cząsteczki,		D.	nie przewodzą prądu elektrycznego.

c)

W roztworach wodnych wodorotlenków	A.	są obecne	kationy oksoniowe.
	B.	nie występują	

2. Wskaż substancje, w których roztworach znajdują się jony wodorosiarczanowe(VI).

- a) siarczek sodu c) wodorosiarczan(VI) sodu e) kwas siarkowy(VI)
b) siarczan(IV) potasu d) siarczan(IV) magnezu

3. Wymień cząstki znajdujące się w roztworze wodnym, których źródłem jest fosforan(V) sodu.

4. Oblicz pH roztworu kwasu azotowego(V) o stężeniu $0,001 \text{ mol/dm}^3$. Wyznacz stężenie jonów wodorotlenkowych w tym roztworze.

5. Oblicz stopień dysocjacji 0,08-molowego kwasu o wzorze ogólnym HX. Przyjmij, że stężenie jonów H^+ w tym roztworze wynosi $0,008 \text{ mol/dm}^3$. Oceń, czy kwas ten jest słabym czy mocnym kwasem.

6. Za pomocą równań przedstaw procesy zachodzące podczas rozpuszczania podanych związków.

- a) LiOH b) FeI_3 c) NH_4Cl

7. Uporządkuj roztwory poniższych substancji o jednakowym stężeniu molowym od najniższego do najwyższego pH: amoniak, kwas octowy, kwas solny, wodorotlenek potasu.

8. Zaproponuj doświadczenie, w którym otrzymasz wodorotlenek glinu. Przedstaw równania wytrącania tej substancji z roztworu w formie cząsteczkowej, jonowej pełnej i jonowej skróconej.

9. Uporządkuj roztwory zawierające jednakowe stężenie CH_3COOH według wzrastającego stopnia dysocjacji kwasu octowego: wodny roztwór kwasu octowego, wodny roztwór z dodatkiem kwasu solnego, roztwór kwasu octowego w bezwodnym amoniaku.

10. Oblicz pH oraz stężenie jonów wodorotlenkowych w 0,01-molowym roztworze kwasu cyjanowodorowego (HCN), jeśli K_a tego kwasu wynosi $4,9 \cdot 10^{-10}$.

11. Jon węglanowy w roztworze węglanu potasu zachowuje się jak zasada. Zapisz w zeszycie równanie tej reakcji i napisz wyrażenie na stałą K_b tego jonu.

12. Iloczyn rozpuszczalności siarczku srebra(I) wynosi $1,6 \cdot 10^{-49}$. Oblicz stężenie jonów srebra i jonów siarczkowych w nasyconym roztworze tej soli.



Wśród wszystkich reakcji chemicznych dużą część stanowią reakcje, w których następuje przekazanie elektronów pomiędzy dwiema substancjami, co skutkuje zmianą stopni utlenienia atomów w reagentach. Takie reakcje są nazywane reakcjami utleniania i redukcji lub w skrócie – reakcjami redoks. Reakcje utleniania i redukcji przedstawione w tym dziale mają fundamentalne znaczenie praktyczne. Leżą u podstaw licznych procesów przemysłowych i biologicznych, w tym także najważniejszych przemian biochemicznych warunkujących życie na ziemi: reakcji fotosyntezy i utleniania komórkowego, które są źródłem odpowiednio tlenu i energii. Dzięki wiadomościom zgromadzonym w tym dziale nauczysz się rozpoznawać, czy dana reakcja jest reakcją redoks. Poznasz metody dobierania współczynników stechiometrycznych w tego typu równaniach chemicznych.

III Reakcje utlenienia i redukcji



- ▶ Utlenianie, redukcja i reakcje redoks
- ▶ Stopnie utlenienia
- ▶ Stosowanie stopni utlenienia w reakcjach utleniania i redukcji
- ▶ Dobieranie współczynników stechiometrycznych metodą bilansu elektronowo-jonowego
- ▶ Zależność procesu utleniania i redukcji od środowiska reakcji chemicznej

1.2. Reakcje utleniania i redukcji

Proces oddawania elektronów przez atomy lub jony pierwiastków chemicznych nazywa się **utlenianiem (dezelektronacją)**. Ponieważ atomy magnezu oddają elektrony, to magnez ulega utlenianiu. Proces przyjmowania elektronów przez atomy lub jony pierwiastków chemicznych nazywa się **redukcją (elektronacją)**. Ponieważ atomy tlenu pobierają elektrony, to tlen ulega redukcji.

Zapis równań połówkowych

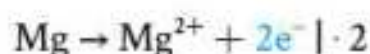
◀ równania
połówkowe

$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^-$ **utlenianie** – atomy magnezu oddają elektrony

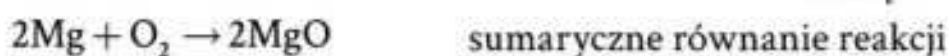
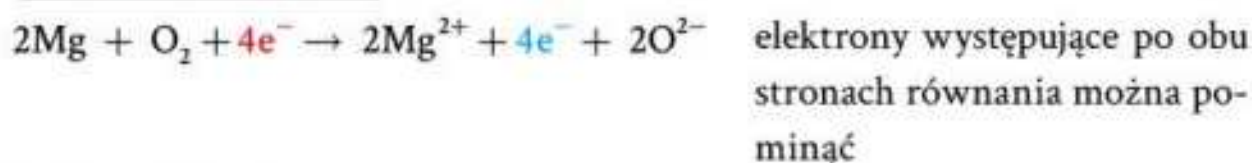
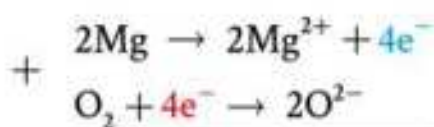
$\text{O}_2 + 4e^- \rightarrow 2\text{O}^{2-}$ **redukcja** – atomy tlenu przyjmują elektrony

Reakcje utleniania i redukcji są ze sobą nierozzerwalnie związane. Każdej reakcji redukcji musi towarzyszyć utlenianie, a każdej reakcji utleniania – redukcja. Te same elektrony oddane w reakcji utleniania muszą być przyjęte w reakcji redukcji. Dlatego liczba elektronów oddanych i przyjętych jest jednakowa w obu reakcjach połówkowych.

W rozważanym przykładzie liczba elektronów oddanych w reakcji utleniania magnezu wynosi 2, a liczba elektronów przyjętych w reakcji redukcji to 4. Jednakową liczbę elektronów w obu równaniach można uzyskać przez pomnożenie wszystkich elementów równania reakcji utleniania przez 2:



Jeśli połówkowe równanie reakcji utleniania doda się do równania połówkowej reakcji redukcji, to utworzy się **równanie sumarycznej reakcji utleniania i redukcji**, w skrócie redoks.



Utlenianie – proces oddawania elektronów przez cząsteczkę, atom lub jon.

◀ utlenianie

Redukcja – proces przyjmowania elektronów przez cząsteczkę, atom lub jon.

◀ redukcja

1.3. Utleniacze i reduktory

Substancja powodująca redukcję nosi nazwę reduktora (elektronatora) lub czynnika redukującego. W rozważanej reakcji magnez jest reduktorem, ponieważ spowodował redukcję tlenu. Atomy magnezu oddają elektrony atomom tlenu. Oddając elektrony, magnez ulega utlenieniu. Utworzony w reakcji kation magnezu (Mg^{2+}) nazywamy **formą utlenioną reduktora**.

Substancja, która powoduje utlenianie, jest nazywana **utleniaczem (dezelektronatorem)** lub **czynnikiem utleniającym**. W reakcji magnezu z tlenem rolę utleniacza odgrywa tlen, ponieważ utlenia magnez. Atomy tlenu przyjmują elektrony, które pochodzą od atomów magnezu. Przyjmując elektrony, tlen ulega redukcji. Powstający w reakcji anion tlenu (O^{2-}) nazywamy **formą zredukowaną utleniacza**.

równanie połówkowe: $\underset{\text{reduktor}}{2\text{Mg}} \rightarrow \underset{\text{forma utleniona}}{2\text{Mg}^{2+}} + \underset{\text{utlenianie}}{4\text{e}^-}$

równanie połówkowe: $\underset{\text{utleniacz}}{\text{O}_2} + \underset{\text{forma zredukowana}}{4\text{e}^-} \rightarrow \underset{\text{redukcja}}{2\text{O}^{2-}}$

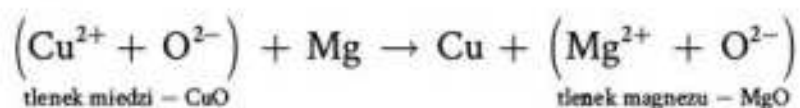
utleniacz ▶ **Utleniacz** – substancja, która przyjmując elektrony od substancji utlenianej, sama ulega redukcji.

reduktor ▶ **Reduktor** – substancja, która oddając elektrony substancji redukowanej, sama ulega utlenieniu.

Magnez może być utleniany nie tylko przez tlen, lecz także przez każdą inną substancję, która będzie usuwać elektrony z jego atomów, pozostawiając jony dodatnie. Na przykład kiedy tlenek miedzi(II) reaguje z magnezem, powstają miedź i tlenek magnezu:



Możemy zapisać równanie z tlenkiem miedzi(II) jako ($\text{Cu}^{2+} + \text{O}^{2-}$) i tlenkiem magnezu jako ($\text{Mg}^{2+} + \text{O}^{2-}$):



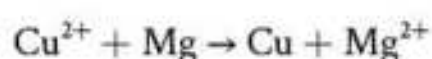
Równania połówkowe mają postać:

$\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$ atom magnezu oddaje elektrony, więc magnez ulega utlenieniu

$\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}$ jon miedzi przyjmuje elektrony, więc miedź ulega redukcji

Należy zwrócić uwagę, że jony O^{2-} nie biorą udziału w reakcji chemicznej. Jony Cu^{2+} utleniły magnez.

Jeśli dodamy stronami oba równania połówkowe utleniania i redukcji, otrzymamy zapis:



Jest to jonowe równanie reakcji redoks.

1.4. Zasady zapisywania równań połówkowych reakcji redoks

- Zazwyczaj tylko jeden pierwiastek przyjmuje elektrony i tylko jeden (inny niż przyjmujący) pierwiastek oddaje elektrony.
- Po obu stronach równania musi znajdować się jednakowa liczba atomów każdego rodzaju.
- Całkowity ładunek elektryczny musi być jednakowy po obu stronach równania.
- W zapisie połówkowej reakcji utleniania **oddane elektrony** zapisujemy zawsze **po prawej stronie strzałki**, a **przyjęte elektrony** zapisujemy zawsze **po lewej stronie strzałki**.
- Liczba oddanych/przyjętych elektronów jest równa odpowiednio wzrostowi/zmniejszeniu ładunku atomu.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Podaj nazwy procesów (utlenianie lub redukcja) zapisanych poniższymi równaniami połówkowymi reakcji.
 - a) $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$
 - b) $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
 - c) $\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}$
 - d) $\text{Cr} \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^-$
2. Określ, czy substraty poniższych reakcji to utleniacze czy reduktory.
 - a) $\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$
 - b) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}$
3. Przyporządkuj wymienionym terminom (1.–5.) odpowiednie informacje (A–E).

Terminy	Informacje
1. reakcja redoks	A. $\text{Zn} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^-$
2. redukcja	B. dostarcza elektrony substancji redukowanej
3. reduktor	C. przyjmuje elektrony od substancji utlenianej
4. utlenianie	D. reakcja, w której następuje przeniesienie elektronów
5. utleniacz	E. $\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}$

4. Dane jest równanie reakcji:



Wskaż substrat tej reakcji, który ulega redukcji, i ulóż połówkowe równanie redukcji tego pierwiastka. Następnie wskaż pierwiastek ulegający utlenieniu i ulóż połówkowe równanie jego utleniania.

5. Żelazo reaguje z bromem, tworząc bromek żelaza(III). Wykonaj polecenia.

- Ułóż połówkowe równania procesu utleniania i redukcji.
- Ułóż sumaryczne równanie tej reakcji.
- Wskaż substancję utlenianą i redukowaną.
- Wskaż utleniacz i reduktor w tej reakcji.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 116 ▶ • **Reakcja redoks** to reakcja chemiczna, w której jedna substancja zostaje zredukowana, a inna substancja zostaje utleniona.
- s. 117 ▶ • **Utlenianie (dezelektronacja)** to proces oddawania elektronów przez atom, jon lub cząsteczkę.
- s. 117 ▶ • **Redukcja (elektronacja)** to proces przyjmowania elektronów przez atom, jon lub cząsteczkę.
- s. 118 ▶ • **Utleniacz (dezelektronator)** to substancja ulegająca redukcji; przyjmuje elektrony; ma właściwości utleniające.
- s. 118 ▶ • **Reduktor (elektronator)** to substancja ulegająca utlenieniu; oddaje elektrony; ma właściwości redukujące.
- s. 117 ▶ • Reakcję redoks można przedstawić w postaci **pary równań połówkowych**: utleniania i redukcji. Liczba elektronów pobranych przez utleniacz musi być równa liczbie elektronów oddanych przez reduktor. Dwa równania połówkowe po dodaniu dają sumaryczne równanie reakcji redoks.

2. Stopnie utlenienia

NA TEJ LEKCJI:

- poznasz pojęcie *stopnie utlenienia*;
- dowiesz się, jakie są reguły określania stopni utlenienia pierwiastków chemicznych;
- nauczysz się wyznaczać stopień utlenienia pierwiastka w jonie lub związku chemicznym;
- zauważysz, jak na podstawie konfiguracji elektronowej atomów przewidzieć typowe stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych.

Każdy pierwiastek w związku chemicznym ma przypisany stopień utlenienia. Jak wyznaczyć stopień utlenienia pierwiastka w cząsteczce lub jonie?

2.1. Czym jest stopień utlenienia?

Jeśli pierwiastek jest częścią związku chemicznego, przypisujemy mu stopień utlenienia. W jonowym związku chemicznym stopień utlenienia mówi, ile elektronów oddał lub przyjął pierwiastek chemiczny w porównaniu z pierwiastkiem w stanie wolnym. W związku kowalencyjnym stopień utlenienia informuje o podziale elektronów między pierwiastkami o różnej elektroujemności. Pierwiastek bardziej elektroujemny ma przypisaną ujemną wartość stopnia utlenienia.

Stopień utlenienia to liczba dodatnich lub ujemnych ładunków elementarnych, które miałby atom danego pierwiastka chemicznego, gdyby wszystkie wiązania chemiczne występujące w cząsteczce lub jonie zawierającym ten atom miały charakter jonowy. Stopień utlenienia jest pojęciem umownym.

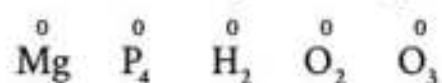
Stopień utlenienia pierwiastka chemicznego składa się z dwóch elementów: znaku plus lub minus ukazującego kierunek przeniesienia elektronu oraz liczby rzymskiej określającej liczbę przenoszonych elektronów. Znak plus oznacza, że atom oddał elektrony lub dzieli się nimi z bardziej elektroujemnym atomem. Minus oznacza, że atom przyjął elektrony lub dzieli się nimi z mniej elektroujemnym atomem. Stopień utlenienia zapisuje się nad symbolem pierwiastka:



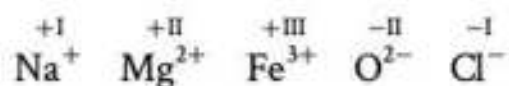
2.2. Reguły wyznaczania stopni utlenienia pierwiastków chemicznych

Poniższe reguły pozwalają na określenie stopnia utlenienia pierwiastka chemicznego.

- Pierwiastek chemiczny w stanie wolnym ma stopień utlenienia zero.



- Pierwiastek chemiczny w jonie prostym ma stopień utlenienia równy ładunkowi tego jonu.

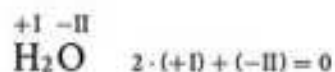


- Niektóre pierwiastki mają ten sam stopień utlenienia we wszystkich swoich związkach chemicznych. Inne zazwyczaj mają różne stopnie utlenienia. W tabeli 2.1. podano stopnie utlenienia takich pierwiastków.

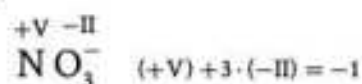
Tab. 2.1. Stopnie utlenienia niektórych pierwiastków chemicznych

Pierwiastek chemiczny	Stopień utlenienia pierwiastka w związku chemicznym	Przykłady
wodór, H	+I, z wyjątkiem wodorków metali, w których stopień utlenienia to -I	$\overset{+I}{\text{HCl}}, \overset{+I}{\text{CH}_4}, \overset{+I}{\text{NH}_3}, \overset{+I}{\text{H}_2\text{SO}_4}$ ale $\overset{-I}{\text{NaH}}$
litowce	zawsze +I	$\overset{+I}{\text{NaCl}}$
berylownce	zawsze +II	$\overset{+II}{\text{CaCl}_2}$
glin, Al	zawsze +III	$\overset{+III}{\text{AlCl}_3}$
tlen, O	-II, z wyjątkiem nadtlenków, w których stopień utlenienia to -I, ponadtlenków, w których stopień utlenienia to $-\frac{1}{2}$, oraz związków z fluorem, w którym stopień utlenienia to +II	$\overset{-II}{\text{CO}_2}, \overset{-II}{\text{H}_2\text{O}}, \overset{-II}{\text{KMnO}_4}$, ale $\overset{-I}{\text{H}_2\text{O}_2}, \overset{-\frac{1}{2}}{\text{KO}_2}, \overset{+II}{\text{OF}_2}$
fluor, F	zawsze -I	$\overset{-I}{\text{HF}}, \overset{-I}{\text{CF}_4}, \overset{-I}{\text{OF}_2}$
chlor, Cl	-I, z wyjątkiem związków z F i O, w których stopień utlenienia ma dodatnią wartość	$\overset{-I}{\text{NaCl}}$

- Suma stopni utlenienia wszystkich atomów tworzących związek chemiczny wynosi zero, np.:



- Suma stopni utlenienia wszystkich atomów tworzących jon złożony jest równa ładunkowi tego jonu, np.:



stopień utlenienia pierwiastka

- **Stopień utlenienia pierwiastka chemicznego w danym związku chemicznym** – ładunek, który miałby atom, gdyby związek chemiczny miał budowę jonową.

2.3. Wyznaczanie stopni utlenienia pierwiastków w związkach chemicznych i jonach

Aby wyznaczyć stopień utlenienia pierwiastków chemicznych, należy zastosować odpowiednią regułę podaną w podrozdziale 2.2. Zaczyna się od wskazania pierwiastków, których stopnie utlenienia są znane na podstawie reguł. Następnie wyznacza się stopień utlenienia dowolnego pierwiastka chemicznego.

Przykład 1.

Wyznacz stopnie utlenienia pierwiastków w amoniaku NH_3 .

Wodór ma stopień utlenienia +I, więc azot musi mieć -III, aby suma stopni utlenienia była równa zero. Ponadto azot jest bardziej elektroujemny niż wodór, więc wodór musi mieć dodatnią wartość stopnia utlenienia.

Przykład 2.

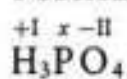
Wyznacz stopnie utlenienia pierwiastków w HNO_3 .

Każdy tlen ma stopień utlenienia -II, co daje w sumie -6 ($3 \cdot -II$). Wodór ma stopień utlenienia +I. Zatem azot musi mieć stopień utlenienia +V, aby suma stopni utlenienia była równa zero. Azot może mieć różne stopnie utlenienia w różnych związkach chemicznych. W HNO_3 azot ma dodatni stopień utlenienia, ponieważ jest połączony z bardziej elektroujemnym pierwiastkiem – tlenem.

Przykład 3.

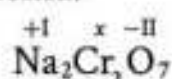
Wyznacz stopień utlenienia fosforu w H_3PO_4 i chromu w $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

Stosujemy reguły wyznaczania stopnia utlenienia (patrz rys. 2.1.). Jeżeli do któregoś z pierwiastków nie odnosi się żadna reguła, to jego stopień utlenienia oznaczamy jako x . Następnie układamy równanie z jedną niewiadomą (x) i obliczamy nieznany stopień utlenienia.



$$3 \cdot (+I) + x + 4 \cdot (-II) = 0$$

$$x = +V$$



$$2 \cdot (+I) + 2 \cdot x + 7 \cdot (-II) = 0$$

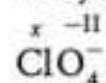
$$x = +VI$$

Odpowiedź: Stopień utlenienia fosforu w H_3PO_4 wynosi +V, a stopień utlenienia chromu w $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ to +VI.

Przykład 4.

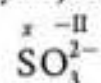
Wyznacz stopień utlenienia chloru w jonie ClO_4^- i siarki w jonie SO_3^{2-} .

Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w jonach złożonych wyznaczamy podobnie jak w związkach chemicznych. Suma stopni utlenienia wszystkich atomów w jonie złożonym jest równa ładunkowi tego jonu.



$$x + 4 \cdot (-II) = -1$$

$$x = +VII$$



$$x + 3 \cdot (-II) = -2$$

$$x = +IV$$

Odpowiedź: Stopień utlenienia chloru w ClO_4^- wynosi +VII, a stopień utlenienia siarki w SO_3^{2-} to +IV.

Stopnie utlenienia chloru

Gazowy chlor Cl_2 ma z definicji stopień utlenienia zero. W związkach chemicznych przyjmuje różne wartości stopnia utlenienia: od -I do +VII. Chlor prawie ze

wszystkimi metalami tworzy jonowe związki chemiczne zawierające anion Cl^- , w którym chlor jest na stopniu utlenienia $-I$. W związkach zawierających tlen chlor przyjmuje dodatnie stopnie utlenienia, ponieważ tlen jest bardziej elektroujemny niż chlor, np.:

Wzór substancji	Stopień utlenienia chloru	Nazwa substancji
Cl_2	0	chlor
NaCl	$-I$	chlorek sodu
NaClO	$+I$	chlora(I) sodu
NaClO_2	$+III$	chlora(III) sodu
ClO_2	$+IV$	tlenek chloru(IV)
NaClO_3	$+V$	chlora(V) sodu
Cl_2O_6	$+VI$	heksatlenek dichloru
NaClO_4	$+VII$	chlora(VII) sodu

2.4. Przewidywanie typowych stopni utlenienia pierwiastków na podstawie konfiguracji elektronowej atomów

Typowe stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych można przewidzieć na podstawie konfiguracji elektronowej atomów pierwiastków, jeśli weźmie się pod uwagę tendencję pierwiastków do przyjmowania lub oddawania elektronów.

IA 1												VIIA 17		VIIIA 18				
1	1,01 1 H wodor											4,00 2 He hel						
2	6,94 3 Li lit	9,01 4 Be beryl											10,81 5 B bor	12,01 6 C węgiel	14,00 7 N azot	15,99 8 O tlen	18,99 9 F fluor	20,18 10 Ne neon
3	22,99 11 Na sód	24,30 12 Mg magnez	44,96 21 Sc skand	47,87 22 Ti tytan	50,95 23 V wanad	51,99 24 Cr chrom	54,94 25 Mn mangan	55,84 26 Fe żelazo	58,93 27 Co kobalt	58,69 28 Ni nikiel	63,55 29 Cu miedź	66,39 30 Zn cynk	59,72 31 Ga gal	72,61 32 Ge german	74,92 33 As arsen	78,96 34 Se selen	79,90 35 Br brom	83,80 36 Kr krypton
4	39,10 19 K potas	40,08 20 Ca wapń	88,90 39 Y itr	91,22 40 Zr cykon	92,90 41 Nb niob	95,94 42 Mo molibden	97,90 43 Tc technet	101,07 44 Ru ruten	102,90 45 Rh rod	106,42 46 Pd pallad	107,87 47 Ag srebro	112,41 48 Cd kadm	114,82 49 In ind	118,71 50 Sn cyna	121,76 51 Sb antymon	127,60 52 Te tellur	126,90 53 I jod	131,29 54 Xe ksenon
5	86,47 37 Rb rubid	77,62 38 Sr stront	138,91 57 La lantan	178,49 72 Hf hafn	180,96 73 Ta tantal	183,84 74 W wolfram	186,21 75 Re ren	190,23 76 Os osm	192,22 77 Ir iryd	195,08 78 Pt platyna	196,97 79 Au złoto	200,59 80 Hg rteć	204,38 81 Tl tal	207,20 82 Pb ołów	208,98 83 Bi bismut	(208,98) 84 Po polon	(209,98) 85 At astat	(222,02) 86 Rn radon
6	132,90 55 Cs cez	137,33 56 Ba bar	138,91 57 La lantan	178,49 72 Hf hafn	180,96 73 Ta tantal	183,84 74 W wolfram	186,21 75 Re ren	190,23 76 Os osm	192,22 77 Ir iryd	195,08 78 Pt platyna	196,97 79 Au złoto	200,59 80 Hg rteć	204,38 81 Tl tal	207,20 82 Pb ołów	208,98 83 Bi bismut	(208,98) 84 Po polon	(209,98) 85 At astat	(222,02) 86 Rn radon
7	(223,02) 87 Fr frans	(226,02) 88 Ra rad	(227,03) 89 Ac aktyn	(261,11) 104 Rf rutherford	(263,11) 105 Db dubn	(265,12) 106 Sg seaborg	(264,10) 107 Bh bohr	(269,10) 108 Hs has	(268,10) 109 Mt meitner	(271,10) 110 Uun ununilium	(272,10) 111 Uuu ununium	(277,10) 112 Uub ununibium		(289,00) 114 Uuq ununquadium		(292,00) 116 Uuh ununhedium		(294,00) 118 Uuo ununoctium
Lantanowce				140,12 58 Ce cer	140,91 59 Pr prazedyum	144,24 60 Nd neodym	(144,91) 61 Pm promet	150,36 62 Sm samar	151,96 63 Eu europ	157,25 64 Gd gadolin	158,92 65 Tb terb	162,50 66 Dy dysproz	164,93 67 Ho holm	157,26 68 Er erb	168,93 69 Tm tul	173,04 70 Yb iterb	174,97 71 Lu lutet	
Aktynowce				232,04 90 Th tor	231,04 91 Pa protaktyn	238,03 92 U uran	(237,05) 93 Np neptun	(244,06) 94 Pu pluton	(243,06) 95 Am ameryk	(247,07) 96 Cm kur	(247,07) 97 Bk berkel	(251,08) 98 Cf kalifon	(252,09) 99 Es einstein	(257,09) 100 Fm ferm	(258,10) 101 Md mendelew	(259,10) 102 No nobel	(262,11) 103 Lr lorens	

Rys. 2.1. Układ okresowy pierwiastków chemicznych.

Stopnie utlenienia pierwiastków bloku s

Atomy pierwiastków **grupy 1** (litowce) układu okresowego mają konfigurację elektronów walencyjnych ns^1 , gdzie n oznacza numer okresu (np. ${}_3\text{Li } 1s^2 2s^1$). W reakcjach chemicznych łatwo oddają jeden elektron walencyjny. Dlatego w związkach chemicznych występują jako jony o ładunku $+1$ i wykazują $+I$ stopień utlenienia.

Atomy pierwiastków **grupy 2** (beryłowce) to grupa pierwiastków o konfiguracji elektronów walencyjnych ns^2 (np. ${}_{12}\text{Mg } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$). Mogą oddać dwa elektrony i tworzyć kationy o ładunku $+2$. Z tego względu w związkach chemicznych przyjmują $+II$ stopień utlenienia.

Metale bloku s bardzo łatwo ulegają utlenieniu, co tłumaczy ich najwyższą aktywność chemiczną spośród wszystkich metali.

Stopnie utlenienia pierwiastków bloku p

Atomy pierwiastków **grupy 13** (borowce) mają konfigurację elektronów walencyjnych $ns^2 np^1$. Dysponują trzema elektronami walencyjnymi (np. ${}_{13}\text{Al } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$). Mają tendencję do oddawania jednego lub trzech elektronów. Bor, glin i gal występują w niemal wszystkich swoich związkach chemicznych na stopniu utlenienia $+III$. Pozostałe pierwiastki występują zarówno na $+I$, jak i na $+III$ stopniu utlenienia.

Wszystkie atomy pierwiastków **grupy 14** (węglowce) mają konfigurację elektronów walencyjnych $ns^2 np^2$ (np. ${}_6\text{C } 1s^2 2s^2 2p^2$). Węgiel i krzem mają tendencję do dzielenia się wszystkimi czterema elektronami walencyjnymi, jeśli chodzi o tworzenie wiązań chemicznych. W reakcji z niemetalami uwalniają elektrony i uzyskują $+IV$ stopień utlenienia, a w związkach z metalami i wodorem przyjmują elektrony i osiągają $-IV$ stopień utlenienia. W grupie ze wzrostem liczby atomowej różnica energii między podpowłoką s a p wzrasta i elektrony podpowłoki s są mniej dostępne, dlatego stopień utlenienia ołowiu wynosi najczęściej $+II$.

Atomy pierwiastków **grupy 15** (azotowce) mają konfigurację elektronów walencyjnych $ns^2 np^3$ (np. ${}_7\text{N } 1s^2 2s^2 2p^3$). Mogą przyjąć trzy elektrony, w związkach z wodorem i metalami występują na $-III$ stopniu utlenienia. Azot należy do pierwiastków tworzących związki chemiczne na wielu stopniach utlenienia: od $-III$ do $+V$.

Atomy pierwiastków **grupy 16** (tlenowce) mają konfigurację elektronów walencyjnych $ns^2 np^4$ (np. ${}_8\text{O } 1s^2 2s^2 2p^4$). Do uzupełnienia zewnętrznych powłok atomów tych pierwiastków wystarczą tylko dwa elektrony. Atomy pierwiastków tej grupy z wodorem i metalami tworzą związki na $-II$ stopniu utlenienia. Wyjątek stanowią nadtlenki, ponadtlenki oraz związki tlenu z fluorem (patrz reguły wyznaczania stopni utlenienia w podrozdziale 2.2.).

Konfiguracja walencyjna w **grupie 17** (fluorowce) $ns^2 np^5$ (np. ${}_9\text{F } 1s^2 2s^2 2p^5$) sprawia, że ich atomy potrzebują tylko jednego elektronu do osiągnięcia zamkniętej powłoki elektronowej. Kiedy przyjmują jeden elektron, obniżają swój stopień utlenienia z 0 na $-I$. Fluorowce działają więc utleniająco. Z metalami tworzą

halogenki, w których jednoujemne aniony fluorowców są zawsze na $-I$ stopniu utlenienia. W reakcjach z niemetalami fluorowce tworzą kowalencyjne związki chemiczne (np.: czterochlorek krzemu, chlorek fosforu(III) i chlorek fosforu(V)), w których zazwyczaj są również na $-I$ stopniu utlenienia. Fluor jest najbardziej elektroujemnym pierwiastkiem chemicznym, dlatego ma ujemny stopień utlenienia we wszystkich związkach chemicznych.

Stopnie utlenienia pierwiastków bloku d

Charakterystyczną cechą pierwiastków d -elektronowych jest duża różnorodność stopni utlenienia. Wynika to z faktu, że kiedy tworzą związki chemiczne, mogą oddawać nie tylko swoje walencyjne elektrony podpowłoki s , lecz także elektrony podpowłoki d . Przyczyną jest mała różnica energii między elektronami zajmującymi podpowłokę ns i $(n-1)d$.

Pierwiastki na początku i końcu każdego szeregu bloku d (z wyjątkiem rtęci) występują tylko na jednym stopniu utlenienia różnym od 0. Przykładowo skand ma konfigurację elektronową $[Ar] 3d^1 4s^2$. Gdy oddaje trzy elektrony walencyjne, tworzy jon Sc^{3+} i wykazuje tylko stopień utlenienia $+III$. Cynk ma całkowicie zapelnioną podpowłokę $3d$ ($[Ar] 3d^{10} 4s^2$). Różnica energii między elektronami zajmującymi podpowłokę $4s$ i $3d$ jest tak duża, że oddawane są tylko elektrony podpowłoki $4s$. Dlatego stopień utlenienia cynku wynosi zawsze $+II$.

Symbol pierwiastka	Konfiguracja elektronowa	Nr grupy	Możliwe stopnie utlenienia						
$_{21}Sc$	$3d \uparrow \quad 4s \uparrow\uparrow$	3				$+III$			
$_{22}Ti$	$3d \uparrow\uparrow \quad 4s \uparrow\uparrow$	4		$+II$	$+III$	$+IV$			
$_{23}V$	$3d \uparrow\uparrow\uparrow \quad 4s \uparrow\uparrow$	5	$+I$	$+II$	$+III$	$+IV$	$+V$		
$_{24}Cr$	$3d \uparrow\uparrow\uparrow\uparrow \quad 4s \uparrow$	6		$+II$	$+III$			$+VI$	
$_{25}Mn$	$3d \uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow \quad 4s \uparrow\uparrow$	7		$+II$	$+III$	$+IV$	$+V$	$+VI$	$+VII$
$_{26}Fe$	$3d \uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow \quad 4s \uparrow\uparrow$	8		$+II$	$+III$	$+IV$			
$_{27}Co$	$3d \uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow \quad 4s \uparrow\uparrow$	9		$+II$	$+III$				
$_{28}Ni$	$3d \uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow \quad 4s \uparrow\uparrow$	10	$+I$	$+II$	$+III$				
$_{29}Cu$	$3d \uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow \quad 4s \uparrow$	11	$+I$	$+II$					
$_{30}Zn$	$3d \uparrow\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow \quad 4s \uparrow\uparrow$	12		$+II$	$+III$				

Liczba stopni utlenienia, na których może występować pierwiastek bloku d , wzrasta w kierunku środka bloku d i osiąga maksymalną liczbę dla manganu.

Maksymalny stopień utlenienia pierwiastka w związku chemicznym jest równy numerowi grupy układu okresowego, w której leży pierwiastek.

Rys. 2.2. Konfiguracja elektronowa pierwiastków bloku d (okres 4) i ich stopnie utlenienia.



Rys. 2.3. Wodne roztwory związku wanadu w zależności od stopnia utlenienia przyjmują różne barwy. Roztwory związków wanadu na stopniu utlenienia +II są liliowe, na +III – zielone, na +IV – niebieskie, a na +V – żółte.

2.5. Stopień utlenienia pierwiastków chemicznych w związkach organicznych

Stopień utlenienia węgla w związkach organicznych jest zmienny, zależny od towarzyszących atomów. Może przyjmować wartość od $-IV$ (np. w CH_4) do $+IV$ (np. w CCl_4). Aby go wyznaczyć, należy narysować wzór strukturalny lub półstrukturalny związku organicznego i wyodrębnić zespoły atomów składające się z jednego atomu węgla z przyłączonymi do niego innymi atomami (niebędącymi atomami węgla). Suma stopni utlenienia wszystkich atomów wchodzących w skład takiej jednowęgłowej grupy wynosi zero. Pierwiastki inne niż węgiel mają stopień utlenienia określony zwykłą regułą. Jeśli budowa cząsteczki związku organicznego nie jest znana, nie jest możliwe wyznaczenie stopni utlenienia poszczególnych atomów. Wówczas oblicza się średni stopień utlenienia atomów węgla.

Przykład 5.

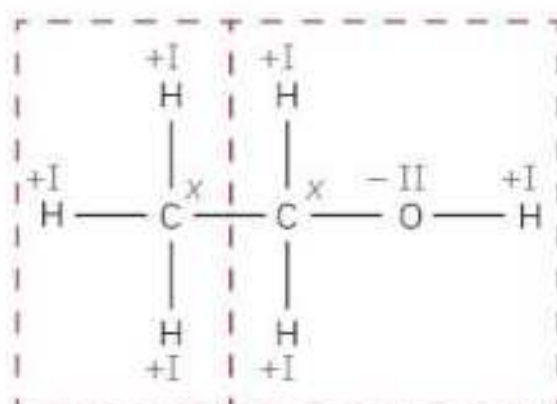
Wyznacz stopnie utlenienia każdego z dwóch atomów węgla w cząsteczce etanolu C_2H_5OH i kwasu octowego C_2H_3COOH .

Rozwiązanie:

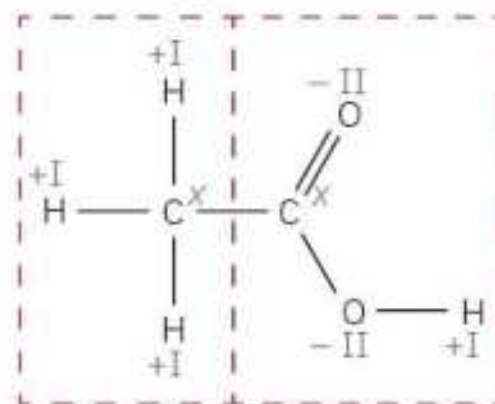
Rysujemy a) wzór strukturalny lub b) półstrukturalny związku organicznego. Wyodrębniamy zespoły atomów składające się z jednego atomu węgla z przyłączonymi do niego atomami (innymi niż węgiel). Stosujemy reguły wyznaczania stopni utlenienia (patrz podrozdział 2.2.). Stopień utlenienia węgla oznaczamy jako x . Układamy równanie z jedną niewiadomą. Suma stopni utlenienia wszystkich atomów w jednowęgłowej grupie wynosi zero.

a)

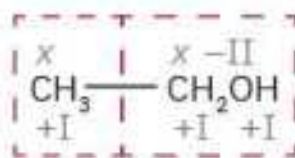
etanol



kwas octowy

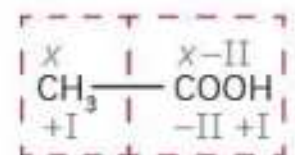


b)



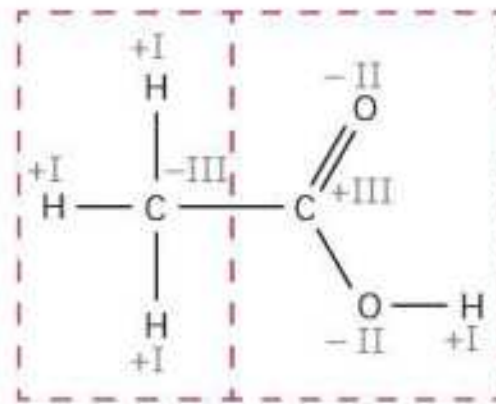
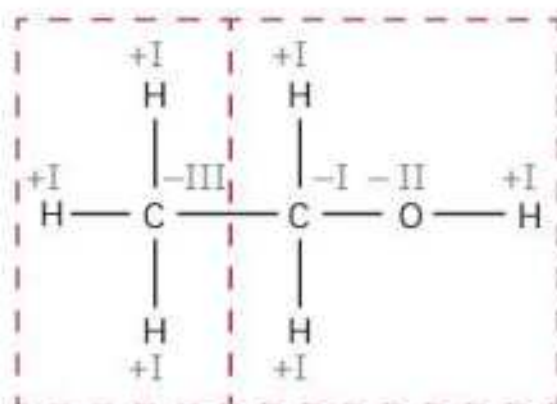
$$3 \cdot (+I) + x = 0 \quad +I + (-II) + 2 \cdot (+I) + x = 0$$

$$x = -III \quad x = -I$$



$$3 \cdot (+I) + x = 0 \quad +I + (-II) + (-II) + x = 0$$

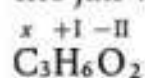
$$x = -III \quad x = +III$$

Odpowiedź:**Przykład 6.**

Wyznacz średni stopień utlenienia atomów węgla w związku o wzorze sumarycznym $C_3H_6O_2$.

Rozwiązanie:

Średni stopień utlenienia atomów węgla wyznacza się algebraicznie, podobnie jak w nieorganicznych związkach chemicznych.



$$3 \cdot x + 6 \cdot (+I) + 2 \cdot (-II) = 0$$

$$x = -\frac{2}{3}$$

Odpowiedź: Średni stopień utlenienia atomów węgla w $C_3H_6O_2$ wynosi $-\frac{2}{3}$.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyznacz stopień utlenienia każdego pierwiastka chemicznego w podanych związkach chemicznych.

- a) K_2O b) Na_2O_2 c) H_2S d) HNO_3 e) $Al_2(SO_4)_3$

2. Wyznacz stopień utlenienia każdego pierwiastka chemicznego w podanych jonach.

- a) PO_4^{3-} b) ClO_3^- c) NO_2^- d) CO_3^{2-}

3. Wyznacz stopień utlenienia chromu w podanych związkach i jonie.
 a) Cr_2O_3 b) CrO_4^{2-} c) $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
4. Ustal stopień utlenienia pierwiastków na podstawie konfiguracji elektronowej ich atomów.
 a) $_{19}\text{K } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
 b) $_{13}\text{Al } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
 c) $_{9}\text{F } 1s^2 2s^2 2p^5$
5. Ustal, którego z podanych stopni utlenienia nie może mieć $_{24}\text{Cr}$ w swoich związkach.
 a) +VII b) +VI c) +III d) +II
6. Konfiguracja elektronowa pewnego pierwiastka w stanie podstawowym jest następująca: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$. Na tej podstawie ustal, jaki jest maksymalny stopień utlenienia tego pierwiastka w związkach chemicznych.
 a) +II b) +III c) +IV d) +V
7. Wyznacz stopnie utlenienia każdego z trzech atomów węgla w cząsteczce każdego z podanych związków.
 a) kwas propanowy o wzorze strukturalnym: b) propanal o wzorze strukturalnym:
- $$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C} \\ | \\ \text{OH} \end{array}$$

$$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C} \\ | \\ \text{H} \end{array}$$
8. Wskaż związek, w którym stopień utlenienia azotu jest najniższy.
 a) N_2O_5 b) NO_2 c) NH_3
 d) HNO_2 e) KNO_3
9. Wybierz z podanych niżej pierwiastków chemicznych te, które mają w związkach chemicznych zawsze stopień utlenienia +I.
 a) sód b) miedź c) chlor
 d) lit e) wodór f) glin

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Stopień utlenienia pierwiastka w związku chemicznym to ładunek na atomie pierwiastka ◀ s. 122 przy założeniu, że rozpatrywany związek ma budowę jonową.
- Stopnie utlenienia pierwiastków w związku chemicznym lub jonie wyznaczamy, posługując się prostymi regułami. W obliczeniach stopni utlenienia pierwiastków z związkami organicznymi wprowadza się dodatkowe reguły. ◀ s. 121
- Maksymalny stopień utlenienia pierwiastka w związku chemicznym jest równy numerowi grupy układu okresowego, w której leży pierwiastek. ◀ s. 124

3. Stosowanie stopni utlenienia w reakcjach utleniania i redukcji

NA TEJ LEKCJI:

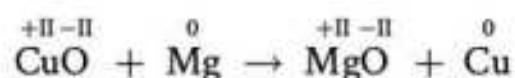
- nauczysz się rozpoznawać, czy reakcja jest reakcją utleniania czy redukcji;
- poznasz definicję utleniania i redukcji opartą na stopniu utlenienia;
- dowiesz się, jak zidentyfikować utleniacz i reduktor w reakcji redoks;
- poznasz pospolite reduktory i utleniacze oraz substancje, które mogą pełnić funkcję zarówno utleniacza, jak i reduktora.

Nie wszystkie reakcje chemiczne są reakcjami utleniania i redukcji. Jak więc rozpoznać, czy reakcja jest reakcją redoks, czy też – nie?

3.1. Jak rozpoznać, czy reakcja jest reakcją utleniania czy redukcji?

W reakcjach utleniania i redukcji w wyniku przeniesienia elektronów między atomami, jonami lub cząsteczkami następuje zmiana stopni utlenienia pierwiastków. Jeżeli żaden pierwiastek nie zmienia stopnia utlenienia, to reakcja nie jest reakcją redoks.

Kiedy tlenek miedzi(II) reaguje z magnezem, powstają tlenek magnezu i miedź. Czy jest to reakcja redoks? Aby to ustalić, należy wyznaczyć stopnie utlenienia wszystkich pierwiastków w substratach i produktach.



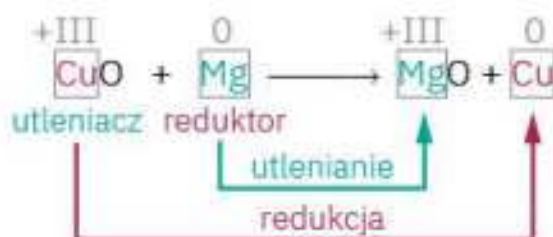
Stopień utlenienia miedzi i magnezu zmienia się (w przypadku miedzi z +II na 0, w przypadku magnezu z 0 na +II), co wskazuje, że jest to reakcja redoks.

Proces utleniania i redukcji można opisać na podstawie zmiany stopni utlenienia. Stopnie utlenienia maleją dla pierwiastków chemicznych, które ulegają redukcji (przyjmują elektrony), a rosną dla pierwiastków, które ulegają utlenianiu (oddają elektrony). W rozważanej reakcji miedź w tlenku miedzi(II) ulega redukcji, ponieważ jej stopień utlenienia zmniejsza się z +II do 0, a magnez ulega utlenieniu – jego stopień utlenienia wzrasta z 0 do +II.

utlenianie ▶ **Utlenianie** – reakcja, podczas której wzrasta stopień utlenienia pierwiastka chemicznego.

redukcja ▶ **Redukcja** – reakcja, podczas której stopień utlenienia pierwiastka chemicznego się zmniejsza.

Substrat w reakcji redoks zawierający pierwiastek, którego stopień utlenienia obniża się w trakcie reakcji, jest nazywany utleniaczem. Substrat zawierający pierwiastek o wzrastającym stopniu utlenienia nazywa się reduktorem. W rozważanym przykładzie utleniaczem jest tlenek miedzi(II), w którym jony Cu^{2+} ulegają redukcji do atomów miedzi Cu. Reduktorem są atomy magnezu Mg utleniające się do jonów Mg^{2+} (rys. 3.1.).



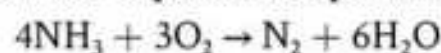
Rys. 3.1. Zmiana stopni utlenienia pierwiastków w reakcji tlenku miedzi(II) z magnezem.

Utleniacz zawiera pierwiastek chemiczny, którego stopień utlenienia się zmniejsza. ◀ utleniacz

Reduktor zawiera pierwiastek chemiczny, którego stopień utlenienia wzrasta. ◀ reduktor

Przykład 1.

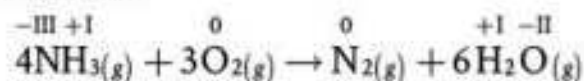
W wyniku spalania amoniaku w powietrzu powstają azot i para wodna:



Zidentyfikuj utleniacz i reduktor.

Rozwiązanie:

Wyznaczamy stopnie utlenienia wszystkich pierwiastków chemicznych w substratach i produktach.



Stopień utlenienia azotu w trakcie reakcji wzrasta z $-\text{III}$ do 0 , więc amoniak jest reduktorem. Jednocześnie stopień utlenienia tlenu obniża się z 0 do $-\text{II}$, zatem tlen jest utleniaczem.

Odpowiedź: NH_3 to reduktor, O_2 – utleniacz.

3.2. Najbardziej znane utleniacze

Utleniaczami są zazwyczaj **substancje zawierające pierwiastek na swoim najwyższym stopniu utlenienia**, np. kwas azotowy(V) HNO_3 , manganian(VII) potasu KMnO_4 , dichromian(VI) potasu KCr_2O_7 , nadutlenek wodoru H_2O_2 , tlenek ołowiu(IV) PbO_2 , tlenek osmu(VIII) OsO_4 , albo pierwiastki chemiczne bardzo elektroujemne, które mogą przyłączyć dodatkowe elektrony przez utlenienie innej substancji, np. tlen O_2 , ozon O_3 , fluor F_2 , chlor Cl_2 , brom Br_2 .

3.3. Najbardziej znane reduktory

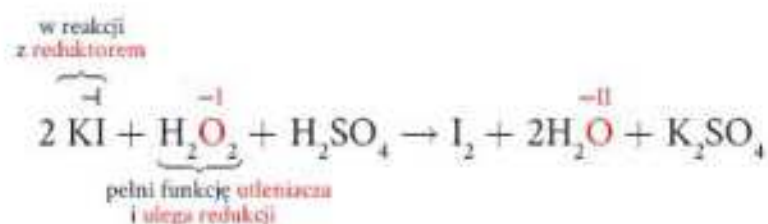
Przykładowe **reduktory to metale**, takie jak: Na, K, Mg, Fe, Zn, Al, oraz ich stopy. Reduktorami mogą być także **substancje, które zawierają pierwiastek chemiczny na najniższym stopniu utlenienia**: sole cyny(II), sole żelaza(II), roztwory wodne siarczanów(IV), a także wodór, tlenek węgla(II) i węgiel stosowany do redukcji zwłaszcza w procesach hutniczych. Dobrymi czynnikami redukującymi są wodorki, takie jak borowodorek sodu NaBH_4 i glinowodorek litu LiAlH_4 , które są powszechnie stosowane w chemii organicznej.

3.4. Substancje na pośrednich stopniach utlenienia

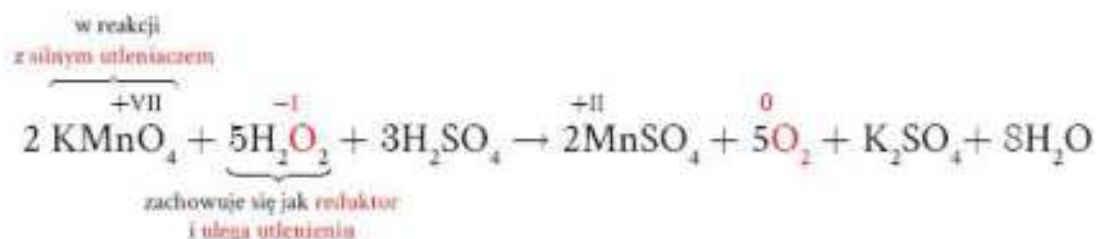
Jeżeli pierwiastek chemiczny w związku chemicznym występuje na swoim pośrednim stopniu utlenienia, to może być zarówno utleniaczem, jak i reduktorem w zależności od stopnia utlenienia partnera. Jeśli reaguje z silnym utleniaczem, zachowuje się jak reduktor – ulega utlenieniu, natomiast w reakcji z silnym reduktorem pełni funkcję utleniacza i się redukuje. Do takich substancji należą: Na_2SO_3 , H_2O_2 , KNO_2 .

Właściwości utleniająco-redukujące nadtlenu wodoru H_2O_2

Nadtlenek wodoru w obecności silnych reduktorów, np. jodków, ulega redukcji. W tej reakcji stopień utlenienia tlenu w H_2O_2 zmniejsza się z $-I$ do $-II$, a stopień utlenienia jodu w KI wzrasta z $-I$ do 0 . Produktem redukcji nadtlenu wodoru jest woda, a produktem utlenienia jodku potasu jest wolny jod.

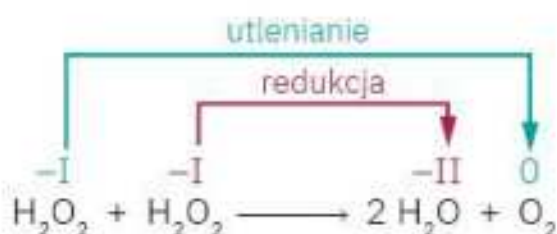


W reakcji z silnym utleniaczem, jakim jest manganian(VII) potasu, nadtlenek wodoru ulega utlenieniu. W tej reakcji stopień utlenienia tlenu w H_2O_2 wzrasta z $-I$ do 0 , a stopień utlenienia manganu maleje z $+VII$ do $+II$. Produktem utleniania nadtlenu wodoru jest gazowy tlen, a produktem redukcji manganianu(VII) potasu jest siarczan(VI) manganu(II).



3.5. Reakcje dysproporcjonowania

Jeżeli w reakcji ten sam pierwiastek chemiczny jest zarówno utleniaczem, jak i reduktorem, to taka reakcja redoks nosi nazwę reakcji dysproporcjonowania. Przykładem może być rozkład nadtlenku wodoru (rys. 3.2.). Tlen ulega zarówno utlenieniu (od $-I$ do 0), jak i redukcji (od $-I$ do $-II$). Procesy dysproporcjonowania odgrywają ważną rolę w procesach biochemicznych.



Rys. 3.2. Przykład reakcji dysproporcjonowania.

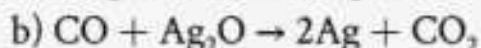
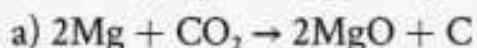
Rys. 3.3. Woda utleniona, którą kupujemy w aptece do odkażania ran, jest roztworem nadtlenku wodoru (H_2O_2). Pod wpływem katalazy – enzymu zawartego we krwi – gwałtownie się rozkłada, wydzielając aktywny tlen o silnych właściwościach utleniających, dzięki czemu rana zostaje oczyszczona.



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wyjaśnij, w jaki sposób można ustalić, czy reakcja chemiczna jest reakcją utleniania czy redukcji.
- Na podstawie pojęcia stopni utlenienia wytłumacz, co oznaczają pojęcia *czynniki redukujący* i *czynniki utleniające*.
- Zdefiniuj proces utleniania i proces redukcji na podstawie stopnia utlenienia pierwiastków biorących udział w reakcji chemicznej.
- Oceń, czy opisane poniżej równania są reakcjami utleniania i redukcji.
 - $PbO + 2HCl \rightarrow PbCl_2 + H_2O$
 - $PbO_2 + 4HCl \rightarrow PbCl_2 + 2H_2O + Cl_2$
- Kiedy azotan(V) ołowiu(II) jest ogrzewany, ulega rozkładowi według równania:
$$2Pb(NO_3)_2 \rightarrow 2PbO + 4NO_2 + O_2$$
 - Wskaż utleniacz i reduktor.
 - Wskaż pierwiastek utleniany i redukowany.
- W każdym poniżej podanym równaniu wskaż substrat, który został utleniony.
 - $2Al + 3S \rightarrow Al_2S_3$
 - $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$
 - $2H_2S + SO_2 \rightarrow 3S + 2H_2O$

7. W każdym poniżej podanym równaniu wskaż substrat, który został zredukowany.



8. W reakcjach chemicznych dany pierwiastek może:

a) ulec tylko utlenieniu,

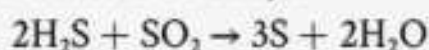
b) ulec utlenieniu i redukcji, czyli dysproporcjonacji,

c) pozostać na niezmiennym stopniu utlenienia,

d) zmienić swoje dwa różne stopnie utlenienia na trzeci stopień utlenienia.

Ustal, która z powyższych odpowiedzi najlepiej opisuje zmiany zachodzące w wymienionym pierwiastku chemicznym podczas następujących reakcji:

I. siarka w reakcji:



II. mangan w reakcji:



III. glin w reakcji:



IV. magnez w reakcji:



9. Wskaż substancję, która może działać redukująco.

a) tlenek węgla(II)

b) dwutlenek węgla

c) fluor

d) tlen

10. Wskaż substancję, która nie może działać utleniająco.

a) tlenek osmu(VIII)

c) kwas azotowy(V)

b) żelazo

d) nadutlenek wodoru

11. Wskaż substancję, która może pełnić funkcję zarówno utleniacza, jak i reduktora w reakcjach chemicznych.

a) H_2O_2

b) CO_2

c) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$

d) Na_2SO_4

PODSUMOWANIE LEKCJI

Reakcje utleniania i redukcji przebiegają ze zmianą stopni utlenienia pierwiastków chemicznych wchodzących w skład substratów i produktów.

s. 130 ▶ • W **reakcji utleniania** wzrasta stopień utlenienia pierwiastka chemicznego.

s. 130 ▶ • W **reakcji redukcji** zmniejsza się stopień utlenienia pierwiastka chemicznego.

s. 131 ▶ • **Utleniacz** zawiera pierwiastek chemiczny, którego stopień utlenienia zmniejsza się w trakcie reakcji.

s. 131 ▶ • **Reduktor** zawiera pierwiastek chemiczny, którego stopień utlenienia wzrasta w trakcie reakcji.

4. Dobieranie współczynników stechiometrycznych metodą bilansu elektronowo-jonowego

NA TEJ LEKCJI:

- nauczysz się, jak układać równania połówkowe na podstawie równania reakcji redoks;
- dowiesz się, w jaki sposób, stosując równania połówkowe, można dobrać współczynniki stechiometryczne w schematach reakcji utleniania-redukcji.

Dobieranie współczynników stechiometrycznych w schematach reakcji redoks może przysporzyć trudności. Czy jest sposób, który to ułatwia?

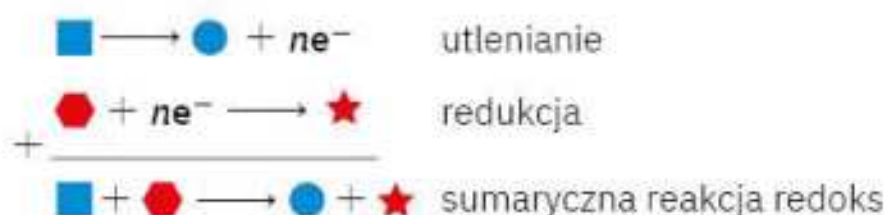
4.1. Reguły dobierania współczynników metodą bilansu elektronowo-jonowego w środowisku kwasowym

Dobieranie współczynników metodą bilansu elektronowo-jonowego (inaczej równań połówkowych) pozwala na uzgodnienie współczynników reakcji utleniania i redukcji zachodzących w środowisku wodnym, w których biorą udział między innymi jony.

Aby zastosować tę metodę dobierania współczynników stechiometrycznych dla reakcji przebiegających w środowisku kwasowym lub obojętnym, należy:

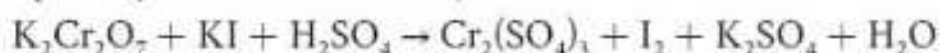
1. przekształcić schemat (niezbilansowane równanie) reakcji w formie cząsteczkowej w formę jonową, a następnie wyliczyć ze schematu jony, które występują po obydwu stronach;
2. napisać dwa schematy (niezbilansowane równania) połówkowych reakcji utlenienia i redukcji;
3. uzgodnić liczby atomów wszystkich pierwiastków innych niż tlen i wodór;
4. uzgodnić liczbę atomów tlenu, dopisując cząsteczki H_2O do tej strony równania połówkowego, po której brakuje atomów tlenu, a następnie uzgodnić liczbę atomów wodoru, dopisując jony H^+ po tej stronie, po której brakuje atomów wodoru;
5. uzgodnić ładunek elektryczny przez dopisanie elektronów po lewej stronie równania redukcji i po prawej stronie równania utleniania;
6. pomnożyć oba równania połówkowe przez takie współczynniki, aby liczba oddanych elektronów w utlenianiu była taka sama jak liczba elektronów przyjętych w redukcji;

7. dodać stronami oba równania połówkowe reakcji utleniania i redukcji oraz usunąć z równania elektrony, jony lub cząsteczki, które występują po obu stronach;
8. przejść od zapisu jonowego do cząsteczkowego, a na koniec sprawdzić, czy liczba atomów danego pierwiastka chemicznego jest jednakowa po dwóch stronach równania reakcji.



Przykład 1.

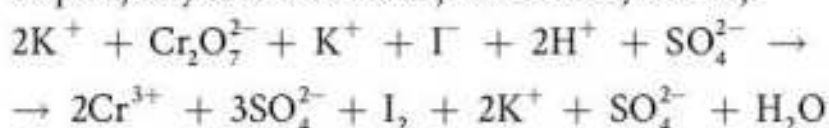
Dobierz współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowo-jonowego w podanym schemacie reakcji.



Rozwiązanie:

Etap 1.

Zapisujemy schemat reakcji w formie jonowej:

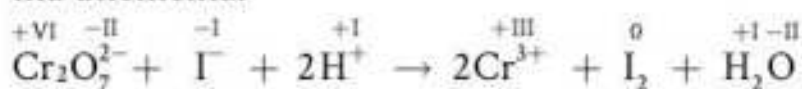


Upraszczamy schemat, wyłączając z niego cząstki występujące po obu stronach:



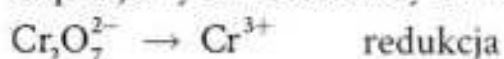
Etap 2.

Rozpoznajemy cząstki utleniane i redukowane na podstawie zmian ich stopnia utlenienia:



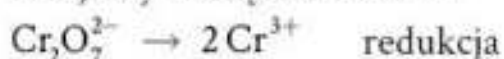
Ponieważ stopień utlenienia chromu obniża się z +VI do +III, to jon $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ ulega redukcji. Stopień utlenienia jodu wzrasta z -I do 0, zatem I^- ulega utlenieniu.

Zapisujemy dwa schematy równań połówkowych reakcji redukcji i utleniania:



Etap 3.

Uzgadniamy wszystkie atomy inne niż tlen i wodór. W schemacie reakcji redukcji podwajamy liczbę jonów Cr^{3+} . W schemacie reakcji utleniania podwajamy liczbę anionów I^- :



Etap 4.

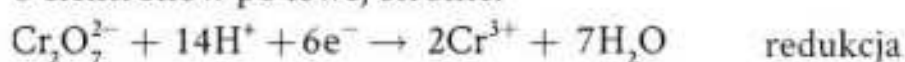
Uzgadniamy liczbę atomów tlenu i wodoru. Po prawej stronie schematu redukcji nie ma żadnego atomu tlenu, dlatego po tej stronie dopisujemy cząsteczkę wody. Po lewej stronie nie ma żadnego atomu wodoru, więc po tej stronie dopisujemy jon wodoru H^+ . Dobieramy współczynniki stechiometryczne, aby liczba atomów tlenu i wodoru po każdej stronie schematu reakcji połówkowej była taka sama.



W schemacie reakcji utleniania nie ma potrzeby dopisywania ani H_2O , ani H^+ .

**Etap 5.**

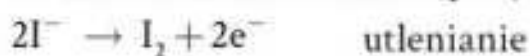
Uzgadniamy ładunek elektryczny przez dopisanie elektronów do tej strony równania, po której jest więcej ładunku dodatniego. Całkowita liczba ładunku elektrycznego po lewej stronie równania redukcji wynosi $(-2) + 14 \cdot (+1) = 12$. Po prawej stronie równania tylko jony Cr^{3+} są naładowane elektrycznie, więc całkowity ładunek wynosi $2 \cdot (+3) = 6$. Aby całkowity ładunek po dwóch stronach równania był jednakowy, dopisujemy 6 elektronów po lewej stronie.



ładunki po lewej stronie: $-2 + 14 \cdot (+1) + (-6) = +6$

ładunki po prawej stronie: $2 \cdot (+3) = +6$

W równaniu utleniania dopisujemy 2 elektrony po prawej stronie.

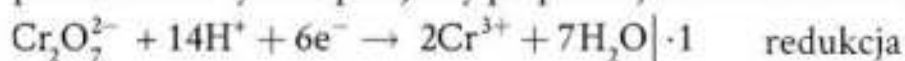


ładunki po lewej stronie: $2 \cdot (-1) = -2$

ładunki po prawej stronie: -2

Etap 6.

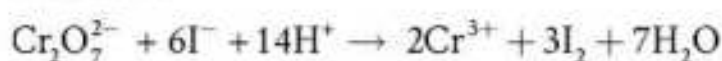
Liczba elektronów przyjętych przez utleniacz musi być równa liczbie elektronów oddanych przez reduktor. W tym celu szuka się dla nich najmniejszej wspólnej wielokrotności. Dla liczb 2 i 6 jest to liczba 6. Wszystkie elementy równania reakcji utleniania mnożymy przez 3, a równanie reakcji redukcji – przez 1. Liczby te zapisujemy po prawej stronie równań połówkowych.

**Etap 7.**

Dodajemy stronami oba równania połówkowe utleniania i redukcji:

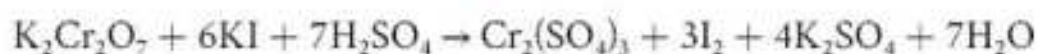
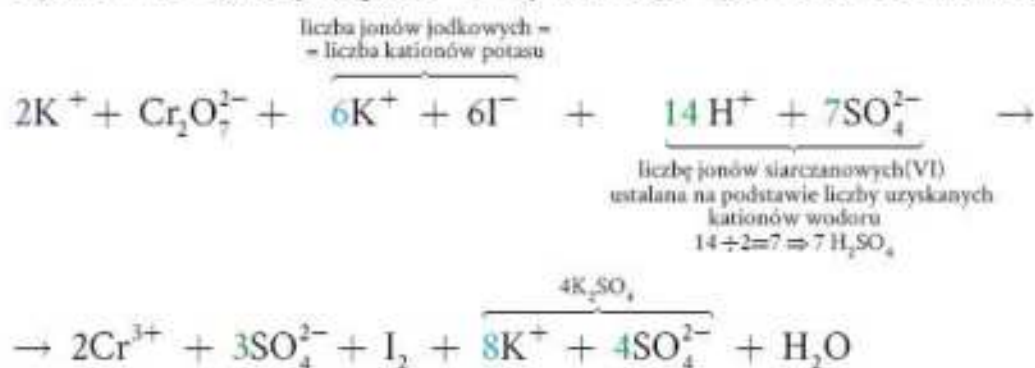


Usuwamy z równania elektrony, jony lub cząsteczki, które występują po obu stronach:



Etap 8.

Zapisujemy równanie reakcji chemicznej w formie cząsteczkowej. Przy każdym jonie należy dopisać odpowiednią liczbę kationów lub anionów, które utworzą związek chemiczny biorący udział w reakcji chemicznej. W substratach reakcji występuje łącznie 8 jonów K^+ ($Cr_2O_7^{2-}$ łączy się z 2 jonami K^+ , tworząc $K_2Cr_2O_7$, 6 jonów I^- łączy się z 6 K^+ , tworząc 6 KI) i 7 jonów SO_4^{2-} (14 H^+ łączy się z 7 SO_4^{2-} , dając 7 H_2SO_4). Po stronie produktów 2 Cr^{3+} łączy się z 3 SO_4^{2-} , tworząc $Cr_2(SO_4)_3$. Ponieważ jony K^+ nie występują po stronie produktów, to należy je dopisać w takiej liczbie jak po stronie substratów. Do 8 jonów K^+ należy dopisać 4 SO_4^{2-} , co daje 4 jednostki formalne K_2SO_4 .



Sprawdzamy poprawność doboru współczynników stechiometrycznych w równaniu reakcji chemicznej. Upewniamy się, czy liczba atomów danego pierwiastka chemicznego wchodzących w skład substratów jest równa liczbie atomów tego pierwiastka wchodzących w skład produktów reakcji.

Pierwiastki w równaniu reakcji chemicznej		K	Cr	O	I	H	S
Liczba atomów	lewa strona	8	2	35	6	14	7
	prawa strona	8	2	35	6	14	7

Odpowiedź: $K_2Cr_2O_7 + 6KI + 7H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3I_2 + 4K_2SO_4 + 7H_2O$

4.2. Reguły dobierania współczynników metodą bilansu elektronowo-jonowego w środowisku zasadowym

Aby uzgodnić schemat reakcji redoks z udziałem jonów w środowisku zasadowym, należy:

1. powtórzyć wszystkie kroki uzgadniania równania reakcji redoks dla środowiska kwasowego;
2. po obu stronach równania reakcji utleniania i redukcji dopisać tyle jonów OH^- , ile jonów H^+ występuje po jednej ze stron; z jonów H^+ i jonów OH^- występujących po tej samej stronie równania trzeba utworzyć cząsteczki H_2O ;
3. wykreślić takie same jony lub cząsteczki występujące po obu stronach równania redoks; na koniec trzeba sprawdzić, czy liczba atomów danego pierwiastka

chemicznego i całkowity ładunek elektryczny są jednakowe po dwóch stronach równania reakcji.

Przykład 2.

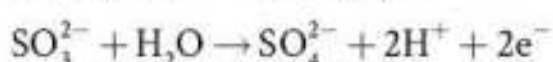
Dobierz współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowo-jonowego w podanym schemacie reakcji.



Rozwiązanie:

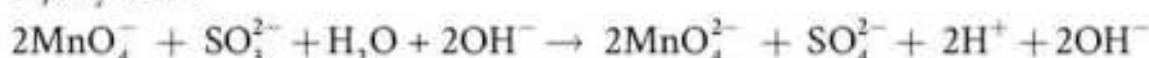
Etap 1.

Najpierw uzgadniamy schemat równania reakcji tak jak dla środowiska kwasowego i otrzymujemy:



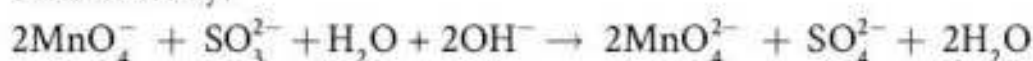
Etap 2.

Do obu stron schematu reakcji dopisujemy tyle jonów OH^- , ile jest jonów H^+ . Ponieważ są 2 jony H^+ po prawej stronie, to dopisujemy po obu stronach 2 jony OH^- :



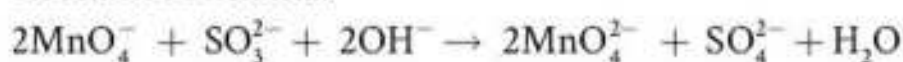
Etap 3.

Występujące z prawej strony 2 jony H^+ i 2 jony OH^- zapisujemy jako 2 cząsteczki wody:



Etap 4.

Następnie wykreślamy z równania cząsteczkę wody, która występuje po obu stronach równania:



Sprawdzamy:

- poprawność doboru współczynników stechiometrycznych w równaniu reakcji;
- czy ładunek całkowity po każdej stronie równania reakcji jest taki sam.

Pierwiastki w równaniu reakcji chemicznej		Mn	O	S	H
Liczba atomów	lewa strona	2	13	1	4
	prawa strona	2	13	1	4

Ładunek elektryczny	lewa strona	$2 \cdot (-1) + 1 \cdot (-2) + 2 \cdot (-1) = -6$
	prawa strona	$2 \cdot (-2) + 1 \cdot (-2) = -6$

Odpowiedź: $2\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^- \rightarrow 2\text{MnO}_4^{2-} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$

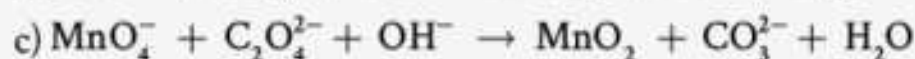


Rys. 4.1. Na ścianach jaskiń położonych w południowo-zachodniej części Francji znajdują się malowidła zwierząt wykonane przez ludzi żyjących w okresie paleolitu. Malowidła wykonano farbami otrzymanymi z barwników pochodzenia mineralnego. Rozkład takich substancji jest bardzo powolny w porównaniu z czasem rozkładu barwników pochodzenia organicznego, dlatego wciąż możemy podziwiać kolory obrazów z paleolitu. Barwa czerwona pochodzi od tlenku żelaza(III), żółta – od węglanu żelaza(II), czarna – od tlenku manganu(IV) lub sadzy.

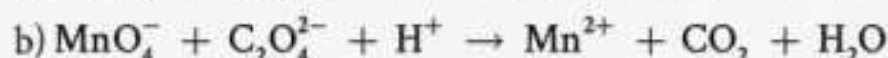
ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Dobierz współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowo-jonowego w podanych schematach reakcji.
 - $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{FeSO}_4 + \text{HIO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{O}$
- Dobierz współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowo-jonowego w podanych schematach reakcji.
 - $\text{ClO}_3^- + \text{Cl}^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{ClO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2$
 - $\text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+ \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O}$
 - $\text{S}^{2-} + \text{I}_2 + \text{OH}^- \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{I}^- + \text{H}_2\text{O}$

3. Dobierz współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowo-jonowego w podanych schematach reakcji.



4. Dobierz współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowo-jonowego w podanych schematach reakcji.



5. a) Zastosuj metodę bilansu elektronowo-jonowego i dobierz współczynniki stechiometryczne w podanym schemacie reakcji. b) Podaj stosunek molowy utleniacza do reduktora.



PODSUMOWANIE LEKCJI

- Uzgadnianie schematów reakcji redoks metodą bilansu elektronowo-jonowego polega na rozdeleniu schematu reakcji w formie jonowej na dwa schematy półowkowych reakcji utleniania i redukcji. ◀ s. 136
- Dla każdego schematu reakcji półowkowej współczynniki stechiometryczne dobiera się oddzielnie. ◀ s. 137
- Liczba elektronów w obu reakcjach półowkowych musi być jednakowa. Uzgodnione równania półowkowe utleniania i redukcji dodaje się stronami i w ten sposób uzyskuje się równanie reakcji redoks. ◀ s. 137

5. Zależność procesu utleniania i redukcji od środowiska reakcji chemicznej

NA TEJ LEKCJI:

- nauczysz się przewidywać produkty redukcji jonów manganianowych(VII) w zależności od środowiska;
- poznasz produkty redukcji jonów dichromianowych(VI) w środowisku kwasowym;
- dowiesz się, jaką barwę mają związki manganu w zależności od stopnia utlenienia manganu;
- ustalisz, jaki jest kolor związków chromu o +III i +VI stopniu utlenienia.

Manganian(VII) potasu łatwo ulega redukcji. W zależności od warunków, w jakich przebiega reakcja, otrzymuje się różne związki manganu. W jaki sposób można przewidzieć rodzaj powstającego produktu?

5.1. Produkty redukcji jonów manganianowych(VII) w zależności od środowiska reakcji chemicznej

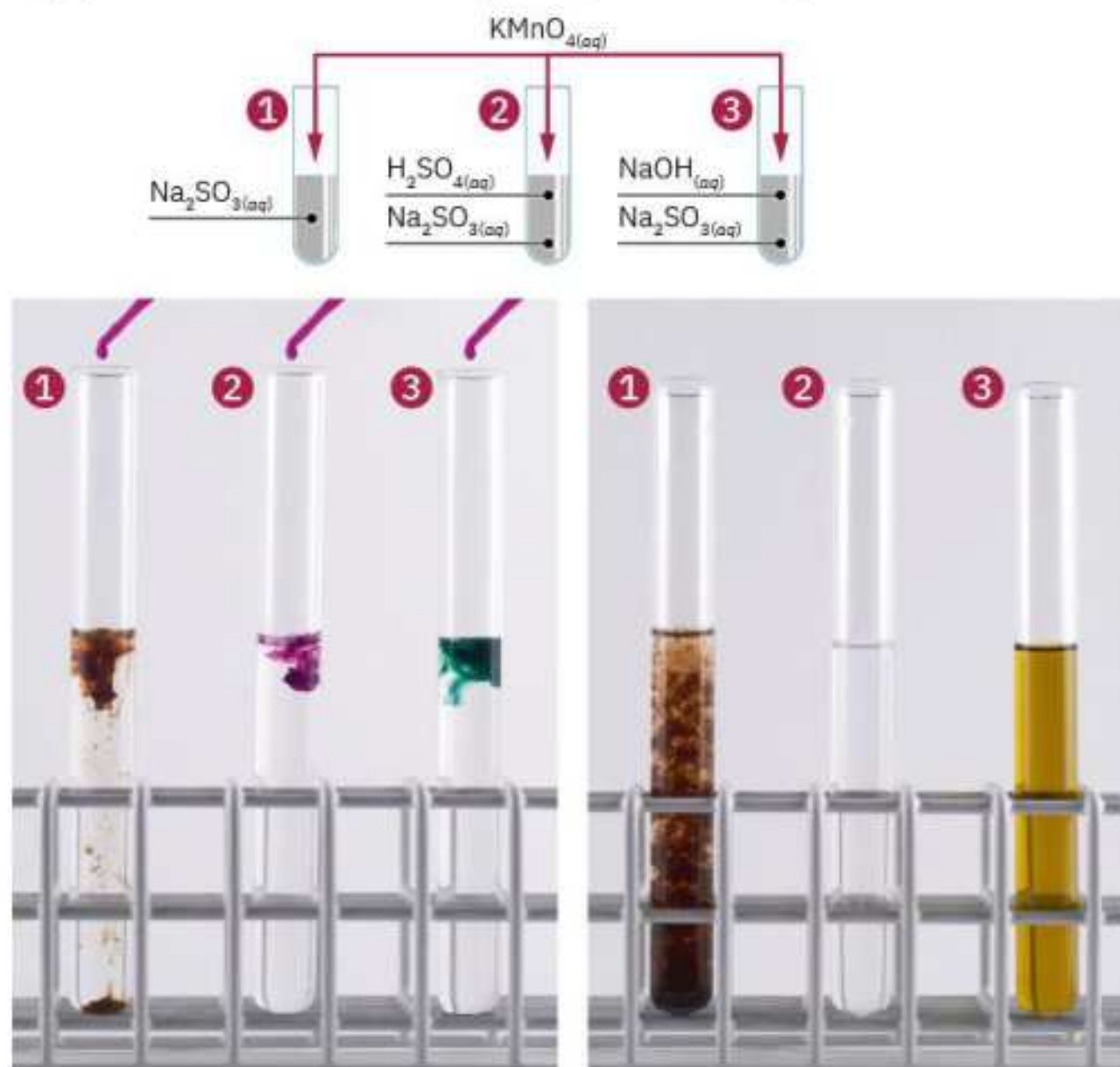
Manganian(VII) potasu KMnO_4 jest powszechnie stosowanym czynnikiem utleniającym. W obecności reduktorów, np. soli żelaza(II), azotanów(III) lub siarczanów(IV), ulega redukcji. Produkty redukcji zależą od tego, czy środowisko reakcji jest kwasowe, obojętne lub zasadowe. Związki manganu mają różną barwę w zależności od stopnia utlenienia manganu (tab. 5.1.), dlatego można je łatwo zidentyfikować w roztworze.

Tab. 5.1. Stopnie utlenienia manganu w związkach chemicznych

Stopień utlenienia	+II	+IV	+VI	+VII
Wzór związku chemicznego	MnCl_2 , MnSO_4	MnO_2	K_2MnO_4	KMnO_4
Wzór jonu w roztworze	Mn^{2+}	–	MnO_4^{2-}	MnO_4^-
Barwa roztworu lub substancji stałej				

Doświadczenie 1.

Wpływ środowiska na redukcję manganianu(VII) potasu

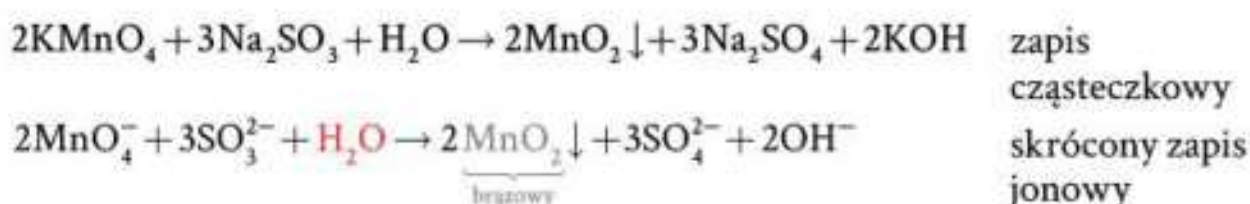


Rys. 5.1. Wpływ środowiska na redukcję manganianu(VII) potasu.

Opis: Do trzech probówek nalej po mniej więcej 2 cm³ roztworu siarczanu(IV) sodu o stężeniu 0,1 mol/dm³. Roztwór w probówce 1. pozostaw bez zmian, w 2. – zakwasz roztworem kwasu siarkowego(VI) o stężeniu 2 mol/dm³, w 3. – alkalizuj roztworem NaOH o stężeniu 4 mol/dm³. Następnie, cały czas mieszając, do każdej probówki dodaj po kropli roztwór KMnO₄ o stężeniu 0,1 mol/dm³. Obserwuj zachodzące zmiany.

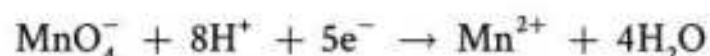
Obserwacje: Podczas dodawania fioletowego roztworu manganianu(VII) potasu nastąpiło jego odbarwienie w probówce 2. Roztwór w probówce 3. zabarwił się na zielono, a w probówce 1. w roztworze wytrącił się brunatny osad.

Wnioski: Manganian(VII) potasu ulega redukcji, dając związki chemiczne, w których związki manganu mają różne stopnie utlenienia w zależności od środowiska.



5.3. Rozpoznawanie utleniaczy i reduktorów

Obecność utleniaczy bądź reduktorów w roztworze można wykryć za pomocą reakcji redoks przebiegających ze zmianą zabarwienia. Do wykrywania reduktorów powszechnie stosuje się ciemnofioletowy roztwór manganianu(VII) potasu, który w środowisku kwasowym ulega redukcji do lekko różowych soli manganu(II):

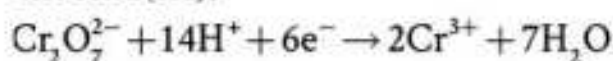


Duże stężenie jonów H^+ w roztworze kwasowym przesuwa równowagę tej reakcji w prawo.

Rys. 5.3. Manganian(VII) potasu reagujący z reduktorem w zakwaszonym roztworze.



Można też wykorzystać pomarańczowy roztwór dichromianu(VI) potasu, który w środowisku kwasowym redukuje się do zielonej soli chromu(III):



Rys. 5.4. Dichromian(VI) potasu reagujący z reduktorem w zakwaszonym roztworze.



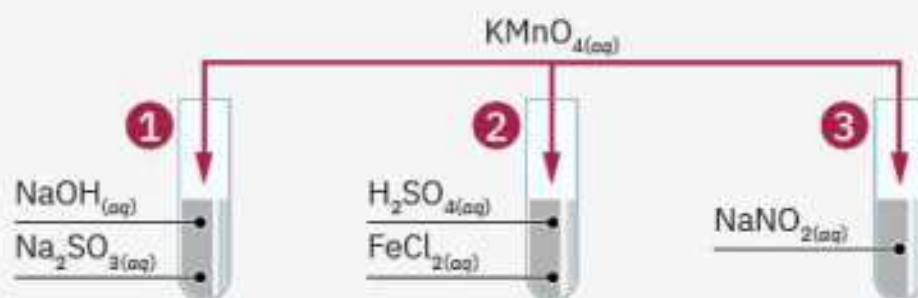
Utleniacze rozpoznaje się za pomocą reduktora, którego postać utleniona ma inną barwę. Można do tego celu stosować zielony siarczan(VI) żelaza(II), który utlenia się do jonów żelaza(III) o barwie żółtej:



Rys. 5.5. Siarczan(VI) żelaza(II) reagujący w roztworze z utleniaczem.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wybierz odpowiedni składnik, który weźmie udział w reakcji utlenienia i redukcji po wprowadzeniu siarczanu(VI) żelaza(II) do wodnego roztworu.
 - chlorek baru
 - azotan(V) chromu(III)
 - zakwaszony dichromian(VI) potasu
 - wodorotlenek sodu
- Wskaż związek, który zmieszany z roztworem manganianu(VII) potasu i siarczanem(IV) sodu może utworzyć związek o wzorze K_2MnO_4 .
 - NaOH
 - H_2SO_4
 - Na_2SO_4
 - H_2O
- Wybierz odpowiedni składnik, który weźmie udział w reakcji utlenienia i redukcji po wprowadzeniu siarczanu(VI) żelaza(II) do wodnego roztworu.
 - chlorek baru
 - azotan(V) chromu(III)
 - zakwaszony dichromian(VI) potasu
 - wodorotlenek sodu
- Przeprowadzono doświadczenie według poniższego schematu.



- Napisz w zeszycie wzory sumaryczne produktów redukcji manganianu(VII) potasu w probówkach 1., 2. i 3.
 - Ułóż w formie jonowej równania reakcji, które przebiegają w roztworach wodnych między podanymi substancjami w probówkach 1., 2. i 3.
5. a) Opisz, co można zaobserwować podczas reakcji dichromianu(VI) potasu z $SnCl_2$ w środowisku kwasowym.
b) Dobierz współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowo-jonowego w podanym schemacie reakcji.
- $$Cr_2O_7^{2-} + Sn^{2+} + H^+ \rightarrow Cr^{3+} + Sn^{4+} + H_2O$$
- c) Zidentyfikuj jon, który uległ utlenieniu, i jon, który uległ redukcji.

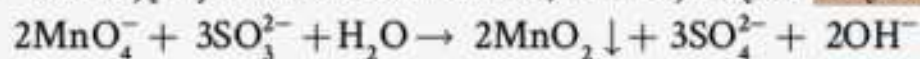
PODSUMOWANIE LEKCJI

Produkt redukcji fioletowych jonów manganianowych(VII) zależy od środowiska.

- Kwaśny roztwór KMnO_4 redukuje się do słabo różowego jonu manganu(II), Mn^{2+} :



- W obojętnym roztworze KMnO_4 redukuje się do brązowego tlenku manganu(IV) MnO_2 :



- W zasadowym roztworze KMnO_4 redukuje się do zielonego jonu manganianu(VI) potasu MnO_4^{2-} :



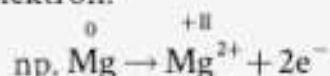
- W środowisku kwasowym pomarańczowe jony dichromianowe(VI) ulegają redukcji do zielonego jonu Cr^{3+} :



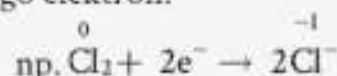
Podsumowanie przed sprawdzianem

- s. 116 • Reakcja utleniania i redukcji jest reakcją chemiczną, w której jedna substancja zostaje zredukowana, a druga – utleniona.

Utlenianie to proces oddawania elektronów przez atom, jon lub cząsteczkę, związany ze zwiększeniem stopnia utlenienia pierwiastka oddającego elektron.



Redukcja to proces przyjmowania elektronów przez atom, jon lub cząsteczkę, związany ze zmniejszeniem stopnia utlenienia pierwiastka przyjmującego elektron.



s. 118

Reduktor (czynnik redukujący)	Utleniacz (czynnik utleniający)
substrat w półokowym równaniu utleniania: $X \rightarrow X_n + ne^{-}$ • oddaje elektrony • podwyższa swój stopień utlenienia • ulega utlenieniu • powoduje redukcję innej substancji	substrat w półokowym równaniu redukcji: $Y + ne^{-} \rightarrow Y_n$ • przyjmuje elektrony • obniża swój stopień utlenienia • ulega redukcji • powoduje utlenianie innej substancji
Pospolite reduktory • reaktywne metale: metale 1 i 2 grupy (Li, Na, Mg), cynk Zn, żelazo Fe, cyna Sn, glin Al oraz ich stopy; • związki chemiczne, które zawierają pierwiastek na najniższym stopniu utlenienia: – sole cyny(II), np. SnCl_2 – sole żelaza(II), np. chlorek żelaza(II) FeCl_2 – jodki, np. NaI – tlenek siarki(IV) SO_2 – siarkowodór H_2S – tlenek węgla(II) CO – niemetale (węgiel, wodór)	Pospolite utleniacze • reaktywne niemetale: tlen O_2, fluorowce, np. Cl_2, Br_2; • związki chemiczne zawierające tlen, szczególnie w roztworach kwasowych, w których występują pewne pierwiastki na najwyższych stopniach utlenienia: – manganian(VII) potasu KMnO_4 – dichromian(VI) potasu $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ – nadutlenek wodoru H_2O_2 – kwas azotowy(V) HNO_3 – tlenek osmu(VIII) OsO_4

s. 131

- s. 132 • Substancje na pośrednich stopniach utlenienia

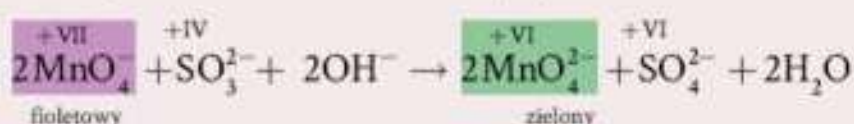
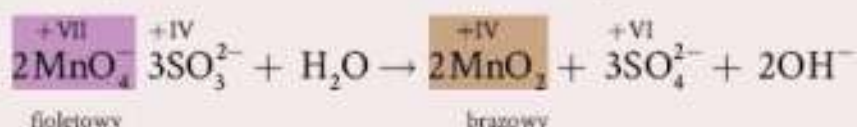
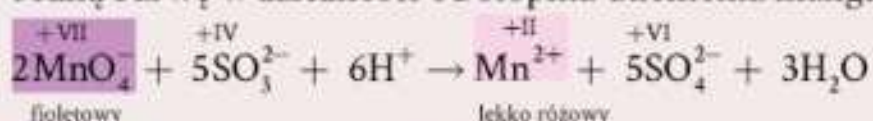
Jeżeli pierwiastek w związku występuje na pośrednim stopniu utlenienia, to może być zarówno utleniaczem, jak i reduktorem. Do takich związków należą:

- siarczan(IV) sodu Na_2SO_3 ,
- nadutlenek wodoru H_2O_2 ,
- azotan(III) potasu KNO_2 .

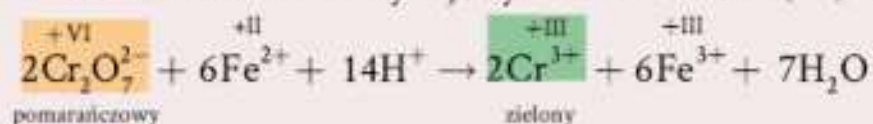
- s. 135 • Stopień utlenienia jest pojęciem umownym, które przypisuje się atomom pierwiastków chemicznych lub jonom według określonych reguł.

Dobieranie współczynników stechiometrycznych w schematach reakcji redoks metodą bilansu elektronowo-jonowego polega na rozdzieleniu schematu reakcji w formie jonowej na dwa schematy półokowych reakcji utleniania i redukcji. Dla każdego schematu reakcji półokowej współczynniki stechiometryczne dobiera się oddzielnie. Liczba elektronów w obu reakcjach półokowych musi być jednakowa. Uzgodnione równania półokowe utleniania i redukcji dodaje się stronami i uzyskuje się równanie reakcji redoks.

- Produkt redukcji jonów manganianowych(VII) zależy od środowiska. Związki manganu mają różną barwę w zależności od stopnia utlenienia manganu.

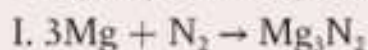


- W środowisku kwasowym jony dichromianowe(VI) ulegają redukcji do Cr^{3+} , np.: s. 143



Sprawdź, czy umiesz!

1. Magnez reaguje z azotem, tworząc azotek magnezu (Mg_3N_2). Kiedy wprowadzimy go do wody, wydzieli się amoniak. Zachodzące reakcje chemiczne można opisać równaniami:

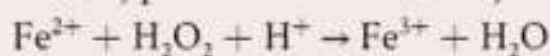


- Oceń, czy równania I i II są reakcjami utleniania i redukcji.
- Wskaż substrat, który jest utleniany.
- Wskaż substrat, który ulega redukcji.
- Podaj wzór substancji, która pełni funkcję utleniacza.
- Podaj wzór substancji, która pełni funkcję reduktora.

2. Atom pierwiastka X ma konfigurację elektronową: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ w stanie podstawowym.

- Na podstawie konfiguracji elektronowej ustal stopień utlenienia pierwiastka X w związkach chemicznych. Określ jego właściwości utleniająco-redukujące.
- Pierwiastek X spala się w chlorze, tworząc chlorek. Ułóż połówkowe równanie utleniania i równanie redukcji.

3. Ponížej podano schemat reakcji utleniania i redukcji:



- Napisz w zeszycie równania procesu redukcji i procesu utleniania zachodzących podczas przemiany przedstawionej na schemacie. Równania zapisz w formie jonowej z uwzględnieniem liczby oddanych i pobranych elektronów (zapis elektronowo-jonowy).
- Ułóż uzgodnione równanie zachodzącej reakcji chemicznej.
- Określ, jaka liczba moli elektronów ulega wymianie podczas tworzenia jednego mola H_2O .

4. Poniżej podano schematy dwóch reakcji utleniania i redukcji.
- I. $\text{MnO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- II. $\text{I}^- + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$
- a) Ustal wzory jonów pełniących funkcję utleniacza i wzory jonów pełniących funkcję reduktora w reakcjach zilustrowanych podanymi schematami.
- b) Dobierz i uzupełnij współczynniki stechiometryczne w schemacie reakcji II.
5. Hydrazyna N_2H_4 i czterotlenek dwuazotu N_2O_4 reagują, tworząc azot i wodę.
- a) Wyznacz stopień utlenienia azotu w N_2H_4 i w N_2O_4 .
- b) Ułóż uzgodnione równanie zachodzącej reakcji chemicznej. Zidentyfikuj utleniacz i reduktor.
6. Stężenie tlenku siarki(IV) w powietrzu można mierzyć, stosując kwaśny roztwór manganianu(VII) potasu, który utlenia tlenek siarki(IV) do anionu siarczanowego(VI).
- a) Ułóż połówkowe równanie reakcji redukcji jonu manganianowego(VII) w kwaśnym roztworze.
- b) Podaj obserwację dotyczącą zmiany barwy roztworu, jaka towarzyszy reakcji.
7. a) Stosując metodę bilansu elektronowo-jonowego, dobierz współczynniki w poniższym równaniu chemicznym.
- $$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + \text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + \text{H}^+ \rightarrow \text{Cr}^{3+} + \text{CH}_3\text{COOH} + \text{H}_2\text{O}$$
- b) Oblicz stosunek molowy reduktora do utleniacza.
8. Konfiguracje elektronowe pierwiastków A, B i C w stanie podstawowym są następujące:
- A: $[\text{Ar}]4s^2$, B: $[\text{Ne}]3s^1$, C: $[\text{He}]2s^22p^5$
- a) Zidentyfikuj pierwiastki A, B, C i określ stopień utlenienia tych pierwiastków w związkach chemicznych.
- b) Przedstaw w formie równania proces oddawania bądź przyjmowania elektronów przez atomy pierwiastka A.
9. Zakwaszony roztwór dichromianu(VI) potasu może być stosowany do wykrywania obecności par etanolu w oddechu człowieka. Próba jest pozytywna, jeżeli roztwór zmieni barwę z pomarańczowej na zieloną.
- Uzupełnij poniższe zdania. Wybierz jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie, tak aby zdania były prawdziwe.
- a) Substancją pełniącą funkcję reduktora w reakcji jest (*dichromian(VI) potasu/etanol*).
- b) Jeden mol dichromianu(VI) potasu w reakcji (*przyjmuje/oddaje*) liczbę moli elektronów równą (*trzy/pięć/sześć*).
- c) Za zieloną barwę roztworu odpowiada jon ($\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{CrO}_4^{2-}/\text{Cr}^{3+}$).
10. Uporządkuj podane substancje ze względu na funkcję, jaką mogą pełnić w reakcjach redoks: tylko reduktora, tylko utleniacza, reduktora lub utleniacza.
- H_2O_2 , Mg, C, H_2 , H_2S , KI, F_2 , O_2 , NaNO_2 , PbO_2 , HNO_3 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$



W reakcjach utleniania i redukcji dochodzi do wymiany elektronów pomiędzy reagentami. Jeżeli fizycznie oddzielimy od siebie utleniacz i reduktor, stworzymy warunki do przepływu elektronów między nimi przez przewodzący ośrodek, np. metalowy przewód. W ten sposób – z jednej strony – reakcje chemiczne można wykorzystać do generowania prądu elektrycznego w tzw. ogniwach. Z drugiej strony przepływ prądu elektrycznego przez substancje chemiczne i ich roztwory prowadzi do różnorodnych przemian chemicznych, które określamy mianem elektrolizy. Związki pomiędzy reakcjami chemicznymi a przepływem prądu bada dziedzina chemii zwana elektrochemią.

IV Elektrochemia. Ogniwa i elektroliza

- ▶ Ogniwa galwaniczne
- ▶ Standardowy potencjał półogniwa
- ▶ Korozja metali
- ▶ Elektroliza

1. Ogniwa galwaniczne

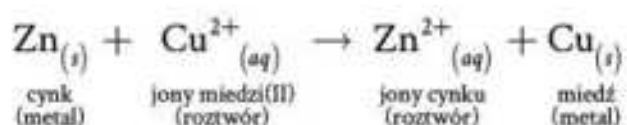
NA TEJ LEKCJI:

- poznasz budowę i działanie ogniw galwanicznych;
- zapoznasz się z pojęciami: *półogniwo*, *elektroda*, *elektrolit* i *klucz elektrolityczny*;
- dowiesz się, co to jest siła elektromotoryczna ogniwa i jak ją mierzyć;
- odkryjesz, na czym polega różnica między ogniwem odwracalnym a nieodwracalnym;
- poznasz najważniejsze rodzaje baterii i akumulatorów stosowanych wspólnie.

Ogniwa galwaniczne są urządzeniami, które umożliwiają przekształcenie energii wiązań chemicznych bezpośrednio w prąd elektryczny o niskim napięciu. Pierwsze ogniwo zostało skonstruowane przez włoskiego uczonego Alessandra Volte (czytaj: wolte) już w 1799 r.

1.1. Budowa i działanie ogniw galwanicznych

Jeżeli zanurzymy blaszkę cynkową w roztworze siarczanu(VI) miedzi(II), zaobserwujemy charakterystyczne zmiany (rys. 1.1.). Na powierzchni blaszki zacznie wydzielać się ciemnobrunatny osad rozdrobnionej metalicznej miedzi, a niebieska barwa roztworu wyraźnie zblednie (na temat reakcji wypierania metali z roztworów ich soli dowiesz się więcej z rozdziału 8 w dziale VI). Świadczy to o zachodzącej reakcji utleniania i redukcji (redoks), którą można opisać następującym równaniem chemicznym:



W wyniku reakcji metaliczny cynk stopniowo ulega rozтворzeniu, przechodząc do roztworu w postaci jonów Zn^{2+} , a jony Cu^{2+} początkowo zawarte w roztworze przekształcają się w metaliczną miedź.

Rys. 1.1. Reakcja cynku z jonami miedzi(II): a) początek reakcji; b) stan po kilku godzinach.

Doświadczenie 1.

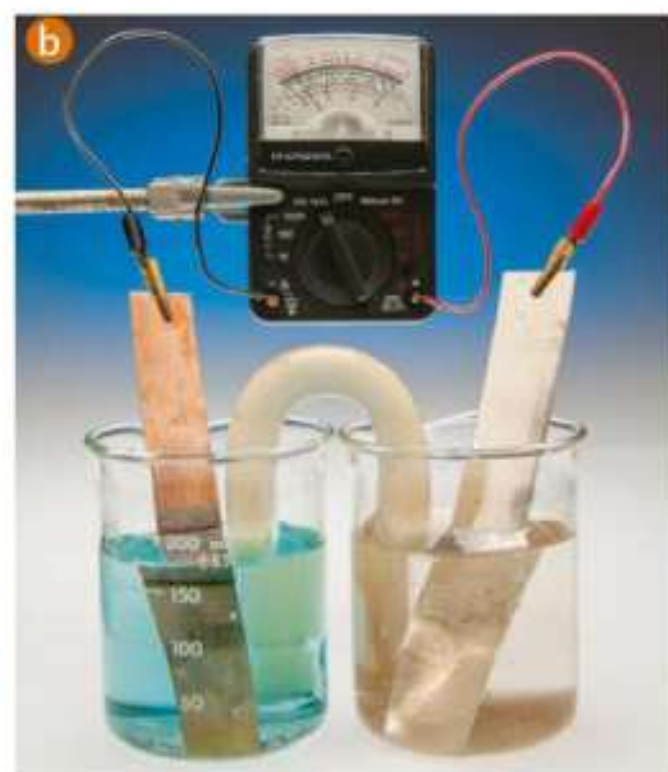
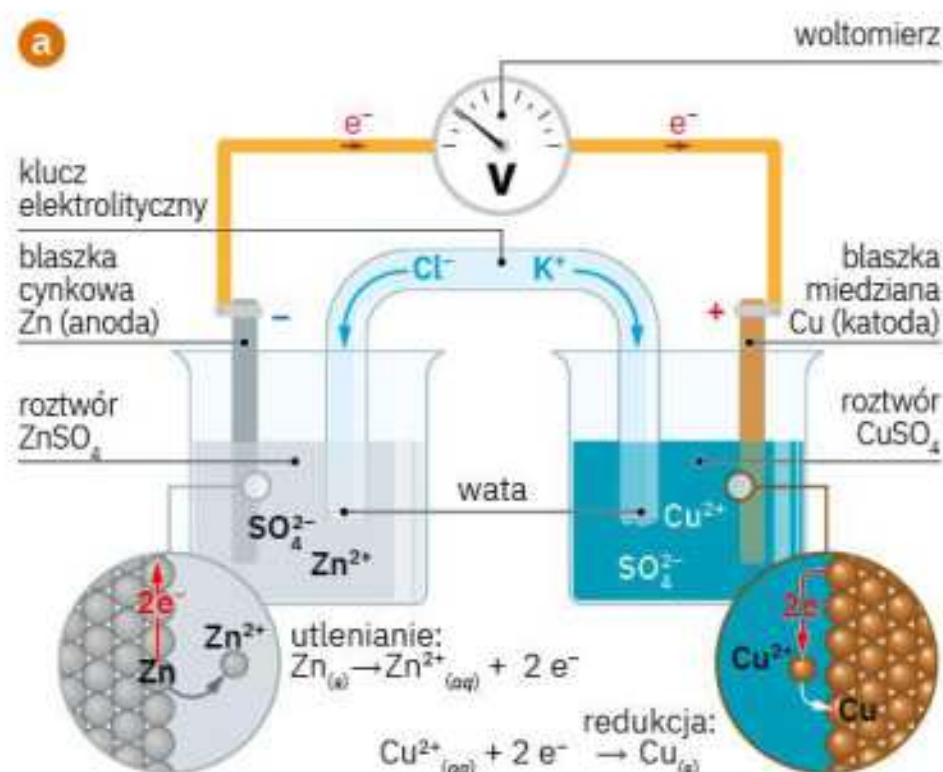
Odczynniki: roztwór siarczanu(VI) cynku ZnSO_4 o stężeniu 1 mol/dm^3 , roztwór siarczanu(VI) miedzi(II) CuSO_4 o stężeniu 1 mol/dm^3 , blaszka cynkowa, blaszka miedziana, nasycony roztwór chlorku potasu KCl

Sprzęt laboratoryjny: dwie zlewki o pojemności 250 cm³, wata, przewody elektryczne w izolacji, woltomierz lub żarówka do latarki, szklana rurka wygięta w kształt litery U, droбноziarnisty papier ścierny

Opis:

Do jednej ze zlewek wlej ok. 200 cm³ roztworu ZnSO₄, a do drugiej wlej taką samą objętość roztworu CuSO₄. Starannie oczyść blaszki metalowe papierem ściernym i oplucz wodą. Umieść blaszkę cynkową w roztworze ZnSO₄, a blaszkę miedzianą – w roztworze CuSO₄. Napelnij szklaną rurkę nasyconym roztworem KCl i zamknij oba końce rurki zatyczkami z waty nasączonej tym samym roztworem. Zbuduj zestaw zgodnie z rysunkiem 1.2.a, łącząc roztwory w zlewkach wygiętą rurką, a blaszki – przewodami elektrycznymi połączonymi z woltomierzem lub żarówką. Obserwuj wskazania woltomierza lub świecenie żarówki po zamknięciu obwodu.

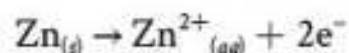
Tę samą reakcję można przeprowadzić, oddzielając fizycznie od siebie utleniacz (jony Cu^{2+}) i reduktor (metaliczny cynk Zn) oraz budując **ogniwo galwaniczne** generujące napięcie elektryczne (rys. 1.2.). W jednej zlewce umieszczamy roztwór siarczanu(VI) cynku ZnSO_4 o stężeniu 1 mol/dm^3 i zanurzamy w nim blaszkę cynkową. Do drugiej zlewki wlewamy roztwór siarczanu(VI) miedzi(II) CuSO_4 i umieszczamy w nim blaszkę miedzianą. Blaszki łączymy przewodami elektrycznymi z woltomierzem lub żarówką. Roztwory w obu zlewkach łączymy za pomocą tzw. **klucza elektrolitycznego**. Jest to szklana rurka wygięta w kształt litery U, wypełniona roztworem chlorku potasu KCl, której końce



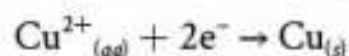
Rys. 1.2. Ogniwo Daniella: a) schemat budowy i działania ogniwa; b) zdjęcie ogniwa.

zostały zamknięte porowatymi przegrodami (zatyczkami z waty). Klucz elektrolityczny umożliwia przepływ ładunku elektrycznego między roztworami w postaci ruchu jonów K^+ i Cl^- , natomiast przegrody zapobiegają mieszaniu się roztworów.

W zlewce z roztworem $ZnSO_4$ i blaszką cynkową zachodzi reakcja utleniania:



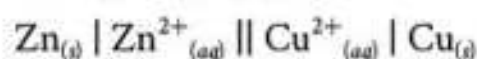
Atomy cynku przekształcają się w jony Zn^{2+} , które przechodzą do roztworu. Oddane elektrony pozostają w blaszce cynkowej, z której przepływają przez przewody elektryczne i woltomierz do blaszki miedzianej zanurzonej w roztworze $CuSO_4$. Tam elektrony są zużywane w reakcji redukcji – jony Cu^{2+} zawarte w roztworze pobierają elektrony na powierzchni blaszki, przekształcając się w atomy miedzi. Wydzielająca się miedź osadza się na blaszce.



Jednoczesne zachodzenie reakcji utleniania i redukcji skutkuje ciągłym ruchem elektronów, które przepływają od miejsca ich uwolnienia (blaszka cynkowa) do miejsca, w którym zostają ponownie związane (blaszka miedziana). Ruch elektronów jest równoznaczny z przepływem prądu, o czym świadczy wychylenie się wskazówki woltomierza lub świecenie żarówki włączonej w obwód. Zatem ogniwo generuje prąd.

- Każdy z dwóch fragmentów ogniwa, złożony z elementu metalowego zanurzonego w odpowiednim roztworze, nazywamy **półogniwem**, a sam element metalowy – **elektrodą**. Roztwór wypełniający półogniwo nazywamy **elektrolitem**: rozpuszczone sole są całkowicie zdysocjowane, zatem mogą przewodzić prąd wskutek ruchu jonów o przeciwnych znakach. Półogniwo, w którym zachodzi reakcja utleniania, określamy jako **anodę**. Ponieważ w wyniku utleniania są generowane elektrony, anoda w ogniwie galwanicznym przyjmuje ładunek **ujemny**. Z kolei półogniwo, w którym zachodzi reakcja redukcji, nazywamy **katodą**. Tam elektrony są zużywane w reakcji, więc katoda przyjmuje ładunek **dodatni**. W opisanym powyżej ogniwie, zwanym ogniwem Daniella od nazwiska jego konstruktora, anodą o ładunku ujemnym jest elektroda cynkowa zanurzona w roztworze $ZnSO_4$, a katodą o ładunku dodatnim – elektroda miedziana zanurzona w roztworze $CuSO_4$.
- półogniwo** ➤
anoda ➤
katoda ➤

Budowę ogniwa galwanicznego można przedstawić w postaci prostego schematu, w którym symbole lub wzory chemiczne reagentów są rozdzielone pionowymi kreskami symbolizującymi granice między ośrodkami (fazami). Podwójna pionowa kreska oznacza granicę między dwoma półogniwami (klucz elektrolityczny). Umownie po lewej stronie umieszcza się anodę, a po prawej – katodę. Schematyczny zapis omówionego wyżej ogniwa Daniella to:



Półogniwa można zestawiać ze sobą w dowolny sposób, tworząc szereg różnych ogniw galwanicznych. Przykładowo: symboliczny zapis:



oznacza ogniwo, w którym:

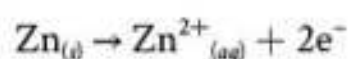
- anodą jest elektroda żelazna zanurzona w roztworze soli żelaza(II), np. FeSO_4 ;
- katodą jest elektroda srebrna zanurzona w roztworze soli srebra(I), np. AgNO_3 ;
- elektrody są połączone ze sobą za pomocą metalowych przewodów elektrycznych;
- roztwory są połączone ze sobą za pomocą klucza elektrolitycznego.

