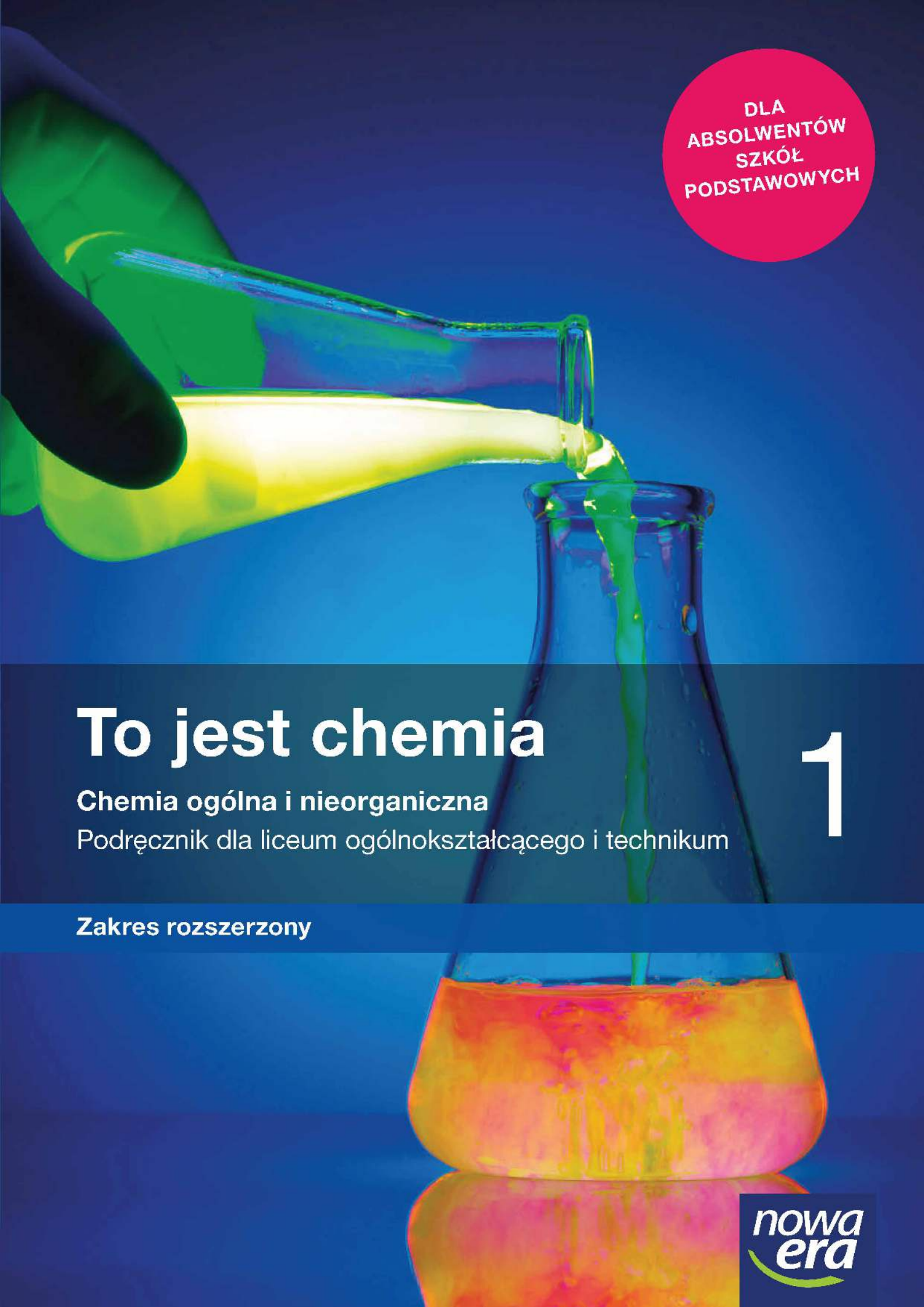


DLA ABSOLWENTÓW SZKÓŁ PODSTAWOWYCH

To jest chemia

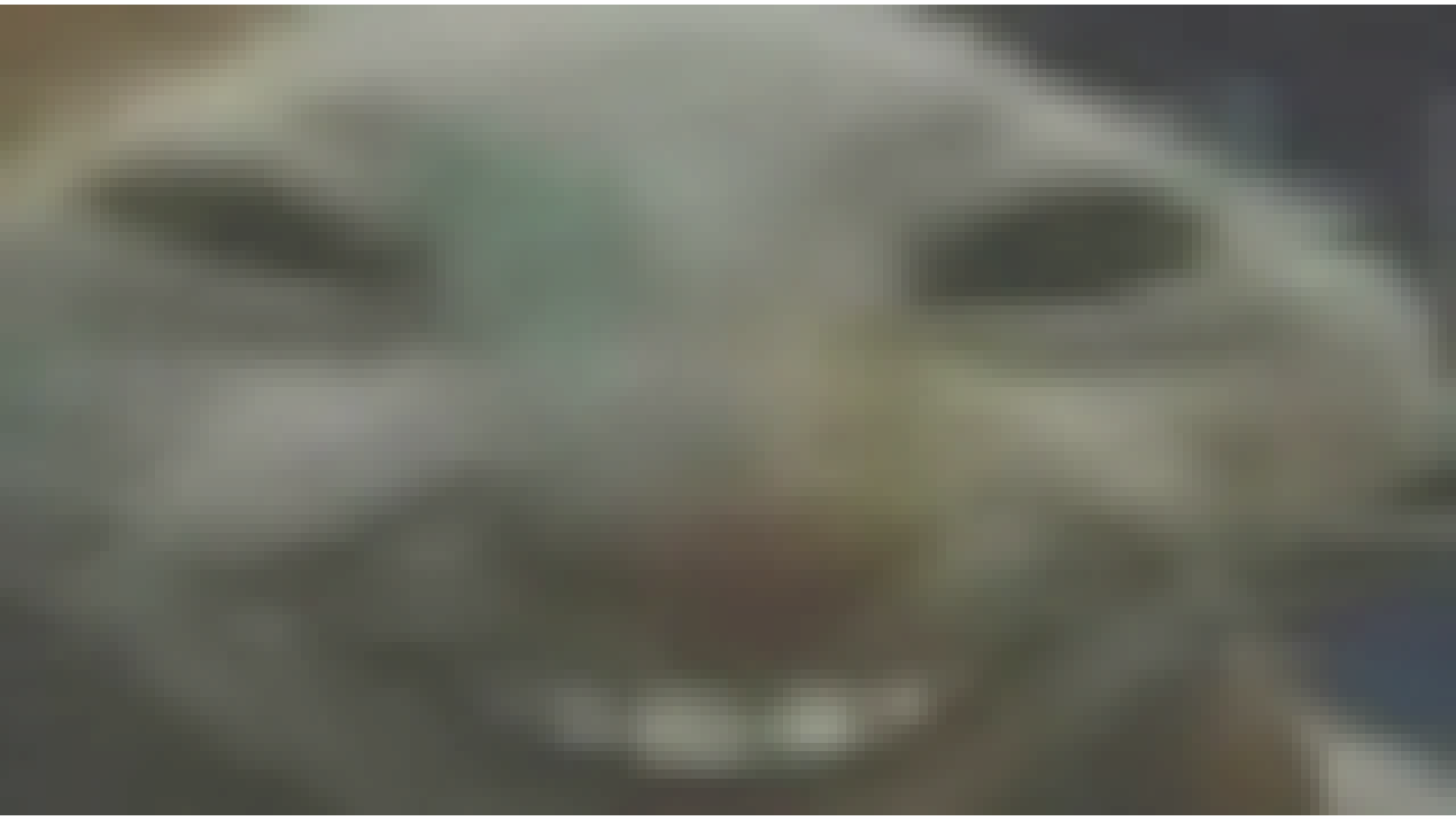
1

Chemia ogólna i nieorganiczna

Podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum

Zakres rozszerzony

nowa era



Maria Litwin
Szarota Styka-Wlazło
Joanna Szymońska

To jest chemia

Chemia ogólna i nieorganiczna

Podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum

1

Zakres rozszerzony

nowa era Twoje mocne strony

To jest chemia

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 podstawie opinii rzeczoznawców:
prof. zw. dr. hab. Tadeusza Krygowskiego, dr. Andrzeja Persony, dr Agaty Hąci.

Zakres kształcenia: rozszerzony
Etap edukacyjny: III
Typ szkoły: ponadpodstawowa (liceum ogólnokształcące i technikum)
Rok dopuszczenia: 2019

Numer ewidencyjny w wykazie MEN: 991/1/2019

Podręcznik został opracowany na podstawie *Programu nauczania chemii w zakresie rozszerzonym dla liceum ogólnokształcącego i technikum To jest chemia* autorstwa Marii Litwin i Szaroty Styki-Wlazło.

Nabyta przez Ciebie publikacja jest dziełem twórcy i wydawcy. Prosimy o przestrzeganie praw, jakie im przysługują. Zawartość publikacji możesz udostępnić nieodpłatnie osobom bliskim lub osobiście znanym, ale nie umieszczaj jej w internecie. Jeśli cytujesz jej fragmenty, to nie zmieniaj ich treści i koniecznie zaznacz, czyje to dzieło. Możesz skopiować część publikacji jedynie na własny użytek.

Szanujmy cudzą własność i prawo. Więcej na **www.legalnakultura.pl**

© Copyright by Nowa Era Sp. z o.o. 2019
ISBN 978-83-267-3566-0
Wydanie drugie
Warszawa 2020

Współpraca autorska: Grażyna Barcińska, Karol Dudek-Różycki, Romuald Hassa, Małgorzata Jelińska-Kazimierczuk, Aleksandra Mrzigod, Janusz Mrzigod, Michał Płotek, Rafał Szczypiński, Tomasz Wichur.
Konsultacja merytoryczna: Elżbieta Megiel.

Opracowanie redakcyjne: Magdalena Kaczanowicz, Justyna Kamińska, Honorata Piłasiewicz.
Redakcja merytoryczna: Justyna Kamińska, Marta Mieszkowska.
Współpraca redakcyjna: Magdalena Bartosik, Oliwia Pierzyńska.
Redakcja językowa: Katarzyna Miller, Zofia Psota, Joanna Sawicka, Paulina Szulim, Dorota Śrutowska.
Nadzór artystyczny: Kaia Pichler.
Opieka graficzna: Ewa Kaletyn.
Projekt okładki: Maciej Galiński.
Projekt graficzny: Maciej Galiński.
Ilustracje: Elżbieta Buczkowska, Rafał Buczkowski, Natalia Helman, Krzysztof Mrawiński, Joanna Ptak, Ewa Sowulewska.
Opracowanie graficzne: Maciej Galiński, Klaudia Jarocka, Marcin Kołacz, Aleksandra Szpunar, Grażyna Truchlińska, Sławomir Włodarczyk.
Realizacja projektu graficznego: Dorota Sameć.
Fotoedycja: Beata Chromik, Katarzyna Iwan-Malawska.

Nowa Era Sp. z o.o.
Aleje Jerozolimskie 146D, 02-305 Warszawa
www.nowaera.pl, nowaera@nowaera.pl
Centrum Kontaktu: 801 88 10 10, 58 721 48 00

Druk i oprawa: Techgraf, Łańcut

O czym jest podręcznik?

W części 1. podręcznika znajdują się informacje dotyczące budowy wewnętrznej różnych substancji, sposobów łączenia się ze sobą atomów, właściwości związków nieorganicznych, a także obliczeń. Treści nadobowiązkowe wyróżniono pionową, niebieską linią, a wszystkie kluczowe wiadomości i umiejętności, ważne w dalszej nauce chemii, oznaczono ikoną .



Czemu służą poszczególne elementy podręcznika?

Doświadczenie 1.

Pozwalają opanować umiejętności opisu doświadczeń chemicznych.

- N – do wykonania wyłącznie przez nauczyciela
- oznaczenie substancji niebezpiecznych
- ! – ważne informacje dotyczące m.in. zasad BHP

Wszystkie doświadczenia obowiązkowe oznaczono ikoną .

W tym dziale zwróć uwagę na umiejętności

Kluczowe umiejętności wymienione na początku działu ważne dla dalszego kształcenia.

Ciągi przemian

Porządkują wiedzę na temat przemian związków chemicznych.

Krok po kroku

Przedstawienie kolejnych etapów procesów na infografikach ułatwia ich zrozumienie.

Zastosowania

Infografiki, które dzięki prostym skojarzeniom ułatwiają zapamiętanie zastosowań substancji.

Mapa pojęć

Pokazuje związki przyczynowo-skutkowe i zależności między najważniejszymi pojęciami.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Umożliwiają utrwalenie wiadomości i ćwiczenie umiejętności z lekcji na lekcję.

Przykład 1.

Przykłady z planem rozwiązywania krok po kroku pokazują sposoby rozwiązywania zadań obliczeniowych i problemowych.

WIESZ, UMIESZ, ZDASZ

Podsumowanie

Najważniejsze definicje i wzory – kluczowe wiadomości w każdym dziale.

Sposób na zadania

Tłumaczenie krok po kroku sposobów rozwiązywania przekrojowych zadań problemowych i obliczeniowych.

Trening – rozwiąż zadania

Zadania przekrojowe, które umożliwią ćwiczenie kluczowych umiejętności z każdego działu.

Spis treści

Wprowadzenie do metody naukowej 6
Regulamin pracowni chemicznej i oznaczenia BHP 12

Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych

1. Budowa atomu 14
2. Elementy mechaniki kwantowej w ujęciu jakościowym 19
3. Konfiguracja elektronowa atomów 27
4. Liczba atomowa i liczba masowa 33
5. Izotopy 37
6. Promieniotwórczość naturalna i sztuczna 41
7. Budowa układu okresowego pierwiastków chemicznych 53
8. Budowa atomu a położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym 57

Podsumowanie 64
Sposób na zadania 67
Trening – rozwiąż zadania 68

Wiązania chemiczne

9. Elektroujemność pierwiastków chemicznych 70
10. Rodzaje wiązań chemicznych 73
11. Oddziaływania międzycząsteczkowe 83
12. Wpływ rodzaju wiązania chemicznego na właściwości substancji 87
13. Hybrydyzacja orbitali atomowych 91
14. Geometria cząsteczek związków chemicznych 98

Podsumowanie 109
Sposób na zadania 111
Trening – rozwiąż zadania 112

Systematyka związków nieorganicznych

15. Równania reakcji chemicznych 114
16. Tlenki 117
17. Wodorki 130
18. Wodorotlenki 133
19. Kwasy 143
20. Sole 153
21. Azotki i węgliki 168

Podsumowanie 171
Sposób na zadania 173
Trening – rozwiąż zadania 174

Stechiometria

22. Mol i masa molowa 176
23. Objętość molowa gazów – prawo Avogadra 182
24. Obliczenia stechiometryczne 188

Podsumowanie 198
Sposób na zadania 199
Trening – rozwiąż zadania 200

Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia

25. Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych 202
26. Zmiana stopni utlenienia pierwiastków w reakcjach chemicznych 205
27. Bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji 210
28. Ogniwa galwaniczne 219
29. Elektroliza 229

Podsumowanie 235
Sposób na zadania 237
Trening – rozwiąż zadania 238

Roztwory

30. Roztwory – mieszaniny substancji 240
31. Zol jako przykład koloidu 249
32. Rozpuszczalność substancji. Roztwory nasycone i nienasycone 253
33. Stężenie procentowe roztworu 260
34. Stężenie molowe roztworu 273
Podsumowanie 281
Sposób na zadania 283
Trening – rozwiąż zadania 284

Kinetyka chemiczna i termochemia

35. Procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne 286
36. Szybkość reakcji chemicznej 295
37. Katalizatory i reakcje katalityczne 304
Podsumowanie 310
Sposób na zadania 313
Trening – rozwiąż zadania 314

Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów

38. Równowaga chemiczna, stała równowagi 316
39. Reguła przekory 322
40. Dysocjacja elektrolityczna 329
41. Stała dysocjacji elektrolitycznej, stopień dysocjacji elektrolitycznej 336
42. Odczyn wodnych roztworów substancji – pH 342
43. Reakcje zobojętniania 353
44. Reakcje strącania osadów 357
45. Hydroliza soli 363
Podsumowanie 368
Sposób na zadania 371
Trening – rozwiąż zadania 372

Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych

46. Wodór i hel 374
47. Litowce 377
48. Berylowce 382
49. Blok *s* – podsumowanie 387
50. Borowce 389
51. Węglowce 395
52. Azotowce 399
53. Tlenowce 408
54. Fluorowce 418
55. Helowce 426
56. Blok *p* – podsumowanie 428
57. Chrom $_{24}$Cr 429
58. Mangan $_{25}$Mn 438
59. Żelazo $_{26}$Fe 444
60. Miedź $_{29}$Cu 450
61. Blok *d* – podsumowanie 457
• 62. Pierwiastki chemiczne bloku *f* 459
Podsumowanie 461
Sposób na zadania 462
Trening – rozwiąż zadania 463

Odpowiedzi do zadań obliczeniowych 464
Promienie atomowów: metaliczne, kowalencyjne, van der Waalsa 466
Charakter chemiczny tlenków 467
Właściwości pierwiastków chemicznych 468
Szereg napięciowy metali 471
Bibliografia 472
Indeks 473

Wprowadzenie do metody naukowej



Fot. 1. Badanie właściwości etanolu – palność.

Obserwacje – spostrzeżenia, których dokonuje się za pomocą zmysłów: wzroku, węchu, słuchu i dotyku.

Eksperyment – czynności wykonywane w celu zbadania i wyjaśnienia zjawiska.

Wszystkie substancje w pracowni chemicznej należy traktować jak potencjalne trucizny. Nie wolno ich dotykać, sprawdzać ich smaku ani zapachu.

O konieczności użycia stroju ochronnego informują symbole:



fartuch laboratoryjny



okulary ochronne



rękawice ochronne

Doświadczenia na lekcjach chemii zawsze wykonuje się zgodnie z instrukcją, a ich wynik można przewidzieć (fot. 1.). Natomiast eksperymenty, wykonywane w laboratoriach naukowych, mogą prowadzić do nieoczekiwanego wyniku – odkrycia naukowego. Przeprowadza się je, aby potwierdzić stawianą hipotezę lub zaprzeczyć jej.

Metoda naukowa

Metoda naukowa polega na badaniu rzeczywistości za pomocą obserwacji i eksperymentów.

Obserwacje to spostrzeżenia, których dokonuje się za pomocą zmysłów: wzroku, węchu, słuchu i dotyku.

Mogą one dotyczyć m.in.:

- barwy substancji, np. roztwór zabarwił się na malinowo,
- zapachu substancji, np. gaz ma intensywny zapach,
- efektów dźwiękowych, np. słychać charakterystyczny dźwięk.

Eksperyment [łac. *experimentum* – próba, doświadczenie] to czynności wykonywane w celu zbadania i wyjaśnienia danego zjawiska.

Obserwacje i eksperymenty służą do **zweryfikowania** postawionych **hipotez**.

BHP w pracowni chemicznej

Doświadczenia w szkole wykonuje się w pracowni chemicznej. Przed przystąpieniem do nich należy założyć fartuch, okulary ochronne, a jeśli to konieczne – rękawice ochronne. Substancje używane do doświadczeń chemicznych są nazywane odczynnikami chemicznymi.

Najważniejsze informacje o odczynnikach chemicznych znajdują się w kartach charakterystyki. Każdy odczynnik ma swoją kartę, w której opisano m.in.:

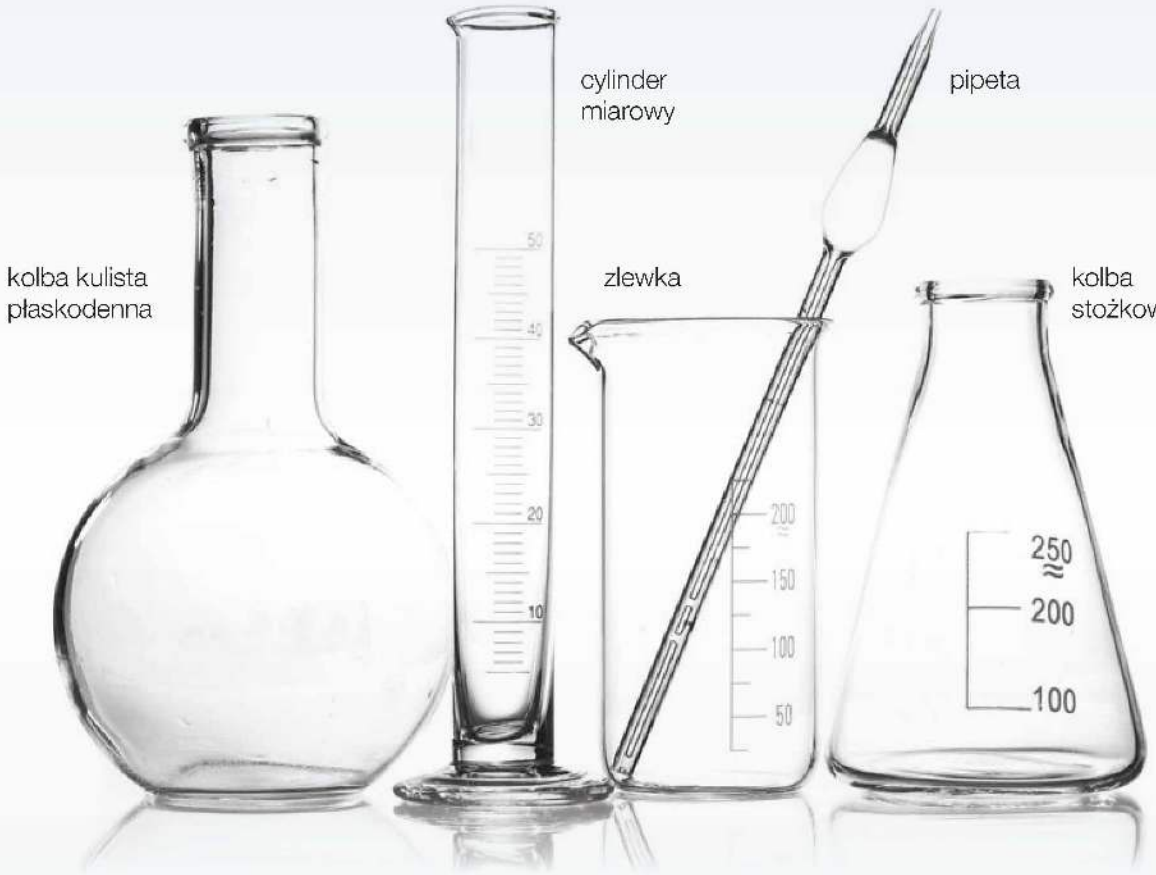
- jego właściwości fizyczne i chemiczne,
- środki ostrożności, jakie należy zachować, wykorzystując go do doświadczeń chemicznych,
- zasady postępowania np. podczas kontaktu ze skórą, oczami,
- bezpieczny sposób przechowywania.

Szkło i sprzęt laboratoryjny

Doświadczenia chemiczne wykonuje się w specjalnie do tego przeznaczonym szkle laboratoryjnym i z użyciem sprzętu laboratoryjnego.

Jakie szkło laboratoryjne wykorzystuje się do przeprowadzania doświadczeń chemicznych?

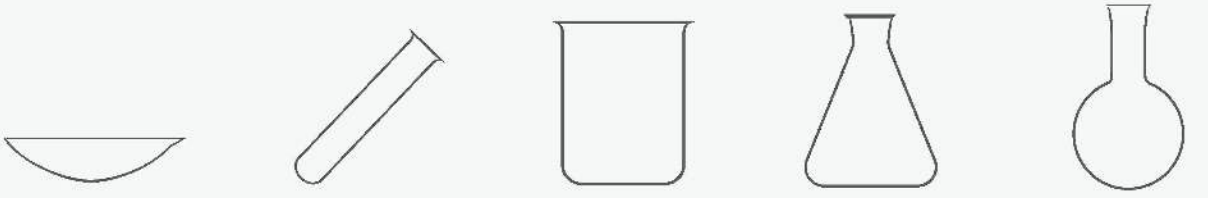
W szkolnej pracowni do doświadczeń chemicznych najczęściej używa się: probówek, zlewek, szkiełek zegarkowych i bagietek.





lejki | kolba miarowa | bagietka | probówka | szkiełko zegarkowe | krystalizator | szalka Petriego

Jak narysować schemat szkła laboratoryjnego?



szkiełko zegarkowe | probówka | zlewka | kolba stożkowa | kolba kulista okrągłodenna

Jaki sprzęt laboratoryjny może być potrzebny do przeprowadzania doświadczeń chemicznych?

W szkolnej pracowni do doświadczeń chemicznych najczęściej używa się: palników, łap i statywów.



łapa drewniana



palnik spirytusowy



trójnóg z trójkątem kaolinowym



łyżka do spalań



szczypce metalowe



statywy do probówek



moździerz porcelanowy z tłuczkiem

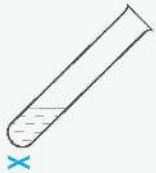


statyw z łapą metalową



palnik gazowy

Jak oznaczyć czynności na schematach?



ogrzewanie



mieszanie



dodawanie substancji



spalanie

Projektowanie doświadczeń chemicznych



1. Sformułowanie problemu badawczego to określenie celu przeprowadzenia doświadczenia (często w formie pytania).
2. Postawienie hipotezy, czyli udzielenie odpowiedzi na pytanie sformułowane w problemie badawczym.
3. Weryfikacja hipotezy: czyli sprawdzenie jej poprawności za pomocą doświadczenia chemicznego.
4. Sformułowanie wniosku – potwierdzenie hipotezy lub jej zaprzeczenie. Wniosek z doświadczenia chemicznego uzupełniają równania reakcji chemicznych.

Ogrzewanie substancji w probówce

W czasie ogrzewania probówki można ją umieścić w łapie metalowej mocowanej na statywie lub w łapie drewnianej. Płomień powinien być skierowany tak, aby ogrzewał tylko probówkę (fot. 2.). Należy nią poruszać, aby uniknąć miejscowego przegrzania. Nie wolno nachylać się nad wylotem ogrzewanej probówki. Probówkę należy trzymać tak, aby **wylot** kierować **od siebie** oraz w stronę, gdzie nie ma innych osób.



Fot. 2. Probówki z ogrzewaną substancją **nie wolno** trzymać bezpośrednio w dłoni.

Plan rozwiązywania

1. Określ problem badawczy.
2. Postaw hipotezę.
3. Zweryfikuj hipotezę na podstawie przeprowadzonego doświadczenia.
4. Sformułuj wniosek.
5. Zapisz równanie reakcji chemicznej.

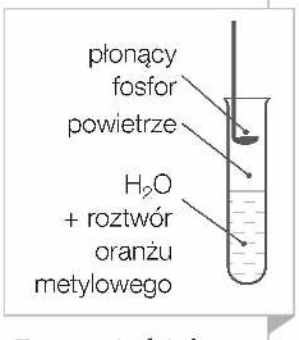
Przykład 1.

Otrzymywanie kwasu fosforowego(V)

1. Jak można otrzymać kwas fosforowy(V) H_3PO_4?

2. Kwas fosforowy(V) H_3PO_4 można otrzymać w reakcji tlenku fosforu(V) z wodą.

3. **Tytuł doświadczenia:** Otrzymywanie kwasu fosforowego(V)
Odczynniki: fosfor czerwony, woda, roztwór oranżu metylowego.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, łyżka do spalań, palnik gazowy, korek.
Instrukcja: Do probówki wlej wodę z roztworem oranżu metylowego. Następnie nad powierzchnią cieczy umieść łyżkę do spalań z płonącym fosforem czerwonym (schemat). Po jej usunięciu probówkę zamknij korkiem i wstrząśnij zawartością.



Obserwacje: Fosfor spala się żółtym płomieniem. Powstaje biały dym. Po wstrząśnięciu zawartością probówki barwa oranżu metylowego zmienia się z żółtej na czerwoną.

4. **Wniosek:** W wyniku spalania w powietrzu fosforu czerwonego powstaje tlenek fosforu(V). Reaguje on z wodą, a produktem tej reakcji chemicznej jest kwas fosforowy(V).
Wynik doświadczenia potwierdza hipotezę – **hipoteza jest poprawna**.

5. Zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{tlenek fosforu(V)}}{P_4O_{10}} + 6\,H_2O \longrightarrow \underset{\text{kwas fosforowy(V)}}{4\,H_3PO_4}$$



Odkrycia, które zmieniły świat – teflon

Nie wszystkie odkrycia naukowe są wynikiem zaplanowanego eksperymentu. Czasem zdecydował przypadek lub po prostu błąd. **Roy Plunkett** [czyt. roj planket] (1910–1994), pracując nad syntezą nowego środka chłodzącego do lodówek, uzyskał nietopliwe tworzywo o wyjątkowej wytrzymałości – teflon (fot. 3.).

Fot. 3. Powłoka teflonowa, która pokrywa elewację hotelu Burj Al Arab w Dubaju, w ciągu dnia chroni wnętrze budynku przed promieniowaniem słonecznym, natomiast w nocy służy jako ekran projekcyjny dla barwnego pokazu świateł.

Przykład 2.

Reakcja miedzi z kwasami

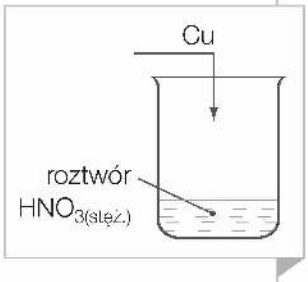
Plan rozwiązywania

1. Określ problem badawczy.
2. Postaw hipotezę.
3. Zweryfikuj hipotezę.
4. Sformułuj wniosek.

1. Czy miedź reaguje z kwasami?

2. Miedź nie reaguje z kwasem chlorowodorowym, więc nie reaguje z kwasami.

3. **Tytuł doświadczenia:** Reakcja miedzi ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V)
Odczynniki: miedź, stężony roztwór kwasu azotowego(V).
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka.



! Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem.

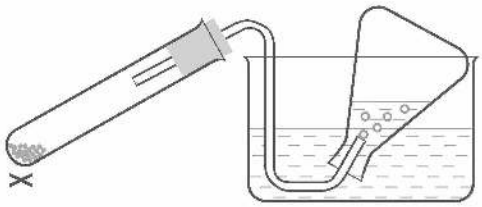
Instrukcja: Do zlewki ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V) wrzuć niewielki kawałek metalicznej miedzi, np. drucik lub blaszkę miedzianą.

Obserwacje: Miedź gwałtownie reaguje ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V). Bezbarwny roztwór kwasu azotowego(V) barwi się na zielononiebiesko, a w zlewce pojawia się czerwonobrunatny dym.

4. **Wniosek:** Miedź reaguje z kwasem utleniającym, jakim jest kwas azotowy(V). Produktem reakcji chemicznej jest tlenek azotu(IV). Wynik doświadczenia zaprzecza hipotezie – **hipoteza jest niepoprawna**. Należy postawić nową hipotezę i ją zweryfikować.

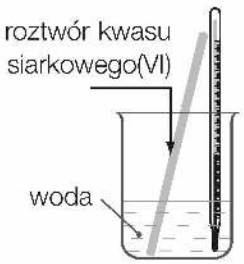
Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE



1. **Podaj nazwy szkła i sprzętu laboratoryjnego niezbędnego do przeprowadzenia doświadczenia chemicznego przedstawionego na schemacie.**

2. Przeprowadzono doświadczenie chemiczne *Badanie właściwości tlenku węgla(IV)*. **Wybierz obserwacje.**
a) Płonące łuczywo gaśnie w tlenku węgla(IV).
b) Tlenek węgla(IV) nie podtrzymuje spalania.
c) Tlenek węgla(IV) reaguje z magnezem.
d) Płonący magnez pali się w tlenku węgla(IV).



3. **Określ problem badawczy w doświadczeniu *Badanie właściwości stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI)*.**

4. **Postaw hipotezę do doświadczenia chemicznego przedstawionego na schemacie.**

Regulamin pracowni chemicznej i oznaczenia BHP

Przebywając w pracowni chemicznej, należy ściśle przestrzegać jej regulaminu i postępować zgodnie z zasadami bezpiecznej pracy.

- Wszystkie doświadczenia chemiczne można wykonywać wyłącznie na polecenie nauczyciela.
- Przed wykonaniem doświadczenia chemicznego na polecenie nauczyciela należy założyć fartuch i okulary ochronne, a jeśli to konieczne – rękawice ochronne.



- Doświadczenia chemiczne trzeba przeprowadzać według instrukcji zamieszczonej w podręczniku lub podanej przez nauczyciela.
- Wszystkie substancje stosowane do doświadczeń chemicznych należy traktować jako potencjalne trucizny: nie wolno ich dotykać, sprawdzać smaku ani zapachu.
- Na polecenie nauczyciela można sprawdzić zapach substancji, kierując jej pary ruchem wachlującym dłoni w stronę nosa.
- Podczas ogrzewania substancji w probówce trzeba skierować jej wylot w stronę, gdzie nikogo nie ma, i delikatnie nią poruszać.
- Należy zachować szczególne środki ostrożności podczas pracy z substancjami oznaczonymi znakami ostrzegawczymi w postaci piktogramów.
- Odpady, które zostają po wykonaniu doświadczeń chemicznych, trzeba zbierać w odpowiednich pojemnikach i poddawać utylizacji.

Zagrożenia fizykochemiczne



substancje wybuchowe | substancje łatwopalne | substancje utleniające | gazy pod ciśnieniem | substancje korodujące metale

Zagrożenia dla zdrowia

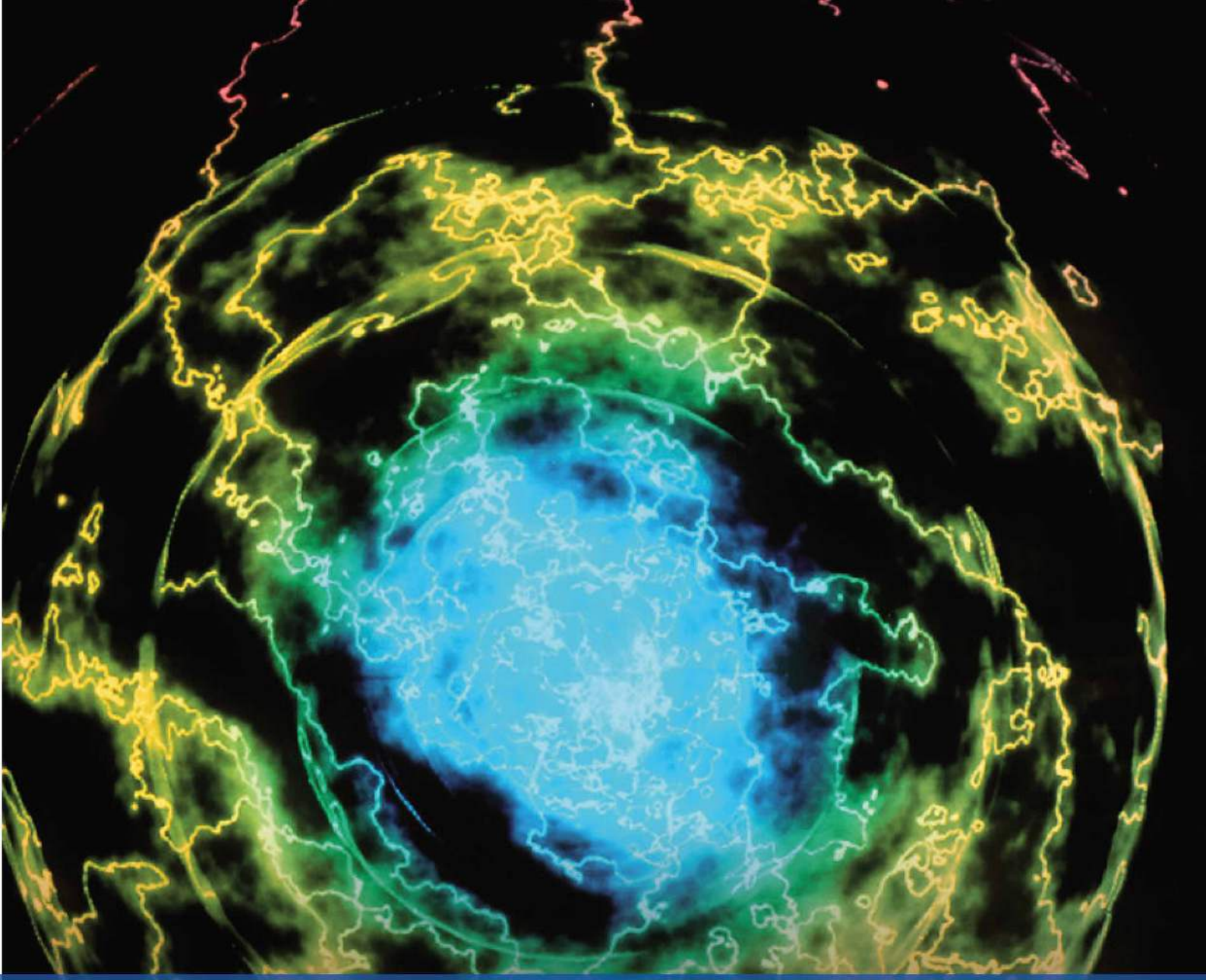


substancje toksyczne | substancje drażniące | substancje rakotwórcze, mutagenne | substancje żrące

Zagrożenia dla środowiska



substancje niebezpieczne dla środowiska



Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych

W tym dziale zwróć uwagę na umiejętności

Obliczenia chemiczne

- obliczanie masy atomu, masy atomowej i średniej masy atomowej
- obliczanie zawartości procentowej izotopów w pierwiastku chemicznym

Korzystanie z informacji

- ustalanie liczby stanów kwantowych oraz konfiguracji elektronowych atomów i jonów
- interpretowanie podstawowych informacji odczytanych z układu okresowego pierwiastków chemicznych

1. Budowa atomu



Fot. 4. Sztabkę złota tworzą atomy, których średnica wynosi ok. 10^{-10} m.

Atomy są tak małe, że trudno wyobrazić sobie zarówno ich budowę, jak i rzeczywiste rozmiary (fot. 4.). Badania nad budową materii trwały od starożytności. Twórcą pierwszej teorii, która została potwierdzona w sposób eksperymentalny, był dopiero **John Dalton** [czyt. dżon dalton]. Niektóre z założeń tej teorii są aktualne do dzisiaj. **Teoria atomistyczna** Daltona opierała się na czterech głównych założeniach:

- materia składa się z atomów pierwiastków chemicznych różniących się masą, rozmiarami i właściwościami,
- atomy danego pierwiastka chemicznego są jednakowe i mają kształt kuli,
- atomy są niepodzielne,
- atomy łączą się i tworzą cząsteczki.

Starożytne teorie budowy materii



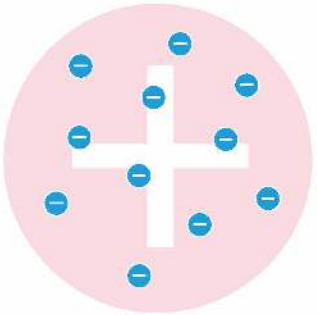
Rys. 1. Żywioły mogły łączyć się ze sobą, gdy miały jedną wspólną cechę. Możliwe było połączenie ognia (gorący) i powietrza (gorące), ale ognia i wody już nie.

Zanim jednak Dalton ogłosił założenia teorii atomistycznej (w 1803 r.), spójną teorię dotyczącą budowy materii próbowali opracować starożytni filozofowie.

Jedną z pierwszych koncepcji była **teoria Empedoklesa z Akragas**, rozwinięta później przez **Arystotelesa**. Zakładała ona wzajemne oddziaływania czterech żywiołów (ognia, powietrza, wody i ziemi), nazywanych pierwiastkami materii. Każdy żywioł miał dwie charakterystyczne cechy (właściwości) – był suchy lub mokry oraz gorący lub zimny (rys. 1.).

Inną koncepcję rozwinęli **Leukippos** i **Demokryt z Abdery** (V i IV w. p.n.e.). Sądzili, że otaczająca ich materia jest zbudowana z niepodzielnych drobin [gr. *atomos* – niepodzielny]. Swojej tezy nie poparli jednak żadnymi doświadczeniami, dlatego poglądy filozofów nie zostały zaakceptowane przez ogół uczonych ani w starożytności, ani w średniowieczu.

Model atomu Thomsona



Rys. 2. Model atomu Thomsona.

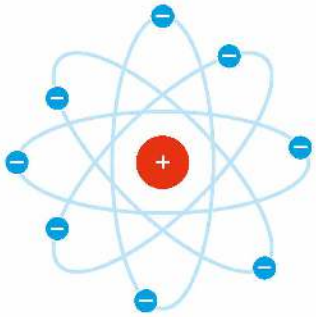
Z czasem pojawiały się odkrycia podważające niepodzielność atomu z teorii atomistycznej Daltona. W 1897 r. **Joseph Thomson** [czyt. dżozef tomson] odkrył istnienie ujemnie naładowanych cząstek, mniejszych od atomu. Nazwano je **elektronami**. Według sformułowanej przez niego teorii atom to przestrzennie ciągły ładunek dodatni, w którym – podobnie jak rodzynki w cieście – tkwią punktowe ładunki ujemne – elektrony (rys. 2.).

Planetarny model atomu

Model budowy atomu stworzony przez Thomsona nie był jednak poprawny. W 1911 r. **Ernest Rutherford** [czyt. ernest raderford], uczeń Thomsona, zaproponował tzw. **planetarny model atomu** (patrz rys. 3., s. 15).

Według niego atom składał się z ujemnie naładowanych elektronów krążących wokół dodatnio naładowanego jądra atomowego. Przypominał Układ Słoneczny, stąd jego nazwa. Rutherford dodatkowo wykazał, że jądra atomowe w porównaniu z całymi atomami są bardzo małe.

Jednak planetarny model atomu Rutherforda był sprzeczny z prawami fizyki klasycznej. Zgodnie z nimi elektrony krążące po orbicie powinny tracić swoją energię i coraz bardziej zbliżać się do jądra atomowego.

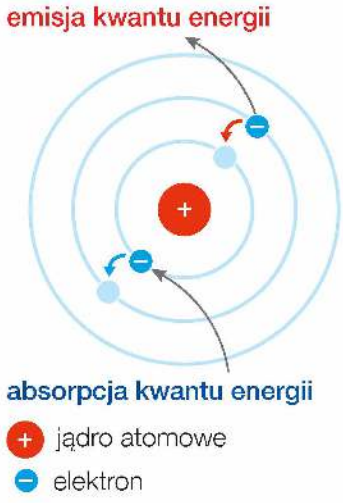


Rys. 3. Planetarny model atomu – model Rutherforda.

Wyjaśnienie tej sprzeczności jest zasługą duńskiego fizyka **Nielsa Bohra** [czyt. nilsa bora], który przyjął, że w świecie atomów obowiązują inne prawa niż w fizyce klasycznej i w 1913 r. ogłosił nową koncepcję budowy atomów.

Model atomu Bohra

Niels Bohr zaproponował teorię budowy atomu, zgodnie z którą elektrony krążą wokół jądra atomowego po zamkniętych torach, tzw. **orbitach stacjonarnych**. Krążące elektrony mają określoną energię. Energia elektronu w atomie Bohra jest skwantowana, czyli może przyjmować tylko ściśle określone wartości. Jej zmiana powoduje przeskok elektronu z orbity stacjonarnej na inną (rys. 4.). **Absorpcja**, czyli pochłanianie (pobieranie) energii z zewnątrz, powoduje przeskok elektronu na orbitę bardziej oddaloną od jądra atomowego. **Emisja**, czyli oddawanie energii, wiąże się z przeskokiem elektronu na orbitę znajdującą się bliżej jądra atomowego. Energia może być pobierana (absorbowana) lub oddawana (emitowana) przez elektrony w atomie wyłącznie w porcjach nazywanych **kwantami**. Stan atomu, w którym wartość energii jego elektronów jest najmniejsza, to **stan podstawowy** (stacjonarny) **atomu**. Stan atomu, w którym wartość energii jego elektronów jest wyższa od energii elektronów w stanie podstawowym, to nietrwały **stan wzbudzony atomu**.



Rys. 4. Model atomu Bohra.

Model atomu Bohra sprawdził się jedynie dla wodoru – dla pierwiastków chemicznych o bardziej złożonej budowie okazał się niewystarczający. Mimo to teoria Bohra była ważnym etapem w poznawaniu budowy atomu. Do dziś jest zgodna z ogólną koncepcją, że **atom składa się z dwóch obszarów: dodatnio naładowanego jądra atomowego i ujemnie naładowanej sfery elektronowej**.

Kwant energii – najmniejsza porcja energii E, jaką atom może jednorazowo emitować lub absorbować.

Mechanika kwantowa

Poprawne (zgodne z wynikami doświadczeń) opisanie budowy atomów i cząsteczek stało się możliwe dzięki **mechanice kwantowej**. Według niej atomy i cząsteczki zachowują się zarówno jak **korpuskuły** (łac. *corpusculum* – ciałko) – cząstki materialne, które mają masę, i jednocześnie jak **fale elektromagnetyczne**. Pogląd o dwojakiej naturze cząstek nosi nazwę **dualizmu korpuskularno-falowego**.

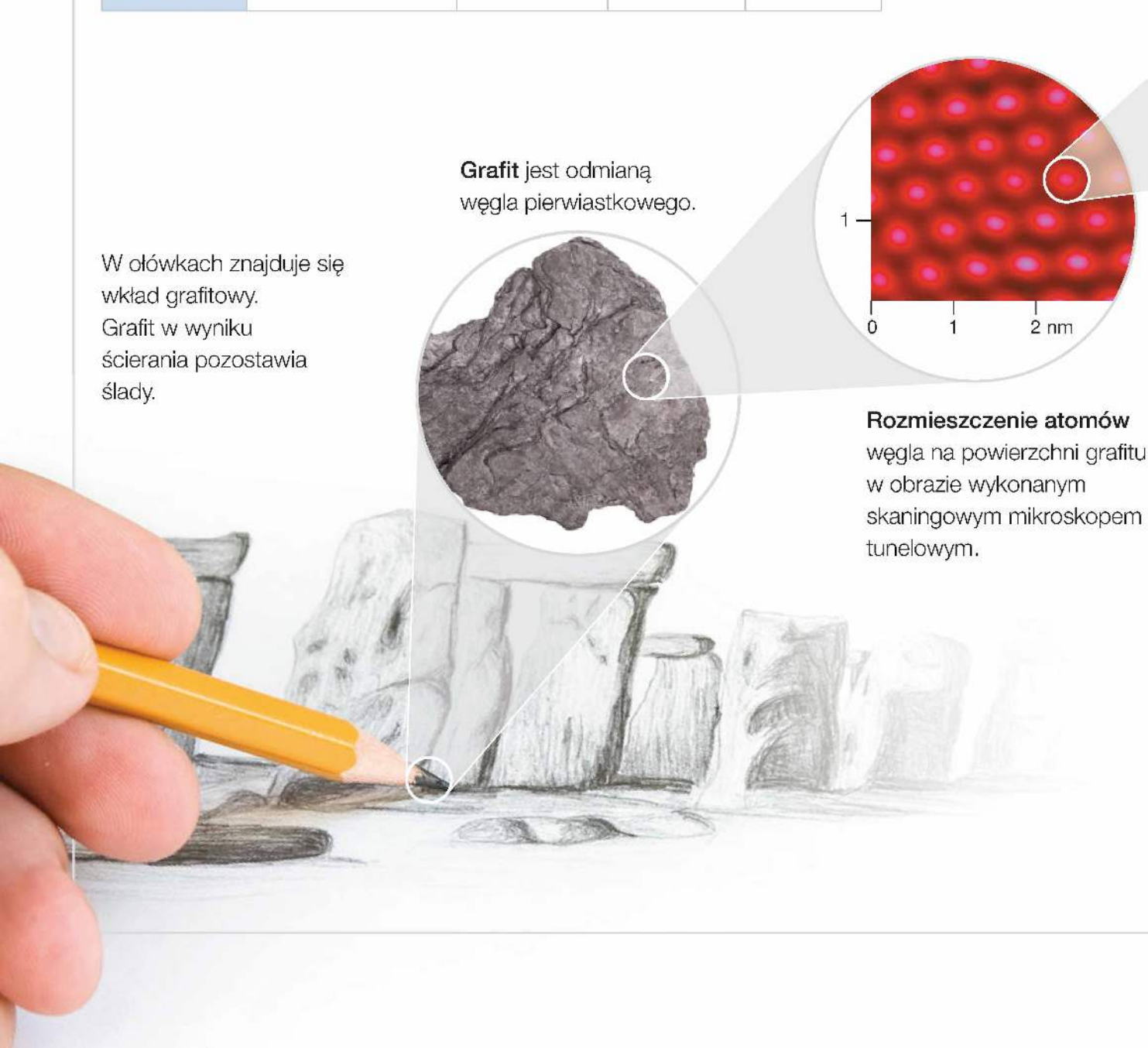
Budowa atomu

Atom to najmniejsza cząstka pierwiastka chemicznego zachowująca jego właściwości. Nie jest on jednak cząstką niepodzielną. Składa się z **jądra atomowego** o ładunku dodatnim, skupiającego więcej niż 99,9% masy atomu, i **elektronów** znajdujących się poza jądrem atomowym. Składniki jądra atomowego – protony i neutrony – to **nukleony**. Masę cząstek wchodzących w skład atomów wyraża się w jednostkach masy atomowej u, 1 u = $1{,}66 \cdot 10^{-24}$ g.

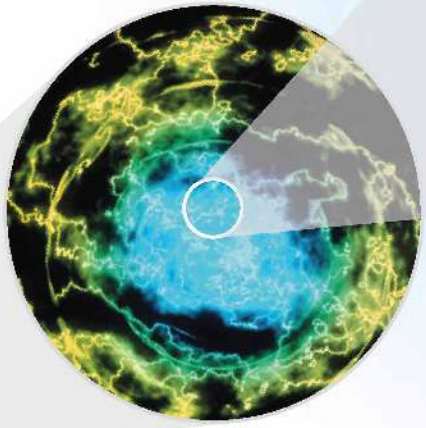
	Nazwa cząstki	Symbol	Przybliżona masa	Ładunek elektryczny
jądro atomowe	proton (nukleony)	p, p^+, $_1^1p$, ⊕	1 u	+1
	neutron (nukleony)	n, n^0, $_0^1n$, ◯	1 u	brak
powłoki elektronowe	elektron	e^-, $_{-1}^0e$, ⊖	$\frac{1}{1840}$ u	–1

Grafit jest odmianą węgla pierwiastkowego.

W ołówkach znajduje się wkład grafitowy. Grafit w wyniku ścierania pozostawia ślady.



Rozmieszczenie atomów węgla na powierzchni grafitu w obrazie wykonanym skaningowym mikroskopem tunelowym.



neutron – cząstka obojętna elektrycznie o masie 1 u

proton – cząstka naładowana dodatnio o masie 1 u

jądro atomowe

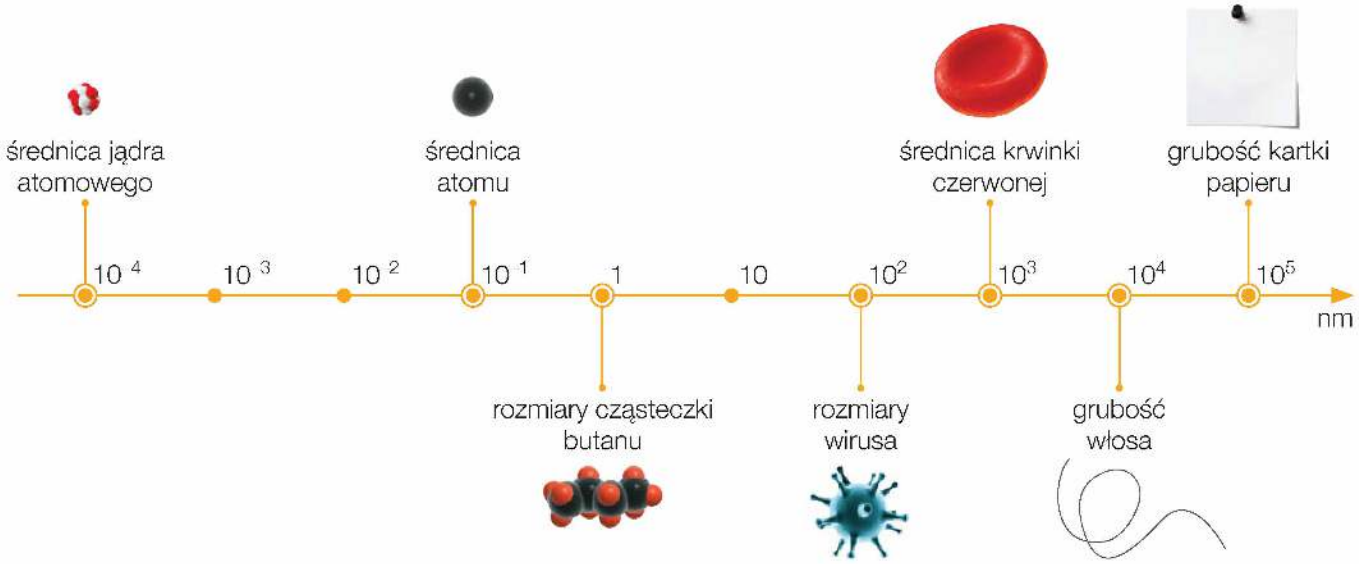
elektron – cząstka naładowana ujemnie o masie $\frac{1}{1840}$ u

Model prawdopodobieństwa rozmieszczenia elektronów w atomie
Im bliżej jądra, tym większe prawdopodobieństwo znalezienia elektronu (kolor niebieski oznacza wysokie prawdopodobieństwo, żółty – niskie).

Model budowy atomu węgla przedstawia budowę wewnętrzną tego atomu, ale nie uwzględnia sposobu, w jaki poruszają się elektrony, ani wzajemnych proporcji cząstek elementarnych.

Jakie są rozmiary atomów?

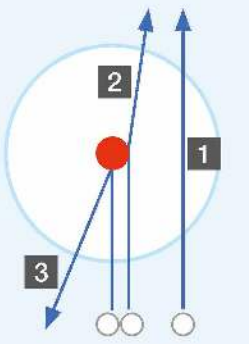
Rozmiary atomów podaje się w nanometrach (nm), 1 nm = 10^{-9} m, lub pikometrach (pm), 1 pm = 10^{-12} m.



Kwarki

Bardzo długo uważano, że protony i neutrony są niepodzielne. Jednak w 1964 r. okazało się, że cząstki te są zbudowane z **kwarków** – najprostszych składników materii o ułamkowym ładunku elektrycznym. Protony i neutrony są zbudowane z dwóch typów kwarków: **kwarków górnych u** [od ang. *up*] i **kwarków dolnych d** [od ang. ***down***]. Mają one odpowiednio ładunki $+\frac{2}{3}$ i $-\frac{1}{3}$. Ładunek protonu wynosi: $\frac{2}{3}+\frac{2}{3}-\frac{1}{3}=+1$, a ładunek neutronu: $-\frac{1}{3}-\frac{1}{3}+\frac{2}{3}=0$.

Każda cząstka podstawowa ma antycząstkę, czyli bliźniaczy odpowiednik o ładunku przeciwnym. Jeżeli cząstka podstawowa spotka się z antycząstką, ulegają one anihilacji, czyli unicestwieniu z wydzieleniem energii, bądź przekształceniu w nową cząstkę lub falę.



Rys. 5. Schemat przedstawiający eksperyment Rutherforda.

Odkrycia, które zmieniły świat – jądro atomowe

Odkrycie jądra atomowego przez Ernesta Rutherforda było znaczącym krokiem na drodze do poznania budowy atomu. Dało początek badaniom nad budową jądra atomowego. Rutherford przeprowadził eksperyment (rys. 5.), podczas którego przepuszczał strumień dodatnio naładowanych cząstek, nazywanych cząstkami α [czyt. alfa], przez bardzo cienką folię wykonaną ze złota. Część cząstek α, które skierował na folię, swobodnie przez nią przeniknęła **1**, część po przeniknięciu się odchyliła **2**, a tylko nieliczne zostały odbite od folii **3**. Cząstki α, które przeniknęły przez folię, nie natrafiły na jądra atomów złota. Załamywanie lub odbijanie pozostałych cząstek α spowodowały jądra atomowe. Rutherford udowodnił tym doświadczeniem, że atom ma niewielkie – w porównaniu ze swoimi rozmiarami – dodatnio naładowane jądro atomowe.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

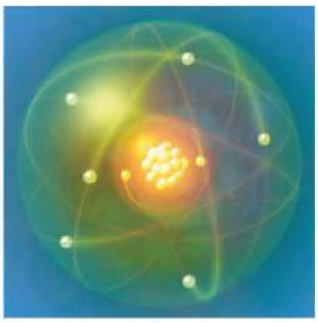
1. **Podaj nazwy, symbole, masy i ładunki elektryczne cząstek wchodzących w skład:**
   a) jądra atomowego,
   b) powłok elektronowych.

2. **Wyjaśnij, dlaczego model atomu Thomsona nie opisuje poprawnie rzeczywistości.**

3. W urządzeniach zwanych akceleratorami jest możliwe wytworzenie antymaterii zbudowanej z antycząstek. Na przykład antycząstka elektronu, czyli pozyton, ma taką samą masę jak elektron, ale przeciwny ładunek. **Podaj nazwy antycząstek protonu i neutronu oraz określ ich ładunek elektryczny.** Skorzystaj z różnych źródeł informacji.

2. Elementy mechaniki kwantowej w ujęciu jakościowym

Mechanika kwantowa (mechanika falowa) umożliwia poprawne, czyli zgodne z wynikami doświadczeń, opisanie budowy atomów i właściwości cząstek w atomach (rys. 6.).



Rys. 6. Modelowe wyobrażenie atomu tlenu – elektrony poruszają się wokół jądra atomowego i nie można im przyporządkować stałego położenia.

Pęd – wielkość fizyczna charakteryzująca ruch; iloczyn masy i prędkości poruszającej się cząstki.

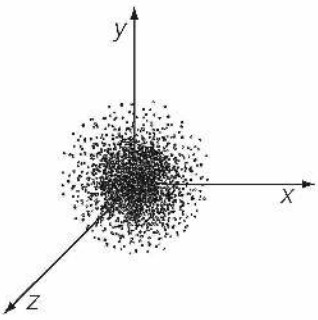
Hipoteza de Broglie'a

Podstawowe założenia mechaniki kwantowej opierają się na hipotezie **Louisa Victora de Broglie'a** [czyt. luisa wiktora de broja]. Zgodnie z nią **poruszający się elektron** – jako cząstka materialna – **ma też właściwości falowe**. Słuszność hipotezy de Broglie'a szybko potwierdzono doświadczalnie, a współczesny model budowy atomu nazwano modelem kwantowo-mechanicznym. Uwzględnia on falowe właściwości elektronu. Zatem nie można sobie wyobrazić elektronu jako punktu materialnego, który krąży po ustalonej orbicie wokół jądra.

Zasada nieoznaczoności Heisenberga

Jedną z podstaw mechaniki kwantowej jest tzw. zasada nieoznaczoności Heisenberga, zgodnie z którą **nie jest możliwe jednoczesne dokładne wyznaczenie położenia i pędu elektronu w atomie**. Oznacza to, że nie można równocześnie podać, po jakim torze elektron porusza się w atomie i gdzie znajduje się w danym momencie. **Można** jedynie **rozpatrywać prawdopodobieństwo znalezienia elektronu w określonym czasie w dowolnie wybranym obszarze wokół jądra atomowego**, w tzw. **chmurze elektronowej** (rys. 7.). Chmura elektronowa jest bardziej zagęszczona tam, gdzie prawdopodobieństwo znalezienia elektronu jest większe.

Zasada nieoznaczoności Heisenberga – nie jest możliwe jednoczesne wyznaczenie położenia i pędu cząstki, np. elektronu w atomie.



Rys. 7. Chmura elektronowa nie ma wyraźnej granicy zewnętrznej. Jednak im dalej od jądra atomowego, tym mniejsze jest prawdopodobieństwo znalezienia tam elektronu.

Orbitale atomowe

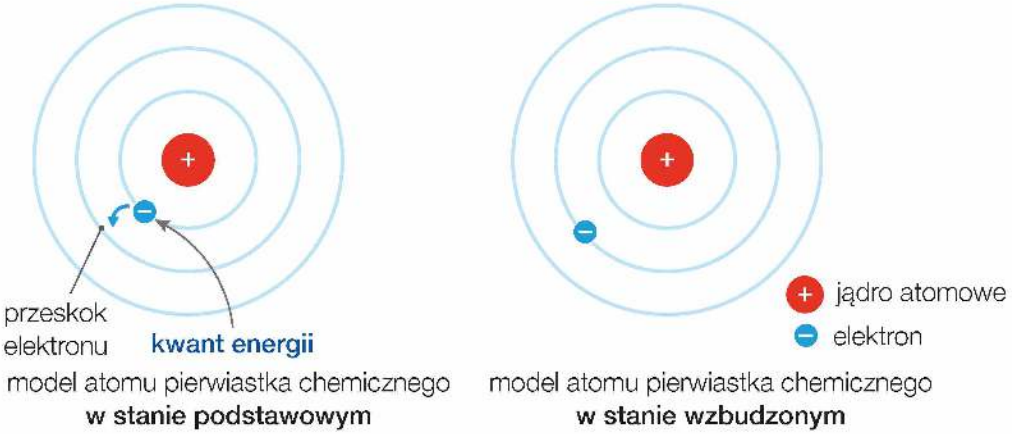
Orbital atomowy to **funkcja falowa** ψ [czyt. psi], która opisuje matematycznie stan energetyczny elektronu w atomie lub jonie. Kwadrat tej funkcji określa prawdopodobieństwo znalezienia elektronu w danym obszarze wokół jądra atomowego. Orbitale atomowe odpowiadają określonym stanom energetycznym (poziomom energetycznym) elektronów w atomie. Oznacza to, że elektrony mogą przyjmować energię tylko w określonych porcjach – kwantach. Dlatego mówimy, że **energia elektronów w otoczeniu jądra atomowego jest skwantowana.**

Geometryczny kształt orbitalu atomowego wskazuje na przestrzenny rozkład prawdopodobieństwa znalezienia elektronu opisanego danym orbitalem. **Kontur orbitalu atomowego** odpowiada przestrzeni, w której

Orbital atomowy – funkcja falowa ψ opisująca stan energetyczny i przestrzenny elektronu w atomie.

Stan (poziom) energetyczny – wartość energii, jaką może przyjmować dana cząstka (np. elektron, atom).

to prawdopodobieństwo jest największe. Orbitale atomowe opisują elektrony zarówno w atomach znajdujących się w **stanie podstawowym** (stacjonarnym), jak i w **stanie wzbudzonym** (patrz s. 15). Stan podstawowy to trwały stan atomu. Elektrony mają w nim najniższą możliwą energię. Stan wzbudzony jest nietrwałym stanem atomu (rys. 8.). Elektrony mają w nim energię wyższą od energii stanu podstawowego.



Rys. 8. Model atomu wodoru. W wyniku pochłonięcia kwantu energii atom osiąga stan wzbudzony.

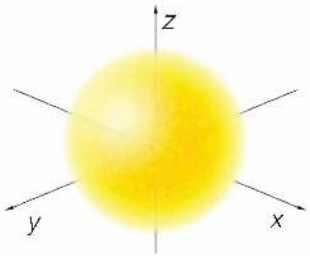
Typy orbitali atomowych

Typy orbitali atomowych – *s*, *p*, *d*, *f*

Ze względu na stan energetyczny elektronów w atomie lub jonie wyróżnia się **cztery typy orbitali atomowych**: orbital *s*, orbital *p*, orbital *d*, orbital *f*. Orbitale atomowe różnią się kształtem oraz orientacją przestrzenną.

Orbital atomowy typu s

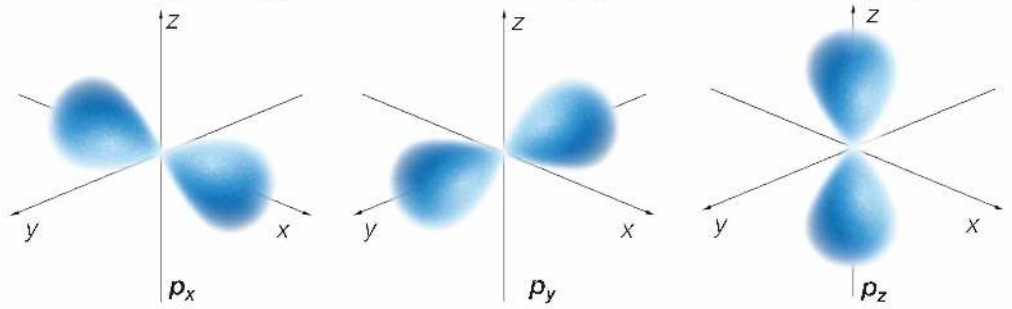
Orbital atomowy typu *s* ma kształt kuli (sferyczny) (rys. 9.). Odpowiada on najniższemu poziomowi energetycznemu elektronu danej powłoki elektronowej w atomie.



Rys. 9. Model kształtu orbitalu atomowego typu *s*.

Orbitale atomowe typu p

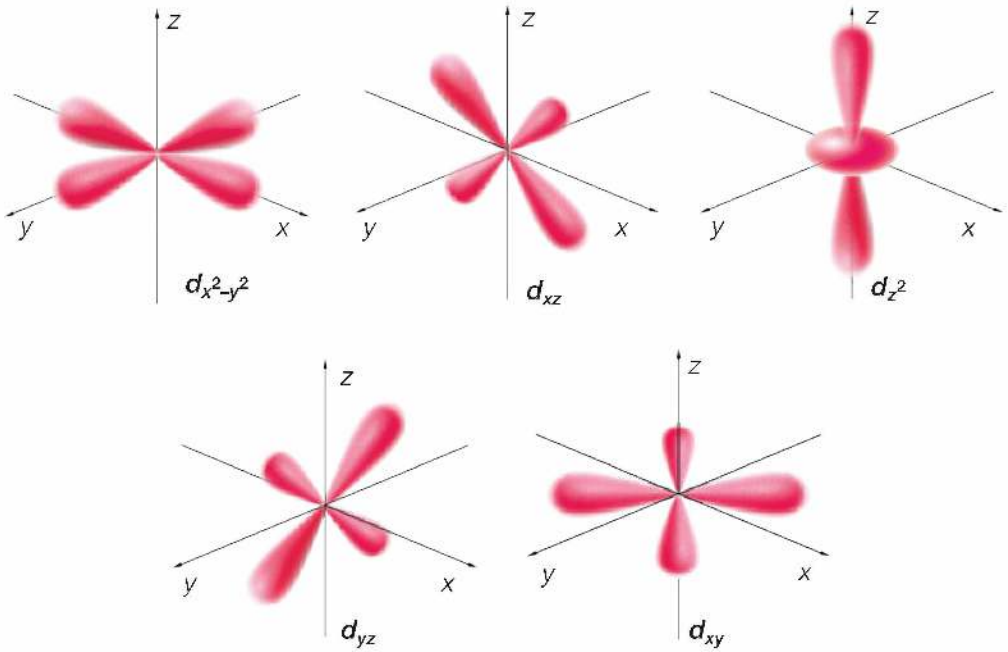
Orbital atomowy typu *p* występuje w postaci trzech form przestrzennych o jednakowym kształcie przypominającym ósemki (rys. 10.). Oznacza się je odpowiednio: p_x, p_y, p_z. Odpowiadają one wyższemu poziomowi energetycznemu niż orbital *s* danej powłoki elektronowej atomu. Prawdopodobieństwo znalezienia elektronu w orbitalach p_x, p_y i p_z jest jednakowe. Orbitale *p* danej powłoki elektronowej **są równocenne energetycznie**.



Rys. 10. Modele kształtów orbitali atomowych typu *p*.

Orbital atomowy typu *d* występuje w postaci 5 złożonych form przestrzennych (rys. 11.). Odpowiadają one wyższemu poziomowi energetycznemu niż orbital *p*. Orbitale *d* z tej samej powłoki elektronowej **są równocenne energetycznie.**

Orbitale atomowe typu *d*



Rys. 11. Modele kształtów orbitali atomowych typu *d*.

Orbital atomowy typu *f* występuje w postaci 7 skomplikowanych form przestrzennych. Odpowiadają one wyższemu poziomowi energetycznemu niż orbital *d*. Orbitale *f* z tej samej powłoki elektronowej także **są równocenne energetycznie.**

Orbitale atomowe typu *f*

Liczby kwantowe

Stan kwantowy elektronu, czyli jego stan energetyczny w atomie lub jonie, opisuje się za pomocą czterech **liczb kwantowych**:

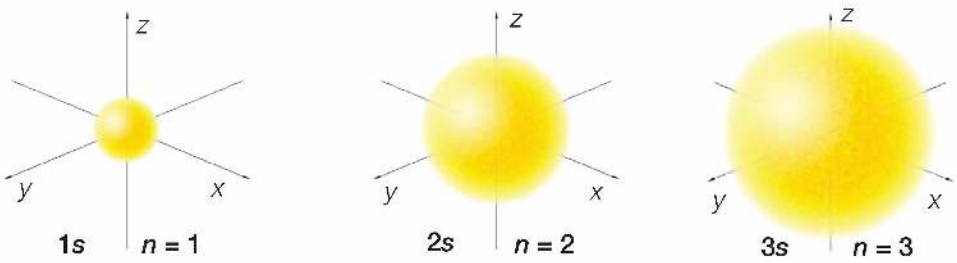
Liczby kwantowe – liczby charakteryzujące stan elektronu w atomie lub jonie.

- ***n* – główna** liczba kwantowa **określa energię elektronu w atomie**, przyjmuje wartości kolejnych liczb naturalnych: $n = 1, 2, 3, 4, \ldots$. Stany kwantowe o takiej samej wartości liczby *n* **tworzą powłokę elektronową**. Powłoki elektronowe oznacza się kolejno symbolami literowymi: *K*, *L*, *M*, *N*, *O*, *P*, *Q* (patrz tabela 1., s. 22).
  Promień orbitalu atomowego *s* wzrasta, gdy zwiększa się wartość głównej liczby kwantowej *n* (patrz rys. 12., s. 22).

Główna liczba kwantowa: $n = 1, 2, 3, 4, \ldots$

- ***l* – poboczna (orbitalna)** liczba kwantowa **określa kształt orbitali atomowych**, przyjmuje wartości całkowite: $0 \leq l \leq (n - 1)$. Stany kwantowe o tej samej wartości głównej liczby kwantowej *n* i pobocznej liczby kwantowej *l* **tworzą podpowłokę elektronową (orbital atomowy)**. Orbitale oznacza się symbolami literowymi: *s*, *p*, *d*, *f* (patrz tabela 1., s. 22).

Poboczna liczba kwantowa: $0 \leq l \leq (n - 1)$



Rys. 12. Orbitale *s* mają kształt kuli, a ich promienie są tym większe, im większa jest wartość *n*.

Tabela 1. Główna liczba kwantowa *n* i odpowiadające jej poboczne liczby kwantowe *l*

Główna liczba kwantowa	Symbol literowy powłoki elektronowej	Poboczna liczba kwantowa	Symbol literowy podpowłoki elektronowej (orbitalu atomowego)
$n = 1$	*K*	$l = 0$	*s*
$n = 2$	*L*	$l = 0$ $l = 1$	*s* *p*
$n = 3$	*M*	$l = 0$ $l = 1$ $l = 2$	*s* *p* *d*
$n = 4$	*N*	$l = 0$ $l = 1$ $l = 2$ $l = 3$	*s* *p* *d* *f*

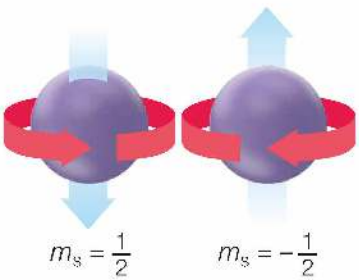
Magnetyczna liczba kwantowa: $-l \leq m \leq l$

- ***m* – magnetyczna** liczba kwantowa **określa liczbę poziomów orbitalnych** związanych z ułożeniem orbitali atomowych w przestrzeni pod wpływem zewnętrznego pola magnetycznego. Przyjmuje wartości liczb całkowitych: $-l \leq m \leq l$ (tabela 2.). Stany kwantowe o takich samych wartościach liczb *n*, *l* i *m* tworzą **poziom orbitalny** (**stan orbitalny**). Magnetyczna liczba kwantowa *m* określa liczbę poziomów orbitalnych.

Poziom orbitalny – stan kwantowy o takiej samej wartości liczb *n*, *l*, *m*.

Tabela 2. Poboczne liczby kwantowe *l* i odpowiadające im magnetyczne liczby kwantowe *m*

Poboczna liczba kwantowa	Symbol literowy podpowłoki elektronowej (orbitalu atomowego)	Magnetyczna liczba kwantowa
$l = 0$	*s*	$m = 0$
$l = 1$	*p*	$m = -1, 0, 1$
$l = 2$	*d*	$m = -2, -1, 0, 1, 2$
$l = 3$	*f*	$m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$



Rys. 13. Model spinu elektronu, który można sobie wyobrazić jako wirowanie elektronu wokół własnej osi.

Magnetyczna spinowa liczba kwantowa: $m_s = \frac{1}{2}$ lub $m_s = -\frac{1}{2}$

- m_s **– magnetyczna spinowa** liczba kwantowa **określa spin** (rys. 13.), czyli własny moment pędu elektronu (kierunek obrotu elektronu wokół własnej osi), przyjmuje dwie wartości: $\frac{1}{2}$ lub $-\frac{1}{2}$.

Zakaz Pauliego

Zgodnie z zakazem Pauliego **w atomie lub jonie nie mogą istnieć dwa elektrony o identycznych stanach kwantowych**, tzn. o tych samych wartościach wszystkich czterech liczb kwantowych. Elektrony muszą różnić się przynajmniej jedną z przypisanych im liczb kwantowych (n, l, m, m_s). Zakaz Pauliego, oprócz hipotezy de Broglie'a, jest jednym z najważniejszych praw mechaniki kwantowej.

Zakaz Pauliego – w atomie lub jonie **nie mogą** istnieć dwa elektrony o identycznych stanach kwantowych.

Obliczanie liczby stanów kwantowych

Liczbę stanów kwantowych, równą maksymalnej liczbie elektronów, które mogą wypełnić daną powłokę elektronową, można obliczyć ze wzoru:

$$\text{maksymalna liczba elektronów} = 2n^2$$

maksymalna liczba elektronów w powłoce

Stan kwantowy – stan energetyczny elektronu opisany za pomocą 4 liczb kwantowych.

gdzie: n – główna liczba kwantowa.
Zatem:

- **pierwsza powłoka elektronowa** ($n = 1$) obejmuje $2 \cdot 1^2 = 2$ stany kwantowe; mogą ją zapełnić maksymalnie 2 elektrony o przeciwnych spinach: $\frac{1}{2}$, $-\frac{1}{2}$,
- **druga powłoka elektronowa** ($n = 2$) obejmuje $2 \cdot 2^2 = 8$ stanów kwantowych; może ją zapełnić maksymalnie 8 elektronów,
- **trzecia powłoka elektronowa** ($n = 3$) obejmuje $2 \cdot 3^2 = 18$ stanów kwantowych; może ją zapełnić maksymalnie 18 elektronów.

Przykład 3.

Ustalanie liczby stanów kwantowych, gdy $n = 1$

Ustal liczbę stanów kwantowych, a tym samym maksymalną liczbę elektronów, gdy $n = 1$.

Plan rozwiązywania

1. Ustal wartość l.
2. Ustal wartość m.
3. Ustal wartość m_s.
4. Ustal liczbę stanów kwantowych.
5. Napisz odpowiedź.

1. Poboczna liczba kwantowa $\boldsymbol{l = 0}$ (patrz tabela 1., s. 22)
2. Magnetyczna liczba kwantowa $\boldsymbol{m = 0}$ (liczba poziomów orbitalnych: 1) (patrz tabela 2., s. 22)
3. Magnetyczna spinowa liczba kwantowa $\boldsymbol{m_s = \frac{1}{2}, -\frac{1}{2}}$
4. Liczba stanów kwantowych dla $n = 1$, a tym samym maksymalna liczba elektronów w powłoce, wynosi **2**, gdyż:

Podpowłoka elektronowa	n	l	m	m_s	Liczba elektronów w podpowłoce elektronowej s	Liczba elektronów w powłoce elektronowej K
1s	1	0	0	$\frac{1}{2}$	2	2
	1	0	0	$-\frac{1}{2}$		

5. Liczba stanów kwantowych dla $n = 1$ wynosi 2.

Przykład 4.

Ustalanie liczby stanów kwantowych dla powłoki elektronowej *L*

Ustal liczbę stanów kwantowych dla powłoki elektronowej *L*.

Plan rozwiązywania
Sposób I

1. Ustal, której liczbie kwantowej odpowiada powłoka *L*.
2. Oblicz maksymalną liczbę elektronów.
3. Napisz odpowiedź.

Sposób I

1. Powłoka elektronowa *L* odpowiada głównej liczbie kwantowej $n = 2$ (patrz tabela 1., s. 22).
2. Liczba stanów kwantowych jest równa maksymalnej liczbie elektronów znajdujących się w powłoce elektronowej:
maksymalna liczba elektronów = $2 \cdot 2^2$
maksymalna liczba elektronów = 8
3. Liczba stanów kwantowych dla powłoki elektronowej *L* wynosi 8.

maksymalna liczba elektronów = $2n^2$

Plan rozwiązywania
Sposób II

1. Ustal, której liczbie kwantowej odpowiada powłoka *L*.
2. Ustal wartości l, m i m_s.
3. Oblicz maksymalną liczbę elektronów.
4. Napisz odpowiedź.

Sposób II

1. Powłoka elektronowa *L* odpowiada głównej liczbie kwantowej $n = 2$.
2. Po wyznaczeniu pozostałych liczb kwantowych uzyskuje się:

Podpowłoka elektronowa	n	l	m	m_s	Liczba elektronów w podpowłoce elektronowej	Liczba elektronów w powłoce elektronowej *L*
2*s*	2	0	0	$\frac{1}{2}$	2	8
	2	0	0	$-\frac{1}{2}$		
2*p*	2	1	−1	$\frac{1}{2}$	6	
	2	1	−1	$-\frac{1}{2}$		
	2	1	0	$\frac{1}{2}$		
	2	1	0	$-\frac{1}{2}$		
	2	1	1	$\frac{1}{2}$		
	2	1	1	$-\frac{1}{2}$		

3. W podpowłoce elektronowej 2*s* ($n = 2$, $l = 0$) mogą znajdować się maksymalnie 2 elektrony o przeciwnych spinach ($\frac{1}{2}$ i $-\frac{1}{2}$).
W podpowłoce elektronowej 2*p* ($n = 2$, $l = 1$) może znajdować się maksymalnie 6 elektronów.
Maksymalna liczba elektronów znajdujących się w powłoce elektronowej *L* (8) jest równa liczbie możliwych stanów kwantowych.
4. Liczba stanów kwantowych dla powłoki elektronowej *L* wynosi 8.

Przykład 5.

Określanie liczb kwantowych dla powłoki elektronowej *M*

Określ komplet liczb kwantowych dla powłoki elektronowej *M*.

Plan rozwiązywania

1. Ustal, której liczbie kwantowej odpowiada powłoka *M*.
2. Ustal wartości l, m i m_s.
3. Oblicz maksymalną liczbę elektronów.
4. Napisz odpowiedź.

1. Powłoka elektronowa *M* odpowiada głównej liczbie kwantowej $n = 3$ (patrz tabela 1., s. 22).

2. Liczba stanów kwantowych dla $n = 3$ wynosi:

Podpowłoka elektronowa	n	l	m	m_s	Liczba elektronów w podpowłoce elektronowej	Liczba elektronów w powłoce elektronowej *M*
3*s*	3	0	0	$\frac{1}{2}$	2	18
	3	0	0	$-\frac{1}{2}$		
3*p*	3	1	–1	$\frac{1}{2}$	6	
	3	1	–1	$-\frac{1}{2}$		
	3	1	0	$\frac{1}{2}$		
	3	1	0	$-\frac{1}{2}$		
	3	1	1	$\frac{1}{2}$		
	3	1	1	$-\frac{1}{2}$		
3*d*	3	2	–2	$\frac{1}{2}$	10	
	3	2	–2	$-\frac{1}{2}$		
	3	2	–1	$\frac{1}{2}$		
	3	2	–1	$-\frac{1}{2}$		
	3	2	0	$\frac{1}{2}$		
	3	2	0	$-\frac{1}{2}$		
	3	2	1	$\frac{1}{2}$		
	3	2	1	$-\frac{1}{2}$		
	3	2	2	$\frac{1}{2}$		
	3	2	2	$-\frac{1}{2}$		

3. W podpowłoce elektronowej 3*s* ($n = 3$, $l = 0$) mogą znajdować się maksymalnie 2 elektrony o przeciwnych spinach ($\frac{1}{2}$ i $-\frac{1}{2}$). W podpowłoce elektronowej 3*p* ($n = 3$, $l = 1$) może znajdować się maksymalnie 6 elektronów. W podpowłoce elektronowej 3*d* ($n = 3$, $l = 2$) może znajdować się maksymalnie 10 elektronów.

4. Komplet liczb kwantowych dla powłoki elektronowej *M* przedstawiono w powyższej tabeli.

Podobnie oblicza się liczbę stanów kwantowych (liczbę elektronów w podpowłokach) dla wyższych stanów energetycznych, np. dla: $n = 4$, $n = 5$, $n = 6$, $n = 7$. Na podstawie podanych przykładów (przykład 3., s. 23, przykład 4., s. 24, przykład 5., s. 25) można sformułować następujące wnioski:

Elektrony sparowane – elektrony o przeciwnym spinie i takiej samej energii.

- każdy orbital atomowy może opisywać tylko 2 elektrony o takiej samej energii i przeciwnym spinie. Takie elektrony nazywa się **elektronami sparowanymi**,
- każda powłoka elektronowa może zawierać jeden orbital typu *s* (2 elektrony), trzy orbitale typu *p* (łącznie 6 elektronów) i pięć orbitali typu *d* (łącznie 10 elektronów).

Od czwartej powłoki ($n = 4$), oprócz orbitali *s*, *p* i *d*, istnieją również orbitale (podpowłoki) *f*. Jest ich siedem i mogą pomieścić 14 elektronów o przeciwnych spinach.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Określ liczbę podpowłok elektronowych znajdujących się w powłoce elektronowej $n = 4$. Oznacz je symbolami.**

2. **Oblicz, ile elektronów może się znajdować w podpowłokach elektronowych o podanych symbolach.**
   a) *p* b) *d* c) *f* d) *s*

3. **Określ, jakie orbitale atomowe są opisywane przez podane liczby kwantowe.**
   a) $n = 2, l = 0$ b) $n = 3, l = 1$ c) $n = 4, l = 1$ d) $n = 4, l = 2$ e) $n = 4, l = 3$ f) $n = 3, l = 0$

4. **Wykonaj polecenia.**
   a) Określ, jakiemu orbitalowi atomowemu odpowiadają liczby kwantowe $n = 3$ i $l = 1$.
   b) Ustal liczbę możliwych wartości magnetycznej liczby kwantowej m_s dla $l = 3$.
   c) Określ, jakie wartości może przyjmować magnetyczna liczba kwantowa m_s opisująca elektrony orbitalu *p*.
   d) Ustal, który orbital atomowy może opisywać maksymalnie 10 elektronów.

5. **Ustal liczbę stanów kwantowych:**
   a) w podpowłoce *d* czwartej powłoki elektronowej,
   b) w podpowłoce *p* czwartej powłoki elektronowej,
   c) w powłoce elektronowej $n = 4$.

6. **Podaj wartości liczb kwantowych *n*, *l*, *m* dla czwartej powłoki elektronowej.**

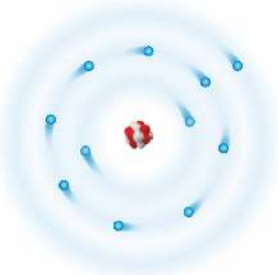
7. **Wskaż wiersze tabeli, w których błędnie przedstawiono komplety liczb kwantowych przypisanych podpowłokom elektronowym. Uzasadnij swój wybór.**

Podpowłoka elektronowa	*n*	*l*	*m*	m_s
1*s*	1	0	0	$\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
2*s*	2	0	$\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$	1, –1
2*p*	2	1	–1, 0, 1	$\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$

Podpowłoka elektronowa	*n*	*l*	*m*	m_s
3*s*	3	2	0	$\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$
3*p*	3	1	–2, 0, 2	–1
3*d*	3	2	–2, –1, 0, 1, 2	$\frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$

3. Konfiguracja elektronowa atomów

Konfiguracja elektronowa przedstawia rozmieszczenie elektronów w powłokach i podpowłokach atomu lub jonu (rys. 14.). Jej znajomość umożliwia przewidywanie właściwości pierwiastków chemicznych, np. aktywności chemicznej czy zdolności tworzenia wiązań chemicznych określonego typu.



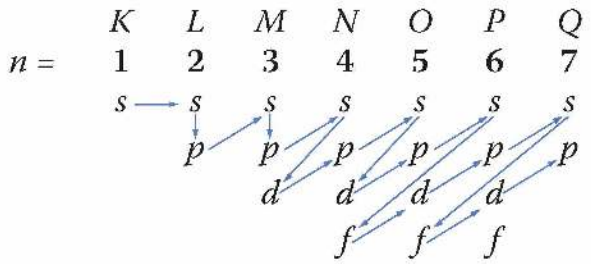
Rys. 14. Poruszające się wokół jądra atomowego elektrony tworzą powłoki elektronowe.

Do napisania konfiguracji elektronowej atomu lub jonu pierwiastka chemicznego jest konieczna znajomość:

- liczby elektronów w atomie lub jonie,
- liczby powłok elektronowych (n),
- liczby podpowłok zapełnionych przez elektrony,
- liczby elektronów w każdej powłoce i podpowłoce.

Kolejność zapełniania powłok i podpowłok elektronowych

Podpowłoki elektronowe (s, p, d, f) i powłoki elektronowe ($K, L, M, N, \ldots$) są zajmowane przez elektrony w takiej kolejności, w jakiej wzrasta ich energia, czyli **od powłoki o najniższej energii** (rys. 15.).



Rys. 15. Kolejność zapełniania podpowłok elektronowych przez elektrony – zgodnie ze wzrostem energii.

W przypadku pierwiastków chemicznych, w których atomach znajduje się ponad 20 elektronów, kolejność zapełniania orbitali według wzrastającej energii nie zawsze zostaje zachowana. Zaburzenie kolejności zapełniania orbitali przez elektrony jest spowodowane oddziaływaniem elektronów, a to zmienia kolejność energetyczną podpowłok elektronowych atomu. Wówczas połowiczne lub całkowite zapełnienie podpowłok o wyższym poziomie energetycznym jest energetycznie bardziej korzystne dla atomu i następuje przed całkowitym zapełnieniem podpowłok o niższym poziomie energetycznym.

Schemat klatkowy – graficzne przedstawienie rozmieszczenia elektronów

Kolejność zapełniania podpowłok elektronowych (orbitali atomowych) można również przedstawić za pomocą **schematu klatkowego** (graficznego, rys. 16.). Jedna klatka (kwadrat) odpowiada poziomowi orbitalnemu opisywanemu tą samą magnetyczną liczbą kwantową m:

□

jeden **poziom orbitalny**

Oznaczenie podpowłok:

s □

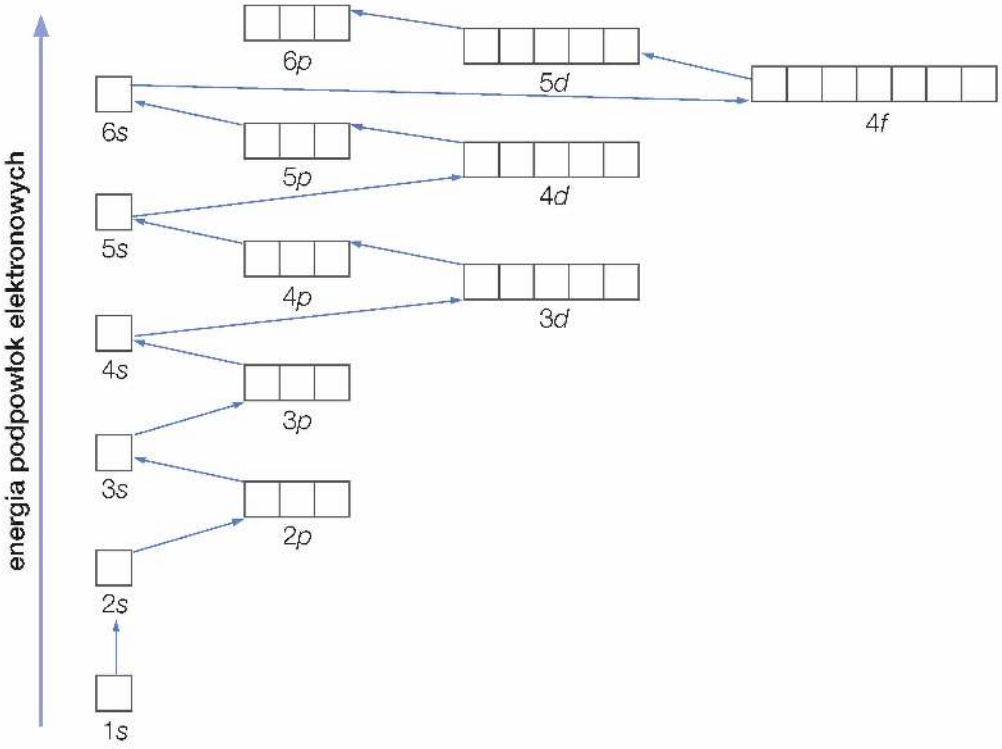
p □□□

d □□□□□

Podpowłoce elektronowej s odpowiada jeden poziom orbitalny □. Podpowłoce elektronowej p odpowiadają trzy poziomy orbitalne □□□. Podpowłoce elektronowej d odpowiada pięć poziomów orbitalnych □□□□□ itd.

Kolejność zapełniania podpowłok:

6p ↑ 5d ↑ 4f ↑ 6s ↑ 5p ↑ 4d ↑ 5s ↑ 4p ↑ 3d ↑ 4s ↑ 3p ↑ 3s ↑ 2p ↑ 2s ↑ 1s



Rys. 16. Podpowłoki elektronowe są zapełniane przez elektrony w takiej kolejności, w jakiej wzrasta ich energia.

Strzałki umieszczone wewnątrz schematu klatkowego oznaczają elektrony. Poziom orbitalny mogą zajmować maksymalnie 2 elektrony:

↑	↑↓
pojedynczy elektron, elektron **niesparowany**	para elektronowa, elektrony **sparowane**

Przeciwne zwroty strzałek oznaczających elektrony sparowane symbolizują różne wartości magnetycznej spinowej liczby kwantowej m_s: $\frac{1}{2}$ lub $-\frac{1}{2}$. Zgodnie z zakazem Pauliego (patrz s. 23) orbital atomowy nie

może być obsadzony przez 2 elektrony o jednakowych wartościach wszystkich liczb kwantowych.

Reguła Hunda

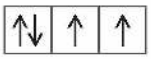
Rozmieszczenie elektronów niesparowanych w podpowłokach elektronowych określa **reguła Hunda**, według której **atom w stanie podstawowym ma możliwie największą liczbę elektronów niesparowanych**. Oznacza to, że pary elektronów w danej podpowłoce elektronowej tworzą się dopiero po zapełnieniu wszystkich poziomów orbitalnych przez elektrony niesparowane.

Reguła Hunda – atom w stanie podstawowym ma możliwie największą liczbę elektronów niesparowanych:

Orbital *p* zapełniony przez 2 elektrony

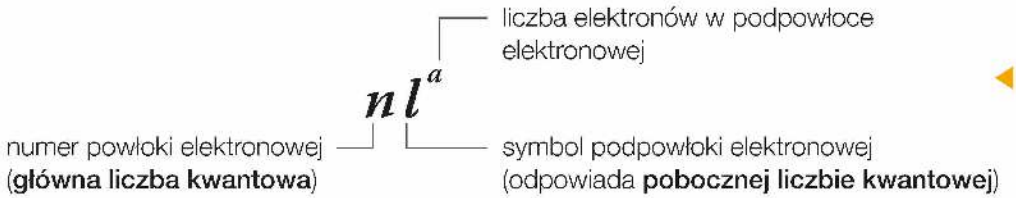


Orbital *p* zapełniony przez 4 elektrony



Zapis konfiguracji elektronowej

Konfigurację elektronową zapisuje się za pomocą literowych symboli podpowłok elektronowych (*s*, *p*, *d*, *f*). Przed literą umieszcza się główną liczbę kwantową (*n*), a w prawym górnym rogu nad **symbolem podpowłoki elektronowej** zapisuje się **liczbę elektronów** opisaną danym orbitalem atomowym:



podpowłokowy zapis konfiguracji elektronowej

Przykład 6.

Ustalanie konfiguracji elektronowej atomów

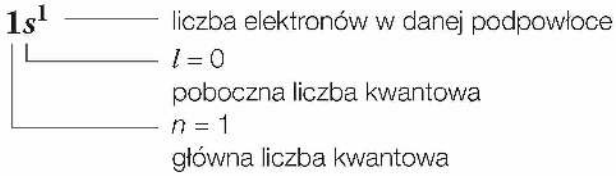
Ustal konfigurację elektronową atomu wodoru. Przedstaw ją, stosując zapis podpowłokowy i schemat klatkowy.

Plan rozwiązywania

1. Odczytaj z układu okresowego liczbę e^-.
2. Ustal numer i symbol podpowłoki elektronowej oraz liczbę e^- w podpowłoce elektronowej.

1 $_1$H
└ jeden elektron

2 Zapis podpowłokowy:

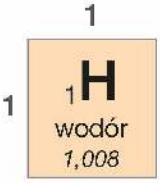


odczytuje się: jeden es jeden (co oznacza: 1 elektron w orbitalu 1*s*)

Schemat klatkowy:

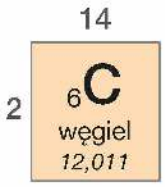


1*s*



Plan rozwiązywania

1. Odczytaj z układu okresowego liczbę e^-.
2. Ustal numery i symbole podpowłok elektronowych oraz liczbę e^- w danej podpowłoce elektronowej.



Przykład 7.

Ustalanie konfiguracji elektronowej atomów

Ustal konfigurację elektronową atomu węgla. Przedstaw ją, stosując zapis podpowłokowy i schemat klatkowy.

1. $_6C$
   sześć elektronów

2. Zapis podpowłokowy:

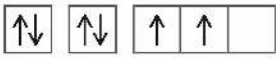
liczba elektronów w podpowłokach

$$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$$

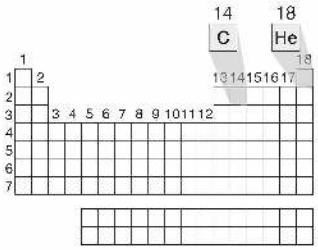
$n = 1$ $l = 0$ — $n = 2$ $l = 0$ — $n = 2$ $l = 1$

odczytuje się: jeden es dwa, dwa es dwa, dwa pe dwa

Schemat klatkowy
Zgodnie z regułą Hunda liczba elektronów niesparowanych w danej podpowłoce musi być jak największa, zatem:



Skrócony zapis konfiguracji elektronowej



Rozmieszczenie elektronów w atomie węgla można również przedstawić za pomocą **skróconego zapisu konfiguracji elektronowej**. Tworzy się go na podstawie konfiguracji elektronowej gazu szlachetnego poprzedzającego w układzie okresowym dany pierwiastek chemiczny. Na przykład hel to gaz szlachetny poprzedzający w układzie okresowym węgiel.

Konfiguracja elektronowa atomu helu jest następująca: $_2$**He: $1s^2$**. Zatem $1s^2$ w konfiguracji elektronowej atomu węgla można zastąpić symbolem chemicznym helu:

konfiguracja elektronowa atomu **helu**

$_6C$: **$1s^2\ 2s^2\ 2p^2$**

konfiguracja elektronowa atomu węgla

Skrócony zapis konfiguracji elektronowej atomu węgla będzie zatem miał postać: $_6$**C**: **[He] $2s^2\ 2p^2$**.

Przykłady zapisów konfiguracji elektronowej dla wybranych atomów:

$_8O$:	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	lub	$[He]\ 2s^2\ 2p^4$
$_{16}S$:	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$	lub	$[Ne]\ 3s^2\ 3p^4$
$_{19}K$:	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$	lub	$[Ar]\ 4s^1$

Skrócony zapis konfiguracji elektronowej można stosować zarówno w zapisie podpowłokowym, jak i klatkowym.

Przykład 8.

Ustalanie konfiguracji elektronowej anionu

Ustal konfigurację elektronową anionu tlenkowego O^{2-}. Przedstaw ją w postaci skróconego zapisu oraz schematu klatkowego.

1. Anion tlenkowy O^{2-} ma o 2 elektrony więcej od atomu tlenu ${}_8O$, tzn. 10.
2. Konfiguracja elektronowa atomu tlenu: ${}_8\mathbf{O}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$
   Konfiguracja elektronowa anionu tlenkowego: ${}_8\mathbf{O^{2-}}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
3. Zapis skrócony konfiguracji elektronowej atomu tlenu:
   ${}_8\mathbf{O}$: [He] $2s^2\ 2p^4$
   Zapis skrócony konfiguracji elektronowej anionu tlenkowego:
   ${}_8\mathbf{O^{2-}}$: [Ne]
4. Schemat klatkowy konfiguracji elektronowej atomu tlenu:
   ${}_8\mathbf{O}$: ⇅ ⇅ ⇅ ↑ ↑
   $1s$ $2s$ $2p$
   Schemat klatkowy konfiguracji elektronowej anionu tlenkowego:
   ${}_8\mathbf{O^{2-}}$: ⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ⇅
   $1s$ $2s$ $2p$

Plan rozwiązywania

1. Ustal liczbę e^- w anionie O^{2-}.
2. Zapisz konfigurację elektronową atomu tlenu i anionu O^{2-}.
3. Przedstaw zapis skrócony konfiguracji elektronowej atomu tlenu i anionu O^{2-}.
4. Przedstaw schemat klatkowy konfiguracji elektronowej atomu tlenu i anionu O^2 .

16
2 **O** 8
tlen
15,999

Przykład 9.

Ustalanie konfiguracji elektronowej kationu

Ustal konfigurację elektronową kationu potasu K^+. Przedstaw ją w postaci skróconego zapisu oraz schematu klatkowego.

1. Kation potasu K^+ ma o 1 elektron mniej od atomu potasu ${}_{19}K$, tzn. 18.
2. Konfiguracja elektronowa atomu potasu: ${}_{19}\mathbf{K}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$
   Konfiguracja elektronowa kationu potasu: ${}_{19}\mathbf{K^+}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
3. Zapis skrócony konfiguracji elektronowej atomu potasu:
   ${}_{19}\mathbf{K}$: [Ar] $4s^1$
   Zapis skrócony konfiguracji elektronowej kationu potasu:
   ${}_{19}\mathbf{K^+}$: [Ar]
4. Schemat klatkowy konfiguracji elektronowej atomu potasu:
   ${}_{19}\mathbf{K}$: ⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ↑
   $1s$ $2s$ $2p$ $3s$ $3p$ $4s$
   Schemat klatkowy konfiguracji elektronowej kationu potasu:
   ${}_{19}\mathbf{K^+}$: ⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ⇅ ⇅
   $1s$ $2s$ $2p$ $3s$ $3p$

Plan rozwiązywania

1. Ustal liczbę e w kationie K^+.
2. Zapisz konfigurację elektronową atomu potasu i kationu K^+.
3. Przedstaw zapis skrócony konfiguracji elektronowej atomu potasu i kationu K^+.
4. Przedstaw schemat klatkowy konfiguracji elektronowej atomu potasu i kationu K^+.

1
4 **K** 19
potas
39,098

Elektrony walencyjne i rdzeń atomowy

Elektrony walencyjne pierwiastków grup 1.–2. i 13.–18. – elektrony znajdujące się w ostatniej, zewnętrznej powłoce elektronowej atomu, nazywanej powłoką walencyjną. Biorą udział w tworzeniu wiązań chemicznych.

Elektrony walencyjne to elektrony ostatniej, zewnętrznej powłoki elektronowej (powłoki walencyjnej), czyli znajdujące się na najwyższym poziomie energetycznym (główna liczba kwantowa o największej wartości). Są one najsłabiej związane z jądrem atomowym. Mogą więc uczestniczyć w procesie tworzenia wiązań chemicznych.

Jądro atomu wraz z pozostałymi elektronami (elektronami niewalencyjnymi) to **rdzeń atomowy**, który **nie bierze udziału w reakcjach chemicznych**. Na przykład w atomie sodu:

rdzeń atomowy

$_{11}Na: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^1}$

elektron walencyjny

Zadania

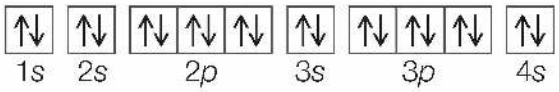
ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Przyporządkuj określeniom (1–5) odpowiednie zapisy (a–g).

1. rozmieszczenie e^- zgodnie z regułą Hunda
2. rozmieszczenie e^- zgodnie z zakazem Pauliego
3. orbital *d*
4. orbital *p*
5. orbital *f*

a) $l = 2$ b) ☐☐☐ c) $l = 3$ d) $n = 2$ e) $n = 3$ f) ↑↓ g) ↑ ↑ ↑

2. Podaj nazwę, symbol chemiczny i liczbę elektronów występujących w atomie pierwiastka chemicznego o podanym zapisie klatkowym. Następnie zapisz konfigurację elektronową tego pierwiastka chemicznego w postaci pełnej i skróconej.



3. Zapisz w postaciach pełnej i skróconej oraz schematów klatkowych konfiguracje elektronowe podanych atomów i jonów.

a) $_7N$, $_{13}Al$, $_{18}Ar$, $_{30}Zn$ b) $_{20}Ca^{2+}$, $_{16}S^{2-}$, $_{29}Cu^{2+}$, $_{35}Br^-$

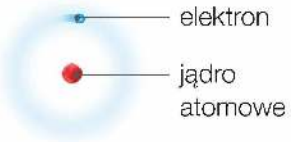
4. W tabeli opisano elektrony walencyjne pierwiastka chemicznego *X* za pomocą liczb kwantowych. **Napisz podpowłokową konfigurację elektronową elektronów walencyjnych atomu pierwiastka *X* oraz schemat klatkowy elektronów walencyjnych jonu X^{2+}. Podaj nazwę tego pierwiastka chemicznego.**

Kolejne elektrony poziomu walencyjnego	Liczba kwantowa			
	n	*l*	*m*	m_s
1.	4	0	0	$\frac{1}{2}$
2.	4	0	0	$-\frac{1}{2}$
3.	3	2	–2	$\frac{1}{2}$
4.	3	2	–1	$\frac{1}{2}$
5.	3	2	0	$\frac{1}{2}$

4. Liczba atomowa i liczba masowa

Atom pierwiastka chemicznego jest elektrycznie obojętny (rys. 17.). Do jego elementarnych składników należą:

- **nukleony** [łac. *nucleus* – jądro] skupione w jądrze, czyli **protony** o ładunku elektrycznym +1 i **neutrony** – obojętne elektrycznie,
- **elektrony** znajdujące się w przestrzeni poza jądrem – o ładunku elektrycznym –1. **Liczba elektronów w atomie jest równa liczbie protonów w jądrze jego atomu**, a łączny ładunek ujemny elektronów jest równy co do wartości ładunkowi jądra atomowego.



Rys. 17. Model atomu wodoru – dodatni ładunek jądra atomowego i ujemny ładunek elektronów równoważą się.

Nadmiar lub niedomiar elektronów w atomie w stosunku do liczby protonów w jego jądrze powoduje, że **atom staje się jonem** ujemnym (anionem) lub dodatnim (kationem).

W jonie dodatnim (kationie) liczba protonów jest większa od liczby elektronów, w jonie ujemnym (anionie) liczba protonów jest mniejsza od liczby elektronów.

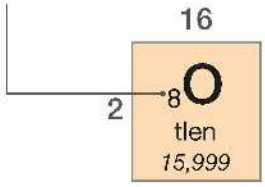
Ładunek elektronu (–1), tak jak i ładunek protonu (+1), to tzw. **ładunek elementarny**. Jego wartość wyrażana jest w **kulombach (C)** i wynosi $\mathbf{1{,}602 \cdot 10^{-19}}$ **C**.

Kulomb, C – jednostka ładunku.

Liczba atomowa *Z*

Liczba atomowa *Z* to **liczba protonów w jądrze atomowym**. Atomy o jednakowej liczbie atomowej *Z* są atomami tego samego pierwiastka chemicznego. Liczba atomowa jest więc cechą charakterystyczną atomów danego pierwiastka chemicznego. Określa ona również ładunek jądra atomowego.

Liczba atomowa *Z* =
= liczba p



Liczba masowa *A*

Liczba masowa *A* to **suma protonów i neutronów** tworzących jądro atomowe danego pierwiastka chemicznego. Atomy danego pierwiastka chemicznego mogą różnić się liczbą neutronów w jądrze atomowym, czyli mieć różną liczbę masową. Wartość liczby masowej jest bardzo zbliżona do wartości masy atomowej, gdyż prawie cała masa atomu jest skupiona w jądrze.

Liczba masowa *A* =
= liczba p + liczba n

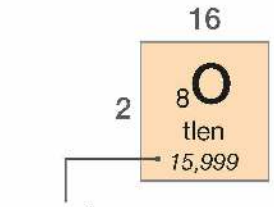
Każdy pierwiastek chemiczny można zapisać za pomocą symbolu chemicznego oraz liczb atomowej i masowej:

liczba masowa =
= liczba protonów *Z* + liczba neutronów (*A* – *Z*)

$^{A}_{Z}E$ — symbol pierwiastka chemicznego

liczba atomowa =
= liczba porządkowa pierwiastka chemicznego w układzie okresowym
= liczba protonów = ładunek jądra

Masa atomowa, masa cząsteczkowa



masa atomowa, u

Jednostka masy atomowej, u – międzynarodowa jednostka masy równa $\frac{1}{12}$ masy izotopu węgla ^{12}C, 1 u = 1,66 · 10 $^{-24}$ g.

Masa atomowa to masa atomu pierwiastka chemicznego wyrażona w **jednostkach masy atomowej u** – unitach [ang. *unit* – jednostka]. Unit odpowiada $\frac{1}{12}$ masy izotopu węgla ^{12}C i zastępuje gramy lub kilogramy, gdyż wyrażona w tych jednostkach masa jest niewygodna w stosowaniu. Na przykład masa atomu magnezu wyrażona w gramach to $4{,}036 \cdot 10^{-23}$ g, a masa atomowa tego pierwiastka chemicznego wyrażona w unitach wynosi 24,31 u.

Obliczając masy cząsteczek w unitach, czyli **masy cząsteczkowe**, sumuje się masy atomowe pierwiastków chemicznych wchodzących w skład cząsteczki:


model cząsteczki ozonu
(odmiana alotropowa tlenu)

m_{O_3} = 16 u + 16 u + 16 u
m_{O_3} = 48 u

Masę protonów, neutronów i elektronów również wyraża się w jednostkach masy atomowej (tabela 3.).

Tabela 3. Charakterystyka składników atomu

Cząstka	Masa, u	Ładunek	Wartość ładunku, C
proton	1	+1	$1{,}602 \cdot 10^{-19}$
neutron	1	0	–
elektron	$\frac{1}{1840}$	–1	$1{,}602 \cdot 10^{-19}$

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz m_O w gramach.
3. Napisz odpowiedź.

Przykład 10.

Obliczanie masy atomu

Oblicz masę atomu tlenu (w gramach), **wiedząc, że masa atomowa tlenu wynosi 15,9994 u.**

1 **Dane:** m_O = 15,9994 u
Szukane: m_O = ?

1 u = 1,66 · 10^{-24} g

Masa atomu jest najczęściej wyrażana w gramach.

2
$$\begin{array}{l} 1\text{ u} \text{ — } 1{,}66 \cdot 10^{-24}\text{ g} \\ 15{,}9994\text{ u} \text{ — } x \end{array}$$

$$x = \frac{15{,}9994\text{ u} \cdot 1{,}66 \cdot 10^{-24}\text{ g}}{1\text{ u}}$$

$$x = 2{,}6550 \cdot 10^{-23}\text{ g}$$

Masa atomowa jest wyrażana w unitach.

3 Masa atomu tlenu wynosi $2{,}6550 \cdot 10^{-23}$ g.

Przykład 11.

Obliczanie masy atomowej

Oblicz masę atomową węgla, wiedząc, że masa atomu węgla wynosi $19{,}9378 \cdot 10^{-24}$ g.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz m_C.
3. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:** **Szukane:**

$m_C = 19{,}9378 \cdot 10^{-24}$ g $\quad m_C = ?$

2

$1\text{ u} \text{ — } 1{,}66 \cdot 10^{-24}\text{ g}$

$x \text{ — } 19{,}9378 \cdot 10^{-24}\text{ g}$

$$x = \frac{1\text{ u} \cdot 19{,}9378 \cdot 10^{-24}\text{ g}}{1{,}66 \cdot 10^{-24}\text{ g}} \qquad x = 12{,}0107\text{ u}$$

3 Masa atomowa węgla wynosi 12,0107 u.

Przykład 12.

Obliczanie masy cząsteczkowej

Oblicz masę cząsteczkową glukozy $C_6H_{12}O_6$.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane (odczytane z układu okresowego) i szukane.
2. Oblicz $m_{C_6H_{12}O_6}$.
3. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:** **Szukane:**

$m_C = 12\text{ u}$ $\quad m_{C_6H_{12}O_6} = ?$

$m_H = 1\text{ u}$

$m_O = 16\text{ u}$

2

$m_{C_6H_{12}O_6} = m_C \cdot 6 + m_H \cdot 12 + m_O \cdot 6$

$m_{C_6H_{12}O_6} = 12\text{ u} \cdot 6 + 1\text{ u} \cdot 12 + 16\text{ u} \cdot 6$

$m_{C_6H_{12}O_6} = 180\text{ u}$

3 Masa cząsteczkowa glukozy wynosi 180 u.

Przykład 13.

Obliczanie masy cząsteczkowej hydratu

Oblicz masę cząsteczkową gipsu $CaSO_4 \cdot 2\,H_2O$.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane (odczytane z układu okresowego) i szukane.
2. Oblicz $m_{CaSO_4 \cdot 2\,H_2O}$.
3. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:** **Szukane:**

$m_{Ca} = 40\text{ u}$ $\quad m_O = 16\text{ u}$ $\quad m_{CaSO_4 \cdot 2\,H_2O} = ?$

$m_S = 32\text{ u}$ $\quad m_H = 1\text{ u}$

2

$m_{CaSO_4 \cdot 2\,H_2O} = m_{CaSO_4} + 2 \cdot m_{H_2O}$

$m_{CaSO_4 \cdot 2\,H_2O} = 40\text{ u} + 32\text{ u} + 16\text{ u} \cdot 4 + 2 \cdot (1\text{ u} \cdot 2 + 16\text{ u})$

$m_{CaSO_4 \cdot 2\,H_2O} = 172\text{ u}$

3 Masa cząsteczkowa gipsu wynosi 172 u.

Zadania



1. **Oblicz:**
   a) masę cząsteczkową kwasu siarkowego(VI),
   b) masę cząsteczki kwasu siarkowego(VI).

2. **Określ, z ilu protonów, neutronów, nukleonów i elektronów jest zbudowany atom pierwiastka chemicznego o liczbie atomowej $Z = 16$ i liczbie masowej $A = 34$.**

3. **Korzystając z wybranych informacji** (a–f) **o atomach pierwiastków chemicznych, podaj brakujące dane:**
   - **symbole pierwiastków chemicznych za pomocą zapisu $^{A}_{Z}E$,**
   - **liczby: atomową Z, masową A, protonów, neutronów, elektronów,**
   - **konfigurację elektronową.**

   a) $^{19}_{9}F$
   b) 13 neutronów, konfiguracja elektronowa: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$
   c) liczba masowa $A = 11$, 5 elektronów
   d) 18 protonów, 20 neutronów
   e) liczba atomowa $Z = 11$, liczba masowa $A = 23$
   f) liczba masowa $A = 37$, konfiguracja elektronowa: $[Ne]\ 3s^2\ 3p^5$

4. **Określ, z ilu protonów, neutronów, nukleonów i elektronów są zbudowane jony:**
   a) kation Al^{3+},
   b) anion S^{2-},
   c) Mg^{2+},
   d) I^{-}.

5. **Oblicz masę atomu złota i podaj ją w gramach, wiedząc, że masa atomowa złota wynosi 196,9666 u.**

6. **Oblicz masę atomową wodoru, wiedząc, że masa atomu wodoru wynosi $1{,}673 \cdot 10^{-24}$ g.**

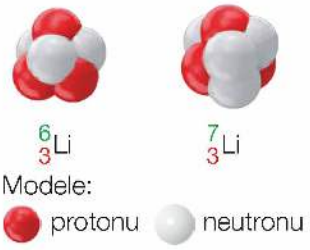
7. **Na podstawie podanych niżej zapisów skróconych konfiguracji elektronowych dwóch pierwiastków chemicznych *X* i *Y* ustal ich liczby atomowe, symbole chemiczne, nazwy oraz liczby elektronów walencyjnych** (ogółem, sparowanych, niesparowanych).
   X: $[Kr]\ 5s^2\ 4d^{10}\ 5p^4$
   Y: $[Ar]\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^3$

8. Atom pewnego pierwiastka chemicznego ma liczbę masową równą sumie liczby protonów w atomie $^{84}_{36}Kr$ i liczby neutronów w atomie $^{40}_{20}Ca$, a liczba neutronów jest ilorazem liczby elektronów w atomie $^{232}_{90}Th$ i liczby neutronów w atomie $^{7}_{4}Be$. **Podaj liczbę atomową, liczbę masową, nazwę i symbol tego pierwiastka chemicznego.**

9. Obieg węgla w przyrodzie jest cyklem zamkniętym. Biorą w nim udział m.in. atomy $^{14}_{6}C$.
   a) **Opisz ich budowę** (liczba protonów, elektronów, neutronów).
   b) **Napisz konfigurację elektronową.**

5. Izotopy

Atomy tego samego pierwiastka chemicznego mają jednakową liczbę protonów, a tym samym jednakową liczbę atomową Z. Jednak mogą różnić się od siebie liczbą neutronów, więc również ich liczba masowa A (liczba protonów + liczba neutronów) może być różna (rys. 18.). Takie atomy są nazywane **izotopami** [gr. *isos* – równy, *tópos* – miejsce]. Pierwiastki chemiczne mogą mieć po kilka, a nawet kilkanaście izotopów. Najwięcej izotopów ma cyna – aż 38.



Rys. 18. Modele jąder izotopów litu.

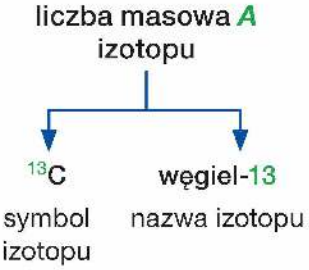
Nazwy izotopów

Nazwy izotopów poszczególnych pierwiastków chemicznych tworzy się, dodając do nazwy pierwiastka jego liczbę masową, np. symbol: ^{14}N – nazwa: azot-**14** [czyt. azot czternaście] lub symbol: ^{15}N – nazwa: azot-**15** [czyt. azot piętnaście]. Jedynie izotopy wodoru, ze względu na znaczące różnice w budowie i we właściwościach, mają odrębne nazwy oraz symbole literowe (tabela 4.).

Izotopy – atomy tego samego pierwiastka chemicznego (mające jednakową liczbę atomową Z) różniące się liczbą masową A.

Tabela 4. Charakterystyka izotopów wodoru

Nazwa izotopu		Prot	Deuter	Tryt
Symbol	chemiczny	$^{1}_{1}H$	$^{2}_{1}H$	$^{3}_{1}H$
	literowy	H	D	T
Liczba	protonów	1	1	1
	neutronów	0	1	2
	masowa, u	1	2	3
	elektronów	1	1	1
Rozpowszechnienie w przyrodzie		99,985%	0,015%	ilości śladowe (ok. 10^{-16}%)



Nuklidy

Atomy izotopów noszą nazwę **nuklidów**. Symbole nuklidów są zapisywane wraz z liczbami atomową Z i masową A, np. $^{2}_{1}H$ to atom wodoru, którego jądro ma 1 proton i 1 neutron. Tylko nieliczne pierwiastki chemiczne występują w środowisku przyrodniczym w postaci jednego trwałego nuklidu:

Nuklidy – atomy o określonej liczbie protonów i neutronów.

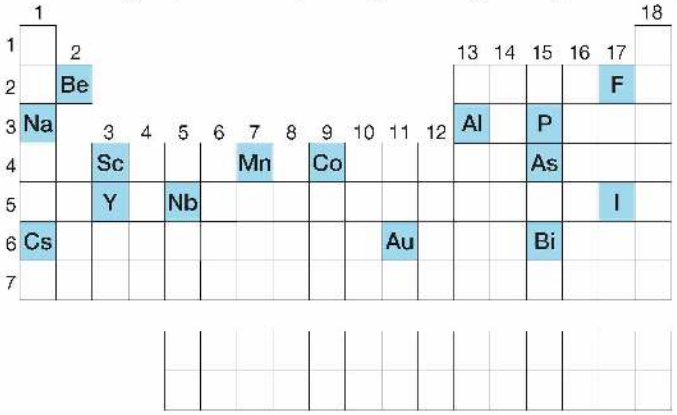
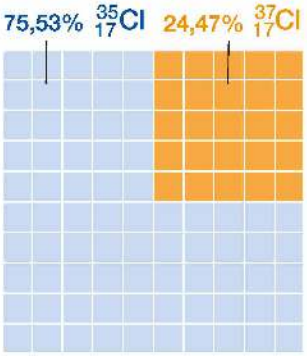


Tabela 5. Skład procentowy tlenu

Symbol izotopu	Zawartość
$^{16}_{8}O$	99,757%
$^{17}_{8}O$	0,038%
$^{18}_{8}O$	0,205%



Rys. 19. Skład procentowy chloru.

Większość pierwiastków chemicznych występujących w środowisku przyrodniczym to mieszaniny różnych nuklidów (izotopów), które mają stały skład procentowy (tabela 5. i rys. 19.).

Obliczanie średniej masy atomowej

Prawie cała masa atomu jest skupiona w jądrze atomowym, dlatego liczba masowa A jest bardzo zbliżona do masy atomowej pierwiastka chemicznego (wyrażonej w jednostkach masy atomowej, u). Podane w układzie okresowym masy atomowe większości pierwiastków chemicznych nie są liczbami całkowitymi, np. masa atomowa azotu wynosi m_N = 14,0067 u, a masa atomowa węgla m_C = 12,0115 u. Jest to spowodowane tym, że masa atomowa pierwiastka chemicznego jest średnią – średnią ważoną – wynikającą z mas atomowych i zawartości procentowej jego izotopów w przyrodzie.

Średnią masę atomową oblicza się ze wzoru:

$$m_{at.} = \frac{\%m_1 \cdot A_1 + \%m_2 \cdot A_2 + \ldots + \%m_n \cdot A_n}{100\%}$$

gdzie:

$m_{at.}$ – średnia masa atomowa pierwiastka chemicznego, u,

$A_1, A_2, \ldots, A_n$ – liczby masowe poszczególnych izotopów,

$\%m_1, \%m_2, \ldots, \%m_n$ – zawartość procentowa poszczególnych izotopów, %.

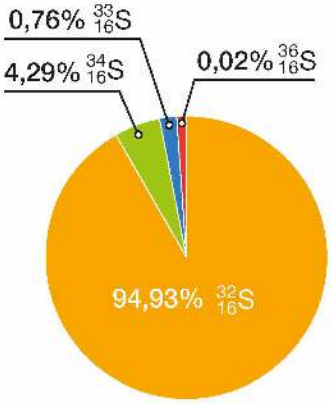
Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz $m_{at.}$.
3. Napisz odpowiedź.

Przykład 14.

Obliczanie średniej masy atomowej

Oblicz średnią masę atomową siarki na podstawie informacji przedstawionych na diagramie.



skład procentowy izotopów siarki

1 **Dane:**

$\%m_1 = 94{,}93\%$ $A_1 = 32$

$\%m_2 = 0{,}76\%$ $A_2 = 33$

$\%m_3 = 4{,}29\%$ $A_3 = 34$

$\%m_4 = 0{,}02\%$ $A_4 = 36$

Szukane:

$m_{at.} = ?$

2 Obliczanie za pomocą wzoru:

$$m_{at.} = \frac{\%m_1 \cdot A_1 + \%m_2 \cdot A_2 + \%m_3 \cdot A_3 + \%m_4 \cdot A_4}{100\%}$$

$$m_{at.} = \frac{94{,}93 \cdot 32 + 0{,}76 \cdot 33 + 4{,}29 \cdot 34 + 0{,}02 \cdot 36}{100}$$

$m_{at.} = 32{,}09$ u

3 Średnia masa atomowa siarki wynosi 32,09 u.

Przykład 15.

Obliczanie zawartości procentowej izotopów w pierwiastku chemicznym

Lit jest mieszaniną dwóch izotopów: ^{6}Li i ^{7}Li. Oblicz zawartość procentową izotopów litu, wiedząc, że średnia masa atomowa litu wynosi 6,941 u.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Przekształć wzór na $m_{at.}$.
3. Podstaw wartości liczbowe i oblicz zawartość procentową ^{6}Li i ^{7}Li.
4. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**

$m_{at.} = 6{,}941$ u

$A_1 = 6$

$A_2 = 7$

Szukane:

$\%m_1 = ?$

$\%m_2 = ?$

2 Obliczanie za pomocą wzoru:

$$m_{at.} = \frac{\%m_1 \cdot A_1 + \%m_2 \cdot A_2}{100\%}$$

$$\%m_1 = \frac{\%m_{at.} \cdot 100\% - \%m_2 \cdot A_2}{A_1}$$

Wiedząc, że:

$\%m_1 + \%m_2 = 100\%$

można zapisać:

$\%m_1 = 100\% - \%m_2$

Zatem:

$$100\% - \%m_2 = \frac{m_{at.} \cdot 100\% - \%m_2 \cdot A_2}{A_1} \quad | \cdot A_1$$

$$A_1 \cdot (100\% - \%m_2) = m_{at.} \cdot 100\% - \%m_2 \cdot A_2$$

$$A_1 \cdot 100\% - \%m_2 \cdot A_1 + \%m_2 \cdot A_2 = m_{at.} \cdot 100\%$$

$$-\%m_2 \cdot A_1 + \%m_2 \cdot A_2 = m_{at.} \cdot 100\% - A_1 \cdot 100\%$$

$$\%m_2 \cdot (A_2 - A_1) = 100\% \cdot (m_{at.} - A_1)$$

$$\%m_2 = \frac{100\% \cdot (m_{at.} - A_1)}{A_2 - A_1}$$

3 Po podstawieniu wartości liczbowych uzyskuje się:

$$\%m_2 = \frac{100\% \cdot (6{,}941 - 6)}{7 - 6}$$

$$\%m_2 = 94{,}1\%$$

Zatem:

$\%m_1 = 100\% - \%m_2$ $\quad \%m_1 = 100\% - 94{,}1\%$ $\quad \%m_1 = 5{,}9\%$

4 Zawartość procentowa izotopów litu wynosi: 94,1% izotopu ^{7}Li i 5,9% izotopu ^{6}Li.



Odkrycia, które zmieniły świat – izotopy promieniotwórcze

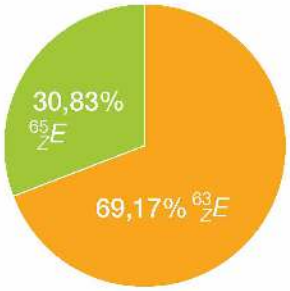
Odkrycie izotopów promieniotwórczych zrewolucjonizowało m.in. przemysł energetyczny oraz otworzyło nowe możliwości w zakresie reakcji jądrowych. Izotopy promieniotwórcze stanowią bardzo wydajne źródło energii (fot. 5.). Z jednego kilograma plutonu można uzyskać ok. 22 miliony kilowatogodzin energii. Ten pierwiastek chemiczny jest również podstawowym składnikiem broni jądrowej – jeden kilogram plutonu odpowiada ok. 20 tys. kilogramów klasycznego materiału wybuchowego.
Z napędu jądrowego korzystają m.in. okręty podwodne. Pierwszą jednostką pływającą wyposażoną w tego typu napęd była amerykańska łódź podwodna USS Nautilus.

Fot. 5. W elektrowniach jądrowych wytwarzane są ogromne ilości energii bez zanieczyszczania atmosfery tlenkami węgla.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Wyjaśnij różnice w budowie izotopów ^{39}K i ^{41}K.**
2. **Oblicz średnią masę atomową tlenu na podstawie informacji zawartych w tabeli 5. (patrz s. 38).**
3. Występujący w przyrodzie azot jest mieszaniną dwóch izotopów: ^{14}N i ^{15}N. **Oblicz skład procentowy azotu, wiedząc, że średnia masa atomowa tego pierwiastka chemicznego wynosi $m_{at.}$ = 14,0067 u.**
4. Węgiel jest mieszaniną głównie dwóch nuklidów: nuklidu o 6 neutronach w jądrze atomowym i nuklidu o 7 neutronach w jądrze atomowym. **Oblicz skład procentowy pierwiastka węgla, wiedząc, że jego średnia masa atomowa wynosi $m_{at.}$ = 12,0115 u.**
5. **Z podanego zbioru nuklidów wybierz izotopy tego samego pierwiastka chemicznego.**
$^{40}_{20}E$, $^{40}_{19}E$, $^{1}_{1}E$, $^{44}_{20}E$, $^{106}_{44}E$
6. Pewien pierwiastek chemiczny wykorzystywany do produkcji przewodów elektrycznych jest mieszaniną dwóch izotopów, których zawartość procentową przedstawiono na diagramie. **Napisz nazwę tego pierwiastka chemicznego oraz symbole chemiczne jego nuklidów.**



6. Promieniotwórczość naturalna i sztuczna

Jądro atomowe pierwiastka chemicznego jest trwałe, gdy siły przyciągania między nukleonami (protonami i neutronami) są większe od sił odpychania między protonami. Nietrwałe izotopy pierwiastków chemicznych to **pierwiastki promieniotwórcze**. Jądra ich atomów ulegają rozpadowi. Nietrwałe jądro atomowe ulega przemianom do momentu powstania trwałego atomu. Związane z tym zjawisko jest nazywane **promieniotwórczością** (radioaktywnością). Wyemitowane w tym czasie promieniowanie po przekroczeniu pewnej dawki może mieć szkodliwy wpływ na ludzki organizm, dlatego substancje promieniotwórcze, urządzenia wykorzystujące te substancje oraz obszary, na których występuje promieniowanie, oznacza się symbolem ostrzegawczym (rys. 20.).



Rys. 20. Międzynarodowe oznaczenie substancji promieniotwórczych.

Jednostką radioaktywności równą jednemu rozpadowi na sekundę jest **bekerel** (**Bq**).

Pierwiastki promieniotwórcze występują w przyrodzie naturalnie, ale są także wytwarzane przez człowieka, dlatego wyróżnia się dwa **rodzaje promieniotwórczości**:

- **naturalną**,
- **sztuczną**.

Historia odkrycia promieniotwórczości

Termin *promieniotwórczość* wprowadziła **Maria Skłodowska-Curie** [czyt. maria skłodowska-kiri] dwa lata po tym, jak w 1896 r. **Antoine Becquerel** [czyt. antuan bekerel] odkrył nieznane dotychczas promieniowanie. Zauważył on, że wszystkie związki uranu emitują promieniowanie

Odkrycia, które zmieniły świat – licznik Geigera-Müllera

Ustalenie bezpiecznej dla człowieka dawki promieniowania oraz odkrycie przez Hansa Geigera i Waltera Müllera urządzenia do wykrywania promieniowania ocaliło wiele istnień ludzkich. Licznik Geigera-Müllera (fot. 6.) określa wartość promieniowania w siwertach (jednostka dawki pochłoniętej promieniowania jonizującego) na godzinę (Sv/h). Przyjmuje się, że stosunkowo bezpieczna dla człowieka dawka promieniowania to 0,05–0,12 μSv/h. Takiej świadomości nie miała Maria Skłodowska-Curie, która przez wiele lat przeprowadzała eksperymenty z wykorzystaniem substancji promieniotwórczych, narażając się na długotrwałe działanie promieniowania.



Fot. 6. Po katastrofie w elektrowni jądrowej Fukushima I (2011 r.) wielu Japończyków zaopatrzyło się w liczniki Geigera-Müllera, aby na bieżąco sprawdzać poziom promieniowania.

przenikające przez czarny papier i inne osłony oraz powodują naświetlenie błony fotograficznej. Maria Skłodowska-Curie i jej mąż **Pierre Curie** [czyt. pier kiri] (fot. 7.) wykazali, że źródłem obserwowanego przez Becquerela promieniowania są atomy uranu. Stwierdzili również, że atomy te emitują promieniowanie bez względu na to, czy są w stanie wolnym, czy też w związkach chemicznych. Dalsze badania Marii i Pierre'a Curie doprowadziły do wyodrębnienia ze związków uranu dwóch nowych, nieznanych wcześniej pierwiastków chemicznych, które również emitowały promieniowanie i to znacznie silniej niż materiał wyjściowy. Nowe pierwiastki chemiczne zostały nazwane przez odkrywców **polonem** i **radem**.



Fot. 7. Za pionierskie prace nad promieniotwórczością Maria Skłodowska-Curie i Pierre Curie (wraz z Antoinem Becquerelem) zostali uhonorowani Nagrodą Nobla w dziedzinie fizyki (1903 r.).

Promieniotwórczość naturalna

Promieniotwórczość naturalna – samorzutna przemiana jąder atomowych, w której wyniku powstają pierwiastki chemiczne o mniejszej masie atomowej i następuje emisja promieniowania.

Zjawisko promieniotwórczości naturalnej polega na samorzutnych przemianach jąder atomowych, w których wyniku powstają inne pierwiastki chemiczne o mniejszej liczbie atomowej i następuje emisja promieniowania. Szczególnie nietrwałe są pierwiastki chemiczne, które mają więcej niż 82 protony w jądrze ($Z > 82$).

Rozpad jąder atomów pierwiastków promieniotwórczych jest związany ze zmianą ich liczby masowej A lub liczby atomowej Z, które zależą od rodzaju emitowanego promieniowania. Przemiany te podlegają tzw. **regule przesunięć Soddy'ego–Fajansa** [czyt. sodiego fajansa], która określa, jak zmienią się liczby atomowa Z i masowa A na skutek emisji promieniowania. Zgodnie z tą regułą:

- **przemiana α** to rozpad promieniotwórczy jądra atomowego połączony z emisją **jądra atomu helu**, czyli cząstki α. Każdej przemianie α towarzyszy zmniejszenie liczby masowej A atomu o 4 jednostki i zmniejszenie jego liczby atomowej Z o 2:

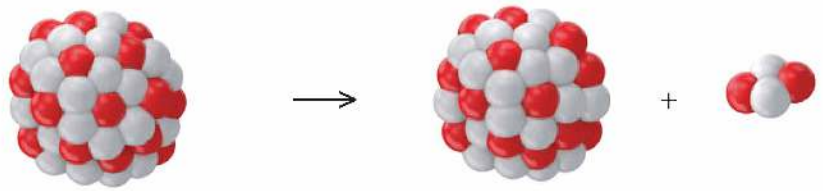
Przemiana α:

$$^{238}_{92}U \longrightarrow {}^{234}_{90}Th + {}^{4}_{2}He$$

$${}^{A}_{Z}E \longrightarrow {}^{A-4}_{Z-2}X + \alpha \quad \text{lub} \quad {}^{A}_{Z}E \longrightarrow {}^{A-4}_{Z-2}X + {}^{4}_{2}\text{He}$$

cząstka α ${}^{4}_{2}\text{He}$

np. ${}^{226}_{88}\text{Ra} \longrightarrow {}^{222}_{86}\text{Rn} + {}^{4}_{2}\text{He}$



jądro izotopu pierwiastka chemicznego — jądro izotopu innego pierwiastka chemicznego — jądro helu

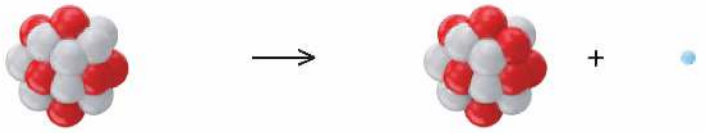
- **przemiana β^-** [czyt. beta minus] to rozpad promieniotwórczy jądra atomowego połączony z emisją **elektronu**, czyli cząstki β^-. Każda przemiana β^- powoduje podwyższenie liczby atomowej Z o 1, ale bez zmiany liczby masowej izotopu:

Przemiana β^-:
${}^{186}_{73}\text{Ta} \longrightarrow {}^{186}_{74}\text{W} + {}^{0}_{-1}\text{e}$

$${}^{A}_{Z}E \longrightarrow {}^{A}_{Z+1}X + \beta^- \quad \text{lub} \quad {}^{A}_{Z}E \longrightarrow {}^{A}_{Z+1}X + {}^{0}_{-1}\text{e}$$

cząstka β^- ${}^{0}_{-1}\text{e}$

np. ${}^{227}_{89}\text{Ac} \longrightarrow {}^{227}_{90}\text{Th} + {}^{0}_{-1}\text{e}$



jądro izotopu pierwiastka chemicznego — jądro izotopu innego pierwiastka chemicznego — elektron

Wyróżnia się także **przemianę β^+** [czyt. beta plus]. Jest to rozpad promieniotwórczy jądra atomowego połączony z emisją **pozytonu**, czyli cząstki β^+. Podczas tej przemiany liczba atomowa Z zmniejsza się o 1, natomiast liczba masowa A izotopu nie zmienia się:

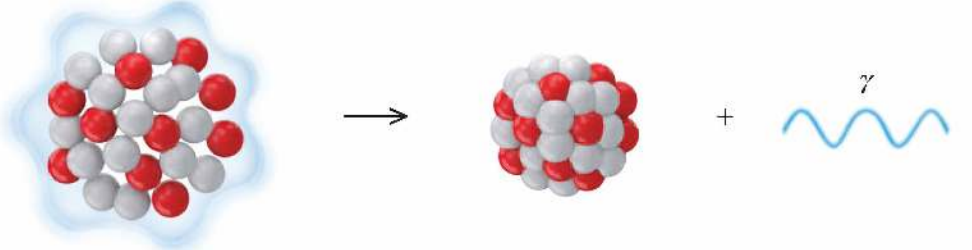
Przemiana β^+:
${}^{23}_{12}\text{Mg} \longrightarrow {}^{23}_{11}\text{Na} + {}^{0}_{1}\text{e}$

$${}^{A}_{Z}E \longrightarrow {}^{A}_{Z-1}X + \beta^+ \quad \text{lub} \quad {}^{A}_{Z}E \longrightarrow {}^{A}_{Z-1}X + {}^{0}_{1}\text{e}$$

cząstka β^+ ${}^{0}_{1}\text{e}$

np. ${}^{15}_{8}\text{O} \longrightarrow {}^{15}_{7}\text{N} + {}^{0}_{1}\text{e}$

Większości naturalnych przemian jądrowych towarzyszy emisja **promieniowania elektromagnetycznego γ** [czyt. gamma], podczas której nie zmieniają się ani liczba masowa A, ani liczba atomowa Z. Jądra atomowe emitują promieniowanie γ, aby pozbyć się nadmiaru energii, jaki pojawił się w nich np. w wyniku emisji cząstek α. Promieniowanie to może być emitowane również przez jądra atomów w stanie wzbudzonym.



jądro z nadmiarem energii — jądro izotopu tego samego pierwiastka chemicznego — promieniowanie γ

Modele:
protonu
neutronu

Krok po kroku

Rodzaje promieniowania

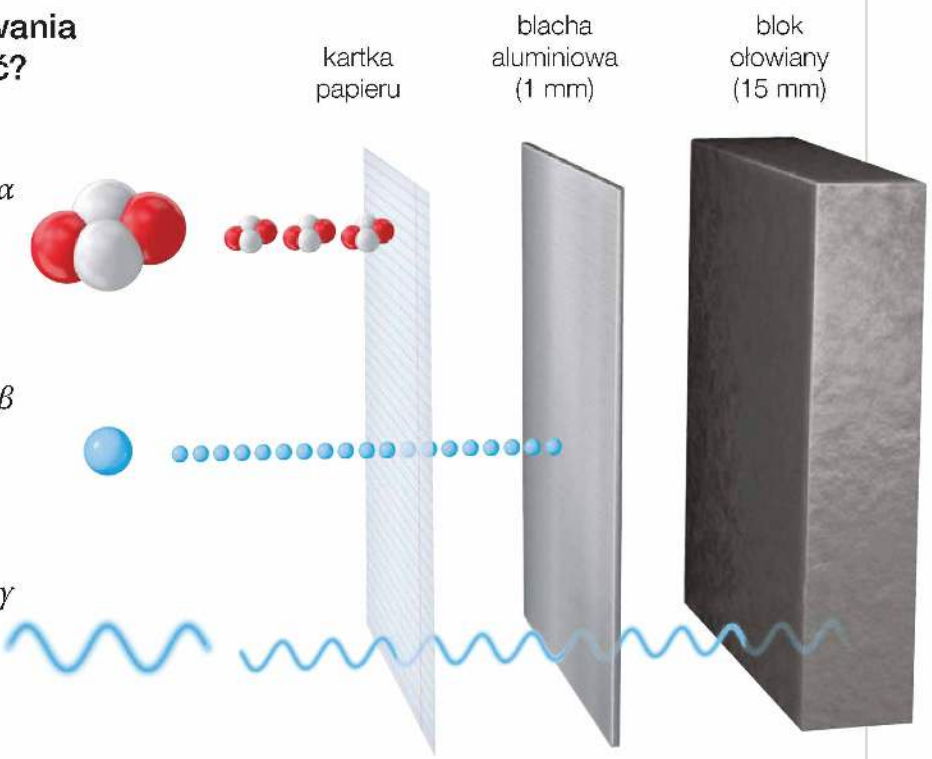
Promieniowanie to strumień fal lub cząstek emitowanych przez substancje. Istnieją trzy podstawowe rodzaje promieniowania: α, β, γ.

Jakie są rodzaje promieniowania ze względu na przenikliwość?

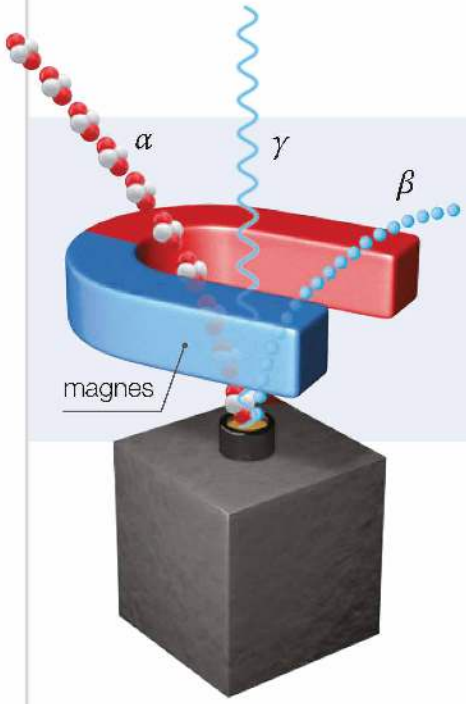
1 Promieniowanie α
to strumień jąder atomu helu ^4_2He o niskiej przenikliwości.

2 Promieniowanie β
to strumień elektronów o średniej przenikliwości.

3 Promieniowanie γ
to promieniowanie elektromagnetyczne o wysokiej przenikliwości.



Największą zdolność przenikania mają promienie γ, które przenikają zarówno przez kartkę papieru, jak i blachę aluminiową. Skuteczną barierą jest dla nich dopiero blok ołowiany.



blok ołowiany z umieszczonym wewnątrz źródłem promieniowania

Jak wpływa pole magnetyczne na wiązki promieniowania?

Cząstki α mają dodatni ładunek elektryczny, a cząstki β – ujemny. W polu magnetycznym są zatem odchylane w przeciwnych kierunkach. Promienie γ nie mają ładunku elektrycznego, nie ulegają więc odchyleniu w polu magnetycznym.

Rodzaj promieniowania	Ładunek elektryczny	Masa spoczynkowa, u	Prędkość, $\frac{km}{s}$
α	+2	4	30 000
β (β^-)	–1	$\frac{1}{1840}$	90 000–297 000
γ	0	0	299 792

Szeregi promieniotwórcze

Procesy rozpadu promieniotwórczego zachodzą ze stałą, charakterystyczną dla danego izotopu prędkością, niezależną od czynników zewnętrznych. Ich produktami mogą być jądra izotopów, również promieniotwórczych, w dalszym ciągu ulegające przemianom aż do momentu powstania izotopu trwałego, którym jest zwykle izotop ołowiu lub bizmutu. Sekwencja takich przemian, obejmująca 10–14 etapów, nosi nazwę **szeregu promieniotwórczego**, a przemiany zachodzące w jądrach atomów pierwiastków chemicznych to **rozpad promieniotwórczy**.

Przemiany jądrowe zgrupowano w szeregi promieniotwórcze:

- **naturalne**:
  - szereg uranowo-aktynowy, rozpoczynający się od występującego w przyrodzie izotopu uranu ^{235}U i obejmujący izotop aktynu ^{227}Ac;
  - szereg uranowo-radowy (rys. 21.), rozpoczynający się od występującego w przyrodzie izotopu uranu ^{238}U i obejmujący izotop radu ^{226}Ra;
  - szereg torowy – rozpoczynający się od występującego w przyrodzie izotopu toru ^{232}Th;
- **sztuczny** – szereg neptunowy, rozpoczynający się od izotopu neptunu ^{237}Np niewystępującego w przyrodzie, lecz otrzymanego w wyniku reakcji jądrowych z izotopu plutonu ^{241}Pu.

Szeregi promieniotwórcze są nazywane również rodzinami promieniotwórczymi (np. rodzina uranowo-aktynowa czy uranowo-radowa).

Typ promieniowania		Okres półtrwania
	uran-238	4,47 mld lat
α ↓		
	tor-234	24,1 dnia
β^- ↓		
	protaktyn-234	1,17 min
β^- ↓		
	uran-234	245 000 lat
α ↓		
	tor-230	8000 lat
α ↓		
	rad-226	1600 lat
α ↓		
	radon-222	3,823 dnia
α ↓		
	polon-218	3,05 min
α ↓		
	ołów-214	26,8 min
β^- ↓		
	bizmut-214	19,7 min
β^- ↓		
	polon-214	0,000164 s
α ↓		
	ołów-210	22,3 lat
β^- ↓		
	bizmut-210	5,01 dnia
β ↓		
	polon-210	138,4 dnia
α ↓		
	ołów-206	trwały

Rys. 21. Szereg uranowo-radowy.

Okres półtrwania

Trwałość izotopów promieniotwórczych zależy od stosunku liczby protonów do liczby neutronów w ich jądrze atomowym. Właściwością opisującą trwałość atomów jest **okres półtrwania ($t_{1/2}$)**, nazywany również **okresem połowicznego zaniku** lub **czasem połowicznego rozpadu**. To czas, po którym aktywność promieniotwórcza izotopu i jego masa zmniejszają się o połowę w stosunku do aktywności i masy początkowej. Okresy półtrwania izotopów promieniotwórczych są bardzo różne. Wynoszą od 10^{-9} sekundy do aż 10^{11} lat. Większość pierwiastków chemicznych występuje w przyrodzie w postaci **nuklidów trwałych**.

Okres półtrwania, $t_{1/2}$ – czas, po którym połowa liczby atomów izotopu promieniotwórczego ulega przemianie.

Nuklid trwały – nuklid, którego okres półtrwania jest dłuższy niż 10^9 lat.

Na podstawie okresu półtrwania danego pierwiastka promieniotwórczego można obliczyć masę pozostałego po rozpadzie izotopu promieniotwórczego:

$$m = \frac{m_0}{2^n}$$

Wzór na obliczanie masy pozostałego po rozpadzie izotopu promieniotwórczego

gdzie:
m – masa pozostałego po rozpadzie izotopu promieniotwórczego,
m_0 – masa początkowa izotopu promieniotwórczego,
n – liczba cykli rozpadowych.

Plan rozwiązywania

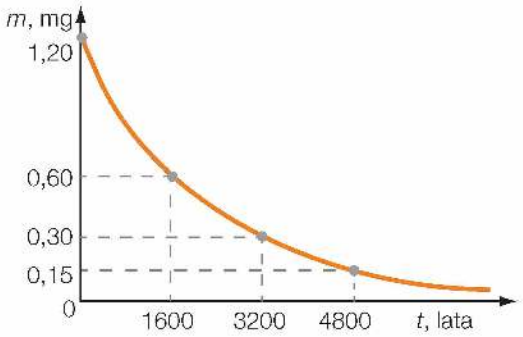
1. Odczytaj z wykresu masę próbki po upływie 1600 lat oraz 3200 lat i podaj wartość $t_{1/2}$.
2. Odczytaj z wykresu m_1, m_2 i m_3.
3. Napisz odpowiedź.

Przykład 16.

Analiza wykresu zmiany masy izotopu promieniotwórczego w zależności od czasu

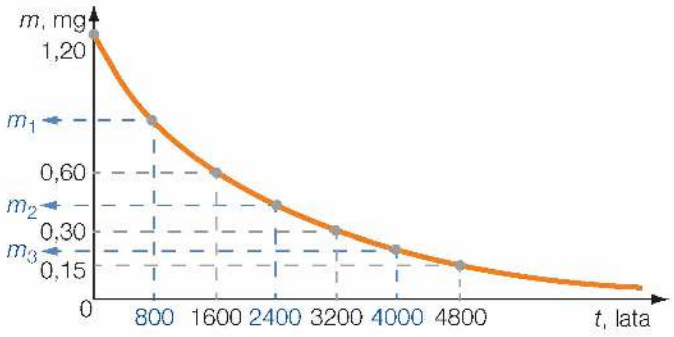
Zmiany zawartości izotopu promieniotwórczego radu $^{226}_{88}Ra$ w próbce tego izotopu o $m_0 = 1{,}20$ mg w zależności od czasu przedstawiono na poniższym wykresie.

Wyznacz okres półtrwania tego izotopu ($t_{1/2}$) oraz masy izotopu (m_1, m_2, m_3) w próbce po upływie $t_1 = 800$ lat, $t_2 = 2400$ lat i $t_3 = 4000$ lat.



1. Z wykresu można odczytać, że po upływie 1600 lat pozostanie 0,60 mg radu, czyli połowa jego zawartości początkowej. Po upływie kolejnych 1600 lat zawartość izotopu w próbce znów zmniejszy się o połowę i będzie równa 0,30 mg.
Zatem okres półtrwania izotopu promieniotwórczego radu $^{226}_{88}Ra$ wynosi $t_{1/2} = 1600$ lat.

2. Masę izotopu w próbce po upływie $t_1 = 800$ lat, $t_2 = 2400$ lat i $t_3 = 4000$ lat można odczytać z wykresu:



Masa izotopu promieniotwórczego radu $^{226}_{88}Ra$ w próbce po upływie 800 lat wynosi $m_1 = 0{,}85$ mg, po 2400 latach $m_2 = 0{,}45$ mg, a po 4000 lat $m_3 = 0{,}20$ mg.

3. Okres półtrwania $^{226}_{88}Ra$ wynosi $t_{1/2} = 1600$ lat. Masy izotopu radu $^{226}_{88}Ra$ po upływie 800, 2400 i 4000 lat wynoszą odpowiednio: $m_1 = 0{,}85$ mg, $m_2 = 0{,}45$ mg, $m_3 = 0{,}20$ mg.

Przykład 17.

Wyznaczanie masy izotopu promieniotwórczego na podstawie okresu półtrwania

Okres półtrwania izotopu promieniotwórczego toru $^{234}_{90}\text{Th}$ wynosi $t_{1/2} = 24{,}1$ dnia. Przygotowano próbkę tego izotopu o masie $m_0 = 200$ µg.

a) Wyznacz masę izotopu promieniotwórczego w próbce po upływie 96,4 dnia. Wynik podaj w gramach.

b) Narysuj wykres zależności masy izotopu promieniotwórczego od czasu, a następnie wyznacz masę izotopu promieniotwórczego w próbce po upływie $t_1 = 10$ dni i $t_2 = 42$ dni. Wynik podaj w mikrogramach.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Wyznacz masę izotopu $^{234}_{90}\text{Th}$ po upływie 96,4 dnia.
3. Narysuj wykres.
4. Odczytaj z wykresu m_1 i m_2.
5. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**

$m_0 = 200$ µg

$t_{1/2} = 24{,}1$ dnia

$t = 96{,}4$ dnia

Szukane:

$m = ?$

2 **Sposób I**

Sposób I

Po upływie 24,1 dnia próbka będzie zawierała połowę początkowej ilości izotopu $^{234}_{90}\text{Th}$, a po kolejnych 24,1 dnia zawartość izotopu w próbce znów zmniejszy się o połowę. W ten sposób można obliczyć zawartość izotopu $^{234}_{90}\text{Th}$ po upływie czasu t_1, t_2, t_3, t_4.

Czas, t, dni	$t_0 = 0$	$t_1 = 24{,}1$	$t_2 = 48{,}2$	$t_3 = 72{,}3$	$t_4 = 96{,}4$
Masa, m, µg	$m_0 = 200$	$m_1 = 100$	$m_2 = 50$	$m_3 = 25$	$m_4 = 12{,}5$

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

Sposób II

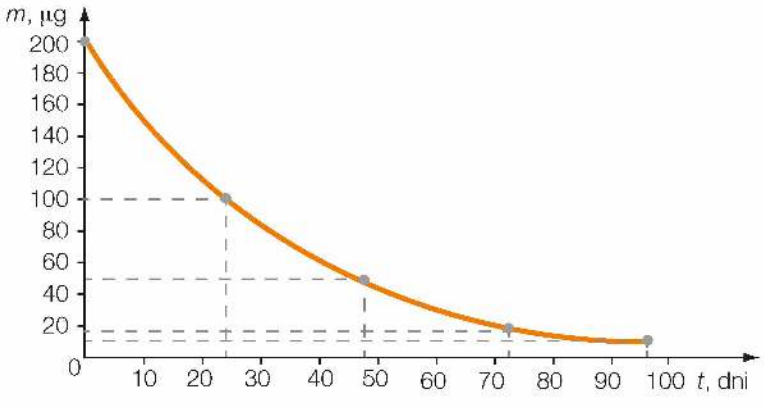
Obliczanie za pomocą wzoru:

$m = \frac{m_0}{2^n}$

$$n = \frac{96{,}4 \text{ dnia}}{24{,}1 \text{ dnia}} \qquad n = 4 \qquad m = \frac{200 \text{ µg}}{2^4} \qquad m = 12{,}5 \text{ µg}$$

Po upływie 96,4 dnia masa izotopu $^{234}_{90}\text{Th}$ w próbce będzie wynosiła 12,5 µg, czyli $12{,}5 \cdot 10^{-6}$ g.

3 Korzystając z danych uzyskanych w punkcie 2, należy narysować wykres i odczytać z niego masę izotopu $^{234}_{90}\text{Th}$ w próbce po upływie $t_1 = 10$ dni i $t_2 = 42$ dni.



patrz s. 48

4 Masy izotopu promieniotwórczego toru $^{234}_{90}Th$ w próbce po upływie $t_1 = 10$ dni i $t_2 = 42$ dni wynoszą odpowiednio $m_1 = 160$ µg i $m_2 = 60$ µg.

5 Po upływie 96,4 dnia masa izotopu $^{234}_{90}Th$ wynosi $12{,}5 \cdot 10^{-6}$ g. Po upływie 10 dni i 42 dni masy izotopu $^{234}_{90}Th$ wynoszą $m_1 = 160$ µg i $m_2 = 60$ µg.

Promieniotwórczość sztuczna

Zjawisko promieniotwórczości sztucznej dotyczy izotopów promieniotwórczych, które nie występują w środowisku przyrodniczym. Nuklidy promieniotwórcze, biorące udział w sztucznych przemianach jądrowych, najpierw muszą zostać wytworzone przez człowieka.

Pierwsza reakcja jądrowa:
$^{14}_{7}N + {}^{4}_{2}He \longrightarrow {}^{17}_{8}O + {}^{1}_{1}H$

Po raz pierwszy przekształcenia jednego pierwiastka chemicznego w inny dokonał **Ernest Rutherford** (1919 r.). Z azotu otrzymał tlen, a ta reakcja chemiczna była pierwszą wywołaną przez człowieka **reakcją jądrową**. Rutherford bombardował warstwę azotu strumieniem rozpędzonych cząstek α, w wyniku czego zaszła przemiana jądrowa prowadząca do powstania atomów tlenu.

Odkrycie neutronu:
$^{9}_{4}Be + {}^{4}_{2}He \longrightarrow {}^{12}_{6}C + {}^{1}_{0}n$

To doświadczenie zapoczątkowało przeprowadzanie przemian jądrowych z udziałem pierwiastków chemicznych o małych wartościach liczb atomowych Z. W 1932 r. **James Chadwick** [czyt. dżejms czedłik] podczas bombardowania cząstkami α jąder atomu berylu odkrył (nieznaną wówczas cząstkę) – neutron.

Otworzyło to nowe możliwości w zakresie reakcji jądrowych. Neutrony, jako cząstki pozbawione ładunku elektrycznego, znacznie łatwiej (niż naładowane cząstki α) wnikały do jąder atomów pierwiastków chemicznych. W wyniku reakcji jądrowych często powstawały produkty nietrwałe, które ulegały dalszemu rozpadowi.

Powstawanie sztucznych izotopów:
$^{10}_{5}B + {}^{4}_{2}He \longrightarrow {}^{13}_{7}N + {}^{1}_{0}n$

Jako pierwsi powstawanie sztucznych izotopów promieniotwórczych zaobserwowali **Irène Joliot-Curie** [czyt. iren żoljo-kiri] (fot. 8., s. 49) i **Frédéric Joliot-Curie** podczas naświetlania promieniami α jąder atomów różnych pierwiastków chemicznych, m.in. boru (1934 r.). Powstający izotop azotu $^{13}_{7}N$ jest nietrwały, rozpada się i przekształca w izotop węgla $^{12}_{6}C$. Jednocześnie zachodzi emisja promieniowania β^+ (pozytony).

Niedługo po odkryciu neutronu **Enrico Fermi** udowodnił, że pod wpływem bombardowania neutronami prawie wszystkie pierwiastki chemiczne tworzą izotopy promieniotwórcze. Dalsze badania zmierzały do otrzymania pierwiastków chemicznych cięższych od uranu. Pierwszy taki pierwiastek: neptun $^{239}_{93}Np$, o okresie półtrwania $t_{1/2} = 2{,}3$ dnia, otrzymano w 1940 r. w laboratorium w Berkeley (USA). Neptun ulega rozpadowi do innego, cięższego od uranu pierwiastka chemicznego – plutonu $^{226}_{88}Pu$. Jest to przykład przemiany β^-: $^{239}_{93}Np \rightarrow {}^{239}_{94}Pu + {}^{0}_{-1}e$.

Przemiany jądrowe mogą być reakcjami łańcuchowymi, czyli takimi, w których produkt pierwszej przemiany jest substratem kolejnej. Zatem mogą przebiegać lawinowo aż do wyczerpania substratów lub ich dezaktywacji.

Kontrolowane reakcje łańcuchowe

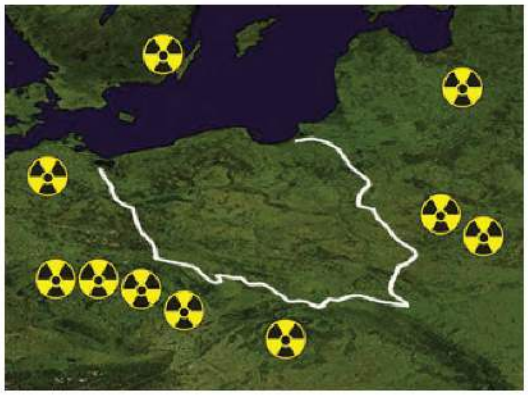
W 1942 r. na uniwersytecie w Chicago grupa fizyków pod kierunkiem Enrica Fermiego uruchomiła pierwszy reaktor jądrowy. Reakcja łańcuchowa, przebiegająca **w sposób kontrolowany w reaktorach jądrowych**, służy do celów badawczych i przemysłowych. Reaktory jądrowe stosuje się do wytwarzania plutonu-239 oraz innych izotopów z naturalnego izotopu uranu, a także do wytwarzania energii elektrycznej.

Energetyczne reaktory jądrowe służą do produkcji gorącej wody i energii elektrycznej w elektrowniach jądrowych (rys. 22.) oraz na okrętach atomowych. Ten sposób wytwarzania energii w mniejszym stopniu niż spalanie paliw wpływa na zanieczyszczenie środowiska przyrodniczego. Wywołuje jednak obawy przed napromieniowaniem w wyniku ewentualnej awarii, a także ze względu na konieczność długotrwałego, bezpiecznego składowania zużytego wysoce radioaktywnego paliwa.



Fot. 8. Za syntezę sztucznych izotopów promieniotwórczych Irène Joliot-Curie i Frédéric Joliot-Curie zostali uhonorowani Nagrodą Nobla.

Reaktor jądrowy – urządzenie do przeprowadzania reakcji łańcuchowej w paliwie jądrowym.



Rys. 22. W Polsce nie ma elektrowni jądrowej. Blisko jej granic znajduje się 10 czynnych elektrowni tego typu.

Odkrycia, które zmieniły świat – nóż gamma

Odkrycie urządzenia zwanego nożem gamma zrewolucjonizowało współczesną radiochirurgię i stało się przełomem w leczeniu nowotworów. Nóż gamma umożliwia bardzo precyzyjne i bezpieczne usuwanie m.in. guzów mózgu. Podczas zabiegu głowę pacjenta umieszcza się w specjalnym hełmie (fot. 9.), w którym znajduje się ponad 200 otworów. Następnie przez każdy z nich przepuszcza się w kierunku operowanego miejsca pojedyncze porcje promieni γ. Ich energia jest tak mała, że nie szkodzi tkankom, które znajdują się na drodze pojedynczej wiązki, ale gdy na celu skupiają się liczne wiązki promieni – chora tkanka zostaje zniszczona. Źródłem promieniowania w nożu jest radioaktywny izotop kobaltu:

$$^{60}_{27}Co^{*} \rightarrow {}^{60}_{27}Co + \gamma$$

* Jądro atomu w stanie wzbudzonym.



Fot. 9. Na miejsce, w którym jest guz, zostaje skierowanych ok. 200 wiązek promieniowania γ.

Krok po kroku

Sztuczne przemiany jądrowe

Sztuczne przemiany jądrowe mogą zachodzić w sposób kontrolowany, w reaktorach jądrowych przede wszystkim w elektrowniach jądrowych, lub niekontrolowany, np. w bombie atomowej. Do najważniejszych sztucznych przemian jądrowych należą m.in.: **rozszczepienia jądrowe** i **fuzje jądrowe**. W pierwszych bombach atomowych zostało wykorzystane rozszczepienie jądra $^{235}_{92}U$. Obecnie do głównych materiałów rozszczepialnych należą: uran-235 i uran-233 oraz pluton-241 i pluton-239.

Rozszczepienie jądrowe

1 W wyniku zderzenia jądra atomowego z neutronem następuje podział jądra atomowego na 2 lub więcej porównywalnych co do wielkości części:

$$^{1}_{0}n + {}^{A}_{Z}E \rightarrow {}^{A_1}_{Z_1}X + {}^{A_2}_{Z_2}Y + 3\,{}^{1}_{0}n$$

np. $^{1}_{0}n + {}^{235}_{92}U \rightarrow {}^{141}_{56}Ba + {}^{92}_{36}Kr + 3\,{}^{1}_{0}n$

Zapis uproszczony:

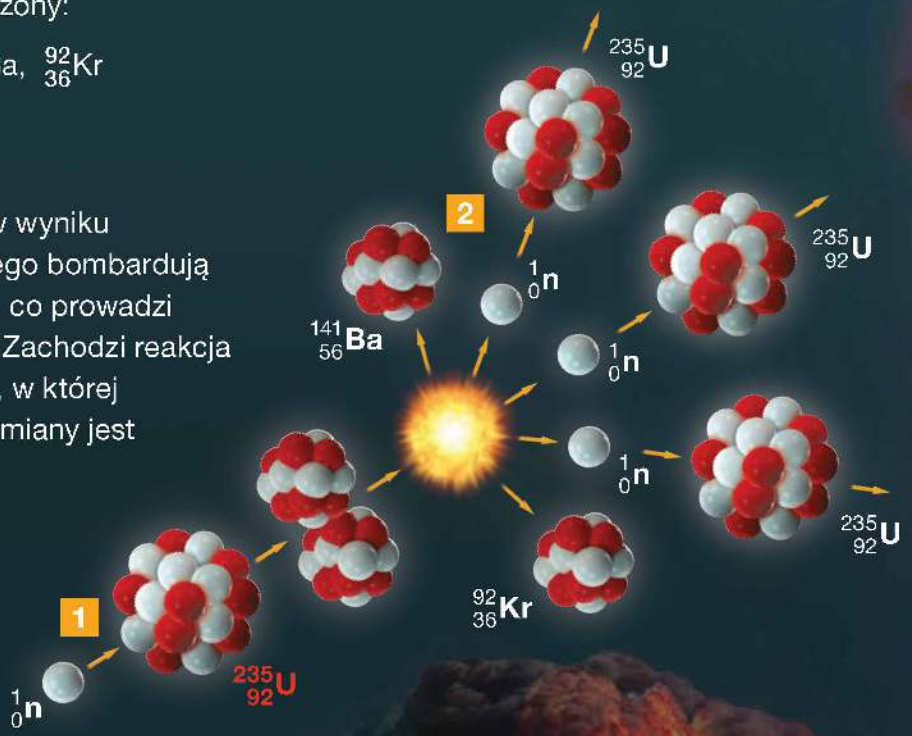
$^{235}_{92}U$ (n, 3n) $^{141}_{56}Ba$, $^{92}_{36}Kr$

Co oznaczają symbole w uproszczonym zapisie przemiany jądrowej?

$^{10}_{5}B\ (\alpha, n)\ ^{13}_{7}N$

- $^{10}_{5}B$ — jądro atomu bombardowanego
- α — cząstka bombardująca
- n — cząstka emitowana
- $^{13}_{7}N$ — jądro powstającego atomu

2 Neutrony powstające w wyniku rozszczepienia jądrowego bombardują kolejne jądra atomowe, co prowadzi do dalszych przemian. Zachodzi reakcja łańcuchowa, czyli taka, w której produkt pierwszej przemiany jest substratem kolejnej.



Fuzja jądrowa

Reakcja łączenia się jąder atomowych, nazywana również **syntezą termojądrową**:

$${}^{A_1}_{Z_1}X + {}^{A_2}_{Z_2}Y \rightarrow {}^{A_1+A_2-1}_{Z_1+Z_2}E + {}^{1}_{0}n$$

np. ${}^{2}_{1}H + {}^{3}_{1}H \rightarrow {}^{4}_{2}He + {}^{1}_{0}n$

Niekontrolowane reakcje łańcuchowe

Reakcje łańcuchowe mogą przebiegać gwałtownie w sposób niekontrolowany z jednorazowym wydzieleniem olbrzymiej ilości energii i rozszczepieniem materiału rozszczepialnego. Taka reakcja zachodzi w bombie atomowej. Jednak dzieje się tak tylko wtedy, gdy ilość materiału rozszczepialnego nie jest mniejsza niż tzw. masa krytyczna, czyli najmniejsza zwarta masa pierwiastka radioaktywnego potrzebna, aby zaszła samorzutna, niekontrolowana łańcuchowa reakcja rozkładu.



◀ Moc bomb atomowych podaje się w kilotonach lub megatonach trotylu, np. bomba Little Boy, zrzucona na Hiroszimę, miała moc wybuchu wynoszącą 15–16 kt trotylu (TNT).

Zastosowania

Izotopy

Izotopy promieniotwórcze mają wiele zastosowań w nauce, technice i medycynie.

Archeologia



Określenie wieku znalezisk archeologicznych pochodzenia organicznego jest możliwe dzięki oznaczeniu w nich zawartości izotopu węgla ^{14}C. Jest to tzw. datowanie radiowęglowe.

Źródła energii

Jako **paliwo** w elektrowniach jądrowych wykorzystywany jest izotop $^{235}_{92}U$.



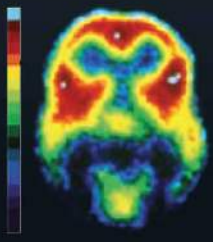
Urządzenia techniczne



Detektory dymu zawierają promieniotwórcze izotopy $^{238}_{94}Pu$ lub $^{241}_{95}Am$. Do wykrywania ukrytych wad materiałów konstrukcyjnych służą m.in. defektoskopy izotopowe – wykorzystujące promieniowanie emitowane przez: $^{75}_{34}Se$, $^{169}_{70}Yb$, $^{192}_{77}Ir$.

Medycyna

Wykrywanie nowotworów jest możliwie m.in. dzięki technice diagnostycznej, nazywanej **pozytonową emisyjną tomografią komputerową** [od ang. ***Positron Emission Tomography***, w skrócie **PET**], wykorzystującej izotopy: $^{11}_{6}C$, $^{13}_{7}N$, $^{15}_{8}O$, $^{18}_{9}F$.



W obrazie PET mózgu pacjenta kolory wskazują intensywność przepływu krwi znakowanej izotopem (biały – największa, czarny – najmniejsza).

Zadania ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Napisz równania przemian promieniotwórczych (a–d). **Podaj odpowiednie symbole, liczby atomowe i liczby masowe izotopów pierwiastków chemicznych *W*–*Z* powstających w wyniku tych przemian.**
   a) $^{226}_{88}Ra \longrightarrow W + {}^{4}_{2}He$
   b) $^{223}_{87}Fr \longrightarrow X + {}^{0}_{-1}e$
   c) $^{215}_{85}At \longrightarrow Y + \alpha$
   d) $^{226}_{88}Ra \longrightarrow Z + \beta^-$

2. W wyniku kolejnych naturalnych przemian jądrowych izotop radu $^{226}_{88}Ra$ przekształcił się w izotop ołowiu $^{206}_{82}Pb$. **Określ, ilu i jakim przemianom uległ atom $^{226}_{88}Ra$.**

3. **Podaj nazwę izotopu pierwiastka chemicznego, który powstanie z izotopu uranu $^{238}_{92}U$ w wyniku dwóch przemian α i jednej przemiany β^-. Określ skład jądra atomowego tego izotopu.**

4. Nuklid pewnego pierwiastka chemicznego $^{A_1}_{Z_1}E$ wyemitował dwie cząstki α i cząstkę β^-. **Wybierz liczbę atomową *Z* i liczbę masową *A* atomu powstałego w wyniku tej przemiany.**
   a) $Z = Z_1 - 3$, $A = A_1 - 4$
   b) $Z = Z_1 - 2$, $A = A_1 - 8$
   c) $Z = Z_1 - 1$, $A = A_1 - 4$
   d) $Z = Z_1 - 3$, $A = A_1 - 8$
   e) $Z = Z_1 - 1$, $A = A_1 - 2$
   f) $Z = Z_1 - 5$, $A = A_1 - 8$

5. Okres półtrwania izotopu fosforu $^{32}_{15}P$ wynosi 14 dni. Przygotowano próbkę tego izotopu o masie $m_0 = 100$ g. **Oblicz, ile gramów izotopu $^{32}_{15}P$ pozostanie w próbce po upływie 70 dni.**

6. **Oblicz okres półtrwania izotopu polonu $^{209}_{84}Po$, wiedząc, że w próbce o masie początkowej 200 g po upływie 306 lat pozostało 25 g tego izotopu.**

7. Budowa układu okresowego pierwiastków chemicznych

Intensywny rozwój wiedzy chemicznej oraz umiejętności naukowców spowodowały odkrycie wielu nowych pierwiastków chemicznych oraz poznanie ich właściwości. Zaistniała wówczas potrzeba uporządkowania tych informacji poprzez wprowadzenie zrozumiałego sposobu klasyfikacji pierwiastków chemicznych (fot. 10.).



Fot. 10. Układ okresowy na budynku Uniwersytetu w Murcji.

Pierwiastki chemiczne

Termin „pierwiastek chemiczny" wprowadził w 1661 r. **Robert Boyle** [czyt. robert bojl]. Określił nim substancję, której nie można podzielić na prostsze składniki żadną ze znanych metod. Definicja R. Boyle'a nie była do końca słuszna, ale znacząco przyczyniła się do rozwoju chemii.

Obecnie **pierwiastek chemiczny** definiuje się jako **zbiór atomów, które mają jednakową liczbę protonów w jądrze atomowym**.

Pierwiastek chemiczny – zbiór atomów o takiej samej liczbie atomowej Z.

Już w starożytności znano wiele pierwiastków chemicznych, m.in.: złoto, srebro, miedź, żelazo, cynę, ołów, rtęć, węgiel, siarkę. W średniowieczu i na początku czasów nowożytnych do tej grupy dołączyły: arsen, bizmut, cynk, fosfor i antymon. W XVIII w. **Carl Scheele** [czyt. karl szele] w wyniku doświadczeń chemicznych odkrył kolejne pierwiastki chemiczne. Były nimi azot (pierwiastek chemiczny wyodrębniony niezależnie również przez D. Rutherforda, J. Priestleya, H. Cavendisha), tlen (wyodrębniony również przez J. Priestleya), chlor, mangan, molibden i wolfram. Kolejnym wielkim odkrywcą był **Humphry Davy**, dzięki któremu na liście poznanych pierwiastków chemicznych znalazły się m.in.: sód, magnez, potas, wapń, stront, bar.

Prawo triad

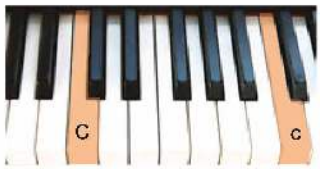
Jednym z pierwszych naukowców, którzy próbowali uporządkować znane pierwiastki chemiczne, był **Johann Döbereiner** [czyt. johan deberajner]. Łączył on pierwiastki chemiczne o podobnych właściwościach fizycznych i chemicznych w grupy po trzy, zgodnie ze wzrastającą masą atomową. Każda z grup nosiła nazwę **triady**, natomiast jego koncepcja sformułowana w 1829 r. to tzw. **prawo triad**. J. Döbereiner zauważył, że masa atomowa (nazywana przez niego wartością równoważnikową) środkowego pierwiastka chemicznego triady jest w przybliżeniu równa średniej arytmetycznej mas atomowych pozostałych dwóch pierwiastków chemicznych. Taką triadę tworzą np.: lit, sód i potas. Masę atomową sodu można wyznaczyć:

$$m_{Na} = \frac{m_{Li} + m_K}{2}$$

$$m_{Na} = \frac{7\ u + 39\ u}{2} \qquad m_{Na} = 23\ u$$

Przykłady triad:
- Cl, Br, I,
- S, Se, Te,
- Ca, Sr, Ba.

Prawo oktaw



Fot. 11. Właściwości pierwiastków ułożonych wg zwiększających się mas atomowych powtarzają się co 8, jak dźwięki w oktawie muzycznej.

Angielski chemik **John Newlands** [czyt. dżon niulends] po uszeregowaniu pierwiastków chemicznych według zwiększających się mas atomowych zauważył, że co ósmy pierwiastek chemiczny ma podobne właściwości (fot. 11.). Swoje obserwacje nazwał **prawem oktaw**. Systematyką pierwiastków chemicznych zajmował się też **Julius Meyer**. Opracował on zestawienie 6 grup pierwiastków chemicznych o podobnych właściwościach.

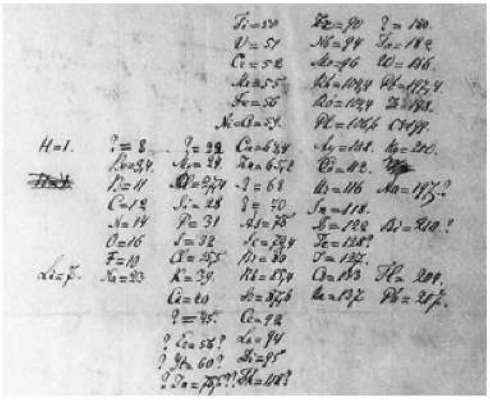
Prawo okresowości



Fot. 12. Dmitrij Mendelejew jest twórcą układu okresowego, nazywanego także tablicą Mendelejewa.

Twórcą używanego do dziś układu okresowego pierwiastków chemicznych jest **Dmitrij Mendelejew** (fot. 12.). Ten rosyjski uczony w 1869 r. przedstawił (w Rosyjskim Towarzystwie Chemicznym w Sankt Petersburgu) **założenia klasyfikacji pierwiastków chemicznych**. Najważniejsze z nich to:

- pierwiastki chemiczne uszeregowane zgodnie ze zwiększającą się masą atomową okresowo zmieniają swoje właściwości. Zależność tę nazwał **prawem okresowości**;
- układ okresowy pierwiastków chemicznych składa się z poziomych szeregów i pionowych kolumn. Pierwiastki chemiczne znajdujące się w jednej kolumnie wykazują zbliżone właściwości;
- w układzie okresowym należy przewidzieć miejsce dla prawdopodobnie istniejących, a nieodkrytych jeszcze pierwiastków chemicznych, tzw. eka-pierwiastków (fot. 13.). Mendelejew zostawił puste miejsca np. pod glinem oraz krzemem dla pierwiastków chemicznych eka-glinu i eka-krzemu. Jego zdaniem istniały one w przyrodzie, a ich odkrycie było tylko kwestią czasu. Ponadto na podstawie ich położenia w układzie okresowym określił, jakie powinny mieć przybliżone masy atomowe i właściwości. Przewidywania te zostały wkrótce potwierdzone odkryciem galu (eka-glinu) i germanu (eka-krzemu). Ich właściwości były bardzo zbliżone do przewidzianych przez Mendelejewa;
- w układzie okresowym należy zmienić kolejność niektórych pierwiastków chemicznych, ponieważ podobieństwo właściwości



Fot. 13. Puste miejsca w tablicy Mendelejewa z 1869 r. zostały zapełnione przez odkryte później: skand, gal, german, itr, technet, ind, cer i ren.

w tej samej grupie jest ważniejsze od masy atomowej. Z tego powodu jod o masie atomowej 126,9 u został umieszczony za tellurem o masie atomowej 127,6 u, aby – zgodnie z właściwościami – znalazł się w tej samej grupie pierwiastków chemicznych co fluor, chlor i brom.

Używany obecnie układ okresowy pierwiastków chemicznych to zmodyfikowana wersja tablicy Mendelejewa, uwzględniająca elektronową budowę atomu. Znalazły się w nim nieznane wówczas gazy szlachetne oraz nowo odkryte pierwiastki chemiczne, często wytworzone sztucznie.

Obecnie treść prawa okresowości jest następująca: **właściwości pierwiastków chemicznych powtarzają się okresowo wraz ze zwiększaniem się ich liczb atomowych.**

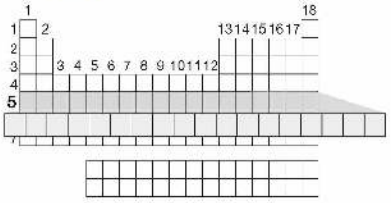
Prawo okresowości – właściwości pierwiastków chemicznych powtarzają się okresowo wraz ze zwiększaniem się ich liczb atomowych.

Budowa układu okresowego pierwiastków chemicznych

We współczesnym układzie okresowym pierwiastki chemiczne są ułożone według zwiększającej się liczby atomowej *Z*. Jest on zbudowany z grup i okresów.

Okresy to poziome szeregi układu okresowego. Atomy pierwiastków chemicznych znajdujących się w tym samym okresie mają taką samą liczbę powłok elektronowych. W układzie okresowym jest 7 okresów (ponumerowanych od 1 do 7).

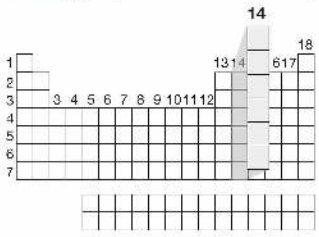
Okresy – poziome szeregi



Grupy to pionowe kolumny układu okresowego. Atomy pierwiastków chemicznych należących do danej grupy mają identyczną konfigurację zewnętrznych powłok elektronowych. Układ okresowy składa się z 18 grup (numeruje się je od 1 do 18).

Zatem układ okresowy pierwiastków chemicznych jest zbudowany z 7 okresów i 18 grup. Grupę 18. tworzą pierwiastki gazowe, które nie wykazują aktywności chemicznej – są bierne chemicznie. Z tego powodu nazywa się je **gazami szlachetnymi**. Nazwy grup 1.–2. i 13.–18. pochodzą od nazwy pierwszego pierwiastka chemicznego w grupie. Wyjątkiem jest 1. grupa. Jej nazwa – litowce – pochodzi od litu, drugiego w 1. kolumnie pierwiastka chemicznego, ponieważ wodór wyraźnie różni się od pozostałych pierwiastków tej grupy. W części środkowej układu okresowego znajdują się tzw. grupy przejściowe (3.–12.) zawierające pierwiastki chemiczne nazywane metalami przejściowymi. Osobno umieszczone są

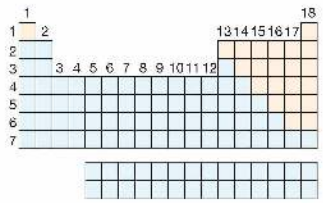
Grupy – pionowe kolumny





Nazwy grup 1.–2. i 13.–18.:
1. grupa – **litowce**,
2. grupa – **berylowce**,
13. grupa – **borowce**,
14. grupa – **węglowce**,
15. grupa – **azotowce**,
16. grupa – **tlenowce**,
17. grupa – **fluorowce**,
18. grupa – **helowce**.

pierwiastki chemiczne o liczbach atomowych Z od 58 (cer – Ce) do 71 (lutet – Lu), tzw. lantanowce, oraz od 90 (tor – Th) do 103 (lorens – Lr), tzw. aktynowce.



metale niemetale

Metale i niemetale

W układzie okresowym pierwiastków chemicznych okres zwykle rozpoczyna się aktywnym metalem, a kończy niemetalem, np. 3. okres rozpoczyna się metalem aktywnym – sodem, a kończy niemetalem – argonem.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Wybierz poprawne informacje spośród podanych (a–f).

a) W układzie okresowym pierwiastki chemiczne są uporządkowane według zwiększającej się masy atomowej.

b) Pionowe kolumny układu okresowego to grupy, a poziome szeregi to okresy.

c) Atomy pierwiastków chemicznych znajdujących się w różnych okresach mają taką samą liczbę powłok elektronowych.

d) 18. grupę układu okresowego tworzą wyłącznie pierwiastki gazowe.

2. Zapisz nazwy, symbole chemiczne oraz położenie w układzie okresowym (numery grupy i okresu) pierwiastków chemicznych, których konfiguracje elektronowe przedstawiono poniżej.

a) [Ar] $3d^3\ 4s^2$

b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$

c) [Kr] $5s^1$

d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$

3. Zapisz symbole pierwiastków chemicznych, których opisy oznaczono literami a–e. Pamiętaj, że jeden opis może dotyczyć kilku pierwiastków chemicznych.

a) W atomie tego pierwiastka chemicznego występują 3 elektrony walencyjne.

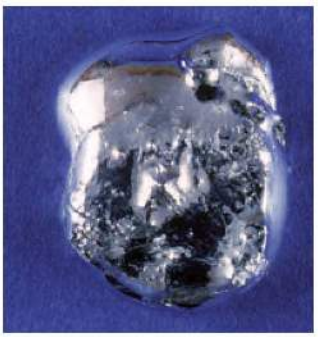
b) W jądrze atomowym tego pierwiastka chemicznego występują 3 protony.

c) Ten pierwiastek chemiczny znajduje się w 17. grupie układu okresowego.

d) Atom tego pierwiastka chemicznego zawiera 12 elektronów.

e) Ten pierwiastek chemiczny znajduje się w 3. okresie układu okresowego.

4. Korzystając z różnych źródeł informacji, wymień właściwości galu przewidywane przez Mendelejewa i potwierdzone po odkryciu tego pierwiastka chemicznego.



gal Ga

5. Podaj liczbę powłok elektronowych jonów: I^-, S^{2-}, Hg^{2+}, Ni^{2+}, Cs^+, Mg^{2+}. Odpowiedź uzasadnij, zapisując ich konfiguracje elektronowe.

6. Korzystając z różnych źródeł informacji, podaj symbole i nazwy pierwiastków chemicznych, które w warunkach normalnych są gazami, oraz tych, które są cieczami.

7. Pierwiastek chemiczny E_1 jest położony w 12. grupie układu okresowego, a pierwiastek chemiczny E_2 jest fluorowcem. Obydwa pierwiastki chemiczne znajdują się w 5. okresie układu okresowego. **Podaj nazwy i pełny zapis konfiguracji elektronowych pierwiastków chemicznych E_1 i E_2.**

8. Budowa atomu a położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym

Każdy pierwiastek chemiczny jest zbudowany z atomów (fot. 14.). Informacje na temat budowy atomu danego pierwiastka chemicznego można ustalić, znając jego położenie w układzie okresowym.



Fot. 14. *Atomium* – budowla w Belgii, która jest ogromnym modelem fragmentu kryształu żelaza. Każda z 9 kul symbolizuje atom.

Bloki konfiguracyjne

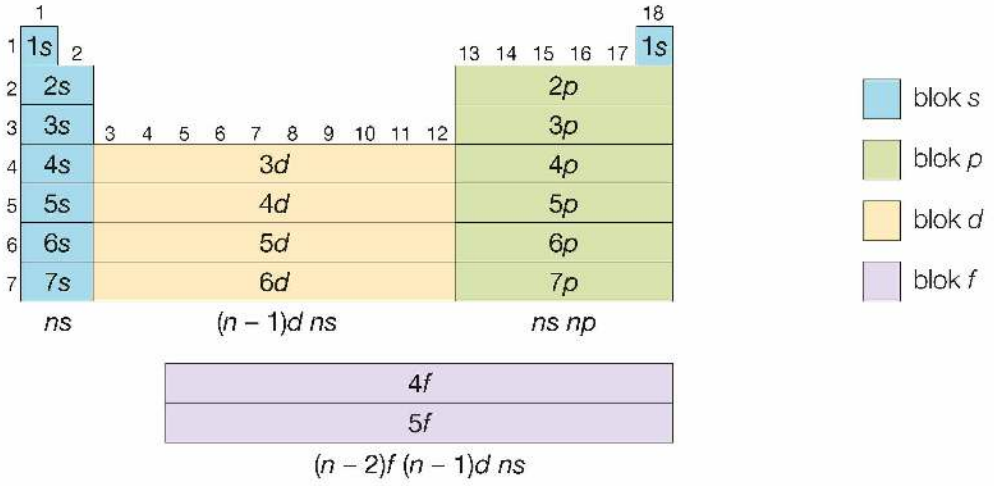
W układzie okresowym pierwiastków chemicznych oprócz grup i okresów można wyodrębnić również zbiory pierwiastków chemicznych o podobnej konfiguracji elektronów walencyjnych. Są to **bloki konfiguracyjne**, nazywane także **blokami energetycznymi** (rys. 23.). Wyróżnia się 4 bloki konfiguracyjne oznaczone literami *s*, *p*, *d* i *f*.

Blok *s* obejmuje pierwiastki chemiczne grup 1. i 2. oraz hel. Ich atomy w zewnętrznej powłoce elektronowej (n) mają tylko jedną podpowłokę (orbital) *s*, zapełnioną jednym (s^1) lub dwoma (s^2) elektronami.

Blok *p* obejmuje pierwiastki chemiczne grup 13.–18. z wyjątkiem helu. Zewnętrzna powłoka elektronowa (n) ich atomów składa się z dwóch podpowłok (orbitali): całkowicie zapełnionej *s* (s^2) i *p* zawierającej od jednego do sześciu elektronów (od p^1 do p^6). Atomy pierwiastków chemicznych grupy 18., kończące kolejne okresy układu, mają całkowicie zapełnione obydwie podpowłoki (s^2p^6).

Blok *d* obejmuje pierwiastki chemiczne grup 3.–12. Ich atomy w zewnętrznej powłoce elektronowej (n) mają podpowłokę (orbital) *s* zapełnioną jednym (s^1) lub dwoma (s^2) elektronami. Kolejne elektrony uzupełniają wewnętrzną ($n - 1$) podpowłokę *d* (od d^1 do d^{10}).

Blok *f* tworzą lantanowce i aktynowce. W atomach tych pierwiastków chemicznych, gdy zapełnione są powłoki zewnętrzne, kolejne elektrony uzupełniają wewnętrzną ($n - 2$) podpowłokę *f* (od f^1 do f^{14}).



Rys. 23. Bloki konfiguracyjne tworzą pierwiastki chemiczne, w których elektronami walencyjnymi są obsadzone orbitale tego samego rodzaju.

Bloki konfiguracyjne – wyodrębnione w układzie okresowym zbiory pierwiastków chemicznych o podobnej konfiguracji elektronów walencyjnych.

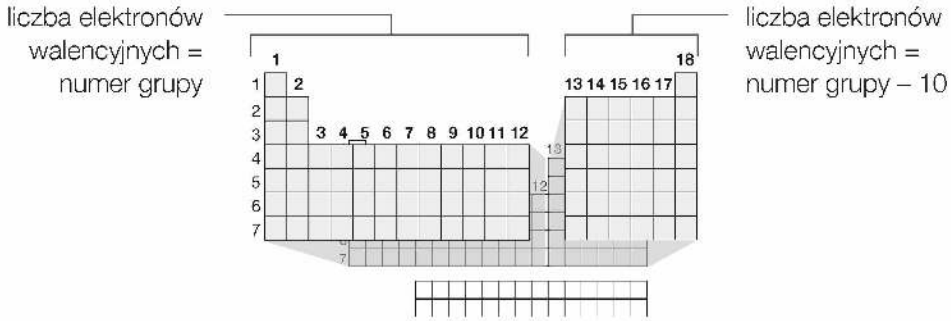
bloki konfiguracyjne = bloki energetyczne

Orbitale walencyjne
blok *s*: *ns*
blok *p*: *ns*, *np*
blok *d*: $(n - 1)d$, *ns*
blok *f*: $(n - 2)f$, $(n - 1)d$, *ns*

O przynależności do bloku konfiguracyjnego decyduje wypełnienie elektronami walencyjnymi odpowiednich podpowłok elektronowych.

Istnieje ścisła zależność między położeniem pierwiastka chemicznego w układzie okresowym a budową jego atomu, ponieważ:

- **liczba powłok elektronowych w atomie jest równa numerowi okresu** (wyjątek: Pd),
- w atomach pierwiastków chemicznych grup 1.–12. **liczba elektronów walencyjnych jest równa numerowi grupy**, a grup 13.–18. – numerowi grupy pomniejszonemu o dziesięć (wyjątek: He):



Przykład 18.

Interpretacja podstawowych informacji zawartych w układzie okresowym pierwiastków chemicznych

Odczytaj z układu okresowego liczbę atomową *Z* berylu, numer grupy i numer okresu, w którym znajduje się ten pierwiastek chemiczny. Następnie na podstawie tych informacji opisz budowę jego atomu.

Plan rozwiązywania

1. Odszukaj pierwiastek chemiczny w układzie okresowym.
2. Odczytaj liczbę *Z* i ustal liczbę p^+, e^- oraz ładunek jądra atomowego.
3. Określ liczbę powłok elektronowych oraz liczbę elektronów walencyjnych.
4. Ustal blok konfiguracyjny i zapisz konfigurację elektronową.

1

2
2 4 Be beryl 9,012

2 Liczba atomowa *Z*: 4 → Liczba protonów: 4
Liczba elektronów: 4
Ładunek jądra atomowego: +4

Liczba atomowa *Z* = liczba p^+
liczba p^+ = ładunek jądra atomowego

3 Numer okresu: 2 → Liczba powłok elektronowych: 2
Numer grupy: 2 → Liczba elektronów walencyjnych: 2

numer grupy = liczba elektronów walencyjnych

numer okresu = liczba powłok elektronowych

4 Blok konfiguracyjny: *s*

Konfiguracja elektronowa: $_4\mathbf{Be}$: $1s^2\ 2s^2$

Zapis skrócony konfiguracji elektronowej: $_4\mathbf{Be}$: [He] $2s^2$

Schemat klatkowy: $_4\mathbf{Be}$: $\boxed{\uparrow\downarrow}$ $\boxed{\uparrow\downarrow}$
$1s$ $2s$

Przykład 19.

Interpretacja podstawowych informacji zawartych w układzie okresowym pierwiastków chemicznych

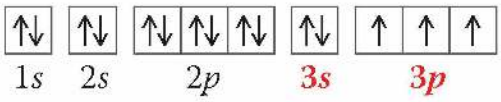
Odczytaj z układu okresowego liczbę atomową *Z* fosforu, numer grupy i numer okresu, w którym znajduje się ten pierwiastek chemiczny. Następnie na podstawie tych informacji opisz budowę jego atomu.

1. Liczba atomowa *Z*: **15** → Liczba protonów: **15**
   Liczba elektronów: **15**
   Ładunek jądra atomowego: **+15**
2. Numer okresu: **3** → Liczba powłok elektronowych: **3**
   Numer grupy: **15** → Liczba elektronów walencyjnych: 15 – 10 = **5**
3. Blok konfiguracyjny: *p*

Konfiguracja elektronowa: $_{15}\mathbf{P}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ \mathbf{3s^2\ 3p^3}$

Zapis skrócony konfiguracji elektronowej: $_{15}\mathbf{P}$: $[Ne]\ 3s^2\ 3p^3$

Schemat klatkowy: $_{15}\mathbf{P}$:



Plan rozwiązywania

1. Odczytaj z układu okresowego liczbę *Z* i ustal liczbę p^+, e^- oraz ładunek jądra atomowego.
2. Określ liczbę powłok elektronowych oraz liczbę elektronów walencyjnych.
3. Ustal blok konfiguracyjny i zapisz konfigurację elektronową.

Liczba atomowa *Z* = liczba p^+
liczba p^+ = ładunek jądra atomowego

numer grupy = liczba elektronów walencyjnych – 10

numer okresu = liczba powłok elektronowych

Przykład 20.

Interpretacja podstawowych informacji zawartych w układzie okresowym pierwiastków chemicznych

Odczytaj z układu okresowego liczbę atomową *Z* niklu, numer grupy i numer okresu, w którym jest położony ten pierwiastek chemiczny. Następnie na podstawie tych informacji opisz budowę jego atomu.

