

Nowość
EDYCJA 2024

NOWA To jest chemia

1

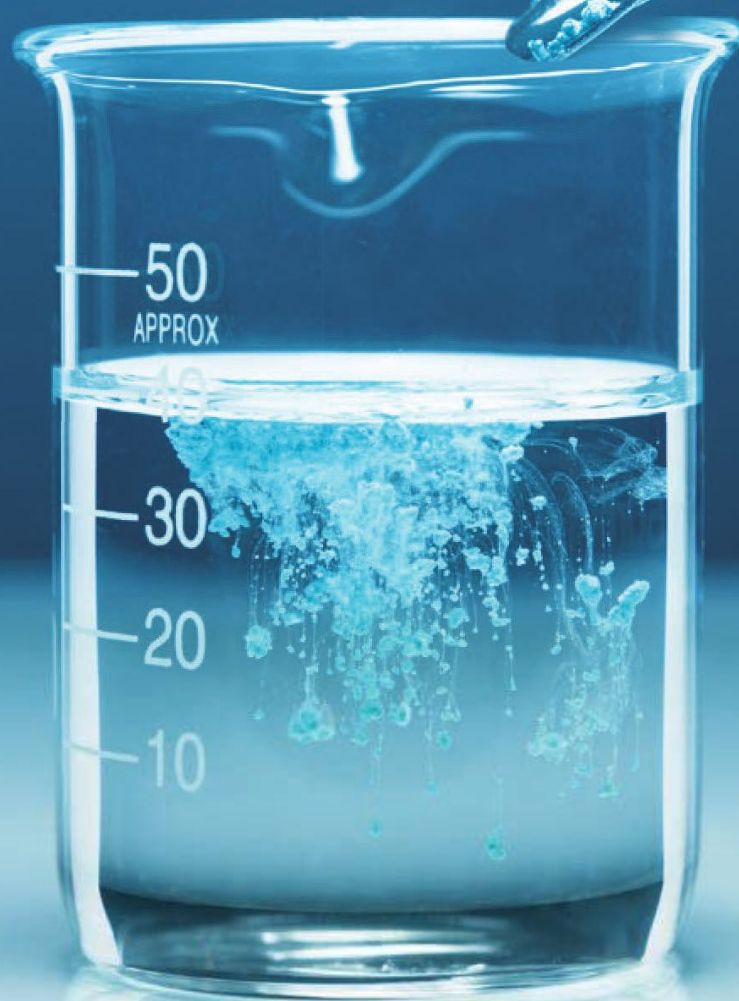
PODRĘCZNIK • LICEUM • TECHNIKUM

ZAKRES ROZSZERZONY

ZMIANY
W PODSTAWACH
2024



oznaczenia
usuniętych
treści



nowa
era

NOWA

To jest chemia

1 PODRĘCZNIK • LICEUM • TECHNIKUM
ZAKRES ROZSZERZONY

MARIA LITWIN
SZAROTA STYKA-WLAZŁO
JOANNA SZYMOŃSKA

NOWA 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. dr hab. Hanny Gulińskiej, dr. Pawła Cieśli, dr Ewy Koziół-Chrzanowskiej.

Zakres kształcenia: rozszerzony

Etap edukacyjny: III

Typ szkoły: ponadpodstawowa (liceum ogólnokształcące i technikum)

Rok dopuszczenia: 2024

Numer ewidencyjny w wykazie MEN: 1223/1/2024

Podręcznik został opracowany na podstawie *Programu nauczania chemii w zakresie rozszerzonym dla liceum ogólnokształcącego i technikum „NOWA 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.

Szanujemy cudzą własność i prawo. Więcej na www.legalnakultura.pl

Wykorzystywanie treści niniejszego Utworu, w jakiegokolwiek formie lub w jakimkolwiek procesie, do celów eksploracji tekstu i danych, uczenia maszynowego, rozwoju i/lub szkolenia i/lub wzbogacania sztucznej inteligencji jakiegokolwiek rodzaju jest surowo zabronione.



© Copyright by Nowa Era Sp. z o.o. 2024
ISBN 978-83-267-4786-1

Współpraca autorska: Grażyna Barcińska, Bartłomiej Górski, Romuald Hassa, Małgorzata Jelińska-Kazimierczuk, Elżbieta Megiel, Aleksandra Mrzigod, Janusz Mrzigod, Michał Płotek, Tomasz Wichur.

Konsultacja merytoryczna: Bartłomiej Górski, Agata Jagielska, Elżbieta Megiel, Andrzej Persona, Aleksandra Tucholska.

Opracowanie redakcyjne: Marta Mieszkowska.

Redakcja merytoryczna: Marta Mieszkowska.

Współpraca redakcyjna: Magdalena Bartosik-Bruzda, Gabriela Bielaga, Joanna Jabłońska, Oliwia Pierzyńska, Patrycja Ściślewska.

Redakcja językowa: Aleksandra Hofman, Joanna Wasak.

Nadzór artystyczny: Kaia Pichler.

Opieka graficzna: Maciej Galiński, Marcin Oleksak.

Projekt okładki: Maciej Galiński.

Projekt graficzny: Maciej Galiński.

Ilustracje: Ewelina Baran, Elżbieta Buczkowska, Rafał Buczkowski, Zuzanna Dudzic, Natalia Helman, Adam Kłodecki, Krzysztof Mrawiński, Joanna Ptak, Marcin Ptak, Wojciech Sendal, Ewa Sowulewska.

Opracowanie graficzne: Ewa Kaletyn, Klaudia Jarocka, Marcin Kołacz, Wojciech Sendal, 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: 58 721 48 00

Druk i oprawa: Quad/Graphics Europe Sp. z o.o.

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, fioletową linią, a wszystkie kluczowe wiadomości i umiejętności, ważne w dalszej nauce chemii, oznaczono ikoną

Dlaczego sole zmieniają barwy?

Czy można sporządzić roztwór o stężeniu 100 %?

W jakiej kolejności podpowłoki elektronowe są zajmowane przez elektrony?

Czemu służą poszczególne elementy podręcznika?

Doświadczenie 1.

Pozwalają opanować umiejętności opisu doświadczeń chemicznych.



przeprowadzenie doświadczenia wymaga zachowania szczególnej ostrożności



oznaczenie substancji niebezpiecznych



ważne informacje dotyczące m.in. zasad BHP

Wszystkie doświadczenia obowiązkowe oznaczono ikoną

Ciągi przemian chemicznych

Porządkują wiedzę na temat przemian związków chemicznych.

Przykład 1.

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

Ważne w temacie

Pomaga skupić uwagę na kluczowych wiadomościach i umiejętnościach w każdym temacie.

Mapa pojęć

Pokazuje związki przyczynowo-skutkowe i zależności między najważniejszymi pojęciami.

Krok po kroku

Przedstawienie kolejnych etapów procesów na infografikach ułatwia ich zrozumienie.

Zastosowania

Infografiki, które dzięki prostym skojarzeniom ułatwiają zapamiętanie zastosowań substancji.

Zadania do tematu

Umożliwiają utrwalenie wiadomości i ćwiczenie umiejętności z lekcji na lekcję.



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.

Zadanie analogiczne

Ćwiczenie rozwiązywania zadań przekrojowych.

Trening – rozwiąż zadania

Utrwalenie kluczowych umiejętności z każdego działu.

Spis treści

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

► **Dział 1. Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych**

1. Budowa atomu	14
2. Liczba atomowa i liczba masowa	20
3. Izotopy	26
4. Promieniotwórczość naturalna i sztuczna	31
5. Elementy mechaniki kwantowej w ujęciu jakościowym	46
6. Konfiguracja elektronowa atomów	56
7. Budowa układu okresowego pierwiastków chemicznych	66
8. Budowa atomu a położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym	70
Podsumowanie	79
Sposób na zadania	82
Zadanie analogiczne	83
Trening – rozwiąż zadania	84

► **Dział 2. Wiązania chemiczne**

9. Elektryjemność pierwiastków chemicznych	86
10. Rodzaje wiązań chemicznych	90
11. Oddziaływania międzycząsteczkowe	103
12. Wpływ rodzaju wiązania chemicznego na właściwości substancji	107
13. Hybrydyzacja orbitali atomowych	113
14. Geometria cząsteczek związków chemicznych	127
Podsumowanie	141
Sposób na zadania	143
Zadanie analogiczne	144
Trening – rozwiąż zadania	145

► **Dział 3. Systematyka związków nieorganicznych**

15. Równania reakcji chemicznych	148
16. Tlenki	152
17. Wodorki	173
18. Wodorotlenki	177
19. Kwasy	193
20. Sole	209
21. Azotki i węgliki	233
Podsumowanie	236
Sposób na zadania	238
Zadanie analogiczne	239
Trening – rozwiąż zadania	240

► **Dział 4. Stechiometria**

22. Mol i masa molowa	242
23. Objętość molowa gazów – prawo Avogadra	250
24. Obliczenia stechiometryczne	257
Podsumowanie	277
Sposób na zadania	278
Zadanie analogiczne	279
Trening – rozwiąż zadania	280

► **Dział 5. Roztwory**

25. Roztwory – mieszaniny substancji	282
26. Zol jako przykład koloidu	293
27. Rozpuszczalność substancji. Roztwory nasycone i nienasycone	299
28. Stężenie procentowe roztworu	306
29. Stężenie molowe roztworu	322
Podsumowanie	334
Sposób na zadania	336
Zadanie analogiczne	337
Trening – rozwiąż zadania	338

Odpowiedzi do zadań	339
Właściwości pierwiastków chemicznych	344
Krzywe rozpuszczalności substancji stałych w wodzie	346
Krzywe rozpuszczalności gazów w wodzie	347
Bibliografia	348
Indeks	349

Część 2

Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia
 Kinetyka chemiczna i termochemia
 Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów
 Charakterystyka pierwiastków i związków chemicznych

Część 3

Chemia organiczna jako chemia związków węgla
 Węglowodory
 Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów – fluorowcopochodne węglowodorów, alkohole i fenole

Część 4

Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów – aldehydy i ketony, kwasy karboksylowe, estry i tłuszcze, aminy i amidy
 Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów

Wprowadzenie do metody naukowej



Fot. 1. Badanie właściwości etanolu – palność.

Obserwacje – spostrzeżenia, których dokonuje się za pomocą zmysłów.

Eksperyment – czynności wykonywane w celu zbadania i wyjaśnienia zjawiska.



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

Doświadczenia na lekcjach chemii zawsze wykonuje się zgodnie z instrukcją zatwierdzoną przez nauczyciela, 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 jej zaprzeczyć.

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 zmienił barwę z żółtej na czerwoną,
- ▶ zapachu substancji, np. wyczuwalny jest intensywny zapach,
- ▶ efektów dźwiękowych, np. słysząc 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, które 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.

Szkło laboratoryjne

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



Jak narysować schemat szkła laboratoryjnego?



Sprzęt laboratoryjny

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



łapa drewniana



statywy do probówek



moździerz



łyżka do spalań



szczypce metalowe



trójnóg z siatką metalową i krążkiem ceramicznym



statyw z łapą metalową

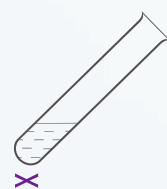


palnik spirytusowy

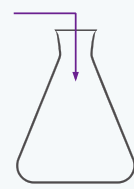


palnik gazowy

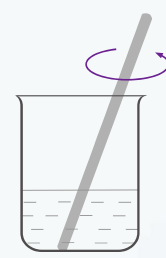
Jak oznaczyć czynności na schematach?



ogrzewanie



dodawanie substancji

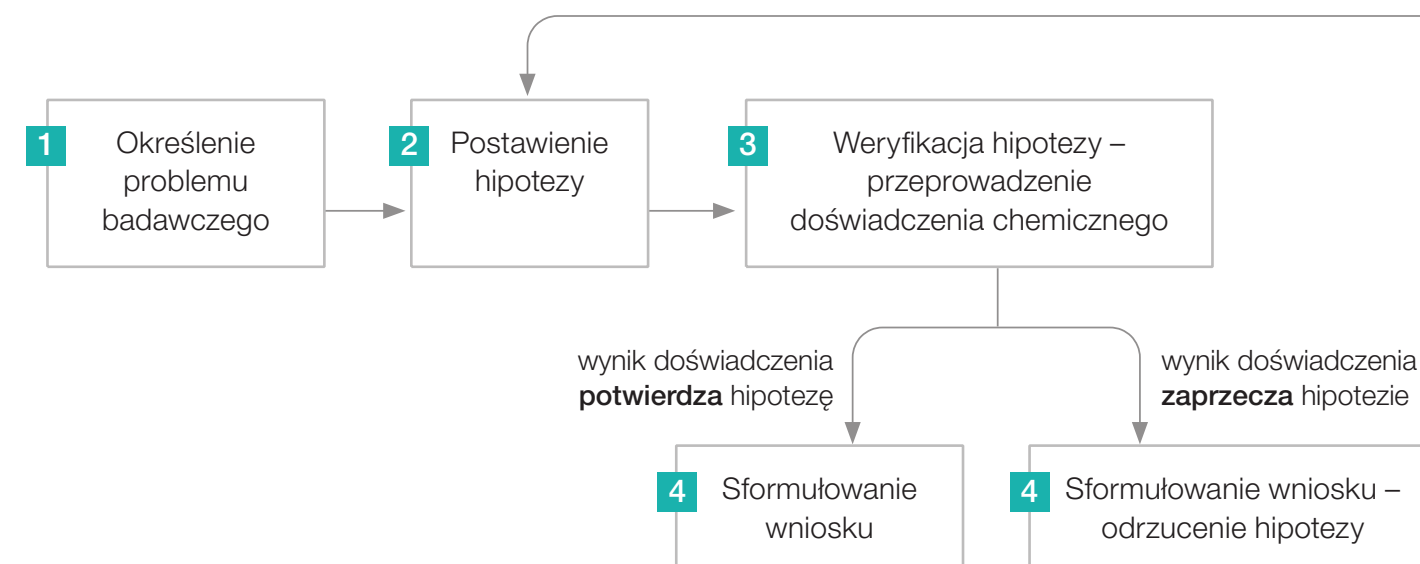


mieszanie



spalanie

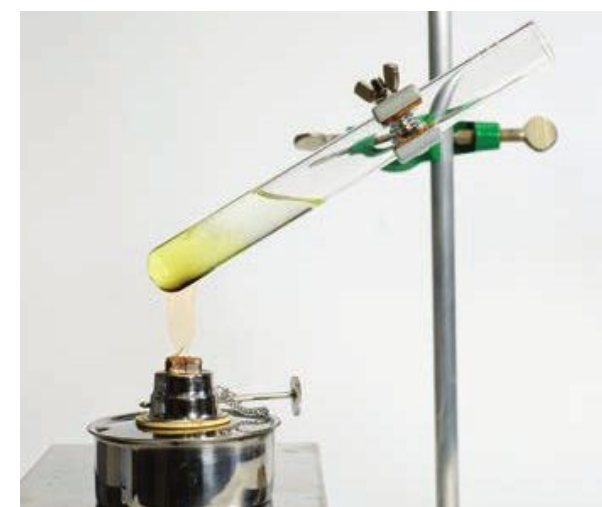
Projektowanie eksperymentu



- 1 Określenie problemu badawczego** to podanie 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 próbówki można ją umieścić w łapie metalowej mocowanej na statywie lub w łapie drewnianej. Płomień powinien być skierowany tak, aby ogrzewał tylko probówkę (fot. 2.). Aby uniknąć miejscowego przegrzania, probówkę umieszczoną w statywie ogrzewa się ostrożnie i stopniowo, a probówkę w łapie drewnianej – przy równoczesnym poruszaniu nią. Probówkę należy trzymać tak, aby **wylot kierować od siebie** oraz w stronę, gdzie nikogo nie ma. **Nie wolno nachylać się nad wylotem ogrzewanej próbówki.**



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

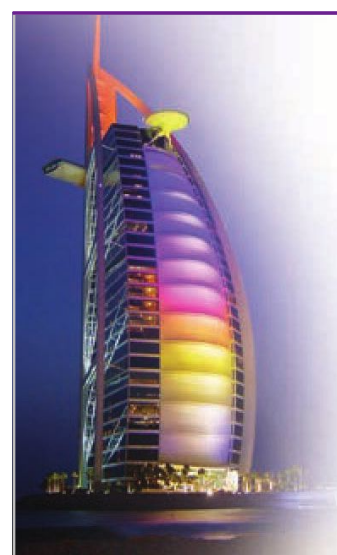
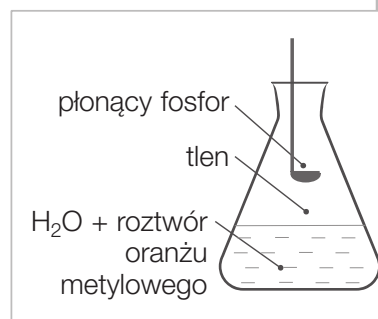
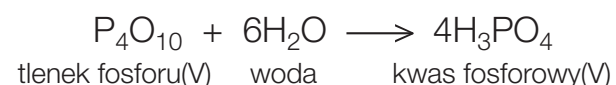
Przykład 1.

Plan rozwiązywania

- 1 Określ problem badawczy.
- 2 Postaw hipotezę.
- 3 Zweryfikuj hipotezę na podstawie przeprowadzonego doświadczenia.
- 4 Sformułuj wniosek, który potwierdzi słuszność hipotezy lub pozwoli ją odrzucić.
- 5 Napisz równanie reakcji chemicznej.

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: kolba stożkowa, korek, łyżka do spalań, palnik gazowy.
Instrukcja: Do kolby stożkowej wypełnionej tlenem wlej wodę i dodaj kilka kropli roztworu oranżu metylowego. Następnie nad powierzchnią cieczy umieść łyżkę do spalań z płonącym fosforem czerwonym (schemat). Po wyjęciu łyżki zamknij kolbę stożkową korkiem i wstrząśnij zawartością.
Obserwacje: Fosfor spala się żółtym płomieniem. Powstaje biały dym. Po wstrząśnięciu zawartością kolby stożkowej barwa roztworu zmienia się z żółtej na czerwoną.
- 4 **Wniosek:** W wyniku spalania fosforu czerwonego w tlenie 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:



► Odkrycia, które zmieniły świat – teflon

Nie wszystkie odkrycia naukowe są wynikiem zaplanowanego eksperymentu. Czasem decyduje przypadek. **Roy Plunkett** [czyt. roj planket] (1910–1994), kiedy pracował 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 powłoka ta służy jako ekran projekcyjny dla barwnego pokazu światel.

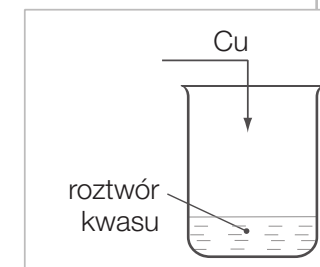
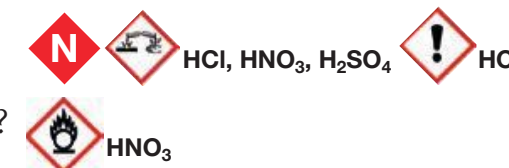
Przykład 2.

Plan rozwiązywania

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

Reakcje miedzi z kwasami

- 1 Czy miedź reaguje z kwasami?
- 2 Miedź reaguje z kwasami.
- 3 **Tytuł doświadczenia:** Reakcje miedzi z kwasami.
Odczynniki: miedź, kwas chlorowodorowy, rozcieńczony roztwór kwasu siarkowego(VI), stężony roztwór kwasu azotowego(V).
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewki.
! Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem.
Instrukcja: Do zlewki 1. wlej kwas chlorowodorowy, do zlewki 2. – rozcieńczony roztwór kwasu siarkowego(VI), do zlewki 3. – stężony roztwór kwasu azotowego(V). Następnie do każdej zlewki wrzuć niewielki kawałek metalicznej miedzi, np. drucik lub blaszkę miedzianą.
Obserwacje: W zlewkach 1. i 2. nie widać zmian. W zlewce 3. bezbarwny roztwór barwi się na zielononiebiesko i intensywnie wydziela się czerwobrunatny gaz.
- 4 **Wniosek:** Miedź nie reaguje z kwasami nieutleniającymi, czyli z kwasem chlorowodorowym oraz rozcieńczonym roztworem kwasu siarkowego(VI). Miedź reaguje z kwasem utleniającym, jakim jest stężony kwas azotowy(V).
Wynik doświadczenia zaprzecza hipotezie – **hipoteza jest niepoprawna**. Należy postawić nową hipotezę i ją zweryfikować.



Zadania do tematu



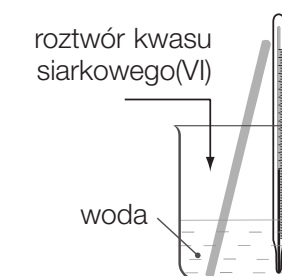
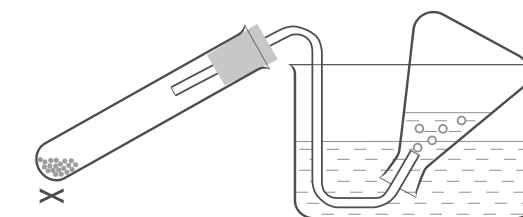
1. Podaj nazwy szkła i sprzętu laboratoryjnego niezbędnego do przeprowadzenia doświadczenia chemicznego przedstawionego na schemacie.

2. Przeprowadzono doświadczenie chemiczne *Badanie właściwości tlenku węgla(IV)*. **Wybierz obserwacje.**

- a) Płonące łuczywo gaśnie po włożeniu do probówki z gazem.
- b) Tlenek węgla(IV) nie podtrzymuje spalania.
- c) Tlenek węgla(IV) reaguje z magnezem.
- d) Płonący magnez pali się po włożeniu do probówki z gazem.

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

W pracowni chemicznej należy ściśle przestrzegać regulaminu i postępować zgodnie z zasadami bezpiecznej pracy.

- ▶ Wszystkie doświadczenia chemiczne można wykonywać wyłącznie na polecenie nauczyciela.
- ▶ Przed wykonaniem doświadczenia chemicznego należy założyć fartuch i okulary ochronne, a jeśli to konieczne – rękawice ochronne.
- ▶ Doświadczenia chemiczne trzeba przeprowadzać według instrukcji zamieszczonej w podręczniku, podanej lub zatwierdzonej przez nauczyciela.
- ▶ Wszystkie substancje stosowane do doświadczeń chemicznych należy traktować jako potencjalnie trucizny: nie wolno ich dotykać, sprawdzać ich smaku ani zapachu bez wyraźnego polecenia nauczyciela.
- ▶ Na polecenie nauczyciela można sprawdzić zapach substancji, kierując jej pary ruchem wachlującym dłoni w stronę nosa.
- ▶ Podczas ogrzewania substancji w próbówce 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



substancje niebezpieczne
dla warstwy ozonowej

1. Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych

Przypomnij sobie!

- ▶ **Atom** to najmniejsza część pierwiastka zachowująca jego właściwości chemiczne. Atom **składa się z** dodatnio naładowanego **jądra atomowego** i otaczających go ujemnie naładowanych **elektronów**, tworzących chmurę elektronową.
- ▶ Na podstawie położenia pierwiastka chemicznego w układzie okresowym można określić:
 - **liczbę powłok elektronowych** w atomie, która jest **równa numerowi okresu**,
 - **liczbę elektronów walencyjnych**, która dla atomów pierwiastków **grup 1.–2. jest równa numerowi grupy, a grup 13.–18. – numerowi grupy minus 10.**
- ▶ **Liczbę nukleonów**, a więc protonów i neutronów wchodzących w skład jądra atomowego, **nazywa się liczbą masową** i oznacza symbolem **A**.
 $A = \text{liczba protonów} + \text{liczba neutronów} = \text{liczba nukleonów}$
- ▶ **Liczbę protonów** w jądrze atomowym **nazywa się liczbą atomową** i oznacza symbolem **Z**.
 $Z = \text{liczba protonów} = \text{ładunek jądra}$
Liczba elektronów w atomie jest równa liczbie protonów.
- ▶ **Izotopy** to odmiany tego samego pierwiastka chemicznego o takiej samej liczbie atomowej **Z**, ale różnej liczbie masowej **A** (różnią się liczbą neutronów w jądrze).



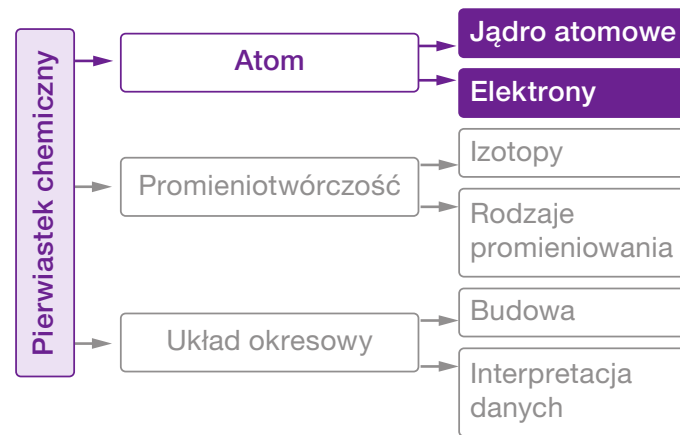
1 Budowa atomu



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

Ważne w tym temacie:

- budowa wewnętrzna atomu
- pojęcia: *jądro atomowe*, *powłoki elektronowe*, *rdzeń atomowy*, *proton*, *neutron*, *elektron*



Atomy są tak małe, że trudno wyobrazić sobie zarówno ich budowę, jak i rzeczywiste rozmiary (fot. 4.). Badania nad budową materii trwają od starożytności. Twórcą pierwszej teorii, która została potwierdzona w sposób eksperymentalny, był **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.

Teorie budowy materii

Zanim jednak Dalton ogłosił założenia teorii atomistycznej (w 1803 r.), spójną teorię dotyczącą budowy materii próbowali opracować starożytni filozofowie, np. Empedokles z Akragas, Leukippos i Demokryt z Abdery (V i IV w. p.n.e.).

Po opublikowaniu teorii atomistycznej Daltona pojawiały się odkrycia podważające niepodzielność atomu.

- ▶ W 1897 r. **Joseph John Thomson** [czyt. dżozef dżon tomson] odkrył istnienie ujemnie naładowanych cząstek, mniejszych od atomu, które nazwano **elektronami**.
- ▶ W 1911 r. **Ernest Rutherford** [czyt. ernest raderford], uczeń Thomsona wraz ze swoimi uczniami, zaproponował tzw. **planetarny model atomu** (tabela 1., s. 15).

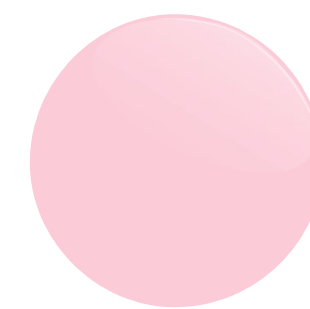
Był on jednak sprzeczny z prawami fizyki klasycznej. Zgodnie z nimi elektrony krążące po orbicie powinny tracić swoją energię i coraz bardziej zbliżać się do jądra atomowego.

Wyjaśnienie tej sprzeczności jest zasługą duńskiego fizyka **Nielsa Bohra** [czyt. nilsa bora], który przyjął, że w świecie atomów obowiązują

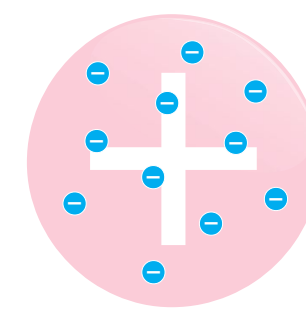
inne prawa niż w fizyce klasycznej. Niels Bohr w 1913 r. ogłosił nową koncepcję budowy atomów.

Tabela 1. Wybrane teorie budowy atomu

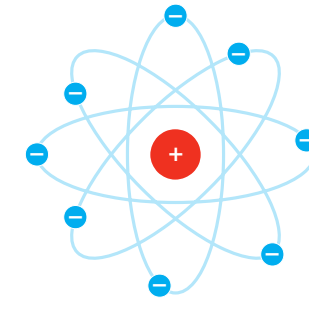
Twórca	Założenia teorii
Empedokles z Akragas (teorię rozwijał Arystoteles)	• cztery żywioły (ognia, powietrza, wody i ziemi), nazywane pierwiastkami materii, wzajemnie oddziałują ze sobą • każdy żywioł ma dwie charakterystyczne cechy (właściwości) – jest suchy lub mokry oraz gorący lub zimny • żywioły mogą się łączyć ze sobą, gdy mają jedną wspólną cechę
Leukippos i Demokryt z Abdery	• materia jest zbudowana z niepodzielnych cząstek [gr. <i>atomos</i> – niepodzielny]
Joseph John Thomson	• atom to przestrzennie ciągły ładunek dodatni, w którym – podobnie jak rodzyнки w cieście – tkwią punktowe ładunki ujemne – elektrony
Ernest Rutherford	• atom składa się z ujemnie naładowanych elektronów krążących wokół dodatnio naładowanego jądra atomowego • jądro, w porównaniu z całym atomem, jest bardzo małe • atom przypomina Układ Słoneczny, stąd nazwa <i>planetarny model atomu</i>



1803
John Dalton



1904
Joseph John Thomson



1911
Ernest Rutherford

Rys. 1. Wybrane modele budowy atomu.

▶ 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.

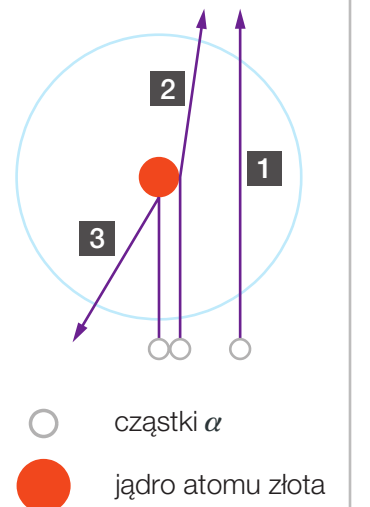
Rutherford przeprowadził eksperyment (rys. 2.), podczas którego przepuszczał strumień dodatnio naładowanych cząstek, nazywanych cząstkami α [czyt. alfa], przez bardzo cienką folię wykonaną ze złota.

1 Część cząstek α , które skierował na folię, swobodnie przez nią przeniknęła.

2 Część po przeniknięciu się odchyliła.

3 Nieliczne odbiły się od folii.

Załamywanie lub odbijanie cząstek α spowodowały jądra atomowe. Rutherford udowodnił tym doświadczeniem, że atom ma niewielkie – w porównaniu ze swoimi rozmiarami – dodatnio naładowane jądro atomowe.



Rys. 2. Schemat przedstawiający eksperyment Rutherforda.

Model atomu Bohra
→ patrz s. 18

Jak zbudowany jest atom?

W centrum każdego atomu pierwiastka chemicznego znajduje się jądro atomowe. Wokół jądra z dużą szybkością poruszają się elektrony w powłokach elektronowych.

(e⁻) elektron – cząstka o ładunku ujemnym

elektrony poruszają się bardzo szybko i nie można im przyporządkować stałego miejsca

(p⁺) proton – cząstka o ładunku dodatnim

jądro atomowe tworzą protony (p⁺) o ładunku dodatnim i obojętne elektrycznie neutrony (n⁰)

(n⁰) neutron – cząstka elektrycznie obojętna

w powłoce elektronowej L znajdują się 4 elektrony

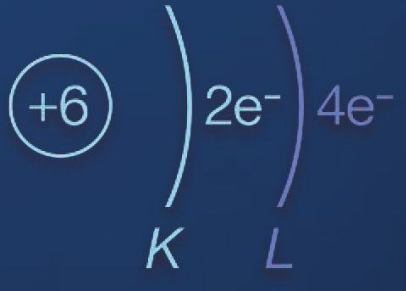
w powłoce elektronowej K znajdują się 2 elektrony

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

Jak są rozmieszczone elektrony w atomie węgla?

Elektrony znajdują się w dwóch powłokach elektronowych: K i L. Najbliżej jądra znajduje się powłoka K, a najdalej od niego – powłoka L. W atomie węgla powłoka L jest powłoką walencyjną. **Liczba protonów** w jądrze atomowym (6p⁺) **jest równa liczbie elektronów** w powłokach K i L (6e⁻), zatem **atom węgla**, tak jak atomy pozostałych pierwiastków chemicznych, **jest elektrycznie obojętny**.

Uprozczone modele atomu węgla



- ☉ **rdzeń atomowy** tworzą:
- jądro atomowe,
 - elektrony niewalencyjne w powłoce K

- w powłoce K są **2 elektrony niewalencyjne**
- w powłoce L są **4 elektrony walencyjne**

Jakie są rozmiary atomów?

Trudno sobie wyobrazić rzeczywiste wielkości atomów. Ich rozmiary podaje się w nanometrach (nm), 1 nm = 10⁻⁹ m lub pikometrach (pm), 1 pm = 10⁻¹² m.

średnica jądra atomowego	10 ⁻⁴ nm
średnica atomu	10 ⁻¹ nm
grubość włosa	10 ⁴ nm
grubość kartki papieru	10 ⁵ nm

Podane wartości są orientacyjne.

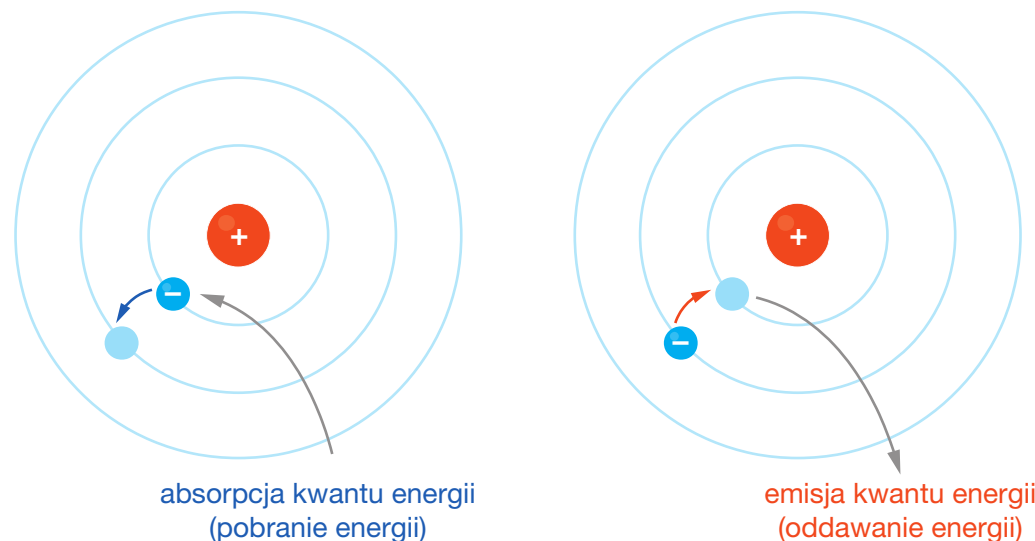
Model atomu Bohra

Niels Bohr zaproponował teorię budowy atomu, zgodnie z którą elektrony krążą wokół jądra atomowego po zamkniętych torach, tzw. **orbitalach stacjonarnych**. Krążące elektrony mają określoną energię. Energia elektronu w atomie Bohra może przyjmować tylko ściśle określone wartości, czyli jest skwantowana. Jej zmiana powoduje przeskok elektronu z orbity stacjonarnej na inną (rys. 3.).

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

Modele:

- + jądra atomowego
- elektronu



Rys. 3. Model atomu Bohra.

Jeśli zachodzi:

- ▶ **absorpcja**, czyli **pochłanianie** (pobieranie) **energii z zewnątrz**, to następuje przeskok elektronu na orbitę bardziej oddaloną od jądra atomowego;
- ▶ **emisja**, czyli **oddawanie energii**, to następuje przeskok 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 niestrawny **stan wzbudzony atomu**.

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: jądra atomowego o ładunku dodatnim i sfery elektronowej o ładunku ujemnym**.

Mechanika kwantowa

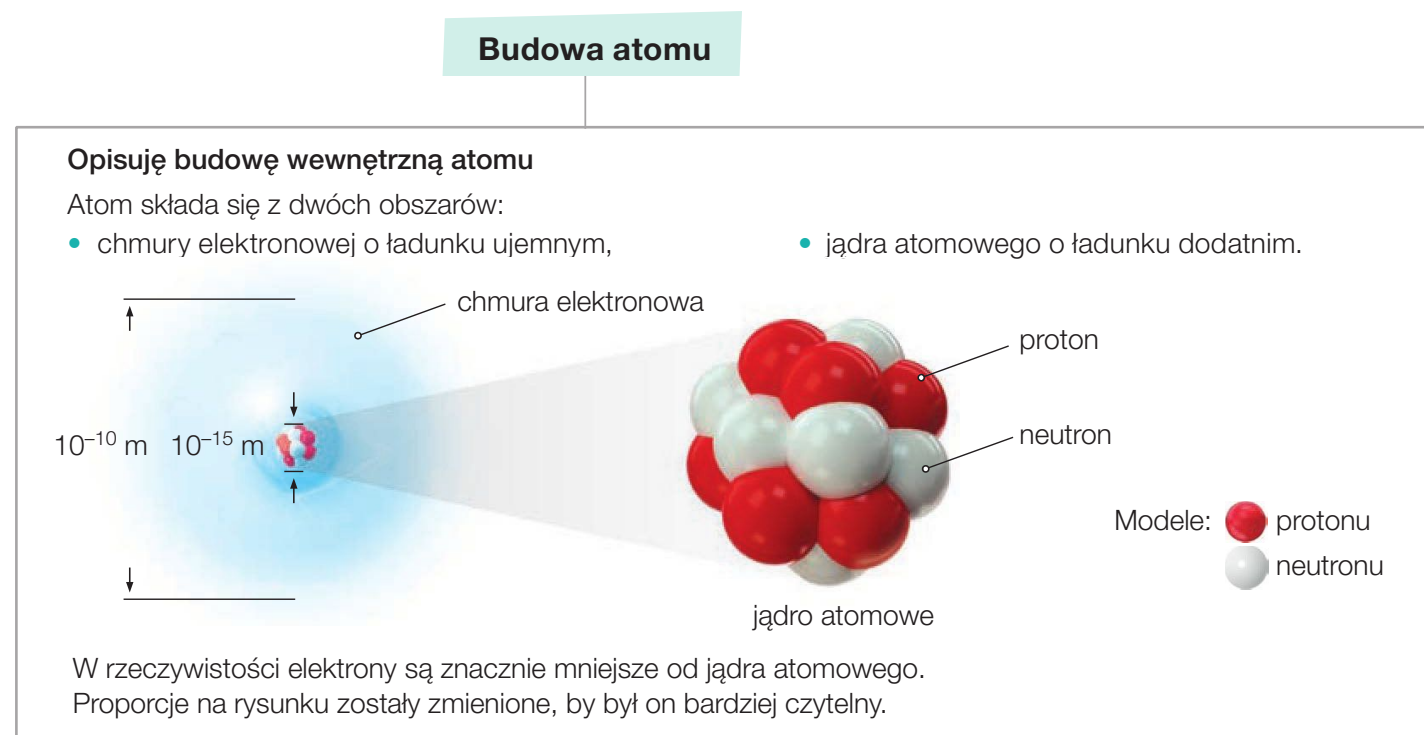
Poprawne (zgodne z wynikami doświadczeń) opisanie budowy atomów i cząsteczek stało się możliwe dzięki **mechanice kwantowej**. Według niej **cząstki**, takie jak np. elektrony lub atomy, zachowują się zarówno

jak **korpuskuły** [łac. *corpusculum* – ciało] – obiekty materialne, które mają masę, i jednocześnie jak **fale elektromagnetyczne**. Pogląd o dwójakiej naturze cząstek nosi nazwę **dualizmu korpuskularno-falowego**.

Kwarki

Bardzo długo uważano, że protony i neutrony są niepodzielne. Jednak w 1964 r. okazało się, że cząstki te są zbudowane z **kwarków**, czyli 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: $-\frac{1}{3} - \frac{1}{3} + \frac{2}{3} = 0$.

Ważne w temacie Budowa atomu



Atom – najmniejsza część pierwiastka chemicznego zachowująca jego właściwości.

Stan podstawowy – stan atomu, w którym wartość energii jego elektronów jest najniższa.

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

Stan wzbudzony – niestrawny stan atomu, w którym wartość energii jego elektronów jest wyższa od energii elektronów w stanie podstawowym.

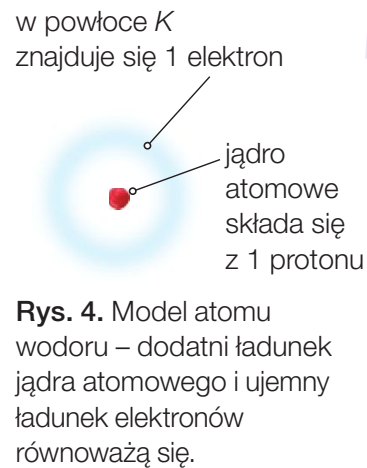
Dualizm korpuskularno-falowy – pogląd o dwójakiej naturze cząstek, według którego cząstki zachowują się zarówno jak korpuskuły [łac. *corpusculum* – ciało] – cząstki materialne, które mają masę, i jednocześnie jak fale elektromagnetyczne.

Zadania do tematu



1. Podaj nazwy, symbole i ładunki elektryczne cząstek wchodzących w skład:
 - a) jądra atomowego,
 - b) powłok elektronowych.
2. Wyjaśnij, dlaczego model atomu Thomsona nie jest uważany za poprawny.

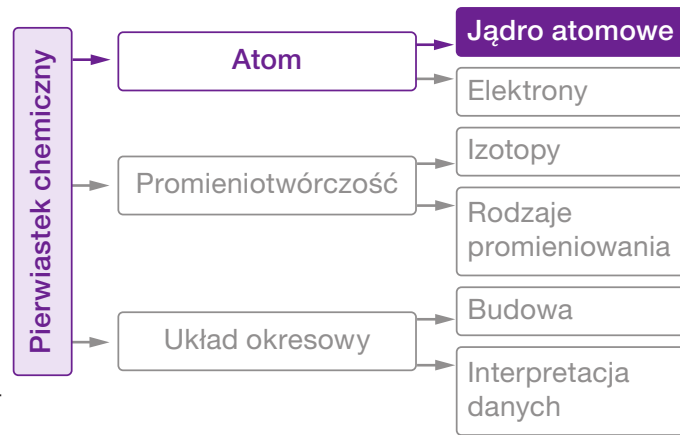
2 Liczba atomowa i liczba masowa



Rys. 4. Model atomu wodoru – dodatni ładunek jądra atomowego i ujemny ładunek elektronów równoważą się.

Ważne w tym temacie:

- obliczanie liczby protonów, elektronów i neutronów w atomie danego pierwiastka chemicznego na podstawie zapisu A_ZE
- obliczanie masy atomu i masy atomowej
- obliczanie masy cząsteczkowej i masy cząsteczki



Atom pierwiastka chemicznego jest elektrycznie obojętny (rys. 4.).

Do jego podstawowych składników należą:

- ▶ **nukleony** [łac. *nucleus* – jądro] skupione w jądrze, czyli **protony** (p^+ , p) o ładunku elektrycznym +1 i **neutrony** (n^0 , n) obojętne elektrycznie,
- ▶ **elektrony** (e^-) 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.

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 elektronów jest mniejsza od liczby protonów,
- ▶ ujemnym (anionie) liczba elektronów jest większa od liczby protonów.

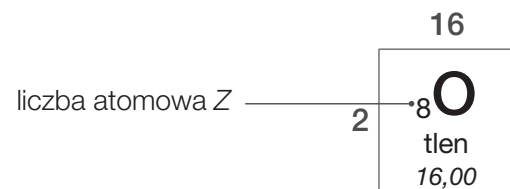
Ładunek elektronu (-1), tak jak i ładunek protonu (+1), to tzw. **ładunek elementarny**. Jego wartość wyrażana jest w **kulombach (C)** i wynosi $1,602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

Kulomb, C – jednostka ładunku.

Liczba atomowa Z =
= liczba p

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. W atomie liczba elektronów jest równa liczbie protonów.



Liczba masowa A

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

Atom każdego pierwiastka chemicznego można zapisać za pomocą symbolu chemicznego oraz liczb atomowej i masowej:

$$\begin{aligned} & \text{liczba masowa} = \\ & = \text{liczba protonów } Z + \text{liczba neutronów } (A - Z) \\ & \text{symbol pierwiastka chemicznego} \\ & \text{liczba atomowa} = \\ & = \text{liczba porządkowa pierwiastka chemicznego w układzie okresowym} = \\ & = \text{liczba protonów} = \text{ładunek jądra} \end{aligned}$$

W atomie liczba elektronów jest równa liczbie protonów.

Masa atomowa, masa cząsteczkowa

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 średnia masa atomu magnezu wyrażona w gramach to $4,036 \cdot 10^{-23} \text{ g}$, 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 atomów pierwiastków chemicznych wchodzących w skład cząsteczki:



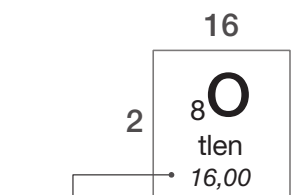
model cząsteczki ozonu
(odmiana alotropowa tlenu)

$$\begin{aligned} m_{\text{O}_3} &= 16 \text{ u} + 16 \text{ u} + 16 \text{ u} \\ m_{\text{O}_3} &= 48 \text{ u} \end{aligned}$$

Liczba masowa A =
= liczba p + liczba n

Liczba masowa to **liczba całkowita**.

Jednostka masy atomowej, u – międzynarodowa jednostka masy równa $\frac{1}{12}$ masy spoczynkowej obojętnego atomu izotopu węgla ^{12}C w stanie podstawowym, $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$.



Masę protonów, neutronów i elektronów również wyraża się w jednostkach masy atomowej (tabela 2.).

Tabela 2. Charakterystyka składników atomu

Cząstka	Symbol	Przybliżona masa, u	Ładunek	Wartość ładunku, C
proton	p^+	1	+1	$1,602 \cdot 10^{-19}$
neutron	n^0	1	0	–
elektron	e^-	$\frac{1}{1840}$	-1	$1,602 \cdot 10^{-19}$

Przykład 3.

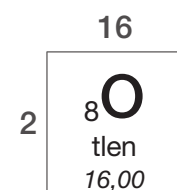
Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz masę atomu tlenu m_O wyrażoną w gramach.
- 3 Napisz odpowiedź.

Obliczanie masy atomu

Oblicz masę atomu tlenu (w gramach), wiedząc, że masa atomowa atomu tego pierwiastka chemicznego wynosi 16,00 u.

- 1 Dane:**
 $m_O = 16,00 \text{ u}$
- Szukane:**
 $m_O = ?$



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

- 2** $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$
 $16,00 \text{ u} = x$

$$1 \text{ u} \cdot x = 16,00 \text{ u} \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g} \quad \text{lub} \quad \frac{1 \text{ u}}{16,00 \text{ u}} = \frac{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{x}$$

$$x = \frac{16,00 \text{ u} \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1 \text{ u}}$$

$$x = 26,56 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$x = 2,66 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

! Masa atomu jest najczęściej wyrażana w gramach.

- 3** Masa atomu tlenu wynosi $2,66 \cdot 10^{-23} \text{ g}$.

Przykład 4.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz masę atomową węgla.
- 3 Napisz odpowiedź.

Obliczanie masy atomowej

Oblicz masę atomową węgla, wiedząc, że masa atomu tego pierwiastka chemicznego wynosi $19,94 \cdot 10^{-24} \text{ g}$.

- 1 Dane:**
 $m_C = 19,94 \cdot 10^{-24} \text{ g}$
- Szukane:**
 $m_C = ?$

- 2** $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$
 $x = 19,94 \cdot 10^{-24} \text{ g}$

$$1 \text{ u} \cdot 19,94 \cdot 10^{-24} \text{ g} = x \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$x = \frac{1 \text{ u} \cdot 19,94 \cdot 10^{-24} \text{ g}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}}$$

$$x = 12,01 \text{ u}$$

! Masa atomowa jest wyrażana w unitach.

- 3** Masa atomowa węgla wynosi 12,01 u.

Przykład 5.

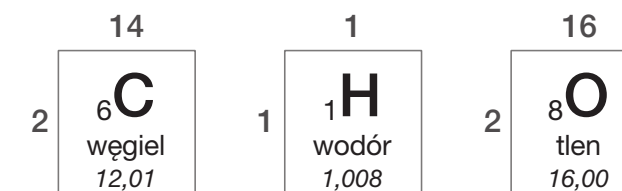
Plan rozwiązywania

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

Obliczanie masy cząsteczkowej

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

- 1 Dane:**
 $m_C = 12 \text{ u}$
 $m_H = 1 \text{ u}$
 $m_O = 16 \text{ u}$
- Szukane:**
 $m_{C_6H_{12}O_6} = ?$



! Masy atomowe odczytane z układu okresowego można zaokrąglić do liczb całkowitych.

- 2** ! Masa cząsteczkowa to suma mas atomowych atomów pierwiastków chemicznych wchodzących w skład cząsteczki.

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

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

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

- 3** Masa cząsteczkowa glukozy wynosi 180 u.

Przykład 6.

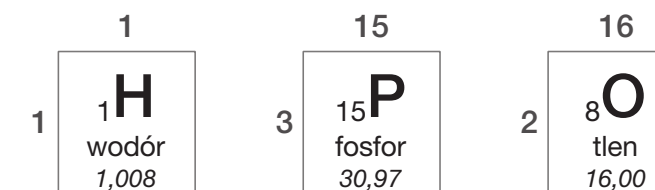
Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane (odczytane z układu okresowego) i szukane.
- 2 Oblicz masę cząsteczkową cząsteczki kwasu fosforowego(V) $m_{H_3PO_4}$.
- 3 Napisz odpowiedź.

Obliczanie masy cząsteczkowej

Oblicz masę cząsteczkową kwasu fosforowego(V) H_3PO_4 .

- 1 Dane:**
 $m_H = 1 \text{ u}$
 $m_P = 31 \text{ u}$
 $m_O = 16 \text{ u}$
- Szukane:**
 $m_{H_3PO_4} = ?$



$$m_{H_3PO_4} = 3 \cdot m_H + m_P + 4 \cdot m_O$$

$$m_{H_3PO_4} = 3 \cdot 1 \text{ u} + 31 \text{ u} + 4 \cdot 16 \text{ u}$$

$$m_{H_3PO_4} = 98 \text{ u}$$

- 3** Masa cząsteczkowa wynosi 98 u.

Ważne w temacie **Liczba atomowa i liczba masowa**1. Obliczam liczby protonów, elektronów i neutronów w atomie danego pierwiastka chemicznego na podstawie zapisu A_ZE

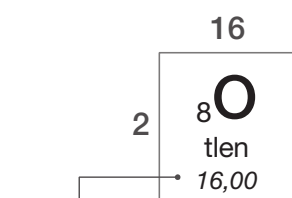
A_ZE — symbol pierwiastka chemicznego
 liczba masowa =
 = liczba protonów Z + liczba neutronów ($A - Z$)
 liczba atomowa =
 = liczba porządkowa pierwiastka chemicznego w układzie okresowym =
 = liczba protonów = ładunek jądra

W atomie liczba elektronów jest równa liczbie protonów.

Liczba atomowa i liczba masowa

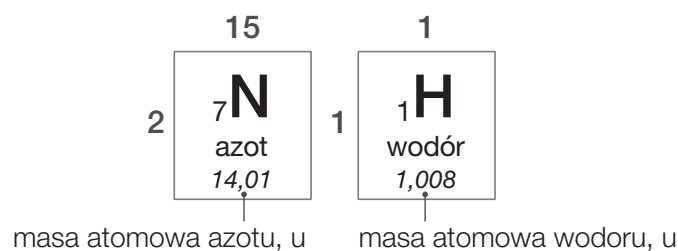
2. Ustalam masy atomowe i cząsteczkowe

- Masa atomowa** wyrażana jest w jednostkach masy atomowej u , np. masa atomowa tlenu jest równa 16,00 u .



masa atomowa, u

- Masa cząsteczkowa** to suma mas atomowych atomów pierwiastków chemicznych wchodzących w skład cząsteczki, np.: masa cząsteczkowa amoniaku NH_3 jest równa 17,02 u .



$$m_{\text{NH}_3} = m_{\text{N}} + 3 \cdot m_{\text{H}}$$

$$m_{\text{NH}_3} = 14,01 \text{ u} + 3 \cdot 1,008 \text{ u}$$

$$m_{\text{NH}_3} = 17,02 \text{ u}$$

3. Ustalam masy atomów i cząsteczek

Masy atomów i cząsteczek są wyrażane w gramach.

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

Zadania do tematu



1. Oblicz:

- masę cząsteczkową kwasu siarkowego(VI),
- masę cząsteczki kwasu siarkowego(VI) (wyrażoną w gramach).

2. Określ, z ilu protonów, neutronów, nukleonów i elektronów jest zbudowany atom pierwiastka chemicznego o:

- liczbie atomowej $Z = 16$ i liczbie masowej $A = 34$,
- liczbie atomowej $Z = 3$ i liczbie masowej $A = 7$,
- liczbie atomowej $Z = 6$ i liczbie masowej $A = 13$.

3. Korzystając z wybranych informacji (a–f) o atomach pierwiastków chemicznych, podaj brakujące dane:

- symbole pierwiastków chemicznych za pomocą zapisu A_ZE ,
- liczby: atomową Z , masową A , protonów, neutronów, elektronów.

- ${}^{19}_9\text{F}$
- ${}^{24}_{12}\text{Mg}$
- liczba elektronów = 13, liczba neutronów = 14
- liczba masowa $A = 11$, liczba elektronów = 5
- liczba protonów = 18, liczba neutronów = 20
- liczba atomowa $Z = 11$, liczba masowa $A = 23$

4. Określ, z ilu protonów, neutronów i elektronów są zbudowane jony:

- Al^{3+} ,
- Mg^{2+} ,
- Na^+ ,
- S^{2-} ,
- I^- .

5. Oblicz masę atomu złota i podaj ją w gramach, wiedząc, że masa atomowa złota wynosi 196,97 u .6. Oblicz masę atomową wodoru, wiedząc, że masa atomu wodoru wynosi $1,67 \cdot 10^{-24} \text{ g}$.

7. Podaj symbol chemiczny, nazwę, liczbę nukleonów i liczbę elektronów atomu pierwiastka:

- zawierającego 24 neutrony i którego ładunek jądra atomowego jest równy +21,
- o liczbie atomowej $Z = 37$ i liczbie masowej $A = 87$,
- zawierającego 40 nukleonów i 18 elektronów.

8. Atom pewnego pierwiastka chemicznego ma liczbę masową równą sumie liczby protonów w atomie ${}^{84}_{36}\text{Kr}$ i liczby neutronów w atomie ${}^{40}_{20}\text{Ca}$, a liczba neutronów jest ilorazem liczby elektronów w atomie ${}^{232}_{90}\text{Th}$ i liczby neutronów w atomie ${}^7_4\text{Be}$.

Podaj liczbę atomową i liczbę masową atomu tego pierwiastka chemicznego oraz jego nazwę i symbol.

9. Obieg węgla w środowisku przyrodniczym jest cyklem zamkniętym. Biorą w nim udział m.in. atomy ${}^{14}_6\text{C}$.

Opisz ich budowę (liczba protonów, elektronów, neutronów).

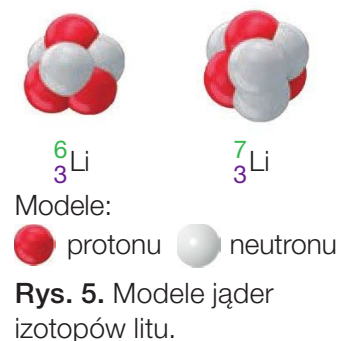
Liczba atomowa Z – liczba protonów w jądrze atomowym.

Liczba masowa A – suma protonów i neutronów tworzących jądro atomowe.

Jednostka masy atomowej, u – międzynarodowa jednostka masy równa $\frac{1}{12}$ masy spoczynkowej obojętnego atomu izotopu węgla ${}^{12}\text{C}$ w stanie podstawowym, $1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$.

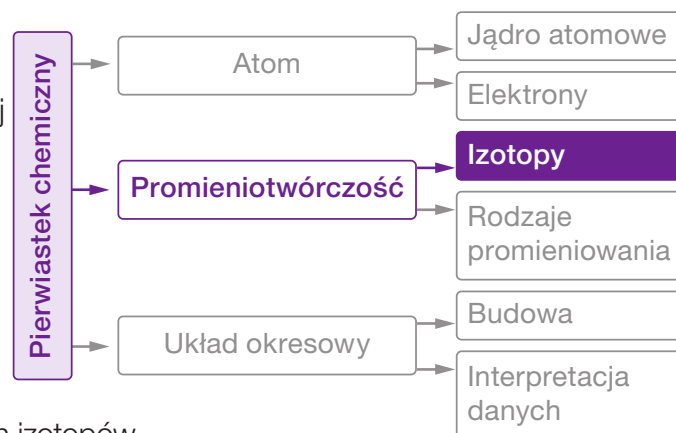
Masa cząsteczkowa – suma mas atomowych atomów pierwiastków chemicznych wchodzących w skład cząsteczki.

3 Izotopy



Ważne w tym temacie:

- obliczanie masy atomowej pierwiastka na podstawie jego składu izotopowego i mas atomowych izotopów
- ustalanie składu izotopowego pierwiastka na podstawie jego masy atomowej i mas atomowych izotopów



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 liczba masowa A (liczba protonów + liczba neutronów) atomów danego pierwiastka chemicznego może być różna (rys. 5.). Takie atomy są nazywane **izotopami** [gr. *isos* – równy, *tópos* – miejsce]. Pierwiastki chemiczne mogą mieć po kilka, a nawet kilkanaście izotopów. Najwięcej stabilnych izotopów ma cyna – aż 38.

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],
- ▶ 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 3.).

Tabela 3. Charakterystyka izotopów wodoru

Nazwa izotopu		Prot	Deuter	Tryt
Symbol	chemiczny	^1_1H	^2_1H	^3_1H
	literowy	H	D	T
Liczba	protonów	1	1	1
	neutronów	0	1	2
	masowa	1	2	3
	elektronów	1	1	1
Rozpowszechnienie w środowisku przyrodniczym		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_1H to atom wodoru, którego jądro ma 1 proton i 1 neutron. Tylko nieliczne pierwiastki chemiczne występują w środowisku przyrodniczym w postaci jednego trwałego izotopu, np. sód, beryl, glin, fosfor i jod.

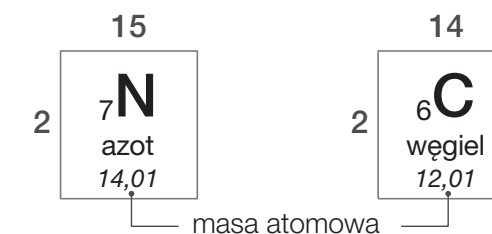
Większość pierwiastków chemicznych występujących w środowisku przyrodniczym to mieszaniny różnych nuklidów (izotopów), które mają stały skład procentowy (tabela 4. i rys. 6.).

Tabela 4. Skład procentowy tlenu

Symbol izotopu	Zawartość
$^{16}_8\text{O}$	99,757 %
$^{17}_8\text{O}$	0,038 %
$^{18}_8\text{O}$	0,205 %

Obliczanie średniej masy atomowej

Prawie cała masa atomu jest skupiona w jądrze atomowym, dlatego wartość liczby masowej 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 $m_{\text{N}} = 14,01$ u,
- ▶ masa atomowa węgla wynosi $m_{\text{C}} = 12,01$ u.

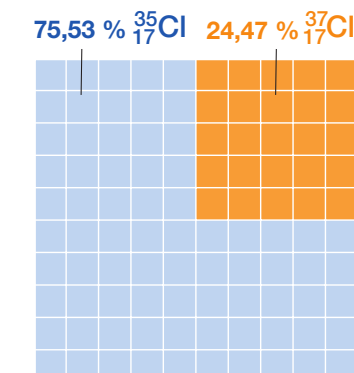
Jest to spowodowane tym, że masa atomowa pierwiastka chemicznego jest średnią ważoną, wynikającą z mas atomowych i zawartości procentowej jego izotopów w środowisku przyrodniczym.

Średnią masę atomową oblicza się ze wzoru:

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

Nuklidy – atomy o określonej liczbie protonów i neutronów.

W postaci jednego trwałego izotopu występują pierwiastki o symbolach chemicznych: Na, Cs, Be, Sc, Y, Nb, Mn, Co, Au, Al, P, As, Bi, F, I.



Rys. 6. Skład procentowy chloru.