1.2. Ogniwo i stos Volty

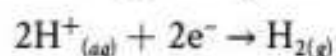
Pierwsze działające ogniwo galwaniczne skonstruował włoski uczony Alessandro Volta w 1799 r. Składało się ono z blaszki cynkowej i blaszki miedzianej zanurzonej w roztworze kwasu siarkowego(VI) pełniącego funkcję elektrolitu. Zatem schematyczny zapis tego ogniwa to:



Blaszka cynkowa stanowiła anodę ogniwa. Zachodziła na niej reakcja utlenienia cynku do jonów cynkowych:

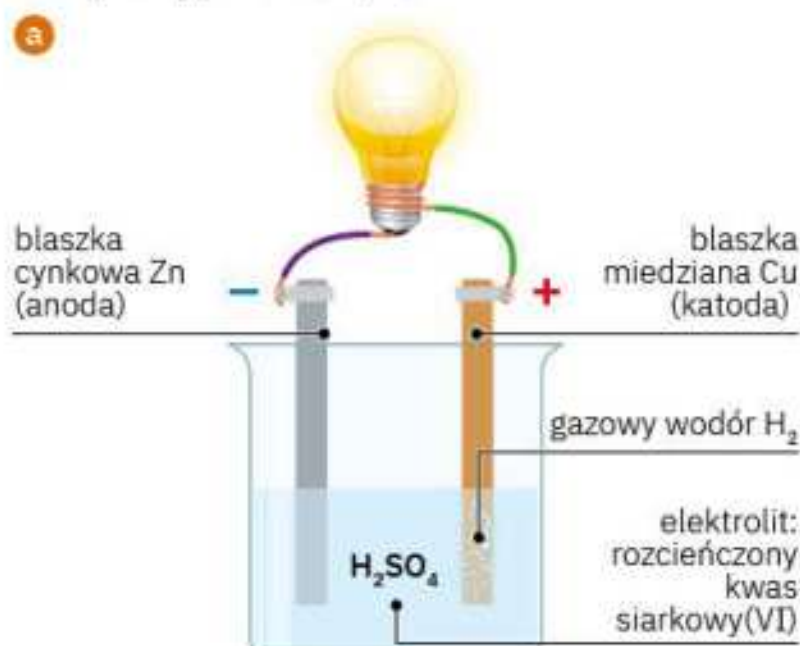


Uwolnione elektrony wędrowały do katody, którą stanowiła blaszka miedziana. Tam zachodziła redukcja jonów wodorowych H^{+} pochodzących z dysocjacji kwasu siarkowego(VI) i wydzielal się gazowy wodór H_2 :



W rok później Volta udoskonalił swoje ogniwo – zbudował tzw. stos Volty, w którym leżące na sobie naprzemiennie krążki cynkowe i miedziane były rozdzielone krążkami tektury (lub filcu) nasączonymi roztworem chlorku sodu.

Nazwisko Volty zostało uwiecznione w nazwie jednostki potencjału i napięcia elektrycznego – volta (V).



Rys. 1.3. a) Budowa ogniwa Volty; b) stos Volty.

1.3. Ogniwa odwracalne i nieodwracalne. Czy ogniwo można zregenerować?

ogniwo odwracalne ➤

W miarę użytkowania ogniw galwanicznych reagenty biorące udział w reakcjach utleniania i redukcji stopniowo się zużywają. Przykładowo: w anodzie ogniwa Daniella wzrasta stężenie jonów Zn^{2+} w elektrolicie, co hamuje dalsze utlenianie metalicznego cynku do tych jonów. W katodzie natomiast spada stężenie jonów miedzi(II), dzięki czemu coraz mniej tych jonów może być zredukowanych do miedzi. W rezultacie ogniwo pracuje coraz mniej wydajnie, aż w końcu przestaje wytwarzać prąd. Jeżeli reakcje zachodzące w półogniwach są odwracalne, wówczas ogniwo można zregenerować, przepuszczając przez nie prąd w odwrotnym kierunku. Ogniwo Daniella jest przykładem **ogniwa odwracalnego**. Podłączenie go do źródła prądu powoduje redukcję jonów Zn^{2+} do cynku i utlenienie miedzi z powrotem do jonów Cu^{2+} , dzięki czemu ogniwo może ponownie działać.

ogniwo nieodwracalne ➤

Ogniwo Volty jest natomiast **ogniwem nieodwracalnym**, gdyż powstający na katodzie gazowy wodór opuszcza środowisko reakcji.

1.4. Siła elektromotoryczna ogniwa

SEM ogniwa ➤

W ogniwie galwanicznym strumień elektronów (prąd) przepływa od anody do katody, gdyż półogniwa różnią się potencjalną energią elektryczną. Przepływ prądu można porównać do ruchu wody w strumieniu, która płynie w dół wskutek różnicy potencjalnej energii grawitacyjnej związanej z różnicą wysokości. Różnicę pomiędzy potencjałem elektrycznym anody i katody mierzymy za pomocą woltomierza. Zmierzoną wielkość nazywamy **siłą elektromotoryczną ogniwa**, w skrócie **SEM**, i wyrażamy ją w jednostkach napięcia elektrycznego – w woltach (V). SEM ogniw galwanicznych nie jest duża, zazwyczaj to wartość rzędu kilku woltów. Dla przykładu: ogniwo Daniella, w którym stężenia roztworów ZnSO_4 i CuSO_4 wynoszą 1 mol/dm^3 , wytwarza siłę elektromotoryczną równą 1,10 V. W tabeli 1.1. przedstawiono wartości SEM kilku przykładowych ogniw galwanicznych, w których stężenia elektrolitów wynoszą 1 mol/dm^3 .

Tab. 1.1. Wartości SEM ogniw galwanicznych, w których stężenie elektrolitów wynosi 1 mol/dm^3

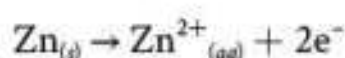
Schemat ogniwa	SEM [V]
$\text{Zn}_{(s)} \text{Zn}^{2+}_{(aq)} \text{Cu}^{2+}_{(aq)} \text{Cu}_{(s)}$ (ogniwo Daniella)	1,10
$\text{Zn}_{(s)} \text{Zn}^{2+}_{(aq)} \text{Ag}^{+}_{(aq)} \text{Ag}_{(s)}$	1,56
$\text{Zn}_{(s)} \text{H}_2\text{SO}_{4(aq)} \text{Cu}_{(s)}$ (ogniwo Volty)	0,76
$\text{Fe}_{(s)} \text{Fe}^{2+}_{(aq)} \text{Cu}^{2+}_{(aq)} \text{Cu}_{(s)}$	0,78
$\text{Fe}_{(s)} \text{Fe}^{2+}_{(aq)} \text{Ag}^{+}_{(aq)} \text{Ag}_{(s)}$	1,24
$\text{Mg}_{(s)} \text{Mg}^{2+}_{(aq)} \text{Cu}^{2+}_{(aq)} \text{Cu}_{(s)}$	2,71
$\text{Mg}_{(s)} \text{Mg}^{2+}_{(aq)} \text{Ag}^{+}_{(aq)} \text{Ag}_{(s)}$	3,17

Łatwo zauważyć, że SEM ogniwa jest bardzo uzależniona od rodzaju półogniw w nim występujących. Wielkość SEM zależy również w pewnym stopniu od stężenia elektrolitu. Na przykład: jeżeli w ogniwie Daniella 100-krotnie rozcieńczymy roztwór CuSO_4 , to wartość SEM zmniejszy się z 1,10 do 1,04 V.

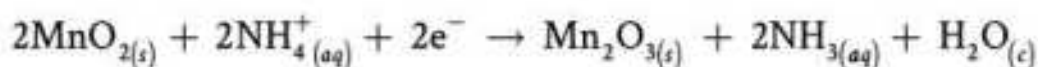
1.5. Baterie i akumulatory

Bez urządzeń mobilnych zasilanych bateriami lub akumulatorami trudno sobie wyobrazić współczesny świat. Baterie to ogniwa galwaniczne (lub ich układ) skonstruowane w taki sposób, aby ich użytkowanie było proste, łatwe i bezpieczne.

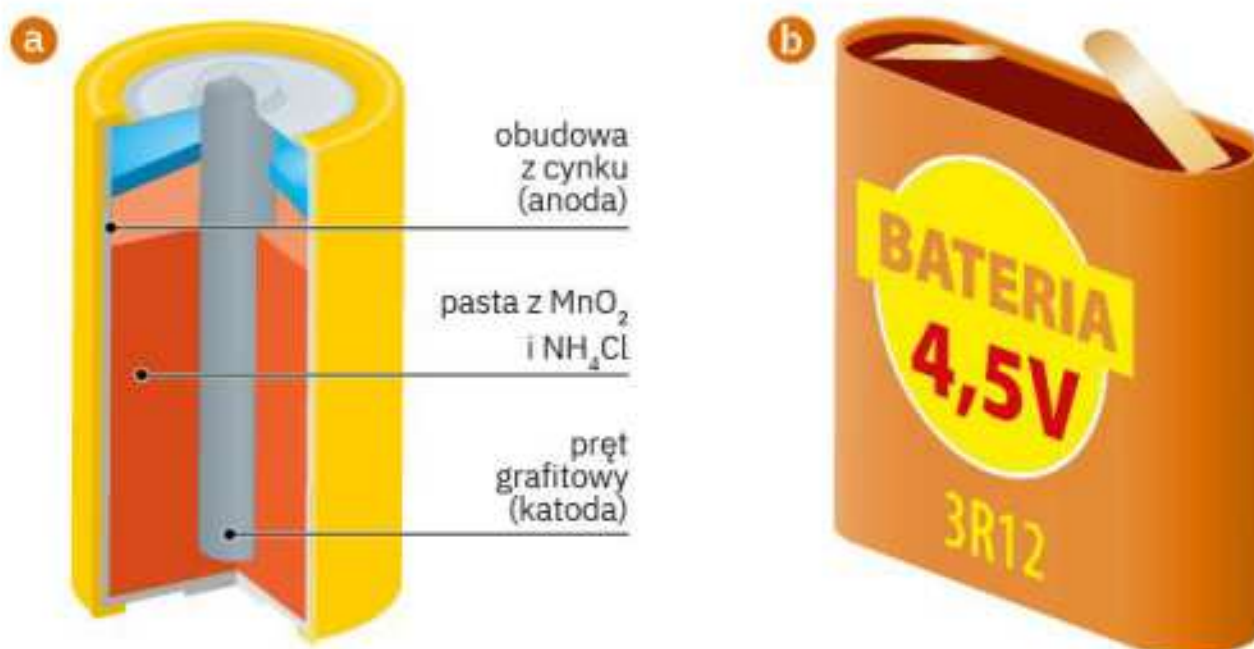
Do niedawna najpopularniejszym rodzajem baterii dostępnych w handlu były **baterie cynkowo-węglowe**. Baterie te stanowią zminiaturyzowaną wersję tzw. ogniwa Leclanchégo (czytaj: leklanszego), które jest znane od 1866 r. Bateria cynkowo-węglowa (rys. 1.4.) składa się z obudowy cynkowej wypełnionej pastą z drobno sproszkowanego tlenku manganu(IV) MnO_2 i stężonego roztworu chloru amonu NH_4Cl , w której jest zanurzona pałeczka z grafitu (rys. 1.4.). Cynkowa obudowa pełni funkcję anody, na której zachodzi reakcja utleniania cynku:



Wytworzone elektrony są zużywane w reakcji redukcji tlenku manganu(IV) MnO_2 do tlenku manganu(III) Mn_2O_3 , w której biorą udział również jony amonowe NH_4^+ .



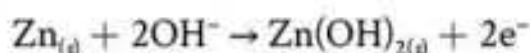
Materiał katody (grafit) nie bierze udziału w reakcjach elektrochemicznych, służy jedynie jako przewodnik doprowadzający do pasty elektrony uwolnione w reakcji utleniania. Elektrolitem umożliwiającym przepływ ładunku wewnątrz pasty jest chlorek amonu zdysocjowany na jony NH_4^+ i Cl^- .



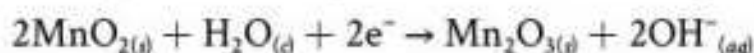
Rys. 1.4. Bateria cynkowo-węglowa: a) schemat budowy; b) bateria płaska 4,5 V składająca się z trzech połączonych ogniw Leclanchégo.

baterie
cynkowo-węglowe

baterie alkaliczne ➤ Baterie cynkowo-węglowe są obecnie wypierane przez tzw. **baterie alkaliczne** (rys. 1.5.). Są one wydajniejsze i można je użytkować znacznie dłużej. Anoda zawiera pastę złożoną ze sproszkowanego cynku i roztworu wodorotlenku potasu KOH, w której jest umieszczony stalowy element zapewniający kontakt elektryczny. Na anodzie zachodzi reakcja utleniania cynku do wodorotlenku cynku Zn(OH)_2 :



Katoda składa się ze sprasowanej mieszaniny sproszkowanego tlenku manganu(IV) MnO_2 i grafitu, osadzonej na wewnętrznych ściankach stalowej obudowy baterii. Tu przebiega reakcja redukcji tlenku manganu(IV) do tlenku manganu(III):

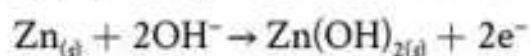


Elektrolitem jest roztwór wodorotlenku potasu, a półogniwa są rozdzielone specjalną przegrodą zapewniającą przepływ ładunku, ale zapobiegającą mieszanii składników.

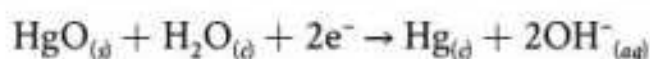


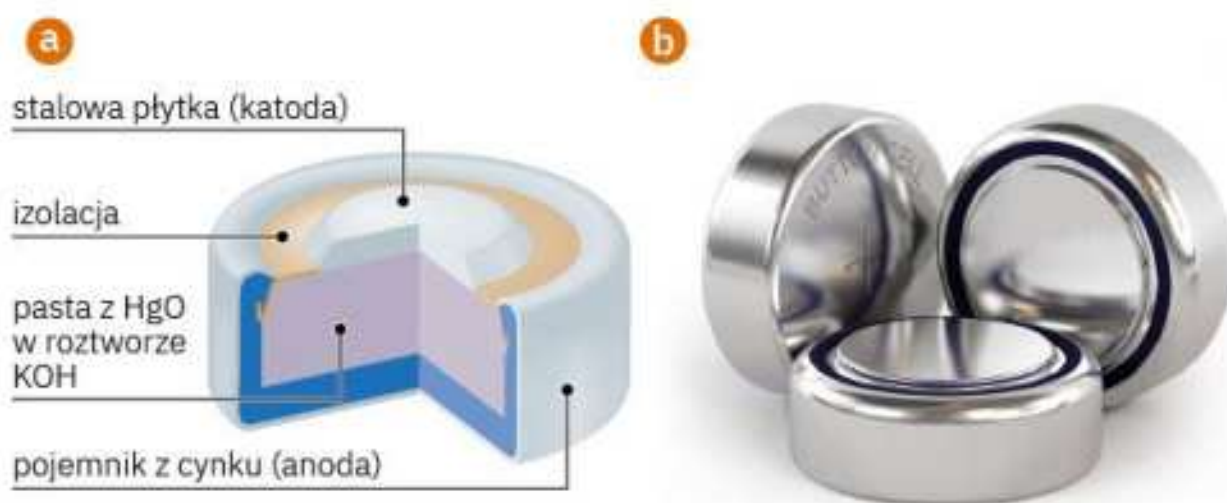
Rys. 1.5. Baterie alkaliczne: a) schemat budowy; b) opakowanie baterii alkalicznych AA 1,5 V, tzw. paluszków.

baterie rtęciowe ➤ Do zasilania zminiaturyzowanych urządzeń, takich jak zegarki elektroniczne lub rozruszniki serca, wykorzystuje się **baterie rtęciowe**, którym nadaje się kształt płaskich metalowych guzików. W tych bateriach cynkowa anoda kontaktuje się z pastą złożoną z wodnego roztworu wodorotlenku potasu KOH oraz sproszkowanego tlenku rtęci(II) HgO , która znajduje się w stalowej obudowie, pełniącej funkcję bieguna dodatniego (katody). Na anodzie zachodzi utlenianie cynku:



a na katodzie – redukcja tlenku rtęci(II) do metalicznej rtęci:





Rys. 1.6. Baterie rtęciowe: a) schemat budowy; b) zdjęcie baterii rtęciowych.

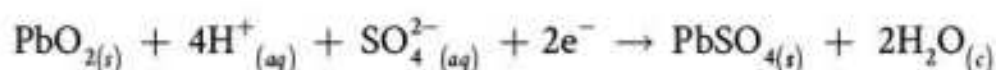
Opisanych powyżej baterii nie można powtórnie naładować prądem z zewnętrznego źródła, gdyż przebiegające w nich reakcje chemiczne są nieodwracalne. W miarę użytkowania reagenty się zużywają i w końcu baterie tracą swoją przydatność. Taki typ ogniw elektrochemicznych nazywamy **ogniwami nieodwracalnymi**.

❖ ogniwo nieodwracalne
❖ ogniwo odwracalne

Istnieją również ogniwa oparte na reakcjach odwracalnych – **ogniwa odwracalne**. Po rozładowaniu urządzenia można je ponownie naładować, podłączając do źródła prądu. Przykładem ogniwa odwracalnego jest **akumulator kwasowo-olowiowy** powszechnie stosowany jako źródło prądu w samochodach (rys. 1.7.a). Akumulator składa się z szeregu połączonych ze sobą ogniw galwanicznych, w których anodę stanowi płyta z ołowiu Pb, a katodę – metalowa płyta wypełniona tlenkiem ołowiu(IV) PbO₂. Płyty są zanurzone w 37-procentowym roztworze kwasu siarkowego(VI) H₂SO₄, który pełni funkcję elektrolitu. W pracującym akumulatorze na anodzie zachodzi utlenianie ołowiu do jonów Pb²⁺, które reagują z jonami SO₄²⁻ zawartymi w roztworze. W rezultacie anoda pokrywa się warstwą trudno rozpuszczalnego osadu siarczanu(VI) ołowiu(II) PbSO₄.

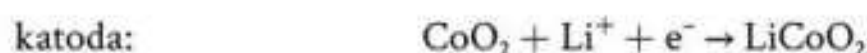


Na katodzie tlenek ołowiu(IV) redukuje się do jonów Pb²⁺, również tworząc warstwę PbSO₄.



Jeżeli do częściowo rozładowanego akumulatora podłączymy źródło prądu stałego, wówczas nastąpi odwrócenie reakcji zachodzących na elektrodach. Na anodzie (podłączonej do ujemnego bieguna prądu) następuje redukcja PbSO₄ do metalicznego ołowiu Pb, a na katodzie (podłączonej do bieguna dodatniego) – utlenienie PbSO₄ do tlenku ołowiu(IV) PbO₂. W ten sposób akumulator znów staje się gotowy do pracy i może generować prąd.

Ze względu na wielkość i ciężar akumulatory kwasowo-ołowiowe nie nadają się do zasilania niewielkich urządzeń przenośnych, takich jak laptopy lub smartfony. Do tego celu wykorzystuje się nowoczesne **baterie litowo-jonowe** (rys. 1.7.b). Przyjęło się nazywać je bateriami, choć stanowią ogniwa odwracalne – zatem akumulatory. Anoda takiej baterii jest wykonana z grafitu zawierającego domieszkę metalicznego litu Li osadzonego elektrochemicznie. Materiał katody to stały związek jonowy – kobaltan(III) litu LiCoO_2 , w którym lit występuje w postaci jonów Li^+ . Elektrolitem jest roztwór różnych związków litu w rozpuszczalniku organicznym. Źródłem energii elektrycznej są reakcje:



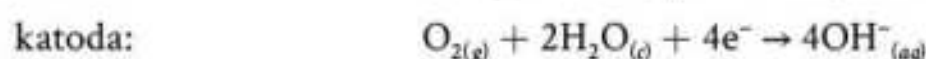
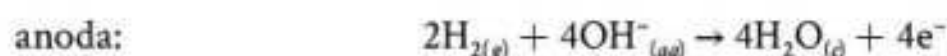
Podczas ładowania reakcje ulegają odwróceniu: elektroda grafitowa wzbogaca się w lit, a kobaltan(III) litu przekształca się częściowo w CoO_2 .



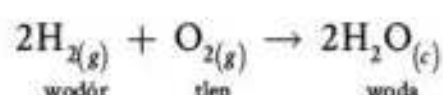
Rys. 1.7. Akumulatory (ogniwa odwracalne): a) akumulator kwasowo-ołowiowy, część płyt (elektrod) odstąpiona; b) bateria litowo-jonowa w smartfonie.

1.6. Ogniwa paliwowe

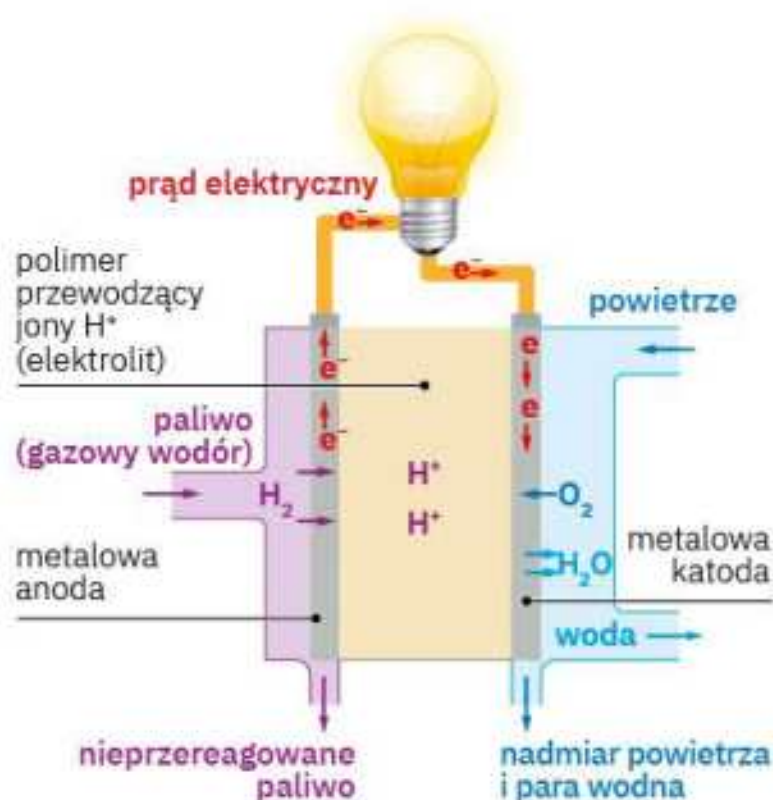
Ogniwa paliwowe są urządzeniami, które przekształcają energię wydzielaną w egzoenergetycznych reakcjach spalania (np. wodoru, metanu) bezpośrednio w energię elektryczną. Dla przykładu: w ogniwie paliwowym zasilanym wodorem zachodzą następujące reakcje elektrochemiczne:



Zatem reakcja sumaryczna przebiegająca w ogniwie jest tożsama z reakcją spalania wodoru:



Ogniwo paliwowe konstruuje się w taki sposób, że gazowe reagenty pływają wokół metalowych elektrod zanurzonych w odpowiednim elektrolicie. Reakcje utleniania i redukcji zachodzą na powierzchni metalu. Ogniwo pracuje tylko



wtedy, gdy jest zasilane w gazowe reagenty. W konstrukcji ogniw paliwowych wykorzystuje się różne rozwiązania konstrukcyjne. W jednym z nich (rys. 1.8.) jako paliwo stosuje się gazowy wodór, a jako elektrolit – specjalny polimer zawierający katalizator umożliwiający przepływ jonów wodorowych H^+ pomiędzy elektrodami.

Rys. 1.8. Schemat ogniwa paliwowego zasilanego gazowym wodorem.

Ogniwa paliwowe stosuje się wszędzie tam, gdzie potrzebne jest długo pracujące, niezawodne źródło prądu, niezależne od obecności powietrza atmosferycznego, np. w łodziach podwodnych, sondach i stacjach kosmicznych, robotach.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wyjaśnij pojęcia: *ogniwo*, *półogniwo*, *elektroda*, *elektrolit*, *klucz elektrolityczny*, *anoda*, *katoda*.
- Dopasuj określenia: *reakcja utleniania*, *reakcja redukcji*, *biegun dodatni*, *biegun ujemny* do nazw elektrod w ogniwie galwanicznym:
 - anoda,
 - katoda.
- Wyjaśnij, dlaczego w ogniwie galwanicznym półogniwa muszą być ze sobą połączone kluczem elektrolitycznym.
- Wymień odczynniki i sprzęt laboratoryjny, które będą ci potrzebne do zbudowania ogniwa galwanicznego o symbolu:



Zapisz w zeszycie równania połówkowe reakcji elektrochemicznych zachodzących w półogniwach, na anodzie i na katodzie.

- Wyjaśnij różnicę między ogniwem odwracalnym i nieodwracalnym. Podaj przykład ogniwa nieodwracalnego.

6. Zdefiniuj siłę elektromotoryczną ogniwa i określ jednostki, w których ją wyrażamy.
7. Przedstaw konstrukcję akumulatora kwasowo-ołowiowego. Zapisz w zeszycie równania półowkowe reakcji zachodzących na elektrodach podczas:
 - a) pracy akumulatora (akumulator zasila urządzenia),
 - b) ładowania akumulatora (akumulator jest podłączony do zewnętrznego źródła prądu).

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 152 ▶ • **Ogniwa galwaniczne** wytwarzają prąd elektryczny wskutek reakcji utleniania i redukcji zachodzących w półogniwach. Półogniwa składają się z elementów metalowych (elektrod) pozostających w kontakcie z roztworem elektrolitu. W półogniwie nazywanym **anodą**, która stanowi biegun ujemny ogniwa, zachodzi reakcja utleniania. W półogniwie nazywanym **katodą**, która stanowi biegun dodatni ogniwa, zachodzi reakcja redukcji. Aby ogniwo wytwarzało prąd, roztwory elektrolitu w obu ogniwach muszą być połączone za pomocą klucza elektrolitycznego.
- s. 156 ▶ • W miarę pracy ogniwa reagenty zawarte w półogniwach zużywają się, co powoduje wyczerpanie ogniwa. **Ogniwa odwracalne** można ponownie naładować, podłączając je do zewnętrznego źródła prądu, dzięki czemu odtwarzają się zużyte reagenty. **Ogniwa nieodwracalnych** nie można ponownie naładować.
- s. 156 ▶ • **Napięcie elektryczne**, czyli różnicę potencjałów między anodą a katodą ogniwa, nazywamy siłą elektromotoryczną – **SEM**. SEM zależy od rodzaju półogniw, z których jest zbudowane ogniwo.
- s. 157 ▶ • Baterie i akumulatory są ogniwami galwanicznymi (lub ich układami) o specjalnej konstrukcji, która pozwala na ich wygodne i bezpieczne użytkowanie. Baterie cynkowo-węglowe, alkaliczne i rtęciowe są ogniwami nieodwracalnymi, natomiast akumulatory kwasowo-ołowiowe oraz litowo-jonowe są ogniwami odwracalnymi.

2. Standardowy potencjał półogniwa

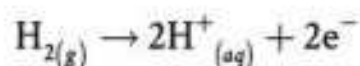
NA TEJ LEKCJI:

- poznasz budowę standardowego półogniwa wodorowego;
- dowiesz się, w jaki sposób wyznacza się standardowe potencjały półogniw;
- nauczysz się obliczać siłę elektromotoryczną ogniwa galwanicznego na podstawie wartości standardowych potencjałów półogniw;
- odkryjesz, czym jest szereg elektrochemiczny i jak go wykorzystać do przewidywania, w którym kierunku przebiegnie spontaniczna reakcja redoks.

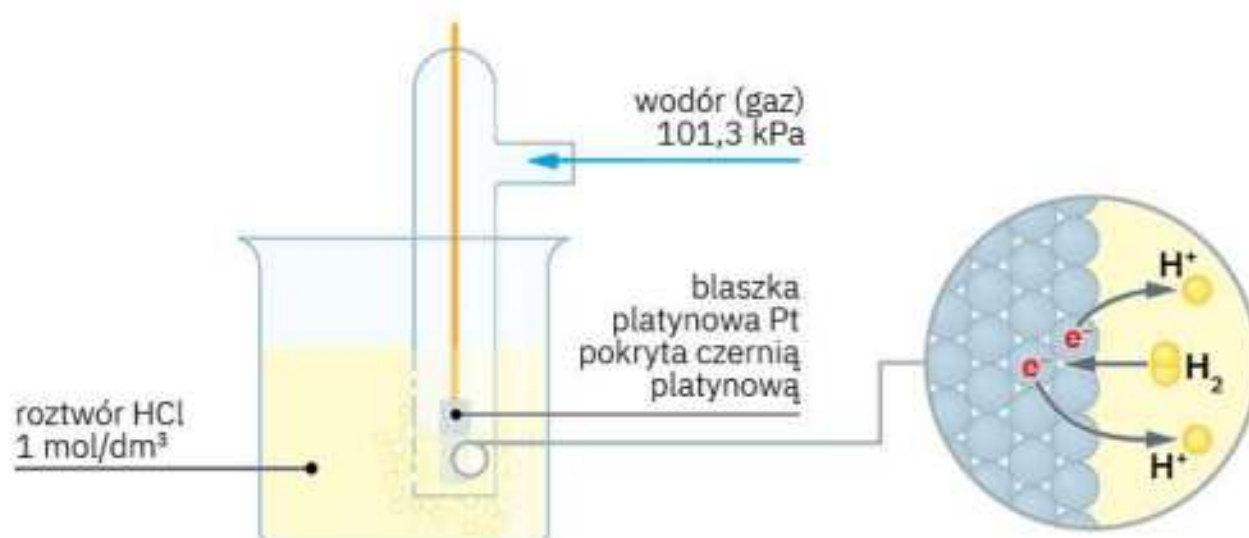
Każde z dwóch półogniw wchodzących w skład ogniwa galwanicznego ma określony **potencjał elektryczny**. Siła elektromotoryczna generowana przez ogniwo jest równa różnicy pomiędzy wartościami tych potencjałów.

2.1. Wyznaczanie standardowych potencjałów półogniw

Woltomierzem możemy zmierzyć różnicę potencjału pomiędzy dwoma półogniwami wchodzącymi w skład ogniwa. Nie możemy natomiast zmierzyć wartości absolutnej potencjału pojedynczego półogniwa. Jednak jeżeli nadamy jednemu z półogniw umowną wartość potencjału, np. 0 V, będziemy mogli wyznaczyć potencjał dowolnego innego półogniwa, jeśli zbudujemy z nich ogniwo i zmierzmy SEM. Jako półogniwo odniesienia wybrano tzw. standardowe półogniwo wodorowe, którego budowę przedstawiono na rysunku 2.1. W półogniwie blaszka platynowa, pokryta tzw. czernią platynową (czyli silnie rozdrobnioną platyną), jest zanurzona w roztworze kwasu solnego HCl o stężeniu dokładnie 1 mol/dm³. Blaszke omywa strumień gazowego wodoru pod ciśnieniem 1 atm (101,3 kPa). Właściwa reakcja elektrochemiczna zachodzi na powierzchni metalu. Można ją zapisać w postaci równania połówkowego reakcji:



Platyna służy jako metaliczny przewodnik, przez który przepływają elektrony, a czernią platynową pełni funkcję katalizatora reakcji. Przyjęto, że standardowe półogniwo wodorowe, w którym stężenie jonów wodorowych H⁺ wynosi 1 mol/dm³, a ciśnienie wodoru H₂ jest równe 101,3 kPa, ma potencjał elektryczny E⁰ równy dokładnie 0,00 V w dowolnej temperaturze.



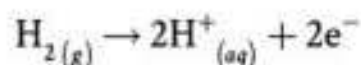
Rys. 2.1. Budowa standardowego półogniwa wodorowego.

potencjał
standardowy

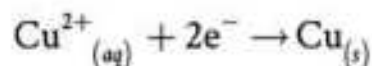
Jeżeli zbudujemy ogniwo galwaniczne składające się ze standardowego półogniwa wodorowego oraz dowolnego innego półogniwa, będziemy mogli wyznaczyć **standardowy potencjał** tego drugiego, mierząc SEM ogniwa. Użycie określenia *standardowy* oznacza, że wszystkie reagenty uczestniczące w reakcji elektrochemicznej są w tzw. stanie standardowym, czyli:

- stężenie reagentów występujących w roztworze wynosi 1 mol/dm³;
- ciśnienie reagentów gazowych wynosi 101,3 kPa (1 atm).

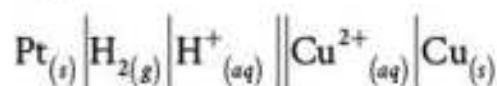
Przykładowo: SEM wytwarzana przez ogniwo złożone ze standardowego półogniwa wodorowego oraz półogniwa składającego się z blaszki miedzianej zanurzonej w roztworze siarczanu(VI) miedzi(II) CuSO₄ o stężeniu 1 mol/dm³ (rys. 2.2.a) wynosi 0,34 V. Oznacza to, że standardowy potencjał półogniwa Cu²⁺|Cu wynosi +0,34 V. W ogniwie funkcję **anody** pełni standardowe półogniwo wodorowe. Zachodzi na nim reakcja utleniania:



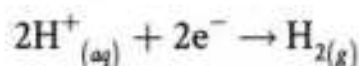
Katodą natomiast jest półogniwo Cu²⁺|Cu, zachodzi na niej reakcja redukcji:



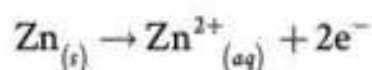
Schemat ogniwa zapiszemy jako:



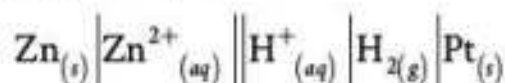
W podobny sposób możemy wyznaczyć standardowy potencjał półogniwa Zn²⁺|Zn: ze standardowym półogniwem wodorowym łączymy półogniwo wykonane z blaszki cynkowej zanurzonej w roztworze siarczanu(VI) cynku o stężeniu 1 mol/dm³ (rys. 2.2.b). Tym razem wskazówka woltomierza wychyliła się w przeciwną stronę, a odczyt wynosi -0,76 V. Ujemna wartość mierzonej różnicy potencjału wskazuje, że teraz standardowe półogniwo wodorowe pełni funkcję katody, na której zachodzi reakcja redukcji:



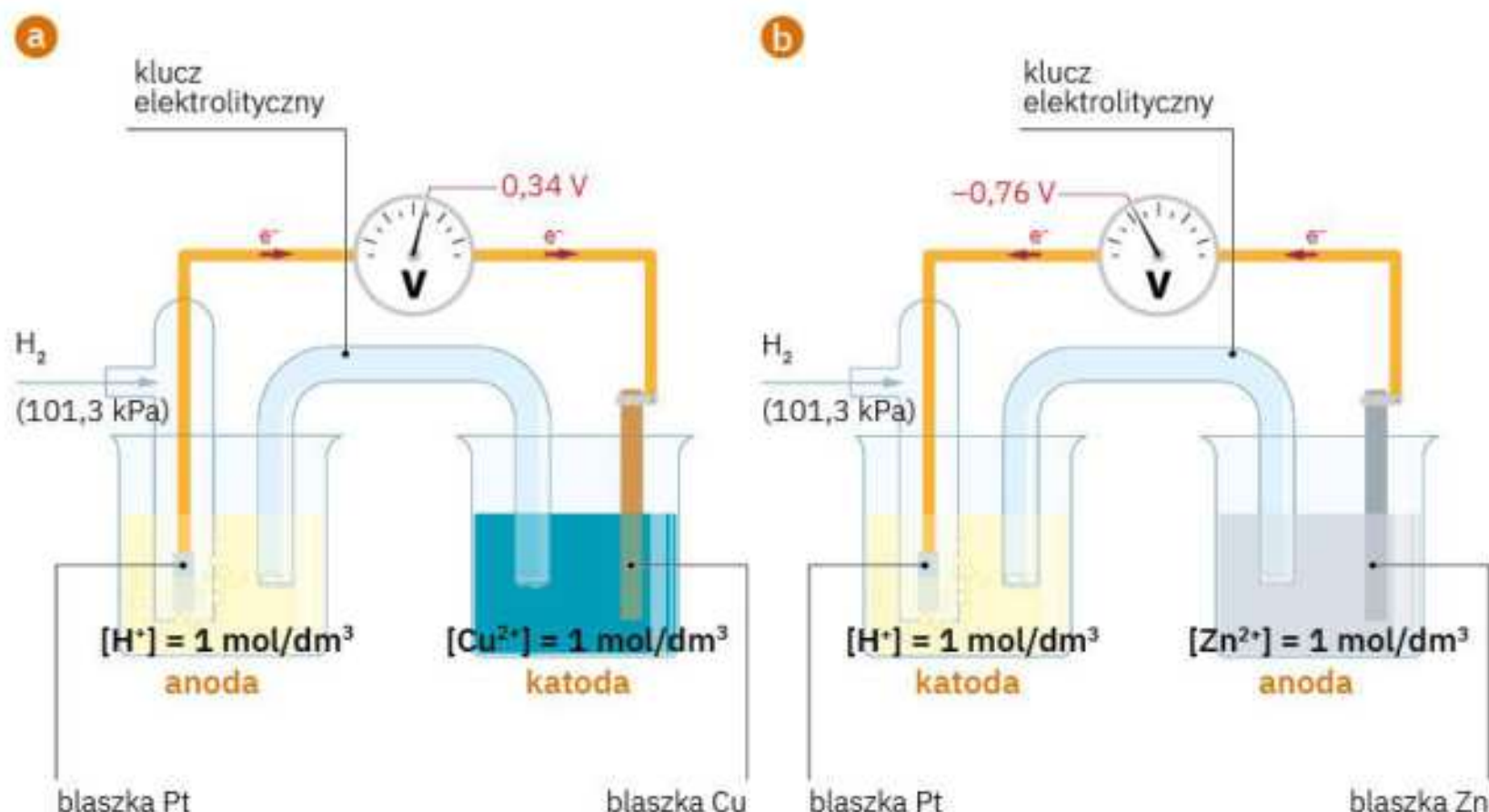
a półogniwo $\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}$ stanowi anodę, na której zachodzi reakcja utleniania:



Zatem schemat ogniwa przybiera postać:



Zgodnie z konwencją po lewej stronie schematu umieszczamy półogniwo stanowiące anodę. Zmierzony standardowy potencjał półogniwa $\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}$ wynosi $-0,76\text{ V}$.



Rys. 2.2. Pomiar standardowych potencjałów półogniw wchodzących w skład ogniwa Daniella: a) półogniwo $\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$; b) półogniwo $\text{Zn}^{2+}|\text{Zn}$.

W podobny sposób wyznaczono standardowe potencjały wielu innych półogniw. Niektóre z nich przedstawiono w tabeli 2.1. Półogniwa opisano za pomocą elektrochemicznej reakcji redukcji, która w nich zachodzi. Należy pamiętać, że reakcje te są odwracalne, tzn. w każdym półogniwie może zachodzić zarówno reakcja redukcji (zgodnie z zapisanym równaniem), jak i reakcja utleniania (biegnąca w przeciwnym kierunku). Jeśli znamy wartości standardowych potencjałów półogniw, możemy z łatwością wyznaczyć SEM dowolnego ogniwa galwanicznego. W tym celu należy odjąć od potencjału katody potencjał anody. Na przykład dla ogniwa Daniella:



siłę elektromotoryczną obliczamy jako:

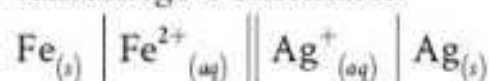
$$\text{SEM} = +0,34\text{ V} - (-0,76\text{ V}) = 0,34\text{ V} + 0,76\text{ V} = 1,10\text{ V}.$$

Tab. 2.1. Wartości standardowych potencjałów półogniw E° w temperaturze 25°C

	Równanie półowokowe reakcji redukcji	$E^\circ(\text{V})$	
Wzrost właściwości utleniających	$\text{F}_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2\text{F}^-_{(aq)}$	+2,87	Wzrost właściwości redukujących
	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$	+2,01	
	$\text{H}_2\text{O}_{2(aq)} + 2\text{H}^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(c)}$	+1,77	
	$\text{PbO}_{2(s)} + 4\text{H}^+_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{PbSO}_{4(s)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(c)}$	+1,70	
	$\text{MnO}_4^-_{(aq)} + 8\text{H}^+_{(aq)} + 5e^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}_{(aq)} + 4\text{H}_2\text{O}_{(c)}$	+1,51	
	$\text{Au}^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightarrow \text{Au}_{(s)}$	+1,50	
	$\text{Cl}_{2(g)} + 2e^- \rightarrow 2\text{Cl}^-_{(aq)}$	+1,36	
	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(aq)} + 14\text{H}^+_{(aq)} + 6e^- \rightarrow 2\text{Cr}^{3+}_{(aq)} + 7\text{H}_2\text{O}_{(c)}$	+1,33	
	$\text{O}_{2(g)} + 4\text{H}^+_{(aq)} + 4e^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(c)}$	+1,23	
	$\text{Br}_{2(l)} + 2e^- \rightarrow 2\text{Br}^-_{(aq)}$	+1,07	
	$\text{Ag}^+_{(aq)} + e^- \rightarrow \text{Ag}_{(s)}$	+0,80	
	$\text{Fe}^{3+}_{(aq)} + e^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}_{(aq)}$	+0,77	
	$\text{I}_{2(s)} + 2e^- \rightarrow 2\text{I}^-_{(aq)}$	+0,53	
	$\text{O}_2(g) + 2\text{H}_2\text{O}_{(c)} + 4e^- \rightarrow 4\text{OH}^-_{(aq)}$	+0,40	
	$\text{Cu}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}_{(s)}$	+0,34	
	$2\text{H}^+_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{H}_{2(g)}$	0,00	
	$\text{Pb}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Pb}_{(s)}$	-0,13	
	$\text{Sn}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Sn}_{(s)}$	-0,14	
	$\text{Ni}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Ni}_{(s)}$	-0,25	
	$\text{Co}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Co}_{(s)}$	-0,28	
	$\text{PbSO}_{4(s)} + 2e^- \rightarrow \text{Pb}_{(s)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$	-0,31	
	$\text{Fe}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Fe}_{(s)}$	-0,44	
	$\text{Cr}^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightarrow \text{Cr}_{(s)}$	-0,74	
	$\text{Zn}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Zn}_{(s)}$	-0,76	
	$2\text{H}_2\text{O}_{(c)} + 2e^- \rightarrow \text{H}_{2(g)} + 2\text{OH}^-_{(aq)}$	-0,83	
	$\text{Mn}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Mn}_{(s)}$	-1,18	
	$\text{Al}^{3+}_{(aq)} + 3e^- \rightarrow \text{Al}_{(s)}$	-1,66	
	$\text{Mg}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Mg}_{(s)}$	-2,37	
	$\text{Na}^+_{(aq)} + e^- \rightarrow \text{Na}_{(s)}$	-2,71	
	$\text{Ca}^{2+}_{(aq)} + 2e^- \rightarrow \text{Ca}_{(s)}$	-2,87	
	$\text{K}^+_{(aq)} + e^- \rightarrow \text{K}_{(s)}$	-2,93	
	$\text{Li}^+_{(aq)} + e^- \rightarrow \text{Li}_{(s)}$	-3,05	

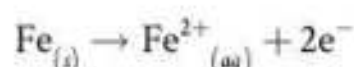
Przykład 1.

Odczytaj z tabeli 2.1. standardowe potencjały odpowiednich półogniów i wyznacz SEM ogniwa galwanicznego o schemacie:

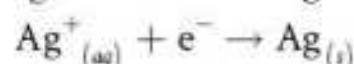


Rozwiązanie:

Ogniwo jest zbudowane z dwóch półogniów: anody, którą stanowi blaszka żelazna zanurzona w roztworze zawierającym jony Fe^{2+} o stężeniu 1 mol/dm^3 (np. roztworze siarczanu(VI) żelaza(II) FeSO_4), oraz katody – blaszki srebrnej zanurzonej w roztworze zawierającym jony Ag^{+} o stężeniu 1 mol/dm^3 (np. roztworze azotanu(V) srebra AgNO_3). Na anodzie zachodzi reakcja utleniania żelaza do jonów Fe^{2+} :



Standardowy potencjał tego półogniwa wynosi $-0,44 \text{ V}$. Na katodzie zachodzi reakcja redukcji jonów Ag^{+} do metalicznego srebra:

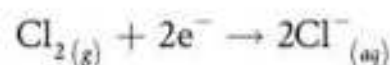


Standardowy potencjał tego półogniwa to $+0,80 \text{ V}$. Zatem siła elektromotoryczna:

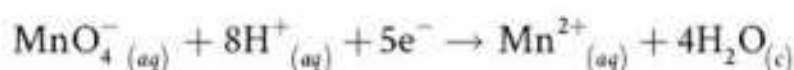
$$\text{SEM} = +0,80 \text{ V} - (-0,44 \text{ V}) = 0,80 \text{ V} + 0,44 \text{ V} = 1,24 \text{ V}$$

2.2. Szereg elektrochemiczny

Półogniwa uszeregowane w kolejności wzrastającej (lub malejącej) wartości ich standardowych potencjałów noszą nazwę **szeregu elektrochemicznego** (patrz tab. 2.1.). Szereg ten zawiera nie tylko proste półogniwa złożone z metalu zanurzonego w roztworze jego soli, takie jak $\text{Zn}^{2+} \mid \text{Zn}$ czy też $\text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}$. Znajdują się tam również półogniwa, w których w reakcji elektrochemicznej uczestniczą substancje gazowe. Półogniwa te mają budowę podobną do standardowego półogniwa wodorowego, tzn. składają się z blaszki platynowej zanurzonej w odpowiednim roztworze, omywanej strumieniem gazu. Przykładowo: w półogniwie $\text{Pt} \mid \text{Cl}_2 \mid \text{Cl}^{-}$ opisanym półowokowym równaniem redukcji:



blaszka platynowa zanurzona w roztworze zawierającym jony chlorkowe Cl^{-} o stężeniu 1 mol/dm^3 jest omywana strumieniem pęcherzyków gazowego chloru Cl_2 pod ciśnieniem $101,3 \text{ kPa}$. W jeszcze innym rodzaju półogniów produkty i substraty reakcji redoks mogą się znajdować w jednorodnym ośrodku (np. w roztworze). Wówczas w takim roztworze wystarczy zanurzyć elektrodę z metalu nie biorącego udziału w reakcji w półogniwie, aby zmierzyć potencjał półogniwa. Przykładem jest półogniwo $\text{Pt} \mid \text{MnO}_4^{-}, \text{Mn}^{2+}, \text{H}^{+}$, w którym jon manganianu(VII) MnO_4^{-} ulega redukcji do jonu manganu(II) Mn^{2+} w środowisku kwasowym:

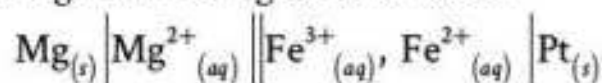




W symbolicznym zapisie półogniwa $\text{Pt} \mid \text{MnO}_4^-, \text{Mn}^{2+}, \text{H}^+ \mid$ wzory reagentów są oddzielone od siebie przecinkami, gdyż występują obok siebie w tym samym roztworze, nie rozdziela ich granica ośrodków.

Przykład 2.

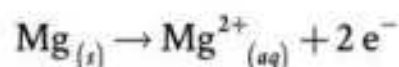
Opisz budowę ogniwa galwanicznego o schemacie:



Oblicz SEM tego ogniwa w warunkach standardowych.

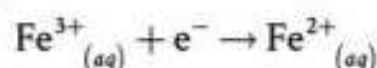
Rozwiązanie:

W warunkach standardowych anodą w ogniwie jest blaszka wykonana z metalicznego magnezu, zanurzona w roztworze zawierającym jony Mg^{2+} o stężeniu 1 mol/dm^3 (np. roztworze siarczanu(VI) magnezu MgSO_4). Zachodzi na niej reakcja utleniania:



Standardowy potencjał tego półogniwa wynosi $-2,37 \text{ V}$.

Katodą jest blaszka platynowa zanurzona w roztworze zawierającym zarówno jony Fe^{3+} , jak i jony Fe^{2+} (np. w roztworze azotanu(V) żelaza(III) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ i azotanu(V) żelaza(II) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$). W warunkach standardowych stężenie każdego z jonów wynosi 1 mol/dm^3 . Na katodzie zachodzi reakcja redukcji jonów Fe^{3+} do jonów Fe^{2+} :



Oba jony pozostają w roztworze, a platyna służy jako metaliczny przewodnik elektronów. Standardowy potencjał tego półogniwa wynosi $+0,77 \text{ V}$.

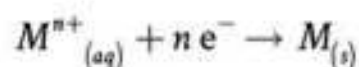
SEM ogniwa obliczamy, odejmując od potencjału katody potencjał anody. Zatem:

$$\text{SEM} = +0,77 \text{ V} - (-2,37 \text{ V}) = 0,77 \text{ V} + 2,37 \text{ V} = 3,14 \text{ V}$$

Im wyższa wartość standardowego potencjału półogniwa E^0 , tym silniejsza tendencja do zachodzenia w nim reakcji redukcji, zgodnie z zapisem równania półówkowej reakcji. Zatem w półogniwach o wysokim dodatnim potencjale reagenty znajdujące się po lewej stronie równania ulegają redukcji z łatwością, czyli są silnymi utleniaczami. Z tabeli 2.1. z łatwością możemy odczytać, że należą do nich np. fluor F_2 , chlor Cl_2 czy też jon manganianowy(VII) MnO_4^- . Przeciwnie dzieje się w półogniwach charakteryzujących się niskim (lub wysokim ujemnym) potencjałem standardowym – reakcje redukcji zachodzą w nich niechętnie. Znacznie łatwiej przebiegają tam reakcje utleniania, w kierunku przeciwnym do zapisu równania półówkowej reakcji. Reagenty występujące po prawej stronie równania z łatwością się utleniają, są zatem silnymi reduktorami. Należą do nich np. metale reaktywne, takie jak sód Na, potas K czy wapń Ca.

2.3. Szereg elektrochemiczny metali

Jeżeli z szeregu elektrochemicznego przedstawionego w tabeli 2.1. wyodrębniemy standardowe potencjały dla półogniów opisanych półowkowym równaniem redukcji o ogólnej postaci:



gdzie M – symbol metalu, a M^{n+} – symbol tworzonego przez niego kationu o ładunku $n+$ (przy czym n przyjmuje najczęściej wartości 1, 2 lub 3), to uzyskamy tzw. **szereg elektrochemiczny metali**, zwany również szeregiem napięciowym metali (patrz tab. 2.2.). Wartości standardowych potencjałów półogniów $M^{n+} | M$ wskazują na łatwość, z jaką atomy metalu przekształcają się w jony, zatem określają ich reaktywność. Metale o bardzo niskich wartościach potencjału (duże wartości ujemne), takie jak sód, potas, magnez, są bardzo reaktywne i z łatwością przekształcają się w odpowiednie kationy. Natomiast te o wysokich potencjałach reagują niechętnie i są bierne chemicznie. Do tych ostatnich należą srebro i złoto, których szczególna odporność na działanie odczynników chemicznych znalazła wyraz w zbiorczej nazwie „metale szlachetne”.

szereg elektrochemiczny metali

Tab. 2.2. Szereg elektrochemiczny wybranych metali

Metal	Schemat półogniwa	$E^{\circ}(V)$
złoto	$Au^{3+}_{(aq)} Au_{(s)}$	+1,50
srebro	$Ag^{+}_{(aq)} Ag_{(s)}$	+0,80
miedź	$Cu^{2+}_{(aq)} Cu_{(s)}$	+0,34
wodór	$2H^{+}_{(aq)} H_{2(s)}$	0,00
ołów	$Pb^{2+}_{(aq)} Pb_{(s)}$	-0,13
nikiel	$Ni^{2+}_{(aq)} Ni_{(s)}$	-0,25
kobalt	$Co^{2+}_{(aq)} Co_{(s)}$	-0,28
żelazo	$Fe^{2+}_{(aq)} Fe_{(s)}$	-0,44
chrom	$Cr^{3+}_{(aq)} Cr_{(s)}$	-0,74
cynk	$Zn^{2+}_{(aq)} Zn_{(s)}$	-0,76
glin	$Al^{3+}_{(aq)} Al_{(s)}$	-1,66
magnez	$Mg^{2+}_{(aq)} Mg_{(s)}$	-2,37
sód	$Na^{+}_{(aq)} Na_{(s)}$	-2,71
wapń	$Ca^{2+}_{(aq)} Ca_{(s)}$	-2,87
potas	$K^{+}_{(aq)} K_{(s)}$	-2,93
lit	$Li^{+}_{(aq)} Li_{(s)}$	-3,05

Wzrost reaktywności

2.4. Przewidywanie kierunku reakcji redoks

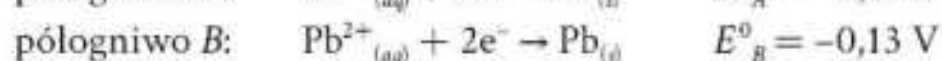
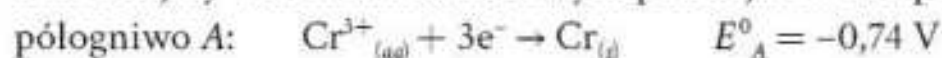
Jeżeli skonstruujemy ogniwo galwaniczne złożone z dwóch dowolnych półogniw, wartości standardowych potencjałów pozwolą nam przewidzieć, które półogniwo stanie się anodą, a które – katodą. W półogniwie o niższej wartości potencjału zajdzie reakcja utleniania, zatem będzie to anoda. Natomiast w półogniwie o wyższej wartości potencjału zajdzie reakcja redukcji, czyli będzie stanowiło ono katodę.

Przykład 3.

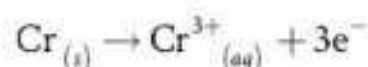
W zlewce z roztworem azotanu(V) chromu(III) $\text{Cr}(\text{NO}_3)_3$ umieszczono płytkę z metalicznego chromu Cr. Inną zlewkę napełniono roztworem azotanu(V) ołowiu(II) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ i umieszczono w nim blaszkę z ołowiu Pb. Roztwory w zlewkach połączono kluczem elektrolitycznym. Które z półogniw będzie biegunem dodatnim, a które – biegunem ujemnym w powstałym ogniwie galwanicznym? Oblicz SEM ogniwa.

Rozwiązanie:

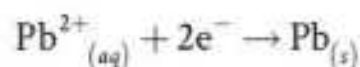
Porównajmy wartości standardowych potencjałów obu półogniw:



Niższa wartość E^0_A wskazuje, że półogniwo A będzie anodą, na której przebiega reakcja utleniania:



Uwolnione elektrony nadadzą ładunek ujemny płytce chromowej, będzie to zatem biegun ujemny ogniwa. Półogniwo B będzie katodą – zajdzie na niej reakcja redukcji:



Ponieważ w tej reakcji są zużywane elektrony, półogniwo B będzie biegunem dodatnim ogniwa. Siła elektromotoryczna ogniwa:

$$\text{SEM} = -0,13 \text{ V} - (-0,74 \text{ V}) = -0,13 \text{ V} + 0,74 \text{ V} = 0,61 \text{ V}$$

Przewidywanie kierunku reakcji utleniania i redukcji na podstawie wartości standardowych potencjałów półogniw nie ogranicza się wyłącznie do ogniw galwanicznych. Ma ono znacznie bardziej uniwersalne zastosowanie i jest użyteczne również w odniesieniu do reakcji zachodzących bezpośrednio między reagentami, bez pośrednictwa przewodów elektrycznych i klucza elektrolitycznego.

Rozważmy dwa układy utleniacz/reduktor, dla których znamy wartości standardowych potencjałów:

Układ	Równanie połówkowe redukcji	Standardowy potencjał półogniwa
A	utleniacz A + $n_A e^- \rightarrow$ reduktor A	E_A^0
B	utleniacz B + $n_B e^- \rightarrow$ reduktor B	E_B^0

Jeżeli $E_A^0 > E_B^0$, oznacza to, że utleniacz A jest silniejszym utleniaczem niż utleniacz B, a reduktor B jest silniejszym reduktorem niż reduktor A. Zatem spontaniczna reakcja redoks pobiegnie w takim kierunku, że utleniacz A będzie utleniał reduktor B, a produktami reakcji będą reduktor A i utleniacz B. Innymi słowy: reakcja dla układu A zajdzie zgodnie z zapisem równania połówkowego w powyższej tabeli (z lewej strony w prawą), a dla układu B – w kierunku przeciwnym (z prawej w lewą). W ten sposób znajomość standardowych potencjałów półogniwa pozwala przewidzieć, w którym kierunku przebiegnie spontaniczna reakcja redoks.

Przykład 4.

Zarówno chlor Cl_2 , jak i brom Br_2 mają właściwości utleniające. Mogą reagować z różnymi reduktorami, same przekształcając się odpowiednio w jony chlorkowe Cl^- i bromkowe Br^- . Czy chlor Cl_2 utlenia jony bromkowe Br^- do bromu Br_2 , czy też może odwrotnie – brom Br_2 utlenia jony chlorkowe Cl^- do chloru Cl_2 ?

Rozwiązanie:

Półówkowe równania reakcji redukcji wraz z wartościami standardowych potencjałów podano poniżej:



Po porównaniu wartości E^0 otrzymujemy, że $E_1^0 > E_2^0$. Zatem chlor Cl_2 jest silniejszym utleniaczem niż brom Br_2 i będzie utleniał jony bromkowe Br^- do bromu Br_2 . Natomiast reakcja odwrotna nie jest możliwa – brom Br_2 nie będzie w stanie utlenić jonów chlorkowych Cl^- do chloru Cl_2 .

Jeżeli rozszerzymy rozumowanie przedstawione w powyższym przykładzie na analogiczną reakcję jodu:



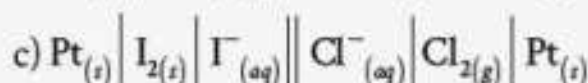
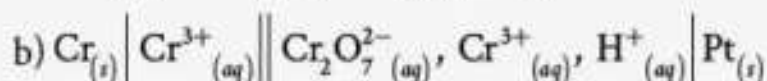
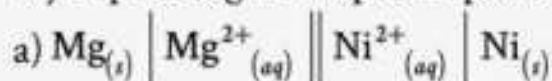
z łatwością dojdziemy do wniosku, że chlor Cl_2 , który jest najsilniejszym utleniaczem, będzie utleniał zarówno jony bromkowe Br^- do bromu Br_2 , jak i jony jodkowe I^- do jodu I_2 . Jony jodkowe I^- będą utleniane do jodu I_2 również przez brom Br_2 , gdyż $E_2^0 > E_3^0$. Inne reakcje między tymi układami nie są możliwe.



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Omów budowę standardowego półogniwa wodorowego i zdefiniuj pojęcie standardowego potencjału półogniwa.

2. Korzystając z informacji w tabeli 2.1., oblicz SEM wytwarzaną w warunkach standardowych przez ogniwa opisane poniższymi schematami.



3. Wyjaśnij:

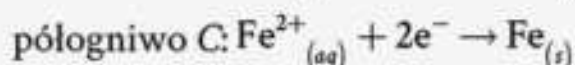
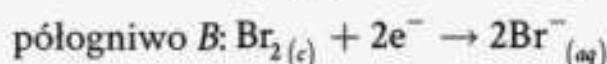
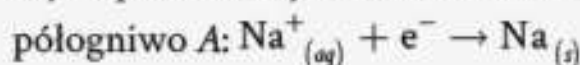
a) jak są zbudowane ogniwa opisane w zadaniu 2.;

b) jaką rolę odgrywa platyna w ogniwach opisanych w zadaniu 2.b i c;

c) dlaczego w ogniwie opisanym w zadaniu 2.a nie użyto platyny;

d) dlaczego w schemacie ogniwa opisanego w zadaniu 2.b symbole $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}_{(aq)}$, $\text{Cr}^{3+}_{(aq)}$, $\text{H}^{+}_{(aq)}$ są rozdzielone przecinkami, a nie pionowymi kreskami.

4. W tabeli 2.1. odszukaj wartości standardowych potencjałów półogniw opisanych poniższymi półowokowymi równaniami redukcji.



Następnie wykonaj polecenia.

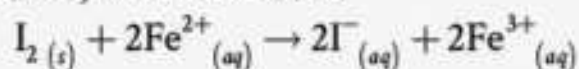
a) Wskaż, które z półogniw stanie się anodą, a które – katodą po połączeniu półogniw: A z B, B z C i A z C.

b) Zapisz w zeszycie schematy powstałych ogniw galwanicznych.

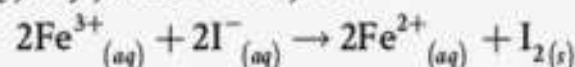
c) Oblicz wartość SEM wytwarzanej przez każde z ogniw w warunkach standardowych.

5. Korzystając z danych zawartych w tabeli 2.1., określ, która z dwóch możliwych reakcji redoks będzie zachodzić spontanicznie:

a) jod utlenia jony żelaza(II) do jonów żelaza(III)



b) jony żelaza(III) utleniają jony jodkowe do jodu



6. Na podstawie szeregu elektrochemicznego metali oceń, czy:
- glin Al można otrzymać wskutek redukcji chlorku glinu AlCl_3 metalicznym potasem K;
 - magnez Mg można otrzymać wskutek redukcji chlorku manganu MgCl_2 metalicznym niklem Ni.
- Obie odpowiedzi uzasadnij.
7. Wyjaśnij, dlaczego złoto i srebro nazywamy metalami szlachetnymi.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- **Standardowy potencjał półogniwa** definiujemy jako SEM ogniwa zbudowanego z badanego półogniwa i standardowego półogniwa wodorowego, któremu przypisano potencjał 0,00 V. Określenie *standardowy* oznacza, że wszystkie reagenty uczestniczące w reakcji elektrochemicznej są w tzw. **stanie standardowym**, tzn. stężenia reagentów w roztworze wynoszą 1 mol/dm^3 , a ciśnienie reagentów gazowych wynosi 101,3 kPa. Standardowe półogniwo wodorowe składa się z blaszki platynowej pokrytej czernią platynową, zanurzonej w roztworze kwasu solnego o stężeniu 1 mol/dm^3 i omywanej strumieniem gazowego wodoru pod ciśnieniem 101,3 kPa. s. 164
- Dzięki znajomości standardowych potencjałów półogniw można obliczyć SEM ogniwa galwanicznego z nich złożonego. W tym celu należy odjąć od potencjału katody (wyższa wartość) potencjał anody (niższa wartość). s. 165
- Wartości standardowych potencjałów półogniw uporządkowane rosnąco (lub malejąco) nazywamy szeregiem elektrochemicznym. Im wyższa wartość potencjału, tym większa tendencja do zachodzenia w nim reakcji redukcji. Zatem w półogniwach o wysokim dodatnim potencjale reakcje redukcji zachodzą z łatwością, a reagenty znajdujące się po lewej stronie półowkowego równania redukcji są silnymi utleniaczami. W półogniwach o niskim (wysokim ujemnym) potencjale redukcji łatwiej przebiegają reakcje utleniania w kierunku przeciwnym do zapisu równania półowkowego reakcji redukcji. Zatem reagenty występujące po prawej stronie równania są silnymi reduktorami. s. 169
- Znajomość standardowych potencjałów półogniw pozwala na przewidywanie kierunku reakcji redoks zachodzących zarówno w ogniwach galwanicznych, jak i poza nimi (bepośrednio pomiędzy reagentami). s. 170

3. Korozja metali

NA TEJ LEKCJI:

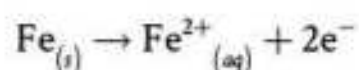
- poznasz reakcje elektrochemiczne, które prowadzą do korozji żelaza;
- dowiesz się, dlaczego produkty korozji nie chronią żelaza przed dalszym niszczeniem, ale stanowią barierę ochronną w przypadku innych metali, takich jak glin czy miedź;
- zbadasz, od jakich czynników zależy szybkość korozji żelaza;
- odkryjesz sposoby ochrony stali przed korozją;
- dowiesz się, dlaczego stal nierdzewna nie koroduje pod wpływem czynników zewnętrznych.

korozja ▶ **Korozją** nazywamy stopniowe niszczenie materiałów po wpływem działania czynników znajdujących się w otoczeniu. W korozji metali największą rolę odgrywają reakcje elektrochemiczne zachodzące na powierzchni metalu.

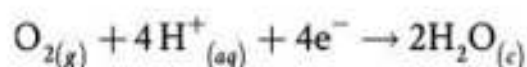
3.1. Elektrochemiczna korozja żelaza (stali)

korozja żelaza ▶ Stal, czyli stop żelaza z węglem i innymi domieszkami, stanowi podstawowy materiał konstrukcyjny we współczesnym świecie. Ma wiele zalet: jest wytrzymała mechanicznie i stosunkowo odporna na wysoką temperaturę, daje się obrabiać oraz łączyć za pomocą spawania. Poza tym jej produkcja wyróżnia się niskim kosztem, gdyż podstawowy składnik stali – żelazo – to pierwiastek szeroko rozpowszechniony w skorupie ziemskiej, a rudy żelaza występują w znacznych ilościach w wielu miejscach na świecie. Główną wadą stali jest niska odporność na korozję związaną z reakcjami elektrochemicznymi, którym ulega żelazo. Korozja skutkuje stopniowym niszczeniem konstrukcji stalowych oraz powstawaniem rdzy. Korozja powoduje znaczące straty w gospodarce – szacuje się, że na świecie ok. 25 mln ton stali rocznie ulega zniszczeniu wskutek tego zjawiska.

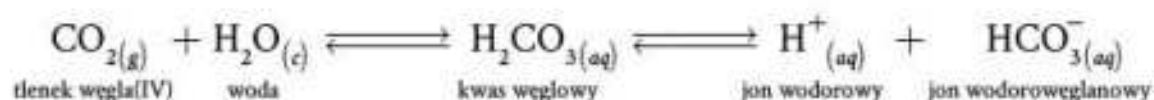
Stal ma strukturę niejednorodną. Można w niej wyodrębnić mikroobszary różniące się nieco składem i formą krystaliczną, a zatem również potencjałem elektrochemicznym. Fragmenty o nieco niższym potencjale działają jak anoda – zachodzi tam stopniowe utlenianie metalicznego żelaza do jonów żelaza(II):



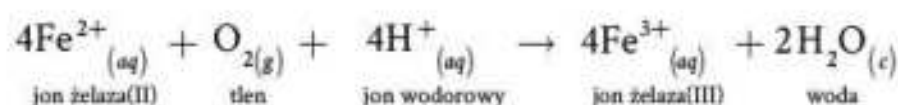
Elektrony uwolnione w tej reakcji przepływają przez metal do innego fragmentu pełniącego funkcję katody, gdzie uczestniczą w redukcji tlenu atmosferycznego, zwanej reakcją depolaryzacji:



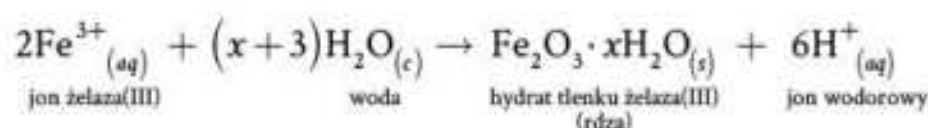
W reakcji tej biorą również udział jony wodorowe H^+ powstające między innymi wskutek rozpuszczania tlenku węgla(IV) w wodzie i wskutek dysocjacji utworzonego słabego kwasu węglowego H_2CO_3 :



Jony Fe^{2+} powstałe na anodzie są dalej utleniane przez tlen powietrza do bardziej trwałych jonów Fe^{3+} :

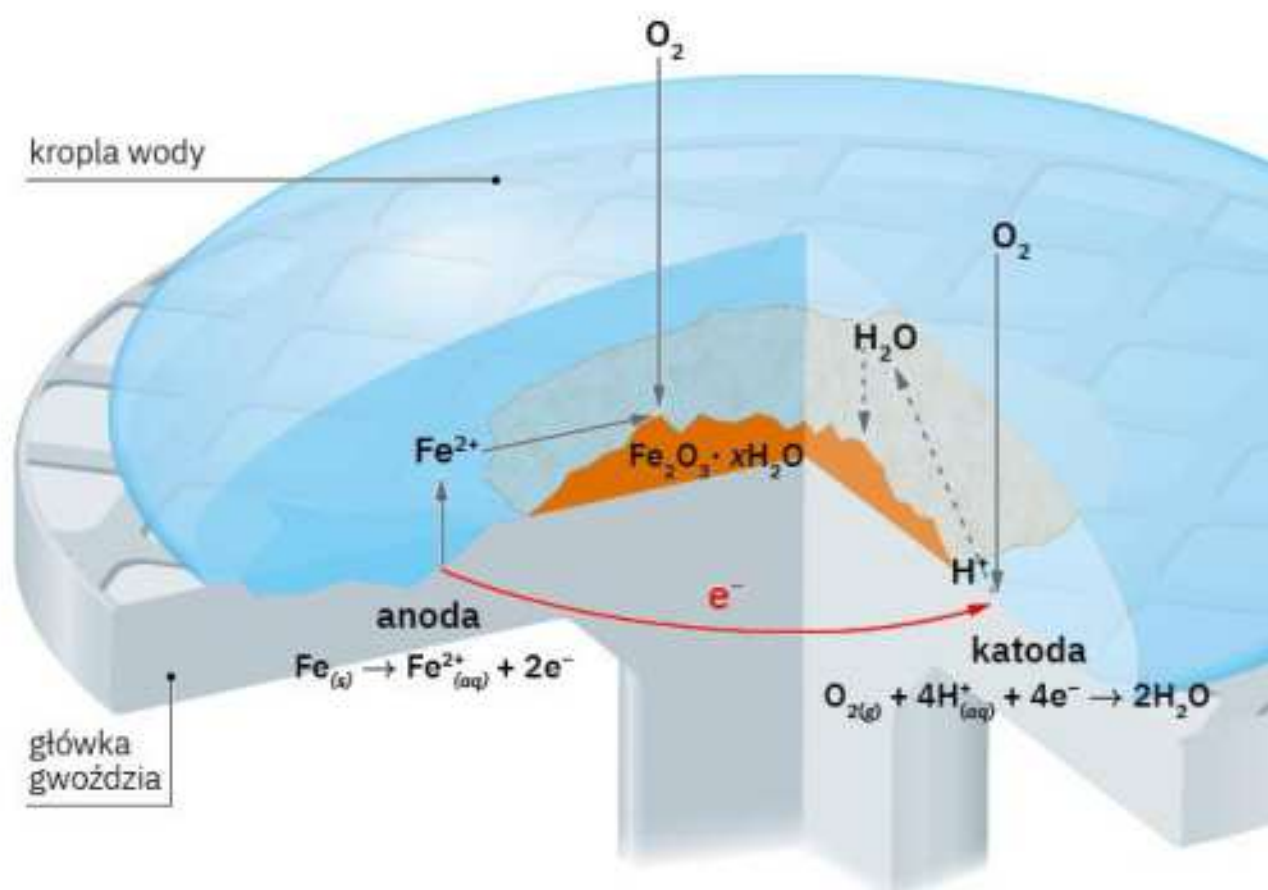


Te jony natychmiast reagują z wodą, w wyniku czego tworzy się czerwono-brunatny hydrat tlenku żelaza(III), zwany rdzą.



Ilość wody związanej z tlenkiem żelaza(III) jest zmienna. Dlatego we wzorze chemicznym rdzy występuje współczynnik x , który może przyjmować różne wartości. Osad rdzy ma luźną, porowatą strukturę, która umożliwia dalsze przenikanie reagentów do powierzchni stali, zatem korozja może przebiegać bez przeszkód aż do całkowitego zniszczenia metalu.

Na rysunku 3.1. przedstawiono mechanizm korozji stali. Zwróć uwagę, że jest to proces elektrochemiczny, zatem reakcja zachodzi pod warunkiem zamknięcia obwodu elektrycznego przez przepływ elektronów w obrębie metalu oraz przez przepływ jonów w obrębie roztworu kontaktującego się z powierzchnią metalu.



Rys. 3.1. Korozja elektrochemiczna stali.



szybkość
korozji

Doświadczenie 1.

Badanie wpływu różnych czynników na szybkość korozji stali

Odczynniki: stalowe gwoździe, woda wodociągowa, woda destylowana (demineralizowana), chlorek sodu, benzyna ekstrakcyjna

Sprzęt: probówki, korki

Opis:

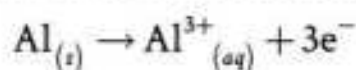
Wybierz trzy gwoździe bez widocznych oznak korozji. Starannie usuń z powierzchni gwoździ tłuste zanieczyszczenia (smar, olej), płuczając je w benzynie ekstrakcyjnej. Czyste i suche gwoździe umieść w probówkach – każdy w osobnej probówce, a następnie oznacz probówki numerami: 1., 2. i 3. Probówkę 1. napełnij wodą wodociągową, tak aby góźdź był całkowicie zanurzony. W ten sam sposób napełnij probówkę 2. 10-procentowym roztworem chlorku sodu. Nie zamykaj probówek 1. i 2. korkiem. Do probówki 3. wlej świeżo przegotowaną i szybko schłodzoną wodę destylowaną, tak aby wypełniła probówkę po brzegi. Zamknij probówkę szczelnie korkiem, starając się, aby pod korkiem nie było pęcherzyków powietrza. Pozostaw probówki w ciepłym miejscu na co najmniej tydzień. Po upływie tego czasu zaobserwuj zmiany, które zaszły na powierzchni gwoździ.

Korozja stali wymaga obecności wody i tlenu, a szybkość tego procesu wyraźnie wzrasta w obecności elektrolitów. **Tlen** jest niezbędny do reakcji depolaryzacji zachodzącej na katodzie i uczestniczy w tworzeniu osadu rdzy. **Woda** również stanowi reagent w reakcji depolaryzacji, a poza tym pełni funkcję rozpuszczalnika elektrolitów. Obecność **elektrolitów** powoduje wzrost przewodnictwa roztworu będącego w kontakcie z powierzchnią metalu, ułatwia zatem zachodzenie reakcji elektrochemicznych. Z tego względu góźdź w probówce 2. (patrz doświadczenie 1.), zawierającej roztwór chlorku sodu, skorodował najszybciej. To właśnie obecność elektrolitów sprawia, że konstrukcje stalowe tak szybko korodują w słonej wodzie (rys. 3.2.a). Jeżeli jednak starannie usuniemy z wody tlen (przez jej przegotowanie) i elektrolity oraz utrudnimy dostęp tlenu atmosferycznego, to korozja zachodzi znacznie wolniej, na co wskazuje wynik doświadczenia przeprowadzonego w probówce 3.

3.2. Czy inne metale ulegają korozji?

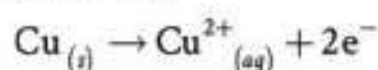
korozja glinu ▶ Zjawisko korozji nie ogranicza się wyłącznie do stali. Na przykład glin jest metalem bardziej reaktywnym niż żelazo (standardowy potencjał $\text{Al}^{3+} | \text{Al}$ wynosi $-1,66 \text{ V}$ wobec $-0,44 \text{ V}$ dla $\text{Fe}^{2+} | \text{Fe}$). Zatem można by się spodziewać, że glin będzie szybciej korodował, a puszki aluminiowe po napojach wkrótce będą się zamieniać w kupki białego tlenku glinu Al_2O_3 . Tak jednak się nie dzieje – glin jest metalem wyraźnie bardziej odpornym na korozję niż żelazo i długo zachowuje charakterystyczną, jasną, błyszczącą powierzchnię. Jak wyjaśnić to zjawisko?

Po wystawieniu na działanie czynników atmosferycznych glin, podobnie jak żelazo, szybko ulega elektrochemicznemu utlenieniu na powierzchni do jonów glinu:

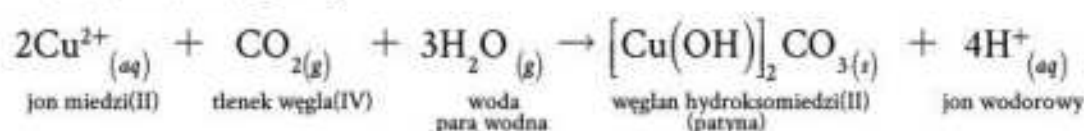


Powstające jony Al^{3+} przekształcają się w tlenek glinu Al_2O_3 . Tlenek ten zachowuje się jednak inaczej niż tlenek żelaza(III) Fe_2O_3 . Podczas gdy ten ostatni (rdza) ma luźną, porowatą strukturę, która pozwala na penetrację reagentów do powierzchni metalu, tlenek glinu tworzy cieką, **szczelną warstwę** na powierzchni metalu, chroniącą go przed dostępem powietrza i wody. W rezultacie glin dalej nie koroduje. W podobny sposób zachowują się inne reaktywne metale, takie jak: cynk, chrom, tytan – na ich powierzchni tworzy się szczelna warstwa ochronna tlenków.

Miedź również ulega korozji elektrochemicznej. Ten proces zachodzi powoli, gdyż miedź jest metalem znacznie mniej reaktywnym niż żelazo (standardowy potencjał $\text{Cu}^{2+} | \text{Cu} + 0,34 \text{ V}$ wobec $- 0,44 \text{ V}$ dla $\text{Fe}^{2+} | \text{Fe}$). Jony miedzi(II) wytworzone w reakcji elektrochemicznej:



reagują dalej z substancjami zawartymi w powietrzu, tworząc zielonkawą powłokę tzw. patyny (rys. 3.2.b), której głównym składnikiem jest węglan hydroksomiedzi(II) $[\text{Cu}(\text{OH})]_2\text{CO}_3$:



Ze względu na niską reaktywność miedzi patyna tworzy się bardzo powoli. Powłoka jest szczelna i chroni miedź przed dalszą korozją.

Nawet srebro, należące do metali szlachetnych, ulega powolnej korozji (rys. 9.2.c). Biżuteria i sztucze srebrne pokrywają się stopniowo cieką warstewką siarczku srebra Ag_2S w wyniku kontaktu z żywnością lub naszymi ciałami.



Rys. 3.2. Korozja metali: a) zardzewiały stalowy kadłub statku; b) dachy katedry w Gnieźnie pokryte patyną; c) naczynie srebrne przed oczyszczeniem i po oczyszczeniu z nalotu produktów korozji.

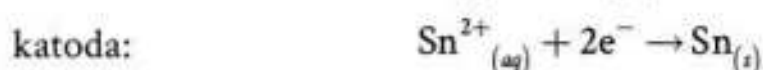
korozja miedzi

3.3. Zapobieganie korozji stali

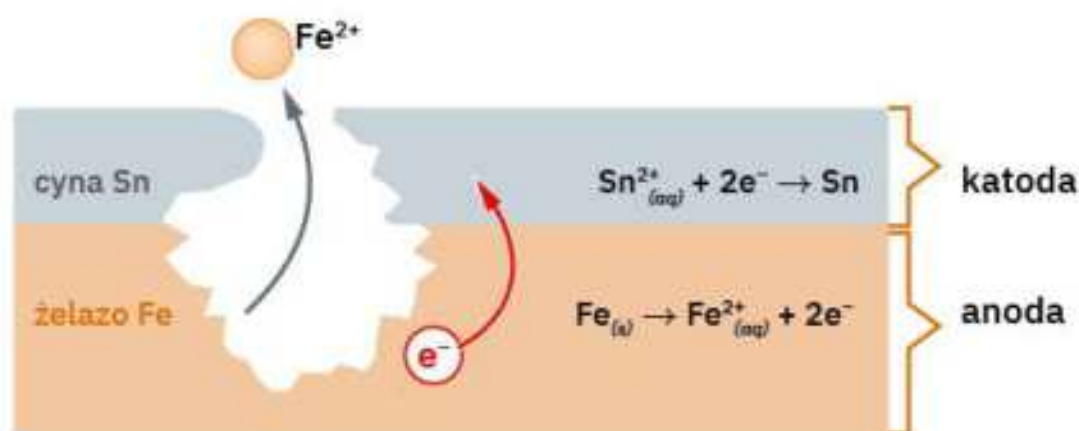
Oczywistym sposobem zapobiegania korozji stali jest pokrycie jej ochronną powłoką malarską. Szczelna warstwa farby nie dopuszcza reagentów (wody, tlenu) do powierzchni metalu, zatem proces korozji nie może zachodzić. Jednak gdy taka powłoka ulegnie uszkodzeniu (zadrapaniu, odwarstwieniu, przetarciu itp.), proces korozji może zachodzić bez przeszkód. Dlatego powłoki malarskie wymagają stosunkowo częstych renowacji uzupełniających powstałe ubytki.

powłoki z Sn
lub Ni

Stal można również zabezpieczyć przed korozją, pokrywając ją powłoką wykonaną z innego, mniej reaktywnego metalu, położonego wyżej w szeregu elektrochemicznym. Takim metalem jest na przykład cyna Sn; standardowy potencjał półogniwa $\text{Sn}^{2+} | \text{Sn}$ wynosi $-0,14 \text{ V}$. Cynę wykorzystuje się do pokrywania blachy stalowej, z której wytwarza się puszki przeznaczone do przechowywania konserwowanej żywności. Powłoka cynowa świetnie chroni stal przed korozją tak długo, jak jest szczelna. Uszkodzenie powłoki, np. podczas otwierania puszki, powoduje, że wytwarza się ogniwo galwaniczne, w którym cyna staje się katodą (ma wyższy potencjał), a żelazo – anodą. Przebiegające reakcje:



prowadzą do roztwarzania żelaza i przyspieszonej korozji (rys. 3.3). Podobną wadę wykazują powłoki z niklu, które dodatkowo pokrywa się chromem, aby zwiększyć mechaniczną odporność powłoki i podnieść jej walory dekoracyjne. Standardowy potencjał półogniwa $\text{Ni}^{2+} | \text{Ni}$ wynosi $-0,25 \text{ V}$, więc nikiel jest mniej reaktywny niż żelazo. Szczelna powłoka z tego metalu dobrze chroni stal przed korozją, jednak uszkodzenie tej powłoki prowadzi do przyspieszonej korozji elektrochemicznej żelaza:

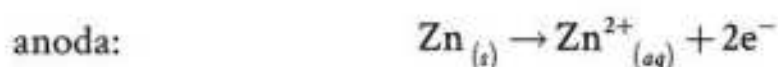


Rys. 3.3. Mechanizm przyspieszonej korozji żelaza.

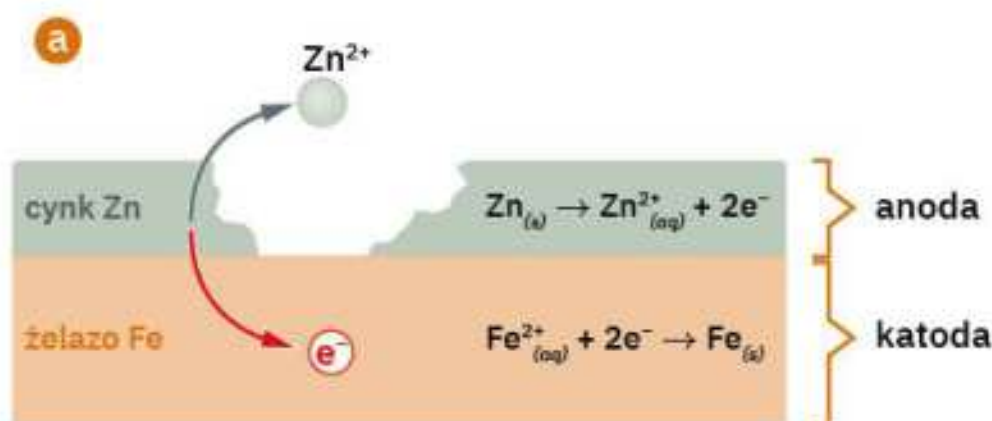


Rys. 3.4. Skutki uszkodzenia powłoki ochronnej wykonanej z metalu mniej reaktywnego niż żelazo: a) zardzewiała puszka wykonana z blachy stalowej pokrytej cyną; b) zardzewiały zderzak samochodu pokryty powłoką z niklu i chromu.

Inaczej działają powłoki ochronne wykonane z metalu bardziej reaktywnego niż żelazo, np. z cynku. Chociaż standardowy potencjał półogniwa $\text{Zn}^{2+} | \text{Zn}$ wynosi $-0,76 \text{ V}$ (w porównaniu z $-0,44 \text{ V}$ dla $\text{Fe}^{2+} | \text{Fe}$), cynk jest odporny na działanie czynników zewnętrznych, gdyż podobnie jak glin pokrywa się szczelną warstwą tlenku. Powłoka z cynku dobrze chroni stal zarówno wtedy, gdy jest szczelna, jak i wtedy, gdy ulegnie uszkodzeniu. W tym drugim przypadku to cynk jako metal mniej szlachetny staje się anodą i ulega roztwarzaniu, a nie żelazo (rys. 3.5.).



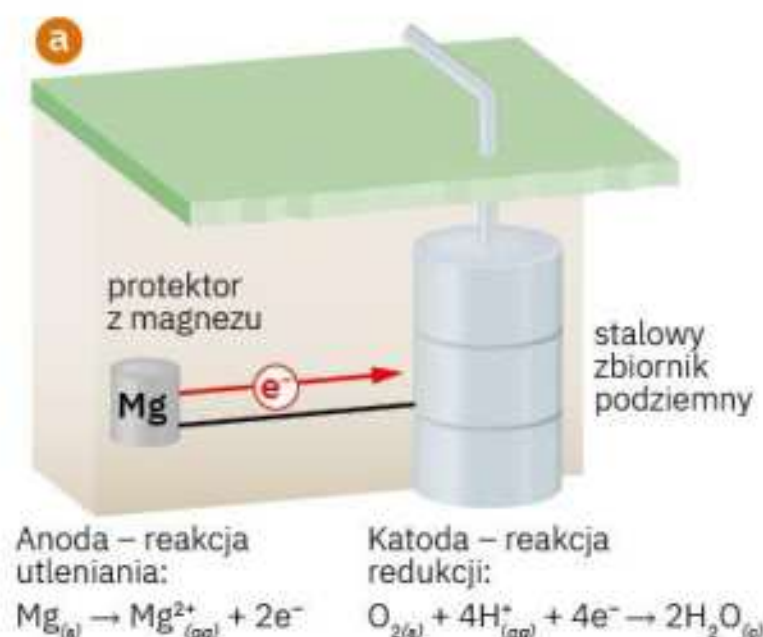
Stal jest chroniona tak długo, aż cynk nie ulegnie całkowitemu roztworzeniu. Cynkowanie blach stalowych stało się powszechnym sposobem ich ochrony przed korozją. Przykładowo: blacha, z której wytwarza się karoserie samochodowe, jest rutynowo w ten sposób zabezpieczana, zanim pokryje się ją wierzchnią warstwą lakieru.



Rys. 3.5. Działanie powłoki ochronnej wykonanej z metalu bardziej reaktywnego niż żelazo: a) mechanizm działania ochronnego powłoki cynkowej; b) stare wiadro z ocynkowanej blachy stalowej nie wykazuje oznak korozji.

**ochrona
protektorowa**

Cynk Zn oraz inne metale bardziej reaktywne niż żelazo – glin Al i magnez Mg – wykorzystuje się również w tzw. **ochronie protektorowej**. W metodzie tej stalowy obiekt łączy się przewodem elektrycznym z blokiem bardziej reaktywnego metalu – protektorem. Powstaje ogniwo, w którym protektor staje się anodą, a stal – katodą. W ten sposób stal jest chroniona przed korozją kosztem stopniowego roztwarzania materiału protektora (rys. 3.6). Metodą protektorową chroni się wielkie konstrukcje stalowe, takie jak mosty, statki, zbiorniki itp.



Rys. 3.6. Ochrona protektorowa: a) mechanizm działania ochrony protektorowej; b) bloki protektora przymocowane do stalowego kadłuba statku.

**ochrona
katodowa**

Podobny efekt można uzyskać, podłączając konstrukcję do bieguna ujemnego zewnętrznego źródła prądu stałego. Nadmiar elektronów dopływających ze źródła prądu hamuje reakcję utleniania żelaza, skutecznie przeciwdziałając korozji. Tym sposobem, zwanym **ochroną katodową**, chroni się wielkie, stacjonarne konstrukcje podziemne lub podwodne (rurociągi, zbiorniki, rys. 3.7).



Rys. 3.7. Mechanizm działania ochrony katodowej podziemnych i podwodnych konstrukcji stalowych.

Jeszcze inna metoda ochrony żelaza przed korozją to wprowadzenie do stali dodatków stopowych. Przykład takiego stopu odpornego na korozję stanowi **stal nierdzewna**, czyli stop żelaza z chromem i niklem. Zawartość dodatków stopowych jest stosunkowo wysoka, najpopularniejszy gatunek stali nierdzewnej zawiera 18% chromu Cr i 10% niklu Ni. Stal nierdzewna zawdzięcza swoją odporność na korozję cienkiej, szczelnej warstewce tlenku chromu(III) tworzącej się na powierzchni metalu i chroniącej metal przed działaniem czynników zewnętrznych. W razie uszkodzenia powłoka ta szybko ulega odtworzeniu wskutek reakcji chromu z tlenem i wilgocią. Stal nierdzewną wykorzystuje się do wytwarzania np. zbiorników, narzędzi chirurgicznych czy przyborów kuchennych. Używa się jej w produktach, które muszą odznaczać się wysoką odpornością na korozję (rys. 3.8.).



Rys. 3.8. Przedmioty wykonane ze stali nierdzewnej: a) przyrządy kuchenne; b) bransoleta i obudowa zegarka.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Napisz w zeszycie połówkowe równania reakcji zachodzących podczas elektrochemicznej korozji żelaza. Następnie zapisz sumaryczne równanie reakcji powstawania rdzy.
2. Wyjaśnij, dlaczego glin jest odporny na korozję, chociaż jest metalem bardziej reaktywnym niż żelazo.
3. Wymień czynniki, które przyspieszają korozję stali.
4. Zaproponuj chemiczną metodę usunięcia starej powłoki patyny z ozdobnego przedmiotu miedzianego. Zapisz w zeszycie równanie chemiczne.
5. Wskaż, jakie powłoki metaliczne chronią stal przed korozją nawet w przypadku ich uszkodzenia:
 - a) z miedzi,
 - b) z chromu,
 - c) z cynku,
 - d) z cyny.
6. Oblicz, ile kilogramów chromu i niklu należy dodać do 1 tony żelaza, aby po stopieniu uzyskać stal nierdzewną zawierającą 18% chromu i 10% niklu.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 174 ▶ • **Korozja żelaza** jest procesem elektrochemicznym zachodzącym pod wpływem czynników zewnętrznych. W wyniku korozji metaliczne żelazo przekształca się w hydrat tlenku żelaza(III), zwany rdzą. Rdza ma luźną, porowatą strukturę i nie chroni metalu przed dalszą korozją. Korozja stali wymaga obecności tlenu i wody, a szybkość tego procesu wzrasta w obecności elektrolitów.
- s. 176 ▶ • Inne metale również ulegają reakcji ze składnikami otoczenia, ale pokrywają się szczelną powłoką produktów reakcji zapobiegającą dalszej korozji. Powłoka chroniąca glin i chrom składa się z tlenków tych pierwiastków, a na powierzchni miedzi tworzy się warstwa węglańu hydroksomiedzi(II), zwana patyną.
- s. 178 ▶ • **Korozji stali można zapobiegać**, pokrywając ją powłokami ochronnymi, które izolują je od czynników zewnętrznych (tlenu, wilgoci). W ten sposób działają powłoki malarskie oraz powłoki z innych metali, bardziej odpornych na korozję. Powłoki z metali bardziej szlachetnych niż żelazo (np. cyny, niklu) tracą właściwości ochronne w wyniku uszkodzenia, a wówczas wręcz przyspieszają korozję. Powłoki z metali mniej szlachetnych (np. cynku) chronią stal nawet po uszkodzeniu, gdyż w powstającym ogniwie pełnią funkcję anody, na której zachodzi reakcja utleniania. Inne metody ochrony stali przed korozją to ochrona protektorowa, ochrona katodowa oraz wprowadzenie dodatków stopowych (stal nierdzewna).

4. Elektroliza

NA TEJ LEKCJI:

- zapoznasz się z procesem elektrolizy – ważnym sposobem prowadzenia wymuszonych reakcji utleniania i redukcji;
- dowiesz się, w jaki sposób obliczyć napięcie potrzebne do prowadzenia elektrolizy w danym układzie;
- odkryjesz, dlaczego stopione związki jonowe przewodzą prąd;
- poznasz zjawiska zachodzące podczas elektrolizy stopionych związków jonowych;
- nauczysz się przewidywać, jakie produkty powstaną w wyniku elektrolizy wodnych roztworów elektrolitów;
- poznasz praktyczne zastosowania elektrolizy.

Ogniwa galwaniczne wytwarzają prąd wskutek spontanicznych reakcji utleniania i redukcji (redoks) zachodzących w półogniwach. Zjawisko to można odwrócić, tzn. wymusić niespontaniczne reakcje utleniania i redukcji, jeśli przepuści się prąd elektryczny przez elektrolity. Proces ten nazywamy elektrolizą.

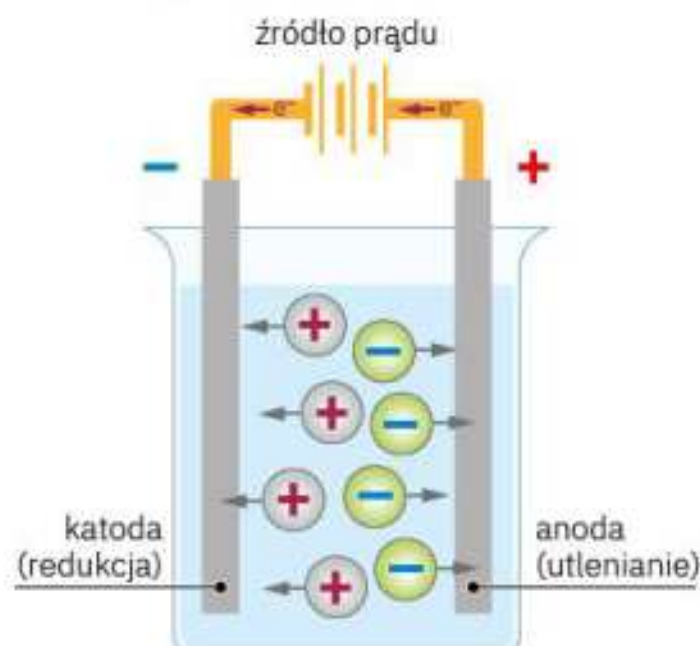
♦ elektroliza

4.1. Na czym polega elektroliza?

Elektrolizę przeprowadzamy w urządzeniu zwanym elektrolizerem. Składa się on z dwóch metalowych lub grafitowych elektrod zanurzonych w ciekłym elektrolicie i podłączonych do źródła prądu stałego, np. baterii, akumulatora lub prostownika. Elektroda połączona z biegunem dodatnim źródła prądu jest anodą. Zachodzi na niej odbieranie elektronów od reagenta (lub reagentów), czyli reakcja utleniania. Druga elektroda, połączona z biegunem ujemnym, stanowi katodę – zachodzi na niej reakcja redukcji, w której są zużywane elektrony. Aby elektroliza przebiegała sprawnie, elektrolit powinien zapewnić odpowiednio wysokie przewodnictwo elektryczne. Zazwyczaj jest to związek jonowy w stanie ciekłym (np. stopiony chlorek sodu) lub jego roztwór wodny.

Po włączeniu źródła prądu kationy zawarte w elektrolicie migrują w kierunku ujemnie naładowanej katody. Na jej powierzchni pobierają elektrony i ulegają redukcji. Z kolei aniony wędrują w kierunku dodatnio naładowanej anody. Tam oddają elektrony i ulegają utlenieniu (rys. 4.1.).

Rys. 4.1. Ogólny schemat elektrolizy.

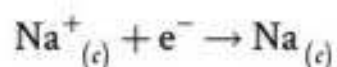


4.2. Elektroliza stopionych soli

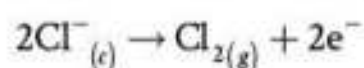
Związki jonowe, takie jak sole lub tlenki metali, mają zazwyczaj wysoką temperaturę topnienia ze względu na silne oddziaływania między jonami o przeciwnych znakach w kryształach jonowych. W stanie stałym związki jonowe nie przewodzą prądu, gdyż jony zajmują stałe pozycje w sieci krystalicznej i nie mogą się poruszać. Jeżeli jednak związek stopimy, to w wysokiej temperaturze kryształ ulegnie dysocjacji termicznej i rozpadnie się na pojedyncze jony obdarzone swobodą ruchu. W rezultacie stopione związki jonowe stają się elektrolitami – przewodzą prąd elektryczny i można poddać je elektrolizie.

elektroliza
chlorku sodu

- ▶ Przeanalizujmy proces elektrolizy stopionego chlorku sodu NaCl (temp. topnienia 801°C). W stanie ciekłym stanowi on mieszaninę swobodnie poruszających się kationów Na^+ i Cl^- . W elektrolizerze jony Na^+ migrują w kierunku ujemnie naładowanej katody. Tam pobierają elektrony i redukują się do metalicznego sodu Na:

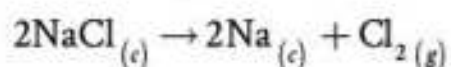


W wysokiej temperaturze panującej w elektrolizerze sód jest w stanie ciekłym i pływa po powierzchni stopionej soli, zatem łatwo go oddzielić. Jony Cl^- wędrują do dodatnio naładowanej anody, gdzie oddają elektrony i przekształcają się w gazowy chlor Cl_2 , który wydziela się na elektrodzie w postaci pęcherzyków gazu:

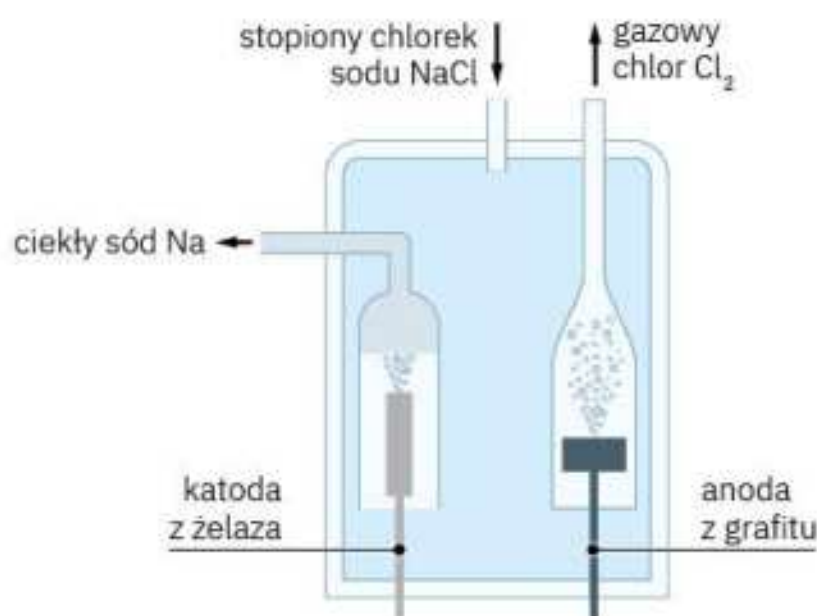


Jeżeli weźmiemy pod uwagę standardowe potencjały półogniw, w których zachodzą reakcje utleniania i redukcji (odpowiednio $-2,71\text{ V}$ dla $\text{Na}^+ | \text{Na}$ i $+1,36\text{ V}$ dla $\text{Cl}_2 | \text{Cl}^-$), to powstające ogniwo galwaniczne $\text{Na} | \text{Na}^+ || \text{Cl}^- | \text{Cl}_2$ wytwarza SEM równą $4,07\text{ V}$ wskutek spontanicznie zachodzących reakcji utleniania sodu i redukcji chloru. Zatem aby odwrócić te reakcje, zewnętrzne źródło prądu powinno wytwarzać napięcie większe, skierowane w przeciwną stronę. Wartość graniczną napięcia, przy której rozpoczyna się elektroliza, nazywamy napięciem rozkładowym. W praktyce elektroliza wymaga przyłożenia jeszcze wyższego napięcia niż to wyliczone ze standardowych potencjałów półogniw. Ta dodatkowa wartość, zwana nadnapięciem, wynika z innych procesów, które towarzyszą elektrolizie.

Sumarycznie podczas elektrolizy stopionego chlorku sodu zachodzi reakcja:



Należy pamiętać, że nie jest to reakcja spontaniczna (w normalnych warunkach chlorek sodu nie rozkłada się na metaliczny sód i gazowy chlor), lecz wymuszona przez przepływ prądu elektrycznego. Na rysunku 4.2. przedstawiono przykładową konstrukcję elektrolizera, w którym można wytwarzać sód i chlor w sposób ciągły.



Rys. 4.2. Schemat elektrolizera do ciągłej elektrolizy stopionego chlorku sodu.

Przykład 1.

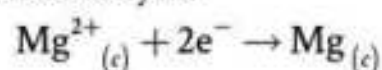
Zapisz półkowe równania reakcji zachodzących podczas elektrolizy stopionego bromku magnezu MgBr_2 . Określ stan skupienia powstających produktów elektrolizy. Wyznacz minimalne napięcie, jakie należy przyłożyć do elektrod, aby elektroliza się rozpoczęła.

Dane fizykochemiczne:

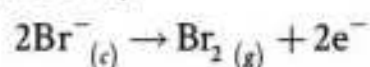
	Temperatura topnienia [$^{\circ}\text{C}$]	Temperatura wrzenia [$^{\circ}\text{C}$]	Standardowy potencjał półogniwa [V]
Mg	650	1090	
Br_2	-7	59	
MgBr_2	711	1250	
$\text{Mg}^{2+} \text{Mg}$			-2,37
$\text{Br}_2 \text{Br}^-$			+1,07

Rozwiązanie:

W wyniku stopienia bromku magnezu uzyskujemy ciekłą mieszaninę jonów Mg^{2+} i Br^- przewodzącą prąd oraz ulegającą elektrolizie. Po przyłożeniu napięcia do elektrod jony Mg^{2+} wędrują do katody, gdzie ulegają redukcji do magnezu metalicznego Mg. Temperatura stopionego bromku magnezu musi wynosić co najmniej 711°C , zatem magnez o temperaturze topnienia 650°C będzie się wydzielal w stanie ciekłym:



Jony bromkowe migrują do anody, gdzie utleniają się do bromu Br_2 . W temperaturze panującej w elektrolizerze brom będzie się wydzielal w postaci gazowej (temperatura wrzenia 59°C):



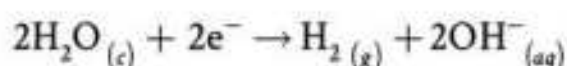
SEM wytwarzana przez ogniwo $\text{Mg} \mid \text{Mg}^{2+} \parallel \text{Br}^- \mid \text{Br}_2$ wynosi:

$$+1,07 \text{ V} - (-2,37 \text{ V}) = 1,07 \text{ V} + 2,37 \text{ V} = 3,44 \text{ V}$$

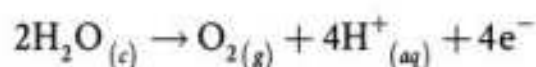
Zatem minimalne napięcie potrzebne do rozpoczęcia elektrolizy (napięcie rozkładowe) to 3,44 V.

4.3. Elektroliza wodnych roztworów elektrolitów

Elektrolizę można również prowadzić w roztworze wodnym kwasów, zasad lub soli. Substancje te ulegają dysocjacji po rozpuszczeniu, a utworzone jony mogą migrować do elektrod i tam ulegać dalszym reakcjom. Proces elektrolizy w roztworze wodnym komplikuje fakt, że również sama woda może wchodzić w reakcje utleniania lub redukcji na elektrodach, ulegając rozkładowi. Na katodzie cząsteczki wody mogą być redukowane do gazowego wodoru:



a na anodzie – utleniane do gazowego tlenu:



Jeżeli zanurzymy elektrody w czystej wodzie i podłączymy je do prądu, nie zaobserwujemy przebiegu elektrolizy. Przyczyną tego jest bardzo niskie przewodnictwo elektryczne wody – w czystej wodzie stężenie jonów H^+ i OH^- ma przecież bardzo niską wartość (wynosi $1 \cdot 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$). Jeśli jednak do wody dodamy kwasu, zasady lub soli, sytuacja się zmieni, gdyż stężenie jonów się zwiększy. Przewodnictwo roztworu wzrośnie na tyle, że elektroliza stanie się możliwa, a w reakcje na elektrodach będą mogły wchodzić zarówno jony powstałe z dysocjacji elektrolitu, jak i cząsteczki wody.

Doświadczenie 1.

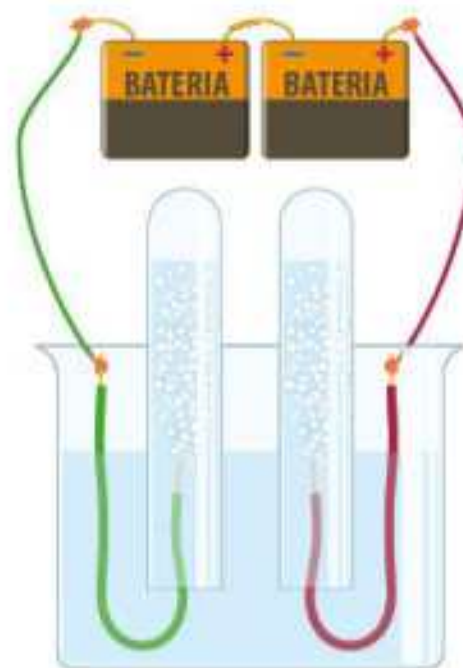
Elektroliza wodnego roztworu chloroku sodu

Odczynniki: chlorek sodu, woda destylowana (demineralizowana), uniwersalne papierki wskaźnikowe, papierki jodokrobie

Sprzęt: zlewka 500 cm^3 , probówki, dwie płaskie baterie 4,5 V, przewody elektryczne w izolacji, dwa kawałki ok. 20 cm grubego drutu miedzianego w izolacji, łuczywko drewniane

Opis:

Przygotuj stężony roztwór chloroku sodu NaCl. Rozpuść 120 g tej soli w 400 cm^3

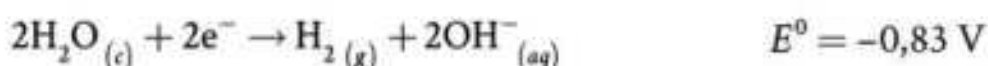


Rys. 4.3. Schemat zestawu do elektrolizy wodnego roztworu chloroku sodu.

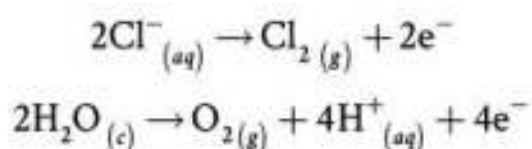
wody destylowanej (demineralizowanej). Zbadaj odczyn kwasowo-zasadowy roztworu uniwersalnym papierkiem wskaźnikowym. Napelnij roztworem dwie probówki aż po brzegi, a jego resztę wlej do zlewki. Zasłoń wylot jednej z probówek palcem, obróć ją ostrożnie i umieść do góry dnem w zlewce, starając się, aby powietrze nie przedostało się do środka. Usuń izolację z końca drutu miedzianego na odcinku ok. 2 cm, wygnij drut w kształt litery J i wprowadź odsłoniętą część do probówki, jak na rysunku 4.3. W podobny sposób przygotuj drugą probówkę. Połącz końce drutów miedzianych z końcówkami baterii połączonych ze sobą szeregowo. Prowadź elektrolizę, aż probówki wypełnią się gazowymi produktami reakcji. Probówkę, w której znajdował się drut połączony z biegunem ujemnym baterii, ostrożnie unieś, odwróć i przyłóż do wylotu zapalone drewniane luczywko. W ten sposób sprawdzisz, czy wydzielony gaz jest palny. Drugą probówkę odwróć i wrzuć do niej kawałek papierka jodoskrobiowego. Zbadaj uniwersalnym papierkiem wskaźnikowym odczyn roztworu pozostającego w zlewce.

