

Chemia



Zmiana MEN 2024



Oznaczono usunięte
i zmienione treści

1

Podręcznik dla
branżowej szkoły I stopnia

OPERON
Edukacja jest podróżą

Chemia

Podręcznik dla
branżowej szkoły I stopnia
dla

absolwentów ośmioletniej szkoły podstawowej

1

Artur Sikorski

 **OPERON**
Edukacja jest podróżą

2024

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

Zdjęcia: Shutterstock, Wikipedia/LukaszKadlewa/CC BY-SA 4.0

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 na III etapie edukacyjnym – branżowa szkoła I stopnia dla uczniów będących absolwentami ośmioletniej szkoły podstawowej, na podstawie opinii rzeczoznawców: dr. Karola Dudka-Różyckiego, prof. dr. hab. inż. Jana Kalembkiewicza i mgr. Michała Ratajczaka.

Etap edukacyjny: III

Typ szkoły: branżowa szkoła I stopnia (dla absolwentów ośmioletniej szkoły podstawowej)

Rok dopuszczenia: 2019

Numer dopuszczenia: 1080/2019

© Copyright by OPERON Sp. z o.o. & Artur Sikorski

Gdynia 2019

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

N6929

Wydawca:

OPERON Sp. z o.o.

81-541 Gdynia, al. Zwycięstwa 96/98

tel. centrali 58 679 00 00

e-mail: info@operon.pl

www.operon.pl

ISBN 978-83-7879-873-6

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



Takim symbolem oznaczono treści usunięte z podstawy programowej.



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

Spis treści

Metale i niemetale

1. Wewnętrzna budowa materii	9
2. Układ okresowy pierwiastków	20
3. Rodzaje wiązań chemicznych.....	30
4. Właściwości fizyczne i chemiczne substancji	42
5. Alotropia pierwiastków. Alotropowe odmiany węgla	56
6. Właściwości i zastosowania wybranych niemetalu	65
7. Właściwości i zastosowania wybranych metali	75
8. Właściwości i zastosowania wybranych stopów metali	85
9. Reakcje utleniania i redukcji.....	95
10. Ogniwa galwaniczne	105
11. Chemiczne źródła prądu	118
12. Korozja metali i ich stopów oraz metody jej zapobiegania	129



Związki nieorganiczne i ich znaczenie

13. Budowa, otrzymywanie oraz właściwości fizyczne wybranych tlenków.....	143
14. Właściwości chemiczne oraz zastosowania wybranych tlenków	152
15. Budowa, otrzymywanie, właściwości oraz zastosowania wybranych wodoroków.....	161
16. Budowa, otrzymywanie, właściwości oraz zastosowania wybranych wodorotlenków.....	171
17. Budowa i podział kwasów. Otrzymywanie, właściwości i zastosowania wybranych kwasów beztlenowych.....	179
18. Otrzymywanie, właściwości i zastosowania wybranych kwasów tlenowych.....	186
19. Budowa, otrzymywanie, właściwości oraz zastosowania wybranych soli	194
20. Rozpuszczalność substancji.....	204
21. Stężenie procentowe roztworu	212
22. Sposoby zmiany stężenia roztworu	219

Indeks	227
Tablice	229

Wstęp

Jak jest zbudowany nasz podręcznik

Podręcznik do chemii dla szkół branżowych I stopnia został zaprojektowany z uwzględnieniem waszych potrzeb i stylu nauki. Pomoże wam szybko przyswoić niezbędne informacje, skutecznie powtórzyć wiadomości oraz przygotować się do sprawdzianów i kartkówek.

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

1. Wewnętrzna budowa materii

Czy potraficie sobie wyobrazić wielkość cząstelek materii i budowę atomów? Zaczynamy od bardzo trudnej wyobraźni, czyli atomu, który ma średnicę rzędu 100 miliardów metrów. W przybliżeniu byłby on tak wielki, jak wielkość atomu 100 miliardów metrów. W przybliżeniu byłby on tak wielki, jak wielkość atomu 100 miliardów metrów.

Podobnie budowę atomu staraliśmy się do zrozumienia przez rozpraszanie elektronów, nie przynosiło to jednak sukcesu, aż do lat czterdziestych XX wieku, kiedy to odkryto, że atom składa się z jądra atomowego i elektronów.

1.1. Ogólna budowa materii

Człowiek od zawsze próbował zrozumieć, z czego jest zbudowana rzeczywistość. Najbardziej oczywiste jest, że materia, która go otacza, jest zbudowana z cząstelek. Człowiek od zawsze próbował zrozumieć, z czego jest zbudowana rzeczywistość. Najbardziej oczywiste jest, że materia, która go otacza, jest zbudowana z cząstelek.

Wszystkie składniki materii są zbudowane z cząstelek (rys. 1.1).



Rys. 1.1. Budowa materii.

Ze względu na skład chemiczny wyróżniamy substancje proste, czyli pierwiastki chemiczne, oraz substancje złożone, czyli związki chemiczne. Pierwiastki to substancje złożone z cząstelek, które nie można rozłożyć na prostsze substancje. Związki chemiczne to substancje złożone z cząstelek, które można rozłożyć na prostsze substancje.

21. Stężenie procentowe roztworu

Czy pamiętacie, jak obliczyć stężenie procentowe roztworu? Na przykładzie roztworu soli w wodzie. Wody używamy do picia, a sól do gotowania. Wody używamy do picia, a sól do gotowania. Wody używamy do picia, a sól do gotowania.

21.1. Definicja stężenia

Podczas przygotowywania roztworu w laboratorium chemicznym, przygotowujemy roztwór, a także w życiu codziennym przygotowujemy roztwór, a także w życiu codziennym przygotowujemy roztwór.

Stężenie procentowe masy to stosunek masy substancji rozpuszczonej do masy roztworu.

Stężenie procentowe masy to stosunek masy substancji rozpuszczonej do masy roztworu.



Rys. 21.1. Woda produkowana z tego rodzaju wody to roztwór o określonym stężeniu procentowym.

Na etykietach wielu produktów domowych, takich jak soki, naleśniki, czy inne produkty, często znajduje się informacja o stężeniu procentowym roztworu (rys. 21.1). Na podstawie definicji stężenia procentowego możemy obliczyć skład tych roztworów. Woda używana do picia to 3-procentowy roztwór natrium w wodzie, co oznacza, że w 100 g roztworu znajduje się 3 g natrium. Na niektórych produktach stężenie procentowe masy jest oznaczane symbolem % wag. lub w/v.

Podręcznik zawiera tylko niezbędne wiadomości ujęte w jasno i prosto sformułowanych tematach.

Przystępny język publikacji ułatwi wam zrozumienie treści i pozytywnie nastawi was do materiału.

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

Definicje, prawa i zasady wyróżniono kolorową ramką. Dzięki temu od razu je zauważycie i szybko znajdziecie podczas powtórek.

Tabele i wykresy pomogą wam usystematyzować wiedzę.

Wyznaczenie stopni utlenienia odbywa się według odpowiednich reguł (tab. 9.3).
Tab. 9.3. Reguły wyznaczania stopni utlenienia

Reguła	Przykład
1. W stanie wolnym pierwiastki mają stopień utlenienia 0, niezależnie od formy cząsteczki w cząsteczce.	O_2, H_2, C, Fe, S_8
2. Fluor w związkach przyjmuje zawsze stopień utlenienia -1.	UF_4, CaF_2, FeF_3
3. Tlen w związkach chemicznych ma stopień utlenienia -2, z wyjątkiem nadtlenków, peroksydów oraz związków z borem.	$CO_2, CO, H_2O_2, H_2O, B_2O_3, H_2O_2, K_2O_2, Fe_2O_3$
4. Woda w związkach chemicznych przyjmuje stopień utlenienia 1, z wyjątkiem wodorotlenków potasowych w 1 i 2 grupie układu okresowego, w których przyjmuje stopień utlenienia -1.	$HCl, HNO_3, H_2CO_3, NaOH, Ca(OH)_2$
5. Woda potasowa w 1 grupie układu okresowego ma stopień utlenienia 1, a potasowa w 2 grupie - stopień utlenienia 0.	$KOH, NaOH, CaO, MgO$
6. Suma stopni utlenienia wszystkich pierwiastków wchodzących w skład związku chemicznego jest równa 0.	$CO_2, Fe_2O_3, H_2O, H_2O_2, H_2O, H_2O, H_2O, H_2O$
7. Stopień utlenienia pierwiastka w jonie prostym jest równy jego ładunkowi. Suma stopni utlenienia wszystkich atomów wchodzących w skład jonu złożonego jest równa ładunkowi tego jonu.	$SO_4^{2-}, NO_3^-, CO_3^{2-}, PO_4^{3-}, NH_4^+, H_2PO_4^-, HPO_4^{2-}, H_2PO_4^-, HPO_4^{2-}, H_2PO_4^-, HPO_4^{2-}$

9.3. Wyznaczenie stopni utlenienia

Stosując powyższe reguły, można wyznaczyć stopnie utlenienia pierwiastków w związkach chemicznych oraz jonach złożonych.

PRZYKŁAD 1.

Wyznacz stopień utlenienia węgla w związku o wzorze sumarycznym H_2CO_3 .
a) Ustalamy stopnie utlenienia pierwiastków według reguł z tabeli 9.3.
Wodór ma stopień utlenienia 1, a tlen ma stopień utlenienia -2:

10 Suma stopni utlenienia 0, stopień węgla

Odpowiedź: Węgiel

1. WYKREŚL I WYKREŚL

18. Otrzymywanie, właściwości i zastosowania wybranych kwasów tlenowych

Czy wiecie, że wycinak rocznie światowa produkcja kwasu siarkowego(VI)? W 2018 roku wyprodukowano go około 200 milionów ton, z czego około 2 miliony ton w Polsce. Uchwyta to w dymie zapachem kwasu siarkowego(VI), który po raz pierwszy został otrzymany przez alchemików. Kwas siarkowy(VI), podobnie jak inne kwasy tlenowe, ma przykład kwas azotowy(V), kwas fosforowy(V), który do wytworzenia wielu związków, powoduje stonowanie w przemyśle. Pomagamy sobie ich wytworzenie i zastosowanie.

18.1. Właściwości i zastosowania kwasu siarkowego(VI)

Bezwodny kwas siarkowy(VI) jest cieczą cięższą od gęstości przecznie większą od gęstości wody. Dotychczas w handlu dostępny kwas siarkowy o gęstości 1,84 g/cm³ zawiera około 98% kwasu.

Doświadczenie

Natężenie kwasu siarkowego(VI) wodę

Przebieg doświadczenia:

Do zlewki o pojemności 500 cm³ wlej około 150 cm³ wody i zmierz jej temperaturę termometrem. Zaczynając od dołu, po łagodnie wlej kilka cm³ stopionego nasyconego kwasu siarkowego(VI). Zmierzając temperaturę, zmierz jego temperaturę.



Rys. 18.1. Proces doświadczenia: dodanie kwasu siarkowego(VI) do wody.

Obserwacje:

W wyniku zmieszania kwasu z wodą wydzielą się energia na sposób ciepła (rys. 18.1).

Podczas natężenia stopionego nasyconego kwasu siarkowego(VI) wydzielą się energia na sposób ciepła – jest to więc proces egzotermiczny. Woda wylewana na powierzchnię kwasu siarkowego(VI) ogrzewa się aż do wrzenia, powodując rozpryskiwanie się cieczy. Z tego powodu należy zawsze wlewać kwas do wody, ciągle mieszając, a nie odwrotnie, aby nie popaść się rozpryskującymi się kwasem.

Ikony na marginesach ułatwią wam odnalezienie definicji, najważniejszych treści do zapamiętania oraz przykładów.

Doświadczenia umożliwią wam zrozumienie zagadnień chemicznych poprzez działanie. Przekonacie się, że nauka chemii jest ciekawa.

PODSUMOWANIE

- Ogólne galwaniczne to układ zbudowany z dwóch półogniw, w którym w wyniku reakcji utleniania-redukcji do obrotu jest przekazywana energia w postaci prądu elektrycznego.
- Półogniwo to elektroda zanurzona w elektrolicie.
- Na elektrodach zachodzą procesy utleniania i redukcji.
- Elektroda, na której zachodzi reakcja utleniania, jest nazywana elektrodą opanującą – anodą.
- Elektroda, na której zachodzi reakcja redukcji, jest nazywana elektrodą docelową – katodą.
- Ogólne działy na odczynnik i nadredukcję.
- Na podstawie standardowych potencjałów półogniw można wyznaczyć siłę elektromotoryczną ogniw.

POLECENIA KONTROLNE

- Wyznacz, dlaczego nie wszystkie reakcje chemiczne mogą stanowić charakterystyczny źródło prądu elektrycznego.
- Podaj, co różni ogniwo standardowe od niestandardowego.
- W pewnym ogniwie zachodzą następujące reakcje chemiczne opisane równaniami półogniw:
 $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$
 $2H^+ + 2e^- \rightarrow H_2$
Przebieg je do zysku, a następnie zapisz kompletny ogólny zapis elektrody, zmię, na której elektrodzie zachodzi proces utleniania, a na której proces redukcji, oraz napisz schemat tego ogniw.
- Oblicz, jaką teoretyczną wartość EMF będzie miało ogniwo o schemacie:
a) $(-Zn|Zn^{2+}||Ag^+|Ag|+)$
b) $(-Mg|Mg^{2+}||Cu^{2+}|Cu|+)$
c) $(-Fe|Fe^{2+}||Hg^{2+}|Hg|+)$

Podsumowania zawierają najważniejsze treści do zapamiętania z rozdziału.

Polecenia kontrolne wykorzystacie do nauki w domu lub przed kartkówką czy sprawdzianem.
Uwaga: odpowiedzi do zadań wymagających pisemnego rozwiązania zapiszcie w zeszycie.



METALE I NIEMETALE

*Najbardziej niezrozumiałe jest to,
że w ogóle cokolwiek daje się zrozumieć*

Albert Einstein

Słowo „chemia” towarzyszy nam nieustannie w życiu codziennym. W języku potocznym często mówimy „chemia w kuchni”, „chemia leków”, „chemia gospodarcza środków czystości”, „chemia kosmetyków”, „chemia ochrony roślin”. Mówimy nawet, że „między ludźmi jest chemia” i na pewno nie jest to kłamstwem, mając na uwadze substancje chemiczne wydzielające się w organizmach osób zakochanych.

Słowo „chemia” wywodzi się z języka greckiego *χημεία* (czytaj: chemia) i ogólnie oznacza naukę zajmującą się badaniem właściwości substancji występujących w przyrodzie oraz opisem zjawisk, którym te substancje podlegają.

W niniejszym dziale zostanie przybliżona budowa materii, układ okresowy pierwiastków i wiązania chemiczne oraz omówione zostaną: budowa, właściwości oraz najważniejsze zastosowania niemetalu, metali, stopów metali oraz związków nieorganicznych. Poznać również reakcje utleniania i redukcji, chemiczne źródła prądu oraz zjawisko korozji i sposoby jej zapobiegania.

1. Wewnętrzna budowa materii

Czy próbowaliście kiedyś wyobrazić sobie rozmiary i budowę atomów? Zazwyczaj bardzo trudno wyobrazić sobie coś, co ma niewielkie rozmiary. Użyjmy więc porównania: gdyby udało się powiększyć atom około 100 bilionów razy, w przybliżeniu byłby on kulą o promieniu wynoszącym 5 km. Wewnątrz tej kuli znajdowałoby się jądro atomowe wielkości pomarańczy, dookoła której krążyłyby elektrony nie większe od ziarnka maku.

Poznanie budowy atomu stanowiło klucz do zrozumienia praw rządzących otaczającą nas przyrodą oraz przyczyniło się do intensywnego rozwoju chemii, a tym samym – naszej cywilizacji.

1.1. Ogólna budowa materii

Człowiek od zawsze próbował zrozumieć, w jaki sposób są zbudowane poszczególne składniki przyrody, czyli materia, która go otacza. Najprościej mówiąc, materia to wszystkie elementy (ciała fizyczne) przyrody ożywionej i nieożywionej znajdujące się wokół nas, posiadające masę i objętość. Ciałami fizycznymi są drzewo, skała, sopel lodu, powietrze czy woda morska. Są nim również przedmioty używane na co dzień przez człowieka, na przykład: buty, piłka tenisowa, stalowa rama roweru czy szklana butelka.

Wszystkie składniki materii są zbudowane z substancji chemicznych (rys. 1.1).



Rys. 1.1. Budowa materii.

Ze względu na skład chemiczny wyróżniamy **substancje proste**, czyli pierwiastki chemiczne, oraz **substancje złożone**, czyli związki chemiczne. **Pierwiastki** to substancje zbudowane z jednego rodzaju atomów. Natomiast **związki chemiczne** to substancje składające się z co najmniej dwóch różnych pierwiastków trwale połączonych ze sobą w ściśle określonych proporcjach za pomocą wiązań chemicznych. Przykładami substancji prostych są: sód Na, siarka S oraz żelazo Fe, a złożonych: tlenek wapnia CaO, tlenek wodoru (woda) H_2O , wodorotlenek potasu KOH oraz cząsteczka chlorowodoru HCl. Nie należy jednak mylić związku chemicznego z mieszaniną.



Mieszanina powstaje w wyniku procesu fizycznego – wzajemnego mieszania się co najmniej dwóch różnych substancji (prostych i/lub złożonych) w dowolnych ilościach. **Związek chemiczny** powstaje w wyniku reakcji chemicznej zachodzącej między substancjami w ściśle określonych proporcjach.

Doświadczenie

Badanie właściwości mieszaniny oraz związku chemicznego żelaza i siarki

Przebieg doświadczenia:

Do tygla porcelanowego wsyp dowolną, niewielką ilość opitków żelaza oraz sproszkowanej siarki, dokładnie wymieszaj i odstaw na bok. Do drugiego tygla porcelanowego wsyp około 3,5 g opitków żelaza i około 2 g sproszkowanej siarki. Dokładnie wymieszaj oba składniki, a następnie tygiel umieść w trójnogu z trójkątem porcelanowym. Następnie, zachowując ostrożność, ogrzewaj w płomieniu palnika pod wyciągiem, do momentu rozżarzenia mieszaniny (rys. 1.2).

Po zakończeniu reakcji ostudź tygiel. Zaobserwuj, jak zmienił się wygląd mieszaniny wskutek ogrzewania. Sprawdź, czy mieszanina oraz powstająca w wyniku ogrzewania substancja chemiczna dają się rozdzielić na składniki, na przykład za pomocą magnesu.



Rys. 1.2. Ogrzewanie mieszaniny żelaza i siarki..

Obserwacje: W wyniku ogrzewania mieszaniny żelaza oraz siarki (rys. 1.2) powstaje substancja o brunatnym zabarwieniu, której – w przeciwieństwie do pierwotnej mieszaniny – nie można rozdzielić na składniki za pomocą magnesu.

W powyższym doświadczeniu w wyniku zachodzącej reakcji chemicznej mieszanina zmieniła swój kolor, z szarżółtego na ciemnobrunatny, oraz właściwości, gdyż powstał nowy związek chemiczny – siarczek żelaza(II) FeS . Mieszaninę można rozdzielić na poszczególne składniki za pomocą metod fizycznych, czyli bez konieczności wywołania reakcji chemicznej. Na przykład żelazo od siarki można rozdzielić mechanicznie – przy użyciu magnesu. Związku chemicznego, na przykład siarczku żelaza(II) powstającego w doświadczeniu, nie można rozdzielić na składniki takimi metodami.

Ze względu na stopień rozdrobnienia substancji tworzących mieszaninę wyróżniamy mieszaniny jednorodne i niejednorodne. **Mieszaniny jednorodne** to takie,

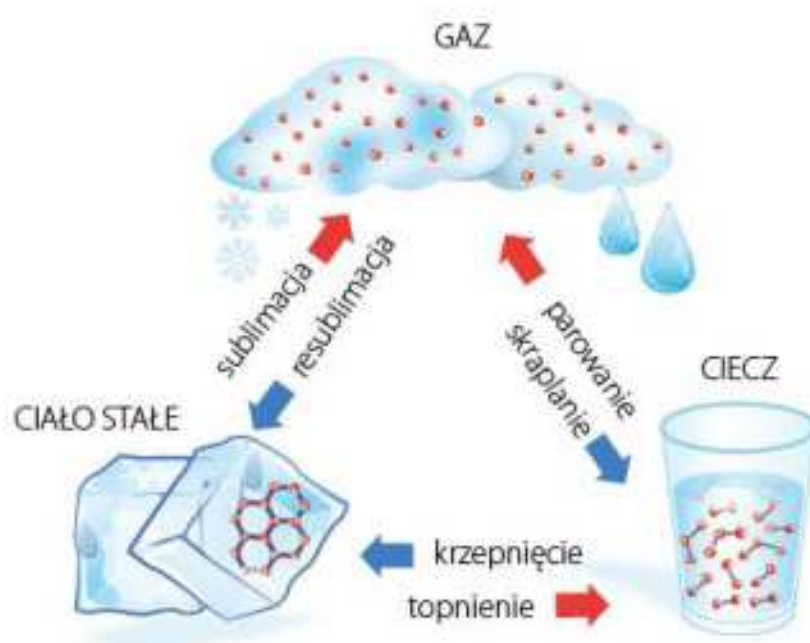
w których substancje są silnie rozdrobnione i wymieszane, tak że poszczególnych składników nie można odróżnić, używając prostych metod, na przykład wzrokowo. Taką mieszaniną jest woda z rozpuszczonym w niej cukrem czy powietrze. W **mieszaninach niejednorodnych** przynajmniej jeden ze składników jest słabo rozdrobniony i można go zaobserwować oddzielnie, na przykład woda zmieszana z piaskiem lub kredą. Różne rodzaje mieszanin oraz sposoby ich rozdzielenia poznacie dokładnie w kolejnej części podręcznika.

Aby łatwiej zrozumieć właściwości fizyczne i chemiczne substancji, z których jest zbudowana materia, przypomnijcie sobie budowę atomu oraz układu okresowego, a także różne rodzaje wiązań chemicznych tworzących się między atomami tych samych oraz różnych pierwiastków.

1.2. Stany skupienia materii

Materia występuje w trzech podstawowych stanach skupienia: stałym, ciekłym oraz gazowym (rys. 1.3). Substancje w stałym stanie skupienia mają swój kształt i objętość, na przykład kryształ soli kuchennej. Substancje w ciekłym stanie skupienia przyjmują kształt i objętość części naczynia, w którym się znajdują. Natomiast substancje w gazowym stanie skupienia mają kształt i objętość całego naczynia, w którym się znajdują. Jeśli substancje gazowe nie są zamknięte w naczyniu, mają pełną swobodę rozprzestrzeniania się. Przykładem tego jest sytuacja po wybuchu elektrowni atomowej w 1986 roku w Czarnobylu na Ukrainie – gazowy, promieniotwórczy jod wykrywano prawie w całej Europie.

Stan skupienia, w jakim występuje materia, zależy ściśle od warunków otoczenia, w którym znajduje się dana substancja. W ujemnych temperaturach woda występuje w postaci lodu, w temperaturze pokojowej – w postaci cieczy, a w temperaturze powyżej 100°C zamienia się w parę wodną (rys. 1.3).



Rys. 1.3. Podstawowe stany skupienia materii i towarzyszące im przemiany na przykładzie wody.

W określonych warunkach temperatury i ciśnienia każdy z tych stanów skupienia można zmieniać w inny bez zmiany chemicznego składu substancji. Podczas ogrzewania, zależnie od ciśnienia, każde ciało stałe (np. lód) można przeprowadzić w ciecz (topnienie) lub gaz (sublimacja). Podczas chłodzenia ciecz w odpowiedniej temperaturze przekształca się w ciało stałe (krzepnięcie), a podczas ogrzewania ciecz w określonej temperaturze przechodzi w stan gazowy (parowanie). Podczas chłodzenia gazu, w zależności od ciśnienia, można go przeprowadzić bezpośrednio w ciecz (skraplanie) lub w ciało stałe (resublimacja).

Wraz ze zmianą stanu skupienia zmienia się budowa wewnętrzna substancji. W stanie stałym atomy, jony lub cząsteczki są stosunkowo blisko siebie i wskutek korzystnych oddziaływań między sobą tworzą ściśle uporządkowane struktury i dlatego mają one małe możliwości przemieszczania się. W stanie ciekłym atomy, jony lub cząsteczki mają więcej energii i chociaż mogą znajdować się w podobnych odległościach od siebie jak w stanie stałym, mają znacznie większą swobodę przemieszczania się. W stanie gazowym odległości między atomami, jonami lub cząsteczkami są bardzo duże w stosunku do ich rozmiarów i mają niemal nieograniczoną swobodę przemieszczania się.

W przypadku niektórych związków chemicznych o budowie cząsteczkowej nie zawsze przejście z ciekłego stanu skupienia w stały wiąże się ze zmniejszeniem odległości między ich cząsteczkami. Przykładem takiej substancji jest woda – lód pływa po powierzchni wody, gdyż ma od niej mniejszą gęstość, co wynika stąd, że odległości między cząsteczkami wody w ciele stałym są większe niż w ciekłym stanie skupienia. Jest to związane ze specyficzną budową cząsteczki wody, którą przedstawiono w dalszej części podręcznika.

1.3. Atomistyczna teoria budowy materii

Już starożytni filozofowie, próbując wyjaśnić budowę wewnętrzną otaczającej ich materii, wysnuli przypuszczenia, że ma ona budowę nieciągłą (ziarnistą) i jest zbudowana z niepodzielnych cząstek – atomów. My również możemy się o tym łatwo przekonać. Prosty przykład tego, że materia ma nieciągłą budowę, stanowi zjawisko **dyfuzji**. Jest ona procesem samorzutnego rozprzestrzeniania się i mieszania cząsteczek substancji w tym samym lub różnym stanie skupienia, na przykład w perfumerii czujemy zapachy różnych substancji. O nieciągłej budowie materii świadczy też proces **rozpuszczania** niektórych substancji, na przykład gdy do szklanki z wodą wrzucimy kostkę cukru, to powstający w wyniku mieszania się ich cząsteczek roztwór będzie miał mniejszą objętość niż suma objętości wody i cukru.

Po raz pierwszy słowo „atom” (pochodzące z języka greckiego *atomos*) pojawiło się w pracach filozofów greckich Leukipposa oraz jego ucznia Demokryta żyjących w V w. p.n.e. Oznaczało ono „niepodzielny”. Przez wiele kolejnych wieków pro-

wadzano badania nad budową materii, na przykład w średniowieczu alchemicy poszukiwali kamienia filozoficznego, czyli substancji, dzięki której można by było zamieniać występujące w przyrodzie metale w złoto. Nie dały jednak one odpowiedzi na pytanie, w jaki sposób jest zbudowana materia (rys. 1.4).



Rys. 1.4. Jan Matejko, *Alchemik Sędziwój*. W średniowieczu alchemicy starali się zmienić powszechnie występujące metale w złoto. Uważali, że niezbędny do tego jest kamień filozoficzny.

Dopiero na przełomie XVIII i XIX wieku naukowcy wrócili do rozważań greckich filozofów dotyczących budowy materii. W 1805 roku angielski fizyk i chemik John Dalton (czytaj: dżon dalton) opublikował teorię mówiącą o tym, że wszystkie substancje składają się z niepodzielnych atomów. Nazwano ją **teorią atomistyczną**. Według teorii Daltona atomy jednego pierwiastka są identyczne (mają ten sam rozmiar i masę), atomy różnych pierwiastków się różnią, a związki chemiczne powstają w wyniku połączenia ze sobą ściśle określonych liczb atomów różnych pierwiastków.

Późniejsze odkrycia chemików, w tym badania nad promieniotwórczością pierwiastków zapoczątkowane przez Marię Skłodowską-Curie oraz jej męża Piotra Curie, dowiodły, że teoria Daltona była błędna – atomy mają złożoną budowę. Dalton miał jednak olbrzymi wkład w rozwój badań nad rzeczywistą budową atomów.

W 1911 roku angielski fizyk **Ernest Rutherford** (czytaj: radeford) zaproponował **planetarny model budowy atomu**, według którego atom jest zbudowany podobnie jak Układ Słoneczny. Centralną jego część stanowi dodatnio naładowane jądro atomowe, a wokół niego krążą – niczym planety wokół Słońca – elektrony o ujemnym ładunku. W 1913 roku model ten został rozszerzony przez duńskiego fizyka **Nielsa Bohra** (czytaj: nilsa bora) – z uwzględnieniem energii elektronów poruszających się wokół jądra atomowego. Obaj naukowcy za swoje odkrycia zostali uhonorowani Nagrodą Nobla. Choć model atomu Bohra nie odzwierciedla idealnie budowy atomu, do dziś jest uważany jako pierwszy „chemiczny” model budowy atomu.

1.4. Rozmiar oraz masa atomu

Powszechnie uważa się, że atomy to kule o bardzo małych rozmiarach i masach. Rzeczywiście atomy mają w przybliżeniu kształt kulisty, a ich rozmiary wyraża się promieniami tych kul – tak zwanym **promieniem atomowym**. Jest to odległość od środka jądra atomu do najdalej położonych elektronów w atomie. Jednostką promieni atomowych w Międzynarodowym Układzie Jednostek Miar (w skrócie: SI) jest pikometr (symbol pm) wynoszący $1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$. Dla przykładu: promień atomu wodoru wynosi 37 pm, atomu tlenu ma 73 pm, a atomu sodu 154 pm.

Masę atomów możemy wyznaczyć jedynie na podstawie pośrednich pomiarów. Najlżejszy jest atom wodoru. Jego masa wynosi w przybliżeniu $1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$. Posługiwanie się tak małymi liczbami jest niewygodne. Aby wyrażać masy atomów w liczbach całkowitych, wprowadzono wzorcową chemiczną jednostkę masy atomowej oznaczanej w skrócie literą **u** (od angielskiego *unit* – „jednostka”). **Jednostka masy atomowej** to obecnie masa odpowiadająca $1/12$ masy atomu izotopu węgla ^{12}C wynosząca $1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$. Dzięki wprowadzeniu jednostki wzorcowej, stosując odpowiednie obliczenia, możemy wyrażać masy atomów pierwiastków w postaci liczb całkowitych. Wielkości te są proporcjonalne, dlatego możemy ułożyć równanie:

$$\frac{\text{masa jednostki wzorcowej [kg]}}{\text{masa jednego atomu pierwiastka [kg]}} = \frac{\text{masa jednostki wzorcowej [u]}}{\text{masa jednego atomu pierwiastka [kg]}}$$

czyli:

$$\frac{1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{\text{masa jednego atomu pierwiastka [kg]}} = \frac{1 \text{ u}}{x}$$

Stąd masa jednego atomu wyrażona w jednostkach [u] wynosi:

$$x = \frac{\text{masa jednego atomu pierwiastka [kg]} \cdot 1 \text{ u}}{1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}$$

Dla przykładu, masa jednego atomu wodoru wynosi:

$$m_{\text{H}} = \frac{1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}}{1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} \cdot 1 \text{ u} = 1,0079 \text{ u}, \text{ czyli w przybliżeniu } 1 \text{ u}, \text{ a masa jednego}$$

atomu tlenu to:

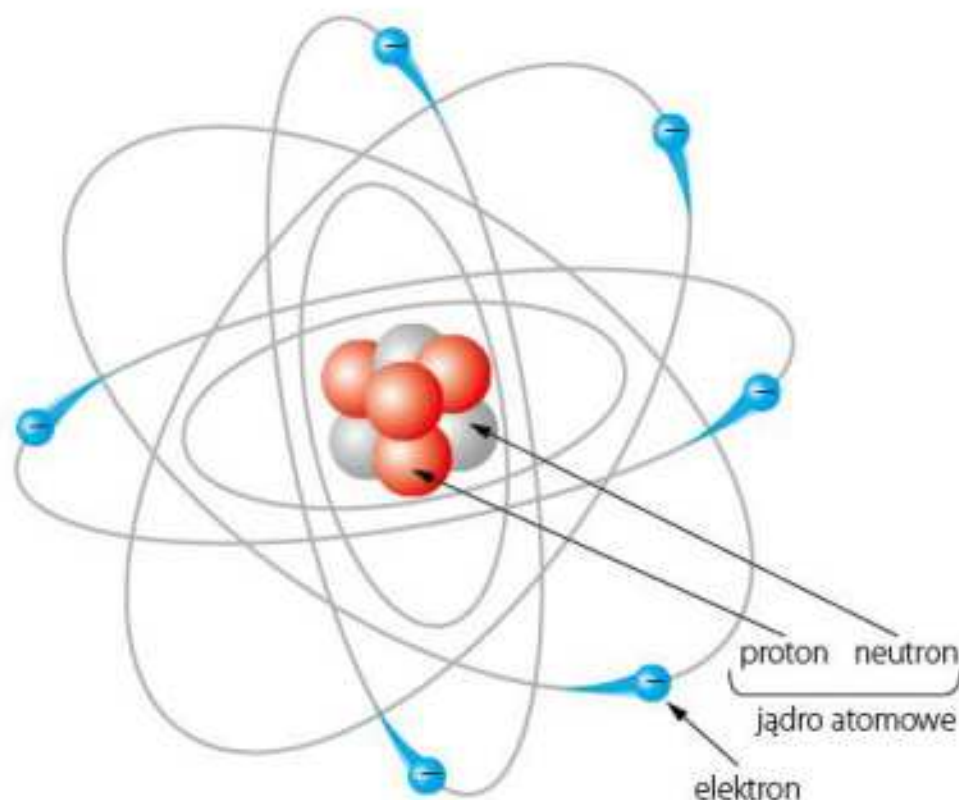
$$m_{\text{O}} = \frac{2,654 \cdot 10^{-26} \text{ kg}}{1,661 \cdot 10^{-27} \text{ kg}} \cdot 1 \text{ u} = 15,99 \text{ u}, \text{ czyli w przybliżeniu } 16 \text{ u}.$$

Masa atomowa (m_{at}) to zatem masa jednego atomu wyrażona w jednostkach masy atomowej (u). Podobnie definiujemy masę cząsteczkową substancji. **Masa cząsteczkowa** (m_{cz}) to suma mas atomowych wszystkich atomów wchodzących w jej skład, wyrażona w jednostkach masy atomowej (u). Na przykład cząsteczka

wody H_2O zbudowana z atomu tlenu oraz dwóch atomów wodoru ma masę cząsteczkową wynoszącą w przybliżeniu: $m_{\text{H}_2\text{O}} = 2 \cdot 1 \text{ u} + 16 \text{ u} = 18 \text{ u}$.

1.5. Budowa atomu

Atomy pierwiastków są zbudowane z mniejszych cząstek: neutronów, protonów oraz elektronów (rys. 1.5).



Rys. 1.5. Schemat budowy atomu.

Neutrony (oznaczane n^0) to cząstki elektrycznie obojętne, które wraz z **protonami** (oznaczane p^+) – cząstkami obdarzonymi elementarnymi ładunkami dodatnimi – są składnikami **jądra atomowego**. Protony i neutrony nazywamy **nukleonami** (z języka łacińskiego *nucleus* – „jądro”). Wokół jądra atomowego są rozmieszczone elektrony (oznaczane e^-) – cząstki elementarne obdarzone elementarnym ładunkiem ujemnym. Tworzą one tak zwaną **chmurę elektronową** (tab. 1.1).

Ładunek jednego elektronu jest niewielki i wynosi w przybliżeniu $1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ (jednostką ładunku elektrycznego jest kolumb – w skrócie C). Przyjęto umownie, że ładunek elektronu to jeden elementarny ładunek ujemny. Proton ma taki sam ładunek jak elektron, ale różni się znakiem (jeden elementarny ładunek dodatni).

Budowę atomu można zatem rozpatrywać jako dodatnio naładowane jądro atomowe, które niczym magnes przyciąga do siebie naładowane ujemnie elektrony poruszające się wokół niego po różnych torach.

Tab. 1.1. Charakterystyka cząstek wchodzących w skład atomu

Cząstka	Oznaczenie	Masa	Ładunek elektryczny
neutron	n^0	ok. 1 u	0
proton	p^+	ok. 1 u	+1
elektron	e^-	ok. 1/1840 u	-1

Jądro atomowe, w zależności od pierwiastka, może mieć promień nawet do 100000 razy mniejszy od promienia atomu, a elektrony są tak małe, że trudno określić ich rozmiar – choć chmura elektronowa stanowi główną przestrzeń atomu. Neutron i proton mają zbliżoną masę atomową, wynoszącą w przybliżeniu 1 u, a masa elektronu jest około 1840 razy mniejsza od ich masy. Można więc powiedzieć, że niemal cała masa atomu skupia się w jego jądrze. Masa elektronów jest tak mała w porównaniu z masą jądra, że licząc masę atomu, można ją pominąć.

Liczba protonów w jądrze atomu danego pierwiastka jest nazywana **liczbą atomową** i oznaczana w skrócie literą **Z**. Ponieważ atomy pierwiastków są elektrycznie obojętne, liczba protonów w jądrze atomowym równa się liczbie elektronów rozmieszczonych wokół jądra. Łączną liczbę nukleonów, czyli protonów i neutronów, wchodzących w skład jądra atomu danego pierwiastka nazywamy **liczbą masową** i oznaczamy w skrócie literą **A**. Budowę atomu danego pierwiastka umownie opisujemy, podając jego liczbę atomową w indeksie dolnym przed symbolem chemicznym pierwiastka (oznaczanym literą **E**), a liczbę masową w indeksie górnym (rys. 1.6).



Rys. 1.6. Liczba masowa i liczba atomowa to cechy charakterystyczne atomów, informujące o ich budowie.

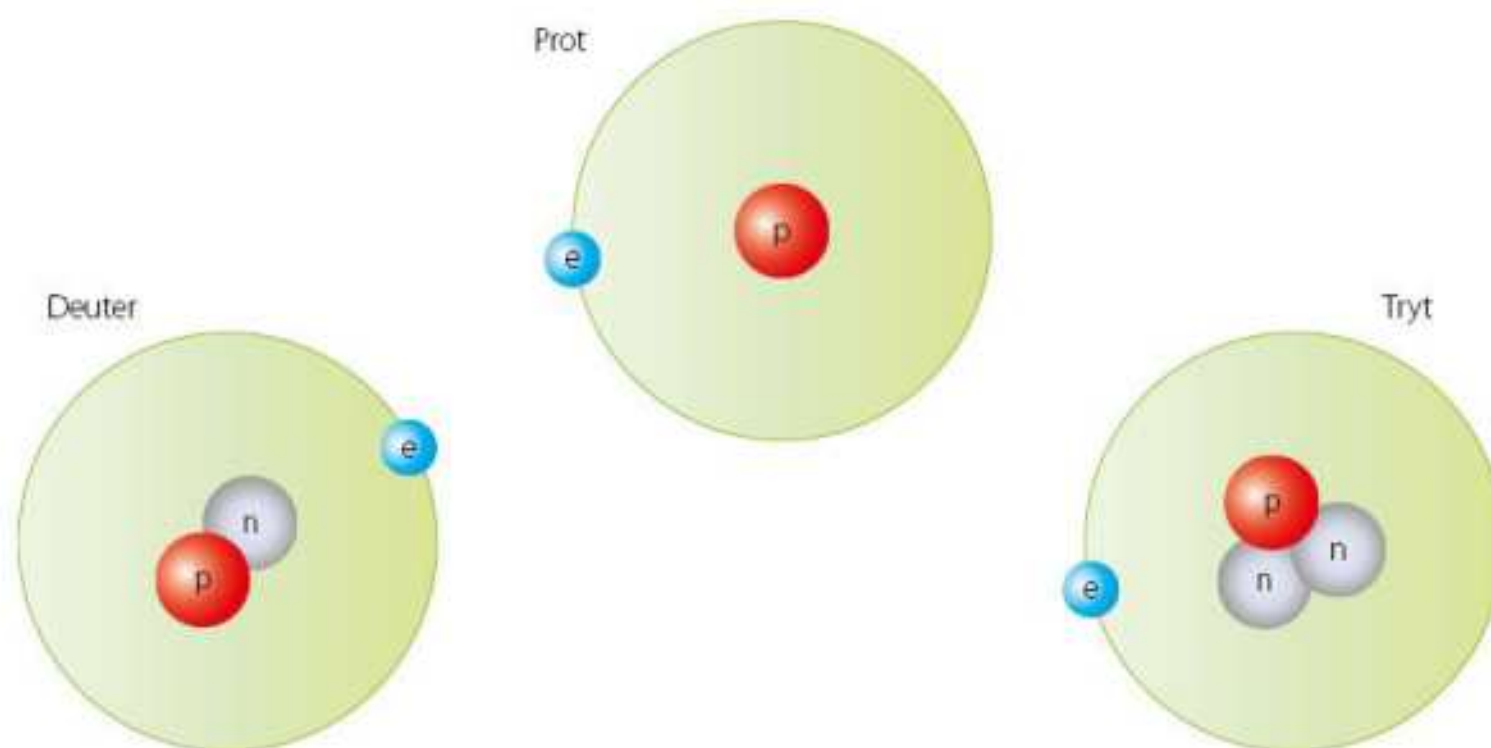
Na przykład budowę atomu węgla opisujemy: $^{12}_6\text{C}$. Na podstawie liczby atomowej można zdefiniować pierwiastek chemiczny.

Pierwiastek chemiczny to zbiór atomów o tej samej liczbie atomowej Z, czyli o tej samej liczbie protonów oraz elektronów.



W definicji tej nie ma informacji o liczbie neutronów. Atomy jednego pierwiastka mogą się bowiem różnić liczbą neutronów w jądrze atomowym. Mówimy wtedy, że występują w postaci różnych **izotopów** (rys. 1.7). O izotopach i promieniotwórczości pierwiastków będzie mowa w dalszej części podręcznika.

Znając liczbę atomową oraz liczbę masową, jesteśmy w stanie określić budowę atomu danego pierwiastka. Dla przykładu: atom węgla jest zbudowany z 6 protonów, 6 elektronów oraz $12 - 6 = 6$ neutronów, a atom fosforu $^{31}_{15}\text{P}$ jest zbudowany z 15 protonów, 15 elektronów oraz $31 - 15 = 16$ neutronów.



Rys. 1.7. Wodór w przyrodzie występuje w postaci trzech izotopów: protu ^1_1H , deuteru ^2_1H oraz trytu ^3_1H .

Budowa chmury elektronowej jest bardzo złożona. Aby uprościć jej opis, można powiedzieć, że chmura elektronowa to obszar wokół jądra atomowego, w którym przebywają elektrony. W chmurze elektronowej wyróżniamy **powłoki elektronowe**, czyli obszary, w których istnieje największe prawdopodobieństwo znalezienia elektronów. Powłoki oznacza się wielkimi literami alfabetu, zaczynając od litery K oznaczającej powłokę znajdującą się najbliżej jądra atomowego. Każdej powłoce można przypisać kolejny numer porządkowy (n):

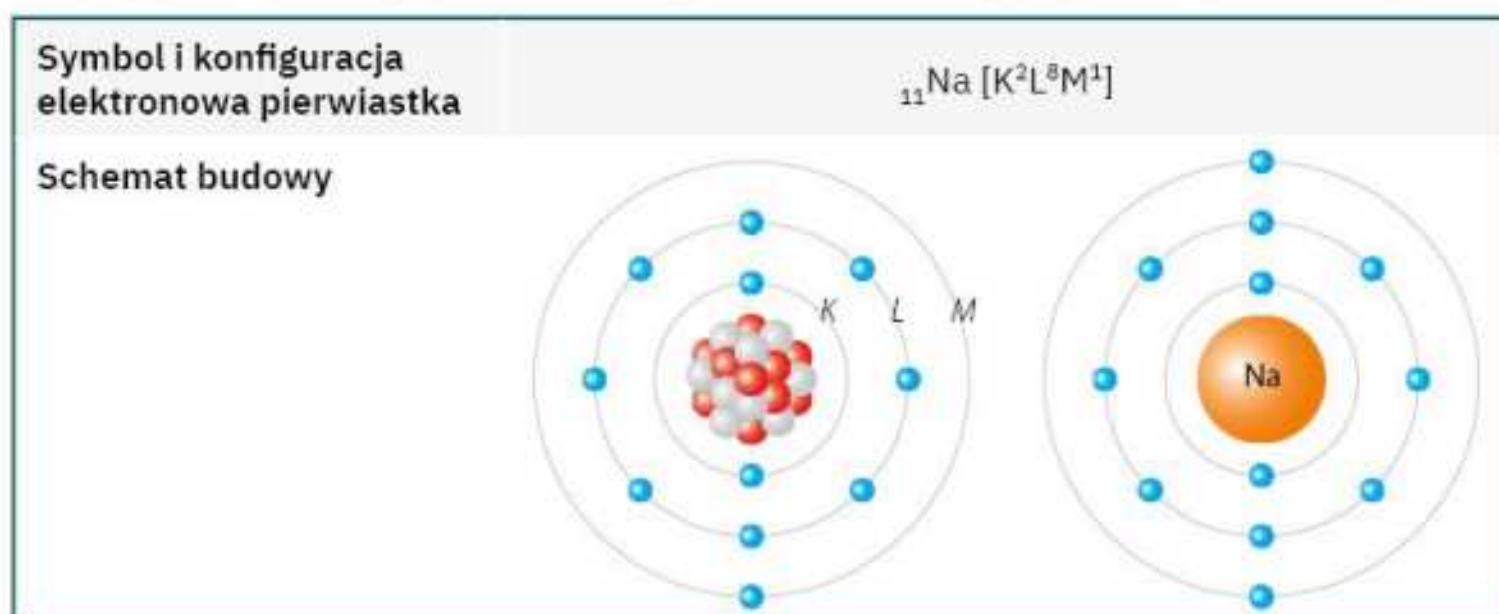
	K	L	M	N	O	P	Q
n	1	2	3	4	5	6	7

Wszystkie atomy poznanych do tej pory pierwiastków mają od 1 do 7 powłok elektronowych. Na każdej powłoce może się znajdować ściśle określona liczba elektronów. Maksymalną liczbę elektronów na danej powłoce oblicza się ze wzoru: $2n^2$, gdzie n oznacza numer powłoki. Na przykład: na pierwszej powłoce mogą się znajdować maksymalnie 2 elektrony ($2 \cdot 1^2 = 2$), a na drugiej może być 8 elektronów ($2 \cdot 2^2 = 8$) itd. (tab. 1.2).

Tab. 1.2. Maksymalna liczba elektronów na poszczególnych powłokach elektronowych

Numer powłoki	1	2	3	4	5	6	7
Symbol powłoki	K	L	M	N	O	P	Q
Maksymalna liczba elektronów znajdujących się na powłoce	2	8	18	32	50	72	98

Budowę atomów uwzględniającą rozmieszczenie elektronów na powłokach elektronowych schematycznie przedstawia się najczęściej dwoma sposobami (rys. 1.8). Pierwszy to **konfiguracja elektronowa**, w której po symbolu pierwiastka i jego liczbie atomowej podaje się literę powłoki oraz liczbę rozmieszczonych na niej elektronów. Na przykład konfiguracja elektronowa atomu fosforu to: ${}_{15}\text{P} [\text{K}^2\text{L}^8\text{N}^5]$. Drugi sposób określenia rozmieszczenia elektronów na powłokach polega na graficznym przedstawieniu elektronów jako kul na okręgach symbolizujących kolejne powłoki znajdujące się wokół jądra atomowego – kuli oznaczającej protony i neutrony.



Rys. 1.8. Różne sposoby przedstawiania budowy atomu sodu.

Ostatnią powłokę elektronową nazywamy **powłoką walencyjną**, a elektrony na niej położone – elektronami walencyjnymi. **Elektrony walencyjne** biorą udział w tworzeniu wiązań chemicznych. Od liczby tych elektronów zależą właściwości pierwiastków oraz ich położenie w układzie okresowym.

Określanie rozmieszczenia elektronów na powłokach jest proste dla pierwiastków o liczbie atomowej nieprzekraczającej 18. W przypadku pozostałych atomów powłoki nie są zapełniane w kolejności zgodnej z ich numerem porządkowym. Wynika to z faktu, że powłoki mają bardzo złożoną budowę – składają się z podpowłok, na których elektrony są rozmieszczane w różnej kolejności. Dlatego informacje dotyczące konfiguracji elektronowej w atomach podane w podręczniku dotyczą jedynie rozmieszczenia elektronów na powłokach pierwiastków położonych w układzie okresowym od wodoru do argonu włącznie. Składnikami atomów, oprócz neutronów, protonów oraz elektronów, są także inne cząstki, którymi zajmuje się nauka nazywana fizyką cząstek podstawowych.

PODSUMOWANIE

- Materia to wszystkie elementy przyrody żywej i nieożywionej zbudowane z substancji chemicznych.
- Wyróżniamy substancje: proste (składające się z atomów jednego pierwiastka), złożone (składające się z atomów różnych pierwiastków) oraz ich mieszaniny (jednorodne i niejednorodne).
- Materia w przyrodzie może występować w stałym, ciekłym lub gazowym stanie skupienia.
- Substancje są zbudowane z atomów, w skład których wchodzi mniejsze cząstki: neutrony (nieobdarzone ładunkiem), protony (obdarzone ładunkiem dodatnim) oraz elektrony (obdarzone ładunkiem ujemnym).
- Jednostka masy atomowej [1 u, unit] to masa odpowiadająca 1/12 masy atomu izotopu węgla ^{12}C .
- Liczba masowa to łączna liczba neutronów i protonów, z których jest zbudowane jądro atomowe.
- Liczba atomowa to liczba protonów w jądrze atomowym równa liczbie elektronów w chmurze elektronowej.
- O właściwościach substancji decyduje rozmieszczenie elektronów w ich atomach na ostatniej powłoce nazywanej powłoką walencyjną.
- Atomy wszystkich pierwiastków mają charakterystyczną dla siebie liczbę elektronów i sposób ich rozmieszczenia na powłokach, których opis nazywamy konfiguracją elektronową.

POLECENIA KONTROLNE

1. Wyjaśnij, dlaczego przy obliczaniu masy atomu pierwiastka możemy pominąć masę elektronów wchodzących w jego skład.
2. Masa jednego atomu magnezu wynosi $3,987 \cdot 10^{-26}$ kg, a masa jednego atomu siarki to $5,31 \cdot 10^{-26}$ kg. Oblicz masę cząsteczkową siarczku magnezu o wzorze MgS .
3. Ustal, ile neutronów, protonów oraz elektronów mają następujące pierwiastki: ^9_4Be , $^{28}_{14}\text{Si}$, $^{40}_{20}\text{Ca}$.
4. Podaj konfiguracje elektronowe pierwiastków: $^{11}_5\text{B}$, $^{27}_{13}\text{Al}$, $^{40}_{18}\text{Ar}$.
5. Oblicz, ile elektronów miałby pierwiastek – gdyby taki istniał – na ósmej powłoce elektronowej. Przyjmij, że ta powłoka jest maksymalnie wypełniona elektronami.

2. Układ okresowy pierwiastków

Układ okresowy pierwiastków został opracowany przez rosyjskiego chemika Dimitrija Mendelejewa (1869 rok). Od nazwiska twórcy układ potocznie nazwa się tablicą Mendelejewa. Uczony ułożył pierwiastki w odpowiedniej kolejności oraz przewidział istnienie i właściwości kilku pierwiastków wówczas nieznanych. Sformułowane przez Mendelejewa prawo okresowości pierwiastków było niezwykle istotne dla zrozumienia powtarzających się w pewnym porządku właściwości podstawowych składników materii, czyli pierwiastków. Stanowi ono jedno z najważniejszych praw przyrody.

2.1. Budowa materii

Materia jest zbudowana z atomów pierwiastków. Niektóre z nich są znane człowiekowi już od tysiącleci. Należą do nich zarówno niemetale, na przykład: węgiel, siarka oraz fosfor, jak i metale, takie jak: żelazo, złoto, srebro, rtęć, ołów, miedź, cyna. Ludzie nabyli umiejętność ich wydobywania i wykorzystywania do wyrobu podstawowych przedmiotów z życia codziennego, między innymi narzędzi rolniczych, sztucców, monet, ozdób. W starożytnym Rzymie z ołowianych rur zbudowano pierwszą w historii sieć wodociągową.

Pierwszą definicję pierwiastka chemicznego sformułował w 1661 roku brytyjski uczony Robert Boyle (czytaj: bojl). Mianem pierwiastka określił on substancje pierwotne i proste, które nie są stworzone (zbudowane) z żadnych innych ciał lub siebie nawzajem.

Aktualnie znamy 118 pierwiastków. Większość z nich udało się pozyskać lub wydzielić z zasobów naturalnych (do uranu włącznie, z pominięciem kilku krótko żyjących pierwiastków promieniotwórczych). Niektóre pierwiastki, często nietrwałe, istniejące tylko niewielki ułamek sekundy (ich jądra atomowe rozpadają się w krótkim czasie) zostały otrzymane przez człowieka w laboratoriach, w wyniku przemian jednych pierwiastków w inne. Istnienie kilku z nich (np. nihonium, moscovium, tennessine i oganesson) potwierdzono metodami eksperymentalnymi w ciągu ostatnich kilkunastu lat, co umożliwiło wypełnienie wszystkich pustych miejsc w ostatnim okresie układu okresowego.

W temperaturze pokojowej dwa pierwiastki występują w ciekłym stanie skupienia (brom i rtęć), jedenaście – w gazowym (np. wodór, gazy szlachetne, azot, tlen, fluor, chlor), a pozostałe – w stałym stanie skupienia (np. żelazo, złoto, siarka, magnez, węgiel, miedź).

Nazw pierwiastków znanych człowiekowi od dawnych czasów używa się do dziś, chociaż ich pochodzenie nie jest znane. Natomiast nazwy pierwiastków odkrytych później pochodzą od:

- specyficznych właściwości, na przykład: chlor (z języka greckiego *chloros* – „żółtozielony”), brom (z języka greckiego *bromos* – „smród”), fosfor (z języka greckiego *phosphoros* – „niosący światło”);
- nazwisk znanych osób, na przykład: mendelew, kopernik, nobel, oraz nazw postaci fikcyjnych, na przykład: tytan (postać z mitologii greckiej), kobalt (z języka niem. *kobold* – zły skrzat strzegący skarbów);
- nazw ciał niebieskich, na przykład: pluton, neptun;
- nazw kontynentów lub krajów, na przykład: europ, ameryk, polon, frans, german;
- nazw miast lub rzek: na przykład: magnez (od miasta Magnezja), lutet (od łacińskiej nazwy Paryża), hafn (od łacińskiej nazwy Kopenhagi), ren (od nazwy rzeki Ren).

W języku polskim używa się dla niektórych pierwiastków innych nazw niż międzynarodowe, powszechnie obowiązujące. Na przykład nazwa „tlen”, zaproponowana przez lekarza Jana Oczapowskiego w 1851 roku, pochodzi od słowa „tlić” i nawiązuje do procesów spalania, w których bierze udział ten pierwiastek. W języku łacińskim tlen to „oxygenium” (czytaj: oksygenium), co oznacza dosłownie „kwasoród”, czyli „tworzący kwasy”. Nazwa ta została zaproponowana przez Jędrzeja Śniadeckiego – wybitnego polskiego chemika, lekarza i autora pierwszego polskiego podręcznika do chemii (1800 r.) – lecz nie przyjęła się wśród naukowców.

W historii fizyki i chemii na trwałe zapisała się **Maria Skłodowska-Curie** (rys. 2.1). Jako pierwsza w historii osoba została uhonorowana dwukrotnie nagrodą Nobla: w 1903 r. z dziedziny fizyki (za badania nad zjawiskiem promieniotwórczości) oraz w 1911 r. z dziedziny chemii (za rozwój chemii dzięki odkryciu polonu i radu oraz za badania metalicznego radu i jego związków chemicznych). Jeden z odkrytych przez siebie pierwiastków – polon – nazwała na cześć Polski znajdującej się wówczas pod panowaniem państw zaborczych.



Rys. 2.1. Maria Skłodowska-Curie – dwukrotna polska noblistka; wraz z mężem Piotrem Curie odkryła w 1898 r. nowe pierwiastki – polon i rad (w odkrycie radu był również zaangażowany ich współpracownik Gustaw Bémont).

Każdemu pierwiastkowi przyporządkowano symbol chemiczny, czyli jedno- lub dwuliterowy skrót nazwy łacińskiej danego pierwiastka. Symbole są zapisywane wielką literą (tab. 2.1). Zasady nadawania symboli chemicznych zaproponował Jöns Jacob Berzelius (czytaj: jens jakop berselius) w 1815 r. Stanowią one uniwersalny „język chemiczny”, którym posługują się naukowcy na całym świecie. Służą do zapisywania wzorów pierwiastków i związków chemicznych oraz równań reakcji, w których uczestniczą.

Tab. 2.1. Nazwy wybranych pierwiastków chemicznych oraz ich symbole chemiczne

Nazwa pierwiastka w języku polskim	Symbol chemiczny	Nazwa pierwiastka w języku łacińskim
tlen	O	oxygenium
wodór	H	hydrogenium
węgiel	C	carboneum
miedź	Cu	cuprum
żelazo	Fe	ferrum
srebro	Ag	argentum

2.2. Układ okresowy pierwiastków dawniej i dziś. Prawo okresowości pierwiastków

Zanim Mendelejew sformułował **prawo okresowości** mówiące o tym, że właściwości pierwiastków powtarzają się w pewnym porządku, czyli okresowo, wielu naukowców próbowało uporządkować pierwiastki. Przypuszczali oni, że właściwości fizyczne i chemiczne pierwiastków zależą od ich masy atomowej, ale brakowało dowodów to potwierdzających. Przed opracowaniem układu okresowego znano około 60 pierwiastków. Mendelejew ułożył je w tabeli według wzrastających mas atomowych w 12 poziomych szeregach od metali do niemetali oraz w 8 kolumnach – uwzględniając ich zbliżone właściwości (rys. 2.2).

W przypadku niektórych pierwiastków Mendelejew postąpił niezgodnie z przyjętą zasadą ustawienia pierwiastków według rosnących

Rys. 2.2. Układ okresowy pierwiastków z 1904 r. znajdujący się w auli Politechniki Gdańskiej. Tablica zawiera pierwiastki odkryte do ok. 1930 r., np. masyrium (Ma), którego obecna nazwa to technet (Tc).

mas atomowych. Przetawiał pierwiastki o wyższej liczbie masowej przed pierwiastkami o niższej liczbie masowej (np. tellur o liczbie masowej 127,60 u przed jodem o liczbie masowej 126,90 u – zasugerował, że masa telluru została błędnie wyznaczona). Mendelejew w swojej tablicy uwzględnił też pierwiastki wówczas nieznane. Stwierdził bowiem, że istnieją pierwiastki o przewidzianych przez niego właściwościach fizycznych i chemicznych. Na przykład założył, że istnieje pierwiastek o masie atomowej około 72 u (w rzeczywistości 72,6 u), gęstości około 5,5 g/cm³ (w rzeczywistości 5,37 g/cm³) oraz że jest on odporny na działanie zasad – w 1886 roku odkryto german o takich cechach.

Dziś już wiemy, w jaki sposób są zbudowane atomy, a wszystkie pierwiastki chemiczne zajmują ściśle określone położenie w układzie okresowym. Kolejność pierwiastków jednoznacznie ustalił w 1913 roku angielski fizyk Henry Moseley (czytaj: henri moźly). Wiąże się ona z liczbą protonów w jądrze atomu, czyli liczbą atomową. **Prawo okresowości pierwiastków** można zatem sformułować następująco: właściwości fizyczne i chemiczne pierwiastków uporządkowanych według wzrastającej liczby atomowej powtarzają się w sposób okresowy. Liczba pierwiastków w kolejnych okresach się zmienia, ale można ją ściśle określić – wynosi odpowiednio: 2, 8, 8, 18, 18, 32, 32.

Współczesna wersja układu okresowego różni się od tej stworzonej przez Mendelejewa, ale pierwiastki są w niej rozmieszczone zgodnie z kolejnością zaproponowaną lub przewidzianą przez tego uczonego (rys. 2.3).

	1																	18
	1	2											13	14	15	16	17	
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2											5	6	7	8	9	10
	1	2		</														

Rys. 2.3. Współczesna wersja układu okresowego pierwiastków.

2.3. Budowa układu okresowego. Właściwości pierwiastków a ich położenie w układzie okresowym

W układzie okresowym pierwiastki są ułożone według wzrastających liczb atomowych od 1 do 118, które odpowiadają liczbie protonów w jądrze atomowym. Układ obejmuje 7 rzędów nazywanych **okresami** oraz 18 kolumn nazywanych **grupami**. Poszczególne okresy i grupy mają swoje numery porządkowe. Grupy o numerach: 1, 2, 13, 14, 15, 16, 17 i 18 to **grupy główne**, a grupy o numerach od 3 do 12 to **grupy poboczne**. Określając położenie pierwiastka w układzie okresowym, podajemy numer okresu oraz numer krzyżującej się z nim grupy. Na przykład siarka leży w 3 okresie oraz 16 grupie (rys. 2.3). Numer okresu informuje o liczbie powłok elektronowych znajdujących się w atomach pierwiastków w nim leżących – wszystkie pierwiastki z trzeciego okresu mają 3 następujące powłoki elektronowe: K, L oraz M. Zapoczątkowanie nowego okresu jest związane z rozpoczęciem zapełniania elektronami kolejnej powłoki elektronowej. Numer grupy głównej informuje o liczbie elektronów na ostatniej powłoce (czyli elektronów walencyjnych) w atomach danego pierwiastka – dla grupy 1 i 2 odpowiada numerowi grupy, a dla grup 13–18 – numerowi grupy pomniejszonemu o 10. Na przykład azot leży w 15 grupie układu okresowego, czyli ma $15 - 10 = 5$ elektronów walencyjnych. Wyjątkiem jest hel, który ma 2 elektrony walencyjne, ale ze względu na swoje właściwości należy do 18 grupy układu okresowego.

Większość z grup ma swoją nazwę, która pochodzi od nazwy pierwszego pierwiastka w grupie: grupa 1 – litowce, grupa 2 – berylłowce, grupa 3 – skandowce itd. (rys. 2.4). Wyjątkiem jest grupa 1, w której pierwszym pierwiastkiem jest wodór, lecz ma on odmienne właściwości od pozostałych pierwiastków w tej grupie. Helowce (grupa 18) są nazywane również gazami szlachetnymi.

The diagram illustrates the periodic table with elements grouped by color and labeled with their atomic numbers (1-18) and names in Polish. The groups are arranged in two rows. The first row contains groups 1 through 12, and the second row contains groups 13 through 18. Groups 1 and 2 are labeled 'litowce' and 'berylowce' respectively. Groups 3 through 10 are labeled with their respective element names: 'skandowce', 'tytanowce', 'wanadowce', 'chromowce', 'manganowce', 'żelazowce', 'kobaltowce', 'niklowce', 'miedziowce', and 'cynkowce'. Groups 11 and 12 are labeled 'borowce' and 'węglowce' respectively. Groups 13 through 18 are labeled 'azotowce', 'tlenowce', 'fluorowce', and 'helowce' respectively. Groups 1 and 2 are also labeled 'litowce' and 'berylowce' respectively. Groups 3 through 10 are labeled with their respective element names: 'skandowce', 'tytanowce', 'wanadowce', 'chromowce', 'manganowce', 'żelazowce', 'kobaltowce', 'niklowce', 'miedziowce', and 'cynkowce'. Groups 11 and 12 are labeled 'borowce' and 'węglowce' respectively. Groups 13 through 18 are labeled 'azotowce', 'tlenowce', 'fluorowce', and 'helowce' respectively. Groups 1 and 2 are also labeled 'litowce' and 'berylowce' respectively. Groups 3 through 10 are labeled with their respective element names: 'skandowce', 'tytanowce', 'wanadowce', 'chromowce', 'manganowce', 'żelazowce', 'kobaltowce', 'niklowce', 'miedziowce', and 'cynkowce'. Groups 11 and 12 are labeled 'borowce' and 'węglowce' respectively. Groups 13 through 18 are labeled 'azotowce', 'tlenowce', 'fluorowce', and 'helowce' respectively.

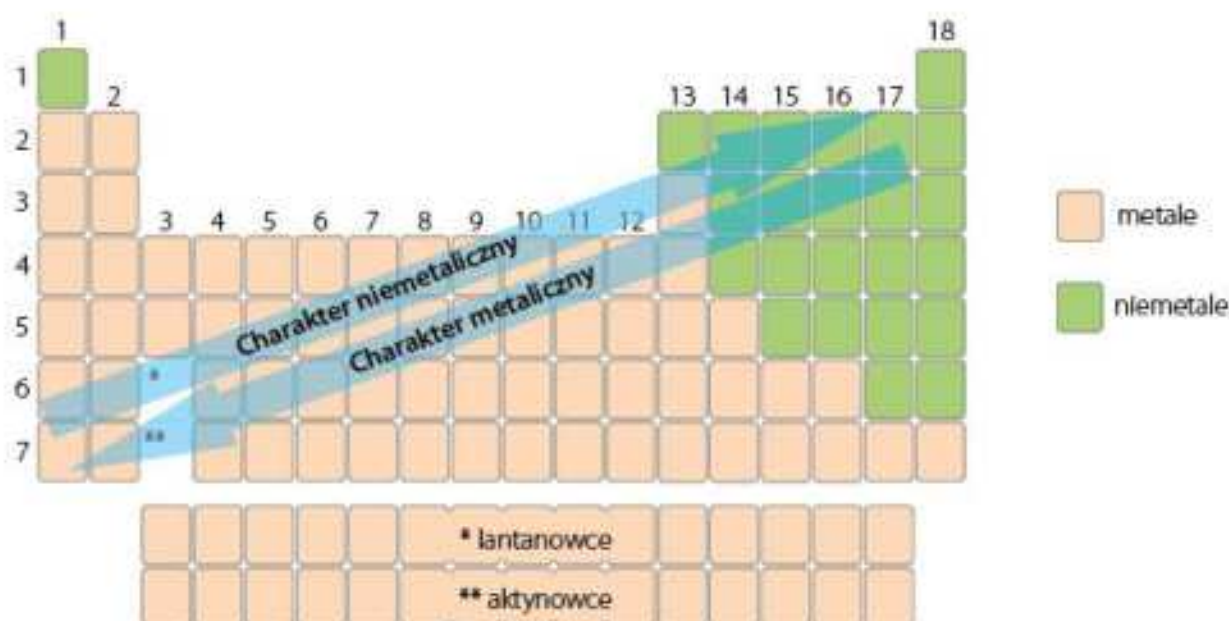
Group	Element Name (Polish)	Atomic Number
1	litowce	1
2	berylowce	2
3	*skandowce	3
4	tytanowce	4
5	wanadowce	5
6	chromowce	6
7	manganowce	7
8	żelazowce	8
9	kobaltowce	9
10	niklowce	10
11	miedziowce	11
12	cynkowce	12
13	borowce	13
14	węglowce	14
15	azotowce	15
16	tlenowce	16
17	fluorowce	17
18	helowce	18

* lantanowce
** aktynowce

Rys. 2.4. Nazwy grup w układzie okresowym utworzono od nazw pierwszego pierwiastka w grupie (z wyjątkiem grupy 1).

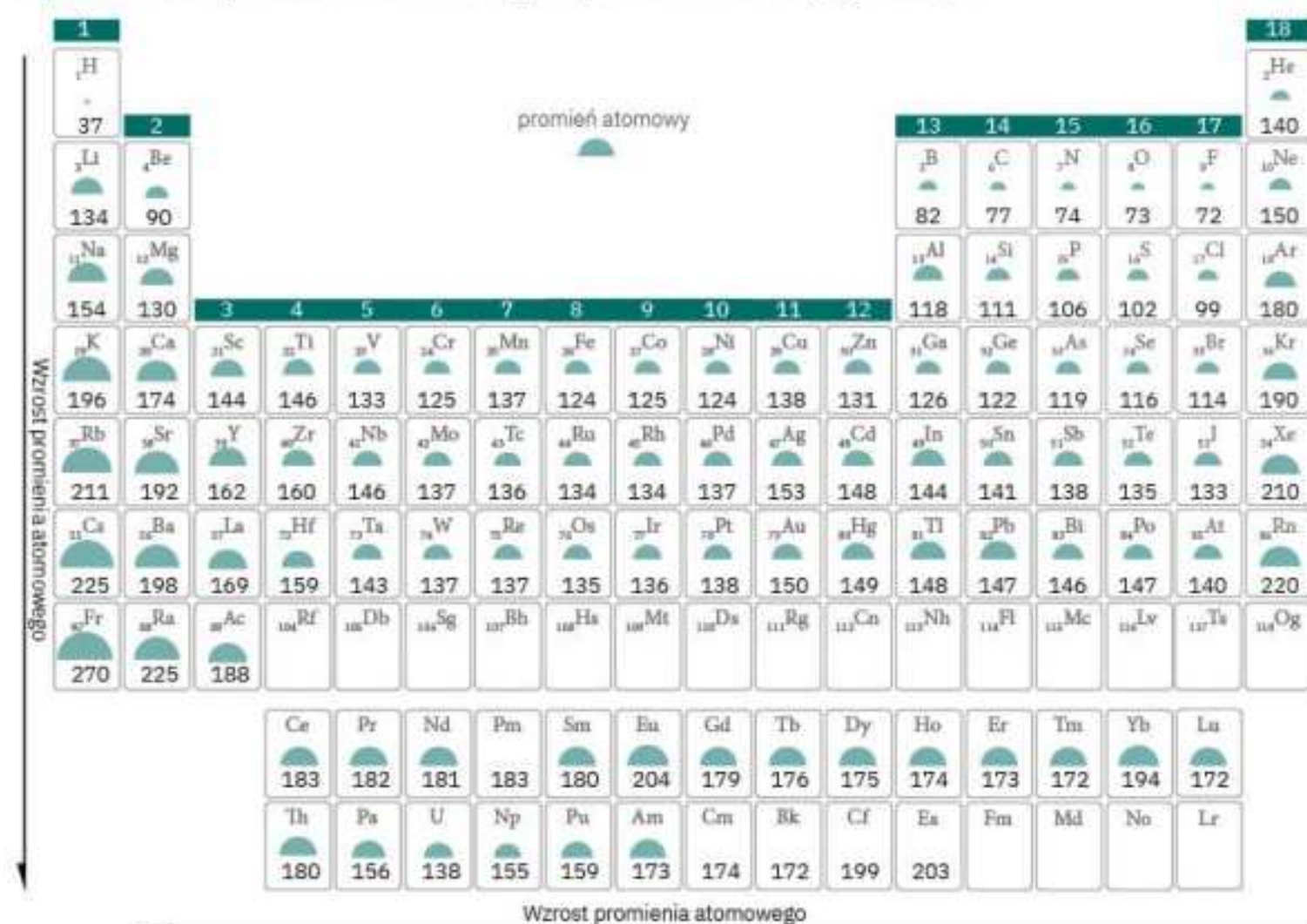
Układ okresowy jest najczęściej przedstawiany w formie zaproponowanej w 1905 roku przez szwajcarskiego chemika Alfreda Wernera, a następnie zmodyfikowanej przez Nielsa Bohra – z wyłączeniem lantanowców i aktynowców.

W okresach pierwiastki są uszeregowane od metali aktywnych. Charakter metaliczny pierwiastków w układzie okresowym zmniejsza się od okresu 2 w prawo, a charakter niemetaliczny się zwiększa – każdy okres kończy się mało aktywnym chemicznie gazem szlachetnym. Charakter metaliczny zmienia się również dla pierwiastków z grup 1, 2 i 13–18 po przekątnej układu okresowego (rys. 2.5).



Rys. 2.5. Zmiana charakteru metalicznego pierwiastków w układzie okresowym.

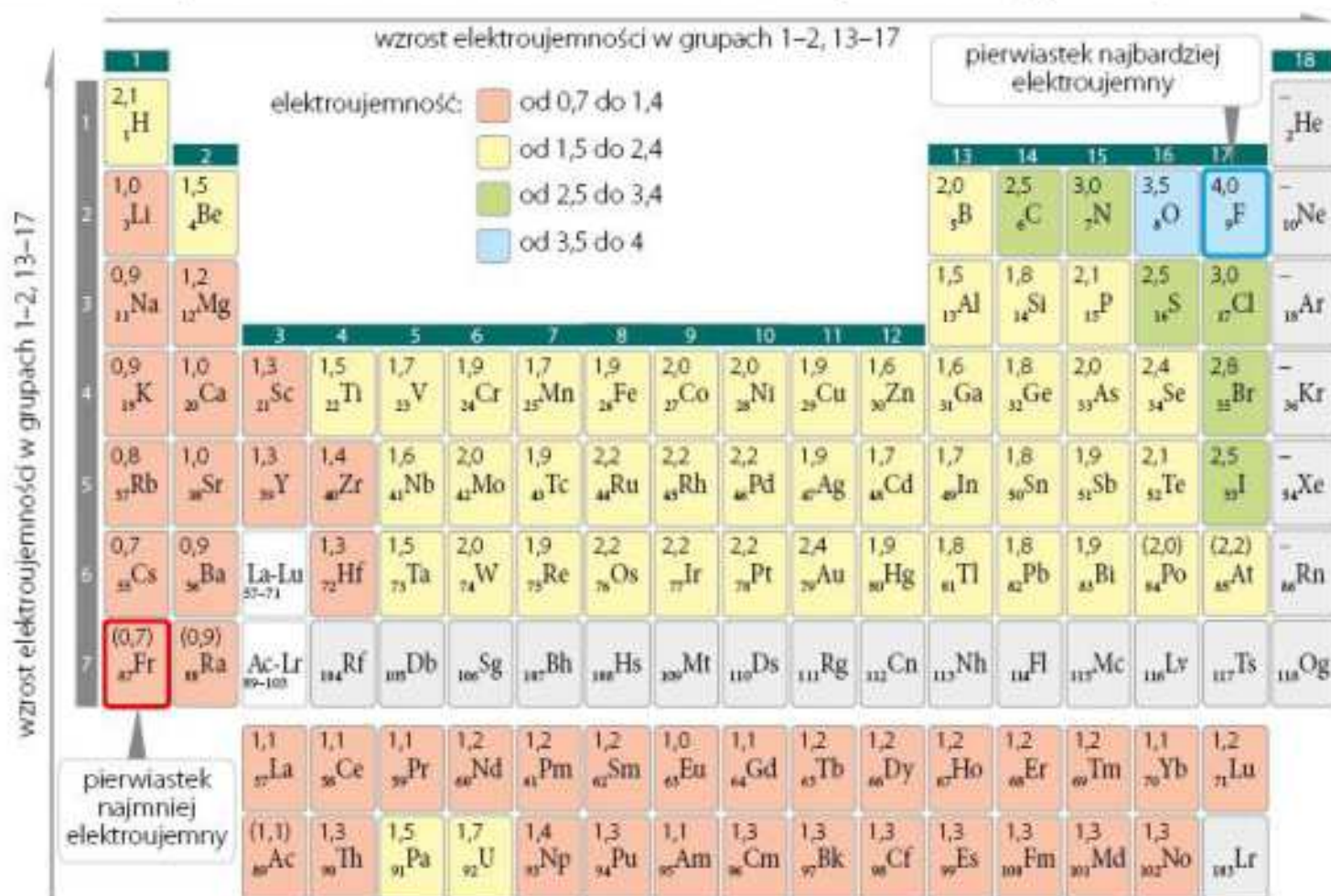
W przypadku pierwiastków grup głównych można również zaobserwować zmianę wielkości promieni atomowych pierwiastków (rys. 2.6).



Rys. 2.6. Układ okresowy pierwiastków z promieniami atomowymi pierwiastków (wartości w pm).

2.4. Elektroujemność. Skala elektroujemności pierwiastków

Elektroujemność to wielkość określająca umownie zdolność atomów poszczególnych pierwiastków do przyciągania elektronów, gdy tworzą one wiązania chemiczne z atomami innych pierwiastków. Pojęcie elektroujemności jako pierwszy wprowadził w 1932 roku amerykański chemik Linus Pauling (czytaj: lajnus polin). Uczony podzielił pierwiastki na silnie i słabo przyciągające elektrony, a następnie – po wykonaniu odpowiednich obliczeń – przypisał pierwiastkom (poza helowcami) określone wartości liczbowe elektroujemności (rys. 2.7).



Rys. 2.7. Skala elektroujemności pierwiastków zaproponowana przez Paulinga.

Elektroujemność w skali Paulinga to wielkość, która jest jednym z kryteriów stosowanych do klasyfikacji wiązań chemicznych występujących między atomami pierwiastków.

Analizując wartości elektroujemności w skali Paulinga, można zaobserwować, że pierwiastki o najwyższej elektroujemności, czyli najsilniej przyciągające elektrony, to niemetale znajdujące się w prawym górnym rogu układu okresowego. Pierwiastki o najmniejszej elektroujemności, czyli naj słabiej przyciągające elektrony, to metale znajdujące się w lewym dolnym rogu układu okresowego.

W przypadku pierwiastków w grupach 1, 2 oraz 13–17 elektroujemność w skali Paulinga zmienia się w pewnym porządku – w obrębie okresu rośnie ze wzrostem numeru grupy, a w obrębie grup – maleje ze wzrostem liczby atomowej. Można również zauważyć, że w przypadku grup głównych zmienia się ona po przekątnej układu okresowego – od najbardziej elektroujemnego fluoru (elektroujemność 4,0) do najmniej elektroujemnego francu (elektroujemność 0,7).

PODSUMOWANIE

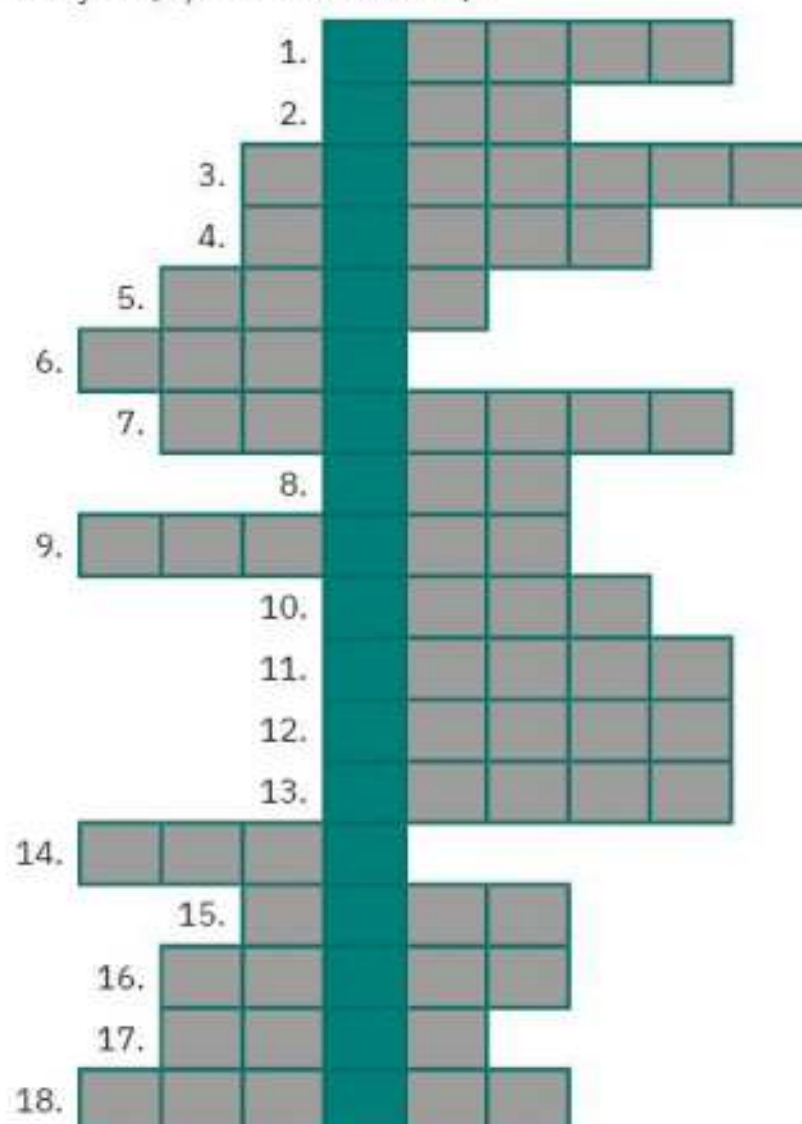
- Dimitrij Mendelejew sformułował prawo okresowości pierwiastków, zgodnie z którym właściwości pierwiastków powtarzają się w pewnym porządku, czyli okresowo.
- Układ okresowy pierwiastków zawiera pierwiastki ułożone w 7 okresach (rzędy) oraz 18 grupach (kolumny).
- W układzie okresowym pierwiastki są uszeregowane według wzrastającej liczby atomowej.
- Poszczególne okresy (począwszy od 2) zaczynają się od najbardziej aktywnych metali. Wraz z przesuwaniem się w prawo w układzie okresowym charakter metaliczny pierwiastków się zmniejsza, a charakter niemetaliczny się zwiększa – każdy okres kończy się gazem szlachetnym.
- Dla pierwiastków leżących w grupach głównych (z wyłączeniem helowców) w okresach promień atomowy rośnie od strony prawej do lewej, a w grupach – w dół grupy.
- Elektroujemność to wielkość określająca umownie zdolność atomów poszczególnych pierwiastków do przyciągania elektronów, gdy tworzą one wiązania chemiczne.