◀ Wzór na obliczanie średniej masy atomowej

gdzie:

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

$A_1, A_2, \dots, A_n$ – masy atomowe poszczególnych izotopów, u,

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

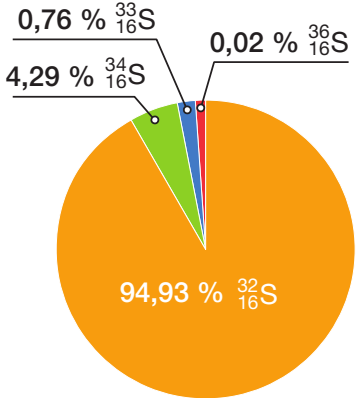
Masy atomowe poszczególnych izotopów mają wartość zbliżoną do ich liczb masowych, ale nie muszą przyjmować wartości całkowitych.

Przykład 7.

Plan rozwiązywania

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

Obliczanie średniej masy atomowej
Oblicz średnią masę atomową siarki na podstawie informacji przedstawionych na diagramie. Załóż, że masy atomowe poszczególnych izotopów są liczbowo równe ich liczbom masowym.



skład procentowy siarki

- 1 Dane:**

$\%m_1 = 94,93 \%$	$A_1 = 32 \text{ u}$
$\%m_2 = 0,76 \%$	$A_2 = 33 \text{ u}$
$\%m_3 = 4,29 \%$	$A_3 = 34 \text{ u}$
$\%m_4 = 0,02 \%$	$A_4 = 36 \text{ u}$
- Szukane:**

$m_{at.} = ?$

- 2** Obliczanie za pomocą wzoru:
- $$m_{at.} = \frac{\%m_1 \cdot A_1 + \%m_2 \cdot A_2 + \%m_3 \cdot A_3 + \%m_4 \cdot A_4}{100 \%}$$
- $$m_{at.} = \frac{94,93 \% \cdot 32 \text{ u} + 0,76 \% \cdot 33 \text{ u} + 4,29 \% \cdot 34 \text{ u} + 0,02 \% \cdot 36 \text{ u}}{100 \%}$$
- $m_{at.} = 32,09 \text{ u}$

- 3** Średnia masa atomowa siarki wynosi 32,09 u.

początek przykładu na s. 28

- 2** Obliczanie za pomocą wzoru:

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

$$m_{at.} \cdot 100 \% = \%m_1 \cdot A_1 + \%m_2 \cdot A_2$$
$$\%m_1 \cdot A_1 = m_{at.} \cdot 100 \% - \%m_2 \cdot A_2 \quad | : A_1$$

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

Wiedząc, że $\%m_1 + \%m_2 = 100 \%$,
można zapisać: $\%m_1 = 100 \% - \%m_2$.
Zatem po podstawieniu do wzoru otrzymuje się:

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

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

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

- 3** Po podstawieniu wartości liczbowych uzyskuje się:

$$\%m_2 = \frac{100 \% \cdot (6,94 \text{ u} - 6 \text{ u})}{7 \text{ u} - 6 \text{ u}}$$

$$\%m_2 = 94 \%$$

Zatem:

$$\%m_1 = 100 \% - \%m_2 \quad \%m_1 = 100 \% - 94 \% \quad \%m_1 = 6,0 \%$$

- 4** Zawartość procentowa izotopów litu wynosi 94 % izotopu ${}^7\text{Li}$ i 6,0 % izotopu ${}^6\text{Li}$.

Przykład 8.

Plan rozwiązywania

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

Obliczanie zawartości procentowej izotopów w pierwiastku chemicznym

Lit jest mieszaniną dwóch izotopów: ${}^6\text{Li}$ i ${}^7\text{Li}$. Oblicz zawartość procentową izotopów litu, wiedząc, że średnia masa atomowa litu wynosi 6,94 u. Załóż, że masy atomowe poszczególnych izotopów są liczbowo równe ich liczbom masowym.

- 1 Dane:**

$m_{at.} = 6,94 \text{ u}$	$\%m_1 = ?$
$A_1 = 6 \text{ u}$	$\%m_2 = ?$
$A_2 = 7 \text{ u}$	

ciąg dalszy przykładu na s. 29

► 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.



Ważne w temacie **Izotopy**

Izotopy

Obliczam średnią masę atomową pierwiastka na podstawie jego składu izotopowego i mas atomowych izotopów

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

Izotopy – atomy tego samego pierwiastka chemicznego różniące się liczbą neutronów w jądrze atomowym.

Nuklidy – atomy o określonej liczbie protonów i neutronów.

Zadania do tematu

ROZWIĄZ
W ZESZYCIE

1. Z podanego zbioru nuklidów wybierz izotopy tego samego pierwiastka chemicznego.

${}^{40}_{20}\text{E}$, ${}^{40}_{19}\text{E}$, ${}^1_1\text{E}$, ${}^{44}_{20}\text{E}$, ${}^{106}_{44}\text{E}$

2. Oblicz średnią masę atomową tlenu na podstawie informacji zawartych w tabeli 4. na s. 27.

Założ, że masy atomowe poszczególnych izotopów są liczbowo równe ich liczbom masowym.

3. Występujący w środowisku przyrodniczym azot jest mieszaniną dwóch izotopów: ${}^{14}\text{N}$ i ${}^{15}\text{N}$.

Oblicz skład procentowy azotu, wiedząc, że średnia masa atomowa tego pierwiastka chemicznego wynosi $m_{\text{at.}} = 14,01$ u. Założ, że masy atomowe poszczególnych izotopów są liczbowo równe ich liczbom masowym.

4. Węgiel jest mieszaniną trzech izotopów – ${}^{12}\text{C}$, ${}^{13}\text{C}$, ${}^{14}\text{C}$. Zawartość procentowa izotopu ${}^{14}\text{C}$ jest znikoma.

Oblicz skład procentowy węgla, wiedząc, że jego średnia masa atomowa wynosi $m_{\text{at.}} = 12,01$ u.

Założ, że masy atomowe poszczególnych izotopów są liczbowo równe ich liczbom masowym.

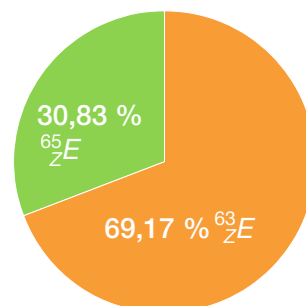
W obliczeniach nie uwzględniaj zawartości procentowej izotopu ${}^{14}\text{C}$.

5. Magnez występuje w środowisku przyrodniczym w postaci mieszaniny trzech izotopów. Na 1 atom izotopu ${}^{25}\text{Mg}$ przypada 1 atom izotopu o liczbie masowej A (${}^A\text{Mg}$) oraz 8 atomów izotopu ${}^{24}\text{Mg}$.

Wykonaj obliczenia i wyznacz liczbę masową A izotopu magnezu ${}^A\text{Mg}$.

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.



7. Oblicz zawartość procentową izotopu ${}^{81}\text{Br}$ w naturalnym bromie, zakładając, że składa się on tylko z dwóch izotopów różniących się liczbą neutronów o 2. Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku. Przyjmij, że masy atomowe izotopów są równe ich liczbom masowym, a masa atomowa bromu wynosi $m_{\text{at. Br}} = 79,9$ u.

4

Promieniotwórczość naturalna i sztuczna

Ważne w tym temacie:

- obliczanie zmiany masy promieniotwórczego nuklidu w określonym czasie przy znanym okresie półtrwania
- zapisywanie równań naturalnych przemian promieniotwórczych (α , β^-) oraz sztucznych reakcji jądrowych



Rys. 7. Międzynarodowe oznaczenie substancji promieniotwórczych.

Jądro atomowe atomu pierwiastka chemicznego jest trwałe, gdy siły przyciągania między nukleonami (protonami i neutronami) są większe od sił odpychania między protonami. Izotopy pierwiastków, których jądra atomowe ulegają samorzutnemu rozpadowi, to **izotopy promieniotwórcze** (radioizotopy, radionuklidy). Pierwiastki, których wszystkie izotopy są nietrwałe, nazywane są **pierwiastkami promieniotwórczymi**. 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. 7.).

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

► Odkrycia, które zmieniły świat – licznik Geigera-Müllera

Ustalenie bezpiecznej dla człowieka dawki promieniowania oraz skonstruowanie 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 równoważnej dawki promieniowania jonizującego stosowana w układzie SI) **na godzinę (Sv/h)**. Przyjmuje się, że stosunkowo bezpieczna dla człowieka dawka promieniowania to dawka poniżej $0,12 \mu\text{Sv/h}$.

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.



Izotopy promieniotwórcze występują w środowisku przyrodniczym 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 Henri Becquerel** [czyt. antuan bekerel] odkrył nieznane dotychczas promieniowanie. Zauważył on, że wszystkie związki uranu emitują promieniowanie 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 z minerałów zawierających uran 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**. Za ich odkrycie Maria Skłodowska-Curie została uhonorowana przez Szwedzką Akademię Nauk Nagrodą Nobla w dziedzinie chemii (1911 r.).



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 – samorzutna przemiana jąder atomowych, w której wyniku powstają inne pierwiastki chemiczne i następuje emisja promieniowania.

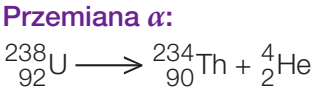
■ **Promieniotwórczość naturalna**

Zjawisko promieniotwórczości naturalnej polega na samorzutnych przemianach jąder atomowych, w których wyniku powstają inne pierwiastki chemiczne i następuje emisja promieniowania. Szczególnie nie-

trwałe są pierwiastki chemiczne, które mają więcej niż 82 protony w jądrze ($Z > 82$). Trwałość izotopów promieniotwórczych zależy od stosunku liczby protonów do liczby neutronów w ich jądrze atomowym.

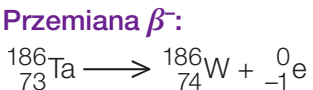
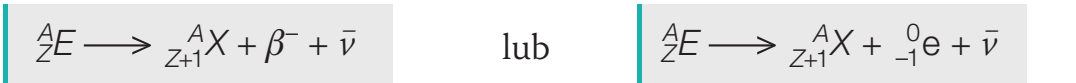
Rozpad jąder atomów pierwiastków promieniotwórczych jest związany ze zmianą ich liczby masowej A lub liczby atomowej Z , które zależą od rodzaju emitowanego promieniowania. Przemiany te podlegają tzw. **regule przesunięć Soddy’ego–Fajansa** [czyt. sodiego fajansa], która określa, jak zmieniają się liczby 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:



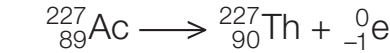
cząstka α ${}^4_2\text{He}$

- ▶ **przemiana β^-** [czyt. beta minus] to rozpad promieniotwórczy jądra atomowego połączony z emisją **elektronu**, czyli cząstki β^- . Powstaje ona w wyniku przemiany neutronu: $n \longrightarrow p + e^- + \bar{\nu}$. Każda przemiana β^- powoduje podwyższenie liczby atomowej Z o 1, ale bez zmiany liczby masowej izotopu:

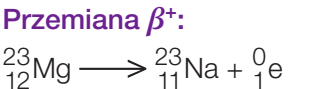
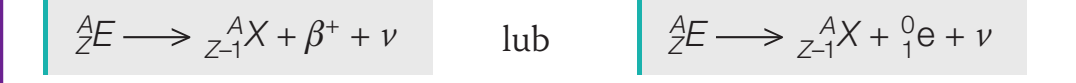


cząstka β^- ${}^0_{-1}\text{e}, \text{e}^-$

Jednym z produktów tej przemiany jest trudne do zarejestrowania **antyneutrino elektronowe** ($\bar{\nu}$), czyli elektrycznie obojętna cząstka elementarna, o bardzo małej masie, która bardzo słabo oddziałuje z materią. Nie uwzględnia się jej w uproszczonym zapisie przemiany β^- , np.:

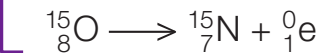


Wyróżnia się także **przemianę β^+** [czyt. beta plus]. Jest to rozpad promieniotwórczy jądra atomowego połączony z emisją **pozytonu**, czyli cząstki β^+ . Podczas tej przemiany liczba atomowa Z zmniejsza się o 1, natomiast liczba masowa A izotopu nie zmienia się:



cząstka β^+ ${}^0_1\text{e}, \text{e}^+$

Jednym z produktów tej przemiany jest inna cząstka elementarna – **neutrino elektronowe** (ν). Cząstka ta jest elektrycznie obojętna, ma bardzo małą masę, bardzo słabo oddziałuje z materią i nie uwzględnia się jej w uproszczonym zapisie przemiany β^+ , np.:



Naturalne przemiany promieniotwórcze

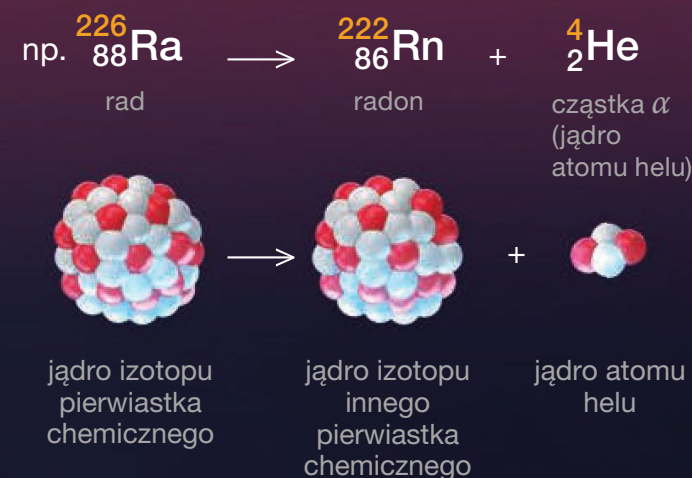
Jądra atomowe pierwiastków promieniotwórczych występujących w środowisku przyrodniczym mogą ulegać samorzutnym rozpadom, którym towarzyszy emisja promieniowania jądrowego – głównie α i β^- . Promieniowanie to może być przyczyną wzbudzenia jądra, które, pozbywając się nadmiaru energii, emituje promieniowanie γ .

Promieniowanie α

Przemianie α ulegają głównie jądra pierwiastków ciężkich, np. radu, uranu, polonu. Podczas niej zachodzi **emisja jądra atomu helu** ${}^4_2\text{He}$, czyli cząstki α , oraz powstaje jądro izotopu innego pierwiastka chemicznego.

Ma ono:

- liczbę masową A mniejszą o 4,
- liczbę atomową Z mniejszą o 2 niż jądro izotopu pierwiastka chemicznego, które uległo rozpadowi promieniotwórczemu.



Promieniowanie α

to strumień jąder atomów helu ${}^4_2\text{He}$.

Promieniowanie β^-

to strumień elektronów.

Promieniowanie γ

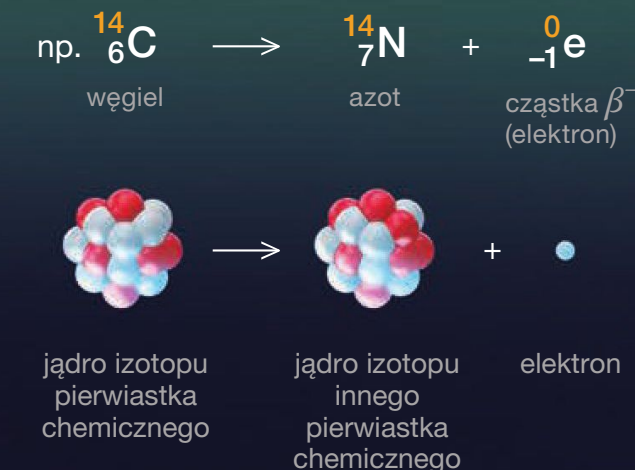
to promieniowanie elektromagnetyczne.

Promieniowanie α ma niską przenikliwość i może być pochłonięte np. przez **kartkę papieru**.

Promieniowanie β^-

Przemiana, podczas której neutron zamienia się w proton oraz jest **emitowany elektron**, czyli cząstka β^- , oraz powstaje jądro izotopu innego pierwiastka. Ma ono:

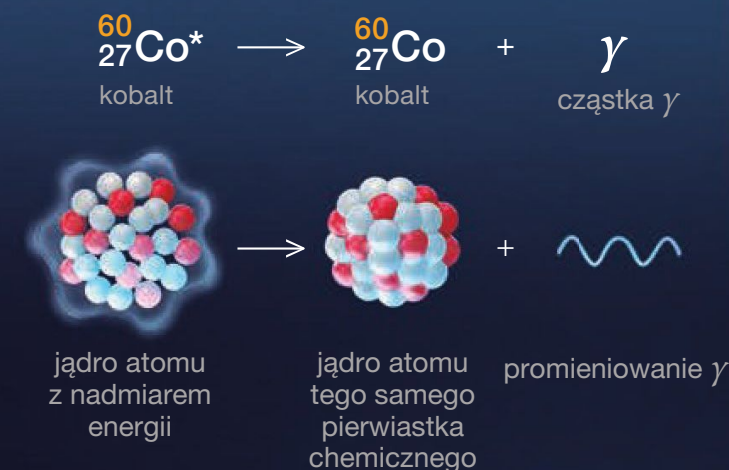
- liczbę atomową Z większą o 1,
- taką samą liczbę masową A jak jądro izotopu pierwiastka chemicznego, które uległo rozpadowi promieniotwórczemu:



Promieniowanie β^- przenika przez kartkę papieru, a skuteczną barierą może być cienka **blacha aluminiowa** lub szklana szyba.

Promieniowanie γ

Promieniowanie elektromagnetyczne γ emitują jądra atomów, które mają nadmiar energii – są w stanie wzbudzonym. W ten sposób pozbywają się nadmiaru energii i wracają do stanu podstawowego. Podczas emisji promieniowania γ nie zmieniają się ani liczba masowa A , ani liczba atomowa Z – nie powstaje nowy pierwiastek chemiczny:



Największą przenikliwość ma promieniowanie elektromagnetyczne γ . Przenika ono zarówno przez kartkę papieru, jak i blachę aluminiową. Skuteczną barierą są dla niego dopiero **blok ołowiany** lub odpowiednio gruba ściana betonu.

Modele:

 protonu  neutronu  elektronu

**Szeregi promieniotwórcze**

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 roku
β^- ↓	
• bizmut-210	5,01 dnia
β^- ↓	
• polon-210	138,4 dnia
α ↓	
• ołów-206	trwały

Rys. 8. Szereg uranowo-radowy.

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.

Wzór na obliczanie masy pozostałego izotopu promieniotwórczego po określonym czasie

Procesy rozpadu promieniotwórczego zachodzą ze stałą, charakterystyczną dla danego izotopu szybkością, która nie zależy od czynników zewnętrznych. W wyniku tych procesów mogą powstawać jądra izotopów, również promieniotwórczych, które także mogą ulegać przemianom aż do momentu powstania izotopu trwałego – zwykle izotopu 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**, który rozpoczyna się od występującego w środowisku przyrodniczym izotopu uranu ^{235}U i obejmuje izotop aktynu ^{227}Ac ;

– **szereg uranowo-radowy** (rys. 8.), który rozpoczyna się od występującego w środowisku przyrodniczym izotopu uranu ^{238}U i obejmuje izotop radu ^{226}Ra ;

– **szereg torowy**, który rozpoczyna się od występującego w środowisku przyrodniczym izotopu toru ^{232}Th ;

► **sztuczny** – szereg neptunowy, rozpoczynający się od izotopu neptunu ^{237}Np , który nie występuje w środowisku przyrodniczym, lecz może być otrzymany w wyniku reakcji jądrowych z izotopu plutonu ^{241}Pu .

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

Okres półtrwania

Właściwością opisującą trwałość atomów jest **okres półtrwania ($t_{1/2}$)**, nazywany również **okresem połowicznego zaniku** lub **czasem połowicznego rozpadu**. **Okres półtrwania** 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^{15} lat. Większość pierwiastków chemicznych występuje w środowisku przyrodniczym w postaci **nuklidów trwałych**.

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

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

gdzie:

m – masa pozostałego izotopu promieniotwórczego po określonym czasie,

m_0 – masa początkowa izotopu promieniotwórczego,

n – liczba okresów półtrwania, czyli cykli rozpadowych.

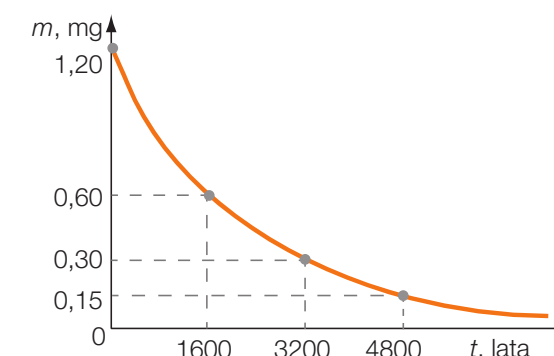
Przykład 9.**Plan rozwiązywania**

- 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.

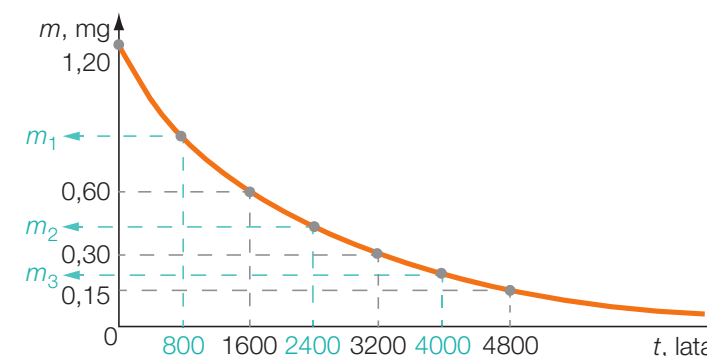
Analiza wykresu zmiany masy izotopu promieniotwórczego w zależności od czasu

Zmiany zawartości izotopu promieniotwórczego radu $^{226}_{88}\text{Ra}$ 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 $^{226}_{88}\text{Ra}$ 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 $^{226}_{88}\text{Ra}$ w próbce po upływie:

- 800 lat wynosi $m_1 = 0,85$ mg,
- 2400 lat $m_2 = 0,45$ mg,
- 4000 lat $m_3 = 0,20$ mg.

- 3 Okres półtrwania $^{226}_{88}\text{Ra}$ wynosi $t_{1/2} = 1600$ lat. Masy izotopu radu $^{226}_{88}\text{Ra}$ 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 10.

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.

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 $m_0 = 200 \mu\text{g}$.

- 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.

- | | |
|-------------------------|-----------------|
| 1 Dane: | Szukane: |
| $m_0 = 200 \mu\text{g}$ | $m = ?$ |
| $t_{1/2} = 24,1$ dnia | |
| $t = 96,4$ dnia | |

Sposób I ► **2 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	Masa, m , μg
$t_0 = 0$	$m_0 = 200$
$t_1 = 24,1$	$m_1 = 100$
$t_2 = 48,2$	$m_2 = 50$
$t_3 = 72,3$	$m_3 = 25$
$t_4 = 96,4$	$m_4 = 12,5$

Sposób II ►
Obliczanie za pomocą wzoru:
$$m = \frac{m_0}{2^n}$$

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

Należy obliczyć liczbę cykli rozpadowych:

$$n = \frac{96,4 \text{ dnia}}{24,1 \text{ dnia}}$$

$$n = 4$$

a następnie masę izotopu:

$$m = \frac{200 \mu\text{g}}{2^4}$$

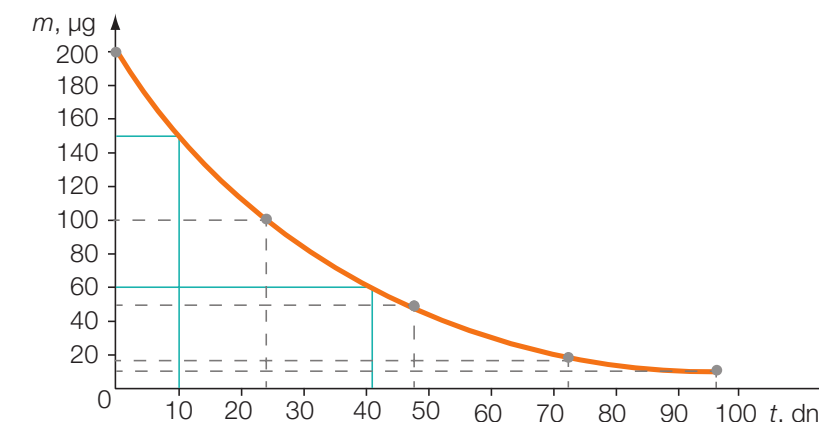
$$m = 12,5 \mu\text{g}$$

Po upływie 96,4 dnia masa izotopu ${}^{234}_{90}\text{Th}$ w próbce będzie wynosiła 12,5 μg , czyli $1,25 \cdot 10^{-5}$ g.

ciąg dalszy przykładu na s. 39

początek przykładu na s. 38

- 3** Korzystając z danych uzyskanych w punkcie 2, należy narysować wykres.



Następnie należy odczytać z wykresu masę izotopu ${}^{234}_{90}\text{Th}$ w próbce po upływie $t_1 = 10$ dni i $t_2 = 42$ dni.

- 4** Masy izotopu promieniotwórczego toru ${}^{234}_{90}\text{Th}$ w próbce po upływie $t_1 = 10$ dni i $t_2 = 42$ dni wynoszą odpowiednio:
- $m_1 = 150 \mu\text{g}$,
 - $m_2 = 60 \mu\text{g}$.
- 5** Po upływie 96,4 dnia masa izotopu ${}^{234}_{90}\text{Th}$ wynosi $1,25 \cdot 10^{-5}$ g. Po upływie 10 dni i 42 dni masy izotopu ${}^{234}_{90}\text{Th}$ wynoszą $m_1 = 150 \mu\text{g}$ i $m_2 = 60 \mu\text{g}$.

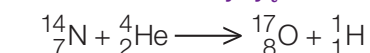
■ Promieniotwórczość sztuczna

Zjawisko promieniotwórczości sztucznej dotyczy izotopów promieniotwórczych, które są wytwarzane przez człowieka z innych pierwiastków w wyniku wymuszonych przemian jądrowych. Nuklidy promieniotwórcze, biorące udział w sztucznych przemianach jądrowych, najpierw muszą zostać wytworzone przez człowieka.

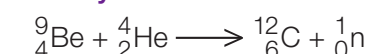
Po raz pierwszy przekształcenia jednego pierwiastka chemicznego w inny dokonał **Ernest Rutherford** (1919 r.). Z azotu otrzymał tlen – ta reakcja chemiczna była pierwszą wywołaną przez człowieka **reakcją jądrową**. Rutherford bombardował warstwę azotu strumieniem rozprędzonych cząstek α (jąder helu), w wyniku czego zaszła przemiana jądrowa prowadząca do powstania atomów tlenu. 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 dodatnio naładowane cząstki α) wnikały do jąder atomów pierwiastków chemicznych. W wyniku reakcji jądrowych często powstawały produkty nietrwałe, które ulegały dalszemu rozpadowi.

Pierwsza reakcja jądrowa:



Odkrycie neutronu:

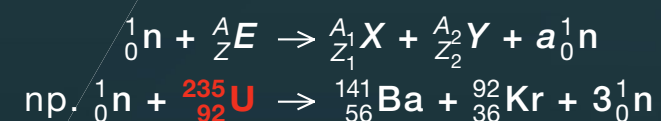


Sztuczne przemiany jądrowe

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. **rozszczerpieńia jądrowe i fuzje jądrowe**. W pierwszych bombach atomowych zostało wykorzystane rozszczepienie jądra $^{235}_{92}\text{U}$. Obecnie do głównych materiałów rozszczepialnych należą: uran-235 i uran-233 oraz pluton-241 i pluton-239.

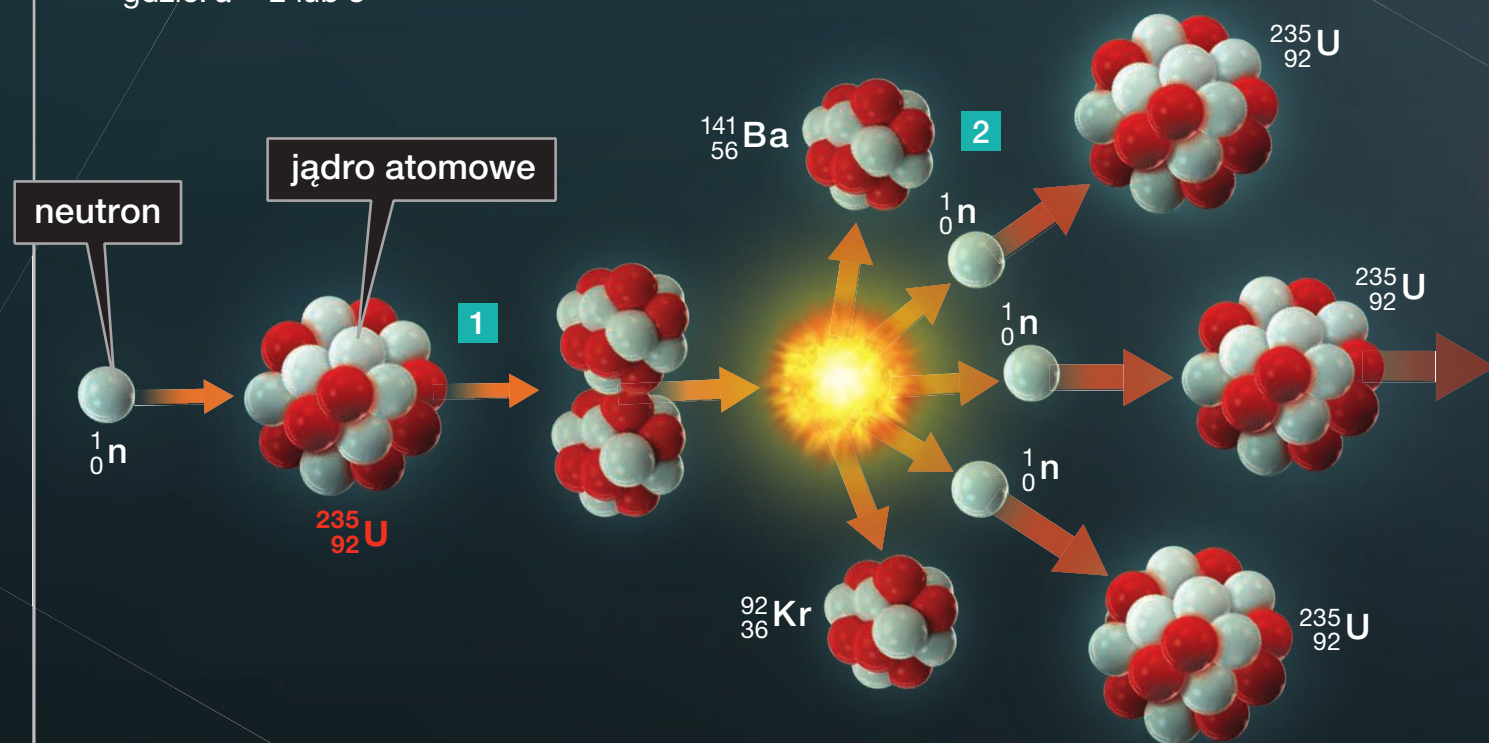
Rozszczepienie jądrowe

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

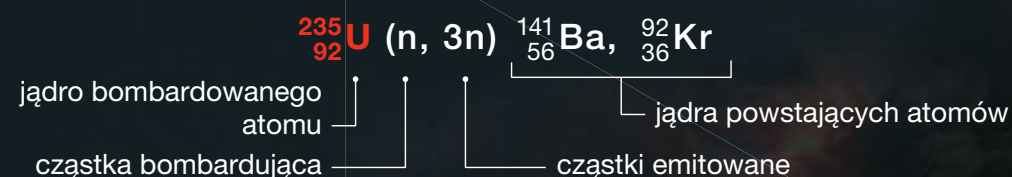


gdzie: $a = 2$ lub 3

- 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.

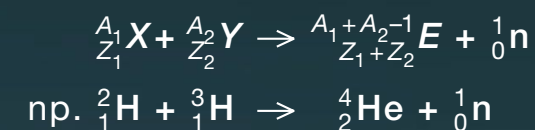


Co oznaczają symbole w uproszczonym zapisie przemiany jądrowej?



Fuzja jądrowa

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



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 rozszczepienia.

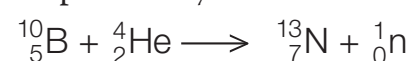
◀ Moc bomb atomowych podaje się w kilotonach lub megatonach trotylu, np. bomba Little Boy, zrzucona na Hiroszimę, miała moc wybuchu wynoszącą 15–16 kt trotylu (TNT).



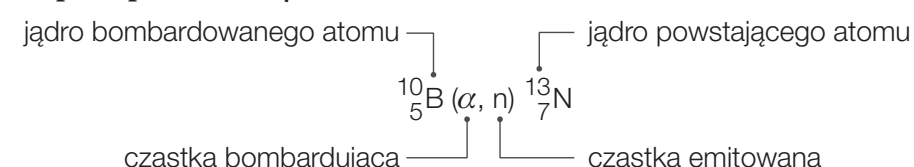
Fot. 8. Za syntezę sztucznych izotopów promieniotwórczych Irène Joliot-Curie i Frédéric Joliot-Curie zostali uhonorowani Nagrodą Nobla.

Otrzymywanie sztucznych izotopów

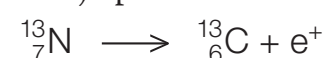
Jako pierwsi powstawanie sztucznych izotopów promieniotwórczych zaobserwowali **Irène Joliot-Curie** [czyt. iren żoljo-kiri] (fot. 8.) i **Frédéric Joliot-Curie**. Zauważyli, że podczas bombardowania cząstkami α jąder atomów różnych pierwiastków chemicznych, m.in. boru (1934 r.), powstaje izotop azotu $^{13}_{7}\text{N}$:



Zapis uproszczony:



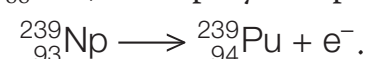
Nietrwały izotop azotu rozpada się i przekształca w izotop węgla $^{13}_{6}\text{C}$. Jednocześnie zachodzi emisja promieniowania β^+ (pozytony):



Przemiana β^+
→ patrz s. 33

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 $^{239}_{93}\text{Np}$, 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 $^{239}_{94}\text{Pu}$. Jest to przykład przemiany β^- :



Przemiana β^-
→ patrz s. 33

Przemiany jądrowe mogą być reakcjami łańcuchowymi, czyli takimi, w których produkt pierwszej przemiany jest substratem kolejnej. Zatem przemiany te 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 oraz na okrętach atomowych. Ten sposób wytwarzania energii w mniejszym stopniu niż spalanie paliw wpływa na zanieczyszczenie środowiska przyrodniczego. Wywołuje jednak obawy przed napromieniowaniem po ewentualnej awarii, a także ze względu na konieczność długotrwałego, bezpiecznego składowania zużytego wysoce radioaktywnego paliwa.

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

Zastosowania izotopów

Izotopy promieniotwórcze mają wiele zastosowań w nauce, technice i medycynie, ale mogą też być źródłem skażenia promieniotwórczego.



archeologia



przemysł i technika



przemysł energetyczny



medycyna

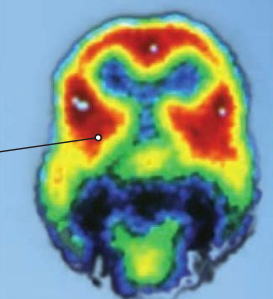
Przemysł i technika

Detektory dymu zawierają promieniotwórcze izotopy $^{238}_{94}\text{Pu}$ lub $^{241}_{95}\text{Am}$.

Medycyna

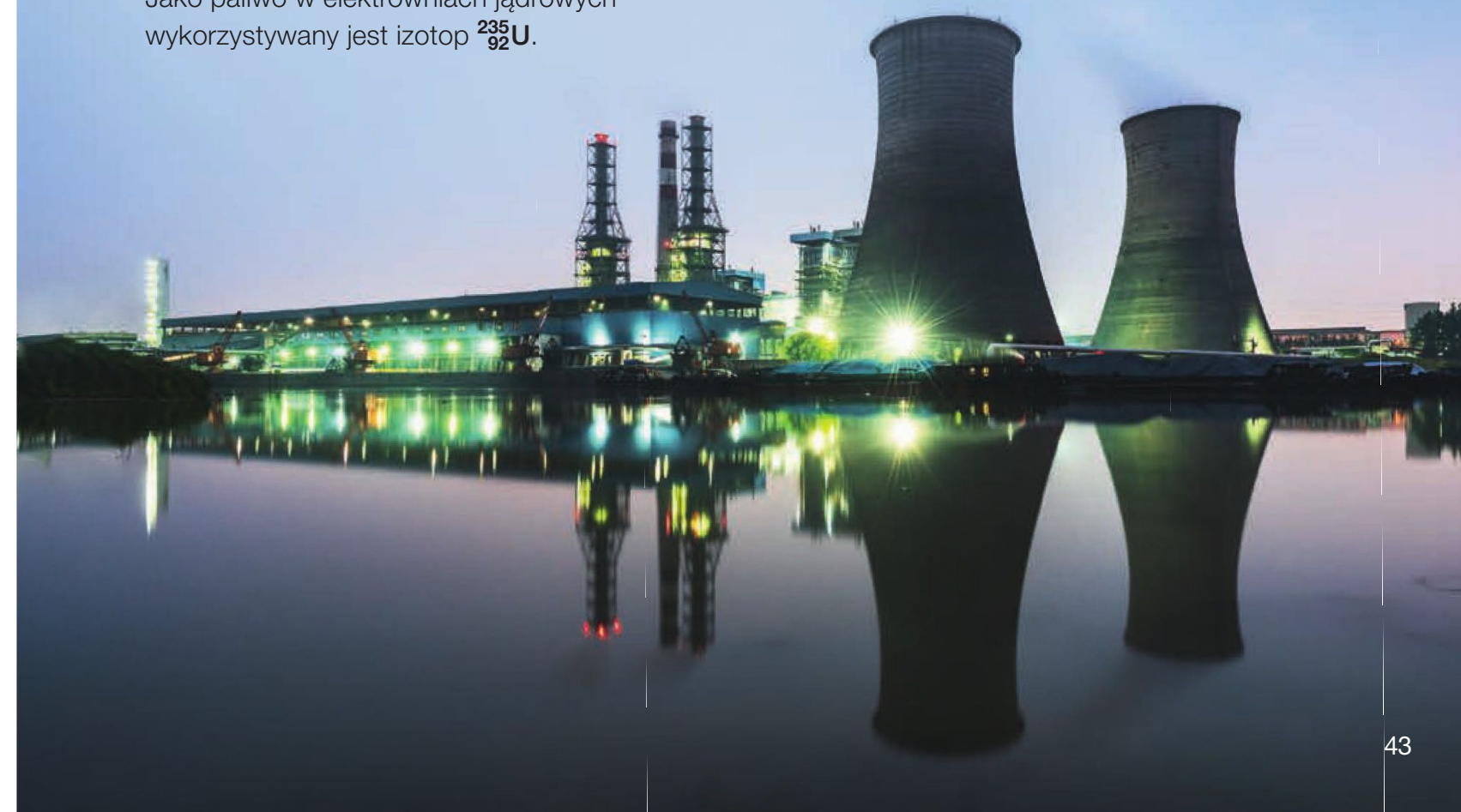
Do wykrywania nowotworów wykorzystuje się izotopy: $^{11}_{6}\text{C}$, $^{13}_{7}\text{N}$, $^{15}_{8}\text{O}$, $^{18}_{9}\text{F}$. Radioaktywny izotop $^{60}_{27}\text{Co}$ wykorzystywany jest w leczeniu zmian nowotworowych.

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



Przemysł energetyczny

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

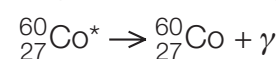


**► Odkrycia, które zmieniły świat – nóż gamma**

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 γ w nożu jest radioaktywny izotop kobaltu:



* Jądro atomu w stanie wzbudzonym.

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

Ważne w temacie Promieniotwórczość naturalna i sztuczna

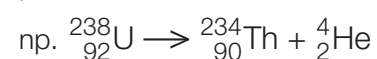
1. Obliczam zmianę masy promieniotwórczego nuklidu w określonym czasie przy znanym okresie półtrwania

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

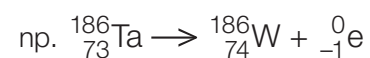
Promieniotwórczość naturalna i sztuczna

2. Zapisuję równania naturalnych przemian promieniotwórczych (α , β^-)

- przemiana α

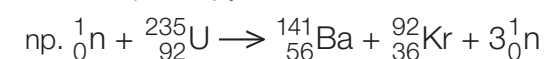


- przemiana β^-

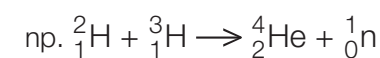


3. Zapisuję równania sztucznych reakcji jądrowych

- rozszczepienie jądrowe



- fuzja jądrowa



Promieniotwórczość naturalna – samorzutna przemiana jąder atomowych, w której wyniku następuje emisja promieniowania.

Przemiana α – rozpad promieniotwórczy jądra atomowego połączony z emisją jądra atomu helu, czyli cząstki α .

Przemiana β^- – rozpad promieniotwórczy jądra atomowego połączony z emisją elektronu (cząstki β^-), powstającego podczas przemiany neutronu m.in. w proton i elektron.

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.

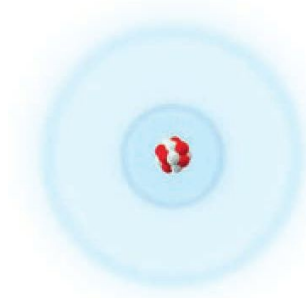
Reaktor jądrowy – urządzenie do przeprowadzania reakcji łańcuchowej w paliwie jądrowym.

Zadania do tematu

- Napisz równania przemian promieniotwórczych (a–d). Podaj odpowiednie symbole, liczby atomowe i liczby masowe izotopów pierwiastków chemicznych W – Z powstających w wyniku tych przemian.
 - ${}^{226}_{88}\text{Ra} \rightarrow W + {}^4_2\text{He}$
 - ${}^{223}_{87}\text{Fr} \rightarrow X + {}^0_{-1}\text{e}$
 - ${}^{215}_{85}\text{At} \rightarrow Y + \alpha$
 - ${}^{226}_{88}\text{Ra} \rightarrow Z + \beta^-$
- W wyniku kolejnych naturalnych przemian jądrowych izotop radu ${}^{226}_{88}\text{Ra}$ przekształcił się w izotop ołowiu ${}^{206}_{82}\text{Pb}$. **Określ, ilu i jakim przemianom (α , β^-) uległ atom ${}^{226}_{88}\text{Ra}$.**
- Podaj nazwę izotopu pierwiastka chemicznego, który powstanie z izotopu uranu ${}^{238}_{92}\text{U}$ w wyniku dwóch przemian α i jednej przemiany β^- . **Określ skład jądra atomowego tego izotopu.**
- W szeregu torowym pewien nietrwały izotop pierwiastka X ulega przemianie α , dwóm przemianom β^- , a następnie jeszcze jednej przemianie α . W wyniku podanego ciągu przemian powstaje trwały izotop ${}^{208}\text{Pb}$. **Napisz symbol izotopu, który uległ opisanym przemianom.**
- Wychwyt elektronu to reakcja jądrowa polegająca na tym, że jeden z elektronów znajdujący się w powłokach elektronowych atomu zostaje przechwycony przez proton z jądra atomowego, w wyniku czego powstaje neutron. W efekcie tej reakcji liczba protonów w jądrze zmniejsza się o 1, a liczba neutronów zwiększa się o 1.
Napisz symbol, liczbę atomową i liczbę masową izotopu, który powstanie w wyniku reakcji wychwytu elektronu przez nuklid ${}^{44}_{22}\text{Ti}$.
- Nuklid pewnego pierwiastka chemicznego ${}^A_Z\text{E}$ wyemitował dwie cząstki α i cząstkę β^- .
Wybierz liczbę atomową Z i liczbę masową A atomu powstałego w wyniku tej przemiany.
 - $Z = Z_1 - 3, A = A_1 - 4$
 - $Z = Z_1 - 2, A = A_1 - 8$
 - $Z = Z_1 - 1, A = A_1 - 4$
 - $Z = Z_1 - 3, A = A_1 - 8$
 - $Z = Z_1 - 1, A = A_1 - 2$
 - $Z = Z_1 - 5, A = A_1 - 8$
- Okres półtrwania izotopu fosforu ${}^{32}_{15}\text{P}$ wynosi 14 dni. Przygotowano próbkę tego izotopu o masie $m_0 = 100$ g. **Oblicz, ile gramów izotopu ${}^{32}_{15}\text{P}$ pozostanie w próbce po upływie 70 dni.**
- Oblicz okres półtrwania izotopu polonu ${}^{209}_{84}\text{Po}$, wiedząc, że w próbce o masie początkowej 200 g po upływie 306 lat pozostało 25 g tego izotopu.
- Napisz równanie i określ rodzaj przemiany jądrowej przedstawionej za pomocą schematu:
 ${}^{239}_{94}\text{Pu} (n, 3n) {}^{95}_{41}\text{Nb}, {}^A_Z\text{X}.$
- Jednym ze źródeł neutronów jest reakcja ${}^{209}\text{Bi}$ z ${}^4\text{He}$. W wyniku tej jednoetapowej reakcji jądrowej powstają dwa neutrony i nowy izotop. **Napisz równanie tej reakcji jądrowej.**



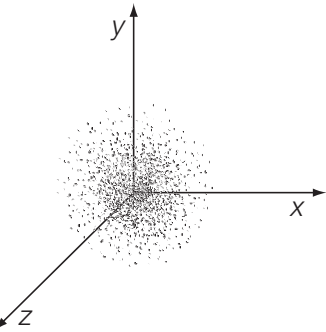
5 Elementy mechaniki kwantowej w ujęciu jakościowym



Rys. 9. Modelowe wyobrażenie atomu – elektrony poruszają się wokół jądra atomowego i nie można im przyporządkować stałego położenia.

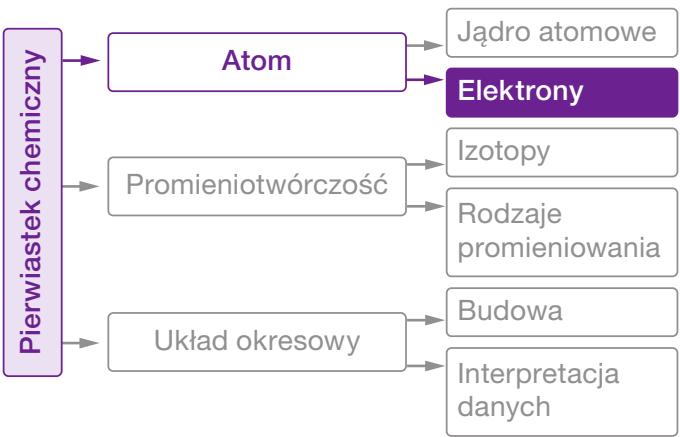
Pęd – wielkość fizyczna charakteryzująca ruch; iloczyn masy i prędkości poruszającej się cząstki.

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



Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *orbital atomowy*, *podpowłoka elektronowa*, *powłoka elektronowa*
- kwantowo-mechaniczny model budowy atomu
- stan elektronu w atomie
- interpretacja wartości liczb kwantowych



Mechanika kwantowa (mechanika falowa) umożliwia poprawne, czyli zgodne z wynikami doświadczeń, opisanie budowy atomów i właściwości cząstek w atomach (rys. 9.).

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 powinno się utożsamiać elektronu z punktem materialnym, 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. 10.). Chmura elektronowa jest bardziej zagęszczona tam, gdzie prawdopodobieństwo znalezienia elektronu jest większe.

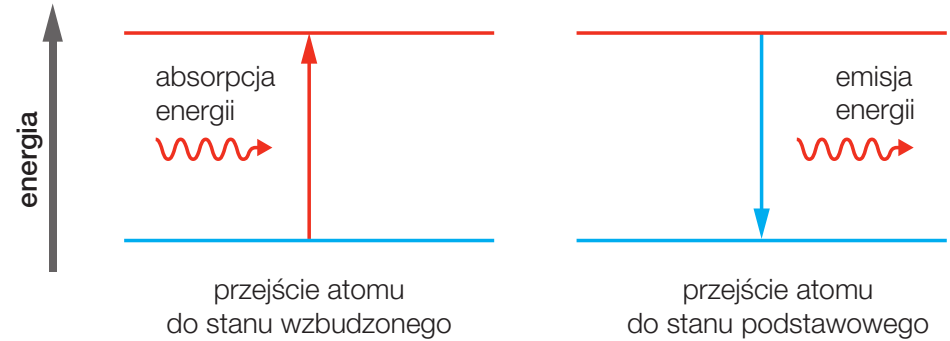
Rys. 10. Chmura elektronowa nie ma wyraźnej granicy zewnętrznej. Jednak im dalej od jądra atomowego, tym mniejsze jest prawdopodobieństwo znalezienia tam elektronu.

Orbitale atomowe

Orbital atomowy to **funkcja falowa ψ** [czyt. psi], która opisuje matematycznie stan energetyczny elektronu w atomie lub jonie. Kwadrat tej funkcji $|\psi^2|$ 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 przestrzeni orbitalnej (orbitalu atomowego) wskazuje na przestrzenny rozkład prawdopodobieństwa znalezienia elektronu opisanego danym orbitalem. **Kontur orbitalu atomowego** odpowiada przestrzeni, w której **to prawdopodobieństwo jest największe**. Orbitale atomowe opisują elektrony zarówno w atomach znajdujących się w **stanie podstawowym** (stacjonarnym), jak i w **stanie wzbudzonym**.

- ▶ **Stan podstawowy** to trwały stan atomu. Elektrony mają w nim najniższą możliwą energię.
- ▶ **Stan wzbudzony** jest nietrwałym stanem atomu (rys. 11.). Elektrony mają w nim energię wyższą od energii stanu podstawowego.



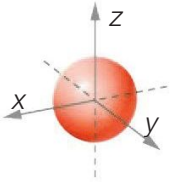
Rys. 11. W wyniku pochłonięcia kwantu energii atom osiąga stan wzbudzony. Natomiast przejściu atomu ze stanu wzbudzonego do stanu podstawowego towarzyszy emisja kwantu energii.

Typy orbitali atomowych

Ze względu na stan energetyczny elektronów w atomie lub jonie wyróżnia się **cztery typy orbitali atomowych** – *s, p, d, f*.

Orbital atomowy typu s

Orbital atomowy typu s ma kształt kuli (sferyczny) (rys. 12.). Odpowiada on najniższemu poziomowi energetycznemu elektronu danej powłoki elektronowej w atomie.



Rys. 12. Model kształtu orbitalu atomowego typu s.

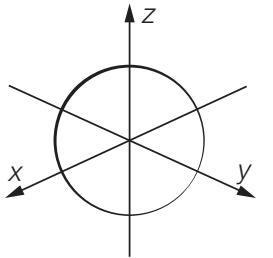
Orbital atomowy – funkcja falowa ψ opisująca stany energetyczny i przestrzenny elektronu w atomie.

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

Stan wzbudzony – patrz s. 18

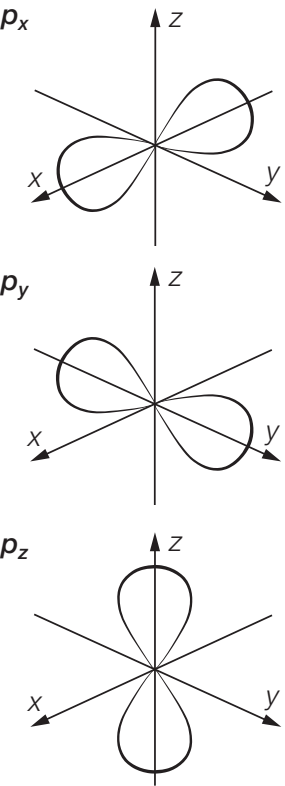
Typy orbitali atomowych – *s, p, d, f*

Schemat orbitalu atomowego typu s:

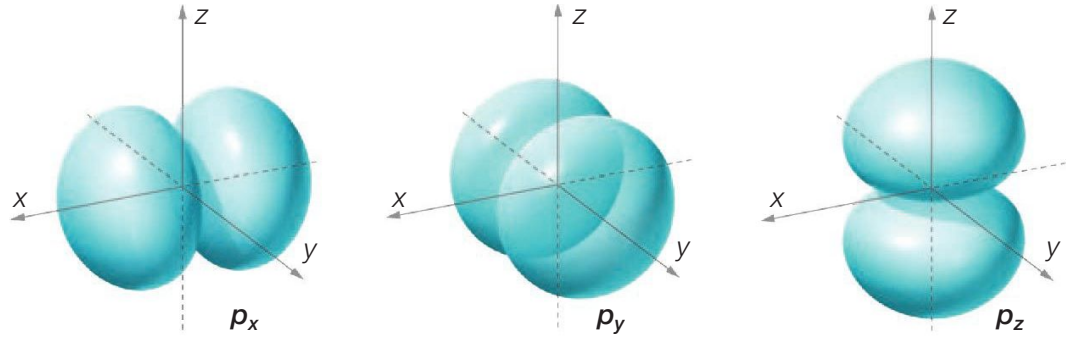


Orbitale atomowe typu p

Schematy orbitali atomowych typu p:



Orbital typu **p** występuje w postaci trzech orbitali atomowych, które oznacza się odpowiednio p_x , p_y , p_z . Kształtem przypominają ósemki i przedstawia się je na osiach układu współrzędnych (rys. 13.).



Rys. 13. Modele kształtów orbitali atomowych typu p.

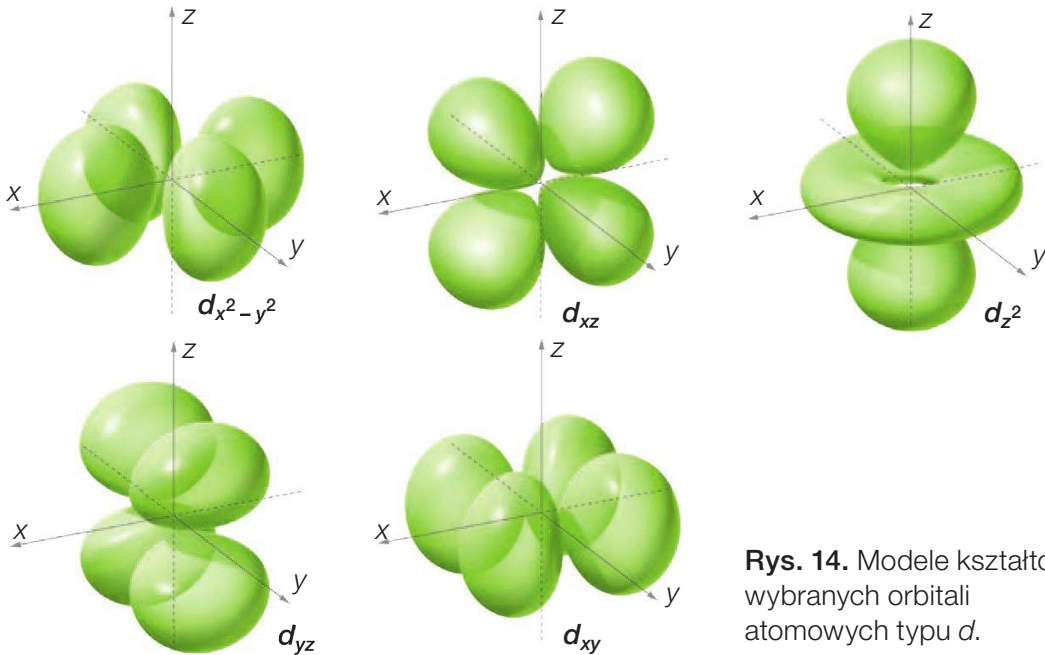
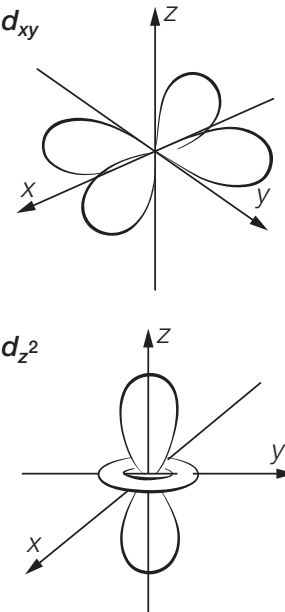
Orbitale atomowe p_x , p_y , p_z odpowiadają wyższemu poziomowi energetycznemu niż orbital s danej powłoki elektronowej atomu. Prawdopodobieństwo znalezienia elektronu w orbitalach p_x , p_y i p_z jest jednakowe. Orbitale p danej powłoki elektronowej są **równocenne energetycznie**.

Orbitale atomowe typu d

Orbital typu **d** występuje w postaci orbitali atomowych, które oznacza się odpowiednio $d_{x^2-y^2}$, d_{xz} , d_z^2 , d_{yz} , d_{xy} .

Ich kształty są znacznie bardziej skomplikowane niż kształty orbitali s lub p (rys. 14.). Odpowiadają one wyższemu poziomowi energetycznemu niż orbitale s i p danej powłoki elektronowej. Orbitale d z tej samej powłoki elektronowej są **równocenne energetycznie**.

Schematy wybranych orbitali atomowych typu d:



Rys. 14. Modele kształtów wybranych orbitali atomowych typu d.

Orbitale atomowe typu f

Orbital atomowy typu **f** występuje w postaci siedmiu orbitali atomowych. Odpowiadają one wyższemu poziomowi energetycznemu niż orbitale s , p , d danej powłoki elektronowej. Orbitale f z tej samej powłoki elektronowej są **równocenne energetycznie**.

Liczby kwantowe

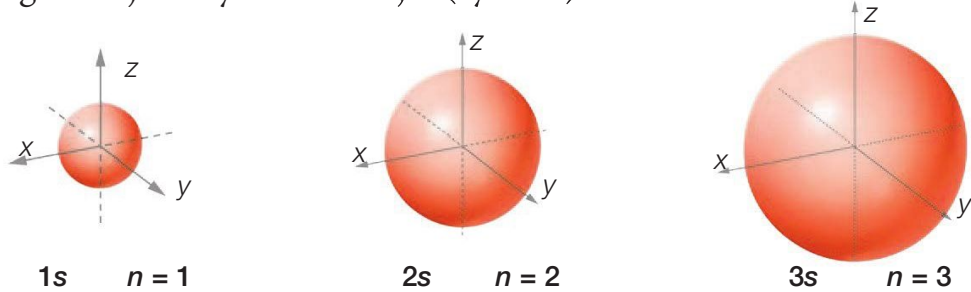
Stan kwantowy elektronu, czyli jego stan energetyczny w atomie lub jonie, opisuje się za pomocą **liczb kwantowych**:

▶ **główna liczba kwantowa, n** – określa energię elektronu w atomie, przyjmuje wartości kolejnych liczb naturalnych:

$n = 1, 2, 3, 4, \dots$

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 (tabela 5.).

Promień orbitalu atomowego s wzrasta, gdy zwiększa się wartość głównej liczby kwantowej n (rys. 15.).



Rys. 15. Orbitale s mają kształt kuli, a ich promień jest tym większy, im większa jest wartość n .

▶ **poboczna (orbitalna) liczba kwantowa, l** – określa kształt orbitali atomowych, przyjmuje wartości całkowite:

$0 \leq l \leq (n - 1)$

Stany kwantowe (orbitale atomowe) o tej samej wartości głównej liczby kwantowej n i pobocznej liczby kwantowej l tworzą **podpowłokę elektronową**. Podpowłoki oznacza się symbolami literowymi: s, p, d, f (tabela 5.).

Tabela 5. Główna liczba kwantowa n i odpowiadające jej poboczne liczby kwantowe l

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

▶ **magnetyczna liczba kwantowa, m** – określa liczbę poziomów orbitalnych związanych z ułożeniem orbitali atomowych w przestrzeni pod wpływem zewnętrznego pola magnetycznego. Przyjmuje wartości całkowite (tabela 6., s. 50):

$-l \leq m \leq l$.

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

Główna liczba kwantowa:
 $n = 1, 2, 3, 4, \dots$
 $K, L, M, N, \dots$

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

Poboczna liczba kwantowa:
 $l = 0, 1, 2, 3$
 s, p, d, f

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

Poziom orbitalny (orbital) – stan kwantowy o takiej samej wartości liczb n , l , m .

Stany kwantowe o takich samych wartościach liczb n , l i m tworzą **poziom orbitalny (orbital)**. Magnetyczna liczba kwantowa m określa liczbę poziomów orbitalnych.

Tabela 6. Poboczne liczby kwantowe l i odpowiadające im magnetyczne liczby kwantowe m

Poboczna liczba kwantowa	Symbol literowy podpowłoki elektronowej	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	$m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3$

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

- magnetyczna spinowa** liczba kwantowa, m_s – **określa przestrzenną orientację wektora spinu elektronu** (rys. 16.), czyli kierunek obrotu elektronu wokół własnej osi w polu magnetycznym, może przyjmować dwie wartości: $\frac{1}{2}$ lub $-\frac{1}{2}$.



Rys. 16. Uproszczony model spinu elektronu.