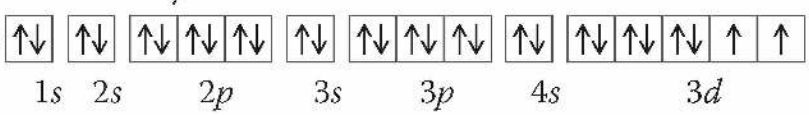
1. Liczba atomowa *Z*: **28** → Liczba protonów: **28**
   Liczba elektronów: **28**
   Ładunek jądra atomowego: **+28**
2. Numer okresu: **4** → Liczba powłok elektronowych: **4**
   Numer grupy: **10** → Liczba elektronów walencyjnych: **10**
3. Blok konfiguracyjny: *d*

Konfiguracja elektronowa: $_{28}\mathbf{Ni}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^8$

Zapis skrócony konfiguracji elektronowej: $_{28}\mathbf{Ni}$: $[Ar]\ 4s^2\ 3d^8$

Schemat klatkowy:

$_{28}\mathbf{Ni}$:



Plan rozwiązywania

1. Odczytaj z układu okresowego liczbę *Z* i ustal liczbę p^+, e^- oraz ładunek jądra atomowego.
2. Określ liczbę powłok elektronowych oraz liczbę elektronów walencyjnych.
3. Ustal blok konfiguracyjny i zapisz konfigurację elektronową.

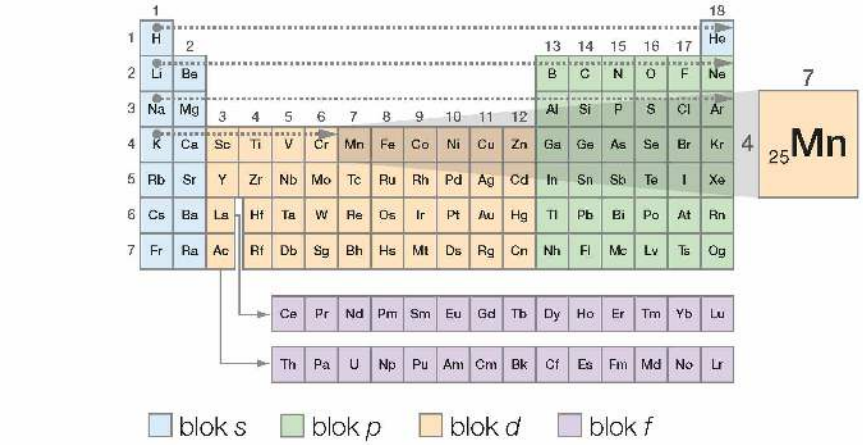
Krok po kroku

Cztery kroki do ustalenia konfiguracji elektronowej atomu

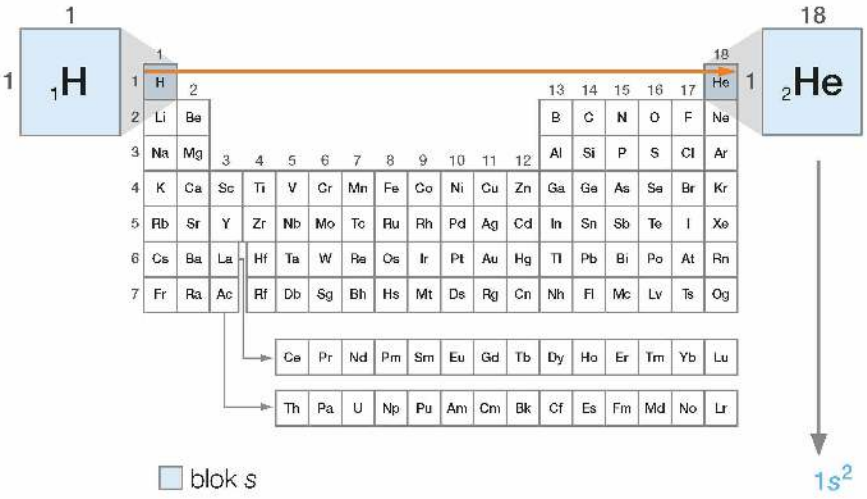
Położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym oraz znajomość bloków konfiguracyjnych pozwalają określić pełny i skrócony zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej oraz narysować schemat klatkowy.

Jak ustalić pełny zapis konfiguracji elektronowej atomu manganu?

1 Należy ustalić **położenie** – numer grupy, numer okresu – **pierwiastka chemicznego w układzie okresowym.** Następnie trzeba poruszać się wzdłuż okresów i zapisywać **symbole kolejnych podpowłok** zapełnionych elektronami.



2 Należy zacząć od początku układu okresowego, czyli od wodoru. W 1. okresie znajdują się 2 pola w bloku *s*, zatem **2 elektrony** zapełniają podpowłokę **1s**.



Jak ustalić skrócony zapis konfiguracji elektronowej manganu?

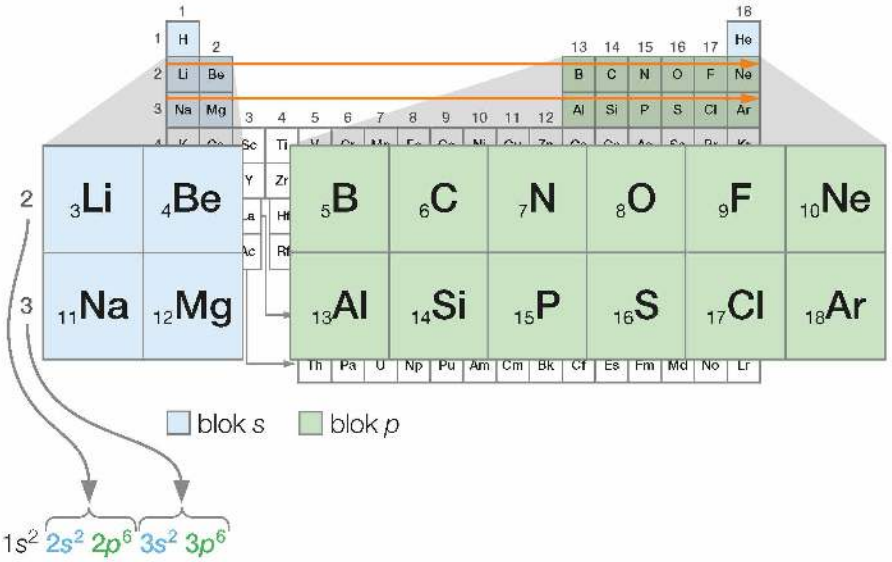
W pełnym zapisie konfiguracji elektronowej atomu należy zastąpić konfigurację helowca, który poprzedza w układzie okresowym wybrany pierwiastek chemiczny, symbolem tego helowca zapisanym w nawiasie kwadratowym.
Helowcem poprzedzającym mangan w układzie okresowym jest argon.

Konfiguracja elektronowa atomu manganu:

Pełny zapis: $_{25}Mn: \underbrace{1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6}\ 4s^2\ 3d^5$

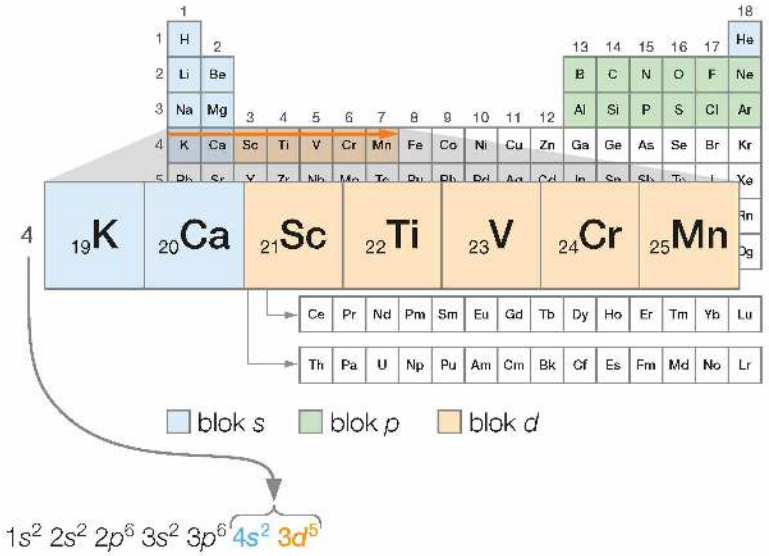
Skrócony zapis: $_{25}Mn: [Ar]\ 4s^2\ 3d^5$

3 W 2. okresie są 2 pola w bloku *s* i 6 pól w bloku *p*. Zatem **2 elektrony** zapełniają podpowłokę **2*s***, a **6 elektronów – 2*p***. Również w 3. okresie są 2 pola w bloku *s* i 6 pól w bloku *p*. Zatem **2 elektrony** zapełniają podpowłokę **3*s***, a **6 elektronów – 3*p***.



4 W 4. okresie należy uwzględnić 2 pola w bloku *s* i 5 pól w bloku *d*. Zatem **2 elektrony** zapełniają podpowłokę **4*s***, a **5 elektronów – 3*d***.

! Podpowłoka 4*s* ma niższą energię niż podpowłoka 3*d*, dlatego jest ona zapełniana elektronami wcześniej niż podpowłoka 3*d*.



Pełny zapis konfiguracji elektronowej atomu manganu: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$

Jak graficznie przedstawić rozmieszczenie elektronów w podpowłokach atomu manganu?

Poszczególne podpowłoki przedstawia się w postaci kwadratów, których liczba odpowiada liczbie orbitali każdej podpowłoki. Następnie za pomocą pionowych strzałek zaznacza się rozkład elektronów w podpowłokach. Kolejne podpowłoki obsadzane są zgodnie z zakazem Pauliego i regułą Hunda.



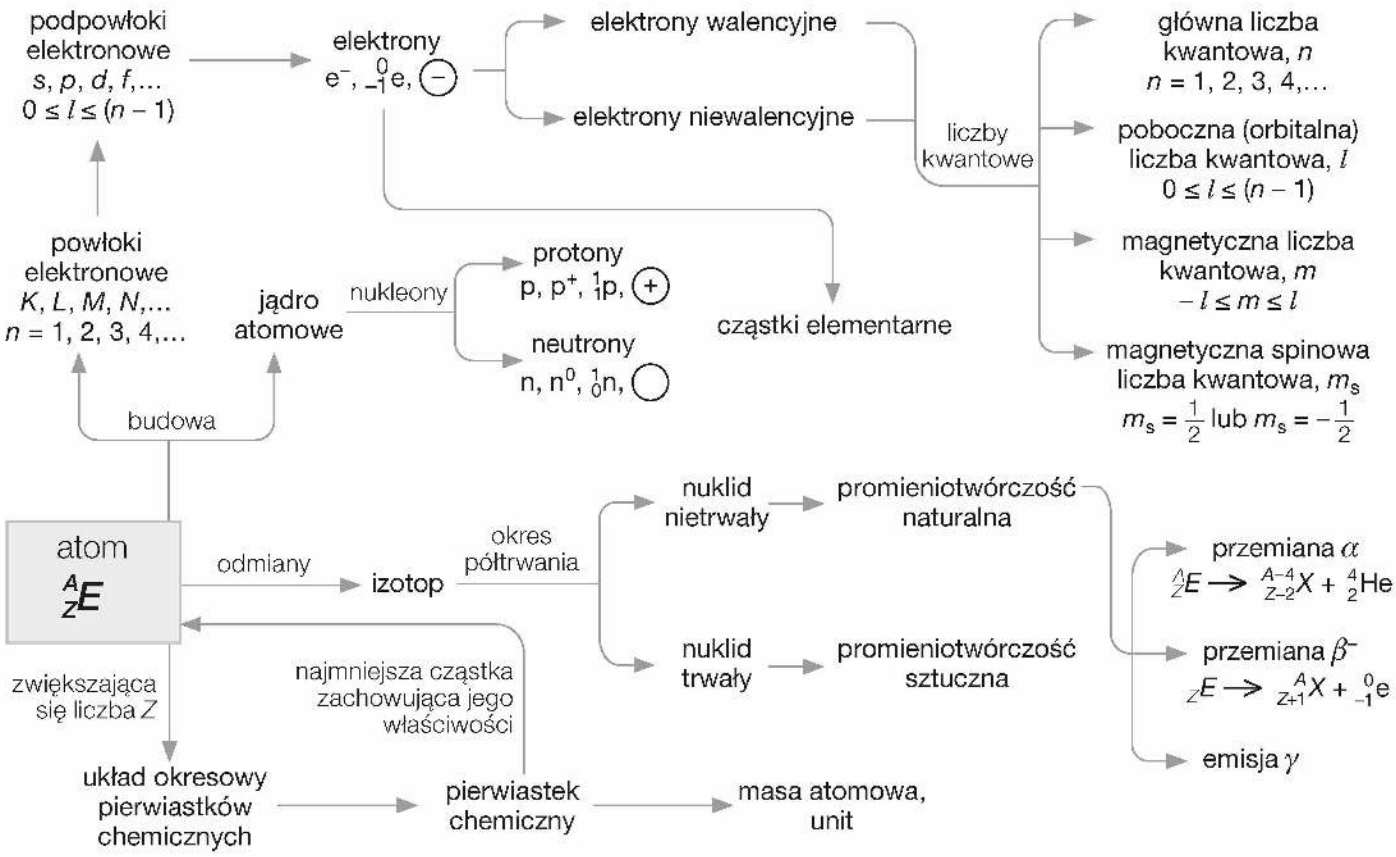
Opis budowy atomów wybranych pierwiastków chemicznych na podstawie ich położenia w układzie okresowym przedstawiono w tabeli 6.

Tabela 6. Informacje na temat budowy atomów wybranych pierwiastków chemicznych

Nazwa pierwiastka chemicznego		Hel	Tlen	Potas	Żelazo*
Symbol chemiczny		He	O	K	Fe
Liczba	atomowa (Z)	2	8	19	26
	protonów (p)	2	8	19	26
	elektronów (e^-)	2	8	19	26
Numer okresu		1	2	4	4
Liczba powłok elektronowych		1	2	4	4
Numer grupy		18	16	1	8
Liczba elektronów walencyjnych		2	6	1	8*
Blok konfiguracyjny		***s***	***p***	***s***	***d***
Konfiguracja elektronowa		$1s^2$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^4$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$	$1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^6$
Skrócony zapis konfiguracji elektronowej		$1s^2$	[He] $2s^2\ 2p^4$	[Ar] $4s^1$	[Ar] $4s^2\ 3d^6$
Konfiguracja elektronów walencyjnych		$1s^2$	$2s^2\ 2p^4$	$4s^1$	$4s^2\ 3d^6$

* W tworzeniu wiązań chemicznych przez atom pierwiastka chemicznego bloku *d* biorą udział, oprócz elektronów zewnętrznej podpowłoki *s*, także elektrony wewnętrznej podpowłoki *d* (wyjątki: Zn i Cd).

Mapa pojęć – budowa atomu



Zadania



1. **Podaj nazwy pierwiastków chemicznych o podanych konfiguracjach elektronowych** (a–h).

a) $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$
b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^1$
c) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$
d) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^3$
e) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^8$
f) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}$
g) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^1$
h) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^{10}\ 4p^3$

2. **Napisz konfigurację elektronów walencyjnych wymienionych atomów lub jonów.**

a) B
b) S
c) Si
d) Cl
e) As
f) F^-
g) Mg^{2+}
h) Rb^+

3. **Napisz konfigurację elektronową selenu. Podaj liczbę elektronów walencyjnych oraz liczbę elektronów niesparowanych w tym atomie.**

4. Pierwiastek chemiczny *E* ma konfigurację elektronową: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$.

a) **Określ, do którego bloku konfiguracyjnego należy ten pierwiastek chemiczny.**
b) **Opisz stan kwantowy elektronu walencyjnego tego pierwiastka chemicznego za pomocą czterech liczb kwantowych (n, l, m, m_s).**

5. Pierwiastek chemiczny *X* w stanie podstawowym ma następującą konfigurację elektronową: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$.

a) **Przedstaw rozmieszczenie elektronów walencyjnych w atomie tego pierwiastka chemicznego w postaci schematu klatkowego.**
b) **Ponumeruj na schemacie klatkowym elektrony od 1 do 7. Opisz stan kwantowy elektronów oznaczonych numerami 3, 5, 6 i podaj wartości liczb kwantowych.**
c) **Podaj symbol pierwiastka chemicznego *X* i przedstaw skrócony zapis konfiguracji elektronowej jego atomu.**

6. **Na podstawie skróconego zapisu konfiguracji elektronowej zakwalifikuj pierwiastki do odpowiedniego bloku konfiguracyjnego.**

a) [Xe] $4f^{14}\ 5d^4\ 6s^2$
b) [He] $2s^2$
c) [Kr] $4d^{10}\ 5s^2\ 5p^5$
d) [Ne] $3s^2\ 3p^1$

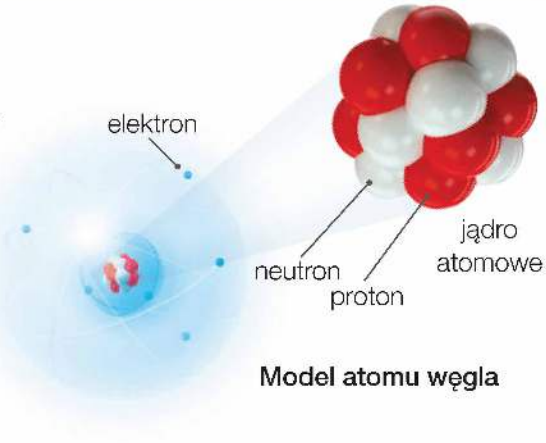
7. Pierwiastki chemiczne *X* i *Y* należą do bloku konfiguracyjnego *p* i znajdują się w tym samym okresie. Na zewnętrznej powłoce atomów obydwu pierwiastków chemicznych w stanie podstawowym liczba par elektronowych jest równa liczbie elektronów niesparowanych. Pierwiastek *Y* nie ma naturalnych odmian izotopowych, więc skład jąder wszystkich jego atomów występujących w przyrodzie jest taki sam. Jądro atomu pierwiastka *Y* zawiera 14 neutronów.

a) **Przedstaw za pomocą schematów klatkowych konfiguracje elektronowe zewnętrznych powłok atomów pierwiastków *X* i *Y* w stanie podstawowym. Podaj numery grup, do których należą te pierwiastki chemiczne.**
b) **Podaj nazwy pierwiastków chemicznych *X* i *Y*.**

Podsumowanie

Budowa atomu

Każdy atom składa się z **jądra atomowego** i otaczającej go **chmury elektronowej**. Elektrony najbardziej oddalone od jądra atomowego, biorące udział w tworzeniu wiązań chemicznych, są nazywane **elektronami walencyjnymi**. Jądro atomu i pozostałe elektrony (elektrony niewalencyjne) tworzą **rdzeń atomowy**.



Model atomu węgla

Liczba atomowa *Z* i liczba masowa *A*

Atom pierwiastka chemicznego można przedstawić za pomocą symbolu chemicznego oraz **liczb atomowej** *Z* i **masowej** *A*:

liczba masowa =
= liczba protonów (Z) + liczba neutronów ($A - Z$)

$^{A}_{Z}E$ — symbol pierwiastka chemicznego

liczba atomowa =
= liczba porządkowa pierwiastka chemicznego w układzie okresowym
= liczba protonów = ładunek jądra

Pierwiastek chemiczny to zbiór atomów o takiej samej liczbie atomowej *Z*.

Promieniotwórczość i jej rodzaje

Promieniotwórczość to samorzutna przemiana jąder atomowych, w której wyniku powstają pierwiastki chemiczne o mniejszej masie atomowej i następuje emisja promieniowania. Wyróżnia się dwa rodzaje promieniotwórczości:

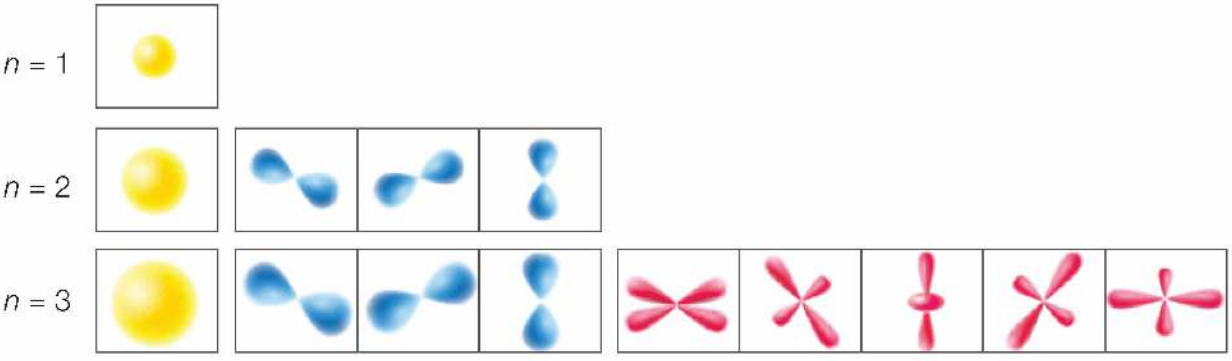
- **naturalną**,
- **sztuczną**.

Zasada nieoznaczoności Heisenberga

Nie można ustalić dokładnego położenia i pędu elektronów w atomie. Można jedynie rozważyć prawdopodobieństwo ich znajdowania się w określonym obszarze wokół jądra atomu.

Kształty orbitali atomowych

Geometryczny rozkład prawdopodobieństwa znalezienia się elektronu w danym obszarze przedstawiają kształty orbitali atomowych. Im wyższa główna liczba kwantowa (n), tym większa i bardziej złożona jest przestrzeń ograniczona konturem orbitalu.



Reguła Hunda i zakaz Pauliego

W stanie podstawowym atomu elektrony są rozmieszczone według następujących zasad:

- w atomie istnieje możliwie największa liczba elektronów niesparowanych (**reguła Hunda**),
- nie mogą istnieć dwa elektrony o identycznych stanach kwantowych, tzn. o tych samych wartościach wszystkich czterech liczb kwantowych (**zakaz Pauliego**).

Konfiguracja elektronowa

Konfiguracja elektronowa to rozmieszczenie elektronów w powłokach i podpowłokach.
W kolejnych powłokach elektronowych może znajdować się ściśle określona liczba elektronów.

Symbol i numer powłoki elektronowej	*K* 1	*L* 2		*M* 3			*N* 4				*O* 5				
Maksymalna liczba elektronów w powłoce ($2n^2$)	2	8		18			32				50				
Symbol podpowłoki i maksymalna liczba elektronów w podpowłokach	*s* 2	*s* 2	*p* 6	*s* 2	*p* 6	*d* 10	*s* 2	*p* 6	*d* 10	*f* 14	*s* 2	*p* 6	*d* 10	*f* 14	*g* 18
Liczba stanów kwantowych w podpowłokach	2	2	6	2	6	10	2	6	10	14	2	6	10	14	18
Liczba poziomów orbitalnych	1	1	3	1	3	5	1	3	5	7	1	3	5	7	9
Schemat klatkowy konfiguracji elektronowej zapełnionych powłok	*s* ↑↓	*s* ↑↓	*p* ↑↓ ↑↓ ↑↓	*s* ↑↓	*p* ↑↓ ↑↓ ↑↓	*d* ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	*s* ↑↓	*p* ↑↓ ↑↓ ↑↓	*d* ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	*f* ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	*s* ↑↓	*p* ↑↓ ↑↓ ↑↓	*d* ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	*f* ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	*g* ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓
Konfiguracja elektronowa zapełnionych powłok	$1s^2$	$2s^2\ 2p^6$		$3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$			$4s^2\ 4p^6\ 4d^{10}\ 4f^{14}$				$5s^2\ 5p^6\ 5d^{10}\ 5f^{14}\ 5g^{18}$				

Układ okresowy pierwiastków chemicznych

Zestawienie pierwiastków chemicznych według zwiększającej się liczby atomowej *Z*. Składa się z 7 okresów i 18 grup. Pierwiastki chemiczne znajdujące się w tym samym okresie mają identyczną liczbę powłok elektronowych, a te, które znajdują się w tej samej grupie – bardzo zbliżone właściwości chemiczne.

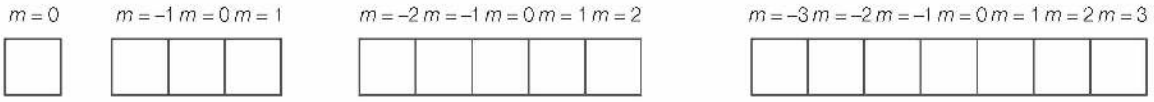
Schemat klatkowy konfiguracji elektronowej

Najwięcej informacji o rozmieszczeniu elektronów w atomie lub jonie można odczytać z zapisu konfiguracji elektronowej w postaci **schematu klatkowego**.

Podpowłoka elektronowa	Liczba poziomów orbitalnych	Schemat klatkowy
s	1	□
p	3	□□□
d	5	□□□□□
f	7	□□□□□□□

Zapisując konfigurację elektronową w postaci schematu klatkowego, uwzględnia się wartości wszystkich **liczb kwantowych**.

W przypadku powłoki elektronowej $n = 4$ zapis ten będzie wyglądał następująco:



4*s*	4*p*	4*d*	4*f*
$n = 4$	$n = 4$	$n = 4$	$n = 4$
$l = 0$	$l = 1$	$l = 2$	$l = 3$

Wewnątrz klatki umieszcza się strzałki: ↑ lub ↓, symbolizujące elektrony.

Jeden poziom orbitalny może być obsadzony maksymalnie przez 2 elektrony:

↑ pojedynczy elektron, **elektron niesparowany**

$$m_s = \frac{1}{2}$$

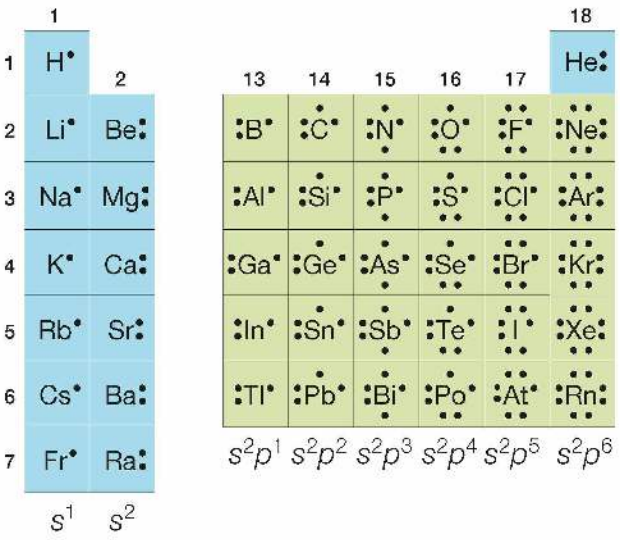
↑↓ dwa elektrony, **elektrony sparowane**

$$m_s = \frac{1}{2};\ m_s = -\frac{1}{2}$$

Elektrony walencyjne

Są to elektrony znajdujące się w ostatniej powłoce elektronowej.

W atomach pierwiastków chemicznych grup 1.–12. liczba **elektronów walencyjnych** jest równa numerowi grupy, a grup 13.–18. – numerowi grupy pomniejszonemu o 10 (wyjątek: He).



Elektrony walencyjne pierwiastków chemicznych grup głównych:
- • elektron niesparowany,
- •• para elektronowa.

Konfiguracja elektronów walencyjnych w wybranych atomach:

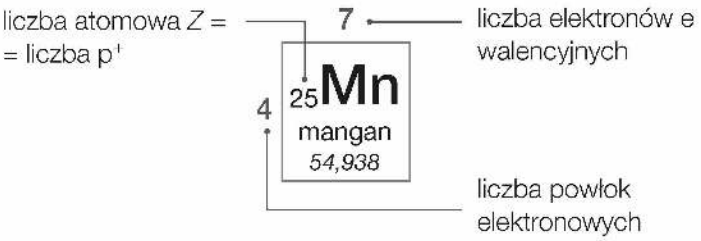
- wodór: $1s^1$
- węgiel: $2s^2\ 2p^2$
- wapń: $4s^2$

Sposób na zadania

Jak zapisać podpowłokową konfigurację elektronową (pełny zapis, skrócony zapis, schemat klatkowy) jonu pierwiastka chemicznego bloku *d*?

Skorzystaj z układu okresowego pierwiastków chemicznych

1 **Odczytaj z układu okresowego pierwiastków chemicznych liczbę atomową *Z* pierwiastka chemicznego podanego w treści zadania – będziesz wtedy znać liczbę elektronów w obojętnym elektrycznie atomie, np.:**



2 **Napisz podpowłokową konfigurację elektronową** (w stanie podstawowym)**, czyli rozmieść wszystkie elektrony na podpowłokach zgodnie z kolejnością ich zapełniania:**

$1s^2 \rightarrow 2s^2 \rightarrow 2p^6 \rightarrow 3s^2 \rightarrow 3p^6 \rightarrow 4s^2 \rightarrow 3d^{10} \rightarrow 4p^6 \rightarrow 5s^2 \rightarrow 4d^{10} \rightarrow 5p^6 \rightarrow 6s^2 \rightarrow 4f^{14} \rightarrow 5d^{10} \rightarrow$
$\rightarrow 6p^6 \rightarrow 7s^2 \rightarrow 5f^{14} \rightarrow 6d^{10} \rightarrow 7p^6$

Przykład: podpowłokowa konfiguracja elektronowa manganu ${}_{25}Mn$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2\ 3d^5$

3 **Ustal liczbę elektronów w jonie – w przypadku anionu trzeba dodać do liczby atomowej *Z* liczbę elektronów równą ładunkowi jonu. Natomiast w przypadku kationu – odjąć liczbę elektronów równą ładunkowi jonu.**

Przykład: w kationie manganu Mn^{3+} liczba elektronów wynosi ${}_{25}Mn^{3+}$: 25 – **3** = 22

Jeśli pierwiastek chemiczny należy do bloku *d* i tworzy kation, to w pierwszej kolejności oddaje elektrony z zewnętrznej podpowłoki *s*, a następnie (jeśli to konieczne) z podpowłoki *d*.

4 **Napisz podpowłokową konfigurację elektronową jonu.**

Przykład: podpowłokowa konfiguracja elektronowa kationu manganu ${}_{25}Mn^{3+}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^4$

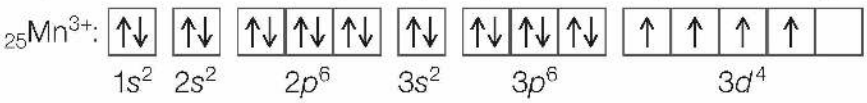
5 **Napisz skróconą konfigurację elektronową jonu.** W tym celu ustal symbol chemiczny i konfigurację elektronową helowca, który w układzie okresowym poprzedza pierwiastek chemiczny podany w treści zadania. W pełnym zapisie konfiguracji elektronowej jonu zastąp konfigurację helowca jego symbolem chemicznym w nawiasie kwadratowym.

Przykład: skrócona konfiguracja elektronowa kationu manganu Mn^{3+}: ${}_{25}Mn$: $[Ar]\ 3d^4$

6 **Narysuj schemat klatkowy, czyli przedstaw graficznie rozmieszczenie elektronów.** Postępuj tak jak w przypadku zapisu podpowłokowego, z tym że każdą podpowłokę przedstaw w postaci kwadratów, których liczba odpowiada liczbie orbitali tej podpowłoki. Za pomocą pionowych strzałek zaznacz rozkład elektronów w podpowłokach.

Nie zapomnij opisać orbitali symbolami podpowłok.

Przykład: schemat klatkowy konfiguracji elektronowej kationu manganu Mn^{3+}



Trening – rozwiąż zadania: 1., 2., 3., s. 68.

Trening – rozwiąż zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Zadanie 1.

Dwa pierwiastki chemiczne E_1 i E_2 znajdują się w 5. okresie układu okresowego pierwiastków chemicznych. Ich elektrony walencyjne są rozmieszczone w dwóch podpowłokach elektronowych, a w atomie pierwiastka chemicznego E_2 należą do różnych powłok elektronowych. W stanie podstawowym atom pierwiastka chemicznego E_1 na ostatniej powłoce elektronowej ma 6 elektronów, natomiast atom pierwiastka chemicznego E_2 na ostatniej powłoce elektronowej i podpowłoce elektronowej $4d$ – 6 elektronów.

Napisz symbole chemiczne pierwiastków E_1 i E_2, numery grup i symbole bloku konfiguracyjnego, do którego należą.

Napisz pełną konfigurację elektronową obydwu pierwiastków chemicznych w stanie podstawowym, stosując schemat klatkowy oraz konfigurację skróconą. Podaj numery powłok elektronowych oraz symbole podpowłok elektronowych.

Uzasadnij odpowiednią regułą liczbę elektronów niesparowanych w ostatniej powłoce elektronowej obydwu pierwiastków chemicznych.

Zadanie 2.

Poniżej przedstawiono skrócony zapis konfiguracji elektronowej atomów i jonu (I–III) za pomocą schematu klatkowego. Niektóre z nich zostały zapisane niezgodnie z regułami.

I $_{38}Sr$: $[_{36}Kr]$ ⇑⇑ (5*s*)

II $_{28}Ni^{2+}$: $[_{18}Ar]$ ⇅ ⇅ ⇅ ↓ ↓

III $_{16}Sr$: $[_{10}Ne]$ ⇅ (3*s*) ⇅ ⇅ (3*p*)

Ustal, które zapisy konfiguracji elektronowej (I–III) **spełniają wymienione warunki** (a–c).

a) Zapis konfiguracji jest niezgodny z regułą Hunda.

b) Zapis konfiguracji jest niezgodny z zakazem Pauliego.

c) Zapis przedstawia konfigurację jonu mającego tyle samo elektronów co atom żelaza.

Zadanie 3.

Atomy pierwiastka chemicznego X tworzą jony X^{2+} o następującej konfiguracji elektronowej: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 3d^{10}$.

a) **Podaj symbol pierwiastka chemicznego *X*.**

b) **Określ położenie tego pierwiastka chemicznego w układzie okresowym.**

c) **Określ, do jakiego bloku konfiguracyjnego należy ten pierwiastek chemiczny.**

d) **Zapisz konfigurację elektronową atomu pierwiastka chemicznego *X* za pomocą schematu klatkowego.**

e) **Podaj wartości liczb kwantowych *n*, *l*, *m*, m_s opisujących stan elektronów podpowłoki 4*s* w tym atomie.**



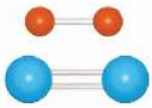
Wiązania chemiczne

W tym dziale zwróć uwagę na umiejętności

Korzystanie z informacji

- wskazywanie związku między budową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym i jego właściwościami
- określanie rodzaju wiązania chemicznego na podstawie elektroujemności oraz liczby elektronów walencyjnych
- rozpoznawanie typów hybrydyzacji orbitali walencyjnych atomu centralnego
- określanie kształtu cząsteczek

9. Elektroujemność pierwiastków chemicznych



Modele atomów:
wodoru
tlenu

Rys. 24. Modele cząsteczek wodoru i tlenu.

Atomy pierwiastków chemicznych mogą się łączyć ze sobą, tworząc cząsteczki. Najprostszą budowę mają cząsteczki dwuatomowe, np.: H_2, O_2 (rys. 24.). Najbardziej skomplikowaną – makrocząsteczki, czyli cząsteczki zbudowane z setek tysięcy atomów, takie jak białka czy polimery.

Ze względu na rodzaj atomów wchodzących w skład cząsteczki można wyróżnić:

- **cząsteczki homoatomowe** (homojądrowe) – składające się z atomów tego samego pierwiastka chemicznego, np.: N_2, P_4, S_8,
- **cząsteczki heteroatomowe** (heterojądrowe) – składające się z atomów różnych pierwiastków chemicznych. Są to cząsteczki związków chemicznych, np.: H_2O, H_3PO_4, $C_6H_{12}O_6$.

Wiązania chemiczne

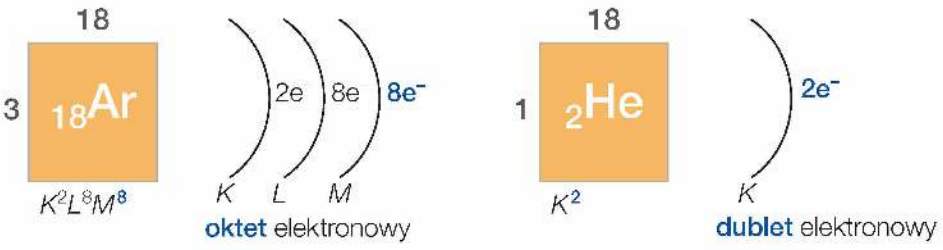
Wiązanie chemiczne – oddziaływanie między atomami, powodujące ich trwałe połączenie w substancję bardziej złożoną, np. cząsteczkę związku chemicznego.

Atomy wszystkich pierwiastków chemicznych dążą do uzyskania w zewnętrznej powłoce elektronowej takiej konfiguracji elektronów, która zapewniałaby im jak największą trwałość. Wiąże się to z osiągnięciem odpowiedniego poziomu energetycznego, dzięki któremu atom uzyskuje bierność chemiczną (staje się nieaktywny chemicznie). Zewnętrzne orbitale atomowe dążą więc do uzyskania konfiguracji elektronowej nieaktywnych chemicznie pierwiastków 18. grupy (helowców). Atomy uzyskują pożądaną konfigurację, reagując z innymi atomami. Dochodzi wówczas do wzajemnego oddziaływania ich elektronów walencyjnych. Takie oddziaływanie nosi nazwę **wiązania chemicznego**.

Reguła oktetu – dążenie atomów większości pierwiastków chemicznych do uzyskania w powłoce walencyjnej 8 elektronów (oktetu elektronowego).

Według **teorii wiązań chemicznych**, sformułowanej w 1916 r. przez **Walthera Kossela** [czyt. waltera kosela] i **Gilberta Lewisa** [czyt. gilberta luisa], reagujące ze sobą atomy dążą do uzyskania konfiguracji elektronowej najbliższego w układzie okresowym helowca. Pierwiastki chemiczne grupy 18. (helowce) mają w powłoce walencyjnej 8 elektronów stanowiących tzw. **oktet elektronowy** lub – jak w przypadku helu – 2 elektrony, czyli **dublet elektronowy**. Zatem atomy pierwiastków chemicznych podczas tworzenia wiązań chemicznych dążą do zapełnienia zewnętrznej powłoki elektronowej ośmioma (reguła oktetu) lub dwoma elektronami (reguła dubletu):

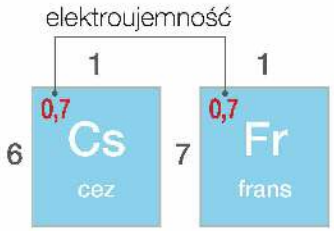
Reguła dubletu – dążenie atomów niektórych pierwiastków chemicznych (H, Li, Be) do uzyskania w powłoce walencyjnej 2 elektronów (dubletu elektronowego).



Elektroujemność pierwiastków chemicznych

Elektroujemność to **zdolność atomów** danego pierwiastka chemicznego **do przyciągania elektronów** w procesie tworzenia wiązania chemicznego. Od elektroujemności danego pierwiastka chemicznego zależy sposób, w jaki jego atom uzyskuje konfigurację elektronową najbliższego w układzie okresowym helowca. Elektroujemność zwykle podaje się w liczbach według skali ułożonej przez **Linusa Paulinga**. **Niska elektroujemność** cechuje **metale**, a **wysoka – niemetale** (rys. 25.). Najbardziej metalicznym pierwiastkiem chemicznym jest cez o elektroujemności 0,7 (lub sztucznie otrzymany frans – elektroujemność 0,7). Najsłabiej przyciąga on elektrony i łatwo oddaje swój elektron walencyjny innym atomom. Przeciwnie zachowuje się najbardziej elektroujemny pierwiastek chemiczny – fluor – o elektroujemności 4,0. Pierwiastki metaliczne o niskiej elektroujemności nazywa się też **pierwiastkami elektrododatnimi** (łatwo oddającymi elektrony), a niemetale – **pierwiastkami elektroujemnymi**.

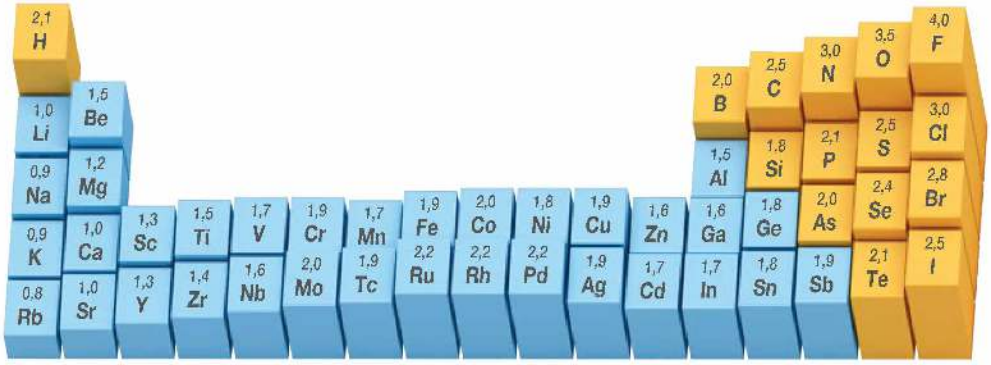
Elektroujemność – zdolność przyciągania elektronów przez atom danego pierwiastka chemicznego, gdy tworzy on wiązanie chemiczne; jej wartość jest podawana zwykle w skali Paulinga.



Zmiana elektroujemności pierwiastków chemicznych w układzie okresowym

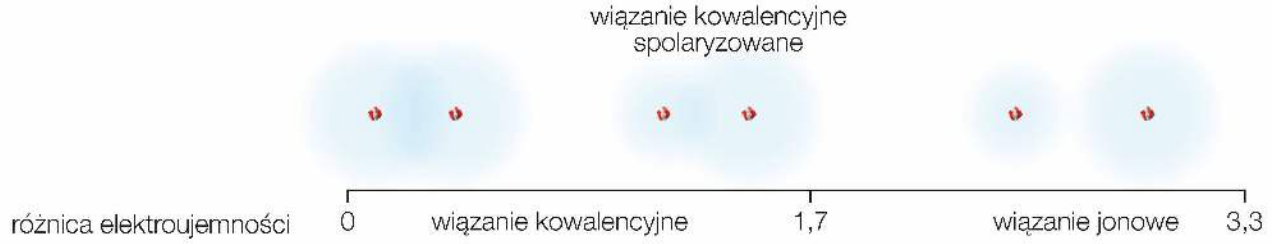
Elektroujemność pierwiastków chemicznych związana jest z ich położeniem w układzie okresowym. W grupach 1. i 2. występują typowe metale o niskiej elektroujemności. Wyjątkiem jest wodór, którego elektroujemność jest znacznie wyższa od elektroujemności litowców (obok których znajduje się on w układzie okresowym), ale dużo niższa od elektroujemności fluorowców (rys. 25.). Elektroujemność wodoru jest najbardziej zbliżona do elektroujemności węglowców. Charakter metaliczny kolejnych grup układu okresowego maleje, a grupy 15., 16. i 17. zawierają głównie niemetale.

W każdej z grup 1.–2. i 13.–18. wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej (czyli ze zwiększaniem się numeru okresu) zmniejsza się elektroujemność pierwiastków chemicznych. Tym samym charakter metaliczny pierwiastków chemicznych zwiększa się w kolejnych okresach. W układzie okresowym pierwiastków chemicznych zmieniają się również energia jonizacji i powinowactwo elektronowe pierwiastków chemicznych (patrz s. 76).



Rys. 25. Elektroujemność pierwiastków chemicznych wg skali Paulinga jest wielkością bezwymiarową (bez jednostki). Elektroujemności gazów szlachetnych nie podaje się ze względu na ich bierność chemiczną.

Różnica elektroujemności łączących się ze sobą pierwiastków chemicznych ma zasadniczy wpływ na rodzaj powstającego wiązania chemicznego (rys. 26.).



Rys. 26. Jeżeli różnica elektroujemności jest mniejsza od 1,7, to powstaje wiązanie kowalencyjne, jeżeli jest równa 1,7 lub większa – wiązanie jonowe.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Określ, do uzyskania konfiguracji elektronowej którego z helowców będą dążyć atomy wymienionych pierwiastków chemicznych podczas tworzenia cząsteczek. Odpowiedź uzasadnij ich położeniem w układzie okresowym pierwiastków chemicznych.**
   a) fluor b) magnez c) rubid d) lit e) siarka f) jod

2. **Wyjaśnij, dlaczego gazy szlachetne występują w postaci pojedynczych atomów, a nie – jak inne gazy – cząsteczek dwuatomowych.**

3. Pierwiastki chemiczne *X*, *Y*, *Z*, *W* mają następujące wartości elektroujemności: *X* – 0,7; *Y* – 1,2; *Z* – 2,5; *W* – 3,5. **Zakwalifikuj te pierwiastki chemiczne do metali lub niemetali.**

4. **Na podstawie elektroujemności pierwiastków chemicznych wyjaśnij:**
   a) jak zmienia się charakter metaliczny pierwiastków chemicznych znajdujących się w 1. grupie układu okresowego pierwiastków chemicznych,
   b) jak zmienia się charakter niemetaliczny pierwiastków chemicznych znajdujących się w 2. okresie układu okresowego pierwiastków chemicznych,
   c) zdolność przyjmowania elektronów przez pierwiastki chemiczne znajdujące się w 2. grupie układu okresowego pierwiastków chemicznych.

5. Umieszczone nad strzałkami symbole pierwiastków chemicznych uporządkowano według pewnych kryteriów. **Określ, jak zmieniają się ich właściwości wymienione w punktach a–g** (zwiększają się/zmniejszają się/nie zmieniają się).

   Cl, Br, I →

   a) liczba elektronów walencyjnych
   b) liczba powłok elektronowych
   c) elektroujemność
   d) charakter metaliczny

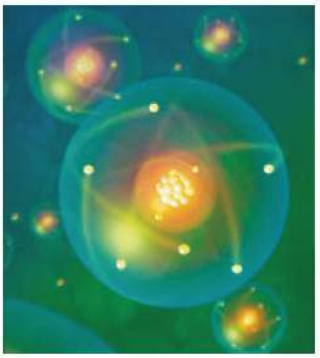
   Na, Mg, Al →

   e) charakter niemetaliczny
   f) zdolność oddawania elektronów
   g) zdolność przyjmowania elektronów

6. **Oceń prawdziwość opisów dotyczących pierwiastków chemicznych należących do tej samej grupy układu okresowego.**
   a) Mają jednakowe liczby elektronów walencyjnych.
   b) Ich elektroujemność zwiększa się wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej.
   c) Ze zwiększaniem się liczby atomowej zmniejsza się ich zdolność do przyjmowania elektronów.
   d) Ze zwiększaniem się liczby atomowej wzrasta ich charakter niemetaliczny.
   e) Ich elektroujemność zmniejsza się wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej.

10. Rodzaje wiązań chemicznych

Atomy łączą się w cząsteczki za pomocą wiązań chemicznych. Każdy z nich dąży wówczas do uzyskania trwałej konfiguracji elektronowej helowców (reguła oktetu, reguła dubletu). Udaje się ją osiągnąć poprzez utworzenie jednego lub kilku wiązań chemicznych (rys. 27.). Ich rodzaj zależy od elektroujemności łączących się pierwiastków chemicznych.



Rys. 27. Model cząsteczki wody – atomy wodoru i tlenu łączą się za pomocą wiązań chemicznych.

Wartościowość pierwiastka chemicznego

Wartościowość to **liczba wiązań chemicznych**, które może utworzyć atom danego pierwiastka chemicznego w związku chemicznym. Ten sam pierwiastek chemiczny może mieć różną wartościowość w zależności od rodzaju tworzonej przez niego cząsteczki heteroatomowej. Wartościowość pierwiastka chemicznego w stanie wolnym wynosi 0.

Wartościowość – cecha pierwiastka chemicznego określana jako liczba wiązań, które może utworzyć jego atom.

Energia i długość wiązania chemicznego

Atomy, łącząc się w cząsteczki, obniżają swoją energię, czyli osiągają trwały stan energetyczny. **Energia**, którą należy **dostarczyć cząsteczce**, aby rozerwać dane wiązanie, nosi nazwę energii wiązania. Energii wiązania odpowiada określona długość wiązania (tabela 7.). Długość wiązań wyraża się w:

- **pikometrach**, pm,
- **nanometrach**, nm,
- **angstremach**, Å.

Długość wiązania – odległość między jądrami atomowymi w cząsteczce odpowiadająca energii danego wiązania.

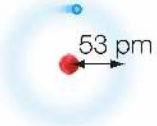
1 pm = 10^{-12} m
1 nm = 10^{-9} m
1 Å = 10^{-10} m

Tabela 7. Długości wiązań chemicznych w wybranych cząsteczkach wyrażone w pm, nm, m i Å

Wzór sumaryczny cząsteczki	Długość wiązania chemicznego w cząsteczce			
	pm	nm	m	Å
H_2	70	0,070	$7 \cdot 10^{-11}$	0,70
O_2	121	0,121	$1{,}21 \cdot 10^{-10}$	1,21
F_2	143	0,143	$1{,}43 \cdot 10^{-10}$	1,43

W tych samych jednostkach (pm, nm, Å) jest wyrażany **promień atomowy**. Istnieje zależność między długością promienia atomowego a położeniem pierwiastka chemicznego w układzie okresowym. Promień atomów zwiększa się wraz z liczbą powłok elektronowych.

Promień atomowy wodoru:



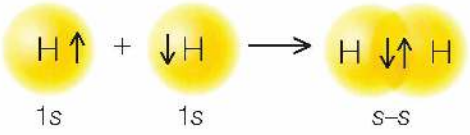
Orbitale molekularne i rodzaje wiązań chemicznych (σ i π)

Orbitale molekularne (cząsteczkowe) powstają przez zbliżenie i nałożenie się orbitali atomowych o podobnej energii i tej samej symetrii względem osi łączącej dwa jądra atomowe. Ze względu na typ orbitalu występującego w cząsteczce wyróżnia się dwa rodzaje kowalencyjnych (atomowych) wiązań chemicznych: **wiązanie σ** [czyt. sigma] i **wiązanie π** [czyt. pi].

Wiązanie σ jest to wiązanie chemiczne utworzone przez elektrony opisywane następującymi orbitalami molekularnymi:

- **orbital molekularny *s*–*s***, powstający z dwóch orbitali atomowych *s*, np.:

$H\bullet + \bullet H \longrightarrow H\bullet\bullet H$
$H\bullet + \bullet H \longrightarrow H\overset{\sigma}{-}H$

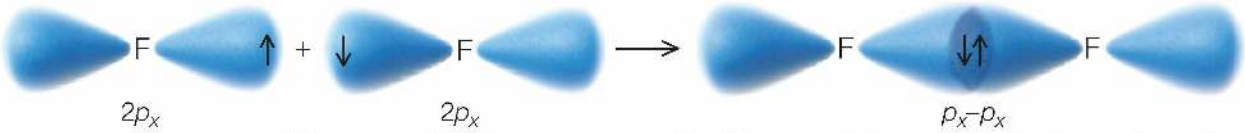


- **orbital molekularny *s*–*p***, powstający z orbitalu atomowego *s* i orbitalu atomowego *p*, np.:

$H\bullet + \bullet Cl \longrightarrow H\bullet\bullet Cl$
$H\bullet + \bullet Cl \longrightarrow H\overset{\sigma}{-}Cl$



- **orbital molekularny p_x–p_x**, powstający z dwóch orbitali atomowych p_x, np.:

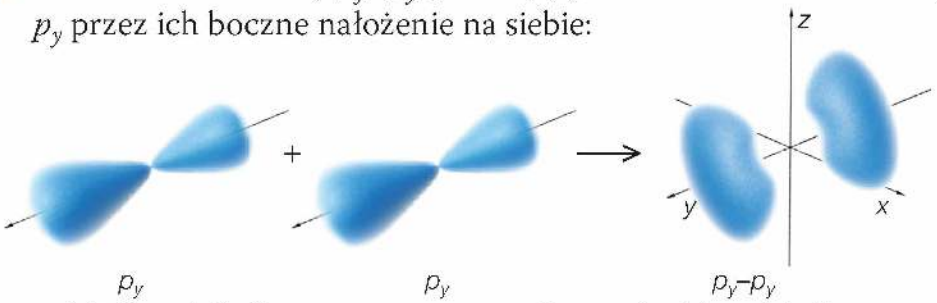


Chmura elektronowa wspólnej pary elektronowej wiązania σ jest rozmieszczona w przestrzeni między jądrami atomowymi pierwiastków chemicznych tworzących cząsteczkę. Wiązanie to jest silne.

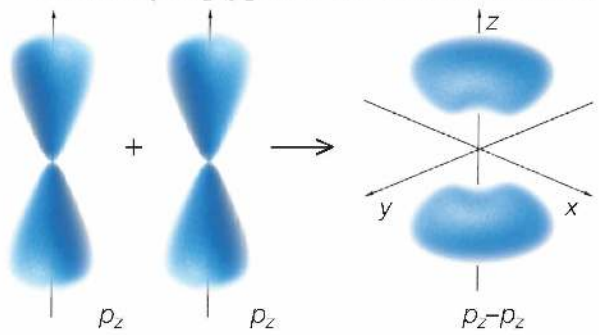
Wiązanie π jest to wiązanie chemiczne utworzone przez elektrony opisywane następującymi orbitalami molekularnymi:

$F\bullet + \bullet F \longrightarrow F\bullet\bullet F$
$F\bullet + \bullet F \longrightarrow F\overset{\sigma}{-}F$

- **orbital molekularny p_y–p_y**, powstający z dwóch orbitali atomowych p_y przez ich boczne nałożenie na siebie:



- **orbital molekularny p_z–p_z**, powstający z dwóch orbitali atomowych p_z przez ich boczne nałożenie na siebie:



Ze względu na **liczbę elektronów biorących udział w łączeniu atomów** kowalencyjne wiązania chemiczne można podzielić na **wiązania pojedyncze** – utworzone przez 2 elektrony (1 parę elektronową) – oraz na **wiązania wielokrotne**.

Wiązanie pojedyncze jest wiązaniem σ, np.: C—C

Do wiązań wielokrotnych zalicza się:

- wiązania podwójne – utworzone przez 4 elektrony (2 pary elektronowe). Wiązanie podwójne to jedno wiązanie π i jedno wiązanie σ, np.: C=C
- wiązanie potrójne – utworzone przez 6 elektronów (3 pary elektronowe). Wiązanie potrójne to dwa wiązania π i jedno wiązanie σ, np.: C≡C

Wiązanie pojedyncze =
1 wiązanie σ



Wiązanie podwójne =
1 wiązanie σ + 1 wiązanie π



Wiązanie potrójne =
1 wiązanie σ + 2 wiązania π



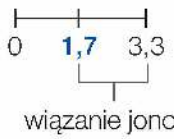
Modele atomów:
wodoru
azotu
tlenu

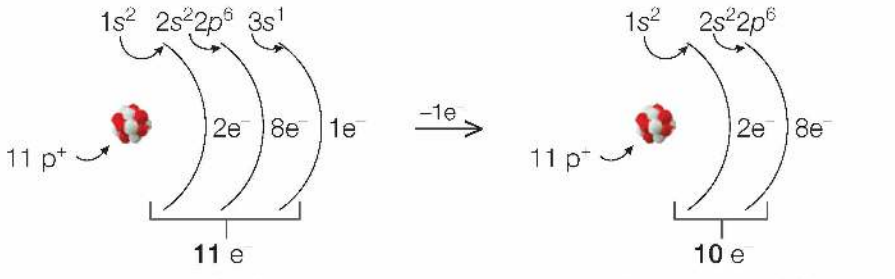
Wiązanie jonowe

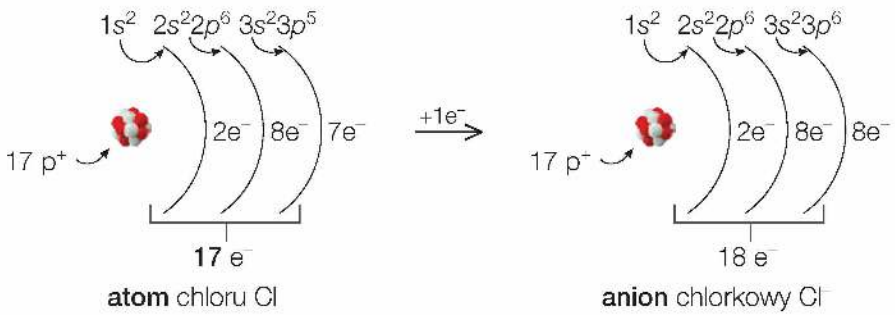
Wiązanie jonowe powstaje między atomami pierwiastków chemicznych znacznie różniących się elektroujemnością (przynajmniej o 1,7 w skali Paulinga). Wiązania jonowe tworzą się **między atomami metali a atomami niemetali**.

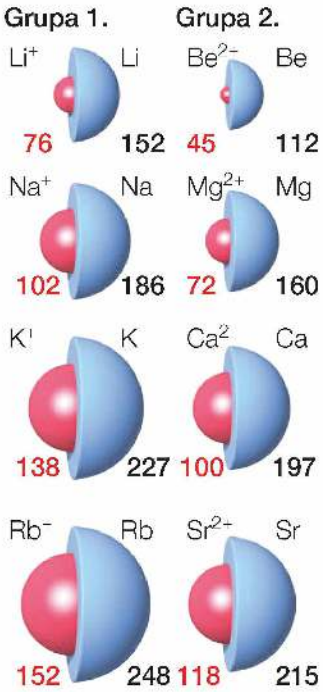
Gdy różnica elektroujemności pierwiastków chemicznych jest znaczna, elektrony walencyjne jednego z atomów mogą być tak silnie przyciągane przez drugi atom (bardziej elektroujemny), że zostają przejęte i obsadzają jego zewnętrzną powłokę elektronową. Poprzez oddanie lub przyjęcie elektronów atomy osiągają konfigurację najbliższego w układzie okresowym helowca. W ten sposób atom przejmujący elektrony ma nadmiar elektronów i staje się **jonem ujemnym (anionem)**, a atom oddający elektrony staje się **jonem dodatnim (kationem)**. Elektrostatyczne przyciąganie się różnoimiennie naładowanych jonów powoduje powstanie wiązania jonowego:

Różnica elektroujemności

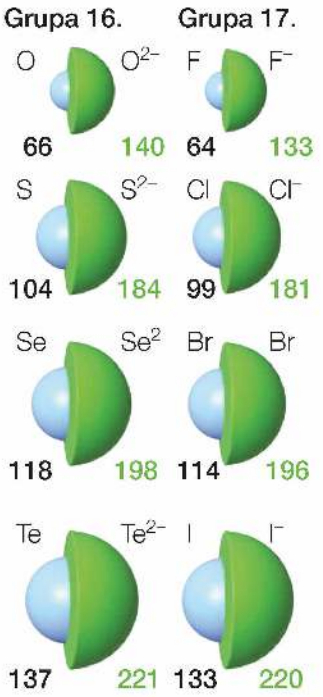








Rys. 28. Porównanie wielkości kationów i atomów (wartości promieni w pm); modele przedstawiają wzajemne proporcje jonów i atomów.



Rys. 29. Porównanie wielkości atomów i anionów (wartości promieni w pm); modele przedstawiają wzajemne proporcje atomów i jonów.

Rozmiary jonów pierwiastka chemicznego różnią się od rozmiarów jego atomów. Ich wielkość określa **promień jonowy**, który **w kationach** (rys. 28.) jest **mniejszy niż promień atomowy**, a w **anionach – większy** (rys. 29.). Za odległość między jonami przyjmuje się sumę promieni tych jonów. Przykłady związków chemicznych, w których występuje wiązanie jonowe, przedstawiono w tabeli 9., s. 77.

W rzeczywistości czyste (100-procentowe) wiązanie jonowe nie występuje. Udział charakteru jonowego w wiązaniu chemicznym zależy od różnicy elektroujemności pierwiastków chemicznych, które je tworzą. Im różnica ta jest większa, tym większy jest udział wiązania jonowego. Zależność tę przedstawiają przykłady z tabeli 8.

Tabela 8. Procentowy udział wiązania jonowego w wybranych związkach chemicznych

Wzór sumaryczny związku chemicznego	Różnica elektroujemności pierwiastków chemicznych	Udział wiązania jonowego, %
NaCl	2,1	67
$MgCl_2$	1,8	55
$AlCl_3$	1,5	43
$SiCl_4$	1,2	30
PCl_3	0,9	19
Cl_2	0,0	0

Energia jonizacji

Energia jonizacji to minimalna ilość energii, którą należy dostarczyć, aby oderwać elektron od obojętnego atomu pierwiastka chemicznego w stanie gazowym (czyli utworzyć jon dodatni). Jest to energia najsłabiej związanego elektronu walencyjnego danego atomu. W układzie okresowym pierwiastków chemicznych energia jonizacji rośnie w okresie od strony lewej do prawej i obniża się w grupie (najwyższa jest na górze grupy, najniższa na dole). Najniższą energię jonizacji wykazują litowce, które bardzo łatwo tworzą jony dodatnie, natomiast najwyższą – nieaktywne chemicznie helowce. Proces polegający na przyłączeniu elektronu do obojętnego atomu (utworzenie anionu) jest związany z wydzieleniem energii, a jej ilość nazywa się **powinowactwem elektronowym**. Atomy pierwiastków chemicznych o dużej elektroujemności, np. fluorowców, mają duże powinowactwo elektronowe i wysoką energię jonizacji.

Tabela 9. Przykłady związków chemicznych o wiązaniach jonowych

Wzór sumaryczny	Różnica elektroujemności	Tworzenie wiązania
LiCl	1 / 17 2 × 1,0 3Li lit 6,94 — 3 × 3,0 17Cl chlor 35,45 3,0 – 1,0 = **2,0**	$Li^{\bullet} + {:}\ddot{Cl}{:} \longrightarrow Li^+ + Cl^-$ atom litu, atom chloru → kation litu, anion chloru Atom chloru pobiera 1 elektron walencyjny od atomu litu. Powstają jony, które przyciągają się elektrostatycznie i mają konfiguracje elektronowe najbliższych w układzie okresowym helowców: Li^+ – helu, a Cl^- – argonu: $Li \longrightarrow Li^+ + 1\,e^-$ $1s^2\ 2s^1$ $\quad$ $1s^2$ $Cl + 1\,e^- \longrightarrow Cl^-$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ $\quad$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$
MgO	2 / 16 3 × 1,2 12Mg magnez 24,305 — 2 × 3,5 8O tlen 15,999 3,5 – 1,2 = **2,3**	$Mg + {:}\ddot{O}{:} \longrightarrow Mg^{2+} + O^{2-}$ atom magnezu, atom tlenu → kation magnezu, anion tlenu Atom tlenu pobiera 2 elektrony walencyjne od atomu magnezu. Powstają jony, które przyciągają się elektrostatycznie i mają konfiguracje elektronowe najbliższych w układzie okresowym helowców: Mg^{2+} i O^{2-} – neonu: $Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2\,e^-$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$ $\quad$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ $O + 2\,e^- \longrightarrow O^{2-}$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^4$ $\quad$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
$CaCl_2$	2 / 17 4 × 1,0 20Ca wapń 40,078 — 3 × 3,0 17Cl chlor 35,45 3,0 – 1,0 = **2,0**	$Ca + 2\,{:}\ddot{Cl}{:} \longrightarrow Ca^{2+} + 2\,Cl^-$ atom wapnia, atomy chloru → kation wapnia, aniony chloru Każdy atom chloru pobiera po 1 elektronie walencyjnym od atomu wapnia. Powstają jony, które przyciągają się elektrostatycznie i mają konfiguracje elektronowe najbliższych w układzie okresowym helowców: Ca^{2+} i Cl^- – argonu: $Ca \longrightarrow Ca^{2+} + 2\,e^-$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^2$ $\quad$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ $2\,Cl + 2\,e^- \longrightarrow 2\,Cl^-$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ $\quad$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^5$ $\quad$ $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

Wiązania kowalencyjne (atomowe)

Polaryzacja wiązania – przesunięcie chmury elektronowej w cząsteczce w kierunku jądra atomowego pierwiastka chemicznego o wyższej elektroujemności.

Wiązania kowalencyjne (atomowe) występują **między atomami niemetali** o wysokiej wartości elektroujemności. Powstają w wyniku utworzenia wspólnej pary elektronowej (jednej lub kilku) przez atomy tworzące cząsteczkę. Wspólna para elektronowa ma postać chmury elektronowej rozmieszczonej w przestrzeni między jądrami atomów. Przesunięcie chmury elektronowej w kierunku jednego z atomów nosi nazwę **polaryzacji wiązania**.

W **wiązaniu kowalencyjnym niespolaryzowanym** para elektronowa w jednakowym stopniu należy do obydwu atomów. Tak się dzieje, gdy atomy mają jednakową lub zbliżoną elektroujemność (różnica ich elektroujemności w skali Paulinga jest mniejsza od 0,4). Wiązanie to występuje najczęściej w cząsteczkach pierwiastków chemicznych (tabela 10., s. 79) oraz niektórych związków chemicznych, np.: CS_2, CH_4.

Wiązania kowalencyjne spolaryzowane są tworzone przez atomy niemetali o różnicy elektroujemności większej od 0,4 i mniejszej niż 1,7. W tych wiązaniach wspólna para elektronowa znajduje się bliżej jądra atomu pierwiastka chemicznego o wyższej wartości elektroujemności (rys. 30.). Powoduje to polarną budowę cząsteczki, która staje się **dipolem** o dwóch biegunach:

Dipol (cząsteczka polarna) – cząsteczka utworzona z atomów pierwiastków chemicznych o różnej wartości elektroujemności, charakteryzująca się rozdzieleniem ładunku dodatniego i ujemnego.

- **dodatnim**, oznaczanym jako $\delta+$ [czyt. delta plus], w pobliżu atomu o niższej elektroujemności,
- **ujemnym**, oznaczanym jako $\delta-$ [czyt. delta minus], w pobliżu atomu o wyższej elektroujemności.

Cząsteczkę będącą dipolem nazywa się także **cząsteczką polarną** lub **cząsteczką biegunową**.

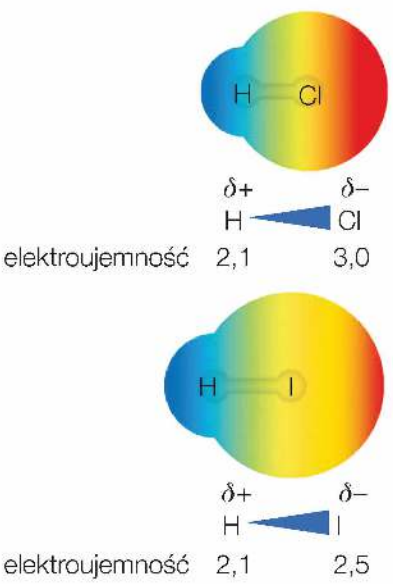
Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane:

$\delta+ \rightarrow \delta-$

$\delta+ \blacktriangleleft \delta-$

Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane zwykle jest przedstawiane za pomocą linii, na której środku znajduje się grot skierowany w stronę atomu pierwiastka chemicznego o wyższej elektroujemności ($\delta-$) $\rightarrow$ lub trójkąta równoramiennego, którego podstawa znajduje się bliżej atomu o wyższej wartości elektroujemności ($\delta-$) $\blacktriangleleft$.





Rys. 30. Modele wiązań kowalencyjnych spolaryzowanych w cząsteczkach fluorowcowodorów. Wspólna para elektronowa jest przesunięta w stronę atomów fluorowców.

Tabela 10. Przykłady cząsteczek o wiązaniach kowalencyjnych niespolaryzowanych

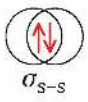
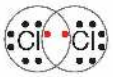
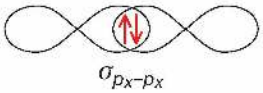
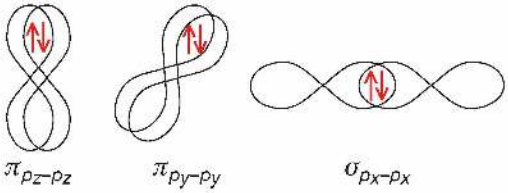
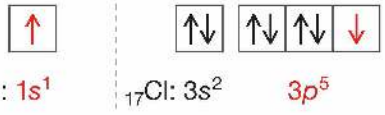
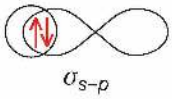
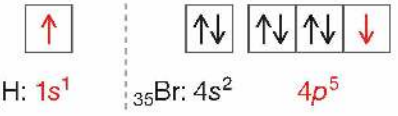
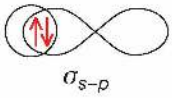
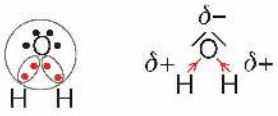
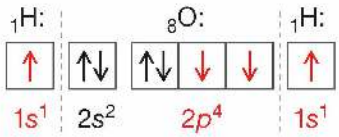
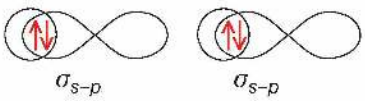
Wzór sumaryczny	Różnica elektroujemności	Tworzenie wiązania
H_2	1 1 H 2,1 wodór 1,008 2,1 – 2,1 = 0	 Wspólna para elektronowa powstaje w wyniku nałożenia się 2 niezapełnionych orbitali atomowych *s*.  $_1H$: $1s^1$ $_1H$: $1s^1$ Zostaje utworzony orbital molekularny σ_{s-s} (pojedyncze wiązanie σ). Każdy atom wodoru ma konfigurację elektronową najbliższego w układzie okresowym helowca – helu:  σ_{s-s}
Cl_2	17 3 Cl 3,0 chlor 35,45 3,0 – 3,0 = 0	 Wspólna para elektronowa powstaje w wyniku nałożenia się 2 niezapełnionych orbitali atomowych *p*.  $_{17}Cl$: $3s^2$ $3p^5$ $_{17}Cl$: $3s^2$ $3p^5$ Zostaje utworzony orbital molekularny σ_{p-p} (pojedyncze wiązanie σ). Każdy atom chloru ma konfigurację elektronową najbliższego w układzie okresowym helowca – argonu:  $\sigma_{p_x-p_x}$
N_2	15 2 N 3,0 azot 14,007 3,0 – 3,0 = 0	 Trzy wspólne pary elektronowe powstają w wyniku nałożenia się 6 niezapełnionych orbitali atomowych *p*.  $_7N$: $2s^2$ $2p^3$ $_7N$: $2s^2$ $2p^3$ Zostają utworzone 2 orbitale molekularne π_{p-p} i 1 orbital molekularny σ_{p-p} (potrójne wiązanie: dwa wiązania π i jedno wiązanie σ). Każdy atom azotu ma konfigurację elektronową najbliższego w układzie okresowym helowca – neonu:  $\pi_{p_z-p_z}$ $\pi_{p_y-p_y}$ $\sigma_{p_x-p_x}$

Tabela 11. Przykłady cząsteczek o wiązaniach kowalencyjnych spolaryzowanych

Wzór sumaryczny	Różnica elektroujemności	Tworzenie wiązania
HCl	1 (1) 2,1 $_1$H wodór 1,008 — 17 (3) 3,0 $_{17}$Cl chlor 35,45 3,0 – 2,1 = **0,9**	 Wspólna para elektronowa powstaje w wyniku nałożenia się niezapełnionych orbitali atomowych *s* i *p*:  $_1$H: $1s^1$ $_{17}$Cl: $3s^2$ $3p^5$ Zostaje utworzony orbital molekularny σ_{s-p} (pojedyncze wiązanie σ). Każdy atom ma konfigurację elektronową najbliższego w układzie okresowym helowca: wodór – atomu helu, chlor – atomu argonu:  σ_{s-p}
HBr	1 (1) 2,1 $_1$H wodór 1,008 — 17 (4) 2,8 $_{35}$Br brom 79,904 2,8 – 2,1 = **0,7**	 Wspólna para elektronowa powstaje w wyniku nałożenia się niezapełnionych orbitali atomowych *s* i *p*:  $_1$H: $1s^1$ $_{35}$Br: $4s^2$ $4p^5$ Zostaje utworzony orbital molekularny σ_{s-p} (pojedyncze wiązanie σ). Każdy atom ma konfigurację elektronową najbliższego w układzie okresowym helowca: wodór – atomu helu, brom – atomu kryptonu:  σ_{s-p}
H_2O	1 (1) 2,1 $_1$H wodór 1,008 — 16 (2) 3,5 $_8$O tlen 15,999 3,5 – 2,1 = **1,4**	 Wspólne pary elektronowe powstają w wyniku nałożenia się niezapełnionych orbitali atomowych *s* i *p*:  $_1$H: $_8$O: $_1$H: $1s^1$ $2s^2$ $2p^4$ $1s^1$ Zostają utworzone 2 orbitale molekularne σ_{s-p} (dwa pojedyncze wiązania σ). Każdy atom ma konfigurację elektronową najbliższego w układzie okresowym helowca: wodór – atomu helu, tlen – atomu neonu:  σ_{s-p} σ_{s-p}

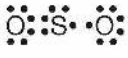
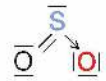
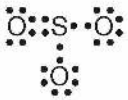
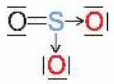
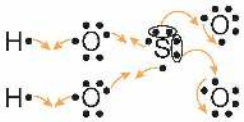
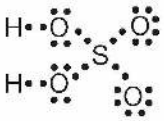
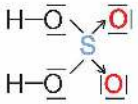
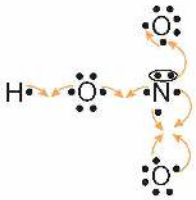
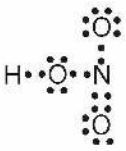
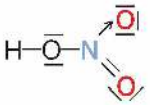
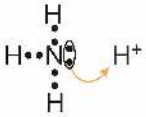
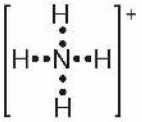
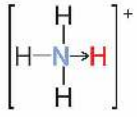
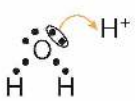
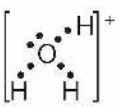
Przykłady związków chemicznych, w których występuje wiązanie kowalencyjne spolaryzowane, przedstawiono w tabeli 11., s. 80.

Wiązanie koordynacyjne

Wiązanie koordynacyjne: donor ⟶ akceptor

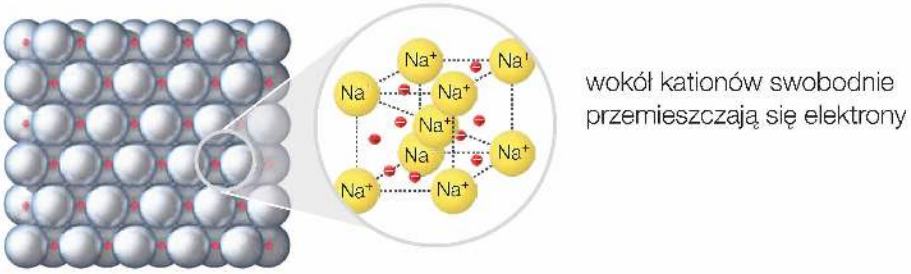
Wiązanie koordynacyjne jest szczególnym przypadkiem wiązania kowalencyjnego. W wiązaniu tym obydwa elektrony tworzące wspólną parę elektronową pochodzą od jednego z atomów. Atom będący dawcą pary elektronowej to **donor**. Donor pary elektronowej wiąże się z **akceptorem**, czyli innym atomem w cząsteczce lub jonie o niezapełnionej powłoce elektronowej, który przyjmuje parę elektronową donora. Inna nazwa tego wiązania to **wiązanie donorowo-akceptorowe**. Wiązanie koordynacyjne oznacza się za pomocą strzałki, której grot jest skierowany w stronę akceptora pary elektronowej (tabela 12.).

Tabela 12. Przykłady cząsteczek i jonów o wiązaniach koordynacyjnych

Wzór sumaryczny	Tworzenie wiązania	Wzór elektronowy kropkowy	Wzór elektronowy kreskowy
SO_2			
SO_3			
H_2SO_4			
CO			
HNO_3			
NH_4^+			
H_3O^+			

Wiązanie metaliczne

W metalach i ich stopach występuje szczególny rodzaj wiązania – **wiązanie metaliczne**. Powstaje ono między tworzącymi sieć krystaliczną kationami metali a ich elektronami, które zajmują orbitale powłok walencyjnych wszystkich atomów tworzących sieć. Takie elektrony nazywa się **elektronami zdelokalizowanymi**. Elektrony te poruszają się swobodnie pomiędzy dodatnimi elementami sieci, tworząc tzw. gaz elektronowy (rys. 31.), i równoważą sumaryczny dodatni ładunek kationów. Dlatego metal jako całość jest elektrycznie obojętny. Wiązanie metaliczne nie jest ukierunkowane, tak jak to jest w wiązaniu kowalencyjnym.



Rys. 31. Model wiązania metalicznego.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Podaj liczbę wiązań σ i π w cząsteczkach O_2, F_2 i CO_2.**

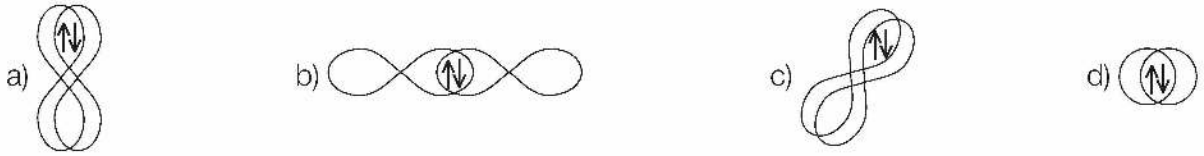
2. **Napisz równania elektronowe podanych przemian.**
   a) $Mg \longrightarrow Mg^{2+}$
   b) $Na \longrightarrow Na^{+}$
   c) $Ca^{2+} \longrightarrow Ca$
   d) $O \longrightarrow O^{2-}$
   e) $S \longrightarrow S^{2-}$
   f) $Cl^{-} \longrightarrow Cl$

3. **Narysuj sposób powstawania wiązań chemicznych w związkach chemicznych o wzorach: $CaBr_2$, H_2S, CO i określ rodzaj tych wiązań.**

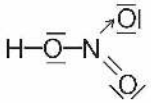
4. **Określ rodzaje wiązań chemicznych w następujących związkach chemicznych: RbCl, CO_2, PH_3.**

5. **Spośród podanych wzorów cząsteczek związków chemicznych wskaż te, w których wszystkie elektrony walencyjne atomów zostały wykorzystane do tworzenia wiązań: SO_2, BH_3, CaH_2, HCl, NH_3, CH_4.** Odpowiedź uzasadnij, zapisując odpowiednie wzory kreskowe.

6. **Wskaż schematy przedstawiające powstawanie wiązania π.**



7. Na podstawie wzoru kreskowego kwasu azotowego(V) **ustal liczbę występujących w jego cząsteczce wiązań:**
   a) kowalencyjnych niespolaryzowanych,
   b) kowalencyjnych spolaryzowanych,
   c) koordynacyjnych,
   d) σ,
   e) π.



11. Oddziaływania międzycząsteczkowe

Cząsteczki lub atomy niepołączone wiązaniami chemicznymi mogą się przyciągać lub odpychać. Takie oddziaływania, których energia jest 10–100 razy niższa od energii wiązań kowalencyjnych, są nazywane **oddziaływaniami międzycząsteczkowymi** (oddziaływaniami molekularnymi). Zalicza się do nich **wiązania wodorowe** (fot. 15.) i **siły van der Waalsa**.

Wiązania wodorowe

Wiązania wodorowe, nazywane też mostkami wodorowymi, występują między atomami wodoru połączonymi z atomami silnie elektroujemnych pierwiastków chemicznych, np. O, N, F, a atomami pierwiastków chemicznych o dużej elektroujemności, które mają wolne pary elektronowe.

Wiązania wodorowe przedstawia się za pomocą **linii kropkowanej**. Atomy tworzące te wiązania mogą należeć do tej samej cząsteczki lub do różnych cząsteczek. Chociaż wiązanie wodorowe jest ok. 10 razy słabsze od wiązania kowalencyjnego, ma istotny wpływ na właściwości związków chemicznych. Powstawanie wiązań wodorowych prowadzi do **asocjacji** [łac. *associatio* – połączenie, związek] cząsteczek, czyli do ich łączenia się w większe zespoły. Asocjacja powoduje znaczną zmianę właściwości cząsteczek, np.:

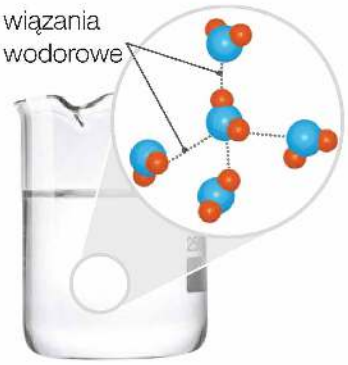
- ich rozpuszczalności,
- gęstości,
- temperatury wrzenia,
- temperatury topnienia.

Wiązanie wodorowe występuje np. między cząsteczkami wody H_2O, amoniaku NH_3, fluorowodoru HF oraz między cząsteczkami związków organicznych, np.: alkoholi, aminokwasów i białek. Odgrywa decydującą rolę w tworzeniu przestrzennych struktur białek i kwasów nukleinowych (rys. 32.). Wiązania wodorowe między łańcuchami celulozy znacząco wpływają na wytrzymałość drewna. Oddziaływania te zostały wykorzystane w praktyce (fot. 16.).



Fot. 16. Podczas klejenia drewna powstają wiązania wodorowe.

model wiązania wodorowego między cząsteczkami wody

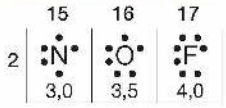


Fot. 15. Cząsteczki wody są połączone wiązaniami wodorowymi.

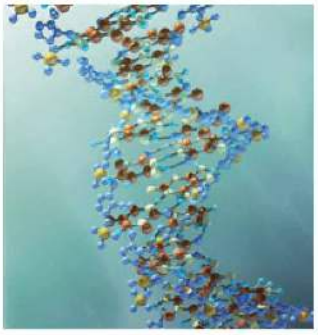
Wiązanie wodorowe:

.....

Przykłady pierwiastków chemicznych tworzących wiązania wodorowe:



Asocjacja to łączenie się cząsteczek w większe zespoły.



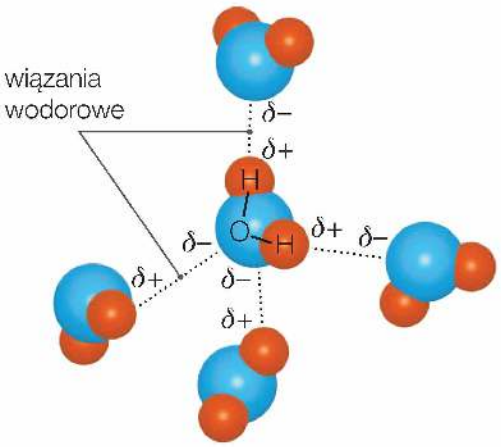
Rys. 32. DNA składa się z dwóch łańcuchów nukleotydów połączonych wiązaniami wodorowymi.

Krok po kroku

Sześć niezwykłych właściwości wody

Między cząsteczkami H_2O, zarówno w ciekłym, jak i w stałym stanie skupienia, występują **wiązania wodorowe**. Ich obecność decyduje o nietypowych właściwościach wody.

Właściwości fizyczne wody	
Temp. topnienia	0°C
Temp. wrzenia	100°C
Gęstość lodu w 0°C	0,92 $\frac{g}{cm^3}$
Gęstość wody w 4°C	1,00 $\frac{g}{cm^3}$

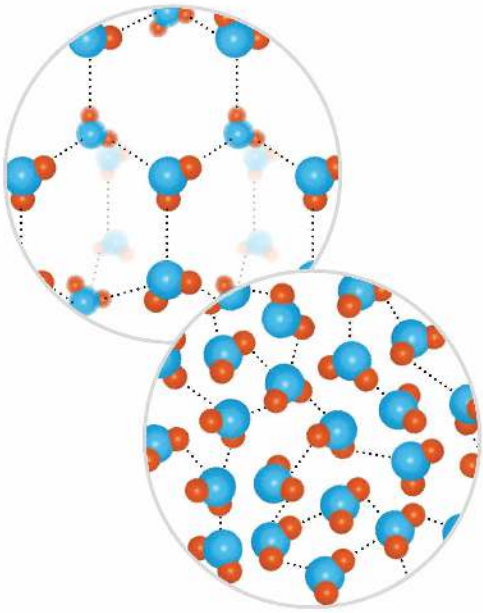


▲ Polarne cząsteczki wody oddziałują ze sobą, tworząc **wiązania wodorowe**. Każda cząsteczka wody może utworzyć wiązanie wodorowe z 4 cząsteczkami sąsiadującymi.

1 Zwiększanie objętości podczas zamarzania

Woda podczas zamarzania zwiększa swoją objętość o ok. 9%. Lód ma stosunkowo luźną, ażurową strukturę, ponieważ jego wiązania wodorowe są dłuższe od tych występujących w wodzie w postaci ciekłej. **W rezultacie gęstość lodu (0,92 $\frac{g}{cm^3}$) jest mniejsza od gęstości wody (1,00 $\frac{g}{cm^3}$)**. Dlatego lód pływa po powierzchni wody. Podczas topnienia (w temperaturze 0°C) wiązania wodorowe w lodzie ulegają zerwaniu, a powstająca ciecz ma mniejszą objętość niż lód.

W **lodzie** wiązania wodorowe między cząsteczkami H_2O są ułożone **regularnie**.



W **wodzie** wiązania wodorowe między cząsteczkami H_2O są ułożone **nieregularnie.**

2 Bardzo wysokie temperatury wrzenia i topnienia

W temperaturze pokojowej woda jest cieczą, podczas gdy siarkowodór H_2S – substancja o większej masie cząsteczkowej – występuje w stanie gazowym. Temperatura wrzenia H_2O (100°C) również jest wyższa niż temperatury wrzenia cieczy o większych masach cząsteczkowych, takich jak etanol C_2H_5OH (78,3°C) czy aceton CH_3COCH_3 (56,2°C).



3 Maksymalna gęstość w temperaturze 4°C

Obniżenie temperatury wody w stanie ciekłym powoduje wzrost jej gęstości aż do maksymalnej wartości równej **1,00 $\frac{g}{cm^3}$ w temperaturze 4°C**. Zimą woda o takiej temperaturze zalega w niższych partiach zbiorników wodnych pod warstwą lodu. W ten sposób dno zbiornika pozostaje niezamarznięte, co umożliwia przetrwanie organizmom wodnym.



4 Wysoka pojemność cieplna

Zbiorniki wodne **wolno się nagrzewają** i równie **powoli ochładzają**. Dlatego wahania temperatury w środowisku wodnym są znacznie mniejsze niż na lądzie.



5 Występowanie form krystalicznych

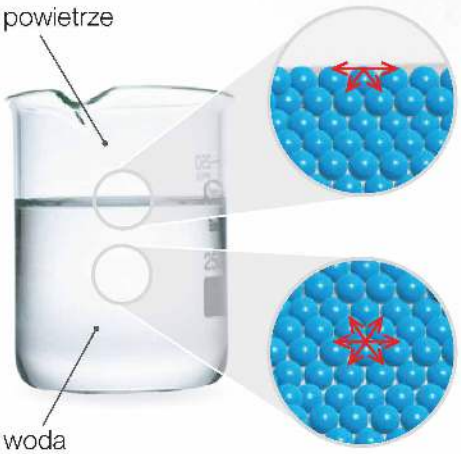
Stwierdzono, że w zależności od warunków ciśnienia i temperatury, może istnieć 11 form krystalicznych **lodu**. Na Ziemi, w warunkach naturalnych, powstaje i jest trwała tylko jedna odmiana lodu – tzw. lód heksagonalny. Ma on gęstość mniejszą od wody w stanie ciekłym i tworzy kryształy o strukturze regularnego sześciokąta. Dlatego płatki śniegu, będące zlepkami kryształów lodu, przybierają kształty symetrycznych sześcioramiennych gwiazdek. Sztucznie wytwarzany śnieg, np. do zaśnieżania stoków narciarskich, nie tworzy kryształów – ma strukturę bezpostaciową (amorficzną).

6 Wysokie napięcie powierzchniowe

Na warstwę powierzchniową wody oddziałują cząsteczki z głębi cieczy, dlatego zachowuje się ona jak **sprężysta, napięta błona**. To napięcie powierzchniowe umożliwia m.in. utrzymywanie się na powierzchni wody niewielkich przedmiotów czy organizmów.



Nartnik utrzymuje się na powierzchni wody dzięki zjawisku napięcia powierzchniowego. ▶



Cząsteczka wody na granicy faz woda–powietrze jest poddana działaniu sił tylko w głąb cieczy.

Siły działające na cząsteczkę wewnątrz przyciągają ją we wszystkich kierunkach.

Napięcie powierzchniowe jest wynikiem sił przyciągania między cząsteczkami wody. ▶

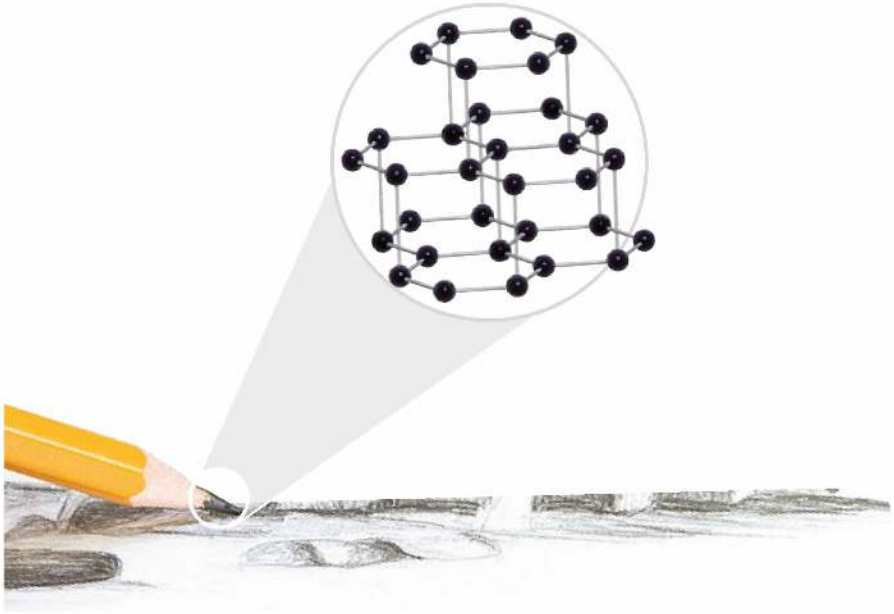


Dlaczego mrożone owoce nie tracą swoich walorów smakowych?

W warunkach naturalnych woda, zamarzając w komórkach organizmów, zwiększa swoją objętość. Kryształy lodu, powstające wewnątrz komórek, niszczą ich strukturę. **Jeżeli jednak lód powstaje w warunkach wysokiego ciśnienia, to jego gęstość jest zbliżona do gęstości wody**. Wówczas nie ma niekorzystnego efektu niszczenia struktury komórkowej organizmu podczas zamarzania. Zjawisko to wykorzystuje się do produkcji mrożonek, które zachowują swoje walory smakowe i wartości odżywcze.

Siły van der Waalsa

Siły van der Waalsa to **słabe oddziaływania krótkiego zasięgu**, które występują między cząsteczkami niepolarnymi. Nazwa pochodzi od nazwiska holenderskiego fizyka **Johannesa van der Waalsa** [czyt. johanesa wan der walsa]. Takie oddziaływania są częściowo odpowiedzialne za stan skupienia materii i odgrywają istotną rolę w makromolekułach (bardzo dużych cząsteczkach), np. w polimerach. Siły van der Waalsa występują np. między warstwami złożonymi z sześcioczłonowych pierścieni węglowych w sieci krystalicznej grafitu (rys. 33.).



Rys. 33. Słabe siły van der Waalsa umożliwiają przesuwanie się warstw grafitu względem siebie, dlatego grafit ściera się, pozostawiając ślady.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Narysuj, w jaki sposób tworzy się wiązanie wodorowe między cząsteczkami:**
   a) wody i amoniaku NH_3,
   b) wody i kwasu etanowego CH_3COOH,
   c) wody i etanolu C_2H_5OH.

2. **Uszereguj podane rodzaje oddziaływań według wzrastającej energii wiązania.**
   a) wiązanie wodorowe
   b) wiązanie kowalencyjne spolaryzowane
   c) siły van der Waalsa
   d) wiązanie jonowe

3. **Spośród związków chemicznych o podanych wzorach (a–f) wybierz te, których cząsteczki mogą tworzyć między sobą wiązania wodorowe. Uzasadnij swój wybór.**
   a) NH_3
   b) CH_4
   c) CH_3OH
   d) LiH
   e) CH_3COOH
   f) $CH_2{=}CH_2$

12. Wpływ rodzaju wiązania chemicznego na właściwości substancji

W zależności od warunków ciśnienia i temperatury substancje mogą występować w różnych stanach skupienia: gazowym, ciekłym lub stałym. Substancje stałe często mają postać kryształów o uporządkowanej budowie wewnętrznej. Regularne powtarzanie się w przestrzeni elementów składowych kryształów (jonów, atomów, cząsteczek) prowadzi do powstawania tzw. sieci krystalicznej. Decydujący wpływ na właściwości substancji mają wiązania chemiczne i oddziaływania międzycząsteczkowe (fot. 17.).



związek jonowy $KMnO_4$ dobrze rozpuszcza się w wodzie

Fot. 17. Wiązania chemiczne, jakimi są połączone atomy, decydują o właściwościach substancji.

Substancje o wiązaniach jonowych

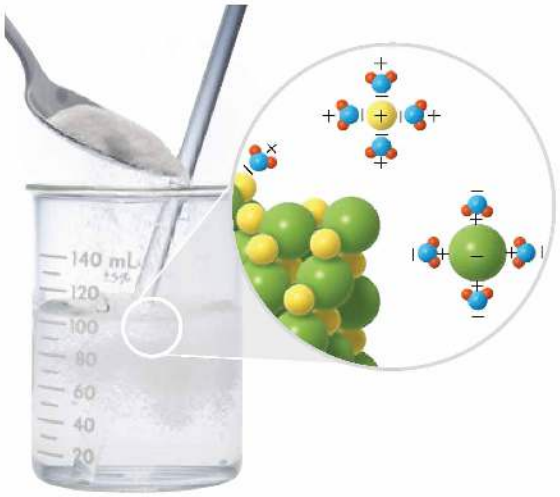
Substancje, w których występują wiązania jonowe, w stanie stałym tworzą **kryształy jonowe** (sieci krystaliczne). W kryształach jonowych **nie występują cząsteczki** ani **atomy**, **lecz** ułożone naprzemiennie **jony** dodatnie i ujemne. Do związków jonowych należą m.in. niektóre tlenki, wodorotlenki i sole.

Związkiem jonowym jest chlorek sodu, czyli sól kuchenna. W sieci krystalicznej chlorku sodu każdy jon Na^+ jest otoczony sześcioma jonami Cl^-. Każdy anion chlorkowy sąsiaduje z sześcioma kationami sodu. Stosunek liczby jonów dodatnich do ujemnych jest więc taki, jak we wzorze sumarycznym soli, czyli 1 : 1.

Związki jonowe dobrze rozpuszczają się w wodzie (rys. 34.). Są substancjami krystalicznymi o wysokich temperaturach topnienia, więc do zniszczenia ich sieci krystalicznej jest niezbędna znaczna ilość energii. Kryształy jonowe nie przewodzą prądu elektrycznego, ale po rozpuszczeniu w wodzie lub stopieniu (patrz rys. 35., s. 88) są dobrymi przewodnikami elektryczności.

Przykłady związków jonowych:

- tlenek wapnia CaO
- wodorek sodu NaH
- wodorotlenek litu LiOH
- chlorek sodu NaCl
- azotan(V) potasu KNO_3

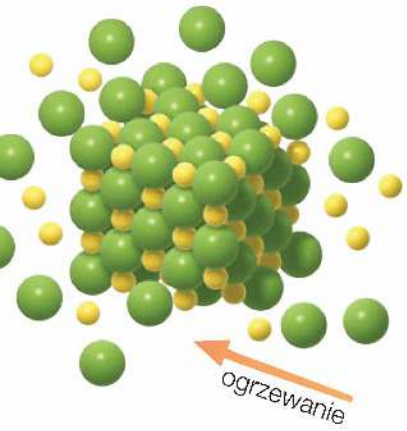


polarne cząsteczki wody otaczają kationy i aniony w sieci krystalicznej NaCl w taki sposób, aby ich biegun dodatni był jak najbliżej Cl , a biegun ujemny – Na , co osłabia wiązanie i jony przechodzą do roztworu

Rys. 34. Model procesu rozpuszczania NaCl w wodzie.

Modele:

- cząsteczki wody H_2O
- anionu chlorkowego Cl^-
- kationu sodu Na^+



Rys. 35. Model stapiania NaCl – pod wpływem ogrzewania jony Na^+ i Cl^- są uwalniane z sieci krystalicznej soli.

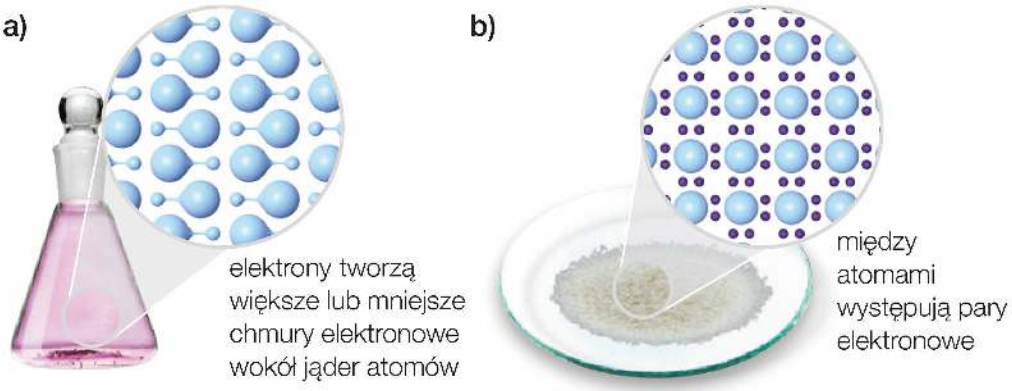
Dzieje się tak, ponieważ uwalniają się z nich jony, które są nośnikami elektronów. Reakcje chemiczne między jonami w wodnych roztworach substancji jonowych zachodzą bardzo szybko.

Substancje o wiązaniach kowalencyjnych

Substancje, w których występują wiązania kowalencyjne, w stałym stanie skupienia tworzą **kryształy cząsteczkowe** (kryształy molekularne, fot. 18.a). Przykładami substancji zbudowanych z kryształów cząsteczkowych są m.in.: siarka S_8, jod I_2, zestalony CO_2 i lód. Składają się one z odrębnych cząsteczek, tworzących sieć dzięki działaniu sił międzycząsteczkowych. Charakteryzuje je niska temperatura topnienia.

Przykłady substancji zbudowanych z kryształów cząsteczkowych:

siarka S_8
jod I_2
zestalony CO_2
lód



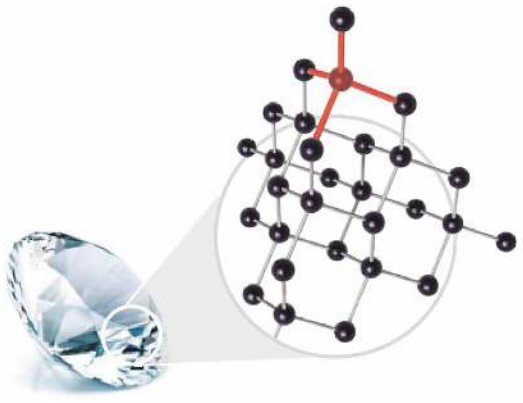
Fot. 18. Model struktury kryształów: a) cząsteczkowych, b) kowalencyjnych.

Substancje, w których występują wiązania kowalencyjne, tworzą też **kryształy kowalencyjne**, np.: diament (fot. 19.), grafit, tlenek krzemu(IV) SiO_2 (fot. 18.b), krzem, german, bor. Stanowią one zbiór atomów połączonych wiązaniami kowalencyjnymi. Taka budowa powoduje, że kryształy kowalencyjne na ogół nie przewodzą prądu elektrycznego (wyjątkiem jest grafit) i nie dysocjują na jony. Słabo rozpuszczają się w rozpuszczalnikach polarnych, takich jak woda czy alkohole, a lepiej – w rozpuszczalnikach niepolarnych, takich jak olej czy benzyna. Kryształy kowalencyjne topią się w bardzo wysokich temperaturach.

Przykłady substancji zbudowanych z kryształów kowalencyjnych:

diament, grafit, german, bor, krzem

Substancje o wiązaniach kowalencyjnych reagują z innymi substancjami powoli, gdyż mocne wiązania kowalencyjne trudno rozerwać.



Fot. 19. W diamencie każdy atom węgla jest połączony wiązaniami kowalencyjnymi z czterema innymi atomami węgla.

Substancje o wiązaniach metalicznych

Substancje, w których występują wiązania metaliczne, to metale oraz ich stopy. Właściwości tych substancji są związane z występowaniem w sieci krystalicznej elektronów zdelokalizowanych. Elektrony te, w postaci **gazu elektronowego**, przemieszczają się między dodatnio naładowanymi elementami sieci krystalicznej metalu. Metale charakteryzują się połyskiem i bardzo dobrym przewodnictwem elektrycznym oraz termicznym. Są kowalne (fot. 20.), ciągliwe i można je obrabiać mechanicznie. Wykazują różną aktywność chemiczną, niektóre gwałtownie reagują z wodą (np. sód). Mają wysokie temperatury topnienia (wyjątkami są rtęć, gal, ind, ołów oraz litowce).

W tabeli 13. porównano właściwości substancji tworzących kryształy jonowe, cząsteczkowe, kowalencyjne i metaliczne.



Fot. 20. Metale są kowalne – zginanie wykonanych z nich przedmiotów nie powoduje ich pęknięcia.

Tabela 13. Właściwości i przykłady substancji o różnych rodzajach wiązań

Właściwości	Substancje			
	jonowe	cząsteczkowe	kowalencyjne	metaliczne
Temperatury topnienia	wysokie	niskie	bardzo wysokie	zróżnicowane
Wytrzymałość mechaniczna	duża	mała	duża	zróżnicowana, są kowalne i ciągliwe
Twardość	średnia	mała	duża	zróżnicowana
Przewodnictwo elektryczne	w postaci stopionej i w wodnych roztworach przewodzą prąd elektryczny	nie przewodzą prądu elektrycznego (izolatory)	nie przewodzą prądu elektrycznego	dobrze przewodzą prąd elektryczny (przewodniki)
Rozpuszczalność	dobrze rozpuszczalne w wodzie i innych rozpuszczalnikach polarnych	rozpuszczalne w rozpuszczalnikach niepolarnych	nierozpuszczalne	nierozpuszczalne
Przykłady	tlenki i chlorki litowców i berylowców, np.: KCl, Na_2O; sole, np.: KNO_3, K_2SO_4, $CuSO_4 \cdot 5\,H_2O$, $Mg(NO_3)_2$, CaF_2 chlorek sodu NaCl	helowce w stałym stanie skupienia; węglowodory; cząsteczki pierwiastków chemicznych, np.: I_2, P_4; cząsteczki związków chemicznych, np.: $BeCl_2$, SiH_4, H_2O (lód) siarka S_8	pierwiastki chemiczne, np.: Ge, B, P (czarny); związki chemiczne, np.: BN, SiO_2 diament C	pierwiastki chemiczne bloków energetycznych *s* i *d*, np.: Na, Fe; stopy metali miedź Cu
				

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Wskaż właściwości chlorku sodu wynikające z rodzaju występującego w nim wiązania chemicznego.

a) Tworzy kryształy jonowe.
b) Nie ulega procesowi dysocjacji jonowej.
c) Rozpuszcza się w rozpuszczalnikach polarnych.
d) Rozpuszcza się w rozpuszczalnikach niepolarnych.
e) Ma wysoką temperaturę topnienia.
f) Stopiony przewodzi prąd elektryczny.
g) W roztworze wodnym nie jest elektrolitem.
h) Kryształy chlorku sodu przewodzą prąd elektryczny.

2. Przyporządkuj substancjom wymienionym w punkcie a) odpowiedni rodzaj wiązania chemicznego wybrany spośród podanych w punkcie b) oraz temperaturę topnienia spośród podanych w punkcie c).

a) wodór, bromek potasu, woda, wolfram, chlorowodór
b) jonowe, kowalencyjne spolaryzowane, kowalencyjne niespolaryzowane, metaliczne
c) 0°C, –259°C, 739°C, –114,2°C, 3420°C

3. Wskaż zdania zawierające prawdziwe informacje.

a) Substancje o wiązaniach kowalencyjnych niespolaryzowanych dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalnikach polarnych.
b) Kwasowy charakter chemiczny niektórych tlenków jest spowodowany dużym udziałem procentowym wiązania jonowego w ich cząsteczkach.
c) Ciekły stan skupienia wody w temperaturze pokojowej oraz jej wysoka temperatura wrzenia wynikają z występowania wiązań wodorowych między cząsteczkami H_2O.
d) Substancje o wiązaniach kowalencyjnych reagują wolniej w porównaniu z substancjami o budowie jonowej.
e) Cząsteczki o budowie polarnej (dipolowej) powstają z atomów pierwiastków chemicznych o jednakowej elektroujemności.
f) Zamarzając, woda zwiększa swoją objętość, gdyż wiązania wodorowe pomiędzy cząsteczkami H_2O w lodzie są krótsze niż w wodzie w stanie ciekłym.

4. Masa cząsteczkowa amoniaku NH_3 wynosi 17 u, a czystej wody H_2O 18 u. Amoniak wrze w temperaturze –33°C, natomiast woda w temperaturze 100°C. **Wyjaśnij przyczynę tak dużej różnicy temperatur wrzenia tych związków chemicznych mimo ich zbliżonej masy cząsteczkowej.**

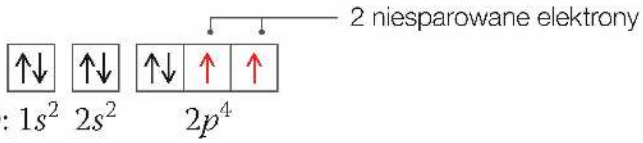
5. Oceń prawdziwość podanych informacji.

a) W wiązaniu metalicznym wspólne pary elektronowe tworzą elektrony walencyjne atomów metali.
b) Wiązanie jonowe polega na oddziaływaniu elektrostatycznym kationów i anionów.
c) Wiązanie metaliczne występuje tylko w metalach o dużej aktywności chemicznej.
d) Wiązanie kowalencyjne tworzy para elektronów pochodzących od atomów pierwiastków chemicznych znacznie różniących się elektroujemnością.
e) Właściwości substancji o wiązaniach metalicznych są związane z obecnością elektronów zdelokalizowanych w ich sieci krystalicznej.

6. Narysuj wzory kreskowe cząsteczek tlenu i azotu. Następnie na podstawie tych wzorów uzasadnij, dlaczego w danej temperaturze tlen rozpuszcza się w wodzie dwa razy lepiej niż azot.

13. Hybrydyzacja orbitali atomowych

Wiązania kowalencyjne mogą powstawać wówczas, gdy orbitale atomów tworzących cząsteczkę są obsadzone pojedynczymi (niesparowanymi) elektronami. Na przykład atom tlenu ${}_8O$ w stanie podstawowym ma **2 niesparowane** elektrony:

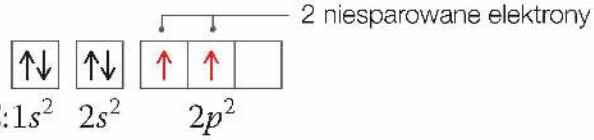


Może zatem tworzyć **dwa wiązania kowalencyjne**, np. w cząsteczce wody H_2O. Wiązania te tworzą kąt ok. 105° (rys. 36.).



Rys. 36. Model cząsteczki wody.

Należałoby oczekiwać, że atom węgla ${}_6C$, który w **stanie podstawowym** ma 2 niesparowane elektrony, będzie tworzył z atomami wodoru tylko dwa wiązania kowalencyjne.

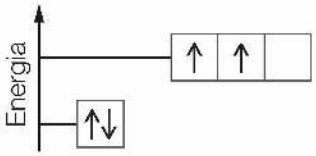


Jednak związek chemiczny o wzorze CH_2 nie jest znany. Natomiast atom węgla w większości związków chemicznych, np. w metanie CH_4, tworzy cztery wiązania kowalencyjne. Wiązania te w cząsteczce metanu tworzą kąt 109,5°.

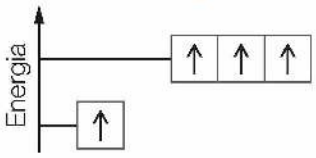
Stan wzbudzony atomu węgla i promocja elektronu

Zmiana konfiguracji elektronowej reagującego atomu może spowodować, że powstanie więcej wiązań kowalencyjnych, niż jest niesparowanych elektronów w atomie pierwiastka chemicznego w stanie wolnym. W atomie węgla zmiana konfiguracji polega na przejściu jednego elektronu z orbitalu $2s$ na niezapełniony orbital $2p$. Tym samym atom przechodzi ze **stanu podstawowego** w **stan wzbudzony** (patrz s. 20). Wzbudzenie elektronu i jego przejście na orbital o wyższej energii nazywa się **promocją elektronu**.

stan podstawowy

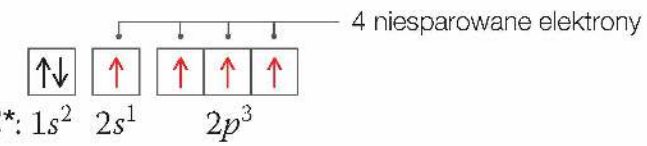


stan wzbudzony



Promocja elektronu – wzbudzenie elektronu i jego przejście na orbital o wyższej energii.

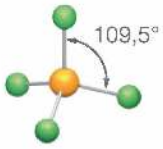
Atom węgla **w stanie wzbudzonym** ma **4 niesparowane elektrony**, czyli następującą konfigurację elektronową:



Taka konfiguracja umożliwia utworzenie czterech wiązań kowalencyjnych, np. z atomami wodoru.

Należałoby oczekiwać, że wiązania powstające z udziałem elektronów z obszarów orbitalnych o różnej energii i geometrii przestrzennej

Gwiazdka przy symbolu chemicznym pierwiastka oznacza atom w stanie wzbudzonym: *.

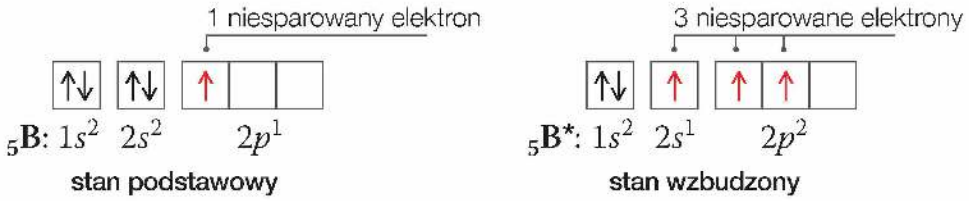


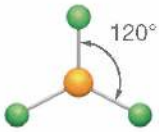
Rys. 37. Wiązania chemiczne w cząsteczce metanu.

będą miały różną energię, długość i trwałość. Obserwuje się jednak, że wiązania te są **równocenne**. Różnią się jedynie ułożeniem w przestrzeni, co wpływa na właściwości cząsteczek.

Na przykład cząsteczka CH_4 ma budowę przestrzenną (rys. 37.). Wiązania są w niej umieszczone pod kątem 109,5° i skierowane ku narożom czworościanu foremnego (tetraedru), którego centralne miejsce zajmuje atom węgla.

Promocja elektronu ma również miejsce w innych atomach, np. w atomie boru $_5B$, który w stanie podstawowym ma tylko 1 niesparowany elektron. Bor nie występuje w postaci związku chemicznego o wzorze BF, lecz BF_3. Atom boru w stanie wzbudzonym, po przejściu jednego elektronu z orbitalu 2*s* na niezapełniony orbital 2*p*, może tworzyć trzy wiązania kowalencyjne z fluorem:





Rys. 38. Wiązania chemiczne w cząsteczce fluorku boru.

Cząsteczka BF_3 ma budowę płaską (rys. 38.). Atomy i wiązania leżą w jednej płaszczyźnie i są skierowane ku narożom trójkąta równobocznego. Kąty między wiązaniami mają 120°. W centrum cząsteczki znajduje się atom boru.

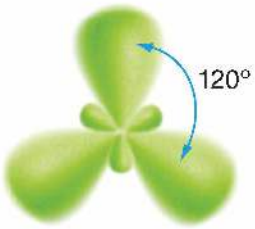
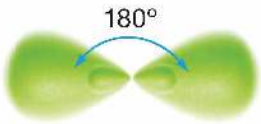
Hybrydyzacja orbitali atomowych i jej typy

Hybrydyzacja – operacja matematyczna umożliwiająca wyjaśnienie kształtu cząsteczek wieloatomowych; „wymieszanie" orbitali atomowych.

W 1931 r. **Linus Pauling** przyjął, że przejściu elektronu z orbitalu atomowego *s* na orbital atomowy *p* towarzyszy „wymieszanie" i ujednolicenie orbitali. W wyniku tego powstają nowe orbitale o takiej samej energii. Mają one również taki sam kształt, czyli istnieje jednakowe prawdopodobieństwo znalezienia elektronów w ich przestrzeni. Orbitale te biorą udział w tworzeniu wiązań chemicznych między atomami. „Wymieszanie" orbitali atomowych prowadzące do utworzenia nowych orbitali nazywa się **hybrydyzacją** [łac. *hybrida* – mieszaniec]. Powstałe w ten sposób orbitale noszą nazwę **orbitali zhybrydyzowanych**. Hybrydyzacja jest operacją matematyczną, a nie procesem fizycznym. Funkcje falowe opisujące elektrony różnych podpowłok elektronowych tej samej powłoki są przekształcane w funkcje falowe opisujące elektrony równocenne energetycznie i zajmujące równoważne geometrycznie obszary orbitalne. W wyniku hybrydyzacji powstaje tyle samo orbitali zhybrydyzowanych, ile było orbitali atomowych. **Mają one** jednak **inny kształt** (patrz tabela 14., s. 93), **rozkład przestrzenny i energię** niż orbitale przed „wymieszaniem".

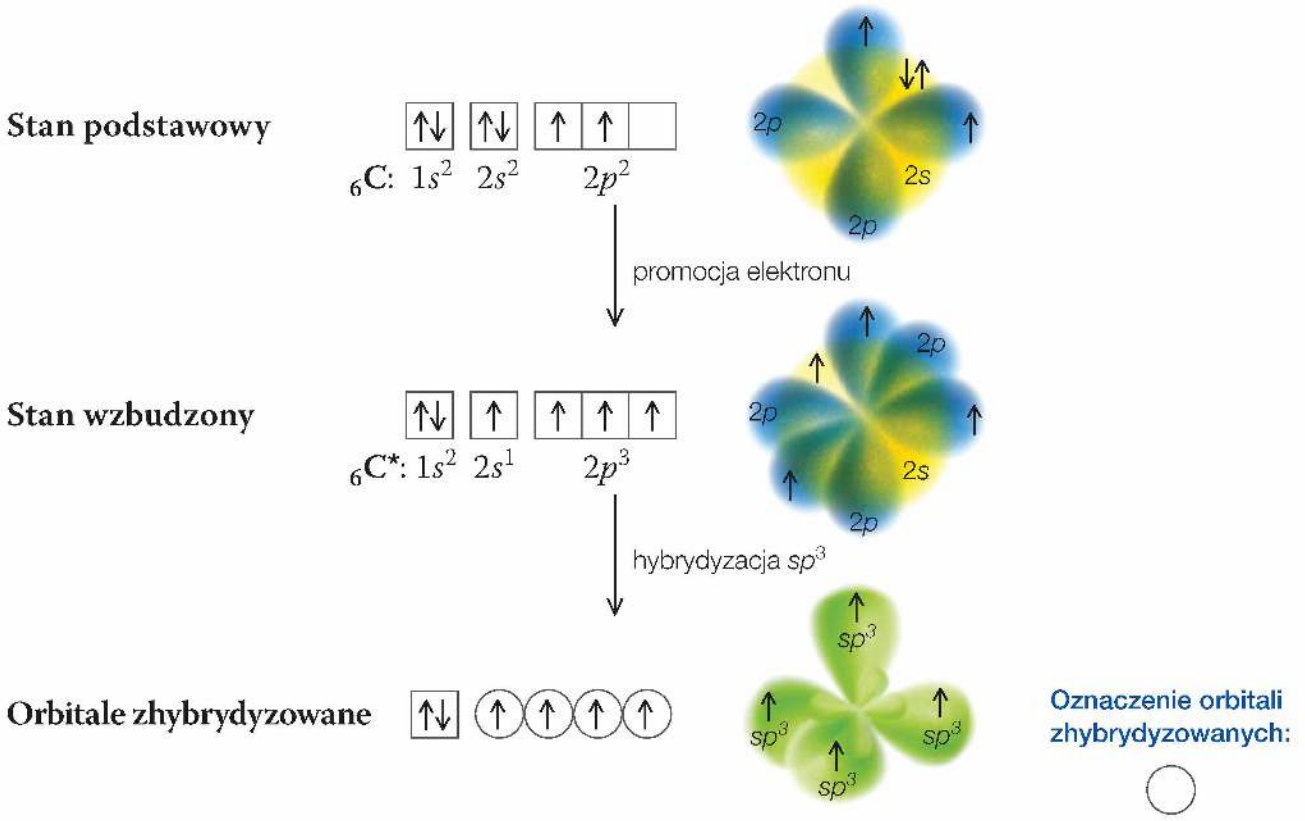
liczba orbitali zhybrydyzowanych jest równa liczbie orbitali atomowych, które ulegają hybrydyzacji

Tabela 14. Typy hybrydyzacji i kształty orbitali zhybrydyzowanych

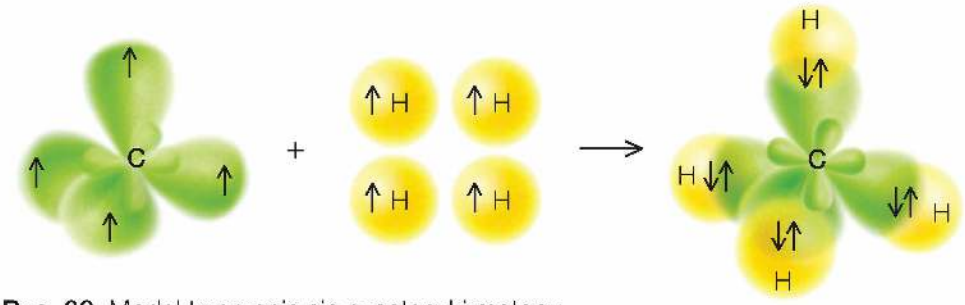
Hybrydyzacja	typ	sp^3	sp^2	sp
	nazwa	tetragonalna	trygonalna	dygonalna
Orbitale zhybrydyzowane	orientacja przestrzenna			
	kształt	tetraedryczny	trójkątny	liniowy

Hybrydyzacja sp^3 (tetragonalna)

W przypadku atomów węgla hybrydyzacji ulegają **1 orbital *s*** i **3 orbitale *p***. Taki typ hybrydyzacji jest nazywany **hybrydyzacją sp^3** [czyt. es pe trzy]. W jej wyniku powstają 4 orbitale zhybrydyzowane – 4 orbitale sp^3:



W tworzeniu wiązań w cząsteczce CH_4 uczestniczą elektrony opisywane przez orbitale zhybrydyzowane atomu węgla wraz z elektronami orbitalu *s* pochodzącymi od 4 atomów wodoru.



Rys. 39. Model tworzenia się cząsteczki metanu.

hybrydyzacja sp^3



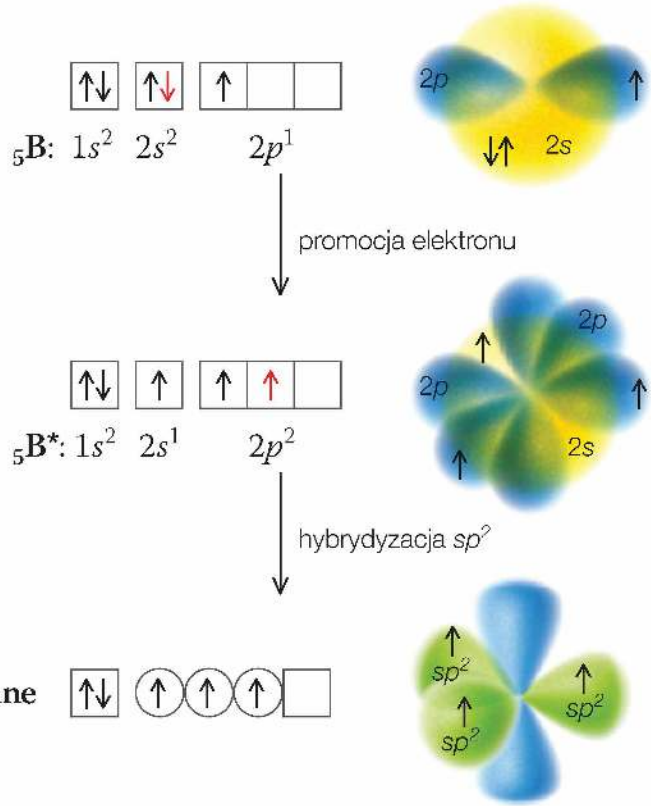
kształt tetraedru

Atomy tworzące cząsteczkę CH_4 znajdują się w narożnikach tetraedru (czworościanu foremnego).

Hybrydyzacja sp^2 (trygonalna)

W atomie boru następuje wymieszanie **1 orbitalu *s*** i **2 orbitali *p***. Taki typ hybrydyzacji jest nazywany **hybrydyzacją sp^2** [czyt. es pe dwa]. W jej wyniku powstają 3 orbitale zhybrydyzowane – 3 orbitale sp^2.

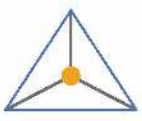
Elektrony opisywane przez orbitale zhybrydyzowane atomu boru wraz z niesparowanymi elektronami orbitalu *p*, pochodzącymi od 3 atomów fluoru, uczestniczą w tworzeniu wiązań w cząsteczce BF_3:



Oznaczenie orbitali zhybrydyzowanych:



hybrydyzacja sp^2



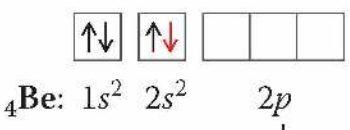
kształt trójkąta równobocznego

Atomy tworzące cząsteczkę BF_3 znajdują się w narożnikach trójkąta równobocznego.

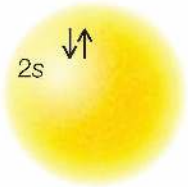
Hybrydyzacja *sp* (dygonalna)

Hybrydyzacja, podczas której następuje wymieszanie **1 orbitalu *s*** i **1 orbitalu *p***, jest nazywana **hybrydyzacją *sp*** [czyt. es pe]. W jej wyniku powstają 2 orbitale zhybrydyzowane – 2 orbitale ***sp***. Taki typ hybrydyzacji dotyczy np. atomu berylu $_4$Be, który w wysokich temperaturach tworzy cząsteczki BeH_2:

Stan podstawowy

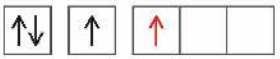


$_4$**Be:** $1s^2$ $2s^2$ $2p$

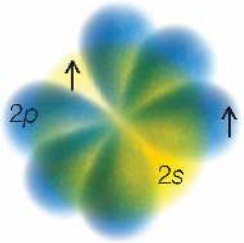


promocja elektronu

Stan wzbudzony



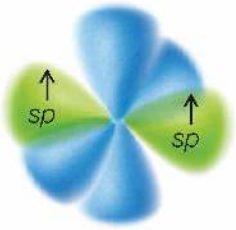
$_4$**Be***: $1s^2$ $2s^1$ $2p^1$



hybrydyzacja *sp*

Orbitale zhybrydyzowane





Cząsteczka BeH_2 ma kształt liniowy.

Oznaczenie orbitali zhybrydyzowanych:



hybrydyzacja *sp*

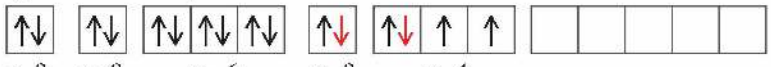


kształt liniowy

Inne typy hybrydyzacji

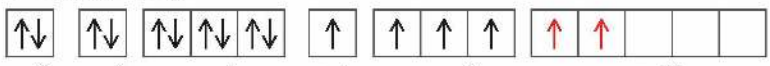
Za pomocą hybrydyzacji orbitali można wyjaśnić również powstawanie wiązań w cząsteczce SF_6. Atom siarki $_{16}$S ulega wzbudzeniu, w którego wyniku następuje przeniesienie 1 elektronu z orbitalu *s* oraz 1 elektronu z orbitalu *p* na niezapełniony orbital *d*. W ten sposób zhybrydyzowane zostają: **1 orbital *s*, 3 orbitale *p*** i **2 orbitale *d***. Taki typ hybrydyzacji jest nazywany hybrydyzacją d^2sp^3 [czyt. de dwa es pe trzy].

Stan podstawowy



$_{16}$**S:** $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^4$

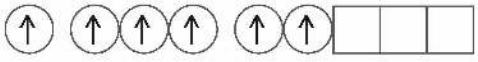
Stan wzbudzony



$_{16}$**S***: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^1$ $3p^3$ $3d^2$

hybrydyzacja d^2sp^3

Orbitale zhybrydyzowane



Oznaczenie orbitali zhybrydyzowanych:



Powstaje **6 orbitali zhybrydyzowanych** d^2sp^3. Elektrony opisywane przez orbitale zhybrydyzowane atomu siarki wraz z niesparowanymi elektronami orbitalu p pochodzącymi od 6 atomów fluoru uczestniczą w tworzeniu wiązań w cząsteczce SF_6. Cząsteczka SF_6 ma kształt bipiramidy tetragonalnej (oktaedru).



hybrydyzacja d^2sp^3 – kształt bipiramidy tetragonalnej (oktaedru)

Jak widać na tym przykładzie, hybrydyzacja wyjaśnia również sposób tworzenia wiązań z udziałem elektronów orbitali d.

W zależności od rodzaju i liczby orbitali atomowych biorących udział w hybrydyzacji wyróżnia się też np.:

- dsp^3 – orbitale zhybrydyzowane ułożone w kształcie bipiramidy trygonalnej,
- d^3sp^3 – orbitale zhybrydyzowane ułożone w kształcie bipiramidy pentagonalnej:



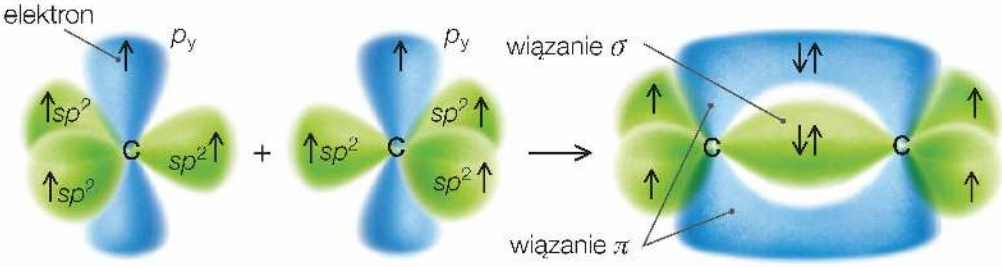
hybrydyzacja dsp^3 – kształt bipiramidy trygonalnej



hybrydyzacja d^3sp^3 – kształt bipiramidy pentagonalnej

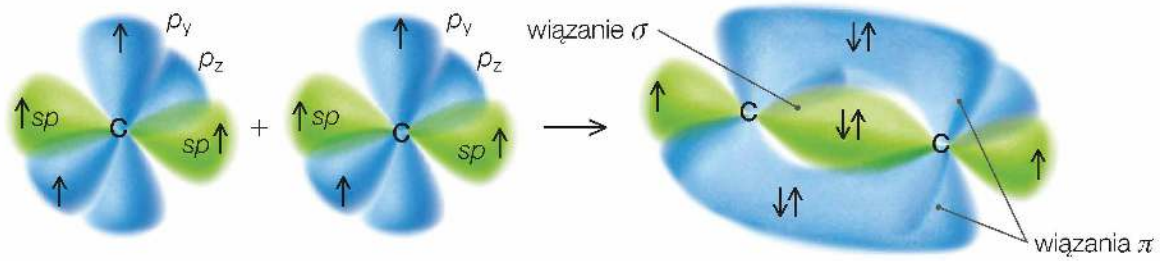
Hybrydyzacja w cząsteczkach węglowodorów nienasyconych

Orbitale atomowe atomu węgla, oprócz hybrydyzacji tetragonalnej sp^3, mogą również ulegać hybrydyzacji trygonalnej sp^2 i dygonalnej sp. Gdy 2 atomy węgla o hybrydyzacji sp^2 zbliżą się do siebie, następuje czołowe przenikanie orbitali zhybrydyzowanych sp^2 (powstają orbital molekularny σ i wiązanie σ) oraz boczne przenikanie niezhybrydyzowanych orbitali $2p$ (powstają orbital molekularny π i wiązanie π) (rys. 40.). Hybrydyzacja sp^2 występuje zatem w nienasyconych związkach chemicznych mających wiązanie podwójne, np. w cząsteczce etenu C_2H_4.



Rys. 40. Model tworzenia się wiązania C=C.

Gdy 2 atomy węgla o hybrydyzacji ***sp*** zbliżą się do siebie, następuje czołowe przenikanie orbitali zhybrydyzowanych ***sp*** (powstają orbital molekularny σ i wiązanie σ) oraz boczne przenikanie niezhybrydyzowanych orbitali $2p$ (powstają 2 orbitale molekularne π i 2 wiązania π) (rys. 41.). Hybrydyzacja ***sp*** występuje zatem w nienasyconych związkach chemicznych mających wiązanie potrójne, np. w cząsteczce etynu C_2H_2.



Rys. 41. Model tworzenia się wiązania C≡C.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Określ typ hybrydyzacji orbitali atomowych Be, Si i C w cząsteczkach: BeH_2, SiH_4 i C_2H_4.**

2. **Ustal typ hybrydyzacji orbitali atomowych węgla oraz liczbę wiązań σ i π w cząsteczkach związków chemicznych o podanych wzorach sumarycznych.**
   a) C_2H_4 b) C_2H_2 c) C_2H_6 d) CO_2

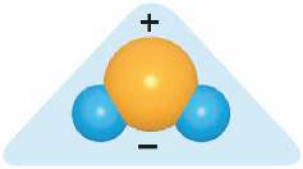
3. Pierwiastki chemiczne *X* i *Y* tworzą związek chemiczny o wzorze X_2Y, w którym stosunek masowy pierwiastka *X* do pierwiastka *Y* wynosi 1 : 16. Pierwiastek chemiczny *Y* ma następującą konfigurację elektronową: [Ne] $3s^23p^4$.
   a) **Napisz wzór sumaryczny tego związku chemicznego.**
   b) **Podaj typ hybrydyzacji atomu pierwiastka chemicznego *Y*.**
   c) **Podaj liczbę wiązań σ i π występujących w cząsteczce tego związku chemicznego.**

4. **Wybierz prawdziwe informacje.**
   a) Typ hybrydyzacji orbitali atomu azotu w jonie azotanowym(V) NO_3^- jest taki sam jak w cząsteczce amoniaku NH_3.
   b) W hybrydyzacji sp^3 biorą udział 1 orbital *s* i 2 orbitale *p*.
   c) Tetraedryczny kształt cząsteczek CH_4 wynika z ułożenia przestrzennego zhybrydyzowanych orbitali atomu węgla tworzących wiązania chemiczne z atomami wodoru.
   d) Wiązanie σ jest bardziej trwałe od wiązania π.

5. W pewnym atomie o 7 elektronach walencyjnych występuje hybrydyzacja d^3sp^3. **Narysuj schematy:**
   a) stanu podstawowego tego atomu,
   b) stanu wzbudzonego tego atomu,
   c) orbitali zhybrydyzowanych tego atomu.

6. **Ustal rodzaje wiązań chemicznych (σ lub π) powstających w wyniku nakładania się orbitali.**
   a) orbital sp^3 + orbital sp^3 oraz orbital sp^3 + orbital *s*
   b) orbital sp^2 + orbital sp^2, orbital sp^2 + orbital *s* oraz orbital $p_y + p_y$
   c) orbital *sp* + orbital *sp*, orbital *sp* + orbital *s*, orbital $p_y + p_y$ oraz orbital $p_z + p_z$

14. Geometria cząsteczek związków chemicznych



Modele atomów:
O S

Rys. 42. Model cząsteczki polarnej SO_2.

Kształt cząsteczki, czyli jej geometria, ma istotny wpływ na właściwości i reaktywność danej substancji. Na przykład cząsteczki związków chemicznych CO_2 i SO_2 różnią się m.in. polarnością. Jedną z przyczyn jest różny kształt ich cząsteczek. CO_2 jest cząsteczką liniową, natomiast SO_2 cząsteczką kątową (rys. 42.).

Atom centralny i ligandy

W cząsteczce związku chemicznego ważną funkcję pełnią:

- **atom centralny**, czyli atom otoczony innymi atomami, jonami lub grupami atomów, np. atom tlenu w cząsteczce H_2O,
- **ligandy**, czyli atomy, jony lub grupy atomów połączone z atomem centralnym, np. atomy wodoru w cząsteczce H_2O,
- **wolne pary elektronowe**:



Atom centralny – atom stanowiący rdzeń cząsteczki związku chemicznego, otoczony innymi atomami, jonami lub grupami atomów, np. NH_3.

Ligandy – atomy, jony lub grupy atomów połączone z atomem centralnym, np. NH_3.

Liczba ligandów połączonych z atomem centralnym to **liczba koordynacyjna**.

Liczba koordynacyjna – liczba ligandów połączonych z atomem centralnym, zwykle równa 2, 4 lub 6.

Hybrydyzacja a kształt cząsteczki

W teorii można przewidzieć kształt cząsteczek związków chemicznych. Kąty między wiązaniami chemicznymi w cząsteczkach wynikają zwykle z rodzaju hybrydyzacji, jakiej ulegają orbitale atomów centralnych cząsteczek. Kształty cząsteczek są na ogół zgodne z rozkładem przestrzennym orbitali zhybrydyzowanych ich atomów centralnych. Zależą także od obecności wolnych (niewiążących) par elektronowych w tych atomach.

Metoda VSEPR

Kształt (geometrię) cząsteczek zbudowanych z atomów pierwiastków chemicznych grup 1.–2. i 13.–18. układu okresowego można ustalić, korzystając z metody VSEPR (ang. *Valence Shell Electron Pair Repulsion* – odpychanie par elektronowych powłoki walencyjnej).

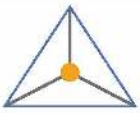
Zgodnie z metodą VSEPR o kształcie cząsteczki decydują:

1. wolne pary elektronowe atomu centralnego,
2. pary elektronowe wiązań σ między atomem centralnym a ligandami.

Suma wolnych par elektronowych atomu centralnego i par elektronowych wiązań σ nosi nazwę **liczby przestrzennej Lp**. Na podstawie

jej wartości można ustalić liczbę orbitali zhybrydyzowanych, typ hybrydyzacji, a tym samym kształt (geometrię) cząsteczki (tabela 15.).

Tabela 15. Liczba przestrzenna Lp i kształt (geometria) cząsteczki

Liczba przestrzenna Lp	2	3	4	5	6	7
Typ hybrydyzacji	sp	sp^2	sp^3	dsp^3	d^2sp^3	d^3sp^3
Kształt (geometria) cząsteczki	 cząsteczka liniowa	 trójkąt równoboczny	 tetraedr	 bipiramida trygonalna	 bipiramida tetragonalna (oktaedr)	 bipiramida pentagonalna

O kształcie cząsteczki decydują również inne czynniki: odpychanie jąder atomowych, przyciąganie elektronów przez jądra atomowe oraz energia kinetyczna elektronów. Nie uwzględnia się ich jednak w metodzie VSEPR.

Obliczanie liczby przestrzennej

Liczbę przestrzenną Lp można obliczyć ze wzoru:

$$\text{Lp} = \begin{array}{c}\textbf{liczba wolnych par}\\ \textbf{elektronowych atomu centralnego}\end{array} + \begin{array}{c}\textbf{liczba par}\\ \textbf{elektronowych wiązań } \sigma\end{array}$$

Liczba przestrzenna Lp = liczba wolnych par elektronowych atomu centralnego + liczba par elektronowych wiązań σ

Można ją również obliczyć, korzystając ze wzorów:

- dla **cząsteczki**

$$\text{Lp} = \sigma + \frac{1}{2}(n - m)$$

- dla **jonu ujemnego** (anionu)

$$\text{Lp} = \sigma + \frac{1}{2}(n - m + a)$$

- dla **jonu dodatniego** (kationu)

$$\text{Lp} = \sigma + \frac{1}{2}(n - m - a)$$

gdzie:
σ – liczba wiązań σ w cząsteczce lub jonie,
n – liczba elektronów walencyjnych atomu centralnego,
m – liczba elektronów konieczna do uzupełnienia dubletu lub oktetu przez wszystkie atomy ligandów,
a – wartość bezwzględna ładunku jonu.

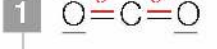
Plan rozwiązywania

1. Napisz wzór kreskowy cząsteczki CO_2 i zaznacz w nim wiązania σ.
2. Oblicz Lp.
3. Ustal kształt cząsteczki.

Przykład 21.

Obliczanie liczby przestrzennej Lp i określanie kształtu cząsteczek

Oblicz liczbę przestrzenną i określ kształt cząsteczki tlenku węgla(IV), korzystając z metody VSEPR.

1. 

2. **Sposób I – obliczanie na podstawie definicji**

Sposób I
Obliczanie na podstawie definicji

$Lp = 0 + 2$ (2 – liczba wiązań σ; 0 – liczba wolnych par elektronowych atomu centralnego (atomu C))

$Lp = 2$

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:
$Lp = \sigma + \frac{1}{2}(n - m)$

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$Lp = 2 + \frac{1}{2} \cdot (4 - 2 \cdot 2)$

$Lp = 2$

3. Liczba orbitali zhybrydyzowanych atomu węgla wynosi **2**, a więc typ hybrydyzacji atomu węgla w tej cząsteczce to *sp* (patrz tabela 15., s. 99). Zatem **cząsteczka CO_2 ma kształt liniowy.**

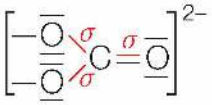
Plan rozwiązywania

1. Napisz wzór kreskowy anionu i zaznacz w nim wiązania σ.
2. Oblicz Lp.
3. Ustal kształt anionu.

Przykład 22.

Obliczanie liczby przestrzennej Lp i określanie kształtu anionu

Oblicz liczbę przestrzenną i określ kształt anionu węglanowego CO_3^{2-}, korzystając z metody VSEPR.

1. 

2. **Sposób I – obliczanie na podstawie definicji**

Sposób I
Obliczanie na podstawie definicji

$Lp = 0 + 3$ (3 – liczba wiązań σ; 0 – liczba wolnych par elektronowych atomu centralnego (atomu C))

$Lp = 3$

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:
$Lp = \sigma + \frac{1}{2}(n - m + a)$

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$Lp = 3 + \frac{1}{2} \cdot (4 - 6 + 2)$

$Lp = 3$

3. Liczba orbitali zhybrydyzowanych atomu węgla wynosi **3**, a więc typ hybrydyzacji atomu węgla w tym anionie to sp^2 (patrz tabela 15., s. 99). Zatem **anion CO_3^{2-} ma kształt trójkąta równobocznego.**

Przykład 23.

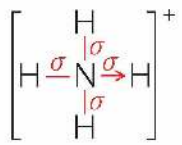
Obliczanie liczby przestrzennej Lp i określanie kształtu kationu

Oblicz liczbę przestrzenną i określ kształt kationu amonu NH_4^+, korzystając z metody VSEPR.

Plan rozwiązywania

1. Napisz wzór kreskowy kationu i zaznacz na nim wiązania σ.
2. Oblicz Lp.
3. Ustal kształt kationu.

1



2 **Sposób I – obliczanie na podstawie definicji**

Sposób I
Obliczanie na podstawie definicji

$$Lp = 0 + \mathbf{4}$$

(4 – liczba wiązań σ; 0 – liczba wolnych par elektronowych atomu centralnego (atomu N))

$$Lp = \mathbf{4}$$

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:
$Lp = \sigma + \frac{1}{2}(n - m - a)$

$$Lp = \mathbf{4} + \frac{1}{2} \cdot (5 - 4 - 1)$$

$$Lp = \mathbf{4}$$

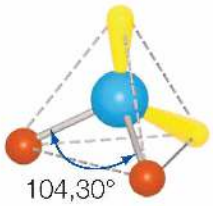
3 Liczba orbitali zhybrydyzowanych atomu azotu wynosi **4**, a więc typ hybrydyzacji atomu azotu w tym kationie to sp^3 (patrz tabela 15., s. 99). Zatem **kation NH_4^+ ma kształt tetraedru**.

Wpływ wolnych par elektronowych na kształt cząsteczki

O kształcie (geometrii) cząsteczki decyduje również obecność **wolnych** (niewiążących) **par elektronowych**. Występują one np. w atomach tlenu, azotu, siarki i fosforu. Mają znaczny wpływ na właściwości związków chemicznych oraz przebieg wielu reakcji chemicznych. **Wolne pary elektronowe atomu centralnego zaburzają geometrię cząsteczki**, gdyż siła odpychania wolnych par elektronowych i par elektronowych wiązań σ nie jest jednakowa. **Najsilniejsze** odpychanie występuje między wolnymi parami elektronowymi, **słabsze** – między wolną parą elektronową a parą elektronową σ, a **najsłabsze** – między parami elektronów σ:

- odpychanie między wolną parą elektronową a wolną parą elektronową
- odpychanie między wolną parą elektronową a parą elektronową σ
- odpychanie między parą elektronową σ a parą elektronową σ

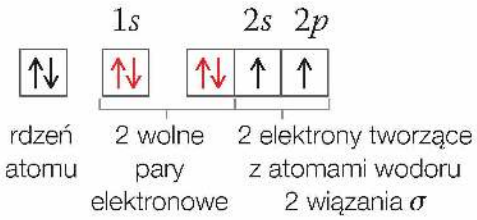
wzrost siły odpychania



Rys. 43. Przestrzenna budowa cząsteczki wody.

Zmiany kątów między wiązaniami obserwujemy np. w cząsteczkach wody i amoniaku (H_2O i NH_3).

W cząsteczce H_2O atom centralny, czyli atom tlenu, jest otoczony czterema parami elektronowymi. Dwie z nich to wolne pary elektronowe, a dwie pary (2 elektrony atomu tlenu i 2 elektrony atomów wodoru) tworzą wiązania σ z atomami wodoru (rys. 43.):

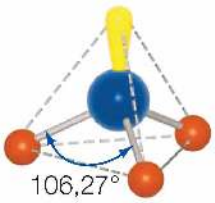


Liczba przestrzenna Lp wynosi:

Lp = 2 + 2
- 2 – liczba wiązań σ
- 2 – liczba wolnych par elektronowych atomu centralnego (atomu O)

Lp = 4

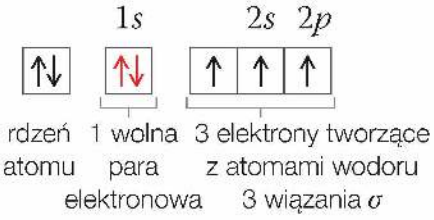
Taka wartość liczby przestrzennej Lp odpowiada typowi hybrydyzacji sp^3 (patrz tabela 15., s. 99). Zatem kształt cząsteczki powinien być tetraedryczny, a kąt między wiązaniami wynosić 109,5°. W rzeczywistości jednak wiązania w cząsteczce wody tworzą kąt ok. 104,30°. Wzajemne odpychanie dwóch wolnych par elektronowych jest silniejsze od odpychania par wiązań σ, a to powoduje deformację przestrzennej struktury cząsteczki. Cząsteczka wody ma budowę kątową płaską w **kształcie litery V** (V-kształtną).



Rys. 44. Przestrzenna budowa cząsteczki amoniaku.

Modele:
- atomu wodoru
- atomu tlenu
- atomu azotu
- wolnej pary elektronowej

W cząsteczce NH_3 atom centralny, czyli atom azotu, jest otoczony czterema parami elektronowymi. Jedna z nich to wolna para elektronowa, a trzy pary (3 elektrony atomu azotu i 3 elektrony atomów wodoru) tworzą wiązania σ z atomami wodoru (rys. 44.):



Liczba przestrzenna Lp wynosi:

Lp = 1 + 3
- 1 – liczba wiązań σ
- 3 – liczba wolnych par elektronowych atomu centralnego (atomu N)

Lp = 4

Taka wartość liczby przestrzennej Lp odpowiada typowi hybrydyzacji sp^3, zatem kształt cząsteczki powinien być tetraedryczny. Jednak na skutek oddziaływania wolnej pary elektronowej w cząsteczce amoniaku kąt między wiązaniami σ wynosi 106,27°. Cząsteczka amoniaku ma **kształt piramidy trygonalnej**.

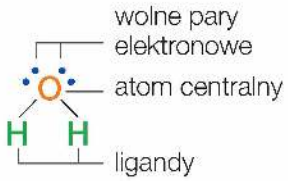
Zależność między liczbą wolnych i wiążących par elektronowych a kształtem cząsteczki według metody VSEPR przedstawiono w tabeli 16., s. 104. Cząsteczki pogrupowano według liczby ligandów i wolnych par elektronowych atomu centralnego zgodnie z ogólnym wzorem (typem cząsteczki):

$$AB_xE_y$$

◀ Typ cząsteczki

gdzie:
A – atom centralny,
B – ligandy,
E – wolne pary elektronowe atomu centralnego,
x – liczba ligandów,
y – liczba wolnych par elektronowych atomu centralnego.

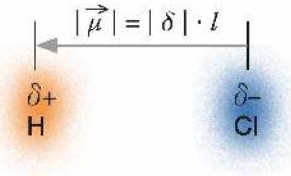
Wzór ten przedstawia różne kombinacje atomów i wolnych par elektronowych połączonych z atomem centralnym. Na przykład cząsteczka wody H_2O należy do cząsteczek typu AB_2E_2.



Dipol i moment dipolowy

Przestrzenne rozmieszczenie wiązań i niewiążących par elektronowych w cząsteczce może powodować, że jest ona **dipolem**. Dipol jest układem dwóch różnoimiennych ładunków ($\delta+$ i $\delta-$) [czyt. delta plus, delta minus], umieszczonych w odległości l od siebie. Dipol charakteryzuje się **momentem dipolowym** μ [czyt. mi], który jest wektorem skierowanym od ładunku ujemnego do dodatniego o wartości:

Model dipola HCl:

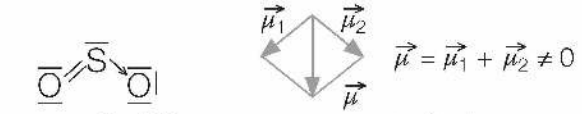


$$\vec{\mu} = |\delta| \cdot l$$

◀ Wzór na obliczanie momentu dipolowego

Moment dipolowy wykazują cząsteczki:
- o budowie polarnej,
- w których występują wiązania kowalencyjne spolaryzowane,
- o nierównomiernym rozkładzie ładunków.

Należą do nich m.in. cząsteczka chlorowodoru HCl, siarkowodoru H_2S i cząsteczka wody H_2O. Jeżeli cząsteczka jest zbudowana z więcej niż dwóch atomów, to jej moment dipolowy jest równy sumie wektorowej momentów dipolowych wszystkich występujących w niej wiązań polarnych:



cząsteczka SO_2 moment dipolowy

Cząsteczka tlenku węgla(IV) CO_2, pomimo różnej elektroujemności tworzących ją atomów, nie jest dipolem, gdyż momenty dipolowe wiązań w tej cząsteczce znoszą się wzajemnie.

cząsteczka CO_2

Jest to możliwe w przypadku cząsteczek o budowie liniowej (CO_2), trójkątnej (BCl_3), tetraedrycznej (CH_4) lub kwadratowej (XeF_4). Dla cząsteczek symetrycznych, np. H_2, O_2, N_2, Cl_2, CH_4, C_2H_2, moment dipolowy $\mu = 0$.

moment dipolowy

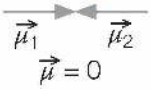
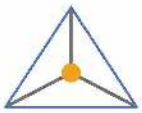
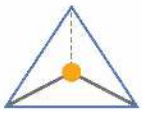
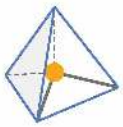
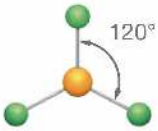
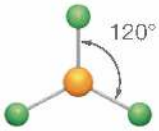
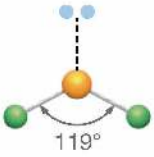
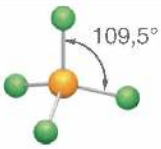
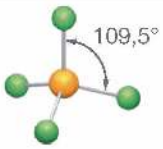
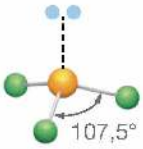
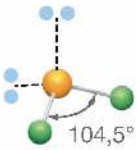
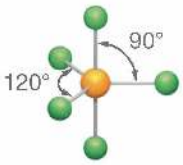
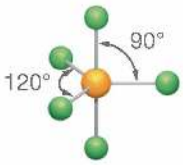
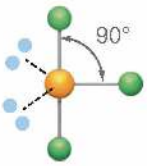
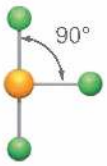
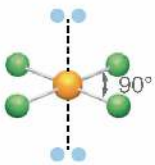
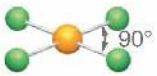
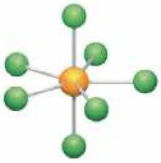
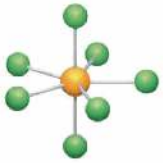


Tabela 16. Zależność kształtu cząsteczki od liczby przestrzennej Lp

Liczba przestrzenna Lp	Typ hybrydyzacji	Typ cząsteczki	Figura geometryczna	
2	sp	AB_2E_0		
3	sp^2	AB_3E_0		
		AB_2E_1		
4	sp^3	AB_4E_0		
		AB_3E_1		
		AB_2E_2		
5	dsp^3	AB_5E_0		
		AB_3E_2		
6	d^2sp^3	AB_4E_2		
7	d^3sp^3	AB_7E_0		

	Model cząsteczki (z uwzględnieniem wolnych par elektronowych)	Geometria (kształt) cząsteczki		Przykłady
			cząsteczka liniowa	$BeCl_2$, CO_2, HCN, C_2H_2
			trójkąt równoboczny	BF_3, CO_3^{2-}, NO_3^-, SO_3, C_2H_4
			cząsteczka kątowa (kształt litery V)	NO_2^-, SO_2, O_3
			tetraedr	CH_4, PO_4^{3-}, SO_4^{2-}, ClO_4^{2-}, NH_4^+
			piramida trygonalna	NH_3, PCl_3
			cząsteczka kątowa (kształt litery V)	H_2O, OF_2
			bipiramida trygonalna	PCl_5
			kształt litery T	ClF_3, BrF_3
			kwadrat	XeF_4
			bipiramida pentagonalna	IF_7

Mapa pojęć – wiązania chemiczne



tetraedr

piramida trygonalna

cząsteczka kątowa

hybrydyzacja sp^3 tetraedryczna

liczba wiązań

wiązanie pojedyncze

Cl—Cl

wiązanie podwójne

O=O

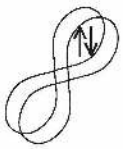
wiązanie potrójne

N≡N

rodzaje nakładających się orbitali atomowych

wiązanie π

orbital molekularny p_y–p_y



π_{py-py}

orbital molekularny p_z–p_z



π_{pz-pz}

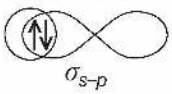
wiązanie σ

orbital molekularny s–s



σ_{s-s}

orbital molekularny s–p



σ_{s-p}

orbital molekularny p_x–p_x



σ_{px-px}

w pierwiastkach chemicznych

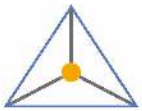
różnica elektroujemności < 0,4

wiązanie metaliczne

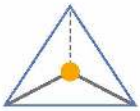
różnica elektroujemności < 0,4

wiązanie kowalencyjne (atomowe) niespolaryzowane





trójkąt równoboczny



cząsteczka kątowa



cząsteczka liniowa

hybrydyzacja sp^2 trygonalna

hybrydyzacja sp diagonalna (liniowa)

hybrydyzacja

wiązanie chemiczne

między atomami lub jonami

oddziaływania

między cząsteczkami

oddziaływania międzycząsteczkowe

wiązanie wodorowe

siły van der Waalsa

w związkach chemicznych

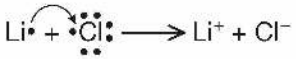
0,4 < różnica elektroujemności < 1,7

różnica elektroujemności ≥ 1,7

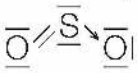
wiązanie kowalencyjne (atomowe) spolaryzowane



wiązanie jonowe



wiązanie koordynacyjne



Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Fluorek siarki(IV) ma wzór SF_4. **Korzystając z metody VSEPR:**
   a) **oblicz liczbę przestrzenną,** b) **określ typ hybrydyzacji.**

2. **Przedstaw graficznie strukturę elektronową atomu bromu w stanie podstawowym i w stanie wzbudzonym.**

3. **Określ i uzasadnij na podstawie metody VSEPR typ hybrydyzacji atomu centralnego następujących cząsteczek lub jonów:**
   a) CH_4, b) PCl_3, c) SO_4^{2-}, d) PH_3.

4. a) **Przedstaw graficznie tworzenie się orbitali zhybrydyzowanych w atomie berylu.**
   b) **Określ typ hybrydyzacji.**
   c) **Określ kształt cząsteczki BeH_2.**

5. Kąt między wiązaniami σ wynosi odpowiednio: w cząsteczce H_2O 105°, w cząsteczce H_2S 92°, w cząsteczce H_2Se 91°, a w cząsteczce H_2Te 89°. **Wyjaśnij przyczynę tych różnic.** Posłuż się metodą VSEPR i uwzględnij siłę odpychania wolnych par elektronowych oraz par elektronowych wiązań σ.

6. **Wyjaśnij, kiedy moment dipolowy cząsteczki jest równy zero.** Podaj przykłady.

7. **Wybierz te z substancji o podanych wzorach (a–e), które mają różny od zera moment dipolowy. Uzasadnij swój wybór.**
   a) NaCl b) HCl c) H_2 d) CCl_4 e) CaO

8. **Oblicz liczbę przestrzenną Lp oraz określ rodzaj hybrydyzacji i możliwy kształt cząsteczek lub jonów:**
   a) SO_3, b) Cl_2O, c) NO_3^-, d) ClO_3^-.

Informacja do zadań 9. i 10.

Liczba koordynacyjna określa, ile atomów (lub jonów) jest połączonych bezpośrednio z danym atomem (lub jonem). Można ją ustalić na podstawie stosunku promieni jonowych kationów ($r_{kationu}$) do promieni jonowych anionów (r_{anionu}).

Liczba koordynacyjna	8	6	4
$r_{kationu} / r_{anionu}$	> 0,732	od 0,732 do 0,414	od 0,414 do 0,225

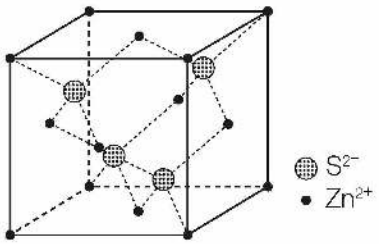
Poniższa tabela przedstawia wartości promieni jonowych wybranych jonów.

Symbol jonu	Cs^+	Cl^-	Na^+	Zn^{2+}
Wartość *r*, pm	167	181	97	74

Na podstawie: K.H. Lautenschläger, W. Schröter, A. Wanninger, *Nowoczesne kompendium chemii*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2007.

9. **Ustal liczbę koordynacyjną dla kationu sodu w chlorku sodu NaCl i dla kationu cezu w chlorku cezu CsCl.**

10. **Na podstawie modelu sieci przestrzennej kryształu siarczku cynku określ liczbę koordynacyjną jonów siarczkowych.**



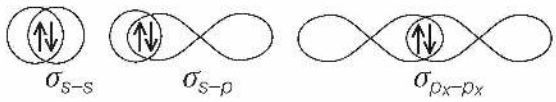
Podsumowanie

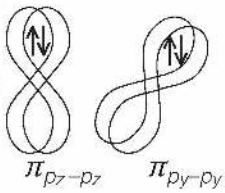
Reguła oktetu, reguła dubletu

Tworząc wiązanie chemiczne, atomy oddają lub przyjmują elektrony, tak aby uzyskać konfigurację elektronową najbliższego im w układzie okresowym helowca.

Rodzaje wiązań chemicznych

Ze względu na typ orbitalu molekularnego występującego w cząsteczce wyróżnia się dwa rodzaje wiązań kowalencyjnych:

- **wiązanie σ:** 

- **wiązanie π:** 

Ze względu na liczbę wiązań łączących atomy wyróżnia się wiązania pojedyncze i wielokrotne (podwójne i potrójne).

C—C	C=C	C≡C
wiązanie pojedyncze	**wiązanie podwójne**	**wiązanie potrójne**

Między atomami oraz między cząsteczkami mogą występować różne rodzaje oddziaływań chemicznych i oddziaływań międzycząsteczkowych:

wiązania chemiczne

- **jonowe** – wiązanie między kationami metali a anionami niemetali. Różnica elektroujemności pierwiastków w skali Paulinga wynosi co najmniej 1,7; np.: **NaCl, LiCl, LiF, K_2S, MgO, $CaCl_2$**
- **kowalencyjne (atomowe)**
  - **niespolaryzowane** – wiązanie między atomami niemetali, których różnica elektroujemności w skali Paulinga jest mniejsza od 0,4; np.: **Cl_2, H_2, Br_2, N_2, CH_4**
  - **spolaryzowane** – wiązanie między atomami niemetali, których różnica elektroujemności w skali Paulinga jest mniejsza od 1,7 i większa od 0,4; np.: **HCl, HBr, H_2O, CO_2**
  - **koordynacyjne** – wiązanie między atomami różnych pierwiastków chemicznych. Tworząca to wiązanie para elektronowa pochodzi od jednego z atomów; np.: **SO_2, H_2SO_4, NO_3^-, NH_4^+**
- **metaliczne** – wiązanie między kationami metali a chmurą elektronową w sieci krystalicznej metali i ich stopów; np.: **K, Na, Fe, W**

oddziaływania międzycząsteczkowe

- **wiązania wodorowe** – oddziaływania między atomami wodoru związanymi z atomami elektroujemnych pierwiastków chemicznych a atomem o dużej elektroujemności z wolną parą elektronową, np. między cząsteczkami H_2O, NH_3
- **siły van der Waalsa** – słabe oddziaływania między cząsteczkami niepolarnymi, np. **w polimerach i skroplonych gazach** (np. wodorze i tlenie)

Hybrydyzacja

Hybrydyzacja to operacja matematyczna – „wymieszanie" energetyczne i ujednolicenie orbitali atomowych. Orbitale zhybrydyzowane biorą udział w tworzeniu wiązań chemicznych.

W wyniku hybrydyzacji powstają orbitale zhybrydyzowane ułożone w przestrzeni w kształcie:

- linii prostej – hybrydyzacja sp
- trójkąta równobocznego – hybrydyzacja sp^2
- tetraedru (czworościanu foremnego) – hybrydyzacja sp^3
- kwadratu – hybrydyzacja d^2sp^3
- bipiramidy trygonalnej – hybrydyzacja dsp^3
- bipiramidy tetragonalnej – hybrydyzacja d^2sp^3
- bipiramidy pentagonalnej – hybrydyzacja d^3sp^3

Typ hybrydyzacji decyduje o budowie przestrzennej cząsteczki, czyli o jej geometrii (kształcie).

Metoda VSEPR

Metoda VSEPR umożliwia określenie typu hybrydyzacji orbitali atomu centralnego i określenie kształtu cząsteczek związków chemicznych zbudowanych z atomów pierwiastków chemicznych grup 1.–2. i 13.–18. układu okresowego.

W metodzie VSEPR oblicza się liczbę przestrzenną Lp dla cząsteczek lub jonów. Liczba ta określa typ hybrydyzacji orbitali atomu centralnego, a tym samym wskazuje na kształt cząsteczki lub jonu.

Liczbę przestrzenną oblicza się ze wzorów:

$$\mathrm{Lp} = \begin{array}{c}\textbf{liczba wolnych par}\\ \textbf{elektronowych atomu centralnego}\end{array} + \begin{array}{c}\textbf{liczba par}\\ \textbf{elektronowych wiązań } \sigma\end{array}$$

- dla cząsteczki

$$\mathrm{Lp} = \sigma + \frac{1}{2}(n - m)$$

- dla jonu ujemnego (anionu)

$$\mathrm{Lp} = \sigma + \frac{1}{2}(n - m + a)$$

- dla jonu dodatniego (kationu)

$$\mathrm{Lp} = \sigma + \frac{1}{2}(n - m - a)$$

gdzie:
σ – liczba wiązań σ w cząsteczce lub jonie,
n – liczba elektronów walencyjnych atomu centralnego,
m – liczba elektronów konieczna do uzupełnienia dubletu lub oktetu przez wszystkie atomy ligandów,
a – wartość bezwzględna ładunku jonu.

Kształt cząsteczek lub jonów może być zaburzony przez obecność wolnych niewiążących par elektronowych oddziałujących z elektronami wiązań chemicznych σ.

Sposób na zadania

Jak określić typ hybrydyzacji orbitali walencyjnych atomu centralnego oraz geometrię (kształt) cząsteczki lub jonu złożonego o znanym wzorze elektronowym?

Wykonaj obliczenia

1 **Oblicz wartość liczby przestrzennej Lp, a tym samym liczbę orbitali zhybrydyzowanych.**

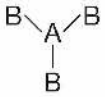
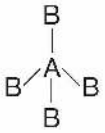
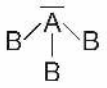
Lp = liczba wolnych par elektronowych atomu centralnego + liczba par elektronowych wiązań σ

Jeżeli w poleceniu nie jest podany atom centralny – musisz go ustalić.

2 **Ustal typ hybrydyzacji orbitali atomowych dla obliczonej wartości Lp.**

Wartość Lp	2	3	4
Typ hybrydyzacji	*sp*	sp^2	sp^3

3 **Ustal kształt cząsteczki lub jonu dla obliczonej wartości Lp.**

Typ hybrydyzacji	Kształt (geometria) cząsteczki lub jonu			
sp	B—A—B cząsteczka liniowa			
sp^2	 trójkąt równoboczny		 cząsteczka kątowa	
sp^3	 tetraedr	 piramida trygonalna	 cząsteczka kątowa	 cząsteczka liniowa

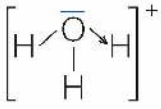
Na przykład dla cząsteczki H_2O i jonu oksoniowego H_3O^+:



Atomem centralnym jest tlen.

Lp = **2** + 2

Lp = 4 → hybrydyzacja sp^3 → cząsteczka kątowa



Atomem centralnym jest tlen.

Lp = **1** + 3

Lp = 4 → hybrydyzacja sp^3 → jon o kształcie piramidy trygonalnej

Trening – rozwiąż zadania: 1., s. 112.

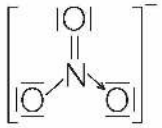
Trening – rozwiąż zadania

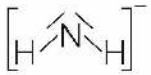
ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Informacja do zadań 1. i 2.

Poniżej przedstawiono wzory elektronowe kreskowe trzech cząsteczek lub jonów (I–III), w których atomem centralnym jest atom azotu.

I 

II 

III 

Zadanie 1.

Ustal typ hybrydyzacji orbitali walencyjnych atomu centralnego (dygonalna, trygonalna lub tetraedryczna) oraz kształt cząsteczki/jonu (liniowy, kątowy, trójkąt równoboczny, piramida trygonalna, tetraedryczny) w cząsteczkach lub jonach (I–III).

Zadanie 2.

Napisz, ile wiązań σ i π występuje w cząsteczce związku chemicznego oznaczonego numerem I.

Zadanie 3.

Poniżej podano wzory kilku substancji.

$HCHO$, CH_4, $HCOOH$, C_2H_4, N_2, C_2H_6, HNO_3, CO_2

a) **Wybierz te substancje, których cząsteczki mają taką samą liczbę wiązań σ.**

b) **Wybierz wzory cząsteczek, które mają więcej niż jedno wiązanie π, napisz ich wzory elektronowe i zaznacz wiązania σ i π.**

Zadanie 4.

Oceń, czy poniższe informacje są prawdziwe. Wybierz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

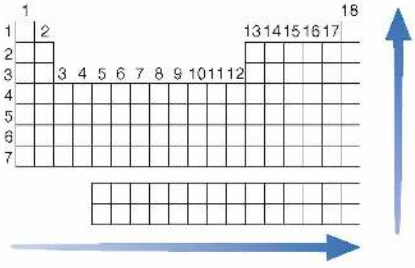
Wiązanie jonowe powstaje między atomami pierwiastków chemicznych o zbliżonej elektroujemności.	P	F
Para elektronowa wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego jest przesunięta w stronę atomu o niższej elektroujemności.	P	F
Wiążąca para elektronowa w wiązaniu koordynacyjnym pochodzi od jednego z atomów, który je tworzy.	P	F
W wyniku nakładania się orbitali atomowych p_z–p_z oraz p_y–p_y powstają wiązania typu π.	P	F

Zadanie 5.

Na schemacie przedstawiono fragment układu okresowego pierwiastków chemicznych. Strzałkami oznaczono kierunki zmian wybranych danych dotyczących pierwiastków chemicznych grup 1., 2. i 13.–17.

Spośród podanych danych wybierz te, które zwiększają się zgodnie z kierunkiem strzałek na schemacie.

- charakter niemetaliczny
- zdolność oddawania elektronów
- liczba powłok elektronowych
- wartości pierwszej energii jonizacji
- elektroujemność





Systematyka związków nieorganicznych

W tym dziale zwróć uwagę na umiejętności

Doświadczenia chemiczne – projektowanie i opisywanie

- potwierdzenie prawa zachowania masy
- badanie charakteru chemicznego tlenków i wodorków
- badanie działania zasad i kwasów na tlenki oraz wodorotlenki
- otrzymywanie wodorotlenków, kwasów tlenowych i beztlenowych oraz soli
- badanie właściwości soli
- wykrywanie węglanu wapnia
- sporządzanie zaprawy gipsowej i badanie jej twardnienia

Korzystanie z informacji

- odczytywanie informacji z tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie

15. Równania reakcji chemicznych



Fot. 21. Potas spala się jasnym płomieniem.

W otoczeniu człowieka można zaobserwować wiele zjawisk fizycznych, np. parowanie wody czy mieszanie się substancji, a także reakcji chemicznych, np. spalanie czy rdzewienie. Zjawiska fizyczne to przemiany, w wyniku których nie powstają nowe substancje. Natomiast podczas **reakcji chemicznych powstają nowe substancje** o zupełnie innych właściwościach. Reakcje chemiczne ze względów bezpieczeństwa przeprowadza się w laboratoriach chemicznych (fot. 21.).

Równania reakcji chemicznych

Reakcje chemiczne przedstawia się w postaci równań. **Równanie reakcji chemicznej** to zapis przebiegu reakcji za pomocą symboli pierwiastków chemicznych i wzorów związków chemicznych, np.:

współczynniki stechiometryczne

$$2\,HgO \longrightarrow 2\,Hg + O_2$$

indeksy stechiometryczne



Fot. 22. Reakcja rozkładu tlenku rtęci(II).

W tej reakcji chemicznej (fot. 22.) tlenek rtęci(II) HgO jest **substratem**, a rtęć Hg i tlen O_2 to **produkty**. Liczby zapisywane przed symbolami lub wzorami chemicznymi to **współczynniki stechiometryczne**. W równaniu tej reakcji chemicznej są to liczby: 2, 2, 1. **Indeksy stechiometryczne** wskazują natomiast liczbę atomów danego pierwiastka chemicznego w cząsteczce. W przedstawionym równaniu indeksy stechiometryczne wynoszą odpowiednio: 1, 1, 1, 2. Zapis równania reakcji ma zatem znaczenie **jakościowe** (wskazuje, które substancje biorą udział w reakcji chemicznej) oraz **ilościowe** (określa, w jakich ilościach reagują).

Wartości 1 nie zapisuje się w indeksach i współczynnikach stechiometrycznych.

Typy reakcji chemicznych

Ze względu na liczbę substratów i produktów reakcje chemiczne można podzielić na:

- **reakcje syntezy** (łączenia), np.:

kilka substratów → **jeden** produkt

$$\underset{\text{wodór}}{2\,H_2} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{woda}}{2\,H_2O}$$

$$\underset{\text{woda}}{H_2O} + \underset{\text{tlenek siarki(VI)}}{SO_3} \longrightarrow \underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{H_2SO_4}$$

- **reakcje analizy** (rozkładu), np.:

jeden substrat → **kilka** produktów

$$\underset{\text{woda}}{2\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodór}}{2\,H_2} + \underset{\text{tlen}}{O_2}$$

$$\underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3} \xrightarrow{T} \underset{\text{tlenek wapnia}}{CaO} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow}$$

- **reakcje wymiany**, np.:

kilka substratów → **kilka** produktów

$$\underset{\text{sód}}{2\,Na} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2\,HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek sodu}}{2\,NaCl} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

$$\underset{\text{chlorek sodu}}{NaCl} + \underset{\text{azotan(V) srebra(I)}}{AgNO_3} \longrightarrow \underset{\text{chlorek srebra(I)}}{AgCl\downarrow} + \underset{\text{azotan(V) sodu}}{NaNO_3}$$

Reakcje chemiczne przebiegają zgodnie z dwoma podstawowymi prawami: **prawem zachowania masy** i **prawem stałości składu związku chemicznego**.

Prawo zachowania masy

Prawo zachowania masy dotyczy wszystkich reakcji chemicznych. Zgodnie z nim **łączna masa substratów reakcji chemicznej jest równa łącznej masie produktów** (patrz fot. 23., s. 116).

Prawo zachowania masy – łączna masa substratów reakcji chemicznej jest równa łącznej masie produktów.

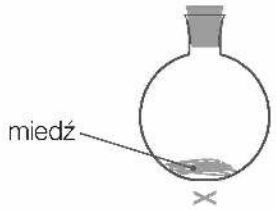
Doświadczenie 1.

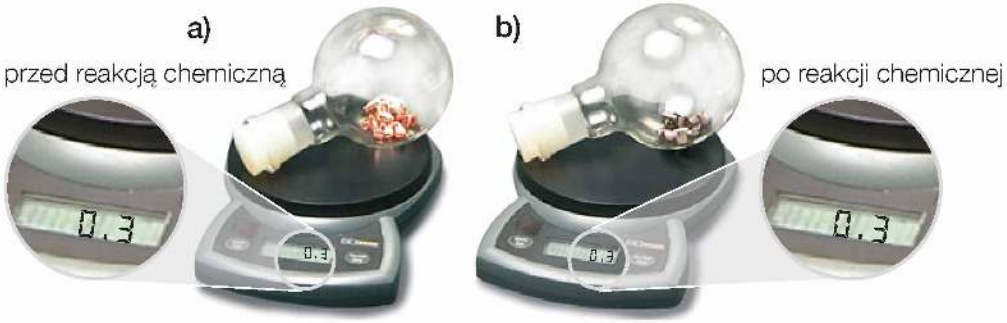
Potwierdzenie prawa zachowania masy

Odczynniki: wiórki miedzi.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: kolba kulista z korkiem, waga laboratoryjna, palnik gazowy.

Instrukcja: W kolbie kulistej umieść wiórki miedzi (ok. 0,3 g) lub sproszkowaną miedź (schemat). Zamknij szczelnie kolbę gumowym korkiem. Całość zważ na wadze laboratoryjnej. Wynik zapisz w zeszycie. Zamkniętą kolbę ostrożnie ogrzewaj w płomieniu palnika przez ok. 2–3 min. Po ochłodzeniu zważ kolbę. Zapisz w zeszycie wynik ważenia.





Fot. 23. Masa miedzi i tlenu (a) jest równa masie tlenku miedzi(II) (b).

Obserwacje: Po ogrzaniu kolby na dnie powstała czarna substancja. Po porównaniu masy kolby z substratami (przed reakcją chemiczną) z masą kolby z produktem (po reakcji chemicznej) okazuje się, że są one jednakowe (fot. 23.).

Wniosek: Tlen zawarty w powietrzu (wewnątrz kolby) przereagował z miedzią i powstał czarny osad z tlenku miedzi(II). Masa substancji przed reakcją chemiczną jest równa masie substancji po reakcji chemicznej.

Prawo stałości składu związku chemicznego – każdy związek chemiczny ma określony, stały skład jakościowy i ilościowy.

Prawo stałości składu związku chemicznego

Prawo stałości składu związku chemicznego nazywane jest również prawem stosunków stałych lub **prawem Prousta** (od nazwiska jego twórcy – francuskiego chemika Josepha Prousta [czyt. żozefa prusta]). Zgodnie z nim **każdy związek chemiczny ma określony, stały skład jakościowy i ilościowy**.

stosunek masowy
CO_2

$$\frac{\text{masa C}}{\text{masa O}} = \frac{12\ \text{u}}{2 \cdot 16\ \text{u}}$$

$$\frac{\text{masa C}}{\text{masa O}} = \frac{3}{8}$$

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Nazwij typy reakcji chemicznych przedstawionych równaniami** (a–f). **Uzgodnij równania tych reakcji chemicznych, wskaż substraty i produkty. Podaj wartości indeksów stechiometrycznych i współczynników stechiometrycznych.**

a) $Mg + O_2 \longrightarrow MgO$

b) $Ca(OH)_2 + HNO_3 \longrightarrow Ca(NO_3)_2 + H_2O$

c) $Cu(OH)_2 \xrightarrow{T} CuO + H_2O\uparrow$

d) $Mg + CuSO_4 \longrightarrow Cu + MgSO_4$

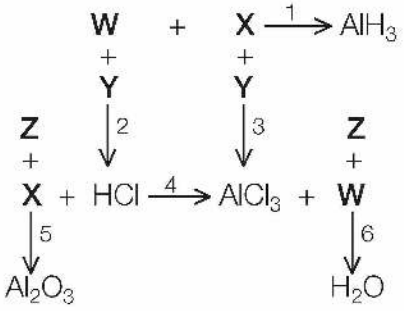
e) $Fe + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3$

f) $AgNO_3 + Cu \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + Ag$

2. **Oblicz masę każdego z produktów reakcji rozkładu 144 g wody, jeżeli masa otrzymanego wodoru jest 8 razy mniejsza od masy tlenu.**

3. Glin łączy się z siarką w stosunku masowym 9 : 16. **Oblicz maksymalną masę siarczku glinu, jaką można otrzymać z mieszaniny zawierającej 18 g glinu i 42 g siarki.**

4. **Rozwiąż chemograf – napisz wzory sumaryczne i nazwy substancji oznaczonych literami** (W–Z) **oraz równania reakcji chemicznych oznaczone cyframi** (1–6).



16. Tlenki

Tlenki to jedne z najbardziej rozpowszechnionych w środowisku przyrodniczym związków chemicznych. Tworzą je niemal wszystkie pierwiastki chemiczne. Tlenki metali są substancjami stałymi, natomiast tlenki niemetali mogą być gazami, cieczami lub substancjami stałymi. Przykładem tlenku niemetalu jest tlenek krzemu(IV) SiO_2 (fot. 24.), natomiast tlenku metalu – tlenek wapnia CaO.



Fot. 24. Kryształ górski jest odmianą kwarcu – minerału, którego głównym składnikiem jest SiO_2.

Budowa tlenków

Tlenki to związki chemiczne zbudowane z tlenu i innego pierwiastka chemicznego. Ich wzór ogólny ma postać:

$$E_2^{n}O_n^{II}$$

gdzie:
E – symbol pierwiastka chemicznego,
n – wartościowość pierwiastka chemicznego.

Nazewnictwo tlenków

Nazwy tlenków powstają przez dodanie do słowa *tlenek* nazwy pierwiastka chemicznego. Jeżeli dany pierwiastek chemiczny tworzy kilka tlenków, to w ich nazwach podaje się wartościowość tego pierwiastka (tzw. **system Stocka**), np.: ***tlenek*** węgla(**II**) CO, ***tlenek*** węgla(**IV**) CO_2. Można również stosować nazwy tlenków uwzględniające liczbę atomów poszczególnych pierwiastków chemicznych w cząsteczce (tzw. **system przedrostków**), np.: **tri**tlenek **di**żelaza Fe_2O_3, **penta**tlenek **di**azotu N_2O_5.

Wzory sumaryczne tlenków

Wzory sumaryczne tlenków ustala się metodą krzyżową. Muszą one mieć jak najprostszą postać. Dlatego, gdy to konieczne, należy podzielić indeksy stechiometryczne przez największy wspólny dzielnik.

Otrzymywanie tlenków

Najważniejsze metody otrzymywania tlenków to:

- bezpośrednia synteza z pierwiastków chemicznych (np. spalanie metali lub niemetali):

$$\underset{\text{miedź}}{2\,Cu} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek miedzi(II)}}{2\,CuO}$$

$$\underset{\text{siarka}}{S} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek siarki(IV)}}{SO_2}$$

- rozkład niektórych wodorotlenków:

$$\underset{\text{wodorotlenek miedzi(II)}}{Cu(OH)_2} \xrightarrow{T} \underset{\text{tlenek miedzi(II)}}{CuO} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

- rozkład niektórych soli:

$$\underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3} \xrightarrow{T} \underset{\text{tlenek wapnia}}{CaO} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow}$$

Tlenki można także otrzymać w wyniku reakcji wymiany, np.:

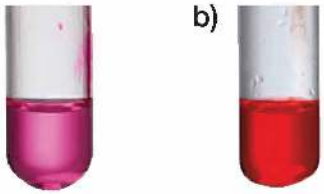
$$\underset{\text{węglan magnezu}}{MgCO_3} + \underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{H_2SO_4} \longrightarrow \underset{\text{siarczan(VI) magnezu}}{MgSO_4} + \underset{\text{woda}}{H_2O} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow}$$

Wskaźniki kwasowo-zasadowe

Właściwości chemiczne tlenków określa się na podstawie ich reakcji z wodą oraz rodzaju odczynu produktów tych reakcji. Do określania odczynu roztworu stosuje się wskaźniki kwasowo-zasadowe. Są to substancje, które **zmieniają barwę w zależności od odczynu roztworu**.

Znając barwy, które mogą przyjąć wskaźniki, można ustalić odczyn badanego roztworu (fot. 25.).

a) b)



Fot. 25. Barwa **fenoloftaleiny** w roztworze o **odczynie zasadowym** – a); barwa **oranżu metylowego** w roztworze o **odczynie kwasowym** – b).

Odkrycia, które zmieniły świat – właściwości magnetyczne

Odkrycie właściwości magnetycznych rudy żelaza umożliwiło skonstruowanie pierwszego kompasu, w którym igłę magnetyczną stanowił kryształ magnetytu (fot. 26.). Magnetyt to ruda o bardzo dużej zawartości żelaza – aż 72,9%. Kawałki tego minerału wzajemnie się przyciągają lub odpychają – wykazują silne właściwości magnetyczne. Nazwa chemiczna magnetytu to tlenek żelaza(II) diżelaza(III). Jest to przykład tlenku mieszanego. Oznacza to, że w jego skład wchodzą atomy żelaza zarówno o wartościowości II, jak i III. Wzór sumaryczny tlenku żelaza(II) diżelaza(III) można zapisać jako Fe_3O_4 lub $FeO \cdot Fe_2O_3$.



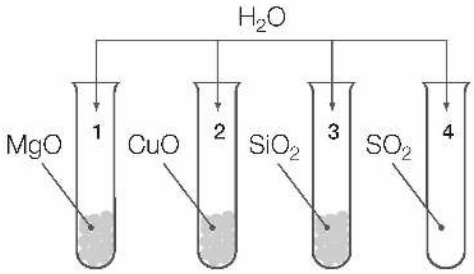
Fot. 26. Igła magnetyczna w pierwszym kompasie miała kształt łyżeczki.

Badanie właściwości chemicznych tlenków

Doświadczenie 2. SO_2

Badanie charakteru chemicznego tlenków metali i niemetali

Odczynniki: siarka, tlenek magnezu, tlenek miedzi(II), tlenek krzemu(IV), woda, roztwór fenoloftaleiny, roztwór oranżu metylowego.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, łyżka do spalań, palnik gazowy.
Instrukcja: W czterech probówkach umieść kolejno: 1. – tlenek magnezu, 2. – tlenek miedzi(II), 3. – tlenek krzemu(IV). W probówce 4. ostrożnie spal na łyżce do spalań niewielką ilość siarki, aby otrzymać tlenek siarki(IV). Następnie do każdej z probówek wlej niewielką ilość wody (schemat) i silnie wstrząśnij. Do probówek 1. i 2. dodaj kilka kropli roztworu fenoloftaleiny, a do pozostałych probówek – kilka kropli roztworu oranżu metylowego.





Fot. 27. Reakcja z wodą tlenków: magnezu, miedzi, krzemu i siarki.

Obserwacje: W probówce 1. fenoloftaleina przyjęła malinową barwę, a w probówce 2. – nie zabarwiła się (fot. 27.). Po dodaniu roztworu oranżu metylowego do probówki 3. jego barwa nie uległa zmianie, natomiast w probówce 4. oranż metylowy zmienił barwę na czerwoną (fot. 27.).
Wniosek: W reakcji tlenku magnezu z wodą powstaje związek chemiczny o charakterze zasadowym, a w reakcji tlenku siarki(IV) – związek chemiczny o charakterze kwasowym. Tlenek miedzi(II) i tlenek krzemu(IV) nie reagują z wodą. Zaszły reakcje chemiczne zgodnie z równaniami:

Probówka 1. $MgO + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2$
tlenek magnezu, woda, wodorotlenek magnezu

Probówka 4. $SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$
tlenek siarki(IV), woda, kwas siarkowy(IV)

Właściwości fizyczne:
- stan skupienia
- barwa
- połysk
- gęstość
- twardość
- rozpuszczalność w wodzie
- temperatury wrzenia i topnienia
- przewodnictwo elektryczne i cieplne

Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium).

Właściwości chemiczne:
- zapach
- smak
- toksyczność
- palność
- aktywność chemiczna

Tlenki metali, które reagują z wodą, tworząc wodorotlenki, należą do **tlenków zasadowych**. Tlenki (głównie niemetali), które reagują z wodą, tworząc kwasy, należą do **tlenków kwasowych**.

MgO jest przykładem tlenku zasadowego, a SO_2 – tlenku kwasowego.

Doświadczenie 3. SO_2

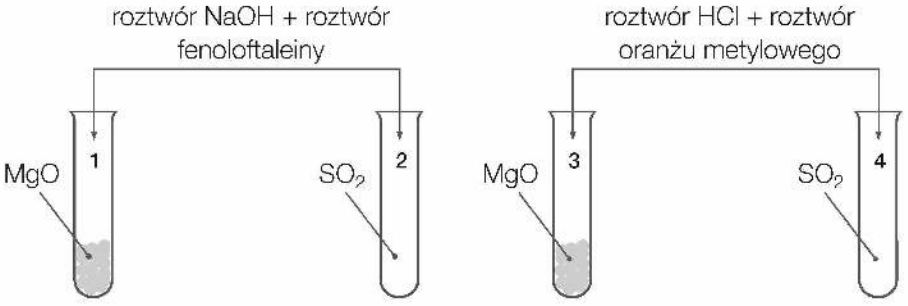
Badanie działania zasady i kwasu na tlenki

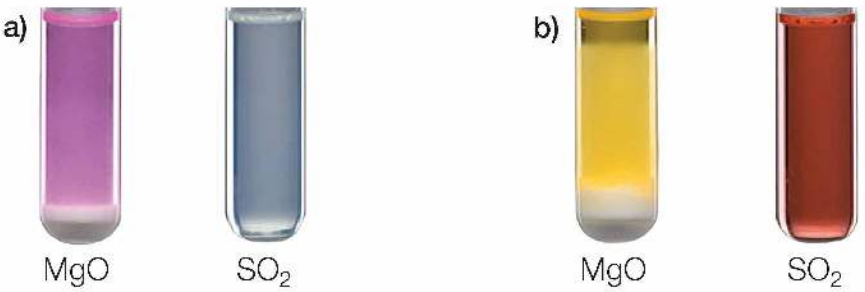
Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium).

Odczynniki: tlenek magnezu, siarka, stężony roztwór wodorotlenku sodu, rozcieńczony roztwór wodorotlenku sodu, roztwór fenoloftaleiny, kwas chlorowodorowy, roztwór oranżu metylowego.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, palnik gazowy.

Instrukcja: Do dwóch probówek zawierających kolejno: 1. – tlenek magnezu, 2. – tlenek siarki(IV) (otrzymany jak w doświadczeniu 2.), wlej po ok. 2 cm^3 rozcieńczonego roztworu wodorotlenku sodu z kilkoma kroplami roztworu fenoloftaleiny (schemat). Następnie zawartość probówki 2. wstrząśnij, a 1. – wymieszaj i lekko ogrzej w płomieniu palnika. Takie same czynności wykonaj dla kolejnych dwóch probówek (3. i 4.), ale zamiast NaOH użyj kwasu chlorowodorowego z dodatkiem roztworu oranżu metylowego (schemat).





Fot. 28. Barwa fenoloftaleiny w probówkach zawierających NaOH oraz tlenki magnezu i siarki – a). Barwa oranżu metylowego w probówkach zawierających HCl oraz tlenki magnezu i siarki – b).

Obserwacje: W probówce 1. roztwór pozostał malinowy – nie odbarwił się, natomiast w probówce 2. nastąpiło odbarwienie roztworu (fot. 28.a). W probówce 3. roztwór zmienił barwę z czerwonej na żółtą, natomiast w probówce 4. pozostał czerwony (fot. 28.b).

Wniosek: Tlenek magnezu nie reaguje z wodorotlenkiem sodu, a reaguje z kwasem chlorowodorowym. Jest więc **tlenkiem zasadowym**.

Tlenki zasadowe to tlenki, które reagują z kwasami, tworząc sole.

Natomiast tlenek siarki(IV) reaguje z wodorotlenkiem sodu, a nie reaguje z kwasem chlorowodorowym. Jest to **tlenek kwasowy**. W reakcji tlenków z zasadami lub kwasami powstają sole:

Tlenki kwasowe to tlenki, które reagują z zasadami, tworząc sole.

Probówka 2. $SO_2 + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2SO_3 + H_2O$

tlenek siarki(IV) — wodorotlenek sodu — siarczan(IV) sodu — woda

tlenek kwasowy + zasada → sól + woda

Probówka 3. $MgO + 2\,HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2O$

tlenek magnezu — kwas chlorowodorowy — chlorek magnezu — woda

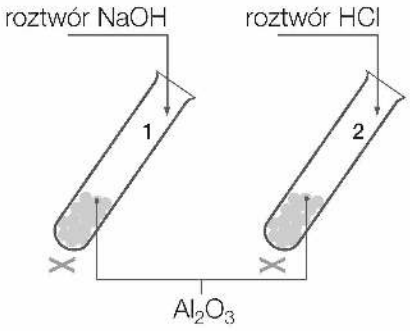
tlenek zasadowy + kwas → sól + woda

W probówkach 1. i 4. reakcje chemiczne nie zachodzą.

Doświadczenie 4. NaOH, HCl

Badanie zachowania tlenku glinu wobec zasady i kwasu

Odczynniki: tlenek glinu, roztwór wodorotlenku sodu, kwas chlorowodorowy.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, palnik gazowy.
Instrukcja: W dwóch probówkach umieść niewielkie ilości tlenku glinu. Do probówki 1. dodaj ok. 5 cm^3 roztworu wodorotlenku sodu, a do 2. – tyle samo kwasu chlorowodorowego. Obie probówki delikatnie ogrzewaj w płomieniu palnika (schemat).



Obserwacje: W obydwu probówkach powstał bezbarwny roztwór.
Wniosek: Tlenek glinu reaguje zarówno z wodorotlenkiem sodu, jak i z kwasem chlorowodorowym. W reakcji z NaOH tlenek glinu zachowuje się jak **tlenek kwasowy**, a w reakcji z HCl – jak **tlenek zasadowy**. W obu reakcjach chemicznych powstają sole. Zaszły reakcje chemiczne zgodnie z równaniami:

Probówka 1. $Al_2O_3 + 2\,NaOH + 3\,H_2O \longrightarrow 2\,Na[Al(OH)_4]$ — *zapis cząsteczkowy*

tlenek glinu — wodorotlenek sodu — woda — **tetrahydroksoglinian sodu** (glin występuje w anionie)

Probówka 2. $Al_2O_3 + 6\,HCl \longrightarrow 2\,AlCl_3 + 3\,H_2O$ — *zapis cząsteczkowy*

tlenek glinu — kwas chlorowodorowy — chlorek glinu — woda

$Al_2O_3 + 6\,H^+ \longrightarrow 2\,Al^{3+} + 3\,H_2O$ — *skrócony zapis jonowy*

glin tworzy kation

W wyniku reakcji chemicznej zachodzącej w wodnym roztworze wodorotlenku sodu (probówka 1.), powstaje produkt o budowie bar-

dziej skomplikowanej (więcej informacji o tego typu związkach chemicznych znajdziesz w temacie 48, s. 382).

Amfoteryczność – zdolność substancji do reagowania zarówno z kwasami, jak i z zasadami.

W zależności od środowiska reakcji chemicznej tlenek glinu zachowuje się jak tlenek kwasowy (reakcja z zasadą) lub jak tlenek zasadowy (reakcja z kwasem). Taka właściwość jest nazywana **amfoterycznością** [gr. *amphóteros* – dwustronny]. Związki chemiczne wykazujące zarówno charakter kwasowy, jak i zasadowy to **związki amfoteryczne**. Tlenek glinu jest przykładem **tlenku amfoterycznego**. Inne przykłady takich tlenków to:

Tlenki amfoteryczne reagują z kwasami i z zasadami, tworząc sole.

- tlenek chromu(III) Cr_2O_3, który reaguje z kwasami i zasadami analogicznie jak tlenek glinu Al_2O_3:

$$\underset{\text{tlenek chromu(III)}}{Cr_2O_3} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{6\,NaOH} + \underset{\text{woda}}{3\,H_2O} \longrightarrow \underset{\substack{\textbf{heksahydroksochromian(III) sodu}\\ \text{chrom występuje w anionie}}}{2\,Na_3[Cr(OH)_6]}$$

$$\underset{\substack{\text{tlenek}\\ \text{chromu(III)}}}{Cr_2O_3} + \underset{\substack{\text{kwas}\\ \text{chlorowodorowy}}}{6\,HCl} \longrightarrow \underset{\substack{\text{chlorek}\\ \text{chromu(III)}}}{2\,CrCl_3} + \underset{\text{woda}}{3\,H_2O}$$

- tlenek cynku ZnO:

$$\underset{\substack{\text{tlenek}\\ \text{cynku}}}{ZnO} + \underset{\substack{\text{wodorotlenek}\\ \text{sodu}}}{2\,NaOH} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\substack{\textbf{tetrahydroksocynkan sodu}\\ \text{cynk występuje w anionie}}}{Na_2[Zn(OH)_4]}$$

$$\underset{\text{tlenek cynku}}{ZnO} + \underset{\substack{\text{kwas}\\ \text{chlorowodorowy}}}{2\,HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek cynku}}{ZnCl_2} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

- tlenek miedzi(II) CuO, który reaguje z kwasami i zasadami analogicznie jak tlenek cynku ZnO,
- tlenek manganu(IV) MnO_2:

$$\underset{\substack{\text{tlenek}\\ \text{manganu(IV)}}}{MnO_2} + \underset{\substack{\text{kwas}\\ \text{chlorowodorowy}}}{4\,HCl} \longrightarrow \underset{\substack{\text{chlorek}\\ \text{manganu(II)}}}{MnCl_2} + \underset{\text{chlor}}{Cl_2\uparrow} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O}$$

Tlenek manganu(IV) wykazuje także charakter kwasowy. W reakcjach chemicznych z zasadami powstają sole – manganiany(IV). Jednak związki te trudno otrzymać.