POLECENIA KONTROLNE

1. Wytłumacz, co oznaczają numery okresu oraz grupy w odniesieniu do rozmieszczenia elektronów na powłokach atomów.
2. Wyjaśnij, dlaczego gazy szlachetne mają duże promienie atomowe.
3. Określ, czym różni się fluor mający największą elektroujemność od fransu mającego najmniejszą elektroujemność. Uwzględnij zdolność atomów tych pierwiastków do przyciągania elektronów tworzących wiązania chemiczne.
4. Przerysuj krzyżówkę do zeszytu i ją rozwiąż, korzystając z różnych dostępnych źródeł, w tym internetu. Odpowiedziami są nazwy pierwiastków chemicznych, a hasłem – imiona i nazwisko polskiego chemika, który nadał polskie nazwy wielu pierwiastkom (np. azot, węgiel, wodór) i nieorganicznym związkom chemicznym (np. siarkowodór).



1. Jeden z najważniejszych składników pasty do zębów.
2. Nazwa tego metalu jest ukryta w słowie „winda”.
3. Metal o barwie srebrzystobiałej, tak jak złoto i srebro stosowany w jubilerstwie.
4. Elementy wykonane z tego metalu pokrywają się patyną, co można zauważyć w postaci zielonego nalotu.
5. Podstawowy składnik budulcowy kości.

6. Jeden z gazów szlachetnych.
7. Mowa jest ■■■, a milczenie złotem.
8. Pierwiastek odkryty przez Marię Skłodowską-Curie.
9. Wydobywany przez górników.
10. Jeden z izotopów tego pierwiastka jest stosowany jako materiał rozszczepialny w elektrowniach jądrowych.
11. Nazwa tego pierwiastka pochodzi od greckiej nazwy Księżycy – Selene.
12. Nie wszystko ■■■, co się świeci.
13. Pierwiastek o liczbie atomowej 23.
14. Niezbędna podczas lutowania.
15. Jego łacińska nazwa to aluminium.
16. Pierwiastek „dobry” dla serca.
17. Niezbędny do oddychania.
18. Przyczyniła się do pokonania Smoka Wawelskiego.



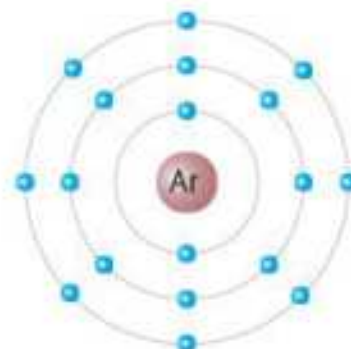
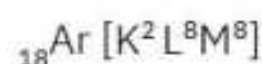
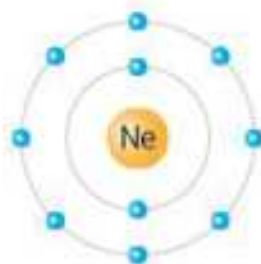
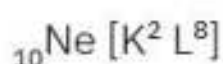
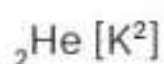
3. Rodzaje wiązań chemicznych

Być może pamiętacie ze szkoły podstawowej, że między cząsteczkami wody występują oddziaływania, dzięki którym w temperaturze pokojowej jest ona cieczą. Są to oddziaływania nazywane wiązaniami wodorowymi. Pełnią one bardzo ważną funkcję w przyrodzie – między innymi występują w podwójnej helisie kwasu deoksyrybonukleinowego (DNA) oraz innych ważnych substancjach biologicznie czynnych w organizmach żywych.

W zależności od struktury elektronowej atomy mogą się ze sobą łączyć za pomocą różnych rodzajów wiązań chemicznych.

3.1. Rodzaje wiązań chemicznych

Zgodnie z ogólną zasadą obowiązującą w przyrodzie każdy układ dąży do jak najkorzystniejszego stanu energetycznego, czyli jak najniższej energii potrzebnej do tego, żeby istnieć. Dlatego pierwiastki występują bardzo rzadko w postaci pojedynczych atomów. Do takich pierwiastków należą gazy szlachetne zgromadzone w 18 grupie układu okresowego: hel (He), neon (Ne), argon (Ar), krypton (Kr), ksenon (Xe) oraz radon (Ra). Ostatnia powłoka elektronowa (walencyjna) w atomach tych pierwiastków jest wypełniona elektronami w taki sposób, że mają one trwały stan elektronowy – najkorzystniejszy energetycznie spośród wszystkich pierwiastków w stanie wolnym. Hel ma dublet elektronowy, czyli dwa elektrony na powłoce walencyjnej, a pozostałe gazy szlachetne mają oktet elektronowy, czyli osiem elektronów na powłoce walencyjnej (rys. 3.1). Z tego powodu gazy szlachetne są słabo reaktywne chemicznie.



Rys. 3.1. Schemat rozmieszczenia elektronów na powłokach (konfiguracja elektronowa) atomów wybranych gazów szlachetnych.

Pozostałe pierwiastki nie mają całkowicie wypełnionej elektronami powłoki walencyjnej, a liczba elektronów walencyjnych odzwierciedla ich położenie w układzie okresowym. Pierwiastki te na różne sposoby dążą do całkowitego wypełnienia elektronami powłoki walencyjnej, czyli do zyskania konfiguracji elektronowej, która występuje w gazie szlachetnym leżącym najbliżej w układzie okresowym. W ten sposób mogą uzyskać najkorzystniejszy stan energetyczny. Dlatego atomy jednego pierwiastka łączą się ze sobą lub z atomami innych pierwiastków za pomocą trwałych połączeń nazywanych **wiązaniem chemicznym**, w tworzeniu których uczestniczą elektrony walencyjne.

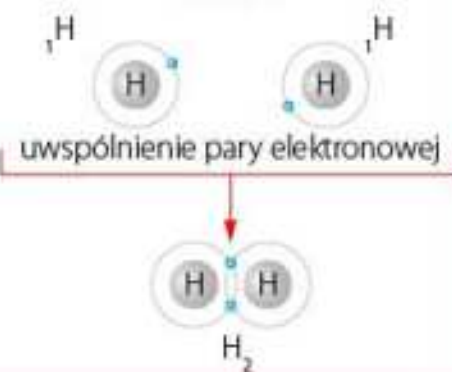
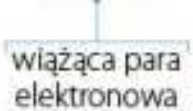
Pierwiastki mogą tworzyć kilka rodzajów wiązań chemicznych, takich jak: kowalencyjne (atomowe), kowalencyjne spolaryzowane, donorowo-akceptorowe, jonowe oraz metaliczne.

3.2. Wiązanie kowalencyjne

Atomy tego samego niemetalu łączą się ze sobą w cząsteczki dwu-, trój- lub wieloatomowe, w których występuje **wiązanie kowalencyjne**, nazywane też atomowym. Polega ono na uwspólnieniu elektronów walencyjnych przez co najmniej dwa atomy w celu uzyskania konfiguracji elektronowej korzystniejszej energetycznie.

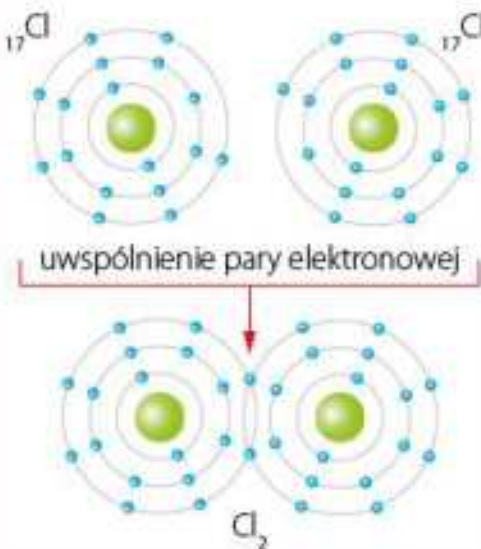
Atom wodoru ma jeden elektron na powłoce elektronowej. Do uzyskania trwałej konfiguracji elektronowej najbliższego gazu szlachetnego – atomu helu (${}^2\text{He}$ [K^2]), czyli uzyskania dubletu elektronowego (dwóch elektronów na powłoce K) – atom wodoru potrzebuje jednego elektronu. Gdy dwa atomy wodoru znajdą się dostatecznie blisko siebie, dochodzi do uwspólnienia elektronów obu tych atomów – powstaje wspólna para elektronowa, a oba atomy uzyskują trwałą konfigurację elektronową helu (rys. 3.2). W ten sposób między atomami wodoru powstaje wiązanie kowalencyjne (atomowe), w którym dwa atomy wodoru tworzą cząsteczkę H_2 .

Elektrony znajdujące się na powłoce walencyjnej, które mogą tworzyć wiązania chemiczne, nazywamy **elektronami wiążącymi**. Elektrony, które nie tworzą wiązań, to **elektrony niewiążące**. We wzorach obrazujących rozmieszczenie elektronów walencyjnych wokół atomów – czyli **wzorach elektronowych** – elektrony te oznaczamy kropkami, a pary elektronowe, wiążące oraz niewiążące, nazywane wolnymi parami elektronowymi, oznaczamy kreskami. Wzór substancji przedstawiający rodzaj i liczbę atomów tworzących cząsteczki lub jony nazywamy **wzorem sumarycznym**. Z kolei wzór nazywany **strukturalnym**, dostarcza informacji, w jaki sposób atomy są połączone ze sobą w cząsteczkach lub jonach oraz obrazuje w sposób bezpośredni wartościowości atomów pierwiastków.

Konfiguracja elektronowa atomu wodoru	Wzór elektronowy kropkowy oraz schemat rozmieszczenia elektronów w cząsteczce wodoru	Wzór elektronowy kreskowy cząsteczki wodoru	Wzór sumaryczny cząsteczki wodoru
$1\text{H} [\text{K}^1]$ 	$\text{H}:\text{H}$ 	$\text{H}-\text{H}$ 	H_2

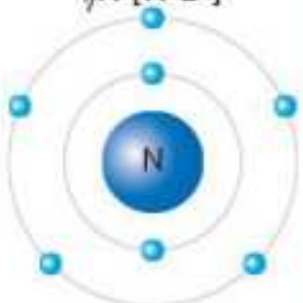
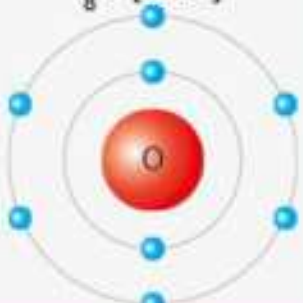
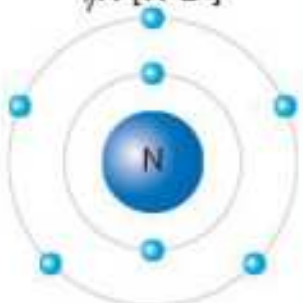
Rys. 3.2. Konfiguracja elektronowa atomu wodoru oraz budowa cząsteczki wodoru.

Jeżeli wiązanie chemiczne powstaje między atomami tego samego pierwiastka, to tworzące się cząsteczki nazywamy cząsteczkami **homoatomowymi** (z języka greckiego *homo* – „taki sam”). W cząsteczkach takich elektrony te są przyciągane z jednakową siłą przez jądra atomów biorących udział w wiązaniu chemicznym. W postaci dwuatomowych, homoatomowych cząsteczek, w których dochodzi do uwspólnienia jednego elektronu, czyli utworzenia jednego wiązania kowalencyjnego, występują również niemetale zajmujące położenie w 17 grupie układu okresowego: fluor tworzy cząsteczkę F_2 , chlor – Cl_2 , brom – Br_2 oraz jod – I_2 . Atomy te dążą w ten sposób do uzyskania oktetu elektronowego (ośmiu elektronów na powłoce walencyjnej) najbliższego położonego atomu gazu szlachetnego: fluor – neonu, brom – argonu, a jod – kryptonu (rys. 3.3).

Konfiguracja elektronowa atomu chloru	Wzór elektronowy kropkowy oraz schemat rozmieszczenia elektronów w cząsteczce chloru	Wzór elektronowy kreskowy cząsteczki chloru	Wzór sumaryczny cząsteczki chloru
$17\text{Cl} [\text{K}^2\text{L}^8\text{M}^7]$ 	$:\ddot{\text{Cl}}:\ddot{\text{Cl}}:$ 		Cl_2

Rys. 3.3. Konfiguracja elektronowa atomu chloru oraz budowa cząsteczki chloru.

Niektóre niemetale mogą tworzyć cząsteczki dwuatomowe z więcej niż jedną wspólną parą elektronową. Występuje w nich wiązanie kowalencyjne **wielokrotne**. Przykładami pierwiastków, których cząsteczki łączą się w ten sposób, są tlen oraz azot. Tlen na ostatniej powłoce ma sześć elektronów, więc uwspólnia dwa elektrony z innym atomem tlenu, a w rezultacie tworzą się dwie wiążące pary elektronowe. Powstała cząsteczka dwuatomowa ma jedno wiązanie kowalencyjne nazywane **wiązaniem podwójnym** (rys. 3.4). Z kolei atom azotu ma pięć elektronów walencyjnych, z których trzy tworzą wspólne pary elektronowe z innym atomem azotu, łącząc się **wiązaniem potrójnym** (rys. 3.4). Każda z wiążących par elektronowych składających się na wiązanie wielokrotne może mieć inną moc, to znaczy, że do ich zerwania potrzeba różnej ilości energii.

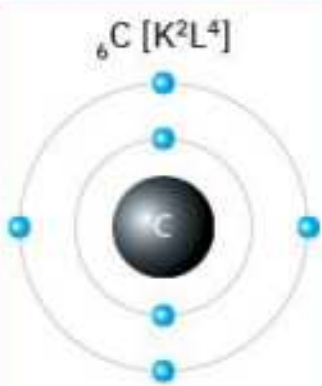
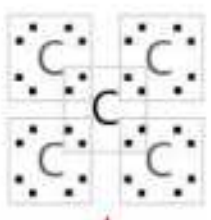
Pierwiastek	Konfiguracja elektronowa atomu	Wzór elektronowy kropkowy cząsteczki	Wzór elektronowy kreskowy cząsteczki	Wzór sumaryczny cząsteczki
azot	${}_7\text{N} [\text{K}^2\text{L}^5]$ 	$:\text{N}::\text{N}:$	$ \text{N}\equiv\text{N} $  jedno kowalencyjne wiązanie potrójne	N_2
tlen	${}_8\text{O} [\text{K}^2\text{L}^6]$ 	$:\ddot{\text{O}}::\ddot{\text{O}}:$	$\text{O}=\text{O}$ jedno kowalencyjne wiązanie podwójne	O_2

Rys. 3.4. Konfiguracja elektronowa atomów azotu i tlenu oraz budowa ich cząsteczek.

Niemetale mogą również tworzyć cząsteczki złożone z więcej niż dwóch atomów. Na przykład trzy atomy ma cząsteczka ozonu, czyli odmiany alotropowej tlenu, a cztery – cząsteczka fosforu. W ośmioatomowe cząsteczki z udziałem wiązań kowalencyjnych łączą się atomy najczęściej spotykanych odmian alotropowych siarki (siarka rombowa i siarka jednoskośna). Niektóre niemetale w stanie stałym nie tworzą pojedynczych cząsteczek złożonych z dwóch lub kilku atomów, lecz rozbudowane płaskie (dwuwymiarowe) lub przestrzenne (trójwymiarowe) struktury nazywane **sieciami kowalencyjnymi**. Przykładem takiej sieci jest struktura kryształów diamentu – jednej z postaci, w której w przyrodzie występuje pierwiastek węgla. W sieci kowalencyjnej diamentu każdy atom węgla mający cztery elektrony walencyjne buduje wiązania chemiczne z czterema różnymi atomami węgla, które dalej



łączą się z innymi czterema atomami tego pierwiastka – w ten sposób powstaje rozbudowana sieć. Czasem bywa ona nazywana cząsteczką-gigantem (rys. 3.5). Taką samą budowę mają również kryształy innych pierwiastków położonych w czternastej grupie układu okresowego: krzemu i germanu. Budowę diamentu oraz innych postaci węgla przedstawiono w rozdziale 5 podręcznika.

Konfiguracja elektronowa atomu węgla	Wzór elektronowy kropkowy sieci kowalencyjnej diamentu	Fragment sieci kowalencyjnej diamentu
${}_6\text{C} [\text{K}^2\text{L}^4]$ 	 w kowalencyjnej sieci diamentu wszystkie atomy węgla mają taką samą konfigurację	

Rys. 3.5. Konfiguracja elektronowa atomu węgla oraz budowa sieci kowalencyjnej diamentu.

Wiązania kowalencyjne mogą tworzyć się również wtedy, gdy atomy dwóch różnych pierwiastków łączą się ze sobą w cząsteczki. Takie cząsteczki nazywamy **heteroatomowymi** (z języka greckiego *hetero* – „różny”). Rodzaj wiązania powstającego między atomami pierwiastków można określić na podstawie ich elektroujemności – z wyjątkiem wiązania metalicznego (tab. 3.1).

Tab. 3.1. Wartości różnicy elektroujemności dla różnych rodzajów wiązań chemicznych

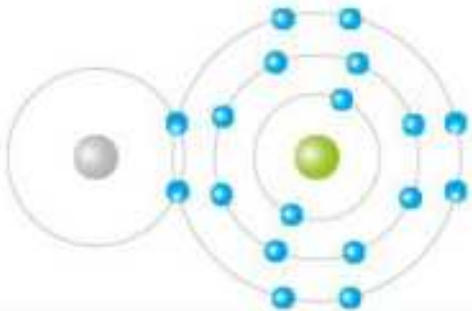
Typ wiązania	kowalencyjne atomowe	kowalencyjne spolaryzowane	jonowe
Różnica elektroujemności (DE)	$\Delta E < 0,4$	$0,4 \leq \Delta E \leq 1,7$	$\Delta E > 1,7$

Elektroujemność jest miarą zdolności atomów poszczególnych pierwiastków do przyciągania elektronów. Wiązanie kowalencyjne powstaje wtedy, gdy różnica elektroujemności między pierwiastkami połączonymi wiązaniem chemicznym (ΔE) jest niewielka i wynosi od 0 do 0,4. Oznacza to, że para elektronowa tworząca wiązanie chemiczne jest przyciągana przez atomy obu pierwiastków w takim samym stopniu (cząsteczki homoatomowe) lub prawie w takim samym (cząsteczki heteroatomowe). W przypadku cząsteczek homoatomowych różnica elektroujemności wynosi 0. Przykładem cząsteczki heteroatomowej, w której występują wiązania kowalencyjne, jest cząsteczka siarczku złota(I) Au_2S . Atom siarki ma elektroujemność wynoszącą 2,5, natomiast dla atomie złota wynosi ona 2,4. Dlatego różnica elektroujemności między tymi atomami to $\Delta E = 2,5 - 2,4 = 0,1$.

3.3. Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane

W przypadku cząsteczek heteroatomowych, gdy różnica elektroujemności między atomami tworzącymi wiązanie chemiczne mieści się w przedziale od 0,4 do 1,7, mówimy zazwyczaj o **wiązaniu kowalencyjnym spolaryzowanym**. W takim wiązaniu wspólna para elektronowa jest silniej przyciągana przez bardziej elektroujemny atom. Zjawisko przesunięcia wspólnej pary elektronowej w kierunku bardziej elektroujemnego atomu nazywamy **polaryzacją wiązania chemicznego**.

Wiązania kowalencyjne spolaryzowane występują najczęściej w cząsteczkach heteroatomowych zbudowanych z atomów niemetalu. Przykładem jest cząsteczka chlorowodoru HCl. W wyniku uwspólnienia elektronów atom chloru uzyskuje oktet elektronowy i przyjmuje konfigurację argonu, a atom wodoru – dublet elektronowy i przyjmuje konfigurację elektronową helu (rys. 3.6). W cząsteczce chlorowodoru wspólna para elektronowa jest silniej przyciągana przez bardziej elektroujemny atom chloru, którego elektroujemność wynosi 3,0, niż przez atom wodoru o elektroujemności 2,1. Różnica elektroujemności między atomami tych pierwiastków wynosi: $\Delta E = 3,0 - 2,1 = 0,9$.

Wzór elektronowy kropkowy oraz schemat rozmieszczenia elektronów w cząsteczce chlorowodoru	Wzór elektronowy kreskowy cząsteczki chlorowodoru	Wzór sumaryczny cząsteczki chlorowodoru
H:Cl: 	para elektronowa przesunięta w kierunku atomu chloru 	HCl

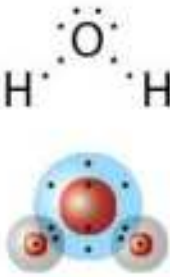
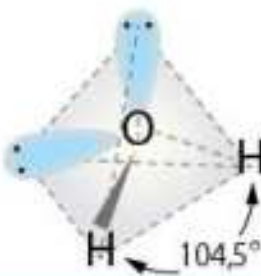
Rys. 3.6. Budowa cząsteczki chlorowodoru (czerwona strzałka oznacza kierunek przesunięcia pary elektronowej).

Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane występuje też w cząsteczce wody – H₂O (rys. 3.7). W wyniku uwspólnienia elektronów między atomem tlenu i atomami wodoru powstają dwa pojedyncze wiązania kowalencyjne spolaryzowane. Wspólne pary elektronowe są silniej przyciągane przez bardziej elektroujemny atom tlenu, którego elektroujemność wynosi 3,5, niż przez atomy wodoru o elektroujemności 2,1 ($\Delta E = 3,5 - 2,1 = 1,4$). W wyniku przesunięcia obdarzonych ładunkiem ujemnym elektronów do atomu tlenu na atomach wodoru powstają cząstkowe ładunki dodatnie, a na atomie tlenu – cząstkowy ładunek ujemny. To dzięki występowaniu ładunków cząstkowych między poruszającymi się cząsteczkami wody tworzą się oddziaływania nazywane wiązaniami wodoro-



wymi, a woda w temperaturze pokojowej jest cieczą. Częsteczki o takiej budowie nazywamy **dipolami**, a związki chemiczne – **związkami polarnymi**.

Dipolem jest również chlorowodór. Jednak nie wszystkie cząsteczki związków, w których występują wiązania kowalencyjne spolaryzowane, są dipolami. Zależy to ściśle od ich budowy przestrzennej. Cząsteczka wody jest dipolem, gdyż atomy wodoru nie leżą w linii prostej z atomem tlenu. Atomy wodoru i wolne pary elektronowe rozmieszczają się wokół atomu tlenu w taki sposób, że tworzą kształt czworościanu, więc kąt między atomami wodoru i tlenu wynosi około $104,5^\circ$. Dla przykładu: cząsteczka tlenku węgla(IV) CO_2 nie jest dipolem, choć występują w niej wiązania kowalencyjne spolaryzowane, gdyż ma budowę liniową ($\text{O}=\text{C}=\text{O}$). Dlatego mówimy, że woda jest rozpuszczalnikiem polarnym, a benzen – rozpuszczalnikiem niepolarnym.

Wzór elektronowy kropkowy oraz schemat rozmieszczenia elektronów w cząsteczce wody	Wzór elektronowy kreskowy cząsteczki wody	Budowa przestrzenna cząsteczki wody	Wzór sumaryczny cząsteczki wody
			H_2O

Rys. 3.7. Budowa cząsteczki wody.

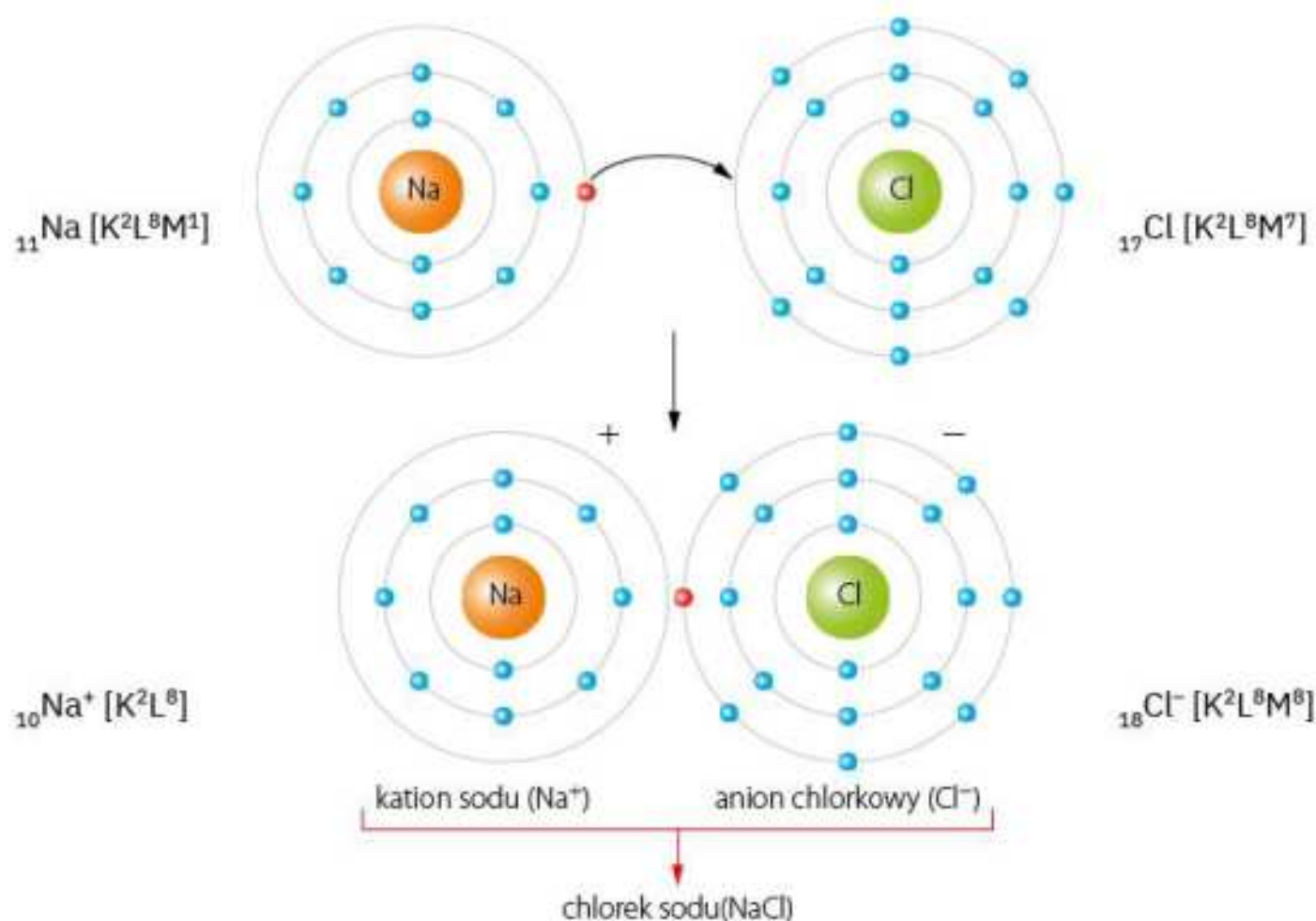
Innymi przykładami związków występujących w postaci monomerycznych cząsteczek, w których występują wiązania kowalencyjne spolaryzowane, są: siarkowodór H_2S , amoniak NH_3 oraz tlenek siarki(IV) SO_2 .

Niektóre związki chemiczne w stałym stanie skupienia, zbudowane z atomów, między którymi występują wiązania kowalencyjne spolaryzowane, tworzą sieci kowalencyjne o strukturze podobnej do struktury diamentu. Przykładami takich związków są siarczek cynku (ZnS ; w postaci blendy cynkowej) oraz tlenek krzemu(IV) SiO_2 , czyli krzemionka – główny składnik piasku.

3.4. Wiązanie jonowe

Wiązania chemiczne nie zawsze polegają na utworzeniu wspólnej pary elektronowej. Przykładem takiego wiązania chemicznego jest **wiązanie jonowe**. Powstaje ono między atomami metali i niemetalami zazwyczaj wtedy, gdy różnica elektroujemności między nimi jest większa od 1,7. W uproszczeniu wiązanie to powstaje w wyniku przeniesienia jednego lub więcej elektronów z atomu o niskiej elektroujemności do atomu, który ma wysoką elektroujemność.

Wiązanie jonowe występuje na przykład w chlorku sodu (NaCl), czyli soli kuchennej. Atom sodu na powłoce walencyjnej ma jeden elektron, natomiast atom chloru – siedem. Atom sodu (elektroujemność 0,9), aby przyjąć konfigurację elektronową atomu neonu, leżącego najbliżej w układzie okresowym, oddaje elektron, a atom chloru (elektroujemność 3,0) przyjmuje ten elektron i zyskuje konfigurację elektronową argonu (rys. 3.8).

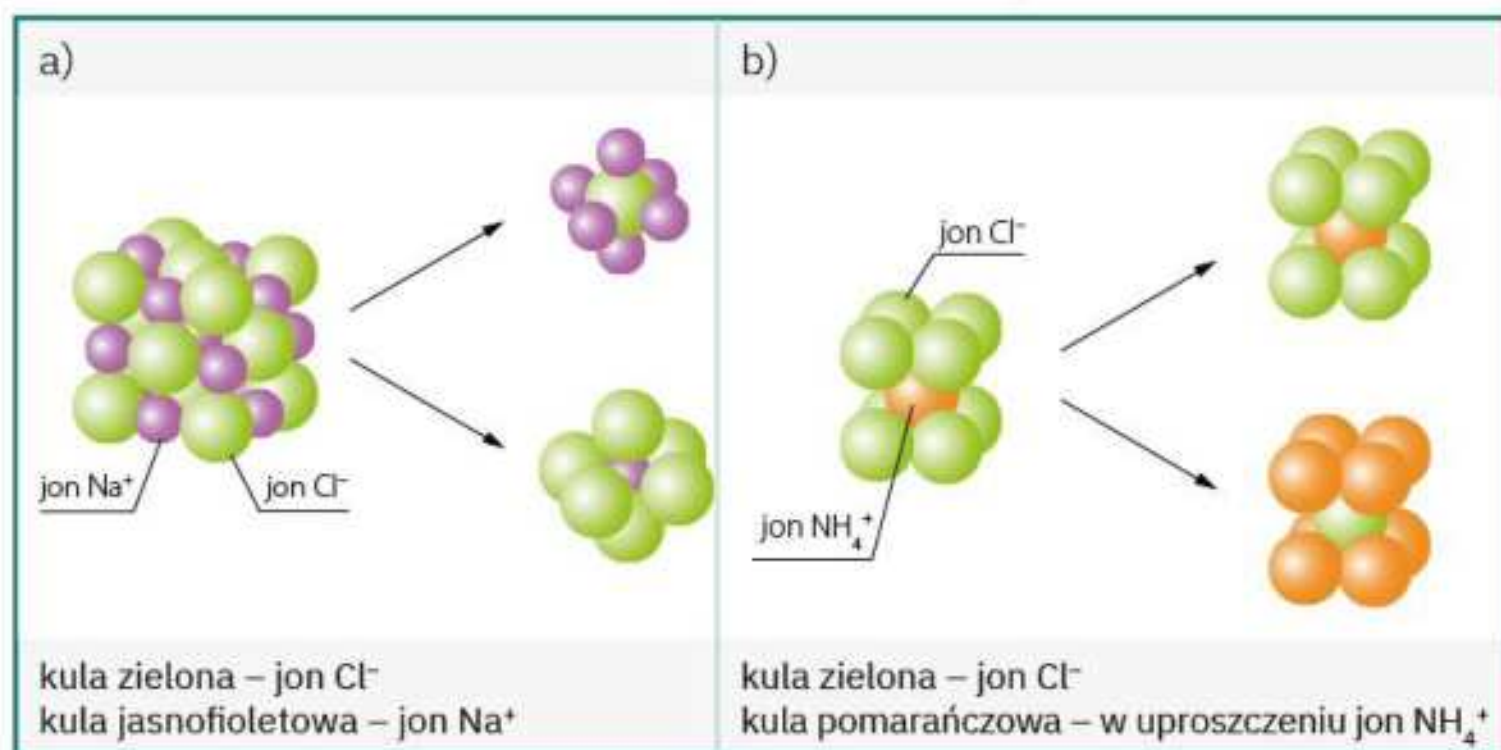


Rys. 3.8. Schemat tworzenia się wiązania jonowego.

W wyniku przeniesienia elektronu, czyli cząstki elementarnej obdarzonej ładunkiem ujemnym, z atomu sodu na atom chloru sód z atomu elektrycznie obojętnego zamienia się w jon obdarzony ładunkiem dodatnim – Na^+ . Jon dodatni nazywamy **kationem**. Z kolei elektrycznie obojętny atom chloru, przyjmując elektron pochodzący od atomu sodu, zamienia się w jon obdarzony ładunkiem ujemnym – Cl^- . Jon ujemny to **anion**. Jony mają rozmiary odpowiednio mniejsze (kation) oraz większe (anion) od atomów, z których powstały. Rozmiary jonów określa się przez ich **promienie jonowe**.

W przypadku związków o budowie jonowej nie mówimy o wspólnych parach elektronowych. Ich budowę można rozpatrywać jako układ wielu wzajemnie stykających się, dodatnio i ujemnie naładowanych kul, które przyciągają się niczym przeciwne bieguny magnesu – działają między nimi siły elektrostatyczne. Związki o budowie jonowej to najczęściej ciała stałe, w których nie występują pojedyncze pary jonowe (kation i anion). Tworzą one zwarte struktury, w których jednego rodzaju jony dążą do tego, by otoczyć się maksymalną liczbą przeciwnie

naładowanych jonów – a tym samym uzyskać jak najkorzystniejszy stan energetyczny. Istnieje wiele sposobów rozmieszczenia jonów zależnych od wielkości promieni anionu i kationu. W przypadku kryształów chlorku sodu każdy z jonów jest otoczony sześcioma przeciwnie naładowanymi jonami. W kryształach innych związków o budowie jonowej liczba ta może być inna – maksymalnie może wynosić osiem (np. w kryształach chlorku amonu NH_4Cl , rys. 3.9).



Rys. 3.9. Schemat budowy sieci krystalicznej chlorku sodu NaCl (a) i chlorku amonu NH_4Cl (b).

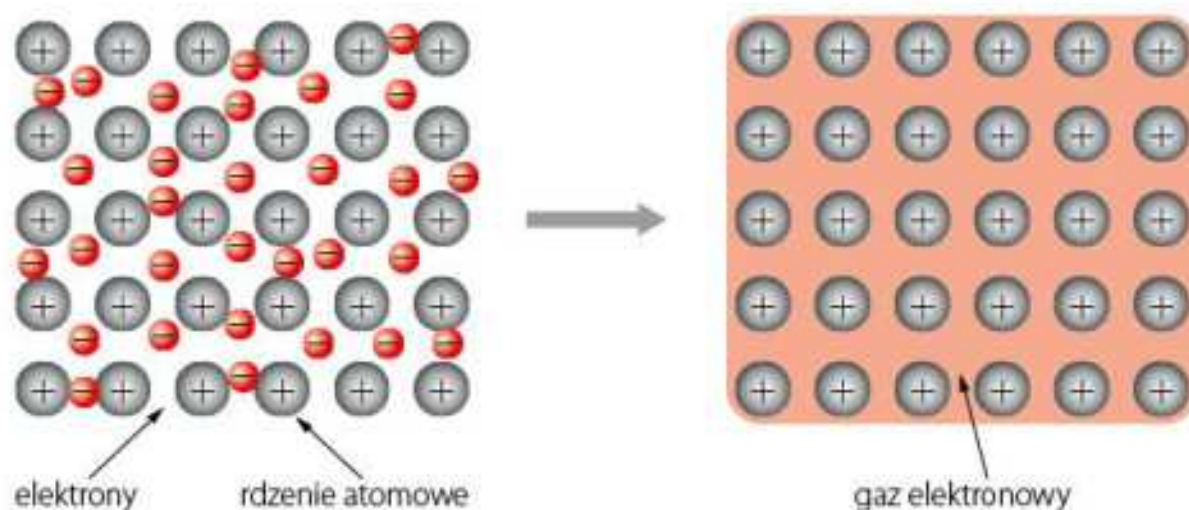
W przypadku związków o budowie jonowej może dochodzić do oddawania i przyjmowania więcej niż jednego elektronu przez atomy pierwiastków. Na przykład w siarczku magnezu MgS , który ma budowę analogiczną do chlorku sodu, każdy atom magnezu oddaje dwa elektrony, a atom siarki – przyjmuje dwa elektrony.

Budowę jonową mają najczęściej sole (np. chlorek potasu KCl , siarczan(VI) wapnia CaSO_4 , azotan(V) sodu NaNO_3), niektóre tlenki (np. tlenek sodu Na_2O , tlenek magnezu MgO) oraz wodorotlenki (np. wodorotlenek sodu NaOH , wodorotlenek potasu KOH).

Granica między wiązaniami kowalencyjnym spolaryzowanym i jonowym wyrażona różnicą elektroujemności ($\Delta E = 1,7$) jest umowna. Oznacza to, że nie ma wiązań o całkowitym charakterze jonowym (oraz kowalencyjnym spolaryzowanym). Obliczono, że gdy $\Delta E = 1,7$, wiązania chemiczne mają charakter w około 50% jonowy, a w około 50% – kowalencyjny spolaryzowany. Powyżej tej wartości przeważa charakter jonowy, a poniżej – charakter wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego. Należy pamiętać, że reguły Paulinga oparte na elektroujemności mają charakter orientacyjny, a nie ścisły. Nie zawsze możemy na podstawie różnicy elektroujemności w skali Paulinga określić rzeczywisty charakter wiązania chemicznego. Na przykład siarczek magnezu MgS ma budowę jonową, a różnica elektroujemności między siarką a magnezem wynosi 1,3.

3.5. Wiązanie metaliczne

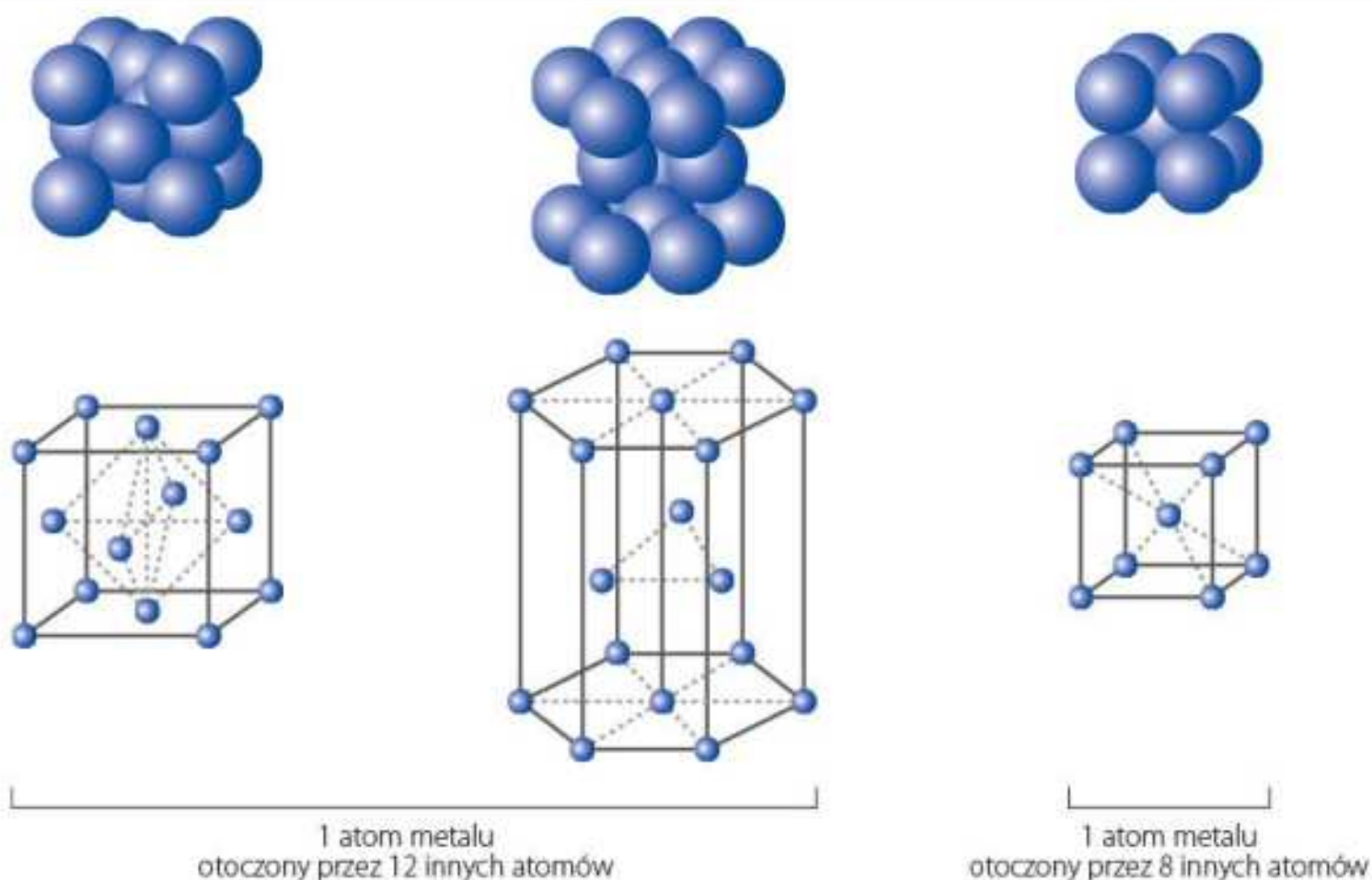
Wiązanie metaliczne to kolejny rodzaj połączeń między atomami, w których nie dochodzi do utworzenia wspólnej pary elektronowej. Wiązanie metaliczne tworzy się między atomami metali i powstaje w konsekwencji ich specyficznej budowy. W strukturach metali atomy stykają się ze sobą, w wyniku czego w każdym z tych atomów od **rdzeni atomowych**, złożonych z jądra atomowego oraz elektronów niewalencyjnych, odrywają się elektrony walencyjne. W ten sposób rdzenie atomowe przyjmują ładunek dodatni. Natomiast elektrony walencyjne – każdy obdarzony ładunkiem ujemnym – nie przynależą do ściśle określonego rdzenia atomowego, ale mogą swobodnie przemieszczać się między nimi, tworząc ujemnie naładowany tak zwany **gaz elektronowy** (rys. 3.10). Wiązanie metaliczne można wyobrazić sobie jako elektrostatyczne oddziaływanie dodatnio naładowanych rdzeni atomowych z wszystkimi swobodnie poruszającymi się elektronami tworzącymi gaz elektronowy.



Rys. 3.10. Wiązanie metaliczne polega na elektrostatycznym oddziaływaniu dodatnio naładowanych rdzeni atomowych oraz ujemnie naładowanego gazu elektronowego.

Ze względu na występowanie ładunków metale mają budowę podobną do substancji o budowie jonowej. Atomy metali można traktować jako kule ułożone w warstwy, w których dodatnio naładowane rdzenie atomowe elektrostatycznie przyciągają się z ujemnie naładowanym gazem elektronowym. Każdy atom metalu dąży do tego, by otoczyć się maksymalną liczbą innych atomów. Z obliczeń geometrycznych wynika, że dookoła jednej kuli może maksymalnie znajdować się 12 identycznej wielkości kul, stykających się z nią. Większość metali ma jedną z 3 struktur, w której jeden atom jest otoczony przez 12 (2 struktury) lub 8 innych atomów (1 struktura), co odpowiada najkorzystniejszym energetycznie ułożeniom atomów w sieci krystalicznej (rys. 3.11).

Wiązania metaliczne występują nie tylko w metalach, lecz także w ich stopach.



Rys. 3.11. Fragmenty trzech, najczęściej spotykanych ułożeń atomów metali w ich kryształach oraz ich modele.

3.6. Wartościowość pierwiastków

Liczba wiązań chemicznych, które mogą tworzyć atomy pierwiastków w związkach chemicznych, jest nazywana ich **wartościowościami**. Wartościowość to pojęcie umowne, które nie odzwierciedla budowy związku, a jedynie określa liczbę elektronów zaangażowanych w tworzenie wiązań chemicznych. Oznacza się ją znakiem rzymskim.

Na przykład tlen w związkach jest zawsze dwuwartościowy (inaczej: wartościowość tlenu zawsze wynosi II), czyli tworzy dwa wiązania chemiczne. Natomiast sód, tak jak inne pierwiastki z 1 grupy układu okresowego, ma zawsze wartościowość I. Podobnie wszystkie pierwiastki z 2 grupy układu okresowego – mają wartościowość II.

Inne pierwiastki w różnych związkach – zarówno metale, jak i niemetale – często wykazują więcej niż jedną wartościowość. Dla przykładu: siarka wykazuje wartościowość II (np. w siarczku magnezu MgS), IV (np. w tlenku siarki(IV) SO_2) lub VI (np. w kwasie siarkowym(VI) H_2SO_4).

Jeśli pierwiastek przyjmuje różne wartościowości, są one uwzględniane w nazwach związków chemicznych. Zasady nazewnictwa różnych grup związków chemicznych znajdziecie w dalszej części podręcznika, a wartościowości wybranych pierwiastków – na jego końcu.

PODSUMOWANIE

- Wiązania chemiczne to trwałe połączenia atomów jednego lub różnych pierwiastków. W tworzeniu wiązań uczestniczą elektrony walencyjne. Jedna lub więcej wspólnych par elektronowych tworzą odpowiednio wiązania pojedyncze, podwójne lub potrójne.
- Wyróżniamy wiązania: kowalencyjne (atomowe), kowalencyjne spolaryzowane, jonowe oraz metaliczne.
- Wiązanie kowalencyjne (atomowe) powstaje w wyniku uwspólnienia elektronów przez atomy pierwiastków, gdy różnica elektroujemności między nimi jest nie większa od 0,4.
- Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane powstaje w wyniku uwspólnienia elektronów przez atomy pierwiastków, zazwyczaj, gdy różnica elektroujemności między nimi mieści się w przedziale od 0,4 do 1,7.
- Wiązanie jonowe powstaje w wyniku przekazania jednego lub więcej elektronów między atomami pierwiastków, zazwyczaj, gdy różnica elektroujemności między nimi jest większa od 1,7.
- Wiązanie metaliczne polega na elektrostatycznym oddziaływaniu dodatnio naładowanych rdzeni atomowych oraz ujemnie naładowanego gazu elektronowego.
- Wartościowości pierwiastków to liczby wiązań chemicznych, które mogą tworzyć ich atomy w związkach chemicznych.

POLECENIA KONTROLNE

1. Wyjaśnij, dlaczego w temperaturze pokojowej tylko gazy szlachetne występują w stanie wolnym w postaci pojedynczych atomów.
2. Na podstawie różnicy elektroujemności pierwiastków określ rodzaj wiązania występującego w związkach chemicznych o wzorach sumarycznych: AgCl , CO , CS_2 , Br_2 , SO_3 , CaF_2 . Odpowiedź uzasadnij obliczeniami.
3. Wytlumacz, co to jest gaz elektronowy.
4. Przedstaw, w jaki sposób tworzy się wiązanie jonowe. Między jakimi pierwiastkami powstaje to wiązanie?



4. Właściwości fizyczne i chemiczne substancji

Czy wiecie, skąd wzięło się powiedzenie „znikać jak kamfora”? Otóż kryształy kamfory pozostawione w temperaturze pokojowej na powietrzu po pewnym czasie znikają. Jest to proces fizyczny, związany z przemianą tej substancji ze stałego stanu skupienia w stan gazowy. To zjawisko nazywamy sublimacją.

Każda substancja ma swoje ściśle określone właściwości fizyczne i chemiczne, dzięki którym można ją zidentyfikować i odróżnić od innych. Znajomość właściwości fizycznych i chemicznych substancji pozwala wykorzystać je do wytwarzania różnych przedmiotów codziennego użytku.

4.1. Właściwości substancji

Wszystkie przedmioty używane na co dzień, takie jak: urządzenia AGD, sprzęt RTV, naczynia kuchenne czy narzędzia, zostały wytworzone z różnych substancji chemicznych. Zastosowanie tych substancji zależy od ich właściwości – konstrukcje mostów wykonuje się ze stopów metali wytrzymałych na uszkodzenia mechaniczne, armaturę łazienkową wytwarza się ze stopów metali odpornych na korozję, a przewody elektryczne – z metali przewodzących prąd elektryczny.

Właściwości substancji możemy podzielić na fizyczne oraz chemiczne (tab. 4.1). Do właściwości fizycznych należą cechy wyglądu substancji oraz przemian fizycznych, którym one ulegają. Z kolei właściwości chemiczne substancji można zaobserwować w wyniku reakcji chemicznych, w których one uczestniczą.

Tab. 4.1. Wybrane właściwości fizyczne i chemiczne substancji

Właściwości fizyczne	Właściwości chemiczne
• stan skupienia • barwa • temperatura topnienia • temperatura wrzenia • gęstość • przewodnictwo prądu elektrycznego • przewodnictwo ciepła • rozpuszczalność w wodzie oraz w innych rozpuszczalnikach • wytrzymałość na odkształcenia pod wpływem działania sił zewnętrznych	• zapach • smak • palność • toksyczność • aktywność chemiczna

Niektórych z tych właściwości nie daje się zmierzyć ilościowo, lecz można je określić za pomocą narządów zmysłów: wzroku, dotyku, węchu, smaku. Nato-

miast inne można zmierzyć i obliczyć. Właściwości substancji zależą od temperatury oraz ciśnienia, więc podaje się je dla ściśle określonych warunków, zazwyczaj w temperaturze 0°C ($273,15\text{ K}$) oraz pod ciśnieniem $10^5\text{ hPa} = 100000\text{ Pa}$ – nazywanych **warunkami standardowymi** lub w temperaturze 0°C , pod ciśnieniem jednej atmosfery ($1013,25\text{ hPa} = 101325\text{ Pa}$) nazywanych **warunkami normalnymi**. Często podaje się również właściwości substancji w temperaturze pokojowej (20°C) pod ciśnieniem jednej atmosfery.

4.2. Właściwości fizyczne substancji

Badając i opisując właściwości fizyczne substancji, określa się jej stan skupienia (stały, ciekły lub gazowy) w warunkach standardowych oraz barwę. Podaje się również temperatury, w których następuje zmiana stanu skupienia substancji. Najczęściej są to temperatury topnienia oraz wrzenia (rys. 4.1).

W przypadku ciał stałych (głównie minerałów i metali) określa się także inne właściwości fizyczne, na przykład dotyczące ich powierzchni: połysk (powierzchnia błyszcząca lub matowa) czy struktura (powierzchnia gładka lub chropowata). Dla substancji występujących w postaci odpowiednio dużych kryształów można również określić ich charakterystyczny kształt (rys. 4.2).



Rys. 4.2. Kryształy gipsu (siarczan(VI) wapnia-woda ($1/2$) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) mają charakterystyczny kształt przypominający ogon jaskółki. Dlatego nazywa się je „jaskółczymi ogonami”.



Rys. 4.1. Temperatury topnienia można wyznaczyć za pomocą termometru umieszczonego wewnątrz przyrządu do oznaczania temperatury topnienia ciał stałych.

Kolejną właściwością substancji jest gęstość. Oblicza się ją ze wzoru:

$$d = \frac{m}{V},$$

gdzie: d – gęstość substancji, m – masa substancji, V – objętość substancji.

Gęstość substancji można wyznaczyć, jeśli znana jest masa substancji oraz jej objętość. Jednostką gęstości w SI jest kg/m^3 . Aby uniknąć posługiwania się dużymi liczbami, często podaje się ją w g/cm^3 (substancje w stałym i ciekłym stanie skupienia) oraz g/dm^3 (substancje w gazowym stanie

skupienia). Takie jednostki występują w podręczniku. Czasem gęstość substancji określa się względem wody, to znaczy wskazuje się, ile razy dana substancja ma gęstość większą lub mniejszą od gęstości wody.

W warunkach standardowych gęstość wody to 997 kg/m^3 , czyli $0,997 \text{ g/cm}^3$.
W obliczeniach najczęściej stosuje się przybliżoną wartość: 1 g/cm^3 .

Substancje o gęstości mniejszej od wody, na przykład sól, niektóre tworzywa sztuczne czy oliwa, pływają po jej powierzchni. Substancje o gęstości większej od wody, jak żelazo czy miedź, po wrzuceniu do naczynia z wodą opadają na jego dno.

Do właściwości fizycznych substancji zaliczamy również ich zdolność do przewodzenia prądu elektrycznego i ciepła. Substancje dobrze przewodzące prąd oraz ciepło nazywamy przewodnikami, a źle przewodzące – izolatorami.

Inną cechą charakterystyczną substancji jest jej rozpuszczalność. Najczęściej określa się rozpuszczalność substancji w wodzie albo innych powszechnie stosowanych rozpuszczalnikach (np. alkoholu etylowym lub benzynie). Można ją wyrażać ilościowo, czyli przez podanie maksymalnej liczby gramów substancji, która rozpuszcza się w ściśle określonej ilości rozpuszczalnika (zazwyczaj w 100 g rozpuszczalnika), lub jakościowo (substancja dobrze rozpuszczalna, słabo rozpuszczalna lub praktycznie nierozpuszczalna). Należy pamiętać, że rozpuszczanie to proces fizyczny polegający na mieszaniu się drobin różnych substancji, któremu nie towarzyszy reakcja chemiczna. Gdy substancja w stałym stanie skupienia ulega reakcji chemicznej w wyniku kontaktu z roztworem cieczy, na przykład z wodą lub kwasem, jest to właściwość chemiczna substancji, a proces taki nazywamy roztwarzaniem.

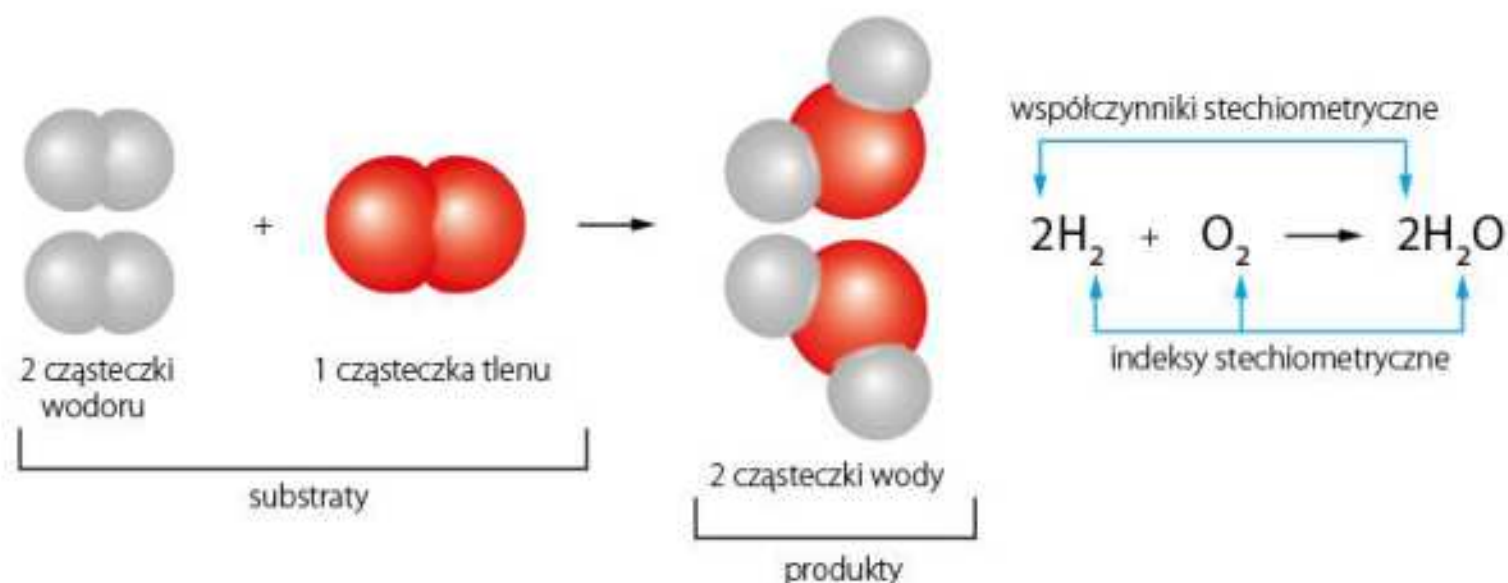
W przypadku metali i ich stopów podaje się również właściwości związane z ich wytrzymałością, czyli odpornością na odkształcenia pod wpływem działania sił zewnętrznych. Do takich właściwości należą na przykład: twardość, ciągliwość, kruchość i kowalność. Twardość określa podatność na działanie siły działającej w jednym punkcie (punktowo) na powierzchni substancji mogącej spowodować jej zniszczenie. Twardość wyraża się jakościowo (np. metal twardy lub miękki) lub ilościowo (np. w porównaniu do dziesięciostopniowej skali twardości Mohsa, w której diament jest najtwardszy). Ciągliwość oznacza ogólną właściwość określającą podatność na odkształcenia trwałe (obróbkę plastyczną) bez naruszenia ciągłości (jednolitości) materiału. Z kolei kruchość określa podatność substancji na odkształcenia trwałe powodujące jej pękanie, czyli kruszenie, natomiast kowalność – niepowodujące jej pękania. Wybrane właściwości niektórych substancji znajdują się w tabelach umieszczonych na końcu podręcznika.

4.3. Właściwości chemiczne substancji

Jak wspomniano wcześniej, właściwości chemiczne substancji można zaobserwować w wyniku reakcji chemicznych, w których biorą one udział. Przypomnijmy sobie zatem podstawowe informacje dotyczące reakcji chemicznych.

Reakcja chemiczna to przemiana, w wyniku której z danych substancji – prostych (pierwiastków) i/lub złożonych (związków chemicznych) – powstają inne substancje, które mają odmienne właściwości od substancji ulegających reakcji. Substancje biorące udział w reakcjach chemicznych nazywamy **substratami**, a substancje powstające w ich wyniku – **produktami**. Zgodnie z podstawowym prawem przyrody – **prawem zachowania masy** – łączna masa produktów reakcji jest równa łącznej masie substratów. Prawo to sformułowali niezależnie od siebie dwaj chemicy Rosjanin Michaił Łomonosow w 1756 roku i Francuz Antoine Lavoisier (czytaj: antłan lawuazje) w 1785 roku. W 1804 roku John Dalton sformułował inne ważne prawo opisujące reakcje chemiczne, nazywane **prawem stosunków wielokrotnych**. Mówi ono o tym, że substraty reagują ze sobą w ściśle określonych proporcjach, będących wielokrotnościami ich mas lub objętości.

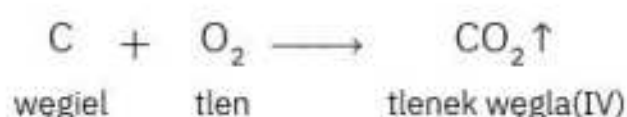
Każdą reakcję chemiczną można opisać równaniem reakcji obrazującym jakościowo i ilościowo przebieg zmian podczas niej zachodzących, nazywanym **równaniem chemicznym**. Do ich zapisu stosuje się symbole chemiczne pierwiastków i związków. Zgodnie z prawem zachowania masy w równaniach chemicznych liczba atomów tego samego pierwiastka po lewej i prawej stronie równania musi być taka sama, co wyrażają współczynniki i indeksy stechiometryczne (rys. 4.3).



Rys. 4.3. Sposób przedstawienia reakcji powstawania wody.

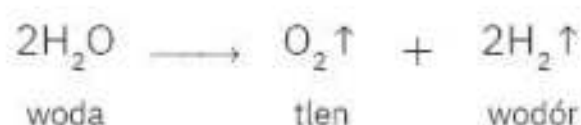
Do tej pory poznaliście cztery podstawowe typy reakcji chemicznych:

- a) reakcję syntezy, czyli łączenia, w której z dwóch lub więcej substancji prostych lub złożonych powstaje jedna lub więcej substancji, na przykład:

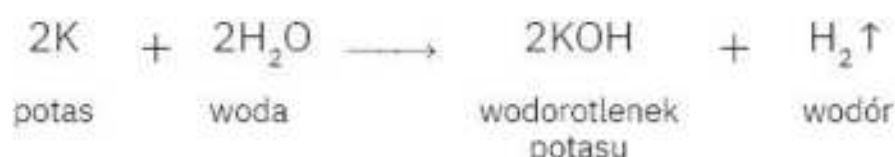


Symbol $\uparrow$ Symbol oznacza produkt w gazowym stanie skupienia.

b) analizy, czyli rozkładu związków, podczas których z jednej substancji złożonej powstają dwie lub więcej substancji prostszych, na przykład:



c) wymiany pojedynczej, w wyniku których z substancji prostej i złożonej powstaje inna substancja prosta i złożona, na przykład:



d) wymiany podwójnej, w wyniku których z substancji złożonych powstają inne substancje złożone, na przykład:



Niektóre właściwości chemiczne można określić za pomocą zmysłów – należą do nich smak oraz zapach. Smak to wrażenie zmysłowe służące przede wszystkim do oceny składu przyjmowanego pokarmu. Smak jest odbierany przez receptory znajdujące się w kubkach smakowych w jamie ustnej. W laboratorium chemicznym nie bada się smaku substancji, gdyż w wielu przypadkach może to doprowadzić do ciężkich poparzeń lub zatruć.

Zapach to cecha substancji powodująca pobudzenie zmysłu węchu, w wyniku czego w organizmie są przekazywane do mózgu bodźce wywołujące wrażenia pozytywne lub negatywne. Często zapach nie ma związku z innymi właściwościami chemicznymi substancji. Dla przykładu: zapach serów pleśniowych większość osób odbiera jako nieprzyjemny, ale spożywanie tych produktów powoduje przyjemne doznania smakowe; cyjanowodór ma zapach migdałów, ale jest silną trucizną. Badając zapach różnych substancji w laboratorium, nie zbliżamy twarzy do pojemników lub szkła laboratoryjnego, w których znajdują się substancje, lecz rozpraszamy wydzielający się z nich zapach przez machanie dłonią. Sprawdzanie zapachu substancji, na przykład stężonych kwasów czy zasad, przez zbliżenie twarzy, zagraża podrażnieniem lub oparzeniem skóry i dróg oddechowych oraz poważnym uszkodzeniem wzroku.

Kolejną właściwością chemiczną substancji jest palność. To właściwość chemiczna określająca zdolność substancji do podtrzymywania procesu spalania. Palność substancji określa się w temperaturze pokojowej, w obecności powietrza. Niektóre substancje ulegają spalaniu w sposób gwałtowny, stwarzając poważne niebezpieczeństwo dla zdrowia i życia człowieka – nazywamy je substancjami wybuchowymi.

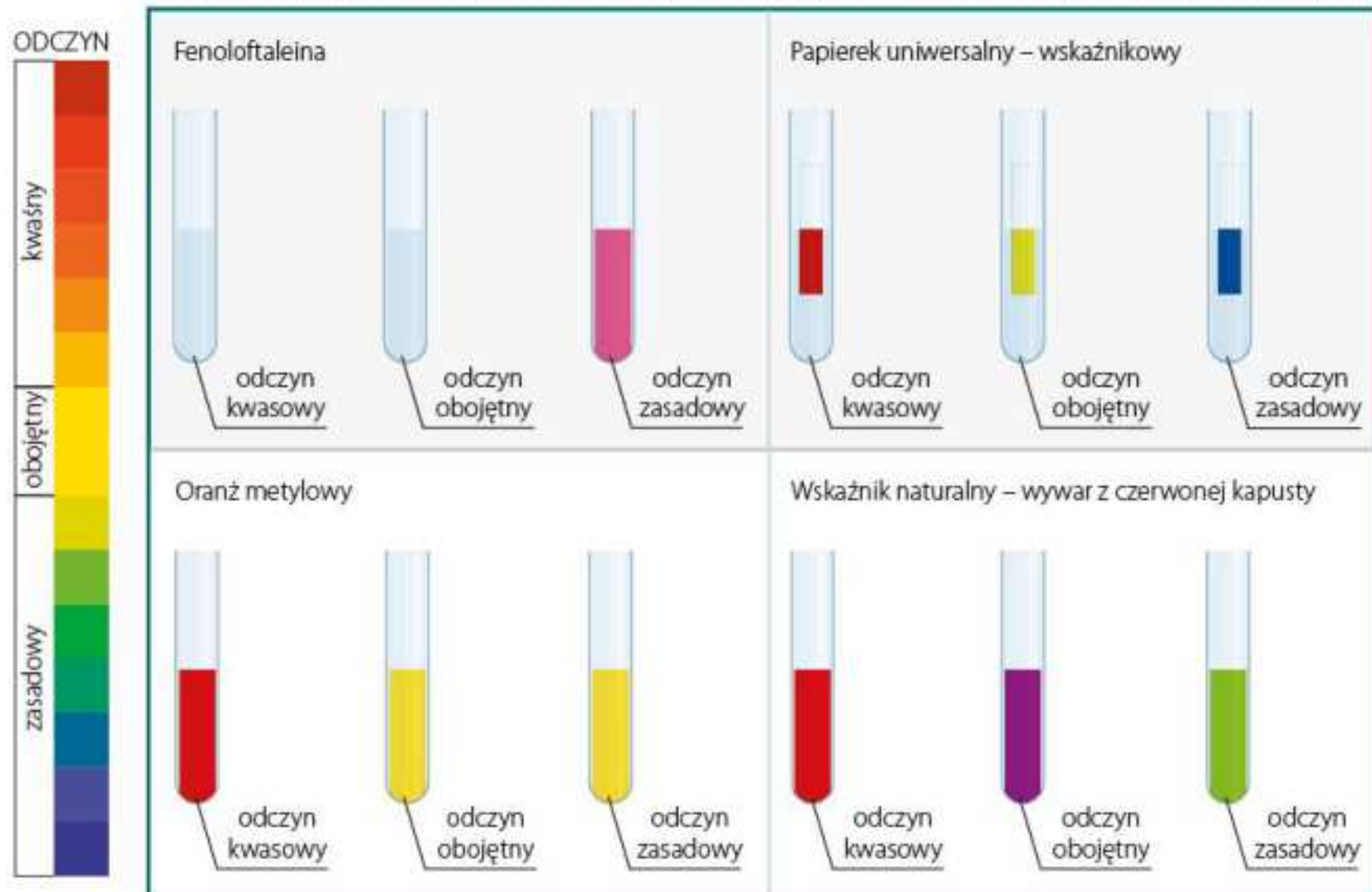
Niebezpieczne dla zdrowia i życia są substancje o właściwościach toksycznych, żrących czy o działaniu rakotwórczym. Należy o tym pamiętać, przeprowadzając doświadczenia na lekcji chemii oraz wykonując wiele codziennych czynności, na przykład podczas używania środków czystości czy leków. Wszystkie substancje znajdujące się w szkolnej pracowni chemicznej należy traktować jako niebezpieczne, które w bezpośrednim kontakcie mogą spowodować uszczerbek na zdrowiu. Dlatego przed użyciem danej substancji należy przeczytać etykietę na opakowaniu, a w przypadku substancji w laboratorium – zapoznać się także z jej kartą charakterystyki. Karta charakterystyki to informacja dołączona do każdego odczynnika zakupionego do laboratorium zawierająca opis niebezpieczeństw, które mogą zaistnieć w wyniku ich używania. Informacje na karcie są umieszczane w postaci oznaczeń literowych i graficznych – piktogramów (rys. 4.4).

Zagrożenia dla zdrowia			
			
Substancje toksyczne	Substancje żrące	Substancje drażniące i uczulające	Substancje o działaniu mutagennym (rakotwórcze)
Zagrożenia fizyczne			
			
Substancje wybuchowe	Substancje łatwopalne	Gazy pod ciśnieniem	Substancje utleniające
Zagrożenie dla środowiska			
			
Substancje niebezpieczne dla środowiska			

Rys. 4.4. Informacje o niebezpiecznych właściwościach substancji są umieszczane na opakowaniach substancji w postaci piktogramów.

Omawiając właściwości chemiczne substancji, najczęściej podaje się ich zdolność do ulegania reakcji z pierwiastkami chemicznymi, wodą oraz innymi związkami

chemicznymi. W ten sposób określa się ich **aktywność chemiczną**. Zależy ona przede wszystkim od ich budowy oraz warunków przebiegu reakcji (np. temperatury, ciśnienia, obecności katalizatorów), a reakcjom chemicznym towarzyszą różne procesy – między innymi powstanie produktów o charakterystycznych cechach (np. barwie, zapachu, palności), wydzielenie lub pobranie ciepła z otoczenia, czy zmiana odczynu roztworu, kontrolowana między innymi za pomocą wskaźników (rys. 4.5).



Rys. 4.5. W obecności różnych wskaźników roztwory przyjmują różne zabarwienie, w zależności od ich odczynu.

Pierwiastki charakteryzują się różną reaktywnością chemiczną. Niemetale wykazują bardziej zróżnicowaną od metali budowę chemiczną, a tym samym wykazują różnorodne właściwości fizyczne i chemiczne (omówione dokładniej w rozdziale 7).

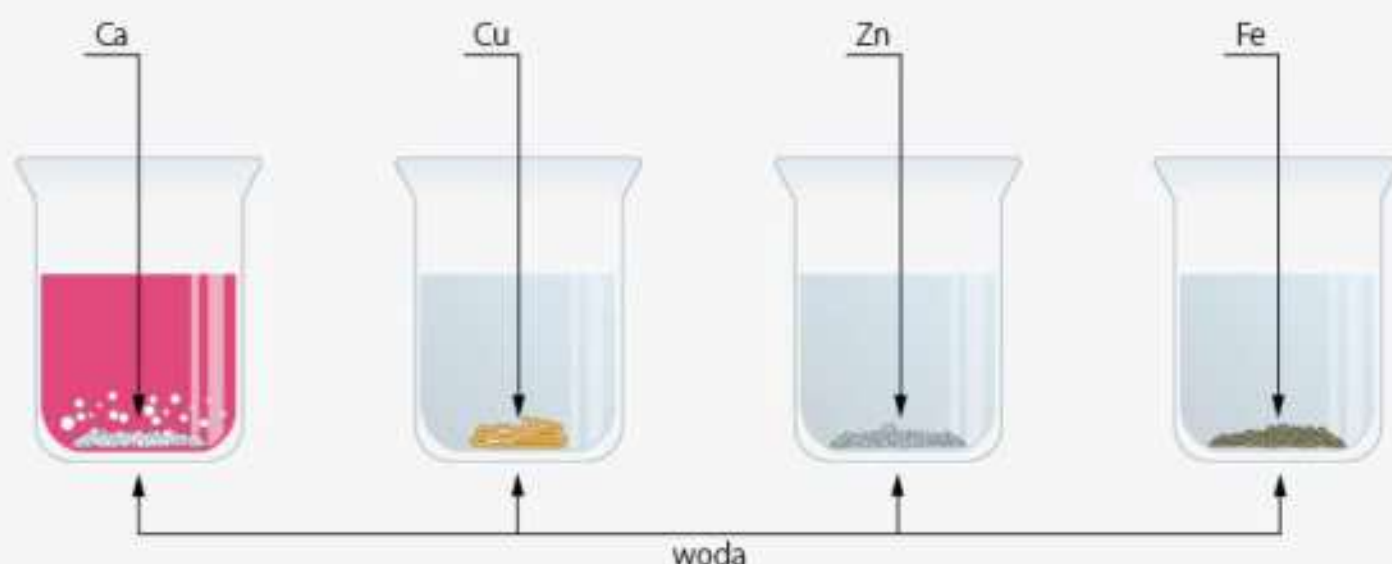
Sprawdźmy, jak zachowują się wybrane metale w obecności wody.

Doświadczenie

Badanie aktywności metali w reakcji z wodą

Przebieg doświadczenia:

Do czterech zlewek o pojemności 50 cm³ wlej kilkanaście cm³ zimnej wody i dodaj kilka kropel alkoholowego roztworu fenoloftaleiny. Do zlewek wrzuć kolejno: niewielki kawałek (wielkości główki od zapalniczki) metalicznego wapnia, kawałek drutu miedzianego oczyszczonego papierem ściernym, kilka granulek cynku oraz kilka wiórków żelaznych.

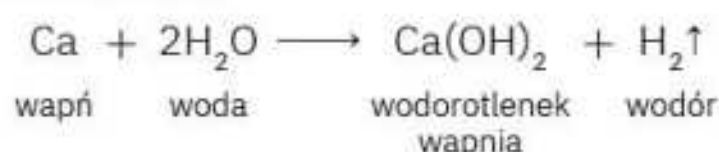


Rys. 4.6. Przebieg reakcji wybranych metali z wodą.

Obserwacje:

W z wodą do której dodano wapń metal ulega stopniowemu rozтворzeniu, w wyniku czego wydziela się bezbarwny i bezwonny gaz, a roztwór przyjmuje malinowe zabarwienie i w miarę zachodzenia reakcji chemicznej mętnieje. W pozostałych zlewkach brak jest widocznych oznak reakcji (rys. 4.6).

W temperaturze pokojowej tylko niektóre metale reagują z wodą, a w ich wyniku powstają wodorotlenki oraz wydziela się wodór, jak w reakcji wapnia z wodą zachodzącą zgodnie z równaniem:



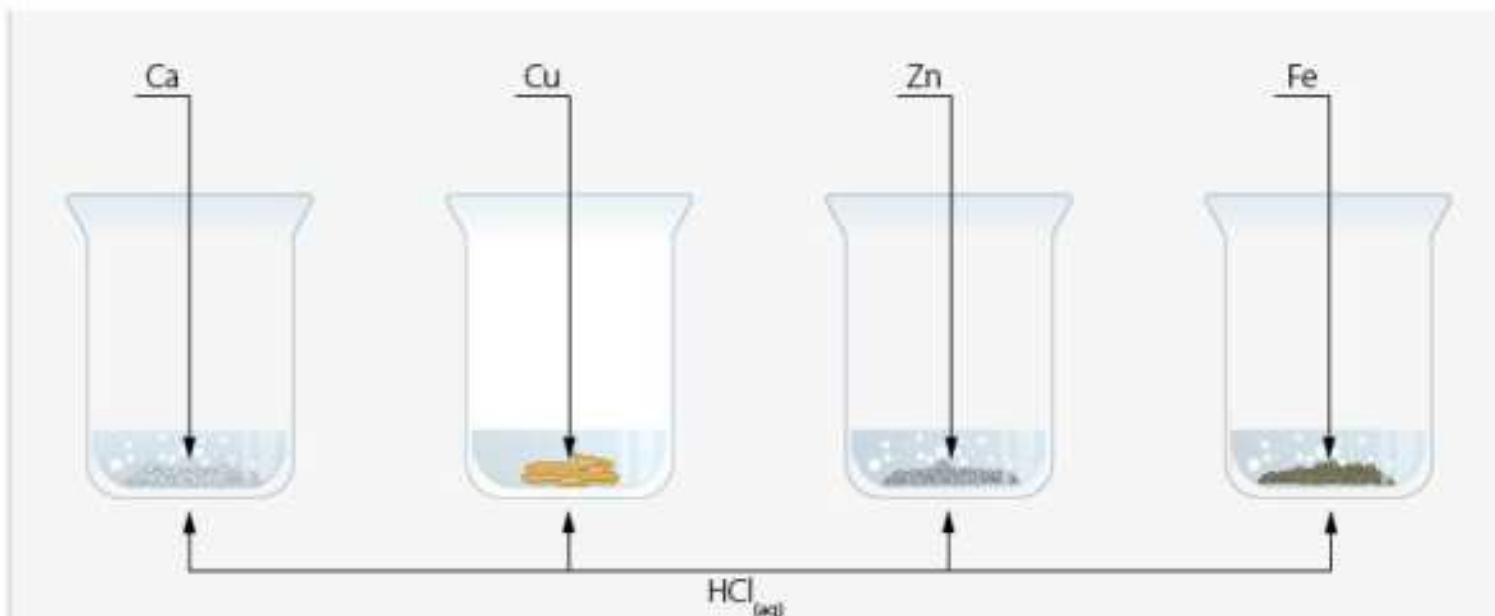
W pozostałych zlewkach reakcje nie zachodzą. Sprawdźmy, jak te same metale zachowują się w wyniku kontaktu z kwasem chlorowodorowym.

Doświadczenie

Badanie aktywności metali w reakcji z rozcieńczonym kwasem chlorowodorowym

Przebieg doświadczenia:

Do czterech zlewek o pojemności 50 cm³ wlej kilka cm³ rozcieńzonego kwasu chlorowodorowego o stężeniu ok. 2 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i wrzuć do nich kolejno: niewielki kawałek (wielkości główki od zapałki) metalicznego wapnia, kawałek drutu miedzianego oczyszczony papierem ściernym, kilka granulek cynku oraz kilka wiórków żelaznych.



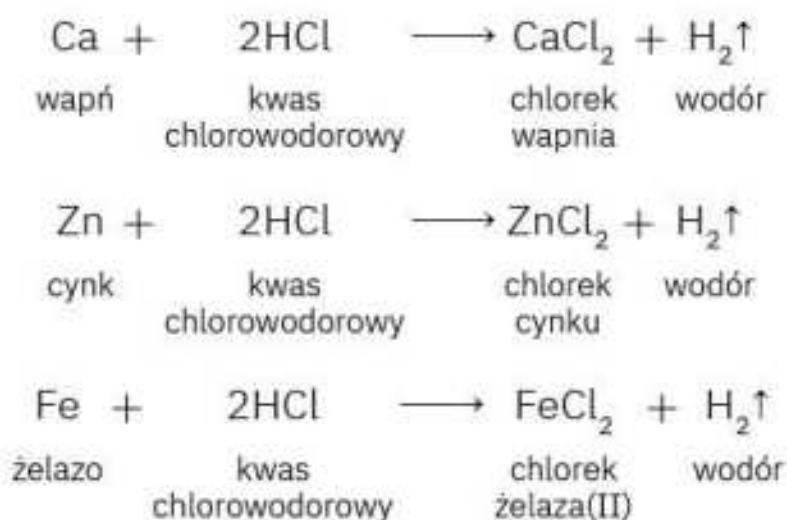
Rys. 4.7. Przebieg reakcji kwasu chlorowodorowego z wybranymi metalami.

(aq) oznacza substancję rozpuszczoną w wodzie

Obserwacje:

W zlewkach z kwasem chlorowodorowym, do których dodano wapń, granulki cynku oraz wiórki żelazne metale ulegają stopniowemu rozтворzeniu, w wyniku czego wydziela się bezbarwny i bezwonny gaz, a roztwór w miarę zachodzenia reakcji chemicznej mętnieje. W zlewce do której dodano drut miedziany brak jest widocznych oznak reakcji (rys. 4.7).

Miedź nie uległa reakcji. Natomiast metale w trzech zlewkach uległy reakcji z kwasem chlorowodorowym (roztworzyły się w kwasie) zgodnie z równaniami:



W powyższych przypadkach mówimy, że metale wypierają wodór z roztworów kwasów.

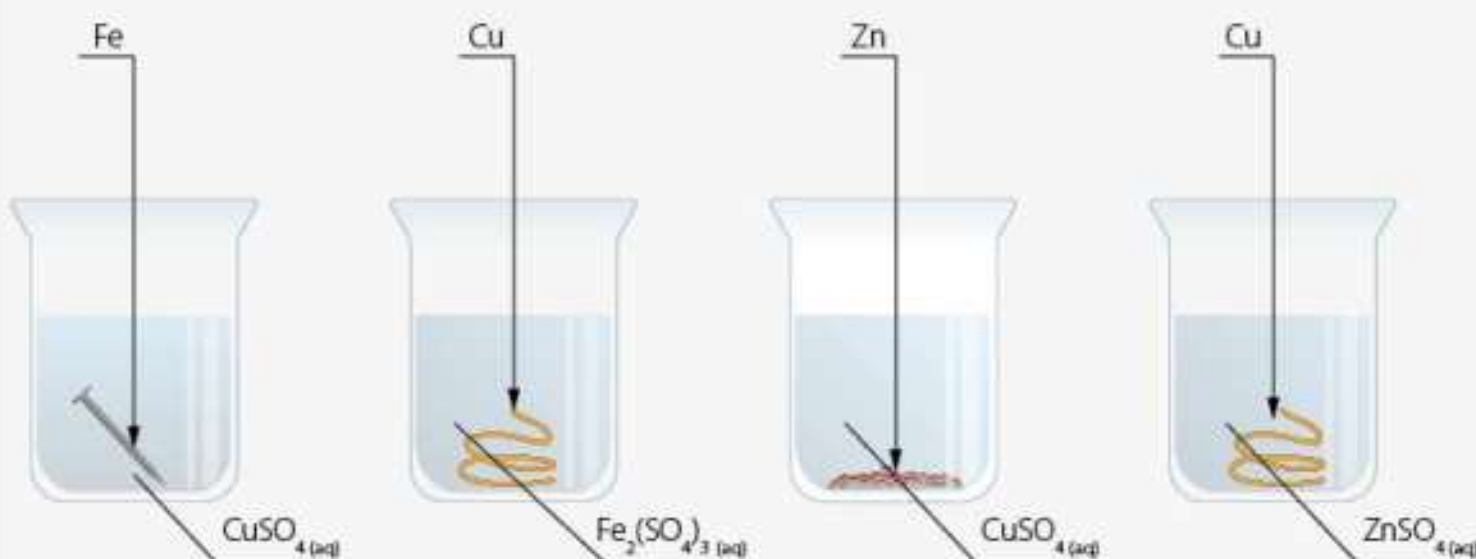
Metale wykazują różną reaktywność względem wody i kwasów. Przekonajmy się, czy można sprawdzić reaktywność jednego metalu względem innego, czyli sprawdzić, czy zajdą reakcje chemiczne, gdy metale poddamy działaniu soli innych metali.