Spin – wielkość fizyczna charakteryzująca właściwości magnetyczne elektronu.

Spinowa liczba kwantowa: $s = \frac{1}{2}$

- spinowa** liczba kwantowa, s – **określa wartość spinu**, jest stała dla wszystkich elektronów i wynosi $\frac{1}{2}$.

Zakaz Pauliego

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

Zgodnie z zakazem Pauliego w atomie lub jonie nie mogą istnieć dwa elektrony o identycznych stanach kwantowych, tzn. o tych samych wartościach czterech liczb kwantowych – n , l , m , m_s . **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.

Obliczanie liczby stanów kwantowych

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

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

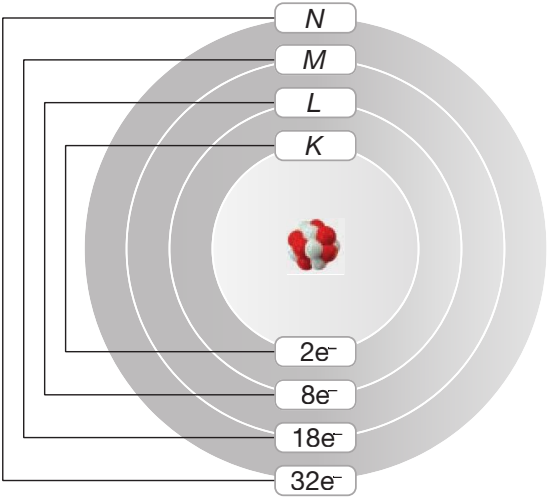
Wzór na obliczanie maksymalnej liczby elektronów w powłoce

► **maksymalna liczba elektronów = $2n^2$**

gdzie: n – główna liczba kwantowa.

Zatem:

- pierwsza powłoka elektronowa K ($n = 1$)** obejmuje $2 \cdot 1^2 = 2$ stany kwantowe; mogą ją zapisać maksymalnie 2 elektrony o przeciwnych orientacjach spinów: $\frac{1}{2}$, $-\frac{1}{2}$,
- druga powłoka elektronowa L ($n = 2$)** obejmuje $2 \cdot 2^2 = 8$ stanów kwantowych; może ją zapisać maksymalnie 8 elektronów,
- trzecia powłoka elektronowa M ($n = 3$)** obejmuje $2 \cdot 3^2 = 18$ stanów kwantowych; może ją zapisać maksymalnie 18 elektronów (rys. 17.).



Jako pierwsza zapelnia się ta powłoka elektronowa, która jest najbliżej jądra atomowego. Potem kolejne, zgodnie ze wzrostem energii.

Maksymalną liczbę elektronów w danej powłoce można obliczyć, stosując wyrażenie: $2n^2$, gdzie n to kolejny numer powłoki, licząc od jądra.

K	$(n = 1)$	$2 \cdot 1^2 = 2$
L	$(n = 2)$	$2 \cdot 2^2 = 8$
M	$(n = 3)$	$2 \cdot 3^2 = 18$
N	$(n = 4)$	$2 \cdot 4^2 = 32$

Rys. 17. Schemat rozmieszczenia elektronów tworzących powłoki elektronowe.

Przykład 11.

Plan rozwiązywania

- 1 Ustal wartość l dla $n = 1$. Skorzystaj z zależności: $0 \leq l \leq (n - 1)$.
- 2 Ustal wartość m . Skorzystaj z zależności: $-l \leq m \leq l$.
- 3 Ustal wartość m_s .
- 4 Ustal liczbę stanów kwantowych.
- 5 Napisz odpowiedź.

Ustalanie liczby stanów kwantowych elektronów powłoki elektronowej K

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

- 1 Poboczna liczba kwantowa przyjmuje wartości liczb całkowitych: **$l = 0$**
- 2 Magnetyczna liczba kwantowa także przyjmuje wartości liczb całkowitych: **$m = 0$** (liczba poziomów orbitalnych: 1)
- 3 Magnetyczna spinowa liczba kwantowa **$m_s = \frac{1}{2}, -\frac{1}{2}$**
- 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	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 elektronów danej powłoki, gdy $n = 1$, wynosi 2.

Przykład 12.

Plan rozwiązywania

Sposób I

- 1 Ustal, której liczbie kwantowej odpowiada powłoka L .
- 2 Oblicz maksymalną liczbę elektronów. Skorzystaj ze wzoru: $2n^2$.
- 3 Napisz odpowiedź.

Ustalanie liczby stanów kwantowych elektronów powłoki elektronowej L

Ustal liczbę stanów kwantowych elektronów, a tym samym maksymalną liczbę elektronów powłoki elektronowej L .

Sposób I

- 1 $n = 1, 2, 3, 4, \dots$
 $K, L, M, N, \dots$
Powłoka elektronowa L odpowiada głównej liczbie kwantowej $n = 2$.
- 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 elektronów powłoki L wynosi 8.

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.

- 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
2s	2	0	0	$\frac{1}{2}$	2	8
	2	0	0	$-\frac{1}{2}$		
2p	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 $2s$ ($n = 2, l = 0$) mogą znajdować się maksymalnie 2 elektrony o przeciwnych orientacjach spinów ($\frac{1}{2}$ i $-\frac{1}{2}$). W podpowłoce elektronowej $2p$ ($n = 2, l = 1$) 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 elektronów powłoki L wynosi 8.

Przykład 13.

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.

Określanie liczb kwantowych dla danej powłoki elektronowej

Określ komplet liczb kwantowych dla powłoki elektronowej M .

- 1 $n = 1, 2, 3, 4, \dots$
 $K, L, M, N, \dots$
Powłoka elektronowa M odpowiada głównej liczbie kwantowej $n = 3$.
- 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
3s	3	0	0	$\frac{1}{2}$	2	18
	3	0	0	$-\frac{1}{2}$		
3p	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	$-\frac{1}{2}$		
3d	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 $3s$ ($n = 3, l = 0$) mogą znajdować się maksymalnie 2 elektrony o przeciwnych orientacjach spinów ($\frac{1}{2}$ i $-\frac{1}{2}$). W podpowłoce elektronowej $3p$ ($n = 3, l = 1$) może znajdować się maksymalnie 6 elektronów. W podpowłoce elektronowej $3d$ ($n = 3, l = 2$) 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 11., s. 51, przykład 12., s. 52, przykład 13., s. 53) można sformułować następujące wnioski:

Elektrony sparowane – elektrony o przeciwnych orientacjach spinów i takiej samej energii.

- ▶ każdy orbital atomowy może opisywać tylko 2 elektrony o takiej samej energii i przeciwnych orientacjach spinów. 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 f . Jest ich siedem i mogą pomieścić 14 elektronów.

Ważne w temacie *Elementy mechaniki kwantowej w ujęciu jakościowym*

1. Wyjaśniam kwantowo-mechaniczny model budowy atomu

- elektron ma właściwości falowe – hipoteza de Broglie’a
- energia elektronu w atomie jest skwantowana
- nie jest możliwe jednocześnie dokładne wyznaczenie położenia i pędu elektronu w atomie – zasada nieoznaczoności Heisenberga
- można określić prawdopodobieństwo znalezienia elektronu w przestrzeni – kontur orbitalu atomowego odpowiada przestrzeni, w której to prawdopodobieństwo jest największe
- w atomie elektrony mogą znajdować się na różnych poziomach energetycznych
- dwa elektrony zajmujące ten sam orbital muszą mieć przeciwne orientacje spinów

Elementy mechaniki kwantowej w ujęciu jakościowym

2. Opisuję stan elektronu w atomie za pomocą liczb kwantowych

Aby opisać stan kwantowy elektronu, należy podać cztery liczby kwantowe:

- główną liczbę kwantową, n ,
- poboczną (orbitalną) liczbę kwantową, l ,
- magnetyczną liczbę kwantową, m ,
- magnetyczną spinową liczbę kwantową, m_s .

Spinowa liczba kwantowa s jest jednakowa dla wszystkich elektronów.

3. Interpretuję wartości liczb kwantowych

Symbol liczby kwantowej	Wartości, które przyjmuje liczba kwantowa
n	1, 2, 3, ...
l	0, 1, 2, ..., ($n - 1$)
m	$-l, ..., -1, 0, 1, ..., l$
m_s	$-\frac{1}{2}$ lub $\frac{1}{2}$
s	$\frac{1}{2}$

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

Powłoka elektronowa – zbiór elektronów jednego atomu, które mają taką samą główną liczbę kwantową n .

Podpowłoka elektronowa – zbiór orbitali atomowych jednego typu należący do danej powłoki.

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

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

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

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

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

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

Zakaz Pauliego – w atomie lub jonie nie mogą istnieć dwa elektrony o identycznych stanach kwantowych, o identycznych 4 liczbach kwantowych n , l , m , m_s .

Elektrony sparowane – elektrony o przeciwnych orientacjach spinów i takiej samej energii.

Zadania do tematu

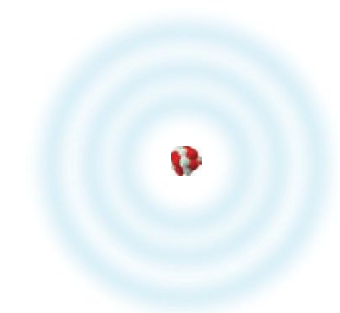


- Określ liczbę podpowłok elektronowych znajdujących się w powłoce elektronowej $n = 4$. Oznacz je symbolami (liczbowymi i literowymi).
- Podaj, ile elektronów maksymalnie może się znajdować w podpowłokach elektronowych o podanych symbolach.
a) $2p$ b) $3d$ c) $4f$ d) $3s$
- Podaj symbole (literowe) orbitali atomowych, które są opisywane przez podane liczby kwantowe.
a) $n = 2$, $l = 0$ d) $n = 4$, $l = 2$
b) $n = 3$, $l = 1$ e) $n = 4$, $l = 3$
c) $n = 4$, $l = 1$ f) $n = 3$, $l = 0$
- Wykonaj polecenia.
a) Określ, jakiemu orbitalowi atomowemu odpowiadają liczby kwantowe $n = 3$ i $l = 1$.
b) Ustal liczbę możliwych wartości magnetycznej liczby kwantowej m dla $l = 3$.
c) Określ, jakie wartości może przyjmować magnetyczna liczba kwantowa m opisująca elektrony orbitalu p .
d) Ustal, która podpowłoka elektronowa może opisywać maksymalnie 10 elektronów.
- Ustal maksymalną liczbę stanów kwantowych:
a) w podpowłoce d czwartej powłoki elektronowej,
b) w podpowłoce p czwartej powłoki elektronowej,
c) w powłoce elektronowej $n = 4$.
- Podaj wartości liczb kwantowych n , l , m dla wszystkich elektronów czwartej powłoki elektronowej.
- Wskaż wiersze tabeli, w których błędnie przedstawiono komplety liczb kwantowych przypisanych podpowłokom elektronowym. Uzasadnij swój wybór.

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

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

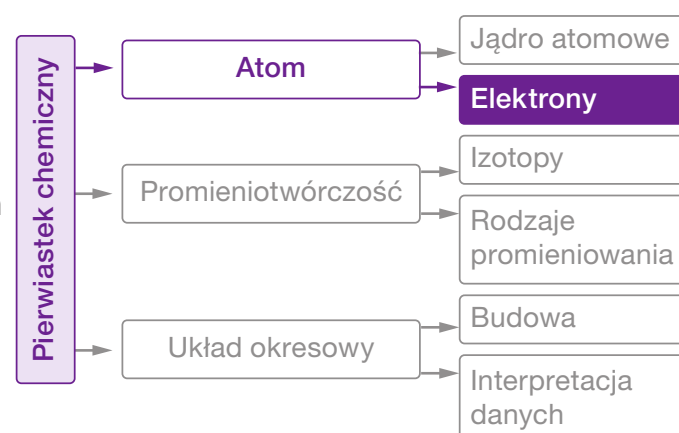
6 Konfiguracja elektronowa atomów



Rys. 18. Model atomu, w którym poruszające się wokół jądra atomowego elektrony tworzą powłoki elektronowe.

Ważne w tym temacie:

- zasady rozmieszczania elektronów na poziomach orbitalnych
- konfiguracje elektronowe atomów i jonów



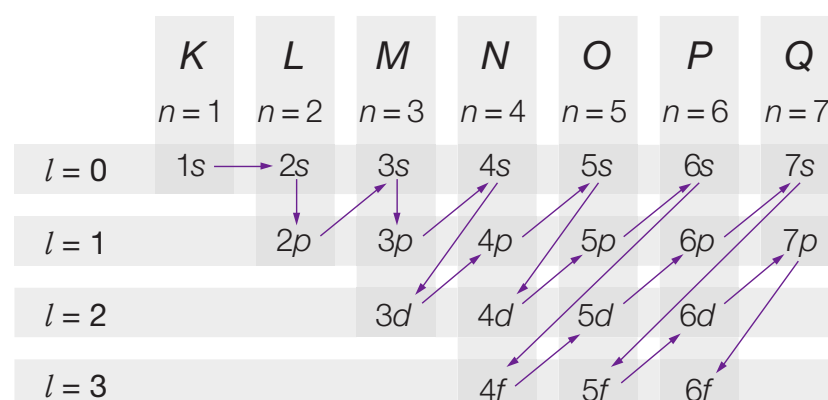
Konfiguracja elektronowa przedstawia rozmieszczenie elektronów w powłokach i podpowłokach atomu lub jonu (rys. 18.). Jej znajomość umożliwia przewidywanie właściwości pierwiastków chemicznych, np. aktywności chemicznej czy zdolności tworzenia wiązań chemicznych określonego typu.

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

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

Kolejność wypełniania powłok i podpowłok elektronowych

Podpowłoki elektronowe i powłoki elektronowe są zajmowane przez elektrony w takiej kolejności, w jakiej wzrasta ich energia, czyli **od podpowłoki o najniższej energii** (rys. 19.).



Rys. 19. Kolejność wypełniania podpowłok elektronowych przez elektrony – zgodnie ze wzrostem energii.

- W przypadku pierwiastków, w których atomach **liczba elektronów nie przekracza 20**, wypełniane są kolejno podpowłoki s i p kolejnych powłok elektronowych.
- W przypadku pierwiastków chemicznych, w których atomach znajduje się **ponad 20 elektronów**, kolejność wypełniania podpowłok elektronowych według wzrastającej **głównej liczby kwantowej nie zawsze jest zachowana**.

Zaburzenie kolejności wypełniania podpowłok przez elektrony jest spowodowane oddziaływaniem elektronów, a to zmienia kolejność energetyczną podpowłok elektronowych atomu. Wówczas połowiczne lub całkowite wypełnienie podpowłok o wyższym poziomie energetycznym jest energetycznie bardziej korzystne dla atomu i następuje przed całkowitym wypełnieniem podpowłok o niższym poziomie energetycznym.

Graficzne przedstawienie rozmieszczenia elektronów – schemat klatkowy

Kolejność wypełniania podpowłok elektronowych można również przedstawić za pomocą **zapisu graficznego (schematu klatkowego)** (rys. 20.). Jedna klatka (kwadrat) odpowiada poziomowi orbitalnemu opisywanemu tą samą magnetyczną liczbą kwantową m .

- Podpowłoka** elektronowej s odpowiada **jeden poziom** orbitalny, gdyż magnetyczna liczba kwantowa ma tylko jedną wartość $m = 0$ dla pobocznej liczby kwantowej $l = 0$.
- Podpowłoka** elektronowej p odpowiadają **trzy poziomy** orbitalne, gdyż magnetyczna liczba kwantowa może przyjmować trzy wartości $m = -1, 0, 1$ dla pobocznej liczby kwantowej $l = 1$.
- Podpowłoka** elektronowej d odpowiada **pięć poziomów** orbitalnych, gdyż magnetyczna liczba kwantowa może przyjmować pięć wartości $m = -2, -1, 0, 1, 2$ dla pobocznej liczby kwantowej $l = 2$.

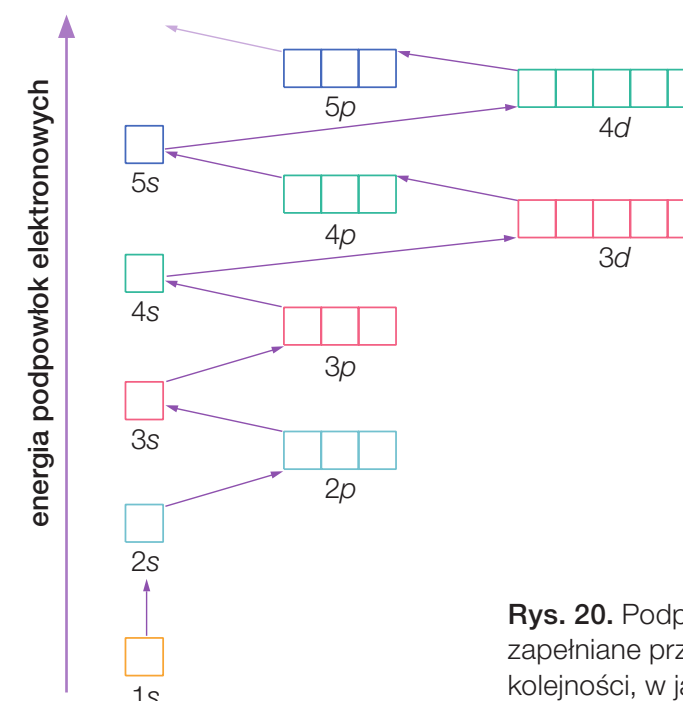
jeden **poziom** orbitalny

Graficzne oznaczenie podpowłok:

s □

p □ □ □

d □ □ □ □ □



Rys. 20. Podpowłoki elektronowe są wypełniane przez elektrony w takiej kolejności, w jakiej wzrasta ich energia.

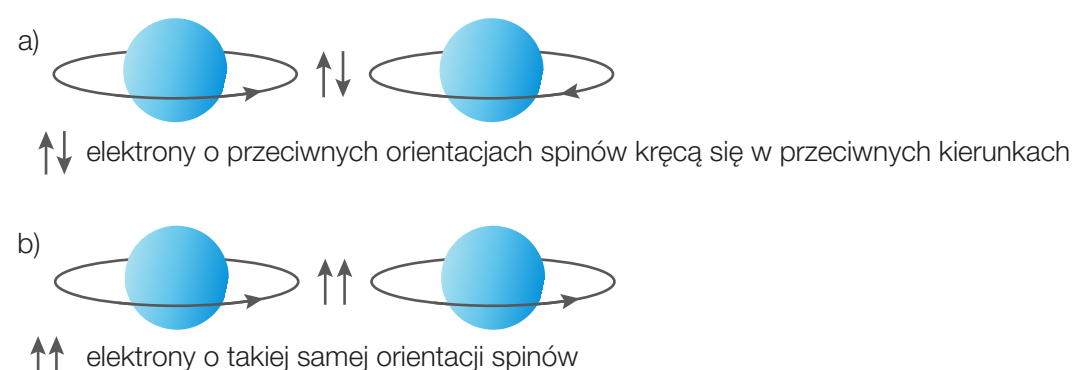
Strzałki umieszczone wewnątrz schematu klatkowego oznaczają elektrony. Poziomy orbitalny mogą zajmować maksymalnie 2 elektrony:



Zakaz Pauliego
→ patrz s. 50

Przeciwnie 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 **orbital atomowy nie może być obsadzony przez 2 elektrony o jednakowych wartościach wszystkich liczb kwantowych** (rys. 21.).



Rys. 21. Elektrony sparowane (a), elektrony niesparowane (b).

Reguła Hunda

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

Rozmieszczenie elektronów 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 wypełnieniu wszystkich poziomów orbitalnych przez elektrony niesparowane.

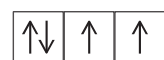
Zapis konfiguracji elektronowej

Konfigurację elektronową zapisuje się za pomocą literowych symboli podpowłok elektronowych (s, p, d, f). Przed literą umieszcza się główną liczbę kwantową (n), a w indeksie górnym obok **symbolu podpowłoki elektronowej** zapisuje się **liczbę elektronów**, które znajdują się w tej podpowłoce:

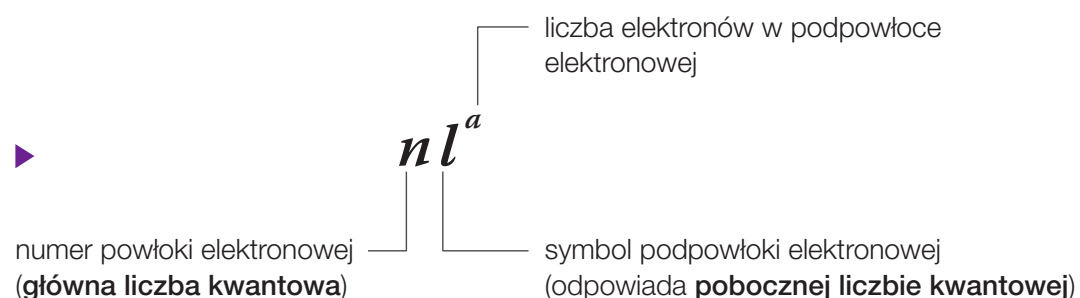
Orbital p wypełniony przez 2 elektrony



Orbital p wypełniony przez 4 elektrony



Podpowłokowy zapis konfiguracji elektronowej



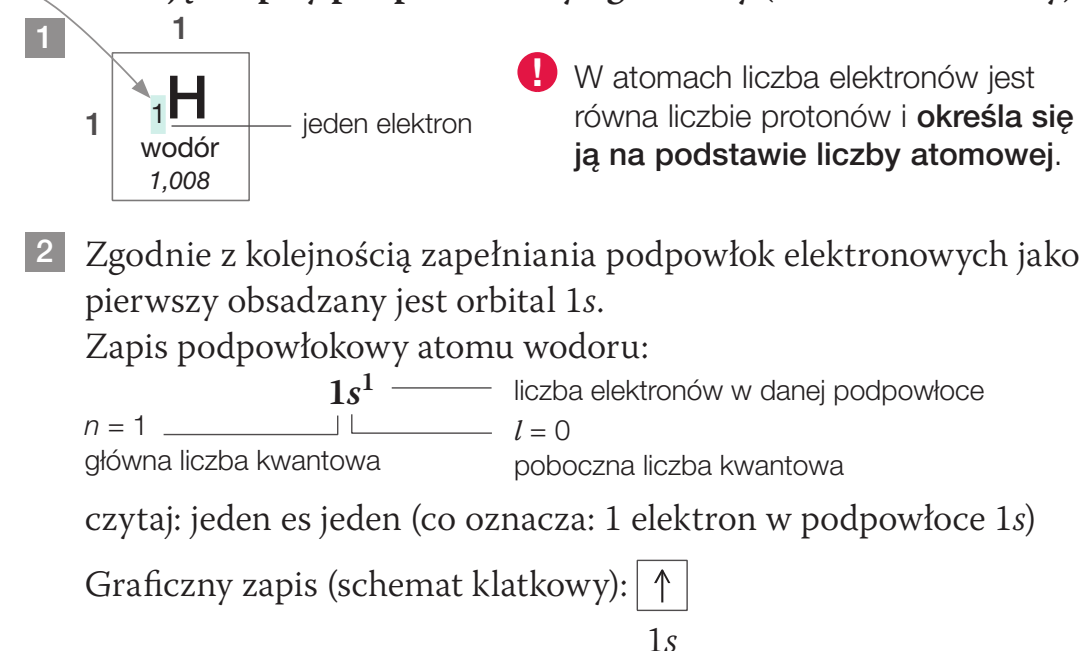
Przykład 14.

Plan rozwiązywania

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

Ustalanie konfiguracji elektronowej atomu wodoru

Ustal konfigurację elektronową atomu wodoru. Przedstaw ją, stosując zapisy podpowłokowy i graficzny (schemat klatkowy).



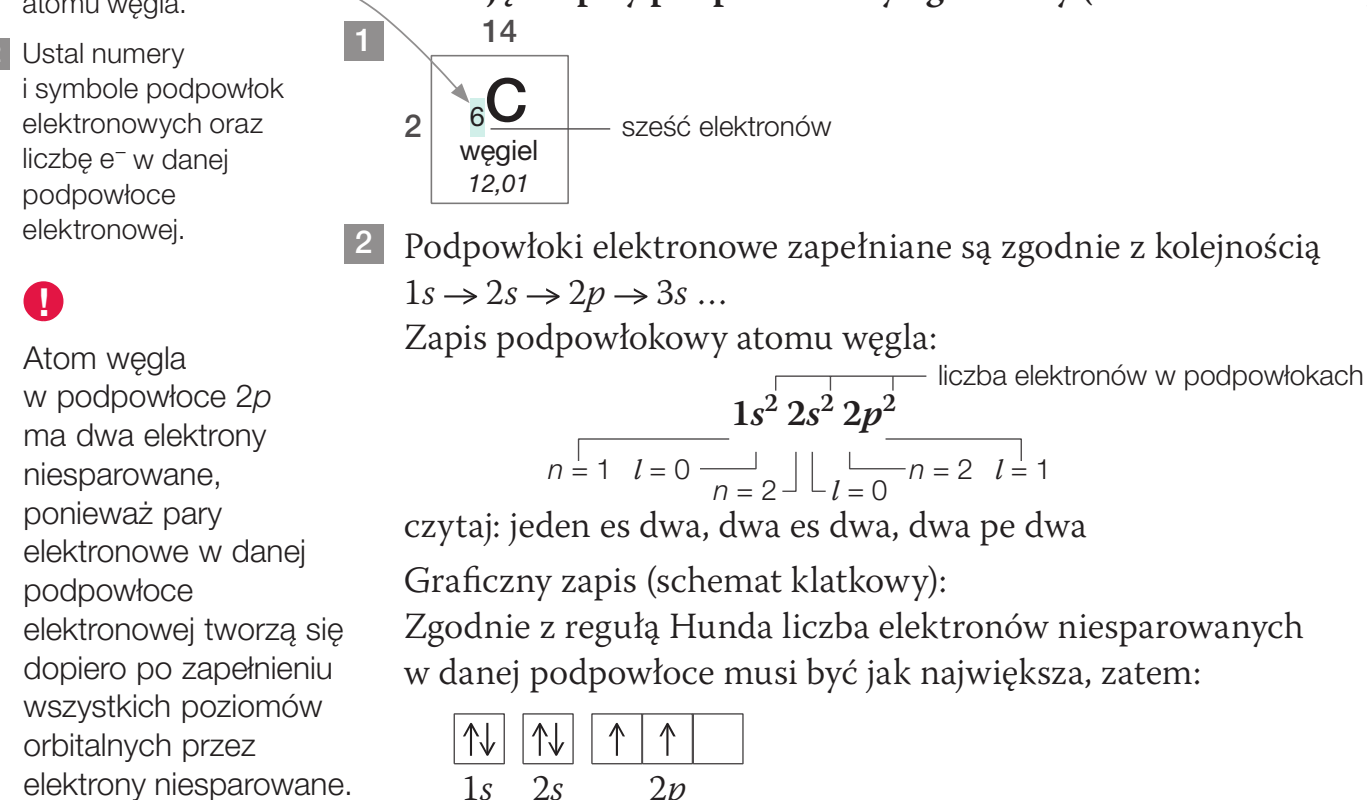
Przykład 15.

Plan rozwiązywania

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

Ustalanie konfiguracji elektronowej atomu węgla

Ustal konfigurację elektronową atomu węgla. Przedstaw ją, stosując zapisy podpowłokowy i graficzny (schemat klatkowy).

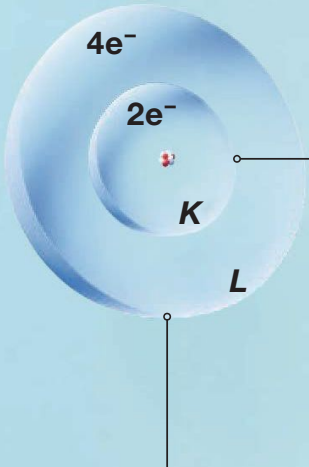


Podpowłokowy zapis konfiguracji elektronowej atomu węgla

Atom jest zbudowany z jądra atomowego oraz elektronów, które zapełniają kolejne powłoki elektronowe (K, L, M, N...). Każda powłoka zawiera podpowłoki elektronowe, które składają się z orbitali. Do oznaczania podpowłok i orbitali wykorzystuje się litery: s, p, d i f.

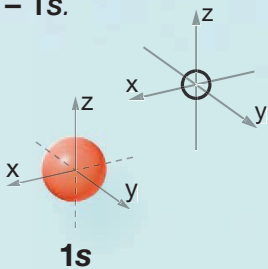
Budowa atomu węgla

Atom węgla ma **dwie powłoki elektronowe** – K i L, w których znajduje się łącznie 6 elektronów.



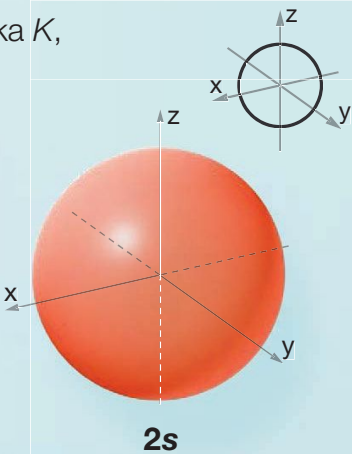
K Powłoka K (główna liczba kwantowa $n = 1$), która jest najbliższą jądru, zawiera jedną **podpowłokę – 1s**.

Ma ona najniższą energię spośród wszystkich podpowłok, dlatego jest zapełniana jako pierwsza – przez maksymalnie 2 elektrony. Znajdujący się w niej orbital 1s ma kształt kulisty.

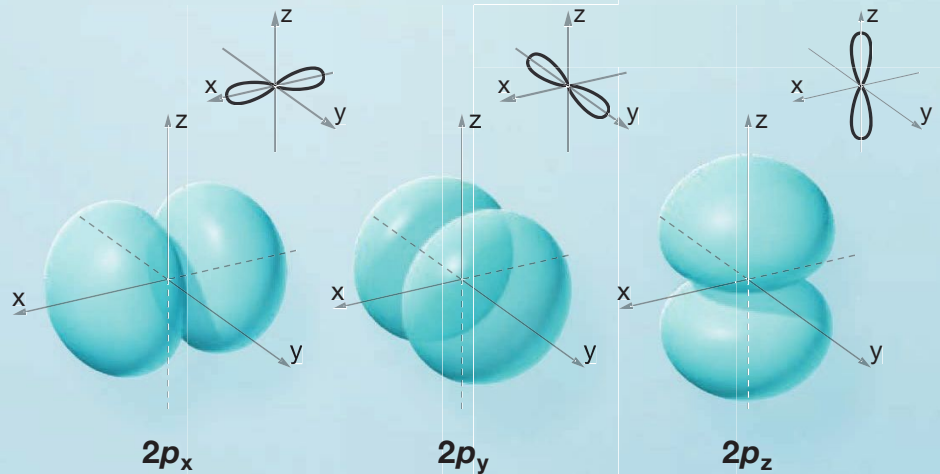


L Powłoka L ($n = 2$), która jest bardziej oddalona od jądra niż powłoka K, zawiera **dwie podpowłoki: 2s i 2p**.

Podpowłoka 2s ma wyższą energię niż podpowłoka 1s i jest zapełniana jako druga. Tak jak podpowłokę 1s zapełniają ją maksymalnie 2 elektrony. Znajdujący się w niej orbital 2s także ma kształt kuli. Jest jednak większy niż orbital 1s, ponieważ wartość głównej liczby kwantowej n powłoki L ($n = 2$) jest większa niż powłoki K ($n = 1$).



Podpowłoka 2p ma wyższą energię niż podpowłoka 2s, dlatego jest obsadzana przez elektrony jako trzecia – po podpowłokach 1s i 2s. W podpowłoce 2p znajdują się trzy orbitale p – p_x , p_y , p_z . Ostatnie 2 elektrony atomu węgla obsadzają więc dwa orbitale p podpowłoki 2p.

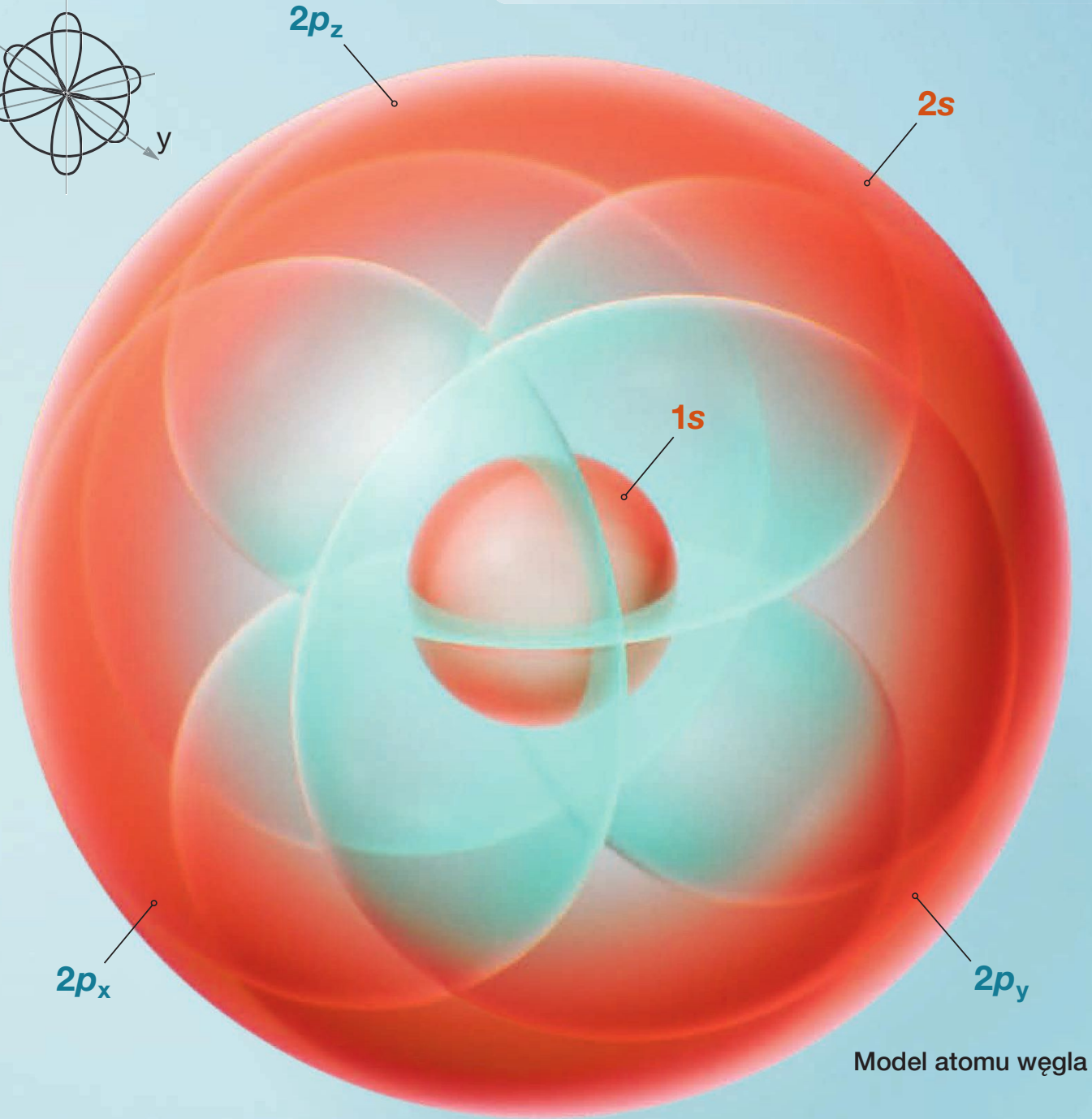
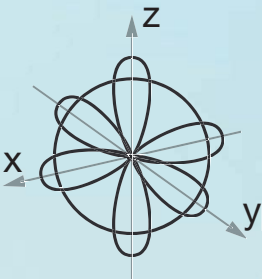


Zapis konfiguracji elektronowej

Rozmieszczenie elektronów w atomie można przestawić m.in. za pomocą powłokowego i podpowłokowego zapisu konfiguracji elektronowej.

Powłokowy zapis konfiguracji elektronowej atomu węgla: ${}_6\text{C}: K^2 L^4$

Podpowłokowy zapis konfiguracji elektronowej atomu węgla: ${}_6\text{C}: 1s^2 2s^2 2p^2$



Umieszczenie poszczególnych orbitali w modelu atomu węgla:

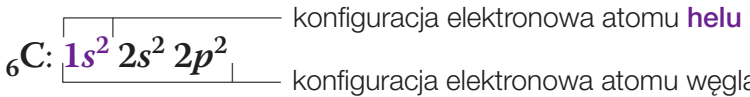


Skrócony zapis konfiguracji elektronowej

Rozmieszczenie elektronów w atomie można także przedstawić za pomocą **skróconego zapisu konfiguracji elektronowej**. Tworzy się go na podstawie konfiguracji elektronowej helowca, który poprzedza w układzie okresowym dany pierwiastek chemiczny.

Na przykład helowcem poprzedzającym węgiel w układzie okresowym jest hel.

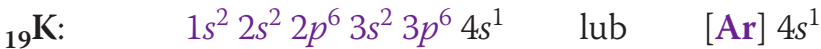
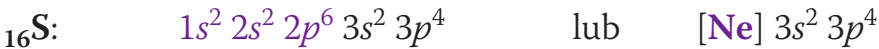
Atom helu ma dwa elektrony, a jego konfiguracja elektronowa jest następująca: ${}_2\text{He}: 1s^2$. Dlatego $1s^2$ w konfiguracji elektronowej atomu węgla można zastąpić symbolem chemicznym helu:



Skrócony zapis konfiguracji elektronowej atomu węgla w stanie podstawowym będzie zatem miał postać:



Przykłady zapisów konfiguracji elektronowej dla wybranych atomów:



Skrócony zapis konfiguracji elektronowej można stosować zarówno w zapisach podpowłokowym, jak i graficznym (w schemacie klatkowym).

Przykład 16.

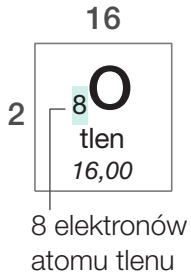
Plan rozwiązywania

- 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 graficzny zapis (schemat klatkowy) konfiguracji elektronowej atomu tlenu i anionu O^{2-} .

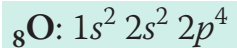
Ustalanie konfiguracji elektronowej anionu

Ustal konfigurację elektronową anionu tlenkowego O^{2-} w stanie podstawowym. Przedstaw ją w postaci zapisów skróconego oraz graficznego (schematu klatkowego).

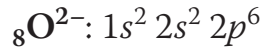
- 1 Atom tlenu ma 8 elektronów, natomiast anion tlenkowy O^{2-} ma **o 2 elektrony więcej**, czyli ma 10 elektronów.



- 2 Konfiguracja elektronowa atomu tlenu:



Konfiguracja elektronowa anionu tlenkowego:



ciąg dalszy przykładu na s. 63

początek przykładu na s. 62

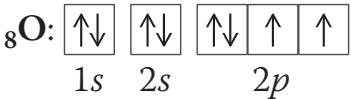
- 3 Helowcem poprzedzającym tlen w układzie okresowym jest hel ${}_2\text{He}: 1s^2$. Zapis skrócony konfiguracji elektronowej atomu tlenu:



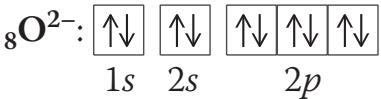
Anion tlenkowy ma 10 elektronów, tak jak neon – helowiec o konfiguracji elektronowej ${}_{10}\text{Ne}: 1s^2 2s^2 2p^6$.

Zapis skrócony konfiguracji elektronowej anionu tlenkowego: ${}_8\text{O}^{2-}: [\text{Ne}]$

- 4 Graficzny zapis (schemat klatkowy) konfiguracji elektronowej **atomu tlenu**:



Graficzny zapis (schemat klatkowy) konfiguracji elektronowej **anionu tlenkowego**:



Przykład 17.

Plan rozwiązywania

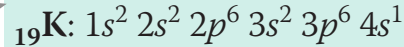
- 1 Ustal liczbę e^- w kationie K^+ .
- 2 Zapisz konfigurację elektronową atomu potasu i kationu K^+ .
- 3 Przedstaw zapis skrócony konfiguracji elektronowej atomu potasu i kationu K^+ .
- 4 Przedstaw graficzny zapis (schemat klatkowy) konfiguracji elektronowej atomu potasu i kationu K^+ .

Ustalanie konfiguracji elektronowej kationu

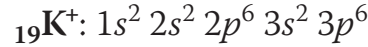
Ustal konfigurację elektronową kationu potasu K^+ w stanie podstawowym. Przedstaw ją w postaci zapisów skróconego oraz graficznego (schematu klatkowego).

- 1 Atom potasu ma 19 elektronów, natomiast kation potasu K^+ ma **o 1 elektron mniej**, czyli ma 18 elektronów.

- 2 Konfiguracja elektronowa atomu potasu:



Konfiguracja elektronowa kationu potasu:



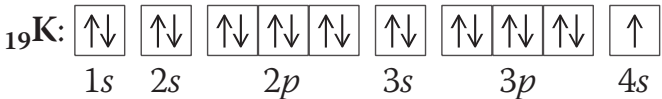
- 3 Gazem szlachetnym poprzedzającym potas w układzie okresowym jest argon ${}_{18}\text{Ar}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

Zapis skrócony konfiguracji elektronowej atomu potasu: ${}_{19}\text{K}: [\text{Ar}] 4s^1$

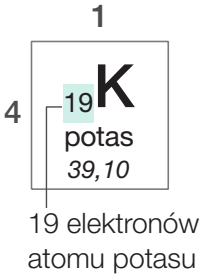
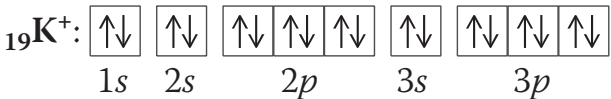
Kation potasu ma tyle samo elektronów co atom argonu.

Zapis skrócony konfiguracji elektronowej kationu potasu: ${}_{19}\text{K}^+: [\text{Ar}]$

- 4 Graficzny zapis (schemat klatkowy) konfiguracji elektronowej **atomu potasu**:



Graficzny zapis (schemat klatkowy) konfiguracji elektronowej **kationu potasu**:



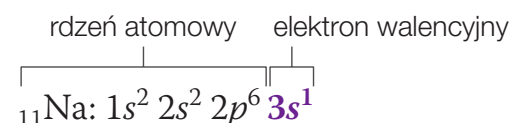
Elektrony walencyjne pierwiastków grup 1.–2. i 13.–18. – elektrony znajdujące się w ostatniej, zewnętrznej powłoce elektronowej. Biorą udział w tworzeniu wiązań chemicznych.

Elektrony walencyjne i rdzeń atomowy

Elektrony walencyjne atomów pierwiastków grup 1.–2. i 13.–18. 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**. Uczestniczą 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:



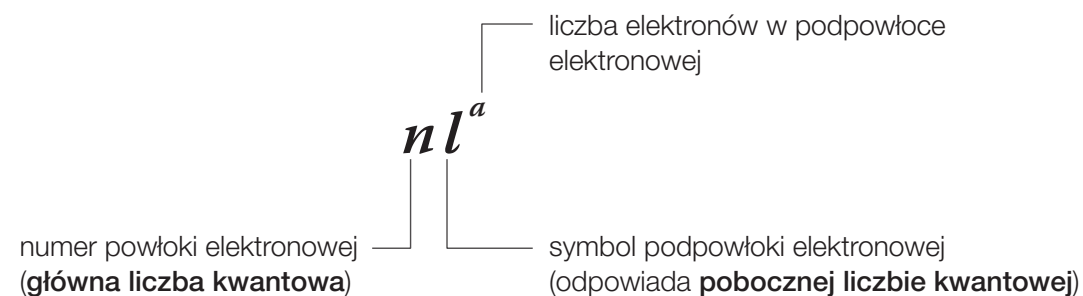
Ważne w temacie Konfiguracja elektronowa atomów

1. Opisuję zasady rozmieszczania elektronów na orbitalach w atomach pierwiastków wieloelektronowych

- Reguła Hunda** – atom w stanie podstawowym ma możliwie największą liczbę elektronów niesparowanych.
- Zakaz Pauliego** – w atomie lub jonie nie mogą istnieć dwa elektrony o identycznych stanach kwantowych, czyli o takich samych 4 liczbach kwantowych (n, l, m, m_s).

Konfiguracja elektronowa atomu

2. Zapisuję konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków oraz ich jonów



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.

Rdzeń atomowy – jądro atomu wraz z elektronami niewalencyjnymi.

Zadania do tematu



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

- rozmieszczenie e^- zgodnie z regułą Hunda
- rozmieszczenie e^- zgodnie z zakazem Pauliego
- orbital d
- podpowłoka np
- orbital f

a) $l = 2$

e) $n = 3$

b) $\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow}$

f) $\boxed{\uparrow\downarrow}$

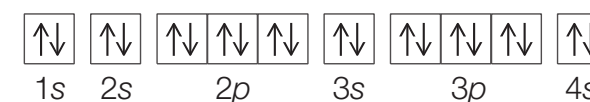
c) $l = 3$

g) $\boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow}$

d) $n = 2$

2. Podaj nazwę, symbol chemiczny i liczbę elektronów występujących w atomie pierwiastka chemicznego o podanym zapisie graficznym (schemacie klatkowym).

Następnie zapisz konfigurację elektronową tego pierwiastka chemicznego w postaci pełnej i skróconej.



3. Napisz konfiguracje elektronowe podanych atomów i jonów (stan podstawowy), stosując zapisy pełne, skrócone lub graficzne (schematy klatkowe).

a) ${}^7\text{N}$, ${}^{13}\text{Al}$, ${}^{18}\text{Ar}$, ${}^{30}\text{Zn}$

b) ${}^{20}\text{Ca}^{2+}$, ${}^{16}\text{S}^{2-}$, ${}^{35}\text{Br}^-$

4. Konfiguracje elektronowe atomów kilku pierwiastków chemicznych w stanie podstawowym mają następującą postać:

Pierwiastek chemiczny A: $1s^2 2s^2 2p^2$

Pierwiastek chemiczny B: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

Pierwiastek chemiczny C: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Pierwiastek chemiczny D: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

a) **Napisz, który z podanych pierwiastków chemicznych A–D tworzy kation o konfiguracji elektronowej atomu argonu.**

b) **Podaj liczbę niesparowanych elektronów w atomie pierwiastka chemicznego D.**



5. Wybierz zapis, który przedstawia, zgodnie z regułą Hunda i zakazem Pauliego, rozmieszczenie elektronów w powłoce walencyjnej atomu węgla w stanie podstawowym. Zaznacz poprawną odpowiedź.

a) $\boxed{\uparrow\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{}$

2s 2p

c) $\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow} \boxed{\uparrow} \boxed{}$

2s 2p

b) $\boxed{\downarrow} \boxed{\downarrow} \boxed{\downarrow} \boxed{\downarrow}$

2s 2p

d) $\boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{\uparrow\downarrow} \boxed{} \boxed{}$

2s 2p

7

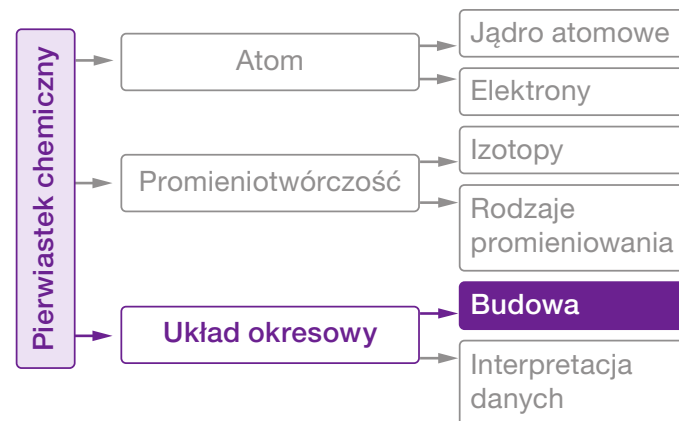
Budowa układu okresowego pierwiastków chemicznych



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

Ważne w tym temacie:

- budowa układu okresowego
- prawo okresowości
- odczytywanie mas atomowych pierwiastków



Dzięki intensywnemu rozwojowi wiedzy chemicznej oraz umiejętnościom naukowców odkryto wiele nowych pierwiastków chemicznych oraz poznano ich właściwości. Zaistniała wówczas potrzeba uporządkowania tych informacji poprzez wprowadzenie zrozumiałego sposobu klasyfikacji pierwiastków chemicznych (fot. 10.).

Pierwiastki chemiczne

Termin „pierwiastek chemiczny” wprowadził w 1661 r. **Robert Boyle** [czyt. robert bojł]. Określił nim substancję, której nie można podzielić na prostsze składniki żadną ze znanych metod. Definicja Roberta 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.

Historia odkrywania pierwiastków chemicznych

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 szile] w wyniku doświadczeń chemicznych odkrył kolejne pierwiastki chemiczne. Były nimi azot (pierwiastek chemiczny wyodrębniony niezależnie również przez Daniela Rutherforda [czyt. daniela raderforda], Josepha Priestleya [czyt. dżozefa pristleja], Henry’ego Cavendisha [czyt. henriego kawendisza]), tlen (wyodrębniony również przez J. Priestleya), chlor, mangan, molibden i wolfram.

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

- ▶ Kolejnym wielkim odkrywcą był **Humphry Davy** [czyt. hamfri dejwi], dzięki któremu na liście poznanych pierwiastków chemicznych znalazły się m.in.: sól, 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 środkowego pierwiastka chemicznego triady jest w przybliżeniu równa średniej arytmetycznej mas atomowych pozostałych dwóch pierwiastków chemicznych. Taką triadę tworzą np.: lit, sól i potas. Masę atomową sodu można wyznaczyć:

$$m_{\text{Na}} = \frac{m_{\text{Li}} + m_{\text{K}}}{2} \quad m_{\text{Na}} = \frac{7 \text{ u} + 39 \text{ u}}{2} \quad m_{\text{Na}} = 23 \text{ u}$$

Prawo oktaf

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 oktaf**. Systematyką pierwiastków chemicznych zajmował się też **Julius Meyer** [czyt. julius mejer]. Opracował on zestawienie 6 grup pierwiastków chemicznych o podobnych właściwościach.

Prawo okresowości

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:

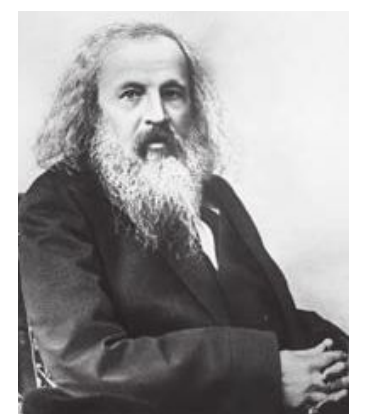
- ▶ pierwiastki chemiczne uszeregowane zgodnie ze zwiększającą się masą atomową okresowo zmieniają swoje właściwości. Zależność tę nazwał **prawem okresowości**;
- ▶ układ okresowy pierwiastków chemicznych składa się z poziomych szeregów i pionowych kolumn. **Pierwiastki chemiczne** znajdujące się **w jednej kolumnie wykazują zbliżone właściwości**;
- ▶ w układzie okresowym **należy przewidzieć miejsce dla prawdopodobnie istniejących**, a nieodkrytych jeszcze pierwiastków chemicznych, tzw. eka-pierwiastków. Mendelejew zostawił puste miejsca np. pod glinem oraz krzemem dla pierwiastków chemicznych eka-glinu i eka-krzemu. Jego zdaniem istniały one w środowisku przyrodniczym, a ich odkrycie było tylko

Przykłady triad:

- ▶ Cl, Br, I,
- ▶ S, Se, Te,
- ▶ Ca, Sr, Ba.



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



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

kwęstią czasu. 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 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.

■ 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).

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 i nazywa się je **gazami szlachetnymi**. Nazwy grup 2. i 13.–18. pochodzą od nazwy pierwszego pierwiastka chemicznego w grupie.

Nazwa grupy 1. – 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 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.

Współczesny układ okresowy jest także przedstawiany w formie długiej. Wówczas lantanowce i aktynowce stanowią część okresów 6. i 7. (rys. 22., s. 69).

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

Okresy – poziome szeregi.

Grupy – pionowe kolumny.

[illegible]

Nazwy grup 1.-2.
i 13.-18.:

1. grupa – litowce,
2. grupa – berylownice,
13. grupa – borowce,
14. grupa – węglownice,
15. grupa – azotownice,
16. grupa – tlenownice,
17. grupa – fluorownice,
18. grupa – helownice.

1																	13	14	15	16	17	18																
1	H																	B	C	N	O	F	Ne															
2	Li	Be																	Al	Si	P	S	Cl	Ar														
3	Na	Mg																	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr		
4	K	Ca	Sc																	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe				
5	Rb	Sr	Y																	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn				
6	Cs	Ba	La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn						
7	Fr	Ra	Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og						
	s		d		f														d										p									

Rys. 22. Forma długa układu okresowego pierwiastków chemicznych.

■ Metale i niemetale

Pierwiastki chemiczne, ze względu na właściwości fizyczne i chemiczne, można podzielić na metale i niemetale. Istnieją także pierwiastki chemiczne, które wykazują właściwości pośrednie: bor, krzem, german, arsen, antymon, tellur oraz astat – w niektórych opracowaniach są one zaliczane do półmetali.

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.

Diagrama układu okresowego z podziałem na grupy i okresy. Kolorowanie komórek odpowiada typowi pierwiastka:

- metale
- niemetale
- brak przyporządkowania

Ważne w temacie *Budowa układu okresowego pierwiastków chemicznych*

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

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

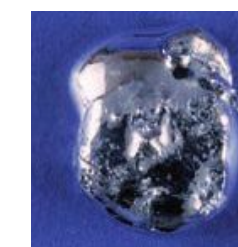
Okresy – poziome szeregi układu okresowego pierwiastków chemicznych.

Grupy – pionowe kolumny układu okresowego pierwiastków chemicznych.

Zadania do tematu



1. Napisz 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) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
2. Korzystając z różnych źródeł informacji, wymień właściwości galu przewidywane przez Mendelejewa i potwierdzone po odkryciu tego pierwiastka chemicznego.
3. Podaj liczbę powłok elektronowych, w których rozmieszczone są elektrony jonów (stan podstawowy): I^- , S^{2-} , Hg^{2+} , Ni^{2+} , Cs^+ , Mg^{2+} . Odpowiedź uzasadnij, podając podpowłokowe zapisy konfiguracji elektronowych.
4. Korzystając z różnych źródeł informacji, podaj symbole i nazwy pierwiastków chemicznych, które w warunkach normalnych są gazami, oraz tych, które są cieciami.
5. Pierwiastek chemiczny E_1 jest położony w 12. grupie układu okresowego, a pierwiastek chemiczny E_2 jest fluorowcem. Oba pierwiastki chemiczne znajdują się w 5. okresie układu okresowego. **Podaj nazwy i pełny zapis konfiguracji elektronowych atomów tych pierwiastków chemicznych w stanie podstawowym.**



gal Ga

8

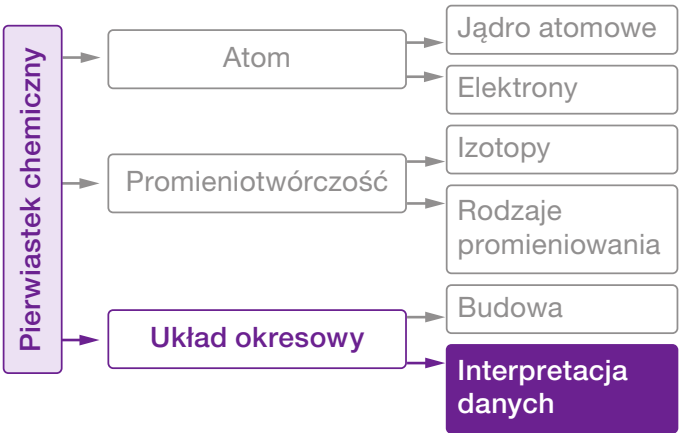
Budowa atomu a położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym



Fot. 13. Atomium – budowla w Belgii, która jest ogromnym modelem fragmentu kryształu żelaza. Każda z 9 kul symbolizuje atom żelaza.

Ważne w tym temacie:

- przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: s, p i d
- związek między budową elektronową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym

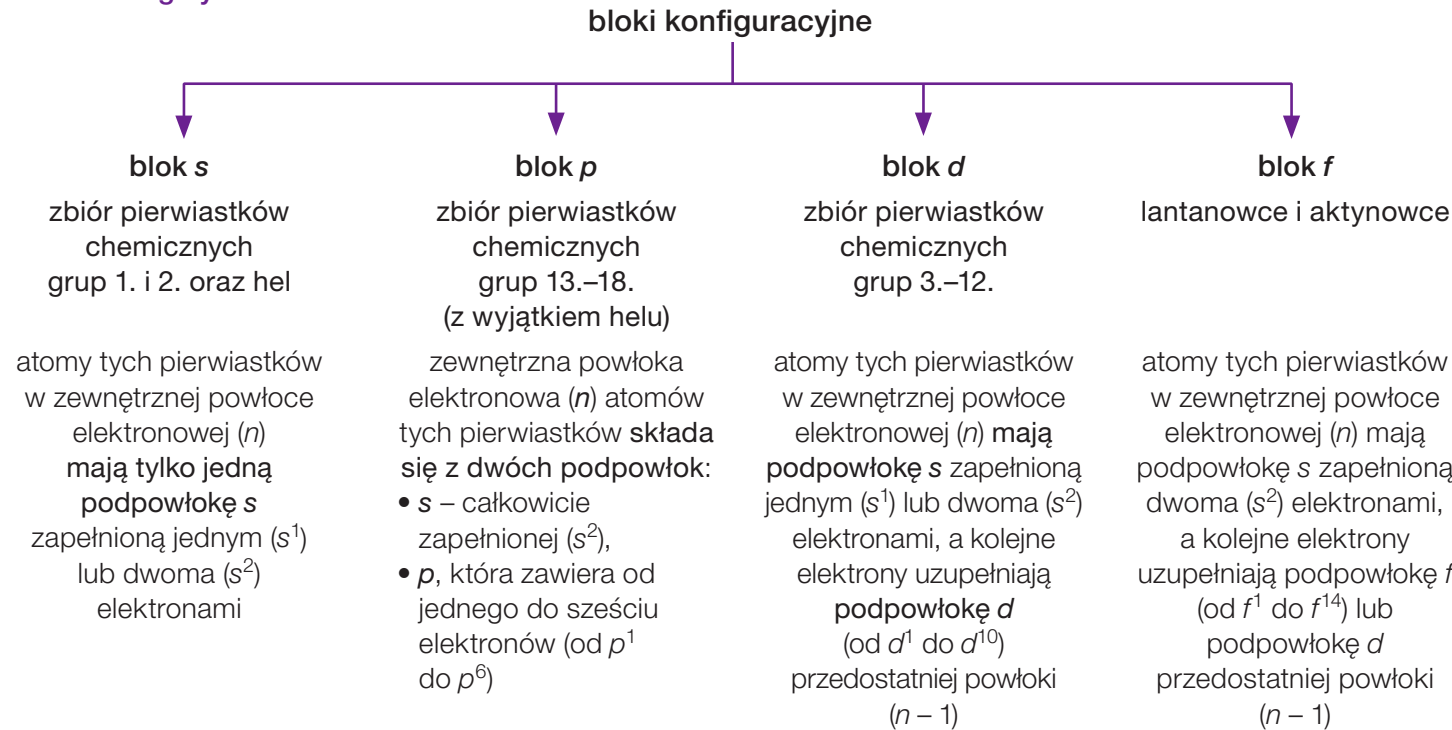


Każdy pierwiastek chemiczny jest zbudowany z atomów (fot. 13.). Informacje na temat budowy atomu danego pierwiastka chemicznego można ustalić, znając jego położenie w układzie okresowym.

■ Bloki konfiguracyjne

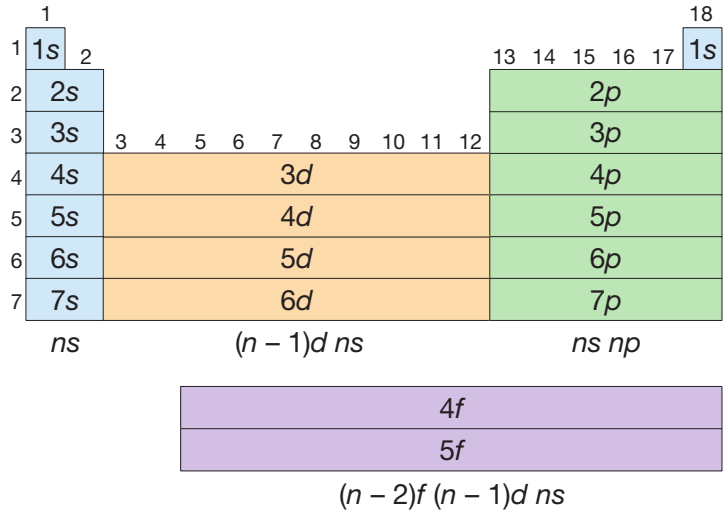
W układzie okresowym pierwiastków chemicznych oprócz grup i okresów można wyodrębnić również zbiory pierwiastków chemicznych o podobnej konfiguracji elektronów walencyjnych. Są to **bloki konfiguracyjne**, nazywane także **blokami energetycznymi** (rys. 23., s. 71). Wy różnia się 4 bloki konfiguracyjne oznaczone literami s, p, d i f.