Podczas elektrolizy wodnego roztworu chlorku sodu na katodzie mogą przebiegać następujące reakcje redukcji:

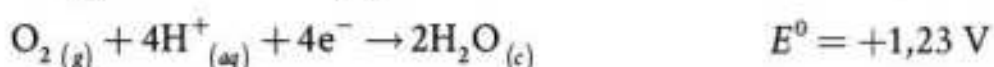
elektroliza
roztworu chlorku
sodu



O tym, która z nich faktycznie zajdzie, decyduje wartość standardowego potencjału półogniwa E^0 – redukcji zawsze ulega układ o wyższej wartości E^0 . Zatem na katodzie zachodzi redukcja wody. Powstaje wodór, którego obecność można potwierdzić, sprawdzając palność gazowego produktu reakcji. Również na anodzie są możliwe dwie reakcje utleniania:



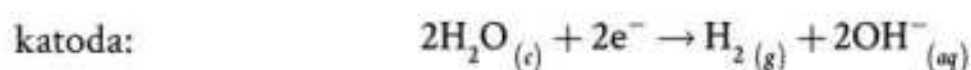
W tym przypadku faktycznie zachodzi ta reakcja, dla której wartość E^0 jest niższa. Wartości standardowych potencjałów dla powyższych reakcji, zgodnie z konwencją zapisanych w przeciwną stronę jako reakcje redukcji, wynoszą:



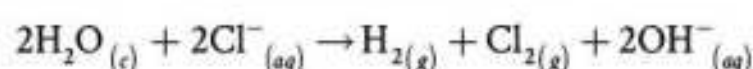
Porównanie wartości E^0 sugeruje, że na anodzie powinno zachodzić utlenienie wody. Jednak tak się nie dzieje, gdyż wydzielenie gazowego tlenu wymaga wyższego napięcia niż to, które wynika z różnicy potencjałów E^0 . To dodatkowe napięcie, zwane nadnapięciem, znacznie podwyższa rzeczywistą wartość potencjału, przy którym wydziela się tlen, i sprawia, że na anodzie zachodzi reakcja alternatywna – utlenianie jonów chlorkowych do gazowego chloru. Obecność

tego gazu można stwierdzić za pomocą papierka jodoskrobiowego. Jest to pasek bibuły nasączony roztworem jodku potasu i skrobi, a następnie wysuszony. Chlor utlenia jony jodkowe I^- zawarte w papierku do jodu I_2 , który z kolei reaguje ze skrobią i tworzy związki o intensywnym ciemnogrnatowym zabarwieniu.

Podsumowując, można stwierdzić, że podczas elektrolizy wodnego roztworu chlorku sodu na elektrodach zachodzą następujące reakcje:



Po zsumowaniu powyższych równań i uproszczeniu uzyskujemy sumaryczne równanie reakcji zachodzącej podczas elektrolizy:



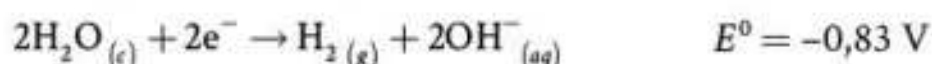
Produktami reakcji są gazowy wodór wydzielający się na katodzie oraz gazowy chlor wydzielający się na anodzie. W wyniku reakcji powstają również jony wodorotlenkowe OH^- , dzięki czemu odczyn roztworu zmienia się z obojętnego na zasadowy.

Przykład 2.

Korzystając z danych zawartych w tabeli 2.1. (s. 166), określ, jakie reakcje zajdą podczas elektrolizy wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) $CuSO_4$. Określ minimalne napięcie potrzebne do przeprowadzenia tej elektrolizy oraz produkty reakcji.

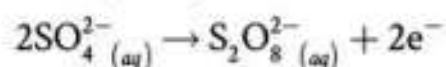
Rozwiązanie:

Na katodzie mogą zajść reakcje redukcji jonu miedzi(II) Cu^{2+} lub wody. W tabeli znajdujemy wartości E^0 dla obu reakcji:

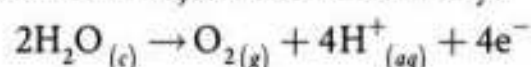


Wartość E^0 dla pierwszej reakcji jest wyraźnie wyższa, zatem właśnie ta reakcja zajdzie podczas elektrolizy.

Aby określić, jaka reakcja zajdzie na anodzie, spróbujmy znaleźć w tabeli reakcję, w której jon siarczanowy(VI) może ulec dalszemu utlenieniu. Taką reakcją jest utlenienie jonu SO_4^{2-} do jonu nadutlenodisiarczanowego $S_2O_8^{2-}$:

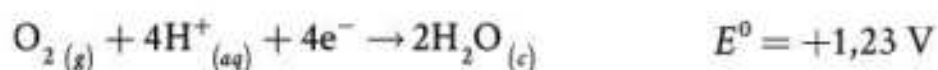


Oprócz tego na anodzie może zajść utlenianie wody:



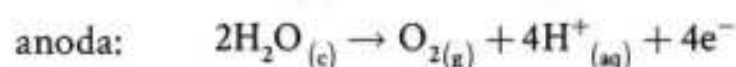
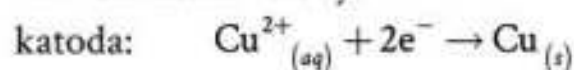
Zgodnie z konwencją zapiszemy obie reakcje w przeciwnym kierunku, podając dla nich wartości E^0 :



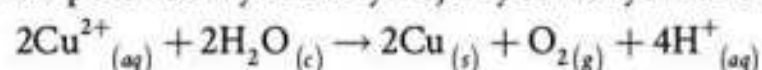


Wartość E^0 dla drugiej reakcji jest wyraźnie niższa, więc na anodzie zajdzie właśnie ta reakcja.

Zatem na katodzie będzie przebiegała redukcja jonów Cu^{2+} , a na anodzie zajdzie utlenianie wody:



Po zbilansowaniu liczby elektronów wymienianych w reakcji redoks oraz zsumowaniu równań półokowych otrzymujemy sumaryczne równanie reakcji:



Zatem produktami elektrolizy wodnego roztworu CuSO_4 będą więc metaliczna miedź oraz gazowy tlen. Jednocześnie nastąpi wzrost kwasowości roztworu wskutek powstawania jonów wodorowych H^+ . Po uwzględnieniu standardowych potencjałów półogniów napięcie rozkładowe obliczymy jako:

$$+1,23 \text{ V} - (+0,34 \text{ V}) = 1,23 \text{ V} - 0,34 \text{ V} = 0,89 \text{ V}$$

Doświadczenie 2.

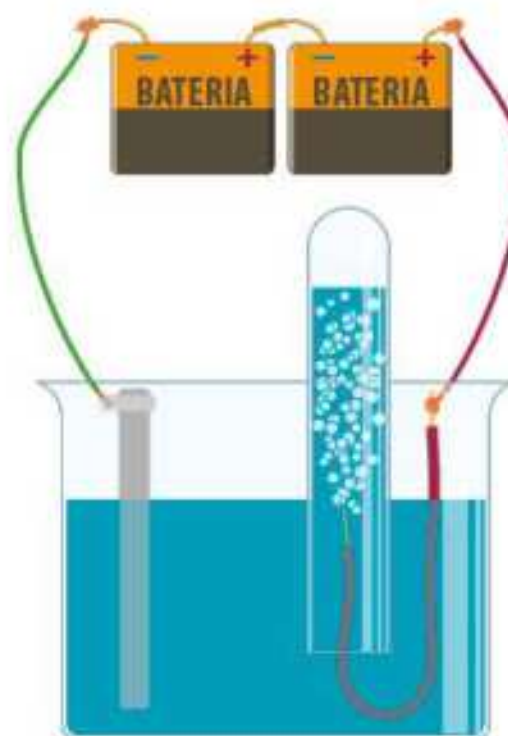
Elektroliza wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) – doświadczalna weryfikacja przewidywanego przebiegu reakcji

Odczynniki: pentahydrat siarczanu(VI) miedzi(II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, woda destylowana (demineralizowana), uniwersalne papierki wskaźnikowe

Sprzęt: zlewka 500 cm³, probówka, dwie płaskie baterie 4,5 V, przewody elektryczne w izolacji, kawałek ok. 20 cm grubego drutu miedzianego w izolacji, elektroda z palczki grafitowej lub blaszki żelaznej, luczywko drewniane

Opis:

Przygotuj stężony roztwór CuSO_4 , rozpuszczając 120 g tej soli w 400 cm³ wody destylowanej (demineralizowanej). Zbadaj odczyn kwasowo-zasadowy roztworu uniwersalnym papierkiem wskaźnikowym. Napelnij roztworem probówkę aż po brzegi, a jego resztę wlej do zlewki. Zasłoń wylot probówki palcem, obróć ją ostrożnie i umieść do góry dnem w zlewce, starając się, aby powietrze nie przedostało się do środka. Usuń izolację

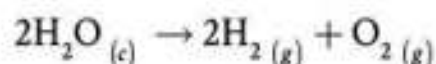


Rys. 4.4. Schemat zestawu do elektrolizy wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II).

z końca drutu miedzianego na odcinku ok. 2 cm, wygnij drut w kształt litery U i wprowadź odsłoniętą część do probówki, podobnie jak w poprzednim doświadczeniu. W zlewce umieść elektrodę grafitową lub żelazną, jak na rysunku 4.4. Koniec drutu miedzianego połącz z dodatnim biegunem baterii, a elektrodę grafitową (żelazną) – z ujemnym. Prowadź elektrolizę, aż probówka wypełni się gazowymi produktami reakcji. Po zakończeniu reakcji probówkę ostrożnie unieś, odwróć i umieść w niej żarzące się luczywo drewniane. Wyjmij elektrodę grafitową (żelazną) i zaobserwuj zmiany w jej wyglądzie. Zbadaj uniwersalnym papierkiem wskaźnikowym odczyn roztworu pozostającego w zlewce.

Wynik doświadczenia potwierdza przewidywania dokonane na podstawie wartości standardowych potencjałów półogniów. Na katodzie zachodzi wydzielanie się miedzi – na elektrodzie grafitowej (żelaznej) można zaobserwować powstanie warstwy tego metalu. Na anodzie natomiast wydzielą się gazowy tlen – rozżarzone luczywko zanurzone w tym gazie rozpala się jasnym płomieniem. Badanie uniwersalnym papierkiem wskaźnikowym potwierdza powstawanie jonów wodorowych H^+ .

W wielu przypadkach elektroliza wodnych roztworów prowadzi po prostu do rozkładu wody:

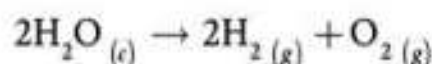


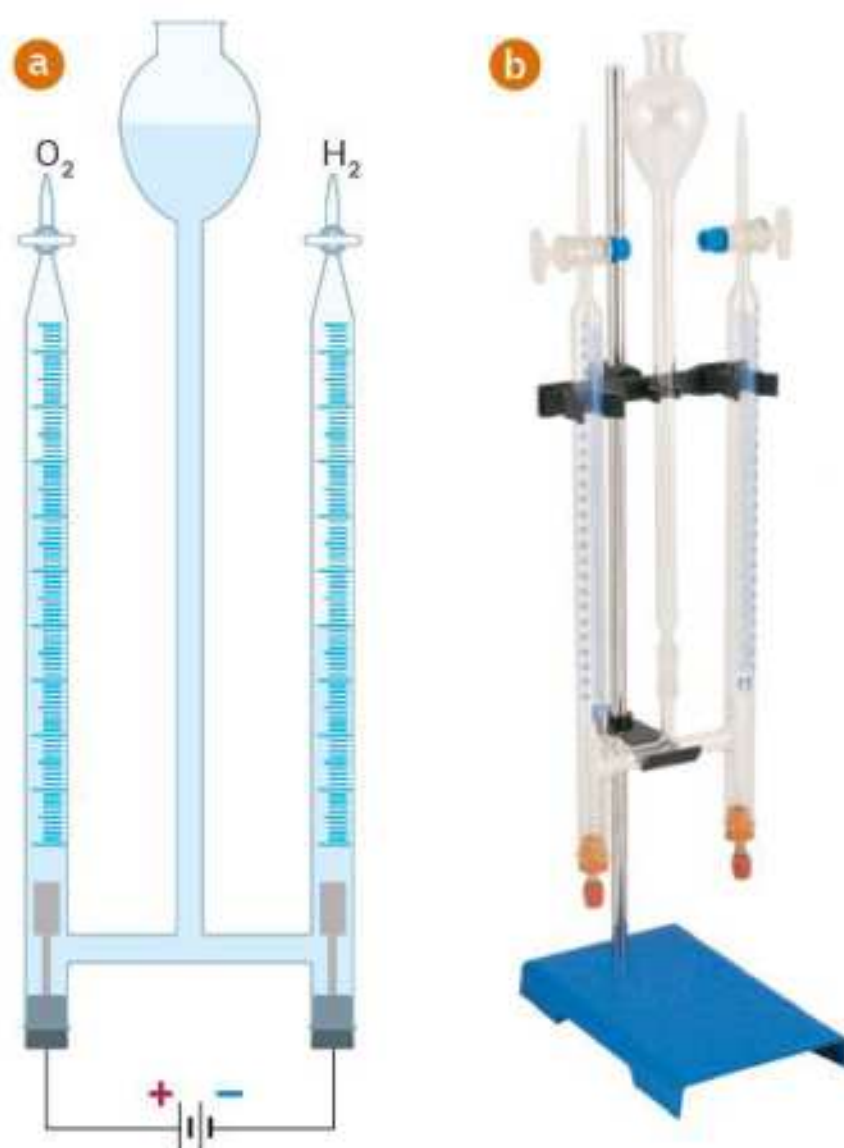
Dzieje się tak, gdy:

- kationami w elektrolicie są jony wodorowe H^+ (roztwory kwasów) lub jony metali reaktywnych, np.: Na^+ , K^+ , Mg^{2+} , Ca^{2+} , Al^{3+} ;
- anionami w elektrolicie są jony wodorotlenkowe OH^- (roztwory zasad) lub aniony pochodzące od kwasów tlenowych, np.: SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-} , CO_3^{2-} .

4.4. Elektrolizer Hoffmana

elektroliza wody ▶ Elektrolizer Hoffmana jest urządzeniem laboratoryjnym do elektrolizy wody skonstruowanym w taki sposób, że można zmierzyć objętość gazów wydzielających się podczas reakcji. Aparat napelnia się wodnym roztworem, np. kwasu siarkowego(VI) (aby zapewnić odpowiednie przewodnictwo roztworu), i podłącza napięcie do elektrod. Wydzielający się wodór i tlen są zbierane w szklanych rurkach, na których umieszczono skalę pozwalającą odczytać objętość gazów. Jeżeli w pracowni szkolnej znajduje się elektrolizer Hofmanna, przekonaj się, czy objętość wydzielającego się wodoru jest dwukrotnie większa niż objętość tlenu, jak to wynika z równania reakcji:

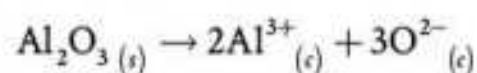




Rys. 4.5. Elektrolizer Hoffmana: a) schemat działania; b) zdjęcie aparatu.

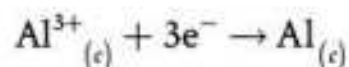
4.5. Praktyczne zastosowanie elektrolizy

Elektroliza stopionych związków jonowych jest jedyną praktyczną metodą otrzymywania bardzo reaktywnych metali, takich jak glin lub magnez. Glin w postaci stopu z innymi metalami zwanego „aluminium” to powszechnie stosowany materiał konstrukcyjny. Wykorzystuje się go do wytwarzania aluminiowych puszek na napoje, folii aluminiowej, części pojazdów i maszyn czy elementów budowlanych (np. ram okiennych). W 2016 r. światowa produkcja aluminium wyniosła blisko 60 mln ton. Metaliczny glin otrzymuje się wyłącznie przez elektrolizę stopionego tlenku glinu Al_2O_3 występującego w rudach boksytu, szeroko rozpowszechnionych na całym świecie. Czysty tlenek glinu topi się w bardzo wysokiej temperaturze, powyżej 2000°C . Prowadzenie elektrolizy w tej temperaturze napotyka poważne problemy technologiczne, dlatego opracowano metodę pozwalającą na jej obniżenie do ok. 1000°C . Tlenek glinu ogrzewa się razem z heksafluoroglinianem sodu Na_3AlF_6 (kriolitem), który topi się w znacznie niższej temperaturze, więc działa jako swoisty rozpuszczalnik – zachodzi w nim dysocjacja termiczna Al_2O_3 na jony:

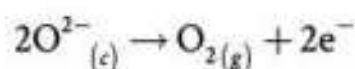


otrzymywanie glinu

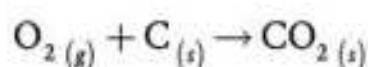
Glin otrzymuje się w elektrolizerze, w którym wewnętrzna wykładzina grafitowa pełni funkcję katody, a anodę stanowi zespół grafitowych walców zanurzonych w stopie (rys. 4.6.). Na katodzie zachodzi redukcja jonów Al^{3+} do metalicznego glinu. W wysokiej temperaturze metal wydziela się w postaci ciekłej, co ułatwia jego odprowadzanie z elektrolizera:



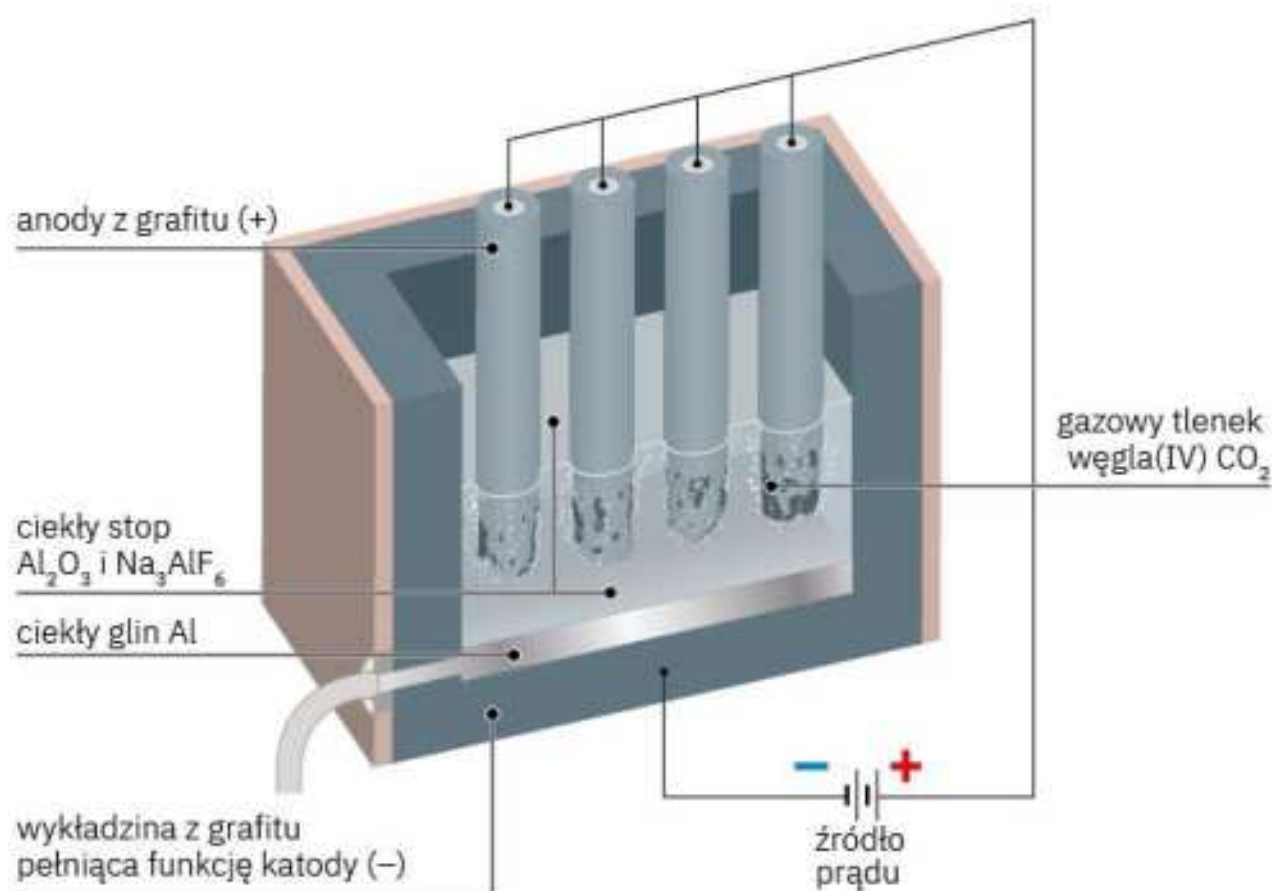
Na anodzie wydziela się tlen:



który natychmiast reaguje z materiałem elektrody (węglem) i tworzy tlenek węgla(IV) CO_2 :



Powoduje to stopniowe zużywanie się grafitowych anod, co pewien czas trzeba je wymieniać na nowe.



Rys. 4.6. Otrzymywanie glinu metodą elektrolizy stopionego Al_2O_3 .

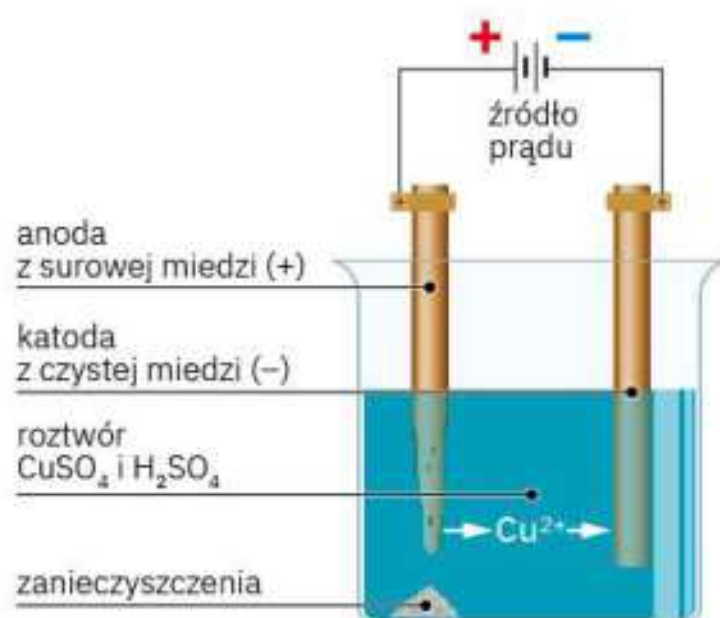
elektrorefinacja ▶

Elektrolizę stosuje się również do uzyskiwania metali o wysokiej czystości, np. miedzi. Surowa miedź, uzyskana w wyniku procesów hutniczych, zawiera kilka procent zanieczyszczeń, które usuwa się w procesie tzw. elektrorefinacji (rys. 4.7.). W elektrolizerze wypełnionym roztworem siarczanu(IV) miedzi(II) CuSO_4 i kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4 umieszcza się anodę z surowej miedzi oraz płytę z bardzo czystej miedzi stanowiącą katodę. W wyniku elektrolizy miedź

roztwarza się na anodzie, a powstałe jony Cu^{2+} wędrują do katody, gdzie ponownie redukują się do metalicznej miedzi o wysokim stopniu czystości:



W ten sposób na katodzie osadza się bardzo czysta miedź (powyżej 99% czystości), a zanieczyszczenia opadają na dno elektrolizera jako szlam.



Rys. 4.7. Elektorafinacja miedzi.

Spośród innych zastosowań elektrolizy możemy wymienić:

- nanoszenie na przedmioty metalowe powłok z innego metalu, np. niklowanie, srebrzenie;
- wytwarzanie wodoru i tlenu przez elektrolizę wody;
- wytwarzanie chemikaliów, np. produkcja wodoru, chloru i wodorotlenku sodu w wyniku elektrolizy wodnego roztworu chlorku sodu.

Elektroliza stanowi wygodną metodę otrzymywania wielu substancji ważnych dla człowieka, jednakże nie jest pozbawiona wad. Najważniejsza z nich to ogromne zużycie kosztownej i deficytowej energii elektrycznej. Według niektórych szacunków ponad 3% energii elektrycznej wytwarzanej na świecie zużywa się do otrzymywania glinu metodą elektrolityczną.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Przyporządkuj katodzie i anodzie w elektrolizerze:

- a) znak bieguna, do którego jest przyłączona elektroda (dodatni, ujemny);
- b) rodzaj reakcji, która zachodzi na elektrodzie (redukcja, utlenianie).

2. Na podstawie poniższych danych fizykochemicznych wykonaj polecenia.

	Temperatura topnienia [°C]	Temperatura wrzenia [°C]	Standardowy potencjał półogniwa [V]
K	64	759	
I ₂	114	183	
KI	681	1330	
K ⁺ K			-2,93
I ₂ I ⁻			+0,53

- Określ produkty, które wydzielą się na elektrodach podczas elektrolizy stopionego jodku potasu KI, i określ ich stan skupienia.
 - Zapisz w zeszycie półowkowe równania reakcji zachodzących na elektrodach.
 - Określ napięcie rozkładowe jodku potasu (minimalne napięcie niezbędne do rozpoczęcia procesu elektrolizy).
- Określ, czy elektroliza wodnego roztworu jodku potasu będzie prowadziła do takich samych produktów jak w zadaniu 2. Jeżeli nie, określ, do jakich produktów będzie prowadziła i jaki będzie ich stan skupienia.
 - Podaj nazwy produktów, które powstaną w wyniku elektrolizy wodnych roztworów wymienionych niżej substancji. Zapisz w zeszycie odpowiednie równania półowkowe reakcji.
 - kwas azotowy(V) HNO₃
 - wodorotlenek sodu NaOH
 - siarczan(VI) sodu Na₂SO₄
 - bromek sodu NaBr
 - azotan(V) srebra AgNO₃
 - chlorek miedzi(II) CuCl₂
 - Podczas elektrolizy wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) zebrano na anodzie 2 dm³ bezbarwnego gazu (objętość zmierzono w warunkach normalnych). Oblicz, o ile gramów wzrosła masa katody.
 - Oceń, czy glin można otrzymywać w wyniku elektrolizy wodnych roztworów soli glinu. Podaj argumenty za lub przeciw.
 - Podaj znane ci praktyczne zastosowania elektrolizy.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 183 ▶ • Przepływ prądu elektrycznego przez ciekły elektrolit wymusza reakcje zachodzące na elektrodach. Proces ten nazywamy **elektrolizą** i przeprowadzamy go w urządzeniu zwanym elektrolizerem. Na anodzie (biegun dodatni) zachodzi utlenianie anionów zawartych w elektrolicie, a na katodzie (biegun ujemny) – redukcja kationów. Napięcie elektryczne wytwarzane przez zewnętrzne źródło prądu musi przekraczać napięcie rozkładowe, które zależy od standardowych potencjałów półogniwi.

- **Elektrolizie można poddawać stopione związki jonowe (sole).** Ich topnieniu towarzyszy dysocjacja termiczna na jony – w stanie ciekłym stanowią one mieszaninę swobodnie poruszających się kationów i anionów. ♦ s. 184
- **Elektrolizę można również prowadzić w wodnych roztworach elektrolitów.** W takim przypadku reakcjom na elektrodach mogą ulegać również cząsteczki wody. O rodzaju produktu wydzielonego na anodzie lub katodzie decyduje wysokość standardowego potencjału półogniwa. ♦ s. 186
- Elektrolizę wykorzystuje się m.in. do wyodrębniania reaktywnych metali z rud, elektrofinażi metali, pokrywania przedmiotów powłokami z metali oraz otrzymywania ważnych produktów chemicznych (np. wodoru, tlenu, chloru, wodorotlenku sodu). ♦ s. 191

Podsumowanie przed sprawdzianem

- s. 152 • **Ogniwa galwaniczne** wytwarzają prąd wskutek spontanicznych reakcji utleniania i redukcji zachodzących w półogniwach. W półogniwie stanowiącym ujemnie naładowaną anodę zachodzi reakcja utleniania, w półogniwie stanowiącym dodatnio naładowaną katodę – reakcja redukcji. Zużywanie się reagentów powoduje wyczerpanie ogniwa. W ogniwach odwracalnych (np. akumulator kwasowo-ołowiowy lub litowo-jonowy) reagenty można odtworzyć, przepuszczając prąd w odwrotnym kierunku. W ogniwach nieodwracalnych (np. baterie cynkowo-węglowe, alkaliczne lub rtęciowe) powtórne naładowanie nie jest możliwe.
- s. 156 • **Sila elektromotoryczna (SEM)** wytwarzana przez ogniwo zależy od wielkości standardowych potencjałów półogniw wchodzących w jego skład. W warunkach standardowych jest równa różnicy tych potencjałów. Aby zmierzyć standardowy potencjał półogniwa, trzeba zbudować ogniwo, w którym drugim półogniwem jest standardowe półogniwo wodorowe, a wszystkie reagenty są w stanie standardowym.
- s. 169 • Półogniwa uporządkowane w kolejności rosnącego (malejącego) standardowego potencjału nazywamy **szeregiem elektrochemicznym**. W półogniwach o wysokiej wartości potencjału ze szczególną łatwością zachodzą reakcje redukcji, zatem reagenty znajdujące się po lewej stronie półowkowego równania redukcji są silnymi utleniaczami. Odwrotnie dzieje się w półogniwach o niskiej wartości potencjału – tu ze szczególną łatwością zachodzą reakcje utleniania, zatem reagenty znajdujące się po prawej stronie półowkowego równania redukcji są silnymi reduktorami. Znajomość standardowych potencjałów półogniw pozwala na przewidywanie kierunku reakcji redoks zachodzących zarówno w ogniwach galwanicznych, jak i poza nimi (bezpośrednio pomiędzy reagentami).
- s. 174 • **Korozja żelaza** jest procesem elektrochemicznym zachodzącym pod wpływem wilgoci, powietrza oraz elektrolitów rozpuszczonych w wodzie. Produktem korozji żelaza jest hydrat tlenku żelaza(III), zwany rdzą, która ma luźną, porowatą strukturę. Inne reaktywne metale (np. glin, cynk, miedź) w tych warunkach również pokrywają się produktami korozji – tworzą one jednak szczelną warstwę zabezpieczającą metal przed dalszym niszczeniem. Aby zapobiec korozji żelaza, można pokrywać stal powłokami malarskimi lub powłokami z innych metali, łączyć przewodem z blokiem bardziej reaktywnego metalu (protektorem) lub z ujemnym biegunem zewnętrznego źródła prądu (ochrona katodowa), a także tworzyć stopy z chromem i niklem (stal nierdzewna).
- s. 183 • Reakcje chemiczne wymuszone przepływem prądu elektrycznego przez elektrolit nazywamy **elektrolizą**. Elektrolizie można poddawać stopione związki jonowe (sole) lub wodne roztwory elektrolitów. O rodzaju produktu wydzielającego się na elektrodach decyduje wartość standardowego potencjału półogniwa. Elektroliza jest praktyczną metodą otrzymywania wielu użytecznych produktów chemicznych, np. reaktywnych metali (glin, magnez), wodoru, chloru i wodorotlenku sodu.

Sprawdź, czy umiesz!

1. Zarówno w ogniwach galwanicznych, jak i w elektrolizerach występują elektrody nazywane katodami i anodami. Przyporządkuj znak bieguna elektrycznego (+, -) oraz rodzaj reakcji (redukcja, utlenianie) zachodzącej na poniższych elektrodach.

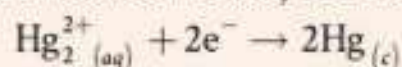
- a) katoda w ogniwie
- b) anoda w ogniwie
- c) katoda elektrolizera
- d) anoda elektrolizera

2. Oblicz, jaką siłę elektromotoryczną wytwarzają w warunkach standardowych pary półogniw występujących w:

- a) akumulatorze kwasowo-ołowiowym,
- b) ogniwie paliwowym spalającym wodór,
- c) korodującym żelazie.

Do obliczeń wykorzystaj dane z tabeli 2.1. (s. 166).

3. Do zlewki wprowadzono nieco metalicznej ciekłej rtęci Hg oraz roztwór azotanu(V) rtęci(I) $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$ o stężeniu 1 mol/dm^3 . Następnie umieszczono w niej blaszkę platynową w taki sposób, że pozostawała ona w kontakcie zarówno z rtęcią, jak i z roztworem. Zbudowane w ten sposób półogniwo $\text{Pt}_{(s)} | \text{Hg}_{(c)} | \text{Hg}_2^{2+}_{(aq)}$ połączono kluczem elektrolitycznym z półogniwem $\text{Zn}_{(s)} | \text{Zn}^{2+}_{(aq)}$, które składało się z uprzednio zważonej płytki cynkowej zanurzonej w roztworze siarczanu siarczanu(VI) cynku ZnSO_4 o stężeniu 1 mol/dm^3 . SEM wytwarzana przez powstałe ogniwo galwaniczne wynosiła 1,56 V. Po kilku godzinach pracy ogniwa ponownie zważono płytkę cynkową i stwierdzono ubytek masy. Korzystając z powyższych informacji oraz danych zawartych w tabeli 1.1. (s. 156), oblicz standardowy potencjał półogniwa opisanego półowokowym równaniem reakcji redukcji:



4. Na podstawie wartości standardowych potencjałów półogniw oceń, czy:

- a) metaliczny chrom Cr będzie się roztwarzał w rozcieńczonym kwasie solnym HCl z wydzielaniem wodoru;
- b) metaliczna miedź Cu będzie się roztwarzała w rozcieńczonym kwasie solnym z wydzielaniem wodoru;
- c) połączenie elementów miedzianych śrubami stalowymi spowoduje przyspieszoną korozję któregoś z metali (jeśli tak, to którego?);
- d) dodanie jonów żelaza(III) Fe^{3+} do roztworu jodku potasu KI spowoduje reakcję chemiczną (jeśli tak, to jaką?);
- e) można otrzymać metaliczny mangan Mn w wyniku elektrolizy wodnego roztworu chlorku manganu(II) MnCl_2 .

Odpowiedzi uzasadnij i zapisz w zeszycie równania zachodzących reakcji.

5. Wskaż, które z reagentów w podanych parach będą silniejszym utleniaczem.
- a) tlenek manganu(IV) MnO_2 czy jon manganianowy(VII) MnO_4^- w roztworze o odczynie kwasowym
 - b) jon srebra Ag^+ czy jon miedzi(II) Cu^{2+}
 - c) tlen O_2 w roztworze o odczynie zasadowym czy w roztworze o odczynie kwasowym
6. W wysokiej temperaturze panującej w elektrolizerze służącym do produkcji metalicznego glinu grafitowe anody niszczą się wskutek reakcji wydzielającego się tlenu z węglem.
- a) Napisz w zeszycie zbilansowane równanie sumarycznej reakcji, w której tlenek glinu i węgiel zostają przekształcone w glin i tlenek węgla(IV) CO_2 .
 - b) Przyjmij, że przemiana opisana równaniem jest ilościowa, i oblicz, ile kilogramów CO_2 zostaje wyemitowanych do atmosfery wskutek produkcji jednej tony glinu.
 - c) Przedyskutuj, czy opisany powyżej proces jest jedynym źródłem emisji CO_2 do atmosfery związanym z produkcją metalicznego glinu.



Związek nieorganiczny jest zazwyczaj związkiem chemicznym pozbawionym atomów węgla, w przeciwieństwie do związku organicznego. Jednak niektóre proste związki zawierające węgiel są uważane za nieorganiczne. Przykłady takich substancji to: tlenek węgla(II), tlenek węgla(IV), węglany, wodorowęglany czy węgliki. Wiele związków nieorganicznych wchodzi w skład organizmów żywych. Opisanie substancji chemicznej jako nieorganicznej niekoniecznie oznacza, że nie występuje ona w żywych organizmach. Związki nieorganiczne stanowią większość skorupy ziemskiej. Również życiodajna woda to związek nieorganiczny. Najczęściej wyróżnia się pięć grup związków nieorganicznych: tlenki, wodorki, wodorotlenki, kwasy i sole.

V Systematyka związków nieorganicznych

▶ Tlenki – budowa, otrzymywanie i właściwości fizyczne

▶ Tlenki kwasowe i tlenki zasadowe

▶ Tlenki amfoteryczne i obojętne

▶ Wodorki

▶ Budowa i otrzymywanie wodorotlenków

▶ Chemiczny charakter wodorotlenków

▶ Kwasy – budowa, podział i otrzymywanie

▶ Właściwości kwasów

▶ Moc kwasów

▶ Sole – budowa, podział i otrzymywanie

▶ Właściwości soli

1. Tlenki – budowa, otrzymywanie i właściwości fizyczne

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, jaki jest skład tlenków i jak są one zbudowane;
- nauczysz się nazywać związki pierwiastków chemicznych z tlenem na podstawie wzoru chemicznego;
- ustalisz, jaki rodzaj wiązań chemicznych tworzą tlenki;
- określisz, jaki związek zachodzi między fizycznymi właściwościami a rodzajem wiązania chemicznego w tlenkach;
- dowiesz się, jak otrzymać tlenki.

Niektóre tlenki są tak pospolite, że spotykamy się z nimi na co dzień. Przykładem mogą być woda, tlenek węgla(IV), krzemionka – główny składnik piasku kwarcowego (SiO_2). Czy wszystkie pierwiastki chemiczne tworzą tlenki?

1.1. Skład tlenków

Tlenki są to dwuskładnikowe połączenia pierwiastków chemicznych z tlenem, w których tlen ma –II stopień utlenienia.

Prawie wszystkie tlenki można przedstawić za pomocą ogólnego wzoru:



gdzie: E – symbol dowolnego pierwiastka chemicznego

n, m – współczynniki stechiometryczne

Wyjątek stanowi związek fluoru z tlenem, nazywany fluorkiem tlenu i zapisywany za pomocą wzoru OF_2 . Różnica w nazwie oraz w symbolicznym zapisie tego związku wynika z faktu, że w przypadku tlenków zawsze na drugim miejscu zapisuje się symbol pierwiastka chemicznego bardziej elektroujemnego. Fluor to jedyny pierwiastek o większej elektroujemności niż tlen, z czego wynika też różnica w zapisie i nazwie fluorku tlenu.

Znane są tlenki niemal wszystkich pierwiastków chemicznych, przy czym wiele pierwiastków może tworzyć kilka różnych tlenków (rys. 1.1.). Nie otrzymano dotąd tlenków czterech początkowych helowców i kilku transuranowców kończących układ okresowy.



Rys. 1.1. Wraz ze zmianą stopnia utlenienia metalu następuje zmiana barwy tlenku.

Tlenki metali są w ogromnej większości ciałami stałymi (CaO , Al_2O_3 , PbO , ZnO , rys. 1.2.), a tlenki niemetalu występują najczęściej w stanie gazowym (CO_2 , SO_2 , NO_2), ale są wśród nich ciecze (H_2O) oraz ciała stałe (P_4O_{10} , SiO_2 , rys. 1.3.).



Rys. 1.2. Tlenek cynku ZnO to biel cynkowa – biały pigment w farbach.



Rys. 1.3. Piasek to tlenek krzemu(IV) SiO_2 .

Tlenki – związki chemiczne tlenu z innymi pierwiastkami chemicznymi.

◀ tlenki

1.2. Nazwy tlenków

Nazwy tlenków można tworzyć dwoma sposobami – z wykorzystaniem:

1. systemu przedrostków liczebnikowych – należy uwzględnić wartość indeksów stechiometrycznych we wzorze sumarycznym: dwu-, trój-, cztero- itd.; zaleca się używać przedrostków o charakterze międzynarodowym: mono- (1), di- (2), tri- (3), tetra- (4), penta- (5), heksa- (6), hepta- (7), okta- (8), nona- (9), deka- (10); cząstkę „mono” stosuje się tylko wówczas, gdy jej brak w nazwie mógłby powodować nieporozumienia;
2. systemu Stocka (czytaj: sztoka) – przez podanie stopnia utlenienia pierwiastka w postaci liczby rzymskiej, w nawiasie na końcu nazwy pierwiastka chemicznego, jeśli pierwiastek ten przyjmuje w związkach chemicznych różne stopnie utlenienia.

Przykłady nazw tlenków zebrano w tabeli 1.1.

Tab. 1.1. Nazwy tlenków

Wzór	System przedrostków	System Stocka
CO	tlenek węgla	tlenek węgla(II)
CO ₂	ditlenek węgla (dwutlenek węgla)	tlenek węgla(IV)
Cu ₂ O	tlenek miedzi (tlenek dwumiedzi)	tlenek miedzi(I)
CuO	tlenek miedzi	tlenek miedzi(II)
FeO	tlenek żelaza	tlenek żelaza(II)
Fe ₂ O ₃	tritlenek diżelaza (trójtlenek dwużelaza)	tlenek żelaza(III)
Fe ₃ O ₄	tetratlenek triżelaza (czterotlenek trójżelaza)	tlenek żelaza(II) diżelaza(III)*
Mn ₂ O ₇	heptatlenek dimanganu (siedmiotlenek dwumanganu)	tlenek manganu(VII)

* Nazwa ta informuje, że jeden atom żelaza ma stopień utlenienia +II, a dwa atomy – +III.

1.3. Budowa tlenków i ich fizyczne właściwości

rodzaje wiązań
w tlenkach

Tlenki litowców i berylowców mają budowę jonową. W sieci krystalicznej zawierają kationy metalu i dwuujemne aniony tlenkowe O²⁻. Tlenki innych metali o niskich stopniach utlenienia również łączą się w kryształy jonowe, jeśli różnica elektroujemności atomów jest większa od 1,7 w skali Paulinga. Jednak w tlenkach tych metali na wyższych stopniach utlenienia udział wiązania kowalencyjnego jest już większy. Wszystkie tlenki niemetalu mają wiązania kowalencyjne. Właściwości tlenków zależą w znacznym stopniu od rodzaju występującego w nich wiązania chemicznego.

Temperatury topnienia i wrzenia tlenków pierwiastków 3 okresu – od sodu do chloru – zebrano w tabeli 1.2. (argon pominięto, ponieważ nie tworzy tlenku).

Tab. 1.2. Fizyczne właściwości tlenków pierwiastków 3 okresu

Tlenek	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	np. P ₄ O ₁₀	SO ₂ SO ₃	np. Cl ₂ O ₇
Temperatura topnienia [°C]	1132	2900	2040	1610	340	-75 17	-91
Temperatura wrzenia [°C]	1950 (rozkłada się)	3600	2980	2230	593	-10 45	82
Typ wiązania	jonowe			kowalencyjne			
Budowa	kryształ jonowy			kryształ kowalencyjny	molekularna (cząsteczkowa)		

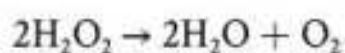
Temperatury topnienia i wrzenia (25°C, 1000 hPa).

Tlenek sodu, tlenek magnezu i tlenek glinu łączą się w kryształy jonowe z bardzo silnym wiązaniem jonowym, co warunkuje ich stosunkowo wysoką temperaturę topnienia i wrzenia. Są ciałami stałymi. Po stopieniu przewodzą prąd elektryczny, ponieważ zawierają jony mogące się poruszać. Tlenek krzemu(IV) łączy się w kryształ kowalencyjny składający się z atomów połączonych silnymi wiązaniami kowalencyjnymi, dlatego topi się i wrze w bardzo wysokiej temperaturze. Tlenki fosforu, siarki i chloru są kowalencyjne. Tworzą pojedyncze cząsteczki o słabych oddziaływaniach międzycząsteczkowych, więc ich temperatura topnienia i wrzenia ma stosunkowo niskie wartości. Są ciałami stałymi lub gazami. W żadnych warunkach nie przewodzą prądu elektrycznego, ponieważ nie zawierają ani wolnych elektronów, ani jonów.

1.4. Nadtlenki

Szczególnym rodzajem tlenków są nad-tlenki, np. nad-tlenek wodoru H_2O_2 , nad-tlenek sodu Na_2O_2 (rys. 1.4.).

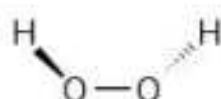
W nad-tlenkach występuje pojedyncze wiązanie między atomami tlenu $-\text{O}-\text{O}-$, nazywane mostkiem tlenowym. Jest ono niestabilne i łatwo ulega rozerwaniu, dlatego nad-tlenki są nietrwałe. Rozkładają się z wydzielaniem tlenu, np.:



Rys. 1.4. Nad-tlenek sodu Na_2O_2 .

Nadtlenki są silnymi utleniaczami. Jednak w stosunku do bardzo silnych utleniaczy, takich jak manganian(VII) potasu, mogą działać jak reduktory. Tlen w nad-tlenkach ma $-I$ stopień utlenienia, może więc zostać zredukowany do $-II$ lub utleniony do 0 stopnia utlenienia.

Litowce i berylówce łączą się w nad-tlenki o charakterze jonowym (Li_2O_2 , Na_2O_2 , K_2O_2 , CaO_2 , BaO_2). Ich sieć krystaliczna składa się z jonów metali i jonów nad-tlenkowych O_2^{2-} . Nad-tlenek wodoru jest kowalencyjny $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$ (ryc. 1.5.). Nad-tlenek wodoru w postaci 30-procentowego roztworu nosi nazwę **perhydro-lu**. Wodny roztwór H_2O_2 o stężeniu 6% jest najczęściej stosowanym roztworem do rozjaśniania włosów, a roztwór o stężeniu 3% to woda utleniona używana jako środek dezynfekcyjny.



Rys. 1.5. Wzór strukturalny nad-tlenku wodoru H_2O_2 .

1.5. Metody otrzymywania tlenków

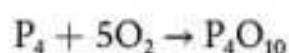
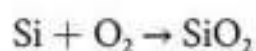
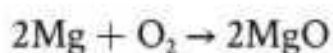
Tlenki mogą być otrzymywane w wielu reakcjach chemicznych. Poniżej podano kilka z nich.

1. Reakcja bezpośredniej syntezy pierwiastków z tlenem

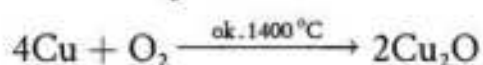
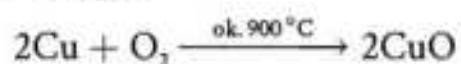


bezpośrednia
synteza

▶ Na przykład:

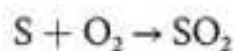


W wyniku bezpośredniej reakcji pierwiastka chemicznego z tlenem w dostatecznie wysokiej temperaturze można otrzymać większość znanych tlenków. Zależnie od aktywności pierwiastka chemicznego reakcje te zachodzą z różną łatwością. Metale 1 i 2 grupy układu okresowego oraz biały fosfor reagują z tlenem szybko i już w temperaturze pokojowej, co może być niebezpieczne. Pozostałe pierwiastki chemiczne reagują z tlenem w podwyższonej temperaturze. Miedź reaguje z tlenem w temperaturze czerwonego żaru i tworzy tlenek miedzi(II), a w temperaturze wyższej – Cu_2O :

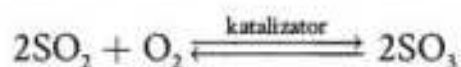


W zależności od właściwości pierwiastka chemicznego i warunków syntezy otrzymuje się tlenki o różnych stopniach utlenienia. Jeżeli reakcja pierwiastka z tlenem przebiega gwałtownie z wydzielaniem ciepła i często światła, to określa się ją mianem **spalania**. Drobnosiarniste proszki większości metali mogą powodować eksplozję w powietrzu. Są często stosowane jako paliwa stałe. Przykładowo pył berylowy służy jako paliwo w silnikach rakietowych, np. wahadłowców i rakiet bojowych.

Siarka, jeśli spala się w tlenie, tworzy tlenek siarki(IV):



Dopiero w obecności platyny lub tlenku wanadu(V) jako katalizatora SO_2 reaguje dalej z tlenem i tworzy SO_3 w odwracalnej reakcji:



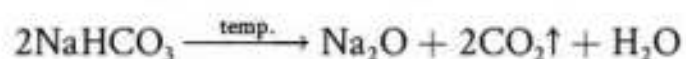
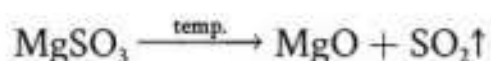
Metale szlachetne (takie jak złoto lub platyna) bezpośrednio nie reagują z tlenem.



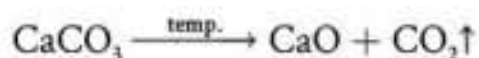
Rys. 1.5. Wiele pierwiastków spala się w powietrzu, wytwarzając bardzo wysoką temperaturę, np.: a) magnez; b) fosfor; c) siarka.

2. Rozkład termiczny niektórych soli

Ważną metodą otrzymywania tlenków jest termiczny rozkład niektórych soli, głównie węglanów, wodorowęglanów i siarczanów(IV), np.:



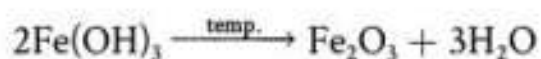
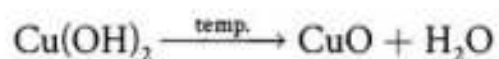
Najpowszechniejsza jest reakcja rozkładu węglanu wapnia, która ma praktyczne zastosowanie. W wyniku tego procesu otrzymujemy tzw. wapno palone, czyli tlenek wapnia. Drugim produktem tej reakcji jest tlenek węgla(IV) CO_2 .



Rozkład wywołany ogrzewaniem substancji nosi nazwę rozkładu termicznego.

3. Rozkład termiczny wodorotlenków

Większość wodorotlenków, głównie metali ciężkich, w wyniku ogrzewania łatwo się rozkłada, tworząc tlenek metalu i wodę (rys. 1.6.), np.:



Rys. 1.6. Niebieski wodorotlenek miedzi(II) rozkłada się podczas ogrzewania do czarnego tlenku miedzi(II).



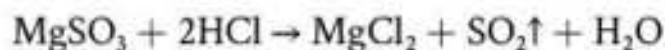
rozkład termiczny soli

rozkład termiczny wodorotlenków

4. Reakcja mocnego kwasu z solą nietrwałego kwasu

reakcja kwasu z solą

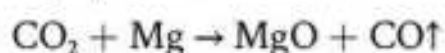
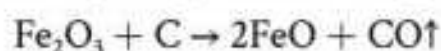
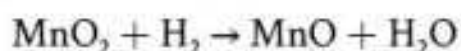
- ▶ W wyniku działania mocnym kwasem na sole słabych i nietrwałych kwasów, np. siarczanów(IV) czy węglanów, powstają tlenki, np.:



5. Redukcja tlenków (pierwiastek w tlenku zmienia wyższy stopień utlenienia na niższy)

redukcja tlenków

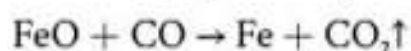
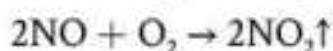
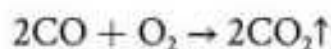
- ▶ W reakcji redukcji tlenku, w którym metal ma wyższy stopień utlenienia, do tlenku zawierającego metal o niższym stopniu utlenienia funkcję reduktora najczęściej pełni wodór, węgiel lub metal, np.:



6. Utlenianie (pierwiastek w tlenku przechodzi z niższego stopnia utlenienia na wyższy)

utlenianie

- ▶ W reakcji utleniania tlenku pierwiastka o niższym stopniu utlenienia do tlenku pierwiastka o wyższym stopniu utlenienia funkcję utleniacza może pełnić tlen lub inny tlenek, np.:



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Podaj nazwę:

- a) w systemie przedrostków międzynarodowych,
- b) w systemie Stocka

podanych tlenków: Na_2O , N_2O_5 , Mn_2O_3 , P_2O_5 .

2. Zapisz w zeszycie wzory sumaryczne podanych tlenków.

- a) tlenek arsenu(III)
- b) tlenek kobaltu(II) dikobaltu(III)
- c) tetratlenek diazotu.

3. Wyjaśnij, dlaczego H_2O jest tlenkiem, a H_2O_2 jest nadttlenkiem.

4. Ustal, jaki typ wiązania chemicznego przeważa w podanych tlenkach.

- a) CaO
- b) CO_2
- c) P_4O_{10}
- d) Al_2O_3
- e) SiO_2

5. Ułóż podane wzory zgodnie ze wzrastającym charakterem jonowym tlenków.
 MgO , K_2O , Al_2O_3
6. Napisz w zeszycie równanie reakcji termicznego rozkładu:
- wodorotlenku magnezu,
 - wodorotlenku chromu(III).
7. Napisz w zeszycie równanie reakcji otrzymywania tlenku węgla(IV) w wyniku reakcji:
- syntezy,
 - analizy.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Tlenki to związki tlenu z innymi pierwiastkami o wzorze ogólnym E_nO_m . ◀ s. 200
- Tlenki metali są substancjami jonowymi, z jonem O^{2-} w sieci krystalicznej. ◀ s. 202
- Tlenki niemetalu są kowalencyjne. ◀ s. 202
- Do najważniejszych metod otrzymywania tlenków należą: ◀ s. 202
 - reakcja bezpośredniej syntezy pierwiastków z tlenem, np.:
$$2\text{Cl}_2 + 5\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Cl}_2\text{O}_5$$
 - rozkład termiczny soli, np.:
$$\text{BaCO}_3 \rightarrow \text{BaO} + \text{CO}_2\uparrow$$
 - rozkład termiczny wodorotlenków, np.:
$$\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$$
 - reakcja mocnego kwasu z solą nietrwałego kwasu, np.:
$$\text{CaSO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{SO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$$
 - redukcja tlenku pierwiastka o wyższym stopniu utlenienia, np.:
$$\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow \text{CO}\uparrow$$
 - utlenianie tlenku pierwiastka o niższym stopniu utlenienia, np.:
$$2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2\uparrow$$

2. Tlenki kwasowe i tlenki zasadowe

NA TEJ LEKCJI:

- ustalisz, czy wszystkie tlenki reagują z wodą;
- określisz, co jest produktem reakcji tlenków z wodą;
- zobaczysz, jakim reakcjom chemicznym ulegają tlenki kwasowe, a jakim – tlenki zasadowe;
- nauczysz się, jak zbadać charakter chemiczny danego tlenku;
- dowiesz się, które tlenki są kwasowe, a które – zasadowe.

Wiele tlenków reaguje z wodą. Są to najbardziej znane reakcje chemiczne tlenków. W czasie tych procesów powstają kwasy lub wodorotlenki.

Właściwości chemiczne tlenków metali są zazwyczaj inne niż tlenków niemetalu. Które tlenki reagują z kwasami, a które – z zasadami?

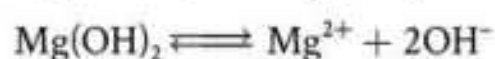
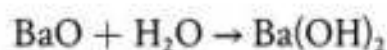
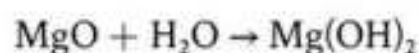
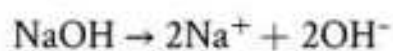
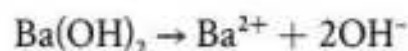
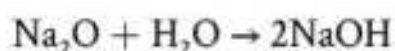
2.1. Reakcja tlenków z wodą

Tlenki zasadowe

Metale tworzą na ogół tlenki zasadowe. Tlenki litowców i berylowców (grupy 1 i 2 układu okresowego bez tlenku berylu) reagują z wodą i wyniku tego procesu dają wodorotlenki. Reakcji towarzyszy wzrost stężenia jonów wodorotlenkowych OH^- w roztworze. Reakcja zachodzi według schematu:



Na przykład:

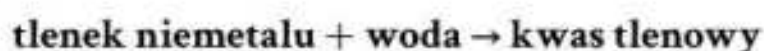


Symbol $\rightleftharpoons$ jest używany w równaniu, aby pokazać, że reakcja jest odwracalna i nie przebiega do końca.

tlenki zasadowe ▶ **Tlenki zasadowe** – tlenki, które reagują z wodą, tworząc zasady.

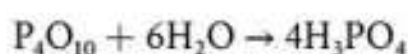
Tlenki kwasowe

Niemetale zazwyczaj tworzą tlenki kwasowe. Większość tlenków kwasowych reaguje z wodą, a w wyniku tego procesu powstaje kwas. Reakcji towarzyszy wzrost stężenia jonów oksoniowych H_3O^+ w roztworze. Reakcja zachodzi według schematu:



Na przykład:

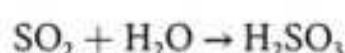
Tlenek fosforu(V) reaguje dość gwałtownie z wodą, w wyniku czego powstaje kwas fosforowy(V).



W roztworze wodnym H_3PO_4 dysocjuje etapowo. Pierwszy etap przebiega następująco:



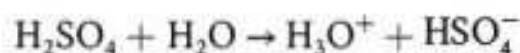
Tlenek siarki(IV) jest dość dobrze rozpuszczalny w wodzie. Podczas tego procesu w wyniku reakcji powstaje kwas siarkowy(IV). Zachodząca następnie częściowa dysocjacja elektrolityczna sprawia, że w roztworze znajdują się jony H_3O^+ .



Tlenek siarki(VI) gwałtownie reaguje z wodą, a w wyniku tej reakcji powstaje kwas siarkowy(VI):



Kwas ten w roztworze wodnym dysocjuje, a równanie pierwszego etapu tego procesu ma postać:



Tlenki kwasowe – tlenki, które reagują z wodą, tworząc kwasy.

◀ tlenki kwasowe

Tlenki, które nie reagują z wodą

Nie wszystkie tlenki reagują chemicznie z wodą. Tlenek glinu, tlenki metali spoza 1 i 2 grupy układu okresowego oraz niektóre tlenki niemetalu, takie jak: SiO_2 , CO , NO , w zwykłych warunkach nie reagują z wodą.

2.2. Budowa tlenków a ich zachowanie w wodzie

Tlenki metali (w układzie okresowym leżą po lewej stronie) tworzą w wodzie roztwory zasadowe, a tlenki niemetalu (znajdują się po prawej stronie układu okresowego) tworzą kwasy. Tlenki pierwiastków z centralnej części układu okresowego (blok d) nie reagują w zwykłych warunkach z wodą.

Współzależność między budową tlenków a ich zachowaniem w wodzie na przykładzie tlenków pierwiastków 3 okresu układu okresowego przedstawiono w tabeli 2.1.

Tab. 2.1. Tlenki w wodzie

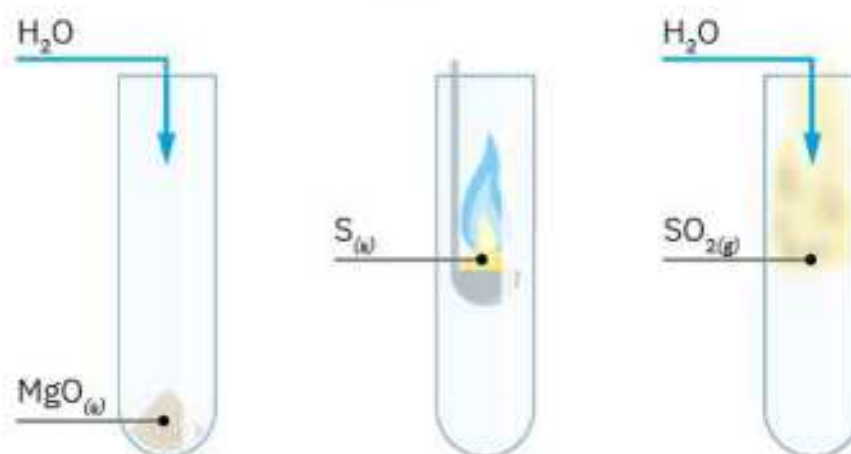
Tlenek	Budowa	Jony w roztworze po reakcji z wodą	Zasadowość/kwasowość w roztworze wodnym
Na ₂ O	kryształ jonowy	Na ⁺ , OH ⁻	silnie zasadowy
MgO		Mg ²⁺ , OH ⁻	słabo zasadowy
Al ₂ O ₃		trudno rozpuszczalny, brak reakcji	–
SiO ₂	kryształ kowalencyjny	trudno rozpuszczalny, brak reakcji	–
P ₄ O ₁₀	molekularna (cząsteczkowa)	H ₃ O ⁺ , H ₂ PO ₄ ²⁻ , HPO ₄ ²⁻ , PO ₄ ³⁻	dość mocno kwasowy
SO ₂		H ₃ O ⁺ , HSO ₃ ⁻ , SO ₃ ²⁻	słabo kwasowy
SO ₃		H ₃ O ⁺ , HSO ₄ ⁻ , SO ₄ ²⁻	mocno kwasowy

reakcje tlenków z wodą

- Tlenki metali grup 1 i 2 (z wyjątkiem berylu) układu okresowego tworzą kryształy jonowe zawierające jon O₂⁻. W reakcji z wodą tworzą zasady, ponieważ jon O₂⁻ nie może istnieć w roztworze wodnym. Jon O₂⁻ jest bardzo mocną zasadą, więc natychmiast przylacza jon H⁺ i staje się jonem OH⁻. Roztwory wodorotlenków litowców i wapniowców są silnie zasadowe.
- Tlenek magnezu również zawiera jony tlenkowe. Reaguje z wodą w podwyższonej temperaturze, a jego roztwór jest słabo zasadowy, ponieważ wodorotlenek magnezu jest słabo rozpuszczalny w wodzie.
- W tlenku glinu wiązanie jonowe jest zbyt silne, aby jony mogły zostać rozdzielone. Przyczynia się do tego m.in. częściowy udział wiązania kowalencyjnego w wiązaniu chemicznym.
- Tlenek krzemu(IV) tworzy kryształ kowalencyjny – tego typu substancje nie reagują z wodą.
- Tlenek fosforu(V) i tlenki siarki mają wiązania kowalencyjne. Cząsteczka takiego tlenku może przylaczyć cząsteczkę wody, stać się kwasem i dysocjować na jon H⁺ i anion.

Doświadczenie 1.

Badanie charakteru chemicznego tlenków



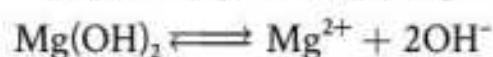
Opis:

1. Do probówki wprowadź pół łyżeczki tlenku magnezu. Następnie wlej kilka cm^3 wody destylowanej i wymieszaj zawartość probówki. Otrzymanym roztworem zwilż uniwersalny papierek wskaźnikowy.
2. Niewielką ilość sproszkowanej siarki umieść na łyżce do spalań. Zapal siarkę w płomieniu palnika i szybko wprowadź łyżkę do probówki. Po zakończeniu spalania usuń łyżkę i dodaj do probówki 5 cm^3 wody destylowanej. Probówkę zamknij korkiem i chwilę wstrząsaj jej zawartością. Odczyn otrzymanego roztworu sprawdź za pomocą uniwersalnego papierka wskaźnikowego.

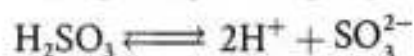
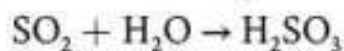
Obserwacje:

1. Po wlaniu wody do probówki część tlenku magnezu się w niej rozpuściła, a część pozostała w postaci białego osadu. Uniwersalny papierek wskaźnikowy zwilżony roztworem zabarwił się na niebiesko.
2. Siarka spalała się niebieskim płomieniem, powstał przy tym biały dym, który bardzo dobrze rozpuścił się w wodzie. Uniwersalny papierek wskaźnikowy zwilżony roztworem zabarwił się na czerwono.

Wnioski: Tlenek magnezu reaguje z wodą, a w wyniku tej reakcji powstaje wodorotlenek magnezu. Roztwór ma odczyn zasadowy. Charakter chemiczny tlenku magnezu jest zasadowy.



W reakcji tlenku siarki(IV) z wodą powstaje kwas siarkowy(IV). Roztwór ma odczyn kwasowy. Charakter chemiczny tlenku siarki(IV) jest kwasowy.

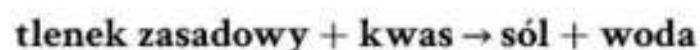


2.3. Reakcje tlenków z kwasami i zasadami

Charakter chemiczny tlenków można określić na podstawie zachowania danego tlenku z kwasem i zasadą. Tlenki kwasowe reagują tylko z zasadami, a tlenki zasadowe – tylko z kwasami.

Zasadowe właściwości tlenków

Tlenki zasadowe reagują tylko z kwasami, a nie reagują z zasadami. Reakcja z kwasami przebiega według schematu:

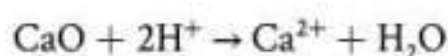


reakcje tlenków z kwasami

Na przykład:



zapis cząsteczkowy



skrócony zapis jonowy

Tlenek wapnia składa się z jonów Ca^{2+} i jonów tlenkowych O_2^- . Jeśli taki kryształ umieścimy w kwasie, jony tlenkowe O_2^- natychmiast reagują z jonami H^+ , dając wodę, a uwolnione jony Ca^{2+} przechodzą do roztworu.

Tlenki pierwiastków metalicznych są zazwyczaj zasadowe, np.: tlenek sodu, tlenek magnezu, tlenek wapnia, tlenek manganu(II), tlenek niklu. W grupach głównych wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastka rosną właściwości zasadowe tlenków.

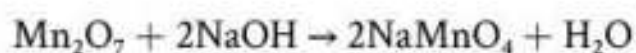
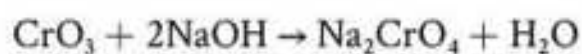
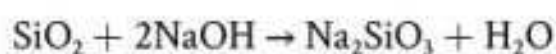
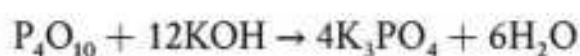
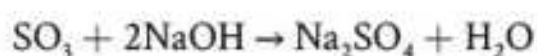
Kwasowe właściwości tlenków

Tlenki kwasowe reagują tylko zasadami, a nie reagują z kwasami. Tlenki kwasowe tworzą zwykle pierwiastki niemetaliczne (SO_2 , SO_3 , N_2O_5) oraz metale bloku *d* na najwyższych stopniach utlenienia (od V do VII), np. CrO_3 , Mn_2O_7 . Reakcja tlenku kwasowego z wodorotlenkiem przebiega według schematu:

reakcje tlenków
z zasadami



Na przykład:



Rys. 2.1. Suchy lód – zestalony tlenek węgla(IV). Sublimuje w $-78,5^\circ\text{C}$. Stosuje się go do chłodzenia produktów spożywczych, farmaceutycznych i chemicznych.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

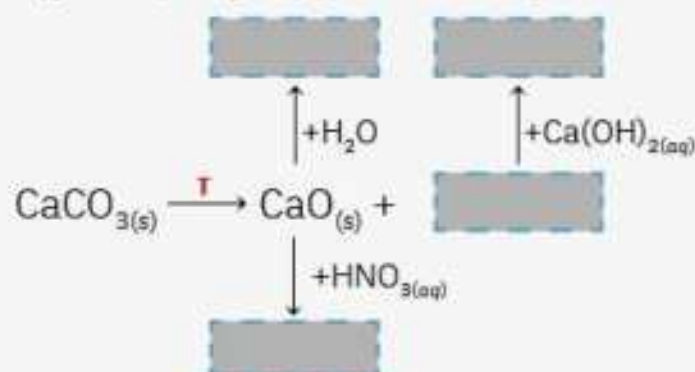
- Wskaż, która z poniższych właściwości maleje dla następującego szeregu tlenków: Na_2O , SiO_2 , P_4O_{10} .
 a) temperatura topnienia
 b) rozpuszczalność w wodzie
 c) pH po wprowadzeniu do wody
- Z podanych tlenków wybierz te, które reagują z wodą i tworzą roztwory o $\text{pH} < 7$. Ułóż w zeszycie równania reakcji wybranych tlenków z wodą.
 K_2O , SiO_2 , CuO , N_2O_3 , CaO , Fe_2O_3 , Cl_2O_7 , SrO
- Z podanych tlenków wybierz zasadowe tlenki niereagujące z wodą. Uzasadnij zasadowość wybranych tlenków równaniem odpowiedniej reakcji chemicznej zapisanym w zeszycie.
 SiO_2 , CaO , CO_2 , N_2O_3 , K_2O , CrO , BaO , P_4O_{10} , Mn_2O_3
- Ustal, jaką właściwość SiO_2 wskazuje poniższy zapis jonowy równania reakcji:

$$\text{SiO}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{SiO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$$
 a) nie rozpuszcza się w wodzie
 b) ma charakter kwasowy
 c) ma charakter amfoteryczny
 d) dobrze reaguje w roztworach rozcieńczonych
- Aby zbadać właściwości chemiczne tlenków: Na_2O , FeO , SO_3 , przeprowadzono doświadczenie pokazane na poniższym schemacie.



Napisz w zeszycie:

- wzór/wzory tlenków, które spowodowały zabarwienie fenoloftaleiny na różowo;
 - wzór/wzory tlenków, które spowodowały zabarwienie oranżu metylowego na czerwono;
 - równania zachodzących reakcji w przeprowadzonym doświadczeniu.
6. Uzupełnij w zeszycie ciąg reakcji, wpisując w ramki odpowiednie substancje.



PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 208 ▶ • **Tlenki zasadowe** – tlenki, które reagują z wodą, tworząc zasady, i reagują z kwasami, tworząc sole i wodę, a nie reagują z zasadami. Tlenkami zasadowymi są tlenki metali.



Część tlenków zasadowych (tlenki metali grupy 1 i 2 układu okresowego bez tlenku berylu) reaguje z wodą i daje zasady.



- s. 209 ▶ • **Tlenki kwasowe** – tlenki niemetalu i metali bloku *d* na najwyższych stopniach utlenienia. Takie tlenki reagują z zasadami, dając sole i wodę. Nie reagują z kwasami (np. SiO_2 , Mn_2O_7 , CrO_3).



Większość tlenków kwasowych reaguje z wodą i daje kwasy (np. SO_2 , SO_3 , P_4O_{10} , Cl_2O_7).



- s. 210 ▶ • W okresie ze wzrostem liczby atomowej pierwiastka chemicznego rośnie charakter kowalencyjny wiązania chemicznego w tlenku i wzrasta charakter kwasowy tlenku.
- s. 210 ▶ • W grupie ze wzrostem liczby atomowej pierwiastka chemicznego rośnie charakter jonowy wiązania chemicznego i wzrasta charakter zasadowy tlenku.

Do tlenków amfoterycznych należą m.in.:

BeO	Al ₂ O ₃	SnO
CuO	PbO	ZnO
MnO ₂	Cr ₂ O ₃	Fe ₂ O ₃

Tlenki amfoteryczne są z reguły słabo rozpuszczalne w wodzie.

tlenki
amfoteryczne

- **Tlenki amfoteryczne** wykazują zarówno kwasowy, jak i zasadowy charakter. Reagują z kwasami i mocnymi zasadami i tworzą sole, w których pierwiastek wchodzi odpowiednio w skład kationu lub anionu.



Rys. 3.2. Tlenek arsenu(III).

Tlenek arsenu(III) (rys. 3.2.) to śmiertelnie niebezpieczny amfoteryczny związek chemiczny, nazywany popularnie arsenikiem. Przez setki lat był wykorzystywany jako trutka na gryzonie. Jest to biała, drobnokrystaliczna substancja, bezwonna, bez smaku, słabo rozpuszczalna w wodzie, łatwo wchłaniana przez układ pokarmowy. Współcześnie tlenek ten ma status leku przeciwnowotworowego. Stosuje się go w leczeniu ostrej białaczki promielocytowej.

Doświadczenie 1.

Badanie właściwości chemicznych tlenku cynku

Opis:

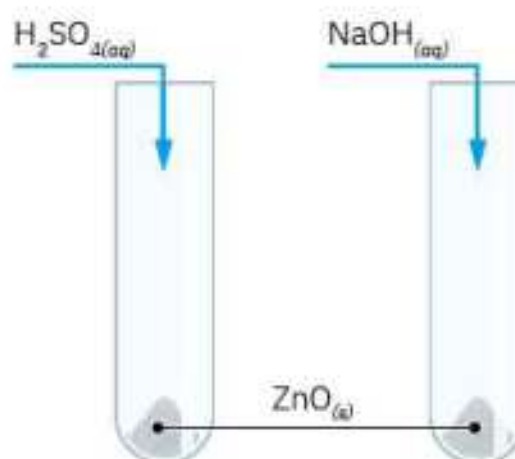
W dwóch probówkach umieść po pół łyżeczki tlenku cynku. Do jednej dodaj ok. 5 cm³ roztworu kwasu siarkowego(VI) o stężeniu 4 mol/dm³, a do drugiej – taką samą ilość roztworu wodorotlenku sodu o stężeniu 4 mol/dm³. Jeśli roztwarzanie nie następuje, ostrożnie ogrzej probówki w płomieniu palnika.

Obserwacje:

Tlenek cynku rozтворzył się zarówno w roztworze H₂SO_{4(aq)}, jak i roztworze NaOH_(aq).

Wnioski:

Tlenek cynku reaguje z kwasem siarkowym(VI), jak również z wodorotlenkiem sodu. W reakcji z kwasem powstaje siarczan(VI) cynku:



Natomiast w reakcji z wodorotlenkiem powstaje tetrahydroksocynkan sodu:



Tlenek cynku jest amfoteryczny.

3.2. Tlenki obojętne

Tlenki obojętne nie wykazują żadnych właściwości kwasowo-zasadowych. Nie reagują w zwykłych warunkach ani z kwasami, ani z wodorotlenkami. Rozpuszczają się w wodzie w procesie fizycznym. Najbardziej znanymi tlenkami obojętnymi są:

◀ tlenki obojętne

- tlenek azotu(II) NO ,
- tlenek azotu(I) N_2O ,
- tlenek krzemu(II) SiO ,
- tlenek węgla(II) CO .

3.3. Okresowe zmiany charakteru chemicznego tlenków w układzie okresowym

Właściwości kwasowo-zasadowe tlenków pozostają w ścisłym związku z położeniem pierwiastka tworzącego tlenek w układzie okresowym (rys. 3.1).

Zmienność w okresach

Z wyjątkiem krótkiego okresu 1 każdy następny okres rozpoczyna pierwiastek metaliczny tworzący jonowy tlenek, silnie zasadowy (lewa strona układu okresowego, np. Na_2O). Ze wzrostem liczby atomowej pierwiastka maleją właściwości zasadowe tlenków, pojawiają się amfoteryczne, np. Al_2O_3 , a następnie kwasowe – szczególnie wśród tlenków niemetalu, np. Cl_2O_7 .

Zmienność w grupach

W grupach głównych układu okresowego, wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastka rosną właściwości zasadowe tlenków. Grupę 2 rozpoczyna amfoteryczny tlenek berylu BeO , a tlenki położone niżej są zasadowe. W niektórych grupach obserwuje się pełną skalę zmian charakteru chemicznego tlenków. Przykładowo: w grupie 15 układu okresowego znajdują się pierwiastki tworzące trzy rodzaje tlenków. Tlenki kwasowe to N_2O_5 i P_4O_{10} . Tlenki amfoteryczne As_2O_3 i Sb_2O_3 – tlenki arsenu(III) i antymonu(III) – są dimerami, tak jak tlenek fosforu(V). Natomiast bizmut tworzy tlenek zasadowy Bi_2O_3 . Tlenki pierwiastków grupy 14 zmieniają charakter z kwasowego (CO_2 i SiO_2) do amfoterycznego (SnO_2 i PbO_2).

Tlenki pierwiastków bloku *d* ze względu na małą elektroujemność są przeważnie tlenkami zasadowymi. Jeśli jednak pierwiastek tworzy dwa lub więcej tlenków, to tlenki zawierające metal na najniższych stopniach utlenienia mają charakter zasadowy, na pośrednich – charakter amfoteryczny, a na wyższych – kwasowy.

Ilustracją tej prawidłowości są tlenki żelaza, chromu i manganu przedstawione w tabeli 3.1.

Tab. 3.1. Właściwości chemiczne tlenków żelaza, chromu i manganu

Charakter		
zasadowy	amfoteryczny	kwasowy
CrO	Cr ₂ O ₃	CrO ₃
MnO, Mn ₂ O ₃	MnO ₂	Mn ₂ O ₇

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Ustal, w której parze tlenki reagują ze sobą.
 - MgO i BaO
 - CaO i CO₂
 - CO i CO₂
 - CO₂ i SO₃
- Ułóż w zeszycie równanie reakcji dysocjacji podanych związków chemicznych i zapisz nazwy anionów występujących w wodnych roztworach.
 - Na₃[Al(OH)₆]
 - Na₂[Zn(OH)₄]
- Spośród podanych tlenków wybierz tlenki o wymienionych niżej właściwościach. SO₃, CO₂, N₂O₅, K₂O, BaO, ZnO, NO, Cr₂O₃, SiO₂, Al₂O₃, CrO₃, Mn₂O₇
 - Tworzą sole w reakcji z zasadami, ale nie tworzą soli z kwasami.
 - Tworzą sole w reakcji z kwasami, ale nie tworzą soli z zasadami.
 - Tworzą sole w reakcji z kwasami i zasadami.
- Napisz w zeszycie w formie cząsteczkowej równania reakcji wyrażające amfoteryczny charakter tlenku chromu(III), wiedząc, że produktem jednej z reakcji jest heksahydroksochromian(III) sodu.
- W tabeli przedstawiono klasyfikację różnych typów tlenków. Ustal, która klasyfikacja jest poprawna.

	Tlenki			
	kwasowe	zasadowe	amfoteryczne	obojętne
A.	MgO	CO ₂	Al ₂ O ₃	SO ₂
B.	SO ₂	MgO	Al ₂ O ₃	NO
C.	SO ₂	Al ₂ O ₃	MgO	NO
D.	CO	AgO	Al ₂ O ₃	SO ₂

6. Na podstawie podanych informacji o czterech tlenkach pierwiastków *A*, *X*, *C*, *D*, które znajdują się w 3 okresie, ustal nazwę tlenku i podaj jego wzór sumaryczny.
- a) Tlenek pierwiastka *A* nie reaguje z wodą, a jednocześnie ma właściwości kwasowe.
 - b) Tlenek pierwiastka *X* reaguje z wodą, tworząc mocny kwas, zawierający anion XO_4^{2-} .
 - c) W tlenku *C* atomy pierwiastka *C* i tlenu są w stosunku molowym 1 : 2,5. Tlenek ten reaguje z wodą, tworząc kwas o masie cząsteczkowej 98 u.
 - d) Tlenek pierwiastka *D* z kwasem chlorowodorowym tworzy chlorek o wzorze DCl .

PODSUMOWANIE LEKCJI

- **Tlenki amfoteryczne** reagują zarówno z roztworami mocnych kwasów, jak i z roztworami mocnych zasad; tlenki metali lub niemetalu to np.:
 BeO Al_2O_3 As_2O_3
 ZnO CuO MnO_2 ,
 PbO Cr_2O_3
- **Tlenki obojętne** nie reagują w zwykłych warunkach ani z kwasami, ani z wodorotlenkami. Są to np.: NO , N_2O , SiO_2 .

4. Wodorki

NA TEJ LEKCJI:

- poznasz skład i budowę wodorków;
- dowiesz się, jakie są systemy nazewnictwa wodorków;
- nauczysz się, jak otrzymać wodorki;
- określisz charakter chemiczny wodorków.



Rys. 4.1. Produktami erupcji wulkanów są gorąca lava oraz gazy zawierające siarkowodór, metan, chlorowodór oraz duże ilości pary wodnej.

Amoniak (wytwarzany w ogromnych ilościach do produkcji nawozów sztucznych), siarkowodór (mający zapach zgniłych jaj), metan (najbardziej pożądaną spośród paliw kopalnych nośnik energii na świecie) – co wspólnego mają ze sobą te substancje?

4.1. Skład i budowa wodorków

Wodorki to dwuskładnikowe związki chemiczne wodoru z innym pierwiastkiem chemicznym. Dla wodorków pierwiastków grup od 1 do 15 układu okresowego obowiązuje wzór sumaryczny EH_n (rys. 4.2.). Wodór znajduje się tu na drugim miejscu, np.: CH_4 , AlH_3 , NaH . Natomiast wodorki grup 16 i 17, takie jak H_2S , we wzorze sumarycznym mają wodór na pierwszym miejscu: H_nE . Kolejność pierwiastków we wzorach chemicznych zależy od elektroujemności – na pierwszym miejscu zapisuje się pierwiastek mniej elektroujemny.

wodorki ►



Rys. 4.2. Zapisywanie wzorów sumarycznych wodorków.

4.2. Nazwy wodorków

Nazwy wodorków można tworzyć jedną z trzech metod:

1. Nazwy wodorków o wzorze EH_n tworzy się, wykorzystując system dwuwyrazowy: po wyrazie „woderek” dodaje się nazwę metalu w dopełniaczu, np.: PH_3 – woderek fosforu, NaH – woderek sodu.
2. Nazwy systematyczne wodorków (z wyjątkiem wodorków grupy 17 układu okresowego) pochodzą od angielskich nazw pierwiastków. Do rdzenia nazwy dołącza się końcówkę „-an”, np. PH_3 – fosfan.
3. Nazwy wodorków powstają przez połączenie nazwy pierwiastka chemicznego z wyrazem „wodór” za pomocą cząstki „-o-”. Jeśli skorzystamy z tej metody, to związek o wzorze $H_2S_{(g)}$ nazwiemy: siarkowodór.

Nazwy wybranych wodorków podano w tabeli 4.1.

Tab. 4.1. Nazwy wybranych wodorków

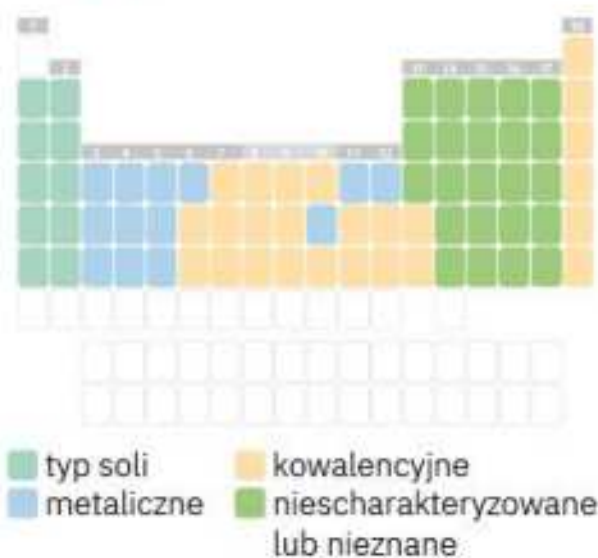
Wzór	Nazwa zwyczajowa	Nazwa systematyczna		
		dwuwyrazowa	z końcówką „-an”	z zakończeniem „-wodór”
NaH	–	woderek sodu	nieużywana	nieużywana
CaH_2	–	woderek wapnia	nieużywana	nieużywana
BH_3	–	–	boran	borowodór(3)
B_2H_6	–	–	dwuboran(6)	diborowodór(6)
AlH_3	–	woderek glinu	nieużywana	nieużywana
CH_4	metan	nieużywana	nieużywana	nieużywana
SiH_4	–	woderek krzemu	silan	krzemowodór
NH_3	amoniak	woderek azotu	azan	azotowodór
PH_3	fosfina, fosforiak	woderek fosforu	fosfan	fosforowodór
AsH_3	arsyna, arseniak	woderek arsenu	arsan	arsenowodór
H_2S	–	–	sulfan	siarkowodór
H_2Se	–	–	selan	selenowodór
HF	–	–	–	fluorowodór
HCl	–	–	–	chlorowodór
HBr	–	–	–	bromowodór
HI	–	–	–	jodowodór

4.3. Podział wodorków i ich otrzymywanie

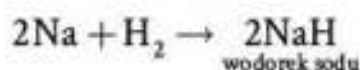
Wodorki zostały podzielone na trzy główne typy w zależności od charakteru tworzonego przez nie wiązania chemicznego (rys. 4.3.).

wodorki typu soli ▶

Wodorki typu soli mają strukturę jonową o budowie M^+H^- , jeśli są tworzone przez litowce, lub $M^{2+}(H^-)_2$, jeśli są tworzone przez wapniowce. W sieciach jonowych oprócz kationów metalu znajdują się aniony wodorkowe H^- (stopień utlenienia wodoru wynosi -I). Wodorki typu soli są wysokotopliwymi, białymi ciałami stałymi o silnych właściwościach redukujących. Powstają zazwyczaj w wyniku ogrzewania metalu w wodorze:



Rys. 4.3. Trzy typy wodorków i rozmieszczenie ich w układzie okresowym.

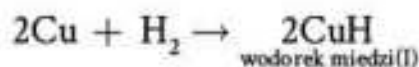


wodorek sodu

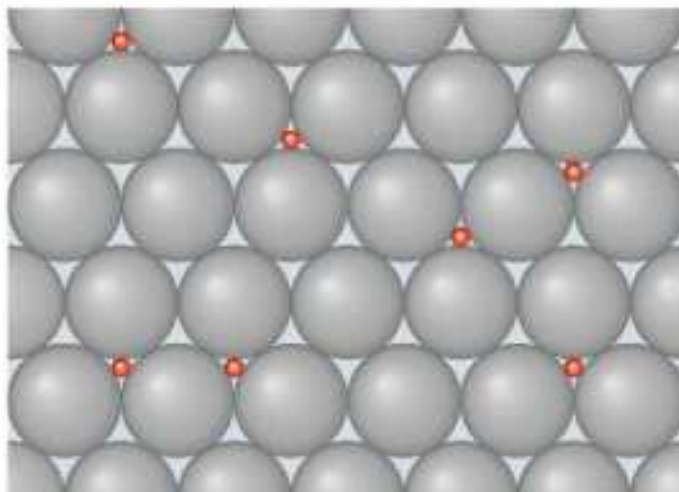
wodorki metaliczne ▶

Wodorki metaliczne mają budowę analogiczną do metali i ich stopów, zawierają atomy wodoru w przestrzeniach pomiędzy atomami metalu (rys. 4.4). Wodorki te tworzy większość metali bloku *d*. Ich właściwości są zbliżone do metalu wyjściowego. Wszystkie wodorki są ciałami stałymi, mają połysk i przewodzą prąd elektryczny. Podczas ogrzewania uwalniają gazowy wodór (H_2), dlatego bada się możliwość ich zastosowania do magazynowania i transportu wodoru, np. w samochodach zasilanych ogniwami paliwowymi. Skład chemiczny wielu z tych wodorków nie daje się wyrazić prostymi wzorami, np. $TiH_{1,73}$, $PdH_{0,6}$.

Wodorki metaliczne powstają w reakcji wodoru z metalami bloku *d* w wysokiej temperaturze, np.:

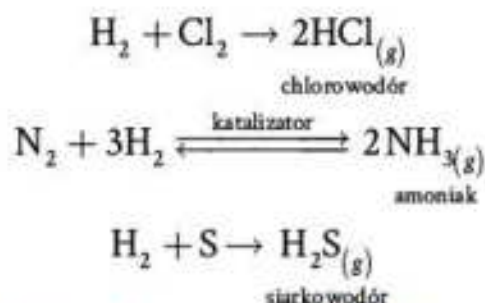


wodorek miedzi(I)



Rys. 4.4. W wodorku metalicznym małe atomy wodoru znajdują się w przestrzeniach pomiędzy dużymi atomami metalu.

Niemetale tworzą **wodorki kowalencyjne**. Występuje w nich wiązanie kowalencyjne H-E. Wodór ma w nich +I stopień utlenienia. Większość wodorków kowalencyjnych jest gazami, np. amoniak NH_3 , fluorowcowodory (HF , HCl , HBr , HI), lżejsze węglowodory, np. metan CH_4 . Wodorki kowalencyjne otrzymuje się w reakcjach syntezy niemetalu z wodorem:



4.4. Właściwości chemiczne wodorków

Chemiczny charakter wodorków jest bardzo zróżnicowany. Ze względu na zachowanie się wodorków wobec wody, kwasów oraz wodorotlenków dzielimy je na zasadowe, kwasowe i obojętne.

Doświadczenie 1.

Badanie charakteru chemicznego wodnego roztworu chlorowodoru

Opis:

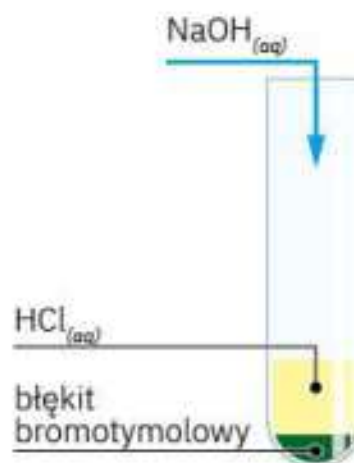
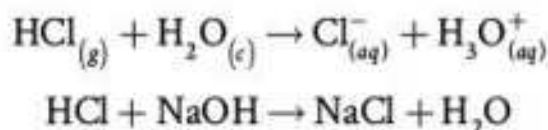
Do małej zlewki wlej 10 cm^3 roztworu kwasu chlorowodorowego o stężeniu 1 mol/dm^3 i kilka kropel błękitu bromotymolowego. Dodawaj kroplami roztwór wodorotlenku sodu o stężeniu 1 mol/dm^3 , ciągle mieszając. Dodawaj $\text{NaOH}_{(aq)}$ do chwili, aż zmieni się kolor wskaźnika.

Obserwacje:

Roztwór kwasu chlorowodorowego zabarwił błękit bromotymolowy na żółto. Pod wpływem roztworu wodorotlenku sodu wskaźnik zmienił barwę na zieloną.

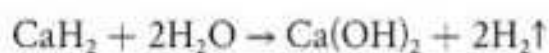
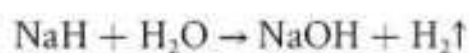
Wnioski:

Odczyn roztworu kwasu chlorowodorowego jest kwaśny. Działanie wodorotlenku sodu na kwas chlorowodorowy powoduje reakcję chemiczną, której produktem są chlorek sodu i woda. Charakter chemiczny chlorowodoru jest kwasowy.



4.5. Wodorki zasadowe

Wodorki typu soli energicznie reagują z wodą, dając wodorotlenek i gazowy wodor, np.:



Rys. 4.5. Energiczna reakcja wodorku wapnia z wodą.

Wodorki typu soli są używane jako silne zasady lub czynniki redukujące w syntezie organicznej. Są również stosowane do usuwania śladów wody ze związków organicznych.

Zasadowy charakter wykazuje również amoniak. W wodnym roztworze amoniaku ustala się stan równowagi chemicznej, z dużą przewagą cząsteczek amoniaku:

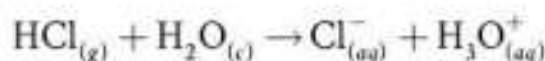


Amoniak zarówno w stanie gazowym, jak i w roztworach reaguje z kwasami. W takich procesach powstaje sól, np.:



4.6. Wodorki kwasowe

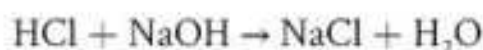
Wodorki grup 16 (z wyjątkiem wody) i 17 układu okresowego po wprowadzeniu do wody ulegają dysocjacji elektrolitycznej, tworząc kwasy beztlenowe, np.:



Zatem wodny roztwór:

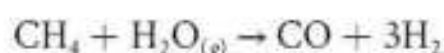
- siarkowodoru $\text{H}_2\text{S}_{(g)}$ to kwas siarkowodorowy $\text{H}_2\text{S}_{(aq)}$;
- chlorowodoru $\text{HCl}_{(g)}$ to kwas chlorowodorowy (kwas solny) $\text{HCl}_{(aq)}$;
- bromowodoru $\text{HBr}_{(g)}$ to kwas bromowodorowy $\text{HBr}_{(aq)}$;
- jodowodoru $\text{HI}_{(g)}$ to kwas jodowodorowy $\text{HI}_{(aq)}$;
- fluorowodoru $\text{HF}_{(g)}$ to kwas fluorowodorowy $\text{HF}_{(aq)}$.

Wodorki kwasowe zarówno w stanie gazowym, jak i w roztworach wodnych reagują z wodorotlenkami, tworząc sól i wodę:



4.7. Wodorki obojętne

Wodorki obojętne (np. metan CH_4 , silan SiH_4) w zwykłych warunkach nieznacznie rozpuszczają się w wodzie, ale z nią nie reagują. W wysokiej temperaturze i pod wysokim ciśnieniem metan wchodzi w reakcję z parą wodną:



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij, czym różni się siarkowodór od kwasu siarkowodorowego.
2. Wykonaj polecenia.
 - a) Wytlumacz, jakie związki nazywamy wodorkami.
 - b) Podaj wzory sumaryczne i nazwy wodorków, jakie powstają z pierwiastków 3 okresu układu okresowego.
 - c) Określ stopień utlenienia wodoru w tych związkach chemicznych.
3. Dane są wodorki: amoniak, wodorek wapnia, fluorowodór. Wykonaj polecenia.
 - a) Podaj, jakie typy wiązań chemicznych występują w tych związkach.
 - b) Określ charakter chemiczny tych wodorków. Odpowiedź uzasadnij, zapisując w zeszycie odpowiednie równania reakcji chemicznych.
4. Wodorek pewnego pierwiastka wprowadzony do wody tworzy roztwór, którego $\text{pH} > 7$. Wskaż, który z poniższych pierwiastków wchodzi w skład tego wodorku.

a) C	c) Si
b) Na	d) S
5. Ułóż w zeszycie równania reakcji chemicznych podanych substratów.
 - a) H_2 i Cl_2
 - b) Na i H_2
 - c) CaH_2 i H_2O

6. Ułóż w zeszycie równania reakcji chemicznych podanych substratów lub zaznacz, że substancje nie reagują ze sobą.

- a) HCl i H_2SO_4
- b) NaH i $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- c) NH_3 i H_2O
- d) NaH i H_2O

PODSUMOWANIE LEKCJI

s. 220 ▶ • Wodorki to związki wodoru z innymi pierwiastkami. Wodorki metali wszystkich grup są ciałami stałymi, a wodorki niemetali są zazwyczaj gazami.

s. 222 ▶ • Wyróżnia się trzy typy wodorków:

- **typu soli** o budowie M^+H^- , tworzone przez litowce, i $M^{2+}(\text{H}^-)_2$, tworzone przez wapniowce;
- **metaliczne**, zawierające atomy wodoru w przestrzeniach sieci krystalicznej metalu, tworzone przez większość pierwiastków bloku d ;
- **kowalencyjne** z wiązaniem kowalencyjnym $\text{H}-E$, tworzone głównie przez niemetale.

s. 223 ▶ • Zachowanie się wodorków w stosunku do wody:

Wodorki		
zasadowe	kwasowe	obojętne
W reakcji z wodą dają wodorotlenek i wodór, np. NaH , CaH_2 .	W reakcji z wodą tworzą kwasy beztlenowe, np. HCl , H_2S .	Nie reagują z wodą w zwykłych warunkach, są słabo rozpuszczalne w wodzie, np. CH_4 .

5. Budowa i otrzymywanie wodorotlenków

NA TEJ LEKCJI:

- poznasz skład i budowę wodorotlenków;
- nauczysz się nazywać wodorotlenki na podstawie wzoru chemicznego;
- dowiesz się, jak można otrzymać wodorotlenki;
- ustalisz, co to są lugi;
- określisz różnicę w rozpuszczalności wodorotlenków metali lekkich i wodorotlenków metali ciężkich.

Roztwory wodorotlenków często stosuje się w domowych środkach czyszczących. Na przykład środki do udrażniania rur i środki do czyszczenia piekarników zazwyczaj zawierają wodorotlenek sodu. Jak są zbudowane wodorotlenki? Jak można je otrzymać? Czy stężone roztwory wodorotlenków mogą stwarzać takie samo niebezpieczeństwo jak stężone kwasy?

5.1. Jakie związki nazywamy wodorotlenkami?

Wodorotlenki są to związki chemiczne o ogólnym wzorze:

◀ wodorotlenki



Większość wodorotlenków ma budowę jonową. Ich kryształy jonowe są zbudowane z przyciągających się wzajemnie kationów metali i anionów wodorotlenkowych OH^- . Jon wodorotlenkowy zawsze jest jednowartościowy, dlatego wzory wodorotlenków zawierają tyle grup wodorotlenkowych, ile wynosi wartościowość jonu metalu. Przykładowo: wodorotlenek sodu $NaOH$ składa się z jonów Na^+ i OH^- w stosunku 1 : 1, wodorotlenek $Ba(OH)_2$ zawiera jony Ba^{2+} i OH^- w stosunku 1 : 2.

5.2. Nazwy wodorotlenków

Nazwy wodorotlenków najczęściej tworzy się, łącząc słowo „wodorotlenek” z nazwą pierwiastka chemicznego w dopełniaczu, za którą w nawiasie podaje się stopień utlenienia tego pierwiastka, jeśli tworzy on kilka wodorotlenków, np.:

$Fe(OH)_2$ – wodorotlenek żelaza(II)

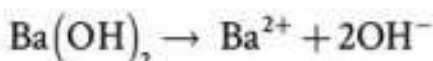
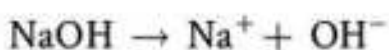
$Al(OH)_3$ – wodorotlenek glinu

$Fe(OH)_3$ – wodorotlenek żelaza(III)

KOH – wodorotlenek potasu

5.3. Wodorotlenki, które są zasadami

Tworzenie wodorotlenków jest cechą metali. Niemal każdy metal jest w stanie tworzyć wodorotlenki – zazwyczaj są to ciała stałe. Wodorotlenki rozpuszczalne w wodzie i całkowicie ulegające dysocjacji elektrolitycznej nazywa się zasadami. Na przykład:



Podczas rozpuszczania w wodzie wodorotlenku jego jony rozdzielają się i stężenie jonów OH^- wzrasta. Taki wodorotlenek jest zasadą.

Wodorotlenki litowców: litu, sodu, potasu, rubidu i cezu są najlepiej rozpuszczalnymi wodorotlenkami i najsilniejszymi zasadami. Wapń, bar i stront – wszystkie wapniowce – tworzą rozpuszczalne wodorotlenki, które są mocnymi zasadami (rys. 5.1.). Spośród nich najpowszechniejszy jest wodorotlenek wapnia $\text{Ca}(\text{OH})_2$, nazywany także wapnem gaszonym.

Zasady są śliskie w dotyku, ponieważ przekształcają w mydło część tłuszczu, który znajduje się na skórze. Wodorotlenki o silnych właściwościach zasadowych, głównie NaOH i KOH , noszą nazwę **alkaliów**, a ich wodne roztwory – **ługów**. Mają silne właściwości żrące i powodują oparzenia chemiczne. Dlatego przed rozpoczęciem doświadczenia z ługami należy założyć okulary ochronne, fartuch i rękawice oraz zastosować odpowiednią wentylację.

Wodorotlenki innych metali, takich jak: magnez, żelazo, bizmut, nikiel, kobalt i miedź, są słabo rozpuszczalne w wodzie. Z tego powodu nie mogą być zasadami.

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
1	2										
LiOH											
2											
NaOH											
3											
KOH											
4											
RbOH											
5											
CsOH											
6											
7											

Rys. 5.1. Tylko wodorotlenki metali z grupy 1 i niektóre z grupy 2 układu okresowego są zasadami. Pozostałe, a jest ich większość, słabo rozpuszczają się w wodzie, zatem nie są zasadami.

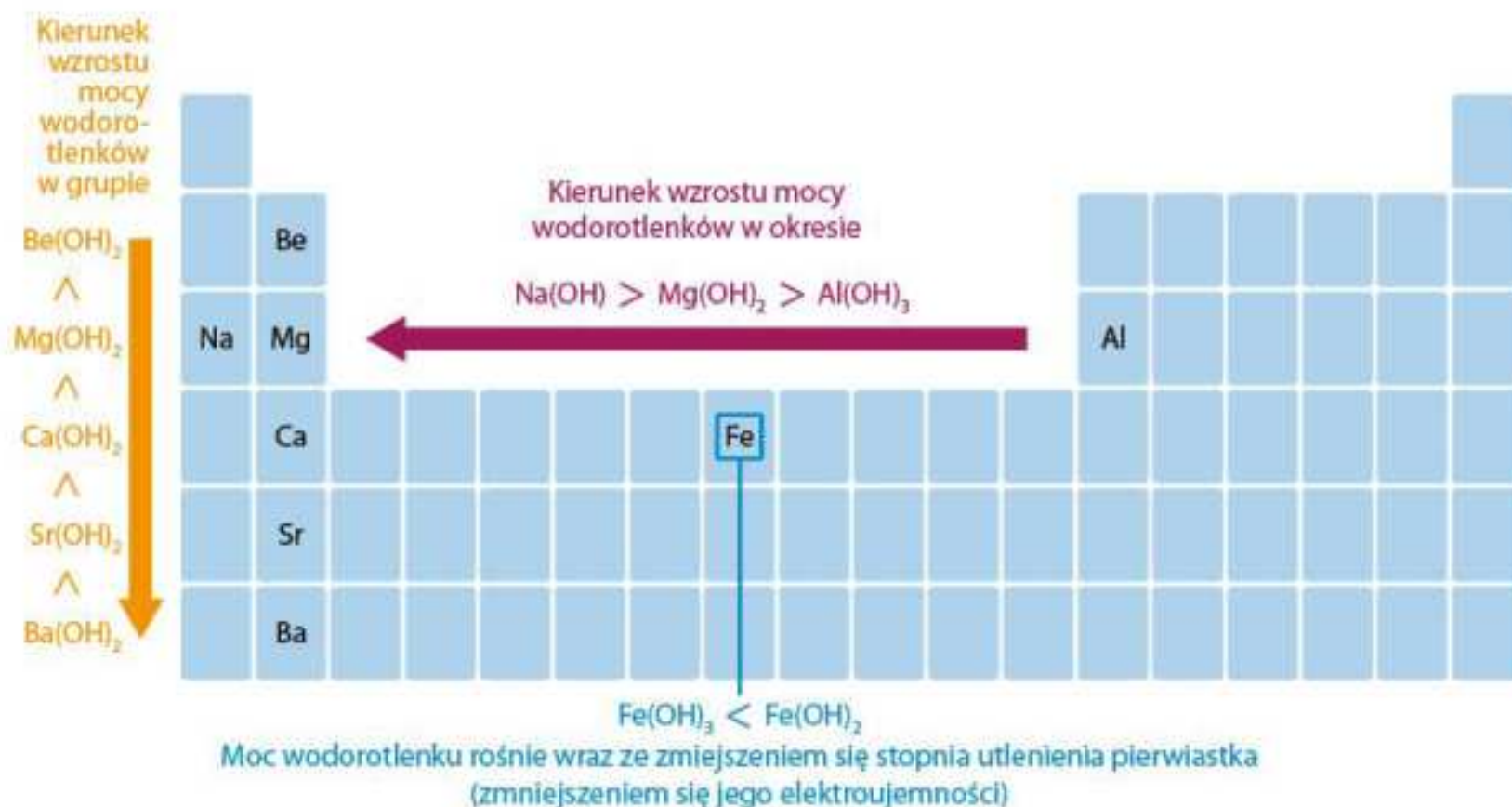
Zasady – wodorotlenki rozpuszczalne w wodzie i całkowicie ulegające dysocjacji elektrolitycznej. ❖ zasady



Rys. 5.2. Wodorotlenek sodu jest higroskopijny, śliski w dotyku i silnie żrący. Zwyczajowo jest nazywany sodą żrącą lub sodą kaustyczną.

5.4. Moc wodorotlenków

Moc wodorotlenków wśród pierwiastków tego samego okresu lub tej samej grupy układu okresowego jest tym większa, im mniej elektroujemny jest pierwiastek (rys. 5.3.).



Rys. 5.3. Moc wodorotlenków a położenie pierwiastka w układzie okresowym.

5.5. Metody otrzymywania wodorotlenków

- Reakcja metalu aktywnego chemicznie (litowce i niektóre berylowce) z wodą



Na przykład:

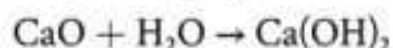


W temperaturze pokojowej reagują z wodą litowce oraz berylowce, z wyjątkiem berylu i magnezu (te reagują z gorącą wodą). Reakcje te są wysoce egzotermiczne.

- Reakcja tlenku metalu z wodą



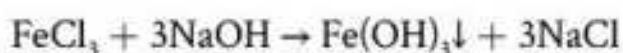
W ten sposób można otrzymać tylko wodorotlenki litowców i berylowców, z wyjątkiem wodorotlenku berylu. Na przykład:



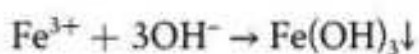
- Reakcja soli z zasadą



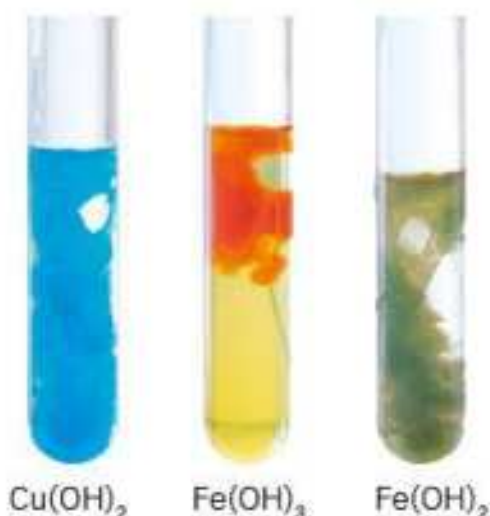
Reakcja tego typu może przebiegać tylko wówczas, gdy powstający wodorotlenek jest trudno rozpuszczalny (reakcja strącania). Na przykład:



zapis cząsteczkowy



skrócony zapis jonowy



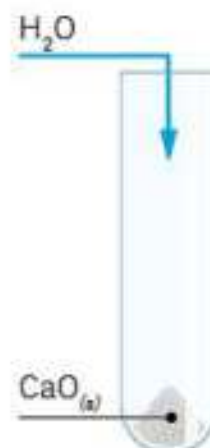
Rys. 5.4. Wytrącone osady wodorotlenków.

Doświadczenie 1.

Otrzymywanie wodorotlenku wapnia w reakcji tlenku zasadowego z wodą

Opis:

Do probówki włóż niewielką ilość tlenku wapnia, dodaj kilka cm^3 wody destylowanej i wymieszaj. Tym roztworem zwilż uniwersalny papierek wskaźnikowy.

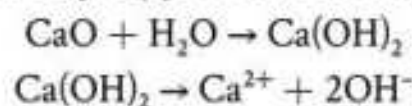


Obserwacje:

Tlenek wapnia rozpuścił się w wodzie. Powstał roztwór, który zabarwił uniwersalny papierek wskaźnikowy na niebiesko.

Wnioski:

Tlenek wapnia reaguje z wodą, dając wodorotlenek wapnia.

**Doświadczenie 2.****Otrzymywanie wodorotlenku miedzi(II) w reakcji strącania****Opis:**

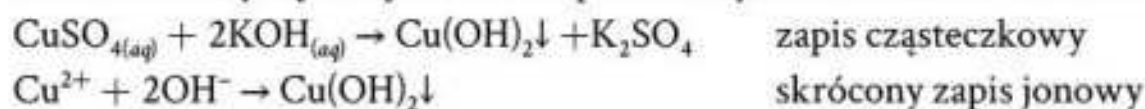
Do probówki wlej kilka cm^3 roztworu siarczanu(VI) miedzi(II). Następnie dodaj stopniowo roztwór wodorotlenku sodu o stężeniu 2 mol/dm^3 , aż wytrąci się osad.

Obserwacje:

Po zmieszaniu roztworów $\text{CuSO}_{4(aq)}$ i $\text{NaOH}_{(aq)}$ wytrącił się niebieski galaretowaty osad.

Wnioski:

W wyniku reakcji roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) z roztworem wodorotlenku sodu wytrącił się trudno rozpuszczalny osad wodorotlenku miedzi(II):

**ZADANIA DO ROZWIĄZANIA**

1. Ułóż w zeszycie równania reakcji chemicznych podanych tlenków z wodą lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.
 Na_2O , Fe_2O_3 , BaO , ZnO
2. Ułóż w zeszycie równania reakcji otrzymywania KOH dwoma sposobami.
3. Z następujących pierwiastków: Cu , Li , S , Be , Fe , Sr wybierz te, które reagują z wodą w temperaturze pokojowej, a w reakcji tej powstaje związek, którego wodny roztwór barwi fenoloftaleinę na malinowo. Napisz w zeszycie równania reakcji wybranych pierwiastków z wodą.
4. Napisz w zeszycie równania w formie cząsteczkowej i jonowej skróconej ukazujące, jak można doświadczalnie otrzymać podane substancje w reakcjach strącania.
 - a) $\text{Ni(OH)}_2\downarrow$
 - b) $\text{Cr(OH)}_3\downarrow$

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 227 ▶ • **Wodorotlenki** to związki chemiczne zbudowane z kationów metali i anionów wodorotlenkowych OH^- .
- s. 229 ▶ • **Zasady** to wodorotlenki rozpuszczalne w wodzie.
- s. 230 ▶ • Sposoby otrzymywania wodorotlenków:
aktywny metal + woda $\rightarrow$ wodorotlenek + wodór
tlenek aktywnego metalu + woda $\rightarrow$ wodorotlenek
sól 1 + zasada $\rightarrow$ sól 2 + trudno rozpuszczalny wodorotlenek
- Rozpuszczalność wodorotlenków w wodzie (patrz tabela rozpuszczalności na s. 423):
dobrze rozpuszczalne – wodorotlenki litowców i $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$
trudno rozpuszczalne – pozostałe wodorotlenki

6. Chemiczny charakter wodorotlenków

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, jakie są najważniejsze reakcje charakterystyczne wodorotlenków;
- ustalisz, jak zachowują się wodorotlenki wobec kwasów, tlenków kwasowych i niektórych metali;
- przeanalizujesz, w jaki sposób można przewidzieć przebieg reakcji wodorotlenku z solą;
- nauczysz się, jak wykazać charakter chemiczny danego wodorotlenku.