Doświadczenie

Wypieranie metali z ich soli w roztworach wodnych przez inne metale

Przebieg doświadczenia:

Przygotuj cztery zlewki o pojemności 50 cm³. Do pierwszej zlewki wlej kilkanaście cm³ wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) i zanurz w nim żelazny gwóźdź. Do drugiej zlewki wlej kilkanaście cm³ wodnego roztworu siarczanu(VI) żelaza(III) i zanurz w nim drut miedziany oczyszczony papierem ściernym. Do trzeciej zlewki wlej kilkanaście cm³ wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) i wrzuć do niego kilka granulek cynku. Do czwartej zlewki wlej kilkanaście cm³ wodnego roztworu siarczanu(VI) cynku i zanurz w nim drut miedziany oczyszczony papierem ściernym.

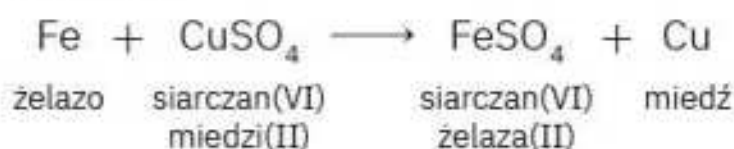


Rys. 4.8. Przebieg reakcji wybranych metali z roztworami ich soli.

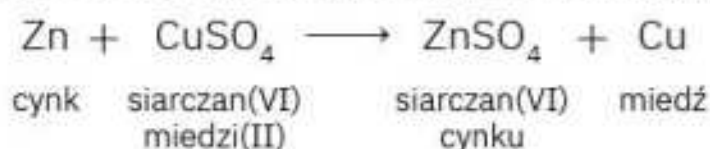
Obserwacje:

W zlewkach z roztworem siarczanu(VI) miedzi(II) gwóźdź oraz granulki cynku pokryły się pomarańczowoczerwonym nalotem. W pozostałych zlewkach brak jest widocznych oznak reakcji (rys. 4.8).

W pierwszej zlewce zachodzi reakcja chemiczna, w wyniku której wydziela się miedź, zgodnie z równaniem:



W trzeciej zlewce wydziela się miedź zgodnie z równaniem:



W obu tych przypadkach mówimy, że metale wypierają inne metale z roztworów ich soli.

Biorąc pod uwagę, czy dane metale wypierają inne metale z roztworów ich soli, metale można ułożyć w szeregu według malejącej aktywności chemicznej, czyli **szeregu aktywności metali** (rys. 4.9).

wypierają wodór z kwasów nieutleniających													reagują z kwasami silnie utleniającymi				roztwarzają się w wodzie królewskiej			
metale aktywne																				
Li	K	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Cr	Fe	Cd	Ni	Sn	Pb	H	Sb	Bi	Cu	Hg	Ag	Pt	Au
lit	potas	wapń	sód	magnez	glin	cynk	chrom	żelazo	kadm	nikiel	cyna	ołw	wodór	antymon	bismut	miedź	ręć	srebro	platyna	złoto
Wzrost aktywności chemicznej metali																				
reagują z wodą w temperaturze pokojowej				reagują z wodą (lub parą wodną) dopiero w podwyższonej temperaturze				nie reagują z wodą nawet w podwyższonej temperaturze												

Rys. 4.9. Szereg aktywności metali.

Na podstawie położenia metali w szeregu aktywności można określić, które metale mogą wypierać inne metale z roztworów ich soli. Metale, z wyjątkiem aktywnych, leżące po lewej stronie danego metalu w szeregu aktywności wypierają go z roztworów jego soli, a te leżące po jego prawej stronie – nie wypierają go. Na przykład cynk wypiera srebro z roztworów jego soli, gdyż cynk znajduje się w szeregu po lewej stronie srebra, natomiast nie wypiera magnezu z roztworów jego soli, gdyż cynk leży po prawej stronie magnezu w szeregu aktywności.

Na podstawie szeregu aktywności metali możemy również ogólnie określić reaktywność metali z wodą. Metale znajdujące się na początku szeregu aktywności reagują z wodą na zimno (metale położone w 1 i 2 drugiej grupie układu okresowego, z wyjątkiem berylu i magnezu), natomiast metale położone w szeregu aktywności od magnezu do żelaza włącznie reagują z gorącą wodą lub parą wodną. Pozostałe metale nie reagują z wodą nawet w podwyższonej temperaturze.

Podobnie w sposób ogólny można określić reaktywność metali względem kwasów. Metale znajdujące się po lewej stronie od wodoru wypierają go z roztworów kwasów nieutleniających (np. kwas chlorowodorowy HCl, rozcieńczony kwas siarkowy(VI)) i są nazywane metalami nieszlachetnymi. Z kolei metale leżące po prawej stronie od wodoru, nazywane szlachetnymi, reagują jedynie z kwasami silnie utleniającymi (np. ze stężonym kwasem siarkowym(VI), stężonym kwasem azotowym(V)) lub wodą królewską. Woda królewska stanowi mieszaninę stężonego kwasu chlorowodorowego HCl (kwas solny) i stężonego kwasu azotowego(V) HNO₃ w proporcjach objętościowych (3:1).

Położenie metali w szeregu aktywności nie zawsze oznacza, że ulegają one reakcji z wszystkimi kwasami. Na przykład powierzchnie glinu, żelaza oraz chromu w obecności niektórych kwasów pokrywają się warstwą ochronną ich tlenków, co sprawia, że są odporne na działanie kwasów. Zjawisko to nazywa się pasywacją (patrz s. 78).

Szczegółową miarą aktywności chemicznej metali, decydującą o ich położeniu w szeregu aktywności, są ich potencjały standardowe (patrz s. 115). Z tego powodu w szeregu aktywności metali znajduje się również wodór – jako punkt odniesienia służący do wyznaczania tych potencjałów.

4.4. Właściwości substancji a rodzaje wiązań chemicznych w nich występujące

Właściwości fizyczne i chemiczne substancji zależą od ich budowy chemicznej, czyli rodzajów wiązań chemicznych w nich występujących.

Doświadczenie

Badanie właściwości substancji tworzących kryształy jonowe, kowalencyjne, molekularne i metaliczne

Przebieg doświadczenia:

Na czterech szkiełkach zegarkowych umieść kolejno niewielkie ilości kryształów: chlorku sodu (grubokrystalicznej soli kuchennej), tlenku krzemu(IV) (grubokrystalicznej krzemionki (piasku)), jodu (przykryj je np. dużą zlewką) oraz kilka gruboziarnistych opiłków żelaza. Pod wyciągiem zbadaj wygląd (kształt) tych substancji, ich barwę, zapach oraz twardość (np. przez ściskanie pęsetą).

Uwaga: Badając zapach jodu, należy zachować ostrożność! Dotyczy to zwłaszcza osób chorych na astmę lub alergików!



Rysunek. 4.10. Kryształy substancji o różnej budowie chemicznej.

Obserwacje:

Kryształy soli kuchennej (chlorku sodu) są dobrze wykształcone i przezroczyste, są kruche oraz mają lekki zapach (rys. 4.9). Kryształy krzemionki (tlenku krzemu) są dobrze wykształcone, przezroczyste i twarde, nie mają wyczuwalnego zapachu. Kryształy jodu są dobrze wykształcone i mają fioletową barwę, podobnie jak kryształy soli są miękkie i wyróżniają się charakterystycznym, wyraźnie wyczuwalnym zapachem. Opilki żelaza, które są zlepkami wielu kryształów żelaza, mają charakterystyczny metaliczny połysk, są nieprzezroczyste i mają dużą twardość oraz nie mają wyczuwalnego zapachu.

Substancje krystaliczne o różnej budowie mają odmienne właściwości fizyczne (tab. 4.2).

Tab. 4.2. Wybrane właściwości substancji o budowie jonowej, cząsteczkowej oraz kowalencyjnej

Właściwości	Substancje o budowie		
	jonowej	cząsteczkowej (molekularnej)	sieci kowalencyjnej
Temperatura topnienia	wysoka	niska	bardzo wysoka
Wytrzymałość mechaniczna	umiarkowana	zazwyczaj mała	zazwyczaj duża
Twardość	średnia	zazwyczaj mała	zazwyczaj duża
Przewodnictwo elektryczne	w postaci stopionej i w roztworach przewodzą prąd elektryczny	nie przewodzą prądu elektrycznego	nie przewodzą prądu elektrycznego (wyjątek grafit)
Rozpuszczalność	dobrze rozpuszczalne w wodzie i innych rozpuszczalnikach polarnych	rozpuszczalne w rozpuszczalnikach niepolarnych	praktycznie nierozpuszczalne
Przykłady	tlenki litowców i berylowców, np. CaO , Na_2O , sole, np. KNO_3 , K_2SO_4 , KCl , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ chlorek sodu (sól kuchenna) 	pierwiastki np. I_2 , P_4 , S_8 ; cząsteczki związków chemicznych, np. SiH_4 , H_2O (lód), węglowodory sacharoza (cukier spożywczy) 	pierwiastki np. C (diament), Ge, B, P (czarny); związki chemiczne, np. SiO_2 tlenek krzemu(IV) (kwarc) 

PODSUMOWANIE

- Każda substancja ma charakterystyczne właściwości fizyczne i chemiczne, na podstawie których można ją zidentyfikować i odróżnić od innych substancji.
- Właściwości fizyczne substancji to ich cechy charakterystyczne dotyczące wyglądu substancji oraz przemian zachodzących w procesach fizycznych, którym one ulegają.
- Właściwości chemiczne można zaobserwować w wyniku reakcji chemicznych, w których substancje te uczestniczą.
- Właściwości pierwiastków można określać za pomocą zmysłów, mierzyć i obliczać, a także badać w wyniku różnych reakcji chemicznych.
- Właściwości substancji zależą od ich struktury.

POLECENIA KONTROLNE

1. Wyjaśnij, czym różnią się właściwości fizyczne od właściwości chemicznych substancji.
2. Udowodnij, że stwierdzenie „metal rozpuszcza się w kwasie” jest nieprawdziwe.
3. Zaproponuj doświadczenie, na podstawie którego można uszeregować substancje według wzrastającej gęstości. Masz do dyspozycji szklankę wody, gwóźdź oraz kawałek styropianu.
4. Przerysuj tabelę do zeszytu i uzupełnij ją na podstawie szeregu aktywności metali. Podaj po trzy przykłady metali.

Metale wypierające żelazo z roztworów jego soli	Metale ulegające reakcji z wodą na zimno	Metale ulegające reakcji z kwasami nieutleniającymi

5. Na podstawie dostępnych źródeł (internetowych, podręczników) przygotuj infografikę zatytułowaną „Skala twardości Mohsa”.

5. Alotropia pierwiastków. Alotropowe odmiany węgla

Co wspólnego mają grafit w ołówku oraz diament w biżuterii? Zarówno grafit, jak i diament to różne postacie tego samego pierwiastka – węgla. Ich kryształy są zbudowane z tych samych atomów, ale w różny sposób połączone. Zjawisko występowania jednego pierwiastka w postaci wielu form nazywamy alotropią. Liczne metale i niemetale występują w przyrodzie w postaci odmian alotropowych, które – jak w przypadku węgla – bardzo różnią się budową, właściwościami fizycznymi i chemicznymi.

5.1. Alotropowe odmiany węgla

Węgiel (z języka łacińskiego *carboneum* – „węgiel”) jest zaliczany do pierwiastków rodzimych. W stanie wolnym stanowi on jedynie około 0,09% zawartości wszystkich pierwiastków w skorupie ziemskiej. Pod względem rozpowszechnienia jest 14 pierwiastkiem. Węgiel bywa nazywany „pierwiastkiem życia”, gdyż wchodzi w skład wszystkich organizmów żywych, w tym człowieka, w formie różnych związków chemicznych, nazywanych związkami organicznymi.

W wolnej postaci węgiel występuje w przyrodzie w trzech odmianach alotropowych: grafitu (złożonego z warstw grafenowych), diamentu oraz fulerenów. Odmiany różnią się budową wewnętrzną i właściwościami fizycznymi i chemicznymi. Niektóre odmiany alotropowe węgla wytworzono w warunkach laboratoryjnych, na przykład grafen, określany jako „materiał przyszłości”.

5.2. Miękki jak grafit

Grafit (z języka greckiego *graphein* – „pisać”) to najczęściej występująca w przyrodzie odmiana alotropowa węgla. Spotyka się go głównie w postaci skał metamorficznych – łupków grafitowych tworzących się w wyniku nagromadzenia bogatych w węgiel materiałów organicznych, powstałych z rozkładu obumarłych roślin. Grafit wytworzony naturalnie rzadko tworzy dobrze wykształcone kryształy. Występuje zazwyczaj w postaci zbitej masy, tłustej w dotyku, złożonej z małych, szarych, nieprzeźroczystych kryształów (rys. 5.1).



Rys. 5.1. Próbkę grafitu mają najczęściej postać szarej, zbitej masy złożonej z wielu drobnych kryształów. W Polsce niewielkie jego pokłady występują na Dolnym Śląsku.

Kryształy grafitu są miękkie, charakteryzują się bardzo dobrą topliwością oraz wykazują wiele interesujących właściwości fizycznych i chemicznych.

Doświadczenie

Badanie przewodności elektrycznej grafitu

Przebieg doświadczenia:

Przygotuj prosty obwód elektryczny: dwa przewody elektryczne podłącz jednym końcem do baterii 4,5 V, a drugim – do żarówki i zaobserwuj, czy żarówka się zaświeci. Rozłącz jeden przewód, połącz go z zatemperowanym ołówkiem. Drugi koniec ołówka połącz dodatkowym przewodem z żarówką i sprawdź, czy żarówka zaświeci.



Rys. 5.2. Schemat obwodu elektrycznego, w którym znajduje się grafit.

Obserwacje:

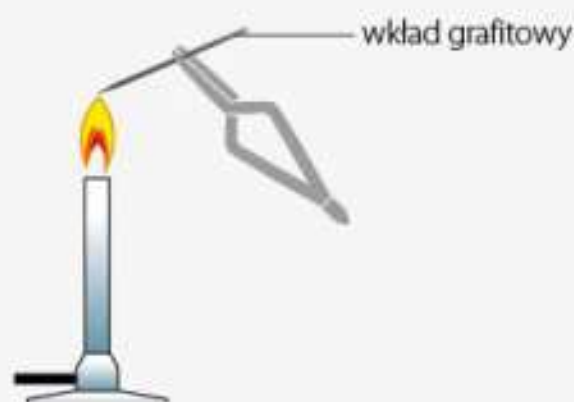
W obu przypadkach żarówka świeci (rys. 5.2).

Doświadczenie

Badanie przewodności cieplnej grafitu

Przebieg doświadczenia:

Ołówkowy wkład grafitowy chwyć ostrożnie szczypcami lub pęsetą i jeden z jego końców delikatnie ogrzewaj w płomieniu palnika (rys. 5.3). Po mniej więcej minucie dotknij ostrożnie palcem nieogrzewanego końca wkładu grafitowego.



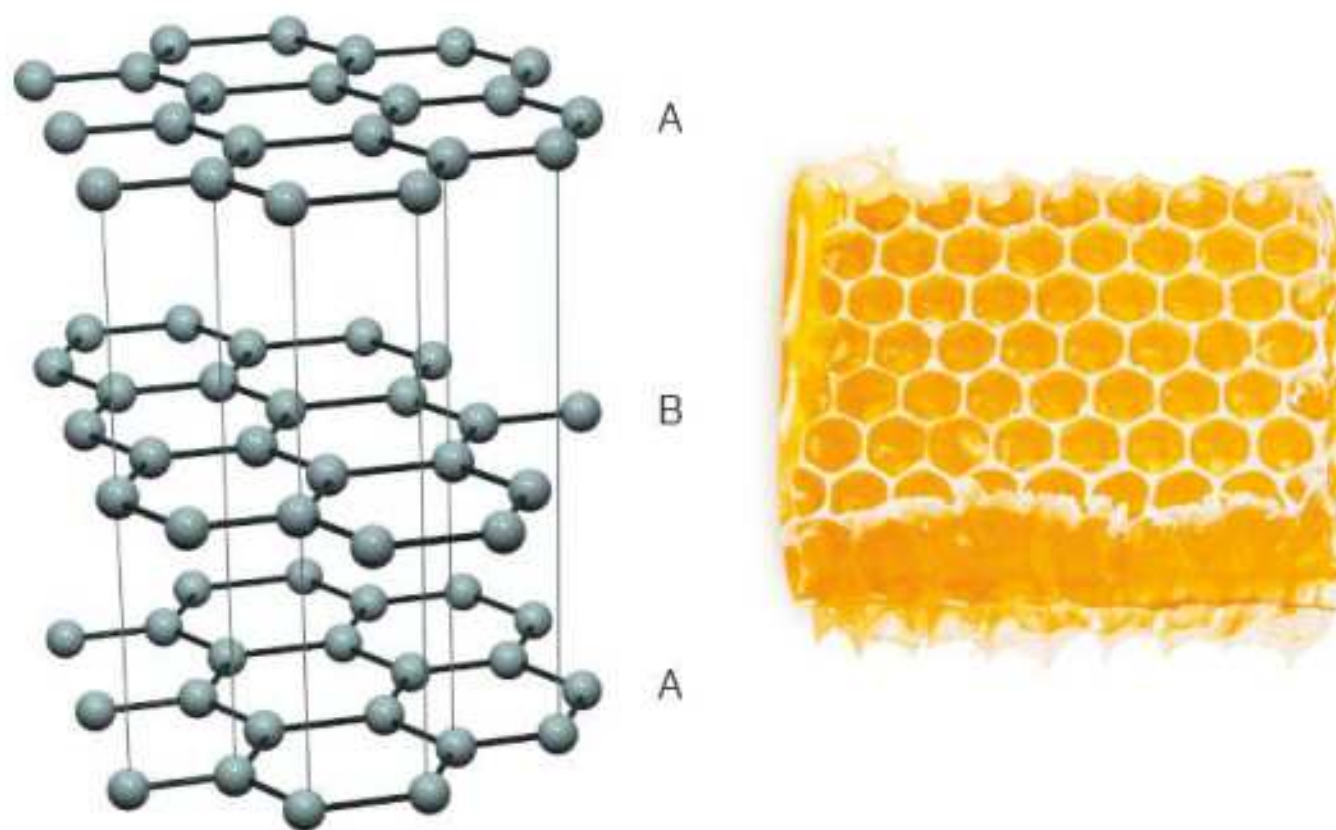
Rys. 5.3. Ogrzewanie wkładu grafitowego w płomieniu palnika.

Obserwacje:

Nieogrzewany koniec wkładu grafitowego już po krótkim czasie staje się ciepły.

Grafit bardzo dobrze przewodzi prąd elektryczny oraz ciepło. Wyróżnia się także odpornością na działanie wysokich temperatur. Nie jest aktywny chemicznie: nie reaguje z wodą oraz rozcieńczonymi roztworami kwasów i zasad. Specyficzne

właściwości fizyczne i chemiczne grafitu wiążą się z jego budową. W kryształach grafitu atomy węgla układają się w warstwy. Sąsiednie warstwy są przesunięte względem siebie, a co druga warstwa leży dokładnie jedna nad drugą. W obrębie każdej warstwy każdy atom węgla zdolny do utworzenia czterech wiązań jest związany z trzema najbliższymi leżącymi atomami węgla. W ten sposób tworzy się płaski układ skondensowanych regularnych sześciokątnych pierścieni (rys. 5.4).



Rys. 5.4. Warstwy w strukturze grafitu przypominają budowę plastry wosku pszczelego.

W każdej warstwie wszystkie wiązania mają jednakową długość, wynoszącą $1,42 \text{ \AA}$.

$1 \text{ \AA}$ oznacza jednostkę długości angstrom ($1 \text{ \AA} = 10^{-10}$ metra). Nie jest ona jednostką układu SI, ale często używa się jej w chemii i fizyce w celu określenia długości wiązań i długości fal promieniowania.

Czwarte wiązanie każdego atomu węgla jest równomiernie rozłożone (rozmyte) wzdłuż wiązań z sąsiednimi atomami węgla w obrębie jednej warstwy. Warstwy grafitu słabo oddziałują ze sobą, a odległość między nimi wynosi $3,35 \text{ \AA}$ (rys. 5.4).

Dzięki takiej budowie grafit wykazuje kierunkowość swoich właściwości fizycznych, czyli **anizotropię** (z języka greckiego *anisos* – „nierówne”; *tropos* – „kierunek”). Dlatego też grafit dobrze przewodzi prąd i ciepło oraz wykazuje dobrą twardość w kierunkach równoległych do warstw, a gorszą w kierunkach do nich prostopadłych.

Grafit stosowany do wytwarzania różnych materiałów jest otrzymywany głównie w wyniku ogrzewania skał antracytowych. Tak otrzymywany grafit, podobnie jak ten występujący naturalnie, stanowi zlepek małych kryształów. Grafit syntetyczny służy do wytwarzania wielu wyrobów powszechnie używanych w życiu codziennym (rys. 5.5).

Skały antracytowe są bardziej rozpowszechnione w przyrodzie od łupków grafitowych i tworzą głównie złoża węgla kopalnych.



Rys. 5.5. Różne zastosowania grafitu.

5.3. Twardy jak diament

Diament to rzadko spotykana w przyrodzie alotropowa odmiana węgla. Proces powstawania diamentów w przyrodzie jest słabo poznany. Występują w skorupie ziemskiej – głównie głęboko we wnętrzu Ziemi. W wyniku działania wysokiego ciśnienia oraz wysokiej temperatury (powyżej 1500°C) przy braku dostępu tlenu grafit może zamieniać się w diament.



Rys. 5.6. Kryształ diamentu.

Odwrotna przemiana – diamentu w grafit – zachodzi bardzo wolno przy obniżaniu temperatury i ciśnienia. W warunkach panujących na powierzchni ziemi trwałą odmianą jest grafit.

Czyste diamenty występują w przyrodzie w postaci bezbarwnych, przezroczystych kryształów (rys. 5.6). Często kryształy są zanieczyszczone różnymi związkami chemicznymi, które nadają im delikatne zabarwienie, najczęściej żółte, czerwone, różowe lub niebieskie.

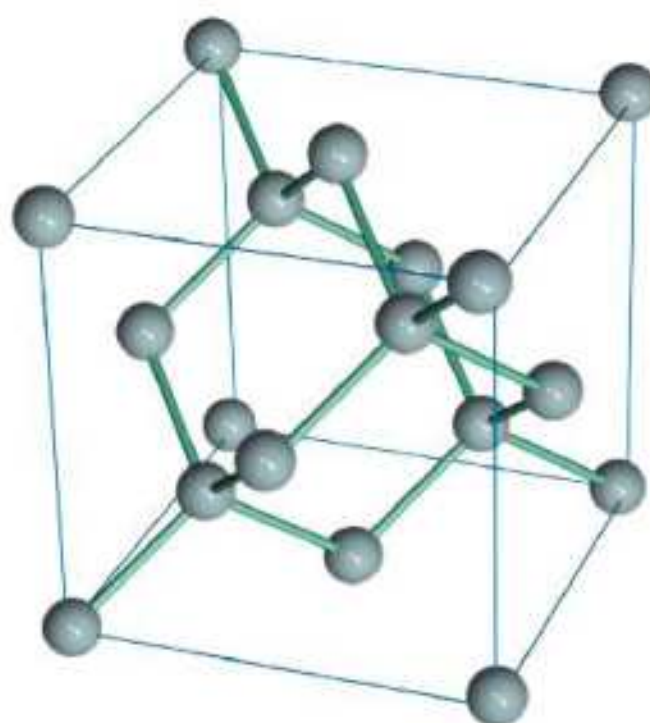
Diament bardzo słabo przewodzi prąd elektryczny, natomiast bardzo dobrze przewodzi ciepło. Charakteryzuje się dobrą łupliwością, prostopadle do kierunków wiązań, oraz największą twardością ze wszystkich ziemskich minerałów. Diament nie reaguje z kwasami i zasadami. Wyróżnia się również odpornością na działanie temperatury (trudno go stopić).

Specyficzne właściwości fizyczne i chemiczne diamentu wynikają z jego budowy wewnętrznej. W kryształe diamentu każdy atom węgla jest połączony z czterema innymi atomami węgla wiązaniami kowalencyjnymi, a każde z tych wiązań ma taką samą długość (rys. 5.7).

Taka budowa powoduje, iż diament wykazuje **izotropowość** (gr. *isos* – „równy”, *tropos* – „kierunek”) właściwości fizycznych. Oznacza to, że wszystkie właściwości diamentu (np. twardość, przewodnictwo cieplne) są jednakowe we wszystkich kierunkach.

Diament do celów przemysłowych otrzymuje się sztucznie w laboratorium, między innymi z grafitu. Metoda jego wytwarzania polega na działaniu na grafit wysokim ciśnieniem i temperaturą. Takie warunki zmieniają strukturę grafitu – sąsiadujące warstwy zbliżają się na odległość podobną do długości wiązań łączących atomy węgla w diamencie, co umożliwia tworzenie wiązań chemicznych pomiędzy warstwami grafitu.

Ze względu na swoją twardość diamenty znajdują zastosowanie do produkcji materiałów ściernych, końcówek wiertel oraz urządzeń tnących (np. narzędzi chirurgicznych, noży do cięcia szkła). Ponieważ dobrze przewodzą ciepło, służą do wyrobu materiałów termoprzewodzących, czyli odbierających ciepło (np. instalowanych w komputerach).



Rys. 5.7. Długość wiązań pomiędzy atomami węgla w diamencie wynosi $1,54 \text{ \AA}$.

Najwyższej jakości diamentów używa się w jubilerstwie. Diamenty, które oszlifowano i którym nadano kształt, nazywa się brylantami. Osadzone w złocie lub platynie są wykorzystywane do wyrobu biżuterii. W brylantach dochodzi do szczególnego załamывania się promieni świetlnych przechodzących przez ich ściany, przez co powstają wielobarwne efekty obserwowane na ścianach brylantu. O wartości tych kamieni szlachetnych decyduje ich masa, czystość, barwa, dokładność szlifowania, a przede wszystkim – pochodzenie. Najcenniejszymi diamentami są te, które powstały w sposób naturalny, głównie ze względu na niepowtarzalną barwę. Szacuje się, że diamenty stanowią około 95% wartości wydobycia wszystkich kamieni szlachetnych.

5.4. Kulisty jak fulereny

Do niedawna znano jedynie dwie odmiany alotropowe węgla: grafit oraz diament. W 1985 roku odkryto, że węgiel może występować również w postaci kolejnej odmiany alotropowej – fulerenów.

Fulereny występują w przyrodzie rzadko. Niewielkie ich ilości wykryto w niektórych skałach antracytowych oraz w **sadzy**, której głównym składnikiem jest bezpostaciowa forma węgla, powstającej w wyniku spalania węgla. Na skalę przemysłową fulereny wytwarza się między innymi metodą płomieniową – w wyniku częściowego spalania związków organicznych.

Ta odmiana alotropowa węgla ma postać kryształów zbudowanych z cząsteczek o kulistym kształcie, składających się z parzystej liczby atomów węgla. W zależności od wielkości cząsteczki mogą one zawierać od 24 do nawet 1500 atomów węgla. Najpowszechniejszy fuleren zawiera 60 atomów węgla (dlatego jest oznaczany symbolem C_{60}). Występuje w postaci szarych kryształów o metalicznym połysku.

Nazwa fulerenu C_{60} (ang. *buckminsterfullerene*, czytaj: bukmainsterfuleren) pochodzi od nazwiska Buckminster Fullera, XX-wiecznego architekta. Zajmował się on między innymi projektowaniem kopuł budynków, które wyglądem przypominają budowę cząsteczek fulerenów.

Cząsteczka fulerenu C_{60} jest zbudowana z połączonych ze sobą 12 pięciocząłonowych i 20 sześciocząłonowych pierścieni węglowych – tak jak piłka futbolowa. Z tego powodu fuleren C_{60} często nazywa się futbolem (rys. 5.8).



Rys. 5.8. Częsteczka fulerenu C_{60} budową przypomina piłkę futbolową.

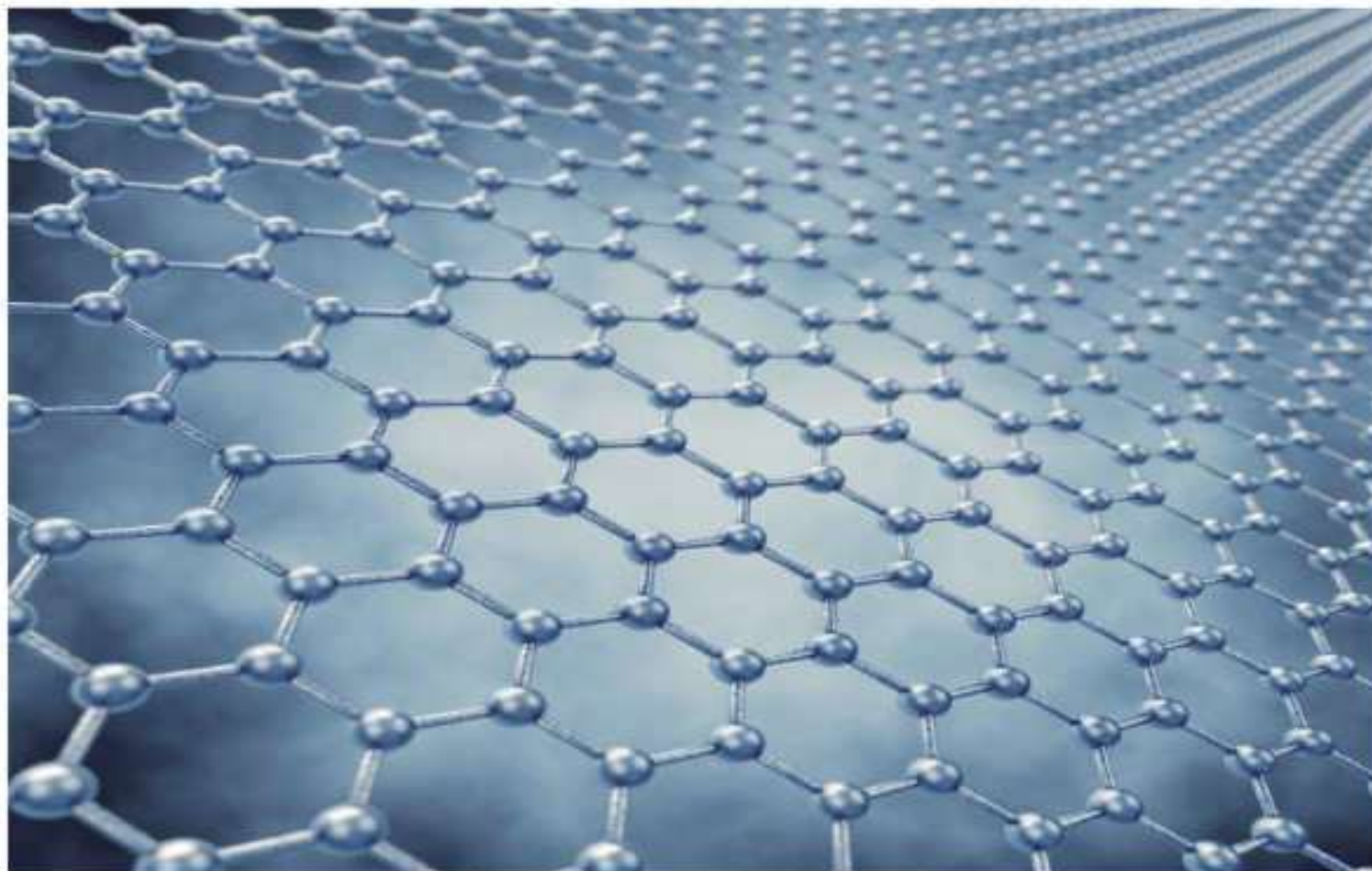
Długości wiązań pomiędzy atomami węgla w fulerenie C_{60} wynoszą 1,40 i 1,45 Å. Wynika to stąd, że część wiązań pomiędzy atomami węgla to wiązania mające długość pośrednią między wiązaniem pojedynczym i podwójnym, które są rozmyte na całą cząsteczkę. Struktura kryształów fulerenów różni się tym od struktur grafitu i diamentu, że fullereny występują w postaci cząsteczkowej. Grafit i diament mają postać różnych sieci kowalencyjnych. Dlatego atomy węgla znajdujące się na brzegach kryształów tych odmian alotropowych są często połączone z innymi pierwiastkami – najczęściej z wodorem. Fulereny są zatem najczystsza odmianą alotropową węgla pierwiastkowego.

Fulereny charakteryzują się interesującymi właściwościami fizycznymi i chemicznymi. Są substancjami stałymi, półprzewodnikami, słabo rozpuszczają się w wodzie, a dobrze w rozpuszczalnikach organicznych, na przykład w benzenie. Ze względu na stosunkowo niedawne odkrycie nadal odkrywa się zastosowania fulerenów. Obecnie wykorzystuje się je na przykład w medycynie oraz jako materiały półprzewodnikowe oraz o właściwościach optycznych.

5.5. Płaski jak grafen

Z grafitu w warunkach laboratoryjnych otrzymano również inną odmianę alotropową węgla – grafen. Ma on strukturę pojedynczej, płaskiej warstwy grafitu, w której długości wiązań wynoszą 1,42 Å (rys. 5.10). Grafen bardzo dobrze przewodzi prąd elektryczny i ciepło, dlatego znalazł zastosowanie w elektronice – zastępuje krzem. Pojedyncza warstwa grafenu jest przeźroczysta i mocno absorbuje światło, dzięki czemu wykorzystuje się go do wytwarzania kolektorów słonecznych.

Grafen bywa nazywany „materiałem przyszłości”. Trwają prace nad innymi potencjalnymi jego zastosowaniami. Brak jest jednak odpowiednich metod i technologii jego wytwarzania na skalę przemysłową. Do rozwiązania tych problemów przyczynią się z pewnością odkrycia polskich badaczy. W 2011 roku naukowcy z Instytutu Technologii Materiałów Elektronicznych w Warszawie oraz Uniwersytetu Warszawskiego opracowali technologię pozyskiwania dużych fragmentów grafenu o wysokiej jakości. W 2015 roku naukowcy z Politechniki Łódzkiej zaprezentowali urządzenie do produkcji grafenu o pożądanej wielkości i jakości. Wynalazki te są chronione patentami.



Rys. 5.9. Grafen ma strukturę pojedynczej warstwy o grubości jednego atomu węgla.

PODSUMOWANIE

- W stanie wolnym węgiel występuje w postaci trzech odmian alotropowych: grafitu, diamentu oraz fulerenów.
- Grafit ma strukturę warstwową. Jest miękki, dobrze przewodzi ciepło oraz prąd elektryczny i wykazuje anizotropię właściwości fizycznych.
- Diament ma budowę sieci kowalencyjnej. Jest twardy, dobrze przewodzi ciepło, słabo przewodzi prąd elektryczny i wykazuje izotropię właściwości fizycznych.



- Fulereny mają budowę cząsteczkową. Cząsteczki fulerenów mają kształt kulisty i mogą zawierać nawet do 1500 atomów węgla.
- Grafen to nowa odmiana alotropowa węgla otrzymywana z grafitu. Ma strukturę pojedynczej, wyizolowanej warstwy grafitu, która jest przezroczysta.
- Odmiany alotropowe węgla mają wiele zastosowań, między innymi w medycynie, jubilerstwie oraz przemyśle.



POLECENIA KONTROLNE

1. Na podstawie wiadomości o budowie kryształów wyjaśnij, dlaczego grafit jest miękki, a diament – twardy.
2. Na przykładzie grafitu wyjaśnij, co oznacza pojęcie „anizotropia właściwości fizycznych”.
3. Objętość dwóch kryształów: 70-karatowego diamentu (1 karat = 0,2 g) oraz grafitu o masie 8,8 g jest taka sama i wynosi 4,0 cm³. Oblicz gęstości obu alotropowych odmian węgla.
4. Która z odmian alotropowych węgla jest najczystsza formą węgla pierwiastkowego i dlaczego?
5. Wyszukaj w dostępnych źródłach informacje na temat jednej z odmian węgla o nazwie lonsdaleit. Określ, czy jego właściwości fizyczne są podobne do właściwości diamentu czy grafitu.

6. Właściwości i zastosowania wybranych niemetali

Nazwa jednego z niemetali pochodzi z języka greckiego i w dosłownym tłumaczeniu oznacza „niosący światło”. Domyślcie, który to pierwiastek? To fosfor, którego nazwa odnosi się do jego specyficznych właściwości. W wyniku powolnego utleniania tlenem z powietrza lekko zielonym światłem świeci fosfor biały – jedna z odmian alotropowych fosforu. Fosfor biały łatwo ulega zapłonowi i jest silnie toksyczny – w przeciwieństwie do fosforu czerwonego, który wykorzystuje się do produkcji zapalek. Również inne niemetale mają interesujące właściwości, dzięki którym znajdują szerokie zastosowanie w życiu codziennym.

6.1. Właściwości niemetali – wiadomości ogólne

Niemetale to pierwiastki chemiczne niewykazujące cech metalicznych. W układzie okresowym zajmują one położenie w ostatnich grupach. Wykazują się dużą elektroujemnością. Występują w różnych stanach skupienia – są gazami lub ciałami stałymi, a jedynie brom jest cieczą (tab. 6.1).

Tab. 6.1. Przykłady niemetali w różnych stanach skupienia

Stały stan skupienia	Gazowy stan skupienia	Ciekły stan skupienia
węgiel, siarka, fosfor, jod	tlen, azot, chlor, wodór, gazy szlachetne	brom

Choć niemetali jest znacznie mniej niż metali, odgrywają one ważną rolę w przyrodzie, wytwarzaniu wielu materiałów i procesach zachodzących w organizmach żywych.

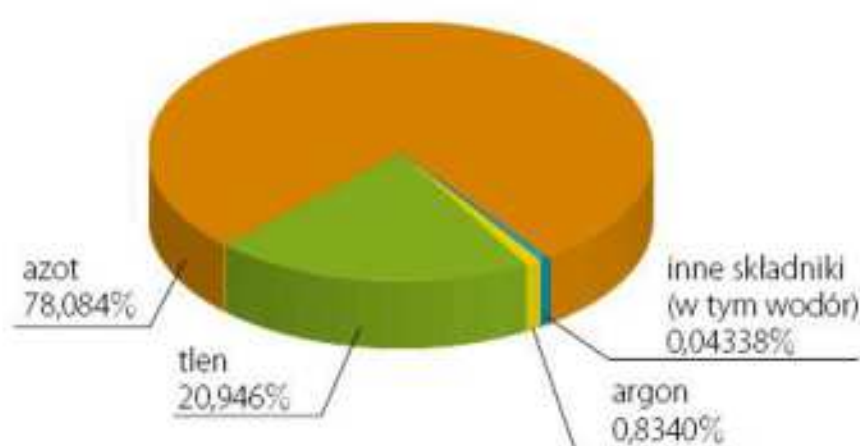
6.2. Właściwości i zastosowania wodoru

Wodór w warunkach normalnych to bezbarwny gaz, bez zapachu i smaku. Jest lżejszy od powietrza (gęstość powietrza wynosi około $1,275 \text{ g/dm}^3$) i ma najmniejszą wśród niemetali gęstość, wynoszącą około $0,090 \text{ g/dm}^3$. Topnieje i wrze w niskich temperaturach – jego temperatura topnienia wynosi około -259°C , a wrzenia – około -253°C . Bardzo słabo rozpuszcza się w wodzie, jest nietoksyczny i palny. W stanie wolnym występuje w postaci cząsteczek dwuatomowych H_2 – jego mała masa cząsteczkowa powoduje, że stanowi najlepszy przewodnik ciepła spośród wszystkich gazów.

Wodór jest najpowszechniej występującym pierwiastkiem we wszechświecie (obejmuje ok. 90% wszystkich atomów) i trzecim pierwiastkiem pod względem rozpowszechnienia na Ziemi. Łącznie zawartość wodoru w skorupie ziemskiej, atmosferze i hydrosferze wynosi ponad 15% wszystkich atomów pierwiastków.

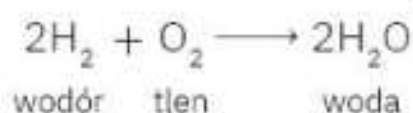
Wodór znajduje się w gwiazdach, w tym w Słońcu, przestrzeni międzygwiazdowej oraz międzyplanetarnej.

Większość wodoru w przyrodzie występuje w postaci związanej (związków chemicznych): wodorków (m.in. wody, amoniaku, siarkowodoru) oraz związków organicznych wchodzących w skład organizmów żywych. Niewielkie jego ilości znajdują się w gazach wulkanicznych i złożach ropy naftowej. Powietrze zawiera śladowe ilości wodoru (rys. 6.1).



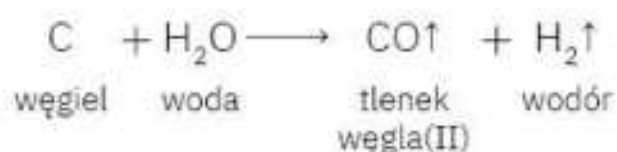
Rys. 6.1. Skład powietrza (w % objętościowych).

Wodór w temperaturze pokojowej jest pierwiastkiem mało aktywnym pod względem chemicznym. W warunkach normalnych ulega reakcji syntezy tylko z fluorem, a podczas naświetlania – także z chlorem, przy czym obie te reakcje przebiegają w sposób wybuchowy. W podwyższonej temperaturze reaguje z wieloma pierwiastkami (np. z siarką, azotem, sodem), tworząc związki nazywane wodorkami. W odpowiednich warunkach reaguje z tlenem:



W wyniku tej reakcji wydzielają się duże ilości ciepła – jest to przykład reakcji egzotermicznej. Od reakcji tej pochodzi nazwa „wodór” – z języka greckiego *hydrogenium* oznacza „tworzący wodę”. Nazwę temu pierwiastkowi nadał w 1783 roku francuski chemik Antoine Lavoisier. W temperaturze powyżej 450°C reakcja ta przebiega wybuchowo, zwłaszcza gdy wodór jest zmieszany z tlenem w proporcji 2:1 (objętościowo). Taka mieszanina jest nazywana **mieszaniną piorunującą**.

Na skalę przemysłową wodór jest otrzymywany głównie w reakcji pary wodnej z rozżarzonym węglem:



lub węglowodorami (np. z metanem), a także w procesach przeróbki ropy naftowej oraz elektrolizy (rozkładu pod wpływem prądu elektrycznego) wody. Do celów laboratoryjnych wodór otrzymuje się zwykle w reakcjach metali aktywnych z kwasami lub z wodą, które poznacie w dalszej części podręcznika.

Wodór znalazł wiele zastosowań. W przemyśle chemicznym używa się go w procesach syntezy związków nieorganicznych (np. amoniaku) i organicznych (np. alkoholu metylowego), w przemyśle petrochemicznym – w procesach rafinacji ropy naftowej, a w przemyśle spożywczym – podczas utwardzania tłuszczów roślinnych (rys. 6.2). Ponadto wodór jest źródłem energii w ogniwach paliwowych.



Rys. 6.2. Dawniej wodór służył do napełniania balonów i statków powietrznych, co doprowadziło do wielu katastrof. Obecnie do napełniania balonów służy hel.

6.3. Właściwości i zastosowania tlenu

Tlen w warunkach normalnych jest bezbarwnym, bezwonny gazem, słabo rozpuszczalnym w wodzie. Nie pali się, ale podtrzymuje palenie. Podobnie jak wodór w niskiej temperaturze się topi (ok. -219°C) i wrze (ok. -183°C). Tlen ma gęstość większą od powietrza, wynoszącą $1,429\text{ g/dm}^3$. Skroplony jest jasnoniebieską cieczą. Gazowy tlen występuje w przyrodzie w postaci dwóch odmian alotropowych: tlenu o cząsteczkach dwuatomowych (O_2) i ozonu o cząsteczkach trójatomowych (O_3).

Ozon jest gazem o niebieskiej barwie i charakterystycznym zapachu. Ma gęstość większą od tlenu ($2,144\text{ g/dm}^3$) oraz wyższe od niego temperatury topnienia (ok. -192°C) oraz wrzenia (ok. -112°C). Przemiana tlenu w ozon następuje w górnych warstwach atmosfery pod wpływem promieniowania ultrafioletowego lub pod wpływem wyładowań elektrycznych:



Cząsteczki ozonu są nietrwałe i w temperaturze pokojowej rozpadają się na cząsteczki i atomy tlenu, które następnie łączą się w cząsteczki tlenu.

Ozonu używa się do dezynfekcji wody, odkażania powietrza w szpitalach i domach oraz jako środka bielącego (rys. 6.3).



Rys. 6.3. Do celów dezynfekcyjnych otrzymuje się ozon z powietrza w wyniku wyładowań elektrycznych w urządzeniach nazywanych ozonatorami.

Tlen jest najbardziej rozpowszechnionym pierwiastkiem na Ziemi (wagowo), a trzecim pod względem rozpowszechnienia we Wszechświecie; więcej występuje jedynie wodoru i helu. W skorupie ziemskiej tlen znajduje się w minerałach i skałach (w postaci tlenków, w tym krzemionki, czyli piasku, wodorotlenków, i wielu innych) – stanowi około 46,6% wszystkich pierwiastków. Jest też drugim pod względem ilości składnikiem powietrza (20,95% obj.) i głównym składnikiem hydrosfery.

Bez tlenu nie byłoby możliwe życie ludzi i zwierząt. Pierwiastek ten bierze udział w procesach oddychania komórkowego.

W organizmach żywych występuje w wielu różnych związkach chemicznych, między innymi: wodzie, białkach, cukrach i tłuszczach.

Tlen jest pierwiastkiem reaktywnym chemicznie. W podwyższonej temperaturze reaguje prawie ze wszystkimi pierwiastkami chemicznymi (z wyjątkiem fluoru i platyny), tworząc tlenki. Bierze również udział w reakcjach utleniania wielu substancji nieorganicznych i organicznych.

Na skalę przemysłową tlen otrzymuje się między innymi przez destylację skroplonego powietrza lub elektrolizę wody. W laboratorium ten pierwiastek można otrzymać głównie w reakcji rozkładu różnych związków zawierających tlen.

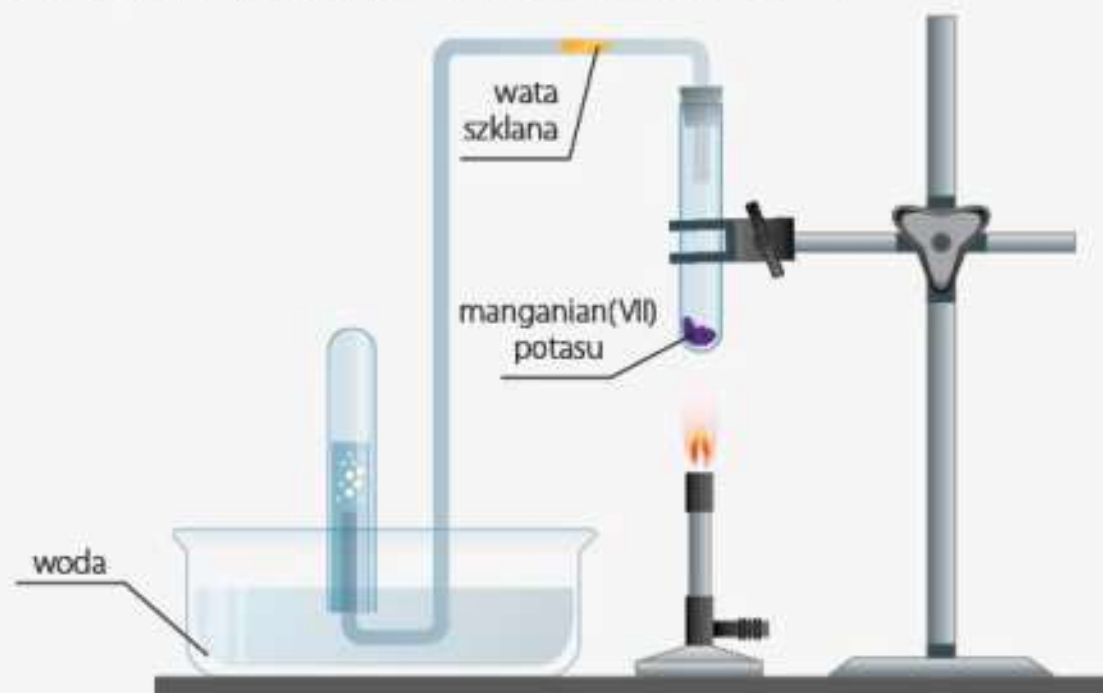
Doświadczenie

Termiczny rozkładu manganianu(VII) potasu

Przebieg doświadczenia:

Do suchej probówki wsyp około 0,5 g manganianu(VII) potasu, probówkę zamknij korkiem z rurką odprowadzającą, a w krystalizatorze z wodą umieść do góry dnem probówkę z wodą w taki sposób, by znajdował się w niej wylot

rurki odprowadzającej (rys. 6.4). W rurce odprowadzającej umieść odrobinę waty szklanej, która będzie zapobiegała przedostaniu się kryształów manganianu(VII) potasu do krystalizatora. Probówkę z manganianem(VII) potasu ogrzewaj i zbieraj wydzielający się przy tym gaz. Zapalonym łuczywem ostrożnie sprawdź, czy otrzymany gaz podtrzymuje palenie.

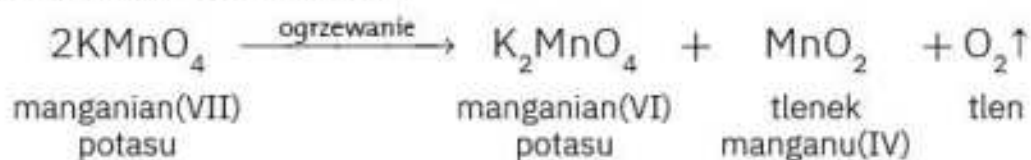


Rys. 6.4. Schemat aparatury służącej do badania termicznego rozkładu manganianu(VII) potasu.

Obserwacje:

W wyniku ogrzewania manganian(VII) potasu zmienia kolor na brunatnozielony oraz wydzielą się bezbarwny gaz, który podtrzymuje palenie (rys. 6.4).

Manganian(VII) potasu w wyniku ogrzewania ulega rozkładowi. W tej reakcji powstaje tlen, zgodnie z równaniem:



Tlen wykorzystuje się w wielu dziedzinach przemysłu, między innymi chemicznego – do otrzymywania wielu substancji, takich jak tlenki i kwasy tlenowe. Jest też niezbędny w przemyśle metalurgicznym podczas usuwania zanieczyszczeń z metali oraz ich stopów, a także ich obróbki (rys. 6.5). Tlenu używa się również w medycynie – podaje się go osobom cierpiącym na hipoksję (niedobór tlenu w tkankach) oraz na niewydolność oddechową.



Rys. 6.5. Tlen używa się palnikami acetylenowo-tlenowymi służącymi do spawania i cięcia materiałów wykonanych z metali i ich stopów.

6.4. Właściwości i zastosowania azotu

Azot jest bezbarwnym i bezwonny gazem, słabo rozpuszczalnym w wodzie. Podobnie jak inne niemetale występujące w przyrodzie w gazowym stanie skupienia ma niskie temperatury wrzenia (ok. -196°C) i topnienia (ok. -210°C). Jest nieco cięższy od powietrza (jego gęstość wynosi $1,251\text{ g/dm}^3$), nietoksyczny, niepalny i słabo rozpuszcza się w wodzie – w 1 litrze (dm^3) wody rozpuszcza się prawie dwa razy mniej azotu niż tlenu. Gazowy azot występuje w przyrodzie w postaci cząsteczek dwuatomowych N_2 .

Należy on do pięciu najbardziej rozpowszechnionych pierwiastków we wszechświecie. Stanowi główny składnik powietrza (78,08% obj.). Jest również obecny w paliwach kopalnych (m.in. gazie ziemnym) oraz występuje w różnych minerałach.

Azot pełni ważną funkcję w organizmach żywych jako składnik podstawowych substancji budujących organizmy, między innymi aminokwasów, białek, kwasów nukleinowych oraz mocznika.

Ze względu na występowanie potrójnego wiązania w cząsteczce N_2 azot jest pierwiastkiem mało aktywnym chemicznie w temperaturze pokojowej. W podwyższonej temperaturze łączy się z niektórymi metalami, tworząc azotki (np. azotek litu Mg_3N_2), a w obecności katalizatorów reaguje również z tlenem, w wyniku czego powstają tlenki, oraz z wodorem – produktem tej reakcji w obecności katalizatorów jest amoniak.

Azot otrzymuje się na skalę przemysłową głównie w wyniku destylacji skroplonego powietrza, a w laboratorium – przez termiczny rozkład niektórych soli zawierających ten pierwiastek.

Azotu używa się podczas wytwarzania związków nieorganicznych i organicznych zawierających ten pierwiastek (m.in. tlenków azotu, amoniaku, kwasu azotowego(V) i jego soli) oraz w syntezie chemicznej – w reakcjach wymagających obojętnej atmosfery.

Skroplony azot, nazywany ciekłym, jest stosowany jako substancja chłodząca w reakcjach oraz eksperymentach przebiegających w obniżonej temperaturze (ciekły azot ma temperaturę ok. -196°C) oraz w medycynie podczas zabiegów krioterapii (czyli leczenia niskimi temperaturami), oraz do wymrażania brodawek (rys. 6.6).



Rys. 6.6. Ciekły azot stosuje się jako środek chłodzący w wielu reakcjach chemicznych. Ponieważ dymi w powietrzu, jest wykorzystywany do efektownych pokazów chemicznych.

Tlen oraz azot po raz pierwszy na świecie zostały skroplone przez profesorów Uniwersytetu Jagiellońskiego Zygmunta Wróblewskiego i Karola Olszewskiego w 1883 r.

6.5. Właściwości i zastosowania chloru

Chlor to gaz o barwie żółtozielonej i drażniącym zapachu, mający niską temperaturę topnienia (ok. -101°C) oraz wrzenia ($-34,0^{\circ}\text{C}$). Chlor w stanie gazowym występuje w postaci cząsteczek dwuatomowych – Cl_2 . Ma gęstość większą od powietrza, wynoszącą $3,214\text{ g/dm}^3$. Słabo rozpuszcza się w wodzie, z którą tworzy wodę chlorową. Jest silnie toksyczny – powoduje uszkodzenia układu oddechowego. W czasie I wojny światowej chloru używano jako gazu bojowego.

W przyrodzie chlor występuje głównie w postaci soli (jonów chlorkowych) rozpuszczonych w wodzie morskiej, a w skorupie ziemskiej – w postaci minerałów (np. soli kamiennej), stanowi około 0,2% wszystkich pierwiastków.

Chlor pełni wiele ważnych funkcji w organizmie człowieka, w którym występuje w postaci jonów chlorkowych. Bierze udział w produkcji kwasu chlorowodorowego w żołądku, odpowiada za prawidłowe ciśnienie osmotyczne płynów ustrojowych, w tym krwi, aktywność enzymów trawiennych w ślinie oraz równowagę wodno-mineralną organizmu.

Jest pierwiastkiem o dużej aktywności chemicznej – reaguje z większością pierwiastków, w tym tlenem i wodorem. W wyniku reakcji z wodorem przebiegającej pod wpływem światła powstaje chlorowodór – gaz służący do otrzymywania kwasu chlorowodorowego.

Chloru używa się między innymi jako środka bielącego w przemyśle papierniczym i włókienniczym, a także jako środka dezynfekcyjnego do odkażania wody wodociągowej oraz wody w basenach (woda chlorowana). Na szeroką skalę jest stosowany w przemyśle chemicznym do otrzymywania wielu substancji organicznych, na przykład tworzyw sztucznych, oraz nieorganicznych – głównie do wytwarzania kwasu chlorowodorowego i innych kwasów zawierających chlor oraz ich soli. Stosowany jest także do otrzymywania barwników i leków.

6.6. Właściwości i zastosowania jodu

Jod to ciało stałe występujące w postaci niebieskoszarych kryształów o metalicznym połysku, gęstości $4,94 \text{ g/cm}^3$. Jego temperatura topnienia wynosi ok. 114°C , a wrzenia – ok. 184°C . Opary jodu mają drażniący zapach i fioletowy kolor, od którego pochodzi nazwa tego pierwiastka – w języku greckim *ioeides* oznacza „fioletowy”. Jod słabo rozpuszcza się w wodzie, a dobrze – w ciekłych węglowodorach oraz alkoholach.

Jest pierwiastkiem słabo rozpowszechnionym w przyrodzie. Niewielkie jego ilości można znaleźć w wodzie morskiej, solankach, glonach morskich, wodzie towarzyszącej pokładom ropy naftowej oraz w minerałach zawierających azotan(V) potasu KNO_3 .

Jod jest mikroelementem niezbędnym do prawidłowego funkcjonowania organizmu, w którym odpowiada głównie za prawidłową pracę tarczycy. W większych ilościach jest toksyczny dla organizmu – w kontakcie ze skórą wywołuje silne podrażnienia, a po spożyciu może spowodować uszkodzenie żołądka, jelit i nerek oraz ogólny wstrząs organizmu.



Rys. 6.7. Roztwór etanolowy jodu z dodatkiem jodku potasu jest znany pod nazwą „jodyna”. Stosuje się go w lecznictwie.

Wykazuje się dużą reaktywnością chemiczną i tworzy połączenia z wieloma pierwiastkami oraz związkami organicznymi. W obecności skrobi barwi się na kolor niebieski – reakcja ta jest między innymi wykorzystywana do wykrywania skrobi w produktach mlecznych oraz oceny dojrzałości owoców (m.in. jabłek i gruszek).

Ponadto jod, głównie w postaci jodków, wykorzystuje się w leczeniu chorób tarczycy oraz jako środek antyseptyczny (rys. 6.7). Służy również do otrzymywania materiałów elektronicznych, barwników oraz w syntezie chemicznej – do otrzymywania związków zawierających jod.

6.7. Właściwości i zastosowania gazów szlachetnych

Do gazów szlachetnych (helowce) zalicza się pierwiastki chemiczne położone w 18 grupie układu okresowego, czyli hel, neon, argon, krypton, ksenon i radon.

Przypuszcza się, że gazem szlachetnym jest również niedawno odkryty pierwiastek o liczbie atomowej 118 – oganesson.

Gazy szlachetne są bezbarwne, nie mają wyczuwalnego zapachu i smaku. Gęstość helu i argonu jest mniejsza, a pozostałych gazów szlachetnych – większa od powietrza. Mają niskie temperatury topnienia i wrzenia.

W przyrodzie gazy szlachetne występują w stanie wolnym w postaci jednoatomowej – w niewielkich ilościach jako składniki powietrza oraz składniki gazu ziemnego. We wszechświecie znajdują się duże ilości helu, który jest drugim najbardziej rozpowszechnionym pierwiastkiem po wodorze.

Choć trudno je skroplić, pozyskuje się je głównie ze skroplonego powietrza przez destylację. Krypton i radon powstają w wyniku rozpadu pierwiastków promieniotwórczych i występują w obecności rud, z których są wydobywane te pierwiastki. Radon jest naturalnym źródłem promieniowania i ze względu na jego powszechność występowania w glebie i skałach, z których wytwarza się kruszywa budowlane, w dużych ilościach może zagrażać zdrowiu i życiu człowieka.

Możliwości zastosowania gazów szlachetnych są związane z tym, że są bierne chemicznie i tylko niektóre w szczególnych warunkach ulegają nielicznym reakcjom. Używa się ich w syntezie chemicznej – w reakcjach wymagających przebiegu w obojętnej atmosferze (tzw. gazy ochronne), na przykład spawania oraz wytapiania metali. Są również stosowane jako substancje spieniające podczas otrzymywania tworzyw sztucznych oraz wypełnienia świetlówek – dają światło o różnych barwach (rys. 6.8). Wykorzystuje się je również jako izolatory, na przykład do wypełniania przestrzeni międzyszybowej w szybach zespolonych w celu zwiększenia właściwości izolacyjnych okien. Hel, dzięki niskiej temperaturze wrzenia wynoszącej około -269°C , jest również stosowany jako substancja chłodząca magnesy nadprzewodzące.



Rys. 6.8. Gazy szlachetne wypełniające świetłówki emitują w polu elektrycznym światło o różnych barwach.



PODSUMOWANIE

- Nietale to pierwiastki niewykazujące cech metalicznych.
- Nietale występują w różnych stanach skupienia – najczęściej są to gazy.
- Niektóre nietale są bardzo rozpowszechnione we wszechświecie, a na Ziemi występują w niewielkich ilościach.
- Nietale pełnią wiele ważnych funkcji życiowych oraz wchodzą w skład licznych substancji nieorganicznych i organicznych.
- Nietale są powszechnie używane w życiu codziennym i przemyśle.



POLECENIA KONTROLNE

1. Zanim zaczęto stosować hel do napełniania balonów i innych statków powietrznych, używano wodoru. Skutkowało to wieloma katastrofami balonów i sterowców. Wytłumacz, z jakiego powodu używanie wodoru do napełniania statków powietrznych było niebezpieczne.
2. Dlaczego radon w dużych ilościach stanowi zagrożenie dla zdrowia człowieka?
3. Ostatnio modne stało się picie koktajli z ciekłym azotem, choć jest to bardzo niebezpieczne. Jakie zagrożenie dla zdrowia może nieść ze sobą spożywanie takich napojów?
4. Wyszukaj w dostępnych źródłach informacje na temat budowy, otrzymywania oraz możliwości zastosowania czerwonego tlenu. Skąd wzięła się jego nazwa?

7. Właściwości i zastosowania wybranych metali

Kiedyś powszechnie stosowano termometry rtęciowe. Obecnie zastępuje się je elektronicznymi. Czy wiecie dlaczego? Odkryto, że rtęć jest bardzo toksyczna dla organizmu nawet w niewielkich ilościach. Powoduje uszkodzenia wielu narządów, w tym nerek i mózgu. Dawniej rtęci używano jako lekarstwo oraz w zabawkach dla dzieci. Nadal jest ona wykorzystywana do wytwarzania różnych przedmiotów, lecz podejmuje się starania, aby to ograniczyć. Rtęć to jedyny pierwiastek wśród metali, który w temperaturze pokojowej jest cieczą.

7.1. Właściwości fizyczne metali

Większość pierwiastków w układzie okresowym to metale. Najczęściej występują one w stałym stanie skupienia i mają charakterystyczne właściwości fizyczne i chemiczne, którymi różnią się od niemetali.

Doświadczenie

Badanie właściwości fizycznych wybranych metali

Przebieg doświadczenia:

Do wykonania doświadczenia potrzebne będą: stalowy, nieocynkowany gwóźdź, oraz podobnej wielkości kawałki drutu miedzanego, aluminiowego oraz cynowego (lub inne, niewielkie przedmioty wykonane z tych metali stosowane na co dzień; rys. 7.1).

a) Zaobserwuj barwę, połysk oraz przezroczystość tych przedmiotów, weź je do ręki i oceń ich ciężar. Sprawdź, czy można je wygiąć oraz jak zachowują się pod wpływem uderzenia ciężkim przedmiotem, na przykład młotkiem.



Rys. 7.1. Przedmioty wykonane z różnych metali.

b) Uchwyć szczypcami lub pęsetą każdy z przedmiotów i jeden z jego końców delikatnie ogrzewaj w płomieniu palnika (rys. 7.2). Po kilkunastu sekundach dotknij ostrożnie palcem ich nieogrzewanego końca.



Rys. 7.2. Ogrzewanie przedmiotu wykonanego z metalu w płomieniu palnika.

c) Przygotuj obwód elektryczny: dwa przewody elektryczne podłącz jednym końcem do baterii 4,5 V, a drugim do żarówki i zaobserwuj, czy żarówka się zaświeci (rys. 7.3). Rozłącz jeden przewód, połącz go z przedmiotem wykonanym z metalu. Drugi koniec przedmiotu połącz dodatkowym przewodem z żarówką i sprawdź, czy w tym przypadku żarówka będzie świecić.



Rys. 7.3. Schemat obwodu elektrycznego, w którym znajduje się przedmiot wykonany z metalu.

Obserwacje:

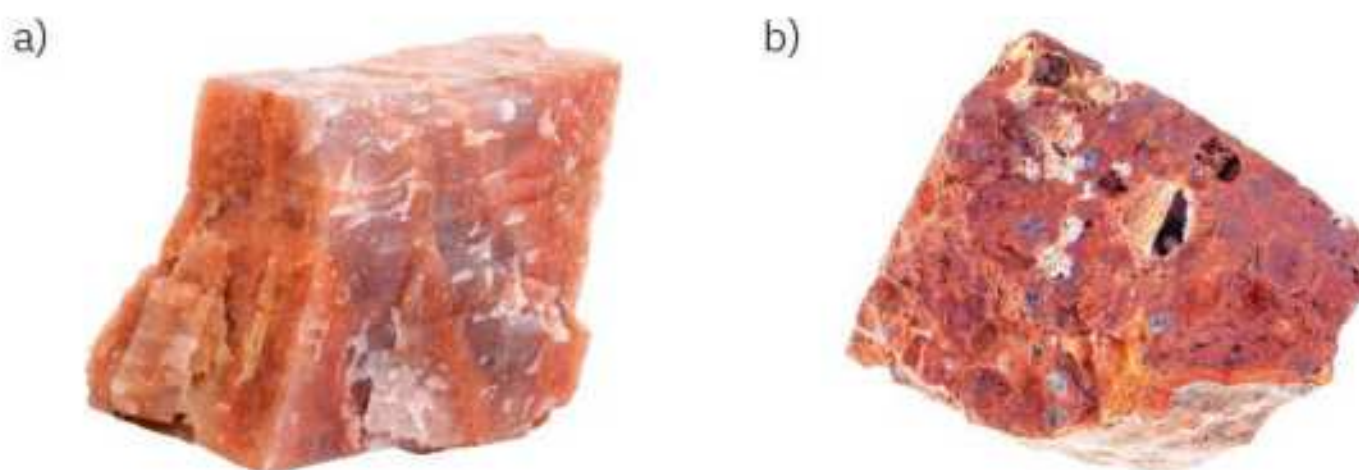
Przedmioty wykonane ze stali mają srebrzystą barwę, są twarde. Drut miedziany ma charakterystyczną pomarańczowoczerwoną barwę i jest miękki. Drut aluminium oraz drut cynowy mają srebrzystą barwę i są miękkie. Drut aluminium jest najlżejszy wśród badanych. W wyniku ogrzewania, już po chwili przedmioty wykonane z metali stają się ciepłe. Po zamknięciu obwodów elektrycznych, w których znajduje się przedmiot wykonany z metalu, żarówka świeci.

Metale są nieprzeźroczyste i różnią się barwą, połyskiem, ciężarem, twardością, podatnością na zginanie i uszkodzenia mechaniczne oraz przewodzą ciepło i prąd elektryczny.

7.2. Właściwości i zastosowania glinu

Glin to srebrzystobiałe ciało stałe o budowie krystalicznej. Jest metalem lekkim (jego gęstość wynosi $2,70 \text{ g/cm}^3$). Temperatura topnienia glinu wynosi około 660°C , a wrzenia około 2470°C . Glin jest metalem dość miękkim, co sprawia, że cechuje go bardzo dobra kowalność i ciągliwość, lecz ma małą odporność na uszkodzenia mechaniczne. Dzięki dobrej plastyczności można go łatwo formować, na przykład przez walcowanie oraz wyciskanie, nawet bez poddawania go działaniu wysokiej temperatury, do pożądanego kształtu, na przykład płyty, drutu czy folii. Dobrze przewodzi ciepło i prąd elektryczny.

Glin jest pierwiastkiem bardzo rozpowszechnionym w przyrodzie i stanowi około 8% całkowitej masy pierwiastków w skorupie ziemskiej. Pod względem rozpowszechnienia zajmuje pierwsze miejsce wśród metali oraz trzecie wśród wszystkich pierwiastków – więcej występuje jedynie tlenu i krzemu. Glin wchodzi w skład wielu minerałów występujących w skorupie ziemskiej, między innymi glinokrzemianów i aluminów, skał ilastych, w tym gliny, oraz barwnych minerałów – rubinów i szafirów, stanowiących cenny materiał jubilerski (rys. 7.4).



Rys. 7.4. Glin występuje w przyrodzie w postaci minerałów, między innymi skaleni (a) oraz skał, na przykład boksytu (b).

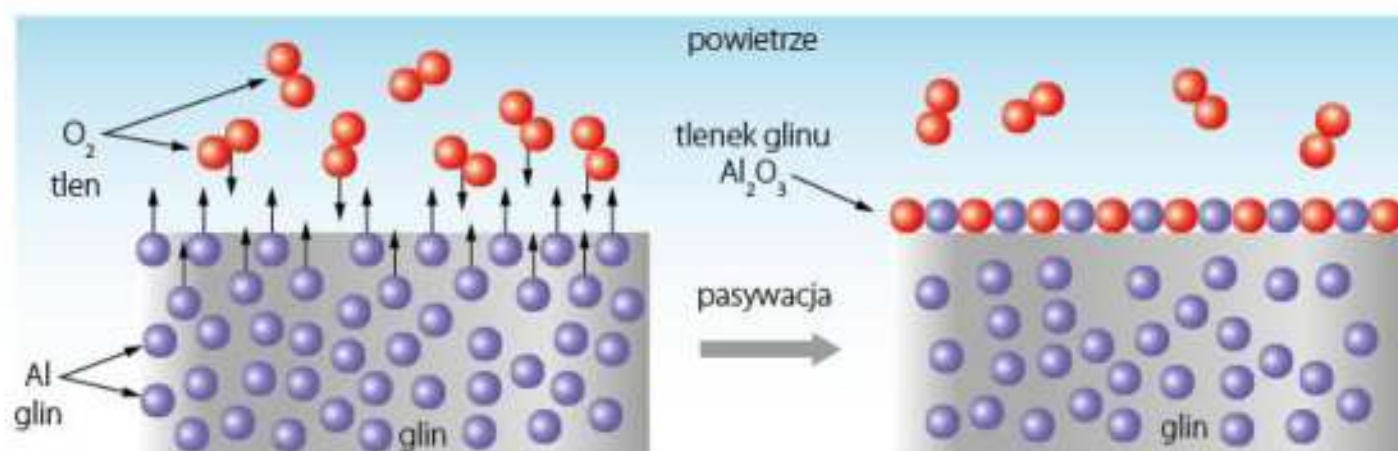
Nie do końca jest znana funkcja, jaką pełni glin w organizmach żywych. Wiadomo jednak, że w dużych ilościach ma działanie toksyczne, między innymi uszkadza układ nerwowy ludzi i zwierząt oraz powoduje zamieranie roślin.

Choć związki glinu były znane człowiekowi od zamierzchłych czasów, w postaci czystej został on wyizolowany dopiero w XIX wieku. Na skalę przemysłową glin otrzymuje się w dwóch etapach. W pierwszym etapie rudę boksytu zawierającą uwodniony tlenek glinu przetwarza się w czysty tlenek glinu. W drugim etapie, w procesie elektrolitycznym, wyodrębnia się glin o zawartości 99% metalu nazywanego **aluminium hutniczym**. W wyniku oczyszczania aluminium hutniczego otrzymuje się produkt o zawartości glinu co najmniej 99,99%, nazywany **aluminium rafinowanym**.

W języku polskim nazwa „glin” jest używana w odniesieniu do pierwiastka chemicznego i jego związków, a nazwa „aluminium” – jako określenie metalu użytkowego (produktu technicznego).

Na powietrzu glin pokrywa się cienką warstwą tlenku powstającego wskutek utleniania, przez co powierzchnia glinu lekko matowieje. Warstwa ta ściśle przylega do powierzchni metalu, stanowiąc barierę ochronną powierzchni glinu przed dalszym utlenianiem pod wpływem czynników atmosferycznych oraz

przed działaniem innych szkodliwych czynników. W taki sam sposób glin zachowuje się wobec stężonych kwasów: siarkowego(VI) i azotowego(V). Dlatego kwas azotowy(V) najczęściej jest transportowany w cysternach wykonanych z tego metalu. Zjawisko pokrywania się powierzchni glinu warstwą tlenku nazywa się **pasywacją** (rys. 7.5). Zachodzi ono również w przypadku innych metali, na przykład chromu.



Rys. 7.5. Schemat procesu pasywacji glinu.

Pasywacja nie zachodzi w przypadku reakcji glinu z rozcieńczonym kwasem azotowym(V), gdyż zamiast tlenku powstaje sól rozpuszczalna w roztworze.

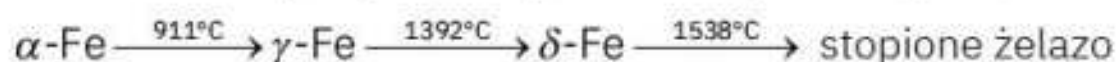
Glin ulega reakcji z niektórymi pierwiastkami, między innymi węglem, chlorem, siarką oraz reakcji ze stężonym kwasem solnym. W obecności wody glin może się uwalniać w środowisku kwaśnym w postaci jonów Al^{3+} , które po przedostaniu się do wód i gleb mogą zagrażać organizmom żywym.

Pierwiastek ten znajduje szerokie zastosowanie między innymi do wyrobu urządzeń elektronicznych, aparatury chemicznej, farb, elementów materiałów optycznych, luster, materiałów wybuchowych, w tym sztucznych ogni. Służy również do wytwarzania naczyń kuchennych oraz folii aluminiowej, wykorzystywanej do pakowania żywności. W budownictwie glinu używa się jako materiału termoizolacyjnego, na przykład podczas przygotowywania posadzek do instalacji ogrzewania podłogowego. W przemyśle metalurgicznym glin towarzyszy procesom pozyskiwania innych metali z ich rud (np. chromu i wanadu). Wiele możliwości zastosowań mają stopy glinu, o czym dowiedzie się z rozdziału 8.3.

7.3. Właściwości i zastosowania żelaza

Żelazo ma szarą barwę i srebrzysty połysk. To metal ciężki, o gęstości $7,87 \text{ g/cm}^3$. Cechuje je niezbyt duża twardość. Żelazo jest trudno topliwe – ma wysokie tem-

temperatury topnienia (1538°C) i wrzenia (2862°C). Pod wpływem ogrzewania żelazo trwałe w temperaturze pokojowej, nazywane żelazem alfa ($\alpha\text{-Fe}$), przechodzi w kilka odmian alotropowych, kolejno: żelazo gamma ($\gamma\text{-Fe}$) i delta ($\delta\text{-Fe}$):



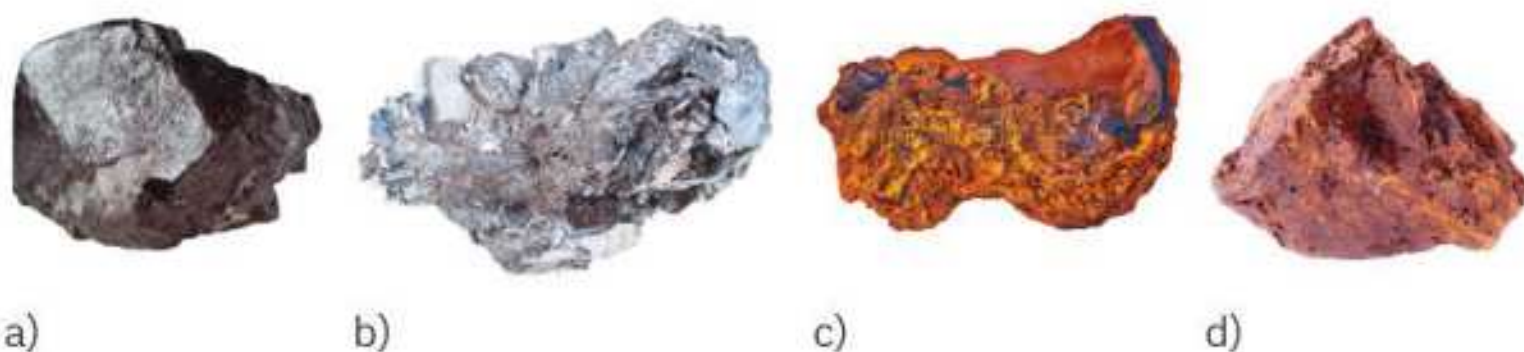
Żelazo cechuje się dobrą kowalnością i ciągliwością. Co ciekawe, do temperatury około 768°C wykazuje właściwości ferromagnetyczne, czyli naturalne, niewymuszone namagnesowanie.

Oprócz żelaza metalami o właściwościach ferromagnetycznych w temperaturze pokojowej są kobalt i nikiel.

Powszechnie występuje w skorupie ziemskiej – stanowi około 5% zawartości wszystkich pierwiastków. Jest czwartym pierwiastkiem pod względem rozpowszechnienia w skorupie ziemskiej. Przypuszcza się, że żelazo wraz z niklem stanowią główne składniki jądra Ziemi. Te pierwiastki są również głównymi składnikami meteorytów.

Żelazo to makroelement niezbędny do życia dla wielu organizmów żywych, w tym człowieka. Między innymi wchodzi w skład szpiku kostnego oraz hemoglobiny w krwinkach czerwonych, więc jego niedobór w organizmie powoduje niedokrwistość. Znajduje się w wielu białkach odpowiadających za podstawowe procesy zachodzące w organizmie.

Choć żelazo należy do pierwiastków rodzimych, rzadko spotka się je w przyrodzie w postaci czystej (to żelazo pochodzenia pozaziemskiego). Głównie występuje w rudach w formie tlenków i soli (rys. 7.6). Rocznie wydobywa się około 2,5 miliarda ton rud żelaza, z których w procesach metalurgicznych pozyskuje się żelazo.



Rys. 7.6. Najważniejsze rudy żelaza to: magnetyt o zawartości żelaza ok. 45–70% (a), hematyt o zawartości żelaza ok. 30–60% (b), limonit (żelaziak brunatny) o zawartości żelaza ok. 20–25% (c) oraz syderyt o zawartości żelaza ok. 25–40% (d).

Podobnie jak glin, w kontakcie z suchym powietrzem żelazo ulega pasywacji, pokrywając się warstwą tlenków, które chronią jego powierzchnię tylko przed działaniem suchego powietrza. Jest to spowodowane tym, że w zetknięciu z roztworami elektrolitów lub w wilgotnym powietrzu ochronna warstwa tlenków żelaza zostaje zniszczona. Zjawisko to nazywa się potocznie rdzewieniem żelaza. Żelazo ulega reakcji z większością kwasów. W podwyższonej temperaturze reaguje z wieloma pierwiastkami, w tym z węglem, azotem, siarką i chlorem. Co ciekawe, bardzo rozdrobnione żelazo samorzutnie zapala się na powietrzu – zjawisko to nazywamy piroforycznością. Żelazem nazywa się także stal o bardzo małej zawartości węgla i innych składników, na przykład żelazo armco.

Człowiek używa żelaza od tysięcy lat, a pierwsze zastosowania tego pierwiastka są związane z jego pozyskiwaniem z meteorytów. Ważnym odkryciem w historii ludzkości było opracowanie pierwszych, prymitywnych procesów hutniczych służących do pozyskiwania metali z ich rud. Obecnie z czystego żelaza – ze względu na jego niską twardość – praktycznie nie wyrabia się przedmiotów. Żelazo obecnie stosuje się głównie do wytwarzania stopów tego metalu z innymi pierwiastkami, przede wszystkim stali oraz żeliwa. Stopy są powszechnie wykorzystywane w życiu codziennym.

7.4. Właściwości i zastosowania miedzi

Miedź to metal o charakterystycznej, pomarańczowoczerwonej barwie oraz dużym połysku. Ma niższe temperatury wrzenia (2562°C) i topnienia (1084°C) od żelaza oraz większą od niego gęstość ($8,96\text{ g/cm}^3$). Miedź jest również mniej twarda od żelaza. Bardzo dobrze przewodzi ciepło i elektryczność, a także wykazuje dobrą kowalność oraz ciągliwość.

Lepszym przewodnikiem ciepła i elektryczności od miedzi jest jedynie srebro.

W skorupie ziemskiej miedź występuje w niewielkich ilościach – szacuje się, że stanowi około 0,005% wszystkich pierwiastków. Rzadko występuje w postaci rodzimej, najczęściej w postaci rud – głównie siarczków – z których pozyskuje się ją do celów przemysłowych w procesach metalurgicznych (rys. 7.7).

Miedź stanowi około 15% ogólnej wartości wszystkich metali wydobywanych ze złóż na świecie.