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



O przynależności do bloku konfiguracyjnego decyduje wypełnienie elektronami walencyjnymi (tabela 7.) odpowiednich podpowłok elektronowych, np.:

- ^{12}Mg : [Ne] $3s^2$ elektrony walencyjne w podpowłoce s – **blok s**,
- ^{13}Al : [Ne] $3s^2 3p^1$ elektrony walencyjne w podpowłokach s i p – **blok p**,
- ^{27}Co : [Ar] $4s^2 3d^7$ elektrony walencyjne w podpowłokach s i d – **blok d**.



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

Rys. 23. Bloki konfiguracyjne są oznaczane literami s, p, d, f – podobnie jak podpowłoki elektronowe.

Tabela 7. Rozmieszczenie elektronów walencyjnych w atomach pierwiastków chemicznych należących do różnych bloków konfiguracyjnych

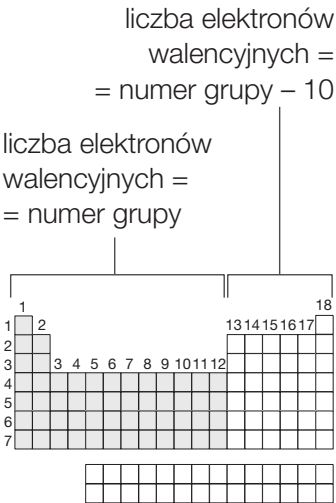
Symbol bloku konfiguracyjnego	Zapis konfiguracji elektronowej przykładowych pierwiastków chemicznych z zaznaczonymi elektronami walencyjnymi
s	^{37}Rb : [Kr] $5s^1$
p	^{35}Br : [Ar] $4s^2 3d^{10} 4p^5$
d	^{25}Mn : [Ar] $4s^2 3d^5$

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

■ Położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym a budowa jego atomu

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 np. Pd, który znajduje się w 5. okresie, ale ma 4 powłoki elektronowe),
- ▶ w atomach pierwiastków chemicznych grup 1.–12. **liczba elektronów walencyjnych jest równa numerowi grupy**, a grup 13.–18. – numerowi grupy pomniejszonemu o dziesięć (wyjątek np. He, którego atom ma 2 elektrony walencyjne, mimo że hel znajduje się w 18. grupie).

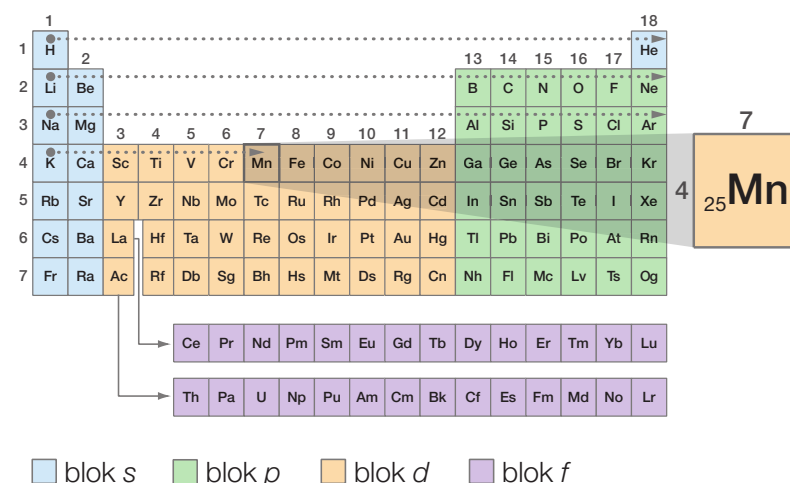


Cztery kroki do ustalenia konfiguracji elektronowej atomu w stanie podstawowym

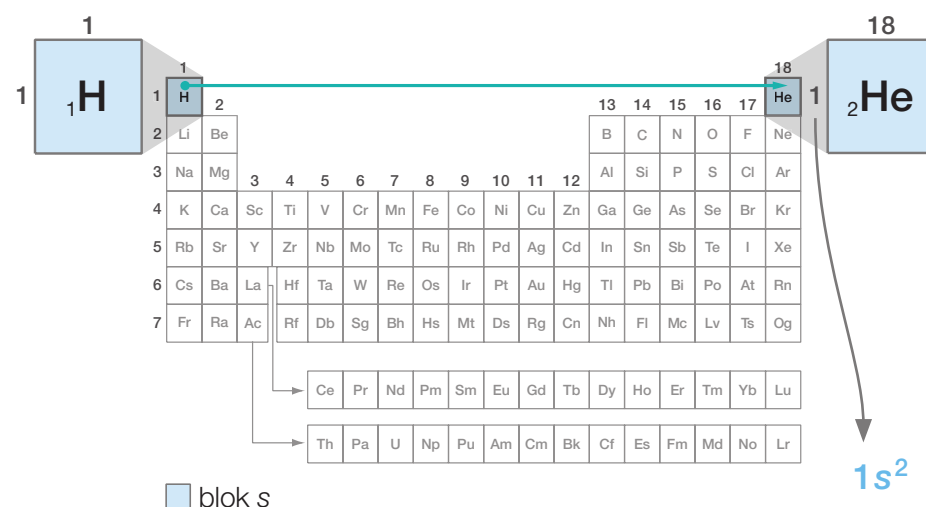
Położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym oraz znajomość bloków konfiguracyjnych pozwalają określić pełny, skrócony i graficzny zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej.

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** wypełnionych 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 stanie podstawowym?

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.

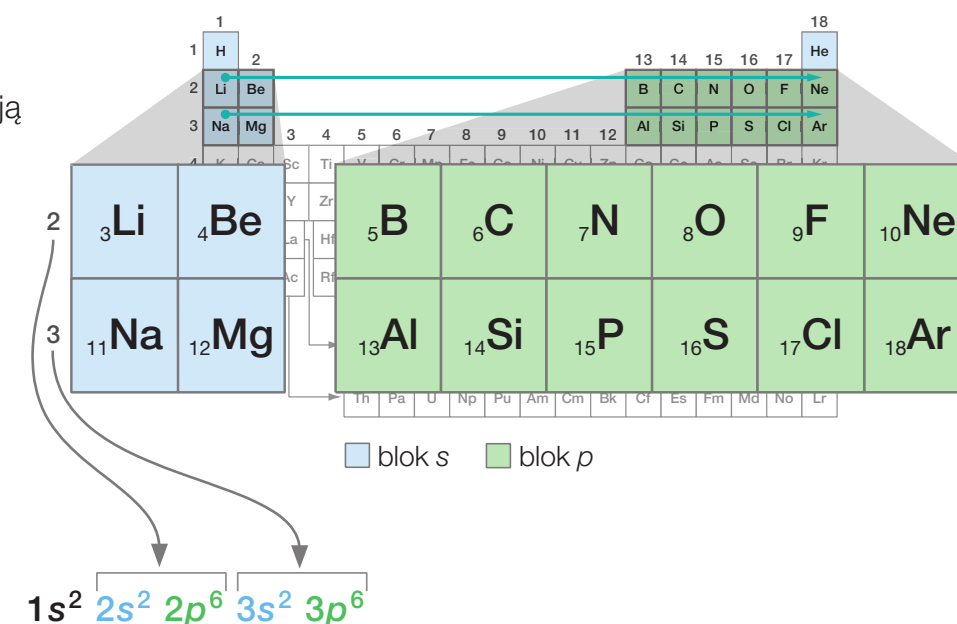
Helowcem poprzedzającym mangan w układzie okresowym jest argon.

Konfiguracja elektronowa atomu manganu:

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

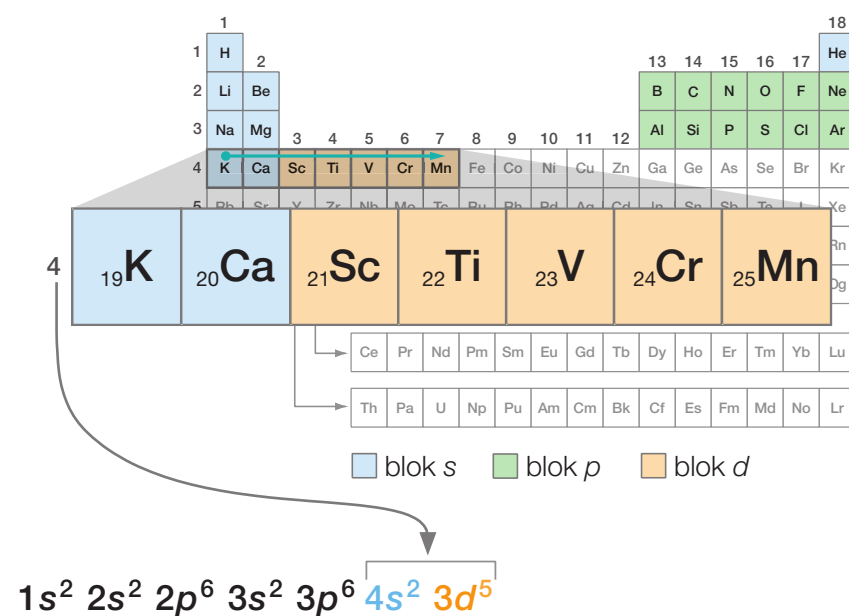
Skrócony zapis: ${}_{25}\text{Mn}: [\text{Ar}] 4s^2 3d^5$ ${}_{25}\text{Mn}: [\text{Ar}] 3d^5 4s^2$

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



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

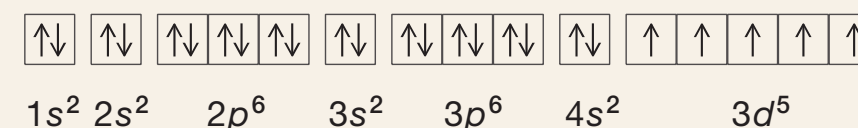
❗ Podpowłoka 4s ma niższą energię niż podpowłoka 3d, dlatego jest ona zapełniana elektronami wcześniej niż podpowłoka 3d.



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

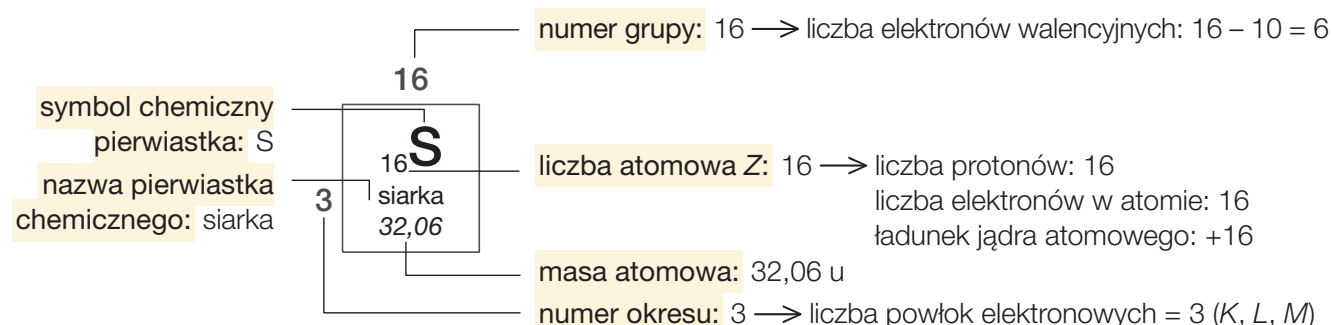
► Jak graficznie przedstawić rozmieszczenie elektronów w podpowłokach atomu manganu?

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.



Interpretacja podstawowych informacji zawartych w układzie okresowym

Budowę atomu pierwiastka chemicznego można ustalić, korzystając z informacji odczytanych z układu okresowego.



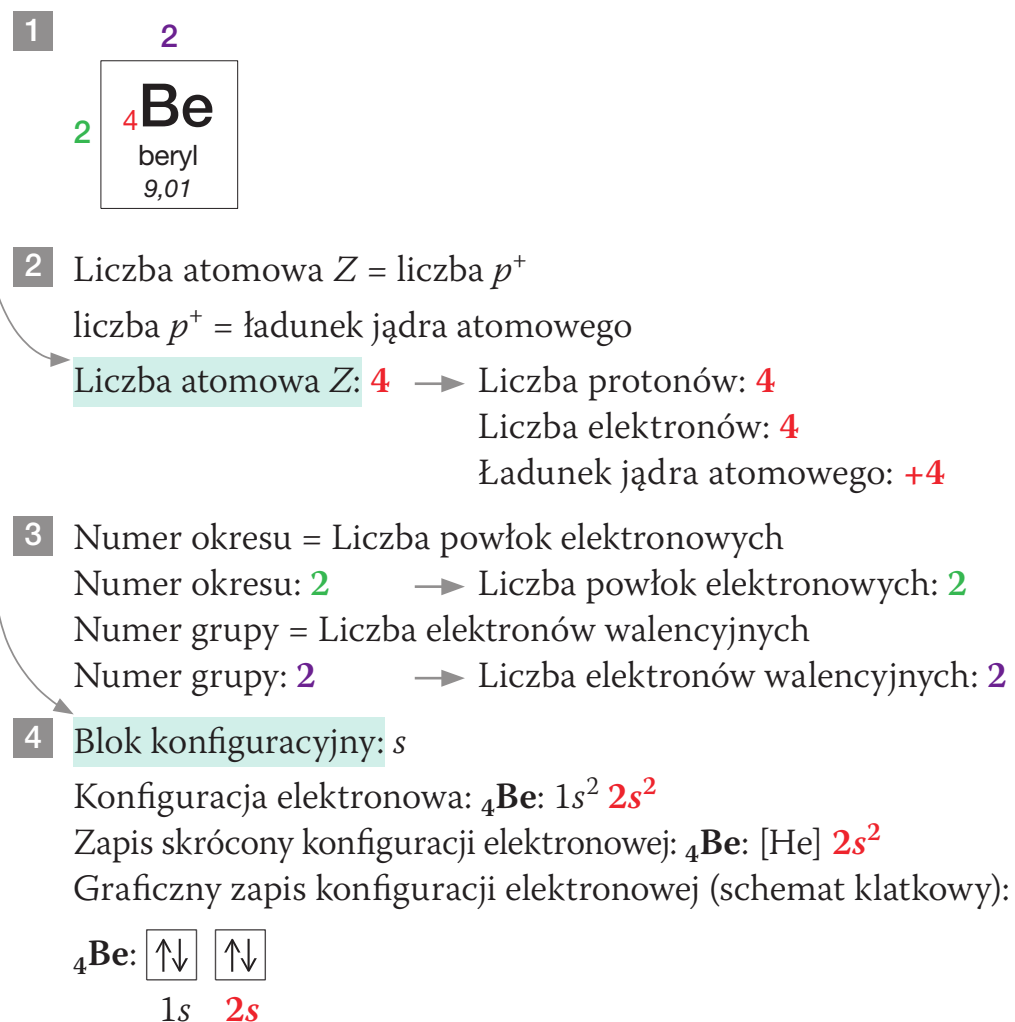
Przykład 18.

Plan rozwiązywania

- Odszukaj beryl w układzie okresowym.
- Odczytaj liczbę Z i ustal liczbę p^+ , e^- oraz ładunek jądra atomowego.
- Określ liczbę powłok elektronowych oraz liczbę elektronów walencyjnych.
- Ustal blok konfiguracyjny i zapisz konfigurację elektronową.

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 w stanie podstawowym.



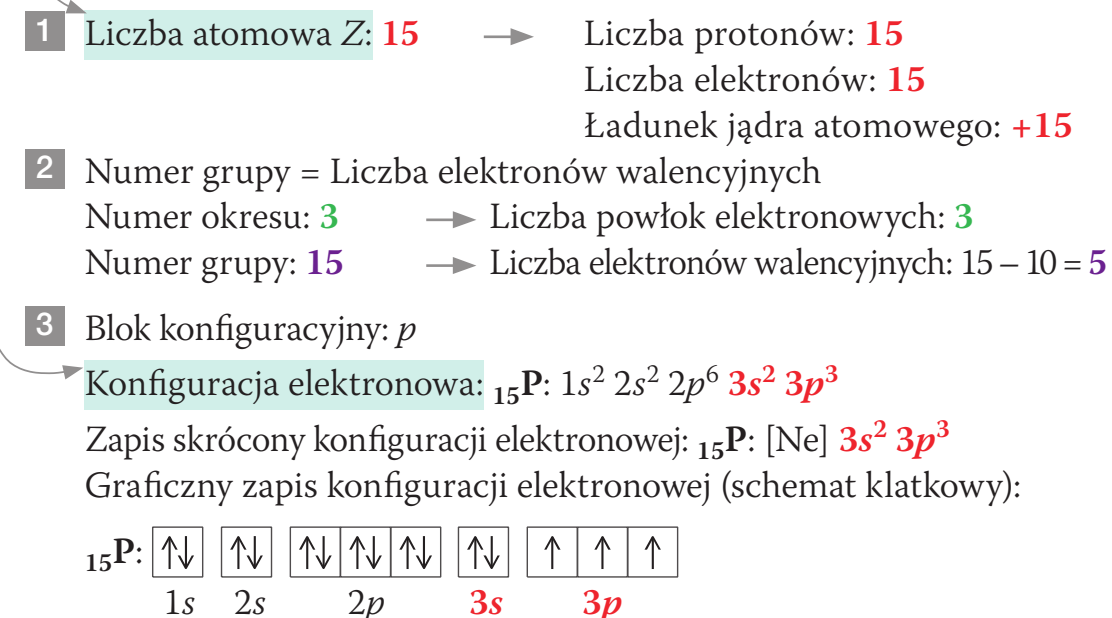
Przykład 19.

Plan rozwiązywania

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

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 (stan podstawowy).



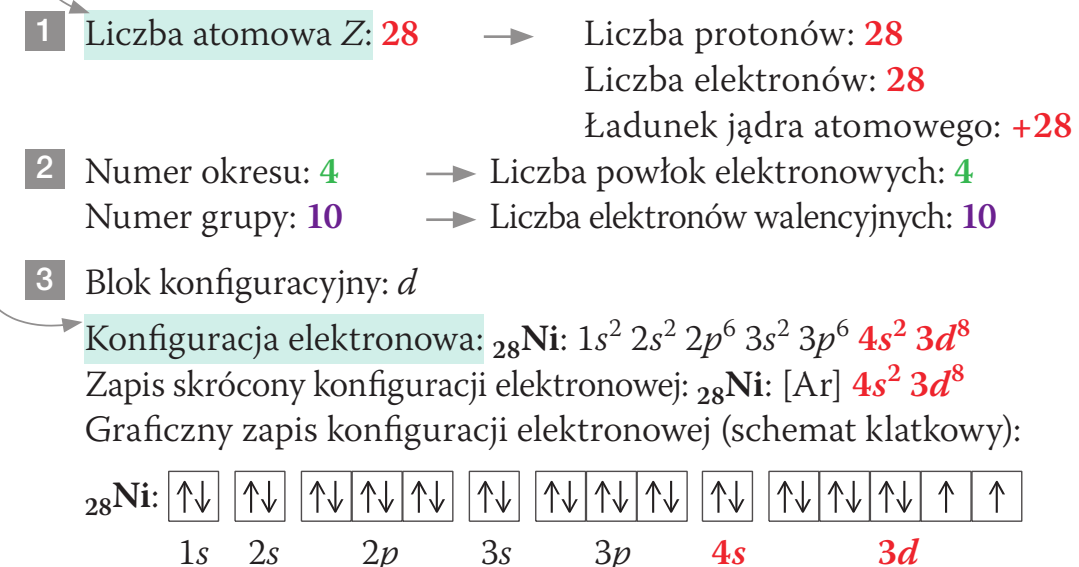
Przykład 20.

Plan rozwiązywania

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

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 (stan podstawowy).



Informacje o budowie atomów wybranych pierwiastków chemicznych na podstawie ich położenia w układzie okresowym przedstawiono w tabeli 8.

Tabela 8. 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

Ważne w temacie Budowa atomu a położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym

1. Ustalam przynależność pierwiastków do bloków konfiguracyjnych: s, p i d układu okresowego
Aby ustalić przynależność pierwiastka chemicznego do określonego bloku konfiguracyjnego, należy określić, w których powłokach znajdują się jego elektrony walencyjne, np.:

- elektrony walencyjne w powłoce s → blok s,
- elektrony walencyjne w powłokach s i p → blok p,
- elektrony walencyjne w powłokach s i d → blok d.

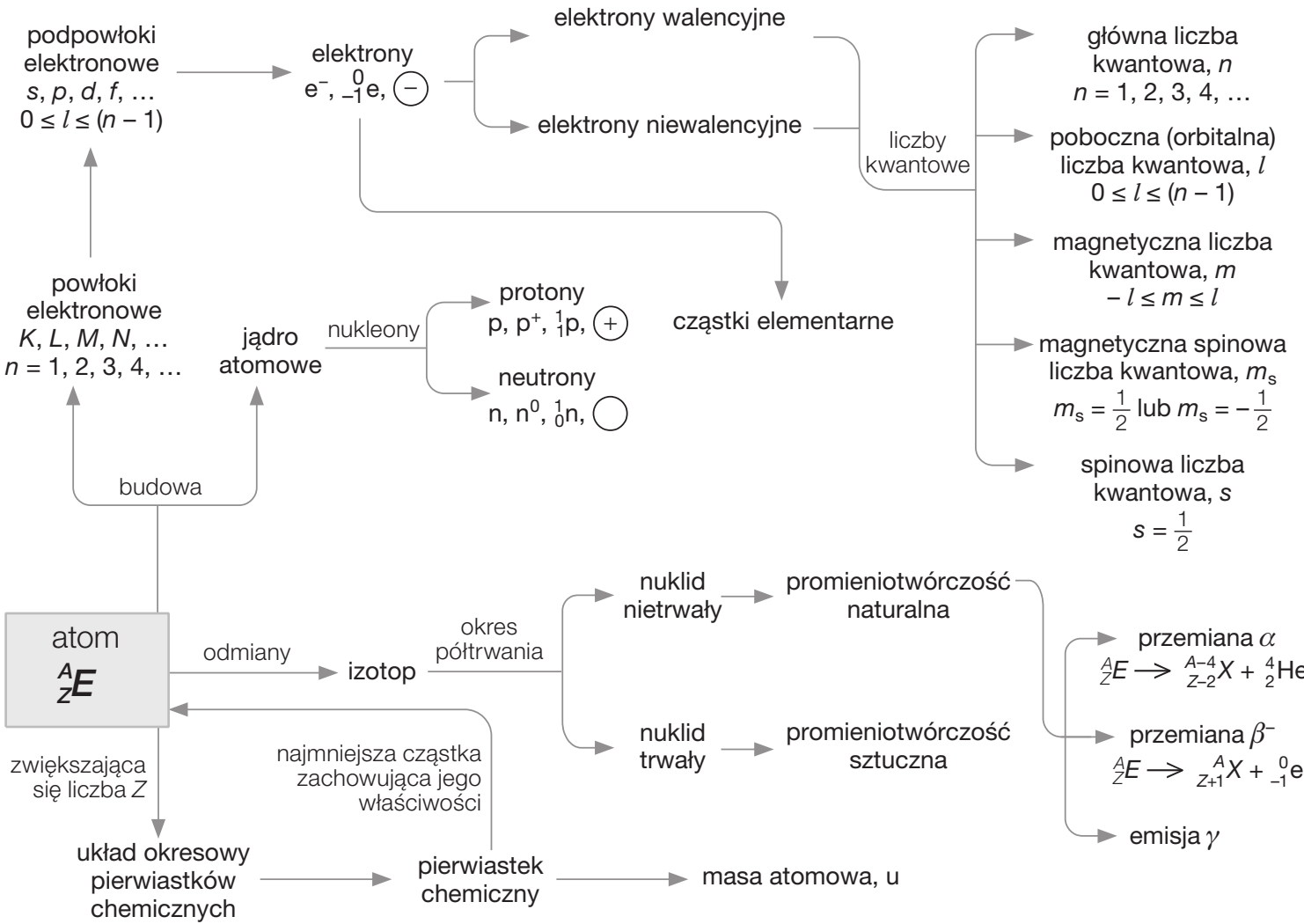
Budowa atomu a położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym

2. Wyjaśniam związek między budową elektronową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym

- W atomach pierwiastków chemicznych grup 1. i 2. liczba elektronów walencyjnych jest równa numerowi grupy.
- W atomach pierwiastków chemicznych grup 13.–18. liczba elektronów walencyjnych jest równa numerowi grupy pomniejszonemu o dziesięć (wyjątek: He).

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

Mapa pojęć – budowa atomu



Zadania do tematu



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

- a) 1s² 2s² 2p⁵
- b) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p¹
- c) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s²
- d) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d³
- e) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d⁸
- f) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰
- g) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p¹
- h) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p³

2. Napisz konfigurację elektronów walencyjnych wymienionych atomów lub jonów w stanie podstawowym.

- a) B c) Si e) As g) Mg²⁺
- b) S e) Cl f) F⁻ h) Rb⁺

3. Napisz konfigurację elektronową atomu selenu w stanie podstawowym. Podaj liczbę elektronów walencyjnych oraz liczbę elektronów niesparowanych w tym atomie.

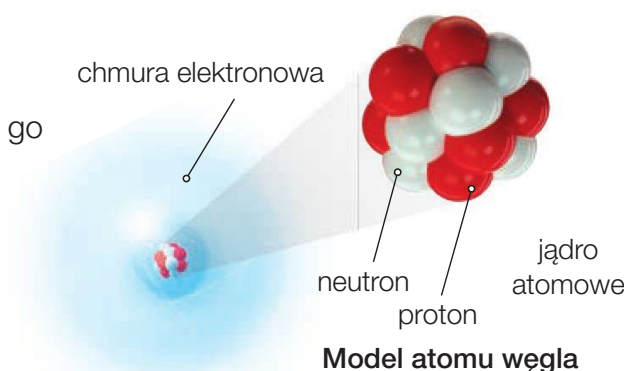
4. Pierwiastek chemiczny E ma konfigurację elektronową: 1s² 2s² 2p⁶ 3s¹.
a) Określ, do którego bloku konfiguracyjnego należy ten pierwiastek chemiczny.
b) Opisz stan kwantowy elektronu walencyjnego tego pierwiastka chemicznego za pomocą czterech liczb kwantowych (n, l, m, m_s).

5. Pierwiastek chemiczny X w stanie podstawowym ma następującą konfigurację elektronową:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$.
- Podaj symbol pierwiastka chemicznego X i przedstaw skrócony zapis konfiguracji elektronowej jego atomu.
 - Przedstaw zapis graficzny (schemat klatkowy) konfiguracji elektronowej atomu tego pierwiastka chemicznego.
 - Podaj wartości dwóch liczb kwantowych n i l opisujących stan kwantowy niesparowanych elektronów walencyjnych.
6. Na podstawie skróconego zapisu konfiguracji elektronowej zakwalifikuj pierwiastki do odpowiedniego bloku konfiguracyjnego.
- $[\text{Xe}] 4f^{14} 5d^4 6s^2$
 - $[\text{He}] 2s^2$
 - $[\text{Kr}] 4d^{10} 5s^2 5p^5$
 - $[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
7. Pierwiastki chemiczne X i Y należą do bloku konfiguracyjnego p i znajdują się w tym samym okresie. W zewnętrznej powłoce atomów obu 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 środowisku przyrodniczym jest taki sam. Jądro atomu pierwiastka Y zawiera 14 neutronów.
- Przedstaw za pomocą skróconych zapisów lub schematów klatkowych konfiguracje elektronowe zewnętrznych powłok atomów pierwiastków X i Y w stanie podstawowym. Podaj numery grup, do których należą te pierwiastki chemiczne.
 - Podaj nazwy pierwiastków chemicznych X i Y .
8. O dwóch pierwiastkach umownie oznaczonych literami X i Z wiadomo, że:
- jednododatni kation pierwiastka X (X^+) w stanie podstawowym ma 2 powłoki elektronowe i są one całkowicie wypełnione,
 - konfiguracja elektronowa atomu pierwiastka Z w jednym ze stanów wzbudzonych jest następująca:
 $1s^2 2s^2 2p^6 3p^6$.
- Podaj symbole pierwiastków X i Z , numer grupy układu okresowego oraz symbol bloku konfiguracyjnego, do którego należy każdy z pierwiastków.
 - Podaj wartości dwóch liczb kwantowych: głównej i pobocznej opisujących stan kwantowo-mechaniczny jednego z elektronów o najwyższej energii atomu pierwiastka Z w przedstawionym stanie wzbudzonym.
9. Liczba masowa pewnego nuklidu pierwiastka Z wynosi 40, a jego liczba atomowa jest równa 18.
- Napisz liczby protonów i neutronów budujących ten nuklid.
 - Przedstaw rozmieszczenie elektronów pierwiastka chemicznego Z w stanie podstawowym. Napisz pełną podpowłokową konfigurację elektronową atomu tego pierwiastka chemicznego lub zastosuj graficzny zapis konfiguracji elektronowej (schemat klatkowy).
10. Całkowita liczba elektronów w cząsteczce związku chemicznego XZ_2 wynosi 32.
- Zidentyfikuj pierwiastek X na podstawie wzoru elektronowego oraz liczby elektronów w cząsteczce XZ_2 .
 - Napisz nazwę tego pierwiastka chemicznego, określ ładunek rdzenia atomowego jego atomu i napisz pełną podpowłokową konfigurację elektronową atomu tego pierwiastka chemicznego w stanie podstawowym.

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**.



Liczba atomowa Z i liczba masowa A

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

$\begin{matrix} \text{liczba masowa} = \\ = \text{liczba protonów } (Z) + \text{liczba neutronów } (A - Z) \end{matrix}$

$\begin{matrix} A \\ Z \end{matrix} E$ — symbol pierwiastka chemicznego

$\begin{matrix} \text{liczba atomowa} = \\ = \text{liczba porządkowa pierwiastka chemicznego w układzie okresowym} = \\ = \text{liczba protonów} = \text{ładunek jądra} \end{matrix}$

W atomie liczba elektronów jest równa liczbie protonów.

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

Promieniotwórczość i jej rodzaje

Promieniotwórczość to rozpad jąder atomowych, w wyniku czego powstają inne pierwiastki chemiczne i następuje **emisja promieniowania**. Wyróżnia się dwa rodzaje promieniotwórczości:

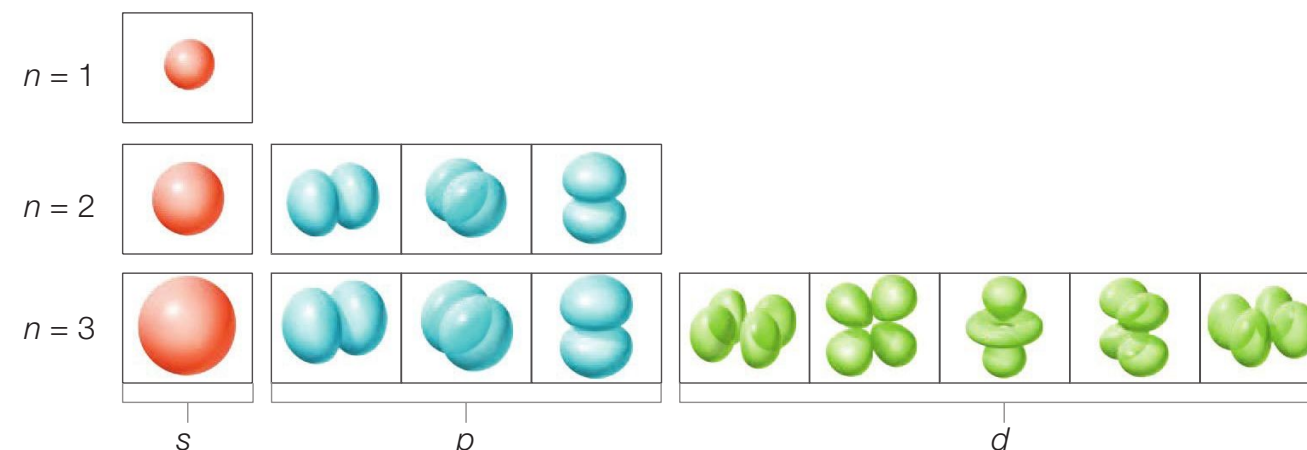
- **naturalną**,
- **sztuczną**.

Zasada nieoznaczoności Heisenberga

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

Kształty przestrzeni orbitalnej (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:

- 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 (orbitali)	1	1 3	1 3 5	1 3 5 7	1 3 5 7 9
Schemat klatkowy konfiguracji elektronowej wypełnionych powłok	s ↑↓	s ↑↓ p ↑↓ ↑↓ ↑↓	s ↑↓ p ↑↓ ↑↓ ↑↓ d ↑↓ ↑↓ ↑↓	s ↑↓ p ↑↓ ↑↓ ↑↓ d ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ f ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓	s ↑↓ p ↑↓ ↑↓ ↑↓ d ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ f ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ g ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓
Konfiguracja elektronowa wypełnionych 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

Układ okresowy to 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.

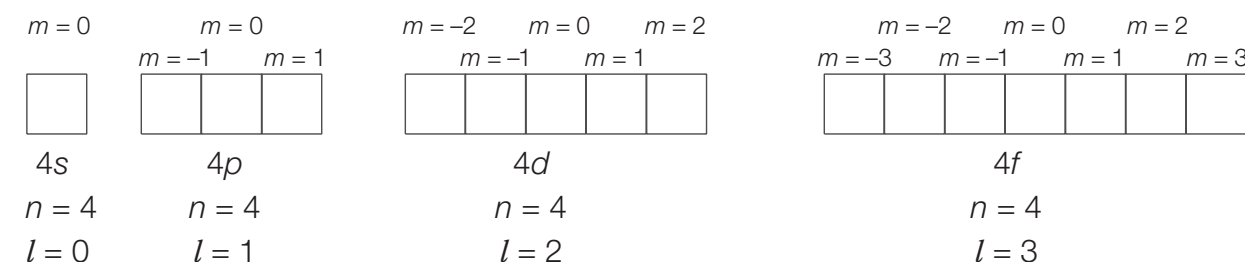
Zapis graficzny konfiguracji elektronowej

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

Podpowłoka elektronowa	Liczba poziomów orbitalnych (orbitali)	Schemat klatkowy
ns	1	□
np	3	□ □ □
nd	5	□ □ □ □ □
nf	7	□ □ □ □ □ □ □

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

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



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

Jeden poziom orbitalny może być obsadzony maksymalnie przez 2 elektrony:

↑ albo ↓ pojedynczy elektron, **elektron niesparowany**

$$m_s = \frac{1}{2} \text{ albo } m_s = -\frac{1}{2}$$

↑↓ 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**,
- grup 13.–18.** – numerowi grupy **pomniejszonemu o 10** (wyjątek: He).

Elektrony walencyjne pierwiastków chemicznych grup głównych:

- elektron niesparowany,
- para elektronowa.

	1					18
1	H•					He••
2	Li•	Be••				
3	Na•	Mg••				
4	K•	Ca••				
5	Rb•	Sr••				
6	Cs•	Ba••				
7	Fr•	Ra••				
	s^1	s^2				
			s^2p^1	s^2p^2	s^2p^3	s^2p^4
					s^2p^5	s^2p^6

Konfiguracja **elektronów walencyjnych** w wybranych atomach:

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

Sposób na zadania

- 1 W atomie pewnego pierwiastka X elektrony znajdują się w czterech powłokach elektronowych. Elektrony walencyjne atomu tego pierwiastka w stanie podstawowym znajdują się w sześciu orbitalach atomowych, należących do dwóch różnych powłok elektronowych. Każdy z tych orbitali zawiera tylko jeden niesparowany elektron.

Pamiętaj, że liczba powłok elektronowych atomu pierwiastka chemicznego wskazuje na numer okresu.

Pamiętaj, liczba powłok elektronowych, w których znajdują się elektrony walencyjne, wskazuje na blok konfiguracyjny.

- a) Uzupełnij poniższą tabelę. Wpisz symbol chemiczny pierwiastka X, dane dotyczące jego położenia w układzie okresowym (okres i grupa) oraz symbol bloku konfiguracyjnego, do którego należy pierwiastek X.

Określ numer grupy na podstawie informacji dotyczącej orbitali zawierających elektrony walencyjne.

Symbol chemiczny pierwiastka	Numer okresu	Numer grupy	Symbol bloku konfiguracyjnego
?	?	?	?

Rozwiązanie:

Symbol chemiczny pierwiastka	Numer okresu	Numer grupy	Symbol bloku konfiguracyjnego
Cr	4	6	d

- b) Oceń, czy podane poniżej informacje są prawdziwe. Zaznacz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

1.	Elektrony walencyjne atomu pierwiastka X znajdują się w dwóch podpowłokach elektronowych.	P	F
2.	Wszystkie elektrony walencyjne atomu pierwiastka X opisuje ta sama główna liczba kwantowa n .	P	F

Rozwiązanie:

1. P, 2. F

- c) Uzupełnij poniższy zapis (stosując schematy klatkowe), tak aby przedstawiał on konfigurację elektronową dwudodatniego jonu X^{2+} . W zapisie uwzględnij numery powłok i symbole podpowłok.

$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	?
1s	2s	2p	3s	3p	

Rozwiązanie:

$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$	$\uparrow\uparrow\uparrow\uparrow$
1s	2s	2p	3s	3p	3d

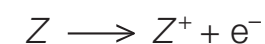
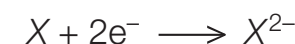
Rozwiąż Zadanie analogiczne, s. 83.

Zadanie analogiczne

ROZWIĄŻ
W ZESZYCIE

W Sposobie na zadania na s. 82 znajdziesz wskazówki, które ułatwią ci rozwiązanie zadania.

- 1 Atomy dwóch pierwiastków chemicznych oznaczonych literami X i Z tworzą jony proste o konfiguracji argonu. Poniżej przedstawiono schematy tworzenia tych jonów.



- a) Uzupełnij poniższą tabelę. Wpisz symbole pierwiastków X i Z, dane dotyczące ich położenia w układzie okresowym (okres i grupa) oraz symbol bloku konfiguracyjnego, do którego należy każdy z pierwiastków.

	Symbol pierwiastka	Numer okresu	Numer grupy	Symbol bloku konfiguracyjnego
pierwiastek X	?	?	?	?
pierwiastek Z	?	?	?	?

- b) Ustal, czy w atomach (w stanie podstawowym) obu pierwiastków znajdują się elektrony niesparowane. Uzupełnij poniższą tabelę. Jeśli w atomie są elektrony niesparowane – podaj ich liczbę oraz symbol podpowłoki, w której się znajdują. Jeśli atom nie ma elektronów niesparowanych, wpisz „–”.

	Elektrony niesparowane	
	liczba	symbol powłoki
pierwiastek X	?	?
pierwiastek Z	?	?

- c) O promieniu danej drobiny – atomu lub jonu prostego – decyduje m.in. liczba powłok elektronowych. Im więcej jest powłok elektronowych w atomie, tym większy jest jego promień.

Napisz pełną konfigurację elektronową jonu Z^+ (stan podstawowy), a następnie rozstrzygnij, która drobina – atom Z czy jon Z^+ – ma dłuższy promień.

Pełna konfiguracja elektronowa jonu Z^+ : ?

Rozstrzygnięcie: ?

Trening – rozwiąż zadania



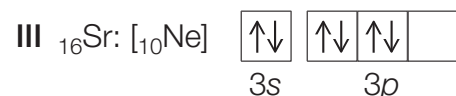
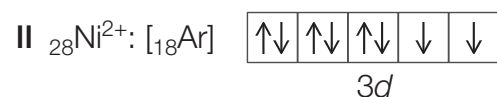
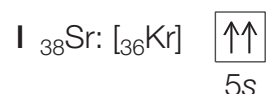
Zadanie 1.

Dwa pierwiastki chemiczne E_1 i E_2 znajdują się w 4. 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 w ostatniej powłoce elektronowej ma 6 elektronów, natomiast atom pierwiastka chemicznego E_2 w ostatniej powłoce elektronowej i podpowłoce elektronowej $3d$ – 6 elektronów.

- Napisz symbole chemiczne pierwiastków E_1 i E_2 , numery grup i symbole bloku konfiguracyjnego, do którego należą.
- Napisz pełną konfigurację elektronową obu pierwiastków chemicznych w stanie podstawowym oraz konfigurację skróconą. Podaj numery powłok elektronowych oraz symbole podpowłok elektronowych.
- Uzasadnij odpowiednią regułą liczbę elektronów niesparowanych w ostatniej powłoce elektronowej obu 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.



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

- Zapis konfiguracji jest niezgodny z regułą Hunda.
- Zapis konfiguracji jest niezgodny z zakazem Pauliego.
- Zapis przedstawia konfigurację jonu mającego tyle samo elektronów co atom żelaza.

Zadanie 3.

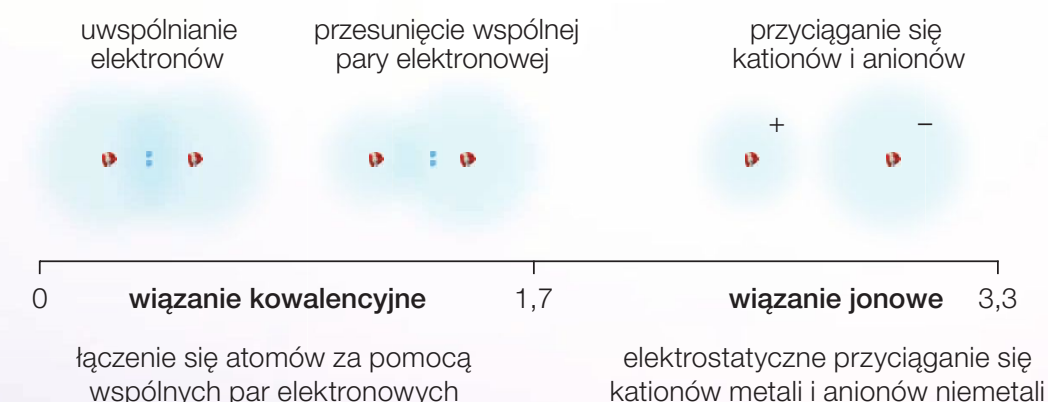
Atomy pierwiastka chemicznego X tworzą jony X^{2+} o następującej konfiguracji elektronowej: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$.

- Podaj symbol pierwiastka chemicznego X .
- Określ położenie tego pierwiastka chemicznego w układzie okresowym.
- Określ, do jakiego bloku konfiguracyjnego należy ten pierwiastek chemiczny.
- Zapisz konfigurację elektronową atomu pierwiastka chemicznego X za pomocą zapisu podpowłokowego lub schematu klatkowego.
- Podaj wartości liczb kwantowych n , l , m , m_s opisujących stan elektronów podpowłoki 4s w tym atomie.

2. Wiązania chemiczne

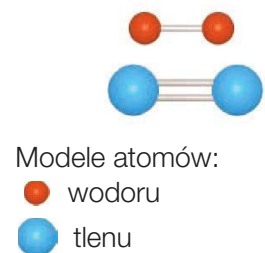
Przypomnij sobie!

- Rodzaj wiązania chemicznego zależy od różnicy elektroujemności pierwiastków chemicznych tworzących to wiązanie.



9

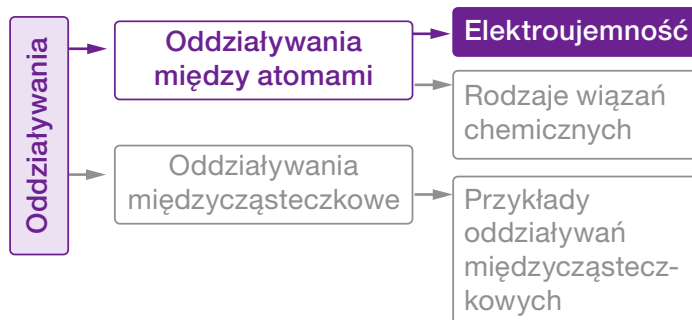
Elektroujemność pierwiastków chemicznych



Rys. 24. Modele cząsteczek wodoru i tlenu.

Ważne w tym temacie:

- określenie rodzaju wiązania na podstawie elektroujemności



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 np. białka.

Ze względu na rodzaj atomów wchodzących w skład danej 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 , $C_6H_{12}O_6$.

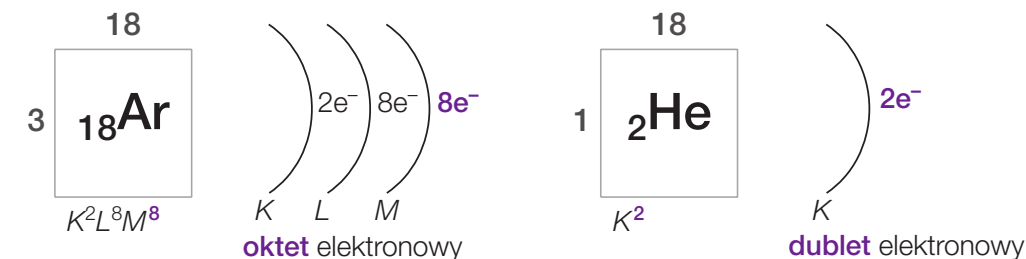
Wiązania chemiczne

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 korzystną energetycznie konfigurację, reagując z innymi atomami. Dochodzi wówczas do wzajemnego oddziaływania ich elektronów walencyjnych. Takie oddziaływanie nosi nazwę **wiązania chemicznego**.

Trwała konfiguracja elektronowa

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 trwałej konfiguracji elektronowej – często konfiguracji elektronowej najbliższego w układzie okresowym helowca.

Atomy pierwiastków chemicznych grupy 18. (helowce) mają w powłoce walencyjnej **8 elektronów** stanowiących tzw. **oktet elektronowy** lub – jak w przypadku helu – **2 elektrony**, czyli **dublet elektronowy**. Podczas tworzenia wiązań chemicznych zewnętrzna powłoka elektronowa atomów pierwiastków chemicznych grup 1., 2. oraz 13.–18. układu okresowego zapełnia się ośmioma lub dwoma elektronami:



Oktet – ośmioelektronowa konfiguracja najbardziej zewnętrznej powłoki elektronowej.

Dublet – dwuelektronowa konfiguracja najbardziej zewnętrznej powłoki elektronowej.

Elektroujemność pierwiastków chemicznych

Elektroujemność to miara zdolności 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., s. 88). Najbardziej metalicznym pierwiastkiem chemicznym jest cez o elektroujemności 0,8 (lub sztucznie otrzymany frans – elektroujemność 0,7). Atom tego pierwiastka chemicznego najsłabiej przyciąga elektrony i łatwo oddaje swój elektron walencyjny innym atomom. Przeciwnie zachowuje się najbardziej elektroujemny pierwiastek chemiczny – fluor – o elektroujemności 4,0.

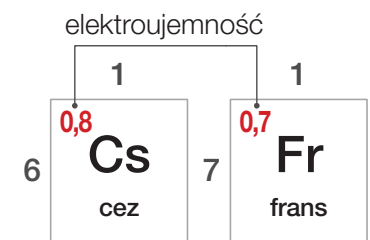
Pierwiastki metaliczne o niskiej elektroujemności nazywa się też **pierwiastkami elektrododatnimi** (łatwo oddającymi elektrony), a niemetal – **pierwiastkami elektroujemnymi**.

Zmiana elektroujemności pierwiastków chemicznych w układzie okresowym

Elektroujemność pierwiastków chemicznych można powiązać z ich położeniem w układzie okresowym. **W grupach 1. i 2. występują typowe metale** o niskiej elektroujemności.

Wyjątkiem jest wodór, który jest niemetalem i ma elektroujemność znacznie wyższą od elektroujemności litowców (obok których znajduje się on w układzie okresowym), ale dużo niższą od elektroujemności fluorowców (rys. 25., s. 88). Elektroujemność wodoru jest najbardziej zbliżona do elektroujemności węglowców. Charakter metaliczny pierwiastków chemicznych kolejnych grup układu okresowego maleje, a **grupy 15., 16. i 17. zawierają głównie niemetal**.

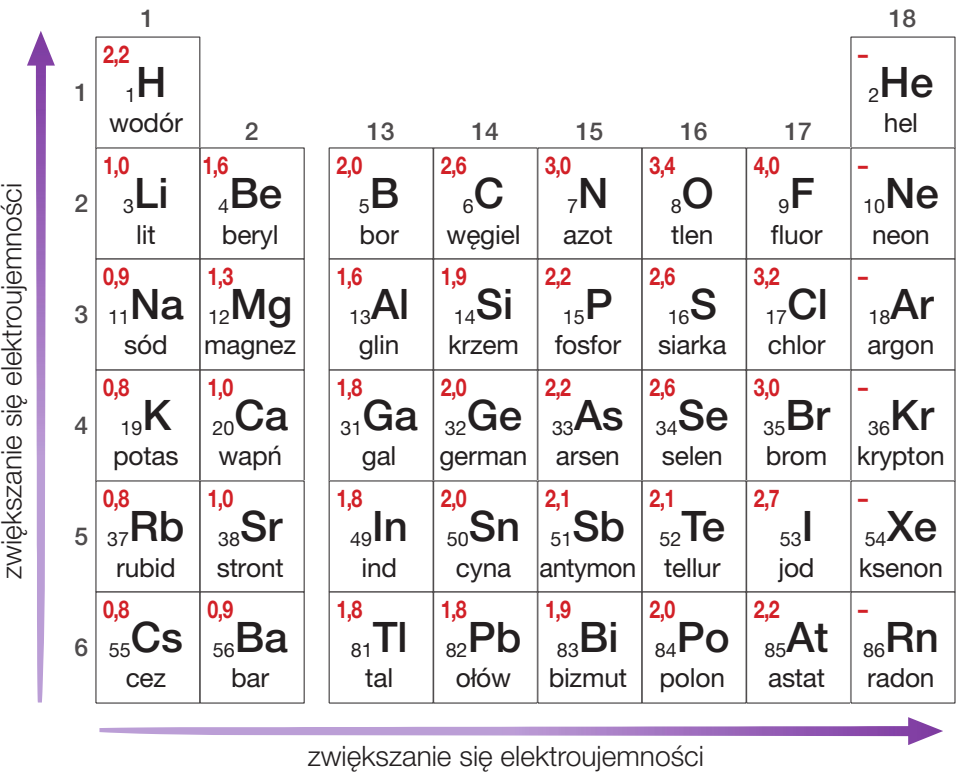
Elektroujemność – miara zdolności atomu do przyciągania elektronów, gdy tworzy on wiązanie chemiczne.



Wiązanie chemiczne – oddziaływanie między atomami, łączące je w substancję bardziej złożoną, np. w cząsteczkę związku chemicznego.

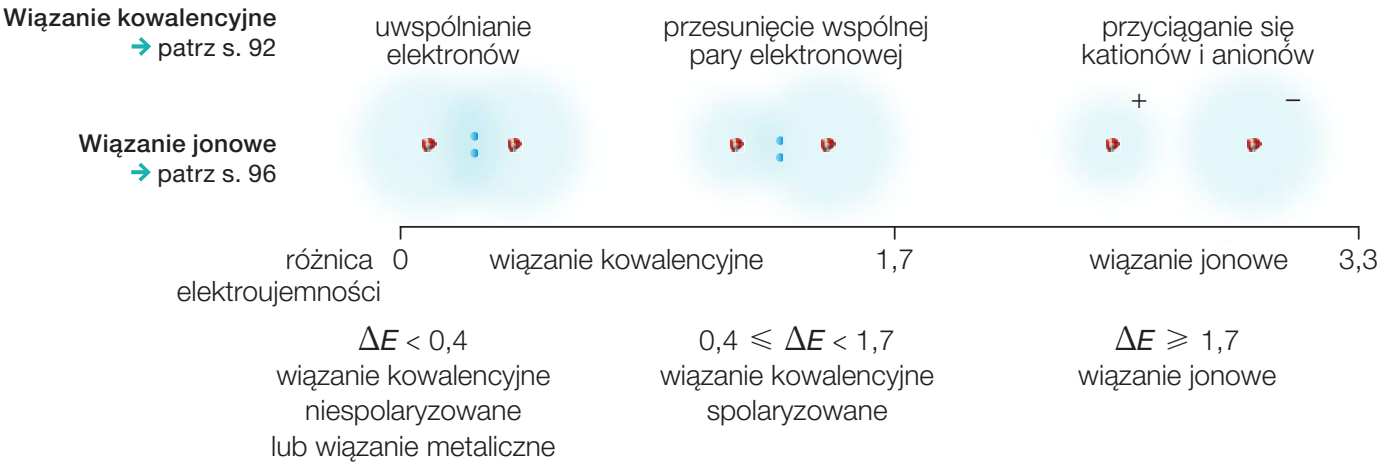
W każdej z grup 1.–2. i 13.–17. wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej (czyli ze zwiększaniem się numeru okresu) zmniejsza się elektroujemność pierwiastków chemicznych. Tym samym charakter metaliczny pierwiastków chemicznych zwiększa się w kolejnych okresach. W układzie okresowym pierwiastków chemicznych można zaobserwować zmiany również innych właściwości, np. energii jonizacji i powinowactwa elektronowego pierwiastków chemicznych.

Energia jonizacji
→ patrz s. 100



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 atomów pierwiastków chemicznych ma wpływ na rodzaj powstającego wiązania chemicznego (rys. 26.).



Rys. 26. Wiązanie kowalencyjne powstaje najczęściej, jeżeli różnica elektroujemności jest mniejsza od 1,7, natomiast wiązanie jonowe powstaje najczęściej, jeśli różnica elektroujemności jest równa 1,7 lub większa.

Ważne w temacie Elektroujemność pierwiastków chemicznych

Elektroujemność pierwiastków chemicznych

Określam rodzaj wiązania na podstawie różnicy elektroujemności

$\Delta E < 0,4$ – wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane lub wiązanie metaliczne

$0,4 \leq \Delta E < 1,7$ – wiązanie kowalencyjne spolaryzowane

$\Delta E \geq 1,7$ – wiązanie jonowe

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

Oktet – ośmioelektronowa konfiguracja najbardziej zewnętrznej powłoki elektronowej.

Dublet – dwuelektronowa konfiguracja najbardziej zewnętrznej powłoki elektronowej.

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

Zadania do tematu



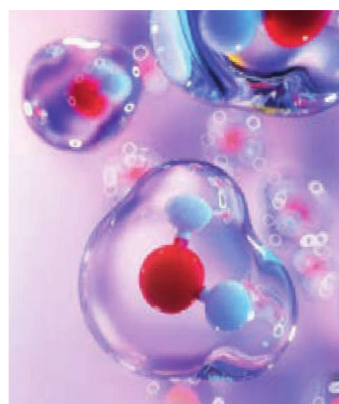
1. Ustal, do uzyskania konfiguracji elektronowej którego z helowców będą dążyć atomy wymienionych pierwiastków chemicznych podczas tworzenia wiązań chemicznych. Odpowiedź uzasadnij ich położeniem w układzie okresowym pierwiastków chemicznych.
- a) fluor b) magnez c) rubid d) lit e) siarka f) jod
2. Pierwiastki chemiczne X, Y, Z, W mają następujące wartości elektroujemności: X – 0,8; Y – 1,3; Z – 2,7; W – 3,4. Zakwalifikuj te pierwiastki chemiczne do metali lub niemetali.
3. Oceń prawdziwość poniższych zdań na podstawie wartości elektroujemności pierwiastków chemicznych.

a)	Charakter metaliczny pierwiastków chemicznych 1. grupy układu okresowego zmniejsza się wraz ze zwiększaniem się numeru okresu.	P	F
b)	Charakter niemetaliczny pierwiastków chemicznych 2. okresu układu okresowego zwiększa się wraz ze zwiększaniem się elektroujemności.	P	F
c)	Zdolność przyjmowania elektronów przez pierwiastki chemiczne 15. grupy układu okresowego zwiększa się wraz ze wzrostem numeru okresu.	P	F

4. Oceń prawdziwość opisów dotyczących atomów 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.



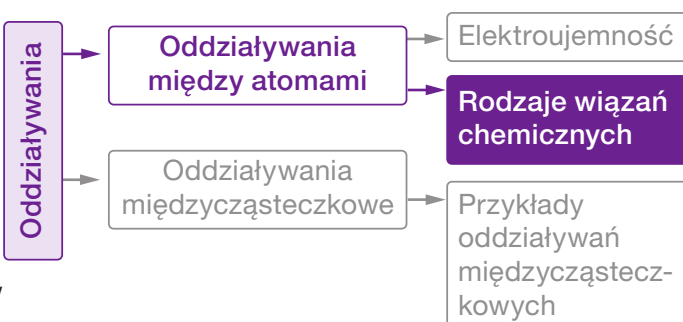
10 Rodzaje wiązań chemicznych



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

Ważne w tym temacie:

- określenie rodzaju wiązania na podstawie elektroujemności oraz liczby elektronów walencyjnych atomów łączących się pierwiastków
- powstawanie wiązań kowalencyjnych i jonowych
- wzory elektronowe typowych cząsteczek związków kowalencyjnych i jonów złożonych, z uwzględnieniem wiązań koordynacyjnych
- określenie typu wiązania (σ i π) w cząsteczkach związków nieorganicznych
- powstawanie orbitali molekularnych



Atomy łączą się w cząsteczki za pomocą wiązań chemicznych. W wyniku utworzenia jednego wiązania chemicznego lub kilku wiązań chemicznych (rys. 27.) atom uzyskuje trwałą konfigurację elektronową – konfigurację elektronową helowców (oktet, dublet). Rodzaj wiązania zależy od różnicy wartości elektroujemności między łączącymi się pierwiastkami chemicznymi.

Wartościowość pierwiastka chemicznego

Wartościowość to liczba wiązań chemicznych, które może utworzyć atom danego pierwiastka chemicznego w związku chemicznym.

Istnieją **pierwiastki chemiczne, które mogą wykazywać różną wartościowość** w zależności od rodzaju tworzonej przez niego cząsteczki heteroatomowej. Wartościowość pierwiastka chemicznego w stanie wolnym wynosi 0.

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 9., s. 91). Długość wiązań wyraża się w:

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

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

atomowy zwiększa się wraz ze zwiększaniem się liczby powłok elektronowych. Natomiast przy tej samej liczbie powłok elektronowych promień atomowy zmniejsza się wraz ze wzrostem ładunku jądra atomowego.