Kiedy podziwiamy przyrodę, możemy natrafić na boksyt (rys. 6.1.) – skałę, której głównym składnikiem jest wodorotlenek glinu. Jaki charakter chemiczny ma ten wodorotlenek?



Rys. 6.1. Boksyt – skała osadowa będąca głównym źródłem aluminium na świecie: a) widok na jezioro w kamieniołomie boksytu (Otranto, Włochy); b) fragment skały na zbliżeniu.

6.1. Reakcje charakterystyczne wodorotlenków

Wodorotlenki mają wiele cech wspólnych. Wszystkie wodorotlenki rozpuszczalne w wodzie są elektrolitami. W roztworze wytwarzają jony wodorotlenkowe OH^- . Na przykład:



Charakterystyczne reakcje wodorotlenków

• Reakcja z kwasami

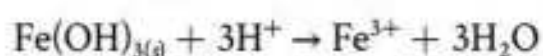
wodorotlenek + kwas $\rightarrow$ sól + woda

reakcja zobojętniania

Na przykład:



zapis cząsteczkowy

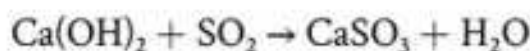


skrócony zapis jonowy

- **Reakcja z tlenkami kwasowymi**



Na przykład:



- **Reakcja z solami metali ciężkich**

Reakcja zachodzi tylko wtedy, gdy substratem jest dobrze rozpuszczalny wodorotlenek, a produktem – trudno rozpuszczalny wodorotlenek.



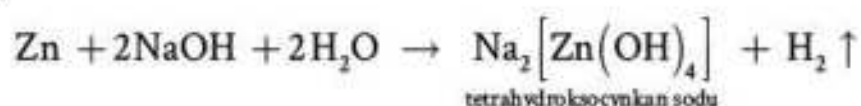
Na przykład:



- **Reakcja z niektórymi metalami**

Metale (np. Be, Al, Zn), których tlenki i wodorotlenki są amfoteryczne, rozpuszczają się w roztworach mocnych wodorotlenków, wydzielając gazowy wodór.

Na przykład:

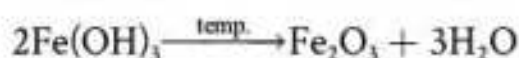
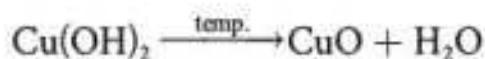


- **Rozkład termiczny**

Niektóre wodorotlenki ulegają rozkładowi pod wpływem ogrzewania.



Na przykład:



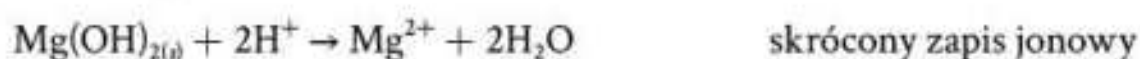
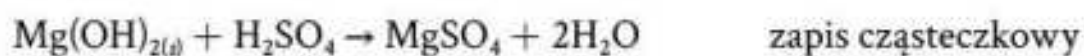
6.2. Chemiczny charakter wodorotlenków

Rozróżnia się dwa rodzaje wodorotlenków: zasadowe i amfoteryczne.

wodorotlenki
zasadowe

► **Wodorotlenki zasadowe** – wodorotlenki, które reagują z kwasami, a nie reagują z zasadami.

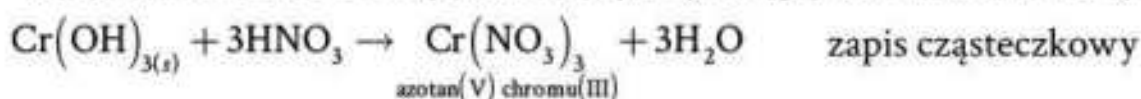
Należą do nich wodorotlenki litowców i berylówców (bez berylu) oraz niektóre wodorotlenki metali bloku *d* (na najniższym stopniu utlenienia), np.:



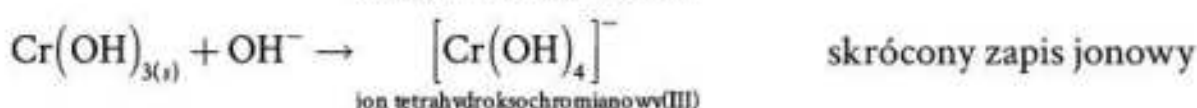
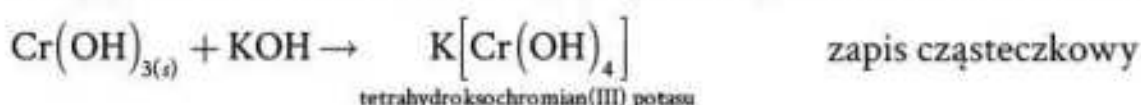
Wodorotlenki amfoteryczne – wodorotlenki, które reagują zarówno z mocnymi kwasami, jak i z zasadami.

wodorotlenki
amfoteryczne

Wodorotlenek chromu(III) jest amfoteryczny. Reaguje z kwasami, tworząc jony Cr^{3+} :



Reaguje także z zasadami, tworząc jony tetrahydroksochromianowe(III):



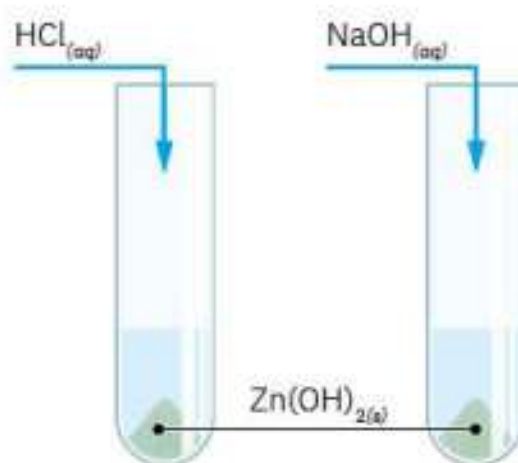
Amfoteryczny charakter mają m.in.: $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

Doświadczenie 1.

Badanie charakteru chemicznego wodorotlenku cynku

Opis:

Do dwóch probówek dodaj po 3 cm³ 1-molowego roztworu ZnSO_4 , a następnie dodaj tyle 1-molowego roztworu NaOH , aby powstał osad $\text{Zn}(\text{OH})_2$. Do jednej z probówek wlej kilka centymetrów sześciennych 1-molowego roztworu HCl , a do drugiej – tyle samo centymetrów sześciennych 1-molowego roztworu NaOH . Zawartość każdej probówki wymieszaj.

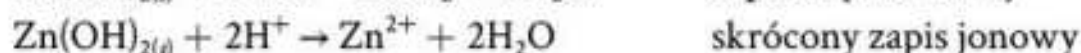
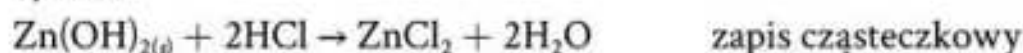


Obserwacje:

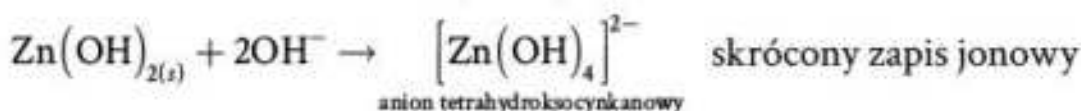
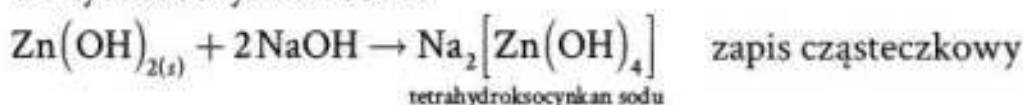
Wytrącony osad rozwinął się zarówno w roztworze kwasu, jak i w roztworze wodorotlenku.

Wnioski:

Wodorotlenek cynku reaguje z kwasem chlorowodorowym, tworząc chlorek cynku.



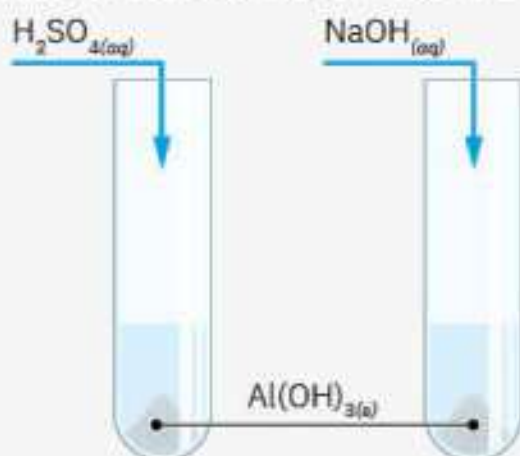
W wyniku reakcji wodorotlenku cynku z wodorotlenkiem sodu powstał tetrahydroksocynkan sodu.



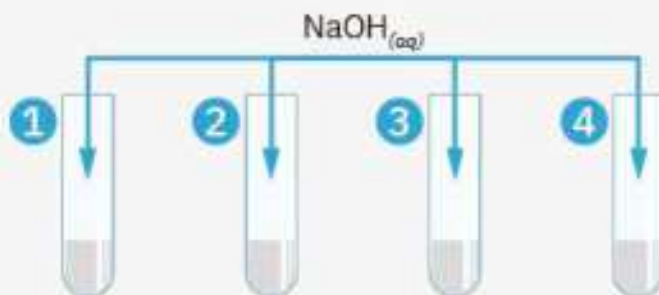
Wodorotlenek cynku ma właściwości amfoteryczne.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Napisz w zeszycie równania reakcji chemicznych, które zachodzą podczas następujących przemian:
 - a) prażenie niebieskiego osadu wodorotlenku miedzi(II),
 - b) prażenie szarzielonego wodorotlenku chromu(III).
2. Przeprowadzono doświadczenie zilustrowane poniższym schematem.



- a) Ułóż w zeszycie w formie cząsteczkowej równania reakcji chemicznych przedstawionych na schemacie.
 - b) Określ charakter chemiczny wodorotlenku glinu.
3. Ułóż w zeszycie trzy równania reakcji, w wyniku których można otrzymać siarczan(IV) wapnia. Masz do dyspozycji tlenek wapnia, tlenek siarki(IV), tlen i wodę.
 4. Przeprowadzono doświadczenie przedstawione na rysunku. Na podstawie zapisanych obserwacji ustal, w których probówkach znajdowały się następujące substancje: $\text{Mg}(\text{OH})_2$, CuSO_4 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, Zn .



- W probówce 1. wytrącił się barwny osad. W probówce 2. wydzielił się gaz. W probówce 3. brak objawów reakcji chemicznej. W probówce 4. rozpuścił się osad.
5. Napisz w zeszycie równanie reakcji zobojętniania, w wyniku której powstaje:
 - a) bromek glinu,
 - b) fosforan(V) miedzi(II).
 6. Wyjaśnij, dlaczego do transportu alkaliów nie można używać pojemników wykonanych z cynku.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Właściwości chemiczne wodorotlenków: ◀ s. 233
 - wszystkie reagują z kwasami, tworząc sól i wodę; reakcje te określa się mianem reakcji zobojętniania;
 - reagują z tlenkami kwasowymi, a produktem tego procesu są sól i woda;
 - reagują z solami, pod warunkiem że jeden z produktów jest trudno rozpuszczalny;
 - niektóre reagują z metalami, których tlenki i wodorotlenki są amfoteryczne;
 - niektóre rozkładają się pod wpływem ogrzewania.
- Ze względu na charakter chemiczny rozróżnia się dwa rodzaje wodorotlenków: ◀ s. 234
 - **wodorotlenki zasadowe** – reagują z kwasami, a nie reagują z zasadami;
 - **wodorotlenki amfoteryczne** – reagują z kwasami i zasadami oraz tworzą sole.

7. Kwasy – budowa, podział i otrzymywanie

NA TEJ LEKCJI:

- poznasz skład i budowę kwasów;
- dowiesz się, na jakie grupy dzielimy kwasy ze względu na ich budowę;
- nauczysz się, jak nazywać kwasy;
- poznasz metody otrzymywania kwasów.

Kwasy występują powszechnie w naszym otoczeniu. To właśnie one nadają kwaśny smak różnym produktom spożywczym. Ogromne ilości kwasów zużywa przemysł. W przemyśle spożywczym kwas fosforowy(V) stosuje się jako środek smakowy i konserwujący do produkcji np. coca-coli. W jaki sposób otrzymuje się kwasy?

7.1. Budowa kwasów

Wszystkie kwasy są substancjami o budowie kowalencyjnej. Cząsteczki kwasów mają ważną cechę wspólną: zawierają jeden atom (lub więcej) wodoru, a drugim fragmentem cząsteczki jest reszta kwasowa (R). Wzór ogólny kwasów można zapisać w postaci:



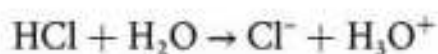
Ze względu na skład reszty kwasowej wyróżnia się:

- kwasy beztlenowe – wodne roztwory wodorków kwasowych, czyli wodorków tlenowców i fluorowców, np.: kwas siarkowodorowy $H_2S_{(aq)}$, kwas chlorowodorowy $HCl_{(aq)}$, kwas cyjanowodorowy $HCN_{(aq)}$; w ich reszcie kwasowej nie ma atomów tlenu;
- kwasy tlenowe (oksokwasy) – zawierające resztę kwasową zawierającą atom lub atomy tlenu; resztę kwasową R można przedstawić za pomocą grupy E_mO_n , wtedy wzór ogólny kwasów tlenowych przyjmie postać $H_nE_mO_n$, gdzie E jest najczęściej atomem niemetalu lub bardzo rzadko atomem metalu na wysokim stopniu utlenienia (np. kwas manganowy(VII) $HMnO_4$); atom pierwiastka kwasotwórczego jest atomem centralnym cząsteczki kwasu; do najbardziej znanych kwasów tlenowych zaliczamy: kwas siarkowy(VI) H_2SO_4 , kwas azotowy(V) HNO_3 , kwas fosforowy(V) H_3PO_4 .

Reszta kwasowa – fragment cząsteczki, który po dysocjacji elektrolitycznej stanowi anion. Wartościowość reszty kwasowej zazwyczaj odpowiada liczbie atomów wodoru w cząsteczce kwasu. reszta kwasowa

Na podstawie liczby atomów wodoru w cząsteczce kwasu, które w procesie dysocjacji elektrolitycznej przekształcają się w jony wodorowe (H^+), lub liczby atomów wodoru zdolnych do wymiany na kation metalu wyróżnia się kwasy jednoprotone i wieloprotone.

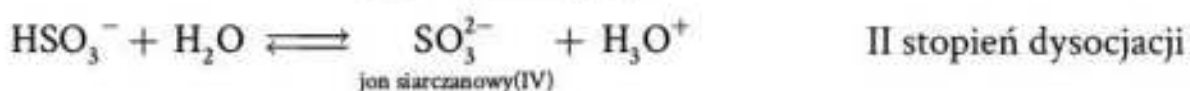
Kwasy jednoprotone uwalniają w roztworze wodnym jeden jon H^+ na cząsteczkę kwasu.



Przykładami jednoprotowych kwasów są kwas chlorowodorowy HCl i kwas azotowy(V) HNO_3 . W przypadku kwasów organicznych określenie „jednoprotone” wskazuje głównie na obecność jednej grupy kwasu karboksylowego. Kwasy te określa się też mianem monokarboksylowych. Przykładami takich kwasów organicznych są kwas mrówkowy (kwas metanowy) $HCOOH$ oraz kwas octowy CH_3COOH .

Kwasy wieloprotone z jednej cząsteczki kwasu uwalniają w procesie dysocjacji elektrolitycznej więcej niż jeden jon H^+ . Kwasy dwuprotone dysocjują na anion i dwa jony H^+ , np. H_2SO_4 . Kwasy trójprotone dysocjują na anion i trzy jony H^+ , np. H_3PO_4 .

Kwasy wieloprotone dysocjują etapowo. Liczba etapów równa jest liczbie atomów wodoru, które mogą zostać oderwane od cząsteczki kwasu. Na przykład dysocjacja dwuprotowego kwasu siarkowego(IV) przebiega w dwóch etapach:



7.2. Nazwy kwasów

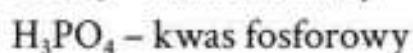
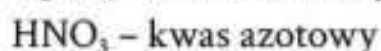
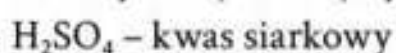
Nazwy kwasów beztlenowych składają się z dwóch wyrazów. Pierwszym jest „kwas”, a drugi tworzy się w ten sposób, że do nazwy pierwiastka kwasotwórczego dodaje się końcówkę „-wodorowy”, np.:



Dla $HCl_{(aq)}$ można zastosować zwyczajową nazwę „kwas solny”.

Aby nazwać kwasy tlenowe, stosuje się:

- nazwy zwyczajowe – są wykorzystywane w przypadku kilkunastu kwasów, m.in. tych najważniejszych w chemii:



- nazwy skrócone (z liczbą Stocka) – składają się z wyrazu „kwas” i drugiego wyrazu, który jest przymiotnikiem utworzonym od nazwy pierwiastka będącego atomem centralnym, np.: fosforowy, siarkowy; jeśli atom centralny tworzy kilka kwasów, to na końcu podaje się liczbę Stocka, określającą stopień utlenienia atomu centralnego, np. H_2SO_4 – kwas siarkowy(VI); nazwy tworzone tym systemem nie są zalecane przez Polskie Towarzystwo Chemiczne, opierające się na zaleceniach Międzynarodowej Unii Chemii Czystej i Stosowanej (International Union of Pure and Applied Chemistry, IUPAC).
- nazwy systematyczne – składają się z wyrazu „kwas” i drugiego wyrazu, który opisuje skład lub strukturę anionu i ma trzy składniki:
 - 1) opisujący liczbę atomów tlenu, np. teraokso-,
 - 2) informujący o nazwie atomu centralnego, np. siarkowy, i ewentualnie wskazujący inne atomy połączone z atomem centralnym (tab. 7.1.),
 - 3) zawierający określenie ładunku anionu zapisanego w nawiasie cyfrą arabską ze znakiem minus, która określa liczbę atomów wodoru.

Tab. 7.1. Nazwy wybranych kwasów tlenowych

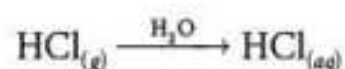
Wzór	Nazwy zwyczajowe	Nazwy kwasowe	
		systematyczne	skrócone (z liczbą Stocka)
HNO_2	–	kwas dioksoazotowy(1–)	kwas azotowy(III)
HNO_3	kwas azotowy	kwas trioksoazotowy(1–)	kwas azotowy(V)
H_2SO_3	–	kwas trioksosiarkowy(2–)	kwas siarkowy(IV)
H_2SO_4	kwas siarkowy	kwas tetraoksosiarkowy(2–)	kwas siarkowy(VI)
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	kwas tiosiarkowy	kwas trioksodiosiarkowy(2–) kwas trioksotiosiarkowy(2–)	kwas tio(-II)siarkowy(VI)
H_3PO_4	kwas fosforowy	kwas tetraoksofosforowy(3–)	kwas fosforowy(V)
HClO	–	kwas oksochlorowy(1–) kwas monooksochlorowy(1–)	kwas chlorowy(I)
HClO_2	–	kwas dioksochlorowy(1–)	kwas chlorowy(III)
HClO_3	kwas chlorowy	kwas trioksochlorowy(1–)	kwas chlorowy(V)
HClO_4	–	kwas tetraoksochlorowy(1–)	kwas chlorowy(VII)
HIO_3	–	kwas trioksojodowy(1–)	kwas jodowy(V)
H_2CO_3	kwas węglowy	kwas trioksowęglowy(2–)	kwas węglowy*
H_2CrO_4	kwas chromowy	kwas tetraoksochromowy(2–)	kwas chromowy(VI)
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	kwas dichromowy	kwas tetraoksodichromowy(2–)	kwas dichromowy(VI)
H_2SiO_3	–	kwas trioksokrzemowy(2–)	kwas metakrzemowy
H_4SiO_4	–	kwas tetraoksokrzemowy(4–)	kwas ortokrzemowy

* Liczba Stocka jest zbędna, ponieważ atom kwasotwórczy we wszystkich kwasach tego pierwiastka ma taki sam stopień utlenienia.

7.3. Metody otrzymywania kwasów

- Rozpuszczanie wodorków kwasowych w wodzie

Na przykład:

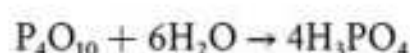


Po rozpuszczeniu chlorowodoru w wodzie otrzymuje się kwas chlorowodorowy (kwas solny). Metoda ta może być stosowana do otrzymywania większości kwasów beztlenowych.

- Reakcja tlenku kwasowego z wodą



Na przykład:



Tlenek węgla(IV) po wprowadzeniu do wody tworzy roztwór zawierający niewielkie ilości cząsteczek H_2CO_2 . Dlatego kwas węglowy czasem jest nazywany roztworem tlenku węgla(IV) w wodzie.



Doświadczenie 1.

Spalanie fosforu i otrzymywanie kwasu fosforowego(V)

Opis:

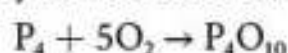
Niewielką ilość czerwonego fosforu umieścić na łyżce do spalań, zapalić i szybko wprowadzić do cylindra przykrytego szkiełkiem zegarkowym. Następnie dodać do cylindra kilka cm^3 wody destylowanej i potrząsać aż do całkowitego rozpuszczenia się zawartej w niej substancji. Zbadać, jak otrzymany roztwór barwi uniwersalny papierek wskaźnikowy.

Obserwacje:

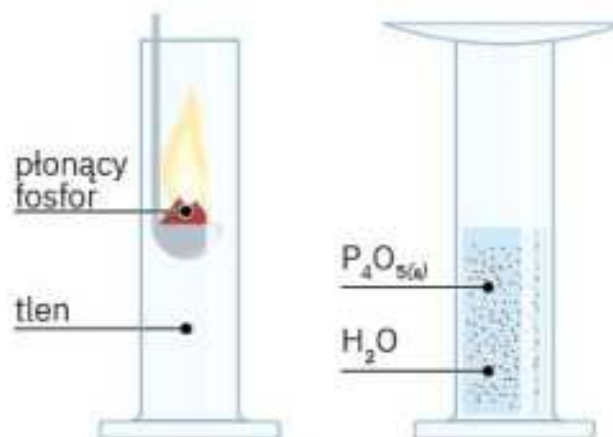
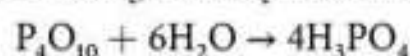
Fosfor spalał się jasnym płomieniem. Powstał przy tym biały dym, który bardzo dobrze rozpuszczał się w wodzie. Wodny roztwór zabarwił uniwersalny papierek wskaźnikowy na czerwono.

Wnioski:

Fosfor spalany w tlenie tworzy tlenek fosforu(V):



Tlenek fosforu(V) reaguje z wodą, tworząc kwas fosforowy(V):



Kwas fosforowy w przemyśle otrzymuje się w reakcji fosforanu(V) wapnia z kwasem siarkowym(VI). Źródłem fosforanu(V) wapnia są zazwyczaj minerały.



Powstająca sól jest trudno rozpuszczalna.

• Reakcja soli z kwasem

W jej wyniku powstają inna sól i inny kwas. Reakcja chemiczna zajdzie, jeśli zostanie spełniony warunek: jeden z produktów musi być trudno rozpuszczalny w wodzie lub słabo zdysocjowany.

Na przykład:



Wypierany kwas metakrzemowy jest trudno rozpuszczalny.



Wypierany kwas octowy jest słabym elektrolitem.



Doświadczenie 2.

Reakcja octanu sodu z kwasem chlorowodorowym

Opis:

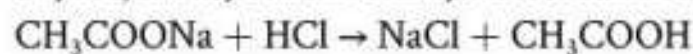
Do probówki wsyp niewielką ilość octanu sodu i dodaj ok. 5 cm³ 2-molowego roztworu kwasu chlorowodorowego. Zawartość probówki lekko ogrzej. Ostrożnie powąchaj mieszaninę reakcyjną w probówce.

Obserwacje:

Po dodaniu roztworu kwasu chlorowodorowego do octanu sodu powstał bezbarwny roztwór. W probówce stwierdzono zapach octu.

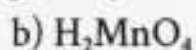
Wnioski:

W wyniku reakcji octanu sodu z kwasem chlorowodorowym powstają słabo zdysocjowany kwas octowy i chlorek sodu.



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Podaj nazwy kwasów o podanych wzorach.



2. Napisz w zeszycie wzory sumaryczne i nazwy kwasów, od których pochodzą podane sole.
a) $\text{Pb}(\text{Cr}_2\text{O}_7)_2$ b) $\text{Fe}_2(\text{CrO}_4)_3$ c) LiClO_2
3. W związku chemicznym $\text{H}_x\text{S}_y\text{O}_z$ stosunek $x : y$ wynosi $2 : 1$, a stosunek $x : z$ wynosi $1 : 2$. Ustal wzór tego związku.
4. Ustal stosunek atomów wodoru do anionów reszt kwasowych w cząsteczkach kwasów dwuprotonowych i trójprotonowych. Podaj po dwa przykłady takich kwasów.
5. Jeden z pierwiastków: Al, P lub Si w reakcji z tlenem tworzy związek chemiczny, który z wodą tworzy kwas. Ułóż w zeszycie równanie reakcji tego tlenku z wodą i napisz nazwę produktu.
6. Ustal wzór sumaryczny tlenku, który w reakcji z wodą daje podany kwas.
a) kwas azotowy(III)
b) kwas azotowy(V)
c) kwas siarkowy(IV)
7. Uzupełnij w zeszycie podane schematy reakcji wzorami brakujących substancji oraz współczynnikami stechiometrycznymi.
a) $\text{CaF}_2 + \dots \rightarrow \dots + \text{HF}$
b) $\dots + \dots \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{H}_2\text{S}$

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Wzór ogólny kwasów to H_nR , gdzie R – reszta kwasowa, n – liczba atomów wodoru. ◀ s. 238
- Kwasy mają wiązania kowalencyjne między wszystkimi atomami. ◀ s. 238
- Kwasy tlenowe można otrzymać w reakcjach typu: ◀ s. 241
 - tlenek kwasowy + woda $\rightarrow$ kwas tlenowy;
 - sól z kwasem, jeśli jeden z produktów jest słabo rozpuszczalny w wodzie lub jest słabym elektrolitem.

8. Właściwości kwasów

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, które kwasy są utleniające, a które nieutleniające;
- nauczysz się, jakie są najważniejsze reakcje charakterystyczne dla kwasów;
- sprawdzisz, jak zachowują się kwasy wobec metali, tlenków metali, wodorotlenków i soli;
- dowiesz się, jak można przewidzieć przebieg reakcji kwasu z solą.

Kwasy są odrębną klasą związków chemicznych ze względu na swoje właściwości. Jakie właściwości są wspólne dla wszystkich kwasów, a jakie dotyczą tylko niektórych z nich?

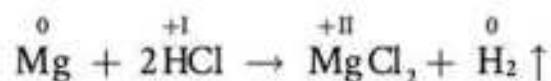
Kwasy mają wiele cech wspólnych. Wszystkie kwasy rozpuszczalne w wodzie są elektrolitami. W roztworze przenoszą jon wodoru H^+ na cząsteczkę wody, tworząc jon oksoniowy H_3O^+ , np.:



Atom wodoru, który może zostać uwolniony jako H^+ , jest nazywany kwasowym atomem wodoru.

8.1. Właściwości utleniające kwasów

Kwasy, w których tylko atomy wodoru mogą ulegać redukcji, nazywa się kwasami nieutleniającymi. Redukcja atomu wodoru to wypieranie gazowego wodoru z cząsteczki kwasu, np.:



Do kwasów nieutleniających należą m.in.:

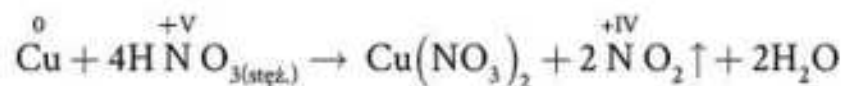
- wszystkie kwasy beztlenowe, np.: kwas chlorowodorowy HCl , kwas bromowodorowy HBr ,
- kwas fosforowy(V) H_3PO_4 ,
- rozcieńczony kwas siarkowy(VI) H_2SO_4 ,
- kwasy karboksylowe, np.: kwas mrówkowy $HCOOH$, kwas octowy CH_3COOH itp.

kwasy
nieutleniające

► **Kwasy nieutleniające** – kwasy, w których tylko atomy wodoru mogą ulegać redukcji.

Z kolei kwasy utleniające są silnymi utleniaczami. Wszystkie kwasy mogą działać utleniająco, ponieważ kwasowy atom wodoru można zredukować do gazowego

wodoru. Kwasy utleniające dysocjują, dając aniony o znacznie silniejszych właściwościach utleniających niż kwasowy atom wodoru. W wyniku reakcji kwasu azotowego z miedzią redukcji ulega azot w jonie NO_3^- , dając tlenek azotu(IV):



Do kwasów utleniających należą:

- stężony roztwór kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4 ,
- rozcieńczony i stężony roztwór kwasu azotowego(V) HNO_3 .

Kwasy utleniające – kwasy, których reszta kwasowa ma zdolność do redukcji się, ponieważ zawiera co najmniej jeden atom o wyższym stopniu utlenienia. ◀ kwasy utleniające

8.2. Reakcje charakterystyczne kwasów

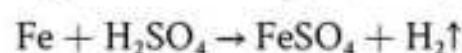
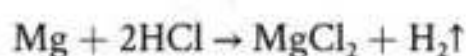
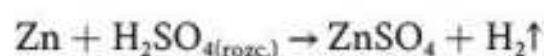
Do najważniejszych charakterystycznych reakcji kwasów należą reakcje z:

- metalami,
- wodorotlenkami, określane jako reakcje zobojętniania,
- tlenkami zasadowymi (metali),
- niektórymi solami.

Reakcje kwasów z metalami

Kwasy reagują z większością metali, ale produkty reakcji mogą być różne zależnie od charakteru użytego kwasu i metalu (patrz dział VI, rozdział 7. Reakcje metali z kwasami). ◀ reakcje kwasów z metalami

Na przykład:

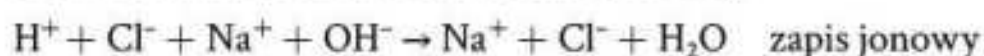


Reakcja kwasów z wodorotlenkami (reakcja zobojętniania)

Każdy kwas może tworzyć sole, jeśli wymieni kation H^+ na jon metalu w reakcji z wodorotlenkami. ◀ reakcje kwasów z wodorotlenkami



W powyższym przykładzie kwas, wodorotlenek i sól są mocnymi elektrolitami, więc są w roztworze całkowicie zdysocjowane. Równanie reakcji chemicznej można zatem przedstawić w postaci jonowej:



Jony Na^+ i Cl^- pojawiają się po obu stronach równania jonowego. Nie biorą udziału w reakcji zobojętniania i mogą być pominięte. Otrzymujemy reakcję jonową między jonami H^+ i jonami OH^- , która prowadzi do utworzenia cząsteczki wody.



Każda inna reakcja kwasu z wodorotlenkiem przebiegająca w środowisku wodnym może być sprowadzona do tego samego prostego równania.

Ogólny schemat reakcji kwasu z wodorotlenkiem:



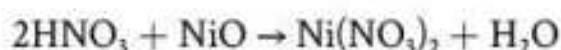
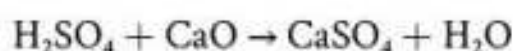
Reakcja kwasów z tlenkami metali

W reakcjach zobojętniania mogą brać udział również tlenki metali o charakterze zasadowym. W wyniku tych reakcji chemicznych powstają sól i woda.

reakcje kwasów
z tlenkami metali



Na przykład:

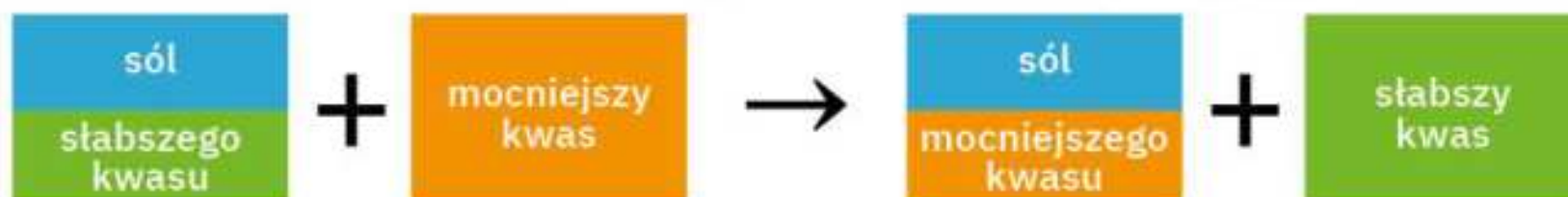
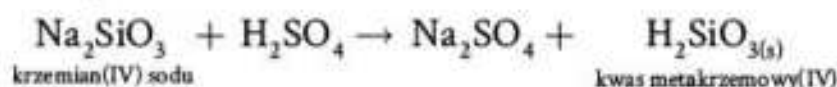
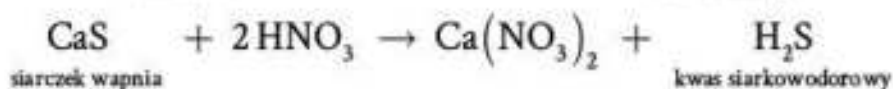
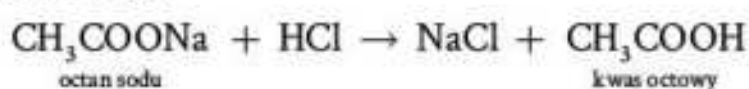


W wielu przypadkach, aby reakcja zaszła, konieczne jest ogrzewanie.

Reakcja kwasów z solami

reakcje kwasów
z solami

Kwas reaguje z solą tylko wtedy, gdy sól pochodzi od kwasu o mniejszej mocy niż działający na nią kwas, np.:



Rys. 8.1. Schematyczne przedstawienie jakościowej reakcji wypierania z soli słabszego kwasu przez mocniejszy kwas.

Doświadczenie 1.

Reakcja kwasu chlorowodorowego z węglanem sodu i siarczanem(VI) sodu

Opis:

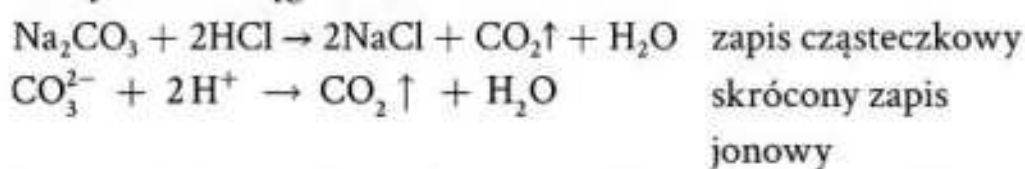
W jednej probówce umieść pół łyżeczki węglanu sodu, a w drugiej – taką samą ilość siarczanu(VI) sodu. Następnie do każdej z probówek dodaj 5 cm³ 2-molowego roztworu kwasu chlorowodorowego.

Obserwacje:

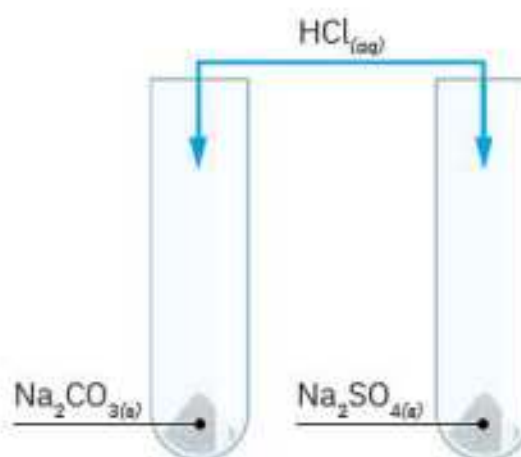
Węglan sodu rozwinął się w roztworze kwasu chlorowodorowego. Reakcji towarzyszyło wydzielanie się gazu. W probówce zawierającej siarczan(VI) sodu i roztwór kwasu chlorowodorowego nie zaobserwowano zmian.

Wnioski:

Węglan sodu, który jest solą słabego kwasu (kwasu węglowego), reaguje z mocnym kwasem chlorowodorowym, tworząc chlorek sodu i nietrwały kwas węglowy, który rozkłada się na wodę i tlenek węgla(IV).



Siarczan(VI) sodu jest solą mocnego kwasu (kwasu siarkowego(VI)), dlatego z kwasem chlorowodorowym nie reaguje.



Ryc. 8.2. Węglan sodu rozwinął się w roztworze kwasu chlorowodorowego z wydzielaniem tlenu węgla(IV).

8.3. Inne właściwości kwasów

Podczas pracy z kwasami należy zachować dużą ostrożność. Wiele z nich ma właściwości żrące, silnie korozyjne, powodujące oparzenia chemiczne. Należy chronić oczy i skórę przed kontaktem z kwasem. W celu uzyskania roztworu mniej stężonego miesza się stężony kwas z wodą. Należy przy tym postępować zgodnie z regułą mówiącą, że stężony kwas wlewa się do wody.

Ryc. 8.3. Właściwości żrące kwasów są wykorzystywane przy wytrawianiu precyzyjnych wzorów na krzemowych elementach układów scalonych.



Inne właściwości i zastosowania kwasów

Właściwości



Stężony **kwas siarkowy(VI)** jest bezbarwną, oleistą cieczą, bez zapachu i prawie dwa razy cięższą od wody, $d=1,84 \text{ g/cm}^3$. Ma właściwości żrące. Zwęgla cukier, drewno i tkaniny.



Kwas fosforowy(V) jest substancją stałą, krystaliczną, bezbarwną. Temperatura topnienia $t=43^\circ\text{C}$. Dobrze rozpuszcza się w wodzie. Działa drażniąco na skórę i błony śluzowe.



Kwas chlorowodorowy jest bezbarwną cieczą. Stężony, dymi w wilgotnym powietrzu. Stężony, jest 36% roztworem wodnym, $d=1,19 \text{ g/cm}^3$. Ma ostry, duszący zapach.



Kwas azotowy(V) jest bezbarwną cieczą. Stężony, dymi na powietrzu. Miesza się z wodą w dowolnym stosunku, $d=1,4 \text{ g/cm}^3$. Jest nietrwały, rozkłada się w temperaturze pokojowej, wydzielając NO_2 . Jeśli jest przechowywany przez dłuższy czas, zyskuje charakterystyczne brązno-brązowe zabarwienie.



H_2SO_3 jest kwasem nietrwałym, łatwo rozkłada się na SO_2 i H_2O , dlatego w stanie wolnym nie został wyodrębniony.



H_2CO_3 jest związkiem bardzo nietrwałym, istnieje jedynie w bardzo rozcieńczonych roztworach wodnych. Roztwór wodny **kwasu węglowego** znany jest pod nazwą wody sodowej.

Zastosowanie

H_2SO_4 ma ogromne zastosowanie niemal w każdej gałęzi przemysłu chemicznego, szczególnie w:

- produkcji nawozów sztucznych, głównie rozpuszczalnych nawozów fosforowych i siarczanu amonu,
- produkcji farb, szczególnie białych i innych farb kryjących (zawierających tlenek tytanu (IV), przy produkcji którego wykorzystuje się H_2SO_4),
- usuwaniu rdzy ze stali przed malowaniem,
- produkcji innych kwasów, np. kwasu chlorowodorowego,
- produkcji substancji organicznych, takich jak barwniki, lekarstwa i materiały wybuchowe.



Jest stosowany głównie do produkcji nawozów fosforowych, takich jak wodorofosforany(V) i diwodorofosforany(V). Jest także składnikiem wielu odrdzewiaczy.



HCl (nazwa zwyczajowa – kwas solny) silnie koroduje metale, dlatego jest przepompowywany przez szklane lub plastikowe rury i w szklanych lub plastikowych naczyniach należy go przechowywać. Jest stosowany w przemyśle metalurgicznym, włókienniczym, chemicznym, spożywczym, tworzyw sztucznych, cukrowniczym. Wykorzystuje się go do produkcji tworzyw sztucznych, barwników organicznych, ekstrakcji rud oraz do czyszczenia kamienia i powierzchni metali.



HNO_3 ma właściwości żrące. Stężony roztwór zapala drewno, papier i słomę. Powoduje żółknięcie i niszczenie wełny, jedwabiu i skóry, co jest wynikiem reakcji z białkami zawartymi w tych materiałach. HNO_3 wykorzystuje się do wyrobu nawozów sztucznych, jedwabiu sztucznego, barwników, leków.



Kwas siarkowy(IV) H_2SO_3 ma właściwości wybielające, które wykorzystuje się do bielenia słomy, wełny i płótna. Znalazł zastosowanie w produkcji środków dezynfekujących i konserwujących, a także w przemyśle włókienniczym.

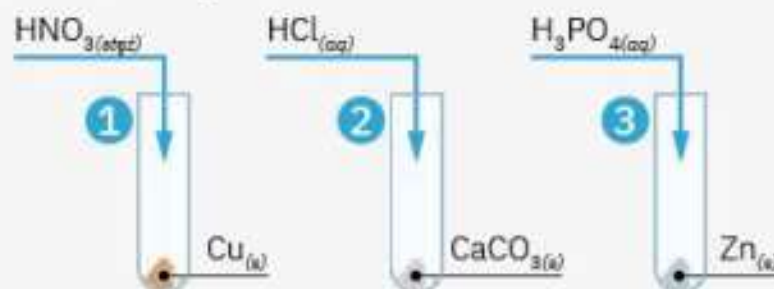


Gazowana woda mineralna jest roztworem bardzo słabego, nietrwałego kwasu węglowego.



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij, dlaczego roztwór chlorowodoru w wodzie ma właściwości kwasowe.
2. Spośród podanych tlenków wybierz te, które reagują z wodą, dając kwas: a) utleniający, b) trójprotonowy. Ułóż w zeszycie równania reakcji tych tlenków z wodą.
 $\text{SO}_3, \text{N}_2\text{O}_5, \text{P}_4\text{O}_{10}, \text{K}_2\text{O}, \text{CuO}, \text{FeO}$
3. W zlewce umieszczono rozcieńczony roztwór kwasu azotowego(V) i dodano zielone kryształy węglanu niklu(II).
 - a) Wyjaśnij, dlaczego zlewka powinna być większa niż objętość użytego kwasu.
 - b) Ułóż w zeszycie równanie zachodzącej reakcji chemicznej.
4. Do 25 cm^3 roztworu kwasu azotowego(V) o stężeniu 2 mol/dm^3 wprowadzono tlenek niklu(II). Oblicz masę kwasu azotowego(V) potrzebną do rozтворzenia $7,5 \text{ g}$ tlenku niklu(II).
5. Uzupełnij w zeszycie podane schematy reakcji brakującymi wzorami substancji oraz współczynnikami stechiometrycznymi.
 - a) $\text{Na}_2\text{S} + \dots \rightarrow \text{NaCl} + \dots$
 - b) $\text{NaOH} + \dots \rightarrow \text{NaHSO}_3 + \dots$
 - c) $\dots + \dots \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{CH}_3\text{COOH}$
6. W celu zbadania właściwości niektórych kwasów przeprowadzono doświadczenia, których przebieg zilustrowano na rysunku.



Napisz w zeszycie, jakie zmiany zaobserwowano w poszczególnych probówkach. Ułóż równania zachodzących reakcji w formie cząsteczkowej.

PODSUMOWANIE LEKCJI

Do właściwości chemicznych kwasów należy zdolność do wchodzenia w reakcje z:

- s. 245 ▶ • niektórymi metalami – w tym procesie powstają różne produkty reakcji, zależnie od charakteru użytego kwasu i metalu;
- s. 245 ▶ • wodorotlenkami – w takiej reakcji powstają sole i woda; taką reakcję określa się jako reakcję zobojętniania;
- s. 246 ▶ • tlenkami zasadowymi – produktem tych reakcji są sól i woda;
- s. 246 ▶ • solami, których reszta kwasowa pochodzi od słabszego kwasu.

9. Moc kwasów

NA TEJ LEKCJI:

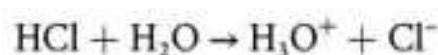
- dowiesz się, czym różni się kwas mocny od słabego;
- nauczysz się, od jakich czynników zależy moc kwasów;
- dowiesz się, jak elektroujemność i stopień utlenienia atomu centralnego wpływają na moc kwasów tlenowych;
- określisz, jak zmienia się moc kwasów beztlenowych w okresach i grupach układu okresowego pierwiastków;
- wskażesz, jak zmienia się moc kwasów tlenowych w okresach i grupach układu okresowego pierwiastków.

Czy stwierdzenie „mocny kwas to stężony kwas” jest poprawne?

9.1. Czym jest moc kwasów?

Wszystkie kwasy rozpuszczalne w wodzie są elektrolitami. W zależności od łatwości, z jaką zachodzi dysocjacja jonu wodorowego H^+ , kwasy dzieli się na słabe i mocne.

Mocne kwasy w roztworze wodnym występują niemal wyłącznie w postaci jonów. W roztworach mocnych kwasów praktycznie nie ma cząsteczek kwasu. Na przykład kwas chlorowodorowy jest mocnym kwasem. W roztworze wodnym prawie wszystkie cząsteczki chlorowodoru ulegają dysocjacji elektrolitycznej. W równaniu reakcji dysocjacji symbolizuje to strzałka, która wskazuje tylko na prawo:



Istnieje tylko kilka mocnych kwasów. Pozostałe są uważane za słabe kwasy.

Do mocnych kwasów należą:

- kwas chlorowodorowy $HCl_{(aq)}$
- kwas bromowodorowy $HBr_{(aq)}$
- kwas jodowodorowy $HI_{(aq)}$
- kwas azotowy(V) $HNO_{3(aq)}$
- kwas chlorowy(VII) $HClO_{4(aq)}$
- kwas siarkowy(VI) $H_2SO_{4(aq)}$ (tylko w pierwszym etapie dysocjacji jonowej).
pierwszy etap: $H_2SO_4 + H_2O \rightarrow HSO_4^- + H_3O^+$
drugi etap: $HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons SO_4^{2-} + H_3O^+$
(HSO_4^- jest słabym kwasem, $K_{a2} = 1,2 \cdot 10^{-2}$ *)

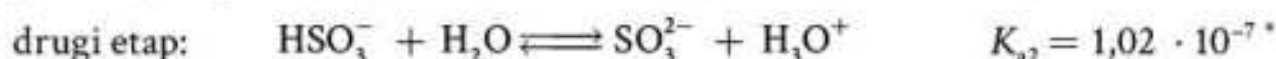
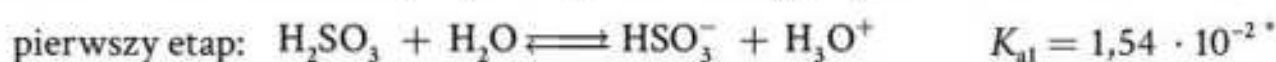
* A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2010.

Słabe kwasy w roztworze wodnym tylko częściowo ulegają dysocjacji elektrolitycznej. W roztworach słabych kwasów występują głównie cząsteczki kwasu oraz niewielkie ilości kationów oksoniowych i anionów kwasu. Kwas azotowy(III) to słaby kwas. Strzałka reakcji w równaniu reakcji dysocjacji elektrolitycznej wskazuje oba kierunki:



Słabych kwasów jest dużo więcej niż mocnych. Do słabych kwasów należą np.: kwas fluorowodorowy HF, kwas siarkowodorowy H_2S , kwas fosforowy(V) H_3PO_4 , a także organiczne kwasy karboksylowe (ogólny wzór RCOOH), takie jak kwas octowy CH_3COOH lub mrówkowy HCOOH .

Dysocjacja elektrolityczna słabych kwasów wieloprotonowych przebiega etapowo. Pierwszy etap dysocjacji ma większą wydajność od drugiego etapu. Usunięcie dodatniego jonu wodorowego z obojętnej cząsteczki jest znacznie łatwiejsze niż z ujemnie naładowanego jonu. Dlatego pierwszy etap dysocjacji zachodzi w znacznie większym stopniu niż drugi, np.:



W rezultacie w wodnym roztworze kwasu siarkowego(IV) stężenie poszczególnych cząstek zawierających siarkę maleje w szeregu:



9.2. Moc kwasu a jego stężenie

moc kwasu ➤ Określenia „mocny kwas”, „słaby kwas” odnoszą się do stopnia dysocjacji elektrolitycznej, a określenia „stężony kwas”, „rozcieńczony kwas” – do liczby moli w 1 dm^3 roztworu. Istnieją roztwory, w których stężenie kwasu jest małe, ale następuje całkowity rozpad jego cząsteczek na jony, np.:

- roztwór kwasu chlorowodorowego o stężeniu $0,001 \text{ mol/dm}^3$ jest rozcieńczonym roztworem mocnego kwasu,
- roztwór kwasu octowego o stężeniu 17 mol/dm^3 jest stężonym roztworem słabego kwasu.

9.3. Wpływ elektroujemności i stopnia utlenienia atomu centralnego na moc kwasów tlenowych

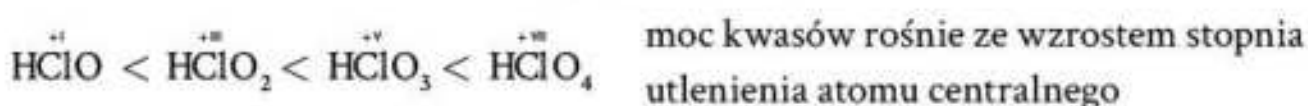
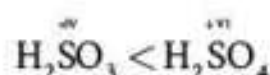
moc kwasów tlenowych ➤ Moc kwasów tlenowych rośnie ze wzrostem elektroujemności centralnego atomu zarówno w okresach, jak i w grupach układu okresowego (tab. 9.1.).

* A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Warszawa 2010.

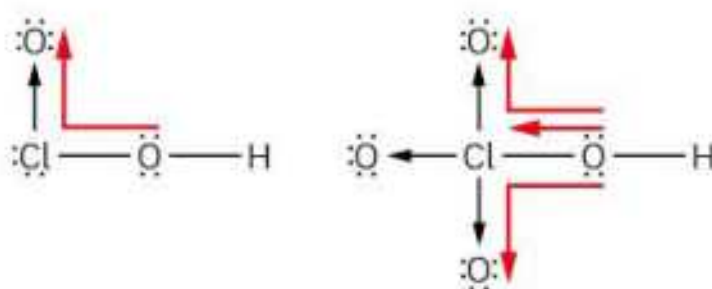
Tab. 9.1. Zależność mocy kwasu od elektroujemności atomu centralnego

Kwas	Stała dysocjacji pierwszego etapu K_{a1}	Elektroujemność atomu centralnego	Zależność w grupach i okresach	Ogólna zależność
HNO ₃	mocny	3,0	W grupie moc kwasu maleje ze wzrostem liczby atomowej, gdyż maleje elektroujemność atomu centralnego.	Im bardziej elektroujemny atom centralny, tym mocniejszy kwas.
H ₃ PO ₄	$7,5 \cdot 10^{-3}$	2,2		
H ₃ AsO ₄	$1,0 \cdot 10^{-7}$	2,0		
H ₂ SiO ₃	$5,0 \cdot 10^{-11}$	1,9	W okresie ze wzrostem liczby atomowej moc kwasu rośnie, gdyż rośnie elektroujemność atomu centralnego.	
H ₃ PO ₄	$7,5 \cdot 10^{-3}$	2,2		
H ₂ SO ₄	mocny	2,6		
HClO ₄	mocny	3,2		

W niektórych kwasach tlenowych zmienia się liczba atomów tlenu (jak w wypadku kwasów siarkowych czy kwasów chlorowych). Stwierdzono, że w takich kwasach jest zachowana prawidłowość: im większa jest liczba atomów tlenu przyłączonych do atomu centralnego, tym mocniejszy jest kwas. Ze wzrostem liczby atomów tlenu stopień utlenienia atomu centralnego się zwiększa. Można więc powiedzieć, że moc kwasów rośnie ze wzrostem stopnia utlenienia atomu centralnego. Ilustrują to przykłady:



Każdy kolejny atom tlenu w cząsteczce kwasu pomaga odciągnąć elektrony od atomu wodoru z wiązania O–H. Wiązanie to staje się bardziej polarne i jon wodoru może zostać łatwiej przekazany cząsteczce wody (rys. 9.1.).



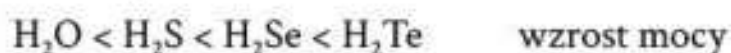
Rys. 9.1. Budowa słabego kwasu HClO₂ i mocnego kwasu HClO₄. Czerwone strzałki wskazują kierunek przesunięcia elektronów od wiązania O–H.

Moc kwasów beztlenowych zależy od elektroujemności pierwiastka tworzącego kwas i energii wiązania wodór–niemetal (H–R). ◀ moc kwasów beztlenowych

Wśród kwasów tworzonych przez pierwiastki tego samego układu okresowego wraz ze wzrostem elektroujemności niemetalu rośnie moc kwasu. Kierunek tej zmiany wskazuje, że rośnie polarność wiązania H–R. Zatem HCl_(aq) jest mocniejszym kwasem niż H₂S_(aq), a HBr_(aq) jest mocniejszy niż H₂Se_(aq).



W kwasach beztlenowych tej samej grupy dominującym czynnikiem kierunku zmian mocy kwasu jest energia wiązania wodór–niemetal w cząsteczce kwasu. Im energia wiązania H–R jest mniejsza, tym łatwiej jon wodoru może zostać przekazany cząsteczce wody i mocniejszy jest kwas. Ze wzrostem liczby atomowej niemetalu, czyli przy przejściu w dół grupy, energia wiązania wodór–niemetal maleje.



Przykład 1.

W każdej parze wskaż mocniejszy kwas.

- a) H_2S i H_2Se
- b) H_3PO_3 i H_3PO_4
- c) HIO i HBrO

Rozwiązanie:

- a) Na początku określamy typ kwasów, których moc porównujemy. Są to kwasy beztlenowe. Należy wziąć pod uwagę, że oba niemetale wchodzące w skład kwasu znajdują się w tej samej grupie układu okresowego. O ich mocy decyduje energia wiązania wodór–niemetal w cząsteczce kwasu, która maleje ze wzrostem liczby atomowej niemetalu. Jest to równoznaczne ze wzrostem mocy kwasu: H_2Se jest mocniejszym kwasem od H_2S .
- b) Oba kwasy tlenowe mają ten sam centralny pierwiastek. Większą liczbę atomów tlenu w cząsteczce ma kwas H_3PO_4 , co powoduje, że jest mocniejszym kwasem od H_3PO_3 .
- c) Są to kwasy tlenowe zawierające różne centralne atomy. Brom jest bardziej elektroujemny niż jod, co powoduje, że HBrO jest mocniejszy od HIO .

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij, jaka jest różnica między mocnym kwasem a słabym kwasem.
2. Ustal, który kwas z podanych par jest mocniejszy.
 - a) HF czy HI
 - b) HClO_2 czy HClO_3
 - c) H_2SeO_4 czy H_2AsO_4
3. Uszereguj podane kwasy według malejącej mocy: HBrO , HClO , HIO .
4. Uszereguj podane kwasy według rosnącej mocy: H_2SO_4 , H_3PO_4 , HClO_4 , H_4SiO_4 .
5. Dany jest rozcieńczony roztwór kwasu fosforowego(V). Ustal:
 - a) jakich jonów jest najwięcej w wodnym roztworze tego kwasu,
 - b) jakich jonów jest najmniej w wodnym roztworze tego kwasu.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Wszystkie kwasy po wprowadzeniu do wody powodują wzrost stężenia jonów H_3O^+ .

◀ s. 251

Mocne kwasy	
beztlenowe	tlenowe
$\text{HCl}_{(aq)}$	HNO_3
$\text{HBr}_{(aq)}$	HClO_4
$\text{HI}_{(aq)}$	H_2SO_4 (pierwszy etap dysocjacji elektrolitycznej)

- Moc kwasów tlenowych:

◀ s. 252

- rośnie ze wzrostem elektroujemności atomu centralnego zarówno w grupach, jak i w okresach układu okresowego pierwiastków;
- rośnie ze wzrostem liczby atomów tlenu związanych z pierwiastkiem centralnym.

- Moc kwasów beztlenowych:

◀ s. 253

- w okresie układu okresowego rośnie ze wzrostem elektroujemności pierwiastka tworzącego kwas;
- w grupie układu okresowego rośnie ze zmniejszaniem się energii wiązania wodór–niemetal, co jest równoznaczne ze wzrostem mocy kwasu wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastka.

10. Sole – budowa, podział i otrzymywanie

NA TEJ LEKCJI:

- poznasz skład i budowę soli;
- dowiesz się, co to są sole proste, podwójne, wodorosole, hydroksosole i hydraty;
- nauczysz się, jak można otrzymać hydroksosól, a jak – wodorosól;
- dowiesz się, na czym polega hydratacja i dehydratacja;
- nauczysz się nazywać sole na podstawie wzoru chemicznego;
- poznasz sposoby otrzymywania soli;
- dowiesz się, jak oceniać możliwość przebiegu reakcji chemicznej między dwoma solami.

Świat soli to nie tylko sól kamienna, nazywana przez chemików chlorkiem sodu, lecz także tysiące związków chemicznych o podobnej budowie. Wiele z nich występuje w skorupie ziemskiej w postaci minerałów. Sole rozpuszczone w wodzie znajdują się w wodach naturalnych i nadają im określony smak, a często również właściwości lecznicze. Jak zbudowane są sole? Czy sole można podzielić na grupy, biorąc pod uwagę ich skład?

10.1. Budowa i podział soli

Sole mają budowę jonową. Ich kryształy zbudowane są z kationów metalu (M) lub kationów amonowych NH_4^+ i anionów reszt kwasowych (R).



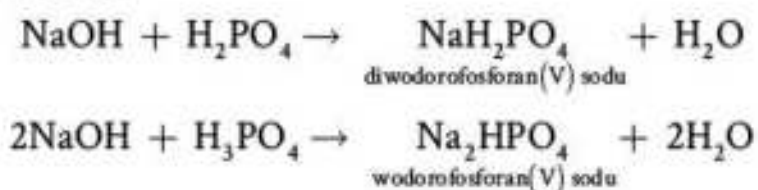
m, n – współczynniki stechiometryczne

Wśród soli można wyróżnić:

- sole proste** ▶ • **sole proste (obojętne)** – zbudowane z kationu prostego (np. Na^+ lub Cu^{2+}) lub złożonego (np. NH_4^+) oraz anionu prostego (np. Cl^- lub S^{2-}) lub złożonego (np. SO_4^{2-}), przykładami tych soli są: Na_2S , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; sole proste powstają, gdy kwas i zasada ulegają zobojętnieniu; jony wodorowe są całkowicie zastępowane przez jony metalu:
- $$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$
- wodorosole** ▶ • **wodorosole** – zbudowane z kationu prostego (np. Na^+ lub Cu^{2+}) oraz anionu zawierającego w swoim składzie atom wodoru (np. HCO_3^- , HSO_4^-); atom wodoru w tych anionach jest związany kowalencyjnie z pozostałą częścią jonu i nie stanowi odrębnego kationu H^+ , dlatego sole te należą do soli prostych

o złożonym anionie, np. $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, gdzie Ca^{2+} to kation prosty, a HCO_3^- to anion złożony; ich skład podlega regule krzyżowej.

Wodorosole można otrzymać w wyniku niecałkowitego zobojętnienia wieloprotonowych kwasów. Na przykład trójprotonowy kwas fosforowy(V) tworzy dwie różne wodorosole:



Wodorosole są z reguły lepiej rozpuszczalne w wodzie niż sole proste. Na przykład węglan wapnia CaCO_3 jest trudno rozpuszczalny w wodzie, natomiast wodorowęglan wapnia $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ – dobrze.

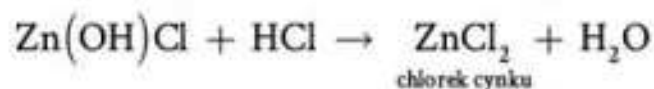
Sole podwójne zawierają dwa rodzaje kationów (np. NH_4^+ i Fe^{2+}) lub dwa rodzaje anionów (np. Cl^- i CO_3^{2-}). Przykładami takich soli są: $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$, $\text{Pb}_2\text{Cl}_2\text{CO}_3$. Sole podwójne muszą spełniać regułę elektroobojętności.

- **hydroksosole** – o ogólnym wzorze $M_n(\text{OH})_mR_m$; zawierają w swoim składzie kation oraz dwa rodzaje anionów – jednym jest grupa wodorotlenkowa OH^- ; ze względu na obecność dwóch anionów hydroksosole należą do soli podwójnych.

Hydroksosole powstają w wyniku niecałkowitego zobojętniania wodorotlenków wielohydroksylowych, np.:



Jeśli na hydroksosole działa się kwasami, można otrzymać sole proste, np.:



Hydroksosole są z reguły trudniej rozpuszczalne w wodzie niż sole proste.



Rys. 10.1. Często spotykaną hydroksosolą jest patyna – zielonkawy nalot pokrywający przedmioty miedziane poddane działaniu wilgotnego powietrza. Zazwyczaj jest to węglan diwodorotlenek dimiedzi(II) $\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$.

to siarczan(VI). Nazwy soli kwasów beztlenowych mają zakończenie „-ek”, np. sól kwasu siarkowodorowego to siarczek.

Jeżeli metal tworzy związki o różnej wartościowości, to nazwę soli uzupełnia się liczbą Stocka zapisaną w nawiasie cyframi rzymskimi, np.:

Cu_2S – siarczek miedzi(I)

CuSO_4 – siarczan(VI) miedzi(II)

$\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$ – azotan(V) cynku

KMnO_4 – manganian(VII) potasu

W **nazwach soli podwójnych** wymienia się najpierw nazwy anionów, potem nazwy kationów, w obu grupach w porządku alfabetycznym. Jeśli ten sam jon występuje wielokrotnie, to przed jego nazwą dodaje się przedrostek liczebnikowy, np.: di-, tri-, tetra- (przedrostki liczebnikowe nie wpływają na ułożenie wyrazów w porządku alfabetycznym), np.:

◀ nazwy soli podwójnych

$\text{AlK}(\text{SO}_4)_2$ – siarczan(VI) glinu sodu

Na_2KPO_4 – fosforan(V) potasu disodu

KMgF_3 – fluorek magnezu potasu

W **nazwach wodorosoli** występuje przedrostek „wodoro-”. W nazwie wodorosoli zawierającej dwa atomy wodoru dodaje się przedrostek liczebnikowy, np. „diwodoro-”, np.:

◀ nazwy wodorosoli

$\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$ – diwodorofosforan(V) amonu

NaHCO_3 – wodorowęglan sodu

W **nazwach hydroksosoli** występuje słowo „wodorotlenek”. Jeśli ten sam jon występuje wielokrotnie, to przed jego nazwą dodaje się przedrostek liczebnikowy, np.:

◀ nazwy hydroksosoli

$\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$ – chlorek wodorotlenek wapnia

$\text{Cu}_2(\text{OH})_2\text{CO}_3$ – węglan diwodorotlenek dimiedzi(II)

$\text{Ni}_3(\text{OH})_4\text{CO}_3$ – węglan tetrawodorotlenek trinitru(II)

W **nazwach systematycznych hydratów** wymienia się kolejno składniki, rozdzielając je długą kreską, a na końcu nazwy w nawiasie okrągłym podaje się stosunek stechiometryczny składników, np.:

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – siarczan(VI) miedzi(II)–woda(1/5)

$2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ – siarczan(VI) wapnia–woda(2/1)

Zwyczajowe nazwy hydratów ilustrują przykłady:

$\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – dihydrat chlorku baru

dwuwodny chlorek baru

chlorek baru dwuwodny

10.3. Otrzymywanie soli

Doświadczenie 1.

Otrzymywanie chlorku srebra(I) w reakcjach strącania

Opis:

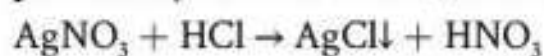
Do dwóch probówek wlej po mniej więcej 3 cm^3 0,1-molowego roztworu azotanu(V) srebra(I). Do pierwszej dodawaj kroplami 1-molowy roztwór kwasu chlorowodorowego, a do drugiej – 1-molowy roztwór chlorku sodu aż do momentu, gdy strąci się osad.

Obserwacje:

Obu reakcjom towarzyszyło wytrącanie się białego osadu.

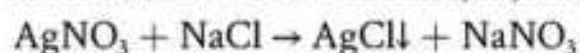
Wniosek:

Azotan(V) srebra(I) reaguje z kwasem chlorowodorowym, dając trudno rozpuszczalny chlorek srebra(I) i kwas azotowy(V).



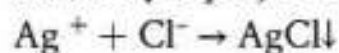
zapis cząsteczkowy

W reakcji azotanu(V) srebra(I) z chlorkiem sodu wytrąca się osad chlorku srebra(I), a w roztworze znajduje się azotan(V) sodu.

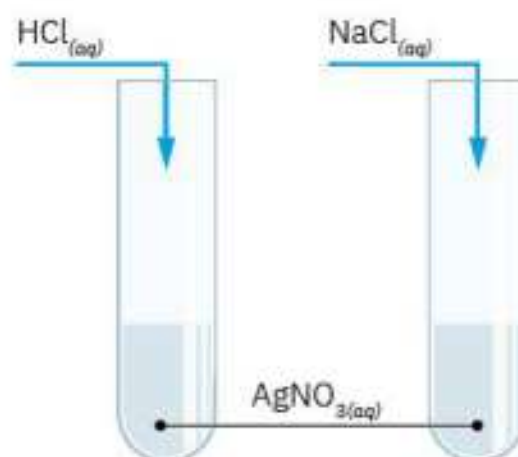


zapis cząsteczkowy

Ponieważ w reakcjach strącania można stosować różne niereagujące jony, to skrócony zapis jonowy obu reakcji chemicznych jest taki sam:



skrócony zapis jonowy



metody
otrzymywania soli

Najważniejsze sposoby otrzymywania soli

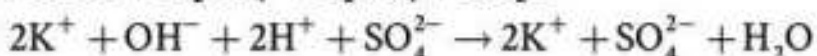
• Reakcje wodorotlenków z kwasami (reakcje zobojętniania)



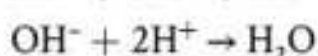
Na przykład:



zapis cząsteczkowy



zapis jonowy

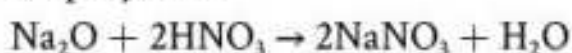


skrócony zapis jonowy

• Reakcje tlenków zasadowych z kwasami



Na przykład:



• Reakcje tlenków kwasowych z zasadami



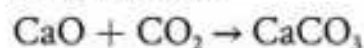
Na przykład:



- **Reakcje tlenków zasadowych z tlenkami kwasowymi**

tlenek zasadowy + tlenek kwasowy → sól

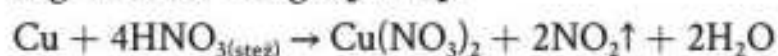
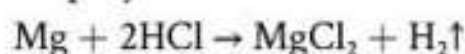
Na przykład:



- **Reakcje metali z kwasami**

Możliwość zachodzenia tych reakcji oraz rodzaj ich produktów zależą od położenia metalu w szeregu elektrochemicznym (patrz s. 166) oraz od właściwości użytego kwasu (patrz dział VI, rozdział 7. Reakcje metali z kwasami).

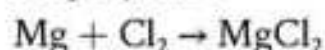
Na przykład:



- **Reakcje metali z niemetalami**

metal + niemetal → sól (dotyczy tylko soli kwasów beztlenowych)

Na przykład:



- **Reakcje metali z rozpuszczalną solą innego metalu**

Kierunek zachodzenia takich reakcji zależy od położenia metalu w szeregu elektrochemicznym (patrz s. 166).

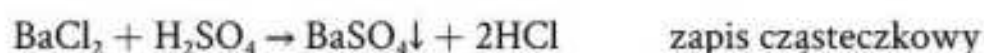
Na przykład:



- **Reakcje między wodnym roztworem soli i kwasem**

Reakcja taka zachodzi, jeżeli jeden z tych roztworów zawiera kation, a drugi – anion soli słabo rozpuszczalnej w wodzie.

Na przykład:

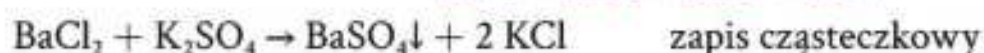


- **Reakcje między dwoma wodnymi roztworami soli**

Reakcja zachodzi, pod warunkiem że jeden z roztworów zawiera kation, a drugi – anion soli trudno rozpuszczalnej.

Na przykład:

sól 1 + sól 2 → sól 3 + sól 4



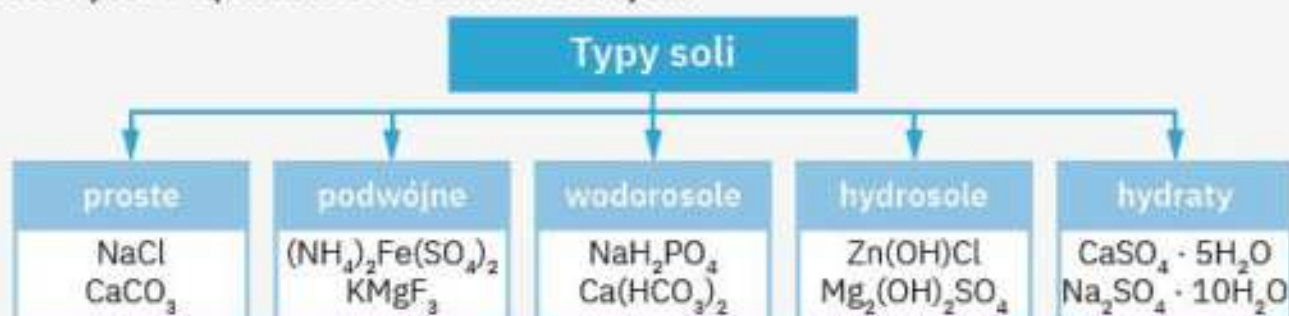
ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Podaj wzory sumaryczne podanych substancji.
 - krzemian(IV) potasu
 - wodorowęglan żelaza(III)
 - diwodorofosforan baru
 - siarczan(VI) kadmu–woda(3/8)
- Utwórz nazwy substancji o poniższych wzorach sumarycznych.

a) $\text{Al}_2(\text{HPO}_4)_3$	c) KHSO_4
b) $\text{Zn}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	d) $\text{FeCl}_3 \cdot 6 \text{H}_2\text{O}$
- Wyjaśnij, czy kwas chlorowodorowy i kwas azotowy(V) mogą tworzyć wodorosole.
- Wskaż, które z podanych związków chemicznych mogą tworzyć hydrokso- lub wodorosole.
 $\text{Ca}(\text{OH})_2$, NaOH , $\text{Al}(\text{OH})_3$, HBr , H_3PO_4 , H_2SO_4
- Ułóż w zeszycie równania reakcji, w wyniku których można otrzymać:
 - CuCl_2 ,
 - $\text{Fe}(\text{OH})_3$.Masz do dyspozycji tlenek miedzi(II), tlenek żelaza(III), kwas chlorowodorowy i wodorotlenek sodu.
- Ułóż w zeszycie równania reakcji, w wyniku których można otrzymać CaSO_3 czterema różnymi metodami. Masz do dyspozycji siarkę, wapń, tlen i wodę.
- Ułóż w zeszycie równania chemiczne otrzymywania fosforanu(V) sodu w reakcji:
 - zobojętniania,
 - tlenku metalu z kwasem,
 - wodorotlenku metalu z tlenkiem niemetalu.
- Ułóż w zeszycie równanie reakcji otrzymywania wodorosiarczanu(VI) wapnia w reakcji zobojętniania.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 256 ▶ • Sole to związki chemiczne o budowie jonowej, zbudowane z kationów metalu lub kationów amonowych NH_4^+ i anionów reszt kwasowych.



• Metody otrzymywania soli:

wodorotlenek + kwas $\rightarrow$ sól + H_2O

tlenek zasadowy + kwas $\rightarrow$ sól

tlenek kwasowy + zasada $\rightarrow$ sól

tlenek zasadowy + tlenek kwasowy $\rightarrow$ sól

metal + kwas $\rightarrow$ sól + wodór (produkt/produkty reakcji zależą do właściwości kwasu i aktywności metalu)

metal + niemetal $\rightarrow$ sól (dotyczy tylko soli kwasów beztlenowych)

metal 1 + sól 2 $\rightarrow$ sól 3 + metal 4 (możliwość zachodzenia reakcji zależy od aktywności metalu)

sól 1 + kwas 1 $\rightarrow$ sól 2 + kwas 2 (reakcje strącania osadów)

sól 1 + sól 2 $\rightarrow$ sól 3 + sól 4 (reakcje strącania osadów)

11. Właściwości soli

NA TEJ LEKCJI:

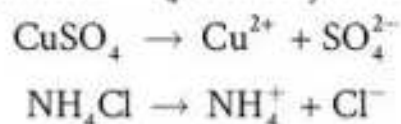
- dowiesz się, jakie właściwości fizyczne i chemiczne mają sole;
- nauczysz się, jak zapisywać równania reakcji w formie cząsteczkowej i jonowej wynikające z typowych właściwości soli;
- sprawdzisz, czy sole mogą rozkładać się pod wpływem ogrzewania.

Węglan wapnia stanowi podstawowy składnik wielu mineralów (np. kalcytu), a także niektórych skal (np. kredy, dolomitu). Co się dzieje z węglanem wapnia pod wpływem wysokiej temperatury?

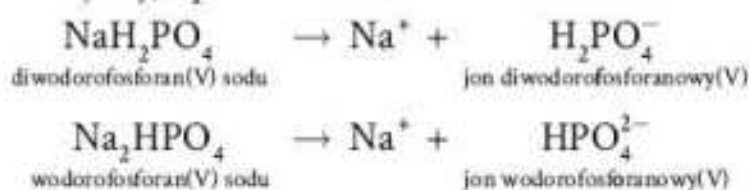
Sole są krystalicznymi, twardymi, choć kruchymi ciałami stałymi. Topią się w bardzo wysokiej temperaturze. Ze względu na obecność jonów dobrze przewodzą prąd elektryczny po stopieniu i w roztworach wodnych. W stanie stałym są izolatorami, ponieważ jony nie mogą swobodnie się przemieszczać.

11.1. Roztwory soli

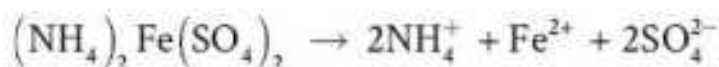
Sole to mocne elektrolity. W roztworze wodnym są całkowicie zdysocjowane na kationy metalu lub kationy amonu NH_4^+ i aniony reszty kwasowej (tab. 11.1.), np.:



Wodorosól, jak każda sól, jest mocnym elektrolitem i w wodnym roztworze dysocjuje całkowicie na jony, np.:



Sole podwójne ulegają dysocjacji elektrolitycznej na proste jony składowe, np.:



11.2. Właściwości chemiczne soli

Sole są związkami jonowymi, dlatego biorą udział w reakcjach jonowych, które zachodzą szybko. Najważniejsze reakcje soli odzwierciedlające ich właściwości chemiczne opisano poniżej.

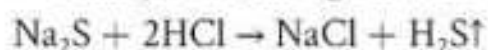
Wymiana podwójna

Dobrze rozpuszczalna sól może reagować z inną substancją jonową (zasadą czy solą) lub kwasem, pod warunkiem że jeden z powstających produktów reakcji

jest słabo rozpuszczalny lub jest słabym elektrolitem (jest słabo zdysocjowany).

Do takich reakcji należą:

- reakcja soli słabego kwasu z mocnym kwasem, np.:

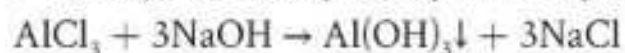


zapis cząsteczkowy

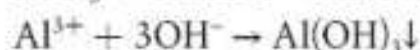


skrócony zapis jonowy

- reakcja soli słabej zasady z mocną zasadą, np.:

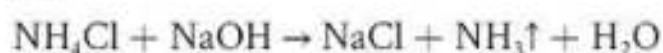


zapis cząsteczkowy



skrócony zapis jonowy

lub

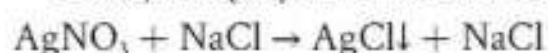


zapis cząsteczkowy

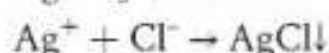


skrócony zapis jonowy

- reakcja między dwoma roztworami soli, np.:



zapis cząsteczkowy



skrócony zapis jonowy

Wymiana pojedyncza

Metal mniej aktywny jest wypierany z roztworu soli przez metal bardziej aktywny (patrz szereg aktywności metali s. 169).



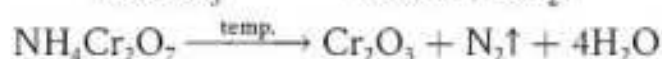
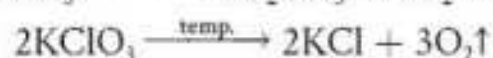
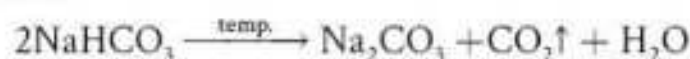
zapis cząsteczkowy



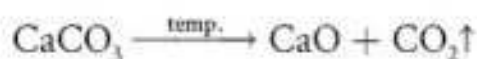
skrócony zapis jonowy

Rozkład termiczny

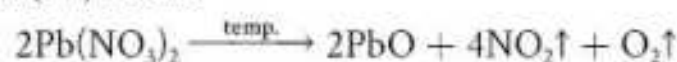
Większość soli ulega rozkładowi pod wpływem ogrzewania. Przebieg rozkładu zależy od rodzaju soli.



Węglany ulegają rozkładowi termicznemu, dając tlenek metalu i gazowy tlenek węgla(IV):

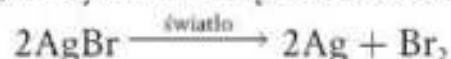


Azotany (V) rozkładają się pod wpływem wysokiej temperatury, dając tlenek metalu, tlenek azotu(IV) i tlen:



Rozkład fotochemiczny

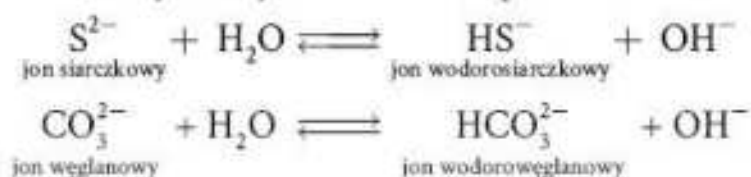
Niektóre sole ulegają rozkładowi pod wpływem promieniowania elektromagnetycznego (promieni świetlnych). Przykładami są chlorek srebra(I) i bromek srebra(I):



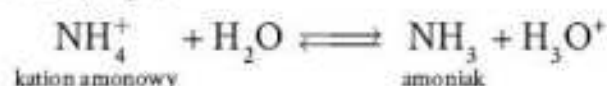
W wyniku tej reakcji powstaje metaliczne srebro w postaci czarnego pyłu.

Hydroliza anionowa i kationowa

Aniony soli, które pochodzą od słabych kwasów, zachowują się w wodzie jak zasady – są akceptorami jonów H^+ . W wyniku ich reakcji z wodą powstają jony OH^- powodujące zasadowy odczyn roztworu, np.:



Kationy soli, które pochodzą od słabych zasad, zachowują się w wodzie jak kwasy, są donorami jonów H^+ . Produktem reakcji są m.in. jony H_3O^+ powodujące kwaśny odczyn roztworu, np.:



11.3. Rozpuszczalność soli w wodzie



Wiele soli wykazuje charakterystyczne barwy. Na przykład sole miedzi(II) są z reguły niebieskie. Z kolei chromiany(VI) są żółte lub pomarańczowe. Rozpuszczalność soli w wodzie jest bardzo zróżnicowana. Badanie koloru i rozpuszczalności soli w wodzie pozwala na określenie jej budowy, tzn. stwierdzenie, z jakich kationów i anionów jest zbudowana (patrz tabela rozpuszczalności najczęściej spotykanych wodorotlenków i soli).

Rys. 11.1. Ślimaki wydzielają jony wapnia, które w reakcji z jonami węglanowymi tworzą przedziwne kształty muszli. Ich kolor zależy od ilości żelaza, a perłowa wyściółka jest tak gładka, że powoduje opalizację światła.

11.4. Występowanie soli w przyrodzie i ich zastosowanie

Wiele soli występuje w skorupie ziemskiej w postaci minerałów, np. w postaci wapieni, których głównym składnikiem jest węglan wapnia, lub dolomitu, który jest węglanem wapnia i magnezu. Wiele soli stanowi kopaliny, czyli surowce wydobywane z ziemi metodami górnictwymi. Do kopalin należy sól kamienna, której główny składnik to chlorek sodu, a jego składnikami towarzyszącymi są bromki, jodki sodu i potasu. Do kopalin należą różne azotany(V), np. azotan(V) sodu, azotan(V) potasu, i azotan(V) wapnia, a ponadto fosforan(V) wapnia, stanowiący główny składnik fosforytów, oraz siarczan(VI) wapnia–woda(1/2) $CaSO_4 \cdot 2H_2O$, czyli gips. W wodzie mórz i oceanów znajduje się dużo rozpuszczalnych soli. Wśród nich przeważają chlorki, siarczany(VI) i węglany sodu, potasu i magnezu. Sole rozpuszczone w wodzie znajdują się w wodach naturalnych i nadają im określony smak, a często również właściwości lecznicze.

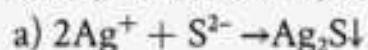
Sole mają bardzo różnorodne zastosowania w życiu codziennym i w różnych gałęziach przemysłu. Najważniejsze z nich wymieniono w tabeli 11.1.

Tab. 11.1. Popularne sole: właściwości, występowanie, zastosowanie

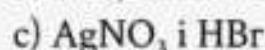
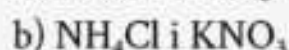
Nazwa (nazwa zwyczajowa)	Wzór	Rozpuszczalność w wodzie	Występowanie, otrzymywanie	Zastosowanie
WĘGLANY				
węglan wapnia (kamień wapienny, kreda)	CaCO_3	slaba	składnik skał wapiennych	wytwarzanie wapna palonego (tlenku wapnia CaO) i cementu, wytwarzanie tlenku węgla(IV) CO_2 , np. do produkcji sody
węglan sodu (soda)	Na_2CO_3	dobra	otrzymywany syntetycznie	produkcja szkła, środków piorących, papieru, zmiękczenie wody
wodorowęglan sodu (soda oczyszczona)	NaHCO_3	dobra	otrzymywany syntetycznie	składnik proszku do pieczenia i napojów gazowanych w proszku
AZOTANY				
azotan sodu (saletra sodowa)	NaNO_3	dobra	mineral saletra chilijska, głównie otrzymywany syntetycznie	składnik nawozów sztucznych
azotan potasu (saletra potasowa)	KNO_3	dobra	mineral saletra indyjska, głównie otrzymywany syntetycznie	składnik nawozów sztucznych, konserwowanie żywności (peklowanie)
SIARCZANY(VI)				
siarczan(VI) wapnia (gips)	CaSO_4	slaba	mineral gips	unieruchamianie złamanych kończyn, ważny składnik materiałów budowlanych, zapraw, tynków, tworzywo dla artystów plastyków
siarczan(VI) amonu	$(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$	dobra	otrzymywany syntetycznie	składnik nawozów sztucznych
FOSFORANY(V)				
diwodorofosfo- ran(V) wapnia (superfosfat)	$\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$	dobra	otrzymywany z minerału apatytu	składnik nawozów sztucznych
CHLORKI				
chlorek sodu (sól kamienna, sól kuchenna, sól morską)	NaCl	dobra	w postaci 3,5-procentowego roztworu w wodzie morskiej, jako mineral halit w złożach podziemnych, jako składnik słonych wód podziemnych	przyprawa, likwidowanie oblodzenia dróg zimą, konserwowanie żywności (solenie, kiszenie), ważny surowiec do produkcji chloru, wodoru i wodorotlenku sodu

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

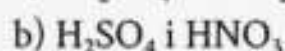
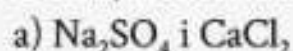
1. Posługując się tabelą rozpuszczalności, zaproponuj substancje, których wodne roztwory należy zmieszać, aby zaszły podane reakcje.



2. Ustal, czy można sporządzić roztwór zawierający jednocześnie obie podane substancje. Odpowiedź negatywną uzasadnij.

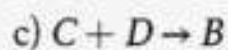
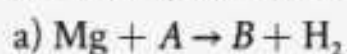


3. Ustal, jak można odróżnić podane roztwory, przeprowadzając jedną reakcję chemiczną.



4. W podanych schematach reakcji zastąp litery A–E wzorami pięciu substancji wybranych spośród umieszczonych poniżej. Napisz równania reakcji chemicznych. Zadanie wykonaj w zeszycie.

kwas chlorowodorowy, siarczan(VI) magnezu, tlenek fosforu(V), tlenek magnezu, tlenek siarki(IV), tlenek siarki(VI), kwas siarkowy(VI), tlenek rtęci(II), wodorotlenek magnezu



PODSUMOWANIE LEKCJI

Właściwości chemiczne soli:

s. 265 ▶ • mogą reagować z kwasami,

s. 265 ▶ • mogą reagować z zasadami,

s. 265 ▶ • mogą reagować z solami,

s. 266 ▶ • niektóre sole ulegają hydrolizie,

s. 265 ▶ • ulegają rozkładowi (termicznemu, a niektóre fotochemicznemu).

Podsumowanie przed sprawdzianem



- **Tlenki** to dwuskładnikowe związki tlenu z innymi pierwiastkami chemicznymi.

s. 200

Właściwości kwasowo-zasadowe tlenków:	
tlenki zasadowe tlenki metali grup 1 i 2 (bez BeO) układu okresowego Bi ₂ O ₃ , CrO, MnO, FeO, NiO Reagują z kwasami, a w reakcji z wodą dają zasady, np.: $MnO + 2HCl \rightarrow MnCl_2 + H_2O$ $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$	tlenki kwasowe CO ₂ , SiO ₂ , P ₄ O ₁₀ , N ₂ O ₃ , NO ₂ , N ₂ O ₅ , Cl ₂ O, Cl ₂ O ₇ , CrO ₃ , Mn ₂ O ₇ Reagują z zasadami, a w reakcji z wodą dają kwasy, np.: $SiO_2 + 2NaOH \rightarrow Na_2SiO_3 + H_2O$ $P_4O_{10} + 6H_2O \rightarrow 4H_3PO_4$
tlenki amfoteryczne BeO, Al ₂ O ₃ , ZnO, CuO, MnO ₂ , Cr ₂ O ₃ Reagują z kwasami i zasadami, np.: $ZnO + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2O$ $ZnO + 2NaOH + H_2O \rightarrow Na_2[Zn(OH)_4]$	tlenki obojętne N ₂ O, NO, CO, SiO Nie reagują z wodą, kwasami ani zasadami, mogą rozpuszczać się w wodzie na zasadzie fizycznej rozpuszczalności.

Tlenki reagujące z wodą		
kwasowe	zasadowe	amfoteryczne
niemetali, np.: SO ₂ , SO ₃ , NO ₂ , P ₄ O ₁₀ metali, np.: CrO ₃ , Mn ₂ O ₇	metali, np.: K ₂ O, CaO	niemetali, np.: As ₂ O ₃

- **Wodorki** to związki wodoru z innymi pierwiastkami.

s. 220

Typy wodorków:

- typu soli, np. NaH, CaH₂;
- metaliczne, np. CuH;
- kowalencyjne, np. HCl, CH₄.

Charakter chemiczny wodorków		
zasadowe	kwasowe	obojętne
np.: NaH, NH ₃ Reagują z wodą, dając wodorotlenek i wodór. NH ₃ z wodą tworzy roztwór zasadowy.	np.: HCl, H ₂ S Reagują z: – wodą, tworząc kwasy beztlenowe; – z wodorotlenkami, tworząc sole.	np.: CH ₄ Nie reagują z wodą w zwykłych warunkach. Są słabo rozpuszczalne w wodzie.

- s. 227 • **Wodorotlenki** to związki chemiczne zbudowane z kationów metali i anionów wodorotlenkowych.

Chemiczny charakter wodorotlenków:

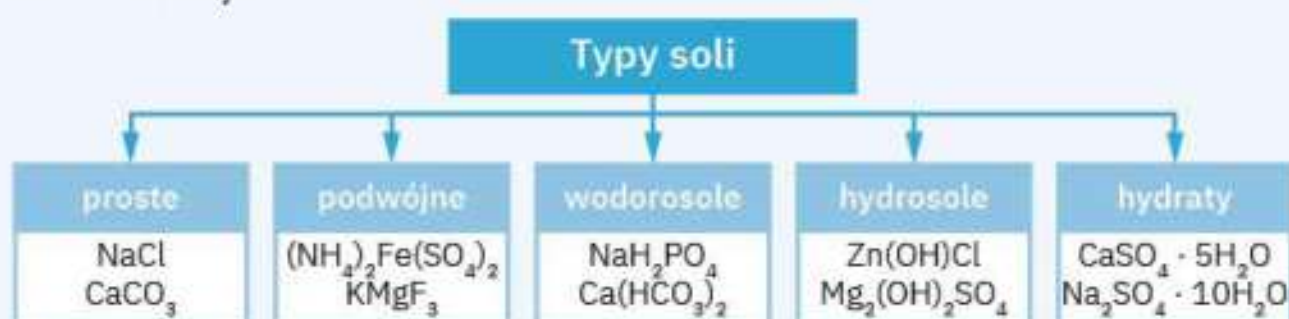
- **wodorotlenki zasadowe** – reagują z kwasami, a nie reagują z zasadami; wodorotlenki litowców i berylowców (bez berylu) oraz niektóre wodorotlenki metali bloku *d* (na najniższym stopniu utlenienia);
- **wodorotlenki amfoteryczne** – reagują z kwasami i zasadami, np.:
 $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$

- s. 238 • **Kwasy** to związki chemiczne o budowie kowalencyjnej, zawierające w cząsteczce wodór i resztę kwasową.

Podział kwasów ze względu na:

- skład reszty kwasowej:
 - » **kwasy beztlenowe**, np.: HCl , H_2S
 - » **kwasy tlenowe**, np.: HNO_3 , H_2SO_3
- liczbę atomów wodoru:
 - » **kwasy jednoprotone**, np.: HCl , HNO_3
 - » **kwasy wieloprotone**, np.: H_2SO_4 , H_2PO_4
- łatwość, z jaką zachodzi dysocjacja elektrolityczna:
 - » **mocne**, np.: HCl , HNO_3
 - » **słabe**, np.: H_2S , H_2SO_3
- właściwości utleniające:
 - » **kwasy utleniające**, np.: HNO_3 , $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{stępl})}$, HClO_3 , HClO_4 , H_2CrO_4
 - » **kwasy nieutleniające**, np.: $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{rozcz})}$, HCl , H_3PO_4 , CH_3COOH

- s. 256 • **Sole** to związki chemiczne zbudowane z kationów metali lub kationu amonu NH_4^+ oraz anionów reszt kwasowych.



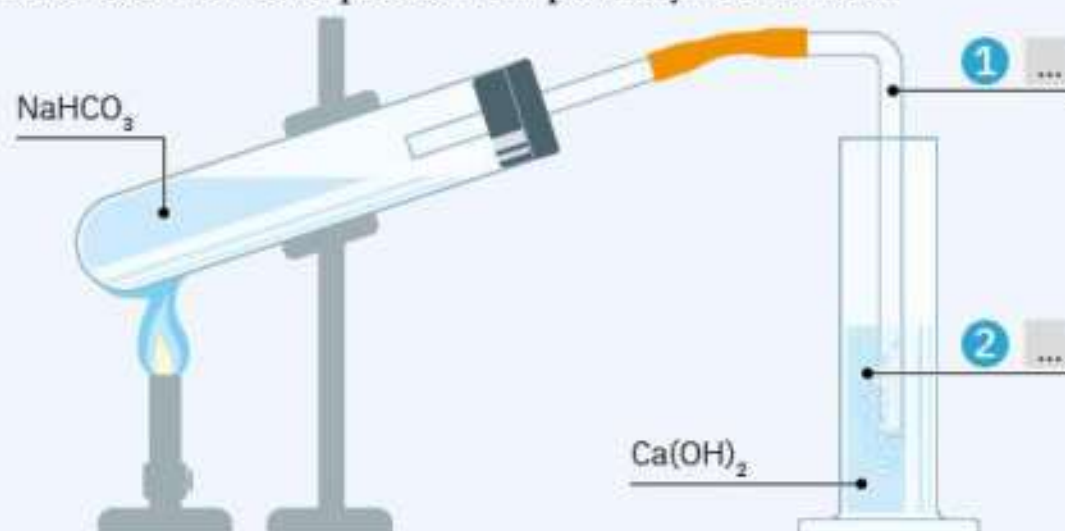
Sprawdź, czy umiesz!

1. Spośród podanych wzorów chemicznych wybierz te substancje, które:

- w cząsteczce zawierają wiązanie jonowe,
- tworzą z wodą roztwór o $\text{pH} < 7$; napisz równania reakcji chemicznych zachodzących po wprowadzeniu ich do wody.

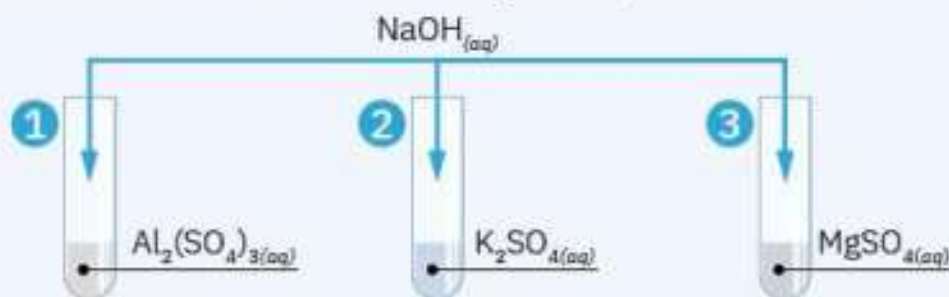


2. Przeprowadzono doświadczenie pokazane na poniższym schemacie.

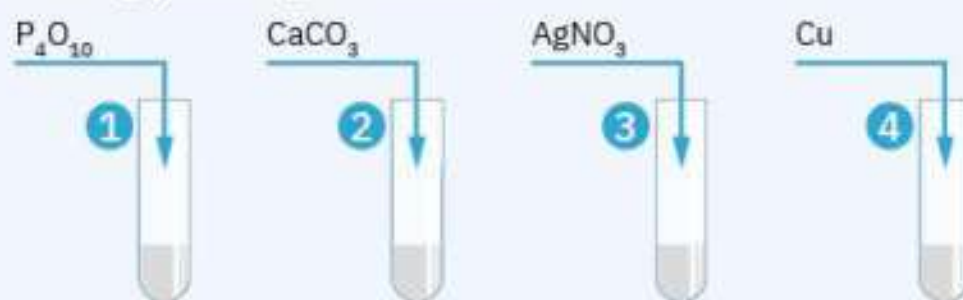


- Określ produkty reakcji oznaczone cyframi 1 i 2.
 - Napisz w zeszycie zachodzące równania reakcji chemicznych.
 - Podaj nazwę produktu, który pozostaje po reakcji w ogrzewanej probówce.
3. Wodny roztwór, który zawierał lakmus i siarczan(VI) glinu, przyjął czerwone zabarwienie. Kiedy dodano do tego roztworu tlenek baru, powstał biały osad. Następnie po wprowadzeniu do tej mieszaniny nadmiaru tlenku baru osad częściowo się rozpuścił, a roztwór zabarwił się na niebiesko.
- Wyjaśnij, dlaczego początkowa barwa roztworu była czerwona.
 - Podaj nazwę (nazwy) substancji, która utworzyła osad.
 - Wyjaśnij, dlaczego końcowa barwa roztworu była niebieska.
 - Napisz w zeszycie równanie reakcji, która zaszła po dodaniu nadmiaru tlenku baru.
4. Podczas doświadczenia otrzymano chlorek miedzi(II). Wskaż, które z wymienionych związków chemicznych nie mogły być substratami tej reakcji.
- miedź i chlor
 - miedź i kwas chlorowodorowy
 - wodorotlenek miedzi(II) i kwas chlorowodorowy
 - tlenek miedzi(II) i kwas chlorowodorowy
5. Głównym składnikiem żelu, który łagodzi skutki ukąszenia owadów, jest siarczan(VI) glinu. 7,50 g tego żelu rozpuszczono w wodzie i dodano nadmiar roztworu chlorku baru. Wytrącony siarczan(VI) baru ważył 3,07 g.
- Określ odczyn wodnego roztworu siarczanu(VI) glinu i na tej podstawie ustal, jaki jest odczyn jadu wprowadzonego do skóry podczas użądlenia.
 - Oblicz zawartość procentową siarczanu(VI) glinu w tym żelu.
6. Mieszaninę dwóch tlenków 3 okresu umieszczono w wodzie. Otrzymany roztwór miał odczyn obojętny. Które z podanych związków wchodziły w skład tej mieszaniny?
- Al_2O_3 i MgO
 - Na_2O i MgO
 - Na_2O i SO_3
 - SO_3 i P_4O_{10}

7. Pierwiastek *E* znajduje się w 15 grupie i 3 okresie układu okresowego.
- Napisz w zeszycie konfigurację elektronową stanu podstawowego atomów *E*.
 - Określ typ wiązania chemicznego i chemiczny charakter tlenku pierwiastka *E*.
 - Ustal maksymalny stopień utlenienia pierwiastka *E* w związkach chemicznych.
8. Przeprowadzono doświadczenie zilustrowane poniższym schematem.



- I. Podaj numer probówki, w której:
- nie zauważono objawów reakcji,
 - wytrącił się osad nierozpuszczający się w nadmiarze $\text{NaOH}_{(aq)}$,
 - wytrącił się osad rozpuszczający się w nadmiarze $\text{NaOH}_{(aq)}$.
- II. a) Napisz w zeszycie w formie cząsteczkowej równanie reakcji chemicznej wyjaśniającej, dlaczego strącony osad w wybranej probówce rozpuścił się w nadmiarze $\text{NaOH}_{(aq)}$.
- b) Określ, jak reaguje siarczan(VI) chromu(III) – reakcja przebiega jak w probówce 1, 2 czy 3.
9. W podanych schematach reakcji zastąp litery (*A–E*) wzorami pięciu substancji wybranych spośród poniższych. Napisz w zeszycie równania reakcji chemicznych.
- kwas siarkowy(VI), ditlenek węgla, tlenek cynku, kwas chlorowodorowy, siarczan(VI) cynku, tlenek siarki(VI), tlenek miedzi(II), wapń, cynk
- $\text{Zn}(\text{OH})_2 + A \rightarrow B + \text{H}_2\text{O}$
 - $C + A \rightarrow B + \text{H}_2\text{O}$
 - $C + D \rightarrow B$
 - $E + A \rightarrow B + \text{H}_2$
10. W celu zbadania roztworu jego niewielkie ilości rozlano do czterech probówek i wykonano doświadczenie według poniższego schematu.



Obserwacje zestawiono w tabeli:

Probówka	Obserwacje
1.	Nie zaobserwowano żadnych zmian.
2.	Wydziela się bezbarwny, bezwonny gaz.
3.	Powstaje biały osad, ciemniejący pod wpływem światła.
4.	Nie zaobserwowano żadnych zmian.

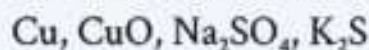
Wskaż wzór chemiczny badanego roztworu.

- $\text{HCl}_{(aq)}$
- $\text{HNO}_{3(aq)}$
- $\text{NaCl}_{(aq)}$
- $\text{NaOH}_{(aq)}$

11. Wskaż, które z wymienionych substancji będą reagowały z roztworem wodorotlenku sodu. Ułóż w zeszycie równania zachodzących reakcji. Zapisz je w formie cząsteczkowej i jonowej skróconej.



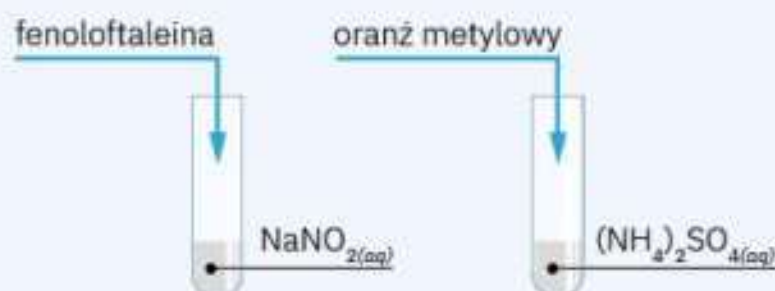
12. Wskaż, które z wymienionych substancji będą reagowały z kwasem chlorowodorowym. Ułóż w zeszycie równania zachodzących reakcji. Zapisz je w formie cząsteczkowej i jonowej.



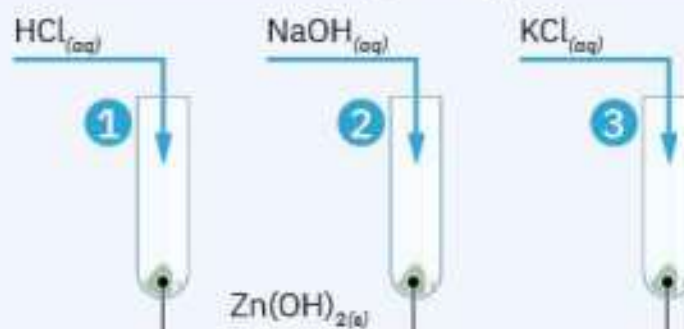
13. Ułóż w zeszycie równania reakcji chemicznych, za pomocą których można dokonać poniższych przemian.



14. Napisz w zeszycie, jakie obserwacje i wnioski sformułowano na podstawie doświadczenia przedstawionego na schemacie.



15. Przeprowadzono doświadczenie zilustrowane poniższym schematem.



Napisz w zeszycie w formie cząsteczkowej równania reakcji zachodzących w trakcie doświadczenia lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

16. Zmieszano wodorotlenek sodu z roztworem kwasu siarkowego(VI) w stosunku molowym 1 : 1. Ułóż w zeszycie równanie zachodzącej reakcji chemicznej i podaj nazwę produktu o budowie jonowej.
17. W wyniku reakcji zobojętniania otrzymano chlorek wodorotlenek magnezu. Napisz w zeszycie równanie opisujące reakcję chemiczną. Podaj, w jakim stosunku molowym zmieszano substraty.
18. Wskaż, które z podanych niżej jonów biorą udział w reakcji:
- I) wodorotlenku litu z kwasem azotowym(V) w roztworze wodnym:
- a) $\text{Li}^+, \text{H}^+, \text{OH}^-$
 - b) $\text{H}^+, \text{OH}^-, \text{NO}_3^-$
 - c) $\text{K}^+, \text{NO}_3^-$
 - d) H^+, OH^-

II) cynku z kwasem chlorowodorowym:

- a) tylko atomy cynku i kationy wodorowe
- b) tylko atomy cynku i aniony chlorkowe
- c) tylko kationy cynku i aniony chlorkowe
- d) tylko atomy cynku i cząsteczki kwasu

19. Ustal, jakich substratów użyto do reakcji, jeżeli produktami były:

- a) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ i H_2
- b) ZnSO_4 , SO_2 , H_2O
- c) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, NO , H_2O
- d) NaCl , $\text{NH}_3\uparrow$, H_2O



Trudno wyobrazić sobie dzisiejsze życie bez metali. Zawierają je prawie wszystkie urządzenia – od najprostszych narzędzi do skomplikowanych maszyn. Wybór odpowiedniego metalu zależy od jego właściwości, które określają zakres jego stosowania. Prawie 80% znanych pierwiastków chemicznych to metale. Nietmetale stanowią mniejszość wśród pierwiastków chemicznych. Jednak to głównie one tworzą skorupę ziemi, atmosferę i oceany. Także większość tkanek organizmów żywych składa się niemal wyłącznie z nietmetali.

VI Metale, nietmetale i ich związki



Właściwości metali

Litowce

Berylowce

Glin

Żelazo

Reakcje metali z tlenem i wodą

Reakcje metali z kwasami

Reakcje metali z solami innych metali

Nietmetale. Wodór

Tlen i siarka

Fluorowce – część I

Fluorowce – część II

1. Właściwości metali

NA TEJ LEKCJI:

- poznasz typowe właściwości fizyczne i chemiczne metali;
- wyjaśnisz współzależność między wiązaniem metalicznym a właściwościami metali;
- dowiesz się, co sprawia, że metale znajdują wiele zastosowań.

Pierwiastki chemiczne dzieli się, stosując różne kryteria. Jednym z najprostszych jest podział na metale i niemetale. Zastanówmy się nad tym, jakie właściwości pierwiastka sprawiają, że zalicza się go do metali.

Wykorzystanie metali



- Dzięki swej niezwyklej trwałości **złoto** jest stosowane w charakterze środka płatniczego.



- **Rtęć** równomiernie rozszerza się i kurczy przy zmianach temperatury, dlatego napełniało się nią termometry.



- **Glin** jest bardzo kowalny, więc można go rozwałkować na ciekłą folię, nazywaną folią aluminiową.



- Włókna żarówek żarnikowych są zrobione z **wolframu**, gdyż ma on bardzo wysoką temperaturę topnienia (powyżej 3300 °C).

z woltramu, gdyż ma on bardzo wysoką temperaturę topnienia (powyżej 3300 °C).

Rozmieszczenie metali w układzie okresowym

metale niemetale gazy szlachetne

1	2											13	14	15	16	17	18
1 H												13 B	14 C	15 N	16 O	17 F	18 He
3 Li	4 Be																
11 Na	12 Mg											13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
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
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
55 Cs	56 Ba	57-71 La-Lu	72 Hf	73 Ta	74 W	75 Re	76 Os	77 Ir	78 Pt	79 Au	80 Hg	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
87 Fr	88 Ra	89-103 Ac-Lr	104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn						
		104 Rf	105 Db	106 Sg	107 Bh	108 Hs	109 Mt	110 Ds	111 Rg	112 Cn		114 Uuq					
57 La	58 Ce	59 Pr	60 Nd	61 Pm	62 Sm	63 Eu	64 Gd	65 Tb	66 Dy	67 Ho	68 Er	69 Tm	70 Yb	71 Lu			
89 Ac	90 Th	91 Pa	92 U	93 Np	94 Pu	95 Am	96 Cm	97 Bk	98 Cf	99 Es	100 Fm	101 Md	102 No	103 Lr			

1.1. Fizyczne właściwości metali

Budowa wewnętrzna metali

W temperaturze pokojowej wszystkie metale, z wyjątkiem rtęci, są ciałami stałymi. W stanie stałym metale są zbudowane z jonów dodatnich, które otacza wspólna chmura elektronów walencyjnych. Jony metali są ciasno upakowane obok siebie i tworzą regularną, trójwymiarową strukturę. Elektrony utracone w wyniku jonizacji ulegają delokalizacji – mogą swobodnie poruszać się między jonami metalu, tworząc „gaz elektronowy” (rys. 1.1.). W wyniku przyciągania elektrostatycznego kationów metali i elektronów tworzących gaz elektronowy powstaje wiązanie metaliczne, o którym była mowa w poprzedniej części podręcznika (dział III, rozdział 1.). Właśnie to wiązanie nadaje metalom ich charakterystyczne właściwości.

Z budowy wewnętrznej metalu wynikają opisane poniżej właściwości.