Tlenki, które nie reagują ani z kwasami, ani z zasadami, są nazywane **tlenkami obojętnymi**. Należą do nich m.in.:

Tlenki obojętne nie reagują ani z kwasami, ani z zasadami.

- tlenek węgla(II) CO,
- tlenek azotu(II) NO,
- tlenek azotu(I) N_2O.

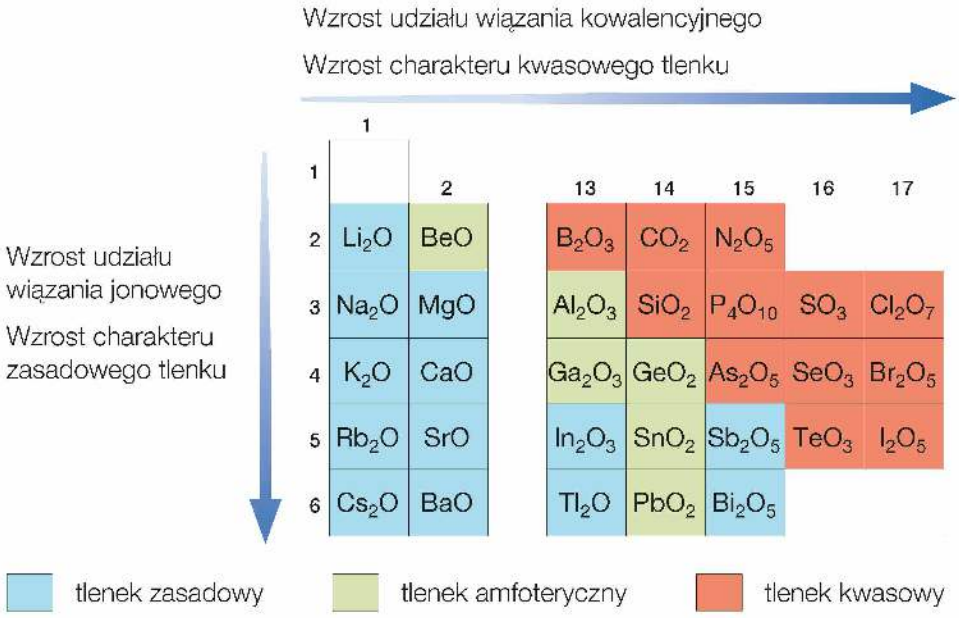
Tlenki a układ okresowy pierwiastków chemicznych

Właściwości chemiczne tlenków i rodzaje wiązań chemicznych, jakie występują w ich cząsteczkach, można przewidzieć na podstawie położenia pierwiastków chemicznych w układzie okresowym. Właściwości tlenków zmieniają się następująco:

- **w okresie** – od typowo zasadowych w grupie 1. i 2., poprzez amfoteryczne – w grupach 13. i 14., aż po typowo kwasowe – w grupach 16. i 17.,
- **w grupie** – ze zwiększaniem się liczb atomowych pierwiastków chemicznych, tzn. od góry do dołu grupy, wzrasta charakter zasadowy ich tlenków. Tym samym zwiększa się reaktywność tlenków zasadowych, a zmniejsza reaktywność tlenków kwasowych.

Niektóre pierwiastki chemiczne tworzą kilka rodzajów tlenków, które różnią się charakterem chemicznym. Należą do nich m.in. mangan i chrom, których tlenki mogą mieć charakter kwasowy, zasadowy lub amfoteryczny.

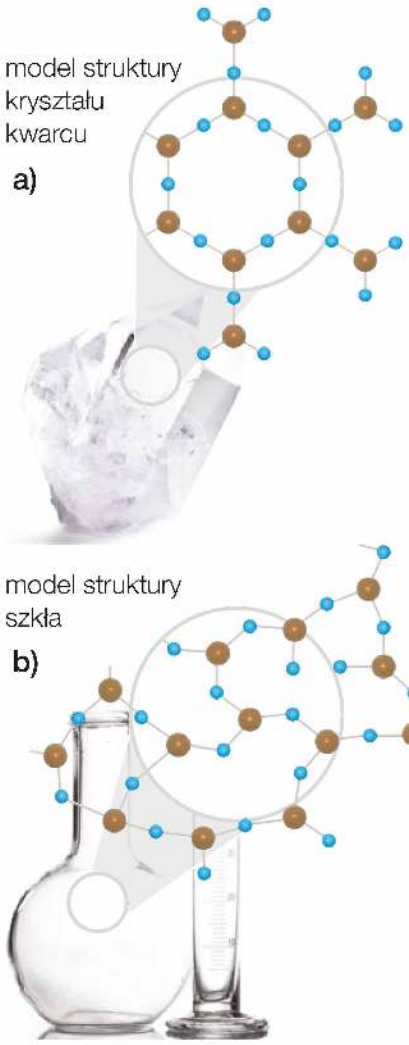
Charakter chemiczny tlenków pierwiastków grup 1.–2. i 13.–17.



Tlenek krzemu(IV) i jego zastosowania

Krzem to pierwiastek chemiczny, który zajmuje drugie miejsce (po tlenie) pod względem rozpowszechnienia w skorupie ziemskiej (ok. 27%). W stanie wolnym nie występuje, ale jest składnikiem związków chemicznych, przede wszystkim **tlenku krzemu(IV) SiO_2**, nazywanego też **krzemionką**. Najpowszechniej spotykany minerał, którego składnikiem jest tlenek krzemu(IV), to kwarc (fot. 29.a), wchodzący w skład skał, np. piasku.

Tlenek krzemu(IV) jest surowcem do **produkcji szkła**. Szkło jest substancją bezpostaciową. Oznacza to, że w przeciwieństwie do tlenku krzemu(IV) (fot. 29.a) ma nieuporządkowaną strukturę wewnętrzną (fot. 29.b). Szkło nie ma też ściśle określonej temperatury topnienia. Można jedynie podać zakres temperatur, w jakich mięknie. Miękkie szkło można dowolnie formować.

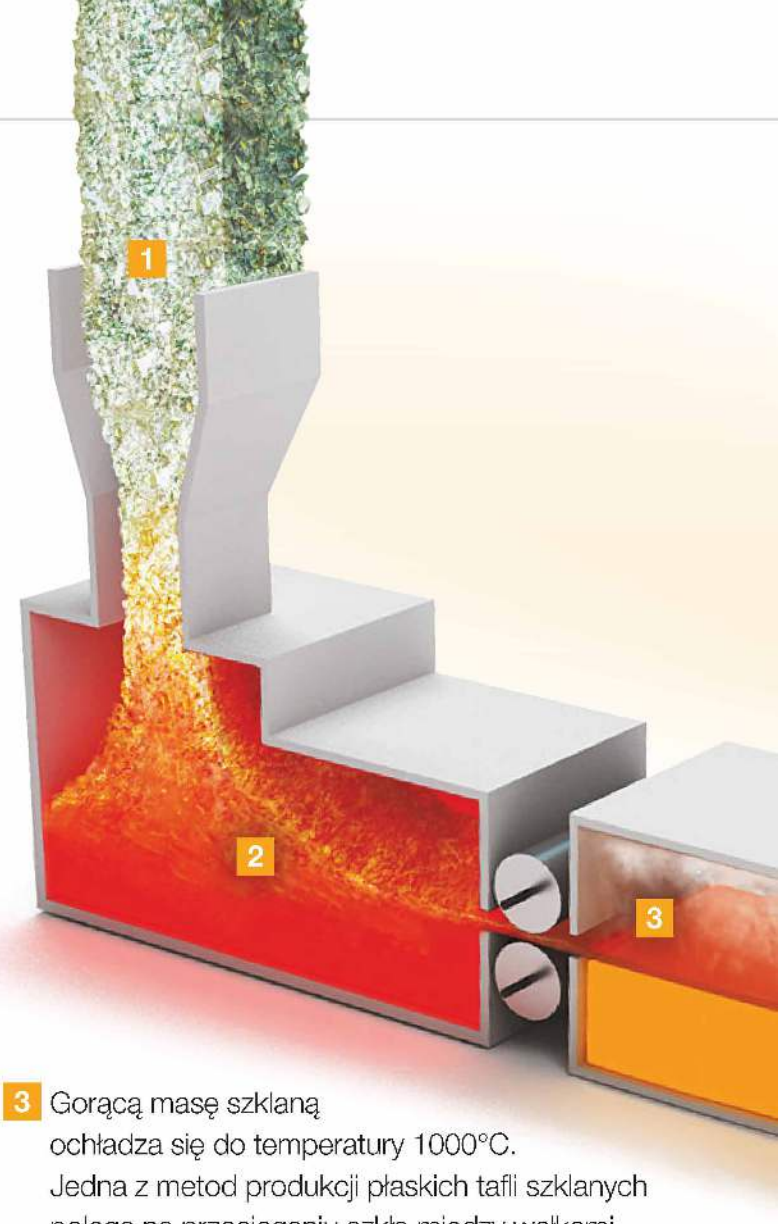


Fot. 29. Tlenek krzemu(IV) jest głównym składnikiem kwarcu – a), a także szkła laboratoryjnego – b).

Krok po kroku

Proces produkcji szkła krzemianowego

Najpopularniejszym rodzajem szkła jest szkło krzemianowe. Podstawowymi surowcami do jego produkcji są: piasek (SiO_2), wapień ($CaCO_3$) i soda (Na_2CO_3). Ten rodzaj szkła stosuje się do wyrobu szyb, naczyń szklanych i urządzeń optycznych.



1 Zmieloną mieszaninę SiO_2, $CaCO_3$ i Na_2CO_3 oraz stłuczkę szklaną ogrzewa się w piecu do temperatury 1200–1400°C.

2 W wysokiej temperaturze węglany ulegają rozkładowi na tlenki metali i tlenek węgla(IV):

$$\underset{\text{węglan sodu}}{Na_2CO_3} \xrightarrow{T} \underset{\text{tlenek sodu}}{Na_2O} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow}$$

$$\underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3} \xrightarrow{T} \underset{\text{tlenek wapnia}}{CaO} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow}$$

Powstałe tlenki metali reagują z tlenkiem krzemu(IV), w czego wyniku powstaje mieszanina krzemianów:

$$\underset{\text{tlenek sodu}}{Na_2O} + \underset{\text{tlenek krzemu(IV)}}{SiO_2} \longrightarrow \underset{\text{krzemian sodu}}{Na_2SiO_3}$$

$$\underset{\text{tlenek wapnia}}{CaO} + \underset{\text{tlenek krzemu(IV)}}{SiO_2} \longrightarrow \underset{\text{krzemian wapnia}}{CaSiO_3}$$

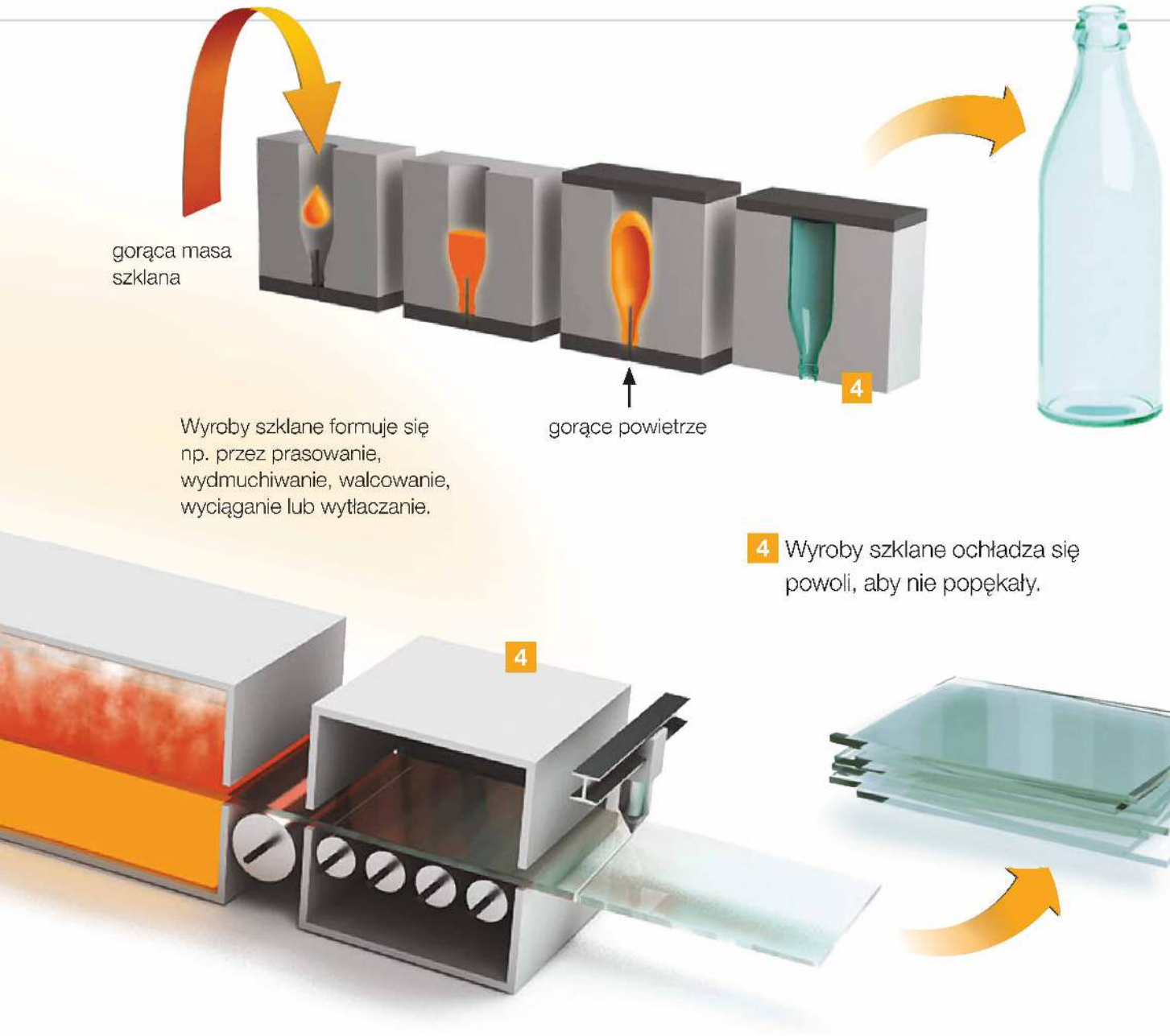
3 Gorącą masę szklaną ochładza się do temperatury 1000°C. Jedna z metod produkcji płaskich tafli szklanych polega na przeciąganiu szkła między wałkami. Wówczas otrzymuje się szkło pofałdowane. Idealnie płaskie szkło można uzyskać, kiedy roztopiona masa szklana płynie po powierzchni stopionej cyny.

Jakie są odmiany tlenku krzemu(IV) i ich zastosowania?

Najczęściej występującą w przyrodzie krystaliczną odmianą tlenku krzemu(IV) jest **kwarc**. Może on występować m.in. jako bezbarwny kryształ górski, fioletowy ametyst czy żółty cytryn. Podobnie jak inna odmiana SiO_2 – **krystobalit** – kamienie te są powszechnie używane do wyrobu biżuterii. Inną odmianą SiO_2 występującą w przyrodzie jest **trydymit**, z którego produkuje się ognioodporną porcelanę.



Ametyst to odmiana kwarcu często wykorzystywana w jubilerstwie. ▶



Wyroby szklane formuje się np. przez prasowanie, wydmuchiwanie, walcowanie, wyciąganie lub wytłaczanie.

4 Wyroby szklane ochładza się powoli, aby nie popękały.

Jakie są rodzaje szkła, ich właściwości i zastosowania?

W zależności od dodatków zastosowanych podczas produkcji można wyróżnić m.in. szkła: sodowo-wapniowe, potasowo-wapniowe, jenajskie (zawierające m.in. B_2O_3 i Al_2O_3) oraz potasowo-ołowiowe. Szkło **sodowo-wapniowe** zawiera m.in. Na_2O i CaO. Ma niską temperaturę topnienia i jest wykorzystywane np. do produkcji naczyń kuchennych (np. szklanek), a także szyb okiennych. Szkło **potasowo-wapniowe** stosuje się jako szkło laboratoryjne, ponieważ jest trudno topliwe. Szkło **jenajskie** jest odporne na działanie wysokiej temperatury i odczynników chemicznych, dlatego również jest wykorzystywane do produkcji szkła laboratoryjnego oraz naczyń kuchennych. Z kolei szkło **potasowo-ołowiowe** zawiera znaczne ilości PbO i K_2O. Jest ono łatwo topliwe, ma dużą gęstość, a oszlifowane – silny połysk. Wykorzystuje się je w optyce oraz do wyrobu sztucznej biżuterii.



▲ Szkło potasowo-wapniowe zawiera m.in. K_2O i CaO.

Przegląd tlenków

W większości **tlenków metali** występuje wiązanie jonowe, a ich sieć krystaliczna zawiera kationy metali i aniony O^{2-}. W warunkach normalnych są one substancjami stałymi, po stopieniu przewodzą prąd elektryczny. Atomy w **tlenkach niemetali** łączą się za pomocą wiązań kowalencyjnych spolaryzowanych. Są to najczęściej gazy (np.: CO_2, NO) i ciecze (np. H_2O), rzadziej substancje stałe (np. P_4O_{10}).

Tlenek węgla(II) CO



- nazwa zwyczajowa: czad
- trujący, bezbarwny i bezwonny gaz
- słabo rozpuszcza się w wodzie
- tlenek obojętny



Tlenek wapnia CaO



- nazwa zwyczajowa: wapno palone
- proszek o barwie białej
- ma wysoką temperaturę topnienia

Z tlenek zasadowy



Tlenek krzemu(IV) SiO_2

- nazwa zwyczajowa: krzemionka
- bezbarwne kryształy lub proszek o barwie białej
- występuje w kilku odmianach: kwarc, krystobalit, trydymit
- nie rozpuszcza się w wodzie
- ma wysoką temperaturę topnienia

K tlenek kwasowy



Tlenek manganu(IV) MnO_2



- nazwa zwyczajowa: braunsztyn
- proszek o barwie czarnej
- nie rozpuszcza się w wodzie
- wykazuje silne właściwości katalityczne

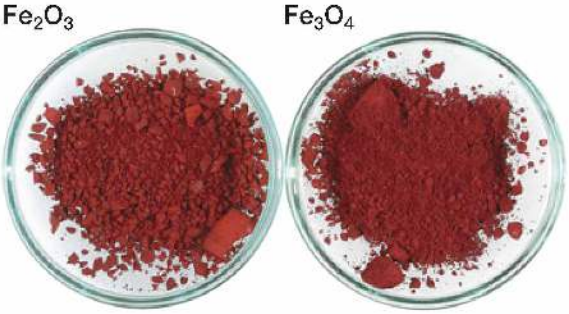
A tlenek amfoteryczny



Tlenek chromu(III) Cr_2O_3

- proszek o barwie zielonej
- nie rozpuszcza się w wodzie
- wykazuje bierność chemiczną
- ma wysoką temperaturę topnienia

A tlenek amfoteryczny



Tlenek żelaza(III) Fe_2O_3

- proszek o barwach od jasnoczerwonej do ciemnofioletowej
- w temp. powyżej 1200°C przechodzi w Fe_3O_4 o barwie brunatnej

A tlenek amfoteryczny

Tlenek węgla(IV) CO_2

- bezbarwny, niepalny gaz
- nie rozpuszcza się w wodzie
- rozprężony ciekły CO_2 zestala się w postaci tzw. suchego lodu

K tlenek kwasowy



◀ Temperatura wody, do której dodano **suchego lodu**, znacznie się obniża.

↓ zjawisko endotermiczne

Zastosowania

Tlenki są związkami bardzo rozpowszechnionymi w przyrodzie i często wykorzystywanymi w różnych dziedzinach życia.



Farby i materiały budowlane

Tlenki metali ciężkich, np. **Cr_2O_3**, są barwne, dlatego pełnią funkcję pigmentów w farbach. **SiO_2**, **Al_2O_3** i **CaO** są głównymi składnikami materiałów budowlanych, m.in. cementu, betonu, ceramiki budowlanej oraz szkła.

Przemysł farmaceutyczny

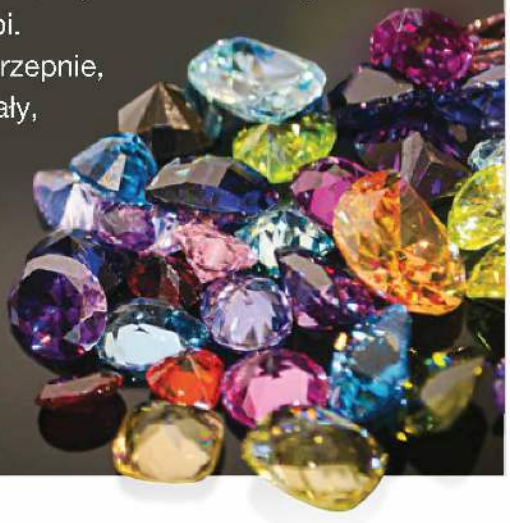
ZnO ze względu na właściwości higroskopijne jest składnikiem maści oraz zasypek.

MgO ze względu na właściwości zasadowe stosuje się jako łagodny środek zobojętniający przy nadkwasocie żołądka.



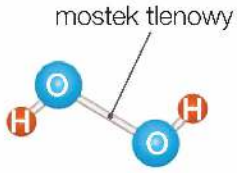
Jubilerstwo

Al_2O_3 służy do produkcji syntetycznych kamieni szlachetnych. Czysty tlenek glinu miesza się z innymi tlenkami, aby nadać im barwę, a następnie topi. Stop tlenków krzepnie, tworząc kryształy, np. rubinów lub szafirów.



Nadtlenki

Nadtlenki – związki chemiczne zawierające grupę nadtlenkową —O—O—.



model cząsteczki nadtlenku wodoru

Z wodorem i niektórymi metalami tlen tworzy związki chemiczne nazywane **nadtlenkami**. Ich cząsteczki zawierają **grupę nadtlenkową**, w której atomy tlenu są połączone tzw. mostkiem tlenowym **—O—O—**. Wiązanie między atomami tlenu jest nietrwałe, dlatego nadtlenki łatwo rozkładają się z wydzieleniem tlenu atomowego. Te związki chemiczne mają właściwości utleniające. Najbardziej znanym nadtlenkiem jest **nadtlenek wodoru** H_2O_2. Jego 30-procentowy wodny roztwór, nazywany **perhydrolem**, to silny wybielacz, który stosuje się m.in. do bielenia bawełny i papieru. Natomiast 3-procentowy roztwór H_2O_2 to popularna **woda utleniona**, wykorzystywana do odkażania ran. W reakcji rozkładu H_2O_2 powstaje tlen atomowy o właściwościach bakteriobójczych.

Nadtlenek sodu Na_2O_2 i nadtlenek baru BaO_2 to przykłady nadtlenków grup 1. i 2. układu okresowego pierwiastków chemicznych. Są substancjami jonowymi (ich sieć krystaliczna zawiera jony O_2^{2-} oraz kationy metali) o silnych właściwościach utleniających.

Nadtlenek sodu powstaje podczas spalania sodu w suchym powietrzu. W temperaturze 700°C rozpada się z wydzieleniem tlenu. Z wilgotnego powietrza Na_2O_2 pochłania parę wodną i tlenek węgla(IV), wydzielając przy tym tlen. Ta reakcja chemiczna jest wykorzystywana do uzyskiwania tlenu w zamkniętych pomieszczeniach, np. na okrętach podwodnych (fot. 30.). Można ją przedstawić następującym równaniem:

$$\underset{\text{nadtlenek sodu}}{2\,Na_2O_2} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{2\,CO_2} \longrightarrow \underset{\text{węglan sodu}}{2\,Na_2CO_3} + \underset{\text{tlen}}{O_2\uparrow}$$

Nadtlenek sodu stosuje się w przemyśle do bielenia tkanin. Jest też składnikiem materiałów wybuchowych i zapalających.



Fot. 30. Tlen, otrzymywany w reakcji Na_2O_2 z CO_2, jest gromadzony w specjalnych zbiornikach łodzi podwodnych. Następnie wykorzystuje się go m.in. do spalania paliwa.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Określ, jaki typ wiązania występuje w cząsteczkach tlenków o podanych wzorach sumarycznych** (a–h). Odpowiedź uzasadnij.
   a) CaO c) P_4O_{10} e) CrO_3 g) K_2O
   b) N_2O_3 d) CO_2 f) Al_2O_3 h) SiO_2

2. **Wskaż tlenki, które w reakcji z wodą tworzą kwasy. Napisz odpowiednie równania reakcji chemicznych.**
   a) SiO_2 c) SO_2 e) CO g) CO_2
   b) K_2O d) CuO f) N_2O_5 h) NO

3. **Wskaż, w których z podanych tlenków występuje wiązanie:**
   a) **jonowe,**
   b) **kowalencyjne.**
   Odpowiedź uzasadnij.
   SrO, Al_2O_3, H_2O, Cl_2O_7, Na_2O, CO, MnO_2, SO_3, Tl_2O, SO_2, N_2O_5, N_2O_3

4. **Napisz wzory sumaryczny i elektronowy** (kropkowy) **tlenku cezu. Określ:**
   a) **rodzaj występującego w nim wiązania chemicznego,**
   b) **charakter chemiczny tego tlenku.**

5. **Na podstawie danych zawartych w tabeli ustal nazwy, wzory sumaryczne oraz charakter chemiczny tlenków.**

	Produkty reakcji z roztworem NaOH	Produkty reakcji z roztworem HCl	Produkty reakcji z wodą
a)	———	$RbCl$	$RbOH$
b)	$Na_2[Zn(OH)_4]$	$ZnCl_2$	———
c)	Na_2SO_4	———	H_2SO_4
d)	$Na_3[Cr(OH)_6]$	$CrCl_3$	———

6. **Napisz w formie cząsteczkowej i jonowej równania reakcji z NaOH i HCl tlenków amfoterycznych o podanych wzorach sumarycznych** (a–d). **Podaj nazwy produktów reakcji chemicznych.**
   a) Cr_2O_3 b) CuO c) As_2O_3 d) SnO

7. Jednym z glinokrzemianów jest ortoklaz o wzorze $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6\ SiO_2$. **Oblicz zawartość procentową (procent masowy) krzemionki w tym glinokrzemianie.**

8. **Spośród tlenków azotu o podanych wzorach wybierz te, których właściwość jest wymieniona w punktach a–c.**
   N_2O, NO, N_2O_3, NO_2, N_2O_5
   a) Utlenia się łatwo tlenem z powietrza; powstaje brunatny gaz.
   b) Ma kwasowy charakter chemiczny.
   c) Nie reaguje z wodą.

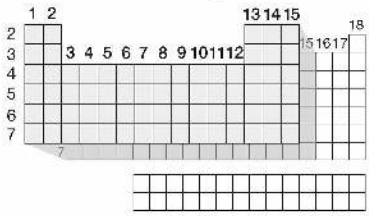
17. Wodorki



Fot. 31. Amoniak dobrze rozpuszcza się w wodzie, a jego wodny roztwór jest nazywany wodą amoniakalną.

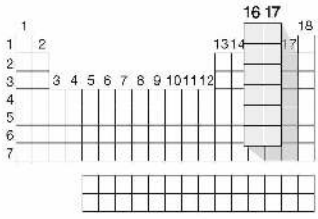
E^nH_n

dla pierwiastków chemicznych grup 1.–15.



H_nE^n

dla pierwiastków chemicznych grup 16.–17.



Wodorki metali to substancje stałe, natomiast wodorki niemetali to gazy, które dobrze rozpuszczają się w wodzie. Na przykład w wyniku rozpuszczenia amoniaku w wodzie powstaje woda amoniakalna (fot. 31.).

Budowa wodorków

Wodorki to związki chemiczne wodoru z innymi pierwiastkami chemicznymi. W zależności od położenia w układzie okresowym wzór ogólny wodorków może mieć postać:

E^nH_n	H_nE^n
dla pierwiastków chemicznych grup 1.–15.	dla pierwiastków chemicznych grup 16.–17.

gdzie:
E – symbol pierwiastka chemicznego,
n – wartościowość pierwiastka chemicznego równa liczbie atomów wodoru.

Otrzymywanie wodorków

Wodorki metali aktywnych chemicznie i niektórych niemetali otrzymuje się w bezpośredniej syntezie z pierwiastków chemicznych, np.:

$$\underset{\text{sód}}{2\,Na} + \underset{\text{wodór}}{H_2} \longrightarrow \underset{\text{wodorek sodu}}{2\,NaH}$$

$$\underset{\text{azot}}{N_2} + \underset{\text{wodór}}{3\,H_2} \overset{\text{kat.}}{\rightleftharpoons} \underset{\text{amoniak}}{2\,NH_3}$$

W przypadku wodorków powszechnie stosuje się nazwy zwyczajowe (tabela 17.).

Tabela 17. Wzory i nazwy wybranych wodorków

Numer grupy pierwiastka chemicznego E	Wzór sumaryczny wodorku	Nazwa wodorku	
		zwyczajowa	systematyczna
1	NaH	–	wodorek sodu
2	CaH_2	–	wodorek wapnia
13	BH_3	borowodór	boran
14	CH_4	–	metan
14	SiH_4	–	silan
15	NH_3	amoniak	azan
15	PH_3	fosfina	fosfan
16	H_2O	woda	oksydan
16	H_2S	siarkowodór	sulfan
17	HF	fluorowodór	fluorek wodoru
17	HCl	chlorowodór	chlorek wodoru

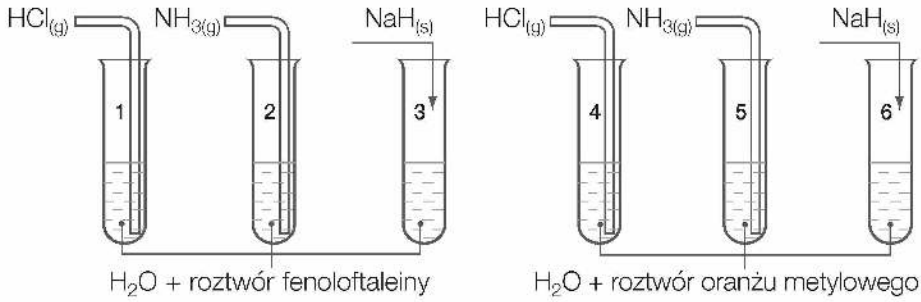
Badanie właściwości chemicznych wodorków

Doświadczenie 5. HCl, NH_3, NaH

Badanie charakteru chemicznego wybranych wodorków

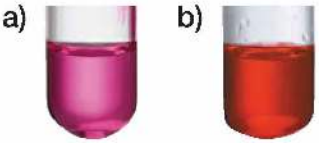
Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium).

Odczynniki: woda, chlorowodór, amoniak, wodorek sodu, roztwór fenoloftaleiny, roztwór oranżu metylowego.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki.
Instrukcja: Do probówek zawierających wodę z roztworem fenoloftaleiny dodaj kolejno: chlorowodór, amoniak i wodorek sodu. Powtórz czynność, używając wody z roztworem oranżu metylowego (schemat).



Potrzebny do doświadczenia chlorowodór nauczyciel powinien otrzymać w reakcji NaCl ze stężonym roztworem H_2SO_4. Natomiast NH_3 można uzyskać w wyniku ogrzewania wody amoniakalnej.

Obserwacje: Zawartość probówek 2. i 3. zabarwiła się na malinowo, a probówki 4. – na czerwono (fot. 32.). W probówkach 1., 5. i 6. barwa wskaźników nie uległa zmianie.
Wniosek: Amoniak NH_3 i wodorek sodu NaH mają charakter zasadowy, a chlorowodór – charakter kwasowy, co przedstawiają równania reakcji chemicznych:



Fot. 32. Malinowa barwa fenoloftaleiny świadczy o odczynie zasadowym – a), natomiast czerwona barwa oranżu metylowego o odczynie kwasowym – b).

$$\underset{\text{amoniak}}{NH_3} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{kation amonu}}{NH_4^+} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-}$$

$$\underset{\text{wodorek sodu}}{NaH} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kation sodu}}{Na^+} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

$$\underset{\text{chlorowodór}}{HCl} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-}$$

Jon oksoniowy H_3O^+ powstaje w wyniku przyłączenia cząsteczki H_2O do kationu H^+.

Wodorki metali

Wodorki metali mają **budowę jonową**. Ich sieci krystaliczne zawierają kationy metali i aniony wodoru H^-. Do tej grupy należą przede wszystkim wodorki litowców i berylowców (np.: NaH i MgH_2 o charakterze zasadowym).

Przykłady wodorków zasadowych:
NaH, MgH_2

Wodorki niemetali

Wodorki niemetali są związkami chemicznymi o **budowie kowalencyjnej**. Ich charakter chemiczny zmienia się w zależności od położenia

Przykłady wodorków kwasowych:
HCl, H_2S

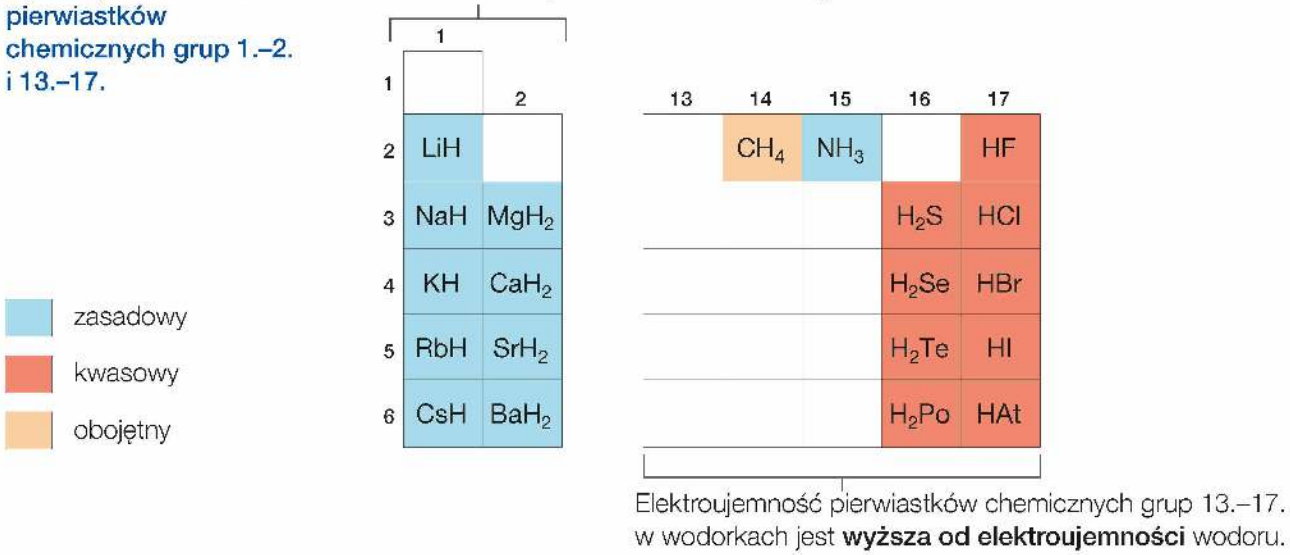
Przykład wodorku obojętnego:

CH_4

niemetalu w układzie okresowym – od zasadowego (np. NH_3), poprzez obojętny (CH_4), do kwasowego (H_2S, HCl).

Charakter chemiczny wybranych wodorków pierwiastków chemicznych grup 1.–2. i 13.–17.

Elektroujemność pierwiastków chemicznych grup 1.–2. w wodorkach jest **niższa od elektroujemności** wodoru.



Elektroujemność pierwiastków chemicznych grup 13.–17. w wodorkach jest **wyższa od elektroujemności** wodoru.

Zadania

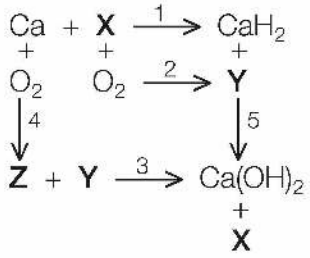
ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Napisz wzory sumaryczne wodorków o podanych nazwach** (a–f).
   a) wodorek strontu
   b) fluorowodór
   c) wodorek bizmutu
   d) selenowodór
   e) wodorek azotu
   f) germanowodór

2. **Napisz równania reakcji chemicznych potwierdzające charakter chemiczny wodorków o podanych nazwach** (a–d).
   a) wodorek wapnia
   b) amoniak
   c) bromek wodoru
   d) sulfan

3. **Napisz równanie reakcji otrzymywania tetrahydroglinianu litu $LiAlH_4$, wiedząc, że powstaje on z chlorku glinu i wodorku litu. Drugim produktem tej reakcji chemicznej jest sól litu.**

4. **Rozwiąż chemograf – napisz wzory sumaryczne (lub symbole chemiczne) i nazwy substancji oznaczonych literami** (X–Z) **oraz równania reakcji chemicznych oznaczone cyframi** (1–5).



5. **Oblicz zawartość procentową (procent masowy) wodoru i azotu w amoniaku.**

18. Wodorotlenki

Wodorotlenki to substancje stałe. Tylko niektóre rozpuszczają się w wodzie, tworząc roztwory. Obecność wodorotlenku w roztworze można wykryć za pomocą fenoloftaleiny. W roztworach wodorotlenków barwi się ona na malinowo (fot. 33.).



Fot. 33. Barwa fenoloftaleiny w wodnych roztworach wodorotlenków.

Budowa wodorotlenków

Wodorotlenki to związki chemiczne zbudowane z kationów metali i anionów wodorotlenkowych. Wzór ogólny wodorotlenków ma postać:

$$M^n(OH)_n^1$$

gdzie:
M – symbol metalu,
OH – grupa wodorotlenowa,
n – wartościowość metalu.

Nazewnictwo wodorotlenków

Nazwy wodorotlenków powstają przez dodanie do słowa *wodorotlenek* nazwy metalu tworzącego ten związek chemiczny, np. ***wodorotlenek* sodu** NaOH, ***wodorotlenek* wapnia** $Ca(OH)_2$.

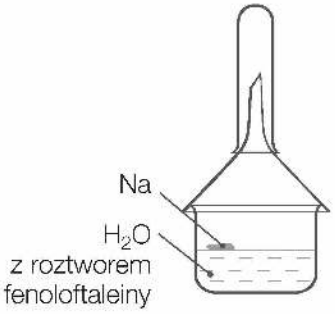
Jeżeli dany pierwiastek chemiczny tworzy kilka wodorotlenków, to w ich nazwach podaje się wartościowość tego pierwiastka, np.: ***wodorotlenek* żelaza(II)** $Fe(OH)_2$, ***wodorotlenek* żelaza(III)** $Fe(OH)_3$.

Otrzymywanie wodorotlenków

Doświadczenie 6. NaOH

Otrzymywanie wodorotlenku sodu

Odczynniki: sód, woda, roztwór fenoloftaleiny.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: krystalizator lub zlewka, lejek, probówka, pęseta, bibuła, nóż, łuczywo.
Instrukcja: Wyjmij pęsetą sód z pojemnika, osusz bibułą i odetnij nożem mały kawałek. Resztę sodu włóż z powrotem do pojemnika z naftą, a odcięty kawałek wrzuć do krystalizatora z wodą i roztworem fenoloftaleiny. Krystalizator przykryj lejkiem z probówką (schemat). Po zakończeniu reakcji chemicznej wykonaj próbę na obecność wodoru w probówce.





podczas reakcji chemicznej sód bardzo szybko się porusza

Fot. 34. Otrzymywanie wodorotlenku sodu w reakcji sodu z wodą.

Obserwacje: Sód gwałtownie porusza się po powierzchni wody (fot. 34.). Roztwór przyjmuje barwę malinową. Gaz w probówce zapala się z charakterystycznym dźwiękiem.
Wniosek: Sód jest metalem bardzo aktywnym chemicznie, o gęstości mniejszej od gęstości wody. Malinowa barwa roztworu świadczy o powstaniu związku chemicznego, którego roztwór ma odczyn zasadowy. Drugim produktem reakcji chemicznej jest wodór.

Przebieg tej reakcji chemicznej przedstawia równanie:

$$\underset{\text{sód}}{2\,Na} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2\,NaOH} + \underset{\text{wodór}}{H_2}$$

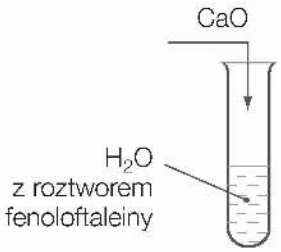
Wodorotlenek sodu można także otrzymać w reakcji tlenku sodu – **tlenku zasadowego** – z wodą. Przedstawia ją równanie:

$$\underset{\text{tlenek sodu}}{Na_2O} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2\,NaOH}$$

Doświadczenie 7. $Ca(OH)_2$

Otrzymywanie wodorotlenku wapnia

Odczynniki: woda, roztwór fenoloftaleiny, tlenek wapnia.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, bagietka.
Instrukcja: Do probówki z wodą i roztworem fenoloftaleiny dodaj tlenek wapnia (schemat). Zawartość probówki wymieszaj bagietką.





Fot. 35. Reakcja tlenku wapnia z wodą w obecności fenoloftaleiny.

Obserwacje: Fenoloftaleina barwi się na malinowo (fot. 35.).
Wniosek: Tlenek wapnia reaguje z wodą i powstaje wodorotlenek wapnia. Przebieg tej reakcji chemicznej przedstawia równanie:

$$\underset{\text{tlenek wapnia}}{CaO} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek wapnia}}{Ca(OH)_2}$$

Wodorotlenek wapnia, podobnie jak wodorotlenek sodu, można otrzymać w reakcji metalu (wapnia) z wodą:

$$\underset{\text{wapń}}{Ca} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek wapnia}}{Ca(OH)_2} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

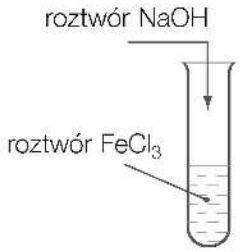
Wodorotlenek wapnia słabo rozpuszcza się w wodzie. Jego nasycony wodny roztwór to klarowna ciecz nazywana **wodą wapienną**. Stosuje się ją do wykrywania obecności tlenku węgla(IV).

Roztwór nasycony – roztwór, w którym w danej temperaturze nie można już rozpuścić więcej danej substancji.

Doświadczenie 8. NaOH $FeCl_3$

Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(III)

Odczynniki: wodny roztwór chlorku żelaza(III), roztwór wodorotlenku sodu.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, wkraplacz.
Instrukcja: Do probówki z wodnym roztworem chlorku żelaza(III) wkraplaj roztwór wodorotlenku sodu (schemat).





Fot. 36. Produkt reakcji chemicznej $FeCl_3$ z NaOH nie rozpuszcza się w wodzie.

Obserwacje: W probówce strąca się brunatny osad (fot. 36.).
Wniosek: Produktem reakcji chlorku żelaza(III) z wodorotlenkiem sodu jest praktycznie nierozpuszczalny w wodzie wodorotlenek żelaza(III). Reakcja chemiczna zachodzi zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{chlorek żelaza(III)}}{FeCl_3} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{3\,NaOH} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek żelaza(III)}}{Fe(OH)_3\downarrow} + \underset{\text{chlorek sodu}}{3\,NaCl}$$

zapis cząsteczkowy

$$\underset{\text{kation żelaza(III)}}{Fe^{3+}} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{3\,OH^-} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek żelaza(III)}}{Fe(OH)_3\downarrow}$$

skrócony zapis jonowy

Wodorotlenki rozpuszczalne w wodzie można otrzymać w wyniku reakcji:

- metali aktywnych chemicznie (litowców i niektórych berylowców) z wodą:

$$\underset{\text{sód}}{2\,Na} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2\,NaOH} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

- tlenków metali aktywnych chemicznie z wodą:

$$\underset{\text{tlenek wapnia}}{CaO} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek wapnia}}{Ca(OH)_2}$$

Wodorotlenki praktycznie nierozpuszczalne w wodzie można otrzymać w reakcji wymiany soli danego metalu (dobrze rozpuszczalnej w wodzie) z zasadą:

$$\underset{\text{chlorek miedzi(II)}}{CuCl_2} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2\,NaOH} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek miedzi(II)}}{Cu(OH)_2\downarrow} + \underset{\text{chlorek sodu}}{2\,NaCl}$$

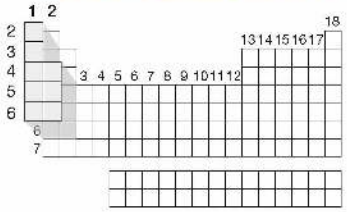
Rozpuszczalność wodorotlenków w wodzie można sprawdzić w tabeli rozpuszczalności:

	NaOH	KOH
kationy / aniony	NH_4^+	Na^+	K^+
OH^-	R	R	R

R – substancja dobrze rozpuszczalna w wodzie

Wodorotlenki a zasady

Metale tworzące zasady:



Wodorotlenki, które rozpuszczają się w wodzie oraz ulegają całkowitej dysocjacji elektrolitycznej, są nazywane **wodorotlenkami zasadowymi**, a ich wodne roztwory to **zasady**. **Nie każdy wodorotlenek jest zasadą.** Do zasad są zaliczane wszystkie wodorotlenki metali z grupy 1. układu okresowego i wodorotlenki metali z grupy 2., z wyjątkiem $Be(OH)_2$ i $Mg(OH)_2$.

Zasady ulegają dysocjacji elektrolitycznej (jonowej). W wyniku rozpadu tych związków chemicznych w roztworze występują kationy metalu i aniony wodorotlenkowe. Jony te, poruszając się, przenoszą ładunek elektryczny, dlatego zasady mogą przewodzić prąd elektryczny. Zasady należą do **mocnych elektrolitów**:

Elektrolit – substancja, która po rozpuszczeniu w wodzie lub stopieniu przewodzi prąd elektryczny.

$$\underset{\text{wodorotlenek sodu}}{NaOH} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kation sodu}}{Na^+} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-}$$

$$\underset{\text{wodorotlenek baru}}{Ba(OH)_2} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kation baru}}{Ba^{2+}} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{2\ OH^-}$$

Jony wodorotlenkowe OH^- odpowiadają za zasadowy odczyn roztworu.

Moc zasad

Przykłady mocnych zasad:
NaOH, KOH

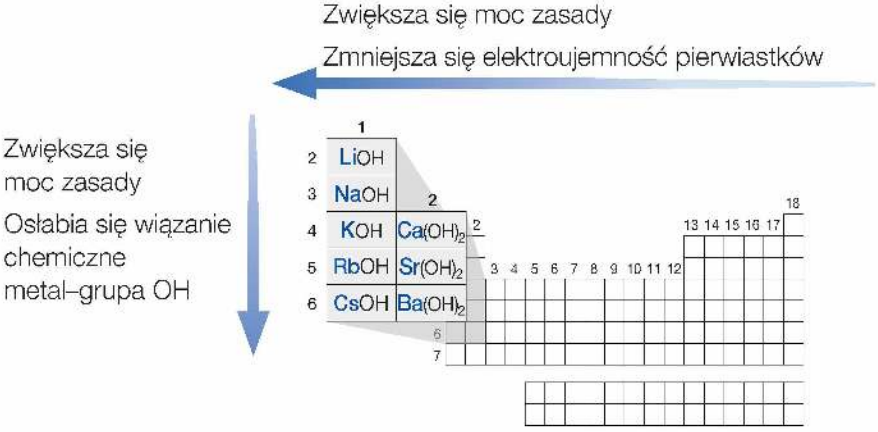
Przykłady słabych zasad:
$Cu(OH)_2$, $Fe(OH)_3$

Zasady, które ulegają całkowitej dysocjacji elektrolitycznej (występują wyłącznie w postaci jonów), są nazywane **mocnymi zasadami**. Należą do nich np. zasada sodowa NaOH i zasada potasowa KOH.

O mocy zasad decyduje różnica elektroujemności tlenu i metalu tworzących wodorotlenek. Im ta różnica jest większa, tym słabsze jest wiązanie chemiczne występujące między anionem OH^- a kationem metalu. Osłabienie wiązania chemicznego sprzyja natomiast dysocjacji elektrolitycznej, czyli rozpadowi na jony.

Moc zasad zwiększa się w grupach układu okresowego wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej metalu. **Zmniejsza się natomiast w okresach.**

Zmiana mocy zasad



Wodorotlenki pozostałych metali są substancjami praktycznie nierozpuszczalnymi w wodzie. Ta ich część, która rozpuszcza się w wodzie, ulega dysocjacji elektrolitycznej. Powstałe roztwory są **słabymi elektrolitami**. Przykładami takich związków chemicznych są m.in. wodorotlenek żelaza(II) $Fe(OH)_2$ i wodorotlenek miedzi(II) $Cu(OH)_2$.

Właściwości chemiczne wodorotlenków

Wszystkie wodorotlenki reagują z **kwasami**. Reakcja chemiczna między kwasem a wodorotlenkiem, w której wyniku powstają sól oraz woda, jest nazywana **reakcją zobojętniania** lub **neutralizacją**. Podczas zobojętniania kationy $\mathbf{H^+}$ (lub $\mathbf{H_3O^+}$ w roztworze wodnym) kwasu łączą się z anionami $\mathbf{OH^-}$ wodorotlenku. W efekcie powstają cząsteczki wody:

kwas + wodorotlenek ⟶ ⟶ sól + woda

reakcja zobojętniania = = neutralizacja

$$\underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{HCl} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{NaOH} \longrightarrow \underset{\text{chlorek sodu}}{NaCl} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

zapis cząsteczkowy

$$\underset{\text{kation wodoru}}{H^+} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-} \longrightarrow \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

skrócony zapis jonowy

$$\underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{H_2SO_4} + \underset{\text{wodorotlenek magnezu}}{Mg(OH)_2} \longrightarrow \underset{\text{siarczan(VI) magnezu}}{MgSO_4} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O}$$

zapis cząsteczkowy

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$$

skrócony zapis jonowy

Wodorotlenki reagują także z:

- tlenkami kwasowymi, np.:

$$\underset{\text{wodorotlenek wapnia}}{Ca(OH)_2} + \underset{\text{tlenek azotu(V)}}{N_2O_5} \longrightarrow \underset{\text{azotan(V) wapnia}}{Ca(NO_3)_2} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

zasada + tlenek kwasowy ⟶ ⟶ sól + woda

- solami **metali ciężkich**, czyli metali, których gęstość jest większa niż 5 $\frac{g}{cm^3}$ (np.: Pb, Cu, Cr, Fe):

$$\underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2\,NaOH} + \underset{\text{azotan(V) ołowiu(II)}}{Pb(NO_3)_2} \longrightarrow \underset{\text{azotan(V) sodu}}{2\,NaNO_3} + \underset{\text{wodorotlenek ołowiu(II)}}{Pb(OH)_2\downarrow}$$

zasada + sól I ⟶ ⟶ sól II + + wodorotlenek↓

- niektórymi metalami, np.:

$$\underset{\text{glin}}{2\,Al} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2\,NaOH} + \underset{\text{woda}}{6\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{tetrahydroksoglinian sodu}}{2\,Na[Al(OH)_4]} + \underset{\text{wodór}}{3\,H_2\uparrow}$$

metal + zasada ⟶ ⟶ sól + + wodór

Niektóre wodorotlenki mogą również ulegać rozkładowi termicznemu, np.:

$$\underset{\text{wodorotlenek miedzi(II)}}{Cu(OH)_2} \xrightarrow{T} \underset{\text{tlenek miedzi(II)}}{CuO} + \underset{\text{woda}}{H_2O\uparrow}$$

Wodorotlenki amfoteryczne

Przykłady wodorotlenków amfoterycznych:

$Al(OH)_3$ $Cu(OH)_2$
$Zn(OH)_2$ $Fe(OH)_2$
$Cr(OH)_3$ $Fe(OH)_3$

Wodorotlenki amfoteryczne, podobnie jak tlenki amfoteryczne, reagują zarówno z kwasami, jak i z mocnymi zasadami. Przykładem takiego związku chemicznego jest wodorotlenek glinu. Do wodorotlenków amfoterycznych należą także:

- wodorotlenek cynku,
- wodorotlenek chromu(III),
- wodorotlenek miedzi(II),
- wodorotlenek żelaza(II),
- wodorotlenek żelaza(III).

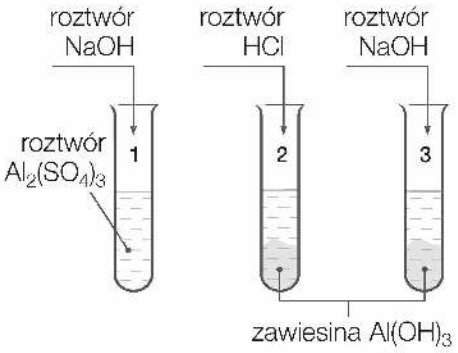
Doświadczenie 9. $Al_2(SO_4)_2$

Działanie kwasu i zasady na wodorotlenek glinu

Odczynniki: roztwór siarczanu(VI) glinu, roztwór wodorotlenku sodu, kwas chlorowodorowy.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, wkraplacz.

Instrukcja: Do probówki 1. z niewielką ilością roztworu siarczanu(VI) glinu wkraplaj roztwór wodorotlenku sodu aż do pojawienia się osadu. Osad rozdziel do probówek 2. i 3. Następnie do probówki 2. wkraplaj kwas chlorowodorowy, a do 3. – roztwór wodorotlenku sodu (schemat).





Fot. 37. Wodorotlenek glinu.

Obserwacje: W probówce 1. strącił się biały osad (fot. 37.). Zarówno po dodaniu kwasu (probówka 2.), jak i zasady (probówka 3.) osad znika i powstaje bezbarwny roztwór.

Wniosek: Produktem reakcji chemicznej zasady sodowej z siarczanem(VI) glinu jest praktycznie nierozpuszczalny w wodzie wodorotlenek glinu. Po dodaniu do niego mocnego kwasu lub mocnej zasady powstają sole rozpuszczalne w wodzie. Oznacza to, że wodorotlenek glinu przereagował zarówno z kwasem, jak i z zasadą. Wodorotlenek glinu ma więc **charakter amfoteryczny**.

W reakcji chemicznej z kwasem chlorowodorowym powstał chlorek glinu, w którym glin tworzy **kation** Al^{3+}. Natomiast w reakcji chemicznej z zasadą sodową powstał tetrahydroksoglinian sodu, w którym glin wchodzi w skład **anionu** $[Al(OH)_4]^-$.

Zaszły reakcje chemiczne zgodnie z równaniami:

Probówka 1. $Al^{3+} + 3\,OH^- \longrightarrow Al(OH)_3\downarrow$

kation glinu; anion wodorotlenkowy; wodorotlenek glinu

Probówka 2. $Al(OH)_3 + 3\,HCl \longrightarrow AlCl_3 + 3\,H_2O$

wodorotlenek glinu, kwas chlorowodorowy, chlorek glinu, woda

$Al(OH)_3 + 3\,H^+ + 3\,Cl^- \longrightarrow Al^{3+} + 3\,Cl^- + 3\,H_2O$

wodorotlenek glinu, kation wodoru, anion chlorkowy, kation glinu, anion chlorkowy, woda

$Al(OH)_3$ wykazuje charakter zasadowy

Probówka 3. $Al(OH)_3 + NaOH \longrightarrow Na[Al(OH)_4]$

wodorotlenek glinu, wodorotlenek sodu, tetrahydroksoglinian sodu

$Al(OH)_3 + Na^+ + OH^- \longrightarrow Na^+ + [Al(OH)_4]^-$

wodorotlenek glinu, kation sodu, anion wodorotlenkowy, kation sodu, anion tetrahydroksoglinianowy

$Al(OH)_3$ wykazuje charakter kwasowy

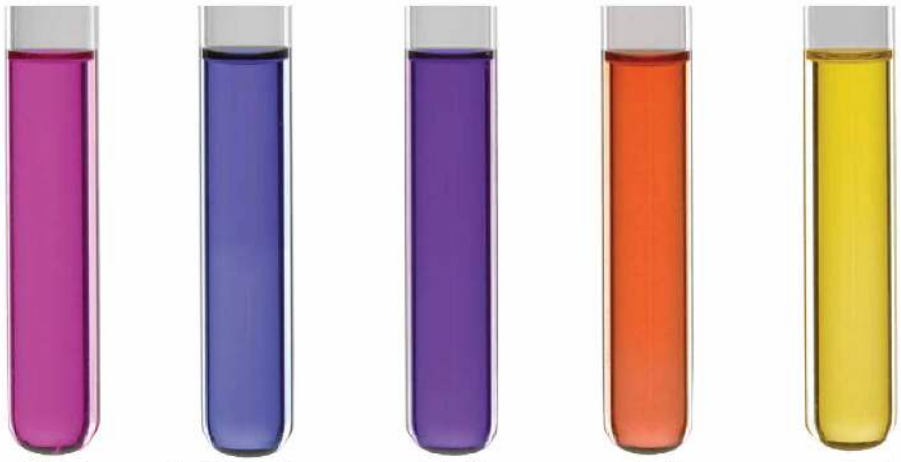
Woda amoniakalna jako przykład zasady

Wodny roztwór amoniaku NH_3 o stężeniu 10–25% to tzw. **woda amoniakalna**. Wykazuje ona odczyn zasadowy (fot. 38.). Podczas rozpuszczania amoniaku w wodzie zachodzi następująca reakcja chemiczna:

$NH_3 + H_2O \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$

amoniak, woda, kation amonowy, anion wodorotlenkowy

Wodę amoniakalną przedstawia się za pomocą wzorów: $\mathbf{NH_4^+ + OH^-}$ lub $\mathbf{NH_{3(aq)}}$. Jest to przykład słabej zasady, która nie zawiera kationu metalu. Podczas oziębiania wody amoniakalnej tworzą się hydraty, np. $NH_3 \cdot H_2O$.



Fot. 38. Barwy różnych wskaźników kwasowo-zasadowych w roztworach o odczynie zasadowym.

Wodę amoniakalną stosuje się jako ciekły nawóz sztuczny, który wprowadza się do gleby poprzez specjalne urządzenia nawadniające. Jest ona również wykorzystywana w produkcji gumy oraz barwników, a także w garbarstwie.

Krok po kroku

Przegląd wodorotlenków

Wodorotlenki to substancje stałe o **budowie jonowej**. Ich sieć krystaliczna zawiera kationy metalu i aniony OH^-, np. sieć $Mg(OH)_2$ składa się z jonów Mg^{2+} i OH^- w stosunku 1 : 2.



Wodorotlenki są żrące, dlatego podczas pracy z nimi należy zachować szczególną ostrożność.



Wodorotlenek potasu KOH



- nazwa zwyczajowa: potaż żrący, potaż kaustyczny
- substancja o barwie białej
- dobrze rozpuszcza się w wodzie
- jest higroskopijny



Wodorotlenek miedzi(II) $Cu(OH)_2$

- osad o barwie błękitnej
- praktycznie nie rozpuszcza się w wodzie

A wodorotlenek amfoteryczny



Wodorotlenek sodu NaOH

- nazwa zwyczajowa: soda żrąca, soda kaustyczna
- substancja o barwie białej, najczęściej w postaci granulek
- dobrze rozpuszcza się w wodzie
- jest silnie higroskopijny



Wodorotlenek glinu $Al(OH)_3$

- osad o barwie białej
- praktycznie nie rozpuszcza się w wodzie

A wodorotlenek amfoteryczny



Wodorotlenek wapnia $Ca(OH)_2$

- nazwa zwyczajowa: wapno gaszone
- substancja o barwie białej
- trudno rozpuszcza się w wodzie
- nasycony wodny roztwór $Ca(OH)_2$ to **woda wapienna**, którą stosuje się do wykrywania obecności CO_2

Wodorotlenek wapnia można otrzymać w wyniku reakcji gaszenia wapna palonego:

$$CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$$



◀ gaszenie wapna palonego

↑ reakcja egzotermiczna

Zastosowania

Reaktywne wodorotlenki litowców i berylowców nie występują w przyrodzie. Pozostałe można spotkać w postaci minerałów.



Środki czystości

$Mg(OH)_2$ i **$Al(OH)_3$** wykorzystuje się w produkcji pasty do zębów. Z kolei mydła, kosmetyki myjące oraz środki piorące wytwarza się z użyciem m.in. **NaOH** i **KOH**.

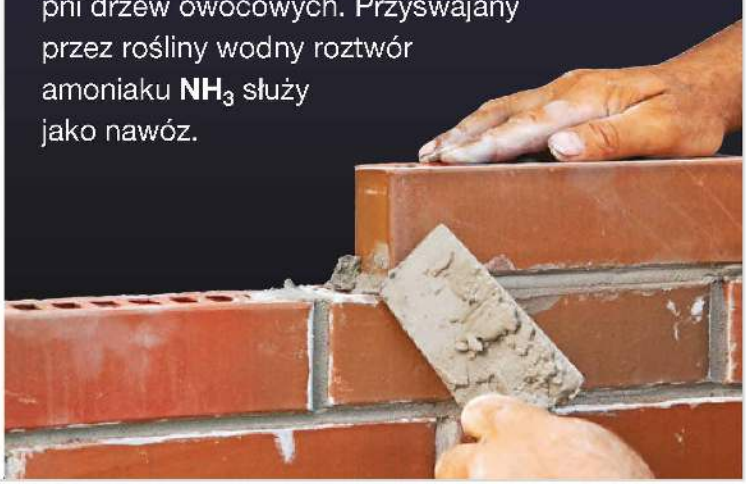
Medycyna

$Fe(OH)_3$ jest składnikiem leków na niedokrwistość, a **$Mg(OH)_2$** i **$Al(OH)_3$** – środków na nadkwaśność żołądka. **$Cu(OH)_2$** służy natomiast m.in. do wykrywania glukozy (próba Trommera) oraz wiązania peptydowego w białkach (reakcja biuretowa).



Budownictwo i rolnictwo

Mieszanina **$Ca(OH)_2$**, piasku i wody jest nazywana zaprawą wapienną. W wyniku reakcji **$Ca(OH)_2$** z **CO_2** znajdującym się w powietrzu zaprawa twardnieje. Ze względu na właściwości bakteriobójcze **$Ca(OH)_2$** stosuje się do bielenia pni drzew owocowych. Przyswajany przez rośliny wodny roztwór amoniaku **NH_3** służy jako nawóz.

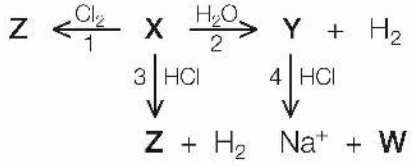


Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

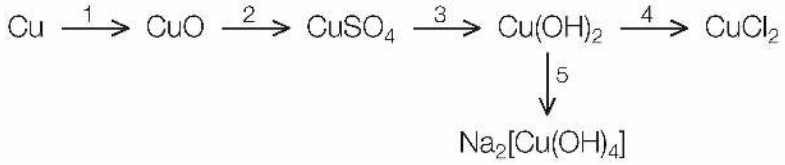
1. **Określ, jaki jest typ wiązania między atomami metalu a atomami tlenu w wodorotlenkach o podanych wzorach sumarycznych** (a–f). **Odpowiedź uzasadnij.**
   a) $Sr(OH)_2$
   b) $Cu(OH)_2$
   c) $Ni(OH)_2$
   d) $Mn(OH)_2$
   e) $CsOH$
   f) $Fe(OH)_3$

2. **Rozwiąż chemograf – napisz wzory sumaryczne (lub symbole chemiczne) i nazwy substancji oznaczonych literami** (W–Z) **oraz równania reakcji chemicznych oznaczone cyframi** (1–4).

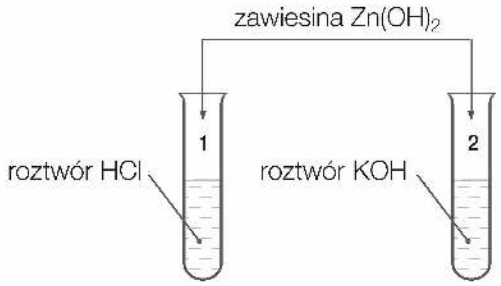


3. Wodorotlenek chromu(III) jest amfoteryczny. **Napisz, stosując zapis cząsteczkowy, równania reakcji tego wodorotlenku z NaOH i H_2SO_4.**

4. **Napisz równania reakcji chemicznych** (1–5) **przedstawionych na schemacie.**



5. Przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie.
   a) **Podaj obserwacje.**
   b) **Napisz równania zachodzących reakcji chemicznych, stosując zapis jonowy skrócony.**
   c) **Sformułuj wniosek dotyczący charakteru chemicznego wodorotlenku cynku.**



6. **Napisz równania reakcji chemicznych, stosując zapisy cząsteczkowy i jonowy, potwierdzające amfoteryczny charakter wodorotlenku żelaza(II). Podaj nazwy produktów.**

7. Do trzech probówek z wodą destylowaną i roztworem fenoloftaleiny dodano kolejno niewielkie ilości: wodorku wapnia, tlenku wapnia i metalicznego wapnia. Do wylotu probówek zbliżono palące się łuczywo.
   a) **Narysuj schemat doświadczenia chemicznego.**
   b) **Podaj przewidywane obserwacje.**
   c) **Sformułuj wniosek.**
   d) **Napisz równania reakcji chemicznych, stosując zapisy cząsteczkowy i jonowy.**

19. Kwasy

Kwasy zwykle występują w postaci wodnych roztworów. Obecność kwasów w roztworze można wykryć za pomocą wskaźników, np. oranżu metylowego, który w roztworach kwasów barwi się na czerwono (fot. 39.).



Fot. 39. Barwa oranżu metylowego w roztworach kwasów.

Budowa kwasów

Kwasy to związki chemiczne, których cząsteczki są zbudowane z atomów wodoru oraz reszty kwasowej. Wzór ogólny kwasów ma postać:

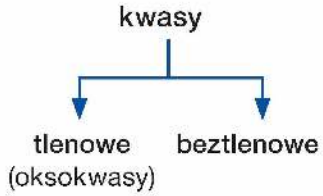
$$H^{I}_{m}R^{m}$$

gdzie:
R – reszta kwasowa,
m – wartościowość reszty kwasowej (liczba atomów wodoru w cząsteczce kwasu).

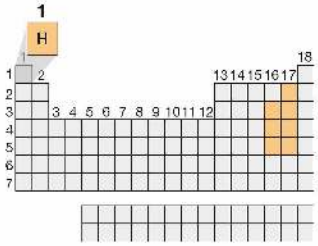
Jeżeli resztę kwasową R stanowią atomy niemetalu (bez atomów tlenu), jest to **kwas beztlenowy**. Natomiast jeśli resztę kwasową stanowi grupa atomów zawierająca tlen oraz przynajmniej jeden inny pierwiastek chemiczny, to taki kwas jest **kwasem tlenowym** (oksokwasem).

Kwasy beztlenowe to wodne roztwory **wodorków niemetali**. Tworzą je pierwiastki chemiczne znajdujące się w grupach 16. i 17. układu okresowego.

Kwasy tlenowe to związki chemiczne zawierające w cząsteczkach tlen, inny pierwiastek chemiczny oraz przynajmniej jeden atom wodoru związany z tlenem. Pierwiastkami kwasotwórczymi, czyli **atomami centralnymi**, w kwasach tlenowych są zwykle niemetale, np. siarka i fosfor. Kwasy te mogą także tworzyć niektóre metale, np. mangan(VII).



Pierwiastki chemiczne tworzące kwasy beztlenowe:

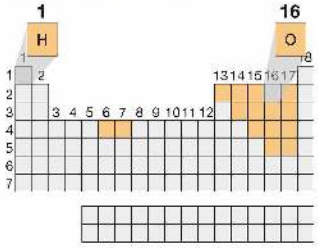


Nazewnictwo kwasów

Nazwy kwasów beztlenowych tworzy się, dodając do słowa *kwas* nazwę pierwiastka kwasotwórczego i końcówkę „-wodorowy", np. HBr ***kwas*** bromo**wodorowy**, HI ***kwas*** jodo**wodorowy**, HCN ***kwas*** cyjano**wodorowy**.

Nazwy kwasów tlenowych tworzy się, dodając do słowa *kwas* nazwę pierwiastka kwasotwórczego i końcówkę „-owy". Jeżeli pierwiastek kwasotwórczy występuje w kilku kwasach tlenowych, to w nazwie kwasu uwzględnia się jego wartościowość, np. ***kwas*** siark**owy(IV)** H_2SO_3, ***kwas*** siark**owy(VI)** H_2SO_4, ***kwas*** azot**owy**(V) HNO_3, ***kwas*** fosfor**owy**(V) H_3PO_4.

Wybrane pierwiastki chemiczne tworzące kwasy tlenowe:



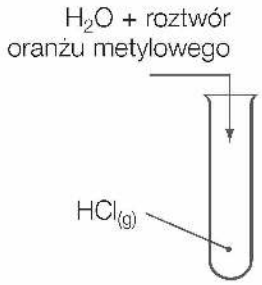
Otrzymywanie kwasów beztlenowych

Doświadczenie 10. $HCl_{(g)}$

Otrzymywanie kwasu chlorowodorowego

Potrzebny do doświadczenia $HCl_{(g)}$ nauczyciel powinien otrzymać w reakcji NaCl ze stężonym roztworem H_2SO_4.

Odczynniki: chlorowodór, woda, roztwór oranżu metylowego.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, korek.
Instrukcja: Do probówki z chlorowodorem nalej wody z roztworem oranżu metylowego (schemat). Zamknij probówkę korkiem i wstrząśnij.





Fot. 40. Czerwona barwa oranżu metylowego świadczy o obecności kwasu.

Obserwacje: Pod wpływem chlorowodoru zawartość probówki barwi się na czerwono (fot. 40.).
Wniosek: Chlorowodór, rozpuszczając się w wodzie, tworzy kwas chlorowodorowy:

gaz — roztwór wodny

$$HCl_{(g)} \xrightarrow{H_2O} HCl_{(aq)}$$

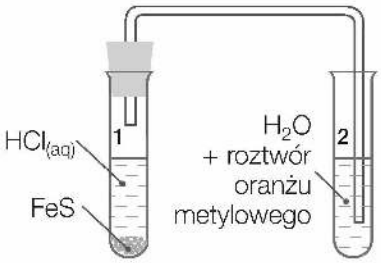
chlorowodór — kwas chlorowodorowy

Doświadczenie 11. $H_2S_{(g)}$

Otrzymywanie kwasu siarkowodorowego

Doświadczenie należy wykonać pod wyciągiem. Nie wdychaj wydzielającego się gazu – **$H_2S_{(g)}$ jest trujący**.

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, siarczek żelaza(II), woda, roztwór oranżu metylowego.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, rurka odprowadzająca, korek
Instrukcja: Do probówki 1. wsyp małą ilość siarczku żelaza(II) i dodaj kwas chlorowodorowy. Otrzymasz w ten sposób siarkowodór (gaz). Probówkę 1. zamknij korkiem z rurką odprowadzającą. Wprowadź rurkę do probówki 2. z wodą i roztworem oranżu metylowego (schemat).





Fot. 41. Otrzymywanie kwasu siarkowodorowego.

Obserwacje: Zawartość probówki 2. zmienia barwę z żółtej na czerwoną (fot. 41.).
Wniosek: Siarkowodór, rozpuszczając się w wodzie, tworzy kwas. Powstał kwas siarkowodorowy.

W probówce 1. zaszła reakcja wymiany, którą można przedstawić równaniem:

$$FeS + 2\,HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2S\uparrow$$

siarczek żelaza(II) — kwas chlorowodorowy — chlorek żelaza(II) — siarkowodór

Kwasy beztlenowe otrzymuje się:

- przez rozpuszczenie w wodzie gazowych wodorków niemetali, np. siarkowodoru lub chlorowodoru:

$$\underset{\text{siarkowodór}}{H_2S_{(g)}} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kwas siarkowodorowy}}{H_2S_{(aq)}}$$

$$\underset{\text{chlorowodór}}{HCl_{(g)}} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{HCl_{(aq)}}$$

aq – oznaczenie substancji rozpuszczonej w wodzie [łac. *aqua* – woda]

g – oznaczenie substancji w gazowym stanie skupienia

- w reakcji kwasów z niektórymi solami (reakcje wymiany podwójnej), np.:

$$\underset{\substack{\text{kwas}\\\text{chlorowodorowy}}}{2\,HCl} + \underset{\text{siarczek żelaza(II)}}{FeS} \longrightarrow \underset{\substack{\text{kwas}\\\text{siarkowodorowy}}}{H_2S} + \underset{\text{chlorek żelaza(II)}}{FeCl_2}$$

$$\underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{H_2SO_4} + \underset{\text{fluorek sodu}}{2\,NaF} \longrightarrow \underset{\text{kwas fluorowodorowy}}{2\,HF} + \underset{\text{siarczan(VI) sodu}}{Na_2SO_4}$$

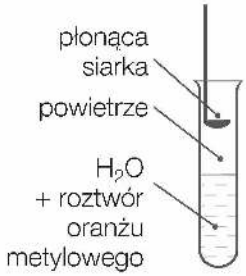
Otrzymywanie kwasów tlenowych

Doświadczenie 12.

Otrzymywanie kwasu siarkowego(IV)

Doświadczenie należy wykonać pod wyciągiem (dygestorium).

Odczynniki: siarka, woda, roztwór oranżu metylowego.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, łyżka do spalań, palnik, korek.
Instrukcja: Do dużej probówki wlej wodę z roztworem oranżu metylowego i umieść nad nią łyżkę do spalań z płonącą siarką (schemat). Po zakończeniu spalania siarki wyjmij łyżkę, probówkę zamknij korkiem i wstrząsaj jej zawartością.



Obserwacje: Podczas spalania powstaje biały dym o ostrym zapachu. Woda z roztworem oranżu metylowego zmienia barwę z żółtej na czerwoną (fot. 42.).
Wniosek: Siarka reaguje z tlenem, tworząc tlenek siarki(IV), który w reakcji z wodą tworzy kwas siarkowy(IV):

$$\underset{\text{siarka}}{S} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek siarki(IV)}}{SO_2\uparrow}$$

$$\underset{\text{tlenek siarki(IV)}}{SO_2} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas siarkowy(IV)}}{H_2SO_3}$$

Tlenek siarki(IV) **SO_2 to tlenek kwasowy** kwasu siarkowego(IV).



Fot. 42. Otrzymywanie kwasu siarkowego(IV).

dym to P_4O_{10} – drobnokrystaliczna substancja stała



Fot. 43. W wyniku spalania fosforu czerwonego powstaje tlenek fosforu(V).



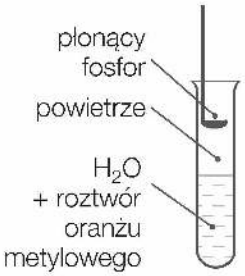
Fot. 44. Otrzymywanie kwasu fosforowego(V).

Doświadczenie 13. P P_4O_{10}, H_3PO_4

Otrzymywanie kwasu fosforowego(V)

Doświadczenie wykonaj pod wyciągiem (dygestorium).

Odczynniki: fosfor czerwony, woda, roztwór oranżu metylowego.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, łyżka do spalań, palnik, korek.
Instrukcja: Do probówki wlej wodę z roztworem oranżu metylowego. Następnie nad powierzchnią cieczy umieść łyżkę do spalań z płonącym fosforem czerwonym (schemat). Po wyjęciu łyżki probówkę zamknij korkiem i wstrząśnij jej zawartością.



Obserwacje: Fosfor czerwony spala się żółtym płomieniem. Powstaje biały dym (fot. 43.). Po wstrząśnięciu zawartością probówki barwa oranżu metylowego zmienia się z żółtej na czerwoną (fot. 44.).
Wniosek: W wyniku spalania fosforu czerwonego w powietrzu powstaje tlenek fosforu(V).

Cząsteczki tlenku fosforu(V) występują w postaci dimerów P_4O_{10}:

$$\underset{\text{fosfor}}{P_4} + \underset{\text{tlen}}{5\,O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek fosforu(V)}}{P_4O_{10}}$$

Tlenek fosforu(V) reaguje z wodą, a produktem tej reakcji chemicznej jest **kwas fosforowy(V)**:

$$\underset{\text{tlenek fosforu(V)}}{P_4O_{10}} + \underset{\text{woda}}{6\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas fosforowy(V)}}{4\,H_3PO_4}$$

Kwasy tlenowe (oksokwasy) otrzymuje się w reakcji:

- tlenków niemetali (bezwodników kwasowych) z wodą, np.:

$$\underset{\text{tlenek azotu(III)}}{N_2O_3} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas azotowy(III)}}{2\,HNO_2}$$

$$\underset{\text{tlenek azotu(V)}}{N_2O_5} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas azotowy(V)}}{2\,HNO_3}$$

$$\underset{\text{tlenek siarki(VI)}}{SO_3} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{H_2SO_4}$$

Tlenek azotu(IV) NO_2 – rozpuszczony w wodzie – tworzy mieszaninę kwasów:

$$\underset{\text{tlenek azotu(IV)}}{2\,NO_2} + H_2O \longrightarrow \underset{\text{kwas azotowy(III)}}{HNO_2} + \underset{\text{kwas azotowy(V)}}{HNO_3}$$

- mocnych kwasów z solami kwasów słabszych (reakcje wymiany podwójnej), np.:

$$\underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{H_2SO_4} + \underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3} \longrightarrow \underset{\text{siarczan(VI) wapnia}}{CaSO_4} + \underbrace{H_2O + CO_2\uparrow}_{H_2CO_3}$$

kwas węglowy

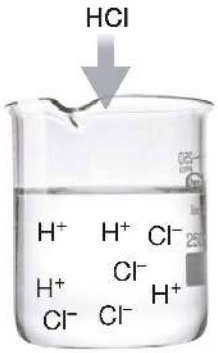
Kwas węglowy H_2CO_3 jest **nietrwały**, rozkłada się na H_2O i CO_2.

$$Na_2SiO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow H_2SiO_3\downarrow + Na_2SO_4$$

trioksokrzemian sodu | kwas siarkowy(VI) | kwas trioksokrzemowy (kwas metakrzemowy) | siarczan(VI) sodu

Dysocjacja elektrolityczna kwasów

W roztworach wodnych kwasy w różnym stopniu ulegają **dysocjacji elektrolitycznej (jonowej)**. W wyniku rozpadu tych związków chemicznych w roztworze występują jony dodatnie – kationy wodoru oraz jony ujemne – aniony reszty kwasowej (rys. 45.).



Rys. 45. Kwas chlorowodorowy dysocjuje na kationy wodoru i aniony chlorkowe.

Kwasy jednowodorowe (jednoprotonowe) dysocjują jednostopniowo, np.:

$$HNO_3 \xrightarrow{H_2O} H^+ + NO_3^-$$

kwas azotowy(V) | kation wodoru | anion azotanowy(V)

Kwasy wielowodorowe (wieloprotonowe) dysocjują wielostopniowo, np.:

I etap dysocjacji: $H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} H^+ + HSO_4^-$

kwas siarkowy(IV) | kation wodoru | anion wodorosiarczanowy(VI)

II etap dysocjacji: $HSO_4^- \xrightleftharpoons{H_2O} H^+ + SO_4^{2-}$

jon wodorosiarczanowy(VI) | kation wodoru | anion siarczanowy(VI)

zapis sumaryczny: $H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2\,H^+ + SO_4^{2-}$

kwas siarkowy(VI) | kation wodoru | anion siarczanowy(VI)

Dysocjacja najłatwiej zachodzi w pierwszym etapie. Uwolnione kationy wodoru natychmiast przyłączają cząsteczki wody, tworząc **jony oksoniowe H_3O^+**:

$$H^+ + H_2O \longrightarrow H_3O^+$$

kation wodoru | woda | jon oksoniowy

Dysocjacja elektrolityczna – rozpad kwasów, zasad i soli na jony, zachodzący w wyniku ich oddziaływania z cząsteczkami wody lub pod wpływem temperatury.

Jony H_3O^+ decydują o kwasowym odczynie roztworu oraz charakterystycznym zabarwieniu oranżu metylowego i innych wskaźników kwasowo-zasadowych (fot. 45.).



oranż metylowy | błękit tymolowy | błękit bromofenolowy | czerwień kongo | czerwień metylowa

Fot. 45. Barwy wskaźników w roztworze zawierającym jony oksoniowe H_3O^+.

Jony, poruszając się, mogą przenosić ładunki elektryczne, dlatego roztwory kwasów wykazują zdolność do przewodzenia prądu elektrycznego. Zaliczane są zatem do **elektrolitów**.

Moc kwasów

Przykłady mocnych kwasów:
HCl, HBr, HI, HNO_3, H_2SO_4, $HClO_4$

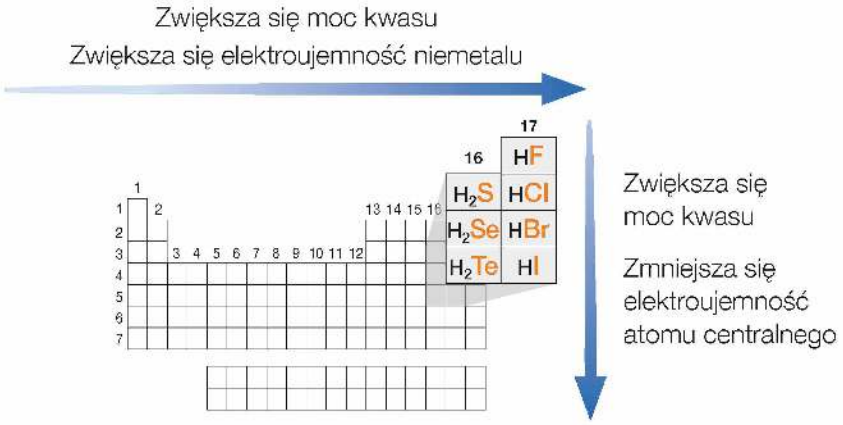
Moc kwasu to **zdolność do odszczepiania kationów wodoru**. Kwasy, które w roztworze wodnym ulegają całkowitej dysocjacji elektrolitycznej (w roztworze wodnym występują głównie w postaci jonów), są nazywane **mocnymi kwasami**. Należą do nich kwasy beztlenowe, np.: kwas chlorowodorowy, kwas bromowodorowy, kwas jodowodorowy, oraz kwasy tlenowe, np.: kwas azotowy(V), kwas siarkowy(VI), kwas chlorowy(VII).

Przykłady słabych kwasów:
$H_2O + CO_2$ (H_2CO_3), $H_2O + SO_2$ (H_2SO_3), HF, HNO_2

Słabe kwasy w niewielkim stopniu ulegają dysocjacji elektrolitycznej. To znaczy, że w roztworze wodnym większość ich cząsteczek pozostaje niezdysocjowana. Przykładem słabego kwasu jest bardzo nietrwały kwas węglowy (H_2CO_3), którego wzór zapisuje się jako $H_2O + CO_2$. Inne słabe kwasy to np. kwas siarkowy(IV), kwas fluorowodorowy, kwas azotowy(III), kwas siarkowodorowy oraz wiele kwasów organicznych.

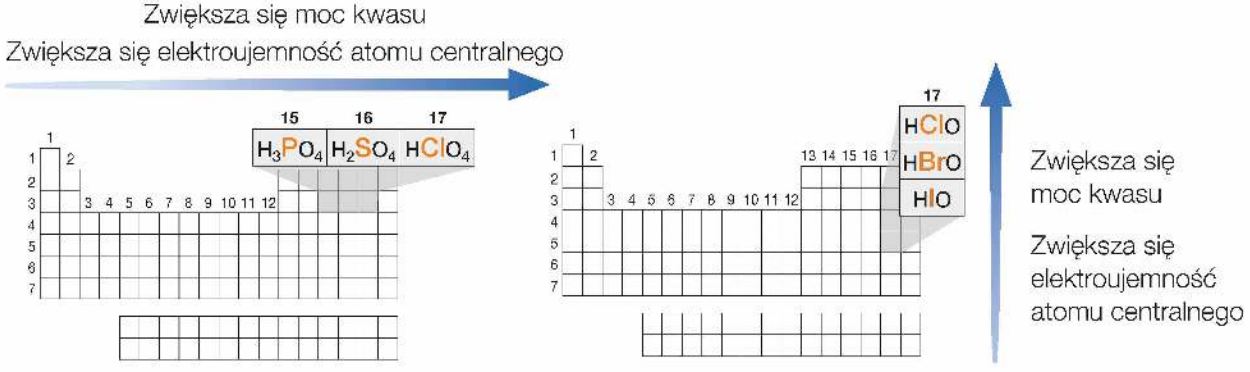
Moc kwasów beztlenowych zwiększa się w okresie zgodnie ze wzrostem elektroujemności niemetalu. O mocy kwasów decyduje różnica elektroujemności pierwiastków chemicznych, które je tworzą. Im jest ona większa, tym wiązanie chemiczne w cząsteczce jest bardziej spolaryzowane. Sprzyja to rozpadowi związku chemicznego na jony, czyli dysocjacji elektrolitycznej. **W grupie moc kwasów beztlenowych zwiększa się wraz ze zmniejszaniem się elektroujemności atomu centralnego**:

Zmiana mocy kwasów beztlenowych



Moc kwasów tlenowych zwiększa się wraz ze zwiększaniem się elektroujemności atomu centralnego reszty kwasowej zarówno w okresie, jak i w grupie układu okresowego pierwiastków chemicznych.

Zmiana mocy kwasów tlenowych



Moc kwasów tlenowych tworzonych przez ten sam pierwiastek chemiczny zależy od liczby atomów tlenu w cząsteczce. **Im więcej atomów tlenu w cząsteczce, tym mocniejszy jest kwas:**

Zmiana mocy kwasów tego samego pierwiastka chemicznego

$HClO$ $HClO_2$ $HClO_3$ $HClO_4$

Zwiększanie się mocy kwasu

Właściwości chemiczne kwasów

Większość kwasów reaguje z metalami aktywnymi chemicznie, czyli np. z litowcami lub berylowcami. Metale te wypierają wodór z kwasów i tworzą sole, np.:

metal aktywny + kwas → → sól + wodór

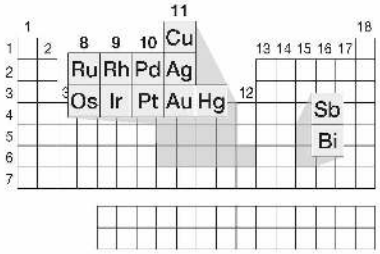
$2\,Na + 2\,HCl \longrightarrow 2\,NaCl + H_2\uparrow$

sód; kwas chlorowodorowy; chlorek sodu; wodór

$3\,Mg + 2\,H_3PO_4 \longrightarrow Mg_3(PO_4)_2 + 3\,H_2\uparrow$

magnez; kwas fosforowy; fosforan(V) magnezu; wodór

Przykłady metali mniej aktywnych chemicznie od wodoru



Najmniej aktywne chemicznie metale **nie wypierają wodoru z kwasów**. Reagują jedynie ze stężonym roztworem kwasu siarkowego(VI) oraz z roztworem kwasu azotowego(V), czyli z tzw. **kwasami utleniającymi**.

Kwasy reagują także z tlenkami zasadowymi oraz z wodorotlenkami. W wyniku tych reakcji chemicznych powstają sole i woda, np.:

kwas + tlenek zasadowy → → sól + woda

$2\,HBr + CaO \longrightarrow CaBr_2 + H_2O$

kwas bromowodorowy; tlenek wapnia; bromek wapnia; woda

$H_2SO_3 + K_2O \longrightarrow K_2SO_3 + H_2O$

kwas siarkowy(IV); tlenek potasu; siarczan(IV) potasu; woda

kwas + wodorotlenek → → sól + woda

$2\,HI + Ba(OH)_2 \longrightarrow BaI_2 + 2\,H_2O$

kwas jodowodorowy; wodorotlenek baru; jodek baru; woda

$HNO_3 + NaOH \longrightarrow NaNO_3 + H_2O$

kwas azotowy(V); wodorotlenek sodu; azotan(V) sodu; woda

Mocniejsze kwasy wypierają **słabsze kwasy** z ich soli, np.:

$Na_2S + 2\,HCl \longrightarrow 2\,NaCl + H_2S\uparrow$

siarczek sodu; kwas chlorowodorowy; chlorek sodu; siarkowodór

Krok po kroku

Przegląd kwasów

W cząsteczkach kwasów występują wiązania kowalencyjne spolaryzowane. Większość kwasów to elektrolity. Nadają one charakterystyczne barwy wskaźnikom kwasowo-zasadowym.



Stężone roztwory kwasów to substancje żrące, dlatego podczas pracy z nimi należy zachować szczególną ostrożność.

Kwas chlorowodorowy (solny) $HCl_{(aq)}$



- bezbarwna ciecz
- stężony wodny roztwór zawiera ok. 37% HCl
- zmieszany ze stężonym HNO_3 w stosunku objętościowym 3 : 1 tworzy tzw. **wodę królewską**, która roztwarza m.in. złoto i platynę

Kwas siarkowodorowy $H_2S_{(aq)}$



- bezbarwna ciecz wydzielająca siarkowodór – gaz o ostrym zapachu zgniłych jaj
- silna trucizna – wiąże w nierozpuszczalny siarczek jony żelaza(II) znajdujące się we krwi, przez co niszczy hemoglobinę

Kwas azotowy(V) HNO_3



- bezbarwna ciecz
- gęstość stężonego roztworu jest większa od gęstości wody
- stężony wodny roztwór zawiera ok. 69% HNO_3
- zmieszany ze stężonym HCl w stosunku objętościowym 1 : 3 tworzy tzw. **wodę królewską**, która roztwarza m.in. złoto i platynę
- powoduje żółknięcie białek w **reakcji ksantoproteinowej**
- wykazuje silne właściwości utleniające

Kwas fosforowy(V) H_3PO_4



- krystaliczna substancja stała – czysty 100-procentowy kwas w temperaturze pokojowej ma postać białych kryształów
- dobrze rozpuszcza się w wodzie
- stężony wodny roztwór zawiera ok. 85% H_3PO_4

Kwas węglowy $H_2O + CO_2$ (H_2CO_3)

- bezbarwna ciecz
- nietrwały kwas – łatwo ulega rozkładowi
- występuje w postaci rozcieńczonych roztworów, np. jako woda gazowana

Kwas siarkowy(IV) $H_2O + SO_2$ (H_2SO_3)

- bezbarwna ciecz
- nietrwały kwas – łatwo ulega rozkładowi
- ma właściwości bakteriobójcze i wybielające

Kwasy nietrwałe

Kwasy nietrwałe to takie, które w wodnych roztworach bardzo szybko ulegają rozkładowi i nie można otrzymać ich stężonych roztworów. Należą do nich np. kwas siarkowy(IV), kwas węglowy. Ich wzory zapisuje się w postaci $H_2O + SO_2$, $H_2O + CO_2$.

Kwas siarkowy(VI) H_2SO_4

- bezbarwna ciecz
- gęstość stężonego roztworu jest znacznie większa od gęstości wody
- stężony wodny roztwór zawiera ok. 98% H_2SO_4
- powoduje zwęglenie substancji pochodzenia naturalnego
- wykazuje silne właściwości utleniające

! Podczas rozcieńczania stężonych roztworów kwasów **WLEWAJ KWAS DO WODY!**



↑ proces egzotermiczny

▲ Temperatura wody, do której dodano **stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI)**, znacznie się podwyższa.

Zastosowania

Kwasy nieorganiczne zwykle nie występują w środowisku przyrodniczym. Wyjątek stanowią m.in. **HCl**, który wchodzi w skład soków trawiennych, **HCN** – znajdujący się w pestkach brzoskwiń i moreli, oraz **H_2S** – składnik wód leczniczych.



Przemysł chemiczny

Barwniki produkowane przy użyciu **HCl** są składnikami niektórych kosmetyków. Stężone roztwory **H_2SO_4** i **HNO_3**, zmieszane w stosunku masowym 2 : 1, stanowią tzw. **mieszaninę nitrującą**, którą stosuje się w syntezie organicznej.

Przemysł spożywczy



H_3PO_4 dodaje się do galaretek oraz napojów typu cola, a **$H_2O + CO_2$** jest składnikiem wody gazowanej. **HCl** wykorzystuje się w procesie produkcji m.in. sztucznego miodu, cukru, przypraw, twarogów i serków homogenizowanych.

Motoryzacja

Karoserie samochodów przed malowaniem oczyszcza się roztworem **H_2SO_4**. Kwas ten stosuje się także jako elektrolit w akumulatorach ołowiowych. Z kolei składnikiem preparatów do czyszczenia metalowych obręczy (felg) jest **H_3PO_4**.



Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Wskaż wzory sumaryczne tlenków (a–h), z których można otrzymać kwasy. Napisz odpowiednie równania reakcji chemicznych.

a) CaO b) SO_2 c) Fe_2O_3 d) N_2O_5 e) P_4O_{10} f) CuO g) K_2O h) NO

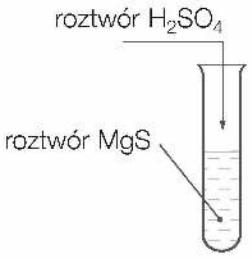
2. Wskaż, które z kwasów o podanych nazwach (a–e) dysocjują stopniowo. Napisz równania dysocjacji jonowej tych kwasów.

a) kwas fosforowy(V)
b) kwas węglowy
c) kwas chlorowodorowy
d) kwas siarkowy(VI)
e) kwas azotowy(V)

3. Na podstawie podanych obserwacji narysuj schemat doświadczenia i sformułuj wniosek. Napisz odpowiednie równania reakcji chemicznych.

Obserwacje: Po dodaniu roztworu kwasu chlorowodorowego do węglanu wapnia z probówki 1. intensywnie wydziela się bezbarwny gaz. Gaz ten, wprowadzony do probówki 2. zawierającej wodę z roztworem oranżu metylowego, zmienia barwę wskaźnika z żółtej na czerwoną.

4. Na podstawie schematu doświadczenia podaj przewidywane obserwacje, sformułuj wniosek oraz napisz równanie reakcji chemicznej.



5. Wybierz zestaw kwasów (a–d) uporządkowanych według zwiększającej się mocy. Uzasadnij swój wybór.

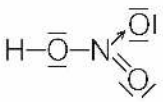
a) H_2S, H_2Te, H_2Se
b) HIO, HBrO, HClO
c) $HClO_4$, $HClO_3$, $HClO_2$, HClO
d) HI, HBr, HCl

6. Wybierz zestaw kwasów (a–d) uporządkowanych według zmniejszającej się mocy. Uzasadnij swój wybór.

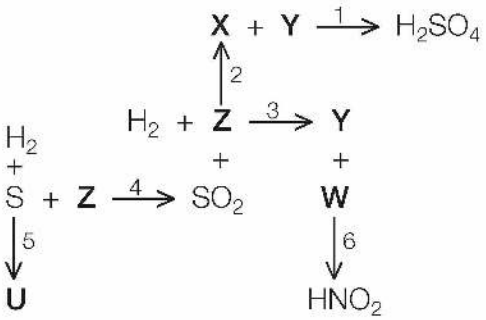
a) HClO, HBrO, HIO
b) HClO, $HClO_2$, $HClO_3$, $HClO_4$
c) HF, HCl, HBr, HI
d) H_2SO_4, $HClO_4$, H_3PO_4, H_4SiO_4

7. Na podstawie przedstawionego wzoru kreskowego kwasu azotowego(V):

a) **napisz równanie reakcji otrzymywania tego kwasu z odpowiedniego tlenku kwasowego,**
b) **podaj liczbę wiązań jonowych, kowalencyjnych spolaryzowanych, kowalencyjnych niespolaryzowanych oraz koordynacyjnych w cząsteczce tego kwasu.**



8. Rozwiąż chemograf – napisz wzory sumaryczne (lub symbole chemiczne) i nazwy substancji chemicznych oznaczonych literami (U–Z) oraz równania reakcji chemicznych oznaczone cyframi (1–6).



20. Sole

Sole w temperaturze pokojowej występują w stałym stanie skupienia i mają budowę krystaliczną (fot. 46.), ale tylko niektóre z nich rozpuszczają się w wodzie. Wodne roztwory tych soli przewodzą prąd elektryczny, czyli są elektrolitami.



Fot. 46. Jodek potasu.

Budowa soli

Sole to związki chemiczne zbudowane z kationów metali lub kationu amonu NH_4^+ oraz anionów reszt kwasowych. Wzór ogólny soli ma postać:

$$M_m^{\ n}R_n^{\ m}$$

gdzie:
M – metal lub NH_4^+,
R – reszta kwasowa,
m – wartościowość reszty kwasowej równa liczbie kationów metalu,
n – wartościowość metalu równa liczbie anionów reszt kwasowych.

Rodzaje soli

Wyróżnia się trzy główne rodzaje soli: sole obojętne (fot. 47.), wodorosole, hydroksosole.

Sole obojętne dzielą się na:

- **sole proste** zawierające jeden rodzaj kationów i jeden rodzaj anionów, np. NaCl, K_2SO_4, $PbCl_2$, PbI_2,
- **sole podwójne** zawierające dwa rodzaje kationów i jeden rodzaj anionów lub jeden rodzaj kationów i dwa rodzaje anionów, np. $AlNa(SO_4)_2$, Ca(ClO)Cl,
- **hydraty** zawierające cząsteczki wody wbudowane w sieć krystaliczną, np. $CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$, $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$, $MnCl_2 \cdot 2\ H_2O$. Takie cząsteczki wody są nazywane **wodą krystalizacyjną**.



chlorek ołowiu(II) $PbCl_2$ | jodek ołowiu(II) PbI_2 | chlorek manganu(II)–woda(1/2) $MnCl_2 \cdot 2\ H_2O$

Fot. 47. Sole proste i hydraty.

Hydroksosole zawierają aniony wodorotlenkowe, aniony reszt kwasowych i kationy metali lub NH_4^+, np. CaCl(OH), $AlCl(OH)_2$.

Wodorosole zawierają kation lub kationy wodoru związane z resztą kwasową i kationy metali lub kation amonu NH_4^+, np. $NaHCO_3$, $Ca(H_2PO_4)_2$.

Nazewnictwo soli

Przykłady soli prostych:
$CuBr_2$
bromek miedzi(II)
$Ca_3(PO_4)_2$
fosforan(V) wapnia

Niezależnie od rodzaju soli, w jej nazwie zawsze należy podać nazwy tworzących ją anionów i kationów.

Nazwy soli prostych składają się z dwóch wyrazów. Pierwszy pochodzi od nazwy kwasu, drugi – od nazwy metalu z uwzględnieniem jego wartościowości.

Nazwy soli kwasów beztlenowych mają końcówkę „**-ek**", natomiast **nazwy soli kwasów tlenowych** – końcówkę „**-an**", np.: brom**ek** miedzi(II), siarcz**ek** magnezu, fosfor**an**(V) wapnia, azot**an**(V) wapnia.

Przykłady soli podwójnych:
$AlNa(SO_4)_2$
siarczan(VI) glinu sodu
K_2NaPO_4
fosforan(V) dipotasu sodu

Nazwy soli podwójnych składają się z trzech wyrazów, które pochodzą od nazw jonów tworzących te sole. Najpierw wymieniane są w porządku alfabetycznym nazwy anionów, potem nazwy kationów (również w porządku alfabetycznym). W przypadku występowania dwóch lub większej liczby takich samych jonów, przed ich nazwą dodaje się przedrostki liczebnikowe, np. „di-", „tri-", „tetra-", np.: siarczan(VI) glinu sodu, fosforan(V) dipotasu sodu.

Przykłady hydratów:
$CuSO_4 \cdot 5\,H_2O$
siarczan(VI) miedzi(II)–woda(1/5).

Nazwy hydratów składają się z dwóch części – do nazwy soli bezwodnej dodaje się po myślniku wyraz „woda", a w nawiasie zapisuje się stosunek liczby cząsteczek soli do liczby cząsteczek wody krystalizacyjnej, np. siarczan(VI) miedzi(II)–**woda(1/5)**.

Przykład wodorosoli:
NH_4HSO_4
wodorosiarczan(VI) amonu

Nazwy wodorosoli składają się z nazwy anionu z przedrostkiem „**wodoro-**" oraz nazwy **kationu** wchodzącego w skład wodorosoli. W zależności od liczby atomów wodoru dodaje się przedrostki liczebnikowe, np. „di-", „tri-", „tetra-", np. **wodoro**siarczan(VI) amonu.

Przykład hydroksosoli:
$CaCl(OH)$
chlorek wodorotlenek wapnia

W nazwach hydroksosoli występuje słowo „**wodorotlenek**". W zależności od liczby grup –OH do nazwy hydroksosoli dodaje się przedrostki liczebnikowe, np. „di-", „tri-", „tetra-", np. chlorek **wodorotlenek** wapnia. Grupę wodorotlenkową we wzorach sumarycznych tych soli zawsze zapisuje się w nawiasie.



Odkrycia, które zmieniły świat – substancje konserwujące

Odkrycie właściwości konserwujących niektórych substancji umożliwia skuteczne zahamowanie procesów psucia się żywności (fot. 48.). Dzięki temu można ją przechowywać przez długi czas. Substancje konserwujące nie tylko wydłużają czas przydatności żywności do spożycia, lecz także wpływają na poprawienie wyglądu i smaku niektórych produktów. Popularnymi substancjami konserwującymi są sole: azotan(III) potasu KNO_2, azotan(III) sodu $NaNO_2$, azotan(V) potasu KNO_3, wodorofosforan(V) sodu Na_2HPO_4.

Fot. 48. Do konserwowania ryb stosuje się chlorek sodu.

Otrzymywanie soli

Najważniejsze sposoby otrzymywania soli to:

1. Reakcja zobojętniania:

wodorotlenek + kwas → → sól + woda

$$KOH + HCl \longrightarrow KCl + H_2O$$

wodorotlenek potasu; kwas chlorowodorowy; chlorek potasu; woda

zapis cząsteczkowy

$$K^+ + OH^- + H^+ + Cl^- \longrightarrow K^+ + Cl^- + H_2O$$

kation potasu; anion wodorotlenkowy; kation wodoru; anion chlorkowy; kation potasu; anion chlorkowy; woda

zapis jonowy

$$OH^- + H^+ \longrightarrow H_2O$$

anion wodorotlenkowy; kation wodoru; woda

skrócony zapis jonowy

2. Reakcja metalu aktywniejszego chemicznie od wodoru z kwasem:

metal + kwas → sól + wodór

$$Fe + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + H_2\uparrow$$

żelazo; kwas siarkowy(VI); siarczan(VI) żelaza(II); wodór

3. Reakcja tlenku metalu z kwasem:

tlenek metalu + kwas → → sól + woda

$$ZnO + 2\,HNO_3 \longrightarrow Zn(NO_3)_2 + H_2O$$

tlenek cynku; kwas azotowy(V); azotan(V) cynku; woda

4. Reakcja tlenku kwasowego z zasadą:

tlenek kwasowy + zasada → → sól + woda

$$SO_2 + 2\,KOH \longrightarrow K_2SO_3 + H_2O$$

tlenek siarki(IV); wodorotlenek potasu; siarczan(IV) potasu; woda

5. Reakcja tlenku zasadowego z tlenkiem kwasowym:

tlenek zasadowy + tlenek kwasowy → sól

$$BaO + CO_2 \longrightarrow BaCO_3$$

tlenek baru; tlenek węgla(IV); węglan baru

6. Reakcja metalu z niemetalem:

metal + niemetal → sól

$$Cu + Cl_2 \longrightarrow CuCl_2$$

miedź; chlor; chlorek miedzi(II)

7. Reakcja dwóch wodnych roztworów soli, z których jeden zawiera kation, a drugi anion soli trudno rozpuszczalnej:

sól I + sól II → sól III↓ + sól IV

$$AgNO_3 + KCl \longrightarrow AgCl\downarrow + KNO_3$$

azotan(V) srebra(I); chlorek potasu; chlorek srebra(I); azotan(V) potasu

zapis cząsteczkowy

$$Ag^+ + NO_3^- + K^+ + Cl^- \longrightarrow AgCl\downarrow + K^+ + NO_3^-$$

kation srebra(I); anion azotanowy(V); kation potasu; anion chlorkowy; chlorek srebra(I); kation potasu; anion azotanowy(V)

zapis jonowy

$$Ag^+ + Cl^- \longrightarrow AgCl\downarrow$$

kation srebra(I); anion chlorkowy; chlorek srebra(I)

skrócony zapis jonowy

Właściwości chemiczne soli

Wszystkie sole rozpuszczalne w wodzie dysocjują praktycznie w 100% na jony. W przypadku soli trudno rozpuszczalnych na jony rozpada się ta ilość substancji, która rozpuści się w wodzie. Im słabiej się rozpuszcza sól, tym mniejsze jest stężenie jej jonów w roztworze nad osadem.

Dysocjacja soli prostych przebiega jednostopniowo:

$$\underset{\text{siarczan(VI) glinu}}{Al_2(SO_4)_3} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kation glinu}}{2\,Al^{3+}} + \underset{\text{anion siarczanowy(VI)}}{3\,SO_4^{2-}}$$

Wodorosole dysocjują wielostopniowo:

I etap dysocjacji

$$\underset{\text{wodorowęglan sodu}}{NaHCO_3} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kation sodu}}{Na^+} + \underset{\text{anion wodorowęglanowy}}{HCO_3^-}$$

II etap dysocjacji

$$\underset{\text{anion wodorowęglanowy}}{HCO_3^-} \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} \underset{\text{kation wodoru}}{H^+} + \underset{\text{anion węglanowy}}{CO_3^{2-}}$$

Mocne kwasy wypierają słabsze kwasy z roztworów ich soli.

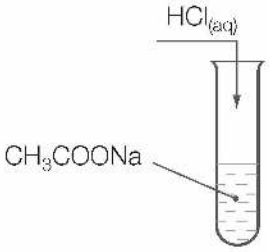
Doświadczenie 14. HCl

Działanie kwasu chlorowodorowego na etanian sodu

Odczynniki: roztwór etanianu sodu, kwas chlorowodorowy.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, wkraplacz.

Instrukcja: Do probówki zawierającej roztwór etanianu sodu wkraplaj kwas chlorowodorowy. Sprawdź zapach produktu reakcji chemicznej (schemat).



Obserwacje: Wyczuwa się charakterystyczny zapach octu.

Wniosek: Kwas chlorowodorowy wypiera kwas etanowy (kwas octowy) z etanianu sodu. Mocniejszy kwas (HCl) wypiera słabszy kwas (CH_3COOH) z jego soli. Zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{etanian sodu}}{CH_3COONa} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{HCl} \longrightarrow \underset{\text{kwas etanowy}}{CH_3COOH} + \underset{\text{chlorek sodu}}{NaCl}$$

Niektóre sole ulegają reakcji rozkładu termicznego, np.:

$$\underset{\text{wodorowęglan potasu}}{2\,KHCO_3} \xrightarrow{T} \underset{\text{węglan potasu}}{K_2CO_3} + \underset{\text{woda}}{H_2O\uparrow} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow}$$

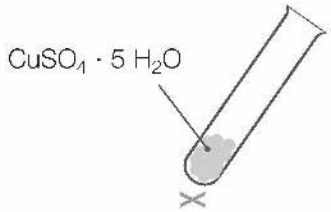
$$\underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3} \xrightarrow{T} \underset{\text{tlenek wapnia}}{CaO} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow}$$

Właściwości hydratów

Doświadczenie 15.  $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$

Ogrzewanie siarczanu(VI) miedzi(II)–woda(1/5)

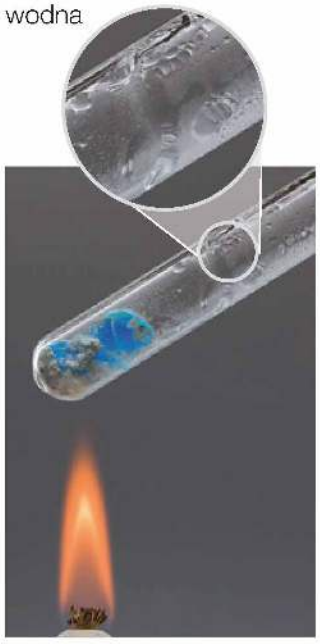
Odczynniki: siarczan(VI)miedzi(II)–woda(1/5).
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, palnik.
Instrukcja: W probówce umieść niewielką ilość siarczanu(VI) miedzi(II)–woda(1/5). Zawartość probówki ogrzewaj w płomieniu palnika (schemat).



Obserwacje: Niebieska krystaliczna sól odbarwia się w czasie ogrzewania. Na ściankach probówki pojawiają się krople cieczy (fot. 49.).
Wniosek: Cząsteczki wody krystalizacyjnej pod wpływem wysokiej temperatury zostają usunięte z sieci krystalicznej hydratu. Produktami tej reakcji chemicznej są bezwodny siarczan(VI) miedzi(II) o białej barwie oraz para wodna, która skrapla się na ściankach probówki:

$$\underset{\text{siarczan(VI) miedzi(II)–woda(1/5)}}{CuSO_4 \cdot 5\ H_2O} \xrightarrow{T} \underset{\text{siarczan(VI) miedzi(II)}}{CuSO_4} + \underset{\text{woda}}{5\ H_2O\uparrow}$$

skroplona para wodna



Fot. 49. Ogrzewanie siarczanu(VI) miedzi(II)–woda(1/5).

Barwa niektórych hydratów może zmieniać się w zależności od stopnia ich uwodnienia. Przykładem takiego związku chemicznego jest higroskopijny chlorek kobaltu(II) $CoCl_2$, którego sole uwodnione stosuje się jako wskaźniki wilgotności powietrza. Bezwodna sól ma granatową barwę w powietrzu suchym (fot. 50.), fioletową – przy bardzo małej wilgotności (pochłania parę wodną z powietrza), a czerwoną – przy większej wilgotności (fot. 50.).



$CoCl_2 \cdot 6\ H_2O$



$CoCl_2$

Fot. 50. Hydrat ma barwę czerwoną, a sól bezwodna $CoCl_2$ – granatową.

Występowanie soli w środowisku przyrodniczym

Sole to związki chemiczne bardzo rozpowszechnione w środowisku przyrodniczym, są składnikami m.in. skał i minerałów.

Minerały to pierwiastki chemiczne w stanie wolnym (np. S, Au, Ag, Pt) oraz związki chemiczne (np. tlenek krzemu(IV) SiO_2, siarczan(VI) wapnia $CaSO_4$, chlorek sodu NaCl), które powstały bez udziału człowieka. **Skały** są naturalnymi skupiskami minerałów i powstają w wyniku procesów geologicznych.

Skały i minerały, które człowiek wykorzystuje w różnych dziedzinach życia, są nazywane **surowcami mineralnymi**.

Przegląd soli

Sole są substancjami krystalicznymi, bezbarwnymi lub o różnych kolorach, mają wysokie temperatury topnienia i różnią się rozpuszczalnością w wodzie.

Sole

hydroksosole
zawierają aniony wodorotlenkowe, aniony reszt kwasowych i kationy metali lub NH_4^+, np. $CaCl(OH)$, $AlCl(OH)_2$

obojętne

wodorosole
zawierają atom lub atomy wodoru związane z resztą kwasową i kationy metali, np. $NaHCO_3$, $Ca(H_2PO_4)_2$

proste – zawierają jeden rodzaj kationów i jeden rodzaj anionów, np. $NaCl$, $K_2Cr_2O_7$

podwójne – zawierają dwa rodzaje kationów i jeden rodzaj anionów lub jeden rodzaj kationów i dwa rodzaje anionów, np. $AlNa(SO_4)_2$, $Ca(ClO)Cl$

hydraty – zawierają cząsteczki wody wbudowane w sieć krystaliczną, np. $CaSO_4 \cdot 2\,H_2O$, $CuCl_2 \cdot 5\,H_2O$

Jodek ołowiu(II) PbI_2



- toksyczna substancja stała w postaci złocistych łusek
- trudno rozpuszcza się w wodzie, dobrze w roztworze jodku potasu
- w podwyższonej temperaturze zmienia kolor na ceglastoczerwony

Manganian(VII) potasu $KMnO_4$



- nazwa zwyczajowa: nadmanganian potasu
- kryształy o barwie fioletowej
- dobrze rozpuszcza się w wodzie
- wykazuje silne właściwości utleniające

Bromek srebra(I) AgBr



- kryształy o barwie jasnożółtej
- praktycznie nie rozpuszcza się w wodzie
- substancja światłoczuła – pod wpływem światła ciemnieje, gdyż rozkłada się z wydzieleniem metalicznego srebra

Węglan wapnia $CaCO_3$



- nazwa zwyczajowa: kalcyt
- bezbarwne kryształy o wysokiej temperaturze topnienia
- praktycznie nie rozpuszcza się w wodzie

Fosforan(V) wapnia $Ca_3(PO_4)_2$



- bezbarwne kryształy o wysokiej temperaturze topnienia
- praktycznie nie rozpuszcza się w wodzie

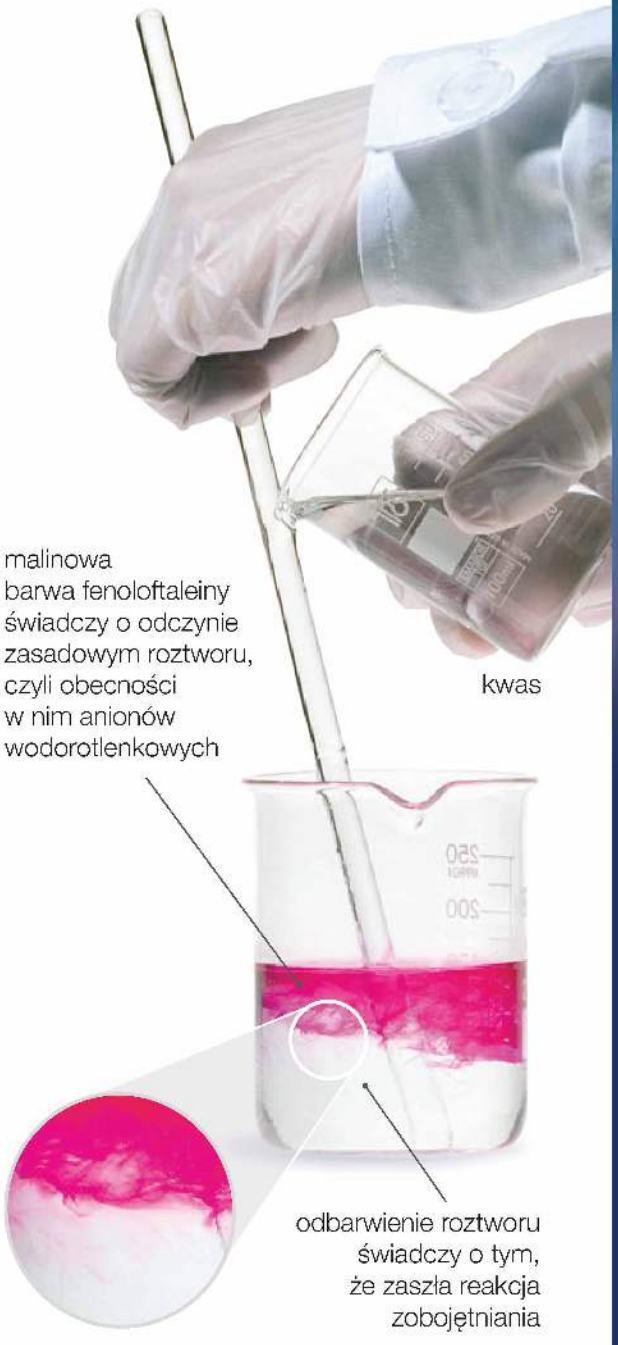
Dichromian(VI) potasu $K_2Cr_2O_7$



- kryształy o barwie pomarańczowej
- dobrze rozpuszcza się w wodzie
- wykazuje silne właściwości utleniające

Chlorek sodu NaCl można otrzymać w wyniku reakcji **zobojętniania**:

$NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$



Roztwór uzyskał **odczyn obojętny** po dodaniu ściśle określonej ilości kwasu do zasady:

$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$

kation wodoru + anion wodorotlenkowy → cząsteczka wody

Zastosowania



Sole są bardzo rozpowszechnione w przyrodzie – skorupa ziemska składa się głównie z soli i tlenków.

Medycyna

0,9-procentowy wodny roztwór **NaCl** to tzw. sól fizjologiczna. Bakteriobójczy $KMnO_4$ jest stosowany m.in. do przemywania ran i płukania jamy ustnej.



Fotografia

AgBr, **AgCl** i **AgI** są składnikami światłoczułych emulsji fotograficznych i filtrów optycznych.

Rolnictwo



Niewłaściwa lub zbyt intensywna uprawa roślin powoduje, że zasób składników odżywczych w glebie szybko się wyczerpuje. Ich niedobór można uzupełniać, stosując nawozy naturalne i sztuczne. Odpowiednie nawożenie gleby wpływa na jej odczyn oraz właściwości. **Nawozy naturalne** to kompost, obornik, a także związki chemiczne występujące w przyrodzie, np. węglan wapnia $CaCO_3$. **Nawozy sztuczne**, np. sól H_3PO_4 – superfosfat podwójny $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O$, zostały wytworzone przez człowieka. Saletry, m.in. saletra chilijska $NaNO_3$, to przykłady nawozów sztucznych, które wytwarza się w zakładach chemicznych, chociaż występują też naturalnie w przyrodzie.

Nawozy sztuczne		
fosforowe	**azotowe**	**potasowe**
m.in.: • superfosfaty, np. $Ca(H_2PO_4)_2$	m.in.: • amonowe: NH_4Cl • saletry: norweska $Ca(NO_3)_2$, chilijska $NaNO_3$	m.in.: • chlorkowe, KCl • siarczanowe, K_2SO_4 • saletra indyjska KNO_3

Skały wapienne



Fot. 51. Kalcyt – minerał budujący skały wapienne.

Podstawowym składnikiem skał wapiennych (wapieni, kredy, marmuru) i minerałów (kalcytu) (fot. 51.) jest węglan wapnia $CaCO_3$.

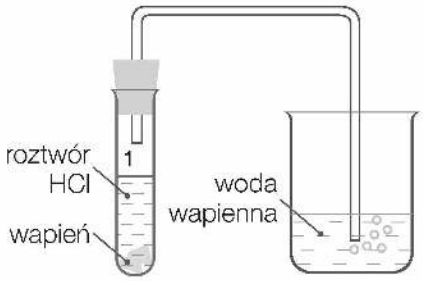
Doświadczenie 16.  HCl, $Ca(OH)_2$  $Ca(OH)_2$

Wykrywanie węglanu wapnia

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, woda wapienna (roztwór wodorotlenku wapnia), próbki: wapienia, kredy, granitu, gipsu, skorupki jaja.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, pipeta, korek z rurką odprowadzającą, zlewka.

Instrukcja: Do zlewki wlej wodę wapienną (do ok. $\frac{1}{4}$ pojemności). W pierwszej probówce umieść 2–3 g wapienia, dodaj 3 cm^3 kwasu chlorowodorowego. Wylot probówki zamknij korkiem z rurką odprowadzającą. Rurkę zanurz w zlewce z wodą wapienną (schemat). Te same czynności powtórz, aby zbadać wpływ kwasu chlorowodorowego na pozostałe próbki.



Obserwacje: W probówkach z próbkami wapienia, kredy i skorupek jaj wydziela się bezbarwny gaz (fot. 52.). W pozostałych probówkach (fot. 52.) nie widać zmian. Woda wapienna zmętniała tylko podczas badania próbek wapienia, kredy i skorupek jaj.



Fot. 52. Wykrywanie węglanu wapnia.

Wniosek: Wydzielający się gaz to tlenek węgla(IV). Reakcja chemiczna przebiega zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2\,HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek wapnia}}{CaCl_2} + \underset{\text{woda}}{H_2O} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow}$$

Podczas **mętnienia wody wapiennej** zachodzi reakcja chemiczna, którą można przedstawić równaniem:

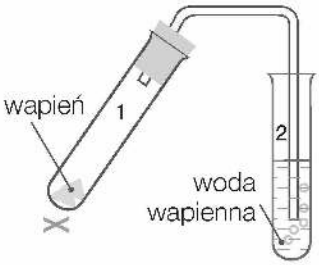
$$\underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2} + \underset{\text{wodorotlenek wapnia}}{Ca(OH)_2} \longrightarrow \underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3\downarrow} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

Skały wapienne pod wpływem ogrzewania w bardzo wysokiej temperaturze ulegają rozkładowi.

Doświadczenie 17.  $Ca(OH)_2$

Termiczny rozkład wapieni

Odczynniki: wapień, woda wapienna (roztwór wodorotlenku wapnia).
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki (jedna z trudno topliwego szkła), korek z rurką odprowadzającą, łapy metalowe, statywy, palnik gazowy.
Instrukcja: Do probówki 1. wsyp rozdrobnioną grudkę wapienia, a do probówki 2. wlej wodę wapienną. Wylot probówki 1. zamknij korkiem z rurką odprowadzającą. Rurkę zanurz w probówce 2. z wodą wapienną. Probówkę 1. ogrzewaj (schemat).



Obserwacje: W wyniku intensywnego ogrzewania wapienia (fot. 53.) wydziela się bezbarwny gaz, który powoduje mętnienie wody wapiennej. Na dnie probówki 1. powstaje biały proszek.
Wniosek: Pod wpływem ogrzewania główny składnik wapienia – węglan wapnia $CaCO_3$ – rozkłada się na tlenek wapnia i tlenek węgla(IV). Zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3} \xrightarrow{T} \underset{\substack{\text{tlenek wapnia}\\ \text{(wapno palone)}}}{CaO} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow}$$



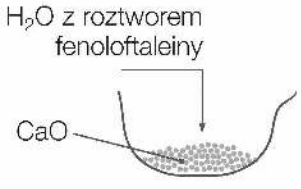
Fot. 53. Termiczny rozkład wapieni.

Tlenek wapnia CaO reaguje z wodą. Reakcję tę nazywamy **gaszeniem wapna palonego** (fot. 54.), a nazwa potoczna powstającego w jej wyniku $Ca(OH)_2$ to **wapno gaszone**.

Doświadczenie 18.  CaO

Gaszenie wapna palonego

Odczynniki: tlenek wapnia, woda destylowana, roztwór fenoloftaleiny.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: parownica porcelanowa, łyżka porcelanowa, bagietka.
Instrukcja: Umieść w parownicy niewielką ilość tlenku wapnia, a następnie ostrożnie dodawaj wodę z roztworem fenoloftaleiny. Mieszaj zawartość parownicy (schemat).



Obserwacje: Reakcja przebiega bardzo intensywnie. Parownica silnie się ogrzewa.
Wniosek: Produktem reakcji wody z tlenkiem wapnia jest wodorotlenek. Podczas reakcji chemicznej wydziela się duża ilość ciepła, jest to więc **reakcja egzotermiczna**. Jej przebieg przedstawia następujące równanie:

$$\underset{\text{tlenek wapnia}}{CaO} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek wapnia}}{Ca(OH)_2}$$

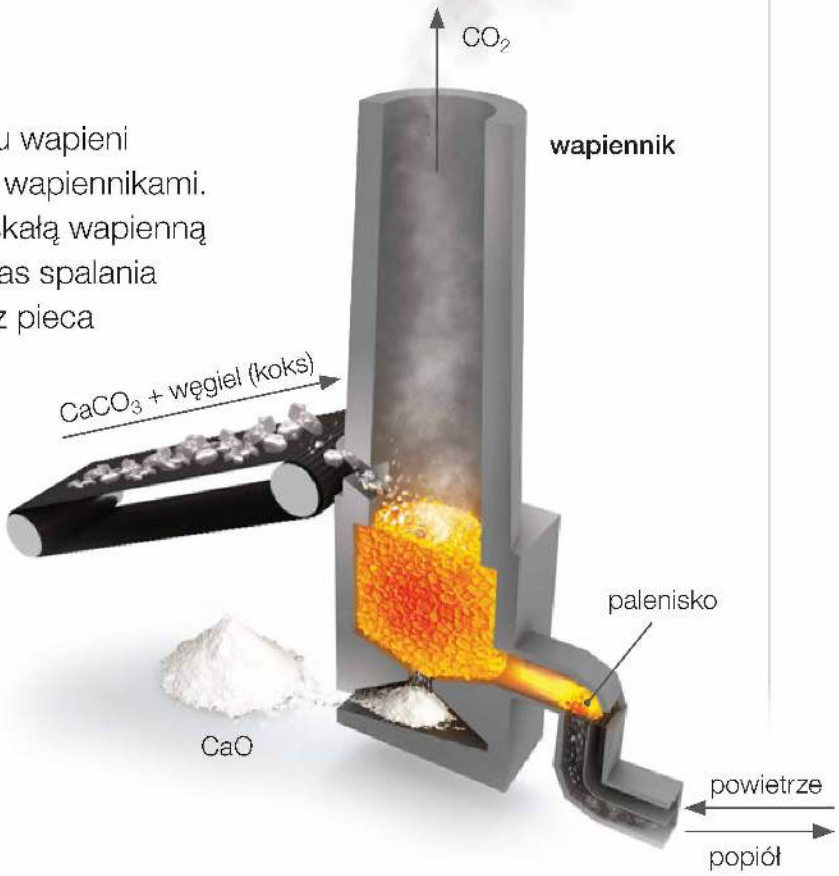


Fot. 54. Gaszenie wapna palonego.

Krok po kroku

Przeróbka wapieni

Na skalę przemysłową proces rozkładu wapieni przeprowadza się w piecach zwanych wapiennikami. Wapiennik napełnia się rozdrobnioną skałą wapienną oraz koksem. Ciepło, uzyskane podczas spalania koksu, umożliwia utrzymanie wewnątrz pieca temperatury do 1200°C. Następuje wówczas termiczny rozkład wapieni.



wapień
$CaCO_3$ węglan wapnia



$T = 1200°C$

1 **Rozkład termiczny**



wapno palone
CaO tlenek wapnia

zaprawa wapienna twardnieje na skutek reakcji $Ca(OH)_2$ z CO_2 zawartym w powietrzu



$+ H_2O$

2 **Gaszenie wapna palonego**



wapno gaszone
$Ca(OH)_2$ wodorotlenek wapnia

$+ SiO_2$

3 **Otrzymywanie zaprawy wapiennej**

Jakie są właściwości skał wapiennych?

Głównym składnikiem skał wapiennych jest węglan wapnia $CaCO_3$.



Wapień

Barwa: biała lub beżowa
Twardość: większa niż kredy
Skład chemiczny: głównie $CaCO_3$ i $MgCO_3$, ewentualnie także związki żelaza, glina, piasek oraz węgiel



Kreda

Barwa: biała lub szara
Twardość: niewielka
Skład chemiczny: skorupy organizmów morskich (głównie z $CaCO_3$)
Inne: skała drobnoziarnista



Marmur

Barwa: biała, szara, różowa lub zielonkawa
Twardość: duża
Skład chemiczny: głównie kalcyt
Inne: budowa krystaliczna

Zjawiska krasowe

Skały wapienne, zawierające węglan wapnia, są nieodporne na działanie czynników atmosferycznych: tlenku węgla(IV), wody, kwaśnych opadów oraz innych zanieczyszczeń powietrza. Jeśli dłuższy czas działają na nie CO_2 i H_2O, powstaje **wodorowęglan wapnia**:

$$\underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3} + \underset{\text{woda}}{H_2O} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2} \longrightarrow \underset{\text{wodorowęglan wapnia}}{Ca(HCO_3)_2}$$

W przeciwieństwie do węglanu wapnia $CaCO_3$ wodorowęglan wapnia $Ca(HCO_3)_2$ **rozpuszcza się w wodzie**. Dlatego skały wapienne są wypłukiwane. Jest to tzw. zjawisko krasowe, w efekcie którego powstają jaskinie, nazywane jaskiniami krasowymi [od chorwackiego słowa *krš* – kamień, skała]. Wodorowęglan wapnia powoli ulega rozkładowi, w którego wyniku ponownie strąca się nierozpuszczalny w wodzie **węglan wapnia**:

$$\underset{\text{wodorowęglan wapnia}}{Ca(HCO_3)_2} \longrightarrow \underset{\text{woda}}{H_2O} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow} + \underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3\downarrow}$$

W ten sposób powstają nacieki z węglanu wapnia (fot. 55.), nazywane **stalagmitami** (na dnie jaskini) i **stalaktytami** (o kształcie stożka zwisającego ze stropu jaskini).



Fot. 55. Stalagmity i stalaktyty.

Zastosowania

Skały wapienne

Do skał wapiennych zalicza się **wapień**, **kredę** i **marmur**. Mają one wiele zastosowań, głównie w budownictwie, przemyśle chemicznym i dekoratorstwie.



Marmur

Wykorzystuje się go jako materiał dekoracyjny do wykończenia wnętrz. Można z niego wykonać m.in. półki, podłogi i elementy ścian. Marmur stosuje się również jako materiał rzeźbiarski.

Wapień

W budownictwie stosuje się go jako spoiwo i materiał budowlany, jest również wykorzystywany do produkcji szkła oraz jako nawóz w rolnictwie – podwyższa pH gleby.



◀ Zamek królewski w Bobolicach, położony na Jurze Krakowsko-Częstochowskiej, jest zbudowany z wapienia.

Kreda

Ze względu na niewielką twardość skały tej używa się do wyrobu kredy szkolnej. Jest także dodawana do białych farb i past do zębów.

Twardość wody



Fot. 56. Kamień kotłowy na grzałce.

Twarda woda zawiera jony soli różnych metali, zwłaszcza wapnia i magnezu, np.: wodorowęglany, chlorki, siarczany(VI). Wodorowęglany rozpuszczalne w wodzie podczas jej gotowania tworzą nierozpuszczalny osad – **kamień kotłowy** (fot. 56.).

$$\underset{\text{wodorowęglan wapnia}}{Ca(HCO_3)_2} \xrightarrow{100^\circ C} \underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3\downarrow} + \underset{\text{woda}}{H_2O} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow}$$

$$\underset{\text{wodorowęglan magnezu}}{Mg(HCO_3)_2} \xrightarrow{100^\circ C} \underset{\text{węglan magnezu}}{MgCO_3} + \underset{\text{woda}}{H_2O} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow}$$

Wodorowęglany podczas gotowania twardej wody zostają usunięte, dlatego ten rodzaj twardości wody jest nazywany **twardością węglanową** (przemijającą). Jednak w twardej wodzie znajdują się też jony metali, które pochodzą od innych soli, np. chlorków czy siarczanów(VI). Jony te nie strącają się podczas gotowania wody i powodują tzw. **twardość trwałą** (nieprzemijającą).

Ze względu na powstawanie kamienia kotłowego, który niszczy instalacje i urządzenia, twardej wody nie powinno się wykorzystywać w przemyśle. Najprostszym sposobem usuwania twardości węglanowej w warunkach domowych jest gotowanie wody i zlanie jej znad osadu. W przemyśle natomiast stosuje się **metodę wapienną**, polegającą na zmieszaniu twardej wody z odpowiednią ilością wodorotlenku wapnia $Ca(OH)_2$:

$$\underset{\text{wodorowęglan wapnia}}{Ca(HCO_3)_2} + \underset{\text{wodorotlenek wapnia}}{Ca(OH)_2} \longrightarrow \underset{\text{węglan wapnia}}{2\,CaCO_3\downarrow} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O}$$

$$\underset{\text{wodorowęglan magnezu}}{Mg(HCO_3)_2} + \underset{\text{wodorotlenek wapnia}}{2\,Ca(OH)_2} \longrightarrow \underset{\text{węglan wapnia}}{2\,CaCO_3\downarrow} + \underset{\text{wodorotlenek magnezu}}{Mg(OH)_2\downarrow} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O}$$

Jony wapnia można usunąć z twardej wody, stosując węglan sodu Na_2CO_3:

$$\underset{\text{chlorek wapnia}}{CaCl_2} + \underset{\text{węglan sodu}}{Na_2CO_3} \longrightarrow \underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3\downarrow} + \underset{\text{chlorek sodu}}{2\,NaCl}$$

$$\underset{\text{wodorowęglan wapnia}}{Ca(HCO_3)_2} + \underset{\text{węglan sodu}}{Na_2CO_3} \longrightarrow \underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3\downarrow} + \underset{\text{wodorowęglan sodu}}{2\,NaHCO_3}$$

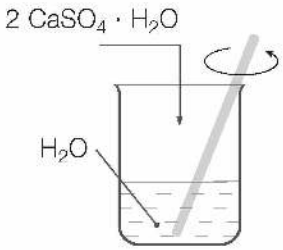
Skały gipsowe

Składnikiem skał gipsowych (anhydrytu i gipsu) jest siarczan(VI) wapnia $CaSO_4$.

Doświadczenie 19.

Sporządzanie zaprawy gipsowej i badanie jej twardnienia

Odczynniki: gips palony, woda destylowana.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka, forma o dowolnym kształcie, łyżka do odczynników, bagietka.
Instrukcja: Do zlewki wlej wodę, a następnie, mieszając, powoli wsypuj gips palony do momentu uzyskania masy o gęstej konsystencji. Przelej masę do formy.





Fot. 57. Przygotowanie odlewu gipsowego.

Obserwacje: Masa szybko twardnieje (fot. 57.).
Wniosek: Proces twardnienia zaprawy gipsowej polega na wiązaniu wody przez gips palony. Zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:

$$2\,CaSO_4 \cdot H_2O + 3\,H_2O \longrightarrow 2\,(CaSO_4 \cdot 2\,H_2O)$$

gips palony — woda — gips

Reakcja chemiczna, która zachodzi podczas twardnienia zaprawy gipsowej, jest reakcją odwrotną do reakcji prażenia gipsu.

Zastosowania

Skały gipsowe

Głównym składnikiem skał gipsowych jest siarczan(VI) wapnia. **Gips** $CaSO_4 \cdot 2\,H_2O$ jest składnikiem minerału o tej samej nazwie, a gips bezwodny $CaSO_4$ – **anhydrytu**.

Budownictwo

Gips stosuje się do przygotowania zapraw gipsowych. Używa się ich jako **gładzi** i **tynków** – do szpachlowania i wygładzania ścian. Anhydryt jest wykorzystywany do produkcji posadzek.

Stomatologia

W stomatologii gips jest wykorzystywany do pobrania wycisku szczęki oraz **wykonywania odlewu**, na podstawie którego powstaje aparat ortodontyczny.



Medycyna

Namoczone **bandaże gipsowe** nakłada się m.in. na złamane kończyny. Po wyschnięciu powstaje twarda skorupa.



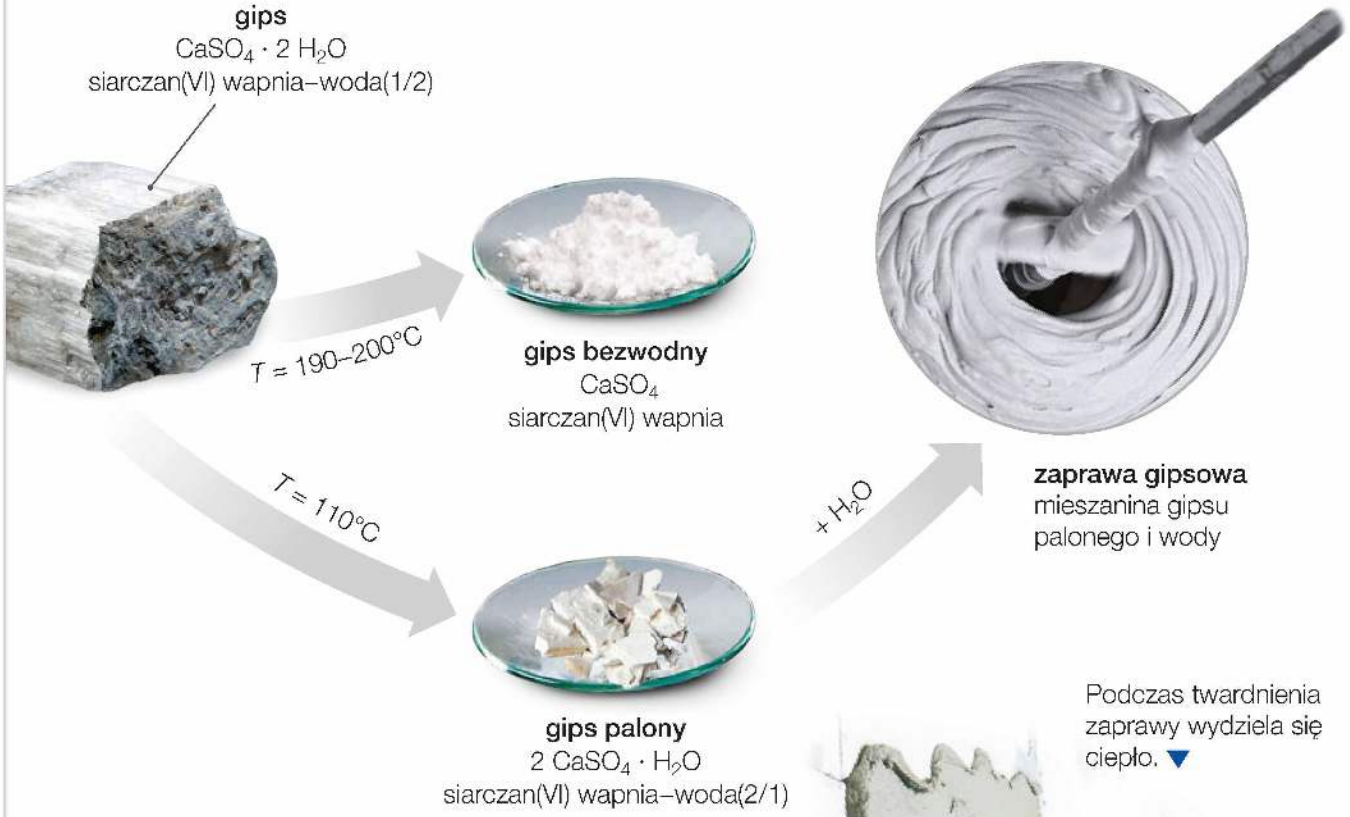
Krok po kroku

Przeróbka gipsu

W wyniku wypalania skały gipsowej, której głównym składnikiem jest gips – minerał o wzorze $CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$ – otrzymuje się gips palony i gips bezwodny.

1 Prażenie gipsu
Od temperatury, w której jest prowadzony ten proces, zależy to, jaki produkt powstanie.

2 Otrzymywanie zaprawy gipsowej
Otrzymuje się ją przez zmieszanie gipsu palonego z wodą.



Podczas twardnienia zaprawy wydziela się ciepło. ▼



Wzór sumaryczny	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa	Nazwa minerału (mineralogiczna)
$CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$	siarczan(VI) wapnia–woda(1/2)	gips	gips
$2\ CaSO_4 \cdot H_2O$	siarczan(VI) wapnia–woda(2/1)	gips palony	–
$CaSO_4$	siarczan(VI) wapnia	gips bezwodny	anhydryt

↑ proces egzotermiczny

Wody mineralne

Wody mineralne (fot. 58.) to takie, w których **ilość składników mineralnych** wynosi **powyżej 500** $\frac{mg}{dm^3}$. Zawierają jony: Ca^{2+}, Mg^{2+}, K^+, Na^+, Cl^-, SO_4^{2-} i HCO_3^- oraz rozpuszczone gazy, jak CO_2 i H_2S.



Fot. 58. Skład wody mineralnej można sprawdzić na etykiecie.

Kationy magnezu Mg^{2+} biorą udział w przemianie cukrów oraz regulują działanie układu nerwowego. Mają też działanie przeciwmiażdżycowe, ponieważ obniżają poziom cholesterolu we krwi, a także przeciwdziałają skutkom stresu. Są budulcem kości i zębów oraz zapobiegają osteoporozie.

Jony Ca^{2+} wraz z resztą fosforanową(V) PO_4^{3-} są budulcem zębów, uczestniczą w kontrolowaniu funkcji układu nerwowego i pracy serca. Sole wapnia rozpuszczają się w soku żołądkowym, skutecznie przeciwdziałając nadkwasocie żołądka.

Zadania

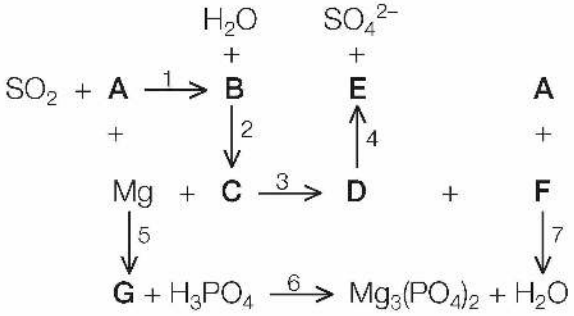
ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Podaj nazwy soli przedstawionych za pomocą wzorów sumarycznych.**
   NH_4NO_3, $AlSO_4(OH)$, $Mg(H_2PO_4)_2$, $Cr_2(SO_4)_3$, $NaHSO_3$, $NaNO_2$, $CuCl_2 \cdot 2\,H_2O$, $CaCl_2 \cdot 6\,H_2O$, NaH_2PO_4, Li_2S, NH_4HCO_3, $AlNO_3(OH)_2$, K_3PO_4, $CaHPO_4 \cdot 2\,H_2O$, $Ca(NO_3)_2$, Na_2HPO_4, $CuF_2 \cdot 2\,H_2O$

2. **Napisz wzory soli o podanych nazwach.**
   węglan wapnia, diwodorofosforan(V) sodu, jodek żelaza(II), wodorowęglan potasu, siarczan(VI) sodu–woda(1/10), chlorek magnezu, węglan diwodorotlenek dimiedzi(II)

3. **Wskaż nazwy soli, których wodne roztwory będą zawierały dwa razy więcej kationów niż anionów.**
   azotan(V) manganu(II), chlorek baru, chloran(VII) miedzi(II), azotan(V) glinu, chlorek chromu(III), siarczan(VI) potasu, siarczek sodu, bromek wapnia, węglan amonu

4. **Rozwiąż chemograf – napisz wzory sumaryczne (lub symbole chemiczne) i nazwy substancji chemicznych oznaczonych literami** (A–G) **oraz równania reakcji chemicznych oznaczone cyframi** (1–7).



5. **Porównaj zawartość procentową (procent masowy) wapnia w gipsie krystalicznym, gipsie palonym i anhydrycie. Odpowiedź uzasadnij, wykonując odpowiednie obliczenia.**

21. Azotki i węgliki



Fot. 59. Węglik wapnia (karbid).

Oprócz poznanych związków chemicznych (tlenków, wodorków, wodorotlenków, kwasów, soli) do związków nieorganicznych zalicza się także węgliki (fot. 59.) i azotki.

Azotki

Azotki to związki chemiczne azotu z metalami i niektórymi niemetalami.

Azotki to związki chemiczne azotu z metalami i niektórymi niemetalami. Azotki litowców i berylowców mają **budowę jonową**. Ich przykładami są m.in. azotek litu Li_3N i azotek baru Ba_3N_2. Azotki pozostałych pierwiastków chemicznych grup 1.–2. i 13.–18. są **substancjami kowalencyjnymi**, np.: azotek boru BN, azotek krzemu(IV) Si_3N_4 i azotek węgla C_3N_4. W azotkach metali bloku konfiguracyjnego *d* występuje **wiązanie metaliczne**. Należą do nich m.in. azotek tytanu i azotek żelaza(III). Te związki chemiczne:

- mają bardzo wysokie temperatury topnienia,
- są bardzo twarde,
- są bierne chemicznie,
- dobrze przewodzą prąd elektryczny.

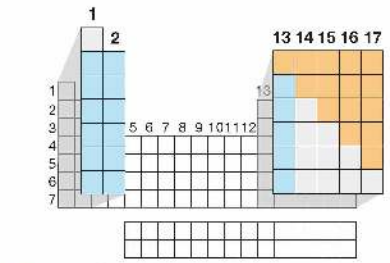
Węgliki

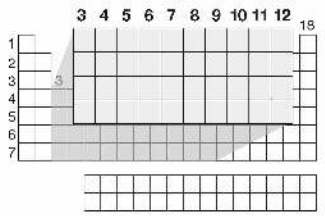
Węgliki to związki chemiczne węgla z pierwiastkami chemicznymi o elektroujemności mniejszej niż elektroujemność węgla.

Węgliki to związki chemiczne węgla z pierwiastkami o elektroujemności mniejszej niż elektroujemność węgla. Wyróżnia się węgliki niemetali i węgliki metali. Węgliki niemetali są bardzo twardymi substancjami o **budowie kowalencyjnej**. Należą do nich m.in.: węglik krzemu(IV) SiC (fot. 60.) i węglik boru B_4C. Węgliki metali znajdujących się w grupach 1., 2. i 13. układu okresowego pierwiastków chemicznych mają **budowę jonową**, np.: węglik wapnia CaC_2, węglik glinu Al_4C_3. Bardzo odporne chemicznie, termicznie i mechanicznie są węgliki metali bloku konfiguracyjnego *d*. Występują w nich **wiązania metaliczne**. Węgliki, takie jak węglik tytanu TiC, węglik wanadu VC i węglik wolframu WC, są używane jako materiały ścierne i elementy skrawające.

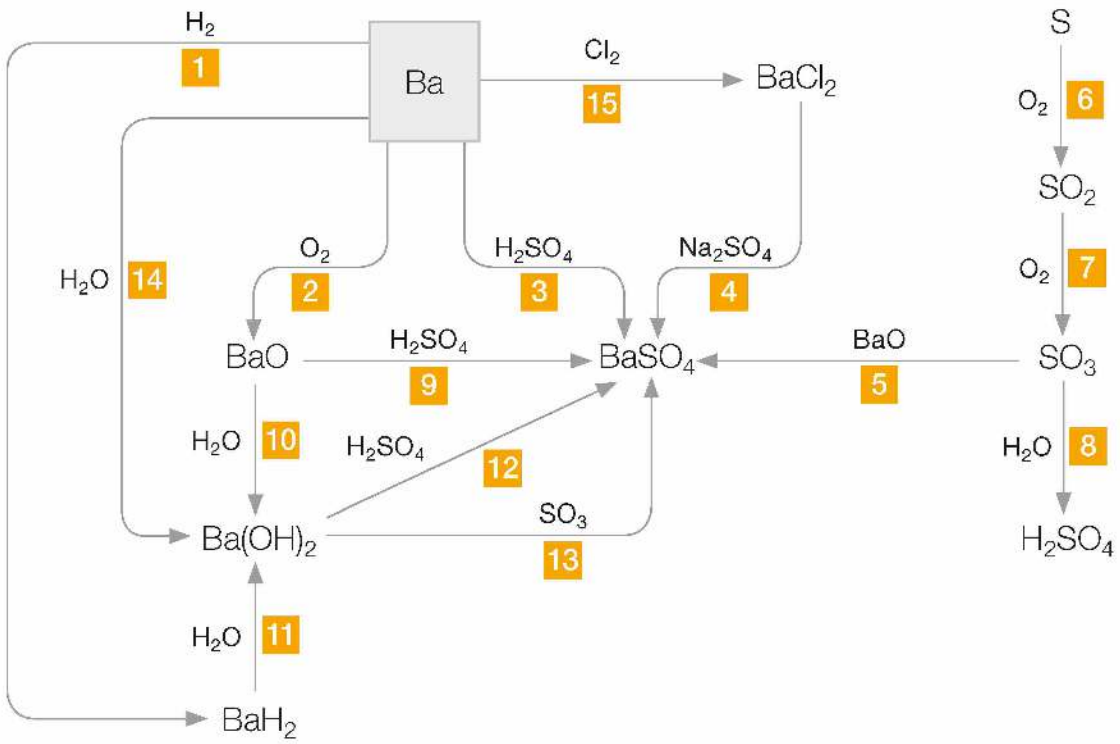


Fot. 60. Węglik krzemu.





Ciągi przemian chemicznych – związki nieorganiczne



Równania reakcji chemicznych:

1 $Ba + H_2 \longrightarrow BaH_2$
bar wodór wodorek baru

2 $2\,Ba + O_2 \longrightarrow 2\,BaO$
bar tlen tlenek baru

3 $Ba + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + H_2\uparrow$
bar kwas siarkowy(VI) siarczan(VI) baru wodór

4 $BaCl_2 + Na_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + 2\,NaCl$
chlorek baru siarczan(VI) sodu siarczan(VI) baru chlorek sodu

5 $SO_3 + BaO \longrightarrow BaSO_4$
tlenek siarki(VI) tlenek baru siarczan(VI) baru

6 $S + O_2 \longrightarrow SO_2$
siarka tlen tlenek siarki(IV)

7 $2\,SO_2 + O_2 \longrightarrow 2\,SO_3$
tlenek siarki(IV) tlen tlenek siarki(VI)

8 $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$
tlenek siarki(VI) woda kwas siarkowy(VI)

9 $BaO + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + H_2O$
tlenek baru kwas siarkowy(VI) siarczan(VI) baru woda

10 $BaO + H_2O \longrightarrow Ba(OH)_2$
tlenek baru woda wodorotlenek baru

11 $BaH_2 + 2\,H_2O \longrightarrow Ba(OH)_2 + 2\,H_2\uparrow$
wodorek baru woda wodorotlenek baru wodór

12 $Ba(OH)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow BaSO_4 + 2\,H_2O$
wodorotlenek baru kwas siarkowy(VI) siarczan(VI) baru woda

13 $Ba(OH)_2 + SO_3 \longrightarrow BaSO_4 + H_2O$
wodorotlenek baru tlenek siarki(VI) siarczan(VI) baru woda

14 $Ba + 2\,H_2O \longrightarrow Ba(OH)_2 + H_2\uparrow$
bar woda wodorotlenek baru wodór

15 $Ba + Cl_2 \longrightarrow BaCl_2$
bar chlor chlorek baru

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych i wykonaj polecenia** (a–f).
   a) Podaj numer reakcji chemicznej, która jest reakcją zobojętniania. Napisz równanie tej reakcji chemicznej, stosując zapisy jonowy i jonowy skrócony.
   b) Podaj numery reakcji chemicznych, które są reakcjami syntezy.
   c) Podaj numer reakcji chemicznej, w wyniku której z tlenku kwasowego i tlenku zasadowego powstaje sól.
   d) Podaj numery reakcji, które świadczą o tym, że bar jest metalem bardziej aktywnym chemicznie od wodoru.
   e) Napisz równanie reakcji chemicznej oznaczonej numerem 4, stosując zapisy jonowy i jonowy skrócony.
   f) Napisz, której z poznanych metod otrzymywania soli nie można zastosować do otrzymania siarczanu(VI) baru.

2. **Określ typ wiązania występującego w azotkach: sodu Na_3N, magnezu Mg_3N_2, potasu K_3N, strontu Sr_3N_2, węgla C_3N_4 i galu GaN. Odpowiedź uzasadnij.**

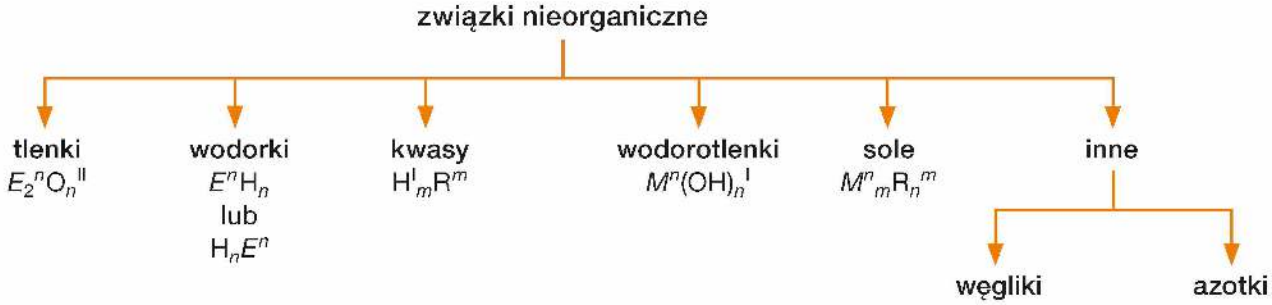
3. W wyniku reakcji węglika wapnia CaC_2 z wodą powstaje ważny gaz przemysłowy – acetylen C_2H_2, a odczyn roztworu zmienia się na zasadowy. **Napisz równanie tej reakcji chemicznej.**

4. **Podaj liczbę wiązań σ i π w anionie węglika wapnia $[:C \equiv C:]^{2-}$.**

Podsumowanie

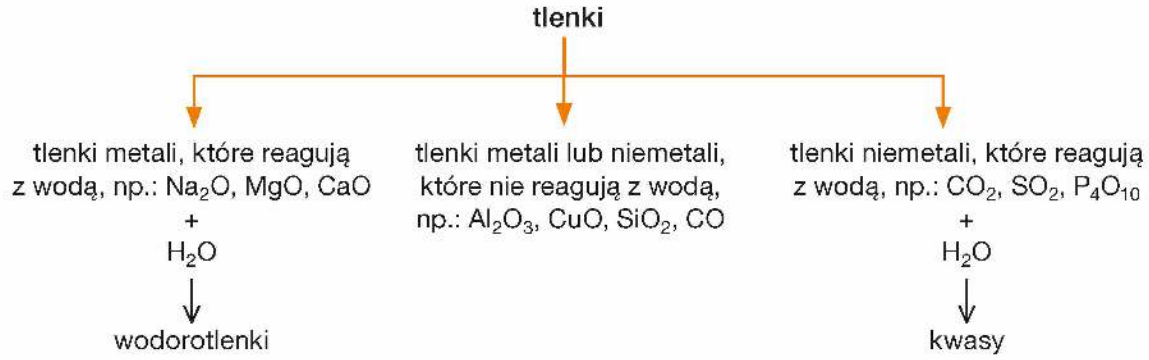
Podział związków nieorganicznych

Ze względu na budowę i właściwości można wyróżnić następujące typy związków nieorganicznych:



Tlenki

Tlenki to dwuskładnikowe związki tlenu z innymi pierwiastkami chemicznymi.



	Tlenki			
	kwasowe	zasadowe	amfoteryczne	obojętne
Reagują z kwasami	–	+	+	–
Reagują z zasadami	+	–	+	–
Reagują z wodą	+ (niektóre)	+ (niektóre)	–	–
Przykłady	tlenki niemetali i niektórych metali bloku *d*, np.: SO_2, CO_2, CrO_3, Mn_2O_7	tlenki metali, np.: MgO, CaO, K_2O, Ag_2O, CrO, Mn_2O_3	tlenki metali, np.: Al_2O_3, As_2O_3, Cr_2O_3, ZnO, MnO_2, CuO	tlenki niemetali i metali, np.: CO, NO, N_2O, GeO

Ze względu na stan skupienia (w temp. 20°C) tlenki można także podzielić na:

- substancje stałe, np. MgO, SiO_2,
- ciecze, np. H_2O, N_2O_4,
- gazy, np. SO_2, CO.

Szkło to substancja bezpostaciowa składająca się głównie z krzemionki SiO_2.

Wodorki

Wodorki to związki chemiczne **wodoru z metalami lub niemetalami**. Wodorki litowców i berylowców mają charakter zasadowy, a wodorki pozostałych pierwiastków chemicznych grup 1.–2. i 13.–18. mają charakter obojętny lub kwasowy.

Kwasy

Kwasy to związki chemiczne, których cząsteczki są zbudowane z kationów wodoru i anionów reszty kwasowej. Kwasy można podzielić ze względu na:

- skład reszty kwasowej:
  - **beztlenowe**, np. HCl, HF,
  - **tlenowe** (oksokwasy), np. HClO, $HClO_4$,
- liczbę atomów wodoru:
  - **jednoprotonowe**, np. HBr, HI,
  - **wieloprotonowe**, np. H_3PO_4, H_2SiO_3,
- stopień dysocjacji:
  - **mocne**, np. H_2SO_4, HNO_3,
  - **słabe**, np. H_2S, HNO_2,
- właściwości utleniające:
  - **utleniające**, np. $H_2SO_{4(stęż.)}$, HNO_3,
  - **nieutleniające**, np. HCl, HBr,
- trwałość:
  - **trwałe**, np. H_3PO_4, H_2SO_4,
  - **nietrwałe**, np. H_2SO_3.

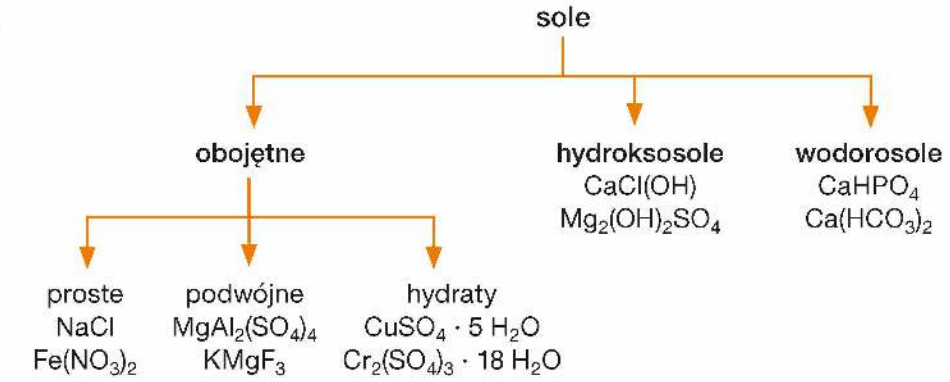
Wodorotlenki

Wodorotlenki to związki chemiczne zbudowane z kationów metali i anionów wodorotlenkowych.

	Wodorotlenki			
	zasadowe		amfoteryczne	
Reagują z kwasami	+		+	
Reagują z zasadami	–		+	
Przykłady	LiOH NaOH KOH	$Ca(OH)_2$ $Sr(OH)_2$	$Be(OH)_2$ $Al(OH)_3$ $Cr(OH)_3$	$Zn(OH)_2$ $Fe(OH)_2$

Sole

Sole to związki chemiczne zbudowane z kationów metali lub kationu amonu NH_4^+ oraz anionów reszt kwasowych.



Skały wapienne



Skały gipsowe

To skały zawierające głównie siarczan(VI) wapnia $CaSO_4$.

Sposób na zadania

Jak otrzymać praktycznie nierozpuszczalny w wodzie wodorotlenek (np. $Zn(OH)_2$), mając do dyspozycji następujące odczynniki: tlenek metalu (np. ZnO), kwas (np. HCl) i roztwór wodorotlenku (np. KOH) oraz szkło i sprzęt laboratoryjny?

Zaprojektuj doświadczenie chemiczne.

Ustal metodę, dzięki której otrzymasz wodorotlenek podany w treści zadania.

Wodorotlenek cynku można otrzymać w reakcji wodnego roztworu soli cynku z zasadą. Jednak sól cynku nie została wymieniona w treści zadania. Dlatego należy ją otrzymać w reakcji tlenku cynku z kwasem chlorowodorowym:

$$\underset{\text{tlenek cynku}}{ZnO} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2\,HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek cynku}}{ZnCl_2} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

Z chlorku cynku można otrzymać wodorotlenek cynku:

$$\underset{\text{chlorek cynku}}{ZnCl_2} + \underset{\text{wodorotlenek potasu}}{2\,KOH} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek cynku}}{Zn(OH)_2\downarrow} + \underset{\text{chlorek potasu}}{2\,KCl}$$

Dobierz szkło i sprzęt laboratoryjny.

Do przeprowadzenia doświadczenia chemicznego potrzebne będą: zlewki, lejek, sączek.

Zaplanuj czynności, które musisz wykonać, aby otrzymać wodorotlenek podany w treści zadania.

1. Do zlewki wsyp niewielką ilość tlenku cynku, np. 5 g, i dodaj kwas chlorowodorowy, do całkowitego roztworzenia substancji stałej.
2. Po całkowitym roztworzeniu substancji stałej dodaj odpowiednią objętość roztworu wodorotlenku potasu, aby nastąpiło całkowite strącenie osadu wodorotlenku cynku.
3. Następnie osad przesącz, przemyj i osusz.

Jak otrzymać sól o stałym stanie skupienia, dobrze rozpuszczalną w wodzie (np. $NaNO_3$), mając do dyspozycji dwie sole o stałym stanie skupienia, dobrze rozpuszczalne w wodzie (np. Na_2SO_4, $Ba(NO_3)_2$), oraz wodę destylowaną?

Zaprojektuj doświadczenie chemiczne.

Dobierz szkło i sprzęt laboratoryjny.

Do przeprowadzenia doświadczenia chemicznego potrzebne będą: zlewki, lejek, sączek.

Zaplanuj czynności, które musisz wykonać, aby otrzymać sól podaną w treści zadania.

1. W dwóch zlewkach sporządź stężone, wodne roztwory siarczanu(VI) sodu oraz azotanu(V) baru.
2. Następnie wymieszaj obydwa roztwory.
   Zajdzie reakcja chemiczna opisana równaniem:

$$\underset{\text{siarczan(VI) sodu}}{Na_2SO_4} + \underset{\text{azotan(V) baru}}{Ba(NO_3)_2} \longrightarrow \underset{\text{azotan(V) sodu}}{2\,NaNO_3} + \underset{\text{siarczan(VI) baru}}{BaSO_4\downarrow}$$

3. Strącił się osad siarczanu(VI) baru, który trzeba odsączyć, a zlewkę z przesączem – schłodzić. Nastąpi wtedy krystalizacja azotanu(V) sodu. Wykrystalizowany osad azotanu(V) sodu trzeba przesączyć, przemyć acetonem i osuszyć.

Trening – rozwiąż zadania: 1., 2., s. 174.

Trening – rozwiąż zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Zadanie 1.

W dwóch probówkach znajdują się sole o stałym stanie skupienia: węglan potasu i chlorek amonu. Zawartość każdej probówki podzielono na dwie części. W celu identyfikacji soli do jednej części dodano wodny roztwór kwasu siarkowego(VI), do drugiej zasadę sodową. Probówki ogrzano.

a) **Podaj przewidywane obserwacje.**

b) **Napisz równania reakcji chemicznych zachodzących w obydwu probówkach w formie cząsteczkowej i jonowej.**

Zadanie 2.

Oceń, czy poniższe informacje są prawdziwe. Wybierz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

Kwas azotowy(V) jest mocniejszy od kwasu fosforowego(V), ponieważ występujące w nim wiązanie H—N jest silniej spolaryzowane od wiązania H—P.	P	F
Kwas siarkowy(IV) jest mocniejszy od kwasu węglowego, ponieważ elektroujemność siarki jest większa od elektroujemności węgla.	P	F
Kwas jodowodorowy jest słabszy od kwasu chlorowodorowego, ponieważ elektroujemność jodu jest mniejsza od elektroujemności chloru.	P	F

Zadanie 3.

Surowcami do produkcji sody (węglanu sodu) są tlenek węgla(IV) otrzymywany przez prażenie wapienia oraz solanka, czyli wodny roztwór NaCl. Tlenek węgla(IV) słabo rozpuszcza się w wodzie i w bardzo małym stopniu z nią reaguje. Dlatego w celu uzyskania odpowiednio dużego stężenia jonów wodorowęglanowych przed wprowadzeniem CO_2 solankę nasyca się amoniakiem, aby uzyskać roztwór zasadowy.

Napisz w formie jonowej dwa równania reakcji, które przebiegają kolejno w tym roztworze:

a) **amoniaku z wodą,**

b) **powstawania jonu wodorowęglanowego.**

Zadanie 4.

Uzupełnij zdania. Wybierz jedno właściwe określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

Głównym surowcem do produkcji szkła jest (SiO_2 / H_2SiO_3), który w temperaturze powyżej 1500°C jest stapiany z innymi substancjami. Do wyrobu okien i opakowań stosuje się najczęściej szkło (sodowe / potasowe / ołowiowe), które oprócz związku krzemu zawiera także (Na_2O / Na_2CO_3) i ($CaCO_3$ / CaO). Szkło ma strukturę (bezpostaciową / krystaliczną) i jest bezbarwne. Aby uzyskać kolorowe szkło, podczas jego produkcji dodaje się barwne tlenki metali, np. (Fe_2O_3 / Al_2O_3).

Zadanie 5.

Zaprojektuj doświadczenie, w którego wyniku można otrzymać siarczan(VI) baru.

a) **Wybierz odpowiednie odczynniki:**
węglan baru, wodorotlenek baru, chlorek baru, siarczan(VI) potasu, woda destylowana.

b) **Narysuj schemat doświadczenia.**

c) **Podaj obserwacje i sformułuj wniosek.**

d) **Napisz równanie reakcji chemicznej w formie cząsteczkowej i jonowej skróconej.**



Stechiometria

W tym dziale zwróć uwagę na umiejętności

Obliczenia chemiczne

- obliczanie masy molowej związków chemicznych
- wykonywanie obliczeń dotyczących objętości gazów w warunkach normalnych
- stosowanie do obliczeń równania Clapeyrona
- ustalanie wzorów empirycznego i rzeczywistego związku chemicznego
- dokonywanie interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji chemicznej
- wykonywanie obliczeń na podstawie równania reakcji chemicznej
- wykonywanie obliczeń z uwzględnieniem wydajności reakcji chemicznej

Korzystanie z informacji

- odczytywanie informacji z układu okresowego pierwiastków chemicznych

22. Mol i masa molowa



Fot. 61. Miedź.

Każdy pierwiastek chemiczny ma inną masę atomową, którą wyraża się w unitach (u). Na przykład masa atomowa miedzi (fot. 61.) wynosi 63,5 u, a masa atomowa ołowiu 207,2 u. Do podawania liczby np. atomów pierwiastka chemicznego czy cząsteczek związku chemicznego stosuje się jednostkę nazywaną molem.

Liczby atomów i cząsteczek

Na podstawie masy wyrażonej w unitach można ustalić liczby atomów lub cząsteczek w próbce pierwiastka chemicznego lub związku chemicznego.

1 u = $\frac{1}{12}$ masy izotopu węgla ^{12}C $\qquad 1\ u = 1{,}66 \cdot 10^{-24}\ g$

$1\ u = 1{,}66 \cdot 10^{-24}\ g$
$1\ g = 6{,}02 \cdot 10^{23}\ u$

Skoro $1\ u - 1{,}66 \cdot 10^{-24}\ g$
to $\quad x\ u - 1\ g$

$$x = \frac{1\ g \cdot 1\ u}{1{,}66 \cdot 10^{-24}\ g}$$

$x = 6{,}02 \cdot 10^{23}\ u$ $\qquad$ **$1\ g = 6{,}02 \cdot 10^{23}\ u$**

Plan rozwiązywania

1. Odczytaj z układu okresowego m_S.
2. Oblicz liczbę atomów S.
3. Napisz odpowiedź.

Przykład 24.

Obliczanie liczby atomów w próbce pierwiastka chemicznego

Oblicz, ile atomów znajduje się w 32 g siarki.

1. $m_S = 32\ u$
2. Zatem:
   1 at. S — 32 u
   x at. S — 32 g

   Wiedząc, że 1 g to **$6{,}02 \cdot 10^{23}$** u, zapisaną proporcję można przedstawić następująco:

   1 at. S — 32 u
   x at. S — $32 \cdot$ **$6{,}02 \cdot 10^{23}$** u

   $$x = \frac{1\ at. \cdot 32 \cdot \mathbf{6{,}02 \cdot 10^{23}}\ u}{32\ u}$$

   $x = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów S
3. W 32 g siarki znajduje się $6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów siarki.

Przykład 25.

Obliczanie liczby cząsteczek w próbce związku chemicznego

Oblicz, ile cząsteczek znajduje się w 17 g amoniaku NH_3.

Plan rozwiązywania

1. Odczytaj z układu okresowego m_N i m_H i oblicz m_{NH_3}.
2. Oblicz liczbę cząsteczek NH_3.
3. Napisz odpowiedź.

1 $m_{NH_3} = 14\ u + 3 \cdot 1\ u$

$m_{NH_3} = 17\ u$

2 Zatem:

1 cz. NH_3 — 17 u

x cz. NH_3 — 17 g

Wiedząc, że 1 g amoniaku = $\mathbf{6{,}02 \cdot 10^{23}}$ u, zapisaną proporcję można przedstawić następująco:

1 cz. NH_3 — 17 u

x cz. NH_3 — $17 \cdot \mathbf{6{,}02 \cdot 10^{23}}$ u

$$x = \frac{1\ \text{cz.} \cdot 17 \cdot \mathbf{6{,}02 \cdot 10^{23}}\ \text{u}}{17\ \text{u}}$$

$x = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek NH_3

3 W 17 g amoniaku znajduje się $6{,}02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek amoniaku.

Mol

Mol – jednostka liczności materii. Mol zawiera $6{,}02 \cdot 10^{23}$ obiektów elementarnych (atomów, cząsteczek, jonów, elektronów, protonów lub neutronów).

Jak wynika z wykonanych obliczeń (patrz przykład 24., s. 176, przykład 25.), porcja pierwiastka chemicznego, której masa wyrażona w gramach jest liczbowo równa masie atomowej, zawiera **$\mathbf{6{,}02 \cdot 10^{23}}$ atomów**. Taką samą wartość otrzymuje się dla pierwiastków chemicznych występujących w postaci cząsteczek oraz dla związków chemicznych i jonów. Taka porcja atomów, cząsteczek lub jonów nosi nazwę **mola**.

Mol jest jednostką liczności materii. Mol zawiera $6{,}02 \cdot 10^{23}$ obiektów elementarnych (atomów, cząsteczek, jonów, elektronów, protonów lub neutronów).*

Mol jest jednostką liczności, którą można porównać np. z tuzinem. Oznacza on zawsze 12 sztuk niezależnie od tego, jakiego przedmiotu dotyczy:



1 mol siarki, czyli $6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów siarki, ma masę **32,065 g**



1 mol magnezu, czyli $6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów magnezu, ma masę **24,305 g**



1 mol węgla, czyli $6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów węgla, ma masę **12,011 g**

* Definicja obowiązująca od maja 2019 r.

Stała Avogadra, liczba Avogadra

Stała Avogadra N_A

$6{,}02 \cdot 10^{23} \frac{\text{at.}}{\text{mol}}, \frac{\text{cz.}}{\text{mol}}, \frac{\text{jon}}{\text{mol}}$

Stała Avogadra (na cześć włoskiego fizyka **Amadeo Avogadra**) to liczba $\mathbf{6{,}02 \cdot 10^{23}}$ atomów, cząsteczek lub jonów znajdujących się w 1 molu substancji. Oznacza się ją symbolem N_A i wyraża w jednostkach: $\frac{\text{at.}}{\text{mol}}$, $\frac{\text{cz.}}{\text{mol}}$, $\frac{\text{jon}}{\text{mol}}$.

Sole tworzą jonowe sieci krystaliczne, dlatego np. **w 1 molu NaCl znajduje się $6{,}02 \cdot 10^{23}$ kationów Na^+ i taka sama liczba anionów Cl^-, czyli łącznie w 1 molu tej soli znajduje się $12{,}04 \cdot 10^{23}$ jonów.**

1 mol NaCl zawiera
- Na^+: $6{,}02 \cdot 10^{23}$ kationów
- Cl^-: $6{,}02 \cdot 10^{23}$ anionów

→ **$12{,}04 \cdot 10^{23}$ jonów**

Liczba Avogadra N_A

$6{,}02 \cdot 10^{23}$.

Liczba Avogadra ma identyczne oznaczenie (N_A) i wartość jak stała Avogadra, **jest** jednak **bezwymiarowa**.

Masa molowa *M*



Fot. 62. Węglan wapnia.

Masa molowa M to liczba gramów substancji zawierająca $6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów, cząsteczek lub jonów. Jej wartość jest liczbowo równa masie atomowej lub cząsteczkowej. Jednostką masy molowej jest $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Na przykład masa cząsteczkowa węglanu wapnia (fot. 62.) wynosi $m_{CaCO_3} = 100$ u, więc jego masa molowa jest równa $M_{CaCO_3} = 100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Mol i masa molowa – obliczenia

Znajomość liczby Avogadra umożliwia określenie liczby atomów, cząsteczek lub jonów, która znajduje się w próbkach pierwiastków lub związków chemicznych o dowolnej masie. Do obliczeń związanych z pojęciem mola można wykorzystywać metodę proporcji lub stosować podane wzory:

$$m = n \cdot M \qquad n = \frac{m}{M}$$

$$N = n \cdot N_A \qquad n = \frac{N}{N_A} \qquad N = \frac{m}{M} \cdot N_A$$

gdzie:
m – masa próbki, g,
n – liczba moli, mol,
M – masa molowa, $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$,
N – liczba atomów, cząsteczek lub jonów,
N_A – stała Avogadra ($6{,}02 \cdot 10^{23} \frac{\text{at.}}{\text{mol}}, \frac{\text{cz.}}{\text{mol}}, \frac{\text{jon}}{\text{mol}}$).

Przykład 26.

Obliczanie liczby atomów w próbce pierwiastka chemicznego o podanej masie

Oblicz, ile atomów żelaza znajduje się w sztabce żelaza o masie 1 kg.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Odczytaj z układu okresowego m_{Fe}.
3. Oblicz liczbę atomów Fe.
4. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:** $m = 1\ \text{kg} = 1000\ \text{g}$ **Szukane:** $N_{Fe} = ?$

2 Masa atomowa żelaza wynosi w przybliżeniu 56 u, zatem jego masa molowa jest równa:

$$M_{Fe} = 56\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

3 **Sposób I – obliczanie metodą proporcji**

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji

1 mol Fe zawiera $6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów.

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ at. Fe — 56 g
x at. Fe — 1000 g

$$x = \frac{6{,}02 \cdot 10^{23}\ \frac{\text{at.}}{\text{mol}} \cdot 1000\ \text{g}}{56\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$x = 1{,}075 \cdot 10^{25}\ \text{at. Fe}$$

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:

$$N = \frac{m}{M} \cdot N_A$$

$$N_{Fe} = \frac{1000\ \text{g}}{56\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}\ \frac{\text{at.}}{\text{mol}}$$

$$N_{Fe} = 1{,}075 \cdot 10^{25}\ \text{at. Fe}$$

4 W sztabce o masie 1 kg znajduje się $1{,}075 \cdot 10^{25}$ atomów żelaza.

Przykład 27.

Obliczanie liczby moli związku chemicznego w próbce o podanej masie

Oblicz, ile moli węglanu wapnia $CaCO_3$ zawiera 1,5 kg tego związku chemicznego.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz n_{CaCO_3}.
3. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:** $m = 1{,}5\ \text{kg} = 1500\ \text{g}$ **Szukane:** $n = ?$

$$M_{CaCO_3} = 40\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 12\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 3 \cdot 16\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{CaCO_3} = 100\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

patrz s. 180

2 **Sposób I – obliczanie metodą proporcji**

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji

$1\ \text{mol}\ CaCO_3 — 100\ \text{g}$
$x\ \text{moli}\ CaCO_3 — 1500\ \text{g}$

$$x = \frac{1\ \text{mol} \cdot 1500\ \text{g}}{100\ \text{g}}$$

$x = 15\ \text{moli}$

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:
$n = \frac{m}{M}$

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$$n = \frac{1500\ \text{g}}{100\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$n = 15\ \text{moli}$

3 1,5 kg węglanu wapnia zawiera 15 moli tego związku chemicznego.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Odczytaj z układu okresowego m_S.
3. Oblicz masę 3 at. S.
4. Napisz odpowiedź.

Przykład 28.

Obliczanie masy próbki o podanej liczbie atomów

Oblicz masę 3 atomów siarki.

1 **Dane:** $N = 3\ \text{at. S}$ **Szukane:** $m = ?$

2 $m_S = 32\ \text{u}$, zatem $M_S\ 32\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

3 **Sposób I – obliczanie metodą proporcji**

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji

W 32 g siarki znajduje się 1 mol atomów, czyli $6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów siarki.

$6{,}02 \cdot 10^{23}\ \text{at. S} — 32\ \text{g}$
$3\ \text{at. S} — x\ \text{g}$

$$x = \frac{3\ \text{at.} \cdot 32\ \text{g}}{6{,}02 \cdot 10^{23}\ \text{at.}}$$

$x = 15{,}9 \cdot 10^{-23}\ \text{g}$

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:
$N = \frac{m}{M} \cdot N_A$
$m = \frac{N \cdot M}{N_A}$

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$$m = \frac{3\ \text{at.} \cdot 32\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{6{,}02 \cdot 10^{23}\ \frac{\text{at.}}{\text{mol}}}$$

$m = 15{,}9 \cdot 10^{-23}\ \text{g}$

4 Masa 3 atomów siarki wynosi $15{,}9 \cdot 10^{-23}$ g.

Przykład 29.

Obliczanie składu procentowego związku chemicznego

Oblicz skład procentowy tlenku glinu Al_2O_3.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Odczytaj z układu okresowego m_{Al} i m_O oraz oblicz $m_{Al_2O_3}$.
3. Oblicz %Al.
4. Oblicz %O.
5. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**
wzór związku chemicznego: Al_2O_3

Szukane:
%Al = ?
%O = ?

2 $M_{Al_2O_3} = 2 \cdot 27 \frac{g}{mol} + 3 \cdot 16 \frac{g}{mol}$

$M_{Al_2O_3} = 102 \frac{g}{mol}$

3 $102 \frac{g}{mol}\ Al_2O_3 \text{ — } 100\%$
$54 \frac{g}{mol}\ Al \text{ — } x$

$$x = \frac{54 \frac{g}{mol} \cdot 100\%}{102 \frac{g}{mol}}$$

$x = 52{,}9\%$

4 Glin stanowi 52,9% tlenku glinu.
Tlen stanowi zatem: 100% – 52,9% = 47,1%

5 Glin stanowi 52,9%, a tlen 47,1% tlenku glinu.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Oblicz masę:**
   a) 3 moli ołowiu,
   b) 5 moli węglanu potasu,
   c) 0,5 mola wapnia,
   d) 2 moli kwasu siarkowego(VI).

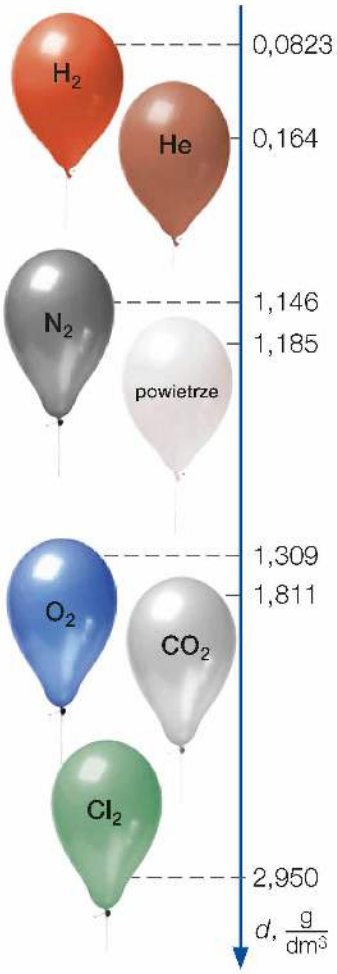
2. **Oblicz, ile moli stanowi:**
   a) 3,2 g siarki,
   b) 6 g wody,
   c) 12,6 g kwasu azotowego(V),
   d) 11 g tlenku węgla(IV).

3. **Oblicz, ile cząsteczek znajduje się w:**
   a) 1 cm^3 wody,
   b) ziarnku piasku o masie 0,5 g, jeżeli założymy, że piasek jest czystym tlenkiem krzemu(IV),
   c) 3 molach kwasu siarkowego(IV).

4. **Oblicz masę:**
   a) 4 atomów węgla,
   b) 20 cząsteczek kwasu fosforowego(V),
   c) chloru znajdującego się w 1,5 mola chlorku sodu.

5. **Oblicz skład procentowy tlenku fosforu(V).**

23. Objętość molowa gazów – prawo Avogadra



Fot. 63. Balony o tej samej objętości znajdują się na różnych wysokościach, ponieważ wypełniające je gazy różnią się gęstością (gęstość gazów w temp. 25°C według W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Adamantan, Warszawa 2013).

Objętość gazów jest związana z ich masą i gęstością (fot. 63.) oraz warunkami, w których się znajdują, czyli ciśnieniem i temperaturą.

Na gęstość gazów bardzo duży wpływ mają temperatura i ciśnienie, dlatego gęstość często określa się dla tzw. **warunków normalnych**. **Warunki normalne to temperatura T = 273,15 K (0°C) i ciśnienie p = 1013,25 hPa**. Gazy mają znacznie mniejszą gęstość niż ciecze i substancje stałe. Ich gęstość podaje się zwykle w $\frac{g}{dm^3}$ (tabela 18.) lub $\frac{g}{m^3}$, a cieczy i substancji stałych w $\frac{g}{cm^3}$.

Tabela 18. Gęstość wybranych gazów w warunkach normalnych

Nazwa gazu lub mieszaniny gazów	Gęstość, $\frac{g}{dm^3}$
azot	1,2506
chlor	3,2200
tlen	1,4292
wodór	0,0899

Nazwa gazu lub mieszaniny gazów	Gęstość, $\frac{g}{dm^3}$
powietrze	1,2930
tlenek węgla(II)	1,2499
tlenek węgla(IV)	1,9771
amoniak	0,7723

Gęstość bezwzględna *d*

Gęstość bezwzględna to stosunek masy substancji do jej objętości:

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

gdzie:
d – gęstość, $\frac{g}{cm^3}$, $\frac{g}{dm^3}$, $\frac{kg}{dm^3}$, $\frac{kg}{m^3}$,
m – masa, g, kg,
V – objętość, cm^3, dm^3, m^3.

Objętość molowa gazów *V*

Objętość 1 mola gazu, czyli objętość molową gazu w warunkach normalnych, można obliczyć ze wzoru:

Wzór na obliczanie objętości molowej gazów ▶

$$V = \frac{M}{d}$$

gdzie:
V – objętość 1 mola gazu, dm^3,
M – masa 1 mola gazu, $\frac{g}{mol}$,
d – gęstość danego gazu w warunkach normalnych, $\frac{g}{dm^3}$.

Warunki normalne
T = 273,15 K = 0°C
p = 1013,25 hPa

Przykład 30.

Obliczanie objętości 1 mola gazu

Oblicz, jaką objętość zajmuje w warunkach normalnych 1 mol azotu.

1 **Dane:** **Szukane:**

$n = 1\ \text{mol}$ $V_{N_2} = ?$

$d_{N_2} = 1{,}2506\ \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$

2 $M_{N_2} = 2 \cdot 14\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ $M_{N_2} = 28\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

3 $V = \frac{M}{d}$

$V_{N_2} = \frac{28\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{1{,}2506\ \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}}$

$V_{N_2} = 22{,}4\ \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$

4 1 mol azotu w warunkach normalnych zajmuje objętość 22,4 dm^3.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Odczytaj z układu okresowego m_N i oblicz M_{N_2}.
3. Oblicz V_{N_2}.
4. Napisz odpowiedź.

Gęstości N_2 i CO można odczytać z tabeli 18., s. 182.

Przykład 31.

Obliczanie objętości 1 mola gazu

Oblicz, jaką objętość zajmuje w warunkach normalnych 1 mol tlenku węgla(II).

1 **Dane:** **Szukane:**

$n = 1\ \text{mol}$ $V_{CO} = ?$

2 $d_{CO} = 1{,}2499\ \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$

3 $M_{CO} = 12\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ $M_{CO} = 28\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

4 $V = \frac{M}{d}$

$V_{CO} = \frac{28\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{1{,}2499\ \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}}$

$V_{CO} = 22{,}4\ \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$

5 1 mol tlenku węgla(II) w warunkach normalnych zajmuje objętość 22,4 dm^3.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Odczytaj d_{CO} z tabeli 18., s. 182.
3. Odczytaj z układu okresowego m_C i m_O oraz oblicz M_{CO}.
4. Oblicz V_{CO}.
5. Napisz odpowiedź.

Z obliczeń przeprowadzonych w przykładach 30. i 31. wynika, że 1 mol pierwiastka lub związku chemicznego w stanie gazowym zajmuje w warunkach normalnych objętość **22,4 dm^3**. Jest to tzw. **objętość molowa gazów.**

Objętość molowa gazów – objętość 1 mola gazu w warunkach normalnych jest równa 22,4 dm^3.

Prawo Avogadra

Prawo Avogadra – jednakowe objętości różnych gazów w takich samych warunkach ciśnienia i temperatury zawierają taką samą liczbę cząsteczek.

Gazy, które zajmują jednakową objętość w określonych warunkach temperatury i ciśnienia, zawierają taką samą liczbę cząsteczek. Stwierdzenie to stanowi treść **prawa Avogadra** sformułowanego w 1811 r. Ma ono fundamentalne znaczenie dla procesów przebiegających w gazach – zamiast odważać składniki gazowe można łatwo odmierzać ich objętości. Na podstawie prawa Avogadra można stwierdzić, że w dwóch naczyniach o jednakowej objętości (np. 10 dm^3), zawierających różne gazy (np. azot i chlor) w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury, znajduje się tyle samo cząsteczek tych gazów.

Przykład 32.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Odczytaj z układu okresowego m_C i m_O oraz oblicz M_{CO_2}.
3. Oblicz V_{CO_2}.
4. Napisz odpowiedź.

Obliczanie objętości gazu o podanej masie

Oblicz, jaką objętość zajmują w warunkach normalnych 22 g tlenku węgla(IV) CO_2.

1. **Dane:** $m = 22\ g$ **Szukane:** $V_{CO_2} = ?$
2. $M_{CO_2} = 1 \cdot 12\ \frac{g}{mol} + 2 \cdot 16\ \frac{g}{mol}$ $M_{CO_2} = 44\ \frac{g}{mol}$
3. $44\ g$ — $22{,}4\ dm^3$
   $22\ g$ — x

   $x = \frac{22\ g \cdot 22{,}4\ dm^3}{44\ g}$ $x = 11{,}2\ dm^3$
4. W warunkach normalnych 22 g CO_2 zajmują objętość 11,2 dm^3.

Przykład 33.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz V_{NH_3}.
3. Napisz odpowiedź.

Obliczanie objętości gazu o podanej liczbie moli

Oblicz, jaką objętość zajmują w warunkach normalnych 3 mole amoniaku NH_3.

1. **Dane:** $n = 3$ mole **Szukane:** $V_{NH_3} = ?$
2. 1 mol NH_3 — $22{,}4\ dm^3$
   3 mole NH_3 — x

   $x = \frac{3\ mole \cdot 22{,}4\ dm^3}{1\ mol}$ $x = 67{,}2\ dm^3$
3. W warunkach normalnych 3 mole amoniaku zajmują objętość 67,2 dm^3.

Przykład 34.

Obliczanie gęstości gazu w warunkach normalnych

Oblicz gęstość chlorowodoru HCl w warunkach normalnych.

1 **Dane:** $V_{HCl} = 22{,}4\ dm^3$ **Szukane:** $d = ?$

2 $M_{HCl} = 1\ \frac{g}{mol} + 35{,}5\ \frac{g}{mol}$

$M_{HCl} = 36{,}5\ \frac{g}{mol}$

3 $d = \frac{36{,}5\ \frac{g}{mol}}{22{,}4\ \frac{dm^3}{mol}}$ $\qquad d = 1{,}629\ \frac{g}{dm^3}$

4 Gęstość chlorowodoru w warunkach normalnych wynosi $1{,}629\ \frac{g}{dm^3}$.

Plan rozwiązywania

1 Wypisz dane i szukane.

2 Odczytaj z układu okresowego m_H i m_{Cl} oraz oblicz M_{HCl}.

3 Oblicz d_{HCl}.

4 Napisz odpowiedź.

Przykład 35.

Obliczanie liczby cząsteczek gazu w danej objętości w warunkach normalnych

Oblicz liczbę cząsteczek wodoru znajdujących się w 5,6 dm^3 w warunkach normalnych.

1 **Dane:** $V = 5{,}6\ dm^3$ **Szukane:** $N = ?$

2 $22{,}4\ dm^3$ — $6{,}02 \cdot 10^{23}$ cz.
$5{,}6\ dm^3$ — x

$x = \frac{5{,}6\ dm^3 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}\ cz.}{22{,}4\ dm^3}$ $\qquad x = 1{,}5 \cdot 10^{23}$ cz.

3 W $5{,}6\ dm^3$ wodoru w warunkach normalnych znajduje się $1{,}5 \cdot 10^{23}$ cząsteczek.

Plan rozwiązywania

1 Wypisz dane i szukane.

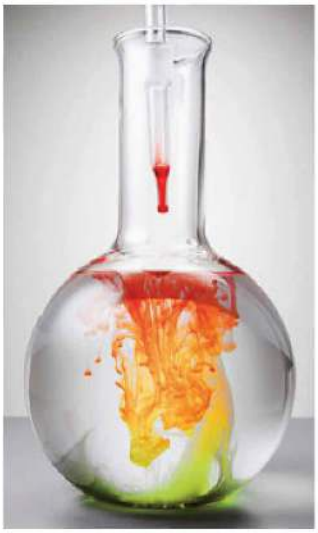
2 Oblicz N.

3 Napisz odpowiedź.

1 mol wodoru w warunkach normalnych zajmuje **objętość 22,4 dm^3** i zawiera **$6{,}02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek**.

Gaz doskonały i gaz rzeczywisty

Wiele związków chemicznych to gazy, czyli substancje, które nie mają własnego kształtu i przyjmują kształt naczynia, w którym się znajdują. Oddziaływania między cząsteczkami gazu są słabe z powodu ich znacznego oddalenia od siebie. Gazy w warunkach zbliżonych do warunków normalnych podlegają prawom, które zostały sformułowane dla hipotetycznego gazu, zwanego **gazem doskonałym**. Przyjęto, że jest on zbiorem punktów materialnych (niemających własnej objętości), pomiędzy którymi nie ma oddziaływań, a ich zderzenia są doskonale sprężyste.



Fot. 64. Ciekłe pigmenty rozprzestrzeniają się w wodzie na skutek dyfuzji.

Gazy rzeczywiste nie spełniają warunków gazu doskonałego, bo ich cząsteczki mają określoną objętość i istnieją między nimi siły wzajemnego oddziaływania. Jednak w warunkach zbliżonych do warunków normalnych właściwości gazów rzeczywistych są podobne do właściwości gazu doskonałego.

Równanie Clapeyrona

Gazy, podobnie jak ciecze, wykazują zdolność do **dyfuzji** (fot. 64.), czyli do samorzutnego rozprzestrzeniania się w danej objętości. Ze względu na dyfuzję i małą gęstość wyznaczanie masy gazów w praktyce jest bardzo trudne. Ich ilościowe odmierzanie jest możliwe dzięki zastosowaniu praw gazowych, które łączą liczbę moli gazu z jego objętością, ciśnieniem i temperaturą.

Do obliczania liczby moli gazu w określonych warunkach temperatury i ciśnienia stosuje się **równanie stanu gazu doskonałego**, nazywane **równaniem Clapeyrona**:

Równanie Clapeyrona ▶

$$p \cdot V = n \cdot \mathrm{R} \cdot T$$

gdzie:
p – ciśnienie gazu, hPa,
V – objętość, dm^3,
n – liczba moli gazu, mol,
R – stała gazowa = $83{,}1 \frac{hPa \cdot dm^3}{mol \cdot K}$ lub $8{,}31 \frac{Pa \cdot m^3}{mol \cdot K}$,
T – temperatura, K.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz V.
3. Napisz odpowiedź.