Tabela 9. Długości wiązań chemicznych w wybranych cząsteczkach wyrażone w pm, nm, m i Å

Wzór sumaryczny cząsteczki	Długość wiązania chemicznego w cząsteczce			
	m	nm	Å	pm
H ₂	$7 \cdot 10^{-11}$	0,070	0,70	70
O ₂	$1,21 \cdot 10^{-10}$	0,121	1,21	121
F ₂	$1,43 \cdot 10^{-10}$	0,143	1,43	143

Orbitale molekularne i typy wiązań chemicznych (σ i π)

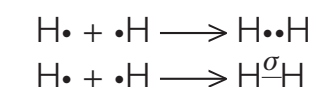
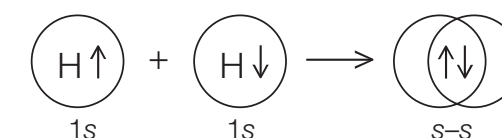
Orbitale molekularne (cząsteczkowe) powstają przez zbliżenie i nałożenie się orbitali atomowych o podobnej energii i tej samej symetrii względem osi łączącej dwa jądra atomowe. Ze względu na rodzaj orbitalu występującego w cząsteczce wyróżnia się dwa typy kowalencyjnych (atomowych) wiązań chemicznych: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

Orbitale atomowe
→ patrz s. 47

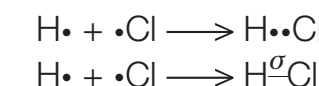
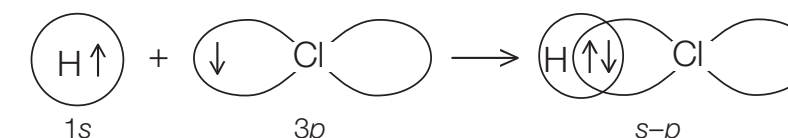
Wiązanie typu σ

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

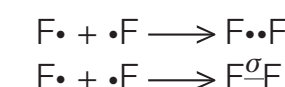
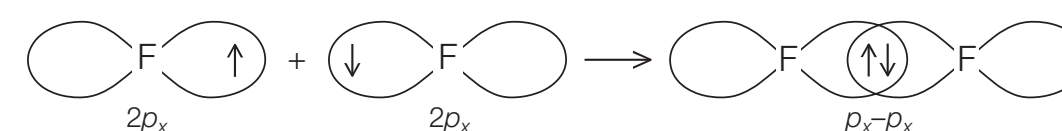
- orbital molekularny $s-s$** , który powstaje w wyniku nałożenia dwóch orbitali atomowych s , np.:



- orbital molekularny $s-p$** , który powstaje w wyniku nałożenia orbitalu atomowego s i orbitalu atomowego p , np.:



- orbital molekularny p_x-p_x** , który powstaje w wyniku **czołowego nałożenia** dwóch orbitali atomowych p_x , np.:



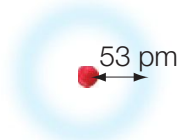
Chmura elektronowa wspólnej pary elektronowej wiązania typu σ jest rozmieszczona w przestrzeni między jądrami atomowymi atomów pierwiastków chemicznych tworzących cząsteczkę. **Wiązanie to jest silne.**

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

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

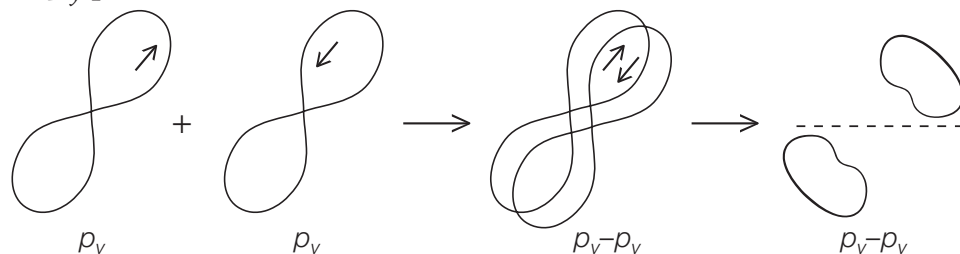
Promień atomowy wodoru:



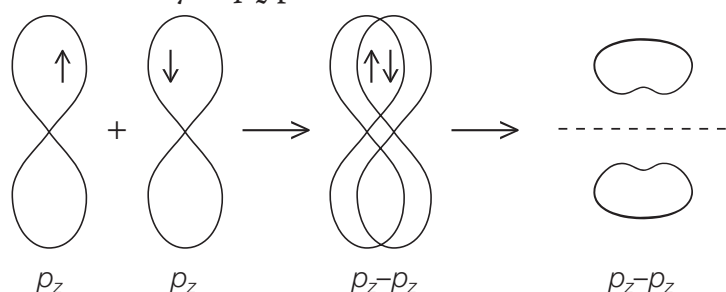
Wiązanie typu π

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

- ▶ **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:

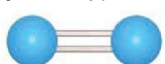


Chmura elektronowa wspólnej pary elektronowej wiązania typu π jest rozmieszczona w przestrzeni powyżej i poniżej osi łączącej oba jądra atomowe. Wiązanie to łatwiej może zostać zerwane niż wiązanie typu σ .

Wiązanie pojedyncze =
1 wiązanie typu σ



Wiązanie podwójne =
1 wiązanie typu σ +
1 wiązanie typu π



Wiązanie potrójne =
1 wiązanie typu σ +
2 wiązania typu π



Modele atomów:



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

Wiązania pojedyncze i wielokrotne

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

Wiązanie pojedyncze jest wiązaniem typu σ , np.: C–C.

Do wiązań wielokrotnych zalicza się:

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

Wiązania kowalencyjne (atomowe)

Wiązania kowalencyjne (atomowe) występują między atomami niemetalu o wysokiej 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**.

Wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane

W **wiązaniu kowalencyjnym niespolaryzowanym** para elektronowa w jednakowym stopniu należy do obydwu atomów. Tak się dzieje, gdy **atomy mają jednakową lub zbliżoną elektroujemność** (przyjmuje się, że różnica ich elektroujemności w skali Paulinga jest mniejsza od 0,4). Wiązanie to występuje najczęściej w cząsteczkach pierwiastków chemicznych (tabela 10., s. 94) oraz niektórych związków chemicznych, np.: CS₂, CH₄.

Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane

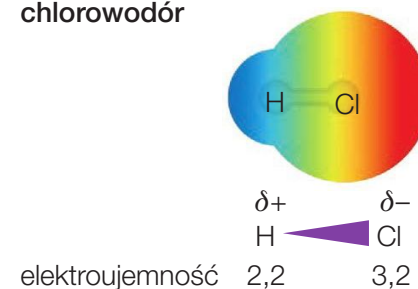
Wiązania kowalencyjne spolaryzowane są zwykle tworzone przez atomy niemetalu o różnicy elektroujemności większej bądź równej 0,4 i mniejszej niż 1,7. W tych wiązaniach wspólna para elektronowa znajduje się bliżej jądra atomu pierwiastka chemicznego o wyższej wartości elektroujemności (rys. 28). Cząsteczki z wiązaniami kowalencyjnymi spolaryzowanymi mogą być **dipolami elektrycznymi**. O tym, czy cząsteczka jest dipolem, decyduje nie tylko różnica elektroujemności, lecz także kształt cząsteczki. W cząsteczkach, które są dipolami elektrycznymi, wyróżnia się dwa bieguny:

- ▶ **dodatni**, oznaczany jako $\delta+$ [czyt. delta plus], w pobliżu atomu o niższej elektroujemności,
- ▶ **ujemny**, oznaczany jako $\delta-$ [czyt. delta minus], w pobliżu atomu o wyższej elektroujemności.

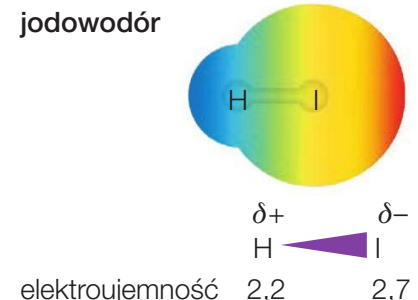
Cząsteczkę będącą dipolem nazywa się także **cząsteczką polarną**.

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

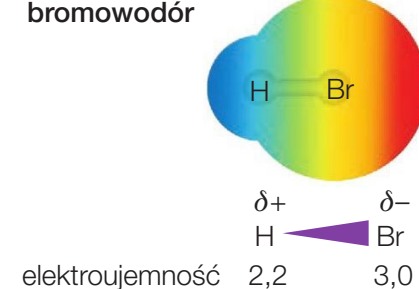
chlorowodór



jodowodór



bromowodór

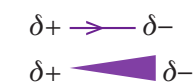


Rys. 28. Modele wiązań kowalencyjnych spolaryzowanych w cząsteczkach fluorowców. Wspólna para elektronowa jest przesunięta w stronę atomów fluorowców.

Dipol elektryczny – układ dwóch różnoimiennych, ale równych pod względem wartości ładunków cząstkowych ($\delta+$ i $\delta-$), umieszczonych w pewnej odległości od siebie.

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

Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane:



Dipol i moment dipolowy
→ patrz s. 136

Przykłady związków chemicznych, w których występuje wiązanie kowalencyjne spolaryzowane, przedstawiono w tabeli 11., s. 95.

Tabela 10. Przykłady cząsteczek o wiązaniach kowalencyjnych niespolaryzowanych

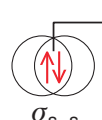
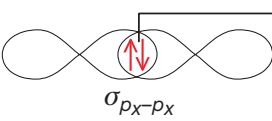
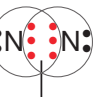
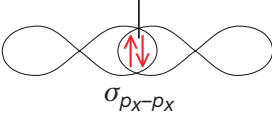
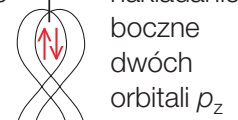
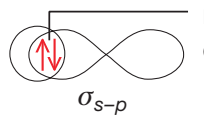
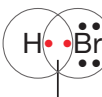
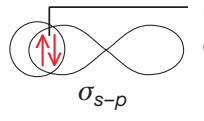
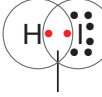
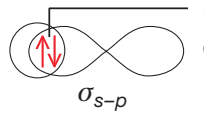
Wzory	Różnica elektroujemności	Tworzenie wiązania
H₂  wspólna para elektronowa H—H	1 2,2 1 H wodór 1,008 2,2 – 2,2 = 0	Wspólna para elektronowa powstaje w wyniku nałożenia się 2 niezapełnionych orbitali atomowych s. ↑ 1 H: 1s¹ ↓ 1 H: 1s¹ Zostaje utworzone pojedyncze wiązanie typu σ (orbital molekularny σ_{s-s}).  nakładanie czołowe dwóch orbitali s σ H—H Każdy atom wodoru po utworzeniu cząsteczki uzyskuje konfigurację elektronową najbliższego w układzie okresowym helowca – helu: ${}^2\text{He}: 1s^2$
Cl₂  wspólna para elektronowa Cl—Cl	17 3,2 17 Cl chlor 35,45 3,2 – 3,2 = 0	Wspólna para elektronowa powstaje w wyniku nałożenia się 2 niezapełnionych orbitali atomowych p. ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ 17 Cl: 3s² 3p⁵ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↓ 17 Cl: 3s² 3p⁵ Zostaje utworzone pojedyncze wiązanie typu σ (orbital molekularny σ_{p-p}).  nakładanie czołowe dwóch orbitali p_x σ Cl—Cl Każdy atom chloru po utworzeniu cząsteczki uzyskuje konfigurację elektronową najbliższego w układzie okresowym helowca – argonu: ${}^{18}\text{Ar}: [\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
N₂  trzy wspólne pary elektronowe N≡N	15 3,0 7 N azot 14,01 3,0 – 3,0 = 0	Trzy wspólne pary elektronowe powstają w wyniku nałożenia się 6 niezapełnionych orbitali atomowych p. ↑↓ ↑ ↑ ↑ 7 N: 2s² 2p³ ↑↓ ↓ ↓ ↓ 7 N: 2s² 2p³ Zostaje utworzone potrójne wiązanie: jedno wiązanie typu σ (1 orbital molekularny σ_{p-p}) i dwa wiązania typu π (2 orbitale molekularne π_{p-p}).  nakładanie czołowe dwóch orbitali p_x σ N≡N jeden wiązanie typu σ i dwa wiązania typu π  nakładanie boczne dwóch orbitali p_z π π_{p_z-p_z}  nakładanie boczne dwóch orbitali p_y π π_{p_y-p_y} Każdy atom azotu po utworzeniu cząsteczki uzyskuje konfigurację elektronową najbliższego w układzie okresowym helowca – neonu: ${}^{10}\text{Ne}: [\text{He}] 2s^2 2p^6$

Tabela 11. Przykłady cząsteczek o wiązaniach kowalencyjnych spolaryzowanych

Wzory	Różnica elektroujemności	Tworzenie wiązania
HCl  wspólna para elektronowa H—Cl	1 2,2 1 H wodór 1,008 3,2 – 2,2 = 1,0	Wspólna para elektronowa powstaje w wyniku nałożenia się niezapełnionych orbitali atomowych s i p: ↑ 1 H: 1s¹ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↓ 17 Cl: 3s² 3p⁵ Zostaje utworzone pojedyncze wiązanie σ (orbital molekularny σ_{s-p}). δ+ δ- H→Cl  nakładanie czołowe orbitali s i p_x σ σ_{s-p} Każdy atom w cząsteczce HCl uzyskuje konfigurację elektronową najbliższego w układzie okresowym helowca: - wodór – atomu helu: ${}^2\text{He}: 1s^2$ - chlor – atomu argonu: ${}^{18}\text{Ar}: [\text{Ne}] 3s^2 3p^6$
HBr  wspólna para elektronowa H—Br	1 2,2 1 H wodór 1,008 3,0 – 2,2 = 0,8	Wspólna para elektronowa powstaje w wyniku nałożenia się niezapełnionych orbitali atomowych s i p: ↑ 1 H: 1s¹ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↓ 35 Br: 4s² 4p⁵ Zostaje utworzone pojedyncze wiązanie σ (orbital molekularny σ_{s-p}). δ+ δ- H→Br  nakładanie czołowe orbitali s i p_x σ σ_{s-p} Każdy atom w cząsteczce HBr uzyskuje konfigurację elektronową najbliższego w układzie okresowym helowca: - wodór – atomu helu: ${}^2\text{He}: 1s^2$ - brom – atomu kryptonu: ${}^{36}\text{Kr}: [\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^6$
HI  wspólna para elektronowa H—I	1 2,2 1 H wodór 1,008 2,7 – 2,2 = 0,5	Wspólne pary elektronowe powstają w wyniku nałożenia się niezapełnionych orbitali atomowych s i p: ↑ 1 H: 1s¹ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑ 53 I: 5s² 5p⁵ Zostaje utworzone pojedyncze wiązanie σ (orbital molekularny σ_{s-p}). δ+ δ- H→I  nakładanie czołowe orbitali s i p_x σ σ_{s-p} Każdy atom w cząsteczce HI uzyskuje konfigurację elektronową najbliższego w układzie okresowym helowca: - wodór – atomu helu: ${}^2\text{He}: 1s^2$ - jod – atomu ksenonu: ${}^{54}\text{Xe}: [\text{Kr}] 5s^2 4d^{10} 5p^6$

Wiązanie koordynacyjne

Wiązanie koordynacyjne jest szczególnym przypadkiem wiązania kowalencyjnego. W wiązaniu tym obydwaj elektrony, które tworzą wspólną parę elektronową, pochodzą od jednego z atomów.

Wiązanie koordynacyjne:
donor → akceptor

Atom będący dawcą pary elektronowej do utworzenia wiązania 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			
CO			
HNO ₃			
NH ₄ ⁺			
H ₃ O ⁺			

Wiązanie jonowe

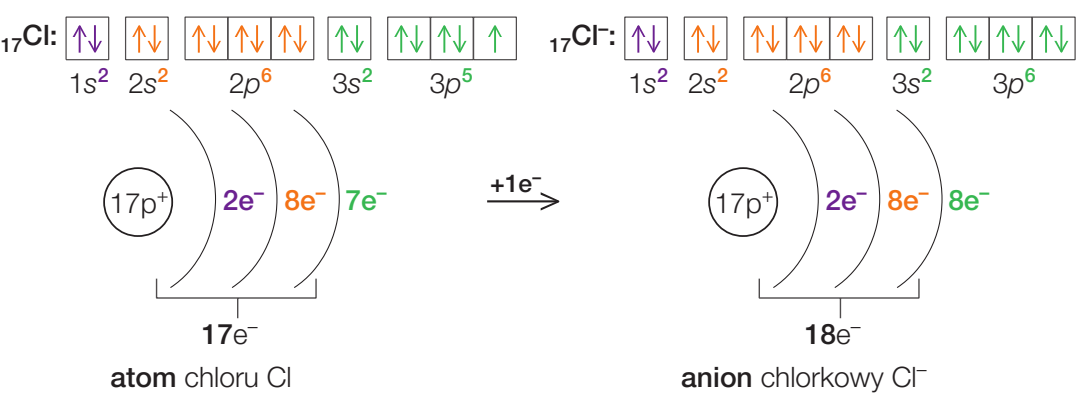
Wiązanie jonowe powstaje między atomami pierwiastków chemicznych znacznie różniących się elektroujemnością. Wiązania jonowe tworzą się zwykle między atomami metali a atomami niemetalami.

Gdy różnica elektroujemności pierwiastków chemicznych jest znaczna, elektrony walencyjne jednego z atomów mogą być tak silnie przy-

ciągane 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, który:

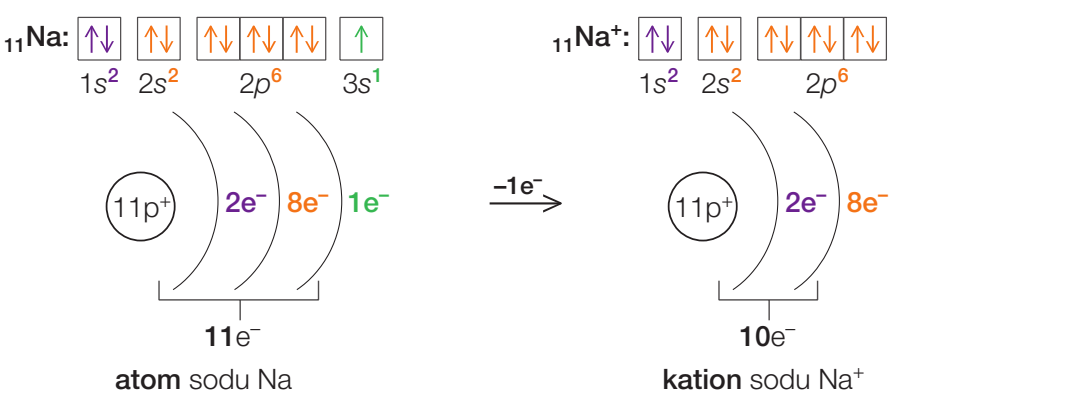
► **przyjme elektrony**, będzie miał ich nadmiar i **stanie się jonem ujemnym (anionem)**:



Różnica elektroujemności
0 1,7 3,3
wiązanie jonowe

Anion – jon o ładunku ujemnym.

► **odda elektrony**, będzie miał ich niedobór i **stanie się jonem dodatnim (kationem)**:

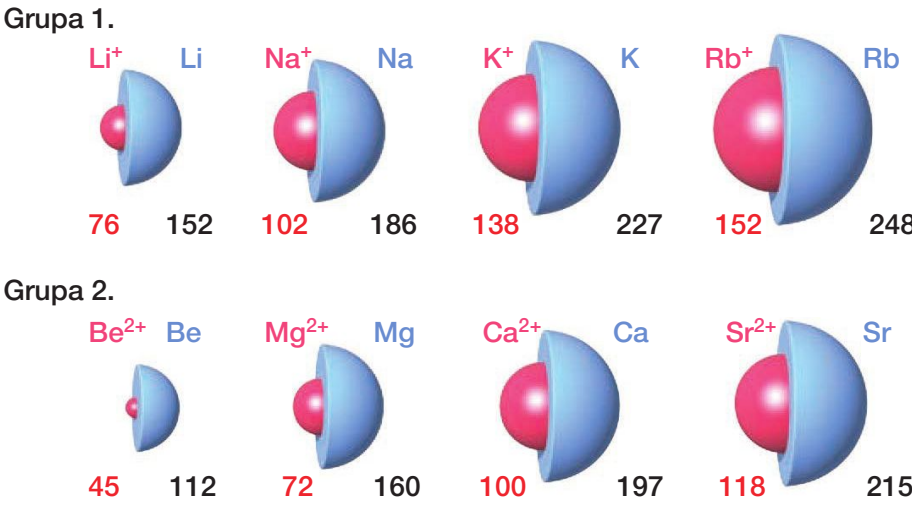


Kation – jon o ładunku dodatnim.

Elektrostatyczne **przyciąganie się** różnoimiennie naładowanych **jonów** powoduje **powstanie wiązania jonowego**.

Rozmiary jonów pierwiastka chemicznego różnią się od rozmiarów jego atomów. Ich wielkość określa **promień jonowy**, który w:

► **kationach** (rys. 29.) jest **mniejszy niż promień atomowy**,



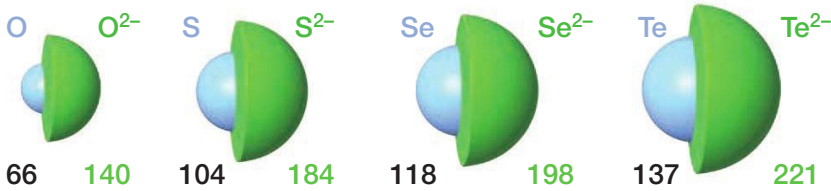
promień atomu >
> promień kationu

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

promień atomu <
< promień anionu

► anionach (rys. 30.) jest większy niż promień atomowy.

Grupa 16.



Grupa 17.



Rys. 30. Porównanie wielkości atomów i anionów (wartości promieni w pm); modele przedstawiają wzajemne proporcje atomów i jonów.

Za odległość między jonami przyjmuje się sumę promieni tych jonów. Przykłady związków chemicznych, w których występuje wiązanie jonowe, przedstawiono w tabeli 14., s. 99.

W rzeczywistości czyste (100-procentowe) wiązanie jonowe występuje w nielicznych związkach, np. w azotanie(V) amonu NH₄NO₃. Udział charakteru jonowego w wiązaniu chemicznym zależy od różnicy elektroujemności atomów pierwiastków chemicznych, które je tworzą. Im różnica ta jest większa, tym większy jest udział wiązania jonowego. Zależność tę przedstawiają przykłady z tabeli 13.

Tabela 13. Procentowy udział wiązania jonowego w wybranych związkach chemicznych

Wzór sumaryczny związku chemicznego	Różnica elektroujemności pierwiastków chemicznych	Udział wiązania jonowego, %
NaCl	2,3	67
MgCl ₂	1,9	55
AlCl ₃	1,6	43
SiCl ₄	1,3	30
PCl ₃	1,0	19
Cl ₂	0,0	0

Związki jonowe nie tworzą cząsteczek. Wzór sumaryczny związku jonowego wskazuje jedynie, w jakim stosunku kationy i aniony występują w kryształach tej substancji. Na przykład wzór MgCl₂ informuje o tym, że w kryształach chlorku magnezu na jeden kation magnezu przypadają dwa aniony chlorkowe.

Tabela 14. Przykłady związków chemicznych o wiązaniach jonowych

Wzór sumaryczny	Różnica elektroujemności	Tworzenie wiązania
LiCl	1 1,0 3 Li lit 6,94 2 3,2 17 Cl chlor 35,45 3,2 – 1,0 = 2,2	Atom chloru pobiera 1 elektron walencyjny od atomu litu. Li + •• •• •• •• → Li⁺ + Cl⁻ atom atom kation anion litu chloru litu chlorkowy Powstają jony, które przyciągają się elektrostatycznie i mają konfiguracje elektronowe najbliższych w układzie okresowym helowców: Li⁺ – helu, a Cl⁻ – argonu: Li → Li⁺ + 1e⁻ 1s² 2s¹ 1s² Cl + 1e⁻ → Cl⁻ 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵ 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶
MgO	2 1,3 12 Mg magnez 24,31 3 3,4 8 O tlen 16,00 3,4 – 1,3 = 2,1	Atom tlenu pobiera 2 elektrony walencyjne od atomu magnezu. Mg + •• •• •• •• → Mg²⁺ + O²⁻ atom atom kation anion magnezu tlenu magnezu tlenkowy Powstają jony, które przyciągają się elektrostatycznie i mają konfiguracje elektronowe najbliższych w układzie okresowym helowców: Mg²⁺ i O²⁻ – neonu: Mg → Mg²⁺ + 2e⁻ 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 1s² 2s² 2p⁶ O + 2e⁻ → O²⁻ 1s² 2s² 2p⁴ 1s² 2s² 2p⁶
CaCl ₂	2 1,0 20 Ca wapń 40,08 4 3,2 17 Cl chlor 35,45 3,2 – 1,0 = 2,2	Każdy atom chloru pobiera po 1 elektronie walencyjnym od atomu wapnia. Ca + •• •• •• •• → Ca²⁺ + 2Cl⁻ atom atomy kation aniony wapnia chloru wapnia chlorkowe Powstają jony, które przyciągają się elektrostatycznie i mają konfiguracje elektronowe najbliższych w układzie okresowym helowców: Ca²⁺ i Cl⁻ – argonu: Ca → Ca²⁺ + 2e⁻ 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 2Cl + 2e⁻ → 2Cl⁻ 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵ 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶

Energia jonizacji

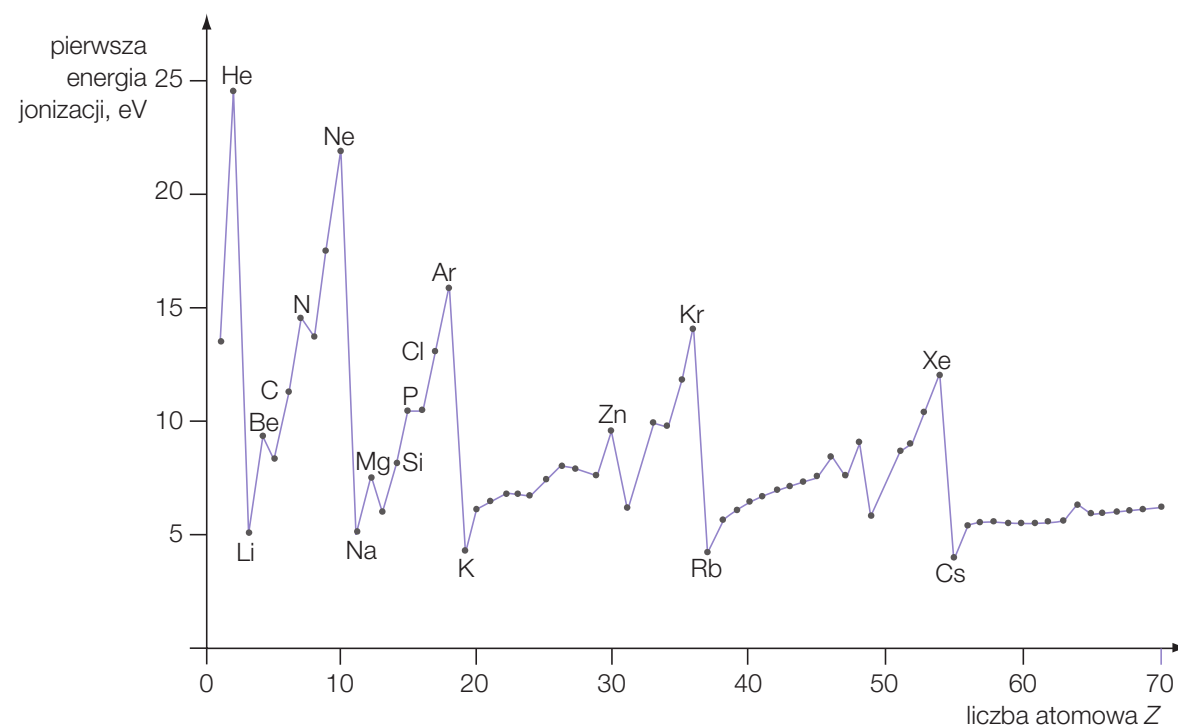
Pierwsza energia jonizacji – energia, którą należy dostarczyć, aby oderwać elektron od atomu i przekształcić go w jednododatni kation.

Druga energia jonizacji – energia, którą należy dostarczyć, aby oderwać elektron od jednododatniego jonu i przekształcić go w dwudodatni kation.

Powinowactwo elektronowe – energia wydzielona w wyniku przyłączenia elektronu przez atom pierwiastka chemicznego.

Pierwsza energia jonizacji to minimalna ilość energii, którą należy dostarczyć, aby oderwać elektron od obojętnego atomu pierwiastka chemicznego w stanie gazowym (czyli utworzyć jon jednododatni). Jest to **energia najsłabiej związanego elektronu walencyjnego** danego atomu. W układzie okresowym pierwiastków chemicznych pierwsza energia jonizacji rośnie w okresie wraz ze wzrostem liczby atomowej i obniża się w grupie (najwyższa jest na górze grupy, najniższa na dole). **Najniższą wartość pierwszej energii jonizacji mają litowce**, które bardzo łatwo tworzą jony dodatnie, natomiast **najwyższą** – nieaktywne chemicznie **helowce** (rys. 31.).

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.



Rys. 31. Zależność pierwszej energii jonizacji od liczby atomowej.

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. 32.), 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.

wokół kationów swobodnie przemieszczają się elektrony

Modele:
• elektronów walencyjnych
• kationów metali

Rys. 32. Model wiązania metalicznego.

Ważne w temacie Rodzaje wiązań chemicznych

1. Ilustruję i opisuję powstawanie wiązań kowalencyjnych i jonowych

- wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane



uwspólnienie elektronów walencyjnych pochodzących od każdego z atomów

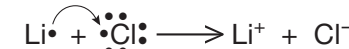
- wiązanie kowalencyjne spolaryzowane



uwspólnienie elektronów walencyjnych pochodzących od każdego z atomów, wspólna para elektronowa jest przesunięta w stronę atomu pierwiastka chemicznego o większej elektroujemności

- wiązanie jonowe

jeden z atomów przyjmuje elektrony drugiego atomu



Jony o przeciwnych ładunkach – kation i anion – przyciągają się siłami elektrostatycznymi.

Rodzaje wiązań chemicznych

3. Określam typ wiązania (σ i π)

Wiązanie typu σ może powstać w wyniku nakładania się różnych orbitali atomowych, np.:

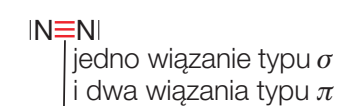
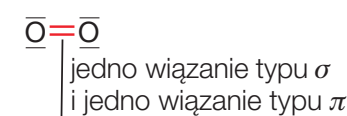
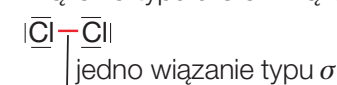
- orbital typu s + orbital typu s,
- orbital typu s + orbital typu p,
- orbital typu p_x + orbital typu p_x .

Wiązanie typu π może powstać w wyniku nakładania się różnych orbitali p:

- orbital typu p_z + orbital typu p_z ,
- orbital typu p_y + orbital typu p_y .

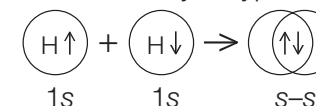
Wiązanie pojedyncze jest zawsze wiązaniem typu σ .

Wiązanie wielokrotne składa się z jednego wiązania typu σ oraz wiązań typu π .

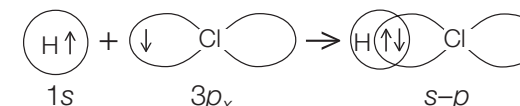


2. Opisuję powstawanie orbitali molekularnych

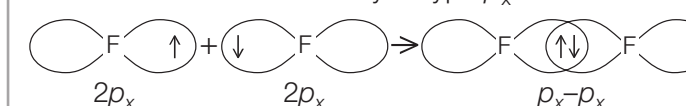
- orbital molekularny s-s – nałożenie czołowe dwóch orbitali atomowych typu s:



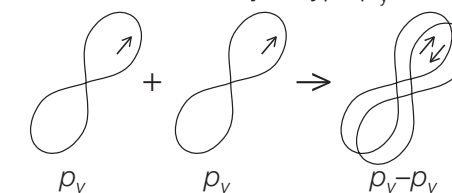
- orbital molekularny s-p – nałożenie czołowe orbitali atomowych typu s i typu p_x :



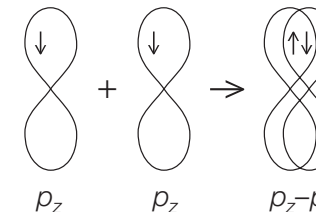
- orbital molekularny p_x-p_x – nałożenie czołowe dwóch orbitali atomowych typu p_x :



- orbital molekularny p_y-p_y – nałożenie boczne dwóch orbitali atomowych typu p_y :



- orbital molekularny p_z-p_z – nałożenie boczne dwóch orbitali atomowych typu p_z :



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

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

Pierwsza energia jonizacji – minimalna ilość energii, którą należy dostarczyć, aby oderwać elektron od obojętnego atomu pierwiastka chemicznego w stanie gazowym (czyli utworzyć jon jednododatni).

Powinowactwo elektronowe – energia wydzielona w wyniku przyłączenia elektronu przez atom pierwiastka chemicznego.

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

Cząsteczka polarna – cząsteczka utworzona z atomów pierwiastków chemicznych o różnej wartości elektroujemności, charakteryzująca się rozdzielaniem ładunku dodatniego i ujemnego, czyli będąca dipolem.

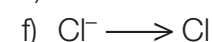
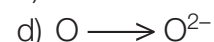
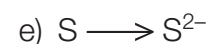
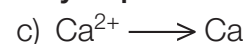
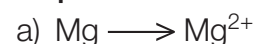


Zadania do tematu



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

2. Napisz równania elektronowe podanych przemian.

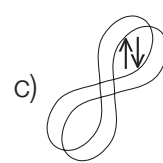
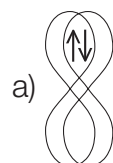


3. Narysuj sposób powstawania wiązań chemicznych w związkach chemicznych o wzorach: $CaBr_2$, H_2S , CO i określ rodzaj tych wiązań.

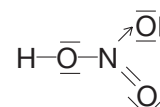
4. Określ rodzaje wiązań chemicznych w następujących związkach chemicznych: $RbCl$, CO_2 , PH_3 .

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

6. Wskaż schematy przedstawiające powstawanie wiązania typu π .

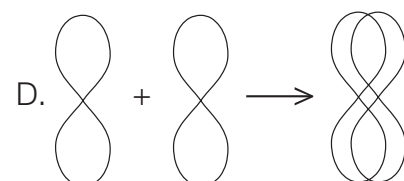
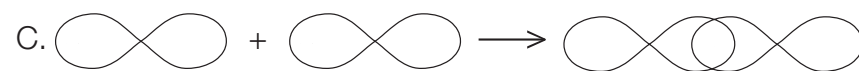
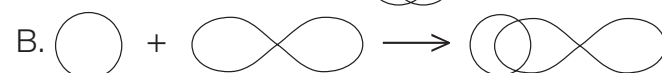
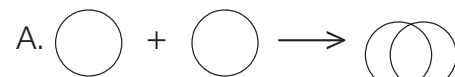


7. Na podstawie wzoru elektronowego (kreskowego) cząsteczki kwasu azotowego(V) ustal liczbę występujących w tej cząsteczce wiązań:



- kowalencyjnych niespolaryzowanych,
- kowalencyjnych spolaryzowanych,
- koordynacyjnych,
- typu σ ,
- typu π .

8. Wiązania chemiczne powstają w wyniku nakładania się orbitali atomowych i tworzenia się tzw. orbitali molekularnych. Kontury wiążących orbitali molekularnych otrzymanych przez nałożenie odpowiednich orbitali atomowych przedstawiono poniżej w postaci schematów A–D.



Ustal, które schematy przedstawiają tworzenie wiążących orbitali molekularnych w cząsteczkach Br_2 , HCl oraz H_2 . Przyporządkuj odpowiednie oznaczenie literowe schematu do opisu.

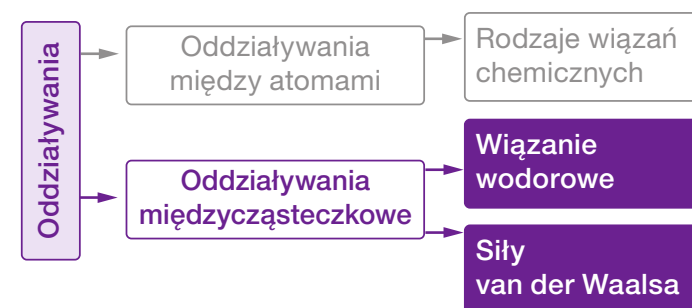
- Tworzenie wiążącego orbitalu molekularnego między atomami bromu w cząsteczce Br_2 .
- Tworzenie wiążącego orbitalu molekularnego między atomem wodoru i atomem chloru w cząsteczce HCl .
- Tworzenie wiążącego orbitalu molekularnego między atomami wodoru w cząsteczce H_2 .

11

Oddziaływania międzycząsteczkowe

Ważne w tym temacie:

- wpływ oddziaływań międzycząsteczkowych (siły van der Waalsa, wiązania wodorowe) na właściwości fizyczne substancji

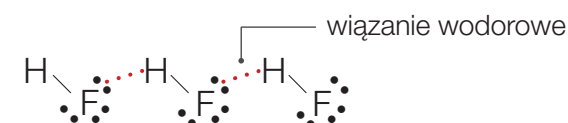


Cząsteczki lub atomy niepołączone wiązaniami chemicznymi mogą się przyciągać lub odpychać. Takie oddziaływania, których energia jest 10–100 razy niższa od energii wiązań kowalencyjnych, są nazywane **oddziaływaniami międzycząsteczkowymi** (oddziaływaniami molekularnymi). Zalicza się do nich m.in. **wiązania wodorowe** (fot. 14.) 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 wartości elektroujemności, które mają wolne pary elektronowe.

Wiązania wodorowe przedstawia się za pomocą **linii kropkowanej** (rys. 33.). Atomy tworzące te wiązania mogą należeć do tej samej cząsteczki lub do różnych cząsteczek.



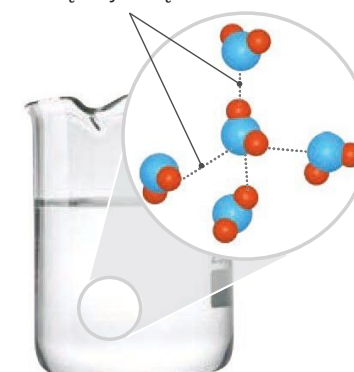
Rys. 33. Wiązania kowalencyjne we wzorach strukturalnych są przedstawiane za pomocą kresek.

Chociaż **wiązanie wodorowe jest ok. 10 razy słabsze od wiązania kowalencyjnego**, ma ono 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.

Związki chemiczne, których cząsteczki są zdolne do tworzenia międzycząsteczkowych wiązań wodorowych, mają wyższe temperatury topnienia i wrzenia (rys. 34., s. 104) oraz lepiej rozpuszczają się w wodzie niż związki chemiczne, których cząsteczki mają zbliżone masy, ale takich wiązań nie tworzą.

model wiązań wodorowych między cząsteczkami wody



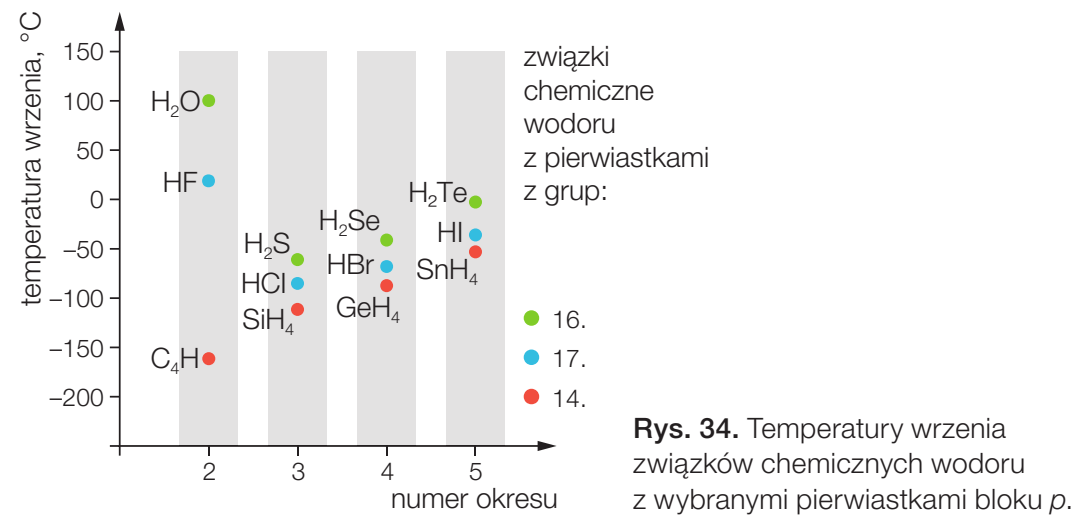
Fot. 14. Cząsteczki wody są połączone wiązaniami wodorowymi.

Przykłady pierwiastków chemicznych tworzących wiązania wodorowe:

	15	16	17
2			
	3,0	3,4	4,0

Asocjacja – łączenie się cząsteczek w większe zespoły.

Rozpuszczanie a roztwarzanie
→ patrz s. 291

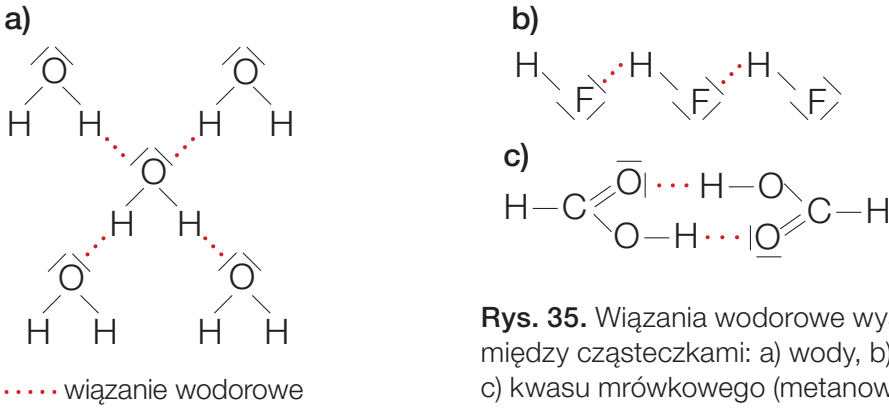


Rys. 34. Temperatury wrzenia związków chemicznych wodoru z wybranymi pierwiastkami bloku p.

Występowanie wiązań wodorowych

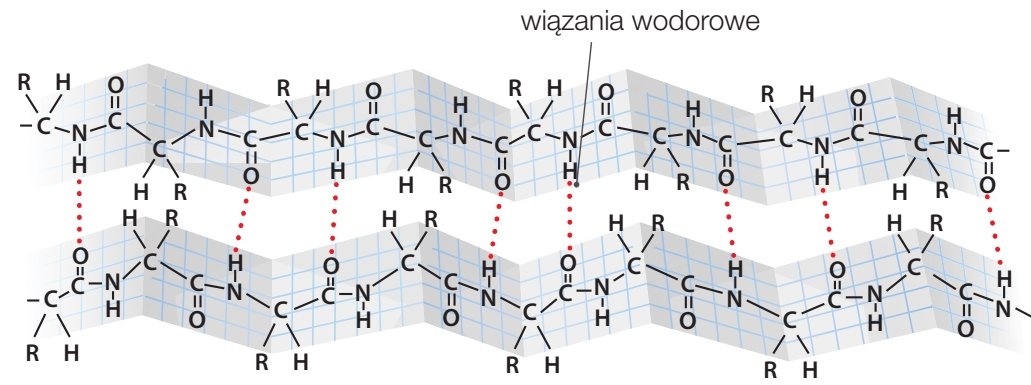
Wiązanie wodorowe występuje np. między cząsteczkami wody H₂O (rys. 35.a), amoniaku NH₃, fluorowodoru HF (rys. 35.b) oraz między cząsteczkami związków organicznych, np.: alkoholi, kwasów karboksylowych (rys. 35.c), aminokwasów i białek (rys. 36.).

Wiązanie wodorowe:
.....



Rys. 35. Wiązania wodorowe występujące między cząsteczkami: a) wody, b) fluorowodoru, c) kwasu mrówkowego (metanowego).

Wiązania wodorowe odgrywają decydującą rolę w tworzeniu przestrzennych struktur białek i kwasów nukleinowych. Obecność wiązań wodorowych wpływa na właściwości substancji.



Rys. 36. Model struktury drugorzędowej białka – struktury β (harmonijka β, struktura pofalduowanej kartki).

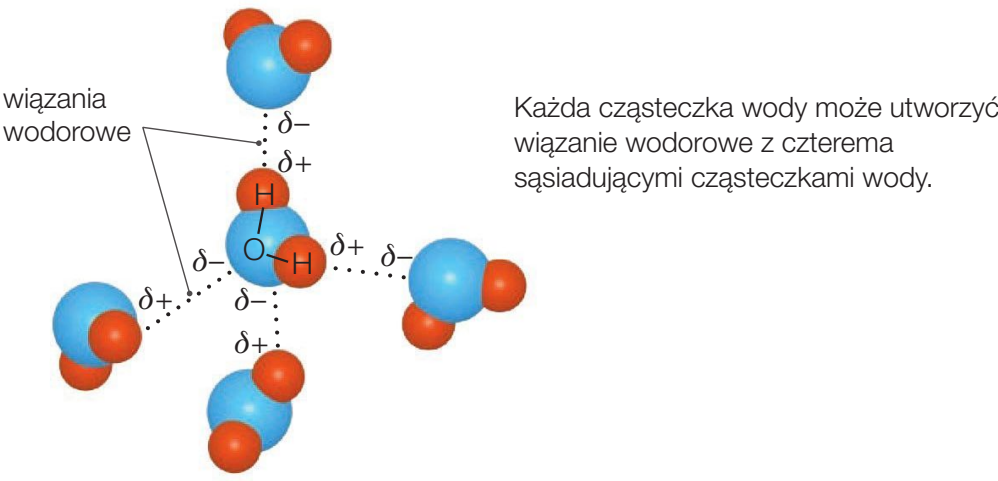
Wiązania wodorowe między łańcuchami celulozy znacząco wpływają na wytrzymałość drewna. Oddziaływania te mają zastosowania praktyczne (fot. 15.).



Fot. 15. Podczas klejenia drewna powstają wiązania wodorowe.

Wpływ wiązań wodorowych na właściwości wody

Między cząsteczkami H₂O, zarówno w ciekłym, jak i w stałym stanie skupienia, występują wiązania wodorowe (rys. 37.).



Rys. 37. Polarne cząsteczki wody oddziałują ze sobą, tworząc wiązania wodorowe.

Obecność wiązań wodorowych decyduje o nietypowych właściwościach wody, np.:

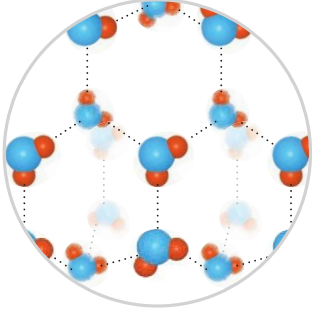
- ▶ podczas zamarzania woda **zwiększa swoją objętość** o ok. 9 % (rys. 38.), przez co gęstość lodu jest mniejsza od gęstości wody (tabela 15.) i dlatego lód pływa po powierzchni wody;
- ▶ woda ma bardzo **wysokie temperatury wrzenia i topnienia** (tabela 15.) w porównaniu do związków chemicznych, które mają zbliżoną masę cząsteczkową, ale nie tworzą międzycząsteczkowych wiązań wodorowych;
- ▶ **maksymalną gęstość woda ma w temperaturze 4 °C**, dzięki czemu 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;
- ▶ woda ma **wysoką pojemność cieplną**. Dzięki temu zbiorniki wodne wolno się nagrzewają i równie powoli ochładzają. Dlatego wahania temperatury w środowisku wodnym są znacznie mniejsze niż na lądzie;
- ▶ woda ma **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.

Tabela 15. Wybrane właściwości fizyczne wody

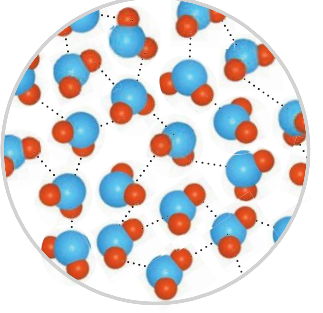
Właściwości fizyczne wody*	
Temp. topnienia	0 °C
Temp. wrzenia	100 °C
Gęstość lodu w 0 °C	0,92 $\frac{g}{cm^3}$
Gęstość wody w 4 °C	1,00 $\frac{g}{cm^3}$

* Pod ciśnieniem 1013 hPa.

w lodzie wiązania wodorowe między cząsteczkami H₂O są ułożone regularnie

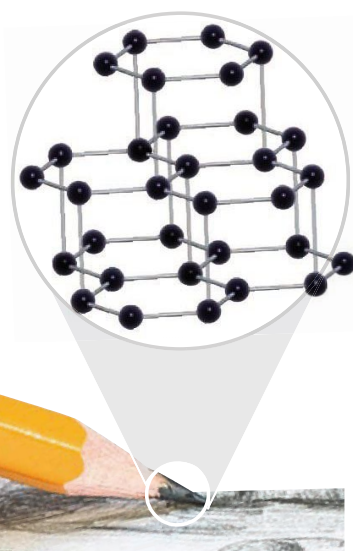


w wodzie wiązania wodorowe między cząsteczkami H₂O są ułożone nieregularnie



Rys. 38. Lód ma luźną strukturę, ponieważ jego wiązania wodorowe są dłuższe od tych występujących w wodzie w postaci ciekłej.

Pojemność cieplna – wielkość fizyczna oznaczająca ilość ciepła potrzebną do zmiany temperatury o 1 °C.



Rys. 39. Słabe siły van der Waalsa umożliwiają przesuwanie się warstw węglowych w sieci grafitu względem siebie, dlatego grafit ściera się i pozostawia ślady.

Dipol elektryczny
→ patrz s. 93

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 sześciocząłowych pierścieni węglowych w sieci krystalicznej grafitu (rys. 39.).

Oddziaływania dipol–dipol

Oddziaływania dipol–dipol to oddziaływania między trwałymi ładunkami cząstkowymi sąsiadujących ze sobą cząsteczek polarnych.

Oddziaływania te występują między **trwałymi dipolami**, którymi są zwykle cząsteczki z wiązaniami kowalencyjnymi spolaryzowanymi.

Oddziaływania dipol–dipol między cząsteczkami danej substancji wpływają na jej temperatury topnienia i wrzenia: **im silniejsze oddziaływanie dipol–dipol, tym wyższe temperatury topnienia i wrzenia substancji.**

Ważne w temacie Oddziaływania międzycząsteczkowe

Wiązanie wodorowe – oddziaływanie występujące między atomem wodoru związanym z małym atomem silnie elektroujemnego pierwiastka chemicznego (np. O, N, F) a atomem pierwiastka chemicznego o dużej elektroujemności, który ma wolną parę elektronową.

Siły van der Waalsa – słabe oddziaływania krótkiego zasięgu, które występują między cząsteczkami niepolarnymi.

Oddziaływania międzycząsteczkowe

Opisuję wpływ oddziaływań międzycząsteczkowych na właściwości fizyczne substancji

► **Wiązania wodorowe** wpływają m.in. na:

- rozpuszczalność,
- gęstość,
- temperaturę wrzenia,
- temperaturę topnienia.

► **Siły van der Waalsa** wpływają m.in. na:

- stan skupienia.

Zadania do tematu



1. Narysuj, w jaki sposób tworzy się wiązanie wodorowe między cząsteczkami:

- wody i amoniaku NH_3 ,
- wody i kwasu octowego (etanowego) CH_3COOH ,
- wody i etanolu $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$,
- dwóch cząsteczkach NH_3 .

2. Wyjaśnij, dlaczego fluorowodor HF ma znacznie wyższą temperaturę wrzenia niż pozostałe związki typu HX pierwiastków 17. grupy. Skorzystaj z dostępnych źródeł informacji.

3. Spośród związków chemicznych o podanych wzorach (a–f) wybierz te, których cząsteczki mogą tworzyć między sobą wiązania wodorowe (ciekły stan skupienia). Uzasadnij swój wybór.

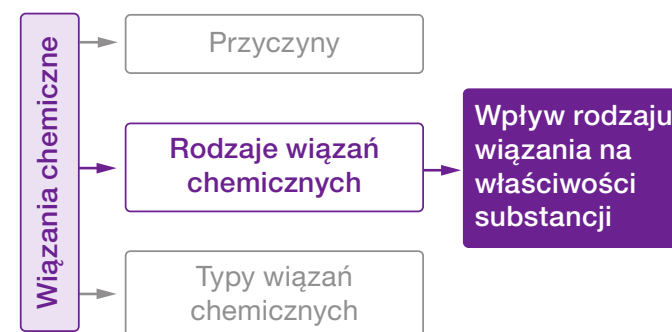
- NH_3
- CH_4
- CH_3OH
- LiH
- CH_3COOH
- $\text{CH}_2=\text{CH}_2$

12

Wpływ rodzaju wiązania chemicznego na właściwości substancji

Ważne w tym temacie:

- wpływ rodzaju wiązania na właściwości fizyczne substancji
- określanie rodzaju wiązania na podstawie obserwowanych właściwości substancji
- porównanie właściwości fizycznych substancji tworzących kryształy jonowe, kowalencyjne, molekularne i metaliczne
- podstawowe właściwości fizyczne metali



Fot. 16. Jod jest szaroczną substancją stałą o metalicznym połysku, natomiast pary jodu są fioletowe.

Zależnie od warunków ciśnienia i temperatury substancje mogą występować w różnych stanach skupienia: gazowym, ciekłym lub stałym (fot. 16.). 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, którymi są połączone atomy, decydują o właściwościach substancji.

Rodzaje wiązań chemicznych
→ patrz s. 90

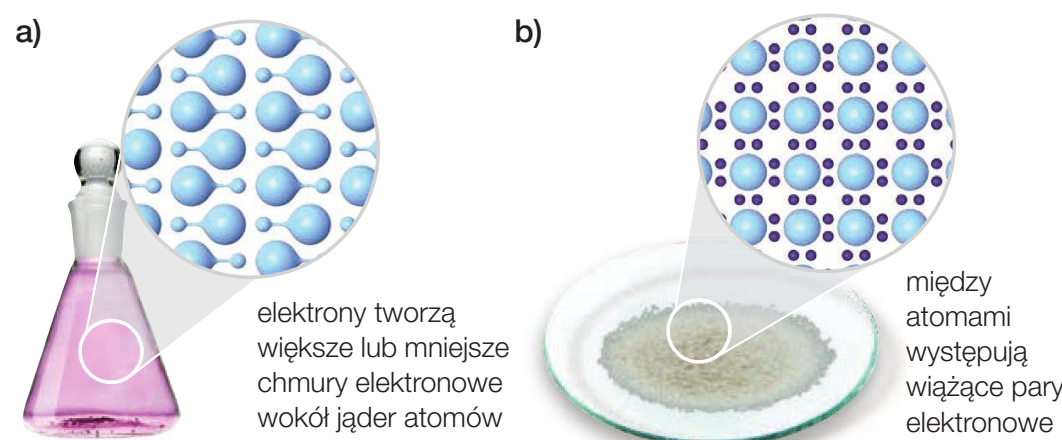
Oddziaływania międzycząsteczkowe
→ patrz s. 103

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 woda w postaci lodu. 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 (jod I_2), b) kowalencyjnych (tlenek krzemu(IV) SiO_2).

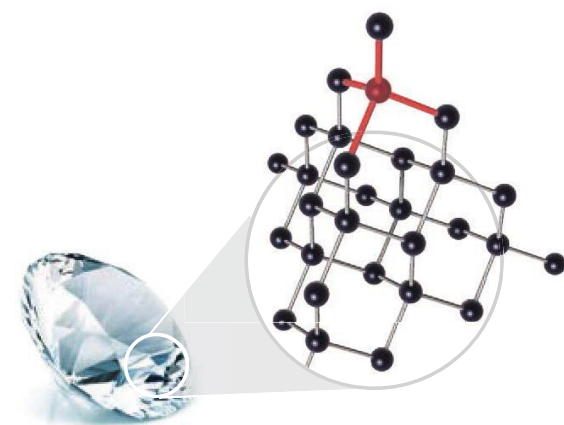
Substancje, w których występują wiązania kowalencyjne, tworzą też **kryształy kowalencyjne**, np.: diament (fot. 19.), tlenek krzemu(IV) SiO_2 (fot. 18.b), krzem, german, bor. Stanowią one zbiór atomów połączonych wiązaniami kowalencyjnymi. Taka budowa powoduje, że kryształy kowalencyjne:

- ▶ na ogół nie przewodzą prądu elektrycznego,
- ▶ zazwyczaj nie dysocjują na jony,
- ▶ słabo rozpuszczają się w rozpuszczalnikach polarnych, takich jak woda czy alkohole,
- ▶ topią się w bardzo wysokich temperaturach.

Przykłady substancji zbudowanych z kryształów kowalencyjnych:

diament, german, bor, krzem

Dysocjacja elektrolityczna
→ patrz s. 199



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

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

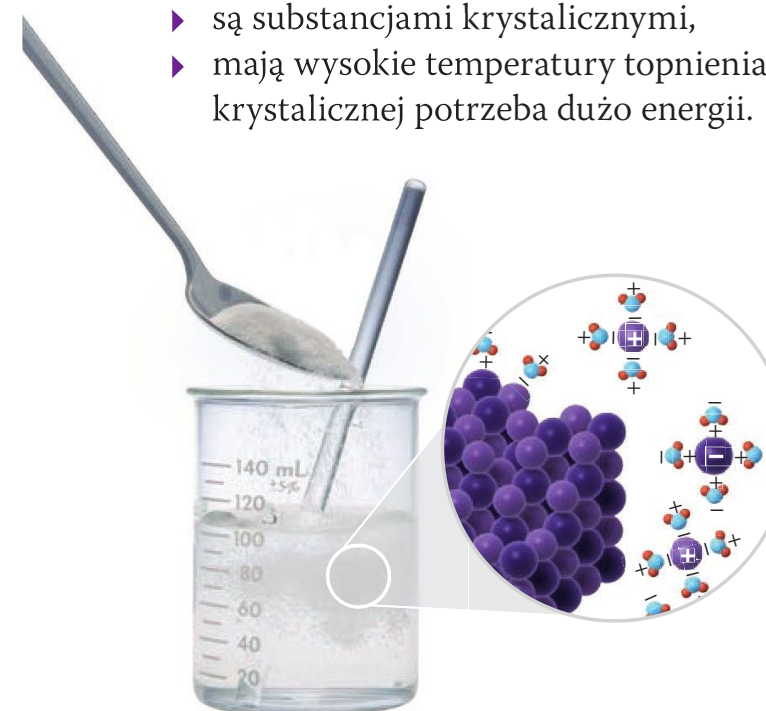
Substancje o wiązaniach jonowych

Substancje, w których występują wiązania jonowe, w stałym stanie skupienia 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 np. 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. 40.),
- ▶ są substancjami krystalicznymi,
- ▶ mają wysokie temperatury topnienia, a do zniszczenia ich sieci krystalicznej potrzeba dużo energii.



polarne cząsteczki wody otaczają kationy i aniony w sieci krystalicznej KI w taki sposób, aby ich biegun dodatni był jak najbliżej I^- , a biegun ujemny – K^+ , co osłabia wiązanie i jony przechodzą do roztworu

Modele:

- cząsteczki wody H_2O
- anionu jodkowego I^-
- kationu potasu K^+

Rys. 40. Model procesu rozpuszczania KI w wodzie.

Kryształy jonowe nie przewodzą prądu elektrycznego, ale po rozpuszczeniu w wodzie lub stopieniu (rys. 41.) są dobrymi przewodnikami elektryczności.

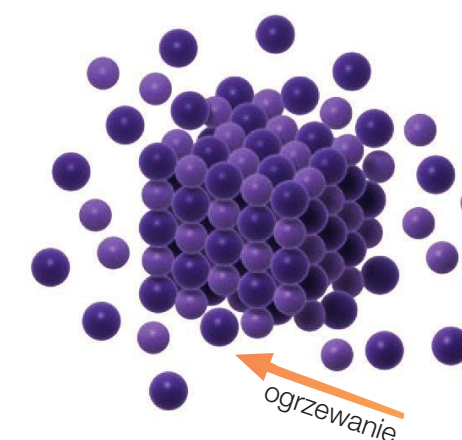
Dzieje się tak, ponieważ uwalniają się z nich jony, które są nośnikami ładunków. Reakcje chemiczne między jonami w wodnych roztworach substancji jonowych zachodzą bardzo szybko.

Substancje o wiązaniach metalicznych

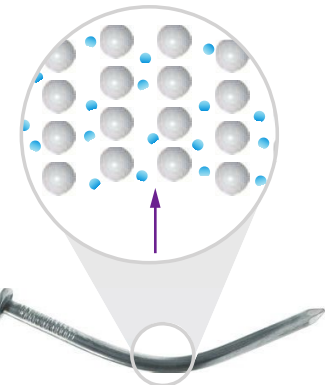
Metale oraz stopy metali to substancje, w których występują wiązania metaliczne. Właściwości tych substancji są związane z występowaniem w sieci krystalicznej **elektronów zdelokalizowanych**. Elektrony te, w postaci **gazu elektronowego**, przemieszczają się między dodatnio naładowanymi elementami sieci krystalicznej metalu.

Przykłady związków jonowych:

- ▶ tlenek wapnia CaO
- ▶ wodorek sodu NaH
- ▶ wodorotlenek litu $LiOH$
- ▶ chlorek sodu $NaCl$
- ▶ jodek potasu KI
- ▶ azotan(V) potasu KNO_3
- ▶ chlorek amonu NH_4Cl



Rys. 41. Model stapiania KI – pod wpływem ogrzewania jony K^+ i I^- są uwalniane z sieci krystalicznej soli.



Metale:

- ▶ mają charakterystyczny połysk,
- ▶ są bardzo dobrymi przewodnikami prądu elektrycznego oraz ciepła,
- ▶ są kowalne (fot. 20.), ciągliwe i można je obrabiać mechanicznie,
- ▶ wykazują różną aktywność chemiczną, niektóre gwałtownie reagują z wodą (np. sól),
- ▶ mają wysokie temperatury topnienia (wyjątkami są rtęć, gal, ind, ołów oraz litowce).