- **Przewodzenie prądu elektrycznego**

Dzięki obecności zdelokalizowanych, swobodnie poruszających się elektronów metale przewodzą prąd elektryczny. Pod tym względem nie dorównuje im żadne tworzywo niemetaliczne. Po włączeniu metalu w obwód elektryczny chmura swobodnych elektronów przesuwa się w kierunku bieguna dodatniego, a jednocześnie z bieguna ujemnego ładunki ujemne przechodzą do metalu.

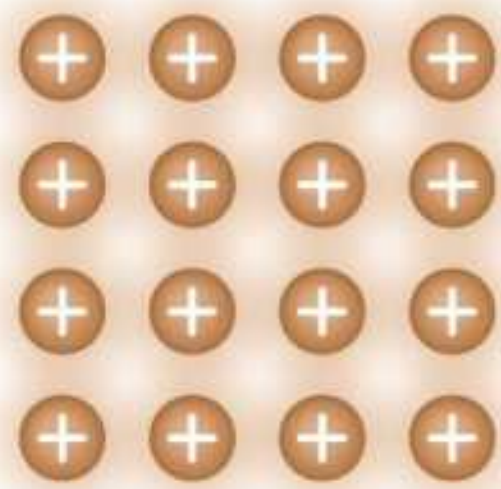
- **Duża wytrzymałość mechaniczna, wysoka temperatura wrzenia i topnienia**

Przyciąganie pomiędzy jonami a zdelokalizowanymi elektronami silnie spaja wewnętrzną strukturę metali. Pokonanie tych sił wymaga dostarczenia ogromnej ilości energii. Dlatego większość metali cechuje się dobrą wytrzymałością mechaniczną i topi się w wysokich temperaturach.

- **Kowalność i ciągliwość**

Pod wpływem przyłożonej siły metale nie pękają, lecz ulegają plastycznym odkształceniom. Jeśli metale uderza się młotem, można nadawać im dowolne kształty. Tę cechę nazywa się kowalnością. Ciągliwość metalu pozwala natomiast na jego rozciąganie i tworzenie z niego cienkich drutów.

Rys. 1.3. Wiele metali ma znakomite właściwości technologiczne, takie jak wytrzymałość na rozciąganie, zginanie, skręcanie.



Rys. 1.1. Struktura metalu. Jony dodatnie są otoczone „gazem elektronowym”.



Rys. 1.2. Miedź jest znakomitym przewodnikiem elektryczności, dlatego jest powszechnie stosowana do wyrobu przewodów elektrycznych.

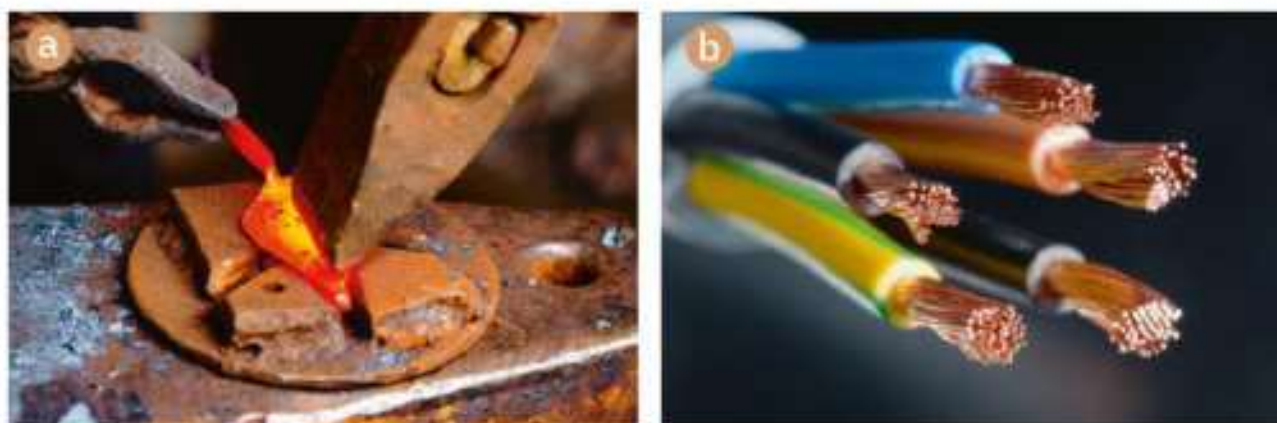


Zmiany kształtu metalowych elementów są możliwe dzięki mobilności elektronów. Gdy działająca siła powoduje przesunięcie względem siebie warstw jonów, elektrony mogą nadal bez przeszkód przemieszczać się między jonami, spajając całą strukturę (rys. 1.4.).



Rys. 1.4. Budowa sieci krystalicznej zapewnia metalom plastyczność.

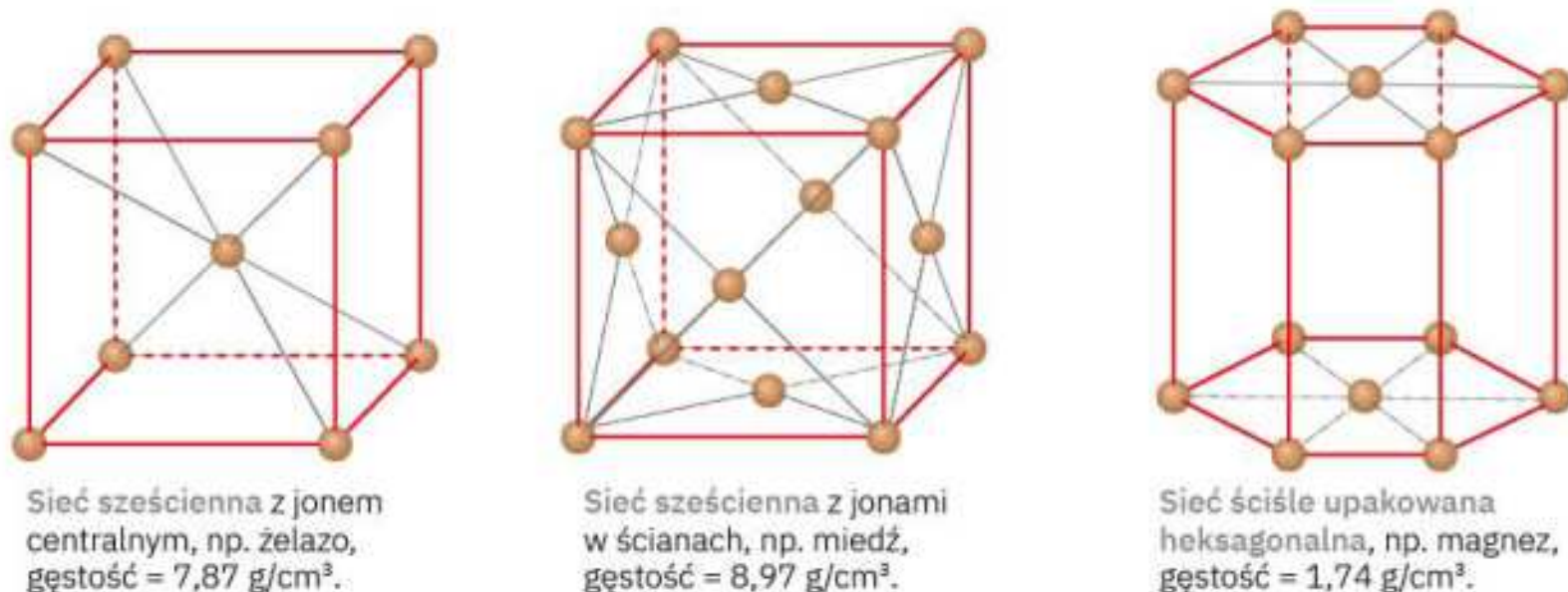
W ten sposób wiązanie metaliczne pozostaje nienaruszone, mimo że metalowa próbka zmienia swój kształt (rys. 1.5.). Najbardziej kowalnym ze znanych metali jest złoto. Można wytworzyć z niego płatek blachy tak cienki, że przenika przez niego światło.



Rys. 1.5. Kowalność (a) i ciągliwość (b) metali pozwala na kształtowanie ich w blachy, folie, pręty, druty itp.

• Duża gęstość

Zakres gęstości metali jest szeroki. Najmniejszą gęstością cechuje się lit ($0,53 \text{ g/cm}^3$), a największą – osm ($22,6 \text{ g/cm}^3$). Większość metali w stanie stałym charakteryzuje się dużą gęstością, która wynika z ich regularnej struktury – ściśle upakowanych jonów metalu. Sposób ich ułożenia jest jednak różny, co powoduje, że metale cechują się odmiennymi strukturami krystalicznymi (rys. 1.6.).



Rys. 1.6. Przykłady budowy sieci krystalicznej metali.

- **Dobre przewodnictwo cieplne**

Metale świetnie przewodzą ciepło, gdyż gęsto upakowane drgające kationy metalu z łatwością przekazują sobie energię kinetyczną. Dlatego metalowa łyżeczka zanurzona w gorącej herbacie szybko się nagrzewa.

Najlepszymi przewodnikami ciepła są: srebro, miedź i złoto. Duże przewodnictwo cieplne metali sprawia, że ciepło jest szybko odprowadzane od skóry. Z tego powodu metale są zimne w dotyku.



Ryc. 1.7. Wszystkie metale cechuje dobre przewodnictwo cieplne.

- **Srebrzystoszara barwa, metaliczny połysk**

Energia kinetyczna swobodnie poruszających się elektronów może przyjmować dowolne wartości, dlatego metale nie absorbują światła o specyficznej długości fali i w rezultacie nie mają charakterystycznej barwy (są srebrzystoszare). Wyjątkami są żółte złoto i czerwona miedź. Metaliczny połysk jest skutkiem odbijania światła przez powierzchnię metali (rys. 1.8.). W lustrach wykorzystuje się połysk cienkiej warstwy srebra lub galu naniesionej na powierzchnię szkła.



Rys. 1.8. Metale mają gładką, błyszczącą powierzchnię. Łatwo mogą jednak utracić połysk w wyniku utleniania się na powietrzu lub w wodzie.

Metale lekkie i metale ciężkie

Omówiona w poprzednim rozdziale gęstość metali stanowi kryterium przynależności metalu do ciężkich lub lekkich. Do metali lekkich zaliczamy litowce i berylówce (grupy 1 i 2), a także skand, itr, tytan (grupa 3) i glin (grupa 13). Pozostałe metale należą do ciężkich. Związki metali lekkich są na ogół mniej toksyczne niż związki metali ciężkich. Wyjątek stanowią związki berylu i baru, które są bardzo toksyczne, choć rzadko spotykane w dużych stężeniach.

Metale lekkie – metale, których gęstość jest mniejsza niż 5 g/cm^3 .

◀ metale lekkie

Metale ciężkie – metale o gęstości przekraczającej 5 g/cm^3 .

◀ metale ciężkie



Doświadczenie 1.

Badanie fizycznych właściwości metali

Opis:

Przygotuj blaszki różnych metali, np. magnezu, glinu, ołowiu, żelaza, cynku, miedzi. Określ ich barwę po oczyszczeniu papierem ściernym. Zbadaj kowalność metalu, uderzając go młotkiem. Wprowadź każdy metal do obwodu elektrycznego i sprawdź, czy płynie przez niego prąd elektryczny. Chwyć szczypcami blaszkę wykonaną z miedzi. Na jednym końcu blaszki umieść kawałek parafiny, a drugi koniec ogrzewaj w płomieniu palnika. Obserwuj, co się dzieje z parafiną.

Obserwacje:

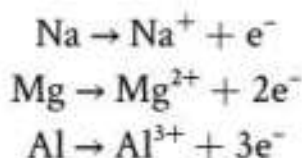
Oczyszczone metale są błyszczące. Podczas uderzenia młotkiem metale nie rozpadają się, ale się uginają. Po wstawieniu metalu w obwód elektryczny żarówka się świeci. Rozgrzana blaszka miedziana spowodowała topnienie parafiny.

Wnioski:

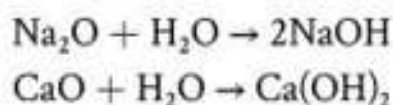
Metale mają połysk metaliczny, są kowalne, bardzo dobrze przewodzą prąd elektryczny i ciepło.

1.2. Chemiczne właściwości metali

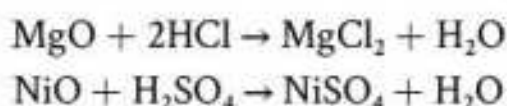
Metale są pierwiastkami o małej elektroujemności. Mają stosunkowo niską energię jonizacji i w reakcjach chemicznych zazwyczaj oddają elektrony (są utleniane), tworząc kationy, np.:



W związkach chemicznych metali z niemetalami występuje wiązanie jonowe. W temperaturze pokojowej tlenki metali są ciałami stałymi. W większości mają charakter zasadowy. Niektóre reagują z wodą, tworząc wodorotlenki, np.:



Tlenki metali swój zasadowy charakter chemiczny wykazują w reakcji z kwasami. Produktami tych reakcji są odpowiednia sól i woda, np.:



Przykład 1.

Tal tworzy tlenek Tl_2O . Tlenek talu nie rozpuszcza się w wodzie, reaguje z kwasami, tworząc sole talu, ale nie reaguje z zasadami. Na podstawie podanych właściwości ustal, czy tal jest metalem czy niemetalem.



Rozwiązanie:

Tlenek talu reaguje tylko z kwasami, co oznacza, że jest tlenkiem zasadowym.

Tylko metale tworzą tlenki zasadowe.

Odpowiedź: Tal jest metalem.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wymień właściwości fizyczne, dzięki którym metale znalazły podane zastosowania.
 - miedź do wyrobu przewodów elektrycznych
 - glin (aluminium) do wytwarzania przewodów wysokiego napięcia
 - srebro do produkcji luster
 - złoto do wytwarzania biżuterii
 - wolfram do wytwarzania włókien żarzących się w żarówce
 - pręty żelaza (stal) do zbrojenia betonu
- Omów wewnętrzną strukturę metali.
- Za pomocą modelu wiązania metalicznego wyjaśnij, dlaczego metale:
 - dobrze przewodzą prąd elektryczny,
 - mają metaliczny połysk.
- Na podstawie modelu budowy wewnętrznej wyjaśnij podane właściwości metali.
 - kowalność i ciągliwość
 - przewodnictwo ciepła
 - twardość
- Podaj, w którym miejscu w układzie okresowym znajdują się metale lekkie.
- Metal spalono w tlenie, uzyskując tlenek metalu. Po wprowadzeniu go do wody całkowicie przereagował. Kroplę roztworu naniesiono na uniwersalny papierek wskaźnikowy. Wskaż, na jaki kolor zabarwił się uniwersalny papierek wskaźnikowy.
 - niebieski
 - żółty
 - pomarańczowy
 - czerwony
- Sód przewodzi prąd elektryczny w stanie stałym, a chlorek sodu – dopiero po stopieniu. Wyjaśnij ten fakt na podstawie ich struktury.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Właściwości metali:
 - połysk metaliczny
 - kowalność i ciągliwość
 - dobre przewodnictwo elektryczne i cieplne
 - mała elektroujemność i niska energia jonizacji
 - tworzenie zasadowych tlenków

4 s. 277

2. Litowce

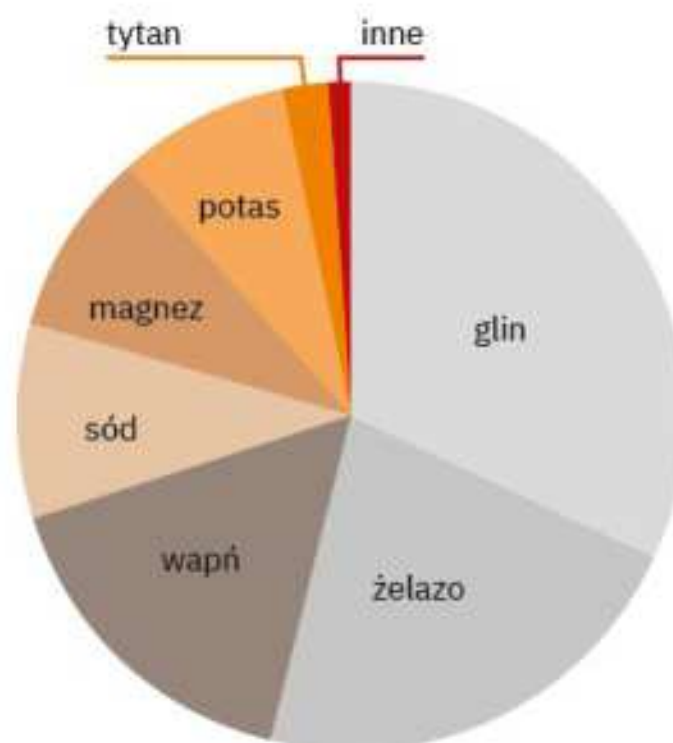
NA TEJ LEKCJI:

- poznasz właściwości fizyczne litowców;
- zapiszesz równania reakcji poszczególnych litowców z tlenem, wodą, kwasami, chlorem i siarką;
- przedstawisz podobieństwa i różnice we właściwościach pierwiastków z grupy litowców;
- uzasadnisz kierunek zmian aktywności metali 1 grupy układu okresowego i podasz przykłady potwierdzające te prawidłowości;
- wymienisz najważniejsze związki chemiczne zawierające jony litowców oraz poznasz ich zastosowanie.

Sód i potas należą do pierwiastków chemicznych pospolitych w skorupie ziemskiej, ale możemy je spotkać wyłącznie w formie związków chemicznych – tlenków i soli, które wchodzi w skład licznych minerałów. Dlaczego litowce nie występują w przyrodzie w stanie wolnym?

litowce ➤ Pięć pierwiastków: lit, sód, potas, rubid, cez oraz promieniotwórczy frans tworzą 1 grupę układu okresowego – **litowce**.

1						
1	1 H					
2	3 Li	4 Be				
3	11 Na	12 Mg				
4	19 K	20 Ca	21 Sc	22 Ti	23 V	...
5	37 Rb	38 Sr	39 Y	40 Zr	41 Nb	...
6	55 Cs	56 Ba	La	72 Hf	73 Ta	...
7	87 Fr	88 Ra	Ac	104 Rf	105 Db	...



Rys. 2.1. Względna częstość występowania metali w skorupie ziemskiej.

Rys. 2.2. Położenie litowców w układzie okresowym.

2.1. Fizyczne właściwości litowców

Litowce (z wyjątkiem cezu) są srebrzystobiałymi, lekkimi i miękkimi metalami. Można je kroić nożem. Świeżo ścięte, mają połysk metaliczny, który szybko zanika z powodu reakcji utleniania zachodzącej na ich powierzchni. Najbardziej miękki jest cez, a najtwardszy – lit.

właściwości
fizyczne

Tab. 2.1. Budowa i wybrane właściwości litowców

Pierwiastek chemiczny	lit	sód	potas	rubid	cez
Skrócona konfiguracja elektronowa	[He] 2s ¹	[Ne] 3s ¹	[Ar] 4s ¹	[Kr] 5s ¹	[Xe] 6s ¹
Temperatura topnienia [°C]	180,5	97,8	63,5	39,3	28,5
Temperatura wrzenia [°C]	1342	883	759	688	671
Gęstość $\left[\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}\right]$	0,53	0,97	0,86	1,53	1,90
Elektroujemność	1,0	0,9	0,9	0,8	0,7
Dla porównania temperatura topnienia: Fe 1535°C, Cu 1083°C					

Litowce wyróżniają się małą **gęstością**. Lit ma najniższą gęstość ze wszystkich metali, sód i potas mają gęstość mniejszą niż woda, a rubid i cez – nieco większą. Obserwujemy przy tym prawidłowość zwiększania się gęstości ze wzrostem liczby atomowej metalu. Gęstość litowców nie przekracza 2 g/cm³.

gęstość

Każdy z litowców ma największy promień atomowy w okresie, w którym leży, i najniższą elektroujemność w tym okresie (patrz s. 423 i 422).

Temperatura topnienia litowców jest niska. Z wyjątkiem litu wszystkie one topią się w temperaturze poniżej 100°C, przy czym temperatura topnienia systematycznie maleje ze wzrostem liczby atomowej. Cez (metal o najwyższej masie atomowej) topi się w temperaturze zaledwie o kilka stopni wyższej niż temperatura pokojowa. Temperatura wrzenia tych metali ma podobne właściwości – **temperatura wrzenia** litowców maleje wraz ze wzrostem ich liczby atomowej.

temperatury
topnienia i wrzenia

Temperatura topnienia i wrzenia metalu zależy od siły wiązania pomiędzy kationami metalu i zdelokalizowanymi elektronami w kryształach metalicznych. Wraz ze wzrostem liczby atomowej metalu zwiększa się liczba powłok elektronowych i rosną promienie jonów. Mały ładunek jądra atomowego odpowiada za coraz słabsze przyciąganie zdelokalizowanych elektronów, co powoduje, że mniej energii potrzeba, aby zerwać wiązanie chemiczne. W konsekwencji temperatury topnienia i wrzenia litowców maleją wraz ze wzrostem numeru okresu.

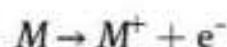
2.2. Właściwości chemiczne litowców

Litowce są najbardziej aktywnymi metalami. Na powietrzu szybko reagują ze składnikami powietrza: tlenem i parą wodną (rys. 2.3.). Dlatego przechowuje się je w obojętnej cieczy, takiej jak nafta lub olej mineralny. Szybkość reakcji litowców z tlenem, wodą, kwasami i niemetalami wzrasta ze wzrostem liczby atomowej. W tej grupie każdy kolejny pierwiastek w dół od litu jest metalem bardziej aktywnym. Najbardziej aktywny jest cez. Reaguje wybuchowo z wodą i zapala się samorzutnie w powietrzu.

charakter
metaliczny

- ▶ Z aktywnością metalu wiąże się **charakter metaliczny**. Im bardziej aktywny jest metal, tym ma bardziej metaliczny charakter. Charakter metaliczny zależy od zdolności pierwiastka chemicznego do oddawania elektronów walencyjnych. W dół grupy układu okresowego wzrasta odległość elektronu walencyjnego od jądra atomowego i zmniejsza się siła przyciągania pomiędzy jądrem atomowym i tym elektronem, rośnie więc tendencja do oddawania elektronu.

Wszystkie litowce wykazują się podobnymi właściwościami chemicznymi, ponieważ mają taką samą konfigurację elektronową powłoki walencyjnej ns^1 . Podczas reakcji chemicznych tworzą jony o ładunku +1:



właściwości
redukujące

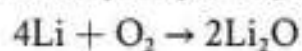
- ▶ Litowce mają najniższe wartości standardowych potencjałów redukcji spośród metali. W związku z tym rozpoczynają szereg elektrochemiczny metali. Bardzo łatwo oddają jedyny elektron walencyjny, co powoduje, że mają **silnie redukujące właściwości**. Najsilniejszym reduktorem jest lit. Litowce wyróżniają się najmniejszą elektroujemnością ze wszystkich pierwiastków chemicznych. Ich **związki chemiczne mają charakter jonowy**. Litowce przyjmują w nich wyłącznie **+I stopień utlenienia**.



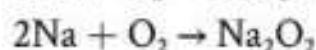
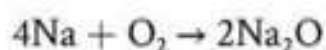
Rys. 2.3. Litowce są miękkimi, srebrzystobiałymi ciałami stałymi. Zdjęcie przedstawia kawałek sodu z widocznym nalotem na powierzchni.

Reakcje z tlenem

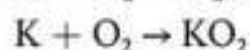
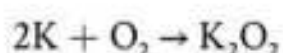
Tylko lit w reakcji z tlenem atmosferycznym daje tlenek litu Li_2O :



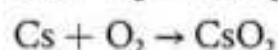
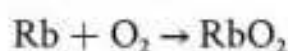
Kiedy sód reaguje z tlenem, tworzy się mieszanina tlenku sodu Na_2O i nadtlenuku sodu Na_2O_2 :



Potas w reakcji z tlenem tworzy mieszaninę nadtlenuku potasu K_2O_2 i ponadtlenku potasu KO_2 :



Rubid i cez z tlenem tworzą ponadtlenki:



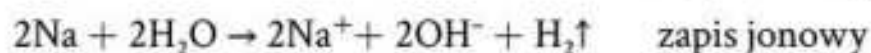
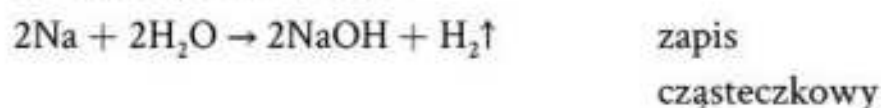
Tlenki M_2O zawierają w kryształach jony tlenkowe O^{2-} , nadtlenciki M_2O_2 – jony nadtlenkowe O_2^{2-} , a ponadtlenki MO_2 – jony ponadtlenkowe O_2^- .

Reakcje z wodą

Wszystkie litowce reagują z wodą, tworząc wodorotlenek i wodór zgodnie ze schematem reakcji:



Lit reaguje najmniej energicznie ze wszystkich metali z tej grupy, sód reaguje gwałtownie, potas się zapala (rys. 2.4.), a cez i rubid reagują wybuchowo. Reakcje te są silnie egzotermiczne.



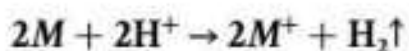
Wodorotlenki litowców dobrze rozpuszczają się w wodzie i są mocnymi zasadami ze względu na jonowy charakter sieci krystalicznej M^+ , OH^- . **Moc wodorotlenków** rośnie w grupie ze wzrostem liczby atomowej metalu.

Rys. 2.4. Gwałtowna reakcja potasu z wodą.

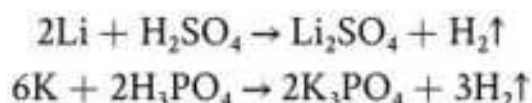


Reakcje z kwasami

Litowce reagują z kwasami, tworząc sól i gazowy wodór, według schematu reakcji:

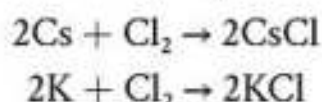


Na przykład:

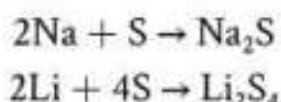


Reakcje z niemetalami

Litowce łączą się niemal ze wszystkimi niemetalami. Reagują energicznie z fluorowcami (pierwiastki 17 grupy układu okresowego), co prowadzi do utworzenia soli. W tego typu reakcjach również widać zwiększanie się aktywności litowców w dół grupy. Reakcja cezu z chlorem jest bardziej energiczna niż reakcja potasu z chlorem. W każdym przypadku tworzy się białe ciało stałe – chlorek, MCl .

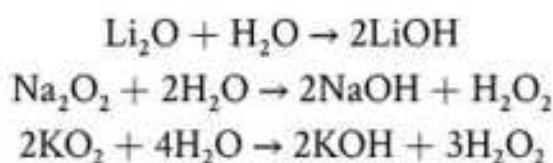


W reakcji z siarką litowce tworzą siarczki M_2S i wielosiarczki o wzorze ogólnym M_2S_x ($x = 2, 3, 4, 5, 6$), np.:

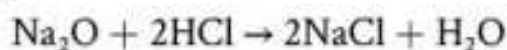


2.3. Tlenki litowców

Wszystkie połączenia litowców z tlenem reagują z wodą i tworzą wodorotlenki, np.:



Tlenki litowców reagują z kwasami, dając sól i wodę. Świadczy to o ich właściwościach zasadowych.



Nadtlenki i ponadtlenki litowców są silnymi utleniaczami. Na przykład Na_2O_2 jest stosowany przemysłowo do wybielania papieru, masy celulozowej i tkanin, takich jak len i bawełna.

Doświadczenie 1.

Reakcja sodu z wodą i badanie produktów tej reakcji chemicznej

Opis:

Wyjmij sól z nafty i osusz go delikatnie bibułą. Odkrój nożem niewielki kawałek metalu. Przygotuj zlewkę z wodą z dodatkiem kilku kropli fenolofta-

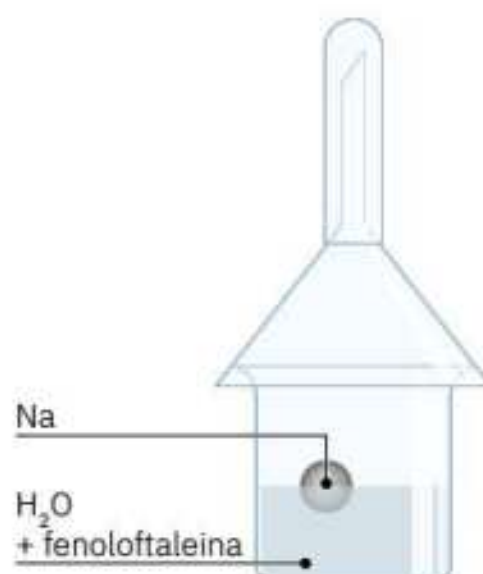
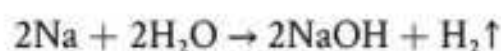
leiny. Dodaj do wody przygotowany sód i nakryj zlewkę lejkiem z probówką. Za pomocą zapalonego łuczywa zbadaj zawartość probówki.

Obserwacje:

Kawalek sodu pływał po powierzchni wody. Następnie stopił się, przyjmując kształt niemalże kulisty. Woda w zlewce zabarwiła się na malinowo oraz się ogrzała. Reakcji towarzyszyło syczenie. Po zbliżeniu zapalonego łuczywa do wylotu probówki zawarty w niej gaz zapalił się z trzaskiem.

Wnioski:

Sód energicznie reaguje z wodą o temperaturze pokojowej. Metal pływa po jej powierzchni, ponieważ ma małą gęstość. Duża ilość energii, która wydzielą się podczas reakcji, topi metal. Produktem reakcji chemicznej jest wodorotlenek sodu i gazowy wodór.



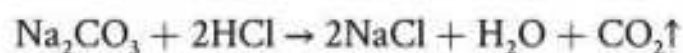
2.4. Najważniejsze związki chemiczne litowców

Litowce nie występują w przyrodzie w stanie wolnym, ale są bardzo rozpowszechnione. Ich związki chemiczne mają duże znaczenie dla gospodarki i życia człowieka. **Chlorek sodu** NaCl , czyli sól kuchenna, jest białą substancją stałą o budowie krystalicznej, dobrze rozpuszczalną w wodzie. Chlorek sodu wydobywa się w kopalniach soli kamiennych (rys. 2.5.) lub pozyskuje się go poprzez odparowanie wody z solanek lub wody morskiej. Jest stosowany jako przyprawa do potraw. W leczeniu niedoborów elektrolitów w organizmie NaCl wykorzystuje się w kroplówkach w postaci płynu fizjologicznego.

♦ chlorek sodu

Węglan sodu Na_2CO_3 , zwany sodą lub sodą kalcynowaną, stosuje się jako dodatek do środków czystości, gdyż ma właściwości zmiękczające wodę. W laboratorium węglanu sodu używa się m.in. do przemywania podrażnień skóry wywołanych kwasami (rys. 2.6.), ponieważ sól ta zobojętnia kwasy:

♦ węglan sodu



Rys. 2.5. Kryształ halitu (sól kamienna).



Ryc. 2.6. Węglan sodu powinien się znajdować w każdym laboratorium chemicznym jako środek do neutralizacji ran po oparzeniach kwasami.

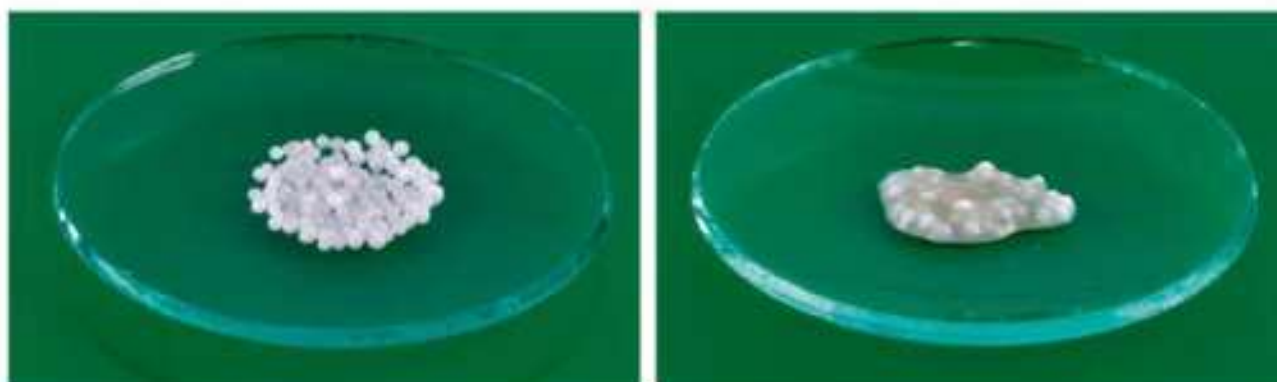
wodorowęglan sodu

- **Wodorowęglan sodu** NaHCO_3 , nazywany sodą oczyszczoną, jest używany do produkcji proszku do pieczenia, który w wysokiej temperaturze rozkłada się z wydzielaniem CO_2 , co spowodowało wypiek:



wodorotlenek sodu

- **Wodorotlenek sodu**, NaOH , potocznie zwany sodą kaustyczną, jest białą substancją stałą. Jako produkt handlowy występuje w postaci pastylek lub granulek. Dobrze rozpuszcza się w wodzie, a procesowi rozpuszczania towarzyszy wydzielanie się dużych ilości ciepła. Związek ten jest silnie higroskopijny, tzn. pochłania wodę z otoczenia (rys. 2.7.). Jest silnie żrący, powoduje rozległe, trudno gojące się oparzenia.



Rys. 2.7. Wodorotlenek sodu jest higroskopijny. Pastylki zmieniają swoją postać, ponieważ pochłaniają parę wodną zawartą w powietrzu.

azotan(V) sodu

- **Azotan(V) sodu**, NaNO_3 , nazywany saletrą chilijską, i azotan potasu(V), KNO_3 , czyli saletra indyjska, są powszechnie stosowane jako składniki nawozów sztucznych.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Wyjaśnij, dlaczego litowce nie występują w przyrodzie w stanie wolnym.
- Wytłumacz, dlaczego litowce są najbardziej aktywnymi metalami spośród wszystkich metali.
- Dane są metale: K, Na, Cs, Li, Rb. Wskaż, który z nich:
 - ma najwyższą temperaturę topnienia,
 - w reakcji z tlenem tworzy wyłącznie tlenek typu M_2O ,
 - jest najbardziej miękki,
 - tworzy najsilniejszy wodorotlenek.
- Podaj, jak zmienia się aktywność metali w 1 grupie układu okresowego, i uzasadnij kierunek tej zmiany.
- Dany jest pierwiastek chemiczny o skróconej konfiguracji elektronowej $[\text{Ar}] 4s^1$. Ułóż jego równania reakcji z:
 - tlenem,
 - wodą,
 - kwasem siarkowym(VI),
 - bromem.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Metale 1 grupy układu okresowego (litowce) mają podobne właściwości:

◀ s. 283

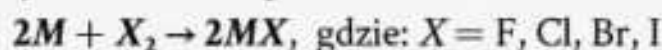
- są metalami;
- są bardzo miękkie, można je kroić nożem;
- mają niskie temperatury topnienia i wrzenia;
- mają małą gęstość;
- są bardzo aktywne, mają silne właściwości redukujące;
- tworzą kationy M^+ (np. Li^+ , Na^+ , K^+);
- reagują:
 - z tlenem, tworząc tlenki, nadtlenki i ponadtlenki (Li_2O , Na_2O_2 , KO_2 , RbO_2 , CsO_2);
 - z wodą, tworząc wodorotlenki i gazowy wodór:



- z kwasami, tworząc sól i wodór:

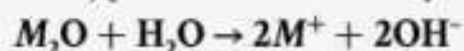


- z fluorowcami, tworząc białe sole rozpuszczalne w wodzie:



- Tlenki i wodorotlenki litowców mają charakter zasadowy:

◀ s. 286



- Wodorotlenki litowców są silnymi zasadami.

◀ s. 285

- Zmiany właściwości litowców w dół grupy układu okresowego:

◀ s. 284

		1							
		1	2						
		2	3	4					
		3	4	5	6	7	8	9	10
		4	5	6	7	8	9	10	11
		5	6	7	8	9	10	11	12
		6	7	8	9	10	11	12	13
		7	8	9	10	11	12	13	14
		8	9	10	11	12	13	14	15
		9	10	11	12	13	14	15	16
		10	11	12	13	14	15	16	17
		11	12	13	14	15	16	17	18
		12	13	14	15	16	17	18	19
		13	14	15	16	17	18	19	20
		14	15	16	17	18	19	20	21
		15	16	17	18	19	20	21	22
		16	17	18	19	20	21	22	23
		17	18	19	20	21	22	23	24
		18	19	20	21	22	23	24	25
		19	20	21	22	23	24	25	26
		20	21	22	23	24	25	26	27
		21	22	23	24	25	26	27	28
		22	23	24	25	26	27	28	29
		23	24	25	26	27	28	29	30
		24	25	26	27	28	29	30	31
		25	26	27	28	29	30	31	32
		26	27	28	29	30	31	32	33
		27	28	29	30	31	32	33	34
		28	29	30	31	32	33	34	35
		29	30	31	32	33	34	35	36
		30	31	32	33	34	35	36	37
		31	32	33	34	35	36	37	38
		32	33	34	35	36	37	38	39
		33	34	35	36	37	38	39	40
		34	35	36	37	38	39	40	41
		35	36	37	38	39	40	41	42
		36	37	38	39	40	41	42	43
		37	38	39	40	41	42	43	44
		38	39	40	41	42	43	44	45
		39	40	41	42	43	44	45	46
		40	41	42	43	44	45	46	47
		41	42	43	44	45	46	47	48
		42	43	44	45	46	47	48	49
		43	44	45	46	47	48	49	50
		44	45	46	47	48	49	50	51
		45	46	47	48	49	50	51	52
		46	47	48	49	50	51	52	53
		47	48	49	50	51	52	53	54
		48	49	50	51	52	53	54	55
		49	50	51	52	53	54	55	56
		50	51	52	53	54	55	56	57
		51	52	53	54	55	56	57	58
		52	53	54	55	56	57	58	59
		53	54	55	56	57	58	59	60
		54	55	56	57	58	59	60	61
		55	56	57	58	59	60	61	62
		56	57	58	59	60	61	62	63
		57	58	59	60	61	62	63	64
		58	59	60	61	62	63	64	65
		59	60	61	62	63	64	65	66
		60	61	62	63	64	65	66	67
		61	62	63	64	65	66	67	68
		62	63	64	65	66	67	68	69
		63	64	65	66	67	68	69	70
		64	65	66	67	68	69	70	71
		65	66	67	68	69	70	71	72
		66	67	68	69	70	71	72	73
		67	68	69	70	71	72	73	74
		68	69	70	71	72	73	74	75
		69	70	71	72	73	74	75	76
		70	71	72	73	74	75	76	77
		71	72	73	74	75	76	77	78
		72	73	74	75	76	77	78	79
		73	74	75	76	77	78	79	80
		74	75	76	77	78	79	80	81
		75	76	77	78	79	80	81	82
		76	77	78	79	80	81	82	83
		77	78	79	80	81	82	83	84
		78	79	80	81	82	83	84	85
		79	80	81	82	83	84	85	86
		80	81	82	83	84	85	86	87
		81	82	83	84	85	86	87	88
		82	83	84	85	86	87	88	89
		83	84	85	86	87	88	89	90
		84	85	86	87	88	89	90	91
		85	86	87	88	89	90	91	92
		86	87	88	89	90	91	92	93
		87	88	89	90	91	92	93	94
		88	89	90	91	92	93	94	95
		89	90	91	92	93	94	95	96
		90	91	92	93	94	95	96	97
		91	92	93	94	95	96	97	98
		92	93	94	95	96	97	98	99
		93	94	95	96	97	98	99	100
		94	95	96	97	98	99	100	101
		95	96	97	98	99	100	101	102
		96	97	98	99	100	101	102	103
		97	98	99	100	101	102	103	104
		98	99	100	101	102	103	104	105
		99	100	101	102	103	104	105	106
		100	101	102	103	104	105	106	107
		101	102	103	104	105	106	107	108
		102	103	104	105	106	107	108	109
		103	104	105	106	107	108	109	110
		104	105	106	107	108	109	110	111
		105	106	107	108	109	110	111	112
		106	107	108	109	110	111	112	113
		107	108	109	110	111	112	113	114
		108	109	110	111	112	113	114	115
		109	110	111	112	113	114	115	116
		110	111	112	113	114	115	116	117
		111	112	113	114	115	116	117	118
		112	113	114	115	116	117	118	119
		113	114	115	116	117	118	119	120
		114	115	116	117	118	119	120	121
		115	116	117	118	119	120	121	122
		116	117	118	119	120	121	122	123
		117	118	119	120	121	122	123	124
		118	119	120	121	122	123	124	125
		119	120	121	122	123	124	125	126
		120	121	122	123	124	125	126	127
		121	122	123	124	125	126	127	128
		122	123	124	125	126	127	128	129
		123	124	125	126	127	128	129	130
		124	125	126	127	128	129	130	131
		125	126	127	128	129	130	131	132
		126	127	128	129	130	131	132	133
		127	128	129	130	131	132	133	134
		128	129	130	131	132	133	134	135
		129	130	131	132	133	134	135	136
		130	131	132	133	134	135	136	137
		131	132	133	134	135	136	137	138
		132	133	134	135	136	137	138	139
		133	134	135	136	137	138	139	140
		134	135	136	137	138	139	140	141
		135	136	137	138	139	140	141	142
		136	137	138	139	140	141	142	143
		137	138	139	140	141	142	143	144
		138	139	140	141	142	143	144	145
		139	140	141	142	143	144	145	146
		140	141	142	143	144	145	146	147
		141	142	143	144	145	146	147	148
		142	143	144	145	146	147	148	149
		143	144	145	146	147	148	149	150
		144	145	146	147	148	149	150	151
		145	146	147	148	149	150	151	152
		146	147	148	149	150	151	152	153
		147	148	149	150	151	152	153	154
		148	149	150	151	152	153	154	155
		149	150	151	152	153	154	155	156
		150	151	152	153	154	155	156	157
		151	152	153	154	155	156	157	158
		152	153	154	155	156	157	158	159
		153	154	155	156	157	158	159	160
		154	155	156	157	158	159	160	161
		155	156	157	158	159	160	161	162
		156	157	158	159	160	161	162	163
		157	158	159	160	161	162	163	164
		158	159	160	161	162	163	164	165
		159	160	161	162	163	164	165	166
		160	161	162	163	164	165	166	167
		161	162	163	164	165	166	167	168
		162	163	164	165	166	167	168	169
		163	164	165	166	167	168	169	170
		164	165	166	167	168	169	170	171
		165	166	167	168	169	170	171	172
		166	167	168	169	170	171	172	173
		167	168	169	170	171	172	173	174
		168	169	170	171	172	173	174	175
		169	170	171	172	173	174	175	176
		170	171	172	173	174	175	176	177
		171	172	173	174	175	176	177	178
		172	173	174	175	176	177	178	179
		173	174	175	176	177	178	179	180
		174							

NA TEJ LEKCJI:

- Najważniejszą różnicą między litowcami a berylowcami jest konfiguracja elektronowa. Litowce mają tylko jeden elektron na zewnętrznej powłoce elektronowej, a berylowce mają dwa. Czy berylowce i litowce mają podobne właściwości? Czy z taką samą łatwością tworzą wiązania chemiczne?

Rys. 3.1. Położenie berylowców w układzie okresowym.

wpływ budowy
atomu
na właściwości
pierwiastka

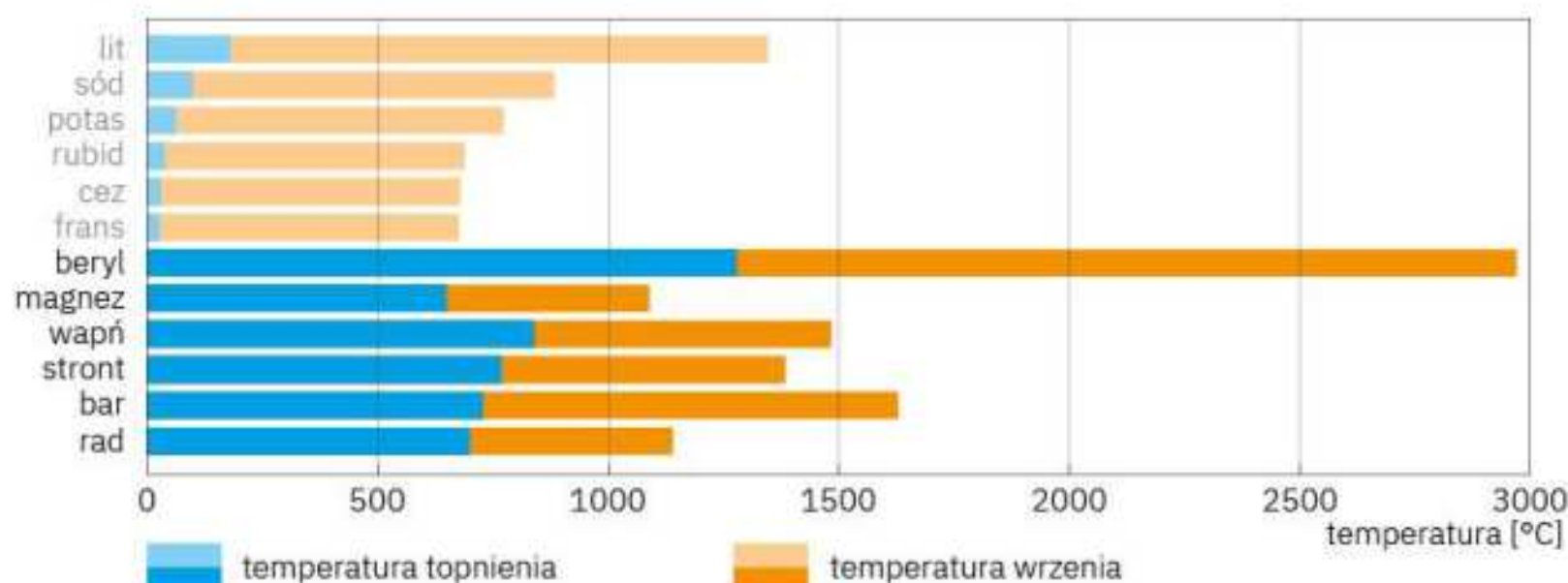


Berylownce to metale. Są srebrzystobiałe, miękkie, o małej gęstości, łatwo topliwe, ale w porównaniu z litowcami nieco twardsze, o większej gęstości i trudniej topliwe.

Porównajmy zmiany wartości temperatury topnienia litowców i berylowców (rys. 3.3.) na przykładzie potasu i wapnia – pierwiastków usytuowanych w tym samym, 4 okresie układu okresowego. Na kryształy tych metali składają się jony metalu i zdelokalizowane

Rys. 3.2. Porównanie promieni atomowych litowców i berylowców.

elektrony. Mniejsze jony Ca^{2+} mają większy ładunek dodatni niż jony K^+ . Zde-lokalizowane elektrony są więc silniej przyciągane przez jądro atomowe wapnia niż potasu. Zniszczenie silniejszych oddziaływań wiąże się z większym nakła-dem energetycznym, dlatego destrukcja kryształu metalicznego wapnia wymaga większej energii, co skutkuje wyższą temperaturą topnienia w odniesieniu do potasu. Zatem berylowiec ma wyższą temperaturą topnienia niż litowiec z tego samego okresu.



Rys. 3.3. Porównanie wartości temperatur topnienia i wrzenia litowców oraz berylowców.

Beryl topi się w najwyższej temperaturze spośród metali 2 grupy układu okre-sowego. W dół grupy w szeregu Ca, Sr, Ba spada temperatura topnienia metali. Natomiast temperatura topnienia magnezu odbiega od reguły (tab. 3.1.).

W dół grupy zmniejsza się twardość metali, spośród których beryl jest naj-twardszy.

Elektroujemność berylowców zmniejsza się w dół grupy. Wraz ze wzrostem pro-mieni atomowych każda para elektronów tworząca wiązanie chemiczne znajduje się dalej od jądra atomowego. Oznacza to, że jest słabiej przyciągana i elektro-ujemność się zmniejsza. Efektem tej zmiany jest zwiększenie jonowego charak-teru związków chemicznych w dół grupy.

Tab. 3.1. Budowa i wybrane właściwości fizyczne berylowców

Pierwiastek chemiczny	beryl	magnez	wapń	stront	bar
Skrócona konfiguracja elektronowa	[He] $2s^2$	[Ne] $3s^2$	[Ar] $4s^2$	[Kr] $5s^2$	[Xe] $6s^2$
Temperatura topnienia [°C]	1278	649	839	769	729
Gęstość $\left[\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}\right]$	1,85	1,74	1,55	2,63	3,62
Elektroujemność	1,5	1,2	1,0	1,0	0,9

3.2. Właściwości chemiczne berylowców

Konfigurację elektronową powłoki walencyjnej berylowców można zapisać jako ns^2 . Podczas reakcji chemicznych berylowce tworzą jony o ładunku 2^+ :



aktywność chemiczna

	wzrasta aktywność	
	1	2
2	3 Li	4 Be
3	11 Na	12 Mg
4	19 K	20 Ca
5	37 Rb	38 Sr
6	55 Cs	56 Ba
7	87 Fr	88 Ra
	wzrasta aktywność	

W związkach chemicznych przyjmują wyłącznie **+II stopień utlenienia**. Berylowce są aktywne chemicznie, choć trochę mniej niż litowce, ponieważ oddanie dwóch elektronów wymaga większego nakładu energii niż oddanie jednego. Ich aktywność rośnie w dół grupy, odzwierciedlając łatwość, z jaką elektrony są oddawane. Zwiększenie liczby powłok elektronowych sprawia, że wzrastają promienie atomów. Elektrony walencyjne znajdują się coraz dalej od jądra atomowego, są więc coraz słabiej związane z atomem. To powoduje, że metaliczny charakter berylowców rośnie od berylu do baru.

Rys. 3.4. Aktywność chemiczna berylowców a ich położenie w układzie okresowym.

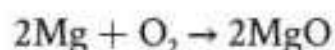
właściwości redukujące

Berylowce najczęściej tworzą związki jonowe, w których występują jako kationy: Mg^{2+} , Ca^{2+} , Sr^{2+} , Ba^{2+} . Wyjątek stanowi beryl, który wykazuje tendencję do tworzenia wiązań kowalencyjnych. Berylowce mają silnie **redukujące właściwości**. Reagują z większością niemetali. Beryl i magnez na powietrzu ulegają pasywacji, czyli pokrywają się ochronną warstwą tlenku metalu, co ogranicza dalszą reakcję chemiczną. Pozostałe metale z tej grupy ze względu na znaczną aktywność przechowuje się w nafcie.

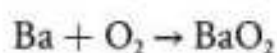
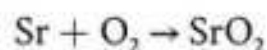
Reakcje z tlenem

tlenki berylowców

Jeśli berylowce są spalane w tlenie, tworzą jonowe tlenki o ogólnym wzorze $M^{2+}O^{2-}$, np.:



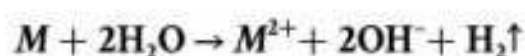
Energiczność tej reakcji wzrasta w dół grupy układu okresowego. Stront i bar mogą tworzyć zarówno tlenki, jak i nadrtlenki:



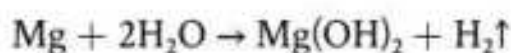
Reakcje z wodą

wodorotlenki berylowców

Beryl z wodą nie reaguje. Pozostałe metale 2 grupy układu okresowego reagują z wodą, tworząc **wodorotlenek** i wodór. Reakcja przebiega według schematu:



Magnez reaguje bardzo powoli z gorącą wodą (o temp. przynajmniej 70°C), a produktami tej reakcji są wodorotlenek magnezu i wodór:



Z parą wodną w wysokiej temperaturze magnez reaguje gwałtownie i wytwarza intensywne białe światło. Powstają tlenek magnezu i wodór:



Wapń i każdy następny pierwiastek leżący poniżej wapnia w tej grupie reagują łagodnie z wodą w temperaturze pokojowej:



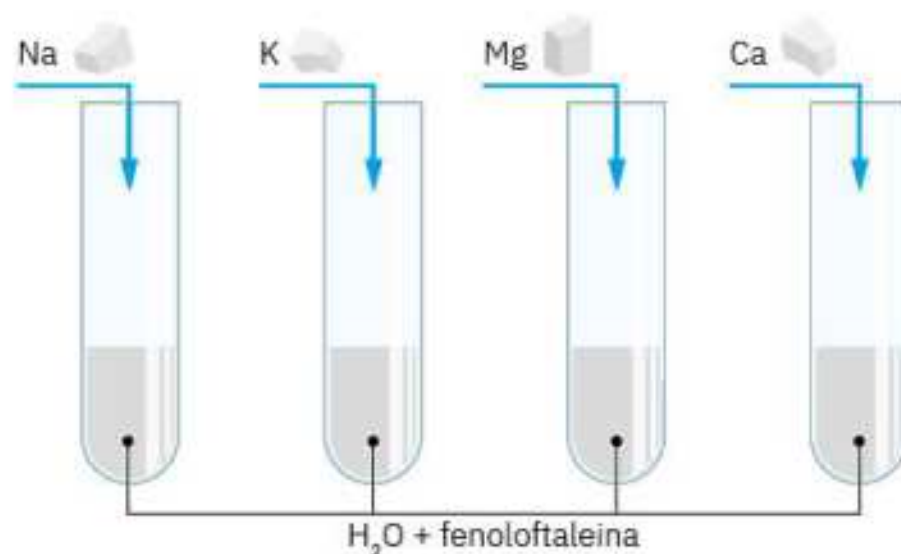
Przebieg reakcji berylowców z wodą jest znacznie mniej energiczny niż z litowcami.

Doświadczenie 1.

Badanie aktywności sodu, potasu, magnezu i wapnia w reakcji z wodą

Opis:

Do każdej z czterech zlewek wlej wodę do połowy objętości i dodaj kroplę fenoloftaleiny. Do poszczególnych zlewek dodaj oczyszczone próbki (możliwie jednakowej wielkości): sodu, potasu, magnezu i wapnia. Na podstawie obserwacji szybkości i intensywności reakcji chemicznej określ aktywność badanych metali.



Obserwacje:

Potas topi się w srebrzystą kulę, porusza się szybko po powierzchni wody z syczącym dźwiękiem i pali się fioletowym płomieniem. Reakcja sodu z wodą jest podobna do reakcji potasu, z wyjątkiem tego, że jest mniej energiczna. Wapń reaguje umiarkowanie z wodą, wydzielą się gaz i powstaje mleczna zawiesina. Fenoloftaleina natychmiast zabarwia roztwory na malinowo. Magnez prawie nie reaguje z zimną wodą. Przy powierzchni metalu fenoloftaleina zabarwiła się na malinowo.

Wnioski:

Aktywność badanych metali maleje w szeregu: potas, sód, wapń, magnez.

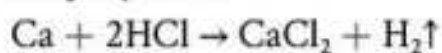
W grupie aktywność metali rośnie wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastka chemicznego, sód jest mniej aktywny od potasu, a magnez – od wapnia. W tym samym okresie aktywność metali maleje ze wzrostem liczby atomowej, sód jest aktywniejszy od magnezu, a potas – od wapnia.

Reakcje z kwasami

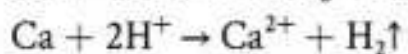
- reakcje z kwasami ➤ Wszystkie berylownce wypierają wodór w reakcji z rozcieńczonymi roztworami kwasów. Ogólny schemat reakcji chemicznej jest następujący:



Na przykład:



zapis cząsteczkowy

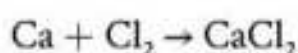


skrótowy zapis jonowy

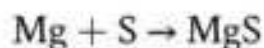
Reakcja z niemetalami

reakcje
z fluorowcami
i siarką

- Berylownce reagują energicznie z fluorowcami (17 grupa układu okresowego), tworząc sole o budowie jonowej. Wyjątkiem są sole berylu, w których jest duży udział kowalencyjności w wiązaniu chemicznym.



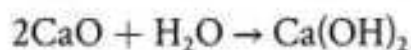
W reakcji z siarką berylownce tworzą siarczki, np.:



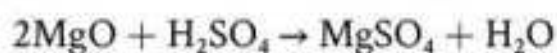
3.3. Tlenki berylownców

właściwości
tlenków
berylownców

- Tlenki berylownców (poza tlenkiem berylu) reagują z wodą, tworząc **zasadowe roztwory**, np.:



Tlenek berylu jest amfoteryczny. Pozostałe tlenki berylownców mają charakter zasadowy. Reagują energicznie z kwasami, tworząc sól i wodę, np.:



3.4. Wodorotlenki berylownców

właściwości
wodorotlenków
berylownców

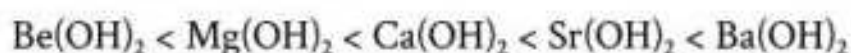
- Wodorotlenek berylu jest słabą zasadą i ma właściwości amfoteryczne. Wodorotlenek magnezu słabo rozpuszcza się w wodzie, więc powstający roztwór jest słabo zasadowy. Wodorotlenek wapnia lepiej się rozpuszcza niż wodorotlenek magnezu i tworzy bardziej zasadowy roztwór. Wodorotlenki pozostałych metali są dość dobrze rozpuszczalne i stanowią mocne zasady.

	2		
3	12	Mg	Mg(OH) ₂
4	20	Ca	Ca(OH) ₂
5	38	Sr	Sr(OH) ₂
6	56	Ba	Ba(OH) ₂

wzrasta rozpuszczalność

wzrasta moc wodorotlenków

Moc wodorotlenków rośnie w grupie wraz ze wzrostem liczby atomowej metalu:

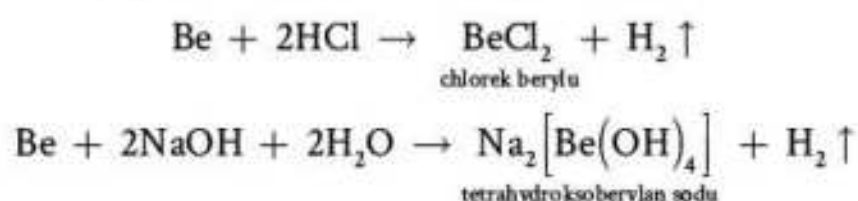


Rys. 3.5. Moc wodorotlenków berylownców a ich położenie w układzie okresowym.

3.5. Nietypowe właściwości berylu

Beryl wyróżnia się na tle pozostałych berylowców małym rozmiarem promienia atomowego i dość dużą elektroujemnością. Atom berylu po utracie dwóch elektronów walencyjnych staje się bardzo małym kationem. Duży ładunek jonu Be^{2+} skoncentrowany w małej objętości powoduje nietypowe właściwości berylu i jego związków chemicznych w porównaniu z pozostałymi metalami 2 grupy układu okresowego. Związki chemiczne berylu mają duży udział kowalencyjności w wiązaniu chemicznym. Typowy przykład to chlorek berylu BeCl_2 . Jego temperatura topnienia jest stosunkowo niska i wynosi 405°C . Związek ten rozpuszcza się w rozpuszczalnikach organicznych, a stopiony tylko w niewielkim stopniu przewodzi prąd elektryczny, co odróżnia go od pozostałych związków chemicznych berylowców.

Beryl jest jedynym metalem grupy 2 układu okresowego, który ma właściwości amfoteryczne. Reaguje zarówno z kwasami, jak i z zasadami:



Właściwościami amfoterycznymi wykazują się również tlenek berylu i wodorotlenek berylu trudno rozpuszczalne w wodzie. Produkty ich reakcji z mocną zasadą to tetrahydroksoberylany $[\text{Be}(\text{OH})_4]^{2-}$.

3.6. Najważniejsze związki berylowców

Berylowce nie występują w stanie wolnym w przyrodzie. **Węglan wapnia**  węglan wapnia CaCO_3 jest zgromadzony w formie ogromnych złóż wapieni (rys. 3.6.), marmuru, kredy i koralowców. Używa się ich jako materiału budulcowego do otrzymywania wapna palonego CaO , z którego otrzymuje się wapno gaszone $\text{Ca}(\text{OH})_2$. CaCO_3 o wysokiej czystości stosuje się jako materiał ścierny w pastach do zębów i jako składnik leku zobojętniającego kwas solny w żołądku. Jony wapnia Ca^{2+} są składnikiem kości i zębów oraz niektórych rodzajów ścian komórkowych.

Rys. 3.6. Skały wapienne w Polsce występują w przepięknych formacjach. Jedną z nich jest „Okiennik Wielki” znajdujący się na Wyżynie Krakowsko-Częstochowskiej.



tlenek magnezu ➤ **Tlenek magnezu** MgO ma bardzo wysoką temperaturę topnienia, wynoszącą 2852°C . Bardzo dobrze przewodzi ciepło, a słabo elektryczność, dlatego też znalazł zastosowanie jako materiał ogniotrwały. Jony magnezu Mg^{2+} są składnikiem chlorofilu – barwnika biorącego udział w procesie fotosyntezy w roślinach zielonych.

siarczan(VI) baru ➤ Bar i jego związki są toksyczne. Wśród związków baru najbardziej rozpowszechniony jest **siarczan(VI) baru** o wzorze BaSO_4 . Związek ten jest trudno rozpuszczalny w płynach ustrojowych i dzięki temu może być stosowany jako środek kontrastowy przy prześwietleniach przewodu pokarmowego.

beryl (minerał) ➤ Główny minerał zawierający **beryl** nosi taką samą nazwę jak ten pierwiastek. Czyste kryształy mineralnego berylu są bezbarwne. Natomiast po włączeniu innych pierwiastków do berylu powstają kolorowe, cenne kamienie szlachetne – zielony szmaragd i zielonkawoniebieski akwamaryn (rys. 3.7.).



Rys. 3.7. Beryl, szmaragd i akwamaryn.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Podaj nazwę najbardziej aktywnego pierwiastka z 2 grupy układu okresowego. Napisz w zeszycie równanie reakcji tego metalu z wodą.
2. Ułóż w zeszycie równania reakcji chemicznych zachodzących pomiędzy poniższymi substratami w roztworze wodnym lub napisz, że substancje nie reagują.
 - a) MgO i NaOH
 - b) BeO i NaOH
3. Wyjaśnij, dlaczego stopiony BeCl_2 słabo przewodzi prąd elektryczny, podczas gdy stopiony CaCl_2 jest doskonałym przewodnikiem prądu elektrycznego.
4. Podaj przykład reakcji chemicznej, podczas której beryl zachowuje się:
 - a) tak samo jak inne metale w 2 grupie układu okresowego,
 - b) inaczej niż inne metale w 2 grupie układu okresowego.
5. Porównaj zachowanie metali 1 grupy z metalami 2 grupy układu okresowego w przypadku reakcji z wodą.
6.
 - a) Temperatury topnienia berylowców są wyższe niż litowców. Wyjaśnij tę różnicę na podstawie właściwości atomu.
 - b) Wymień trzy inne fizyczne właściwości metali 2 grupy układu okresowego, które wynikają z wyższych wartości wielkości promieni atomowych i/lub elektroujemności niż w przypadku metali 1 grupy.
7. W podanych parach metali wskaż silniejszy reduktor.
 - a) Na i Mg
 - b) Ca i K
 - c) Li i Be

8. Porównaj właściwości litowców i berylowców oraz ustal, którą z tych grup układu okresowego opisuje poniższe stwierdzenie.

- a) Mają niższe temperatury topnienia.
b) Mają większą gęstość.
c) Energicznie reagują z wodą.
d) Są twardsze.
e) Ich wodorotlenki są silniejszymi zasadami.

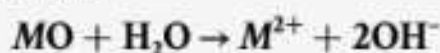
PODSUMOWANIE LEKCJI

- Metale 2 grupy układu okresowego (berylowce) mają podobne właściwości: s. 291
 - są metalami;
 - ich temperatury topnienia nie wykazują tak regularnych zmian i są znacznie wyższe niż u litowców;
 - reagują:
 - z tlenem, tworząc tlenki MO lub nadtlenuki MO_2 (w zależności od aktywności metalu):

$$2M + O_2 \rightarrow 2MO$$

Sr i Ba tworzą nadtlenuki SrO_2 , BaO_2
 - z wodą (z wyjątkiem berylu), tworząc wodorotlenek i gazowy wodór:

$$M + 2H_2O \rightarrow M^{2+} + 2OH^- + H_2\uparrow$$
 - z kwasami, tworząc sól i wodór: $M + 2H^+ \rightarrow M^{2+} + H_2\uparrow$
 - z fluorowcami, tworząc odpowiednią sól: $M + X_2 \rightarrow MX_2$, gdzie $X = F, Cl, Br, I$
- Tlenek berylu BeO i wodorotlenek berylu $Be(OH)_2$ są amfoteryczne. Pozostałe tlenki i wodorotlenki berylówców są zasadowe: s. 294



- Zmiany aktywności metali w układzie okresowym: s. 292

Diagram illustrating the periodic table with trends in reactivity (aktywność) indicated by arrows:

- Vertical arrow (left side): **wzrost aktywności** (increase in reactivity) pointing downwards.
- Horizontal arrow (bottom): **wzrost aktywności** (increase in reactivity) pointing to the right.

The periodic table shows elements grouped by color, indicating trends in reactivity:

- Group 1 (Red):** H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr.
- Group 2 (Orange):** Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra.
- Group 3 (Orange):** Sc, Y, La, Ac.
- Group 4 (Light Blue):** Ti, Zr, Hf, Rf.
- Group 5 (Light Blue):** V, Nb, Ta, Db.
- Group 6 (Light Blue):** Cr, Mo, W, Sg.

4. Glin

NA TEJ LEKCJI:

- poznasz właściwości fizyczne i chemiczne glinu;
- określisz charakter chemiczny wodorotlenku glinu na podstawie wyników doświadczenia;
- wyjaśnisz, na czym polega pasywacja i jakie praktyczne zastosowanie ma ten proces;
- wymienisz najważniejsze minerały glinu;
- dowiesz się, do czego stosuje się glin.

Glin jest metalem aktywnym. W szeregu elektrochemicznym metali zajmuje miejsce bezpośrednio za magnezem. Dlaczego więc glin jest odporny na korozję?

4.1. Właściwości glinu

właściwości
fizyczne glinu

► **Glin** jest srebrzystobiałym, lekkim, miękkim i kowalnym metalem. Jest bardzo dobrym przewodnikiem ciepła i elektryczności (rys. 4.1.). Jego gęstość jest większa od gęstości sodu i magnezu, które leżą w tym samym okresie.

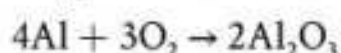


Rys. 4.1. Metaliczny glin jest miękki i łamliwy.

Tab. 4.1. Budowa i wybrane właściwości glinu

Nazwa i symbol	Skrócona konfiguracja elektronowa	Elektroujemność	Stopień utlenienia	Standardowy potencjał redukcji	Gęstość
glin Al	[Ne] 3s ² 3p ¹	1,5	+III	-1,7 V	2,7 $\left[\frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \right]$

Świeżo otrzymany glin pozostawiony na powietrzu szybko reaguje z tlenem z powietrza i pokrywa się na całej powierzchni warstwą tlenku glinu:

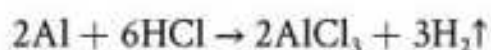


Tlenek ten tworzy cienką, ale zwartą warstwę, która ściśle przylega do powierzchni metalu, nie kruszy się, nie odpada i jest trudno rozpuszczalna w wodzie. W rezultacie na powietrzu glin pokrywa się szczelną powłoką, która izoluje metal od wpływu czynników atmosferycznych. Przedmioty wykonane z glinu nie niszczej pod wpływem tlenu i wilgoci ani nie korodują. Zjawisko pokrywania się metalu warstwą trwałego tlenku, która chroni go przed czynnikami zewnętrznymi, nazywamy **pasywacją**.

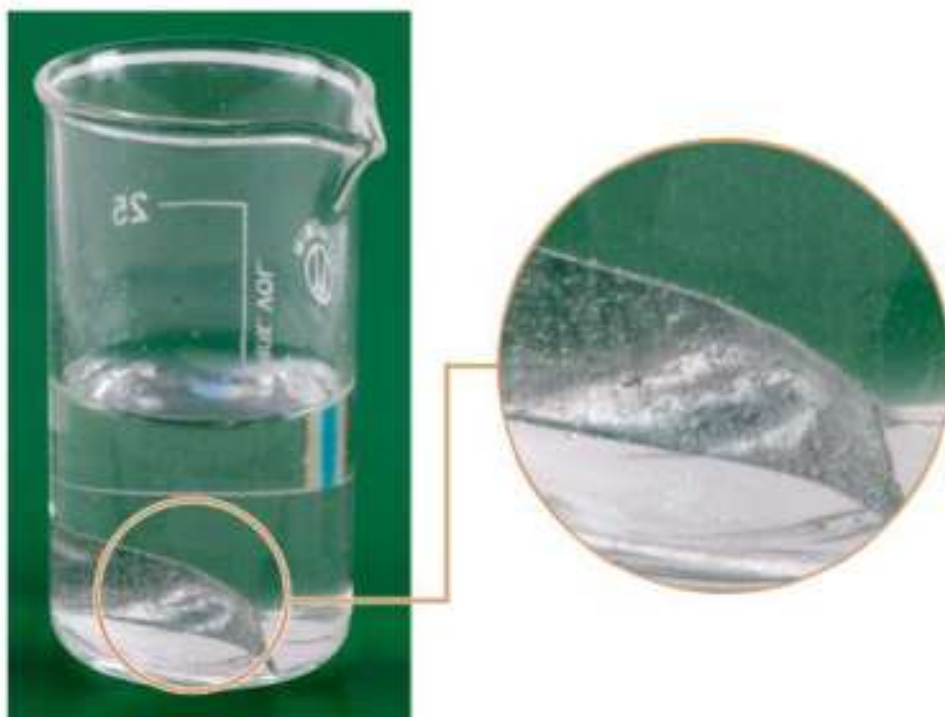
Pasywacja – tworzenie trwałej, biernej chemicznie względem otoczenia, zwartej warstwy tlenku na powierzchni metalu. pasywacja

W naturalnej postaci glin z wodą nie reaguje nawet w podwyższonej temperaturze, bo nie ma kontaktu między metalem a wodą. Bierna chemicznie warstwa ochronna tlenku maskuje wysoką aktywność glinu. reakcje glinu z kwasami

Pod wpływem niektórych kwasów warstwa ochronna się rozтворя i metal staje się aktywny chemicznie. Z kwasami nieutleniającymi, np. z rozcieńczonym i stężonym kwasem chlorowodorowym oraz z rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI), glin reaguje, wypierając wodór:

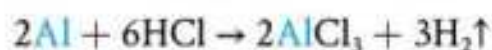


Po zanurzeniu chemicznie czystego glinu w stężonym roztworze kwasu siarkowego(VI) lub stężonym roztworze kwasu azotowego(V) nie widać żadnych objawów reakcji chemicznej. Glin ulega pasywacji. Powstały tlenek glinu nie reaguje ze stężonymi roztworami kwasów utleniających i skutecznie izoluje od siebie reagenty, chroniąc metal przed dostępem kwasu (rys. 4.2.). Pasywacja umożliwia zastosowanie glinu jako tworzywa do transportu i przechowywania stężonego roztworu kwasu azotowego(V).

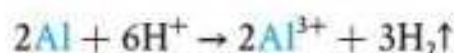


Ryc. 4.2. Pasywacja glinu w stężonym roztworze kwasu azotowego(V).

Glin jest pierwiastkiem **amfoterycznym**. Reaguje z roztworami mocnych kwasów nieutleniających, wydzielając wodór i tworząc sole zawierające kation glinu Al^{3+} : amfoteryczność glinu

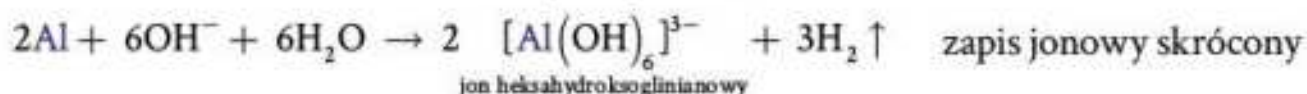


zapis cząsteczkowy



skrótowy zapis jonowy

Ponadto glin reaguje z roztworami mocnych wodorotlenków, wydzielając wodór i tworząc sole, w których glin wchodzi w skład złożonego anionu:



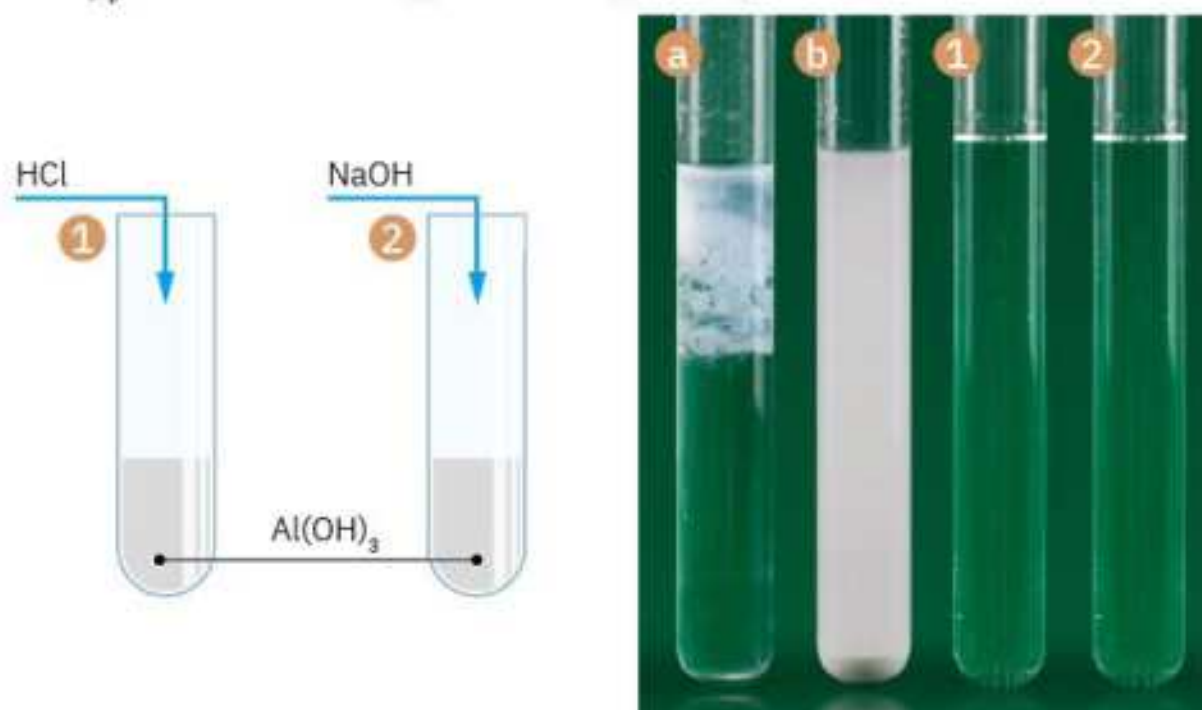
Właściwości amfoteryczne wykazują również tlenek glinu Al_2O_3 i wodorotlenek glinu $\text{Al}(\text{OH})_3$.

Doświadczenie 1.

Badanie charakteru chemicznego wodorotlenku glinu

Opis:

Strąć osad wodorotlenku glinu, dodając do roztworu azotanu(V) glinu tyle roztworu wodorotlenku sodu, aby powstał galaretowaty osad $\text{Al}(\text{OH})_3$ (próbówki a i b). Otrzymany osad podziel na dwie części. Do jednej dodaj kilka cm^3 2-molowego roztworu $\text{HCl}_{(\text{aq})}$, a do drugiej – tyle samo 4-molowego roztworu $\text{NaOH}_{(\text{aq})}$. Zawartość każdej próbówki wymieszaj.

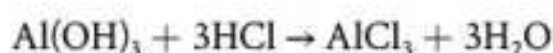


Obserwacje:

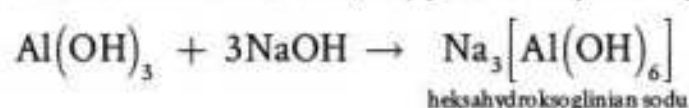
Biały galaretowaty osad rozwinął się zarówno w roztworze kwasu chlorowodorowego, jak i w roztworze wodorotlenku sodu (próbówki 1 i 2).

Wnioski:

Wodorotlenek glinu reaguje z kwasem chlorowodorowym, dając chlorek glinu i wodę:



Reaguje także z wodorotlenkiem sodu, dając heksahydroksyglinian sodu:

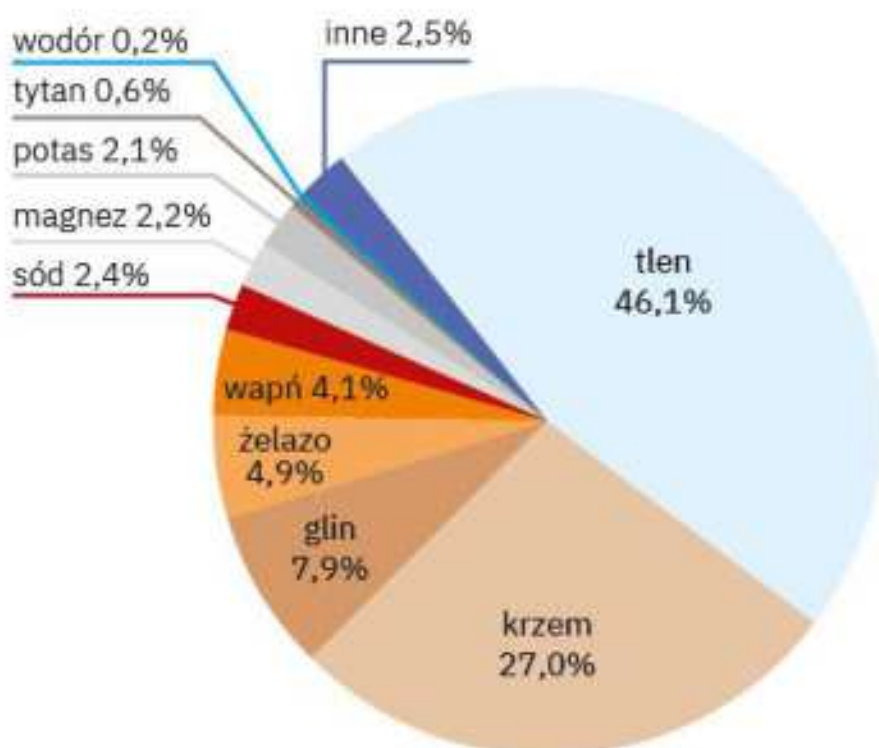


Wodorotlenek glinu jest amfoteryczny.

4.2. Występowanie glinu w przyrodzie

Glin jest najpowszechniej występującym metalem w skorupie ziemskiej (rys. 4.3.). Nie występuje w stanie wolnym. W połączeniach z krzemem i tlenem tworzy glinokrzemiany, które stanowią główne tworzywo większości skał. Najważniejszym minerałem glinu służącym do przemysłowej produkcji aluminium jest **boksyt**, czyli uwodniony tlenek glinu $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Glin występuje także w mineralu kriolicie. Jest to związek glinu z sodem i fluorem – Na_3AlF_6 . Pospolity minerał **korund**, będący odmianą krystaliczną tlenku glinu Al_2O_3 , jest najtwardszym po diamencie minerałem (rys. 4.4.).

✦ boksyt i korund



Rys. 4.3. Pierwiastki w skorupie ziemskiej.



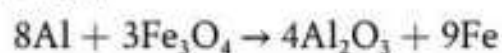
Rys. 4.4. Korund Al_2O_3 – minerał o wysokiej twardości.

4.3. Zastosowania glinu

Wyjątkowa lekkość i trwałość na powietrzu metalicznego glinu spowodowały, że ten pierwiastek jest powszechnie stosowany w postaci metalu i stopów. Najbardziej znany stop to duraluminium. Stop ten składa się głównie z glinu (93–95%) i miedzi (2,5–5,5%), ale zawiera także nieco manganu, magnezu i krzemu.

Mieszanina glinu i Fe_3O_4 zwana **termitem** była wykorzystywana w spawalnictwie. Reakcja, która zachodzi po jej zainicjowaniu, jest silnie egzotermiczna. W jej wyniku powstaje żelazo:

✦ termit



Siarczan(VI) glinu $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ używa się w procesie oczyszczania wody pitnej. Ten związek, dodawany do wody pobranej z ujęcia, usprawnia jej wstępne oczyszczanie z wszelkich zawartych w niej drobin materii organicznej i nieorganicznej. Materia ta pod jego wpływem łatwiej łączy się ze sobą (koaguluje), tworząc duże cząstki, które są wygodniejsze do oddzielenia.

✦ siarczan(VI) glinu

Zastosowanie glinu

- Konstrukcje wykonane ze stopów glinu są wyjątkowo dekoracyjne, a jednocześnie lekkie i trwałe, niezależnie od stopnia zanieczyszczenia powietrza.

- Wiele elementów konstrukcyjnych samolotów wykonuje się ze stopów glinu.



- Z glinu wytwarza się opakowania produktów żywnościowych. Ze względu na swoją lekkość glin obniża koszty transportu żywności. W szczelnie zamkniętym opakowaniu wykonanym z glinu żywność jest chroniona przed dostępem powietrza, światła i mikroorganizmów. 25% produkowanego glinu na świecie jest zużywane na produkcję opakowań.



- Wiele antyperspirantów zawiera sole glinu (AlCl_3), które hamują wydzielanie potu.



- Dobre przewodnictwo elektryczności sprawiło, że aluminium wykorzystano do wytwarzania przewodów elektrycznych.



- Sproszkowany glin stosuje się do sporządzania farb chroniących inne metale przed korozją.



- Wodorotlenek glinu stosuje się w środkach farmakologicznych służących do zobojętniania kwasu solnego, gdy wydziela się go zbyt dużo w żołądku.



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij, na czym polega pasywacja glinu i jakie jest znaczenie tego zjawiska w zastosowaniu glinu.
2. Ułóż w zeszycie równania reakcji, za pomocą których można dokonać następujących przemian:



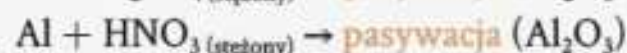
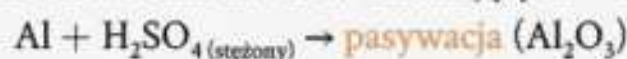
3. Napisz w zeszycie równania reakcji potwierdzające amfoteryczny charakter wodorotlenku glinu.
4. Oblicz, ile gramów wodorotlenku glinu Al(OH)_3 musi przyjąć pacjent, aby zobojętnić $0,5 \text{ dm}^3$ 1-molowego roztworu kwasu solnego powodującego u niego dolegliwości żołądkowe.

PODSUMOWANIE LEKCJI

• Glin:

◀ s. 298

- to metal miękki i kowalny;
- tworzy jony Al^{3+} ;
- pokrywa się warstwą tlenku na powietrzu (pasywacja), jest odporny na korozję;
- reaguje z kwasami nieutleniającymi, a w tej reakcji wydziela się wodór;
- nie reaguje ze stężonymi roztworami kwasów utleniających – ulega pasywacji:



- **Glin, tlenek glinu i wodorotlenek glinu** mają właściwości amfoteryczne – reagują z roztworami mocnych kwasów i mocnych wodorotlenków. ▶ s. 299

5. Żelazo

NA TEJ LEKCJI:

- scharakteryzujesz właściwości żelaza;
- zapiszesz równania reakcji żelaza z tlenem i parą wodną;
- dowiesz się, jak zachowuje się żelazo wobec kwasów nieutleniających i utleniających;
- porównasz chemiczne właściwości jonów żelaza Fe^{2+} i Fe^{3+} ;
- wymienisz najważniejsze minerały żelaza;
- poznasz zastosowanie żelaza.

Odkrycie żelaza wprowadziło ludzkość w epokę żelaza, w której metal ten stał się głównym surowcem do wytwarzania narzędzi. Były one twardsze i ostrzejsze niż stosowane dotychczas narzędzia z brązu. Wykorzystywanie stopów stali do budowy maszyn umożliwiło rewolucję przemysłową, powstanie wielkiego przemysłu fabrycznego i nowoczesnej cywilizacji przemysłowej. Jakie właściwości ma ten niezwykle użyteczny metal – żelazo?

5.1. Właściwości żelaza

Właściwości fizyczne żelaza

właściwości
fizyczne żelaza

- ▶ Żelazo jest metalem srebrzystobiałym, dość miękkim, ciężkim, kruchym i trudnotopliwym. Ma znakomite właściwości ferromagnetyczne, co oznacza, że jest silnie przyciągane przez magnes i samo w odpowiednich warunkach może odgrywać rolę magnesu.



Rys. 5.1. Żelazo to błyszczący, srebrzystobiały metal.

Tab. 5.1. Budowa i wybrane właściwości żelaza

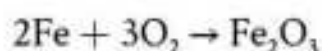
Nazwa/ symbol	Skrócona konfigura- cja elektro- nowa	Elektro- ujemność	Najpow- szechniejsze stopnie utlenienia	Gęstość [$\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$]	Temperatura topnienia [°C]
żelazo Fe	[Ar] 3d ⁶ 4s ²	1,9	+II, +III	7,9	1538

Właściwości chemiczne żelaza

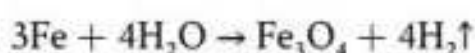
W reakcjach chemicznych atom żelaza nie oddaje wszystkich swoich elektronów walencyjnych. Najczęściej oddaje dwa lub trzy elektrony, przyjmując odpowiednio +II lub +III stopnień utlenienia. Chemicznie czyste żelazo jest odporne na działanie czynników atmosferycznych, ponieważ ulega pasywacji (pokrywa się warstewką własnego tlenku). Natomiast żelazo techniczne, zawierające domieszki innych substancji, łatwo ulega korozji (rdzewieje). Mocne rozdrobnienie żelaza sprawia, że pierwiastek ten reaguje z tlenem (rys. 5.2.), tworząc tlenek żelaza(III).



Rys. 5.2. Mocno rozdrobnione żelazo jest piroforyczne, czyli zapala się samorzutnie w temperaturze pokojowej.

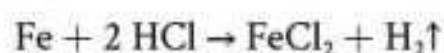


W bardzo wysokiej temperaturze żelazo reaguje parą wodną według równania:

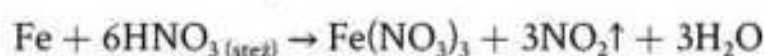
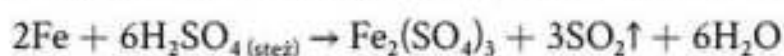


Produktem jest tlenek mieszany: tlenek żelaza(II) diżelaza(III) o wzorze Fe_3O_4 (inna nazwa to tetratlenek triżelaza) – związek o rudoczerwonej barwie.

Żelazo reaguje ze wszystkimi nieutleniającymi kwasami, dając odpowiednią **sól żelaza(II)** i gazowy wodór, np.:



W stężonych roztworach kwasów utleniających, np. H_2SO_4 i HNO_3 w temperaturze pokojowej, żelazo ulega pasywacji i się nie rozтворя. Po podgrzaniu powstają sole żelaza(III) i wydziela się gazowy tlenek – produkt redukcji kwasu:

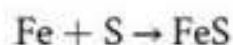


Żelazo reaguje z chlorem, bromem i jodem, tworząc sole jako barwne ciała stałe, np.:



• właściwości
chemiczne żelaza

W bezpośredniej syntezie żelaza z siarką łatwo powstaje siarczek żelaza(II):

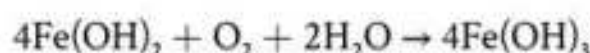


Termiczny rozkład węglanu żelaza(II) prowadzi do powstania tlenku żelaza(II) i tlenku węgla(IV):

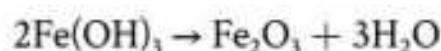


5.2. Związki żelaza(II) i żelaza(III)

Znane są dwa wodorotlenki żelaza: $\text{Fe}(\text{OH})_2$ i $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Oba są trudno rozpuszczalne w wodzie. Wodorotlenek żelaza(II) jest nietrwały i utlenia się (tlenem atmosferycznym) do wodorotlenku żelaza(III) – związku o czerwono-brunatnej barwie, będącego jednym ze składników rdzy (rys. 5.3.).



Wodorotlenek żelaza(III) podczas ogrzewania rozkłada się na wodę i tlenek żelaza(III):



Rys. 5.3. Rdza – warstwa produktów utleniania żelaza i jego stopów w wodzie, wilgotnej atmosferze lub gruncie, zawierająca głównie tlenki i wodorotlenki żelaza.

Związki chemiczne żelaza o stopniu utlenienia +III mają skróconą konfigurację elektronową jonów Fe^{3+} $[\text{Ar}] 3d^5$. Połowiczne zapelnienie podpowłoki d jest korzystne energetycznie, dlatego związki żelaza(II) łatwo utleniają się do bardziej trwałych związków żelaza(III).



Doświadczenie 1.

Porównanie chemicznych właściwości jonów żelaza Fe^{2+} i Fe^{3+}

Opis:

- a) Do dwóch probówek nalej po ok. 3 cm^3 0,2-molowego roztworu zawierającego jony żelaza(II) (np. soli Mohra $(\text{NH}_4)_2\text{Fe}(\text{SO}_4)_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$). Następnie do każdej z nich dodaj po mniej więcej 2 cm^3 roztworów: do 1. – 1-molowego roztworu wodorotlenku sodu, a do 2. – 0,01-molowego roztworu manganianu(VII) potasu. Do 2. probówki dodatkowo dodaj 2 cm^3 rozcieńczonego roztworu kwasu siarkowego(VI).
- b) Do dwóch probówek nalej po mniej więcej 3 cm^3 0,2-molowego roztworu azotanu(V) żelaza(III). Następnie powtórz czynności opisane w podpunkcie a).

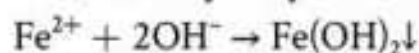
Obserwacje:

- a)
- Po dodaniu roztworu $\text{NaOH}_{(aq)}$ do roztworu soli żelaza(II) wytrąca się zielony osad.
 - Fioletowy roztwór manganianu(VII) potasu w środowisku kwasowym pod wpływem roztworu soli żelaza(II) się odbarwia.
- b)
- Roztwór soli żelaza(III) pod wpływem roztworu $\text{NaOH}_{(aq)}$ tworzy brązowy osad.
 - Po dodaniu fioletowego zakwaszonego roztworu manganianu(VII) potasu do roztworu soli żelaza(III) nie zaobserwowano żadnych zmian.

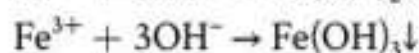
Wnioski:

dotyczą podpunktów a i b:

- W reakcji wodorotlenku sodu z solą żelaza(II) powstaje trudno rozpuszczalny wodorotlenek żelaza(II), a w reakcji wodorotlenku sodu z solą żelaza(III) strąca się wodorotlenek żelaza(III).



skrócony zapis jonowy



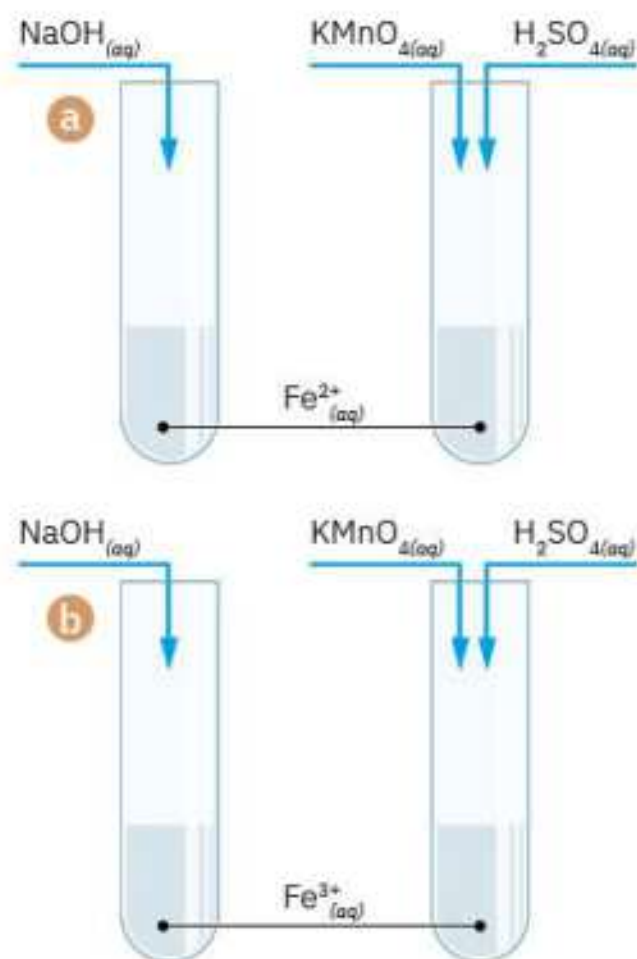
skrócony zapis jonowy

- Jony Fe^{2+} mają właściwości redukujące. Pod wpływem manganianu(VII) potasu w środowisku kwasowym utleniają się do jonów Fe^{3+} .



skrócony zapis jonowy

Jony Fe^{3+} nie mają właściwości redukujących.



Wykrywanie obecności jonów Fe^{2+} i Fe^{3+} w roztworach wodnych

wykrywanie
jonów żelaza

- Jony żelaza(II) i jony żelaza(III) można zidentyfikować w roztworze, przeprowadzając reakcję z wodnym roztworem $\text{NaOH}_{(aq)}$.



Rys. 5.4. Wykrywanie jonów żelaza.

5.3. Występowanie żelaza w przyrodzie

minerały żelaza

- Żelazo nie występuje w przyrodzie w postaci wolnej. Otrzymuje się je z minerałów, np. **magnetytu** Fe_3O_4 , **hematytu** Fe_2O_3 , **syderytu** FeCO_3 i **pirytu** FeS_2 (rys. 5.6.). Minerale żelaza rzadko występują w przyrodzie w stanie czystym. Zmieszane z innymi minerałami, tworzą rudy żelaza, które są szeroko rozpowszechnione w świecie.

Związek o wzorze sumarycznym Fe_3O_4 zawiera jony Fe^{2+} i Fe^{3+} w stosunku molowym 1 : 2, dlatego spotyka się także zapis umowny: $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$.

W FeS_2 żelazo ma +II stopień utlenienia, a siarka ma -I.



Rys. 5.5. Najważniejsze minerały żelaza.

5.4. Zastosowanie żelaza

Czyste chemicznie żelazo ma niewielkie zastosowanie. Powszechnie stosowane są stale i inne stopy żelaza. Stal jest stopem żelaza z węglem, zawierającym nie więcej niż 2% węgla. Dodatek węgla powoduje, że stal jest twardsza niż czyste żelazo. Właściwości stali można zmieniać, dodając do stopu również inne metale. Stal to najważniejszy materiał konstrukcyjny służący do budowy maszyn, urządzeń i narzędzi oraz ważny materiał w budownictwie.

W hemoglobinie krwi występuje żelazo o +II stopniu utlenienia. Hemoglobina wiąże cząsteczki tlenu atmosferycznego i przenosi go do tkanek, gdzie jest on wykorzystywany w procesach biologicznego spalania.

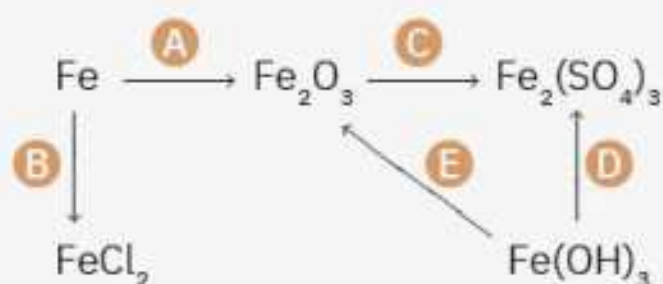
ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Poniżej pokazano schemat reakcji żelaza.



Wymień nazwy substratów, które mogą być użyte w podanych przemianach chemicznych.

2. Podaj spostrzeżenia doświadczalne, które dowodzą, że wodorotlenek żelaza(III) jest trwalszy od wodorotlenku żelaza(II).
3. Przedstaw, jak doświadczalnie odróżnić roztwór chlorku żelaza(II) od roztworu chlorku żelaza(III).
4. Ułóż w zeszycie równanie reakcji utleniania jonu żelaza(II) do jonu żelaza(III).
5. Zapisz w zeszycie równania reakcji, za pomocą których można dokonać następujących przemian:



6. Tlenek żelaza(II) i tlenek żelaza(III) rozpuszczają się w roztworze kwasu chlorowodorowego. Ułóż w zeszycie równania zachodzących reakcji chemicznych.
7. Napisz w zeszycie równania reakcji otrzymania z metalicznego żelaza:
 - a) chlorku żelaza(II),
 - b) chlorku żelaza(III).

PODSUMOWANIE LEKCJI

s. 304 ▶ • **Żelazo:**

- to metal srebrzystobiały, ciężki, kruchy i pospolity;
- ma właściwości ferromagnetyczne;
- jest aktywne chemicznie;
- stosuje się je głównie do wytwarzania stali.

s. 305 ▶ • **Żelazo reaguje:**

- z gorącą parą wodną, a w tej reakcji wydziela się wodór $H_{2(g)}$ i tworzy się Fe_2O_3 ;
- z kwasami nieutleniającymi, wypierając wodór $H_{2(g)}$ i tworząc sole żelaza(II);
- na gorąco ze stężonym roztworem HNO_3 , a w tej reakcji tworzy się $Fe(NO_3)_3$ i woda oraz wydziela się gazowy NO_2 ;
- na gorąco z ze stężonym roztworem H_2SO_4 , a w tej reakcji tworzy się $Fe(SO_4)_3$ i woda oraz wydziela się SO_2 ;
- w temperaturze pokojowej ulega pasywacji w stężonych roztworach kwasów utleniających.

s. 307 ▶ • **Związki żelaza(II) są reduktorami.**

6. Reakcje metali z tlenem i wodą

NA TEJ LEKCJI:

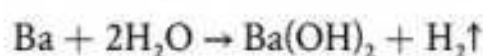
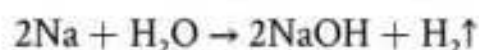
- nauczysz się przewidywać zachowanie metalu wobec wody na podstawie położenia metalu w szeregu elektrochemicznym;
- wymienisz metale, które nie reagują z wodą;
- dowiesz się, jak metale zachowują się wobec tlenu;
- wymienisz metale, które na powietrzu wytwarzają na swojej powierzchni powłokę pasywną;
- porównasz aktywność magnezu i miedzi na podstawie wyników doświadczenia.

Chociaż metale mają wiele cech wspólnych, to różnią się aktywnością, czyli łatwością reagowania z innymi substancjami. Jak metale zachowują się wobec wody?

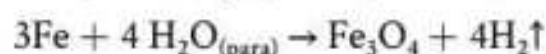
Na podstawie położenia metalu w szeregu elektrochemicznym można przewidzieć, jak będzie zachowywał się metal wobec wody i tlenu.

6.1. Reakcje metali z wodą

Bardzo aktywne metale położone powyżej magnezu w szeregu elektrochemicznym (o standardowym potencjale redukcji $E^0 < -2,3 \text{ V}$) reagują z wodą w temperaturze pokojowej, a produktami reakcji są wodór i odpowiedni wodorotlenek, np.:



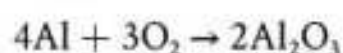
Magnez i metale leżące między magnezem i wodorem ($-2,3 \text{ V} < E^0 < 0 \text{ V}$) reagują z parą wodną w wysokiej temperaturze, tworząc tlenki metali i gazowy wodór, np.:



Metale położone w szeregu elektrochemicznym za wodorem ($E^0 > 0 \text{ V}$), takie jak miedź, srebro, złoto, platyna, **nie reagują** ani z wodą, ani z parą wodną.

6.2. Reakcje metali z tlenem

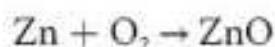
Najbardziej aktywne metale, takie jak: potas, sód, wapń, natychmiast reagują z tlenem. W płomieniu palnika spalą się szybko jasnym płomieniem. Glin szybko reaguje z tlenem, tworząc na całej powierzchni warstwę tlenku glinu:



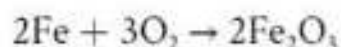
reakcje metali
z wodą

reakcje metali
z tlenem

Cynk reaguje dość szybko z tlenem, tworząc tlenek cynku:

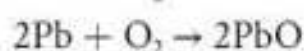
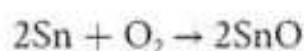


Żelazo reaguje w widoczny sposób z tlenem dopiero w wysokiej temperaturze. Podczas silnego ogrzewania nie pali się, ale na powierzchni metalu powstaje warstwa tlenku:



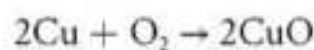
Reakcja ta zachodzi również w temperaturze pokojowej, jest jednak tak powolna, że jej skutki możemy zaobserwować dopiero po długim czasie. Proces powolnego utleniania metalu na powietrzu nazywamy korozją, a w przypadku żelaza – rdzewieniem.

Metale położone poniżej żelaza w szeregu elektrochemicznym reagują z tlenem po podgrzaniu, np.:



Niektóre metale na powietrzu ulegają **pasywacji**, czyli pokrywają się warstwą tlenku, która hamuje głębszą korozję. Do takich metali należą m.in.: magnez, glin, cynk, chrom, mangan, tytan.

Metale znajdujące się w szeregu elektrochemicznym za wodorem ($E^0 > 0$), np. srebro, rtęć, platyna, złoto, są odporne na działanie tlenu z powietrza. Wyjątkiem jest miedź, która w wysokiej temperaturze powoli tworzy z tlenem czarny nalot tlenku miedzi(II):



Rys. 6.1. Złoto nie wchodzi w reakcję z tlenem. Dlatego jest tak popularne w jubilerstwie – nigdy nie matowieje, więc zawsze ma piękny blask i kolor, nawet po kilkuset latach.

Doświadczenie 1.

Badanie aktywności chemicznej magnezu i miedzi wobec tlenu

Opis:

Wstążkę magnezową umieszczoną w szczypcach włóż do płomienia palnika. Następnie chwyć w szczypce blaszkę miedzianą podobnej wielkości. Dokładnie się jej przyjrzyj oraz zwróć uwagę na



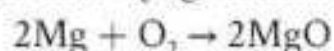
barwę i połysk metaliczny. Umieść ją w płomieniu palnika i silnie ogrzewaj kilka minut.

Obserwacje:

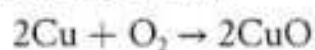
Magnez szybko spala się w powietrzu białym, oślepiającym płomieniem. Miedź ma rudy kolor i połysk metaliczny. Miedź nie zapala się pod wpływem płomienia. Mocno rozgrzana, pokrywa się czarnym nalotem.

Wnioski:

Magnez reaguje z tlenem intensywnie, dając tlenek magnezu. Podczas reakcji chemicznej wyzwala się ogromna ilość energii.



Miedź reaguje umiarkowanie z tlenem, tworząc tlenek miedzi(II).



Na podstawie przebiegu doświadczenia można stwierdzić, że magnez jest bardziej aktywny niż miedź.



Rys. 6.2. Spalanie magnezu.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

Poniższe zadania wykonaj na podstawie szeregu elektrochemicznego metali.

1. Spośród metali: Cu, Zn, Ba, Fe wybierz ten, który wypiera wodór z wody w temperaturze pokojowej. Napisz w zeszycie równanie zachodzącej reakcji w formie cząsteczkowej i jonowej.
2. Spośród następujących metali: Al, Fe, Cu, Hg wybierz ten, który może reagować z gorącą parą wodną i ulóż w zeszycie równanie tej reakcji chemicznej.
3. Uzupełnij w zeszycie poniższe równania reakcji lub napisz, że substancje nie reagują w temperaturze pokojowej.
 - a) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - b) $\text{Li} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 - c) $\text{Cr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
4. Na podstawie podanych właściwości metali rozpoznaj pierwiastki oznaczone literami (A–D). Wybierz spośród następujących metali: potas, srebro, żelazo, glin.

Metal A szybko reaguje z tlenem, tworząc powierzchniową warstwę tlenku.

Metal B nie reaguje z tlenem z powietrza.

Metal C reaguje z tlenem powoli w temperaturze pokojowej, ale szybko, jeśli zostanie pogrzan.

Metal D w kontakcie z powietrzem może się zapalić.

5. Wskaż grupę metali ułożonych w porządku malejącej aktywności chemicznej.

- a) potas, magnez, ołów i żelazo
- b) sód, glin, cyna i złoto
- c) wapń, cynk, aluminium i srebro

PODSUMOWANIE LEKCJI

s. 311 ► • Zachowanie metali wobec wody

Li	$E^0 < -2,3$ Reagują z zimną wodą, tworząc wodorotlenek i wodór.
K	
Ba	
Ca	
Na	
Mg	$-2,3 < E^0 < 0$ Reagują z parą wodną, tworząc tlenek i wodór.
Al	
Mn	
Zn	
Cr	
Fe	
H ₂	$E^0 > 0$ Nie reagują z wodą ani z parą wodną.
Cu	
Ag	
Hg	
Pt	
Au	

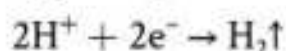
7. Reakcje metali z kwasami

NA TEJ LEKCJI:

- odkryjesz, że kwasy reagują z większością metali, ale nie zawsze produktem tej reakcji jest wodór;
- dowiesz się, które metale wypierają wodór z kwasów;
- zapiszesz równania reakcji kwasów utleniających z miedzią i srebrem;
- wymienisz metale, które pod wpływem stężonych roztworów kwasów utleniających ulegają pasywacji;
- nauczysz się przewidywać zachowanie metali wobec kwasów na podstawie położenia metali w szeregu elektrochemicznym metali.

Wiele metali (ale nie wszystkie) reaguje z kwasami. Charakterystyczną cechą tych reakcji chemicznych jest tworzenie soli i gazowego wodoru. Czy metal może reagować z kwasem, nie wypierając wodoru?

Łatwość reagowania metalu z kwasem zależy od zdolności metalu do oddawania elektronów. Im łatwiej metal oddaje elektrony, tym szybciej reaguje z kwasem. W wyniku tej reakcji chemicznej metal jest utleniany (np. $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^-$). Każdy kwas w roztworze wodnym uwalnia jony wodorowe H^+ . Są one słabymi utleniaczami, mogą utleniać wiele metali, choć nie wszystkie. Jony wodorowe H^+ , przyjmując elektrony, tworzą gazowy wodór w procesie redukcji:



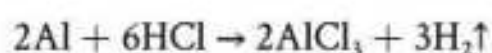
Wypieranie wodoru to redukcja jonów wodorowych. Wodór z kwasów mogą wypierać wyłącznie metale, których standardowy potencjał redukcji jest mniejszy od zera ($E^0 < 0$). Takie metale są względem wodoru reduktorami, a jony wodorowe H^+ pełnią funkcję utleniacza.

7.1. Reakcje metali z kwasami nieutleniającymi

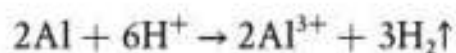
Metale o ujemnych wartościach standardowych potencjałów redukcji ($E^0 < 0$) ♦ metale o $E^0 < 0$ zgrupowane w szeregu elektrochemicznym przed wodorem reagują w temperaturze pokojowej z kwasem chlorowodorowym i innymi kwasami nieutleniającymi, np. $\text{HBr}_{(\text{aq})}$, $\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{aq})}$, $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{rozc.})}$. Szybkość reakcji chemicznej zależy m.in. od aktywności metalu. Reakcja jest tym szybsza, im bardziej metal jest aktywny. W wyniku reakcji powstają sól i wodór, który wydobywa się z roztworu w postaci pęcherzyków gazu. Reakcja chemiczna przebiega według schematu:



W ten sposób reagują m.in.: sól, magnez, glin, cynk, chrom, mangan, żelazo.



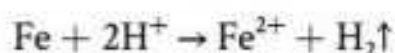
zapis cząsteczkowy



skrócony zapis jonowy



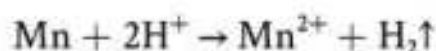
zapis cząsteczkowy



skrócony zapis jonowy



zapis cząsteczkowy



skrócony zapis jonowy

metale o $E^0 > 0$ ▶ Metale o dodatnich wartościach standardowych potencjałów redukcji ($E^0 > 0$) usytuowane w szeregu elektrochemicznym niżej niż wodór nie wypierają wodoru z kwasów, co oznacza, że z takimi kwasami w ogóle nie reagują. Na przykład: miedź, srebro, platyna i złoto nie reagują z kwasem chlorowodorowym ani innymi kwasami nieutleniającymi.