Przykład 36.

Obliczanie objętości gazów w określonych warunkach ciśnienia i temperatury

Oblicz, jaką objętość zajmują 3 mole tlenu w temperaturze 298 K i pod ciśnieniem 1020 hPa.

1 **Dane:**
$T = 298$ K
$p = 1020$ hPa
$n = 3$ mole
$\mathrm{R} = 83{,}1 \frac{hPa \cdot dm^3}{mol \cdot K}$

Szukane:
$V = ?$

Równanie Clapeyrona: $p \cdot V = n \cdot \mathrm{R} \cdot T$ ▶ Z równania Clapeyrona wynika, że:

2 $$V = \frac{n \cdot \mathrm{R} \cdot T}{p}$$

$$V = \frac{3 \text{ mole} \cdot 83{,}1 \frac{hPa \cdot dm^3}{mol \cdot K} \cdot 298 \text{ K}}{1020 \text{ hPa}}$$

$$V = 72{,}83 \text{ dm}^3$$

3 W temperaturze 298 K i pod ciśnieniem 1020 hPa 3 mole tlenu zajmują objętość 72,83 dm^3.

Przykład 37.

Obliczanie masy gazów o znanej objętości w podanych warunkach ciśnienia i temperatury

Oblicz masę tlenku węgla(IV), który w temperaturze 291 K i pod ciśnieniem 1010 hPa zajmuje objętość 4,8 dm^3. Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Odczytaj z układu okresowego m_C i m_O oraz oblicz M_{CO_2}.
3. Wyznacz m, korzystając z równania Clapeyrona.
4. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**

$V = 4{,}8\ \text{dm}^3$

$T = 291\ \text{K}$

$p = 1010\ \text{hPa}$

$\text{R} = 83{,}1\ \frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$

Szukane:

$m = ?$

2 $M_{CO_2} = 44\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

3 $p \cdot V = n \cdot \text{R} \cdot T$

Równanie Clapeyrona:
$p \cdot V = n \cdot \text{R} \cdot T$

$n = \frac{m}{M}$

$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot \text{R} \cdot T$

$m = \frac{p \cdot V \cdot M}{\text{R} \cdot T}$

$m = \frac{1010\ \text{hPa} \cdot 4{,}8\ \text{dm}^3 \cdot 44\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{83{,}1\ \frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 291\ \text{K}}$ $\qquad m = 8{,}8\ \text{g}$

4 W temperaturze 291 K i pod ciśnieniem 1010 hPa masa tlenku węgla(IV) o objętości 4,8 dm^3 wynosi 8,8 g.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Wskaż zdania prawdziwe.**
   a) 1 mol tlenu zawiera $6{,}02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek tlenu.
   b) 2 g wodoru w warunkach normalnych zajmują objętość 44,8 dm^3.
   c) 1 mol rtęci w warunkach normalnych zajmuje objętość 22,4 dm^3.
   d) 11 g tlenku węgla(IV) to 0,25 mola cząsteczek.
   e) Masa 0,25 mola metanu wynosi 16 g.
   f) Łączna liczba atomów w 18 g wody to $1{,}8 \cdot 10^{24}$.
   g) 1 mol siarkowodoru w temperaturze 298 K i pod ciśnieniem 1010 hPa zajmuje objętość 22,4 dm^3.

2. Zmieszano 11 g tlenku węgla(IV) i 7 g tlenku węgla(II). **Oblicz, jaką objętość w warunkach normalnych zajmuje ta mieszanina.**

3. **Oblicz liczbę moli tlenku węgla(II), który zajmuje objętość 4,8 dm^3 w temperaturze 291 K i pod ciśnieniem 1010 hPa.**

4. **Oblicz masę i objętość $12{,}04 \cdot 10^{23}$ cząsteczek acetylenu C_2H_2 w warunkach normalnych.**

24. Obliczenia stechiometryczne



Fot. 65. Niewłaściwie dobrana ilość substratów może spowodować powstanie innego produktu niż oczekiwany.

Zanim zaczniemy przeprowadzać doświadczenie chemiczne, musimy wiedzieć, ile (gramów, moli, cząsteczek) substratów należy użyć do przeprowadzenia reakcji chemicznej, aby przereagowały one całkowicie lub aby powstała z nich określona ilość produktu (fot. 65.).

Odpowiedź na to pytanie wymaga przeprowadzenia obliczeń na podstawie danych i równania reakcji chemicznej.

Obliczenia stechiometryczne

Obliczenia, wynikające z **ilościowej interpretacji zapisu równania reakcji chemicznej** i wykorzystujące prawo zachowania masy, noszą nazwę **obliczeń stechiometrycznych** [gr. *stoicheion* – element, *metron* – miara].

Obliczenia stechiometryczne – obliczenia wynikające z ilościowej interpretacji równania reakcji chemicznej i wykorzystujące prawo zachowania masy.

Stechiometria jest więc działem chemii zajmującym się obliczeniami dotyczącymi ilościowego przebiegu reakcji chemicznych.

Równania reakcji chemicznych zawierają informacje o tym, **jakie substancje i w jakich stosunkach ilościowych reagują ze sobą** oraz jakie substancje i w jakich ilościach z nich powstają, np.:

$$\underset{\substack{\text{1 atom węgla}\\ 12\ \text{u}}}{C} + \underset{\substack{\text{1 cząsteczka tlenu}\\ 2 \cdot 16\ \text{u}}}{O_2} \longrightarrow \underset{\substack{\text{1 cząsteczka tlenku węgla(IV)}\\ 44\ \text{u}}}{CO_2}$$

$$\underset{\substack{\text{1 cząsteczka wodoru}\\ 2 \cdot 1\ \text{u}}}{H_2} + \underset{\substack{\text{1 cząsteczka chloru}\\ 2 \cdot 35{,}5\ \text{u}}}{Cl_2} \longrightarrow \underset{\substack{\text{2 cząsteczki chlorowodoru}\\ 2 \cdot 36{,}5\ \text{u}}}{2\,HCl}$$

Obliczenia stechiometryczne – rozwiązywanie zadań

Rozwiązywanie zadania należy zawsze rozpoczynać od napisania i uzgodnienia równania reakcji chemicznej:

W równaniu **podkreśla się** wzory i symbole chemiczne tych substancji, których ilość w zadaniu jest podana, i tych, których ilość należy obliczyć.

dane szukane

$$\underline{2\,Al} + \underline{3\,S} \longrightarrow Al_2S_3$$

2 mole 3 mole

Nad symbolami i wzorami chemicznymi zapisuje się dane i szukane wielkości.

Pod symbolami lub wzorami chemicznymi zapisuje się informacje odczytane z zapisu równania reakcji chemicznej.

Krok po kroku

Interpretacja równań reakcji chemicznych

Z równania reakcji chemicznej można odczytać, jakie substancje i w jakich stosunkach ilościowych reagują ze sobą oraz jakie substancje i w jakich ilościach z nich powstają. Umiejętność odczytywania informacji z równań reakcji chemicznych jest niezbędna do wykonania poprawnych obliczeń stechiometrycznych.



Równanie reakcji chemicznej

$$\mathbf{3}\ H_2 + N_2 \rightleftharpoons \mathbf{2}\ NH_3$$

1 Interpretacja cząsteczkowa

3 cząsteczki wodoru + **1** cząsteczka azotu ⇄ **2** cząsteczki amoniaku

2 Interpretacja molowa

3 mole wodoru + **1** mol azotu ⇄ **2** mole amoniaku

! Umiejętność dokonania interpretacji molowej jest potrzebna do poprawnego przeprowadzenia interpretacji masowej, objętościowej oraz wynikającej z liczby Avogadra.

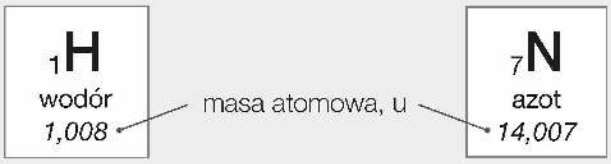
3 Interpretacja masowa

$$\mathbf{3} \cdot 2 \cdot M_H + \mathbf{1} \cdot 2 \cdot M_N \rightleftharpoons \mathbf{2} \cdot M_{NH_3}$$

$$\mathbf{3}\ \text{mole} \cdot 2 \cdot 1\ \frac{g}{mol} + \mathbf{1}\ \text{mol} \cdot 2 \cdot 14\ \frac{g}{mol} \rightleftharpoons \mathbf{2}\ \text{mole} \cdot \left(14\ \frac{g}{mol} + 3 \cdot 1\ \frac{g}{mol}\right)$$

6 g wodoru + 28 g azotu ⇄ 34 g amoniaku

! **Masa molowa *M*** pierwiastka chemicznego jest **liczbowo równa** jego **masie atomowej**:
$M_H = 1{,}008\ \frac{g}{mol}$; $M_N = 14{,}007\ \frac{g}{mol}$



4 Interpretacja objętościowa (dla gazów w warunkach normalnych):

$$\mathbf{3} \cdot 22{,}4\ dm^3 + \mathbf{1} \cdot 22{,}4\ dm^3 \rightleftharpoons \mathbf{2} \cdot 22{,}4\ dm^3$$

67,2 dm^3 wodoru + 22,4 dm^3 azotu ⇄ 44,8 dm^3 amoniaku

5 Interpretacja wynikająca z liczby Avogadra:

$$\mathbf{3} \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} + \mathbf{1} \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} \rightleftharpoons \mathbf{2} \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$$

$18{,}06 \cdot 10^{23}$ cząsteczek wodoru + $6{,}02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek azotu ⇄ $12{,}04 \cdot 10^{23}$ cząsteczek amoniaku

! Liczba Avogadra: $6{,}02 \cdot 10^{23}$.
1 mol to $6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów, cząsteczek lub jonów.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Odczytaj z układu okresowego m_S i m_{Cu}.
3. Napisz równanie reakcji chemicznej i dokonaj jego interpretacji molowej.
4. Oblicz masę Cu.
5. Napisz odpowiedź.

Przykład 38.

Obliczenia stechiometryczne – obliczanie masy substancji

W wyniku reakcji siarki z miedzią powstaje siarczek miedzi(I) Cu_2S. **Oblicz, ile gramów miedzi należy użyć, aby przereagowały 4 g siarki.**

1 **Dane:** $m_S = 4$ g **Szukane:** $m_{Cu} = ?$

2 $m_S = 32$ u, zatem $M_S = 32 \frac{g}{mol}$

$m_{Cu} = 64$ u, zatem $M_{Cu} = 64 \frac{g}{mol}$

3

$$\underset{\underline{2\ Cu}}{x\ g} + \underset{\underline{S}}{4\ g} \longrightarrow Cu_2S$$

$$\underset{2 \cdot 64 \frac{g}{mol}}{\underline{2\ mole}} \quad \underset{1 \cdot 32 \frac{g}{mol}}{\underline{1\ mol}}$$

4 Z równania reakcji chemicznej wynika, że:

128 g Cu *reaguje z* 32 g S

x g Cu *reaguje z* 4 g S

$$x = \frac{128\ g \cdot 4\ g}{32\ g}$$

$$x = 16\ g$$

5 Do całkowitego przereagowania 4 g siarki należy użyć 16 g miedzi.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Napisz równanie reakcji chemicznej i dokonaj jego interpretacji molowej.
3. Oblicz V_{H_2}.
4. Napisz odpowiedź.

Przykład 39.

Obliczenia stechiometryczne – obliczanie objętości substancji

W wyniku spalania wodoru w chlorze powstaje gaz – chlorowodór HCl. Oblicz, jaką objętość wodoru należy spalić, aby otrzymać 11,2 dm^3 chlorowodoru (w warunkach normalnych).

1 **Dane:** $V_{HCl} = 11{,}2\ dm^3$ **Szukane:** $V_{H_2} = ?$

2 Należy zapisać równanie reakcji chemicznej:

$$\underset{\underline{1\ mol}}{x\ dm^3} \quad \underset{\underline{2\ HCl}}{11{,}2\ dm^3}$$

$$\underset{22{,}4\ dm^3}{\underline{H_2}} + Cl_2 \longrightarrow \underset{2 \cdot 22{,}4\ dm^3}{\underline{2\ mole}}$$

patrz s. 191

3 i ułożyć proporcję:

z 22,4 dm^3 H_2 *powstają* 44,8 dm^3 HCl
z x dm^3 H_2 *powstaje* 11,2 dm^3 HCl

$$x = \frac{22{,}4\ dm^3 \cdot 11{,}2\ dm^3}{44{,}8\ dm^3} \qquad x = 5{,}6\ dm^3$$

4 Aby otrzymać 11,2 dm^3 HCl, należy spalić w chlorze 5,6 dm^3 wodoru.

Przykład 40.

Obliczenia stechiometryczne

Oblicz, ile gramów, moli i decymetrów sześciennych chloru (w warunkach normalnych) przereaguje z 23 g sodu.

1 **Dane:** $m\text{Na} = 23\ g$

Szukane: $m\text{Cl}_2 = ?$ $V_{Cl_2} = ?$ $n_{Cl_2} = ?$

2 $M_{Na} = 23\ \frac{g}{mol}$ $M_{Cl} = 35{,}5\ \frac{g}{mol}$

3

$$\underset{2 \cdot 23\ \frac{g}{mol}}{\underset{2\ mole}{\underline{23\ g\ 2\ Na}}} + \underset{2 \cdot 35{,}5\ \frac{g}{mol}}{\underset{1\ mol}{\underline{x\ g\ Cl_2}}} \longrightarrow 2\ NaCl$$

4 z 46 g Na *reaguje* 71 g Cl_2
z 23 g Na *reaguje* x g Cl_2

$$x = \frac{23\ g \cdot 71\ g}{46\ g} \qquad x = 35{,}5\ g$$

5 Obliczoną liczbę gramów chloru należy wyrazić w molach, czyli:

1 mol chloru — 71 g
x moli chloru — 35,5 g

$$x = \frac{35{,}5\ g \cdot 1\ mol}{71\ g} \qquad x = 0{,}5\ mola$$

6 Otrzymaną liczbę moli chloru należy przeliczyć na decymetry sześcienne:

1 mol chloru — 22,4 dm^3
0,5 mola chloru — x dm^3

$$x = \frac{0{,}5\ mola \cdot 22{,}4\ dm^3}{1\ mol} \qquad x = 11{,}2\ dm^3$$

7 23 g sodu przereagują z 35,5 g chloru, czyli z 0,5 mola albo 11,2 dm^3 tego gazu.

Plan rozwiązywania

1 Wypisz dane i szukane.
2 Odczytaj z układu okresowego m_{Na} i m_{Cl}.
3 Napisz równanie reakcji chemicznej i dokonaj jego interpretacji molowej.
4 Oblicz masę chloru.
5 Oblicz n_{Cl_2}.
6 Oblicz V_{Cl_2}.
7 Napisz odpowiedź.

Należy skorzystać z **objętości molowej gazów** w warunkach normalnych:
1 mol gazu – 22,4 dm^3.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Napisz równanie reakcji chemicznej i dokonaj jego interpretacji molowej.
3. Oblicz $n_{1\,HCl}$.
4. Napisz odpowiedź.

Przykład 41.

Obliczenia stechiometryczne

Czy 0,4 mola chloru wystarczy do otrzymania 0,6 mola chlorowodoru? **Wykonaj odpowiednie obliczenia.**

1 **Dane:** **Szukane:**

$n_{Cl_2} = 0{,}4$ mola $n_{HCl} = ?$

$n_{1\,HCl} = 0{,}6$ mola

2 Należy obliczyć, ile moli chlorowodoru otrzymamy z 0,4 mola chloru.

$$\begin{array}{ccccc} & & 0{,}4\text{ mola} & & x\text{ moli} \\ H_2 & + & Cl_2 & \longrightarrow & 2\,HCl \\ & & 1\text{ mol} & & 2\text{ mole} \end{array}$$

3 Z równania reakcji chemicznej wynika, że:

z 1 mola chloru *powstają* 2 mole HCl

z 0,4 mola chloru *powstaje* x moli HCl

$$x = \frac{0{,}4\text{ mola} \cdot 2\text{ mole}}{1\text{ mol}}$$

$x = 0{,}8$ mola HCl

Z 0,4 mola chloru można otrzymać 0,8 mola chlorowodoru.

4 Podana ilość chloru wystarczy do otrzymania 0,6 mola chlorowodoru.

Wydajność reakcji chemicznej *W*

Wydajność reakcji chemicznej – stosunek ilości produktu otrzymanego w reakcji chemicznej do ilości tego produktu obliczonej teoretycznie z równania tej reakcji, wyrażany często w procentach.

Obliczenia stechiometryczne stosuje się do ustalania **wydajności reakcji chemicznych**. Wydajność reakcji chemicznej to stosunek rzeczywiście otrzymanej ilości (np. masy, objętości, liczby moli) produktu do jego ilości wynikającej z równania reakcji chemicznej.

$$W = \frac{P_r}{P_t} \cdot 100\%$$

gdzie:

W – wydajność reakcji, %,

P_r – rzeczywista ilość produktu, g lub dm^3, lub mol,

P_t – teoretyczna ilość produktu, g lub dm^3, lub mol.

Przykład 42.

Obliczenia związane z wydajnością reakcji chemicznej

W fabryce chemicznej utleniono 20 kg tlenku siarki(IV) w obecności katalizatora platynowego i otrzymano 22,5 kg tlenku siarki(VI). **Oblicz wydajność procentową reakcji chemicznej.**

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Odczytaj z układu okresowego m_S i m_O oraz oblicz M_{SO_2} i M_{SO_3}.
3. Napisz równanie reakcji chemicznej i dokonaj jego interpretacji molowej.
4. Oblicz masę SO_3.
5. Oblicz W.
6. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:** **Szukane:**

$mSO_2 = 20\ kg$ $W = ?$

$mSO_3 = 22{,}5\ kg$

2 $M_{SO_2} = 32\ \frac{g}{mol} + 2 \cdot 16\ \frac{g}{mol}$

$M_{SO_2} = 64\ \frac{g}{mol}$

$M_{SO_3} = 32\ \frac{g}{mol} + 3 \cdot 16\ \frac{g}{mol}$

$M_{SO_3} = 80\ \frac{g}{mol}$

3 Należy zapisać równanie reakcji chemicznej:

$$\underset{\underset{2\ mole}{2 \cdot 64\ \frac{g}{mol}}}{\underset{2\ SO_2}{20\ kg}} + O_2 \xrightarrow{Pt} \underset{\underset{2\ mole}{2 \cdot 80\ \frac{g}{mol}}}{\underset{2\ SO_3}{x\ kg}}$$

Z równania reakcji chemicznej wynika, że:

4 ze 128 g SO_2 *powstaje* 160 g SO_3
z 20 kg SO_2 *powstaje* x kg SO_3

zatem:

$$x = \frac{20\ kg \cdot 160\ g}{128\ g}$$

$x = 25\ kg$

25 kg SO_3 powstałoby w przypadku wydajności 100%, zatem:

5 $$W = \frac{P_r}{P_t} \cdot 100\%$$

$$W = \frac{22{,}5\ kg \cdot 100\%}{25\ kg}$$

$W = 90\%$

6 Wydajność tej reakcji chemicznej wynosi 90%.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Napisz równanie reakcji chemicznej i dokonaj jego interpretacji molowej.
3. Oblicz wydajność reakcji chemicznej.
4. Oblicz n_{N_2}, które wzięły udział w reakcji chemicznej.
5. Oblicz n_{N_2}, które nie wzięły udziału w reakcji chemicznej.
6. Oblicz n_{H_2}, które wzięły udział w reakcji chemicznej.
7. Oblicz n_{H_2}, które nie wzięły udziału w reakcji chemicznej.
8. Napisz odpowiedź.

$$W = \frac{P_r}{P_t} \cdot 100\%$$

Przykład 43.

Obliczenia związane z wydajnością reakcji chemicznej

Zmieszano 7 moli azotu z 15 molami wodoru i w odpowiednich warunkach przeprowadzono reakcję syntezy. W wyniku tej reakcji chemicznej otrzymano 6 moli amoniaku. **Oblicz wydajność tej reakcji chemicznej oraz liczbę moli azotu i wodoru w mieszaninie poreakcyjnej.**

1. **Dane:**
$n_{1N_2} = 7$ moli
$n_{1H_2} = 15$ moli
$n_{NH_3} = 6$ moli

Szukane:
$W = ?$
$n_{N_2} = ?$
$n_{H_2} = ?$

2.
$$\begin{array}{ccccc} 7\text{ moli} & & 15\text{ moli} & & x\text{ moli} \\ N_2 & + & 3\,H_2 & \rightleftharpoons & 2\,NH_3 \\ 1\text{ mol} & & 3\text{ mole} & & 2\text{ mole} \\ 5\text{ moli} & & 15\text{ moli} & & 10\text{ moli} \end{array}$$

7 moli – 5 moli = 2 mole, co znaczy, że 2 mole N_2 **nie biorą udziału w reakcji chemicznej**.

3. $$W = \frac{6\text{ moli}}{10\text{ moli}} \cdot 100\%$$
$W = 60\%$

4. 5 moli N_2 — 100%
y moli N_2 — 60%

$$y = \frac{5\text{ moli} \cdot 60\%}{100\%}$$
$y = 3$ mole N_2 wzięły udział w reakcji chemicznej

5. $n_{N_2} = 5$ moli – 3 mole + 2 mole
$n_{N_2} = 4$ mole nie wzięły udziału w reakcji chemicznej

6. 15 moli H_2 — 100%
z moli H_2 — 60%

$$z = \frac{15\text{ moli} \cdot 60\%}{100\%}$$
$z = 9$ moli H_2 wzięło udział w reakcji chemicznej

7. $n_{H_2} = 15$ moli – 9 moli
$n_{H_2} = 6$ moli nie wzięło udziału w reakcji chemicznej

8. Wydajność reakcji chemicznej wynosi 60%. W mieszaninie poreakcyjnej oprócz 6 moli amoniaku znajdują się 4 mole azotu i 6 moli wodoru.

Wzory elementarny i rzeczywisty związku chemicznego

Wzór elementarny (empiryczny) związku chemicznego podaje ilościowy stosunek atomów w cząsteczce związku chemicznego, który jest wyrażony za pomocą najmniejszych liczb całkowitych.

Na podstawie znajomości składu procentowego (procentu masowego) i masy cząsteczkowej związku chemicznego można ustalić jego **wzór rzeczywisty**. Wzór ten określa rzeczywistą liczbę atomów pierwiastków chemicznych w cząsteczce. Może być taki sam jak wzór empiryczny albo stanowić jego wielokrotność.

wzór elementarny
P_2O_5
wzór rzeczywisty
P_4O_{10}

Przykład 44.

Ustalanie wzoru rzeczywistego związku chemicznego

Napisz wzór rzeczywisty związku chemicznego zawierającego 30,43% azotu i 69,57% tlenu, jeżeli jego masa cząsteczkowa wynosi 92 u.

Plan rozwiązywania
1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz wartości indeksów x i y.
3. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**
$M_{N_xO_y} = 92$ u
%N = 30,43%
%O = 69,57%

Szukane:
wzór rzeczywisty N_xO_y

2 **Sposób I – obliczanie metodą proporcji**

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji

Masa cząsteczkowa związku chemicznego stanowi 100%.

92 u — 100%
z u — 30,43%

$$z = \frac{92\text{ u} \cdot 30{,}43\%}{100\%}$$

$z = 28$ u

W cząsteczce tego związku chemicznego 28 u przypada na atomy azotu.

Masa przypadająca na atomy tlenu jest więc równa:

92 – 28 = 64 u

Jeżeli wzór ogólny związku chemicznego przedstawi się jako N_xO_y, to wartości x i y można obliczyć, dzieląc masy przypadające na atomy N i O przez ich masy atomowe.

$$x = \frac{28\text{ u}}{14\text{ u}} = 2 \text{ at. azotu}$$

oraz

$$y = \frac{64\text{ u}}{16\text{ u}} = 4 \text{ at. tlenu}$$

patrz s. 196

Wzór sumaryczny związku chemicznego można przedstawić w postaci ogólnej A_xB_y.

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

Obliczanie wartości indeksów stechiometrycznych x i y przy znanych składzie procentowym i masie cząsteczkowej związku chemicznego polega na rozwiązaniu układu dwóch równań (zapis ogólny).

Równanie I:

$$\frac{m_A \cdot x}{m_B \cdot y} = \frac{\%A}{\%B}$$

Równanie II:

$$m = m_A \cdot x + m_B \cdot y$$

gdzie:
m_A, m_B – masy atomowe pierwiastków chemicznych A i B, u,
$\%A$, $\%B$ – zawartość procentowa pierwiastków chemicznych A i B w związku chemicznym,
m – masa cząsteczkowa związku chemicznego A_xB_y, u.

Równanie I: $\frac{14\text{ u} \cdot x}{16\text{ u} \cdot y} = \frac{30{,}43\%}{69{,}57\%}$

Równanie II: $92\text{ u} = 14\text{ u} \cdot x + 16\text{ u} \cdot y$

Po rozwiązaniu układu równań uzyskuje się: $x = 2$, $y = 4$.

3 Wzór rzeczywisty związku chemicznego to N_2O_4.

Równanie I:

$$\frac{m_N \cdot x}{m_O \cdot y} = \frac{\%N}{\%O}$$

Równanie II:

$$m = m_N \cdot x + m_O \cdot y$$

Jeżeli nie jest znana masa cząsteczkowa związku chemicznego, a znamy tylko skład procentowy, to **nie jest możliwe** wyznaczenie **wzoru rzeczywistego**. W takim przypadku można jedynie podać **wzór elementarny** związku chemicznego.

Plan rozwiązywania

1 Wypisz dane i szukane.
2 Wyznacz stosunek $\frac{x}{y}$.
3 Napisz odpowiedź.

Przykład 45.

Ustalanie wzoru elementarnego związku chemicznego

Napisz wzór elementarny związku chemicznego zawierającego 40% siarki i 60% tlenu.

1 **Dane:**
$\%S = 40\%$
$\%O = 60\%$

Szukane:
wzór elementarny S_xO_y

2 Wzór ogólny związku chemicznego ma postać S_xO_y, więc:

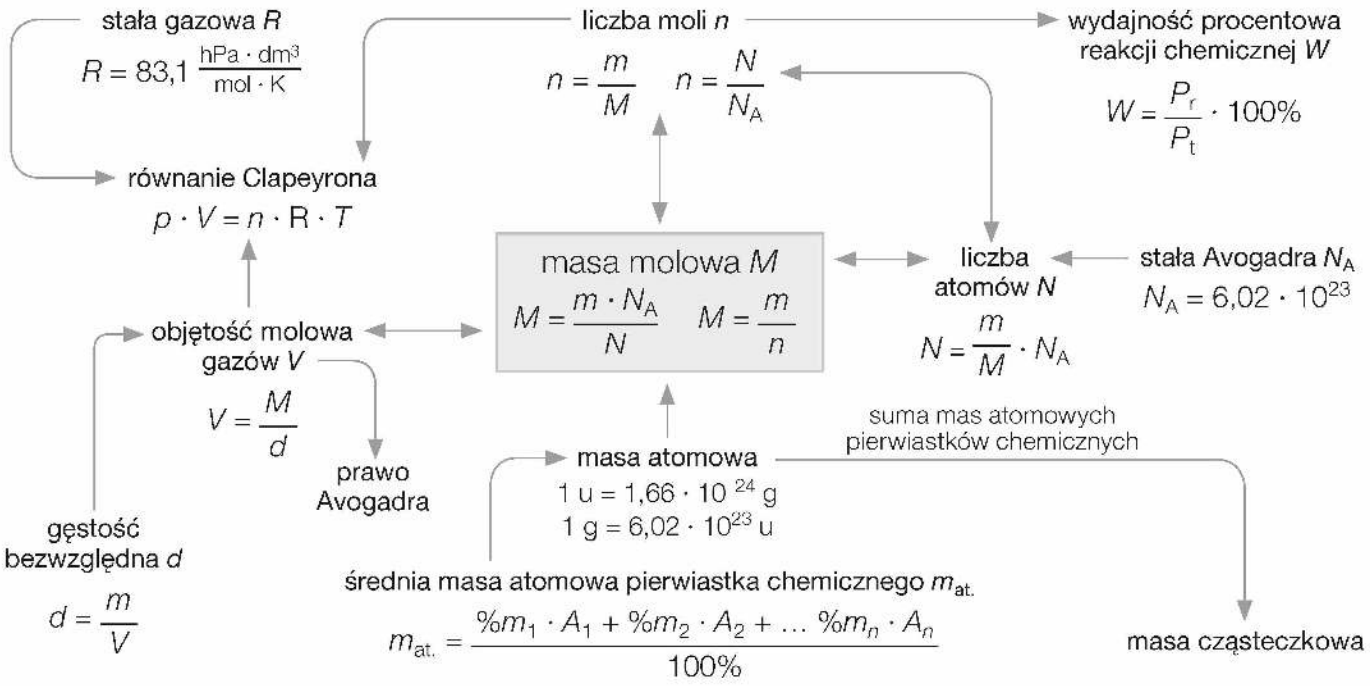
$$\frac{32\text{ u} \cdot x}{16\text{ u} \cdot y} = \frac{40\%}{60\%} \quad \text{stąd} \quad \frac{x}{y} = \frac{1}{3}$$

Podstawiając wyliczone wartości x i y do wzoru S_xO_y, otrzymuje się wzór elementarny SO_3.

3 Wzór elementarny związku chemicznego to SO_3.

$$\frac{m_S \cdot x}{m_O \cdot y} = \frac{\%S}{\%O}$$

Mapa pojęć – obliczenia stechiometryczne



Wyjaśnienia symboli:

$A_1, A_2, \ldots, A_n$ – liczby masowe poszczególnych izotopów,
d – gęstość, $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$, $\frac{\text{kg}}{\text{dm}^3}$, $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$,
m – masa, g, kg,
M – masa molowa, $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$,
$m_{at.}$ – średnia masa atomowa pierwiastka chemicznego, u,
n – liczba moli, mol,
N – liczba atomów, cząsteczek lub jonów,
N_A – stała Avogadra ($6{,}02 \cdot 10^{23}\ \frac{\text{at.}}{\text{mol}}, \frac{\text{cz.}}{\text{mol}}, \frac{\text{jon}}{\text{mol}}$),
p – ciśnienie gazu, hPa,
P_r – rzeczywista ilość produktu, g, dm^3, mol,
P_t – teoretyczna ilość produktu, g, dm^3, mol,
T – temperatura, K,
V – objętość, cm^3, dm^3, m^3,
W – wydajność reakcji, %,
$\%m_1, \%m_2, \ldots, \%m_n$ – zawartość procentowa poszczególnych izotopów, %.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Ustal, czy 0,5 mola azotu wystarczy do otrzymania 0,2 mola amoniaku.**
2. **Oblicz, ile decymetrów sześciennych tlenu powstanie w wyniku rozkładu 4 moli tlenku rtęci(II).**
3. **Oblicz, ile moli wodorotlenku potasu powstanie w wyniku reakcji 282 g tlenku potasu z wodą.**
4. Spalanie całkowite etanolu można przedstawić równaniem reakcji chemicznej:
   $C_2H_5OH + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ CO_2 + 3\ H_2O$
   Oblicz, ile decymetrów sześciennych CO_2, odmierzonego w warunkach normalnych, powstanie w wyniku spalania 4,6 g etanolu.
5. Równanie pewnej reakcji chemicznej można przedstawić zapisem: $2\ A + B \longrightarrow 2\ C$. Do jej przeprowadzenia użyto 10 g substancji B. Stosunek mas molowych substancji A i substancji B wynosi $M_A : M_B = 1{,}25$. **Oblicz masę produktu tej reakcji chemicznej.**
6. Stosunek masowy żelaza do siarki w pewnym związku chemicznym wynosi 7 : 8. **Ustal wzór elementarny tego związku chemicznego.**
7. W wyniku spalenia 2,8 dm^3 pewnego gazowego węglowodoru otrzymano 8,4 dm^3 CO_2 i 4,5 g pary wodnej (w przeliczeniu na warunki normalne). **Ustal wzór rzeczywisty tego węglowodoru.**

Podsumowanie

Stechiometria

Stechiometria to dział chemii zajmujący się obliczeniami dotyczącymi ilościowego przebiegu reakcji chemicznych.

wielkości stosowane w obliczeniach stechiometrycznych

mol
jednostka liczności materii. Mol zawiera $6{,}02 \cdot 10^{23}$ obiektów elementarnych (atomów, cząsteczek, jonów, elektronów, protonów lub neutronów)

$$n = \frac{m}{M}$$

$$n = \frac{N}{N_A}$$

stała Avogadra
liczba atomów, cząsteczek lub jonów znajdujących się w 1 molu substancji

$N_A = 6{,}02 \cdot 10^{23}$

$$N_A = \frac{N}{n}$$

masa molowa
masa 1 mola atomów, cząsteczek lub jonów wyrażona w gramach; jej wartość jest liczbowo równa masie atomowej lub cząsteczkowej

$$M = \frac{m \cdot N_A}{N}$$

$$M = \frac{m}{n}$$

objętość molowa
objętość, jaką zajmuje 1 mol gazu w warunkach normalnych ($T = 273{,}15$ K $= 0°C$, $p = 1013{,}25$ hPa)

$$V = \frac{M}{d}$$

gęstość bezwzględna

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

gdzie:

m – masa próbki, g,
n – liczba moli, mol,
M – masa molowa, $\frac{g}{mol}$,
N – liczba atomów, cząsteczek lub jonów,
N_A – stała Avogadra ($6{,}02 \cdot 10^{23}$),
V – objętość, cm^3, dm^3, m^3.

Obliczenia stechiometryczne

Większość obliczeń stechiometrycznych można wykonać na podstawie poprawnie zapisanego równania reakcji chemicznej. Oblicza się wówczas liczbę moli substratów lub produktów i przelicza otrzymane wyniki na odpowiednie wielkości.

Dane dotyczące substratu

objętość gazu → **Liczba moli substratu** ← masa substancji

stężenie i objętość roztworu → **Liczba moli substratu**

Liczba moli substratu —Zastosowanie proporcji wynikających z interpretacji równania reakcji chemicznej→ **Liczba moli produktu**

Dane dotyczące produktu

objętość gazu → **Liczba moli produktu** ← masa substancji

stężenie i objętość roztworu → **Liczba moli produktu**

Każde równanie reakcji chemicznej zawiera informacje o tym, **jakie substancje i w jakich stosunkach ilościowych reagują ze sobą oraz jakie produkty i w jakich ilościach powstają.**

Wydajność reakcji chemicznej

Wydajność reakcji chemicznej to stosunek ilości produktu otrzymanego w wyniku reakcji chemicznej do ilości tego produktu obliczonej teoretycznie z równania tej reakcji, wyrażany często w procentach.

$$W = \frac{P_r}{P_t} \cdot 100\%$$

gdzie:

W – wydajność reakcji, %,
P_r – rzeczywista ilość produktu, g, dm^3, mol,
P_t – teoretyczna ilość produktu, g, dm^3, mol.

Sposób na zadania

Jak obliczyć objętość gazu (w przeliczeniu na warunki standardowe)**, który wydzieli się w reakcji chemicznej jednowartościowego metalu z wodą, jeżeli znane są masa tego metalu oraz wydajność reakcji chemicznej?**

Wykonaj obliczenia

1 **Napisz i uzgodnij równanie reakcji chemicznej opisanej w treści zadania.**

$$\underset{\text{metal}}{2\,Me} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek metalu}}{2\,MeOH} + \underset{\text{wodór}}{H_2}$$

2 **Podkreśl w równaniu reakcji wzory i symbole chemiczne tych substancji, których ilość jest podana w zadaniu, oraz tych, których ilość musisz obliczyć.**

$$\underline{2\,Me} + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,MeOH + \underline{H_2}$$

3 **Nad symbolami lub wzorami chemicznymi zapisz wielkości dane i szukane wraz z jednostkami.**

$$\begin{matrix} m\text{ g} & & & & x\text{ dm}^3 \\ \underline{2\,Me} & + & 2\,H_2O & \longrightarrow & 2\,MeOH & + & \underline{H_2} \end{matrix} \quad \longleftarrow \text{dane i szukane}$$

4 **Dokonaj interpretacji molowej równania reakcji chemicznej – pod symbolami lub wzorami chemicznymi zapisz informacje odczytane z równania.**

$$\begin{matrix} m\text{ g} & & & & x\text{ dm}^3 \\ \underline{2\,Me} & + & 2\,H_2O & \longrightarrow & 2\,MeOH & + & \underline{H_2} \\ 2\text{ mole} & & & & & & 1\text{ mol} \end{matrix} \quad \begin{matrix} \longleftarrow \text{dane i szukane} \\ \\ \longleftarrow \text{interpretacja molowa} \end{matrix}$$

5 **Ułóż proporcję – wielkości muszą mieć te same jednostki, dlatego liczbę moli metalu wyraź w gramach** (pozostaw interpretację molową gazu, wtedy łatwiej można wykonać kolejne obliczenia).

$$\begin{matrix} m\text{ g} & & & & x\text{ dm}^3 \\ \underline{2\,Me} & + & 2\,H_2O & \longrightarrow & 2\,MeOH & + & \underline{H_2} \\ m_1\text{ g} & & & & & & 1\text{ mol} \end{matrix} \quad \begin{matrix} \longleftarrow \text{dane i szukane} \\ \\ \longleftarrow \text{interpretacja ilościowa w gramach i molowa} \end{matrix}$$

m g — x moli
m_1 g — 1 mol

6 **Oblicz *n*, czyli liczbę moli gazu.**

$$n = \frac{1\text{ mol} \cdot m\text{ g}}{m_1\text{ g}}$$

7 **Oblicz objętość gazu w warunkach standardowych** (przy 100% wydajności)**, czyli w temperaturze 298 K i pod ciśnieniem 1000 hPa.** Skorzystaj z równania Clapeyrona.

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T \qquad V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p} \left[\frac{\text{mol} \cdot \frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot \text{K}}{\text{hPa}} = \text{dm}^3\right]$$

gdzie:
p – ciśnienie gazu, hPa,
V – objętość, dm^3,
n – liczba moli gazu, mol,
R – stała gazowa = 83,1 $\frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$ lub 8,31 $\frac{\text{Pa} \cdot \text{m}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$,
T – temperatura, K.

8 **Oblicz rzeczywistą objętość gazu, uwzględniając wydajność podaną w treści zadania.**

$$V_{\text{rzeczywista}} = V \cdot W$$

gdzie:
$V_{\text{rzeczywista}}$ – objętość rzeczywista, dm^3,
V – objętość teoretyczna, dm^3,
W – wydajność reakcji chemicznej, %.

Trening – rozwiąż zadania: 1.–5., s. 200.

Trening – rozwiąż zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Zadanie 1.

Tlenek azotu(IV) NO_2 w niskich temperaturach ulega dimeryzacji z wytworzeniem N_2O_4. W temperaturze pokojowej to bezbarwna ciecz o gęstości 1,45 $\frac{g}{cm^3}$, która reaguje z wodą z wytworzeniem dwóch tlenowych kwasów azotu – kwasu azotowego(III) i kwasu azotowego(V), zgodnie z równaniem:

$$N_2O_4 + H_2O \longrightarrow HNO_2 + HNO_3$$

Do naczynia z wodą o nieznanej masie wprowadzono 14 cm^3 N_2O_4. Po zakończeniu reakcji chemicznej i otworzeniu naczynia stwierdzono, że:

- N_2O_4 przereagował całkowicie,
- masa mieszaniny poreakcyjnej wynosiła 25 g.

Oblicz masę wody, która nie uległa reakcji chemicznej zachodzącej w naczyniu.
Przyjmij, że proces prowadzony w naczyniu zachodzi z wydajnością 100%. Wynik podaj w gramach z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku.

Zadanie 2.

Synteza mocznika przebiega zgodnie z równaniem:

$$2\ NH_3 + CO_2 \longrightarrow (NH_2)_2CO + H_2O$$

Oblicz, ile decymetrów sześciennych amoniaku (odmierzonego w warunkach normalnych) użyto do reakcji chemicznej, w której otrzymano 24 g mocznika zawierającego 8,2% zanieczyszczeń, jeśli wydajność procesu wynosiła 85%. Wynik podaj z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku.

Zadanie 3.

Tlenek sodu reaguje z tlenkiem pewnego niemetalu, tworząc sól o masie molowej $M = 126\ \frac{g}{mol}$. Sól ta zawiera 36,51% (procent masowy) sodu i 37,10% (procent masowy) tlenu.

a) **Podaj nazwę niemetalu.**
b) **Ustal wzór soli.**
Wykonaj odpowiednie obliczenia.

Zadanie 4.

Zmieszano 10 moli tlenku siarki(IV) z 4 molami tlenu, otrzymując w odpowiednich warunkach 6 moli tlenku siarki(VI).

a) **Oblicz wydajność tej reakcji chemicznej.**
b) **Oblicz liczbę moli tlenku siarki(IV) oraz tlenu w mieszaninie poreakcyjnej.**

Zadanie 5.

Czysty tytan otrzymuje się z jego minerału – rutylu TiO_2 – przez ogrzewanie z węglem i chlorem. W wyniku tego procesu powstają chlorek tytanu(IV) i tlenek węgla(II). Następnie chlorek tytanu(IV) ogrzewa się w odpowiednich warunkach z magnezem.

a) **Napisz równania reakcji chemicznych przebiegających podczas otrzymywania tytanu.**
b) **Oblicz, ile chlorku tytanu(IV) i magnezu należy użyć do reakcji chemicznej, aby otrzymać 480 g czystego tytanu.**



Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia

W tym dziale zwróć uwagę na umiejętności

Doświadczenia chemiczne – projektowanie i opisywanie

- otrzymywanie pierwiastków chemicznych metodą elektrolizy

Obliczenia chemiczne

- obliczanie stopni utlenienia pierwiastków chemicznych w cząsteczce lub jonie
- bilansowanie równań utleniania-redukcji
- obliczanie SEM ogniwa galwanicznego

Korzystanie z informacji

- przewidywanie stopni utlenienia pierwiastków chemicznych na podstawie konfiguracji elektronowej atomów
- określanie kierunku przebiegu reakcji utleniania-redukcji na podstawie wartości potencjałów standardowych półogniw

25. Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych



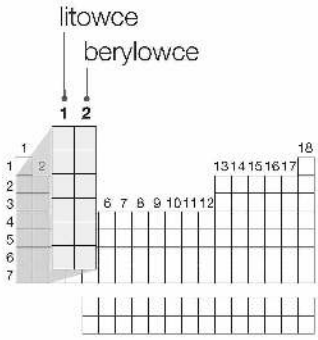
Fot. 66. Spalanie magnezu w tlenie.

Powszechnie występujące w środowisku przyrodniczym reakcje utleniania zachodzą m.in. podczas spalania. Następuje wówczas przyłączenie tlenu. Takie reakcje chemiczne, w których wyniku powstają tlenki, są powszechnie nazywane reakcjami utleniania (fot. 66.). Jednak reakcje utleniania mogą zachodzić również bez udziału tlenu. Towarzyszy im zmiana stopni utlenienia reagujących atomów lub jonów.

Stopień utlenienia

Stopień utlenienia to **liczba dodatnich lub ujemnych ładunków elementarnych**, które miałby atom danego pierwiastka chemicznego, gdyby wszystkie wiązania chemiczne występujące w cząsteczce lub jonie zawierającym ten atom były jonowe. Stopnie utlenienia oznacza się cyframi rzymskimi i zapisuje nad symbolami pierwiastków chemicznych.

Stopień utlenienia – liczba dodatnich lub ujemnych ładunków elementarnych, które miałby atom danego pierwiastka chemicznego w związku chemicznym, gdyby wszystkie wiązania były jonowe.



Reguły określania stopni utlenienia pierwiastków chemicznych

Stopień utlenienia jest pojęciem umownym. **Przypisuje się** go atomom pierwiastków chemicznych lub jonom **według następujących reguł**:

- **pierwiastki chemiczne w stanie wolnym mają zerowy stopień utlenienia**:

  $\overset{0}{Na}$, $\overset{0}{Hg}$, $\overset{0}{Al}$, $\overset{0}{C}$, $\overset{0}{O_2}$, $\overset{0}{O_3}$, $\overset{0}{Cl_2}$

- **litowce** w związkach chemicznych mają stopień utlenienia **I**, a **berylowce II**:

  $\overset{I}{Na}Cl$, $\overset{I}{K}Br$, $\overset{II}{Mg}S$, $\overset{II}{Ca}O$

- **fluor** w związkach chemicznych ma zawsze stopień utlenienia **–I**:

  $H\overset{-I}{F}$, $C\overset{-I}{F_4}$, $O\overset{-I}{F_2}$

- **wodór** w związkach chemicznych ma stopień utlenienia **I**, a jedynie w wodorkach metali **–I**:

  $\overset{I}{H_2}O$, $C\overset{I}{H_4}$, $N\overset{I}{H_3}$, $\overset{I}{H}Cl$, $\overset{I}{H_2}SO_4$, $Na\overset{-I}{H}$, $Ca\overset{-I}{H_2}$

- **tlen** w związkach chemicznych ma stopień utlenienia **–II**:

  $H_2\overset{-II}{O}$, $Ca\overset{-II}{O}$, $H_2S\overset{-II}{O_4}$,

  z wyjątkiem nadtlenków (np. $H_2\overset{-I}{O_2}$), tlenku fluoru $\overset{II}{O}F_2$,

  ponadtlenków (np. $K\overset{-\frac{1}{2}}{O_2}$)

W nadtlenkach jon O_2^{2-} ma stopień utlenienia –II, **w ponadtlenkach** jon O_2^- ma stopień utlenienia –I.

- **stopień utlenienia** pierwiastka chemicznego **w jonie prostym jest równy ładunkowi jonu**:

$\overset{II}{Ca}^{2+}$, $\overset{-II}{S}^{2-}$

- **suma stopni utlenienia** wszystkich **atomów tworzących związek chemiczny wynosi zero**, a w jonie złożonym (składającym się z kilku pierwiastków chemicznych) jest równa ładunkowi tego jonu, np.:

$\overset{II\ -II}{CaO}$	$\overset{I\ V\ -II}{HNO_3}$	$\overset{VI\ -II}{SO_4^{2-}}$
$II + (-II) = 0$	$I + V + 3 \cdot (-II) = 0$	$VI + 4 \cdot (-II) = -II$

Większość pierwiastków chemicznych może przyjmować różne stopnie utlenienia w zależności od tego, jaki związek chemiczny tworzą. Niektóre, np. Si, Al, Zn i Cd, we wszystkich związkach chemicznych występują tylko na jednym stopniu utlenienia.

Stopień utlenienia pierwiastka chemicznego **nie może być wyższy od maksymalnej liczby elektronów, jaką dany atom może pobrać lub oddać**, aby uzyskać trwałą konfigurację ostatniej powłoki elektronowej. Z położenia danego pierwiastka chemicznego w układzie okresowym można odczytać teoretycznie najwyższy i najniższy stopień utlenienia danego pierwiastka chemicznego.

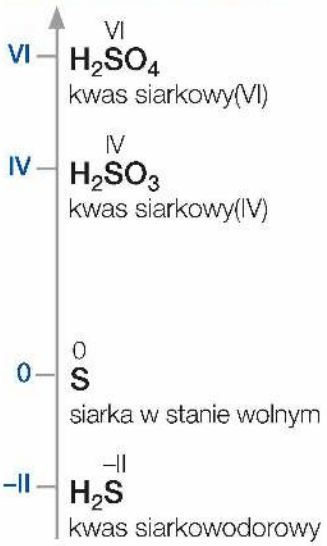
Na przykład atom siarki o konfiguracji elektronowej [Ne] $3s^2\ 3p^4$, aby uzyskać oktet elektronowy, może:

- pobrać 2 elektrony i uzyskać konfigurację elektronową [Ne] $3s^2\ 3p^6$,
- oddać 4 elektrony i uzyskać konfigurację elektronową [Ne] $3s^2$,
- oddać 6 elektronów i uzyskać konfigurację elektronową [Ne].

Dlatego najniższy stopień utlenienia siarki to –II, a najwyższy VI.

W związkach chemicznych ujemny stopień utlenienia mają zwykle pierwiastki chemiczne o wyższej elektroujemności.

Stopnie utlenienia siarki



Przykład 46.

Określanie stopni utlenienia pierwiastków chemicznych w związkach chemicznych

Określ stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w: CO_2, H_3PO_4, $Mg(NO_2)_2$.

Plan rozwiązywania

1. Zastosuj reguły (patrz s. 202.), które odnoszą się do tlenu, wodoru i magnezu. Szukany stopień utlenienia oznacz *x*.
2. Oblicz *x*.
3. Napisz odpowiedź.

1

$\overset{x\ -II}{CO_2}$	$\overset{I\ x\ -II}{H_3PO_4}$	$\overset{II\ x\ -II}{Mg(NO_2)_2}$

2

$x + 2 \cdot (-II) = 0$	$3 \cdot I + x + 4 \cdot (-II) = 0$	$II + 2x + 4 \cdot (-II) = 0$
$x = IV$	$x = V$	$x = III$

3 Stopień utlenienia węgla w tlenku węgla(IV) wynosi IV, stopień utlenienia fosforu w kwasie fosforowym(V) jest równy V, a stopień utlenienia azotu w azotanie(III) magnezu: III.

Plan rozwiązywania

1. Zastosuj regułę (patrz s. 202.), która odnosi się do tlenu. Stopień utlenienia pierwiastka, do którego nie odnosi się żadna reguła, oznacz *x*.
2. Oblicz *x*.
3. Napisz odpowiedź.

Suma stopni utlenienia wszystkich atomów w jonie złożonym **jest równa ładunkowi** tego **jonu**.

Przykład 47.

Określanie stopni utlenienia pierwiastków chemicznych w jonach

Określ stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w: SO_3^{2-}, MnO_4^-.

1. $\overset{x\ -II}{SO_3^{2-}}$ $\qquad$ $\overset{x\ -II}{MnO_4^-}$

2. $x + 3 \cdot (-II) = -II$ $\qquad$ $x + 4 \cdot (-II) = -I$
   $x = IV$ $\qquad$ $x = VII$

3. Stopień utlenienia siarki w anionie siarczanowym(IV) wynosi IV, a stopień utlenienia manganu w anionie manganianowym(VII): VII.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Określ stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w podanych związkach chemicznych lub jonach.**

a) H_2O	d) $Al(NO_3)_3$	g) SiO_2	j) Zn^{2+}	ł) Cu^+
b) MgS	e) $Ca_3(PO_4)_2$	h) HBr	k) CO_3^{2-}	m) $Cr_2O_7^{2-}$
c) Al_2S_3	f) $HClO_4$	i) NaH	l) HSO_4^-	n) PO_3^-

2. **Napisz skróconą konfigurację elektronową atomu fosforu i podaj możliwe stopnie utlenienia tego pierwiastka chemicznego.**

3. Pewien pierwiastek chemiczny znajduje się w 3. okresie układu okresowego. Aby uzyskać oktet elektronowy, jego atom może pobrać 1 elektron lub oddać 7 elektronów. **Napisz skróconą konfigurację elektronową tego atomu i podaj nazwę pierwiastka chemicznego.**

4. **Podaj stopnie utlenienia atomu azotu w jego związkach chemicznych z tlenem i wodorem.**

5. **Uszereguj tlenki o podanych wzorach sumarycznych według wzrastającej wartości stopni utlenienia chloru.**
   ClO_2, Cl_2O, Cl_2O_7, Cl_2O_5

6. Przeprowadzono doświadczenie *Bijące serce rtęciowe* według podanego opisu.
   Do znajdującej się na szkiełku zegarkowym kropli rtęci zanurzonej w wodzie destylowanej dodano kilka kropel stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI), a następnie roztworu manganianu(VII) potasu.
   Po zbliżeniu do rtęci stalowego drucika kropla zaczęła drgać – kurczyć się i rozkurczać. Drgania rtęci są wynikiem zachodzących reakcji chemicznych.
   Rozkurczanie się kropli rtęci:
   $10\ Hg + 8\ H_2SO_4 + 2\ KMnO_4 \longrightarrow 5\ Hg_2SO_4 + K_2SO_4 + 2\ MnSO_4 + 8\ H_2O$.
   Kurczenie się kropli rtęci:
   $Fe + Hg_2SO_4 \longrightarrow 2\ Hg + FeSO_4$.
   Określ stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych wchodzących w skład wszystkich substratów i produktów.

26. Zmiana stopni utlenienia pierwiastków w reakcjach chemicznych

Podczas reakcji utleniania pierwiastki chemiczne zmieniają swoje stopnie utlenienia. Na przykład węgiel w reakcji chemicznej z tlenem (fot. 67.) zmienia swój stopień utlenienia z 0 na +IV. Znajomość reguł ustalania stopni utlenienia pierwiastków w związku chemicznym umożliwia precyzyjne zdefiniowanie procesów utleniania i redukcji.



Fot. 67. Spalanie węgla w tlenie.

Reakcje utleniania-redukcji

Reakcje utleniania-redukcji, nazywane reakcjami redoks, to przemiany, w których pierwiastki chemiczne występują na innych stopniach utlenienia w produktach niż w substratach.

Utlenianie (oksydacja) to **oddawanie elektronów** przez jony lub atomy pierwiastków chemicznych. Utlenianie jest związane z podwyższeniem stopnia utlenienia pierwiastka chemicznego.

Redukcja to **pobieranie elektronów** przez jony lub atomy pierwiastków chemicznych, a to wiąże się z obniżeniem ich stopni utlenienia. W reakcjach utleniania-redukcji (redoks) utlenianie i redukcja zachodzą równocześnie. Ale nie wszystkie reakcje chemiczne przebiegają ze zmianą stopni utlenienia pierwiastków chemicznych. Aby ustalić, czy reakcja chemiczna jest reakcją redoks, należy wyznaczyć stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w substratach i produktach tej reakcji chemicznej.

Reakcje utleniania-redukcji (redoks) – reakcje chemiczne przebiegające ze zmianą stopni utlenienia pierwiastków chemicznych w substratach i produktach.

Przykład 48.

Ustalanie, czy reakcja chemiczna jest reakcją utleniania-redukcji

Ustal, czy reakcja zobojętniania kwasu siarkowego(VI) wodorotlenkiem potasu jest reakcją utleniania-redukcji.

Plan rozwiązywania

1. Napisz równanie reakcji chemicznej i ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w substratach i produktach. Zastosuj reguły (patrz s. 202), które odnoszą się do danego pierwiastka chemicznego.

2. Sprawdź, czy pierwiastki chemiczne zmieniły stopień utlenienia, i napisz odpowiedź.

1

$$\overset{\text{I}-\text{II}\ \text{I}}{2\,KOH} + \overset{\text{I}\ \text{VI}-\text{II}}{H_2SO_4} \longrightarrow \overset{\text{I}\ \text{VI}-\text{II}}{K_2SO_4} + 2\,\overset{\text{I}\ -\text{II}}{H_2O}$$

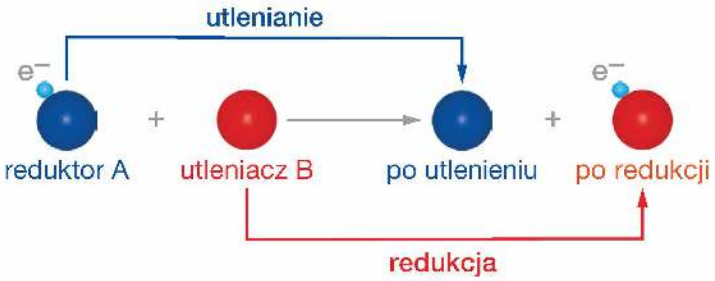
2 Po wyznaczeniu stopni utlenienia pierwiastków chemicznych w substratach i produktach widać, że nie uległy one zmianie po reakcji chemicznej, czyli reakcja kwasu siarkowego(VI) z wodorotlenkiem potasu **nie jest reakcją utleniania-redukcji (redoks)**.

Reduktory i utleniacze

Reduktor – pierwiastek chemiczny, który podwyższa swój stopień utlenienia, czyli ulega utlenianiu.

Utleniacz – pierwiastek chemiczny, który obniża swój stopień utlenienia, czyli ulega redukcji.

Reduktor to pierwiastek chemiczny podwyższający swój stopień utlenienia, czyli utleniający się. Podczas utleniania atomy reduktora oddają elektrony. Natomiast **utleniacz** to pierwiastek chemiczny obniżający swój stopień utlenienia, czyli ulegający redukcji. Atomy utleniacza podczas redukcji przyjmują elektrony:



Utleniacz, obniżając swój stopień utlenienia, redukuje się, a reduktor, podwyższając swój stopień utlenienia, utlenia się.

Plan rozwiązywania

1. Napisz równanie reakcji chemicznej i określ stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych.
2. Ustal reakcję utleniania i reakcję redukcji.
3. Napisz równania utleniania i redukcji oraz wskaż utleniacz i reduktor.

Przykład 49.

Ustalanie reduktora i utleniacza

Ustal reduktor i utleniacz w reakcji magnezu z chlorem.

1. $\overset{0}{Mg} + \overset{0}{Cl_2} \longrightarrow \overset{II}{Mg}\overset{-I}{Cl_2}$

2. utlenianie

$\overset{0}{Mg} + \overset{0}{Cl_2} \longrightarrow \overset{II}{Mg}\overset{-I}{Cl_2}$

redukcja

3. $\overset{0}{Mg} \longrightarrow \overset{II}{Mg} + 2e^-$

Atom magnezu oddaje elektrony, jest zatem **reduktorem**.

$\overset{0}{Cl_2} + 2e^- \longrightarrow 2\,\overset{-I}{Cl}$

Atomy chloru przyjmują elektrony, zatem chlor jest **utleniaczem**.

Równanie połówkowe – schemat, który przedstawia proces przyjmowania elektronów przez utleniacz lub oddawania elektronów przez reduktor.

Synteza chlorku magnezu przedstawiona w przykładzie 49. jest reakcją redoks, gdyż magnez podwyższa swój stopień utlenienia z 0 do II, a jednocześnie chlor obniża swój stopień utlenienia z 0 do –I.

Równania przedstawiające procesy przyjmowania elektronów przez utleniacz i oddawania elektronów przez reduktor, nazywane **równaniami połówkowymi**, służą do bilansowania elektronowego procesów redoks. **Utleniacz może przyjąć tylko tyle elektronów, ile oddał reduktor.**

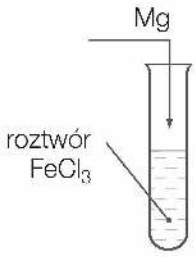
Doświadczenie 20. $FeCl_3$

Reakcja magnezu z chlorkiem żelaza(III)

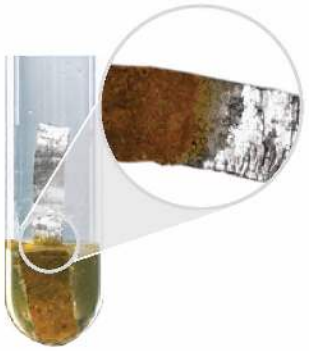
Odczynniki: wstążka magnezowa, roztwór chlorku żelaza(III).

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, szkiełko zegarkowe, szczypce.

Instrukcja: Oczyszczoną wstążkę magnezową zanurz w roztworze chlorku żelaza(III) (schemat). Po chwili ostrożnie wyjmij ją szczypcami z roztworu i umieść na szkiełku zegarkowym.



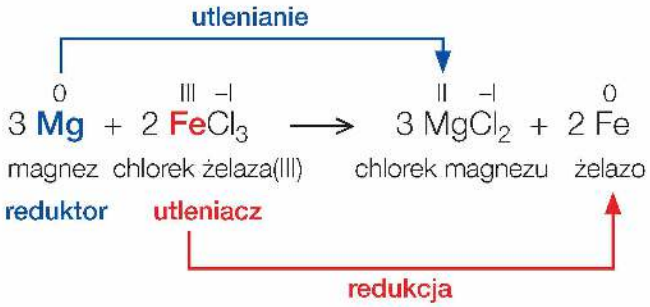
żelazo, które zostało wyparte z roztworu $FeCl_3$, osadza się na powierzchni wstążki magnezowej



Fot. 68. Reakcja magnezu z chlorkiem żelaza(III).

Obserwacje: Wstążka magnezowa pokryła się rdzawym nalotem (fot. 68.).
Wniosek: Magnez wyparł żelazo z roztworu chlorku żelaza(III). Oznacza to, że magnez jest metalem aktywniejszym chemicznie od żelaza.

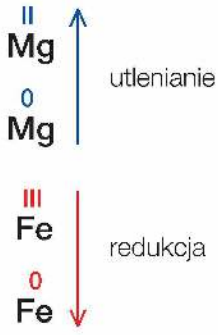
Reakcję chemiczną można przedstawić za pomocą równania:



Obliczanie liczby elektronów oddanych i przyjętych w reakcji redoks:

$\overset{0}{3\,Mg} \longrightarrow \overset{II}{3\,Mg} + 6e^-$ — **utlenianie**, atomy magnezu (reduktor) oddają elektrony

$\overset{III}{2\,Fe} + 6e^- \longrightarrow \overset{0}{2\,Fe}$ — **redukcja**, kationy żelaza (utleniacz) przyjmują elektrony



Magnez podwyższył swój stopień utlenienia z 0 do II – uległ utlenieniu, **jest** więc **reduktorem**. **Żelazo** natomiast obniżyło swój stopień utlenienia z III do 0 – uległo redukcji, jon Fe^{3+} **jest** więc **utleniaczem**.

Reduktorem może być pierwiastek chemiczny, który w stanie wolnym lub w danym związku chemicznym nie występuje na swym najwyższym stopniu utlenienia, czyli **może podwyższyć swój stopień utlenienia**.

Reduktorami mogą być: atom siarki S (stopień utlenienia 0) lub atom siarki w związkach chemicznych SO_2, H_2SO_3, H_2S (najwyższy stopień utlenienia siarki wynosi VI), atom węgla (stopień utlenienia 0) lub atom węgla w CO, ponieważ najwyższy stopień utlenienia węgla wynosi IV.

Silne reduktory to pierwiastki chemiczne, które w stanie wolnym są elektrododatnie (łatwo oddają elektrony), jak wodór i metale, a także niektóre jony, np. Cl^-, Br^-.

Przykłady reduktorów:
siarka w H_2S,
H_2, Na, K, Cl^-, Br^-.

Przykłady utleniaczy:
Cl_2, Br_2,
chlor w $HClO_3$ i $HClO_4$,
tlen w H_2O_2,
siarka w H_2SO_4,
azot w HNO_3,
mangan w $KMnO_4$,
chrom w $K_2Cr_2O_7$.

Utleniaczem może być pierwiastek chemiczny, który w stanie wolnym lub w danym związku chemicznym nie występuje na swoim najniższym stopniu utlenienia, czyli **może obniżyć swój stopień utlenienia**.

Utleniaczami mogą być: siarka w stanie wolnym S (stopień utlenienia 0), w H_2SO_4 (stopień utlenienia VI) czy w H_2SO_3 (stopień utlenienia IV), ponieważ może obniżyć stopień utlenienia. Natomiast siarka w H_2S nie może być utleniaczem, gdyż stopień utlenienia –II jest najniższym z jej możliwych.

Silnymi utleniaczami są niemetale w stanie wolnym, np. fluorowce, a także: chlor w $HClO_3$ i w $HClO_4$, jon O_2^{2-} w H_2O_2, ołów w PbO_2, azot w HNO_3, siarka w stężonym roztworze H_2SO_4 oraz mangan w $KMnO_4$ i chrom w $K_2Cr_2O_7$.



Fot. 69. Dzięki reakcji redoks można otrzymać np. cynk z jego rudy – **blendy cynkowej**, której głównym składnikiem jest siarczek cynku.

Zastosowania reakcji utleniania-redukcji

Do reakcji redoks zalicza się m.in. reakcje otrzymywania czystych metali z ich rud (fot. 69.). Reduktorami w tym procesie są głównie węgiel, tlenek węgla(II) oraz niektóre metale (Mg, Fe), rzadziej wodór. Produktem pierwszego etapu procesu otrzymywania cynku z jego rudy jest tlenek cynku, który następnie jest redukowany **węglem** lub **tlenkiem węgla(II)** do metalu:

$$\underset{\text{siarczek cynku}}{2\,ZnS} + \underset{\text{tlen}}{3\,O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek cynku}}{2\,ZnO} + \underset{\text{tlenek siarki(IV)}}{2\,SO_2\uparrow}$$

utleniacz, reduktor

$$\underset{\text{tlenek cynku}}{\overset{\text{II}\ -\text{II}}{ZnO}} + \underset{\text{węgiel}}{\overset{0}{C}} \longrightarrow \underset{\text{cynk}}{\overset{0}{Zn}} + \underset{\text{tlenek węgla(II)}}{\overset{\text{II}\ -\text{II}}{CO}\uparrow}$$

$$\underset{\text{tlenek cynku}}{\overset{\text{II}\ -\text{II}}{ZnO}} + \underset{\text{tlenek węgla(II)}}{\overset{\text{II}\ -\text{II}}{CO}} \longrightarrow \underset{\text{cynk}}{\overset{0}{Zn}} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{\overset{\text{IV}\ -\text{II}}{CO_2}\uparrow}$$

Redukujące właściwości **magnezu** są wykorzystywane np. do otrzymywania tytanu i krzemu z ich związków chemicznych:

utleniacz, reduktor

$$\underset{\text{chlorek tytanu(IV)}}{\overset{\text{IV}\ -\text{I}}{TiCl_4}} + \underset{\text{magnez}}{\overset{0}{2\,Mg}} \longrightarrow \underset{\text{tytan}}{\overset{0}{Ti}} + \underset{\text{chlorek magnezu}}{\overset{\text{II}\ -\text{I}}{2\,MgCl_2}}$$

$$\underset{\text{tlenek krzemu(IV)}}{\overset{\text{IV}\ -\text{II}}{SiO_2}} + \underset{\text{magnez}}{\overset{0}{2\,Mg}} \longrightarrow \underset{\text{krzem}}{\overset{0}{Si}} + \underset{\text{tlenek magnezu}}{\overset{\text{II}\ -\text{II}}{2\,MgO}}$$

Miedź można uzyskać w wyniku redukcji jonów miedzi(II) **żelazem** lub tlenku miedzi **magnezem**:

utleniacz, reduktor

$$\underset{\text{chlorek miedzi(II)}}{\overset{\text{II}\ -\text{I}}{CuCl_2}} + \underset{\text{żelazo}}{\overset{0}{Fe}} \longrightarrow \underset{\text{miedź}}{\overset{0}{Cu}} + \underset{\text{chlorek żelaza(II)}}{\overset{\text{II}\ -\text{I}}{FeCl_2}}$$

$$\underset{\text{tlenek miedzi(II)}}{\overset{\text{II}\ -\text{II}}{CuO}} + \underset{\text{magnez}}{\overset{0}{Mg}} \longrightarrow \underset{\text{miedź}}{\overset{0}{Cu}} + \underset{\text{tlenek magnezu}}{\overset{\text{II}\ -\text{II}}{MgO}}$$

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Wskaż reakcje redoks wśród podanych równań reakcji chemicznych (a–f).

a) $FeCl_2 + 2\ NaOH \longrightarrow Fe(OH)_2 + 2\ NaCl$

b) $Zn + Pb(NO_3)_2 \longrightarrow Pb + Zn(NO_3)_2$

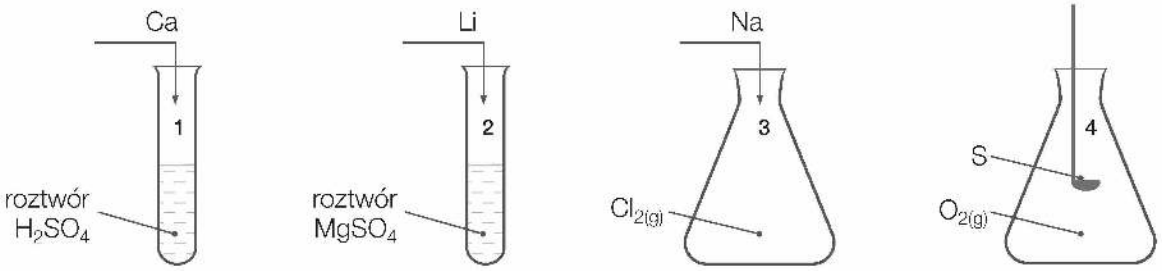
c) $H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2\ HCl$

d) $2\ NaOH + CuSO_4 \longrightarrow Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$

e) $2\ Br^- + Cl_2 \longrightarrow Br_2 + 2\ Cl^-$

f) $MnO_2 + 4\ HCl \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2 + 2\ H_2O$

2. Napisz równania reakcji chemicznych zachodzących w doświadczeniach przedstawionych za pomocą schematów. Wskaż utleniacz i reduktor oraz reakcje utleniania i redukcji.



3. Wskaż utleniacz i reduktor oraz reakcje utleniania i redukcji.

a) $2\ Al + 3\ S \longrightarrow Al_2S_3$

b) $Ca + 2\ H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$

c) $2\ KBr + Cl_2 \longrightarrow 2\ KCl + Br_2$

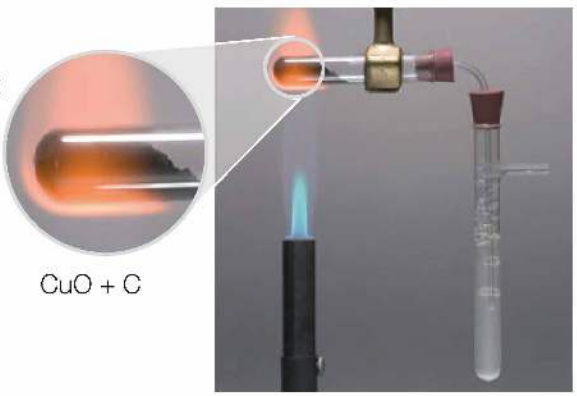
d) $2\ F_2 + 2\ H_2O \longrightarrow 4\ HF + O_2$

e) $2\ Fe^{2+} + Br_2 \longrightarrow 2\ Fe^{3+} + 2\ Br^-$

f) $S^{2-} + I_2 \longrightarrow S + 2\ I^-$

4. Na podstawie fotografii oraz podanych obserwacji **napisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej. Wskaż utleniacz i reduktor oraz reakcje utleniania i redukcji.**

Obserwacje: Na dnie ogrzewanej probówki zawierającej tlenek miedzi(II) i węgiel pojawia się metaliczny, czerwony osad. Jednocześnie woda wapienna, znajdująca się w drugiej probówce, mętnieje pod wpływem wydzielającego się gazu.



CuO + C

5. Tlen w nadtlenku wodoru H_2O_2 w reakcjach redoks może pełnić funkcję utleniacza lub reduktora. **W której z poniższych reakcji chemicznych H_2O_2 jest utleniaczem, a w której reduktorem? Odpowiedź uzasadnij, podając odpowiednie stopnie utlenienia.**

a) $5\ H_2O_2 + 2\ KMnO_4 + 3\ H_2SO_4 \longrightarrow 5\ O_2 + 2\ MnSO_4 + K_2SO_4 + 8\ H_2O$

b) $2\ I^- + H_2O_2 + 2\ H^+ \longrightarrow I_2 + 2\ H_2O$

6. W których związkach chemicznych o podanych wzorach siarka nie może być utleniaczem, a w których nie może być reduktorem? Odpowiedź uzasadnij.

SO_3, H_2SO_3, H_2S, $Na_2S_2O_3$, H_2SO_4, KHS

27. Bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji



Fot. 70. Reakcja sodu z chlorem jest przykładem reakcji utleniania-redukcji.

Bilansowanie równań reakcji chemicznych polega na ustaleniu współczynników stechiometrycznych. W reakcjach utleniania-redukcji (fot. 70.) ustala się je na podstawie liczby elektronów pobieranych przez atomy utleniacza i oddawanych przez atomy reduktora.

Liczba elektronów pobranych i oddanych podczas reakcji redoks musi być jednakowa.

Ustalanie współczynników stechiometrycznych w reakcji utleniania-redukcji

Współczynniki stechiometryczne w reakcji redoks ustala się, stosując **metodę bilansu elektronowego** lub **bilansu jonowo-elektronowego**.

Plan rozwiązywania

1. Napisz równanie reakcji chemicznej.
2. Określ stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w substratach i produktach.
3. Napisz równania połówkowe.
4. Ułóż bilans elektronowy.
5. Wpisz ustalone współczynniki stechiometryczne do równania reakcji.
6. Sprawdź, czy współczynniki stechiometryczne zostały ustalone poprawnie.

Przykład 50.

Ustalanie współczynników stechiometrycznych w reakcji utleniania-redukcji metodą bilansu elektronowego

Ustal metodą bilansu elektronowego współczynniki stechiometryczne w reakcji syntezy siarczku glinu.

1. $Al + S \longrightarrow Al_2S_3$

2. $\overset{0}{Al} + \overset{0}{S} \longrightarrow \overset{III\ -II}{Al_2S_3}$

3. $\overset{0}{Al} \longrightarrow \overset{III}{Al} + 3e^-$

   $\overset{0}{S} + 2e^- \longrightarrow \overset{-II}{S}$

   Glin podwyższa swój **stopień utlenienia** z 0 do III, co odpowiada oddaniu przez każdy atom glinu 3 elektronów. **Siarka obniża** swój **stopień utlenienia** z 0 do –II, co odpowiada pobraniu przez każdy atom siarki 2 elektronów.

4. Procesy utleniania i redukcji zachodzą równocześnie, dlatego liczba elektronów przyjętych przez utleniacz musi być równa liczbie elektronów oddanych przez reduktor. Aby zbilansować te liczby, czyli **ustalić współczynniki stechiometryczne w reakcji chemicznej**, szuka się dla nich najmniejszej wspólnej wielokrotności. W przedstawionym przykładzie jest to liczba 6. Wszystkie elementy w równaniu połówkowym utleniania należy pomnożyć przez 2, a redukcji – przez 3:

patrz s. 211

$$\overset{0}{Al} \longrightarrow \overset{III}{Al} + 3e^- \quad | \cdot 2$$

$$\overset{0}{S} + 2e^- \longrightarrow \overset{-II}{S} \quad | \cdot 3$$

W wyniku mnożenia otrzymujemy:

$$2\,\overset{0}{Al} \longrightarrow 2\,\overset{III}{Al} + 6e^-$$

$$3\,\overset{0}{S} + 6e^- \longrightarrow 3\,\overset{-II}{S}$$

5 utlenianie

$$\overset{0}{2\,Al} + \overset{0}{3\,S} \longrightarrow \overset{III\ -II}{Al_2S_3}$$

reduktor utleniacz

redukcja

6 Należy sprawdzić, czy liczba atomów danego pierwiastka chemicznego wchodzących w skład substratów jest równa liczbie atomów tego pierwiastka wchodzących w skład produktów reakcji redoks.

Przykład 51.

Ustalanie współczynników stechiometrycznych w reakcji utleniania-redukcji (zapis jonowo-elektronowy)

Aniony dichromianowe(VI) w środowisku kwasowym reagują z kationami żelaza(II) według następującego równania:

$$Cr_2O_7^{2-} + Fe^{2+} + H^+ \longrightarrow Cr^{3+} + Fe^{3+} + H_2O$$

Napisz w formie jonowej z uwzględnieniem liczby oddawanych lub pobieranych elektronów (zapis jonowo-elektronowy) schematy procesów utleniania i redukcji zachodzących podczas tej reakcji chemicznej. Ustal współczynniki stechiometryczne.

1 $$\overset{VI\ -II}{Cr_2O_7^{2-}} + \overset{II}{Fe^{2+}} + \overset{I}{H^+} \longrightarrow \overset{III}{Cr^{3+}} + \overset{III}{Fe^{3+}} + \overset{I\ -II}{H_2O}$$

2 $$\overset{VI}{Cr_2O_7^{2-}} \longrightarrow Cr^{3+}$$

Po lewej stronie schematu **występują atomy tlenu**, których brakuje po stronie prawej. Oznacza to, że w reakcji chemicznej **powstaje też woda**. Po uwzględnieniu cząsteczek wody w równaniu nie zgadzają się liczba atomów wodoru i sumaryczny ładunek, dlatego po lewej stronie schematu należy dopisać odpowiednią liczbę **kationów wodoru**.

patrz s. 212

Plan rozwiązywania

1 Określ stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w substratach i produktach oraz ustal pierwiastki chemiczne, których stopień utlenienia się zmienia.

2 Napisz schemat redukcji $Cr_2O_7^{2-}$ do Cr^{3+}.

3 Ułóż bilans ładunków w procesie redukcji i napisz równanie połówkowe.

4 Napisz równanie połówkowe utleniania Fe^{2-} do Fe^{3+}.

5 Napisz sumaryczne równanie reakcji chemicznej z uwzględnieniem współczynników stechiometrycznych.

Trzeba dobrać współczynniki stechiometryczne tak, aby **liczba atomów poszczególnych pierwiastków chemicznych po prawej i po lewej stronie schematu była taka sama**. Schemat procesu redukcji przyjmuje postać:

$$\overset{VI}{Cr_2O_7^{2-}} + 14\,H^+ \longrightarrow 2\,Cr^{3+} + 7\,H_2O$$

Prawo zachowania ładunku – sumy ładunków jonów po obydwu stronach równania reakcji chemicznej muszą być równe.

3 Bilans ładunku elektrycznego wymaga, aby ładunek elektryczny lewej strony schematu był równy ładunkowi elektrycznemu prawej strony. W obecnym zapisie ładunek lewej strony wynosi +12, (–2 + 14), a ładunek strony prawej +6 (2 · 3). Do lewej strony równania należy więc dopisać 6 elektronów:

Równanie połówkowe reakcji redukcji

$$\overset{VI}{Cr_2O_7^{2-}} + 14\,H^+ + 6e^- \longrightarrow 2\,Cr^{3+} + 7\,H_2O$$

4 W reakcji chemicznej biorą udział kationy żelaza(II), które utleniają się do kationów żelaza(III):

$$Fe^{2+} \longrightarrow Fe^{3+} + e^-$$

Do reakcji redukcji niezbędnych jest 6 elektronów, zatem schemat utleniania należy pomnożyć przez 6:

Równanie połówkowe reakcji utleniania

$$6\,Fe^{2+} \longrightarrow 6\,Fe^{3+} + 6e^-$$

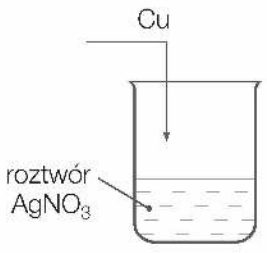
5 $$Cr_2O_7^{2-} + 6\,Fe^{2+} + 14\,H^+ + 6e^- \longrightarrow 2\,Cr^{3+} + 6\,Fe^{3+} + 7\,H_2O + 6e^-$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 6\,Fe^{2+} + 14\,H^+ \longrightarrow 2\,Cr^{3+} + 6\,Fe^{3+} + 7\,H_2O$$

Doświadczenie 21. $AgNO_3$

Reakcja miedzi z azotanem(V) srebra(I)

Odczynniki: azotan(V) srebra(I), miedź, woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka.
Instrukcja: Przygotuj w zlewce wodny roztwór azotanu(V) srebra(I). Następnie zanurz w nim drut miedziany (schemat).



Obserwacje: Roztwór barwi się na niebiesko. Drut miedziany pokrywa się srebrzystoszarym osadem (patrz fot. 71., s. 213).
Wniosek: Miedź wypiera srebro z azotanu(V) srebra(I). Miedź jest zatem metalem o większej aktywności chemicznej od srebra.



Fot. 71. Reakcja miedzi z azotanem(V) srebra(I).

Zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:

$$\overset{0}{Cu} + \overset{I\ V\ -II}{AgNO_3} \longrightarrow \overset{II\ V\ -II}{Cu(NO_3)_2} + \overset{0}{Ag}$$

miedź | azotan(V) srebra(I) | azotan(V) miedzi(II) | srebro

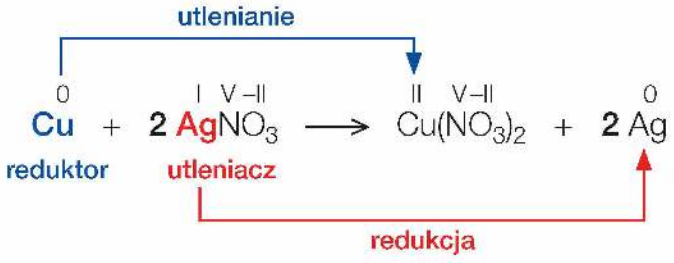
równanie reakcji chemicznej	
lewa strona	**prawa strona**
Cu: 1	Cu: 1
Ag: 2	Ag: 2
N: 2	N: 2
O: 6	O: 6

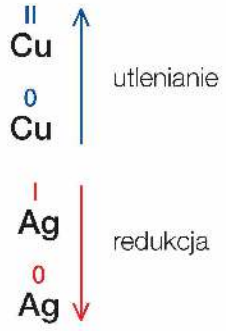
Współczynniki stechiometryczne w tej reakcji chemicznej można ustalić metodą bilansu elektronowego:

$$\overset{0}{Cu} \longrightarrow \overset{II}{Cu} + 2e^-$$

$$\overset{I}{Ag} + e^- \longrightarrow \overset{0}{Ag}$$

$$\overset{I}{Ag} + e^- \longrightarrow \overset{0}{Ag} \quad | \cdot 2$$





W tej reakcji chemicznej **miedź podwyższa** swój **stopień utlenienia** z 0 do II, a **srebro obniża** – z I do 0.

W wielu reakcjach redoks oprócz utleniaczy i reduktorów biorą udział atomy lub jony innych pierwiastków chemicznych, które nie zmieniają swoich stopni utlenienia.

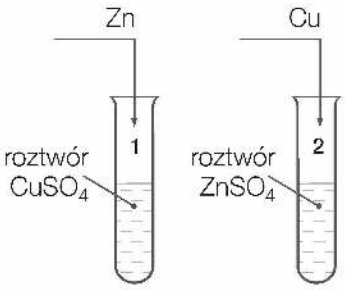
Doświadczenie 22. $CuSO_4$, $ZnSO_4$

Porównanie aktywności chemicznej metali

Odczynniki: roztwór siarczanu(VI) miedzi(II), roztwór siarczanu(VI) cynku, blaszka cynkowa, blaszka miedziana.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki.

Instrukcja: Do probówki 1. nalej niewielką ilość wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II), do probówki 2. – siarczanu(VI) cynku. Następnie umieść w probówkach metalowe blaszki: w 1. – cynkową, w 2. – miedzianą (schemat).





cynk miedź

Fot. 72. Porównanie aktywności chemicznej cynku z miedzią.

Obserwacje: W probówce 1. blaszka cynkowa pokrywa się czerwono-brązowym, połyskliwym osadem (fot. 72.). Jednocześnie błękitny roztwór blednie. W probówce 2. nie widać zmian (fot. 72.).

Wniosek: Cynk wypiera miedź z roztworu soli. Produktami tej reakcji chemicznej są metaliczna miedź oraz sól zawierająca kationy cynku. Cynk jest zatem metalem aktywniejszym chemicznie od miedzi. W probówce 2. reakcja chemiczna nie zachodzi – miedź nie wypiera cynku z roztworu jego soli. Miedź jest metalem mniej aktywnym chemicznie od cynku.

zapis cząsteczkowy

Probówka 1. $Zn + CuSO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + Cu$

cynk; siarczan(VI) miedzi(II); siarczan(VI) cynku; miedź

zapis jonowy

$Zn + Cu^{2+} + SO_4^{2-} \longrightarrow Zn^{2+} + SO_4^{2-} + Cu$

cynk; kation miedzi(II); anion siarczanowy(VI); kation cynku; anion siarczanowy(VI); miedź

skrócony zapis jonowy

$Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$

Szereg aktywności metali

Szereg aktywności metali – zestawienie metali w kolejności ich malejącej aktywności chemicznej.

Zdolność metalu do reakcji z kwasem zależy od położenia metalu w szeregu aktywności. Metale nieaktywne chemicznie, jak miedź czy rtęć, reagują jedynie z kwasami o właściwościach utleniających, jak np. kwas azotowy(V). W tych reakcjach chemicznych nie wydziela się wodór, jak to ma miejsce w przypadku reakcji kwasów z metalami aktywnymi chemicznie, takimi jak sód, potas lub cynk. Właściwość wypierania wodoru z kwasów przez metale jest związana z ich aktywnością chemiczną. W **szeregu aktywności metali** (patrz rys. 46., s. 215) są one ułożone według zmniejszającej się zdolności do oddawania elektronów (tworzenia kationów), czyli do utleniania się w reakcjach redoks.

Im wyżej w szeregu aktywności **znajduje się** dany **metal – tym łatwiej się utlenia** (jest silniejszym reduktorem) i jest aktywniejszy chemicznie.

Im jest niżej – tym łatwiej ulega redukcji (jest silniejszym utleniaczem) i jest mniej aktywny chemicznie.

Metal aktywniejszy znajdujący się wyżej w szeregu wypiera z wodnego roztworu soli metal mniej aktywny umieszczony niżej. Dlatego np. miedź wypiera srebro, lecz nie wypiera już np. żelaza z wodnych roztworów jego soli, bo żelazo znajduje się wyżej w szeregu aktywności.

Bardzo aktywne chemicznie litowce i berylowce (magnez i beryl w wyższej temperaturze) nie wypierają innych metali z wodnych roztworów soli, gdyż gwałtownie reagują z wodą, tworząc wodorotlenki.

W szeregu aktywności metali znajduje się także wodór.

Metale umieszczone powyżej wodoru (tzw. **metale nieszlachetne**) reagują z kwasami i wypierają z nich wodór. Najbardziej aktywne chemicznie metale (np.: lit, potas, sód, wapń) wypierają wodór również z wody.

Metale znajdujące się w szeregu aktywności **poniżej wodoru** (tzw. **metale szlachetne**) nie ulegają takim reakcjom chemicznym. Mogą natomiast reagować z **kwasami utleniającymi**, których reszta kwasowa zawiera atomy pierwiastków chemicznych na wysokim stopniu utlenienia, zdolne do redukcji.

Szczególnie odporne chemicznie metale (np.: złoto, platyna, pallad, cyrkon, molibden) reagują tylko z tzw. wodą królewską [łac. *aqua regia*]. Jest to mieszanina stężonego roztworu kwasu chlorowodorowego HCl i stężonego roztworu kwasu azotowego(V) HNO_3 w stosunku objętościowym 3 : 1, wykazująca silne właściwości utleniające.

Reakcja złota z wodą królewską przebiega według następującego równania:

$$\underset{\text{złoto}}{Au} + \underset{\substack{\text{kwas}\\\text{chlorowodorowy}}}{4\,HCl} + \underset{\substack{\text{kwas}\\\text{azotowy(V)}}}{HNO_3} \longrightarrow \underset{\substack{\text{kwas}\\\text{chlorozłotowy}}}{HAuCl_4} + \underset{\substack{\text{tlenek}\\\text{azotu(II)}}}{NO\uparrow} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O}$$

W wyniku reakcji kwasów utleniających z metalami szlachetnymi **nie powstaje wodór**, tylko sole tych metali oraz odpowiednie tlenki będące produktami redukcji pierwiastka chemicznego w reszcie kwasowej.

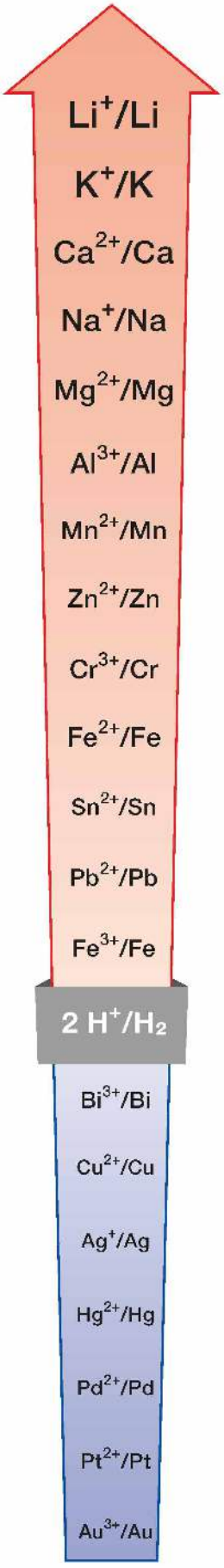
Do kwasów utleniających są zaliczane m.in.:

- kwas azotowy(V) HNO_3,
- kwas chlorowy(V) $HClO_3$,
- kwas chlorowy(VII) $HClO_4$,
- kwas chromowy(VI) H_2CrO_4,
- stężony roztwór kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4.

Kwasy, w których jedynie jony H^+ mogą ulegać redukcji, to **kwasy nieutleniające**. Nie reagują one z metalami szlachetnymi, a produktami ich reakcji z metalami nieszlachetnymi są odpowiednie sole oraz gazowy wodór.

Do kwasów nieutleniających zalicza się m.in.:

- rozcieńczony roztwór kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4,
- kwasy beztlenowe (np. HCl, HBr, HI),
- kwasy organiczne (np. kwas metanowy HCOOH, kwas etanowy CH_3COOH).



Rys. 46. Szereg aktywności metali.

Czynniki wpływające na przebieg reakcji utleniania-redukcji

Na przebieg reakcji utleniania-redukcji wpływa wiele czynników, m.in.:

- rodzaj reagujących ze sobą substancji,
- stężenie roztworów,
- środowisko reakcji chemicznej (kwasowe, zasadowe, obojętne).

Wpływ wymienionych czynników na przebieg reakcji redoks jest najbardziej widoczny, gdy w skład substratów wchodzą pierwiastki chemiczne, które mogą występować na wielu stopniach utlenienia (np. mangan i chrom).

Reakcje dysproporcjonowania

Szczególnymi przypadkami reakcji utleniania-redukcji są tzw. **reakcje dysproporcjonowania** (reakcje dysmutacji). Podczas nich część atomów **tego samego pierwiastka chemicznego** ulega utlenieniu – jest więc reduktorem, a część ulega redukcji – jest więc utleniaczem.

Plan rozwiązywania

1. Napisz równanie reakcji chemicznej.
2. Określ stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w substratach i produktach oraz ustal pierwiastki chemiczne, których stopień utlenienia się zmienia.
3. Napisz schematy utleniania i redukcji i ułóż bilans ładunków.
4. Napisz sumaryczne równanie reakcji chemicznej z uwzględnieniem współczynników stechiometrycznych.

Przykład 52.

Ustalanie współczynników stechiometrycznych w reakcji dysproporcjonowania

Produktami rozkładu chloranu(V) potasu są chloran(VII) potasu oraz chlorek potasu. **Napisz równanie tej reakcji chemicznej i na podstawie bilansu elektronowego ustal współczynniki stechiometryczne.**

1. $KClO_3 \longrightarrow KClO_4 + KCl$

2. $\overset{\text{I V -II}}{KClO_3} \longrightarrow \overset{\text{I VII -II}}{KClO_4} + \overset{\text{I -I}}{KCl}$

3. $\overset{V}{Cl} \longrightarrow \overset{VII}{Cl} + 2e^- \quad | \cdot 3$ $\qquad$ $\overset{V}{Cl} + 6e^- \longrightarrow \overset{-I}{Cl}$

   $\overset{V}{3\,Cl} \longrightarrow \overset{VII}{3\,Cl} + 6e^-$ $\qquad$ $\overset{V}{Cl} + 6e^- \longrightarrow \overset{-I}{Cl}$

4. utlenianie

   $\overset{\text{I V -II}}{4\,KClO_3} \longrightarrow 3\,\overset{\text{I VII -II}}{KClO_4} + \overset{\text{I -I}}{KCl}$

   reduktor

   utleniacz

   redukcja

Zastosowania

Reakcje utleniania-redukcji

W wielu procesach przemysłowych wykorzystuje się reakcje utleniania-redukcji. Są one także częścią procesów biochemicznych przebiegających w obecności enzymów.

Przemysł hutniczy

Do produkcji stali, przeprowadzanej w wielkich piecach, wykorzystuje się reakcje redukcji rud żelaza.

1 Do wielkiego pieca są **wprowadzane surowce**: rudy żelaza, koks, topniki (np. $CaCO_3$).

2 W piecu **zachodzi wiele procesów**, np.:

– redukcja rud żelaza tlenkiem węgla(II):
$Fe_3O_4 + CO \longrightarrow 3\ FeO + CO_2\uparrow$
$FeO + CO \longrightarrow Fe + CO_2\uparrow$

– redukcja tlenku węgla(IV) do tlenku węgla(II) za pomocą koksu: $C + CO_2 \longrightarrow 2\ CO$

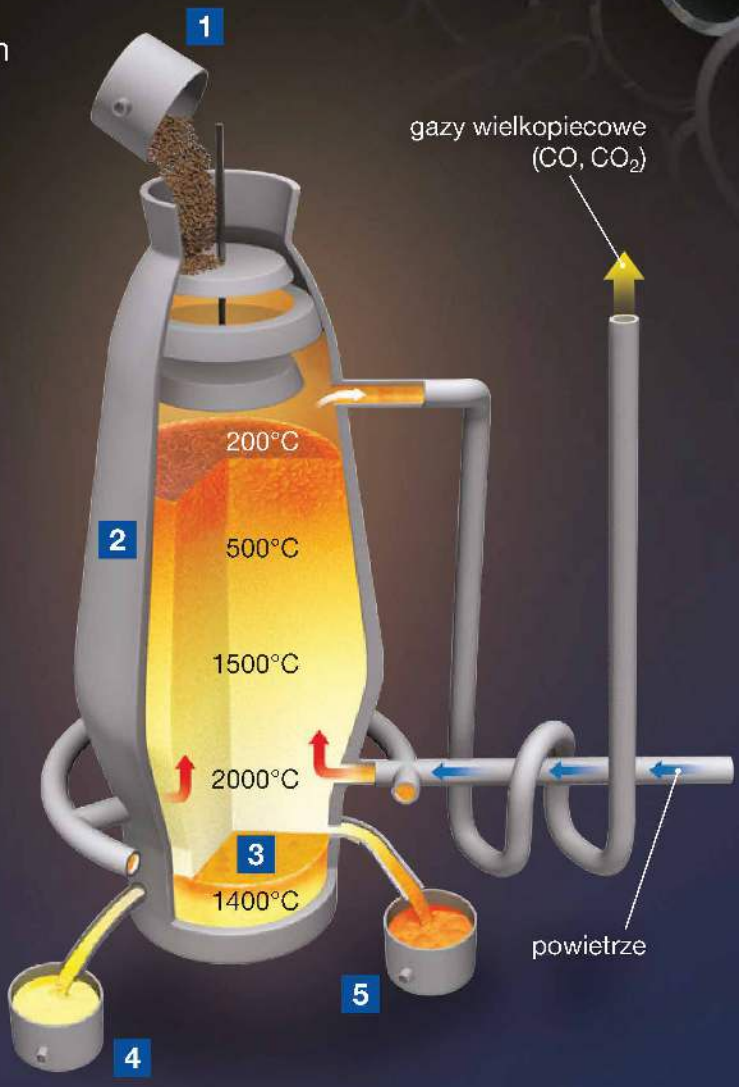
– spalanie koksu: $C + O_2 \longrightarrow CO_2$

– rozkład termiczny węglanu wapnia:
$CaCO_3 \longrightarrow CaO + CO_2\uparrow$

3 **Zanieczyszczenia,** m.in. krzemionka, są usuwane za pomocą tlenku wapnia:
$CaO + SiO_2 \longrightarrow CaSiO_3$

4 **Produkt**, czyli surówka szara, zawiera od ok. 2% do 4% węgla i jest przetwarzana na żeliwo; surówka biała o zawartości węgla do ok. 2% jest przerabiana na stal.

5 **Produktem ubocznym** procesu jest żużel, który wykorzystuje się w przemyśle budowlanym.





Przemysł kosmetyczny

Reakcja utleniania-redukcji zachodząca między głównym składnikiem samoopalaczy (DHA – dihydroksyacetonem) a aminokwasami znajdującymi się w naskórku powoduje brązowienie skóry.



Urządzenia pomiarowe

Wykrycie C_2H_5OH w wydychanym powietrzu umożliwia reakcja utleniania alkoholu etylowego do kwasu etanowego. Zachodzi ona w selektywnych ogniwach paliwowych umieszczonych w alkomatach z sensorami elektrochemicznymi. Stężenie alkoholu w badanej próbce jest proporcjonalne do ilości otrzymanego kwasu.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Uzgodnij równania reakcji chemicznych, a w miejsce *X* wpisz wzory sumaryczne pierwiastków związków chemicznych. Wskaż reakcję chemiczną, która nie jest reakcją redoks. Uzasadnij swój wybór.**

a) $HClO + KOH \longrightarrow KClO + X$

b) $AgNO_3 + FeCl_3 \longrightarrow X + Fe(NO_3)_3$

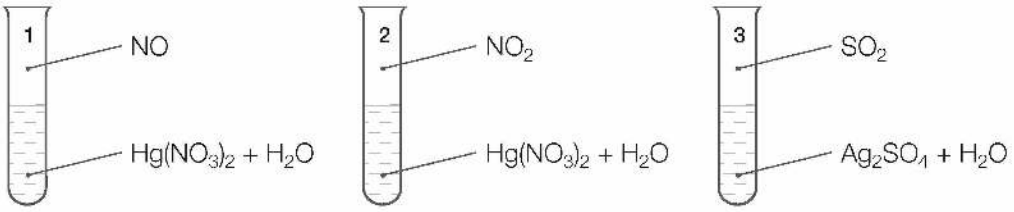
c) $SO_2 + Al_2O_3 \longrightarrow X$

d) $Ca(HS)_2 + HCl \longrightarrow CaCl_2 + X$

e) $CO + O_2 \longrightarrow X$

f) $K + H_2O \longrightarrow X + \frac{1}{2} H_2$

2. Na schematach przedstawiono produkty reakcji chemicznych. **Napisz równania tych reakcji, a następnie ustal współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowego. Wskaż utleniacz i reduktor oraz reakcje utleniania i redukcji.**



3. **Na podstawie bilansu elektronowego ustal współczynniki stechiometryczne w podanych równaniach reakcji redoks.**

a) $PbO_2 + HCl \longrightarrow PbCl_2 + Cl_2 + H_2O$

b) $P + HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3PO_4 + NO$

c) $HI + H_2SO_4 \longrightarrow I_2 + H_2S + H_2O$

d) $H_2SO_3 + Cl_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4 + HCl$

4. Aniony dichromianowe(VI) reagują z anionami jodkowymi w środowisku kwasowym według schematu:

$Cr_2O_7^{2-} + I^- + H^+ \longrightarrow Cr^{3+} + I_2 + H_2O$

a) **Napisz w formie jonowej z uwzględnieniem liczby pobieranych i oddawanych elektronów** (zapis jonowo-elektronowy) **równania zachodzących wówczas reakcji redukcji i utleniana.**

b) **Dobierz współczynniki stechiometryczne tej reakcji chemicznej.**

c) **Napisz symbol jonu, który jest reduktorem.**

5. **Na podstawie bilansu elektronowego ustal współczynniki stechiometryczne w podanych równaniach reakcji dysproporcjonowania.**

a) $NO_2 + H_2O \longrightarrow HNO_3 + HNO_2$

b) $HNO_2 \longrightarrow HNO_3 + NO + H_2O$

6. **Dobierz współczynniki stechiometryczne oraz wskaż utleniacz i reduktor w podanych reakcjach chemicznych.**

a) $HCl + KMnO_4 \longrightarrow Cl_2 + KCl + MnCl_2 + H_2O$

b) $P + HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3PO_4 + NO$

7. W dwóch probówkach znajdują się stężone roztwory kwasów: chlorowodorowego HCl i azotowego(V) HNO_3. **Zaprojektuj doświadczenie chemiczne, które umożliwi wykazanie, że HNO_3 jest kwasem utleniającym, a HCl nieutleniającym.** Jako odczynnika możesz użyć jednego z następujących metali: cynk, żelazo, miedź.

a) **Narysuj schemat doświadczenia chemicznego.**

b) **Podaj nazwę użytego metalu i uzasadnij swój wybór.**

c) **Napisz obserwacje.**

d) **Napisz w formie cząsteczkowej równania reakcji chemicznych zachodzących w obydwu probówkach lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.**

28. Ogniwa galwaniczne

Wodne roztwory elektrolitów – kwasów, zasad i soli – oraz stopione sole przewodzą prąd elektryczny (rys. 47.). Badaniem procesów towarzyszących przepływowi prądu elektrycznego w tych elektrolitach zajmuje się dział chemii nazywany **elektrochemią**.



Rys. 47. W akumulatorze niklowo-kadmowym elektrolitem jest wodorotlenek potasu.

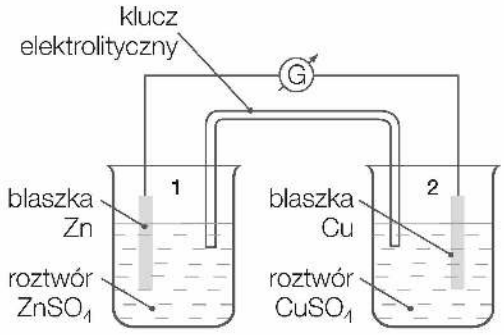
Ogniwa galwaniczne

W ogniwach galwanicznych następuje przekształcenie energii uzyskanej w reakcji chemicznej na energię elektryczną. Do procesów elektrochemicznych należą m.in. reakcje utleniania-redukcji zachodzące w tzw. ogniwach galwanicznych. Budowę i zasadę działania ogniw galwanicznych można wyjaśnić na przykładzie ogniwa Daniella.

Doświadczenie 23. $ZnSO_4$, $CuSO_4$

Badanie działania ogniwa Daniella

Odczynniki: siarczan(VI) cynku, blaszka cynkowa, siarczan(VI) miedzi(II), blaszka miedziana, chlorek sodu, żelatyna, chlorek potasu.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewki, szklana rurka, przewód z zaciskami, woltomierz.
Instrukcja: Zlewkę 1. napełnij do połowy 15-procentowym roztworem siarczanu(VI) cynku i zanurz w nim blaszkę cynkową. Zlewkę 2. napełnij do połowy 15-procentowym roztworem siarczanu(VI) miedzi(II) i zanurz w nim blaszkę miedzianą. Zlewki połącz szklaną rurką wypełnioną żelatyną rozpuszczoną w nasyconym roztworze chlorku potasu, tzw. kluczem elektrolitycznym. Każdą blaszkę połącz przewodem z zaciskami galwanometru (schemat).

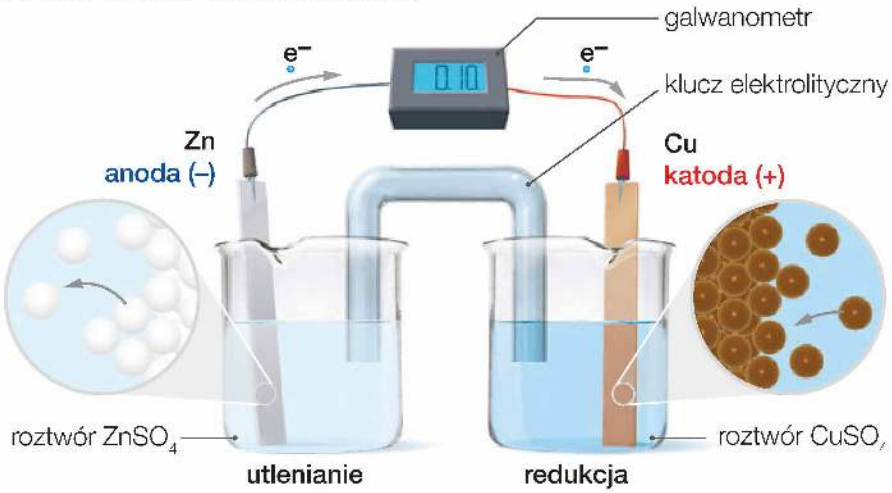


Obserwacje: Galwanometr wskazuje przepływ prądu elektrycznego.
Wniosek: W ogniwie Daniella zachodzą reakcje utleniania-redukcji, podczas których następuje przepływ elektronów.

Dwie blaszki metalowe zanurzone w roztworach elektrolitów połączone przewodnikiem stanowią **ogniwo galwaniczne**. Każda z metalowych blaszek jest elektrodą, a gdy zostanie ona zanurzona w roztworze elektrolitu, powstaje **półogniwo**. Ogniwo galwaniczne, w którym jednym półogniwem jest blaszka cynkowa (elektroda cynkowa) zanurzona w roztworze

Ogniwo galwaniczne – dwie elektrody zanurzone w elektrolicie (dwa półogniwa), między którymi następuje przepływ prądu elektrycznego.

$ZnSO_4$, a drugim – blaszka miedziana (elektroda miedziana) zanurzona w roztworze $CuSO_4$, jest nazywane **ogniwem Daniella** (rys. 48.) (od nazwiska jego twórcy Johna Daniella).



Rys. 48. Ogniwo Daniella.

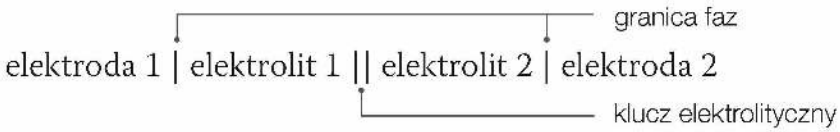
Półogniwo – elektroda zanurzona w elektrolicie.

W ogniwie zachodzą reakcje utleniania-redukcji, związane z przechodzeniem jonów metalu z roztworu do elektrody i odwrotnie. W jednym półogniwie ma miejsce reakcja utleniania ($Me \longrightarrow Me^+$), a w drugim – reakcja redukcji ($Me^+ \longrightarrow Me$). Warunkiem ich przebiegu jest zapewnienie przepływu elektronów między półogniwami. W tym celu łączy się je zewnętrznym przewodnikiem metalicznym. Roztwory obydwu półogniw nie mogą się mieszać, a przepływ anionów między półogniwami odbywa się poprzez **klucz elektrolityczny** (fot. 73.). Elektroda, na której zachodzi reakcja utleniania, nosi nazwę **anody**. Elektroda, na której przebiega reakcja redukcji, to **katoda**.

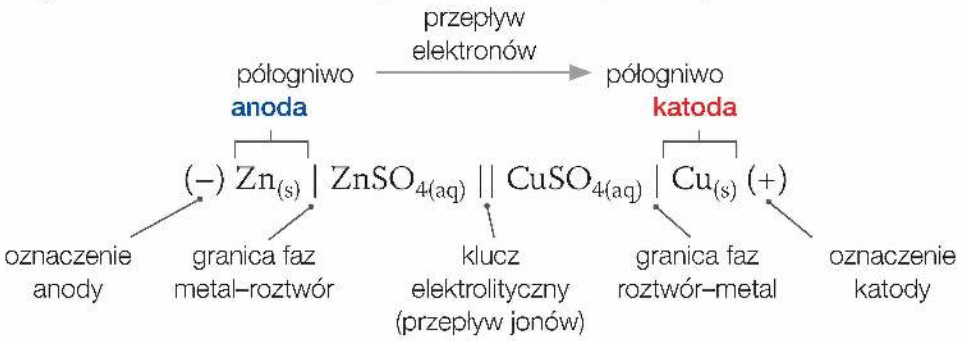


Fot. 73. Wygięta rurka zanurzona w roztworach elektrolitów wypełniona roztworem KCl to najczęściej stosowany klucz elektrolityczny.

Ogólny schemat ogniwa galwanicznego można przedstawić następująco:



Ogniwo Daniella można przedstawić za pomocą schematu:



aq – oznaczenie substancji rozpuszczonej w wodzie

s – oznaczenie substancji w stałym stanie skupienia

W ogniwie Daniella zachodzą reakcje chemiczne:

$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ atom cynku oddaje elektrony – **reduktor**

$Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$ jon miedzi przyjmuje elektrony – **utleniacz**

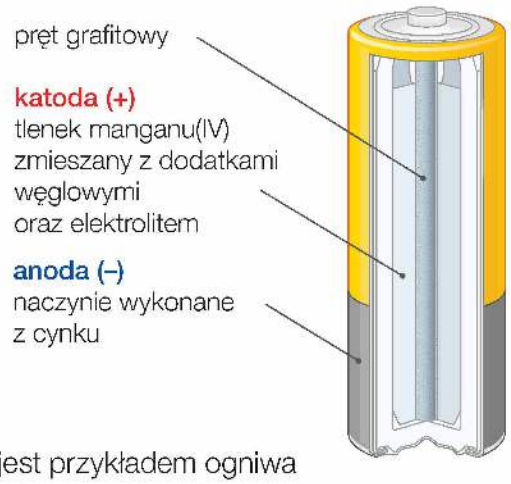
zapis sumaryczny

$Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$

Krok po kroku

Budowa i działanie elektrochemicznych źródeł energii

Elektrochemiczne źródła prądu można podzielić ze względu na sposób działania na baterie, akumulatory oraz ogniwa paliwowe.



1 Baterie

Bateria cynkowo-węglowa (tzw. ogniwo Leclanchégo) jest przykładem ogniwa pierwotnego. Reakcje zachodzące na elektrodach są nieodwracalne.

Baterię cynkowo-węglową można przedstawić za pomocą schematu:

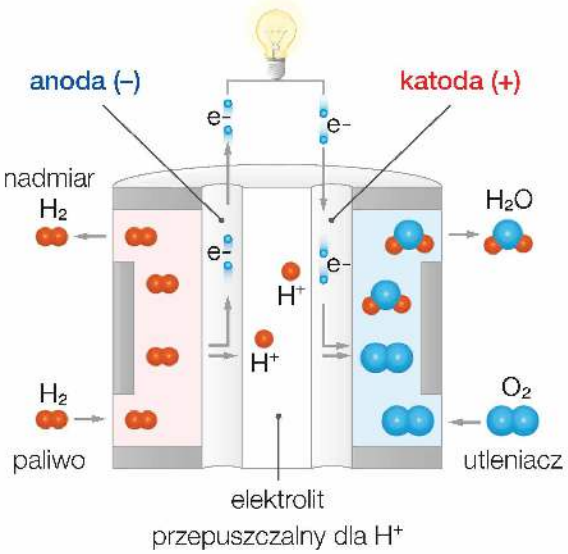
(–) $Zn_{(s)}$ | $NH_4Cl_{(aq)} + ZnCl_{2(aq)}$ | $MnO_{2(s)}$, $C_{(s)}$ (+)

2 Ogniwa paliwowe

Przykładem ogniwa paliwowego jest **ogniwo wodorowo-tlenowe**. Ogniwa paliwowe umożliwiają przetwarzanie energii uwalnianej w procesie utleniania paliwa (np. H_2, CH_4, CH_3OH) w energię elektryczną. **Paliwo i utleniacz są dostarczane do ogniwa** z zewnątrz w sposób ciągły.

anoda (–) $2\ H_2 \longrightarrow 4\ H^+ + 4e^-$

katoda (+) $O_2 + 4\ H^+ + 4e^- \longrightarrow 2\ H_2O$

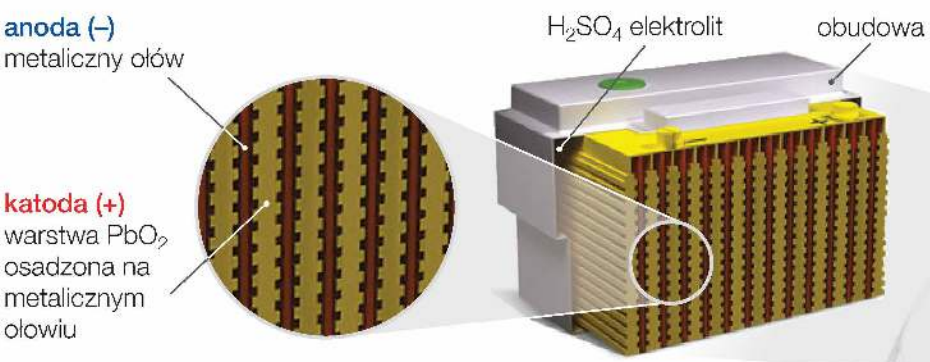


3 Akumulatory

Akumulator ołowiowy jest przykładem ogniwa odwracalnego. Podczas pracy akumulatora zachodzi reakcja, w czasie której następuje proces rozładowywania. W trakcie ładowania akumulatora, polegającego na przepuszczaniu prądu elektrycznego przez roztwór elektrolitu, zachodzi reakcja odwrotna.

Akumulator ołowiowy można przedstawić za pomocą schematu:

(–) $Pb_{(s)}$ | $H_2SO_{4(aq)}$ | $PbO_{2(s)}$, $Pb_{(s)}$ (+)



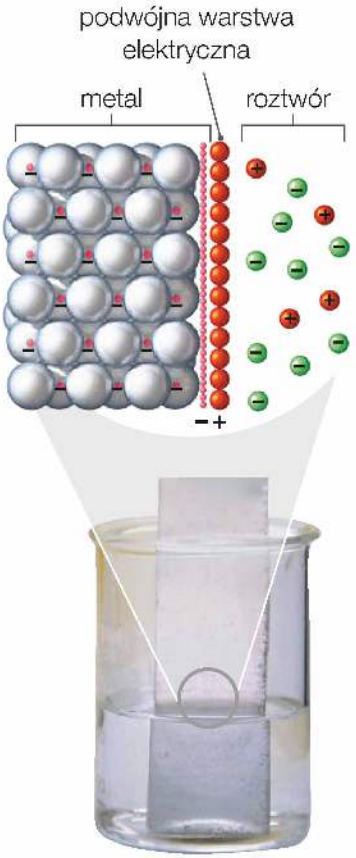


Ogniwa odwracalne i nieodwracalne

Ogniwo odwracalne to ogniwo, w którym **reakcje chemiczne przebiegają w sposób odwracalny**. Regeneracja materiału elektrod wymaga przepuszczania prądu stałego z zewnętrznego źródła. Przykłady ogniw odwracalnych:

- ogniwo Daniella,
- akumulatory.

Ogniwo nieodwracalne (pierwotne) to ogniwo, w którym **reakcje chemiczne przebiegają w sposób nieodwracalny** – tylko w jednym kierunku. Materiał elektrod nie regeneruje się. Przykładami ogniw nieodwracalnych są: ogniwo Volty, ogniwo Leclanchégo, ogniwo litowe.



Fot. 74. Na granicy faz od strony metalu występuje nadmiar elektronów, a od strony roztworu – nadmiar kationów.

Potencjał standardowy półogniwa E°

Na granicy faz metal–roztwór w ogniwie galwanicznym następuje zmiana rozmieszczenia ładunków elektrycznych. Tworzy się wówczas tzw. **podwójna warstwa elektryczna** (fot. 74.) spowodowana przechodzeniem jonów z sieci krystalicznej metalu do roztworu i odwrotnie. Powstająca różnica potencjałów elektrochemicznych między metalem a roztworem jest nazywana **potencjałem półogniwa (potencjałem elektrody)**.

Potencjał półogniwa to **różnica potencjałów na granicy zetknięcia się przewodników I i II rodzaju**. Do przewodników I rodzaju zalicza się metale, stopy metali i grafit. Natomiast do przewodników II rodzaju – wodne roztwory elektrolitów lub stopione elektrolity.

Potencjału pojedynczej elektrody nie da się zmierzyć w sposób bezpośredni. Można jedynie wyznaczyć różnicę potencjałów dwóch półogniw tworzących ogniwo, gdy wartość potencjału jednego z nich jest znana. Uniwersalną elektrodę odniesienia stanowi **standardowe (normalne) półogniwo wodorowe (SPW), nazywane standardową (normalną) elektrodą wodorową (SEW)**.

SEW to układ zbudowany z platynowej blaszki, pokrytej czernią platynową (rozdrobnioną platyną), zanurzonej w roztworze jonów H^+ o stężeniu 1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i omywanej strumieniem wodoru pod ciśnieniem 1000 hPa. W układzie tym zachodzi reakcja elektrodowa:

$$H_{2(g)} \rightleftarrows 2\,H^+ + 2e^-$$

Przyjęto, że potencjał SEW we wszystkich temperaturach jest równy zeru. Mierząc różnicę potencjałów między SEW a badaną elektrodą, uzyskuje się względny potencjał elektrody (półogniwa).

Potencjał półogniwa zależy od rodzaju substancji, ich stężenia (lub ciśnienia w przypadku gazów) oraz temperatury. Potencjały różnych półogniw porównuje się w ustalonych warunkach (warunki standardowe), stosując tzw. potencjał standardowy. **Potencjał standardowy półogniwa E°** jest to różnica potencjałów ogniwa zbudowanego ze standardowego półogniwa wodorowego oraz z badanego półogniwa, w którym

Potencjał elektrody – różnica potencjałów na granicy zetknięcia się metalu, stopu metalu lub grafitu z wodnymi roztworami elektrolitów lub stopionymi elektrolitami.

stężenia substratów i produktów wynoszą 1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Wyznaczone doświadczalnie standardowe (normalne) potencjały półogniw (elektrod) metalicznych i gazowych ułożone według rosnącej wartości tworzą **szereg potencjałów oksydacyjno-redukcyjnych (redoks), nazywany szeregiem napięciowym** pierwiastków chemicznych. W szeregu tym podane są reakcje elektrodowe dla danego półogniwa i odpowiadający im potencjał standardowy. W odniesieniu do elektrod metalicznych szereg taki nazywa się **szeregiem elektrochemicznym (napięciowym)** metali. Metale są w nim ułożone jak w szeregu aktywności. Im niższa jest wartość E°, tym pierwiastek chemiczny wykazuje większą zdolność do oddawania elektronów (tworzenia kationów w wodnym roztworze), czyli do utleniania się. Jest więc silnym reduktorem. Natomiast im wyższa jest wartość E°, tym pierwiastek chemiczny trudniej ulega utlenieniu, czyli jest silniejszym utleniaczem.

Szereg napięciowy – szereg, w którym podane są reakcje elektrodowe dla danego półogniwa wraz z odpowiadającym im potencjałem standardowym redoks.

Siła elektromotoryczna ogniwa SEM

Siła elektromotoryczna ogniwa SEM to różnica względnych potencjałów elektrod (półogniw) w ogniwie niepracującym (otwartym). Jednostką SEM jest wolt V.

Wartość SEM ogniwa wyznacza się ze wzoru:

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

Wzór na obliczanie SEM ogniwa

gdzie:
E°_{katody} – potencjał standardowy (normalny) katody (wyższy), V,
E°_{anody} – potencjał standardowy (normalny) anody (niższy), V.
Dla ogniwa Daniella wartość SEM wynosi:

$\text{SEM} = E^\circ_{Cu^{2+}\,|\,Cu} - E^\circ_{Zn^{2+}\,|\,Zn}$

$\text{SEM} = 0{,}34 - (-0{,}76)$ $\qquad$ $\text{SEM} = 1{,}1$ V

$E^\circ_{Cu^{2+}\,|\,Cu} = 0{,}34$ V
$E^\circ_{Zn^{2+}\,|\,Zn} = -0{,}76$ V

SEM ogniwa zbudowanego z dwóch dowolnych półogniw jest tym większa, im większa jest różnica ich potencjałów. **Elektrodę dodatnią zawsze stanowi półogniwo o wyższym potencjale standardowym E°.**

Przewidywanie kierunku reakcji utleniania-redukcji

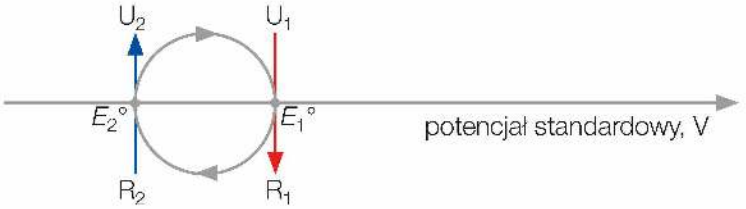
Znajomość potencjałów standardowych umożliwia przewidywanie kierunku przebiegu reakcji chemicznych. Metale o ujemnych potencjałach standardowych wypierają metale o potencjałach dodatnich z roztworów ich soli oraz wodór z wody i roztworów kwasów.

Podobnie zachowują się niemetale, które znajdują się w szeregu napięciowym półogniw gazowych. Na przykład jony bromkowe Br^- są utleniane przez chlor, a jony jodkowe I^- przez chlor i brom. Jest to zgodne z położeniem tych pierwiastków chemicznych w szeregu potencjałów standardowych półogniw. Wśród fluorowców właściwości utleniające zmniejszają się od fluoru (najsilniejszy utleniacz) poprzez chlor, brom, aż do jodu.

Warunkiem samorzutnego przebiegu reakcji utleniania-redukcji jest różnica standardowych potencjałów dwóch reagujących układów redoks wynosząca co najmniej 0,3 V. Kierunek reakcji chemicznej będzie zawsze taki, aby **utleniaczem** była **forma utleniona** substancji o wyższym potencjale E°, a **reduktorem forma zredukowana** substancji o niższym potencjale E°.

Przy przewidywaniu kierunku przebiegu reakcji redoks można wykorzystać tzw. **regułę zegara**:

Reguła zegara



gdzie:
U_1, U_2 – formy utlenione substancji reagujących,
R_1, R_2 – formy zredukowane substancji reagujących,
E_1°, E_2° – wartości standardowych potencjałów redoks substancji; $E_1^\circ > E_2^\circ$.

Kierunek reakcji chemicznej pokazują strzałki styczne do okręgu przechodzącego przez punkty E_1° i E_2°, rysowane zgodnie z ruchem wskazówek zegara. Reakcja chemiczna przebiega według równania:

$$U_1 + R_2 \longrightarrow U_2 + R_1$$

Plan rozwiązywania

1. Zastosuj regułę zegara.
2. Napisz równanie reakcji redoks.

Przykład 53.

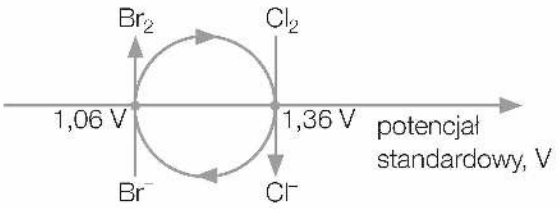
Określanie przebiegu reakcji redoks

Na podstawie podanych standardowych potencjałów redoks równań połówkowych określ kierunek przebiegu reakcji i napisz jej równanie.

$Cl_2 + 2e^- \longrightarrow 2\ Cl^-$ $\qquad E^\circ = 1{,}36$ V

$Br_2 \longrightarrow 2\ Br^- + 2e^-$ $\qquad E^\circ = 1{,}06$ V

1



2 $Cl_2 + 2\ Br^- \longrightarrow Br_2 + 2\ Cl^-$

Korozja

Korozja to proces **niszczenia materiałów** (fot. 75.) **pod wpływem warunków panujących w otaczającym je środowisku** [łac. *corrosio* – zżeranie]. W zależności od mechanizmu tego procesu wyróżnia się dwa rodzaje korozji: chemiczną i elektrochemiczną.



Fot. 75. Obecność wilgoci, tlenu oraz soli sprzyja korozji. Przyczyniają się do niej także wysokie temperatury.

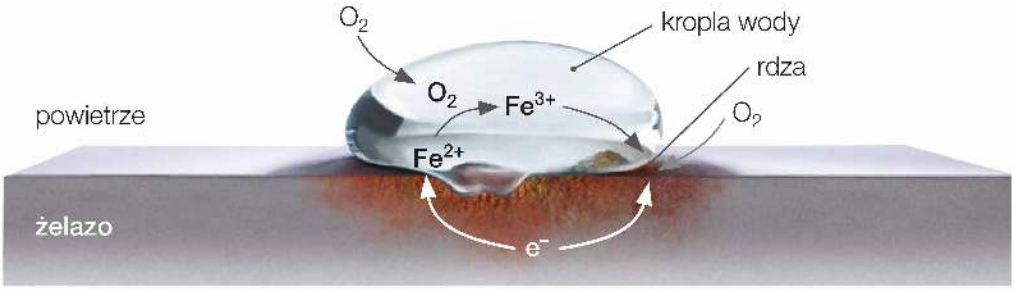
Korozja chemiczna jest spowodowana reakcjami zachodzącymi bez udziału wody na powierzchniach materiałów pod wpływem suchych gazów, np. tlenu, tlenków siarki i azotu, oraz cieczy nieprzewodzących prądu. Bardziej dotkliwe zniszczenia wyrobów z metali oraz ich stopów powoduje korozja zachodząca z udziałem wody. W wyniku reakcji żelaza z tlenem i wodą powstaje **rdza**, stanowiąca mieszaninę $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$ oraz tlenków i węglanów żelaza.

Korozja elektrochemiczna jest spowodowana przez reakcje utleniania-redukcji, zachodzące na granicy faz metal–roztwór elektrolitu i prowadzące do powstania ogniw galwanicznych o schemacie:

$$(-)\ M_I \mid \text{przewodnik jonowy} \mid M_{II}\ (+)$$

metal ulegający korozji — czynnik powodujący korozję

Podczas korozji elektrochemicznej na pokrytej wodą niejednorodnej powierzchni metalu powstają lokalne mikroogniwa zbudowane z anod oraz katod (rys. 49.). Warunkiem działania mikroogniw jest obecność elektrolitu jako nośnika jonów metalu, np. Fe^{2+}.



Rys. 49. Powstające na anodzie kationy Fe^{2+} zostają utlenione w kropli wody do jonów Fe^{3+}, następnie **tworzy się** z nich **rdza** (m.in. Fe_2O_3). Jednocześnie uwolnione elektrony swobodnie przepływają przez metal do katody, gdzie dzięki nim zachodzi redukcja tlenu pochodzącego z powietrza.

katoda

$2\,H_2O + O_2 + 4\,e^- \longrightarrow 4\,OH^-$

redukcja

anoda

$Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2\,e$

utlenianie

Funkcję elektrolitu pełnią woda i rozpuszczone w niej tlenki siarki, azotu oraz węgla, jak również sole wymywane z gleby. Posypywanie w okresie zimowym dróg solami NaCl i $CaCl_2$ zwiększa zawartość jonów w wodzie, a tym samym ułatwia korozję elektrochemiczną. Do powstawania rdzy prowadzą reakcje chemiczne:

$$Fe^{2+} + 2\,OH^- \longrightarrow Fe(OH)_2$$

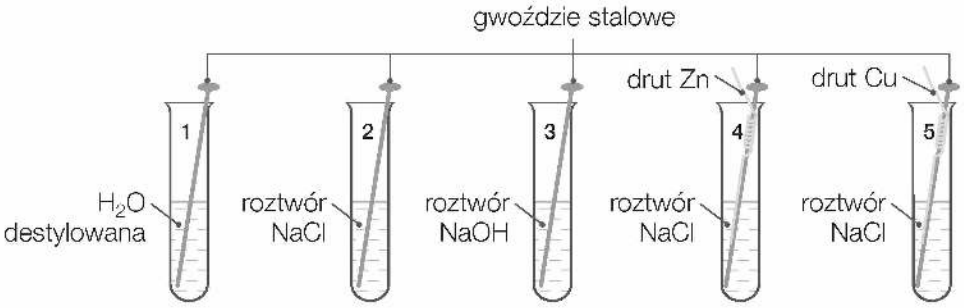
$$Fe(OH)_2 \xrightarrow{\text{powietrze}} Fe(OH)_3 \xrightarrow[CO_2]{\text{powietrze}} \text{węglany; tlenki żelaza(II) i żelaza(III)}$$

Rdza nie chroni metalu przed dalszym niszczeniem, a wręcz przyspiesza rdzewienie głębszych warstw materiału, zatrzymuje bowiem wilgoć w swojej porowatej strukturze.

Doświadczenie 24.

Badanie wpływu różnych czynników na szybkość korozji elektrochemicznej

Odczynniki: woda destylowana, chlorek sodu, wodorotlenek sodu, gwoździe stalowe, drut cynkowy, drut miedziany.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki.
Instrukcja: Przygotuj pięć probówek, wodę destylowaną, rozcieńczone roztwory chlorku sodu i wodorotlenku sodu oraz pięć jednakowych, starannie oczyszczonych gwoździ stalowych. Jeden z nich owiń drutem cynkowym, a drugi – drutem miedzianym. Napełnij probówki roztworami i wodą i umieść w nich gwoździe (schemat). Obserwuj zmiany, które zajdą po kilku i po 24 godzinach.



Obserwacje: W probówkach 1., 2., 3. i 5. stalowy gwóźdź pokrył się brunatnoczerwonym osadem (rdzą). Proces ten przebiegał z różną szybkością – najszybciej w probówce 5., wolniej – w 2. i 3., a najwolniej w probówce 1. W probówce 4. zaobserwowano biały osad.
Wniosek: W probówkach 1., 2., 3. i 5. żelazo uległo korozji.

W celu wyjaśnienia reakcji chemicznych zachodzących w probówkach 4. i 5. należy przeanalizować powstałe w nich ogniwa:

Probówka 4.: Zn | $NaCl_{(aq)}$ | Fe ogniwo I
Probówka 5.: Fe | $NaCl_{(aq)}$ | Cu ogniwo II

Jak wynika z szeregu elektrochemicznego metali, w ogniwie I cynk ulega utlenieniu:

$$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$$

a na elektrodzie stalowej redukcji ulega tlen:

$$O_2 + 2\,H_2O + 4e^- \longrightarrow 4\,OH^-$$

zapis sumaryczny

$$2\,Zn + O_2 + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,Zn(OH)_2\downarrow$$

cynk tlen woda wodorotlenek cynku

Biały osad wodorotlenku cynku powstał na powierzchni drutu cynkowego, którym był owinięty stalowy gwóźdź. W ten sposób **korozja cynku zabezpieczyła stal przed zniszczeniem**.

W ogniwie II elektrodą ujemną jest gwóźdź stalowy, który też ulega utlenieniu:

$$Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e^-$$

Natomiast na powierzchni drutu miedzianego zachodzi redukcja tlenu:

$$O_2 + 2\,H_2O + 4e^- \longrightarrow 4\,OH^-$$

$$2\,Fe + O_2 + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,Fe(OH)_2\downarrow$$

żelazo tlen woda wodorotlenek żelaza(II)

zapis sumaryczny

Tworzący się wodorotlenek żelaza(II) ulega utlenieniu i powstaje rdza.

Korozja stali zachodzi szybciej w roztworach o odczynie kwasowym, a wolniej w roztworach o odczynie zasadowym. Obecność jonów soli w elektrolicie sprzyja korozji, a gdy ich nie ma, jak w czystej wodzie destylowanej, ten proces zachodzi wolniej.

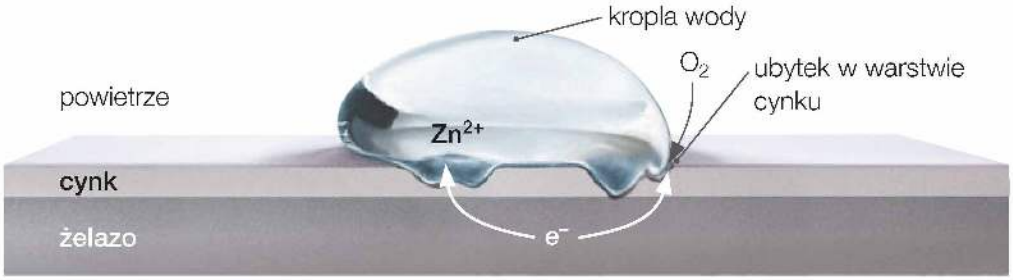
Na szybkość korozji, oprócz kwasowości środowiska, wpływają również: zmiany temperatury i ciśnienia, struktura krystaliczna materiału, obecność wody, tlenu lub innych pierwiastków chemicznych ułatwiających powstawanie wewnętrznych ogniw oraz zanieczyszczenia środowiska przyrodniczego.



Fot. 76. Galwanizowanie, czyli pokrywanie stali cienką warstwą chromu lub niklu, zwiększa jej odporność na korozję i czynniki atmosferyczne.

Powierzchnie metalowe i stalowe można zabezpieczyć przed korozją, stosując:

- metaliczne powłoki ochronne, np. **galwanizowane**, czyli powlekane cienką warstwą metalu, np. cynku (rys. 50.), chromu (fot. 76.). Cynk jest metalem o większej aktywności chemicznej niż żelazo, więc po uszkodzeniu powłoki ochronnej to on łatwiej się utlenia (jest silniejszym reduktorem), jednocześnie chroniąc żelazo przed utlenianiem,



Rys. 50. Anoda tworzy się na warstwie cynkowej. Jony cynku przechodzą do kropli wody, jednak nie zostają dalej utlenione. Gdy w powłoce cynkowej powstaną ubytki, tlen pochodzący z powietrza może dotrzeć do warstwy żelaznej, na której wytworzy się katoda. Dzięki elektronom swobodnie przepływającym z anody zachodzi redukcja tlenu.

katoda

$2\,H_2O + O_2 + 4\,e^- \longrightarrow 4\,OH^-$

redukcja

anoda

$Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2\,e$

utlenianie

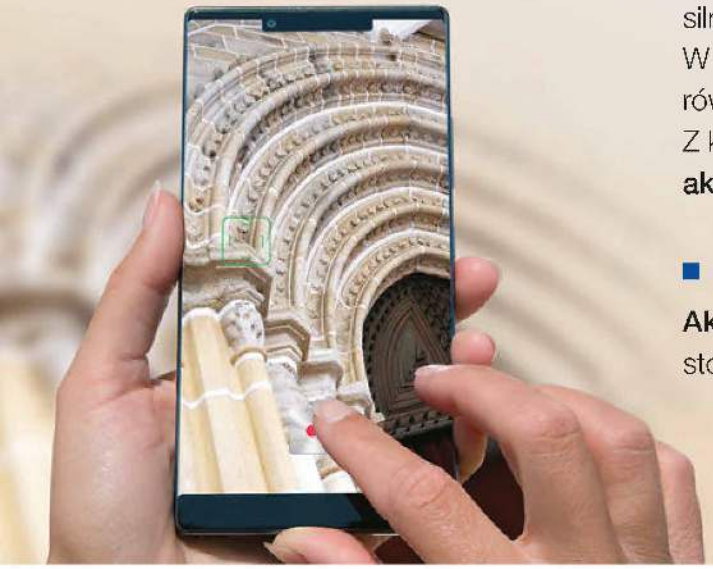
- niemetaliczne powłoki ochronne w postaci farb, lakierów, emalii czy smoły zabezpieczające przed dostępem powietrza i wody,
- protektory, czyli metale aktywne chemicznie, takie jak Zn lub Mg, o niższym potencjale standardowym E° od żelaza,
- inhibitory korozji, które powierzchniowo utleniają metale do zabezpieczających je tlenków lub tworzą na ich powierzchni trudno rozpuszczalne związki chemiczne.

Przykłady inhibitorów korozji:
azotany(V)
fosforany(V)
związki arsenu i niklu

Zastosowania

Elektrochemiczne źródła prądu

Jednymi z najczęściej stosowanych źródeł prądu są obecnie akumulatory litowo-jonowe. Charakteryzują się one dużą żywotnością oraz niewielkimi rozmiarami i masą.



■ Przenośne urządzenia elektryczne

Baterie cynkowo-węglowe lub **cynkowo-manganowe** typu AA lub AAA są często wykorzystywane jako źródło prądu w wielu urządzeniach, m.in.: pilotach, latarkach, nadajnikach, zabawkach.

■ Motoryzacja



W samochodach elektrycznych, w których zainstalowane są silniki elektryczne, oraz w samochodach hybrydowych, wyposażonych zarówno w silniki spalinowe, jak i elektryczne, źródłem prądu potrzebnego do uruchomienia silnika są m.in. **akumulatory litowo-jonowe**. W samochodach elektrycznych mogą być wykorzystywane również ogniwa paliwowe, np. **ogniwo wodorowe**. Z kolei w samochodach spalinowych stosuje się **akumulatory ołowiowe**.

■ Elektronika

Akumulatory litowo-jonowe to źródła prądu najczęściej stosowane w smartfonach, tabletach, laptopach oraz aparatach fotograficznych. Wykorzystuje się je również do magazynowania energii elektrycznej w power bankach.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Ułóż równania reakcji elektrodowych w ogniwie zbudowanym z półogniw: Fe | Fe^{2+} oraz Sn | Sn^{2+}. Wskaż anodę i katodę oraz reakcje utleniania i redukcji.**

2. **Określ kierunek, w którym będą się przemieszczały elektrony po przewodniku łączącym dwa półogniwa: Al | Al^{3+} || Cu^{2+} | Cu.**

3. Dane jest ogniwo Ni | Ni^{2+} || Ag | Ag^{+}. **Na podstawie potencjałów standardowych półogniw określ:**
   a) **która elektroda jest dodatnim, a która ujemnym biegunem ogniwa,**
   b) **wartość SEM tego ogniwa,**
   c) **półogniwo, na którym zachodzi utlenianie, i półogniwo, na którym zachodzi redukcja.**

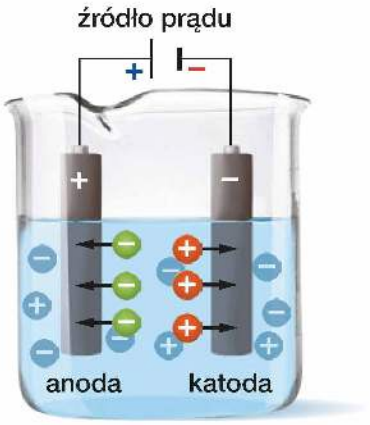
4. Podczas pracy ogniwa magnezowo-srebrowego zachodzi następująca reakcja chemiczna:
   $Mg + 2\,Ag^{+} \longrightarrow Mg^{2+} + 2\,Ag$
   a) **Zaprojektuj ogniwo i narysuj jego schemat.**
   b) **Wskaż anodę i katodę.**
   c) **Oblicz SEM ogniwa.**

5. Płytkę miedzianą zanurzono w roztworze $AgNO_3$. Po pewnym czasie płytka uzyskała srebrną barwę. Jak zmieniła się masa płytki miedzianej, jeżeli redukcji uległo 0,01 mola jonów srebra? **Wykonaj odpowiednie obliczenia.** Wynik podaj z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.

29. Elektroliza

Reakcja chemiczna przebiegająca w ogniwie galwanicznym powoduje przepływ prądu elektrycznego przez obwód zewnętrzny, łączący elektrody ogniwa. Podczas pracy ogniwa elektrony płyną od elektrody o potencjale niższym do elektrody o potencjale wyższym. Proces ten zachodzi samorzutnie.

Podłączenie elektrod ogniwa do zewnętrznego źródła prądu stałego o odpowiednim napięciu powoduje zachodzenie reakcji chemicznych odwrotnych do reakcji elektrodowych ogniwa. Ogół tych reakcji chemicznych nazywa się **elektrolizą**. Elektroliza nie jest procesem samorzutnym, lecz wymuszonym i może zachodzić w roztworach wodnych oraz w stopionych solach i wodorotlenkach. Elektrolizę prowadzi się w **elektrolizerach** (rys. 51.).



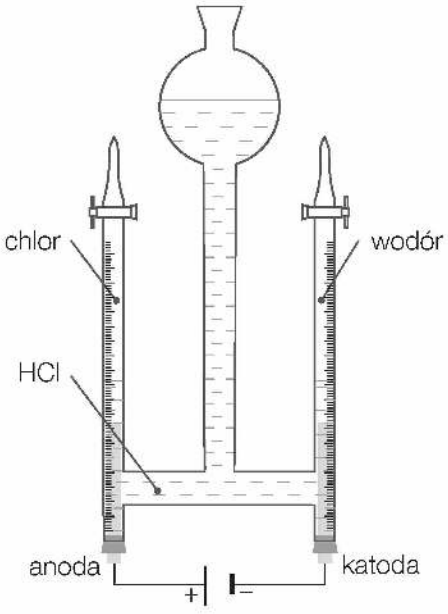
Rys. 51. Elektrody – podstawowe elementy elektrolizera – są zanurzone w wodnym roztworze elektrolitu lub stopionym elektrolicie.

Elektroliza wodnych roztworów elektrolitów

Doświadczenie 25.

Elektroliza kwasu chlorowodorowego

Odczynniki: kwas chlorowodorowy.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: aparat Hofmanna, probówki, łuczywo.
Instrukcja: Aparat Hofmanna zaopatrzony w elektrody węglowe napełnij kwasem chlorowodorowym. Podłącz źródło prądu stałego (akumulator lub prostownik) o napięciu 8–12 V. Zbierz po ok. 10 cm^3 gazów w obu ramionach aparatu. Napełnij probówkę odwróconą do góry dnem gazem znajdującym się w rurce nad elektrodą połączoną z ujemnym biegunem źródła prądu. Następnie skieruj do wylotu probówki zapalone łuczywo. Zbadaj ostrożnie zapach gazu zebranego w drugim ramieniu aparatu. Określ jego barwę.



Obserwacje: Gaz zebrany nad elektrodą ujemną zapala się z charakterystycznym dźwiękiem, gaz zebrany nad elektrodą dodatnią ma zielonożółtą barwę i ostry zapach.
Wniosek: Pod wpływem przyłożonego z zewnątrz napięcia na anodzie wydzielił się chlor, a na katodzie wodór. Zaszła **elektroliza kwasu chlorowodorowego**.

K(–): $2\,H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$ **redukcja**

A(+): $2\,Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$ **utlenianie**

Elektroliza – ogół przemian chemicznych zachodzących na elektrodach pod wpływem prądu stałego przepływającego przez elektrolit.

Elektrolizer – aparat do prowadzenia elektrolizy, zaopatrzony w elektrody oraz źródło prądu stałego.

Anoda – elektroda połączona z dodatnim biegunem źródła prądu. Na anodzie zachodzi utlenianie.

Katoda – elektroda połączona z ujemnym biegunem źródła prądu. Na katodzie zachodzi redukcja.

Sumaryczną reakcję przebiegającą w procesie elektrolizy przedstawia równanie:

$$\underset{\text{kationy wodoru}}{2\,H^+} + \underset{\text{aniony chlorkowe}}{2\,Cl^-} \longrightarrow \underset{\text{wodór}}{H_2} + \underset{\text{chlor}}{Cl_2}$$

Podczas elektrolizy, odwrotnie niż w przypadku ogniw galwanicznych, **elektroda połączona z dodatnim biegunem źródła prądu to anoda, a elektroda ujemna to katoda**.

Na anodzie zawsze zachodzi utlenianie, a na katodzie – redukcja.

Reakcje chemiczne zachodzące podczas elektrolizy wodnego roztworu HCl są odwróceniem reakcji chemicznych przebiegających w ogniwie wodorowo-chlorowym:

$$H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2\,H^+ + 2\,Cl^-$$

Warunkiem przebiegu elektrolizy jest przyłożenie do elektrod zewnętrznego napięcia o wartości przewyższającej SEM ogniwa, jakie tworzą elektrody elektrolizera.

Napięcie rozkładowe U_r – najmniejsza wartość napięcia konieczna do rozpoczęcia elektrolizy.

Najmniejsza wartość napięcia konieczna do rozpoczęcia elektrolizy jest nazywana **napięciem rozkładowym U_r**. Różnica między napięciem rozkładowym a SEM odpowiedniego ogniwa nosi nazwę **nadnapięcia elektrolizy** η [czyt. eta]. Zależność między tymi wielkościami przedstawia wzór:

Wzór na obliczanie napięcia rozkładowego

$$U_r = \text{SEM} + \eta$$

gdzie:
U_r – napięcie rozkładowe, V,
SEM – siła elektromotoryczna ogniwa, V,
η – nadnapięcie elektrolizy, V.

Wartość nadnapięcia η dla danej reakcji elektrodowej zależy od:

- materiału, z którego są zbudowane elektrody,
- ich powierzchni (porowate czy gładkie),
- rodzaju elektrolitu,
- temperatury.

Te same czynniki, a także pH elektrolitu i gęstość prądu wpływają na kolejność wydzielania się na elektrodach produktów elektrolizy. Kolejność tę można przewidzieć na podstawie reguł.

Kolejność redukcji kationów na katodzie w wodnych roztworach elektrolitów zależy od ich położenia w szeregu elektrochemicznym metali:

- najpierw redukują się kationy metali w kolejności ich malejących potencjałów standardowych, np.:

  $Ag^+ \mid Ag \quad E^\circ = 0{,}8$ V
  $Cu^{2+} \mid Cu \quad E^\circ = 0{,}34$ V

  W roztworze wodnym zawierającym jony Ag^+ i Cu^{2+} o tym samym stężeniu pierwsze zredukują się jony Ag^+.

- następnie redukują się jony H^+ lub woda i wydziela się wodór:
  w wodnych roztworach kwasów

$$2\,H^+ + 2e^- \longrightarrow H_2$$

  w wodnych roztworach soli glinu i soli metali aktywnych

$$2\,H_2O + 2e^- \longrightarrow H_2 + 2\,OH^-$$

W środowisku kwasowym może równocześnie **wydzielać się wodór** z kwasu.

Kolejność utleniania anionów na anodzie w wodnych roztworach elektrolitów jest następująca:

- najpierw utleniają się aniony kwasów beztlenowych i ich soli (np. Cl^-, Br^-) oraz wydziela się niemetal:

$$2\,Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$$

- potem utleniają się jony OH^- lub woda i wydziela się tlen:
  w wodnych roztworach zasad

$$2\,OH^- \longrightarrow H_2O + \frac{1}{2}\,O_2 + 2e^-$$

  w wodnych roztworach kwasów tlenowych i ich soli

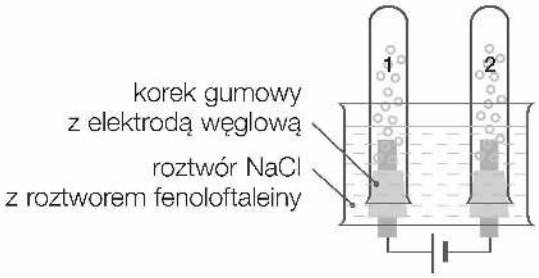
$$H_2O \longrightarrow \frac{1}{2}\,O_2 + 2\,H^+ + 2e^-$$

Aniony kwasów tlenowych nie biorą udziału w procesie utleniania.

Doświadczenie 26.

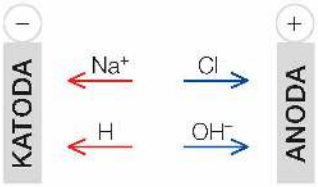
Elektroliza wodnego roztworu chlorku sodu

Odczynniki: chlorek sodu, woda, roztwór fenoloftaleiny.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: elektrolizer, probówki.
Instrukcja: Napełnij elektrolizer wodnym roztworem chlorku sodu z kilkoma kroplami roztworu fenoloftaleiny. Połącz elektrody ze źródłem prądu, np. płaską baterią 4,5 V, i prowadź elektrolizę do zebrania w probówkach po ok. 10 cm^3 gazów. Zbadaj te gazy jak w doświadczeniu 25.



Obserwacje: Gaz zebrany na katodzie zapala się z charakterystycznym dźwiękiem, a roztwór w pobliżu katody barwi się na malinowo. Gaz zebrany na anodzie ma zielonożółtą barwę i ostry zapach.
Wniosek: Podczas elektrolizy wodnego roztworu NaCl na katodzie wydziela się wodór, a na anodzie chlor. W pobliżu katody roztwór przyjmuje odczyn zasadowy.

W wodnym roztworze chlorku sodu znajdują się jony Na^+ i Cl^- oraz H^+ (jako H_3O^+) i OH^-. Kationy Na^+ i H^+ podążają do katody, a aniony



Cl^- i OH^- – do anody. Dla uproszczenia można przyjąć, że na elektrodach reakcji chemicznej ulega tylko jeden rodzaj jonów: na katodzie H^+ z wody, a na anodzie Cl^-:

K(–): $2\,H_2O + 2e^- \longrightarrow H_2 + 2\,OH^-$ **redukcja**

A(+): $2\,Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$ **utlenianie**

zapis sumaryczny

$2\,H_2O + 2\,Cl^- \longrightarrow H_2 + Cl_2 + 2\,OH^-$

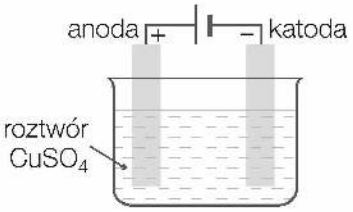
Doświadczenie 27. $CuSO_4$

Elektroliza wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II)

Odczynniki: siarczan(VI) miedzi(II).

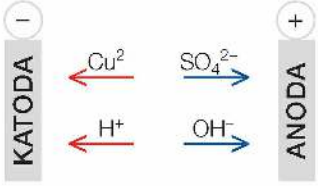
Szkło i sprzęt laboratoryjny: elektrolizer, probówka, łuczywo.

Instrukcja: W wodnym roztworze siarczanu(VI) miedzi(II) znajdującym się w elektrolizerze zanurz dwie czyste elektrody węglowe połączone ze źródłem prądu stałego. Zbierz gaz wydzielający się na anodzie. Zidentyfikuj go za pomocą tlącego się łuczywa.



Obserwacje: Katoda pokryła się rdzawym nalotem. Tlące się łuczywo zapala się jasnym płomieniem.

Wniosek: Podczas elektrolizy wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) na katodzie wydzieliła się metaliczna miedź, a na anodzie powstał gazowy tlen. Zaszły reakcje chemiczne:



K(–): $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$ **redukcja**

A(+): $H_2O \longrightarrow \frac{1}{2}\,O_2 + 2\,H^+ + 2e^-$ **utlenianie**

zapis sumaryczny

$Cu^{2+} + H_2O \longrightarrow Cu + \frac{1}{2}\,O_2 + 2\,H^+ \mid \cdot 2$

$2\,Cu^{2+} + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,Cu + O_2 + 4\,H^+$

Elektroliza zachodzi także w roztworach kwasów tlenowych. Na przykład podczas elektrolizy kwasu siarkowego(VI) zachodzą następujące reakcje chemiczne:

K(–): $2\,H^+ + 2e^- \longrightarrow H_{2(g)} \mid \cdot 2$ **redukcja**

A(+): $2\,H_2O \longrightarrow 4\,H^+ + O_{2(g)} + 4e^-$ **utlenianie**

Podczas elektrolizy kwasów tlenowych na elektrodach wydzielają się tlen i wodór.

Elektroliza stopionych tlenków, soli i wodorotlenków

Elektroliza zachodzi także w przypadku stopionych tlenków, soli lub wodorotlenków. W wysokiej temperaturze sieć krystaliczna tych substancji zostaje zniszczona. Dzięki temu możliwy staje się swobodny ruch jonów

w kierunku elektrod, mogą zachodzić reakcje elektrodowe. Na katodzie wydziela się wówczas metal, a na anodzie tlen lub inny niemetal.

Na przykład podczas elektrolizy stopionego chlorku ołowiu(II) zachodzą następujące reakcje chemiczne:

K(–): $Pb^{2+} + 2e^- \longrightarrow Pb$ **redukcja**, wydziela się stopiony ołów

A(+): $2\,Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$ **utlenianie**, wydziela się gazowy chlor

$Pb^{2+} + 2\,Cl^- \longrightarrow Pb + Cl_2$ *zapis sumaryczny*

Inne przykłady procesów elektrolizy przedstawiono w tabeli 19.

Tabela 19. Wybrane reakcje elektrodowe

Elektrolit	Równania reakcji chemicznych	Produkty elektrolizy
wodny roztwór chlorku sodu	K(–): $2\,H_2O + 2e^- \longrightarrow H_2 + 2\,OH^-$ A(+): $2\,Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$ $2\,H_2O + 2\,Cl^- \longrightarrow H_2 + Cl_2 + 2\,OH^-$	wodór i chlor
wodny roztwór wodorotlenku sodu	K(–): $2\,H_2O + 2e^- \longrightarrow H_2 + 2\,OH^-$ A(+): $2\,OH^- \longrightarrow \frac{1}{2}\,O_2 + H_2O + 2e^-$ $H_2O \longrightarrow H_2 + \frac{1}{2}\,O_2$	wodór i tlen
stopiony chlorek sodu	K(–): $2\,Na^+ + 2e^- \longrightarrow 2\,Na$ A(+): $2\,Cl^- \longrightarrow Cl_2 + 2e^-$ $2\,Na^+ + 2\,Cl^- \longrightarrow 2\,Na + Cl_2$	sód i chlor
stopiony wodorotlenek sodu	K(–): $2\,Na^+ + 2e^- \longrightarrow 2\,Na$ A(+): $2\,OH^- \longrightarrow H_2O + \frac{1}{2}\,O_2 + 2e^-$ $2\,Na^+ + 2\,OH^- \longrightarrow 2\,Na + H_2O + \frac{1}{2}\,O_2$	sód i tlen
stopiony tlenek glinu	K(–): $4\,Al^{3+} + 12e^- \longrightarrow 4\,Al$ A(+): $6\,O^{2-} \longrightarrow 3\,O_2 + 12e^-$ $4\,Al^{3+} + 6\,O^{2-} \longrightarrow 4\,Al + 3\,O_2$	glin i tlen

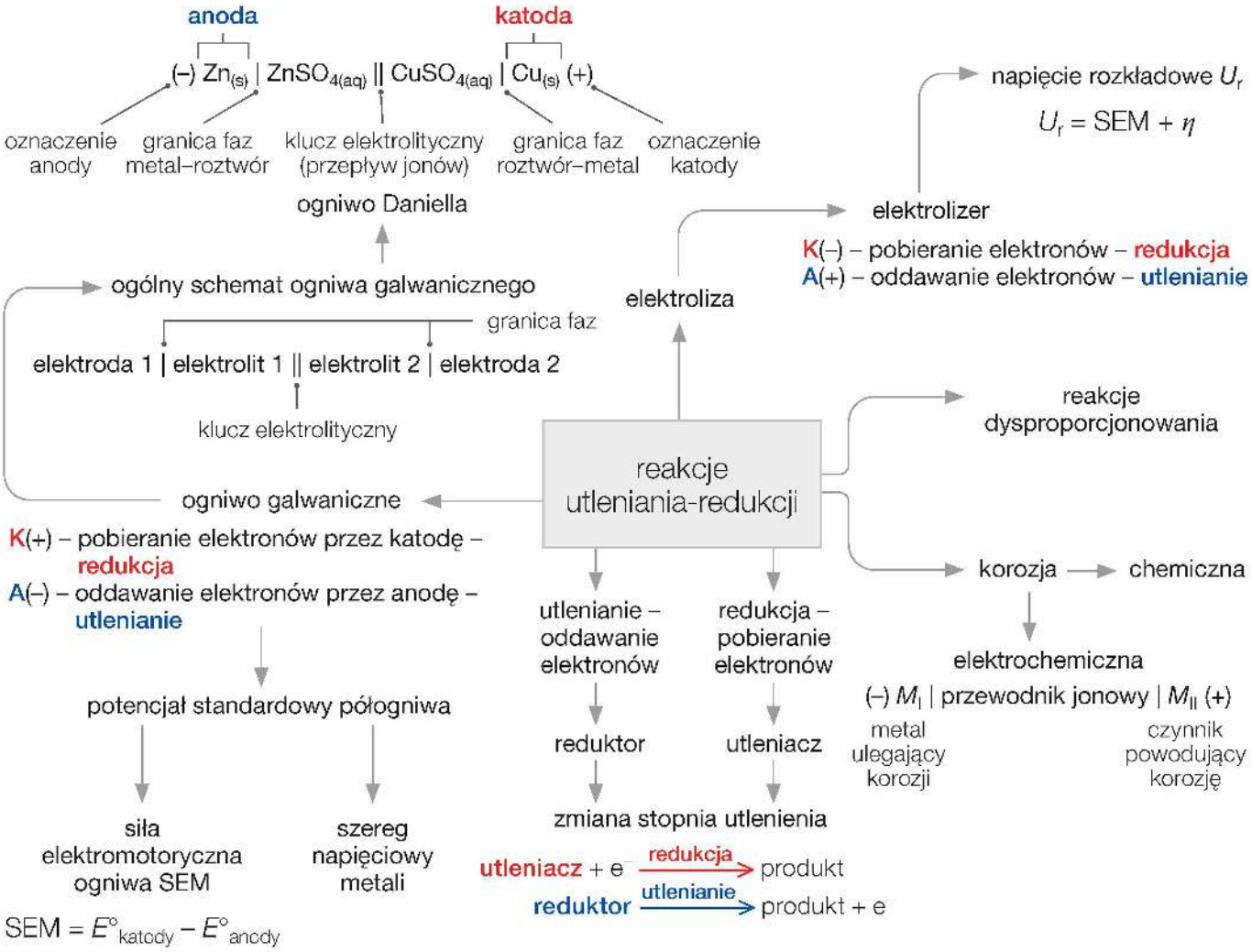
Odkrycia, które zmieniły świat – telefon komórkowy

Przełomowym odkryciem w telekomunikacji było wynalezienie telefonu komórkowego. Pierwszy prototyp, wielkości walizki i o wadze ok. 40 kg, wykonała w 1956 r. szwedzka firma Ericsson. Współczesne telefony komórkowe (fot. 77.) są niewielkie, bardzo lekkie i wydajne. **Źródłem zasilania** są w nich **akumulatory litowo-jonowe Li-Ion.** Elektroda dodatnia (katoda) jest wykonana z tlenku litu Li_2O, natomiast elektroda ujemna (anoda) – z węgla. Elektrolitem jest najczęściej sól litu.



Fot. 77. Telefon komórkowy obecnie jest używany także jako aparat fotograficzny, odbiornik GPS, a przede wszystkim jako przenośny komputer.

Mapa pojęć – elektrochemia



Wyjaśnienia symboli:

$E°_{katody}$ – potencjał standardowy (normalny) katody (wyższy), V,
$E°_{anody}$ – potencjał standardowy (normalny) anody (niższy), V,
SEM – siła elektromotoryczna ogniwa, V,
U_r – napięcie rozkładowe, V,
η – nadnapięcie elektrolizy, V.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Napisz równania reakcji elektrodowych zachodzących podczas elektrolizy:**
   a) stopionego $CaCl_2$,
   b) wodnego roztworu H_2SO_4,
   c) wodnego roztworu Na_2CO_3,
   d) wodnego roztworu $AgNO_3$.

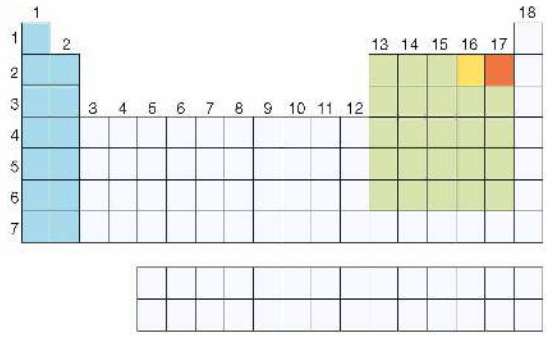
2. Podczas elektrolizy stopionego $CuCl_2$ na anodzie wydzieliło się 224 cm^3 chloru (odmierzonego w warunkach normalnych). **Oblicz, ile gramów poddanego elektrolizie $CuCl_2$ uległo rozkładowi.**

3. Przeprowadzono elektrolizę wodnego roztworu azotanu(V) potasu.
   a) **Napisz przewidywane obserwacje.**
   b) **Określ produkty elektrolizy.**
   c) **Napisz równania reakcji chemicznych zachodzących na elektrodach.**
   d) **Podaj nazwy cząsteczek i jonów obecnych w tym roztworze przed elektrolizą.**

Podsumowanie

Stopień utlenienia

To liczba dodatnich lub ujemnych ładunków elementarnych, które miałby atom danego pierwiastka chemicznego, gdyby wszystkie wiązania chemiczne występujące w cząsteczce lub jonie zawierającym ten atom miały charakter jonowy.



- najwyższy stopień utlenienia pierwiastka chemicznego bloku *s* jest równy numerowi jego grupy głównej
- najwyższy stopień utlenienia pierwiastka chemicznego bloku *p* jest równy numerowi jego grupy głównej pomniejszonemu o 10
- najwyższy stopień utlenienia tlenu w związkach chemicznych jest równy II (w OF_2)
- stopień utlenienia fluoru w związkach chemicznych jest zawsze równy –I

Reakcja utleniania-redukcji (redoks)

To każda reakcja chemiczna, podczas której zachodzą zarówno redukcja, jak i utlenianie.

Reakcja	Redukcja	Utlenianie
Przemieszczenie elektronów	pobieranie elektronów przez utleniacz	oddawanie elektronów przez reduktor
Zmiana stopni utlenienia	obniżanie stopnia utlenienia utleniacza	podwyższanie stopnia utlenienia reduktora

utleniacz + e^- $\xrightarrow{\text{redukcja}}$ produkt redukcji

reduktor $\xrightarrow{\text{utlenianie}}$ produkt utleniania + e^-

Utleniacz i reduktor

Utleniacz to pierwiastek chemiczny, który obniża swój stopień utlenienia, czyli ulegający redukcji.
Reduktor to pierwiastek chemiczny, który podwyższa swój stopień utlenienia, czyli ulegający utlenianiu.

Ustalanie współczynników stechiometrycznych

Etapy ustalania współczynników stechiometrycznych w równaniach reakcji redoks metodą bilansu elektronowego:

1. zapisanie symboli i wzorów chemicznych substratów i produktów oraz określenie stopni utlenienia wszystkich pierwiastków chemicznych wchodzących w ich skład,
2. napisanie schematu przyjmowania elektronów przez utleniacz i oddawania przez reduktor,
3. ułożenie bilansu elektronowego,
4. wpisanie ustalonych liczb jako współczynników stechiometrycznych do równania reakcji redoks oraz obliczenie i uzupełnienie pozostałych współczynników,
5. sprawdzenie poprawności doboru współczynników stechiometrycznych:

równanie reakcji chemicznej

lewa strona — prawa strona

W równaniach jonowych bilans ładunku musi być taki sam po prawej i po lewej stronie równania.

Ogniwo galwaniczne

To dwa półogniwa (dwie elektrody zanurzone w elektrolicie), połączone metalicznym przewodnikiem, między którymi następuje przepływ prądu elektrycznego na skutek zachodzenia w nich reakcji redoks.

Ogólny schemat ogniwa galwanicznego:



Ogniwa można podzielić na:

- odwracalne, np. ogniwo Daniella,
- nieodwracalne, np. ogniwo Volty.

Siła elektromotoryczna ogniwa SEM

To różnica potencjałów standardowych półogniw (elektrod) w ogniwie otwartym.

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

Szereg elektrochemiczny (szereg napięciowy) metali

To szereg metali ułożonych według wzrastających wartości potencjałów standardowych E°. Znajomość potencjałów standardowych elektrod umożliwia obliczanie SEM ogniwa oraz przewidywanie kierunku przebiegu reakcji redoks.

Korozja

To proces niszczenia materiałów pod wpływem różnych czynników (korozja chemiczna, korozja elektrochemiczna).



Sposoby ochrony materiałów przed korozją:

- metaliczne powłoki ochronne,
- niemetaliczne powłoki ochronne,
- ochrona elektrochemiczna,
- inhibitory korozji.

Elektroliza

To ogół przemian chemicznych zachodzących na elektrodach pod wpływem prądu stałego przepływającego przez elektrolit. Elektroliza jest procesem odwrotnym do reakcji chemicznych zachodzących w ogniwach galwanicznych.

Ogniwa galwaniczne	Elektrolizer
procesy samorzutne; przekształcanie energii chemicznej w energię elektryczną	procesy wymuszone przez przyłożone z zewnątrz napięcie elektryczne
K(+) – pobieranie elektronów – **redukcja**	K(–) – pobieranie elektronów – **redukcja**
A(–) – oddawanie elektronów – **utlenianie**	A(+) – oddawanie elektronów – **utlenianie**

Sposób na zadania

Jak zaprojektować doświadczenie chemiczne, które umożliwi redukcję jonów manganianowych(VII) MnO_4^- do jonów manganu(II) Mn^{2+}? Jakie odczynniki wybrać (mając do dyspozycji np. wodne roztwory kwasu siarkowego(VI), manganianu(VII) potasu, wodorotlenku potasu, azotan(III) sodu oraz wodę)**? Jak narysować schemat doświadczenia chemicznego, napisać obserwacje i sformułować wniosek?**

1 **Ustal środowisko (kwasowe, zasadowe, obojętne), w jakim jony manganianowe(VII) MnO_4^- redukują się do jonów manganu(II) Mn^{2+}. Wybierz odpowiedni odczynnik.**

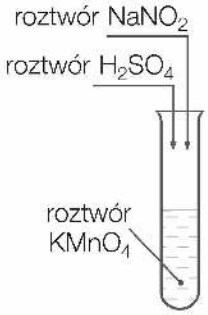
Jony MnO_4^-, w których mangan występuje na VII stopniu utlenienia, redukują się do jonów Mn^{2+} w roztworze o odczynie kwasowym, dlatego odczynnikiem, który musisz wybrać spośród podanych w treści zadania, jest kwas siarkowy(VI).

2 **Wybierz odczynnik, za pomocą którego można zredukować jony manganianowe(VII) MnO_4^- do jonów manganu(II) Mn^{2+}, oraz pozostałe odczynniki, które będą potrzebne do wykonania zadania.**

Odczynnik, który będzie potrzebny, musi mieć właściwości redukujące, czyli musi ulegać utlenieniu. Spośród wymienionych w zadaniu takie właściwości ma azotan(III) sodu. Kolejnym odczynnikiem, który musisz wybrać, jest roztwór manganianu(VII) potasu, ponieważ zawiera jony MnO_4^-.

3 **Narysuj schemat doświadczenia chemicznego.**

Schemat doświadczenia chemicznego:



! Zwróć uwagę na to, czego dotyczy polecenie do zadania – czy trzeba podać nazwy, czy wzory odczynników. Jeżeli nie ma takiej informacji, mogą to być zarówno nazwy, jak i wzory.

4 **Napisz obserwacje.** Fioletowy roztwór odbarwił się.

5 **Sformułuj wniosek.** W środowisku kwasowym jony MnO_4^- redukują się do jonów Mn^{2+}.

6 **Napisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej i ustal współczynniki stechiometryczne.**

Jest to reakcja redoks, dlatego trzeba ustalić współczynniki stechiometryczne, stosując metodę bilansu elektronowego lub bilansu jonowo-elektronowego. Jeżeli nie określono tego w treści zadania – możesz wybrać dowolną metodę, np. bilansu jonowo-elektronowego:

$MnO_4^- + 8\,H^+ + 5e^- \longrightarrow Mn^{2+} + 4\,H_2O \mid \cdot 2$

$NO_2^- + H_2O \longrightarrow NO_3^- + 2\,H^+ + 2e^- \mid \cdot 5$

$2\,KMnO_4 + 5\,NaNO_2 + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow 2\,MnSO_4 + 5\,NaNO_3 + K_2SO_4 + 3\,H_2O$

Trening – rozwiąż zadania: 1., 4., s. 238.

Trening – rozwiąż zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Zadanie 1.

Aniony siarczanowe(VI) reagują z anionami jodkowymi w środowisku kwasowym według schematu:

$I^- + SO_4^{2-} + H^+ \longrightarrow I_2 + H_2S + H_2O$

a) **Napisz w formie jonowej równania reakcji redukcji i utleniania zachodzących podczas tej przemiany z uwzględnieniem liczby pobieranych i oddawanych elektronów** (zapis jonowo-elektronowy).

b) **Dobierz współczynniki stechiometryczne reakcji.**

c) **Napisz nazwę jonu, który jest utleniaczem.**

Zadanie 2.

Oblicz, jaką objętość zajmie chlor (w warunkach normalnych) wydzielony na anodzie, jeżeli elektrolizie poddano 22,35 g stopionego chlorku potasu.

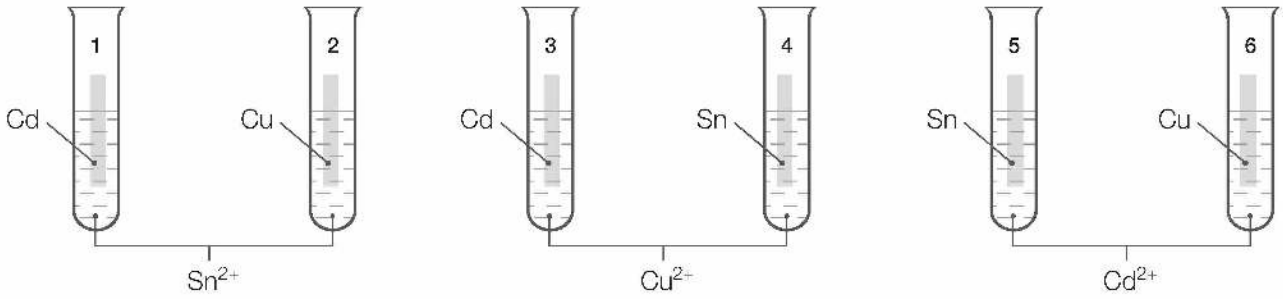
Zadanie 3.

Ustal, które z metali o podanych nazwach mogą być stosowane do ochrony przed korozją przedmiotu ze stali narażonego na zarysowania. Odpowiedź uzasadnij.

chrom, miedź, srebro, cynk

Zadanie 4.

W celu porównania aktywności metali: cyny, miedzi i kadmu przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie. W wodnych roztworach soli tych metali zanurzono metalowe płytki.



Zanotowano następujące stwierdzenia:

A. Na płytce kadmowej tworzy się warstwa o barwie czerwonopomarańczowej.

B. Cyna jest mniej aktywna chemicznie od kadmu.

C. Płytka kadmowa zmniejsza swoją masę w roztworze zawierającym jony Sn^{2+}.

D. Kadm jest najbardziej aktywny chemicznie.

E. Miedź jest mniej aktywna chemicznie niż cyna.

F. Najmniejszą aktywność chemiczną wykazuje miedź.

a) **Określ, które z podanych informacji są wnioskami, a które obserwacjami z doświadczenia.**

b) **Napisz w formie cząsteczkowej równanie dowolnej reakcji chemicznej zachodzącej w tym doświadczeniu z udziałem płytki kadmowej.**

c) **Uszereguj użyte w doświadczeniu chemicznym metale zgodnie ze wzrastającą aktywnością chemiczną.**



Roztwory

W tym dziale zwróć uwagę na umiejętności

Doświadczenia chemiczne – projektowanie i opisywanie

- rozdzielanie barwników roślinnych metodą chromatografii bibułowej
- ekstrakcja jodu z wodnego roztworu jodu w jodku potasu
- efekt Tyndalla
- koagulacja białka
- wpływ temperatury na rozpuszczalność gazów w wodzie
- sporządzanie roztworów o określonych stężeniach procentowym i molowym

Obliczenia chemiczne

- obliczanie stężeń procentowego i molowego roztworu
- obliczanie masy substancji rozpuszczonej
- obliczenia z wykorzystaniem reguły mieszania
- przeliczanie stężeń

Korzystanie z informacji

- odczytywanie z wykresu rozpuszczalności substancji w danej temperaturze

30. Roztwory – mieszaniny substancji



Fot. 78. Otrzymywanie roztworu chlorku sodu.

Roztwór – mieszanina jednorodna co najmniej dwóch substancji.

Mieszaniny:
- **jednorodne**, czyli układy homogeniczne,
- **niejednorodne**, czyli układy heterogeniczne.

Faza – porcja materii jednorodna pod względem stanu fizycznego.



Fot. 79. Olej roślinny (faza I) i woda (faza II) tworzą układ heterogeniczny.

Większość substancji występujących w naszym otoczeniu to mieszaniny. Przykładem mieszanin są roztwory (fot. 78.).

Podział mieszanin ze względu na liczbę faz

W **mieszaninach niejednorodnych**, czyli układach heterogenicznych, składniki mieszaniny stanowią odrębne fazy, które można rozróżnić gołym okiem lub za pomocą prostych przyrządów optycznych (fot. 79.).

W **mieszaninach jednorodnych**, czyli układach homogenicznych, składników nie można rozróżnić, ani gołym okiem ani za pomocą prostych przyrządów optycznych, ponieważ stanowią **jedną fazę**.

Roztwory

Mieszaniny jednorodne, w których skład wchodzą substancje rozpuszczone (rozproszone) w rozpuszczalniku, są nazywane **roztworami**. Cząstki **substancji rozpuszczonej** mogą mieć różną wielkość i zawsze jest ich mniej niż cząstek **rozpuszczalnika**.

Podział roztworów ze względu na stan skupienia

Stan skupienia roztworu zależy od rodzaju rozpuszczalnika, czyli składnika dominującego (tabela 20.). W **roztworach ciekłych** rozpuszczalnikiem jest ciecz, najczęściej woda (roztwory wodne). Istnieją także **roztwory gazowe**, w których rozpuszczalnikiem jest gaz (np. powietrze to roztwór tlenu, tlenku węgla(IV), pary wodnej i gazów szlachetnych w azocie). Natomiast w **roztworach stałych** składnikami dominującymi są substancje stałe (np. stal, czyli stop metali, to roztwór węgla w żelazie).

Tabela 20. Przykłady mieszanin o różnych stanach skupienia substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika

Rozpuszczalnik / Substancja rozpuszczona	gaz	ciecz	substancja stała
gaz	powietrze (tlen i inne gazy w azocie)	woda gazowana (tlenek węgla(IV) w wodzie)	wodór w palladzie
ciecz	mgła (kropelki wody w powietrzu)	alkohole w wodzie	woda w kwarcu
substancja stała	dym (sadza lub pył w powietrzu)	cukier lub sól w wodzie	stopy metali (mosiądz, brąz)

Podział mieszanin ciekłych ze względu na wielkość cząstek

Ze względu na wielkość cząstek substancji rozpuszczonej (rozproszonej) w ciekłym rozpuszczalniku wyróżnia się:

- **roztwory właściwe (rzeczywiste)**, w których średnica cząstek jest mniejsza niż 10^{-9} m (fot. 80.a), np. roztwory soli rozpuszczalnych w wodzie,
- **koloidy**, w których cząstki substancji mają średnicę między 10^{-9} a 10^{-7} m (fot. 80.b), np. mleko,
- **zawiesiny**, w których średnica cząstek jest większa niż 10^{-7} m (fot. 80.c), np. piasek w wodzie.

Koloidy i zawiesiny to mieszaniny niejednorodne (układy heterogeniczne).





Fot. 80. Manganian(VII) potasu z wodą – a), białko z wodą – b), mąka z wodą – c).

Przykładem koloidów są **emulsje**, czyli mieszaniny niejednorodne dwóch nierozpuszczających się w sobie cieczy, z których jedna jest rozproszona w drugiej w postaci małych kropelek. Emulsje otrzymuje się przez wstrząsanie dwóch cieczy lub wkraplanie jednej cieczy do drugiej przy jednoczesnym energicznym mieszaniu. Przykładem emulsji jest majonez.

Emulsja – mieszanina niejednorodna nierozpuszczających się w sobie cieczy, z których jedna jest rozproszona w drugiej w postaci małych kropelek.

Rozdzielanie mieszanin jednorodnych

Jedną z metod rozdzielania mieszaniny jednorodnej na składniki jest **chromatografia**. Pierwszy raz rozdzielenia substancji metodą chromatografii dokonał w 1905 r. **Michaił Cwiet**. Metoda ta polega na podziale substancji zawartych w rozdzielanej mieszaninie między dwie fazy: nieruchomą (stacjonarną) i ruchomą. Fazę stacjonarną może stanowić:

- bibuła filtracyjna,
- cienka warstwa adsorbentu (substancji, na której powierzchni zatrzymują się cząstki substancji rozpuszczonej) naniesiona na płytkę szklaną lub z tworzywa sztucznego,
- stałe lub ciekłe wypełnienie kolumny.

Chromatografia – rozdzielenie mieszaniny z wykorzystaniem różnic w szybkości przemieszczania się poszczególnych składników mieszaniny podczas jej przepływu przez fazę nieruchomą.

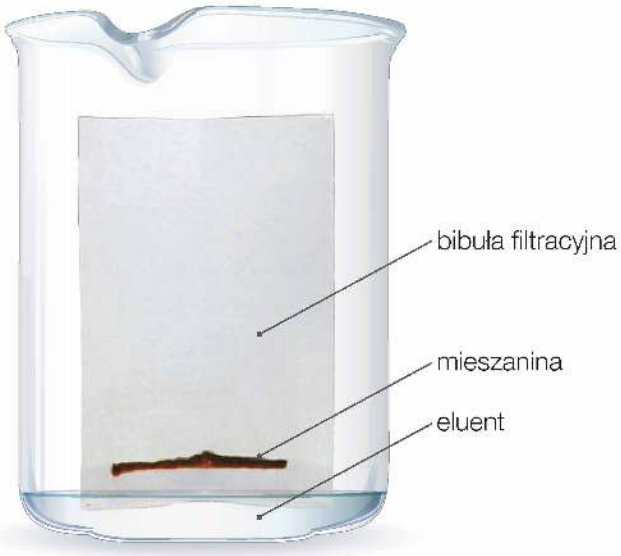
Krok po kroku

Chromatografia

Chromatografia polega na rozdzieleniu substancji zawartych w mieszaninie między dwie fazy: nieruchomą (stacjonarną) i ruchomą. Fazę nieruchomą może stanowić bibuła filtracyjna. Natomiast fazę ruchomą eluent, którym zazwyczaj jest ciekły rozpuszczalnik, np. etanol lub mieszanina rozpuszczalników. W **chromatografii wykorzystuje się różnice w szybkości przemieszczania się poszczególnych składników** mieszaniny podczas jej przepływu przez fazę nieruchomą.

Jak rozdzielić składniki mieszaniny za pomocą chromatografii?

1 Mieszaninę **nanosi się na bibułę filtracyjną**. Następnie **umieszcza się** ją w zlewce z **eluentem**.

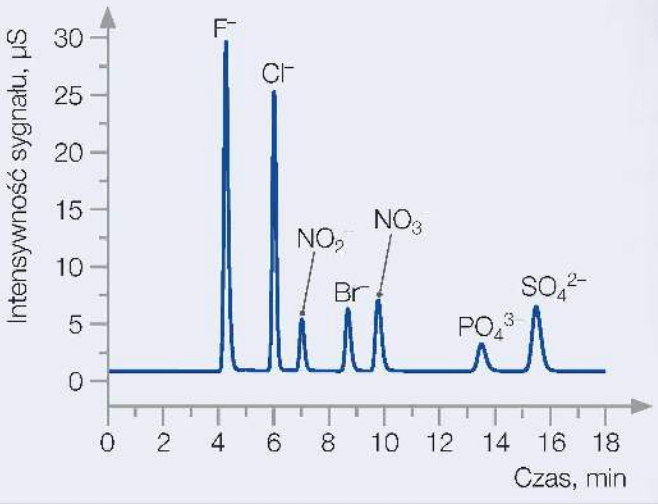


2 **Eluent** wsiąka w bibułę filtracyjną i **rozpuszcza składniki mieszaniny**.



Co to jest chromatogram?

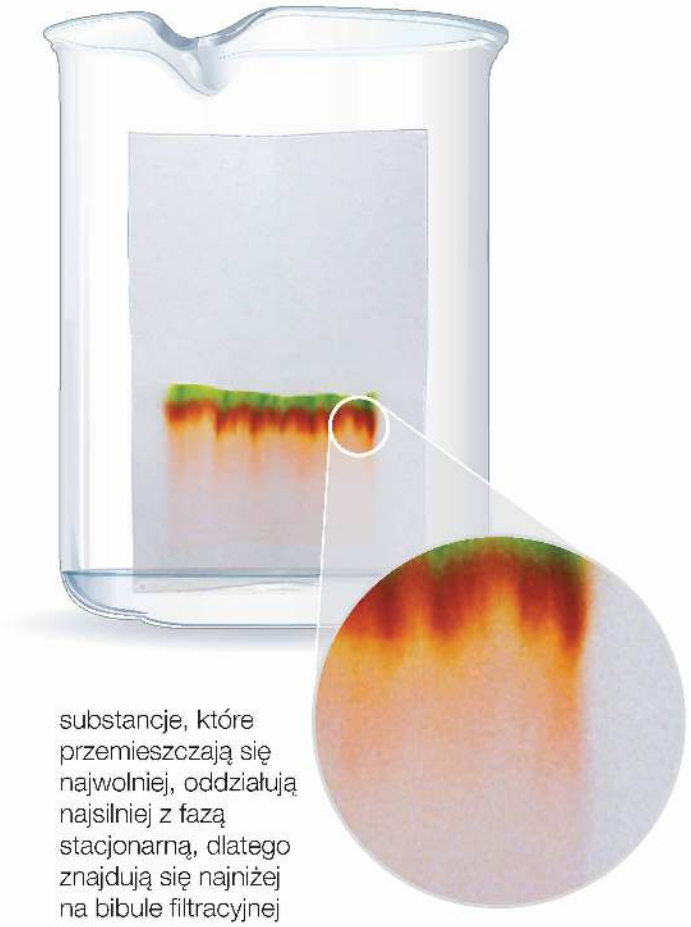
Chromatogram to **wynik rozdzielenia** mieszaniny. Może on mieć postać plamek na bibule filtracyjnej lub wykresów.



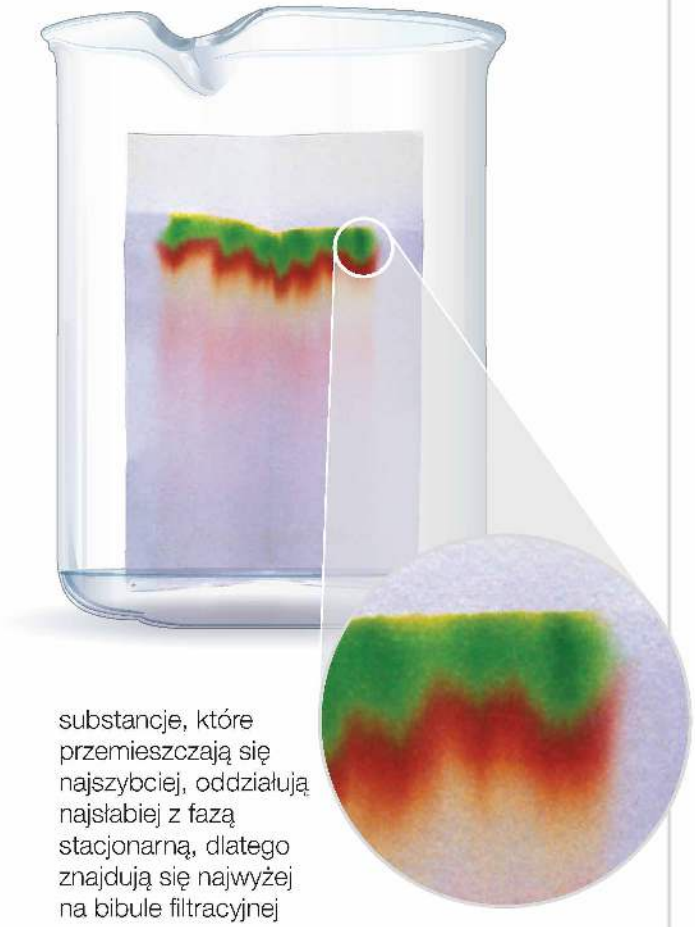
Chromatogram mieszaniny anionów informuje, jakie jony i w jakich ilościach znajdują się w badanej mieszaninie.

3 Eluent wędruje (przemieszcza się) po bibule filtracyjnej. Razem z nim **przesuwają się** w górę **składniki mieszaniny**.

4 Poszczególne składniki mieszaniny **zatrzymują się** na różnej wysokości bibuły filtracyjnej.

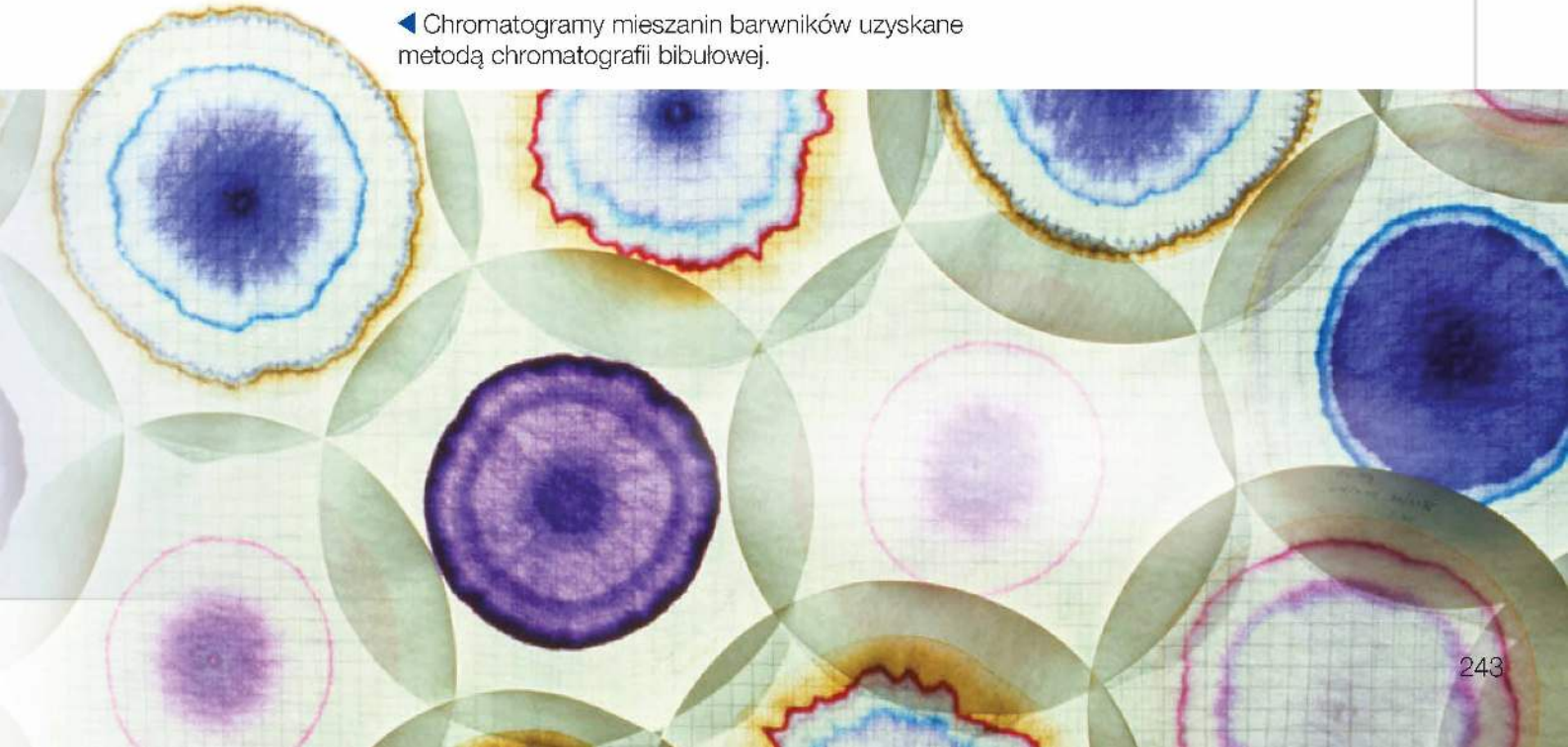


substancje, które przemieszczają się najwolniej, oddziałują najsilniej z fazą stacjonarną, dlatego znajdują się najniżej na bibule filtracyjnej



substancje, które przemieszczają się najszybciej, oddziałują najsłabiej z fazą stacjonarną, dlatego znajdują się najwyżej na bibule filtracyjnej

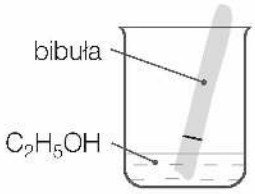
◀ Chromatogramy mieszanin barwników uzyskane metodą chromatografii bibułowej.

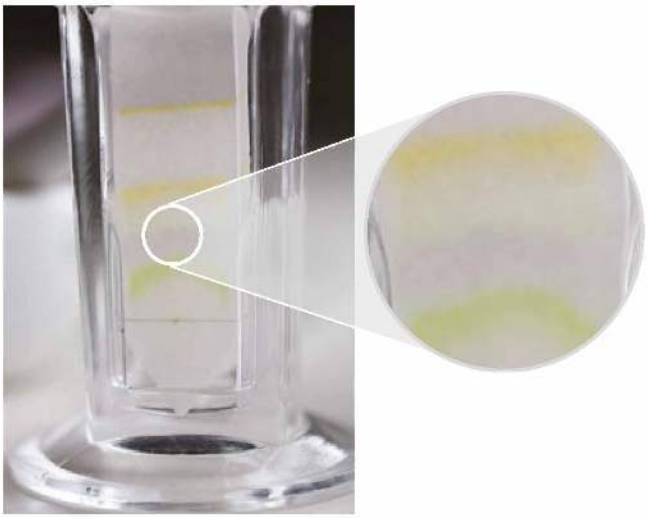


Doświadczenie 28. C_2H_5OH

Rozdzielanie barwników roślinnych metodą chromatografii

Odczynniki: etanol C_2H_5OH, liść szpinaku.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: bibuła filtracyjna, nożyczki, moneta.
Instrukcja: Owiń monetę liściem szpinaku, a następnie krawędzią monety narysuj zieloną kreskę startową na pasku bibuły filtracyjnej.
Do zlewki nalej tyle etanolu C_2H_5OH, aby zakrył jej dno. Zanurz w płynie koniec paska bibuły, ale tak, aby nie zamoczyć naniesionej na pasek barwnej kreski startowej (schemat). Co kilka minut sprawdzaj, jak wygląda bibuła.





Fot. 81. Rozdzielanie barwników roślinnych metodą chromatografii bibułowej.

Obserwacje: Barwna smuga przemieszcza się po powierzchni bibuły i ulega rozwarstwieniu (fot. 81.).
Wniosek: W liściach roślin znajdują się barwniki, które z różną szybkością przemieszczają się po bibule.

Inną metodą rozdzielania mieszanin jednorodnych na składniki jest **ekstrakcja**. W metodzie tej wykorzystuje się różną rozpuszczalność substancji w dwóch niemieszających się rozpuszczalnikach. Jeden z nich wymywa pożądany składnik z mieszaniny stałej lub ciekłej, nie rozpuszczając przy tym innych składników rozpuszczonych w drugim rozpuszczalniku.

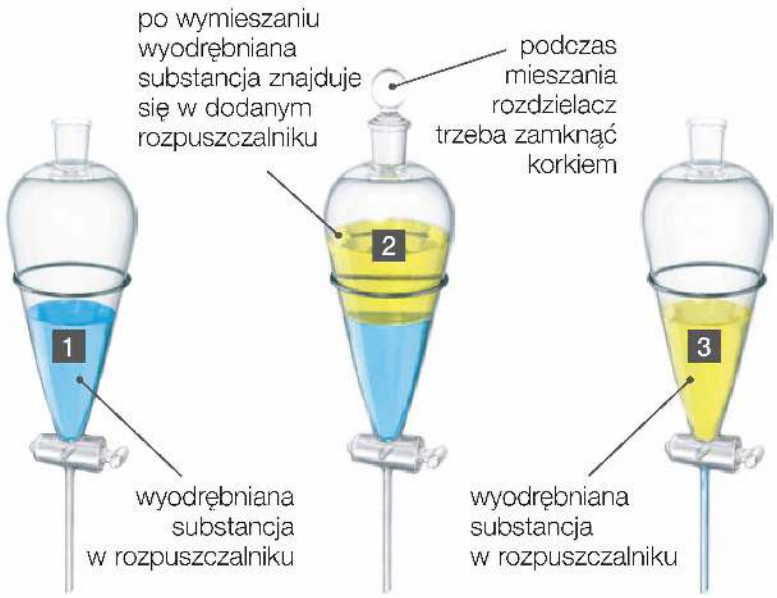
Rozpuszczalniki stosowane do ekstrakcji dobiera się doświadczalnie. Bardziej wydajne jest kilkukrotne powtórzenie ekstrakcji z mniejszymi, świeżymi porcjami rozpuszczalników niż jednokrotne użycie ich w dużej ilości.