W tabeli 16. 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 16. 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	zwykle dobrze rozpuszczalne w wodzie i innych rozpuszczalnikach polarnych	rozpuszczalne w rozpuszczalnikach niepolarnych, rozpuszczalność zależy od polarności cząsteczki i typu oddziaływań	nierozpuszczalne	nierozpuszczalne
Przykłady	tlenki metali, np.: Na_2O ; sole, np.: KNO_3 , K_2SO_4 , $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, CaF_2 , NH_4Cl chlorek sodu NaCl 	helowce w stałym stanie skupienia; węglowodory; cząsteczki pierwiastków chemicznych, np.: I_2 , P_4 ; cząsteczki związków chemicznych, np.: SiH_4 , H_2O (lód) siarka S_8 	pierwiastki chemiczne, np.: Ge, B, P (czarny); związki chemiczne, np.: BN, SiO_2 diament C 	metale i stopy metali, np.: Na, Fe, Al, miedź Cu miedź Cu 

Ważne w temacie Wpływ rodzaju wiązania chemicznego na właściwości substancji

1. Opisuję wpływ wiązania na właściwości fizyczne substancji

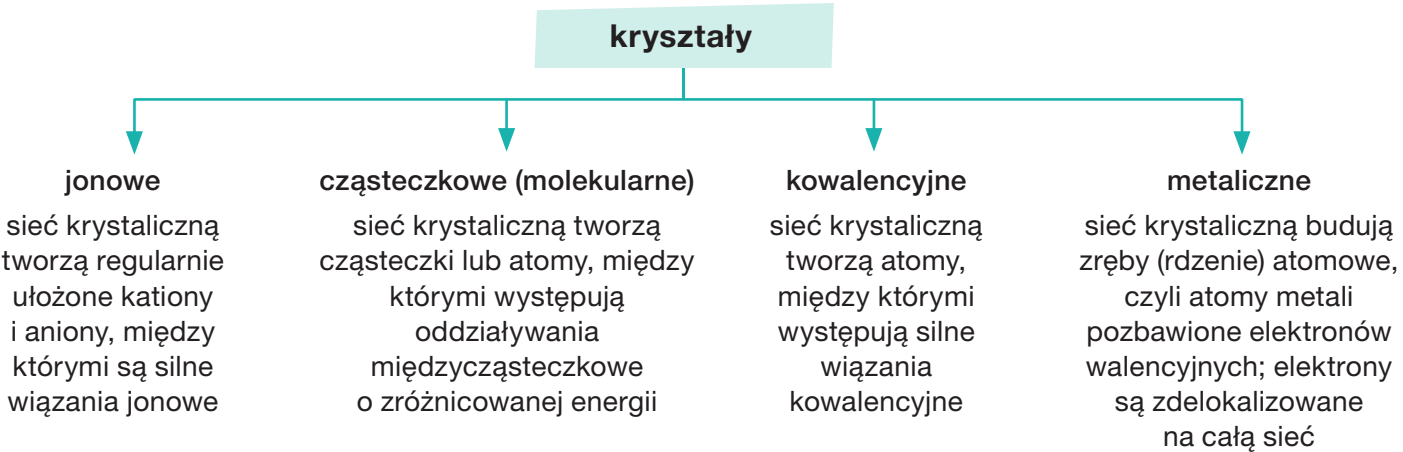
- ▶ **Substancje o wiązaniach jonowych:**
 - są dobrze rozpuszczalne w wodzie, słabo rozpuszczalne w rozpuszczalnikach niepolarnych,
 - to substancje krystaliczne,
 - mają wysokie temperatury topnienia.
- ▶ **Substancje o wiązaniach kowalencyjnych:**
 - nie przewodzą prądu elektrycznego,
 - słabo rozpuszczają się w rozpuszczalnikach polarnych, lepiej w rozpuszczalnikach niepolarnych.
- ▶ **Substancje o wiązaniach metalicznych:**
 - mają charakterystyczny połysk,
 - wykazują dobre przewodnictwo elektryczne i cieplne,
 - są kowalne i ciągliwe,
 - mają wysokie temperatury topnienia.

Wpływ rodzaju wiązania chemicznego na właściwości substancji

2. Wymieniam podstawowe właściwości fizyczne metali

- charakterystyczny połysk
- kowalność i ciągliwość
- dobre przewodnictwo cieplne i elektryczne
- głównie barwa srebrzystobiała lub srebrzystoszara

Kryształ – substancja stała o uporządkowanych w przestrzeni elementach składowych. Ze względu na rodzaj oddziaływań między cząstkami można wyróżnić kryształy: jonowe, cząsteczkowe (molekularne), kowalencyjne, metaliczne.



Zadania do tematu



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

- Tworzy kryształy jonowe.
- Nie ulega procesowi dysocjacji jonowej.
- Rozpuszcza się w rozpuszczalnikach polarnych.
- Rozpuszcza się w rozpuszczalnikach niepolarnych.
- Ma wysoką temperaturę topnienia.
- Stopiony przewodzi prąd elektryczny.
- W roztworze wodnym nie jest elektrolitem.
- 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).

- wodór, bromek potasu, woda, wolfram, chlorowodór
- jonowe, kowalencyjne spolaryzowane, kowalencyjne niespolaryzowane, metaliczne
- 0 °C, -259 °C, 739 °C, -114,2 °C, 3420 °C

3. Wskaż zdania zawierające prawdziwe informacje.

- Substancje o wiązaniach kowalencyjnych niespolaryzowanych dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalnikach polarnych.
- Ciekły stan skupienia wody w temperaturze pokojowej oraz jej wysoka temperatura wrzenia wynikają z występowania wiązań wodorowych między cząsteczkami H₂O.
- Substancje o wiązaniach kowalencyjnych zazwyczaj reagują wolniej w porównaniu z substancjami o budowie jonowej.
- Cząsteczki o budowie polarnej (dipole) powstają z atomów pierwiastków chemicznych o jednakowej elektroujemności.
- Po zamrożeniu woda ma większą objętość, gdyż wiązania wodorowe pomiędzy cząsteczkami H₂O w lodzie są krótsze niż w wodzie w stanie ciekłym.

4. Masa cząsteczkowa amoniaku NH₃ wynosi 17 u, a czystej wody H₂O 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.

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

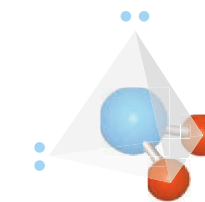
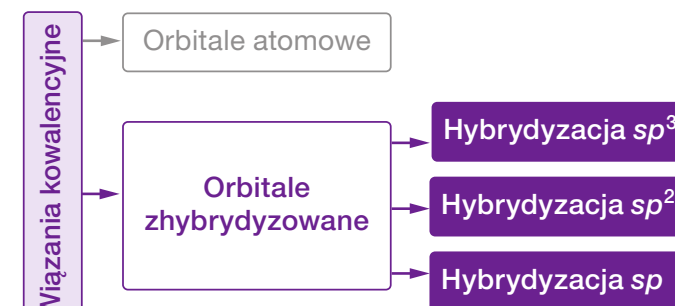
6. Narysuj wzory kreskowe cząsteczek tlenu i azotu. Następnie na podstawie tych wzorów uzasadnij, dlaczego w danej temperaturze tlen rozpuszcza się w wodzie dwa razy lepiej niż azot.

13

Hybrydyzacja orbitali atomowych

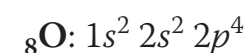
Ważne w tym temacie:

- tworzenie orbitali zhybrydyzowanych zgodnie z modelem hybrydyzacji
- wzajemne ułożenie orbitali zhybrydyzowanych w przestrzeni
- określanie typu hybrydyzacji (sp , sp^2 , sp^3) orbitali walencyjnych atomu centralnego w cząsteczkach związków nieorganicznych i organicznych

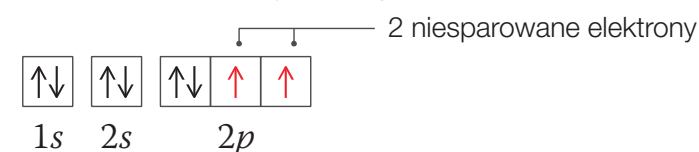


Rys. 42. Model cząsteczki wody.

Wiązania kowalencyjne mogą powstawać, gdy orbitale atomów tworzących cząsteczkę są obsadzone pojedynczymi (niesparowanymi) elektronami. Na przykład atom tlenu ${}_8\text{O}$ w stanie podstawowym ma 6 elektronów walencyjnych w drugiej powłoce elektronowej:

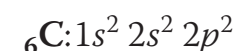


Schemat klatkowy konfiguracji elektronowej atomu tlenu ${}_8\text{O}$:

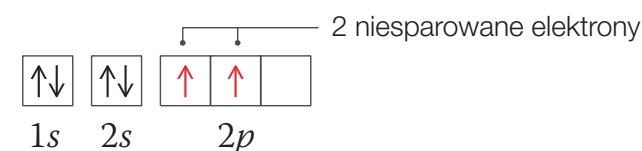


Atom tlenu ma **2 niesparowane elektrony** i może tworzyć **dwa wiązania kowalencyjne**, np. w cząsteczce wody H₂O, gdzie wiązania te tworzą kąt ok. 105° (rys. 42.).

Należałoby oczekiwać, że atom węgla ${}_6\text{C}$, który w **stanie podstawowym** ma 2 niesparowane elektrony, będzie tworzył z atomami wodoru **tylko 2 wiązania kowalencyjne**.



Schemat klatkowy konfiguracji elektronowej atomu węgla ${}_6\text{C}$:



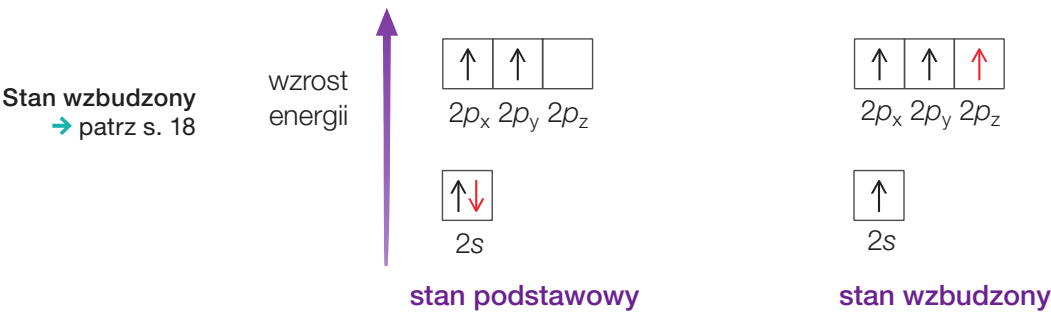
Jednak związek chemiczny o wzorze CH₂ nie jest znany. Natomiast **atom węgla w większości związków chemicznych**, np. w metanie CH₄, **tworzy 4 wiązania kowalencyjne**. Wiązania te w cząsteczce metanu tworzą kąt 109,5°.

Stan podstawowy
→ patrz s. 18

Elektrony walencyjne
→ patrz s. 64

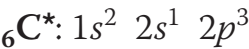
Stan wzbudzony atomu węgla

Zmiana konfiguracji elektronowej reagującego atomu może być przyczyną powstawania większej liczby 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.

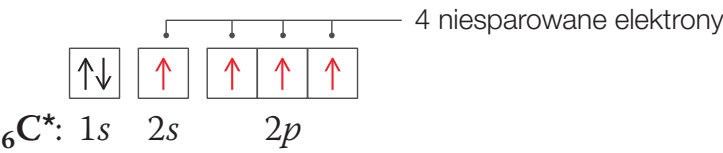


Tym samym następuje **wzbudzenie elektronu** i jego przejście na orbital o wyższej energii, a atom przechodzi **ze stanu podstawowego w stan wzbudzony**.

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



Schemat klatkowy konfiguracji elektronowej **atomu węgla w stanie wzbudzonym**:



Taka konfiguracja elektronowa powinna umożliwiać utworzenie **czterech wiązań kowalencyjnych**, np. z atomami wodoru.

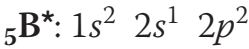
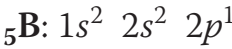
Budowa przestrzenna cząsteczek

Należałoby oczekiwać, że wiązania powstające z udziałem elektronów z obszarów orbitalnych o różnej energii i geometrii przestrzennej będą miały różną energię, długość i trwałość. Obserwuje się jednak, że wiązania te są **równocenne**. Różnią się jedynie ułożeniem w przestrzeni, co wpływa na kształt i właściwości cząsteczek.

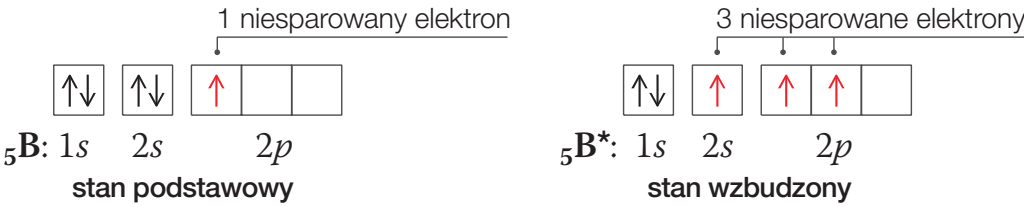
Na przykład **cząsteczka CH_4 ma budowę przestrzenną** (rys. 43). Wiązania są w niej umieszczone pod kątem $109,5^\circ$ i skierowane ku narożom **czworościanu foremnego** (tetraedru), którego centralne miejsce zajmuje atom węgla.

Wzbudzenie elektronu zachodzi też w innych atomach, np. **w atomie boru ${}_5\text{B}$** , 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 2s na niezapełniony orbital 2p, **może tworzyć trzy wiązania kowalencyjne** z fluorem:



Schematy klatkowe konfiguracji elektronowych **atomu boru w stanie podstawowym i wzbudzonym**:



Cząsteczka BF_3 ma budowę płaską (rys. 44). 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.

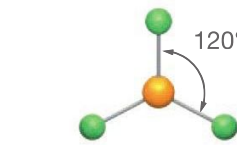
Hybrydyzacja orbitali atomowych i jej typy

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 jednakowej energii** (równocenne energetycznie). 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 zhybrydizowanych**.

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 zhybrydizowanych, ile było orbitali atomowych. **Mają one jednak inny kształt** (tabela 17), **rozkład przestrzenny i energię** niż orbitale przed „wymieszaniem”.

Tabela 17. Typy hybrydyzacji i kształty orbitali zhybrydizowanych

Hybrydyzacja	typ	sp^3	sp^2	sp
	nazwa	tetraedryczna	trygonalna	dygonalna (digonalna)
Orbitale zhybrydizowane	orientacja przestrzenna			
	kształt	tetraedryczny	trójkątny	liniowy

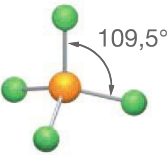


Rys. 44. Wiązania chemiczne w cząsteczce fluorku boru.

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

Liczba orbitali zhybrydizowanych jest równa liczbie orbitali atomowych, które ulegają hybrydyzacji.

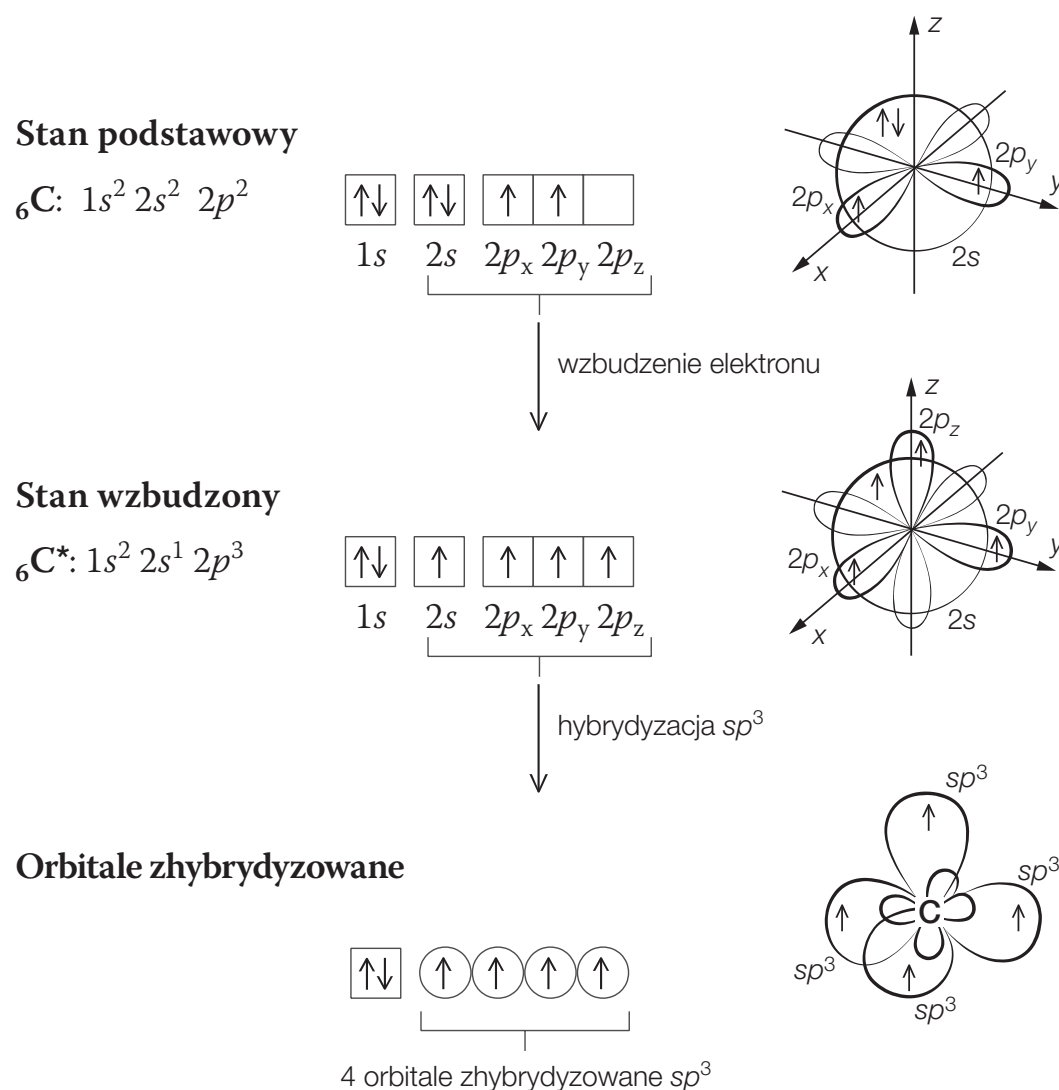
Gwiazdka przy symbolu chemicznym pierwiastka oznacza atom w stanie wzbudzonym: *.



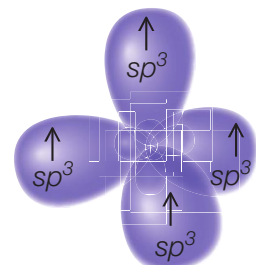
Rys. 43. Wiązania chemiczne w cząsteczce metanu.

Hybrydyzacja sp^3 (tetraedyczna)

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 :

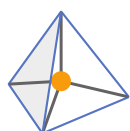


Oznaczenie orbitali zhybrydyzowanych:



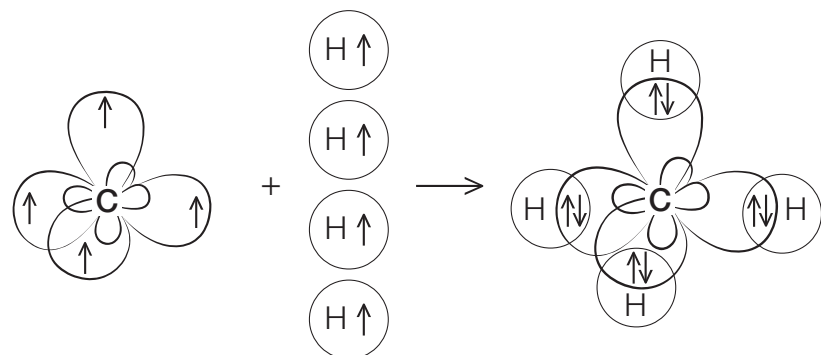
Rys. 45. W wyniku wymieszania 1 orbitalu s i 3 orbitali p powstają 4 orbitale zhybrydyzowane sp^3 .

hybrydyzacja sp^3



kształt tetraedru

W tworzeniu wiązań w cząsteczce CH_4 uczestniczą elektrony opisywane przez orbitale zhybrydyzowane atomu węgla (rys. 45.) wraz z elektronami orbitalu s pochodzącymi od 4 atomów wodoru (rys. 46.).

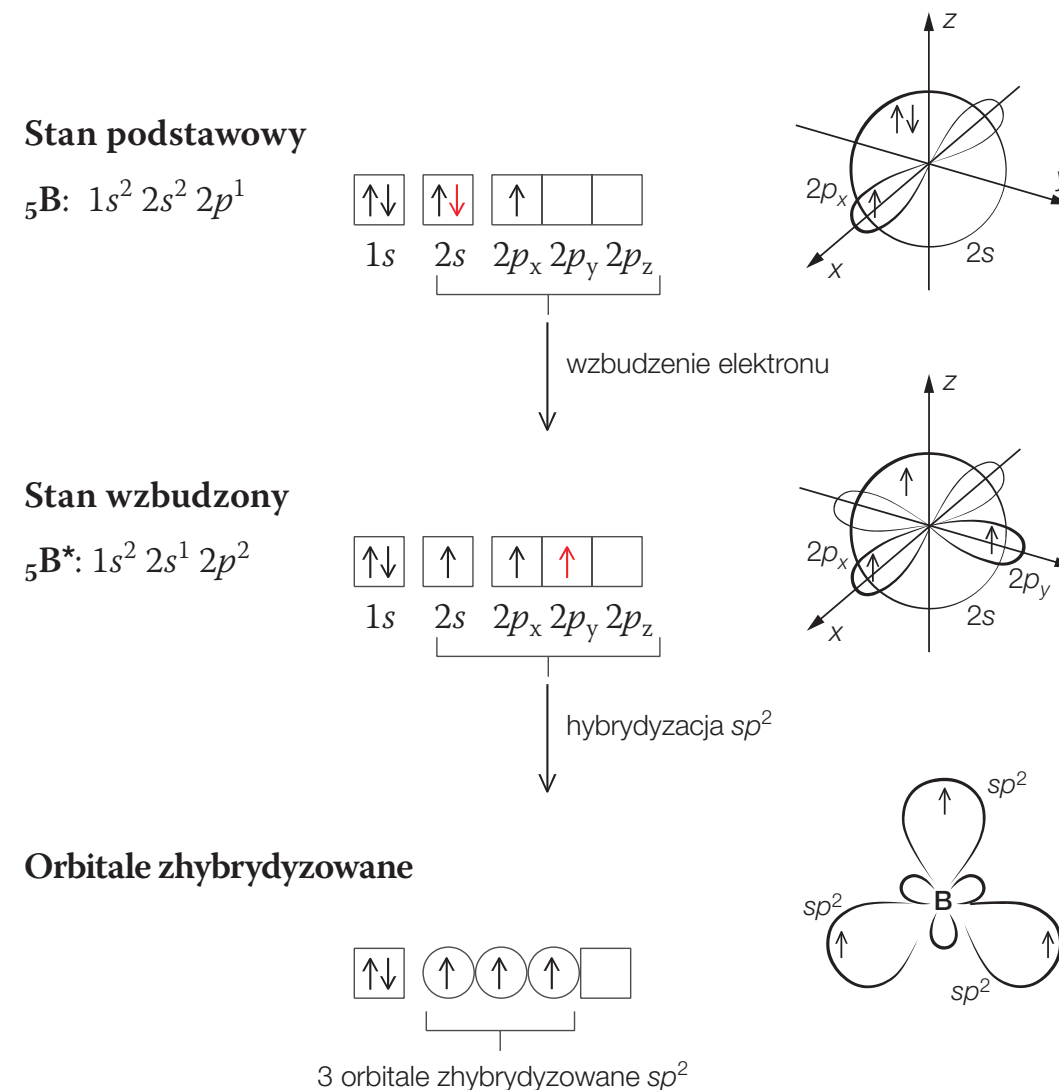


Rys. 46. Model tworzenia się cząsteczki metanu.

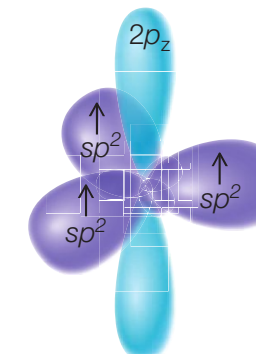
Atomy tworzące cząsteczkę CH_4 znajdują się w centrum (C) oraz narożach (H) tetraedru (czworościanu foremnego), zgodnie z przestrzennym ułożeniem orbitali sp^3 .

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 :



Oznaczenie orbitali zhybrydyzowanych:



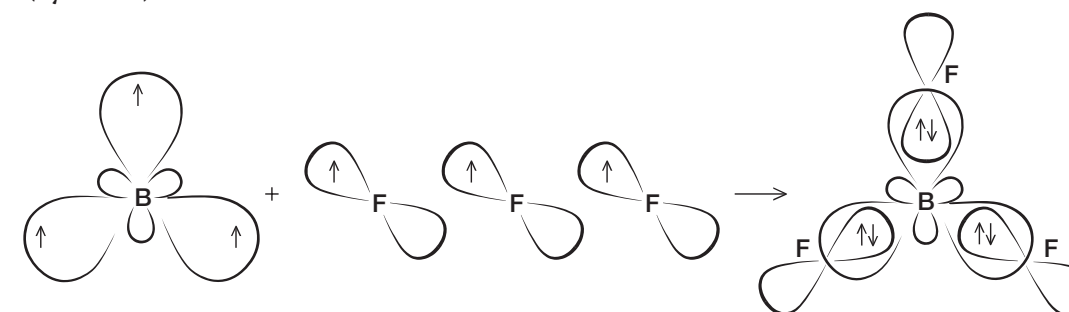
Rys. 47. W wyniku wymieszania 1 orbitalu s i 2 orbitali p powstają 3 orbitale zhybrydyzowane sp^2 .

hybrydyzacja sp^2



kształt trójkąta równobocznego

Elektrony opisywane przez orbitale zhybrydyzowane atomu boru (rys. 47.) wraz z niesparowanymi elektronami orbitalu p , pochodzącymi od 3 atomów fluoru, uczestniczą w tworzeniu wiązań w cząsteczce BF_3 (rys. 48.):



Rys. 48. Model tworzenia się cząsteczki fluorku boru.

Atomy tworzące cząsteczkę BF_3 znajdują się w centrum (B) oraz w wierzchołkach (F) trójkąta równobocznego, zgodnie z przestrzennym ułożeniem orbitali sp^2 .

Hybrydyzacja sp^3 orbitali walencyjnych atomu węgla

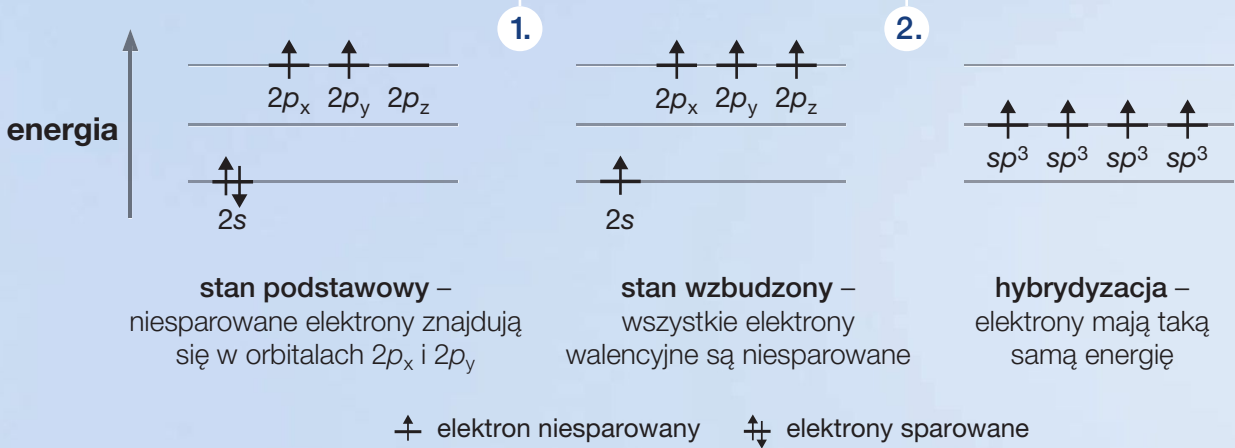
W atomie węgla są 4 elektrony walencyjne, jednak tylko 2 z nich są niesparowane, czyli tylko 2 mogą brać udział w tworzeniu wiązań chemicznych. Dlaczego zatem atom węgla może utworzyć 4 wiązania kowalencyjne? Wyjaśnia to teoria hybrydyzacji.

Konfiguracja elektronowa atomu węgla w stanie podstawowym: ${}_6\text{C}: 1s^2 2s^2 2p^2$.

Zmiana energii elektronów powłoki walencyjnej atomu węgla

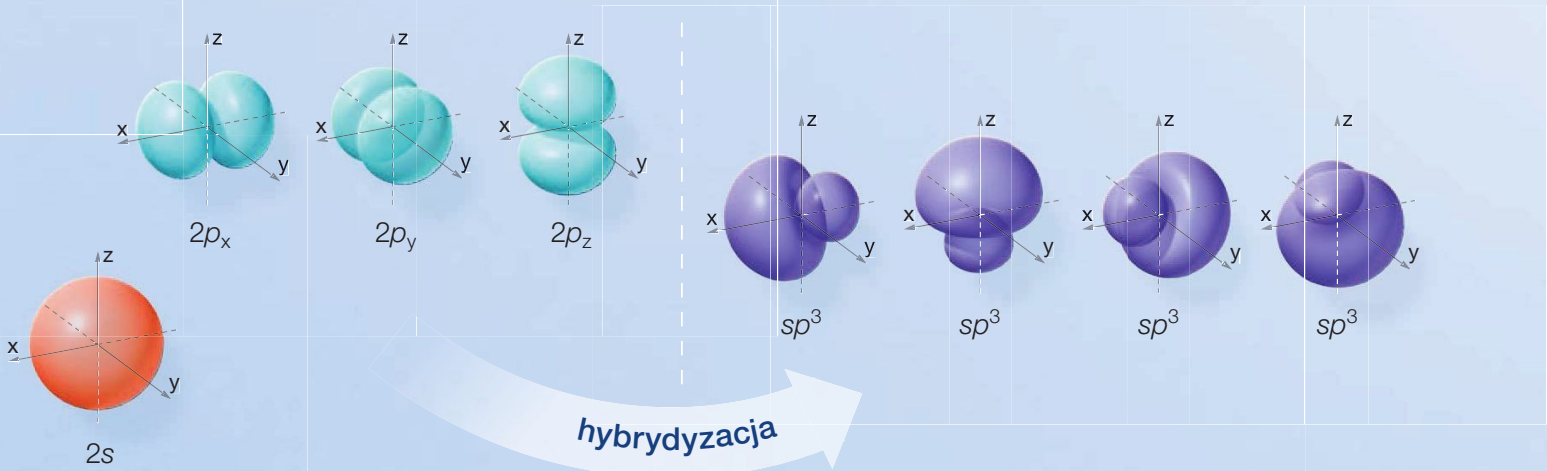
W atomie węgla wszystkie 4 elektrony walencyjne muszą być niesparowane, aby mogły brać udział w tworzeniu wiązań kowalencyjnych. Dlatego atom węgla musi przejść ze stanu podstawowego do stanu wzbudzonego.

Elektrony, które znajdują się w orbitalach o takiej samej energii, tworzą 4 równocenne wiązania. Elektrony uzyskują taką samą energię w wyniku hybrydyzacji orbitali atomowych. W atomie węgla **jeden orbital s** zostaje „wymieszany” z **trzema orbitalami p** i powstają 4 nowe orbitale zhybrydyzowane sp^3 .



Hybrydyzacja sp^3 orbitali atomowych węgla

W wyniku hybrydyzacji 4 orbitali atomowych – $2s$, $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ – powstają 4 orbitale zhybrydyzowane sp^3 . Każdy z nich ma taką samą energię oraz jednakowy kształt. W każdym z nowych orbitali zhybrydyzowanych znajduje się 1 elektron, który bierze udział w tworzeniu wiązania kowalencyjnego.



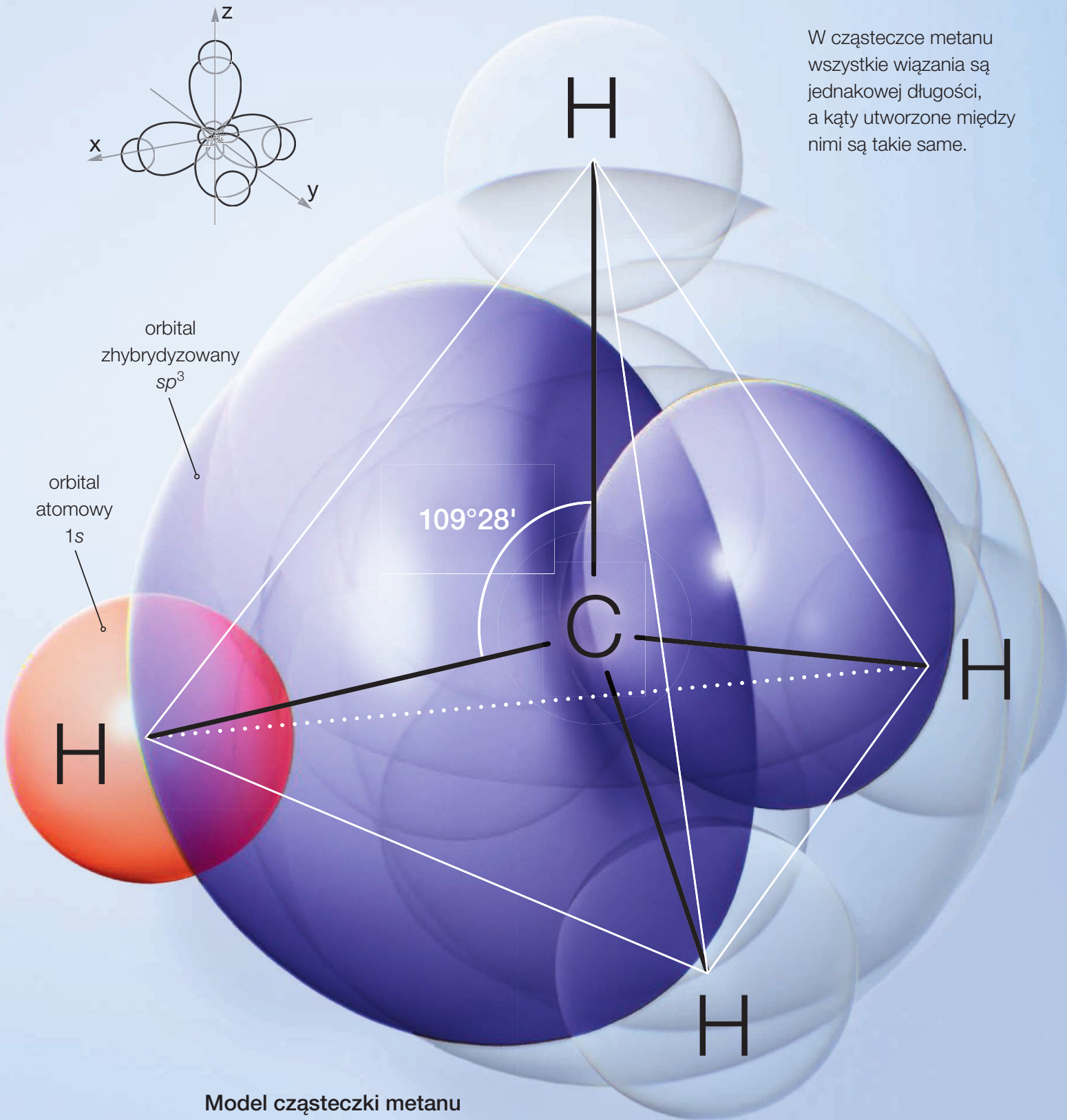
Orbitale s i p różnią się kształtem i energią, dlatego znajdujące się w nich elektrony nie mogłyby utworzyć równocennych wiązań.

Orbitale zhybrydyzowane sp^3 mają jednakowy kształt i taką samą energię, co umożliwia atomowi węgla utworzenie 4 równocennych wiązań kowalencyjnych.

Przykład związku chemicznego, w którym występuje atom węgla o hybrydyzacji sp^3

Atom węgla w cząsteczce metanu tworzy 4 wiązania kowalencyjne. Każde z nich powstało z dwóch niesparowanych elektronów. Jeden elektron pochodzi z orbitalu zhybrydyzowanego sp^3 atomu węgla, a drugi z orbitalu $1s$ atomu wodoru.

Orbitale zhybrydyzowane sp^3 ustawiają się tak, by jak najbardziej oddalić się od siebie i jednocześnie zminimalizować odpychanie między elektronami. Cząsteczka metanu ma kształt tetraedru, czyli czworościanu foremnego.



W cząsteczce metanu wszystkie wiązania są jednakowej długości, a kąty utworzone między nimi są takie same.

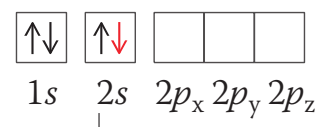
Model cząsteczki metanu

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 $_4\text{Be}$:

Stan podstawowy

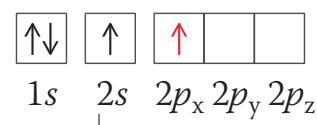
$_4\text{Be}: 1s^2 2s^2$



wzbudzenie elektronu

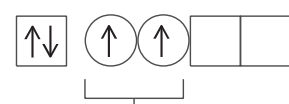
Stan wzbudzony

$_4\text{Be}^*: 1s^2 2s^1 2p^1$



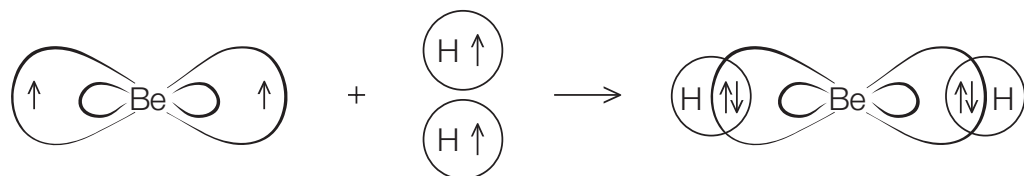
hybrydyzacja sp

Orbitale zhybrydyzowane



2 orbitale zhybrydyzowane sp

Atom berylu (rys. 49.) w wysokich temperaturach tworzy z wodorem cząsteczki BeH_2 (rys. 50.).



Rys. 50. Model tworzenia się cząsteczki wodorku berylu.

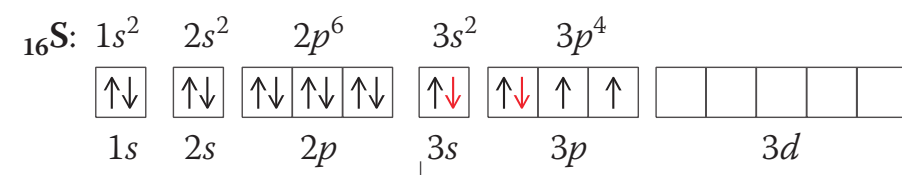
Cząsteczka BeH_2 ma kształt liniowy, zgodnie z przestrzennym ułożeniem orbitali sp .

Inne typy hybrydyzacji

Za pomocą hybrydyzacji orbitali można wyjaśnić również powstawanie wiązań w cząsteczce SF_6 . Atom siarki $_{16}\text{S}$ ulega wzbudzeniu, w którego wyniku następuje przeniesienie 1 elektronu z orbitalu s oraz 1 elektronu

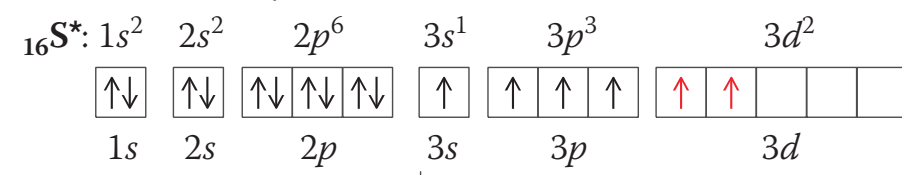
z orbitalu p na niezapełniony orbital d . W ten sposób zhybrydyzowane zostają: **1 orbital s** , **3 orbitale p** i **2 orbitale d** . Taki typ hybrydyzacji jest nazywany hybrydyzacją sp^3d^2 [czyt. es pe trzy de dwa].

Stan podstawowy



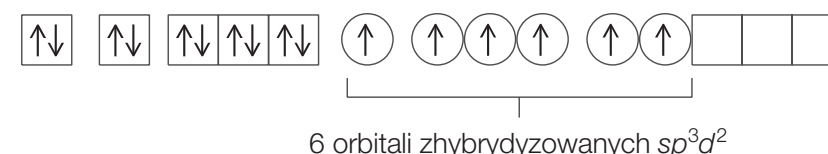
wzbudzenie elektronu

Stan wzbudzony



hybrydyzacja sp^3d^2

Orbitale zhybrydyzowane



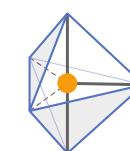
6 orbitali zhybrydyzowanych sp^3d^2

Powstaje **6 orbitali zhybrydyzowanych sp^3d^2** . 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 bipyramidy 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.:

- ▶ **sp^3d** – orbitale zhybrydyzowane ułożone w kształcie bipyramidy trygonalnej,
- ▶ **sp^3d^3** – orbitale zhybrydyzowane ułożone w kształcie bipyramidy pentagonalnej;



hybrydyzacja sp^3d –
kształt bipyramidy trygonalnej

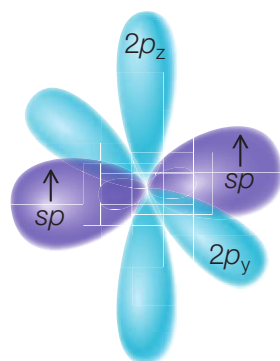


hybrydyzacja sp^3d^3 – kształt
bipyramidy pentagonalnej



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

Oznaczenie orbitali
zhybrydyzowanych:



Rys. 49. W wyniku wymieszania 1 orbitalu s i 1 orbitalu p powstają 2 orbitale zhybrydyzowane sp .

hybrydyzacja sp



kształt liniowy

Oznaczenie orbitali
zhybrydyzowanych:

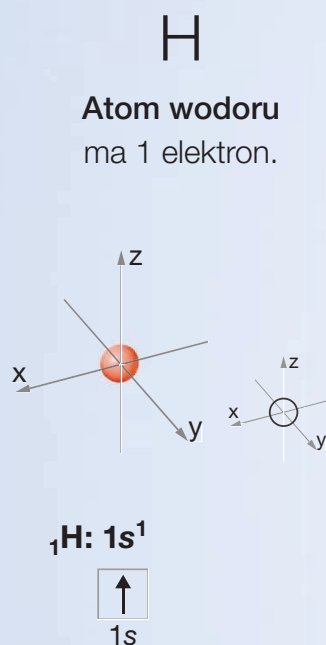


Hybrydyzacja sp orbitali walencyjnych atomu węgla w cząsteczce związku nieorganicznego

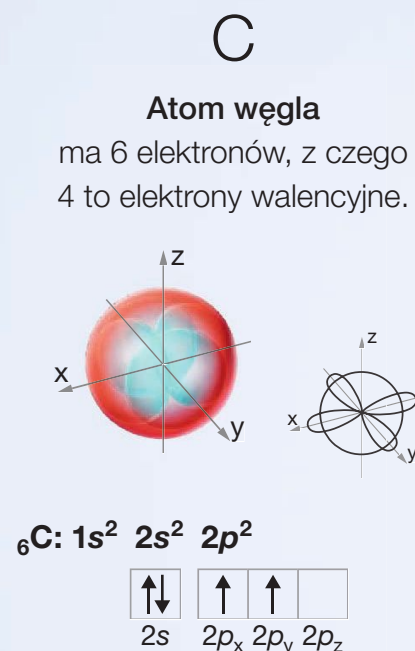
Przykładem związku nieorganicznego, w którym orbitale walencyjne atomu węgla mają hybrydyzację sp, jest cyjanowodor. Cząsteczka HCN ma strukturę liniową, a tworzące ją atomy połączone są wiązaniami typu σ i typu π .

Budowa cząsteczki HCN

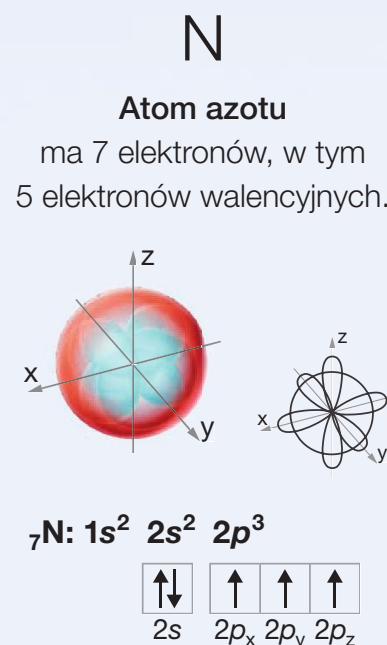
Cząsteczka cyjanowodoru jest zbudowana z atomów wodoru, węgla i azotu. **Atomem centralnym jest atom węgla.** Ma on największą wartościowość spośród pierwiastków chemicznych tworzących tę cząsteczkę.



Niesparowany elektron bierze udział w tworzeniu wiązania między atomem wodoru a atomem węgla.



Tylko 2 elektrony walencyjne w stanie podstawowym są niesparowane i mogłyby brać udział w tworzeniu wiązań.



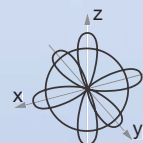
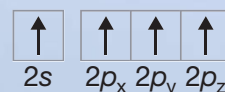
3 niesparowane elektrony walencyjne biorą udział w tworzeniu wiązań między atomem azotu a atomem węgla.

Stan wzbudzony atomu węgla

Atom węgla tworzy 4 wiązania w cząsteczce HCN – jedno z atomem wodoru i trzy z atomem azotu. Dlatego przechodzi on ze stanu podstawowego, w którym ma tylko 2 niesparowane elektrony, do stanu wzbudzonego – jeden z elektronów orbitalu 2s zostaje przeniesiony do orbitalu 2p_z.

W stanie wzbudzonym atom węgla

ma 4 niesparowane elektrony: $6\text{C}: 1s^2 2s^1 2p^3$

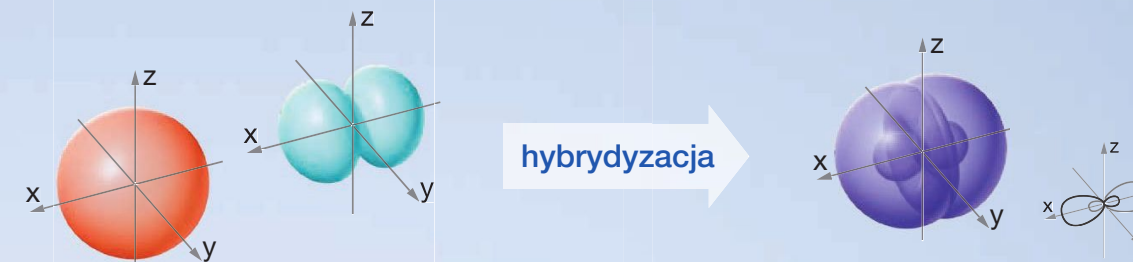


1 wiązanie typu σ
i 2 wiązania typu π



Hybrydyzacja sp orbitali atomowych węgla

Orbitale 2s i 2p_x atomu węgla nie biorą bezpośredniego udziału w tworzeniu wiązań. Ulegają wymieszaniu, czyli hybrydyzacji. Powstają wtedy 2 orbitale zhybrydowane sp. W każdym z nich znajduje się 1 elektron.



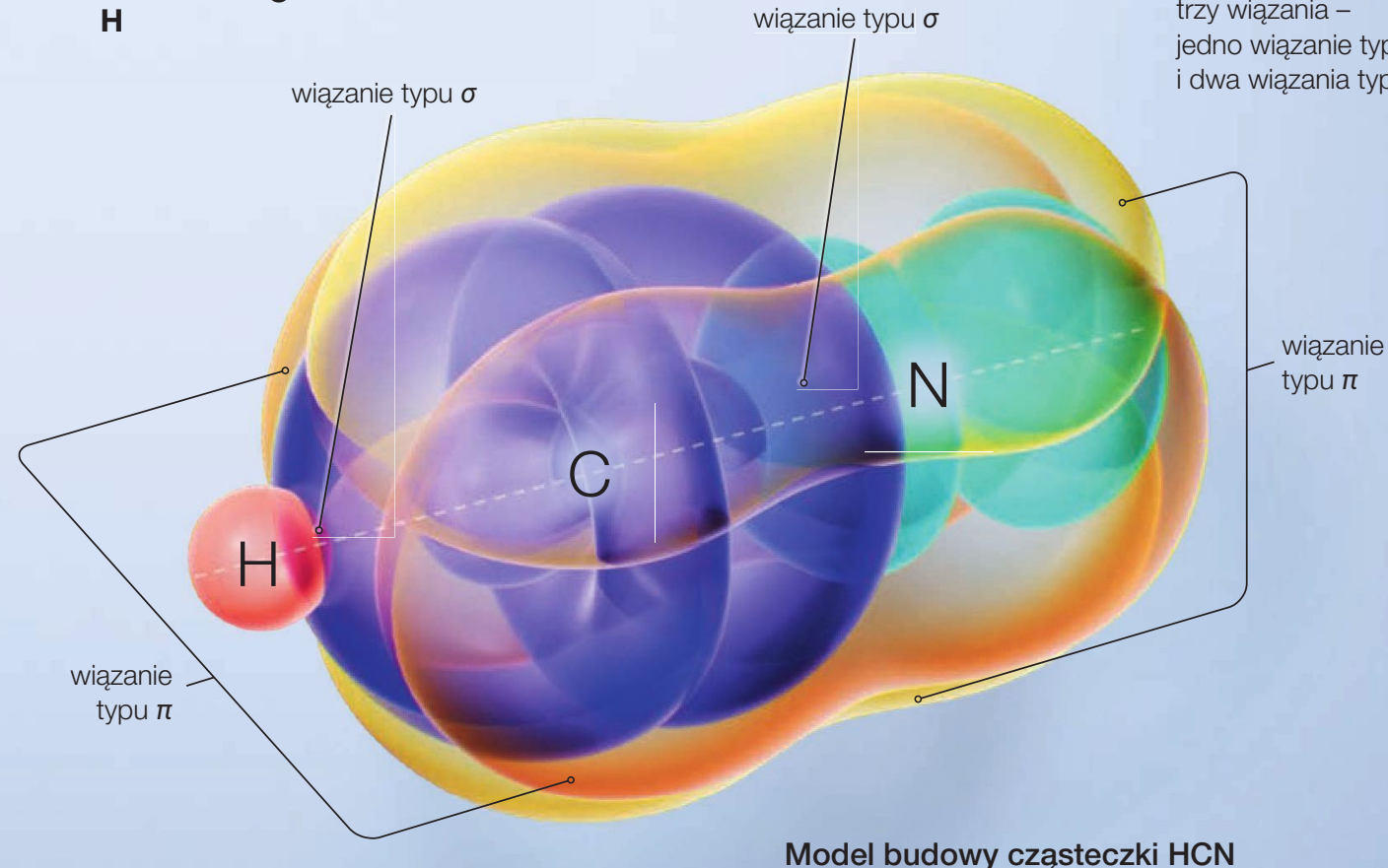
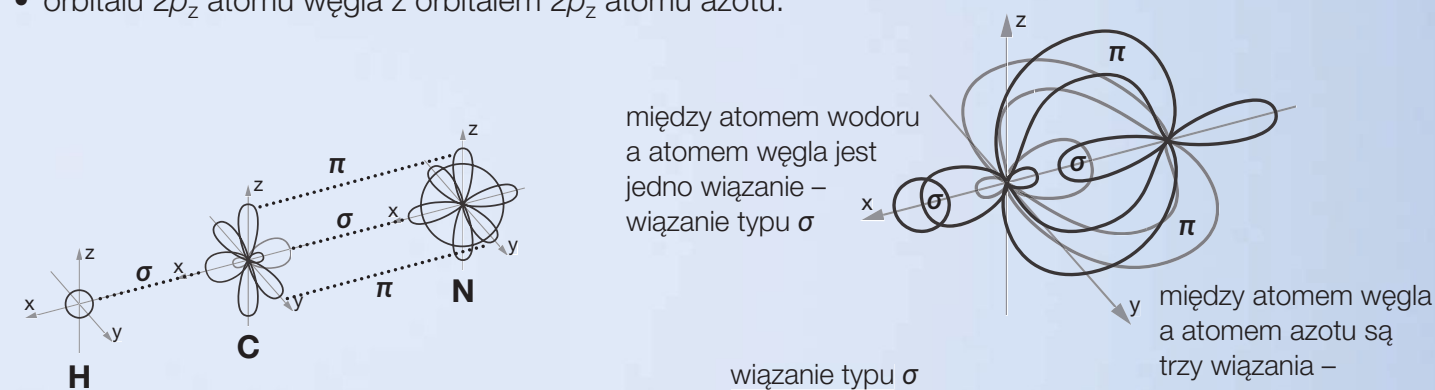
Wiązania typu σ i typu π w cząsteczce HCN

Wiązania typu σ w cząsteczce HCN powstają w wyniku czołowego nakładania się:

- orbitalu 1s atomu wodoru i orbitalu zhybrydowanego sp atomu węgla,
- orbitalu zhybrydowanego sp atomu węgla oraz orbitalu 2p_x atomu azotu.

Natomiast **wiązania typu π** powstają w wyniku bocznego nakładania się:

- orbitalu 2p_y atomu węgla z orbitalem 2p_y atomu azotu,
- orbitalu 2p_z atomu węgla z orbitalem 2p_z atomu azotu.



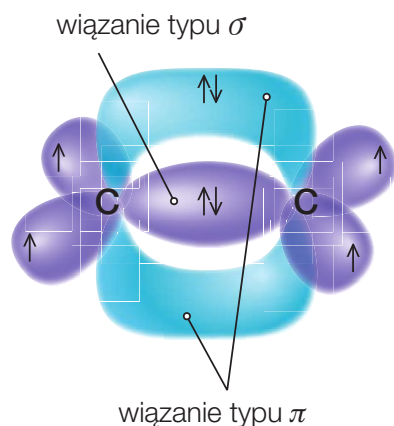
Hybrydyzacja w cząsteczkach węglowodorów nienasyconych

Orbitale atomowe atomu węgla, oprócz hybrydyzacji tetraedrycznej sp^3 , mogą również ulegać hybrydyzacji trygonalnej sp^2 i dygonalnej sp .

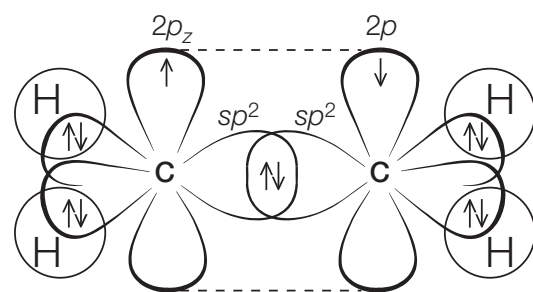
Gdy 2 atomy węgla o hybrydyzacji sp^2 zbliżą się do siebie, następuje:

- **czołowe przenikanie orbitali zhybrydyzowanych sp^2** – powstaje orbital molekularny σ , który razem z elektronami znajdującymi się w nim tworzy wiązanie typu σ ,
- **boczne przenikanie niehybrydyzowanych orbitali $2p_z$** – powstają orbital molekularny π , który razem z elektronami znajdującymi się w nim tworzy wiązanie typu π (rys. 51.).

Hybrydyzacja sp^2 występuje zatem w nienasyconych związkach chemicznych mających wiązanie podwójne, np. w cząsteczce etenu C_2H_4 (rys. 52.).



Rys. 51. Model tworzenia się wiązania $C=C$.

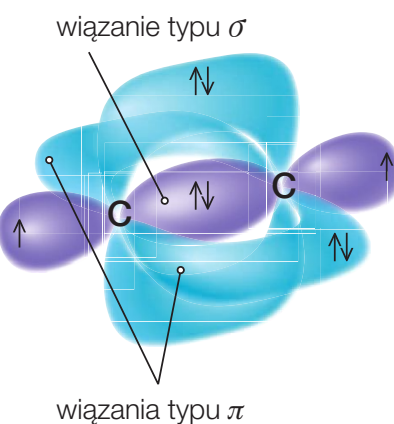


Rys. 52. Pozostałe dwa elektrony każdego z atomów węgla biorą udział w tworzeniu wiązań kowalencyjnych z atomami wodoru.

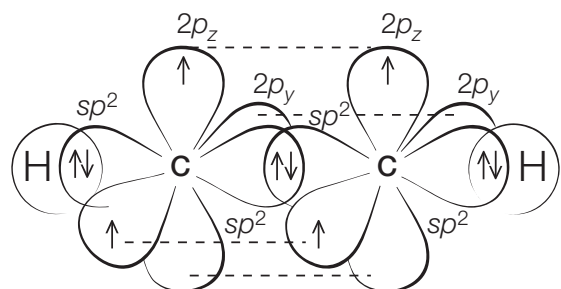
Gdy 2 atomy węgla o hybrydyzacji sp zbliżą się do siebie, następuje:

- **czołowe przenikanie orbitali zhybrydyzowanych sp** – powstają orbital molekularny σ , który razem z elektronami znajdującymi się w nim tworzy wiązanie typu σ ,
- **boczne przenikanie niehybrydyzowanych orbitali $2p$** – powstają 2 orbitale molekularne π , które razem z elektronami znajdującymi się w nich tworzą 2 wiązania typu π (rys. 53.).

Hybrydyzacja sp występuje zatem w nienasyconych związkach chemicznych mających wiązanie potrójne, np. w cząsteczce etynu C_2H_2 (rys. 54.).



Rys. 53. Model tworzenia się wiązania $C\equiv C$.



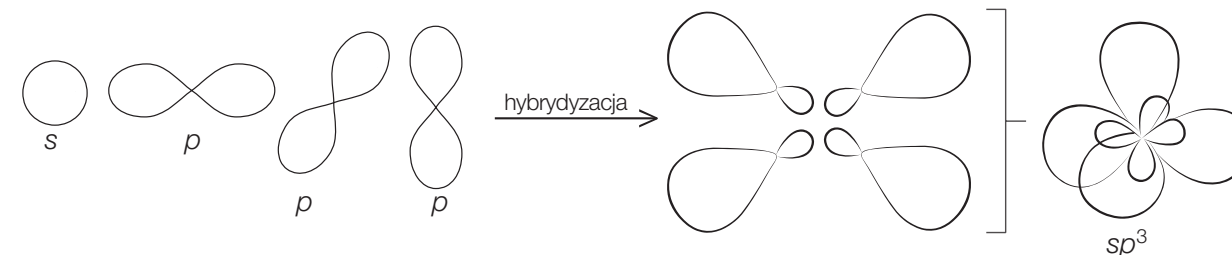
Rys. 54. Pozostały elektron każdego z atomów węgla bierze udział w tworzeniu wiązania kowalencyjnego z atomem wodoru.

Natomiast hybrydyzacja sp^3 występuje w nasyconych związkach chemicznych mających wiązania pojedyncze, np. w cząsteczce metanu CH_4 .