Rys. 7.7. Najważniejsze rudy miedzi to: chalkopiryt (a), chalkozyn (b), bornit (c) oraz kowelin (d).

Co istotne, w procesie rafinacji miedzi często jest pozyskiwane srebro – metale te mają również podobne właściwości fizyczne. Niektóre minerały miedzi wykorzystuje się jako kamienie ozdobne, na przykład: malachit, azuryt oraz kupryt.

Miedź należy do mikroelementów i jest niezbędna organizmom żywym do prawidłowego funkcjonowania. Wchodzi w skład związków biorących udział między innymi w procesach oddychania oraz fotosyntezy.

Jest metalem mało aktywnym chemicznie. Na powietrzu miedź ulega reakcji z tlenem i pokrywa się cienką warstwą tlenku miedzi(I) (Cu_2O), który nadaje jej charakterystyczną pomarańczowoczerwoną barwę. W obecności wody oraz tlenku węgla(IV) CO_2 podobnie jak glin ulega pasywacji, co sprawia, że miedź jest odporna na działanie czynników atmosferycznych. W temperaturze pokojowej miedź reaguje z nielicznymi pierwiastkami (np. z siarką oraz chlorem). Ulega reakcji tylko z niektórymi kwasami tlenowymi: kwasem azotowym(V) oraz stężonym kwasem siarkowym(VI), a z kwasami beztlenowymi wchodzi w reakcję tylko przy dostępie tlenu.

Miedź jest jednym z pierwszych metali zastosowanych przez ludzi. Ze względu na swoje właściwości fizyczne oraz chemiczne od dawna jest powszechnie używana. Służy do wyrobu wielu materiałów w przemyśle energetycznym i telekomunikacyjnym (np. drutów oraz transformatorów), w budownictwie (m.in. pokryć dachowych, rynien, armatury sanitarnej, instalacji wodociągowych oraz gazowych) oraz innych urządzeń z życia codziennego (np. sprzętu AGD i RTV oraz baterii słonecznych). W przemyśle samochodowym służy głównie do produkcji silników oraz instalacji elektrycznych. Stanowi także surowiec dla artystów – z miedzi wykonywane są dzieła sztuki (rzeźby, miedzioryty), ozdoby oraz biżuteria (rys. 7.8). Ponadto miedź wyka-



Rys. 7.8. Do wytworzenia silników samochodów o napędzie elektrycznym zużywa się około cztery razy więcej miedzi niż w przypadku tradycyjnych silników spalinowych.

zuje działanie przeciwdrobnoustrojowe, dlatego dodaje się ją do kosmetyków, leków oraz preparatów do impregnacji drewna chroniących je przed działaniem szkodników. Szerokie zastosowania mają stopy miedzi z innymi metalami (np. z cyną, cynkiem lub srebrem).

7.5. Właściwości i zastosowania cynku

Cynk jest metalem o barwie jasnosrebrzystej. Ma on niskie, jak na metale, temperatury topnienia (419°C) i wrzenia (907°C) oraz gęstość nieco mniejszą od miedzi ($7,14\text{ g/cm}^3$). Cynk dobrze przewodzi prąd elektryczny i ciepło. W temperaturze pokojowej jest kruchy i niezbyt twardy. Ponadto jest kowalny – po ogrzaniu do temperatury powyżej 100°C daje się obrabiać plastycznie.

W skorupie ziemskiej cynk występuje w nieco większych ilościach od miedzi (ok. 0,007% zawartości wszystkich pierwiastków). Cynk najczęściej pozyskuje się w procesach metalurgicznych z rud zawierających siarczki cynku ZnS (blenda cynkowa oraz wurcyt) i węglan cynku ZnCO_3 (smitsonit, dawniej nazywany spa-tem cynkowym) (rys. 7.9).



Rys. 7.9. Do celów przemysłowych cynk jest pozyskiwana z blendy cynkowej (a), wurcytu (b) oraz smitsonitu (c).

Cynk to jeden z ważniejszych mikroelementów niezbędnych dla prawidłowego funkcjonowania naszego organizmu. Odpowiada między innymi za pracę trzustki, tarczycy, działanie wielu hormonów, w tym hormonu wzrostu, reguluje pracę serca oraz poziom cholesterolu.

Podobnie jak glin oraz miedź, cynk w kontakcie z powietrzem ulega pasywacji. Jest jednak bardziej reaktywny od miedzi. Pod wpływem ogrzewania ulega reakcji z tlenem z utworzeniem tlenku cynku ZnO . W temperaturze pokojowej reaguje z kwasami i zasadami, tworząc sole.

Cynk służy przede wszystkim do wytwarzania powłok chroniących inne metale i stopy metali przed korozją. Szerokie zastosowanie mają stopy cynku z glinem, zastępujące droższe stopy miedzi.

7.6. Właściwości i zastosowania cyny

Cyna w temperaturze pokojowej jest metalem barwy srebrzystobiałej, miękkim, kruchym, kowalnym oraz ciągliwym, przez co łatwym do obróbki plastycznej. Ma niską temperaturę topnienia (232°C) i wrzenia (2602°C) oraz gęstość nieco większą od cynku ($7,28\text{ g/cm}^3$).

Cyna występuje bardzo rzadko w skorupie ziemskiej (stanowi około $0,0002\%$ wszystkich pierwiastków). Na skalę przemysłową jest pozyskiwana głównie z rud zawierających kasyteryt (tlenek cyny(IV) SnO_2) (rys. 7.10). Rudy cyny występują najczęściej razem z rudami ołowiu.



Rys. 7.10. Kasyteryt to minerał, który jest głównym źródłem pozyskiwania cyny.

Rola cyny w organizmach żywych jest słabo poznana. Cyna to mikroelement, którego niedobór może powodować zaburzenia wzroku oraz wypadanie włosów.

W temperaturze pokojowej cyna jest odporna na działanie czynników atmosferycznych, a silnie ogrzewana utlenia się do tlenku cyny(IV) SnO_2 . Jest bardziej reaktywna od miedzi oraz cynku. Reaguje zarówno z mocnymi, stężonymi kwasami, jak i zasadami.

Ze względu na odporność cyny na działanie czynników zewnętrznych jest ona używana do wytwarzania warstw ochronnych na powierzchni materiałów wykonanych z blachy stalowej (np. puszek produktów spożywczych). Stosuje się ją w elektronice, przemyśle motoryzacyjnym i lotniczym. Cynę wykorzystuje się podczas lutowania, do wyrobu biżuterii oraz ozdób. Wchodzi w skład past do zębów – w postaci fluorku cyny działającego przeciwpróchniczo. Cyna nie nadaje się do wytwarzania materiałów konstrukcyjnych – jest jednak składnikiem wielu ważnych stopów, między innymi brązu i spiżu.

PODSUMOWANIE

- Metale są nieprzeźroczyste i różnią się barwą, połyskiem, ciężarem, twardością, podatnością na zginanie i uszkodzenia mechaniczne.
- Metale przewodzą ciepło i prąd elektryczny.
- Pod wpływem czynników atmosferycznych niektóre metale, na przykład glin, ulegają pasywacji.
- Metale najczęściej występują w postaci rud, z których są pozyskiwane.



- Niektóre metale, takie jak: żelazo, miedź, cynk, cyna, znane są człowiekowi od czasów prehistorycznych.
- Metale są powszechnie wykorzystywane w życiu codziennym.



POLECENIA KONTROLNE

1. Wyjaśnij, czym się różni aluminium hutnicze od aluminium rafinowanego.
2. Zastanów się i odpowiedz, dlaczego puszki do napojów gazowanych oraz folię spożywczą wytwarza się z aluminium, a nie z miedzi.
3. Polska jest jednym ważniejszych producentów miedzi na świecie. Wyszukaj w dostępnych źródłach informacji o tym, gdzie w Polsce znajdują się największe złoża miedzi oraz ile wynosi roczne wydobycie miedzi w Polsce (w tysiącach ton).
4. Masz do dyspozycji trzy identyczne pręty wykonane z aluminium, miedzi oraz żelaza, o przekroju kwadratu o długości boku 0,5 cm oraz długości 205 cm. Z których prętów można byłoby wykonać szkielet latawca o masie do 200 g? Odpowiedź uzasadnij odpowiednimi obliczeniami. Podpowiedź: do obliczeń wykorzystaj gęstości czystych metali (glinu, miedzi oraz żelaza).
5. Dawniej żelazo otrzymywano w specjalnie skonstruowanych do tego celu dymarkach. Wyszukaj w dostępnych źródłach informacji, z jakich elementów były zbudowane dymarki. Narysuj w zeszycie schemat budowy i w punktach wypisz czynności, które wykonywano w celu pozyskania żelaza.

8. Właściwości i zastosowania wybranych stopów metali

Czy zastanawialiście się kiedyś, z czego wykonuje się monety? Monety o poszczególnych nominatach są zrobione ze stopów metali o różnym składzie chemicznym, co regulują odpowiednie przepisy prawa. Monety 1, 2 i 5 groszy wykonuje się z mosiądzu manganowego, a monety 10, 20, 50 groszy i 1 zł – z miedzioniklu. Z kolei monety 2 i 5 złotych są zrobione z dwóch stopów: środek w monecie 2 złote i obwódka w monecie 5 złotych są z miedzioniklu, natomiast obwódka monety 2 złote i środek monety 5 złotych – z brązu aluminiowego. Wiele stopów metali jest częściej używanych niż metale w czystej postaci. W tym rozdziale poznacie rodzaje, skład i zastosowania najważniejszych stopów.

8.1. Stopy metali – wiadomości ogólne

Stopy metali to substancje powstające w wyniku stopienia co najmniej dwóch pierwiastków chemicznych, w tym metalu, który stanowi ich główny składnik. W stopach znajdują się:

- **metal podstawowy** – główny składnik stopu, występujący w nim w największej ilości;
- **dodatki stopowe** – nadające stopom pożądane właściwości fizyczne i chemiczne, takie jak: twardość, podatność na obróbkę plastyczną, wytrzymałość na odkształcenia, odporność na działanie kwasów i zasad, korozję oraz wiele innych.

Stopy zazwyczaj zawierają zanieczyszczenia, czyli występujące w niewielkich ilościach inne pierwiastki, które często mogą wpływać niekorzystnie na właściwości stopu. Stopy charakteryzują się innymi właściwościami niż tworzące je metale, dlatego są szerzej stosowane niż czyste metale.

Nazwy stopów tworzy się zazwyczaj od nazwy metalu podstawowego, na przykład: stop żelaza, stop miedzi. Niektóre ze stopów mają swoje własne nazwy, na przykład: stal, żeliwo, brąz, mosiądz. Stopy zawierające co najmniej 10% złota lub srebra zalicza się do stopów złota lub srebra.

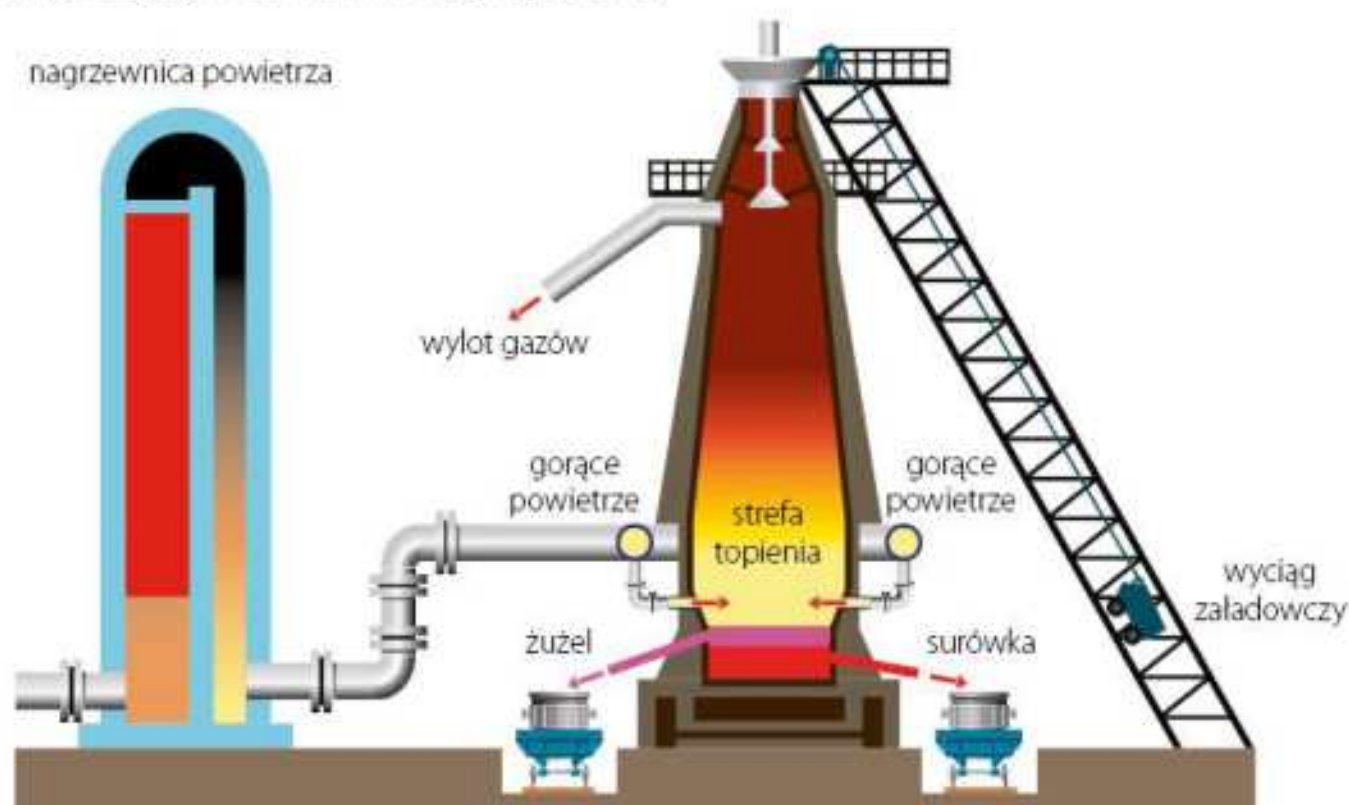
Stopy mają też oznaczenia techniczne – symbole przyjęte przez Międzynarodowy Instytut Normalizacyjny (ISO). Oznaczenia są złożone z symboli chemicznych pierwiastków tworzących stop oraz ich zawartości procentowej w tym stopie. Na przykład symbol CuAl5Zn5Sn1 oznacza, że główny składnik stopowy to miedź,

a główne dodatki stopowe to glin (średnia zawartość 5%), cynk (5%) oraz cyna (1%). W Polsce obowiązują normy Polskiego Komitetu Normalizacyjnego. Są one dostosowane do międzynarodowych przepisów i oznaczane PN. Według polskich norm symbole techniczne stopów składają się z liter – najczęściej pierwszych z nazw stopów – oraz liczb określających umownie numer stopu, na przykład BM123 (brąz manganowy). Symbole stali są bardziej skomplikowane od innych – litery w znaku oznaczają również ich przeznaczenie, na przykład HS oznacza stale szybko tnące. Stale mają też symbole złożone z samych cyfr.

8.2. Właściwości i zastosowania stopów żelaza

Stopy żelaza mają największe znaczenie ze względu na możliwości ich zastosowania w wielu dziedzinach przemysłu oraz wytwarzania z nich przedmiotów codziennego użytku. Mają one dobre właściwości fizyczne, łatwo je otrzymać oraz są tanie. Do najważniejszych z nich zaliczamy stopy żelaza i węgla: stal oraz żeliwo. W tych stopach węgiel występuje w postaci grafitu, cementytu, czyli węgliku żelaza Fe_3C , oraz roztworów węgla w żelazie o różnej strukturze.

Stopy żelaza otrzymuje się z surówki. Jest to stop żelaza z węglem (zawartość węgla do około 6%) zawierający również zanieczyszczenia (głównie krzem, mangan, siarkę i fosfor). Surówkę uzyskuje się w wyniku przeróbki rud żelaza w procesach hutniczych w tak zwanych **wielkich piecach**. Wielki piec ma kształt wieży o średnicy do 10 m oraz wysokości do 50 m wyłożonej od środka materiałem ogniotrwałym (np. cegłą krzemionkową) (rys. 8.1).



Rys. 8.1. Surówka jest otrzymywana w wyniku wypalania rud żelaza z koksem i topnikami w wielkich piecach.

W wyniku procesów metalurgicznych otrzymuje się surówkę białą (zawierającą węgiel głównie w postaci cementytu) służącą do dalszej przeróbki na stal oraz surówkę szarą (zawierającą węgiel głównie w postaci grafitu), z której po przeróbce otrzymuje się żeliwo. Przeróbka surówki polega przede wszystkim na procesach odwęglania (zmniejszenia zawartości węgla pierwiastkowego) oraz usuwania z niej zanieczyszczeń różnymi metodami w specjalnie przeznaczonych do tego urządzeniach (rys. 8.2). Proces usuwania zanieczyszczeń ze stopów nazywamy świeżeniem.



a)

b)

Rys. 8.2. Stal otrzymuje się przez przeróbkę surówki w hutach, m.in. w piecach martenowskich (a), a żeliwo – w piecach nazywanych żeliwiakami (b).

Stal to stop żelaza z węglem zawierający nie więcej niż 2% węgla. W zależności od składu chemicznego wyróżniamy:

- **stal niestopową** – stop żelaza zawierający do 2% węgla oraz niewielkie ilości innych pierwiastków niemetalicznych, które dostają się do stali w wyniku metalurgicznych procesów otrzymywania stali (głównie tlen, wodór, azot oraz fosfor);
- **stal stopową** – stop zawierający oprócz węgla inne dodatki stopowe dodawane do stali celowo w celu poprawienia ich właściwości fizycznych i chemicznych, w łącznej ilości przekraczającej nawet 10%, wśród których najważniejsze to: chrom, nikiel, wolfram, molibden, mangan, miedź, tytan; w zależności od pierwiastka zmieniają się różne właściwości, na przykład dodatek chromu w ilości powyżej 10% uodparnia stal na działanie czynników atmosferycznych oraz wody.

Właściwości stali można również poprawiać przez hartowanie, czyli ogrzanie stopu do wysokiej temperatury (ponad 700°C), a następnie odpowiednio szybkie jej schłodzenie. Prowadzi to do zwiększenia twardości i wytrzymałości stali, przy jednoczesnym zmniejszeniu jej właściwości plastycznych. Hartowanie wpływa również na zmianę właściwości innych stopów.

Oddzielną grupę stanowią **stale odporne na korozję**. Zawierają one duży dodatek chromu w ilości przekraczającej 10% oraz niklu. Wyróżniamy wśród nich stale nierdzewne (odporne na działanie czynników atmosferycznych, kwasów i zasad), żaroodporne (przeznaczone do pracy w wysokich temperaturach) oraz żarowytrzymałe (odporne na odkształcenia w wysokiej temperaturze).

Stal to jeden z najważniejszych stopów. Używa się jej w wielu dziedzinach gospodarki i do wyrobu wielu przedmiotów codziennego użytku. W zależności od jej przeznaczenia wyróżniamy wiele rodzajów stali (rys. 8.3). W 2018 roku na świecie zużyto około 1 mld 800 mln ton stali, w tym około 15 mln w Polsce. Wyroby ze stali są stosowane w przemyśle energetycznym, motoryzacyjnym, konstrukcyjnym, maszynowym, okrętowym, w budownictwie oraz do wytwarzania sprzętu AGD.

stale konstrukcyjne	stale do produkcji blach	stale narzędziowe
		
stale do zbrojenia betonu	stale szynowe	stale do produkcji drobnych części
		
stale do wytwarzania drutu	stale sprężynowe	stale do produkcji drutu spawalniczego
		

Rys. 8.3. Różne rodzaje stali w zależności od ich przeznaczenia.

Żeliwo to stop żelaza zawierający powyżej 2% węgla, który otrzymuje się z surowki szarej. Ze względu na skład chemiczny wyróżniamy różne rodzaje żeliw. Największe znaczenie i najszersze zastosowania w przemyśle mają żeliwo szare oraz stopowe. **Żeliwo szare**, podobnie jak stopowe, zawiera węgiel głównie w postaci grafitu. Jego nazwa wzięła się od charakterystycznej barwy, którą to żeliwo ma po przełamaniu. Nadaje się głównie na odlewy, gdyż jest mało ciągliwe oraz ma dużą wytrzymałość na ścieranie i zginanie. Żeliwa szarego używa się w różnych gałęziach przemysłu do wyrobu części maszyn oraz silników.

Żeliwa zawierające węgiel w postaci cementytu, na przykład żeliwo białe, mają wąskie zastosowania ze względu na kruchość i małą podatność na obróbkę mechaniczną.

Żeliwo stopowe oprócz węgla zawiera również inne dodatki (głównie krzem, nikiel, chrom, glin, mangan w ilości do kilkunastu do kilkudziesięciu procent), które nadają mu pożądane właściwości. Dla przykładu: dodatek chromu i niklu powoduje zwiększenie odporności żeliwa stopowego na ścieranie i korozję, a dodatek krzemu i glinu – jego odporność na działanie chemikaliów oraz wysokich temperatur. Żeliwo stopowe jest stosowane do wyrobu maszyn przemysłowych, w przemyśle samochodowym do produkcji części silników i elementów układu hamulcowego, części instalacji hydraulicznych (złączki, kształtki) i grzejnych (kaloryfery, piece) oraz naczyń kuchenne (np. garnki).

8.3. Stopy glinu

W stopach glinu najczęściej stosowanymi dodatkami stopowymi są krzem, magnez, miedź, cynk oraz mangan – o zawartości od kilku do kilkunastu procent. Stopów glinu używa się częściej w życiu codziennym niż czystego aluminium. Ich cechą charakterystyczną jest niewiele większa od glinu gęstość wynosząca około $2,8 \text{ g/cm}^3$, a przy tym większa od glinu wytrzymałość na uszkodzenia mechaniczne. Stopy glinu nadają się zarówno do obróbki plastycznej, jak i wykonywania z nich odlewów. Najbardziej znane stopy glinu to duraluminium oraz siluminy.

Głównymi dodatkami stopowymi w **duraluminium** są miedź (zawartość do 5%), magnez i mangan (zawartość do 2%). Z duraluminium wytwarza się puszki do napojów, materiały konstrukcyjne w przemyśle budowlanym, części i urządzenia stosowane w wielu dziedzinach życia, między innymi części maszyn i konstrukcji w przemyśle motoryzacyjnym, budowlanym oraz lotniczym.

W **siluminach**, oprócz niewielkich ilości pierwiastków występujących w duraluminium, głównym dodatkiem stopowym jest krzem (najczęściej do 20%). W po-

równaniu do duraluminium ma on większą odporność na działanie wysokich temperatur, uszkodzenia mechaniczne oraz korozję.

Ze stopów glinu wytwarza się części maszyn i silników, instalacji, elementów konstrukcyjnych w przemyśle motoryzacyjnym (m.in. felgi aluminiowe), maszynowym, budowlanym i wielu innych materiałów (rys. 8.4).



Rys. 8.4. Stopy glinu są stosowane m.in. do wytwarzania materiałów w przemyśle motoryzacyjnym.

8.4. Właściwości i zastosowania stopów miedzi

Stopy miedzi mają szersze zastosowanie niż czysta miedź. Jest to spowodowane tym, że mają od niej większą wytrzymałość na uszkodzenia, ścieranie i działanie wysokich temperatur. Ponadto są łatwiejsze w obróbce i łatwiej wykonywać z nich odlewy. Cechuje je przy tym duża odporność na korozję. Do najważniejszych stopów miedzi należą brązy, mosiądze i miedzionikle.

Brązy to stopy o zróżnicowanym składzie, w których zawartość miedzi wynosi co najmniej 80%. W zależności od zawartości głównego dodatku stopowego wyróżniamy brązy cynowe (zawartość cyny do 9%), brązy aluminiowe (zawartość aluminium do 12%), brązy manganowe (zawartość manganu do 13%), brązy krzemowe (zawartość krzemu do 3,5%). Mogą one zawierać niewielkie ilości innych pierwiastków (np. żelazo, kobalt, tytan) – tworząc wówczas brązy wieloskładnikowe.

Nadają się zarówno do wykonywania odlewów, jak i do obróbki plastycznej. Mają one różne właściwości, na przykład brązy aluminiowe są łatwiej podatne na obróbkę plastyczną i mają większą odporność na korozję niż brązy cynowe. Używa się ich do wytwarzania części maszyn i urządzeń pracujących narażonych na obecność szkodliwych chemicznie czynników, na przykład wody morskiej, kwasów czy zasad.

Umiejętność wytwarzania brązów człowiek opanował w zamierzchłych czasach. Odkrycie to miało ogromne znaczenie w rozwoju cywilizacyjnym ludzkości – z tego powodu jedną z epok w historii ludzkości nazywa się epoką brązu.

Dawniej wytwarzano głównie brązy cynowe o różnej zawartości cyny w zależności od regionu świata, w którym były wytwarzane. Do takich brązów zalicza się spiż. To stop miedzi z cyną, zawierający jej większe ilości niż brąz cynowy (zawartość cyny w spiżu wynosi ok. 11%). Dawniej ze spiżu wyrabiano między innymi broń, armaty, dzwony, a obecnie służy on do wyrobu elementów maszyn oraz ozdób.

Zastosowania brązów nie są powszechne ze względu na ich wysoką cenę. Wykonuje się z nich elementy urządzeń (np. łożyska, sprężyny) oraz instalacji (np. części żaroodporne) w przemyśle elektronicznym, maszynowym, chemicznym, motoryzacyjnym, lotniczym, okrętowym oraz budowlanym. Podobnie jak w dawnych czasach służą do wyrobu odlewów (m.in. dzwonów i posągów) oraz biżuterii i ozdób.



Rys. 8.5. W epoce brązu z tego stopu wytwarzano przedmioty codziennego użytku, takie jak: monety, broń, dzbany, garnki oraz biżuterię.

Mosiądze to stopy o zawartości miedzi około 60%. Wyróżnia się wśród nich mosiądze, z głównym dodatkiem stopowym w postaci cynku (powyżej 2%), oraz takie, które oprócz cynku zawierają również inne pierwiastki, na przykład: cynę, glin, mangan i nikiel. Największe znaczenie mają mosiądze cynkowe. W tych stopach zawartość cynku sięga nawet 45%. Można wykonywać z nich odlewy oraz poddawać je obróbce plastycznej na zimno i ciepło. Są również odporne na korozję. Mosiądze mają większą twardość i wytrzymałość na uszkodzenia mechaniczne od brązów. Różnią się również od nich barwą – mosiądze cynkowe mają charakterystyczną pomarańczowożółtą barwę przypominającą barwę miedzi, a brązy cynowe – szarobrązową.

Służą między innymi do wytwarzania elementów aparatury przemysłowej, części maszyn w przemyśle motoryzacyjnym, okrętowym i lotniczym, armatury sanitarnej, klamek, zawiasów, amunicji, odlewów pomników, monet, odważników, biżuterii, ozdób, a także instrumentów muzycznych (rys. 8.6).



Rys. 8.6. Z mosiądzu wykonuje się m.in. instrumenty muzyczne dęte.

Cena mosiądzu jest około 2 razy niższa od ceny miedzi.

Wśród mosiądzów interesujące właściwości mają stopy zawierające duże ilości cynku (do 40%) oraz niklu (do 20%). Ze względu na ich plastyczność, sprężystość, odporność na korozję oraz barwę, która po wypolerowaniu przypomina srebro, są one stosowane między innymi do wytwarzania amortyzatorów, narzędzi, sztuców, ozdób oraz wyrobów jubilerskich.

Inna nazwa mosiądzów zawierających duże ilości niklu to „nowe srebro”.

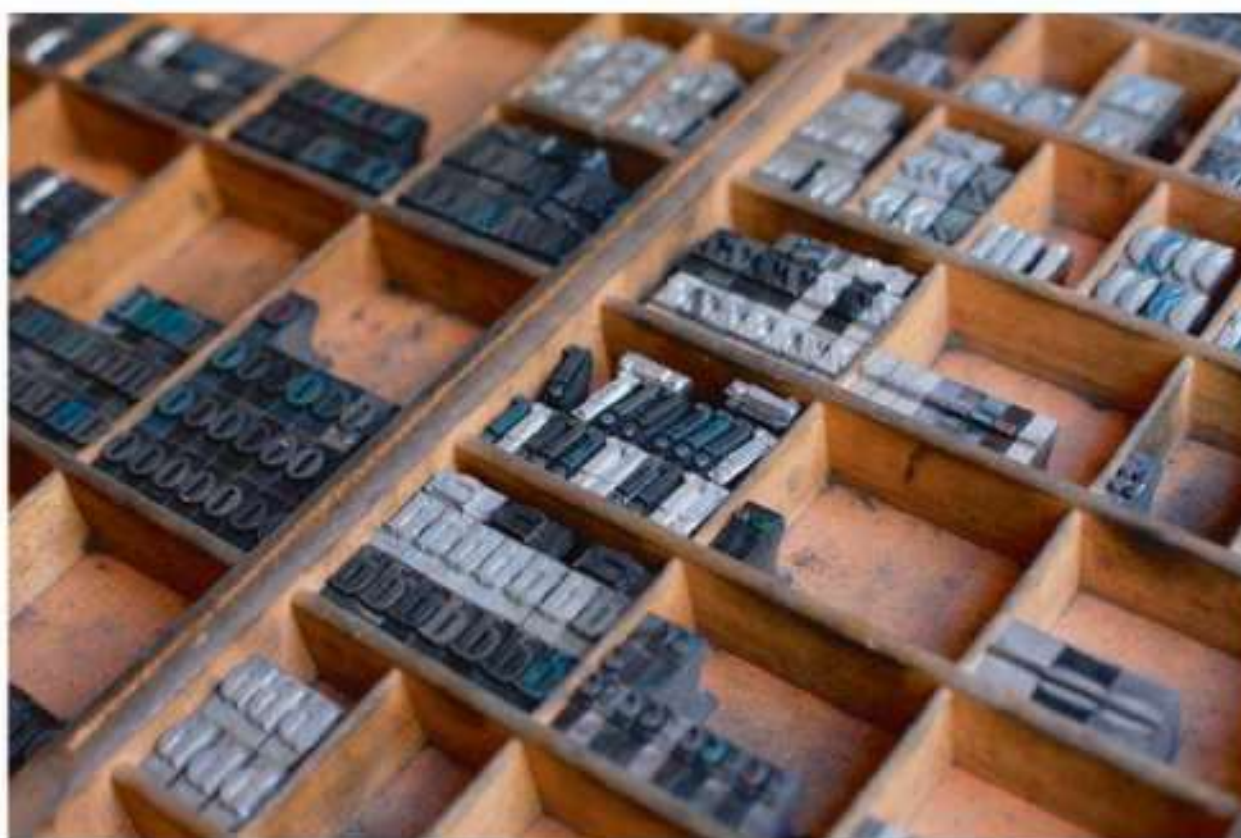
Podobne właściwości i zastosowania mają inne ważne stopy miedzi – **miedzionikle**. Głównym dodatkiem stopowym jest w nich nikiel (do 25%). Zawierają one również niewielkie ilości innych pierwiastków, głównie mangan, żelazo i glin. Cechuje je duża odporność na korozję oraz żaroodporność, a niektóre charakteryzują się dużą opornością elektryczną (ograniczają przepływ prądu elektrycznego). Miedzionikle służą między innymi do wyrobu monet, medali, czujników temperatury oraz oporników w elektronice.

8.5. Stopy cynku i stopy cyny

Głównymi dodatkami stopowymi w stopach cynku są glin (do 25%), miedź (do 15%) oraz mangan (do 25%). W życiu codziennym największe zastosowanie mają stopy cynku z aluminium nazywane **znalami**. Nazwa ta pochodzi od symboli chemicznych cynku oraz glinu (ZnAl). Mogą one zawierać dodatki innych pierwiastków. Mają dobrą wytrzymałość oraz łatwo dają się obrabiać plastycznie. Używa się ich między innymi do produkcji części silników pojazdów mechanicznych, elementów meblowych (np. klamek, zawiasów i uchwytów) oraz odlewów (łożysk, rur oraz prętów).

W stopach cyny najczęściej stosowanymi dodatkami stopowymi są ołów (do 50%), antymon (do 20%) oraz miedź (do 7%). Obecnie ogranicza się stosowanie stopów cyny z większą zawartością ołowiu ze względu na jego toksyczność. Stopy cyny znajdują głównie zastosowanie jako stopy odlewnicze, między innymi do wytwarzania silników i części maszyn (przede wszystkim łożysk). Wytwarza się z nich również piszczalki organowe. Stopy cyny są łatwe w obróbce plastycznej, formuje się z nich na przykład folie używane w układach elektronicznych. Służą także jako spoiwa lutownicze miękkie. Dawniej stopy cyny były również wykorzystywane między innymi do wytwarzania stopów drukarskich (rys 8.7).

Stopy lutownicze miękkie topią się w temperaturze do około 450°C, a stopy lutownicze twarde – powyżej tej temperatury. W skład tych pierwszych oprócz cyny wchodzi głównie miedź, srebro, antymon oraz bizmut. W stopach twardych podstawowymi składnikami są miedź i srebro.



Rys. 8.7. Cyna oraz antymon były głównymi składnikami stopów drukarskich służących dawniej do odlewania czcionek oraz innych form drukowych.



PODSUMOWANIE

- Stopy to substancje składające się z metalu podstawowego, dodatków stopowych oraz zanieczyszczeń.
- Najważniejszymi stopami żelaza są stal i żeliwo.
- Duraluminium i siluminy to najważniejsze stopy glinu.
- Najważniejsze stopy miedzi to brązy, mosiądze i miedzionikle.
- Stopy mają odmienne, często lepsze, właściwości niż czyste metale, dlatego są stosowane do wyrobu wielu przedmiotów codziennego użytku.



POLECENIA KONTROLNE

1. Pewien stop ma symbol chemiczny AlZn6Mg2Ni1 . Podaj, jaki pierwiastek jest głównym składnikiem tego stopu oraz średnią zawartość głównych dodatków stopowych.
2. Dopasuj nazwy stopów do odpowiednich metali.

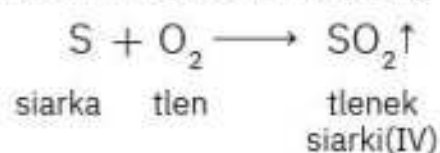
1. żal	a) stop glinu z krzemem
2. spiż	b) stop miedzi z cynkiem
3. silumin	c) stop cynku z glinem
4. mosiądz	d) stop miedzi z cyną
3. Dawniej cennym łupem wojennym były dzwony z brązu oraz ze spiżu. Wyjaśnij dlaczego.
4. Znajdź w dostępnych źródłach informacje o składzie chemicznym, właściwościach oraz zastosowaniach stopu nazywanego żelazem armco.

9. Reakcje utleniania i redukcji

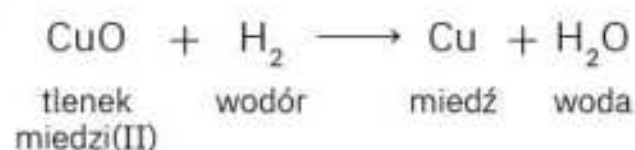
Czy wiecie, jakiego rodzaju reakcje chemiczne zachodzą podczas oddychania komórkowego w organizmie człowieka oraz w procesie fotosyntezy u roślin? To reakcje utleniania i redukcji, w których biorą udział odpowiednio tlen oraz tlenek węgla(IV). Z reakcjami utleniania-redukcji często spotykamy się w życiu codziennym. Są one wykorzystywane przez człowieka już od dawnych czasów, na przykład podczas otrzymywania metali z ich rud, choć nie potrafiono zapisać odpowiednich równań reakcji zachodzących w czasie tych procesów. Dziś reakcje utleniania-redukcji są powszechnie stosowane, między innymi podczas otrzymywania wielu ważnych związków chemicznych, a także stanowią „siłę napędową” chemicznych źródeł prądu elektrycznego.

9.1. Reakcje utleniania i redukcji

Proste reakcje utleniania i redukcji poznaliście już na lekcjach chemii w szkole podstawowej. Utlenianiem określamy reakcje syntezy, w których atomy tlenu łączyły się z atomami innych pierwiastków, na przykład:



Z kolei reakcje, w których atomy tlenu były „odbierane” substancji, nazywamy redukcją, na przykład:



W rzeczywistości w każdej z tych reakcji obydwa te procesy zachodzą równocześnie – atomy jednego z pierwiastków ulegają utlenianiu, a drugiego – redukcji. W chemii utlenianiem i redukcją nazywamy również inne reakcje chemiczne niż te zachodzące z udziałem tlenu.

Doświadczenie

Reakcja magnezu z siarką

Przebieg doświadczenia:

W tyglu porcelanowym zmieszaj niewielką ilość wiórków magnezowych oraz siarki, a powstałą mieszaninę zapal rozżarzonym drutem.

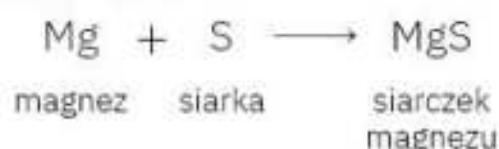
Rys. 9.1. Spalanie mieszaniny magnezu z siarką.



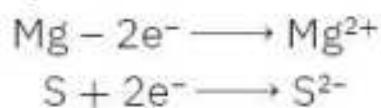
Obserwacje:

Mieszanina magnezu z siarką spala się jasnym płomieniem, a w wyniku spalania tej mieszaniny powstaje substancja o brzośnie jasnobrązowej (rys. 9.1).

Reakcjom chemicznym zawsze towarzyszy zmiana rozmieszczenia elektronów (a ściślej zmiana gęstości elektronowej) w substancjach w nich uczestniczących. W reakcjach, w których z pierwiastków powstają związki o budowie jonowej, zachodzi przeniesienie elektronów z jednego atomu do drugiego. Dzieje się tak w powyższym doświadczeniu, w którym powstał siarczek magnezu w reakcji magnezu z siarką, przebiegającej zgodnie z równaniem:



W tej reakcji dwa elektrony zostały przeniesione od atomu magnezu do atomu siarki z utworzeniem związku o budowie jonowej. Jak pamiętacie, atom magnezu na ostatniej powłoce (powłoce walencyjnej) ma dwa elektrony, a atom siarki – sześć. W wyniku przeniesienia elektronów oba atomy uzyskują najkorzystniejszą konfigurację elektronów nazywaną oktetem elektronowym. Oba te procesy – oderwanie dwóch elektronów od atomu magnezu oraz przechwycenie tych elektronów przez atom siarki – możemy zapisać w postaci dwóch równań nazywanych równaniami półokowymi:



Symbol e^- oznacza elektron.

Równania te oddają istotę procesów utleniania i redukcji – pierwsze z nich opisuje utlenianie, a drugie – redukcję.



Utlenianie to proces, w którym elektrony są oddawane przez atomy lub jony. Pierwiastek ulegający utlenianiu, czyli oddający elektrony, nazywamy **reduktorem**.



Redukcja to proces, w którym elektrony są pobierane przez atomy lub jony. Pierwiastek ulegający redukcji, czyli pobierający elektrony, nazywamy **utleniaczem**.

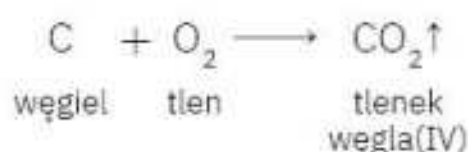
Reakcje, w których jednocześnie zachodzi utlenianie jednego i redukcja innego pierwiastka, nazywane są **reakcjami utleniania i redukcji** albo **reakcjami redoks** – od skrótów nazw procesów zachodzących w czasie tych reakcji – redukcji (z języka angielskiego – *reduction*) oraz utleniania (z języka angielskiego – *oxidation*).

Znając definicję utleniacza oraz reduktora, przebieg reakcji magnezu z siarką możemy zapisać w postaci schematu:



9.2. Stopień utlenienia pierwiastków

W przypadku reakcji, w wyniku których z pierwiastków powstają związki kowalencyjne, nie dochodzi do wymiany elektronów między atomami. Na przykład reakcja węgla z tlenem:



to reakcja syntezy, w wyniku której powstaje cząsteczka tlenku węgla(IV) CO_2 , w której występują wiązania kowalencyjne spolaryzowane. W wiązaniach takich następuje przesunięcie elektronów tworzących wiązanie chemiczne w kierunku bardziej elektroujemnego atomu, w tym przypadku do atomu tlenu. W reakcjach tych nie można zatem w sposób jednoznaczny wskazać utleniacza oraz reduktora.

Do opisu oraz interpretacji przemian, którym podlegają substancje, za pomocą równań chemicznych używa się pojęcia stopnia utlenienia.

Stopień utlenienia pierwiastka w związku chemicznym to liczba elektronów, pobranych lub oddanych przez jego atom, przy założeniu, że w cząsteczce tego związku wszystkie wiązania są jonowe (czyli związek ten ma budowę jonową). O tym, który atom umownie przyjmuje elektrony w związkach kowalencyjnych, decyduje większa elektroujemność pierwiastka.

Stopnie utlenienia podaje się nad symbolem pierwiastka chemicznego za pomocą znaku rzymskiego (cyfry rzymskiej). Jeżeli pierwiastek ma ujemny stopień utlenienia, poprzedzamy go znakiem „–”, jeżeli zaś ma dodatni stopień utlenienia, nie zapisujemy znaku „+”. Stopień utlenienia pierwiastków w stanie wolnym wynosi zero i oznaczamy go cyfrą arabską.

W niektórych związkach tlen przyjmuje ułamkowy stopień utlenienia, między innymi w związkach nazywanych nadtlenkami. Na przykład w nadtlenku sodu NaO_2 przyjmuje połówkowy stopień utlenienia, który oznaczamy ułamkiem zwykłym $\frac{1}{2}$.

Wyznaczanie stopni utlenienia odbywa się według odpowiednich reguł (tab. 9.1).

Tab. 9.1. Reguły wyznaczania stopni utlenienia

	Reguła	Przykład
1.	W stanie wolnym atomy pierwiastków mają stopień utlenienia 0, niezależnie od liczby atomów w cząsteczce.	$\overset{0}{\text{O}}_2, \overset{0}{\text{H}}_2, \overset{0}{\text{C}}, \overset{0}{\text{Fe}}, \overset{0}{\text{O}}_3$
2.	Atom fluoru w związkach przyjmuje zawsze stopień utlenienia –I.	$\overset{-1}{\text{LiF}}, \overset{-1}{\text{CaF}}_2, \overset{-1}{\text{HF}}$
3.	Atom tlenu w związkach chemicznych ma stopień utlenienia –II, z wyjątkiem nadtlenków, ponadtlenków oraz związków z fluorem.	$\overset{-II}{\text{CaO}}, \overset{-II}{\text{KOH}}, \overset{-II}{\text{HNO}}_3$ $\overset{-1}{\text{H}}_2\overset{-1}{\text{O}}_2, \overset{-1/2}{\text{K}}\overset{-1/2}{\text{O}}_2, \overset{II}{\text{OF}}_2$
4.	Atom wodoru w związkach chemicznych przyjmuje stopień utlenienia I, z wyjątkiem wodorków metali położonych w 1 i 2 grupie układu okresowego, w których przyjmuje stopień utlenienia –I.	$\overset{I}{\text{HCl}}, \overset{I}{\text{LiOH}}, \overset{I}{\text{H}}_2\overset{I}{\text{CO}}_3, \overset{I}{\text{H}}_2\overset{I}{\text{O}}$ $\overset{-1}{\text{NaH}}, \overset{-1}{\text{CaH}}_2$
5.	Atomy metali położonych w 1 grupie układu okresowego mają stopień utlenienia I, a położonych w 2 grupie – stopień utlenienia II.	$\overset{I}{\text{KOH}}, \overset{I}{\text{NaBr}}$ $\overset{II}{\text{CaCl}}_2, \overset{II}{\text{MgO}}$
6.	Suma stopni utlenienia wszystkich atomów pierwiastków wchodzących w skład związku chemicznego jest równa 0.	$\overset{II}{\text{Ca}}\overset{-II}{\text{O}}, \overset{I}{\text{Na}}\overset{-II}{\text{O}}\overset{I}{\text{H}}, \overset{I}{\text{H}}\overset{-I}{\text{Br}}, \overset{I}{\text{H}}_2\overset{IV}{\text{S}}\overset{-II}{\text{O}}_3$
7.	Stopień utlenienia atomu pierwiastka w jonie prostym jest równy jego ładunkowi. Suma stopni utlenienia wszystkich atomów wchodzących w skład jonu złożonego jest równa ładunkowi tego jonu.	$\overset{-II}{\text{O}}^{2-}, \overset{I}{\text{H}}^+, \overset{-I}{\text{Cl}}^-, \overset{I}{\text{Cu}}^+, \overset{III}{\text{Fe}}^{3+}$ $\overset{IV}{\text{S}}\overset{-II}{\text{O}}_3^{2-}, \overset{III}{\text{N}}\overset{-II}{\text{O}}_2^-, \overset{VI}{\text{Br}}\overset{-II}{\text{O}}_4^-$

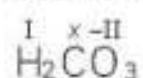
9.3. Wyznaczanie stopni utlenienia

Stosując powyższe reguły, można wyznaczyć stopnie utlenienia atomów pierwiastków w związkach chemicznych oraz jonach złożonych.

PRZYKŁAD 1.

Wyznacz stopień utlenienia atomu węgla w związku o wzorze sumarycznym H_2CO_3 .

a) Ustalamy stopnie utlenienia atomów pierwiastków według reguł z tabeli 9.1. Atom wodoru ma stopień utlenienia I, a tlen ma stopień utlenienia –II:



b) Suma stopni utlenienia wszystkich atomów pierwiastków w związku chemicznym jest równa 0, stąd uwzględniając indeksy stechiometryczne, otrzymujemy:

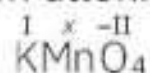
$$\begin{aligned}(I \cdot 2) + (x \cdot 1) + (-II \cdot 3) &= 0 \\ 2 + x - 6 &= 0 \\ x &= 4\end{aligned}$$

Odpowiedź: Atom węgla występuje na IV stopniu utlenienia.

PRZYKŁAD 2.

Wyznacz stopień utlenienia atomu manganu w związku o wzorze sumarycznym KMnO_4 .

a) Ustalamy stopnie utlenienia atomów pierwiastków według reguł z tabeli 9.1. Potas leży w pierwszej grupie układu okresowego, więc atom potasu ma stopień utlenienia I, a atom tlenu ma stopień utlenienia $-II$:



b) Suma stopni utlenienia wszystkich atomów pierwiastków w związku chemicznym jest równa 0, stąd uwzględniając indeksy stechiometryczne, otrzymujemy:

$$\begin{aligned}(I \cdot 1) + (x \cdot 1) + (-II \cdot 4) &= 0 \\ 1 + x - 8 &= 0 \\ x &= 7\end{aligned}$$

Odpowiedź: Atom manganu występuje na VII stopniu utlenienia.

PRZYKŁAD 3.

Wyznacz stopień utlenienia atomu fosforu w jonie o wzorze PO_4^{3-} .

a) Ustalamy stopnie utlenienia atomów wszystkich pierwiastków według reguł z tabeli 9.1.

Atom tlenu ma stopień utlenienia $-II$:



b) Suma stopni utleniania wszystkich atomów wchodzących w skład jonu złożonego jest równa ładunkowi tego jonu, stąd uwzględniając indeksy stechiometryczne, otrzymujemy:

$$\begin{aligned}(x \cdot 1) + (-II \cdot 4) &= -3 \\ x - 8 &= -3 \\ x &= 5\end{aligned}$$

Odpowiedź: Atom fosforu występuje na V stopniu utlenienia.

Należy pamiętać, że dany pierwiastek w różnych związkach chemicznych może mieć różne stopnie utlenienia, na przykład: w siarkowodorze H_2S atom siarki występuje na $-II$ stopniu utlenienia, w kwasie siarkowym(IV) H_2SO_3 – na IV stopniu utlenienia, a w tlenku siarki(VI) SO_3 – na VI.

9.4. Interpretacja reakcji utleniania-redukcji

Na podstawie zmiany stopni utlenienia pierwiastków uczestniczących w reakcji redoks można sformułować inną definicję procesów utleniania oraz redukcji: w procesach utleniania pierwiastki oddają elektrony, czyli podwyższają swój stopień utlenienia, natomiast w procesach redukcji pierwiastki pobierają elektrony, czyli obniżają swój stopień utlenienia.

Każdy z procesów zachodzących w reakcjach utleniania-redukcji możemy umownie zapisać w postaci dwóch oddzielnych równań nazywanych **równaniami częst-**

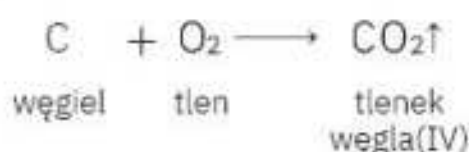
kowymi (połówkowymi). W reakcji magnezu z siarką przebieg zachodzących procesów, uwzględniając zmianę stopni utlenienia pierwiastków, możemy zapisać w postaci równań cząstkowych:

utlenianie: $\overset{0}{\text{Mg}} - 2e^- \longrightarrow \overset{\text{II}}{\text{Mg}}$ (atom magnezu oddaje elektrony, czyli podwyższa swój stopień utlenienia – jest reduktorem)

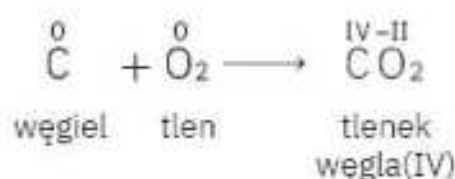
redukcja: $\overset{0}{\text{S}} + 2e^- \longrightarrow \overset{-\text{II}}{\text{S}}$ (atom siarki pobiera elektrony, czyli obniża swój stopień utlenienia – jest utleniaczem)

W równaniach tych należy sprawdzić, czy zgodnie z zasadą zachowania ładunku elektrycznego liczba oddanych i pobranych elektronów w obu powyższych równaniach jest taka sama. Należy również sprawdzić, czy liczba atomów wszystkich pierwiastków po stronach produktów i substratów wynosi tyle samo, czyli czy spełnione jest prawo zachowania masy. W przypadku powyższych reakcji prawa zachowania ładunku elektrycznego oraz zachowania masy są spełnione – oznacza to, że w równaniach cząstkowych prawidłowo zapisano zachodzące procesy utleniania i redukcji.

Należy pamiętać, że stopień utlenienia jest pojęciem umownym i nie zawsze odpowiada faktycznemu oddawaniu i pobieraniu elektronów przez atomy oraz nie odzwierciedla zjawisk zachodzących podczas reakcji. Dzieje się tak na przykład podczas reakcji spalania węgla w tlenie:



Biorąc pod uwagę stopnie utlenienia pierwiastków, spróbujemy opisać procesy utleniania oraz redukcji zachodzące podczas tej reakcji. W pierwszej kolejności ustalamy stopnie utlenienia pierwiastków: pierwiastki w stanie wolnym mają stopień utlenienia 0, tlen w związkach ma stopień utlenienia –II, stopień utlenienia węgla w tlenku węgla(IV) wyznaczony według powyższych reguł wynosi IV:



Następnie ustalamy utleniacz i reduktor w zachodzącej reakcji oraz układamy równania cząstkowe procesów utleniania oraz redukcji:

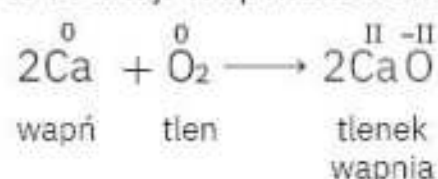
utlenianie: $\overset{0}{\text{C}} - 4e^- \longrightarrow \overset{\text{IV}}{\text{C}}$ (atom węgla oddaje elektrony, czyli podwyższa swój stopień utlenienia – jest reduktorem)

redukcja: $\overset{0}{\text{O}_2} + 2 \cdot 2e^- \longrightarrow 2 \overset{-\text{II}}{\text{O}}$ (atom tlenu pobiera elektrony, czyli obniża swój stopień utlenienia – jest utleniaczem)

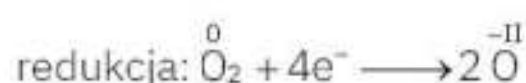
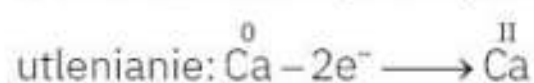
Cząsteczka tlenu O_2 jest dwuatomowa i oba atomy tlenu przyjmują po dwa elektrony, stąd zapis $+2 \cdot 2e^-$.

W powyższych równaniach liczba elektronów oddanych oraz pobranych jest taka sama, jest też spełnione prawo zachowania masy. Oznacza to, że równania cząstkowe procesów utleniania i redukcji zostały zapisane prawidłowo.

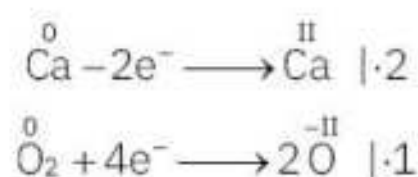
Liczba elektronów pobranych i oddanych w równaniach cząstkowych nie zawsze jest taka sama. Na przykład w reakcji wapnia z tlenem opisaną równaniem:



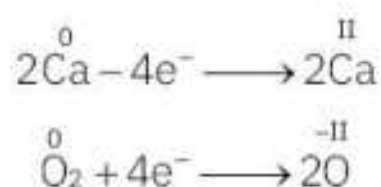
w równaniach cząstkowych:



liczba oddanych i pobranych elektronów w równaniach cząstkowych jest różna. W takim przypadku należy znaleźć najmniejszą wspólną wielokrotność dla liczby elektronów pobranych i oddanych. W przypadku powyższych równań cząstkowych jest to cztery. By w obu równaniach liczby elektronów oddanych i pobranych się zgadzały, należy pierwsze równanie pomnożyć przez dwa, a drugie – przez jeden:



Stąd otrzymujemy:



W obu równaniach liczba elektronów oddanych oraz pobranych jest teraz taka sama. Oznacza to, że równania cząstkowe procesów utleniania i redukcji zostały zapisane prawidłowo. Warto zwrócić uwagę, że współczynnik stechiometryczny 2 przy atomach wapnia w pierwszym równaniu cząstkowym jest uwzględniony po obu stronach w ogólnym równaniu reakcji.

Układanie równań cząstkowych oraz uzgadnianie liczby pobranych i oddanych elektronów w procesach utleniania-redukcji na podstawie równań cząstkowych nazywamy **bilansem elektronowym**.

9.5. Praktyczne zastosowania wyznaczania stopni utlenienia

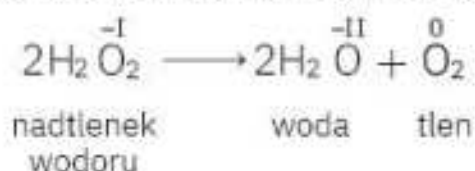
Znając stopnie utlenienia pierwiastków, można zazwyczaj wskazać, które związki chemiczne są dobrymi utleniaczami, czyli chętnie przyjmują elektrony, oraz dobrymi reduktorami – chętnie oddają elektrony.

Dobrymi utleniaczami są pierwiastki o wysokiej elektroujemności, między innymi: tlen, siarka, chlor, fluor. Dobrymi reduktorami zaś są pierwiastki o niskiej elektroujemności, na przykład: sód, potas, wapń, ale również glin oraz węgiel.

W przypadku związków chemicznych dobrymi utleniaczami są te, w których pierwiastek występuje na najwyższym stopniu utlenienia, na przykład: ołów w PbO_2 , azot w HNO_3 , siarka w H_2SO_4 , mangan w KMnO_4 , chrom w $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, chlor w HClO_4 , związki zawierające metale na najwyższym stopniu utleniania, na przykład zawierające jony Fe^{3+} , Ag^+ , ale również tlen w H_2O_2 . Dobrymi reduktorami są natomiast związki, w których pierwiastek występuje na najniższym stopniu utlenienia, na przykład: siarka w H_2S , związki zawierające niemetały i metale na niższych stopniach utlenienia, jak: C, H_2 , węgiel w CO, związki zawierające jony SO_3^{2-} , I^- .

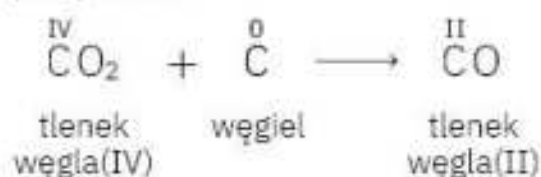
Związki, w których pierwiastki występują na pośrednich stopniach utlenienia, mogą odgrywać zarówno rolę utleniacza, jak i reduktora, na przykład kwas azotowy(III) HNO_2 , w którym azot jest na III stopniu utlenienia, lub kwas siarkowy(IV) H_2SO_3 , gdzie siarka występuje na IV stopniu utlenienia, oraz ich sole. To, czy związki pełnią funkcję utleniacza czy reduktora, zależy od aktywności chemicznej substancji, z którą reagują.

W przypadku niektórych reakcji utleniania-redukcji z udziałem związków chemicznych, w których pierwiastki występują na pośrednich stopniach utlenienia, jeden pierwiastek może jednocześnie ulegać utlenianiu i redukcji, przechodząc z jednego stopnia utlenienia na dwa różne. Zachodzi to między innymi w reakcji analizy (rozkładu) nadtlenu wodoru opisanego równaniem:

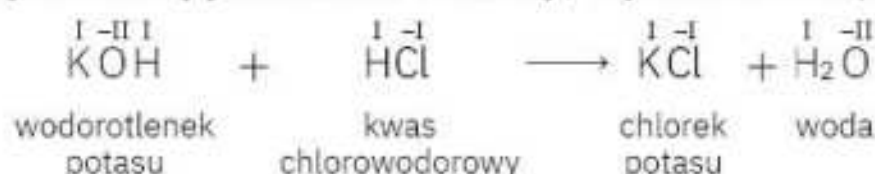


Reakcje takie nazywamy reakcjami dysproporcjonowania.

Z kolei reakcje, w których jeden pierwiastek ulega równocześnie utlenieniu i redukcji, ale z dwóch stopni utlenienia przechodzi na jeden, nazywamy reakcjami synproporcjonowania, na przykład:



Znając stopnie utlenienia pierwiastków, jesteśmy w stanie łatwo określić, czy zachodząca reakcja jest reakcją utleniania-redukcji, czy też nie. Dla przykładu reakcja:



nie jest reakcją redoks, gdyż żaden z pierwiastków nie zmienił swojego stopnia utlenienia.

Reakcje podwójnej wymiany nie są reakcjami redoks.

Z kolei reakcja:



to reakcja utleniania-redukcji, w której cynk podwyższa swój stopień utlenienia (jest reduktorem), a wodór obniża swój stopień utlenienia (jest utleniaczem).

Wszystkie reakcje pojedynczej wymiany są reakcjami utleniania i redukcji.

Reakcje utleniania-redukcji wykorzystuje się między innymi podczas pozyskiwania metali z ich rud, na przykład żelaza:



W tej reakcji rolę reduktora odgrywa węgiel. Z tego powodu mówimy, że żelazo jest otrzymywane z rud tlenkowych w wyniku ich redukcji węglem. Reakcje utleniania-redukcji zachodzą również w chemicznych źródłach prądu: bateriach, akumulatorach i ogniwach paliwowych.

Na podstawie bilansu elektronowego można także wyznaczać współczynniki stechiometryczne substratów i produktów w reakcjach utleniania-redukcji. Należy jednak pamiętać, że reakcje te mają często skomplikowany przebieg (np. reakcje związków chemicznych w roztworach wodnych), a w procesach utleniania oraz redukcji może uczestniczyć więcej niż jedna cząsteczka lub jon (np. cząsteczki wody, aniony wodorotlenkowe OH^- i kationy wodoru H^+). Reakcje takie poznamy w dalszej części podręcznika.



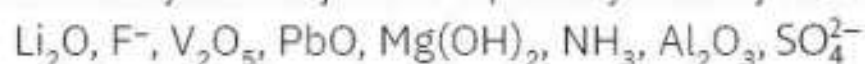
PODSUMOWANIE

- Reakcje, w których zachodzi umowny proces oddawania elektronów przez jedne atomy oraz przyjmowania ich przez inne atomy, nazywamy reakcjami utleniania-redukcji lub reakcjami redoks.
- Utlenianie to proces, w którym atomy lub jony oddają elektrony, a substancję ulegającą utlenianiu, czyli oddającą elektrony, nazywamy reduktorem.
- Redukcja to proces, w którym atomy lub jony pobierają elektrony, a substancję ulegającą redukcji, czyli pobierającą elektrony, nazywamy utleniaczem.
- Stopień utlenienia pierwiastka w związku chemicznym to liczba pobranych lub oddanych elektronów przez jego atomy, przy założeniu, że w cząsteczce tego związku wszystkie wiązania są wiązaniami jonowymi.
- W procesach utleniania pierwiastki podwyższają swój stopień utlenienia, a w procesach redukcji pierwiastki obniżają swój stopień utlenienia.



POLECENIA KONTROLNE

1. Stosując reguły wyznaczania stopni utlenienia, oblicz stopnie utlenienia pierwiastków w substancjach lub jonach o podanych niżej wzorach:



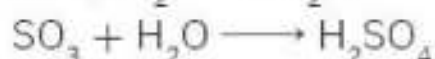
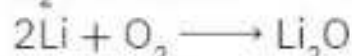
2. Oblicz stopień utlenienia atomu:

a) chloru w związkach: HCl , HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 ;

b) azotu w związkach: N_2O , NO , NH_3 , HNO_2 , NO_2 , HNO_3 .

Wskaż, które z podanych związków mogą być tylko utleniaczami albo tylko reduktorami.

3. Spośród poniższych reakcji wybierz reakcje utleniania-redukcji. Wskaż w nich utleniacz i reduktor. Napisz w zeszycie równania cząstkowe oraz przeprowadź bilans elektronowy:



10. Ogniwa galwaniczne

Czy wiecie, jaka ilość energii elektrycznej jest wyzwana w wyniku wyładowań elektrycznych podczas burzy? Naukowcy wyliczyli, że podczas pojedynczego uderzenia pioruna wydziela się średnio energia wystarczająca do tego, by żarówka o mocy 5 W świeciła bez przerwy przez ponad 3 lata. Wielu naukowców podejmowało próby zmagazynowania energii wyładowań elektrycznych. Wśród nich także Benjamin Franklin, któremu zawdzięczamy wynalezienie instalacji odgromowej, chroniącej nasze domy przed uderzeniem pioruna. Niestety, do dziś nie potrafimy magazynować energii wyładowań elektrycznych, by móc je wykorzystać w życiu codziennym. Potrafimy za to konstruować układy, w których energia chemiczna jest zamieniana na prąd elektryczny – i to nie tylko w elektrowniach.

10.1. Reakcje utleniania-redukcji jako źródła prądu elektrycznego

Reakcje utleniania-redukcji są stosowane jako chemiczne źródła prądu elektrycznego. Aby dowiedzieć się, dlaczego jest to możliwe, przypomnijmy definicję prądu elektrycznego. Najprościej mówiąc prąd elektryczny to uporządkowany ruch cząstek obdarzonych ładunkiem elektrycznym – w przypadku przewodników metalicznych cząstkami tymi są elektrony. Ten uporządkowany ruch cząstek jest wywołany napięciem elektrycznym, czyli różnicą potencjałów na dwóch końcach przewodnika, w którym elektrony obdarzone ujemnym ładunkiem są przyciągane do jego dodatniego bieguna.

Z kolei w reakcjach utleniania-redukcji, w których powstają substancje o budowie jonowej, dochodzi do rzeczywistego oddawania elektronów przez jedne i pobierania ich przez inne atomy. Reakcje takie są zatem źródłem przemieszczających się elektronów. Jeżeli zatem w sposób kontrolowany będziemy „odbierać” elektrony oddawane przez jedne atomy i „przekazywać” je innym, to możemy otrzymać źródło prądu elektrycznego.

10.2. Budowa ogniwa galwanicznego

Jako pierwszy fakt, że reakcje utleniania-redukcji mogą być źródłem prądu elektrycznego, zaobserwował włoski lekarz Luigi Galvani. Od jego nazwiska pochodzi nazwa ogniwa „galwaniczne”. W 1780 roku Galvani odkrył, że mięśnie kończyny żaby dotykane dwoma różnymi, połączonymi ze sobą metalami się kurczą. Nie potrafił jednak wytłumaczyć zaobserwowanego przez siebie zjawiska, podobnie

jak włoski wynalazca **Aleksander Volta**, który w 1800 roku skonstruował pierwsze chemiczne źródło prądu nazywane obecnie ogniwem.

Doświadczenie

Ogniwo Volty

Przebieg doświadczenia:

Do zlewki o pojemności 50 cm³ wlej około 25 cm³ wodnego roztworu kwasu siarkowego(VI) o stężeniu 2 mol/dm³ i zanurz w nim dwie oczyszczone papierem ściernym płytki: cynkową i miedzianą (rys. 10.1). Dwa przewody elektryczne podłącz jednym końcem do płytek, a drugim – do diody 1,2 V i zaobserwuj, czy dioda się zaświeci (obserwacje przeprowadź w zaciemnionym pomieszczeniu).

Powtórz doświadczenie, łącząc płytki z woltomierzem w zakresie od 0 do 2V. Podłącz zacisk ze znakiem „-” do płytki miedzianej, a zacisk ze znakiem „+” do cynkowej oraz odwrotnie. Zaobserwuj, w którym przypadku można odczytać napięcie prądu. Zanotuj w zeszycie odczyt z woltomierza.



Rys. 10.1. Schemat budowy ogniw Volty.

Obserwacje:

Po połączeniu płytki cynkowej i miedzianej przewodem elektrycznym w obwodzie dioda się świeci. Można dokonać odczytu napięcia prądu, gdy zacisk woltomierza ze znakiem „-” jest połączony z płytką cynkową.



Rys. 10.2. Jedna z wersji ogniw skonstruowanego przez Voltę, nazwana stołem Volty, została zbudowana z na przemian ułożonych krążków miedzianych

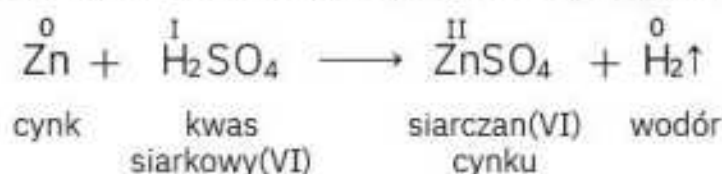
oraz cynkowych rozdzielonych sukniem nasączonym roztworem kwasu siarkowego(VI). W 1801 roku Volta zaprezentował ją Napoleonowi Bonaparte.

Choć zbudowane w powyższym doświadczeniu ogniwo wygląda nieco inaczej niż pierwotnie skonstruowane przez Voltę, wykorzystuje ono reakcje chemiczne zachodzące w tym ogniwie (rys. 10.2).

Wyjaśnienie zjawisk zachodzących w ogniwie Volty stało się możliwe dopiero po odkryciu budowy atomów oraz procesu dysocjacji elektrolitycznej, co miało miejsce ponad 100 lat później

– pod koniec XIX wieku. Dlaczego w tak skonstruowanym przez Voltę układzie popłynął prąd elektryczny? Prześledźmy procesy zachodzące w tym ogniwie.

W zlewce z rozcieńczonym kwasem siarkowym(VI) reakcji z tym kwasem ulega jedynie cynk, gdyż miedź nie wypiera wodoru z kwasu (patrz: szereg aktywności metali). Jest to reakcja utleniania-redukcji przebiegająca zgodnie z równaniem:



Cząsteczki kwasu w roztworach wodnych ulegają dysocjacji, rozpadając się na jony H^+ i SO_4^{2-} , więc równanie to możemy zapisać w postaci:



Ponieważ jony siarczanowe(VI) występują po obu stronach równania (nie biorą udziału w reakcji utleniania-redukcji), możemy je pominąć:



Następnie otrzymujemy równanie:



Najprościej mówiąc, przed zamknięciem obwodu elektrycznego w wyniku reakcji utleniania-redukcji atomy cynku pozostawiają elektrony na płytce, utleniają się do jonów Zn^{2+} i przechodzą do roztworu, a jony H^+ je pobierają, redukują się do wodoru cząsteczkowego H_2 oraz wydzielają się na blaszce cynkowej. Reakcja ta zachodzi w miejscu styku powierzchni płytki cynkowej z roztworem kwasu siarkowego(VI) – z tego powodu mówimy, że reakcja ta zachodzi na granicy faz. Na granicy faz blaszka cynkowa-roztwór powstaje różnica potencjałów – blaszka cynkowa zyskuje ujemny potencjał względem roztworu elektrolitu, w którym następuje nagromadzenie jonów o ładunkach dodatnich. Po połączeniu przewodem elektrycznym obu płytek, elektrony zgromadzone na płytce cynkowej są przekazywane przewodami elektrycznymi do płytki miedzianej. W powyższym doświadczeniu odczytu napięcia można dokonać wtedy, gdy zacisk woltomierza ze znakiem „-” jest połączony z płytką cynkową. Oznacza to, że na obu płytkach mamy do czynienia z obszarami o różnych potencjałach, czyli o różnym nagromadzeniu ładunków elektrycznych, dzięki czemu przepływa prąd. W wyniku przepływu elektronów od płytki cynkowej do miedzianej na płytce tej powstaje nadmiar elektronów, a obdarzone dodatnim ładunkiem jony wodoru H^+ przemieszczają się w roztworze do tej płytki, gdzie pobierają te elektrony i ulegają redukcji. Tak skonstruowany układ nazywamy ogniwem galwanicznym.

Ogniwo galwaniczne to układ, w którym w wyniku zachodzących reakcji chemicznych do otoczenia jest przekazywana energia w postaci prądu elektrycznego. Ogniwo jest zbudowane z dwóch półogniw. **Półogniwo** to układ zbudowany z **elektrody** – przewodnika metalicznego lub grafitu oraz **elektrolitu** – substancji o budowie jonowej (kwasy, wodorotlenki lub sole), w postaci roztworu wodnego lub w postaci stopionej, przewodzącej prąd elektryczny. Elektrode, na której zachodzi proces utleniania, nazywamy **anodą**. Stanowi ona ujemny biegun ogniwa, umownie oznaczany znakiem „-”. Elektrode, na której zachodzi proces redukcji, nazywamy **katodą**. Jest ona dodatnim biegunem ogniwa, umownie oznaczanym znakiem „+”. Można zatem powiedzieć, że ogniwo to układ, w którym następuje przekazywanie elektronów między dwoma półogniwami.

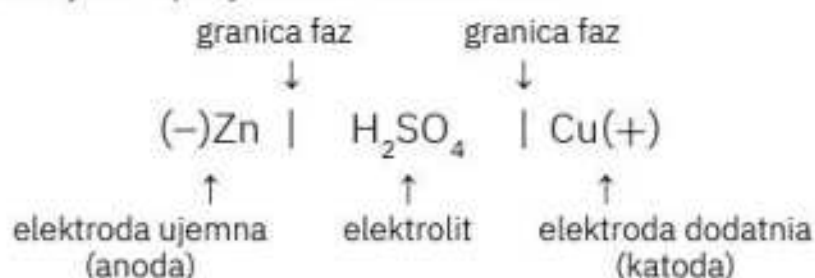
Zgodnie z powyższymi definicjami w ogniwie Volty płytka cynkowa to elektroda ujemna (anoda), płytka miedziana to elektroda dodatnia (katoda), a elektrolitem jest wodny roztwór kwasu siarkowego(VI). W ogniwie tym jedno półogniwo stanowi płytka cynkowa zanurzona w roztworze kwasu siarkowego(VI), a drugie półogniwo – płytka miedziana zanurzona w roztworze tego kwasu. Procesy zachodzące w półogniwach możemy przedstawić w postaci równań nazywanych **równaniami półowkowymi**:

płytki cynkowa – elektroda ujemna (anoda): $(-)\text{Zn} - 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}^{2+}$ (utlenianie)
 płytki miedziana – elektroda dodatnia (katoda): $(+)\text{2H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2$ (redukcja)

Skład chemiczny ogniw zapisuje się w postaci schematu wskazującego ich bieguny – należy zaczynać od bieguna ujemnego oraz oddzielać je pionowymi kreskami oznaczającymi granice faz, w kolejności:



Ponieważ w ogniwie Volty obie elektrody są zanurzone w roztworze tego samego elektrolitu, ogniwo to jest opisywane schematem:



Choć ogniwo skonstruowane przez Voltę nie ma obecnie większego zastosowania w praktyce, jego odkrycie było jednak kluczowe w zrozumieniu, że odpowiednio zaplanowane i kontrolowane reakcje chemiczne mogą być źródłem prądu elektrycznego. W 1881 roku na cześć odkrycia ogniwa przez Voltę jednostkę napięcia elektrycznego nazwano „woltem”.

Od nazwiska Volty niektóre ogniwa są nazywane woltaicznymi, na przykład ogniwa fotowoltaiczne.

10.3. Ogniwa odwracalne i nieodwracalne

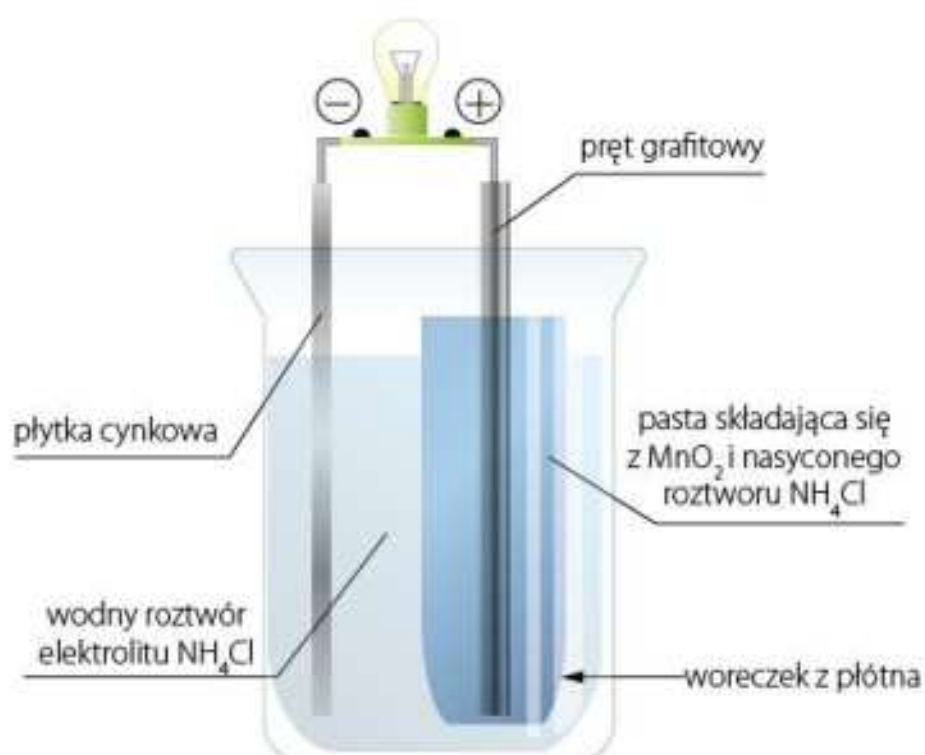
Ogniwo Volty ma wady ograniczające możliwości jego zastosowania w praktyce. Gdybyśmy na dłuższy czas pozostawili żarówkę podłączoną do tego ogniwa, to zaczęłaby ona świecić coraz słabiej, aż w końcu by zgasła. Stałoby się tak, gdyż wraz z gromadzeniem się pęcherzyków wodoru na płytce miedzianej zmniejsza się jej powierzchnia czynna, na której mogą się redukować jony wodoru H^+ , przez co wymiana jonów zachodzi coraz trudniej. Skutkuje to zmniejszeniem różnicy potencjałów między płytką cynkową i płytką miedzianą. Proces ten nazywa się **polaryzacją elektrody**. Kolejna wada tego ogniwa wynika z tego, że cynk roztwarza się w kwasie siarkowym i po pewnym czasie płytka cynkowa przereagowałaby z kwasem całkowicie, jeśli w roztworze znajdowałaby się odpowiednia ilość kwasów. W ogniwie takim zachodzą więc reakcje chemiczne, bez względu na to, czy elektrody są połączone przewodami elektrycznymi, czy też nie, a skutków tych reakcji nie można odwrócić. Dlatego ogniwa tego typu nazywamy **ogniwami nieodwracalnymi**.

Z praktycznego punktu widzenia największe znaczenie wśród ogniw nieodwracalnych ma ogniwo skonstruowane w 1866 roku przez francuskiego chemika **Georgesa Leclanché** (czytaj: żorża leklansze). Nazywa się je ogniwem Leclanchégo. Można je opisać schematem:



Elektrodę ujemną (anodę) stanowi w nim płytka cynkowa, elektrodę dodatnią (katodę) – pręt grafitowy, a elektrolitem jest wodny roztwór chlorku amonu NH_4Cl (rys. 10.3). Ogniwo takie nazywa się „mokrym ogniwem Leclanchégo”, gdyż elektrolit ma ciekłą konsystencję.

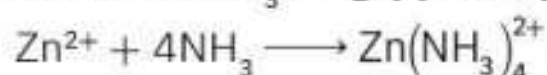
Reakcje zachodzące w ogniwie Leclanchégo mają bardziej złożony przebieg niż w przypadku ogniwa Volty. Pręt grafitowy, który odgrywa rolę elektrody dodatniej, nie bierze udziału w reakcji chemicznej, ale uczestniczy jedynie w przekazywaniu elektronów między zewnętrznym obwodem elektrycznym a roztworem elektrolitu. W ogniwie tym na elektrodach zachodzą następujące procesy:



Rys. 10.3. Schemat budowy ogniwa Leclanchégo.

płytką cynkową – elektroda ujemna (anoda): $(-)\text{Zn} - 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Zn}^{2+}$ (utlenianie)
pręt grafitowy – elektroda dodatnia (katoda): $(+)2\text{NH}_4^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow 2\text{NH}_3 + \text{H}_2\uparrow$
(redukcja)

Powstające jony Zn^{2+} oraz amoniak NH_3 ulegają reakcji zgodnie z równaniem:



W wyniku tej reakcji powstaje związek kompleksowy cynku i amoniaku. By zapobiec polaryzacji elektrody, a zachodząca reakcja chemiczna w ogniwie mogła trwać jak najdłużej, czyli żeby prąd płynął możliwie jak najdłużej, w ogniwach stosuje się substancje nazywane **depolaryzatorami**. W ogniwie Leclanchégo funkcję depolaryzatora pełni tlenek manganu(IV). Powoduje on utlenienie wodoru do wody zgodnie z równaniem:



Ogniwo Leclanchégo – o ulepszonej budowie i składzie chemicznym – jest używane do produkcji chemicznych źródeł prądu elektrycznego, powszechnie nazywanych bateriami.

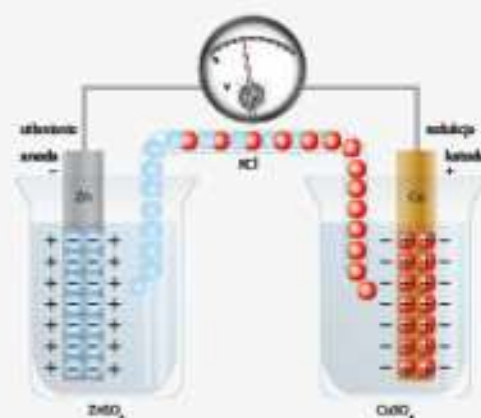
Jednak czy zawsze – tak jak w ogniwach Volty i Leclanchégo – obie elektrody w ogniwach muszą być zanurzone w roztworze jednego elektrolitu?

Doświadczenie

Ogniwo Daniella

Przebieg doświadczenia:

Do dwóch zlewek o pojemności 50 cm^3 wlej około 25 cm^3 wodnych roztworów ZnSO_4 i CuSO_4 o stężeniu 1 mol/dm^3 . W pierwszej zlewce zanurz oczyszczoną papierem ściernym płytkę cynkową, a w drugiej – miedzianą. Przygotuj paski bibuły filtracyjnej nasyconej stężonym roztworem azotanu(V) potasu KNO_3 (lub rurki w kształcie litery U wypełnionej żelalem nasyconym roztworem tej soli) i połącz roztwory w obu zlewkach. Dwa przewody elektryczne podłącz jednym końcem do płytek, a drugim do woltomierza w zakresie od 0 do 5 V – zaciskiem ze znakiem „-” do płytki miedzianej (rys. 10.4). Zano-tuj odczyt z woltomierza.