Ekstrakcja – wyodrębnianie składnika lub składników mieszaniny z wykorzystaniem różnic rozpuszczalności tych substancji w dwóch rozpuszczalnikach, które nie mieszają się ze sobą.

Krok po kroku

Jak rozdzielić mieszaninę metodą ekstrakcji?

1. Do rozdzielacza należy wlać mieszaninę zawierającą substancję, którą chcemy wyodrębnić.
2. Następnie trzeba dodać rozpuszczalnik, który nie miesza się z mieszaniną, a dobrze rozpuszcza wyodrębnianą substancję. Po wymieszaniu i ponownym rozwarstwieniu cieczy najpierw zlewa się ciecz o większej gęstości.
3. Substancję wyodrębnioną wydziela się przez odparowanie rozpuszczalnika lub krystalizację.



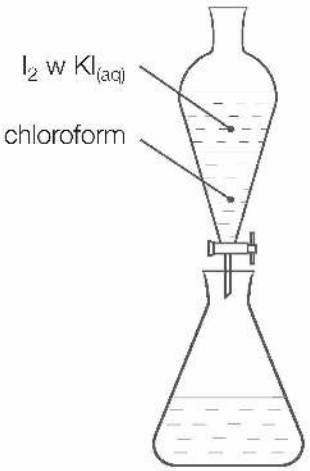
Doświadczenie 29.

Ekstrakcja jodu z wodnego roztworu jodu w jodku potasu

Odczynniki: wodny roztwór jodu w jodku potasu, chloroform $CHCl_3$.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: rozdzielacz z korkiem, zlewki, statyw, łącznik metalowy.

Instrukcja: Do rozdzielacza wlej jednakowe objętości wodnego roztworu jodu w jodku potasu i chloroformu. Objętość mieszaniny powinna stanowić ok. $\frac{1}{2}$ objętości rozdzielacza. Następnie zamknij rozdzielacz korkiem i energicznie wstrząsaj nim przez ok. 30 s. Rozdzielacz umieść w statywie i pozostaw mieszaninę do rozdzielenia się warstw. Po chwili wyjmij korek i otwórz kranik rozdzielacza, aby dolna warstwa spłynęła do kolby.



Obserwacje: Ciecze w rozdzielaczu tworzą dwie warstwy. Bezbarwna dolna warstwa to chloroform, a górna brunatna – wodny roztwór jodu w jodku potasu. Po wstrząśnięciu rozdzielaczem dolna warstwa zabarwiła się na fioletowo, a górna się odbarwiła.

Wniosek: Roztwór jodu w jodku potasu został rozdzielony na składniki przez ekstrakcję jodu chloroformem.

Wszystkie metody rozdzielania mieszanin wykorzystują różnice we właściwościach fizycznych składników (tabela 21.).

Tabela 21. Wybrane metody rozdzielania mieszanin jednorodnych

Nazwa i ilustracja metody	Opis metody	Właściwości zmieszanych substancji
krystalizacja i odparowanie rozpuszczalnika 	krystalizacja – wydzielanie z roztworu nasyconego substancji stałej w postaci kryształów • wykrystalizowaną substancję, np. chlorek sodu, można oddzielić od roztworu przez dekantację lub sączenie odparowanie rozpuszczalnika – usunięcie ciekłego składnika mieszaniny na skutek ogrzewania • w naczyniu pozostaje substancja stała	substancje, które różnią się stanem skupienia i lotnością: ciecz i rozpuszczalna w niej substancja stała
destylacja 	odparowywanie bardziej lotnego (o niższej temperaturze wrzenia) składnika mieszaniny, np. alkoholu etylowego • składnik ten jest skraplany w chłodnicy i zbierany w odbieralniku	substancje ciekłe, które różnią się temperaturą wrzenia
ekstrakcja 	zastosowanie rozdzielacza • składnik z mieszaniny stałej lub ciekłej wymywa się za pomocą cieczy, w której ten składnik się rozpuszcza	substancje stałe lub ciekłe, które różnią się rozpuszczalnością w dwóch niemieszających się ze sobą rozpuszczalnikach

Odkrycia, które zmieniły świat – ekstrakcja

Przemysł perfumeryjny rozwinął się dzięki odkryciu możliwości wyodrębniania zapachów ze świeżych kwiatów. W tym celu wykorzystywano ekstrakcję w układzie ciecz–substancja stała. Najstarszą metodą jest **enfleurage** [czyt. ąfleraż, fr. *enfleurage* – nawanianie]. Płatki kwiatów umieszcza się w tłuszczu (fot. 82.), a następnie zostawia się na pewien czas, aby uwolniły olejki eteryczne. Tak otrzymaną pomadę topi się i miesza z alkoholem. Zachodzi ekstrakcja – olejki eteryczne przechodzą z tłuszczu do alkoholu, który jest dla nich lepszym rozpuszczalnikiem. Ostatnim etapem otrzymywania olejków jest odparowanie alkoholu pod zmniejszonym ciśnieniem.

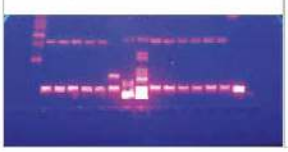


Fot. 82. W metodzie enfleurage stosuje się najczęściej mieszaninę łojów wieprzowego i wołowego.

Rozdzielanie mieszanin niejednorodnych

W zależności od rodzaju mieszaniny niejednorodnej stosuje się różne sposoby rozdzielania jej na składniki (tabela 22.).

Tabela 22. Wybrane metody rozdzielania mieszanin niejednorodnych

Nazwa i ilustracja metody	Opis metody	Właściwości zmieszanych substancji
przesiewanie 	zastosowanie sita: • przez oczka przedostają się cząstki o mniejszej średnicy, np. sproszkowana siarka • większe cząstki pozostają na sicie, np. wiórki magnezu	substancje stałe, które różnią się wielkością cząstek
zastosowanie rozdzielacza 	zastosowanie rozdzielacza: • mieszanina cieczy rozwarstwia się w rozdzielaczu • dolna warstwa to ciecz o większej gęstości, np. woda, a górna – o mniejszej gęstości, np. olej • mieszaninę rozdziela się, odkręcając kranik i zlewając dolną warstwę	niemieszające się ze sobą ciecze, które różnią się gęstością
sączenie/filtracja 	zastosowanie sączka: • osad, np. piasek, pozostaje na sączku • przesączony roztwór tworzy klarowny przesącz	substancje, które różnią się stanem skupienia i wielkością cząstek
dekantacja 	dekantacja – oddzielenie osadu od ciekłych składników mieszaniny przez zlanie cieczy znad osadu; dekantację poprzedza sedymentacja, czyli proces powolnego opadania na dno naczynia cząstek substancji stałej, np. piasku, w wyniku działania sił grawitacji	substancje, które różnią się stanem skupienia i gęstością
zastosowanie magnesu 	rozdzielenie mieszaniny substancji stałych w wyniku przyciągania przez magnes cząstek jednej z nich, np. opiłków żelaza	substancje stałe, które różnią się właściwościami magnetycznymi
sublimacja i resublimacja 	rozdzielanie i oczyszczanie substancji stałych, które podczas ogrzewania przechodzą bezpośrednio w stan gazowy: • po przejściu w stan gazowy substancja resublimuje, tworząc kryształy na ochłodzonej powierzchni	substancje stałe, które różnią zdolnością do sublimacji, np. jod i piasek
elektroforeza 	rozdzielanie i oczyszczanie zolu z wykorzystaniem ruchu naładowanych cząstek w polu elektrycznym	substancje, których cząsteczki mają różną zdolność przemieszczania się pod wpływem napięcia elektrycznego

Rozpuszczanie a roztwarzanie

Rozpuszczanie – zjawisko fizyczne, które polega na wnikaniu cząsteczek jednej substancji między cząsteczki drugiej substancji.

Roztwarzanie – przechodzenie substancji stałej do roztworu w wyniku jej reakcji chemicznej z rozpuszczalnikiem.

Rozpuszczanie substancji w rozpuszczalniku to zjawisko fizyczne. Między cząsteczkami substancji rozpuszczonej a cząsteczkami rozpuszczalnika nie zachodzą reakcje chemiczne. Łączą je jedynie oddziaływania międzycząsteczkowe. W takich roztworach mogą powstawać wiązania wodorowe prowadzące do asocjacji, może też dochodzić do rozpadu cząsteczek na jony. Po odparowaniu rozpuszczalnika odzyskuje się substancję rozpuszczoną w jej pierwotnym stanie.

Roztwarzanie to przechodzenie substancji stałej do roztworu w wyniku jej reakcji chemicznej z rozpuszczalnikiem lub innym składnikiem roztworu. Powstają wtedy mieszaniny innych substancji niż substancja roztwarzana. Przykładami reakcji roztwarzania są:

$$\underset{\text{sód}}{2\,Na} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2\,NaOH} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

$$\underset{\text{cynk}}{Zn} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2\,HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek cynku}}{ZnCl_2} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

$$\underset{\text{tlenek wapnia}}{CaO} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2\,HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek wapnia}}{CaCl_2} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Zaproponuj metodę rozdzielenia wymienionych mieszanin** (a–f) **na składniki.**
   a) siarczan(VI) miedzi(II) + woda
   b) metanol + woda
   c) olej rzepakowy + etanol
   d) węglan wapnia + woda
   e) opiłki żelaza + rozdrobniona siarka
   f) wodny roztwór jodu w chlorku niklu(II)

2. **Wymień przykłady mieszanin** (a–c)**, które można rozdzielić na składniki za pomocą:**
   a) destylacji, b) krystalizacji, c) ekstrakcji.

3. **Opisz podane mieszaniny** (a–d)**, korzystając z wymienionych określeń.**
   układ homogeniczny, układ heterogeniczny jednofazowy, układ wielofazowy, układ jednoskładnikowy, układ wieloskładnikowy
   a) woda + olej lniany
   b) woda + ocet
   c) woda + lód
   d) mosiądz

4. **Podaj po dwa przykłady roztworów właściwych i zawiesin. Wymień nazwy substancji rozpuszczonych oraz rozpuszczalników.**

5. **Zaproponuj metody rozdzielenia na składniki mieszanin przedstawionych za pomocą schematu.**

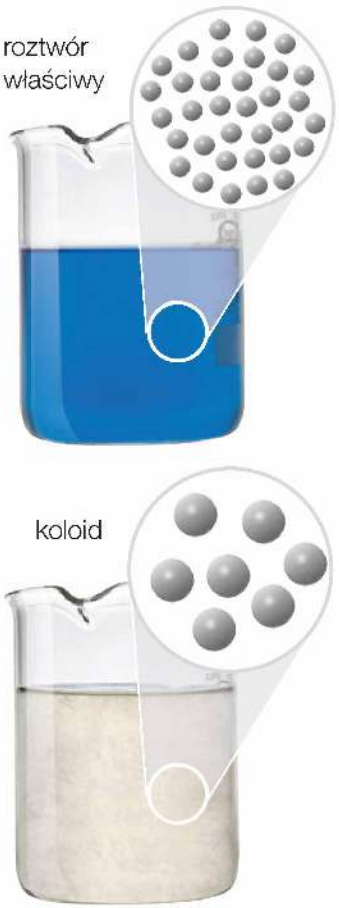


31. Zol jako przykład koloidu

Koloidy to mieszaniny niejednorodne (układy heterogeniczne), w których cząstki substancji mają średnicę od 10^{-9} do 10^{-7} m, czyli większą od cząstek występujących w roztworach właściwych (fot. 83.), lecz mniejszą od cząstek w zawiesinie. W koloidach odpowiednikiem substancji rozpuszczonej (występującej w roztworach właściwych) jest **faza rozproszona**. Funkcję rozpuszczalnika pełni **ośrodek dyspersyjny**. W zależności od stanu skupienia fazy rozproszonej i ośrodka dyspersyjnego wyróżnia się kilka rodzajów koloidów (tabela 23.). Przykładem koloidów są zole.

Tabela 23. Rodzaje koloidów

Ośrodek dyspersyjny	Faza rozproszona	Nazwa koloidu	Przykłady
gaz	gaz	–	–
	ciecz	aerozol	mgła, chmury
	substancja stała	aerozol	dym, kurz
ciecz	gaz	piana	bita śmietana, pianka do golenia
	ciecz	emulsja	mleko, majonez
	substancja stała	zol	wodorotlenki i sole o rozdrobnieniu koloidalnym w wodzie
substancja stała	gaz	piana stała	pumeks, pianka izolacyjna
	ciecz	emulsja stała	lody, bitumiczne nawierzchnie dróg
	substancja stała	zol stały	rubin, ametyst



Fot. 83. Roztwory właściwe i koloidy różnią się wielkością cząstek substancji rozpuszczonej.

Otrzymywanie koloidów

Koloidy można otrzymać dwiema metodami. Pierwszą z nich jest **kondensacja**, czyli łączenie się jonów lub cząsteczek w większe zespoły. W wyniku kondensacji uzyskuje się koloidy trudno rozpuszczalnych tlenków (np. ZnO), wodorotlenków (np. $Fe(OH)_3$) i soli (np. AgCl) oraz polimerów organicznych (np. polistyren, poliestry).

Drugą metodą jest **dyspersja**, polegająca na rozdrabnianiu większych cząstek w ośrodku dyspersyjnym (np. w wodzie, w oleju). Proces ten zachodzi na skutek działania mechanicznego (ucierania, miksowania, mielenia itp.), obróbki termicznej bądź zastosowania fal ultradźwiękowych. Duże znaczenie ma dobranie takiego rozpuszczalnika, który utworzy z daną substancją koloid. Na przykład mydło w wodzie tworzy zol, a w benzynie – roztwór rzeczywisty.

Koloid – mieszanina składająca się z cząstek o średnicy 10^{-9}–10^{-7} m rozproszonych w gazie, cieczy lub substancji stałej.

Właściwości zoli

Koloid liofobowy – zol, w którym cząstki fazy rozproszonej nie oddziałują z cząstkami ośrodka dyspersyjnego.

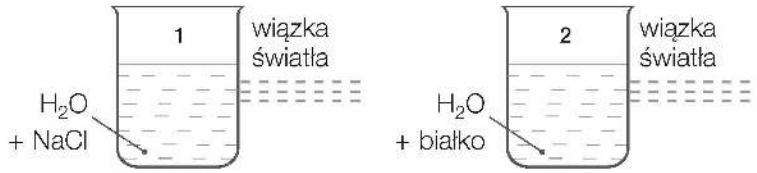
Koloid liofilowy – zol, w którym cząstki fazy rozproszonej oddziałują z cząstkami ośrodka dyspersyjnego.

Niektóre zole są bardzo trwałe. Ta właściwość wynika z elektrostatycznego odpychania się cząstek fazy rozproszonej obdarzonych ładunkami jednoimiennymi wskutek selektywnej adsorpcji, czyli zatrzymywania jednego z jonów zawartych w mieszaninie. Mówi się wówczas o **koloidach liofobowych**. Istnieją także **koloidy liofilowe**, których trwałość jest wynikiem tworzenia się na powierzchni cząstek fazy rozproszonej warstwy ochronnej z cząstek ośrodka dyspersyjnego. Jeżeli ośrodkiem dyspersyjnym jest woda, zole (nazywane **hydrozolami**) są zaliczane do **koloidów hydrofobowych** lub **hydrofilowych**.

Doświadczenie 30.

Obserwacja wiązki światła przechodzącej przez roztwór właściwy i zol

Odczynniki: woda, chlorek sodu, białko jaja.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewki, latarka.
Instrukcja: Do dwóch zlewek z wodą dodaj niewielkie ilości: chlorku sodu – do 1., białka jaja – do 2. Wymieszaj zawartości zlewek. Następnie przenieś zlewki do ciemnego pomieszczenia i skieruj na ich ścianki cienką wiązkę światła latarki (schemat).





Fot. 84. Wiązka światła biegnąca przez koloid rozprasza się na cząstkach białka.

Obserwacje: W obu zlewkach światło przechodzi przez warstwę cieczy. W zlewce 1. pojawia się podłużna, wąska smuga światła. W zlewce 2. światło tworzy charakterystyczny stożek (fot. 84.).
Wniosek: Chlorek sodu tworzy z wodą roztwór właściwy, a w wyniku wymieszania białka z wodą powstaje zol. Obserwowany stożek jest rezultatem rozpraszania światła na cząstkach koloidu.

Zjawisko to, nazywane **efektem Tyndalla**, jest charakterystyczne dla zoli oraz innych koloidów. Efekt jest bardzo wyraźny w koloidach liofobowych, a słabszy – w liofilowych. Można go zaobserwować również podczas rozchodzenia się promieni słońca w zadymionych pomieszczeniach lub smug światła we mgle (fot. 85.). Efektu Tyndalla nie można zaobserwować w roztworach właściwych.

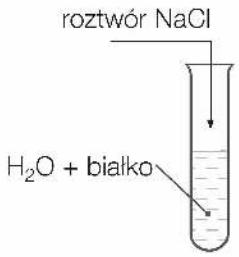


Fot. 85. Mgła rozprasza światło, powodując efekt Tyndalla.

Doświadczenie 31.

Koagulacja białka

Odczynniki: białko jaja, chlorek sodu, woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka.
Instrukcja: Zol białka jaja wlej do probówki. Następnie dodaj do niego niewielką ilość roztworu chlorku sodu (schemat). Zawartość probówki wymieszaj.





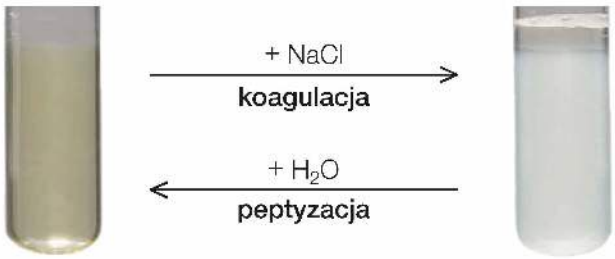
Fot. 86. Osad powstający w wyniku działania roztworu soli na zol białka można usunąć, dodając wody.

Obserwacje: Powstaje galaretowaty osad (fot. 86.).
Wniosek: Pod wpływem soli zol ulega **koagulacji** – cząstki fazy rozproszonej łączą się w większe skupiska. Powstaje galaretowaty, bezpostaciowy osad nazywany **żelem**.

Koagulacja – przemiana zolu w żel.

Koagulację mogą spowodować także: dodanie innego niż sól elektrolitu, alkoholu, ogrzewanie, odparowanie ośrodka dyspersyjnego (np. wody) albo wstrząsanie. Jest to proces odwracalny tylko dla **koloidów liofilowych**. Z żelu może ponownie powstać zol, np. gdy doda się do niego wody. Taki proces nosi nazwę **peptyzacji**:

Peptyzacja – przemiana żelu w zol.



Naturalny proces koagulacji zachodzi u ujścia rzek pod wpływem soli zawartych w wodzie morskiej. Olbrzymia ilość niesionych prądem rzeki koloidów (iłów, substancji humusowych z gleby, krzemionki, wodorotlenków) osadza się na dnie, w ten sposób powstają rozległe i żyzne delty.

Nieodwracalny proces koagulacji białka to **denaturacja**. Zachodzi ona pod wpływem ogrzewania, działania kwasów, zasad, soli metali ciężkich i promieniowania jonizującego. W wyniku denaturacji następuje nieodwracalna zmiana struktury białka (fot. 87.), przez co traci ono swoje właściwości.



Fot. 87. Wysoka temperatura powoduje nieodwracalne zmiany w strukturze białka.

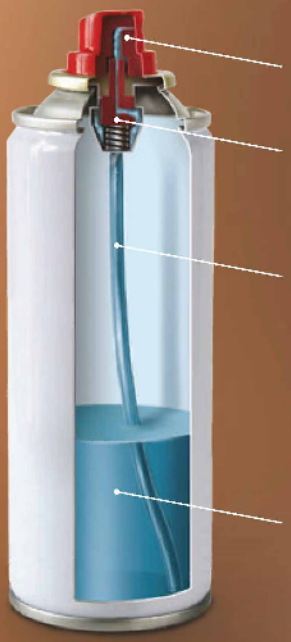
Zastosowania

Koloidy

Wiele substancji wykorzystywanych w życiu codziennym to koloidy.

Przemysł kosmetyczny

Lakiery do włosów i dezodoranty w sprayu to przykłady **aerozoli**, których fazą rozproszoną jest ciecz lub substancja stała, a ośrodkiem dyspersyjnym jest gaz. Kremy i mleczka kosmetyczne to **emulsje**, a pianki do włosów oraz pianki do golenia to **piany**.



Przemysł spożywczy

Bita śmietana to przykład **pian** – fazą rozproszoną jest gaz, a ośrodkiem dyspersyjnym – ciecz. Lody to przykład **emulsji stałej**, czyli koloidu, w którym ciecz jest rozproszona w substancji stałej. Galaretki i kisiele to **żele**. Z kolei śmietana, zupy i sosy to **emulsje**, których fazę rozproszoną i ośrodek dyspersyjny stanowi ciecz.



Budownictwo

Przykładami **emulsji** są farby i lakiery. Gąbki oraz pianki stosowane do produkcji materiałów budowlanych i izolacyjnych to **piany stałe**.



Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Ustal, które z wymienionych mieszanin (a–f) to koloidy.

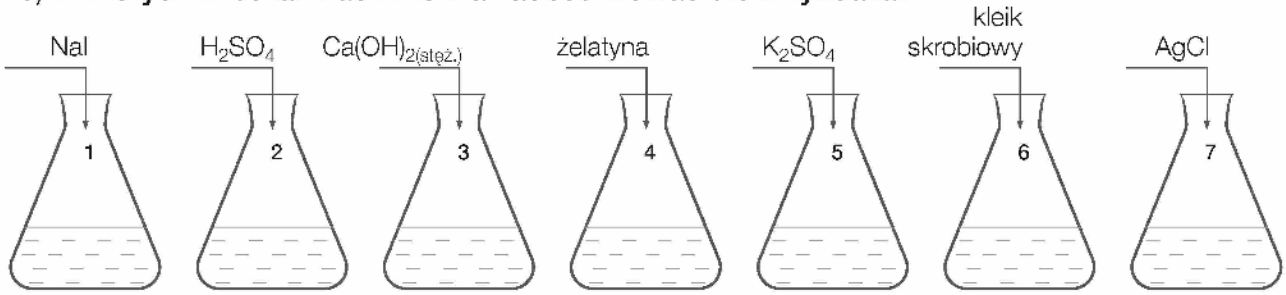
a) mgła
b) cukier w wodzie
c) olej w benzynie
d) osad chlorku srebra
e) siarczan(VI) miedzi(II) w wodzie
f) piana mydlana

2. Wskaż pojęcia dotyczące koloidów.

a) efekt Tyndalla
b) denaturacja
c) roztwór właściwy
d) koagulacja
e) substancja rozpuszczona
f) faza rozproszona

3. Do kolb stożkowych z wodą destylowaną wprowadzono różne substancje.

a) **Wskaż, w których kolbach znajdują się roztwory właściwe, w których koloidy, a w których zawiesiny.**
b) **Wskaż, w których kolbach znajdują się układy homogeniczne.**
c) **Które mieszaniny można rozdzielić metodą sączenia?**
d) **W których mieszaninach można zaobserwować efekt Tyndalla?**



32. Rozpuszczalność substancji. Roztwory nasycone i nienasycone



Fot. 88. Olej z wodą tworzą mieszaninę niejednorodną.

Jedną z ważnych właściwości fizycznych substancji jest jej rozpuszczalność w wodzie. To, czy substancja jest rozpuszczalna w wodzie czy nie, ma duże znaczenie np. podczas sporządzania roztworów czy rozdzielania mieszanin na składniki (fot. 88.).

Miarą rozpuszczalności jest maksymalna liczba gramów (masa) substancji rozpuszczonej w 100 g rozpuszczalnika w danej temperaturze. Rozpuszczalność jest wielkością charakterystyczną dla każdej substancji i każdego rozpuszczalnika. Roztwór zawierający substancję rozpuszczoną o masie równej jej rozpuszczalności w danym rozpuszczalniku i w danej temperaturze jest **roztworem nasyconym**.

Rozpuszczalność – maksymalna liczba gramów substancji, którą można rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika w danej temperaturze i pod danym ciśnieniem, aby otrzymać roztwór nasycony.

Roztwór nasycony – roztwór zawierający maksymalną w danych warunkach masę substancji rozpuszczonej.

Czynniki wpływające na rozpuszczalność substancji

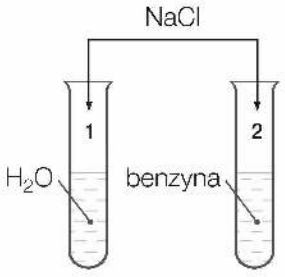
Na rozpuszczalność substancji, oprócz jej budowy, mają wpływ:

- rodzaj rozpuszczalnika,
- temperatura,
- ciśnienie (w przypadku gazów).

Doświadczenie 32.

Badanie rozpuszczalności chlorku sodu w wodzie i benzynie

Odczynniki: woda, benzyna, chlorek sodu.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, bagietka.
Instrukcja: Do probówki 1. nalej 10 cm^3 wody, a do 2. – tyle samo benzyny. Obie ciecze powinny mieć temperaturę pokojową. Następnie do każdej z nich dodaj po 2 g chlorku sodu (schemat) i wymieszaj.



Obserwacje: W probówce 1. powstaje przezroczysta ciecz (fot. 89.a), a w probówce 2. chlorek sodu osadza się na dnie probówki (fot. 89.b).
Wniosek: Użyta masa chlorku sodu rozpuszcza się w wodzie, a nie rozpuszcza się w benzynie. Przyczyną tego jest budowa jonowa NaCl. Dlatego ta sól dobrze rozpuszcza się w rozpuszczalniku polarnym, jakim jest woda. Natomiast nie rozpuszcza się w rozpuszczalniku niepolarnym (w benzynie). **Rozpuszczalność substancji zależy** więc **od rodzaju rozpuszczalnika**.

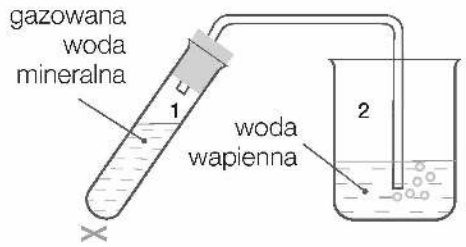


Fot. 89. Rozpuszczanie soli kuchennej w: a) wodzie, b) benzynie.

Doświadczenie 33.

Badanie wpływu temperatury na rozpuszczalność gazów w wodzie

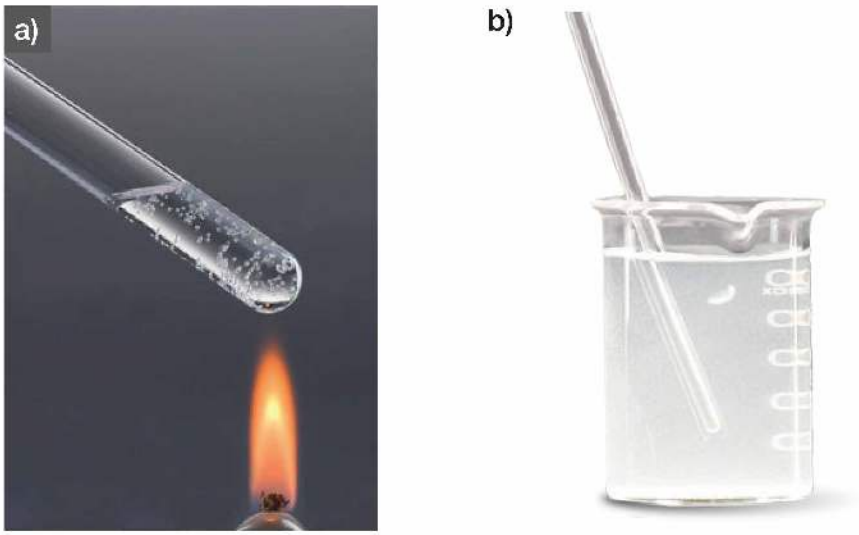
Odczynniki: gazowana woda mineralna, woda wapienna.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, korek z rurką odprowadzającą, zlewka, palnik gazowy.
Instrukcja: Do probówki nalej gazowanej wody mineralnej (schłodzonej w lodówce) i zamknij ją korkiem z rurką odprowadzającą. Koniec rurki umieść w zlewce z wodą wapienną. Następnie lekko ogrzej zawartość probówki w płomieniu palnika (schemat).



Obserwacje: Nawet lekkie ogrzanie probówki powoduje intensywne wydzielanie się z wody pęcherzyków bezbarwnego gazu (fot. 90.a). Pod jego wpływem woda wapienna mętnieje (fot. 90.b).
Wniosek: Wydzielający się gaz to rozpuszczony w wodzie mineralnej tlenek węgla(IV). Podwyższenie temperatury powoduje wydzielanie się CO_2 z roztworu. **Rozpuszczalność gazów zależy więc od temperatury – zmniejsza się wraz ze wzrostem temperatury.**

Rozpuszczalność zależy od rodzaju substancji i rozpuszczalnika oraz od temperatury, a w przypadku gazów również od ciśnienia.

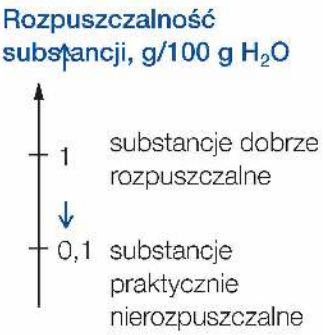
Zmniejszenie rozpuszczalności gazów w wodzie w wyższych temperaturach może być wykorzystane do usuwania z wody zanieczyszczeń gazowych podczas gotowania.



Fot. 90. W podwyższonej temperaturze z wody mineralnej wydziela się gaz – CO_2 – a). Można go zidentyfikować za pomocą wody wapiennej, która pod jego wpływem mętnieje – b).

Substancje dobrze rozpuszczalne i praktycznie nierozpuszczalne w wodzie

Rozpuszczalność związków chemicznych w wodzie jest bardzo zróżnicowana. Za **dobrze rozpuszczalne** uważa się te substancje, których rozpuszczalność jest **większa niż 1 g w 100 g wody** w temperaturze pokojowej. Substancje **praktycznie nierozpuszczalne** charakteryzują się rozpuszczalnością **mniejszą niż 0,1 g w 100 g wody**.



Krzywe rozpuszczalności

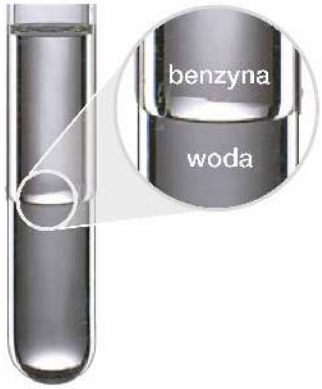
Zależność rozpuszczalności związków chemicznych w wodzie od temperatury przedstawia się za pomocą wykresów (rys. 52. i 53., s. 256–257).

Dane odczytane z wykresu wskazują, że rozpuszczalność większości soli zwiększa się wraz ze wzrostem temperatury. W przypadku niektórych soli zmiana ta jest znacząca ($CuSO_4$, $NaNO_3$, KNO_3), a innych – prawie niezauważalna (NaCl). Tylko dla nielicznych soli ($(CH_3COO)_2Ca$) rozpuszczalność zmniejsza się wraz ze wzrostem temperatury.

Rozpuszczalność gazów zmniejsza się wraz ze wzrostem temperatury (rys. 53., s. 257).

Niektóre ciecze, np. etanol, wykazują nieograniczoną rozpuszczalność w wodzie, tzn. mieszają się z nią w dowolnym stosunku. Inne, jak benzyna, rozpuszczają się w wodzie w sposób ograniczony i tworzą z nią mieszaniny dwufazowe o wyraźnie rozdzielonych dwóch warstwach ciekłych (fot. 91.).

benzyna znajduje się na powierzchni wody



Fot. 91. Mieszanina benzyny z wodą.

Czynniki wpływające na szybkość rozpuszczania substancji stałych

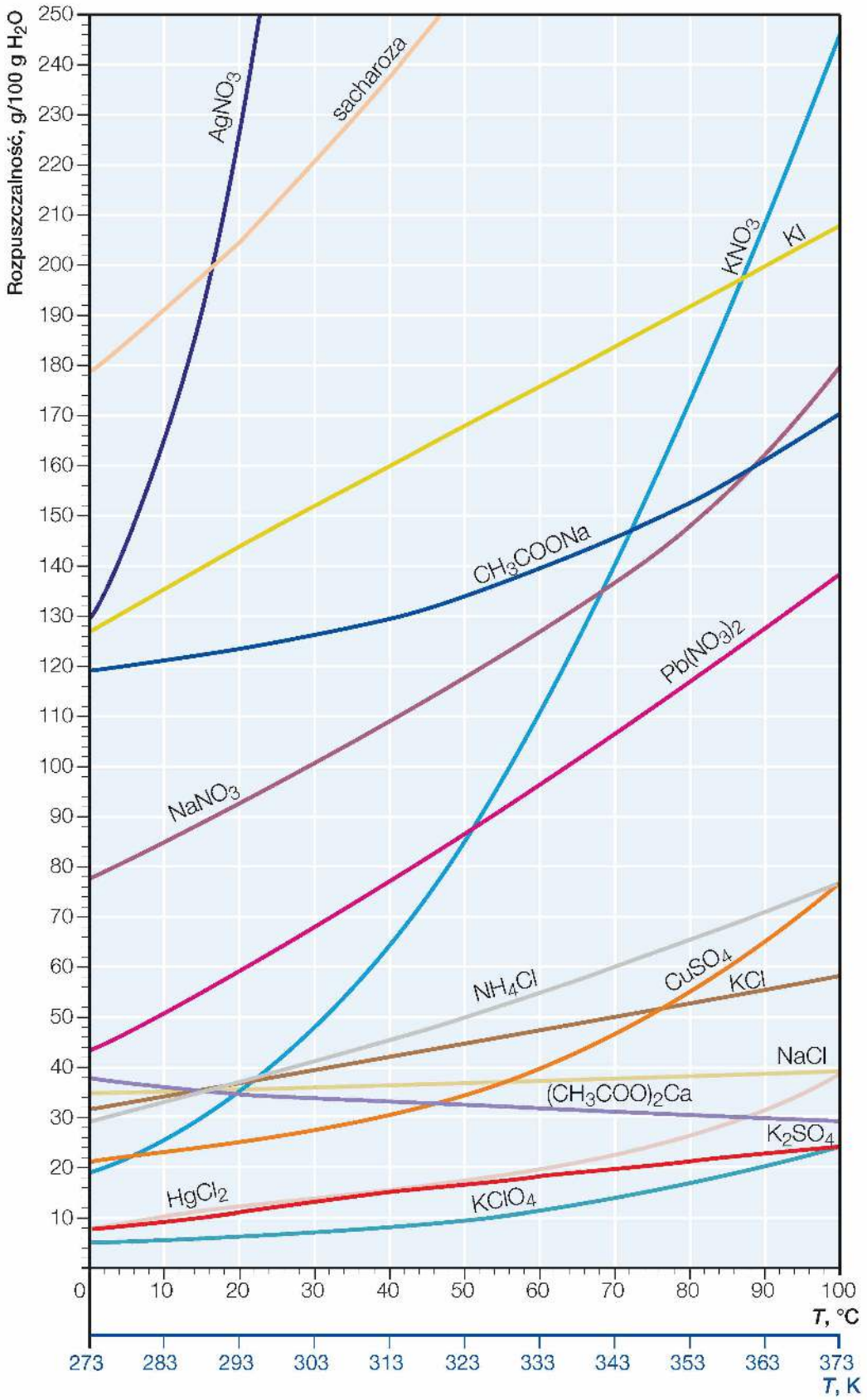
Szybkość rozpuszczania substancji stałych o budowie jonowej zależy od wielu czynników zewnętrznych. Wpływają na nią:

- temperatura – zwykle im wyższa, tym substancja rozpuszcza się szybciej,
- mieszanie,
- rozdrobnienie substancji rozpuszczanej – im większe rozdrobnienie, czyli mniejsze cząstki materii i większa powierzchnia rozdrobnionych cząstek, tym substancja rozpuszcza się szybciej.

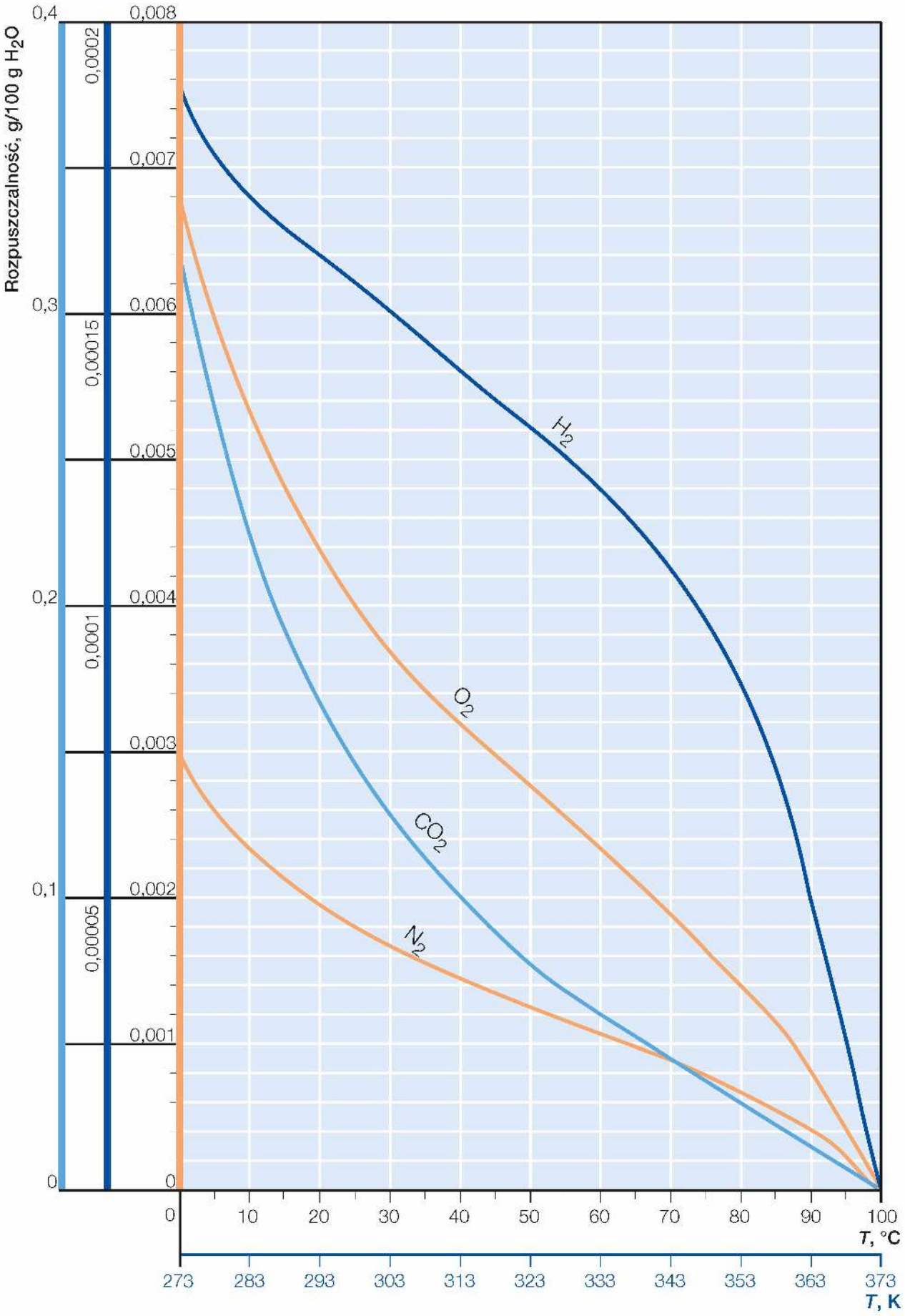
Czynniki te ułatwiają wnikanie rozpuszczalnika do wnętrza kryształów i rozrywanie sieci krystalicznej substancji rozpuszczanej.

Roztwory nasycone, nienasycone i przesycone

Roztwór nasycony to roztwór zawierający taką ilość substancji rozpuszczonej, jaka wynika z jej rozpuszczalności w danej temperaturze. Na wykresie odpowiada mu linia, czyli krzywa rozpuszczalności (rys. 52., s. 256). Oziębienie roztworu nasyconego powoduje powstawanie kryształów substancji rozpuszczonej. Jest to proces **krystalizacji**, odwrotny do procesu rozpuszczania.



Rys. 52. Krzywe rozpuszczalności – zależność rozpuszczalności substancji stałych w wodzie od temperatury: $AgNO_3$ – azotan(V) srebra(I); KI – jodek potasu; $NaNO_3$ – azotan(V) sodu; KNO_3 – azotan(V) potasu; $Pb(NO_3)_2$ – azotan(V) ołowiu(II); NH_4Cl – chlorek amonu; $CuSO_4$ – siarczan(VI) miedzi(II); K_2SO_4 – siarczan(VI) potasu; KCl – chlorek potasu; NaCl – chlorek sodu; $(CH_3COO)_2Ca$ – etanian wapnia; CH_3COONa – etanian sodu; $HgCl_2$ – chlorek rtęci(II); $KClO_4$ – chloran(VII) potasu; sacharoza – $C_{12}H_{22}O_{11}$.



Rys. 53. Krzywe rozpuszczalności przedstawiają zależność rozpuszczalności gazów w wodzie od temperatury.

Powolne obniżanie temperatury powoduje powstawanie w roztworze dobrze wykształconych, regularnych kryształów. Zjawisko to umożliwia rozdzielenie różnych stałych składników roztworu o różnej rozpuszczalności. Krystalizacja jest jedną z najważniejszych i najpowszechniej stosowanych metod oczyszczania substancji stałych.

Roztwór nienasycony powstaje wówczas, gdy w rozpuszczalniku zostaje rozpuszczona mniejsza ilość substancji, niż wynikałoby z jej rozpuszczalności w danych warunkach. Na wykresie odpowiada mu obszar pod krzywą rozpuszczalności (patrz rys. 52., s. 256).

Wyróżnia się także roztwory przesycone. **Roztwór przesycony** zawiera więcej substancji rozpuszczonej, niż znajduje się jej w roztworze nasyconym w danej temperaturze. Na wykresie odpowiada mu obszar nad krzywą rozpuszczalności (patrz rys. 52., s. 256). Można go otrzymać przez ostrożne oziębianie roztworu nasyconego. Jeśli roztwór ten zostanie poddany wstrząsom mechanicznym lub gdy doda się do niego tzw. **zarodek krystalizacji** (np. cząstkę kurzu), nadmiar substancji rozpuszczonej natychmiast strąca się w postaci kryształów (patrz fot. 92.).

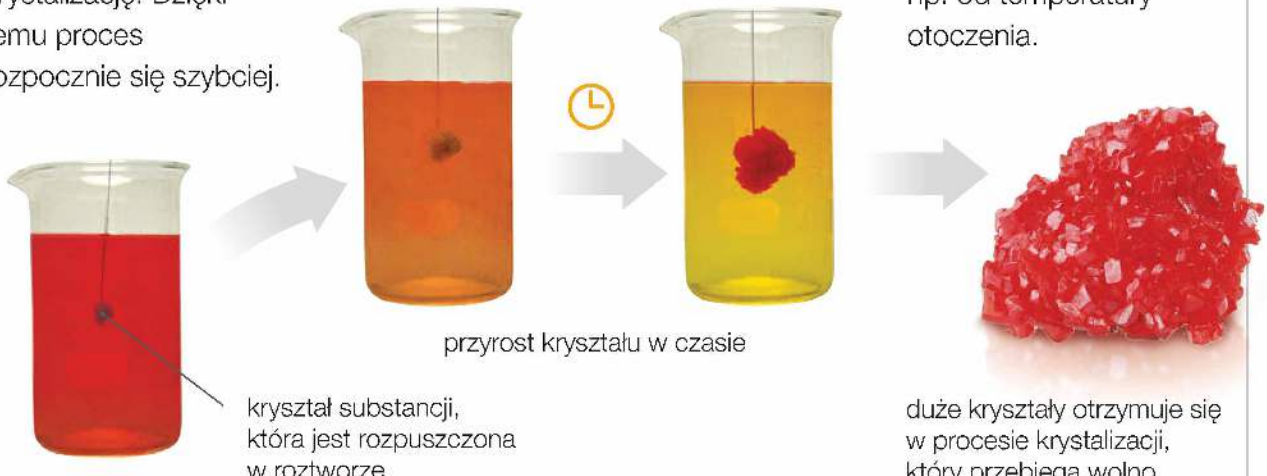
Krok po kroku

Krystalizacja

Krystalizacja to metoda, którą wykorzystuje się do wyodrębniania związku chemicznego z roztworu. Substancja rozpuszczona w roztworze wydziela się w postaci kryształów m.in. w wyniku obniżenia temperatury lub odparowania rozpuszczalnika.

Jak rozdzielić składniki mieszaniny metodą krystalizacji?

1. W roztworze nasyconym należy umieścić niewielki kryształ przymocowany do nici. Zainicjuje on krystalizację. Dzięki temu proces rozpocznie się szybciej.
2. Następuje stopniowy wzrost kryształu.
3. Wielkość otrzymanego kryształu zależy m.in. od warunków, w jakich przebiega krystalizacja, np. od temperatury otoczenia.

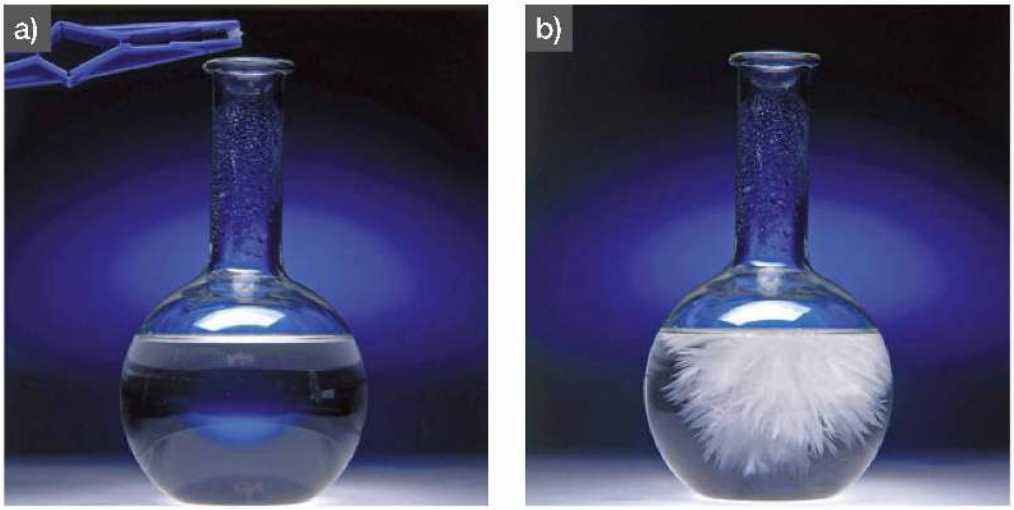


przyrost kryształu w czasie

kryształ substancji, która jest rozpuszczona w roztworze

duże kryształy otrzymuje się w procesie krystalizacji, który przebiega wolno

Roztwór przesycony jest nietrwały – może się łatwo przekształcić w mieszaninę niejednorodną. Z roztworu przesyconego powstają wtedy roztwór nasycony i osad, który stanowi wykrystalizowany nadmiar substancji rozpuszczonej.



Fot. 92. Dodanie niewielkiego kryształka octanu sodu (zarodka krystalizacji) do jego przesyconego roztworu (a) powoduje błyskawiczną krystalizację nadmiaru soli (b).

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Uwaga! Podczas rozwiązywania zadań korzystaj z wykresów rozpuszczalności (s. 256, 257).

1. **Określ, w ilu gramach wody należy rozpuścić 40 g $Pb(NO_3)_2$, aby otrzymać roztwór nasycony tej soli w temperaturze 20°C.**

2. W 75 g nasyconego roztworu wodnego o temperaturze 70°C znajduje się 25 g substancji. **Oblicz rozpuszczalność tej substancji** (w podanej temperaturze). **Podaj nazwę tej substancji.**

3. **Określ, ile gramów substancji przedstawionych poniżej za pomocą wzorów sumarycznych** (a–c) **rozpuszczono w 100 g wody o temperaturze 80°C, aby otrzymać ich roztwory nasycone.**
   a) KNO_3 b) $Pb(NO_3)_2$ c) $NaNO_3$

4. **Oblicz masę roztworu zawierającego 120 g $Pb(NO_3)_2$, wiedząc, że jest to roztwór nasycony w temperaturze 20°C.**

5. W tabeli podano rozpuszczalność chlorku potasu w wodzie o różnych temperaturach.
   a) **Narysuj wykres zależności rozpuszczalności tej substancji od temperatury.**
   b) **Odczytaj z wykresu rozpuszczalność KCl w temperaturze 50°C oraz oblicz masę otrzymanego roztworu.**

Temperatura, °C	0	20	40	60	80	100
Rozpuszczalność KCl, g/100 g H_2O	28,1	34,2	40,2	45,9	51,2	56,2

6. Sporządzono 300 g roztworu nasyconego chlorku amonu w temperaturze 60°C, a następnie schłodzono ten roztwór do temperatury 20°C. **Oblicz, ile gramów chlorku amonu wykrystalizowało.**

7. W trzech probówkach umieszczono jednakową ilość azotanu(V) potasu. Do probówek 1. i 3. dodano zimnej wody do ok. $\frac{1}{3}$ ich objętości. Do probówki 2. nalano tyle samo gorącej wody. Zawartość probówki 1. wymieszano bagietką. **Narysuj schemat tego doświadczenia chemicznego, a następnie określ, w której probówce rozpuszczanie chlorku sodu przebiegało najwolniej.**

33. Stężenie procentowe roztworu



Fot. 93. Zawartość kwasu w roztworze jest podana na opakowaniu.

W laboratoriach chemicznych, pracowniach analitycznych, a także w życiu codziennym stosuje się głównie roztwory o znanej zawartości substancji rozpuszczonej (fot. 93.). Jej masa rozpuszczona w określonej objętości lub masie roztworu to **stężenie roztworu**. Przed sporządzeniem roztworu o określonym stężeniu należy wykonać odpowiednie obliczenia.

Obliczanie stężenia procentowego

Stężenie procentowe roztworu C_p określa liczbę gramów substancji rozpuszczonej zawartą w 100 g roztworu. Na przykład roztwór 8-procentowy zawiera 8 g substancji w 100 g roztworu, czyli 8 g substancji rozpuszczonej w 92 g rozpuszczalnika.

Stężenie procentowe można obliczyć **metodą proporcji**. Należy wówczas pamiętać, że:

- masa roztworu m_r zawsze stanowi 100% (całość),
- stężenie procentowe roztworu C_p jest proporcjonalne do masy substancji rozpuszczonej m_s.

Proporcję można zapisać następująco:

Metoda proporcji ▶

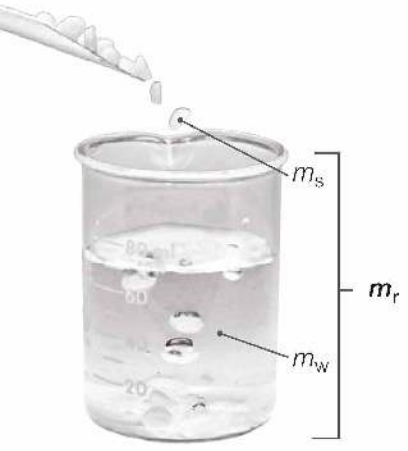
$$\begin{matrix} m_r & — & 100\% \\ m_s & — & C_p \end{matrix} \qquad \text{lub} \qquad \frac{m_r}{m_s} = \frac{100\%}{C_p}$$

Zatem:

Wzór na obliczanie stężenia procentowego ▶

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

gdzie:
C_p – stężenie procentowe roztworu, %,
m_s – masa substancji rozpuszczonej, g,
m_r – masa roztworu, g.



Fot. 94. Roztwór wodorotlenku sodu.

Masa roztworu m_r stanowi sumę masy substancji m_s rozpuszczonej i masy rozpuszczalnika m_w (zwykle wody) (fot. 94.), dlatego oblicza się ją ze wzoru:

$$m_r = m_s + m_w$$

gdzie:
m_s – masa substancji rozpuszczonej, g,
m_w – masa rozpuszczalnika (wody), g.

Przykład 54.

Obliczanie stężenia procentowego roztworu

W 2 dm^3 roztworu o gęstości 1,115 $\frac{g}{cm^3}$ znajdują się 223 g wodorotlenku sodu. **Oblicz stężenie procentowe tego roztworu.**

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz m_r.
3. Oblicz C_p roztworu.
4. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:** **Szukane:**
$m_s = 223\ g$ $C_p = ?$
$V_r = 2\ dm^3 = 2000\ cm^3$
$d_r = 1{,}115\ \frac{g}{cm^3}$

2 $m_r = d_r \cdot V_r$ $m_r = 1{,}115\ \frac{g}{cm^3} \cdot 2000\ cm^3$ $m_r = 2230\ g$

3 Stężenie procentowe można wyznaczyć dwoma sposobami.

Sposób I – obliczanie metodą proporcji

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji

2230 g roztworu *zawiera* 223 g substancji rozpuszczonej
100 g roztworu *zawiera* x g substancji rozpuszczonej

$$\frac{2230\ g}{100\ g} = \frac{223\ g}{x\ g}$$

$$x = \frac{100\ g \cdot 223\ g}{2230\ g} \qquad x = 10\ g, \text{ czyli } C_p = 10\%$$

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:
$C_p = \frac{m_s \cdot 100\%}{m_r}$

$$C_p = \frac{223\ g \cdot 100\%}{2230\ g} \qquad C_p = 10\%$$

4 W 100 g roztworu znajduje się 10 g substancji rozpuszczonej, czyli stężenie procentowe roztworu wynosi 10%.

Przykład 55.

Obliczanie stężenia procentowego roztworu nasyconego

Oblicz stężenie procentowe nasyconego roztworu azotanu(V) sodu w temperaturze 30°C.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz m_r.
3. Oblicz C_p roztworu.
4. Napisz odpowiedź.

Z wykresu rozpuszczalności wynika, że w temperaturze 30°C roztwór $NaNO_3$ jest nasycony, jeśli 100 g tej soli rozpuści się w 100 g wody.

1 **Dane:** **Szukane:**
$m_s = 100\ g$ $C_p = ?$
$m_w = 100\ g$

2 $m_r = m_s + m_w$ $m_r = 100\ g + 100\ g$ $m_r = 200\ g$

patrz s. 262

3 **Sposób I – obliczanie metodą proporcji**

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji

200 g roztworu *stanowi* 100%
100 g substancji rozpuszczonej *stanowi* C_p

$$\frac{200\ g}{100\ g} = \frac{100\%}{C_p}$$

$$C_p = \frac{100\ g \cdot 100\%}{200\ g} \qquad C_p = 50\%$$

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:

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

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$$C_p = \frac{100\ g \cdot 100\%}{200\ g} \qquad C_p = 50\%$$

4 Stężenie procentowe roztworu wynosi 50%.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz m_s.
3. Napisz odpowiedź.

Przykład 56.

Obliczanie masy substancji rozpuszczonej w określonej masie roztworu

Oblicz, ile gramów cukru potrzeba do przygotowania 250 g roztworu o stężeniu 10%.

1 **Dane:**
$m_r = 250\ g$
$C_p = 10\%$

Szukane:
$m_s = ?$

2 **Sposób I – obliczanie metodą proporcji**

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji

250 g roztworu *stanowi* 100%
x g substancji rozpuszczonej *stanowi* 10%

$$\frac{250\ g}{x\ g} = \frac{100\%}{10\%}$$

$$x = \frac{250\ g \cdot 10\%}{100\%} \qquad x = 25\ g, \text{ czyli } m_s = 25\ g$$

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:

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

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

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

$$m_s = \frac{250\ g \cdot 10\%}{100\%} \qquad m_s = 25\ g$$

4 Do przygotowania 250 g roztworu cukru o stężeniu 10% potrzeba 25 g cukru.

Przykład 57.

Obliczanie stężenia procentowego roztworu otrzymanego w wyniku rozpuszczenia hydratu

Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 50 g siarczanu(VI) miedzi(II)–woda(1/5) $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ w 200 g wody.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz masę cząsteczkową $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$.
3. Oblicz masę $CuSO_4$ w 50 g $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$.
4. Oblicz m_r.
5. Oblicz C_p roztworu.
6. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**

$m_{hydratu} = 50\ g$

$m_w = 200\ g$

Szukane:

$C_p = ?$

Stężenie procentowe roztworu hydratu oblicza się tak, jak stężenie soli bezwodnej. Obliczając masę substancji rozpuszczonej, należy pominąć masę wody hydratacyjnej.

2 $m_{CuSO_4 \cdot 5\ H_2O} = 249{,}5\ u$

3 $249{,}5\ u\ CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ *zawiera* $159{,}5\ u\ CuSO_4$

$50\ g\ CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$ *zawiera* $x\ g\ CuSO_4$

$$x = \frac{50\ g \cdot 159{,}5\ u}{249{,}5\ u}$$

$x = 31{,}96\ g$

4 $m_r = m_w + m_{hydratu}$

$m_r = 200\ g + 50\ g$

$m_r = 250\ g$

5 $250\ g$ roztworu *zawiera* $31{,}96\ g\ CuSO_4$

$100\ g$ roztworu *zawiera* $x\ g\ CuSO_4$

$$x = \frac{100\ g \cdot 31{,}96\ g}{250\ g}$$

$x = 12{,}78\ g$

W 100 g roztworu znajduje się 12,78 g substancji rozpuszczonej, czyli stężenie procentowe roztworu wynosi $C_p = 12{,}78\%$.

6 Stężenie procentowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 50 g siarczanu(VI) miedzi(II)–woda(1/5) w 200 g wody wynosi 12,78%.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz m_r.
3. Oblicz m_s.
4. Napisz odpowiedź.

Przykład 58.

Obliczanie masy substancji rozpuszczonej w określonej objętości roztworu

Oblicz, ile gramów wodorotlenku sodu potrzeba do przygotowania 2 dm^3 10-procentowego roztworu o gęstości 1,115 $\frac{g}{cm^3}$.

1 **Dane:**

$C_p = 10\%$

$d_r = 1{,}115\ \frac{g}{cm^3}$

$V_r = 2\ dm^3 = 2000\ cm^3$

Szukane:

$m_s = ?$

2 $m_r = d_r \cdot V_r$

$m_r = 1{,}115\ \frac{g}{cm^3} \cdot 2000\ cm^3$ $\qquad m_r = 2230\ g$

3 **Sposób I – obliczanie metodą proporcji**

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji

2230 g roztworu *stanowi* 100%

x g substancji rozpuszczonej *stanowi* 10%

$$\frac{2230\ g}{x\ g} = \frac{100\%}{10\%}$$

$$x = \frac{2230\ g \cdot 10\%}{100\%}$$ $\qquad x = 223\ g$, czyli $m_s = 223\ g$

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:

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

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

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

$$m_s = \frac{2230\ g \cdot 10\%}{100\%}$$ $\qquad m_s = 223\ g$

4 Do przygotowania 2 dm^3 10-procentowego roztworu NaOH o gęstości 1,115 $\frac{g}{dm^3}$ należy użyć 223 g NaOH.

Odkrycia, które zmieniły świat – dawka lecznicza, dawka toksyczna

W XVI w. szwajcarski lekarz **Phillippus Aureolus Theophrastus Bombastus von Hohenheim**, znany jako **Paracelsus**, odkrył, że dawka substancji decyduje o tym, czy będzie ona lekiem czy trucizną (fot. 95.). To znaczy, że każdą substancją leczniczą można się otruć. Ilość substancji, która działa na organizm jak lek, to dawka lecznicza, natomiast ilość substancji, która powoduje wyraźne zatrucie organizmu, jest dawką toksyczną.



Fot. 95. Dawki określa się w jednostkach masy związku chemicznego na jednostkę masy ciała organizmu, czyli w $\frac{mg}{kg}$ lub $\frac{\mu g}{kg}$.

Przykład 59.

Obliczanie masy rozpuszczalnika potrzebnego do rozcieńczenia roztworu

Oblicz, ile gramów wody należy dolać do 150 g 25-procentowego roztworu, aby otrzymać roztwór 20-procentowy.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz m_s.
3. Oblicz m_r.
4. Oblicz m_w.
5. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:** **Szukane:**
$m_r = 150\ g$ $m_w = ?$
$C_{p1} = 25\%$
$C_{p2} = 20\%$

2 Należy obliczyć masę substancji rozpuszczonej w 150 g 25-procentowego roztworu:

$$\frac{100\ g}{150\ g} = \frac{25\ g}{x\ g}$$

$$x = \frac{150\ g \cdot 25\ g}{100\ g} \qquad x = 37{,}5\ g, \text{ czyli } m_s = 37{,}5\ g$$

3 Należy obliczyć masę 20-procentowego roztworu zawierającego 37,5 g substancji rozpuszczonej:

$$\frac{100\ g}{x\ g} = \frac{20\ g}{37{,}5\ g}$$

$$x = \frac{100\ g \cdot 37{,}5\ g}{20\ g} \qquad x = 187{,}5\ g, \text{ czyli } m_r = 187{,}5\ g$$

4 $m_w = 187{,}5\ g - 150\ g$ $\qquad m_w = 37{,}5\ g$

5 Aby otrzymać roztwór 20-procentowy, do 150 g roztworu 25-procentowego należy dolać 37,5 g wody.

Przykład 60.

Obliczanie masy rozpuszczalnika, którą należy odparować, aby zwiększyć stężenie roztworu

Oblicz, ile gramów wody należy odparować z 200 g 5-procentowego roztworu, aby otrzymać roztwór 8-procentowy.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz m_s.
3. Oblicz m_r.
4. Oblicz m_w.
5. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:** **Szukane:**
$m_r = 200\ g$ $m_w = ?$
$C_{p1} = 5\%$
$C_{p2} = 8\%$

patrz s. 266

2 Należy obliczyć masę substancji rozpuszczonej w 200 g 5-procentowego roztworu:

$$\frac{100\text{ g}}{200\text{ g}} = \frac{5\text{ g}}{x\text{ g}}$$

$$x = \frac{200\text{ g} \cdot 5\text{ g}}{100\text{ g}} \qquad x = 10\text{ g, czyli } m_s = 10\text{ g}$$

3 Należy obliczyć masę 8-procentowego roztworu zawierającego 10 g substancji rozpuszczonej:

$$\frac{100\text{ g}}{x\text{ g}} = \frac{8\text{ g}}{10\text{ g}}$$

$$x = \frac{100\text{ g} \cdot 10\text{ g}}{8\text{ g}} \qquad x = 125\text{ g, czyli } m_r = 125\text{ g}$$

4 $m_w = 200\text{ g} - 125\text{ g}$ $\qquad m_w = 75\text{ g}$

5 Aby z 200 g 5-procentowego roztworu otrzymać roztwór 8-procentowy, należy odparować 75 g wody.



Fot. 96. Po zmieszaniu roztworów zmieniają się m_r, m_s i C_p.

Mieszanie roztworów

Po rozcieńczeniu roztworu otrzymuje się nowy roztwór, w którym nie zmienia się masa substancji rozpuszczonej, natomiast zmienia się masa roztworu, a tym samym również stężenie. Z kolei po zmieszaniu $\boldsymbol{m_{r1}}$ gramów roztworu o stężeniu procentowym $\boldsymbol{C_{p1}}$ z $\boldsymbol{m_{r2}}$ gramami roztworu o stężeniu procentowym $\boldsymbol{C_{p2}}$ powstaje $(\boldsymbol{m_{r1}} + \boldsymbol{m_{r2}})$ gramów nowego roztworu o stężeniu $\boldsymbol{C_{p3}}$ (fot. 96.). W tym przypadku zmieniają się zarówno masa substancji $(\boldsymbol{m_{s3}} = \boldsymbol{m_{s1}} + \boldsymbol{m_{s2}})$, jak i masa roztworu oraz jego stężenie.

Plan rozwiązywania

1 Wypisz dane i szukane.

2 Oblicz masę substancji rozpuszczonej w roztworach 1. i 2., czyli m_{s1} i m_{s2}.

3 Oblicz m_r.

4 Oblicz m_s rozpuszczonej w roztworze 3.

5 Oblicz C_p roztworu 3.

6 Napisz odpowiedź.

Przykład 61.

Obliczanie stężenia procentowego roztworu otrzymanego przez zmieszanie dwóch roztworów o różnych stężeniach

Zmieszano roztwory tej samej substancji rozpuszczonej: 200 g roztworu o stężeniu 2% i 50 g roztworu o stężeniu 6%. **Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu.**

1 **Dane:**
$m_{r1} = 200\text{ g}$
$C_{p1} = 5\%$
$m_{r2} = 50\text{ g}$
$C_{p2} = 6\%$

Szukane:
$C_p = ?$

patrz s. 267

2 Z definicji stężenia procentowego wynika, że:

100 g roztworu 1. *zawiera* 2 g substancji rozpuszczonej
200 g roztworu 1. *zawiera* x g substancji rozpuszczonej

$$\frac{100\text{ g}}{200\text{ g}} = \frac{2\text{ g}}{x\text{ g}}$$

$$x = \frac{200\text{ g} \cdot 2\text{ g}}{100\text{ g}} \qquad x = 4\text{ g, czyli } m_{s1} = 4\text{ g}$$

100 g roztworu 2. *zawiera* 6 g substancji rozpuszczonej
50 g roztworu 2. *zawiera* y g substancji rozpuszczonej

$$\frac{100\text{ g}}{50\text{ g}} = \frac{6\text{ g}}{y\text{ g}}$$

$$y = \frac{50\text{ g} \cdot 6\text{ g}}{100\text{ g}} \qquad y = 3\text{ g, czyli } m_{s2} = 3\text{ g}$$

3 $m_r = m_{r1} + m_{r2}$
$m_r = 200\text{ g} + 50\text{ g}$
$m_r = 250\text{ g}$

4 $m_s = m_{s1} + m_{s2}$ czyli: $m_s = x + y$
$m_s = 4\text{ g} + 3\text{ g}$
$m_s = 7$ g substancji rozpuszczonej w 250 g roztworu 3.

5 Można zatem ułożyć proporcję:

250 g roztworu *zawiera* 7 g substancji rozpuszczonej
100 g roztworu *zawiera* z g substancji rozpuszczonej

$$\frac{250\text{ g}}{100\text{ g}} = \frac{7\text{ g}}{z\text{ g}}$$

$$z = \frac{100\text{ g} \cdot 7\text{ g}}{250\text{ g}} \qquad z = 2{,}8\text{ g, czyli } C_p = 2{,}8\%$$

W 100 g roztworu znajduje się 2,8 g substancji rozpuszczonej, czyli stężenie procentowe roztworu wynosi $C_p = 2{,}8\%$.

6 Stężenie procentowe otrzymanego roztworu wynosi 2,8%.

Obliczenia związane z mieszaniem lub rozcieńczaniem roztworów można wykonywać tzw. **metodą krzyżową**, zwaną też **regułą mieszania**. Wykorzystuje ona następujące zależności:

- zawartość substancji rozpuszczonej m_{s1} w roztworze o stężeniu procentowym C_{p1} i masie m_{r1} wynosi:

$$m_{s1} = \frac{m_{r1} \cdot C_{p1}}{100\%}$$

- zawartość substancji rozpuszczonej m_{s2} w roztworze o stężeniu procentowym C_{p2} i masie m_{r2} wynosi:

$$m_{s2} = \frac{m_{r2} \cdot C_{p2}}{100\%}$$

- po zmieszaniu roztworów otrzymuje się:

$$\frac{m_{r1} \cdot C_{p1}}{100\%} + \frac{m_{r2} \cdot C_{p2}}{100\%} = (m_{r1} + m_{r2}) \frac{C_p}{100\%}$$

gdzie C_p jest stężeniem procentowym nowego roztworu,

- w wyniku przekształcenia powyższych równań wyznacza się stosunek:

$$\frac{m_{r1}}{m_{r2}} = \frac{C_p - C_{p2}}{C_{p1} - C_p}$$

Wyznaczony stosunek stanowi regułę mieszania. Dzięki niej uzyskuje się prosty algorytm wykonywania obliczeń związanych z mieszaniem lub rozcieńczaniem roztworów:

$$\begin{array}{ccc} C_{p1} & & m_{r1} = |C_{p2} - C_p| \\ & \searrow \nearrow & \\ & C_p & \\ & \nearrow \searrow & \\ C_{p2} & & m_{r2} = |C_{p1} - C_p| \end{array}$$

gdzie:
C_{p1}, C_{p2} – stężenia procentowe roztworów początkowych, %,
m_{r1}, m_{r2} – masy roztworów początkowych, g,
C_p – stężenie procentowe roztworu otrzymanego przez zmieszanie roztworów początkowych, %,

$|C_{p2} - C_p|$, $|C_{p1} - C_p|$ – wartości bezwzględne różnic stężeń procentowych C_{p1}, C_{p2}, C_p.

Obliczenia metodą krzyżową wykonuje się szybko, niemal automatycznie. Bardzo ważna jest jednak **umiejętność interpretacji uzyskanych wyników.**

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz stosunek masowy mieszaniny roztworów.
3. Napisz odpowiedź.

Przykład 62.

Obliczenia z wykorzystaniem reguły mieszania

Oblicz, w jakim stosunku masowym należy zmieszać 96-procentowy roztwór kwasu siarkowego(VI) z 15-procentowym roztworem kwasu siarkowego(VI), aby powstał roztwór 50-procentowy.

1 **Dane:**

$C_{p1} = 96\%$
$C_{p2} = 15\%$
$C_p = 50\%$

Szukane:

$\frac{m_{r1}}{m_{r2}} = ?$

patrz s. 269

2 96 → 50 ← 15

$|15 - 50| = \mathbf{35} = m_{r1}$

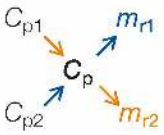
$|96 - 50| = \mathbf{46} = m_{r2}$

razem $\mathbf{35} + \mathbf{46} = 81$ części masowych

Stosunek masowy wynosi zatem: $\frac{m_{r1}}{m_{r2}} = \frac{35}{46}$.

3 Aby otrzymać 50-procentowy roztwór kwasu siarkowego(VI), należy zmieszać 35 części masowych 96-procentowego roztworu kwasu siarkowego(VI) z 46 częściami masowymi 15-procentowego roztworu kwasu siarkowego(VI).

Obliczanie metodą krzyżową:



Wynik otrzymany w przykładzie 62. określa tylko **stosunek masowy** mieszanych roztworów. Jeśli w zadaniu należałoby otrzymać np. 1 kg roztworu kwasu siarkowego(VI) o stężeniu 50-procentowym, wówczas niezbędne są dodatkowe obliczenia.

Jeżeli w 81 g roztworu o stężeniu $C_p = 50\%$ znajduje się 35 g roztworu o stężeniu $C_{p1} = 96\%$, to w 1000 g roztworu o stężeniu $C_p = 50\%$ znajduje się x g roztworu o stężeniu $C_{p1} = 96\%$.

Można to zapisać następująco:

$$\frac{81\text{ g}}{1000\text{ g}} = \frac{35\text{ g}}{x\text{ g}} \qquad x = 432\text{ g}$$

Otrzymany wynik stanowi masę roztworu kwasu siarkowego(VI) m_{r1} o stężeniu $C_{p1} = 96\%$, jaką należałoby zmieszać z roztworem kwasu siarkowego(VI) o stężeniu $C_{p2} = 15\%$, aby uzyskać 1 kg roztworu o stężeniu $C_p = 50\%$. Masa roztworu m_{r2} byłaby zatem równa:

$m_{r2} = 1000\text{ g} - 432\text{ g}$

$m_{r2} = 568\text{ g}$

Przykład 63.

Obliczenia z wykorzystaniem reguły mieszania

Oblicz, ile gramów roztworu 20-procentowego oraz ile gramów roztworu 5-procentowego tej samej substancji należy zmieszać, aby otrzymać 300 g roztworu 15-procentowego.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz stosunek masowy.
3. Oblicz m_{r1}.
4. Oblicz m_{r2}.
5. Napisz odpowiedź.

1

Dane:
$C_{p1} = 20\%$
$C_{p2} = 5\%$
$C_{p3} = 15\%$
$m_r = 300\text{ g}$

Szukane:
$m_{r1} = ?$
$m_{r2} = ?$

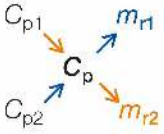
2 20 → 15 ← 5

$|5 - 15| = \mathbf{10} = m_{r1}$

$|20 - 15| = \mathbf{5} = m_{r2}$

razem $\mathbf{10} + \mathbf{5} = 15$ części masowych

Obliczanie metodą krzyżową:



patrz s. 270

3 Należy obliczyć masę roztworu 1. potrzebnego do otrzymania 300 g roztworu 15-procentowego:

$$\frac{15\text{ g}}{10\text{ g}} = \frac{300\text{ g}}{x\text{ g}}$$

$$x = \frac{10\text{ g} \cdot 300\text{ g}}{15\text{ g}}$$

$$x = 200\text{ g}$$

4 Należy obliczyć masę roztworu 2. potrzebnego do otrzymania 300 g roztworu 15-procentowego:

$m_{r2} = 300\text{ g} - 200\text{ g}$ $\qquad$ $m_{r2} = 100\text{ g}$

5 Aby otrzymać 300 g roztworu 15-procentowego, należy zmieszać 200 g roztworu 20-procentowego i 100 g roztworu 5-procentowego.



Fot. 97. Zalewa octowa musi mieć stężenie min. 2%, aby zamarynowane warzywa się nie psuły.

Sporządzanie roztworów o określonym stężeniu procentowym

Obliczenia dotyczące stężeń są najczęściej wykorzystywane do sporządzania roztworów o określonym stężeniu. Aby przygotować roztwory o określonym stężeniu procentowym (fot. 97.), należy zmieszać obliczoną liczbę gramów substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika w naczyniu o odpowiedniej pojemności, np. w zlewce, kolbie, słoiku, szklance.

Plan rozwiązywania

1. Wykonaj obliczenia.
2. Ustal odczynniki, szkło i sprzęt laboratoryjny.
3. Napisz instrukcję.
4. Narysuj schemat.

Przykład 64.

Sporządzanie roztworów o określonym stężeniu procentowym

Sporządzanie 200 g wodnego roztworu chlorku sodu o stężeniu 10%.

1 Aby przygotować określoną ilość roztworu o podanym stężeniu, należy na początku obliczyć masę substancji rozpuszczonej m_s i masę rozpuszczalnika (wody) m_{wody}.

$$m_s = \frac{10\% \cdot 200\text{ g}}{100\%} \qquad m_s = 20\text{ g}$$

$m_{wody} = 200\text{ g} - 20\text{ g}$ $\qquad$ $m_{wody} = 180\text{ g}$

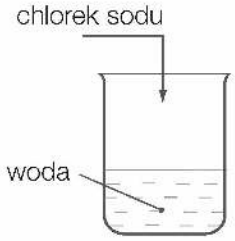
180 g wody ma objętość 180 cm^3 (przyjmując, że gęstość wody wynosi $d = 1\ \frac{g}{cm^3}$).

2 **Odczynniki:** chlorek sodu, woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: szkiełko zegarkowe, zlewka o pojemności 250 cm^3, cylinder miarowy, bagietka, waga laboratoryjna.

patrz s. 271

3 **Instrukcja:** Na szkiełku zegarkowym odważ 20 g chlorku sodu i wsyp do zlewki o pojemności 250 cm^3. Cylindrem miarowym odmierz 180 cm^3 wody destylowanej i wlej do zlewki. Zawartość zlewki wymieszaj bagietką.

4



Stężenia roztworów o znacznym rozcieńczeniu

Wartość stężenia procentowego wykorzystuje się m.in. do oceny jakości powietrza. Dopuszczalne stężenie w powietrzu substancji tworzących smog (fot. 98.), takich jak tlenek siarki(IV), tlenek węgla(II), tlenki azotu czy sadza, podaje się w specjalnych jednostkach:

- **ppm** [od ang. ***parts per million*** – części na milion, czyt. pi pi em]
  $1\ \text{ppm} = 10^{-4}\% = 1\ \frac{\mu g}{g} = 1\ \frac{mg}{kg}$
- **ppb** [od ang. ***parts per billion*** – części na miliard, czyt. pi pi bi]
  $1\ \text{ppb} = 10^{-7}\% = 1\ \frac{ng}{g} = 1\ \frac{\mu g}{kg}$

Na przykład dopuszczalne stężenie tlenku azotu(IV) w powietrzu wynosi 460 ppm.

Te wartości oznaczają, ile atomów, jonów lub cząsteczek substancji rozpuszczonej przypada na milion (ppm) lub miliard (ppb) cząsteczek roztworu. Najczęściej wartości stężeń odnoszą się do jednostek masy, lecz mogą być również wyrażane za pomocą objętości.

Zawartość substancji w roztworze wyrażoną za pomocą stężenia procentowego można w prosty sposób przeliczyć na stężenia w ppm i ppb:

$$\text{ppm} = 10^4 \cdot C_p \qquad \text{ppb} = 10^7 \cdot C_p$$

gdzie:

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

m_s – masa substancji rozpuszczonej, g,

m_r – masa roztworu, g.

Przedstawione wielkości zwykle stosuje się też do podawania stężenia zanieczyszczeń w wodach gruntowych lub morskich. W ppm lub ppb wyraża się także koncentrację soli odżywczych oraz witamin w żywności lub w organizmach.



Fot. 98. Smog tworzą m.in. SO_2, CO_2 i tlenki azotu, które wraz z parą wodną osadzają się na cząstkach pyłów.

ppm – liczba cząsteczek danej substancji przypadająca **na milion** cząsteczek mieszaniny.

ppb – liczba cząsteczek danej substancji przypadająca **na miliard** cząsteczek mieszaniny.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Oblicz, ilu gramów soli kuchennej oraz ilu gramów wody należy użyć, aby otrzymać 200 g 15-procentowego roztworu.**
2. Zawartość soli w wodzie morskiej wynosi 3,5%. **Oblicz, ile kilogramów soli zostanie po odparowaniu do sucha 200 kg wody morskiej.**
3. **Oblicz, ile gramów substancji należy rozpuścić w 360 g wody, aby otrzymać roztwór 20-procentowy.**
4. Do 60 g 12-procentowego roztworu soli dodano 20 g tej samej soli. **Oblicz stężenie procentowe powstałego roztworu.**
5. **Oblicz, w ilu gramach wody należy rozpuścić 15 g substancji, aby powstał roztwór 20-procentowy.**
6. **Oblicz, ile gramów 96-procentowego roztworu kwasu siarkowego(VI) należy zmieszać z wodą, aby powstały 192 g roztworu kwasu siarkowego(VI) o stężeniu C_p = 10%.**
7. Zmieszano dwa roztwory tej samej substancji o stężeniach C_{p1} = 10% i C_{p2} = 50% i otrzymano 50 g roztworu 20-procentowego. **Oblicz masy roztworów, które zmieszano.**
8. Zmieszano roztwór 35-procentowy z wodą i otrzymano 70 g roztworu 15-procentowego. **Oblicz masę użytego roztworu i masę wody.**
9. **Oblicz, ile gramów siarczku sodu znajduje się w 0,5 dm^3 8-procentowego roztworu o gęstości $d = 1{,}09 \frac{g}{cm^3}$.**
10. **Oblicz stężenie procentowe nasyconego roztworu azotanu(V) potasu w temperaturze 30°C.** Skorzystaj z wykresu rozpuszczalności substancji stałych w wodzie.
11. **Oblicz, ile gramów $Ca(NO_3)_2 \cdot 2\,H_2O$ należy rozpuścić w 250 g wody, aby otrzymać roztwór 5-procentowy.**
12. Czterej uczniowie mieli za zadanie przygotowywanie 200 g 20-procentowego wodnego roztworu chlorku sodu. Do dyspozycji mieli: chlorek sodu, wodę destylowaną, wagę laboratoryjną, cylinder miarowy, szkiełko zegarkowe i zlewki. **Oceń, który uczeń poprawnie wykonał polecenie.**

Uczeń	Kolejne czynności wykonywane przez uczniów
I	Odważył na szkiełku zegarkowym 20 g chlorku sodu i wsypał do zlewki. Następnie dodał 200 cm^3 wody destylowanej odmierzonej cylindrem miarowym i całość dokładnie wymieszał.
II	Odważył na szkiełku zegarkowym 10 g chlorku sodu i wsypał do zlewki. Następnie dodał 190 cm^3 wody destylowanej odmierzonej cylindrem miarowym i całość dokładnie wymieszał.
III	Obliczył potrzebną masę chlorku sodu, odważył na szkiełku zegarkowym i wsypał do zlewki. Następnie dodał 200 cm^3 wody destylowanej odmierzonej cylindrem miarowym i całość dokładnie wymieszał.
IV	Obliczył potrzebną masę chlorku sodu i wody. Następnie odważył na szkiełku zegarkowym 40 g chlorku sodu i wsypał do zlewki. Dodał 160 cm^3 wody destylowanej odmierzonej cylindrem miarowym i całość dokładnie wymieszał.

34. Stężenie molowe roztworu

Zawartość substancji rozpuszczonej w roztworze można wyrażać nie tylko za pomocą stężenia procentowego. W chemii bardzo często korzysta się ze stężenia **molowego roztworu C_m. Oznacza ono liczbę moli substancji rozpuszczonej w 1 dm^3 roztworu**. Na przykład roztwór 2-molowy zawiera 2 mole substancji rozpuszczonej w 1 dm^3 roztworu. Do sporządzania wodnych roztworów o określonym stężeniu molowym wykorzystuje się kolbę miarową (fot. 99.).



Fot. 99. Na szyjce kolby miarowej znajduje się kreska wskazująca poziom cieczy odpowiadający pojemności kolby.

Obliczanie stężenia molowego

Stężenie molowe C_m określa stosunek liczby moli substancji rozpuszczonej do objętości roztworu:

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

Wzór na obliczanie stężenia molowego

gdzie:
C_m – stężenie molowe roztworu, $\frac{mol}{dm^3}$,
n – liczba moli substancji rozpuszczonej, mol,
V_r – objętość roztworu, dm^3.

Mol – jednostka liczności materii. Mol zawiera $6{,}02 \cdot 10^{23}$ obiektów elementarnych (atomów, cząsteczek, jonów, elektronów, protonów lub neutronów).

Przykład 65.

Obliczanie stężenia molowego roztworu

Oblicz stężenie molowe roztworu o objętości 4 dm^3, w którym znajduje się 8 moli substancji rozpuszczonej.

Plan rozwiązywania

1 Wypisz dane i szukane.

2 Oblicz C_m.

3 Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**
$n = 8$ moli
$V_r = 4\ dm^3$

Szukane:
$C_m = ?$

2 **Sposób I – obliczanie metodą proporcji**

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji

4 dm^3 roztworu *zawierają* 8 moli substancji rozpuszczonej
1 dm^3 roztworu *zawiera* x moli substancji rozpuszczonej

$$\frac{4\ dm^3}{1\ dm^3} = \frac{8\ moli}{x\ moli} \qquad x = \frac{1\ dm^3 \cdot 8\ moli}{4\ dm^3} \qquad x = 2\ mole$$

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:
$C_m = \frac{n}{V_r}$

$$C_m = \frac{8\ moli}{4\ dm^3} \qquad C_m = 2\ \frac{mol}{dm^3}$$

3 Stężenie molowe roztworu wynosi 2 $\frac{mol}{dm^3}$.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz n.
3. Oblicz C_m.
4. Napisz odpowiedź.

Przykład 66.

Obliczanie stężenia molowego roztworu, gdy znana jest masa substancji rozpuszczonej

Oblicz stężenie molowe roztworu o objętości 0,5 dm^3, w którym znajduje się 10 g wodorotlenku sodu.

1 **Dane:**

$m_s = 10\ g$

$V_r = 0{,}5\ dm^3$

Szukane:

$C_m = ?$

2 Należy obliczyć liczbę moli NaOH zawartych w 10 g związku chemicznego:

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

$n = \frac{m_s}{M}$ $\qquad n = \frac{10\ g}{40\ \frac{g}{mol}}$ $\qquad n = 0{,}25\ mola$

3 **Sposób I – obliczanie metodą proporcji**

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji

$0{,}5\ dm^3$ roztworu *zawiera* 0,25 mola substancji rozpuszczonej

$1\ dm^3$ roztworu *zawiera* x moli substancji rozpuszczonej

$x = \frac{1\ dm^3 \cdot 0{,}25\ mola}{0{,}5\ dm^3}$ $\qquad x = 0{,}5\ mola$

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:
$C_m = \frac{n}{V_r}$

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$C_m = \frac{0{,}25\ mola}{0{,}5\ dm^3}$ $\qquad C_m = 0{,}5\ \frac{mol}{dm^3}$

4 Stężenie molowe roztworu wynosi $0{,}5\ \frac{mol}{dm^3}$.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz V_r.
3. Oblicz n.
4. Oblicz C_m.
5. Napisz odpowiedź.

Przykład 67.

Obliczanie stężenia molowego roztworu, gdy znane są objętość wody i gęstość roztworu

Oblicz stężenie molowe roztworu otrzymanego po rozpuszczeniu 78 g siarczku sodu w 2 dm^3 wody, jeśli gęstość tego roztworu wynosi 1,04 $\frac{g}{cm^3}$.

1 **Dane:**

$m_s = 78\ g$

$V_w = 2\ dm^3$

$d_r = 1{,}04\ \frac{g}{cm^3}$

Szukane:

$C_m = ?$

Obliczanie za pomocą wzoru:
$d_r = \frac{m_r}{V_r}$

2 $V_r = \frac{m_r}{d_r}$

Masa $1\ dm^3$ wody wynosi 1000 g, więc $m_w = 2000\ g$.

patrz s. 275

$m_r = m_s + m_w$

$m_r = 78\ g + 2000\ g$ $\qquad m_r = 2078\ g$

$V_r = \dfrac{2078\ g}{1{,}04\ \frac{g}{cm^3}}$

$V_r = 1998\ cm^3$ $\qquad V_r = 1{,}998\ dm^3$

3 $M_{Na_2S} = 2 \cdot 23\ \frac{g}{mol} + 32\ \frac{g}{mol}$ $\qquad M_{Na_2S} = 78\ \frac{g}{mol}$

$M_{Na_2S} = m_s$, co oznacza, że w roztworze znajduje się 1 mol Na_2S.

Z obliczeń wynika, że 1,998 dm^3 roztworu zawiera 1 mol Na_2S.

4 **Sposób I – obliczanie metodą proporcji**

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji

1,998 dm^3 roztworu *zawiera* 1 mol substancji rozpuszczonej
1 dm^3 roztworu *zawiera* x moli substancji rozpuszczonej

$$x = \frac{1\ dm^3 \cdot 1\ mol}{1{,}998\ dm^3} \qquad x = 0{,}5\ mola$$

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:
$C_m = \dfrac{n}{V_r}$

$$C_m = \frac{1\ mol}{1{,}998\ dm^3} \qquad C_m = 0{,}5\ \frac{mol}{dm^3}$$

5 Stężenie molowe roztworu wynosi 0,5 $\frac{mol}{dm^3}$.

Przeliczanie stężeń

Często zachodzi konieczność przeliczania stężeń roztworów z molowych na procentowe lub odwrotnie. Do obliczeń można wykorzystać metodę proporcji lub wzory na stężenia molowe i procentowe roztworu:

a) $C_m = \dfrac{n}{V_r}$

b) $C_p = \dfrac{m_s \cdot 100\%}{m_r}$

Podstawiając wzory: $V_r = \dfrac{m_r}{d_r}$ i $n = \dfrac{m_s}{M}$ do wzoru (**a**), otrzymuje się:

c) $C_m = \dfrac{\frac{m_s}{M}}{\frac{m_r}{d_r}} = \dfrac{m_s}{M} \cdot \dfrac{d_r}{m_r}$

$C_m = \dfrac{m_s}{M} \cdot \dfrac{d_r}{m_r}$

Ze wzoru (**b**) wyznacza się m_s:

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

i podstawia do wzoru (**c**):

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

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

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

Tak otrzymane wzory służą do przeliczania stężeń:

Wzory na przeliczanie stężeń

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

gdzie:
C_m – stężenie molowe roztworu, $\frac{mol}{dm^3}$,
C_p – stężenie procentowe roztworu, %,
d_r – gęstość roztworu, $\frac{g}{dm^3}$,
M – masa molowa substancji rozpuszczonej, $\frac{g}{mol}$.

Przykład 68.

Przeliczanie stężenia procentowego na stężenie molowe roztworu

Oblicz stężenie molowe 20-procentowego roztworu wodorotlenku potasu o gęstości 1,19 $\frac{g}{cm^3}$.

Sposób I
Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz m_r.
3. Oblicz m_s.
4. Oblicz C_m.
5. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**
$C_p = 20\%$
$d_r = 1{,}19 \frac{g}{cm^3}$

Szukane:
$C_m = ?$

2 **Sposób I – obliczanie metodą proporcji**

Należy obliczyć masę 1 dm^3 roztworu:

$m_r = d_r \cdot V_r$

$m_r = 1{,}19 \frac{g}{cm^3} \cdot 1000\ cm^3 \qquad m_r = 1190\ g$

3 Na podstawie definicji stężenia procentowego oblicza się, ile gramów KOH znajduje się w 1190 g roztworu.

Obliczanie metodą proporcji

100 g roztworu *zawiera* 20 g substancji rozpuszczonej
1190 g roztworu *zawiera* x g substancji rozpuszczonej

$$x = \frac{1190\ g \cdot 20\ g}{100\ g} \qquad x = 238\ g$$

$m_s = 238\ g$

patrz s. 277

4 Należy obliczyć, ilu molom KOH odpowiada 238 g KOH.

$M_{KOH} = 39\ \frac{g}{mol} + 16\ \frac{g}{mol} + 1\ \frac{g}{mol}$ $\qquad M_{KOH} = 56\ \frac{g}{mol}$

$n = \frac{m_s}{M}$ $\qquad n = \frac{238\ g}{56\ \frac{g}{mol}}$

$n = 4{,}25$ mola, czyli stężenie molowe wynosi $4{,}25\ \frac{mol}{dm^3}$

5 Stężenie molowe 20-procentowego roztworu KOH o gęstości $1{,}19\ \frac{g}{cm^3}$ wynosi $4{,}25\ \frac{mol}{dm^3}$.

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

1 **Dane:** $C_p = 20\%$, $d_r = 1{,}19\ \frac{g}{cm^3}$ $\qquad$ **Szukane:** $C_m = ?$

2 $C_m = \frac{20\% \cdot 1190\ \frac{g}{dm^3}}{100\% \cdot 56\ \frac{g}{mol}}$ $\qquad C_m = 4{,}25\ \frac{mol}{dm^3}$

3 Stężenie molowe 20-procentowego roztworu KOH o gęstości $1{,}19\ \frac{g}{cm^3}$ wynosi $4{,}25\ \frac{mol}{dm^3}$.

Sposób II
Plan rozwiązywania

1 Wypisz dane i szukane.
2 Oblicz C_m.
3 Napisz odpowiedź.

Obliczanie za pomocą wzoru:

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

Przykład 69.

Przeliczanie stężenia molowego na stężenie procentowe roztworu

Oblicz stężenie procentowe 1,25-molowego roztworu wodorotlenku sodu o gęstości $1{,}02\ \frac{g}{cm^3}$.

1 **Dane:** $C_m = 1{,}25\ \frac{mol}{dm^3}$, $d_r = 1{,}02\ \frac{g}{cm^3}$ $\qquad$ **Szukane:** $C_p = ?$

2 **Sposób I – obliczanie metodą proporcji**

Należy obliczyć masę 1 dm^3 roztworu:

$m_r = d_r \cdot V_r$

$m_r = 1{,}02\ \frac{g}{cm^3} \cdot 1000\ cm^3$ $\qquad m_r = 1020$ g

3 Należy obliczyć, ilu gramom NaOH odpowiada 1,25 mola NaOH.

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

$m_s = n \cdot M$

$m_s = 1{,}25$ mola $\cdot\ 40\ \frac{g}{mol}$ $\qquad m_s = 50$ g

patrz s. 278

Sposób I
Plan rozwiązywania

1 Wypisz dane i szukane.
2 Oblicz m_r.
3 Oblicz m_s.
4 Oblicz m_{s1}.
5 Napisz odpowiedź.

4 Na podstawie definicji stężenia procentowego oblicza się, ile gramów NaOH znajduje się w 100 g roztworu.

Obliczanie metodą proporcji

1020 g roztworu *zawiera* 50 g substancji rozpuszczonej
100 g roztworu *zawiera* x g substancji rozpuszczonej

$$x = \frac{100\ \text{g} \cdot 50\ \text{g}}{1020\ \text{g}} \qquad x = 4{,}9\ \text{g} \qquad m_{s1} = 4{,}9\ \text{g, czyli } C_p = 4{,}9\%$$

5 Roztwór NaOH o stężeniu molowym 1,25 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i gęstości 1,02 $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ jest roztworem 4,9-procentowym.

Sposób II
Plan rozwiązywania

1 Wypisz dane i szukane.
2 Oblicz C_p.
3 Napisz odpowiedź.

Obliczanie za pomocą wzoru:

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

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

1 **Dane:**
$C_m = 1{,}25\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
$d_r = 1{,}02\ \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

Szukane:
$C_p = ?$

2 $$C_p = \frac{1{,}25\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 40\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 100\%}{1020\ \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}} \qquad C_p = 4{,}9\%$$

3 Roztwór NaOH o stężeniu molowym 1,25 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i gęstości 1,02 $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ jest roztworem 4,9-procentowym.

Sporządzanie roztworów o określonym stężeniu molowym

Roztwory o określonym stężeniu molowym są przygotowywane w naczyniach miarowych (kalibrowanych) o pojemności dokładnie wyznaczonej dla danej temperatury (patrz fot. 100., s. 279). Takimi naczyniami są kolby miarowe, czyli szklane naczynia ze szlifem i dopasowanym korkiem. Kolby miarowe nie służą jednak do odmierzania objętości cieczy. W tym celu stosuje się cylindry miarowe, a niewielkie objętości cieczy można dokładnie odmierzać za pomocą pipety lub strzykawek.

Plan rozwiązywania

1 Oblicz:
– M_{NaNO_3},
– masę $NaNO_3$.
2 Ustal odczynniki, szkło i sprzęt laboratoryjny.
3 Napisz instrukcję.
4 Narysuj schemat.

Przykład 70.

Sporządzanie roztworów o określonym stężeniu molowym

Sporządzanie 100 cm^3 wodnego roztworu azotanu(V) sodu o stężeniu 2 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

1 Aby przygotować określoną ilość roztworu o podanym stężeniu molowym, należy obliczyć masę substancji rozpuszczonej m.

Najpierw należy obliczyć masę molową $NaNO_3$, a następnie masę 2 moli tego związku chemicznego.

patrz s. 279

$M_{NaNO_3} = 23\ \frac{g}{mol} + 14\ \frac{g}{mol} + 3 \cdot 16\ \frac{g}{mol}$

$M_{NaNO_3} = 85\ \frac{g}{mol}$

1 mol — 85 g $NaNO_3$
2 mole — x g $NaNO_3$

$$x = \frac{2\ \text{mole} \cdot 85\ \text{g}}{1\ \text{mol}}$$

$x = 170$ g

Obliczona masa x znajdowałaby się w 1000 cm^3 (1 dm^3) roztworu 2-molowego. Objętość przygotowywanego roztworu ma wynosić 100 cm^3.

Obliczenie masy $NaNO_3$ zawartej w 100 cm^3 roztworu o stężeniu 2 $\frac{mol}{dm^3}$.

1000 cm^3 roztworu – 170 g $NaNO_3$
100 cm^3 roztworu – y g $NaNO_3$

$$y = \frac{100\ cm^3 \cdot 170\ g}{1000\ cm^3}$$

$y = 17$ g $\qquad\qquad m NaNO_3 = 17$ g

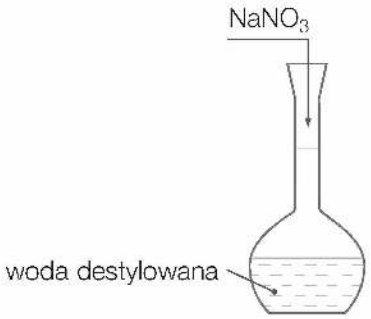
Jeżeli w wodzie rozpuści się 17 g $NaNO_3$ i uzyska 100 cm^3 roztworu, to stężenie tego roztworu będzie wynosiło 2 $\frac{mol}{dm^3}$.

2 **Odczynniki:** azotan(V) sodu, woda destylowana.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: lejek, kolba miarowa o pojemności 100 cm^3 z korkiem, szkiełko zegarkowe, waga laboratoryjna.

3 **Instrukcja:** Na szkiełku zegarkowym odważ 17 g azotanu(V) sodu. Następnie wsyp go przez suchy lejek do kolby miarowej o pojemności 100 cm^3 wypełnionej do ok. połowy wodą destylowaną. Wymieszaj składniki, potrząsając kolbą miarową aż do rozpuszczenia się soli. Uzupełnij kolbę miarową wodą destylowaną aż do kreski. Zamknij ją korkiem i wymieszaj składniki.

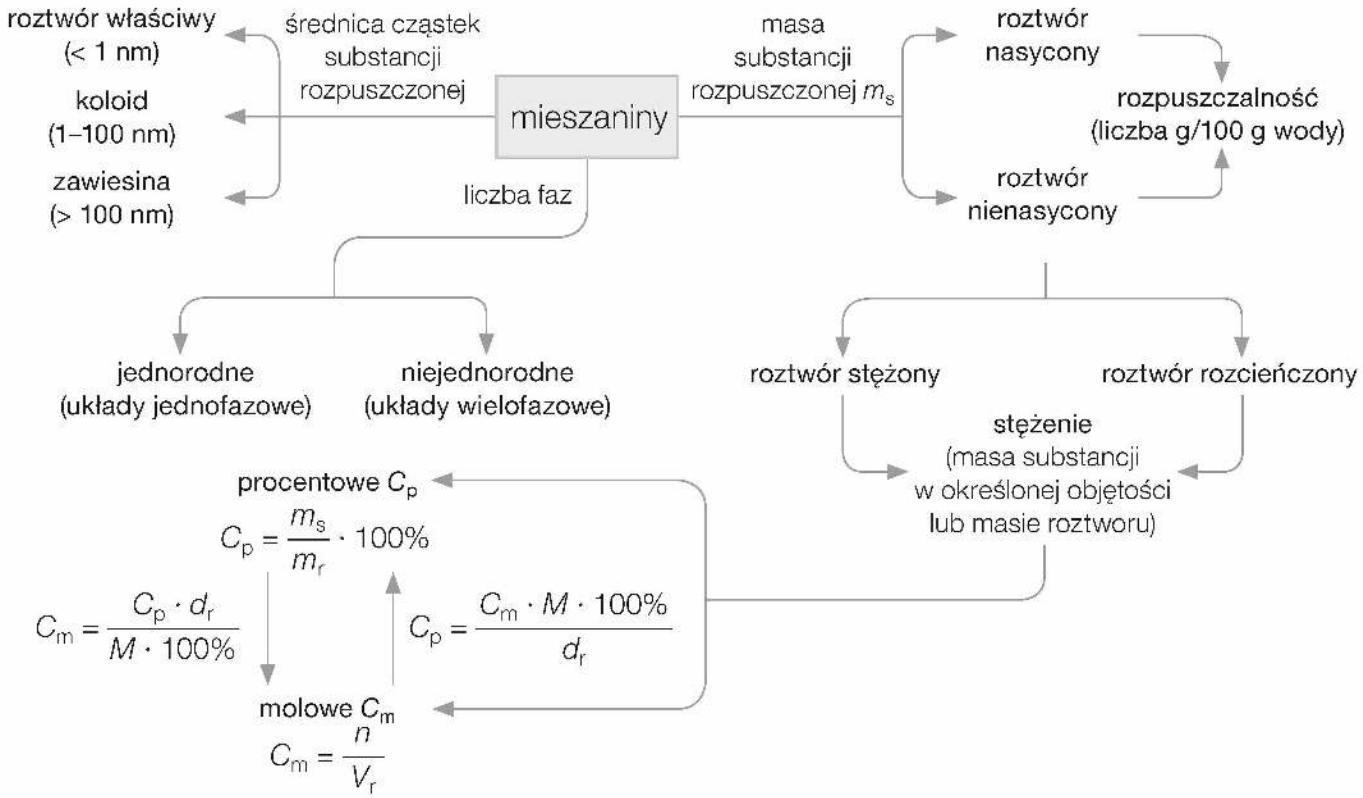
4





Fot. 100. Kolbę miarową dobiera się tak, aby jej pojemność była równa objętości roztworu, który chcemy sporządzić.

Mapa pojęć – roztwory



Wyjaśnienia symboli:

C_m – stężenie molowe roztworu, $\frac{mol}{dm^3}$,
C_p – stężenie procentowe roztworu, %,
d_r – gęstość roztworu, $\frac{g}{dm^3}$,
M – masa molowa substancji rozpuszczonej, $\frac{g}{mol}$,
m_s – masa substancji rozpuszczonej, g,
m_r – masa roztworu, g,
n – liczba moli substancji rozpuszczonej, mol,
V_r – objętość roztworu, dm^3.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Oblicz, ile gramów siarczanu(VI) sodu znajduje się w 300 cm^3 2-molowego roztworu.**
2. Do 200 cm^3 1-molowego roztworu kwasu chlorowodorowego dolano 50 g wody. **Oblicz stężenie molowe otrzymanego roztworu.**
3. Zmieszano dwa roztwory tej samej substancji: 50 cm^3 roztworu 3-molowego i 0,25 dm^3 roztworu 2-molowego. **Oblicz stężenie molowe otrzymanego roztworu.**
4. W 0,5 dm^3 wody rozpuszczono 117 g chlorku sodu i otrzymano roztwór o gęstości $d = 1{,}2\ \frac{g}{cm^3}$. **Oblicz stężenie molowe tego roztworu.**
5. **Oblicz stężenie procentowe 13,8-molowego roztworu kwasu azotowego(V) o gęstości $d = 1{,}38\ \frac{g}{cm^3}$.**
6. **Oblicz, ile gramów wodorotlenku potasu znajduje się w 0,5 kg roztworu o stężeniu 4,25 $\frac{mol}{dm^3}$ i gęstości $d = 1{,}19\ \frac{g}{cm^3}$.**
7. **Oblicz stężenie procentowe roztworu wodorotlenku sodu, w którym na 10 moli wody przypada 1 mol tej substancji.**

Podsumowanie

Mieszaniny i ich podział

Mieszanina to porcja materii zawierająca minimum dwa składniki występujące w dowolnym stanie skupienia. Składniki mieszaniny zachowują swoje właściwości.



Roztwory i rodzaje mieszanin ciekłych

Roztwór to mieszanina jednorodna jednej lub wielu substancji rozpuszczonych (rozproszonych) w rozpuszczalniku; cząstek substancji rozpuszczonej jest mniej niż cząstek rozpuszczalnika i mogą one mieć różny stopień rozdrobnienia. W roztworach ciekłych rozpuszczalnikiem najczęściej jest woda (roztwory wodne). Ze względu na wielkość cząstek substancji rozpuszczonej (rozproszonej) w rozpuszczalniku wyróżnia się **roztwory właściwe**, **koloidy** i **zawiesiny**.

		Roztwór właściwy	Koloid	Zawiesina
Rozmiar cząstek substancji rozproszonej, m		$< 10^{-9}$	10^{-9}–10^{-7}	$> 10^{-7}$
Przykłady	rozpuszczalnik	woda	woda	woda
	substancja	sól kuchenna cukier	białko jaja mydło	mąka rozdrobniona glina

Emulsja to mieszanina dwóch nierozpuszczających się w sobie cieczy, z których jedna jest rozproszona w drugiej w postaci małych kropelek.

Metody rozdzielania mieszanin

Metody, które stosuje się do rozdzielania mieszanin, wykorzystują różnice we właściwościach fizycznych ich składników.

Rodzaje mieszanin	Przykłady mieszanin	Metody rozdzielania na składniki
Jednorodna	roztwór właściwy substancji stałej w cieczy	krystalizacja odparowanie rozpuszczalnika destylacja
	roztwór właściwy cieczy w cieczy	destylacja
	roztwór właściwy gazu, substancji stałej lub cieczy w gazie lub w cieczy	chromatografia ekstrakcja
Niejednorodna	mieszanina substancji stałych o różnym stopniu rozdrobnienia	przesiewanie
	mieszanina substancji stałych o różnych właściwościach magnetycznych	rozdzielanie magnesem
	mieszanina cieczy o różnych gęstościach (ciecze niemieszalne)	zastosowanie rozdzielacza
	zawiesina substancji stałej w cieczy	dekantacja sączenie odwirowanie elektroforeza

Rozpuszczalność substancji

Rozpuszczalność substancji to maksymalna liczba gramów substancji, którą można rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika w danej temperaturze. Rozpuszczalność zależy od rodzaju substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika oraz od temperatury, a w przypadku gazów także od ciśnienia.

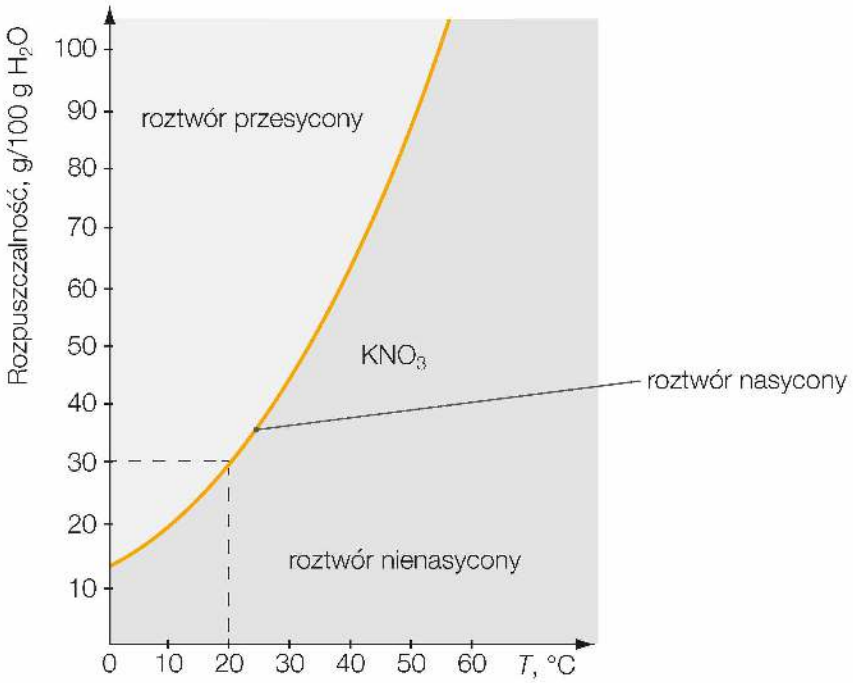
Wraz ze wzrostem temperatury:

- **zwiększa się** rozpuszczalność w wodzie większości **substancji stałych**,
- **zmniejsza się** rozpuszczalność w wodzie **gazów**.

Rodzaje roztworów właściwych

Ze względu na masę substancji rozpuszczonej roztwory właściwe dzielą się na **roztwory nienasycone**, **roztwory nasycone** i **roztwory przesycone**.

Zależność między rozpuszczalnością a temperaturą jest zwykle przedstawiana za pomocą **krzywej rozpuszczalności**.



Z krzywej rozpuszczalności azotanu(V) potasu można odczytać rozpuszczalność tej soli np. w temperaturze T = **20°C**.

Rozpuszczalność KNO_3 w wodzie w temperaturze T = 20°C wynosi 30 g, co oznacza, że w 100 g wody rozpuści się maksymalnie 30 g soli i powstanie **roztwór nasycony**. Jeżeli w 100 g wody (T = 20°C) zostanie rozpuszczona mniejsza ilość KNO_3 (< 30 g), to powstanie **roztwór nienasycony**. W wyniku rozpuszczenia w 100 g wody (T = 20°C) większej ilości KNO_3 (> 30 g) powstanie **roztwór przesycony**.

Szybkość rozpuszczania

Szybkość rozpuszczania substancji stałych w wodzie można zwiększyć przez:

- ogrzanie roztworu,
- mieszanie,
- rozdrobnienie substancji rozpuszczonej.

Sposoby wyrażania stężeń roztworów

- stężenie procentowe

$$C_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\% \qquad C_p = \frac{C_m \cdot M \cdot 100\%}{d_r}$$

- stężenie molowe

$$C_m = \frac{n}{V_r} \qquad C_m = \frac{C_p \cdot d_r}{M \cdot 100\%}$$

gdzie:

C_p – stężenie procentowe roztworu, %,
m_s – masa substancji rozpuszczonej, g,
m_r – masa roztworu, g,
C_m – stężenie molowe roztworu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
d_r – gęstość roztworu, $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$,
M – masa molowa substancji rozpuszczonej, $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$,
V_r – objętość roztworu, dm^3.

Sposób na zadania

Jak przygotować w kolbie miarowej roztwór o określonym stężeniu molowym i określonej objętości, jeśli mamy do dyspozycji roztwór o znanym stężeniu procentowym i znanej gęstości?

Oblicz potrzebną objętość roztworu – musisz to zrobić przed przystąpieniem do przygotowywania roztworu

Oblicz liczbę moli substancji ze wzoru

$$n = V_r \cdot C_m$$

$$[dm^3 \cdot \frac{mol}{dm^3} = mol]$$

→

Oblicz masę substancji ze wzoru

$$m = n \cdot M$$

$$[mol \cdot \frac{g}{mol} = g]$$

→

Oblicz objętość roztworu ze wzoru

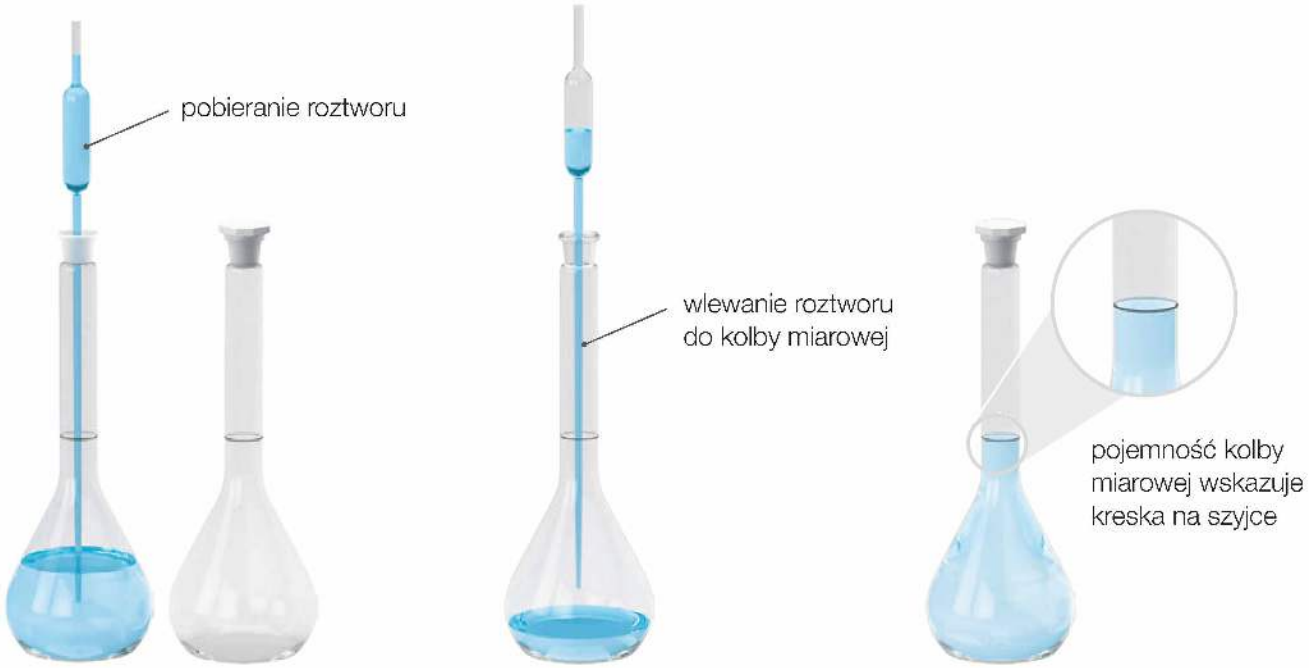
$$V_r = \frac{m_s \cdot 100\%}{d_r \cdot C_p}$$

$$[\frac{g \cdot \%}{\frac{g}{cm^3} \cdot \%} = cm^3]$$

Zaprojektuj doświadczenie chemiczne

Aby przygotować **roztwór o określonym stężeniu molowym i określonej objętości**, należy wykonać następujące czynności:

1. Pobierz za pomocą pipety obliczoną objętość roztworu V_r.
2. Wlej do kolby miarowej niewielką objętość wody, a następnie dodaj roztwór z pipety.
3. Dopełnij kolbę miarową wodą do określonej objętości kolby (do kreski).



Trening – rozwiąż zadania: 2., 4., s. 284.

Trening – rozwiąż zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Informacja do zadań 1. i 2.

Węglan litu jest solą słabo rozpuszczalną w wodzie. Cechą charakterystyczną odróżniającą ten związek chemiczny od większości soli jest zmniejszanie się rozpuszczalności w wodzie wraz ze wzrostem temperatury. W poniższej tabeli przedstawiono informacje dotyczące rozpuszczalności w wodzie węglanu litu oraz chlorku ołowiu(II) w różnych temperaturach.

		Temperatura, °C					
		0	20	40	60	80	100
Rozpuszczalność g/100 g H_2O	węglan litu	1,53	1,35	1,17	1,00	0,85	0,72
	chlorek ołowiu(II)	0,65	0,99	1,42	1,95	2,58	3,30

Zadanie 1.

Na podstawie danych narysuj wykres zależności rozpuszczalności węglanu litu i chlorku ołowiu(II) od temperatury w zakresie temperatur od 0°C do 60°C. Z narysowanego wykresu odczytaj temperaturę, przy której rozpuszczalności węglanu litu i chlorku ołowiu(II) przyjmują taką samą wartość.

Zadanie 2.

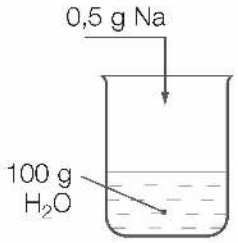
Do 40 g wody wprowadzono 0,44 g węglanu litu i roztwór ogrzano do temperatury 80°C.
Oblicz liczbę moli węglanu litu, która nie rozpuści się w wodzie w tej temperaturze.

Zadanie 3.

Dwaj uczniowie mieli przygotować po 100 cm^3 roztworu zawierającego jony Na^+ o stężeniu 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$, korzystając z różnych odczynników i szkła laboratoryjnego. Adam odważył 2,86 g uwodnionego węglanu sodu o wzorze $Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$, rozpuścił go w niewielkiej ilości wody destylowanej w kolbie miarowej o pojemności 100 cm^3 i dopełnił wodą do kreski. Bartek odmierzył pipetą 50 cm^3 roztworu NaCl o stężeniu 0,2 $\frac{mol}{dm^3}$ i zmieszał go z 50 cm^3 wody destylowanej. **Oceń, czy obydwaj uczniowie poprawnie wykonali zadanie. Wykonaj odpowiednie obliczenia.**

Zadanie 4.

Przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie.



a) **Napisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej.**
b) **Oblicz stężenie procentowe roztworu, który powstał po zakończeniu reakcji chemicznej.** Wynik podaj z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.
c) **Nazwij proces, który zachodzi podczas doświadczenia chemicznego.**



Kinetyka chemiczna i termochemia

W tym dziale zwróć uwagę na umiejętności

Doświadczenia chemiczne – projektowanie i opisywanie

- wpływ stężenia i rozdrobnienia substratów oraz obecności katalizatora na szybkość reakcji chemicznej

Obliczenia chemiczne

- stosowanie prawa Hessa do obliczania efektów energetycznych przemian
- obliczanie szybkości reakcji chemicznej

Korzystanie z informacji

- interpretowanie wykresów zmian w czasie szybkości reakcji chemicznej oraz stężeń substratów i produktów reakcji pierwszego rzędu

35. Procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne

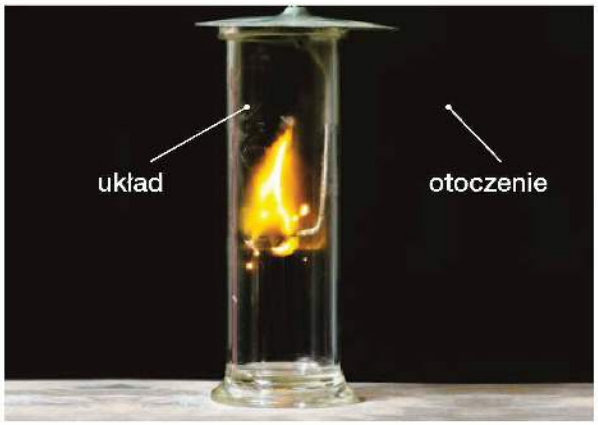


Fot. 101. Podczas mieszania się roztworu H_2SO_4 z wodą zachodzi zjawisko egzotermiczne – energia wydziela się na sposób ciepła.

Podczas procesów – reakcji chemicznych i zjawisk fizycznych, np. rozcieńczania stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) (fot. 101.), można zaobserwować wydzielanie się dużej ilości energii. Z kolei inne przemiany, nie zajdą bez dostarczenia energii, np. rozkład węglanu wapnia. Efekty energetyczne procesów dotyczą układu i jego otoczenia.

Układ i otoczenie

Układ to wyodrębniona część przestrzeni, której zawartość jest poddawana obserwacji lub opisowi. Podczas wykonywania doświadczeń chemicznych układem może być np. zamknięty cylinder miarowy, w którym zachodzi reakcja chemiczna (fot. 102.), lub zlewka wypełniona wodą. Otoczeniem układu jest wszystko to, co znajduje się poza układem, czyli np. stół laboratoryjny, na którym stoi kolba, czy powietrze na zewnątrz zlewki.



Fot. 102. Spalanie substancji w tlenie.

Energia wewnętrzna U i całkowita E_c

Każdy układ ma określoną energię nazywaną **energią wewnętrzną układu** U. Jest to suma energii wszystkich składników układu, a więc:

- energii ruchu postępowego (translacji), drgań (oscylacji) oraz obrotów (rotacji) wykonywanych przez atomy i cząsteczki, z których jest zbudowany układ,
- energii elektronów poruszających się w atomach i cząsteczkach układu,
- energii wiązań chemicznych i oddziaływań międzycząsteczkowych,
- energii zmagazynowanej w jądrach atomowych.

Do energii wewnętrznej **nie zalicza się** natomiast energii kinetycznej i potencjalnej układu traktowanego jako całość, co oznacza, że energia wewnętrzna nie zależy od tego, czy układ znajduje się w spoczynku, czy się porusza.

Nie można wyznaczyć bezwzględnej wartości energii wewnętrznej układu U, a jedynie jej zmianę ΔU, spowodowaną dostarczeniem energii z otoczenia do układu lub z układu do otoczenia.

Energia całkowita układu E_c jest sumą energii kinetycznej E_k, energii potencjalnej E_p i energii wewnętrznej układu U:

$$E_c = E_k + E_p + U$$

gdzie:
E_c – energia całkowita układu, J,
E_k – energia kinetyczna, J,
E_p – energia potencjalna, J,
U – energia wewnętrzna układu, J.

Energia wewnętrzna, U – całkowity zasób energii danego układu.

Energia kinetyczna, E_k – część energii układu zależna od jego prędkości.

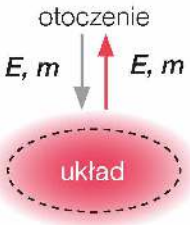
Energia potencjalna, E_p – część energii układu zależna od wzajemnego rozmieszczenia elementów układu i ich położenia w zewnętrznym polu sił (np. polu elektrycznym).

Krok po kroku

Układ i otoczenie

Stan układu można opisać, stosując wielkości fizyczne i chemiczne, tzw. parametry stanu, np.: objętość V, ciśnienie p, temperaturę T, liczbę moli poszczególnych składników układu n. Układ może wymieniać z otoczeniem energię lub masę. Ze względu na rodzaj zachodzącej wymiany **wyróżnia się trzy typy układów**.

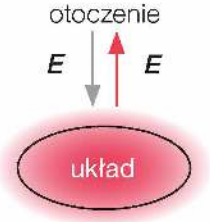
1 **Układ otwarty** to układ, w którym może nastąpić wymiana z otoczeniem zarówno energii, jak i masy.





przykład układu otwartego – kolba z wodą, do której dodano suchy lód, czyli zestalony CO_2

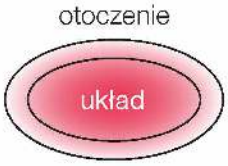
2 **Układ zamknięty** to układ, w którym może nastąpić tylko wymiana energii z otoczeniem.





przykład układu zamkniętego – szczelnie zamknięta kolba z lodem

3 **Układ izolowany** to układ, w którym nie ma wymiany z otoczeniem ani energii, ani masy.





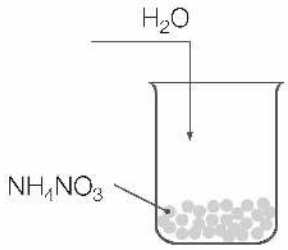
przykład układu izolowanego – termos z gorącą wodą

Procesy endoenergetyczne

Doświadczenie 34. NH_4NO_3

Rozpuszczanie azotanu(V) amonu w wodzie

Odczynniki: azotan(V) amonu, woda destylowana.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka, termometr, bagietka.
Instrukcja: Do zlewki z niewielką ilością azotanu(V) amonu dodaj wodę destylowaną (schemat) i zmierz temperaturę roztworu. Mieszaj bagietką roztwór aż do całkowitego rozpuszczenia soli, a następnie co pewien czas sprawdzaj jego temperaturę.





Fot. 103. Zimny kompres zawierający wodny roztwór azotanu(V) amonu łagodzi ból.

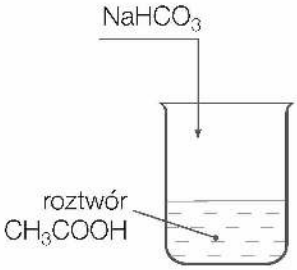
Obserwacje: Podczas rozpuszczania temperatura roztworu się obniża.
Wniosek: Rozpuszczanie azotanu(V) amonu w wodzie to **zjawisko endoenergetyczne**, podczas którego **układ pobiera energię** z otoczenia.

Zjawisko opisane w doświadczeniu 34. wykorzystuje się w kompresach chłodzących (fot. 103.), powszechnie stosowanych m.in. przez sportowców.

Doświadczenie 35. CH_3COOH

Reakcja wodorowęglanu sodu z kwasem etanowym

Odczynniki: roztwór kwasu etanowego, wodorowęglan sodu.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka, termometr, bagietka.
Instrukcja: Do zlewki wlej roztwór kwasu etanowego i zmierz jego temperaturę. Następnie dodaj do niego niewielką ilość wodorowęglanu sodu (schemat). Zawartość zlewki mieszaj bagietką. Co pewien czas sprawdzaj temperaturę roztworu. Ostatniego pomiaru temperatury dokonaj po upływie 30 min od dodania $NaHCO_3$ do CH_3COOH.



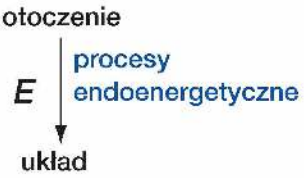
Obserwacje: Wydziela się gaz. Temperatura roztworu w zlewce się obniża. Po upływie 30 min roztwór ponownie osiąga temperaturę pokojową.
Wniosek: Obniżenie temperatury roztworu oznacza, że podczas reakcji wodorowęglanu sodu z kwasem etanowym **układ pobiera energię** z otoczenia.

Zaszła **reakcja endoenergetyczna**:

$$\underset{\text{kwas etanowy}}{CH_3COOH} + \underset{\text{wodorowęglan sodu}}{NaHCO_3} \longrightarrow \underset{\text{etanian sodu}}{CH_3COONa} + \underset{\text{woda}}{H_2O} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow}$$

Reakcja endoenergetyczna – reakcja chemiczna, w której układ pobiera energię z otoczenia.

W procesach endoenergetycznych układ zyskuje energię, czyli jego **energia się zwiększa**. Oznacza to, że różnica energii układu między stanem końcowym (po reakcji chemicznej) a stanem początkowym (przed reakcją chemiczną) ma wartość dodatnią.



Reakcje endoenergetyczne to np.:

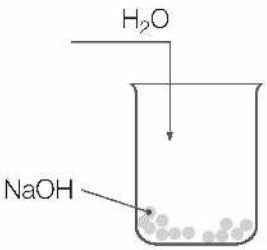
- reakcje rozkładu związków chemicznych zachodzące pod wpływem temperatury (rozkład termiczny),
- reakcje rozkładu związków chemicznych zachodzące pod wpływem prądu elektrycznego (rozkład elektrolityczny),
- niektóre reakcje syntezy związków chemicznych z pierwiastków chemicznych.

Procesy egzoenergetyczne

Doświadczenie 36. NaOH

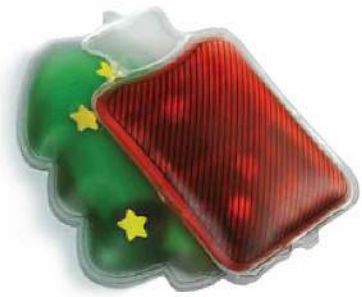
Rozpuszczanie wodorotlenku sodu w wodzie

Odczynniki: wodorotlenek sodu, woda destylowana.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka, termometr, bagietka.
Instrukcja: Do zlewki z kilkoma granulkami wodorotlenku sodu dodaj wodę destylowaną (schemat) i zmierz temperaturę roztworu. Mieszaj roztwór aż do całkowitego rozpuszczenia wodorotlenku. Co pewien czas sprawdzaj jego temperaturę.



Obserwacje: Temperatura roztworu wzrasta.
Wniosek: Rozpuszczanie wodorotlenku sodu jest **zjawiskiem egzoenergetycznym**, podczas którego **energia jest wydzielana** przez układ do otoczenia.

Zjawisko opisane w doświadczeniu 36. wykorzystuje się w ogrzewaczach chemicznych (fot. 104.).

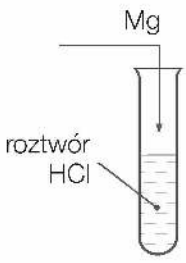


Fot. 104. Ogrzewacz chemiczny zawiera przesycony roztwór tiosiarczanu sodu–woda(1/5) $Na_2S_2O_3 \cdot 5\ H_2O$. Krystalizacji tej soli towarzyszy zjawisko egzoenergetyczne.

Doświadczenie 37. HCl

Reakcja magnezu z kwasem chlorowodorowym

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, wstążka magnezowa.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, łuczywo.
Instrukcja: Do probówki z kwasem chlorowodorowym wrzuć wstążkę magnezową (schemat). Ostrożnie dotknij dłonią dna probówki. Następnie do jej wylotu zbliż zapalone łuczywo.



Obserwacje: Reakcja chemiczna zachodzi gwałtownie (fot. 105.), probówka staje się gorąca. Spalaniu towarzyszy charakterystyczny dźwięk.

Gaz wydziela się bardzo intensywnie.



Fot. 105. Reakcja magnezu z kwasem chlorowodorowym.

Wniosek: Ogrzanie się zawartości probówki oznacza, że nastąpiło **wydzielenie energii** na sposób ciepła. W tej reakcji chemicznej energia została przekazana z układu do otoczenia. Zaszła **reakcja egzoenergetyczna**.

Produktem gazowym zachodzącej reakcji chemicznej jest wodór:

$$\underset{\text{magnez}}{Mg} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2\,HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek magnezu}}{MgCl_2} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

Doświadczenie 38. H_2SO_4

Reakcja cynku z kwasem siarkowym(VI)

Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium).

Odczynniki: cynk, roztwór kwasu siarkowego(VI).
Sprzęt laboratoryjny: strzykawka.
Instrukcja: Do strzykawki wrzuć granulkę cynku, a następnie nabierz ok. 2 cm^3 rozcieńczonego roztworu kwasu siarkowego(VI). Wylot strzykawki zaklej taśmą izolacyjną.



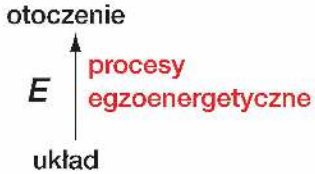
Fot. 106. Reakcja cynku z kwasem siarkowym(VI).

Obserwacje: Strzykawka staje się gorąca, a powstający gaz przesuwa jej tłok (fot. 106.).
Wniosek: Zaszła reakcja egzoenergetyczna, której towarzyszą **wydzielenie się ciepła oraz wykonanie pracy**.

Reakcja egzoenergetyczna – reakcja chemiczna, w której energia jest wydzielana przez układ do otoczenia.

Zachodzi reakcja chemiczna, którą przedstawia równanie:

$$\underset{\text{cynk}}{Zn} + \underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{H_2SO_4} \longrightarrow \underset{\text{siarczan(VI) cynku}}{ZnSO_4} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$



W procesach egzoenergetycznych układ traci energię, czyli jego **energia się zmniejsza**. Oznacza to, że różnica energii układu między jego stanem końcowym a stanem początkowym ma wartość ujemną.

Reakcje egzoenergetyczne to np. reakcje spalania (węgla, wodoru, benzyny), reakcja sodu z wodą.

Entalpia *H*

Większość procesów chemicznych przebiega w układach otwartych i pod stałym ciśnieniem, zwykle atmosferycznym. Wymianę energii na sposób ciepła między układem a otoczeniem określa się wówczas jako **zmianę entalpii** układu i oznacza jako ΔH [czyt. delta ha]:

$$\Delta H = H_p - H_s$$

Wzór na obliczanie zmiany entalpii układu

gdzie:
ΔH – zmiana entalpii układu,
H_p – entalpia produktów, stan końcowy układu (po reakcji chemicznej),
H_s – entalpia substratów, stan początkowy układu (przed reakcją chemiczną).

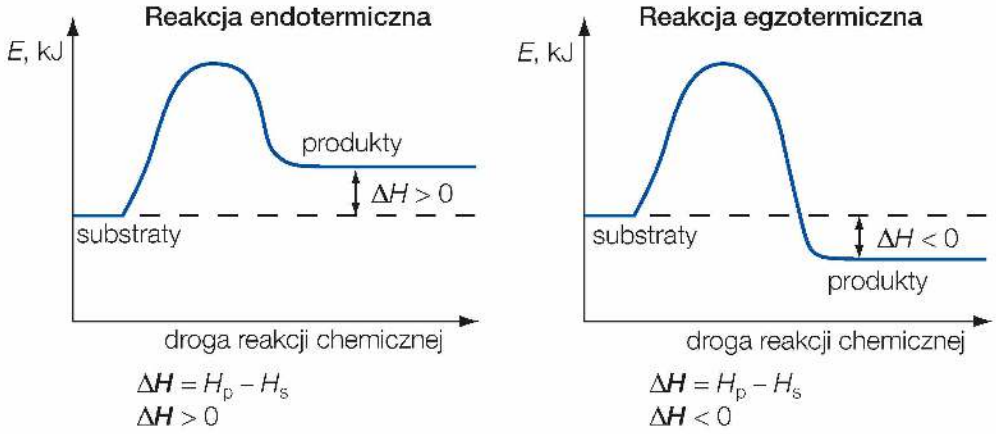
Zmiana entalpii układu w reakcji chemicznej zachodzącej w warunkach stałego ciśnienia jest nazywana **efektem cieplnym** tej reakcji chemicznej. Ze względu na rodzaj efektu cieplnego reakcje chemiczne dzieli się na **endotermiczne** oraz **egzotermiczne**. Jeśli ciepło jest przekazywane z otoczenia do układu, reakcję nazywamy endotermiczną. Natomiast jeżeli ciepło przechodzi z układu do otoczenia, jest to reakcja egzotermiczna.

Entalpia, ΔH – to efekt cieplny równy ilości energii wymienianej na sposób ciepła między układem a otoczeniem podczas przemiany zachodzącej pod stałym ciśnieniem.

Zmiana entalpii układu w reakcjach chemicznych, w których energia jest wymieniana tylko na sposób ciepła, wynosi:

- $\Delta H > 0$ dla **reakcji endotermicznych** (rys. 54.), gdyż $H_p > H_s$, co znaczy, że w tej reakcji chemicznej ciepło jest pobierane,
- $\Delta H < 0$ dla **reakcji egzotermicznych** (rys. 54.), gdyż $H_p < H_s$, co znaczy, że w tej reakcji chemicznej ciepło się wydziela.

Gdy energia jest przekazywana na inny sposób, np. pracy, **efekt cieplny** wynosi:
- $\Delta H > 0$ dla procesów endoenergetycznych,
- $\Delta H < 0$ dla procesów egzoenergetycznych.



Rys. 54. Wykres zmian energii substratów i produktów.

Równania termochemiczne

Równanie termochemiczne to zapis reakcji chemicznej z podaniem wartości jej efektu cieplnego. Na efekt cieplny mają wpływ zmiany stanu skupienia substancji, dlatego w równaniu termochemicznym przy substratach i produktach określa się ich stany skupienia (c – ciecz, g – gaz, s – substancja stała).

Zmianę entalpii towarzyszącą reakcji chemicznej określa się zwykle dla tzw. **warunków standardowych**. Warunki standardowe to temperatura T = 298,15 K (25°C) i ciśnienie p = 1013,25 hPa (760 mm Hg, 1 atm). Zmianę entalpii towarzyszącą reakcji chemicznej zachodzącej w warunkach standardowych zapisuje się jako ΔH° i podaje w $\frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$.

Warunki standardowe:
T = 298,15 K,
p = 1013,25 hPa.

Plan rozwiązywania

1. Zinterpretuj wartość ΔH°.
2. Napisz odpowiedź.

Przykład 71.

Interpretacja równania termochemicznego

Ustal, czy reakcja redukcji tlenku miedzi(II) wodorem jest reakcją egzo- czy endoenergetyczną.

$$CuO_{(s)} + H_{2(g)} \longrightarrow Cu_{(s)} + H_2O_{(c)} \qquad \Delta H^\circ = -129\ \frac{kJ}{mol}$$

1. Z zapisu tego równania termochemicznego można odczytać, że efekt cieplny (zmiana entalpii w warunkach standardowych) reakcji 1 mola tlenku miedzi(II) w stanie stałym z 1 molem wodoru w stanie gazowym, w której wyniku powstają 1 mol metalicznej miedzi i 1 mol wody (H_2O w stanie ciekłym), wynosi: $\Delta H^\circ = -129\ \frac{kJ}{mol}$.
2. Reakcja redukcji tlenku miedzi(II) wodorem jest reakcją egzoenergetyczną.

Standardowa entalpia tworzenia, $\Delta H^\circ_{tw.}$ – ciepło tworzenia 1 mola związku chemicznego z pierwiastków chemicznych w warunkach standardowych.

Efekt cieplny reakcji chemicznej można ustalić doświadczalnie lub za pomocą obliczeń. Umownie przyjęto, że **entalpia każdego pierwiastka chemicznego w warunkach standardowych jest równa zeru.** Zgodnie z tym założeniem doświadczalnie wyznaczono zmiany entalpii towarzyszące powstawaniu w warunkach standardowych 1 mola związku chemicznego z pierwiastków chemicznych. W ten sposób otrzymano wartości **standardowych entalpii tworzenia $\Delta H^\circ_{tw.}$**.

Wartości standardowych entalpii tworzenia (tabela 24.) wykorzystuje się w obliczeniach termochemicznych.

Tabela 24. Standardowe entalpie tworzenia wybranych związków chemicznych

Dla pierwiastków chemicznych w warunkach standardowych $\Delta H^\circ = 0$

Nazwa związku chemicznego	Równanie termochemiczne	Standardowa entalpia tworzenia, $\Delta H^\circ_{tw.}$
Metan	$C^*_{(grafit)} + 2\ H_{2(g)} \longrightarrow CH_{4(g)}$	$-75\ \frac{kJ}{mol}$
Jodowodór	$\frac{1}{2}\ I_{2(s)} + \frac{1}{2}\ H_{2(g)} \longrightarrow HI_{(g)}$	$26\ \frac{kJ}{mol}$
Woda	$H_{2(g)} + \frac{1}{2}\ O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(g)}$	$-242\ \frac{kJ}{mol}$

* Węgiel może występować w różnych odmianach alotropowych, dlatego zamiast oznaczenia (s), określającego substancję stałą, w nawiasie podaje się jego odmianę.

Standardowa entalpia spalania, $\Delta H^\circ_{sp.}$ – ciepło spalania w tlenie 1 mola substancji w warunkach standardowych.

Standardowa entalpia spalania $\Delta H^\circ_{sp.}$ to entalpia reakcji spalania 1 mola substancji w tlenie w warunkach standardowych, prowadząca do utworzenia najtrwalszych produktów spalania. Efekt cieplny reakcji spalania jest równy różnicy między ciepłem tworzenia produktów a ciepłem tworzenia substratów.

Reguła Lavoisiera–Laplace'a i prawo Hessa

Zgodnie z **regułą Lavoisiera–Laplace'a** [czyt. lawuazje laplasa] efekt cieplny, czyli zmiana standardowej entalpii układu $\Delta H^\circ_{\text{rozkł.}}$ podczas rozkładu związku chemicznego, jest równy zmianie standardowej entalpii tworzenia tego związku chemicznego, lecz zapisanej ze znakiem przeciwnym, czyli $-\Delta H^\circ_{\text{tw.}}$.

Reguła Lavoisiera–Laplace'a:
efekt cieplny rozkładu = = –efekt cieplny tworzenia
$\Delta H^\circ_{\text{rozkł.}} = -\Delta H^\circ_{\text{tw.}}$

Przykład 72.

Wyznaczanie standardowej entalpii reakcji chemicznej ΔH°

Wyznacz standardową entalpię rozkładu wody.

Plan rozwiązywania

1. Odczytaj standardową entalpię tworzenia wody (patrz tabela 24., s. 292).
2. Ustal standardową entalpię rozkładu wody.

1 Znając standardową entalpię tworzenia wody:

$$H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow H_2O_{(g)} \qquad \Delta H^\circ_{\text{tw.}} = -242 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

można wyznaczyć standardową entalpię jej rozkładu (z prawa Lavoisiera–Laplace'a).

2 Zgodnie z prawem Lavoisiera–Laplace'a standardowa entalpia rozkładu wody jest równa $\Delta H^\circ_{\text{tw.}}$, zapisanej ze znakiem przeciwnym:

$$H_2O_{(g)} \longrightarrow H_{2(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \qquad \Delta H^\circ = 242 \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}$$

Obliczenie standardowej entalpii dowolnej reakcji chemicznej umożliwia **prawo Hessa**, zgodnie z którym zmiana standardowej entalpii układu nie zależy od drogi przemiany, a jedynie od efektów cieplnych stanów początkowego i końcowego układu. Można z niego skorzystać, jeżeli znane są entalpie tworzenia wszystkich substratów lub produktów reakcji chemicznej:

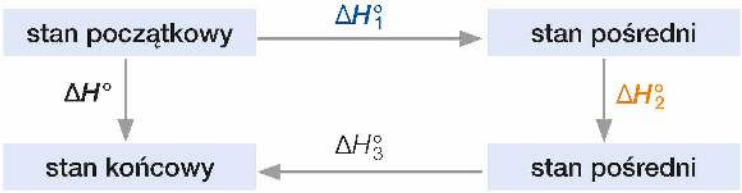
Prawo Hessa – zmiana standardowej entalpii układu nie zależy od drogi przemiany, a jedynie od efektów cieplnych stanu początkowego i końcowego.

$$\Delta H^\circ = \Sigma n \Delta H^\circ_{\text{p}} - \Sigma n \Delta H^\circ_{\text{s}}$$

Wzór na obliczanie zmiany entalpii reakcji chemicznej

gdzie:
ΔH° – zmiana standardowej entalpii, czyli efekt cieplny reakcji chemicznej,
n – liczba moli produktów lub substratów,
$\Sigma n \Delta H^\circ_{\text{p}}$ – suma zmian standardowej entalpii produktów,
$\Sigma n \Delta H^\circ_{\text{s}}$ – suma zmian standardowej entalpii substratów.

Prawo Hessa można również przedstawić graficznie:



stan początkowy – zawiera substraty w ilościach stechiometrycznych

stany pośrednie z produktami pośrednimi w różnych ilościach

stan końcowy – zawiera produkty w ilościach stechiometrycznych

Standardową entalpię reakcji chemicznej oblicza się, sumując efekty cieplne wszystkich stanów pośrednich:

$$\Delta H^\circ = \Delta H^\circ_1 + \Delta H^\circ_2 + \Delta H^\circ_3$$

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Ułóż równania termochemiczne.
3. Oblicz standardową entalpię spalania.
4. Napisz odpowiedź.

Przykład 73.

Obliczanie standardowej entalpii spalania

Oblicz standardową entalpię spalania węgla do tlenku węgla(II), wiedząc, że standardowa entalpia spalania węgla (grafitu) do tlenku węgla(IV) wynosi $-394\ \frac{kJ}{mol}$, a standardowa entalpia spalania tlenku węgla(II) do tlenku węgla(IV) wynosi $-283\ \frac{kJ}{mol}$ (jako stan standardowy przyjęto grafit).

1 **Dane:**

$\Delta H^\circ_{sp.1} = -394\ \frac{kJ}{mol}$

$\Delta H^\circ_{sp.2} = -283\ \frac{kJ}{mol}$

Szukane:

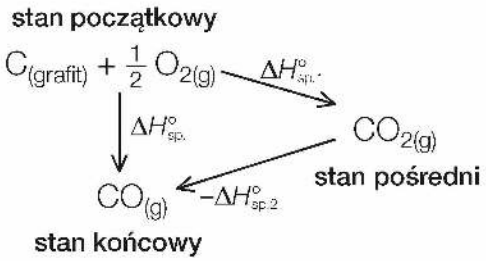
$\Delta H^\circ_{sp.} = ?$

2 $C_{(grafit)} + O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta H^\circ_{sp.1}} CO_{2(g)}$

$CO_{(g)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta H^\circ_{sp.2}} CO_{2(g)}$

$C_{(grafit)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \xrightarrow{\Delta H^\circ_{sp.}} CO_{(g)}$

Równania te można przedstawić graficznie jako cykl przemian, uwzględniając stan pośredni:



3 $\Delta H^\circ_{sp.} = \Delta H^\circ_{sp.1} - \Delta H^\circ_{sp.2}$ $\Delta H^\circ_{sp.} = -394 - (-283)$ $\Delta H^\circ_{sp.} = -111\ \frac{kJ}{mol}$

4 Standardowa entalpia spalania węgla do tlenku węgla(II) wynosi $-111\ \frac{kJ}{mol}$.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Oblicz entalpię spalania 13 g cynku, jeśli reakcja chemiczna przebiega zgodnie z równaniem:**
   $Zn_{(s)} + \frac{1}{2} O_{2(g)} \longrightarrow ZnO_{(s)}$ $\Delta H^\circ = -485\ \frac{kJ}{mol}$

2. **Oblicz entalpię reakcji chemicznej** (w warunkach standardowych)
   $8\ Al_{(s)} + 3\ Mn_3O_{4(s)} \longrightarrow 4\ Al_2O_{3(s)} + 9\ Mn_{(s)}$
   jeśli $\Delta H_{tw.Al_2O_{3(s)}} = -1674{,}7\ \frac{kJ}{mol}$
   $\Delta H_{tw.Mn_3O_{4(s)}} = -1387{,}0\ \frac{kJ}{mol}$

3. Podczas rozpuszczania 1 mola bezwodnego Na_2CO_3 wydziela się 25 kJ ciepła, zaś podczas rozpuszczania 1 mola $Na_2CO_3 \cdot 10\ H_2O$ zostaje pobrane 67 kJ ciepła. **Oblicz wartość entalpii hydratacji bezwodnego węglanu sodu.**

36. Szybkość reakcji chemicznej

Reakcje chemiczne mogą zachodzić z różną szybkością. Niektóre trwają ułamki sekundy, inne zachodzą godzinami, miesiącami lub latami (fot. 107.). Ze względu na szybkość reakcje chemiczne można podzielić na:

- **zachodzące z dużą** lub bardzo dużą **szybkością**, np. spalanie gazu ziemnego w kuchenkach gazowych czy spalanie benzyny w silnikach samochodowych, synteza chlorowodoru z pierwiastków chemicznych,
- **zachodzące z** tak **niewielką szybkością**, że są niezauważalne, np. procesy wietrzenia skał.



Fot. 107. Rdzewienie żelaza to reakcja chemiczna, która zachodzi z niewielką szybkością.

Szybkość reakcji chemicznej *v*

Szybkość reakcji chemicznej *v* to zmiana stężenia substratów lub produktów ΔC w czasie reakcji chemicznej Δt. Można ją wyznaczyć ze wzorów:

Szybkość reakcji chemicznej, *v* – zmiana stężenia substratów lub produktów w jednostce czasu.

$$v = +\frac{\Delta C}{\Delta t} \qquad v = -\frac{\Delta C}{\Delta t}$$

Wzory na obliczanie szybkości reakcji chemicznej

gdzie:

v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,

$+\Delta C$ – przyrost stężenia produktu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

$-\Delta C$ – ubytek stężenia substratu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

Δt – czas, s.

Przykład 74.

Obliczanie średniej szybkości reakcji chemicznej

Stężenie substratu A w czasie 20-minutowej reakcji chemicznej zmniejsza się z 0,05 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ do 0,03 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. **Oblicz średnią szybkość tej reakcji chemicznej.**

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz szybkość reakcji chemicznej.
3. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**

$C_1 = 0{,}05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

$C_2 = 0{,}03 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

$\Delta t = 20\ \text{min} = 1200\ \text{s}$

Szukane:

$v = ?$

2 $v = -\frac{C_2 - C_1}{\Delta t}$

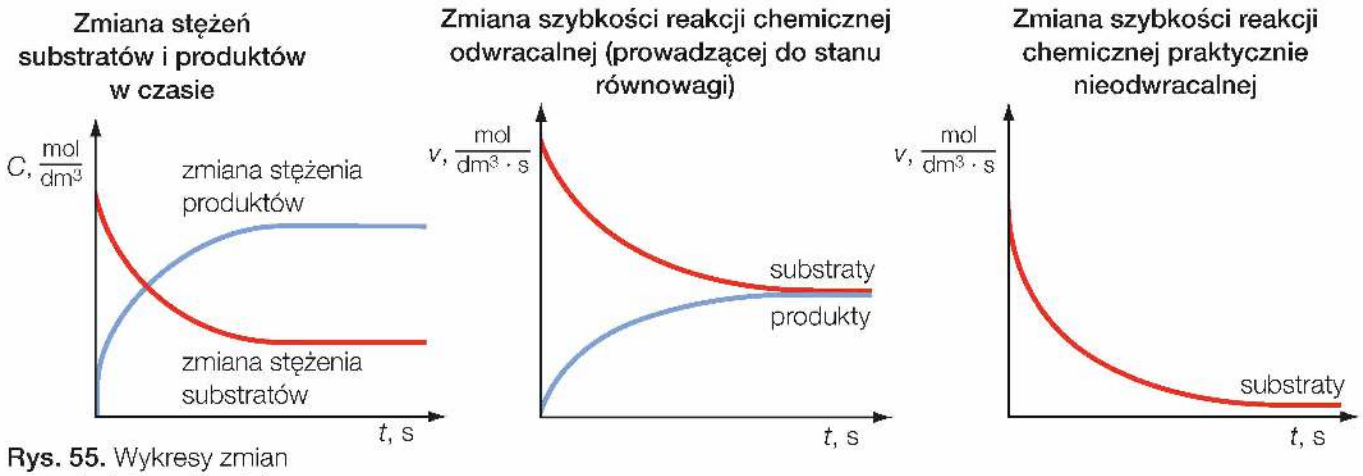
Obliczanie za pomocą wzoru:

$v = -\frac{\Delta C}{\Delta t}$

$v = -\frac{0{,}03 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} - 0{,}05 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{1200\ \text{s}} \qquad v = \frac{0{,}02 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{1200\ \text{s}} \qquad v = 1{,}67 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$

3 Średnia szybkość reakcji chemicznej wynosi $1{,}67 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$.

Zmianę stężeń molowych substratów i produktów oraz zmiany szybkości reakcji chemicznej w czasie (rys. 55.) można przedstawić na wykresach.



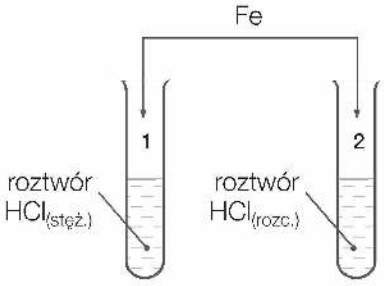
Rys. 55. Wykresy zmian stężenia lub szybkości reakcji chemicznej w czasie.

Stężenie substratów a szybkość reakcji chemicznej

Doświadczenie 39. HCl

Wpływ stężenia substratu na szybkość reakcji chemicznej

Odczynniki: stężony i rozcieńczony kwas chlorowodorowy, drut żelazny.
Szkło laboratoryjne: probówki.
Instrukcja: Do probówki 1. ze stężonym kwasem chlorowodorowym oraz do probówki 2. z rozcieńczonym kwasem chlorowodorowym wrzuć po kawałku drutu żelaznego (schemat).



Obserwacje: W probówce ze stężonym kwasem chlorowodorowym pęcherzyki gazu wydzielają się intensywniej niż w probówce z rozcieńczonym kwasem.
Wniosek: Reakcja chemiczna zachodzi szybciej, jeśli stężenie kwasu jest większe.

Im większe stężenie substratów, tym większa szybkość reakcji chemicznej.

Stężenie substratu wpływa na szybkość reakcji chemicznej.

Wpływ stężenia substratów na szybkość reakcji chemicznej wyjaśnia **teoria zderzeń aktywnych**. Zakłada ona, że reakcja chemiczna może zajść tylko wtedy, gdy atomy, cząsteczki lub jony substratów zderzą się ze sobą. Wynika z tego, że im większe stężenie substratów, tym większe prawdopodobieństwo zderzenia (rys. 56.).



małe stężenie substancji — duże stężenie substancji

Rys. 56. Wpływ stężenia substratów na prawdopodobieństwo zderzenia.

Szybkość większości jednoetapowych reakcji chemicznych jest wprost proporcjonalna do stężenia substratów. Wynika to z **równania kinetycznego reakcji chemicznej**.

Równanie kinetyczne reakcji chemicznej **z jednym substratem**:

$$v = k \cdot C_{AB}$$

Wzór na obliczanie szybkości reakcji chemicznej z jednym substratem

gdzie:
v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,
k – stała szybkości reakcji chemicznej; k jest stała dla danej reakcji chemicznej w określonej temperaturze,
C_{AB} – stężenie substratu AB, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Równanie ogólne reakcji chemicznej z jednym substratem:

$$\underset{\text{substrat}}{AB} \longrightarrow \underset{\text{produkty}}{A + B}$$

Równanie kinetyczne reakcji chemicznej **z dwoma substratami:**

$$v = k \cdot C_A \cdot C_B$$

Wzór na obliczanie szybkości reakcji chemicznej z dwoma substratami

gdzie:
v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,
k – stała szybkości reakcji chemicznej; k jest stała dla danej reakcji chemicznej w określonej temperaturze,
C_A – stężenie substratu A, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
C_B – stężenie substratu B, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Równanie ogólne reakcji chemicznej z dwoma substratami:

$$\underset{\text{substraty}}{A + B} \longrightarrow \underset{\text{produkt}}{AB}$$

Przykład 75.

Obliczanie zmiany szybkości reakcji chemicznej spowodowanej zwiększeniem stężenia substratów

Jak zmieni się szybkość reakcji chemicznej przebiegającej według równania kinetycznego $v_1 = k \cdot C_A \cdot C_B$, jeżeli wartości stężeń C_A i C_B zostaną zwiększone 2-krotnie?

Plan rozwiązywania

1. Ustal szybkość reakcji po dwukrotnym zwiększeniu wartości C_A i C_B.
2. Ustal stosunek $\frac{v_2}{v_1}$.
3. Napisz odpowiedź.

1 Równanie kinetyczne po 2-krotnym zwiększeniu wartości stężenia substratów:

$$v_2 = k \cdot 2 \cdot C_A \cdot 2 \cdot C_B$$

$$v_2 = = 4 \cdot k \cdot C_A \cdot C_B$$

2 $$\frac{v_2}{v_1} = \frac{4 \cdot k \cdot C_A \cdot C_B}{k \cdot C_A \cdot C_B}$$

$$\frac{v_2}{v_1} = 4$$

3 Szybkość reakcji chemicznej zwiększy się 4-krotnie.

Energia aktywacji a szybkość reakcji chemicznej

Energia aktywacji, E_a – najmniejsza ilość energii niezbędna do zapoczątkowania reakcji chemicznej.

Produkt reakcji chemicznej powstaje w wyniku międzycząsteczkowych zderzeń efektywnych będących niewielkim ułamkiem całkowitej liczby zderzeń. Aby przebiegła reakcja chemiczna układ musi uzyskać określoną ilość energii, która aktywuje substraty. Tę najmniejszą ilość energii niezbędną do zapoczątkowania reakcji chemicznej nazywa się **energią aktywacji E_a**. Jest ona podstawowym czynnikiem decydującym o szybkości reakcji chemicznej. Energia aktywacji zostaje zużyta przez substraty na pokonanie bariery energetycznej reakcji chemicznej, tzn. na utworzenie przejściowego **kompleksu aktywnego**. Jest to stan przejściowy poprzedzający wytworzenie produktów reakcji chemicznej. Powstawanie kompleksu aktywnego można przedstawić następująco:

$$\underbrace{AB + C}_{\text{substraty}} \longrightarrow \underbrace{[ABC]^*}_{\substack{\textbf{kompleks aktywny} \\ \text{stan przejściowy}}} \longrightarrow \underbrace{AC + B}_{\text{produkty}}$$

[...]* – oznaczenie kompleksu aktywnego.

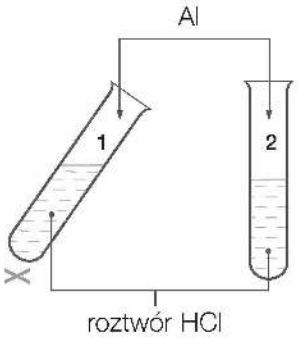
Energia aktywacji decyduje o szybkości reakcji chemicznej – im mniejsza wartość energii aktywacji, tym reakcja chemiczna przebiega szybciej.

Temperatura a szybkość reakcji chemicznej

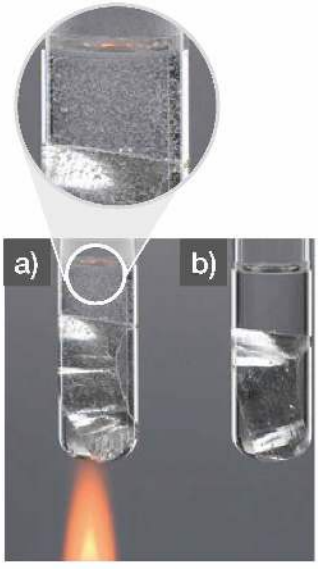
Doświadczenie 40. HCl

Wpływ temperatury na szybkość reakcji chemicznej

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, glin w postaci folii aluminiowej.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, palnik.
Instrukcja: Do dwóch probówek wlej po ok. 5 cm^3 roztworu kwasu chlorowodorowego o jednakowym stężeniu. Probówkę 1. ogrzewaj w płomieniu palnika, a 2. pozostaw w temperaturze pokojowej. Następnie w obu probówkach umieść folię aluminiową (schemat).



widoczne pęcherzyki gazu to wodór



Fot. 108. Reakcja chemiczna glinu z kwasem chlorowodorowym: a) w wysokiej temperaturze, b) w temperaturze pokojowej.

Obserwacje: Z probówki 1. intensywnie wydzielają się pęcherzyki gazu (fot. 108.a). Z probówki 2. gaz wydziela się wolniej (fot. 108.b).
Wniosek: Podwyższenie temperatury przyspieszyło przebieg reakcji chemicznej, którą przedstawia równanie:

$$\underset{\text{glin}}{2\,Al} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{6\,HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek glinu}}{2\,AlCl_3} + \underset{\text{wodór}}{3\,H_2\uparrow}$$

Temperatura wpływa na szybkość reakcji chemicznej. Szybkość reakcji chemicznej zwiększa się wraz ze wzrostem temperatury. Zależność tę opisuje **reguła van't Hoffa**, zgodnie z którą zwiększenie temperatury o 10°C (10 K) powoduje 2–4-krotne zwiększenie szybkości reakcji chemicznej.

Niekiedy podwyższenie temperatury prowadzi do otrzymania niepożądanych produktów. Dlatego niektóre reakcje chemiczne są prowadzone w obniżonej temperaturze. Osiągnięcie temperatury optymalnej dla niektórych reakcji chemicznych jest możliwe dzięki zastosowaniu tzw. **mieszanin oziębiających**. Ich składnikiem może być suchy lód (fot. 109.), czyli zestalony tlenek węgla(IV). Dodany do etanolu tworzy mieszaninę, która może osiągnąć temp. nawet –72°C. Natomiast mieszanina lodu (H_2O) z chlorkiem sodu osiąga temp. –21°C.

Reguła van't Hoffa – zwiększenie temperatury o 10°C (10 K) powoduje 2–4-krotne zwiększenie szybkości reakcji chemicznej.



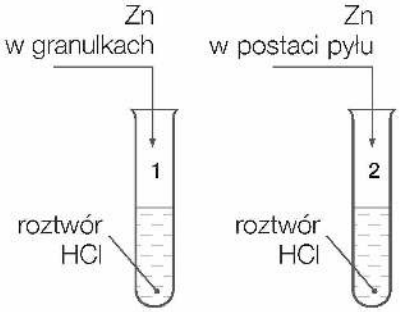
Fot. 109. Suchy lód wrzucony do wody zmienia stan skupienia ze stałego na gazowy – sublimuje. Jednocześnie zawartość kolby ochładza się.

Rozdrobnienie substratów a szybkość reakcji chemicznej

Doświadczenie 41. HCl

Wpływ rozdrobnienia substratów na szybkość reakcji chemicznej

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, cynk (granulki), pył cynkowy.
Szkło laboratoryjne: probówki.
Instrukcja: Do dwóch probówek wlej po ok. 5 cm^3 kwasu chlorowodorowego o jednakowym stężeniu. Do probówki 1. dodaj cynk w postaci granulek, a do 2. – pył cynkowy o takiej samej masie (schemat).



Obserwacje: W probówce 2. reakcja chemiczna zachodzi intensywniej (fot. 110.).

Wniosek: Cynk w postaci pyłu ma znacznie większą powierzchnię zetknięcia z roztworem kwasu chlorowodorowego niż cynk w postaci granulek, dlatego szybkość reakcji chemicznej jest większa.

Rozdrobnienie substratów wpływa na szybkość reakcji chemicznej. W przypadku substancji stałych istotną rolę odgrywają procesy zachodzące na ich powierzchni, dlatego ważnym czynnikiem poprawiającym efektywność takich reakcji chemicznych jest zwiększenie powierzchni substratów. Można to uzyskać, rozdrabniając substancję stałą (fot. 111.).



Fot. 110. Reakcja kwasu chlorowodorowego z cynkiem.



Fot. 111. Sproszkowane żelazo umieszczone w płomieniu palnika zapala się, a więc gwałtownie się utlenia. Ten efekt nie występuje podczas ogrzewania żelaznego pręta.

Czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej

Głównymi czynnikami wpływającymi na szybkość reakcji chemicznej są:
- energia aktywacji,
- rodzaj i stan skupienia reagujących substancji (najszybciej reagują gazy i jony w roztworach),
- stężenie substratów (a w przypadku gazów – ciśnienie substratów),
- temperatura, w jakiej zachodzi reakcja chemiczna,
- rozdrobnienie substratów,
- droga przemiany substratów w produkty.

Na szybkość reakcji chemicznej ma też wpływ **obecność katalizatora**, czyli substancji obniżającej energię aktywacji reakcji chemicznej.

Równanie kinetyczne

Znajomość szybkości reakcji chemicznych umożliwia ustalenie mechanizmów ich przebiegu w warunkach laboratoryjnych, przemysłowych lub w organizmach.

Ogólne **równanie kinetyczne** reakcji chemicznej ma postać:

Równanie kinetyczne ▶

$$v = k \cdot C_A^{\lambda_A} \cdot C_B^{\lambda_B} \cdot C_C^{\lambda_C}$$

gdzie:
v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,
k – stała szybkości reakcji chemicznej,
C_A, C_B, C_C – stężenia substratów A, B, C, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
λ_A, λ_B, λ_C – rzędy reakcji chemicznych w stosunku do substratów A, B, C.

Rząd reakcji chemicznej informuje o tym, ile cząsteczek, atomów lub jonów musi uczestniczyć w zderzeniu aktywnym, aby zaszła reakcja chemiczna.

Suma wykładników potęgowych λ [czyt. lambda] w równaniu kinetycznym prostej reakcji chemicznej nazywa się całkowitym (ogólnym) **rzędem reakcji chemicznej**. Informuje on o tym, ile cząsteczek, atomów lub jonów musi uczestniczyć w zderzeniu aktywnym, aby zaszła reakcja chemiczna.

Większość reakcji chemicznych to reakcje pierwszego lub drugiego rzędu (patrz tabela 25., s. 301). Reakcje chemiczne trzeciego rzędu należą do rzadkości. Znane są również **reakcje chemiczne zerowego rzędu**. Są to reakcje, których **szybkość nie zależy od stężenia** substratów. Przykładami takich reakcji chemicznych są reakcje fotochemiczne i enzymatyczne.

W większości przypadków reakcje chemiczne zapisane za pomocą sumarycznego równania stechiometrycznego przebiegają w kilku etapach. Całkowita szybkość takich reakcji złożonych zależy od szybkości najwolniejszego z etapów.

Tabela 25. Przykłady reakcji chemicznych pierwszego, drugiego i trzeciego rzędu

Równania reakcji chemicznych	Równania kinetyczne	Suma wykładników potęgowych λ	Rząd reakcji chemicznej
A $N_2O_4 \longrightarrow 2\ NO_2$ $C_2H_6 \longrightarrow 2\ CH_3$	$v = k \cdot C_A$ $v = k \cdot C_{N_2O_4}$ $v = k \cdot C_{C_2H_6}$	1	reakcja pierwszego rzędu
A B $CH_3I + HI \longrightarrow CH_4 + I_2$ 2 A $2\ CH_3 \longrightarrow C_2H_6$	$v = k \cdot C_A \cdot C_B$ $v = k \cdot C_{CH_3I} \cdot C_{HI}$ $v = k \cdot C_A^2$ $v = k \cdot C_{CH_3}^2$	2 2	reakcja drugiego rzędu
A B C $H_2O_2 + I^- + H^+ \longrightarrow H_2O + HIO$ 2 A B $2\ NO + O_2 \longrightarrow 2\ NO_2$ 3 A $3\ C_2H_2 \longrightarrow C_6H_6$	$v = k \cdot C_A \cdot C_B \cdot C_C$ $v = k \cdot C_{H_2O_2} \cdot C_{I^-} \cdot C_{H^+}$ $v = k \cdot C_A^2 \cdot C_B$ $v = k \cdot C_{NO}^2 \cdot C_{O_2}$ $v = k \cdot C_A^3$ $v = k \cdot C_{C_2H_2}^3$	3 3 3	reakcja trzeciego rzędu

Wielkością, która charakteryzuje szybkość reakcji chemicznej, jest **okres półtrwania**, czyli czas potrzebny do przereagowania połowy początkowej ilości substratów. Im dłuższy jest okres półtrwania, tym mniejszą wartość ma stała szybkości reakcji chemicznej k.

W obliczeniach kinetycznych może występować również tzw. **temperaturowy współczynnik szybkości reakcji chemicznej** γ, związany z regułą van't Hoffa. Współczynnik γ określa, ile razy zwiększyła się szybkość reakcji chemicznej po podwyższeniu temperatury układu o 10°C (10 K).

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^a \qquad a = \frac{T_2 - T_1}{10}$$

◀ Wzór na obliczanie szybkości reakcji chemicznej

gdzie:

v_1 – szybkość reakcji chemicznej w temperaturze początkowej T_1, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,

v_2 – szybkość reakcji chemicznej w temperaturze końcowej T_2, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,

γ – temperaturowy współczynnik szybkości reakcji chemicznej,

T_2 – temperatura końcowa, K (lub °C),

T_1 – temperatura początkowa, K (lub °C).

Temperaturowy współczynnik szybkości reakcji chemicznej γ dla większości reakcji chemicznych przyjmuje przybliżoną wartość $2 \leq \gamma \leq 4$ i zmienia się w zależności od rodzaju reakcji chemicznej oraz temperatury.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz v_2.
3. Napisz odpowiedź.

Przykład 76.

Obliczanie zmiany szybkości reakcji chemicznej spowodowanej podwyższeniem temperatury

Szybkość pewnej reakcji chemicznej zwiększa się 3-krotnie po podwyższeniu temperatury o 10°C. **Jak zmieni się szybkość tej reakcji chemicznej w temperaturze wyższej o 30°C?**

1. **Dane:** **Szukane:**

$\gamma = 3$ $v_2 = ?$

$T_2 - T_1 = 30$

Obliczanie za pomocą wzoru:

$v_2 = v_1 \cdot \gamma^a$

$a = \frac{T_2 - T_1}{10}$

2. $v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$

$v_2 = v_1 \cdot 3^{\frac{30}{10}}$

$v_2 = v_1 \cdot 3^3$

$v_2 = 27 \cdot v_1$

3. Szybkość reakcji chemicznej zwiększy się 27 razy.

Plan rozwiązywania

1. Ustal v_2.
2. Napisz odpowiedź.

Przykład 77.

Obliczanie zmiany szybkości reakcji chemicznej spowodowanej zmianą objętości reagujących gazów

Reakcja chemiczna zachodzi w fazie gazowej zgodnie z równaniem kinetycznym: $v = k \cdot C_A^2 \cdot C_B$. **Jak zmieni się szybkość tej reakcji chemicznej, jeżeli objętość reagujących gazów zmniejszy się 3-krotnie, ale liczba moli substratów się nie zmieni?**

1. Zmniejszenie objętości powoduje zwiększenie stężenia substancji w takim samym stosunku, w jakim zmniejsza się objętość układu. Zatem:

$v_1 = k \cdot C_A^2 \cdot C_B$

$v_2 = k \cdot (3C_A)^2 \cdot 3C_B$

$v_2 = k \cdot 9C_A^2 \cdot 3C_B$

$v_2 = 27 \cdot k \cdot C_A^2 \cdot C_B$

$v_2 = 27 \cdot v_1$

2. Szybkość reakcji chemicznej zwiększy się 27 razy.

Przykład 78.

Obliczanie zmiany szybkości reakcji chemicznej spowodowanej zmianą ciśnienia reagujących gazów

Reakcja chemiczna zachodzi w fazie gazowej zgodnie z równaniem kinetycznym: $v = k \cdot C_A^3 \cdot C_B$. **Jak zmieni się szybkość tej reakcji chemicznej, jeżeli ciśnienie reagujących gazów zmniejszy się 2-krotnie przy niezmienionej ilości substratów?**

Plan rozwiązywania

1. Ustal v_2.
2. Napisz odpowiedź.

1. Zmniejszenie ciśnienia powoduje zmniejszenie stężenia substancji w takim samym stosunku, w jakim zmniejsza się stężenie układu. Zatem:

$$v_1 = k \cdot C_A^3 \cdot C_B$$

$$v_2 = k \cdot \left(\frac{C_A}{2}\right)^3 \cdot \frac{C_B}{2} \qquad v_2 = \frac{k \cdot C_A^3 \cdot C_B}{8 \cdot 2} \qquad v_2 = \frac{v_1}{16}$$

2. Szybkość reakcji chemicznej zmniejszy się 16 razy.

Zadania

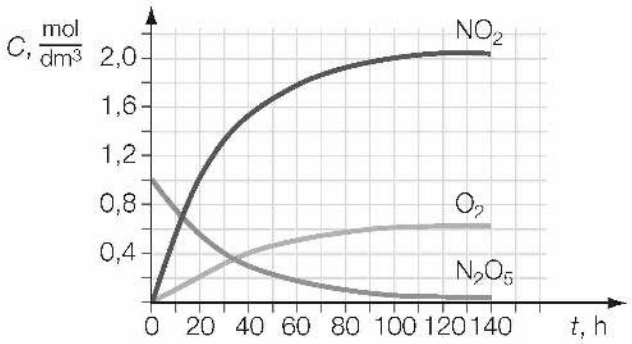
ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Oblicz średnią szybkość reakcji chemicznej, jeżeli stężenie początkowe substratu wynosiło 1,8 $\frac{mol}{dm^3}$, a po upływie 10 min miało wartość 1,5 $\frac{mol}{dm^3}$.**

2. Reakcja chemiczna przebiega zgodnie z równaniem 2 A + 2 B = C. **Napisz równanie kinetyczne tej reakcji chemicznej oraz oblicz, jak zmieni się jej szybkość, jeżeli stężenie substratów zwiększy się 3-krotnie?**

3. Szybkość pewnej reakcji chemicznej zwiększa się 2-krotnie po podwyższeniu temperatury o 10°C. **Oblicz, jak zmieni się szybkość tej reakcji chemicznej w temperaturze:**
   a) niższej o 20°C,
   b) wyższej o 50°C?

4. Przebieg reakcji chemicznej zachodzącej zgodnie z równaniem: $2\ N_2O_5 \longrightarrow 4\ NO_2 + O_2$ przedstawiono na wykresie.



   a) **Odczytaj z wykresu wartości stężeń początkowych oraz końcowych substratu i produktów.**
   b) **Oblicz, ile wynosiła średnia szybkość reakcji chemicznej po upływie 20 h.** Wynik podaj w $\frac{mol}{dm^3 \cdot s}$.

5. **Dla podanych równań reakcji chemicznych** (a–d) **napisz równania kinetyczne.**
   a) $2\ NO + 2\ H_2 \longrightarrow N_2 + 2\ H_2O$
   b) $2\ NO + O_2 \longrightarrow 2\ NO_2$
   c) $H_2 + I_2 \longrightarrow 2\ HI$
   d) $N_2 + 3\ H_2 \longrightarrow 2\ NH_3$

6. Reakcja chemiczna zachodzi w fazie gazowej zgodnie z równaniem kinetycznym: $v = k \cdot C_A^2 \cdot C_B$. **Ustal, jak zmieni się szybkość tej reakcji chemicznej, jeżeli ciśnienie reagujących gazów zwiększy się 2-krotnie przy niezmienionej ilości substratów?**

37. Katalizatory i reakcje katalityczne



Fot. 112. Platyna jest metalem używanym jako katalizator.

Katalizatory to substancje, które dodane do układu reagującego nawet w minimalnych ilościach, powodują zwiększenie szybkości reakcji chemicznej (fot. 112.). Same zaś po reakcji chemicznej pozostają niezmienione. Katalizatorami mogą być atomy, jony lub cząsteczki bardziej złożone.

Katalizator – substancja zwiększająca szybkość reakcji chemicznej.

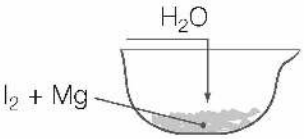
Reakcje katalityczne

Doświadczenie 42. I_2

Katalityczna synteza jodku magnezu

Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium) – nie wdychaj par jodu. Używaj małych ilości substancji.

Odczynniki: jod, wiórki magnezu, woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: parownica.
Instrukcja: Do parownicy ze sproszkowanym jodem dodaj wiórki magnezu i wymieszaj. Na mieszaninę nanieś kroplę wody (schemat).





Fot. 113. Katalityczna reakcja jodu z magnezem.

Obserwacje: Po dodaniu wody z parownicy, wydzielają się kłęby fioletowego dymu (fot. 113.).
Wniosek: Woda przyspiesza reakcję jodu z magnezem, czyli jest katalizatorem. Jod w wysokiej temperaturze sublimuje – przechodzi ze stanu stałego bezpośrednio w stan gazowy.

Reakcja chemiczna zachodzi zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{magnez}}{Mg} + \underset{\text{jod}}{I_2} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{jodek magnezu}}{MgI_2}$$



Odkrycia, które zmieniły świat – konwerter katalityczny

Odkrycie konwertera katalitycznego, nazywanego potocznie katalizatorem samochodowym (fot. 114.), w znacznym stopniu przyczyniło się do zmniejszenia stężenia zanieczyszczeń emitowanych do atmosfery. Dzięki niemu zachodzą katalityczne reakcje utleniania-redukcji, w wyniku których ze szkodliwych substancji znajdujących się w gazach spalinowych powstają produkty bezpieczniejsze dla środowiska przyrodniczego:

$$\underbrace{\text{węglowodory} + H_2O + CO_2 + CO + NO + NO_2}_{\text{spaliny z silnika}} \longrightarrow \underbrace{H_2O + CO_2 + N_2}_{\text{spaliny z katalizatora}}$$

Fot. 114. W katalizatorze samochodowym najczęściej wykorzystuje się: Al_2O_3, CeO_2, Pt, Pd, Rh.

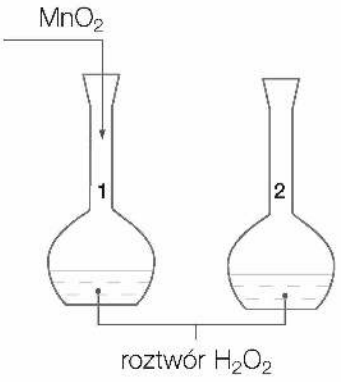
Doświadczenie 43. H_2O_2 MnO_2

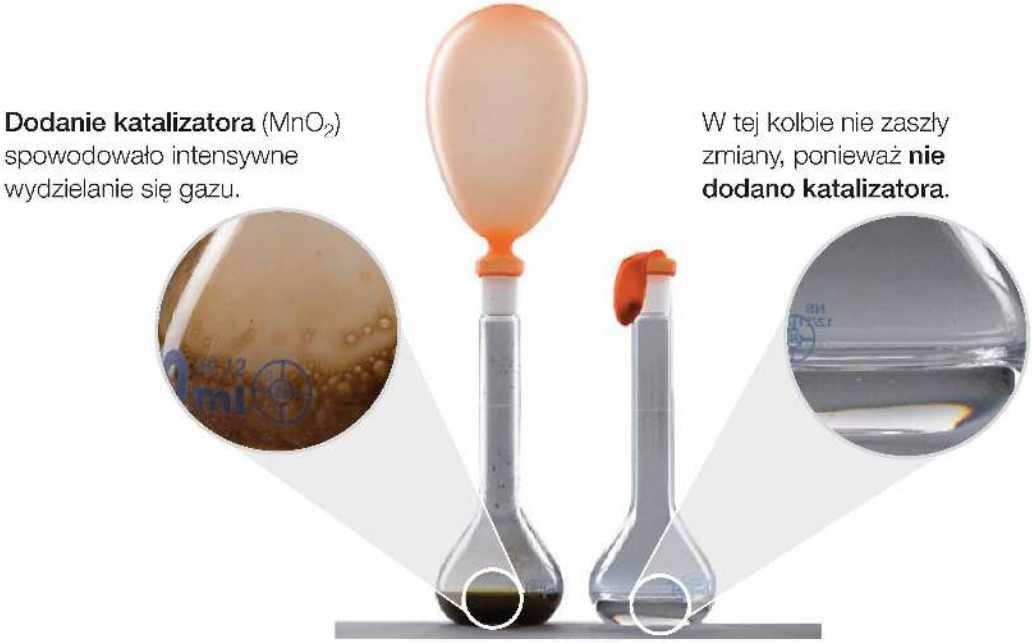
Katalityczny rozkład nadtlenku wodoru

Odczynniki: woda utleniona, tlenek manganu(IV).

Szkło i sprzęt laboratoryjny: kolby miarowe, balony.

Instrukcja: Do dwóch kolb miarowych nalej taką samą ilość wody utlenionej (3-procentowego roztworu nadtlenku wodoru). Następnie tylko do kolby 1. dodaj niewielką ilość tlenku manganu(IV) (schemat). Na obie kolby załóż nienapompowane balony.





Fot. 115. Rozkład nadtlenku wodoru.

Obserwacje: Balon umieszczony na kolbie 1. szybko wypełnia się gazem, natomiast balon zamocowany na kolbie 2. pozostaje nienapompowany (fot. 115.).

Wniosek: Tlenek manganu(IV) jest katalizatorem tej reakcji chemicznej. Gazowym produktem powstającym w wyniku rozkładu nadtlenku wodoru jest tlen.

Reakcja chemiczna zachodzi zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{nadtlenek wodoru}}{2\,H_2O_2} \xrightarrow{MnO_2} \underset{\text{woda}}{2\,H_2O} + \underset{\text{tlen}}{O_2\uparrow}$$

Istota działania katalizatora polega na obniżeniu bariery energetycznej reakcji chemicznej, co ułatwia jej przebieg. Katalizator tworzy przejściowy, nietrwały kompleks (kompleks aktywny) z substratem reakcji chemicznej. W ten sposób zostaje obniżona energia aktywacji E_a reakcji chemicznej, dzięki czemu dalsze przemiany mogą zachodzić szybciej.

Ogólny zapis przebiegu reakcji chemicznej zachodzącej **bez** udziału **katalizatora**:

reakcja chemiczna zachodzi **powoli**

$$\underset{\text{substraty}}{A + B} \longrightarrow \underset{\text{produkt}}{AB}$$

Ogólny zapis reakcji chemicznej zachodzącej **z** udziałem **katalizatora**:

reakcja chemiczna zachodzi **szybko**

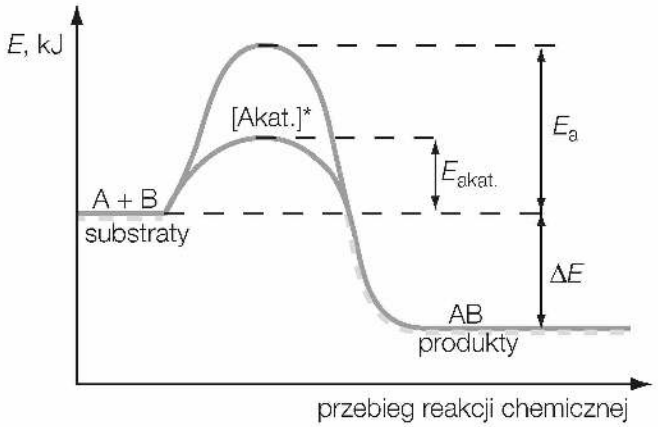
Etap I:
$$\underset{\text{substrat}}{A} + \underset{\text{katalizator}}{\text{kat.}} \longrightarrow \underset{\substack{\text{kompleks aktywny}\\ \text{substrat–katalizator}}}{[\text{Akat.}]^*}$$

reakcja chemiczna zachodzi **bardzo szybko**

Etap II:
$$\underset{\text{kompleks aktywny}}{[\text{Akat.}]^*} + \underset{\text{substrat}}{B} \longrightarrow \underset{\text{produkt}}{AB} + \underset{\text{katalizator}}{\text{kat.}}$$

Zmiany energii zachodzące podczas reakcji chemicznej bez udziału katalizatora i w jego obecności przedstawiono na wykresie (rys. 57.).

Efekt energetyczny reakcji chemicznej:
— bez udziału katalizatora,
- - - z udziałem katalizatora.



Rys. 57. Wykres zmian energii w reakcji egzotermicznej, gdzie:
E_a – energia aktywacji reakcji chemicznej bez udziału katalizatora,
$E_{akat.}$ – energia aktywacji reakcji chemicznej z udziałem katalizatora,
[Akat.]* – kompleks aktywny,
ΔE – energia wydzielana przez układ reagujący.

Działanie katalizatorów (tabela 26.) można wzmocnić, dodając niewielkie ilości substancji, które same nie mają działania katalitycznego w danej reakcji chemicznej – tzw. **aktywatorów**. Przykładem aktywatora jest tlenek glinu Al_2O_3, który – stosowany wraz ze sproszkowanym żelazem w syntezie amoniaku – znacznie poprawia efektywność katalitycznego działania żelaza.

Tabela 26. Przykłady substancji stosowanych jako katalizatory

Metale	Pt, Ni, Pd, Ag
Tlenki	NiO, ZnO, Cr_2O_3, MnO_2, SiO_2, V_2O_5
Kwasy	H_3PO_4, H_2SO_4

Inhibitory

Niektóre substancje zmniejszają szybkość reakcji chemicznych. Są to **inhibitory**, które tworzą związki chemiczne z substratami. W przypadku reakcji katalitycznej mogą także reagować z katalizatorami, utrudniając dalszy przebieg reakcji chemicznej. Na działanie inhibitorów szczególnie wrażliwe są katalizatory metaliczne, np. katalizator platynowy.

Inhibitor – substancja zmniejszająca szybkość reakcji chemicznej.

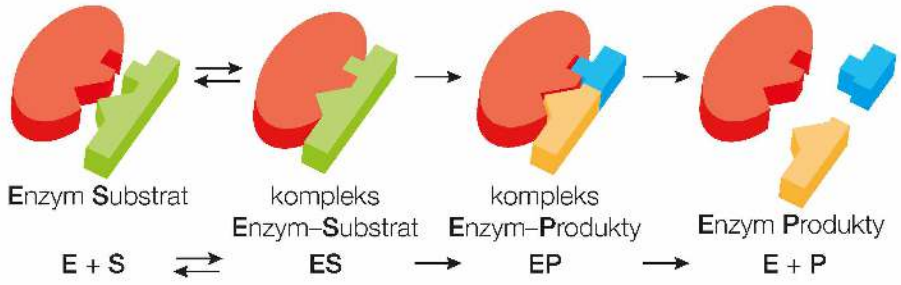
Zmniejszenie szybkości reakcji chemicznej lub uniemożliwienie dalszego jej przebiegu spowodowane działaniem inhibitorów jest nazywane **inhibicją**. Proces ten dotyczy m.in. reakcji biochemicznych zachodzących w organizmie. Wiąże się ze zmniejszeniem aktywności enzymów (biokatalizatorów). W tym przypadku inhibitorami mogą być różne leki oraz toksyny.

Przykłady inhibitorów:
H_2S,
NH_3,
PH_3,
związki arsenu.

Mechanizm inhibicji jest wykorzystywany m.in. do opóźniania niepożądanych reakcji wybuchowych oraz w preparatach antykorozyjnych.

Biokataliza

Proces przyspieszania reakcji biochemicznej przez enzymy, czyli katalizatory białkowe, jest nazywany biokatalizą (katalizą enzymatyczną). Działanie enzymów przebiega według mechanizmu „zamka i klucza", tzn. danemu substratowi odpowiada ściśle określony biokatalizator (rys. 58.). Powierzchnia, do której przyłącza się substrat, to **centrum aktywne** enzymu.



Rys. 58. Centrum aktywne enzymu odpowiada kształtem substratowi i sprawia, że może on szybciej przekształcić się w produkty.

Biokatalizę na skalę przemysłową wykorzystuje się m.in.:

- w produkcji kosmetyków i detergentów (enzymy stanowią składniki np. kremów przeciwzmarszczkowych i proszków do prania, fot. 116.),
- podczas produkcji i konserwacji żywności (np. fermentacja mleka, produkcja serów),
- w przetwórstwie skrobi i celulozy (skrobia pod wpływem enzymów hydrolizuje na prostsze sacharydy, które są wykorzystywane np. w przemyśle spożywczym; natomiast z przetworzonej celulozy powstają m.in. papier i tekstylia),
- w medycynie (produkcja witamin i leków, np. antybiotyków).



Fot. 116. Proteazy, celulazy i amylazy to enzymy wchodzące w skład środków piorących. Przyczyniają się one do rozkładu składników zabrudzeń, dzięki czemu możliwe jest oczyszczenie tkaniny nawet w niskiej temperaturze.

Zastosowania

Rodzaje katalizy

Znajomość czynników, które wpływają na szybkość reakcji chemicznej, umożliwia jej przyspieszanie lub opóźnianie. Katalizatory stosuje się np. w przemyśle chemicznym, aby szybciej otrzymać określone produkty. Reakcje katalityczne można podzielić ze względu na rodzaj użytego katalizatora.

Rodzaje katalizy

homogeniczna
stan skupienia katalizatora jest taki sam, jak stan skupienia substratów, np.:

$$2\,SO_2 + O_2 \xrightarrow{kat.} 2\,SO_3$$

W reakcji otrzymywania tlenku siarki(VI) katalizatorem jest tlenek azotu(IV) NO_2.

heterogeniczna
stan skupienia katalizatora jest inny niż stan skupienia substratów, np.:

$$N_2 + 3\,H_2 \xrightarrow{kat.} 2\,NH_3$$

W reakcji otrzymywania amoniaku katalizatorem jest żelazo Fe lub tlenek glinu Al_2O_3.

autokataliza
katalizatorem jest powstający produkt, np.:

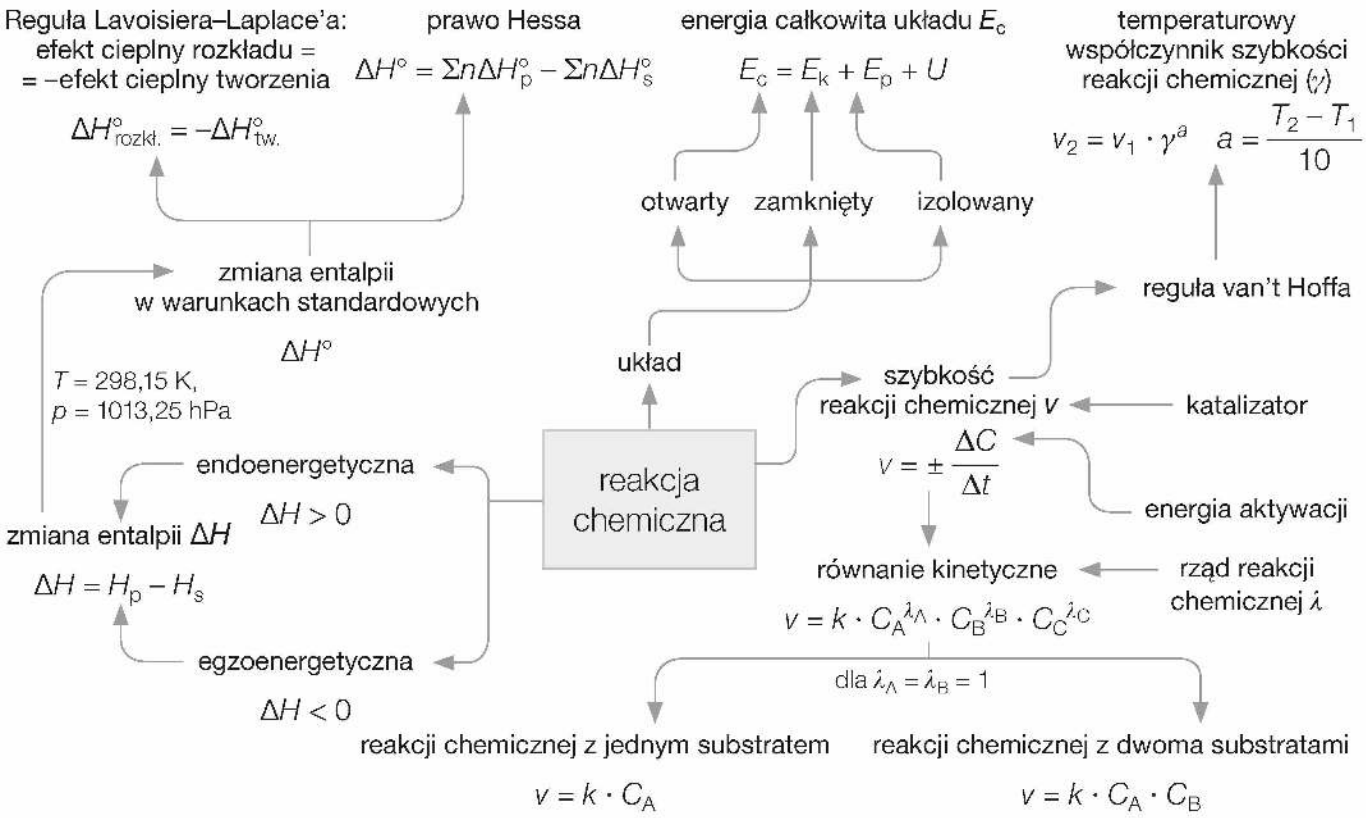
$$2\,KMnO_4 + 5\,H_2C_2O_4 + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow 2\,MnSO_4 + 10\,CO_2 + K_2SO_4 + 8\,H_2O$$

W reakcji redukcji jonów MnO_4^- do jonów Mn^{2+} katalizatorem są powstające kationy manganu Mn^{2+}.



Zastosowanie katalizatorów wanadowych i kilkukrotna kataliza podczas produkcji kwasu siarkowego(VI) umożliwiają zmniejszenie emisji tlenku siarki(IV) do atmosfery. ▼

Mapa pojęć – kinetyka chemiczna i termochemia



Wyjaśnienia symboli:

C_A, C_B, C_C – stężenia substratów A, B, AB, $\frac{mol}{dm^3}$,
E_c – energia całkowita układu, J,
E_k – energia kinetyczna, J,
E_p – energia potencjalna, J,
H_p – entalpia produktów, $\frac{kJ}{mol}$
H_s – entalpia substratów, $\frac{kJ}{mol}$
k – stała szybkości reakcji chemicznej,
n – liczba moli produktów lub substratów,
T_1 – temperatura początkowa, K (lub °C),
T_2 – temperatura końcowa, K (lub °C),
v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{mol}{dm^3 \cdot s}$,
v_1 – szybkość reakcji chemicznej w temperaturze początkowej T_1, $\frac{mol}{dm^3 \cdot s}$,
v_2 – szybkość reakcji chemicznej w temperaturze końcowej T_2, $\frac{mol}{dm^3 \cdot s}$,
U – energia wewnętrzna układu, J,
$+\Delta C$ – przyrost stężenia produktu, $\frac{mol}{dm^3}$,
$-\Delta C$ – ubytek stężenia substratu, $\frac{mol}{dm^3}$,
ΔH – zmiana entalpii układu, $\frac{kJ}{mol}$,
ΔH^o – zmiana standardowej entalpii, $\frac{kJ}{mol}$,
Δt – czas, s,
γ – temperaturowy współczynnik szybkości reakcji chemicznej,
λ_A, λ_B, λ_C – rzędy reakcji chemicznych w stosunku do substratów A, B, C,
$\Sigma n \Delta H^\circ_p$ – suma zmian standardowej entalpii produktów,
$\Sigma n \Delta H^\circ_s$ – suma zmian standardowej entalpii substratów.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Reakcja chemiczna opisana równaniem:
$2\,SO_2 + O_2 \xrightarrow{kat.} 2\,SO_3$
przebiega w dwóch etapach:
etap I: $SO_2 + NO_2 \longrightarrow SO_3 + NO$; etap II: $2\,NO + O_2 \longrightarrow 2\,NO_2$.
Napisz wzór katalizatora oraz produktu przejściowego.