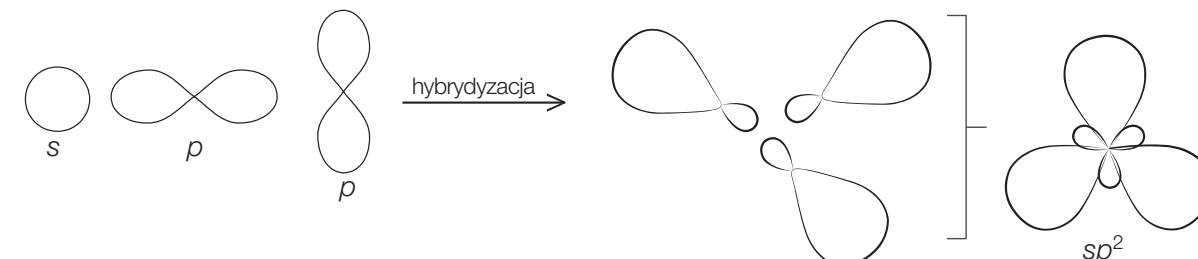
Ważne w temacie *Hybrydyzacja orbitali atomowych*

1. Wyjaśniam, jak tworzą się orbitale zhybrydowane

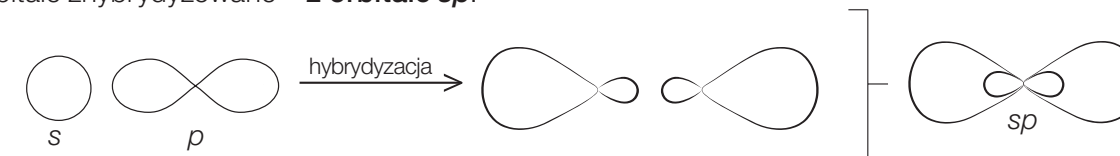
- **Hybrydyzacja sp^3** – hybrydyzacji ulegają **1 orbital s i 3 orbitale p**. W jej wyniku powstają 4 orbitale zhybrydowane – **4 orbitale sp^3** :



- **Hybrydyzacja sp^2** – hybrydyzacji ulegają **1 orbital s i 2 orbitale p**. W jej wyniku powstają 3 orbitale zhybrydowane – **3 orbitale sp^2** :



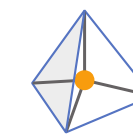
- **Hybrydyzacja sp** – hybrydyzacji ulegają **1 orbital s i 1 orbital p**. W jej wyniku powstają 2 orbitale zhybrydowane – **2 orbitale sp** :



Hybrydyzacja orbitali atomowych

2. Opisuję wzajemne ułożenie orbitali zhybrydowanych w przestrzeni

- hybrydyzacja sp^3 – kształt tetraedru



- hybrydyzacja sp^2 – kształt trójkąta równobocznego



- hybrydyzacja sp – kształt liniowy

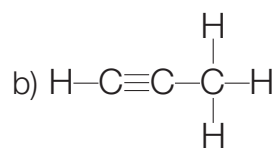
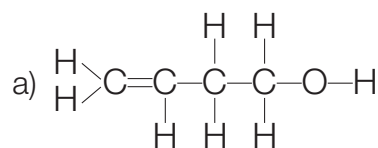


Hybrydyzacja – operacja matematyczna umożliwiająca wyjaśnienie kształtu cząsteczek wieloatomowych; „wymieszanie” orbitali atomowych.

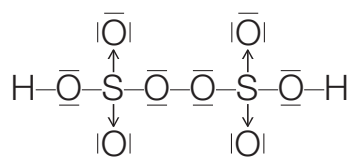
Zadania do tematu



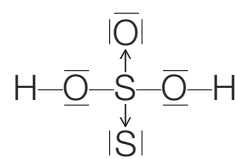
- Określ typ hybrydyzacji orbitali atomowych Be, Si i C w cząsteczkach: BeH_2 , SiH_4 i C_2H_4 .
- Ustal typ hybrydyzacji orbitali atomowych węgla oraz liczbę wiązań typu σ i typu π w cząsteczkach związków chemicznych o podanych wzorach sumarycznych.
 - C_2H_4
 - C_2H_2
 - C_2H_6
 - CO_2
- Pierwiastki chemiczne X i Y tworzą związek chemiczny o wzorze X_2Y , w którym stosunek masowy pierwiastka X do pierwiastka Y wynosi 1 : 8. Pierwiastek chemiczny Y ma następującą konfigurację elektronową: $[\text{He}] 2s^2 2p^4$.
 - Napisz wzór sumaryczny tego związku chemicznego.
 - Podaj typ hybrydyzacji atomu pierwiastka chemicznego Y.
 - Podaj liczbę wiązań typu σ i typu π występujących w cząsteczce tego związku chemicznego.
- Wybierz prawdziwe informacje.
 - Atom azotu w stanie podstawowym ma 2 elektrony niesparowane.
 - W hybrydyzacji sp^3 biorą udział 1 orbital s i 2 orbitale p.
 - Tetraedryczny kształt cząsteczek CH_4 wynika z ułożenia przestrzennego zhybrydowanych orbitali atomu węgla tworzących wiązania chemiczne z atomami wodoru.
 - Wiązanie typu σ jest bardziej trwałe od wiązania typu π .
 - Wiązanie typu π występuje w wiązaniu pojedynczym.
- Ustal typy wiązań chemicznych (σ lub π) powstających w wyniku nakładania się orbitali.
 - orbital sp^3 + orbital sp^3 oraz orbital sp^3 + orbital s
 - orbital sp^2 + orbital sp^2 , orbital sp^2 + orbital s oraz orbital p_y + p_y
 - orbital sp + orbital sp , orbital sp + orbital s, orbital p_y + p_y oraz orbital p_z + p_z
- Podaj liczbę wiązań typu σ i typu π w cząsteczkach związków chemicznych o podanych wzorach. Określ typy hybrydyzacji orbitali atomowych poszczególnych atomów węgla.



7. Poniżej przedstawiono wzory elektronowe (tzw. struktury graniczne) dwóch kwasów tlenowych siarki:



kwas perokso disiarkowy(VI)



kwas tiosiarkowy(VI)

- Podaj liczbę wiązań kowalencyjnych oraz liczbę wiązań koordynacyjnych w cząsteczkach obu kwasów zgodnie ze wzorami przedstawionymi w informacji wprowadzającej.
- Podaj typ hybrydyzacji (sp , sp^2 , sp^3) orbitali walencyjnych atomu siarki w cząsteczce kwasu perokso disiarkowego(VI).

14

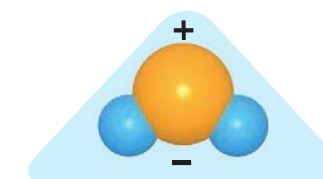
Geometria cząsteczek związków chemicznych

Ważne w tym temacie:

- metoda VSEPR
- określanie kształtu drobin
- obliczanie liczby przestrzennej

Wiązania kowalencyjne

geometria cząsteczki



Modele atomów:

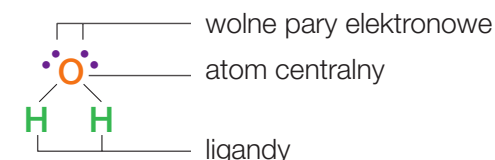
Rys. 55. Model cząsteczki polarnej SO_2 .

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. 55.).

Atom centralny i ligandy

W cząsteczce związku chemicznego można wyróżnić:

- 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**:



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

Hybrydyzacja a kształt cząsteczki

W teorii można przewidzieć kształt prostych cząsteczek związków chemicznych. Kąty między wiązaniami chemicznymi w cząsteczkach wynikają zwykle z rodzaju hybrydyzacji, jakiej ulegają orbitale walencyjne atomów centralnych cząsteczek. Kształty cząsteczek są na ogół zgodne z rozkładem przestrzennym orbitali zhybrydowanych 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).

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 .

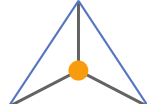
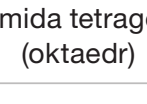
Liczba koordynacyjna – liczba ligandów połączonych z atomem centralnym.

Zgodnie z metodą VSEPR o kształcie cząsteczki decydują:

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

Suma wolnych par elektronowych atomu centralnego i par elektronowych wiązań typu σ nosi nazwę **liczby przestrzennej Lp**. Na podstawie jej wartości można ustalić liczbę orbitali zhybrydizowanych, typ hybrydyzacji, a tym samym kształt (geometrię) cząsteczki (tabela 18.).

Tabela 18. Liczba przestrzenna Lp i kształt (geometria) cząsteczki

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

Lp =

liczba par elektronowych wiązań typu σ

+

liczba wolnych par elektronowych atomu centralnego

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

Można ją również obliczyć, korzystając ze wzorów:

dla cząsteczki

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

dla jonu ujemnego (anionu)

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

dla jonu dodatniego (kationu)

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

gdzie:

- σ – liczba wiązań typu 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.

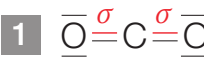
Przykład 21.

Plan rozwiązywania

- 1 Napisz wzór kreskowy cząsteczki CO₂ i zaznacz w nim wiązania typu σ .
- 2 Oblicz liczbę przestrzenną Lp.
- 3 Ustal kształt cząsteczki.

Określenie kształtu cząsteczki

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



2 Sposób I – obliczanie na podstawie definicji

$$Lp = 2 + 0$$

liczba wolnych par elektronowych atomu centralnego (atomu C)

liczba wiązań typu σ

$$Lp = 2$$

Sposób I
Obliczanie na podstawie definicji

ciąg dalszy przykładu na s. 130

początek przykładu
na s. 129

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

 m – liczba elektro-
nów konieczna do
uzupełnienia dubletu
lub oktetu przez
wszystkie atomy
ligandów
 n – liczba elektronów
walencyjnych atomu
centralnego

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

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

liczba wiązań typu σ w cząsteczce

liczba elektronów konieczna do uzupełnienia oktetu przez 2 atomy ligandów (atomy O)

liczba elektronów walencyjnych atomu centralnego (atomu C)

$Lp = 2$

- 3 Liczba orbitali zhybrydowanych atomu węgla wynosi 2, a więc typ hybrydyzacji atomu węgla w tej cząsteczce to sp (tabela 18., s. 128). Zatem **cząsteczka CO_2 ma kształt liniowy**.

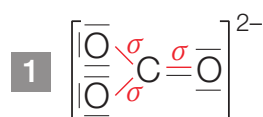
Przykład 22.

Plan rozwiązywania

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

Określenie kształtu anionu

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



Sposób I ▶
Obliczanie na
podstawie definicji

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

$$Lp = 3 + 0$$

liczba wolnych par elektronowych atomu centralnego (atomu C)

liczba wiązań typu σ

$Lp = 3$

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

 a – wartość
bezwzględna
ładunku jonu

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$$Lp = 3 + \frac{1}{2} \cdot (4 - 6 + 2)$$

liczba wiązań typu σ w jonie

liczba elektronów konieczna do uzupełnienia oktetu przez 3 atomy ligandów (atomy O)

wartość bezwzględna ładunku jonu

liczba elektronów walencyjnych atomu centralnego (atomu C)

$Lp = 3$

- 3 Liczba orbitali zhybrydowanych atomu węgla wynosi 3, a więc typ hybrydyzacji atomu węgla w tym anionie to sp^2 (tabela 18., s. 128). Zatem **anion CO_3^{2-} ma kształt trójkąta równobocznego**.

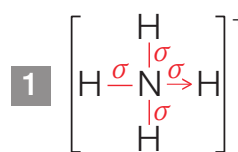
Przykład 23.

Plan rozwiązywania

- 1 Napisz wzór kreskowy kationu i zaznacz na nim wiązania typu σ .
- 2 Oblicz liczbę przestrzenną Lp .
- 3 Ustal kształt kationu.

Określenie kształtu kationu

Oblicz liczbę przestrzenną i określ kształt kationu amonu NH_4^+ , korzystając z metody VSEPR.



Sposób I ▶
Obliczanie na
podstawie definicji

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

$$Lp = 4 + 0$$

liczba wolnych par elektronowych atomu centralnego (atomu N)

liczba wiązań typu σ

$Lp = 4$

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

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$$Lp = 4 + \frac{1}{2} \cdot (5 - 4 - 1)$$

liczba wiązań typu σ w jonie

liczba elektronów konieczna do uzupełnienia dubletu przez 4 atomy ligandów (atomy H)

wartość bezwzględna ładunku jonu

liczba elektronów walencyjnych atomu centralnego (atomu N)

$Lp = 4$

- 3 Liczba orbitali zhybrydowanych atomu azotu wynosi 4, a więc typ hybrydyzacji atomu azotu w tym kationie to sp^3 (tabela 18., s. 128). Zatem **kation NH_4^+ ma kształt tetraedru**.

Wpływ wolnych par elektronowych na kształt cząsteczki

O kształcie (geometrii) cząsteczki decyduje również obecność **wolnych** (niewiązanych) **par elektronowych** atomu centralnego. Występują one np. w atomach tlenu, azotu, siarki i fosforu. Mają znaczący wpływ na właściwości związków chemicznych oraz przebieg wielu reakcji chemicznych. **Wolne pary elektronowe atomu centralnego zmieniają (zaburzają) geometrię cząsteczki**, gdyż siła odpychania wolnych par elektronowych i par elektronowych wiązań typu 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 :

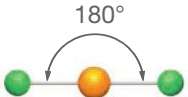
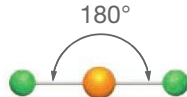
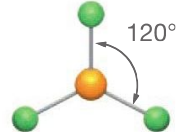
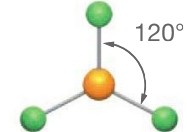
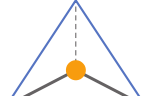
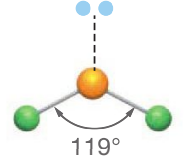
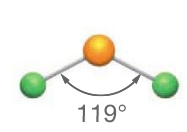
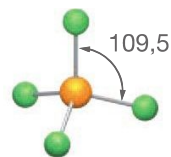
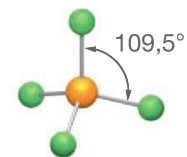
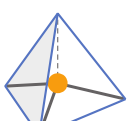
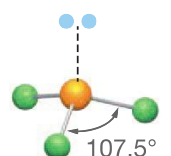
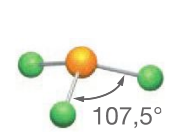
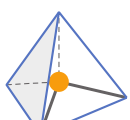
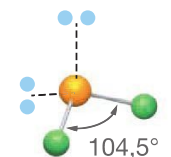
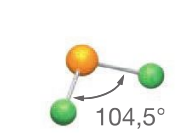
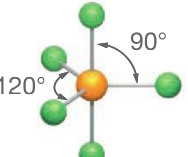
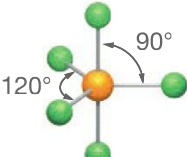
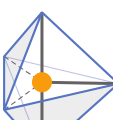
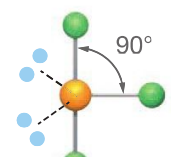
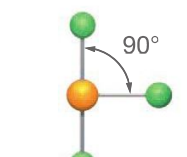
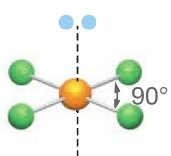
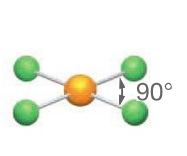
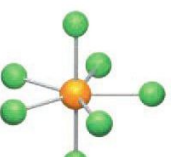
odpychanie między wolną parą elektronową a wolną parą elektronową

odpychanie między wolną parą elektronową a parą elektronową σ

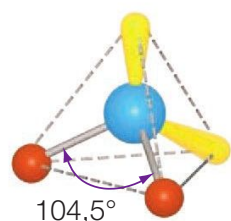
odpychanie między parą elektronową σ a parą elektronową σ

↑
wzrost siły
odpychania

Tabela 19. Zależność kształtu cząsteczki od liczby przestrzennej Lp

Liczba przestrzenna Lp	Typ hybrydyzacji	Typ cząsteczki	Figura geometryczna		Model cząsteczki (z uwzględnieniem wolnych par elektronowych)	Geometria (kształt) cząsteczki	Przykłady
2	sp	AB_2E_0				 cząsteczka liniowa	$BeCl_2$, CO_2 , HCN , C_2H_2
3	sp^2	AB_3E_0				 trójkąt równoboczny	BF_3 , CO_3^{2-} , NO_3^- , SO_3 , C_2H_4
		AB_2E_1				 cząsteczka kątowa (kształt litery V)	NO_2^- , SO_2 , O_3
4	sp^3	AB_4E_0				 tetraedr	CH_4 , PO_4^{3-} , SO_4^{2-} , ClO_4^- , NH_4^+
		AB_3E_1				 piramida trygonalna	NH_3 , PCl_3
		AB_2E_2				 cząsteczka kątowa (kształt litery V)	H_2O , OF_2
5	sp^3d	AB_5E_0				 bipiramida trygonalna	PCl_5
		AB_3E_2				 kształt litery T	ClF_3 , BrF_3
6	sp^3d^2	AB_4E_2				 kwadrat	XeF_4
7	sp^3d^3	AB_7E_0				 bipiramida pentagonalna	IF_7

gdzie: A – atom centralny, B – ligandy, E – wolne pary elektronowe atomu centralnego.



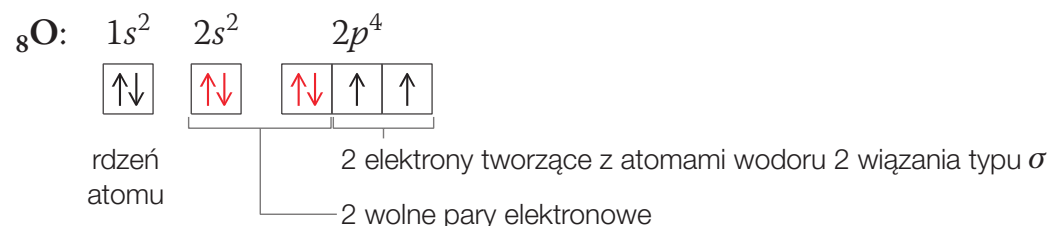
Rys. 56. Przestrzenna budowa cząsteczki wody.

■ Przykłady cząsteczek o zaburzonej geometrii

Zmiany kątów między wiązaniami spowodowane przez wolne pary elektronowe atomu centralnego obserwuje się 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,**
- ▶ pozostałe **dwie pary** (2 elektrony atomu tlenu i 2 elektrony atomów wodoru) **tworzą wiązania typu σ** z atomami wodoru (rys. 56.):



Liczba przestrzenna L_p wynosi:

$$L_p = 2 + 2$$

liczba wolnych par elektronowych atomu centralnego (atomu O)

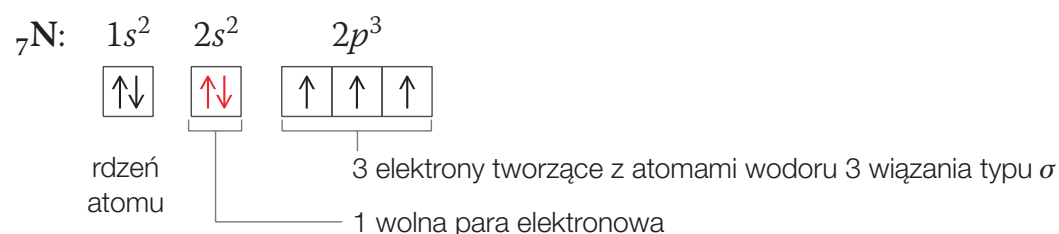
liczba wiązań typu σ

$$L_p = 4$$

Taka wartość liczby przestrzennej L_p odpowiada typowi hybrydyzacji sp^3 orbitali atomu centralnego (tabela 18., s. 128). Zatem kształt cząsteczki powinien być tetraedyczny, a kąt między wiązaniami wynosić $109,5^\circ$. W rzeczywistości jednak wiązania w cząsteczce wody tworzą kąt ok. $104,5^\circ$. Wzajemne odpychanie dwóch wolnych par elektronowych jest silniejsze od odpychania par wiązań typu σ , a to powoduje deformację przewidywanej przestrzennej struktury cząsteczki. Cząsteczka wody ma budowę **kątową płaską w kształcie litery V** (V-kształtną).

W cząsteczce NH_3 atom centralny, czyli atom azotu, jest otoczony czterema parami elektronowymi:

- ▶ **jedna z nich to wolna para elektronowa,**
- ▶ pozostałe **trzy pary** (3 elektrony atomu azotu i 3 elektrony atomów wodoru) **tworzą wiązania typu σ** z atomami wodoru (rys. 57.):



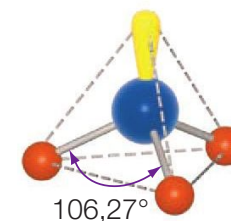
Liczba przestrzenna L_p wynosi:

$$L_p = 3 + 1$$

liczba wolnych par elektronowych atomu centralnego (atomu N)

liczba wiązań typu σ

$$L_p = 4$$



Rys. 57. Przestrzenna budowa cząsteczki amoniaku.

Modele:

- atomu wodoru
- atomu tlenu
- atomu azotu
- wolnej pary elektronowej

Taka wartość liczby przestrzennej L_p odpowiada typowi hybrydyzacji sp^3 orbitali walencyjnych atomu centralnego, zatem kształt cząsteczki powinien być tetraedyczny. Jednak na skutek oddziaływania wolnej pary elektronowej w cząsteczce amoniaku kąt między wiązaniami typu σ wynosi $106,27^\circ$. Cząsteczka amoniaku ma **kształt piramidy trygonalnej**.

Zależność między liczbą wolnych i wiążących par elektronowych a kształtem cząsteczki według metody VSEPR przedstawiono w tabeli 19., s. 132. 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,

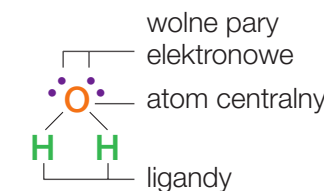
B – ligandy,

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 .



■ Ustalanie typu hybrydyzacji orbitali atomowych atomu centralnego oraz liczby wiązań typu σ i typu π

Typ hybrydyzacji orbitalu atomowego atomu centralnego i kształt cząsteczki zależą od liczby: wiązań pojedynczych, wiązań podwójnych, wiązań potrójnych oraz wolnych par elektronowych atomu centralnego cząsteczki.

Suma tych liczb umożliwia określenie typu hybrydyzacji orbitali atomowych atomu centralnego, a tym samym kształtu cząsteczki. **Gdy suma wynosi:**

- ▶ **4** – to orbital atomowy atomu centralnego ma **typ hybrydyzacji sp^3 ,**
- ▶ **3** – to orbital atomowy atomu centralnego ma **typ hybrydyzacji sp^2 ,**
- ▶ **2** – to orbital atomowy atomu centralnego ma **typ hybrydyzacji sp .**

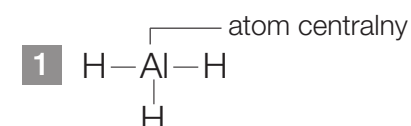
Przykład 24.

Plan rozwiązywania

- 1 Napisz wzór kreskowy cząsteczki.

Ustalanie typu hybrydyzacji oraz liczby wiązań

Ustal typ hybrydyzacji orbitali atomowych atomu centralnego oraz liczbę wiązań typu σ i typu π w cząsteczce AlH_3 .



ciąg dalszy przykładu na s. 136

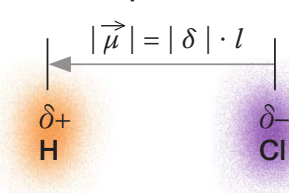
początek przykładu
na s. 135

- 2 Oblicz sumę wiązań pojedynczych, podwójnych, potrójnych oraz wolnych par elektronowych atomu centralnego.
- 3 Określ typ hybrydyzacji.
- 4 Podaj liczbę wiązań typu σ i typu π .

- 2 Liczba wiązań pojedynczych: 3
Liczba wiązań podwójnych: 0
Liczba wiązań potrójnych: 0
Liczba wolnych par elektronowych: 0
Suma jest równa 3.
- 3 Jeśli suma jest równa 3, to orbital atomowy atomu centralnego ma hybrydyzację typu sp^2 .
- 4 Liczba wiązań typu σ : 3
Liczba wiązań typu π : 0

Dipol elektryczny
→ patrz s. 93

Model dipola HCl:



Wzór na obliczanie momentu dipolowego

Przykłady cząsteczek wykazujących moment dipolowy:

HCl, H₂S, H₂O.

Dipol i moment dipolowy

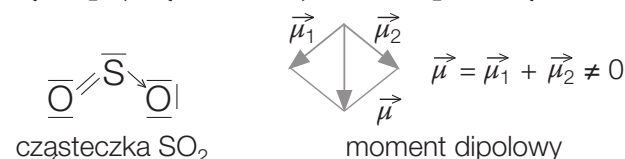
Przestrzenne rozmieszczenie wiązań i niewiążących par elektronowych w cząsteczce może powodować, że jest ona **dipolem**. Dipol to układ dwóch różnoimiennych ładunków ($\delta+$ i $\delta-$) [czyt. delta plus, delta minus], umieszczonych w odległości l od siebie. Dipol charakteryzuje się **momentem dipolowym** μ [czyt. mi], który jest wektorem skierowanym od ładunku ujemnego do dodatniego o wartości:

$$\vec{\mu} = |\delta| \cdot l$$

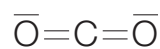
Moment dipolowy wykazują cząsteczki:

- ▶ o budowie polarnej,
- ▶ o nierównomiernym rozkładzie ładunków.

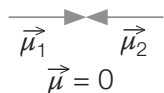
Należą do nich m.in. cząsteczki chlorowodoru HCl, siarkowodoru H₂S i wody H₂O. Jeżeli cząsteczka jest zbudowana z więcej niż dwóch atomów, to jej moment dipolowy jest równy sumie wektorowej momentów dipolowych wszystkich występujących w niej wiązań polarnych:



cząsteczka CO₂



moment dipolowy



Cząsteczka tlenku węgla(IV) CO₂, pomimo różnej elektroujemności tworzących ją atomów, **nie jest dipolem**, gdyż momenty dipolowe wiązań w tej cząsteczce znoszą się wzajemnie.

Jest to możliwe w przypadku cząsteczek o budowie:

- ▶ liniowej (CO₂),
- ▶ trójkątnej (BCl₃),
- ▶ tetraedrycznej (CH₄),
- ▶ kwadratowej (XeF₄).

Dla cząsteczek symetrycznych, np. H₂, O₂, N₂, Cl₂, CH₄, C₂H₂, moment dipolowy $\mu = 0$.

Ważne w temacie Geometria cząsteczek związków chemicznych

1. Ustalę budowę przestrzenną drobin metodą VSEPR

- Rysuję wzór kreskowy cząsteczki i określę liczbę wiązań σ $\text{O}=\text{C}=\text{O}$
- Obliczam liczbę wolnych par elektronowych atomu centralnego, L_{wpe} $L_{\text{wpe}} = \frac{1}{2} \cdot (4 - 2 \cdot 2)$
 $L_{\text{wpe}} = 0$
- Obliczam liczbę przestrzenną, L_p $L_p = 2 + 0$
 $L_p = 2$
- Określę kształt cząsteczki
Jeśli $L_p = 2$ i $L_{\text{wpe}} = 0$, to cząsteczka ma kształt liniowy.

Geometria cząsteczek związków chemicznych

2. Określę kształt drobin

- $L_p = 2$, $L_{\text{wpe}} = 0 \rightarrow$ cząsteczka liniowa
- $L_p = 3$, $L_{\text{wpe}} = 0 \rightarrow$ trójkąt równoboczny
- $L_p = 3$, $L_{\text{wpe}} = 1 \rightarrow$ cząsteczka kątowa
- $L_p = 4$, $L_{\text{wpe}} = 0 \rightarrow$ tetraedr
- $L_p = 4$, $L_{\text{wpe}} = 1 \rightarrow$ piramida trygonalna
- $L_p = 4$, $L_{\text{wpe}} = 2 \rightarrow$ cząsteczka kątowa

Metoda VSEPR – umożliwia wyznaczenie kształtu cząsteczek związków chemicznych zbudowanych z pierwiastków chemicznych grup 1., 2., 13.–18. układu okresowego.

Atom centralny – atom stanowiący rdzeń cząsteczki związku chemicznego, otoczony innymi atomami, jonami lub grupami atomów, np. NH₃.

Ligandy – atomy, jony lub grupy atomów połączone z atomem centralnym, np. NH₃.

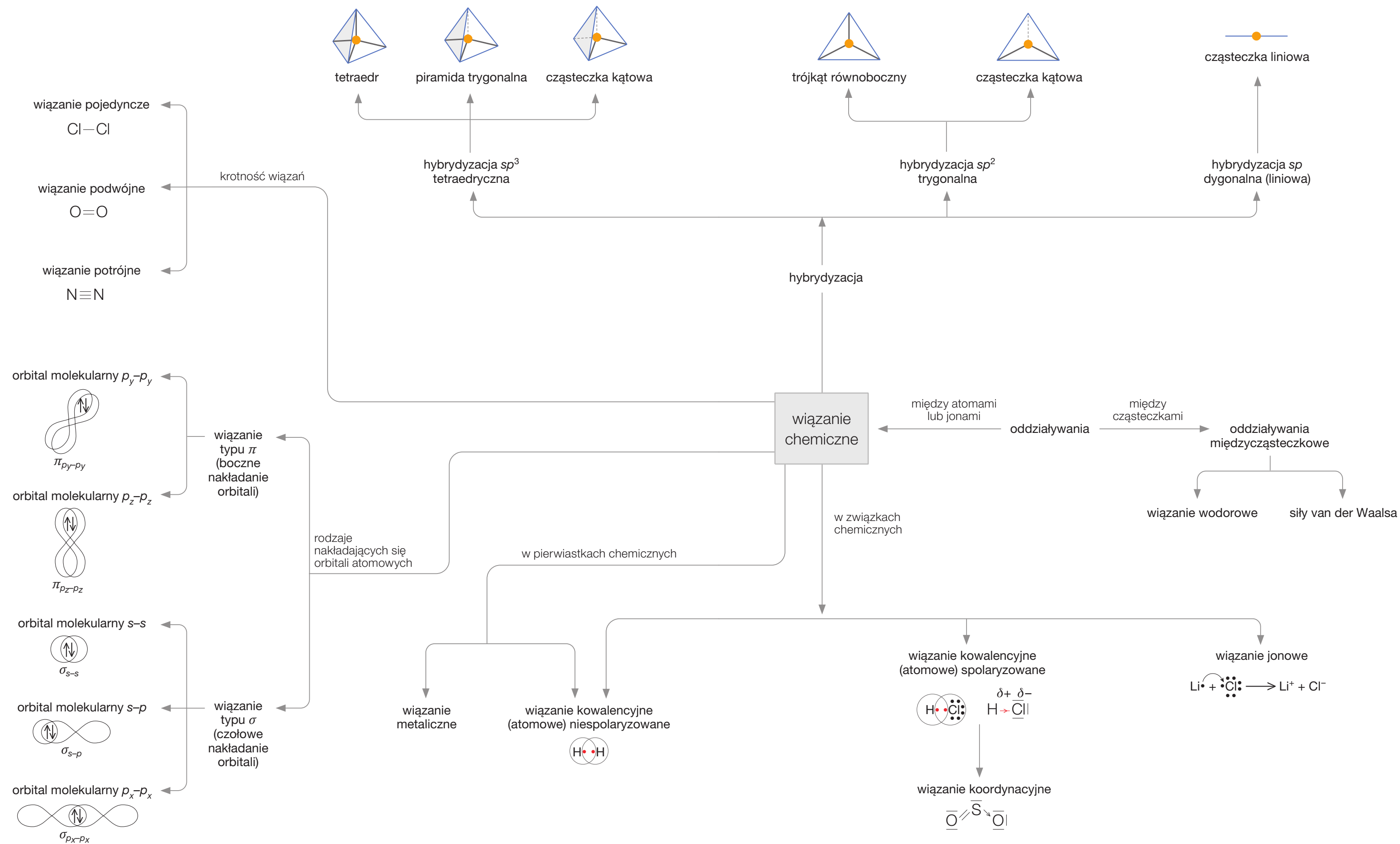
Liczba koordynacyjna – liczba ligandów połączonych z atomem centralnym.

Liczba przestrzenna L_p – suma liczby wolnych par elektronowych atomu centralnego i liczby par elektronowych wiązań typu σ .

Dipol elektryczny – układ dwóch różnoimiennych, ale równych pod względem wartości ładunków cząstkowych ($\delta+$ i $\delta-$), znajdujących się w pewnej odległości od siebie.

Moment dipolowy $\vec{\mu}$ – wektor skierowany od ładunku ujemnego do ładunku dodatniego dipola elektrycznego.

Mapa pojęć – wiązania chemiczne



Zadania do tematu

- Fluorek siarki(IV) ma wzór SF_4 . Korzystając z metody VSEPR:
 - oblicz liczbę przestrzenną tej cząsteczki,
 - określ typ hybrydyzacji orbitali walencyjnych atomu siarki.
- Przedstaw, stosując zapis skrócony lub zapis graficzny (schemat klatkowy), konfigurację elektronową atomu bromu w stanie podstawowym i w stanie wzbudzonym.
- Określ i uzasadnij na podstawie metody VSEPR typ hybrydyzacji atomu centralnego następujących cząsteczek lub jonów:
 - CH_4 ,
 - PCl_3 ,
 - SO_4^{2-} .
- Beryl to metal o liczbie atomowej 4, znajdujący się w 2. grupie i 2. okresie układu okresowego.
 - Przedstaw skrócony zapis konfiguracji elektronowej atomu berylu w stanie wzbudzonym.
 - Określ typ hybrydyzacji.
 - Określ kształt cząsteczki BeH_2 .
- Kąt między wiązaniami typu 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 typu σ .
- Wyjaśnij, kiedy moment dipolowy cząsteczki jest równy zero. Podaj przykłady.
- Wybierz te z substancji o podanych wzorach (a–d), które mają moment dipolowy różny od zera. Uzasadnij swój wybór.
 - HCl
 - H_2
 - CCl_4
 - SO_3
- Oblicz liczbę przestrzenną Lp oraz określ rodzaj hybrydyzacji i możliwy kształt cząsteczek lub jonów:
 - SO_3 ,
 - Cl_2O ,
 - NO_3^- ,
 - ClO_3^- .

**Informacja do zadań 9. i 10.**

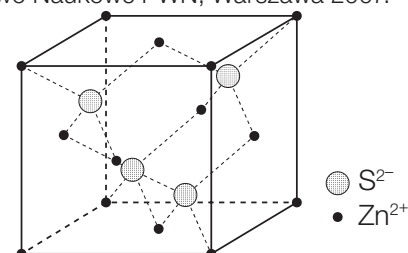
Liczba koordynacyjna określa, ile atomów (lub jonów) jest połączonych bezpośrednio z danym atomem (lub jonem). Można ją ustalić na podstawie stosunku promieni jonowych kationów (r_{kationu}) do promieni jonowych anionów (r_{anionu}).

Liczba koordynacyjna	8	6	4
$r_{\text{kationu}}/r_{\text{anionu}}$	> 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.



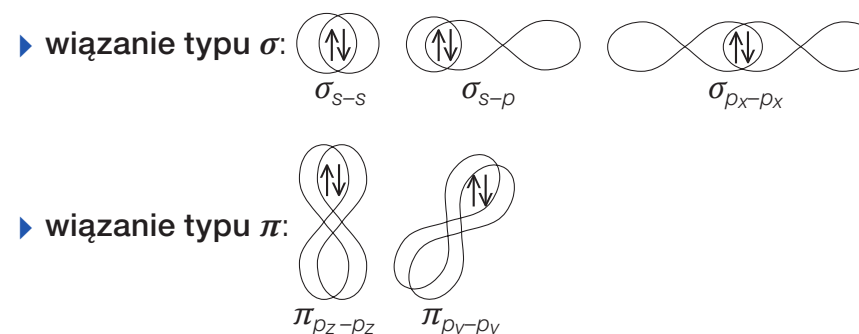
- Ustal liczbę koordynacyjną dla kationu sodu w chlorku sodu NaCl i dla kationu cezu w chlorku cezu CsCl .
- Na podstawie modelu sieci przestrzennej kryształu siarczku cynku określ liczbę koordynacyjną jonów siarczkowych.

Podsumowanie**Trwała konfiguracja elektronowa**

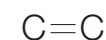
Tworząc wiązanie chemiczne, atomy oddają lub przyjmują elektrony, tak aby uzyskać **trwałą konfigurację elektronową** – często konfigurację elektronową najbliższego im w układzie okresowym helowca.

Rodzaje wiązań chemicznych

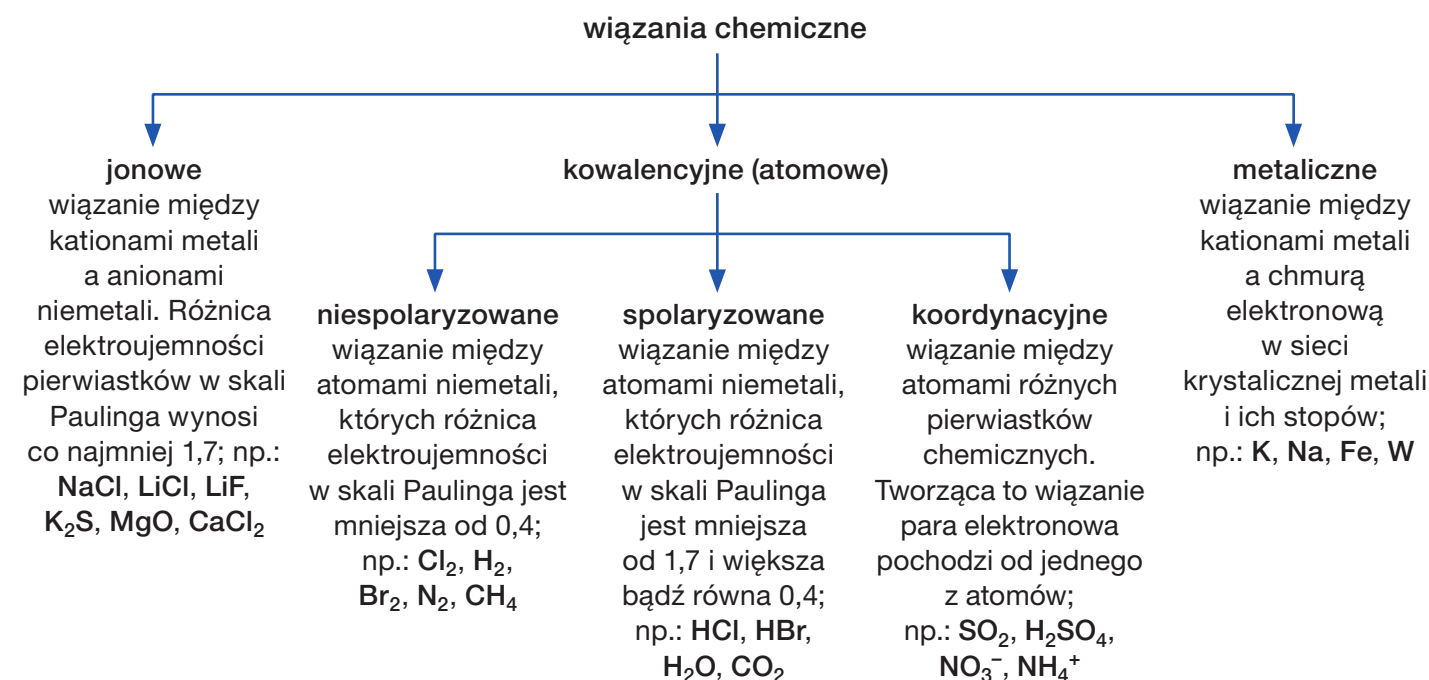
Ze względu na typ orbitalu molekularnego występującego w cząsteczce wyróżnia się dwa rodzaje wiązań kowalencyjnych:



Ze względu na liczbę wiązań łączących atomy wyróżnia się wiązania pojedyncze i wielokrotne (podwójne i potrójne).

► wiązanie pojedyncze**► wiązanie podwójne****► wiązanie potrójne**

Między atomami oraz między cząsteczkami mogą występować różne rodzaje oddziaływań chemicznych i oddziaływań międzycząsteczkowych:



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 zhybrydowane biorą udział w tworzeniu wiązań chemicznych.

W wyniku hybrydyzacji powstają orbitale zhybrydowane ułożone w przestrzeni w kształcie:

- ▶ linii prostej – hybrydyzacja sp ,
- ▶ trójkąta równobocznego – hybrydyzacja sp^2 ,
- ▶ tetraedru (czworościanu foremnego) – hybrydyzacja sp^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 L_p 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:

$$L_p = \text{liczba par elektronowych wiązań typu } \sigma + \text{liczba wolnych par elektronowych atomu centralnego}$$

- ▶ dla cząsteczki

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

- ▶ dla jonu ujemnego (anionu)

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

- ▶ dla jonu dodatniego (kationu)

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

gdzie:

σ – liczba wiązań typu σ w cząsteczce lub jonie,

n – liczba elektronów walencyjnych atomu centralnego,

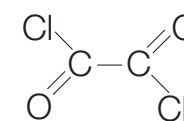
m – liczba elektronów konieczna do uzupełnienia dubletu lub oktetu przez wszystkie atomy ligandów,

a – wartość bezwzględna ładunku jonu.

Kształt cząsteczek lub jonów może być zaburzony przez obecność wolnych niewiążących par elektronowych oddziałujących z elektronami wiązań chemicznych typu σ .

Sposób na zadania

- 1** Poniżej przedstawiono strukturę chlorku oksalilu – pochodnej kwasu szczawiowego. Przedstawiony wzór zawiera wszystkie **wiążące pary elektronowe**, nie zawiera jednak wolnych par elektronowych.

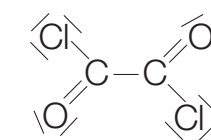


Pamiętaj, że wiążące pary elektronowe to te, które uczestniczą w tworzeniu wiązań chemicznych.

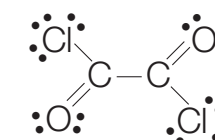
Określ liczby elektronów walencyjnych poszczególnych atomów.

- a) Na powyższym wzorze narysuj wszystkie **wolne pary elektronowe** zlokalizowane na atomach cząsteczki chlorku oksalilu. Wolne pary elektronowe przedstaw w postaci kresek lub kropek.

Rozwiązanie:

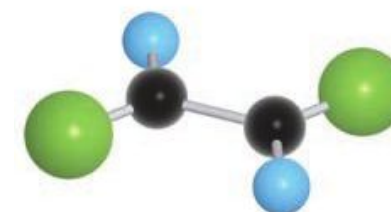


ALBO

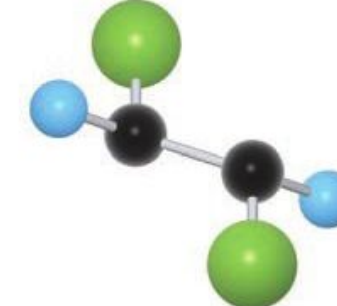


- b) Rozstrzygnij, który z przedstawionych modeli (I albo II) jest ilustracją kształtu cząsteczki chlorku oksalilu. Uzasadnij swój wybór.

model I



model II



Cząsteczkę chlorku oksalilu przedstawia model ?

Uzasadnienie: ?

Rozwiązanie:

Cząsteczkę chlorku oksalilu przedstawia model I.

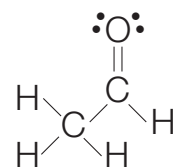
Uzasadnienie: W atomach węgla w cząsteczce chlorku oksalilu nie ma wolnych par elektronowych. Każdy z atomów węgla łączy się trzema wiązaniami typu σ z innymi atomami. Jedno z wiązań łączy atomy węgla. Cząsteczka chlorku oksalilu jest płaska.

Zadanie analogiczne

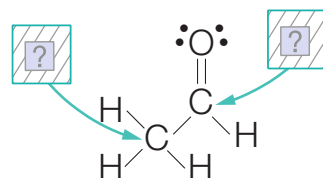


W Sposobie na zadania na s. 143 znajdziesz wskazówki, które ułatwią ci rozwiązanie zadania.

Poniżej przedstawiono wzór elektronowy cząsteczki acetaldehydu (etanal).



- a) Określ typ hybrydyzacji orbitali walencyjnych atomów węgla w cząsteczce acetaldehydu. Wpisz w odpowiednie miejsca oznaczenia typu hybrydyzacji – sp , sp^2 , sp^3 .



- b) Jedno z wiązań znajdujących się między atomem węgla a atomem tlenu powstało w wyniku nałożenia niezhybrydowanego orbitalu atomu tlenu i niezhybrydowanego orbitalu atomu węgla.

Uzupełnij poniższy tekst. Wybierz i podkreśl jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

Opisane wiązanie powstało w wyniku (czołowego/bocznego) nałożenia wskazanych orbitali, czego skutkiem było utworzenie wiązania typu (σ/π).

- c) Rozstrzygnij, czy cząsteczka acetaldehydu jest płaska czy przestrzenna. Uzasadnij swoją odpowiedź.

Rozstrzygnięcie:

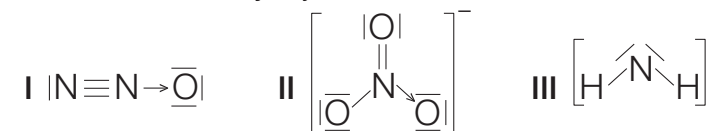
Uzasadnienie:

Trening – rozwiąż zadania



Informacja do zadań 1. i 2.

Poniżej przedstawiono wzory elektronowe kreskowe trzech cząsteczek lub jonów (I–III), w których atomem centralnym jest atom azotu.



Zadanie 1.

Ustal typ hybrydyzacji orbitali walencyjnych atomu centralnego (dygonalna, trygonalna lub tetraedyczna) oraz kształt cząsteczki/ionu (liniowy, kątowy, trójkąt równoboczny, piramida trygonalna, tetraedyczny) w cząsteczkach lub jonach (I–III).

Zadanie 2.

Napisz, ile wiązań typu σ i typu 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 typu σ .
b) Wybierz wzory cząsteczek, które mają więcej niż jedno wiązanie typu π , napisz ich wzory elektronowe i zaznacz wiązania typu σ i typu π .

Zadanie 4.

Oceń, czy poniższe informacje są prawdziwe. Wybierz P, jeśli informacja jest prawdziwa, albo F – jeśli jest fałszywa.

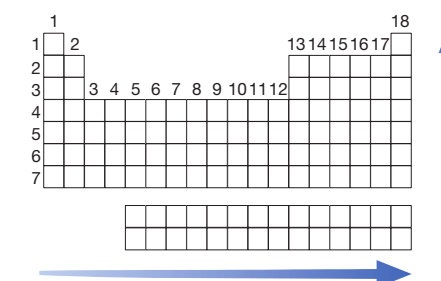
Wiązanie jonowe powstaje między atomami pierwiastków chemicznych o zbliżonej elektroujemności.	P	F
Para elektronowa wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego jest przesunięta w stronę atomu o niższej elektroujemności.	P	F
Wiążąca para elektronowa w wiązaniu koordynacyjnym pochodzi od jednego z atomów, 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.

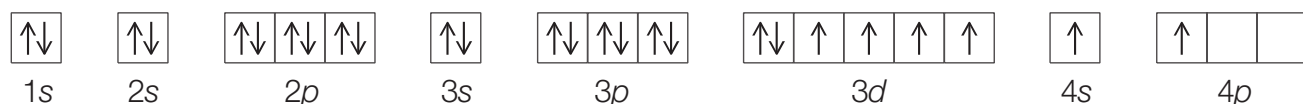
Spośród podanych danych wybierz te, które zwiększają się zgodnie z kierunkiem strzałek na schemacie.

- ▶ charakter niemetaliczny
- ▶ zdolność oddawania elektronów
- ▶ liczba powłok elektronowych
- ▶ wartość pierwszej energii jonizacji
- ▶ elektroujemność



Zadanie 6.

Dwa pierwiastki, które oznaczono numerami 1. i 2., należą do 4. okresu układu okresowego, przy czym liczba atomowa atomu pierwiastka 1. jest mniejsza od liczby atomowej atomu pierwiastka 2. Poniżej przedstawiono zapis graficzny konfiguracji elektronowej atomu pierwiastka 1. w stanie wzbudzonym.

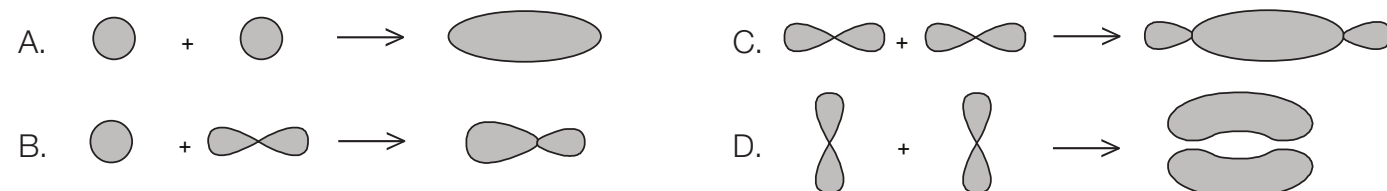


Jednujemny anion pierwiastka 2. ma tyle samo elektronów walencyjnych co atom pierwiastka 1. w stanie podstawowym. Pierwiastek 2. występuje w postaci dwuatomowych cząsteczek.

- Napisz nazwy pierwiastków 1. i 2. oraz określ, czy w atomach (w stanie podstawowym) tych pierwiastków występują niesparowane elektrony. Podaj liczbę elektronów niesparowanych, napisz symbol podpowłoki, do której one należą, oraz napisz wartość opisującą ją pobocznej liczby kwantowej, albo napisz, że nie ma takich elektronów.
- Określ liczbę wiązań typu σ , wiązań typu π oraz niewiążących (wolnych) par elektronowych dla dwuatomowej cząsteczki pierwiastka 2.

Zadanie 7.

Wiązania chemiczne powstają w wyniku nakładania się orbitali atomowych i tworzenia się tzw. orbitali molekularnych. Kontury wiążących orbitali molekularnych otrzymanych przez nałożenie odpowiednich orbitali atomowych przedstawiono poniżej w postaci schematów A–D.



Ustal, które schematy przedstawiają tworzenie wiążących orbitali molekularnych w cząsteczkach Br_2 , HCl oraz H_2 . Napisz odpowiednie oznaczenie literowe schematu.

- Tworzenie wiążącego orbitalu molekularnego między atomami bromu w cząsteczce Br_2 .
- Tworzenie wiążącego orbitalu molekularnego między atomem wodoru i atomem chloru w cząsteczce HCl .
- Tworzenie wiążącego orbitalu molekularnego między atomami wodoru w cząsteczce H_2 .

Zadanie 8.

Węglik krzemu (SiC), zwany również karborundem, występuje w przyrodzie jako niezwykle rzadki minerał moissanit. Charakteryzuje go duża twardość – 9,5 w skali Mohsa. Z kolei jego gęstość jest równa $3,22 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$. Poniżej przedstawiono zdjęcia monokryształu węgliku krzemu oraz oszlifowanych kryształów moissanitu, a także model jednej z około 250 możliwych struktur krystalicznych tego związku.



W jubilerstwie masę kamieni i pereł określa się w jednostce nazywanej karatem.

1 karat = 0,2 g

Oblicz masę oszlifowanego kryształu moissanitu o objętości 21 mm^3 . Wynik końcowy podaj w karatach z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.

3. Systematyka związków nieorganicznych

Przypomnij sobie!



► **Wartościowość** to liczba wiązań chemicznych, które może utworzyć atom pierwiastka chemicznego, łącząc się z innymi atomami w danym związku chemicznym.



► Wodne roztwory niektórych kwasów, wodorotlenków i soli przewodzą prąd elektryczny – substancje te są **elektrolitami**.

► Wskaźniki kwasowo-zasadowe (np. uniwersalny papierek wskaźnikowy, fenoloftaleina, oranż metylowy) zmieniają barwę w zależności od **odczynu roztworu**.



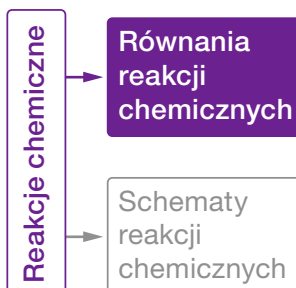
15 Równania reakcji chemicznych



Fot. 21. Potas spala się jasnym płomieniem.

Ważne w tym temacie:

- prawo zachowania masy
- prawo stałości składu związku chemicznego
- interpretacja równania reakcji chemicznej

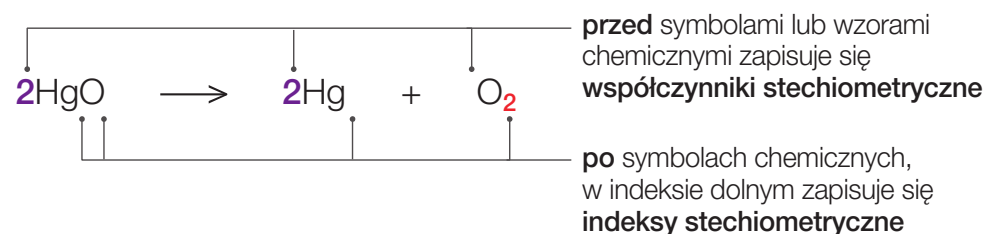


W otoczeniu człowieka można zaobserwować wiele zjawisk fizycznych, np. parowanie wody czy mieszanie się substancji, a także reakcji chemicznych, np. spalanie czy rdzewienie. Zjawiska fizyczne to przemiany, w wyniku których nie powstają nowe substancje.

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.:



Fot. 22. Reakcja rozkładu tlenku rtęci(II).

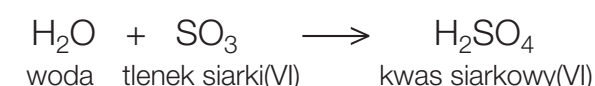
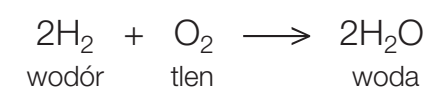
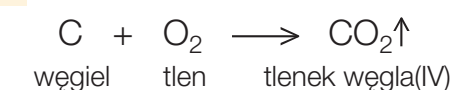
W tej reakcji chemicznej (fot. 22.) tlenek rtęci(II) **HgO jest substratem**, a rtęć **Hg** i tlen **O₂** to **produkty**.

- ▶ 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).

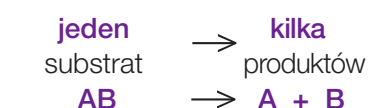
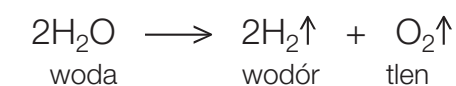
Typy reakcji chemicznych

Ze względu na liczbę substratów i produktów reakcje chemiczne można podzielić na:

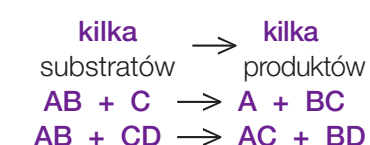
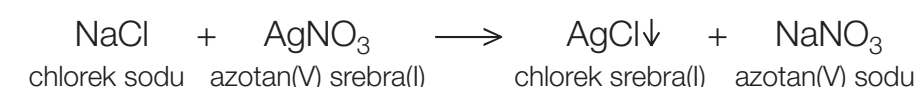
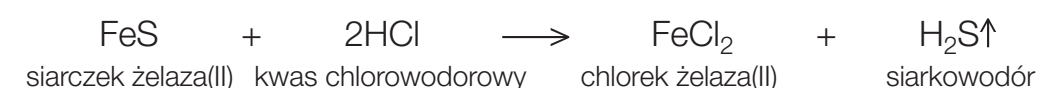
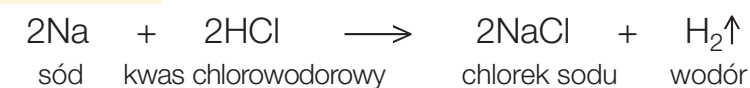
- ▶ **reakcje syntezy (łączenia)**, np.:



- ▶ **reakcje analizy (rozkładu)**, np.:



- ▶ **reakcje wymiany**, np.:



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, które biorą udział w reakcji chemicznej, jest równa łącznej masie produktów powstających w tej reakcji** (fot. 23., s. 150).

Prawo zachowania masy – łączna masa substratów reakcji chemicznej jest równa łącznej masie produktów.



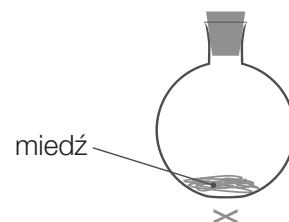
Doświadczenie 1.

Potwierdzenie prawa zachowania masy

Odczynniki: wiórki miedzi.

Szkoło i sprzęt laboratoryjny: kolba kulista z korkiem, waga laboratoryjna, palnik gazowy.

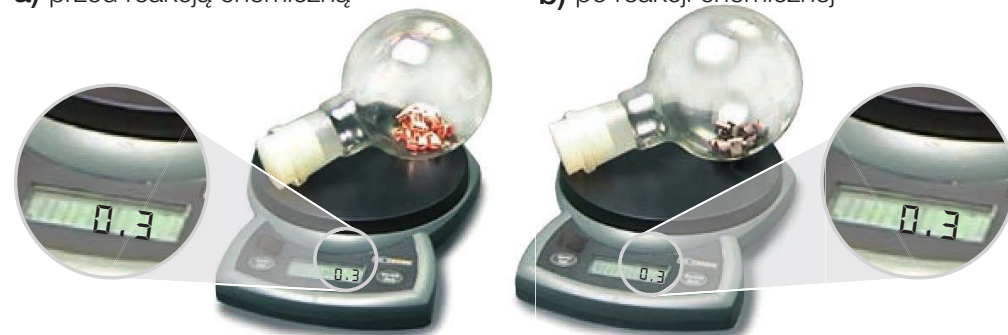
Instrukcja: W kolbie kulistej umieść wiórki miedzi (ok. 0,3 g) lub sproszkowaną miedź (schemat). Zamknij szczelnie kolbę gumowym korkiem. Całość zważ na wadze laboratoryjnej. Zapisz wynik. Zamkniętą kolbę ostrożnie ogrzewaj w płomieniu palnika przez ok. 2–3 min. Po ochłodzeniu zważ kolbę. Zapisz wynik ważenia.



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.).

a) przed reakcją chemiczną

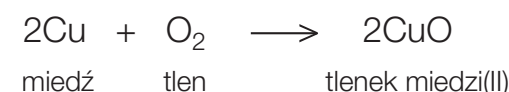
b) po reakcji chemicznej



Fot. 23. Masa miedzi i tlenu (a) jest równa masie tlenku miedzi(II) (b).

Wniosek: Tlen zawarty w powietrzu (wewnątrz kolby) przereagował z miedzią i powstał czarny osad tlenku miedzi(II). Masa substancji przed reakcją chemiczną jest równa masie substancji po reakcji chemicznej.

Zachodzącą reakcję chemiczną przedstawia równanie:



Prawo stałości składu związku chemicznego – każdy związek chemiczny ma określony, stały skład jakościowy i ilościowy.

stosunek masowy

$$\begin{aligned} \frac{\text{masa C}}{\text{masa O}} &= \frac{12 \text{ u}}{2 \cdot 16 \text{ u}} \\ \frac{\text{masa C}}{\text{masa O}} &= \frac{3}{8} \end{aligned}$$

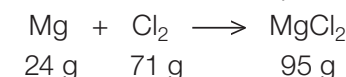
■ Prawo stałości składu związku chemicznego

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. Związki takie nazywane są **daltonidami**. Istnieją także związki chemiczne o składzie niestechiometrycznym, tzw. **bertolidy**. Mogą one powstawać m.in. w reakcjach metali bloku *d* z niemetalicznymi pierwiastkami 16. grupy układu okresowego.

Ważne w temacie Równania reakcji chemicznych

1. Wykonuję obliczenia z wykorzystaniem prawa zachowania masy

masa substratów = masa produktów

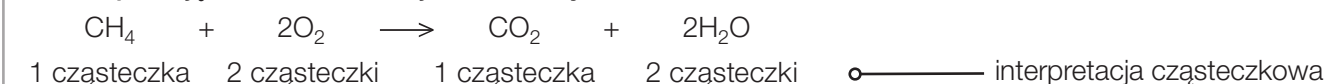


2. Wykonuję obliczenia z wykorzystaniem prawa stałości składu związku chemicznego

$$\begin{aligned} \text{SO}_3 \\ \frac{\text{masa S}}{\text{masa O}} &= \frac{32 \text{ u}}{3 \cdot 16 \text{ u}} \\ \frac{\text{masa S}}{\text{masa O}} &= \frac{32 \text{ u}}{48 \text{ u}} \\ \frac{\text{masa S}}{\text{masa O}} &= \frac{2}{3} \end{aligned}$$

Równania reakcji chemicznych

3. Interpretuję równania reakcji chemicznych



Prawo zachowania masy – łączna masa substratów reakcji chemicznej jest równa łącznej masie produktów.

Prawo stałości składu związku chemicznego – każdy związek chemiczny ma określony, stały skład jakościowy i ilościowy.

Zadania do tematu



ROZWIĄŻ
W ZESZYCIE

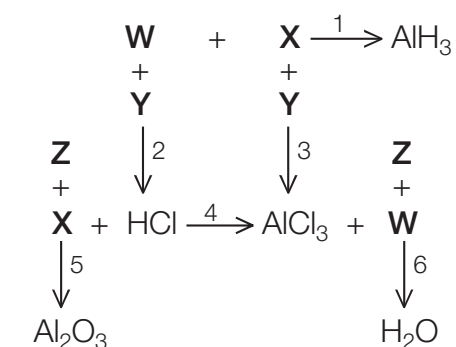
1. Nazwij typy reakcji chemicznych przedstawionych schematami (a–f). Zapisz i uzgodnij równania tych reakcji chemicznych, wskaż substraty i produkty. Podaj wartości indeksów stechiometrycznych i współczynników stechiometrycznych.

- $\text{Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{MgO}$
- $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \longrightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{T} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O} \uparrow$
- $\text{Mg} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{Cu} + \text{MgSO}_4$
- $\text{Fe} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3$
- $\text{AgNO}_3 + \text{Cu} \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{Ag}$

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



Fot. 24. Ametyst jest odmianą kwarcu – minerału, którego głównym składnikiem jest tlenek krzemu(IV) SiO_2 .