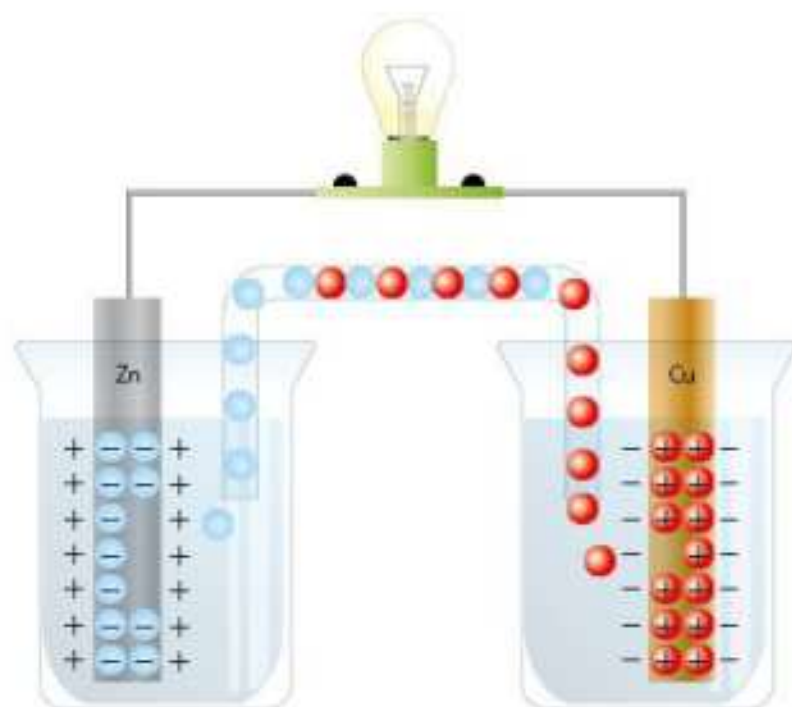


Rys. 10.4. Schemat budowy ogniwa Daniella.

Obserwacje:

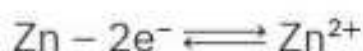
Po połączeniu płytki cynkowej i miedzianej przewodem elektrycznym obserwuje się wskazanie woltomierza.

Powyższe ogniwo po raz pierwszy skonstruował w 1836 roku angielski chemik **John Daniell**. W ogniwie tym jedno półogniwo stanowi płytka cynkowa (elektroda ujemna) zanurzona w roztworze elektrolitu, wodnego roztworu siarczanu(VI) cynku, a drugie – płytka miedziana (elektroda dodatnia) zanurzona w roztworze elektrolitu, którym jest wodny roztwór siarczanu(VI) miedzi(II). Można zatem powiedzieć, że w ogniwie Daniella półogniwa stanowią metale zanurzone w roztworach ich własnych soli. W zlewkach tych w miejscu styku metali z roztworami elektrolitów, czyli na granicy fazy stałej i ciekłej, zachodzą procesy prowadzące do nagromadzenia ładunków elektrycznych, a w konsekwencji – do wytworzenia obszarów o różnych potencjałach (rys. 10.5).



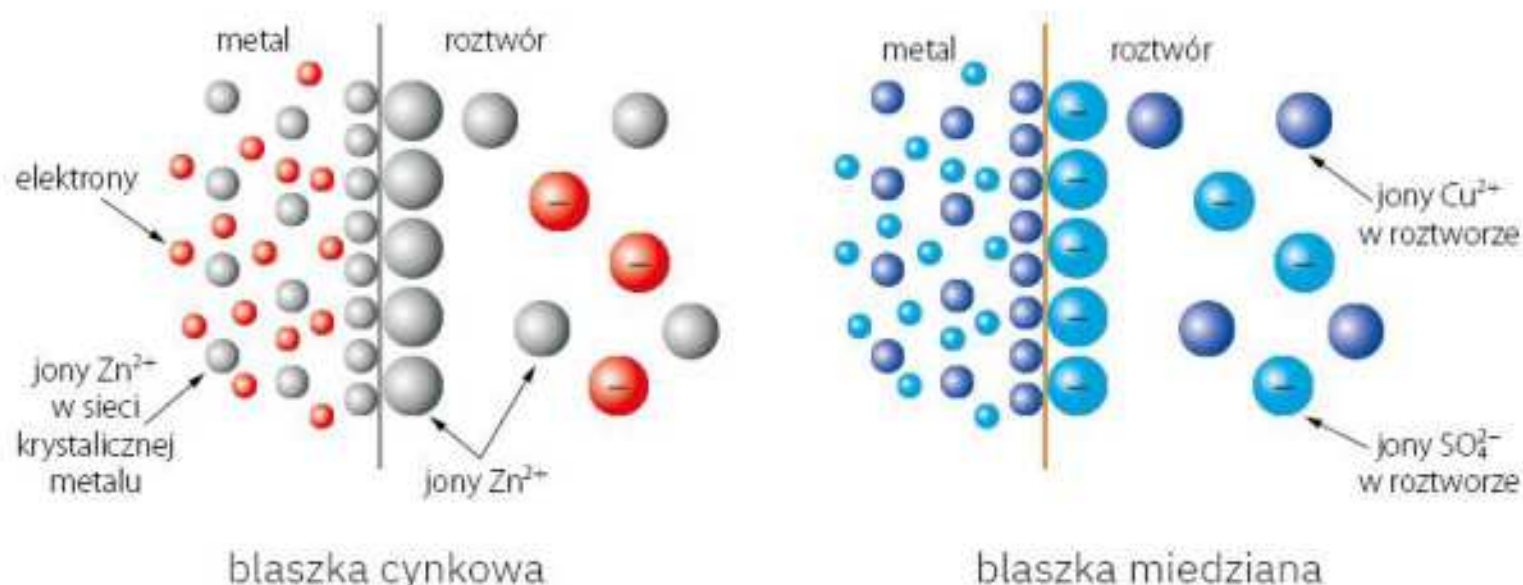
Rys. 10.5. Schemat zjawisk zachodzących w półogniwach w ogniwie Daniella.

W uproszczeniu można powiedzieć, że w pierwszej zlewce płytka cynkowa jest zanurzona w roztworze elektrolitu, siarczanu(VI) cynku, który w roztworze wodnym ulega dysocjacji na jony Zn^{2+} oraz SO_4^{2-} . W wyniku kontaktu z elektrolitem atomy cynku z płytki cynkowej oddają elektrony, pozostawiając je na płytce, a powstające jony Zn^{2+} przechodzą do roztworu elektrolitu, dołączając do jonów cynkowych obecnych w roztworze powstających w wyniku dysocjacji elektrolitu. Z kolei jony cynkowe z roztworu pobierają elektrony i przechodzą do sieci krystalicznej. W roztworze elektrolitu ustala się tak zwany **stan równowagi**. W stanie równowagi z płytki cynkowej do roztworu uwalnia się taka sama liczba jonów, jak liczba jonów przechodzących z roztworu do płytki cynkowej, co zapisujemy w postaci równania:



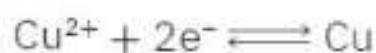
Dwie strzałki o przeciwnych zwrotach oznaczają stan równowagi ustalający się w tym roztworze.

Powoduje to, że na granicy faz metal-roztwór elektrolitu od strony płytki cynkowej następuje wzrost liczby zgromadzonych ładunków ujemnych, a od strony roztworu – wzrost liczby dodatnio naładowanych jonów cynkowych. Ponieważ ładunki o przeciwnych znakach przyciągają się, zwiększa się siła przyciągania między ujemnie naładowaną powierzchnią metalu, a jonami dodatnimi w roztworze. W konsekwencji na granicy faz powstaje tak zwana podwójna warstwa elektryczna – blaszka cynkowa zyskuje ujemny potencjał względem roztworu elektrolitu, w którym następuje nagromadzenie jonów o ładunkach dodatnich Zn^{2+} (rys. 10.6).



Rys. 10.6. Schemat podwójnej warstwy elektrycznej powstającej w półogniwach w ogniwie Daniella.

W drugiej zlewce zachodzi proces odwrotny. W wyniku kontaktu elektrody miedzianej z elektrolitem, którym jest wodny roztwór siarczanu(VI) miedzi(II), jony miedzi Cu^{2+} powstające w wyniku dysocjacji elektrolitu przyjmują elektrony pochodzące od atomów miedzi z płytki (redukują się) i na płytce gromadzą się atomy miedzi. W wyniku tego między płytką miedzianą a roztworem elektrolitu ustala się stan równowagi:



Tak jak w przypadku płytki cynkowej tworzy się podwójna warstwa elektryczna, z tą różnicą, że na granicy faz od strony metalu ma miejsce nagromadzenie dodatnio naładowanych jonów miedziowych, a od strony roztworu – ujemnie naładowanych jonów SO_4^{2-} (rys. 10.6). Blaszka miedziana zyskuje zatem dodatni potencjał względem roztworu elektrolitu, a na elektrodach dochodzi do nagromadzenia ładunków o przeciwnych znakach, czyli o różnych potencjałach.

Żeby w ogniwie Daniella popłynął prąd elektryczny, obie zlewki należy połączyć kluczem elektrolitycznym. **Klucz elektrolityczny** to najczęściej rurka wypełniona elektrolitem lub porowata przegroda, która łączy oba roztwory elektrolitów i zapobiega ich swobodnemu mieszaniu. Klucz elektrolityczny zapewnia także ruch jonów w roztworach elektrolitów. Co istotne, klucz elektrolityczny nie może

ulegać reakcji z żadnym ze składników półogniwa.

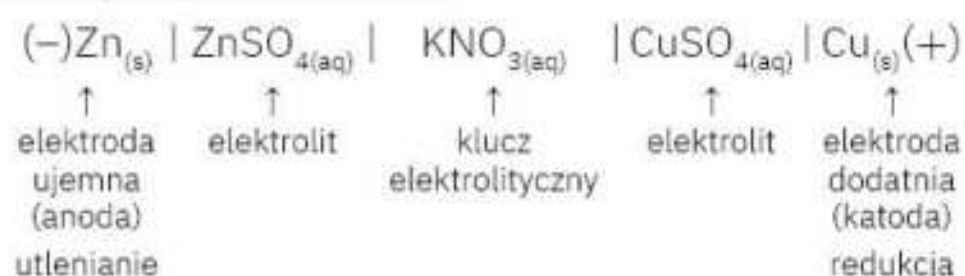
W przypadku ogniwa Daniella z powyższego doświadczenia klucz elektrolityczny stanowi wodny roztwór azotanu(V) potasu KNO_3 . Działanie klucza elektrolitycznego polega na tym, że jony NO_3^- przemieszczają się do pierwszej zlewki, gdzie występuje nadmiar jonów Zn^{2+} , natomiast jony K^+ przemieszczają się do zlewki, gdzie występuje nadmiar jonów SO_4^{2-} – równoważą niedobór ładunków w roztworach elektrolitów.

Zatem w skonstruowanym w doświadczeniu ogniwie Daniella w półogniwach zachodzą następujące procesy:

płytkę cynkową – elektroda ujemna (anoda): $(-) \text{Zn} - 2e^- \longrightarrow \text{Zn}^{2+}$ (utlenianie)

płytkę miedzianą – elektroda dodatnia (katoda): $(+) \text{Cu}^{2+} + 2e^- \longrightarrow \text{Cu}$ (redukcja)

Ogniwo to można opisać schematem:

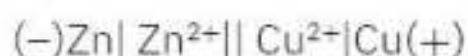


(s) oznacza substancję w stałym stanie skupienia

Podając schematy ogniw, często pomija się wzór chemiczny klucza elektrolitycznego, więc schemat ogniwa Daniella można zapisać w postaci:



W schematach ogniw wzory elektrolitów są również zapisywane w postaci uproszczonej (jonowej):



Symbol „||” w schemacie ogniwa może również oznaczać porowatą, półprzepuszczalną przegrodę stosowaną w ogniwach pełniącą funkcję klucza elektrolitycznego.

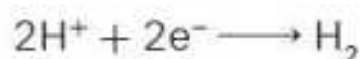
W ogniwie Daniella procesy zachodzące w półogniwach są odwracalne – jeśli wymusilibyśmy przepływ elektronów w przeciwną stronę niż podczas pracy ogniwa, na przykład przez podłączenie źródła prądu stałego o odpowiednio wysokim napięciu, cofnęlibyśmy zmiany, które zachodzą podczas reakcji utleniania-redukcji. W ogniwie takim zachodzą więc reakcje chemiczne, których skutki można odwrócić – dlatego ogniwa tego typu nazywamy **ogniwami odwracalnymi**. Przeprowadzone powyżej rozważania są bardzo uproszczone, ale umożliwiają zrozumienie procesów zachodzących w obu półogniwach.

Ogniwa działające podobnie jak ogniwo Daniella są używane na co dzień w akumulatorach. Mają one jedynie inny skład chemiczny (różne substancje stano-

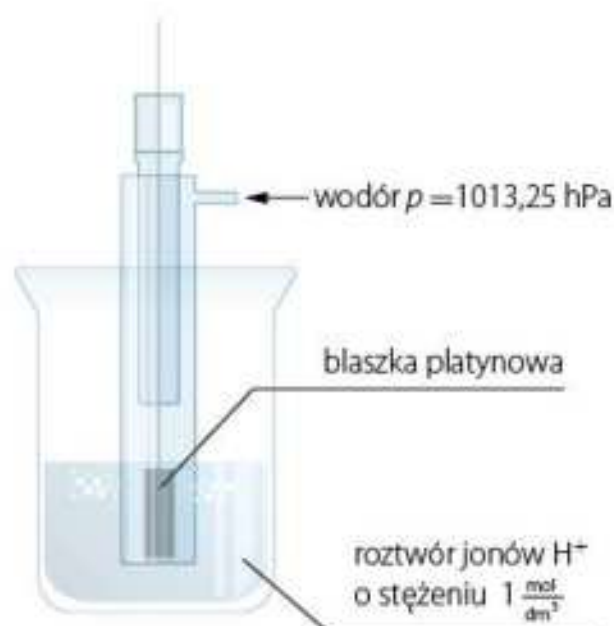
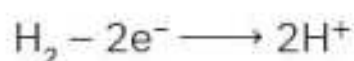
wiące elektrody i elektrolity) oraz ulepszoną budowę (np. klucz elektrolityczny stanowią porowate przegrody umożliwiające selektywny przepływ jonów).

10.4. Standardowy potencjał elektrody oraz siła elektromotoryczna ogniwa

Nie istnieją metody eksperymentalne ani teoretyczne, dzięki którym moglibyśmy wyznaczyć rzeczywistą różnicę potencjałów, która powstaje w półogniwie między elektrodą a roztworem elektrolitu. Jesteśmy jednak w stanie wyznaczyć potencjał danego półogniwa względem innych półogniw. Jeżeli zatem utworzymy ogniwo przez połączenie danego półogniwa z elektrodą, którą przyjmiemy jako elektrodę odniesienia, to możemy wyznaczyć potencjał elektrodowy tego ogniwa. Jako elektrodę odniesienia, służącą do wyznaczania potencjałów elektrod, umownie przyjęto elektrodę wodorową, nazywaną **standardową elektrodą wodorową**. Standardowa elektroda wodorowa to płytka platynowa pokryta czernią platynową, umieszczona w rurce szklanej, zanurzona w roztworze kwasu (najczęściej chlorowodorowego lub siarkowego(VI)) o ściśle określonym stężeniu (najczęściej 1 mol/dm^3), która jest omywana gazowym wodorem, pod ciśnieniem 1 atmosfery (1013,25 hPa) (rys. 10.7). Umownie przyjęto, że potencjał takiej elektrody wynosi 0 V, bez względu na temperaturę pomiaru. Jeżeli potencjał badanego półogniwa jest niższy od standardowej elektrody wodorowej, stanowi ona dodatni biegun ogniwa (katodę), na której zachodzi reakcja:



Natomiast jeśli jest wyższy – stanowi ona ujemny biegun (anodę), a powyższa reakcja przebiega w odwrotną stronę:



Rys. 10.7. Schemat budowy standardowej elektrody wodorowej.

Względem elektrody wodorowej wyznaczono potencjały elektrod nazywane **potencjałami standardowymi** oznaczanymi symbolem E^0 . Ponieważ potencjał elektrod zależy od wielu czynników, między innymi temperatury, w której zachodzi reakcja oraz stężenia substratów, potencjały standardowe elektrod wyznaczano dla półogniw, które stanowią metale zanurzone w roztworze elektrolitu, w którym znajdują się jony tego metalu o ściśle określonym stężeniu (1 mol/dm^3), w temperaturze 25°C (tab. 10.1). Przyjęto umownie, że półogniwo, w którym elektroda po połączeniu ze standardową elektrodą wodorową staje się ujemnym biegunem ogniwa, ma potencjał ujemny, a półogniwo, w którym elektroda staje się dodatnim biegunem, ma potencjał dodatni.

Tab. 10.1. Potencjały standardowe wybranych metali

Elektroda	$E^0 [\text{V}]$	Elektroda	$E^0 [\text{V}]$
Li/Li ⁺	-3,04	Co/Co ²⁺	-0,26
K/K ⁺	-2,93	Ni/Ni ²⁺	-0,26
Ca/Ca ²⁺	-2,87	Sn/Sn ²⁺	-0,14
Na/Na ⁺	-2,71	Pb/Pb ²⁺	-0,13
Mg/Mg ²⁺	-2,37	Fe/Fe ³⁺	-0,45
Al/Al ³⁺	-1,66	H ₂ /2H ⁺	0
Mn/Mn ²⁺	-1,19	Cu/Cu ²⁺	0,34
Cr/Cr ²⁺	-0,91	Ag/Ag ⁺	0,8
Zn/Zn ²⁺	-0,76	Hg/Hg ²⁺	0,85
Cr/Cr ³⁺	-0,74	Au/Au ³⁺	1,5
Fe/Fe ²⁺	-0,45	Au/Au ⁺	1,7

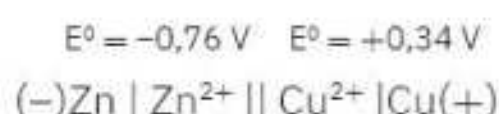
Jak widać, uszeregowanie potencjałów standardowych elektrod odpowiada położeniu metali w szeregu aktywności, a na podstawie potencjału wytwarzającego się w półogniwie, możemy wytłumaczyć ich reaktywność. Metale o ujemnym potencjale standardowym są aktywne chemicznie – łatwo oddają elektrony, czyli są reduktorami. Natomiast metale o dodatnim potencjale są słabo aktywne chemicznie – łatwo przyjmują elektrony, czyli są utleniaczami.

Na podstawie znajomości wartości potencjałów standardowych możemy obliczyć, jakie napięcie będzie miało ogniwo zbudowane z dwóch dowolnych półogniw standardowych, obliczając **siłę elektromotoryczną ogniwa** (w skrócie SEM).

Siła elektromotoryczna ogniwa to różnica potencjałów między elektrodami dwóch półogniw (biegunem dodatnim a biegunem ujemnym), którą wyznaczamy ze wzoru:

$$SEM = E^0_{\text{katody}} - E^0_{\text{anody}}$$

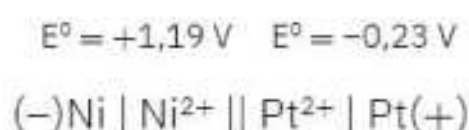
Przykładowo SEM ogniwa Daniella o schemacie:



wynosi:

$$SEM = E^0_{\text{Zn} \mid \text{Zn}^{2+}} - E^0_{\text{Cu} \mid \text{Cu}^{2+}} = 0,34 \text{ V} - (-0,76 \text{ V}) = 1,10 \text{ V}$$

Natomiast SEM ogniwa o schemacie:



ma wartość:

$$SEM = 1,19 \text{ V} - (-0,23 \text{ V}) = 1,42 \text{ V}$$

Na podstawie wartości potencjałów standardowych można sformułować wniosek, że elektrodę ujemną stanowi zawsze ten metal, który ma mniejszą wartość standardowego potencjału, a SEM ogniwa jest tym większa, im większa jest różnica potencjałów między elektrodami (im dalej leżą od siebie metale w szeregu aktywności). Z wyjątkiem metali posiadających skrajne wartości SEM to samo półogniwo może stanowić dodatni lub ujemny biegun ogniwa – w zależności od potencjału drugiego półogniwa w danym ogniwie.

Rzeczywiste napięcie ogniwa jest jednak zazwyczaj nieco mniejsze niż wyliczona wartość SEM (mówiąc ściślej, jest równe SEM tylko w warunkach braku przepływu prądu elektrycznego przez ogniwo). Z powyższych powodów w ogniwie Daniella odczyt woltomierza wskazywał niższe napięcie niż wyliczona wartość SEM. Jest to związane z tym, że w wyniku połączenia półogniw przewodami elektrycznymi dochodzi do zakłócenia stanów równowagi ustalających się między elektrodami a elektrolitami. Ponieważ ogniwa są stosowane jako chemiczne źródła prądu, liczenie ich siły elektromotorycznej ma znaczenie praktyczne – umożliwia konstruowanie układów o oczekiwanym napięciu elektrycznym.

PODSUMOWANIE

- Ogniwo galwaniczne to układ zbudowany z dwóch półogniw, w którym w wyniku reakcji utleniania-redukcji do otoczenia jest przekazywana energia w postaci prądu elektrycznego.
- Półogniwo to elektroda zanurzona w elektrolicie.
- Na elektrodach zachodzą procesy utleniania i redukcji.
- Elektroda, na której zachodzi reakcja utleniania, jest nazywana elektrodą ujemną – anodą.
- Elektroda, na której zachodzi reakcja redukcji, jest nazywana elektrodą dodatnią – katodą.
- Ogniwa dzielimy na odwracalne i nieodwracalne.
- Na podstawie standardowych potencjałów półogniw można wyznaczyć siłę elektromotoryczną ogniwa.

POLECENIA KONTROLNE

1. Wytłumacz, dlaczego nie wszystkie reakcje chemiczne mogą stanowić chemiczne źródła prądu elektrycznego.
2. Wyjaśnij, czym różni się ogniwo nieodwracalne od odwracalnego.
3. W pewnym ogniwie zachodzą następujące reakcje chemiczne opisane równaniami półówkowymi:

$$\text{Ni} - 2\text{e}^- \longrightarrow \text{Ni}^{2+}$$

$$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \longrightarrow \text{H}_2$$
 Przepisz je do zeszytu, a następnie zaznacz bieguny ogniwa, nazwij elektrody, podaj, na której elektrodzie zachodzi proces utleniania, a na której proces redukcji, oraz napisz schemat tego ogniwa.
4. Oblicz, jaką teoretyczną wartość SEM będzie miało ogniwo o schemacie:
 - a) $(-)\text{Cu}|\text{Cu}^{2+}||\text{Ag}^+|\text{Ag}(+)$
 - b) $(-)\text{Mg}|\text{Mg}^{2+}||\text{Au}^{3+}|\text{Au}(+)$
 - c) $(-)\text{Fe}|\text{Fe}^{2+}||\text{Hg}^{2+}|\text{Hg}(+)$



11. Chemiczne źródła prądu

Pierwsza, komercyjnie dostępna bateria typu „paluszek” została wyprodukowana w 1896 roku w Stanach Zjednoczonych. Choć od tego czasu zmienił się jej wygląd, rodzaj materiałów, z których jest wytwarzana, efektywność pozyskiwania z niej energii oraz koszt produkcji – nie zmieniła się zasada jej działania. We wnętrzu baterii zachodzą reakcje utleniania-redukcji, w wyniku których jest pozyskiwany prąd stały o różnym napięciu. Baterie oraz akumulatory są najbardziej popularnymi, przenośnymi źródłami prądu. Używacie ich w wielu urządzeniach, między innymi bezprzewodowych narzędziach, smartfonach, laptopach czy zegarkach.

11.1. Sposoby magazynowania energii elektrycznej – chemiczne źródła prądu

Energia elektryczna jest wytwarzana różnymi sposobami, na przykład w wyniku przetwarzania energii cieplnej pochodzącej ze spalania paliw kopalnych (węgle kopalne, gaz ziemny, ropa naftowa) czy też w wyniku pozyskiwania energii słonecznej. Bez względu na sposób jej pozyskiwania, za każdym razem pojawiają się problemy: jak zmagazynować wytworzoną energię elektryczną, gdy nie ma na nią zapotrzebowania, oraz co zrobić, jeśli chcemy z niej skorzystać, ale nie mamy dostępu do gniazdka elektrycznego.

Problem akumulowania, czyli przechowywania energii elektrycznej, nie został do końca rozwiązany do dziś. Istnieje kilka sposobów magazynowania energii, między innymi w postaci wody przechowywanej w elektrowniach pompowo-szczytowych, jednak wciąż poszukuje się efektywnych sposobów przechowywania energii, aby jak najmniej jej tracić. Z pomocą przychodzą nam chemiczne źródła prądu, w których zachodzą procesy utleniania-redukcji. Zaliczamy do nich ogniwa galwaniczne (baterie i akumulatory) oraz ogniwa paliwowe. Różnią się one nie tylko składem chemicznym, czyli rodzajem substancji, które ulegają reakcjom redoksowym, lecz także kształtem, rozmiarem oraz parametrami technicznymi.

11.2. Ogniwa, czyli baterie

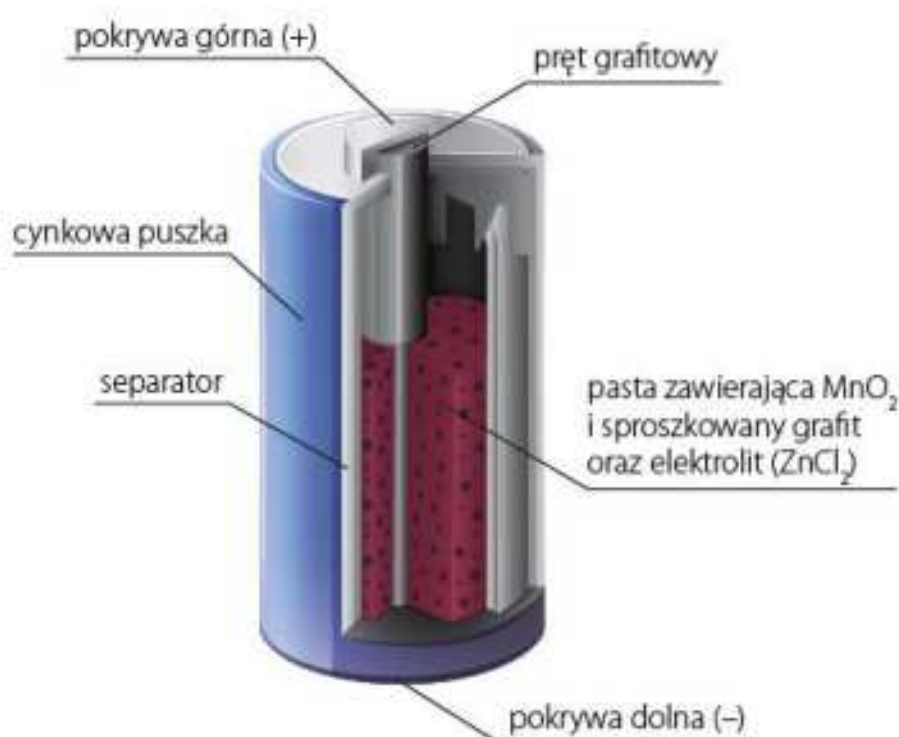
Baterie to ogniwa galwaniczne, których nie można regenerować, gdyż reakcje chemiczne zachodzące na elektrodach prowadzą do ich trwałych zmian. Z tego powodu mogą one być wykorzystane tylko raz – stąd ich inna nazwa to „ogniwa

pierwotne”. Pojedyncze ogniwa w języku potocznym nazywa się bateriami, ale termin „bateria” z technicznego punktu widzenia oznacza wiele pojedynczych ogniw połączonych ze sobą.

Prototypem dzisiejszych dostępnych w handlu baterii było ogniwo Leclanchégo, a we współczesnych bateriach stosuje się tak zwane suche ogniwa Leclanchégo. Ogniwa Volty oraz Daniella ze względów praktycznych nie znajdują zastosowań jako źródła energii elektrycznej. Do najbardziej popularnych na rynku baterii należą cynkowo-węglowe, alkaliczne oraz litowe.

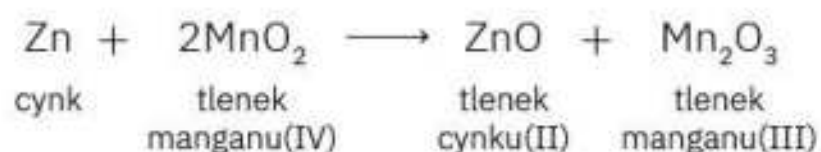
Jako pierwsza została wprowadzona do codziennego użytku **bateria cynkowo-węglowa**. Ogniwo takie jest zbudowane z puszki wykonanej z cynku, która jest częścią konstrukcyjną ogniwa i stanowi jego elektrodę ujemną, czyli anodę. Elektrodą dodatnią, czyli katodą, jest pasta zawierająca sproszkowany grafit, tlenek manganu(IV), niewielkie ilości wody oraz chlorek amonu lub chlorek cynku (elektrolit), w której jest umieszczony pręt grafitowy (rys. 11.1). Pasta ta jest oddzielona od cynkowej puszki separatorem.

W ogniwie Leclanchégo był stosowany roztwór elektrolitu, a we współczesnych bateriach są to najczęściej pasty lub żele zawierające elektrolit – stąd bierze się nazwa „ogniwo suche”.



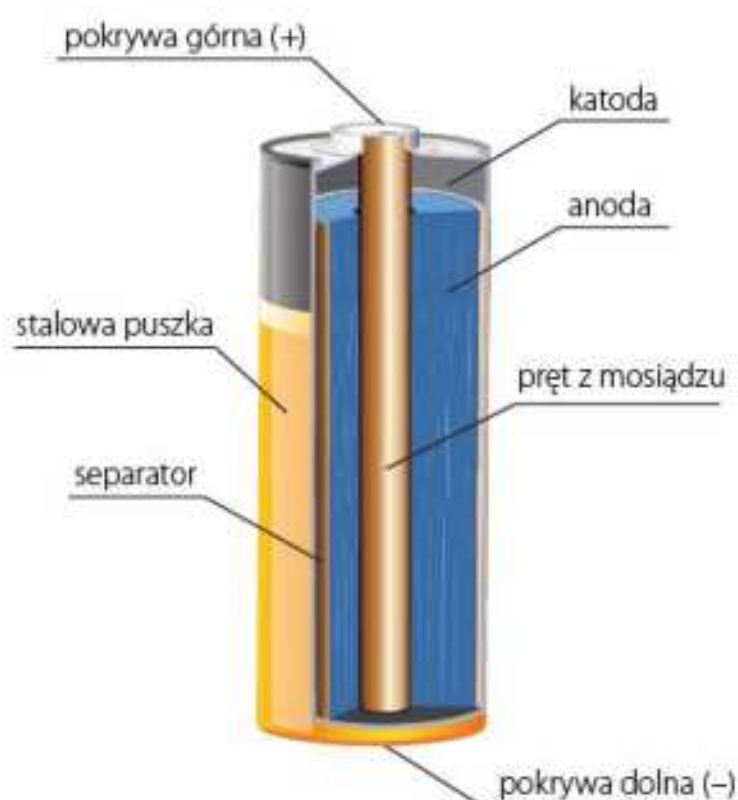
Rys. 11.1. Schemat budowy baterii cynkowo-węglowej w kształcie walca.

W baterii zachodzą reakcje utleniania-redukcji, które opisuje sumaryczne równanie:



Zaletą baterii cynkowo-węglowych jest ich niski koszt wytworzenia oraz ich dostępność w różnych rozmiarach i kształtach. Ich wadami są natomiast wrażliwość na działanie wysokich i niskich temperatur, krótki czas przechowywania (do 2 lat), możliwość rozlania elektrolitu oraz mała wydajność. Z tego względu najlepiej sprawdzają się w urządzeniach o niskim zapotrzebowaniu na energię, na przykład w latarkach, kalkulatorach, pilotach do sterowania elektroniką, wagach, zegarach ściennych oraz innych urządzeniach używanych na co dzień. Obecnie najczęściej używa się baterii alkalicznych.

Bateria alkaliczna jest zbudowana ze stalowej puszkii, wewnątrz której znajduje się anoda będąca mieszaniną sproszkowanego tlenku manganu(IV) oraz grafitu (rys. 11.2). Anodę i katodę oddziela separator – mieszanina sproszkowanego cynku oraz roztworu wodorotlenku potasu (najczęściej w postaci żelu), w której znajduje się mosiężny lub nikłowy pręt. Wodorotlenek potasu pełni w tym ogniwie funkcję elektrolitu. Dlatego ten rodzaj baterii nazywa się „alkaliczną”.



Rys. 11.2. Schemat budowy baterii alkalicznej w kształcie walca.

Baterie alkaliczne charakteryzuje niska cena wytworzenia, dobra odporność na działanie wysokich i niskich temperatur oraz dość długi czas jej przechowywania (do 7 lat). Do ich wad należy nieduża pojemność oraz duży spadek napięcia wraz z postępem rozładowywania. Baterie te znajdują szerokie zastosowanie w życiu codziennym jako źródło energii elektrycznej dla wielu urządzeń z gospodarstwa domowego (latarki, piloty do sterowania sprzętem RTV, zabawki, aparaty fotograficzne i inne).

Na rynku są również dostępne **baterie litowe**. W bateriach tych elektroda ujemna (anoda) jest wykonana z litu, a katodę stanowi wiele różnych materiałów (np. substancje organiczne, siarczek żelaza(II) FeS , tlenek wanadu(V) V_2O_5) w postaci ciekłej lub stałej. Stosuje się

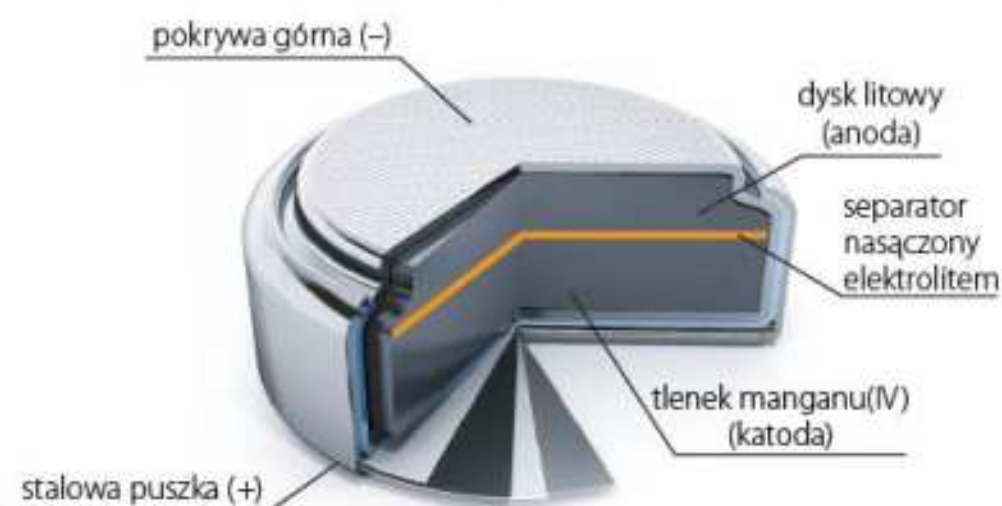
w nich również różne rodzaje elektrolitów, na przykład sole litu. Baterie te cechują bardzo dobre parametry techniczne (napięcie oraz pojemność), długi czas przechowywania (nawet do 10 lat) oraz niewielki ciężar. Ich główną wadą jest wysoka cena oraz możliwość wybuchu w wyniku ciśnienia powstającego w ich wnętrzu – wskutek wydzielających się w reakcjach utleniania-redukcji gazów. Ogranicza to powszechność ich zastosowania; są one głównie wykorzystywane do zasilania specjalistycznych urządzeń elektronicznych i przemysłowych.

Do najbardziej popularnych w sprzedaży i względnie niedrogich baterii litowych należą **baterie litowo-manganowe**. W ogniwach tych katodę stanowi tlenek manganu(IV) MnO_2 , a elektrolit – sole litu. Są one najczęściej wytwarzane w kształcie pastylek – stąd ich inna nazwa to baterie guzikowe (rys. 11.3).

Baterie te, mające wyżej wymienione cechy baterii litowych, służą głównie do zasilania urządzeń elektronicznych, takich jak zegarki, wagi kuchenne i łazienkowe, alarmy, kalkulatory, zabawki i wielu innych.

W życiu codziennym używa się również innych ty-

pów baterii, takich jak cynkowo-powietrzne czy srebrowo-cynkowe. Pomimo ich dobrych parametrów technicznych nie są one wolne od wad. Pierwsze z nich są wrażliwe na działanie czynników atmosferycznych, drugie natomiast są o wiele droższe w porównaniu do ceny baterii cynkowo-węglowych oraz alkalicznych. Dlatego baterie te są stosowane przede wszystkim w specjalistycznych urządzeniach elektronicznych typu aparaty słuchowe, zegarki, aparatura wojskowa.



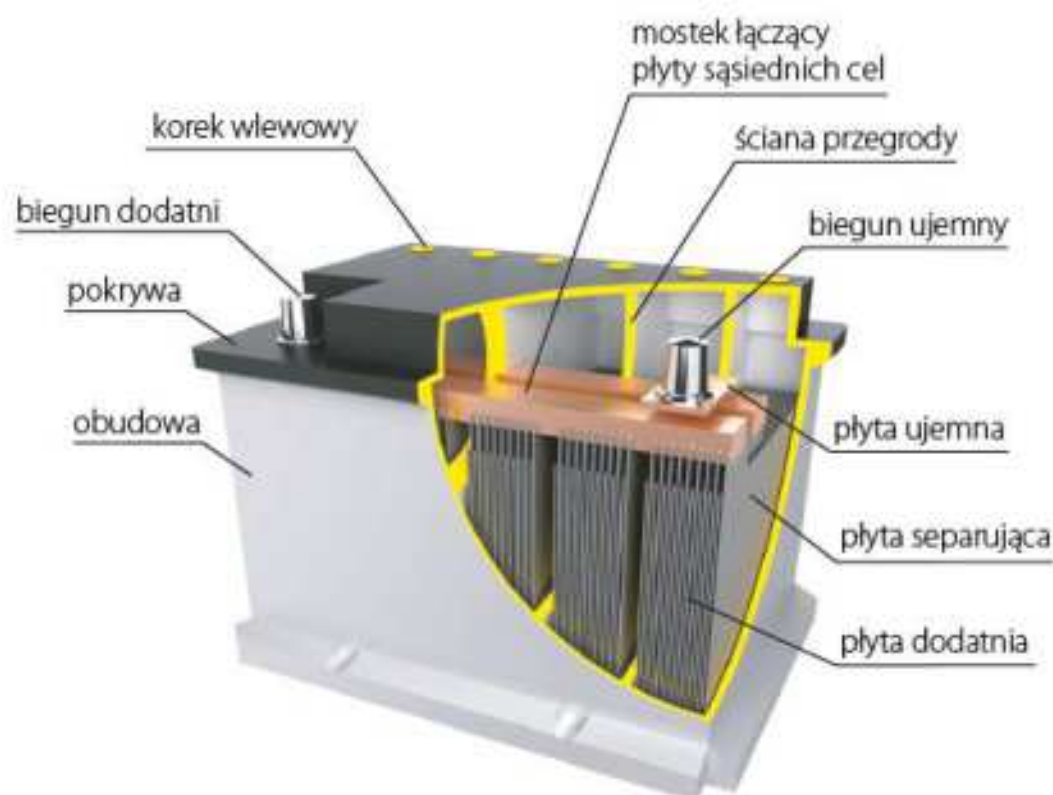
Rys. 11.3. Schemat budowy litowo-manganowej baterii guzikowej.

11.3. Akumulatory

Obecnie w wielu urządzeniach baterie zostały zastąpione akumulatorami. **Akumulatory** elektryczne to źródła prądu zbudowane z ogniw odwracalnych. Ich działanie opiera się na reakcjach utleniania-redukcji, których skutki można odwrócić, podłączając akumulator do zewnętrznego źródła prądu. Sprawia to, że akumulatory, w przeciwieństwie do ogniw, można regenerować, przez co można je wykorzystać wielokrotnie – stąd ich inna nazwa to ogniwa wtórne. Cykl pracy akumulatora można podzielić na dwa etapy: ładowanie akumulatora oraz jego rozładowywanie. Ładowanie polega na pobieraniu energii ze źródeł zewnętrznych, natomiast rozładowywanie to proces oddawania energii.

Do najważniejszych akumulatorów znajdujących zastosowanie w życiu codziennym należą akumulatory: ołowiowo-kwasowe, litowo-jonowe, nikłowo-kadmowe oraz nikłowo-wodorkowe.

Pierwszy **akumulator kwasowo-ołowiowy** powstał pod koniec XIX wieku. W akumulatorze tym elektrodą dodatnią (katodą) jest tlenek ołowiu(IV) PbO_2 , a elektrodą ujemną (anodą) – ołów metaliczny. Rolę elektrolitu odgrywa około 30–35-procentowy roztwór kwasu siarkowego(VI) zawierający różne dodatki, na przykład substancje żelujące zapobiegające wylaniu elektrolitu. Są one oznaczane skrótem SLA (od angielskiej nazwy *Sealed Lead-Acid Battery*, czytaj: sild lid-ejsid baterie – „hermetyczny akumulator ołowiowo-kwasowy”).

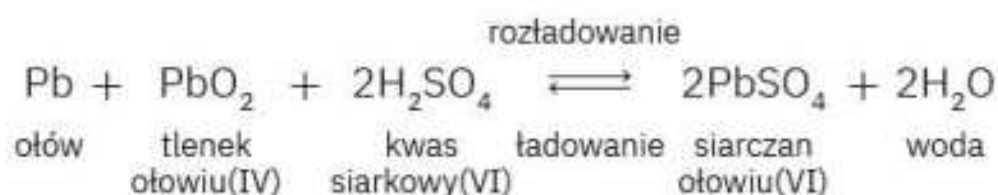


Rys. 11.4. Schemat budowy akumulatora kwasowo-ołowiowego.

Akumulatory te są zbudowane z na przemian ułożonych płyt, wykonanych z substancji stanowiących katodę oraz anodę, oddzielonych płytą separacyjną – najczęściej z tworzywa sztucznego. Płyty te są połączone w bloki nazywane celami, które są zanurzone w roztworze elektrolitu (rys. 11.4).

Rozładowanie akumulatora następuje w wyniku wydzielania się na płytach elektrod siarczanu(VI) ołowiu(II). Natomiast ładowanie akumulatora powoduje, że na jednej z elektrod wydziela się tlenek ołowiu(IV) PbO_2 , a na drugiej – ołów.

Procesy te można zapisać w postaci sumarycznego równania:



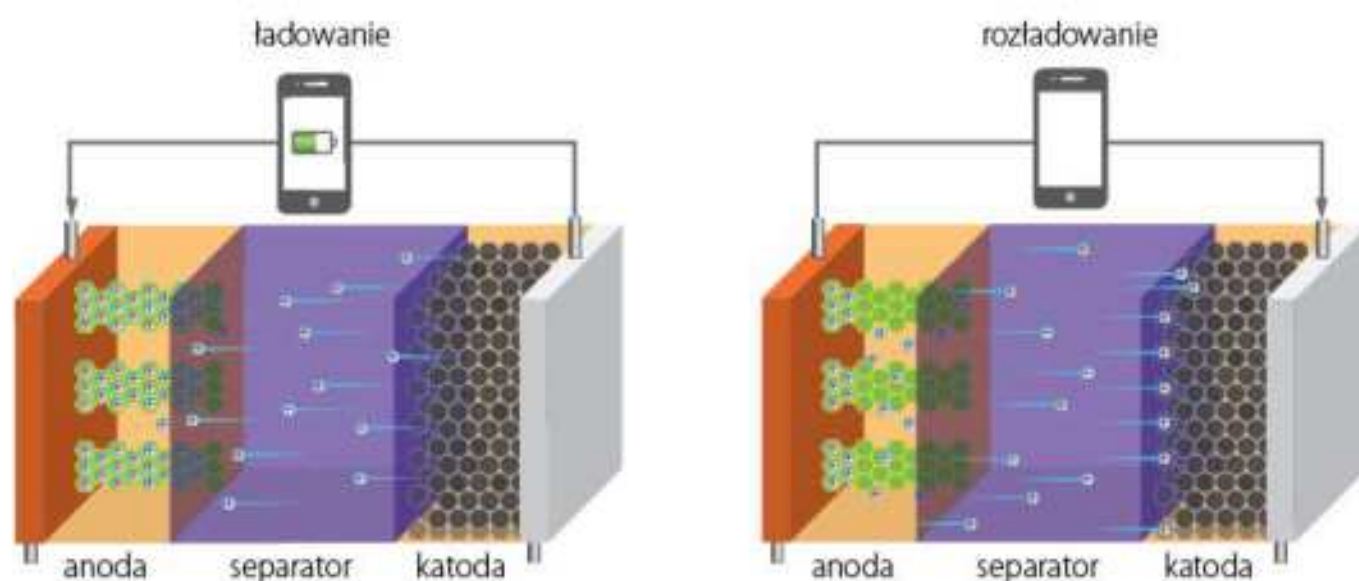
Do wad akumulatorów ołowiowo-kwasowych należy zaliczyć ich duży ciężar, małą pojemność w stosunku do ich masy oraz możliwość skażenia środowiska związkami ołowiu. Wśród zalet można wymienić prostą konstrukcję oraz niską cenę ich wytworzenia.

Akumulatory ołowiowo-kwasowe przede wszystkim są stosowane jako źródło energii elektrycznej w pojazdach z silnikami spalinowymi oraz elektrycznymi, przenośne źródła prądu do zasilania urządzeń elektronicznych oraz jako za-

stępcze źródło prądu stosowane podczas przerw w dostawie prądu, na przykład w zakładach przemysłowych czy szpitalach.

Akumulatory litowo-jonowe, niklowo-kadmowe, niklowo-wodorkowe zostały wprowadzone do masowej produkcji w latach pięćdziesiątych XX wieku wraz z intensywnym rozwojem i wprowadzeniem do powszechnego użytku urządzeń mobilnych typu laptopy oraz telefony komórkowe. Podobnie jak baterie mogą one mieć różne kształty, rozmiary oraz skład chemiczny, a w przeciwieństwie do akumulatorów ołowiowych są lekkie. Dzięki temu można ich używać do zasilania urządzeń przenośnych, w tym elektronicznych.

Akumulatory litowo-jonowe są obecnie jednymi z najczęściej stosowanych źródeł prądu w urządzeniach przenośnych. Ze względu na skład chemiczny akumulatory litowo-jonowe są oznaczane skrótem Li-Ion (od symbolu chemicznego litu oraz angielskiego słowa *ion* – „jon”). Ich nazwa wzięta się stąd, że elektrodę dodatnią w takich akumulatorach stanowią najczęściej lit lub różne związki litu (np. tlenek litu). Rolę elektrolitu odgrywają w nich niewodne roztwory różnych soli litu, jak siarczan(VI) litu Li_2SO_4 , często w postaci żelu lub proszku. Do najczęściej stosowanych materiałów anodowych w tych akumulatorach należy grafit oraz stopy różnych metali (np. kobaltu) (rys. 11.5).



Rys. 11.5. Schemat budowy i zasada działania akumulatora litowo-jonowego.

Akumulatory litowo-jonowe znalazły zastosowanie głównie jako źródła prądu w laptopach, smartfonach, kamerach cyfrowych, smartwatchach i w wielu innych urządzeniach bezprzewodowych zasilanych akumulatorami (odkurzacze, wiertarki, wkrętarki). Są one również używane jako źródło energii w pojazdach o napędzie elektrycznym i stanowią obiecującą alternatywę w wielu innych gałęziach gospodarki, w tym w przemyśle lotniczym. Największą wadą tych akumulatorów jest brak odporności na działanie wysokich i niskich temperatur. Wystawione na działanie słońca lub zbyt długo ładowane łatwo ulegają wybuchowi, a w niskich temperaturach szybko tracą swoją pojemność. Dlatego wciąż prowadzi się działania mające na celu poprawę tych

parametrów.

Akumulatory niklowo-kadmowe były pierwszymi na rynku akumulatorami stosowanymi w przenośnych urządzeniach. W akumulatorach tych rolę anody odgrywa kadm, funkcję katody – nikiel oraz związki niklu, a elektrolitem są zazwyczaj wodne roztwory wodorotlenków. Ze względu na rodzaj stosowanego elektrolitu nazywa się je akumulatorami zasadowymi. Oznacza się je symbolem NiCd od chemicznych symboli pierwiastków, z których są zbudowane elektrody. Używa się ich w akumulatorach litowo-jonowych w różnych urządzeniach elektronicznych. Mają wiele zalet, między innymi niską cenę wytwarzania, odporność na działanie wysokich i niskich temperatur, działają niezawodnie oraz są odporne na uszkodzenia mechaniczne (wstrząsy oraz drgania). Jednak obecnie zaprzestaje się ich stosowania, gdyż w porównaniu do innych akumulatorów stosowanych w urządzeniach przenośnych mają duży ciężar, mniejszą pojemność od akumulatorów litowo-jonowych oraz ze względu na toksyczność kadmu. Stosuje się je głównie jako źródło zasilania dla urządzeń i maszyn przemysłowych wymagających ciągłej pracy.

Akumulatory niklowo-kadmowe zostały zastąpione **akumulatorami niklowo-wodorkowymi**. Ich zalety, budowa i zasada działania są podobne – kadm, z którego jest wykonana anoda, został w nich zastąpiony stopami metali (m.in. chromu, kobaltu, wanadu, żelaza, tytanu). Stopy te mają porowatą strukturę, dzięki czemu można w nich zmagazynować wodór, który stanowi elektrodę ujemną w takim akumulatorze (wodór dyfunduje, czyli przenika do wnętrza stopu podczas ładowania akumulatora).



Rys. 11.6. Akumulatory niklowo-wodorkowe znajdują zastosowanie m.in. jako źródła energii w samochodach hybrydowych.

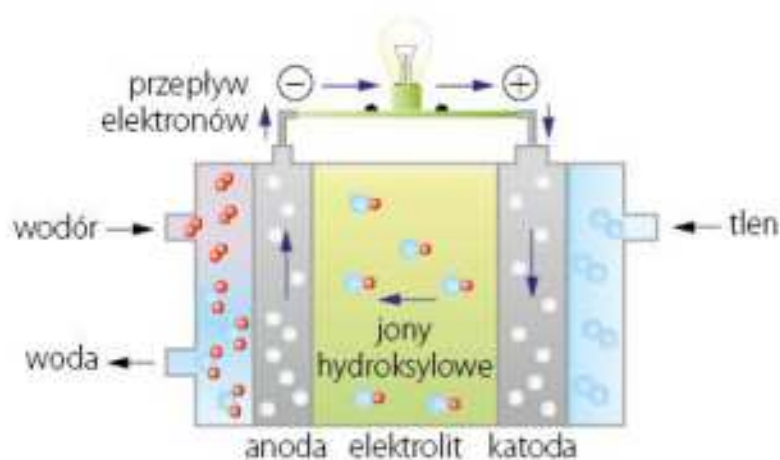
Akumulatory te są oznaczone symbolem NiMH (od angielskiego *Nickel-Metal-Hydride*, czytaj: nikiel-metal-hajdrajd). Znajdują one podobne zastosowanie, jak wyżej wymienione akumulatory. Wraz z akumulatorami litowo-jonowymi są najczęściej używanymi ogniwami wtórnymi służącymi do zasilania wielu urządzeń w życiu codziennym (rys. 11.6).

Na rynku istnieje wiele innych akumulatorów różniących się technologią wykonania, na przykład żelowe czy srebrowe. Wciąż jednak poszukuje się nowych materiałów, które można wykorzystać do ich produkcji. Aktualnie trwają badania nad możliwością zastosowań w praktyce tak zwanych ogniw przepływowych. W takich akumulatorach funkcję elektrod pełnią dwa ciekłe elektrolity przepływające w oddzielnych obiegach.

Nowe rozwiązania i technologie z zakresu akumulatorów w przyszłości mogą przyczynić się do szybkiego rozwoju przemysłu elektronicznego, a być może umożliwią ograniczenie pozyskiwania energii pozyskiwanej z paliw kopalnych. Ma to ogromne znaczenie w związku z ograniczonymi zasobami tych paliw oraz ochroną środowiska przyrodniczego przed zanieczyszczeniami powstającymi w wyniku ich spalania.

11.4. Ognia paliwowe

Ognia paliwowe stanowią szczególny rodzaj chemicznych źródeł prądu. W odróżnieniu od baterii oraz akumulatorów w ogniwach tych prąd nie jest gromadzony przed ich użyciem, czyli nie wymagają one wcześniejszego ładowania. W ogniwach paliwowych prąd jest pozyskiwany w wyniku reakcji utleniania-redukcji dostarczanych do nich z zewnątrz paliw, takich jak: wodór, tlenek węgla, alkohol etylowy czy metan – stąd pochodzi nazwa tych ogniw. W reakcjach tych najczęściej stosowanym utleniaczem jest tlen. Ognia takie mają bardzo dużą sprawność, czyli efektywność pozyskiwania energii, jednak ich cena jest dość wysoka. Ich działanie opiera się na reakcjach zachodzących na elektrodach: paliwo jest dostarczane w sposób ciągły do elektrody ujemnej (anody), a utleniacz – do elektrody dodatniej (katody). Elektrody są najczęściej wykonane z grafitu, niklu lub związków niklu. Przykład takiego ognia stanowi ogniwo wodorowo-tlenowe (rys. 11.7).



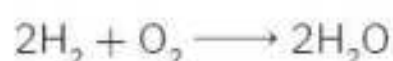
Rys. 11.7. Schemat budowy i zasada działania wodorowo-tlenowego ogniw paliwowego.

W ogniwie, w którym rolę elektrolitu odgrywa stężony roztwór wodorotlenku potasu, zachodzą następujące reakcje chemiczne:

elektroda ujemna (anoda): $2\text{H}_2 + 4\text{OH}^- - 4\text{e}^- \longrightarrow 4\text{H}_2\text{O}$ (utlenienie wodoru)

elektroda dodatnia (katoda): $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \longrightarrow 4\text{OH}^-$ (redukcja tlenu)

W ich wyniku powstaje woda, co można przedstawić w postaci sumarycznego równania:



Roztwory wodorotlenków są często stosowanymi elektrolitami w ogniwach paliwowych.

Zaletą ogniwa wodorowo-tlenowego jest brak emisji zanieczyszczeń powstających podczas spalania wodoru, w przeciwieństwie do spalania paliw tradycyjnych, w wyniku którego do atmosfery przedostają się między innymi groźne dla środowiska tlenki azotu, siarki i węgla oraz metale ciężkie, na przykład ołów. Wadą takiego ogniwa jest koszt wytworzenia i przechowywania wodoru.

Pomimo wad ogniwa paliwowe stanowią dynamicznie rozwijającą się gałąź przemysłu energetycznego. Pierwsze ogniwo paliwowe zostało skonstruowane w XIX wieku, ale po raz pierwszy wykorzystano je w praktyce w latach sześćdziesiątych XX wieku jako pomocnicze źródło energii w statkach biorących udział w lotach kosmicznych (rys. 11.8).



Rys. 11.8. Ogniwa paliwowe stanowią m.in. źródło energii w sondach kosmicznych.

Możliwości zastosowań ogniw paliwowych są szerokie. Używa się ich jako źródło zasilania w energię pojazdów o napędzie elektrycznym, a także jako samodzielne, awaryjne, niezależne od sieci energetycznych źródła prądu, na przykład w systemach grzewczych budynków mieszkalnych.

11.5. Oznakowanie baterii oraz akumulatorów

Baterie i akumulatory dostępne komercyjnie muszą spełniać normy Międzynarodowej Komisji Elektrotechnicznej, IEC (od angielskiego: *International Electrotechnical Commission*, czytaj: internaszynal elektroteknikal komiszyn) i być

odpowiednio oznakowane. Zgodnie z tymi normami na każdej baterii i akumulatorze powinno się znajdować oznaczenie położenia przynajmniej jednego bieguna, najczęściej dodatniego, ich napięcie, a w przypadku akumulatorów również ich pojemność. Na bateriach znajduje się dodatkowo trójczłonowy symbol, który opisuje ich skład chemiczny, kształt oraz rozmiar (rys. 11.9). Pierwszy człon w symbolu to litera oznaczająca skład chemiczny, na przykład: baterie alkaliczne są oznaczone literą L, baterie litowo-manganowe – literą C, baterie cynkowo-srebrowe – literą S, natomiast baterie cynkowo-węglowe nie mają oznaczenia literowego. Drugi człon to litera oznaczająca kształt baterii, na przykład literą R oznacza się baterie w kształcie walca, literą F – baterie płaskie (płytkowe), natomiast literą S – baterie o kształcie prostopadłościennym. Ostatni człon w oznaczeniu to kod liczbowy oznaczający numer katalogowy baterii, często określający rozmiar baterii. Dla przykładu – bateria alkaliczna o kształcie walca i rozmiarze typu „paluszek” jest oznaczona kodem liczbowym LR6, a bateria cynkowo-węglowa o takim samym kształcie i rozmiarze – kodem R6. Skróty nazw najczęściej stosowanych akumulatorów poznaliście podczas ich omawiania – mają one również swoje oznaczenia techniczne. Z tego powodu, zanim wymieni się baterię lub akumulator – zwłaszcza o nietypowym kształcie – warto sprawdzić ich oznaczenie.



Rys. 11.9. Przykładowe oznaczenia baterii: cynkowo-węglowych (a), alkalicznych (b), litowo-manganowych (c) oraz cynkowo-srebrowych (d).

Zużytych baterii oraz akumulatorów nigdy nie wolno wyrzucać do odpadów zmieszanych, trafiających na wysypisko. Są one zbudowane z wielu metali oraz elektrolitów (kwasy oraz zasady), które po wydostaniu się na zewnątrz w wyniku ich uszkodzenia mogą skazić środowisko i stanowić zagrożenie dla zdrowia i życia organizmów żywych, w tym człowieka. Wiele sklepów, głównie ze sprzętem RTV-AGD, prowadzi selektywną zbiórkę zużytych baterii i akumulatorów w specjalnie przeznaczonych do tego celu pojemnikach.



PODSUMOWANIE

- Najczęściej stosowanymi chemicznymi źródłami prądu elektrycznego są baterie, akumulatory oraz ogniwa paliwowe.
- Baterie to ogniwa pierwotne, które wykorzystuje się jednorazowo, gdyż nie ma możliwości ich regeneracji (wielokrotnego ładowania).
- Akumulatory to ogniwa wtórne, które podlegają procesom regeneracji i mogą być wykorzystywane wielokrotnie w procesach ładowania.
- W ogniwach paliwowych energia elektryczna jest pozyskiwana w wyniku spalania paliw dostarczanych w sposób ciągły do ogniwa.
- Chemiczne źródła prądu znajdują zastosowanie jako przenośne źródła prądu elektrycznego, a w przyszłości – jeśli uda się obniżyć koszty ich wytwarzania – mogą stanowić alternatywę dla konwencjonalnych źródeł pozyskiwania energii elektrycznej.



POLECENIA KONTROLNE

1. Wytłumacz, dlaczego do zasilania smartfonów nie stosuje się akumulatorów ołowiowych.
2. Wyjaśnij, dlaczego niemal całkowicie zrezygnowano ze stosowania baterii zawierających ołów i rtęć oraz akumulatorów zawierających kadm.
3. Napisz w zeszycie w kilkunastu zdaniach, jak wyglądałoby życie ludzi, gdyby na świecie nie było baterii oraz akumulatorów.
4. Wyszukaj w dostępnych źródłach, na czym polega tak zwany efekt pamięciowy akumulatora.

12. Korozja metali i ich stopów oraz metody jej zapobiegania

Często w życiu codziennym mówimy o przedmiotach wykonanych z metali i ich stopów, że „zżera” je rdza. Czy to prawda? Rdza to brunatnoczerwony osad powstający w reakcjach chemicznych zachodzących na przedmiotach wykonanych z żelaza i jego stopów w wyniku korozji. Rdza jest produktem korozji żelaza, więc „pożeraczem” jest tylko w przenośni. Słowo „korozja” wywodzi się od łacińskiego słowa *corrosio*, co oznacza „wgryzać się”. Przyjrzyjmy się bliżej zjawisku korozji.

12.1. Definicja korozji

Przedmioty wykonane z metali i ich stopów, na przykład stali i żeliwa, oraz takich materiałów, jak: beton, żelbeton, drewno czy tworzywa sztuczne ulegają powolnemu niszczeniu pod wpływem czynników środowiska, w którym się znajdują. Zjawisko to nazywamy **korozją**, a o materiałach, które ulegają korozji, mówi się, że korodują. Korozja zachodzi przede wszystkim w wyniku reakcji chemicznych podczas kontaktu różnych materiałów z substancjami występującymi w środowisku. Beton i elementy jego zbrojenia korodują w kontakcie z powietrzem i wodą. Drewno koroduje pod wpływem działania wody, substancji chemicznych oraz mikroorganizmów. Tworzywa sztuczne korodują w kontakcie z różnymi, przechowywanymi w nich substancjami oraz pod wpływem światła. Szkło koroduje pod wpływem działania wody, wodorotlenków i kwasu fluorowodorowego.



Rys. 12.1. Skorodowany beton.



Rys. 12.2. Korozja drewna.

Z punktu widzenia życia codziennego i ekonomii największe straty powoduje korozja metali i ich stopów. W zależności od czynników środowiska, na których działają one narażone, wyróżnia się korozję atmosferyczną (zachodzącą pod wpływem czynników atmosferycznych, np. powietrza, deszczu), korozję gazową (zachodzącą w obecności suchych gazów, np. tlenu), korozję wodną (zachodzącą w obecności wody morskiej lub słodkiej) oraz korozję ziemną (zachodzącą pod wpływem substancji zawartych w glebie).



Rys. 12.3. Złoto i platyna nie ulegają korozji, dlatego występują w skorupie ziemskiej niemal w czystej postaci w samorodkach (na rysunku samorodek złota).

Dlaczego dochodzi do korozji metali i ich stopów? Jak już wiecie, żelazo rzadko występuje w postaci czystej (niezwiązanej). Izolowanie tego metalu z rud i otrzymywanie stopów prowadzi do jego pozyskania w postaciach, w których nie występuje w środowisku. Z tego powodu pod wpływem czynników obecnych w środowisku metale ulegają reakcjom, w wyniku których przechodzą w związki chemiczne, w których występują w przyrodzie (rys. 12.3).

Można więc powiedzieć, że korozja to zjawisko powrotu substancji do postaci, w których metale występują w środowisku naturalnym.

Istnieje wiele kryteriów podziału zjawisk korozyjnych. Jednym z nich jest rodzaj reakcji chemicznych wywołujących korozję metali i ich stopów. Ze względu na to kryterium wyróżniamy korozję chemiczną i elektrochemiczną.

12.2. Korozja chemiczna

Korozja chemiczna zachodzi wtedy, gdy na powierzchni metalu przebiegają reakcje chemiczne pod wpływem czynników środowiska bez dostępu wody (rys. 12.4). Najczęściej do korozji takiej dochodzi, gdy metal lub stop w wysokiej temperaturze ma kontakt z substancjami gazowymi, takimi jak: tlen, wodór, chlorowodór, siarkowodór oraz tlenek węgla(IV).

Tłumiki w pojazdach z silnikami spaliny-
wymi ulegają korozji pod wpływem gazów
spalinowych.



Srebrne przedmioty czernieją na powie-
trzu w wyniku reakcji ze związkami siarki
znajdującymi się w powietrzu.

Kominy emitujące dymy ulegają korozji.



Kotły do ogrzewania domów ulegają koro-
zji w wyniku emitowania gazów podczas
spalania paliw.

Rys. 12.4. Przykłady korozji chemicznej.

Szczególne znaczenie ma korozja chemiczna zachodząca w wyniku reakcji metali z tlenem znajdującym się w powietrzu. W wyniku reakcji utleniania na powierzchni metali powstaje wówczas cienka warstwa tlenku lub w wyniku reakcji wtórnej wodorotlenku metalu. Można to zaobserwować na przykład podczas spawania oraz obróbki metali i stopów (rys. 12.5).



a)

b)

Rys. 12.5. Produkty korozji chemicznej można zaobserwować na spawanych przedmiotach w postaci niebieskofioletowego osadu (a) lub cienkich, złuszczonych powłok, nazywanych zgorzeliną, powstających podczas obróbki metali lub stopów (b).

Nie zawsze korozja chemiczna jest zjawiskiem negatywnym. Jeżeli powstająca warstwa ma spoistą, zwartą strukturę i ściśle przylega do powierzchni metalu, to chroni metal przed dalszym działaniem tlenu (utlenianiem), ale również przed innymi czynnikami mogącymi powodować korozję. Zjawisko to zostało omówione w rozdziale dotyczącym glinu – to pasywacja.

Oprócz procesów utleniania korozję chemiczną może również powodować wódór, który łatwo przenika (dyfunduje) do wnętrza metalu. Korozja chemiczna nie stanowi większego zagrożenia dla konstrukcji i materiałów, o ile nie są one narażone na ciągłe działanie wysokich temperatur.

12.3. Korozja elektrochemiczna

Głównym rodzajem zjawisk korozyjnych zachodzących w przypadku metali i ich stopów jest **korozja elektrochemiczna**.

Doświadczenie

Wpływ różnych czynników na korozję żelaza

Przebieg doświadczenia:

Do czterech zlewek dodaj kolejno około 15 cm³: wody z kranu, wody destylowanej, 10-procentowego octu oraz wody, do której dodano łyżkę stołową soli

kuchennej. Następnie włóż do każdej z nich oczyszczony papierem ściernym gwoździe żelazny (lub kawałek drutu żelaznego). Gwoździe umieść również w pustej zlewce. Zaobserwuj zmiany wyglądu gwoźdźcia.



Rys. 12.6. Korozja stalowego gwoźdźcia pod wpływem różnych substancji.

Uwaga: Żeby efekt wpływu różnych substancji na zachodzenie zjawiska korozji był wyraźnie widoczny, doświadczenie powinno zostać wykonane kilka dni wcześniej.

Obserwacje:

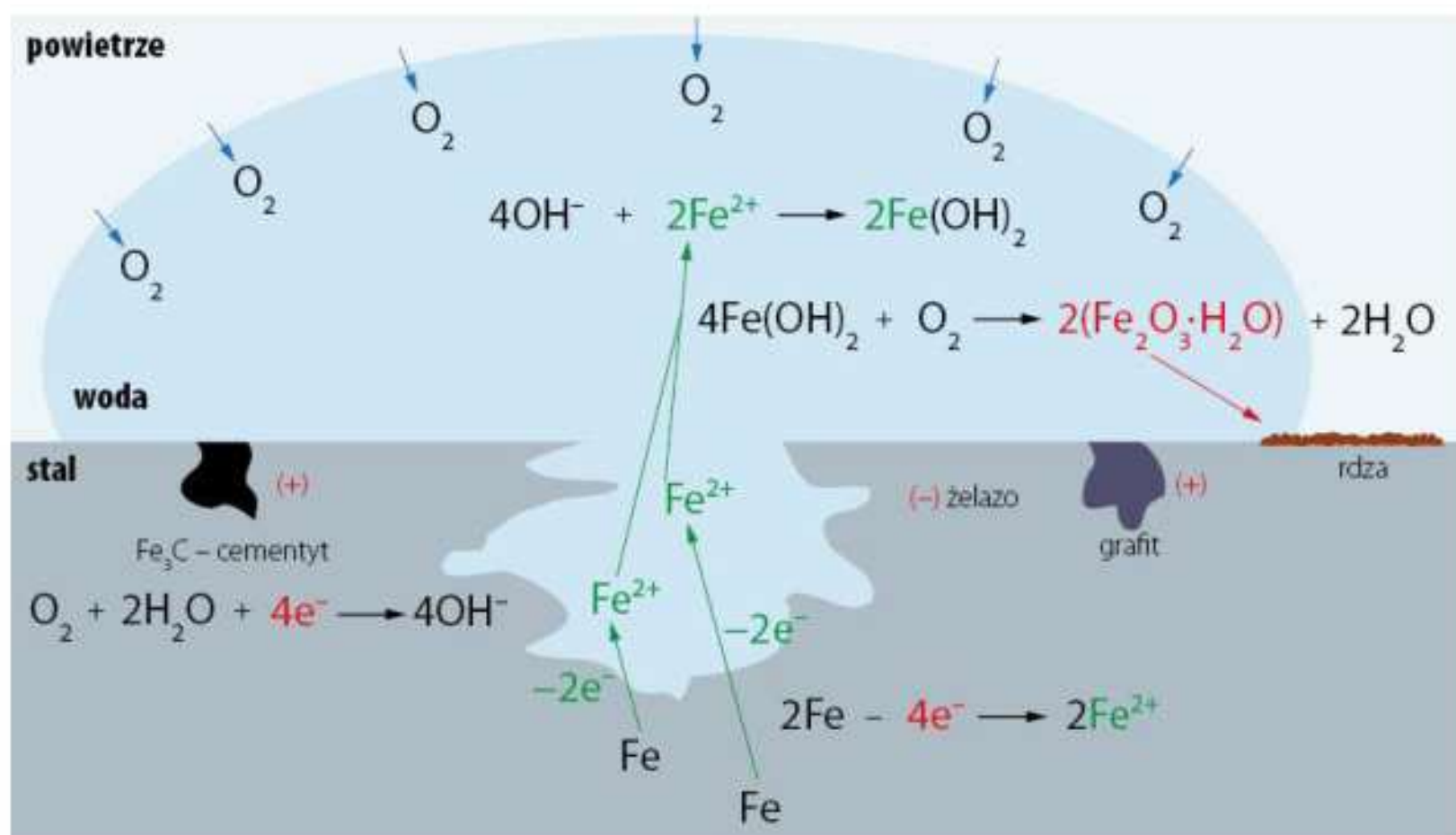
We wszystkich zlewkach, z wyjątkiem ostatniej, gwoździe zmieniły swój wygląd – na ich powierzchni można zaobserwować substancję o barwie pomarańczowo-brązowej (rysunek 12.6). Zmiany w wyglądzie gwoźdźcia były najbardziej widoczne kolejno w zlewkach: z octem, ze słoną wodą, z wodą kranową oraz z wodą destylowaną.

Korozja elektrochemiczna zachodzi (z różną szybkością) w wyniku kontaktu powierzchni metalu z roztworem elektrolitu, czyli roztworem przewodzącym prąd elektryczny, na przykład wody z rozpuszczonymi w niej gazami lub solami, roztworami kwasów lub zasad. Zachodzenie korozji elektrochemicznej wiąże się z niejednorodnością powierzchni metalu (np. obecności zanieczyszczeń lub uszkodzenia mechanicznego) oraz zmianą składu roztworu elektrolitu (np. nierównomierne nasycenie tlenem lub zasolenie). Korozja jest wynikiem reakcji utleniania i redukcji w miejscu styku powierzchni metalu lub stopu z roztworem elektrolitu. Powstają wówczas mikroskopijnej wielkości ogniwa nazywane mikroogniwami – stąd wzięta się nazwa „korozja elektrochemiczna”.

Podczas korodowania metali i ich stopów zachodzą różne zjawiska. Prześledźmy je na przykładzie stali i żeliwa – stopów należących do najważniejszych z punktu widzenia gospodarki.

Stal i żeliwo mają niejednorodną strukturę – ich głównym składnikiem jest żelazo, a w jego skład wchodzi również węgiel pierwiastkowy w postaci grafitu i/lub cementytu (węglika żelaza(III) Fe_3C). Można więc powiedzieć, że na powierzchni tych stopów występują obszary o różnej reaktywności chemicznej. W wyniku

kontakcie powierzchni stali z roztworem elektrolitu, na przykład wodą, w której znajduje się rozpuszczony tlen, składniki stopu przyjmują różne potencjały. Zarówno grafit, jak i węglík żelaza(III) mają potencjały wyższe od żelaza, będą więc biegunami dodatnimi powstającego mikroogniwa, natomiast żelazo – biegunem ujemnym (rys. 12.7).

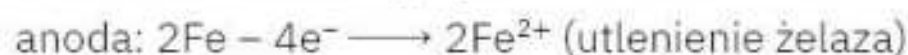


Rys. 12.7. Schemat korozji elektrochemicznej stali.

W wyniku powstania mikroogniw na powierzchni grafitu oraz cementytu zachodzi reakcja redukcji tlenu:

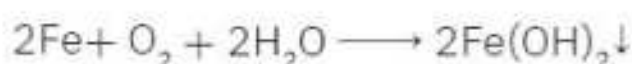


natomiast na powierzchni stali następuje utlenienie żelaza:

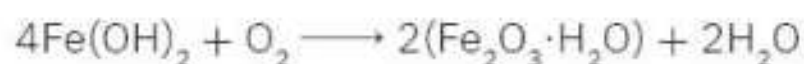


Reakcja tlenu z żelazem to przykład reakcji utleniania-redukcji, podczas której między nimi dochodzi do wymiany elektronów: atomy żelaza je oddają, a atomy tlenu – przyjmują.

Powstające w wyniku tych reakcji kationy żelaza(II) wiążą się z powstającymi jonami wodorotlenkowymi i tworzą wodorotlenek żelaza(II). Reakcje te można zapisać w postaci sumarycznego równania:



W wyniku działania tlenu wodorotlenek żelaza(II) ulega utlenieniu do wodorotlenku żelaza(III), który w rzeczywistości ma strukturę uwodnionego tlenku żelaza(III), zgodnie z ogólnym równaniem:



Uwodnione tlenki żelaza(III) mogą zawierać różną ilość cząsteczek wody (umownie w równaniu reakcji podaje się jedną cząsteczkę).

Powstający na powierzchni stali brunatnoczerwony osad, który stanowi mieszaninę uwodnionych tlenków żelaza(III), jest nazywany **rdzą**. Rdza ułatwia dalszą korozję, czyli niszczenie stali – można zaobserwować, że przedmioty zardzewiające szybciej ulegają zniszczeniu.

Korozja metalu zachodzi szybciej, jeżeli w roztworze znajdują się jony chlorkowe Cl^- oraz siarczanowe SO_4^{2-} , pochodzące odpowiednio od kwasów chlorowodorowego HCl oraz siarkowego(VI) H_2SO_4 lub ich soli (np. chlorku sodu (sól kuchenna) NaCl lub siarczanu(VI) wapnia CaSO_4). Jony chlorkowe niszczą warstwę pasywną między innymi na powierzchni glinu. Ponadto przyspieszają proces korozji – jony te są dodatkowymi przewodnikami (źródłami elektronów) ładunków, czyli prądu. To dlatego karoserie samochodów są bardziej narażone na korozję zimą, gdy ulice posypuje się solą. Z kolei obecność jonów wodorotlenkowych OH^- , pochodzących na przykład od wodorotlenku sodu NaOH , będzie spowalniała proces korozji przez hamowanie reakcji na katodzie.

12.4. Sposoby przeciwdziałania korozji

Korozja przynosi wiele strat ekonomicznych związanych z niszczeniem różnych materiałów, na przykład pokryć dachowych, karoserii samochodów, kadłubów statków, materiałów konstrukcyjnych czy części urządzeń i przedmiotów wykonanych z metali i ich stopów. Szacuje się, że każdego roku na świecie w wyniku korozji zniszczeniu ulega około 30 milionów ton stali. Ponadto korodowanie różnych materiałów, na przykład elementów konstrukcyjnych mostów, szyn kolejowych, elementów zbrojenia budowlanego oraz pojazdów mechanicznych, może powodować katastrofy budowlane i wypadki komunikacyjne stanowiące zagrożenie dla zdrowia i życia człowieka. Dlatego podejmuje się wiele działań mających na celu ochronę materiałów przed korozją.

Na uczelniach wyższych wyspecjalizowane zespoły naukowców pracują nad sposobami ochrony materiałów przed korozją.

Do najważniejszych metod walki z korozją zaliczamy: stosowanie powłok ochronnych, dobór odpowiedniego metalu lub stopu w zależności od czynników, na działanie których narażony będzie materiał wykonany z metalu lub stopu, oraz osłabienie szkodliwego działania środowiska, na który narażony jest materiał. Powłoki ochronne to najczęściej stosowany i najważniejszy sposób ochrony materiałów przed korozją. To dlatego garnki są emaliowane, karoseria samochodów – lakierowana, a stal konstrukcyjna – cynkowana.

Powłoki ochronne – ze względu na sposób ich działania – dzieli się na dwie grupy: bierne i aktywne.

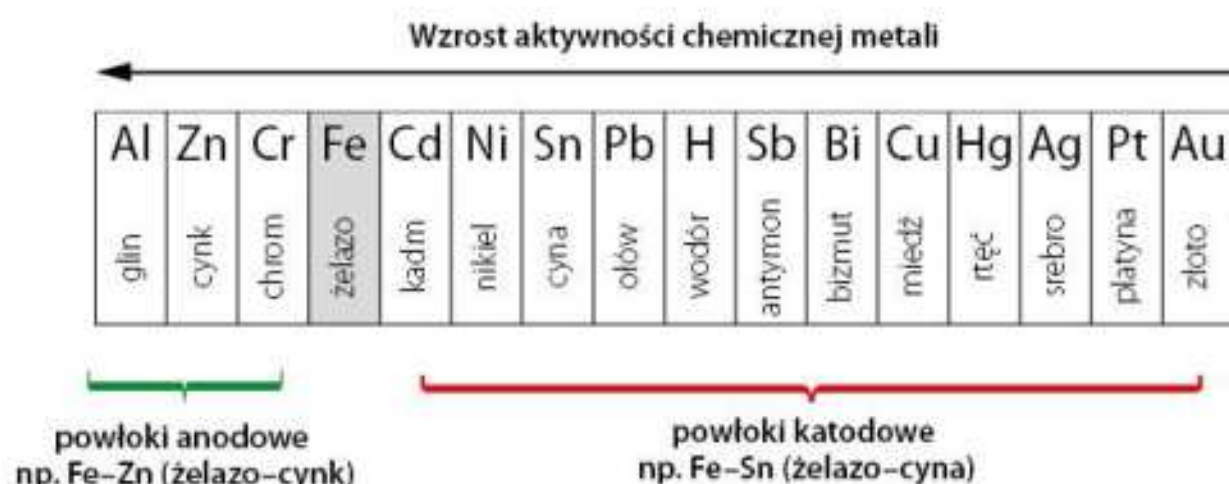
Powłoki bierne chronią przedmioty przed korozją, izolując je od szkodliwych czynników zewnętrznych. Spełniają one funkcję ochronną tylko wtedy, gdy tworzą szczelną, jednolitą warstwę na powierzchni chronionego materiału. Do tego typu powłok należą powłoki niemetaliczne, między innymi z farb, lakierów, emalii czy tworzyw sztucznych.

Emalia to szkliwo zawierające pigmenty.

Zalicza się również do nich powłoki wykonane z metali o niższej aktywności chemicznej od metalu, który chcemy uchronić przed korozją (położonych na prawo od chronionego metalu w szeregu aktywności metali). W przypadku stali najczęściej używa się powłok wykonanych z miedzi, niklu i cyny. Metale te ulegają korozji znacznie wolniej niż chroniony metal, więc stanowią jego ochronę dopóki warstwa jest szczelna. Uszkodzenie jej nie tylko naraża chroniony metal na korozję, lecz także może ją przyspieszać. W wyniku uszkodzenia powłoki wytwarzają dodatkowe mikroogniwa, w których żelazo jest anodą, a metal z powłoki ochronnej ulega redukcji – jest jego katodą – dlatego nazywamy je powłokami katodowymi (rys. 12.8).

Powłoki czynne chronią przedmioty przed korozją, nawet w przypadku ich uszkodzenia. Wykonuje się je z metali o wyższej aktywności chemicznej od metalu, który chcemy uchronić przed korozją (położonych na lewo od chronionego metalu w szeregu aktywności metali). W przypadku stali najczęściej do wytwarzania takich powłok stosuje się cynk, chrom i glin. Metale te, w warunkach sprzyjających zachodzeniu korozji, stanowią elektrodę ujemną (anodę) i ulegają utlenieniu, zamiast chronionego materiału. Z tego powodu powłoki wykonane z tych metali nazywamy **powłokami anodowymi**. W wyniku utleniania tych metali na ich powierzchni powstaje cienka warstwa związków chemicznych zawierających ten metal (np. tlenku, wodorotlenku lub soli) i powierzchnia chronionego materiału ulega pasywacji.

Często po wytworzeniu produktów wykonanych z metali celowo przeprowadza się pasywację na ich powierzchni, w celu ich zabezpieczenia przed korozją.



Rys. 12.8. W zależności od położenia metalu, z którego wykonana jest powłoka ochronna, w szeregu aktywności metali wyróżniamy powłoki anodowe i katodowe.

Nanoszenie warstw ochronnych, zarówno biernych, jak i czynnych, można przeprowadzać różnymi sposobami. Przykładem jest proces **cynkowania**. Warstwę ochronną nakłada się przez zanurzenie przedmiotów z metalu lub stopu w kąpieli ze stopionego cynku (metoda ogniowa), roztworów zawierających jony cynku (metoda galwaniczna) lub przez pokrywanie ich powierzchni warstwą sproszkowanego cynku (metoda proszkowa) (rys. 12.9). Jest to jeden z częściej stosowanych zabiegów stosowanych w przypadku ochrony przed korozją wyrobów z żelaza oraz stali.



Rys. 12.9. Stal jest cynkowana różnymi metodami, m.in. ogniowo (np. elementy konstrukcyjne) lub galwanicznie (np. łączniki, śruby, podkładki).