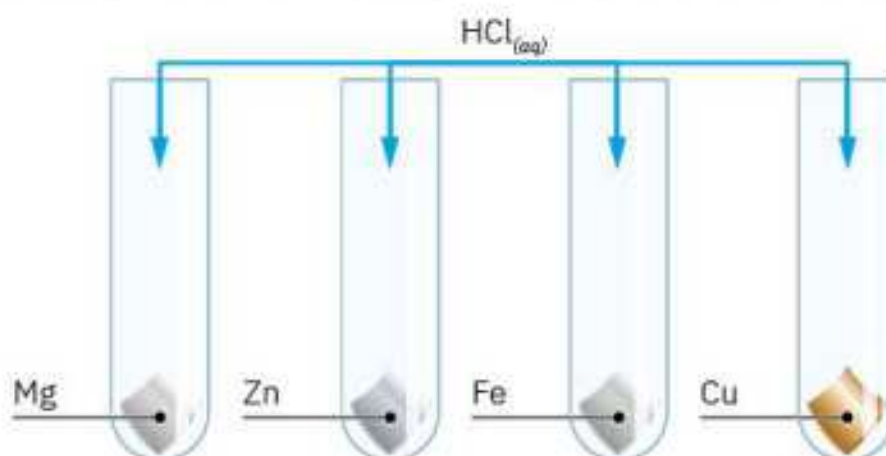


Doświadczenie 1.

Reakcja wybranych metali z kwasem chlorowodorowym

Opis:

Do czterech probówek wrzucić po kawałku metalu: magnezu, cynku, żelaza, miedzi. Następnie do każdej wleć ok. 5 cm³ rozcieńczonego roztworu kwasu chlorowodorowego. Jeśli nie widać objawów reakcji chemicznej, ogrzej probówkę w płomieniu palnika. Jeśli w probówce wydzieli się gaz, zamknij ją korkiem. Następnie zbliż do wylotu probówki płonące luczywo i usuń korek.

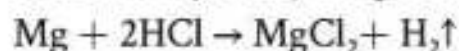


Obserwacje:

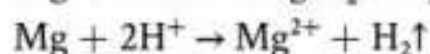
Po wprowadzeniu magnezu i cynku do roztworu kwasu chlorowodorowego wydzielal się bezbarwny gaz. Magnez reagował nieco gwałtowniej (szybciej) niż cynk. Żelazo zaczęło reagować dopiero po ogrzaniu, a miedź w ogóle nie reagowała. Zbliżenie płomienia do wylotów probówek, w których przebiegały reakcje chemiczne, wywołało charakterystyczny trzask.

Wnioski:

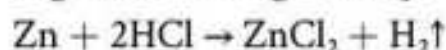
Magnez i cynk reagują z kwasem chlorowodorowym, a jednym z produktów tej reakcji jest wodór. Żelazo reaguje z kwasem chlorowodorowym w podwyższonej temperaturze, miedź nie reaguje z kwasem chlorowodorowym nawet w wysokiej temperaturze.



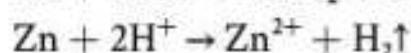
zapis cząsteczkowy



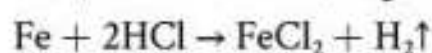
skrócony zapis jonowy



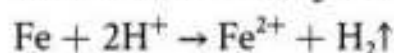
zapis cząsteczkowy



skrócony zapis jonowy



zapis cząsteczkowy



skrócony zapis jonowy

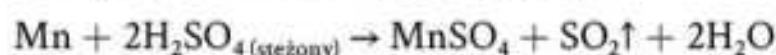
7.2. Reakcje metali z kwasami utleniającymi

Metale, które nie reagują z kwasami nieutleniającymi, często reagują z kwasami utleniającymi. Z kwasami utleniającymi mogą reagować metale znajdujące się w szeregu elektrochemicznym metali zarówno przed wodorem, jak i za nim.

Reakcje metali ze stężonym roztworem kwasu siarkowego(VI)

Jeśli metal leżący w szeregu elektrochemicznym powyżej wodoru ($E^0 < 0$) zostanie wprowadzony do stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI), gazowego wodoru nie będzie wśród produktów reakcji chemicznej. W stężonym roztworze kwasu siarkowego(VI) silnie kwasowe środowisko i wysokie stężenie jonów siarczanowych(VI) umożliwia jonom SO_4^{2-} działanie utleniające. Produktem redukcji SO_4^{2-} jest zazwyczaj tlenek siarki(IV) SO_2 , np.:

reakcje z kwasem siarkowym(VI)

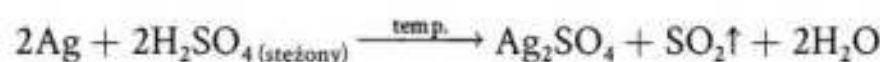


W podobny sposób reagują mniej aktywne metale – znajdujące się w szeregu elektrochemicznym poniżej wodoru ($E^0 > 0$), takie jak miedź i srebro.

miedź + stężony kwas siarkowy(VI) $\xrightarrow{\text{temp.}}$ siarczan(VI) miedzi(II) + tlenek siarki(IV) + woda



srebro + stężony kwas siarkowy(VI) $\xrightarrow{\text{temp.}}$ siarczan(VI) srebra(I) + tlenek siarki(IV) + woda

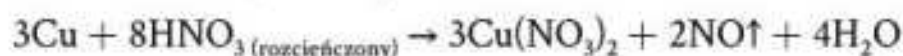
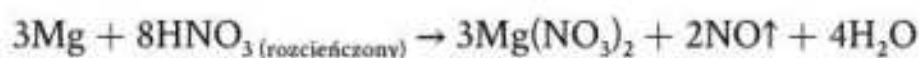


Reakcje metali z kwasem azotowym(V)

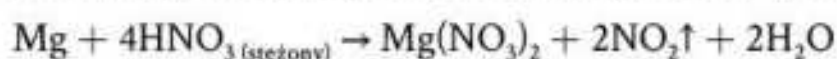
Z kwasem azotowym(V) reagują metale zarówno o ujemnym, jak i dodatnim standardowym potencjale redukcji. Produkty reakcji zależą od stężenia roztworu kwasu i od aktywności metalu.

reakcje z kwasem azotowym(V)

W przypadku użycia rozcieńczonego roztworu kwasu azotowego(V) produktem redukcji NO_3^- jest zazwyczaj bezbarwny tlenek azotu(II) NO.

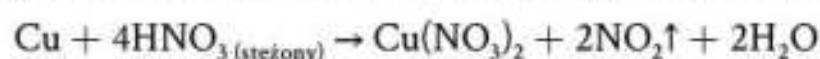


Jeśli zostanie użyty stężony roztwór kwasu azotowego(V), to jon NO_3^- ulegnie redukcji bezpośrednio do tlenku azotu(IV) NO_2 , który jest silnie trującym gazem o intensywnym, nieprzyjemnym zapachu i brunatnym zabarwieniu.



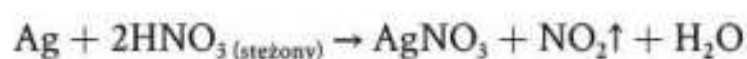
Reakcja stężonego roztworu kwasu azotowego(V) z miedzią jest gwałtowna.

miedź + stężony kwas azotowy → azotan(V) miedzi(II) + tlenek azotu(IV) + woda



Srebro reaguje tylko ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V):

srebro + stężony kwas azotowy → azotan(V) srebra(I) + tlenek azotu(IV) + woda



Niektóre metale ulegają pasywacji pod wpływem stężonych roztworów kwasów utleniających, np. HNO_3 (stęż.), H_2SO_4 (stęż.). Pod wpływem silnego utleniacza powierzchnia metalu pokrywa się cienką, szczelną warstewką tlenku odpornego na działanie kwasu. Dotyczy to m.in.: glinu, niklu i chromu.

Kwasy beztlenowe nie pasywują metali.

Znajomość reakcji kwasów z metalami pozwala na przeprowadzenie analizy składu stopów oraz przewidywanie skutków stosowania metalowych elementów w zmieniających się warunkach zewnętrznych.



Rys. 7.1. Wydzielający się brunatny tlenek azotu(IV) NO_2 powstał w reakcji stężonego HNO_3 z miedzią.

Doświadczenie 2.

Reakcja miedzi z roztworem rozcieńczonego i stężonego roztworu kwasu azotowego(V)

Opis:

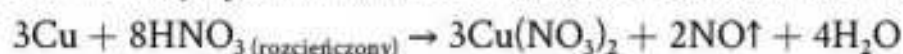
Do dwóch probówek wrzucić niewielkie kawałki metalicznej miedzi, a następnie do pierwszej dodać kilka cm^3 4-molowego roztworu kwasu azotowego(V), do drugiej – stężonego roztworu kwasu azotowego(V).

Obserwacje:

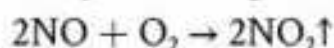
W pierwszej probówce reakcja chemiczna zachodzi powoli. Po pewnym czasie u wylotu probówki pojawia się brunatny gaz w niewielkiej ilości. W drugiej probówce bezbarwny roztwór kwasu azotowego(V) bardzo szybko zabarwia się na zielononiebiesko i pojawia się brunatny gaz.

Wnioski:

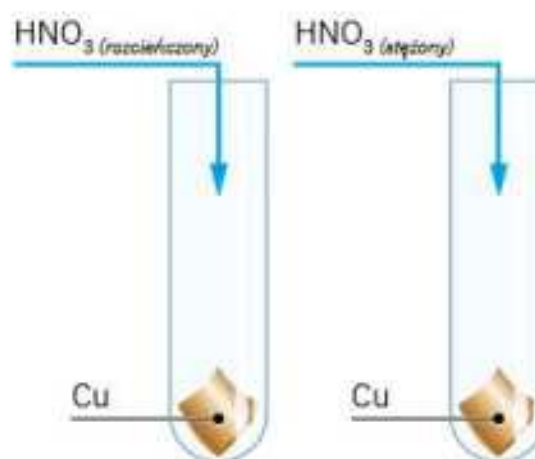
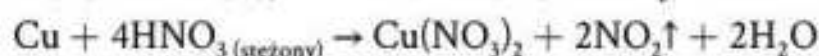
Miedź reaguje z rozcieńczonym roztworem kwasu azotowego(V). Produktami reakcji chemicznej są azotan(V) miedzi(II), tlenek azotu(II) i woda:



Tlenek azotu(II) łatwo utlenia się tlenem z powietrza do tlenku azotu(V):



Ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V) miedź reaguje energicznie, tworząc azotan(V) miedzi(II), tlenek azotu(IV) i wodę.



ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

Poniższe zadania wykonaj na podstawie szeregu elektrochemicznego metali.

- Wskaż, który z metali: Al, Cu, Ag będzie wypierał wodór z roztworu kwasu chlorowodorowego. Zapisz w zeszycie równanie zachodzącej reakcji. Podaj je w formie cząsteczkowej i jonowej.
- Spośród metali: Fe, Ag, Cu, Ca wybierz ten, który wypiera wodór z kwasów, ale nie wypiera wodoru z zimnej wody.
- Błazkę miedzi wprowadzono do dwóch probówek zawierających:
 - stężony roztwór kwasu azotowego(V),
 - stężony roztwór kwasu chlorowodorowego.
 - Podaj, jakie obserwacje poczyniono.
 - W zeszycie zapisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej.
- Spośród metali: Cr, Mg, Al, Mn, Cu wybierz te, które nie reagują ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V).

PODSUMOWANIE LEKCJI

s. 315 ▶ • Wypieranie wodoru przez metale

Li	$E^0 < 0$ Reagują z kwasami nieutleniającymi, wypierając wodór.
K	
Ba	
Ca	
Na	
Mg	
Al	
Mn	
Zn	
Cr	
Fe	
Co	
Ni	
Sn	
H ₂	
Cu	$E^0 > 0$ Nie reagują z kwasami nieutleniającymi, nie wypierają wodoru.
Ag	
Hg	
Pt	
Au	

s. 317 ▶ • **Metale zgrupowane za wodorem (Cu, Ag, Hg)** mogą reagować z kwasami utleniającymi według schematu:



Al, Ni, Cr ulegają pasywacji pod wpływem HNO₃ (stęż.) i H₂SO₄ (stęż.).

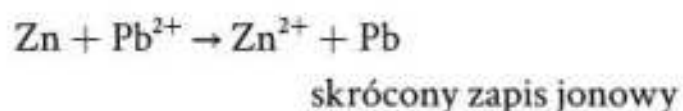
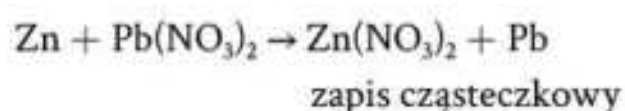
8. Reakcje metali z solami innych metali

NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, na czym polega reakcja wypierania metali;
- nauczysz się przewidywać kierunek reakcji chemicznej, w której metal jest wypierany przez inny metal z roztworu jego soli;
- porównasz aktywność cynku i miedzi na podstawie wyników doświadczenia.

Niektóre metale mogą zostać wyparte przez inne metale z roztworów ich soli. Jak możemy powiązać reakcje wypierania metali z ich aktywnością?

Jeśli jakiś metal jest bardziej aktywny niż inny, to bardziej aktywny metal będzie redukował jony mniej aktywnego metalu. Metal bardziej aktywny będzie utleniany. Tak się dzieje, gdy blaszkę cynku zanurzymy w roztworze azotanu(V) ołowiu(II). W krótkim czasie powierzchnia cynku pokrywa się metalicznym ołowiem. Cynk zajmuje miejsce jonów ołowiu w roztworze, a ołów pojawia się jako wolny metal. Mówimy, że z roztworu azotanu(V) ołowiu(II) ołów został wyparty przez cynk.



Cynk, który jest bardziej aktywny niż ołów, jest utleniany do jonów Zn^{2+} , a jony Pb^{2+} są redukowane do metalicznego ołowiu. Wypieranie oznacza redukcję jonów metalu.

Reakcja odwrotna nie zachodzi. Płytką ołowianą nie pokrywa się warstewką cynku w roztworze soli cynku:



Kierunek reakcji metali z solami innych metali w wodnych roztworach można przewidzieć na podstawie położenia metali w szeregu elektrochemicznym metali. Metal o **niższym** potencjale standardowym (bardziej aktywny) **redukuje**, co oznacza, że **wypiera** z roztworu jony metalu o potencjale standardowym **wyższym** (mniej aktywny), a sam przekazuje do roztworu równoważną liczbę jonów własnych, czyli **się utlenia**. Są to procesy utleniania i redukcji, w których reduktorem jest zawsze metal bardziej aktywny.

Najbardziej aktywne chemicznie litowce i berylłowce (magnez i beryl w podwyższonej temperaturze) nie wypierają innych metali z roztworów soli, ponieważ natychmiast reagują z wodą, dając wodorotlenki.

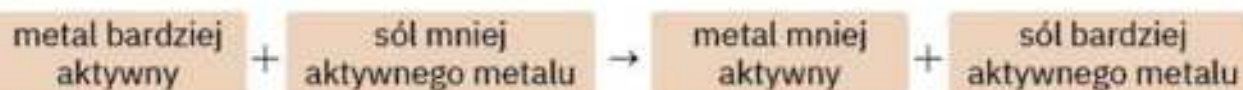
Wprowadzając blaszkę aluminiową (Al) do roztworów zawierających jony Zn^{2+} , Fe^{3+} , Pb^{2+} lub Cu^{2+} nie obserwuje się wydzielania tych metali na powierzchni

blaszki glinowej, pomimo że standardowy potencjał redukcji glinu ($-1,66\text{ V}$) jest mniejszy od E^0 wymienionych metali. Przyczyną jest pasywacja glinu.

potas	K	wzrastająca aktywność	najbardziej aktywne metale
sód	Na		
wapń	Ca		
magnez	Mg		
glin	Al		Metal X wyprze jony metalu Y^{n+} roztworu jego soli wtedy, gdy metal X znajduje się powyżej metalu Y w szeregu elektrochemicznym.
cynk	Zn		
żelazo	Fe		
nikiel	Ni		
cyna	Sn		Jeśli metal X znajduje się w szeregu elektrochemicznym poniżej metalu Y, reakcja nie zajdzie.
ołów	Pb		
wodór	H		
miedź	Cu		
srebro	Ag		najmniej aktywne metale
złoto	Au		
platyna	Pt		

Rys. 8.1. Szereg elektrochemiczny metali.

Bardziej aktywny metal wypiera z roztworu jony metalu mniej aktywnego, które wydzielą się w postaci metalicznej.



Przykład 1.

Na podstawie szeregu elektrochemicznego metali ustal, czy:

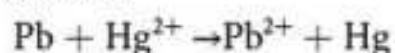
- nikiel może wypierać z roztworu jony magnezu,
- ołów może wypierać z roztworu jony rtęci.

Zapisz równanie zachodzącej reakcji.

Rozwiązanie:

Aby rozstrzygnąć, czy dany metal wyprze z roztworu jony innego metalu, należy sprawdzić, czy znajduje się on wyżej czy niżej w szeregu elektrochemicznym. Jeśli znajduje się wyżej (ma niższy potencjał standardowy) niż metal, którego jony znajdują się w roztworze, to metal ten przejdzie do roztworu, a wypierane jony wydzielą się w postaci metalicznej.

- Nikiel leży w szeregu elektrochemicznym metali niżej niż magnez, więc nie będzie wypierał jonów magnezu z roztworu.
- Ołów leży w szeregu elektrochemicznym powyżej rtęci, więc będzie wypierał jony rtęci z roztworu.



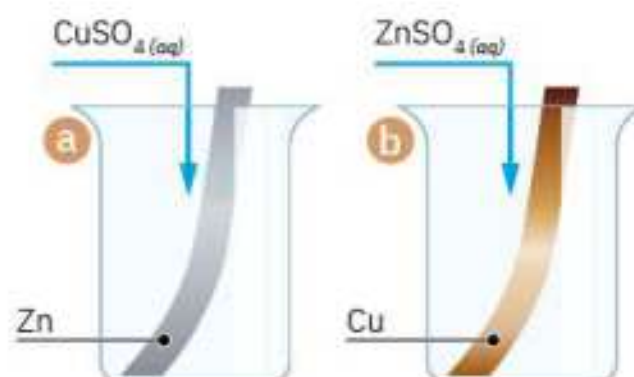
Doświadczenie 1.



Wypieranie miedzi z roztworu siarczanu(VI) miedzi(II)

Opis:

- Do zlewki włóż blaszkę cynku, następnie wlej kilka cm^3 0,1-molowego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II). Obserwuj zmiany, które zachodzą w roztworze i na powierzchni cynku.
- Powtórz doświadczenie – tym razem włóż blaszkę miedzi do roztworu siarczanu(VI) cynku.



Obserwacje:

- Jony Cu^{2+} w roztworze wodnym mają barwę niebieską. W krótkim czasie roztwór odbarwia się, a szara powierzchnia cynku pokrywa się rudobrazową substancją.
- Nie ma żadnej widocznej zmiany.

Wnioski:

Cynk wypiera z roztworu miedź i sam zajmuje jej miejsce w roztworze. Odwrotna reakcja nie zachodzi. To oznacza, że cynk jest aktywniejszy od miedzi.



zapis cząsteczkowy



skrócony zapis jonowy

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

Poniższe zadania wykonaj na podstawie szeregu elektrochemicznego metali.

- a) Uzupełnij w zeszycie podane równanie reakcji.

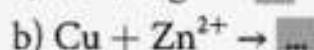
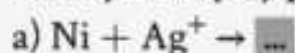


- b) Wskaż:

- który z metali – Cu czy Fe – jest silniejszym reduktorem;
- które jony – Fe^{2+} czy Cu^{2+} – są silniejszymi utleniaczami.

2. Ustal, czy przedmioty miedziane można srebrzyć, zanurzając je w roztworze soli srebra.

3. Napisz w zeszycie w formie jonowej skróconej równania reakcji zachodzących w roztworach wodnych między podanymi substancjami lub podaj, że reakcja chemiczna nie zachodzi.



4. Powierzchnia płytki tytanowej (Ti) włożona do 1-molowego roztworu azotanu(V) cyny(II) pokryła się cienką warstwą cyny. Wynik doświadczenia wskazuje, że:
- Ti^{2+} jest słabszym reduktorem niż Sn^{2+} ,
 - Ti^{2+} jest słabszym utleniaczem niż Sn^{2+} ,
 - Ti^{2+} jest silniejszym reduktorem niż Sn^{2+} ,
 - Ti^{2+} jest silniejszym utleniaczem niż Sn^{2+} .
5. Metal X wypiera z roztworu jony metalu A^{2+} , co ilustruje następujące jonowe równanie reakcji:
- $$X_{(s)} + A^{2+}_{(aq)} \rightarrow X^{2+}_{(aq)} + A_{(s)}$$
- Ustal, która para metali może być odpowiednio X i A^{2+} .
- Co i Cr^{2+}
 - Cu i Pb^{2+}
 - Cu i Co^{2+}
 - Zn i Ni^{2+}
6. Granulkę niklu umieszczono w następujących roztworach:
- | | | | |
|-------------------------------|--------------------------------|----------------------|--------------------------------|
| I. $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ | II. $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ | III. AgNO_3 | IV. $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ |
|-------------------------------|--------------------------------|----------------------|--------------------------------|
- Wskaż numer probówki, w której reakcja nie zachodzi.
- I
 - II
 - III
 - IV
7. Wskaż odpowiedź zawierającą opis obserwacji doświadczenia, w którym granulki ołowiu wrzucono do roztworu azotanu(V) miedzi(II).
- Barwa roztworu zmieni się na ciemnoniebieską.
 - Nie będzie żadnej widocznej zmiany.
 - Granulki ołowiu pokryją się różowobrazową substancją, a roztwór się odbarwi.
 - Masa granulek ołowiu wzrośnie, a roztwór nie zmieni barwy.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 321 ▶ • Metale mniej aktywne (o wyższych standardowych potencjałach redukcji) są wypierane z roztworów ich soli przez metale bardziej aktywne (o niższych standardowych potencjałach redukcji).
- s. 322 ▶ • Reakcje wypierania metali pozwalają na ocenę aktywności metali. Bardziej aktywny metal jest wypierający, a mniej aktywny jest wypierany.

9. Nietematale. Wodór

NA TEJ LEKCJI:

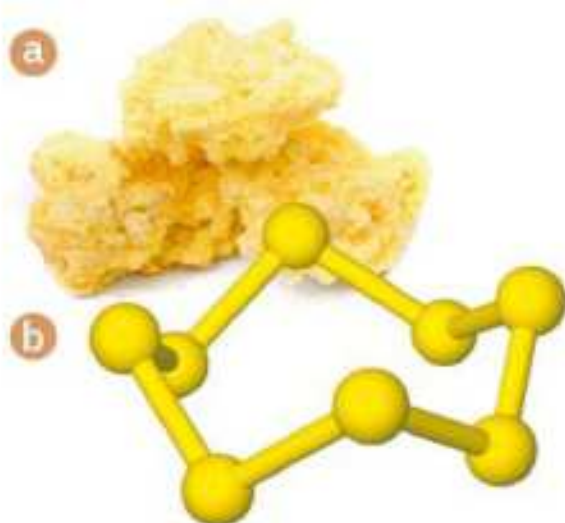
- opisziesz typowe właściwości niemetalu;
- scharakteryzujesz właściwości fizyczne i chemiczne wodoru;
- zapiszesz równania reakcji wodoru z niemetalami;
- dowiesz się, w jaki sposób można otrzymać wodór w laboratorium.

Gazowy wodór można otrzymać w wyniku reakcji metalu z kwasem. Który metal lepiej nadaje się do wytwarzania wodoru z kwasu? Czy łatwo jest otrzymać wodór w laboratorium?

9.1. Właściwości niemetalu

Nietematale to pierwiastki chemiczne niemające cech metalicznych. Cechy fizyczne niemetalu obejmują niskie przewodnictwo cieplne i elektryczne (z wyjątkiem grafitu; niekiedy nietematale są półprzewodnikami), kruchość, brak połysku metalicznego. Nietematale zazwyczaj nie mają wysokiej temperatury topnienia

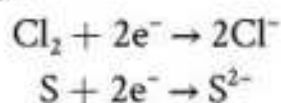
właściwości
fizyczne niemetalu



ani wrzenia. Większość niemetalu w stanie wolnym w normalnych warunkach występuje w postaci cząsteczek (np. O₂, Cl₂, I₂, N₂, H₂, S₈, P₄, Se₈) lub jednoatomowych gazów, takich jak pierwiastki grupy 18 układu okresowego.

Rys. 9.1. a) Kryształ siarki rodzimej (występującej w przyrodzie). b) W normalnych warunkach atomy siarki tworzą cykliczne ośmioatomowe cząsteczki o wzorze chemicznym S₈.

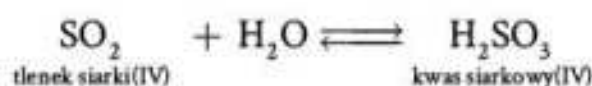
Nietematale mają wysoką energię jonizacji i dużą elektroujemność. Zazwyczaj zawierają od 4 do 8 elektronów w powłoce zewnętrznej (z wyjątkiem wodoru, który ma 1 elektron). W reakcjach chemicznych większość niemetalu ma zdolność łatwego przyłączania elektronów lub uwspólnienia elektronów z innymi atomami. W reakcjach z metalami atomy niemetalu przyłączają dodatkowe elektrony, przekształcając się w aniony, np.:



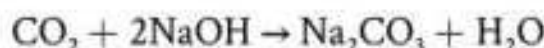
właściwości
chemiczne niemetalu

Niektóre nietematale są dobrymi utleniaczami, np. tlen, fluor, chlor. Związki chemiczne złożone wyłącznie z niemetalami są substancjami kowalencyjnymi. Nieme-

tale zwykle tworzą tlenki kwasowe (lub obojętne), które rozpuszczają się w wodzie, tworząc kwasy, np.:



Tlenki niemetalu reagują z zasadami, tworząc sól i wodę, np.:



Niemetale mają bardzo zróżnicowaną aktywność chemiczną (istnieją niemetale zarówno bardzo aktywne, jak i bierne chemicznie) oraz właściwości chemiczne. Zajmują prawą górną część pierwiastków bloku *p*, niemetaliczny charakter ma również cała 18 grupa (helowce) układu okresowego (rys. 9.2.).

1

18

1

2

13

14

15

16

17

2

3

4

5

6

7

8

9

10

11

12

31

32

33

34

35

36

4

5

6

7

8

9

10

11

12

13

14

15

16

17

18

19

20

21

22

23

24

25

26

27

28

29

30

31

32

33

34

35

36

37

38

39

40

41

42

43

44

45

46

47

48

49

50

51

52

53

54

55

56

57-71

72

73

74

75

76

77

78

79

80

81

82

83

84

85

86

87

88

89

90

91

92

93

94

95

96

97

98

99

100

101

102

103

104

105

106

107

108

109

110

111

112

113

114

115

116

117

118

119

120

121

122

123

124

125

126

127

128

129

130

131

132

133

134

135

136

137

138

139

140

141

142

143

144

145

146

147

148

149

150

151

152

153

154

155

156

157

158

159

160

161

162

163

164

165

166

167

168

169

170

171

172

173

174

175

176

177

178

179

180

181

182

183

184

185

186

187

188

189

190

191

192

193

194

195

196

197

198

199

200

201

202

203

204

205

206

207

208

209

210

211

212

213

214

215

216

217

218

219

220

221

222

223

224

225

226

227

228

229

230

231

232

233

234

235

236

237

238

239

240

241

242

243

244

245

246

247

248

249

250

251

252

253

254

255

256

257

258

259

260

261

262

263

264

265

266

267

268

269

270

271

272

273

274

275

276

277

278

279

280

281

282

283

284

285

286

287

288

289

290

291

292

293

294

295

296

297

298

299

300

301

302

303

304

305

306

307

308

309

310

311

312

313

314

315

316

317

318

319

320

321

322

323

324

325

326

327

328

329

330

331

332

333

334

335

336

337

338

339

340

341

342

343

344

345

346

347

348

349

350

351

352

353

354

355

356

357

358

359

360

361

362

363

364

365

366

367

368

369

370

371

372

373

374

375

376

377

378

379

380

381

382

383

384

385

386

387

388

389

390

391

392

393

394

395

396

397

398

399

400

401

402

403

404

405

406

407

408

409

410

411

412

413

414

415

416

417

418

419

420

421

422

423

424

425

426

427

428

429

430

431

432

433

434

435

436

437

438

439

440

441

442

443

444

445

446

447

448

449

450

451

452

453

454

455

456

457

458

459

460

461

462

463

464

465

466

467

468

469

470

471

472

473

474

475

476

477

478

479

480

481

482

483

484

485

486

487

488

489

490

491

492

493

494

495

496

497

498

499

500

501

502

503

504

505

506

507

508

509

510

511

512

513

514

515

516

517

518

519

520

521

522

523

524

525

526

527

528

529

530

531

532

533

534

535

536

537

538

539

540

541

542

543

544

545

546

547

548

549

550

551

552

553

554

555

556

557

558

559

560

561

562

563

564

565

566

567

568

569

570

571

572

573

574

575

576

577

578

579

580

581

582

583

584

585

586

587

588

589

590

591

592

593

594

595

596

597

598

599

600

601

602

603

604

605

606

607

608

609

610

611

612

613

614

615

616

617

618

619

620

621

622

623

624

625

626

627

628

629

630

631

632

633

634

635

636

637

638

639

640

641

642

643

644

645

646

647

648

649

650

651

652

653

654

655

656

657

658

659

660

661

662

663

664

665

666

667

668

669

670

671

672

673

674

675

676

677

678

679

680

681

682

683

684

685

686

687

688

689

690

691

692

693

694

695

696

697

698

699

700

701

702

703

704

705

706

707

708

709

710

711

712

713

714

715

716

717

718

719

720

721

722

723

724

725

726

727

728

729

730

731

732

733

734

735

736

737

738

739

740

741

742

743

744

745

746

747

748

749

750

751

752

753

754

755

756

757

758

759

760

761

762

763

764

765

766

767

768

769

770

771

772

773

774

775

776

777

778

779

780

781

782

783

784

785

786

787

788

789

790

791

792

793

794

795

796

797

798

799

800

801

802

803

804

805

806

807

808

809

810

811

812

813

814

815

816

817

818

819

820

821

822

823

824

825

826

827

828

829

830

831

832

833

834

835

836

837

838

839

840

841

842

843

844

845

846

847

848

849

850

851

852

853

854

855

856

857

858

859

860

861

862

863

864

865

866

867

868

869

870

871

872

873

874

875

876

877

878

879

880

881

882

883

884

885

886

887

888

889

890

891

892

893

894

895

896

897

898

899

900

901

902

903

904

905

906

907

908

909

910

911

912

913

914

915

916

917

918

919

920

921

922

923

924

925

926

927

928

929

930

931

932

933

934

935

936

937

938

939

940

941

942

943

944

945

946

947

948

949

950

951

952

953

954

955

956

957

958

959

960

961

962

963

964

965

966

967

968

969

970

971

972

973

974

975

976

977

978

979

980

981

982

983

984

985

986

987

988

989

990

991

992

993

994

995

996

997

998

999

1000

Niemetale w układzie okresowym:

helowce

fluorowce

inne niemetale

Oprócz wodoru niemetale są umieszczone w bloku *p*.

Rys. 9.2. Niemetale w układzie okresowym.

9.2. Właściwości fizyczne wodoru

właściwości
fizyczne wodoru

- Wodór, o średniej masie atomowej 1,00794 u, jest najlżejszym pierwiastkiem chemicznym. Jego gęstość jest 14,5 razy mniejsza od powietrza. W normalnych warunkach temperatury i ciśnienia wodór jest gazem bezbarwnym, bezwonnym, nietoksycznym, pozbawionym smaku oraz łatwopalnym. Na Ziemi występuje niewiele wolnego wodoru (ok. 0,019%), ponieważ jego lekkie cząsteczki H_2 łatwo pokonują przyciąganie grawitacyjne. We Wszechświecie to najpospolitszy pierwiastek chemiczny. Masywne planety, takie jak Jowisz, składają się głównie z wodoru, podobnie jak Słońce i inne gwiazdy.

9.3. Otrzymywanie wodoru

W laboratorium wodór otrzymuje się głównie w reakcjach chemicznych:

- metali leżących w szeregu elektrochemicznym przed wodorem ($E^0 < 0 \text{ V}$) z rozcieńczonym roztworem kwasu siarkowego(VI) lub kwasu chlorowodorowego:



Takie metale jak magnez, cynk, cyna reagują z bezpieczną szybkością z rozcieńczonymi roztworami mocnych kwasów.

- aktywnych metali (z 1 i 2 grupy układu okresowego) z wodą, np.:



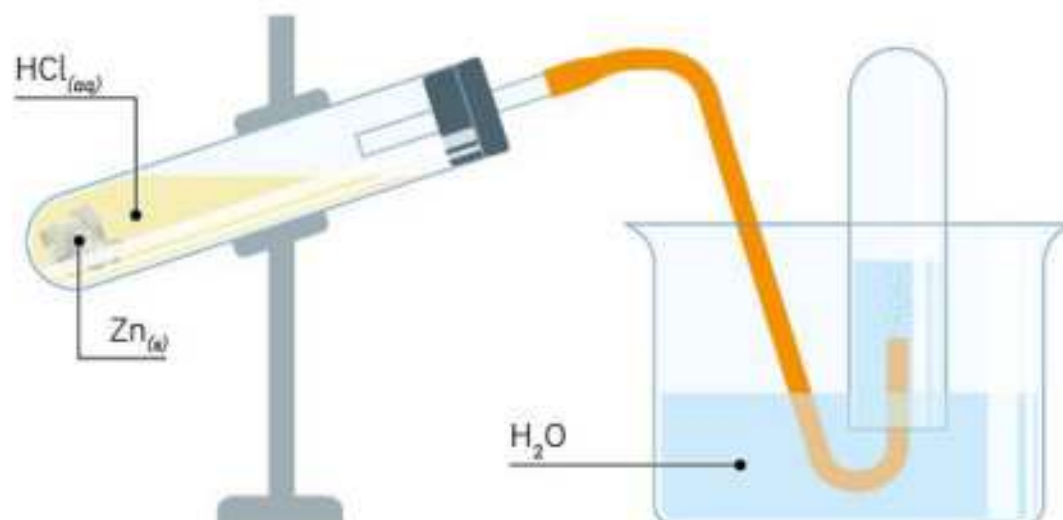
Jednak niektóre metale, np. sól, reagują z wodą bardzo gwałtownie. W reakcji wydzielą się duża ilość ciepła, więc utworzony wodór może eksplodować. Reakcje te należy więc przeprowadzać ze szczególną ostrożnością.

Doświadczenie 1.

Otrzymywanie wodoru przez działanie kwasem chlorowodorowym na cynk

Opis:

Do krystalizatora wlej wodę i umieść w niej próbkę napelnioną wodą. Do drugiej próbki zamontowanej w statywie wlej ok. 5 cm³ 2-molowego roztworu kwasu chlorowodorowego i ostrożnie wrzuć granulki cynku. Próbkę zamknij korkiem z rurką odprowadzającą, której wylot wprowadź do próbki znajdującej się w krystalizatorze (schemat). Kiedy gaz wypchnie wodę z próbki, zbliż do niej palące się łuczywo (trzymaj próbkę skierowaną wylotem w dół, aby zapobiec wydostawaniu się wodoru).

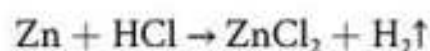


Obserwacje:

W próbce z kwasem pojawiły się pęcherzyki bezbarwnego i bezwonnego gazu. Gaz wypierał wodę z próbki. Zbliżenie palącego się łuczywa do próbki spowodowało spalanie gazu z charakterystycznym trzaskiem.

Wnioski:

Kwas chlorowodorowy reaguje z cynkiem, a w tej reakcji wydzielą się palny gaz – wodór.

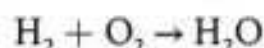


Wodór jest praktycznie nierozpuszczalny w wodzie, więc można go otrzymać w laboratorium metodą wypierania wody.

9.4. Właściwości chemiczne wodoru

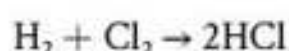
właściwości
chemiczne wodoru

► Wodór spala się w tlenie jasnym płomieniem, prawie bezbarwnym, tworząc wodę:

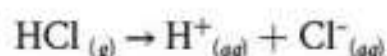


Spalanie wodoru w powietrzu jest głównym testem na obecność wodoru. To silnie egzotermiczna reakcja chemiczna. Wodór zmieszany z tlenem w stosunku molowym 2 : 1 spala się wybuchowo i pali się łatwiej niż benzyna.

Wodór reaguje ze wszystkim fluorowcami, w wyniku czego powstają wodorki typu HX o ogólnej nazwie **fluorowcowodory**, np.:



Reakcja fluoru z wodorem jest gwałtowna. Brom łączy się z wodorem trudniej niż chlor. Reakcja jodu z wodorem nawet w podwyższonej temperaturze przebiega powoli. Fluorowcowodory HX są bezbarwnymi gazami bardzo dobrze rozpuszczalnymi w wodzie. Po rozpuszczaniu tworzą w niej kwasy beztlenowe (patrz również s. 251), np.:

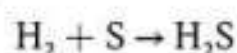


W bezpośredniej syntezie wodoru z azotem otrzymuje się **amoniak**:



W przemyśle tę reakcję chemiczną przeprowadza się w wysokiej temperaturze i pod wysokim ciśnieniem z zastosowaniem żelaza jako katalizatora. Amoniak wytwarza się przede wszystkim na potrzeby przemysłu nawozów sztucznych, do produkcji materiałów wybuchowych i kwasu azotowego(V) (patrz też s. 390).

Wodór reaguje z siarką, tworząc **siarkowodór** (sulfan):



Z metalami wodór tworzy wodorki metali typu soli lub wodorki metaliczne (patrz też s. 220).

Wodór ma wiele zastosowań, choć większość wodoru jest wykorzystywana do przetwarzania paliw kopalnych i produkcji amoniaku. Służy do utwardzania olejów roślinnych i zwierzęcych. Ma coraz większe znaczenie jako paliwo alternatywne, które wytwarza energię poprzez spalanie (tak samo energia powstaje w silnikach wykorzystujących paliwa kopalne). Wodór jest również wykorzystywany w ogniach paliwowych, w których wodór i tlen reagują, wytwarzając wodę i elektryczność.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Podaj numery dwóch grup układu okresowego, które nie zawierają żadnych metali.
2. Wskaż, co jest głównym powodem, dla którego balony i sterowce są wypełnione helem zamiast wodorem.
 - a) Wodór jest łatwopalny.
 - b) Wodór jest toksyczny.
 - c) Hel jest lżejszy od wodoru.
 - d) Wodór przedostaje się przez materiał balonu zbyt szybko.
3. Wyjaśnij, dlaczego kwas azotowy(V) lub stężony roztwór kwasu siarkowego(VI) nie są stosowane do otrzymywania wodoru.
4. Wytlumacz, czy można użyć miedzi, aby w reakcji z rozcieńczonym kwasem chlorowodorowym otrzymać wodór.
5. Wyjaśnij, dlaczego wodór, mimo że ma mniejszą gęstość od powietrza, nie jest gromadzony przez wypieranie powietrza w dół.
6. Zaprojektuj doświadczenie chemiczne, którego celem będzie otrzymanie gazowego wodoru. Naszkicuj schemat, podaj obserwacje i ulóż równanie zachodzącej reakcji chemicznej. Zadanie wykonaj w zeszycie.
7. Powstawanie wody z wodoru i tlenu jest reakcją redoks. Ustal, który pierwiastek chemiczny ulega utlenieniu, a który – redukcji.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Typowe **właściwości chemiczne niemetali:** ◀ s. 325
 - wysoka energia jonizacji i duża elektroujemność;
 - w reakcjach chemicznych tendencja do przyłączania elektronów i tworzenia anionów.
- Wodór wchodzi w reakcje chemiczne z wieloma metalami i niemetalami, tworząc wodorki. ◀ s. 328
- Wodór otrzymuje się laboratoryjnie wyniku reakcji metali z kwasami, np.: ◀ s. 326
 - w reakcji cynku z rozcieńczonym roztworem kwasu chlorowodorowego:
$$\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$$
 - w reakcji aktywnych metali (z 1 i 2 grupy układu okresowego) z wodą, np.:
$$\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\uparrow$$

10. Tlen i siarka

NA TEJ LEKCJI:

- poznasz właściwości fizyczne i chemiczne tlenu;
- dowiesz się, w jaki sposób można otrzymać tlen w laboratorium;
- odkryjesz, że siarka może tworzyć związki chemiczne podobnie jak tlen;
- zapiszesz równania reakcji siarki z metalami.

Potrzebujemy tlenu przez cały czas naszego życia. Czy wiesz, że siarka jest również niezbędna do życia?

odmiany
alotropowe tlenu

Tlen jest najbardziej rozpowszechnionym pierwiastkiem w skorupie ziemskiej i stanowi 21% objętości atmosfery (rys. 10.1). W stanie wolnym w atmosferze tlen występuje w dwóch odmianach alotropowych: jako życiodajny tlen dwuatomowy (O_2) i bardzo reaktywny ozon (tlen trójatomowy O_3). Tlen jest bezbarwny, bezwonny i bardzo trwały. Dla kontrastu ozon jest niebieskawy, o charakterystycznym ostrym zapachu (nazwa „ozon” pochodzi od greckiego słowa „ozon”, które znaczy „pachnący”) i łatwo się rozkłada, absorbując (inaczej: pochłaniając) promieniowanie ultrafioletowe.



Ozon jest jednym z najsilniejszych utleniaczy, silniejszym niż tlen dwuatomowy. W roztworach wodnych ulega rozkładowi, więc ze względu na swoje właściwości utleniające jest stosowany do dezynfekcji wody pitnej i wody w basenach kąpielowych oraz pomieszczeń, szczególnie w szpitalach (lampa ozonowa), gdyż niszczy bakterie i wirusy.



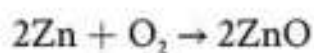
Rys. 10.1. W stanie związanym tlen występuje w hydrosferze w formie wody, w atmosferze – w postaci tlenku węgla(IV), a w skorupie ziemskiej – w postaci tlenku krzemu(IV). Tlen jest składnikiem niemal wszystkich substancji występujących w żywych organizmach.



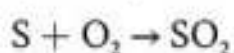
Rys. 10.2. Ozon występuje w niskich stężeniach w całej ziemskiej atmosferze. Powstaje wskutek wyładowań elektrycznych w czasie burz oraz pod wpływem promieniowania ultrafioletowego. W dolnej części atmosfery (troposferze) stanowi zanieczyszczenie powietrza powodujące szkodliwe skutki dla organizmów żywych. Jednak warstwa ozonu w górnych warstwach atmosfery (stratosferze) jest korzystna. Uniemożliwia dotarcie do powierzchni Ziemi nadmiaru szkodliwego promieniowania ultrafioletowego.

10.1. Aktywność chemiczna tlenu

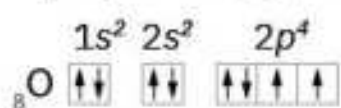
Tlen jest pierwiastkiem chemicznym o wysokiej elektroujemności (3,5 w skali Paulinga; najwyższą elektroujemność ma fluor – wynosi ona 4,0). Łączy się z większością pierwiastków chemicznych (z wyjątkiem lżejszych helowców: He, Ne, Ar, Kr) i tworzy odpowiednie **tlenki**. Tlen utlenia metale, np.:



Utnienia również niemetalę, tworząc związki kowalencyjne, np.:



Właściwości chemiczne tlenu są wynikiem jego konfiguracji elektronowej:



W celu uzyskania trwałej konfiguracji elektronowej atom tlenu wykazuje tendencję do:

- pobierania dwóch elektronów, w wyniku czego powstaje jon tlenkowy O^{2-} ;
- uwspólnienia elektronów i utworzenia dwóch wiązań kowalencyjnych.

10.2. Otrzymywanie tlenu

Tlen jest produkowany przez rośliny lądowe i wodne, glony, sinice i niektóre bakterie w procesie fotosyntezy. W przemyśle tlen wytwarza się głównie przez destylację i rektyfikację ciekłego powietrza. W warunkach laboratoryjnych tlen

aktywność
chemiczna tlenu

otrzymuje się ze związków chemicznych zawierających tlen, które łatwo ulegają rozkładowi, a w tej reakcji wydzielą się gazowy O_2 .

Doświadczenie 1.

Otrzymywanie tlenu i badanie jego właściwości

Opis:

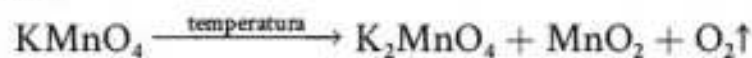
Niewielką ilość manganianu(VII) potasu umieść w suchej probówce i włóż do niej mały kawałek waty (co zapobiegnie wypadaniu drobnych kryształów soli). Probówkę zamknij korkiem z rurką odprowadzającą i zamontuj ją w statywie. Do krystalizatora wlej wodę i umieść w nim probówkę napełnioną wodą odwróconą dnem do góry. Wylot rurki wprowadź do probówki znajdującej się w krystalizatorze. Ostrożnie, ale jednocześnie dość silnie, ogrzewaj probówkę z $KMnO_4$ w płomieniu palnika. Kiedy gaz wypchnie całą wodę z probówki, zapal luczywo, a następnie zgaś jego płomień i wprowadź tłące się luczywo do probówki z gazem.

Obserwacje:

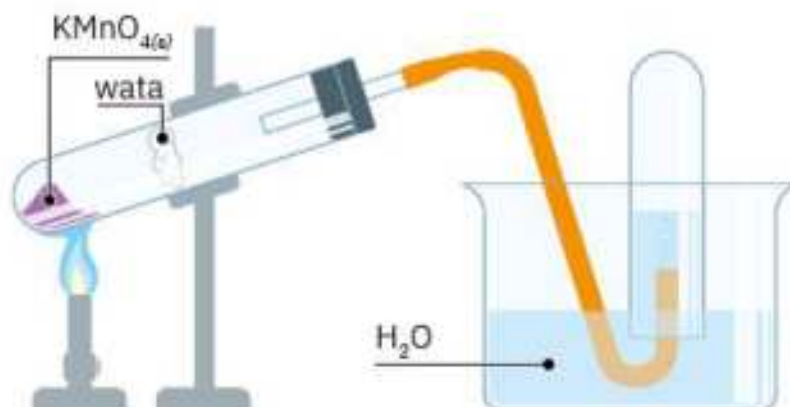
W probówce z wodą pojawiły się pęcherzyki bezbarwnego gazu (rys. a), który stopniowo wypierał wodę z probówki. Wprowadzenie tłącego się luczywa (rys. b) do probówki z gazem spowodowało zapalenie luczywa jasnym płomieniem (rys. c).

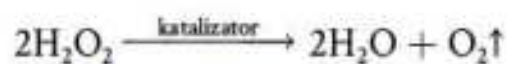
Wnioski:

Termiczny rozkład manganianu(VII) potasu prowadzi do wydzielenia bezbarwnego, bezwonnego i słabo rozpuszczanego w wodzie tlenu, który podtrzymuje spalanie:



Innym sposobem otrzymywania tlenu w laboratorium chemicznym jest rozkład dość nietrwałego nadtlenu wodoru. Rozkład ten katalizuje zarówno wiele rozdrobnionych substancji, takich jak węgiel aktywny, tlenek manganu(IV) MnO_2 , jak i niektóre enzymy, np. katalazę znajdującą się we krwi, w selerze i ziemniakach.





Rys. 10.3. W każdej komórce zachodzą procesy, które prowadzą do powstania wolnych rodników tlenowych. Są to atomy lub grupy atomów, które zawierają niesparowany elektron. Choć niewielka ich ilość może odgrywać użyteczną rolę immunologiczną, to ich nadmiar powoduje uszkodzenie zdrowych komórek w procesie utleniania. Utlenianie jest uważane za czynnik rozwoju niektórych chorób. Nasz organizm naturalnie produkuje antyoksydanty (przeciwutleniacze) dość skuteczne w neutralizacji niewielkiej ilości wolnych rodników. Źródłem antyoksydantów może być żywność, która zawiera m.in. witaminę C, E, związki lub jony miedzi, manganu, cynku i selenu.

10.3. Siarka

Siarka, tak jak tlen, znajduje się w 16 grupie układu okresowego. Konfiguracja elektronowa atomu siarki jest podobna do konfiguracji atomu tlenu. Konfiguracja skrócona atomu siarki przyjmuje postać:



Siarka tworzy wiele związków chemicznych, które są odpowiednikami związków tlenu, np.:

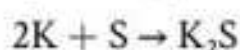
Na_2O (tlenek sodu)	Na_2S (siarczek sodu)
H_2O (woda)	H_2S (siarkowodór)
CO_2 (ditlenek węgla)	CS_2 (disiarczek węgla)

Siarka reaguje ze wszystkimi metalami z wyjątkiem złota i platyny. Metale ogrzewane w parach siarki spalają się podobnie jak w atmosferze tlenu. Powstają siarczki, np.: FeS , CuS , Ag_2S , zawierające aniony siarczkowe S^{2-} . Reakcja chemiczna zachodzi według schematu:

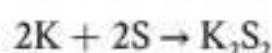


M to np.: Mg, Ca, Fe, Cu, Zn, Hg.

W reakcji z aktywnymi metalami powstają również **siarczki**:



Jednak nie jest to jedyny produkt, który można uzyskać. Mogą tworzyć się też różne **jony wielosiarczkowe** o ładunku -2 , które różnią się liczbą atomów siarki w łańcuchu. Ich wzór ogólny można przedstawić wzorem M_2S_x ($x = 2, 3, 4, 5, 6$), np.:



budowa atomów siarki

aktywność chemiczna siarki

siarka
w przyrodzie

- Siarka występuje w skorupie ziemskiej jako siarka rodzima lub w postaci siarcz-
ków metali. Jest niezbędna do życia. Odpowiada za niektóre struktury białkowe
we wszystkich żywych organizmach. W gospodarce większość siarki wykorzy-
stuje się do produkcji kwasu siarkowego(VI), a następnie do wytwarzania na-
wózów mineralnych, środków ochrony roślin, leków, substancji barwiących czy
wulkanizacji gumy.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

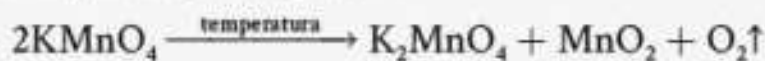
1. Określ prawdziwość zdań dotyczących tlenu (O_2).
 - a) Można go zbierać nad wodą.
 - b) Łatwopalny gaz.
 - c) Ozon w porównaniu z tlenem O_2 wykazuje zwiększoną aktywność.
 - d) Z niemetalami tworzy jonowe związki o wysokiej temperaturze topnienia.
 - e) Powstaje przez rozkład nadtlenu wodoru.
2. Wskaż zdania o siarce, które są nieprawdziwe.
 - a) Siarka tworzy tlenki kowalencyjne.
 - b) Siarka reaguje z niektórymi metalami szlachetnymi, np.: Cu, Ag i Hg.
 - c) Tlenki siarki mają charakter zasadowy.
 - d) Siarka jest mniej elektroujemna niż tlen.
3. Napisz w zeszycie konfigurację elektronową w stanie podstawowym tlenu i na tej podsta-
wie określ liczbę wiązań kowalencyjnych, jaką może utworzyć atom tlenu.
4. Zaproponuj laboratoryjną metodę otrzymywania tlenu. Narysuj w zeszycie schematyczny
rysunek i napisz równanie przeprowadzanej reakcji chemicznej.
5. Wyjaśnij, w jaki sposób ozon obecny w górnych warstwach atmosfery chroni życie roślin
i zwierząt na Ziemi.

PODSUMOWANIE LEKCJI

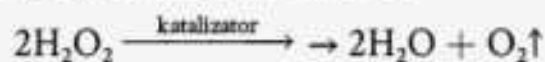
s. 330 ► • **Tlen** łączy się z większością pierwiastków chemicznych, tworząc tlenki.

s. 332 ► • **Otrzymywanie** tlenu w laboratorium:

– termiczny rozkład manganianu(VII) potasu:



– rozkład nadtlenu wodoru przy udziale katalizatora:



s. 334 ► • **Siarka** występuje w przyrodzie jako siarka rodzima lub w postaci siarcz-
ków.

11. Fluorowce – część I

NA TEJ LEKCJI:

- scharakteryzujesz pierwiastki tworzące grupę 17 układu okresowego;
- wymienisz najważniejsze związki chemiczne fluorowców;
- wyjaśnisz, na czym polega reakcja wzajemnego wypierania fluorowców;
- potwierdzisz doświadczalnie tezę, że brom jest pierwiastkiem bardziej aktywnym niż jod, a mniej aktywnym niż chlor;
- określisz, jak aktywność fluorowców zmienia się wraz ze wzrostem liczby atomowej;
- poznasz właściwości utleniająco-redukujące fluorowców.

						18 He
	13 B	14 C	15 N	16 O	17 F	18 Ne
...	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar
...	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr
...	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe
...	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn
...		Uuq				

Fluorowce mogą reagować z anionami innych fluorowców. W jaki sposób wykorzystuje się te reakcje chemiczne do ustalenia kierunku zmian aktywności pierwiastków 17 grupy układu okresowego?

Rys. 11.1. Grupa 17, znajdująca się po prawej stronie układu okresowego, składa się wyłącznie z niemetali.

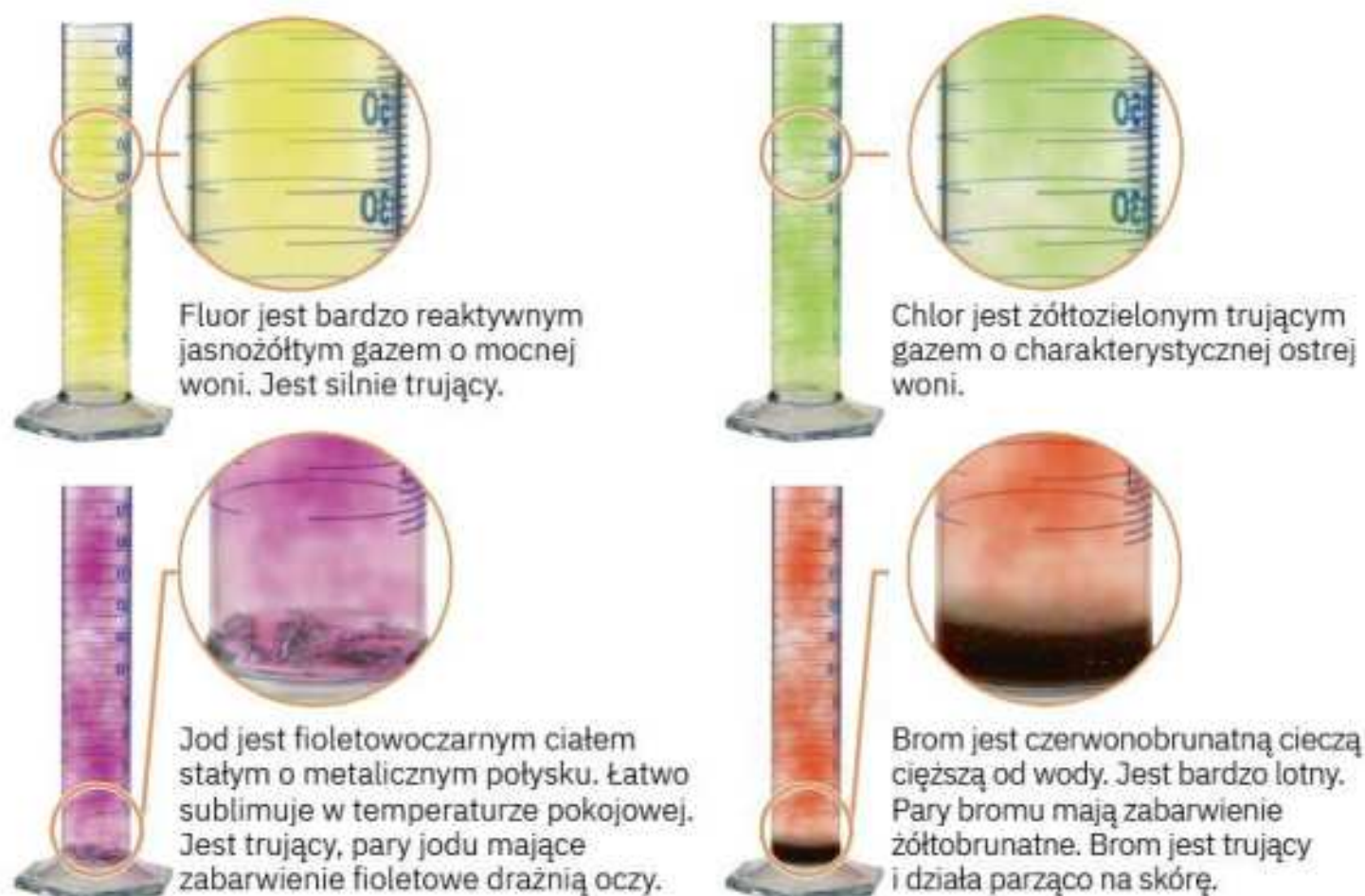
11.1. Budowa atomów i wybrane właściwości fluorowców

17 grupę układu okresowego tworzą fluorowce: fluor, chlor, brom, jod i astat, zwane zwyczajowo halogenami. Nazwa pochodzi z języka greckiego: „halos” znaczy „sól”, a „genes” – „urodziny”. Zwraca ona uwagę na fakt, że halogeny tworzą sole. Wszystkie pierwiastki tej grupy są niemetalami. Różnią się stanem skupienia, zapachem i barwą, a ich pary są kolorowe (rys. 11.2.). W temperaturze pokojowej wszystkie istnieją jako cząsteczki dwuatomowe, niepolarne, z pojedynczym wiązaniem kowalencyjnym. Budowę i wybrane właściwości fluorowców zamieszczono w tabeli 11.1.

właściwości
fluorowców

Tab. 11.1. Budowa i wybrane właściwości fluorowców

Pierwiastek	Skrócona konfiguracja elektronowa	Elektroujemność	Promień atomowy [pm]	Temperatura topnienia [°C]	Temperatura wrzenia [°C]
${}^9\text{F}$	$[\text{He}]2s^22p^5$	4,0	64	-220	-188
${}^{17}\text{Cl}$	$[\text{Ne}]3s^23p^5$	3,0	99	-101	-34
${}^{35}\text{Br}$	$[\text{Ar}]4s^24p^5$	2,8	114	-7	59
${}^{53}\text{I}$	$[\text{Kr}]5s^25p^5$	2,5	113	114	184
${}^{85}\text{At}$					



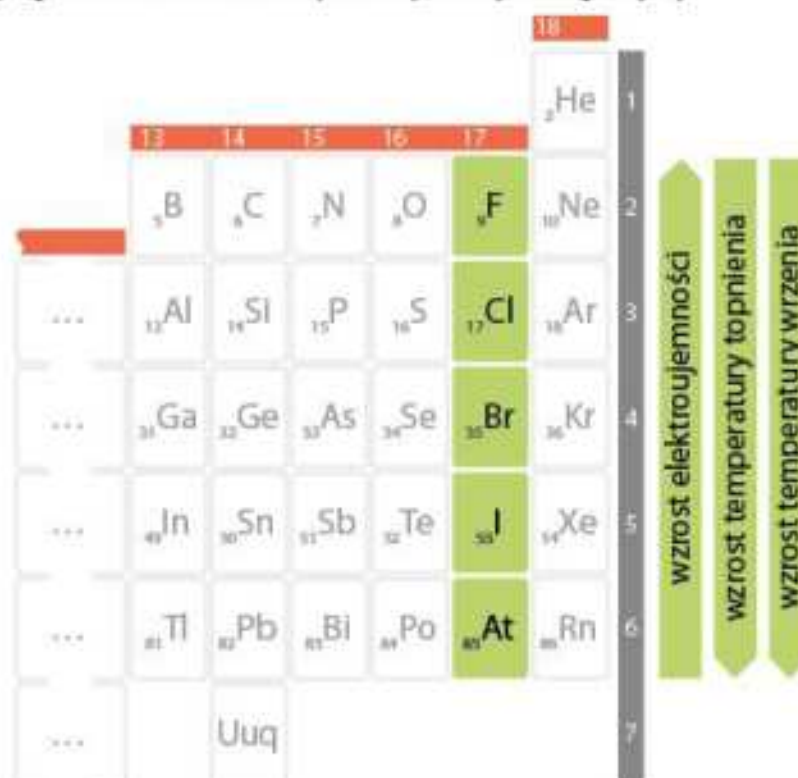
Astat nie występuje w przyrodzie, jest pierwiastkiem promieniotwórczym otrzymywanym sztucznie. Okres półtrwania najtrwalszych izotopów astatu nie przekracza 8 godzin.

Rys. 11.2. Fluorowce.

Fluorowce są pierwiastkami charakteryzującymi się **największą elektroujemnością**. Fluor jest najbardziej elektroujemny ze wszystkich pierwiastków chemicznych. Dlatego we wszystkich związkach chemicznych przyjmuje wyłącznie $-I$ stopień utlenienia. Pozostałe fluorowce przyjmują też dodatnie stopnie utlenienia, ale tylko w związkach chemicznych z tlenem i innymi fluorowcami. Im niżej pierwiastek występuje w tej grupie, tym ma mniejszą elektroujemność, ponieważ ze wzrostem promieni atomowych maleje zdolność atomu do przyciągania elektronów.

Fluorowce mają **najmniejszy promień atomowy** w swoich okresach. Fluor ma najmniejszy promień atomowy ze wszystkich fluorowców. Ze wzrostem liczby atomowej fluorowca zwiększa się jego promień atomowy. Wiąże się to z przybywaniem nowych powłok elektronowych w kolejnych okresach.

Temperatury topnienia i wrzenia fluorowców rosną ze wzrostem liczby atomowej. Niższa temperatura wrzenia oznacza bardziej lotny pierwiastek. Zatem chlor, który w temperaturze pokojowej ma postać gazu, jest bardziej lotny niż jod, który stanowi ciało stałe.



Rys. 11.3. Zmiany właściwości fizycznych fluorowców.

11.2. Występowanie fluorowców w przyrodzie

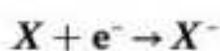
Żaden z fluorowców nie występuje w przyrodzie w stanie wolnym. Najważniejszym związkiem chemicznym wśród związków fluoru spotykanym w przyrodzie jest fluoryt CaF_2 , a wśród związków chloru – sól kamienna NaCl i sylwin KCl . Brom i jod towarzyszą pokładom soli kamiennej w postaci bromków i jodków sodu oraz potasu. Wody mórz i oceanów zawierają chlor, brom i jod w postaci jonów chlorkowych, bromkowych i jodkowych. Jod występuje również w morskich organizmach roślinnych i zwierzęcych. Z 2000 kg wodorostów można otrzymać około 1 kg jodu. Sole zawierające proste aniony fluorowców (np. Cl^- , Br^-) są nazywane halogenkami. Astat jest pierwiastkiem promieniotwórczym otrzymywanym sztucznie. W przyrodzie występują jedynie śladowe ilości niektórych izotopów.

fluorowce w przyrodzie

11.3. Aktywność chemiczna fluorowców

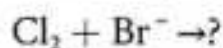
Fluorowce są najbardziej aktywnymi niemetalami. Tworzą połączenia z niemal wszystkimi metalami i niemetalami. Fluor reaguje nawet z cięższymi gazami szlachetnymi. Konfiguracja elektronowa atomów fluorowców ns^2np^5 wskazuje na łatwą możliwość osiągnięcia trwałej konfiguracji elektronowej po przyłączeniu lub uwspólnieniu jednego elektronu. Z uwagi na to fluorowce z metalami tworzą jednoujemne aniony:

aktywność chemiczna fluorowców

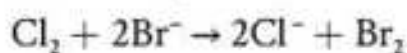


X to F, Cl, Br lub I.

Aby ustalić **kierunek zmian aktywności** pierwiastków w grupie fluorowców, należy sprawdzić, czy zachodzi reakcja chemiczna między cząsteczką danego fluorowca a jonem prostym innego fluorowca, np.:



Jeśli chlor jest aktywniejszy od bromu, to wyprze brom z roztworu jego soli, a sam przekształci się w jon chlorkowy:



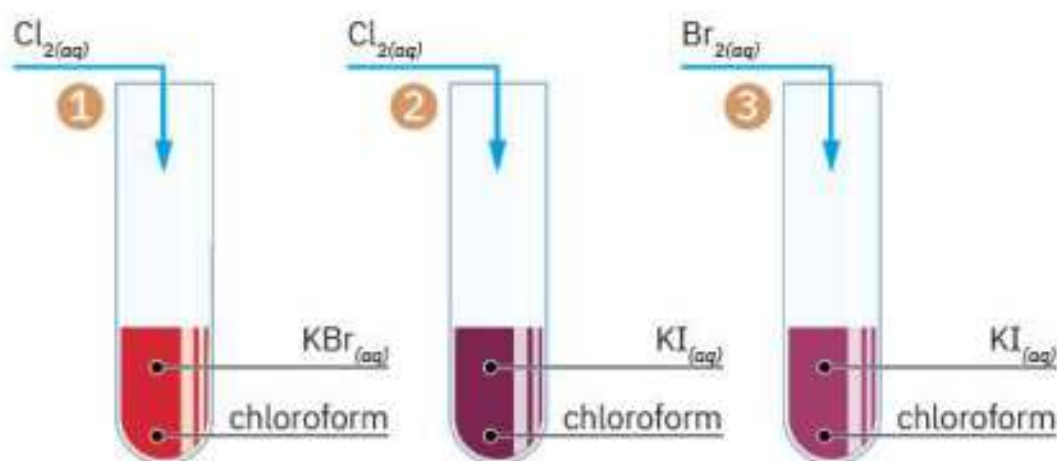
Zbadajmy doświadczalnie te zależności.

Doświadczenie 1.

Wzajemne wypieranie się fluorowców

Opis:

Do trzech oznakowanych probówek wlej po 5 cm³ 10-procentowych roztworów: do jednej – bromku potasu, do dwóch – jodku potasu. Do wszystkich probówek dodaj po 2 cm³ chloroformu (lub benzyny). Do pierwszej (z KBr) i drugiej (z KI) dodaj 5 cm³ wody chlorowej, a do trzeciej (z KI) dodaj 5 cm³



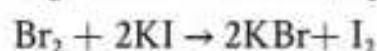
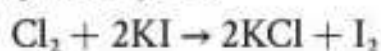
wody bromowej. Wstrząsaj zawartością probówek przez minutę, ustaw probówki w statywie, a po rozdzieleniu się warstw sprawdź zabarwienie warstwy chloroformowej (dolnej). Wydzielony fluorowiec lepiej rozpuszcza się w chloroformie niż w wodzie i zabarwia warstwę chloroformową na charakterystyczny kolor: brom – na czerwono-brunatno, jod – na fioletowo.

Obserwacje:

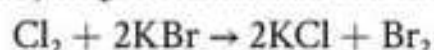
W pierwszej probówce chloroform zabarwił się na kolor czerwono-brunatny, a w drugiej i trzeciej – na fioletowy.

Wnioski:

Chlor i brom wypierają jod z roztworów soli i zajmują jego miejsce, co świadczy o tym, że są pierwiastkami bardziej aktywnymi od jodu:



Brom jest wypierany przez chlor z roztworu soli. Chlor zajmuje miejsce bromu, co świadczy o tym, że jest pierwiastkiem bardziej aktywnym:

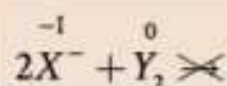


Ze wzrostem liczby atomowej aktywność fluorowców się zmniejsza (tab. 11.2.), ponieważ rosną ich promienie atomowe i elektrony walencyjne są coraz słabiej przyciągane przez jądro atomowe.

Tab. 11.2. Aktywność fluorowców

Fluorowiec Jon fluorowca	Cl_2	Br_2	I_2
Cl^-	—	reakcja nie zachodzi	reakcja nie zachodzi
Br^-	$\text{Cl}_2 + 2\text{Br}^- \rightarrow 2\text{Cl}^- + \text{Br}_2$	—	reakcja nie zachodzi
I^-	$\text{Cl}_2 + 2\text{I}^- \rightarrow 2\text{Cl}^- + \text{I}_2$	$\text{Br}_2 + 2\text{I}^- \rightarrow 2\text{Br}^- + \text{I}_2$	—

W roztworze mniej aktywny fluorowiec jest wypierany z jego soli przez bardziej aktywny fluorowiec.



X – bardziej aktywny fluorowiec

Y – mniej aktywny fluorowiec

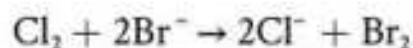
11.4. Właściwości utleniające i redukujące fluorowców

Reakcje chemiczne chloru z bromkami i jodkami są reakcjami utleniania i redukcji. W tych reakcjach chlor jest utleniaczem. Pobiera elektrony i utlenia jony Br^- do Br_2 (stopień utlenienia bromu wzrasta z -1 do 0). Cząsteczki chloru są redukowane do jonów Cl^- (stopień utleniania chloru maleje z 0 do -1). Patrząc zatem na reakcje wypierania w inny sposób, możemy powiedzieć, że fluorowiec, który jest silniejszym utleniaczem, zawsze będzie utleniał anion fluorowca, który jest słabszym utleniaczem. Właściwości **utleniające** fluorowców **maleją w dół grupy** (rys. 11.4.) w kolejności od fluoru do jodu: $\text{F}_2 > \text{Cl}_2 > \text{Br}_2 > \text{I}_2$.

Rys. 11.4. Zmiany aktywności i właściwości utleniających fluorowców.

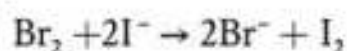
					18	
					He	1
					Ne	2
					Ar	3
					Kr	4
					Xe	5
					Rn	6
						7

W roztworze brom jest wypierany z bromków przez chlor, ponieważ chlor jest silniejszym utleniaczem niż brom. Jonowe równanie reakcji chemicznej ma postać:



Podobnie jod jest wypierany z jodków przez chlor, ponieważ chlor jest silniejszym utleniaczem niż jod: $\text{Cl}_2 + 2\text{I}^- \rightarrow 2\text{Cl}^- + \text{I}_2$

W roztworze jod jest wypierany z jodków przez brom, ponieważ brom jest silniejszym utleniaczem niż jod:



Fluor jest najsilniejszym utleniaczem wśród pierwiastków 17 grupy układu okresowego. Wprowadzony do roztworu zawierającego jony innego fluorowca X^- reaguje z wodą, a nie z jonem X^- :



Reakcje wzajemnego wypierania się chlorowców mają bezpośrednie zastosowanie przemysłowe. Utleniając jony bromkowe Br^- i jodkowe I^- , można otrzymać brom Br_2 i jod I_2 . Ponieważ fluor jest najsilniejszym utleniaczem w 17 grupie układu okresowego, nie ma sposobu, aby przekształcić jony F^- w F_2 za pomocą tej metody (stosuje się utlenianie elektrolityczne).

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

- Podaj nazwę pierwiastka chemicznego, któremu odpowiada podany opis.
 - Jego prosty anion ma 54 elektrony.
 - Ma skróconą konfigurację elektronową: $[\text{Ne}]3s^23p^5$.
 - Jest najsilniejszym utleniaczem spośród pierwiastków 17 grupy układu okresowego.
 - W warunkach normalnych, tak jak rtęć, występuje w stanie ciekłym.
- Ustal, czy brom może zostać wyparty z roztworu bromku potasu przez jod.
- Napisz w zeszycie równanie reakcji chemicznej, które dowodzi, że brom jest aktywniejszy od jodu.
- Na podstawie właściwości utleniających poszczególnych fluorowców uzupełnij w zeszycie równania reakcji lub zaznacz, że reakcja chemiczna nie zachodzi.
 - $\text{KCl} + \text{I}_2 \rightarrow \dots$
 - $\text{NaCl} + \text{Br}_2 \rightarrow \dots$
 - $\text{NaI} + \text{Br}_2 \rightarrow \dots$
 - $\text{KBr} + \text{I}_2 \rightarrow \dots$
 - $\text{NaI} + \text{Cl}_2 \rightarrow \dots$

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Pierwiastki 17 grupy układu okresowego (fluorowce) mają podobne właściwości: ◀ s. 335
 - są niemetalami;
 - są bardzo toksyczne;
 - mają ostry zapach;
 - ich barwa pogłębia się przy przejściu w dół grupy;
 - są wysoce aktywne chemicznie, stanowią bardzo silne utleniacze;
 - tworzą aniony X^- ;
 - w związkach chemicznych występują na różnych stopniach utlenienia z wyjątkiem fluoru (zawsze –I stopień utlenienia).
- Aktywność i właściwości utleniające fluorowców w stanie wolnym maleją ze wzrostem ◀ s. 337 liczby atomowej: $F_2 > Cl_2 > Br_2 > I_2$.
- Fluorowce wykazują zdolność utleniania anionów innych fluorowców. W roztworze mniej ◀ s. 339 aktywny fluorowiec jest wypierany (utleniany) z jego soli przez bardziej aktywny fluorowiec.

12. Fluorowce – część II

NA TEJ LEKCJI:

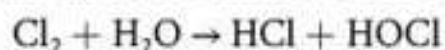
- zapiszesz równanie reakcji chloru z wodą;
- dowiesz się, w jakich rozpuszczalnikach najlepiej rozpuszczają się wolne fluorowce;
- poznasz technikę bezpiecznego otrzymywania chloru w laboratorium;
- zapiszesz równania reakcji każdego pierwiastka z grupy fluorowców z wybranymi metalami.

Specyficzny zapach, który można poczuć na większości basenów pływackich, to zapach chloru. Niewielkie ilości związków chemicznych chloru dodaje się do wody na pływalniach, aby ją zdezynfekować, czyli zniszczyć szkodliwe bakterie, wirusy i grzyby. Co dzieje się po wprowadzeniu chloru do wody?

12.1. Rozpuszczalność fluorowców

Fluorowce dobrze rozpuszczają się w niepolarnych rozpuszczalnikach (np. heksan, chloroform). Roztwór chloru jest bezbarwny, bromu – pomarańczowy, a jodu – fioletowy. Natomiast w wodzie (polarnym rozpuszczalniku) fluorowce rozpuszczają się w niewielkim stopniu. Wynika to z bardzo słabego oddziaływania między cząsteczkami wody a cząsteczkami fluorowców. Cząsteczki wody są polarne, a fluorowców – niepolarne, dlatego słabo przyciągają się wzajemnie.

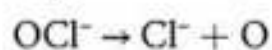
Chlor rozpuszcza się w pewnym stopniu w wodzie, tworząc bezbarwną **wodę chlorową**. Niezależnie od fizycznego procesu rozpuszczania powoli z nią reaguje, tworząc mieszaninę dwóch kwasów: kwasu chlorowodorowego i kwasu chlorowego(I):



Właściwości wybielające i dezynfekujące ma anion chloranowy(I) (OCl^-), który powstaje w wyniku dysocjacji elektrolitycznej kwasu chlorowego(I):



Do dezynfekcji urządzeń sanitarnych, śmietników i ścieków stosuje się sole kwasu chlorowego(I) – chlorkany(I). Jon ClO^- pod wpływem światła łatwo ulega rozkładowi, wydzielając tlen atomowy:



Rys. 12.1. Ze względów sanitarnych wodę w basenach dezynfekuje się substancjami zawierającymi związki chloru.

12.2. Laboratoryjne otrzymywanie chloru

Doświadczenie 1.

Otrzymywanie chloru w laboratorium (doświadczenie należy wykonywać pod wyciągiem)

Opis:

Zbuduj aparaturę zgodnie z zamieszczonym schematem. W kolbie ssawkowej umieść ok. 13 g manganianu(VII) potasu, a we wkraplaczu z wyrównywaniem ciśnienia – ok. 25 cm³ stężonego roztworu kwasu chlorowodorowego. Do płuczki wlej nasyczony roztwór tiosiarczanu sodu (Na₂S₂O₃), aby otrzymany chlor nie przedostał się do atmosfery.

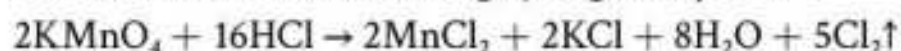
Dodawaj kroplami HCl_(stęż.) do kolby z KMnO_{4(s)}. Wydzielający się chlor zbiera się w kolbie stożkowej, ponieważ wypiera go powietrze (Cl₂ ma większą gęstość od powietrza) przez probówkę zabezpieczającą i płuczkę. Zmętnienie roztworu w płuczce świadczy o rozpoczęciu adsorpcji chloru w roztworze tiosiarczanu sodu.

Obserwacje:

Kolba stożkowa wypełnia się żółtym gazem o duszącym zapachu. Gaz opada na dno naczynia.

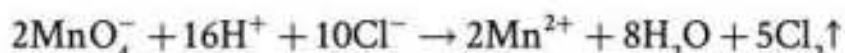
Wnioski:

Jednym z produktów reakcji manganianu(VII) potasu ze stężonym roztworem kwasu chlorowodorowego jest gazowy chlor.



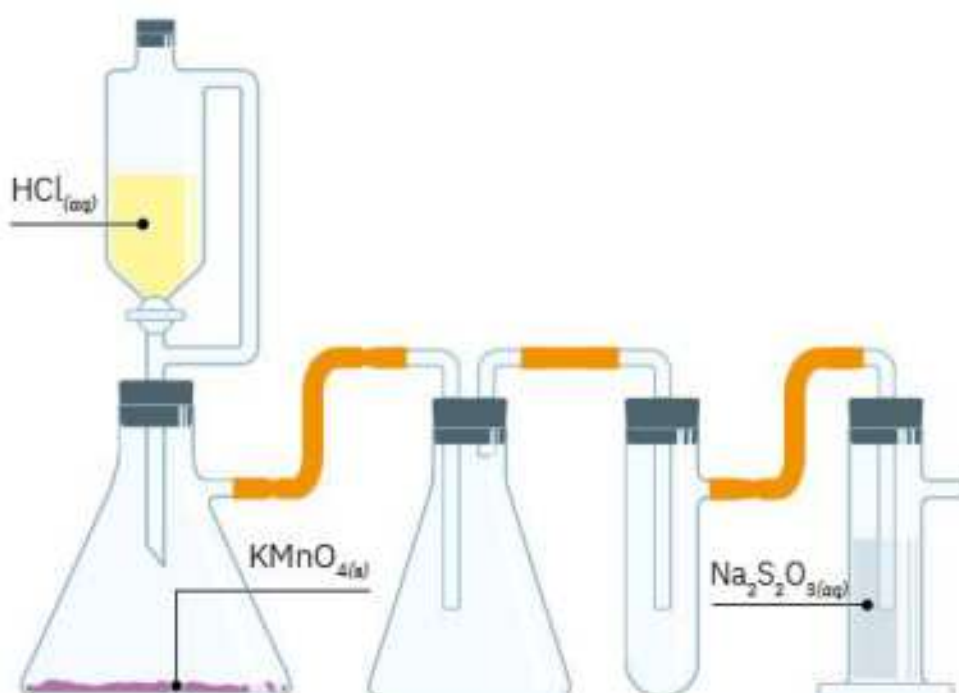
zapis

cząsteczkowy



skrócony

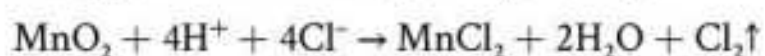
zapis jonowy



Chlor można otrzymać w reakcji stężonego roztworu kwasu chlorowodorowego z silnym środkiem utleniającym, np. manganianem(VII) potasu (jak w doświadczeniu powyżej) lub tlenkiem manganu(IV):



zapis cząsteczkowy



zapis jonowy

12.3. Reakcje fluorowców z metalami

Fluorowce reagują niemal ze wszystkimi metalami, tworząc sole.

Doświadczenie 2.

Reakcja jodu z cynkiem

Opis:

Wlej do probówki 4 cm³ alkoholu etylowego, rozpuść w nim kilka kryształków jodu i zmierz temperaturę roztworu. Do otrzymanego roztworu dodaj sproszkowany cynk (o objętości ziarenka ryżu).

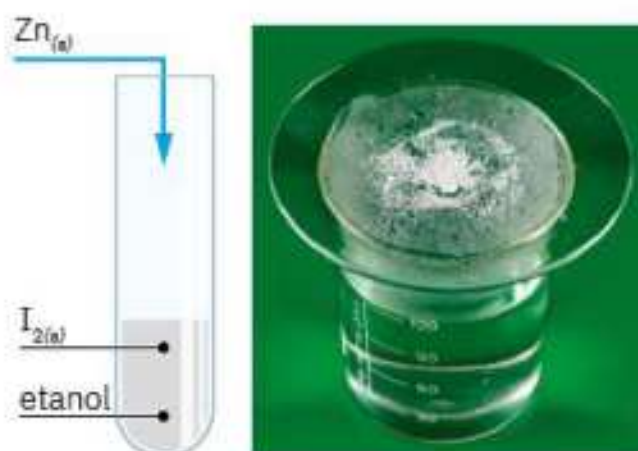
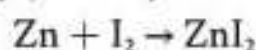
Zamieszaj zawartość probówki termometrem, zwracając uwagę na zmieniającą się temperaturę. Mieszaninę reakcyjną przesącz. Do zlewki nalej ok. 3/4 objętości gorącej wody i umieść na wierzchu szkiełko zegarkowe. Wlej na nie przesącz i pozwól, aby alkohol wyparował.

Obserwacje:

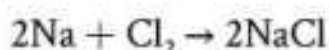
Po dodaniu cynku fioletowy roztwór się odbarwił. Na szkiełku zegarkowym po odparowaniu alkoholu pozostał biały osad. W wyniku reakcji chemicznej temperatura roztworu wzrosła.

Wnioski:

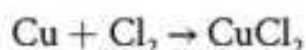
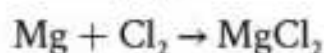
Jod reaguje z cynkiem, tworząc jodek cynku. Reakcja jest egzotermiczna.



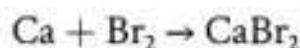
Litowce energicznie reagują z chlorem, tworząc białe krystaliczne chlorki. Reakcja ma silnie egzotermiczny charakter.



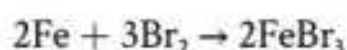
Łatwo reagują z chlorem inne metale, np.:



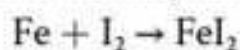
Reakcja metali z bromem, której produktami są bromki, ma mniej gwałtowny charakter.



Zwróć uwagę, że w związkach chemicznych z fluorem, chlorem i bromem metale osiągają swoje najwyższe **stopnie utlenienia**, np.:



Reakcja metali z jodem (produktami są jodki) przebiega łagodnie, co ilustruje aktywność fluorowców malejąca ze wzrostem liczby atomowej pierwiastka chemicznego.



Fluorowce z metalami o małej elektroujemności tworzą jonowe halogenki zawierające jony X^- . Jonowy charakter związków zmniejsza się w dół grupy, ponieważ zmniejsza się elektroujemność fluorowca. Halogenki metali na wyższych stopniach utlenienia mają większy udział wiązania kowalencyjnego, np. SnCl_2 jest jonowy, natomiast SnCl_4 jest kowalencyjny.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Napisz w zeszycie sumaryczne równanie reakcji chloru z wodą i podaj nazwy produktów tej reakcji.
2. Wyjaśnij, dlaczego do wody w basenach jest dodawany chloran(I) potasu.
3. Chlor można otrzymać w reakcji stężonego roztworu kwasu chlorowodorowego z manganianem(VII) potasu. Uzgodnij równanie reakcji metodą bilansu elektronowo-jonowego. Zapisz w zeszycie równanie reakcji w formie jonowej i cząsteczkowej.
4. Podaj nazwę fluorowca, który z żelazem tworzy związek typu FeX_2 .
5. Wskaż poprawną właściwość związku chemicznego utworzonego w reakcji fluorowca X (np. Cl, Br, I) z litowcem M (np. Li, Na, K itp.).
 - a) Ma niską temperaturę topnienia.
 - b) Przewodzi prąd elektryczny po stopieniu lub rozpuszczeniu w wodzie.
 - c) Jest ciałem stałym, które dobrze przewodzi prąd elektryczny.
 - d) Jest srebrzystym ciałem stałym.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Chlor w laboratorium otrzymuje się w reakcji stężonego roztworu kwasu chlorowodorowego z manganianem(VII) potasu: ◀ s. 343
$$2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} \rightarrow 2\text{MnCl}_2 + 2\text{KCl} + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{Cl}_2\uparrow$$
lub tlenkiem manganu(IV):
$$\text{MnO}_2 + 4\text{HCl} \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2\uparrow$$
- Litowce w reakcjach z fluorowcami tworzą sole: chlorki, bromki, jodki. ◀ s. 344
- W reakcji z chlorem lub bromem powstają związki metali (występujących na różnych stopniach utlenienia) na ich najwyższych stopniach utlenienia. ◀ s. 344
- Udział wiązania jonowego w halogenku jest tym większy, im większy jest stopień utlenienia metalu. ◀ s. 345

Podsumowanie przed sprawdzianem

• Charakterystyczne właściwości metali i niemetali

Metale	Niemetale
połysk metaliczny	brak połysku metalicznego
kowalne i ciągliwe	kruche
dobre przewodnictwo elektryczne i ciepłne	izolatory (z wyjątkiem grafitu)
niska elektroujemność i energia jonizacji	wysoka elektroujemność i energia jonizacji
tlenki – zazwyczaj zasadowe, jonowe	tlenki – kwasowe, kowalencyjne
w reakcjach chemicznych oddają elektrony i tworzą kationy	w reakcjach chemicznych mają tendencję do przyjmowania elektronów i tworzenia anionów
dobre reduktory	dobrze utleniacze
aktywność wzrasta w dół grupy układu okresowego	aktywność maleje w dół grupy układu okresowego

• Aktywność chemiczna

Najaktywniejsze metale:

- to metale o najniższej elektroujemności i najniższej energii jonizacji, które łatwo tworzą kationy;
- leżą w lewym dolnym rogu układu okresowego.

• Aktywność metali w układzie okresowym:

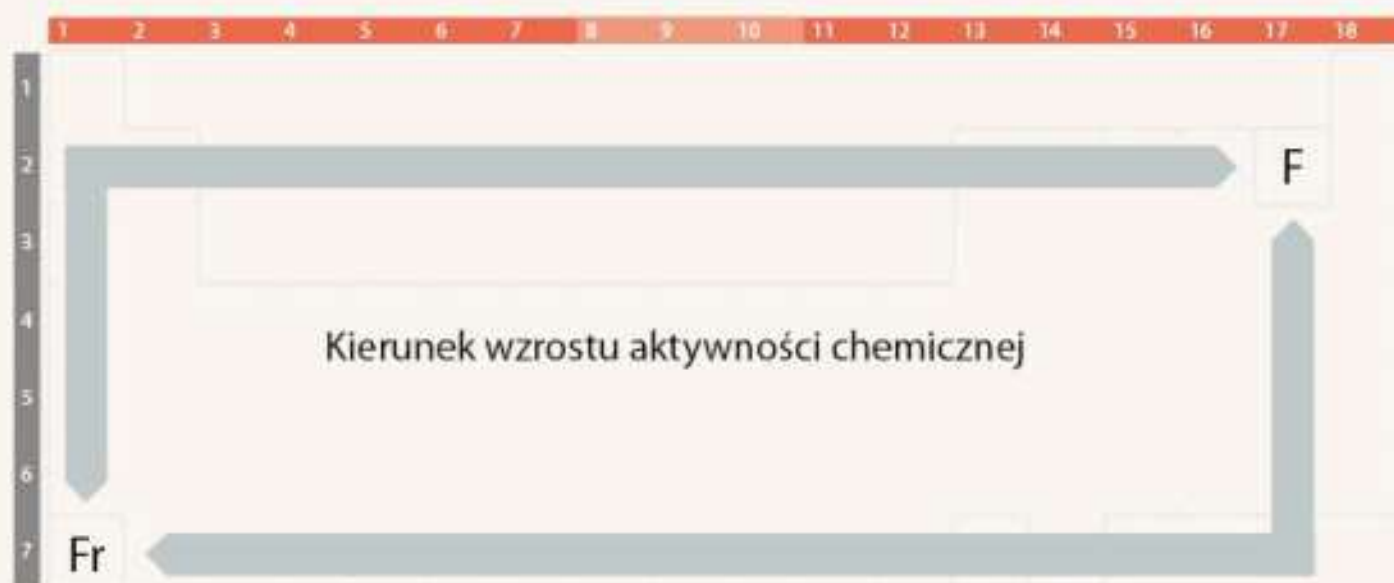
- w grupie rośnie ze wzrostem liczby atomowej;
- w okresie maleje ze wzrostem liczby atomowej.

Najaktywniejsze niemetale:

- to te, które mają najwyższą elektroujemność i łatwo tworzą aniony;
- leżą blisko prawego górnego rogu układu okresowego.

• Aktywność niemetali w układzie okresowym:

- w grupie maleje ze wzrostem liczby atomowej;
- w okresie rośnie ze wzrostem liczby atomowej.



Rys. 1. Aktywność pierwiastków chemicznych a położenie w układzie okresowym.

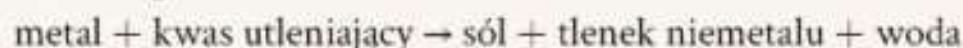
• Reakcje metali z wodą i kwasami nieutleniającymi

Szereg elektrochemiczny metali

Li		Li	
K		K	
Ba	$E^0 < -2,3$	Ba	
Ca	Reagują z zimną wodą, tworząc wodorotlenek i wodór.	Ca	
Na		Na	
		Mg	
		Al	$E^0 < 0$
Mg		Mn	Reagują z kwasami nieutleniającymi, wypierając wodór.
Al		Zn	
Mn	$-2,3 < E^0 < 0$	Cr	
Zn	Reagują z parą wodną, tworząc tlenek i wodór.	Fe	
Cr		Co	
Fe		Ni	
		Sn	
H ₂		H ₂	
Cu		Cu	
Ag	$E^0 > 0$	Ag	$E^0 > 0$
Hg	Nie reagują z wodą ani z parą wodną.	Hg	Nie reagują z kwasami nieutleniającymi, nie wypierają wodoru.
Pt		Pt	
Au		Au	

• Reakcje metali z kwasami utleniającymi

Metale zgrupowane w szeregu elektrochemicznym za wodorem (Cu, Ag, Hg) reagują z kwasami utleniającymi według schematu:



Al, Ni, Cr ulegają pasywacji pod wpływem HNO₃(stęż.) i H₂SO₄(stęż.).

• Wypieranie się wzajemne metali

Metal mniej aktywny (o wyższym standardowym potencjale redukcji) jest wypierany z roztworu jego soli przez metal bardziej aktywny (o niższym standardowym potencjale redukcji), np.:

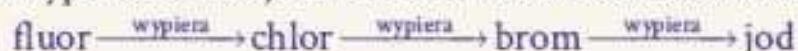


Reakcje wypierania metali pozwalają na ocenę aktywności metali.

• Wypieranie się wzajemne fluorowców

Właściwości utleniające fluorowców w stanie wolnym maleją w szeregu od fluoru do jodu.

W roztworze mniej aktywny fluorowiec jest wypierany (utleniany) z jego soli przez bardziej aktywny fluorowiec. Wypieranie wzajemne fluorowców zachodzi w szeregu:



Na przykład: $\text{Cl}_2 + 2\text{Br}^- \rightarrow 2\text{Cl}^- + \text{Br}_2$



Reakcje odwrotne są niemożliwe.

Sprawdź, czy umiesz!

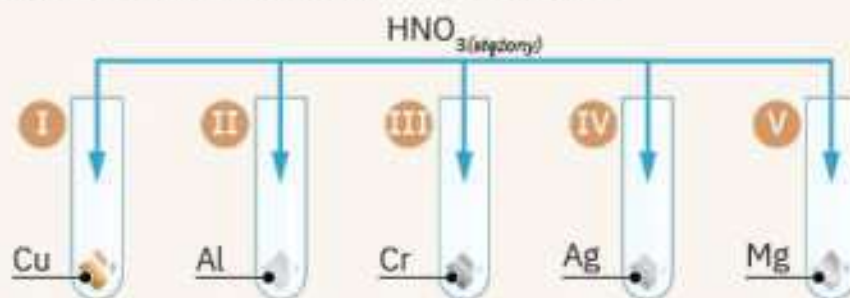
- a) Porównaj właściwości chemiczne pierwiastków z grupy 2 z właściwościami pierwiastków grupy 1 układu okresowego.
b) Podaj przyczynę różnicy we właściwościach pierwiastków tych dwóch grup.
- Wodny roztwór, który zawierał lakmus i siarczan(VI) glinu, ma czerwone zabarwienie. Po dodaniu tlenku baru do tego roztworu powstaje biały osad. Kolejna porcja tlenku baru dodana do roztworu powoduje częściowe rozpuszczenie się osadu i zabarwienie roztworu na niebiesko.
a) Wyjaśnij, dlaczego początkowa barwa roztworu była czerwona.
b) Podaj nazwę (lub nazwy) substancji, która utworzyła osad.
c) Wyjaśnij, dlaczego końcowa barwa roztworu była niebieska.
d) Napisz w zeszycie równanie reakcji, która zaszła po dodaniu kolejnej porcji tlenku baru.
- Metal X reaguje samorzutnie z jonami Z^+ , a nie reaguje z jonami Y^+ . Na podstawie podanych informacji uporządkuj metale X , Y i Z według rosnącej aktywności.
a) Z, X, Y b) Y, X, Z c) X, Z, Y d) Z, Y, X
- Próbki trzech metali A , M , C umieszczono w roztworach zawierających jony metali A^{3+} , M^{2+} , C^{3+} . Obserwacje umieszczono w tabeli.

Metal	Jon	Obserwacja
C	A^{3+}	Reakcja redoks zachodzi.
A	M^{2+}	Reakcja redoks zachodzi.
C	M^{2+}	Reakcja redoks zachodzi.
M	C^{3+}	Brak reakcji.

Wskaż zbiór jonów uszeregowanych według malejących właściwości utleniających.

- M^{2+}, A^{3+}, C^{3+}
 - A^{3+}, M^{2+}, C^{3+}
 - C^{3+}, A^{3+}, M^{2+}
 - M^{2+}, C^{3+}, A^{3+}
- Przeprowadzono doświadczenie z czterema metalami: A , B , C i D , a następnie zapisano trzy obserwacje.
I. Metal C jest wypierany z roztworu jego soli przez metal D .
II. Tylko metal A reaguje z zimną wodą.
III. Metal C reaguje szybciej z kwasem niż metal B .
Wskaż podpunkt, w którym te metale uszeregowano w kolejności malejącej aktywności.
a) $A > C > D > B$
b) $A > D > C > B$
c) $B > D > C > A$
d) $D > A > C > B$

6. Przeprowadzono doświadczenie pokazane na schemacie:



Podaj numery probówek, w których nastąpiła pasywacja metali.

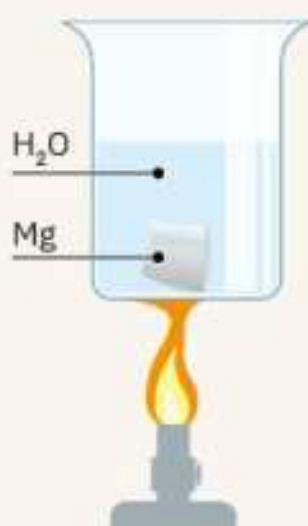
7. Wprowadzono blaszki miedzi do czterech probówek zawierających:

- I. stężony roztwór kwasu chlorowodorowego,
- II. gorący i stężony roztwór kwasu siarkowego(VI),
- III. roztwór azotanu(V) srebra,
- IV. stężony roztwór kwasu azotowego(V).

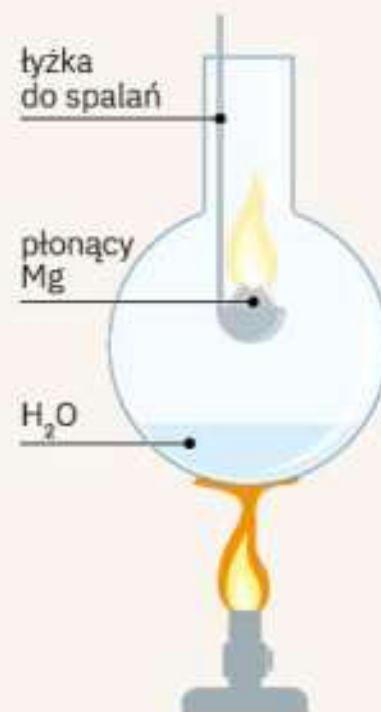
Ułóż w zeszycie równania zachodzących reakcji chemicznych lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

8. Przeprowadzono dwa różne doświadczenia zgodnie ze schematem:

doświadczenie I



doświadczenie II



Napisz w zeszycie równania zachodzących reakcji chemicznych.

9. Podczas przepuszczania gazowego chloru przez roztwór zawierający bromek potasu roztwór zabarwia się na czerwono-brunatny kolor. Wskaż wnioski, które można sformułować na podstawie tej obserwacji.

- a) Nastąpiła redukcja jonów Br^- do Br_2 .
- b) Nastąpiło utlenienie Br^- do Br_2 .
- c) Brom jest silniejszym utleniaczem niż chlor.
- d) Chlor jest silniejszym utleniaczem niż brom.

10. Wodór może działać jako utleniacz lub jako reduktor w zależności od reagujących z nim substancji. Napisz w zeszycie równanie reakcji wodoru z:

- a) sodem,
- b) chlorem.

Określ rolę wodoru w każdej z reakcji chemicznych.

11. Jedną z metod laboratoryjnego otrzymywania chloru jest reakcja manganianu(VII) potasu ze stężonym roztworem kwasu chlorowodorowego.

a) Napisz w zeszycie równanie reakcji w formie cząsteczkowej.

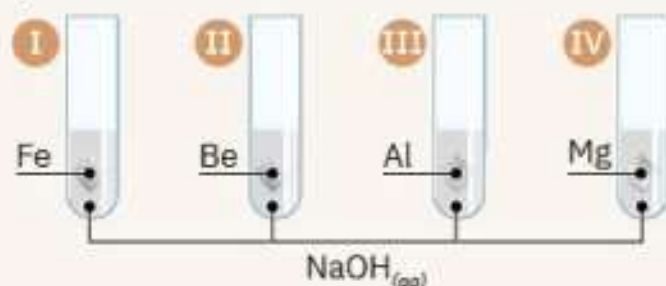
b) Uzupełnij poniższe zdania, wybierając jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie tak, aby zdania były prawdziwe.

I. Substancją, która uległa utlenieniu, jest (KMnO_4/HCl).

II. Jeden mol KMnO_4 (pobiera/oddaje) liczbę moli elektronów równą (3/5).

III. Stosunek molowy reduktora do utleniacza jest jak (8 : 1/1 : 8/2 : 1/1 : 2).

12. W probówkach ze stężonym roztworem wodorotlenku sodu umieszczono następujące metale:



Podaj, w których probówkach nie zajdzie reakcja chemiczna, oraz napisz w zeszycie równania reakcji zachodzących w pozostałych probówkach.

13. Do wody wprowadzono gazowy chlor i otrzymano bezbarwny roztwór.

a) Ułóż w zeszycie równanie reakcji chloru z wodą.

b) Ustal, jak zmienia się stopień utlenienia chloru podczas tej reakcji chemicznej.

c) Podaj wzór sumaryczny produktu utleniania chloru.

d) Wskaż, jakie jest stężenie jonów wodorowych w otrzymanym roztworze.

I. $[\text{H}^+] > 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$

II. $[\text{H}^+] < 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$

III. $[\text{H}^+] = 10^{-7} \text{ mol/dm}^3$

14. Pewien pierwiastek ma konfigurację elektronową $1s^2 2s^2 2p^5$. Wskaż, jaką konfigurację elektronową powinien mieć pierwiastek o podobnych właściwościach chemicznych.

a) $1s^2 2s^2 2p^6$

b) $1s^2 2s^2 2p^4$

c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

d) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^1$

15. Ustal, które z poniżej podanych równań reakcji chemicznych jest prawdziwe.

I. $\text{Cl}_{2(aq)} + 2\text{I}^-_{(aq)} \rightarrow \text{I}_{2(aq)} + 2\text{Cl}^-_{(aq)}$

II. $\text{Br}_{2(aq)} + 2\text{Cl}^-_{(aq)} \rightarrow \text{Cl}_{2(aq)} + 2\text{Br}^-_{(aq)}$

a) tylko I

c) I i II

b) tylko II

d) ani I, ani II

16. Wskaż, które z podanych właściwości zmniejszają się ze wzrostem liczby atomowej pierwiastków 17 grupy układu okresowego.

a) elektroujemność

b) temperatura wrzenia

c) łatwość utleniania $\text{X}^-_{(aq)}$ do $\text{X}_{2(aq)}$

d) aktywność



Niektóre związki nieorganiczne mają ogromne znaczenie dla współczesnej gospodarki. Wiele z nich jest wydobywanych lub wytwarzanych na wielką skalę. Należą do nich m.in. tlenek krzemu(IV) SiO_2 , węglan wapnia CaCO_3 , siarczan(VI) wapnia CaSO_4 oraz sole stosowane jako nawozy sztuczne.

VII Zastosowania wybranych związków nieorganicznych

▶ Tlenek krzemu(IV) i szkło

▶ Skały wapienne

▶ Gips. Hydraty soli

▶ Twardość wody

▶ Nawozy

1. Tlenek krzemu(IV) i szkło

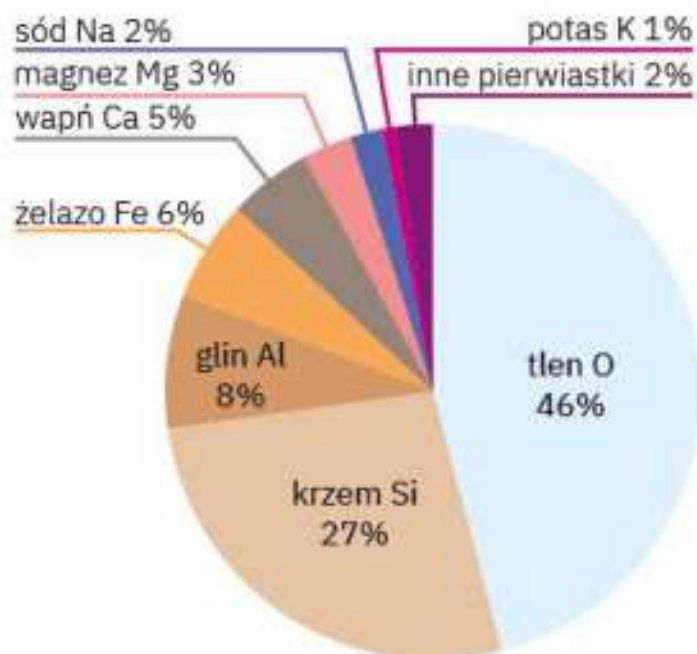
NA TEJ LEKCJI:

- odkryjesz, że krzem jest jednym z najbardziej rozpowszechnionych pierwiastków w skorupie ziemskiej, a jego najważniejszym związkiem jest tlenek krzemu(IV);
- dowiesz się, w jakich postaciach tlenek krzemu(IV) występuje w przyrodzie;
- poznasz właściwości fizyczne i chemiczne tlenku krzemu(IV);
- zrozumiesz, czym się różni struktura bezpostaciowa ciała stałego od struktury krystalicznej;
- dowiesz się, czym jest szkło, jak się je wytwarza oraz jakie ma właściwości i zastosowania;
- poznasz sposoby wytwarzania szkła barwnego i szkła do specjalnych zastosowań.

Tlenek krzemu(IV) SiO_2 jest dla człowieka jednym z najważniejszych surowców wydobywanych z ziemi. Wydobywa się go pod postacią piasku. Ogromne ilości piasku zużywa budownictwo, gdyż stanowi on jeden z głównych składników betonu. Piasek wykorzystuje się również jako podstawowy surowiec do produkcji szkła.

1.1. Chemiczny skład skorupy ziemskiej

Głównymi składnikami skorupy ziemskiej są pierwiastki: tlen, krzem, glin, żelazo i wapń. Występują one w formie różnorodnych związków chemicznych, często przemieszanych ze sobą. Związki występujące w skorupie ziemskiej nazywamy minerałami. **Minerały** mają ściśle określony skład pierwiastkowy oraz formę krystaliczną. **Skały** są to mieszaniny o zmiennym składzie, złożone z różnorodnych minerałów. Dla przykładu: granit, pospolita skała stanowiąca podstawowy budulec Tatr Wysokich, składa się głównie z trzech minerałów: kwarcu SiO_2 , skalenia, np. $\text{K}(\text{Na})_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$, i miki, np. $\text{KAl}_2(\text{AlSi}_3\text{O}_{10})(\text{F},\text{OH})_2$.



Rys. 1.1. Rozpowszechnienie (procentowa zawartość) pierwiastków w skorupie ziemskiej.

Dane na temat rozpowszechnienia pierwiastków różnią się nieco w zależności od źródła. Dane na diagramie pochodzą z opracowania: *Abundance in Earth's Crust*, webelements.com.



Rys. 1.2. Granit (a) jest skałą złożoną z minerałów: kwarcu (b), skalenia (c) i miki (d). Granit ma strukturę gruboziarnistą – ziarna poszczególnych minerałów można odróżnić gołym okiem.

1.2. Występowanie tlenku krzemu(IV) w przyrodzie

Krzem Si jest jednym z najbardziej rozpowszechnionych pierwiastków w przyrodzie. Stanowi blisko 27% masy skorupy ziemskiej (rys. 1.1.), w której występuje głównie w postaci związków chemicznych z tlenem O i glinem Al. W tych związkach każdy atom krzemu o IV stopniu utlenienia tworzy cztery pojedyncze wiązania kowalencyjne z atomami tlenu, a te z kolei wiążą się wiązaniami pojedynczymi z kolejnymi atomami krzemu (lub glinu) itd. W rezultacie powstaje struktura złożona z niewyobrażalnie wielkiej liczby atomów krzemu, tlenu i ewentualnie glinu, którą nazywamy **kryształem kowalencyjnym**.

Tlenek krzemu(IV) SiO_2 , zwany również dwutlenkiem krzemu lub krzemionką, występuje w przyrodzie głównie w formie minerału **kwarcu**. Szacuje się, że ok. 10% skorupy ziemskiej jest zbudowanych właśnie z tego minerału. Kwarc wchodzi w skład wielu skał, np. granitu, piaskowca i kwarcytu. Czasem kwarc tworzy duże, ładnie wykształcone kryształy, nierzadko zabarwione domieszkami innych związków chemicznych (rys. 1.3. a, b). Takie kryształy wykorzystuje się do wytwarzania biżuterii i innych przedmiotów dekoracyjnych.

Inną formą występowania tlenku krzemu(IV) jest mineral **chalcedon**, zbudowany z mikroskopijnych kryształków SiO_2 wydzielonych w pustych przestrzeniach między skałami (w tzw. geodach). Liczne odmiany chalcedonu są barwne dzięki zawartości domieszek innych minerałów. Pasiaste formy chalcedonu – wielobarwny **agat** oraz czarno-biały **onyks** – wykorzystuje się jako kamienie ozdobne (rys. 1.3. c, d). Czasami tlenek krzemu(IV) wydziela się w szczelinach skalnych w postaci bardzo drobnych ziarenek, w których atomy krzemu i tlenu są powiązane ze sobą w sposób nieuporządkowany. Taką formę występowania SiO_2 nazywamy krzemionką bezpostaciową. Jeżeli ziarenka krzemionki mają podobną wielkość, układają się w regularne warstwy, które mogą rozszczepiać światło,

dając efekt tzw. opalescencji. Mineral o takiej strukturze nazywamy opalem (rys. 1.3. e). Opale wykazujące piękną opalescencję są bardzo pożądane i cenne.