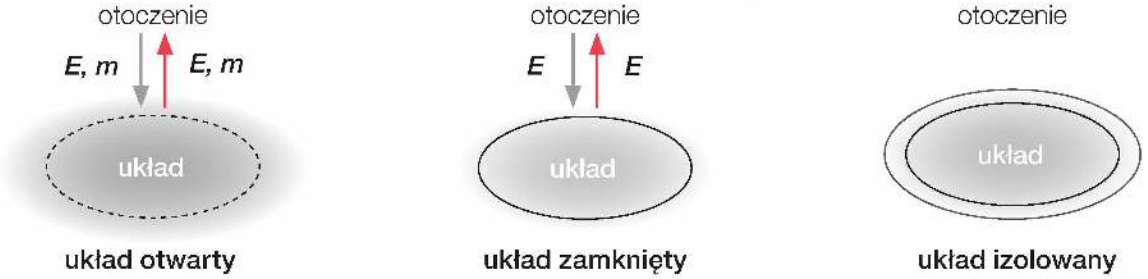
2. Reakcja utleniania tlenku siarki(IV) do tlenku siarki(VI) przy użyciu pewnego katalizatora przebiega w trzech etapach:
etap I: $Pt + O_2 \longrightarrow PtO_2$ etap II: $SO_2 + PtO_2 \longrightarrow SO_3 + PtO$ etap III: $SO_2 + PtO \longrightarrow SO_3 + Pt$
Ustal, która z substancji jest katalizatorem i jakie są produkty przejściowe tej reakcji chemicznej.

Podsumowanie

Układ

Układ to ogół substancji w zamkniętym fragmencie przestrzeni biorących udział w danym zjawisku fizycznym lub reakcji chemicznej.

Ze względu na rodzaj zachodzącej wymiany wyróżnia się trzy typy układów.



układ otwarty | **układ zamknięty** | **układ izolowany**

Otoczenie

Otoczeniem jest wszystko to, co znajduje się poza układem.

Entalpia

Entalpia H to efekt cieplny równy ilości energii wymienianej na sposób ciepła między układem a otoczeniem podczas przemiany zachodzącej pod stałym ciśnieniem.

Reakcje egzoenergetyczne i endoenergetyczne

Ze względu na efekty energetyczne reakcje chemiczne dzieli się na **endoenergetyczne** i **egzoenergetyczne**.

reakcje chemiczne

endoenergetyczne
energia jest pobierana przez układ z otoczenia
$\Delta H > 0$
np. $2\,HgO \xrightarrow{T} 2\,Hg + O_2$

egzoenergetyczne
energia jest wydzielana przez układ do otoczenia
$\Delta H < 0$
np. $CaCO_3 + 2\,HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow$

Reguła Lavoisiera–Laplace'a

Efekt cieplny reakcji odwrotnej do danej reakcji ma znak przeciwny, ale tę samą wartość.

$$\Delta H^\circ_{rozkł.} = -\Delta H^\circ_{tw.}$$

Prawo Hessa

Zmiana standardowej entalpii układu nie zależy od drogi przemiany, a jedynie od efektów cieplnych stanu początkowego i końcowego.

Szybkość reakcji chemicznej

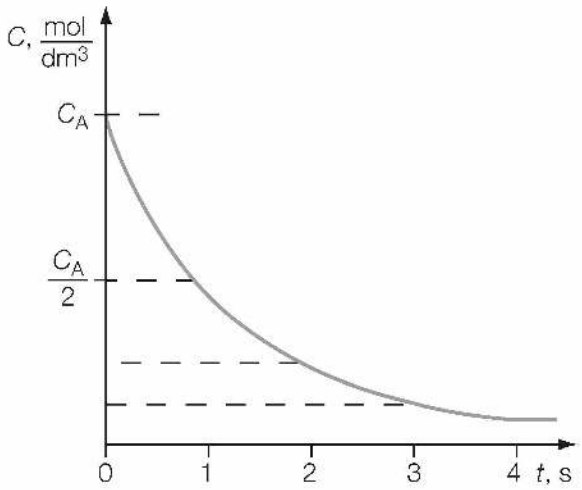
Szybkość reakcji chemicznej v to zmiana stężenia substratów i produktów w jednostce czasu; jest wyrażana w $\frac{mol}{dm^3 \cdot s}$.

Można ją wyznaczyć ze wzoru: $v = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t}$

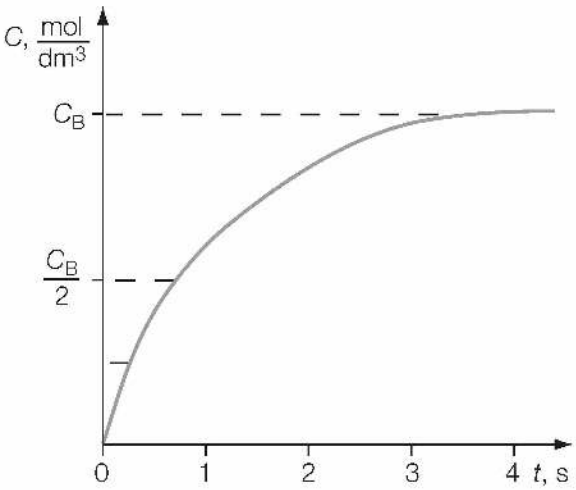
Zmiana stężeń substratów i produktów

Zmniejszenie stężenia substratu, oznaczonego jako A, oraz zwiększenie stężenia produktu, oznaczonego jako B, w czasie trwania reakcji chemicznej można przedstawić graficznie:

Wykres **zmiany stężenia substratu** A w czasie.



Wykres **zmiany stężenia produktu** B w czasie.



Równanie kinetyczne reakcji chemicznej

Równanie kinetyczne przedstawia zależność szybkości reakcji chemicznej od stężeń substratów.

równanie kinetyczne reakcji chemicznej

z jednym substratem
AB ⟶ A + B
$v = k \cdot C_{AB}$

z dwoma substratami
A + B ⟶ AB
$v = k \cdot C_A \cdot C_B$

Czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej

Wybrane czynniki	Wpływ na szybkość reakcji chemicznej
stężenia substratów	większe/mniejsze prawdopodobieństwo zderzeń aktywnych, a w rezultacie zwiększenie/zmniejszenie szybkości reakcji chemicznej
temperatura	podwyższenie temperatury o 10°C powoduje 2–4-krotne zwiększenie szybkości reakcji chemicznej (reguła van't Hoffa)
rozdrobnienie substratów	większa/mniejsza powierzchnia kontaktu, a w rezultacie zwiększenie/zmniejszenie szybkości reakcji chemicznej
obecność katalizatora	zwiększenie szybkości reakcji chemicznej
obecność inhibitora	zmniejszenie szybkości reakcji chemicznej

Energia aktywacji

Najmniejsza ilość energii niezbędna do zapoczątkowania reakcji chemicznej.

Katalizator

Substancja zwiększająca szybkość reakcji chemicznej.

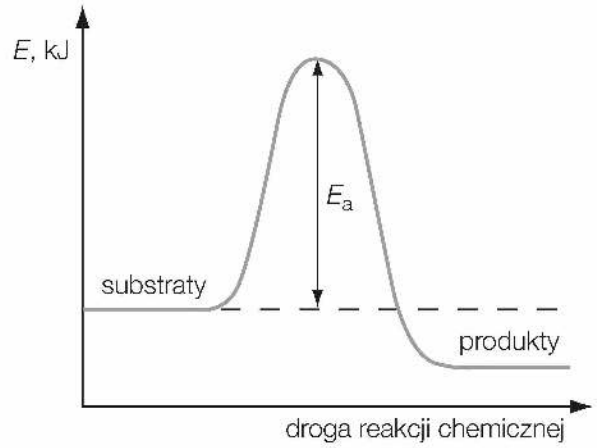
Kataliza homogeniczna i heterogeniczna

W katalizie homogenicznej substrat i katalizator występują w tym samym stanie skupienia (w tej samej fazie), np. są cieczami lub gazami.

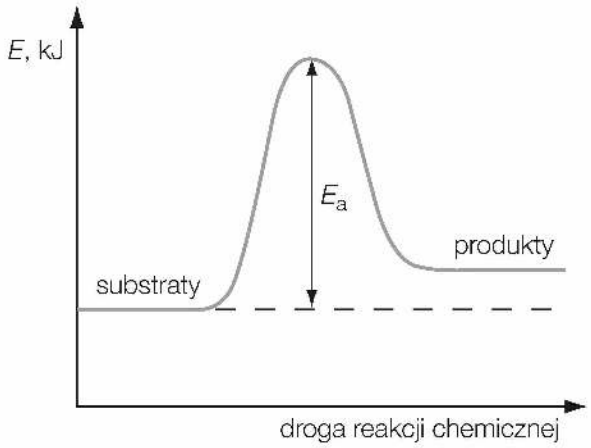
W katalizie heterogenicznej katalizator występuje w innej fazie niż substrat, np. metale lub tlenki metali w reakcjach chemicznych gazów.

Wykresy zmian energii w reakcjach egzoenergetycznej i endoenergetycznej

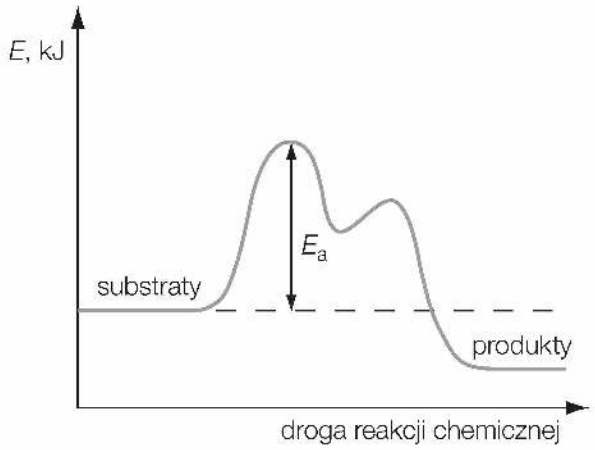
Wykres zmian energii w **reakcji egzoenergetycznej niekatalizowanej**.



Wykres zmian energii w **reakcji endoenergetycznej niekatalizowanej**.



Wykres zmian energii w **reakcji egzoenergetycznej katalizowanej**.



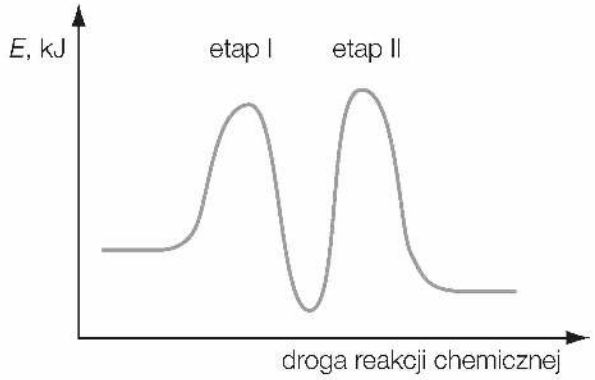
Inhibitor

Jest to substancja zmniejszająca szybkość reakcji chemicznej.

Sposób na zadania

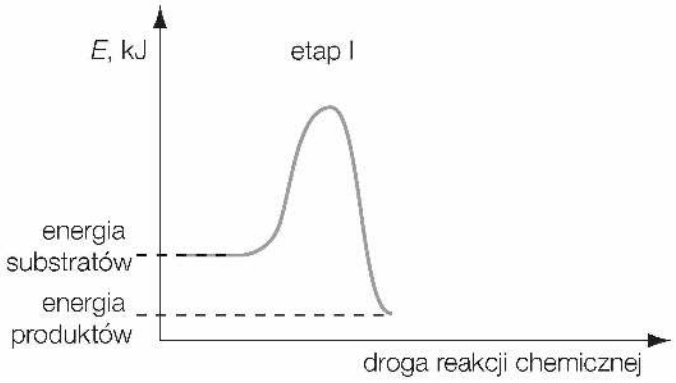
Jak ustalić, do jakich procesów (egzo- czy endoenergetycznych) **należą poszczególne etapy reakcji chemicznej przestawionej na wykresie?**
Jak ustalić, który z etapów ma większą energię aktywacji E_a?

Skorzystaj z informacji przedstawionych na wykresie.



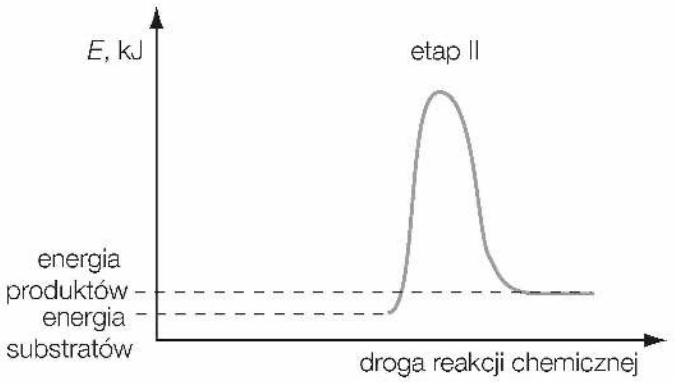
1 **Porównaj energię substratów i energię produktów reakcji dla etapu I reakcji chemicznej.**

Z wykresu można odczytać, że energia substratów jest większa od energii produktów. Dlatego etap I reakcji chemicznej jest **procesem egzoenergetycznym.**



2 **Porównaj energię substratów i energię produktów reakcji dla etapu II reakcji chemicznej.**

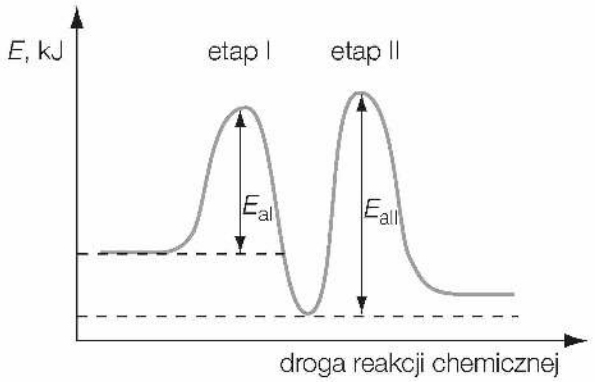
Z wykresu można odczytać, że energia substratów jest mniejsza od energii produktów. Dlatego etap II reakcji chemicznej jest **procesem endoenergetycznym.**



3 **Ustal, który z etapów ma większą energię aktywacji E_a.**

Z wykresu można odczytać, że większą energię aktywacji ma etap II reakcji chemicznej.

! Energię aktywacji odczytujemy, przyjmując jako punkt wyjścia poziom substratów



Trening – rozwiąż zadania: 1., 2., s. 314.

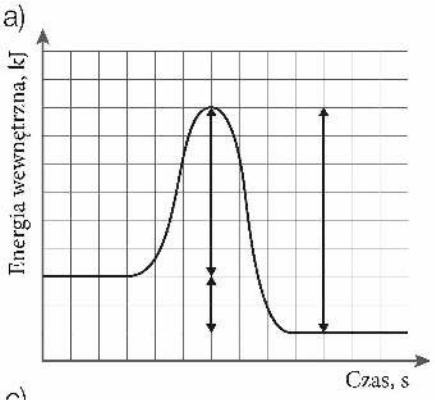
Trening – rozwiąż zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

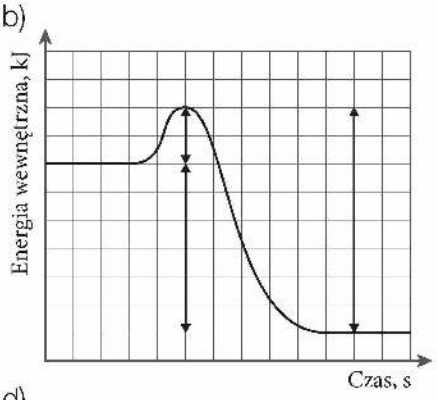
Informacja do zadań 1. i 2.

Poniżej przedstawiono cztery wykresy (a–d) zmian energii wewnętrznej podczas przebiegu reakcji chemicznej.

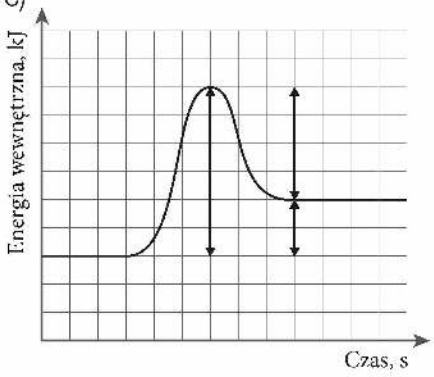
a)



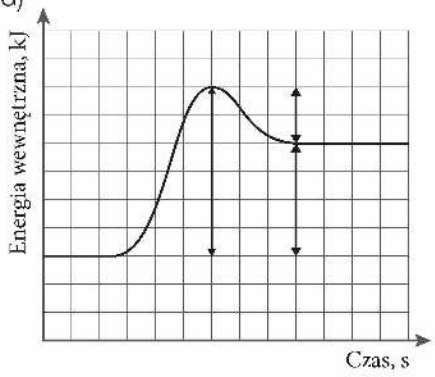
b)



c)



d)



Zadanie 1.

Które wykresy przedstawiają reakcje egzoenergetyczne, a które – reakcje endoenergetyczne? Odpowiedź uzasadnij.

Zadanie 2.

O pewnej reakcji chemicznej wiadomo, że jej energia aktywacji ma wartość trzykrotnie mniejszą oraz przeciwny znak do entalpii tej reakcji. **Wskaż wykres, który przedstawia zmiany energetyczne opisanej reakcji chemicznej.**

Zadanie 3.

Oblicz entalpię reakcji chemicznej, którą przedstawia równanie:

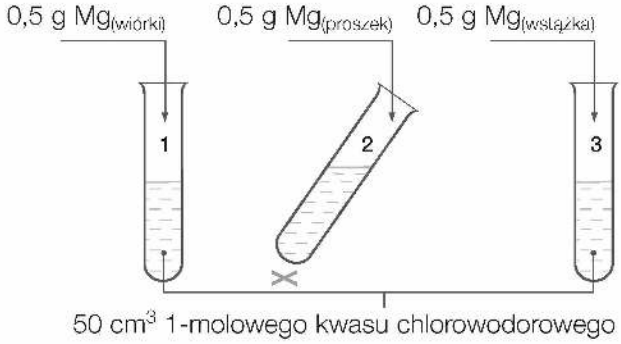
$C_{(s)} + 2\ S_{(s)} \longrightarrow CS_{2(c)}$

Wartości entalpii spalania węgla, siarki i disiarczku węgla podano poniżej.

$S_{(s)}$: $\Delta H_{sp.} = -297\ \frac{kJ}{mol}$ $C_{(s)}$: $\Delta H_{sp.} = -394\ \frac{kJ}{mol}$ $CS_{2(c)}$: $\Delta H_{sp.} = -1032\ \frac{kJ}{mol}$

Zadanie 4.

Przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie.



a) **Napisz równanie reakcji chemicznej zachodzącej w probówkach.**

b) **Uszereguj probówki według zmniejszającej się szybkości zachodzącej reakcji chemicznej.**

c) **Oblicz, ile moli kwasu chlorowodorowego pozostało w probówkach po przereagowaniu całkowitej masy magnezu.**



Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów

W tym dziale zwróć uwagę na umiejętności

Doświadczenia chemiczne – projektowanie i opisywanie

- badanie odczynu i pH wodnych roztworów związków chemicznych
- miareczkowanie zasady kwasem (lub kwasu zasadą) w obecności wskaźnika
- otrzymywanie osadów trudno rozpuszczalnych wodorotlenków i soli

Obliczenia chemiczne

- obliczanie wartości stałej równowagi reakcji chemicznej
- obliczanie stężenia równowagowego i stężenia początkowego substratów
- wykonywanie obliczeń z zastosowaniem pojęć: stała dysocjacji, stopień dysocjacji, pH, iloczyn jonowy wody, iloczyn rozpuszczalności
- wykorzystanie do obliczeń prawa rozcieńczeń Ostwalda

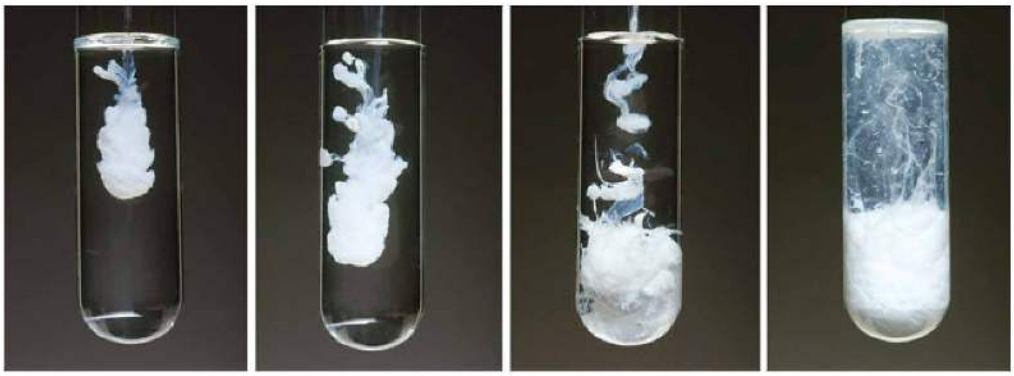
Korzystanie z informacji

- korzystanie z tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie
- korzystanie z tabeli wartości logarytmów

38. Równowaga chemiczna, stała równowagi

Kierunek zachodzenia reakcji chemicznych zależy od ich rodzaju oraz warunków ich przeprowadzania. Niekiedy z danych substratów powstają produkty, które, ulegając odwrotnej reakcji chemicznej, przekształcają się z powrotem w substraty. Są to tzw. **odwracalne reakcje chemiczne**.

W przypadku niektórych produktów, np. w postaci trudno rozpuszczalnego osadu (fot. 117.) lub gazów (opuszczających środowisko reakcji), ich przekształcenie w substraty jest znacznie utrudnione. Wtedy reakcje chemiczne przebiegają praktycznie tylko w jednym kierunku. Takie reakcje nazywane są **nieodwracalnymi reakcjami chemicznymi**.



Fot. 117. Reakcja strącania chlorku srebra(I).

Reakcje odwracalne i nieodwracalne

W temperaturze pokojowej w mieszaninie wodoru i tlenu iskra elektryczna inicjuje wybuchową reakcję syntezy wody:

synteza wody

$$\underset{\text{wodór}}{2\,H_2} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{woda}}{2\,H_2O}$$

Reakcja przebiegająca w odwrotnym kierunku, czyli analiza (rozkład) wody, również jest możliwa, ale zajdzie dopiero w temperaturze ok. 4000°C:

analiza wody

$$\underset{\text{woda}}{2\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodór}}{2\,H_2} + \underset{\text{tlen}}{O_2}$$

Jest to przykład **reakcji nieodwracalnej**, której odwrotny kierunek zachodzenia wymaga dostarczenia znacznej energii. Z tego powodu synteza wody jest reakcją praktycznie nieodwracalną. Przykłady nieodwracalnych reakcji chemicznych podano w tabeli 27., s. 317. W równaniach takich reakcji stosuje się zapis z jedną strzałką z grotem zwróconym w prawo ⟶.

⟶
oznaczenie reakcji nieodwracalnej

Tabela 27. Wybrane reakcje nieodwracalne

Przykłady reakcji nieodwracalnych	Równania reakcji nieodwracalnych
Reakcje jonowe, w których powstaje **produkt praktycznie nierozpuszczalny** w wodzie	$Ag^+ + Cl^- \longrightarrow AgCl\downarrow$ kation srebra(I) anion chlorkowy chlorek srebra(I)
Reakcje spalania	$2\,Mg + O_2 \longrightarrow 2\,MgO$ magnez tlen tlenek magnezu
Reakcje chemiczne, w których powstaje **produkt gazowy** opuszczający środowisko reakcji	$CaCO_3 + 2\,HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2\uparrow$ węglan wapnia; kwas chlorowodorowy; chlorek wapnia; woda; tlenek węgla(IV)
Reakcje chemiczne, w których powstaje **produkt trudno dysocjujący**	$2\,H^+ + SO_4^{2-} + 2\,Na^+ + 2\,OH^- \longrightarrow 2\,Na^+ + SO_4^{2-} + 2\,H_2O$ kationy wodoru; anion siarczanowy(VI); kationy sodu; aniony wodorotlenkowe; kationy sodu; anion siarczanowy(VI); woda

W reakcjach odwracalnych przekształcają się zarówno substraty w produkty, jak i produkty w substraty (w zależności od warunków reakcji chemicznej). W równaniach tych reakcji stosuje się zapis z dwiema strzałkami $\rightleftharpoons$. Do tego typu procesów można zaliczyć m.in. dysocjację słabych elektrolitów, tzn. takich, których cząsteczki dysocjują tylko w niewielkim stopniu:

$\rightleftharpoons$ oznaczenie reakcji odwracalnej

$$\underset{\text{kwas azotowy(III)}}{HNO_2} \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} \underset{\text{kation wodoru}}{H^+} + \underset{\text{anion azotanowy(III)}}{NO_2^-}$$

$$\underset{\text{kwas etanowy}}{CH_3COOH} \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} \underset{\text{anion etanianowy}}{CH_3COO^-} + \underset{\text{kation wodoru}}{H^+}$$

Równowaga chemiczna

Przebieg reakcji dysocjacji elektrolitycznej polegającej na rozpadzie cząsteczek substratu na jony można przedstawić za pomocą równania ogólnego:

a) $AB \longrightarrow A^+ + B^-$

W reakcji odwracalnej powstające jony łączą się w cząsteczkę substratu:

b) $A^+ + B^- \longrightarrow AB$

Równowaga chemiczna – stan dynamiczny odwracalnej reakcji chemicznej, w którym szybkości przemiany substratów w produkty i produktów w substraty są takie same.

Procesy a) i b) zachodzą z różną szybkością. Jeżeli w określonych warunkach (stężeń, temperatury i ciśnienia substratów oraz produktów) szybkości reakcji chemicznych a) i b) wyrównują się, to układ osiąga stan **równowagi chemicznej**. W stanie równowagi chemicznej w określonym czasie **taka sama ilość substratów tworzy produkty, jaka**

z powrotem rozpada się na substraty. Rozważany proces można zatem zapisać następująco:

$$AB \rightleftarrows A^+ + B^-$$

W stanie równowagi chemicznej stężenia substratów oraz produktów w danej temperaturze są stałe. Stan równowagi chemicznej jest stanem dynamicznym, więc jakakolwiek zmiana warunków reakcji chemicznej powoduje jego zakłócenie i powstanie nowego stanu równowagi.

Stała równowagi chemicznej K_c

Zakładając, że reakcja chemiczna a) (s. 317) przebiega z szybkością v_1, a reakcja odwrotna b) (s. 317) – z szybkością v_2, szybkości te można wyrazić jako funkcje stężenia:

[...] – oznaczenie stężenia molowego substancji, $\frac{mol}{dm^3}$.

$$v_1 = k_1 \cdot [AB]$$

$$v_2 = k_2 \cdot [A^+] \cdot [B^-]$$

gdzie:
v_1, v_2 – szybkości reakcji chemicznych a) i b), $\frac{mol}{dm^3 \cdot s}$,
k_1, k_2 – stałe szybkości reakcji chemicznych a) i b),
[AB] – stężenie molowe substratu, $\frac{mol}{dm^3}$,
$[A^+]$, $[B^-]$ – stężenia molowe produktów, $\frac{mol}{dm^3}$.

W stanie równowagi chemicznej obie te szybkości są równe, więc:

$$k_1 \cdot [AB] = k_2 \cdot [A^+] \cdot [B^-]$$

Po przekształceniu równania otrzymuje się:

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[A^+] \cdot [B^-]}{[AB]}$$

Iloraz dwóch stałych szybkości reakcji chemicznych ($\frac{k_1}{k_2}$) można zastąpić stałą nazywaną **stężeniową stałą równowagi chemicznej K_C** lub **stałą równowagi chemicznej**.

Dla ogólnego równania reakcji chemicznej odwracalnej:

$$a\,A + b\,B \rightleftarrows c\,C + d\,D$$

stała równowagi chemicznej K_C ma postać:

Wyrażenie na stałą równowagi chemicznej ▶

$$K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

gdzie:
[A], [B], [C], [D] – stężenia molowe substancji A, B, C, D w stanie równowagi chemicznej, $\frac{mol}{dm^3}$.

Stałą równowagi chemicznej K_C zwykle podaje się jako wielkość bezwymiarową. W rzeczywistości wymiar stałej równowagi chemicznej zależy od współczynników stechiometrycznych w równaniu reakcji chemicznej.

Wzór na stałą równowagi chemicznej jest matematycznym przedstawieniem **prawa działania mas**, nazywanego też (od nazwisk uczonych, którzy je sformułowali) **prawem Guldberga i Waagego** [czyt. guldberga i wogego]. Opisuje ono zależność między stężeniami (a w przypadku gazów – między ciśnieniami) poszczególnych substratów i produktów w stanie równowagi chemicznej. Według tego prawa **stosunek iloczynu stężeń molowych produktów reakcji chemicznej** (podniesionych do odpowiednich potęg równych współczynnikom stechiometrycznym) **do iloczynu stężeń molowych substratów** (także w odpowiednich potęgach) **w stanie równowagi chemicznej jest wielkością stałą w danej temperaturze.**

Prawo działania mas – w reagującym odwracalnie układzie w stanie równowagi chemicznej stosunek iloczynu stężeń molowych produktów podniesionych do odpowiednich potęg do iloczynu stężeń molowych substratów reakcji, także w odpowiednich potęgach, jest wielkością stałą, charakterystyczną dla danej reakcji — tzw. **stałą równowagi chemicznej**.

Im większa jest wartość stałej równowagi chemicznej K_C, tym równowaga reakcji chemicznej jest bardziej przesunięta w kierunku powstawania produktów, i odwrotnie – im mniejsza jest wartość K_C, tym równowaga jest bardziej przesunięta w kierunku odtwarzania się substratów.

Stała równowagi chemicznej K_C zależy od temperatury, a nie zależy od początkowych stężeń lub ciśnień substratów:

- dla reakcji egzotermicznej jej wartość zmniejsza się wraz ze wzrostem temperatury,
- dla reakcji endotermicznej jej wartość zwiększa się wraz ze wzrostem temperatury.

Jeżeli w reakcji chemicznej biorą udział substancje w gazowym stanie skupienia, stałą równowagi przedstawia się w postaci **ciśnieniowej stałej równowagi K_p**. Ma ona postać:

$$K_p = \frac{p_C^{\,c} \cdot p_D^{\,d}}{p_A^{\,a} \cdot p_B^{\,b}}$$

Wyrażenie na ciśnieniową stałą równowagi

gdzie:

p_A, p_B, p_C, p_D – ciśnienia cząstkowe substratów i produktów gazowych A, B, C, D w stanie równowagi chemicznej, hPa,

a, b, c, d – współczynniki stechiometryczne w równaniu reakcji chemicznej.

Na przykład dla reakcji chemicznej przedstawionej za pomocą równania:

$$N_2O_4 \rightleftharpoons 2\,NO_2$$

wyrażenie na ciśnieniową stałą równowagi ma postać:

$$K_p = \frac{p_{NO_2}^{\,2}}{p_{N_2O_4}}$$

Plan rozwiązywania

1. Zapisz równowagowe stężenia molowe produktów i substratów.
2. Podstaw stężenia do wyrażenia na K_C.

Obliczanie za pomocą wzoru:

$$a\,A \rightleftarrows b\,B + c\,C$$

$$K_C = \frac{[B]^b \cdot [C]^c}{[A]^a}$$

Przykład 79.

Zapisywanie wyrażenia na stałą równowagi chemicznej

Zapisz wyrażenie na stałą równowagi chemicznej dla reakcji chemicznej przedstawionej za pomocą równania $HNO_2 \rightleftarrows H^+ + NO_2^-$.

1. Produkty: jony $[H^+]$, $[NO_2^-]$

   Substraty: niezdysocjowane cząsteczki $[HNO_2]$

2. $$K_C = \frac{[H^+] \cdot [NO_2^-]}{[HNO_2]}$$

Plan rozwiązywania

1. Zapisz wyrażenie na K_c.
2. Zapisz wyrażenie na K_p.

Przykład 80.

Zapisywanie wyrażenia na stałą równowagi chemicznej reakcji z udziałem substancji gazowych

Zapisz wyrażenia na stałą równowagi chemicznej dla reakcji chemicznej przedstawionej za pomocą równania $N_2 + O_2 \rightleftarrows 2\,NO$.

1. W przypadku reakcji utleniania azotu do tlenku azotu(II), tak jak dla każdej reakcji przebiegającej z udziałem substancji gazowych, stan równowagi chemicznej można wyrazić za pomocą dwóch stałych równowagi – stężeniowej stałej K_C oraz ciśnieniowej stałej K_p.

$$K_C = \frac{[NO]^2}{[N_2] \cdot [O_2]}$$

2. $$K_p = \frac{p^2_{NO}}{p_{N_2} \cdot p_{O_2}}$$

gdzie:

$[N_2]$, $[O_2]$, $[NO]$ – stężenia molowe poszczególnych substratów i produktu w stanie równowagi chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

p_{N_2}, p_{O_2}, p_{NO} – ciśnienia cząstkowe poszczególnych substratów i produktu w stanie równowagi chemicznej, hPa.

Równowagi homogeniczna i heterogeniczna

Równowaga chemiczna dotycząca układów, w których wszystkie substraty i produkty znajdują się w tej samej fazie, to **równowaga homogeniczna**. W układzie złożonym z więcej niż jednej fazy ustala się **równowaga heterogeniczna**. Na przykład w reakcji dysocjacji wodoro-

tlenku wapnia część tego związku chemicznego pozostaje w roztworze jako osad $Ca(OH)_{2(s)}$:

$$\underset{\text{wodorotlenek wapnia}}{Ca(OH)_{2(s)}} \rightleftharpoons \underset{\text{kation wapnia}}{Ca^{2+}_{(aq)}} + \underset{\text{aniony wodorotlenkowe}}{2\ OH^-_{(aq)}}$$

Ze względu na to, że **stężenie molowe substancji stałej nie zmienia się** podczas osiągania przez układ stanu równowagi, **można je pominąć w obliczeniach**. Wówczas wyrażenie na stałą równowagi chemicznej dla tego procesu będzie miało postać iloczynu równowagowych stężeń jonów Ca^{2+} i OH^- w roztworze nad osadem:

$$K_C = [Ca^{2+}] \cdot [OH^-]^2$$

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Napisz wyrażenia na stałe równowagi chemicznej dla reakcji chemicznych przebiegających w fazie gazowej przedstawionych równaniami:**
   a) $H_2 + Br_2 \rightleftharpoons 2\ HBr$
   b) $4\ NH_3 + 5\ O_2 \rightleftharpoons 4\ NO + 6\ H_2O$
   c) $2\ CO + O_2 \rightleftharpoons 2\ CO_2$

2. **Napisz wyrażenia na stałe równowagi chemicznej dla wymienionych procesów zachodzących w roztworach wodnych.**
   a) dysocjacja wodorotlenku magnezu
   b) dysocjacja kwasu siarkowodorowego
   c) dysocjacja kwasu siarkowego(IV)



3. W probówce przedstawionej na fotografii znajdują się 4 substancje (miedź, nafta, woda, rtęć). **Porównaj ich gęstości, a następnie dopasuj nazwy substancji do odpowiednich faz.**

4. W silnikach spalinowych przebiegają reakcje chemiczne, w wyniku których powstają spaliny, zawierające m.in. tlenek azotu(II). Zachodzi jego utlenianie zgodnie z równaniem:
   $2\ NO + O_2 \rightleftharpoons 2\ NO_2$
   Oblicz stałą równowagi tej reakcji chemicznej, jeśli równowaga reakcji ustaliła się przy stężeniach: $[NO] = 0{,}6\ \frac{mol}{dm^3}$, $[O_2] = 0{,}7\ \frac{mol}{dm^3}$, $[NO_2] = 0{,}8\ \frac{mol}{dm^3}$. Wynik podaj z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.

5. Do reakcji syntezy chlorowodoru użyto 3 mole chloru i 6 moli wodoru. Po osiągnięciu stanu równowagi stwierdzono, że powstały 4 mole chlorowodoru. **Oblicz stałą równowagi tej reakcji chemicznej.**

6. W naczyniu o pojemności 10 dm^3 umieszczono 1 mol tlenku azotu(IV). Naczynie szczelnie zamknięto i ogrzewano w temperaturze T aż do ustalenia się stanu równowagi zachodzącej reakcji dimeryzacji.
   a) **Napisz równanie reakcji dimeryzacji NO_2.**
   b) **Napisz wyrażenie na stężeniową stałą równowagi tej reakcji chemicznej.**
   c) **Ustal stężenia molowe składników powstałej mieszaniny poreakcyjnej w stanie równowagi chemicznej, jeżeli 40% NO_2 nie przereagowało.** Wynik podaj z dokładnością do trzeciego miejsca po przecinku.

39. Reguła przekory



Fot. 118. Zmiana barwy gazu świadczy o wpływie temperatury na reakcję dimeryzacji NO_2.

Reguła przekory – układ będący w stanie równowagi chemicznej, poddany działaniu czynnika zewnętrznego, reaguje wytworzeniem nowego stanu równowagi, tak by zmniejszyć wpływ tego czynnika.

Równowaga chemiczna układu może zostać zaburzona m.in. przez zmianę temperatury czy stężenia substratu lub produktu (fot. 118.).

Reguła przekory

Jeśli na układ znajdujący się w stanie równowagi chemicznej działa czynnik zewnętrzny zmieniający ten stan, to w układzie następują przemiany zmniejszające skutki działania tego czynnika. Zależność ta jest nazywana **regułą przekory** lub **regułą przeciwdziałania**. W ten sposób wpływ czynników zewnętrznych na stan równowagi układu określili **Henry Le Chatelier** [czyt. ąri ly szatelje] oraz **Karl Braun**, dlatego opisana reguła jest także nazywana **regułą Le Chateliera–Brauna**.

Działanie zewnętrzne polega najczęściej **na zmianie temperatury, stężenia, ciśnienia substratów lub produktów reakcji chemicznej**. Celowe zakłócenie równowagi chemicznej przez oddziaływanie zewnętrzne na układ prowadzi do ustalenia się nowego, korzystniejszego dla danych warunków stanu równowagi. Zależność tę stosuje się m.in. po to, aby regulować kierunek zachodzenia reakcji chemicznej lub zwiększyć jej wydajność.

Wpływ stężenia substratów i produktów na stan równowagi chemicznej

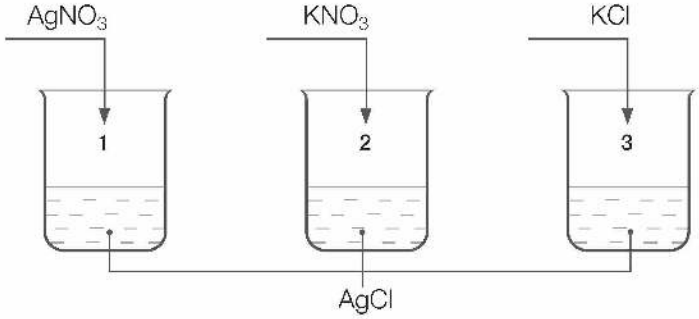
Doświadczenie 44.

Badanie wpływu stężenia substratów i produktów na stan równowagi chemicznej

Odczynniki: nasycony roztwór chlorku srebra(I), roztwór azotanu(V) srebra(I), roztwór azotanu(V) potasu, roztwór chlorku potasu.

Szkło laboratoryjne: zlewki.

Instrukcja: Do zlewek wlej po 50 cm^3 nasyconego roztworu chlorku srebra(I). Do zlewki 1. dodaj roztwór azotanu(V) srebra(I), do 2. – roztwór azotanu(V) potasu, a do 3. – roztwór chlorku potasu (schemat).



Obserwacje: W zlewkach 1. i 3. strącił się osad. W zlewce 2. nie obserwujemy żadnych zmian.
Wniosek: Dodanie roztworu soli, która nie ma jonów wspólnych z rozpuszczoną solą, nie wpływa na ilość osadu. Dodanie do roztworu chlorku srebra(I) roztworów soli, które zawierają aniony Cl^- lub kationy Ag^+, powoduje przesunięcie stanu równowagi w kierunku tworzenia się osadu chlorku srebra(I). Dlatego w zlewkach 1. i 3. obserwujemy strącanie się osadu z nasyconego roztworu AgCl.

Zwiększenie stężenia jednego z substratów powoduje przesunięcie się równowagi chemicznej w kierunku tworzenia produktu.

Dodanie substratu powoduje **przesunięcie równowagi chemicznej** w kierunku tworzenia się produktu, czyli **w prawo**. **Dodanie produktu** powoduje **przesunięcie równowagi chemicznej** w kierunku tworzenia się substratu, czyli **w lewo**.

$$\overset{+A}{a\,A + b\,B \rightleftharpoons c\,C + d\,D}$$
przesunięcie równowagi chemicznej **w prawo**

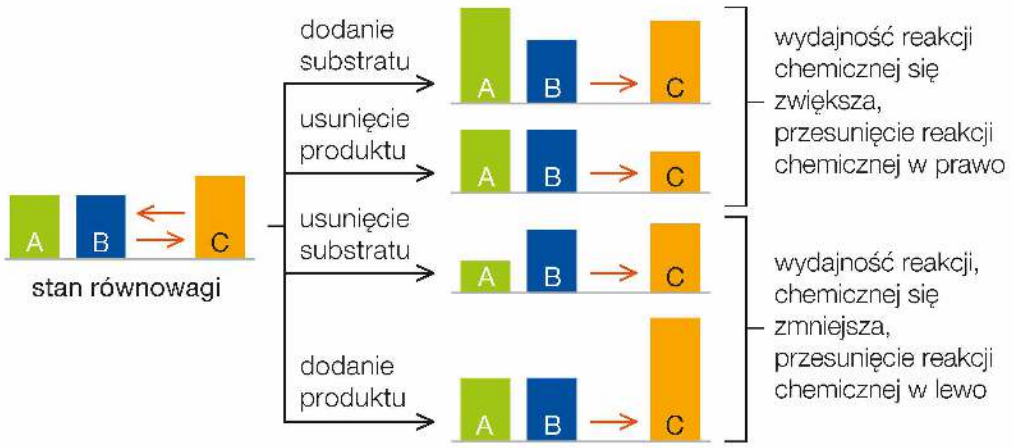
$$\overset{+D}{a\,A + b\,B \rightleftharpoons c\,C + d\,D}$$
przesunięcie równowagi chemicznej **w lewo**

Jeżeli z układu zostanie usunięty produkt, np. lotny, to aby jego stężenie cały czas było takie samo (tzn. wartość K_C się nie zmieniła), układ przereaguje, wytwarzając więcej produktu, co poprawi wydajność reakcji chemicznej. I odwrotnie – jeżeli do układu doda się jeden z produktów, to reakcja chemiczna przebiegnie tak, aby stężenie produktów się zmniejszyło, czyli z odtworzeniem substratów.

Dodanie substratu lub usunięcie produktu z układu w stanie równowagi chemicznej powoduje przesunięcie tej **równowagi** w kierunku zwiększenia stężenia produktu – czyli **w prawo**. Natomiast **dodanie produktu lub usunięcie substratu powoduje przesunięcie stanu równowagi chemicznej** w kierunku zwiększenia stężenia substratu – czyli **w lewo** (rys. 59.).

$$\overset{+A \text{ lub } +B \qquad -C \text{ lub } -D}{a\,A + b\,B \rightleftharpoons c\,C + d\,D}$$ przesunięcie równowagi chemicznej **w prawo**

$$\overset{-A \text{ lub } -B \qquad +C \text{ lub } +D}{a\,A + b\,B \rightleftharpoons c\,C + d\,D}$$ przesunięcie równowagi chemicznej **w lewo**



Rys. 59. Wpływ zmiany stężenia substratów lub produktów na stan równowagi chemicznej.

Wpływ ciśnienia substratów i produktów na stan równowagi chemicznej

Gdy przynajmniej jeden z substratów lub produktów jest gazem, na stan równowagi reakcji chemicznej wpływa także ciśnienie. Jednak dzieje się tak tylko wtedy, gdy reakcja chemiczna przebiega ze zmianą objętości substratów i produktów.

W reakcjach chemicznych przebiegających ze zmniejszeniem objętości produktów względem substratów podwyższenie ciśnienia przesuwa stan równowagi chemicznej w prawo, ponieważ osłabia to skutek działania czynnika zewnętrznego. Na przykład zwiększenie ciśnienia zwiększa wydajność syntezy amoniaku:

$$3\,H_2 + N_2 \rightleftarrows 2\,NH_3$$
3 obj. : 1 obj. : 2 obj.

Z czterech objętości substratów powstają dwie objętości produktu, czyli następuje **zmniejszenie objętości produktu względem substratu.**

W reakcjach chemicznych przebiegających ze zwiększeniem objętości podwyższenie ciśnienia powoduje przesunięcie stanu równowagi chemicznej w lewo, ponieważ zmniejsza to skutek działania czynnika zewnętrznego. Dotyczy to m.in. następującej reakcji chemicznej:

$$N_2O_4 \rightleftarrows 2\,NO_2$$
1 obj. : 2 obj.

Z jednej objętości substratu powstają dwie objętości produktu, czyli następuje **zwiększenie objętości produktu względem substratu.**

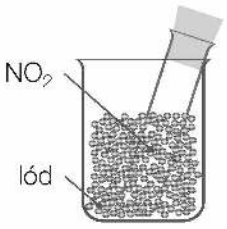
Ciśnienie nie ma wpływu na stan równowagi chemicznej procesu przebiegającego bez zmiany objętości.

Wpływ temperatury na stan równowagi chemicznej

Doświadczenie 45. NO_2, NO

Badanie wpływu temperatury na stan równowagi chemicznej

Odczynniki: tlenek azotu(IV), lód, woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, zlewka, statyw do probówek, korek.
Instrukcja: Do probówki wprowadź tlenek azotu(IV) i zamknij ją korkiem. Umieść probówkę w zlewce z lodem (schemat). Następnie wyjmij probówkę ze zlewki z lodem, włóż ją do zlewki z ciepłą wodą, a potem znowu do zlewki z lodem.



Obserwacje: Brunatny gaz w probówce umieszczonej w zlewce z lodem odbarwia się. Po przeniesieniu probówki do zlewki z ciepłą wodą gaz ponownie przyjmuje brunatną barwę, a po umieszczeniu w zlewce z lodem znowu się odbarwia (fot. 118., s. 322).
Wniosek: Obniżenie temperatury układu powoduje, że równowaga reakcji przesuwa się w stronę produktu. Dlatego gaz w probówce staje się

bezbarwny. Z kolei po podwyższeniu temperatury równowaga reakcji chemicznej przesuwa się w kierunku substratu – gaz w probówce staje się brunatny.

Tlenek azotu(IV) jest brunatnym, trującym gazem o charakterystycznym, duszącym zapachu. Jego cząsteczki mają niesparowany elektron, dlatego łatwo łączą się w dimery, tworząc bezbarwny gaz. Zachodzi reakcja dimeryzacji, którą można przedstawić równaniem:



$$2\,NO_2 \rightleftharpoons N_2O_4$$

tlenek azotu(IV) tlenek diazotu — dimer tlenku azotu(IV) tetratlenek diazotu

Zmiana temperatury powoduje zmianę wartości stałej równowagi chemicznej, a przez to przesuwa stan równowagi reakcji chemicznej. Wpływ temperatury jest inny dla reakcji chemicznych przebiegających z wydzieleniem energii (egzoenergetycznych) niż dla reakcji zachodzących z pobraniem energii (endoenergetycznych). Dla reakcji chemicznych oddawanie lub pobieranie energii na sposób ciepła określa się jako zmianę entalpii i oznacza jako ΔH. Gdy $\Delta H < 0$, zachodzi reakcja egzotermiczna, a gdy $\Delta H > 0$ – reakcja endotermiczna.

reakcja egzotermiczna
$\Delta H < 0$

Zgodnie z regułą przekory **podwyższenie temperatury w reakcji egzotermicznej (egzoenergetycznej)** powoduje działanie układu w kierunku zmniejszenia zmian, czyli powrotu do substratów. **Przesuwa równowagę chemiczną w lewo.**

reakcja endotermiczna
$\Delta H > 0$

Natomiast **podwyższenie temperatury w reakcji endotermicznej (endoenergetycznej)** powoduje zwiększenie stężenia produktów. **Przesuwa równowagę chemiczną w prawo.**

Przykład 81.

Określanie wpływu czynników zewnętrznych na stan równowagi chemicznej

Określ, w którym kierunku przesunie się równowaga chemiczna w reakcji chemicznej przedstawionej następującym równaniem: $N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2\,NO$
$\Delta H = 90{,}37$ kJ, reakcja endotermiczna

jeżeli:
a) wzrośnie temperatura układu,
b) zwiększy się stężenie azotu,
c) zwiększy się stężenie tlenku azotu(II),
d) zmniejszy się stężenie tlenu,
e) wzrośnie ciśnienie układu.

patrz s. 326

Plan rozwiązywania

1 Ustal kierunek przesunięcia równowagi reakcji chemicznej pod wpływem danego czynnika zewnętrznego.

1 Wpływ czynników zewnętrznych na stan równowagi chemicznej reakcji określa reguła przekory.

	Czynnik zewnętrzny	Równowaga chemiczna
a)	wzrost temperatury	przesunie się w prawo
b)	zwiększenie stężenia substratu C_{N_2}	przesunie się w prawo
c)	zwiększenie stężenia produktu C_{NO}	przesunie się w lewo
d)	zmniejszenie stężenia substratu C_{O_2}	przesunie się w lewo
e)	wzrost ciśnienia p	nie zmieni się

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz K_C.
3. Oblicz początkowe stężenia substratów.
4. Ustal stężenia pozostałych substancji.
5. Napisz odpowiedź.

Przykład 82.

Obliczanie stałej równowagi chemicznej oraz wartości stężeń molowych substratów i produktów

Równowaga chemiczna reakcji $A + B \rightleftarrows C + D$ ustala się dla następujących stężeń:

$[A] = 1 \frac{mol}{dm^3}$,

$[B] = 4 \frac{mol}{dm^3}$,

$[C] = 2 \frac{mol}{dm^3}$,

$[D] = 2 \frac{mol}{dm^3}$.

Oblicz: a) stałą równowagi chemicznej, b) początkowe stężenia molowe substratów, c) stężenia molowe w stanie równowagi chemicznej substratów i produktów po 2-krotnym zwiększeniu stężenia molowego substancji A w stosunku do jej początkowego stężenia molowego.

1 **Dane:**

$[A] = 1 \frac{mol}{dm^3}$

$[B] = 4 \frac{mol}{dm^3}$

$[C] = 2 \frac{mol}{dm^3}$

$[D] = 2 \frac{mol}{dm^3}$

Szukane:

$K_C = ?$

Obliczanie za pomocą wzoru:

$A + B \rightleftarrows C + D$

$K_C = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]}$

2 $K_C = \frac{[C] \cdot [D]}{[A] \cdot [B]}$

$K_C = \frac{2 \cdot 2}{1 \cdot 4}$

$K_C = 1$

patrz s. 327

3 Jak wynika z równania reakcji chemicznej, aby w 1 dm^3 powstały 2 mole substancji C i 2 mole substancji D, powinny przereagować 2 mole substancji A i 2 mole substancji B. Początkowe stężenia molowe substratów można obliczyć, dodając wskazane liczby moli substancji A i B do liczb moli tych substancji w stanie równowagi chemicznej:

$$[A]: 2\,\frac{mol}{dm^3} + 1\,\frac{mol}{dm^3} = 3\,\frac{mol}{dm^3}$$

$$[B]: 2\,\frac{mol}{dm^3} + 4\,\frac{mol}{dm^3} = 6\,\frac{mol}{dm^3}$$

Stężenie molowe substancji A po 2-krotnym zwiększeniu będzie wynosiło:

$$3\,\frac{mol}{dm^3} \cdot 2 = 6\,\frac{mol}{dm^3}$$

4 Liczby moli pozostałych substancji można przedstawić w tabeli:

Substancja	Początkowa liczba moli	Równowagowa liczba moli
A	6	$6 - x$
B	6	$6 - x$
C	0	x
D	0	x

Wartość x oznacza liczbę moli substancji A, która przereagowała. Stała równowagi chemicznej tej reakcji nie zmieni się, będzie zatem wynosiła: $K_C = 1$.

Po podstawieniu do wzoru uzyskuje się:

$$K_C = \frac{x \cdot x}{(6 - x) \cdot (6 - x)} = 1$$

$$\frac{x^2}{(6 - x)^2} = 1$$

$$x^2 = 36 - 12x + x^2$$

$$12x = 36$$

$$x = 3\,\frac{mol}{dm^3}$$

5 Stała równowagi chemicznej wynosi 1, początkowe stężenia substratów $[A] = 3\,\frac{mol}{dm^3}$ i $[B] = 6\,\frac{mol}{dm^3}$.

W stanie równowagi chemicznej stężenia wszystkich substratów i produktów są sobie równe $[A] = [B] = [C] = [D]$ i wynoszą $3\,\frac{mol}{dm^3}$.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz K_C.
3. Oblicz początkowe stężenie molowe $[NO_2]$.
4. Napisz odpowiedź.

Przykład 83.

Obliczanie stałej równowagi chemicznej oraz wartości stężeń molowych substratów

Podczas ogrzewania NO_2 w zamkniętym naczyniu w danej temperaturze równowaga chemiczna reakcji $2\,NO_2 \rightleftarrows 2\,NO + O_2$ ustaliła się przy stężeniach: $[NO_2] = 0{,}12\ \frac{mol}{dm^3}$, $[NO] = 0{,}48\ \frac{mol}{dm^3}$, $[O_2] = 0{,}24\ \frac{mol}{dm^3}$. **Oblicz stałą równowagi chemicznej tej reakcji oraz początkowe stężenie molowe tlenku azotu(IV).**

1. **Dane:**
$[NO_2] = 0{,}12\ \frac{mol}{dm^3}$
$[NO] = 0{,}48\ \frac{mol}{dm^3}$
$[O_2] = 0{,}24\ \frac{mol}{dm^3}$

Szukane:
$K_C = ?$
$[NO_2]_{początkowe} = ?$

2. $K_C = \frac{[NO]^2 \cdot [O_2]}{[NO_2]^2}$

$K_C = \frac{(0{,}48)^2 \cdot 0{,}24}{(0{,}12)^2}$

$K_C = 3{,}84$

3. Jak wynika z równania reakcji chemicznej, 2 mole NO powstają z 2 moli NO_2, a więc 0,48 mola NO powstaje z 0,48 mola NO_2. W stanie równowagi w mieszaninie gazów znajduje się jeszcze 0,12 mola NO_2, więc początkowe stężenie molowe NO_2 wynosiło:

$[NO_2] = 0{,}12\ \frac{mol}{dm^3} + 0{,}48\ \frac{mol}{dm^3}$ $\qquad [NO_2] = 0{,}60\ \frac{mol}{dm^3}$

4. Stała równowagi chemicznej K_C wynosi 3,84, a początkowe stężenie molowe tlenku azotu(IV) $0{,}6\ \frac{mol}{dm^3}$.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Zmiana entalpii w reakcji chemicznej $2\,SO_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\,SO_{3(g)}$ wynosi $\Delta H = -192$ kJ. **Określ, w którym kierunku przesunie się równowaga chemiczna w przypadku:**
   a) **podwyższenia temperatury,**
   b) **podwyższenia ciśnienia,**
   c) **zwiększenia stężenia tlenu,**
   d) **obniżenia ciśnienia.**

2. Mieszaninę 15 moli jodu i 30 moli wodoru ogrzewano w temperaturze 721 K, aż do osiągnięcia równowagi chemicznej w fazie gazowej. Otrzymano 25 moli jodowodoru. **Oblicz stałą równowagi chemicznej reakcji otrzymywania jodowodoru.**

3. W pewnej temperaturze reakcja chemiczna przebiega według równania: $A + B \rightleftarrows C$. W stanie równowagi chemicznej stężenia substratów oraz produktów wynoszą: $[A] = 0{,}4\ \frac{mol}{dm^3}$, $[B] = 0{,}5\ \frac{mol}{dm^3}$, $[C] = 0{,}012\ \frac{mol}{dm^3}$. **Oblicz stałą równowagi chemicznej tej reakcji chemicznej.**

4. W naczyniu znajdują się 4 mole tlenku węgla(IV) i 16 moli wodoru. Po ogrzaniu układu do temperatury 1100°C ustaliła się równowaga chemiczna: $CO_2 + H_2 \rightleftarrows CO + H_2O$. **Oblicz liczbę moli każdego z gazów w stanie równowagi chemicznej, jeżeli stała równowagi chemicznej tej reakcji wynosi 1.**

40. Dysocjacja elektrolityczna

Rozpad cząsteczek związków chemicznych na jony, zachodzący w wyniku ich oddziaływania z cząsteczkami wody, jest nazywany dysocjacją elektrolityczną (jonową). Substancje, które ulegają dysocjacji elektrolitycznej, przewodzą prąd elektryczny (fot. 119.). Są to elektrolity.



Fot. 119. Elektrolity przewodzą prąd elektryczny, o czym świadczy świecąca się żarówka.

Wskaźniki kwasowo-zasadowe – substancje zmieniające barwę w zależności od odczynu roztworu.

Wskaźniki kwasowo-zasadowe

Jony H^+ i OH^- powstające w roztworach elektrolitów wpływają na odczyn roztworu, który może być kwasowy, obojętny lub zasadowy. Rodzaj odczynu roztworu określa się za pomocą **wskaźników kwasowo-zasadowych**, czyli substancji, które zmieniają barwę w zależności od odczynu roztworu (fot. 120.).



oranż metylowy fenoloftaleina uniwersalne papierki wskaźnikowe

Fot. 120. Odczyn ustala się za pomocą roztworu wskaźnika lub pasków bibuły nasączonych takim roztworem.

Doświadczenie 46.  HCl, H_2SO_4, NaOH, KOH  KNO_3  CH_3COOH

Badanie przewodzenia prądu elektrycznego i zmiany barwy wskaźników kwasowo-zasadowych w wodnych roztworach różnych związków chemicznych

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, kwas siarkowy(VI), kwas etanowy, wodorotlenek sodu, wodorotlenek potasu, chlorek sodu, siarczan(VI) sodu, azotan(V) potasu, glicerol, sacharoza.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, zlewki, zestaw do badania przewodzenia prądu elektrycznego, uniwersalne papierki wskaźnikowe, roztwór oranżu metylowego, roztwór fenoloftaleiny.

Instrukcja: Przygotuj 11 zlewek. Do zlewki 1. nalej wody destylowanej, a w pozostałych sporządź wodne roztwory: w 2. – HCl, w 3. – H_2SO_4, w 4. – CH_3COOH, w 5. – NaOH, w 6. – KOH, w 7. – NaCl, w 8. – Na_2SO_4, w 9. – KNO_3, w 10. – $C_3H_5(OH)_3$, w 11. – $C_{12}H_{22}O_{11}$. Następnie zmontuj zestaw do badania zjawiska przewodzenia prądu elektrycznego przez roztwory, składający się ze źródła prądu stałego (np. baterii), żarówki, elektrod węglowych oraz przewodów elektrycznych. Elektrody umieszczaj kolejno w zlewkach (schemat) i obserwuj żarówkę. Następnie sprawdź, jak zmienia się barwa wskaźników pod wpływem badanych substancji. Z każdej zlewki przelej niewielką ilość roztworu do trzech probówek. W probówce 1. zanurz uniwersalny papierek wskaźnikowy, do 2. dodaj 2 krople roztworu oranżu metylowego, a do 3. – 2 krople roztworu fenoloftaleiny.

Obserwacje: Obserwacje do doświadczenia przedstawiono w tabeli 28., s. 330.

Przed umieszczeniem elektrod w kolejnej zlewce dokładnie opłucz je wodą destylowaną.

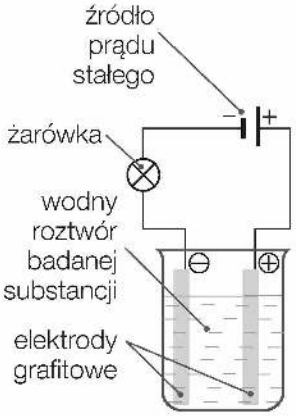


Tabela 28. Badanie zjawiska przewodzenia prądu elektrycznego i zmiany barwy wskaźników w wodzie destylowanej oraz w wodnych roztworach wybranych związków chemicznych

Badana substancja	Rodzaj związku chemicznego	Przewodnictwo elektryczne	Barwy wskaźników		
			papierek uniwersalny	oranż metylowy	fenoloftaleina
H_2O (destylowana)	tlenek	–	 żółta	 żółta	 bezbarwna
wodny roztwór HCl	kwas	+	 czerwona	 czerwona	 bezbarwna
wodny roztwór H_2SO_4	kwas	+	 czerwona	 czerwona	 bezbarwna
wodny roztwór CH_3COOH	kwas	+	 czerwona	 czerwona	 bezbarwna
wodny roztwór NaOH	zasada	+	 niebieska	 żółta	 malinowa
wodny roztwór KOH	zasada	+	 niebieska	 żółta	 malinowa
wodny roztwór NaCl	sól	+	 żółta	 żółta	 bezbarwna
wodny roztwór Na_2SO_4	sól	+	 żółta	 żółta	 bezbarwna
wodny roztwór KNO_3	sól	+	 żółta	 żółta	 bezbarwna
wodny roztwór $C_3H_5(OH)_3$	alkohol	–	 żółta	 żółta	 bezbarwna
wodny roztwór $C_{12}H_{22}O_{11}$	sacharyd	–	 żółta	 żółta	 bezbarwna

Wniosek: Wodne roztwory kwasów, zasad i soli przewodzą prąd elektryczny (tabela 28., s. 330). Te substancje zalicza się do **elektrolitów**. Woda destylowana i wodne roztwory niektórych związków organicznych (glicerolu, sacharozy) nie przewodzą prądu elektrycznego – są **nieelektrolitami**. Roztwory badanych związków chemicznych różnią się odczynem, na co wskazują różne barwy wskaźników.

Przewodzenie prądu elektrycznego przez roztwory elektrolitów świadczy o tym, że w tych roztworach znajdują się jony.

Teoria dysocjacji elektrolitycznej (jonowej) **Arrheniusa** wyjaśnia to następująco: cząsteczki substancji rozpuszczonej pod wpływem cząsteczek wody ulegają w roztworze rozpadowi na jony dodatnie – kationy i jony ujemne – aniony. Ten **proces może być odwracalny**, to znaczy, że powstające jony mogą z powrotem łączyć się w cząsteczki. **Nie wszystkie substancje dysocjują w roztworach wodnych**. Warunkiem dysocjacji jest rodzaj wiązania w cząsteczkach związku chemicznego.

W rozpuszczalnikach niepolarnych dysocjacja elektrolityczna nie zachodzi.

Dysocjacja elektrolityczna kwasów

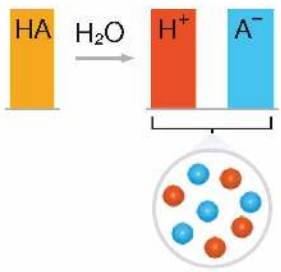
Zjawisko dysocjacji elektrolitycznej można wyjaśnić na przykładzie kwasu chlorowodorowego. Cząsteczki HCl, ze względu na wiązanie kowalencyjne spolaryzowane między elektroujemnym atomem chloru a atomem wodoru, mają nierównomiernie rozłożony ładunek. Są zatem cząsteczkami polarnymi. Cząsteczki wody to **dipole** – również mają budowę polarną. Cząsteczki HCl w roztworze są otaczane przez dipole H_2O. W rezultacie następuje osłabienie, a następnie rozerwanie wiązania H–Cl i do roztworu uwalniają się jony: kationy H^+ oraz aniony Cl^-.

W roztworach słabych elektrolitów ustala się stan równowagi pomiędzy jonami a cząsteczkami niezdysocjowanymi:

$$AB \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} A^+ + B^-$$

Jeżeli równowaga dysocjacji jest przesunięta w kierunku cząsteczek niezdysocjowanych, to w roztworze jest mało jonów i takie roztwory są **słabymi elektrolitami**. Natomiast jeżeli równowaga dysocjacji jest przesunięta w kierunku tworzenia jonów, to w roztworze nie ma (lub jest bardzo mało) cząsteczek niezdysocjowanych (rys. 60.). Takie roztwory bardzo dobrze przewodzą prąd elektryczny i nazywają się **mocnymi elektrolitami**. Należy do nich m.in. HCl. Dysocjację kwasu chlorowodorowego można traktować jako proces praktycznie nieodwracalny i zapisać w postaci równania:

$$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$$



Rys. 60. Dysocjacja mocnego kwasu jednoprotonowego.

W rzeczywistości jony w roztworze wodnym nie istnieją samodzielnie, ale są otoczone cząsteczkami wody (są jonami hydratowanymi).

Zgodnie z teorią dysocjacji Arrheniusa **kwasami są związki chemiczne, które w roztworach wodnych dysocjują na kationy wodoru (protony)**

Kwasy według Arrheniusa to związki chemiczne, które w roztworach wodnych dysocjują na kationy wodoru i aniony reszt kwasowych.

i aniony reszt kwasowych. Cząsteczki kwasów odszczepiających 1 kation H^+, czyli kwasów jednoprotonowych (np. HCl, HNO_3), dysocjują jednostopniowo. Cząsteczki kwasów odszczepiających 2 kationy H^+ (kwasy dwuprotonowe, np. H_2SO_4, H_2S) dysocjują dwustopniowo, a cząsteczki kwasów odszczepiających 3 kationy H^+ (kwasy trójprotonowe, np. H_3PO_4, H_3PO_3) – trójstopniowo.

Dysocjację **kwasu siarkowego(IV)**, który jest kwasem dwuprotonowym, można przedstawić w postaci równań:

I etap dysocjacji: $H_2SO_3 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + HSO_3^-$

kwas siarkowy(IV) kation wodoru anion wodorosiarczanowy(IV)

II etap dysocjacji: $HSO_3^- \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + SO_3^{2-}$

anion wodorosiarczanowy(IV) kation wodoru anion siarczanowy(IV)

zapis sumaryczny $H_2SO_3 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} 2\,H^+ + SO_3^{2-}$

Kwas **siarkowodorowy** także dysocjuje dwustopniowo:

I etap dysocjacji: $H_2S \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + HS^-$

kwas siarkowodorowy kation wodoru anion wodorosiarczkowy

II etap dysocjacji: $HS^- \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + S^{2-}$

anion wodorosiarczkowy kation wodoru anion siarczkowy

zapis sumaryczny $H_2S \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} 2\,H^+ + S^{2-}$

W wodnym roztworze kwasu siarkowego(IV) znajdują się jony H^+, HSO_3^- i SO_3^{2-}, a w wodnym roztworze kwasu siarkowodorowego – jony H^+, HS^- oraz S^{2-}.

Z kolei **kwas fosforowy(V)** dysocjuje trójstopniowo:

I etap dysocjacji: $H_3PO_4 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + H_2PO_4^-$

kwas fosforowy(V) kation wodoru anion diwodorofosforanowy(V)

II etap dysocjacji: $H_2PO_4^- \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + HPO_4^{2-}$

anion diwodorofosforanowy(V) kation wodoru anion wodorofosforanowy(V)

III etap dysocjacji: $HPO_4^{2-} \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + PO_4^{3-}$

anion wodorofosforanowy(V) kation wodoru anion fosforanowy(V)

zapis sumaryczny $H_3PO_4 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} 3\,H^+ + PO_4^{3-}$

W wodnym roztworze kwasu ortofosforowego(V) znajdują się jony H^+, $H_2PO_4^-$, HPO_4^{2-} i PO_4^{3-}.

Ogólne równanie dysocjacji kwasów wieloprotonowych ma postać:

$$\mathbf{H_mR^m \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} \mathit{m}\,H^+ + \mathit{R}^{m-}}$$

gdzie:

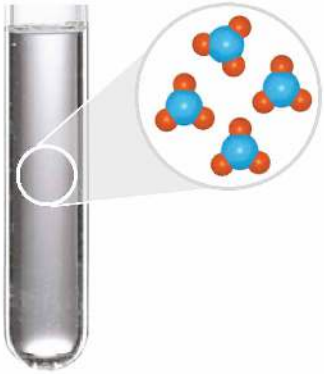
R – reszta kwasowa,

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

Kationy wodoru uwolnione w wyniku dysocjacji kwasów natychmiast przyłączają cząsteczki wody, tworząc **jony oksoniowe H_3O^+** (fot. 121.). Jednak aby uprościć zapis równania dysocjacji, można posługiwać się symbolem H^+:

$$\underset{\text{kation wodoru}}{H^+} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{jon oksoniowy}}{H_3O^+}$$

Obecność jonu H_3O^+ w roztworach wszystkich kwasów powoduje charakterystyczne zabarwienie wskaźników. Ta właściwość jest wykorzystywana do identyfikacji roztworów o odczynie kwasowym.



Fot. 121. W roztworach kwasów znajdują się jony H_3O^+.

Dysocjacja elektrolityczna zasad

Doświadczalnie wykazano (patrz tabela 28., s. 330), że wodne roztwory zasad również przewodzą prąd elektryczny i powodują zmianę barwy wskaźników. Świadczy to o obecności jonów powstałych w wyniku dysocjacji wodorotlenków w takich roztworach.

Według Arrheniusa **zasadami są związki chemiczne, które w roztworach wodnych dysocjują na kationy metalu i aniony wodorotlenkowe**. Wodorotlenki, w których występuje 1 anion wodorotlenkowy, dysocjują jednostopniowo, a wodorotlenki z wieloma anionami wodorotlenkowymi – wielostopniowo:

Zasady według Arrheniusa to związki chemiczne, które w roztworach wodnych dysocjują na kationy metalu i aniony wodorotlenkowe.

$$\underset{\text{wodorotlenek sodu}}{NaOH} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kation sodu}}{Na^+} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-}$$

I etap dysocjacji: $\underset{\text{wodorotlenek baru}}{Ba(OH)_2} \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} \underset{\text{kation hydroksobaru}}{(BaOH)^+} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-}$

II etap dysocjacji: $\underset{\text{kation hydroksobaru}}{(BaOH)^+} \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} \underset{\text{kation baru}}{Ba^{2+}} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-}$

zapis sumaryczny

$$\underset{\text{wodorotlenek baru}}{Ba(OH)_2} \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} \underset{\text{kation baru}}{Ba^{2+}} + \underset{\text{aniony wodorotlenkowe}}{2\ OH^-}$$

Ogólne równanie dysocjacji zasad ma postać:

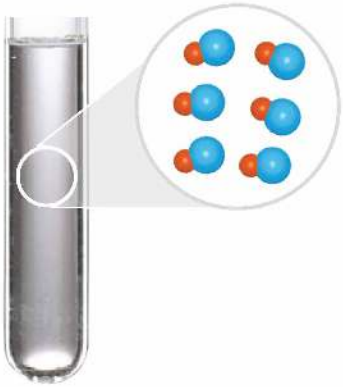
$$M^n(OH)_n \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} M^{n+} + n\ OH^-$$

gdzie:

M – symbol metalu,

n – wartościowość metalu równa liczbie anionów wodorotlenkowych.

Obecność jonów OH^- (fot. 122.) w roztworach wszystkich zasad powoduje charakterystyczne zabarwienie wskaźników. Ta właściwość jest wykorzystywana do identyfikacji roztworów o odczynie zasadowym.



Fot. 122. W roztworach zasad znajdują się jony OH^-.

Modele atomów:
- tlenu
- wodoru

Dysocjacja elektrolityczna soli

W doświadczeniu 46., s. 329–330, wykazano, że wodne roztwory badanych soli przewodzą prąd elektryczny. Sole są substancjami o budowie jonowej. W stanie stałym tworzą sieci krystaliczne zbudowane z jonów. Sole rozpuszczone w wodzie całkowicie dysocjują na jony. Rozpuszczalność soli w wodzie można sprawdzić w tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków.

Sole według Arrheniusa to związki chemiczne, które w roztworach wodnych dysocjują na kationy metalu i aniony reszt kwasowych.

Według Arrheniusa **sole są związkami chemicznymi, które w roztworach wodnych dysocjują na kationy metalu i aniony reszt kwasowych:**

$$KCl \xrightarrow{H_2O} K^+ + Cl^-$$

chlorek potasu — kation potasu — anion chlorkowy

$$MgCl_2 \xrightarrow{H_2O} Mg^{2+} + 2\,Cl^-$$

chlorek magnezu — kation magnezu — aniony chlorkowe

Ogólne równanie dysocjacji soli dobrze rozpuszczalnych w wodzie ma postać:

$$M_m^n R_n^m \xrightarrow{H_2O} m\,M^{n+} + n\,R^{m-}$$

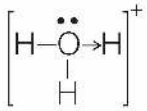
gdzie:
M – metal,
R – reszta kwasowa,
m – wartościowość reszty kwasowej równa liczbie kationów metalu,
n – wartościowość metalu równa liczbie anionów reszt kwasowych.

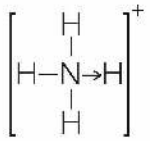
Kwasy i zasady według teorii Brønsteda–Lowry'ego

Teoria Arrheniusa wyjaśnia mechanizm dysocjacji elektrolitycznej, ale nie tłumaczy, dlaczego niektóre substancje wykazują właściwości kwasowe lub zasadowe. Na przykład amoniak – związek chemiczny o wzorze NH_3 – nie ma anionu wodorotlenkowego, a wykazuje właściwości zasadowe, gdyż reaguje z kwasami. Bardziej ogólna i obecnie powszechnie stosowana jest teoria **Brønsteda–Lowry'ego** [czyt. brenszteda lołriego], tzw. **protonowa teoria kwasów i zasad**.

Przykłady kwasów Brønsteda–Lowry'ego:


woda


kation oksoniowy


kation amonu

Według teorii Brønsteda–Lowry'ego **kwasem jest każdy związek chemiczny lub jon, który może oddać proton**. Jest on więc **donorem protonów** (protonodawcą).

Zasadą jest każdy związek chemiczny lub jon, który może ten proton przyjąć. Jest on **akceptorem protonów** (protonobiorcą). Cząsteczka lub jon będący kwasem po oddaniu protonu staje się cząsteczką lub jonem będącym zasadą. Natomiast cząsteczka lub jon będący zasadą po przyjęciu protonu staje się cząsteczką lub jonem będącym kwasem. W ten sposób powstają sprzężone pary kwas-zasada:

$$HA + B \rightleftharpoons BH^+ + A^-$$

donor H^+ / kwas — akceptor H^+ / zasada — donor H^+ / kwas — akceptor H^+ / zasada

sprzężone pary kwas-zasada

Im słabszy kwas, tym mocniejsza jest sprzężona z nim zasada.
Kwasy i zasady Brønsteda–Lowry'ego to m.in.:

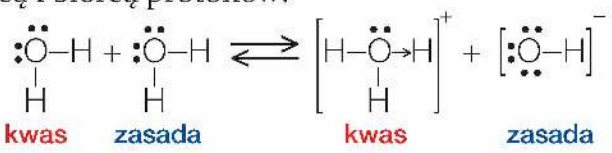
$$H_2O + NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$$

kwas — zasada — kwas — zasada

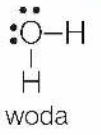
$$HCl + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + Cl^-$$

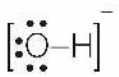
kwas — zasada — kwas — zasada

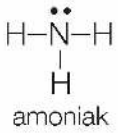
Na podstawie podanych przykładów można sformułować wniosek, że **niektóre substancje mogą być zarówno kwasem** (H_2O w obecności amoniaku), **jak i zasadą** (H_2O w obecności chlorowodoru). Są to substancje o właściwościach amfoterycznych, tzw. **substancje amfiprotyczne** (amfiproty). Rozpuszczalnik jest nie tylko ośrodkiem, w którym odbywa się dysocjacja, lecz także odgrywa rolę kwasu wobec rozpuszczonej zasady oraz pełni funkcję zasady wobec rozpuszczonego kwasu. Również woda destylowana (choć nie przewodzi prądu elektrycznego) w minimalnym stopniu ulega dysocjacji jonowej. Jej cząsteczki są jednocześnie dawcą i biorcą protonów:



Przykłady zasad Brønsteda–Lowry'ego:


woda

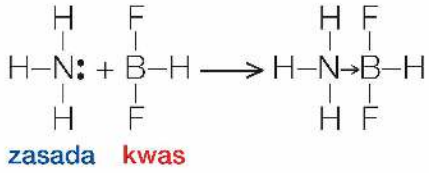

anion wodorotlenkowy

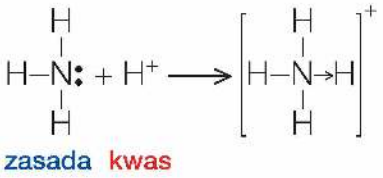

amoniak

Kwasy i zasady według teorii Lewisa

Kolejna teoria – **teoria Lewisa** – zakłada, że **kwas to związek chemiczny zawierający atom** pierwiastka chemicznego z luką elektronową (**akceptor** pary elektronowej). **Zasadą jest każdy związek chemiczny zawierający atom** pierwiastka chemicznego **z wolną parą elektronową** (**donor** pary elektronowej).

Teoria ta znacznie poszerza zakres stosowania pojęć kwasu i zasady. Umożliwia wyjaśnienie przebiegu wielu reakcji chemicznych, zwłaszcza między związkami organicznymi.





Zadania

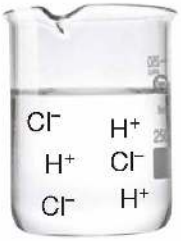
ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Spośród podanych substancji wybierz te, które – rozpuszczone w wodzie – ulegają rozpadowi na jony. Napisz równania ich dysocjacji elektrolitycznej.**
   CH_4, $MgSO_4$, NaCl, H_3PO_4, KOH, Na_2S, H_2, CuO, $Fe_2(SO_4)_3$, $Al(OH)_3$

2. **Ustal, które z substancji lub jonów o podanych wzorach nie mogą być kwasami według teorii Brønsteda–Lowry'ego. Odpowiedź uzasadnij.**
   H_2S, NH_4^+, CN^-, HBr, NH_3, CH_4, KH, $HClO_4$, $Al(OH)_3$

3. **Wybierz jony** (a–d), **które według teorii Brønsteda–Lowry'ego są zarówno kwasami, jak i zasadami. Uzasadnij swój wybór.**
   a) $H_2PO_4^-$ b) NH_4^+ c) SO_4^{2-} d) HS^-

41. Stała dysocjacji elektrolitycznej, stopień dysocjacji elektrolitycznej



Fot. 123. W roztworach mocnych elektrolitów znajdują się tylko jony.

Ze względu na moc elektrolity można podzielić na słabe i mocne. Przykładem słabego elektrolitu jest kwas siarkowodorowy, zaś mocnego – kwas chlorowodorowy (fot. 123.). Moc elektrolitów określają stała dysocjacji elektrolitycznej oraz stopień dysocjacji elektrolitycznej.

Stała dysocjacji elektrolitycznej K_d

Dysocjacja elektrolityczna może przebiegać częściowo, co prowadzi do ustalenia równowagi chemicznej w roztworze między jonami a cząsteczkami niezdysocjowanymi:

$$A_a{}^b B_b{}^a \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} a\,A^{b+} + b\,B^{a-}$$

Zgodnie z prawem działania mas dla słabych elektrolitów proces ten opisuje stała dysocjacji:

Wzór na obliczanie stałej dysocjacji elektrolitycznej ▶

$$K_d = \frac{[A^{b+}]^a [B^{a-}]^b}{[A_a{}^b B_b{}^a]}$$

gdzie:
K_d – stała dysocjacji, podaje się ją jako wielkość bezwymiarową,
$[A_a{}^b B_b{}^a]$ – stężenie molowe substratu w stanie równowagi chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
$[A^{b+}]$, $[B^{a-}]$ – stężenia molowe produktów w stanie równowagi chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
a, b – współczynniki stechiometryczne.

Stała dysocjacji elektrolitycznej jest wielkością charakterystyczną dla danego elektrolitu. Tak jak inne stałe równowagi **nie zależy** ona **od początkowego stężenia elektrolitu, ale od temperatury. Im wyższa jest wartość stałej dysocjacji, tym w większym stopniu zdysocjowany** (mocniejszy) **jest elektrolit**. Dlatego **stała dysocjacji jest miarą mocy elektrolitu**.

Stała dysocjacji elektrolitycznej K_d – stosunek iloczynu stężeń jonów, powstających podczas dysocjacji elektrolitycznej, do stężenia cząsteczek niezdysocjowanych, pozostających w równowadze chemicznej z jonami.

słabszy elektrolit → zwiększanie się wartości K_d → mocniejszy elektrolit

Dla elektrolitów mocnych, które są praktycznie w całości (w 100%) zdysocjowane na jony, **nie podaje się wartości stałych dysocjacji** (mianownik w równaniu na stałą dysocjacji jest bliski zeru).

Do mocnych elektrolitów zalicza się m.in.:

- mocne kwasy: kwas siarkowy(VI) H_2SO_4, kwas azotowy(V) HNO_3, kwas chlorowy(VII) $HClO_4$, kwas chlorowodorowy HCl, kwas bromowodorowy HBr, kwas jodowodorowy HI,
- wodorotlenki litowców i berylowców, z wyjątkiem $Be(OH)_2$ i $Mg(OH)_2$,
- wszystkie sole rozpuszczalne w wodzie.

Słabymi elektrolitami są pozostałe kwasy i wodorotlenki, w tym większość kwasów organicznych.

Przykłady mocnych elektrolitów:
kwas siarkowy(VI) H_2SO_4
kwas azotowy(V) HNO_3
wodorotlenek sodu NaOH
chlorek sodu NaCl

Przykłady słabych elektrolitów:
kwas siarkowy(IV) H_2SO_3
kwas siarkowodorowy H_2S
wodorotlenek magnezu $Mg(OH)_2$

Dla dysocjujących stopniowo wieloprotonowych kwasów i wielowodorotlenkowych zasad podaje się stałe dysocjacji elektrolitycznej dla każdego etapu dysocjacji. Na przykład dla kwasu fosforowego(V) H_3PO_4:

I etap dysocjacji: $\underset{\text{kwas fosforowy(V)}}{H_3PO_4} \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} \underset{\text{kation wodoru}}{H^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\ \text{diwodorofosforanowy(V)}}}{H_2PO_4^-} \quad K_1 = 7{,}5 \cdot 10^{-3}$

II etap dysocjacji: $\underset{\substack{\text{anion}\\ \text{diwodorofosforanowy(V)}}}{H_2PO_4^-} \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} \underset{\text{kation wodoru}}{H^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\ \text{wodorofosforanowy(V)}}}{HPO_4^{2-}} \quad K_2 = 6{,}3 \cdot 10^{-8}$

III etap dysocjacji: $\underset{\substack{\text{anion}\\ \text{wodorofosforanowy(V)}}}{HPO_4^{2-}} \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} \underset{\text{kation wodoru}}{H^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\ \text{fosforanowy(V)}}}{PO_4^{3-}} \quad K_3 = 1{,}3 \cdot 10^{-12}$

Jak wynika z podanych wartości stałych dysocjacji (K_1, K_2, K_3), w roztworze H_3PO_4 największe jest stężenie anionów $H_2PO_4^-$, a najmniejsze – PO_4^{3-}. Iloczyn trzech cząstkowych stałych dysocjacji jest sumaryczną **stałą dysocjacji elektrolitycznej**:

$$K_d = K_1 \cdot K_2 \cdot K_3$$

Wzór na obliczanie stałej dysocjacji elektrolitycznej

Przykład 84.

Obliczanie stałej dysocjacji elektrolitycznej

Oblicz stałą dysocjacji elektrolitycznej, jeżeli w stanie równowagi chemicznej w roztworze elektrolitu znajduje się 0,6 mola cząsteczek niezdysocjowanych AB, a 0,4 mola uległo dysocjacji, tworząc 0,4 mola jonów A^+ i 0,4 mola jonów B^-.

Plan rozwiązywania

1 Wypisz dane i szukane.
2 Oblicz K_d.
3 Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**
$[AB] = 0{,}6 \frac{mol}{dm^3}$
$[A^+] = 0{,}4 \frac{mol}{dm^3}$
$[B^-] = 0{,}4 \frac{mol}{dm^3}$

Szukane:
$K_d = ?$

2 $K_d = \frac{[A^+] \cdot [B^-]}{[AB]}$ $\quad K_d = \frac{0{,}4 \cdot 0{,}4}{0{,}6}$ $\quad K_d = 0{,}27$

3 Stała dysocjacji elektrolitycznej wynosi 0,27.

Obliczanie za pomocą wzoru:

$$K_d = \frac{[A^+] \cdot [B^-]}{[AB]}$$

Równowaga chemiczna, która ustala się podczas dysocjacji elektrolitycznej, w roztworach słabych elektrolitów zostaje zaburzona przez zmianę stężenia jonów, np. w wyniku dodania mocnego elektrolitu, który zawiera taki sam jon jak słaby elektrolit. Wówczas, zgodnie z regułą przekory, następuje przesunięcie równowagi chemicznej w kierunku cząsteczek niezdysocjowanych. Na przykład dodanie roztworu mocnego kwasu (zwiększenie stężenia jonów H^+) do roztworu słabego kwasu lub jego soli powoduje wzrost liczby niezdysocjowanych cząsteczek tego kwasu w roztworze. Podobny proces zachodzi w roztworach słabych zasad lub ich soli pod wpływem dodania mocnej zasady (zwiększenie stężenia jonów OH^-).

Stopień dysocjacji elektrolitycznej α

Stopień dysocjacji elektrolitycznej α – stosunek liczby moli cząsteczek zdysocjowanych na jony do całkowitej liczby moli cząsteczek elektrolitu wprowadzonych do roztworu.

Oprócz stałej dysocjacji elektrolitycznej miarą mocy elektrolitu jest stopień dysocjacji elektrolitycznej α. Wielkość ta informuje, ile cząsteczek w danym elektrolicie występuje w postaci jonów. **Stopień dysocjacji elektrolitycznej α** jest to stosunek liczby moli cząsteczek zdysocjowanych na jony do całkowitej liczby moli cząsteczek wprowadzonych do roztworu. Podaje się go w procentach lub jako wielkość bezwymiarową. Znając stopień dysocjacji elektrolitycznej i stężenie elektrolitu (liczbę moli w 1 dm^3 roztworu), można obliczyć stężenie jonów w roztworze, np. kationów wodoru w roztworach kwasów.

Stopień dysocjacji elektrolitycznej oblicza się ze wzorów:

$$\alpha = \frac{n_z}{n_w} \qquad \alpha = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100\%$$

gdzie:
α – stopień dysocjacji elektrolitycznej ($0 \leq \alpha \leq 1$ lub $0\% \leq \alpha \leq 100\%$), %,
n_z – liczba moli cząsteczek zdysocjowanych na jony, mol,
n_w – całkowita liczba moli cząsteczek wprowadzonych do roztworu, mol.

$\alpha = 1$
mocny elektrolit

$\alpha < 1$
słaby elektrolit

Stopień dysocjacji elektrolitycznej zależy od:

- **rodzaju elektrolitu** – dla mocnych elektrolitów $\alpha = 1$, dla słabych elektrolitów $\alpha < 1$,
- **stężenia roztworu** – α wzrasta, gdy stężenie elektrolitu się zmniejsza, a w roztworach bardzo rozcieńczonych jest bliskie 1 (tabela 29.). Tłumaczy się to tym, że w roztworze rozcieńczonym istnieje małe prawdopodobieństwo łączenia się jonów elektrolitu w obojętne cząsteczki,
- **temperatury** – α nieznacznie wzrasta wraz ze wzrostem temperatury,
- **obecności innych substancji w roztworze** – dodanie takich jonów, jakie powstają w wyniku dysocjacji, zmniejsza α, jednocześnie cofając ten proces.

Tabela 29. Stopień dysocjacji elektrolitycznej roztworów HNO_2 o różnych stężeniach

$[HNO_2], \frac{mol}{dm^3}$	α
1,00	0,014
0,10	0,045
0,01	0,130

Stopień dysocjacji elektrolitycznej może służyć wyłącznie do porównywania mocy elektrolitów o takim samym stężeniu molowym.

Przykład 85.

Obliczanie liczby moli jonów w roztworze

Oblicz liczbę moli kationów wodoru w 1 dm^3 roztworu kwasu fluorowodorowego o stężeniu 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$ i stopniu dysocjacji $\alpha = 8\%$.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Ustal wartość n_w.
3. Oblicz n_z.
4. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**
$C_m = 0{,}1 \frac{mol}{dm^3}$
$\alpha = 8\%$
$V_r = 1\ dm^3$

Szukane:
$n_z = ?$

2 Stężenie jonów H^+ jest równe liczbie moli H^+ zawartych w 1 dm^3 roztworu. Liczba moli cząsteczek wprowadzonych do roztworu wynosi $n_w = 0{,}1$ mol.

3 Liczbę cząstek zdysocjowanych, równą liczbie moli jonów H^+, oblicza się następująco:

Obliczanie za pomocą wzoru:

$$\alpha = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100\%$$

$$n_z = \frac{n_w \cdot \alpha}{100\%}$$

$$n_z = \frac{0{,}1\ mol \cdot 8\%}{100\%}$$

$$n_z = 0{,}008\ mola$$

4 Liczba moli kationów wodoru w roztworze wynosi 0,008 mola.

Prawo rozcieńczeń Ostwalda

Zależność między stałą a stopniem dysocjacji elektrolitycznej opisuje **prawo rozcieńczeń Ostwalda**. Stosuje się je do obliczania stałej lub stopnia dysocjacji słabego elektrolitu o znanym stężeniu.

Jeśli w 1 dm^3 roztworu znajduje się C moli słabego elektrolitu o stopniu dysocjacji α, np. kwasu chlorowego(I), który dysocjuje zgodnie z równaniem:

$$HClO \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + ClO^-$$

to $\alpha = \frac{C_j}{C}$

gdzie:

C_j – stężenie molowe jonów, $\frac{mol}{dm^3}$,

C – stężenie początkowe, $\frac{mol}{dm^3}$.

Stężenie poszczególnych jonów w tym roztworze wynosi:

$[ClO^-] = [H^+] = C \cdot \alpha$,

natomiast stężenie cząsteczek niezdysocjowanych jest równe:

$[HClO] = C - C \cdot \alpha$ $\qquad$ $[HClO] = C(1 - \alpha)$

Po podstawieniu obliczonych stężeń do wyrażenia na stałą dysocjacji elektrolitycznej HClO otrzymuje się **matematyczne przedstawienie prawa rozcieńczeń Ostwalda**:

$$K_d = \frac{[H^+] \cdot [ClO^-]}{[HClO]} \qquad K_d = \frac{C \cdot \alpha \cdot C \cdot \alpha}{C(1-\alpha)} \qquad K_d = \frac{C^2 \cdot \alpha^2}{C(1-\alpha)}$$

Zatem:

Prawo rozcieńczeń Ostwalda ▶

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

gdzie:

K_d – stała dysocjacji elektrolitycznej, podawana jako wielkość bezwymiarowa,

α – stopień dysocjacji elektrolitu, podawany jako wielkość bezwymiarowa,

C – stężenie molowe elektrolitu, $\frac{mol}{dm^3}$.

Dla słabych elektrolitów, gdy $\alpha \leq 0{,}05$ lub $\frac{C}{K_d} \geq 400$, wartość $(1-\alpha)$ jest w przybliżeniu równa 1. Wówczas wzór określający prawo rozcieńczeń Ostwalda przyjmuje postać uproszczoną:

Uproszczony wzór na prawo rozcieńczeń Ostwalda, gdy $\alpha \leq 0{,}05$ ▶

$$K_d = \alpha^2 \cdot C \qquad \alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C}}$$

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Sprawdź, czy do obliczeń można zastosować uproszczony wzór na prawo rozcieńczeń Ostwalda.
3. Oblicz α.
4. Napisz odpowiedź.

Przykład 86.

Obliczanie stopnia dysocjacji elektrolitycznej elektrolitu o znanym stężeniu

Oblicz stopień dysocjacji elektrolitycznej kwasu azotowego(III) w roztworze o stężeniu 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$, wiedząc, że stała dysocjacji tego kwasu $K_d = 2 \cdot 10^{-4}$.

1. **Dane:**
   $C_m = 0{,}1 \frac{mol}{dm^3}$
   $K_d = 2 \cdot 10^{-4}$
   Szukane:
   $\alpha = ?$

2. $\frac{C}{K_d} = \frac{0{,}1}{2 \cdot 10^{-4}}$

   $\frac{C}{K_d} = 500$, czyli > 400, a zatem:

3. $\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C}} \qquad \alpha = \sqrt{\frac{2 \cdot 10^{-4}}{0{,}1}}$

   $\alpha = 0{,}045$

4. Stopień dysocjacji elektrolitycznej wynosi 0,045, czyli 4,5%.

Przykład 87.

Obliczanie stężenia molowego słabego kwasu

Oblicz stężenie molowe słabego kwasu, wiedząc, że stała dysocjacji tego kwasu wynosi $K_d = 2 \cdot 10^{-3}$, a stopień dysocjacji $\alpha = 0{,}035$.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz C.
3. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**

$K_d = 2 \cdot 10^{-3}$

$\alpha = 0{,}035$

Szukane:

$C = ?$

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

2

$$C = \frac{K_d(1 - \alpha)}{\alpha^2}$$

$$C = \frac{2 \cdot 10^{-3}(1 - 0{,}035)}{(0{,}035)^2}$$

$$C = 1{,}58 \ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

3 Stężenie molowe kwasu wynosi $1{,}58 \ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Oblicz stopień dysocjacji elektrolitycznej elektrolitu, wiedząc, że w roztworze znajduje się 0,2 mola cząsteczek zdysocjowanych i 0,8 mola cząsteczek niezdysocjowanych.**
2. **Oblicz stopień dysocjacji elektrolitycznej elektrolitu, wiedząc, że w 2-molowym roztworze znajduje się 0,2 mola tego elektrolitu w postaci jonów.**
3. **Oblicz stężenie molowe jonów wapnia, wiedząc, że w 100 cm^3 roztworu znajduje się 1,11 g chlorku wapnia ($\alpha = 100\%$).**
4. **Oblicz, ile gramów elektrolitu AB o masie molowej 200 $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ znajduje się w postaci jonów w 1 dm^3 jego 1-molowego roztworu, w którym stopień dysocjacji wynosi 70%.**
5. **Oblicz stopień dysocjacji elektrolitycznej kwasu, w którego roztworze dysocjacji uległo 5 moli cząsteczek, a 10 moli cząsteczek pozostało niezdysocjowanych.**
6. **Oblicz stałą dysocjacji słabego elektrolitu o stężeniu 0,1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, którego stopień dysocjacji wynosi 1,1%.**
7. **Oblicz stałą dysocjacji elektrolitycznej** roztworu elektrolitu, który w stanie równowagi chemicznej zawiera 0,8 mola cząsteczek niezdysocjowanych AB oraz 0,2 mola cząsteczek zdysocjowanych.
8. Do 0,1 dm^3 kwasu azotowego(III) o stężeniu molowym $C_m = 0{,}1 \ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ dodano 0,4 dm^3 wody. Temperatura roztworu nie uległa zmianie. **Jak się zmieni stała dysocjacji tego kwasu?**

42. Odczyn wodnych roztworów substancji – pH

Jony wodorowe H^+ (oksoniowe H_3O^+) występujące w roztworach kwasów decydują o kwasowych właściwościach tych roztworów. Jony wodorotlenkowe OH^- obecne w roztworach zasad wpływają na ich właściwości zasadowe.

Cechą charakteryzującą kwasowe lub zasadowe właściwości roztworu jest jego odczyn. Odczyn wodnego roztworu substancji można określić m.in. na podstawie barwy zanurzonego w nim uniwersalnego papierka wskaźnikowego (fot. 124.).



Fot. 124. Uniwersalny papierek wskaźnikowy w roztworze o odczynie kwasowym przyjmuje barwy od pomarańczowej do czerwonej, a w zasadowym – od zielonej do granatowej.

Odczyn roztworów



Fot. 125. Na odczyn kwasowy napojów typu cola wpływa obecność jonów H^+ powstających w wyniku dysocjacji elektrolitycznej H_3PO_4.

Roztwory mogą mieć odczyn kwasowy, zasadowy lub obojętny.

Nadmiar jonów wodorowych H^+ (oksoniowych H_3O^+) w roztworze powoduje **odczyn kwasowy** roztworu, a nadmiar jonów wodorotlenkowych OH^- – **odczyn zasadowy**. Jeśli jonów H^+ (H_3O^+) jest tyle samo co OH^-, wówczas roztwór ma **odczyn obojętny**.

Oprócz kwasów i zasad zmianę stężenia jonów H^+ i OH^- w wodzie mogą powodować także inne substancje. Na przykład **tlenek węgla(IV)**, **chlorowodór**, **amoniak** – reagując z wodą – **zaburzają** jej **równowagę jonową**. Woda nasycona CO_2, czyli popularna woda gazowana, ma odczyn kwasowy, ponieważ zachodzi w niej reakcja chemiczna, którą przedstawia równanie:

$$\underset{\text{woda}}{H_2O} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2} \rightleftharpoons \underset{\text{kation wodoru}}{H^+} + \underset{\text{anion wodorowęglanowy}}{HCO_3^-}$$

W wyniku tej reakcji chemicznej zwiększa się stężenie jonów wodorowych H^+. Odczyn kwasowy mają także inne napoje gazowane, np. napoje typu cola (fot. 125.).

Gdy do wody wprowadzi się gazowy amoniak, zajdzie reakcja chemiczna, którą przedstawia równanie:

$$\underset{\text{amoniak}}{NH_3} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{kation amonu}}{NH_4^+} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-}$$

Powoduje ona zwiększenie liczby jonów wodorotlenkowych w wodzie i zasadowy odczyn roztworu.

Właściwości roztworów kwasowych, zasadowych i obojętnych przedstawia tabela 30., s. 343.

Tabela 30. Różnice między właściwościami roztworów o odczynach kwasowym, zasadowym i obojętnym

Rodzaj odczynu		Kwasowy	Zasadowy	Obojętny
Stężenie jonów H^+ (H_3O^+)		większe od stężenia jonów wodorotlenkowych $[H^+] > [OH^-]$	mniejsze od stężenia jonów wodorotlenkowych $[H^+] < [OH^-]$	równe stężeniu jonów wodorotlenkowych $[H^+] = [OH^-]$
Przykłady roztworów i równania dysocjacji		$HNO_3 \xrightarrow{H_2O} H^+ + NO_3^-$ $HNO_3 + H_2O \longrightarrow H_3O^+ + NO_3^-$	$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$	$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ $H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$
Barwa wskaźników	oranż metylowy	czerwona	żółta	żółta
	fenoloftaleina	bezbarwna	malinowa	bezbarwna

Iloczyn jonowy wody K_{H_2O}

Cząsteczki wody w minimalnym stopniu ulegają dysocjacji elektrolitycznej, w wyniku której powstają jony wodorowe H^+ (oksoniowe H_3O^+) i wodorotlenkowe OH^-:

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^- \quad \text{lub} \quad H_2O + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + OH^-$$

Równowaga reakcji jest przesunięta w lewo, czyli w stronę powstawania niezdysocjowanych cząsteczek wody. Stała równowagi tej reakcji chemicznej w temperaturze 25°C wynosi:

$$K_w = \frac{[H^+] \cdot [OH^-]}{[H_2O]} \qquad K_w = 1{,}8 \cdot 10^{-16}$$

W równaniu stężenie niezdysocjowanych cząsteczek wody $[H_2O]$, czyli liczba moli wody w 1 dm^3 (1000 g) wody, jest stałe i wynosi:

$$[H_2O] = \frac{1000\ g}{18\ \frac{g}{mol} \cdot 1\ dm^3} \qquad [H_2O] = 55{,}5\ \frac{mol}{dm^3}$$

$$K_w = \frac{[H^+]\ \frac{mol}{dm^3} \cdot [OH^-]\ \frac{mol}{dm^3}}{55{,}5\ \frac{mol}{dm^3}}$$

$$K_w = 1{,}8 \cdot 10^{-16}\ \frac{mol}{dm^3}$$

Pomnożenie obydwu stron wzoru na stałą równowagi K_w przez praktycznie stałe stężenie wody $[H_2O]$ daje stałą K_{H_2O}, nazywaną **iloczynem jonowym wody**.

$$K_{H_2O} = [H^+]\ \frac{mol}{dm^3} \cdot [OH^-]\ \frac{mol}{dm^3}$$

$$K_{H_2O} = 55{,}5\ \frac{mol}{dm^3} \cdot 1{,}8 \cdot 10^{-16}\ \frac{mol}{dm^3}$$

$$K_{H_2O} = 10^{-14}\left(\frac{mol}{dm^3}\right)^2$$

Iloczyn jonowy wody to iloczyn stężeń jonów $[H^+]$ i $[OH^-]$ obecnych w wodzie w stanie równowagi. W temperaturze 25°C iloczyn jonowy wody wynosi:

$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-]$ $\qquad$ $K_{H_2O} = 1 \cdot 10^{-14} \left(\frac{mol}{dm^3}\right)^2$

Oznacza to, że w czystej wodzie i **w roztworach obojętnych stężenia obydwu jonów są takie same i wynoszą**:

$[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} \frac{mol}{dm^3}$

W **roztworach kwasowych** $[H^+] > [OH^-]$, czyli stężenie jonów przybiera wartości $10^0 \frac{mol}{dm^3} \geq [H^+] > 10^{-7} \frac{mol}{dm^3}$ oraz $10^{-7} \frac{mol}{dm^3} > [OH^-] \geq 10^{-14} \frac{mol}{dm^3}$.

W **roztworach zasadowych** $[H^+] < [OH^-]$, czyli stężenie jonów przybiera wartości $10^{-7} \frac{mol}{dm^3} > [H^+] \geq 10^{-14} \frac{mol}{dm^3}$ oraz $10^{-7} \frac{mol}{dm^3} < [OH^-] \leq 10^0 \frac{mol}{dm^3}$.

W celu uproszczenia obliczeń na liczbach o ujemnym wykładniku potęgi wartość iloczynu jonowego wody podaje się w postaci ujemnego logarytmu dziesiętnego pK_{H_2O}:

$pK_{H_2O} = -\log K_{H_2O} = -\log 10^{-14}$

$pK_{H_2O} = 14$, gdzie pK_{H_2O} oznacza ujemny logarytm dziesiętny z iloczynu jonowego wody.

log 1 = 0, bo $10^0 = 1$
log 10 = 1, bo $10^1 = 10$
log 100 = 2, bo $10^2 = 100$
log 1000 = 3, bo $10^3 = 1000$

Logarytm dziesiętny liczby x to wykładnik potęgi, do której należy podnieść liczbę 10, aby otrzymać liczbę x.

$\log_{10} x = y$ $\qquad$ tzn.: $10^y = x$

pH roztworu i skala pH

Odczyn roztworu zależy od stężeń obecnych w nim jonów H^+ (H_3O^+) i OH^-. Stężenia te w większości roztworów są bardzo małe, dlatego wyraża się je za pomocą ujemnych logarytmów dziesiętnych oznaczanych jako pH i pOH. **pH roztworu to ujemny logarytm dziesiętny ze stężenia kationów wodoru (oksoniowych)**:

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

$pH = -\log [H^+]$ lub $pH = -\log [H_3O^+]$, czyli $[H^+] = 10^{-pH}$

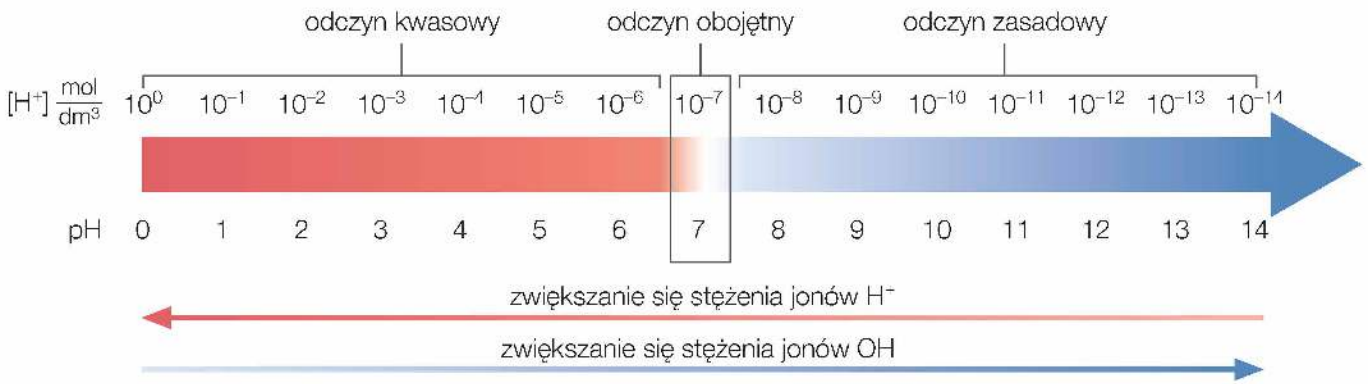
$pOH = -\log[OH^-]$

Natomiast ujemny logarytm dziesiętny ze stężenia jonów wodorotlenkowych nosi nazwę pOH roztworu:

$pOH = -\log [OH^-]$, czyli $[OH^-] = 10^{-pOH}$

$pH + pOH = 14$

Skala pH odnosi się do wartości iloczynu jonowego wody K_{H_2O} i ma zakres **od 0 do 14**:



Znajomość stężenia jonów OH^- w roztworze umożliwia obliczenie wartości stężenia jonów H^+ i odwrotnie. Na przykład:

- w roztworze o odczynie kwasowym,
  gdy $[H^+] = 10^{-3} \frac{mol}{dm^3}$, to $[OH^-] = 10^{-11} \frac{mol}{dm^3}$
  pH = 3
  pOH = 11
- w roztworze o odczynie zasadowym,
  gdy $[H^+] = 10^{-10} \frac{mol}{dm^3}$, to $[OH^-] = 10^{-4} \frac{mol}{dm^3}$
  pH = 10
  pOH = 4
- w roztworze o odczynie obojętnym
  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \frac{mol}{dm^3}$
  pH = pOH = 7

Rozcieńczanie roztworu o odczynie kwasowym powoduje zwiększanie się wartości pH, ale maksymalnie do wartości pH = 7 (odpowiadającej pH czystej wody). Rozcieńczanie roztworu zasadowego powoduje zmniejszanie się wartości pH, ale jedynie do wartości pH = 7.

Wskaźniki kwasowo-zasadowe

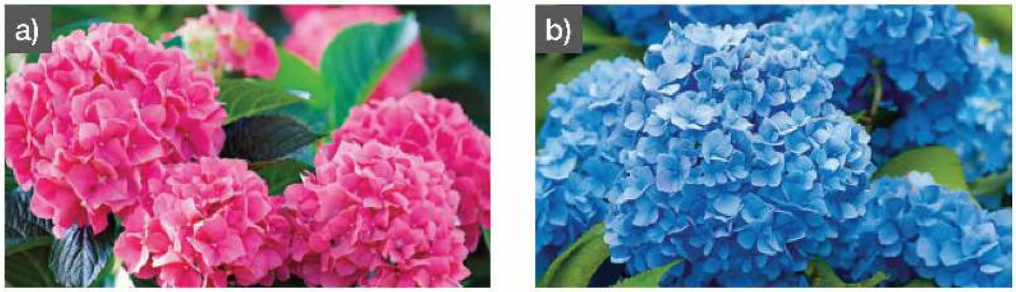
Odczyn roztworu określa się za pomocą wskaźników kwasowo-zasadowych. Są to **substancje**, które **mają inny kolor w roztworach kwasów, a inny w roztworach zasad**. Funkcję wskaźników może pełnić wiele występujących w środowisku przyrodniczym substancji, np.:

- esencja herbaciana – blednie w roztworze o odczynie kwasowym, np. po dodaniu soku cytrynowego,
- sok buraczany – w roztworze o odczynie kwasowym ma barwę czerwonofioletową, a w roztworze o odczynie zasadowym – niebieskofioletową lub brązową,
- sok z czerwonej kapusty – wykazuje zróżnicowane zabarwienie w zależności od odczynu badanego roztworu (fot. 126.); przyjmuje barwy od czerwonej w roztworach silnie kwasowych (np. w wodnym roztworze HCl) do niebieskiej w roztworach silnie zasadowych (np. w wodnym roztworze NaOH).

Barwniki kwiatów niektórych roślin (np. hortensji) służą jako wskaźniki odczynu gleby (fot. 127.).

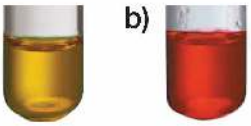


Fot. 126. Barwa soku z czerwonej kapusty, stosowanego w postaci roztworów wodnego lub alkoholowego, zmienia się w zależności od odczynu badanego roztworu.



Fot. 127. Płatki kwiatów hortensji mają różną barwę w zależności od odczynu gleby, na której rosną. Barwa hortensji na glebie o odczynie: a) zasadowym, b) kwasowym.

a) b)



Fot. 128. Barwa oranżu metylowego w roztworach o odczynach: a) obojętnym i zasadowym, b) kwasowym.

Wykorzystywane w laboratoriach wskaźniki kwasowo-zasadowe to przeważnie słabe kwasy lub zasady organiczne, których cząsteczki w postaci niezdysocjowanej mają inne barwy niż jony powstające w wyniku dysocjacji.

Niezdysocjowane cząsteczki oranżu metylowego mają barwę czerwoną, a jego jony – żółtą. W zależności od odczynu roztworu, do którego został dodany, równowaga chemiczna dysocjacji może zostać przesunięta w prawo lub lewo:

- **w roztworze o odczynie obojętnym** liczba niezdysocjowanych cząsteczek wskaźnika oraz jego jonów pozostaje w równowadze chemicznej – oranż metylowy ma żółtą barwę (fot. 128.a),
- **w roztworze o odczynie kwasowym** równowaga chemiczna, zgodnie z regułą przekory, jest przesunięta w lewo – oranż metylowy ma czerwoną barwę (fot. 128.b),
- **w roztworze o odczynie zasadowym** równowaga chemiczna jest przesunięta w prawo – oranż metylowy ma żółtą barwę (fot. 128.a).

Przykład 88.

Obliczanie wartości pH roztworu

Stopień dysocjacji elektrolitycznej kwasu jednoprotonowego o wzorze HX i stężeniu 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$ wynosi 1%. Oblicz wartość pH tego roztworu.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Napisz równanie dysocjacji kwasu HX.
3. Oblicz $[H^+]$.
4. Oblicz pH.
5. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**

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

$\alpha = 1\%$

Szukane:

pH = ?

2 Równanie reakcji dysocjacji kwasu jednoprotonowego HX ma postać:

$$HX \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+ + X^-$$

3 Gdyby stopień dysocjacji α wynosił 100%, wówczas stężenie kationów H^+ (równe stężeniu jonów X^-) wynosiłoby 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$ i byłoby równe wartości stężenia kwasu HX.

$\alpha = 1\%$, czyli $\alpha = 0{,}01$, więc:

Obliczanie za pomocą wzorów:

$$\alpha = \frac{[H^+]}{C_m}$$

$$[H^+] = \alpha \cdot C_m$$

4 $[H^+] = 0{,}01 \cdot 0{,}1 \frac{mol}{dm^3}$

$[H^+] = 0{,}001 \frac{mol}{dm^3}$

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

$pH = -\log [10^{-3}]$

$pH = 3$

5 Wartość pH tego roztworu wynosi 3.

Przykład 89.

Obliczanie stopnia dysocjacji, stężenia kationów wodoru oraz pH po rozcieńczeniu roztworu

Oblicz, jak zmienią się stopień dysocjacji, stężenie kationów wodoru oraz pH roztworu kwasu etanowego o stężeniu 1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ po jego 100-krotnym rozcieńczeniu ($K_d = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$).

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz α.
3. Oblicz $\Delta\alpha$.
4. Oblicz $\Delta[H^+]$.
5. Oblicz ΔpH.
6. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**

$C_1 = 1\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

$K_d = 1{,}8 \cdot 10^{-5}$

$\frac{C_2}{C_1} = 0{,}01$

Szukane:

$\Delta\alpha = ?$

$\Delta[H^+] = ?$

$\Delta pH = ?$

2 Należy obliczyć $\frac{C_1}{K_d}$ oraz $\frac{C_2}{K_d}$ w celu określenia, który wzór na α należy zastosować.

$$\frac{C_1}{K_d} = \frac{1}{1{,}8 \cdot 10^{-5}} \qquad \frac{C_2}{K_d} = \frac{0{,}01}{1{,}8 \cdot 10^{-5}}$$

$$\frac{C_1}{K_d} = 55555{,}6 \qquad \frac{C_2}{K_d} = 555{,}6$$

$\frac{C_1}{K_d} > 400$ oraz $\frac{C_2}{K_d} > 400$, zatem należy zastosować wzór $\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C}}$

3 $\Delta\alpha = \frac{\alpha_2}{\alpha_1} \qquad \frac{\alpha_2}{\alpha_1} = \frac{\sqrt{\frac{K_d}{C_2}}}{\sqrt{\frac{K_d}{C_1}}}$

$$\frac{\alpha_2}{\alpha_1} = \sqrt{\frac{C_1}{C_2}} \qquad \frac{\alpha_2}{\alpha_1} = \sqrt{\frac{C_1}{0{,}01 \cdot C_1}}$$

$$\frac{\alpha_2}{\alpha_1} = \sqrt{\frac{1}{0{,}01}} \qquad \frac{\alpha_2}{\alpha_1} = \sqrt{100}$$

$$\frac{\alpha_2}{\alpha_1} = 10 \qquad \alpha_2 = 10 \cdot \alpha_1$$

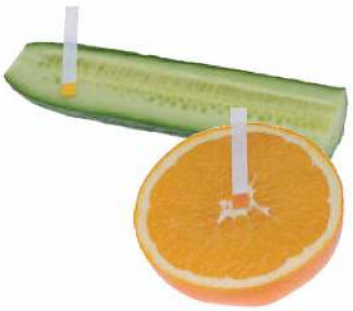
4 $\Delta[H^+] = \frac{[H^+]_2}{[H^+]_1}$

$$\frac{[H^+]_2}{[H^+]_1} = \frac{\alpha_2 \cdot C_2}{\alpha_1 \cdot C_1}$$

$$\frac{[H^+]_2}{[H^+]_1} = 10 \cdot 0{,}01$$

$$\frac{[H^+]_2}{[H^+]_1} = 0{,}1 \qquad [H^+]_2 = 0{,}1 \cdot [H^+]_1$$

patrz s. 348



Fot. 129. Sok z ogórka ma odczyn obojętny (żółta barwa uniwersalnego papierka wskaźnikowego), a sok z pomarańczy – kwasowy (pomarańczowa barwa uniwersalnego papierka wskaźnikowego).

5 $pH_1 = -\log [H^+]_1$ $\quad pH_2 = -\log [H^+]_2$

$pH_1 = -\log 0{,}1$ $\quad pH_2 = -\log (0{,}1 \cdot 0{,}1)$

$pH_1 = 1$ $\quad pH_2 = -\log 0{,}01$

$pH_2 = 2$

$\Delta pH = pH_2 - pH_1$ $\quad \Delta pH = 2 - 1$ $\quad \Delta pH = 1$

6 Stopień dysocjacji wzrośnie 10-krotnie, stężenie jonów $[H^+]$ zmniejszy się 10-krotnie, a pH zwiększy się o 1.

Pomiar wartości pH

Skala pH ma zakres od 0 (dla mocnych kwasów) do 14 (dla mocnych zasad). Uniwersalne papierki wskaźnikowe umożliwiają szybkie określenie wartości pH roztworu. Pomiaru dokonuje się zwykle poprzez zanurzenie papierka w roztworze danej substancji, a następnie porównanie jego barwy ze skalą barw umieszczoną na opakowaniu (fot. 129.). Jest to jednak mało dokładny sposób, gdyż określa wartość pH z dokładnością do ok. 0,5 jednostki. Precyzyjne pomiary pH wykonuje się, stosując **pehametry** (fot. 130.).



Fot. 130. Pehametry pozwalają na pomiar pH z dokładnością do 0,001 jednostki.

Wpływ odczynu na środowisko przyrodnicze

Znajomość odczynu ma duże znaczenie w wielu dziedzinach życia, m.in. w rolnictwie. Odczyn gleby i pH decydują o tym, jakie rośliny można na niej uprawiać. pH gleby można zmienić, stosując nawozy sztuczne.

Doświadczenie 47.

Badanie odczynu gleby

Odczynniki: próbka gleby.
Sprzęt laboratoryjny: kwasomierz Helliga.
Instrukcja: Niewielką ilość gleby wsyp do okrągłego zagłębienia w płytce kwasomierza i lekko ugnieć. Dodawaj kroplami płyn Helliga, aż nad powierzchnią próbki utworzy się warstwa płynu. Odczekaj 2–3 min, a następnie przechyl lekko płytkę kwasomierza, aby płyn przepłynął do kanalika. Odczytaj wartość pH, porównując barwę odczynnika ze skalą umieszczoną na kwasomierzu.

wartość pH badanej gleby odczytuje się ze skali na kwasomierzu



Fot. 131. Badanie odczynu gleby kwasomierzem Helliga.

Obserwacje: Płyn Helliga zabarwił się na żółto (fot. 131.).
Wniosek: Wartość pH badanej gleby odczytana ze skali umieszczonej na kwasomierzu wynosi 5, zatem gleba ma odczyn kwasowy.

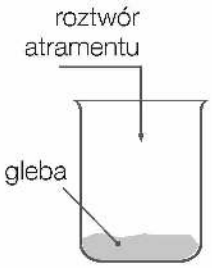
Większość roślin najlepiej rośnie na glebie o odczynie obojętnym lub lekko kwasowym. Gleby o odczynie kwasowym zwykle mają niewielką zawartość wapnia. Dlatego do podwyższenia wartości ich pH często stosuje się związki wapnia (tlenek wapnia i wodorotlenek wapnia) – jest to tzw. wapnowanie gleby.

Odczyn gleby można też regulować m.in. dzięki jej właściwościom sorpcyjnym, czyli zdolności do pochłaniania gazów z powietrza, cząsteczek lub jonów z roztworów oraz mikroorganizmów i drobnych cząstek z zawiesin znajdujących się w tej glebie.

Doświadczenie 48.

Badanie właściwości sorpcyjnych gleby

Odczynniki: próbka gleby, atrament, woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: 2 zlewki, lejek, sączek z bibuły, bagietka.
Instrukcja: Do pierwszej zlewki wsyp 10 g gleby, następnie wlej 50 cm^3 roztworu atramentu w wodzie (w proporcji objętościowej 1 : 9) (schemat). Zawartość zlewki dokładnie wymieszaj i odstaw na 30 min. Po upływie tego czasu przesącz otrzymaną zawiesinę. Opisz wygląd przesączu.



Obserwacje: Przesącz jest bezbarwny (fot. 132.).
Wniosek: Gleba zaabsorbowała część barwnika atramentu, a zatem ma właściwości sorpcyjne.



Fot. 132. Cząstki barwnika atramentu zostały zatrzymane przez cząstki gleby.

Roztwory buforowe

Bufory to roztwory, których **wartość pH się nie zmienia po rozcieńczeniu oraz po dodaniu niewielkich ilości kwasów albo zasad**. Buforami są mieszaniny roztworów słabych kwasów oraz soli tych kwasów i mocnych zasad (np. bufor octanowy CH_3COOH + CH_3COONa) lub mieszaniny roztworów słabych zasad oraz soli tych zasad i mocnych kwasów (np. bufor amonowy NH_3 + NH_4Cl).

Bufor octanowy to mieszanina kwasu etanowego i etanianu sodu. Po dodaniu zasady zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-} + \underset{\text{kwas etanowy}}{CH_3COOH} \rightleftharpoons \underset{\text{woda}}{H_2O} + \underset{\text{anion etanianowy}}{CH_3COO^-}$$

Po dodaniu kwasu zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{kation oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\text{anion etanianowy}}{CH_3COO^-} \rightleftharpoons \underset{\text{kwas etanowy}}{CH_3COOH} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

Wiele płynów ustrojowych człowieka to roztwory buforowe. Utrzymanie stałego pH w organizmie gwarantuje aktywność enzymów oraz może chronić przed drobnoustrojami. U zdrowego człowieka pH płynów ustrojowych jest dokładnie określone, a jego odchylenia są oznaką zaburzeń oraz chorób.

Krok po kroku

Zanieczyszczenia środowiska przyrodniczego

Ochrona powietrza to kluczowy element w walce z zanieczyszczeniami środowiska przyrodniczego. Wszystkie substancje, które powodują skażenie powietrza, wracają na ziemię razem z opadami i zanieczyszczają wodę oraz glebę. Z tego powodu należy ograniczać emisję zanieczyszczeń i spalin, odpowiednio składować odpady oraz racjonalnie stosować nawozy sztuczne, a także środki ochrony roślin. Zniszczone gleby można przywrócić do stanu użytkowego w procesie zwanym rekultywacją.

1 Jakie pierwiastki i związki chemiczne zanieczyszczają powietrze, wodę i glebę?

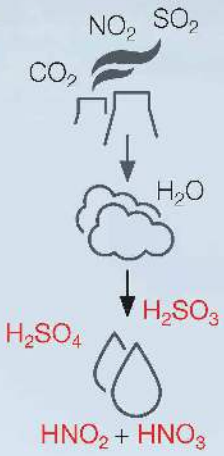
- **Metale**, m.in.: ołów, rtęć, miedź, cynk, kadm, arsen, wapń, glin i mangan.
- **Pyły** zawierające m.in.: **glin**, **żelazo**, **mangan**.
- **Tlenki** azotu, węgla i siarki, które łączą się w atmosferze z parą wodną i tworzą kwaśne opady:

SO_2 + H_2O ⟶ H_2SO_3
tlenek siarki(IV) — woda — kwas siarkowy(IV)

$2\,SO_2$ + O_2 $\xrightarrow{\text{katalizator}}$ $2\,SO_3$
tlenek siarki(IV) — tlen — tlenek siarki(VI)

SO_3 + H_2O ⟶ H_2SO_4
tlenek siarki(VI) — woda — kwas siarkowy(VI)

$2\,NO_2$ + H_2O ⟶ HNO_2 + HNO_3
tlenek azotu(IV) — woda — kwas azotowy(III) — kwas azotowy(V)



- **Sole** azotu i fosforu, m.in.: saletra amonowa NH_4NO_3, superfosfat $Ca(H_2PO_4)_2$.
- **Węglowodory i ich pochodne** (m.in. freony).

2 Jakie są źródła zanieczyszczeń powietrza, wody i gleby wynikające z działalności człowieka?

- **Energetyka**, m.in.: elektrownie, ciepłownie i elektrociepłownie.
- **Przemysł**, m.in.: metalurgiczny, spożywczy, farmaceutyczny, ciężki (przeróbka ropy naftowej, cementownie, hutnictwo).
- **Transport:** samochodowy, kolejowy, powietrzny i wodny.
- **Gospodarka komunalna**, m.in.: gromadzenie i utylizacja odpadów stałych (wysypiska) oraz ścieków (oczyszczalnie).
- **Gospodarka rolna**, m.in. nawożenie gleby, hodowla bydła.

3 Jakie są skutki zanieczyszczeń powietrza, wody i gleby?

Zanieczyszczenia powietrza, wody i gleby wpływają negatywnie na zdrowie ludzi, zwierząt, roślin, oraz stan wód i gleby.



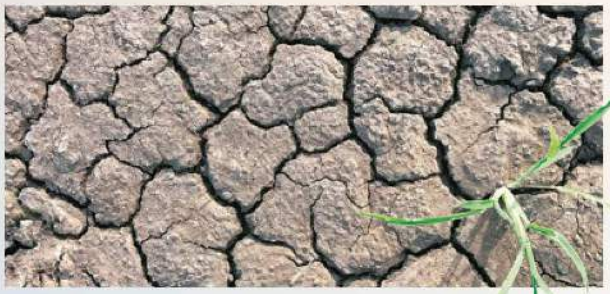
Kwaśne opady

Tlenki SO_2, CO_2, NO_2 w postaci kwaśnych opadów wracają na ziemię i niszczą środowisko przyrodnicze, m.in. roślinność.



Zakwaszenie wód

W wodach zakwaszonych przez kwaśne opady giną organizmy wodne.



Degradacja gleby

Wycinanie lasów i nieprawidłowe uprawianie gleby obniża jej jakość, zmniejsza wydajność plonów, a zatem ogranicza możliwość produkcji rolnej.



Smog

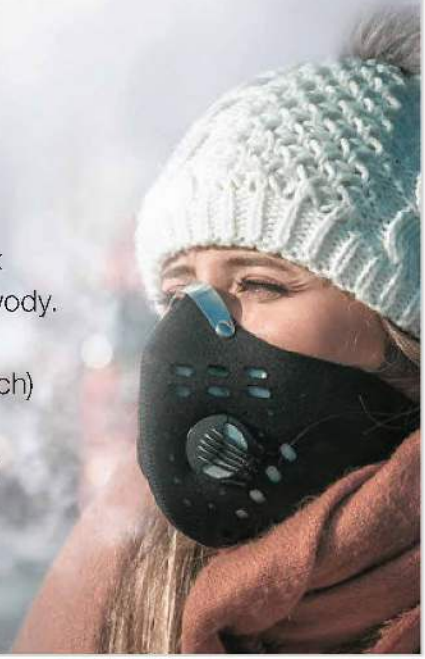
Tlenki SO_2, CO_2, NO_2 wraz z parą wodną osadzają się na cząstkach pyłów sadzy i tworzą drażniącą mgłę przemysłową, która powoduje m.in. stany zapalne oczu i płuc oraz rozwój chorób serca.

4 Jak powstaje smog?

Smog to **zanieczyszczenie powietrza** obserwowane głównie w dużych miastach przemysłowych. Znane są dwa rodzaje smogu: smog klasyczny (tzw. smog londyński) i smog fotochemiczny (tzw. smog typu Los Angeles).

Głównym źródłem **smogu klasycznego** jest spalanie węgla zanieczyszczonego związkami siarki. Produktami są wówczas tlenek siarki(IV) i cząstki sadzy, na których mogą się kondensować krople wody. Prowadzi to do powstawania szkodliwej dla ludzi mgły, czyli smogu.

Z kolei w wyniku spalania paliw ciekłych (benzyny, olejów napędowych) do atmosfery są emitowane gazy: tlenki azotu i węglowodory. Wskutek reakcji chemicznych zachodzących między tymi związkami chemicznymi w atmosferze powstaje **smog fotochemiczny**. Jego występowaniu sprzyjają m.in. brak wiatru, wysoka temperatura i intensywne promieniowanie słoneczne.



Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Oblicz stężenie kationów wodoru w roztworze o pH = 5.

2. Do roztworu o pH = 10 dodano substancję, która spowodowała zmianę wartości na pH = 6. **Określ odczyn dodanej substancji.**

3. Wybierz zależności roztworu o odczynie kwasowym.

a) $[H^+] > [OH^-]$

b) $pH > 7$

c) $[H^+] < [OH^-]$

d) $[H^+] > 10^{-7} \frac{mol}{dm^3}$

e) roztwór oranżu metylowego barwi się na żółto

f) $[H^+] < 10^{-7} \frac{mol}{dm^3}$

g) $[OH^-] > 10^{-7} \frac{mol}{dm^3}$

h) $pH < 7$

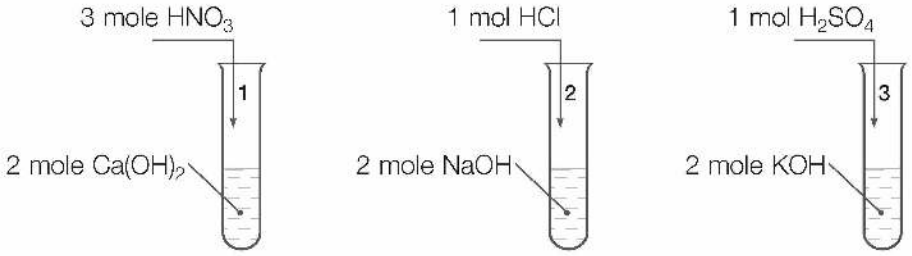
i) uniwersalny papierek wskaźnikowy barwi się na czerwono

j) roztwór fenoloftaleiny barwi się na malinowo

k) $[OH^-] < 10^{-7} \frac{mol}{dm^3}$

4. Oblicz, w jaki sposób zmieni się odczyn roztworu o pH = 8 po jego 100-krotnym rozcieńczeniu.

5. Przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie. **Jaki odczyn będzie miała mieszanina poreakcyjna w każdej z probówek? Odpowiedź uzasadnij.**



6. Roztwór słabej zasady *X*OH o stężeniu 0,02 $\frac{mol}{dm^3}$ zmieszano z wodą w stosunku objętościowym 1 : 1. **Oblicz wartość pH otrzymanego roztworu, wiedząc, że stała dysocjacji tej zasady wynosi $K_d = 10^{-5}$.**

7. Do 0,2 dm^3 roztworu kwasu azotowego(V) o stężeniu 0,01 $\frac{mol}{dm^3}$ dodano 1,8 dm^3 wody. **Oblicz, jak zmieniła się wartość pH tego roztworu.**

Informacja do zadań 8. i 9.

Dane są trzy roztwory wodorotlenków metali 1. i 2. grupy układu okresowego. Stężenia kationów metali w tych roztworach przedstawiono w tabeli.

Roztwór I	$[Ba^{2+}] = 0{,}5\ mol \cdot dm^{-3}$
Roztwór II	$[K^+] = 0{,}5\ mol \cdot dm^{-3}$
Roztwór III	$[Na^+] = 0{,}4\ mol \cdot dm^{-3}$

8. Uszereguj roztwory I–III według wzrastającej wartości pH.

9. Ustal, jakie powinno być stężenie molowe kwasu chlorowego(III), aby liczba kationów wodoru w roztworze tego kwasu była 10-krotnie mniejsza od liczby anionów wodorotlenkowych w roztworze III. Wynik zapisz w zaokrągleniu do jednego miejsca po przecinku.

10. Dane są dwa roztwory: kwasu azotowego(III) i kwasu azotowego(V). O roztworach tych wiadomo, że stężenia anionów reszt kwasowych są w nich równe. **Ustal, czy pH roztworu kwasu azotowego(III) jest wyższe, niższe czy równe pH roztworu kwasu azotowego(V).**

43. Reakcje zobojętniania

Wśród wielu rodzajów reakcji zachodzących między jonami w wodnych roztworach szczególną rolę odgrywają **reakcje zobojętniania**, czyli **neutralizacji** (fot. 133.).



Fot. 133. Zobojętnianie roztworu NaOH roztworem HNO_3 w obecności roztworu fenoloftaleiny.

Reakcje zobojętniania

Reakcje zobojętniania to reakcje chemiczne zachodzące między kwasami i zasadami, które prowadzą do powstania soli i wody.

Reakcje zobojętniania polegają na łączeniu się kationów wodoru H^+ (jonów oksoniowych H_3O^+) z anionami wodorotlenkowymi OH^-, w wyniku czego powstają niezdysocjowane cząsteczki H_2O:

$$H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O \quad \text{lub} \quad H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2\,H_2O$$

Przykładem reakcji zobojętniania jest reakcja wodorotlenku potasu (zasady potasowej) z kwasem siarkowym(VI):

$$\underset{\text{wodorotlenek potasu}}{2\,KOH} + \underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{H_2SO_4} \longrightarrow \underset{\text{siarczan(VI) potasu}}{K_2SO_4} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O}$$

$$\underset{\substack{\text{kationy}\\\text{potasu}}}{2\,K^+} + \underline{2\,OH^-} + \underline{2\,H^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{siarczanowy(VI)}}}{SO_4^{2-}} \longrightarrow \underset{\substack{\text{kationy}\\\text{potasu}}}{2\,K^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{siarczanowy(VI)}}}{SO_4^{2-}} + \underline{2\,H_2O}$$

aniony wodorotlenkowe; kationy wodoru; woda

zobojętnianie całkowite

$$2\,OH^- + 2\,H^+ \longrightarrow 2\,H_2O \quad |:2$$

$$OH^- + H^+ \longrightarrow H_2O$$

W tej reakcji chemicznej nastąpiło **całkowite zobojętnienie** kwasu siarkowego(VI) i powstał siarczan(VI) potasu. Gdy do reakcji chemicznej użyje się mniejszej ilości zasady, to **zobojętnienie będzie częściowe** i powstanie wodorosól – wodorosiarczan(VI) potasu:

$$\underset{\text{wodorotlenek potasu}}{KOH} + \underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{H_2SO_4} \longrightarrow \underset{\text{wodorosiarczan(VI) potasu}}{KHSO_4} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

$$\underset{\substack{\text{kation}\\\text{potasu}}}{K^+} + \underline{OH^-} + \underline{H^+} + \underset{\substack{\text{anion wodoro-}\\\text{siarczanowy(VI)}}}{HSO_4^-} \longrightarrow \underset{\substack{\text{kation potasu}\\\text{wodorosiarczanowy(VI)}}}{K^+ + HSO_4^-} + \underline{H_2O}$$

anion wodorotlenkowy; kation wodoru; anion; woda

$$OH^- + H^+ \longrightarrow H_2O$$

Reakcje zobojętniania są wykorzystywane do oznaczania stężenia kwasów i zasad. W tej metodzie badane roztwory miareczkuje się, czyli dodaje się do nich kroplami odczynnik o znanym stężeniu, a przebieg reakcji chemicznej kontroluje się za pomocą zmiany barwy wskaźników. Znajomość objętości i stężenia stosowanego odczynnika miareczkującego pozwala bardzo dokładnie obliczyć ilość substancji oznaczanej w próbce.

Krok po kroku

Miareczkowanie alkacymetryczne

To metoda, w której reakcje zobojętniania wykorzystuje się do oznaczania stężenia roztworów kwasów i zasad. Przebieg reakcji chemicznej kontroluje się za pomocą wskaźników pH.

1 W biurecie znajduje się tzw. titrant, czyli roztwór kwasu (jeśli substancją badaną jest zasada) lub zasady (jeśli substancją badaną jest kwas). **Stężenie i objętość** tego **roztworu są dokładnie określone**.
W kolbie umieszcza się **roztwór badanej substancji**: zasady lub kwasu o dokładnie odmierzonej objętości i **nieznanym stężeniu** oraz wskaźnik pH.



2 **Titrant dodaje się** do roztworu badanej substancji **stopniowo** – otwierając i zamykając kran biurety.



Co to jest krzywa miareczkowania?

Krzywa miareczkowania to wykres zależności wartości pH roztworu od objętości dodawanego titranta.



Objętość dodanego titranta, potrzebną do narysowania krzywej miareczkowania, odczytuje się w najniższym punkcie menisku, czyli zakrzywienia powierzchni cieczy.

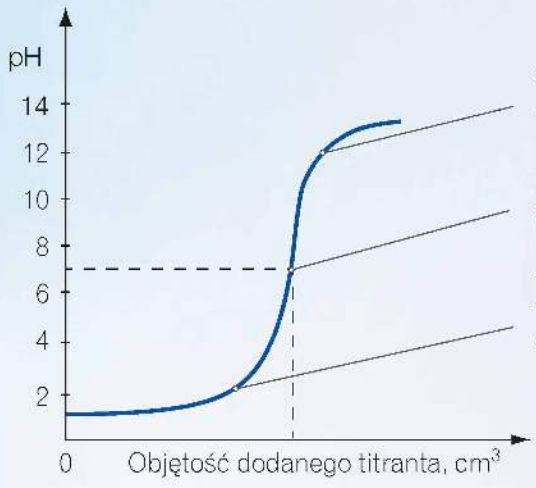
3 Podczas miareczkowania należy **mieszać zawartość kolby**, tak aby reakcja zobojętniania zachodziła w całej objętości roztworu.



objętość titranta użytego do zobojętnienia badanej substancji odczytuje się ze skali znajdującej się na biurecie

4 Całkowita **zmiana barwy roztworu** oznacza **zakończenie reakcji zobojętniania**. Stężenie roztworu badanej substancji można obliczyć, znając jego objętość, stężenie titranta oraz objętość titranta, która została dodana do kolby.





stopniowe zwiększanie się pH badanego roztworu na skutek dodania nadmiaru titranta

punkt równoważnikowy, w którym dodany titrant całkowicie zobojętnia roztwór badanej substancji

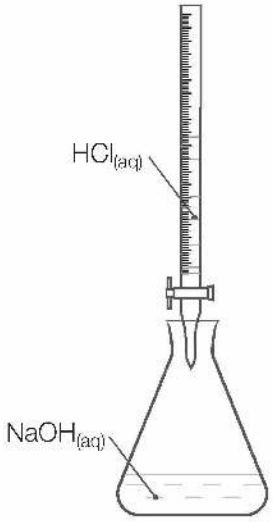
stopniowe zwiększanie się pH badanego roztworu na skutek dodawania titranta, ilość dodanego titranta jest zbyt mała, aby całkowicie zobojętnić roztwór badanej substancji

◀ **Krzywa miareczkowania** mocnego kwasu mocną zasadą.

Doświadczenie 49. NaOH, HCl

Miareczkowanie zasady kwasem w obecności wskaźnika

Odczynniki: roztwór wodorotlenku sodu, kwas chlorowodorowy, roztwór błękitu bromotymolowego.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: kolba stożkowa, biureta.
Instrukcja: Do kolby stożkowej wlej 10 cm^3 roztworu wodorotlenku sodu o stężeniu 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$ i dodaj 3 krople roztworu błękitu bromotymolowego. Biuretę napełnij kwasem chlorowodorowym o stężeniu 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$. Następnie wkraplaj go z biurety do kolby stożkowej, mieszając aż do momentu zmiany barwy wskaźnika.



Obserwacje: Zmiana barwy błękitu bromotymolowego z niebieskiej na zieloną następuje po dodaniu 10 cm^3 kwasu chlorowodorowego.
Wniosek: Nastąpiła reakcja zobojętniania zasady sodowej kwasem chlorowodorowym. Zaszła reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:

zapis cząsteczkowy

$$\underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{HCl} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{NaOH} \longrightarrow \underset{\text{chlorek sodu}}{NaCl} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

zapis jonowy

$$\underset{\substack{\text{kation}\\\text{wodoru}}}{H^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{chlorkowy}}}{Cl^-} + \underset{\substack{\text{kation}\\\text{sodu}}}{Na^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{wodorotlenkowy}}}{OH^-} \longrightarrow \underset{\substack{\text{kation}\\\text{sodu}}}{Na^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{chlorkowy}}}{Cl^-} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

skrócony zapis jonowy

$$OH^- + H^+ \longrightarrow H_2O$$

Zmiana barwy błękitu bromotymolowego następuje przy pH = 6,2–7,6.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Napisz równania reakcji całkowitego zobojętniania w postaci cząsteczkowej, jonowej i skróconej jonowej.**
   a) zobojętnianie wodorotlenku sodu kwasami: H_2S, HNO_3, H_3PO_4
   b) zobojętnianie wodorotlenku wapnia kwasami: HCl, H_2SO_4, H_3PO_4

2. **Napisz równania reakcji częściowego zobojętniania kwasu fosforowego(V) zasadą sodową w postaci cząsteczkowej, jonowej i skróconej jonowej.**

3. Do 300 cm^3 kwasu chlorowodorowego o pH = 1 dodano 50 cm^3 roztworu wodorotlenku baru o stężeniu 0,2 $\frac{mol}{dm^3}$. **Określ odczyn otrzymanego roztworu.** Wykonaj odpowiednie obliczenia.

4. **Oblicz, jaką objętość roztworu NaOH o stężeniu 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$ należy dodać do 200 cm^3 roztworu H_2SO_4 o stężeniu 0,01 $\frac{mol}{dm^3}$, aby pH otrzymanego roztworu miało wartość 7.**

5. Zmieszano 100 cm^3 roztworu kwasu azotowego(V) o pH = 2 z 50 cm^3 roztworu wodorotlenku potasu o pH = 12 i poddano reakcji chemicznej. **Jaki odczyn będzie miała mieszanina poreakcyjna? Uzasadnij odpowiedź.**

44. Reakcje strącania osadów

Reakcje chemiczne w roztworach wodnych zachodzą między jonami. Jeżeli produkt takiej reakcji chemicznej dobrze rozpuszcza się w wodzie, to też występuje w postaci jonów. Jeśli jednak powstający produkt trudno rozpuszcza się w wodzie – strąca się w postaci **osadu**. Najczęściej powstają osady wodorotlenków (fot. 134.) i soli, rzadko kwasów.



Fot. 134. Osad wodorotlenku żelaza(III).

Otrzymywanie osadów trudno rozpuszczalnych wodorotlenków

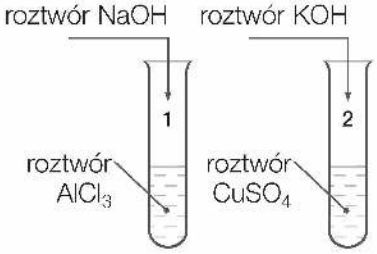
Doświadczenie 50. $AlCl_3$, NaOH, KOH $CuSO_4$

Otrzymywanie osadów trudno rozpuszczalnych wodorotlenków

Odczynniki: roztwór chlorku glinu, roztwór wodorotlenku sodu, roztwór siarczanu(VI) miedzi(II), roztwór wodorotlenku potasu.

Szkło laboratoryjne: probówki.

Instrukcja: Do probówki 1. z roztworem chlorku glinu dodaj kilka kropel roztworu wodorotlenku sodu, a do 2. z roztworem siarczanu(VI) miedzi(II) – kilka kropel roztworu wodorotlenku potasu (schemat).





Fot. 135. Osady wodorotlenku glinu (a) oraz wodorotlenku miedzi(II) (b) powstają w reakcji zasad z odpowiednimi solami.

Obserwacje: W probówce 1. strąca się biały osad (fot. 135.a), a w probówce 2. osad niebieski (fot. 135.b).

Wniosek: W probówkach powstają wodorotlenki praktycznie nierozpuszczalne w wodzie: w probówce 1. – $Al(OH)_3$, a w probówce 2. – $Cu(OH)_2$. Równania zachodzących reakcji chemicznych przedstawiają się następująco:

Probówka 1. *zapis cząsteczkowy*

$$\underset{\text{chlorek glinu}}{AlCl_3} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{3\,NaOH} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek glinu}}{Al(OH)_3\downarrow} + \underset{\text{chlorek sodu}}{3\,NaCl}$$

zapis jonowy

$$\underset{\substack{\text{kation}\\\text{glinu}}}{Al^{3+}} + \underset{\substack{\text{aniony}\\\text{chlorkowe}}}{3\,Cl^-} + \underset{\substack{\text{kationy}\\\text{sodu}}}{3\,Na^+} + \underset{\substack{\text{aniony}\\\text{wodorotlenkowe}}}{3\,OH^-} \longrightarrow \underset{\substack{\text{wodorotlenek}\\\text{glinu}}}{Al(OH)_3\downarrow} + \underset{\substack{\text{kationy}\\\text{sodu}}}{3\,Na^+} + \underset{\substack{\text{aniony}\\\text{chlorkowe}}}{3\,Cl^-}$$

skrócony zapis jonowy

$$\underset{\text{kation glinu}}{Al^{3+}} + \underset{\substack{\text{aniony}\\\text{wodorotlenkowe}}}{3\,OH^-} \longrightarrow \underset{\substack{\text{wodorotlenek}\\\text{glinu}}}{Al(OH)_3\downarrow}$$

Probówka 2.

$$\underset{\substack{\text{siarczan(VI)}\\\text{miedzi(II)}}}{CuSO_4} + \underset{\substack{\text{wodorotlenek}\\\text{potasu}}}{2\,KOH} \longrightarrow \underset{\substack{\text{wodorotlenek}\\\text{miedzi(II)}}}{Cu(OH)_2\downarrow} + \underset{\substack{\text{siarczan(VI)}\\\text{potasu}}}{K_2SO_4}$$

↓ oznaczenie substancji trudno lub praktycznie nierozpuszczalnej w wodzie

Probówka 2. $\underline{Cu^{2+}} + SO_4^{2-} + 2\,K^+ + \underline{2\,OH^-} \rightarrow \underline{Cu(OH)_2}\downarrow + 2\,K^+ + SO_4^{2-}$

kation miedzi(II) | anion siarczanowy(VI) | kationy potasu | aniony wodorotlenkowe | wodorotlenek miedzi(II) | kationy potasu | anion siarczanowy(VI)

$$Cu^{2+} + 2\,OH^- \rightarrow Cu(OH)_2\downarrow$$

kation miedzi(II) | aniony wodorotlenkowe | wodorotlenek miedzi(II)

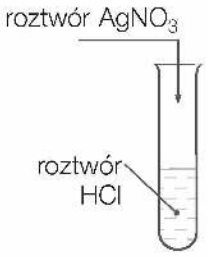
Reakcje chemiczne zachodzą tylko między jonami Al^{3+} i OH^- oraz Cu^{2+} i OH^- tworzącymi wodorotlenki praktycznie nierozpuszczalne w wodzie. Nie jest zatem istotne, od jakich substancji znajdujących się w roztworze te jony pochodzą.

Otrzymywanie osadów trudno rozpuszczalnych soli

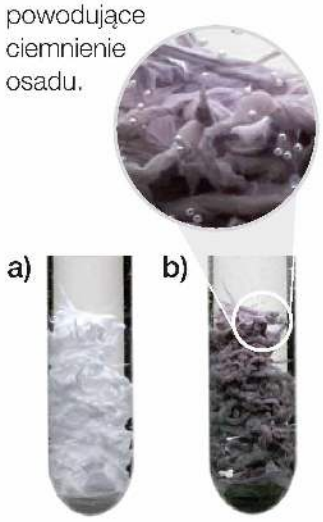
Doświadczenie 51. HCl, $AgNO_3$ $AgNO_3$

Strącanie osadu trudno rozpuszczalnej soli

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, roztwór azotanu(V) srebra(I).
Szkło laboratoryjne: probówka.
Instrukcja: Do probówki z kwasem chlorowodorowym dodaj kilka kropel roztworu azotanu(V) srebra(I) (schemat).



W reakcji powstaje metaliczne srebro powodujące ciemnienie osadu.



Fot. 136. Praktycznie nierozpuszczalny w wodzie biały chlorek srebra(I) (a) pod wpływem światła ciemnieje (b).

Obserwacje: Strąca się biały, serowaty osad (fot. 136.a). Po pewnym czasie osad ten ciemnieje (fot. 136.b).
Wniosek: Produktem reakcji chemicznej jest chlorek srebra(I):

zapis cząsteczkowy

$$AgNO_3 + HCl \rightarrow AgCl\downarrow + HNO_3$$

azotan(V) srebra(I) | kwas chlorowodorowy | chlorek srebra(I) | kwas azotowy(V)

zapis jonowy

$$\underline{Ag^+} + NO_3^- + H^+ + \underline{Cl^-} \rightarrow \underline{AgCl}\downarrow + H^+ + NO_3^-$$

kation srebra(I) | anion azotanowy(V) | kation wodoru | anion chlorkowy | chlorek srebra(I) | kation wodoru | anion azotanowy(V)

skrócony zapis jonowy

$$Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl\downarrow$$

kation srebra(I) | anion chlorkowy | chlorek srebra(I)

Chlorek srebra(I) ciemnieje, ponieważ ulega rozkładowi. Zachodzi reakcja fotochemiczna. Elektrony uwolnione w wyniku utleniania (pod wpływem światła) anionów chlorkowych redukują kationy srebra. W ten sposób powstaje metaliczne srebro, które odpowiada za ciemną barwę osadu:

$$2\,Cl^- \xrightarrow{\text{światło}} \overset{0}{Cl_2} + e^-$$

anion chlorkowy | chlor

$$Ag^+ + e^- \rightarrow \overset{0}{Ag}$$

kation srebra(I) | srebro

Podobnie jak osad AgCl powstają osady innych związków chemicznych trudno lub praktycznie nierozpuszczalnych w wodzie. Wystarczy zmieszać ze sobą dowolne rozpuszczalne w wodzie związki chemiczne zawierające jony, które mogą wchodzić w skład osadu. Na przykład, aby otrzymać osad siarczku miedzi(II), należy zmieszać roztwór wybranej rozpuszczalnej w wodzie soli miedzi(II), np. chlorku miedzi(II), i roztwór jakiegokolwiek rozpuszczalnego siarczku, np. siarczku sodu (lub kwasu siarkowodorowego). Reakcja chemiczna będzie wówczas zachodzić zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{chlorek miedzi(II)}}{CuCl_2} + \underset{\text{siarczek sodu}}{Na_2S} \longrightarrow \underset{\text{siarczek miedzi(II)}}{CuS\downarrow} + \underset{\text{chlorek sodu}}{2\,NaCl}$$

zapis cząsteczkowy

$$\underset{\substack{\text{kation}\\\text{miedzi(II)}}}{Cu^{2+}} + \underset{\substack{\text{aniony}\\\text{chlorkowe}}}{2\,Cl^-} + \underset{\substack{\text{kationy}\\\text{sodu}}}{2\,Na^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{siarczkowy}}}{S^{2-}} \longrightarrow \underset{\substack{\text{siarczek}\\\text{miedzi(II)}}}{CuS\downarrow} + \underset{\substack{\text{kationy}\\\text{sodu}}}{2\,Na^+} + \underset{\substack{\text{aniony}\\\text{chlorkowe}}}{2\,Cl^-}$$

zapis jonowy

$$\underset{\text{kation miedzi(II)}}{Cu^{2+}} + \underset{\text{anion siarczkowy}}{S^{2-}} \longrightarrow \underset{\text{siarczek miedzi(II)}}{CuS\downarrow}$$

skrócony zapis jonowy

Iloczyn rozpuszczalności K_{SO}

W roztworach słabych elektrolitów oraz trudno rozpuszczalnych soli między jonami i niezdysocjowanymi cząsteczkami w roztworze nad osadem ustala się równowaga chemiczna. W takich przypadkach stężenie cząsteczek niezdysocjowanych jest praktycznie stałe. Iloczyn stężeń molowych jonów powstających w wyniku dysocjacji słabego elektrolitu lub trudno rozpuszczalnego związku chemicznego, podniesionych do potęg będących współczynnikami stechiometrycznymi w równaniu reakcji dysocjacji jonowej, nazywa się **iloczynem jonowym**. Jeżeli cząsteczka związku chemicznego $A_n^m B_m^n$ dysocjuje na n kationów A i m anionów B:

Iloczyn jonowy K_j – iloczyn stężeń molowych kationów i anionów w roztworze elektrolitu.

$$A_n^m B_m^n \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} n\,A^{m+} + m\,B^{n-}$$

to iloczyn jonowy tej substancji ma postać:

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

gdzie:
K_j – iloczyn jonowy,
$[A^{m+}]$ – stężenie molowe kationu, $\frac{mol}{dm^3}$,
$[B^{n-}]$ – stężenie molowe anionu, $\frac{mol}{dm^3}$,
n, m – współczynniki stechiometryczne wynikające ze wzoru substancji.

Na przykład iloczyn jonowy węglanu srebra(I) Ag_2CO_3 ma postać: $K_j = [Ag^+]^2 \cdot [CO_3^{2-}]$.

Iloczyn rozpuszczalności K_{SO} – iloczyn jonowy substancji trudno rozpuszczalnej znajdującej się nad osadem w jej roztworze nasyconym.

Iloczyn jonowy elektrolitu znajdującego się nad osadem w jego roztworze nasyconym jest nazywany **iloczynem rozpuszczalności** i oznaczany K_{SO}. Wartość iloczynu rozpuszczalności określonego elektrolitu jest stała w danej temperaturze. Dzięki temu można obliczyć stężenia kationów i anionów w roztworach nasyconych soli trudno rozpuszczalnych w wodzie. Na przykład iloczyn rozpuszczalności chlorku srebra(I) AgCl ma postać: $K_{SO} = [Ag^+] \cdot [Cl^-]$ i wynosi $K_{SO} = 1{,}6 \cdot 10^{-10}$.

Jeżeli $[Ag^+] = [Cl^-]$, to stężenia każdego z tych jonów w roztworze nasyconym będą równe $\sqrt{1{,}6 \cdot 10^{-10}}$, czyli będą wynosić $1{,}26 \cdot 10^{-5} \frac{mol}{dm^3}$.

Wartość iloczynu rozpuszczalności informuje o rozpuszczalności danej soli. **Im mniejszy jest iloczyn rozpuszczalności K_{SO}, tym mniejsza jest rozpuszczalność soli, czyli w danej temperaturze ta sól łatwiej strąca się w postaci osadu.**

Strącenie osadu może nastąpić tylko wtedy, gdy wartość iloczynu jonowego substancji w roztworze przekroczy wartość jej iloczynu rozpuszczalności. Spośród związków chemicznych podanych w tabeli 31. najtrudniej rozpuszczalny jest siarczek rtęci(II), a więc osad tej soli powstanie bardzo łatwo. Wartości iloczynu rozpuszczalności różnych związków chemicznych można porównywać ze sobą tylko wtedy, gdy substancje te mają jednakowy ilościowy skład jonowy, czyli dysocjują na taką samą liczbę jonów.

Tabela 31. Wartości iloczynu rozpuszczalności wybranych soli w temperaturze pokojowej

Wzór soli	Iloczyn rozpuszczalności K_{SO}*
$CaSO_4$	$4{,}9 \cdot 10^{-5}$
AgCl	$1{,}6 \cdot 10^{-10}$
HgS	$4{,}0 \cdot 10^{-53}$
CuS	$6{,}0 \cdot 10^{-38}$
$BaSO_4$	$5{,}0 \cdot 10^{-10}$

* A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2012

Jeżeli iloczyn stężeń jonów danego związku chemicznego trudno rozpuszczalnego w wodzie:

- **jest równy K_{SO}**, to układ znajduje się w stanie równowagi, czyli **roztwór jest nasycony,**
- **jest mniejszy od K_{SO}**, to **roztwór jest nienasycony,**
- **jest większy od K_{SO}**, to roztwór jest przesycony i będzie **strącał się osad.**

Dodanie elektrolitu zawierającego takie same kationy lub aniony, jakie znajdują się w nasyconym roztworze danej soli, spowoduje częściowe strącenie się osadu tej soli. Przyczyną tego jest zmiana stężenia danego jonu i przekroczenie iloczynu rozpuszczalności soli. Takie zjawisko, nazywane **efektem wspólnego jonu**, często wykorzystuje się, aby całkowicie strącić sól z roztworu.

Przykład 90.

Obliczanie stężenia molowego

Oblicz stężenie molowe nasyconego roztworu Ag_2CrO_4, jeżeli iloczyn rozpuszczalności tej soli $K_{SO} = 1{,}0 \cdot 10^{-12}$.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Napisz równanie reakcji dysocjacji.
3. Napisz wyrażenie na K_{SO} Ag_2CrO_4.
4. Oblicz C_m.
5. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:** **Szukane:**

$K_{SO} = 1{,}0 \cdot 10^{-12}$ $C_m = ?$

2 $Ag_2CrO_4 \rightleftarrows 2\,Ag^+ + CrO_4^{2-}$

3 $K_{SO} = [Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}]$

4 Oznaczając stężenie molowe Ag_2CrO_4 w roztworze nasyconym, przez x, otrzymujemy:

$[Ag^+] = 2x$ $[CrO_4^{2-}] = x$

Po podstawieniu do wyrażenia na iloczyn rozpuszczalności otrzymujemy:

$$[Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}] = (2x)^2 \cdot x$$

$$[Ag^+]^2 \cdot [CrO_4^{2-}] = 1{,}0 \cdot 10^{-12}$$

$$4x^3 = 1{,}0 \cdot 10^{-12}$$

$$x = \sqrt[3]{\frac{1{,}0 \cdot 10^{-12}}{4}}$$

$$x = 6{,}3 \cdot 10^{-5}\ \frac{mol}{dm^3}$$

5 Stężenie molowe nasyconego roztworu Ag_2CrO_4 wynosi $6{,}3 \cdot 10^{-5}\ \frac{mol}{dm^3}$.

Przykład 91.

Ustalanie, czy strąci się osad substancji

Ustal, czy strąci się osad węglanu wapnia po zmieszaniu 100 cm^3 0,01-molowego roztworu azotanu(V) wapnia i 400 cm^3 0,01-molowego roztworu węglanu sodu.
Iloczyn rozpuszczalności K_{SO} $CaCO_3 = 4{,}7 \cdot 10^{-10}$.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz stężenie jonów $[Ca^{2+}]$ i $[CO_3^{2-}]$ po zmieszaniu roztworów.
3. Oblicz iloczyn stężeń jonów $[Ca^{2+}]$ i $[CO_3^{2-}]$.
4. Porównaj iloczyn stężeń jonów $[Ca^{2+}]$ i $[CO_3^{2-}]$ z iloczynem rozpuszczalności K_{SO} $CaCO_3$.
5. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:** **Szukane:**

$K_{SO\ CaCO_3} = 4{,}7 \cdot 10^{-10}$ $[Ca^{2+}] = ?$

$C_{m\ Ca(NO_3)_2} = 0{,}01\ \frac{mol}{dm^3}$ $[CO_3^{2-}] = ?$

$V_{Ca(NO_3)_2} = 100\ cm^3$

$C_{m\ Na_2CO_3} = 0{,}01\ \frac{mol}{dm^3}$

$V_{Na_2CO_3} = 400\ cm^3$

patrz s. 362

2 $[Ca^{2+}] = \frac{n_{Ca^{2+}}}{V_{Ca(NO_3)_2} + V_{Na_2CO_3}}$ $\qquad [CO_3^{2-}] = \frac{n_{CO_3^{2-}}}{V_{Ca(NO_3)_2} + V_{Na_2CO_3}}$

$[Ca^{2+}] = \frac{C_{mCa(NO_3)_2} \cdot V_{Ca(NO_3)_2}}{V_{Ca(NO_3)_2} + V_{Na_2CO_3}}$ $\qquad [CO_3^{2-}] = \frac{C_{mNa_2CO_3} \cdot V_{Na_2CO_3}}{V_{Ca(NO_3)_2} + V_{Na_2CO_3}}$

$[Ca^{2+}] = \frac{0{,}01\ \frac{mol}{dm^3} \cdot 0{,}1\ dm^3}{0{,}1\ dm^3 + 0{,}4\ dm^3}$ $\qquad [CO_3^{2-}] = \frac{0{,}01\ \frac{mol}{dm^3} \cdot 0{,}4\ dm^3}{0{,}1\ dm^3 + 0{,}4\ dm^3}$

$[Ca^{2+}] = 0{,}002\ \frac{mol}{dm^3}$ $\qquad [CO_3^{2-}] = 0{,}008\ \frac{mol}{dm^3}$

3 $[Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = 0{,}002 \cdot 0{,}008$

$[Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] = 1{,}6 \cdot 10^{-5}$

4 $[Ca^{2+}] \cdot [CO_3^{2-}] > K_{SO\ CaCO_3}$

5 Osad się strąci, ponieważ został przekroczony iloczyn rozpuszczalności.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Podaj po dwa przykłady soli, których roztwory należy ze sobą zmieszać, aby otrzymać węglan baru. Napisz odpowiednie równania reakcji chemicznych w formie cząsteczkowej, jonowej i skróconej jonowej.**

2. W dwóch probówkach znajdują się roztwory chlorku potasu i chlorku baru. **Zaprojektuj doświadczenie chemiczne, które należy przeprowadzić, aby rozróżnić te związki chemiczne. Narysuj schemat, podaj obserwacje, sformułuj wniosek i zapisz równania reakcji chemicznych w formie cząsteczkowej, jonowej i skróconej jonowej.**

3. **Poniżej podano wartości iloczynów rozpuszczalności soli w temp. 298 K. Uszereguj te sole według zwiększającej się rozpuszczalności.**

$K_{SO\ AgBr} = 5{,}2 \cdot 10^{-13}$ $\qquad K_{SO\ BaCO_3} = 3{,}0 \cdot 10^{-9}$ $\qquad K_{SO\ ZnS} = 1{,}1 \cdot 10^{-24}$

$K_{SO\ AgI} = 1{,}0 \cdot 10^{-16}$ $\qquad K_{SO\ PbS} = 3{,}4 \cdot 10^{-28}$ $\qquad K_{SO\ CaCO_3} = 3{,}4 \cdot 10^{-9}$

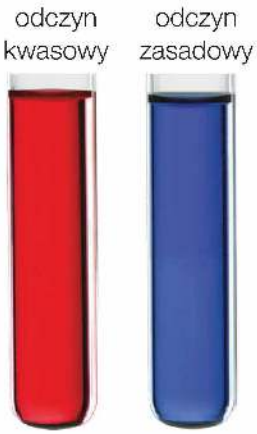
4. Roztwór w zlewce zawiera jony chlorkowe, bromkowe i jodkowe o takim samym stężeniu molowym, które wynosi $10^{-4}\ \frac{mol}{dm^3}$. Do zlewki dodano roztwór azotanu(V) srebra(I). Wartości iloczynów rozpuszczalności wynoszą: $K_{SO\ AgCl} = 1{,}6 \cdot 10^{-10}$, $K_{SO\ AgBr} = 5{,}2 \cdot 10^{-13}$, $K_{SO\ AgI} = 1{,}0 \cdot 10^{-16}$.
   a) **Napisz równania reakcji chemicznych, stosując zapis jonowy skrócony.**
   b) **Określ, kiedy nastąpi strącenie osadu trudno rozpuszczalnej soli.**
   c) **Wskaż sól o najmniejszej rozpuszczalności.**
   d) **Wskaż, który z osadów strąci się jako pierwszy po wprowadzeniu azotanu(V) srebra(I).**
   e) **Podaj, w jakiej kolejności strącą się osady.**

5. **Oblicz stężenie molowe nasyconego roztworu $PbCl_2$, jeżeli iloczyn rozpuszczalności tej soli wynosi $1{,}7 \cdot 10^{-5}$.**

6. **Ustal, czy po zmieszaniu równych objętości 0,001-molowych roztworów $BaCl_2$ i Na_2SO_4 strąci się osad $BaSO_4$, jeżeli iloczyn rozpuszczalności $K_{SO\ BaSO_4} = 5{,}0 \cdot 10^{-10}$.**

45. Hydroliza soli

Wodne roztwory kwasów mają odczyn kwasowy, wodne roztwory zasad – odczyn zasadowy (fot. 137.). A zatem jaki odczyn mają wodne roztwory soli? Można to sprawdzić doświadczalnie.



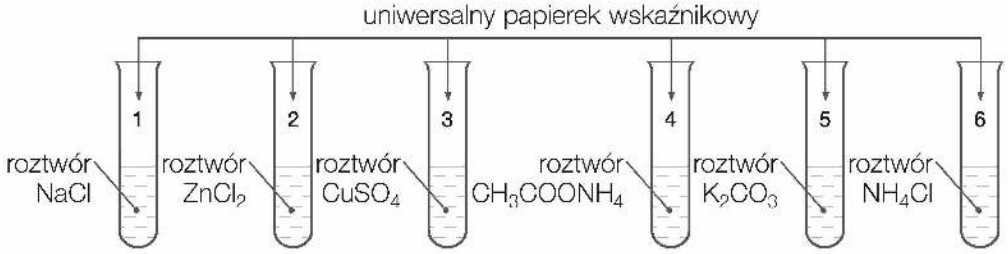
Fot. 137. Barwa wskaźnika – błękitu tymolowego – w roztworach kwasów i zasad.

Badanie odczynu wodnych roztworów soli

Doświadczenie 52. $ZnCl_2$ $ZnCl_2$, $CuSO_4$

Badanie odczynu wodnych roztworów soli

Odczynniki: roztwory: chlorku sodu, chlorku cynku, siarczanu(VI) miedzi(II), etanianu amonu, węglanu potasu, chlorku amonu.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, uniwersalne papierki wskaźnikowe.
Instrukcja: Do sześciu probówek wlej kolejno wodne roztwory soli: do 1. – chlorku sodu, do 2. – chlorku cynku, do 3. – siarczanu(VI) miedzi(II), do 4. – etanianu amonu, do 5. – węglanu potasu, a do 6. – chlorku amonu (schemat). Następnie w probówkach zanurz uniwersalne papierki wskaźnikowe.



Obserwacje: Wszystkie badane sole dobrze rozpuszczają się w wodzie i tworzą w większości bezbarwne roztwory. Wyjątek stanowi siarczan(VI) miedzi(II), którego roztwór ma niebieską barwę. Uniwersalne papierki wskaźnikowe barwią się na różne kolory (tabela 32.).

Tabela 32. Badanie odczynu wodnych roztworów soli

Wzory soli	NaCl	$ZnCl_2$	$CuSO_4$	CH_3COONH_4	K_2CO_3	NH_4Cl
Barwa uniwersalnego papierka wskaźnikowego						
	żółta	czerwona	czerwona	żółta	zielononiebieska	czerwona

Wniosek: Roztwory chlorku sodu i etanianu amonu mają odczyn obojętny, chlorku cynku, siarczanu(VI) miedzi(II) i chlorku amonu – kwasowy, a węglanu potasu – zasadowy.

Hydroliza soli – reakcja z wodą jonów pochodzących z dysocjacji soli.

Różne odczyny roztworów soli wyjaśnia reakcja hydrolizy. Wszystkie sole dobrze rozpuszczalne w wodzie dysocjują całkowicie i w roztworze występują w postaci jonów. Ilość jonów pochodzących od słabych elektrolitów jest w roztworze ograniczona stałą dysocjacji kwasu lub zasady, od której jon pochodzi. Im słabszy jest elektrolit, tym mniej jego jonów może znajdować się w roztworze, ponieważ równowaga dysocjacji jest przesunięta w kierunku cząsteczek niezdysocjowanych. W celu przywrócenia równowagi jonowej jony znajdujące się w roztworze soli reagują z wodą. W wyniku tej reakcji chemicznej, nazywanej **reakcją hydrolizy**, w roztworze pojawia się nadmiar jonów H^+ lub OH^- i odczyn roztworu staje się kwasowy lub zasadowy. Hydrolizie ulegają jony soli pochodzące od słabych kwasów i słabych zasad. Jony pochodzące od mocnych kwasów i mocnych zasad nie ulegają reakcji hydrolizy.

W doświadczeniu 52., s. 363–364, zaszły następujące procesy:

Probówka 1.

NaCl to **sól mocnego kwasu** HCl **i mocnej zasady** NaOH.

Dysocjacja chlorku sodu:

$$\underset{\text{chlorek sodu}}{NaCl} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kation sodu}}{Na^+} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-}$$

Hydroliza nie zachodzi, gdyż jony Na^+ i Cl^- pochodzące od mocnych elektrolitów nie reagują z wodą. **Odczyn roztworu jest obojętny**, ponieważ jony H^+ i OH^- są w równowadze chemicznej, co wynika z równania:

odczyn obojętny

$$H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$$

Probówka 2.

$ZnCl_2$ to **sól mocnego kwasu** HCl **i słabej zasady** $Zn(OH)_2$.

Dysocjacja chlorku cynku:

$$\underset{\text{chlorek cynku}}{ZnCl_2} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kation cynku}}{Zn^{2+}} + \underset{\text{aniony chlorkowe}}{2\,Cl^-}$$

Jony cynku reagują z wodą:

odczyn kwasowy

$$\underset{\substack{\text{kation}\\\text{cynku}}}{Zn^{2+}} + \underset{\substack{\text{aniony}\\\text{chlorkowe}}}{2\,Cl^-} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\substack{\text{kation}\\\text{hydroksocynku}}}{(ZnOH)^+} + \underset{\substack{\text{kation}\\\text{wodoru}}}{H^+} + \underset{\substack{\text{aniony}\\\text{chlorkowe}}}{2\,Cl^-}$$

$$Zn^{2+} + H_2O \rightleftharpoons (ZnOH)^+ + H^+$$

$$(ZnOH)^+ + H_2O \rightleftharpoons Zn(OH)_2 + H^+$$

sumaryczne równanie reakcji hydrolizy

$$\underset{\text{kation cynku}}{Zn^{2+}} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek cynku}}{Zn(OH)_2} + \underset{\text{kationy wodoru}}{2\,H^+}$$

Jony H^+ powstające w wyniku hydrolizy odpowiadają za **odczyn kwasowy** roztworu.

Jest to **hydroliza kationowa**, bo reakcji chemicznej ulegają kationy.

Probówka 3.

Dysocjacja siarczanu(VI) miedzi(II):

$CuSO_4 \xrightarrow{H_2O} Cu^{2+} + SO_4^{2-}$

siarczan(VI) miedzi(II) — kation miedzi(II) — anion siarczanowy(VI)

$CuSO_4$ to **sól mocnego kwasu** H_2SO_4 **i słabej zasady** $Cu(OH)_2$.

Jony miedzi reagują z wodą:

$Cu^{2+} + SO_4^{2-} + H_2O \rightleftharpoons (CuOH)^+ + H^+ + SO_4^{2-}$

kation miedzi(II) — anion siarczanowy(VI) — woda — kation hydroksomiedzi(II) — kation wodoru — anion siarczanowy(VI)

odczyn kwasowy

$(CuOH)^+ + H_2O \rightleftharpoons Cu(OH)_2 + H^+$

kation hydroksomiedzi(II) — woda — wodorotlenek miedzi(II) — kation wodoru

$Cu^{2+} + 2\,H_2O \longrightarrow Cu(OH)_2 + 2\,H^+$

kation miedzi(II) — woda — wodorotlenek miedzi(II) — kationy wodoru

sumaryczne równanie reakcji hydrolizy

Jony H^+ powstające w wyniku hydrolizy odpowiadają za **odczyn kwasowy** roztworu.

Jest to **hydroliza kationowa**, bo reakcji chemicznej ulegają kationy.

Probówka 4.

Dysocjacja etanianu amonu:

$CH_3COONH_4 \xrightarrow{H_2O} NH_4^+ + CH_3COO^-$

etanian amonu — kation amonu — anion etanianowy

CH_3COONH_4 to **sól słabego kwasu** CH_3COOH **i słabej zasady** $NH_3 + H_2O$.

Jony reagują z wodą:

$NH_4^+ + CH_3COO^- + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_2O + CH_3COOH$

kation amonu — anion etanianowy — woda — zasada amonowa — kwas etanowy

odczyn obojętny

Roztwór ma odczyn obojętny, ponieważ moc kwasu i zasady jest bardzo zbliżona.

Odczyn roztworu byłby słabo kwasowy, gdyby zasada była słabsza od kwasu (stężenie H^+ byłoby nieco większe od stężenia OH^-).

Odczyn roztworu byłby słabo zasadowy, gdyby zasada była mocniejsza od kwasu (stężenie OH^- byłoby nieco większe od stężenia H^+).

Jest to **hydroliza kationowo-anionowa**, bo reakcji chemicznej ulegają kationy i aniony.

Probówka 5.

Dysocjacja węglanu potasu:

$K_2CO_3 \xrightarrow{H_2O} 2\,K^+ + CO_3^{2-}$

węglan potasu — kationy potasu — anion węglanowy

K_2CO_3 to **sól słabego kwasu** $H_2O + CO_2$ **i mocnej zasady** KOH.

Jony węglanowe reagują z wodą:

$2\,K^+ + CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons 2\,K^+ + OH^- + HCO_3^-$

kationy potasu — anion węglanowy — woda — kationy potasu — anion wodorotlenkowy — anion wodorowęglanowy

odczyn zasadowy

$$CO_3^{2-} + H_2O \rightleftharpoons OH^- + HCO_3^-$$
$$HCO_3^- + H_2O \rightleftharpoons OH^- + H_2O + CO_2$$

sumaryczne równanie reakcji hydrolizy

$$\underset{\text{anion węglanowy}}{CO_3^{2-}} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{aniony wodorotlenkowe}}{2\,OH^-} + \underbrace{H_2O + CO_2}_{\text{kwas węglowy}}$$

Jony OH^- powstające w wyniku hydrolizy odpowiadają za **odczyn zasadowy** roztworu.

Jest to **hydroliza anionowa**, gdyż reakcji chemicznej ulegają aniony.

Probówka 6.

NH_4Cl to **sól mocnego kwasu** HCl **i słabej zasady** $NH_3 + H_2O$

Dysocjacja chlorku amonu:

$$\underset{\text{chlorek amonu}}{NH_4Cl} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kation amonu}}{NH_4^+} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-}$$

Jony reagują z wodą:

odczyn kwasowy

$$NH_4^+ + Cl^- + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_2O + H^+ + Cl^-$$
$$\underset{\text{kation amonu}}{NH_4^+} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{zasada amonowa}}{NH_3 + H_2O} + \underset{\text{kation wodoru}}{H^+}$$

Jony H^+ powstające w wyniku hydrolizy odpowiadają za **odczyn kwasowy** roztworu.

Jest to **hydroliza kationowa**, bo reakcji chemicznej ulegają kationy.

Hydrolizie ulegają sole:

- mocnych kwasów i słabych zasad,
- słabych kwasów i mocnych zasad,
- słabych kwasów i słabych zasad.

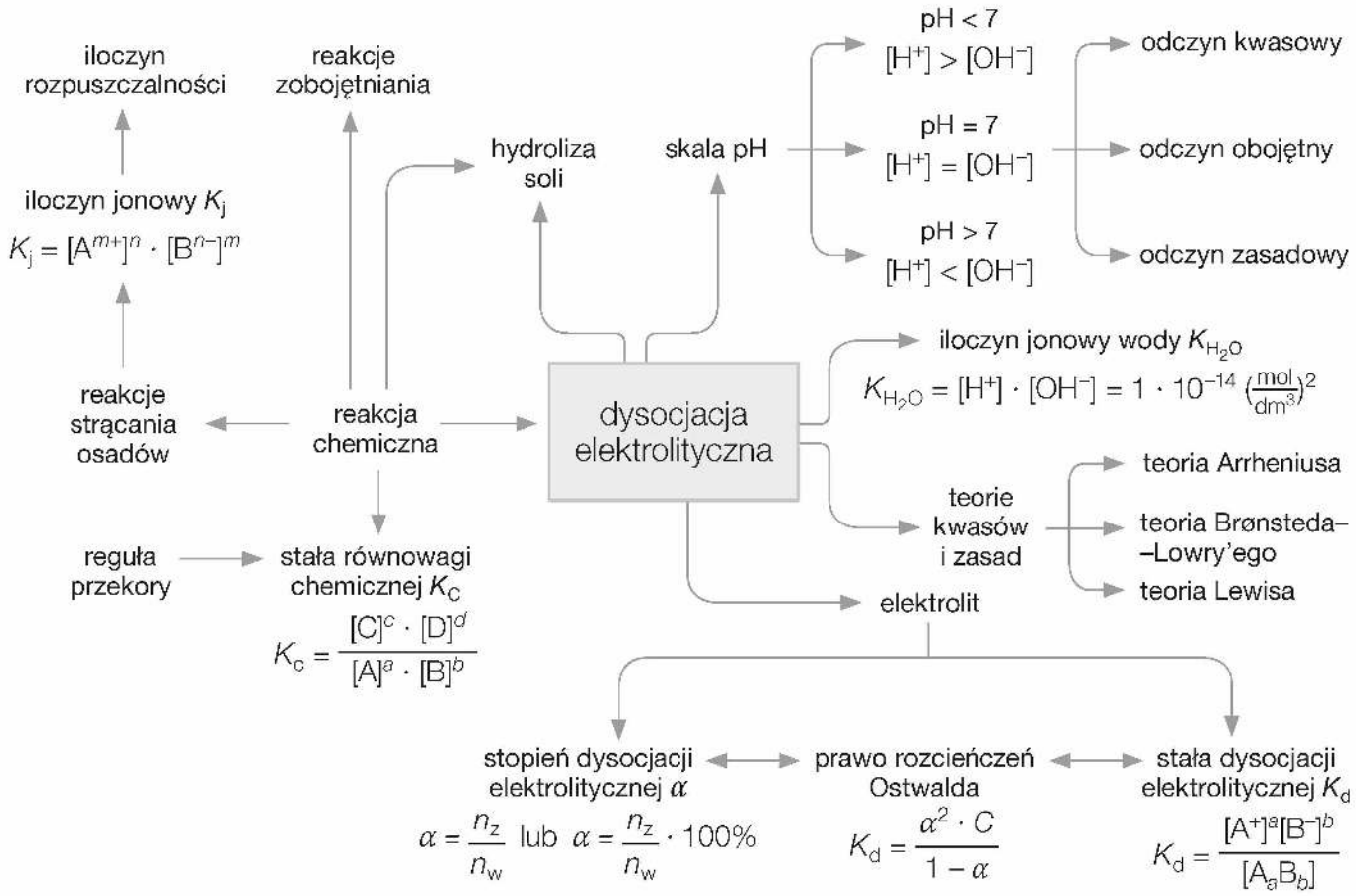
Hydrolizie nie ulegają sole mocnych kwasów i mocnych zasad.

Zależność odczynu roztworu od rodzaju soli przedstawiono w tabeli 33.

Tabela 33. Odczyn roztworu wybranych soli i rodzaje hydrolizy

Sól pochodząca od		Odczyn roztworu	Rodzaj hydrolizy	Przykłady soli
kwasu	zasady			
mocnego	mocnej	obojętny	hydroliza nie zachodzi	$NaCl$ K_2SO_4
mocnego	słabej	kwasowy	hydroliza kationowa	$(NH_4)_2SO_4$ $CuCl_2$
słabego	mocnej	zasadowy	hydroliza anionowa	K_2S Li_2SO_3
słabego	słabej	obojętny lub słabo kwasowy lub słabo zasadowy	hydroliza kationowo-anionowa	$(NH_4)_2CO_3$

Mapa pojęć – reakcje w wodnych roztworach



Wyjaśnienia symboli:

a, b, c, d, n, m – współczynniki stechiometryczne,
[A], [B], [C], [D] – stężenie molowe substancji, $\frac{mol}{dm^3}$,
$[A^{m+}]$ – stężenie molowe kationu, $\frac{mol}{dm^3}$,
$[B^{n-}]$ – stężenie molowe anionu, $\frac{mol}{dm^3}$,
[A], $[B^-]$ – stężenia molowe produktów w stanie równowagi chemicznej, $\frac{mol}{dm^3}$,
$[A_aB_b]$ – stężenie molowe substratu w stanie równowagi chemicznej, $\frac{mol}{dm^3}$,
C – stężenie molowe elektrolitu,
K_C – stała równowagi chemicznej,
K_d – stała dysocjacji elektrolitycznej,
K_j – iloczyn jonowy,
n_z – liczba moli cząsteczek zdysocjowanych na jony, mol,
n_w – całkowita liczba moli cząsteczek wprowadzonych do roztworu, mol,
α – stopień dysocjacji elektrolitycznej.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Stwierdzono, że roztwór pewnej soli ma pH = 4. **Wskaż nazwę soli** (a–c)**, która uległa hydrolizie.**
   a) węglan glinu b) siarczan(VI) glinu c) siarczek sodu

2. **Napisz równania reakcji hydrolizy soli o podanych nazwach** (a–c) **w postaci cząsteczkowej, jonowej i skróconej jonowej.**
   a) węglan sodu b) siarczan(VI) żelaza(II) c) siarczan(IV) amonu

3. Jaki odczyn mają wodne roztwory soli o podanych wzorach (a–f)? **Uzasadnij swoją odpowiedź, nie zapisując równań reakcji chemicznych.**
   a) K_2S c) $(NH_4)_2CO_3$ e) $(NH_4)_2SO_4$
   b) Na_2SO_4 d) $CuCl_2$ f) $NaNO_3$

Podsumowanie

Stała równowagi chemicznej

W stanie równowagi chemicznej stosunek iloczynu stężeń produktów, podniesionych do potęg będących współczynnikami stechiometrycznymi w równaniu reakcji chemicznej, do iloczynu stężeń substratów, również podniesionych do odpowiednich potęg, jest w danej temperaturze wielkością stałą, nazywaną **stałą równowagi chemicznej**:

$$K_C = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$ dla ogólnego równania: $a\,A + b\,B \rightleftarrows c\,C + d\,D$

Reguła przekory

Zgodnie z regułą przekory układ będący w stanie równowagi chemicznej, poddany działaniu czynnika zewnętrznego (np. zmianie stężenia, ciśnienia substancji reagujących czy temperatury), reaguje wytworzeniem nowego stanu równowagi, zmniejszającego wpływ tego czynnika.

Wpływ czynników na stan równowagi chemicznej

przesunięcie w lewo ← równowaga ⇄ przesunięcie w prawo →

- dodawanie produktu
- usuwanie substratu
- ogrzewanie układu, gdy $\Delta H < 0$
- oziębianie układu, gdy $\Delta H > 0$
- obniżanie ciśnienia w układzie, gdy $V_{substratów} > V_{produktów}$
- wzrost ciśnienia w układzie, gdy $V_{substratów} < V_{produktów}$

- usuwanie produktu
- dodawanie substratu
- ogrzewanie układu, gdy $\Delta H > 0$
- oziębianie układu, gdy $\Delta H < 0$
- obniżanie ciśnienia w układzie, gdy $V_{substratów} < V_{produktów}$
- wzrost ciśnienia w układzie, gdy $V_{substratów} > V_{produktów}$

Dysocjacja elektrolityczna

Dysocjacja elektrolityczna (jonowa) to rozpad cząsteczek na jony: kationy i aniony pod wpływem rozpuszczalnika (np. wody) lub temperatury:

dysocjacja kwasów

$$H_mR^m \xrightleftharpoons{H_2O} m\,H^+ + R^{m-}$$

dysocjacja zasad

$$M^n(OH)_n \xrightleftharpoons{H_2O} M^{n+} + n\,OH^-$$

dysocjacja soli

$$M^n_mR^m_n \xrightarrow{H_2O} m\,M^{n+} + n\,R^{m-}$$

Teorie kwasów i zasad

Twórcy teorii	Definicja		Przykłady reakcji chemicznych
	kwasu	zasady	
Arrhenius	substancja, która w roztworach wodnych dysocjuje na kationy wodoru (oksoniowe) i aniony reszt kwasowych	substancja, która w roztworach wodnych dysocjuje na kationy metalu i aniony wodorotlenkowe	$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-$ (kwas) $NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$ (zasada)
Brønsted i Lowry	substancja, która może oddać proton; donor protonów	substancja, która może przyjąć proton; akceptor protonów	$H_2O + NH_3 \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ (kwas zasada kwas zasada) sprzężone pary kwas-zasada
Lewis	substancja z luką elektronową; akceptor pary elektronowej	substancja z wolną parą elektronową; donor pary elektronowej	$H^+ + NH_3 \longrightarrow NH_4^+$ (kwas zasada)

Elektrolity

Elektrolity to substancje, których wodne roztwory przewodzą prąd elektryczny.

Miarą mocy elektrolitów są:

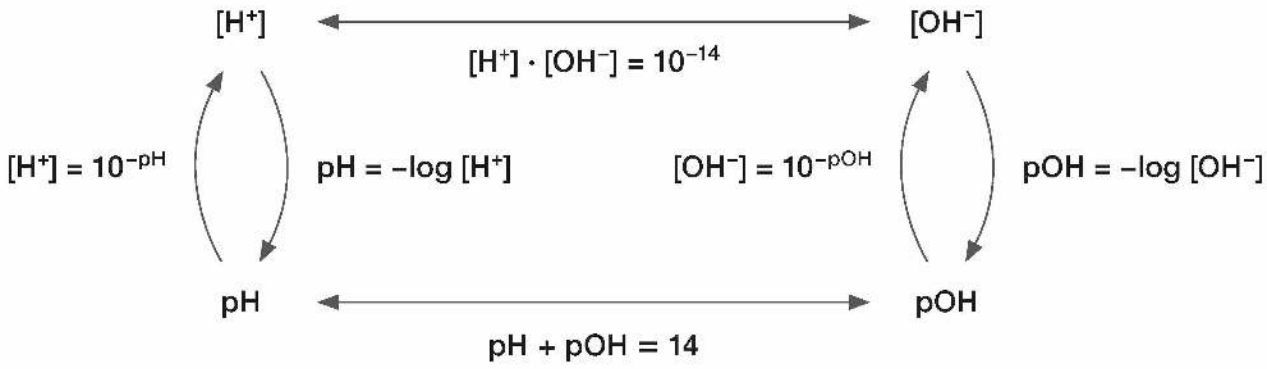
- stała dysocjacji elektrolitycznej K_d, dla danego elektrolitu zależna od temperatury, która dla równania: $A_aB_b \xrightleftharpoons{H_2O} a\,A^+ + b\,B^-$ ma postać: $K_d = \dfrac{[A^+]^a \cdot [B^-]^b}{[A_aB_b]}$
- stopień dysocjacji elektrolitycznej α, zależny od temperatury i stężenia elektrolitu, który ma postać: $\alpha = \dfrac{n_z}{n_w}$ lub $\alpha = \dfrac{n_z}{n_w} \cdot 100\%$

pH roztworów

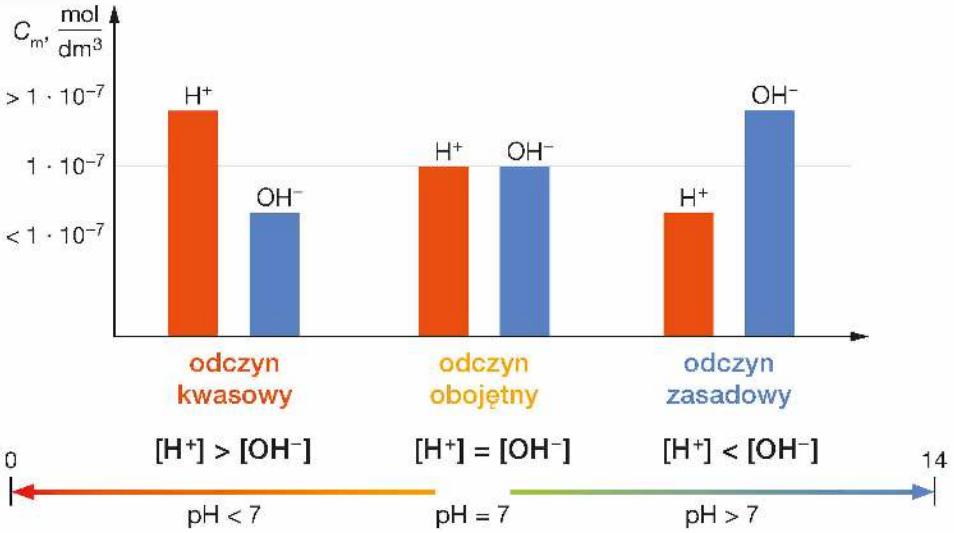
Kwasowość i zasadowość roztworów określa ich **pH**, czyli ujemny logarytm dziesiętny ze stężenia jonów wodoru. **pOH** to ujemny logarytm dziesiętny ze stężenia jonów wodorotlenkowych.

$\mathbf{pH = -\log [H^+]}$ $\quad \mathbf{[H^+] = 10^{-pH}}$ $\quad \mathbf{pOH = -\log [OH^-]}$ $\quad \mathbf{[OH^-] = 10^{-pOH}}$

$\mathbf{pH + pOH = 14}$ $\quad \mathbf{[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}\ \left(\frac{mol}{dm^3}\right)^2}$



Odczyn roztworu



Reakcje chemiczne w roztworach wodnych elektrolitów

Zobojętnianie (neutralizacja)	reakcja chemiczna między jonami H^+ (lub H_3O^+) i OH^-	$H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- \longrightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O$ $H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$ lub $H_3O^+ + OH^- \longrightarrow 2\,H_2O$
Strącanie osadów	reakcja chemiczna między jonami, które, łącząc się, tworzą trudno rozpuszczalny związek chemiczny	$Cu^{2+} + 2\,OH^- \longrightarrow Cu(OH)_2\downarrow$ $Ag^+ + Cl^- \longrightarrow AgCl\downarrow$
Hydroliza	reakcja chemiczna jonów soli z wodą	**kationowa** – zachodząca w roztworach soli pochodzących od mocnych kwasów i słabych zasad (**odczyn kwasowy**), sól dysocjuje na jony, np. $(NH_4)_2SO_4 \longrightarrow 2\,NH_4^+ + SO_4^{2-}$ które reagują z cząsteczkami H_2O: $2\,NH_4^+ + SO_4^{2-} + 2\,H_2O \rightleftharpoons 2\,(NH_3 + H_2O) + 2\,H^+ + SO_4^{2-}$ $NH_4^+ + H_2O \rightleftharpoons NH_3 + H_2O + H^+$
		anionowa – zachodząca w roztworach soli pochodzących od słabych kwasów i mocnych zasad (**odczyn zasadowy**), sól dysocjuje na jony, np. $Na_2CO_3 \longrightarrow 2\,Na^+ + CO_3^{2-}$ które reagują z cząsteczkami H_2O: $2\,Na^+ + CO_3^{2-} + 2\,H_2O \rightleftharpoons 2\,Na^+ + 2\,OH^- + H_2O + CO_2$ $CO_3^{2-} + 2\,H_2O \rightleftharpoons 2\,OH^- + H_2O + CO_2$
		kationowo-anionowa – zachodząca w roztworach soli pochodzących od słabych kwasów i słabych zasad (odczyn **obojętny**, **słabo kwasowy** lub **słabo zasadowy**), sól dysocjuje na jony, np. $(NH_4)_2CO_3 \longrightarrow 2\,NH_4^+ + CO_3^{2-}$ które reagują z cząsteczkami H_2O: $2\,NH_4^+ + CO_3^{2-} + 2\,H_2O \rightleftharpoons 2\,(NH_3 + H_2O) + H_2O + CO_2$
		nie zachodzi w roztworach soli pochodzących od mocnych kwasów i mocnych zasad

Sposób na zadania

Jak obliczyć wartość pH jednowodorotlenowej zasady, jeżeli znane jest jej stężenie molowe? Jak obliczyć stopień dysocjacji tej zasady?

Wykonaj obliczenia

1 **Odczytaj z tablic chemicznych wartość stałej dysocjacji zasady podanej w treści zadania.**

2 **Oblicz stosunek stężenia molowego *C* do stałej dysocjacji elektrolitycznej K_d** – sprawdzisz w ten sposób, czy możesz zastosować uproszczony wzór na stałą dysocjacji elektrolitycznej K_d.

Jeżeli $\frac{C}{K_d} \geq 400$, do dalszych obliczeń możesz zastosować uproszczoną postać wzoru na stałą dysocjacji:

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

$$K_d = \frac{[OH^-]^2}{C}$$

Natomiast jeżeli $\frac{C}{K_d} < 400$, do dalszych obliczeń musisz zastosować wzór:

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

$$K_d = \frac{[OH^-]^2}{C - [OH^-]}$$

gdzie:

K_d – stała dysocjacji elektrolitycznej zasady, wielkość bezwymiarowa,

C – stężenie zasady, $\frac{mol}{dm^3}$.