Szacuje się, że około połowa światowej produkcji cynku jest wykorzystywana do cynkowania metali i ich stopów, w tym stali, w celu ich ochrony przed korozją.

Innym powszechnie stosowanym sposobem nakładania warstw ochronnych jest **platerowanie**. Proces ten polega na nakładaniu na wyroby metalowe cienkich powłok ochronnych z innych metali przez naciskanie, między innymi przez walcowanie, lutowanie, spawanie, natryskiwanie proszkowe, a nawet w wyniku wybuchu na powierzchni metali. Do tego celu wykorzystuje się różne metale, w tym metale szlachetne. W ten sposób chroni się przed korozją wiele przedmiotów codziennego użytku, między innymi sztucce, medale, monety, biżuterię oraz ozdoby wykonane z metali i ich stopów (rys. 12.10).



Rys. 12.10. Platerowanie (np. pozłacanie lub posrebrzanie) nie tylko nadaje przedmiotom ładny wygląd, lecz także chroni je przed korozją.

Wielkopowierzchniowe konstrukcje, instalacje, takie jak: rurociągi, podziemne zbiorniki na paliwa, kadłuby statków oraz przedmioty wykonane ze stali, narażone na ciągłe działanie czynników wywołujących korozję, są chronione za pomocą tak zwanych **protektorów**. Protektory to sztaby, pręty lub blachy połączone z chronionym materiałem, na przykład dospawane lub dolutowywane do nich, podłączone do zewnętrznego źródła prądu. Są one wykonane z metali bardziej aktywnych od chronionego materiału, w przypadku stali najczęściej magnezu lub cynku. Te metale stosuje się również do wykonywania powłok anodowych. Stanowią one biegun ujemny (anodę) w powstających ogniwach i ulegają korozji zamiast materiału chronionego. Po upływie czasu ulegają one jednak zużyciu

i wymagają wymiany. W ten sposób chroni się rurociągi, na przykład przez połączenie ich z płytami magnezowymi, oraz kadłuby statków (rys. 12.11).



Rys. 12.11. W przypadku części statków narażonych na działanie wody morskiej ochronę protektorową stanowią umieszczane na nich płyty cynkowe.

W celu zapobiegania korozji należy też odpowiednio dobierać metale i ich stopy do środowiska, w którym przedmiot będzie używany. Stale nierdzewne oraz kwasoodporne służą do wytwarzania materiałów narażonych na działanie czynników atmosferycznych, na przykład zewnętrzne elementy samochodów i motocykli oraz armatury sanitarnej. Należy również odpowiednio łączyć ze sobą elementy wykonane z różnych metali. Jeżeli w szeregu aktywności metali znajdują się one daleko od siebie, miejsce to szczególnie będzie narażone na korozję elektrochemiczną. Z tego powodu należy szczególnie zabezpieczać miejsce połączenia elementów wykonanych ze stali niestopowej i stopów miedzi ze stopami aluminium.

Częstym zabiegiem jest również stosowanie substancji nazywanych **inhibitorami korozji**. Są to substancje opóźniające korozję, a ich działanie polega głównie na blokowaniu (ochronie) powierzchni metalu lub stopu w miejscach szczególnie narażonych na korozję.

Ze względu na wysokie koszty związane z korodowaniem przedmiotów wykonanych z metali oraz ich stopów, oprócz ochrony przed korozją, ważna jest również racjonalna gospodarka odpadami metalowymi prowadząca do odzysku metali i ich stopów. Odpady zamiast rdzewieć i niszczyć – przez co zanieczyszczają środowisko – powinny podlegać selektywnej zbiórce, być przetwarzane i ponownie wykorzystywane do produkcji nowych materiałów.



PODSUMOWANIE

- Korozja to zjawisko powolnego niszczenia materiałów pod wpływem czynników środowiska, w którym te materiały się znajdują.
- W zależności od mechanizmu reakcji korozyjnych wyróżniamy korozję chemiczną i elektrochemiczną.
- Korozja chemiczna metali i ich stopów zachodzi w warunkach bezwodnych, najczęściej w wyniku kontaktu z gazami w podwyższonych temperaturach.
- Korozja elektrochemiczna metali i ich stopów zachodzi najczęściej pod wpływem wody z rozpuszczonymi w niej substancjami.
- Korozja przynosi duże straty ekonomiczne, dlatego podejmuje się wiele działań mających na celu jej przeciwdziałanie.



POLECENIA KONTROLNE

1. Dlaczego emaliowane garnki rdzewieją w miejscach uszkodzenia emalii?
2. Wyszukaj w dostępnych źródłach informacje, dlaczego dachy starych budynków wykonane z blachy miedzianej pokrywa zielony nalot.
3. Oceń, która ze stalowych klamek od drzwi: cynkowana czy niklowana, narażonych na szkodliwe czynniki atmosferyczne, szybciej ulegnie korozji w miejscu jej głębokiego zarysowania. Wytłumacz zjawisko na podstawie położenia obu metali w szeregu aktywności metali.
4. Wyszukaj w dostępnych źródłach, ile wynosi cena jednej tony stali konstrukcyjnej. Na podstawie informacji w podręczniku oblicz, ile strat rocznie na całym świecie ponosi się w wyniku korozji, przy założeniu, że cała stal ulegająca korozji to stal konstrukcyjna.
5. Dlaczego kadłuby statków szybciej rdzewieją w wodzie morskiej niż słodkiej?



ZWIĄZKI NIEORGANICZNE I ICH ZNACZENIE

Kryształy wyrosły w skorupie ziemskiej wiele, wiele wcześniej, zanim pojawił się człowiek. Później przyszedł dzień, kiedy człowiek pierwszy raz dostrzegł jeden z takich cudownych okruchów prawidłowej budowy. (...) Człowiek podniósł go, z uwagą oglądnął i zadumał się

Maurits Cornelis Esher
(przekład: Stanisław Hodorowicz)

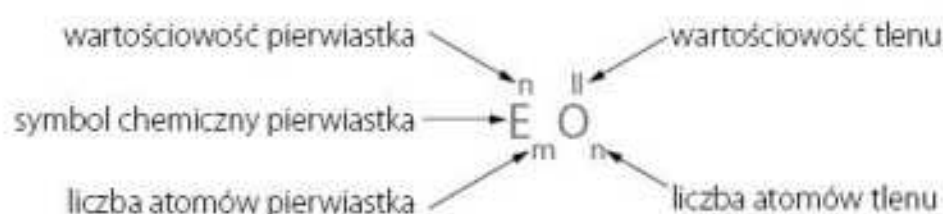
Związki nieorganiczne powszechnie występują w środowisku przyrodniczym, z którego są pozyskiwane. Są wśród nich substancje występujące zarówno w gazowym (np. tlenek węgla(IV)), ciekłym (np. woda), jak i stałym stanie skupienia (np. tlenek krzemu(IV)). Są one niezbędne w podstawowych procesach życiowych zachodzących w organizmach żywych oraz w procesach wytwarzania wielu substancji. Wiele z nich, takie jak kwas siarkowy(VI), kwas azotowy(V), kwas chlorowodorowy, niektóre wodorotlenki (np. wodorotlenek sodu) oraz sole (np. węglan sodu) jest wytwarzanych w bardzo dużych ilościach w przemyśle. Związki nieorganiczne stanowią również składniki w wielu procesach otrzymywania substancji spotykanych w życiu codziennym: leków, kosmetyków, tworzyw syntetycznych, materiałów elektronicznych, barwników, czy żywności. Niektóre z minerałów (np. zawierające tlenek glinu(III)) tworzą barwne, pięknie wykształcone kryształy, zachwycając swym widokiem. Mając na uwadze budowę oraz właściwości fizyczne i chemiczne, związki nieorganiczne dzielimy na kilka grup, z których najważniejsze to: tlenki, wodorki, wodorotlenki, kwasy oraz sole. W niniejszym dziale omówiona zostanie budowa, nazewnictwo, właściwości oraz zastosowania wybranych związków należących do tych grup. Omówiona zostanie również rozpuszczalność substancji, a także przedstawione zostaną sposoby obliczania zawartości substancji rozpuszczonych w roztworach – stężenie procentowe roztworów i ich znaczenie w życiu codziennym.

13. Budowa, otrzymywanie oraz właściwości fizyczne wybranych tlenków

Do wytwarzania biżuterii często stosuje się tanie kryształy cyrkonii. Czy wiecie, jaki skład chemiczny one mają? Cyrkonie to kryształy tlenku cyrkonu(IV) oszlifowane w taki sposób, by przypominały brylanty. Trudno odróżnić cyrkonie od brylantu prostymi metodami. Tlenki to związki chemiczne powszechnie występujące w przyrodzie o różnorodnych właściwościach fizycznych i chemicznych. Są wśród nich takie, które mają właściwości lecznicze, na przykład tlenek cynku, a jeszcze inne stanowią zagrożenie dla naszego zdrowia i życia – na przykład tlenek węgla(II).

13.1. Tlenki – definicja i wzór ogólny

Tlen jest pierwiastkiem bardzo aktywnym chemicznie. Z tego powodu prawie wszystkie pierwiastki tworzą dwuskładnikowe związki z tlenem nazywane **tlenkami**. Wzór ogólny tlenków to:



E to symbol chemiczny pierwiastka tworzącego tlenek, **n**- wartościowość tego pierwiastka, a **m**- wartościowość tlenu. Ponieważ tlen w tlenkach jest zawsze dwuwartościowy, ich skład opisany wzorem sumarycznym zależy od wartościowości pierwiastka, z którym tworzy tlenek.

13.2. Nazwy tlenków

Nazwy systematyczne tlenków tworzy się w taki sposób, że po wyrazie **tlenek** dodaje się nazwę połączoną z nim pierwiastka w formie rzeczownika w dopełniaczu, na przykład CaO – **tlenek wapnia**. Jeżeli pierwiastek połączony z tlenem wykazuje w związkach więcej niż jedną wartościowość, może tworzyć kilka różnych tlenków, więc w takim przypadku po nazwie pierwiastka podaje się w nawiasie cyfrę rzymską oznaczającą jego wartościowość, na przykład CO_2 – **tlenek węgla(IV)**.

Tab. 13.1. Nazwy wybranych tlenków

Wzór tlenku	Nazwa tlenku	Wzór tlenku	Nazwa tlenku
N_2O	tlenek azotu(I)	As_2O_5	tlenek arsenu(V)
CaO	tlenek wapnia	CO_2	tlenek węgla(IV)
Cr_2O_3	tlenek chromu(III)	Cl_2O_7	tlenek chloru(VII)

Na podstawie nazwy tlenku można ustalić jego wzór sumaryczny.

PRZYKŁAD 1.

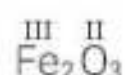
Podaj wzór sumaryczny tlenku żelaza(III).

Rozwiązanie:

a) Wzór ogólny tlenku uzupełniamy o symbol pierwiastka, który tworzy tlenek i jego wartościowość:



b) Wzór ogólny tlenku uzupełniamy o indeksy stechiometryczne, zgodnie z zasadą, że iloczyn liczby atomów pierwiastków i ich wartościowości muszą być sobie równe, czyli: $2 \cdot 3 = 3 \cdot 2$:



Odpowiedź: Wzór sumaryczny tlenku żelaza(III) to Fe_2O_3 .

Uwaga: Jeżeli pierwiastek ma wartościowość I, to cyfrę 1 pomijamy w indeksie stechiometrycznym przy atomie tlenu, na przykład Li_2O , Na_2O .

PRZYKŁAD 2.

Podaj wzór sumaryczny tlenku siarki(VI).

Rozwiązanie:

a) Wzór ogólny tlenku uzupełniamy o symbol pierwiastka, który tworzy tlenek i jego wartościowość:



b) Wzór ogólny tlenku uzupełniamy o indeksy stechiometryczne: $\overset{VI}{S}_2\overset{II}{O}_6$.

Jeżeli indeksy stechiometryczne mają wspólny dzielnik, to należy je przez niego podzielić. Największy wspólny dzielnik indeksów 2 i 6 to 2, stąd: $\frac{2}{2} = 1$ oraz $\frac{6}{2} = 3$. Ostateczny wzór tlenku przyjmuje więc postać: SO_3 .

Odpowiedź: Wzór sumaryczny tlenku siarki(VI) to SO_3 .

Uwaga: Jeżeli pierwiastek ma wartościowość II, to liczba atomów tego pierwiastka oraz liczba atomów tlenu we wzorze sumarycznym tlenku wynosi 1 (wartościowości posiadają wspólny dzielnik 2), na przykład MgO , CaO .

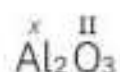
Znając wzór sumaryczny tlenku, można określić jego nazwę.

PRZYKŁAD 3.

Podaj nazwę tlenku o wzorze sumarycznym Al_2O_3 .

Rozwiązanie:

a) Na podstawie wzoru sumarycznego ustalamy nazwę pierwiastka oraz jego wartościowość w tlenku:



W skład tlenku wchodzi glin. Ze wzoru wynika, że wartościowość glinu w tlenku wynosi III, gdyż $x \cdot 2 = 2 \cdot 3$, stąd $x = 3$.

b) Ustalamy, jaką wartościowość w związkach może przyjmować pierwiastek tworzący tlenek.

Glin w związkach przyjmuje jedną wartościowość: III, dlatego nie trzeba uwzględniać jej w nazwie.

Odpowiedź: Nazwa tlenku o wzorze sumarycznym Al_2O_3 to tlenek glinu.

PRZYKŁAD 4.

Podaj nazwę tlenku o wzorze sumarycznym NO_2 .

Rozwiązanie:

a) Na podstawie wzoru sumarycznego ustalamy nazwę pierwiastka oraz jego wartościowość w tlenku:



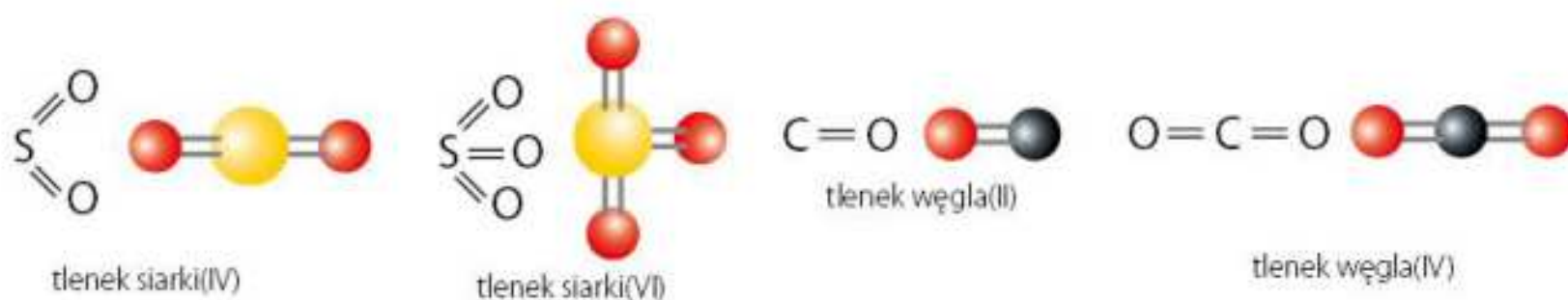
W skład tlenku wchodzi azot. Ze wzoru wynika, że wartościowość azotu w tlenku wynosi IV, gdyż: $x \cdot 1 = 2 \cdot 2$, stąd $x = 4$.

b) Ustalamy, jaką wartościowość w związkach może przyjmować pierwiastek tworzący tlenek.

Azot w związkach może przyjmować różne wartościowości: I, II, III, IV lub V, dlatego trzeba uwzględnić jego wartościowość w nazwie związku.

Odpowiedź: Nazwa tlenku o wzorze sumarycznym NO_2 to tlenek azotu(IV).

Na podstawie wzoru sumarycznego tlenku możemy narysować jego wzór strukturalny oraz zbudować jego model (rys. 13.1).



Rys. 13.1. Wzory strukturalne i modele kulkowe wybranych tlenków.

13.3. Metody otrzymywania tlenków

Istnieje kilka metod otrzymywania tlenków. Można je otrzymać w wyniku reakcji, w których bierze udział tlen lub związki chemiczne zawierające tlen.

Doświadczenie

Spalanie wstążki magnezowej

Przebieg doświadczenia:

Kawałek wstążki magnezowej umieścić na łyżeczce do spalań i zapalić w płomieniu palnika.

Uwaga: doświadczenie najlepiej wykonać pod wyciągiem (dygestorium), unikając wpatrywania się z bliska w płomień.



Rys. 13.2. Spalanie wstążki magnezowej.

Obserwacje:

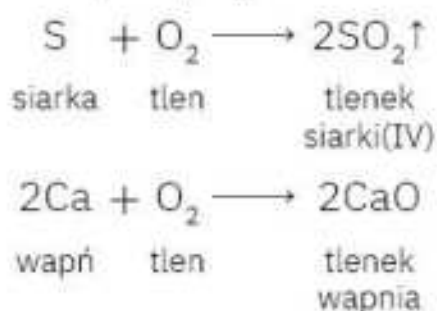
Wstążka magnezowa spala się oślepiającym płomieniem, a w wyniku jej spalania powstaje biały proszek (rys. 13.2).

W wyniku spalania wstążki magnezowej powstaje tlenek magnezu:

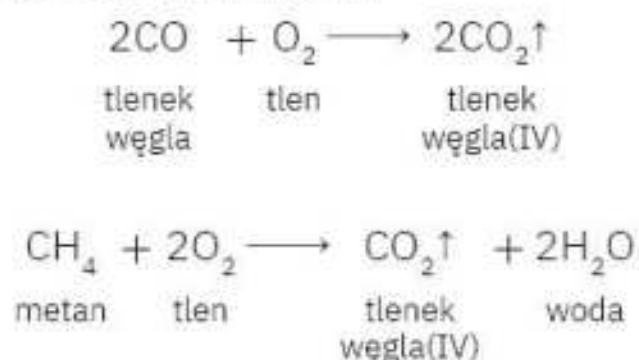


Tlenki mogą powstawać podczas wielu reakcji, wśród których najważniejsze to:

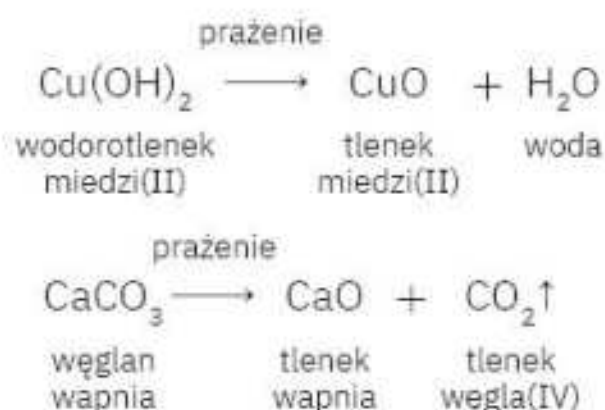
1. reakcje syntezy z pierwiastków, na przykład:



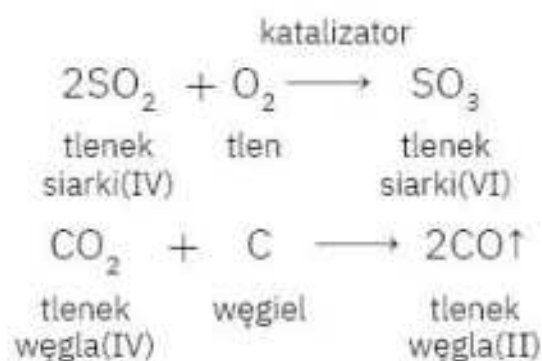
2. reakcje spalania związków, na przykład:



3. reakcje termicznego rozkładu niektórych związków, na przykład:



4. reakcje utleniania-redukcji, w których biorą udział pierwiastki występujące w tlenkach na różnych stopniach utlenienia:



13.4. Właściwości fizyczne wybranych tlenków

W zależności od rodzaju pierwiastka połączonego z tlenem tlenki możemy podzielić na **tlenki metali** oraz **tlenki niemetalu**. Różnią się one właściwościami fizycznymi i chemicznymi, które wynikają z elektroujemności. W przypadku tlenu elektroujemność w skali Paulinga wynosi 3,5, co oznacza, że jest to pierwiastek silnie elektroujemny. Powoduje to, że wiązania chemiczne w tlenkach mogą mieć różny charakter, w zależności od elektroujemności pierwiastka, z którym połączony jest tlen (tab. 13.2).

Dla przypomnienia: jeżeli różnica elektroujemności w skali Paulinga jest większa od 1,7, to wiązanie ma zazwyczaj charakter jonowy, a jeżeli jest równa lub mniejsza od 1,7 zazwyczaj, mówimy wiązaniu kowalencyjnym spolaryzowanym.

Tab. 13.2. Charakter wiązań chemicznych w tlenkach pierwiastków trzeciego okresu w układzie okresowym

Numer grupy	1	2	13	14	15	16	17
Tlenek	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
Różnica elektroujemności w skali Paulinga między atomem tlenu a atomem pierwiastka	2,6	2,3	2,0	1,7	1,4	1,0	0,5
Rodzaj wiązania	jonowe			kowalencyjne spolaryzowane			
Zmiana charakteru wiązania	← wzrost jonowości			→ wzrost kowalencyjności			

Właściwości tlenków zależą od charakteru wiązań chemicznych w nich występujących.

Tlenki metali to najczęściej ciała stałe o budowie jonowej, które mają wysokie temperatury topnienia i są mało lotne (tab. 13.3). Stopione przewodzą prąd elektryczny. Niektóre tlenki metali mają budowę kowalencyjną, na przykład tlenek chromu(VI).

Tab. 13.3. Wybrane właściwości niektórych tlenków metali

Właściwości	Tlenki metali				
	Na ₂ O	MgO	CaO	ZnO	Al ₂ O ₃
stan skupienia	ciało stałe				
barwa	biała				
gęstość $\left[\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}\right]$	2,27	3,58	3,34	5,60	4,00
temperatura topnienia [°C]	1134	2825	2613	1974	2040

Większość tlenków niemetalu w temperaturze pokojowej jest gazami o budowie cząsteczkowej. Budowę taką mają również tlenki niemetalu występujące w stanie ciekłym. Większość tlenków niemetalu występujących w stanie stałym, na przykład tlenek krzemu(IV), tlenek boru(III), mają budowę sieci kowalencyjnej (tab. 13.4).

Tab. 13.4. Wybrane właściwości niektórych tlenków niemetalu

Właściwości	Tlenki niemetalu				
	N ₂ O	CO	CO ₂	SO ₂	SO ₃
stan skupienia	gazowy	gazowy	gazowy	gazowy	ciekły*
barwa	bezbarwny				
zapach	lekko słodki	bezwonny	bezwonny	drażniący	drażniący (bardziej drażniący niż SO ₂)
gęstość* $\left[\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}\right]$	1,34	1,15	1,98	2,62	1,97**
palność	niepalny	palny	niepalny	niepalny	niepalny

* – w temperaturze 25°C, pod ciśnieniem 1013 hPa; ** – w temperaturze 20°C; w $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

Przyglądając się układowi okresowemu pierwiastków, można zaobserwować, że charakter chemiczny wiązania w tlenku zależy od położenia w układzie okresowym pierwiastka wchodzącego w skład tlenku.

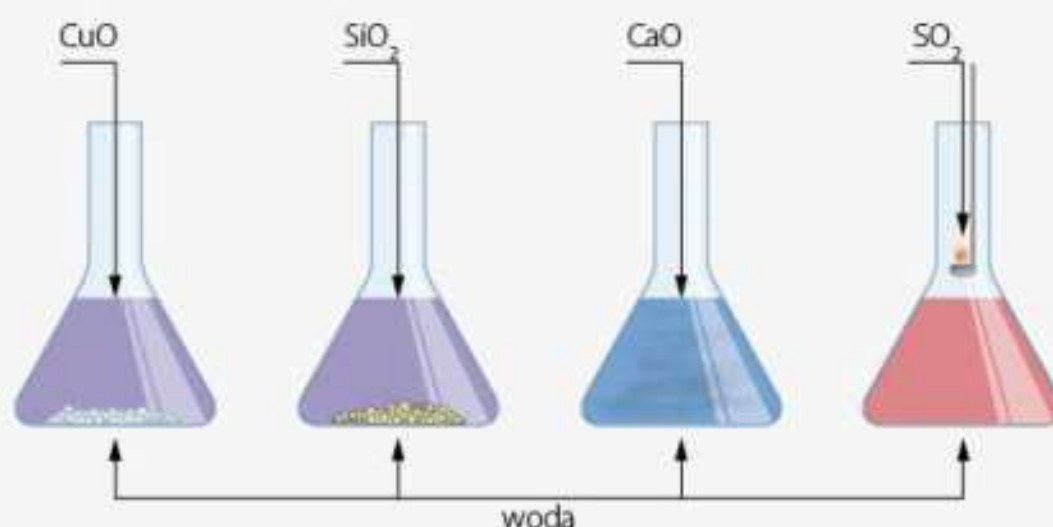
Sprawdźmy, w jaki sposób tlenki metali i niemetalu zachowują się w obecności wody.

Doświadczenie

Badanie reakcji z wodą wybranych tlenków metali i niemetalu

Przebieg doświadczenia:

Do czterech kolb szerokoszyjnych o pojemności 200 cm³ wlej około 20 cm³ wody. Do pierwszej kolby wsyp niewielką ilość tlenku miedzi(II), do drugiej – tlenku krzemu(IV), a do trzeciej – tlenku wapnia. Wstrząśnij lekko kolbami. Umieść niewielką ilość siarki na tyżeczce do spalań, zapal nad palnikiem i wprowadź do czwartej kolby. Po spaleniu siarki zatkaj kolbę korkiem i potrząśnij nią. Uniwersalnym papierkiem wskaźnikowym sprawdź odczyn każdego z roztworów.

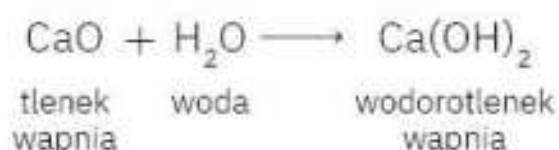


Rys. 13.3. Reakcje wybranych tlenków z wodą.

Obserwacje:

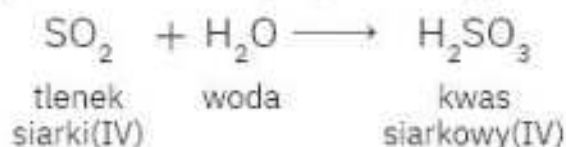
W kolbach z tlenkiem miedzi(II) oraz tlenkiem krzemu(IV) brak jest widocznych oznak reakcji, a uniwersalny papierek wskaźnikowy nie zmienia zabarwienia. W kolbie z tlenkiem wapnia oraz w kolbie z tlenkiem siarki(IV) substancje się rozWORZYŁY, a uniwersalny papierek wskaźnikowy zmienia zabarwienie z koloru żółtego odpowiednio na kolor niebieski oraz czerwony (rys. 13.3).

Zarówno wśród tlenków metali, jak i niemetalu można wyróżnić takie, które reagują z wodą, przechodząc do roztworu, oraz takie, które z wodą nie reagują. Tlenek miedzi(II) oraz tlenek krzemu(IV) nie reagują z wodą. Tlenek wapnia ulega reakcji z wodą zgodnie z równaniem:



Produktem tej reakcji jest zasadowy wodorotlenek wapnia – z tego powodu uniwersalny papierek wskaźnikowy zmienił barwę na niebieską. Analogicznej reakcji z wodą ulegają tlenki metali położonych w 1 i 2 grupie układu okresowego (z wyjątkiem berylu).

Z kolei produktem reakcji tlenku siarki(IV) z wodą jest kwas siarkowy(IV):



Z tego powodu uniwersalny papierek wskaźnikowy zmienił barwę na czerwoną. Tak jak SO_2 z wodą reagują inne tlenki niemetalu, na przykład: CO_2 , SO_3 , niektóre tlenki azotu oraz fosforu.

**PODSUMOWANIE**

- Tlenki to dwuskładnikowe związki pierwiastków z tlenem.
- Ze względu na rodzaj pierwiastka połączzonego z tlenem wyróżnia się tlenki metali oraz tlenki niemetalu.
- Właściwości fizyczne tlenków zależą od charakteru wiązań chemicznych pomiędzy atomami tlenu a atomami pierwiastka z nim połączzonego.
- Wyróżniamy tlenki reagujące i niereagujące z wodą.
- Tlenki reagujące z wodą tworzą kwasy lub wodorotlenki.

POLECENIA KONTROLNE



1. Ustal wzory sumaryczne tlenków na podstawie ich nazwy:
 - a) tlenek cyny(IV)
 - b) tlenek berylu
 - c) tlenek azotu(III)
 - d) tlenek miedzi(I)
 - e) tlenek manganu(VII)
2. Na podstawie elektroujemności w skali Paulinga wskaż, jakie wiązania chemiczne występują w tlenkach o wzorach sumarycznych:
 SeO_3 , CuO , CaO , TiO_2 , CrO_3 , B_2O_3 , K_2O , As_2O_5
3. Podaj nazwy tlenków o wzorach sumarycznych:
 Mn_2O_3 , SiO , V_2O_5 , Li_2O
4. Głównym składnikiem piasku jest krzemionka, czyli kryształy tlenku krzemu(IV) o różnym stopniu rozdrobnienia. Wiadomo, że pewien kryształ SiO_2 o objętości 2 cm^3 waży $5,3 \text{ g}$. Na podstawie tej informacji odpowiedz, dlaczego piasek wsypany do szklanki wody opada na jej dno. Podpowiedź: przyjmij, że gęstość wody wynosi 1 g/cm^3 .
5. Wyszukaj w dostępnych źródłach, dlaczego CO_2 , który jest gazem, wykorzystuje się w gaśnicach śniegowych? Dlaczego nie wolno nimi gasić płonącego człowieka?

14. Właściwości chemiczne oraz zastosowania wybranych tlenków

Bardzo rozdrobniona substancja ma inne właściwości niż nierozdrobniona. Tę prawidłowość wykorzystano w nanotechnologii, której celem jest wytwarzanie cząstek substancji o określonej wielkości (mierzonych w nanometrach) i pożądanych właściwościach, nazywanych nanomateriałami. Do nanomateriałów należy wiele tlenków, które są stosowane między innymi w elektronice, kosmetyce, medycynie, procesach oczyszczania wód i podczas wytwarzania wielu substancji używanych na co dzień.

14.1. Reakcje tlenków z kwasami

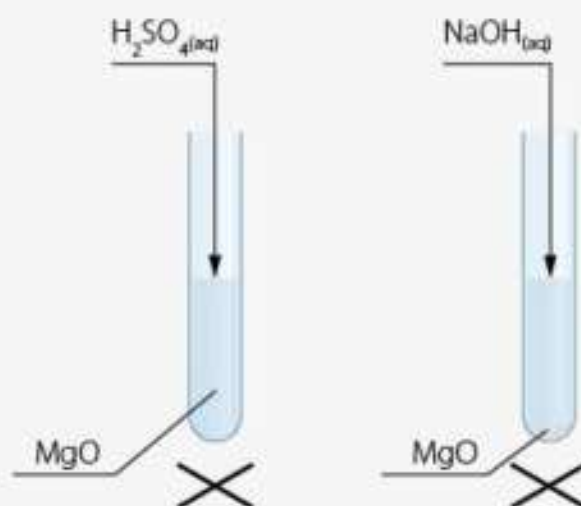
Charakter chemiczny tlenków można określić, badając ich reaktywność względem kwasów i zasad.

Doświadczenie

Badanie reaktywności tlenku magnezu

Przebieg doświadczenia:

Do dwóch probówek wsyp kolejno niewielką ilość tlenku magnezu. Do pierwszej probówki wlej kilka cm^3 rozcieńczonego roztworu kwasu siarkowego(VI), a do drugiej – kilka cm^3 rozcieńczonego roztworu wodorotlenku sodu. Zachowując ostrożność, probówki lekko ogrzewaj i potrząsaj ich zawartością.



Rys. 14.1. Reakcje tlenku magnezu z kwasem siarkowym(VI) oraz z wodorotlenkiem sodu.

Obserwacje:

W probówce, do której dodano roztwór kwasu siarkowego(VI), tlenek magnezu rozpuścił się, natomiast w probówce, do której dodano roztwór wodorotlenku sodu brak jest widocznych oznak reakcji (rys. 14.1).

Tlenek magnezu nie reaguje z roztworem wodorotlenku sodu, natomiast ulega reakcji z kwasem siarkowym(VI) zgodnie z równaniem:



W wyniku tej reakcji powstaje sól siarczan(VI) magnezu MgSO_4 oraz woda.

Tlenki, które reagują z kwasami, a nie reagują z zasadami, nazywamy **tlenkami zasadowymi**.

Do tlenków zasadowych należą tlenki metali położonych w 1 i 2 grupie układu okresowego (z wyjątkiem berylu) oraz niektóre tlenki innych metali (np. CrO , MnO). Jeśli tlenki zasadowe reagują z wodą, produktem tej reakcji jest wodorotlenek.

W grupach 1, 2 oraz 13–17 układu okresowego rosną właściwości zasadowe tlenków wraz ze wzrostem liczby atomowej pierwiastka.

14.2. Reakcje tlenków z zasadami

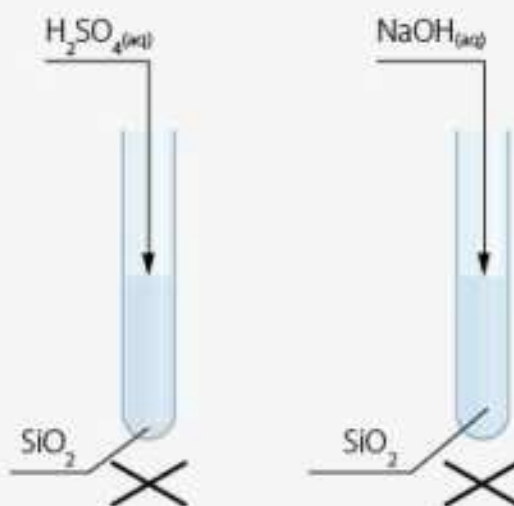
Zbadajmy, czy istnieją tlenki, które ulegają reakcji z zasadami.

Doświadczenie

Badanie charakteru chemicznego tlenku krzemu(IV)

Przebieg doświadczenia:

Do dwóch probówek wsyp kolejno niewielką ilość świeżo sporządzonego uwodnionego tlenku krzemu(IV) (wytrąconego rozcieńczonym kwasem chlorowodorowym o stężeniu 2 mol/dm^3 ze szkła wodnego). Do pierwszej probówki wlej kilka cm^3 stężonego kwasu siarkowego(VI), a do drugiej – kilka cm^3 stężonego roztworu wodorotlenku sodu. Zachowując ostrożność, lekko ogrzewaj probówki i potrząsaj ich zawartością.



Rys. 14.2. Reakcje tlenku krzemu(IV) z kwasem siarkowym(VI) oraz roztworem wodorotlenku sodu.

Obserwacje:

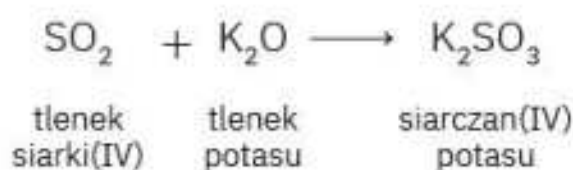
W probówce, do której dodano kwas siarkowy(VI), brak jest widocznych oznak reakcji, natomiast w probówce, do której dodano roztwór wodorotlenku sodu, tlenek krzemu(IV) rozтворя się (rys. 14.2).

Tlenek krzemu(IV) nie reaguje z kwasem siarkowym(VI), natomiast ulega reakcji z wodorotlenkiem sodu zgodnie z równaniem:



W wyniku tej reakcji powstaje sól oraz woda.

Podobnie do SiO_2 reagują z wodorotlenkami inne tlenki niemetalu, na przykład: CO_2 , SO_3 , tlenki fosforu, tlenki chloru, większość tlenków azotu oraz niektóre tlenki metali (np. CrO_3 , Mn_2O_7). Tlenki, które reagują z wodorotlenkami, a nie reagują z kwasami, nazywamy **tlenkami kwasowymi**. Wchodzą one w reakcje z tlenkami zasadowymi, a w ich wyniku powstaje sól, na przykład:



Jeśli tlenki kwasowe rozpuszczają się w wodzie, reagują z nią, a produktem tej reakcji jest kwas.

14.3. Tlenki amfoteryczne

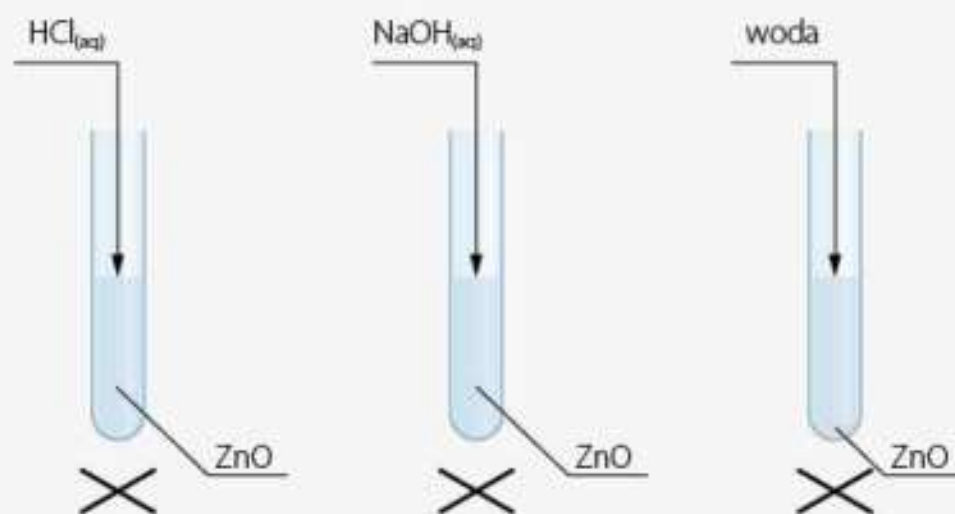
Sprawdźmy, czy oprócz tlenków kwasowych i zasadowych istnieją tlenki, które wykazują odmienny charakter.

Doświadczenie

Badanie reaktywności tlenku cynku

Przebieg doświadczenia:

Przygotuj trzy probówki, do których wlej około 5 cm³: do pierwszej – rozcieńczonego kwasu solnego o stężeniu 2 mol/dm³, do drugiej – rozcieńczonego roztworu wodorotlenku sodu o stężeniu 2 mol/dm³, a do trzeciej – wody. Do każdej z probówek wsyp niewielką ilość tlenku cynku, lekko ogrzej probówki.



Rys. 14.3. Reakcje tlenku cynku z kwasem chlorowodorowym, z roztworem wodorotlenku sodu oraz z wodą.

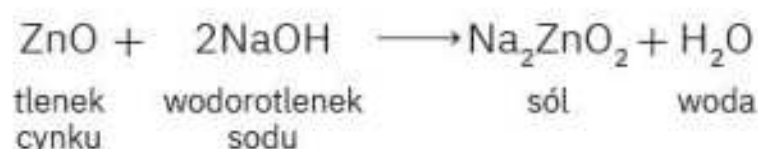
Obserwacje:

W probówkach z roztworami kwasu chlorowodorowego oraz wodorotlenku sodu tlenek cynku rozтворя się, a w probówce z wodą brak jest widocznych oznak reakcji (rys. 14.3).

Tlenek cynku wykazuje interesujące właściwości chemiczne. Nie reaguje z wodą, natomiast w wyniku jego reakcji z kwasem powstaje sól oraz woda:



Tlenek cynku reaguje również z roztworem wodorotlenku sodu, zgodnie z równaniem:



W wyniku tej reakcji powstaje sól oraz woda. Tlenki, które reagują zarówno z kwasami, jak i zasadami, nazywamy **tlenkami amfoterycznymi** (z języka greckiego *amphoterōs*, czytaj: amfoterōs, oznacza „w obie strony”). Tlenkami amfoterycznymi są tlenki metali i niemetalu, które reagują z kwasami i zasadami. Na ogół nie reagują one z wodą. Do tlenków amfoterycznych należą na przykład: BeO, Al₂O₃, Fe₂O₃, PbO, CuO, SnO.

Oprócz tlenków kwasowych, zasadowych i amfoterycznych wyróżniamy również tlenki obojętne. Tlenki te w temperaturze pokojowej nie reagują zarówno z kwasami, jak i zasadami oraz wodą. Należą do nich tlenki niemetalu: tlenek azotu(II) NO, tlenek węgla(II) CO, tlenek krzemu(II) SiO oraz tlenek azotu(I) N₂O.

Co istotne, jeżeli pierwiastek tworzy więcej niż jeden tlenek, jego charakter chemiczny zmienia się wraz ze wzrostem jego stopnia utlenienia (tab. 14.1).

Tab. 14.1. Zmiana charakteru chemicznego tlenków manganu w zależności od stopnia utlenienia manganu

Tlenek	MnO	Mn ₂ O ₃	MnO ₂	MnO ₃	Mn ₂ O ₇
Stopień utlenienia	II	III	IV	VI	VII
Charakter tlenku	zasadowy	zasadowy	amfoteryczny	kwasowy	kwasowy
Rodzaj wiązania	jonowe		kowalencyjne spolaryzowane		
Zmiana charakteru wiązania	← wzrost jonowości		→ wzrost kowalencyjności		
Charakter tlenku	→ wzrost właściwości kwasowych ← wzrost właściwości zasadowych				

14.4. Zastosowania wybranych tlenków

Tlenki niemetali i tlenki metali są między innymi wykorzystywane do otrzymywania wielu substancji chemicznych na skalę przemysłową (np. kwasu siarkowego(VI), kwasu azotowego(V)), do wytwarzania światłowodów oraz laserów, materiałów ściernych i polerskich. Znajdują również zastosowanie w jubilerstwie, są katalizatorami niezbędnymi do przebiegu wielu reakcji chemicznych. Wchodzą w skład farb, lakierów, pigmentów, detergentów oraz leków (rys. 14.4, 14.5).

Tlenki niemetali	
Tlenek węgla(II) CO Jest używany w przemyśle chemicznym do produkcji wielu substancji, m.in. etanolu, metanolu oraz kwasu octowego. W metalurgii służy jako środek redukujący w procesach pozyskiwania metali z ich rud. Wchodzi w skład gazu wielkopiecowego stosowanego do ogrzewania baterii koksowniczych w hutach.	



Tlenek azotu(I) N_2O

Używa się go w anestezjologii podczas zabiegów chirurgicznych do znieczulenia ogólnego. W przemyśle motoryzacyjnym służy jako substancja zwiększająca moc silników samochodowych. W przemyśle spożywczym stosuje się go do spieniania produktów żywnościowych, m.in. bitej śmietany, pakowania produktów podatnych na utlenienie oraz jako środek konserwujący żywność (dodatek do żywności E942).



Tlenek siarki(VI) SO_3

Służy do otrzymywania kwasu siarkowego(VI). Stosuje się go podczas produkcji barwników, leków, detergentów, materiałów wybuchowych.

Tlenek węgla(IV) CO_2

Stosuje się go w przemyśle spożywczym do wytwarzania napojów gazowanych. Ze-stalony CO_2 (tzw. suchy lód) jest używany jako środek chłodzący w chłodziarkach i środek gaszący w gaśnicach śniegowych. Wykorzystuje się go także jako konserwant żywności (dodatek do żywności E290) oraz w wielu procesach przemysłowych.



Tlenek siarki(IV) SO_2

Jest półproduktem służącym do otrzymywania kwasu siarkowego (VI). Stosuje się go jako środek dezynfekcyjny (zapobiega rozwojowi bakterii, grzybów i pleśni oraz działa owadobójczo), substancję bielącą w przemyśle włókienniczym, papierniczym i spożywczym. Jako środek konserwujący żywność jest dodawany m.in. do wina, soków, koncentratów owocowych oraz suszonych owoców (dodatek do żywności E220).



Rys. 14.4. Zastosowania wybranych tlenków niemetali.

Tlenek magnezu(II) MgO

Służy do wyrobu cementu portlandzkiego oraz materiałów ogniotrwałych (np. tygli). Jest wykorzystywany w procesach oczyszczania ścieków i gleb skażonych metalami ciężkimi. Wykorzystuje się go do produkcji kosmetyków (składnik pudrów, past do zębów, dezodorantów, szminek). Jest stosowany jako lek podczas zatruc (np. arszenikiem). Wykorzystuje się go w przemyśle spożywczym jako środek przeciwdziałający zbrylaniu produktów żywnościowych (dodatek do żywności E290).



Tlenek cynku ZnO

Jest wykorzystywany jako dodatek do farb i lakierów oraz impregnatów do drewna. Służy jako dodatek do gumy, kauczuku i tworzyw sztucznych. Jest składnikiem proszku do wykrywania odcisków palców stosowanego w kryminalistyce. Ze względu na właściwości bakteriobójcze używa się go jako dodatku do kosmetyków (m.in. maści, kremów, żelów oraz zasypek) oraz w stomatologii jako tymczasowe wypełnienia ubytków w zębach. Stanowi także naturalny filtr promieniowania UV.

Tlenek wapnia CaO

Używa się go w budownictwie (zaprawa murarska) oraz w procesach wytwarzania szkła i ceramiki, a także jako topnik w przemyśle metalurgicznym. W przemyśle cukrowniczym służy do oczyszczania soku z buraków cukrowych. Jest składnikiem nawozów mineralnych. Stosuje się go jako regulator kwasowości (dodatek do żywności E529).





Tlenek glinu(III) Al_2O_3

Jest wykorzystywany w przemyśle chemicznym podczas procesów wytwarzania glinu o czystości technicznej (powyżej 99%). Dodaje się go do kosmetyków (składnik pudrów, zasypek, pomadek, dezodorantów). Jego odmiany krystaliczne są stosowane w jubilerstwie (kryształy szafirów i rubinów). Służy do wytwarzania materiałów ceramicznych, ściernych i polerskich.

Tlenek chromu(III) Cr_2O_3

Wykorzystuje się go jako zielony barwnik dodawany do farb, lakierów, atramentu, szkła, ceramiki i betonu. Służy jako środek polerski od ostrzenia przyrządów tnących (m.in. noży i gilotyn). Stosuje się go jako katalizator w wielu reakcjach chemicznych.



Rys. 14.5. Zastosowania wybranych tlenków metali.

Bardziej szczegółowe zastosowania i właściwości innych ważnych tlenków, takich jak SiO_2 oraz CaO , poznacie w dalszej części podręcznika.

PODSUMOWANIE

- Ze względu na charakter chemiczny tlenków wyróżniamy tlenki kwasowe, zasadowe, amfoteryczne i obojętne.
- Tlenki zasadowe reagują z kwasami, a nie reagują z zasadami. Jeśli rozpuszczają się w wodzie, reagują z nią, a produktem tej reakcji jest wodorotlenek.
- Tlenki kwasowe reagują z zasadami, a nie reagują z kwasami. Jeśli rozpuszczają się w wodzie, reagują z nią, a produktem tej reakcji jest kwas.
- Tlenki amfoteryczne reagują zarówno z kwasami, jak i zasadami. Na ogół nie reagują one z wodą.
- Tlenki obojętne nie reagują z kwasami, zasadami ani wodą.
- Tlenki znajdują wiele zastosowań, między innymi w przemyśle chemicznym, spożywczym, jubilerstwie oraz medycynie.





POLECENIA KONTROLNE

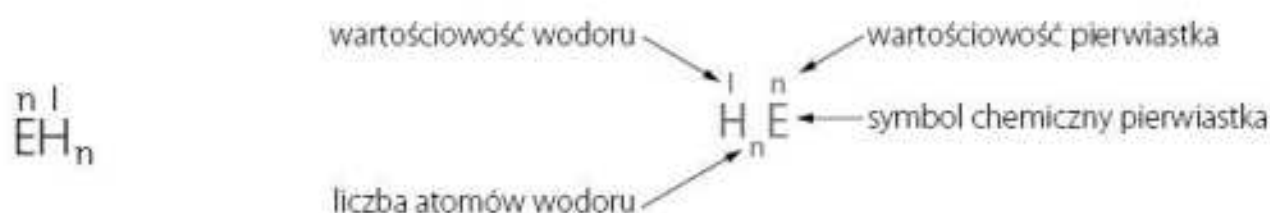
1. Zapisz w zeszycie równania reakcji zachodzących według schematu:
a) $\text{C} \xrightarrow{+\text{O}_2} \text{CO}_2 \xrightarrow{+\text{H}_2\text{O}} \text{H}_2\text{CO}_3$
b) $\text{Mg} \xrightarrow{+\text{O}_2} \text{MgO} \xrightarrow{+\text{H}_2\text{O}} \text{Mg(OH)}_2$
2. Do probówek z wodą dodano kilka kropel roztworu lakmusu i wprowadzono następujące tlenki: CaO , SO_3 , N_2O_5 , Na_2O , K_2O , P_2O_3 . Na podstawie położenia pierwiastków wchodzących w skład tlenków w układzie okresowym wskaż, w których probówkach roztwór zabarwi się na czerwono, a w których na niebiesko. Napisz w zeszycie równania zachodzących reakcji.
3. Zaproponuj doświadczenie, na podstawie którego można potwierdzić amfoteryczny charakter tlenku miedzi(II). Zapisz w zeszycie odpowiednie równania reakcji zachodzące w doświadczeniu.
4. Wyszukaj w dostępnych źródłach informacje dotyczące tlenku srebra(I) i odpowiedz, dlaczego tlenek ten jest składnikiem wielu kosmetyków.
5. Na podstawie informacji dostępnych w internecie przygotuj infografikę zatytułowaną „Wybrane zastosowania tlenku tytanu(IV) TiO_2 ”.

15. Budowa, otrzymywanie, właściwości oraz zastosowania wybranych wodorków

Dlaczego na profesjonalnych, krytych lodowiskach można jeździć na łyżwach po lodzie nawet przy dodatniej temperaturze powietrza? Jest to możliwe, gdyż pod taflą lodowiska znajdują się rurki z przepływającym chłodziwem (35-procentowy roztwór glikolu etylenowego). Chłodziwo to jest oziębiane w agregacie chłodniczym przez krążący w obiegu zamkniętym czynnik chłodzący, którym jest amoniak – wodorek, który znalazł wiele interesujących zastosowań w życiu codziennym.

15.1. Wodorki – definicja i wzór ogólny

Wodorki to związki wodoru zbudowane z atomów wodoru i atomu innego pierwiastka. W zależności od położenia w układzie okresowym atomu tworzącego wodorek, wzór ogólny wodorku przyjmuje jedną z dwóch postaci:



Pierwiastki należące do
grup 1–15

Pierwiastki należące do grup 16–17

E to symbol chemiczny pierwiastka tworzącego wodorek, a **n** – liczba atomów wodoru równa wartościowości tego pierwiastka. Ponieważ wodór jest zawsze jednowartościowy, skład wodorków opisany wzorem sumarycznym zależy od wartościowości pierwiastka, który tworzy wodorek.

Kolejność pierwiastków we wzorze sumarycznym zależy od ich elektroujemności – najpierw podaje się pierwiastek o mniejszej elektroujemności (wyjątek stanowią związki zawierające węgiel i wodór, np. metan CH_4).

Wartościowość pierwiastków grup 1, 2 oraz 13–17 względem wodoru wzrasta od grupy 1 do 14, a następnie maleje (tab. 15.1).

Tab. 15.1. Wzory sumaryczne i nazwy wybranych wodorków

Numer grupy	1	2	13	14	15	16	17
Wartośćowość pierwiastka względem wodoru	I	II	III	IV	III	II	I
Wzór wodorku	NaH	CaH ₂	AlH ₃	SiH ₄	NH ₃	H ₂ S	HCl
Nazwa wodorku	wodorek sodu	wodorek wapnia	wodorek glinu	wodorek krzemu	wodorek azotu	siarkowodór	chlorowodór

15.2. Nazwy wodorków

Nazwy systematyczne wodorków tworzy się w zależności od ich wzoru ogólnego (tab. 15.1). Nazwy wodorków pierwiastków leżących w grupach 1–15 najczęściej tworzy się podobnie do nazw tlenków: po wyrazie **wodorek** dodaje się nazwę połączoną z nim pierwiastka w formie rzeczownika w dopełniaczu, na przykład: NaH – **wodorek sodu**.

W przypadku wodorków grupy 16 i 17 nazwy wodorków tworzy się według schematu: „nazwa pierwiastka” + „o” + „wodór”, na przykład: HCl – **chlor+o+wodór**, czyli **chlorowodór**. W przypadku niektórych wodorków zamiast ich nazw systematycznych w laboratorium oraz w życiu codziennym używa się dawnych nazw zwyczajowych, na przykład: amoniak NH₃ oraz zaliczany do związków organicznych metan CH₄. Dla tych związków stosuje się odrębne zasady nazewnictwa.

Należy pamiętać, że związki wodoru z tlenem nazywamy tlenkami, na przykład: tlenek wodoru H₂O, nadutlenek wodoru H₂O₂.

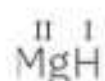
Na podstawie nazwy wodorku można ustalić jego wzór sumaryczny.

PRZYKŁAD 1.

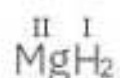
Podaj wzór sumaryczny wodorku magnezu.

Rozwiązanie:

a) Wzór ogólny wodorku uzupełniamy o symbol metalu, który tworzy wodorek i jego wartościowość:



b) Wzór ogólny wodorku uzupełniamy o indeksy stechiometryczne:



Odpowiedź: Wzór sumaryczny wodorku magnezu to MgH_2 .

Znając wzór sumaryczny wodorku, można określić jego nazwę.

PRZYKŁAD 2.

Podaj nazwę wodorku o wzorze sumarycznym HI.

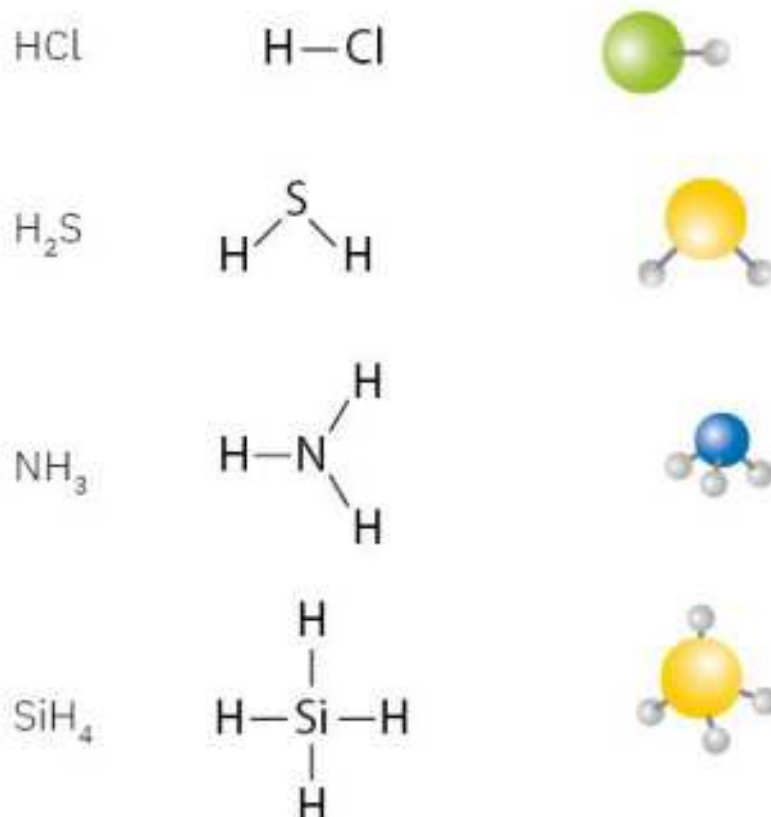
Rozwiązanie:

Ustalamy nazwę pierwiastka oraz jego położenie w układzie okresowym.

W skład tego wodorku wchodzi jod. Jod leży w 17 grupie układu okresowego.

Odpowiedź: Nazwa wodorku o wzorze sumarycznym HI to jodowodór.

Na podstawie wzoru sumarycznego oraz nazwy wodorku możemy również narysować jego wzór strukturalny oraz zbudować jego model (rys. 15.1).



Rys. 15.1. Wzory strukturalne i modele kulkowe wybranych wodorków.

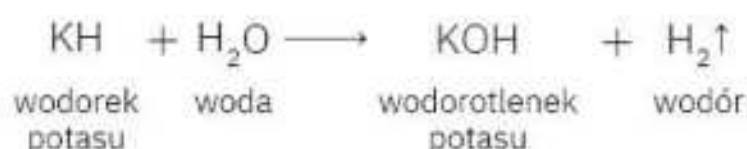
15.3. Właściwości fizyczne i chemiczne wodorków

W zależności od rodzaju pierwiastka połączanego z wodorem, związki te możemy podzielić na **wodorki metali** oraz **wodorki niemetalu**, które różnią się budową oraz właściwościami fizycznymi i chemicznymi, w zależności od charakteru wiązania między atomem wodoru, a atomem pierwiastka tworzącego wodorek.

Wodorki metali grupy 1 i 2 są ciałami stałymi o budowie jonowej, z wyjątkiem wodorku berylu BeH_2 i magnezu MgH_2 , które mają budowę kowalencyjną. Mają one wysokie temperatury topnienia, a stopione przewodzą prąd elektryczny.

Wodorki niemetalu w temperaturze pokojowej w większości są gazami i mają budowę cząsteczkową (tab. 15.3). Między atomami wodoru oraz niemetalu występują w nich wiązania kowalencyjne spolaryzowane.

Zarówno wśród wodorków metali, jak i niemetalu można wyróżnić takie, które reagują i nie reagują z wodą. Wszystkie wodorki metali z grup 1 i 2 układu okresowego reagują z wodą, a wyniku tej reakcji powstaje wodorotlenek oraz wydzielają się wodór:

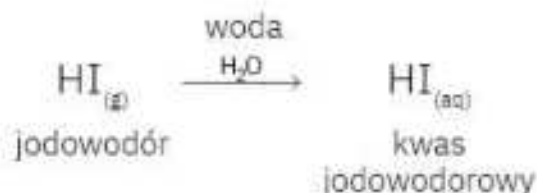


Wodorki te reagują z kwasami, a w wyniku reakcji powstaje sól oraz wydzielają się wodór:



Analogicznej reakcji z wodą oraz kwasami ulegają wodorki innych metali o budowie jonowej (np. MgH_2). Wodorki takie nazywamy **wodorkami zasadowymi**.

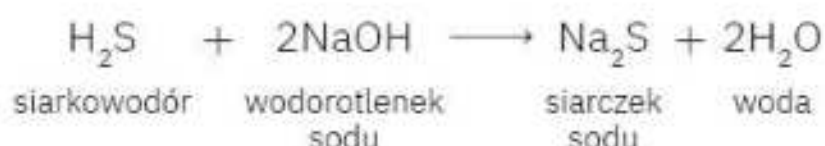
Produktem reakcji większości wodorków niemetalu z wodą jest kwas, na przykład:



W równaniu otrzymywania kwasu jodowodorowego symbol (g) oznacza substancję w stanie gazowym, a symbol (aq) – substancję rozpuszczoną w wodzie.

Tak samo jak jodowódor reagują z wodą i zasadami inne wodorki niemetalu grup 16 i 17, na przykład: HCl , HBr , H_2S , H_2Se . Wodorki takie nazywamy **wodorkami kwasowymi**.

Wodorki te reagują z zasadami, a wyniku tej reakcji powstaje sól oraz wydzielają się woda:



Oprócz wodorków kwasowych i zasadowych wyróżniamy również wodorki, które w temperaturze pokojowej nie reagują z wodą. Należą do nich wodorki pierwiastków grupy 14 (np. metan CH_4 , wodorek krzemu SiH_4) oraz grupy 15, z wyjątkiem wodorku azotu (amoniaku). Wodorki te najczęściej nie reagują również z kwasami oraz zasadami. Nazywamy je **wodorkami obojętnymi**.

Przyjrzyjmy się bliżej właściwościom ważniejszych wodorków niemetalu, które są powszechnie stosowane do wyrobu substancji wykorzystywanych w przemyśle i życiu codziennym: chlorowodoru, siarkowodoru oraz amoniaku.

15.4. Właściwości i zastosowania chlorowodoru

Chlorowodor jest bezbarwnym, niepalnym, cięższym od powietrza gazem, o duszącym zapachu (tab. 15.2). Dobrze rozpuszcza się w wodzie, tworząc kwas chlorowodorowy. W warunkach bezwodnych jest mało aktywny chemicznie zarówno względem metali, jak i niemetalu.

Tab. 15.2. Wybrane właściwości niektórych wodorków niemetalu

Właściwości	Wodorki		
Wzór sumaryczny	HCl	H_2S	NH_3
nazwa	chlorowodor	siarkowodor	amoniak
barwa i stan skupienia	bezbarwny gaz		
gęstość* $\left[\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}\right]$	1,49	1,39	0,70
palność	palny		
rozpuszczalność w wodzie	dobra	słaba	bardzo dobra
* – w temperaturze 25°C, pod ciśnieniem 1013 hPa			

W przyrodzie głównym źródłem chlorowodoru są procesy wulkaniczne. Duże jego ilości wydzielają się do atmosfery w wyniku niekontrolowanego spalania odpadów komunalnych.

Jedną z ważniejszych laboratoryjnych metod otrzymywania chlorowodoru jest reakcja chlorku sodu z kwasem siarkowym(VI).

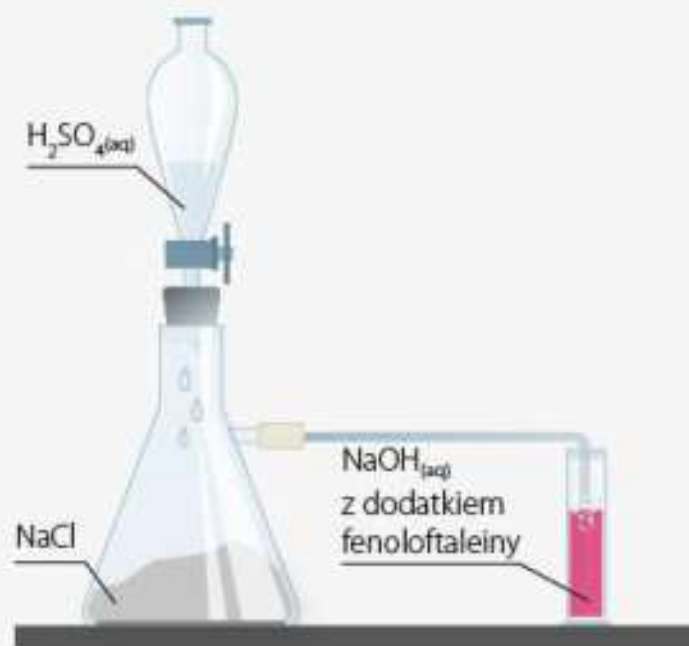
Doświadczenie

Otrzymywanie chlorowodoru w reakcji chlorku sodu z kwasem siarkowym(VI)

UWAGA: Doświadczenie należy wykonywać pod wyciągiem (dygestorium), gdyż powstający chlorowódor jest trujący.

Przebieg doświadczenia:

Do kolby stożkowej z rurką odprowadzającą zakończoną kilkunastocentymetrowym wężykiem wsyp łyżkę stołową chlorku sodu. Kolbę zatkaj szczelnym korkiem z wkraplaczem, do którego wlej kilka mililitrów stężonego kwasu siarkowego(VI). Do zlewki z bardzo rozcieńczonym roztworem NaOH dodaj kilka kropel alkoholowego roztworu fenoloftaleiny (rys. 15.2). Wylot wężyka powinien być tuż nad powierzchnią roztworu NaOH. Za pomocą kurka we wkraplaczu wkraplaj stężony kwas siarkowy(VI) do kolby z chlorkiem sodu.

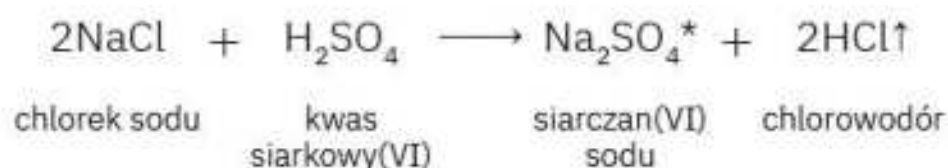


Rys. 15.2. Otrzymywanie chlorowodoru.

Obserwacje:

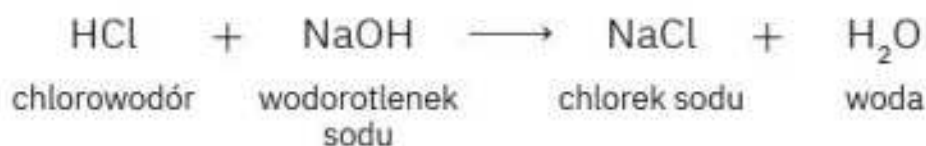
W wyniku reakcji między chlorkiem sodu oraz kwasem siarkowym(VI) wydzieła się bezbarwny gaz oraz odbarwia się malinowy roztwór w zlewce.

W wyniku reakcji chlorku sodu z kwasem siarkowym(VI) powstaje gaz – chlorowódor, zgodnie z równaniem:

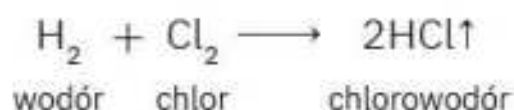


* Reakcja ta przebiega według powyższego równania podczas silnego ogrzewania reagentów, lecz ze względów bezpieczeństwa nie należy ogrzewać dodatkowo naczynia zawierającego chlorek sodu i kwas siarkowy(VI).

Wydzielający się chlorowódor ulega reakcji z rozcieńczonym NaOH, powodując zmianę zabarwienia roztworu NaOH z dodatkiem fenoloftaleiny z malinowego na bezbarwny, zgodnie z równaniem:



Dawniej reakcję chlorku sodu z kwasem siarkowym(VI) wykorzystywano do otrzymywania chlorowodoru na skalę przemysłową. Obecnie chlorowódor jest otrzymywany na skalę przemysłową przez spalanie wodoru w chlorze:



Chlorowódor jest gazem niebezpiecznym dla organizmów żywych. Może on powodować uszkodzenie wzroku, kaszel, duszności, a w skrajnych przypadkach obrzęk płuc, niewydolność układu krążenia i śmierć. W kontakcie ze skórą może powodować zaczerwienienie, ból i ciężkie oparzenia.

Głównym zastosowaniem chlorowodoru jest produkcja kwasu chlorowodorowego (kwasu solnego) na skalę przemysłową. Wykorzystuje się go również podczas wytwarzania materiałów w przemyśle elektronicznym oraz tworzyw sztucznych (m.in. polichlorku winylu – PCW).

15.5. Właściwości i zastosowania siarkowodoru

Siarkowódor jest bezbarwnym, łatwopalnym, nieznacznie cięższym od powietrza gazem, o charakterystycznym, nieprzyjemnym zapachu. Słabo rozpuszcza się w wodzie, tworząc kwas siarkowodorowy.

Siarkowódor powstaje w wyniku rozkładu substancji organicznych zawierających siarkę, zachodzących w sposób naturalny w przyrodzie, przy niedostatecznej ilości tlenu, na przykład w bagnach. Wodorek ten towarzyszy naturalnym złożom ropy naftowej i gazu ziemnego, a duże jego ilości znajdują się w gazach uwalnianych podczas wybuchów wulkanów. Niewielkie ilości siarkowodoru można spotkać w niektórych wodach źródłanych, nazywanych wodami siarczkowymi, służących do kąpieli leczniczych.

Dopuszczalne stężenie siarkowodoru w wodach stosowanych do kąpieli leczniczych nie powinno przekraczać 100 mg/l (100 mg/dm³) wody.

Duże ilości siarkowodoru powstają w wyniku przemysłowej działalności człowieka, głównie podczas składowania odpadów oraz odprowadzania ścieków pochodzących z gospodarstw domowych (rys. 15.3).

Na skalę przemysłową siarkowodór jest otrzymywany przez syntezę z wodoru i siarki:



Już przy stężeniu siarkowodoru około 1,5 mg/l (1,5 mg/dm³) powietrza przy jednorazowym wdechu następuje śmiertelne zatrucie organizmu człowieka.



Rys. 15.3. Zdjęcie przedstawia używany do wywozu nieczystości traktor z beczką na przyczepie. Podczas czyszczenia i opróżniania przydomowych zbiorników na ścieki oraz zbiorników z gnojowicą w gospodarstwach rolnych często dochodzi do zatruc siarkowodorem.

Podwyższona zawartość siarkowodoru w zbiornikach wodnych stanowi również zagrożenie dla żyjących w nich organizmów.

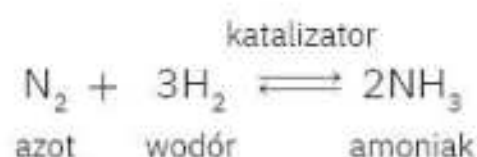
Siarkowodór służy w laboratoriach chemicznych do identyfikacji jonów metali obecnych w roztworach oraz do wytwarzania siarki w procesach odsiarczania ropy naftowej i gazu ziemnego. Znajduje również zastosowanie podczas otrzymywania wielu związków nieorganicznych i organicznych zawierających siarkę.

15.6. Właściwości i zastosowania amoniaku

Amoniak (nazwa systematyczna: wodorek azotu lub azan) jest bezbarwnym, lżejszym od powietrza palnym gazem o charakterystycznym ostrym, drażniącym zapachu. Bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie, tworząc zasadę amonową $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (nazwa zwyczajowa: woda amoniakalna).

Powstaje w sposób naturalny w procesach gnicia substancji zawierających azot (np. białka). Wdychanie gazowego amoniaku podrażnia błony śluzowe układu oddechowego, a przy większych stężeniach – wywołuje skurcz krtani uniemożliwiający oddychanie. W kontakcie ze skórą amoniak powoduje oparzenia. Woda pitna zawierająca śladowe ilości amoniaku jest niezdatna do spożycia (dopuszczalna zawartość jonu amoniaku to 0,5 mg w litrze wody).

Na skalę przemysłową amoniak otrzymuje się w reakcji syntezy z pierwiastków azotu i wodoru:



Reakcja ta przebiega w temperaturze około 400–600°C, pod wysokim ciśnieniem, w obecności katalizatora żelazowego.

Ten sposób otrzymywania amoniaku na cześć jego odkrywców nazywamy metodą Habera i Boscha.

Amoniak jest wykorzystywany do produkcji kwasu azotowego(V), nawozów sztucznych oraz tworzyw sztucznych (m.in. poliamidów). Używa się go również w chłodnictwie. Ponadto amoniak jest składnikiem środków myjących i czyszczących.

Nazwy „amoniak spożywczy” używa się w odniesieniu do zupełnie innego związku – węglanu amonu $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$.

PODSUMOWANIE

- Wodorki to związki zbudowane z wodoru i innego pierwiastka.
- Ze względu na rodzaj pierwiastka połączanego z wodorem możemy wyróżnić wodorki metali oraz wodorki niemetalu.
- Właściwości fizyczne i chemiczne wodorków zależą od charakteru wiązań chemicznych między atomem wodoru oraz atomem pierwiastka z nim połączanego.
- Ze względu na charakter chemiczny wodorków wyróżniamy wodorki kwasowe, zasadowe i obojętne.
- Wodorki znajdują szereg zastosowań, między innymi w przemyśle chemicznym, spożywczym, elektronicznym oraz medycynie.



POLECENIA KONTROLNE

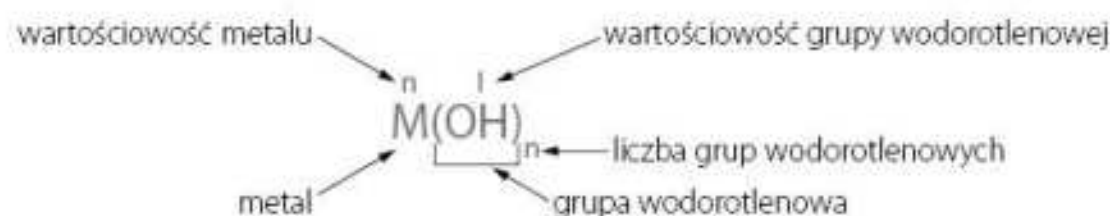
1. Ustal wzory sumaryczne wodorków na podstawie ich nazwy:
a) tellurowodór
b) wodorek galu
c) wodorek litu
2. Podaj nazwy wodorków o wzorach sumarycznych:
 BeH_2 , BiH_3 , H_2Se
3. Dokończ równania reakcji, zapisując je w zeszycie:
 $\text{LiH} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots$
 $\text{CaH}_2 + \text{HCl} \longrightarrow \dots$
 $\text{RbH} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \dots$
4. Które spośród niżej wymienionych wodorków są wodorkami kwasowymi?
 MgH_2 , NaH , H_2S , HI , KH , H_2Se

16. Budowa, otrzymywanie, właściwości oraz zastosowania wybranych wodorotlenków

Czy spotkaliście się z określeniem „soda kaustyczna”? To nazwa zwyczajowa wodorotlenku sodu. Z języka greckiego *kaustikos* znaczy „żrący”. Dlatego inna, powszechnie używana nazwa tego wodorotlenku brzmi „soda żrąca”. Nazwa ta odnosi się do specyficznych właściwości chemicznych wodorotlenku sodu, dzięki którym związek ten znalazł wiele interesujących zastosowań. Od słowa tego pochodzi też nazwa procesu przemysłowego otrzymywania wodorotlenku sodu nazywanego kaustyfikacją.

16.1. Wodorotlenki – definicja i wzór ogólny

Wodorotlenki to związki chemiczne zawierające grupę złożoną z atomów tlenu i wodoru (OH) nazywaną **grupą wodorotlenową** oraz metalu (M) o wzorze ogólnym:



M to symbol chemiczny metalu tworzącego wodorotlenek, a **n** – liczba grup wodorotlenowych równa wartościowości tego pierwiastka. Ponieważ grupa wodorotlenkowa jest zawsze jednowartościowa, skład wodorotlenków opisany wzorem sumarycznym zależy od wartościowości metalu, który tworzy wodorotlenek.

16.2. Nazwy wodorotlenków

Nazwy systematyczne wodorotlenków tworzy się w taki sposób, że po wyrazie **wodorotlenek** dodaje się nazwę połączoną z nim pierwiastka w formie rzeczownika w dopełniaczu, na przykład KOH – **wodorotlenek potasu**. Jeżeli pierwiastek wykazuje w związkach więcej niż jedną wartościowość, może tworzyć kilka różnych wodorotlenków. W takim przypadku po nazwie pierwiastka podaje się w nawiasie znak rzymski oznaczający jego wartościowość, na przykład $\text{Fe}(\text{OH})_2$ – **wodorotlenek żelaza(II)** (tab. 16.1).

Tab. 16.1. Nazwy wybranych wodorotlenków.

Wzór wodorotlenku	Nazwa wodorotlenku
LiOH	wodorotlenek litu
NaOH	wodorotlenek sodu
Mg(OH) ₂	wodorotlenek magnezu
Cu(OH) ₂	wodorotlenek miedzi(II)
Al(OH) ₃	wodorotlenek glinu

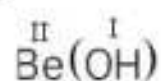
Na podstawie nazwy wodorotlenku można ustalić jego wzór sumaryczny.

PRZYKŁAD 1.

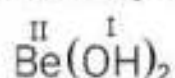
Podaj wzór sumaryczny wodorotlenku berylu.

Rozwiązanie:

a) Wzór ogólny wodorotlenku uzupełniamy o symbol pierwiastka, który tworzy wodorotlenek i jego wartościowość:



b) Wzór ogólny wodorotlenku uzupełniamy o indeksy stechiometryczne:



Odpowiedź: Wzór sumaryczny wodorotlenku berylu to Be(OH)₂.

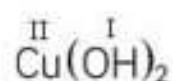
Znając wzór sumaryczny wodorotlenku, można określić jego nazwę.

PRZYKŁAD 2.

Podaj nazwę wodorotlenku o wzorze sumarycznym Cu(OH)₂.

Rozwiązanie:

a) Na podstawie wzoru sumarycznego ustalamy nazwę pierwiastka oraz jego wartościowość w wodorotlenku:



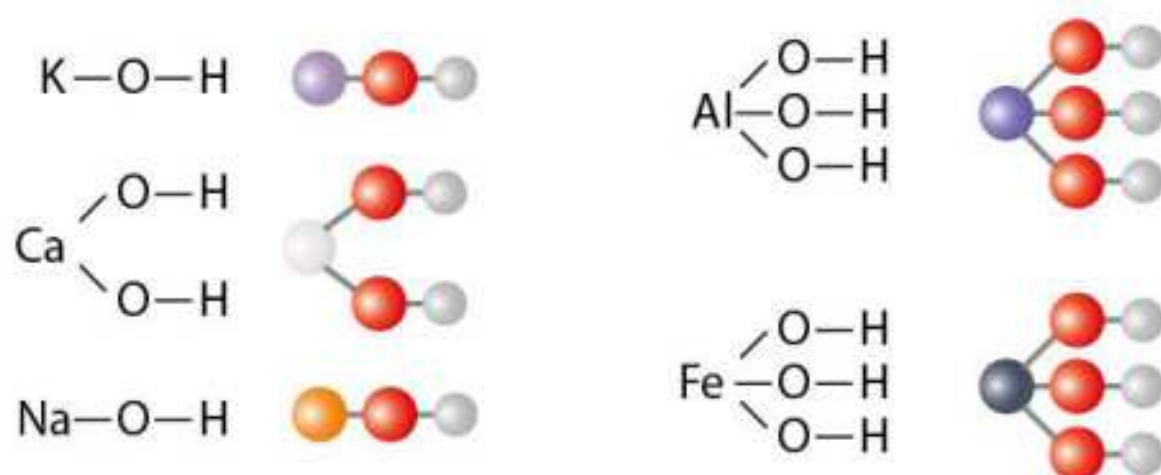
W skład tlenku wchodzi miedź. Ze wzoru wynika, że wartościowość miedzi w wodorotlenku wynosi II.

b) Ustalamy, jaką wartościowość w związkach może przyjmować pierwiastek tworzący wodorotlenek.

Miedź w związkach może przyjmować wartościowość I, II lub III, dlatego trzeba uwzględnić wartościowość pierwiastka w nazwie.

Odpowiedź: Nazwa wodorotlenku o wzorze sumarycznym Cu(OH)₂ to wodorotlenek miedzi(II).

Na podstawie wzoru sumarycznego wodorotlenku możemy również narysować jego wzór strukturalny oraz zbudować jego model (rys. 16.1).



Rys. 16.1. Wzory strukturalne i modele kulkowe wybranych wodorotlenków (rysunki wykonano przy założeniu, że w związkach występują wiązania kowalencyjne).

16.3. Metody otrzymywania wodorotlenków

Wodorotlenki mogą powstawać podczas wielu reakcji. Jedną z metod otrzymywania wodorotlenków jest reakcja metalu aktywnego z wodą.

Doświadczenie

Otrzymywanie wodorotlenku sodu

Przebieg doświadczenia:

Do zlewki wlej kilkanaście cm^3 wody i dodaj kilka kropel alkoholowego roztworu fenoloftaleiny. Zachowując ostrożność, ze słoika wyjmij suchą pęsetą niewielki kawałek sodu, połóż na bibułę i osusz. Odkrój nożem niewielki kawałek sodu, a pozostały kawałek sodu wrzuć z powrotem do słoika z naftą. Odkrojony kawałek sodu wrzuć do zlewki z wodą.

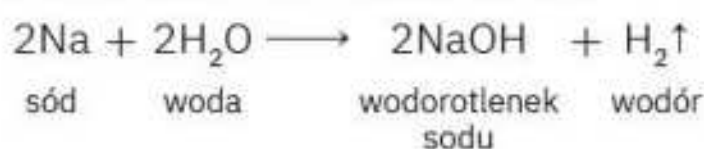


Rys. 16.2. Reakcja sodu z wodą.

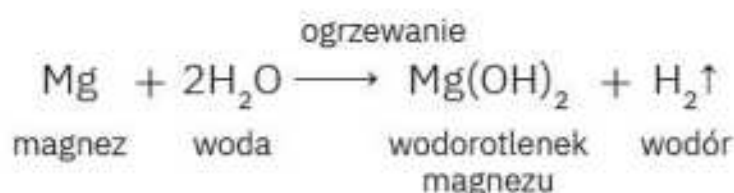
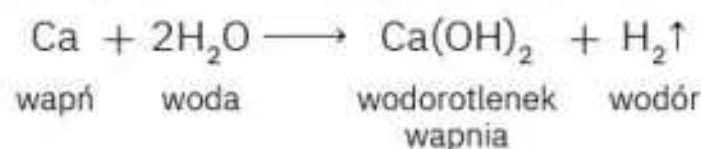
Obserwacje:

Reakcja sodu z wodą przebiega w energiczny sposób (rys. 16.2). W wyniku zachodzącej reakcji roztwór zmienia kolor na malinowy. Sód pływa na powierzchni wody, a wydzielający się gaz zmieszany z powietrzem wybucha z charakterystycznym dźwiękiem (trzaskiem).