Rys. 1.3. Formy występowania tlenku krzemu(IV) w przyrodzie: a) kryształ górski (bezbardzo, duże kryształy kwarcu); b) ametyst (kryształy kwarcu zabarwione na fioletowo); c) agat; d) onyks; e) opal wykazujący zjawisko opalescencji.

Drobne kryształki kwarcu są głównym składnikiem **piasku** – luźnej skały osadowej powstałej wskutek wietrzenia skał bogatych w tlenek krzemu(IV). Piasek jest ważnym surowcem mineralnym wykorzystywanym przez człowieka do różnych celów. Wydobywa się go na wielką skalę w kopalniach odkrywkowych zwanych piaskowniami lub żwirowniami. Blisko 95% wydobywanego piasku wykorzystuje budownictwo, gdyż obok cementu jest on głównym składnikiem betonu. Piasek stanowi również podstawowy surowiec do produkcji szkła. Z piasku wytwarza się czysty pierwiastek krzem – materiał niezbędny do konstrukcji sprzętu komputerowego i innych urządzeń elektronicznych.



Rys. 1.4. a) Piasek występuje w przyrodzie w ogromnych ilościach. b) Piasek wydobywa się w żwirowniach. c) Fotografia mikroskopowa ujawnia, że piasek składa się z drobnych, oszlifowanych ziarenek kwarcu.

1.3. Właściwości tlenku krzemu(IV)

Doświadczenie 1.

Badanie właściwości tlenku krzemu(IV)

Odczynniki: czysty, suchy piasek, woda destylowana, kwas solny o stężeniu 1 mol/dm^3 , wodorotlenek sodu o stężeniu 1 mol/dm^3 , benzyna ekstrakcyjna.

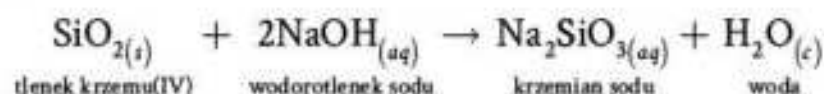
Sprzęt: probówki, palnik gazowy

Opis:

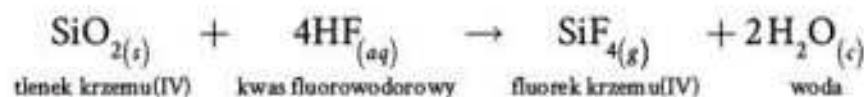
Do pięciu probówek wsyp po szczypcie suchego, czystego piasku. Do czterech z nich dodaj po mniej więcej 2 cm^3 odpowiednio: wody destylowanej, roztworu kwasu solnego, roztworu wodorotlenku sodu i benzyny ekstrakcyjnej. Wstrząśnij zawartością każdej probówki i zbadaj, czy w którejś z nich piasek się rozpuścił. Piątą probówkę z piaskiem ogrzewaj bezpośrednio w najgorętszej części płomienia palnika, aż szkło zacznie się jarzyć czerwonym światłem. Zbadaj, czy piasek się stopił.

Tlenek krzemu(IV), który jest głównym składnikiem piasku, to związek mało reaktywny. Nie rozpuszcza się w rozpuszczalnikach organicznych, wodzie ani w rozcieńczonych roztworach kwasów lub zasad. Temperatura topnienia tego związku jest bardzo wysoka (1710°C), dlatego nie udaje się go stopić w płomieniu palnika laboratoryjnego. Właściwości te wynikają ze struktury wewnętrznej kryształu kowalencyjnego SiO_2 , w której atomy tlenu i krzemu są połączone mocnymi wiązaniami chemicznymi. W tych kryształach atomy tlenu i krzemu są połączone silnymi wiązaniami kowalencyjnymi.

Tlenek krzemu(IV) wchodzi w reakcje chemiczne dopiero wtedy, gdy użyjemy znacznie bardziej agresywnych odczynników. Jako bezwodnik bardzo słabego kwasu krzemowego H_2SiO_3 tlenek SiO_2 reaguje powoli ze stężonym roztworem wodorotlenku sodu NaOH , a w tej reakcji powstaje sól rozpuszczalna w wodzie – krzemian sodu Na_2SiO_3 . Stężony roztwór krzemianu sodu w wodzie nazywamy **szkłem wodnym**.



Tlenek krzemu(IV) reaguje również z kwasem fluorowodorowym HF . Produkt tej reakcji to gazowy fluorek krzemu(IV) (tetrafluorek krzemu) SiF_4 – związek złożony z niewielkich cząsteczek, w których każdy atom krzemu jest związany z czterema atomami fluoru pojedynczymi wiązaniami kowalencyjnymi.



Doświadczenie 2.

Badanie właściwości sorpcyjnych żelu krzemionkowego

Odczynniki: granulowany żel krzemionkowy (może być z wkładek osuszających znajdujących się w opakowaniach sprzętu elektronicznego)

Sprzęt: probówki, zlewka o pojemności 50 cm^3 , suszarka komorowa (laboratoryjna), waga laboratoryjna

Opis:

Do zlewki wsyp łyżeczkę granulek żelu krzemionkowego. Umieść zlewkę w suszarce komorowej, w której panuje temperatura 110°C , i pozostaw ją na

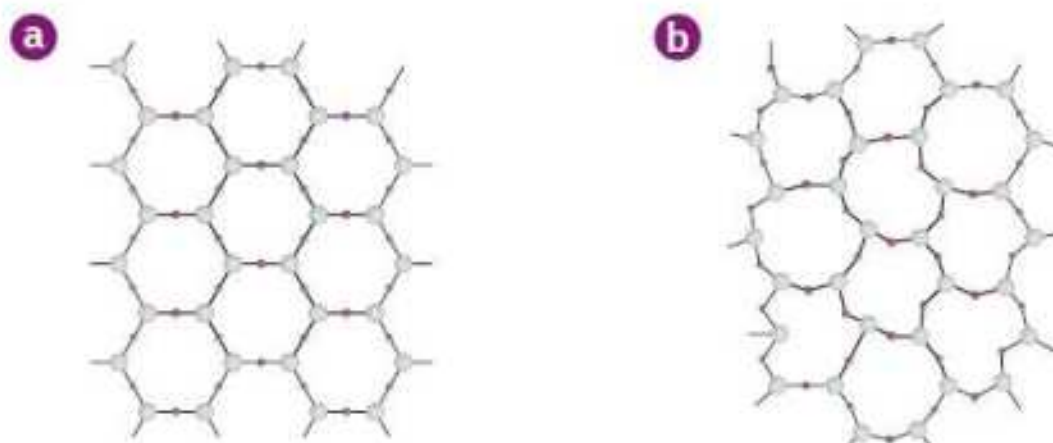


kilka godzin w tej temperaturze. Po wyjęciu z suszarki ostudź do temperatury pokojowej i natychmiast zważ zlewkę wraz z zawartością na wadze laboratoryjnej. Zapisz wynik. Następnie pozostaw otwartą zlewkę z żelem na 24 godziny w wilgotnym miejscu (np. w pobliżu otwartego okna). Ponownie zważ zlewkę i porównaj wynik z rezultatem otrzymanym poprzednio.

Interesujące właściwości ma bezpostaciowa forma tlenku krzemu(IV), zwana **żelem krzemionkowym**. Powierzchnia ziaren żelu jest pokryta grupami wodorotlenowymi (hydroksylowymi) OH, które mogą oddziaływać z polarnymi fragmentami innych cząsteczek bądź wręcz tworzyć z nimi wiązania wodorowe. W rezultacie żel krzemionkowy ma silną tendencję do wiązania substancji polarnych na swojej powierzchni. Zjawisko to nazywamy **adsorpcją**. Właściwości adsorpcyjne żelu krzemionkowego wykorzystuje się do wiązania wody z powietrza (osuszania) i usuwania polarnych zanieczyszczeń z roztworów. Adsorpcja na żelu krzemionkowym stanowi również podstawę nowoczesnej techniki rozdzielu mieszanin, zwanej chromatografią adsorpcyjną.

1.4. Szkło

Jeżeli tlenek krzemu(IV) ogrzejemy do bardzo wysokiej temperatury, powyżej 1710°C , ulegnie on stopieniu. Towarzyszy temu zerwanie części wiązań kowalencyjnych pomiędzy atomami krzemu i tlenu oraz zniszczenie regularnej sieci krystalicznej. Ochłodzenie prowadzi do ponownego zestalenia stopu na przezroczystą, twardą, szklistą masę, zwaną szkłem kwarcowym. Wiązania Si–O zostają odtworzone, ale w sposób chaotyczny, przypadkowy. W odróżnieniu od kryształów kwarcu szkło kwarcowe ma nieregularną, nieuporządkowaną budowę wewnętrzną, nazywaną strukturą bezpostaciową (rys. 1.5.). Ze względu na wysoką temperaturę, powyżej której mięknie i staje się plastyczne (ok. 1400°C), szkło kwarcowe jest trudne do formowania.



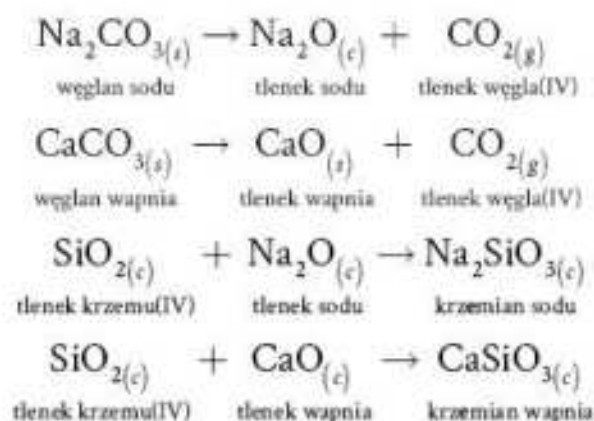
Rys. 1.5. Dwuwymiarowe modele przedstawiające: a) regularną strukturę krystaliczną kwarcu; b) nieregularną, bezpostaciową strukturę szkła kwarcowego.

Dodanie do tlenku krzemu(IV) węglanu sodu Na_2CO_3 (sody) i węglanu wapnia CaCO_3 (kredy) lub tlenku wapnia CaO (wapna) obniża temperaturę topnienia mieszaniny. Szkło uzyskane w wyniku ochłodzenia takiego stopu, zwane szkłem

sodowo-wapiennym, daje się formować w znacznie niższej temperaturze niż szkło kwarcowe (700–800°C).

Szkło jest bardzo ważnym materiałem konstrukcyjnym wykorzystywanym przez człowieka do wielu celów, głównie jednak do wytwarzania szkła okiennego oraz opakowań szklanych (butelek, słoików itp.). Szkło jest odporne na działanie chemikaliów (wyjątek stanowią kwas fluorowodorowy HF oraz stężone roztwory mocnych zasad), przezroczyste, w miarę twarde i wytrzymałe mechanicznie. Nie przewodzi prądu elektrycznego (zalicza się je do izolatorów) i charakteryzuje się umiarkowanym przewodnictwem cieplnym. Wadą szkła jest jego kruchość, czyli niska odporność na uderzenia. Szkło może również pęknąć pod wpływem naprężeń wewnętrznych wywołanych gwałtowną zmianą temperatury (szokiem termicznym). Na przykład napelnienie zimnego słoika szklanego wrzątkiem może doprowadzić do pęknięcia słoika i rozlania jego zawartości.

Szkło produkuje się w piecach szklarskich ogrzewanych zazwyczaj palnikami gazowymi, w których temperatura może osiągnąć nawet 1500°C (rys. 1.6.a). Do pieca ładuje się czysty piasek kwarcowy (źródło SiO₂), węgiel sodu Na₂CO₃ i węgiel wapnia CaCO₃ (lub tlenek wapnia CaO). Węglały topią się w wysokiej temperaturze i rozkładają do tlenków metali i gazowego tlenku węgla(IV) CO₂. Tlenki sodu i wapnia mają charakter zasadowy, zatem reagują z tlenkiem krzemu(IV), który jest bezwodnikiem słabego kwasu krzemowego H₂SiO₃, i tworzą odpowiednie sole – krzemiany.



Następnie ciekły stop z pieca szklarskiego formuje się i nadaje mu kształt, który zostaje zachowany po zestaleniu się szkła. Współcześnie szkło płaskie przeznaczone na szyby okienne formuje się metodą *float* (czyt. flołt), zwaną również metodą Pilkingtona, wynalezioną w latach pięćdziesiątych ubiegłego wieku (rys. 1.6.b). W tej metodzie ciekłe szkło jest wylewane na powierzchnię stopionego metalu, najczęściej cyny, o temperaturze topnienia 232°C, na której tworzy warstwę o jednakowej, ściśle określonej grubości. Warstwa szkła plywa po powierzchni metalu, przesuwa się powoli i stopniowo stygnie, zestalając się w ciągłą taśmę szklaną o bardzo gładkiej powierzchni zewnętrznej. Taśma ta następnie jest cięta na tafle o pożądanym rozmiarach. Wcześniej szkło okienne produkowano metodą wyciągania pionowej wstęgi z wanny wypełnionej stopionym szkłem. Szkło to miało jednak nierówną, falistą powierzchnię, co

zniekształcało obraz oglądany przez szybę. Formowano je również, rozgniatając plastyczne szkło między toczącymi się po nim walcami. Powierzchnia tak otrzymanego szkła była nierówna i matowa, wymagała szlifowania, co znacznie podnosiło koszt produkcji.

Kiedyś naczynia szklane formowano ręcznie, rozdmuchując porcje plastycznego szkła powietrzem z płuc. Dmucharz pobierał określoną ilość gorącego stopu z pieca na koniec długiej rury (dmuchawy). Następnie wydmuchiwiał bańkę szklaną wewnątrz formy, nadając przedmiotowi odpowiedni kształt (rys. 1.6.c). Była to bardzo ciężka praca, wymagająca dużego wysiłku fizycznego. Obecnie tę metodę stosuje się jedynie do wytwarzania szkła artystycznego i szkła laboratoryjnego o skomplikowanych kształtach. Butelki, słoiki i inne opakowania szklane są produkowane przez całkowicie zautomatyzowane linie produkcyjne, w których formowanie i rozdmuchiwanie szkła sprężonym powietrzem odbywa się bez udziału człowieka (rys. 1.6.d).



Rys. 1.6. Produkcja i formowanie szkła: a) wnętrze pieca szklarskiego; b) schemat wytwarzania szkła płaskiego metodą float; c) ręczne dmuchanie szkła; d) automatyczna linia do formowania butelek.

Szkło można barwić na różne kolory, dodając odpowiednich składników do płynnej masy szklarskiej (patrz tabela 1.1.). Przykładowo: charakterystyczny zielony kolor szkła butelkowego uzyskuje się za pomocą tlenku żelaza(II) FeO , a brązowy – tlenku żelaza(III) Fe_2O_3 (rys. 1.7.a). Szkło można zabarwić na niemalże wszystkie kolory tęczy. Szczególnie efektownie prezentuje się intensywnie niebieskie szkło kobaltowe, czerwone szkło barwione koloidalną zawiesiną metalicznego złota czy też fluoryzujące pod wpływem promieniowania nadfioletowego szkło z domieszką tlenku uranu(VI) (rys. 1.7.b).

Tab. 1.1. Barwienie szkła

Dodatek do masy szklarskiej	Barwa
koloidalne srebro Ag	żółta
koloidalne złoto Ag	czerwona
siarczek kadmu CdS	żółta
tlenek żelaza(II) FeO	zielona
tlenek żelaza(III) Fe_2O_3	brązowa
tlenek chromu(III) Cr_2O_3	zielona
tlenek manganu(IV) MnO_2	fioletowa
tlenek miedzi(I) Cu_2O	niebieska
tlenek kobaltu(II) CoO	ciemnoniebieska
tlenek cyny(IV) SnO_2	mlecznobiała
tlenek uranu(VI) UO_3	zielonkawa fluoryzacja



Rys. 1.7. Przedmioty z kolorowego szkła: a) butelki z szkła zielonego (dodatek tlenku żelaza(II) FeO) i brązowego (dodatek tlenku żelaza(III) Fe_2O_3); b) ozdobne naczynia z niebieskiego szkła kobaltowego (dodatek tlenku kobaltu(II) CoO), c) czerwonego szkła barwionego metalicznym złotem; d) fluoryzującego szkła z dodatkiem tlenku uranu(VI) UO_3 .

Modyfikując skład masy szklarskiej, można zmieniać również inne właściwości szkła. Dla przykładu: dodatek tlenku ołowiu nadaje szklowi wysoki współczynnik załamania światła, dzięki czemu szkło ołowiowe wykorzystuje się do wytwarzania szlifowanych naczyń ozdobnych (tzw. kryształów). Szkło ołowiowe pochłania promieniowanie rentgenowskie i gamma, zatem jest stosowane w przezroczystych osłonach chroniących personel przed negatywnymi skutkami napromieniowania. Z kolei dodatek tlenku boru znacznie obniża rozszerzalność cieplną szkła, przez co staje się ono bardziej odporne na gwałtowne zmiany

temperatury. Takie szkło wykorzystuje się do produkcji naczyń laboratoryjnych oraz szkła żaroodpornego.

Tab. 1.2. Szkło specjalne i jego zastosowania

Dodatek	Właściwości	Zastosowanie	Przykład
tlenek ołowiu(II) PbO (również tlenek potasu K_2O , tlenek cynku ZnO i tlenek glinu Al_2O_3)	szkło „ciężkie” o wysokiej gęstości, wysokim współczynniku załamania światła, pochłanianie promieniowania rentgenowskiego i gamma	„kryształowe” przedmioty ozdobne, szyby chroniące przed promieniowaniem	
tlenek boru B_2O_3 (również tlenek glinu Al_2O_3)	szkło o niskiej rozszerzalności termicznej, nie pęka pod wpływem szoku termicznego	naczynia laboratoryjne, naczynia żaroodporne	
tlenek glinu Al_2O_3 (również tlenek magnezu MgO i tlenek baru BaO)	szkło o zwiększonej wytrzymałości mechanicznej	włókno szklane stosowane do wzmacniania tworzyw sztucznych	
tlenek germanu GeO_2 i tlenek glinu Al_2O_3	szkło o bardzo wysokiej przezroczystości	światłowody	

Szkło jest materiałem konstrukcyjnym, który w znacznym stopniu podlega recyklingowi. Zużyte szkło zebrane w wyniku segregacji odpadów tłucze się na drobne kawałki, a następnie stłuczkę dodaje się do masy szklarskiej w piecu. Nie pogarsza to właściwości otrzymanego szkła, zatem recykling tego materiału jest bardzo opłacalny ekonomicznie i jednocześnie przyczynia się do ochrony środowiska i oszczędzania zasobów naturalnych.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Scharakteryzuj właściwości fizyczne i chemiczne tlenku krzemu(IV). Wyjaśnij, jak zależą one od wewnętrznej struktury kryształu SiO_2 .
2. Zdefiniuj pojęcia: *związek chemiczny*, *minerał*, *skała*. Wskaż różnice między nimi.
3. Wymień formy występowania tlenku krzemu(IV) w przyrodzie.
4. Typowe szkło sodowo-wapniowe zawiera 75% SiO_2 , 15% CaO i 10% Na_2O . Oblicz, ile kilogramów piasku kwarcowego, kredy, sody i stłuczki szklanej należy wprowadzić do pieca szklarskiego, aby otrzymać 10 ton takiego szkła. Załóż, że stłuczka szklana pochodząca z recyklingu ma taki sam skład jak produkowane szkło oraz stanowi 40% masy wyprodukowanego szkła.
5. Przedstaw, w jaki sposób powstaje płaskie szkło stosowane do wytwarzania szyb okiennych.
6. Określ, jakie dodatki będą potrzebne do wyprodukowania barwnego szkła przeznaczonego na witraż przedstawiający postać świętego ze złocistą aureolą, ubranego w czerwoną szatę, stojącego wśród zieleni na tle pogodnego nieba.
7. Omów skład i zastosowanie znanych ci specjalistycznych gatunków szkła.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Tlenek krzemu(IV) jest jednym z najpospolitszych związków chemicznych wchodzących w skład skorupy ziemskiej. Najważniejszym minerałem tlenku krzemu(IV) jest kwarc, występujący w formie piasku oraz jako składnik różnorodnych skal. ◀ s. 352
- Tlenek krzemu(IV) jest związkiem stałym o bardzo wysokiej temperaturze topnienia. Jest obojętny chemicznie, w temperaturze pokojowej wchodzi w reakcje jedynie z kwasem fluorowodorowym HF i stężonymi roztworami mocnych zasad. Droбноziarnista, bezpostaciowa forma tlenku krzemu(IV), zwana żelem krzemionkowym, wykazuje silną tendencję do adsorpcji wody i innych substancji polarnych na swojej powierzchni. ◀ s. 355
- Szkło jest bezpostaciowym ciałem stałym, które powstaje wskutek stapiania tlenku krzemu(IV) z tlenkami lub węglanami metali, głównie sodu i wapnia. W wysokiej temperaturze panującej w piecu szklarskim zachodzą reakcje chemiczne, w wyniku których wydziela się tlenek węgla(IV) i powstają krzemiany metali. ◀ s. 355
- Szkło jest ważnym materiałem konstrukcyjnym stosowanym głównie do wytwarzania szyb okiennych oraz opakowań szklanych. Dzięki dodawaniu różnych składników do masy szklarskiej można uzyskać szkło barwne o różnorodnych kolorach oraz szkło o specjalnych właściwościach. ◀ s. 359

2. Skały wapienne

NA TEJ LEKCJI:

- poznasz minerały tworzone przez węglan wapnia;
- dowiesz się, jak powstały skały wapienne i jakie są charakterystyczne cechy krajobrazu, w którym one występują;
- ustalisz, czym różnią się kreda, marmur i kamień wapienny;
- sprawdzisz, jakim reakcjom ulegają skały wapienne;
- zrozumiesz, na czym polegają zjawiska krasowe, które prowadzą między innymi do powstawania jaskiń z piękną szatą naciekową;
- dowiesz się, do czego wykorzystuje się skały wapienne;
- dowiesz się, jak wytwarza się wapno i cement.

Wapń Ca jest stosunkowo pospolitym pierwiastkiem występującym w skorupie ziemskiej – jego zawartość szacuje się na mniej więcej 5%. Najważniejszą gospodarczo formą, w jakiej występuje wapń, są skały wapienne, w których wapń znajduje się w postaci węglanu wapnia CaCO_3 .

2.1. Charakterystyka skał wapiennych

minerały węglanu
wapnia

Najbardziej rozpowszechnionymi minerałami węglanu wapnia są **kalcyt** i rzadszy **aragonit**. Oba mają identyczny skład chemiczny: CaCO_3 , jednak różnią się wewnętrzną budową kryształów (rys. 2.1.a, b). Kalcyt i aragonit są głównymi składnikami skał wapiennych, występujących pospolicie na całym świecie. W Polsce ze skał wapiennych są zbudowane Tatry Zachodnie i Pieniny oraz Jura Krakowsko-Częstochowska. Ponadto skały wapienne występują w różnych miejscach południowej Polski, np. w Górach Świętokrzyskich i Sudetach oraz na Wyżynie Lubelskiej.



Rys. 2.1. Najważniejsze minerały węglanu wapnia: a) kalcyt CaCO_3 ; b) aragonit CaCO_3 ; c) dolomit $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$.



Rys. 2.2. Duże, przezroczyste kryształy kalcytu, znane również pod nazwą szpatu islandzkiego, wykazują interesujące zjawisko tzw. dwójłomności. Promienie świetlne wchodzące do kryształu ulegają rozszczepieniu na dwie wiązki światła spolaryzowane w różnych płaszczyznach. Każda z nich załamuje się pod nieco innym kątem, dzięki czemu przez kryształ widzimy dwa przesunięte względem siebie obrazy przedmiotu.

Skąły wapienne są skałami osadowymi. Powstały w wyniku stopniowego gromadzenia się szkieletów oraz muszli (np. koralowców, otwornic czy mięczaków) na dnie dawnych mórz i oceanów. Pod wpływem ciśnienia wody i ciężaru narastającej warstwy osadu szczątki te uległy sprasowaniu i scementowaniu w twardą masę skał wapiennych. O organicznym pochodzeniu tych skał świadczą znajdowane w nich często skamieliny i odciski twardych fragmentów ciał dawnych organizmów. W powstawaniu skał wapiennych brał też udział chemiczny proces wytrącania trudno rozpuszczalnego węglanu wapnia z wód bogatych w jony Ca^{2+} i CO_3^{2-} , który również odbywał się często z udziałem organizmów wodnych. Wypiętrzenie i wynurzenie się części dna morskiego, następujące w wyniku długotrwałych procesów geologicznych, spowodowało wydostanie się skał wapiennych na powierzchnię. Ich dalsza erozja ukształtowała charakterystyczny typ krajobrazu bogatego w białe strome skały, głębokie doliny oraz liczne jaskinie (rys. 2.3.). Jeżeli formowanie skał wapiennych następowało w wodach bogatych w rozpuszczone związki magnezu, to jony Mg^{2+} zastępowały część jonów Ca^{2+} w tworzących się kryształach węglanu wapnia. W ten sposób powstawał mineral **dolomit** $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$ (rys. 2.1.c), który stanowi składnik skał zwanych również dolomitami. Z takich skał jest zbudowane przykładowo pasmo górskie Dolomitów na granicy Austrii i Włoch, będące częścią Alp.

skąły wapienne



Rys. 2.3. Typowe przykłady krajobrazów, w których dominują skały wapienne: a) Maczuga Herkulesa (Jura Krakowsko-Częstochowska); b) północna ściana Giewontu (Tatry Zachodnie); c) Wąwóz Szopczański (Pieniny).

Miękka, porowata odmiana kamienia wapiennego zbudowanego z kalcytu nosi nazwę **kredy** (rys. 2.4.a). Jeszcze inną formą występowania węglanu wapnia jest marmur. **Marmur** jest skałą metamorficzną powstałą wskutek przeobrażenia zwykłych skał wapiennych. Pod wpływem procesów geologicznych skały zostały wciśnięte w głąb ziemi. Tam w wysokiej temperaturze (500–700°C) i pod wysokim ciśnieniem nastąpiła rekrytalizacja węglanu wapnia, który wydzielił się w formie mozaiki poprzerastanych wzajemnie kryształów kalcytu. Często w marmurze występują barwne wtrącenia (np. w formie żyłek), które powstały z domieszek innych minerałów zawartych w pierwotnej skale wapiennej (rys. 2.4.b.). W Polsce eksploatowane złoża marmuru występują w Sudetach, w Masywie Śnieżnika.



Rys. 2.4. Inne formy występowania węglanu wapnia w przyrodzie: a) kredowe urwiska wybrzeża morskiego w Dover (czytaj: dower), w Wielkiej Brytanii; b) fragment wypolerowanej płyty z marmuru nazywanego „Zielona Marianna”, wydobywanego w polskich Sudetach.

2.2. Reakcje chemiczne skał wapiennych. Zjawiska krasowe

Doświadczenie 1.

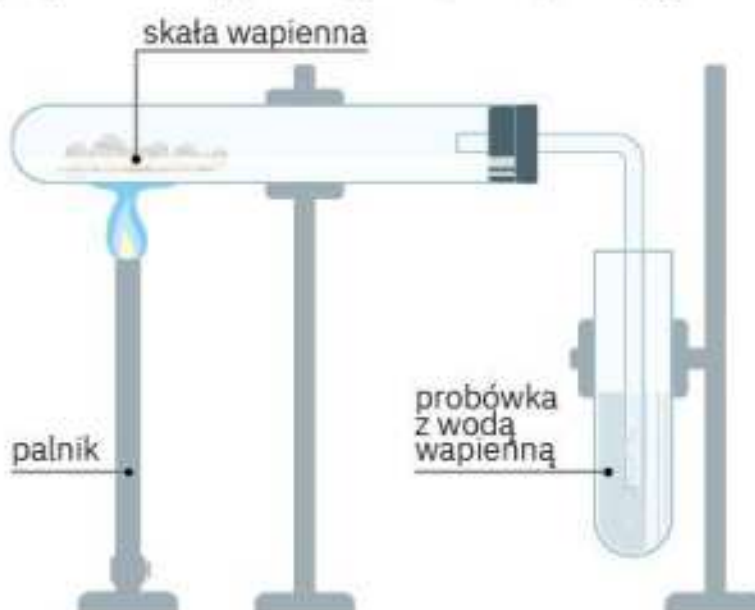
Badanie termicznego rozkładu skał wapiennych

Odczynniki: kamień wapienny, marmur lub kreda, woda wapienna (nasycony, przezroczysty roztwór wodorotlenku wapnia $\text{Ca}(\text{OH})_2$ w wodzie), woda destylowana, uniwersalne papierki wskaźnikowe.

Sprzęt: szeroka probówka, gumowy korek, szklana rurka wygięta w kształt litery L, zwykłe probówki, statywy laboratoryjne z łapami (uchwytami), palnik gazowy, młotek, ścierka.

Opis:

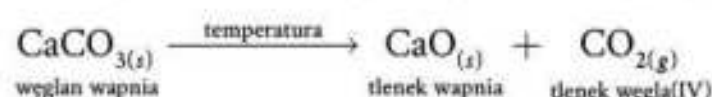
W suchą ściereczkę zawiń ok. 5 g skały wapiennej (marmuru, kredy) i sproszkuj ją za pomocą młotka. Szczypkę proszku umieść w zwykłej probówce, dodaj ok. 2 cm³ wody, wymieszaj i zbadaj odczyn otrzymanej zawiesiny. Na statywach zamontuj prostą aparaturę we-



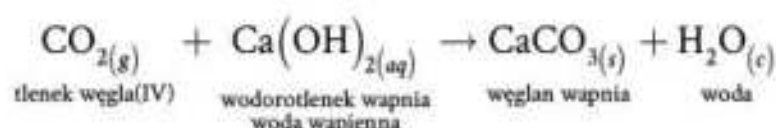
dług zamieszczonego schematu. Resztę sproszkowanej skały umieść w szerokiej probówce i zamknij ją gumowym korkiem z przeciętną szklaną rurką. Koniec rurki zanurz w probówce wypełnionej do połowy wodą wapienną. Proszek ogrzewaj płomieniem palnika i obserwuj przepływ bąbelków gazu przez wodę wapienną do momentu, aż zaobserwujesz wyraźne zmętnienie tego roztworu. Usuń probówkę z wodą wapienną i poczekaj, aż szeroka probówka wystygnie. Dodaj do niej 2 cm³ wody, wymieszaj i zbadaj odczyn zawiesiny.

Węglan wapnia CaCO₃ tworzy kryształy jonowe złożone z kationów wapnia Ca²⁺ i anionów węglanowych CO₃²⁻. Bardzo słabo rozpuszcza się w wodzie, a nasycony roztwór tego związku w wodzie ma stężenie 1,4·10⁻⁴ mol/dm³ (w 20°C). Odczyn wodnej zawiesiny CaCO₃ jest praktycznie obojętny – uniwersalny papierek wskaźnikowy nie zmienia barwy. Węglan wapnia ogrzewany w wysokiej temperaturze rozkłada się na tlenek wapnia CaO oraz gazowy tlenek węgla(IV) CO₂:

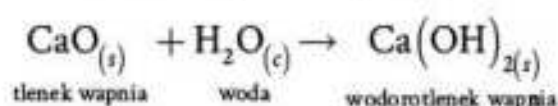
rozkład skał wapiennych



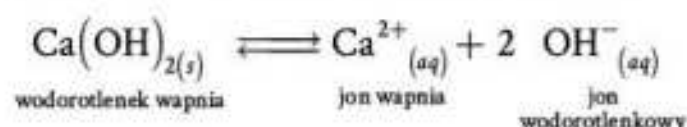
Obecność CO₂ można stwierdzić, przepuszczając gazowe produkty rozkładu przez wodę wapienną. Pojawia się zmętnienie związane z powstawaniem trudno rozpuszczalnego węglanu wapnia.



Drugi produkt rozkładu – tlenek wapnia – jest ciałem stałym o budowie jonowej (składa się z kationów wapnia Ca²⁺ i anionów tlenkowych O²⁻). Reaguje z wodą, przekształcając się wodorotlenek wapnia Ca(OH)₂.



Mimo że ten związek słabo rozpuszcza się w wodzie (2,3·10⁻² mol/dm³ w 20°C), jest zaliczany do mocnych zasad, gdyż w zawiesinie wodnej wytwarza wystarczająco wysokie stężenie jonów wodorotlenkowych OH⁻.



Dlatego zawiesina Ca(OH)₂ zmienia barwę uniwersalnego papierka wskaźnikowego na niebieską.

Doświadczenie 2.

Badanie działania kwasów na skały wapienne

Odczynniki: kamień wapienny, marmur lub kreda, kwas solny HCl o stężeniu 1 mol/dm³, kwas octowy CH₃COOH o stężeniu 1 mol/dm³.

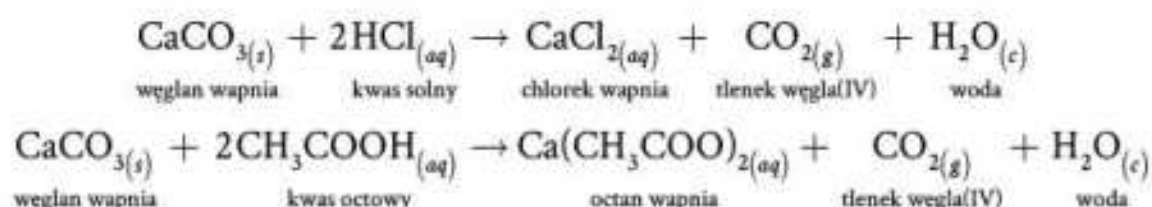
Sprzęt: pipety Pasteura lub zakraplacze.



Opis:

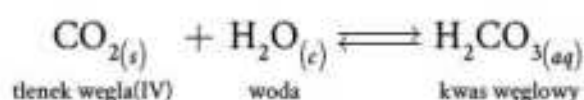
Na kawałku skały wapiennej (marmuru, kredy) umieść po kilka kropli kwasu solnego i kwasu octowego. Obserwuj pienienie się roztworu na powierzchni skały. Jeżeli chcesz zbadać charakter wydzielającego się gazu, nieco sproszkowanego kamienia wapiennego zalej kwasem w probówce. Wydzielający się gaz przepuszczaj przez wodę wapienną, podobnie jak w poprzednim doświadczeniu.

Kwasy, zarówno mocne, jak i słabe, reagują z węglanem wapnia. W wyniku tej reakcji następuje rozkład węglanu wapnia i wydzielą się tlenek węgla(IV).

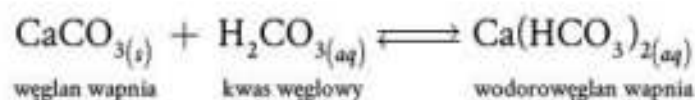


Ta reakcja jest bardzo charakterystyczna i pozwala natychmiast odróżnić skały wapienne od innych typów skał.

Roztwarczanie węglanu wapnia nawet przez rozcieńczone roztwory bardzo słabych kwasów jest bezpośrednią przyczyną tzw. zjawisk krasowych zachodzących w obszarze występowania skał wapiennych. Zjawiska krasowe (lub krasowienie) to forma erozji chemicznej, która zachodzi wskutek działania wód naturalnych wzbogaconych w rozpuszczony tlenek węgla(IV) na węglan wapnia. W wyniku reakcji CO_2 z wodą powstaje kwas węglowy H_2CO_3 .



Kwas ten jest bardzo słaby i tworzy się w niewielkim stężeniu. Mimo to atakuje skały wapienne – zawarty w nich węglan wapnia CaCO_3 przekształca w wodorowęglan $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$,



który jest solą znacznie lepiej rozpuszczalną w wodzie (rozpuszczalność $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ w 20°C to ok. 1 mol/dm^3 , a CaCO_3 $1,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$). W rezultacie skały wapienne stopniowo roztwarzają się, czemu towarzyszy powstawanie głębokich wąwozów i podziemnych jaskiń.

Opisany powyżej proces wietrzenia chemicznego skał wapiennych jest przykładem równowagi chemicznej, którą sumarycznie można zapisać poniższym równaniem:



Kierunek przebiegu reakcji jest zgodny z regułą przekory Le Chateliera (czytaj: le szateljera). Gdy stężenie rozpuszczonego tlenku węgla(IV) w wodzie wzrasta (np. gdy woda przepływa przez glebę, w której zachodzą procesy rozkładu mikrobiologicznego z wydzielaniem CO_2), skały wapienne ulegają przyspieszonej erozji. Natomiast gdy maleje (np. wewnątrz pustych przestrzeni w głębi ziemi), wodorowęglan wapnia przekształca się ponownie w węglan, który wydziela się jako ciało stałe, tworząc szatę naciekową w postaci stalaktytów, stalagmitów i innych różnorodnych form (rys. 2.5.).



Rys. 2.5. Szata naciekowa wapiennej jaskini Raj (Góry Świętokrzyskie).

2.3. Zastosowanie skał wapiennych

Kamień pozyskiwany ze skał wapiennych był od dawna bardzo ważnym materiałem budulcowym w regionach obfitujących w ten surowiec. Skały wapienne są stosunkowo miękkie i łatwe do obróbki poprzez cięcie i łupanie. Wiele okazałych historycznych budowli, np. pałaców, świątyń i katedr, wzniesiono właśnie z kamienia wapiennego (rys. 2.6.a). Marmur jest ceniony ze względu na walory ozdobne – kolor i piękny połysk po wypolerowaniu. Od zarania cywilizacji był wykorzystywany jako materiał rzeźbiarski i dekoracyjny. Szczególnie ceniono śnieżnobiałe marmury wydobywane na terenie dzisiejszych Włoch w okolicy Carrary (czytaj: karrary). Z tego marmuru Michał Anioł wyrzeźbił swój słynny posąg przedstawiający biblijnego Dawida (rys. 2.6.b). Kreda ze względu na swoją miękkość i łatwość rozcierania znalazła znacznie bardziej prozaiczne zastosowanie – do pisania po tablicy. Kredy używa się także jako dodatku do farb (biały pigment) oraz do pasty do zębów (środek ścierający).



Rys. 2.6. Skały wapienne jako materiał budowlany i dekoracyjny: a) fasada romańskiej bazyliki św. Mikołaja w Bari (Włochy) zbudowanej z kamienia wapiennego; b) posąg „Dawid” dłuta Michała Anioła, wykonany z marmuru z Carrary.

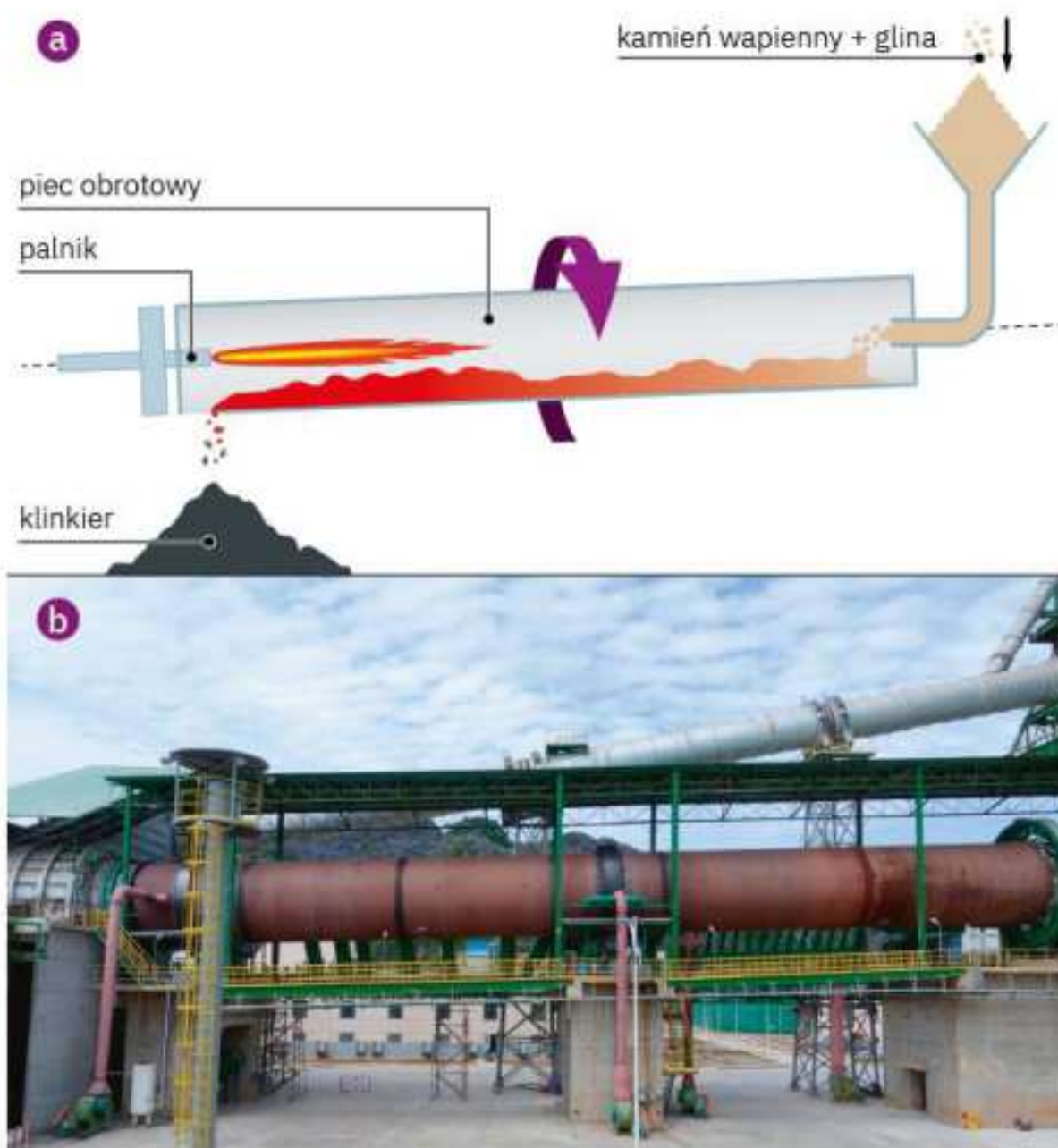
Kamień wapienny wydobywany w kamieniołomach jest ważnym surowcem chemicznym. Prażenie kamienia w wysokiej temperaturze ($900\text{--}1300^{\circ}\text{C}$) w specjalnych piecach zwanych wapiennikami powoduje rozkład węglanu wapnia i powstanie tlenku wapnia CaO , zwanego potocznie wapnem palonym. Wapno palone przekształca się następnie w wapno gaszone, czyli wodorotlenek wapnia $\text{Ca}(\text{OH})_2$, powstający w reakcji CaO z wodą. Reakcja jest silnie egzotermiczna – wapno rozgrzewa się w wyniku procesu gaszenia (lasowania). Do niedawna wapno gaszone wykorzystywano do wytwarzania zaprawy murarskiej – spoiwa łączącego ze sobą cegły (rys. 2.7.). Zaprawę murarską przygotowywano, mieszając wapno gaszone z piaskiem i dodając wody, aby uzyskać odpowiednią konsystencję. Zaprawa ta twardnieje wskutek reakcji wodorotlenku wapnia z tlenkiem węgla(IV) zawartym w powietrzu, w której powstaje węglan wapnia. Proces ten trwa dość długo, dlatego obecnie zaprawa wapienna została całkowicie zastąpiona przez szybciej twardniejącą zaprawę cementowo-wapienną. Zawiesina wapna gaszonego w wodzie, zwana mlekiem wapiennym, jest powszechnie wykorzystywana jako tania zasada służąca do zapewnienia alkalicznego środowiska lub do zobojętniania kwasów. Przykładowo: mleko wapienne wykorzystuje się do produkcji sody (węglanu sodu) metodą Solvaya (czytaj: solweja), oczyszczania cukru w cukrowniach oraz odsiarczania spalin powstałych ze spalania węgla kamiennego i brunatnego.

zaprawa murarska ▶



Rys. 2.7. Fragment starego muru, w którym cegły połączone są ze sobą zaprawą wapienną.

Najwięcej kamienia wapiennego zużywają jednak cementownie – fabryki wytwarzające tzw. cement portlandzki. Cement powstaje w wyniku prażenia kamienia wapiennego razem z gliną (źródłem tlenków krzemu i glinu) i niewielkimi dodatkami piasku (tlenek krzemu(IV)) oraz rudy żelaza (źródło tlenków żelaza). Sproszkowaną mieszaninę surowców praży się w piecu obrotowym w wysokiej temperaturze, dochodzącej do 900°C . Piec ma kształt rury obracającej się wokół własnej osi, nachylonej pod niewielkim kątem. Ruch obrotowy miesza zawartość pieca i powoduje powolne przesuwanie jej w dół. Wysoką temperaturę zapewniają palniki gazowe. W piecu zachodzi rozkład kamienia wapiennego do tlenku wapnia CaO , który łączy się z bardziej kwasowymi tlenkami krzemu SiO_2 i glinu Al_2O_3 , tworząc złożoną mieszaninę krzemianów i glinianów wapnia, zwaną klinkierem. Ostateczny produkt – cement – uzyskuje się poprzez mielenie klinkieru z dodatkiem gipsu $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Cement produkowany na wielką skalę jest podstawowym surowcem dla budownictwa. Służy do wytwarzania betonu, który powstaje poprzez zmieszanie cementu z piaskiem i wodą.



Rys. 2.8. Otrzymywanie cementu: a) schemat produkcji cementu; b) widok pieca obrotowego.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wskaż najważniejsze podobieństwa i różnice w budowie wewnętrznej minerałów: kalcytu, aragonitu i dolomitu.
2. Oblicz, ile procent wapnia i ile procent magnezu zawiera dolomit o wzorze sumarycznym $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$.
3. Uczeń spędził wakacje letnie w Tatrach, z których przywiózł różne kamienie jako pamiątki. Nie zapisał jednak, które z nich znalazł w Tatrach Wysokich, zbudowanych ze skał granitowych, a które – w Tatrach Zachodnich, zbudowanych ze skał wapiennych. Zaproponuj sposób postępowania, za pomocą którego uczeń będzie mógł określić pochodzenie kamieni.
4. Oblicz, ile kg wapna palonego i wapna gaszonego można otrzymać z 1 tony kamienia wapiennego, jeżeli wydajność procesów zachodzących w wapienniku wynosi 80%.
5. Omów proces wytwarzania cementu.
6. Określ, jaki odczyn powinna mieć woda z jeziora znajdującego się w podziemnej jaskini wapiennej: kwasowy, obojętny czy zasadowy. Uzasadnij swoją odpowiedź.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- s. 362 ▶ • Węglan wapnia CaCO_3 występuje w przyrodzie głównie w postaci minerałów: kalcytu, aragonitu i dolomitu (w tym minerale razem z węglanem wapnia występuje węglan magnezu).
- s. 363 ▶ • Skały wapienne są skałami osadowymi, głównie pochodzenia biologicznego. Kreda jest miękką porowatą odmianą skał wapiennych, a marmur to skała metamorficzną powstała wskutek przeobrażenia skał wapiennych.
- s. 365 ▶ • W wysokiej temperaturze węglan wapnia CaCO_3 zawarty w skałach wapiennych rozkłada się na tlenek wapnia CaO (wapno palone) i tlenek węgla(IV) CO_2 . Tlenek wapnia reaguje z wodą, dając wodorotlenek wapnia $\text{Ca}(\text{OH})_2$ (wapno gaszone). Wszystkie odmiany skał wapiennych reagują z kwasami, a w tych reakcjach wydzielają się gazowy CO_2 .
- s. 366 ▶ • Zjawiska krasowe kształtujące krajobraz skał wapiennych są skutkiem subtelnej równowagi chemicznej zachodzącej między węglanem wapnia CaCO_3 (trudno rozpuszczalnym w wodzie), wodorowęglanem wapnia $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ (dość dobrze rozpuszczalnym w wodzie) oraz tlenkiem węgla CO_2 rozpuszczonym w wodzie.
- s. 368 – 369 ▶ • Kamień wapienny jest surowcem do produkcji wapna i cementu.

3. Gips. Hydraty soli

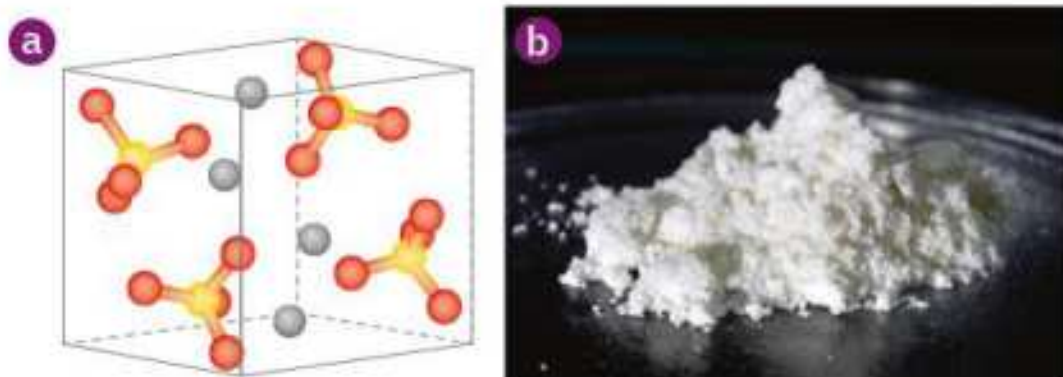
NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, jaką strukturę i właściwości ma siarczan(VI) wapnia;
- poznasz najważniejsze minerały siarczanu(VI) wapnia – gips i anhydryt – oraz dowiesz się, jak powstały skały gipsowe;
- odkryjesz, że siarczan(VI) wapnia tworzy kryształy jonowe, w które są wbudowane cząsteczki wody;
- poznasz budowę i właściwości najważniejszych hydratów siarczanu(VI) wapnia – dihydratu i hemihydratu;
- wyjaśnisz proces twardnienia zaprawy gipsowej;
- poznasz najważniejsze zastosowania gipsu;
- odkryjesz, że zjawisko tworzenia hydratów jest powszechne i wiele soli istnieje zarówno w postaci uwodnionej, jak i bezwodnej;
- wyjaśnisz, dlaczego uwodnione sole metali bloku *d* mają na ogół inną barwę niż sole bezwodne.

Wapń występuje w przyrodzie nie tylko w postaci różnorodnych odmian skał wapiennych. Innym pospolitym związkiem tego pierwiastka jest **siarczan(VI) wapnia** CaSO_4 . Minerały siarczanu wapnia często zawierają cząsteczki wody wbudowane w strukturę kryształów tej soli. Taki rodzaj uwodnionych związków nazywamy **hydratami**.

3.1. Siarczan(VI) wapnia i jego hydraty

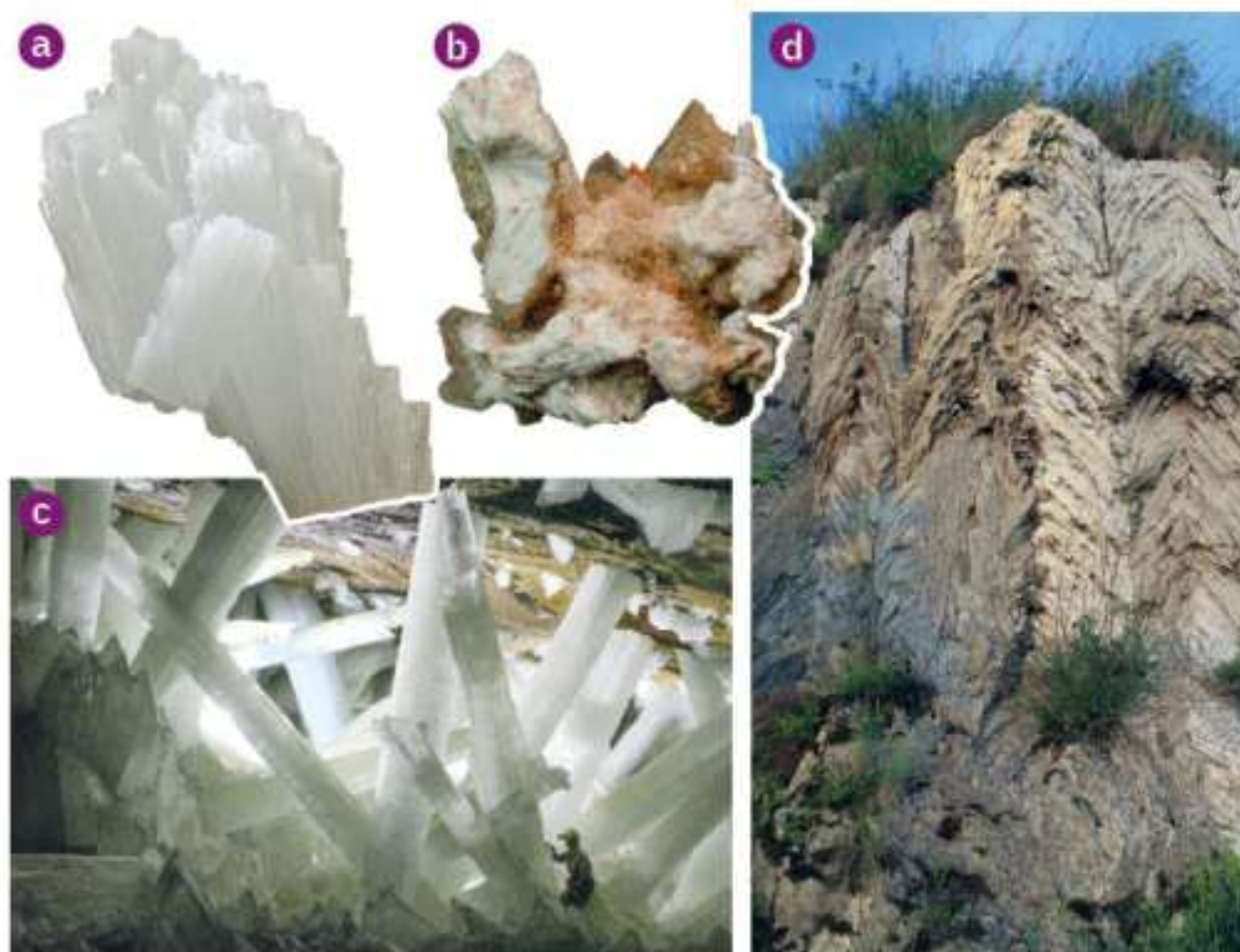
Siarczan(VI) wapnia CaSO_4 jest związkiem jonowym, którego kryształy składają się z ułożonych naprzemiennie jonów wapnia Ca^{2+} i jonów siarczanowych(VI) SO_4^{2-} (rys. 3.1.). Jony obdarzone podwójnym ładunkiem elektrycznym przeciwnego znaku przyciągają się wzajemnie ze znaczną siłą. Aby pokonać te oddziaływania, należy dostarczyć sporo energii, dlatego siarczan wapnia charakteryzuje się wysoką temperaturą topnienia wynoszącą 1460°C . Z tej samej przyczyny związek ten słabo rozpuszcza się w wodzie (energia oddziaływania jonów z cząsteczkami wody nie jest w stanie pokonać oddziaływania między jonami). W temperaturze 20°C nasycony roztwór CaSO_4 w wodzie ma stężenie $1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$. Zatem rozpuszczalność siarczanu wapnia CaSO_4 jest nieco wyższa niż wę-



Rys. 3.1. Siarczan(VI) wapnia CaSO_4 : a) przestrzenne ułożenie jonów Ca^{2+} i SO_4^{2-} w kryształach; b) zdjęcie bezwodnej soli.

glanu wapnia CaCO_3 ($1,4 \cdot 10^{-4} \text{ mol/dm}^3$), ale zdecydowanie niższa niż wodorowęglanu wapnia $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ (1 mol/dm^3).

W przyrodzie siarczan(VI) wapnia występuje w formie trzech minerałów: **gipsu** $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, **bassanitu** $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ i **anhydrytu** CaSO_4 (rys. 3.2.). Gips występuje powszechnie na całym świecie w formie skał gipsowych, anhydryt jest mniej rozpowszechniony, natomiast bassanit – bardzo rzadki. W Polsce największe złoża gipsu znajdują się w dolinie Nidy w województwie świętokrzyskim. Ponadto wydobywa się go również w okolicy Opoczna i w Sudetach.



Rys. 3.2. Pospolite minerały siarczanu(VI) wapnia CaSO_4 : a) kryształy anhydrytu; b) bassanit; c) ogromne kryształy gipsu w Jaskini Kryształów w Meksyku; d) odstonięcie złoża krystalicznego gipsu w Marzęcinie (woj. świętokrzyskie).

Wzory $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ oraz $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ mówią nam, że kryształy gipsu i bassanitu oprócz jonów wapnia i jonów siarczanowych(VI) zawierają w swojej strukturze również cząsteczki wody. Takie związki nazywamy ogólnie **hydratami** (od greckiego *idra* – woda). W kryształach gipsu $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ na każdy jon Ca^{2+} i każdy jon SO_4^{2-} przypadają dwie cząsteczki wody H_2O związane między jonami w sieci krystalicznej. Stosunek liczby jonów wapnia (lub siarczanowych) do liczby cząsteczek wody wynosi 1 : 2, dlatego związek ten nosi nazwę dihydratu (lub dwuwodzianu) siarczanu(VI) wapnia. Z kolei w kryształach $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ na każde dwa jony Ca^{2+} i każde dwa jony SO_4^{2-} przypada jedna cząsteczka wody. Zatem stosunek liczby jonów wapnia (lub siarczanowych) do liczby cząsteczek wody wynosi 2 : 1, czyli 1 : $\frac{1}{2}$ – stąd się wzięła nazwa „hemihydrat” (lub „pół-

wodzian”) siarczanu(VI) wapnia (greckie *hemi* – pół). W kryształach dihydratu i hemihydratu woda jest związana wewnątrz kryształu za pomocą silnych oddziaływań międzycząsteczkowych typu jon – dipol, w których bieguny dodatnie polarnych cząsteczek H_2O są przyciągane przez ujemnie naładowane jony siarczanowe(VI), a bieguny ujemne tych cząsteczek – przez dodatnio naładowane jony wapnia.

Skąły gipsowe są skąłami osadowymi, które powstały wskutek odparowania wód słonych jezior i mórz zawierających rozpuszczony siarczan wapnia. Skąły gipsowe składają się głównie z dihydratu (minerału gipsu). Czasami zawierają również anhydryt (bezwodny siarczan wapnia), który tworzy się, gdy proces odparowywania zachodzi w wysokiej temperaturze – powyżej $40^{\circ}C$.

Gips czasami krystalizuje w postaci pięknych i oryginalnych form. Olbrzymie kryształy z Jaskini Kryształów (Meksyk) są znane na całym świecie (rys. 3.3.). Duże przejrzyste kryształy gipsu noszą nazwę selenitu. Gips, krystalizując wskutek odparowywania okresowych płytkich zbiorników wodnych na pustyni, tworzy charakterystyczne i poszukiwane róże pustyni. Najcenniejszą odmianą gipsu jest drobnokrystaliczny alabaster – półprzejrzysty, mlecznie prześwitujący kamień, z którego wykonuje się biżuterię, statuetki i inne przedmioty ozdobne. Wadą alabastru jest jego miękkość – przedmioty wykonane z tego materiału są nietrwałe i podatne na uszkodzenia. ◀ alabaster



Rys. 3.3. a) Selenit. b) Róża pustyni. c) Figurki z alabastru.

3.2. Właściwości i zastosowanie siarczanu(VI) wapnia

Doświadczenie 1.

Badanie właściwości hydratów siarczanu(VI) wapnia

Odczynniki: sproszkowany gips zakupiony w sklepie z materiałami budowlanymi (zawiera głównie hemihydrat siarczanu(VI) wapnia).

Sprzęt: probówki, palnik gazowy, miska metalowa lub plastikowa, jednorażowa tacka aluminiowa, termometr laboratoryjny.

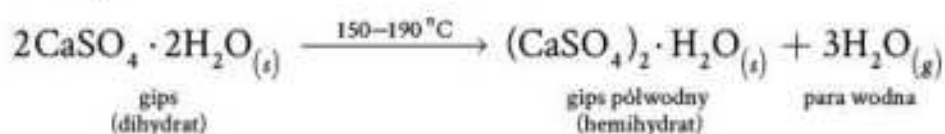


Opis:

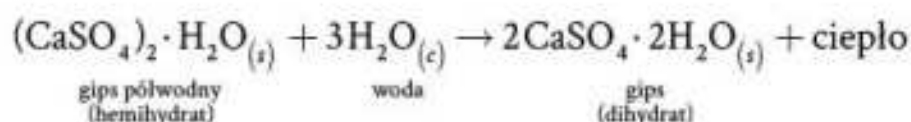
W misce wymieszaj 200–300 g gipsu z wodą. Dobierz ilość wody zgodnie z instrukcją na opakowaniu. Powstałą masę przenieś na tackę aluminiową. Włóż końcówkę termometru do masy i odczytaj wartość temperatury. Pozostaw termometr w masie i podeprzyj go w razie potrzeby, aby się nie przewrócił. Masę pozostaw na kilka godzin. Od czasu do czasu odczytuj wskazania termometru i badaj dotykiem konsystencję masy. Na szkiełku zegarkowym odważ ok. 10 g gipsu i pozostaw go na dłuższy czas (np. na tydzień) w wilgotnym miejscu.

Na kolejnej lekcji do próbki wsyp ok. 3 g gipsu i ogrzewaj go energicznie w płomieniu palnika. Zaobserwuj, czy na zimniejszych częściach próbki kondensują się kropelki wody. Powtórz eksperyment z mniej więcej 3-gramowym kawałkiem stwardniałej masy z poprzedniej lekcji. Porównaj ilość wody kondensującej się na ściankach próbki w obu przypadkach. Zważ ponownie szkiełko zegarkowe z gipsem pozostawione od ostatniej lekcji i porównaj wynik z poprzednim.

prażenie gipsu ▶ Skaly gipsowe, składające się głównie z dihydratu siarczanu(VI) wapnia $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, stanowią ważny surowiec dla budownictwa. Prażenie ich w temperaturze 150–190°C prowadzi do otrzymania hemihydratu, zwanego również gipsem półwodnym.



Hemihydrat po zmieszaniu z wodą tworzy gęstą białą masę, która szybko twardnieje wskutek ponownego powstawania dihydratu. Reakcja wiązania wody jest egzotermiczna – towarzyszy jej wydzielanie się ciepła, a twardniejąca masa wyraźnie się rozgrzewa.

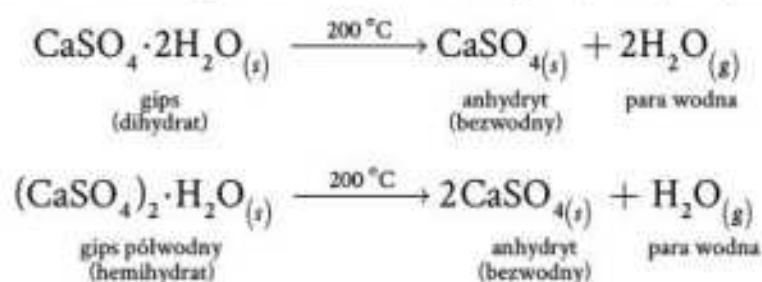


twardnienie zaprawy ▶ Hemihydrat wykorzystuje się do wytwarzania szybko twardniejącej zaprawy i tynków gipsowych oraz płyt kartonowo-gipsowych, w których warstwa stwardniałej zaprawy jest zamknięta pomiędzy kartonowymi ściankami. Gips jest miękki, łatwo daje się ciąć, obrabiać i szlifować, dlatego też stosuje się go przede wszystkim w budownictwie, zwłaszcza w pracach wykończeniowych (np. stawianie ścianek działowych z płyt kartonowo-gipsowych, kładzenie i szlifowanie tynków wewnętrznych itp.). Gips wykorzystuje się również do wykonywania odlewów, np. w kryminalistyce, zdobnictwie oraz rzeźbiarstwie i innych sztukach plastycznych. Powszechnie znanym zastosowaniem gipsu jest unieruchamianie złamanych kończyn w opatrunku ze stwardniałego gipsu.



Rys. 3.4. Zastosowania gipsu: a) kładzenie tynku gipsowego; b) montaż płyty kartono-gipsowej; c) ozdobny element z gipsu; d) gipsowy odlew śladu obuwia zabezpieczony na miejscu przestępstwa; e) kończyna unieruchomiona w gipsie.

Ogrzewanie dihydratu i hemihydratu w temperaturze wyższej niż 200°C prowadzi do powstania bezwodnego siarczanu(VI) wapnia, anhydrytu CaSO_4 :



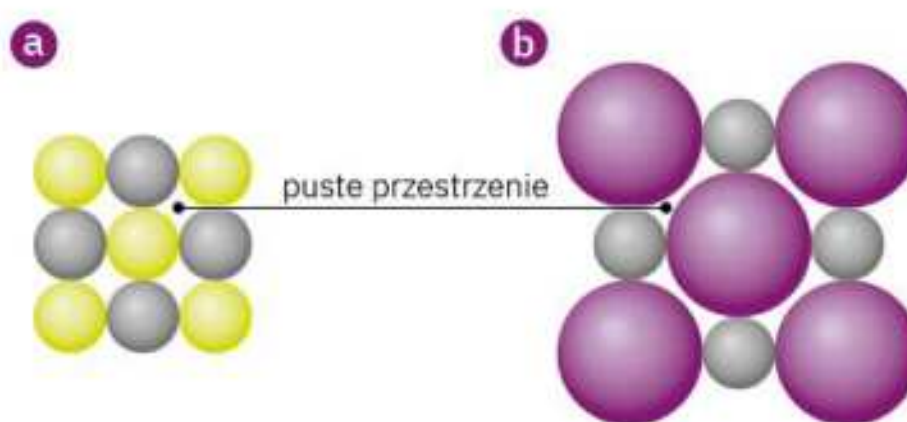
Po zmieszaniu z wodą anhydryt ulega ponownemu uwodnieniu do gipsu. Towarzyszy temu jednak bardzo znaczny wzrost objętości (do 60%), dlatego do wytwarzania zaprawy gipsowej wykorzystuje się przede wszystkim hemihydrat (wówczas wzrost objętości wynosi zaledwie 1%). Zarówno anhydryt, jak i hemihydrat są substancjami higroskopijnymi, to znaczy chłoną wodę z otoczenia i przekształcają się w dihydrat.

Rys. 3.5. Niektóre bakterie beztlenowe wykorzystują atomy tlenu zawarte w jonach siarczanowych(VI) do oddychania, tzn. do utleniania składników pokarmowych, czemu towarzyszy wydzielanie energii. W wyniku tego procesu jony siarczanowe(VI) są przekształcane w siarkowodór H_2S lub w siarkę. W miejscach, gdzie w skałach gipsowych rozwinęły się takie bakterie, powstały podziemne złoża siarki rodzimej. Takie złoża znajdują się m.in. w Polsce w okolicy Tarnobrzega, na obrzeżach Niecki Nidziańskiej. Zdjęcie przedstawia żółte kryształy siarki rodzimej powstałe wskutek przekształcenia jonów siarczanowych(VI).



3.3. Hydraty soli

Siarczan(VI) wapnia nie jest jedyną solą, która tworzy hydraty. Zjawisko to jest bardzo powszechne i wiele innych związków jonowych może występować zarówno w formie **bezwodnej**, jak i **uwodnionej**. Większą tendencję do tworzenia hydratów wykazują sole, w których wielkość kationu znacznie różni się od anionu. W takich związkach przestrzenie pomiędzy jonami są większe, co pozwala na zmieszczenie tam dodatkowych cząsteczek wody (rys. 3.6.). Przykładowo: spośród czterech soli, które mogą powstać między małym kationem litu Li^+ (promień jonowy 90 pm) lub dużym kationem potasu K^+ (152 pm) a małym anionem fluorkowym F^- (119 pm) lub dużym anionem jodkowym I^- (206 pm), tylko fluorek potasu KF i jodek litu LiI tworzą hydraty. Natomiast fluorek litu LiF i jodek potasu KI, zbudowane z jonów o podobnej wielkości, występują w postaci soli bezwodnych. Sole zawierające duże aniony pochodzące od kwasów tlenowych, np. azotanowy(V) NO_3^- , siarczanowy(VI) SO_4^{2-} , fosforanowy(V) PO_4^{3-} , na ogół chętnie tworzą hydraty, np. $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$, $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ czy też $\text{NaH}_2\text{PO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$.

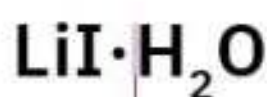


Rys. 3.6. Schematyczne przedstawienie struktury kryształu jonowego: a) fluorku litu LiF (kationy i aniony o podobnej wielkości); b) jodku litu LiI (aniony dwukrotnie większe od kationów).

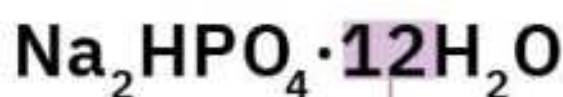
Liczbę cząsteczek wody we wzorze soli uwodnionej określamy, używając przedrostków pochodzących od liczebników wziętych z języka greckiego.

hemi-	pół	tetra-	cztery	nona-	dziewięć
mono-	jeden	penta-	pięć	deka-	dziesięć
seskwi-	półtora	heksa-	sześć	undeka-	jedenastcie
di-	dwa	hepta-	siedem	dodeka-	dwanaście
tri-	trzy	okta-	osiem		

Zatem:



monohydrat jodku litu



dodekahydrat wodorofosforanu sodu

Rys. 3.7. Nazewnictwo hydratów.

Ogrzewanie hydratów soli powoduje utratę wody krystalizacyjnej i otrzymanie bezwodnych soli. Te ostatnie są często **higroskopijne** – chłoną na powrót parę wodną z otoczenia. Zjawisko to wykorzystuje się do osuszania powietrza i innych gazów bądź zawilgoconych roztworów w rozpuszczalnikach organicznych. Popularnymi środkami suszącymi są bezwodne chlorek wapnia CaCl_2 i siarczan(VI) magnezu MgSO_4 . Sole uwodnione różnią się właściwościami fizycznymi od soli bezwodnych. Na przykład temperatura topnienia bezwodnego chlorku wapnia CaCl_2 wynosi 772°C , podczas gdy tetrahydrat $\text{CaCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$ topi się i rozkłada już w temperaturze 46°C .

Doświadczenie 2.

Badanie właściwości uwodnionych soli miedzi(II) i kobaltu(II)

Odczynniki: pentahydrat siarczanu(VI) miedzi(II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, heksahydrat chlorku kobaltu(II) $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

Sprzęt: parowniczkę porcelanową, palnik gazowy, siatka z wkładką ceramiczną, suszarka laboratoryjna, szkiełko zegarkowe (lub szalki Petriego), pipety Pasteura, probówki, moździerz.

Opis:

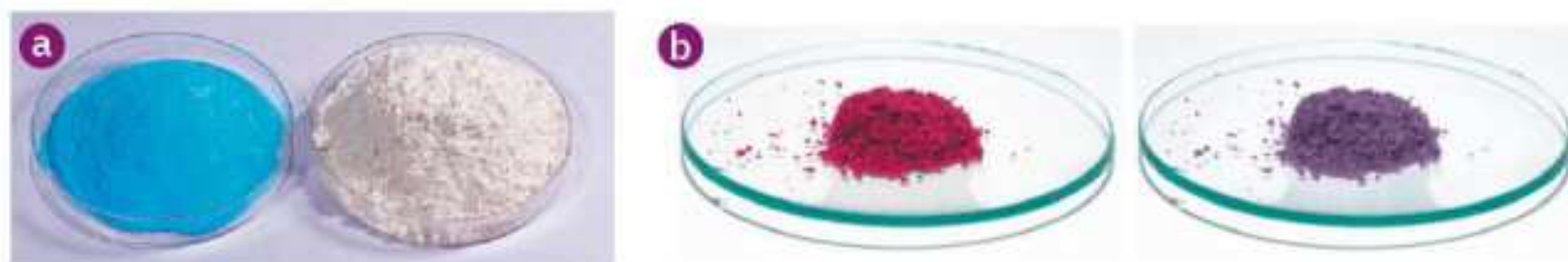
Okolo 10 g niebieskiego pentahydratu siarczanu(VI) miedzi(II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ rozetrzyj w moździerzu na proszek i przesyp do parowniczkę. Parowniczkę ustaw na siatce z wkładką ceramiczną i umieść pod nią palnik gazowy. Ogrzewaj zawartość parowniczkę, ale unikaj jej rozgrzania do czerwoności (powyżej 650°C związek rozkłada się do czarnego tlenku miedzi(II) CuO), aż niebieski kolor zniknie i proszek stanie się biały. Po ostudzeniu przesyp nieco produktu na szkiełko zegarkowe i umieść na nim parę kropel wody oraz obserwuj zmianę zabarwienia. Niewielką ilość produktu przenieś do probówki i rozpuść w wodzie destylowanej oraz obserwuj zmianę zabarwienia.

Okolo 10 g ciemnoróżowego heksahydratu chlorku kobaltu(II) $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ wsyp do parowniczkę i umieść ją na kilka godzin w suszarce laboratoryjnej w temperaturze 110°C . Po upływie tego czasu obserwuj zmianę zabarwienia soli. Po ostudzeniu przesyp nieco produktu na szkiełko zegarkowe i umieść na nim parę kropel wody oraz obserwuj zmianę zabarwienia. Niewielką ilość produktu przenieś do probówki i rozpuść w wodzie destylowanej oraz obserwuj zmianę zabarwienia.

W hydratách soli zawierających kationy metali bloku *d* niektóre z cząsteczek wody mogą wytwarzać wiązania koordynacyjne z jonem metalu. Dla przykładu: w pentahydracie siarczanu(VI) miedzi(II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ każdy jon miedzi Cu^{2+} wiąże się wiązaniem jonowym z dwoma jonami siarczanowymi(VI) SO_4^{2-} i wiązaniami koordynacyjnymi z czterema cząsteczkami wody. Piąta cząsteczka wody nie tworzy wiązania z jonem Cu^{2+} , utrzymuje się w strukturze kryształu dzięki wiązaniom wodorowym i oddziaływaniom typu jon – dipol. Powstawaniu



wiązań koordynacyjnych często towarzyszy zmiana barwy, zatem uwodnione sole metali bloku *d* zazwyczaj różnią się barwą od soli bezwodnych. Bezwodny siarczan(VI) miedzi(II) CuSO_4 jest bezbarwny (biały), podczas gdy jego pentahydrat $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ jest niebieski, bezwodny chlorek kobaltu(II) CoCl_2 jest ciemnoniebieski, a jego heksahydrat $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ – intensywnie różowy (rys. 3.8.). Roztwory wodne soli mają na ogół barwę zbliżoną do barwy soli uwodnionych.



Rys. 3.8. a) Pentahydrat siarczanu(VI) miedzi(II) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ (po lewej) i bezwodna sól CuSO_4 . b) Heksahydrat chlorku kobaltu(II) $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ (po lewej) i bezwodna sól CoCl_2 .

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Nasycony roztwór siarczanu(VI) wapnia w temperaturze 20°C ma stężenie $1,5 \cdot 10^{-2} \text{ mol/dm}^3$. Oblicz, ile gramów tego związku rozpuszcza się w 100 cm^3 wody w tej temperaturze.
2. Wymień najważniejsze minerały siarczanu(VI) wapnia i zapisz ich wzory.
3. Przedstaw oddziaływania cząsteczek wody z jonami w kryształach hydratu (uwodnionej soli).
4. Zapisz w zeszycie równania chemiczne reakcji zachodzącej podczas pochłaniania pary wodnej z powietrza przez anhydryt. Oblicz, o ile procent wzrośnie masa anhydrytu, jeżeli ta reakcja przebiegnie do końca.
5. Wskaż, które z podanych związków jonowych powinny twoim zdaniem tworzyć hydraty.
 - a) jodek magnezu MgI_2
 - b) bromek potasu KBr
 - c) azotan amonu NH_4NO_3
 - d) siarczan(VI) litu Li_2SO_4
6. Zapisz w zeszycie równania reakcji chemicznych zachodzących podczas ogrzewania związków $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ oraz $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.
7. Podaj nazwy podanych uwodnionych soli.
 - a) $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
 - b) $\text{FeCl}_2 \cdot 4\text{H}_2\text{O}$
 - c) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
8. Uwodniony chlorek niklu(II) koloru zielonego podczas ogrzewania traci wodę, przechodząc w żółtą bezwodną sól. W wyniku tej przemiany z 10 g uwodnionej soli otrzymuje się $5,5 \text{ g}$ soli bezwodnej NiCl_2 . Oblicz liczbę cząsteczek wody występujących we wzorze uwodnionej soli niklu. Przyjmij masy atomowe H: 1,0; O: 16,0; Cl: 35,5; Ni: 58,7.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Siarczan(VI) wapnia jest związkiem jonowym o wysokiej temperaturze topnienia, słabo rozpuszczalnym w wodzie. W przyrodzie występuje głównie w postaci minerałów anhydrytu CaSO_4 i gipsu $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. ◀ s. 371
- Siarczan(VI) wapnia tworzy dwa rodzaje hydratów (soli uwodnionych): dihydrat $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (gips) i hemihydrat $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (tzw. gips półwodny). Ogrzewanie gipsu prowadzi do utraty wody i powstania najpierw hemihydratu, a następnie bezwodnego anhydrytu. ◀ s. 374
- Hemihydrat zmieszany z wodą tworzy plastyczną masę, która szybko twardnieje i przekształca się w dihydrat. Zjawisko to wykorzystuje się w wytwarzaniu zaprawy i tynków gipsowych, jak również do sporządzania odlewów gipsowych. ◀ s. 374
- Wiele związków jonowych tworzy hydraty, w których cząsteczki wody wchodzą w skład kryształu jonowego. Cząsteczki wody są utrzymywane w sieci krystalicznej dzięki oddziaływaniom jon – dipol, wiązaniami wodorowym, a w przypadku soli metali bloku *d* również dzięki wiązaniami koordynacyjnym. Uwodnione sole metali bloku *d* zwykle różnią się barwą od soli bezwodnych. ◀ s. 376

4. Twardość wody

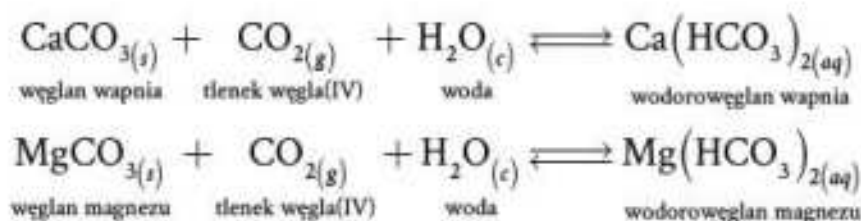
NA TEJ LEKCJI:

- dowiesz się, czym jest przemijająca i trwała twardość wody;
- poznasz przyczynę tworzenia się kamienia kotłowego;
- odkryjesz, że twarda woda utrudnia pranie i zmywanie w urządzeniach mechanicznych;
- dowiesz się, w jaki sposób wyrażamy twardość wody;
- poznasz sposoby usuwania nadmiernej twardości wody;
- zapoznasz się z negatywnymi skutkami stosowania fosforanów jako środków zmiękczających wodę;
- wyjaśnisz, jak działają żywice jonowymienne.

Woda wodociągowa, która dociera do naszych kranów, zawiera pewną ilość rozpuszczonych w niej soli wapnia i magnezu. Chociaż sole te występują w niewielkim stężeniu, utrudniają zastosowanie wody jako medium przenoszącego ciepło oraz jako rozpuszczalnika stosowanego do prania i zmywania mechanicznego.

4.1. Twardość przemijająca i trwała

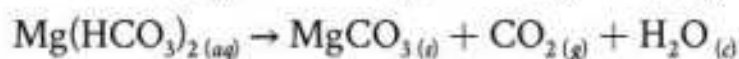
Wody naturalne poprzez kontakt z podłożem skalnym rozpuszczają w sobie mineralne składniki skał, w tym również sole wapnia i magnezu. Pierwiastki te występują w przyrodzie głównie w postaci węglanów (kalcyt CaCO_3 i dolomit $\text{CaMg}(\text{CO}_3)_2$), które bardzo słabo rozpuszczają się w wodzie. Jednak w obecności tlenu węgla węglany przekształcają się w wodorowęglany, których rozpuszczalność jest znacznie wyższa:



Wodę zawierającą znaczące ilości jonów wapnia Ca^{2+} i Mg^{2+} (również żelaza(II) Fe^{2+} i manganu(II) Mn^{2+}) nazywamy **wodą twardą**. Wodę, w której stężenie tych jonów jest bardzo niskie (np. wodę deszczową), nazywamy **wodą miękką**.

Zawartość jonów wapnia i magnezu w twardej wodzie wodociągowej ma pewien pozytywny wpływ na nasze zdrowie – dostarcza organizmowi składników mineralnych niezbędnych do jego prawidłowego funkcjonowania. Powoduje jednak szereg problemów, gdy próbujemy taką wodę podgrzewać do wysokiej temperatury lub wykorzystać ją do prania lub zmywania w urządzeniach mechanicznych.

Ogrzewanie do temperatury bliskiej wrzenia powoduje rozkład wodorowęglanów wapnia i magnezu z utworzeniem trudno rozpuszczalnych produktów wydzielających się jako tzw. **kamień kotłowy**. W skład kamienia kotłowego wchodzi: węglany wapnia i magnezu oraz wodorotlenek magnezu: ♦ kamień kotłowy



Przemiana jest nieodwracalna, gdyż w podwyższonej temperaturze gazowy tlenek węgla(IV) opuszcza środowisko reakcji. Wydzielony kamień kotłowy osadza się na elementach grzejnych (rys. 4.1.a) i wewnętrznych ścianach zbiornika, przez co pogarsza zdolność do wymiany ciepła i podwyższa ryzyko uszkodzeń mechanicznych wskutek różnicy w rozszerzalności cieplnej kamienia i metalu. Oczywistym skutkiem wydzielenia się kamienia kotłowego jest zmniejszenie się stężenia jonów Ca^{2+} i Mg^{2+} w roztworze, zatem twarda woda po przegotowaniu staje się wodą bardziej miękką. Z tego względu twardość wody związaną z obecnością wodorowęglanu wapnia i/lub magnezu nazywamy **twardością przemijającą**. Można ją usunąć przez proste przegotowanie wody. Osad węglanu wapnia (magnezu) może tworzyć się również wszędzie tam, gdzie zachodzi odparowywanie twardej wody (np. na płytkach ceramicznych w łazience, przy wylocie wody z prysznica, w wannie), a nawet wewnątrz rur, którymi płynie woda o szczególnie wysokiej twardości (rys. 4.1.b, c). ♦ twardość przemijająca



Rys. 4.1. Negatywne skutki twardości przemijającej wody: a) element grzejny pralki pokryty kamieniem kotłowym; b) głowica prysznica pokryta osadem węglanu wapnia (magnezu); c) przekrój rury wodociągowej z widocznymi złożami węglanu wapnia (magnezu).

Oprócz wodorowęglanów woda wodociągowa zawiera również inne sole wapnia i magnezu, np. siarczany(VI), chlorki lub azotany(V). Tych soli nie da się usunąć, podgrzewając wodę do wysokiej temperatury, a twardość wody związaną z ich obecnością nazywamy **twardością trwałą**. ♦ twardość trwała

Doświadczenie 1.

Badanie wpływu twardości wody na pienienie się mydła

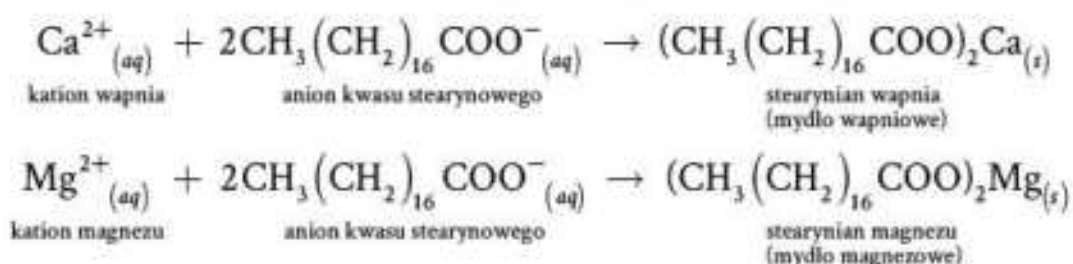
Odczynniki: uwodniony chlorek wapnia (np. dihydrat $\text{CaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, heksahydrat $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$) lub heptahydrat siarczanu magnezu $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, stężony wodny roztwór mydła.

Sprzęt: dwie plastikowe butelki po napojach gazowanych o pojemności 500 cm^3 z zakrętkami.

Opis:

Do obu butelek wlej po mniej więcej 100 cm³ wody destylowanej. Do jednej z nich wsyp łyżkę soli wapnia lub magnezu i wymieszaj do rozpuszczenia. Dodaj po parę kropel stężonego wodnego roztworu mydła do każdej z butelek, zamknij je nakrętkami i wstrząśnij nimi energicznie. Porównaj grubość warstwy piany w obu butelkach.

Wysoka twardość wody utrudnia pranie i zmywanie. Jony Ca²⁺ i Mg²⁺ reagują z anionami kwasów tłuszczowych zawartych w mydle i tworzą lepkie, maziste osady nierozpuszczalnych soli, tzw. mydła wapniowe i magnezowe.



Rys. 4.2. Paskowy tester twardości wody.

Powstający osad podwyższa napięcie powierzchniowe roztworów piorących, a obniża ich zdolność do pienienia się i usuwania tłustych zanieczyszczeń. Poza tym osad ten przywiera do pranej tkaniny (mytych naczyń) i wewnętrznych ścianek maszyn piorących (myjących). W rezultacie twarda woda znacznie pogarsza efekty zabiegów czyszczących.

Twardość wody można określić podając sumaryczne stężenie jonów wapnia i magnezu wyrażone w mmol/dm³, gdzie 1 mmol (milimol) jest równy 10⁻³ mol. W tabeli 4.1. podano orientacyjne wartości stężeń tych jonów dla różnych stopni twardości wody. Do przybliżonego szacowania twardości wody wykorzystuje się zmiany koloru w prostych testach paskowych (rys. 4.2.). W testach tych twardość często określa się w tzw. stopniach niemieckich (°dH). Zależność między stopniami niemieckimi a stężeniem molowym jonów Ca²⁺ i Mg²⁺ podano w tabeli 4.1.

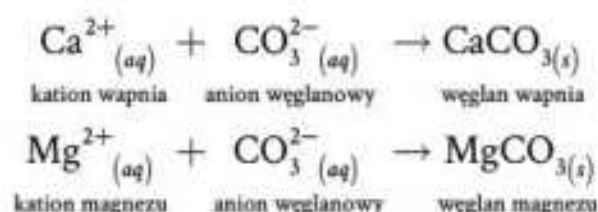
Tab. 4.1. Skala twardości wody

Stopień twardości wody	Stężenie molowe jonów Ca ²⁺ i Mg ²⁺ [mmol/dm ³]	Twardość wody w stopniach niemieckich [°dH]
woda bardzo miękka (np. woda deszczowa)	0–1	0–5,6
woda miękka	1–2	5,6–11,2
woda średnio twarda	2–3,5	11,2–19,6
woda twarda	3,5–5,5	19,6–30,8
woda bardzo twarda	> 5,5	> 30,8

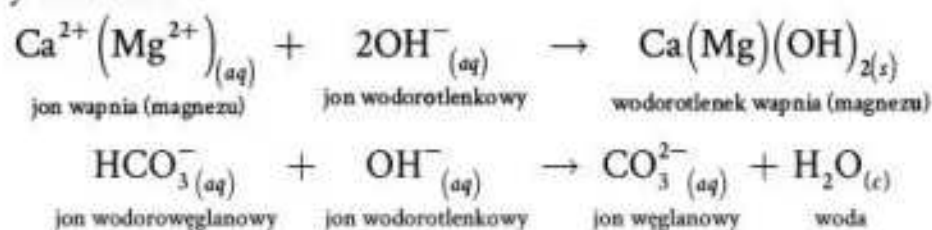
Źródło: Wikipedia, https://pl.wikipedia.org/wiki/Twardo%C5%9B%C4%87_wody

4.2. Usuwanie twardości wody

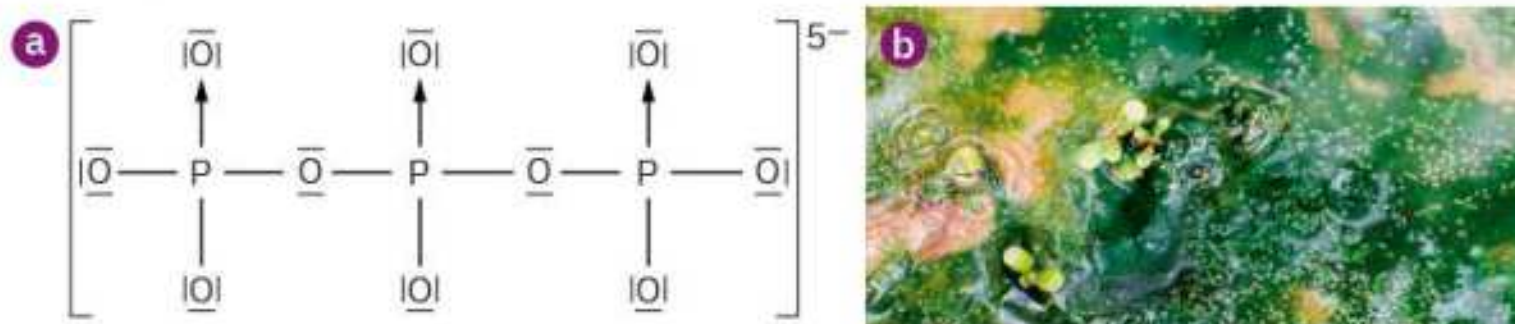
Niekorzystne właściwości użytkowe twardej wody można wyeliminować, stosując różne metody zmiękczenia wody. Jedną z nich jest wytrącenie nierozpuszczalnych związków wapnia (magnezu) przed użyciem. Od dawna do tego celu stosuje się węglan sodu Na_2CO_3 , zwany również sodą lub sodą kalcynowaną. **Węglan sodu** dobrze rozpuszcza się w wodzie, dysocjując na jony sodu Na^+ i węglanowe CO_3^{2-} . Te ostatnie reagują z jonami Ca^{2+} i Mg^{2+} , tworząc nierozpuszczalne węglany.



W rezultacie woda staje się miękka, pozbawiona rozpuszczalnych soli wapnia i magnezu. Do zmiękczenia wody używa się również roztworów o charakterze zasadowym, np. etanoloaminy. Dzięki jonom OH^- zawartym w tych roztworach wytrącają się trudno rozpuszczalne wodorotlenki wapnia i magnezu. Ponadto jony wodorowęglanowe przekształcają się w węglanowe, dzięki czemu wytrąca się również osad węglanów tych metali.



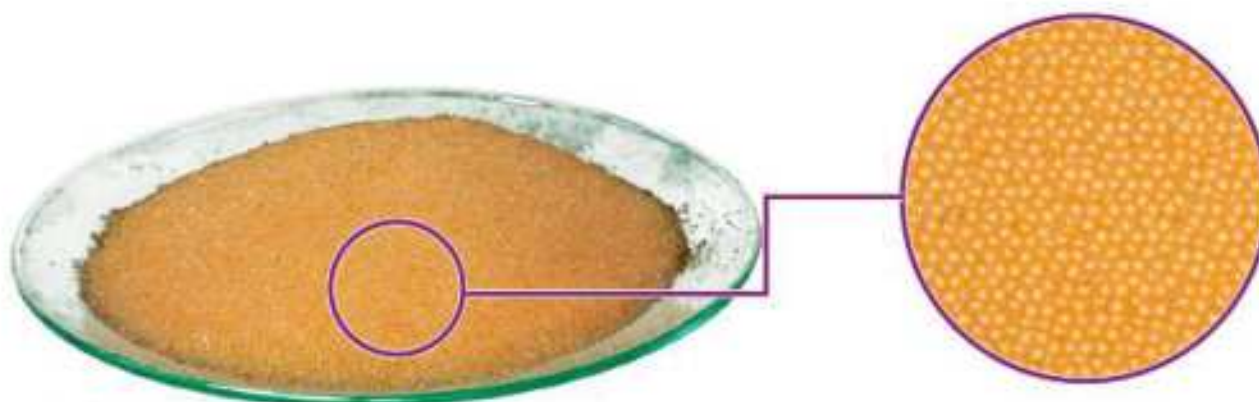
W proszkach do prania pospolitym środkiem zmięczającym jest **trifosforan(V) sodu** $\text{Na}_5\text{P}_3\text{O}_{10}$. W roztworze związek ten dysocjuje z utworzeniem jonów trifosforanowych(V) (rys. 4.3.a), a te z kolei silnie wiążą się z jonami Ca^{2+} i Mg^{2+} , co zapobiega wytrącaniu się nierozpuszczalnych mydeł wapniowych i magnezowych. Zaletą trifosforanu jest to, że w wyniku zmiękczenia wody nie tworzy się osad, natomiast wadą – negatywny wpływ na środowisko. W roztworze trifosforan przekształca się stopniowo w jony fosforanowe(V), które po przedostaniu się do środowiska ze ściekami współuczestniczą w wywoływaniu zjawiska **eutrofizacji** ♦ eutrofizacja wód (rys. 4.3.b). Dlatego współcześnie trifosforan(V) sodu wycofuje się stopniowo ze składu proszków do prania.



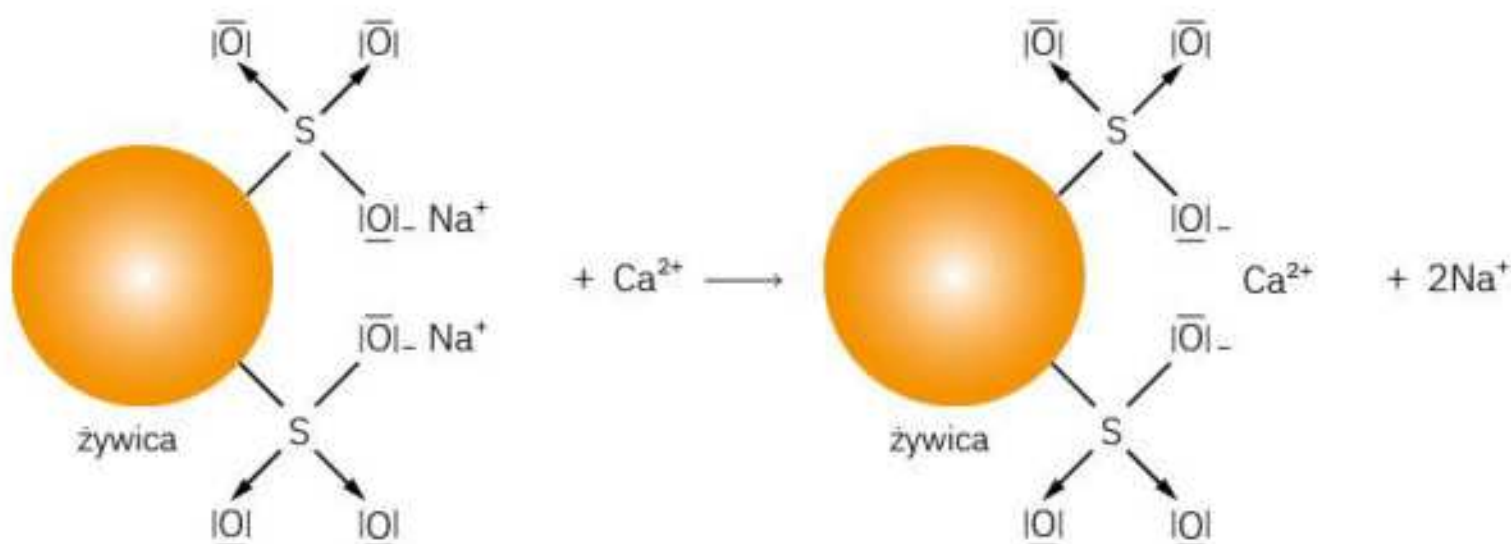
Rys. 4.3. Trifosforan(V) sodu jako środek zmięczający wodę. a) Wzór strukturalny anionu trifosforanowego(V). b) Wzrost stężenia fosforanów w wodzie powoduje gwałtowny rozwój glonów i sinic zwany zakwitami wody. Zjawisko to nosi nazwę eutrofizacji. Prowadzi ono do zubożenia wody w tlen i w konsekwencji niedotlenienia organizmów wodnych.

Bardziej nowoczesną metodą jest usuwanie twardości wody za pomocą tzw. **żywic jonowymiennych** (rys. 4.4.). Mają one formę granulek z tworzywa sztucznego (najczęściej polistyrenu), których powierzchnię pokryto grupami o charakterze anionów, np. $-\text{SO}_3^-$. Ładunek ujemny tych grup jest zubożony przez kationy sodu Na^+ . Jeżeli taką żywicę umieścimy w twardej wodzie, jony Ca^{2+} i Mg^{2+} obdarzone dwukrotnie większym ładunkiem dodatnim będą silniej przyciągane do grup $-\text{SO}_3^-$ niż jony Na^+ . W rezultacie woda stanie się miękka: jony wapnia i magnezu zostaną związane na powierzchni żywicy, a do roztworu przejdą jony sodu, które nie wywołują twardości wody. Po całkowitym zablokowaniu jonami wapnia i magnezu żywicę można z łatwością zregenerować, działając na nią stężonym roztworem chlorku sodu. Wówczas jony Na^+ na powrót zastępują jony Ca^{2+} oraz Mg^{2+} i żywica jest gotowa do ponownego użytku. Kolumny wypełnione żywicą jonowymienną stanowią standardowy element współczesnych zmywarek do naczyń. Woda – zanim dostanie się do komory myjącej – przepływa przez kolumnę, gdzie zostaje zmiękczona. Żywica jest regenerowana automatycznie za pomocą soli (chlorku sodu), której zapas należy systematycznie uzupełniać.

a



b



Rys. 4.4. Zmiękczenie wody za pomocą żywicy jonowymiennej: a) zdjęcie granulek żywicy w powiększeniu; b) schemat procesu zmiękczenia wody.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij pojęcia *woda twarda* i *woda miękka*.
2. Wymień dobre i złe strony obecności jonów wapnia oraz magnezu w wodzie wodociągowej.
3. Badanie wody wodociągowej testerem paskowym wykazało, że jej twardość wynosi $19,6^{\circ}\text{dH}$. Korzystając z tabeli 4.1., oblicz, ile mg jonów Ca^{2+} znajduje się w 1 dm^3 tej wody. Przyjmij, że twardość wody pochodzi całkowicie od jonów wapnia.
4. Wyjaśnij, w jaki sposób można usunąć przemijającą i trwałą twardość wody. Zapisz w zeszycie odpowiednie równania chemiczne.
5. Przedstaw argumenty za stosowaniem trifosforanu(V) sodu jako środka zmiękczającego wodę oraz argumenty przeciw jego stosowaniu.
6. Wyjaśnij, dlaczego należy dbać o uzupełnianie zapasu soli w zmywarce do naczyń.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Sole wapnia i magnezu rozpuszczone w wodzie niekorzystnie wpływają na właściwości użytkowe wody wodociągowej, ponieważ nadają jej tzw. twardość. Twardość przemijająca pochodzi od wodorowęglanów tych metali, a twardość trwała – od innych soli, np. siarczanów(VI), chlorków lub azotanów(V). ♦ s. 380
- Twardość przemijająca jest przyczyną powstawania kamienia kotłowego składającego się z węglanu wapnia (magnezu), który tworzy się w wyniku rozkładu wodorowęglanu w wysokiej temperaturze. ♦ s. 381
- Wysoka twardość wody utrudnia pranie i zmywanie mechaniczne, gdyż aniony kwasów karboksylowych zawarte w mydle i środkach piorących reagują z kationami Ca^{2+} i Mg^{2+} i tworzą maziste osady mydeł wapniowych (magnezowych). ♦ s. 382
- Twardość wody można usunąć lub obniżyć za pomocą węglanu sodu, roztworów o odczynie zasadowym, trifosforanu(V) sodu lub żywic jonowymiennych. ♦ s. 383

5. Nawozy

NA TEJ LEKCJI:

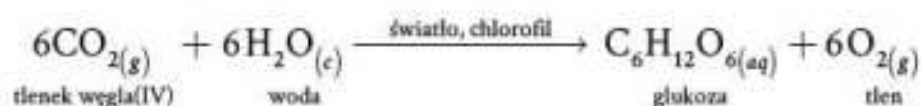
- poznasz składniki odżywcze, które są niezbędne do prawidłowego wzrostu roślin;
- odkryjesz tzw. prawo minimum sformułowane przez Justusa von Liebiga;
- dowiesz się, dlaczego rośliny nie mogą korzystać z azotu występującego w atmosferze;
- odkryjesz, jak rośliny bobowate poradziły sobie z tym problemem;
- poznasz najważniejsze nawozy naturalne i sztuczne stosowane w rolnictwie, ich skład i właściwości;
- dowiesz się, w jaki sposób azot zawarty w powietrzu można przekształcić w nawozy metodami chemii przemysłowej;
- odkryjesz, w jakiej formie rolnicy dostarczają do gleby fosfor i potas;
- przeanalizujesz pozytywne i negatywne skutki masowego stosowania nawozów sztucznych.

Współczesne rolnictwo musi sprostać trudnemu wyzwaniu, jakim jest wyżywienie wciąż rosnącej liczby ludności. Wysokie i zdrowe plony można zapewnić tylko wtedy, gdy rosnące rośliny uprawne otrzymują wszystkie składniki niezbędne do ich prawidłowego rozwoju.

5.1. Składniki odżywcze roślin

fotosynteza ▶

Rośliny budują swoje organizmy głównie z polisacharydów (wielocukrów) powstałych z łączenia się cząsteczek cukrów prostych, takich jak glukoza, w długie łańcuchy. Biosynteza glukozy powstającej podczas ciemnej fazy fotosyntezy jest procesem decydującym o wzroście i rozwoju rośliny. Do fotosyntezy rośliny wykorzystują powszechnie dostępne składniki: wodę, absorbowaną z gleby przez system korzeniowy, oraz gazowy tlenek węgla(IV), pobierany z powietrza przez liście. Fotosynteza zachodzi przy udziale światła słonecznego i jest katalizowana przez chlorofil – zielony pigment roślinny.



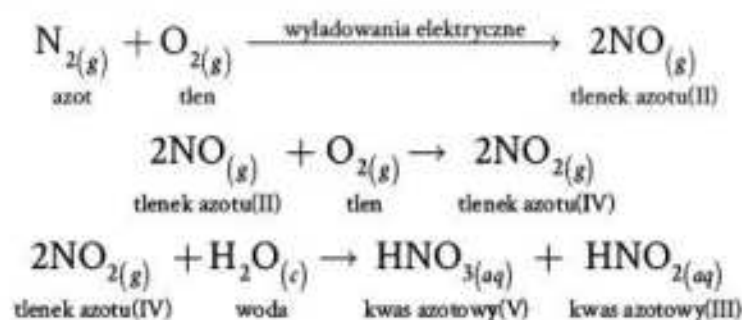
Aby się prawidłowo rozwijać, rośliny potrzebują jeszcze innych składników odżywczych: głównie azotu, fosforu i potasu oraz w mniejszej ilości wapnia, siarki, magnezu i innych pierwiastków zwanych mikroelementami. Pierwiastki te są wykorzystywane do biosyntezy ważnych biologicznie cząsteczek, takich jak: białka, kwasy nukleinowe, związki odpowiedzialne za transport energii (ATP,

ADP), fosfolipidy, chlorofil i inne barwniki roślinne czy alkaloidy. Ważne jest, aby rośliny otrzymywały wszystkie niezbędne składniki we właściwych proporcjach. Jeżeli wystąpi niedobór któregoś z nich, rośliny będą rosły słabo, staną się skłonne do chorób i w efekcie przyniosą niższe plony. To fundamentalne prawo nauk rolniczych zwane **prawem minimum** sformułował niemiecki chemik Justus von Liebig (czytaj: fon libiś) w 1840 r. Dla przykładu: roślina uprawiana na podłożu bogatym w azot i potas, lecz ubogim w fosfor, będzie się rozwijała słabo, gdyż niedostatek fosforu ograniczy jej rozwój.

◀ prawo minimum

Chociaż pierwiastkowy azot N_2 występuje w obfitości w ziemskiej atmosferze – stanowi ponad 78% jej składu – rośliny nie potrafią go wykorzystać jako składnika odżywczego. Pobierają azot z gleby przez system korzeniowy, najczęściej w formie jonów azotanowych(V) NO_3^- , czasem również jako jony amonowe NH_4^+ . Gleba zawiera pewną ilość azotanów, które powstają wskutek łańcucha reakcji chemicznych zachodzących w atmosferze, zainicjowanych wyładowaniami elektrycznymi podczas burzy. W miejscu przebiegu wyładowania powietrze rozgrzewa się do bardzo wysokiej temperatury, co sprzyja łączeniu się atmosferycznego azotu i tlenu w tlenek azotu(II) NO. Związek ten dalej przekształca się w tlenek azotu(IV) i w końcu w kwas azotowy(V), który razem z deszczem spada na ziemię w formie bardzo rozcieńczonego roztworu.

◀ pobieranie azotu



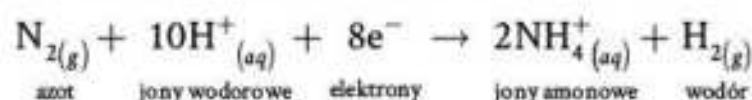
Fosfor rośliny pobierają z gleby głównie w postaci rozpuszczalnych w wodzie diwodorofosforanów(V) $H_2PO_4^-$, a potas – w postaci rozpuszczalnych soli kationu potasu K^+ . Gleba zawiera niewielkie ilości tych jonów, które są uwalniane przez składniki mineralne podłoża.

◀ pobieranie fosforu

5.2. Przyswajanie azotu atmosferycznego przez rośliny bobowate

Rośliny należące do rodziny bobowatych *Fabaceae* (zwanych również roślinami motylkowatymi), np. soja, groch, fasola czy łubin, mają rzadką zdolność wiązania azotu pierwiastkowego bezpośrednio z powietrza. Wykorzystują do tego żyjące z nimi w symbiozie **bakterie brodawkowate** *Rhizobium*, które potrafią przekształcić cząsteczki azotu N_2 w jony amonowe NH_4^+ . Proces ten można zapisać za pomocą półowokowego równania reakcji redukcji:

◀ bakterie brodawkowate



Jony amonowe mogą albo być pobierane bezpośrednio przez rośliny, albo zostać dalej przekształcone przez bakterie glebowe w lepiej przyswajalne jony azotanowe(V) NO_3^- . Symbiotyczne bakterie *Rhizobium* zasiedlają specjalne brodawki na korzeniach roślin bobowatych. Wnętrze brodawek ma wyraźnie czerwone zabarwienie pochodzące od leghemoglobiny – białka o strukturze zbliżonej do mioglobiny. Zadaniem leghemoglobiny jest wiązanie tlenu, aby zapewnić warunki beztlenowe dla reakcji przekształcania azotu w jony amonowe.



Rys. 5.1. Przyswajanie azotu przez soję: a) owocująca roślina; b) system korzeniowy pokryty brodawkami; c) czerwone zabarwienie wnętrza brodawki.