3 **Oblicz stężenie jonów $[OH^-]$, przekształcając wzór na K_d:**

dla $\frac{C}{K_d} \geq 400$ $\quad [OH^-] = \sqrt{K_d \cdot C}$

dla $\frac{C}{K_d} < 400$ musisz rozwiązać równanie kwadratowe

$$[OH^-]^2 - K_d \cdot [OH^-] + K_d \cdot C = 0$$

4 **Oblicz wartość pOH ze wzoru:**

$$pOH = -\log[OH^-]$$

! Podczas wykonywania obliczeń skorzystaj z tabeli wartości logarytmów dziesiętnych.

5 **Oblicz wartość pH, przekształcając wzór:**

$$pH + pOH = 14$$

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

6 **Oblicz stopień dysocjacji α, przekształcając wzór:**

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

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_d}{C}}$$

! Pamiętaj, że α można podać jako wielkość bezwymiarową lub wyrazić ją w procentach.

Trening – rozwiąż zadania: 2., s. 372.

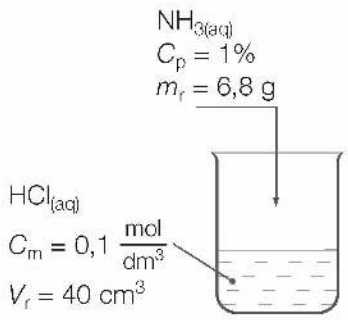
Trening – rozwiąż zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Zadanie 1.

Przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie. W zlewce zachodzi reakcja chemiczna opisana następującym równaniem:

$NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$



Wykorzystaj dane ze schematu doświadczenia i uzupełnij poniższą tabelę, a następnie oceń, czy roztwór otrzymany w doświadczeniu ma pH = 7. Uzasadnij swoje stanowisko. W obliczeniach przyjmij masy atomowe: $m_H = 1$ u, $m_N = 14$ u, $m_{Cl} = 35{,}5$ u.

	Stężenie	Roztwór		Substancja rozpuszczona	
		objętość, cm^3	masa, g	masa, g	liczba moli, mol
$NH_{3(aq)}$	1%	—	6,8	?	?
$HCl_{(aq)}$	0,1 $\frac{mol}{dm^3}$	40,00	—	?	?

Zadanie 2.

W roztworze słabego kwasu jednoprotonowego o stężeniu 0,001 $\frac{mol}{dm^3}$ stężenie jonów H^+ wynosi $1{,}2 \cdot 10^{-4} \frac{mol}{dm^3}$. **Oblicz:**

a) **stopień dysocjacji oraz stałą dysocjacji tego kwasu,**

b) **stężenie niezdysocjowanych cząsteczek kwasu w roztworze,**

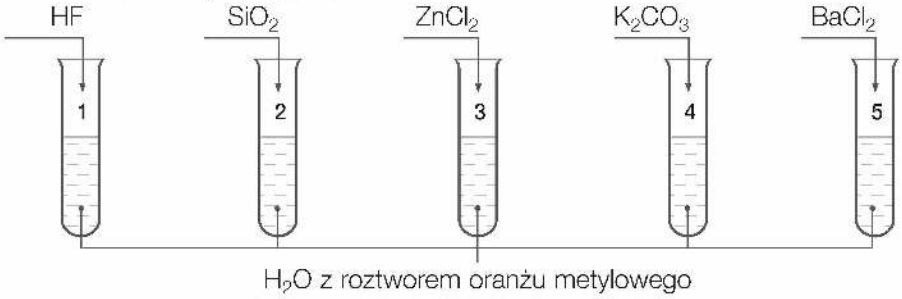
c) **stopień dysocjacji tego kwasu w roztworze o stężeniu 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$,**

d) **stężenie jonów H^+ w roztworze tego kwasu o stężeniu 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$.**

Na podstawie wyników obliczeń sformułuj wniosek dotyczący zależności stopnia dysocjacji słabego kwasu od stężenia molowego jego roztworu.

Zadanie 3.

Do pięciu probówek zawierających wodę z roztworem oranżu metylowego wprowadzono różne substancje i obserwowano barwy roztworów.



a) **Wskaż, w których probówkach zaszła reakcja dysocjacji elektrolitycznej. Napisz odpowiednie równania reakcji chemicznych.**

b) **Wskaż, w których probówkach zaszła reakcja hydrolizy. Napisz odpowiednie równania reakcji i określ rodzaj hydrolizy.**

c) **Określ, jaką funkcję w reakcjach hydrolizy według teorii Brønsteda-Lowry'ego pełni woda.**

d) **Określ odczyn roztworów w probówkach 1–5.**



Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych

W tym dziale zwróć uwagę na umiejętności

Doświadczenia chemiczne – projektowanie i opisywanie

- badanie właściwości litowców
- badanie aktywności chemicznej fluorowców
- otrzymywanie tlenu
- badanie działania kwasów utleniających (roztworów rozcieńczonych i stężonych) na metale
- badanie wpływu odczynu środowiska na przebieg reakcji utleniania-redukcji

Korzystanie z informacji

- interpretowanie informacji odczytanych z układu okresowego pierwiastków chemicznych
- odczytywanie informacji z tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie

46. Wodór i hel



Fot. 138. Wodór jest głównym składnikiem materii gwiazd (71% masowych).

Wodór i hel, pomimo tego, że należą do pierwiastków chemicznych bloku *s* układu okresowego, znacznie różnią się właściwościami od pozostałych pierwiastków chemicznych tego bloku. Są gazowymi niemetalami (fot. 138.), podczas gdy wszystkie pozostałe pierwiastki chemiczne bloku *s* to typowe metale, ponieważ mają podobną budowę atomów.

Wodór $_1H$

Wodór jest najbardziej rozpowszechnionym pierwiastkiem chemicznym we wszechświecie. Na Ziemi w stanie wolnym występuje w niewielkich ilościach w górnych warstwach atmosfery oraz w gazach wulkanicznych. W postaci związanej znajduje się przede wszystkim w wodzie, ropie naftowej, gazie ziemnym oraz w organizmach roślin i zwierząt.

W temperaturze pokojowej wodór jest gazem bezbarwnym, bezwonnym, słabo rozpuszczalnym w wodzie. Ma najmniejszą gęstość spośród wszystkich pierwiastków chemicznych (patrz s. 470). Jest łatwopalny, a z tlenem tworzy mieszaninę wybuchową. W stanie wolnym występuje w cząsteczkach dwuatomowych.

Jądro atomu wodoru zawiera 1 proton, a w powłoce elektronowej znajduje się 1 elektron. Wodór ma trzy izotopy: ^1_1H (prot), ^2_1H (deuter), ^3_1H (tryt) (patrz s. 37).

Atom wodoru dąży do uwspólnienia elektronu 1*s* z utworzeniem wiązania kowalencyjnego, w wyniku czego uzyskuje dublet elektronowy.

W reakcjach chemicznych niesparowany elektron wodoru łatwo tworzy wiązanie σ.

1
1 — 2,1 $_1H$ wodór $1s^1$

Konfiguracja elektronowa atomu $_1H$:

↑
$1s^1$

W związkach chemicznych wodór zazwyczaj przyjmuje **stopień utlenienia I** (np. w HCl, H_2S), a w **wodorkach metali**: **–I** (np. w NaH, MgH_2).

Wodór w wyniku reakcji z pierwiastkami chemicznymi tworzy **wodorki**. Aby je otrzymać, z wyjątkiem HF, należy użyć czynnika inicjującego reakcję chemiczną (np. w reakcji powstawania HCl) lub katalizatora (np. w reakcji powstawania NH_3).

W laboratorium wodór można otrzymać kilkoma sposobami. Najczęściej przeprowadza się **reakcje chemiczne**:

- **metali aktywniejszych chemicznie od wodoru z kwasami**, np. cynku z kwasem chlorowodorowym (patrz doświadczenie 38., s. 290):

$$\underset{\text{cynk}}{Zn} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2\,HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek cynku}}{ZnCl_2} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

- **metali 1. i 2. grupy układu okresowego** pierwiastków chemicznych **z wodą**, np.:

$$\underset{\text{sód}}{2\,Na} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2\,NaOH} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

- **wodorków metali 1. i 2. grupy układu okresowego z wodą**, np.:

$$\underset{\text{wodorek wapnia}}{CaH_2} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek wapnia}}{Ca(OH)_2} + \underset{\text{wodór}}{2\,H_2\uparrow}$$

Na skalę przemysłową wodór wytwarza się poprzez działanie parą wodną na:

- rozżarzony koks:

$$\underset{\text{węgiel}}{C} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \xrightarrow{T} \underset{\text{tlenek węgla(II)}}{CO} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

- metan:

$$\underset{\text{metan}}{CH_4} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \xrightarrow{p,\ T = 650\text{–}900^\circ C} \underbrace{\underset{\text{tlenek węgla(II)}}{CO} + \underset{\text{wodór}}{3\,H_2\uparrow}}_{\text{gaz wodny (gaz syntezowy)}}$$

Gaz wodny – gaz wykorzystywany jako paliwo lub surowiec do wielu syntez.

Hel $_2$He

Hel jest pierwiastkiem chemicznym bardzo rozpowszechnionym we wszechświecie (28% masowych; ustępuje tylko wodorowi). Niska zawartość w atmosferze oraz bierność chemiczna spowodowały, że na Ziemi odkryto ten pierwiastek chemiczny stosunkowo późno. Wcześniej, dzięki zastosowaniu metod spektroskopowych, stwierdzono jego obecność na Słońcu.

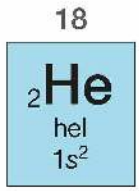
Podobnie jak wszystkie helowce, w temperaturze pokojowej hel jest gazem bezbarwnym i bezwonnym.

Jądro atomu helu zawiera 2 protony i 2 neutrony. Poza jądrem atomowym znajdują się 2 elektrony.

Ze względu na zapełnienie orbitalu 1*s* (a tym samym zapełnienie pierwszej powłoki elektronowej) **hel wykazuje bierność chemiczną i występuje w postaci pojedynczych atomów**, a nie cząsteczek dwuatomowych jak inne gazowe pierwiastki chemiczne – np. wodór, tlen, azot, fluor i chlor.

Hel otrzymuje się ze skroplonego powietrza metodą destylacji frakcyjnej. Gdy inne składniki powietrza w wyniku skroplenia stają się cieczami, hel pozostaje gazem, ponieważ ma bardzo niską temperaturę wrzenia (najniższą wśród gazów) – ok. –268,9°C (patrz s. 468). Następnie oczyszcza się go, przepuszczając przez warstwę węgla aktywnego. Na skalę przemysłową hel otrzymuje się ze skroplonego gazu ziemnego, który oprócz głównego składnika (metanu) zawiera pewne ilości helu i azotu.

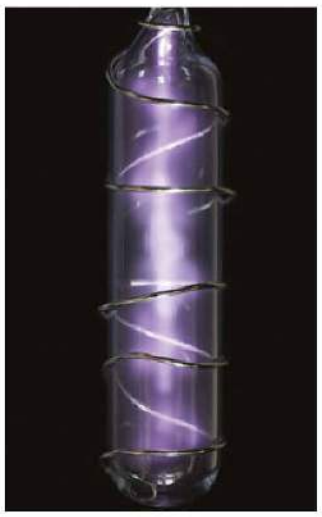
W silnym polu elektrycznym hel emituje światło (fot. 139.).



Konfiguracja elektronowa atomu $_2$He:



$1s^2$



Fot. 139. Barwa światła emitowanego przez hel.

Zastosowania

Wodór i hel

W przeszłości do napełniania balonów i sterowców stosowano wodór, lecz z powodu ryzyka pożaru i wybuchu obecnie jest on zastępowany helem.

Wodór

Ciekły wodór jest składnikiem **paliwa rakietowego**. Jest źródłem energii w nowoczesnych pojazdach wyposażonych w ogniwa paliwowe. Stanowi też surowiec w syntezie amoniaku i chlorowodoru. Stosuje się go do wytwarzania wysokich temperatur w palnikach tlenowo-wodorowych (ok. 2500°C).



Hel

Jest niepalny i ma bardzo małą gęstość, dlatego napełnia się nim balony i **sondy meteorologiczne**. Ze względu na niską temperaturę wrzenia oraz bierność chemiczną stosuje się go do wytwarzania niskich temperatur w procesach technologicznych i badaniach naukowych. Umożliwia on utrzymywanie obojętnej atmosfery w przyrządach i komorach badawczych. W medycynie mieszaninę helu z tlenem wykorzystuje się do leczenia astmy.



Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Jedną z metod przemysłowego otrzymywania wodoru jest działanie parą wodną na rozżarzony koks.
   a) **Napisz równanie tej reakcji chemicznej.**
   b) **Oblicz, ile metrów sześciennych gazu wodnego można otrzymać z 1 t koksu** (warunki normalne).

2. Wodór jest stosowany jako reduktor m.in. w reakcji chemicznej: $CuO + H_2 \longrightarrow Cu + H_2O$.
   a) **Określ stopnie utlenienia wszystkich pierwiastków chemicznych w substratach i produktach.**
   b) **Oblicz, ile decymetrów sześciennych wodoru potrzeba do zredukowania $3{,}01 \cdot 10^{23}$ cząsteczek tlenku miedzi(II)** (warunki normalne).

47. Litowce

Ze względu na dużą aktywność chemiczną litowce występują w środowisku przyrodniczym wyłącznie w postaci związków chemicznych jako składniki skał i minerałów. Najbardziej rozpowszechnione są sód i potas (fot. 140.). W płynach ustrojowych organizmów znajdują się ich jony. Regulują one gospodarkę wodną, odpowiadają także za przewodzenie impulsów nerwowych. Pozostałe litowce to: lit Li, rubid Rb, cez Cs, frans Fr oraz wodór H, który nie jest metalem.



Fot. 140. Nafta nie reaguje z potasem (ani z innymi litowcami), dzięki czemu skutecznie chroni go przed dostępem powietrza czy wilgocią.

Litowce – porównanie właściwości

Litowce to miękkie metale o małej gęstości, srebrzystobiałej barwie i niskich temperaturach topnienia (patrz s. 468–470). Są bardzo aktywne chemicznie, dlatego muszą być przechowywane w nafcie lub oleju parafinowym. Jony litowców barwią płomień palnika, co umożliwia identyfikację tych pierwiastków chemicznych.

Atomy litowców mają 1 elektron walencyjny ns^1. Im jest on bardziej oddalony od jądra atomowego, tym słabiej jest z nim związany i łatwiej ulega oderwaniu. Z atomu metalu powstaje wówczas kation:

$$\underset{\text{litowiec}}{M} \longrightarrow \underset{\text{kation litowca}}{M^+} + e^-$$

Dlatego wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej zwiększa się aktywność chemiczna litowców.

Litowce mają niską elektroujemność i niskie wartości energii jonizacji. W związkach chemicznych występują na **I stopniu utlenienia**.

Litowce łatwo reagują z tlenem, niemetalami, wodą i kwasami:

1. Produktami reakcji chemicznych z tlenem są tlenki (w przypadku litu), nadtlenki (w przypadku sodu) lub ponadtlenki (w przypadku pozostałych litowców):

$$\underset{\text{lit}}{4\,Li} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek litu}}{2\,Li_2O}$$

Tlenki litowców mają charakter silnie zasadowy. W reakcji z wodą tworzą mocne zasady, np.:

$$\underset{\text{tlenek potasu}}{K_2O} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek potasu}}{2\,KOH}$$

Moc zasad zwiększa się wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej litowca. **Najmocniejszą ze znanych zasad jest wodorotlenek cezu CsOH.**

W kryształach nadtlenków występuje jon nadtlenkowy O_2^{2-}, a w sieci krystalicznej ponadtlenków – jon ponadtlenkowy O_2^-:

$$\underset{\text{sód}}{2\,Na} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{nadtlenek sodu}}{Na_2O_2}$$

$$\underset{\text{potas}}{K} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{ponadtlenek potasu}}{KO_2}$$

metale lekkie

$d < 5 \frac{g}{cm^3}$

metale ciężkie

$d > 5 \frac{g}{cm^3}$

Zwiększanie się aktywności chemicznej litowców

$_3Li$
$_{11}Na$
$_{19}K$
$_{37}Rb$
$_{55}Cs$
$_{87}Fr$

Zwiększanie się mocy zasad litowców

LiOH
NaOH
KOH
RbOH
CsOH

2. Produktami reakcji chemicznych z wodorem są wodorki MH, a z siarką – siarczki M_2S i wodorosiarczki MHS. W reakcjach chemicznych litowców z azotem powstają azotki M_3N, a z fluorowcami – halogenki.
3. Produktami reakcji chemicznych z wodą są wodorotlenki oraz wodór:

$$\underset{\text{litowiec}}{2\,M} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek litowca}}{2\,MOH} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

Przebieg reakcji chemicznej jest gwałtowny.

4. Litowce wypierają wodór z kwasów, tworząc sole, np.:

$$\underset{\text{potas}}{2\,K} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2\,HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek potasu}}{2\,KCl} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

Sód $_{11}$Na i jego związki chemiczne

1
3 | 0,9 $_{11}$Na | sód | [Ne] $3s^1$

Konfiguracja elektronowa atomu $_{11}$Na:

[Ne] ↑
$3s^1$

Sód w związkach chemicznych występuje na **I stopniu utlenienia**.

Podobnie jak inne metale sód ma budowę krystaliczną. W jego sieci krystalicznej znajdują się jony Na^+, między którymi porusza się chmura elektronów. W sodzie występuje więc wiązanie metaliczne. Dzięki temu wykazuje on wysokie przewodnictwo elektryczne i cieplne.

Doświadczenie 53. Na

Badanie właściwości sodu

Nie dotykaj sodu metalicznego gołymi dłońmi.

Odczynniki: sód.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: szczypce, bibuła, szkiełko zegarkowe lub szalka Petriego, nóż.

Instrukcja: Wyjmij szczypcami kawałek sodu ze słoika i połóż na bibule umieszczonej na szkiełku zegarkowym lub szalce Petriego. Ostrożnie odkrój nożem kawałek sodu.



Fot. 141. Ze względu na dużą aktywność chemiczną sód należy przechowywać w nafcie, która chroni go przed dostępem powietrza i wilgoci.

Obserwacje: Sód jest metalem (fot. 141.) o srebrzystej barwie i metalicznym połysku. Jest bardzo miękki. Po przekrojeniu metaliczny połysk szybko znika.

Wniosek: Zachodzi reakcja utleniania sodu tlenem z powietrza. Powstaje nadtlenek sodu.

Równanie zachodzącej reakcji chemicznej:

$$\underset{\text{sód}}{2\,Na} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{nadtlenek sodu}}{Na_2O_2}$$

W nadtlenku sodu, podobnie jak w nadtlenku wodoru, atomy tlenu są połączone ze sobą i tworzą tzw. mostek tlenowy O_2^{2-}. Wzór strukturalny takiego połączenia przedstawia się następująco: $Na^+O^-—O^-Na^+$.

Mostek tlenowy, jako wiązanie nietrwałe, łatwo odszczepia tlen, co decyduje o utleniających właściwościach nadtlenku sodu. Powstający w tej reakcji chemicznej tlenek sodu Na_2O ma bardzo silne właściwości zasadowe.

Metaliczny sód reaguje też z wodą, wypierając z niej wodór:

$$\underset{\text{sód}}{2\,Na} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2\,NaOH} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

Wodorotlenek sodu – produkt tej reakcji chemicznej, nazywany także sodą kaustyczną lub ługiem sodowym – jest jednym z najczęściej stosowanych związków chemicznych tego metalu. Sód łatwo reaguje z niemetalami:

- z wodorem tworzy bardzo reaktywny **wodorek sodu**:

$$\underset{\text{sód}}{2\,Na} + \underset{\text{wodór}}{H_2} \longrightarrow \underset{\text{wodorek sodu}}{2\,NaH}$$

- z gazowym chlorem – **chlorek sodu**:

$$\underset{\text{sód}}{2\,Na} + \underset{\text{chlor}}{Cl_2} \longrightarrow \underset{\text{chlorek sodu}}{2\,NaCl}$$

- z siarką – **siarczek sodu**:

$$\underset{\text{sód}}{2\,Na} + \underset{\text{siarka}}{S} \longrightarrow \underset{\text{siarczek sodu}}{Na_2S}$$

Zastosowania

Litowce

Najbardziej rozpowszechnionymi litowcami są sód i potas. Ich wodorotlenki są często stosowane jako odczynniki w laboratoriach chemicznych.

Potas

Stosuje się go do **określania wieku skał** wulkanicznych.

Rubid

Pokrywa się nim **wnętrze fotokomórek** oraz dodaje się go do niektórych gatunków szkieł.

Cez

Jest **katalizatorem** wielu reakcji polimeryzacji i spalania.

Frans

Jest bardzo nietrwałym pierwiastkiem chemicznym, dlatego wykorzystuje się go jedynie do **celów badawczych**.

Lit

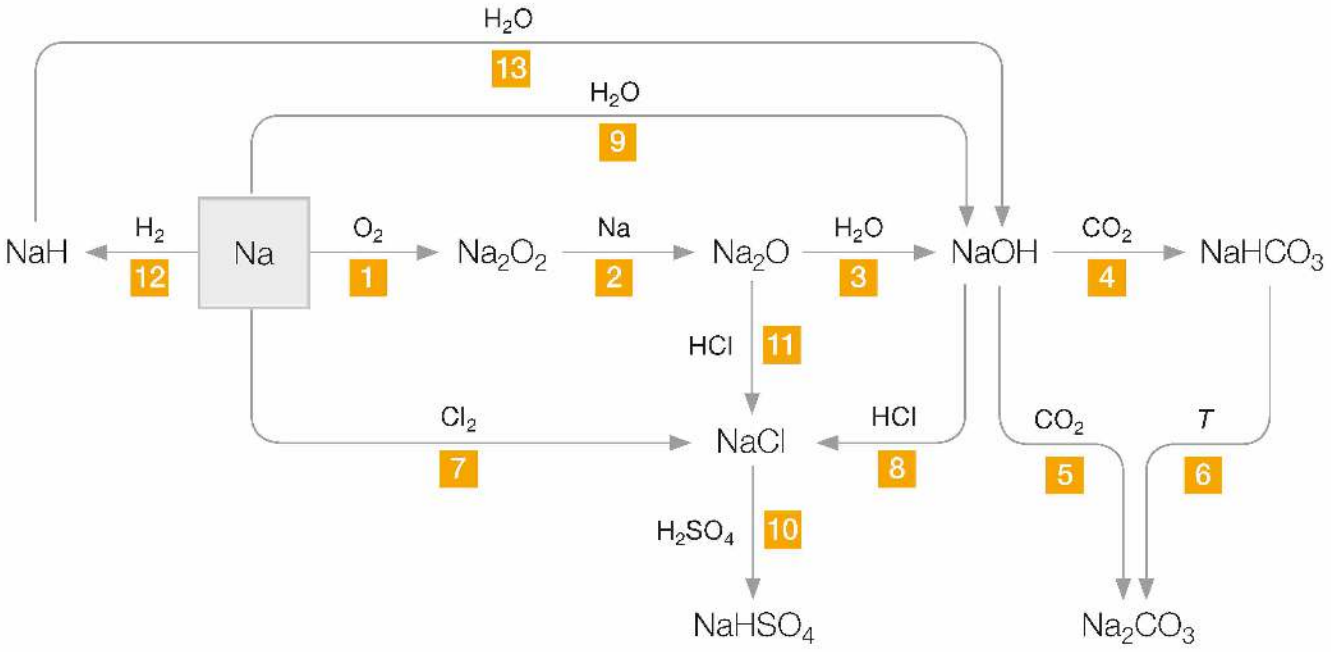
Wykorzystuje się go w bateriach litowych i jodowo-litowych, stanowiących źródło zasilania m.in. **kardiostymulatorów** – urządzeń wytwarzających bodźce elektryczne pobudzające mięsień sercowy.



Sód

Pary sodu występują w **lampach oświetlających ulice**. Wyładowania elektryczne pobudzają pary do świecenia. Zaletą takiego światła jest duża jasność, widoczna nawet we mgle, a wadą – zafałszowywanie kolorów otoczenia (głównie zieleni).

Ciągi przemian chemicznych – sód



Równania reakcji chemicznych:

1. $2\,Na + O_2 \longrightarrow Na_2O_2$
   sód; tlen; nadtlenek sodu

2. $Na_2O_2 + 2\,Na \longrightarrow 2\,Na_2O$
   nadtlenek sodu; sód; tlenek sodu

3. $Na_2O + H_2O \longrightarrow 2\,NaOH$
   tlenek sodu; woda; wodorotlenek sodu

4. $NaOH + CO_2 \longrightarrow NaHCO_3$
   wodorotlenek sodu; tlenek węgla(IV); wodorowęglan sodu

5. $2\,NaOH + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$
   wodorotlenek sodu; tlenek węgla(IV); węglan sodu; woda

6. $2\,NaHCO_3 \xrightarrow{T} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$
   wodorowęglan sodu; węglan sodu; woda; tlenek węgla(IV)

7. $2\,Na + Cl_2 \longrightarrow 2\,NaCl$
   sód; chlor; chlorek sodu

8. $NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$
   wodorotlenek sodu; kwas chlorowodorowy; chlorek sodu; woda

9 $2\,Na + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,NaOH + H_2\uparrow$
sód — woda — wodorotlenek sodu — wodór

10 $NaCl + H_2SO_4 \longrightarrow NaHSO_4 + HCl$
chlorek sodu — kwas siarkowy(VI) — wodorosiarczan(VI) sodu — kwas chlorowodorowy

11 $Na_2O + 2\,HCl \longrightarrow 2\,NaCl + H_2O$
tlenek sodu — kwas chlorowodorowy — chlorek sodu — woda

12 $2\,Na + H_2 \longrightarrow 2\,NaH$
sód — wodór — wodorek sodu

13 $NaH + H_2O \longrightarrow NaOH + H_2\uparrow$
wodorek sodu — woda — wodorotlenek sodu — wodór

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych (s. 380 i 381) **i wykonaj polecenia** (a–e).

a) Wskaż numery równań reakcji chemicznych przedstawiających reakcje utleniania-redukcji.

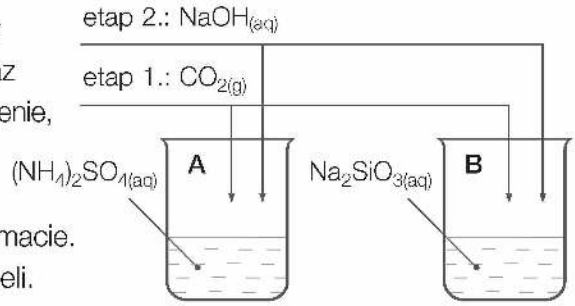
b) Podaj numery reakcji chemicznych, za pomocą których można wykazać zasadowe właściwości tlenku sodu.

c) Określ odczyn wodnych roztworów związków sodu otrzymanych w reakcjach chemicznych oznaczonych numerami 2, 3, 4, 7.

d) Wskaż wzory związków chemicznych, których wodne roztwory mają pH > 7.

e) Napisz, stosując skrócony zapis jonowy, równanie reakcji chemicznej oznaczonej numerem 8.

2. W dwóch zlewkach, oznaczonych literami A i B, znajdowały się odpowiednio wodne roztwory: siarczanu(VI) amonu oraz krzemianu(IV) sodu. Przeprowadzono dwuetapowe doświadczenie, w którym najpierw do zlewek wprowadzono tlenek węgla(IV) (etap 1.), a następnie dodano zasadę sodową i zlewki ogrzewano (etap 2.). Doświadczenie przedstawiono na schemacie. Obserwacje z doświadczenia chemicznego zebrano w tabeli.



	Zlewka A	Zlewka B
Etap 1.	Brak zmian.	Strąca się osad.
Etap 2.	Wydziela się gaz o ostrej woni.	Osad zanika i powstaje klarowny roztwór.

a) **Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji, w której wyniku nastąpiło strącanie osadu.**

b) **Napisz, jak zabarwiłby się zwilżony uniwersalny papierek wskaźnikowy umieszczony u wylotu zlewki A w trakcie przeprowadzania etapu 2. opisanego doświadczenia chemicznego.**

c) **Napisz, jaki był odczyn roztworu znajdującego się w zlewce B przed przeprowadzeniem doświadczenia chemicznego. Uzasadnij swoją odpowiedź odpowiednim równaniem reakcji chemicznej w formie jonowej skróconej.**

48. Berylowce



Fot. 142. Magnez.

Ze względu na dużą aktywność chemiczną berylowce występują w przyrodzie wyłącznie w postaci związków chemicznych, jako składniki skał i minerałów. Magnez (fot. 142.) i wapń znajdują się wśród dziesięciu najbardziej rozpowszechnionych pierwiastków chemicznych w skorupie ziemskiej. Magnez stanowi czynnik regulujący procesy enzymatyczne, uczestniczy także w przenoszeniu impulsów nerwowych. Wapń jest głównym składnikiem kości, dzięki któremu zyskują one twardość. Berylowce to: beryl Be, magnez Mg, wapń Ca, stront Sr, bar Ba i rad Ra.

Berylowce – porównanie właściwości

Zwiększanie się aktywności chemicznej berylowców

$_4Be$
$_{12}Mg$
$_{20}Ca$
$_{38}Sr$
$_{56}Ba$

Berylowce to srebrzystobiałe metale o małej twardości, niskich temperaturach topnienia (wyższych jednak niż temperatury topnienia litowców) oraz małej gęstości (patrz s. 468–470). Kationy niektórych berylowców barwią płomień na charakterystyczny kolor (patrz s. 387), co umożliwia identyfikację tych pierwiastków chemicznych. Berylowce są aktywne chemicznie, chociaż mniej niż litowce. Ich aktywność chemiczna zwiększa się wraz ze zwiększaniem liczby atomowej. Atomy berylowców mają 2 elektrony walencyjne ns^2. W wyniku ich oddawania łatwo tworzą kationy:

$$\underset{\text{berylowiec}}{M} \longrightarrow \underset{\text{kation berylowca}}{M^{2+}} + 2e^-$$

np.

$$\underset{\text{magnez}}{Mg} \longrightarrow \underset{\text{kation magnezu}}{Mg^{2+}} + 2e^-$$

Berylowce mają niską elektroujemność i niskie wartości energii jonizacji. W związkach chemicznych występują na **II stopniu utlenienia**.

Berylowce łatwo reagują z tlenem, niemetalami, wodą i kwasami, a beryl (z powodu swego amfoterycznego charakteru) również ze stężonymi zasadami:

1. Produktami reakcji chemicznych z tlenem są **tlenki**:

$$\underset{\text{berylowiec}}{2\,M} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek berylowca}}{2\,MO}$$

np.

$$\underset{\text{magnez}}{2\,Mg} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek magnezu}}{2\,MgO}$$

Tlenki mają charakter zasadowy. W reakcji chemicznej z wodą tworzą wodorotlenki, np.:

$$\underset{\text{tlenek magnezu}}{MgO} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek magnezu}}{Mg(OH)_2}$$

Zwiększanie się mocy zasad berylowców

$Ca(OH)_2$
$Sr(OH)_2$
$Ba(OH)_2$

Moc zasad zwiększa się wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej berylowca. Tlenek berylu jest związkiem amfoterycznym. W reakcji chemicznej z kwasami tworzy sole, w których beryl jest kationem:

$$\underset{\text{tlenek berylu}}{BeO} + \underset{\text{kation wodoru}}{2\,H^+} \longrightarrow \underset{\text{kation berylu}}{Be^{2+}} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

Natomiast w reakcjach chemicznych z zasadami tworzy sole, w których beryl wchodzi w skład anionu:

$$\underset{\text{tlenek berylu}}{BeO} + \underset{\text{aniony wodorotlenkowe}}{2\,OH^-} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{jon tetrahydroksoberylanowy}}{[Be(OH)_4]^{2-}}$$

2. Produktami reakcji chemicznych z wodorem są wodorki MH_2 (wyjątek stanowią beryl i magnez, które nie reagują z nim bezpośrednio). Berylowce reagują też z siarką, fluorowcami i azotem, tworząc najczęściej połączenia jonowe.
3. Produktami reakcji chemicznych z wodą są **wodorotlenki** oraz wodór (beryl i magnez reagują z wodą w wysokiej temperaturze):

$$\underset{\text{berylowiec}}{M} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek berylowca}}{M(OH)_2} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

4. Produktami reakcji chemicznych z kwasami są sole (berylowce wypierają wodór z kwasów), np.:

$$\underset{\text{berylowiec}}{Mg} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2\,HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek magnezu}}{MgCl_2} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

5. Produktami reakcji chemicznych berylu ze stężonymi zasadami są sole oraz wodór, np.:

$$\underset{\text{berylowiec}}{Be} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2\,NaOH} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{tetrahydroksoberylan sodu}}{Na_2[Be(OH)_4]} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

Związki koordynacyjne berylowców

Tetrahydroksoberylan sodu $Na_2[Be(OH)_4]$ należy do **związków koordynacyjnych**, nazywanych także **związkami kompleksowymi** lub **kompleksami**. Są to związki chemiczne, których cząsteczki składają się z kilku atomów, jonów bądź cząsteczek otaczających jeden atom lub jon. Atom albo jon przyłączający cząsteczki wiązaniami koordynacyjnymi nosi nazwę **atomu lub jonu centralnego**, a cząsteczki lub jony z nim związane to **ligandy**. Liczbę ligandów nazywa się **liczbą koordynacyjną**. W jonie $[Be(OH)_4]^{2-}$ jonem centralnym jest Be^{2+}, a ligandami są jony OH^-. Liczba koordynacyjna wynosi 4.

Związki koordynacyjne – związki chemiczne o złożonych cząsteczkach lub jonach, w których atom lub jon (kation), zwany atomem lub jonem centralnym, jest połączony wiązaniami koordynacyjnymi z ligandami.

Wapń i jego związki chemiczne

Wapń nie występuje w stanie wolnym, ale jest składnikiem niemal wszystkich skał (kredy, wapienia, gipsu, marmuru i glinokrzemianów). Związki chemiczne wapnia są też składnikami kości.

Wapń, tak jak inne metale, jest dobrym przewodnikiem elektryczności. Jako metal aktywny chemicznie łatwo łączy się z wodą i tlenem

2
4 1,0 20 Ca wapń [Ar] $4s^2$

Konfiguracja elektronowa atomu $_{20}Ca$:

[Ar] $\uparrow\downarrow$ ($4s^2$)



Fot. 143. Wapń, podobnie jak sód i potas, należy chronić przed wpływem czynników zewnętrznych.

Pasywacja – tworzenie się na powierzchni niektórych metali warstewki tlenku, chroniącej metal przed dalszym utlenianiem.

z powietrza, dlatego przechowuje się go w nafcie (fot. 143.). Jest srebrzystoszarym, kruchym i dość twardym metalem. Jego świeżo odkryta powierzchnia jest błyszcząca, jednak matowieje pod wpływem powietrza. Powstają wówczas warstwy tlenku oraz azotku wapnia:

$$\underset{\text{wapń}}{2\,Ca} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek wapnia}}{2\,CaO}$$

$$\underset{\text{wapń}}{3\,Ca} + \underset{\text{azot}}{N_2} \longrightarrow \underset{\text{azotek wapnia}}{Ca_3N_2}$$

Produkty tych reakcji chemicznych zapobiegają dalszym procesom utleniania powierzchni wapnia. Proces ten nosi nazwę pasywacji.

Wapń w związkach chemicznych występuje na **II stopniu utlenienia**.

Wapń reaguje z wodą, jednak znacznie wolniej niż sód. Powstaje wodorotlenek, o czym świadczy malinowa barwa fenoloftaleiny:

$$\underset{\text{wapń}}{Ca} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek wapnia}}{Ca(OH)_2} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

Nasycony roztwór wodorotlenku wapnia to **woda wapienna**, która służy do wykrywania tlenku węgla(IV).

Zastosowania

Berylowce

Jednym z berylowców jest wapń. Jego wodorotlenek ma wiele zastosowań. Jest stosowany m.in. do produkcji nawozów oraz w budownictwie, jako składnik zaprawy murarskiej.

Rad

Wykorzystywano go w leczeniu nowotworów i do produkcji farb luminescencyjnych. Obecnie rad **nie jest** już **stosowany** ze względu na dużą radioaktywność.

Beryl

Przepuszcza promienie *X*, dlatego wykonuje się z niego **okienka lamp rentgenowskich**.

Wapń

Jego związki są stosowane do **odsiarczania** oraz osuszania **złóż metali** i **ropy naftowej**.



Stront

Ze względu na charakterystyczne czerwone zabarwienie płomienia związków strontu używa się do produkcji **rakiet sygnalizacyjnych**.

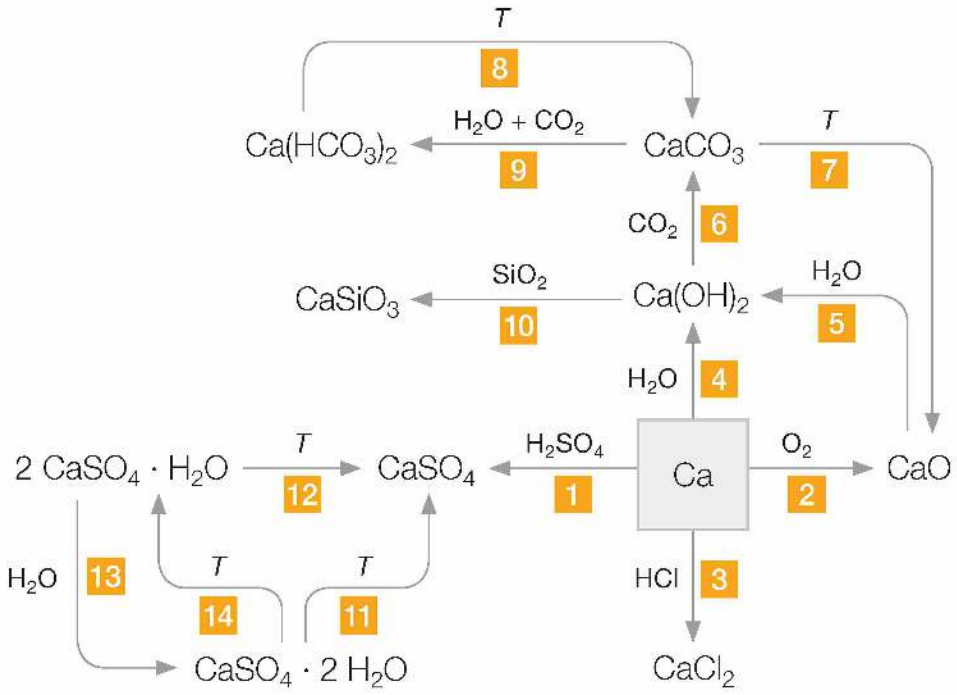
Magnez

Stosuje się go najczęściej jako **składnik lekkich stopów**, z których są produkowane m.in. ramy rowerowe.

Bar

Pełni **funkcję pochłaniacza gazów**, który umieszcza się we wnętrzu przyrządów próżniowych, np. **lampy elektronowej.** Jego zastosowanie umożliwia utrzymanie próżni w danym przyrządzie.

Ciągi przemian chemicznych – wapń



Równania reakcji chemicznych:

1. $Ca + H_2SO_4 \longrightarrow CaSO_4 + H_2\uparrow$
   wapń; kwas siarkowy(VI); siarczan(VI) wapnia; wodór
2. $2\,Ca + O_2 \longrightarrow 2\,CaO$
   wapń; tlen; tlenek wapnia
3. $Ca + 2\,HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2\uparrow$
   wapń; kwas chlorowodorowy; chlorek wapnia; wodór
4. $Ca + 2\,H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + H_2\uparrow$
   wapń; woda; wodorotlenek wapnia; wodór
5. $CaO + H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2$
   tlenek wapnia; woda; wodorotlenek wapnia
6. $Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$
   wodorotlenek wapnia; tlenek węgla(IV); węglan wapnia; woda
7. $CaCO_3 \xrightarrow{T} CaO + CO_2$
   węglan wapnia; tlenek wapnia; tlenek węgla(IV)
8. $Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{T} CaCO_3\downarrow + H_2O + CO_2\uparrow$
   wodorowęglan wapnia; węglan wapnia; woda; tlenek węgla(IV)
9. $CaCO_3 + H_2O + CO_2 \longrightarrow Ca(HCO_3)_2$
   węglan wapnia; woda; tlenek węgla(IV); wodorowęglan wapnia

10 $Ca(OH)_2 + SiO_2 \longrightarrow CaSiO_3\downarrow + H_2O$
wodorotlenek wapnia | tlenek krzemu(IV) | krzemian(IV) wapnia | woda

11 $CaSO_4 \cdot 2\,H_2O \xrightarrow{T} CaSO_4 + 2\,H_2O$
siarczan(VI) wapnia–woda(1/2) | siarczan(VI) wapnia | woda

12 $2\,CaSO_4 \cdot H_2O \xrightarrow{T} 2\,CaSO_4 + H_2O$
siarczan(VI) wapnia–woda(2/1) | siarczan(VI) wapnia | woda

13 $2\,CaSO_4 \cdot H_2O + 3\,H_2O \longrightarrow 2\,(CaSO_4 \cdot 2\,H_2O)$
siarczan(VI) wapnia–woda(2/1) | woda | siarczan(VI) wapnia–woda(1/2)

14 $2\,(CaSO_4 \cdot 2\,H_2O) \xrightarrow{T} 2\,CaSO_4 \cdot H_2O + 3\,H_2O$
siarczan(VI) wapnia–woda(1/2) | siarczan(VI) wapnia–woda(2/1) | woda

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych (s. 385 i 386) **i wykonaj polecenia** (a–d).

a) Wskaż numery równań reakcji chemicznych, w których wapń zmienia stopień utlenienia.

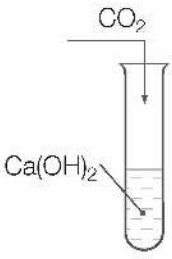
b) Ustal, które reakcje chemiczne świadczą o tym, że wapń jest metalem aktywniejszym chemicznie od wodoru.

c) Wskaż wzory bezwodnych soli wapnia dobrze rozpuszczalnych w wodzie, określ odczyn ich wodnych roztworów i napisz równania dysocjacji elektrolitycznej tych soli.

d) Napisz, stosując skrócony zapis jonowy, równanie reakcji chemicznej oznaczonej numerem 3.

2. Przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie. Zaobserwowano strącenie białego osadu, który po pewnym czasie pod wpływem tlenku węgla(IV) rozpuścił się. **Wybierz literę P, jeżeli informacja jest prawdziwa, lub F – jeśli jest fałszywa.**

Powstał osad $CaCO_3$, który pod wpływem nadmiaru $Ca(OH)_2$ rozpuszcza się.	P	F
Powstał osad $CaCO_3$, który pod wpływem CO_2 w roztworze wodnym tworzy rozpuszczalny $Ca(HCO_3)_2$.	P	F
Powstał osad $Ca(HCO_3)_2$, który ulega dysocjacji jonowej.	P	F
Powstał osad $CaCO_3$, który rozpuszcza się w wodzie w wyniku dysocjacji jonowej.	P	F



3. Niektóre związki chemiczne podczas ogrzewania zmieniają swój skład, ponieważ są trwałe tylko w określonym przedziale temperatur. Poniższa tabela przedstawia temperaturowy przedział trwałości wybranych związków wapnia.

Związek chemiczny	CaO	$CaCO_3$	CaC_2O_4	$CaC_2O_4 \cdot H_2O$
Temperaturowy przedział trwałości, °C	838–1026	420–660	226–398	18–102

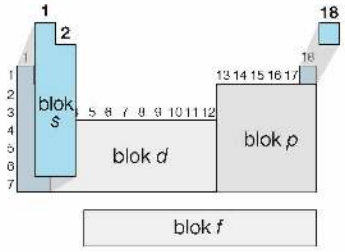
Na podstawie: J. Minczewski, Z. Marczenko, *Chemia analityczna*, PWN, Warszawa 2004

a) Uwodniony szczawian wapnia ogrzewany od 102°C do 1026°C ulega przemianom najpierw w bezwodny szczawian wapnia, następnie w węglan wapnia, a na końcu w tlenek wapnia. **Napisz równanie reakcji rozkładu szczawianu wapnia w zakresie temperatur 398–420°C.**

b) **Narysuj krzywą przedstawiającą ubytek masy Δm (%) podczas ogrzewania 1 mola $CaC_2O_4 \cdot H_2O$ w zakresie temperatur 50–500°C.**

49. Blok *s* – podsumowanie

Blok *s* tworzą pierwiastki chemiczne 1. i 2. grupy układu okresowego oraz hel.



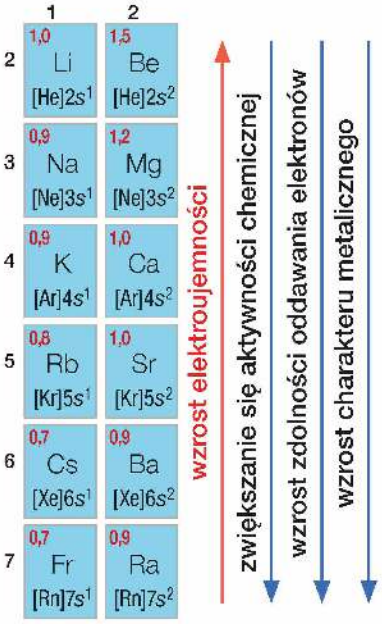
Konfiguracja elektronowa

Atomy pierwiastków chemicznych bloku *s* wykazują podobieństwo struktury elektronowej powłoki walencyjnej ***ns*** – ns^1 lub ns^2.

Właściwości pierwiastków chemicznych bloku *s*

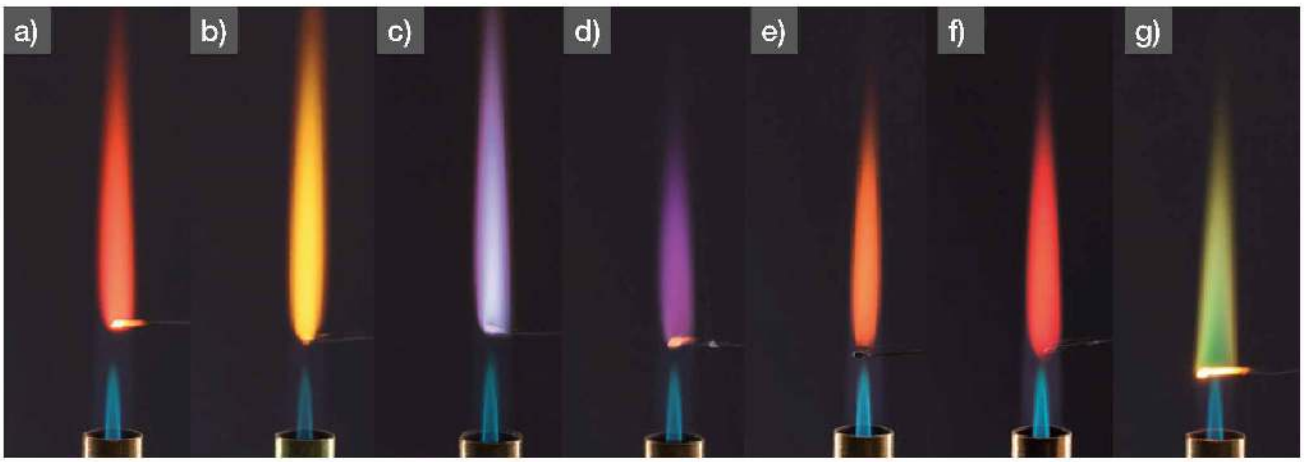
Wodór i hel, należące do pierwiastków chemicznych bloku *s*, są niemetalami (gazami) o właściwościach odmiennych od pozostałych pierwiastków chemicznych tego bloku. Mają jednak podobną konfigurację elektronową powłoki walencyjnej, co jest przyczyną umieszczenia ich w tym bloku.

Litowce i berylowce są srebrzystobiałymi, łatwo topliwymi metalami o małej gęstości – stąd ich potoczna nazwa: metale lekkie. Łatwo wyparowują w płomieniu palnika, a ich pary barwią płomień na charakterystyczny kolor, co wykorzystuje się do ich wykrywania (fot. 144.). Litowce i berylowce w reakcjach chemicznych tworzą jony dodatnie w wyniku oddania jednego (litowce) lub dwóch (berylowce) elektronów walencyjnych. Są pierwiastkami elektrododatnimi, czyli charakteryzują się niską elektroujemnością. Najniższą elektroujemność wśród wszystkich pierwiastków chemicznych (0,7 w skali Paulinga) mają cez i frans. Zwiększanie się liczby atomowej powoduje, że zmniejsza się elektroujemność, a zwiększają się charakter metaliczny oraz aktywność chemiczna pierwiastków chemicznych bloku *s* (rys. 61.).



Rys. 61. Zmiany właściwości chemicznych litowców i berylowców.

W wyniku reakcji chemicznych litowców i berylowców z tlenem powstają tlenki i nadtlenki o charakterze zasadowym (z wyjątkiem BeO, który jest amfoteryczny). W reakcjach chemicznych litowców i berylowców z wodą powstają wodorotlenki i wodór, a z kwasami – sole i wodór. Pierwiastki chemiczne bloku *s* reagują też z niemetalami.



Fot. 144. Barwy płomieni kationów: a) litu, b) sodu, c) potasu, d) cezu, e) wapnia, f) strontu, g) baru.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Poniższy schemat ilustruje cykl przemian, jakim ulega pierwiastek chemiczny bloku *s*. Produkt końcowy nie rozpuszcza się w wodzie.

$$A \xrightarrow[1]{O_2} B \xrightarrow[2]{H_2O} C \xrightarrow[3]{CO_2} D$$

a) **Wybierz symbole lub wzory chemiczne, które należy wpisać w miejsce liter A, B, C, D.**

K	K_2O	KOH	Ca	$Fe(OH)_2$
Fe	Li	Li_2O	K_2CO_3	$FeCO_3$
LiOH	$Al_2(CO_3)_3$	CaO	Al_2O_3	Li_2CO_3
$CaCO_3$	$Al(OH)_3$	$Ca(OH)_2$	FeO	

b) **Napisz w formie cząsteczkowej równania reakcji chemicznych oznaczonych cyframi 1, 2 i 3.**

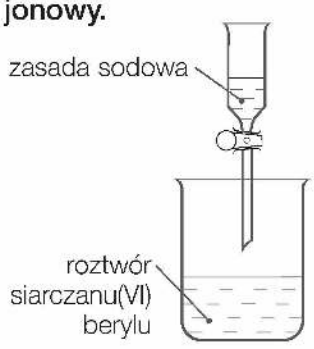
2. **Napisz po dwa równania reakcji chemicznych, w których:**
a) atomy wapnia przekształcają się w jony wapnia, tworząc sól,
b) atomy cezu przekształcają się w jony cezu, tworząc tlenek,
c) atomy berylu przekształcają się w jony berylu, tworząc wodorotlenek.

3. Tlenek pewnego jednowartościowego pierwiastka chemicznego bloku *s* reaguje z wodą, tworząc związek chemiczny, którego wodny roztwór barwi się pod wpływem fenoloftaleiny na malinowo. Tlenek ten zawiera ok. 17% tlenu. **Podaj jego wzór sumaryczny.**

4. Pewien berylowiec tworzy tlenek reagujący z wodą. Wodny roztwór tego tlenku barwi lakmus na niebiesko. Masa cząsteczkowa tego tlenku wynosi 153 u. **Podaj wzór sumaryczny tego tlenku.**

5. **Zaprojektuj doświadczenie pozwalające ustalić charakter chemiczny tlenku berylu.**
a) **Dobierz odpowiednie odczynniki.**
b) **Narysuj schemat doświadczenia.**
c) **Podaj przewidywane obserwacje.**
d) **Sformułuj wniosek.**
e) **Napisz równania reakcji chemicznych, stosując zapisy cząsteczkowy i jonowy.**

6. Przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie. Zaobserwowano, że wydzielił się osad, który w miarę dodawania kolejnych porcji zasady sodowej rozpuścił się. Na podstawie tej obserwacji postawiono następującą hipotezę: Nadmiar jonów OH^- spowodował rozpuszczenie stałego Na_2SO_4. **Oceń, czy postawiona hipoteza jest poprawna, czy błędna.**



7. W celu porównania właściwości fizycznych i chemicznych wybranych metali 1. i 2. grupy układu okresowego: Ca, K i Mg uczniowie wykonali doświadczenia chemiczne. **Dopasuj obserwacje i wnioski uczniów** (a–e) **do symbolu metalu.**
a) Kawałek metalu wyjęty z nafty jest miękki; można go kroić nożem.
b) Kawałek metalu wrzucony do zimnej wody nie reaguje z nią; reakcja chemiczna zachodzi dopiero po podgrzaniu wody do wrzenia.
c) Kawałek metalu wrzucony do wody unosi się na jej powierzchni, reaguje z nią z wydzieleniem palnego gazu i dużej ilości energii.
d) Produktem gazowym reakcji chemicznej jest wodór.
e) Kawałek metalu wrzucony do zimnej wody reaguje z nią; wydziela się gaz; w czasie doświadczenia chemicznego roztwór mętnieje.

50. Borowce

Wszystkie borowce, czyli pierwiastki chemiczne 13. grupy układu okresowego, w środowisku przyrodniczym występują w postaci związków chemicznych. Tylko bor B jest niemetalem, pozostałe pierwiastki chemiczne, czyli glin Al, gal Ga (fot. 145.), ind In i tal Tl, to metale. Bor jest pierwiastkiem chemicznym niezbędnym do wzrostu roślin.



Fot. 145. Temperatura topnienia galu wynosi 29,8°C, dlatego ten metal topi się w dłoni.

Borowce – porównanie właściwości

Wszystkie borowce są substancjami stałymi. Bor ma postać błyszczących, czarnych oraz twardych, lecz kruchych kryształów. Występuje w trzech odmianach alotropowych i jest półprzewodnikiem. Pozostałe borowce są metalami o srebrzystobiałej barwie.

Pierwiastki chemiczne 13. grupy układu okresowego są mniej aktywne chemicznie niż metale 2. grupy.

Atomy borowców mają **3 elektrony walencyjne** ns^2p^1. W wyniku ich oddawania tworzą kationy, np. Al^{3+}. Zwiększanie się liczby atomowej powoduje, że zwiększają się charakter metaliczny borowców i łatwość tworzenia kationów, które występują w sieciach krystalicznych ich soli oraz w roztworach.

Borowce mogą też uwspólniać elektrony i tworzyć wiązania kowalencyjne z innymi atomami.

W związkach chemicznych borowce występują na III stopniu utlenienia, co jest spowodowane konfiguracją elektronową ich powłoki walencyjnej ns^2p^1. Wyjątkiem jest tal, którego związki chemiczne na I stopniu utlenienia (np. chlorek talu(I) TlCl, tlenek talu(I) Tl_2O i wodorotlenek talu(I) TlOH) są trwalsze niż te na III stopniu utlenienia.

Charakter chemiczny borowców zmienia się wraz ze zwiększaniem się numeru okresu – od niemetalicznego boru, poprzez amfoteryczne glin i gal, do talu, który jest metalem aktywnym chemicznie. Charakter chemiczny tlenków pierwiastków chemicznych tej grupy (tabela 34.) zmienia się od kwasowego przez amfoteryczny do zasadowego.

Borowce reagują z tlenem (w podwyższonej temperaturze) oraz z innymi niemetalami:

- produktami reakcji chemicznych z tlenem są **tlenki**, np. Al_2O_3,
- produktami reakcji chemicznych z fluorowcami są **halogenki**, np.: $AlCl_3$, BF_3, $GaCl_3$,
- produktami reakcji chemicznych z siarką są **siarczki**, np. Al_2S_3,
- produktami reakcji chemicznych z azotem są **azotki**, np. AlN,
- produktami reakcji chemicznych z wodorem są **wodorki**, np. B_2H_6.

Wodorki boru – **borany**, zwyczajowo nazywane **borowodorami** – są związkami polimerycznymi, a najprostszy z nich to B_2H_6. Niektóre

Tabela 34. Charakter chemiczny tlenków pierwiastków 13. grupy układu okresowego

Wzór tlenku	Charakter chemiczny
B_2O_3	kwasowy
Al_2O_3	amfoteryczny
Ga_2O_3	amfoteryczny
In_2O_3	amfoteryczny
Tl_2O	zasadowy
Tl_2O_3	zasadowy

same zapalają się w kontakcie z powietrzem, dlatego mogą być stosowane jako paliwo rakietowe.

Ważnymi związkami chemicznymi boru są borowodorki metali, np. litu i sodu, w których bor tworzy anion $[BH_4]^-$. Używa się ich w syntezie organicznej jako środków redukujących.

Glin $_{13}$Al i jego związki chemiczne

13
3
1,5
$_{13}$Al
glin
[Ne] $3s^2\,3p^1$

Konfiguracja elektronowa atomu $_{13}$Al:

[Ne] ↑↓ | ↑ | | |
$3s^2$ $3p^1$



Fot. 146. Glin.

Glin jest metalem kowalnym i ciągliwym (fot. 146.). Dobrze przewodzi prąd elektryczny i ciepło oraz wykazuje małą wytrzymałość na rozerwanie. Jest metalem miękkim, kruchym i łamliwym. Trwalsze w obróbce są stopy glinu, np. duraluminium – stop z miedzią, manganem, magnezem i krzemem.

W związkach chemicznych glin występuje na **III stopniu utlenienia**.

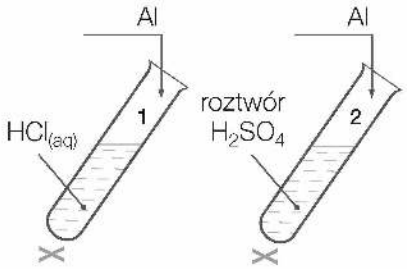
Doświadczenie 54. HCl, H_2SO_4

Działanie roztworów mocnych kwasów na glin

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, roztwór kwasu siarkowego(VI), aluminiowy drut.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, palnik gazowy.

Instrukcja: Do probówki 1. wlej 3 cm^3 rozcieńczonego kwasu chlorowodorowego, a do 2. – 3 cm^3 rozcieńczonego roztworu kwasu siarkowego(VI). Następnie do obu probówek wrzuć po kawałku drutu aluminiowego. Zawartość probówek ogrzewaj w płomieniu palnika (schemat).



Obserwacje: W probówkach wydzielają się pęcherzyki bezbarwnego gazu.

Wniosek: Glin reaguje z rozcieńczonymi roztworami kwasów. W wyniku tych reakcji chemicznych powstają odpowiednie sole (chlorek glinu w probówce 1. i siarczan(VI) glinu w probówce 2.) oraz wodór.

Równania zachodzących reakcji chemicznych:

Probówka 1. $2\,Al + 6\,HCl \longrightarrow 2\,AlCl_3 + 3\,H_2\uparrow$

glin; kwas chlorowodorowy; chlorek glinu; wodór

Probówka 2. $2\,Al + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow Al_2(SO_4)_3 + 3\,H_2\uparrow$

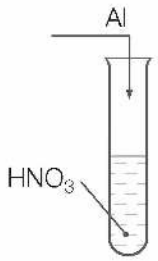
glin; kwas siarkowy(VI); siarczan(VI) glinu; wodór

Doświadczenie 55. HNO_3

Pasywacja glinu w kwasie azotowym(V)

Zachowaj szczególną ostrożność. Podczas nalewania stężonego roztworu HNO_3 stosuj okulary i rękawice ochronne.

Odczynniki: stężony roztwór kwasu azotowego(V), aluminiowy drut.
Szkło laboratoryjne: probówka.
Instrukcja: Do probówki wlej niewielką ilość stężonego roztworu kwasu azotowego(V). Zanurz w nim aluminiowy drut (schemat) oczyszczony wcześniej papierem ściernym.



Obserwacje: Powierzchnia metalu pokrywa się jasną, matową warstwą (fot. 147.).
Wniosek: Pod wpływem stężonego roztworu kwasu azotowego(V), który ma silne właściwości utleniające, na powierzchni metalu tworzy się ochronna warstwa **tlenku glinu**.

Równania zachodzących reakcji chemicznych:

$$\underset{\text{glin}}{4\,Al} + \underset{\text{tlen}}{3\,O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek glinu}}{2\,Al_2O_3}$$

Jest to reakcja **pasywacji glinu**, która powoduje, że ten pierwiastek chemiczny nie reaguje ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V). Dzięki tej właściwości glin może być stosowany do wyrobu cystern, w których przewozi się stężony roztwór HNO_3.

Glin jest metalem amfoterycznym. Reaguje ze stężonymi zasadami. Powstaje wówczas **tetrahydroksoglinian sodu** i wydziela się wodór:

$$\underset{\text{glin}}{2\,Al} + \underset{\text{woda}}{6\,H_2O} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2\,NaOH} \longrightarrow \underset{\text{tetrahydroksoglinian sodu}}{2\,Na[Al(OH)_4]} + \underset{\text{wodór}}{3\,H_2\uparrow}$$

Przy nadmiarze jonów OH^- powstaje **heksahydroksoglinian sodu $Na_3[Al(OH)_6]$**.

Oczyszczony i sproszkowany glin spala się gwałtownie w powietrzu. W wyniku tej reakcji chemicznej powstaje biały proszek – tlenek glinu Al_2O_3, który nie reaguje z wodą. Reaguje natomiast z mocnymi kwasami i zasadami, tworząc sole, co wskazuje na jego charakter amfoteryczny:

$$\underset{\text{tlenek glinu}}{Al_2O_3} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{6\,HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek glinu}}{2\,AlCl_3} + \underset{\text{woda}}{3\,H_2O}$$

$$\underset{\text{tlenek glinu}}{Al_2O_3} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2\,NaOH} + \underset{\text{woda}}{3\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{tetrahydroksoglinian sodu}}{2\,Na[Al(OH)_4]}$$

Czysty glin łączy się łatwo z tlenem, dlatego stosuje się go do redukcji tlenków innych metali. Powstają wówczas czyste metale. Na przykład zapalenie mieszaniny równych ilości tlenku żelaza(III) i pyłu glinowego za

szczelna warstwa tlenku izoluje metal od czynników zewnętrznych



Fot. 147. Pasywacja glinu w kwasie azotowym(V).



Fot. 148. W wyniku reakcji glinu z tlenkiem żelaza(III) oprócz tlenku glinu i żelaza powstaje także duża ilość energii.

pomocą wstążki magnezowej powoduje podwyższenie temperatury reakcji chemicznej do ok. 3000°C. Następuje wówczas redukcja Fe_2O_3 do metalicznego płynnego żelaza:

$$\underset{\text{tlenek żelaza(III)}}{Fe_2O_3} + \underset{\text{glin}}{2\,Al} \longrightarrow \underset{\text{tlenek glinu}}{Al_2O_3} + \underset{\text{żelazo}}{2\,Fe}$$

Egzoenergetyczną reakcję redukcji tlenków metali z użyciem pyłu glinowego nazywa się **aluminotermią** lub **reakcją termitową** (fot. 148.). Proces ten jest wykorzystywany podczas spawania i zgrzewania oraz stanowi podstawę działania amunicji zapalającej.

Związkiem glinu o właściwościach amfoterycznych jest również wodorotlenek glinu $Al(OH)_3$. Reaguje on zarówno z kwasami, jak i z zasadami. W reakcji chemicznej z zasadą sodową powstaje najpierw tetrahydroksoglinian sodu:

$$\underset{\text{wodorotlenek glinu}}{Al(OH)_3} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{NaOH} \longrightarrow \underset{\text{tetrahydroksoglinian sodu}}{Na[Al(OH)_4]}$$

a w nadmiarze zasady:

$$\underset{\text{wodorotlenek glinu}}{Al(OH)_3} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{3\,NaOH} \longrightarrow \underset{\text{heksahydroksoglinian sodu}}{Na_3[Al(OH)_6]}$$

Zastosowania

Borowce

Jednym z borowców jest bor, który stosuje się jako dodatek do stopów metali, ponieważ podwyższa ich wytrzymałość.



Bor

Jeden ze związków boru – boraks $Na_2B_4O_7 \cdot 10\,H_2O$ – jest ważnym składnikiem mydeł i krochmalu. Służy także do zabezpieczania przed ogniem, dezynfekcji owoców oraz do odchwaszczania.

Tal

Połączenia chemiczne bardzo toksycznego talu stosuje się głównie jako **trucizny** do deratyzacji. Antidotum na zatrucie talem jest błękit pruski – sól zawierająca anion $[Fe(CN)_6]^{4-}$ i kationy Fe^{3+} oraz K^+.

Gal

Niektóre jego związki chemiczne emitują niebieskie światło, co zostało wykorzystane w **fotodiodach**.



Glin

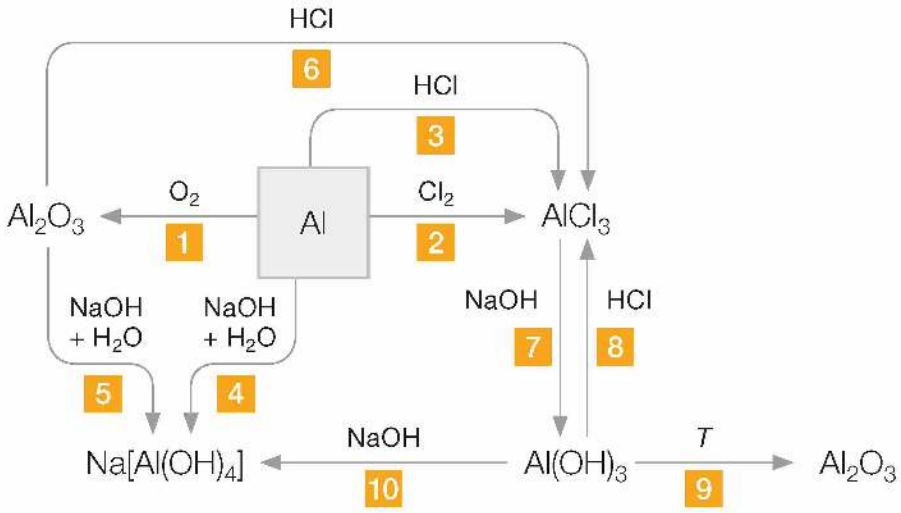
Stopy glinu, takie jak magnal czy duraluminium, wykorzystuje się w **przemyśle lotniczym**, okrętowym i samochodowym.

Ind

Stosuje się go do produkcji termometrów oporowych, przyrządów optycznych i **paneli słonecznych**.



Ciągi przemian chemicznych – glin



Równania reakcji chemicznych:

1. $4\,Al + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,Al_2O_3$
   glin, tlen, tlenek glinu
2. $2\,Al + 3\,Cl_2 \longrightarrow 2\,AlCl_3$
   glin, chlor, chlorek glinu
3. $2\,Al + 6\,HCl \longrightarrow 2\,AlCl_3 + 3\,H_2\uparrow$
   glin, kwas chlorowodorowy, chlorek glinu, wodór
4. $2\,Al + 2\,NaOH + 6\,H_2O \longrightarrow 2\,Na[Al(OH)_4] + 3\,H_2\uparrow$
   glin, wodorotlenek sodu, woda, tetrahydroksoglinian sodu, wodór
5. $Al_2O_3 + 2\,NaOH + 3\,H_2O \longrightarrow 2\,Na[Al(OH)_4]$
   tlenek glinu, wodorotlenek sodu, woda, tetrahydroksoglinian sodu
6. $Al_2O_3 + 6\,HCl \longrightarrow 2\,AlCl_3 + 3\,H_2O$
   tlenek glinu, kwas chlorowodorowy, chlorek glinu, woda
7. $AlCl_3 + 3\,NaOH \longrightarrow Al(OH)_3 + 3\,NaCl$
   chlorek glinu, wodorotlenek sodu, wodorotlenek glinu, chlorek sodu
8. $Al(OH)_3 + 3\,HCl \longrightarrow AlCl_3 + 3\,H_2O$
   wodorotlenek glinu, kwas chlorowodorowy, chlorek glinu, woda
9. $2\,Al(OH)_3 \xrightarrow{T} Al_2O_3 + 3\,H_2O$
   wodorotlenek glinu, tlenek glinu, woda
10. $Al(OH)_3 + NaOH \longrightarrow Na[Al(OH)_4]$
    wodorotlenek glinu, wodorotlenek sodu, tetrahydroksoglinian sodu

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych (s. 393) **i wykonaj polecenia** (a–d).

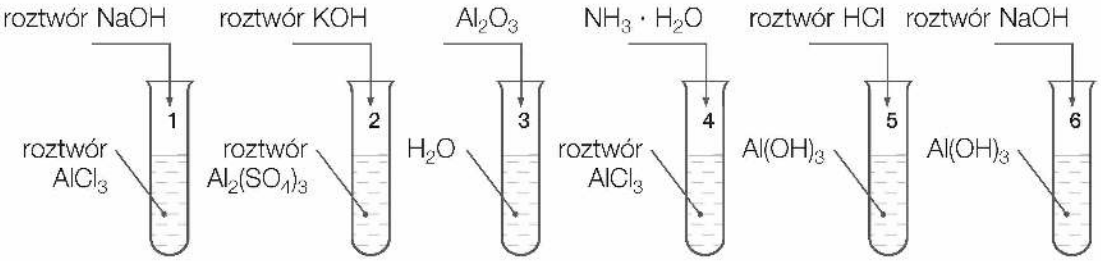
a) Podaj numery równań reakcji chemicznych, które potwierdzają amfoteryczne właściwości tlenku glinu.

b) Napisz, stosując zapis jonowy, równanie reakcji chemicznej oznaczonej numerem 10.

c) Wskaż numery równań reakcji chemicznych, które nie są reakcjami utleniania-redukcji.

d) Zaprojektuj doświadczenie chemiczne, podczas którego zachodzi reakcja chemiczna oznaczona numerem 7. Narysuj schemat, podaj przewidywane obserwacje i sformułuj wniosek.

2. Przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie.



a) **Wskaż numery probówek, w których otrzymano wodorotlenek glinu.**

b) **Wskaż, w których probówkach otrzymano sole.**

c) **Napisz, stosując zapis jonowy, równania reakcji chemicznych zachodzących w poszczególnych probówkach lub zaznacz, że reakcja chemiczna nie zachodzi.**

d) **Określ charakter chemiczny wodorotlenku glinu.**

3. Gal jest mieszaniną dwóch izotopów, z których jeden ma 38, a drugi 40 neutronów w jądrze atomowym. **Oblicz zawartość procentową każdego z izotopów, jeśli masa atomowa galu wynosi 69,723 u.**

4. Glin jest pierwiastkiem amfoterycznym. **Oblicz, w której reakcji chemicznej powstanie więcej wodoru** (w warunkach normalnych) **– w reakcji 27 g glinu z 1 molem KOH czy z 1 molem HCl.**

5. Stałe paliwo stosowane podczas startu wahadłowców składa się ze sproszkowanego glinu i chloranu(VII) amonu. Katalizatorem reakcji chemicznej zachodzącej podczas spalania tego paliwa jest tlenek żelaza(III). **Napisz równanie reakcji zachodzącej podczas spalania stałego paliwa wykorzystywanego podczas startu wahadłowców.** Uwzględnij warunki, w jakich ta reakcja przebiega, jeżeli jej produktami są: woda, bezbarwny, obojętny tlenek brunatniejący w kontakcie z tlenem, tlenek amfoteryczny i sól glinu zawierająca chlor na najniższym stopniu utlenienia.

6. Przeprowadzono doświadczenie przedstawione na schemacie. Zapisano następujące obserwacje:

1. Folia aluminiowa rozpuściła się.
2. Powstał klarowny roztwór.
3. Wydzieliły się pęcherzyki gazu.
4. Słychać było charakterystyczny odgłos gazu spalającego się u wylotu probówki.



a) **Napisz, stosując zapis cząsteczkowy, równanie reakcji chemicznej zachodzącej w probówce.**

b) **Napisz dwa wnioski z przeprowadzonego doświadczenia chemicznego.**

51. Węglowce

Węglowce, czyli pierwiastki chemiczne 14. grupy układu okresowego, występują w przyrodzie głównie w związkach chemicznych, jako składniki skał i minerałów. Węgiel znajduje się we wszystkich organizmach. Największą gęstość ma ołów (fot. 149.). Pozostałe węglowce to: węgiel C, krzem Si, german Ge oraz cyna Sn.



Fot. 149. Ołów.

Węglowce – porównanie właściwości

Węglowce są substancjami stałymi. Ich charakter metaliczny rośnie wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej. Węgiel i krzem są niemetalami, a german, cyna i ołów to metale. Wszystkie węglowce tworzą odmiany alotropowe. Odmiany alotropowe węgla to: **diament**, **grafit** i **fulereny** – znacznie różniące się właściwościami fizycznymi.

Alotropia – występowanie pierwiastka chemicznego w różnych odmianach krystalicznych lub cząsteczkowych.

Atomy węglowców mają **4 elektrony walencyjne** ns^2p^2.

Większość wiązań chemicznych węglowców z innymi pierwiastkami ma charakter kowalencyjny – tylko cyna i ołów tworzą jony Sn^{2+} i Pb^{2+}.

W związkach chemicznych węglowce występują **zazwyczaj na IV stopniu utlenienia**, rzadziej na II, np.: CO, SiO, GeO. II stopień utlenienia jest typowy dla cyny i ołowiu.

Właściwości węglowców

Węglowce łączą się w wysokich temperaturach z tlenem. W wyniku tych reakcji chemicznych powstają tlenki, które wykazują zróżnicowany charakter chemiczny. Te, w których węglowiec występuje na II stopniu utlenienia, są z reguły mniej kwasowe niż ich odpowiedniki zawierające węglowiec na IV stopniu utlenienia (tabela 35.).

Tabela 35. Charakter chemiczny tlenków pierwiastków 14. grupy układu okresowego

Wzór tlenku	Charakter chemiczny
CO	obojętny
SiO	obojętny
GeO	obojętny
SnO	amfoteryczny
PbO	amfoteryczny

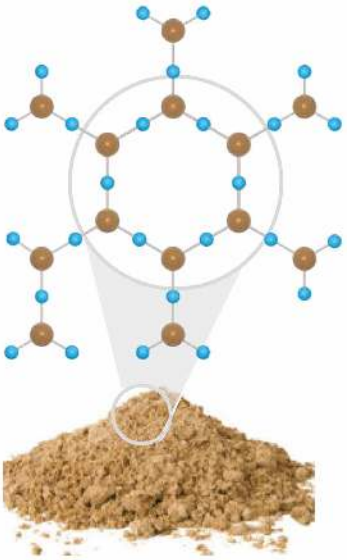
Wzór tlenku	Charakter chemiczny
CO_2	kwasowy
SiO_2	kwasowy
GeO_2	amfoteryczny
SnO_2	amfoteryczny
PbO_2	amfoteryczny

Tlenek krzemu(IV) jest głównym składnikiem piasku (fot. 150.).

Węglowce tworzą również połączenia z:

- fluorowcami – powstają halogenki, np. CCl_4,
- siarką – siarczki, np. CS_2,
- azotem – azotki, np. Si_3N_4,
- wodorem.

model struktury kwarcu, którego głównym składnikiem jest SiO_2



Fot. 150. Piasek to luźna skała kwarcu złożona głównie z ziaren wielkości 0,1–2,0 mm.

Modele atomów:
- tlenu
- krzemu

a)



b)



Modele atomów:
wodoru
węgla

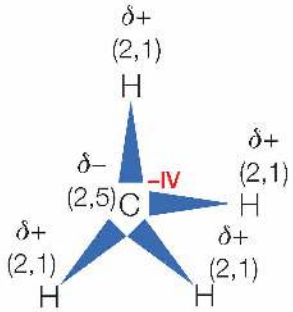
Rys. 62. Modele węglowodorów: a) heksanu C_6H_{14}, w którym atomy C tworzą łańcuch, b) benzenu C_6H_6, w którym atomy C tworzą pierścień.

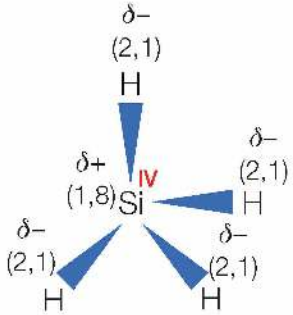
wiązanie kowalencyjne spolaryzowane

Związki chemiczne pierwiastków 14. grupy układu okresowego z wodorem zawierają wiązania kowalencyjne. Wyjątkowe właściwości mają połączenia wodoru z węglem, tzw. węglowodory. Tworzące je atomy węgla w wyniku łączenia się ze sobą tworzą łańcuchy lub pierścienie (rys. 62.).

Krzem, podobnie jak węgiel, tworzy z wodorem łańcuchowe związki chemiczne. Są to **silany**, np.: Si_2H_6, Si_3H_8, Si_4H_{10}. German tworzy z wodorem **germanowodory**, np.: Ge_2H_6, Ge_4H_{10}, a cyna i ołów – wodorki: SnH_4 i PbH_4.

Wyższa elektroujemność węgla (2,5 w skali Paulinga) w stosunku do elektroujemności krzemu (1,8 w skali Paulinga) powoduje, że w cząsteczce metanu CH_4 atomowi węgla przypisuje się stopień utlenienia –IV, podczas gdy atomowi krzemu w SiH_4 – stopień utlenienia IV:





Zastosowania

Węglowce

Pierwszym pierwiastkiem chemicznym w tej grupie jest węgiel – najbardziej popularny surowiec energetyczny.

Węgiel

Materiał konstrukcyjny, składający się głównie z włókien węglowych, to karbon. Produkuje się z niego m.in. **rowery**. Z kolei węgiel aktywny to antidotum na lekkie zatrucia pokarmowe.



karbon jest lekki i wytrzymały



Cyna

Stosuje się ją do **zabezpieczania** innych metali **przed korozją**. Cyną pokrywa się m.in. puszki do przechowywania żywności.

German

Służy do produkcji rdzeni **światłowodów**. Dodaje się go także do szkła optycznego.

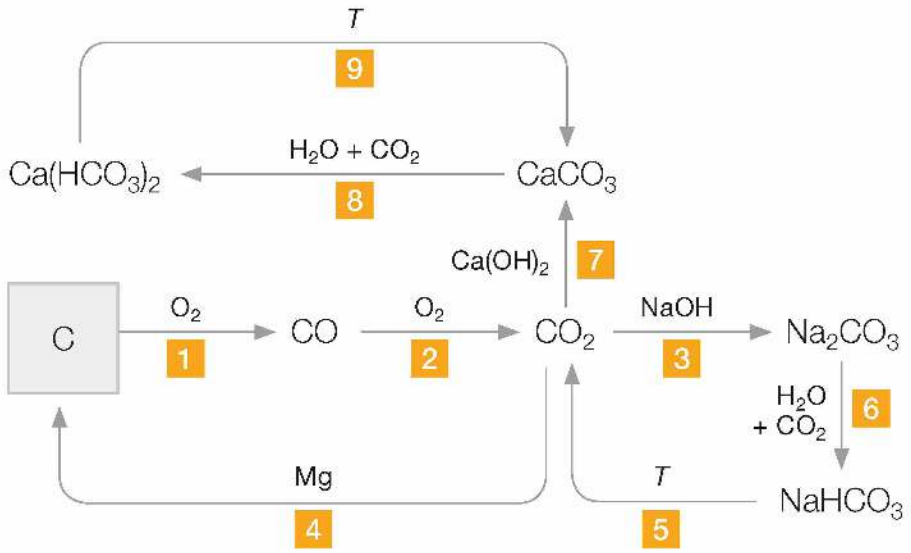
Krzem

Półprzewodnik i podstawowy składnik elementów elektronicznych takich jak **tranzystory**.

Ołów

Z ołowiu wytwarza się **pociski karabinowe** i konstruuje płyty do akumulatorów.

Ciągi przemian chemicznych – węgiel



Równania reakcji chemicznych:

1. $2\,C + O_2 \longrightarrow 2\,CO$
   węgiel; tlen; tlenek węgla(II)
2. $2\,CO + O_2 \longrightarrow 2\,CO_2$
   tlenek węgla(II); tlen; tlenek węgla(IV)
3. $CO_2 + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$
   tlenek węgla(IV); wodorotlenek sodu; węglan sodu; woda
4. $CO_2 + 2\,Mg \longrightarrow C + 2\,MgO$
   tlenek węgla(IV); magnez; węgiel; tlenek magnezu
5. $2\,NaHCO_3 \xrightarrow{T} Na_2CO_3 + H_2O + CO_2\uparrow$
   wodorowęglan sodu; węglan sodu; woda; tlenek węgla(IV)
6. $Na_2CO_3 + H_2O + CO_2 \longrightarrow 2\,NaHCO_3$
   węglan sodu; woda; tlenek węgla(IV); wodorowęglan sodu
7. $CO_2 + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O$
   tlenek węgla(IV); wodorotlenek wapnia; węglan wapnia; woda
8. $CaCO_3 + H_2O + CO_2 \longrightarrow Ca(HCO_3)_2$
   węglan wapnia; woda; tlenek węgla(IV); wodorowęglan wapnia
9. $Ca(HCO_3)_2 \xrightarrow{T} CaCO_3 + H_2O + CO_2$
   wodorowęglan wapnia; węglan wapnia; woda; tlenek węgla(IV)

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych** (s. 397) **i wykonaj polecenia** (a–d).
   a) Napisz wzory elektronowe cząsteczek związków chemicznych, które są produktami reakcji chemicznych oznaczonych numerami 1. i 2. Określ, czy cząsteczki te mają budowę polarną. Uzasadnij odpowiedź.
   b) Jaki odczyn mają roztwory substancji otrzymanych w reakcjach oznaczonych numerami 3. i 6. Odpowiedź uzasadnij, zapisując odpowiednie równania reakcji chemicznych.
   c) Przeprowadzono doświadczenie chemiczne, podczas którego zaszła reakcja chemiczna oznaczona numerem 4. Napisz przewidywane obserwacje z tego doświadczenia chemicznego.
   d) Wskaż numery równań reakcji chemicznych, w których węgiel zmienia swój stopień utlenienia.

2. **Napisz równania reakcji chemicznych** (1. i 2.) **przedstawionych na schemacie.**

$$SiO_2 \xrightarrow{1} Na_2SiO_3 \xrightarrow{2} H_2SiO_3\downarrow$$

3. **Napisz równania reakcji chemicznych, które potwierdzają amfoteryczny charakter tlenku cyny(IV).**

4. W żelu krzemionkowym na 1 cząsteczkę tlenku krzemu(IV) może przypadać maksymalnie 330 cząsteczek wody. **Oblicz maksymalną zawartość procentową** (procent masowy) **wody w tym żelu.**

5. German występuje w środowisku przyrodniczym w postaci minerałów, m.in. germanitu Cu_2GeS_3 i argyrodytu Ag_8GeS_6. **Porównaj zawartość procentową** (procent masowy) **germanu w tych minerałach.**

Informacja do zadań 6.–7.
Dana jest mieszanina trzech substancji stałych: SiO_2, Na_2CO_3 i $CaCO_3$ o masie 10,0 g i nieznanej zawartości węglanów, co przedstawiono w poniższej tabeli.

Składnik	Liczba moli składnika w mieszaninie o masie 10,0 g
SiO_2	0,111
Na_2CO_3	y
$CaCO_3$	z

6. W celu określenia składu mieszaniny wykonano doświadczenie chemiczne, w którym stwierdzono, że do całkowitego przereagowania obydwu węglanów będących składnikami mieszaniny potrzeba 32,25 cm^3 kwasu solnego o stężeniu 2 $\frac{mol}{dm^3}$. Zachodzą wówczas reakcje opisane równaniami:

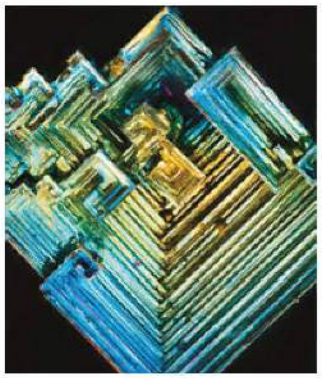
$$Na_2CO_3 + 2\,HCl \longrightarrow 2\,NaCl + H_2O + CO_2,$$
$$CaCO_3 + 2\,HCl \longrightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2.$$

Uwzględniając podaną w tabeli liczbę moli SiO_2 w wyjściowej mieszaninie, oblicz, ile moli Na_2CO_3 i ile moli $CaCO_3$ zawierała wyjściowa mieszanina (oblicz y oraz z). Przyjmij następujące wartości mas molowych: SiO_2 – 60 $\frac{g}{mol}$, Na_2CO_3 – 106 $\frac{g}{mol}$, $CaCO_3$ – 100 $\frac{g}{mol}$. Wynik podaj z dokładnością do trzeciego miejsca po przecinku.

7. Zawarty w mieszaninie tlenek krzemu(IV) nie reaguje z kwasem solnym, a może reagować z wodorotlenkiem sodu w procesie stapiania.
   a) **Napisz, stosując zapis cząsteczkowy, równanie reakcji chemicznej zachodzącej w czasie stapiania tlenku krzemu(IV) z wodorotlenkiem sodu.**
   b) **Ustal, o jakim charakterze chemicznym tlenku krzemu(IV) świadczą jego zdolność do reakcji z wodorotlenkiem sodu i brak reakcji z kwasem solnym.**

52. Azotowce

Azot N, pierwszy pierwiastek chemiczny z grupy azotowców, jest gazem, a pozostałe azotowce to substancje stałe. Azot to składnik powietrza, który stanowi ok. 78% tej mieszaniny gazów. Jest też składnikiem wielu związków organicznych, m.in. białek i kwasów nukleinowych. Fosfor P nie występuje w stanie wolnym, jedynie w związkach chemicznych. Jest pierwiastkiem chemicznym powszechnie występującym w skorupie ziemskiej. Pozostałe azotowce: arsen As, antymon Sb i bizmut Bi (fot. 151.) są mało rozpowszechnione w środowisku przyrodniczym, występują głównie jako tlenki i siarczki oraz w śladowych ilościach w stanie wolnym.



Fot. 151. Bizmut.

Azotowce – porównanie właściwości

Charakter metaliczny azotowców, podobnie jak pierwiastków chemicznych w innych grupach układu okresowego, wzrasta wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej. Azot, fosfor i arsen są niemetalami, a antymon i bizmut to metale.

Azotowce mają bardzo zróżnicowane właściwości. Występują w odmianach alotropowych – wyjątkiem jest azot. Fosfor ma kilka odmian alotropowych, z czego najczęściej spotykane są trzy: fosfor biały, czerwony i czarny. Fosfor biały (fot. 152.a), w postaci cząsteczek P_4, należy przechowywać pod wodą, bo zapala się w powietrzu. Jest bardzo toksyczny. Fosfor czerwony (fot. 152.b) występuje w postaci proszku i powstaje pod wpływem światła lub ogrzewania fosforu białego do temperatury ok. 250°C. Fosfor czarny ma metaliczny połysk i przewodzi prąd. Jest mało aktywny chemicznie i stanowi najtrwalszą odmianę alotropową fosforu. Arsen występuje jako arsen szary (stalowoszara, krucha substancja o metalicznym połysku), arsen żółty i arsen czarny. Antymon tworzy dwie odmiany alotropowe: metaliczną i bezpostaciową – czarną.



Fot. 152. Fosfor biały (a) i fosfor czerwony (b) różnią się wyglądem, budową wewnętrzną i właściwościami.

Azotowce, z wyjątkiem fosforu białego, są nieaktywne chemicznie. Atomy azotowców mają konfigurację elektronową powłoki walencyjnej ns^2p^3. W związkach chemicznych tworzą wiązania kowalencyjne. W sieci krystalicznej azotków i fosforków metali azot i fosfor występują w postaci jonów N^{3-} i P^{3-}, a bizmut w roztworach soli tworzy jony Bi^{3+}. **W związkach chemicznych azotowce mogą przyjmować stopnie utlenienia od –III do V.** Najczęściej jednak są to: –III, III i V. W miarę zwiększania się liczby atomowej zmniejsza się charakter kwasowy ich tlenków.

Najważniejszymi związkami chemicznymi wśród związków azotowców z metalami są azotki, np. Li_3N, Mg_3N_2, oraz fosforki, np. Na_3P, w których azotowiec przyjmuje stopień utlenienia –III.

Chemiluminescencja – świecenie substancji wywołane energią wydzielaną podczas niektórych reakcji chemicznych; nie towarzyszy jej podwyższenie temperatury.

Azotowce trudno łączą się z tlenem. Wyjątkiem jest fosfor biały, który świeci w wyniku intensywnego utleniania się w powietrzu do P_4O_{10}. Właściwość tę nazywa się **chemiluminescencją**. Azot łączy się bezpośrednio z tlenem jedynie w bardzo wysokich temperaturach (powyżej 1000°C) oraz podczas wyładowań atmosferycznych, tworząc NO. W wyniku jedno- lub wieloetapowych przemian tego związku chemicznego można otrzymać inne tlenki azotu: N_2O, N_2O_3, N_2O_4, N_2O_5, NO_2, np.:

$$\underset{\text{tlenek azotu(II)}}{2\,NO} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek azotu(IV)}}{2\,NO_2}$$

$$\underset{\text{tlenek azotu(IV)}}{2\,NO_2} \rightleftharpoons \underset{\text{dimer tlenku azotu(IV)}}{N_2O_4}$$

Dimery – cząsteczki podwójne.

W reakcjach chemicznych z tlenem aktywniejszy chemicznie od azotu jest fosfor, który tworzy dwa tlenki: tlenek fosforu(III) P_2O_3 i tlenek fosforu(V) P_2O_5. Tlenki te w rzeczywistości są cząsteczkami podwójnymi (**dimerami**) $\overset{III}{P_4}O_6$ i $\overset{V}{P_4}O_{10}$. W reakcjach z wodą tworzą one wiele kwasów różniących się stechiometrycznym stosunkiem wody do tlenku. Najbardziej rozpowszechnione kwasy pochodzące od P_4O_{10} to:

$$\underset{\text{tlenek fosforu(V)}}{\overset{V}{P_4O_{10}}} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas metafosforowy(V)}}{\overset{V}{4\,HPO_3}}$$

$$\underset{\text{tlenek fosforu(V)}}{\overset{V}{P_4O_{10}}} + \underset{\text{woda}}{4\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas pirofosforowy(V)}}{\overset{V}{2\,H_4P_2O_7}}$$

$$\underset{\text{tlenek fosforu(V)}}{\overset{V}{P_4O_{10}}} + \underset{\text{woda}}{6\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas ortofosforowy(V)}}{\overset{V}{4\,H_3PO_4}}$$

Reakcja chemiczna P_4O_{10} z wodą zachodzi bardzo gwałtownie. Ze względu na silne właściwości higroskopijne P_4O_{10} jest stosowany do usuwania wilgoci, np. w aparaturze chemicznej.

Pozostałe azotowce również tworzą tlenki (tabela 36., s. 401), w których występują na stopniach utlenienia III lub V.

Tabela 36. Charakter chemiczny tlenków pierwiastków 15. grupy układu okresowego

Wzór tlenku	Charakter chemiczny	Wzór tlenku	Charakter chemiczny
N_2O	obojętny	P_4O_{10}	kwasowy
NO	obojętny	As_2O_3	amfoteryczny
N_2O_4	kwasowy	As_2O_5	kwasowy
N_2O_3	kwasowy	Sb_2O_3	amfoteryczny
NO_2	kwasowy	Sb_2O_5	kwasowy
N_2O_5	kwasowy	Bi_2O_3	zasadowy
P_4O_6	kwasowy	Bi_2O_5	kwasowy

Pierwiastki chemiczne 15. grupy układu okresowego łączą się również z innymi niemetalami, takimi jak fluorowce i siarka. Jedynie azot występuje w nich tylko na III stopniu utlenienia, pozostałe azotowce na III i V.

Wodorki azotowców są związkami kowalencyjnymi o wzorze ogólnym EH_3 (E – symbol azotowca). Wodorek azotu (amoniak) NH_3 ma charakter zasadowy, pozostałe wodorki – obojętny.

Azot $_7$N i jego związki chemiczne

Azot tworzy trwałe cząsteczki dwuatomowe. Jest gazem bezbarwnym, bezwonnym i bez smaku. W wodzie rozpuszcza się znacznie gorzej od tlenu.

Ciekły azot (fot. 153.) jest jedną z głównych substancji stosowanych w **kriogenice**, czyli technice wytwarzania i utrzymywania bardzo niskich temperatur [gr. *krýos* – mróz, *génos* – pochodzenie]. Kriogenikę wykorzystuje się m.in.: w badaniach przestrzeni kosmicznej, biologii, medycynie i w przemyśle spożywczym.

Azot w związkach chemicznych występuje na –III, I, II, III, IV, V stopniu utlenienia. Ważnym związkiem chemicznym azotu jest amoniak o wzorze NH_3. Jego roztwór wodny nazywa się wodą amoniakalną.

15
2 | 3,0 | $_7$N | azot | [He] $2s^2\ 2p^3$

Konfiguracja elektronowa atomu $_7$N:

[He] ↑↓ | ↑ | ↑ | ↑
$2s^2$ $2p^3$



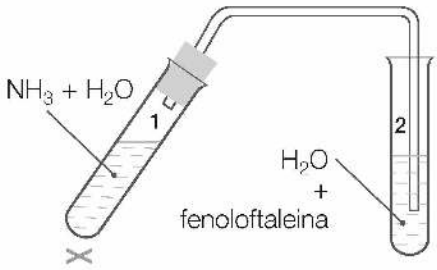
Fot. 153. Azot wrze w temperaturze –195,8°C.

Doświadczenie 56. NH_3

Badanie właściwości amoniaku

Doświadczenie wykonaj pod wyciągiem (dygestorium). Nie wdychaj otrzymanego gazu.

Odczynniki: woda amoniakalna, woda, roztwór fenoloftaleiny.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, korek z rurką odprowadzającą.
Instrukcja: Probówkę 1. z wodą amoniakalną zamknij korkiem z rurką odprowadzającą i delikatnie ogrzewaj. Wydzielający się gaz wprowadzaj do probówki 2. zawierającej wodę z fenoloftaleiną (schemat).



Obserwacje: W probówce 1. wydziela się bezbarwny gaz o charakterystycznym, drażniącym zapachu, rozpuszczalny w wodzie. Pod jego wpływem roztwór barwi się na malinowo.
Wniosek: Otrzymany gaz to amoniak o gęstości mniejszej od gęstości powietrza. Amoniak rozpuszczony w wodzie tworzy wodę amoniakalną, która ma odczyn zasadowy.

Podczas rozpuszczania amoniaku w wodzie zachodzi reakcja chemiczna:

$$\underset{\text{amoniak}}{NH_3} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{kation amonu}}{NH_4^+} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-}$$

Dzięki znajdującym się w roztworze jonom wodorotlenkowym OH^- woda amoniakalna ma odczyn zasadowy. Ta reakcja chemiczna jest przesunięta w lewo, co znaczy, że roztwór dysocjuje na jony w niewielkim stopniu. Właściwości zasadowe wody amoniakalnej ujawniają się w reakcjach z kwasami. Powstają wówczas sole amonowe. Przykładem takiej reakcji chemicznej jest powstawanie chlorku amonu (fot. 154.):

$$\underset{\substack{\text{kation}\\\text{amonu}}}{NH_4^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{wodorotlenkowy}}}{OH^-} + \underset{\substack{\text{kation}\\\text{oksoniowy}}}{H_3O^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{chlorkowy}}}{Cl^-} \rightleftharpoons \underset{\substack{\text{kation}\\\text{amonu}}}{NH_4^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{chlorkowy}}}{Cl^-} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O}$$



Fot. 154. Białą chmurę powstającą nad zlewkami z wodą amoniakalną oraz z roztworem kwasu chlorowodorowego tworzą mikroskopijnej wielkości kryształki chlorku amonu NH_4Cl (salmiaku).

Z kwasami reaguje też gazowy amoniak, w wyniku czego tworzą się sole amonu. Dowodzi to jego zasadowego charakteru. Przykładem takiej reakcji chemicznej może być powstawanie soli kwasu azotowego(V) – azotanu(V) amonu:

$$\underset{\text{amoniak}}{NH_3} + \underset{\text{kwas azotowy(V)}}{HNO_3} \longrightarrow \underset{\text{azotan(V) amonu}}{NH_4NO_3}$$

Ogrzewane sole amonu łatwo ulegają rozkładowi z wydzieleniem gazowego amoniaku:

$$\underset{\text{chlorek amonu}}{NH_4Cl} \xrightarrow{T} \underset{\text{amoniak}}{NH_3\uparrow} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{HCl}$$

$$\underset{\text{węglan amonu}}{(NH_4)_2CO_3} \xrightarrow{T} \underset{\text{amoniak}}{2\,NH_3\uparrow} + \underset{\text{woda}}{H_2O\uparrow} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow}$$

Azot tworzy z tlenem kilka tlenków, w których występuje na różnych stopniach utlenienia: tlenek azotu(I) N_2O, tlenek azotu(II) NO, tlenek azotu(III) N_2O_3, tlenek azotu(IV) NO_2 oraz tlenek azotu(V) N_2O_5.

tlenek azotu(I) $\overset{\text{I}}{N_2}O$

tlenek azotu(II) $\overset{\text{II}}{N}O$

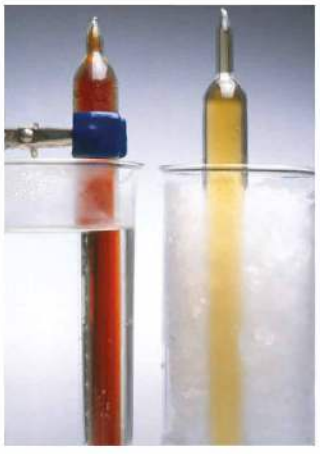
Tlenek azotu(II) NO jest nierozpuszczalnym w wodzie bezbarwnym gazem.

Cząsteczka tlenku azotu(II) NO ma jeden niesparowany elektron:

$$\bullet\underline{N}{=}\underline{O}|$$

Taka budowa powoduje, że NO jest bardzo reaktywny chemicznie w stanie gazowym, w którym występuje w postaci pojedynczych cząsteczek. W stanie ciekłym i stałym NO tworzy dimery, w cząsteczkach których nie ma już niesparowanych elektronów. Tlenek azotu(II) łatwo utlenia się w powietrzu do tlenku azotu(IV), który jest brunatnym, trującym gazem o charakterystycznym, duszącym zapachu. Cząsteczki NO_2 również mają niesparowany elektron, dlatego łatwo łączą się w N_2O_4, który jest bezbarwnym gazem (fot. 155.):

$$\underset{\text{tlenek azotu(IV)}}{2\,NO_2} \rightleftharpoons \underset{\text{dimer tlenku azotu(IV)}}{N_2O_4} \quad \text{lub} \quad \begin{matrix} O \\ \| \\ O \\ \diagdown \\ N\bullet \\ \diagup \\ O \end{matrix} \quad \begin{matrix} O \\ \| \\ \bullet N \\ \diagup \\ O \end{matrix} \rightleftharpoons \begin{matrix} O \\ \| \\ O \\ \diagdown \\ N{-}N \\ \diagup \\ O \end{matrix} \quad \begin{matrix} O \\ \| \\ O \end{matrix}$$



Fot. 155. Dimeryzacja NO_2.

Tlenek azotu(IV) rozpuszczony w wodzie tworzy mieszaninę kwasu azotowego(III) HNO_2 i kwasu azotowego(V) HNO_3:

$$\underset{\text{tlenek azotu(IV)}}{2\,NO_2} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas azotowy(III)}}{HNO_2} + \underset{\text{kwas azotowy(V)}}{HNO_3}$$

Kwas azotowy(III) HNO_2 jest kwasem słabym i nietrwałym. Jego tlenkiem kwasowym jest tlenek azotu(III):

$$\underset{\text{tlenek azotu(III)}}{N_2O_3} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas azotowy(III)}}{2\,HNO_2}$$



Fot. 156. Rozcieńczony roztwór HNO_3 jest bardziej odporny na działanie światła, ale ma słabsze właściwości utleniające od roztworu stężonego.

Stężony roztwór HNO_2 ulega rozkładowi:

$$\underset{\text{kwas azotowy(III)}}{3\,HNO_2} \longrightarrow \underset{\text{kwas azotowy(V)}}{HNO_3} + \underset{\text{tlenek azotu(II)}}{2\,NO\uparrow} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

Tlenkiem kwasowym kwasu azotowego(V) jest tlenek azotu(V):

$$\underset{\text{tlenek azotu(V)}}{N_2O_5} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas azotowy(V)}}{2\,HNO_3}$$

Stężony roztwór kwasu azotowego(V) HNO_3 (maksymalne stężenie ok. 68%) jest cieczą bezbarwną, silnie żrącą, o gęstości większej od gęstości wody ($d_{HNO_3} = 1{,}4\ \frac{g}{cm^3}$) i ostrej woni. Niszczy tkaniny, barwniki i papier, pozostawia na skórze żółte plamy oraz trudno gojące się rany oparzeniowe. Stężony roztwór kwasu azotowego(V) pod wpływem światła ulega rozkładowi do tlenku azotu(IV), tlenu i wody (fot. 156.):

$$\underset{\text{kwas azotowy(V)}}{4\,HNO_3} \xrightarrow{\text{światło}} \underset{\text{tlenek azotu(IV)}}{4\,NO_2\uparrow} + \underset{\text{tlen}}{O_2\uparrow} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O}$$

Doświadczenie 57. HNO_3

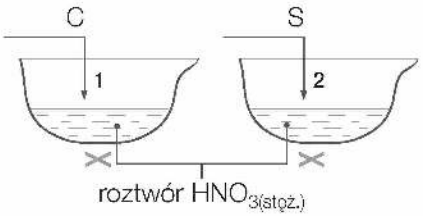
Badanie właściwości kwasu azotowego(V)

Doświadczenie wykonaj pod wyciągiem (dygestorium). Zachowaj szczególną ostrożność. Podczas nalewania HNO_3 stosuj okulary i rękawice ochronne.

Odczynniki: stężony roztwór kwasu azotowego(V), węgiel drzewny, sproszkowana siarka.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: parownice porcelanowe, palnik gazowy.

Instrukcja: Do dwóch parownic wlej po 2 cm^3 stężonego roztworu kwasu azotowego(V) i ostrożnie ogrzej prawie do wrzenia. Następnie delikatnie wrzuć do parownicy 1. kawałek węgla drzewnego, a do 2. – trochę sproszkowanej siarki (schemat).



Obserwacje: Węgiel i siarka zapalają się w ogrzanym stężonym roztworze kwasu azotowego(V). Z parownic unosi się brunatny dym.

Wniosek: Stężony roztwór kwasu azotowego(V) jest tak silnym utleniaczem, że wiele substancji zapala się w nim jak w czystym tlenie. W tych reakcjach chemicznych powstaje gaz – tlenek azotu(IV):

$$\underset{\text{kwas azotowy(V)}}{4\,HNO_3} + \underset{\text{węgiel}}{C} \longrightarrow \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2} + \underset{\text{tlenek azotu(IV)}}{4\,NO_2} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O}$$

$$\underset{\text{kwas azotowy(V)}}{4\,HNO_3} + \underset{\text{siarka}}{S} \longrightarrow \underset{\text{tlenek siarki(IV)}}{SO_2} + \underset{\text{tlenek azotu(IV)}}{4\,NO_2} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O}$$

Zastosowania

Azotowce

Azot i fosfor są składnikami większości nawozów, których stosowanie pozwala zmienić odczyn gleby i uzupełnić niedobory znajdujących się w niej składników mineralnych.



Fosfor

Fosfor biały jest wykorzystywany w przemyśle zbrojeniowym do produkcji **bomb zapalających** oraz zasłon dymnych. Fosfor czerwony to jeden ze składników drasek znajdujących się na pudełkach od zapałek.



Arsen

Jest **dodatkiem do brązów**, szkła i stopów ołowiu. Stosuje się go również do produkcji materiałów półprzewodnikowych i impregnacji drewna.



Antymon

Z twardych stopów metali, uzyskanych w wyniku dodania antymonu, odlewa się np. **czcionki drukarskie**.

Bizmut

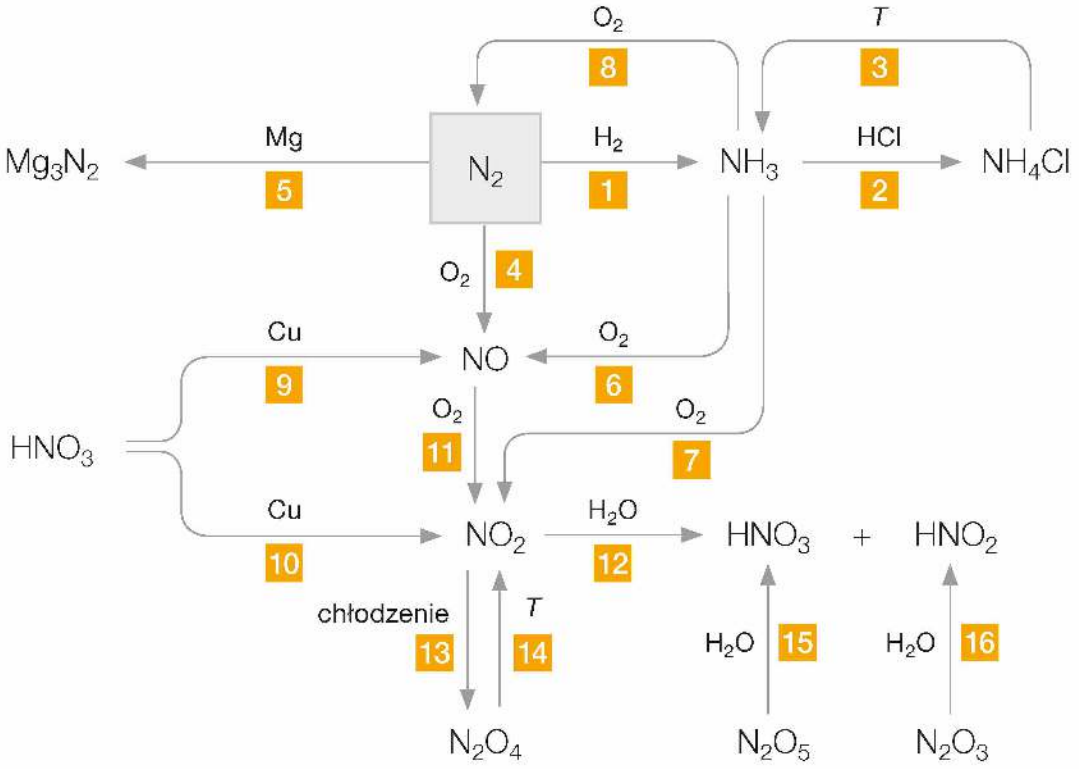
Dodatek bizmutu powoduje, że stopy metali uzyskują niską temperaturę topnienia. Dzięki temu można je stosować m.in. w jubilerstwie do lutowania (**stop Wooda**) oraz do odlewania elementów precyzyjnych (**stop Rosego**).

Azot

Ciekły azot jest stosowany do szybkiego **zamrażania żywności**, a w laboratoriach – do uzyskiwania bardzo niskich temperatur. Gazowym azotem są napełniane paczki z chipsami. Gaz ten pomaga zachować świeżość i chroni przed zgnieceniem zawartości opakowania podczas transportu.



Ciągi przemian chemicznych – azot



Równania reakcji chemicznych:

1. $N_2 + 3\,H_2 \longrightarrow 2\,NH_3$
   azot; wodór; amoniak
2. $NH_3 + HCl \longrightarrow NH_4Cl$
   amoniak; kwas chlorowodorowy; chlorek amonu
3. $NH_4Cl \xrightarrow{T} NH_3 + HCl$
   chlorek amonu; amoniak; kwas chlorowodorowy
4. $N_2 + O_2 \longrightarrow 2\,NO$
   azot; tlen; tlenek azotu(II)
5. $N_2 + 3\,Mg \longrightarrow Mg_3N_2$
   azot; magnez; azotek magnezu
6. $4\,NH_3 + 5\,O_2 \longrightarrow 4\,NO + 6\,H_2O$
   amoniak; tlen; tlenek azotu(II); woda
7. $4\,NH_3 + 7\,O_2 \longrightarrow 4\,NO_2 + 6\,H_2O$
   amoniak; tlen; tlenek azotu(IV); woda
8. $4\,NH_3 + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,N_2 + 6\,H_2O$
   amoniak; tlen; azot; woda
9. $8\,HNO_{3(rozc.)} + 3\,Cu \longrightarrow 3\,Cu(NO_3)_2 + 2\,NO + 4\,H_2O$
   kwas azotowy(V); miedź; azotan(V) miedzi(II); tlenek azotu(II); woda

10 $4\,HNO_{3(stęż.)} + Cu \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\,NO_2 + 2\,H_2O$
kwas azotowy(V) — miedź — azotan(V) miedzi(II) — tlenek azotu(IV) — woda

11 $2\,NO + O_2 \longrightarrow 2\,NO_2$
tlenek azotu(II) — tlen — tlenek azotu(IV)

12 $2\,NO_2 + H_2O \longrightarrow HNO_3 + HNO_2$
tlenek azotu(IV) — woda — kwas azotowy(V) — kwas azotowy(III)

13 $2\,NO_2 \xrightarrow{\text{chłodzenie}} N_2O_4$
tlenek azotu(IV) — tlenek azotu(IV)

14 $N_2O_4 \xrightarrow{T} 2\,NO_2$
tlenek azotu(IV) — tlenek azotu(IV)

15 $N_2O_5 + H_2O \longrightarrow 2\,HNO_3$
tlenek azotu(V) — woda — kwas azotowy(V)

16 $N_2O_3 + H_2O \longrightarrow 2\,HNO_2$
tlenek azotu(III) — woda — kwas azotowy(III)

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych** (s. 406 i 407) **i wykonaj polecenia** (a–d).
   a) Wskaż numer reakcji chemicznej, w której azot ulega reakcji dysproporcjonowania.
   b) Jaki odczyn mają wodne roztwory substancji otrzymanych w reakcjach chemicznych oznaczonych numerami 1, 2, 9 i 15? Odpowiedź uzasadnij.
   c) Określ, jak zwiększenie ciśnienia wpływa na wydajność reakcji chemicznych oznaczonych numerami 1, 4 i 14.
   d) Wskaż numery reakcji chemicznych, które nie są reakcjami utleniania-redukcji.

2. W przyrodzie arsen występuje głównie w postaci siarczków. Czysty arsen uzyskuje się z rud arsenopirytu FeAsS przez ich prażenie. Zachodzi wówczas reakcja chemiczna przedstawiona równaniem:
   $FeAsS \longrightarrow FeS + As$
   W związkach chemicznych arsen przyjmuje różne stopnie utlenienia. Do najważniejszych związków arsenu należą: arsenowodór AsH_3 oraz tlenki As_2O_3 i As_2O_5. Arsenowodór wykazuje silne właściwości redukujące, np. w reakcji z azotanem(V) srebra(I) wydziela się srebro, powstają kwas arsenowy(III) H_3AsO_3 oraz kwas azotowy(V) HNO_3. Substratem w tej reakcji chemicznej jest woda. Tlenek arsenu(III) o wzorze As_2O_3 jest nazywany potocznie arszenikiem. W reakcji z kwasem solnym tworzy chlorek arsenu(III), natomiast w reakcji z wodnym roztworem NaOH tworzy tetrahydroksoarsenian(III) sodu lub heksahydroksoarsenian(III) sodu.
   a) **Napisz konfigurację elektronową atomu arsenu w stanie podstawowym oraz skróconą konfigurację elektronową w jonach As^{3+} i As^{5+}. Wyjaśnij, dlaczego tylko te jony są trwałe.**
   b) **Podaj najniższy i najwyższy stopień utlenienia arsenu w związkach chemicznych.**
   c) **Podaj liczbę wiązań koordynacyjnych w cząsteczce tlenku arsenu(III) i w cząsteczce tlenku arsenu(V).**
   d) **Przedstaw w formie jonowej z uwzględnieniem liczby pobieranych i oddawanych elektronów (zapis jonowo-elektronowy) równania reakcji utleniania i redukcji. Napisz wzory substancji będących utleniaczem oraz reduktorem.**

53. Tlenowce



Fot. 157. Ozon powstaje na skutek wyładowań elektrycznych w powietrzu lub w strumieniu tlenu, a także podczas pracy lamp kwarcowych i kserokopiarek.

Tlen – pierwszy pierwiastek chemiczny grupy tlenowców – jest gazem. Pozostałe tlenowce: siarka S, selen Se, tellur Te i polon Po to substancje stałe. Gazowy tlen O_2 stanowi ok. 21% objętościowych powietrza. W stratosferze (warstwa 15–50 km nad powierzchnią Ziemi) występuje jego odmiana alotropowa – **ozon O_3** (fot. 157.). Tlen i siarka należą do podstawowych składników organizmów. Budują m.in. białka.

Tlenowce – porównanie właściwości

Tlen występujący w postaci tlenków jest składnikiem skał, minerałów i wody. Stanowi składnik związków chemicznych budujących organizmy roślinne i zwierzęce. Siarka występuje w środowisku przyrodniczym w postaci pierwiastkowej (siarka rodzima) oraz w związkach chemicznych jako składnik minerałów i organizmów. Pozostałe tlenowce pojawiają się znacznie rzadziej, głównie w postaci związków chemicznych.

Charakter metaliczny tlenowców wzrasta wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej. Tlen, siarka, selen i tellur są niemetalami, a polon zalicza się do metali.

Pierwiastki chemiczne 16. grupy układu okresowego charakteryzują się dużym zróżnicowaniem właściwości. Atomy tlenowców mają konfigurację elektronową powłoki walencyjnej ns^2p^4, co wskazuje na możliwość uzyskania oktetu elektronowego przez przyłączenie w reakcjach chemicznych 2 elektronów albo oddanie 4 lub 6 elektronów. Aktywność chemiczna tlenowców zmniejsza się wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej Z. **Tlenowce w związkach chemicznych mogą występować na różnych stopniach utlenienia: –II, IV, VI. Wyjątkiem jest tlen, który występuje na stopniach utlenienia –II, –I oraz II (we fluorku tlenu OF_2).**

zmniejszanie charakteru kwasowego tlenków

SO_2 SO_3

SeO_2 SeO_3

TeO_2 TeO_3

Tlenowce reagują z tlenem, tworząc tlenki, które wykazują charakter kwasowy, malejący wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej tlenowca.

W wyniku reakcji chemicznej tlenowców z metalami powstają tlenki, siarczki, selenki i tellurki. Sieć krystaliczna tych połączeń zawiera aniony tlenowca (O^{2-}, S^{2-}, Se^{2-} i Te^{2-}) oraz kationy metali – głównie 1. i 2. grupy układu okresowego. Istnieją też połączenia H_2E_2 (E – symbol tlenowca) – **nadtlenkowe H—O—O—H** i **disiarczkowe H—S—S—H.**

Tlenowce z wodorem tworzą wodorki typu H_2E, np.: H_2O, H_2S, H_2Se, H_2Te. Wodorki te w roztworach wodnych dysocjują w niewielkim stopniu, co oznacza, że mają charakter słabych kwasów. Najsłabszym z nich jest H_2O, a najmocniejszym – H_2Te. Te związki chemiczne w temperaturze pokojowej są gazami. Wyjątkiem jest woda, która jest cieczą – decydują o tym międzycząsteczkowe wiązania wodorowe.

Pierwiastki chemiczne 16. grupy układu okresowego łączą się też z innymi niemetalami. Na przykład tlen łatwo łączy się z fosforem białym (powstaje P_4O_{10}), po ogrzaniu – również z siarką (SO_2), a w bardzo wysokich

temperaturach – z azotem (NO). Znanych jest wiele związków tlenowców z fluorowcami, np.: I_2O_5, Cl_2O, Cl_2O_7, SF_4, SCl_4, $SeBr_2$, $SeCl_4$, $TeCl_2$, $TeCl_4$.

Tlen $_8O$

Tlen jest pierwiastkiem chemicznym niezbędnym do oddychania. Podtrzymuje też procesy spalania i umożliwia rozkład (butwienie) szczątków organizmów. Organizmy wodne pobierają go z wody. Po obniżeniu zawartości tlenu w powietrzu do ok. 15% występują zaburzenia funkcjonowania ludzkiego organizmu. Oddychanie czystym tlenem również jest niewskazane (fot. 158.), gdyż powoduje przyspieszenie procesów przemiany materii, co może być przyczyną zatrucia organizmu.

Cząsteczka tlenu O_2 ma dwa elektrony niesparowane:

$$\cdot\underline{\overline{O}}-\underline{\overline{O}}\cdot$$

Dzięki takiej budowie cząsteczki tlen jest bardzo aktywny chemicznie. Jako pierwiastek chemiczny o wysokiej elektroujemności (3,5 w skali Paulinga) jego atom bardzo łatwo przyciąga elektrony i tworzy jony O^{2-}. Tlen w związkach chemicznych występuje na –II, I, II stopniu utlenienia.

W warunkach laboratoryjnych tlen otrzymuje się ze związków chemicznych tlenu, które łatwo ulegają rozkładowi. Po raz pierwszy tlen otrzymano w 1774 r. w wyniku ogrzewania toksycznego tlenku rtęci(II):

$$2\ HgO \xrightarrow{T} 2\ Hg + O_2\uparrow$$

Innym sposobem otrzymywania tlenu w warunkach laboratoryjnych jest rozkład manganianu(VII) potasu $KMnO_4$ lub chloranu(V) potasu $KClO_3$. Te związki chemiczne w odróżnieniu od HgO nie są toksyczne.

16
2 | 3,5 | $_8O$ | tlen | [He] $2s^2\ 2p^4$

Konfiguracja elektronowa atomu $_8O$:

[He] ↑↓ | ↑↓ | ↑ | ↑
$2s^2$ $2p^4$



Fot. 158. W butli gazowej nurków głębinowych znajduje się mieszanka tlenu, azotu i helu.

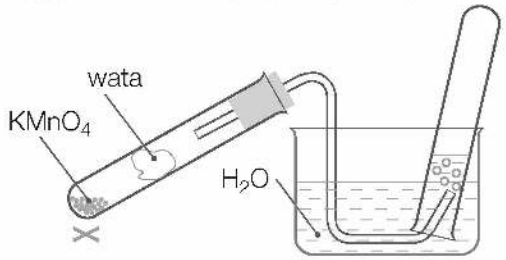
Doświadczenie 58. $KMnO_4$

Otrzymywanie tlenu z manganianu(VII) potasu

Odczynniki: manganian(VII) potasu, woda.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, korek z rurką odprowadzającą, krystalizator, palnik gazowy, wata.

Instrukcja: Do probówki wsyp niewielką ilość manganianu(VII) potasu i włóż kawałek waty, który zapobiegnie przemieszczaniu się kryształów podczas ogrzewania. Probówkę zamknij korkiem z rurką odprowadzającą. W krystalizatorze z wodą umieść dnem do góry probówkę napełnioną wodą. Następnie probówkę z manganianem(VII) potasu ostrożnie ogrzewaj w płomieniu palnika, a wylot rurki odprowadzającej umieść w probówce znajdującej się w krystalizatorze (schemat). Gdy gaz wyprze całą wodę z probówki, wyjmij ją i włóż do niej tlące się łuczywo.



Obserwacje: Ogrzewanie manganianu(VII) potasu powoduje wydzielanie się bezbarwnego i bezwonnego gazu. Umieszczone w nim tlące się łuczywo zapala się jasnym płomieniem. Powstający gaz podtrzymuje spalanie.
Wniosek: Zachodzi reakcja rozkładu termicznego. Jednym z jej produktów jest tlen.

Równanie zachodzącej reakcji chemicznej:

$$2\,KMnO_4 \xrightarrow{T} K_2MnO_4 + MnO_2 + O_2\uparrow$$

manganian(VII) potasu — manganian(VI) potasu — tlenek manganu(IV) — tlen

Tlen ma gęstość nieco większą od gęstości powietrza. W niewielkim stopniu rozpuszcza się w wodzie, dlatego można go zbierać nad wodą.

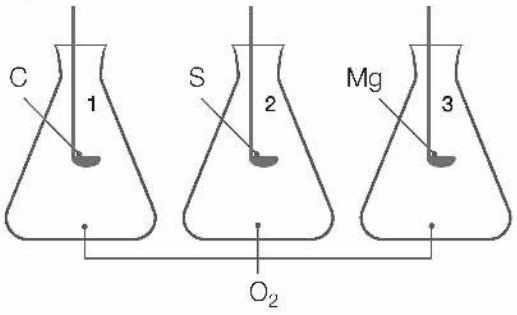
Do celów technicznych tlen można otrzymać przez elektrolizę wody lub w procesie destylacji skroplonego powietrza.

Doświadczenie 59. SO_2

Spalanie węgla, siarki i magnezu w tlenie

Doświadczenie wykonaj pod wyciągiem (dygestorium).

Odczynniki: tlen, węgiel drzewny, siarka, wióry magnezu.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: kolby stożkowe, łyżka do spalań, palnik gazowy.
Instrukcja: Napełnij trzy kolby tlenem. Następnie na łyżce do spalań wprowadź do nich kolejno: do 1. – rozżarzony węgiel drzewny, do 2. – grudkę palącej się siarki, a do 3. – zapalone w płomieniu palnika wióry magnezu (schemat).









Fot. 159. Spalanie w tlenie: a) węgla, b) siarki, c) magnezu.

Obserwacje: W każdej kolbie stożkowej substancje zapaliły się jasnym płomieniem (fot. 159.).
Wniosek: We wszystkich kolbach zaszły reakcje spalania, których produktami są tlenki.

Równania zachodzących reakcji chemicznych:

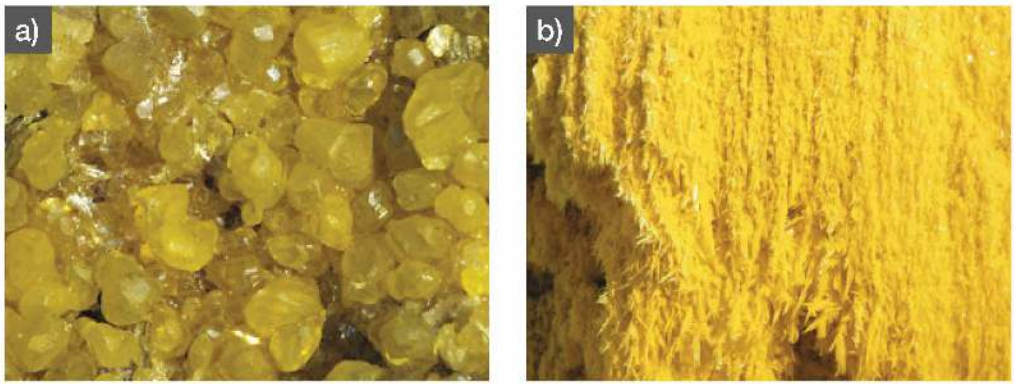
Kolba 1. $C + O_2 \longrightarrow CO_2\uparrow$
węgiel — tlen — tlenek węgla(IV)

Kolba 2. $S + O_2 \longrightarrow SO_2\uparrow$
siarka — tlen — tlenek siarki(IV)

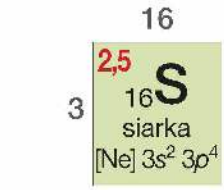
Kolba 3. $2\,Mg + O_2 \longrightarrow 2\,MgO$
magnez — tlen — tlenek magnezu

Siarka $_{16}S$ i jej związki chemiczne

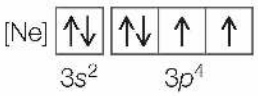
W stanie stałym siarka występuje w postaci pierścieniowych cząsteczek S_8. Istnieje kilka odmian alotropowych siarki. Najważniejsze z nich to różniące się budową krystaliczną: **siarka rombowa** (fot. 160.a) i **siarka jednoskośna** (fot. 160.b). Są one trwałe tylko w określonym przedziale temperatur. Obie odmiany występują w formie pierścieniowych cząsteczek S_8 (rys. 63.). Siarka w związkach chemicznych występuje na –II, IV, VI stopniu utlenienia.

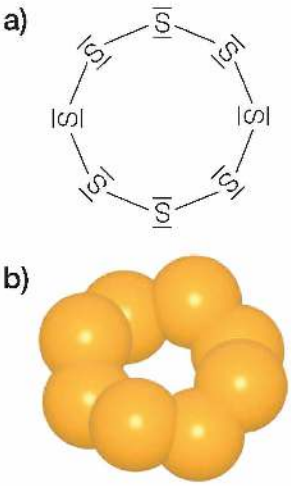


Fot. 160. Siarka rombowa (a) jest trwała w temperaturze < 96°C. W wyższej temperaturze przekształca się w siarkę jednoskośną (b). Przemiana ta jest odwracalna.



Konfiguracja elektronowa atomu $_{16}S$:





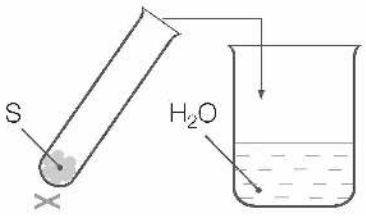
Rys. 63. Cząsteczka siarki S_8: a) wzór strukturalny, b) model czaszowy.

Doświadczenie 60.

Otrzymywanie siarki plastycznej

Doświadczenie wykonaj pod wyciągiem (dygestorium).

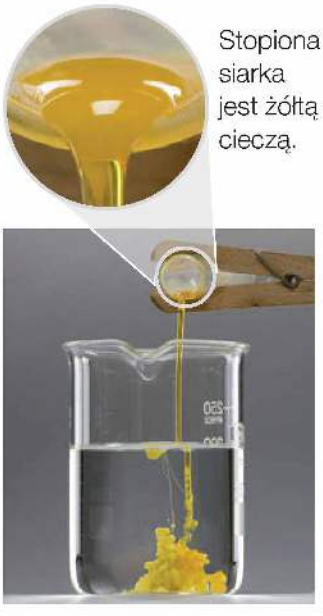
Odczynniki: siarka, woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, zlewka, palnik gazowy.
Instrukcja: Ogrzej w probówce niewielką ilość siarki, aż będzie płynna, a następnie przelej ją ostrożnie do zlewki z zimną wodą (schemat).



Obserwacje: Podczas ogrzewania siarka w probówce rozgrzewa się i topi. Tworzy się żółta ciecz. W zimnej wodzie stopiona siarka zastyga (fot. 161.).
Wniosek: W wyniku szybkiego oziębiania stopionej siarki powstaje siarka plastyczna.

Siarka plastyczna jest bezpostaciowa i przekształca się w trwałą odmianę rombową. Podczas powolnego oziębiania stopiona siarka przechodzi w odmianę jednoskośną, a gwałtownie oziębiona – zastyga i staje się brunatną, plastyczną masą, która z czasem robi się twarda, krucha i żółta. Bardzo gwałtowne ostudzenie ciemnobrunatnych par siarki powoduje powstanie żółtego proszku, nazywanego **kwiatem siarczanym**.

Spalana w tlenie lub w powietrzu siarka tworzy tlenek siarki(IV) SO_2. Jest to bezbarwny gaz o charakterystycznym, duszącym zapachu,



Fot. 161. Siarka plastyczna w zimnej wodzie natychmiast zastyga.

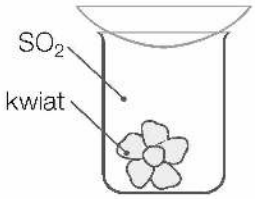
bardzo drażniący, szkodliwy dla śluzówki przełyku oraz układu oddechowego. Ma właściwości bakteriobójcze.

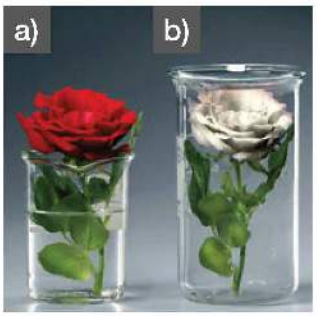
Doświadczenie 61. SO_2

Badanie właściwości tlenku siarki(IV)

Doświadczenie wykonaj pod wyciągiem (dygestorium).

Odczynniki: siarka. Do doświadczenia chemicznego należy także użyć barwnego kwiatu.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka, łyżka do spalań, szkiełko zegarkowe.
Instrukcja: W wysokiej zlewce spal na łyżce do spalań niewielką ilość sproszkowanej siarki. Następnie do zlewki włóż kwiat o kolorowych płatkach (np. czerwoną różę) i przykryj szkiełkiem zegarkowym (schemat).





Fot. 162. Czerwona róża (a) w naczyniu z SO_2 po kilku minutach całkowicie traci swój kolor (b).

Obserwacje: Płatki czerwonej róży (fot. 162.a) pod wpływem tlenku siarki(IV) odbarwiają się (fot. 162.b).
Wniosek: Tlenek siarki(IV) ma właściwości wybielające.

Prostym sposobem otrzymywania **tlenku siarki(IV)** w laboratorium jest np. reakcja siarczanu(IV) sodu z mocnym kwasem:

$$\underset{\text{siarczan(IV) sodu}}{Na_2SO_3} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2\,HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek sodu}}{2\,NaCl} + \underset{\text{tlenek siarki(IV)}}{SO_2\uparrow} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

Jest to reakcja chemiczna mocnego kwasu z solą kwasu o mniejszej mocy.

Tlenek siarki(IV) reaguje z wodą. Powstaje **kwas siarkowy(IV)**:

$$\underset{\text{tlenek siarki(IV)}}{SO_2} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas siarkowy(IV)}}{H_2SO_3}$$

H_2SO_3 jest kwasem nietrwałym, który rozkłada się podczas ogrzewania zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{kwas siarkowy(IV)}}{H_2SO_3} \longrightarrow \underset{\text{woda}}{H_2O} + \underset{\text{tlenek siarki(IV)}}{SO_2\uparrow}$$

Bardzo ważnym tlenowym połączeniem siarki jest **tlenek siarki(VI) SO_3**. Można go otrzymać w procesie katalitycznego utlenienia tlenku siarki(IV):

$$\underset{\text{tlenek siarki(IV)}}{2\,SO_2} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \overset{V_2O_5}{\rightleftharpoons} \underset{\text{tlenek siarki(VI)}}{2\,SO_3}$$

Katalizatorami tego procesu mogą być rozdrobniona platyna lub tlenki wanadu, chromu i żelaza. Optymalna temperatura procesu wynosi 400°C.

Tlenek siarki(VI) jest tlenkiem kwasowym kwasu siarkowego(VI):

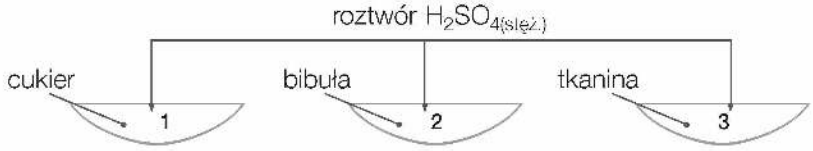
$$\underset{\text{tlenek siarki(VI)}}{SO_3} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{H_2SO_4}$$

Doświadczenie 62. H_2SO_4

Badanie właściwości stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI)

Zachowaj szczególną ostrożność. Podczas nalewania H_2SO_4 stosuj okulary i rękawice ochronne.

Odczynniki: cukier, roztwór kwasu siarkowego(VI), woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: szkiełka zegarkowe, bibuła, tkanina, szczypce.
Instrukcja: Na trzech szkiełkach zegarkowych umieść kolejno: na 1. – cukier, na 2. – skrawek bibuły, a na 3. – kawałek tkaniny. Na każdą substancję nanieś ostrożnie po 2 krople stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) (schemat). Po chwili tkaninę ze szkiełka 3. chwyć szczypcami i wypłucz pod bieżącą wodą.





cukier bibuła tkanina

Fot. 163. Wpływ stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) na cukier, bibułę i tkaninę.

Obserwacje: Cukier i bibuła, na które naniesiono stężony roztwór kwasu siarkowego(VI), sczerniały, a na tkaninie pojawiły się dziury (fot. 163.).
Wniosek: Substancje pod wpływem stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) ulegają zwęgleniu.

Stężony roztwór kwasu siarkowego(VI), zawierający maksymalnie 98% H_2SO_4, to bezbarwna, oleista ciecz o gęstości większej od gęstości wody. Jest żrący i silnie higroskopijny, dlatego powoduje zwęglenie substancji organicznych. Aby rozcieńczyć jego roztwór, **należy zawsze wlewać kwas do wody** (fot. 164.). Gdy postępuje się odwrotnie, można spowodować rozpryskiwanie się wody i kwasu, a w konsekwencji – poparzenia.

Siarka, podobnie jak tlen, reaguje z wodorem, w wyniku czego powstaje siarkowodór:

$$\underset{\text{wodór}}{H_2} + \underset{\text{siarka}}{S} \longrightarrow \underset{\text{siarkowodór}}{H_2S\uparrow}$$

Siarkowodór to silnie trujący, bezbarwny, palny gaz o charakterystycznym zapachu zgniłych jaj. Jest produktem beztlenowego rozkładu substancji, których składnikiem jest siarka. H_2S występuje w gazach wulkanicznych, jest też składnikiem niektórych wód mineralnych. Siarkowodór można otrzymać w reakcji mocnego kwasu z siarczkami będącymi solami słabego kwasu siarkowodorowego.



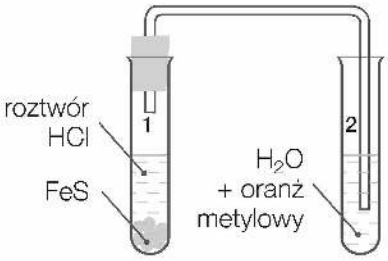
Fot. 164. Stężony roztwór H_2SO_4 wlany do wody opada na dno zlewki i tam stopniowo miesza się z wodą. Jest to proces silnie egzotermiczny.

Doświadczenie 63. HCl

Otrzymywanie siarkowodoru z siarczku żelaza(II) i kwasu chlorowodorowego

Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium). Nie wdychaj powstającego gazu.

Odczynniki: siarczek żelaza(II), kwas chlorowodorowy, roztwór oranżu metylowego, woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, korek z rurką odprowadzającą.
Instrukcja: Do probówki 1. wsyp niewielką ilość siarczku żelaza(II) i dodaj kwasu chlorowodorowego. Probówkę 1. zamknij korkiem z rurką odprowadzającą. Koniec rurki wprowadź do probówki 2., zawierającej wodę z roztworem oranżu metylowego (schemat).



Obserwacje: Z probówki wydzielają się pęcherzyki bezbarwnego gazu o ostrym zapachu. Gaz ten rozpuszcza się w wodzie, zmieniając barwę oranżu metylowego z żółtej na czerwoną (fot. 165.).
Wniosek: W reakcji chemicznej kwasu chlorowodorowego z siarczkiem żelaza(II) powstaje **siarkowodór**.

Równanie zachodzącej reakcji chemicznej:

$$\underset{\text{siarczek żelaza(II)}}{FeS} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2\,HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek żelaza(II)}}{FeCl_2} + \underset{\text{siarkowodór}}{H_2S\uparrow}$$



siarkowodór jest gazem trującym, dlatego zestaw laboratoryjny, w którym jest otrzymywany, musi być szczelnie zamknięty

Fot. 165. Czerwona barwa oranżu metylowego wskazuje na obecność kwasu (jonów H^+ w roztworze).

Wodny roztwór siarkowodoru nazywa się kwasem siarkowodorowym. Ulega on dysocjacji stopniowej:

$$\underset{\text{kwas siarkowodorowy}}{H_2S} \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} \underset{\text{kation wodoru}}{H^+} + \underset{\text{anion wodorosiarczkowy}}{HS^-}$$

$$\underset{\text{anion wodorosiarczkowy}}{HS^-} \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} \underset{\text{kation wodoru}}{H^+} + \underset{\text{anion siarczkowy}}{S^{2-}}$$

Zastosowania

Tlenowce

Pierwszym pierwiastkiem chemicznym w tej grupie jest tlen. Wykorzystuje się go w procesach przemysłowych, np. w hutnictwie.



Polon

Stanowi **źródło cząstek** α i **neutronów**, stosowanych w badaniach naukowych m.in. w Europejskiej Organizacji Badań Jądrowych CERN. Uzyskuje się z niego energię wykorzystywaną np. na statkach kosmicznych. Jest także używany do produkcji broni atomowej.



Tellur

Jest stosowany do produkcji **detektorów podczerwieni** oraz jako dodatek do stopów ołowiu. Barwi szkło na niebiesko.

Siarka

Stosuje się ją do produkcji **sztucznych ogni** oraz w procesie wulkanizacji kauczuku. Preparaty siarkowe są pomocne w leczeniu chorób skórnych, m.in. trądziku.

Selen

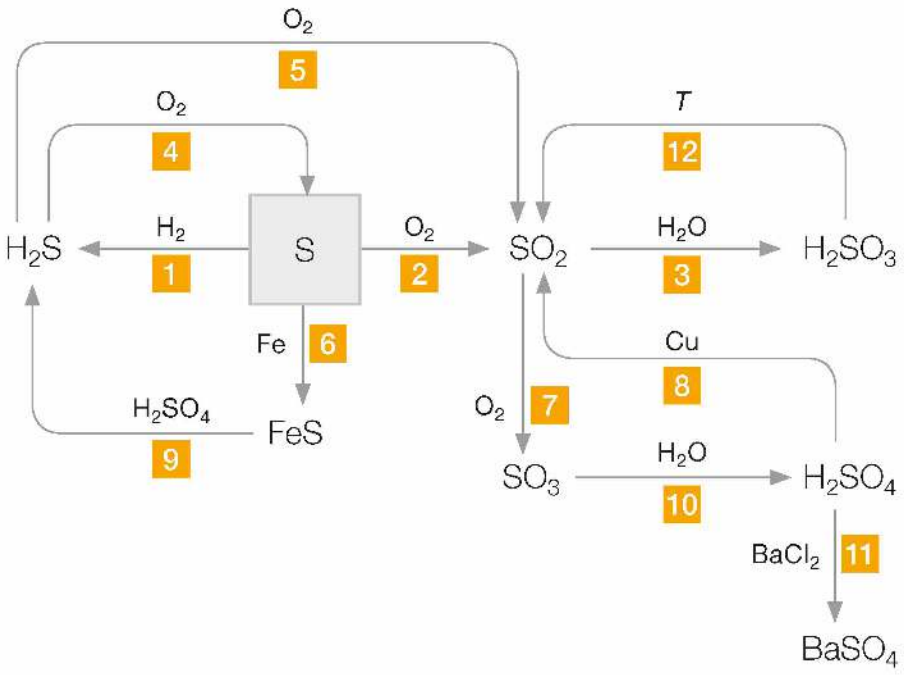
Szara odmiana selenu przewodzi prąd pod wpływem światła. Tę właściwość wykorzystano w tzw. **mostkach selenowych** i **fotokomórkach**, stosowanych w urządzeniach sygnalizacyjnych i pomiarowych lub jako prostowniki prądu zmiennego. Selen barwi szkło na czerwono.

Tlen

Tlenem zmieszanym z azotem napełnia się butle w **aparatach tlenowych** używanych przez nurków, alpinistów – wszędzie tam, gdzie jego stężenie jest niższe niż 15%. Wykorzystuje się go także do spawania metali w płomieniu acetylenowo-tlenowym. Z kolei ozon O_3 stosuje się do odkażania wody, np. w basenach.



Ciągi przemian chemicznych – siarka



Równania reakcji chemicznych:

1. $S + H_2 \longrightarrow H_2S$
   siarka, wodór, siarkowodór
2. $S + O_2 \longrightarrow SO_2$
   siarka, tlen, tlenek siarki(IV)
3. $SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$
   tlenek siarki(IV), woda, kwas siarkowy(IV)
4. $2\,H_2S + O_2 \longrightarrow 2\,S + 2\,H_2O$
   siarkowodór, tlen, siarka, woda
5. $2\,H_2S + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,H_2O + 2\,SO_2\uparrow$
   siarkowodór, tlen, woda, tlenek siarki(IV)
6. $S + Fe \longrightarrow FeS$
   siarka, żelazo, siarczek żelaza(II)
7. $2\,SO_2 + O_2 \longrightarrow 2\,SO_3$
   tlenek siarki(IV), tlen, tlenek siarki(VI)
8. $2\,H_2SO_4 + Cu \longrightarrow CuSO_4 + 2\,H_2O + SO_2\uparrow$
   kwas siarkowy(VI), miedź, siarczan(VI) miedzi(II), woda, tlenek siarki(IV)

9 $FeS + H_2SO_4 \longrightarrow FeSO_4 + H_2S\uparrow$
siarczek żelaza(II) kwas siarkowy(VI) siarczan(VI) żelaza(II) siarkowodór

10 $SO_3 + H_2O \longrightarrow H_2SO_4$
tlenek siarki(VI) woda kwas siarkowy(VI)

11 $H_2SO_4 + BaCl_2 \longrightarrow BaSO_4\downarrow + 2\,HCl$
kwas siarkowy(VI) chlorek baru siarczan(VI) baru kwas chlorowodorowy

12 $H_2SO_3 \xrightarrow{T} H_2O + SO_2\uparrow$
kwas siarkowy(IV) woda tlenek siarki(IV)

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych** (s. 416 i 417) **i wykonaj polecenia** (a–d).
   a) Napisz wzory elektronowe cząsteczek H_2S i SO_2. Określ rodzaj wiązań chemicznych w cząsteczkach tych związków chemicznych. Określ, czy cząsteczki tych związków chemicznych mają budowę polarną.
   b) O jakich właściwościach kwasu siarkowego(IV) świadczy przebieg reakcji chemicznej oznaczonej numerem 12?
   c) Wskaż numer reakcji chemicznej, która umożliwia porównanie mocy kwasów.
   d) Napisz obserwacje do doświadczenia chemicznego, podczas którego zachodzi reakcja chemiczna oznaczona numerem 8. Napisz równanie tej reakcji chemicznej, stosując skrócony zapis jonowy. Określ, jakiego roztworu kwasu siarkowego(VI) należy użyć w tej reakcji chemicznej – rozcieńczonego czy stężonego. Odpowiedź uzasadnij.

2. W celu otrzymania tlenu przeprowadzono reakcje rozkładu 100 g manganianu(VII) potasu i 100 g chloranu(V) potasu. **Czy w obydwu reakcjach chemicznych otrzymano jednakowe objętości tlenu** (odmierzonego w warunkach normalnych)**? Odpowiedź uzasadnij.**

3. Do reakcji chemicznej użyto 14 g opiłków żelaza i 11 g sproszkowanej siarki.
   a) **Napisz równanie tej reakcji chemicznej.**
   b) **Oblicz zawartość procentową (procent masowy) siarki w mieszaninie poreakcyjnej.**

M 4. Zawartość procentowa pierwiastka chemicznego *Z* w pewnym nietrwałym związku chemicznym o wzorze XZ_2 wynosi 54,3% (procent masowy). O pierwiastku chemicznym *X* wiadomo, że:
   - nie charakteryzuje się najmniejszym promieniem atomowym w swojej grupie,
   - w stanie podstawowym stan kwantowy żadnego z elektronów atomu tego pierwiastka chemicznego nie jest opisywany poboczną (orbitalną) liczbą kwantową większą lub równą 2,
   - jego atom w stanie podstawowym ma parzystą liczbę elektronów walencyjnych,
   - atom tego pierwiastka chemicznego w stanie podstawowym wśród elektronów walencyjnych ma dwa razy więcej elektronów sparowanych niż elektronów niesparowanych.

   a) **Napisz symbol pierwiastka chemicznego *X*.**
   b) **Ustal symbol pierwiastka chemicznego *Z*. Wykonaj odpowiednie obliczenia.**

54. Fluorowce

Fluorowce, czyli pierwiastki chemiczne 17. grupy układu okresowego, występują w środowisku przyrodniczym w postaci związków chemicznych, jako składniki skał i minerałów. Woda morska zawiera znaczne ilości chlorków, bromków i jodków. Fluor bierze udział w procesie mineralizacji tkanek kostnych. Jod jest składnikiem hormonów tarczycy – tyroksyny i trójjodotyroniny. Brom jest ciemnoczerwoną cieczą (fot. 166.)– drugim oprócz rtęci pierwiastkiem chemicznym występującym w ciekłym stanie skupienia w temperaturze pokojowej.



Fot. 166. Jod jest substancją stałą, brom – cieczą, a chlor – gazem.

Fluorowce – porównanie właściwości

Fluor i chlor są gazami o żółtozielonej barwie i ostrym zapachu. Jod i astat to ciemnoszare substancje stałe o metalicznym połysku. Jod łatwo sublimuje, czyli przechodzi bezpośrednio ze stanu stałego w stan gazowy, z pominięciem stanu ciekłego. Wszystkie fluorowce są niemetalami.

Chlor i brom rozpuszczają się w wodzie, tworząc odpowiednio wodę chlorową i wodę bromową. Rozpuszczają się również w rozpuszczalnikach niepolarnych, takich jak benzyna, tetrachlorometan CCl_4 i siarczek węgla(IV) CS_2. Jod praktycznie nie rozpuszcza się w wodzie, natomiast dobrze rozpuszcza się w rozpuszczalnikach organicznych oraz w roztworach jodków litowców, np. w roztworze jodku potasu KI.

Pierwiastki chemiczne 17. grupy układu okresowego są aktywnymi chemicznie niemetalami. Wszystkie, z wyjątkiem astatu, tworzą cząsteczki dwuatomowe: F_2, Cl_2, Br_2, I_2. **Fluorowce w związkach chemicznych przyjmują stopnie utlenienia od –I do VII, a najczęściej –I, I, III, V i VII. Jedynie fluor ma zawsze taki sam stopień utlenienia –I.**

Atomy fluorowców mają konfigurację elektronową powłoki walencyjnej ns^2p^5, co wskazuje na możliwość uzyskania oktetu elektronowego przez przyłączenie w reakcjach chemicznych jednego elektronu. W ten sposób wszystkie fluorowce łatwo tworzą aniony X^-, np.: F^-, Cl^-, Br^- czy I^-. Są pierwiastkami chemicznymi o właściwościach utleniających i wysokiej elektroujemności (najbardziej elektroujemny ze wszystkich pierwiastków chemicznych jest fluor: 4,0 w skali Paulinga). Zwiększanie się liczby atomowej powoduje, że łatwość przyłączania elektronu zmniejsza się i dlatego jod ma najsłabsze właściwości utleniające w grupie.

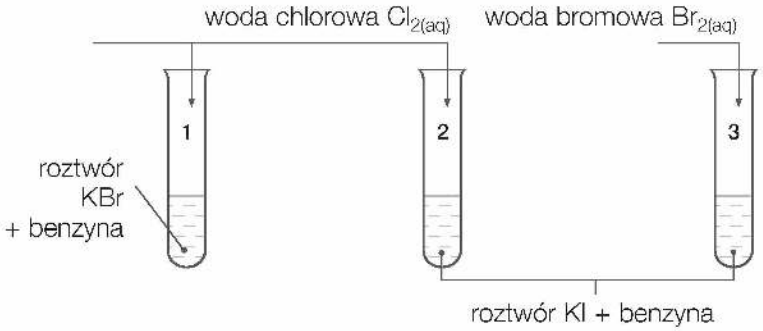
Doświadczenie 64. $Br_{2(aq)}$, $Cl_{2(aq)}$ $Br_{2(aq)}$ KBr benzyna

Porównanie aktywności chemicznej fluorowców

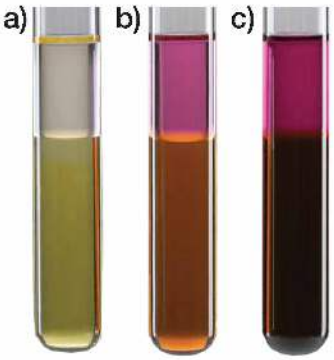
Odczynniki: bromek potasu, jodek potasu, benzyna, woda chlorowa, woda bromowa.

Szkło laboratoryjne: probówki.

Instrukcja: Do trzech probówek wlej po 2 cm^3 roztworów: do 1. probówki – bromku potasu, do 2. i do 3. – jodku potasu. Następnie do każdej probówki dolej benzyny, po czym wody chlorowej do probówek 1. i 2., a do 3. – wody bromowej (schemat). Probówki zamknij korkami i wstrząśnij nimi.



Obserwacje: Benzyna w każdej probówce tworzy odrębną górną warstwę. Roztwór w probówce 1. pod wpływem wody chlorowej zabarwił się na żółtopomarańczowo (fot. 167.a), a po wstrząśnięciu warstwa benzynowa ma ciemniejszą barwę. W probówkach 2. i 3. warstwa benzynowa zabarwiła się na fioletowo (fot. 167.b, c).



Fot. 167. Badanie aktywności chemicznej fluorowców: a) chloru i bromu, b) chloru i jodu, c) bromu i jodu.

Wniosek: W wyniku reakcji chemicznej wody chlorowej i jonów Br^- powstaje brom Br_2 (probówka 1.). W wyniku reakcji chemicznych wody chlorowej z jonami I^- (probówka 2.) oraz wody bromowej z jonami I^- (probówka 3.) powstaje jod I_2. Brom został wyparty przez Cl_2 z roztworu KBr (probówka 1.), a jod – z roztworu swojej soli KI zarówno przez Cl_2 (probówka 2.), jak i przez Br_2 (probówka 3.). **Chlor jest** zatem **aktywniejszy chemicznie od bromu i jodu, a brom – od jodu.**

Zachodzące procesy redoks można przedstawić za pomocą równań:

Probówka 1.

$$\underset{\text{chlor}}{Cl_2} + \underset{\text{bromek potasu}}{2\,KBr} \longrightarrow \underset{\text{chlorek potasu}}{2\,KCl} + \underset{\text{brom}}{Br_2}$$ *zapis cząsteczkowy*

$$\underset{\text{chlor}}{Cl_2} + \underset{\text{aniony bromkowe}}{2\,Br^-} \longrightarrow \underset{\text{aniony chlorkowe}}{2\,Cl^-} + \underset{\text{brom}}{Br_2}$$ *skrócony zapis jonowy*

Cl_2 jest **utleniaczem** (sam się redukuje), a jon Br^- jest **reduktorem** (sam się utlenia).

Probówka 2.

$$\underset{\text{chlor}}{Cl_2} + \underset{\text{jodek potasu}}{2\,KI} \longrightarrow \underset{\text{chlorek potasu}}{2\,KCl} + \underset{\text{jod}}{I_2}$$ *zapis cząsteczkowy*

$$\underset{\text{chlor}}{Cl_2} + \underset{\text{aniony jodkowe}}{2\,I^-} \longrightarrow \underset{\text{aniony chlorkowe}}{2\,Cl^-} + \underset{\text{jod}}{I_2}$$ *skrócony zapis jonowy*

Cl_2 jest **utleniaczem**, a jon I^- jest **reduktorem**.

zapis cząsteczkowy

Probówka 3. $Br_2 + 2\,KI \longrightarrow 2\,KBr + I_2$

brom — jodek potasu — bromek potasu — jod

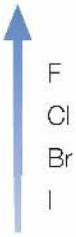
skrócony zapis jonowy

$Br_2 + 2\,I^- \longrightarrow 2\,Br^- + I_2$

brom — aniony jodkowe — aniony bromkowe — jod

Br_2 jest **utleniaczem**, a jon I^- jest **reduktorem**.

Zmiany aktywności chemicznej i właściwości utleniających fluorowców



zwiększanie się aktywności chemicznej i właściwości utleniających

Fluor, ze względu na swoją dużą aktywność chemiczną, wprowadzony do roztworu wodnego dowolnego halogenku reaguje z wodą, a nie z anionem fluorowca, wypierając z niej atom tlenu:

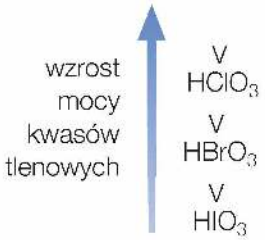
$F_2 + H_2O \longrightarrow 2\,HF + O$

fluor — woda — kwas fluorowodorowy — tlen atomowy

Fluorowiec o mniejszej liczbie atomowej ma większą reaktywność od fluorowca o większej liczbie atomowej i wypiera go z roztworu jego soli zawierającej jego aniony.

Tlenki fluorowców są na ogół związkami nietrwałymi. Powstają w sposób pośredni, a nie na skutek bezpośredniej syntezy z pierwiastków chemicznych. Wszystkie są tlenkami kwasowymi.

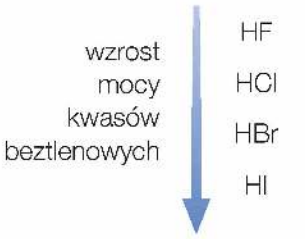
Zmiana mocy kwasów tlenowych fluorowców



Fluorowce, oprócz fluoru, tworzą wiele kwasów tlenowych. Moc tych kwasów wzrasta wraz ze zmniejszaniem się liczby atomowej fluorowca, a także wraz ze zwiększaniem się liczby atomów tlenu w cząsteczce kwasu.

Wszystkie fluorowce tworzą z wodorem kowalencyjne fluorowcowodory HX, które w wodnych roztworach mają właściwości kwasowe. Moc tych kwasów beztlenowych wzrasta wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej fluorowca. Jest to spowodowane osłabieniem wiązania $H–X$, następującym w miarę zwiększania się rozmiarów atomów fluorowca. Zwiększa się wówczas łatwość odszczepiania jonów H^+, co powoduje powstawanie jonów H_3O^+ w roztworze, czyli wzrasta moc takiego kwasu. Sole kwasów fluorowcowodorowych, w których fluorowce tworzą anion prosty, są nazywane halogenkami.

Zmiana mocy kwasów beztlenowych fluorowców



W wodnych roztworach chloru i bromu zachodzą reakcje chemiczne prowadzące do powstania odpowiednich kwasów:

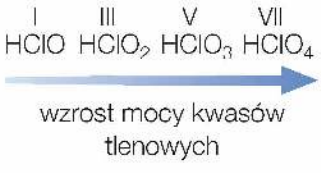
$\overset{0}{Cl_2} + \overset{\text{I}\,-\text{II}}{H_2O} \rightleftharpoons \overset{\text{I}\,-\text{I}}{HCl} + \overset{\text{I}\;\text{I}\,-\text{II}}{HClO}$

chlor — woda — kwas chlorowodorowy — kwas chlorowy(I)

$\overset{0}{Br_2} + \overset{\text{I}\,-\text{II}}{H_2O} \rightleftharpoons \overset{\text{I}\,-\text{I}}{HBr} + \overset{\text{I}\;\text{I}\,-\text{II}}{HBrO}$

brom — woda — kwas bromowodorowy — kwas bromowy(I)

Zmiana mocy kwasów tlenowych chloru



Procesy te są przykładami reakcji dysproporcjonowania (dysmutacji), czyli równoczesnego utleniania i redukcji tego samego pierwiastka chemicznego (patrz s. 216).

Fluorowce łatwo tworzą związki chemiczne z metalami. W wyniku połączenia z metalami 1. i 2. grupy układu okresowego powstają sole

o wiązaniach jonowych. W związkach chemicznych z metalami na wyższych stopniach utlenienia mogą występować wiązania kowalencyjne spolaryzowane.

Fluorowce często łączą się z innymi niemetalami, np.: SF_6, PCl_3, PCl_5, CCl_4, a także wzajemnie ze sobą: ClF, ClF_3, BrF, ICl, IBr.

Chlor $_{17}$Cl i jego związki chemiczne

Chlor jest zielonożółtym gazem (patrz fot. 166., s. 418) o gęstości 2,5-krotnie większej od gęstości powietrza. Ma charakterystyczny duszący zapach i jest bardzo trujący. Dość dobrze rozpuszcza się w wodzie, a powstały roztwór nazywa się wodą chlorową $Cl_{2(aq)}$. Chlor w związkach chemicznych występuje na –I, I, III, V, VII stopniu utlenienia. Chlor można uzyskać w wyniku reakcji chemicznej tlenku manganu(IV) lub manganianu(VII) potasu z kwasem chlorowodorowym:

$$\underset{\text{tlenek manganu(IV)}}{MnO_2} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{4\,HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek manganu(II)}}{MnCl_2} + \underset{\text{chlor}}{Cl_2\uparrow} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O}$$

$$\underset{\substack{\text{manganian(VII)}\\ \text{potasu}}}{2\,KMnO_4} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{16\,HCl} \longrightarrow \underset{\substack{\text{chlorek}\\ \text{potasu}}}{2\,KCl} + \underset{\substack{\text{chlorek}\\ \text{manganu(II)}}}{2\,MnCl_2} + \underset{\text{chlor}}{5\,Cl_2\uparrow} + \underset{\text{woda}}{8\,H_2O}$$

17
3 3,0 17Cl chlor [Ne] $3s^2\,3p^5$

Konfiguracja elektronowa atomu $_{17}$Cl:

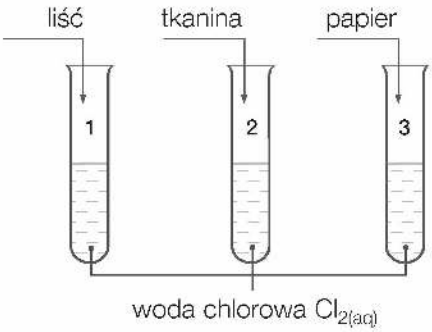
[Ne] ↑↓ | ↑↓ ↑↓ ↑
$3s^2$ $3p^5$

Doświadczenie 65. $Cl_{2(aq)}$

Działanie chloru na substancje barwne

Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium).

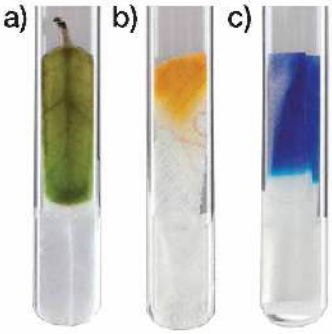
Odczynniki: woda chlorowa, zielony liść, barwna tkanina, papier, atrament.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, korki.
Instrukcja: Do trzech probówek zawierających wodę chlorową dodaj kolejno: do 1. probówki – zielony liść, do 2. – skrawek wilgotnej, kolorowej tkaniny, do 3. – kawałek wilgotnego papieru zabarwionego atramentem (schemat). Zamknij probówki korkami.



Obserwacje: Substancje we wszystkich probówkach odbarwiają się (fot. 168.).
Wniosek: Woda chlorowa ma właściwości wybielające, m.in. dzięki powstawaniu silnie utleniającego kwasu chlorowego(I).

Równanie zachodzącej reakcji dysproporcjonowania $Cl_{2(aq)}$:

$$Cl_2 + H_2O \longrightarrow HClO + HCl$$



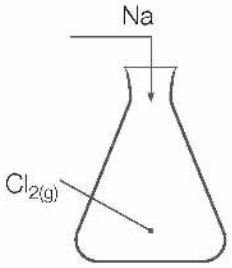
Fot. 168. Wpływ wody chlorowej na barwniki w: a) liściu, b) tkaninie, c) atramencie.

Doświadczenie 66. Cl_2 Na

Reakcja chloru z sodem

Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium). Zachowaj szczególną ostrożność. Nie dotykaj sodu metalicznego.

Odczynniki: chlor, sód, woda destylowana, roztwór azotanu(V) srebra(I).
Szkło i sprzęt laboratoryjny: kolba stożkowa.
Instrukcja: Do kolby stożkowej wypełnionej chlorem wrzuć niewielki kawałek sodu (schemat). Następnie, po zakończeniu reakcji chemicznej, wlej do kolby niewielką ilość wody destylowanej i dodaj kilka kropel roztworu azotanu(V) srebra(I).





Fot. 169. Kolba, w której przebiega reakcja chemiczna chloru z sodem, silnie się nagrzewa.

Obserwacje: Sód gwałtownie spala się w chlorze (fot. 169.). Powstaje biała substancja, która dobrze rozpuszcza się w wodzie. W wyniku dodania do jej roztworu azotanu(V) srebra(I) strąca się biały, serowaty osad. Reakcjom chemicznym towarzyszy emisja światła i dużej ilości ciepła.
Wniosek: Chlor reaguje gwałtownie z metalami aktywnymi chemicznie.

Reakcja chemiczna przebiega zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{sód}}{2\,Na} + \underset{\text{chlor}}{Cl_2} \longrightarrow \underset{\text{chlorek sodu}}{2\,NaCl}$$

W roztworze wodnym powstałej soli obecne są jony: Na^+ i Cl^-. Po dodaniu do roztworu azotanu(V) srebra(I) powstaje praktycznie nierozpuszczalny w wodzie biały, serowaty osad chlorku srebra(I):

zapis cząsteczkowy

$$\underset{\text{chlorek sodu}}{NaCl} + \underset{\text{azotan(V) srebra(I)}}{AgNO_3} \longrightarrow \underset{\text{azotan(V) sodu}}{NaNO_3} + \underset{\text{chlorek srebra(I)}}{AgCl\downarrow}$$

skrócony zapis jonowy

$$\underset{\text{kation srebra(I)}}{Ag^+} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-} \longrightarrow \underset{\text{chlorek srebra(I)}}{AgCl\downarrow}$$

Chlor gwałtownie reaguje również z innymi metalami, a produktami tych reakcji chemicznych są odpowiednie chlorki:

$$\underset{\text{miedź}}{Cu} + \underset{\text{chlor}}{Cl_2} \longrightarrow \underset{\text{chlorek miedzi(II)}}{CuCl_2}$$

$$\underset{\text{magnez}}{Mg} + \underset{\text{chlor}}{Cl_2} \longrightarrow \underset{\text{chlorek magnezu}}{MgCl_2}$$

Chlor bezpośrednio łączy się także z wodorem. W ten sposób powstaje gazowy chlorowodór:

$$\underset{\text{wodór}}{H_2} + \underset{\text{chlor}}{Cl_2} \longrightarrow \underset{\text{chlorowodór}}{2\,HCl_{(g)}}$$

Chlorowodór rozpuszcza się w wodzie, w wyniku czego powstaje kwas chlorowodorowy:

$$\underset{\text{chlorowodór}}{HCl_{(g)}} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kation oksoniowy}}{H_3O^+} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-}$$

Chlor tworzy wiele połączeń z tlenem. Należą do nich tlenki chloru, kwasy tlenowe chloru (tabela 37.) oraz ich sole (chlorany). W związkach tych chlor występuje na różnych stopniach utlenienia. Ważnym tlenkiem chloru jest tlenek chloru(VII) Cl_2O_7 – bezbarwna ciecz, bardzo silny utleniacz. Jest on tlenkiem kwasowym kwasu chlorowego(VII) $HClO_4$. **Chlorany**, np. chloran(I) sodu NaClO, wykazują silne właściwości bakteriobójcze.

Tabela 37. Stopnie utlenienia chloru w tlenkach i kwasach tlenowych

Stopień utlenienia chloru	Tlenki		Kwasy tlenowe	
	nazwa	wzór	nazwa	wzór
–I	–	–	–	–
I	tlenek chloru(I)	Cl_2O	kwas chlorowy(I)	HClO
III	tlenek chloru(III)	Cl_2O_3	kwas chlorowy(III)	$HClO_2$
IV	tlenek chloru(IV)	ClO_2	–	–
V	–	–	kwas chlorowy(V)	$HClO_3$
VI	tlenek chloru(VI)	Cl_2O_6	–	–
VII	tlenek chloru(VII)	Cl_2O_7	kwas chlorowy(VII)	$HClO_4$

Zastosowania

Fluorowce



Fluor jest składnikiem kwasu fluorowodorowego, który wykorzystuje się do zdobienia powierzchni szklanych, ponieważ reaguje on z tlenkiem krzemu(IV) i szkłem.

Chlor

Popularny **środek wybielający** w przemyśle włókienniczym i celulozowym. Jest również składnikiem środków owadobójczych.

Astat

Stosuje się go w **radioterapii nowotworów** jako emiter cząstek α.

Jod

Jodyna, czyli 3-procentowy roztwór jodu w etanolu, jest **środkiem odkażającym**, a promieniotwórcze izotopy jodu, m.in. ^{131}I, służą do diagnozowania i leczenia zaburzeń tarczycy. Jod wykorzystuje się w przemyśle spożywczym do otrzymywania soli jodowanej.

Fluor

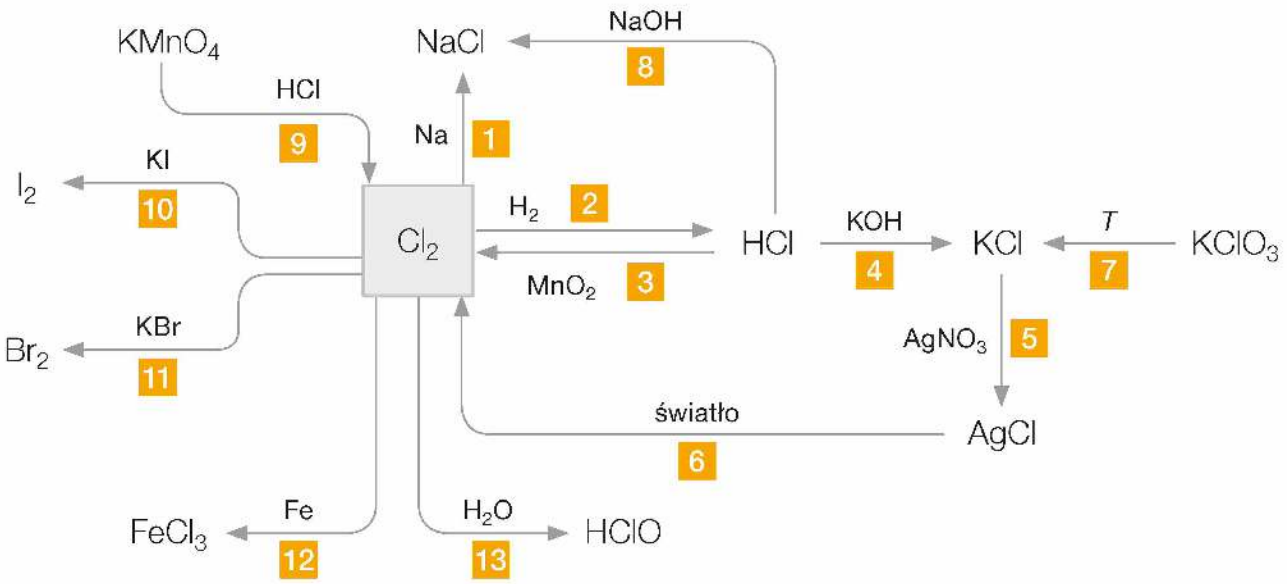
Jest składnikiem środków dezynfekcyjnych oraz **past do zębów**. Stosuje się go do produkcji smarów i olejów, a także do rozdzielania izotopów uranu.

Brom

Stosuje się go do produkcji **pestycydów**, barwników, leków uspokajających. Wchodzi także w skład środków antydetonacyjnych dodawanych do benzyn wysokooktanowych.



Ciągi przemian chemicznych – chlor



Równania reakcji chemicznych:

1. $2\,Na + Cl_2 \longrightarrow 2\,NaCl$
   sód; chlor; chlorek sodu
2. $H_2 + Cl_2 \longrightarrow 2\,HCl$
   wodór; chlor; chlorowodór
3. $4\,HCl + MnO_2 \longrightarrow Cl_2 + MnCl_2 + 2\,H_2O$
   kwas chlorowodorowy; tlenek manganu(IV); chlor; chlorek manganu(II); woda
4. $HCl + KOH \longrightarrow KCl + H_2O$
   kwas chlorowodorowy; wodorotlenek potasu; chlorek potasu; woda
5. $KCl + AgNO_3 \longrightarrow AgCl\downarrow + KNO_3$
   chlorek potasu; azotan(V) srebra(I); chlorek srebra(I); azotan(V) potasu
6. $2\,AgCl \xrightarrow{\text{światło}} 2\,Ag + Cl_2$
   chlorek srebra(I); srebro; chlor
7. $2\,KClO_3 \xrightarrow{T} 2\,KCl + 3\,O_2\uparrow$
   chloran(V) potasu; chlorek potasu; tlen
8. $HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$
   kwas chlorowodorowy; wodorotlenek sodu; chlorek sodu; woda
9. $2\,KMnO_4 + 16\,HCl \longrightarrow 2\,KCl + 2\,MnCl_2 + 5\,Cl_2 + 8\,H_2O$
   manganian(VII) potasu; kwas chlorowodorowy; chlorek potasu; chlorek manganu(II); chlor; woda

10 Cl_2 + 2 KI ⟶ 2 KCl + I_2
chlor — jodek potasu — chlorek potasu — jod

11 Cl_2 + 2 KBr ⟶ 2 KCl + Br_2
chlor — bromek potasu — chlorek potasu — brom

12 3 Cl_2 + 2 Fe ⟶ 2 $FeCl_3$
chlor — żelazo — chlorek żelaza(III)

13 Cl_2 + H_2O ⟶ HCl + HClO
chlor — woda — kwas chlorowodorowy — kwas chlorowy(I)

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych** (s. 424 i 425) **i wykonaj polecenia** (a–d).
   a) Podaj numery reakcji chemicznych, które umożliwiają porównanie aktywności chemicznej fluorowców.
   b) Wskaż numery reakcji chemicznych, w których chlor pełni funkcję reduktora.
   c) Określ, jaką funkcję, kwasu czy zasady według teorii Brønsteda–Lowry'ego, pełni chlor w reakcji chemicznej oznaczonej numerem 13.
   d) Narysuj schemat i podaj przewidywane obserwacje do doświadczenia chemicznego, podczas którego zachodzi reakcja chemiczna oznaczona numerem 7.

2. Atomy dwóch fluorowców *X* i *Y* różnią się liczbą protonów w jądrze atomowym – jeden z nich ma o 18 protonów więcej niz drugi. Fluorowiec *X* reaguje z solą potasową fluorowca *Y* zgodnie z równaniem:
   $X_2 + 2\,KY \longrightarrow 2\,KX + Y_2$
   Ustal, jakie to pierwiastki chemiczne.
   a) *X*: chlor, *Y*: brom b) *X*: brom, *Y*: chlor c) *X*: jod, *Y*: brom d) *X*: brom, *Y*: jod

3. **Wskaż substancje** (a–d), **które po zmieszaniu w wodnym roztworze nie będą reagowały ze sobą. Uzasadnij swój wybór.**
   a) KI i Cl_2 b) KBr i Cl_2 c) KBr i I_2 d) KI i Br_2

4. **Podaj wzór tlenku chloru, którego gęstość w warunkach normalnych wynosi 3,01** $\frac{g}{dm^3}$.

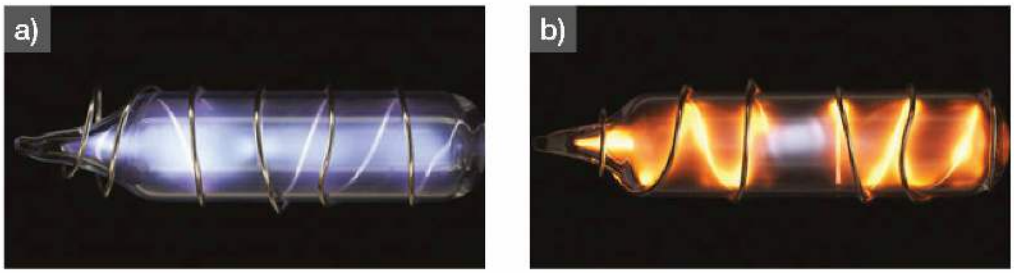
5. W tabeli podano wartości temperatur wrzenia wybranych wodorków fluorowców. **Wskaż punkt** (a–d), **w którym wyjaśniono wysoką temperaturę wrzenia HF.**

Wzór związku chemicznego	HF	HCl	HBr	HI
Temperatura wrzenia, °C	19,5	–85,0	–66,8	–35,4

   a) Masa atomowa fluoru jest mniejsza od mas atomowych pozostałych fluorowców.
   b) Długość wiązania H—F jest mniejsza niż wiązań w H—Cl, H—Br i H—I.
   c) Cząsteczki HF ulegają asocjacji.
   d) Cząsteczki HF w wodnym roztworze ulegają dysocjacji elektrolitycznej.

55. Helowce

Helowce, nazywane gazami szlachetnymi, występują w atmosferze ziemskiej w niewielkich ilościach. Argon stanowi ok. 1% (procent objętościowy) atmosfery, natomiast pozostałe helowce, czyli: hel He, neon Ne, krypton Kr, ksenon Xe oraz radon Rn występują w śladowych ilościach. W silnym polu elektrycznym helowce emitują światło o charakterystycznych barwach (fot. 170.).



Fot. 170. Barwy światła emitowanego przez: a) argon, b) neon.

Właściwości helowców

Helowce są bezbarwnymi i bezwonnymi gazami. Najtrudniej rozpuszczalny jest hel, a najłatwiej – radon. W odróżnieniu od innych pierwiastków gazowych **helowce występują w postaci atomów i nie tworzą cząsteczek dwuatomowych**. Są bierne chemicznie. Atomy helowców mają konfigurację elektronową powłoki walencyjnej ns^2p^6, która jest całkowicie wypełniona 8 (oktet) elektronami, a w przypadku helu $1s^2$ – 2 (dublet) elektronami. Taka konfiguracja elektronowa jest bardzo trwała, dlatego inne pierwiastki chemiczne dążą do jej uzyskania w reakcjach chemicznych.

Do 1962 r. nie udało się otrzymać żadnego związku chemicznego helowca. Obecnie znane są związki chemiczne takich gazów szlachetnych, jak krypton Kr, ksenon Xe i radon Rn. Krypton i ksenon tworzą związki z fluorem i tlenem, np.:
XeF_2, XeF_4, XeF_6, XeO_4, KrF_2 i KrF_4.

Ksenon tworzy połączenia $XeZF_6$, w których Z oznacza pierwiastek chemiczny, np.: Pt, P, Sb, Si i Rb. Te związki chemiczne hydrolizują do wolnego ksenonu i jego tlenku (na VI stopniu utlenienia), który jest bardzo silnym utleniaczem.

Występują również nietrwałe **połączenia klatratowe helowców**, w których helowiec znajduje się wewnątrz sieci krystalicznej (jak w klatce) innego związku chemicznego [łac. *clathratus* – okratowany, zamknięty]. Nie są to jednak połączenia chemiczne (brak wiązań chemicznych). Po rozpuszczeniu lub stopieniu sieci krystalicznej następuje uwolnienie atomu helowca.

Zastosowania

Helowce

Pod wpływem działania prądu elektrycznego gazy szlachetne świecą. Zjawisko to wykorzystuje się w lampach jarzeniowych stosowanych w reklamach świetlnych.



Ksenon

Światło **żarówek ksenonowych** nie męczy oczu i dobrze odwzorowuje barwy, dlatego używa się ich w reflektorach samochodowych.



Argon

Jako gaz obojętny jest stosowany podczas **spawania**, jako gaz ochronny – do produkcji wysokiej czystości germanu i krzemu.



Neon

Napełnia się nim lampy jarzeniowe o jasnym, czerwonym świetle, tzw. **neony**, a także lampy przeciwmgielne. Jest również używany w kriogenice do uzyskiwania niskich temperatur.

Krypton

Wykorzystuje się go do wypełniania żarówek o dużej mocy, a także szyb zespolonych w nowoczesnych oknach.

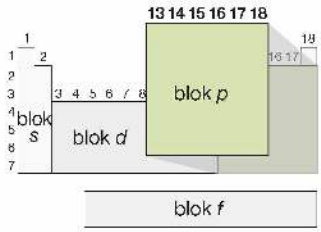
Radon

Stosuje się go w radioterapii nowotworów jako źródło promieni γ.

Zadania ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Uzasadnij, dlaczego helowce są nazywane gazami szlachetnymi.**
2. **Przedstaw rozmieszczenie elektronów w atomie kryptonu w postaci:**
   a) zapisu pełnego za pomocą liczb kwantowych,
   b) schematu klatkowego konfiguracji elektronowej.
3. Pewien pierwiastek chemiczny występuje w postaci trzech naturalnych izotopów o liczbach masowych 36, 38, 40. Ich zawartość procentowa wynosi odpowiednio 0,337%, 0,063% i 99,60%. **Oblicz masę atomową tego pierwiastka chemicznego oraz podaj jego nazwę.**

56. Blok *p* – podsumowanie



Blok *p* tworzą pierwiastki chemiczne grup od 13. do 18. układu okresowego (oprócz helu).

Konfiguracja elektronowa

Atomy pierwiastków chemicznych bloku *p* rozbudowują podpowłokę *p* przy zapełnionej podpowłoce *s* powłoki walencyjnej. Pierwiastki chemiczne kolejnych grup różnią się liczbą elektronów walencyjnych. Mają więc różne właściwości.

Właściwości pierwiastków chemicznych bloku *p*

W 13. grupie układu okresowego przeważają metale. W każdej kolejnej grupie (o wyższym numerze) jest więcej pierwiastków chemicznych o charakterze niemetalicznym. Atomy o małej liczbie elektronów walencyjnych (13. grupa) oddają je w reakcjach chemicznych i tworzą kationy. Jest to zachowanie charakterystyczne dla metali wykazujących niewielką elektroujemność. Atomy o większej liczbie elektronów walencyjnych, np. z grup 16. i 17., łatwiej przyłączają elektrony, w wyniku czego tworzą się aniony. Jest to zachowanie charakterystyczne dla niemetali wykazujących wysoką elektroujemność. Łatwość tworzenia kationów, czyli charakter metaliczny, wzrasta w grupach wraz ze zwiększaniem się rozmiarów atomów pierwiastków chemicznych.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Ogrzewanie kwasu fosforowego(V) w temperaturze 470–570 K prowadzi do jego odwodnienia, w którego trakcie z dwóch cząsteczek H_3PO_4 wydziela się jedna cząsteczka wody i powstaje kwas ortodifosforowy $H_4P_2O_7$:

$$2\,H_3PO_4 \xrightarrow{470\text{–}570\ K} H_4P_2O_7 + H_2O$$

Kwas ortodifosforowy (kwas pirofosforowy) jest kwasem czteroprotonowym, który dysocjuje w roztworze wodnym zgodnie z równaniami:

I etap $H_4P_2O_7 + H_2O \rightleftharpoons H_3P_2O_7^- + H_3O^+$

II etap $H_3P_2O_7^- + H_2O \rightleftharpoons H_2P_2O_7^{2-} + H_3O^+$

III etap $H_2P_2O_7^{2-} + H_2O \rightleftharpoons HP_2O_7^{3-} + H_3O^+$

IV etap $HP_2O_7^{3-} + H_2O \rightleftharpoons P_2O_7^{4-} + H_3O^+$

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2012

a) **Narysuj wzór elektronowy (kreskowy) kwasu ortodifosforowego, jeśli wiadomo, że obydwa atomy fosforu w tym kwasie są równocenne (równoważne), przyjmują stopień utlenienia V i łączą się ze sobą poprzez atom tlenu.**

b) **Dla III etapu dysocjacji kwasu ortodifosforowego napisz wzory kwasów i zasad tworzących w tej reakcji sprzężone pary.**

c) Poniżej w przypadkowej kolejności przedstawiono wartości stałych dysocjacji kwasu ortodifosforowego dla poszczególnych etapów dysocjacji. **Przyporządkuj wartości stałych dysocjacji do etapów.**

$7{,}94 \cdot 10^{-3}$ $4{,}79 \cdot 10^{-10}$ $2{,}00 \cdot 10^{-7}$ $1{,}23 \cdot 10^{-1}$

57. Chrom $_{24}$Cr

Chrom (fot. 171.) jest przedstawicielem chromowców, czyli pierwiastków chemicznych bloku *d* tworzących 6. grupę układu okresowego. W środowisku przyrodniczym występuje w postaci związków chemicznych, głównie tlenków, a także jako składnik skał i minerałów.



Fot. 171. Chrom jest twardym, kruchym metalem.

Konfiguracja elektronowa atomu chromu

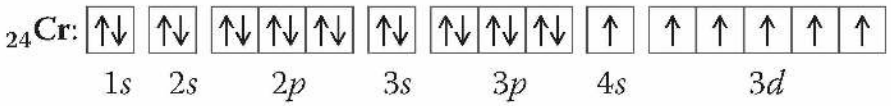
Konfiguracja elektronowa atomu chromu jest inna, niż wynika to z zasady dotyczącej zajmowania orbitali przez elektrony w kolejności wzrastania ich energii. Zgodnie z tą zasadą konfiguracja elektronowa chromu miałaby postać: $_{24}$**Cr**: [Ar] $4s^2\,3d^4$

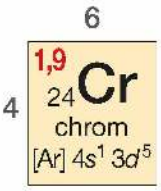
W rzeczywistości jest następująca:

$$_{24}\mathbf{Cr}\text{: [Ar] } 4s^1\,3d^5$$

Atom chromu ma 6 elektronów walencyjnych.

Podpowłoka 3*d* może być wypełniona przez 10 elektronów. Częściowe lub całkowite jej wypełnienie jest energetycznie bardziej korzystne dla atomu niż zapełnienie podpowłoki 4*s*. Dlatego w atomie chromu następuje **promocja elektronu z podpowłoki 4*s* na podpowłokę 3*d***. W rezultacie podpowłoka 3*d* jest obsadzona 5 niesparowanymi elektronami, a podpowłoka 4*s* – 1 elektronem:





Stopnie utlenienia chromu

W związkach chemicznych atom chromu przyjmuje najczęściej stopnie utlenienia II, III i VI, co wskazuje na udział elektronów z podpowłoki 3*d* w tworzeniu wiązań chemicznych.

Właściwości chromu

Chrom jest metalem aktywnym chemicznie. Na powietrzu ulega **pasywacji**, czyli na powierzchni metalu powstaje warstwa związku chemicznego, np. tlenku, która chroni metal przed dalszym utlenianiem.

Chrom jest odporny na działanie zarówno rozcieńczonego, jak i stężonego roztworu kwasu azotowego(V). Reaguje natomiast z rozcieńczonymi roztworami innych kwasów, np. siarkowym(VI) i chlorowodorowym z wydzieleniem wodoru.

Tlenki i wodorotlenki chromu

Tlenki i wodorotlenki chromu w zależności od stopnia utlenienia chromu mogą wykazywać zasadowy, amfoteryczny lub kwasowy charakter chemiczny (tabela 38., s. 430).

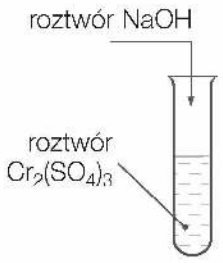
Tabela 38. Charakter chemiczny związków chromu

Stopień utlenienia chromu	II	III	VI
Przykłady związków chemicznych i jonów	CrO $Cr(OH)_2$ $\downarrow H^+$ Cr^{2+} jon chromu(II)	Cr_2O_3 $Cr(OH)_3$ OH^- $\quad$ H^+ $[Cr(OH)_6]^{3-}$ jon heksahydroksochromianowy(III) Cr^{3+} jon chromu(III) CrO_2^- jon chromianowy(III)	CrO_3 CrO_4^{2-} jon chromianowy(VI) $Cr_2O_7^{2-}$ jon dichromianowy(VI)
Charakter chemiczny	zasadowy	amfoteryczny	kwasowy
Zmiana właściwości chemicznych	wzrost charakteru kwasowego i zwiększanie się właściwości utleniających →		

Doświadczenie 67. NaOH $Cr_2(SO_4)_3$

Otrzymywanie wodorotlenku chromu(III)

Odczynniki: roztwór siarczanu(VI) chromu(III), roztwór wodorotlenku sodu.
Szkło laboratoryjne: probówka.
Instrukcja: Do probówki wlej 5 cm^3 roztworu siarczanu(VI) chromu(III) i dodawaj kroplami roztwór wodorotlenku sodu (schemat).



Obserwacje: W probówce strąca się szaroniebieski osad (fot. 172.).
Wniosek: W wyniku reakcji chemicznej powstaje praktycznie nierozpuszczalny w wodzie **wodorotlenek chromu(III)**.

Reakcja chemiczna przebiega zgodnie z równaniem:

zapis cząsteczkowy

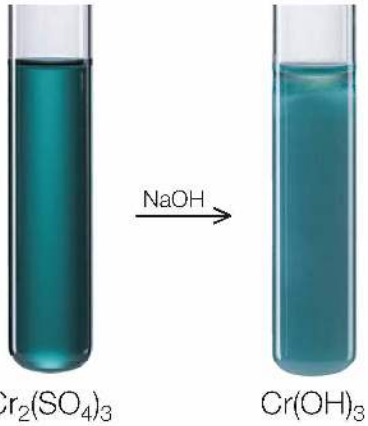
$$Cr_2(SO_4)_3 + 6\,NaOH \longrightarrow 2\,Cr(OH)_3\downarrow + 3\,Na_2SO_4$$

siarczan(VI) chromu(III) | wodorotlenek sodu | wodorotlenek chromu(III) | siarczan(VI) sodu

skrócony zapis jonowy

$$Cr^{3+} + 3\,OH^- \longrightarrow Cr(OH)_3\downarrow$$

kation chromu(III) | aniony wodorotlenkowe | wodorotlenek chromu(III)

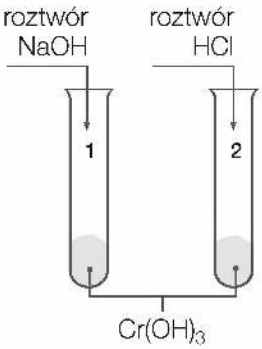


Fot. 172. Otrzymywanie wodorotlenku chromu(III).

Doświadczenie 68. NaOH, HCl

Reakcja wodorotlenku chromu(III) z kwasem i zasadą

Odczynniki: wodorotlenek chromu(III), roztwór wodorotlenku sodu, kwas chlorowodorowy.
Szkło laboratoryjne: probówki.
Instrukcja: Otrzymany w doświadczeniu 67. osad wodorotlenku chromu(III) podziel na dwie części i umieść w probówkach 1. i 2. Następnie do probówki 1. dodaj roztwór wodorotlenku sodu, a do 2. – kwas chlorowodorowy (schemat).



Obserwacje: W obydwu probówkach osad zanika, a powstające roztwory przyjmują barwy: ciemnozieloną – w wyniku dodania zasady sodowej, jasnozieloną – w wyniku dodania kwasu chlorowodorowego.
Wniosek: Wodorotlenek chromu(III) reaguje zarówno z zasadami, jak i z kwasami – ma zatem właściwości amfoteryczne. Produktami zachodzących reakcji chemicznych są odpowiednio **heksahydroksochromian(III) sodu** oraz **chlorek chromu(III)**.

Równania zachodzących reakcji chemicznych:

Probówka 1. $Cr(OH)_3 + 3\,NaOH \longrightarrow Na_3[Cr(OH)_6]$ *zapis cząsteczkowy*
wodorotlenek chromu(III) | wodorotlenek sodu | heksahydroksochromian(III) sodu

$Cr(OH)_3 + 3\,OH^- \longrightarrow Cr(OH)_6^{3-}$ *skrócony zapis jonowy*
wodorotlenek chromu(III) | aniony wodorotlenkowe | anion heksahydroksochromianowy(III)

Probówka 2. $Cr(OH)_3 + 3\,HCl \longrightarrow CrCl_3 + 3\,H_2O$ *zapis cząsteczkowy*
wodorotlenek chromu(III) | kwas chlorowodorowy | chlorek chromu(III) | woda

$Cr(OH)_3 + 3\,H^+ \longrightarrow Cr^{3+} + 3\,H_2O$ *skrócony zapis jonowy*
wodorotlenek chromu(III) | kationy wodoru | kation chromu(III) | woda

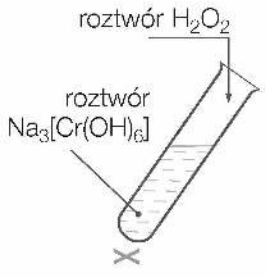
Chrom oraz inne pierwiastki chemiczne bloku *d* ulegają reakcjom utleniania-redukcji (redoks).

Chromiany(III) i chromiany(VI)

Doświadczenie 69. $NaOH, H_2O_2$ H_2O_2 Na_2CrO_4

Utlenianie jonów chromu(III) nadtlenkiem wodoru w środowisku wodorotlenku sodu

Odczynniki: roztwór nadtlenku wodoru, roztwór heksahydroksochromianu(III) sodu.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, palnik gazowy.
Instrukcja: Do otrzymanego w doświadczeniu 68. (probówka 1.) roztworu heksahydroksochromianu(III) sodu dodawaj kroplami 15-procentowy roztwór nadtlenku wodoru. Probówkę lekko ogrzewaj (schemat).



Obserwacje: Barwa roztworu w probówce zmieniła się z zielonej na żółtą (fot. 173.).

Wniosek: Jednym z produktów reakcji chemicznej jest **chromian(VI) sodu**, w którego skład wchodzi anion chromianowy(VI).

Równanie zachodzącej reakcji chemicznej:

zapis cząsteczkowy

$$\overset{III}{2\,Na_3[Cr(OH)_6]} + \overset{-I}{3\,H_2O_2} \longrightarrow \overset{VI}{2\,Na_2CrO_4} + 2\,NaOH + \overset{-II}{8\,H_2O}$$

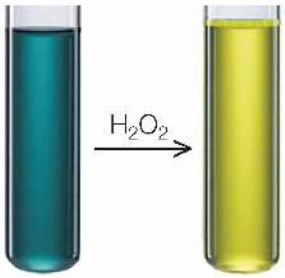
heksahydroksochromian(III) sodu; nadtlenek wodoru; chromian(VI) sodu; wodorotlenek sodu; woda

skrócony zapis jonowy

$$\overset{III}{2\,[Cr(OH)_6]^{3-}} + \overset{-I}{3\,H_2O_2} \longrightarrow \overset{VI}{2\,CrO_4^{2-}} + 2\,OH^- + \overset{-II}{8\,H_2O}$$

heksahydroksochromianowe(III) aniony; nadtlenek wodoru; chromianowe(VI) aniony; wodorotlenkowe aniony; woda

W środowisku zasadowym nastąpiła reakcja utlenienia jonów chromu(III) do jonów chromu(VI), a utleniaczem był w niej jon nadtlenkowy O_2^{2-} (w nadtlenku wodoru), który zredukował się do jonu tlenkowego O^{2-} (w tlenku wodoru).



Fot. 173. Utlenianie jonów chromu(III) do jonów chromu(VI).

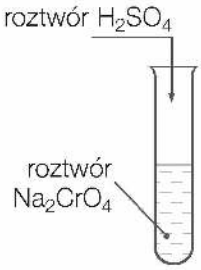
Doświadczenie 70. Na_2CrO_4 H_2SO_4

Reakcja chromianu(VI) sodu z kwasem siarkowym(VI)

Odczynniki: roztwór chromianu(VI) sodu, roztwór kwasu siarkowego(VI).

Szkło laboratoryjne: probówka.

Instrukcja: Do otrzymanego w doświadczeniu 69. roztworu chromianu(VI) sodu wkraplaj roztwór kwasu siarkowego(VI) (schemat).



Obserwacje: Roztwór chromianu(VI) sodu zmienił barwę z żółtej na pomarańczową (fot. 174.).

Wniosek: Jednym z produktów reakcji chemicznej jest **dichromian(VI) sodu**, w którego skład wchodzi anion dichromianowy(VI).

Równanie zachodzącej reakcji chemicznej:

zapis cząsteczkowy

$$2\,Na_2CrO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2Cr_2O_7 + Na_2SO_4 + H_2O$$

chromian(VI) sodu; kwas siarkowy(VI); dichromian(VI) sodu; siarczan(VI) sodu; woda

skrócony zapis jonowy

$$2\,CrO_4^{2-} + 2\,H^+ \longrightarrow Cr_2O_7^{2-} + H_2O$$

aniony chromianowe(VI); kationy wodoru; anion dichromianowy(VI); woda



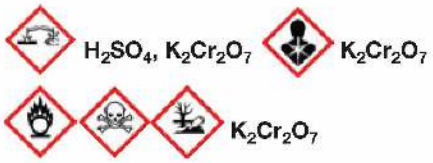
Fot. 174. Powstanie jonów dichromianowych.