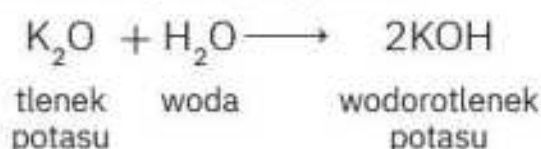
W wyniku reakcji pomiędzy metalicznym sodem i wodą powstaje wodorotlenek sodu oraz wydzielą się wodór, zgodnie z równaniem:



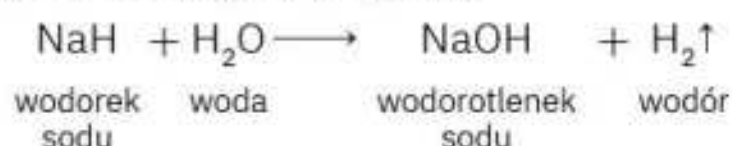
Coraz bardziej gwałtownie zachodzą reakcje z wodą innych metali z 1 grupy układu okresowego – w miarę przesuwania się w dół grupy. Reakcji takiej ulegają również inne metale, ale ma ona mniej gwałtowny przebieg i czasami wymaga ogrzewania. W analogiczny sposób reagują z wodą wapń oraz magnez:



Inną metodą otrzymywania wodorotlenków jest reakcja niektórych tlenków metali (tlenków zasadowych) z wodą, na przykład:



Wodorotlenki można też otrzymać w wyniku reakcji niektórych wodorków metali (wodorków zasadowych) z wodą, na przykład:



Wodorotlenki można również otrzymywać w wyniku reakcji wielu soli z zasadami. Reakcje te poznamy podczas omawiania soli (patrz rozdział 19).

16.4. Właściwości fizyczne wybranych wodorotlenków

Wodorotlenki to ciała stałe o różnych barwach. Wodorotlenki metali 1 i 2 grupy układu okresowego są bezbarwne, a pozostałych metali przyjmują różne barwy, zbliżone najczęściej do barw soli tych metali z bezbarwnymi anionami (tab. 16.2).

Tab. 16.2. Wybrane właściwości niektórych wodorotlenków

Właściwości	Wodorotlenki			
	NaOH	KOH	Ca(OH) ₂	Mg(OH) ₂
stan skupienia	ciało stałe			
barwa	biała			
budowa	jonowa			
gęstość $\left[\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}\right]$	2,13	2,04	2,24	2,38
temperatura topnienia	320	361	600	350

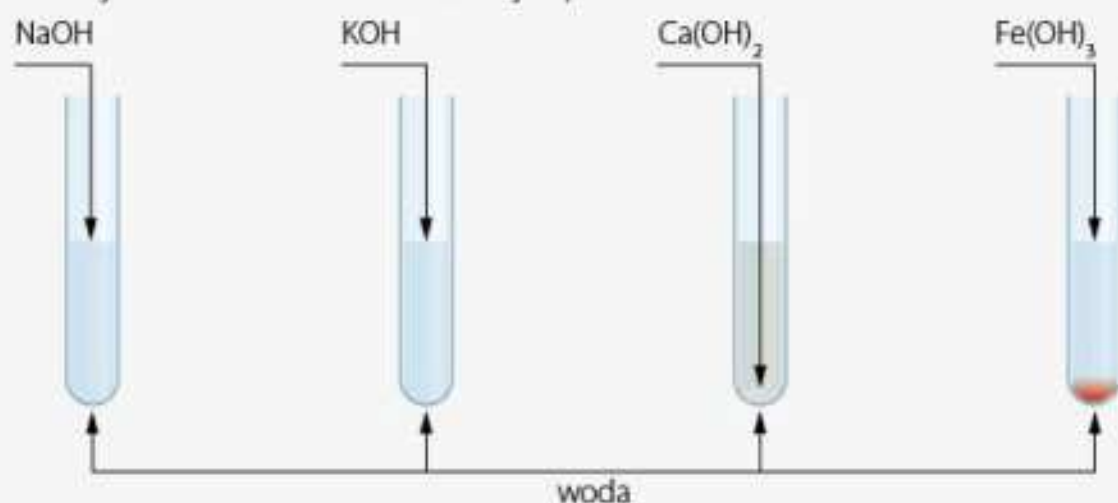
Zbadajmy właściwości fizyczne wybranych wodorotlenków.

Doświadczenie

Badanie właściwości wodorotlenków sodu, potasu, wapnia i żelaza(III)

Przebieg doświadczenia:

- a) Na początku lekcji na czterech szkiełkach zegarkowych umieść odpowiednio niewielkie ilości wodorotlenków sodu, potasu, wapnia i świeżo wytrąconego wodorotlenku żelaza(III). Przyjrzyj się ich wyglądowi. Pod koniec lekcji zaobserwuj, czy na szkiełku nastąpiły jakieś zmiany.
- b) Do czterech probówek zawierających po około 5 cm³ wody wrzucić odpowiednio po dwie granulki NaOH, KOH, po pół łyżeczki Ca(OH)₂ oraz Fe(OH)₃. Probówki zatkać korkiem i lekko nimi potrząsnij. Zaobserwuj zachodzące zmiany oraz dotknij delikatnie dna każdej z probówek.



Rys. 16.3. Badanie rozpuszczalności wybranych wodorotlenków w wodzie.

Obserwacje:

- a) Na szkiełkach, na których umieszczono wodorotlenek sodu oraz wodorotlenek potasu substancje robią się wilgotne i rozpylają się. Na pozostałych szkiełkach brak jest widocznych oznak reakcji.
- b) W probówkach do których dodano wodorotlenek sodu oraz wodorotlenek potasu powstały klarowne roztwory, a dna probówek zrobiły się ciepłe. W probówce z wodorotlenkiem wapnia powstała zawiesina, a w probówce z wodorotlenkiem żelaza(III) brak jest widocznych oznak reakcji (rys. 16.3)

Wodorotlenki w zależności od położenia metalu w układzie okresowym wykazują różną rozpuszczalność w wodzie.

Wodorotlenki sodu i potasu dobrze rozpuszczają się w wodzie, a podczas ich rozpuszczania wydzielą się duża ilość ciepła – proces rozpuszczania jest egzotermiczny. Są one higroskopijne, to znaczy pochłaniają parę wodną z powietrza, tworząc roztwór. Można to zaobserwować w krótkim czasie, po ich umieszczeniu na szkiełku. Jednocześnie wodorotlenki te pochłaniają dwutlenek węgla z powietrza, przechodząc stopniowo w węglany.



Rys. 16.4. Podczas udrażniania rur kanalizacyjnych oraz podczas kontaktu z innymi substancjami zawierającymi wodorotlenki należy zachować ostrożność.

W kontakcie ze skórą i błonami śluzowymi powodują rozległe oparzenia. Z powyższych powodów podczas pracy z wodorotlenkami zasadowymi należy zachować szczególną ostrożność, zarówno w laboratorium, jak i w gospodarstwie domowym (rys. 16.4).

Wodorotlenek wapnia słabo rozpuszcza się w wodzie, dlatego najczęściej spotykamy się z jego zawiesiną nazywaną **mlekiem wapiennym**. Z kolei wodorotlenek żelaza(III) jest praktycznie nierozpuszczalny w wodzie.

Klarowny roztwór wodorotlenku wapnia służy w laboratoriach do identyfikacji tlenku węgla(IV). O obecności tego tlenku świadczy zmętnienie roztworu w wyniku tworzenia nierozpuszczalnego węglanu wapnia CaCO_3 .

Rozpuszczalność wodorotlenków w wodzie można odczytać z tabeli rozpuszczalności wodorotlenków (rys. 16.5).

		Kationy													
		Na^+	K^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Ba^{2+}	Fe^{2+}	Cu^{2+}	Zn^{2+}	Hg^{2+}	Pb^{2+}	Al^{3+}	Fe^{3+}	Sr^{2+}	Be^{2+}
Anion	OH^-	R	R	S	S	R	T	T	T	T	T	T	T	R	T

rozpuszczalność substancji w wodzie:

R	dobra	S	słaba	T	substancja praktycznie nierozpuszczalna
---	-------	---	-------	---	---

Rys. 16.5. Tabela rozpuszczalności wybranych wodorotlenków.

Bardzo dobrą rozpuszczalność w wodzie wykazują wszystkie wodorotlenki metali położonych w 1 grupie układu okresowego. Rozpuszczalność wodorotlenków 2 grupy wzrasta ze wzrostem liczby atomowej: wodorotlenek berylu i magnezu bardzo słabo rozpuszczają się w wodzie. Z tej grupy dobrą rozpuszczalność w wodzie wykazują wodorotlenki strontu i baru. Wodorotlenki pozostałych metali, na przykład: $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Al}(\text{OH})_3$ są praktycznie nierozpuszczalne w wodzie.

Wodorotlenki, które dobrze rozpuszczają się w wodzie, nazywamy **zasadami**. Zasadami nazywamy też substancje o budowie innej niż wodorotlenki, na przykład roztwór amoniaku w wodzie, czyli zasadę amonową $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Dokładną definicję zasady poznać w dalszej części podręcznika podczas omawiania procesu dysocjacji elektrolitycznej.

Niektóre wodorotlenki, na przykład $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$ mają charakter amfoteryczny – reagują zarówno z kwasami, jak i zasadami.

16.5. Zastosowania wybranych wodorotlenków

Wodorotlenki są używane do produkcji środków czystości, kosmetyków, leków oraz wielu innych substancji (rys. 16.6). Wodorotlenki sodu i potasu ze względu na podobne właściwości znalazły bardzo podobne zastosowania.

Wodorotlenek sodu NaOH

Jest stosowany jako odczynnik w laboratoriach chemicznych. Wykorzystuje się go do produkcji detergentów i środków czystości (m.in. środków piorących, mydeł, udrażniaczy). Jest stosowany do produkcji kosmetyków, papieru, szkła wodnego, w procesach rafinacji ropy naftowej oraz jako regulator kwasowości w produkcji przetworzonej żywności (dodatek do żywności E524).



Wodorotlenek potasu KOH

Służy jako odczynnik w laboratoriach chemicznych, środek suszący i bielący. Jest wykorzystywany do produkcji detergentów i środków czystości (środków piorących oraz miękkich mydeł). Wchodzi w skład pochłaniaczy CO_2 z powietrza. Służy jako elektrolit w akumulatorach, do wytwarzania matryc drukujących w drukarstwie. Stosuje się go również w przemyśle spożywczym jako regulator kwasowości oraz środek zagęszczający w produkcji przetworzonej żywności (dodatek do żywności E525).

Wodorotlenek wapnia Ca(OH)_2

Jest stosowany w budownictwie jako składnik zaprawy wapiennej. Wykorzystuje się go w procesach oczyszczania ścieków, produkcji amoniaku, cukru, papieru. Jest stosowany jako regulator kwasowości i środek utrwalający w produkcji przetworzonej żywności (dodatek do żywności E526).



Wodorotlenek magnezu Mg(OH)_2

Służy jako lek w zatruciach kwasami oraz na niestrawność i zgagę. Jest składnikiem dezodorantów, zasypek, past do zębów. Stosuje się go do wyrobów kakaowych (m.in. czekolady) oraz do wytwarzania środków ognioodpornych (brucyt). Służy jako regulator kwasowości w produkcji przetworzonej żywności (dodatek do żywności E528).

Rys. 16.6. Zastosowania wybranych wodorotlenków.



PODSUMOWANIE

- Wodorotlenki to związki zbudowane z kationu metalu oraz grup wodorotlenowych.
- Wodorotlenki powstają w wyniku wielu reakcji, do których zaliczamy reakcje: metalu aktywnego z wodą, tlenków zasadowych z wodą oraz wodoroków zasadowych z wodą.
- Właściwości fizyczne wodorotlenków zależą od charakteru wiązań chemicznych w nich występujących.
- Wyróżniamy wodorotlenki rozpuszczalne i nierozpuszczalne w wodzie.
- Wodorotlenki znajdują wiele praktycznych zastosowań, między innymi służą do otrzymywania leków, środków czystości oraz jako dodatki w produkcji przetworzonej żywności.



POLECENIA KONTROLNE

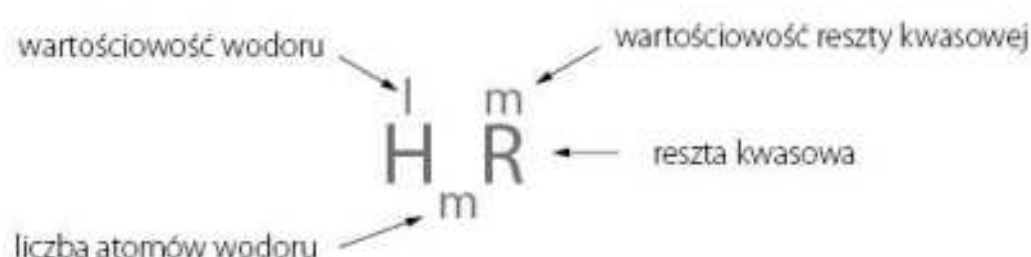
1. Ustal wzory sumaryczne wodorotlenków na podstawie ich nazwy:
 - a) wodorotlenek cynku(II)
 - b) wodorotlenek żelaza(III)
 - c) wodorotlenek strontu
 - d) wodorotlenek litu
2. Na podstawie tablic rozpuszczalności wodorotlenków podaj po trzy przykłady wodorotlenków dobrze i praktycznie nierozpuszczalnych w wodzie.
3. Podaj nazwy wodorotlenków o wzorach sumarycznych:
$$\text{Pb}(\text{OH})_2, \text{Sn}(\text{OH})_2, \text{RbOH}, \text{Ni}(\text{OH})_2$$
4. Wyszukaj w dostępnych źródłach informację na temat wodorotlenku glinu. Dlaczego jest on stosowany jako lek w nadkwasocie żołądka?

17. Budowa i podział kwasów. Otrzymywanie, właściwości i zastosowania wybranych kwasów beztlenowych

Na opakowaniach chleba często jest umieszczana informacja: „chleb na naturalnym zakwasie”. Czy oznacza to, że do jego wytworzenia potrzeba jakiegoś kwasu? Otóż tak! W zaczynie do chleba znajdują się bakterie wytwarzające kwas mlekowy, który nadaje charakterystyczny kwaskowy smak. Obecność kwasu mlekowego wpływa na smak chleba, a także przedłuża jego trwałość. Umiejętność wytwarzania chleba na zakwasie oraz innych produktów zawierających kwasy, na przykład octu, ludzie znają już od wieków. Kwasy to związki wykorzystywane w wielu dziedzinach życia codziennego.

17.1. Kwasy – definicja, wzór ogólny oraz podział kwasów

Kwasy to związki chemiczne zawierające grupę złożoną z atomów wodoru oraz reszty kwasowej, które w wodzie mogą odszczepiać protony. Wzór ogólny kwasów to:



R to reszta kwasowa, a **m** – liczba odszczepialnych atomów wodoru, równa wartościowości reszty kwasowej. Ponieważ wodór jest zawsze jednowartościowy, skład kwasów opisany wzorem sumarycznym zależy od wartościowości reszty kwasowej.

W zależności od budowy reszty kwasowej wyróżniamy kwasy beztlenowe i tlenowe. **Kwasy beztlenowe** to takie, w których reszta kwasowa jest zbudowana z atomów niemetalu, na przykład HCl. W **kwasach tlenowych** reszta kwasowa jest zbudowana zazwyczaj z atomów niemetalu oraz tlenu, przez które atomy wodoru łączą się z resztą kwasową, na przykład HNO_3 ($HONO_2$).

17.2. Nazwy kwasów

Nazwy systematyczne prostych kwasów beztlenowych, to znaczy kwasów zbudowanych z atomów niemetalu położonych w grupach 16 i 17 układu okresowego, tworzy się od nazw ich wodorków. Po wyrazie **kwas** dodaje się nazwę wodorku tego niemetalu w formie przymiotnika, na przykład HI – nazwa wodorku: jodowódor, nazwa kwasu: **kwas jodowodorowy**.

Prosty kwas beztlenowy to taki, którego reszta kwasowa jest zbudowana z jednego atomu.

Nazwy systematyczne kwasów tlenowych tworzy się w taki sposób, że po wyrazie **kwas** dodaje się nazwę połączonego z nim pierwiastka w formie przymiotnika, a po nazwie pierwiastka podaje się w nawiasie znak rzymski oznaczający jego wartościowość, na przykład H_2SO_3 – **kwas siarkowy(IV)** (tab. 17.1.).

Wyjątek wśród kwasów tlenowych stanowi kwas węglowy H_2CO_3 , w przypadku którego nie trzeba podawać w nawiasie wartościowości atomu węgla.

Tab. 17.1. Nazwy wybranych kwasów beztlenowych i tlenowych

Wzór kwasu	Nazwa kwasu
HCl	kwas chlorowodorowy
H_2S	kwas siarkowodorowy
H_2CO_3	kwas węglowy
H_2SO_4	kwas siarkowy(VI)
HNO_3	kwas azotowy(V)
H_3PO_4	kwas fosforowy(V)

Na podstawie nazwy prostego kwasu beztlenowego można ustalić jego wzór sumaryczny i odwrotnie, znając wzór sumaryczny kwasu, można ustalić jego nazwę.

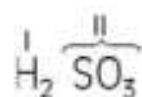
PRZYKŁAD 1.

Podaj nazwę kwasu o wzorze sumarycznym H_2SO_3 .

Rozwiązanie:

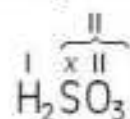
a) Na podstawie wzoru sumarycznego ustalamy nazwę pierwiastka oraz jego wartościowość w reszcie kwasowej:





W skład reszty kwasowej wchodzi siarka. Ze wzoru wynika, że wartościowość reszty kwasowej wynosi II.

b) Ustalamy, jaką wartościowość przyjmuje siarka w reszcie kwasowej (dla przypomnienia: tlen w związkach jest zazwyczaj dwuwartościowy):



$$3 \cdot \text{II} - x \cdot 1 = \text{I} \cdot 2$$

$$x = 4$$

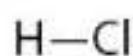
b) Ustalamy, jaką wartościowość w związkach chemicznych może przyjmować pierwiastek w reszcie kwasowej: siarka w związkach może przyjmować wartościowość II, IV lub VI, dlatego trzeba uwzględnić jej wartościowość w nazwie.

Odpowiedź: Nazwa kwasu o wzorze sumarycznym H_2SO_3 to kwas siarkowy(IV).

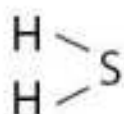
Na podstawie wzoru sumarycznego kwasu możemy również narysować jego wzór strukturalny oraz zbudować jego model (rys. 17.1.).

Kwasy beztlenowe

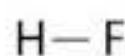
chlorowodór
HCl



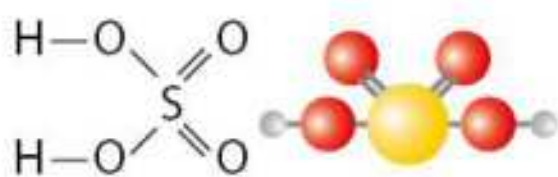
siarkowodór
 H_2S



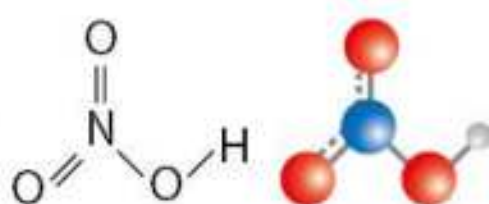
fluorowodór
HF



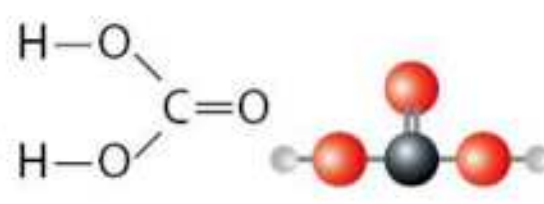
Kwasy tlenowe



kwas siarkowy(VI)
 H_2SO_4



kwas azotowy(V)
 HNO_3



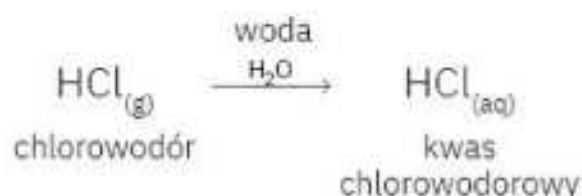
kwas węglowy
 H_2CO_3

Rys. 17.1. Wzory strukturalne i modele kulkowe wybranych kwasów (we wzorach kwasu azotowego(V) przerywana linia oznacza wiązanie równomiernie rozłożone na dwa atomy tlenu).

Przyjrzyjmy się bliżej właściwościom wybranych kwasów beztlenowych.

17.3. Właściwości i zastosowania wybranych kwasów bez- tlenowych

Kwas chlorowodorowy to bezbarwna ciecz powstająca w wyniku rozpuszczania gazowego chlorowodoru w wodzie:



Jego roztwór, o maksymalnym stężeniu wynoszącym około 38%, ma gęstość większą od wody, wynoszącą 1,19 g/cm³. Kwas chlorowodorowy ma właściwości żrące, powoduje oparzenia w kontakcie ze skórą. Działa również niszcząco na materiały takie jak: bibuła, odzież czy drewno. Dawniej do otrzymywania gazowego chlorowodoru używano soli kamiennej (patrz: doświadczenie w rozdz. 16), skąd pochodzi nazwa zwyczajowa kwasu chlorowodorowego – **kwas solny**.

Kwas chlorowodorowy reaguje z większością metali, z wyjątkiem miedzi, złota, srebra, platyny i rtęci (patrz: szereg aktywności metali). W wyniku reakcji powstaje sól oraz wydzielą się wodór, na przykład:



Kwas chlorowodorowy pełni ważne funkcje w organizmie – jest składnikiem soku żołądkowego, w którym występuje w stężeniu około 0,5% (rys. 17.2).

Przed szkodliwym działaniem kwasu chlorowodorowego znajdującego się w soku żołądek chroni błona śluzowa.



Kwas chlorowodorowy jest wykorzystywany między innymi do czyszczenia metali oraz wyrobów z kamienia, usuwania kamienia z ceramiki sanitarnej, regeneracji żywic (rys. 17.3).

Rys. 17.2. Obecny w soku żołądkowym kwas chlorowodorowy m.in. niszczy drobnoustroje, które wniknęły do wnętrza organizmu wraz z pożywieniem, a także aktywuje enzymy trawienne.



Rys. 17.3. Wybrane zastosowania kwasu chlorowodorowego.

Kwas siarkowodorowy to bezbarwna ciecz, która ma nieprzyjemny zapach siarkowodoru. Podobnie jak kwas chlorowodorowy, kwas siarkowodorowy powstaje w wyniku rozpuszczania gazowego siarkowodoru w wodzie.

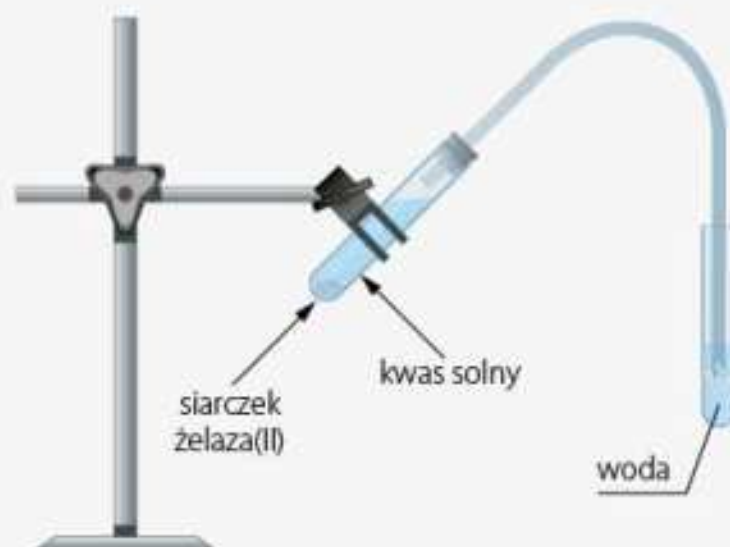
Doświadczenie

Otrzymywanie kwasu siarkowodorowego

Uwaga: Gaz wydzielający się podczas doświadczenia jest silnie trujący. Doświadczenie należy przeprowadzić pod sprawnie działającym wyciągiem z zachowaniem ostrożności.

Przebieg doświadczenia:

Do probówki wsyp niewielką ilość siarczku żelaza(II) i dodaj kilka cm^3 kwasu chlorowodorowego. Probówkę zatkaj korkiem z rurką odprowadzającą, którą wprowadź do probówki z wodą. Uniwersalnym papierkiem wskaźnikowym sprawdź odczyn roztworu.

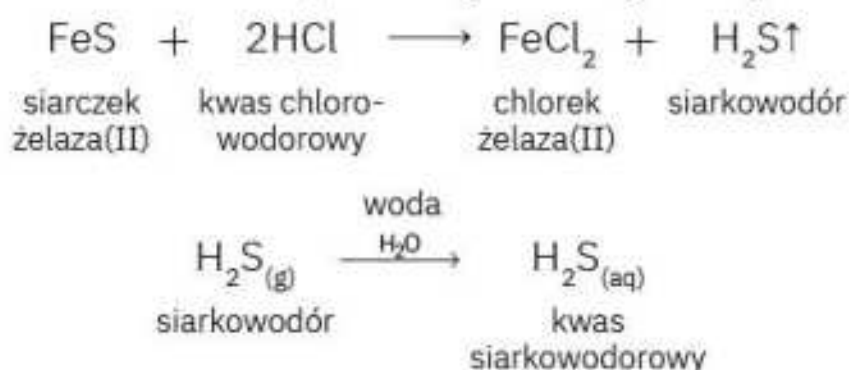


Rys. 17.4. Otrzymywanie kwasu siarkowodorowego.

Obserwacje:

W wyniku reakcji wydzielają się pęcherzyki gazu (rys. 17.4), a uniwersalny papierek wskaźnikowy zmienił zabarwienie na kolor czerwony.

W wyniku reakcji siarczku żelaza(II) z kwasem solnym powstaje siarkowodór, który po rozpuszczeniu w wodzie powoduje zmianę barwy roztworu:



Kwas siarkowodorowy, podobnie jak siarkowodór, znajduje zastosowanie w analizie chemicznej do identyfikacji jonów metali obecnych w roztworach oraz jest wykorzystywany podczas otrzymywania związków zawierających siarkę.



Rys. 17.5. Kwas fluorowodorowy reaguje z tlenkiem krzemu(IV), co wykorzystuje się w procesach wytrawiania wzorów na szkle.

Kwasem beztlenowym o interesujących zastosowaniach jest **kwas fluorowodorowy** (HF). Powstaje on, tak jak kwasy chlorowodorowy i siarkowodorowy, w wyniku rozpuszczenia fluorowodoru w wodzie. Kwas fluorowodorowy to bezbarwna ciecz o ostrym, duszącym zapachu. Jest silnie trujący, a w kontakcie ze skórą powoduje trudno gojące się rany. Wykazuje działanie bakteriobójcze i z tego powodu stosuje się go do dezynfekcji. Odporny na działanie innych kwasów tlenek krzemu(IV) ulega reakcji z kwasem fluorowodorowym, dlatego zarówno kwasu fluorowodorowego, jak i fluorowodoru nie powinno się przechowywać w szklanych pojemnikach (rys. 17.5).

Również inne kwasy beztlenowe wykazują specyficzne właściwości. **Kwas cyjanowodorowy** to kwas beztlenowy o wzorze sumarycznym HCN, w którym reszta kwasowa jest zbudowana z atomu węgla oraz azotu. To lotna ciecz o zapachu gorzkich migdałów. Dużych ilości cyjanowodoru używa się do produkcji metakrylanu metylu, z którego przez polimeryzację otrzymuje się polimetakrylan metylu (pleksi) (rys. 17.6). Kwas cyjanowodorowy jest silną trucizną. Był stosowany przez hitlerowców do zabijania więźniów w obozach zagłady.



Rys. 17.6. Kwas cyjanowodorowy jest wykorzystywany do produkcji szkła organicznego nazywanego pleksi.

PODSUMOWANIE

- Kwasy to związki chemiczne zawierające atom wodoru oraz resztę kwasową.
- W zależności od budowy reszty kwasowej wyróżniamy kwasy beztlenowe i tlenowe.
- W kwasach beztlenowych reszta kwasowa jest zbudowana z atomów niemetalu.
- Kwasy tlenowe to kwasy, w których reszta kwasowa jest zbudowana zazwyczaj z atomów niemetalu oraz tlenu.
- Kwasy beztlenowe, zwłaszcza kwas chlorowodorowy, znalazły szerokie zastosowanie w wielu dziedzinach przemysłu.

POLECENIA KONTROLNE

1. Ustal nazwę kwasów na podstawie ich wzorów sumarycznych:
a) HClO_4 b) HIO_3 c) HNO_2
2. Ustal wzory kwasów na podstawie ich nazwy:
a) kwas bromowodorowy c) kwas jodowodorowy
b) kwas azotowy(III)
3. Napisz w zeszycie równania reakcji chemicznych zachodzących według poniższego schematu:
chlorek sodu $\xrightarrow{1}$ chlor $\xrightarrow{2}$ chlorowódor $\xrightarrow{3}$ kwas chlorowodorowy
4. Zaproponuj metodę otrzymywania kwasu selenowodorowego z wykorzystaniem wodoru i selenu.

18. Otrzymywanie, właściwości i zastosowania wybranych kwasów tlenowych

Czy wiecie, ile wynosi roczna światowa produkcja kwasu siarkowego(VI)? W 2018 roku wyprodukowano go około 200 milionów ton, z czego około 2 miliony ton w Polsce. Liczby te świadczą o dużym zapotrzebowaniu na ten kwas, który potocznie jest nazywany „krwią przemysłu chemicznego”. Kwas siarkowy(VI), podobnie jak inne kwasy tlenowe, na przykład kwas azotowy(V), kwas fosforowy(V), służą do wytwarzania wielu substancji powszechnie stosowanych w przemyśle. Poznajmy bliżej ich wybrane właściwości i zastosowania.

18.1. Właściwości i zastosowania kwasu siarkowego(VI)

Bezwodny kwas siarkowy(VI) jest oleistą cieczą o gęstości znacznie większej od gęstości wody. Dostępny w handlu stężony kwas siarkowy o gęstości $1,84 \text{ g/cm}^3$ zawiera około 98% kwasu.

Doświadczenie

Rozcieńczanie kwasu siarkowego(VI) wodą

Przebieg doświadczenia:

Do zlewki o pojemności 500 cm^3 wlej około 150 cm^3 wody i zmierz jej temperaturę termometrem (rys. 18.1). Zachowując ostrożność, po bagietce wlej kilka cm^3 stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI). Zamieszaj roztwór bagietką i zmierz jego temperaturę.

Uwaga: Doświadczenie należy wykonać pod wyciągiem (dygestorium).



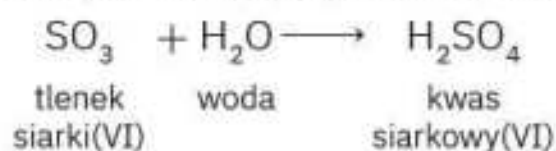
Rys. 18.1. Rozcieńczanie kwasu siarkowego(VI).

Obserwacje:

W wyniku mieszania kwasu z wodą następuje wzrost temperatury roztworu.

Podczas rozcieńczania stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) wydzielą się energia na sposób ciepła – jest to więc **proces egzotermiczny**. Woda wylana na powierzchnię kwasu silnie ogrzewa się, aż do wrzenia, powodując rozpryskiwanie się cieczy. Z tego powodu należy zawsze wlewać kwas do wody, ciągle mieszając roztwór, a nie odwrotnie, aby nie poparzyć się rozpryskującymi się kroplami kwasu.

Kwas siarkowy(VI) można otrzymać w reakcji tlenku kwasowego z wodą:



W wyniku tej reakcji, podobnie jak podczas rozcieńczania kwasu, wydzielą się ciepło.

Stężony kwas siarkowy(VI) ma właściwości utleniające. Reaguje prawie ze wszystkim metalami, z wyjątkiem złota i platyny, a – jak pamiętacie – żelazo, chrom i glin są obojętne na jego działanie i ulegają pasywacji.

Doświadczenie

Badanie właściwości kwasu siarkowego(VI)

Przebieg doświadczenia:

Na trzech szkiełkach zegarkowych umieść kolejno: niewielki kawałek papieru, liść oraz niewielki kawałek tkaniny. Nanieś na nie, zachowując ostrożność, po 2–3 krople stężonego kwasu siarkowego(VI).



Rys. 18.2. Wpływ stężonego kwasu siarkowego(VI) na różne substancje.

Obserwacje:

Na papierze, liściu oraz tkaninie pojawiło się czarne zabarwienie (rys. 18.2).

Stężony kwas siarkowy(VI) powoduje czernienie różnych materiałów, gdyż jest substancją silnie odwadniającą i utleniającą. W kontakcie ze skórą powoduje jej zwęglenie. Wdychanie oparów kwasu siarkowego(VI) może prowadzić do poważnych uszkodzeń dróg oddechowych i płuc. Po wprowadzeniu do przewodu pokarmowego powoduje jego rozległe oparzenia.

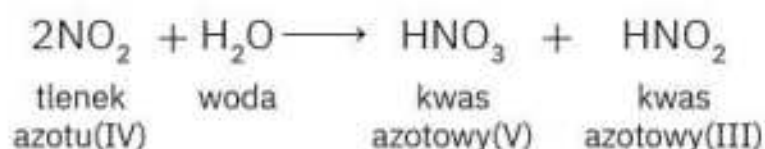
Kwas siarkowy(VI) jest niezbędny do wytwarzania między innymi nawozów sztucznych, leków czy barwników. Jego największe ilości są jednak zużywane w procesach syntezy związków organicznych zawierających siarkę (rys. 18.3).



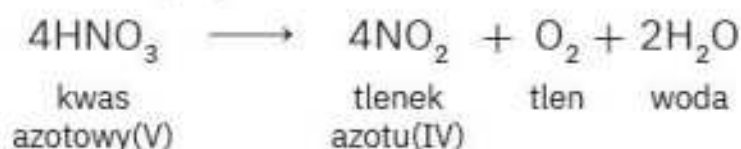
Rys. 18.3. Ważniejsze zastosowania kwasu siarkowego(VI).

18.2. Właściwości i zastosowania kwasu azotowego(V)

Kwas azotowy(V) jest bezbarwną cieczą o charakterystycznym ostrym zapachu i gęstości większej od wody, wynoszącej $1,52 \text{ g/cm}^3$. Jest on dostępny w sprzedaży w postaci stężonego około 68-procentowego roztworu. Kwas azotowy(V) można otrzymać w reakcji tlenku azotu(IV) z wodą:



Kwas azotowy(V) jest kwasem niezbyt trwałym. Podczas przechowywania powoli się rozkłada, pod wpływem ogrzewania oraz światła, a podczas tego procesu wydziela się tlenek azotu(IV):



Pod wpływem tlenku azotu(IV) przyjmuje barwę żółtą, a następnie czerwono-brunatną. Kwas azotowy(V) ma silne właściwości utleniające.

Reaguje prawie ze wszystkimi metalami, z wyjątkiem złota i platyny, które ulegają rozтворzeniu tylko w wodzie królewskiej. Jak wcześniej zostało wspomniane, woda królewska to mieszanina stężonego kwasu chlorowodorowego HCl i stężonego kwasu azotowego(V) HNO_3 w odpowiednich proporcjach objętościowych 3 : 1.

Doświadczenie

Badanie właściwości kwasu azotowego(V)

Przebieg doświadczenia:

Na trzech szkiełkach zegarkowych umieść kolejno jajo kurze (lub niewielką ilość białka), kawałek wełny oraz pióro. Nanieś na białko, wełnę i pióro, zachowując ostrożność, po 2–3 krople stężonego kwasu azotowego(V).



Rys. 18.4. Wpływ stężonego kwasu azotowego(V) na różne substancje.

Obserwacje:

Stężony kwas azotowy(V) powoduje pojawienie się ciemnożółtego zabarwienia na białku kurzym, wełnie oraz piórze (rys. 18.4).

Stężony kwas azotowy(V) powoduje żółknięcie substancji zawierających białka i służy do ich wykrywania, na przykład w produktach żywnościowych. Reakcję tę nazywamy **reakcją ksantoproteinową** (dokładnie reakcja ta zostanie omówiona w dalszej części podręcznika).

Kwas azotowy(V) jest substancją silnie żrącą. W kontakcie ze skórą powoduje jej poparzenie. Wdychanie oparów kwasu azotowego może wywoływać stany zapalne dróg oddechowych i obrzęk płuc. Po dostaniu się do przewodu pokarmowego prowadzi do jego rozległych oparzeń i zniszczenia jelit.

Kwas azotowy(V) znajduje wiele zastosowań, takich jak: wytwarzanie nawozów sztucznych, leków oraz materiałów wybuchowych (rys. 18.5).



Rys. 18.5. Ważniejsze zastosowania kwasu azotowego(V).



Rys. 18.6. Ignacy Mościcki był prezydentem Rzeczypospolitej Polskiej w latach 1926–1939.

Ignacy Mościcki (rys. 18.6) był wybitnym polskim chemikiem, który jako pierwszy na świecie opracował przemysłową metodę otrzymywania kwasu azotowego(V) z powietrza. W 1910 roku otworzył własną fabrykę kwasu azotowego(V). Jest autorem około 40 patentów. Do jego ważnych osiągnięć należą również prace nad kondensatorami oraz urządzeniami zabezpieczającymi sieci elektryczne przed wyładowaniami atmosferycznymi.

18.3. Właściwości i zastosowania kwasu fosforowego(V)

Kwas fosforowy(V) jest bezbarwną, dobrze rozpuszczalną w wodzie substancją stałą o gęstości wynoszącej $1,87 \text{ g/cm}^3$. Jest on dostępny w handlu w postaci stężonego, około 85-procentowego, wodnego roztworu.

Kwas fosforowy(V) podobnie jak kwas siarkowy(VI) i azotowy(V) można otrzymać w reakcji tlenku kwasowego z wodą.

Doświadczenie

Otrzymywanie kwasu fosforowego(V)

Przebieg doświadczenia:

Do kolby stożkowej wlej kilka cm³ wody i dodaj kilka kropel oranżu metylowego (rys. 18.7). Nie wielką ilość czerwonego fosforu umieść na łyżeczce do spalań, zapal nad palnikiem i wprowadź do kolby z wodą. Po spaleniu fosforu zatkaj kolbę korkiem i potrząsaj. Zaobserwuj zmianę zabarwienia roztworu.

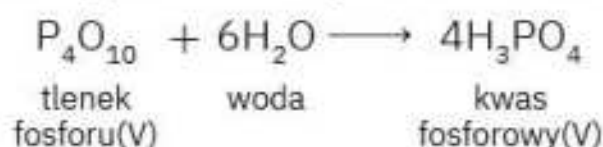


Rys. 18.7. Otrzymywanie kwasu fosforowego(V).

Obserwacje:

Roztwór w kolbie zmienił barwę z żółtej na czerwoną.

Powstający w wyniku spalania fosforu tlenek fosforu(V) P_4O_{10} po wprowadzeniu do wody ulega reakcji, której produktem jest kwas fosforowy(V):



Stężony roztwór kwasu fosforowego(V) jest substancją silnie żrącą. Może powodować oparzenia skóry, uszkodzenie oczu oraz układu pokarmowego.

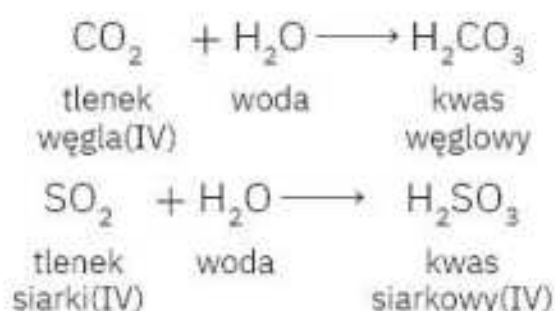
Kwas fosforowy(V) między innymi służy do wytwarzania nawozów sztucznych, substancji odrdzewiających oraz jest substancją konserwującą żywność (rys. 18.8).



Rys. 18.8. Ważniejsze zastosowania kwasu fosforowego(V).

18.4. Właściwości i zastosowania innych kwasów tlenowych

Do innych kwasów tlenowych używanych w życiu codziennym należą kwas węglowy oraz siarkowy(IV). Można je otrzymać w wyniku reakcji tlenku kwasowego z wodą:



Oba kwasy są nietrwałe, to znaczy ulegają rozpadowi do odpowiednich tlenków, z których powstały. Kwas siarkowy(IV) oraz sole pochodzące od tego kwasu są powszechnie stosowane na co dzień (rys. 18.9).



Rys. 18.9. Ważniejsze zastosowania kwasu siarkowego(IV).

PODSUMOWANIE

- Kwasy tlenowe: siarkowy(VI), azotowy(V), fosforowy(V) oraz inne można otrzymać w wyniku reakcji tlenków kwasowych z wodą.
- Kwas siarkowy(VI) oraz azotowy(V) to ciecze o gęstości większej od gęstości wody, a kwas fosforowy(V) to ciało stałe.
- Kwasy te są dostępne w postaci stężonych roztworów, które mają właściwości żrące.
- Zawsze wlewamy kwas do wody, nigdy odwrotnie, by nie ulec poparzeniu.
- Kwasy tlenowe znajdują wiele zastosowań w życiu codziennym.

POLECENIA KONTROLNE

1. Dlaczego kwas węglowy może służyć jako źródło tlenku węgla(IV)?
Napisz w zeszycie odpowiednie równanie reakcji.
2. Napisz w zeszycie równania reakcji zachodzących według schematu:
$$\text{S} \longrightarrow \text{SO}_2 \longrightarrow \text{SO}_3 \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$$
3. Masz do dyspozycji stężone kwasy: siarkowy(VI), azotowy(V) oraz fosforowy(V). Którego z tych kwasów można użyć do wykrycia białka w twarogu?
4. Wyszukaj w dostępnych źródłach, do czego jest używana woda królewska.

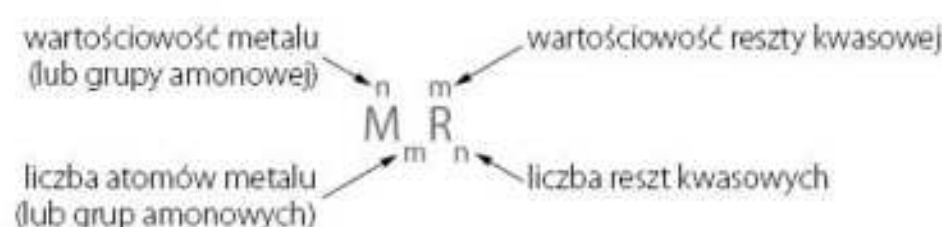
19. Budowa, otrzymywanie, właściwości oraz zastosowania wybranych soli

Czy w życiu codziennym zetknęliście się ze słowem „potaż”? Potaż to zanieczyszczona postać soli węglanu potasu, którą pozyskiwano z popiołu powstającego przez spalenie drewna lub węgla drzewnego, a także skał zawierających duże ilości potasu. Potaż znano już w starożytności. Był on stosowany do wyrobu szkła, mydła oraz ceramiki. Używano go również do bielenia tkanin oraz jako nawóz.

Sole to związki nieorganiczne powszechnie występujące w przyrodzie (lub otrzymywane w wyniku syntez), znajdujące zastosowanie w wielu dziedzinach życia: rolnictwie, budownictwie oraz podczas wytwarzania nowoczesnych materiałów.

19.1. Sole – definicja i wzór ogólny

Sole to związki chemiczne zbudowane z kationów metali (lub grupy amonowej) oraz reszt kwasowych z innymi pierwiastkami. Wzór ogólny soli to:



M to symbol chemiczny metalu (lub grupy amonowej NH_4^+), **n** – wartościowość tego metalu, **R** to reszta kwasowa, a **m** – wartościowość reszty kwasowej. Skład soli opisany wzorem sumarycznym zależy od wartościowości metalu (grupy amonowej) oraz wartościowości reszty kwasowej.

19.2. Nazwy soli

Nazwy systematyczne soli tworzy się od nazwy kwasu (tab. 19.1). Nazwy soli kwasów beztlenowych mają końcówkę *-ek*, a sole kwasów tlenowych końcówkę *-an*. Do nazwy kwasu, od której pochodzi sól, dodajemy nazwę metalu (lub grupy amonowej) w dopełniaczu, na przykład **bromek sodu**, **siarczan(VI) żelaza(II)**.

Tab. 19.1. Nazwy wybranych soli

Nazwa soli	Przykłady soli
chlorek – sól kwasu chlorowodorowego HCl	chlorek potasu – KCl chlorek magnezu – $MgCl_2$ chlorek glinu – $AlCl_3$

siarczek – sól kwasu siarkowodorowego H_2S	siarczek sodu – Na_2S siarczek cynku – ZnS siarczek żelaza(II) – FeS
siarczan(VI) – sól kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4	siarczan(VI) potasu – K_2SO_4 siarczan(VI) baru – $BaSO_4$ siarczan(VI) żelaza(III) – $Fe_2(SO_4)_3$
azotan(V) – sól kwasu azotowego(V) HNO_3	azotan(V) srebra(I) – $AgNO_3$ azotan(V) ołowiu(II) – $Pb(NO_3)_2$ azotan(V) żelaza(II) – $Fe(NO_3)_2$
fosforan(V) – sól kwasu fosforowego(V) H_3PO_4	fosforan(V) sodu – Na_3PO_4 fosforan(V) potasu – K_3PO_4 fosforan(V) cynku – $Zn_3(PO_4)_2$
węglan – sól kwasu węglowego H_2CO_3	węglan sodu – Na_2CO_3 węglan wapnia – $CaCO_3$ węglan magnezu – $MgCO_3$

Na podstawie nazwy soli można ustalić jej wzór sumaryczny.

PRZYKŁAD 1.

Podaj wzór sumaryczny siarczanu(VI) glinu.

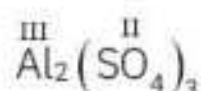
Rozwiązanie:

a) Wzór ogólny soli, zapisujemy podając symbol metalu, reszty kwasowej i ich wartościowość.

Kwas siarkowy(VI) ma wzór H_2SO_4 . Ze wzoru sumarycznego kwasu wynika, że wartościowość reszty kwasowej wynosi II. Wartościowość glinu wynosi III:



b) Wzór ogólny soli uzupełniamy o indeksy stechiometryczne:



Odpowiedź: Wzór sumaryczny siarczanu(VI) glinu to $Al_2(SO_4)_3$.

Znając wzór sumaryczny soli, można określić jego nazwę.

PRZYKŁAD 2.

Podaj nazwę soli o wzorze sumarycznym $Fe_3(PO_4)_2$.

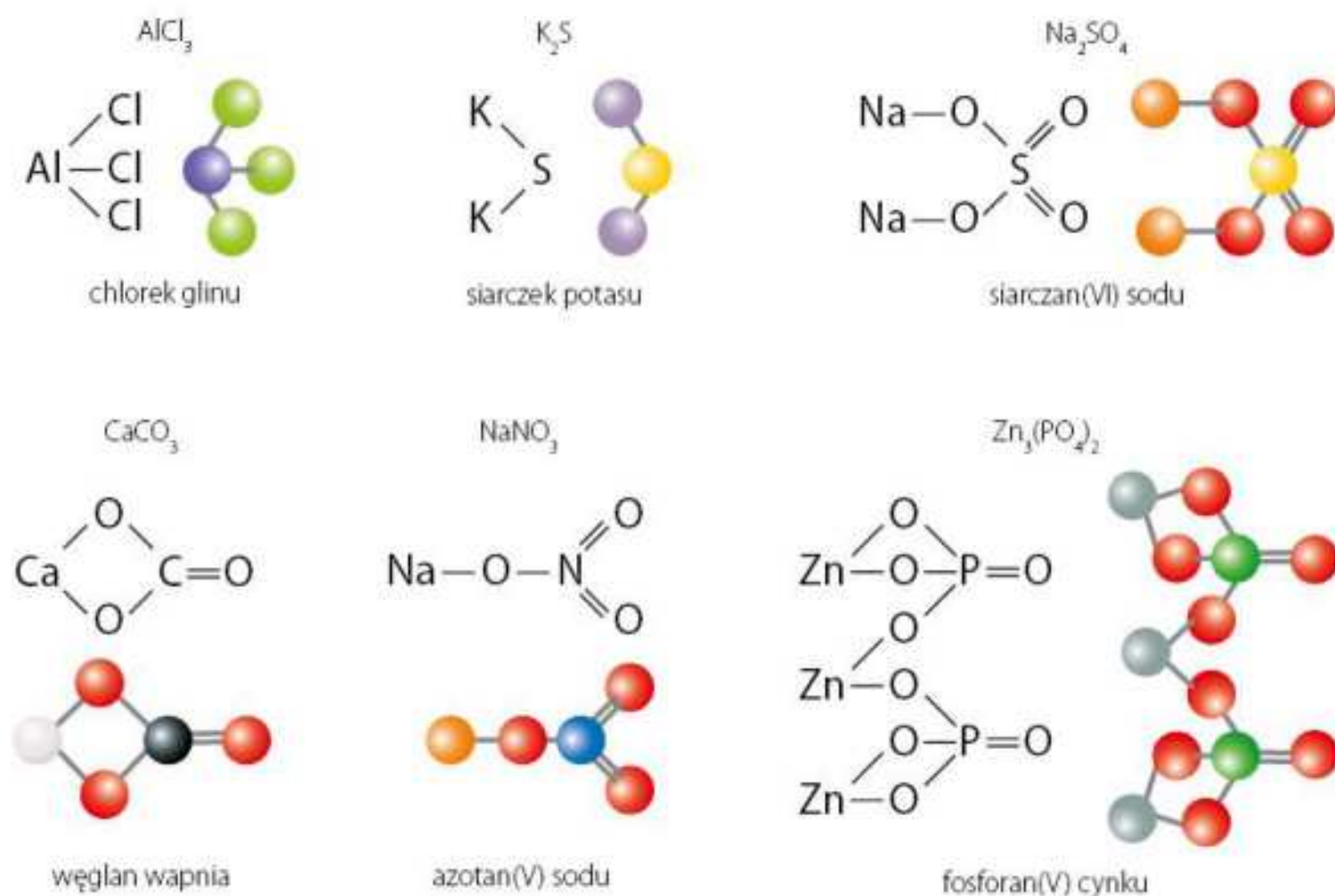
Rozwiązanie:

a) Na podstawie wzoru sumarycznego ustalamy nazwę pierwiastka, nazwę kwasu oraz ich wartościowość.

Ze wzoru sumarycznego soli wynika, że wartościowość reszty kwasowej wynosi III, wartościowość fosforu wynosi V, a wartościowość żelaza wynosi II. Żelazo w związkach może przyjmować wartościowość II lub III, dlatego trzeba uwzględnić ją w nazwie.

Odpowiedź: Nazwa soli o wzorze sumarycznym $\text{Fe}_3(\text{PO}_4)_2$ to fosforan(V) żelaza(II).

Na podstawie wzoru sumarycznego soli możemy również narysować jej wzór strukturalny oraz zbudować jej model (rys. 19.1).

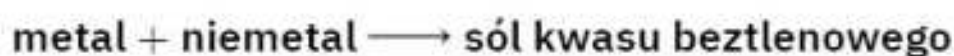
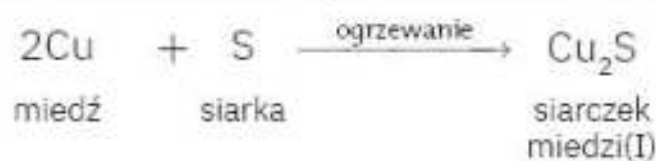


Rys. 19.1. Wzory strukturalne i modele kulkowe wybranych soli (rysunki wykonano przy założeniu, że w związkach występują wiązania kowalencyjne).

19.3. Metody otrzymywania soli

Niektóre z metod otrzymywania soli poznaliście podczas omawiania reakcji z udziałem tlenków, wodorków, wodorotlenków oraz kwasów. Można je otrzymać wieloma metodami, do których należą:

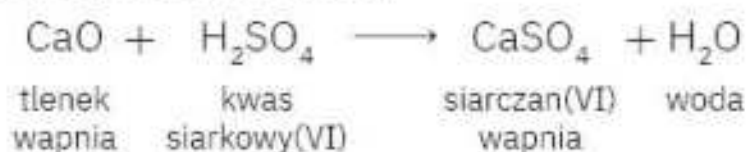
1. reakcja syntezy metalu z niemetalem (sole kwasów beztlenowych):



2. reakcja kwasu z metalem bardziej aktywnym od wodoru:



3. reakcja tlenku zasadowego z kwasem:



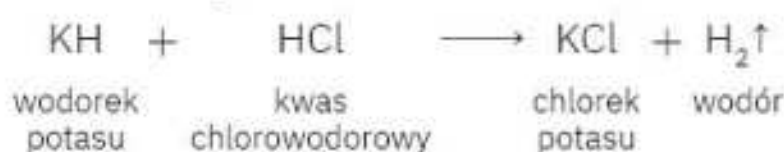
tlenek zasadowy + kwas $\longrightarrow$ sól + woda

4. reakcja tlenku kwasowego z wodorotlenkiem (sole kwasów tlenowych):



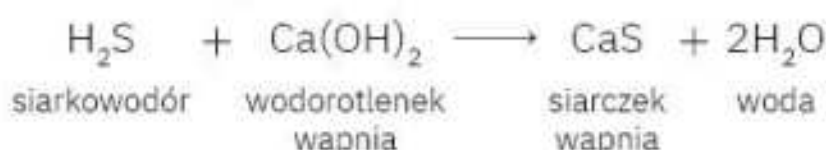
tlenek kwasowy + wodorotlenek $\longrightarrow$ sól kwasu tlenowego + woda

5. reakcja wodoru zasadowego z kwasem:



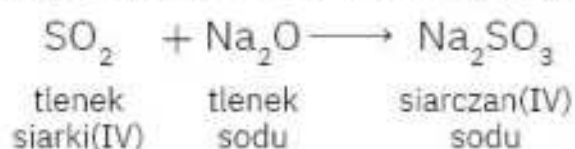
wodorek zasadowy + kwas $\longrightarrow$ sól + wodor $\uparrow$

6. reakcja wodoru kwasowego z wodorotlenkiem:



wodorek kwasowy + wodorotlenek $\longrightarrow$ sól + woda

7. reakcja tlenku kwasowego z tlenkiem zasadowym (sole kwasów tlenowych):



tlenek kwasowy + tlenek zasadowy $\longrightarrow$ sól kwasu tlenowego

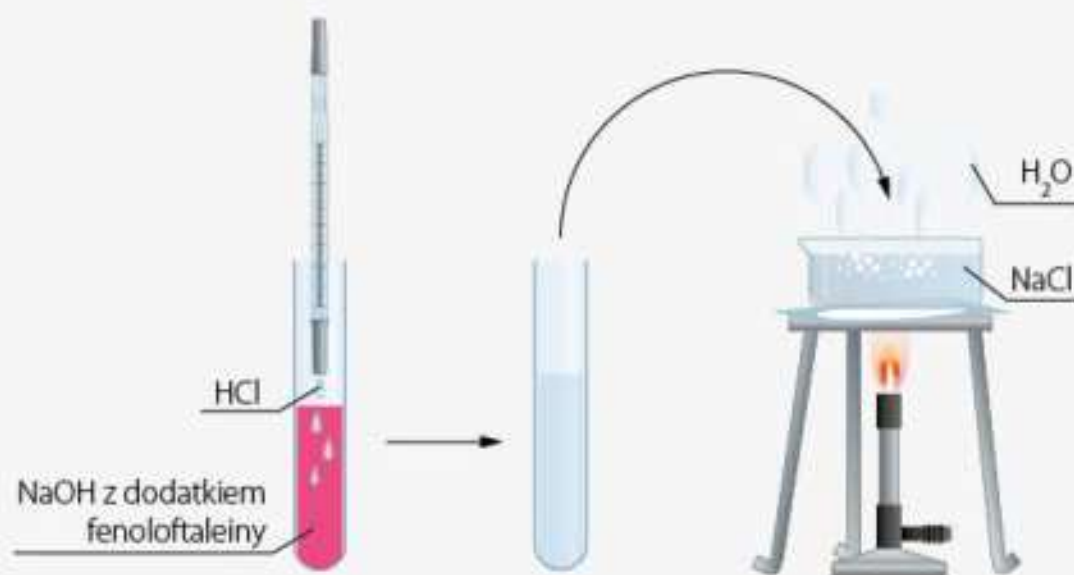
Sprawdźmy, jakie produkty powstaną w reakcji roztworu wodorotlenku sodu z kwasem chlorowodorowym.

Doświadczenie

Badanie produktów reakcji wodnego roztworu wodorotlenku sodu z kwasem chlorowodorowym

Przebieg doświadczenia:

Do probówki wlej kilka cm^3 rozcieńczonego wodnego roztworu wodorotlenku sodu i dodaj kilka kropel fenoloftaleiny. Pipetką wkraplaj rozcieńczony kwas chlorowodorowy do momentu zmiany barwy roztworu z malinowego na bezbarwny. Zawartość probówki wlej do parowniczk i ogrzewaj pod wyciągiem do całkowitego odparowania roztworu.



Rys. 19.2. Reakcja rozcieńczonego roztworu wodorotlenku sodu z kwasem chlorowodorowym.

Obserwacje:

Po odparowaniu roztworu powstałego przez zmieszanie wodnego roztworu wodorotlenku sodu z kwasem chlorowodorowym na dnie parowniczkii pozostała biała krystaliczna substancja (rys. 19.2).

W wyniku reakcji wodorotlenku sodu z kwasem chlorowodorowym powstaje chlorek sodu, oraz woda, zgodnie z równaniem:

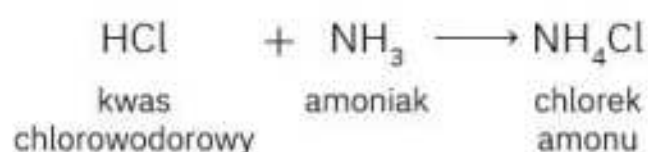


Zmiana koloru roztworu z malinowego na bezbarwny świadczy o zmianie odczynu roztworu z zasadowego na obojętny lub kwaśny.

Reakcje między zasadami i kwasami zgodnie ze stechiometrią reakcji, prowadzące do zmiany odczynu na obojętny (lub bliski obojętnemu), nazywamy **reakcjami zobojętniania**. To jedna z wielu metod otrzymywania soli i można ją przedstawić w postaci ogólnej:



Sole amonowe można otrzymać w wyniku bezpośredniej reakcji kwasów z amoniakiem, na przykład:



19.4. Właściwości fizyczne wybranych soli

Sole występują powszechnie w przyrodzie w postaci skał i minerałów, na przykład: chlorek sodu występuje w postaci minerału halitu (sól kamienna), węglan wapnia jest składnikiem skał wapiennych, a siarczan(VI) wapnia – skał gipsowych. Węglan magnezu wchodzi natomiast w skład magnezytu oraz skał dolomitowych. Sole są również cennymi rudami metali, na przykład z pirytu FeS_2 pozyskuje się żelazo. Wiele soli występuje w postaci cennych kolekcjonersko minerałów, na przykład fluoryt (fluorek wapnia CaF_2) (rys. 19.3).

Większość soli to ciała stałe o budowie jonowej, które mają wysokie temperatury topnienia i wrzenia (tab. 19.2). Stopione przewodzą prąd elektryczny. Niektóre sole mają sieć kowalencyjną, na przykład siarczek cynku.



Rys. 19.3. Kryształy minerału galeny (siarczku ołowiu(II) PbS) są cennym minerałem kolekcjonerskim.

Tab. 19.2. Wybrane właściwości fizyczne niektórych soli

Właściwości	Sole				
	NaCl	Na_2SO_4	MgSO_4	NaNO_3	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
stan skupienia	ciało stałe				
barwa	biała				
budowa	jonowa				
gęstość $\left[\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}\right]$	2,17	2,66	2,66	2,26	3,14
temperatura topnienia	801	884	1124	306	1710

Niektóre sole mają różne zabarwienia pochodzące od kationów metali, na przykład: węglan kobaltu(II) CoCO_3 ma barwę fioletową, węglan miedzi(II) CuCO_3 – turkusową, a chlorek niklu(II) NiCl_2 – żółtą (rys. 19.4). Nieliczne sole nieorganiczne występują w ciekłym stanie skupienia, na przykład fluorek antymonu SbF_5 , gdyż mają monomeryczną budowę kowalencyjną.



CoCO_3



CuCO_3



NiCl_2

Rys. 19.4. Sole mogą mieć różne barwy.

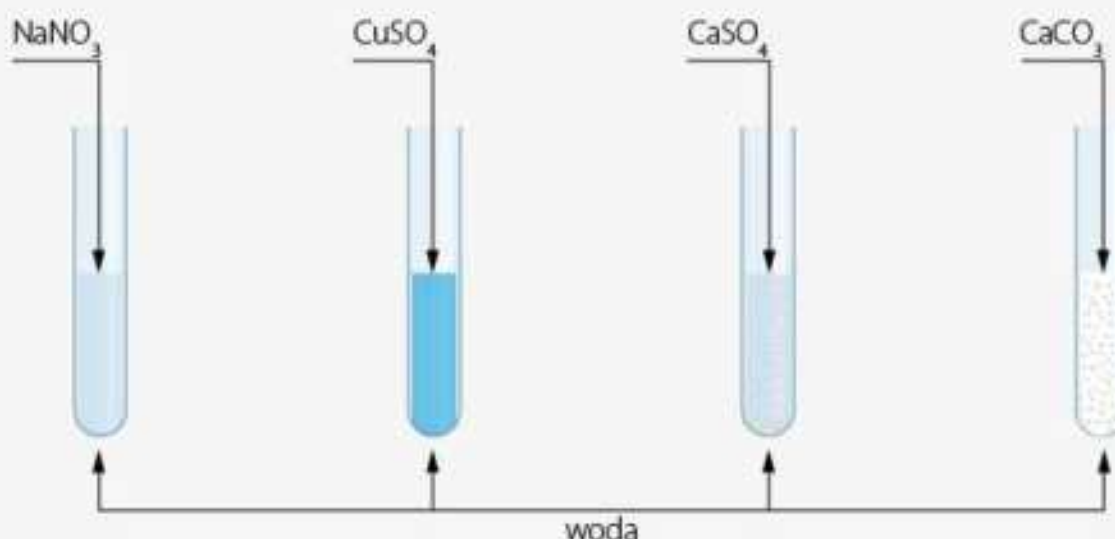
Sprawdźmy rozpuszczalność wybranych soli w wodzie.

Doświadczenie

Badanie rozpuszczalności wybranych soli

Przebieg doświadczenia:

Do czterech probówek wlej po kilka cm^3 wody i wsyp kolejno pół łyżeczki azotanu(V) sodu, siarczanu(VI) miedzi(II), siarczanu(VI) wapnia oraz węglanu wapnia. Lekko potrząśnij zawartością probówek.



Rys. 19.5. Rozpuszczalność wybranych soli w wodzie.

Obserwacje:

Azotan(V) sodu oraz siarczan(VI) miedzi(II) dodane do wody, tworzą klarowny roztwór. Siarczan(VI) wapnia i węglan wapnia – tworzą w wodzie zawiesiny (rys. 19.5).

Niektóre sole rozpuszczają się w wodzie, a inne mają ograniczoną rozpuszczalność w wodzie. Rozpuszczalność soli w wodzie, tak jak w przypadku wodorotlenków, można oszacować, korzystając z tabeli rozpuszczalności soli (rys. 19.6).

	NH_4^+	Na^+	K^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Ba^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Pb^{2+}	Cu^{2+}	Sn^{2+}	Zn^{2+}	Mn^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Al^{3+}	Cr^{3+}
Cl^-	R	R	R	R	R	R	T	R	S	R	R	R	R	R	R	R	R
Br^-	R	R	R	R	R	R	T	S	S	R	R	R	R	R	R	R	R
I^-	R	R	R	R	R	R	T	T	T	R	S	R	R	R	R	R	R
S^{2-}	R	R	R	S	S	R	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T
SO_3^{2-}	R	R	R	R	T	T	T	T	T	R	S	S	T	T	R	T	R
SO_4^{2-}	R	R	R	R	S	R	S	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
NO_3^-	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
CO_3^{2-}	R	R	R	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	—	T
PO_4^{3-}	R	R	R	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T
SiO_3^{2-}	R	R	R	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T	T
CH_3COO^-	R	R	R	R	R	R	T	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R

rozpuszczalność substancji w wodzie:

(R) dobra

(S) słaba

(T) substancja praktycznie nierozpuszczalna

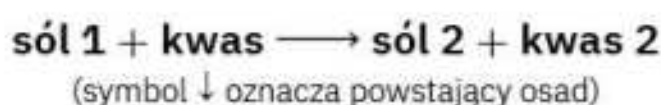
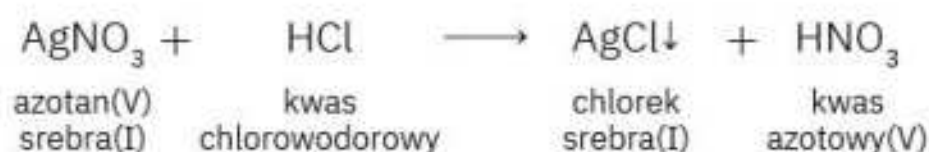
(●) w roztworze zachodzą skomplikowane reakcje

(kolorowe kwadraty) barwa roztworu lub osadu

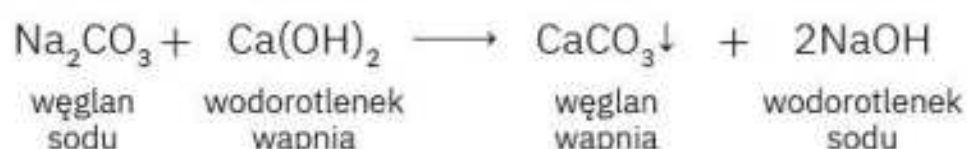
(—) nie dotyczy

Rys. 19.6. Tabela rozpuszczalności wybranych soli.

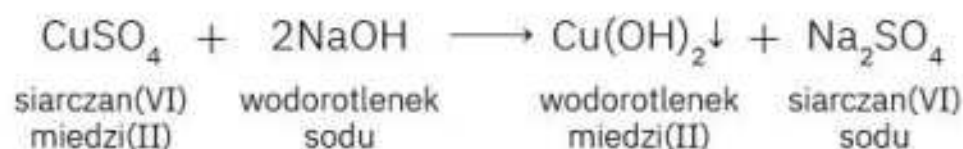
Z tablic rozpuszczalności można odczytać, że dobrze rozpuszczają się wszystkie azotany(V) oraz sole sodu i potasu. Z kolei większość węglanów oraz fosforanów(V) to sole trudno rozpuszczalne. Znajomość rozpuszczalności soli w wodzie jest przydatna w projektowaniu procesów przemysłowych oraz w analizie jakościowej związków nieorganicznych. Sole trudno lub praktycznie nierozpuszczalne w wodzie można otrzymać między innymi w wyniku reakcji podwójnej wymiany między solą i kwasem, na przykład:



a także solą i wodorotlenkiem, na przykład:



Tym drugim sposobem można również otrzymać osady trudno rozpuszczalnych w wodzie wodorotlenków, na przykład:



W powyższych reakcjach jeden z produktów strąca się w postaci osadu, dlatego reakcje te nazywamy **reakcjami strącaniowymi**.

19.5. Zastosowania wybranych soli

Sole są powszechnie używane w życiu codziennym. Wytwarza się z nich leki, kosmetyki, nawozy sztuczne, pigmenty, farby oraz lakiery. Znalazły również zastosowanie w budownictwie (rys. 19.7).



Rys. 19.7. Wybrane zastosowania soli.



PODSUMOWANIE

- Sole to związki zbudowane z kationów metali (lub grup amonowych) oraz reszt kwasowych.
- Sole to najczęściej ciała stałe o budowie krystalicznej, mające różne barwy.
- Ze względu na rozpuszczalność soli wyróżniamy sole rozpuszczalne i sole o ograniczonej rozpuszczalności w wodzie.
- Sole trudno lub praktycznie nierozpuszczalne w wodzie można otrzymywać w reakcjach nazywanych strąceniowymi.
- Sole są związkami powszechnie występującymi w przyrodzie i znajdują wiele zastosowań w życiu codziennym.



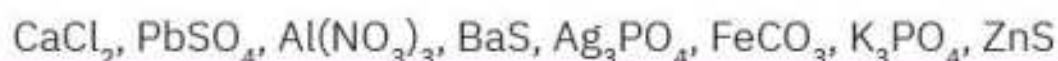
POLECENIA KONTROLNE

1. Ustal wzory sumaryczne soli na podstawie ich nazwy:
 - a) węglan potasu
 - b) jodek wapnia
 - c) fosforan(V) żelaza(III)
 - d) siarczan(VI) niklu(II)
 - e) azotan(V) wapnia

2. Podaj nazwy soli o następujących wzorach sumarycznych:

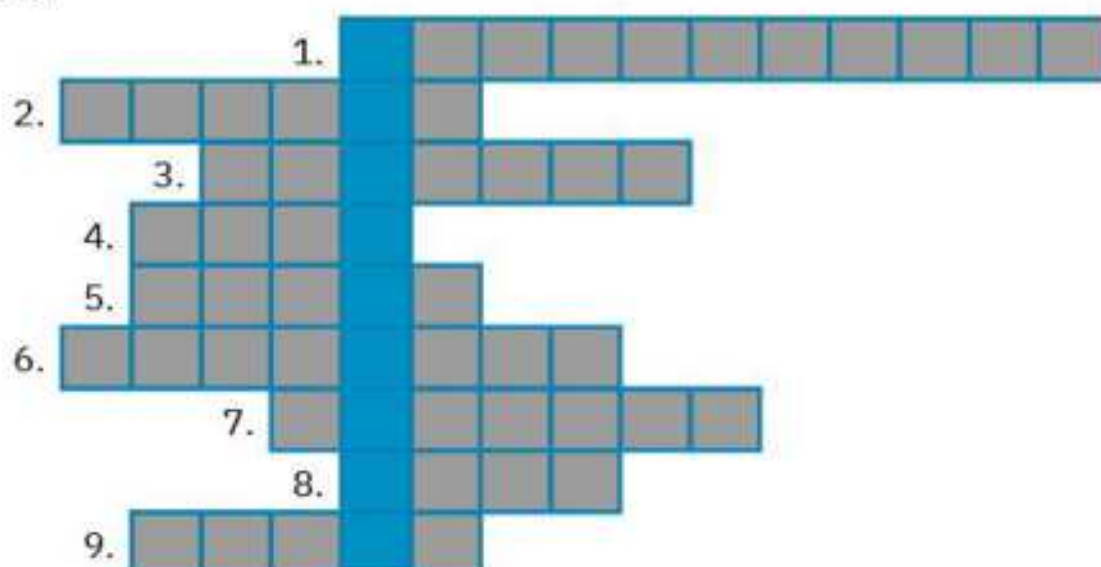


3. Na podstawie tablic rozpuszczalności wskaż, które sole dobrze rozpuszczają się w wodzie, i uzupełnij tabelę przerysowaną do zeszytu.



Sole dobrze rozpuszczalne w wodzie	Sole słabo rozpuszczalne w wodzie

4. Znajdź w dostępnych źródłach informacje na temat saletry. Czy nazwa ta dotyczy jednego związku chemicznego? Omów zastosowania saletry w życiu codziennym.
5. Przerysuj krzyżówkę do zeszytu i ją rozwiąż. Zapisz w zeszycie uzyskane hasło.



1. Nazwa reakcji otrzymywania soli, w której sól wydziela się w postaci osadu.
2. Wchodzi w skład wszystkich soli fosforanowych.
3. Sól, której nazwa pochodzi od kwasu chlorowodorowego.
4. Nie znajdziesz go w kwasach beztlenowych.
5. W postaci tego minerału występuje sól kamienna.
6. Nazwa soli, do których należą między innymi MgS i CaS .
7. Nazwa soli pochodzących od kwasów azotowych.
8. Niezbędny w reakcji zobojętniania.
9. Główny składnik potażu.

20. Rozpuszczalność substancji

W życiu codziennym często spotykamy się z określeniem „lody rozpuszczają się, gdy jest ciepło”. Niestety nie jest ono prawdziwe. Lody przyjmują ciekłą konsystencję, ponieważ topnieje zamrożona w nich woda. Rozpuszczanie to zjawisko zupełnie inne od topnienia, które – jak pamiętacie – polega na przejściu substancji ze stałego stanu skupienia w stan ciekły. Badaliście już rozpuszczalność wielu substancji w wodzie, a na podstawie tablic rozpuszczalności określaliście rozpuszczalność wodorotlenków i soli. Co zatem znaczy „rozpuszczać się”? Przyjrzyjmy się bliżej temu zjawisku.

20.1. Roztwór jako mieszanina

W przyrodzie rzadko spotykamy pierwiastki lub związki chemiczne, które występują w stanie zupełnie czystym. Najczęściej występują one w postaci mieszanin złożonych z wielu składników nazywanych **mieszaninami wieloskładnikowymi**.

Mieszanina to układ wieloskładnikowy (zawierający dwa lub więcej składników) utworzony z pierwiastków, związków chemicznych lub pierwiastków i związków chemicznych. W mieszaninie możemy wyróżnić **substancję rozpraszającą** oraz **substancję w niej rozproszoną**.

Przez rozpraszanie należy rozumieć równomierne mieszanie się atomów, jonów lub cząsteczek różnych substancji.

W mieszaninach zarówno substancja rozpraszająca, jak i rozproszona mogą występować w różnych stanach skupienia: stałym, ciekłym oraz gazowym. Przykładami takich mieszanin są: powietrze, gleba, skały czy woda w rzekach, jeziorach i oceanach (rys. 20.1).



Rys. 20.1. Przykłady mieszanin substancji w różnych stanach skupienia.

Możemy powiedzieć, że gdy do wody dodamy dowolną substancję, to powstanie mieszanina. W takiej mieszaninie zwykle substancją rozpraszającą są cząsteczki wody, a substancją rozproszoną – substancja dodana do wody. Podczas badania rozpuszczalności różnych substancji obserwowaliśmy, że niektóre z nich bardzo dobrze rozpuszczały się w wodzie. Substancja rozpuszczana „znikała” w roztworze, czyli jej cząsteczki lub jony mieszały się równomiernie z cząsteczkami wody w taki sposób, że nie można jej było zaobserwować. Gdy substancja rozpuszczana była barwna, zazwyczaj woda barwiła się na jej kolor. Dla przykładu: w wyniku rozpuszczenia niewielkich ilości kryształów manganianu(VII) potasu KMnO_4 w wodzie otrzymujemy klarowny roztwór o fioletowym zabarwieniu. Mieszaniny takie nazywamy **mieszaninami jednorodnymi**. Substancje praktycznie nierozpuszczalne w wodzie po dodaniu do wody zazwyczaj opadały na dno i częściowo „znikały”, czyli z cząsteczkami wody mieszała się równomiernie tylko niewielka ilość atomów, jonów lub cząsteczek tych substancji. Dzieje się tak na przykład podczas próby rozpuszczania tlenku krzemu(IV) w wodzie – jest to przykład **mieszaniny niejednorodnej** (rys. 20.2).



a) kryształy manganianu(VII) potasu rozpuszczone w wodzie



b) kryształy tlenku krzemu(IV) praktycznie nierozpuszczalne w wodzie

Rys. 20.2. W wyniku rozpuszczania substancji w wodzie, możemy otrzymać mieszaninę jednorodną (a) lub niejednorodną (b).

Jeżeli substancja dodana do wody rozprasza się w niej w taki sposób, że nie możemy jej zaobserwować nawet pod mikroskopem, to mieszaninę taką nazywamy **roztworem właściwym** (w skrócie: roztworem).

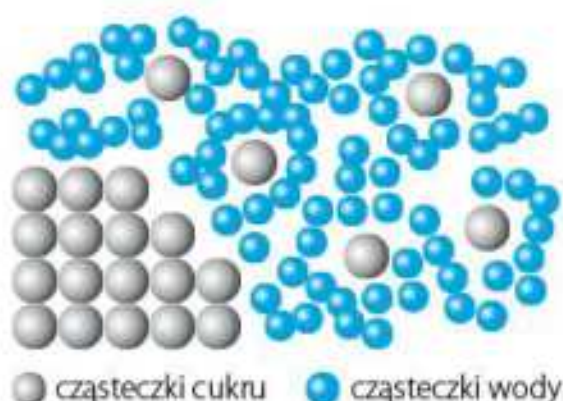
Roztworem nazywamy mieszaninę jednorodną, która składa się z substancji rozpraszającej, nazywanej rozpuszczalnikiem, oraz substancji rozproszonej, czyli substancji rozpuszczonej.

Przyjrzymy się bliżej roztworom, w których rozpuszczalnikiem jest woda.

20.2. Rozpuszczanie i rozpuszczalność

Rozpuszczanie nie jest reakcją chemiczną – to proces fizyczny, w którym w wyniku kontaktu substancji rozpuszczonej z cząsteczkami rozpuszczalnika zostaje ona rozproszona, czyli rozdrobniona do rozmiarów, których nie jesteśmy w stanie zaobserwować (rys. 20.3). Dlatego mówimy, że podczas rozpuszczania substancja „znika” w wodzie.

Ponieważ rozpuszczanie jest procesem fizycznym, rozpuszczalność substancji w wodzie jest jej właściwością fizyczną.



Rys. 20.3. Podczas rozpuszczania cukru w wodzie zachodzi równomierne mieszanie się cząsteczek obu substancji.

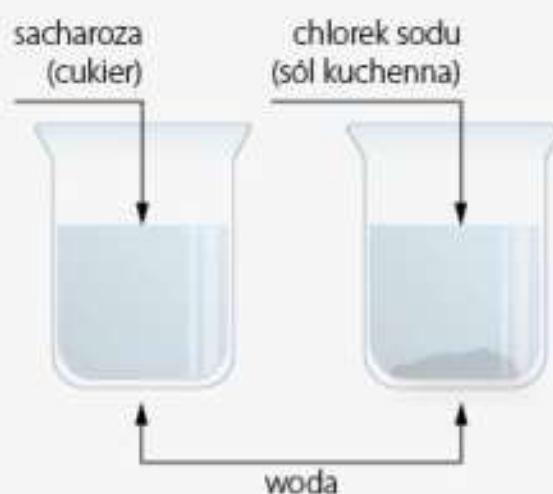
Dotychczas przy badaniu rozpuszczalności substancji w wodzie posługiwaliście się określeniami „dobrze rozpuszczalny”, „trudno rozpuszczalny” lub „praktycznie nierozpuszczalny”. Wicie również, że szybkość rozpuszczania substancji jest większa, gdy ją rozdrobnimy, a po jej wprowadzeniu do wody otrzymany roztwór mieszamy i ogrzewamy. Sprawdźmy jednak, czy w jednakowej ilości wody można rozpuścić jednakowe ilości różnych substancji.

Doświadczenie

Badanie rozpuszczalności cukru i soli kuchennej w wodzie

Przebieg doświadczenia:

Do dwóch zlewek wlej 10 cm³ wody. Do pierwszej zlewki dodaj 2 łyżki stołowe cukru, a do drugiej – 2 łyżki stołowe soli kuchennej. Roztwory lekko ogrzej i intensywnie mieszaj. Zaobserwuj, jakie ilości obu substancji rozpuszczają się w wodzie.

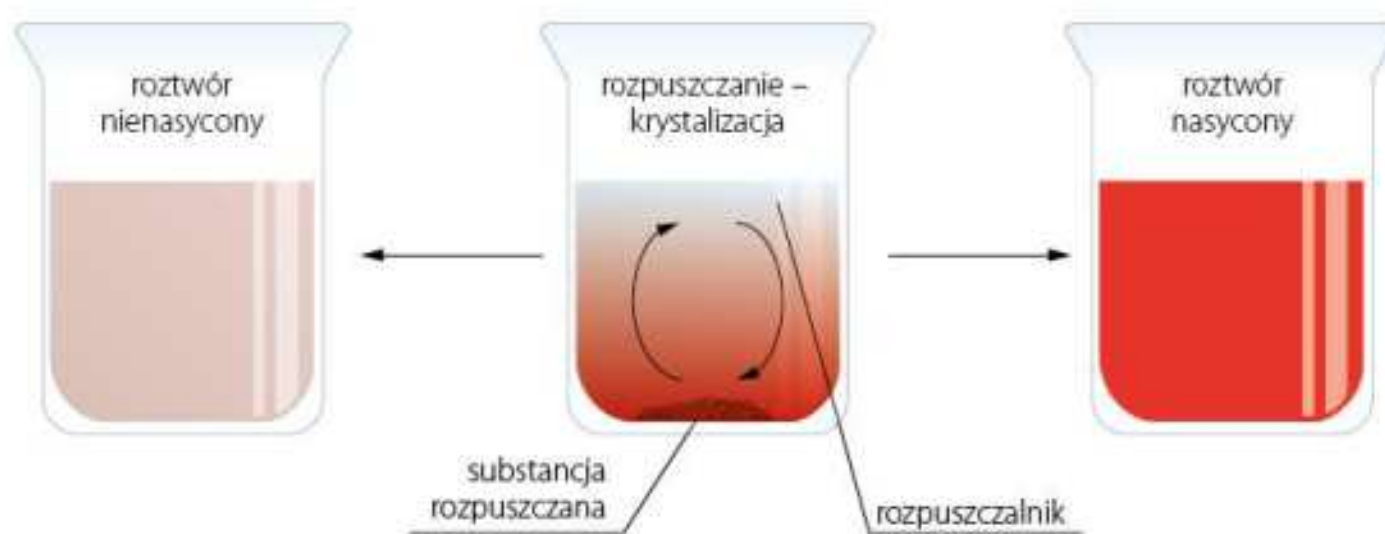


Rys. 20.4. Badanie rozpuszczalności cukru i soli kuchennej w wodzie.