5.3. Nawozy naturalne i sztuczne

Intensywnie rosnące rośliny uprawne szybko wyjaławiają glebę ze składników odżywczych. Dlatego jednym z najważniejszych zadań rolnictwa jest ich systematyczne uzupełnianie, czyli nawożenie. Nawozy powinny dostarczać wszystkich niezbędnych składników, zwłaszcza azotu, fosforu i potasu, których rośliny potrzebują w największych ilościach. Współcześnie w rolnictwie wykorzystuje się zarówno nawozy naturalne, powstające wskutek działania praw przyrody, jak i nawozy sztuczne, wytwarzane na drodze syntezy chemicznej przez przemysł.

nawozy naturalne ▶ Wśród **nawozów naturalnych** (rys. 5.2.) wyróżniamy nawozy pochodzenia zwierzęcego (obornik bydlęcy i koński, pomiot ptasi, guano), roślinnego (kompost, nawóz zielony) oraz mineralnego (podziemne złoża soli mineralnych). O dobroczynnym działaniu obornika na wysokość plonów wiadano już w starożytności. Jest to produkt powstający w wyniku rozkładu mikrobiologicznego odchodów zwierząt gospodarczych, najczęściej bydła i koni. Rozkład ten prowadzi do przemiany związków organicznych w znacznie prostsze związki nieorganiczne, przyswajalne przez rośliny: azotany(V), wodorofosforany(V) i rozpuszczalne sole potasowe. Dodatkowo część materii organicznej zawartej w odchodach zostaje przekształcona w próchnicę, która nadaje glebie odpowiednią konsystencję i porowatość, co sprzyja wzrostowi plonów. Działanie podobne do obornika ma pomiot ptasi, czyli odchody ptaków hodowanych w firmach drobiarskich zmieszane ze ściółką. Rozkład mikrobiologiczny odpadów roślinnych (np. obierek, niejadalnych części warzyw, skoszonej trawy, opadłych liści

i igliwia) prowadzi do powstania kompostu – równie cennego nawozu naturalnego. Pierwotnym źródłem składników odżywczych zawartych w oborniku, pomiole ptasim i kompoście jest materiał roślinny. Zatem nawozy te w sposób kompleksowy dostarczają roślinom uprawnym wszystkiego, czego im potrzeba do wzrostu. Swoistą formą nawożenia jest uprawianie roślin bobowatych, np. lucerny, lubinu czy bobiku. Rośliny te przyswajają azot bezpośrednio z powietrza i wykorzystują go do budowy swoich organizmów. Zaoranie pola porośniętego tymi roślinami i następujący ich rozkład mikrobiologiczny wzbogacają glebę w potrzebne składniki, zwłaszcza w azot. Do nawozów naturalnych zaliczamy też kopaliny, które można bezpośrednio wykorzystać jako źródło składników odżywczych. Należą do nich azotan(V) sodu NaNO_3 (zwany również saletrą chilijską – od miejsca jego występowania na pustyni Atacama w Chile) czy też azotan(V) potasu KNO_3 (saletra indyjska). Do nawożenia wykorzystuje się również złoże guano – są to odchody dziko żyjących ptaków morskich oraz nietoperzy, pokrywające grubą warstwą przybrzeżne skały i dna jaskiń w niektórych rejonach świata (np. w Ameryce Południowej).



Rys. 5.2. Nawozy naturalne: a) obornik; b) pole obsiane łubinem na nawóz zielony; c) skała pokryta grubą warstwą guano.

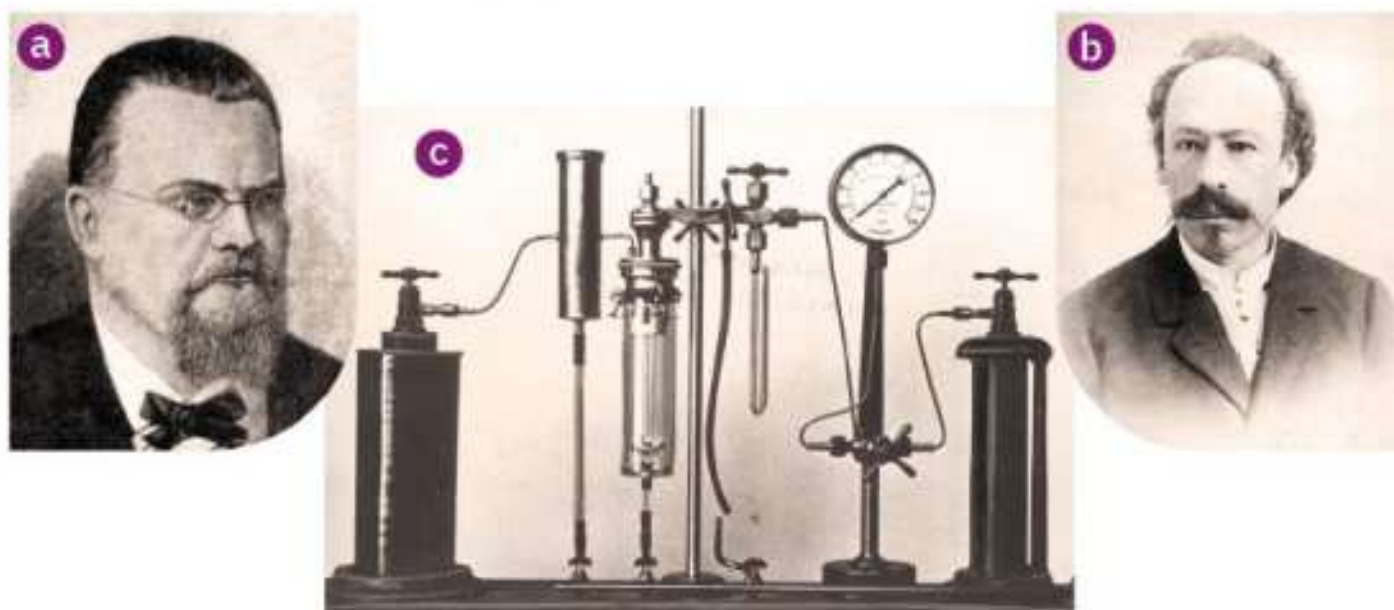
Ograniczona podaż nawozów naturalnych nie jest w stanie zaspokoić potrzeb współczesnego rolnictwa. Dlatego od wielu lat w uprawie roślin powszechnie stosuje się **nawozy sztuczne** – związki nieorganiczne uzyskane na drodze syntezy chemicznej, dostarczające roślinom odpowiednich składników. Należą do nich azotany(V) amonu NH_4NO_3 , potasu KNO_3 , sodu NaNO_3 , wapnia $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, a także mocznik $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$, amoniak NH_3 , sole amonowe oraz diwodorofosforan(V) wapnia $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$. Najczęściej producenci nawozów oferują gotowe mieszanki różnych związków, które kompleksowo dostarczają nie tylko najważniejszych składników pokarmowych, lecz także mikroelementów.

◀ nawozy sztuczne

5.4. Wytwarzanie nawozów sztucznych

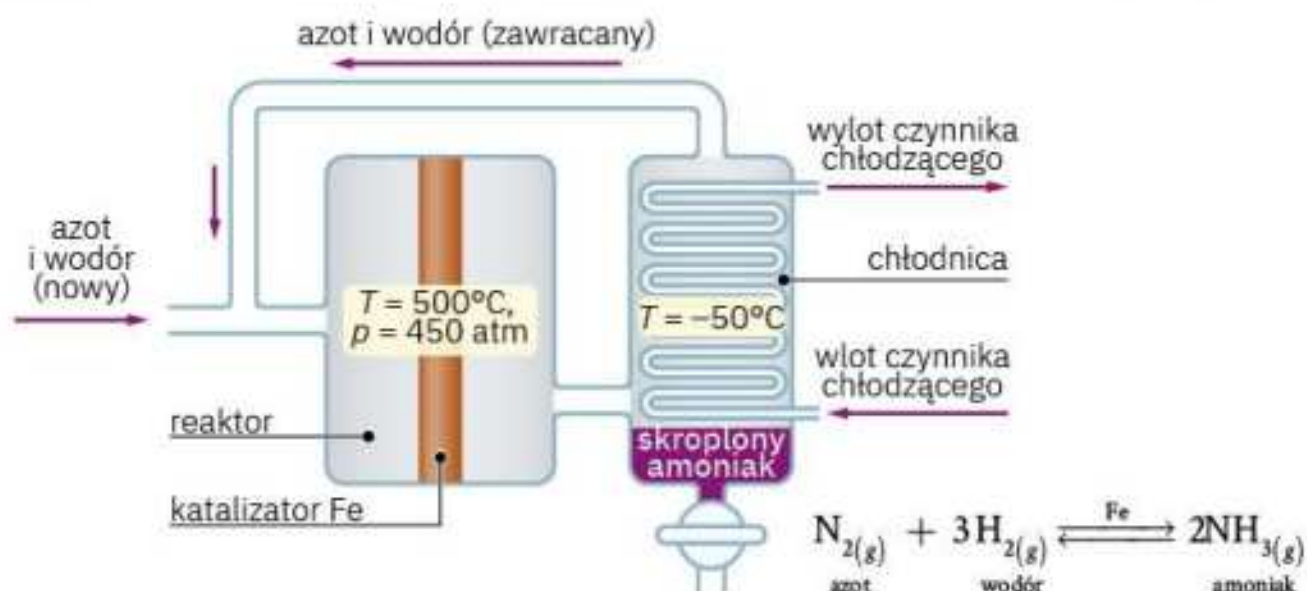
Składnikiem odżywczym, którego należy dostarczyć roślinom uprawnym w największej ilości, jest azot. Związki azotowe zawarte w nawozach (głównie azotany(V)) są bardzo dobrze rozpuszczalne w wodzie. Sprzyja to ich wymywaniu z gleby przez deszcze, co stwarza konieczność systematycznego uzupełniania tych strat.

- Surowcem do produkcji nawozów azotowych jest azot wyodrębniony z powietrza. Proces ten rozpoczyna się od skroplenia powietrza w bardzo niskiej temperaturze. Ciekłe powietrze poddaje się następnie destylacji, wykorzystując różnicę w temperaturach wrzenia azotu (-196°C) i tlenu (-183°C). Jako pierwszy destyluje azot o niższej temperaturze wrzenia, natomiast ciekły tlen zostaje.



Rys. 5.3. Podstawy skraplania gazów tzw. metodą kaskadową opracowali dwaj uczeni z Uniwersytetu Jagiellońskiego: fizyk Zygmunt Wróblewski (a) i chemik Karol Olszewski (b). W 1883 r. dokonali oni po raz pierwszy skroplenia tlenu i azotu, co było wówczas dużym osiągnięciem na skalę światową. Oryginalna aparatura do skraplania gazów używana przez Wróblewskiego i Olszewskiego (c) jest przechowywana w muzeum Uniwersytetu Jagiellońskiego w Krakowie.

- Następnym etapem syntezy jest **proces Habera-Boscha** (czytaj: habera bosza), który polega na reakcji azotu z wodorem (uzyskanym z chemicznego przetworzenia gazu ziemnego) w obecności metalicznego żelaza jako katalizatora. Reakcja zachodzi w wysokiej temperaturze i pod bardzo wysokim ciśnieniem w aparaturze pozwalającej na zawracanie nieprzereagowanego azotu i wodoru do reaktora (rys. 5.4.).

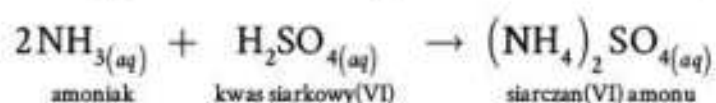


Rys. 5.4. Schemat aparatury do przemysłowej syntezy amoniaku metodą Habera-Boscha. Mieszanina azotu i tlenu reaguje na powierzchni katalizatora. Produkty reakcji przechodzą do chłodnicy, gdzie następuje wykroplenie amoniaku. Nieprzereagowane azot i wodór są zawracane do reaktora.

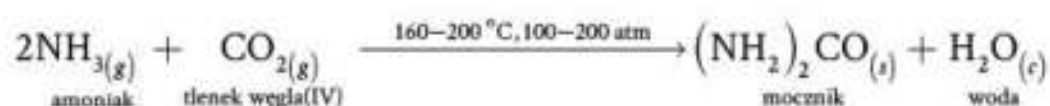
Synteza amoniaku z pierwiastków jest egzotermiczną reakcją równowagową – utworzeniu dwóch moli amoniaku towarzyszy wydzielanie 92 kJ energii w postaci ciepła. Zgodnie z regułą przekory Le Chateliera wzrost temperatury obniża stężenie amoniaku, przez co przesuną równowagę reakcji w kierunku substratów. Rzeczywiście stała stężeniowa tej reakcji K_c w 25°C wynosi $3,5 \cdot 10^8$, podczas gdy w temperaturze 450°C wynosi zaledwie $4,5 \cdot 10^{-2}$, a więc o mniej więcej 10 rzędów mniej. Można by zatem przyjąć, że reakcję należy prowadzić w możliwie najniższej temperaturze. Reakcja w niskich temperaturach jest jednak tak powolna, że amoniak praktycznie nie powstaje. Reakcja przyspieszy po podniesieniu temperatury do co najmniej 450°C i zastosowaniu katalizatora (żelaza). Aby złagodzić niekorzystny wpływ wzrostu temperatury na powstawanie amoniaku, stosuje się bardzo wysokie ciśnienie 150–200 atm (15–20 MPa). Podczas syntezy z 4 moli gazowych substratów tworzą się 2 mole gazowego produktu. Zatem zgodnie z regułą przekory wzrost ciśnienia przesuną równowagę w kierunku powstawania amoniaku. Wykraplanie amoniaku w niskiej temperaturze jest przyczyną usuwania tego związku z gazowych produktów reakcji, co dodatkowo sprzyja przebiegowi reakcji w pożądanym kierunku.

Amoniak można stosować bezpośrednio do nawożenia pól – zarówno w formie skroplonej, jak i w postaci wodnego roztworu. Bakterie żyjące w glebie potrafią przekształcić sam amoniak NH_3 i powstające jony amonowe NH_4^{+} w łatwiej przyswajalne jony azotanowe(V) NO_3^- . Jednakże ze względu na trudności techniczne związane z dostarczaniem amoniaku do gleby przetwarza się go dalej w produkty stałe sole amonowe lub mocznik – znacznie łatwiejsze w stosowaniu. Sole amonowe otrzymuje się, działając na amoniak odpowiednim kwasem, np.:

otrzymywanie
nawozów
azotowych

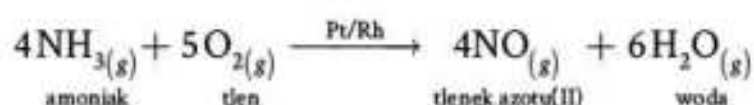


Jako nawozy stosuje się siarczan(VI) amonu $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, chlorek amonu NH_4Cl i węglan amonu $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$. Mocznik $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ wytwarza się na drodze reakcji amoniaku z tlenkiem węgla(IV) w podwyższonej temperaturze i pod wysokim ciśnieniem.

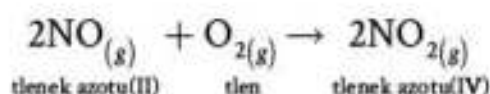


Bakterie glebowe szybko uwalniają amoniak z mocznika, a ten z kolei przekształca się w lepiej przyswajalne produkty.

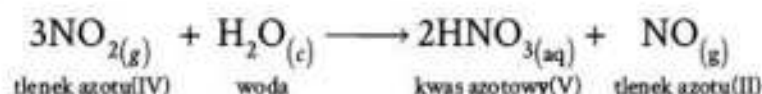
Największą część wytworzonego amoniaku przekształca się w kwas azotowy(V) i dalej w sole tego kwasu – azotany(V). Najpierw amoniak utlenia się powietrzem do tlenku azotu(II) NO w procesie Ostwalda wykorzystującym katalizator platynowo-rodowy:



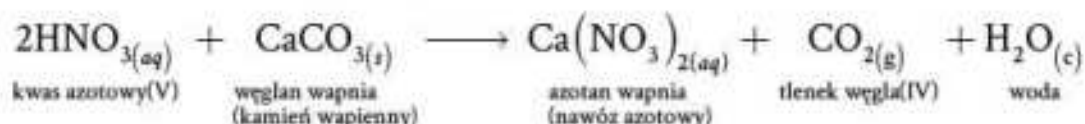
Z kolei tlenek azotu(II) spontanicznie utlenia się dalej do tlenku azotu(IV) NO_2 .



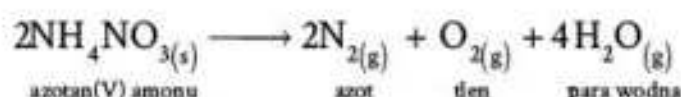
Absorpcja NO_2 w wodzie prowadzi do otrzymania kwasu azotowego(V) HNO_3 :



Kwas ten dalej wykorzystuje się do otrzymywania azotanów(V), które wchodzi w skład nawozów azotowych, np.:



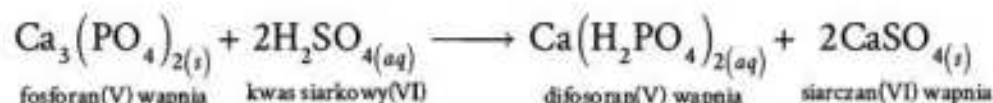
W rolnictwie jako nawozy tzw. saletrzone stosuje się najczęściej azotan(V) wapnia $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, azotan(V) sodu NaNO_3 oraz azotan(V) potasu KNO_3 . Spośród tego typu nawozów najwyższą zawartość azotu ma azotan(V) amonu NH_4NO_3 . Jego stosowanie wiąże się jednak z ryzykiem, gdyż spontanicznie może on ulec wybuchowemu rozkładowi, w wyniku którego powstaną gazowe produkty:



Stały azotan(V) amonu jest wykorzystywany jako materiał wybuchowy. Ze względów bezpieczeństwa związek ten jest dostępny dla rolnictwa wyłącznie w postaci stężonych roztworów wodnych.

otrzymywanie
superfosfatu

Najważniejszym nawozem fosforowym jest diwodorofosforan(V) wapnia $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, powszechnie znany pod nazwą handlową „superfosfat”. Produkt ten wytwarza się w wyniku działania kwasu siarkowego(VI) na fosforyty – kopaliny bogate w fosforan wapnia $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.



Reakcja ma na celu przekształcenie trudno rozpuszczalnego (i niedostępnego dla roślin) fosforanu(V) wapnia w lepiej rozpuszczalny i przyswajalny diwodorofosforan. Rozpuszczalność diwodorofosforanu wapnia nie jest jednak tak wysoka jak azotanów. Z tego powodu nawozy fosforowe są wolniej wymywane z gleby przez deszcze i można je stosować rzadziej niż nawozy azotowe. Potas jest dostarczany do gleby w formie rozpuszczalnych soli potasu: azotanu(V) potasu KNO_3 , siarczanu(VI) potasu K_2SO_4 oraz chlorku potasu KCl .

Produkcja nawozów sztucznych ma istotne znaczenie dla wyżywienia ludzkości. Z jednej strony pozwoliła na niemalże czterokrotne zwiększenie plonów w porównaniu z 1900 r. Szacuje się, że ok. 50% azotu wchodzącego w skład naszych

cial pochodzi z amoniaku wytworzonego pierwotnie w procesie Habera–Boscha i przetworzonego dalej w nawozy azotowe. Jednak z drugiej strony powszechność stosowania nawozów sztucznych przynosi poważne szkody środowisku naturalnemu. Największym problemem jest wymywanie rozpuszczalnych nawozów z gleby i ich przedostawanie się do wód. Skutkuje to zaburzeniem naturalnych procesów biologicznych zachodzących w przyrodzie, a w szczególności zjawiskiem eutrofizacji (przenawożenia wód) i towarzyszącymi mu zakwitami fitoplanktonu.

ZADANIA DO ROZWIĄZANIA

1. Wyjaśnij prawo minimum Liebiga.
2. Omów przyswajalne przez rośliny formy azotu, fosforu i potasu oraz przedstaw, jak one powstają w przyrodzie.
3. Wymień znane ci nawozy naturalne pochodzenia zwierzęcego i roślinnego. Określ, skąd się biorą składniki odżywcze w nich zawarte.
4. Oblicz procentową zawartość azotu w podanych nawozach sztucznych. U szereguj je w kolejności malejącej zawartości azotu.
 - a) azotan amonu NH_4NO_3
 - b) azotan sodu NaNO_3
 - c) chlorek amonu NH_4Cl
 - d) mocznik $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$
5. Wyjaśnij, dlaczego w procesie Habera–Boscha stosuje się:
 - a) wysoką temperaturę w reaktorze,
 - b) katalizator z żelaza,
 - c) wysokie ciśnienie,
 - d) bardzo niską temperaturę w chłodnicy.
6. Zapisz w zeszycie równania chemiczne reakcji, które prowadzą od pierwiastka azotu N_2 do azotanu amonu NH_4NO_3 .
7. Wyjaśnij, dlaczego fosforan(V) wapnia zawarty w kopalinach należy przekształcić w diwodorofosforan(V) wapnia, zanim zostanie zastosowany jako nawóz.
8. Przedstaw zalety i wady masowego stosowania nawozów sztucznych.

PODSUMOWANIE LEKCJI

- Oprócz wodoru, węgla i tlenu rośliny potrzebują do prawidłowego rozwoju azotu, fosforu,  s. 386 potasu oraz niewielkich ilości innych pierwiastków.

- s. 388 ▶ • Azot, fosfor i potas są pobierane przez rośliny przez system korzeniowy z gleby w postaci odpowiednio: jonów azotanowych(V) NO_3^- (czasami również amonowych NH_4^+), jonów diwodorofosforanowych H_2PO_4^- i jonów potasu K^+ . W rolnictwie źródłem tych składników są nawozy naturalne (pochodzenia zwierzęcego, roślinnego lub mineralnego) i nawozy sztuczne.
- s. 390 ▶ • Nawozy azotowe syntezuje się na wielką skalę w przemysłowych zakładach chemicznych. Pierwszym etapem syntezy jest proces Habera–Boscha, w którym wytwarza się amoniak z azotu (z powietrza) i wodoru (z gazu ziemnego). Amoniak można dalej przekształcić w sole amonowe, mocznik i azotany(V), wchodzące w skład nawozów sztucznych. Jako nawóz fosforowy stosuje się głównie superfosfat (diwodorofosforan wapnia), otrzymywany przez działanie kwasu siarkowego(IV) na fosforyty. Potas dostarcza się roślinom w formie rozpuszczalnych soli potasu.

Podsumowanie przed sprawdzianem

Wiele prostych związków nieorganicznych jest wykorzystywanych przez człowieka na wielką skalę. Należą do nich m.in. tlenek krzemu(IV) SiO_2 , węglan wapnia CaCO_3 , siarczan(VI) wapnia CaSO_4 oraz sole amonowe i azotany(V).

- **Tlenek krzemu(IV) SiO_2** jest jednym z podstawowych składników skorupy ziemskiej. Wydobywa się go głównie w postaci piasku kwarcowego. Piasek wykorzystuje się w budownictwie jako składnik betonu. Jest również surowcem do produkcji szkła, które wytwarza się poprzez stapianie piasku z węglanem sodu i wapnia. Szkło można barwić, dodając do stopu tlenków innych metali, np. żelaza czy kobaltu. s. 352
- **Węglan wapnia** występuje w przyrodzie głównie w postaci skal wapiennych. Są to skały osadowe pochodzenia biologicznego. Inne formy występowania CaCO_3 to kreda i marmur. W wyniku termicznego rozkładu kamienia wapiennego powstaje tlenek wapnia CaO i tlenek węgla(IV) CO_2 . Skały wapienne można łatwo rozpoznać, gdyż reagują z kwasami, a w wyniku tej reakcji wydzielają się gazy CO_2 . W obszarach zbudowanych ze skal wapiennych zachodzą zjawiska krasowe, które polegają na powstawaniu rozpuszczalnego wodorowęglanu wapnia $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ pod wpływem wody zawierającej rozpuszczony tlenek węgla(IV) CO_2 . Kamień wapienny jest ważnym surowcem do produkcji wapna i cementu. s. 362
- Wiele związków jonowych tworzy **hydraty**, w których cząsteczki wody są wbudowane w strukturę kryształu. Gips jest dihydratem siarczanu wapnia $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Ogrzewanie gipsu powoduje przekształcenie go w hemihydrat $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Hemihydrat zmieszany z wodą twardnieje i przekształca się z powrotem w dihydrat. Zjawisko to wykorzystuje się w wytwarzaniu zaprawy gipsowej i sporządzaniu odlewów gipsowych. s. 371
- **Sole wapnia i magnezu** rozpuszczone w wodzie nadają jej tzw. twardość. Twardość przemijająca pochodzi od wodorowęglanów tych metali, a twardość trwała – od innych soli, np. chlorków lub siarczanów(VI). Twardość przemijającą można usunąć przez ogrzewanie – w wysokiej temperaturze wodorowęglany rozkładają się i powstają osady trudno rozpuszczalnych węglanów. Zjawisko to jest odpowiedzialne za powstawanie kamienia kotłowego. Wysoka twardość wody utrudnia pranie – powoduje wytrącanie się mazistych osadów mydeł wapniowych i magnezowych. Twardość wody można obniżyć, stosując węglan sodu, trifosforan(V) sodu lub żywice jonowymienne. s. 380
- Do prawidłowego rozwoju rośliny potrzebują znacznych ilości azotu, fosforu i potasu, które pobierają z gleby w formie rozpuszczalnych w wodzie soli mineralnych. W rolnictwie składników tych dostarczają **nawozy naturalne i sztuczne**. Syntetyczne nawozy azotowe wytwarza się w ciągu przemian chemicznych, w których azot z powietrza jest przekształcany kolejno w amoniak (sole amonowe, mocznik), kwas azotowy(V) i azotany(V). Jako nawozy fosforowe stosuje się diwodorofosforan(V) wapnia (superfosfat), a źródłem potasu są rozpuszczalne sole tego pierwiastka. s. 386

Sprawdź, czy umiesz!

1. Do każdej z wymienionych użytecznych kopalin dobierz właściwy sposób jej powstania w przyrodzie. Odpowiedzi zapisz w zeszycie.

Kopaliny:	Sposób powstania:
a) gips	A. wietrzenie skał, np. granitu
b) marmur	B. działanie wysokiej temperatury i ciśnienia na skałę osadową
c) sałetra indyjska	C. osadzenie się i scementowanie fragmentów ciał żyjących kiedyś
d) kamień wapienny	organizmów
e) piasek	D. odparowanie roztworów bogatych w minerały

2. Zapisz w zeszycie równania reakcji, za pomocą których węglan wapnia CaCO_3 zawarty w kamieniu wapiennym można przekształcić w:

- a) azotan(V) wapnia $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$,
- b) wodorotlenek wapnia $\text{Ca}(\text{OH})_2$,
- c) krzemian wapnia CaSiO_3 .

Omów procesy przemysłowe, w których te związki powstają, oraz opisz zastosowanie otrzymanych produktów.

3. Spalanie zasiarczonego węgla kamiennego i brunatnego prowadzi do wytwarzania znacznych ilości gazowego tlenku siarki(IV) SO_2 , który jest szkodliwy dla środowiska. Dlatego przed uwolnieniem spalin do środowiska poddaje się je procesowi odsiarczania za pomocą mleka wapiennego. Rozcieńczoną zawiesinę tego odczynnika rozpyla się w komorze, przez którą przechodzą spaliny. Przypomnij sobie podstawowe fakty dotyczące tlenków siarki i odpowiedz na poniższe pytania.

- a) Na czym polega proces odsiarczania spalin?
- b) Jaki produkt powstaje w wyniku odsiarczania spalin? Zapisz w zeszycie odpowiednie równanie reakcji.
- c) Jak zmieni się ten produkt, jeżeli odsiarczanie będzie prowadzone w warunkach utleniających (np. przy dostępie tlenu)?

4. Długotrwałe użytkowanie czajnika do gotowania wody powoduje osadzenie się warstwy kamienia wewnątrz naczynia.

- a) Podaj nazwy i wzory związków chemicznych, z których składa się ten kamień.
- b) Określ, z jaką twardością wody jest związane powstanie tego kamienia – przemijającą czy trwałą.
- c) Omów skutki, jakie może przynieść stopniowe narastanie warstwy kamienia w czajniku.
- d) Przedyskutuj, czy można zapobiec tym skutkom, jeśli do czajnika doda się nieco trifosforanu(V) sodu przed każdym gotowaniem wody.
- e) Zaproponuj skuteczną metodę usunięcia kamienia z czajnika. Wykorzystaj znajomość składu chemicznego kamienia.

5. U szereguj w kolejności wzrastającej twardości (łącznej, tzn. przemijającej i trwalej) wodę pochodzącą z następujących źródeł. Uzasadnij swoją odpowiedź.
- a) woda deszczowa
 - b) woda deszczowa, która przesiąkła przez płytę kartonowo-gipsową
 - c) woda z potoku płynącego dnem skalistej doliny w Pieninach
 - d) przegotowana woda wodociągowa
 - e) woda demineralizowana za pomocą żywicy jonowymiennej
6. Diwodorofosforan(V) wapnia występuje zarówno w postaci bezwodnej $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, jak i w formie uwodnionej soli (hydratu). Próbkę sproszkowanego hydratu o masie 2,000 g umieszczono w suszarce komorowej i suszono w podwyższonej temperaturze, aż cała woda odparowała. Po ponownym zważeniu próbka ważyła 1,857 g.
- a) Podaj wzór i nazwę badanego hydratu.
 - b) Oblicz zawartość procentową fosforu w hydracie i w soli bezwodnej.

Odpowiedzi do zadań

I Roztwory wodne

1. Układy homogeniczne i heterogeniczne

2. roztwory właściwe: a, c, d; roztwór koloidalny: b, f; zawiesina: e
3. a, c – roztwory właściwe; d – roztwór koloidalny; b, e – zawiesiny
4. jednorodna, dwóch składników, zachowuje pierwotny stan skupienia lub znajduje się w nadmiarze
5. a) F; b) P; c) F; d) F

2. Rozdzielanie mieszanin

2. 1 – kolba destylacyjna; 2 – odbieralnik; 3 – chłodnica; 4 – termometr
3. rozpuszczalność, łatwiej, nie miesza się, odrębną, nie rozpuszcza
4. Rozpuszczalnik musi bardzo dobrze rozpuszczać oczyszczaną substancję na gorąco, a bardzo słabo na zimno, bardzo dobrze rozpuszczać zanieczyszczenia zarówno na zimno, jak i na gorąco, łatwo oddzielać się od wykrystalizowanej substancji (być cieczą lotną).
5. zatężyć roztwór przez odparowanie wody
6. pod zmniejszonym ciśnieniem – przyspieszy przechodzenie cieczy przez materiał o małych porach, tym samym skróci czas trwania rozdzielu
7. b
8. Woda otrzymana w procesie destylacji, pozbawiona wszelkich rozpuszczonych w niej soli mineralnych i innych zanieczyszczeń.
9. d

3. Wyrażanie zawartości substancji w roztworze

1. a) P; b) F; c) P
2. 9,09%
3. KI – 12 g, H₂O – 288 g
4. 5%
5. 0,04 mol/dm³
6. 0,04 mol/dm³
7. 0,04 mola i 1,7 g
8. a) P; b) F; c) F
9. 27%
10. 27,6 g
11. 75,56 g

4. Sporządzanie roztworów

1. b
2. d
3. a, d
4. azotan(V) potasu : woda = 1 : 19

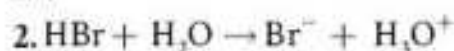
Sprawdź, czy umiesz!

1. I A,D; II A,D,E; III B,C,E
2. 3 fazy, 1 składnik, układ heterogeniczny
3. 8 : 5
4. Tak, uczeń otrzymał 5-procentowy roztwór.

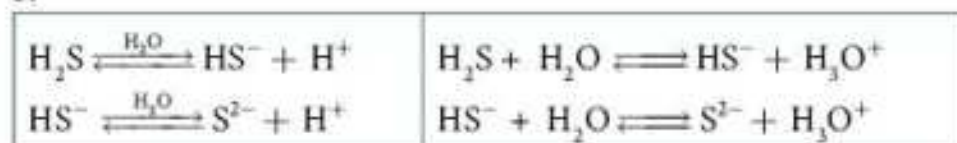
II Reakcje w roztworach wodnych

1. Kwasy, wodorotlenki i amoniak w wodzie

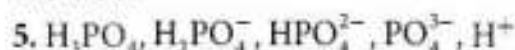
1. 1



3.



4. NaOH



2. Elektrolity. Stopień dysocjacji

2. 0,18 (18%)

3. $0,0022 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

4. b

5. a) F; b) P; c) F

6. c

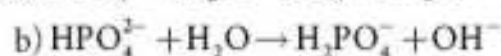
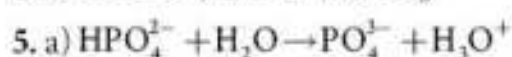
7. w obu przypadkach NaOH

3. Teoria kwasów i zasad Bronsteda–Lowry'ego

2. przeniesienie protonu

3. a) NH_4^+ ; b) H_3O^+

4. a) HCOO^- ; b) OH^- ; c) CO_3^{2-}



4. Stała dysocjacji

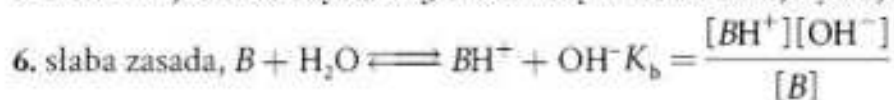
1. kwasów, zasad, słabszy

2. $\text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{CO}_3, \text{H}_3\text{PO}_4, \text{H}_2\text{SO}_3, \text{H}_2\text{SO}_4$

3. HCOOH

4. nikotyna

5. Morfina jest słabszą zasadą, ma niższą wartość stałej dysocjacji.



5. Iloczyn jonowy wody. pH

1. $[\text{OH}^-] = 10^{-9} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

2. $[\text{H}_3\text{O}^+] = 10^{-4} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

3. $\text{pH} = 3$

4. A

5. $\text{pH} = 12$

6. $\text{pH} = 11$

7. a) kwas octowy, b) wodorotlenek potasu

8. c

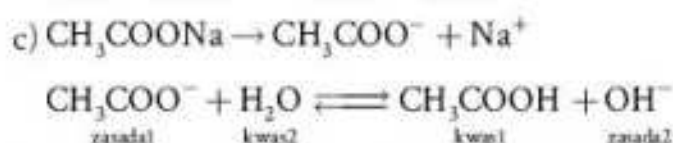
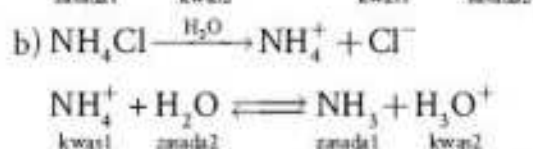
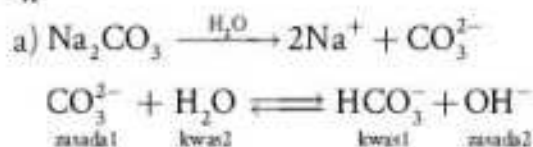
9. kwas fosforowy(V), środki do usuwania kamienia z urządzeń sanitarnych

6. Prawo rozcieńczeń Ostwalda

1. A, D
2. 0,016
3. $2,6 \cdot 10^{-3}$
4. $\alpha = 4,5\%$; $\text{pH} = 2,3$
5. 2,9

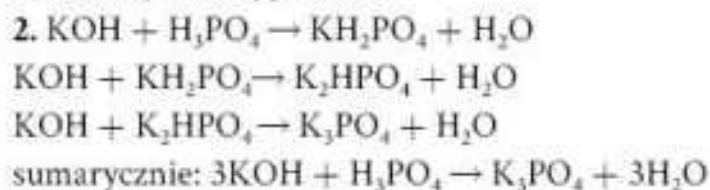
7. Sole w wodzie

1. różnoimienne jony, słabych, soli
2. zasadowy
3. obojętny: a, h, i; kwasowy: b, e, f, g, k; zasadowy: c, d, j
- 4.

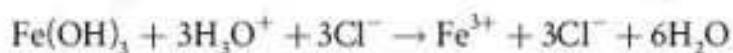


5. Kwas chlorowodorowy jest bardzo mocnym kwasem, sprzężona z nim zasada (jon chlorowy) jest bardzo słaba. Kwas etanowy jest słabym kwasem i sprzężona z nim zasada (jon octanowy) wykazuje pewne właściwości zasadowe.

8. Reakcja zobojętniania



3. mało



5. jony oksoniowe, jony wodorotlenkowe, $\text{OH}^- + \text{H}_3\text{O}^+ \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

6. A – HCl, B – NaOH, wskaźnik – fenoloftaleina
7. A – NaOH, B – HCl, wskaźnik – oranż metylowy
8. 4

9. Reakcje kwasów i wodorotlenków zmieszanych ze sobą w stosunkach niestechiometrycznych

1. a) kwasowy, b) zasadowy, c) obojętny
2. c
3. HCl
4. obojętny
5. kwasowy
6. $\text{pH } 0,3$

10. Reakcje strącania

1. osadu, jonową, stałej, elektrolitów, jony

2. b

3. a) nie, b) tak, c) tak

4. b

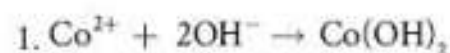
5. zapis cząsteczkowy: $2\text{NaF} + \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaF}_2 \downarrow + 2\text{NaCl}$

pełny zapis jonowy: $2\text{Na}^+ + 2\text{F}^- + \text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{CaF}_2 + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$

skrócony zapis jonowy: $\text{Ca}^{2+} + 2\text{F}^- \rightarrow \text{CaF}_2$

6. W 2. nic się nie wydarzy, w 1. i 3. powstanie osad.

równanie jonowe skrócone:



11. Iloczyn rozpuszczalności

1. a) $K_{\text{SO}} = [\text{Ba}^{2+}][\text{SO}_4^{2-}]$

b) $K_{\text{SO}} = [\text{Cu}^+]^2[\text{S}^{2-}]$

c) $K_{\text{SO}} = [\text{Ca}^{2+}]^3[\text{PO}_4^{3-}]^2$

d) $K_{\text{SO}} = [\text{Fe}^{3+}][\text{OH}^-]^3$

2. $8,77 \cdot 10^{-7}$

3. nie

4. $1,1 \cdot 10^{-10}$

5. $\text{Ca}(\text{OH})_2$

Sprawdź, czy umiesz!

1. a) B; b) A, C; c) A

2. c, e

3. Na^+ , PO_4^{3-} , HPO_4^{2-} , OH^-

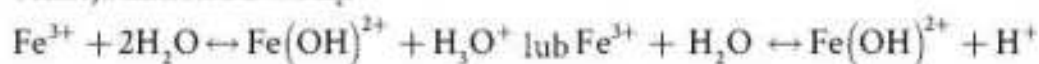
4. $\text{pH} = 3$, $[\text{OH}^-] = 10^{-11} \text{ mol/dm}^3$

5. $\alpha = 10\%$ (0,1) – jest to słaby kwas

6. a) dysocjacja: $\text{LiOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Li}^+ + \text{OH}^-$

b) dysocjacja: $\text{FeI}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Fe}^{3+} + 3\text{I}^-$

reakcja kationu z wodą:



c) dysocjacja: $\text{NH}_4\text{Cl} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$

reakcja kationu z wodą: $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$

7. kwas solny, kwas octowy, amoniak, wodorotlenek potasu

8. Do probówki z roztworem rozpuszczalnej soli glinu (np. chlorku glinu) należy dodać roztworu wodorotlenku (np. wodorotlenku sodu).

forma cząsteczkowa: $\text{AlCl}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{NaCl}$

forma jonowa pełna: $\text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^- + 3\text{Na}^+ + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{Na}^+ + 3\text{Cl}^-$

forma jonowa skrócona: $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3$

9. wodny roztwór z dodatkiem kwasu solnego, wodny roztwór kwasu octowego, roztwór kwasu octowego w bezwodnym amoniaku

10. $\text{pH} = 5,6$, $[\text{OH}^-] = 4,0 \cdot 10^{-9}$



$$K_b = \frac{[\text{HCO}_3^-] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{CO}_3^{2-}]}$$

12. $[\text{Ag}^+] = 6,8 \cdot 10^{-17}$, $[\text{S}^{2-}] = 3,4 \cdot 10^{-49}$

$[\text{Ag}^+] = 6,8 \cdot 10^{-17}$, $[\text{S}^{2-}] = 3,4 \cdot 10^{-17}$

III Reakcje utlenienia i redukcji

1. Utlenianie, redukcja i reakcje redoks

1. a) utlenianie, b) redukcja, c) redukcja, d) utlenianie

2. a) H_2 – reduktor, b) Fe^{2+} – utleniacz

3. 1. D, 2. E, 3. B, 4. A, 5. C

4. a) jod, $\text{I}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{I}^-$ b) wapń, $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^-$

5. a) $\text{Fe} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^-$ utlenianie, $\text{Br}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Br}^-$ redukcja

b) $2\text{Fe} + 3\text{Br}_2 \rightarrow 2\text{FeBr}_3$

c) Żelazo jest utleniane, brom jest redukowany.

d) Utleniaczem jest brom (Br_2), reduktorem jest żelazo (Fe).

2. Stopnie utlenienia

1. a) $\overset{+1}{\text{K}}\overset{-2}{\text{O}}$, b) $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-2}{\text{O}}_2$, c) $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-2}{\text{S}}$ d) $\overset{+1}{\text{H}}\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_5$, e) $\overset{+3}{\text{Al}}(\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4)_3$

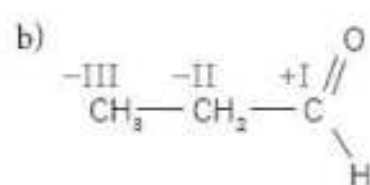
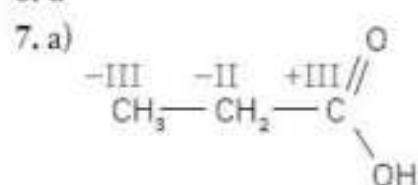
2. a) $\overset{+5}{\text{P}}\overset{-2}{\text{O}}_4^{3-}$, b) $\overset{+5}{\text{Cl}}\overset{-2}{\text{O}}_3^-$, c) $\overset{+3}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_2^-$, d) $\overset{+4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}_3^{2-}$

3. a) $\overset{+3}{\text{Cr}}_2\text{O}_3$, b) $\overset{+6}{\text{Cr}}\text{O}_4^{2-}$, c) $\overset{+6}{\text{Na}}_2\overset{+6}{\text{Cr}}_2\text{O}_7$

4. a) +I, b) +III, c) -I.

5. a

6. d



8. c) $\overset{-3}{\text{NH}_3}$

9. a, d

3. Stosowanie stopni utlenienia w reakcjach utleniania i redukcji

4. a) Brak zmian stopni utlenienia, więc nie jest to reakcja redoks. b) Stopień utlenienia ołowiu zmienia się z +IV na +II, a chloru – z +I na 0, zatem jest to reakcja redoks.

5. a) utleniacz: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, reduktor: $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$

b) Tlen jest utleniany, azot – redukowany.

6. a) Al, b) H_2 , c) H_2S

7. a) CO_2 , b) Ag_2O c) $\text{CH}_2=\text{CH}_2$

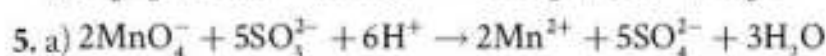
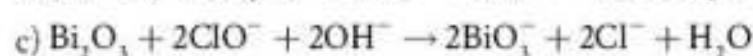
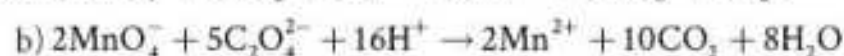
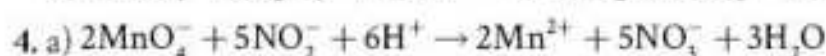
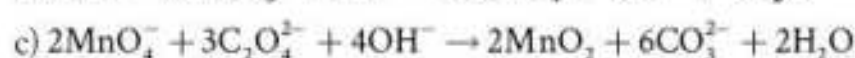
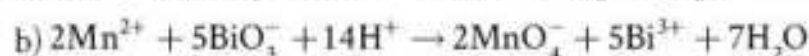
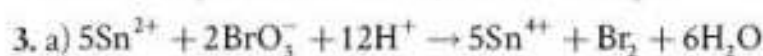
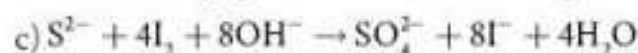
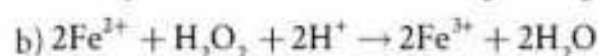
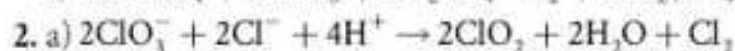
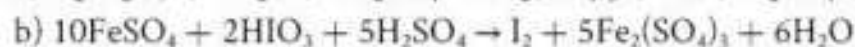
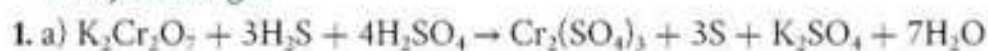
8. I – D, II – B, III – A, IV – C

9. a

10. b

11. a

4. Dobieranie współczynników stechiometrycznych metodą bilansu elektronowo-jonowego



b) 2 : 5

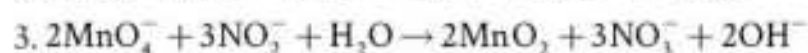
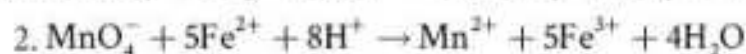
5. Zależność procesu utleniania i redukcji od środowiska reakcji chemicznej

1. c)

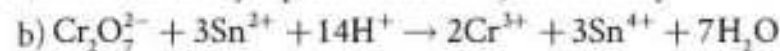
2. a)

3. c)

4. a) 1. K_2MnO_4 ; 2. Mn_2O_3 ; 3. MnO_2



5. a) zmiana barwy z pomarańczowej na zieloną



c) utlenieniu uległ Sn^{2+} , redukcji uległ $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

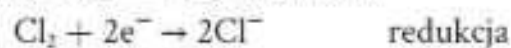
Sprawdź, czy umiesz!

1. a) I – reakcja utleniania i redukcji, II – to nie jest reakcja utleniania i redukcji

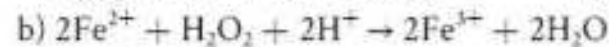
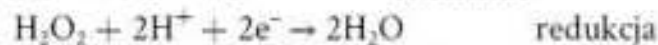
b) Mg, c) N_2 , d) N_2 e) Mg

2. a) +II stopień utlenienia, jest reduktorem

b) $\text{X} \rightarrow \text{X}^{2+} + 2\text{e}^-$ utlenianie

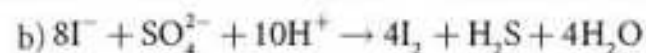


3. a) $\text{Fe}^{2+} \rightarrow \text{Fe}^{3+} + \text{e}^-$ utlenianie

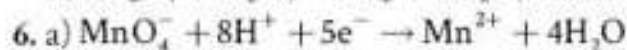
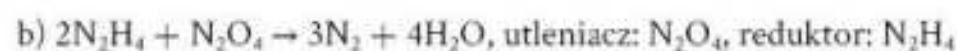


c) 1 mol

4. a) utleniacz: I. – MnO_4^- ; II. – SO_4^{2-} ; reduktor: I. – H_2O_2 ; II. – I^-



5. a) N_2H_4 , N_2O_4



b) z fioletowej na bezbarwną

7. a) $2\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 3\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH} + 16\text{H}^+ \rightarrow 4\text{Cr}^{3+} + 3\text{CH}_3\text{COOH} + 11\text{H}_2\text{O}$
 b) 3: 2
8. a) A – wapń, B – sód, C – fluor, stopień utlenienia wapnia jest równy +II, sodu +I, fluoru –I, gdy występują w związkach chemicznych
 b) $\text{Ca} \rightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^-$
9. a) Substancją pełniącą funkcję reduktora w reakcji jest etanol.
 b) Jeden mol dichromianu(VI) potasu w reakcji przyjmuje liczbę moli elektronów równą 6.
 c) Za zieloną barwę roztworu odpowiada jon Cr^{3+} .
10. tylko utleniacze: F_2 , PbO_2 , HNO_3 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
 tylko reduktory: Mg , H_2S , KI
 utleniacze lub reduktory: NaNO_2 , H_2O_2 , O_2 , C , H_2

IV Elektrochemia. Ogniwa i elektroliza

1. Ogniwa galwaniczne

2. a) anoda: reakcja utleniania, biegun ujemny
 b) katoda: reakcja redukcji, biegun dodatni
4. odczynniki: blaszka aluminiowa, roztwór soli glinu, np. $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$, blaszka ołowiana, roztwór soli ołowiu(II), np. $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, nasycony roztwór chlorku potasu KCl , sprzęt: dwie zlewki, przewody elektryczne, szklana rurka wygięta w kształt litery U, wata, woltomierz lub żarówka
 reakcja na anodzie: $\text{Al}_{(s)} \rightarrow \text{Al}^{3+}_{(aq)} + 3\text{e}^-$
 reakcja na katodzie: $\text{Pb}^{2+}_{(aq)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}_{(s)}$

7. Opis konstrukcji w tekście rozdziału.

- a) $\text{Pb}_{(s)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)} \rightarrow \text{PbSO}_4_{(s)} + 2\text{e}^-$
 $\text{PbO}_2_{(s)} + 4\text{H}^+_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{PbSO}_4_{(s)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)}$
 b) $\text{PbSO}_4_{(s)} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}_{(s)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)}$
 $\text{PbSO}_4_{(s)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{PbO}_2_{(s)} + 4\text{H}^+_{(aq)} + \text{SO}_4^{2-}_{(aq)} + 2\text{e}^-$

2. Standardowy potencjał półogniwa

2. a) 2,12 V; b) 2,07 V; c) 0,83 V
3. a) ogniwo z zadania 2.a – blaszka Mg zanurzona w roztworze, np. MgSO_4 ; blaszka Ni zanurzona w roztworze, np. NiSO_4 ; roztwory połączone kluczem elektrolitycznym; ogniwo z zadania 2.b – blaszka Cr zanurzona w roztworze, np. $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; blaszka platynowa zanurzona w roztworze zawierającym $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ i H_2SO_4 ; ogniwo z zad. 2.c – blaszka platynowa zanurzona w zawiesinie sproszkowanego jodu I_2 w roztworze KI ; blaszka platynowa zanurzona w roztworze NaCl omywana strumieniem gazowego chloru Cl_2 . Wszystkie reagenty o stężeniu 1 mol/dm^3 , chlor pod ciśnieniem 101,3 kPa.
 b) przewodzenie elektronów
 c) materiał elektrody jest jednocześnie przewodnikiem elektronów
 d) reagenty te znajdują się w tym samym ośrodku (roztworze)
4. a) AB: anoda $\text{Na}^+ | \text{Na}$, katoda $\text{Br}_2 | \text{Br}^-$
 BC: anoda $\text{Fe}^{2+} | \text{Fe}$, katoda $\text{Br}_2 | \text{Br}^-$
 AC: anoda $\text{Na}^+ | \text{Na}$, katoda $\text{Fe}^{2+} | \text{Fe}$

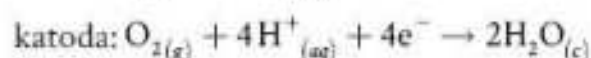
- b) AB: $\text{Na}^+ | \text{Na} || \text{Br}_2 | \text{Br}^- | \text{Pt}$
 BC: $\text{Fe}^{2+} | \text{Fe} || \text{Br}_2 | \text{Br}^- | \text{Pt}$
 AC: $\text{Na}^+ | \text{Na} || \text{Fe}^{2+} | \text{Fe}$
 c) AB: 3,77 V; BC: 1,51 V; AC: 2,27 V

5. b

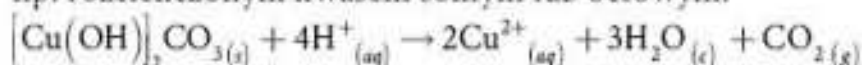
6. a) Tak, potas jest bardziej reaktywny niż glin. b) Nie, nikiel jest mniej reaktywny niż magnez.
 7. Półogniwa $\text{Ag}^+ | \text{Ag}$ oraz $\text{Au}^{3+} | \text{Au}$ mają bardzo wysokie potencjały standardowe, zatem metale bardzo niechętnie ulegają utlenieniu do jonów i są niereaktywne.

3. Korozja metali

1. anoda: $\text{Fe}_{(s)} \rightarrow \text{Fe}^{2+}_{(aq)} + 2e^-$



2. Warstwa tlenku glinu jest szczelna, warstwa tlenku żelaza(III) jest porowata.
 4. Głównym składnikiem patyny jest węglan hydroksomiedzi(II), który jak każdy węglan reaguje z rozcieńczonymi roztworami kwasów. Dlatego patynę można usunąć, działając np. rozcieńczonym kwasem solnym lub octowym.



5. b, c

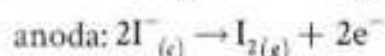
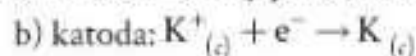
6. 250 kg chromu i 139 kg niklu

4. Elektroliza

1. a) katoda – ujemny, anoda – dodatni

b) katoda – redukcja, anoda – utlenianie

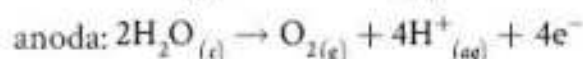
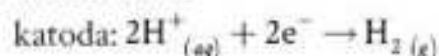
2. a) katoda – ciekły potas, anoda – gazowy jod



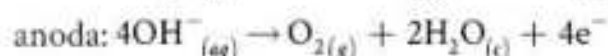
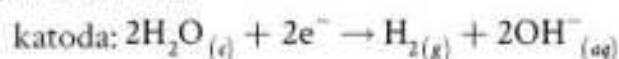
c) 3,46 V

3. nie, katoda – gazowy wodór, anoda – stały jod

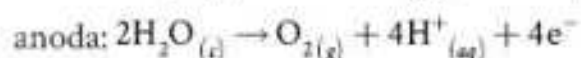
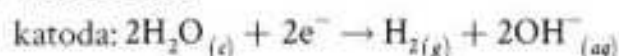
4. a) wodór i tlen



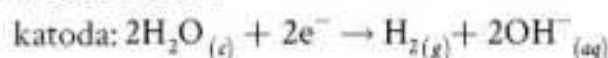
b) wodór i tlen



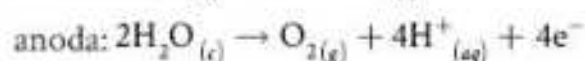
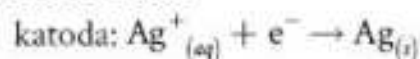
c) wodór i tlen



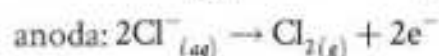
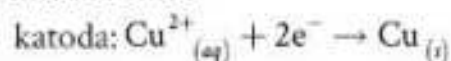
d) wodór i brom



e) srebro i tlen



f) miedź i chlor



5. O 11,4 g, na każdy mol wydzielonego tlenu, na katodzie wydzielają się 2 mole miedzi.

6. Nie, potencjał standardowy jest niższy niż dla wydzielania wodoru z wody.

Sprawdź, czy umiesz!

1. a) +, redukcja

b) -, utlenianie

c) -, redukcja

d) +, utlenianie

2. a) 2,01 V

b) 1,23 V

c) 1,67 V

3. +0,80 V. Ubytek masy cynku wskazuje, że stanowił anodę – jony cynku przechodziły do roztworu.

4. a) tak, $E^0(\text{Cr}^{3+} | \text{Cr}) < E^0(\text{H}^+ | \text{H}_2)$

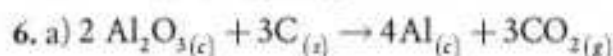
b) nie, $E^0(\text{Cu}^{2+} | \text{Cu}) > E^0(\text{H}^+ | \text{H}_2)$

c) przyspieszona korozja stali (żelaza), $E^0(\text{Fe}^{2+} | \text{Fe}) < E^0(\text{Cu}^{2+} | \text{Cu})$, żelazo będzie stanowiło anodę powstającego ogniwa

d) tak, utlenianie jonów jodkowych I^- do jodu I_2 , $E^0(\text{Fe}^{3+} | \text{Fe}^{2+}) < E^0(\text{I}_2 | \text{I}^-)$

e) nie, $E^0(\text{Mn}^{2+} | \text{Mn}) < E^0(\text{H}_2\text{O} | \text{H}_2)$

5. a) MnO_4^- ; b) Ag^+ ; O_2 w roztworze o odczynie kwasowym



b) 1222 kg

c) Nie. Energia elektryczna potrzebna do elektrolizy jest wytwarzana w konwencjonalnych elektrowniach spalających paliwa kopalne.

V Systematyka związków nieorganicznych

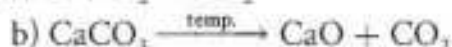
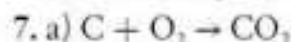
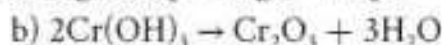
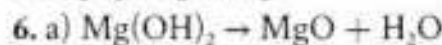
1. Tlenki – budowa, otrzymywanie i właściwości fizyczne

1. a) tlenek sodu, pentatlenek diazotu, tritlenek dimanganu, pentatlenek difosforu

b) tlenek sodu, tlenek azotu(V), tlenek manganu(III), tlenek fosforu(V)

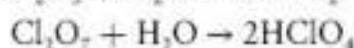
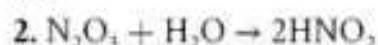
2. a) As_2O_3 , b) Co_3O_4 , c) N_2O_4

5. Al_2O_3 , MgO , K_2O



2. Tlenki kwasowe i tlenki zasadowe

1. c



3. a) CrO , Mn_2O_3
 b) $\text{CrO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CrCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{Mn}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{MnCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$

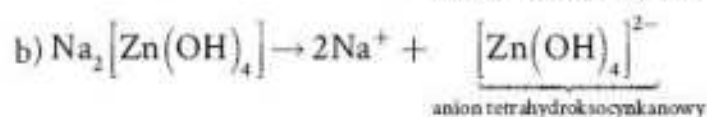
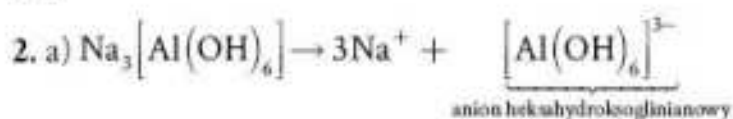
4. b

5. a) Na_2O
 b) SO_3
 c) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH}$
 $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$
 $\text{FeO} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2$
 $\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

6. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$
 $\text{CaO} + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$
 $\text{CO}_2 + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

3. Tlenki amfoteryczne i obojętne

1. b



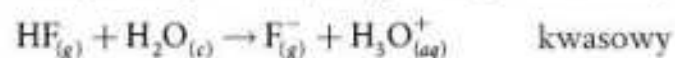
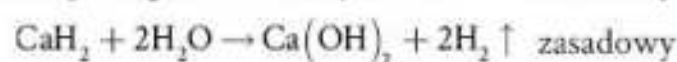
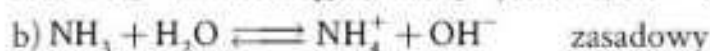
3. a) SO_3 , CO_2 , N_2O_5 , SiO_2 , CrO_3 , Mn_2O_7
 b) K_2O , BaO ,
 c) ZnO , Cr_2O_3 , Al_2O_3
 4. $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 6\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}_3[\text{Cr(OH)}_6]$

5. B

6. a) tlenek krzemu(IV) SiO_2
 b) tlenek siarki(VI) SO_3
 c) tlenek fosforu(V) P_4O_{10}
 d) tlenek sodu Na_2O

4. Wodorki

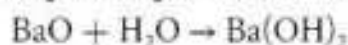
3. a) NH_3 – kowalencyjne, CaH_2 – jonowe, HF – kowalencyjne



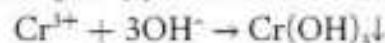
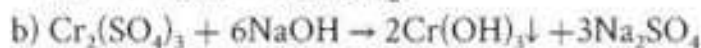
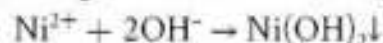
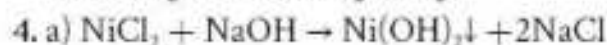
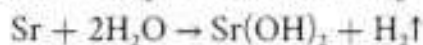
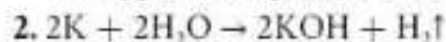
4. b

5. a) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$
 b) $2\text{Na} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{NaH}$
 c) $\text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 + 2\text{H}_2 \uparrow$
 6. a) $\text{HCl} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ substancje nie reagują ze sobą
 b) $\text{NaH} + \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow$ substancje nie reagują ze sobą
 c) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$
 d) $\text{NaH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$

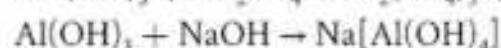
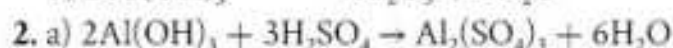
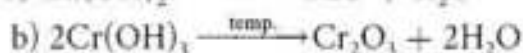
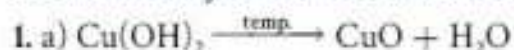
5. Budowa i otrzymywanie wodorotlenków



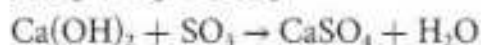
W wypadku Fe_2O_3 i ZnO reakcja z H_2O nie zachodzi.



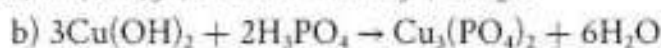
6. Chemiczny charakter wodorotlenków



b) właściwości amfoteryczne



4. 1. CuSO_4 , 2. Zn , 3. $\text{Mg}(\text{OH})_2$, 4. $\text{Cr}(\text{OH})_3$.



6. Cynk jest amfoteryczny i reaguje z alkaliarni.

7. Kwasy – budowa, podział i otrzymywanie

1. a) kwas fosforowy(III)

b) kwas manganowy(VI)

c) kwas manganowy(VII)

d) kwas arsenowy(V)

2. a) $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, kwas dichromowy(VI)

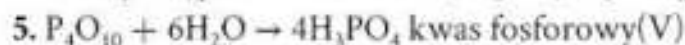
b) H_2CrO_4 , kwas chromowy(VI)

c) HClO_2 , kwas chlorowy(III)

3. H_2SO_4

4. kwasy dwuprotonowe – 2 : 1; H_2SO_4 , H_2SiO_3

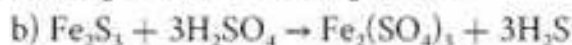
kwasy trójprotonowe – 3 : 1; H_3PO_4 , H_3AsO_3



6. a) NO_2 lub N_2O_3

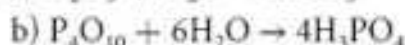
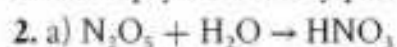
b) N_2O_5

c) SO_2



8. Właściwości kwasów

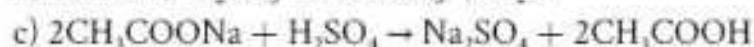
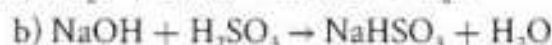
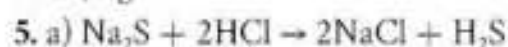
1. Pod wpływem wody powstają jony oksoniowe H_3O^+ .



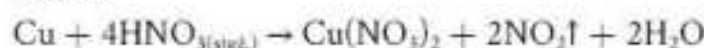
3. a) Mieszanina będzie musować i się pieniać.



4. 12,6 g



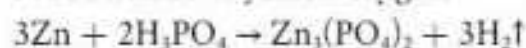
6. Probówka 1. Wydziela się brunatny gaz, roztwór zmienia kolor z bezbarwnego na niebieski.



Probówka 2. Mieszanina pieni się, wydzielają się pęcherzyki gazu.



Probówka 3. Wydziela się gaz.



9. Moc kwasów

2. a) HI, b) HClO₃, c) H₂SeO₄

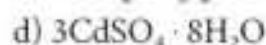
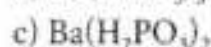
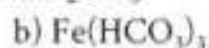
3. HClO > HBrO > HIO

4. H₄SiO₄ < H₃PO₄ < H₂SO₄ < HClO₄

5. a) H₃O⁺, b) PO₄³⁻

10. Sole – budowa, podział i otrzymywanie

1. a) K₂SiO₃



2. a) wodorofosforan(V) glinu

b) diwodorofosforan(V) cynku

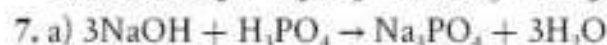
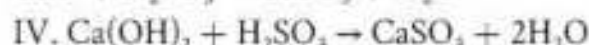
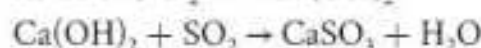
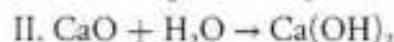
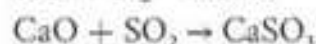
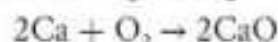
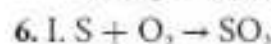
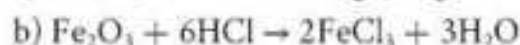
c) wodorosiarczan(VI) potasu

d) chlorek żelaza(III)–woda(1/6)

3. Nie, są to kwasy jednoprotone.

4. Ca(OH)₂, Al(OH)₃ – mogą tworzyć hydroksosole

H₃PO₄, H₂SO₄ – mogą tworzyć wodorosole



11. Właściwości soli

1. Mogą to być: a) AgNO_3 i Na_2S b) CuCl_2 i NaOH .
2. a) Nie, bo wytrąci się $\text{Fe}(\text{OH})_3$.
b) Tak.
c) Nie, bo wytrąci się AgBr .
3. a) Dodać BaCl_2 , osad wytrąci się tylko z roztworu Na_2SO_4 .
b) Dodać $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, osad wytrąci się tylko z roztworu H_2SO_4 .
4. a) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$
b) $\text{MgO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
c) $\text{MgO} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{MgSO}_4$
d) $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$

Sprawdź, czy umiesz!

1. a) NaOH , NaH , NaHCO_3 , NH_4Cl
b) H_2S , HF , NH_4Cl
$$\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^-$$
$$\text{HF} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_3\text{O}^+ + \text{F}^-$$
$$\text{NH}_4\text{Cl} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{Cl}^-$$
$$\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$$
2. a) 1. CO_2 , 2. CaCO_3
b) $2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{\text{temp.}} \text{Na}_2\text{O} + 2\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ lub $2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{\text{temp.}} \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ (w zależności od temperatury, w której przeprowadzana jest reakcja)
$$\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$$

c) tlenek sodu
3. a) Siarczan(VI) glinu po rozpuszczeniu w wodzie ulega dysocjacji i hydrolizie. W konsekwencji odczyn roztworu jest kwasowy.
b) siarczan(VI) baru, wodorotlenek glinu
c) Tlenek baru ma charakter zasadowy, reaguje z wodą, tworząc wodorotlenek, który neutralizuje jony H^+ , a jego nadmiar powoduje zasadowy odczyn roztworu.
d)
$$\text{Al}(\text{OH})_3(s) + 3\text{OH}^-(aq) \rightarrow [\text{Al}(\text{OH})_6]^{3-}(aq)$$
4. b
5. a) Roztwór $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ jest kwasowy, więc jąd jest zasadowy; b) 20%
6. c
7. a) $[\text{Ne}]3s^23p^5$
b) kowalencyjne spolaryzowane, kwasowy
c) +V
8. I. a) 2, b) 3, c) 1
II. a) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$
b) jak w 1.
9. a) $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
b) $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
c) $\text{ZnO} + \text{SO}_3 \rightarrow \text{ZnSO}_4$
d) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$
10. a
11.
$$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$$
$$3\text{H}^+ + 3\text{OH}^- \rightarrow 3\text{H}_2\text{O}$$
$$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaCl} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$$
$$\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$$

12. $\text{CuO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{CuO} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{H}_2\text{O}$
 $\text{K}_2\text{S} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{S}\uparrow$
 $\text{S}^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{S}\uparrow$
13. I $\text{Cu} + 4\text{HNO}_{3(\text{aq})} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 II $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{NaNO}_3$
 III $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{\text{temp.}} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
 IV $\text{CuO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
14. Obserwacje: malinowe zabarwienie fenoloftaleiny, czerwone – oranżu metylowego
 Wnioski: Roztwór NaNO_2 ma odczyn zasadowy.
 $\text{NaNO}_2 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{NO}_2^-$
 $\text{NO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HNO}_2 + \text{OH}^-$
 Roztwór $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ ma odczyn kwasowy.
 $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{NH}_4^+ + \text{SO}_4^{2-}$
 $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{O}^+$
15. $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$
 $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{KCl} \rightarrow \text{reakcja nie zachodzi}$
16. $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$, wodorosiarczan(VI) sodu
17. $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})\text{Cl} + \text{H}_2\text{O}$, 1 : 1
18. I. d), II. a
19. a) $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O}$
 b) $\text{Zn} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})}$
 c) $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_{3(\text{rozcz.})}$
 d) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH}$

VI Metale, niemetale i ich związki

1. Właściwości metali

1. a) miedź – doskonałe przewodnictwo elektryczne i kowalność
 b) glin – lekki, tańszy od miedzi
 c) srebro – połysk metaliczny
 d) złoto – miękkie, kowalne, ciągliwe, piękny blask i niezmiennosc, nie reaguje ze składnikami atmosfery
 e) wolfram – wysoka temperatura topnienia
 f) żelazo (stal) – wytrzymałość na rozciąganie, wysoka plastyczność

6. a

7. Warunkiem przewodzenia prądu elektrycznego przez substancje jest obecność w niej nośników ładunku, które mogą poruszać się w całym obszarze próbki. W kryształach metalicznych sodu są obecne zdelokalizowane elektrony. W kryształach jonowych chlorku sodu jony nie mogą się przemieszczać. Stopienie NaCl prowadzi do uwolnienia jonów, które mogą poruszać się swobodnie.

2. Litowce

1. Aktywność chemiczna litowców jest bardzo duża.
 2. Duża aktywność chemiczna litowców wynika z łatwości oddawania elektronu i przechodzenia w stan jonowy.

3. a) Li, b) Li, c) Cs, d) Cs
 4. Aktywność tych metali wzrasta w dół grupy, gdyż rośnie odległość elektronu walencyjnego od jądra atomowego i zmniejsza się siła związania tego elektronu z atomem.
 5. a) $2K + O_2 \rightarrow K_2O_2$
 b) $2K + 2H_2O \rightarrow 2KOH + H_2\uparrow$
 c) $2K + H_2SO_4 \rightarrow K_2SO_4 + H_2\uparrow$
 d) $2K + Br_2 \rightarrow 2KBr$

3. Berylowce

1. Bar, $Ba + 2H_2O \rightarrow Ba(OH)_2 + H_2\uparrow$
 2. a) Substancje nie reagują.
 b) $BeO + 2NaOH + H_2O \rightarrow Na_2[Be(OH)_4]$
 7. a) Na, b) K, c) Li
 8. a) litowce, b) berylowce, c) litowce, d) berylowce, e) litowce

4. Glin

2. I $2Al + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2$
 II $AlCl_3 + 3NaOH \rightarrow Al(OH)_3\downarrow + 3NaCl$
 III $2Al(OH)_3 \xrightarrow{temp} Al_2O_3 + 3H_2O$
 4. 13 g

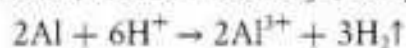
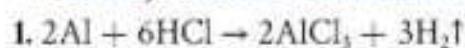
5. Żelazo

1. A – roztwór chlorowodoru, B – roztwór wodorotlenku sodu, C – tlen z powietrza i woda
 3. Do badanych roztworów należy dodać roztwór wodorotlenku sodu.
 $FeCl_2 + 2NaOH \rightarrow Fe(OH)_2\downarrow + 2NaCl$ wytrąca się zielony osad
 $FeCl_3 + 3NaOH \rightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3NaCl$ wytrąca się brązowy osad
 4. $2Fe^{2+} + H_2O_2 + 2H^+ \rightarrow 2Fe^{3+} + 2H_2O$
 5. A. $4Fe + 3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$
 B. $Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$
 C. $Fe_2O_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3H_2O$
 D. $2Fe(OH)_3 + 3H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 6H_2O$
 E. $2Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + 3H_2O$
 6. $FeO + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2O$
 $Fe_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2FeCl_3 + 3H_2O$
 7. a) $Fe + 2HCl \rightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$
 b) $2Fe + 3Cl_2 \rightarrow 2FeCl_3$

6. Reakcje metali z tlenem i wodą

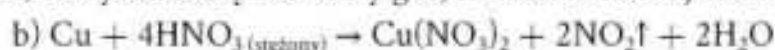
1. Bar wypiera wodór z wody w temperaturze pokojowej.
 $Ba + 2H_2O \rightarrow Ba(OH)_2 + H_2\uparrow$
 $Ba + 2H_2O \rightarrow Ba^{2+} + 2OH^- + H_2\uparrow$
 2. Żelazo reaguje z gorącą parą wodną.
 $3Fe + 4H_2O_{(para)} \rightarrow Fe_3O_4 + 4H_2\uparrow$
 3. a) $Zn + H_2O \rightarrow$ substancje nie reagują w temperaturze pokojowej
 b) $2Li + H_2O \rightarrow 2LiOH + H_2\uparrow$
 c) $Cr + H_2O \rightarrow$ substancje nie reagują w temperaturze pokojowej
 4. A – glin, B – srebro, C – żelazo, D – potas
 5. b

7. Reakcje metali z kwasami



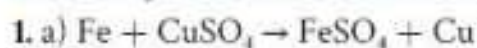
2. Fe

3. a) I. wydziela się brunatny gaz, II. nie ma żadnej widocznej zmiany



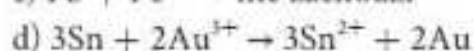
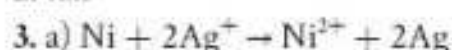
4. Cr i Al

8. Reakcje metali z solami innych metali



b) Fe jest silniejszym reduktorem niż Cu; jony Cu^{2+} są silniejszymi utleniaczami niż jony Fe^{2+} .

2. tak



4. b

5. d

6. d

7. c

9. Niemetale. Wodór

1. 17 i 18

2. a

3. Ponieważ są to silne utleniacze i w reakcji z metalami nie wypierają wodoru.

4. Miedź znajduje się poniżej wodoru w szeregu elektrochemicznym metali i nie wypiera go z kwasu. Z tego powodu miedź nie może wytwarzać wodoru w reakcji z rozcieńczonymi kwasami.

5. Przemieszczenie powietrza w dół wymaga gazu, który nie miesza się z powietrzem i ma od niego mniejszą gęstość. Wodór wprowadzie gęstość ma mniejszą niż powietrze, ale się z nim miesza.

7. H_2 ulega utlenieniu, O_2 – redukcji.

10. Tlen i siarka

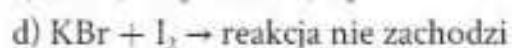
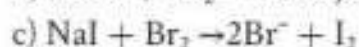
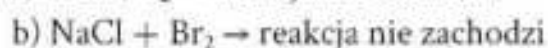
1. prawda: a, c, e; fałsz: b, d.

2. c

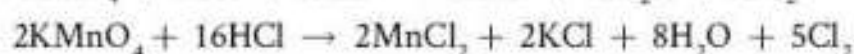
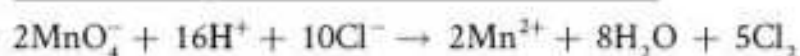
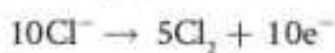
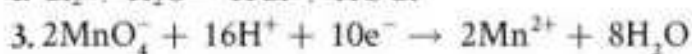
11. Fluorowce – część I

1. a) jod, b) chlor, c) fluor, d) brom

2. Jod jest najmniej aktywny ze wszystkich fluorowców, nie może wypierać bromu z jego soli.



12. Fluorowce – część II



4. jod

5. b

Sprawdź, czy umiesz!

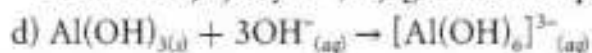
1. a) Reakcje chemiczne są podobne, ale berylłowce są mniej aktywne.

b) W grupie 2 układu okresowego, aby powstał jon, muszą zostać usunięte dwa elektrony atomu, to wymaga więcej energii.

2. a) Siarczan(VI) glinu po rozpuszczeniu w wodzie ulega dysocjacji i hydrolizie kationowej. W konsekwencji odczyn roztworu jest kwasowy.

b) siarczan(VI) baru, wodorotlenek glinu

c) Tlenek baru ma charakter zasadowy, reaguje z wodą, tworząc wodorotlenek, który neutralizuje jony H^+ , a jego nadmiar powoduje zasadowy odczyn roztworu.



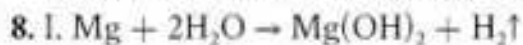
3. a

4. a

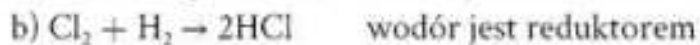
5. I. b

6. II, III

7. I. reakcja nie zachodzi



9. b, d

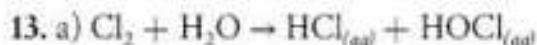
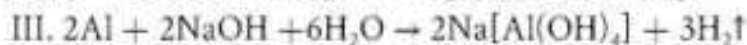
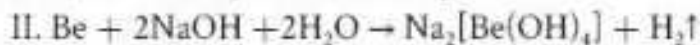


b) I. Substancją, która uległa utlenieniu, jest HCl.

II. Jeden mol KMnO_4 pobiera liczbę moli elektronów równą 5.

III. Stosunek molowy reduktora do utleniacza: 8 : 1.

12. I, IV – reakcje nie zachodzą



b) Chlor obniża stopień utlenienia z 0 do -I i podwyższa z 0 do +I.

c) HOCl

d) I

14. c

15. a

16. a, d

VII Zastosowania wybranych związków nieorganicznych

1. Tlenek krzemu(IV) i szkło

3. kwarc (kryształ górski, piasek, kwarcyt, piaskowiec), chalcedon, krzemionka bezpostaciowa (opal)
4. 4500 kg piasku, 1607 kg kredy, 1000 kg sody i 4000 kg stłuczki szklanej
6. koloidalne srebro (żółty), koloidalne złoto (czerwony), tlenek żelaza(II) lub tlenek chromu(III) (zielony), tlenek miedzi(I) (niebieski).

2. Skały wapienne

1. Podobieństwa: kryształy jonowe, zawierają aniony węglanowe; różnice: inna struktura krystaliczna, dolomit zawiera dwa rodzaje kationów, kalcyt i aragonit – jeden rodzaj.
2. 22% wapnia, 13% magnezu
3. Działanie kwasu na skały. Tatry Zachodnie są zbudowane z wapieni, Tatry Wysokie z granitu.
4. 448 kg wapna palonego; 592 kg wapna gaszonego
6. Zasadowy. W jaskini woda ma kontakt z podłożem wapiennym. Nieco węglanu wapnia rozpuszcza się w wodzie. Jony węglanowe ulegają hydrolizie i powstaje pewna ilość jonów wodorotlenkowych: $\text{CO}_3^{2-}(\text{aq}) + \text{H}_2\text{O}(\text{l}) \rightleftharpoons \text{HCO}_3^{-}(\text{aq}) + \text{OH}^{-}(\text{aq})$

3. Gips. Hydraty soli

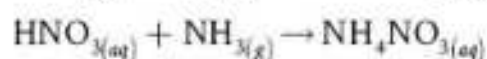
1. 0,204 g
2. gips $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, anhydryt CaSO_4 , bassanit $(\text{CaSO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
4. $\text{CaSO}_4(\text{s}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{g}) \rightarrow \text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}(\text{s})$. Masa wzrośnie o 26,5%.
5. a, d
6. $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{CuSO}_4(\text{s}) + 5\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
 $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}(\text{s}) \rightarrow \text{CoCl}_2(\text{s}) + 6\text{H}_2\text{O}(\text{g})$
7. a) trihydrat octanu sodu, b) tetrahydrat chlorku żelaza(II), c) dekahydrat węglanu sodu
8. sześć

4. Twardość wody

2. Dobrze: źródło soli mineralnych w wodzie pitnej. Złe: ryzyko powstawania kamienia kotłowego, pogorszenie warunków prania i zmywania.
3. 140 mg
5. Argumenty za: dobry i tani środek zmiękczający, nie powoduje wytrącania osadów; przeciw: po przedostaniu się do środowiska wywołuje zjawisko eutrofizacji wód.
6. Sól jest niezbędna do regeneracji żywicy jonowymiennej usuwającej jony wapnia i magnezu z wody.

5. Nawozy

4. a) 35,0%; b) 16,5%; c) 26,2%; d) 46,7%; kolejność: $d > a > c > b$
5. a), b) podwyższenie szybkości reakcji; c) przesunięcie równowagi w kierunku produktów (w wyniku reakcji następuje zmniejszenie objętości gazowej mieszaniny reakcyjnej); d) przesunięcie równowagi w kierunku produktów (oziębienie powoduje skroplenie amoniaku i usuwanie produktu reakcji z gazowej mieszaniny reakcyjnej).
6. $\text{N}_{2(\text{g})} + 3\text{H}_{2(\text{g})} \xrightleftharpoons{\text{Fe}} 2\text{NH}_{3(\text{g})}$
 $4\text{NH}_{3(\text{g})} + 5\text{O}_{2(\text{g})} \xrightarrow{\text{Pt/Rh}} 4\text{NO}_{(\text{g})} + 6\text{H}_2\text{O}_{(\text{g})}$
 $2\text{NO}_{(\text{g})} + \text{O}_{2(\text{g})} \rightarrow 2\text{NO}_{2(\text{g})}$



7. Fosforan(V) wapnia $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ w bardzo niewielkim stopniu rozpuszcza się w wodzie, a diwodorofosforan(V) wapnia $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ rozpuszcza się znacznie lepiej, rośliny mogą zatem pobierać fosfor z gleby w formie jonów diwodorofosforanowych(V) H_2PO_4^- .
8. Zalety: wysoka wydajność plonów roślinnych; wady: niekorzystny wpływ na środowisko naturalne.

Sprawdź, czy umiesz!

1. a – D, b – B, c – D, d – C, e – A
2. a) $2\text{HNO}_{3(aq)} + \text{CaCO}_{3(s)} \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_{2(aq)} + \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$; produkcja nawozów sztucznych, nawozy azotowe
 b) $\text{CaCO}_{3(s)} \rightarrow \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$; $\text{CaO}_{(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_{2(aq)}$; produkcja wapna, wapno gaszone (zaprawa wapienna)
 c) $\text{CaCO}_{3(s)} \rightarrow \text{CaO}_{(s)} + \text{CO}_{2(g)}$; $\text{CaO}_{(s)} + \text{SiO}_{2(s)} \rightarrow \text{CaSiO}_{3(s)}$; produkcja szkła, składnik szkła
3. a) na wiązaniu tlenku siarki(IV) SO_2 o charakterze kwasowym przez tlenek wapnia CaO o charakterze zasadowym
 b) siarczan(IV) wapnia: $\text{SO}_{2(g)} + \text{Ca}(\text{OH})_{2(aq)} \rightarrow \text{CaSO}_{3(s)} + \text{H}_2\text{O}_{(l)}$
 c) siarczan(IV) wapnia $\text{CaSO}_{3(s)}$ zostanie utleniony do siarczanu(VI) wapnia $\text{CaSO}_{4(s)}$
4. a) węglan wapnia CaCO_3 , węglan magnezu MgCO_3 i wodorotlenek magnezu $\text{Mg}(\text{OH})_2$
 b) przemijającą
 c) gruba warstwa osadu utrudnia przenikanie ciepła przez ścianki czajnika, zagotowanie wody wymaga dłuższego ogrzewania
 d) dodatek trifosforanu(V) sodu zapobiegne wydzielaniu się kamienia, ale wówczas woda nie będzie nadawała się do picia
 e) węglan wapnia oraz węglan i wodorotlenek magnezu reagują z kwasami, zatem kamień można usunąć wodnym roztworem kwasu; kwas należy tak dobrać, aby nie atakował metalowych ścianek czajnika, można zastosować rozcieńczone roztwory kwasu octowego, mlekowego, cytrynowego
5. $e \approx a < d < c < b$
6. a) $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$, monohydrat diwodorofosforanu(V) wapnia
 b) hydrat 24,6% fosforu; sól bezwodna 26,4% fosforu

Indeks

A

adsorpcja 19, 356
agat 353
akumulator
 kwasowo-ołowiowy 159
alkalia 228
amoniak 328
anhydryt 372
anoda 154, 164
aragonit 362
azotan(V) sodu 288

B

bakterie brodawkowe 387
baterie
 alkaliczne 158
 cynkowo-węglowe 157
 litowo-jonowe 160
 rtęciowe 158
beryl 296
berylowce 290
boksyt 301

C

chalcedon 353
chlorek sodu 287
chromatografia 19
 bibułowa 19
 cienkowarstwowa 21
czynnik utleniający 118

D

dekantacja 25
dobieranie współczynników metodą bilansu
elektronowo-jonowego 135
dolomit 363
dysocjacja elektrolityczna 52, 252

E

efekt Tyndalla 12
elektroda 154
elektroforeza 22
elektrolit 154, 176
elektrolity 59
 mocne 60
 słabe 60
eutrofizacja 383

F

faza 8
 rozpraszająca 11
 rozproszona 11
 ruchoma 21
 stacjonarna 21
fluorowcowodory 328

G

gips 372
glin 298

H

hematyt 308
hydraty 258, 259, 371, 372
hydroksosole 257, 259
hydroliza 90

I

iloczyn jonowy wody 74
iloczyn rozpuszczalności 109

J

jon oksoniowy 53
jony wielosiarczkowe 333

K

kalcyt 362
kamień kotłowy 381
katoda 154, 164
klucz elektrolityczny 153
koagulacja 13
korozja 174
korund 301
kreda 364
krystalizacja 26
kryształ kowalencyjny 353
kwarc 353
kwas
 Brønsteda–Lowry’ego 64
 fosforowy(V) 55
 siarkowy(IV) 54
 siarkowy(VI) 54

kwasy

 mocne 52
 nieutleniające 244
 słabe 52
 utleniające 245

L

liczby Stocka 258
litowce 282, 344

Ł

ługi 228

M

magnetyt 308
marmur 364
metale
 ciężkie 279
 lekkie 279
metoda
 ekstrakcyjna 16
 strąceniowa 16
mieszaniny 10
minerały 352

N

nawozy
 naturalne 388
 sztuczne 389
nieelektrolity 59
niemetale 325

O

ochrona

katodowa 180

protektorowa 180

odparowywanie 18

ogniwo

galwaniczne 153

nieodwracalne 156, 159

odwracalne 156, 159

onyks 353

P

pasywacja 299, 312

perhydrol 203

piasek 354

piryt 308

potencjał

elektryczny 163

standardowy 164

półogniwo 154

prawo minimum 387

proces Habera–Boscha 390

R

reakcja

autoprotolizy 74

strącania 105

zobojętniania 93

reakcje

utleniania i redukcji 116

redukcja 117, 130

reduktor 118, 131

reszta kwasowa 239

rozpuszczalność 38

roztwory właściwe 11

ruchy Browna 12

S

sączenie (filtracja) 24

SEM 156

siarczan(VI) baru 296

siarczan(VI) glinu 301

siarczan(VI) wapnia 371

siarczki 333

siarka 333

siarkowodór 328

skały 352

sole

podwójne 257, 259

proste (obojętne) 256

spalanie 204

stal nierdzewna 181

stała

kwasowości 70

zasadowości 72

stan równowagi 70

stężenie

molowe 34

procentowe 29

stopień dysocjacji 60

stopień utlenienia 121, 122

syderyt 308

szereg elektrochemiczny 167

szkło wodne 355

T

techniki elektroforetyczne 22

termit 301

tlenek

berylu 294

magnezu 296

tlenki 201, 331

amfoteryczne 216

kwasowe 209

zasadowe 208

trifosforan(V) sodu 383

twardość wody

przemijająca 381

trwała 381

U

układ

heterogeniczny 8

homogeniczny 8

koloidalny 11

utleniacz 118, 131

utleniacz (dezelektronator) 118

utlenianie 117, 130

W

węglan sodu 287, 383

węglan wapnia 295

wirowanie 26

woda

miękka 380

twarda 380

woda chlorowa 342

wodorki 220

kowalencyjne 223

metaliczne 222

typu soli 222

wodorosole 256, 259

wodorotlenek sodu 288

wodorotlenki 227

amfoteryczne 235

zasadowe 234

wodorowęglan sodu 288

wskaźniki kwasowo-zasadowe 78

Z

zasada

Brønsteda–Lowry'ego 64

zasady 229

zateżanie roztworów 18

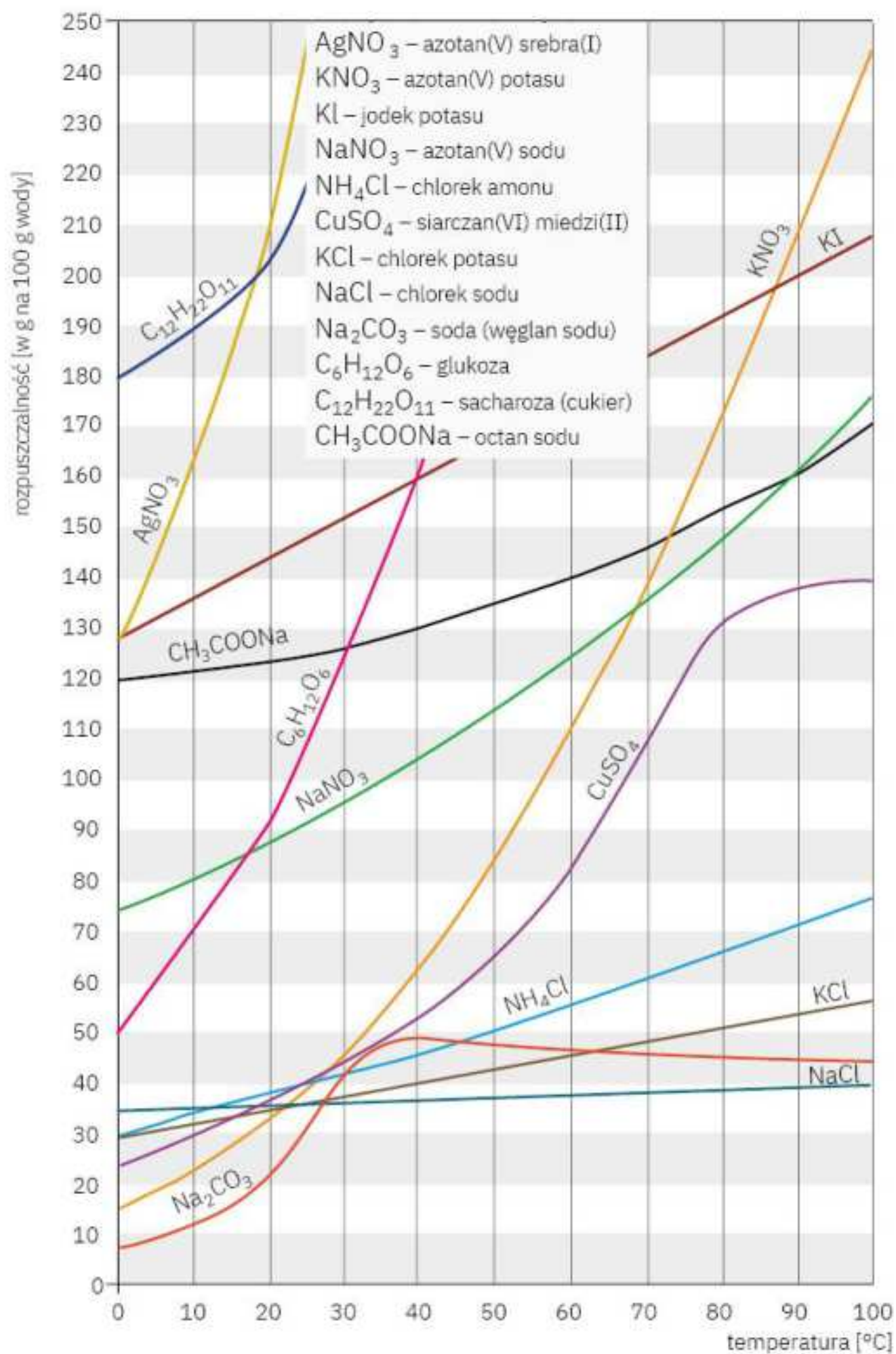
zawiesiny 13

Ż

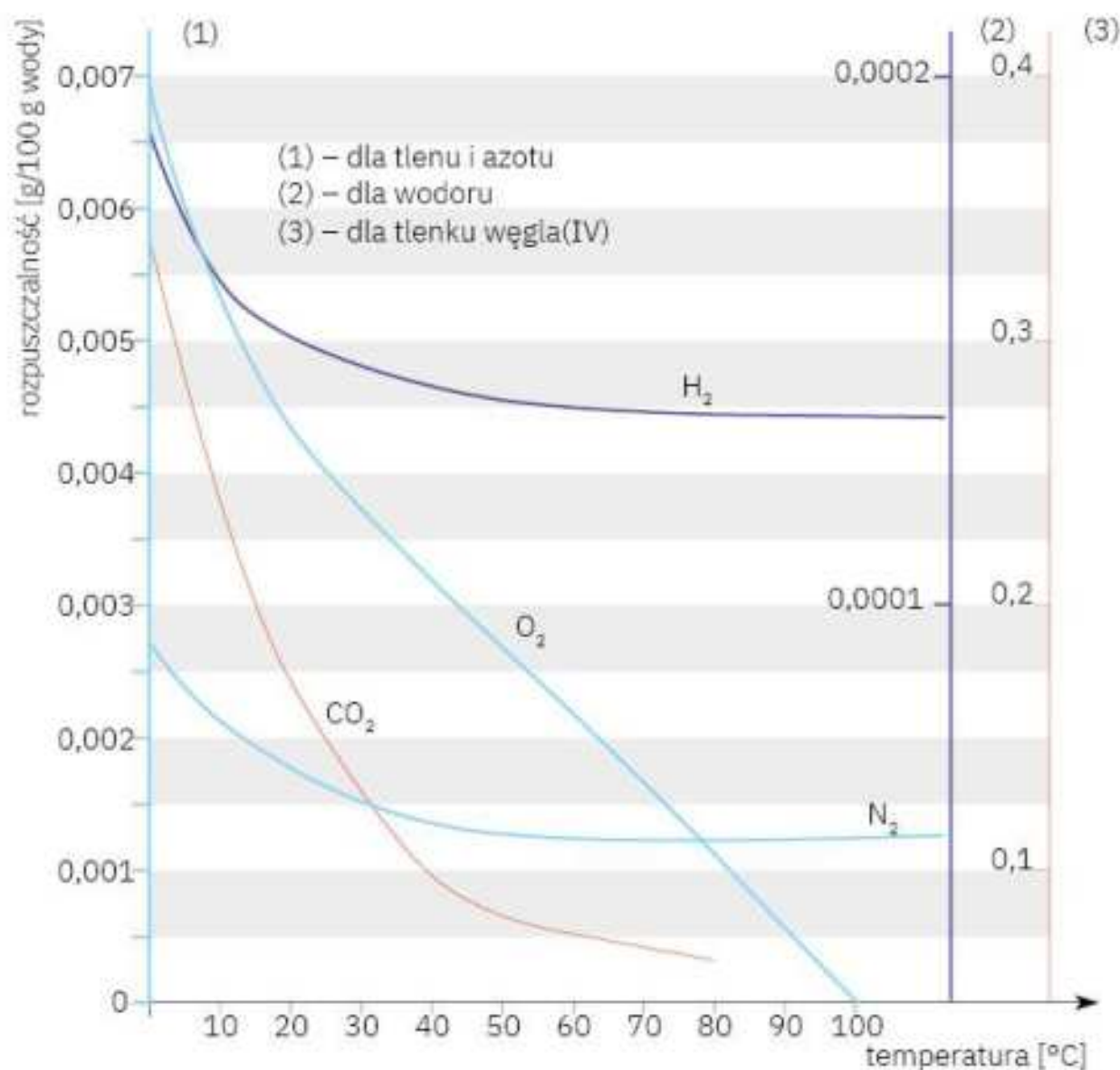
żel krzemionkowy 356

żywice jonowymienne 384

Zależność rozpuszczalności przykładowych substancji stałych od temperatury



Zależność rozpuszczalności przykładowych substancji gazowych od temperatury



Kationy i aniony najczęściej spotykane w solach

Kationy

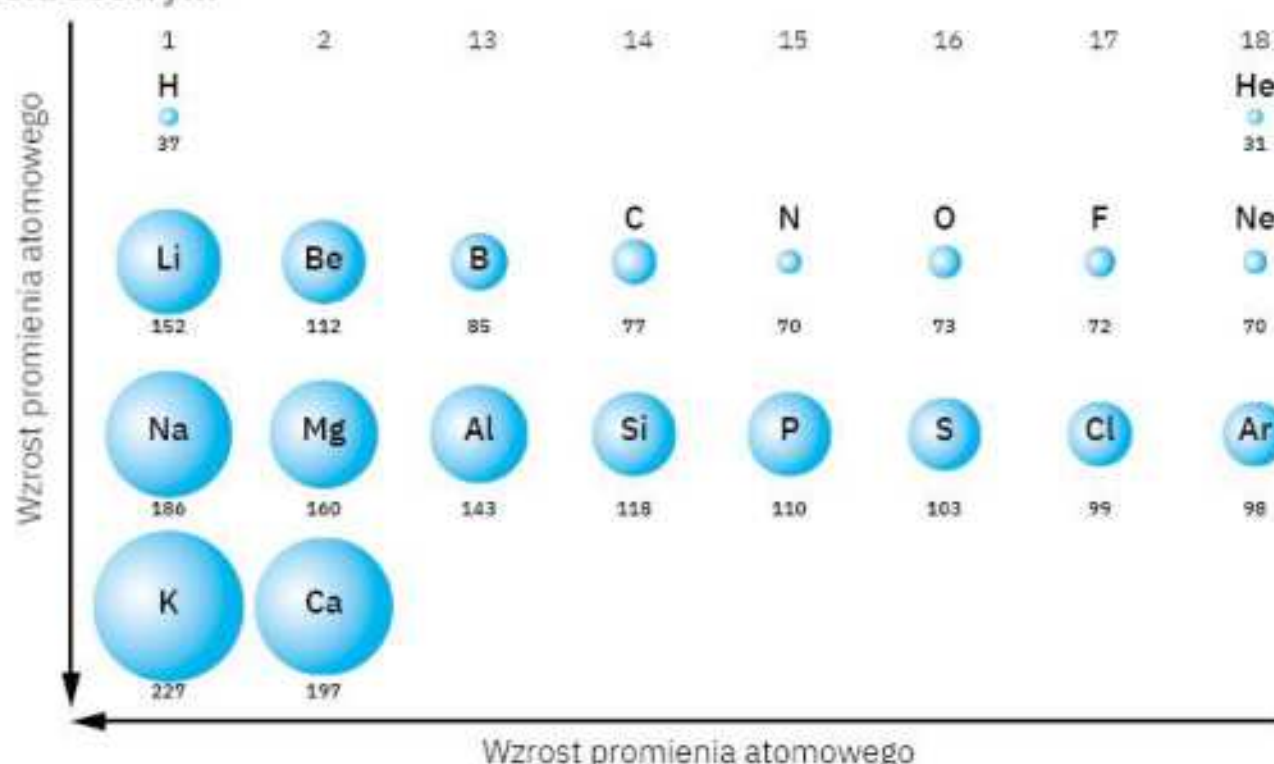
Nazwa	Wzór	Nazwa	Wzór	Nazwa	Wzór
amonu	NH_4^+	litu	Li^+	rtęci(II)	Hg^{2+}
baru	Ba^{2+}	magnezu	Mg^{2+}	sodu	Na^+
chromu(III)	Cr^{3+}	manganu(II)	Mn^{2+}	srebra	Ag^+
cynku	Zn^{2+}	miedzi(I)	Cu^+	wapnia	Ca^{2+}
cyny(II)	Sn^{2+}	miedzi(II)	Cu^{2+}	złota(I)	Ag^+
glinu	Al^{3+}	niklu(II)	Ni^{2+}	złota(III)	Ag^{3+}
kadmu	Cd^{2+}	ołowiu(II)	Pb^{2+}	żelaza(II)	Fe^{2+}
kobaltu(II)	Co^{2+}	potasu	K^+	żelaza(III)	Fe^{3+}

Aniony

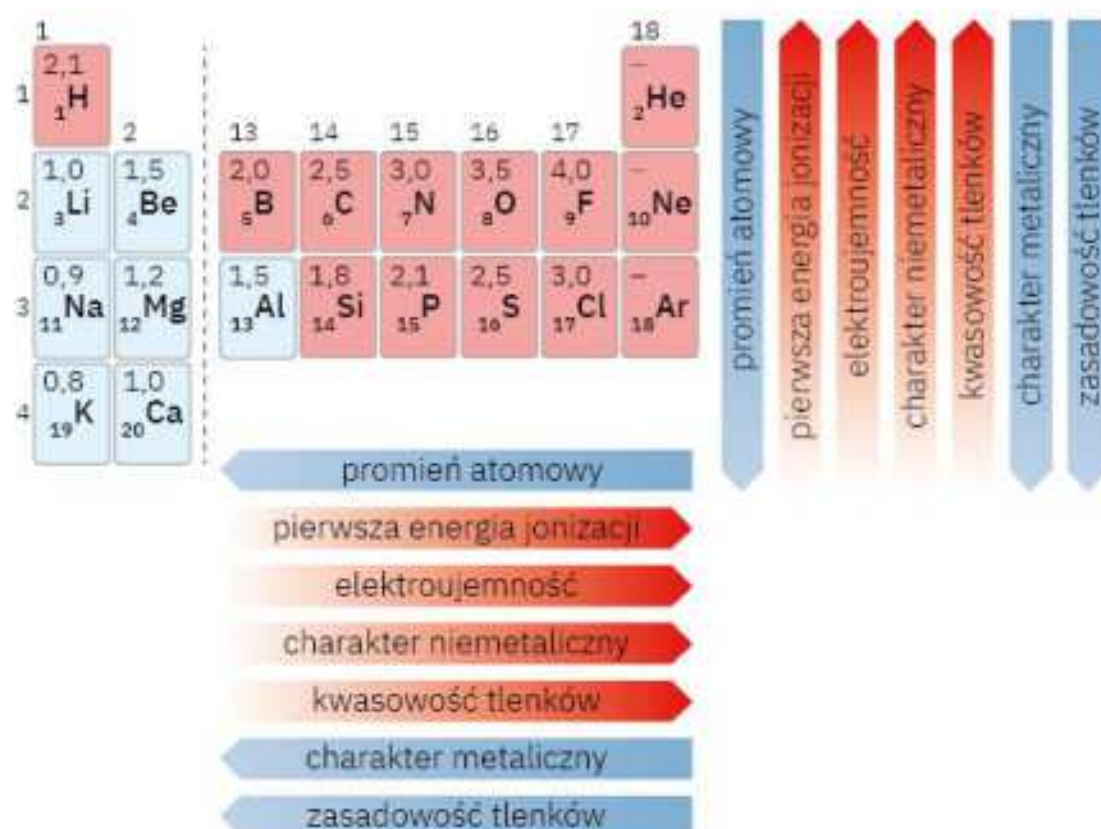
Aniony kwasów beztlenowych				
kwas, od którego pochodzi anion		anion		sól
nazwa	wzór	nazwa	wzór	nazwa
bromowodorowy	HBr	bromkowy	Br^-	bromek
chlorowodorowy (solny)	HCl	chlorkowy	Cl^-	chlorek
fluorowodorowy	HF	fluorkowy	F^-	fluorek
jodowodorowy	HI	jodkowy	I^-	jodek
siarkowodorowy	H_2S	siarczkowy	S^{2-}	siarczek

Aniony kwasów tlenowych				
kwas, od którego pochodzi anion		anion		sól
nazwa	wzór	nazwa	wzór	nazwa
kwas azotowy(III)	HNO_2	azotanowy(III)	NO_2^-	azotan(III)
kwas azotowy(V)	HNO_3	azotanowy(V)	NO_3^-	azotan(V)
kwas siarkowy(IV)	H_2SO_3	siarczanowy(IV)	SO_3^{2-}	siarczan(IV)
kwas siarkowy(VI)	H_2SO_4	siarczanowy(VI)	SO_4^{2-}	siarczan(VI)
kwas fosforowy(V)	H_3PO_4	fosforanowy(V)	PO_4^{3-}	fosforan(V)
kwas metakrzemowy	H_2SiO_3	metakrzemowy	SiO_3^{2-}	metakrzemian
kwas węglowy	H_2CO_3	węglowy	CO_3^{2-}	węglan
kwas chromowy(VI)	H_2CrO_4	chromianowy(VI)	CrO_4^{2-}	chromian(VI)
kwas dichromowy(VI)	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	dichromianowy(VI)	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	dichromian(VI)
kwas manganowy(VII)	HMnO_4	manganianowy(VII)	MnO_4^-	manganian(VII)

Zmiana promieni atomowych pierwiastków bloku s i p w układzie okresowym



Wybrane właściwości pierwiastków chemicznych a położenie tych pierwiastków w układzie okresowym



Szereg elektrochemiczny wybranych metali

	Metal	Schemat półogniwa	$E^0(\text{V})$
	złoto	$\text{Au}^{3+} \text{Au}_{(s)}$	+1,50
	srebro	$\text{Ag}^+ \text{Ag}_{(s)}$	+0,80
	miedź	$\text{Cu}^{2+} \text{Cu}_{(s)}$	+0,34
	wodór	$2\text{H}^+ \text{H}_{2(s)}$	0,00
	ołów	$\text{Pb}^{2+} \text{Pb}_{(s)}$	-0,13
	nikiel	$\text{Ni}^{2+} \text{Ni}_{(s)}$	-0,25
	kobalt	$\text{Co}^{2+} \text{Co}_{(s)}$	-0,28
	żelazo	$\text{Fe}^{2+} \text{Fe}_{(s)}$	-0,44
	chrom	$\text{Cr}^{3+} \text{Cr}_{(s)}$	-0,74
	cynk	$\text{Zn}^{2+} \text{Zn}_{(s)}$	-0,76
	glin	$\text{Al}^{3+} \text{Al}_{(s)}$	-1,66
	magnez	$\text{Mg}^{2+} \text{Mg}_{(s)}$	-2,37
	sód	$\text{Na}^+ \text{Na}_{(s)}$	-2,71
	wapń	$\text{Ca}^{2+} \text{Ca}_{(s)}$	-2,87
	potas	$\text{K}^+ \text{K}_{(s)}$	-2,93
	lit	$\text{Li}^+ \text{Li}_{(s)}$	-3,05

Wzrost reaktywności

Tabela rozpuszczalności najczęściej spotykanych wodorotlenków i soli

	OH ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻	
NH ₄ ⁺	○	○	○	○	○	○	○	○	○	NH ₄ ⁺
Na ⁺	○	○	○	○	○	○	○	○	○	Na ⁺
K ⁺	○	○	○	○	○	○	○	○	○	K ⁺
Mg ²⁺	▽	○	○	○	◆	○	○	▽	▽	Mg ²⁺
Ca ²⁺	▽	○	○	○	◆	▽	○	▽	▽	Ca ²⁺
Ba ²⁺	▽	○	○	○	◆	▽	○	▽	▽	Ba ²⁺
Al ³⁺	▽	○	○	○	◆	○	○	◆	▽	Al ³⁺
Pb ²⁺	▽	▽	▽	▽	▼	▽	○	▽	▽	Pb ²⁺
Cr ³⁺	▼	●	●	●	◆	●	●	▼	▼	Cr ³⁺
Mn ²⁺	▽	●	●	●	▼	●	●	▽	▽	Mn ²⁺
Fe ²⁺	▼	●	●	◆	▼	○	○	▼	▼	Fe ²⁺
Fe ³⁺	▼	●	●	◆	◆	●	●	◆	▽	Fe ³⁺
Co ²⁺	▽	●	●	●	▼	●	●	▽	▽	Co ²⁺
Ni ²⁺	▼	●	●	●	▼	●	●	▼	▼	Ni ²⁺
Cu ²⁺	▼	●	●	◆	▼	●	●	▼	▼	Cu ²⁺
Zn ²⁺	▽	○	○	○	▽	○	○	▽	▽	Zn ²⁺
Cd ²⁺	▽	○	○	○	▽	○	○	▽	▽	Cd ²⁺
Hg ²⁺	▽*	○	▽	▼	▼	○	○	▼	▽	Hg ²⁺
Ag ⁺	▼*	▽	▽	▽	▼	○	○	▽	▽	Ag ⁺
	OH ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₄ ²⁻	NO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻	

Symbol ▽ oznacza, że w wyniku reakcji kationu z anionem powstaje osad odpowiedniej trudno rozpuszczalnej soli o kolorze takim jak kolor wypełnienia symbolu.

Symbol ○ oznacza, że odpowiedni kation i anion tworzą sól rozpuszczalną w wodzie, a zabarwienie roztworu odpowiada kolorowi wypełnienia.

Symbol ◆ oznacza, że reakcja kationu z anionem ma bardziej skomplikowany przebieg i powstają w niej inne produkty.

Symbol * oznacza, że w wyniku reakcji kationu metalu z jonem wodorotlenkowym powstają tlenki, a nie wodorotlenki (np. HgO, Ag₂O).

[illegible]