Nie jest to reakcja redoks, gdyż nie zmieniają się stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych.

Jony chromianowy(VI) CrO_4^{2-} i dichromianowy(VI) $Cr_2O_7^{2-}$ w roztworze pozostają w równowadze chemicznej, której kierunek zależy od pH roztworu:

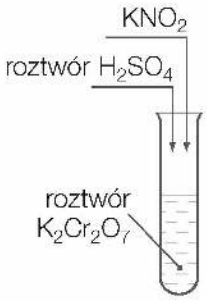
$$\underset{pH > 6,5}{2\,CrO_4^{2-}} + 2\,H^+ \rightleftharpoons \underset{pH < 6,5}{Cr_2O_7^{2-}} + H_2O$$

Doświadczenie 71.



Reakcja dichromianu(VI) potasu z azotanem(III) potasu w środowisku kwasu siarkowego(VI)

Odczynniki: roztwór dichromianu(VI) potasu, roztwór kwasu siarkowego(VI), azotan(III) potasu.
Szkło laboratoryjne: probówka.
Instrukcja: Do probówki wlej 3 cm^3 roztworu dichromianu(VI) potasu. Następnie dodaj roztworu kwasu siarkowego(VI) oraz – małymi porcjami – stałego azotanu(III) potasu (schemat).



Obserwacje: Roztwór zmienia barwę z pomarańczowej na zieloną.
Wniosek: Jednym z produktów reakcji chemicznej jest siarczan(VI) chromu(III).

Zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z zapisem:

$$\underset{\text{dichromian(VI) potasu}}{\overset{\text{I VI }-\text{II}}{K_2Cr_2O_7}} + \underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{\overset{\text{I VI}-\text{II}}{H_2SO_4}} + \underset{\text{azotan(III) potasu}}{\overset{\text{I III}-\text{II}}{KNO_2}} \longrightarrow \underset{\text{siarczan(VI) chromu(III)}}{\overset{\text{III VI}-\text{II}}{Cr_2(SO_4)_3}} + \underset{\text{azotan(V) potasu}}{\overset{\text{I V}-\text{II}}{KNO_3}} + \underset{\text{siarczan(VI) potasu}}{\overset{\text{I VI}-\text{II}}{K_2SO_4}} + \underset{\text{woda}}{\overset{\text{I}-\text{II}}{H_2O}}$$

Chrom obniża swój stopień utlenienia z VI do III, jest więc utleniaczem i ulega redukcji. Azot podwyższa stopień utlenienia z III do V, jest więc reduktorem i ulega utlenieniu.

Współczynniki stechiometryczne tej reakcji chemicznej można ustalić metodą bilansu elektronowego:

$$\overset{\text{III}}{N} \longrightarrow \overset{\text{V}}{N} + 2e^- \quad | \cdot 3 \qquad \overset{\text{VI}}{Cr} + 3e^- \longrightarrow \overset{\text{III}}{Cr} \quad | \cdot 2$$

$$3\,\overset{\text{III}}{N} \longrightarrow 3\,\overset{\text{V}}{N} + 6e^- \qquad 2\,\overset{\text{VI}}{Cr} + 6e^- \longrightarrow 2\,\overset{\text{III}}{Cr}$$

utlenianie

$$\overset{\text{I VI}-\text{II}}{K_2\mathbf{Cr}_2O_7} + 4\,\overset{\text{I VI}-\text{II}}{H_2SO_4} + 3\,\overset{\text{I III}-\text{II}}{K\mathbf{N}O_2} \longrightarrow \overset{\text{III VI}-\text{II}}{\mathbf{Cr}_2(SO_4)_3} + 3\,\overset{\text{I V}-\text{II}}{K\mathbf{N}O_3} + \overset{\text{I VI}-\text{II}}{K_2SO_4} + 4\,\overset{\text{I}-\text{II}}{H_2O}$$

utleniacz — redukcja — reduktor

lub stosując bilans jonowo-elektronowy:

$$Cr_2O_7^{2-} + 14\,H^+ + 6e^- \longrightarrow 2\,Cr^{3+} + 7\,H_2O$$

$$3\,NO_2^- + 3\,H_2O \longrightarrow 3\,NO_3^- + 6\,H^+ + 6e^-$$

$$Cr_2O_7^{2-} + 3\,NO_2^- + 8\,H^+ \longrightarrow 2\,Cr^{3+} + 3\,NO_3^- + 4\,H_2O$$

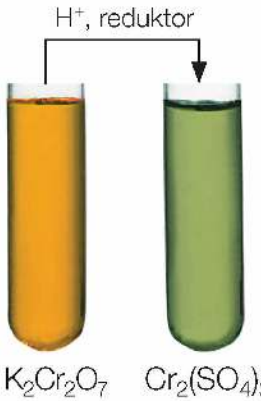
W doświadczeniu 71. zamiast roztworu azotanu(III) potasu KNO_2 można użyć innego reduktora, np. roztworu siarczanu(IV) sodu Na_2SO_3 (fot. 175.). Wówczas reakcja będzie zachodziła zgodnie z równaniem:

$$K_2Cr_2O_7 + 3\,Na_2SO_3 + 4\,H_2SO_4 \longrightarrow 3\,Na_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + 4\,H_2O$$

pomarańczowy — zielony

równanie reakcji chemicznej

lewa strona	prawa strona
K: 5	K: 5
Cr: 2	Cr: 2
O: 29	O: 29
H: 8	H: 8
S: 4	S: 4
N: 3	N: 3

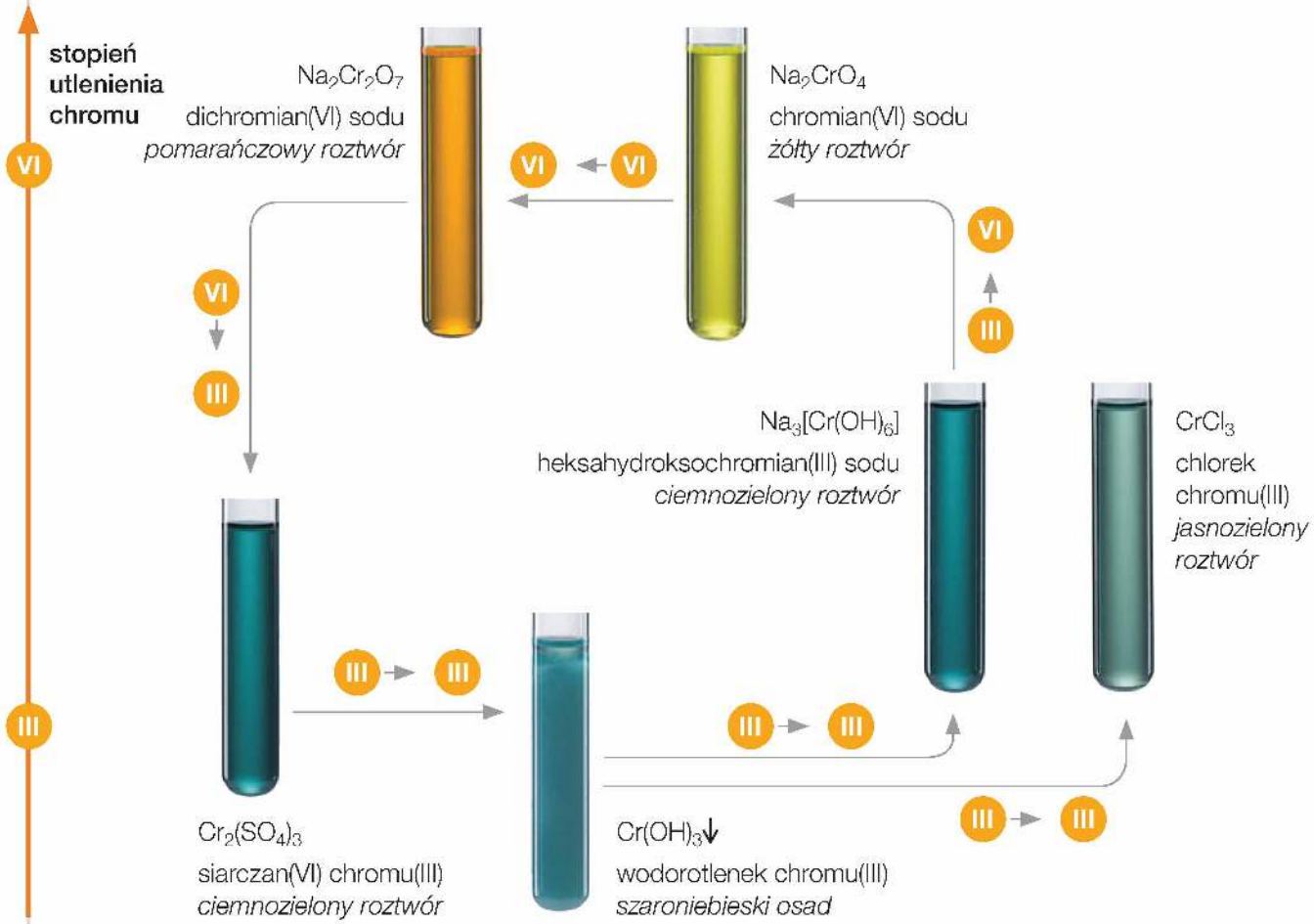


Fot. 175. Z pomarańczowego dichromianu(VI) potasu powstaje zielony roztwór siarczanu(VI) chromu(III).

Krok po kroku

Zmiany barwy związków chromu w zależności od stopnia utlenienia chromu

Związki chemiczne chromu w zależności od stopnia utlenienia chromu mają różne barwy.



III → III Reakcja siarczanu(VI) chromu(III) z wodorotlenkiem sodu

$$Cr_2(SO_4)_3 + 6\ NaOH \longrightarrow 2\ Cr(OH)_3\downarrow + 3\ Na_2SO_4$$

Reakcja wodorotlenku chromu(III) z wodorotlenkiem sodu

$$Cr(OH)_3 + 3\ NaOH \longrightarrow Na_3[Cr(OH)_6]$$

Reakcja wodorotlenku chromu(III) z kwasem chlorowodorowym

$$Cr(OH)_3 + 3\ HCl \longrightarrow CrCl_3 + 3\ H_2O$$

III → VI Reakcja heksahydroksochromianu(III) sodu z nadtlenkiem wodoru

$$2\ Na_3[Cr(OH)_6] + 3\ H_2O_2 \longrightarrow 2\ Na_2CrO_4 + 2\ NaOH + 8\ H_2O$$

VI → VI Reakcja chromianu(VI) sodu z kwasem siarkowym(VI)

$$2\ Na_2CrO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2Cr_2O_7 + Na_2SO_4 + H_2O$$

VI → III Reakcja dichromianu(VI) sodu z azotanem(III) potasu w środowisku kwasu siarkowego(VI)

$$Na_2Cr_2O_7 + 4\ H_2SO_4 + 3\ KNO_2 \longrightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 3\ KNO_3 + Na_2SO_4 + 4\ H_2O$$

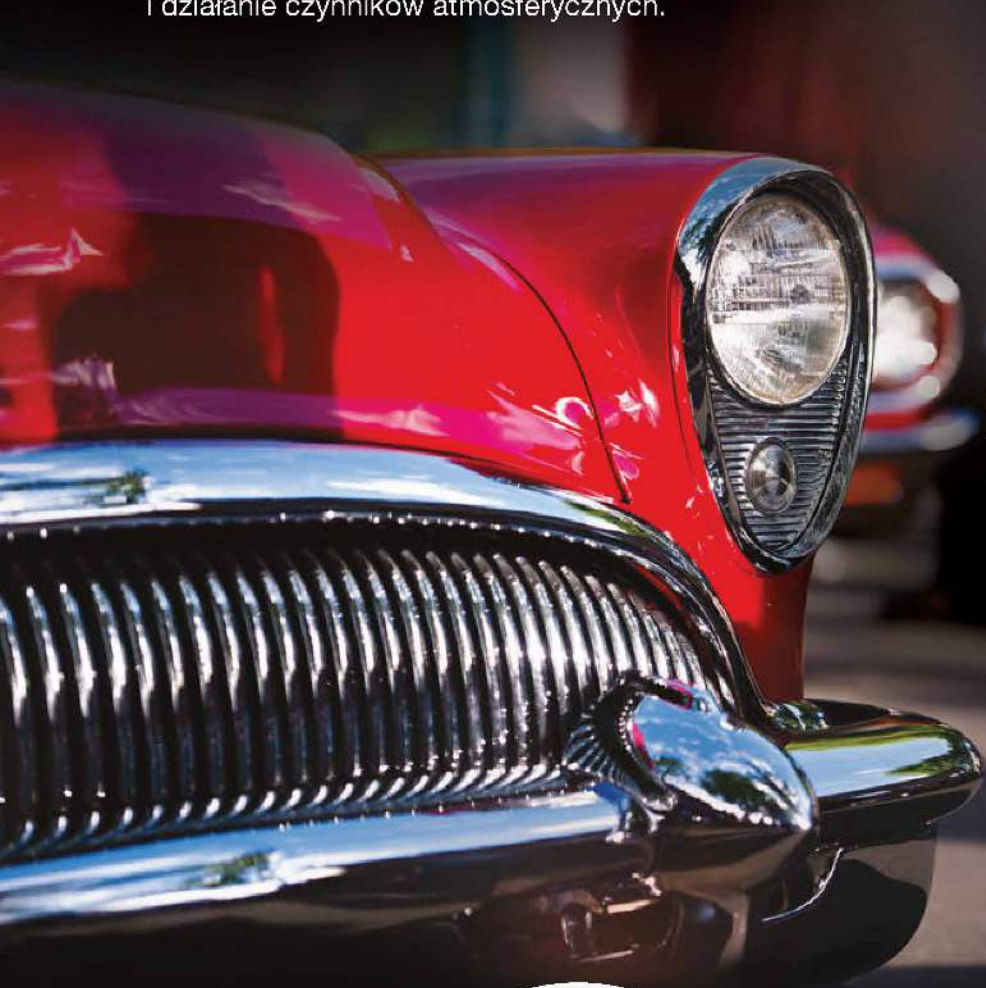
Zastosowania

Chrom i jego związki chemiczne

Jest składnikiem stopów, które są bardzo odporne na działanie czynników mechanicznych i chemicznych. Służy także do wytwarzania powłok galwanicznych.

Motoryzacja

Chromowane części samochodów i motocykli (np. **zderzaki**, lusterka) mają nie tylko atrakcyjny wygląd – warstwa chromu zwiększa ich odporność na korozję i działanie czynników atmosferycznych.





Przemysł farmaceutyczny

Związki chromu są składnikami **suplementów diety**, które wspomagają odchudzanie i zachowanie prawidłowej masy ciała.



Przemysł metalurgiczny

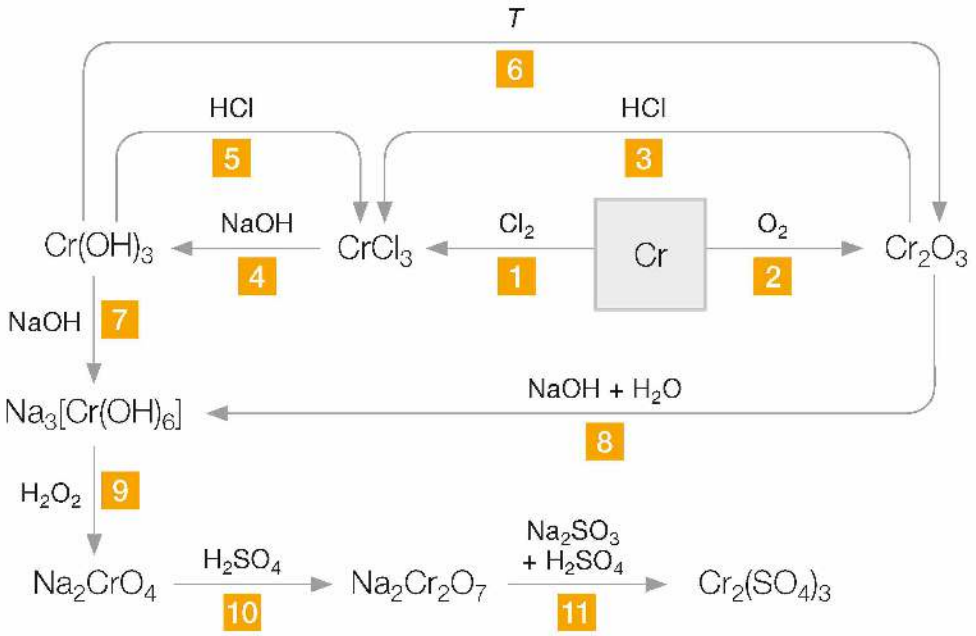
Dodatek chromu (ok. 18%) do stali zwiększa jej odporność na rdzewienie, dlatego ze stali wytwarza się m.in. **narzędzia chirurgiczne** i biżuterię.



Przemysł chemiczny

Związki chromu stosuje się m.in. jako **pigmenty** do farb. Cr_2O_3, czyli tlenek chromu(III), to zieleń szmaragdowa, a $PbCrO_4$ – chromian(VI) ołowiu(II), to żółcień chromowa.

Ciągi przemian chemicznych – chrom



Równania reakcji chemicznych:

1. $2\,Cr + 3\,Cl_2 \longrightarrow 2\,CrCl_3$
   chrom, chlor, chlorek chromu(III)
2. $4\,Cr + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,Cr_2O_3$
   chrom, tlen, tlenek chromu(III)
3. $Cr_2O_3 + 6\,HCl \longrightarrow 2\,CrCl_3 + 3\,H_2O$
   tlenek chromu(III), kwas chlorowodorowy, chlorek chromu(III), woda
4. $CrCl_3 + 3\,NaOH \longrightarrow Cr(OH)_3 + 3\,NaCl$
   chlorek chromu(III), wodorotlenek sodu, wodorotlenek chromu(III), chlorek sodu
5. $Cr(OH)_3 + 3\,HCl \longrightarrow CrCl_3 + 3\,H_2O$
   wodorotlenek chromu(III), kwas chlorowodorowy, chlorek chromu(III), woda
6. $2\,Cr(OH)_3 \xrightarrow{T} Cr_2O_3 + 3\,H_2O$
   wodorotlenek chromu(III), tlenek chromu(III), woda
7. $Cr(OH)_3 + 3\,NaOH \longrightarrow Na_3[Cr(OH)_6]$
   wodorotlenek chromu(III), wodorotlenek sodu, heksahydroksochromian(III) sodu
8. $Cr_2O_3 + 6\,NaOH + 3\,H_2O \longrightarrow 2\,Na_3[Cr(OH)_6]$
   tlenek chromu(III), wodorotlenek sodu, woda, heksahydroksochromian(III) sodu
9. $2\,Na_3[Cr(OH)_6] + 3\,H_2O_2 \longrightarrow 2\,Na_2CrO_4 + 2\,NaOH + 8\,H_2O$
   heksahydroksochromian(III) sodu, nadtlenek wodoru, chromian(VI) sodu, wodorotlenek sodu, woda

10 $2\ Na_2CrO_4 + H_2SO_4 \longrightarrow Na_2Cr_2O_7 + Na_2SO_4 + H_2O$

chromian(VI) sodu; kwas siarkowy(VI); dichromian(VI) sodu; siarczan(VI) sodu; woda

11 $Na_2Cr_2O_7 + 3\ Na_2SO_3 + 4\ H_2SO_4 \longrightarrow Cr_2(SO_4)_3 + 4\ Na_2SO_4 + 4\ H_2O$

dichromian(VI) sodu; siarczan(IV) sodu; kwas siarkowy(VI); siarczan(VI) chromu(III); siarczan(VI) sodu; woda

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych** (s. 436–437) **i wykonaj polecenia** (a–d).
   a) Podaj numery reakcji chemicznych, które potwierdzają amfoteryczny charakter tlenku chromu(III).
   b) Napisz, stosując zapis jonowy, równania reakcji chemicznych oznaczone numerami 7, 9, 11.
   c) Czy reakcja chemiczna oznaczona numerem 10 jest reakcją utleniania-redukcji? Odpowiedź uzasadnij.
   d) Podaj numery reakcji chemicznych, podczas których można dokonać obserwacji I–III. Podaj wzory i nazwy wszystkich substancji wymienionych w obserwacjach.
   Obserwacja I: Z szaroniebieskiej substancji stałej powstał jasnozielony roztwór.
   Obserwacja II: Z szaroniebieskiej substancji stałej powstał ciemnozielony roztwór.
   Obserwacja III: Z ciemnozielonego roztworu powstał roztwór o barwie żółtej.

2. Roztwór pewnej soli potasu o barwie żółtej po zakwaszeniu roztworem H_2SO_4 zmienił barwę na pomarańczową. Następnie po dodaniu niewielkiej ilości stałego siarczanu(IV) sodu zabarwił się na zielonofioletowo.
   a) **Napisz w formie jonowej skróconej równania opisanych reakcji chemicznych.**
   b) **Dla reakcji redoks przeprowadź bilans jonowo-elektronowy. Wskaż utleniacz i reduktor.**

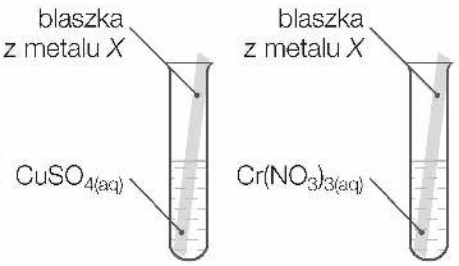
3. Dwaj uczniowie sporządzili roztwory dichromianu(VI) sodu o stężeniu 1 $\frac{mol}{dm^3}$. Jeden z nich sporządził 250 cm^3 (roztwór 1.), a drugi – 500 cm^3 (roztwór 2.). W obydwu roztworach ustaliła się równowaga między jonami $Cr_2O_7^{2-}$ a jonami CrO_4^{2-}, którą opisuje równanie:

   $Cr_2O_7^{2-}{}_{(aq)} + H_2O_{(c)} \rightleftharpoons 2\ CrO_4^{2-}{}_{(aq)} + 2\ H^+{}_{(aq)}$

   Uzupełnij zdania tak, aby były prawdziwe. Wybierz jedno sformułowanie spośród podanych w każdym nawiasie.

   Po ustaleniu się stanu równowagi w roztworach 1. i 2. zależność stężeń molowych jonów CrO_4^{2-} jest następująca: (stężenia są sobie równe / stężenie w roztworze 1. jest większe / stężenie w roztworze 2. jest większe). Po zmieszaniu roztworów (stężenia molowe jonów CrO_4^{2-} i $Cr_2O_7^{2-}$ nie uległy zmianie / zwiększyło się stężenie jonów CrO_4^{2-} / zmniejszyło się stężenie jonów $Cr_2O_7^{2-}$). Zmieszanie obydwu roztworów (spowoduje przesunięcie stanu równowagi w stronę tworzenia produktów / spowoduje przesunięcie stanu równowagi w stronę tworzenia substratów / nie zmieni położenia stanu równowagi).

4. Przeprowadzono doświadczenie przedstawione na schemacie. Po kilku godzinach od zanurzenia blaszki z metalu *X* w roztworach zaobserwowano, że roztwór znajdujący się w probówce 1. jest bezbarwny, natomiast roztwór znajdujący się w probówce 2. jest zielony. **Wybierz metale, które mogły zostać użyte w tym doświadczeniu chemicznym.**



bizmut cynk srebro ołów

58. Mangan $_{25}$Mn



Fot. 176. Mangan jest twardym i kruchym metalem.

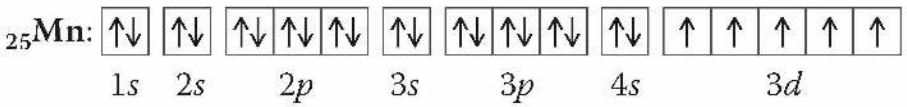
Mangan (fot. 176.) jest przedstawicielem manganowców, czyli pierwiastków chemicznych bloku *d* tworzących 7. grupę układu okresowego. W środowisku przyrodniczym występuje w postaci tlenków.

7
4 1,7 25Mn mangan [Ar] $4s^2\ 3d^5$

Konfiguracja elektronowa atomu manganu

Atom manganu ma 7 elektronów walencyjnych i następującą konfigurację elektronową:

$_{25}$**Mn**: [Ar] $4s^2\ 3d^5$



Stopnie utlenienia manganu

Mangan w związkach chemicznych występuje na stopniach utlenienia od II do VII. Na najwyższym stopniu utlenienia (VII) występuje w manganianach(VII). Są to bardzo silne utleniacze, gdyż same ulegają redukcji.

Właściwości manganu

Mangan jest metalem aktywnym chemicznie. Reaguje z rozcieńczonymi roztworami kwasów z wydzieleniem wodoru:

$$\underset{\text{mangan}}{Mn} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2\,HCl_{(rozc.)}} \longrightarrow \underset{\text{chlorek manganu(II)}}{MnCl_2} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

Tlenki i wodorotlenki manganu

Tlenki i wodorotlenki manganu w zależności od stopnia utlenienia manganu mogą wykazywać zasadowy, amfoteryczny lub kwasowy charakter chemiczny (tabela 39.).

Tabela 39. Charakter chemiczny związków manganu

Stopień utlenienia manganu	II	III	IV	V	VI	VII
Przykłady związków chemicznych	MnO $Mn(OH)_2$ wodorotlenek manganu(II)	Mn_2O_3 MnO(OH) oksowodorotlenek manganu(III)	MnO_2 $MnO(OH)_2$ oksowodorotlenek manganu(IV)	MnO_4^{3-} jon manganianowy(V)	MnO_4^{2-} jon manganianowy(VI)	MnO_4^- jon manganianowy(VII)
	$MnO \cdot Mn_2O_3$ Mn_3O_4 tlenek manganu(II) dimanganu(III)					
Charakter chemiczny	zasadowy	zasadowy	amfoteryczny	kwasowy	kwasowy	kwasowy
Zmiana właściwości chemicznych	wzrost charakteru kwasowego i zwiększanie się właściwości utleniających →					

Manganian(VII) potasu

Manganian(VII) potasu występuje w postaci fioletowych kryształów, które bardzo dobrze rozpuszczają się w wodzie, tworząc roztwór o intensywnie fioletowej barwie (fot. 177.). Jest bardzo silnym utleniaczem, gdyż łatwo ulega redukcji.

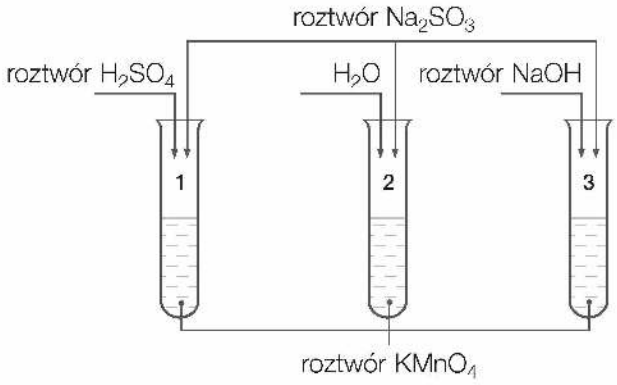


Fot. 177. Rozpuszczanie $KMnO_4$ w wodzie.

Doświadczenie 72. H_2SO_4, NaOH $KMnO_4$

Reakcja manganianu(VII) potasu z siarczanem(IV) sodu w środowiskach kwasowym, obojętnym i zasadowym

Odczynniki: roztwory: $KMnO_4$, H_2SO_4, NaOH, Na_2SO_3, woda destylowana.
Szkło laboratoryjne: probówki.
Instrukcja: Do trzech probówek zawierających po 3 cm^3 roztworu $KMnO_4$ dodaj kolejno: do 1. probówki – roztworu H_2SO_4, do 2. – wody destylowanej, do 3. – roztworu NaOH. Następnie do każdej z nich dodawaj kroplami roztwór siarczanu(IV) sodu (schemat).



Obserwacje: W probówce 1. fioletowy roztwór manganianu(VII) potasu odbarwił się, w probówce 2. strącił się brunatny osad, a w probówce 3. roztwór zabarwił się na zielono.
Wniosek: W zależności od stopnia utlenienia manganu jego związki chemiczne mają różne barwy. Roztwór $KMnO_4$ ma fioletowe zabarwienie pochodzące od jonów MnO_4^-. Pod wpływem jonów SO_3^{2-} w środowisku kwasowym powstają jony Mn^{2+}, w środowisku obojętnym tworzy się MnO_2, a w środowisku zasadowym – jony MnO_4^{2-} (fot. 178.).



Fot. 178. Produkty redukcji jonów MnO_4^-.

Przebieg tych reakcji chemicznych można przedstawić w następującej formie:

Probówka 1.

Współczynniki stechiometryczne tej reakcji chemicznej można ustalić metodą bilansu elektronowego:

$$\overset{IV}{S} \longrightarrow \overset{VI}{S} + 2e^- \quad | \cdot 5 \qquad \overset{VII}{Mn} + 5e^- \longrightarrow \overset{II}{Mn} \quad | \cdot 2$$

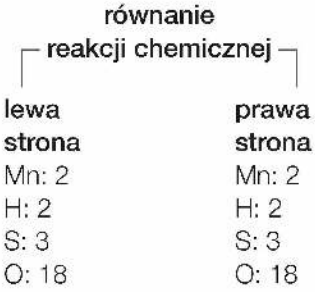
$$5\,\overset{IV}{S} \longrightarrow 5\,\overset{VI}{S} + 10e^- \qquad 2\,\overset{VII}{Mn} + 10e^- \longrightarrow 2\,\overset{II}{Mn}$$

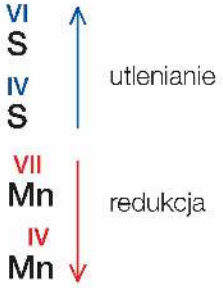
lub stosując bilans jonowo-elektronowy:

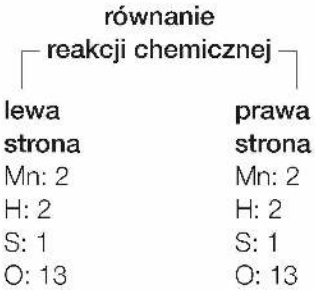
$$2\,MnO_4^- + 16\,H^+ + 10e^- \longrightarrow 2\,Mn^{2+} + 8\,H_2O$$
$$5\,SO_3^{2-} + 5\,H_2O \longrightarrow 5\,SO_4^{2-} + 10\,H^+ + 10e^-$$

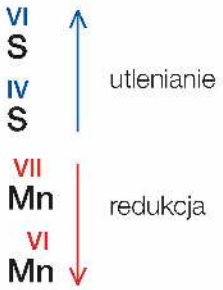
równanie reakcji chemicznej	
lewa strona	**prawa strona**
Mn: 2	Mn: 2
H: 6	H: 6
S: 5	S: 5
O: 23	O: 23

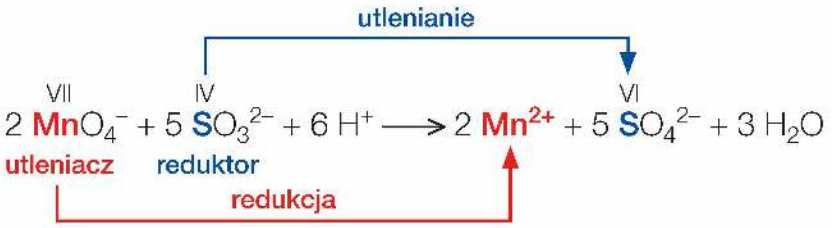










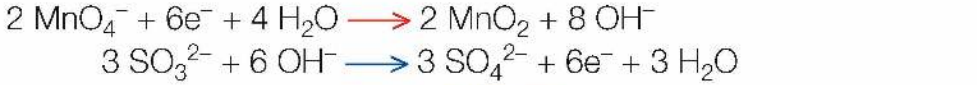


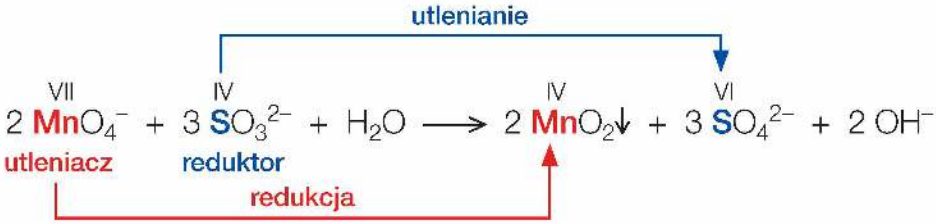
Probówka 2.

Współczynniki stechiometryczne tej reakcji chemicznej można ustalić metodą bilansu elektronowego:



lub stosując bilans jonowo-elektronowy:



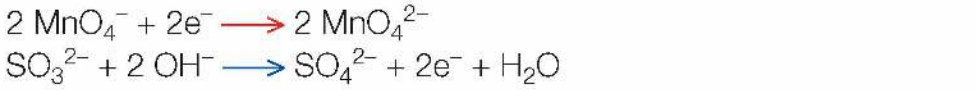


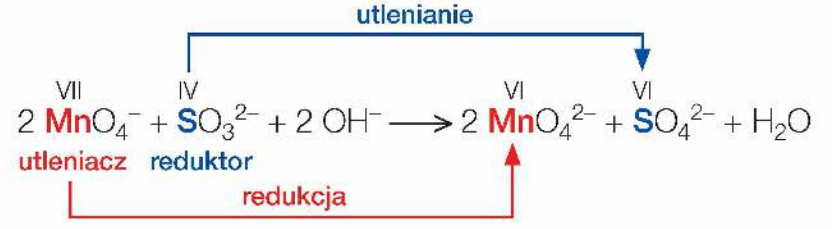
Probówka 3.

Współczynniki stechiometryczne tej reakcji chemicznej można ustalić metodą bilansu elektronowego:



lub stosując bilans jonowo-elektronowy:





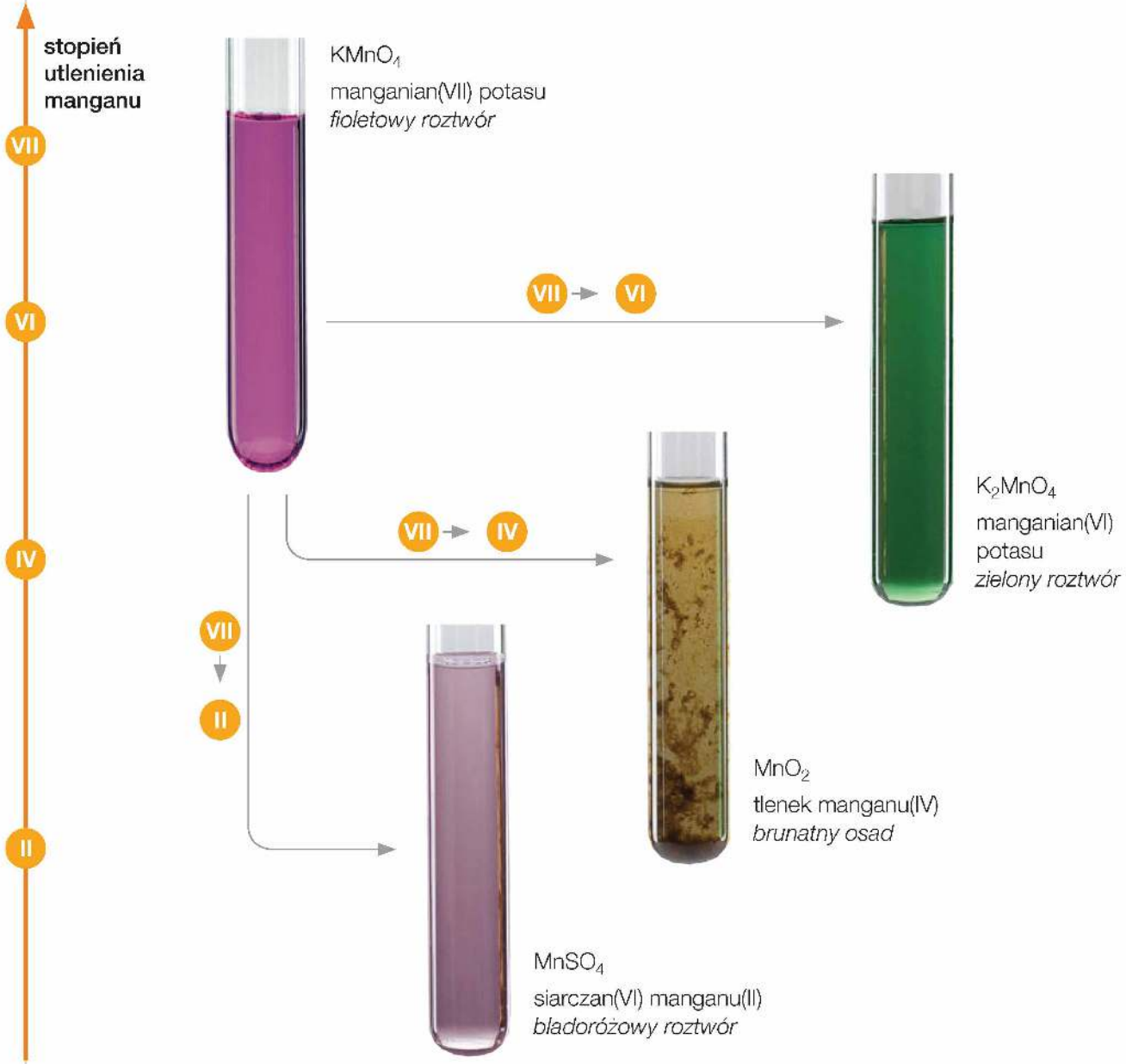
Jony MnO_4^-, w których mangan występuje na VII stopniu utlenienia, mogą redukować się w zależności od kwasowości roztworu do:

- **jonów Mn^{2+}** – oddają 5 elektronów w roztworze o odczynie kwasowym (najsilniejsze właściwości utleniające),
- **MnO_2** – oddają 3 elektrony w roztworze o odczynie obojętnym,
- **jonów MnO_4^{2-}** – oddają 1 elektron w roztworze o odczynie zasadowym (najsłabsze właściwości utleniające).

Krok po kroku

Zmiany barwy związków manganu w zależności od stopnia utlenienia manganu

Mangan w produktach redukcji związków manganu(VII), w zależności od środowiska reakcji chemicznej, występuje na różnych stopniach utlenienia.



VII → VI Redukcja jonów manganianowych(VII) do jonów manganianowych(VI) (w środowisku zasadowym)

$2\ MnO_4^- + SO_3^{2-} + 2\ OH^- \longrightarrow 2\ MnO_4^{2-} + SO_4^{2-} + H_2O$

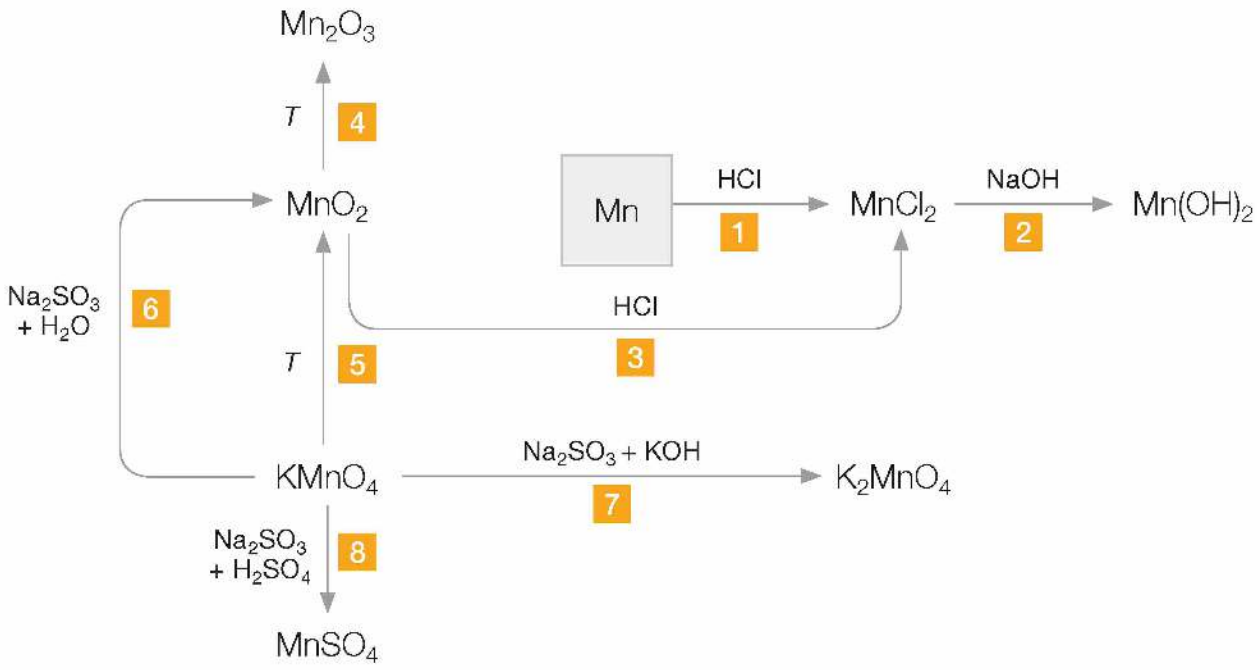
VII → IV Redukcja jonów manganu(VII) do związku manganu(IV) (w środowisku obojętnym)

$2\ MnO_4^- + 3\ SO_3^{2-} + H_2O \longrightarrow 2\ MnO_2\downarrow + 3\ SO_4^{2-} + 2\ OH^-$

VII → II Redukcja jonów manganu(VII) do jonów manganu(II) (w środowisku kwasowym)

$2\ MnO_4^- + 5\ SO_3^{2-} + 6\ H^+ \longrightarrow 2\ Mn^{2+} + 5\ SO_4^{2-} + 3\ H_2O$

Ciągi przemian chemicznych – mangan



Równania reakcji chemicznych:

1. $Mn + 2\,HCl \longrightarrow MnCl_2 + H_2\uparrow$
   mangan; kwas chlorowodorowy; chlorek manganu(II); wodór

2. $MnCl_2 + 2\,NaOH \longrightarrow Mn(OH)_2 + 2\,NaCl$
   chlorek manganu(II); wodorotlenek sodu; wodorotlenek manganu(II); chlorek sodu

3. $MnO_2 + 4\,HCl \longrightarrow MnCl_2 + Cl_2\uparrow + 2\,H_2O$
   tlenek manganu(IV); kwas chlorowodorowy; chlorek manganu(II); chlor; woda

4. $4\,MnO_2 \xrightarrow{T} 2\,Mn_2O_3 + O_2\uparrow$
   tlenek manganu(IV); tlenek manganu(III); tlen

5. $2\,KMnO_4 \xrightarrow{T} K_2MnO_4 + MnO_2\downarrow + O_2\uparrow$
   manganian(VII) potasu; manganian(VI) potasu; tlenek manganu(IV); tlen

6. $2\,KMnO_4 + 3\,Na_2SO_3 + H_2O \longrightarrow 2\,MnO_2 + 3\,Na_2SO_4 + 2\,KOH$
   manganian(VII) potasu; siarczan(IV) sodu; woda; tlenek manganu(IV); siarczan(VI) sodu; wodorotlenek potasu

7. $2\,KMnO_4 + Na_2SO_3 + 2\,KOH \longrightarrow 2\,K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$
   manganian(VII) potasu; siarczan(IV) sodu; wodorotlenek potasu; manganian(VI) potasu; siarczan(VI) sodu; woda

8. $2\,KMnO_4 + 5\,Na_2SO_3 + 3\,H_2SO_4 \longrightarrow 2\,MnSO_4 + K_2SO_4 + 5\,Na_2SO_4 + 3\,H_2O$
   manganian(VII) potasu; siarczan(IV) sodu; kwas siarkowy(VI); siarczan(VI) manganu(II); siarczan(VI) potasu; siarczan(VI) sodu; woda

Zastosowania

Mangan i jego związki chemiczne

W laboratoriach chemicznych związki manganu wykorzystuje się jako **odczynniki chemiczne**. Roztwór manganianu(VII) potasu dodaje się do roztworu oznaczanej substancji podczas miareczkowania manganometrycznego. Do określenia końca miareczkowania nie stosuje się wskaźników pH jak w miareczkowaniu alkacymetrycznym. Bierze się natomiast pod uwagę zmianę barwy roztworu zawierającego jony MnO_4^-.

Przemysł metalurgiczny

Mangan jest dodawany do stali, z której wytwarza się m.in. **szyny kolejowe**. Zwiększa on twardość i wytrzymałość stali.



Elektronika

W ogniwach cynkowo-manganowych, tzw. **bateriach alkalicznych**, mieszanina MnO_2 i sproszkowanego grafitu jest stosowana jako katoda.



Przemysł farmaceutyczny

Manganianu(VII) potasu używa się jako **środka antyseptycznego**. Kąpiel z dodatkiem tej soli jest zalecana np. podczas ospy wietrznej.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych** (s. 442) **i wykonaj polecenia** (a–d).
   a) Napisz, stosując zapis jonowy, równania reakcji chemicznych oznaczonych numerami 6, 7, 8.
   b) Wskaż numer reakcji chemicznej, w której mangan jest reduktorem.
   c) Zaprojektuj doświadczenie chemiczne, podczas którego zachodzi reakcja chemiczna oznaczona numerem 7. Narysuj schemat doświadczenia chemicznego i podaj przewidywane obserwacje.
   d) Podaj wzory i nazwy soli, które ulegają hydrolizie kationowej. Napisz odpowiednie równania reakcji chemicznych.

2. W wyniku reakcji chemicznej manganianu(VII) potasu z kwasem chlorowodorowym wydzieliło się 6,72 dm^3 chloru (warunki normalne). **Oblicz, ile gramów manganianu(VII) potasu wzięło udział w tej reakcji chemicznej, jeżeli produktami oprócz chloru są chlorek potasu, chlorek manganu(II) i woda.**

3. Pewien tlenek manganu, którego masa cząsteczkowa wynosi 87 u, zawiera 63,2% manganu. **Ustal wzór rzeczywisty tego tlenku.**

4. W pewnych warunkach zachodzi reakcja opisana schematem:
   $Pb_3O_4 + Mn^{2+} + H_3O^+ \longrightarrow MnO_4^- + Pb^{2+} + H_2O$,
   gdzie Pb_3O_4 jest tlenkiem mieszanym o wzorze: $2\,PbO \cdot PbO_2$.
   a) **Napisz w formie jonowej z uwzględnieniem pobranych lub oddanych elektronów (zapis jonowo-elektronowy) równania połówkowe procesów redukcji i utleniania.**
   b) **Uzupełnij współczynniki stechiometryczne w poniższym schemacie.**
   $\boxed{?}\,Pb_3O_4 + \boxed{?}\,Mn^{2+} + \boxed{?}\,H_3O^+ \longrightarrow \boxed{?}\,MnO_4^- + \boxed{?}\,Pb^{2+} + \boxed{?}\,H_2O$
   c) **Napisz wzór związku pełniącego funkcję utleniacza i podaj nazwę jonu pełniącego funkcję reduktora.**

59. Żelazo $_{26}$Fe



Fot. 179. Czyste żelazo jest miękkim, srebrzystobiałym metalem.

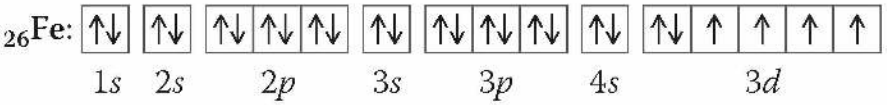
Żelazo jest przedstawicielem żelazowców, czyli pierwiastków chemicznych bloku *d* tworzących 8. grupę układu okresowego. Ten pierwiastek chemiczny (fot. 179.) występuje w skorupie ziemskiej w postaci związków chemicznych. Można go otrzymać przez redukcję tlenków żelaza wodorem.

8
4 1,9 26Fe żelazo [Ar] $4s^2$ $3d^6$

Konfiguracja elektronowa atomu żelaza

Atom żelaza ma następującą konfigurację elektronową:

$_{26}$Fe: [Ar] $4s^2$ $3d^6$



Spośród 8 elektronów walencyjnych atomu żelaza w tworzeniu wiązań chemicznych biorą udział najczęściej 2 lub 3 z nich.

Stopnie utlenienia żelaza

W związkach chemicznych żelazo występuje głównie na II i III stopniu utlenienia. Tworzy wówczas jony Fe^{2+} lub Fe^{3+}. Znane są też kowalencyjne związki chemiczne żelaza na innych stopniach utlenienia: IV, V i VI. Należą do nich m.in. **żelaziany(VI)**, zawierające jon FeO_4^{2-}, stosowane jako silne utleniacze.

Właściwości żelaza

W zależności od temperatury żelazo tworzy cztery odmiany alotropowe.

Żelazo jest aktywniejsze chemicznie od wodoru, dlatego wypiera wodór z kwasów i tworzy sole żelaza(II), np.:

$$\underset{\text{żelazo}}{Fe} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2\,HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek żelaza(II)}}{FeCl_2} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

W reakcji chemicznej żelaza z chlorem powstaje chlorek żelaza(III):

$$\underset{\text{żelazo}}{2\,Fe} + \underset{\text{chlor}}{3\,Cl_2} \longrightarrow \underset{\text{chlorek żelaza(III)}}{2\,FeCl_3}$$

Pył żelaza spala się w tlenie, w wyniku czego powstaje tlenek żelaza(II) diżelaza(III), nazywany także tlenkiem żelaza(II, III):

$^{II}_{FeO} \cdot {}^{III}_{Fe_2O_3}$
tlenek żelaza(II) diżelaza(III)

$$\underset{\text{żelazo}}{3\,Fe} + \underset{\text{tlen}}{2\,O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek żelaza(II) diżelaza(III)}}{Fe_3O_4}$$

Stężone roztwory kwasów o właściwościach utleniających, jak kwas siarkowy(VI) i kwas azotowy(V), powodują **pasywację żelaza**, czyli

pokrywanie się jego powierzchni warstewką tlenku FeO, który chroni metal przed działaniem czynników zewnętrznych.

Tlenki i wodorotlenki żelaza

Tlenki i wodorotlenki żelaza wykazują charakter amfoteryczny (tabela 40.).

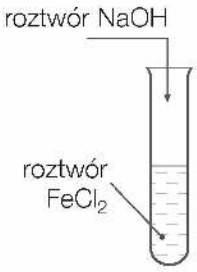
Tabela 40. Charakter chemiczny tlenków i wodorotlenków żelaza

Stopień utlenienia żelaza	II	III
Wzór tlenku	FeO	Fe_2O_3
Nazwa tlenku	tlenek żelaza(II)	tlenek żelaza(III)
Charakter chemiczny tlenku	amfoteryczny	amfoteryczny
Wzór wodorotlenku	$Fe(OH)_2$	$Fe(OH)_3$
Nazwa wodorotlenku	wodorotlenek żelaza(II)	wodorotlenek żelaza(III)
Charakter chemiczny wodorotlenku	amfoteryczny	amfoteryczny

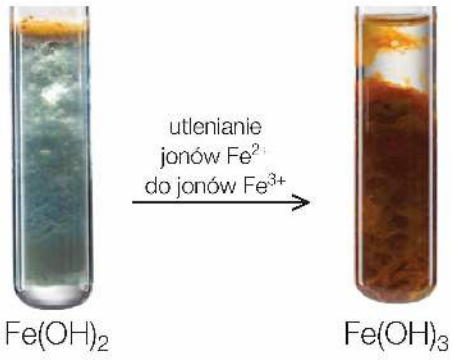
Doświadczenie 73.  NaOH, $FeCl_2$

Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(II) i badanie jego właściwości

Odczynniki: roztwór chlorku żelaza(II), roztwór wodorotlenku sodu.
Szkło laboratoryjne: probówka.
Instrukcja: Do probówki z roztworem chlorku żelaza(II) wkraplaj roztwór wodorotlenku sodu (schemat).



Obserwacje: Roztwór chlorku żelaza(II) ma bladozieloną barwę. Pod wpływem wodorotlenku sodu strąca się bladozielony osad, który po pewnym czasie staje się czerwonobrunatny.
Wniosek: Produktem zachodzącej reakcji chemicznej jest praktycznie nierozpuszczalny w wodzie **wodorotlenek żelaza(II)**, który łatwo utlenia się na powietrzu do **wodorotlenku żelaza(III)** (fot. 180.).



Fot. 180. Powstawanie czerwonobrunatnego osadu wodorotlenku żelaza(III).

Zachodzące reakcje chemiczne można przedstawić za pomocą równań:

zapis cząsteczkowy

$$\underset{\text{chlorek żelaza(II)}}{FeCl_2} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2\,NaOH} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek żelaza(II)}}{Fe(OH)_2\downarrow} + \underset{\text{chlorek sodu}}{2\,NaCl}$$

skrócony zapis jonowy

$$\underset{\text{kation żelaza(II)}}{Fe^{2+}} + \underset{\text{aniony wodorotlenkowe}}{2\,OH^-} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek żelaza(II)}}{Fe(OH)_2\downarrow}$$

$$\underset{\text{wodorotlenek żelaza(II)}}{4\,Fe(OH)_2} + \underset{\text{tlen}}{O_2} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek żelaza(III)}}{4\,Fe(OH)_3\downarrow}$$

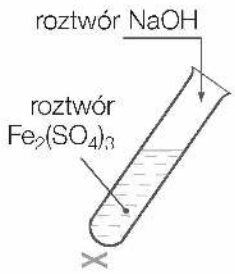
Doświadczenie 74. NaOH $Fe_2(SO_4)_3$

Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(III) i badanie jego właściwości

Odczynniki: roztwór siarczanu(VI) żelaza(III), roztwór wodorotlenku sodu.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, palnik gazowy.

Instrukcja: Do probówki zawierającej roztwór siarczanu(VI) żelaza(III) wkraplaj roztwór wodorotlenku sodu. Następnie ogrzej probówkę (schemat).



Obserwacje: Roztwór siarczanu(VI) żelaza(III) ma żółtą barwę. Pod wpływem wodorotlenku sodu strąca się z niego czerwonobrunatny osad (fot. 181.), który po ogrzaniu ciemnieje.

Wniosek: Produktem zachodzącej reakcji chemicznej jest praktycznie nierozpuszczalny w wodzie wodorotlenek żelaza(III), który po ogrzaniu rozkłada się na tlenek żelaza(III) i wodę.

Zachodzące reakcje chemiczne można przedstawić za pomocą równań:

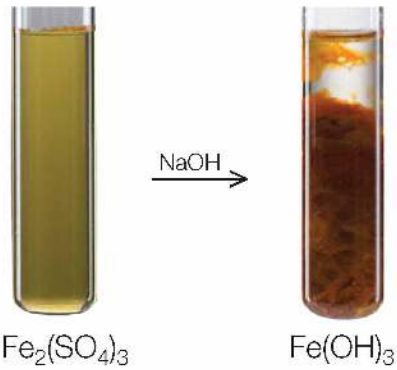
zapis cząsteczkowy

$$\underset{\substack{\text{siarczan(VI)}\\\text{żelaza(III)}}}{Fe_2(SO_4)_3} + \underset{\substack{\text{wodorotlenek}\\\text{sodu}}}{6\,NaOH} \longrightarrow \underset{\substack{\text{wodorotlenek}\\\text{żelaza(III)}}}{2\,Fe(OH)_3\downarrow} + \underset{\substack{\text{siarczan(VI)}\\\text{sodu}}}{3\,Na_2SO_4}$$

skrócony zapis jonowy

$$\underset{\text{kation żelaza(III)}}{Fe^{3+}} + \underset{\text{aniony wodorotlenkowe}}{3\,OH^-} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek żelaza(III)}}{Fe(OH)_3\downarrow}$$

$$\underset{\text{wodorotlenek żelaza(III)}}{2\,Fe(OH)_3} \xrightarrow{T} \underset{\text{tlenek żelaza(III)}}{Fe_2O_3} + \underset{\text{woda}}{3\,H_2O}$$

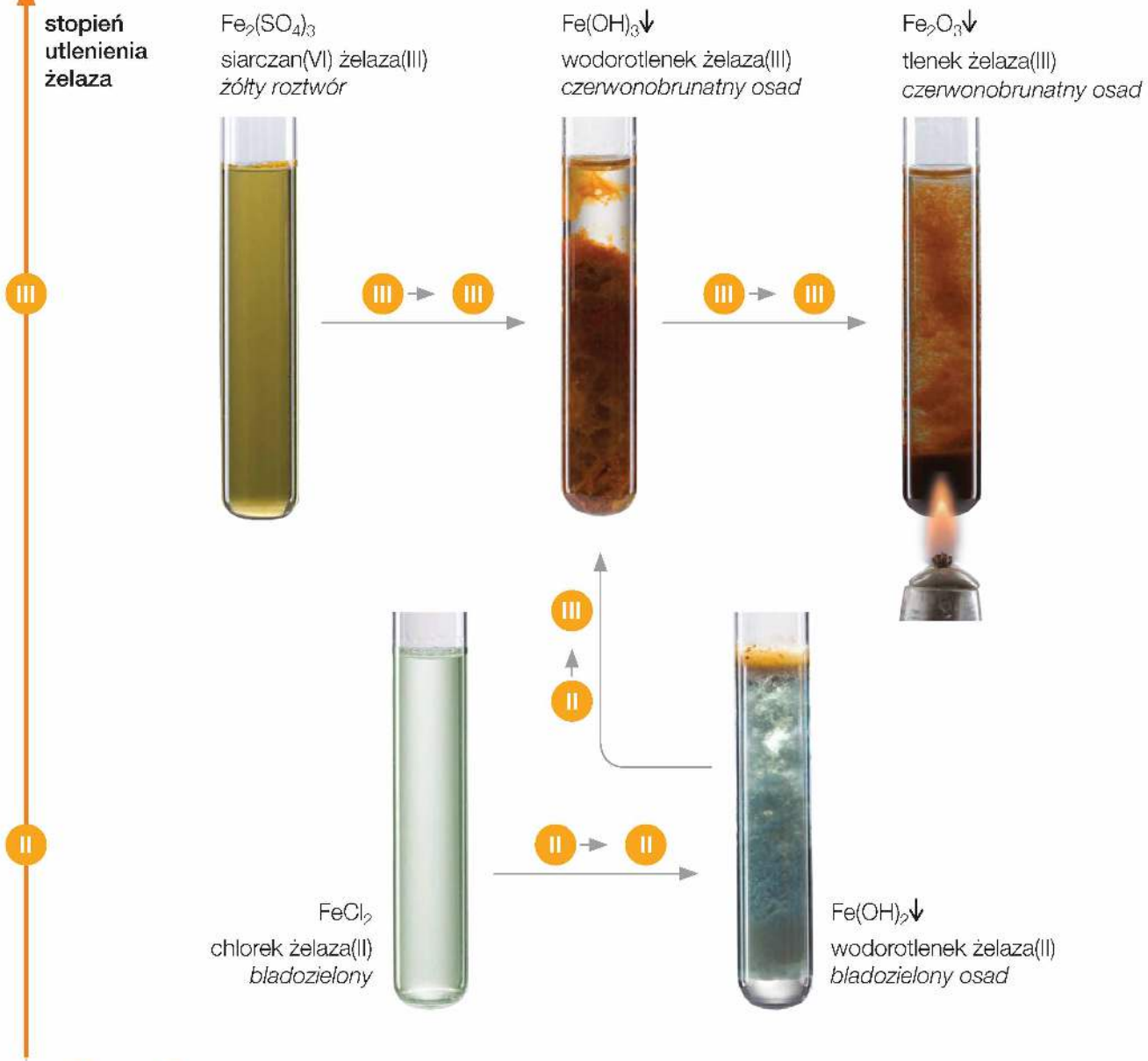


Fot. 181. Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(III).

Krok po kroku

Zmiany barwy związków żelaza w zależności od stopnia utlenienia żelaza

Związki chemiczne żelaza w zależności od stopnia utlenienia żelaza mają różne barwy.



II → II **Reakcja chlorku żelaza(II) z wodorotlenkiem sodu**

$FeCl_2 + 2\ NaOH \longrightarrow Fe(OH)_2\downarrow + 2\ NaCl$

II → III **Utlenianie wodorotlenku żelaza(II) na powietrzu**

$4\ Fe(OH)_2 + O_2 + 2\ H_2O \longrightarrow 4\ Fe(OH)_3\downarrow$

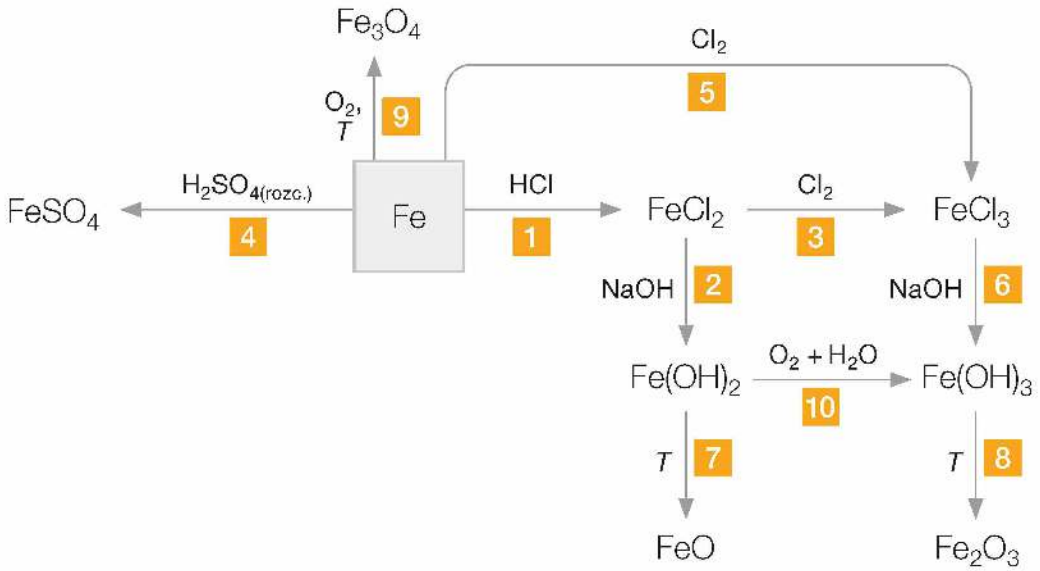
III → III **Reakcja siarczanu(VI) żelaza(III) z wodorotlenkiem sodu**

$Fe_2(SO_4)_3 + 6\ NaOH \longrightarrow 2\ Fe(OH)_3\downarrow + 3\ Na_2SO_4$

Rozkład termiczny wodorotlenku żelaza(III)

$2\ Fe(OH)_3 \xrightarrow{T} Fe_2O_3\downarrow + 3\ H_2O$

Ciągi przemian chemicznych – żelazo



Równania reakcji chemicznych:

1. $Fe + 2\,HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2\uparrow$
   żelazo; kwas chlorowodorowy; chlorek żelaza(II); wodór
2. $FeCl_2 + 2\,NaOH \longrightarrow Fe(OH)_2\downarrow + 2\,NaCl$
   chlorek żelaza(II); wodorotlenek sodu; wodorotlenek żelaza(II); chlorek sodu
3. $2\,FeCl_2 + Cl_2 \longrightarrow 2\,FeCl_3$
   chlorek żelaza(II); chlor; chlorek żelaza(III)
4. $Fe + H_2SO_{4(rozc.)} \longrightarrow FeSO_4 + H_2\uparrow$
   żelazo; kwas siarkowy(VI); siarczan(VI) żelaza(II); wodór
5. $2\,Fe + 3\,Cl_2 \longrightarrow 2\,FeCl_3$
   żelazo; chlor; chlorek żelaza(III)
6. $FeCl_3 + 3\,NaOH \longrightarrow Fe(OH)_3\downarrow + 3\,NaCl$
   chlorek żelaza(III); wodorotlenek sodu; wodorotlenek żelaza(III); chlorek sodu
7. $Fe(OH)_2 \xrightarrow{T} FeO + H_2O$
   wodorotlenek żelaza(II); tlenek żelaza(II); woda
8. $2\,Fe(OH)_3 \xrightarrow{T} Fe_2O_3 + 3\,H_2O$
   wodorotlenek żelaza(III); tlenek żelaza(III); woda
9. $3\,Fe + 2\,O_2 \xrightarrow{T} Fe_3O_4$
   żelazo; tlen; tlenek żelaza(II) diżelaza(III)
10. $4\,Fe(OH)_2 + O_2 + 2\,H_2O \longrightarrow 4\,Fe(OH)_3\downarrow$
    wodorotlenek żelaza(II); tlen; woda; wodorotlenek żelaza(III)

Zastosowania

Żelazo i jego związki chemiczne

Żelazo w postaci pierwiastkowej jest używane głównie jako reduktor lub katalizator w reakcjach chemicznych.



■ Stopy

Żelazo jest składnikiem stopów: **stali** (do 2% C) oraz **żeliwa** (2,1–4% C). Dzięki odpowiedniej obróbce i dodatkom stopy żelaza są odporne na działanie różnych substancji, np. dodatek chromu zabezpiecza stalową armaturę i naczynia kuchenne przed rdzewieniem.



■ Elektronika

Technicznie czyste żelazo, tzw. żelazo armco, zawiera 99,99% Fe i jest wykorzystywane do produkcji **rdzeni elektromagnesów**.

■ Budownictwo

Stal jest powszechnie stosowana w budownictwie, m.in. do produkcji **prętów** używanych do wzmacniania betonu.

■ Przemysł farmaceutyczny

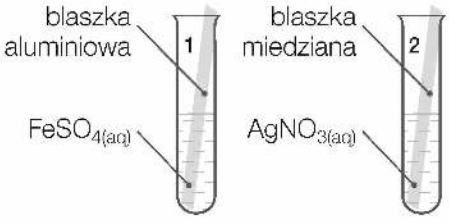
Związki żelaza są składnikami **leków** stosowanych w leczeniu anemii.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych** (patrz s. 448) **i wykonaj polecenia** (a–c).
   a) Wskaż numery reakcji chemicznych, które nie są reakcjami utleniania-redukcji.
   b) Podaj numery reakcji chemicznych, które świadczą o tym, że żelazo jest metalem aktywniejszym od wodoru.
   c) Podczas przeprowadzania pewnego doświadczenia chemicznego zaobserwowano, że zielony osad zmienia barwę na brązową. Wskaż numer reakcji chemicznej przedstawiającej to doświadczenie chemiczne.

2. Przeprowadzono dwa doświadczenia przedstawione na schematach.



   a) **Napisz, stosując zapis jonowy skrócony, równania reakcji zachodzących w obydwu doświadczeniach.**
   b) **Oceń, jak zmienią się masy płytek zanurzonych w roztworach na skutek zachodzących reakcji chemicznych. Wybierz właściwe określenie w każdym nawiasie.**
      1. W probówce 1. masa płytki (zwiększy się / zmniejszy się / nie zmieni się).
      2. W probówce 2. masa płytki (zwiększy się / zmniejszy się / nie zmieni się).
   c) **Wybierz informacje prawdziwe dla doświadczenia 2.**
      1. Na skutek zachodzącej reakcji chemicznej roztwór przyjmuje niebieską barwę.
      2. Na skutek zachodzącej reakcji chemicznej z probówki wydziela się bezbarwny i bezwonny gaz.
      3. Brak objawów reakcji.

60. Miedź $_{29}$Cu



Fot. 182. Miedź jest czerwonobrązową substancją stałą o metalicznym połysku.

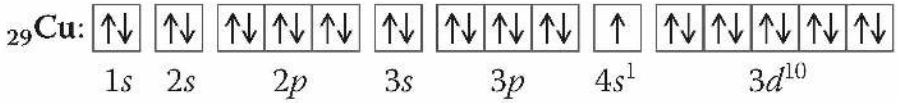
Miedź jest przedstawicielem miedziowców, czyli pierwiastków chemicznych bloku *d* tworzących 11. grupę układu okresowego. W środowisku przyrodniczym występuje w stanie wolnym (fot. 182.), a także w postaci rud, zawierających najczęściej tlenki lub siarczki miedzi.

Konfiguracja elektronowa atomu miedzi

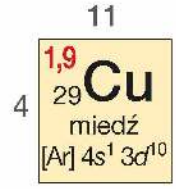
Atom miedzi ma 11 elektronów walencyjnych i następującą konfigurację elektronową:

$$_{29}\mathbf{Cu}\text{: } [\mathrm{Ar}]\ 4s^1\ 3d^{10}$$

Podobnie jak w przypadku chromu, następuje tu **promocja elektronowa**, czyli zmiana kolejności zapełniania elektronami podpowłoki 4*s* w stosunku do podpowłoki 3*d*. W atomie miedzi całkowite zapełnienie podpowłoki 3*d* jest energetycznie korzystniejsze niż zapełnienie podpowłoki 4*s*:



Spośród 11 elektronów walencyjnych atomu miedzi w tworzeniu wiązań chemicznych bierze udział tylko 1 elektron (z podpowłoki 4*s*) lub 2 elektrony (z podpowłok 4*s* i 3*d*).



Stopnie utlenienia miedzi

W związkach chemicznych miedź występuje najczęściej na II, rzadziej na I stopniu utlenienia. Miedź tworzy też związki koordynacyjne, w których występuje na IV albo III stopniu utlenienia, np. $[\overset{III}{Cu}F_6]^{3-}$ lub $[\overset{IV}{Cu}F_6]^{2-}$.



Fot. 183. Patynę, nazywaną również śniedzią, można usunąć, stosując roztwór NH_3 lub NaCl i CH_3COOH w ciepłej wodzie.

Właściwości miedzi

Miedź jest miękkim, kowalnym i ciągliwym metalem o czerwonobrązowej barwie. Ma metaliczny połysk. Pod wpływem wilgoci i CO_2 na powierzchni miedzi i jej stopów tworzy się zielona powłoka zasadowych węglanów, tzw. **patyna** (fot. 183.). Jej głównym składnikiem jest węglan wodorotlenek miedzi(II) $Cu_2CO_3(OH)_2$. Patyna dobrze chroni metal przed dalszym działaniem czynników atmosferycznych.

Miedź jest mniej aktywna chemicznie od wodoru (w szeregu napięciowym metali znajduje się za wodorem), nie wypiera go z kwasów i nie tworzy w ten sposób soli. Nie reaguje z kwasami o właściwościach nieutleniających. Natomiast reaguje z kwasami o właściwościach utleniających, takimi jak roztwór kwasu azotowego(V) HNO_3 i stężony roztwór kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4. W tych reakcjach chemicznych nie powstaje wodór, lecz tlenki kwasowe NO_2 i SO_2.

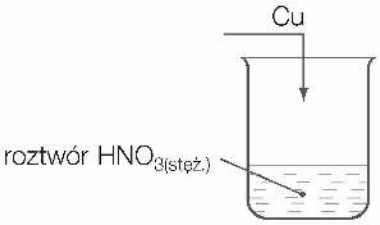
Doświadczenie 75. HNO_3

Reakcja miedzi ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V)

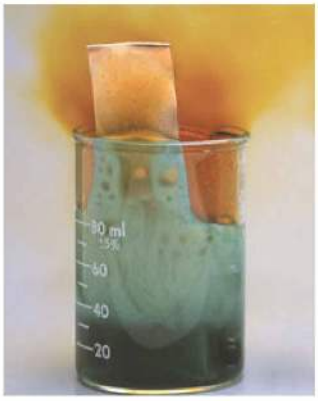
Odczynniki: miedź, stężony roztwór kwasu azotowego(V).

Szkło laboratoryjne: zlewka.

Instrukcja: Do zlewki wlej 3 cm^3 stężonego roztworu kwasu azotowego(V) i wrzuć niewielki kawałek metalicznej miedzi, np. w postaci drutu lub blaszki (schemat).



Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem.



Fot. 184. Intensywnie wydzielający się ze zlewki gaz to trujący tlenek azotu(IV).

Obserwacje: Miedź gwałtownie reaguje ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V). Ciecz w zlewce barwi się na zielononiebiesko i pojawia się czerwonobrunatny dym (fot. 184.).

Wniosek: Produktami reakcji chemicznej są: gaz – tlenek azotu(IV), azotan(V) miedzi(II) oraz woda.

Zaszła reakcja chemiczna zgodnie z zapisem:

$$\overset{0}{Cu} + \overset{V}{HNO_3} \longrightarrow \overset{II}{Cu}(\overset{V}{NO_3})_2 + \overset{IV}{NO_2}\uparrow + \overset{II}{H_2O}$$

miedź | kwas azotowy(V) | azotan(V) miedzi(II) | tlenek azotu(IV) | woda

Współczynniki stechiometryczne tej reakcji chemicznej można ustalić metodą **bilansu elektronowego**:

$$\overset{0}{Cu} \longrightarrow \overset{II}{Cu} + 2e^- \qquad \overset{V}{N} + e^- \longrightarrow \overset{IV}{N} \quad | \cdot 2$$

$$\overset{0}{Cu} \longrightarrow \overset{II}{Cu} + 2e^- \qquad 2\overset{V}{N} + 2e^- \longrightarrow 2\overset{IV}{N}$$

utlenianie

$$\overset{0}{Cu} + 4\,\overset{V}{HNO_3} \longrightarrow \overset{II}{Cu}(\overset{V}{NO_3})_2 + 2\,\overset{IV}{NO_2}\uparrow + 2\,\overset{II}{H_2O}$$

reduktor | utleniacz | redukcja

równanie reakcji chemicznej

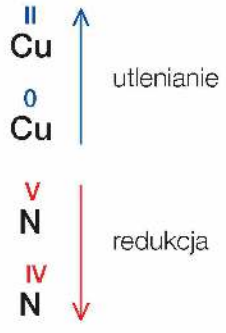
lewa strona	prawa strona
Cu: 1	Cu: 1
H: 4	H: 4
N: 4	N: 4
O: 12	O: 12

lub stosując bilans jonowo-elektronowy:

$$\overset{0}{Cu} \longrightarrow \overset{II}{Cu^{2+}} + 2e^-$$

$$NO_3^- + 2\,H^+ + e^- \longrightarrow NO_2\uparrow + H_2O \quad | \cdot 2$$

$$Cu + 4\,H^+ + 2\,NO_3^- \longrightarrow Cu^{2+} + 2\,NO_2\uparrow + 2\,H_2O$$



W wyniku tej reakcji chemicznej **miedź podwyższa** swój **stopień utlenienia** z 0 do II, natomiast **azot** pochodzący z dwóch cząsteczek HNO_3 – **obniża** – z V do IV. Pozostałe dwie cząsteczki HNO_3 reagują bez zmiany stopnia utlenienia azotu.

Tlenki miedzi

Powierzchnia miedzi często pokrywa się cienką warstwą tlenku miedzi(I) Cu_2O o barwie ceglastoczerwonej (fot. 185.):

$$\underset{\text{miedź}}{4\,Cu} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek miedzi(I)}}{2\,Cu_2O}$$

W podwyższonej temperaturze powstaje tlenek miedzi(II) o barwie czarnej (fot. 185.):

$$\underset{\text{miedź}}{2\,Cu} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \xrightarrow{T} \underset{\text{tlenek miedzi(II)}}{2\,CuO}$$



tlenek miedzi(I) tlenek miedzi(II)

Fot. 185. Tlenki miedzi – Cu_2O i CuO.

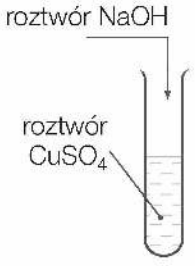
Wodorotlenek miedzi(II)

Związkiem miedzi(II) o charakterystycznych właściwościach jest wodorotlenek miedzi(II) $Cu(OH)_2$.

Doświadczenie 76. NaOH $CuSO_4$

Otrzymywanie wodorotlenku miedzi(II)

Odczynniki: roztwór wodorotlenku sodu, roztwór siarczanu(VI) miedzi(II).
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka.
Instrukcja: Do probówki z roztworem siarczanu(VI) miedzi(II) wkraplaj roztwór wodorotlenku sodu (schemat).





Fot. 186. Osad wodorotlenku miedzi(II).

Obserwacje: Strąca się niebieski, galaretowaty osad (fot. 186.).
Wniosek: Produktem reakcji chemicznej jest praktycznie nierozpuszczalny w wodzie wodorotlenek miedzi(II).

Zaszła reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:

zapis cząsteczkowy

$$\underset{\text{siarczan(VI) miedzi(II)}}{CuSO_4} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2\,NaOH} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek miedzi(II)}}{Cu(OH)_2\downarrow} + \underset{\text{siarczan(VI) sodu}}{Na_2SO_4}$$

skrócony zapis jonowy

$$\underset{\text{kation miedzi(II)}}{Cu^{2+}} + \underset{\text{aniony wodorotlenkowe}}{2\,OH^-} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek miedzi(II)}}{Cu(OH)_2\downarrow}$$

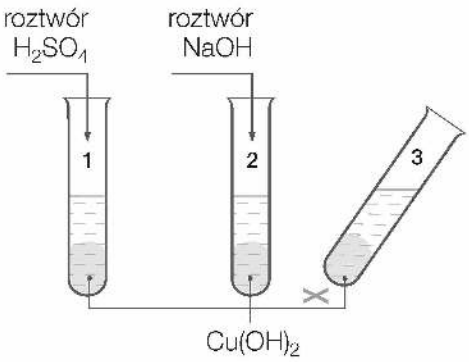
Doświadczenie 77. H_2SO_4, NaOH $Cu(OH)_2$

Badanie właściwości wodorotlenku miedzi(II)

Odczynniki: roztwór kwasu siarkowego(VI), roztwór wodorotlenku sodu, wodorotlenek miedzi(II).

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, palnik gazowy.

Instrukcja: Otrzymany w doświadczeniu 76. osad wodorotlenku miedzi(II) podziel na 3 części i przenieś do probówek 1., 2. i 3. Następnie do 1. dodawaj roztwór kwasu siarkowego(VI), do 2. – roztwór wodorotlenku sodu, a 3. probówkę ogrzewaj (schemat).



Obserwacje: W probówce 1. niebieski osad zanika (fot. 187.). Powstaje klarowna ciecz o tej samej barwie. W probówce 2. osad zanika i tworzy się błękitna ciecz (fot. 187.). W probówce 3. osad zmienia barwę z niebieskiej na czarną (fot. 187.).

Wniosek: Wodorotlenek miedzi(II) reaguje zarówno z kwasami, jak i z zasadami. Jest zatem związkiem chemicznym o właściwościach amfoterycznych. Jest on nietrwały, gdyż pod wpływem ogrzewania łatwo się rozkłada.



Fot. 187. Badanie wpływu różnych czynników na wodorotlenek miedzi(II).

Zachodzące reakcje chemiczne można przedstawić za pomocą równań:

Probówka 1. $Cu(OH)_2 + H_2SO_4 \longrightarrow CuSO_4 + 2\,H_2O$

wodorotlenek miedzi(II) | kwas siarkowy(VI) | siarczan(VI) miedzi(II) | woda

Probówka 2. $Cu(OH)_2 + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2[Cu(OH)_4]$

wodorotlenek miedzi(II) | wodorotlenek sodu | tetrahydroksomiedzian(II) sodu

Probówka 3. $Cu(OH)_2 \xrightarrow{T} CuO\downarrow + H_2O$

wodorotlenek miedzi(II) | tlenek miedzi(II) | woda

Zastosowania

Miedź i jej związki chemiczne

Miedź w związkach chemicznych, jako składnik mieszanin i w postaci pierwiastkowej, ma wiele zastosowań zarówno w przemyśle, jak i w życiu codziennym.

Stopy

Miedź jest składnikiem stopów: **mosiądzu** (40% Zn), **brązu** (20% Sn) oraz **tombaku** (10% Zn), z których wytwarza się m.in. przedmioty dekoracyjne i użytkowe. Z brązu produkuje się również monety.



Ogrodnictwo

Roztwór siarczanu(VI) miedzi(II) stosuje się w ogrodnictwie do **ochrony roślin** przed grzybami i jako **substancję owadobójczą**.



Przemysł farmaceutyczny

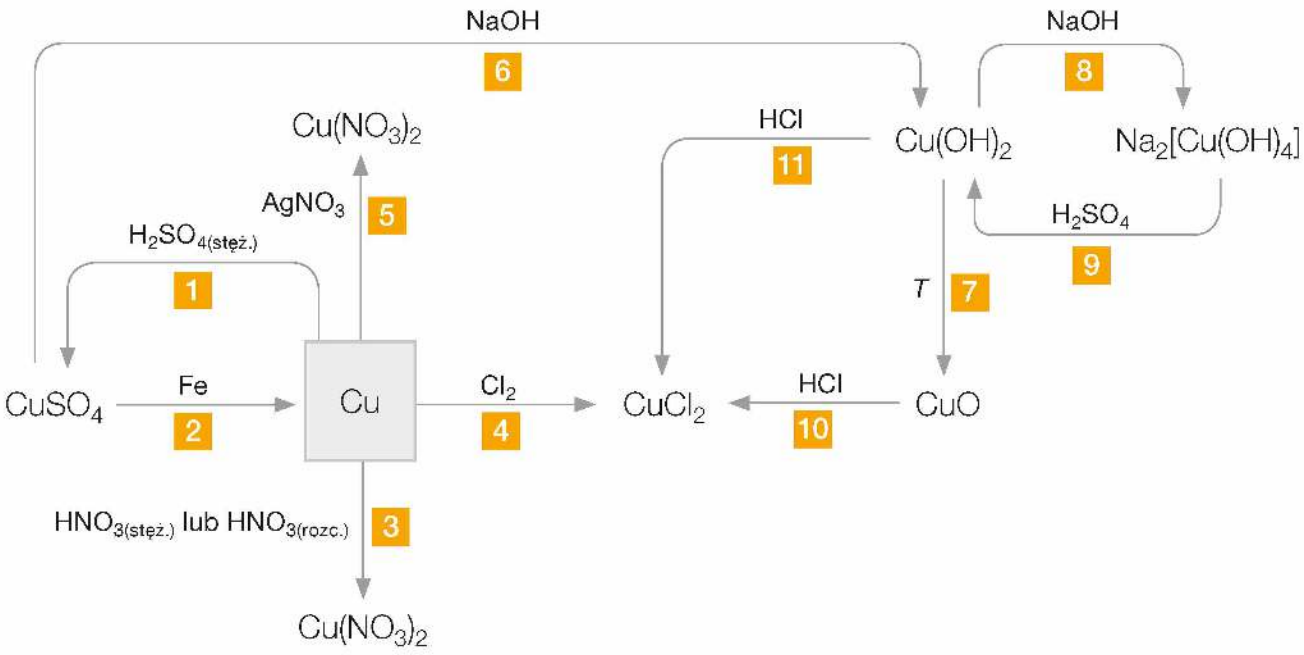
Jony miedzi, wchodzące w skład **suplementów diety**, ułatwiają przyswajanie żelaza przez organizm oraz polepszają kondycję skóry, włosów i paznokci.



Przemysł metalurgiczny

Miedź, ze względu na dobre przewodnictwo elektryczne i cieplne, stosuje się do produkcji **przewodów elektrycznych** oraz części maszyn.

Ciągi przemian chemicznych – miedź



Równania reakcji chemicznych:

1. $Cu + 2\,H_2SO_{4(stęż.)} \longrightarrow CuSO_4 + SO_2\uparrow + 2\,H_2O$
   miedź; kwas siarkowy(VI); siarczan(VI) miedzi(II); tlenek siarki(IV); woda

2. $CuSO_4 + Fe \longrightarrow FeSO_4 + Cu$
   siarczan(VI) miedzi(II); żelazo; siarczan(VI) żelaza(II); miedź

3. $Cu + 4\,HNO_{3(stęż.)} \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\,NO_2\uparrow + 2\,H_2O$
   miedź; kwas azotowy(V); azotan(V) miedzi(II); tlenek azotu(IV); woda

   $3\,Cu + 8\,HNO_{3(rozc.)} \longrightarrow 3\,Cu(NO_3)_2 + 2\,NO\uparrow + 4\,H_2O$
   miedź; kwas azotowy(V); azotan(V) miedzi(II); tlenek azotu(II); woda

4. $Cu + Cl_2 \longrightarrow CuCl_2$
   miedź; chlor; chlorek miedzi(II)

5. $Cu + 2\,AgNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\,Ag$
   miedź; azotan(V) srebra(I); azotan(V) miedzi(II); srebro

6. $CuSO_4 + 2\,NaOH \longrightarrow Cu(OH)_2 + Na_2SO_4$
   siarczan(VI) miedzi(II); wodorotlenek sodu; wodorotlenek miedzi(II); siarczan(VI) sodu

7. $Cu(OH)_2 \xrightarrow{T} CuO + H_2O$
   wodorotlenek miedzi(II); tlenek miedzi(II); woda

8 $Cu(OH)_2 + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2[Cu(OH)_4]$

wodorotlenek miedzi(II) + wodorotlenek sodu → tetrahydroksomiedzian(II) sodu

9 $Na_2[Cu(OH)_4] + H_2SO_4 \longrightarrow Cu(OH)_2 + Na_2SO_4 + 2\,H_2O$

tetrahydroksomiedzian(II) sodu + kwas siarkowy(VI) → wodorotlenek miedzi(II) + siarczan(VI) sodu + woda

10 $CuO + 2\,HCl \longrightarrow CuCl_2 + H_2O$

tlenek miedzi(II) + kwas chlorowodorowy → chlorek miedzi(II) + woda

11 $Cu(OH)_2 + 2\,HCl \longrightarrow CuCl_2 + 2\,H_2O$

wodorotlenek miedzi(II) + kwas chlorowodorowy → chlorek miedzi(II) + woda

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych (s. 455–456) **i wykonaj polecenia** (a–e).

a) Podaj numery reakcji chemicznych, które umożliwiają określenie właściwości wodorotlenku miedzi(II). Napisz równania tych reakcji chemicznych, stosując zapis jonowy.

b) Podaj numery reakcji chemicznych, za pomocą których można porównać aktywność chemiczną metali. Uszereguj metale, które biorą w nich udział, według wzrastającej aktywności chemicznej.

c) Napisz, stosując zapis jonowy, równania reakcji chemicznych oznaczonych numerami 1 i 3.

d) Zaprojektuj doświadczenie chemiczne, podczas którego zachodzi reakcja chemiczna oznaczona numerem 2. Narysuj schemat, podaj obserwacje, sformułuj wniosek. Napisz równanie reakcji chemicznej, stosując zapis jonowy.

e) Określ, czy reakcja chemiczna oznaczona numerem 9 jest reakcją utleniania-redukcji.

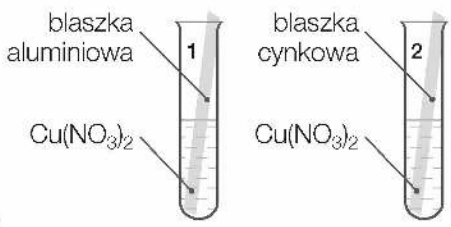
2. Napisz równania reakcji chemicznych, które zaszły w probówkach 1. i 2. w doświadczeniu 77. Zastosuj zapis jonowy skrócony.

3. W wyniku reakcji miedzi z rozcieńczonym roztworem kwasu azotowego(V) powstają: tlenek azotu(II), azotan(V) miedzi(II) i woda. **Ustal współczynniki stechiometryczne tej reakcji chemicznej. Wskaż utleniacz, reduktor oraz procesy utleniania i redukcji.**

4. Ustal współczynniki stechiometryczne reakcji chemicznej metodą bilansu elektronowego. Wskaż utleniacz i reduktor oraz reakcje utleniania-redukcji.

$Cu_2O + HNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO\uparrow + H_2O$

5. Przeprowadzono dwa doświadczenia chemiczne przedstawione na schematach.

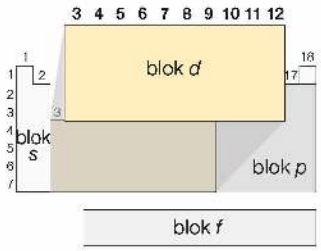


a) **Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji zachodzących w obydwu doświadczeniach chemicznych.**

b) **Oceń, co stanie się z masą płytek zanurzonych w roztworach na skutek zachodzących reakcji chemicznych** (zwiększy się / zmniejszy się / nie zmieni się).

61. Blok *d* – podsumowanie

Blok *d* tworzą pierwiastki chemiczne grup od 3. do 12. układu okresowego.



Konfiguracja elektronowa

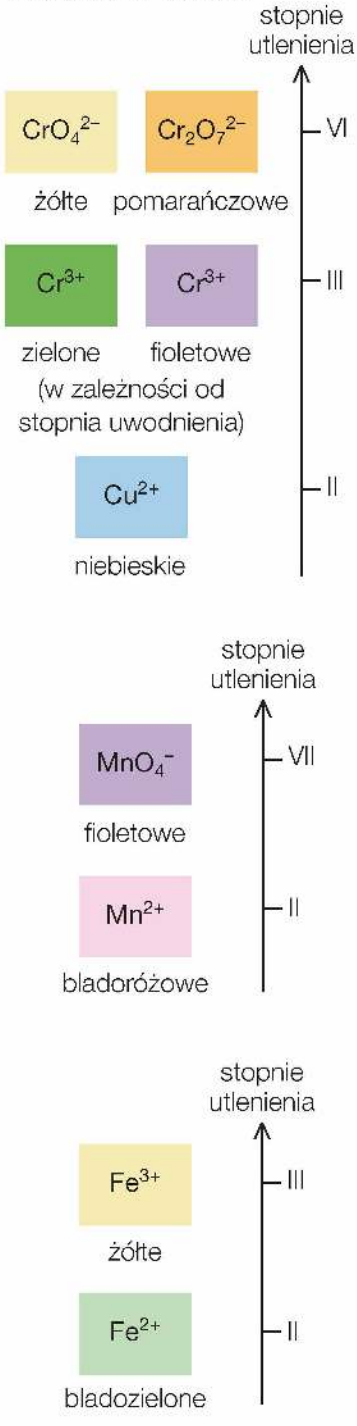
Atomy pierwiastków chemicznych bloku *d* mają zapełnioną podpowłokę *s* powłoki walencyjnej i rozbudowują podpowłokę *d*. Wyjątkami są chrom i miedź, które przy niezapełnionej podpowłoce 4*s* uzupełniają podpowłokę 3*d* do 5 elektronów (Cr) lub do 10 elektronów (Cu). Jest to tzw. promocja elektronowa, prowadząca do korzystniejszego stanu energetycznego atomu. Elektrony walencyjne w atomach pierwiastków chemicznych bloku *d* są rozlokowane w podpowłokach $(n-1)d$ oraz ns.

Właściwości fizyczne

Wszystkie pierwiastki chemiczne bloku *d* to metale. W temperaturze pokojowej są substancjami stałymi (z wyjątkiem rtęci, która jest cieczą) o metalicznym połysku i barwie najczęściej srebrzystobiałej lub srebrzystoszarej. Wyjątki to miedź o czerwonym połysku, złoto, które jest żółte, chrom – srebrzystoniebieski, mangan – srebrzystoróżowy i tantal – niebieskoszary.

Pierwiastki chemiczne bloku *d* to dobre przewodniki ciepła i elektryczności. Są kowalne i ciągliwe. Tworzą stopy, a także związki chemiczne na różnych stopniach utlenienia. Na niskich stopniach utlenienia występują jako proste kationy, jak Cr^{3+}, Mn^{2+}, Cu^{2+}, Ag^{+}. Wyższe stopnie utlenienia wykazują w anionach kwasów tlenowych: CrO_4^{2-}, $Cr_2O_7^{2-}$, MnO_4^{-}.

Barwy jonów pierwiastków chemicznych bloku *d*:



Właściwości chemiczne

Pierwiastki chemiczne bloku *d*, z wyjątkiem Au, Pt, Pd i Ir, po ogrzaniu reagują z tlenem, a niektóre z nich (np. Fe), reagując powoli z parą wodną w temperaturze pokojowej, ulegają korozji. Wodne roztwory związków chemicznych niektórych metali bloku *d* są barwne. Tę właściwość wykorzystuje się do analizy chemicznej. Jest ona związana z absorpcją, czyli pochłanianiem światła przez elektrony znajdujące się na częściowo zapełnionej podpowłoce *d*. Przy całkowicie zapełnionej podpowłoce *d* lub braku na niej elektronów jony proste metali bloku *d* są bezbarwne, np. Cu^{+}, Ti^{4+}.

Metale należące do bloku *d* różnie reagują z kwasami, zależnie od rodzaju kwasu i metalu. Te aktywniejsze chemicznie od wodoru wypierają go z kwasów i tworzą sole. Mniej aktywne chemicznie od wodoru (np. Cu i Ag) reagują tylko z kwasami silnie utleniającymi (HNO_3, stężonym roztworem H_2SO_4) i tworzą sole.

W tych reakcjach chemicznych nie wydziela się wodór, lecz powstaje odpowiedni tlenek, np.: NO_2, NO lub SO_2. Złoto reaguje jedynie z **wodą królewską**, mieszaniną o właściwościach silnie utleniających, w której stosunek objętościowy stężonego roztworu HCl do stężonego roztworu HNO_3 wynosi 3 : 1.

Tlenki metali bloku *d* na niższych stopniach utlenienia mają charakter zasadowy, na wyższych stopniach utlenienia – charakter kwasowy, a na pośrednich stopniach utlenienia – amfoteryczny.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

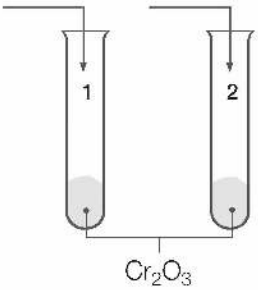
1. **Ustal współczynniki stechiometryczne reakcji chemicznych metodą bilansu elektronowego** (a, b) **oraz metodą jonowo-elektronową** (c, d). **Wskaż utleniacz i reduktor oraz reakcje utleniania i redukcji.**
   a) $MnO_2 + KClO_3 + KOH \longrightarrow K_2MnO_4 + KCl + H_2O$
   b) $K_2Cr_2O_7 + HBr \longrightarrow KBr + CrBr_3 + Br_2 + H_2O$
   c) $MnO_4^- + S^{2-} + H^+ \longrightarrow S + Mn^{2+} + H_2O$
   d) $BiO_3^- + Cr^{3+} + H^+ \longrightarrow Cr_2O_7^{2-} + Bi^{3+} + H_2O$

2. W zlewce znajduje się mieszanina 5 g tlenku miedzi(II) i 5 g miedzi. Dodano do niej 50 cm^3 2-molowego kwasu chlorowodorowego. Zawartość wymieszano i przesączono. Jakie substancje pozostały na sączku, a jakie zawierał przesącz? **Odpowiedź uzasadnij.**

3. **Oblicz, czy 300 m^3 tlenku węgla(II)** (warunki normalne) **wystarczy do otrzymania czystego Fe przez redukcję 3500 kg magnetytu zawierającego 75% Fe_3O_4.**

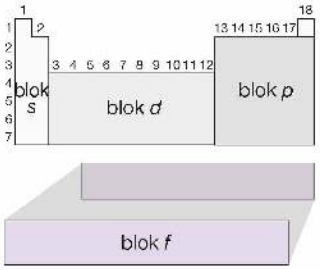
4. Blachę miedzianą na dachach zabytkowych budynków pokrywa zielony nalot, tzw. patyna. Głównym jej składnikiem jest węglan hydroksomiedzi(II) $Cu(OH)_2CO_3$, który powstaje w wyniku działania na miedź trzech składników powietrza. Jest to proces długotrwały, a powstający osad skutecznie chroni blachę miedzianą przed korozją. **Napisz, stosując zapis cząsteczkowy, równanie reakcji powstawania patyny.**

5. Jednym ze związków chromu jest tlenek chromu(III). Jest to związek chemiczny o właściwościach amfoterycznych. Laboratoryjna metoda otrzymywania tego tlenku polega na termicznym rozkładzie dichromianu(VI) amonu. Produktami tej reakcji chemicznej, oprócz tlenku chromu(III), są azot i woda. Jest to reakcja egzotermiczna – woda wydziela się w postaci pary wodnej. Rozkład dichromianu(VI) amonu przypomina wybuch wulkanu, ponieważ w tej reakcji chemicznej powstają puszysty, zielony proszek oraz produkty gazowe.



   a) **Napisz równanie reakcji otrzymywania tlenku chromu(III) z dichromianu(VI) amonu.**
   b) **Oblicz objętość gazowych produktów (w przeliczeniu na warunki normalne) otrzymanych w wyniku rozkładu dichromianu(VI) amonu, jeśli do reakcji użyto 5 g tego związku chemicznego i uległ on rozkładowi w 80%.**
   c) **Wybierz odczynniki, których należy użyć do przeprowadzenia doświadczenia chemicznego potwierdzającego amfoteryczny charakter tlenku chromu(III).**
   $NaOH_{(aq)}$, $BaCl_{2(aq)}$, Na_2SO_4, $HCl_{(aq)}$, $FeCl_{3(aq)}$, CaO
   d) **Napisz, stosując zapis jonowy skrócony, równania reakcji chemicznych zachodzących w probówkach 1. i 2.**

62. Pierwiastki chemiczne bloku *f*



W skład bloku *f* wchodzą lantanowce i aktynowce, czyli pierwiastki chemiczne 6. i 7. okresu układu okresowego. Ich atomy rozbudowują podpowłokę walencyjną 4*f* (lantanowce) lub 5*f* (aktynowce). **Lantanowce** to 14 pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych *Z* od 58 (cer Ce) do 71 (lutet Lu). **Aktynowce** to 14 pierwiastków chemicznych o liczbach atomowych *Z* od 90 (tor Th) do 103 (lorens Lr). **W bloku *f* występuje** (niespotykane w innych blokach) **większe podobieństwo właściwości pierwiastków chemicznych w obrębie okresu niż w obrębie grupy.** Współczesny układ okresowy może być przedstawiany w tzw. formie długiej, w której lantanowce i aktynowce stanowią części okresów 6. i 7.:

	1																	18
1	H	2											13	14	15	16	17	He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

6	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
7	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

s *d* *f* *d* *p*

Lantanowce

Lantanowce występują w przyrodzie w postaci rud. To srebrzystobiałe metale, które mają tak podobne właściwości, że trudno je identyfikować. **W związkach chemicznych występują na III stopniu utlenienia.** Związki chemiczne większości lantanowców mają intensywne zabarwienie, które nie zmienia się ani w roztworach (wodnych i niewodnych), ani wskutek wytworzenia związków kompleksowych. Są metalami aktywnymi chemicznie. Reagują z kwasami, w wyniku czego wypierają z nich wodór. Tlenki lantanowców mają charakter zasadowy, który zmniejsza się w miarę zwiększania się liczby atomowej lantanowca.

$_{58}Ce$ $_{59}Pr$ $_{60}Nd$ $_{61}Pm$ $_{62}Cm$ $_{63}Eu$ →

Zmniejszanie się charakteru zasadowego tlenków lantanowców

Aktynowce

Aktynowce, z wyjątkiem trzech pierwszych: toru, protaktynu i uranu, nie występują w przyrodzie i zostały sztucznie wytworzone w reakcjach jądrowych. Są pierwiastkami promieniotwórczymi, a ich okresy półtrwania zmniejszają się wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej. Z tego powodu otrzymywanie ich w ilościach niezbędnych do badań właściwości jest bardzo trudne. **Aktynowce w związkach chemicznych występują najczęściej na III stopniu utlenienia.**

Zastosowania

Pierwiastki chemiczne bloku *f*



Lantanowce są nazywane **pierwiastkami ziem rzadkich**, ponieważ dawniej uważano, że ich rozpowszechnienie w przyrodzie jest niewielkie. Dziś wiadomo, że ich zawartość w skorupie ziemskiej jest znaczna. Niewiele natomiast występuje **aktynowców** – zwykle otrzymuje się je w wyniku sztucznych przemian jądrowych.

Europ

Pod wpływem promieniowania UV związki koordynacyjne europu emitują światło zielone, czerwone lub niebieskie. Tę właściwość wykorzystano w **banknotach euro**.



Uran

Używa się go głównie w procesie kontrolowanej reakcji łańcuchowej – do **wytwarzania energii** elektrycznej w napędach łodzi podwodnych i w elektrowniach jądrowych.

Neodym

Produkowane z niego **magnesy** mają 10-krotnie większą siłę przyciągania od tych tradycyjnych, które znajdują się m.in. w głośnikach. Tlenek neodymu stosuje się do produkcji laserów oraz kineskopów.

Prazeodym

Jego mieszanina z neodymem jest wykorzystywana do produkcji **okularów ochronnych dla spawaczy**. Służy także do barwienia szkła na żółty kolor.

Kiur

Energia powstająca podczas rozpadu izotopu ^{244}Cm jest wykorzystywana do **napędzania** małych satelitów i **sond kosmicznych**.

Pluton

Izotop ^{239}Pu jest stosowany w **reaktorach jądrowych** nowej generacji.



Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Poniżej podano kilka stwierdzeń dotyczących pierwiastków chemicznych bloku *f*. **Wskaż zdania prawdziwe.**
   a) Atomy aktynowców i lantanowców rozbudowują podpowłokę *f*.
   b) Do bloku *f* należą metale i niemetale.
   c) Aktynowce są pierwiastkami promieniotwórczymi.
   d) Większe podobieństwo właściwości pierwiastków chemicznych bloku *f* występuje w obrębie grupy niż w obrębie okresu.

2. Promet występuje w postaci izotopów o liczbach masowych *A* od 134 do 155. Okres półtrwania promieniotwórczego izotopu $^{143}_{61}Pm$ wynosi 265 dni. **Oblicz masę tego izotopu w próbce o masie początkowej m_0 = 0,4 g po upływie 1060 dni.**

3. Metalicznego uranu nie otrzymuje się bezpośrednio z rudy, lecz w wyniku redukcji fluorku uranu(IV) magnezem. **Napisz równanie tej reakcji chemicznej.**

Podsumowanie

Blok *s*

Obejmuje pierwiastki chemiczne 1. i 2. grupy układu okresowego: wodór, litowce, berylowce oraz hel. Atomy pierwiastków chemicznych bloku *s* wykazują podobieństwo struktury elektronowej powłoki walencyjnej *ns*: ns^1 lub ns^2.

- Litowce i berylowce w reakcjach chemicznych tworzą **jony dodatnie**.
- Litowce przyjmują stopień utlenienia I, a berylowce II.
- Wraz ze **zwiększaniem się** liczby atomowej litowców i berylowców **wzrasta** ich charakter metaliczny, **zwiększa się** ich aktywność chemiczna, **zmniejsza się** ich elektroujemność.
- Litowce i berylowce to **metale** lekkie.

Blok *p*

Obejmuje pierwiastki chemiczne 13.–18. grupy układu okresowego: borowce, węglowce, azotowce, tlenowce, fluorowce, helowce (bez helu). Atomy pierwiastków chemicznych bloku *p* rozbudowują podpowłokę *p* przy zapełnionej podpowłoce *s* powłoki walencyjnej.

- Pierwiastki chemiczne kolejnych grup różnią się od siebie liczbą elektronów walencyjnych, co ma decydujący wpływ na ich właściwości. W 13. grupie przeważają metale. Im wyższy jest numer grupy, tym więcej jest w niej pierwiastków chemicznych o charakterze niemetalicznym.
- Wraz ze **zwiększaniem się** liczby atomowej *Z* w **danej grupie wzrasta** charakter metaliczny pierwiastków chemicznych i **zmniejsza się** ich elektroujemność.
- Pierwiastki chemiczne o **większej** liczbie elektronów walencyjnych, np. tlenowce i fluorowce, tworzą **jony ujemne**, a w miarę **zwiększania się** liczby atomowej w grupie – również **jony dodatnie**. Węglowce mogą przyjmować stopnie utlenienia: IV, II, –IV; azotowce: –III, I, II, III, IV, V; tlenowce: –II, IV, VI; fluorowce: –I, I, III, IV, V, VII.

Blok *d*

Obejmuje pierwiastki chemiczne 3.–12. grupy układu okresowego. Atomy pierwiastków chemicznych bloku *d* rozbudowują podpowłokę *d* przy zapełnionej podpowłoce *s* powłoki walencyjnej. Wyjątek stanowią m.in. chrom i miedź, które przy niezapełnionej podpowłoce 4*s* uzupełniają elektronami podpowłokę 3*d* (promocja elektronowa).

- Wszystkie pierwiastki chemiczne bloku *d* to metale o niskiej elektroujemności.
- W reakcjach chemicznych tworzą **jony dodatnie**.
- Tlenki metali, np. chromu i manganu, na niższych stopniach utlenienia mają charakter zasadowy, na wyższych – kwasowy, a na pośrednich – amfoteryczny.

Blok *f*

Obejmuje pierwiastki chemiczne 6. i 7. okresu układu okresowego: lantanowce i aktynowce. Atomy pierwiastków chemicznych bloku *f* rozbudowują podpowłokę 4*f* (lantanowce) lub 5*f* (aktynowce).

- W bloku *f* występuje (niespotykane w innych blokach) większe podobieństwo pierwiastków chemicznych w obrębie okresu niż w obrębie grupy.
- Wszystkie pierwiastki chemiczne bloku *f* są metalami.
- Lantanowce mają tak podobne właściwości, że trudno je identyfikować i rozdzielać. W związkach chemicznych występują głównie na III stopniu utlenienia.
- Aktynowce zostały wytworzone sztucznie w reakcjach jądrowych (wyjątek: tor, protaktyn, uran).
- Aktynowce są pierwiastkami promieniotwórczymi, a ich okres półtrwania **zmniejsza się** wraz ze **zwiększaniem się** liczby atomowej *Z*.

Sposób na zadania

Jak zweryfikować hipotezę: *Wodorotlenek chromu(III) jest wodorotlenkiem amfoterycznym*

Zweryfikuj hipotezę, czyli sprawdź jej poprawność, przeprowadzając doświadczenie chemiczne.

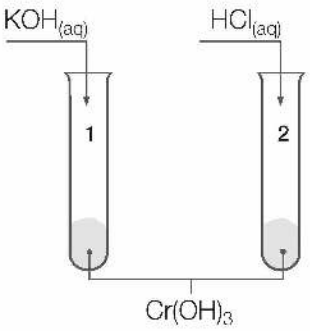
1 Wybierz odczynniki chemiczne.

Wodorotlenki o właściwościach amfoterycznych reagują zarówno z mocnymi kwasami, jak i z mocnymi zasadami, dlatego do doświadczenia chemicznego użyj mocnego kwasu, np. kwasu chlorowodorowego, i mocnej zasady, np. zasady potasowej. Oprócz tego odczynnikiem chemicznym, którego musisz użyć, jest wodorotlenek chromu(III), którego właściwości amfoteryczne są badane. Otrzymasz go w reakcji rozpuszczalnej soli chromu(III) z zasadą.

2 Dobierz szkło laboratoryjne.

Do przeprowadzenia doświadczenia chemicznego potrzebne będą probówki.

3 Narysuj schemat.



4 Napisz obserwacje.

W obydwu probówkach osad zanika, a powstające roztwory przyjmują: ciemnozieloną barwę po dodaniu roztworu KOH i jasnozieloną – po dodaniu kwasu chlorowodorowego.

5 Zapisz równania zachodzących reakcji chemicznych, które uzupełniają wniosek z doświadczenia chemicznego.

Probówka 1. $Cr(OH)_3 + 3\,KOH \longrightarrow K_3[Cr(OH)_6]$

Probówka 2. $Cr(OH)_3 + 3\,HCl \longrightarrow CrCl_3 + 3\,H_2O$

6 Napisz wniosek.

Wodorotlenek chromu(III) reaguje zarówno z zasadami, jak i z kwasami – ma zatem właściwości amfoteryczne.

Wynik doświadczenia potwierdza hipotezę – **hipoteza jest poprawna.**

! Kiedy przeprowadzone doświadczenie zaprzecza postawionej wcześniej hipotezie, należy sformułować nową hipotezę i zweryfikować ją, wykonując odpowiednie doświadczenie (patrz s. 9).

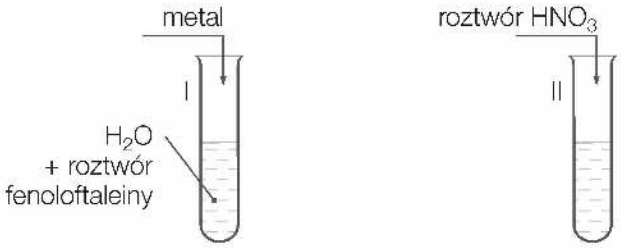
Trening – rozwiąż zadania: 1.–3., s. 463.

Trening – rozwiąż zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Zadanie 1.

Próbkę srebrzystoszarego metalu o masie 500 mg, należącego do 2. grupy układu okresowego, wrzucono do wody z dodatkiem roztworu fenoloftaleiny. Metal opadł na dno i przereagował z wodą z wydzieleniem bezbarwnego gazu, a roztwór zabarwił się na różowofioletowo. Po zakończeniu reakcji chemicznej metalu z wodą do mieszaniny poreakcyjnej dodawano roztwór kwasu azotowego(V), aż roztwór zrobił się bezbarwny. W tym celu zużyto 25 cm^3 roztworu tego kwasu o stężeniu 1 $\frac{mol}{dm^3}$. Doświadczenie chemiczne przedstawiono na schemacie.



a) **Podaj dwie właściwości fizyczne opisanego metalu.**
b) **Wykonaj odpowiednie obliczenia i podaj nazwę metalu.**
c) **Napisz, stosując zapis cząsteczkowy, równania reakcji chemicznych zachodzących w opisanym doświadczeniu.**

Informacja do zadań 2. i 3.

W czterech probówkach znajdowały się wodne roztwory soli: chlorku sodu, bromku baru, azotanu(V) srebra(I), siarczanu(VI) cynku. Aby zidentyfikować zawartość probówek, zbadano odczyny tych roztworów. Następnie zmieszano ze sobą kolejno roztwory z poszczególnych probówek. Wyniki obserwacji zamieszczono w tabelach.

Numer probówki	1.	2.	3.	4.
Odczyn roztworu	kwasowy	kwasowy	obojętny	obojętny

Numer probówki	Obserwacje			
	1.	2.	3.	4.
1.	—	powstaje biały osad	powstaje biały osad	nie powstaje osad
2.	powstaje biały osad	—	powstaje żółty osad	powstaje biały osad
3.	powstaje biały osad	powstaje żółty osad	—	nie powstaje osad
4.	nie powstaje osad	powstaje biały osad	nie powstaje osad	—

Zadanie 2.

a) **Napisz wzory soli znajdujących się w probówkach 1.–4.**
b) **Napisz, stosując zapis jonowy skrócony, równanie reakcji chemicznej uzasadniającej kwasowy odczyn roztworu w probówce 1.**

Zadanie 3.

Napisz, stosując zapis jonowy skrócony, równania wszystkich reakcji chemicznych, które umożliwiły identyfikację soli w probówce 3.

Odpowiedzi do zadań obliczeniowych

Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych.

s. 36
zadanie 1. a) 98 u; b) $16{,}27 \cdot 10^{-26}$ kg
zadanie 5. $32{,}6964 \cdot 10^{-23}$ g
zadanie 6. 1,0078 u

s. 40
zadanie 2. 16,00 u
zadanie 3. 99,33% ^{14}N; 0,67% ^{15}N
zadanie 4. 98,85% ^{12}C; 1,15% ^{13}C
zadanie 6. $^{63}_{29}Cu$, $^{65}_{29}Cu$

s. 52
zadanie 5. 3,125 g
zadanie 6. 102 lata

Wiązania chemiczne

s. 108
zadanie 1. a) Lp = 5; b) sp^3d
zadanie 8. a) Lp = 3, sp^2; b) Lp = 4, sp^3;
c) Lp = 3, sp^2; d) Lp = 4, sp^3

Systematyka związków nieorganicznych

s. 116
zadanie 2. $m_{H_2} = 16$ g; $m_{O_2} = 128$ g
zadanie 3. 50 g

s. 129
zadanie 7. 64,75%

s. 132
zadanie 5. %N = 82,35%; %H = 17,65%

s. 167
zadanie 5. $CaSO_4 \cdot 2\,H_2O$ – %Ca = 23,3%;
$2\,CaSO_4 \cdot H_2O$ – %Ca = 27,6%; $CaSO_4$ – %Ca = 29,4%

Stechiometria

s. 181
zadanie 1. a) 621 g; b) 690 g; c) 20 g; d) 196 g
zadanie 2. a) 0,1 mola; b) 0,33 mola; c) 0,2 mola;
d) 0,25 mola
zadanie 3. a) $0{,}33 \cdot 10^{23}$; b) $0{,}05 \cdot 10^{23}$; c) $18{,}06 \cdot 10^{23}$
zadanie 4. a) $7{,}97 \cdot 10^{-23}$ g; b) $325{,}58 \cdot 10^{-23}$ g;
c) 53,25 g
zadanie 5. 43,66% fosforu; 56,34% tlenu

s. 187
zadanie 2. 11,2 dm^3
zadanie 3. 0,2 mola
zadanie 4. 52 g; 44,8 dm^3

s. 197
zadanie 1. tak, wystarczy
zadanie 2. 44,8 dm^3
zadanie 3. 6 moli
zadanie 4. 4,48 dm^3
zadanie 5. 35 g
zadanie 6. FeS_2
zadanie 7. C_3H_4

s. 200
Trening – rozwiąż zadania
zadanie 1. 0,73 g
zadanie 2. 19,35 dm^3
zadanie 3. siarka; Na_2SO_3
zadanie 4. a) 75% b) 4 mole SO_2 i 1 mol O_2
zadanie 5. b) $m_{TiCl_4} = 1900$ g; $m_{Mg} = 480$ g

Reakcje utleniania i redukcji. Elektrochemia

s. 228
zadanie 3. b) 1,06 V
zadanie 4. 3,16 V
zadanie 5. masa płytki zwiększyła się o 1,52 g

s. 234
zadanie 2. 1,345 g

s. 238
zadanie 2. 3,36 dm^3

Roztwory

s. 259
zadanie 1. 66,7 g
zadanie 2. 50 g – KCl
zadanie 4. 320 g
zadanie 5. 143 g
zadanie 6. 25,1 g

s. 272
zadanie 1. 30 g soli; 170 g wody
zadanie 2. 7 kg soli
zadanie 3. 90 g
zadanie 4. 34%
zadanie 5. 60 g
zadanie 6. 20 g
zadanie 7. 37,5 g 10-procentowego roztworu
i 12,5 g 50-procentowego roztworu
zadanie 8. $m_r = 30$ g; $m_w = 40$ g
zadanie 9. 43,6 g
zadanie 10. 32,4%
zadanie 11. 16,23 g

s. 280
zadanie 1. 85,2 g
zadanie 2. 0,8 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
zadanie 3. 2,17 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

zadanie 4. 3,9 $\frac{mol}{dm^3}$
zadanie 5. 63%
zadanie 6. 100 g
zadanie 7. 18,2%

s. 284

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 1. 305 K
zadanie 2. $1{,}35 \cdot 10^{-3}$ mola
zadanie 4. b) 0,87%

Kinetyka chemiczna i termochemia

s. 294

zadanie 1. –97 kJ
zadanie 2. –2537,8 kJ
zadanie 3. $-92 \frac{kJ}{mol_{Na_2CO_3}}$

s. 303

zadanie 1. $5 \cdot 10^{-4} \frac{mol}{dm^3 \cdot s}$
zadanie 2. wzrośnie 81 razy
zadanie 3. a) zmniejszy się cztery razy;
b) zwiększy się 32 razy
zadanie 4. b) $3 \cdot 10^{-6} \frac{mol}{dm^3 \cdot s}$
zadanie 6. wzrośnie 8-krotnie

s. 314

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 3. 44 kJ
zadanie 4. c) 0,01 mola

Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów

s. 321

zadanie 4. 2,54
zadanie 5. 4
zadanie 6. c) $[NO_2] = 0{,}04 \frac{mol}{dm^3}$; $[N_2O_4] = 0{,}03 \frac{mol}{dm^3}$

s. 328

zadanie 2. 14,28
zadanie 3. $6 \cdot 10^{-2}$
zadanie 4. 0,8 mola CO_2; 12,8 mola H_2;
3,2 mola CO; 3,2 mola H_2O

s. 341

zadanie 1. 20%
zadanie 2. 10%
zadanie 3. 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$
zadanie 4. 140 g
zadanie 5. 33,3%
zadanie 6. $1{,}21 \cdot 10^{-5}$
zadanie 7. 0,05
zadanie 8. nic zmieni się

s. 352

zadanie 1. $1 \cdot 10^{-5} \frac{mol}{dm^3}$
zadanie 2. odczyn dodanej substancji jest kwasowy
zadanie 4. pH zmaleje o 1
zadanie 5. probówka 1. – odczyn zasadowy,
probówka 2. – odczyn zasadowy,
probówka 3. – odczyn obojętny
zadanie 6. pH = 10
zadanie 7. pH wzrosło o 1
zadanie 9. 0,2 $\frac{mol}{dm^3}$

s. 356

zadanie 3. odczyn kwasowy
zadanie 4. 40 cm^3
zadanie 5. odczyn kwasowy

s. 362

zadanie 5. 0,016 $\frac{mol}{dm^3}$

s. 372

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 2. a) 12%; $1{,}64 \cdot 10^{-5}$; b) $8{,}8 \cdot 10^{-4} \frac{mol}{dm^3}$;
c) 1,28%; d) $1{,}28 \cdot 10^{-3} \frac{mol}{dm^3}$

Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych

s. 376

zadanie 1. b) 3733,3 m^3
zadanie 2. b) 11,2 dm^3

s. 388

zadanie 3. K_2O
zadanie 4. BaO

s. 394

zadanie 3. 63,85% ^{69}Ga; 36,15% ^{71}Ga
zadanie 4. w reakcji Al z 1 molem KOH

s. 398

zadanie 4. 99%
zadanie 5. 24,6% Ge w Cu_2GeS_3; 6,44% Ge
w Ag_8GeS_6
zadanie 6. 0,013 mola $CaCO_3$,
0,020 mola Na_2CO_3

s. 417

zadanie 3. 12%

s. 425

zadanie 4. ClO_2

s. 427

zadanie 3. 39,99 u; argon

s. 443

zadanie 2. 18,96 g
zadanie 3. MnO_2

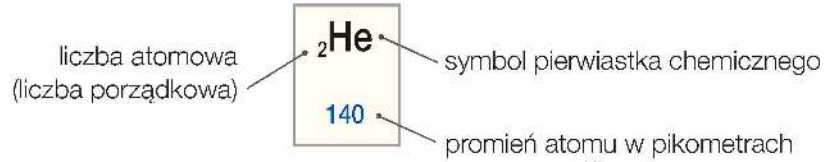
s. 458

zadanie 3. nie wystarczy
zadanie 5. b) 1,78 dm^3

s. 460

zadanie 2. 0,025 g

Promienie atomów: metaliczne, kowalencyjne, van der Waalsa



1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
$_{1}$H 30 120																	$_{2}$He 140
$_{3}$Li 152	$_{4}$Be 112											$_{5}$B 81 190	$_{6}$C 77 170	$_{7}$N 70 150	$_{8}$O 66 140	$_{9}$F 64 140	$_{10}$Ne 150
$_{11}$Na 186	$_{12}$Mg 160											$_{13}$Al 143	$_{14}$Si 118 210	$_{15}$P 110 180	$_{16}$S 104 180	$_{17}$Cl 99 175	$_{18}$Ar 180
$_{19}$K 227	$_{20}$Ca 197	$_{21}$Sc 164	$_{22}$Ti 146	$_{23}$V 133	$_{24}$Cr 125	$_{25}$Mn 137	$_{26}$Fe 124	$_{27}$Co 125	$_{28}$Ni 124	$_{29}$Cu 128	$_{30}$Zn 133	$_{31}$Ga 135 190	$_{32}$Ge 122	$_{33}$As 120 180	$_{34}$Se 118 190	$_{35}$Br 114 185	$_{36}$Kr 120 190
$_{37}$Rb 248	$_{38}$Sr 215	$_{39}$Y 180	$_{40}$Zr 160	$_{41}$Nb 143	$_{42}$Mo 137	$_{43}$Tc 136	$_{44}$Ru 134	$_{45}$Rh 134	$_{46}$Pd 137	$_{47}$Ag 144	$_{48}$Cd 149	$_{49}$In 167	$_{50}$Sn 140	$_{51}$Sb 145	$_{52}$Te 137 205	$_{53}$I 133 198	$_{54}$Xe 130 210
$_{55}$Cs 267	$_{56}$Ba 219	$_{57}$La 187	$_{72}$Hf 159	$_{73}$Ta 143	$_{74}$W 137	$_{75}$Re 137	$_{76}$Os 135	$_{77}$Ir 136	$_{78}$Pt 138	$_{79}$Au 144	$_{80}$Hg 150	$_{81}$Tl 170	$_{82}$Pb 176	$_{83}$Bi 155	$_{84}$Po 167	$_{85}$At	$_{86}$Rn 145 220
$_{87}$Fr	$_{88}$Ra 223	$_{89}$Ac 188	$_{104}$Rf	$_{105}$Db	$_{106}$Sg	$_{107}$Bh	$_{108}$Hs	$_{109}$Mt	$_{110}$Ds	$_{111}$Rg	$_{112}$Cn	$_{113}$Nh	$_{114}$Fl	$_{115}$Mc	$_{116}$Lv	$_{117}$Ts	$_{118}$Og

$_{58}$Ce 182,5	$_{59}$Pr 182,4	$_{60}$Nd 181,4	$_{61}$Pm 183,4	$_{62}$Sm 180,4	$_{63}$Eu 204	$_{64}$Gd 178,7	$_{65}$Tb 176,3	$_{66}$Dy 175,2	$_{67}$Ho 174,3	$_{68}$Er 173,4	$_{69}$Tm 172,4	$_{70}$Yb 194,0	$_{71}$Lu 171,8
$_{90}$Th 180	$_{91}$Pa 156	$_{92}$U 138	$_{93}$Np 155	$_{94}$Pu 159	$_{95}$Am 173	$_{96}$Cm 174	$_{97}$Bk 172	$_{98}$Cf 199	$_{99}$Es 203	$_{100}$Fm	$_{101}$Md	$_{102}$No	$_{103}$Lr

Według W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Adamantan, Warszawa 2013.

Charakter chemiczny tlenków

- tlenek zasadowy
- tlenek kwasowy
- tlenek amfoteryczny
- tlenek obojętny
- nie można określić charakteru chemicznego tlenku z powodu nietypowego przebiegu reakcji z zasadami i kwasami (w literaturze brakuje danych)

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1																		
2	Li_2O	BeO											B_2O_3	CO_2 CO	N_2O_5 NO_2 N_2O_3 NO N_2O	H_2O		
3	Na_2O	MgO											Al_2O_3	SiO_2 SiO	P_4O_{10} P_4O_6	SO_3 SO_2	Cl_2O_7 Cl_2O_5 Cl_2O	
4	K_2O	CaO	Sc_2O_3	TiO_2 Ti_2O_3 TiO	V_2O_5 VO_2 V_2O_3 VO	CrO_3 Cr_2O_3 CrO	Mn_2O_7 MnO_2 Mn_2O_3 MnO	Fe_2O_3 FeO	Co_2O_3 CoO	Ni_2O_3 NiO	CuO Cu_2O	ZnO	Ga_2O_3	GeO_2 GeO	As_2O_5 As_2O_3	SeO_3 SeO_2	BrO_2 Br_2O	
5	Rb_2O	SrO	Y_2O_3	ZrO_2	Nb_2O_5	MoO_3 MoO_2	Tc_2O_7	RuO_4 RuO_2	Rh_2O_3	PdO_2 PdO	Ag_2O	CdO	In_2O_3	SnO_2 SnO	Sb_2O_5 Sb_2O_3	TeO_3 TeO_2	I_2O_5	XeO_3 XeO_4
6	Cs_2O	BaO	La_2O_3	HfO_2	Ta_2O_5 TaO_2	WO_3 WO_2	Re_2O_7 ReO_3 ReO_2	OsO_4 OsO_2	IrO_2 Ir_2O_3	PtO_3 PtO_2 Pt_2O_3 PtO	Au_2O_3	HgO	Tl_2O Tl_2O_3 TlO	PbO_2 PbO	Bi_2O_5 Bi_2O_3	PoO_2		
7	Fr_2O	RaO	Ac_2O_3	RfO_2	Db_2O_5	SgO_3	Bh_2O_7											

CeO_2 Ce_2O_3	Pr_2O_3 PrO_2	Nd_2O_3	Pm_2O_3	Sm_2O_3	Eu_2O_3	Gd_2O_3	Tb_4O_7 Tb_2O_3	Dy_2O_3	Ho_2O_3	Er_2O_3	Tm_2O_3	Yb_2O_3	Lu_2O_3
ThO_2	Pa_2O_5 PaO_2	U_3O_8 UO_3 UO_2	NpO Np_3O_8 NpO_2 Np_2O_5	PuO PuO_2 Pu_2O_3	AmO_2 Am_2O_3	CmO_2 Cm_2O_3	BkO_2 Bk_2O_3	CfO_2 Cf_2O_3	Es_2O_3	Fm_2O_3	Md_2O_3	NoO	Lr_2O_3

Właściwości pierwiastków chemicznych

Nazwa	Symbol	M	Z	Konfiguracja elektronowa	$t_{topn.}$ °C	$t_{wrz.}$ °C	d^* $\frac{g}{cm^3}$
Aktyn	Ac	(227)	89	$[Rn]7s^26d^1$	1050	(3200)	10,1
Antymon	Sb	121,76	51	$[Kr]5s^24d^{10}5p^3$	630,6	1587	6,69
Argon	Ar	39,95	18	$[Ne]3s^23p^6$	–189,3	–185,9	1,635**
Arsen	As	74,92	33	$[Ar]4s^23d^{10}4p^3$	817	603	5,78
Astat	At	(210)	85	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^5$	—	—	—
Azot	N	14,01	7	$[He]2s^22p^3$	–210,0	–195,8	1,146**
Bar	Ba	137,33	56	$[Xe]6s^2$	727	1900	3,62
Beryl	Be	9,01	4	$[He]2s^2$	1287	2500	1,85
Bizmut	Bi	208,98	83	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^3$	271,4	1564	9,81
Bohr	Bh	(267)	107	$[Rn]7s^25f^{14}6d^5$	—	—	—
Bor	B	10,81	5	$[He]2s^22p^1$	2100	3700	2,35
Brom	Br	79,90	35	$[Ar]4s^23d^{10}4p^5$	–7,2	58,8	3,13
Cer	Ce	140,12	58	$[Xe]6s^24f^15d^1$	798	3470	6,77
Cez	Cs	132,91	55	$[Xe]6s^1$	28,5	668	1,90
Chlor	Cl	35,45	17	$[Ne]3s^23p^5$	–101,0	–34,0	2,95**
Chrom	Cr	52,00	24	$[Ar]4s^13d^5$	1910	2700	7,17
Cyna	Sn	118,71	50	$[Kr]5s^24d^{10}5p^2$	231,9	2610	7,28
Cynk	Zn	65,41	30	$[Ar]4s^23d^{10}$	419,5	907	7,14
Einstein	Es	(252)	99	$[Rn]7s^25f^{11}$	860	1500	8,8
Erb	Er	167,26	68	$[Xe]6s^24f^{12}$	1529	2900	9,07
Fluor	F	19,00	9	$[He]2s^22p^5$	–219,7	–188,1	1,53**
Fosfor	P	30,98	15	$[Ne]3s^23p^3$	44,15 biały	280,5	1,82
Gal	Ga	69,73	31	$[Ar]4s^23d^{10}4p^1$	29,8	2204	5,90
German	Ge	72,64	32	$[Ar]4s^23d^{10}4p^2$	938,2	2850	5,32
Glin	Al	26,98	13	$[Ne]3s^23p^1$	660,3	2520	2,70
Hel	He	4,00	2	$1s^2$	—	–268,9	0,164**

* W temperaturze 25°C i pod ciśnieniem 1013 hPa.

** Wartość podana w $\frac{g}{dm^3}$.

Nazwa	Symbol	M	Z	Konfiguracja elektronowa	$t_{topn.}$ °C	$t_{wrz.}$ °C	d^* $\frac{g}{cm^3}$
Ind	In	114,82	49	$[Kr]5s^24d^{10}5p^1$	156,6	2080	7,30
Iryd	Ir	192,22	77	$[Xe]6s^24f^{14}5d^7$	2443	4550	22,61
Iterb	Yb	173,05	70	$[Xe]6s^24f^{14}$	819	1430	6,97
Itr	Y	88,91	39	$[Kr]5s^24d^1$	1522	3300	4,47
Jod	I	126,90	53	$[Kr]5s^24d^{10}5p^5$	113,6	185,2	4,94
Kadm	Cd	112,41	48	$[Kr]5s^24d^{10}$	321,1	765	8,65
Kiur	Cm	(247)	96	$[Rn]7s^25f^76d^1$	1350	3100	13,5
Kobalt	Co	58,93	27	$[Ar]4s^23d^7$	1495	3100	8,90
Krypton	Kr	83,80	36	$[Ar]4s^23d^{10}4p^6$	–157,2	–153,4	3,430**
Krzem	Si	28,09	14	$[Ne]3s^23p^2$	1417	3280	2,33
Ksenon	Xe	131,29	54	$[Kr]5s^24d^{10}5p^6$	–111,8	–108,1	5,396**
Lantan	La	138,91	57	$[Xe]6s^25d^1$	920	3420	6,15
Lit	Li	6,94	3	$[He]2s^1$	180,5	1340	0,53
Magnez	Mg	24,30	12	$[Ne]3s^2$	650	1105	1,74
Mangan	Mn	54,94	25	$[Ar]4s^23d^5$	1244	2060	7,47
Miedź	Cu	63,55	29	$[Ar]4s^13d^{10}$	1084,6	2570	8,93
Neodym	Nd	144,24	60	$[Xe]6s^24f^4$	1021	3030	7,00
Neon	Ne	20,18	10	$[He]2s^22p^6$	–248,6	–246,0	0,824**
Nikiel	Ni	58,69	28	$[Ar]4s^23d^8$	1454	2920	8,91
Ołów	Pb	207,2	82	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^2$	327,5	1756	11,34
Osm	Os	190,23	76	$[Xe]6s^24f^{14}5d^6$	3045	5030	22,57
Pallad	Pd	106,42	46	$[Kr]4d^{10}$	1554,9	2940	11,99
Platyna	Pt	195,08	78	$[Xe]6s^14f^{14}5d^9$	1768,4	4170	21,46
Polon	Po	(209)	84	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^4$	254	962	9,14
Potas	K	39,10	19	$[Ar]4s^1$	63,4	757	0,86
Rad	Ra	(226)	88	$[Rn]7s^2$	700	1700	5,50
Ren	Re	186,21	75	$[Xe]6s^24f^{14}5d^5$	3180	5700	21,0
Rtęć	Hg	200,59	80	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}$	–38,8	356,7	13,53

* W temperaturze 25°C i pod ciśnieniem 1013 hPa.

** Wartość podana w $\frac{g}{dm^3}$.

Nazwa	Symbol	M	Z	Konfiguracja elektronowa	$t_{topn.}$ °C	$t_{wrz.}$ °C	d^* $\frac{g}{cm^3}$
Rubid	Rb	85,47	37	$[Kr]5s^1$	39,3	686	1,53
Samar	Sm	150,36	62	$[Xe]6s^24f^6$	1074	1800	7,52
Selen	Se	78,96	34	$[Ar]4s^23d^{10}4p^4$	221	685	4,81
Siarka	S	32,06	16	$[Ne]3s^23p^4$	119,6	444,6	2,07
Skand	Sc	44,96	21	$[Ar]4s^23d^1$	1541	2750	2,99
Sód	Na	22,99	11	$[Ne]3s^1$	97,8	882,9	0,97
Srebro	Ag	107,87	47	$[Kr]5s^14d^{10}$	961,8	2155	10,50
Stront	Sr	87,62	38	$[Kr]5s^2$	777	1381	2,63
Tal	Tl	204,38	81	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^1$	303	1460	11,86
Tantal	Ta	180,95	73	$[Xe]6s^24f^{14}5d^3$	3022	5530	16,65
Technet	Tc	(98)	43	$[Kr]5s^24d^5$	2200	4600	11,48
Tellur	Te	127,60	52	$[Kr]5s^24d^{10}5p^4$	449,5	988	6,23
Tlen	O	16,00	8	$[He]2s^22p^4$	–218,8	–183,0	1,309**
Uran	U	238,03	92	$[Rn]7s^25f^36d^1$	1135	3930	19,05
Wapń	Ca	40,08	20	$[Ar]4s^2$	842	1490	1,55
Węgiel	C	12,01	6	$[He]2s^22p^2$	3850	3600s	2,27
Wodór	H	1,008	1	$1s^1$	–259,3	–252,9	0,08**
Wolfram	W	183,84	74	$[Xe]6s^24f^{14}5d^4$	3420	5700	19,27
Złoto	Au	196,97	79	$[Xe]6s^14f^{14}5d^{10}$	1064,2	2856	19,28
Żelazo	Fe	55,84	26	$[Ar]4s^23d^6$	1538	2861	7,87

* W temperaturze 25°C i pod ciśnieniem 1013 hPa.

** Wartość podana w $\frac{g}{dm^3}$.

Według W. Mizerski, *Tablice szkolne*, Adamantan, Warszawa 2011.

Szereg napięciowy metali

Elektroda	Reakcja elektrodowa	Potencjał standardowy E°, V
Li^+/Li	$Li^+ + e^- \rightleftarrows Li$	−3,04
Cs^+/Cs	$Cs^+ + e^- \rightleftarrows Cs$	−3,02
Rb^+/Rb	$Rb^+ + e^- \rightleftarrows Rb$	−2,94
K^+/K	$K^+ + e^- \rightleftarrows K$	−2,93
Ba^{2+}/Ba	$Ba^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Ba$	−2,91
Ca^{2+}/Ca	$Ca^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Ca$	−2,86
Na^+/Na	$Na^+ + e^- \rightleftarrows Na$	−2,72
Mg^{2+}/Mg	$Mg^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Mg$	−2,36
Al^{3+}/Al	$Al^{3+} + 3e^- \rightleftarrows Al$	−1,70
Mn^{2+}/Mn	$Mn^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Mn$	−1,18
Zn^{2+}/Zn	$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Zn$	−0,76
Cr^{3+}/Cr	$Cr^{3+} + 3e^- \rightleftarrows Cr$	−0,71
Fe^{2+}/Fe	$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Fe$	−0,44
Cd^{2+}/Cd	$Cd^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Cd$	−0,40
Co^{2+}/Co	$Co^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Co$	−0,28
Ni^{2+}/Ni	$Ni^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Ni$	−0,26
Sn^{2+}/Sn	$Sn^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Sn$	−0,14
Pb^{2+}/Pb	$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Pb$	−0,14
$2\,H^+/H_2$	$2\,H^+ + 2e^- \rightleftarrows H_2$	0,00
Sb^{3+}/Sb	$Sb^{3+} + 3e^- \rightleftarrows Sb$	0,20
As^{3+}/As	$As^{3+} + 3e^- \rightleftarrows As$	0,30
Bi^{3+}/Bi	$Bi^{3+} + 3e^- \rightleftarrows Bi$	0,32
Cu^{2+}/Cu	$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Cu$	0,34
$Hg_2^{2+}/2\,Hg$	$Hg_2^{2+} + 4e^- \rightleftarrows 2\,Hg$	0,80
Ag^+/Ag	$Ag^+ + e^- \rightleftarrows Ag$	0,80
Pd^{2+}/Pd	$Pd^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Pd$	0,92
Ir^{3+}/Ir	$Ir^{3+} + 3e^- \rightleftarrows Ir$	1,16
Pt^{2+}/Pt	$Pt^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Pt$	1,19
Au^{3+}/Au	$Au^{3+} + 3e^- \rightleftarrows Au$	1,52

Bibliografia

Achmatowicz O., Stasicka Z., *Kompendium terminologii chemicznej*, ZamKor, Kraków 2005.

Atkins P.W., *Chemia fizyczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2012.

Atkins P., Jones L., *Chemia ogólna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2016.

Bielański A., *Chemia ogólna i nieorganiczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2002.

Bielański A., *Podstawy chemii nieorganicznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2013.

Bieniek G., *Chemia, doświadczenia chemiczne w zadaniach*, Wydawnictwo Szkolne Omega, Kraków 2012.

Czerwiński A., *Blaski i cienie promieniotwórczości*, WSiP, Warszawa 1995.

Emsley J., *Chemia – przewodnik po pierwiastkach*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 1997.

Emsley J., *Przewodnik po chemii życia codziennego*, Prószyński i S-ka, Warszawa 1996.

Encyklopedia szkolna. Chemia, red. T.M. Krygowski, WSiP, Warszawa 2001.

Galikowski M., Hassa R., Kaczmarzyk M., Mrzigod A., Mrzigod J., Więckowski M., *Przyroda 1, materiał edukacyjny przeznaczony do nauki przyrody w liceum ogólnokształcącym i technikum*, Nowa Era, Warszawa 2016.

Galikowski M., Hassa R., Kaczmarzyk M., Mrzigod A., Mrzigod J., Więckowski M., *Przyroda 2, materiał edukacyjny przeznaczony do nauki przyrody w liceum ogólnokształcącym i technikum*, Nowa Era, Warszawa 2016.

Gray T., *Wielka księga pierwiastków, z których zbudowany jest Wszechświat*, Bellona, Warszawa 2009.

Hassa R., Mrzigod A., Mrzigod J., *To jest chemia. Podręcznik dla szkół ponadgimnazjalnych*, Nowa Era, Warszawa 2017.

Heiserman D.L., *Księga pierwiastków chemicznych*, Prószyński i S-ka, Warszawa 1997.

Jelińska-Kazimierczuk M., Megiel E., *Teraz matura. Chemia. Vademecum*, Nowa Era, Warszawa 2016.

Król I., Mazur P., *Repetytorium maturzysty*, Wydawnictwo Greg, Kraków 2016.

Kulawik J., Kulawik T., Litwin M., *Chemia Nowej Ery, podręcznik do chemii dla klasy siódmej szkoły podstawowej*, Nowa Era, Warszawa 2017.

Kulawik T., Litwin M., Styka-Wlazło S., *Chemia w zadaniach i przykładach*, Nowa Era, Warszawa 2017.

Lautenschläger K.H., Schröter W., Winninger A., *Nowoczesne kompendium chemii*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2007.

Leksykon naukowo-techniczny, oprac. J. Iwańska, Wydawnictwa Naukowo-Techniczne, Warszawa 2001.

Łukasiewicz M., Michalski O., Szymońska J., *Obliczenia chemiczne*, Wydawnictwo Uniwersytetu Rolniczego, Kraków 2015.

Matematyka. Fizyka. Chemia. Encyklopedia szkolna, red. W. Baturo, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2006.

McMurry J., Fay R.C., *Chemistry*, Pearson, Londyn 2008.

Mizerski W., *Tablice chemiczne*, Adamantan, Warszawa 2013.

Mizerski W., *Tablice szkolne*, Adamantan, Warszawa 2011.

Pazdro K.M., *Zbiór zadań z chemii dla liceów i techników*, Oficyna Edukacyjna Krzysztof Pazdro, Warszawa 2012.

Persona A., *Chemia. Matura. Wybór testów*, Oficyna Wydawnicza Medyk, Warszawa 2015.

Ryan L., *New Chemistry for You*, Nelson Thornes, Cheltnham 2011.

Sawicka J., Janich-Kilian A., Cejner-Mania W., Urbańczyk G., *Tablice chemiczne*, Wydawnictwo Podkowa, Gdańsk 2015.

Tilling S., *Ozon a efekt cieplarniany – zbadaj to sam*, WSiP, Warszawa 1995.

Timberlake K.C., *Chemistry*, Pearson, Londyn 2012.

Witowski D., *Chemia. Zbiór zadań otwartych wraz z odpowiedziami*, Oficyna Wydawnicza Nowa Matura, Rzeszów 2009.

Indeks

A

A → liczba masowa
absorpcja [absorption] 15, 457
adsorpcja [adsorption] 250
aerozol [aerosol] 249, 252
akceptor pary elektronowej [electron pair acceptor] 81, 335
aktynowce [actinides] 55, 459–460
aktywator [activator] 306
akumulator [rechargeable battery] 221, 228
aluminotermia [aluminothermic process] 392
amfoteryczność [amphoterism] 122
amoniak [ammonia] 83, 102, 130, 131, 182, 401, 402–403
anion [anion] → jon ujemny
anoda [anode] 220, 221, 227, 229, 230, 232
asocjacja [association] 83
atom [atom] 14–18
– centralny [central atom] 98
autokataliza [autocatalysis] 308
azot [nitrogen] 182, 399, 401–404, 405, 406–407
azotki [nitrides] 168, 389, 395, 400
azotowce [nitrogen group] 55, 399–407

B

bateria [battery] 221, 228
BECQUEREL ANTOINE 41
bekerel [becquerel] 41
berylowce [beryllium group] 55, 202, 382–386, 387
bezwodniki kwasowe [acid anhydrides] → tlenki kwasowe
biokataliza [biocatalysis] 307
blok *d* [*d*-block] 57, 457–458
– energetyczny [energetic block] → blok konfiguracyjny
– *f* [*f*-block] 57, 459–460
– konfiguracyjny [configurational block] 57
– *p* [*p*-block] 57, 428
– *s* [*s*-block] 57, 387
bomba atomowa [atomic bomb] 50–51
borany [borates] 390
borowce [boron group] 55, 389–394
borowodory [boron hydrides] → borany
BOYLE ROBERT 53
BRAUN KARL 322, 352
BROGLIE DE LOUIS VICTOR 19
bufory [buffers solutions] 349

C

centrum aktywne enzymu [active center of enzyme] 307
CHADWICK JAMES 48
CHATELIER LE HENRY 322
chemiluminescencja [chemiluminescence] 400
chlor [chlorine] 182, 421–423, 424–425
chlorany [chlorates] 423
chlorek chromu(III) [chromium(III) chloride] 434
– sodu [sodium chloride] 87, 89, 157, 159, 233, 364, 422
chlorki [chlorides] 422
chlorowodór [hydrogen chloride] 130, 131, 144, 422
chmura elektronowa [electron cloud] 19
chrom [chrome] 429–437
chromatografia [chromatography] 241, 242–243, 244
chromian(VI) sodu [sodium chromate(VI)] 432, 434
CURIE PIERRE 42
CWIET MICHAŁ 241
cząsteczka polarna [polar molecule] → dipol
cząsteczki heterojądrowe [heteronuclear molecules] 70
– homojądrowe [homonuclear molecules] 70
cząstka α [α particle] 42, 43, 44
– β^- [β^- particle] 43, 44
– β^+ [β^+ particle] 43

D

DALTON JOHN 14
DAVY HUMPHRY 53
denaturacja [denaturation] 251
dichromian(VI) sodu [sodium dichromate(VI)] 432, 434
dipol [dipole] 78, 103
długość wiązania [bond length] 73
DÖBEREINER JOHAN 53
donor pary elektronowej [electron pair donor] 81
dublet elektronowy [electron doublet] 70
dyfuzja [diffusion] 186
dysocjacja elektrolityczna [electrolytic dissociation] 136, 147, 156, 329–335, 367–368
– jonowa [ionic dissociation] → dysocjacja elektrolityczna

E

efekt cieplny reakcji chemicznej [heat of chemical reaction] 291, 292, 293
– Tyndalla [Tyndall effect] 250,
– wspólnego jonu [common ion effect] 360
eksperyment Rutherforda [Rutherford's experiment] 18
ekstrakcja [extraction] 244–245, 246
elektroda wodorowa standardowa (normalna) [standard (normal) hydrogen electrode] 222
elektrolit [electrolyte] 136, 147, 153, 219, 229, 233, 329
– mocny [strong electrolyte] 331, 336–339
– słaby [weak electrolyte] 331, 336–341
elektroliza [electrolysis] 229–233
elektron [electron] 14, 16–17
– niesparowany [unpaired electron] 28, 29, 91
– sparowany [paired electron] 28
elektrony walencyjne [valence electrons] 32, 57, 58

– zdelokalizowane [delocalized electrons] 82, 89
elektroujemność pierwiastków chemicznych [electronegativity of chemical elements] 70–72
emulsja [emulsion] 241, 249, 252, 281
energia aktywacji reakcji chemicznej [activation energy of chemical reaction] 298, 305, 306
– jonizacji [ionization energy] 76
– kinetyczna [kinetic energy] 287
– potencjalna [potential energy] 287
– wewnętrzna [internal energy] 287
entalpia [enthalpy] 290–291
– spalania standardowa [standard enthalpy of combustion] 292
– tworzenia standardowa [standard enthalpy of formation] 292

F

faza [phase] 240
– rozproszona [disperse(d) phase] 249
FERMI ENRICO 48
fluorowce [halogen group] 55, 418–425
funkcja falowa [wave function] 19–20
fuzja jądrowa [nuclear fusion] 50–51

G

galwanizowanie [plating] 227
gaz doskonały [ideal gas] 185–186
– elektronowy [electron gas] 82
– wodny [water gas] 375
gazy rzeczywiste [real gases] 185–186
– szlachetne [noble gases] → helowce
germanowodory [germanes] 396
gęstość bezwzględna [absolute density] 182
gips [gypsum] 165, 166
– palony [burnt gypsum] 166
gleba [soil] 348, 349, 350–351
glin [aluminium] 390–392, 393
grupa [group] 55

H

halogenki [halides] 378, 389, 395
– węglowców [halides of carbon group] 395
heksahydroksochromian(III) sodu [sodium hexahydroxochromate(III)] 431, 432, 434
hel [helium] 30, 42–44, 57, 70, 375–376
helowce [helium group] 55, 375–376, 426–427
hipoteza de Broglie'a [de Broglie hypothesis] 19
hybrydyzacja [hybridization] 91–97, 98
hydraty [hydrates] 153, 154, 157, 158
hydroksosole [hydroxy salts] 153, 154, 158
hydroliza soli [hydrolysis of salts] 363–366
hydrozole [hydrosols] 250

I

iloczyn jonowy [ionic product] 359–360
– – wody [ionic product of water] 343–344
– rozpuszczalności [solubility product] 359–360
indeks stechiometryczny [stoichiometric index] 114
inhibicja [inhibition] 307
inhibitor [inhibitor] 307
izotopy [isotopes] 37–40, 52

J

jądro atomowe [atomic nucleus] 15, 16–17
jednostka masy atomowej, u [atomic mass unit] 34,
JOLIOT-CURIE FRÉDÉRIC 48
JOLIOT-CURIE IRÈNE 48, 49
jon centralny [central ion] 383
– dodatni [positive ion] 33
– nadtlenkowy [superoxide ion] 377, 432
– oksoniowy [oxonium ion] 131, 147, 332
– ujemny [negative ion] 33

K

kataliza [catalysis] 304–306, 308
katalizator [catalyst] 300, 304–309
kation [cation] → jon dodatni
katoda [cathode] 220, 221, 229–230
klatraty helowców [clathrate compounds of helium group] 426
klucz elektrolityczny [salt-bridge] 219
koagulacja [coagulation] 251
koloid [colloid] 241, 249–252
kompleks [complex] → związek koordynacyjny
– aktywny [activated complex] 298, 305, 306
kondensacja [condensation] 249
konfiguracja elektronowa [electronic configuration] 27–32, 60–61, 387, 429, 438, 444, 450, 457
konwerter katalityczny [catalytic converter] 304
korozja [corrosion] 225–227
KOSSEL WALTHER 70
krystalizacja [crystallization] 246, 255, 258–259
kryształy cząsteczkowe [molecular crystals] 88
– jonowe [ionic crystals] 87
– kowalencyjne [covalent crystals] 88
– molekularne [molecular crystals] → kryształy cząsteczkowe
krzywa miareczkowania [titration curve] 354–355

krzywe rozpuszczalności [solubility curves] 255–257, 258, 282
kwant [quantum] 15, 20
kwarki [quarks] 18
kwas bromowodorowy [hydrobromic acid] 143,
– chlorowodorowy [hydrochloric acid] 144, 145
– chlorowy(I) [oxochloric(I) acid] 420, 423
– chlorowy(VII) [tetraoxochloric(VII) acid] 148, 215, 337, 420, 423
– fluorowodorowy [hydrofluoric acid] 145,
– fosforowy(V) [phosphoric acid] 146
– siarkowodorowy [hydrosulfuric acid] 144, 145
– według Arrheniusa [Arrhenius acid] 331–333
– – Brønsteda–Lowry'ego [Brønsted–Lowry acid] 334–335
– – Lewisa [Lewis acid] 335
kwasy [acids] 143–152
– azotowe [nitric acids] 150–151, 214, 215, 403–404
– beztlenowe [hydracids] 144–145, 148, 150–151
– mocne [strong acids] 148–149, 336–337
– nieorganiczne [inorganic acids] 150–151
– słabe [weak acids] 148–149, 337
– tlenowe [oxygen acids] 145–147, 148, 150–151
– utleniające [oxidizing acids] 215
–, reakcja z metalami [acids, reaction with metals] 155
–, – z tlenkami zasadowymi [acids, reaction with basic oxides] 155
–, – z wodorotlenkami [acids, reaction with hydroxides] 155
–, właściwości chemiczne [acids, chemical properties] 149

L

lantanowce [lanthanoids] 55, 459–460
LEWIS GILBERT 70
liczba atomowa [atomic number] 33, 37, 58
– Avogadra N_A [Avogadro number] 178
– koordynacyjna [coordination number] 98, 383
– kwantowa [quantum number] 21–22, 23
– masowa [mass number] 33, 37, 38
– przestrzenna [steric number] 99–101, 104–105
– stanów kwantowych [number of quantum states] 23
ligand [ligand] 98
litowce [lithium group] 55, 377–381

Ł

ładunek elementarny [elementary charge] 33

M

M → masa molowa
mangan [manganese] 60–61, 438–443
manganiany(VII) [tetraoxomanganates(VII)] 438
manganowce [manganese group] 438
masa atomowa [atomic mass] 34–35
– cząsteczkowa [molecular mass] 34–35
– krytyczna [critical mass] 51
– molowa M [molar mass] 176–181
– średnia [average atomic mass] 38
mechanika kwantowa [quantum mechanics] 15
MENDELEJEW DMITRIJ 54
metale [metals] 56
– aktywne [active metals] 149, 214–215
– ciężkie [heavy metals] 377
– lekkie [light metals] 377
– szlachetne [noble metals] 215
metoda VSEPR [Valence Shell Electron Pair Repulsion Theory] 98–99, 110
MEYER JULIUS 54
miareczkowanie alkacymetryczne [alkacymetric titration] 354–355
miedziowce [copper group] 450
miedź [copper] 450–456
mieszanie roztworów [mixing solutions] 266
mieszanina [mixture] 240–248
– jednorodna [homogeneous mixture] 240–244, 246
– niejednorodna [heterogeneous mixture] 240, 245–246, 247
moc kwasów [acids strength] 148–149
– zasad [bases strength] 136–137, 377, 382
model atomu Bohra [Bohr atom model] 15
– – planetarny [planetary atom model] 14–15
– – Thomsona [Thomson atom model] 14
mol [mole] 176–181, 183, 273
moment dipolowy [dipole moment] 103
mostek tlenowy [oxygen bridge] 128

N

N_A → liczba Avogadra
nadnapięcie elektrolizy [electrolysis overpotential] 230
nadtlenek sodu [sodium peroxide] 128, 378
– wodoru [hydrogen peroxide] 128, 305
nadtlenki [peroxides] 128
napięcie rozkładowe [decomposition voltage] 230
neutralizacja [neutralization] → reakcja zobojętniania
neutron [neutron] 16–17, 33
NEWLANDS JOHN 54

nuklidy [nuclides] 37–38
– trwałe [stable nuclides] 45

O

objętość molowa gazów [molar volume of gases] 182–187
obliczenia stechiometryczne [stoichiometric calculations] 188–198
odczyn roztworu [pH of the solution] 136, 329, 342–349, 366
– wskaźniki [pH indicators] 118, 329, 330, 345–346
oddziaływania międzycząsteczkowe [intermolecular interactions] 83–86
ogniwo Daniella [Daniell cell] 219–220
– galwaniczne [galvanic cell] 219–228
– paliwowe [fuel cell] 221, 228
okres [period] 55
– półtrwania [half-life] 45, 301
oktet elektronowy [electron octet] 70
orbital atomowy [atomic orbital] 19, 20–21
– molekularny [molecular orbital] 74–75
– zhybrydyzowany [hybridized orbital] 92–96
ośrodek dyspersyjny [dispersion medium] 249
otoczenie układu [system environment] 286–287

P

para elektronowa niewiążąca [non-bonding electron pair] 98, 101, 103
parametry stanu [state variables] 287
pasywacja [passivation] 384, 391
patyna [patina] 450
pehametr [pH-meter] 348
peptyzacja [peptization] 251
perhydrol [perhydrol] 128
pierwiastki chemiczne [chemical elements] 53
– promieniotwórcze [radioactive elements] 41
– ziem rzadkich [rare earth elements] → lantanowce
podpowłoka elektronowa [electronic subshell] 22
polaryzacja wiązania [polarization of link] 78
polon [polonium] 408, 415
pomiar pH [pH measurement] 348
potencjał elektrody [electrode potential] 222
– półogniwa standardowy [standard half-cell potential] 222
powinowactwo elektronowe [electron affinity] 71, 76
powłoka elektronowa [electronic shell] 23–26
poziom orbitalny [orbital level] 22
pozyton [positron] 43
półogniwo [half-cell] 219
prawo Avogadra [Avogadro law] 184
– działania mas [law of mass action] 319
– Guldberga i Waagego [Guldberg and Waage law] → prawo działania mas
– Hessa [Hess's law] 293
– okresowości [periodic law] 54–55
– oktaw [law of octaves] 54
– Prousta [Proust's law] → prawo stałości składu
– rozcieńczeń Ostwalda [Ostwald dilution law] 339–340
– stałości składu [law of constant composition] 116
– triad [law of triads] 53
– zachowania ładunku [charge conservation law] 212
– zachowania masy [mass conservation law] 115–116
proces egzoenergetyczny [egzoergic process] 289–290
– endoenergetyczny [endoergic process] 288–289
produkt [product] 114
promieniotwórczość [radioactivity] 41
– naturalna [natural radioactivity] 42–48
– sztuczna [artificial radioactivity] 48–51
promieniowanie [radiation] 44
– α [alpha radiation] 42–43, 44
– β [beta radiation] 43, 44
– γ [gamma radiation] 44
promień atomowy [atomic radius] 73, 76, 466
– jonowy [ionic radius] 76
promocja elektronu [electron promotion] 91–92
proton [proton] 16–17
przeliczanie stężeń [calculation of concentrations] 275–278
przemiany jądrowe sztuczne [artificial nuclear transformations] 50–51

R

rad [radium] 42, 382, 384
radioaktywność [radioactivity] → promieniotwórczość
rdzeń atomowy [atomic core] 32
reakcja analizy [decomposition] 115
– chemiczna [chemical reaction] 114
– egzoenergetyczna [egzoergic reaction] 290
– egzotermiczna [egzothermic reaction] 291
– endoenergetyczna [endoergic reaction] 288
– endotermiczna [endothermic reaction] 291
– jądrowa [nuclear reaction] 48
– neutralizacji [neutralization] → reakcja zobojętniania
– nieodwracalna [irreversible reaction] 316–317

– odwracalna [reversible reaction] 316–317
– strącania osadów [precipitation reaction] 357–362
– syntezy [synthesis] 115
– termitowa [thermit reaction] → aluminotermia
– wymiany [exchange reaction] 115
– zobojętniania [neutralization] 353–356
reakcje dysmutacji [dismutation reactions] → reakcje dysproporcjonowania
– dysproporcjonowania [disproportionation reactions] 216, 420, 421
– łańcuchowe [chain reactions] 49, 50,
– redoks [redox reactions] → reakcje utleniania-redukcji
– utleniania-redukcji [oxidation-reduction reactions] 205
– –, bilansowanie [oxidation--reduction reactions, balancing] 210–214
– –, zastosowania [oxidation--reduction reactions, the use of] 208, 217
reaktor jądrowy [nuclear reactor] 49
redukcja [reduction] 205
reduktor [reducing agent] 206–208
reguła dubletu [doublet rule] 70, 73
– Hunda [Hund rule] 29
– Le Chateliera-Brauna [Le Chatelier-Braun principle] → reguła przekory
– Lavoisiera-Laplace'a [Lavoisier-Laplace rule] 293
– oktetu [octet rule] 70, 73
– przekory [principle of mobile equilibrium] 322, 325, 326
– przesunięć Soddy'ego–Fajansa [Soddy-Fajans displacement law] 42
reszta kwasowa [acid radical] 143, 153
rozpuszczalnik [solvent] 240
rozpuszczalność [solubility] 253–258
rozpuszczanie [(dis)solution] 248
rozszczepienie jądra atomowego [nuclear fission] 50
roztwarzanie [digestion] 248
roztwór [solution] 240
– ciekły [liquid solution] 240
– gazowy [gaseous solution] 240
– nasycony [saturated solution] 255, 258
– nienasycony [unsaturated solution] 255, 258
– przesycony [supersaturated solution] 255, 258
– rzeczywisty [real solution] → roztwór właściwy
– stały [solid solution] 240
– właściwy [true solution] 241
równanie Clapeyrona [Clapeyron equation] 186
– kinetyczne reakcji chemicznej [kinetic equation of chemical reaction] 297, 300–303
– połówkowe [half-reaction] 206
– reakcji chemicznej [chemical equation] 114
– termochemiczne [thermochemical equation] 291–292
równowaga chemiczna [chemical equilibrium] 317–318
– heterogeniczna [heterogeneous equilibrium] 320–321
– homogeniczna [homogeneous equilibrium] 320–321
RUTHERFORD ERNEST 14
rząd reakcji chemicznej [reaction order] 300, 301

S

SCHEELE CARL 53
SEM → siła elektromotoryczna ogniwa
siarczek sodu [sodium sulfide] 379
siarczki borowców [sulfides of boron group] 389
– litowców [sulfides of lithium group] 378
– węglowców [sulfides of carbon group] 395
siarka [sulfur] 411–414, 415, 416–417
siarkowodór [hydrogen sulfide] 130, 144, 150, 413, 414
silany [(mono)silanes] 130, 396
siła elektromotoryczna ogniwa (SEM) [electromotive force of a galvanic cell] 223, 230
siły van der Waalsa [van der Waals forces] 83, 86
skala Paulinga [Pauling scale] 71
– pH [pH scale] 344–345
SKŁODOWSKA-CURIE MARIA 41, 42
smog [smog] 271, 350–351
sole [salt] 153
– amonowe [ammonium salts] 402
– obojętne [neutral salts] 153, 158
– podwójne [double salts] 153, 154, 158
– proste [simple salts] 153, 154, 158
– uwodnione [salts hydrate] → hydraty
– według Arrheniusa [Arrhenius salts] 333–334
–, budowa wewnętrzna [salts, internal structure] 153
–, nazewnictwo [salts, nomenclature] 154
–, otrzymywanie [salts, the preparation of] 155
–, właściwości chemiczne [salts, chemical properties] 156

–, – fizyczne [salts, physical properties] 158–159
–, zastosowania [salts, the use of] 159
sód [sodium] 378–379, 380
spin [spin] 22
sporządzanie roztworów o określonym stężeniu [preparation of solutions with defined concentrations] 270–271, 278–279
stała dysocjacji elektrolitycznej [electrolytic dissociation constant] 336–338
– równowagi chemicznej [chemical equilibrium constant] 318–320
– szybkości reakcji chemicznej [chemical reaction rate constant] 297, 300, 301
stan energetyczny [energy state] 19, 20, 23, 73
– podstawowy [ground state] 20, 91
– wzbudzony [excited state] 20, 91
stany kwantowe [quantum states] 21, 22, 23
stechiometria [stoichiometry] 188
stężenie roztworu [concentration of solution] 260
– – molowe [molar concentration of solution] 273–275
– – procentowe [percentage concentration of solution] 260–266
stopień dysocjacji elektrolitycznej [degree of electrolytic dissociation] 338–339
– utlenienia [oxidation number] 202–204
substancja rozpuszczona [solute] 240
substrat [substrate] 114
szereg aktywności metali [series of active metals] 214–215
– elektrochemiczny metali [electrochemical series of metals] → szereg napięciowy metali
– napięciowy metali [electromotive series of metals] 223, 471
– promieniotwórczy [radioactive series] 45
szkło [glass] 123, 124–125
szybkość reakcji chemicznej [chemical reaction rate] 295–296

T

teoria Brønsteda-Lowry'ego [Brønsted-Lowry theory] 334–335
– Demokryta [Democritus theory] 14
– dysocjacji elektrolitycznej Arrheniusa [Arrhenius electrolytic dissociation theory] 331
– Empedoklesa [Empedocles theory] 14
– Leukipposa [Leucippus theory] 14
– wiązań chemicznych [chemical bond theory] 70
– zderzeń aktywnych [collisions theory] 296
teorie kwasów i zasad [theories of acids and bases] 369
THOMSON JOSEPH 14
tlen [oxygen] 409–410, 415
tlenek chloru(VII) [chlorine(VII) oxide] 423
– glinu [aluminium oxide] 121, 122, 127, 233, 306, 308, 391, 392
– krzemu(IV) [silicon(IV) oxide] 123, 124
– magnezu [magnesium oxide] 119, 120, 317, 382
– miedzi(II) [copper(II) oxide] 117, 119, 122, 452
– siarki(IV) [sulfur(IV) oxide] 117, 119, 120, 145, 350–351, 412
– sodu [sodium oxide] 124, 134, 378
– wapnia [calcium oxide] 87, 117, 124–125, 126–127, 134, 384
– węgla(IV) [carbon(IV) oxide] 115, 117, 124, 127, 350–351
– wodoru [hydrogen oxide] 84–85
– żelaza(III) [iron(III) oxide] 127, 133, 135, 391, 392
tlenki [oxides] 117
– amfoteryczne [amphoteric oxides] 122
– azotu [nitrogen oxides] 403
– berylowców [oxides of beryllium group] 382, 383
– borowców [oxides of boron group] 389
– kwasowe [acidic oxides] 121
– litowców [oxides of lithium group] 377
– obojętne [inert oxides] 122
– siarki [sulphur oxides] 411, 412
– zasadowe [basic oxides] 120
–, otrzymywanie [oxides, the preparation of] 117–118
tlenowce [oxygen group, chalcogens] 55, 408–417
triada [triad] 53
twardość wody [water hardness] 164

U

u → jednostka masy atomowej
układ [system] 286, 287
– izolowany [isolated system] 287
– okresowy pierwiastków chemicznych [periodic table of chemical elements] 53–56
– otwarty [open system] 287
– zamknięty [closed system] 287
utleniacz [oxidizing agent] 206–207

utlenianie [oxidation] 205

W

wapień [limestone] 160–164
wapno gaszone [slaked lime] 161, 162
– palone [burnt lime] 161, 162
wapń [calcium] 383–384, 385–386
wartościowość [valence] 73
warunki normalne [normal conditions] 182
– standardowe [standard conditions] 291
węgiel 396, 397
– aktywny [active carbon] 396
węgliki [carbides] 168
węglowce [carbon group] 55, 395–398
węglowodory [hydrocarbons] 96–97, 350–351, 396
wiązanie atomowe [atomic bond] → wiązanie kowalencyjne
– chemiczne [chemical bonds] 70
– donorowo-akceptorowe [donor-acceptor bond] → wiązanie koordynacyjne
– jonowe [ionic bond] 75–76, 77, 87
– koordynacyjne [coordinate bond] 81
– kowalencyjne [covalent bond] 78–80, 88
– – niespolaryzowane [pure covalent bond] 78, 79
– – spolaryzowane [polarized covalent bond] 78, 80
– metaliczne [metallic bond] 82, 89
– podwójne [double bond] 75
– pojedyncze [single bond] 75
– potrójne [triple bond] 75
– wielokrotne [multiple bonds] 75
– wodorowe [hydrogen bond] 83
– σ [σ bond] 74, 75
– π [π bond] 74, 75
woda amoniakalna [ammonia solution] 130, 139, 401, 402
– krystalizacyjna [crystallization water] 153
– mineralna [mineral water] 167
– twarda [hard water] 164
– utleniona [hydrogen peroxide solution] 128, 305
– wapienna [lime water] → wapno gaszone
wodorek sodu [sodium hydride] 87, 130, 131, 379
wodorki [hydrides] 130–132
– azotowców [hydrides of nitrogen group] 401
– berylowców [hydrides of beryllium group] 383
– borowców [hydrides of boron group] 389, 390
– litowców [hydrides of lithium group] 379
– tlenowców [hydrides of oxygen group] 408
wodorosole [acid salts] 153, 154, 156, 158
wodorotlenek cezu [caesium hydroxide] 377
– glinu [aluminium hydroxide] 138, 139, 140, 357, 392
– magnezu [magnesium hydroxide] 337, 382
wodorotlenki [hydroxides] 133–142
– amfoteryczne [amphoteric hydroxides] 138–139
– berylowców [hydroxides of beryllium group] 136, 383
– litowców [hydroxides of lithium group] 136, 377
wodór [hydrogen] 374–375, 376
wskaźniki kwasowo-zasadowe [acid-base indicators] 118, 329, 330, 345–346
współczynnik stechiometryczny [stoichiometric coefficient] 114
– temperaturowy reakcji chemicznej [temperature coefficient of chemical reaction] 301
wydajność reakcji chemicznej [yield of a chemical reaction] 192–194

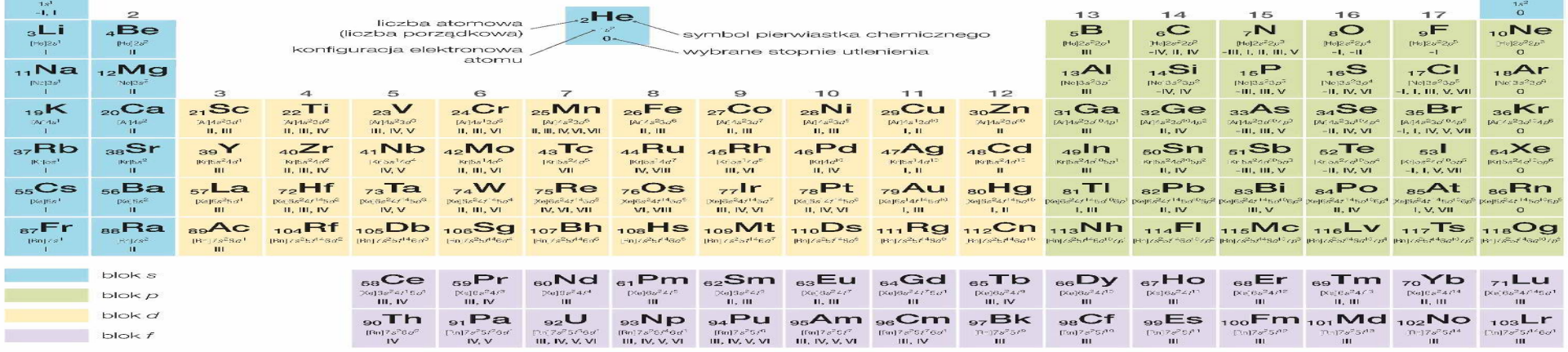
Z, Ż

Z → liczba atomowa
zakaz Pauliego [Pauli exclusion principle] 23, 61
zanieczyszczenia powietrza [air pollution] 350–351
zaprawa gipsowa [gypsum mortar] 165, 166
– wapienna [masonry mortar] 162
zarodek krystalizacji [crystal nucleus] 258
zasada nieoznaczoności Heisenberga [Heisenberg indeterminacy principle] 19
– według Arrheniusa [Arrhenius base] 333
– – Brønsteda–Lowry'ego [Brønsted–Lowry base] 334–335
– – Lewisa [Lewis base] 335
zasady [bases] 136
zawiesina [suspension] 241
zjawisko fizyczne [physical phenomenon] 114
zol [sol] 249
związek chemiczny [chemical compound] 114, 116
– koordynacyjny [coordination compound] 383
żel [gel] 251
żelazo [iron] 444–449
żelazowce [iron group] 444

Zdjęcie na okładce: Getty Images/The Image Bank/Don Farrall – okładka.
Zdjęcia: Agencja Gazeta: Arkadiusz Wojtasiewicz s. 217 (alkomat); **Archiwum wydawnictwa:** s. 17 (atom węgla, butan, czerwona krwinka), s. 116, 125 (butelka, szkło), s. 162 (tlenek wapnia), s. 166 (gips palony), s. 258, 404, 441 (manganian(VII) potasu), Rafał Buczkowski s. 245, Beata Chromik s. 289 (ogrzewacz), Piotr Majorkiewicz s. 283; **BE&W:** AGF SRL/Massimo Dallaglio s. 415 (CERN), Alamy Stock Photo – Antonino Miroballo s. 435 (narzędzia chirurgiczne), Björn Wylezich s. 438, Konstantin Shaklein s. 376 (rakieta), Panther Media GmbH s. 288, Science History Images s. 49 (Irène Joliot-Curie), s. 52 (obraz z tomografii komputerowej), BSIP/Astier-Chru Lille s. 49 (nóż gamma), Photo Researchers/Charles D. Winters s. 399 (fosfor), PHOTONONSTOP SDP/Eurasia Press s. 57, SCIENCE SOURCE/Apogee s. 379 (rozrusznik serca), SCIENCE SOURCE/Charles D. Winters – s. 6, 87 (rozpuszczanie soli), s. 113, 114 (spalanie potasu), s. 135, 168 (karbid), s. 201, 213, 222, 239, 240 (roztwór chlorku sodu), s. 242, 243 (chromatografia), s. 259, 260 (roztwór wodorotlenku sodu), s. 285, 299 (suchy lód), s. 315, 316, 321, 322, 354 (miareczkowanie 2), s. 355 (miareczkowanie 3), s. 373, 378, 392 (reakcja glinu z tlenkiem żelaza), s. 401, 403, 451, SCIENCE SOURCE/Kenneth Eward s. 389, SCIENCE SOURCE/Mark A. Schneider – s. 89, 450 (miedź), SCIENCE SOURCE/Russell Lappa s. 56, ULLSTEINBILD Axel Springer Syndication GmbH/bilderdienst s. 42, UNIVERSAL IMAGES GROUP/Sovfoto s. 54 (Dmitrij Mendelejew); **Diomedia:** Science Source/GIPhotoStock s. 354 (miareczkowanie 1); **East News:** AFP/Christian Aslund s. 41, Associated Press s. 405 (napalm); **Forum:** SSPL/Science Museum s. 54 (tablica Mendelejewa z 1869), VISUM/Thomas Pflaum s. 460 (banknot w UV); **Fotolia:** Africa Studio s. 7, 123 (szkło laboratoryjne), Olga Miltsova s. 133, 143; **Getty Images:** Corbis Documentary – James L. Amos s. 159 (ciemnia), Paul Souders s. 128, Corbis – John Smith s. 175, 186, Dorling Kindersley s. 89 (siarka), E+/hh5800 s. 443 (tory), E+/jeffix s. 384 (rakieta sygnalizacyjna), E+/kickstand s. 423 (pasta do zębów), iStock/Getty Images Plus – Banet12 s. 250 (efekt Tyndalla), boonchai wedmakawand s. 228 (ładowanie samochodu hybrydowego), de-kay s. 123 (kwarc), duh84 s. 252 (farba), dutourdumonde s. 405 (dzwonek), dzika_mrowka s. 379 (ulica z latarniami), eyjafjallajokull s. 165 (gładź gipsowa), Nomadsoul1 s. 443 (bateria), PragasitLalao s. 396 (włókno węglowe), Remy – s. 50–51 (bomba atomowa), rrocio s. 273, sagarmanis s. 85 (mrożone owoce), vitpho s. 435 (stary samochód), Photographer's Choice/Laurence Monneret s. 127 (zasypka), Photolibrary/Steven Kaufman s. 411 (siarka rombowa), Stockbyte s. 449 (elektromagnes), Tetra Images s. 399 (bizmut), ullstein bild s. 246 (enfleurage), Visuals Unlimited/Ken Lucas s. 304 (platyna); **Indigo:** imageBROKER/Michael Szönyi s. 163 (jaskinia), Phototeque Oredia/Lucenet Patrice s. 217 (samoopalacz), Science Photo Library – s. 114 (reakcja rozkładu tlenku rtęci), s. 202, 247 (elektroforeza), s. 286 (spalanie), s. 375, 426, Andrew Lambert Photog s. 345 (sok z czerwonej kapusty), ArSciMed s. 13, 17 (atom), Bernard Edmaier s. 411 (siarka jednoskośna), Geoff Tompkinson s. 242–243 (chromatogramy), Martyn F. Chillmaid s. 354 (menisk), s. 355 (miareczkowanie 4); **Panthermedia:** Andrea Paggiaro s. 118 (igła magnetyczna), Andreas Stecher s. 10, Frank Neune s. 208, Jesper Klausen s. 88 (diament), Karl Bloch s. 351 (las), nomadsoul1 s. 164; **Shutterstock:** Africa Studio s. 125 (palnik), s. 449 (stalowe naczynia), agoxa s. 271, Akkaradet Bangchun s. 127 (kamienie), Alena Brozova s. 405 (mrożone owoce), Alexander Prosvirov s. 85 (nartnik), AnastasiaNi s. 454 (suplementy diety), Anton Master s. 396 (rower), antpkr s. 251 (skorupka), Artography s. 253 (olej i woda), Big Pants Production s. 89 (krzywy gwóźdź), Bjoern Wylezich s. 429, BW Folsom s. 435 (tabletki), carmakoma s. 188, CHIARI VFX s. 217 (rury), Chursina Viktoriia s. 151 (kosmetyki), ChWeiss s. 52 (bursztyn), ConstantinosZ s. 162 (zaprawa wapienna), cosma s. 165 (szczęka), Dana.S s. 415 (fajerwerki), Degtyaryov Andrey s. 392 (airbus), Denise Kappa s. 345 (różowe hortensje), Dja65 s. 141 (zaprawa wapienna), Dmitry Kalinovsky s. 166 (zaprawa gipsowa), DmitrySt s. 89 (diament), Dobresum s. 40, donatas1205 s. 83 (klejenie drewna), Doug McLean s. 295, Ekkamai Chaikanta s. 233 (smartfon), Elena Nichizhenova s. 163 (rysowanie kredą), Eric Gevaert s. 350, Fablok s. 168 (węglik krzemu), feeling lucky s. 221, Fokin Oleg s. 16 (grafit), Fotofermer s. 396 (puszki), Fotokostic s. 251 (jajko sadzone), furtseff s. 454 (puzon), goh seok thuan s. 279, hedgehog94 s. 423 (opryskiwanie upraw), hxdyl s. 460 (elektrownia jądrowa), id-art. S. 270, Irainy s. 351 (susza), Ivaschenko Roman s. 392 (diody), Jiri Hera s. 151 (ciasteczka) Jiri Vaclavek s. 89 (chlorek sodu), JonMilnes s. 409, Kateryna Kon s. 17 (wirus opryszczki), Kojiro s. 345 (niebieskie hortensje), kreatorex s. 342, Leszek Glasner s. 351 (maska), loraks s. 151 (malowanie karoserii), Lyashenko Egor s. 454 (opryskiwanie roślin), majivecka s. 228 (smartfon), Mbabic s. 427 (spawanie), Melica s. 141 (szczoteczka), Mihai Simonia s. 16 (rysowanie), s. 86, Mike Allan s. 252 (kawa), Mopic s. 69, s. 83 (DNA), MrBright s. 444, Nadezda Boltaca s. 160 (kalcyt), New Africa s. 165 (noga w gipsie), Nik Symkin s. 390, Oleg Kozlov s. 443 (kąpiel), Oleksiy Mark s. 427 (reflektor), Olga Miltsova s. 124, Oliver Hoffmann s. 307, photka s. 395 (piasek), Photo smile s. 308, Poznyakov s. 85 (płatek śniegu), Rabbitmindphoto s. 246 (ekstrakcja), Rattiya Thongdumhyu s. 244, Rob Byron s. 159 (kroplówka), sarka s. 159 (nawozy sztuczne), Sasa Prudkov s. 408, Sofiaworld s. 266, Sorbis s. 415 (nurkowie), s. 427 (neon), stockfour s. 154, Szasz-Fabian Ilka Erika s. 130, s. 260 (kwas), taraki s. 392 (panele słoneczne), Terry Davis s. 166 (skałka gipsowa), Thon Varirit s. 85 (szklanka), Tibor Duris s. 141 (laki), Tonko Oosterink s. 405 (literki drukarskie), topseller s. 435 (farba), Ttstudio s. 52 (elektrownia jądrowa), Tutti Frutti s. 450 (Statua Wolności), Tyler Boyes s. 162 (kreda, marmur), Vankad s. 251 (patelnia), Vietnam stock photos s. 454 (cewka miedziana), whitelook s. 163 (Bobolice), xpixel s. 351 (śnięte ryby), Zoltan Major s. 14; **Thinkstock/Getty Images:** Digital Vision/Michael Blann s. 376 (balon), Hemera – s. 84, 117, 219, 252 (spray), s. 287 (termos), Dmitriy Melnikov s. 166 (zaprawa gipsowa), Nick Vangopoulos s. 227, iStockphoto – s. 127 (wałek), s. 384 (lampa), aodaodaod s. 54 (klawisze), de-kay s. 117, Joni Rantasalo s. 460 (spawanie), ktrifonov s. 225, Paul Fleet s. 52 (detektor dymu), Tyler Oliver s. 351 (smog), PHOTOS.com/Jupiterimages s. 264, Stockbyte s. 182; **Anna Budzyńska** s. 247 (przesiewanie); **Włodzimierz Echeński:** s. 7 (sprzęt laboratoryjny), s. 8, 9, 88 (jod), s. 118 (barwy wskaźników), s. 126 (tlenek wapnia), s. 131, 134 (reakcja sodu z wodą, reakcja tlenku wapnia z wodą), s. 140 (wodorotlenek miedzi), s. 141 (gaszenie wapna), s. 144, 145, 146, 153 (chlorek ołowiu, manganu, jodek potasu), s. 158 (jodek ołowiu, manganian potasu, węglan wapnia, fosforan wapnia, dichromian potasu), s. 161, 162 (wapień, wapno palone), s. 176, 177, 178, 241 (koloid), s. 246 (krystalizacja), s. 247 (sączenie, sublimacja), s. 249 (koloid), s. 250 (wiązka światła), s. 251 (osad), s. 299 (utlenianie żelaza), s. 329 (oranż, fenoloftaleina, papierki wskaźnikowe, dysocjacja, żarówka), s. 330, 346, 348 (pehametr), s. 357 (osad wodorotlenku miedzi), s. 382, 395 (ołów), s. 402, 410, 412, 413 (stężony roztwór kwasu), s. 414, 418, 452 (osad); **PUTTO/Piotr Kubat:** s. 83 (zlewka), s. 85 (zlewka), s. 87 (zlewka z roztworem), s. 88 (krzem), s. 119, 120, 126 (tlenek manganu, krzemu, chromu), s. 127 (tlenek żelaza, suchy lód), s. 134 (otrzymywanie wodorotlenku sodu), s. 138, 139, 140 (wodorotlenek potasu, sodu, glinu), s. 147, 150, 151 (wlewanie kwasu), s. 153 (jodek potasu), s. 157, 158 (bromek srebra), s. 159 (reakcja zobojętniania), s. 160 (węglan wapnia), s. 162 (wapno gaszone), s. 165 (odlew gipsowy), s. 166 (gips bezwodny), s. 205, 207, 209, 210, 214, 220, 229, 240 (olej i woda), s. 241 (roztwór właściwy, zawiesina), s. 246 (destylacja), s. 247 (rozdzielacz, dekantacja, magnez), s. 249 (roztwór właściwy), s. 251 (zol, żel), s. 253 (rozpuszczanie soli), s. 254, 255, 286 (mieszanina), s. 287 (układy), s. 289 (reakcja magnezu), s. 290, 298, 299 (reakcja kwasu z cynkiem), s. 304 (reakcja jodu z magnezem), s. 305, 329 (opakowanie papierków wskaźnikowych), s. 333, 336, 348 (odczyn z ogórka i pomarańczy, właściwości sorpcyjne gleby), s. 349, 353, 357 (osad wodorotlenku żelaza, glinu), s. 358, 363, 377, 384 (wapń), s. 387, 391, 411 (siarka plastyczna), s. 413 (wpływ kwasu na cukier, bibułę i tkaninę), s. 419, 421, 422, 430, 432, 433, 434, 439, 441 (siarczan(VI) manganu(II), tlenek manganu(IV), manganian(VI) potasu), s. 445, 446, 447, 452 (tlenki miedzi), s. 453; **Laboratorium Elektrochemii Wydziału Chemii Uniwersytetu Warszawskiego**/dr hab. Marek Szklarczyk s. 16 (rozmieszczenie atomów węgla); **Malawa/Michał Malawski**: s. 167 (skład wody mineralnej), **Mercedes-Benz Polska Sp. z o.o.** s. 344 (katalizator); **NASA** s. 49 (mapa elektrowni jądrowych), s. 374; **Universidad de Murcia**, España s. 53.

Wydawnictwo Nowa Era oświadcza, że podjęło starania mające na celu dotarcie do właścicieli i dysponentów praw autorskich wszystkich zamieszczonych utworów. Wydawnictwo Nowa Era, przytaczając w celach dydaktycznych utwory lub fragmenty, postępuje zgodnie z art. 29 ustawy o prawie autorskim. Jednocześnie Nowa Era oświadcza, że jest jedynym podmiotem właściwym do kontaktu autorów tych utworów lub innych podmiotów uprawnionych w przypadkach, w których twórcy przysługuje prawo do wynagrodzenia.

Układ okresowy pierwiastków chemicznych



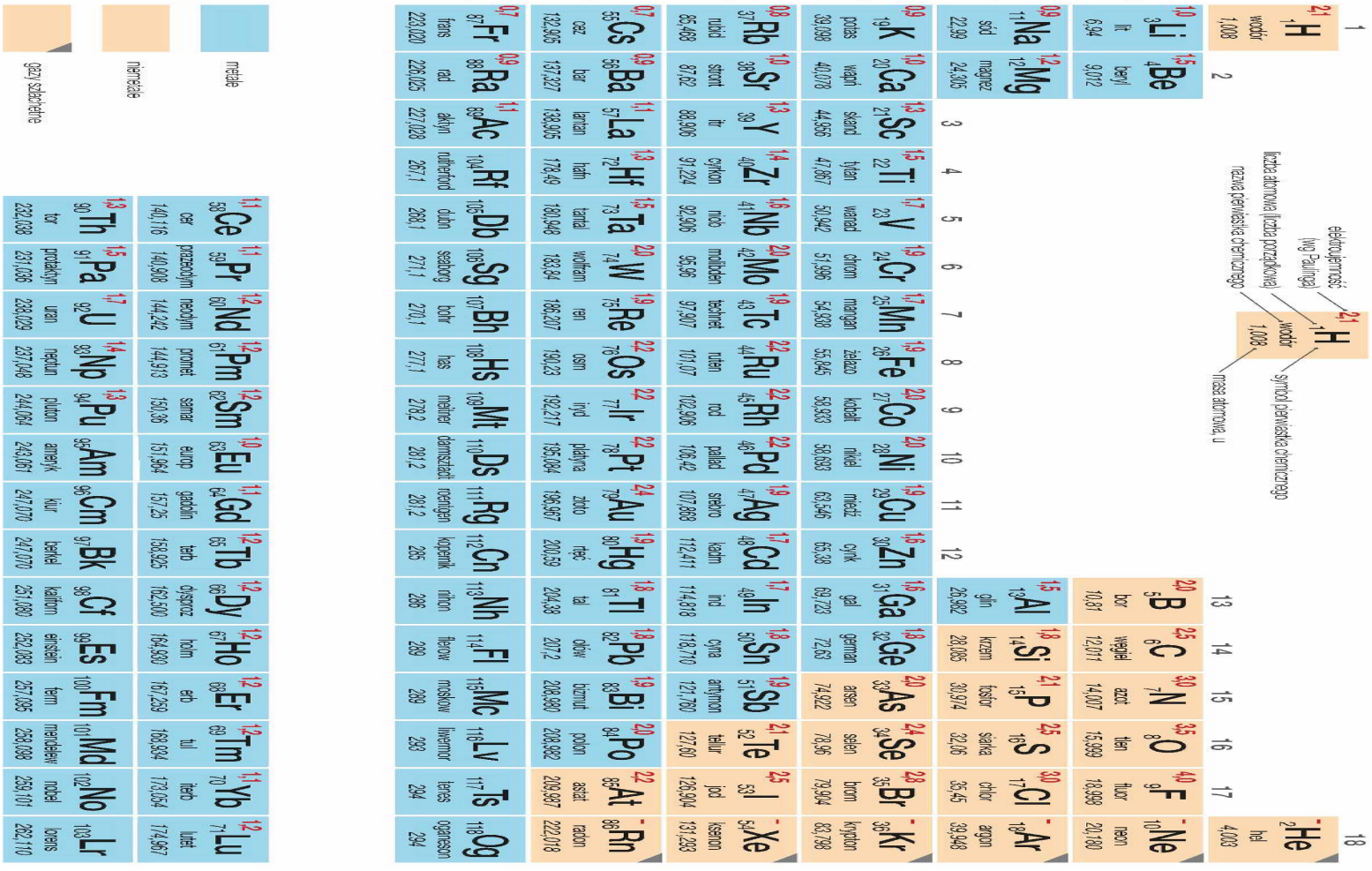


Tabela rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie

aniony \ kationy	NH_4^+	Li^+	Na^+	K^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}	Pb^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Cu^{2+}	Bi^{3+}	Sn^{2+}	Cd^{2+}	Al^{3+}	Zn^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Ni^{2+}	Co^{2+}	Mn^{2+}	Cr^{3+}
OH^-	R	R	R	R	N	T	R	R	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N
F^-	R	T	R	R	N	N	N	N	N	R	R	T	R	R	R	N	T	T	T	T	R	N	N
Cl^-	R	R	R	R	R	R	R	R	T	N	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
Br^-	R	R	R	R	R	R	R	R	T	N	T	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
S^{2-}	R	R	R	R	R	T	R	R	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N
NO_3^-	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
NO_2^-	R	R	R	R	R	R	R	R	R	T	R	R	•	T	R	R	R	*	N	R	R	R	R
SO_4^{2-}	R	R	R	R	R	T	N	N	N	T	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
SO_3^{2-}	R	R	R	R	R	T	N	N	N	T	N	*	T	•	T	N	T	T	*	N	N	N	R
CO_3^{2-}	R	T	R	R	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	R
SiO_3^{2-}	R	•	R	R	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N
PO_4^{3-}	R	R	R	R	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	T	T
MnO_4^-	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	*	R	R	*	R	R	R	*	R	R	R	*	R
CrO_4^{2-}	R	R	R	R	R	R	T	N	N	N	T	N	N	N	N	N	T	*	N	N	N	N	N
CH_3COO^-	R	R	R	R	R	R	R	R	R	T	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R

R – substancja dobrze rozpuszczalna w wodzie

N – substancja praktycznie nierozpuszczalna w wodzie, strąca się z rozcieńczonych roztworów

T – substancja trudno rozpuszczalna w wodzie, strąca się przy odpowiednim stężeniu roztworu

• – substancja rozkłada się w wodzie lub nie została otrzymana

* – zachodzi złożona reakcja chemiczna

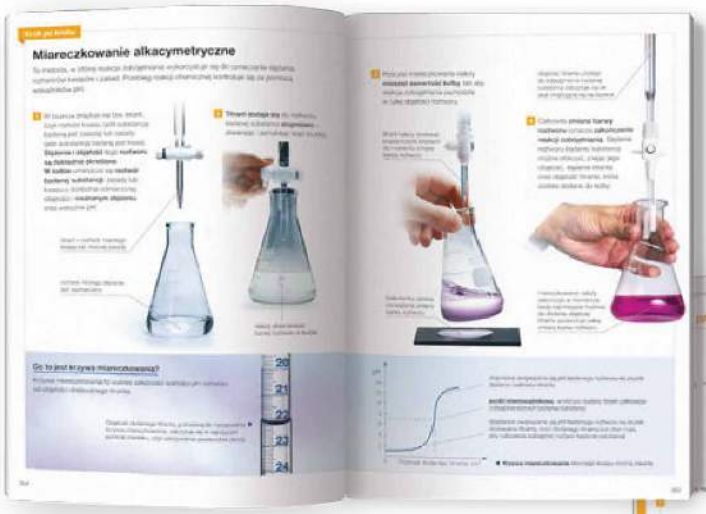
Kolory powstających osadów

- bezbarwny
- biały
- żółty
- brązowy
- niebieski
- zielony
- różowy
- fioletowy
- czerwony
- czarny

nowa era Twoje mocne strony

To jest chemia

Część 1. podręcznika *To jest chemia* zawiera treści z chemii ogólnej i nieorganicznej. Zastosowane w nim rozwiązania skutecznie ułatwiają opanowanie kluczowych umiejętności – opisywania i projektowania doświadczeń chemicznych, rozwiązywania zadań problemowych i obliczeniowych oraz dostrzegania związków przyczynowo-skutkowych.



Procesy wyjaśnione krok po kroku

Szczegółowe przedstawienie kolejnych etapów procesu wspiera kształcenie umiejętności projektowania i opisu doświadczeń chemicznych.

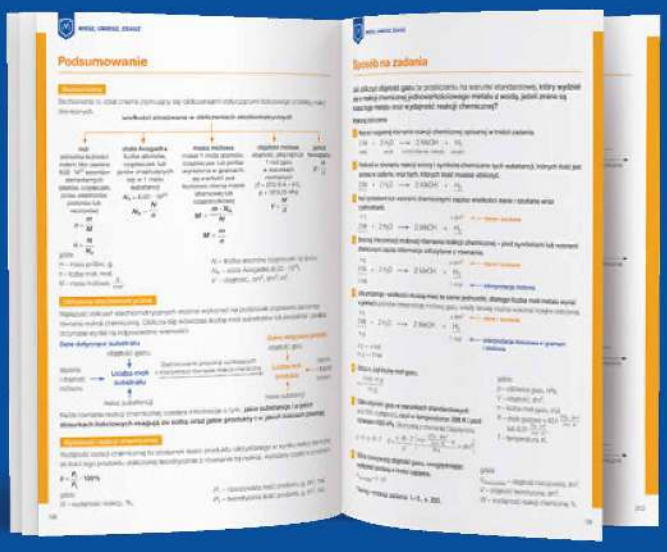
Ciągi przemian chemicznych

Porządkują informacje o poszczególnych typach związków chemicznych i ułatwiają utrwalenie wiedzy, wspierają też kształcenie umiejętności praktycznych.



WIESZ, UMIESZ, ZDASZ

Metoda kształcenia kluczowych umiejętności w chemii. Każdy dział podręcznika kończą: *Podsumowanie* z zestawieniem najważniejszych wiadomości, *Sposób na zadania* prezentujący krok po kroku sposoby rozwiązywania zadań przekrojowych oraz zestaw zadań *Trening – rozwiąż zadania*, który doskonale wspiera systematyczne ćwiczenia umiejętności.



Nowa Era Sp. z o.o.
www.nowaera.pl nowaera@nowaera.pl
Centrum Kontaktu: 801 88 10 10, 58 721 48 00

ISBN 978-83-267-3566-0