Obserwacje:

Cukier rozpuścił się całkowicie, a w zlewce z solą kuchenną na jej dnie pozostaje nierozpuszczona sól (rys. 20.4).

W jednakowej ilości wody rozpuszczają się różne ilości cukru i soli kuchennej. Gdybyście w powyższym doświadczeniu zamiast wody użyli innego rozpuszczalnika, na przykład alkoholu etylowego, rozpuściłyby się w nim inne niż w wodzie ilości cukru i soli. W określonej ilości rozpuszczalnika można w danej temperaturze i pod określonym ciśnieniem rozpuścić ściśle określone ilości różnych substancji. Ze względu na ilość substancji rozpuszczonej w roztworze wyróżniamy roztwory nasycone i nienasycone. W **roztworze nienasyconym** w danej temperaturze i pod określonym ciśnieniem można rozpuścić dodatkową ilość substancji, aż do osiągnięcia nasycenia roztworu. Natomiast w **roztworze nasyconym** znajduje się maksymalna ilość substancji rozpuszczonej w danej temperaturze i pod określonym ciśnieniem (rys. 20.5).



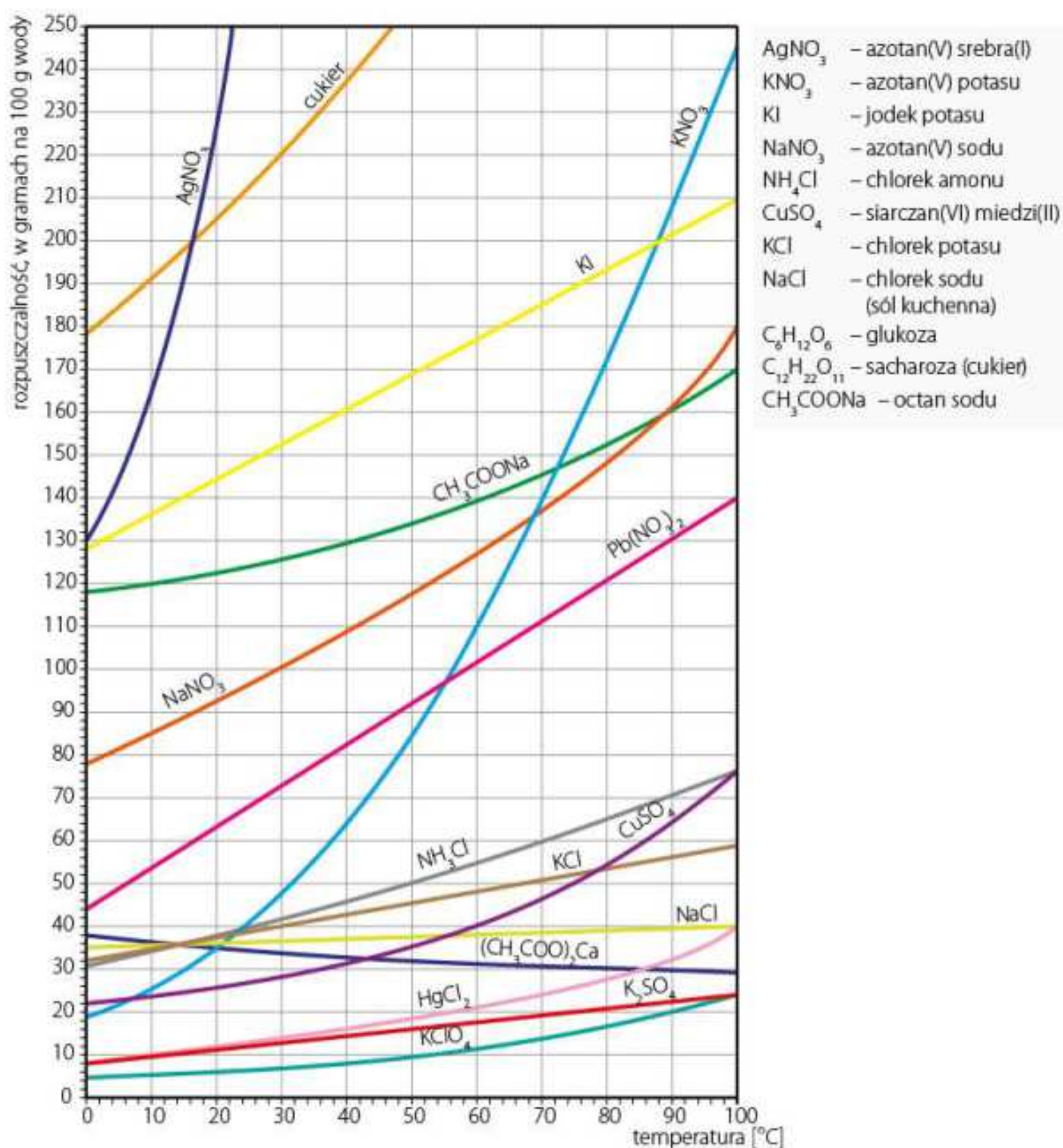
Rys. 20.5. Rozpuszczając substancję w wodzie, możemy otrzymać roztwór nienasycony lub nasycony.

Na podstawie ilości substancji rozpuszczającej się w danej temperaturze i pod określonym ciśnieniem, w określonej ilości rozpuszczalnika, możemy określić jej rozpuszczalność.

Rozpuszczalność to maksymalna liczba gramów substancji, którą w określonej temperaturze oraz pod określonym ciśnieniem można rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika, otrzymując roztwór nasycony.

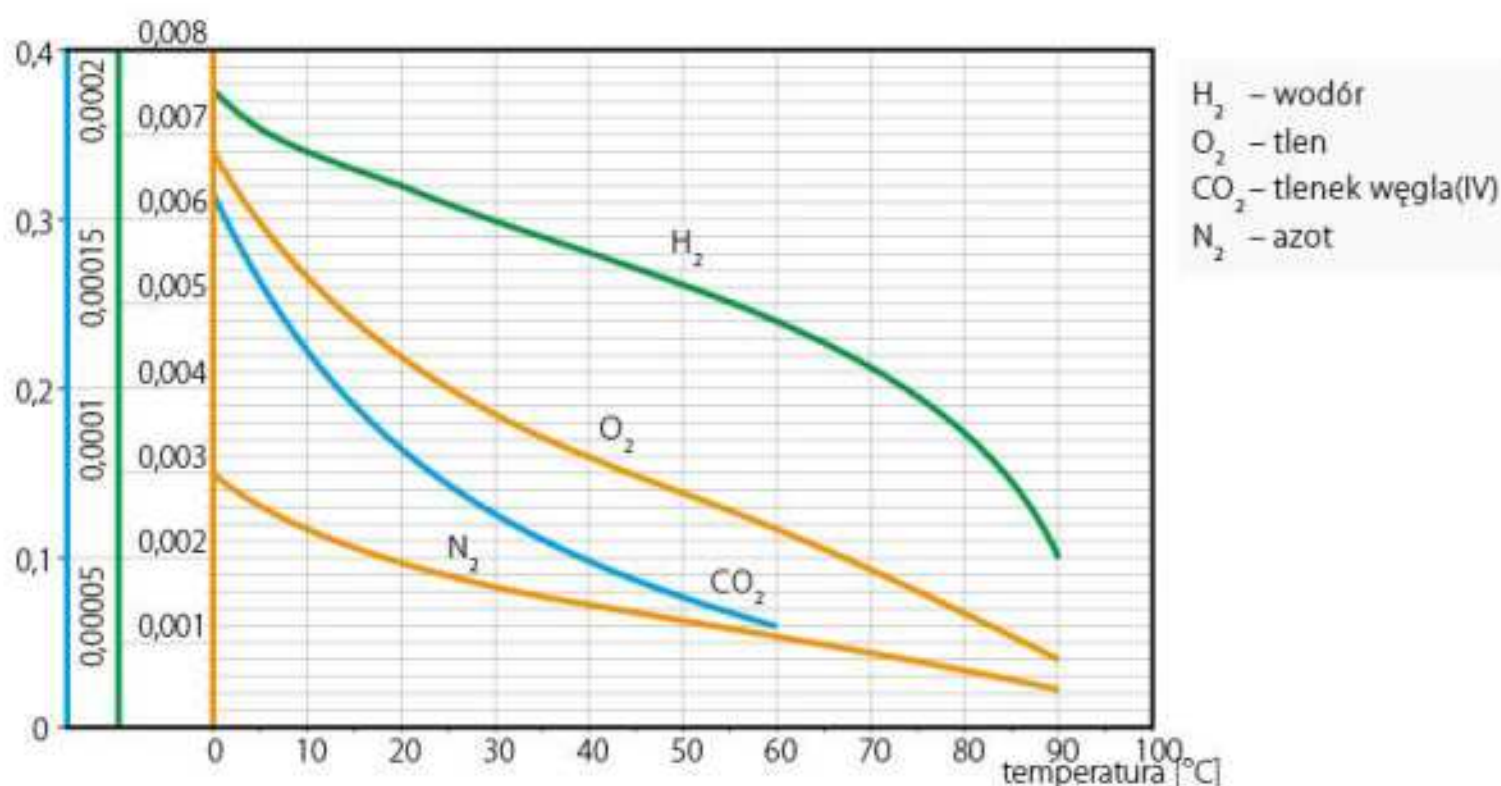
20.3. Krzywe rozpuszczalności

Jeżeli sporządzimy wykres zależności rozpuszczalności danej substancji w określonym rozpuszczalniku od temperatury, w której zachodzi proces rozpuszczania, to otrzymamy **krzywą rozpuszczalności** (rys. 20.6).



Rys. 20.6. Krzywe rozpuszczalności wybranych ciał stałych w wodzie.

Z krzywych rozpuszczalności możemy odczytać, jaką ilość substancji możemy rozpuścić w wodzie w danej temperaturze, aby otrzymać roztwór nasycony, na przykład w temperaturze 20°C rozpuszczalność cukru w wodzie wynosi 204 g, a soli kuchennej – 36 g. Na podstawie analizy powyższych krzywych rozpuszczalności możemy sformułować ogólny wniosek, że dla większości substancji **rozpuszczalność ciał stałych w wodzie rośnie ze wzrostem temperatury**. Podobnie jest w przypadku rozpuszczania cieczy w cieczach. Inaczej jest w przypadku rozpuszczania w cieczach gazów (rys. 20.7).



Rys. 20.7. Krzywe rozpuszczalności wybranych gazów w wodzie, pod ciśnieniem normalnym (1013,25 hPa).

Na podstawie analizy powyższych krzywych rozpuszczalności możemy sformułować wniosek, że **rozpuszczalność gazów w wodzie maleje ze wzrostem temperatury**. Dlatego w ciepłej wodzie rozpuszczonego tlenu jest mniej niż w zimnej wodzie. Na rozpuszczalność gazów ma dodatkowo wpływ ciśnienie – rozpuszczalność gazów w wodzie maleje wraz ze wzrostem ciśnienia. Można się o tym przekonać podczas pierwszego otwierania butelki napoju gazowanego lub wody gazowanej. W procesach produkcji są one nasycane tlenkiem węgla(IV) pod zwiększonym ciśnieniem, dlatego podczas ich otwierania następuje obniżenie ciśnienia w butelce i rozpuszczony w wodzie tlenek węgla(IV) się ulatnia (rys. 20.8).

Rozpuszczalność gazów w wodzie zależy również od obecności w niej innych substancji. Na przykład rozpuszczalność tlenu w wodzie morskiej jest niższa niż w wodzie słodkiej. W temperaturze 25°C, pod normalnym ciśnieniem, rozpuszczalność tlenu w wodzie pitnej wynosi około 8 mg/l, a w wodach Zatoki Gdańskiej wynosi około 6,5 mg/l. Jest to związane z występowaniem różnych soli w wodzie morskiej.



Rys. 20.8. Podczas otwierania napoju gazowanego następuje obniżenie ciśnienia w butelce, dlatego obserwujemy wydzielanie się pęcherzyków tlenku węgla(IV) z napoju.

20.4. Przykłady obliczeń z wykorzystaniem rozpuszczalności substancji

Umiejętność odczytywania informacji z krzywych rozpuszczalności pozwala przygotować roztwory o różnym stopniu nasycenia rozpuszczalnika substancją rozpuszczoną. Znalazło to zastosowanie zarówno w wielu procesach przemysłowych, jak i w życiu codziennym.

PRZYKŁAD 1.

Na podstawie wykresu rozpuszczalności określ, ile gramów cukru należy rozpuścić w 40 g wody, aby w temperaturze 10°C otrzymać roztwór nasycony.

Rozwiązanie:

Z krzywej rozpuszczalności cukru w wodzie można odczytać, że w temperaturze 10°C rozpuszczalność cukru wynosi 190 g w 100 g wody.

Możemy zatem ułożyć zależność:

jeżeli w 100 g wody rozpuszcza się 190 g substancji cukru,
to w 40 g wody rozpuszcza się x cukru.

Wielkości te są proporcjonalne, dlatego możemy ułożyć równanie:

$$\frac{100 \text{ g}}{40 \text{ g}} = \frac{190}{x}$$

Po przekształceniu wzoru otrzymujemy:

$$\begin{aligned} 100 \text{ g} \cdot x &= 190 \text{ g} \cdot 40 \text{ g} \quad |:100 \text{ g} \\ x &= \frac{190 \text{ g} \cdot 40 \text{ g}}{100 \text{ g}} \\ x &= 76 \text{ g} \end{aligned}$$

Odpowiedź: Aby otrzymać nasycony roztwór w temperaturze 10°C, należy rozpuścić 76 g cukru w 40 g wody.

PRZYKŁAD 2.

Przygotowano wodny, nasycony roztwór azotanu(V) sodu przez rozpuszczenie 110 g tego związku w 100 g wody w temperaturze 40°C. Korzystając z wykresu rozpuszczalności, oblicz, ile gramów azotanu(V) sodu trzeba dodatkowo rozpuścić w tym roztworze, aby po ogrzaniu roztworu do temperatury 60°C otrzymać roztwór nasycony.

Rozwiązanie:

Z krzywej rozpuszczalności azotanu(V) sodu można odczytać, że w temperaturze 60°C rozpuszczalność azotanu(V) sodu wynosi 126 g w 100 g wody.

Obliczamy masę azotanu(V) sodu, jaką trzeba dodać do roztworu zawierającego 110 g azotanu(V) sodu, by w temperaturze 60°C otrzymać roztwór nasycony:

$$m_s = 126 \text{ g} - 110 \text{ g} = 16 \text{ g}$$

Odpowiedź: Należy dodatkowo rozpuścić 16 g azotanu(V) sodu.

PODSUMOWANIE

- Roztwór to mieszanina jednorodna, która składa się z rozpuszczalnika (substancji rozpraszającej) oraz substancji rozpuszczonej (substancji rozproszonej).
- Rozpuszczalność zależy od rodzaju rozpuszczalnika, rodzaju substancji rozpuszczonej oraz ciśnienia i temperatury, w której zachodzi rozpuszczanie.
- Proces rozpuszczania można przyspieszyć przez rozdrobnienie substancji, mieszanie i ogrzewanie roztworu.
- Rozpuszczalność to maksymalna liczba gramów substancji, którą w określonej temperaturze oraz pod określonym ciśnieniem można rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika, otrzymując roztwór nasycony.
- Krzywa rozpuszczalności to wykres zależności rozpuszczalności danej substancji od temperatury, w której zachodzi proces rozpuszczania.
- Rozpuszczalność ciał stałych oraz cieczy w cieczach na ogół rośnie ze wzrostem temperatury, a gazów – maleje ze wzrostem temperatury, a rośnie ze wzrostem ciśnienia.

POLECENIA KONTROLNE

1. Na podstawie wykresu rozpuszczalności określ, ile gramów soli kuchennej należy rozpuścić w 250 g wody, aby w temperaturze 20°C otrzymać roztwór nasycony.
2. Oblicz, który z roztworów jest roztworem nasyconym w temperaturze 30°C : roztwór zawierający 110 g cukru rozpuszczonego w 50 g wody czy roztwór zawierający 120 g soli kuchennej rozpuszczonej w 400 g wody.
3. Przygotowano wodny, nasycony roztwór chlorku amonu przez rozpuszczenie 50 g tego związku w 100 g wody w temperaturze 50°C . Korzystając z wykresu rozpuszczalności, oblicz, ile gramów chlorku amonu trzeba dodatkowo rozpuścić w tym roztworze, aby po jego ogrzaniu do temperatury 90°C otrzymać roztwór nasycony.
4. Na podstawie krzywych rozpuszczalności cukru i soli kuchennej w wodzie określ, rozpuszczalność której substancji rośnie szybciej w przedziale temperatur od 10 do 40°C .
5. W temperaturze 70°C otrzymano nasycony roztwór chlorku potasu, w którym znajduje się 150 g wody. Oblicz, ile gramów kryształów chlorku potasu powstało po całkowitym odparowaniu wody.

21. Stężenie procentowe roztworu

Czy pamiętacie, jaki skład chemiczny ma woda utleniona? Na etykiecie butelki znajduje się informacja, że jest to 3-procentowy wodny roztwór nadtlenu wodoru. Wody utlenionej używa się między innymi do odkażania ran. Wodny, 30-procentowy roztwór nadtlenu wodoru, nazywany perhydrolem, ma właściwości żrące. Na podstawie powyższych informacji możemy określić zawartość poszczególnych składników tych roztworów. Umożliwia nam to umiejętność liczenia stężenia procentowego.

21.1. Definicja stężenia

Podczas przeprowadzania reakcji w laboratoriach chemicznych, przygotowywania leków, a także w życiu codziennym posługujemy się roztworami o znanej zawartości substancji rozpuszczonej w określonej ilości roztworu, czyli roztworami o znanym **stężeniu**. Najprostszym ze sposobów wyrażania stężeń roztworów jest określenie ich **stężenia procentowego masowego**.



Stężenie procentowe masowe to liczba gramów substancji rozpuszczonej znajdująca się w 100 g roztworu.

Stężenie procentowe masowe w skrócie nazywamy stężeniem procentowym.



Rys. 21.1. Wiele produktów z życia codziennego to roztwory o stałym stężeniu procentowym, na przykład woda utleniona zawiera 3% nadtlenu wodoru.

Na etykietach wielu produktów żywnościowych, środków dezynfekcyjnych czy lekarstw znajduje się informacja o stężeniu procentowym roztworów (rys. 21.1). Na podstawie definicji stężenia procentowego możemy określić skład tych roztworów. Woda utleniona to 3-procentowy wodny roztwór nadtlenu wodoru, co oznacza, że w 100 g roztworu znajdują się 3 g rozpuszczonego w niej nadtlenu wodoru, a pozostałą część masy (97 g) stanowi woda. Na niektórych produktach stężenie procentowe masowe jest oznaczane symbolem % wag. lub w/w.

Umiejętność przygotowywania roztworów o ściśle określonym stężeniu procentowym roztworów umożliwia ich właściwe i bezpieczne wykorzystanie w życiu codziennym oraz w wielu procesach przemysłowych.

21.2. Metody obliczeń stężenia procentowego

Stężenie procentowe, oznaczane w skrócie symbolem C_p , można obliczyć dwoma metodami.

Metoda 1.

Stężenie procentowe można wyznaczyć na podstawie jego definicji.

Jeżeli w określonej liczbie gramów roztworu (m_r) **znajduje się** określona liczba gramów substancji rozpuszczonej (m_s), to w 100 gramach roztworu **znajduje się** pewna nieznana liczba gramów substancji rozpuszczonej (x).

Wielkości te są proporcjonalne, dlatego możemy ułożyć równanie:

$$\frac{m_r}{100 \text{ g}} = \frac{m_s}{x}$$

Stąd otrzymujemy zależność:

$$m_r \cdot x = 100 \text{ g} \cdot m_s \quad | : m_r$$

$$x = \frac{m_s \cdot 100}{m_r} [\text{g}]$$

Metoda 2.

Stężenie procentowe można obliczyć ze wzoru wyprowadzonego na podstawie powyższej zależności, przyjmując, że 100 g roztworu stanowi 100% roztworu:

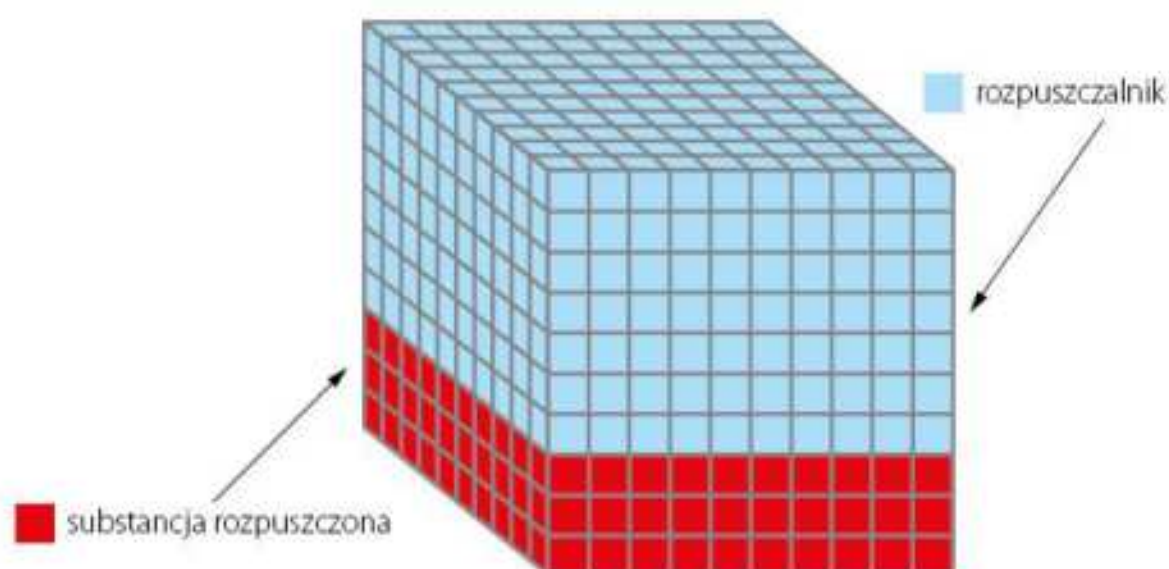
$$C_p = \frac{m_s \cdot 100}{m_r} [\%]$$

Masa roztworu (m_r) to suma masy substancji rozpuszczonej (m_s) oraz masy rozpuszczalnika (m_a) (rys. 21.2):

$$m_r = m_s + m_a$$

Ostateczny wzór na stężenie procentowe przyjmuje zatem postać:

$$C_p = \frac{m_s \cdot 100\%}{m_s + m_a}$$



Rys. 21.2. Jeżeli stężenie procentowe roztworu wynosi 30%, oznacza to, że w 100 g roztworu znajduje 30 g substancji rozpuszczonej oraz 70 g rozpuszczalnika.

21.3. Przykłady obliczeń stężeń roztworów

W obliczeniach można stosować dowolną metodę, natomiast w przykładach w podręczniku wykorzystano głównie obliczenia na podstawie wzoru.

Najłatwiej obliczyć stężenie procentowe roztworu, gdy jest znana masa substancji rozpuszczonej oraz masa roztworu.

PRZYKŁAD 1.

W 250 g roztworu znajduje się 50 g substancji rozpuszczonej. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu.

Dane:

$$m_s = 50 \text{ g}$$

$$m_r = 250 \text{ g}$$

Szukane:

$$C_p = ?$$

Rozwiązanie:

Metoda 1.

Układamy proporcję:

jeżeli w 250 g roztworu znajduje się 50 g substancji rozpuszczonej, to w 100 g roztworu znajduje się x substancji rozpuszczonej

$$x = \frac{50 \text{ g} \cdot 100 \text{ g}}{250 \text{ g}}$$

$$x = 20 \text{ g}$$

Odpowiedź: W 100 g roztworu znajduje się 20 g substancji rozpuszczonej, czyli stężenie procentowe roztworu wynosi 20%.

Metoda 2.

Podstawiamy dane do wzoru:

$$C_p = \frac{m_s \cdot 100\%}{m_r} = \frac{50 \text{ g} \cdot 100\%}{250 \text{ g}} = 20\%$$

Odpowiedź: Stężenie procentowe roztworu wynosi 20%.

Stężenie procentowe można obliczyć również na podstawie masy substancji rozpuszczonej oraz masy rozpuszczalnika.

PRZYKŁAD 2.

Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego przez rozpuszczenie 35 g soli kuchennej w 105 g wody.

Dane:

$$m_s = 35 \text{ g}$$

$$m_a = 105 \text{ g}$$

Szukane:

$$C_p = ?$$

Rozwiązanie:

Podstawiamy dane do wzoru:

$$C_p = \frac{m_s}{m_s + m_a} \cdot 100\% = \frac{35 \text{ g}}{35 \text{ g} + 105 \text{ g}} \cdot 100\% = 25\%$$

Odpowiedź: Stężenie procentowe roztworu wynosi 25%.

Możemy również obliczyć masę substancji rozpuszczonej lub rozpuszczalnika, którą należy odważyć, aby przygotować roztwór o znanym stężeniu procentowym.

PRZYKŁAD 3.

Oblicz, ile gramów cukru należy odważyć, aby otrzymać 250 g syropu cukrowego o stężeniu 50%, stosowanego jako zalewa do wiśni.

Dane:

$$C_p = 50\%$$

$$m_r = 250 \text{ g}$$

Szukane:

$$m_s =$$

Rozwiązanie:

Przekształcamy wzór na stężenie procentowe:

$$C_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\% \quad \left| \cdot \frac{m_r}{100\%} \right.$$

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

Podstawiamy dane do wzoru:

$$m_s = \frac{50\% \cdot 250 \text{ g}}{100\%} = 125 \text{ g}$$

Odpowiedź: Należy odważyć 125 g cukru.





PRZYKŁAD 4.

Ile gramów wody potrzeba do otrzymania 50 g roztworu azotanu(V) sodu o stężeniu 16%?

Dane:

$$C_p = 16\%$$

$$m_r = 50 \text{ g}$$

Szukane:

$$m_a = ?$$

Rozwiązanie:

Ze wzoru na stężenie procentowe obliczamy masę azotanu(V) sodu, która znajduje się w 50 g 16-procentowego roztworu:

$$m_s = \frac{16\% \cdot 50 \text{ g}}{100\%} = 8 \text{ g}$$

Obliczamy masę wody, którą należy odmierzyć, by przygotować 50 g roztworu:

$$m_r = m_s + m_a$$

$$m_a = m_r - m_s = 50 \text{ g} - 8 \text{ g} = 42 \text{ g}$$

Odpowiedź: Do przygotowania roztworu potrzeba 42 g wody.

Jeżeli nie znamy masy substancji rozpuszczonej, możemy ją wyznaczyć ze wzoru na gęstość roztworu.



PRZYKŁAD 5.

Oblicz stężenie procentowe roztworu powstałego przez zmieszanie 15 cm³ gliceryny o gęstości 1,26 $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ oraz 150 g wody.

Dane:

$$\rho_s = 1,26 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

$$V_s = 15 \text{ cm}^3$$

$$m_a = 150 \text{ g}$$

Szukane:

$$C_p = ?$$

Rozwiązanie:

Ze wzoru na gęstość obliczamy masę gliceryny:

$$\rho_s = \frac{m_s}{V_s} \quad | \cdot V_s$$

stąd otrzymujemy:

$$m_s = \rho_s \cdot V_s$$

$$m_s = 15 \text{ cm}^3 \cdot 1,26 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} = 18,9 \text{ g}$$

$$C_p = \frac{m_s}{m_s + m_a} \cdot 100\% = \frac{18,9 \text{ g}}{18,9 \text{ g} + 150 \text{ g}} \cdot 100\% = 11,2\%$$

Odpowiedź: Stężenie procentowe roztworu wynosi 11,2%.

Masę roztworu można wyznaczyć ze wzoru na gęstość roztworu.

PRZYKŁAD 6.

Oblicz, ile gramów alkoholu etylowego znajduje się w 500 cm^3 wodnego roztworu etanolu do dezynfekcji skóry o stężeniu 60% i gęstości $0,89\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.

Dane:

$$C_p = 60\%$$

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

$$\rho_r = 0,89\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

Szukane:

$$m_r = ?$$

Rozwiązanie:

Ze wzoru na gęstość obliczamy masę roztworu:

$$\rho_r = \frac{m_r}{V_r} \quad | \cdot V_r$$

stąd otrzymujemy:

$$m_r = \rho_r \cdot V_r$$

$$m_r = 500\text{ cm}^3 \cdot 0,89\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

$$m_r = 445\text{ g}$$

Ze wzoru na stężenie procentowe obliczamy masę alkoholu etylowego, która znajduje się w 445 g 60% roztworu:

$$m_s = \frac{60\% \cdot 445\text{ g}}{100\%}$$

$$m_s = 267\text{ g}$$

Odpowiedź: Roztwór zawiera 267 g czystego alkoholu etylowego.

Należy dokładnie czytać informacje na etykiecie roztworów. W przypadku niektórych roztworów podaje się ich stężenie procentowe objętościowe. Dotyczy to zazwyczaj roztworów dwóch cieczy lub roztworów gazowych.

Stężenie procentowe objętościowe najczęściej określa się przez podanie objętości substancji rozpuszczonej w cm^3 (lub mililitrach), która znajduje się w 100 cm^3 (mililitrach) roztworu. Taki sposób oznaczenia często jest stosowany między innymi w produktach alkoholowych.





PODSUMOWANIE

- Stężenie procentowe masowe roztworu to liczba gramów substancji rozpuszczonej w 100 gramach roztworu wyrażona w procentach.
- Stężenie procentowe można obliczyć ze wzoru:

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

- Masa roztworu to suma masy substancji rozpuszczonej i masy rozpuszczalnika:
$$m_r = m_s + m_a$$
- Umiejętność obliczania stężenia procentowego pozwala na przygotowanie roztworów o ściśle określonym składzie, co jest wykorzystywane w życiu codziennym, w laboratoriach oraz podczas wytwarzania wielu produktów w procesach przemysłowych.



POLECENIA KONTROLNE

1. Na etykiecie pewnego syropu na kaszel umieszczono informację: „Zawartość substancji leczniczej wynosi 3,75 g w 50 gramach syropu”. Jakie jest stężenie procentowe substancji leczniczej w tym syropie?
2. Do kiszenia ogórków często stosuje się zalewę będącą 3-procentowym wodnym roztworem soli kuchennej. Ile gramów soli oraz ile litrów wody potrzeba do przygotowania 10 kg zalewy? Przyjmij, że gęstość wody wynosi 1 g/cm^3 .
3. Ile gramów czystego kwasu octowego znajduje się w 500 g wodnego roztworu kwasu octowego o stężeniu procentowym 12,5%?
4. Rolnik chce przygotować nawóz potasowy, by obsypać nim pole do uprawy roślin. Wiadomo, że aby odpowiednio nawieźć 1 hektar pola, potrzeba 120 kg tlenku potasu. Rolnik kupił nawóz, który zawiera 60% tego tlenku. Ile 50-kilogramowych worków nawozu musi użyć rolnik, by prawidłowo nawieźć 1 hektar pola uprawnego?
5. Jakie jest stężenie procentowe roztworu otrzymanego w wyniku rozpuszczenia 6 g substancji w 25 cm^3 benzyny o gęstości $0,70 \text{ g/cm}^3$?

22. Sposoby zmiany stężenia roztworu

Czy wiecie, czym różnią się dostępne w sprzedaży soki owocowe od nektarów? Sok to produkt naturalny – roztwór powstający w wyniku obróbki owoców (m.in. przecierania, tłoczenia), zazwyczaj nie zawiera substancji dodatkowych. To dlatego na sokach pitnych umieszcza się informację, że „produkt zawiera 100% soku z owoców”. Nektar to roztwór otrzymany przez rozcieńczenie naturalnego soku, w którym zawartość soków owocowych jest nie większa niż 50%, zawierający substancje słodzące oraz konserwujące. Z tego powodu ceny soków są zazwyczaj wyższe niż ceny nektarów.

Na co dzień często spotykamy się z potrzebą zmiany stężenia procentowego używanych przez nas roztworów.

22.1. Roztwory stężone i rozcieńczone

Roztwory określa się jako „stężone” lub „rozcieńczone”. Mówimy „mocna herbata”, „tłuste mleko”, „stężony kwas” oraz „rozcieńczony sok”, „chude mleko”, „rozcieńczona zasada”. Roztwór stężony najczęściej ma duże stężenie procentowe, czyli zawiera dużą ilość substancji rozpuszczonej. Roztwór rozcieńczony zazwyczaj ma niskie stężenie procentowe, czyli niewielkie ilości substancji są w nim rozpuszczone. W odniesieniu do stężenia procentowego są to jednak pojęcia względne. Stężony kwas siarkowy(VI) to kwas o stężeniu procentowym wynoszącym około 98%, a chlorowodorowy – około 38%. Maksymalne stężenie procentowe roztworu, czyli stężenie roztworu nasyconego danej substancji, które można otrzymać w określonej temperaturze, oblicza się na podstawie krzywych rozpuszczalności.

PRZYKŁAD 1.

W temperaturze 20°C rozpuszczalność cukru wynosi 204 g, a soli kuchennej – 36 g. Ile wynoszą stężenia procentowe nasyconych wodnych roztworów tych substancji w temperaturze 20°C?

Rozwiązanie:

Dane:

$$m_{s1} = 204 \text{ g}$$

$$m_{a1} = 100 \text{ g}$$

$$m_{s2} = 36 \text{ g}$$

$$m_{a2} = 100 \text{ g}$$

$$T = 20^{\circ}\text{C}$$

Szukane:

$$C_{p1} = ?$$

$$C_{p2} = ?$$



Obliczamy masę roztworu cukru:

$$m_r = m_s + m_a$$

$$m_r = 204 \text{ g} + 100 \text{ g} = 304 \text{ g}$$

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

$$C_p = \frac{204 \text{ g}}{304 \text{ g}} \cdot 100\% = 67,1\%$$

Obliczamy masę roztworu soli kuchennej:

$$m_r = m_s + m_a$$

$$m_r = 36 \text{ g} + 100 \text{ g} = 136 \text{ g}$$

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

$$C_p = \frac{36 \text{ g}}{136 \text{ g}} \cdot 100\% = 26,5\%$$

Odpowiedź: W temperaturze 20°C stężenie procentowe nasyconego wodnego roztworu cukru wynosi 67,1%, a nasyconego roztworu soli kuchennej – 26,5%.

Na podstawie powyższych obliczeń możemy powiedzieć, że w temperaturze 20°C roztwór 25% cukru jest roztworem rozcieńczonym, ale 25% roztwór soli kuchennej jest roztworem stężonym. To, czy w odniesieniu do danego roztworu można użyć określenia „roztwór rozcieńczony” lub „roztwór stężony”, zależy zatem od rozpuszczalności substancji (tab. 22.1).

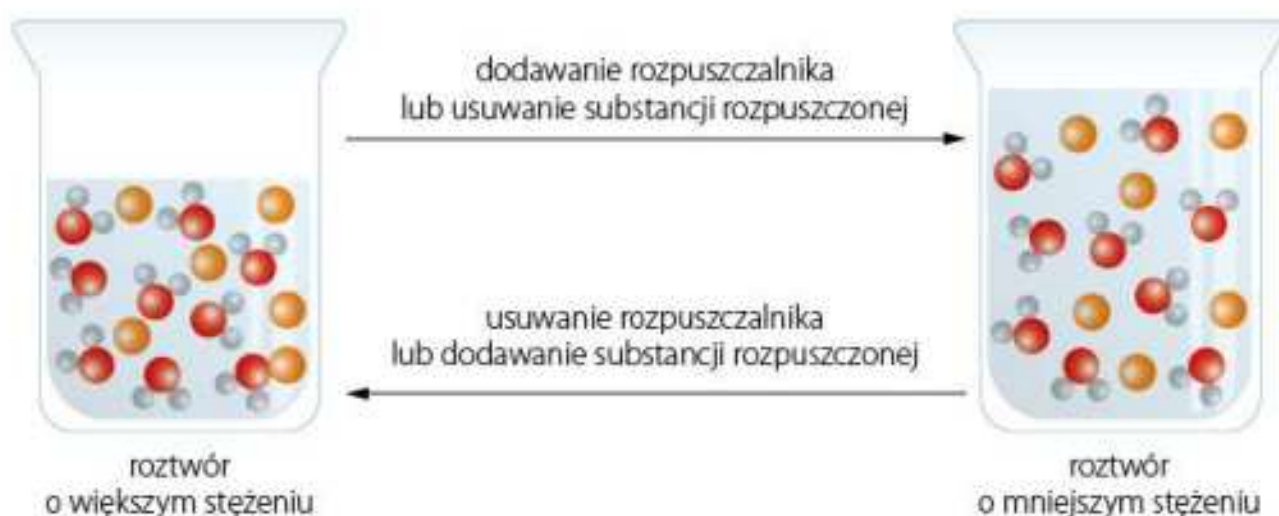
Tab. 22.1. Maksymalne stężenia wybranych kwasów najczęściej dostępnych w laboratorium

Nazwa kwasu	Stężenie procentowe
kwas chlorowodorowy	około 38%
kwas siarkowy(VI)	około 98%
kwas azotowy(V)	około 68%
kwas fosforowy(V)	około 85%
kwas octowy	około 80%

Stężenie procentowe takich substancji, jak soki z owoców lub warzyw, ocet, syrop cukrowy, woda utleniona, leki czy środki czystości, można zmieniać. Zmniejszanie stężenia procentowego roztworu nazywamy jego **rozcieńczaniem**, a zwiększenie stężenia procentowego – **zateżnianiem** roztworu.

Stężenie roztworu można zmieniać przez:

- dodawanie lub odparowywanie rozpuszczalnika,
- dodawanie lub usuwanie substancji rozpuszczonej,
- mieszanie roztworów o różnych stężeniach (rys. 22.1).



Rys. 22.1. Stężenie roztworu można zmieniać przez dodanie lub usunięcie rozpuszczalnika oraz dodanie lub usunięcie substancji rozpuszczonej w roztworze.

22.2. Rozcieńczanie roztworów

Głównym sposobem rozcieńczania roztworu jest zmniejszenie stężenia substancji rozpuszczonej w roztworze przez dodanie do niego rozpuszczalnika. Na przykład do zbyt stężonego płynnego nawozu do roślin można dodać wodę. Zmianie ulega masa roztworu, natomiast nie zmienia się masa substancji rozpuszczonej. Jeżeli w roztworze znajdują się barwne jony metali, w wyniku rozcieńczania zmienia on barwę na mniej intensywną.

PRZYKŁAD 2.

Do 250 g azotanu(V) potasu o stężeniu 20% dodano 150 g wody. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu.

Rozwiązanie:

Dane:

$$m_r = 250 \text{ g}$$

$$C_p = 20\%$$

Szukane:

$$m_s = ?$$

$$m_{r \text{ rozc.}} = ?$$

$$C_{p \text{ rozc.}} = ?$$

Obliczamy masę substancji w roztworze 20-procentowym:

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

$$m_s = \frac{20\% \cdot 250 \text{ g}}{100\%} = 50 \text{ g}$$

Obliczamy masę nowego roztworu po dodaniu wody:

$$m_{\text{rozcz}} = 250 \text{ g} + 150 \text{ g} = 400 \text{ g}$$

$$C_p = \frac{m_s \cdot 100\%}{m_{\text{rozcz}}}$$

$$C_p = \frac{50 \text{ g} \cdot 100\%}{400 \text{ g}} = 12,5\%$$

Odpowiedź: Stężenie procentowe wynosi 12,5%.

Roztwory można również rozcieńczać, usuwając z nich substancję rozpuszczoną. Dla przykładu: jeżeli woda gazowana zawiera za dużo tlenku węgla(IV), to możemy ją odgazować przez jej ogrzanie, a jeżeli roztwór zawiera zbyt dużo azotanu(V) potasu, możemy go schłodzić i po wykrystalizowaniu azotanu(V) potasu usunąć z roztworu jego kryształy.

PRZYKŁAD 3.

Z krzywej rozpuszczalności CO_2 wiadomo, że stężenie procentowe nasyconego wodnego roztworu tlenku węgla(IV) w temperaturze 10°C wynosi 0,17% (patrz: tab. 20.6). Jakie będzie stężenie procentowe nasyconego roztworu CO_2 , gdy ogrzejemy go do temperatury 30°C ?

Odpowiedź: Rozpuszczalność gazów w wodzie maleje ze wzrostem temperatury, dlatego woda gazowana w wyższych temperaturach szybko się odgazowuje. Z wykresu rozpuszczalności można odczytać, że w temperaturze 30°C rozpuszczalność CO_2 wynosi 0,13 g na 100 g wody, więc stężenie procentowe roztworu w tej temperaturze będzie wynosiło 0,13%.

Roztwory można również rozcieńczać, mieszając roztwory o znanych, różnych stężeniach.

PRZYKŁAD 4.

Zmieszano 50 g octu 10-procentowego i 75 g octu 6-procentowego. Oblicz stężenie procentowe powstałego roztworu.

Rozwiązanie:

Dane:

$$C_{p1} = 10\%$$

$$m_{r1} = 50 \text{ g}$$

$$C_{p2} = 6\%$$

$$m_{r2} = 75 \text{ g}$$

Szukane:

$$m_{s3} = ?$$

$$m_{r3} = ?$$

$$C_{p3} = ?$$

Obliczamy masę kwasu octowego w roztworze 10-procentowym:

$$C_{p1} = \frac{m_{s1}}{m_{r1}} \cdot 100\% \quad | \cdot \frac{m_r}{100\%}$$

$$m_{s1} = \frac{C_{p1} \cdot m_{r1}}{100\%}$$

$$m_{s1} = \frac{10\% \cdot 50 \text{ g}}{100\%} = 5 \text{ g}$$

Obliczamy masę kwasu octowego w roztworze 6-procentowym:

$$C_{p2} = \frac{m_{s2}}{m_{r2}} \cdot 100\% \quad | \cdot \frac{m_r}{100\%}$$

$$m_{s2} = \frac{C_{p2} \cdot m_{r2}}{100\%}$$

$$m_{s2} = \frac{6\% \cdot 75 \text{ g}}{100\%} = 4,5 \text{ g}$$

Obliczamy masę substancji i masę nowego roztworu:

$$m_{s3} = m_{s1} + m_{s2}$$

$$m_{s3} = 5 \text{ g} + 4,5 \text{ g} = 9,5 \text{ g}$$

$$m_{r3} = m_{r1} + m_{r2}$$

$$m_{r3} = 50 \text{ g} + 75 \text{ g} = 125 \text{ g}$$

Podstawiamy dane do wzoru:

$$C_{p3} = \frac{m_s \cdot 100\%}{m_r}$$

$$C_{p3} = \frac{9,5 \text{ g} \cdot 100\%}{125 \text{ g}} = 7,6\%$$

Odpowiedź: Stężenie procentowe roztworu wynosi 7,6%.

22.3. Zateżnianie roztworów

Stężenie roztworu można zwiększyć przez rozpuszczenie w nim dodatkowej ilości substancji rozpuszczonej. Jeżeli woda, w której chcemy ugotować ziemniaki, jest za mało słona, dodajemy do niej więcej soli. Jeżeli w roztworze znajdują się jony metali pochodzące od substancji rozpuszczonej, podczas zwiększania stężenia zmienia on barwę na bardziej intensywną.



PRZYKŁAD 5.

Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego przez dodanie 25 g soli kuchennej do 1 kg roztworu tej soli o stężeniu 20%.

Dane:

$$C_{p1} = 20\%$$

$$m_{r1} = 1000\text{ g}$$

$$m_{s\text{ dodanej}} = 25\text{ g}$$

Szukane:

$$C_{p2} = ?$$

$$m_{s2} = ?$$

$$m_{r2} = ?$$

Ze wzoru na stężenie procentowe obliczamy masę soli, która znajduje się w 1000 g 20-procentowego roztworu:

$$m_{s1} = \frac{1000\text{ g} \cdot 20\%}{100\%} = 200\text{ g}$$

Po dodaniu soli masa substancji rozpuszczonej się zmieni:

$$m_{s2} = m_{s\text{ dodanej}} + m_{s1}$$

$$m_{s2} = 200\text{ g} + 25\text{ g} = 225\text{ g}$$

Masa roztworu po dodaniu soli wynosi:

$$m_{r2} = 1000\text{ g} + 25\text{ g} = 1025\text{ g}$$

Podstawiamy dane do wzoru:

$$C_{p2} = \frac{m_{s2} \cdot 100\%}{m_{r2}} = \frac{225\text{ g} \cdot 100\%}{1025\text{ g}} = 21,9\%$$

Odpowiedź: Stężenie procentowe roztworu wzrosło do wartości 21,9%.

Stężenie roztworu można również zwiększać przez usunięcie części rozpuszczalnika, na przykład przez odparowanie. Gdy sos jest zbyt rozcieńczony, możemy go zagęścić, odparowując z niego wodę.



PRZYKŁAD 6.

Oblicz, ile gramów wody należy odparować z 600 g syropu cukrowego o stężeniu 12%, by otrzymać syrop o stężeniu 30%.

Dane:

$$C_{p1} = 12\%$$

$$m_{r1} = 600\text{ g}$$

$$C_{p2} = 30\%$$

Szukane:

$$m_{s1} = ?$$

$$m_{r2} = ?$$

$$m_a = ?$$

Ze wzoru na stężenie procentowe obliczamy masę cukru, która znajduje się w 600 g 12-procentowego roztworu:

$$m_{s1} = \frac{600\text{ g} \cdot 12\%}{100\%} = 72\text{ g}$$

Po odparowaniu wody masa substancji rozpuszczonej się nie zmieni, stąd $m_{s1} = m_{s2}$, więc możemy obliczyć masę, jaką musi mieć roztwór, by jego stężenie wynosiło 30%:

$$m_{r2} = \frac{m_{s2} \cdot 100\%}{c_p}$$

$$m_{r2} = \frac{72 \text{ g} \cdot 100\%}{30\%}$$

$$m_{r2} = 240 \text{ g}$$

Obliczamy masę wody, którą należy odparować z roztworu 12-procentowego:

$$m_a = m_{r1} - m_{r2} = 600 \text{ g} - 240 \text{ g} = 360 \text{ g}$$

Odpowiedź: Należy odparować 360 g wody.

PODSUMOWANIE

- Stężenie roztworu można zmieniać przez jego rozcieńczenie lub zwiększenie stężenia.
- Rozcieńczanie roztworu polega na zmniejszeniu jego stężenia procentowego.
- Roztwór można rozcieńczyć, dodając do niego rozpuszczalnik lub usuwając z niego substancję rozpuszczoną.
- Zwiększenie stężenia roztworu polega na zwiększeniu jego stężenia procentowego.
- Stężenie roztworu można zwiększyć przez rozpuszczenie w nim dodatkowej ilości substancji rozpuszczonej lub przez odparowanie rozpuszczalnika.

POLECENIA KONTROLNE

1. Oblicz, ile g wody należy dodać do 120 g roztworu soli kuchennej o stężeniu 16%, aby otrzymać roztwór o stężeniu 10%.
2. Oblicz stężenie procentowe roztworu powstałego przez dodanie 15 g cukru do 80 g roztworu tej substancji o stężeniu 8%.
3. Oblicz, ile wody należy odparować z 360 g roztworu chlorku amonu o stężeniu 24%, aby otrzymać roztwór o stężeniu 30%.
4. Przyducha to zjawisko znacznego zmniejszenia ilości tlenu rozpuszczonego w wodzie zbiornika wodnego lub jego części. Często ma miejsce w niewielkich, zamkniętych zbiornikach wodnych (oczka wodne, stawy i jeziora). W skrajnym przypadku może prowadzić do masowego wymierania organizmów zamieszkujących zbiornik, powodując m.in. tak zwane śnięcie ryb. Na podstawie wykresu rozpuszczalności tlenu w wodzie oblicz, o ile procent zmieni się stężenie procentowe tlenu, jeżeli temperatura wody w stawie podniesie się z 20°C do 40°C (przyjmij, że woda w zbiorniku wodnym to nasycony roztwór tlenu w danej temperaturze).



5. Nadtlenek wodoru jest najczęściej stosowaną substancją używaną do rozjaśniania włosów. W zależności od stężenia wody utlenionej w rozjaśniaczu można uzyskać różny stopień rozjaśnienia włosów (tab. 22.2).

Tab. 22.2. Zależność między stężeniem procentowym nadtlenku wodoru w rozjaśniaczach do włosów a stopniem rozjaśnienia włosów

Stężenie nadtlenku wodoru w rozjaśniaczu do włosów	Efekt rozjaśnienia włosów*
3%	delikatny do 1 tonu
6%	średni od 1 do 2 tonów
9%	mocny od 2 do 3 tonów
12%	bardzo mocny powyżej 4 tonów

*zależny od naturalnego koloru włosów

Zaproponuj, w jaki sposób fryzjer, mając do dyspozycji roztwory nadtlenku wodoru o stężeniach podanych w tabeli 22.2 oraz wodę destylowaną, może otrzymać następujące roztwory:

- a) 60 g roztworu nadtlenku wodoru o stężeniu 1%,
- b) 300 g roztworu nadtlenku wodoru o stężeniu 4%,
- c) 150 g roztworu nadtlenku wodoru o stężeniu 7%.

Indeks

A

aktywność chemiczna 47
akumulator 121
 kwasowo-ołowiowy 122
 litowo-jonowy 123
 niklowo-kadmowy 124
 niklowo-wodorkowy 124
alotropia węgla 56
aluminium 77
amoniak 168
anion 37
anizotropia 58
anoda 108
azot 70

B

bateria 118
 alkaliczna 120
 cynkowo-węglowa 119
 litowe 120
 litowo-manganowa 121
bilans elektronowy 101
Bohr Niels 14
brąz 90

C

chlor 71
chlorowodór 165
chmura elektronowa 15
cyna 83
cynk 82
cynkowanie 137
cząsteczka
 heteroatomowa 34
 homoatomowa 32

D

Daniell John 111
depolaryzator 110
diament 59
dipol 36
dodatek stopowy 85
duraluminium 89
dyfuzja 12

E

elektroda 108
 wodorowa standardowa 114
elektrolit 108
elektron
 niewiązący 31
 walencyjny 18
 wiązący 31
elektroujemność 26

F

fuleren 61

G

gaz
 elektronowy 39
 szlachetny 73
gęstość 43
glin 76
grafen 62
grafit 56
grupa 24
 główna 24
 poboczna 24

I

izolator 44
izotop 16
izotropowość 60

J

jądro atomowe 15
jednostka masy atomowej 14
jod 72

K

kation 37
katoda 108
klucz elektrolityczny 112
konfiguracja elektronowa 18
korozja 129
 chemiczna 130
 elektrochemiczna 132
krzywa rozpuszczalności 207

kwas 179, 186
 azotowy 188
 beztlenowy 179
 fosforowy 190
 siarkowy 186
 solny 182
 tlenowy 179

L

Leclanché Georges 109
liczba
 atomowa 16
 masowa 16

M

masa
 atomowa 14
 cząsteczkowa 14
metal 75, 85
miedź 80
miedzionikiel 92
mieszanina 10, 204
 jednorodna 10, 205
 niejednorodna 11, 205
 piorunująca 66
 wieloskładnikowa 204
model budowy atomu 13
Mościcki Ignacy 190
mosiądz 91

N

neutron 15
niemetal 65
nukleon 15

O

ogniwo
 Daniella 110
 galwaniczne 108
 Leclanchégo 110
 nieodwracalne 109
 odwracalne 113
okres 24

P

pasywacja 78
pierwiastek 9, 16
platerowanie 138
polaryzacja
 elektrody 109
 wiązania chemicznego 35
półogniwo 108
potencjał standardowy 115
powłoka
 anodowa 136
 bierna 136
 czynna 136
 elektronowa 17
 walencyjna 18
prawo
 okresowości 22
 pierwiastków 23
 stosunków wielokrotnych 45
 zachowania masy 45
proces
 egzotermiczny 186
produkt 45
promień
 atomowy 14
 jonowy 37
protektor 138
proton 15
przewodnik 44

R

rdza 135
rdzeń atomowy 39
reakcja
 chemiczna 45
 ksantoproteinowa 189
 redoks 96
 utleniania i redukcji 96
 reakcja redukcja 96
reduktor 96
równanie
 chemiczne 45
 cząstkowe 99
 połówkowe 108
rozcieńczanie 220
rozpuszczalność 44, 207
rozpuszczanie 12

roztwór 205
 nasycony 207
 nienasycony 207
 właściwy 205
Rutherford Ernest 13

S

sadza 61
siarkowodór 167
sieć kowalencyjna 33
siła elektromotoryczna ogniwa 115
silumin 89
Sktłodowska-Curie Maria 21
sól 194
stal
 niestopowa 87
 odporna na korozję 88
 stopowa 87
stan
 równowagi 111
 skupienia 43
stężenie procentowe masowe 212
stop
 metali 85
 żelaza 86
stopień utlenienia pierwiastka 97
substancja
 prosta 9
 rozpraszająca 204
 rozproszona 204
 złożona 9
substrat 45

T

teoria atomistyczna 13
tlen 67
tlenek 143
 amfoteryczny 155
 kwasowy 154
 zasadowy 153

U

układ okresowy pierwiastków 22
utleniacz 96
utlenianie 96

V

Volta Aleksander 106

W

wartościowość 40
wiązanie
 chemiczne 31
 jonowe 36
 kowalencyjne 31
 spolaryzowane 35
 wielokrotne 33
 podwójne 33
 potrójne 33
wielki piec 86
woda
 królewska 189
 wapienna 176
wodór 65
wodorek 161
 kwasowy 164
 obojętny 165
wzór
 elektronowy 31
 kreskowy 31
 strukturalny 31
 sumaryczny 31

Z

zasada 176
zateżnienie 220
znał 93
związek
 chemiczny 9, 10
 polarny 36

Ż

żelazo 78
żeliwo
 stopowe 89
 szare 89

1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																																
1 1 H wodor. 1,008 [He]	2 3 Li lit. 6,94 [He]	3 4 Be beryl. 9,012 [He]	4 5 B bor. 10,81 [He]	5 6 C węgiel. 12,011 [He]	6 7 N azot. 14,007 [He]	7 8 O tlen. 15,999 [He]	8 9 F fluor. 18,998 [He]	9 10 Ne neon. 20,18 [He]	10 11 Na sód. 22,99 [He]	11 12 Mg magnez. 24,305 [He]	12 13 Al glin. 26,982 [He]	13 14 Si krzem. 28,085 [He]	14 15 P fosfor. 30,974 [He]	15 16 S siarka. 32,06 [He]	16 17 Cl chlor. 35,45 [He]	17 18 Ar argon. 39,95 [He]	18 19 K potas. 39,098 [Ar]	19 20 Ca wapń. 40,078 [Ar]	20 21 Sc skand. 44,956 [Ar]	21 22 Ti tytan. 47,867 [Ar]	22 23 V wanad. 50,942 [Ar]	23 24 Cr chrom. 51,996 [Ar]	24 25 Mn mangan. 54,938 [Ar]	25 26 Fe żelazo. 55,845 [Ar]	26 27 Co kobalt. 58,933 [Ar]	27 28 Ni nikiel. 58,693 [Ar]	28 29 Cu miedź. 63,546 [Ar]	29 30 Zn cynk. 65,382 [Ar]	30 31 Ga gal. 69,723 [Ar]	31 32 Ge german. 72,638 [Ar]	32 33 As arsen. 74,922 [Ar]	33 34 Se selen. 78,971 [Ar]	34 35 Br brom. 79,904 [Ar]	35 36 Kr krypton. 83,798 [Ar]	36 37 Rb rubid. 85,468 [Ar]	37 38 Sr stront. 87,62 [Ar]	38 39 Y itry. 88,906 [Ar]	39 40 Zr cyrkon. 91,224 [Ar]	40 41 Nb niob. 92,906 [Ar]	41 42 Mo molibden. 95,95 [Ar]	42 43 Tc technet. 97,907 [Ar]	43 44 Ru ruten. 101,07 [Ar]	44 45 Rh rod. 102,91 [Ar]	45 46 Pd pallad. 106,42 [Ar]	46 47 Ag srebro. 107,87 [Ar]	47 48 Cd kadm. 112,41 [Ar]	48 49 In ind. 114,82 [Ar]	49 50 Sn ołów. 118,71 [Ar]	50 51 Sb antymon. 121,76 [Ar]	51 52 Te tellur. 127,6 [Ar]	52 53 I jod. 126,9 [Ar]	53 54 Xe ksenon. 131,29 [Ar]	54 55 Cs cez. 132,91 [Ar]	55 56 Ba bar. 137,327 [Ar]	56 57 La-Lu 57-71 [Ar]	57 58 Ce cer. 140,12 [Ar]	58 59 Pr praseodym. 140,91 [Ar]	59 60 Nd neodym. 144,24 [Ar]	60 61 Pm promet. 144,913 [Ar]	61 62 Sm samaryt. 150,36 [Ar]	62 63 Eu europ. 151,96 [Ar]	63 64 Gd gadolin. 157,25 [Ar]	64 65 Tb terb. 158,93 [Ar]	65 66 Dy dyzpoz. 162,5 [Ar]	66 67 Ho holm. 164,93 [Ar]	67 68 Er erb. 167,26 [Ar]	68 69 Tm tul. 168,93 [Ar]	69 70 Yb ytterb. 173,05 [Ar]	70 71 Lu lutet. 174,967 [Ar]	71 72 Hf hafn. 178,49 [Ar]	72 73 Ta tantal. 180,95 [Ar]	73 74 W wolfram. 183,84 [Ar]	74 75 Re ren. 186,201 [Ar]	75 76 Os osm. 190,23 [Ar]	76 77 Ir iryd. 192,22 [Ar]	77 78 Pt platyna. 195,08 [Ar]	78 79 Au złoto. 196,97 [Ar]	79 80 Hg rtęć. 200,59 [Ar]	80 81 Tl tal. 204,38 [Ar]	81 82 Pb ołw. 207,2 [Ar]	82 83 Bi bismut. 208,98 [Ar]	83 84 Po polon. 209 [Ar]	84 85 At astat. 210 [Ar]	85 86 Rn radon. 222 [Ar]	86 87 Fr franc. 223 [Ar]	87 88 Ra rad. 226 [Ar]	88 89 Ac-Lr 89-103 [Ar]	89 90 Th tor. 232,04 [Ar]	90 91 Pa protaktyn. 231,04 [Ar]	91 92 U uran. 238,03 [Ar]	92 93 Np neptun. 237,048 [Ar]	93 94 Pu pluton. 244,064 [Ar]	94 95 Am ameryk. 243,061 [Ar]	95 96 Cm kuri. 247,07 [Ar]	96 97 Bk berkel. 247,07 [Ar]	97 98 Cf kaliforn. 251,08 [Ar]	98 99 Es einstein. 252,083 [Ar]	99 100 Fm ferm. 257,095 [Ar]	100 101 Md mendelew. 258,10 [Ar]	101 102 No nobel. 259,10 [Ar]	102 103 Lr lawrens. 262,10 [Ar]	103 104 Rf rutherford. 261,10 [Ar]	104 105 Db dubn. 268,10 [Ar]	105 106 Sg seaborg. 269,10 [Ar]	106 107 Bh bohrium. 264,10 [Ar]	107 108 Hs hassium. 277,10 [Ar]	108 109 Mt moscovium. 268,10 [Ar]	109 110 Ds darmstadt. 281,10 [Ar]	110 111 Rg roentgenium. 280,10 [Ar]	111 112 Cn copernicium. 285,10 [Ar]	112 113 Nh nihonium. 286,10 [Ar]	113 114 Fl flerowium. 289,10 [Ar]	114 115 Mc moscovium. 289,10 [Ar]	115 116 Lv livermorium. 293,10 [Ar]	116 117 Ts tenness. 294,10 [Ar]	117 118 Og oganeson. 294,10 [Ar]	118 119 Uue unbinilium. 295,10 [Ar]	119 120 Uuh ununilium. 296,10 [Ar]	120 121 Uus unununium. 297,10 [Ar]	121 122 Uuo unununium. 298,10 [Ar]	122 123 Uut ununtrium. 299,10 [Ar]	123 124 Uuq ununquadium. 300,10 [Ar]	124 125 Uup ununpentium. 301,10 [Ar]	125 126 Uuq ununhexium. 302,10 [Ar]	126 127 Uuh ununheptium. 303,10 [Ar]	127 128 Uuo ununoctium. 304,10 [Ar]	128 129 Uus ununnonium. 305,10 [Ar]	129 130 Uut unundecium. 306,10 [Ar]	130 131 Uuq unundundium. 307,10 [Ar]	131 132 Uuh ununtridecium. 308,10 [Ar]	132 133 Uuo ununquadecium. 309,10 [Ar]	133 134 Uus ununpentadecium. 310,10 [Ar]	134 135 Uut ununhexadecium. 311,10 [Ar]	135 136 Uuq ununheptadecium. 312,10 [Ar]	136 137 Uuh ununoctadecium. 313,10 [Ar]	137 138 Uuo ununnonadecium. 314,10 [Ar]	138 139 Uus ununtriacontium. 315,10 [Ar]	139 140 Uut ununtriacontium. 316,10 [Ar]	140 141 Uuq ununtriacontium. 317,10 [Ar]	141 142 Uuh ununtriacontium. 318,10 [Ar]	142 143 Uuo ununtriacontium. 319,10 [Ar]	143 144 Uus ununtriacontium. 320,10 [Ar]	144 145 Uut ununtriacontium. 321,10 [Ar]	145 146 Uuq ununtriacontium. 322,10 [Ar]	146 147 Uuh ununtriacontium. 323,10 [Ar]	147 148 Uuo ununtriacontium. 324,10 [Ar]	148 149 Uus ununtriacontium. 325,10 [Ar]	149 150 Uut ununtriacontium. 326,10 [Ar]	150 151 Uuq ununtriacontium. 327,10 [Ar]	151 152 Uuh ununtriacontium. 328,10 [Ar]	152 153 Uuo ununtriacontium. 329,10 [Ar]	153 154 Uus ununtriacontium. 330,10 [Ar]	154 155 Uut ununtriacontium. 331,10 [Ar]	155 156 Uuq ununtriacontium. 332,10 [Ar]	156 157 Uuh ununtriacontium. 333,10 [Ar]	157 158 Uuo ununtriacontium. 334,10 [Ar]	158 159 Uus ununtriacontium. 335,10 [Ar]	159 160 Uut ununtriacontium. 336,10 [Ar]	160 161 Uuq ununtriacontium. 337,10 [Ar]	161 162 Uuh ununtriacontium. 338,10 [Ar]	162 163 Uuo ununtriacontium. 339,10 [Ar]	163 164 Uus ununtriacontium. 340,10 [Ar]	164 165 Uut ununtriacontium. 341,10 [Ar]	165 166 Uuq ununtriacontium. 342,10 [Ar]	166 167 Uuh ununtriacontium. 343,10 [Ar]	167 168 Uuo ununtriacontium. 344,10 [Ar]	168 169 Uus ununtriacontium. 345,10 [Ar]	169 170 Uut ununtriacontium. 346,10 [Ar]	170 171 Uuq ununtriacontium. 347,10 [Ar]	171 172 Uuh ununtriacontium. 348,10 [Ar]	172 173 Uuo ununtriacontium. 349,10 [Ar]	173 174 Uus ununtriacontium. 350,10 [Ar]	174 175 Uut ununtriacontium. 351,10 [Ar]	175 176 Uuq ununtriacontium. 352,10 [Ar]	176 177 Uuh ununtriacontium. 353,10 [Ar]	177 178 Uuo ununtriacontium. 354,10 [Ar]	178 179 Uus ununtriacontium. 355,10 [Ar]	179 180 Uut ununtriacontium. 356,10 [Ar]	180 181 Uuq ununtriacontium. 357,10 [Ar]	181 182 Uuh ununtriacontium. 358,10 [Ar]	182 183 Uuo ununtriacontium. 359,10 [Ar]	183 184 Uus ununtriacontium. 360,10 [Ar]	184 185 Uut ununtriacontium. 361,10 [Ar]	185 186 Uuq ununtriacontium. 362,10 [Ar]	186 187 Uuh ununtriacontium. 363,10 [Ar]	187 188 Uuo ununtriacontium. 364,10 [Ar]	188 189 Uus ununtriacontium. 365,10 [Ar]	189 190 Uut ununtriacontium. 366,10 [Ar]	190 191 Uuq ununtriacontium. 367,10 [Ar]	191 192 Uuh ununtriacontium. 368,10 [Ar]	192 193 Uuo ununtriacontium. 369,10 [Ar]	193 194 Uus ununtriacontium. 370,10 [Ar]	194 195 Uut ununtriacontium. 371,10 [Ar]	195 196 Uuq ununtriacontium. 372,10 [Ar]	196 197 Uuh ununtriacontium. 373,10 [Ar]	197 198 Uuo ununtriacontium. 374,10 [Ar]	198 199 Uus ununtriacontium. 375,10 [Ar]	199 200 Uut ununtriacontium. 376,10 [Ar]	200 201 Uuq ununtriacontium. 377,10 [Ar]	201 202 Uuh ununtriacontium. 378,10 [Ar]	202 203 Uuo ununtriacontium. 379,10 [Ar]	203 204 Uus ununtriacontium. 380,10 [Ar]	204 205 Uut ununtriacontium. 381,10 [Ar]	205 206 Uuq ununtriacontium. 382,10 [Ar]	206 207 Uuh ununtriacontium. 383,10 [Ar]	207 208 Uuo ununtriacontium. 384,10 [Ar]	208 209 Uus ununtriacontium. 385,10 [Ar]	209 210 Uut ununtriacontium. 386,10 [Ar]	210 211 Uuq ununtriacontium. 387,10 [Ar]	211 212 Uuh ununtriacontium. 388,10 [Ar]	212 213 Uuo ununtriacontium. 389,10 [Ar]	213 214 Uus ununtriacontium. 390,10 [Ar]	214 215 Uut ununtriacontium. 391,10 [Ar]	215 216 Uuq ununtriacontium. 392,10 [Ar]	216 217 Uuh ununtriacontium. 393,10 [Ar]	217 218 Uuo ununtriacontium. 394,10 [Ar]	218 219 Uus ununtriacontium. 395,10 [Ar]	219 220 Uut ununtriacontium. 396,10 [Ar]	220 221 Uuq ununtriacontium. 397,10 [Ar]	221 222 Uuh ununtriacontium. 398,10 [Ar]	222 223 Uuo ununtriacontium. 399,10 [Ar]	223 224 Uus ununtriacontium. 400,10 [Ar]	224 225 Uut ununtriacontium. 401,10 [Ar]	225 226 Uuq ununtriacontium. 402,10 [Ar]	226 227 Uuh ununtriacontium. 403,10 [Ar]	227 228 Uuo ununtriacontium. 404,10 [Ar]	228 229 Uus ununtriacontium. 405,10 [Ar]	229 230 Uut ununtriacontium. 406,10 [Ar]	230 231 Uuq ununtriacontium. 407,10 [Ar]	231 232 Uuh ununtriacontium. 408,10 [Ar]	232 233 Uuo ununtriacontium. 409,10 [Ar]	233 234 Uus ununtriacontium. 410,10 [Ar]	234 235 Uut ununtriacontium. 411,10 [Ar]	235 236 Uuq ununtriacontium. 412,10 [Ar]	236 237 Uuh ununtriacontium. 413,10 [Ar]	237 238 Uuo ununtriacontium. 414,10 [Ar]	238 239 Uus ununtriacontium. 415,10 [Ar]	239 240 Uut ununtriacontium. 416,10 [Ar]	240 241 Uuq ununtriacontium. 417,10 [Ar]	241 242 Uuh ununtriacontium. 418,10 [Ar]	242 243 Uuo ununtriacontium. 419,10 [Ar]	243 244 Uus ununtriacontium. 420,10 [Ar]	244 245 Uut ununtriacontium. 421,10 [Ar]	245 246 Uuq ununtriacontium. 422,10 [Ar]	246 247 Uuh ununtriacontium. 423,10 [Ar]	247 248 Uuo ununtriacontium. 424,10 [Ar]	248 249 Uus ununtriacontium. 425,10 [Ar]	249 250 Uut ununtriacontium. 426,10 [Ar]	250 251 Uuq ununtriacontium. 427,10 [Ar]	251 252 Uuh ununtriacontium. 428,10 [Ar]	252 253 Uuo ununtriacontium. 429,10 [Ar]	253 254 Uus ununtriacontium. 430,10 [Ar]	254 255 Uut ununtriacontium. 431,10 [Ar]	255 256 Uuq ununtriacontium. 432,10 [Ar]	256 257 Uuh ununtriacontium. 433,10 [Ar]	257 258 Uuo ununtriacontium. 434,10 [Ar]	258 259 Uus ununtriacontium. 435,10 [Ar]	259 260 Uut ununtriacontium. 436,10 [Ar]	260 261 Uuq ununtriacontium. 437,10 [Ar]	261 262 Uuh ununtriacontium. 438,10 [Ar]	262 263 Uuo ununtriacontium. 439,10 [Ar]	263 264 Uus ununtriacontium. 440,10 [Ar]	264 265 Uut ununtriacontium. 441,10 [Ar]	265 266 Uuq ununtriacontium. 442,10 [Ar]	266 267 Uuh ununtriacontium. 443,10 [Ar]	267 268 Uuo ununtriacontium. 444,10 [Ar]	268 269 Uus ununtriacontium. 445,10 [Ar]	269 270 Uut ununtriacontium. 446,10 [Ar]	270 271 Uuq ununtriacontium. 447,10 [Ar]	271 272 Uuh ununtriacontium. 448,10 [Ar]	272 273 Uuo ununtriacontium. 449,10 [Ar]	273 274 Uus ununtriacontium. 450,10 [Ar]	274 275 Uut ununtriacontium. 451,10 [Ar]	275 276 Uuq ununtriacontium. 452,10 [Ar]	276 277 Uuh ununtriacontium. 453,10 [Ar]	277 278 Uuo ununtriacontium. 454,10 [Ar]	278 279 Uus ununtriacontium. 455,10 [Ar]	279 280 Uut ununtriacontium. 456,10 [Ar]	280 281 Uuq ununtriacontium. 457,10 [Ar]	281 282 Uuh ununtriacontium. 458,10 [Ar]	282 283 Uuo ununtriacontium. 459,10 [Ar]	283 284 Uus ununtriacontium. 460,10 [Ar]	284 285 Uut ununtriacontium. 461,10 [Ar]	285 286 Uuq ununtriacontium. 462,10 [Ar]	286 287 Uuh ununtriacontium. 463,10 [Ar]	287 288 Uuo ununtriacontium. 464,10 [Ar]	288 289 Uus ununtriacontium. 465,10 [Ar]	289 290 Uut ununtriacontium. 466,10 [Ar]	290 291 Uuq ununtriacontium. 467,10 [Ar]	291 292 Uuh ununtriacontium. 468,10 [Ar]	292 293 Uuo ununtriacontium. 469,10 [Ar]	293 294 Uus ununtriacontium. 470,10 [Ar]	294 295 Uut ununtriacontium. 471,10 [Ar]	295 296 Uuq ununtriacontium. 472,10 [Ar]	296 297 Uuh ununtriacontium. 473,10 [Ar]	297 298 Uuo ununtriacontium. 474,10 [Ar]	298 299 Uus ununtriacontium. 475,10 [Ar]	299 300 Uut ununtriacontium. 476,10 [Ar]	300 301 Uuq ununtriacontium. 477,10 [Ar]	301 302 Uuh ununtriacontium. 478,10 [Ar]	302 303 Uuo ununtriacontium. 479,10 [Ar]	303 304 Uus ununtriacontium. 480,10 [Ar]	304 305 Uut ununtriacontium. 481,10 [Ar]	305 306 Uuq ununtriacontium. 482,10 [Ar]	306 307 Uuh ununtriacontium. 483,10 [Ar]	307 308 Uuo ununtriacontium. 484,10 [Ar]	308 309 Uus ununtriacontium. 485,10 [Ar]	309 310 Uut ununtriacontium. 486,10 [Ar]	310 311 Uuq ununtriacontium. 487,10 [Ar]	311 312 Uuh ununtriacontium. 488,10 [Ar]	312 313 Uuo ununtriacontium. 489,10 [Ar]	313 314 Uus ununtriacontium. 490,10 [Ar]	314 315 Uut ununtriacontium. 491,10 [Ar]	315 316 Uuq ununtriacontium. 492,10 [Ar]	316 317 Uuh ununtriacontium. 493,10 [Ar]	317 318 Uuo ununtriacontium. 494,10 [Ar]	318 319 Uus ununtriacontium. 495,10 [Ar]	319 320 Uut ununtriacontium. 496,10 [Ar]	320 321 Uuq ununtriacontium. 497,10 [Ar]	321 322 Uuh ununtriacontium. 498,10 [Ar]	322 323 Uuo ununtriacontium. 499,10 [Ar]	323 324 Uus ununtriacontium. 500,10 [Ar]	324 325 Uut ununtriacontium. 501,10 [Ar]	325 326 Uuq ununtriacontium. 502,10 [Ar]	326 327 Uuh ununtriacontium. 503,10 [Ar]	327 328 Uuo ununtriacontium. 504,10 [Ar]	328 329 Uus ununtriacontium. 505,10 [Ar]	329 330 Uut ununtriacontium. 506,10 [Ar]	330 331 Uuq ununtriacontium. 507,10 [Ar]	331 332 Uuh ununtriacontium. 508,10 [Ar]	332 333 Uuo ununtriacontium. 509,10 [Ar]	333 334 Uus ununtriacontium. 510,10 [Ar]	334 335 Uut ununtriacontium. 511,10 [Ar]	335 336 Uuq ununtriacontium. 512,10 [Ar]	336 337 Uuh ununtriacontium. 513,10 [Ar]	337 338 Uuo ununtriacontium. 514,10 [Ar]	338 339 Uus ununtriacontium. 515,10 [Ar]	339 340 Uut ununtriacontium. 516,10 [Ar]	340 341 Uuq ununtriacontium. 517,10 [Ar]	341 342 Uuh ununtriacontium. 518,10 [Ar]	342 343 Uuo ununtriacontium. 519,10 [Ar]	343 344 Uus ununtriacontium. 520,10 [Ar]	344 345 Uut ununtriacontium. 521,10 [Ar]	345 346 Uuq ununtriacontium. 522,10 [Ar]	346 347 Uuh ununtriacontium. 523,10 [Ar]	347 348 Uuo ununtriacontium. 524,10 [Ar]	348 349 Uus ununtriacontium. 525,10 [Ar]	349 350 Uut ununtriacontium. 526,10 [Ar]	350 351 Uuq ununtriacontium. 527,10 [Ar]	351 352 Uuh ununtriacontium. 528,10 [Ar]	352 353 Uuo ununtriacontium. 529,10 [Ar]	353 354 Uus ununtriacontium. 530,10 [Ar]	354 355 Uut ununtriacontium.

Tabela rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie.

	OH^-	Cl^-	Br^-	I^-	S^{2-}	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	NO_3^-	CO_3^{2-}	PO_4^{2-}
NH_4^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
Na^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
K^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
Mg^{2+}	T	R	R	R	S	R	R	R	T	T
Ca^{2+}	S	R	R	R	S	T	S	R	T	T
Ba^{2+}	R	R	R	R	R	T	R	R	T	T
Ag^+	T	T	T	T	T	T	S	R	T	T
Hg^{2+}	T	R	S	T	T	T	R	R	T	T
Pb^{2+}	T	S	S	T	T	T	R	R	T	T
Cu^{2+}	T	R	R		T		R	R	T	T
Sn^{2+}	T	R	R	S	T	S	R	R	T	T
Zn^{2+}	T	R	R	R	T	S	R	R	T	T
Mn^{2+}	T	R	R	R	T	T	R	R	T	T
Fe^{2+}	T	R	R	R	T	T	R	R	T	T
Fe^{3+}	T	R	R		T		R	R	T	T
Al^{3+}	T	R	R	R	T	T	R	R	T	T
Cr^{3+}	T	R	R	R	T	R	R	R	T	T
Co^{2+}	T	R	R	R	T	S	R	R	T	T
Ni^{2+}	T	R	R	R	T	T	R	R	T	T

rozpuszczalność substancji w wodzie:



dobra



słaba



substancja
praktycznie
nierozpuszczalna

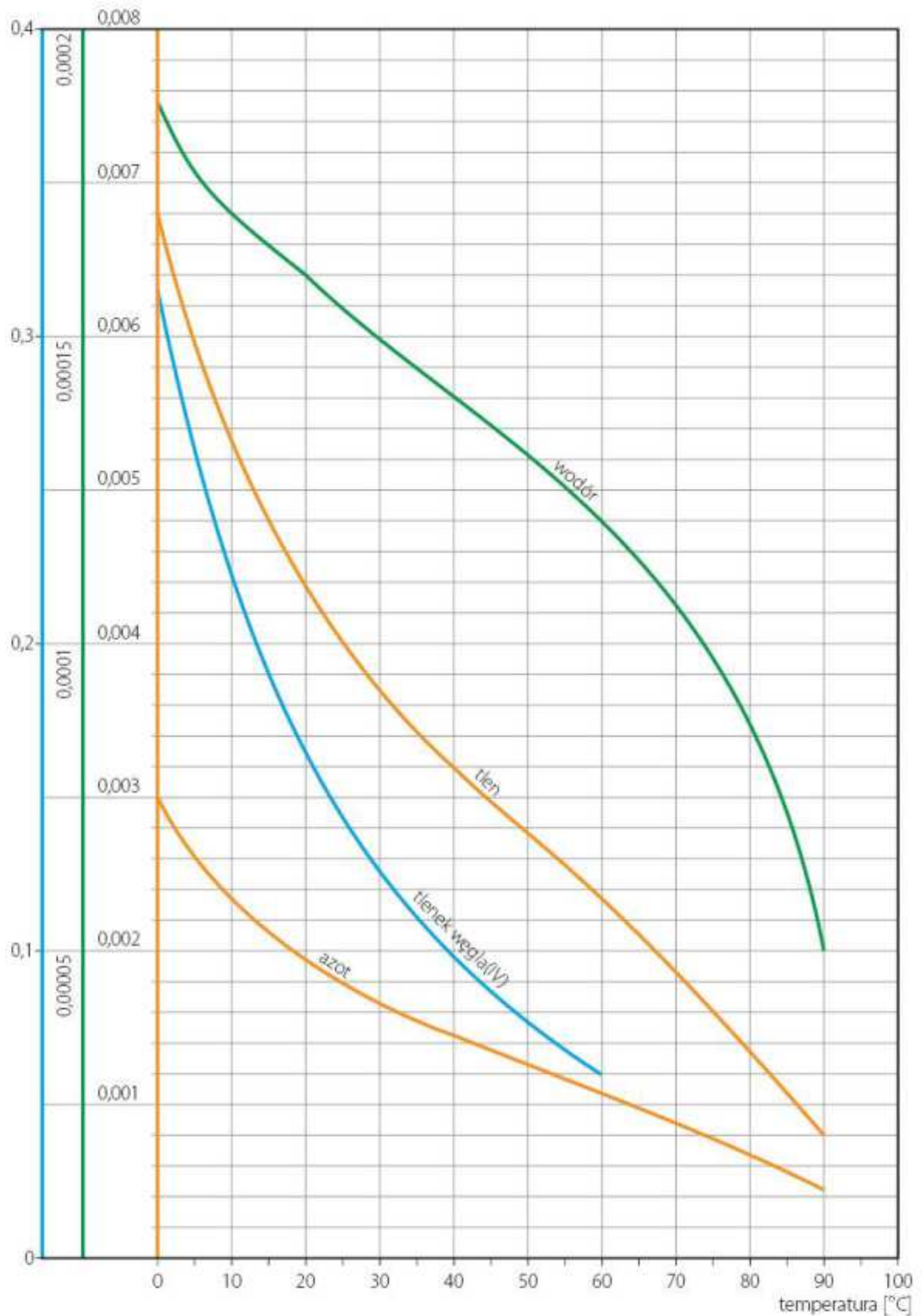


w roztworze zachodzą
skomplikowane reakcje



barwa roztworu
lub osadu

Krzywe rozpuszczalności wybranych gazów w wodzie, pod ciśnieniem normalnym (1013 hPa).



Krzywe rozpuszczalności wybranych ciał stałych.