Związek chemiczny **tłenu z fluorem** zaliczany jest do **fluorków**: OF_2 – fluorek tlenu.

Ważne w tym temacie:

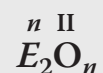
- budowa i zasady nazewnictwa tlenków
- otrzymywanie tlenków
- rodzaje tlenków
- właściwości fizyczne i chemiczne tlenków
- tlenek krzemu(IV): właściwości, odmiany i zastosowania
- proces produkcji szkła, jego rodzaje i właściwości



Tlenki to jedne z najbardziej rozpowszechnionych w środowisku przyrodniczym związków chemicznych. Tworzą je niemal wszystkie pierwiastki chemiczne. W temperaturze pokojowej **tlenki metali są substancjami stałymi**, natomiast **tlenki niemetalu mogą być gazami, cieczami lub substancjami stałymi**. Przykładem tlenku niemetalu jest tlenek krzemu(IV) SiO_2 (fot. 24.), natomiast tlenku metalu – tlenek wapnia CaO .

Budowa tlenków

Tlenki to związki chemiczne zbudowane z tlenu i innego pierwiastka chemicznego. Ich wzór ogólny ma postać:



gdzie:

E – symbol pierwiastka chemicznego,

n – wartościowość pierwiastka chemicznego.

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.

tlenek azotu(V)



tlenek siarki(IV)



↓ indeksy stechiometryczne należy podzielić przez 2 – największy wspólny dzielnik
 SO_2

Wzory elementarny i rzeczywisty związku chemicznego
→ patrz s. 271

Nazewnictwo tlenków

Nazwy tlenków (tabela 20., s. 153) 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 (fot. 25.). Można również stosować nazwy tlenków uwzględniające liczbę atomów poszczególnych pierwiastków chemicznych w cząsteczce (tzw. **system przedrostków**), np.: **tritlenek diżelaza** Fe_2O_3 , **pentatlenek diazotu** N_2O_5 , **dekatlenek tetrafosforu** P_4O_{10} .

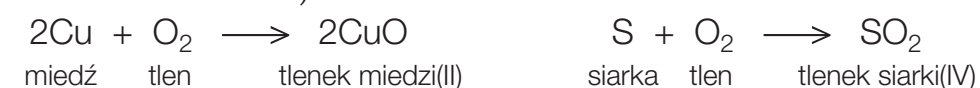
Tabela 20. Nazwy i wzory wybranych tlenków

Nazwa systematyczna tlenku	Wzór sumaryczny tlenku	Nazwa systematyczna tlenku	Wzór sumaryczny tlenku
tlenek potasu	K_2O	tlenek srebra(I)	Ag_2O
tlenek magnezu	MgO	tlenek żelaza(II)	FeO
tlenek glinu	Al_2O_3	tlenek żelaza(III)	Fe_2O_3

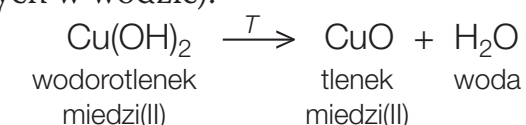
Otrzymywanie tlenków

Najważniejsze metody **otrzymywania tlenków** to:

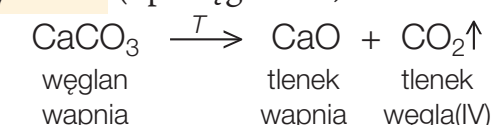
- ▶ bezpośrednia synteza z pierwiastków chemicznych (np. spalanie metali lub niemetalu):



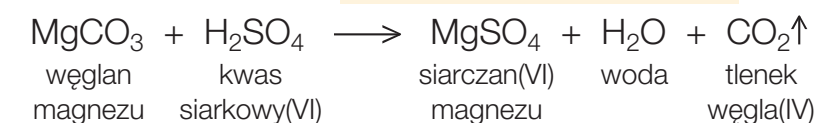
- ▶ rozkład niektórych wodorotlenków (głównie średnio i trudno rozpuszczalnych w wodzie):



- ▶ rozkład niektórych soli (np. węglanów, siarczanów(IV)):



Tlenki można także otrzymać w wyniku reakcji wymiany, np.:



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 wchodzi jony żelaza – zarówno Fe^{2+} , jak i Fe^{3+} . Wzór sumaryczny tlenku żelaza(II) diżelaza(III) można zapisać jako Fe_3O_4 lub $\text{FeO} \cdot \text{Fe}_2\text{O}_3$.

rozprężony ciekły CO_2 zeszła się w postaci tzw. suchego lodu



Fot. 25. Tlenek węgla(IV) CO_2 w warunkach normalnych występuje w postaci bezbarwnego, niepalnego gazu.

Właściwości chemiczne wodorotlenków
→ patrz s. 183

Termiczny rozkład wapieni
→ patrz s. 222

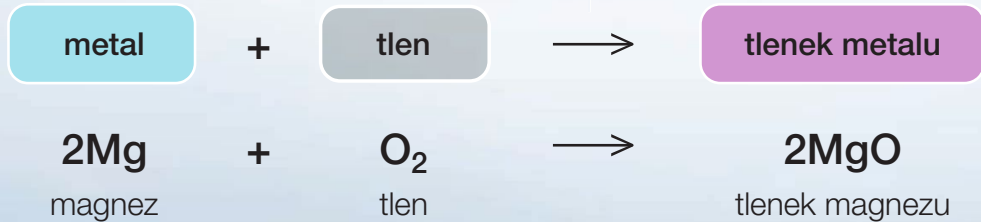


Fot. 26. Igła magnetyczna w pierwszym kompasie miała kształt łyżeczki.

Otrzymywanie tlenków

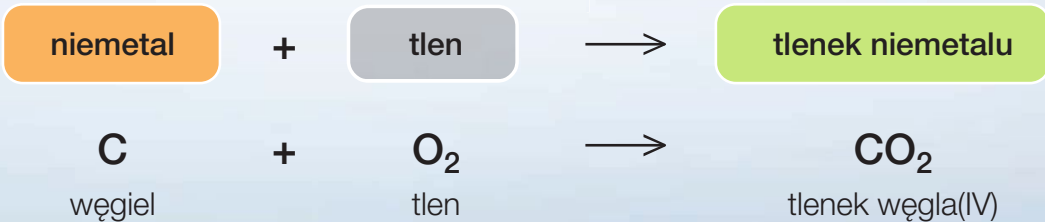
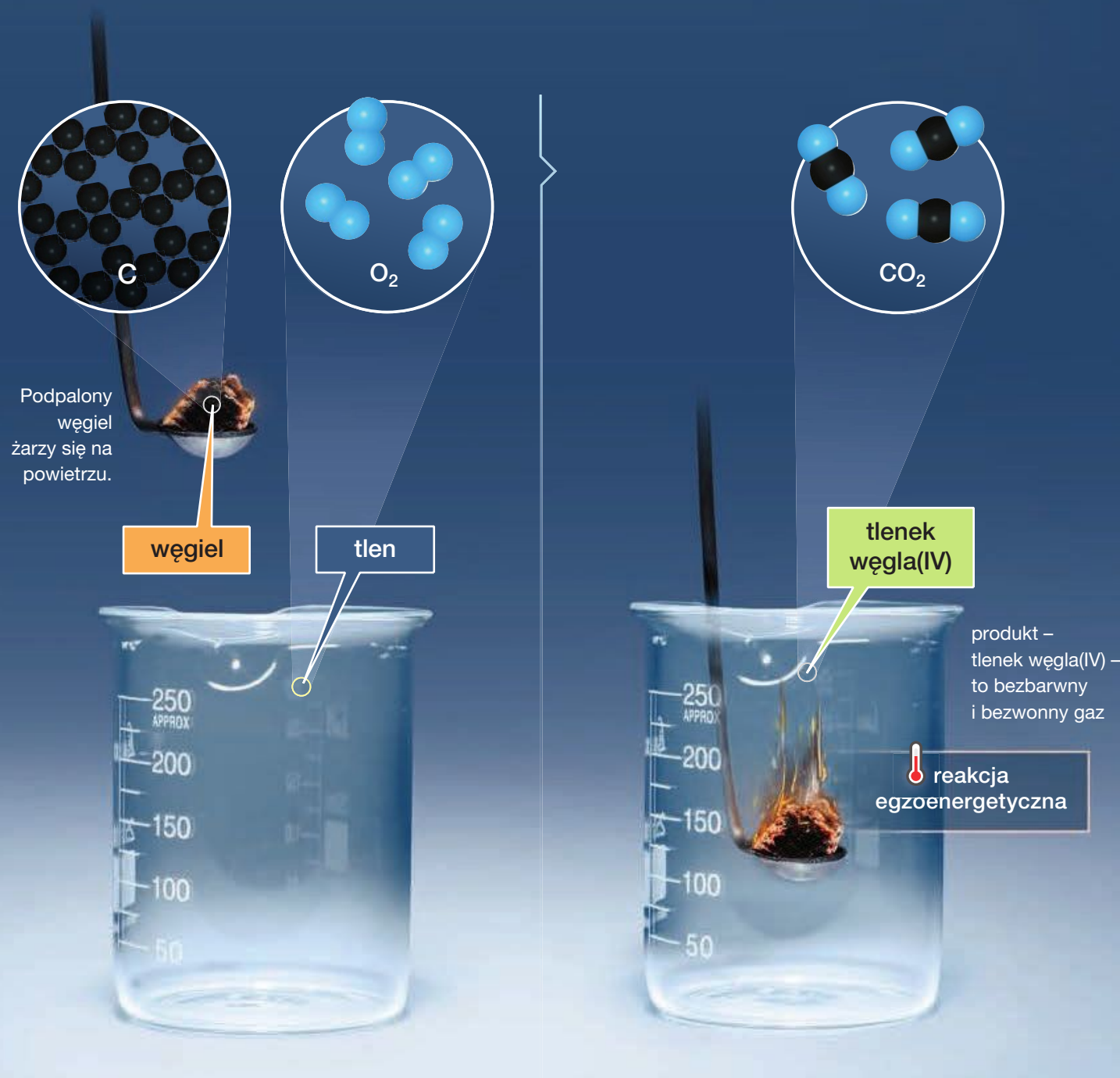
Tlenki to związki chemiczne zbudowane z tlenu i innego pierwiastka chemicznego. Można je otrzymać w wyniku złożonych reakcji chemicznych, takich jak np. rozkład termiczny niektórych wodorotlenków i soli, w reakcjach niektórych kwasów z niektórymi solami oraz w reakcji łączenia się metalu lub niemetalu z tlenem.

Reakcja metalu z tlenem



Reakcjom spalania towarzyszy wydzielanie się energii w postaci dużej ilości ciepła i światła, dlatego zalicza się je do reakcji egzoenergetycznych.

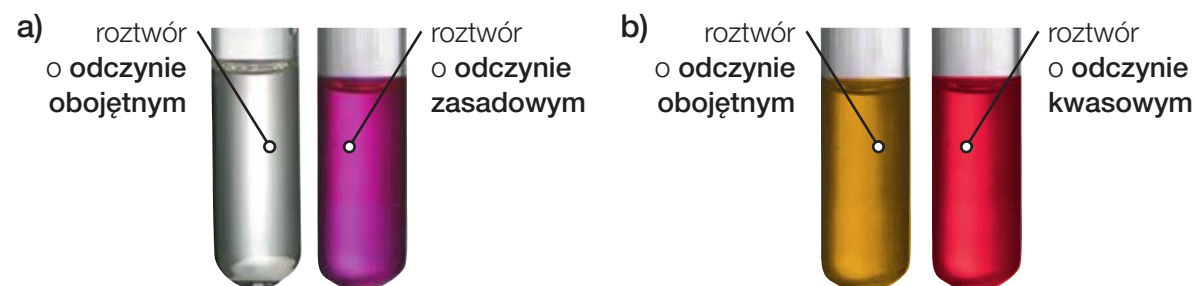
Reakcja niemetalu z tlenem



Wskazniki kwasowo-zasadowe

Właściwości chemiczne tlenków określa się m.in. na podstawie ich reakcji z wodą oraz odczynu produktów tych reakcji. Do określania odczynu roztworu stosuje się **wskazniki kwasowo-zasadowe**. Są to substancje, które **zmieniają barwę w zależności od odczynu roztworu**.

Znając barwy, które przyjmują wskaźniki, można ustalić odczyn badanego roztworu (fot. 27.).



Fot. 27. Barwa fenoloftaleiny w roztworach o odczynach obojętnym i zasadowym – a); barwa oranżu metylowego w roztworach o odczynach obojętnym i kwasowym – b).

Przykładami wskaźników kwasowo-zasadowych są:

- ▶ **fenoloftaleina**, która w roztworach o odczynie zasadowym ma barwę różowoczerwoną (malinową),
- ▶ **oranż metylowy**, który w roztworach o odczynie kwasowym ma barwę czerwoną.

Badanie właściwości chemicznych tlenków



Doświadczenie 2.



Właściwości chemiczne:

- ▶ zapach
- ▶ smak
- ▶ toksyczność
- ▶ palność
- ▶ aktywność chemiczna

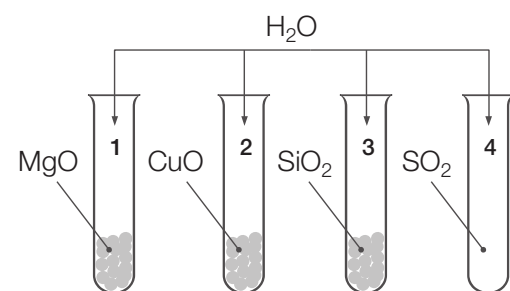
Badanie charakteru chemicznego tlenków metali i niemetalu

! Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium).

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.

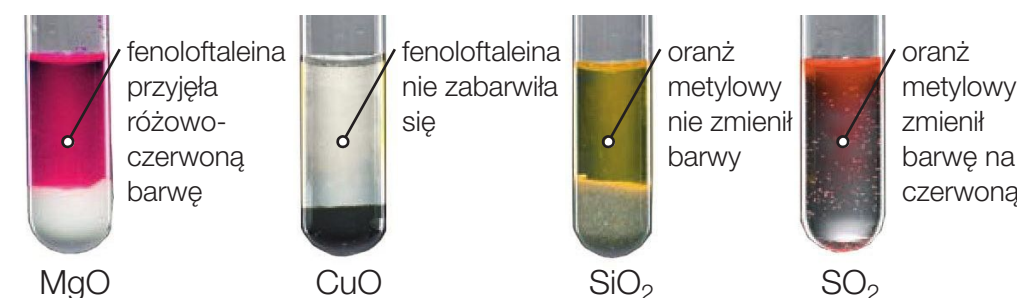


ciąg dalszy doświadczenia na s. 157

początek doświadczenia na s. 156

Obserwacje:

- W probówce 1. ciecz przyjęła różowoczerwoną (malinową) barwę (fot. 28.).
- W probówce 2. ciecz nie zabarwiła się.
- Po dodaniu roztworu oranżu metylowego do probówki 3. barwa jej zawartości nie uległa zmianie.
- W probówce 4. ciecz zmieniła barwę z żółtej na czerwoną.

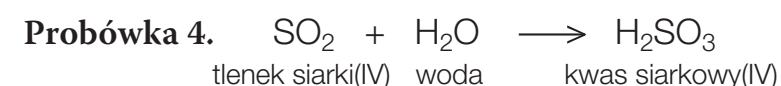
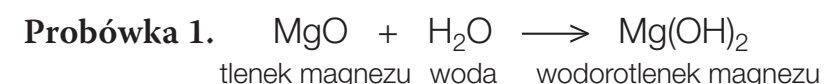


Fot. 28. Reakcja z wodą tlenków: magnezu, miedzi, krzemu i siarki.

Wniosek:

- W reakcji tlenku magnezu z wodą powstaje związek chemiczny o charakterze zasadowym.
- W reakcji tlenku siarki(IV) z wodą powstaje związek chemiczny o charakterze kwasowym.
- Tlenek miedzi(II) i tlenek krzemu(IV) nie reagują z wodą.

Zaszyły reakcje chemiczne zgodnie z równaniami:



Tlenki metali, które reagują z wodą, tworząc wodorotlenki, należą do **tlenków zasadowych**. Tlenki (głównie niemetalu), które reagują z wodą, tworząc kwasy, należą do **tlenków kwasowych**, zwanych także bezwodnikami kwasowymi.

MgO jest przykładem tlenku zasadowego, a SO₂ – tlenku kwasowego.



Doświadczenie 3.



Badanie działania wodorotlenku 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.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 158

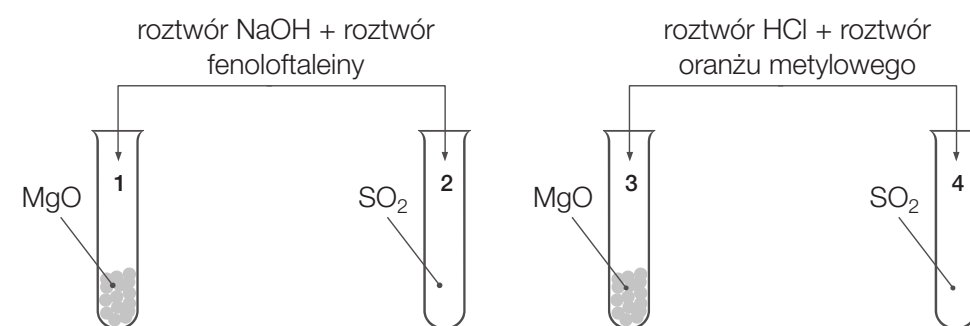
Właściwości fizyczne:

- ▶ stan skupienia
- ▶ barwa
- ▶ połysk
- ▶ gęstość
- ▶ twardość
- ▶ rozpuszczalność w wodzie
- ▶ temperatury wrzenia i topnienia
- ▶ przewodnictwo elektryczne i cieplne

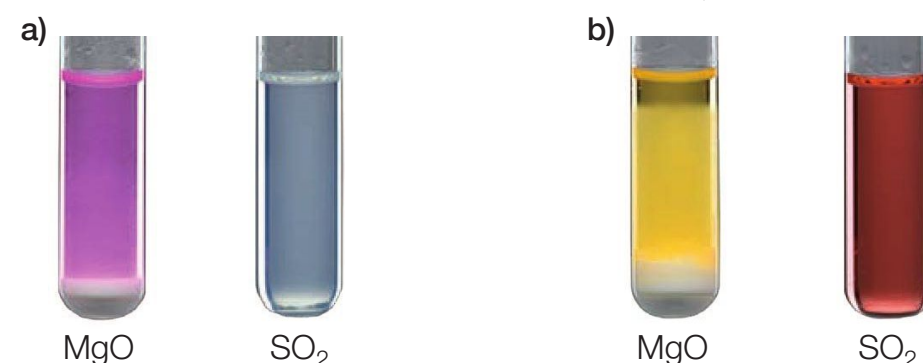
początek doświadczenia na s. 157

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 cm³ 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).

**Obserwacje:**

- W probówce 1. roztwór pozostał różowoczerwony (malinowy) – nie odbarwił się, natomiast w probówce 2. nastąpiło odbarwienie roztworu (fot. 29.a).
- W probówce 3. roztwór zmienił barwę z czerwonej na żółtą, natomiast w probówce 4. pozostał czerwony (fot. 29.b).



Fot. 29. 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).

Wniosek:

- Tlenek magnezu** nie reaguje z wodorotlenkiem sodu, a reaguje z kwasem chlorowodorowym. Jest więc **tlenkiem zasadowym**.
- Tlenek siarki(IV)** reaguje z wodorotlenkiem sodu, a nie reaguje z kwasem chlorowodorowym. Jest to **tlenek kwasowy**.
- W probówkach 1. i 4. reakcje chemiczne nie zachodzą.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 159

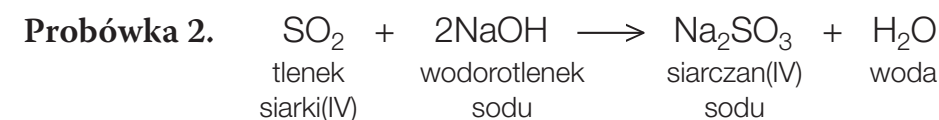
Wodorotlenki a zasady
→ patrz s. 181

Tlenki zasadowe to tlenki, które reagują z kwasami, tworząc sole, i nie reagują z zasadami.

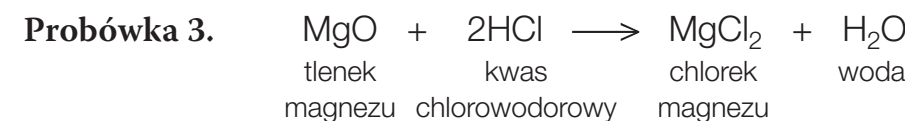
Tlenki kwasowe to tlenki, które reagują z zasadami, tworząc sole, i nie reagują z kwasami.

początek doświadczenia na s. 157

W reakcji tlenków z zasadami lub kwasami powstają sole:



tlenek kwasowy + zasada
→ sól + woda



tlenek zasadowy + kwas
→ sól + woda

**Doświadczenie 4.**

NaOH, HCl



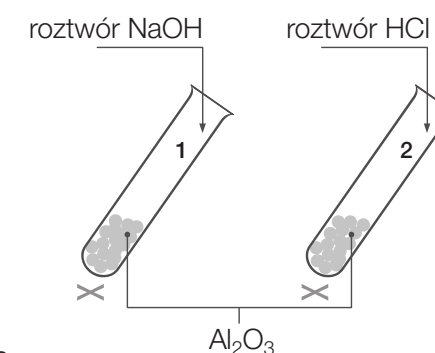
HCl

Badanie zachowania tlenku glinu wobec wodorotlenku 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 cm³ roztworu wodorotlenku sodu, a do 2. – tyle samo kwasu chlorowodorowego. Obie probówki delikatnie ogrzewaj w płomieniu palnika (schemat).

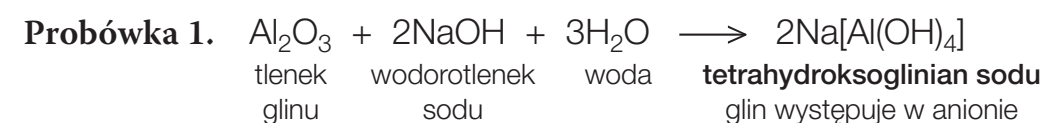


Obserwacje: W obydwu probówkach powstał bezbarwny roztwór.

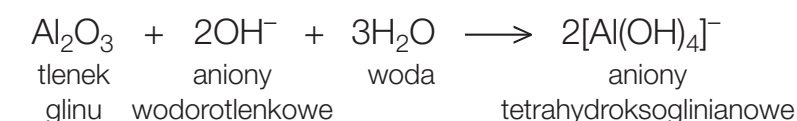
Jon oksoniowy H₃O⁺
→ patrz s. 199

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**. Tlenek glinu jest **tlenkiem amfoterycznym**. W obu reakcjach chemicznych powstają sole.

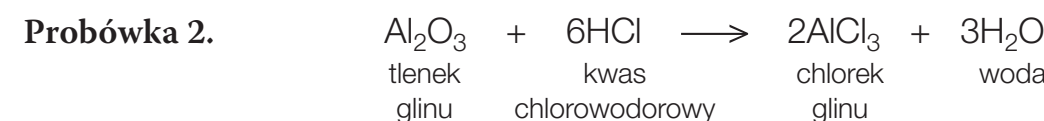
Zaszczyły reakcje chemiczne zgodnie z równaniami:



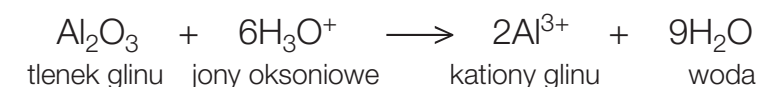
< zapis cząsteczkowy



< skrócony zapis jonowy



< zapis cząsteczkowy

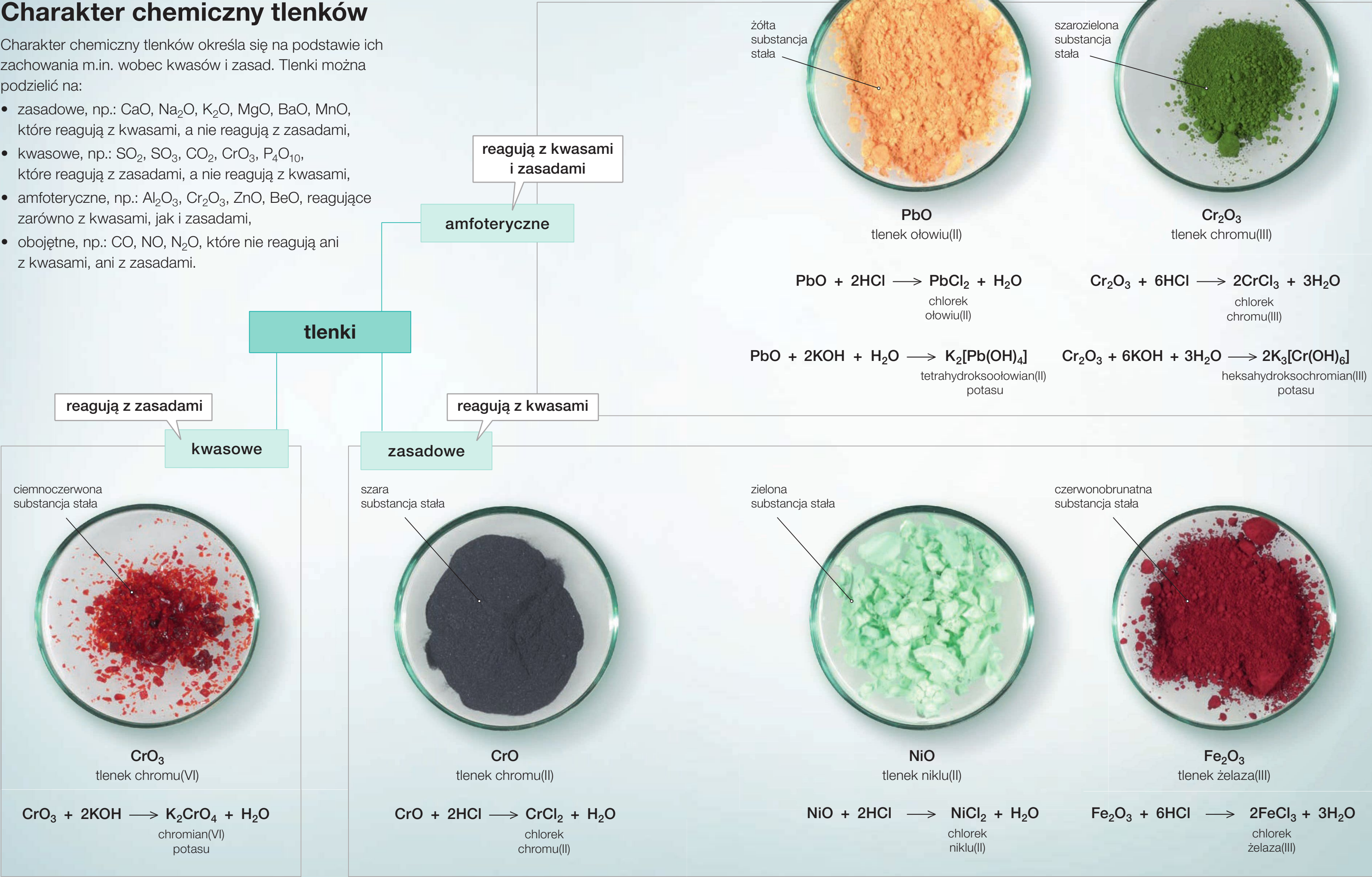


< skrócony zapis jonowy

Charakter chemiczny tlenków

Charakter chemiczny tlenków określa się na podstawie ich zachowania m.in. wobec kwasów i zasad. Tlenki można podzielić na:

- zasadowe, np.: CaO, Na₂O, K₂O, MgO, BaO, MnO, które reagują z kwasami, a nie reagują z zasadami,
- kwasowe, np.: SO₂, SO₃, CO₂, CrO₃, P₄O₁₀, które reagują z zasadami, a nie reagują z kwasami,
- amfoteryczne, np.: Al₂O₃, Cr₂O₃, ZnO, BeO, reagujące zarówno z kwasami, jak i zasadami,
- obojętne, np.: CO, NO, N₂O, które nie reagują ani z kwasami, ani z zasadami.



Amfoteryczność – zdolność substancji do reagowania zarówno z kwasami, jak i z zasadami.

Moc zasad
→ patrz s. 182

Tlenki amfoteryczne reagują z kwasami i z zasadami, tworząc sole.

Tlenek cynku **ZnO** to związek chemiczny o **typowo amfoterycznych** właściwościach, natomiast tlenek miedzi(II) **CuO** ma **słabe** właściwości amfoteryczne.

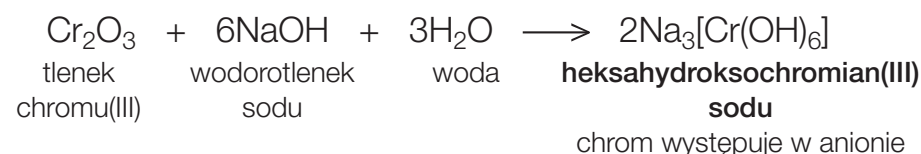
Tlenki amfoteryczne

W zależności od środowiska reakcji chemicznej tlenek glinu zachowuje się jak tlenek kwasowy (reakcja z mocną 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**.

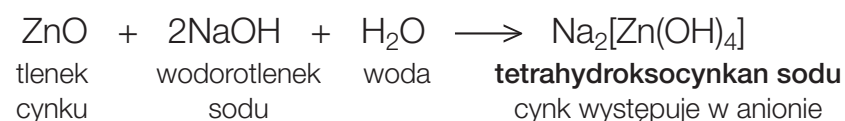
Tlenek glinu jest przykładem **tlenku amfoterycznego**.

Inne przykłady takich tlenków to:

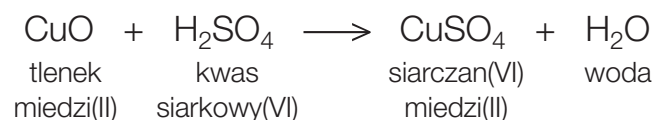
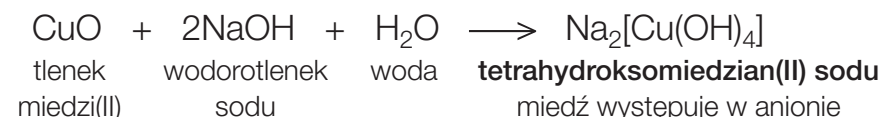
- tlenek chromu(III) Cr_2O_3 , który reaguje z kwasami i zasadami analogicznie jak tlenek glinu Al_2O_3 :



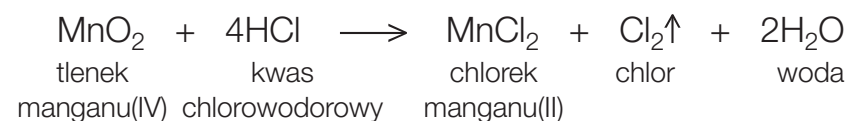
- tlenek cynku ZnO :



- tlenek miedzi(II) CuO , który reaguje z kwasami i zasadami podobnie jak tlenek cynku ZnO :



- tlenek manganu(IV) MnO_2 reaguje z kwasami:



Tlenek manganu(IV) reaguje również z zasadami, w czego wyniku powstają sole. Jednak związki te trudno otrzymać.

Tlenki obojętne

Tlenki, które nie reagują ani z kwasami, ani z zasadami, są nazywane **tlenkami obojętnymi**.

Należą do nich m.in.:

- tlenek węgla(II) CO ,
- tlenek azotu(II) NO ,
- tlenek azotu(I) N_2O ,
- tlenek krzemu(II) SiO .

Związki koordynacyjne

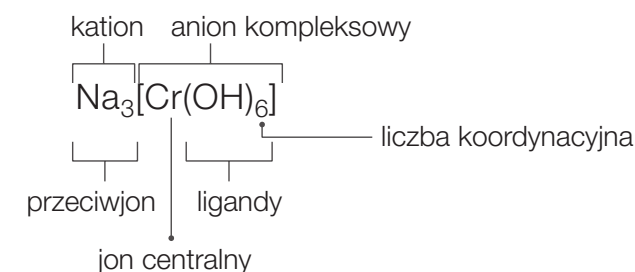
W wyniku reakcji chemicznych wodorotlenku sodu z tlenkiem glinu lub tlenkiem chromu(III) powstają produkty, które są zaliczane do **związków koordynacyjnych**, zwanych także **związkami kompleksowymi**.

Są to związki chemiczne zbudowane z kilku atomów, jonów bądź cząsteczek otaczających jeden atom lub jon. Atom albo jon przyłączający cząsteczki lub jony **wiązaniami koordynacyjnymi** nosi nazwę **atomu lub jonu centralnego**, a cząsteczki lub jony z nim związane to **ligandy**.

Jon centralny – akceptor pary elektronowej – to najczęściej kation metalu, np.: Ag^+ , Cu^{2+} , Al^{3+} , Zn^{2+} , Be^{2+} , Fe^{3+} . Natomiast ligandami – donorami par elektronowych – mogą być:

- cząsteczki obojętne, np. H_2O (akwa-), NH_3 (amina-),
- jony, np. OH^- (hydrokso-), Cl^- (chloro-).

Liczbę ligandów nazywa się **liczbą koordynacyjną**. Informuje ona o strukturze przestrzennej związku koordynacyjnego i zazwyczaj przyjmuje wartości: 2 (kształt liniowy), 4 (tetraedr) lub 6 (oktaedr).



Aby podać nazwę związku koordynacyjnego, należy najpierw:

- wymienić ligandy w kolejności alfabetycznej, a ich liczbę określić, stosując odpowiednie przedrostki, np.: di- (2), tri- (3), tetra- (4), penta- (5), hekso- (6),
- następnie podać nazwę jonu centralnego wraz z jego wartościowością. Na końcu trzeba podać nazwę kationu lub anionu będącego przeciwjonem.

Nazwa związku koordynacyjnego o wzorze $\text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$ to: heksahydroksochromian(III) sodu.

Tlenki obojętne

nie reagują ani z kwasami, ani z zasadami.

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.

Wiązanie koordynacyjne
→ patrz s. 96

Przykłady jonów kompleksowych:

$[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$
anion heksahydroksochromianowy(III)

$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$
kation tetraaminamiedzi(II)

$[\text{AuCl}_4]^-$
anion tetrachlorozłocianowy(III)

Właściwości tlenków

Wiązanie jonowe
→ patrz s. 96

W większości **tlenków metali** (fot. 30.) występuje wiązanie jonowe, a ich sieć krystaliczna zawiera kationy metali i aniony O^{2-} . W warunkach normalnych są one substancjami stałymi (tabela 21.), po stopieniu przewodzą prąd elektryczny.



Fot. 30. Tlenki wybranych metali.

Wiązanie kowalencyjne
spolaryzowane
→ patrz s. 93

Atomy w **tlenkach niemetali** łączą się za pomocą wiązań kowalencyjnych spolaryzowanych. W temperaturze ok. 25 °C są to najczęściej gazy (np.: CO_2 , NO) i ciecze (np. H_2O), rzadziej substancje stałe (np. P_4O_{10}).

Tabela 21. Właściwości fizyczne i chemiczne wybranych tlenków

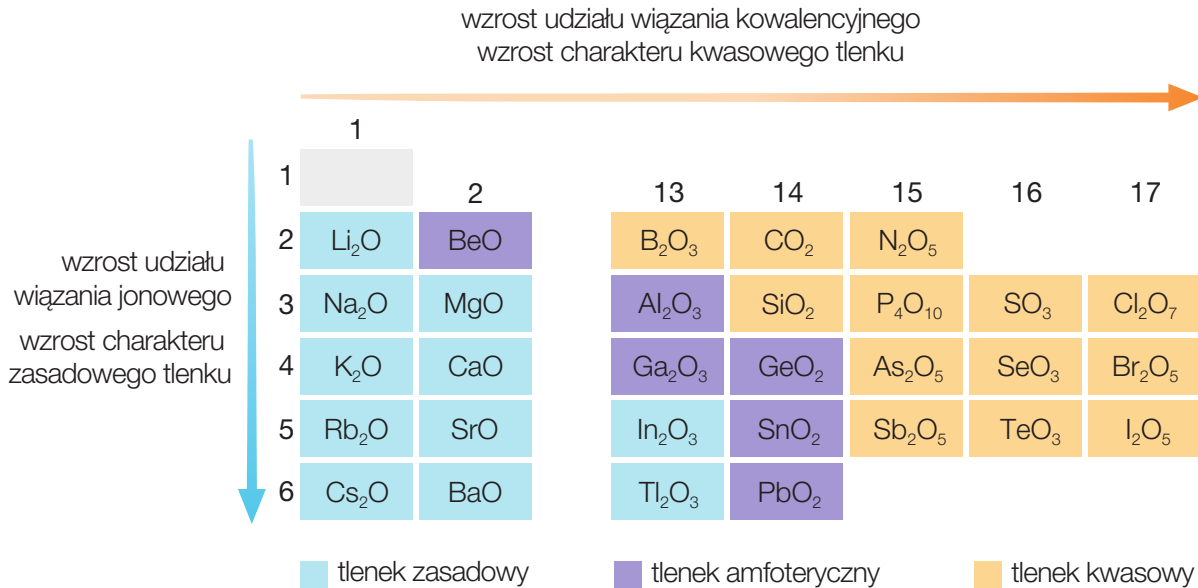
Nazwa	Wzór	Charakter chemiczny	Wybrane właściwości
Tlenek węgla(II) nazwa zwyczajowa: czad	CO	obojętny	• bezbarwny, bezwonny gaz • trujący • słabo rozpuszcza się w wodzie
Tlenek węgla(IV)	CO ₂	kwasowy	• bezbarwny, niepalny gaz • rozpuszcza się w wodzie • rozprężony ciekły CO₂ zestala się w postaci tzw. suchego lodu
Tlenek wapnia	CaO	zasadowy	• proszek o barwie białej • ma wysoką temperaturę topnienia
Tlenek manganu(IV) nazwa zwyczajowa: braunsztyn	MnO ₂	amfoteryczny	• proszek o barwie czarnej • nie rozpuszcza się w wodzie • wykazuje silne właściwości katalityczne
Tlenek chromu(III)	Cr ₂ O ₃	amfoteryczny	• proszek o barwie zielonej • nie rozpuszcza się w wodzie • ma wysoką temperaturę topnienia

Tlenki a układ okresowy pierwiastków chemicznych

Właściwości chemiczne tlenków i rodzaje wiązań chemicznych, jakie w nich występują, można przewidzieć na podstawie położenia pierwiastków chemicznych w układzie okresowym (rys. 58.). 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.



Rys. 58. Charakter chemiczny tlenków pierwiastków grup 1., 2. i 13.–17. układu okresowego.

Tlenek krzemu(IV)

Krzem to pierwiastek chemiczny, który zajmuje drugie miejsce (po tlenie) pod względem rozpowszechnienia w skorupie ziemskiej (ok. 27 %). W stanie wolnym występuje bardzo rzadko, jest składnikiem związków chemicznych, przede wszystkim **tlenku krzemu(IV) SiO₂**, nazywanego też **krzemionką** (fot. 31.).



Fot. 31. Tlenek krzemu(IV) SiO₂ występuje w postaci bezbarwnych kryształów, proszku o barwie białej lub lekko żółtej.



Proces produkcji szkła krzemianowego

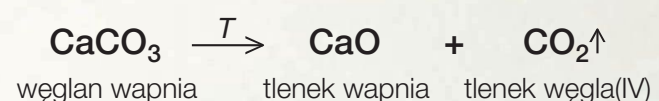
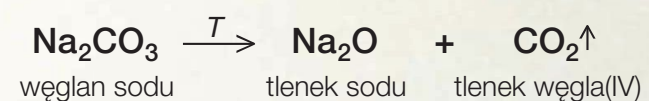
Najpopularniejszym rodzajem szkła jest szkło krzemianowe. Stosuje się je do wyrobu szyb, naczyń szklanych i urządzeń optycznych.

Podstawowymi surowcami do jego produkcji są:

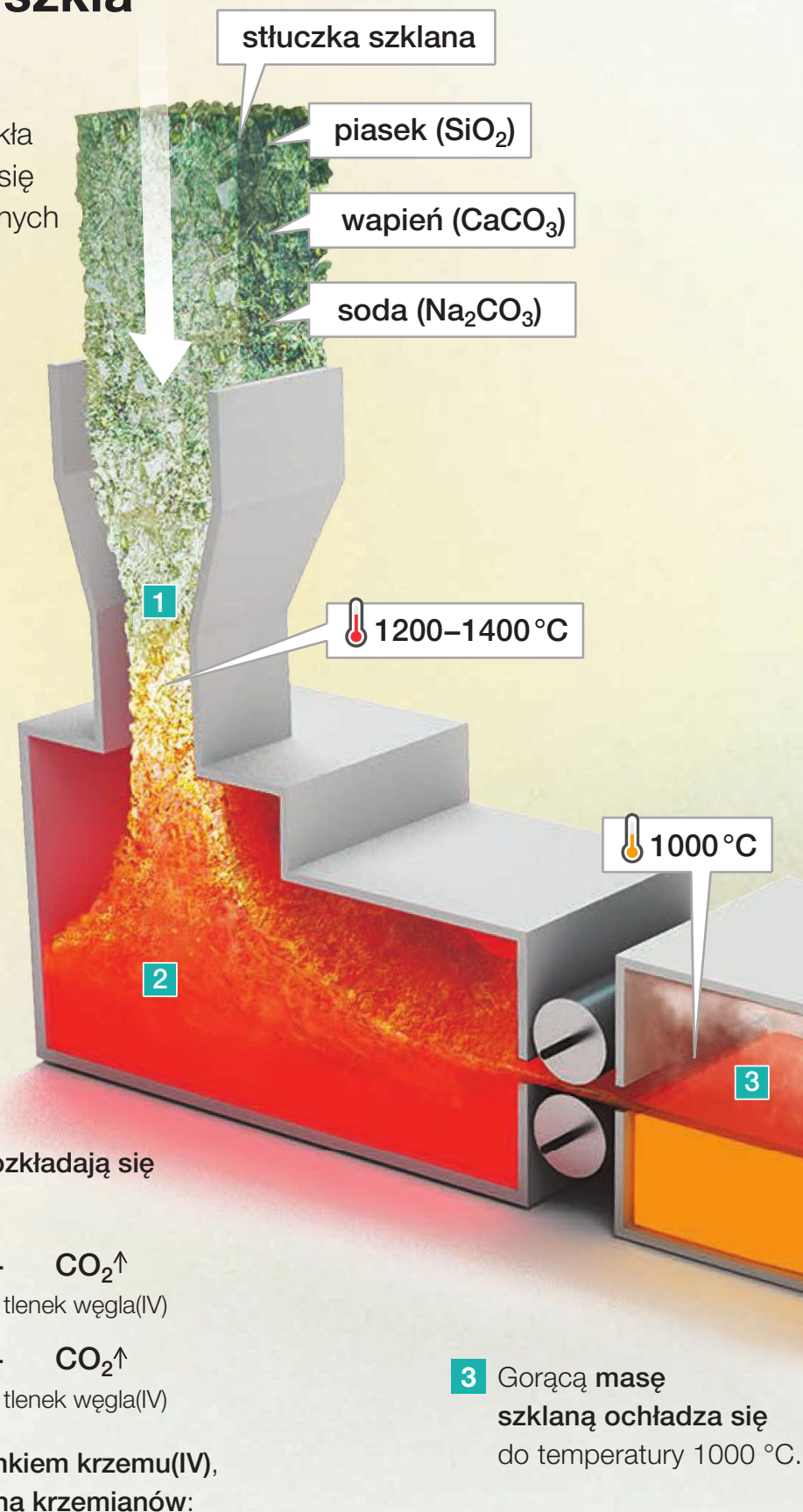
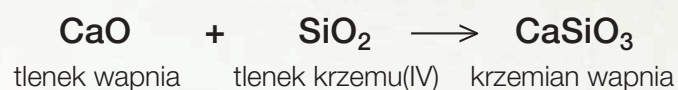
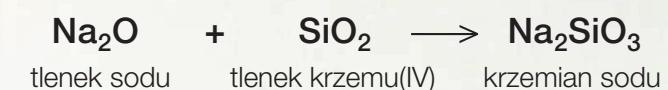
- piasek (SiO_2),
- wapień (CaCO_3),
- soda (Na_2CO_3).

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 rozkładają się** na tlenki metali i tlenek węgla(IV):



Powstałe **tlenki metali reagują z tlenkiem krzemu(IV)**, w wyniku czego **powstaje mieszanina krzemianów**:



3 Gorącą masę szklaną **ochładza się** do temperatury 1000 °C.

Rodzaje szkła, ich właściwości i zastosowania

W zależności od dodatków wykorzystanych podczas produkcji można wyróżnić m.in. szkła: sodowo-wapniowe, jenańskie, potasowo-ołowiowe oraz potasowo-wapniowe.

szkło			
sodowo-wapniowe	jenańskie	potasowo-ołowiowe	potasowo-wapniowe
• Zawiera m.in. Na_2O i CaO. • Ma stosunkowo niską temperaturę topnienia. • Jest wykorzystywane do produkcji naczyń kuchennych (np. szklanek), a także szyb okiennych.	• Jest odporne na działanie wysokiej temperatury i odczynników chemicznych, ponieważ zawiera m.in. B_2O_3 i Al_2O_3. • Jest wykorzystywane m.in. do produkcji szkła laboratoryjnego oraz naczyń kuchennych.	• Zawiera znaczne ilości PbO i K_2O. • Jest łatwo topliwe, ma dużą gęstość, a oszlifowane – silny połysk. • Wykorzystuje się je w optyce oraz do wyrobu sztucznej biżuterii.	• Zawiera m.in. K_2O i CaO. • Stosuje się je m.in. jako szkło laboratoryjne, ponieważ jest trudno topliwe.



Miękkie szkło można dowolnie formować.

4 Wyroby szklane formuje się np. przez prasowanie, wydmuchiwanie, walcowanie, wyciąganie lub wytłaczanie. Następnie powoli się je ochładza, aby nie popękały.

gotowe tafle szkła



Właściwości i odmiany tlenku krzemu(IV)

Tlenek krzemu(IV) jest substancją stałą. Ma wysoką temperaturę topnienia. Związek ten:

- ▶ nie rozpuszcza się w wodzie,
- ▶ nie reaguje z kwasami (z wyjątkiem HF),
- ▶ na gorąco reaguje z mocnymi zasadami, co świadczy o jego słabo kwasowym charakterze,
- ▶ występuje w kilku odmianach, jako: kwarc, krystobalit, trydymit. Kwarc wchodzący w skład skał, np. piasku, to najpowszechniej spotykany minerał, którego składnikiem jest tlenek krzemu(IV).

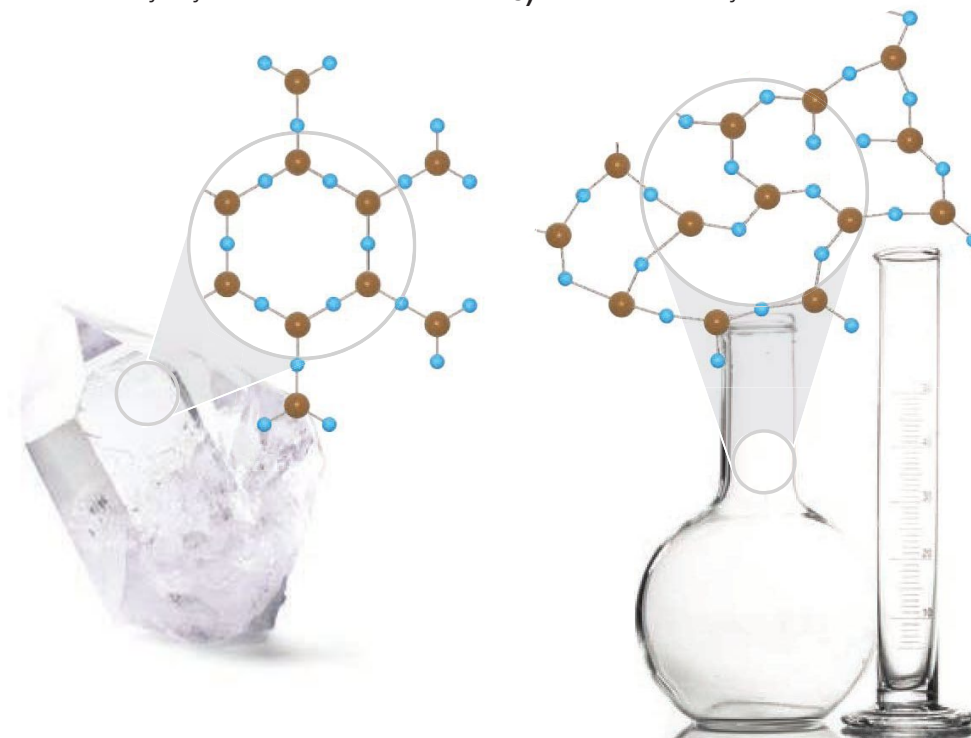
Zastosowania tlenku krzemu(IV)

Kwarc (fot. 32.) może 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 środowisku przyrodniczym jest trydymit, z którego produkuje się ognioodporną porcelanę.

Tlenek krzemu(IV) jest surowcem do **produkcji szkła**. Szkło jest substancją bezpostaciową. Oznacza to, że w przeciwieństwie do tlenku krzemu(IV) (fot. 33.a) ma nieuporządkowaną strukturę wewnętrzną (fot. 33.b). Szkło nie ma też ściśle określonej temperatury topnienia. Można jedynie podać zakres temperatur, w jakich mięknie. Miękkie szkło można dowolnie formować.

a) model struktury kryształu kwarcu

b) model struktury szkła

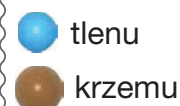


Fot. 33. Tlenek krzemu(IV) jest głównym składnikiem kwarcu – a), a także szkła laboratoryjnego – b).



Fot. 32. Kwarc jest minerałem powszechnie występującym w skorupie ziemskiej.

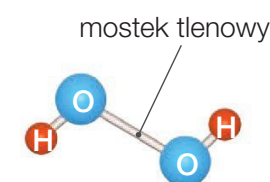
Modele atomów:



Nadtlenki

Z wodorem i niektórymi metalami tlen tworzy związki chemiczne nazywane **nadtlenkami**. Zawierają one **grupę nadtlenkową**, w której atomy tlenu są połączone tzw. mostkiem tlenowym $-\text{O}-\text{O}-$. Wiązanie między atomami tlenu jest nietrwałe, dlatego nadtlenki łatwo rozkładają się z wydzielaniem tlenu atomowego. Te związki chemiczne mają **właściwości utleniające**.

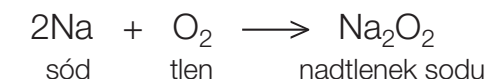
Najbardziej znanym nadtlenkiem jest **nadtlenek wodoru** H_2O_2 (rys. 59.). Jego 30-procentowy wodny roztwór, nazywany **perhydrolem**, to silny wybielacz, który stosuje się m.in. do bielenia bawełny i papieru. Natomiast 3-procentowy roztwór H_2O_2 to popularna **woda utleniona**, wykorzystywana do odkażania ran. W reakcji rozkładu H_2O_2 powstaje tlen atomowy o właściwościach bakteriobójczych.



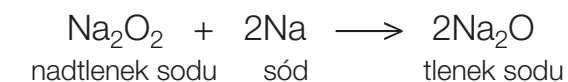
Rys. 59. Model cząsteczki nadtlenku wodoru.

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.

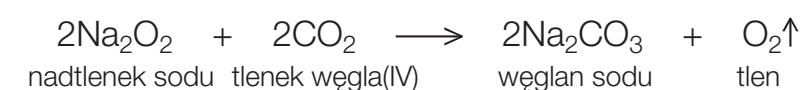
Nadtlenek sodu powstaje podczas spalania sodu w suchym powietrzu:



Jest on wykorzystywany do otrzymywania tlenku sodu w reakcji chemicznej z metalicznym sodem:



Nadtlenek sodu w temperaturze 700°C rozkłada się z wydzielaniem 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. 34.). Można ją przedstawić następującym równaniem:



Nadtlenek sodu stosuje się w przemyśle do bielenia tkanin. Jest też składnikiem materiałów wybuchowych i zapalających.

Nadtlenki – związki chemiczne zawierające grupę nadtlenkową $-\text{O}-\text{O}-$.



Fot. 34. 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.

Zastosowania tlenków

Tlenki są związkami bardzo rozpowszechnionymi w środowisku przyrodniczym i często wykorzystywanymi w różnych dziedzinach życia.



przemysł farmaceutyczny



jubilerstwo



przemysł kosmetyczny



■ Przemysł farmaceutyczny

ZnO ze względu na właściwości higroskopijne jest składnikiem maści oraz zasypek o właściwościach antybakteryjnych.

■ 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.

■ Przemysł kosmetyczny

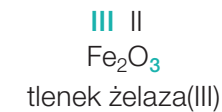
MgO stosowany jest w kosmetyce jako podstawa pudrów. Jest także składnikiem proszków i past do zębów.



Ważne w temacie Tlenki

1. Ustalam wzory sumaryczne i nazwy tlenków

Do słowa *tlenek* dodaje się nazwę metalu lub niemetalu i – jeśli to konieczne – wartościowość metalu lub niemetalu zapisaną w nawiasie, np.



2. Zapisuję równania reakcji otrzymywania tlenków różnymi metodami

- spalanie pierwiastków chemicznych w tlenie
 $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$
- rozkład niektórych wodorotlenków
 $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{T} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
- rozkład niektórych soli
 $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{T} \text{CaO} + \text{CO}_2$

Tlenki

3. Dokonuję podziału tlenków

Ze względu na:

▶ rodzaj pierwiastka chemicznego, który łączy się z tlenem

tlenki
metali, np. Na_2O
niemetali, np. Cl_2O

▶ stan skupienia w temperaturze pokojowej

tlenki
stałe, np. MgO
ciekłe, np. H_2O
gazowe, np. CO_2

▶ charakter chemiczny

tlenki
zasadowe, np. K_2O
kwasowe, np. SO_2
amfoteryczne, np. Al_2O_3
obojętne, np. NO

4. Wymieniam właściwości tlenków

Tlenki metali

- substancje stałe
- po stopieniu przewodzą prąd elektryczny
- większość z nich ma budowę jonową

Tlenki niemetali

- w temperaturze pokojowej występują jako substancje stałe, ciecze lub gazy
- mają wiązanie kowalencyjne spolaryzowane

5. Wymieniam właściwości, odmiany i zastosowania tlenku krzemu(IV)

▶ Właściwości tlenek krzemu(IV)

właściwości fizyczne

- substancja stała o budowie krystalicznej
- czysty (bez domieszek) jest bezbarwny
- twardy (rysuje szkło)

właściwości chemiczne

- mało reaktywny chemicznie
- nie rozkłada się pod wpływem wysokiej temperatury
- nie reaguje z wodą ani z kwasami (wyjątek HF)
- reaguje z zasadami

▶ Odmiany

Tlenek krzemu(IV) występuje w środowisku przyrodniczym w postaci:

- kwarcu,
- krystobalitu,
- trydymitu.

▶ Zastosowania

- jubilerstwo
- produkcja porcelany
- produkcja szkła

Tlenki – związki chemiczne zbudowane z tlenu i innego pierwiastka chemicznego.

Wskaźniki kwasowo-zasadowe – substancje (np. fenoloftaleina, oranż metylowy), które zmieniają barwę w zależności od odczynu roztworu.

Tlenki zasadowe – tlenki, które reagują z kwasami, tworząc sole, i nie reagują z zasadami.

Tlenki kwasowe – tlenki, które reagują z zasadami, tworząc sole, i nie reagują z kwasami.

Amfoteryczność – zdolność substancji do reagowania zarówno z kwasami, jak i z mocnymi zasadami.

Tlenki amfoteryczne – tlenki, które reagują z kwasami i z mocnymi zasadami, tworząc sole.

Tlenki obojętne – tlenki, które nie reagują ani z kwasami, ani z zasadami.

Związki koordynacyjne (kompleksowe) – związki chemiczne o złożonych cząsteczkach lub jonach, w których atom lub jon (kation), zwany atomem lub jodem centralnym, jest połączony wiązaniami koordynacyjnymi z ligandami.

Zadania do tematu



1. Określ, jaki typ wiązania występuje w tlenkach o podanych wzorach sumarycznych (a–h).
Odpowiedź uzasadnij.

- a) CaO e) N₂O₃
b) P₄O₁₀ f) CO₂
c) CrO₃ g) Al₂O₃
d) K₂O h) SiO₂

2. Wskaż tlenki, które w reakcji z wodą tworzą kwasy. Napisz odpowiednie równania reakcji chemicznych.

- a) SiO₂ e) K₂O
b) SO₂ f) CuO
c) CO g) N₂O₅
d) CO₂ h) NO

3. Wskaż, w których z podanych tlenków występuje wiązanie:

- a) jonowe,
b) kowalencyjne.
Odpowiedź uzasadnij.

SrO, H₂O, Cl₂O₇, Na₂O, CO, MnO₂, SO₃, Ti₂O, SO₂, N₂O₅

4. Napisz wzory sumaryczny i elektronowy (kropkowy lub kreskowy) 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.

	Produkt reakcji z roztworem NaOH	Produkt reakcji z roztworem HCl	Produkt reakcji z wodą
a)	_____	RbCl	RbOH
b)	Na ₂ [Zn(OH) ₄]	ZnCl ₂	_____
c)	Na ₂ SO ₄	_____	H ₂ SO ₄
d)	Na ₃ [Cr(OH) ₆]	CrCl ₃	_____

6. Napisz w formie cząsteczkowej równania reakcji z NaOH i HCl tlenków amfoterycznych o podanych wzorach sumarycznych (a–d). Podaj nazwy produktów reakcji chemicznych.

Liczba koordynacyjna w kompleksowych produktach tych reakcji wynosi 4.

- a) Cr₂O₃ b) As₂O₃ c) CuO d) SnO

7. Jednym z glinokrzemianów jest ortoklaz o wzorze K₂O · Al₂O₃ · 6SiO₂. 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.

N₂O, NO, N₂O₃, NO₂, N₂O₅

- a) Łatwo utlenia się tlenem z powietrza; powstaje brunatny gaz.
b) Ma kwasowy charakter chemiczny.
c) Nie reaguje z wodą.

17 Wodorki

Ważne w tym temacie:

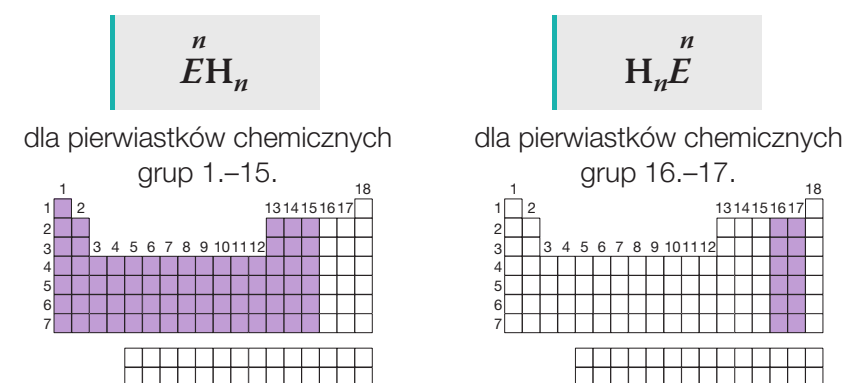
- budowa i zasady nazewnictwa wodorków
- otrzymywanie wodorków
- podział wodorków
- właściwości fizyczne i chemiczne wodorków



Fot. 35. Amoniak dobrze rozpuszcza się w wodzie, a jego wodny roztwór jest nazywany wodą amoniakalną.

Budowa wodorków

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



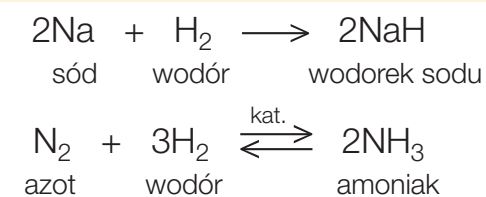
gdzie:

E – symbol pierwiastka chemicznego,

n – wartościowość pierwiastka chemicznego równa liczbie atomów wodoru.

Otrzymywanie wodorków

Wodorki metali aktywnych chemicznie i niektórych niemetalu otrzymuje się w bezpośredniej syntezie z pierwiastków chemicznych, np.:



Wzory sumaryczne i nazwy wodorków

W przypadku wodorków powszechnie stosuje się nazwy zwyczajowe (tabela 22., s. 174).



dla pierwiastków chemicznych grup 1.–15.



dla pierwiastków chemicznych grup 16.–17.

Tabela 22. Wzory i nazwy wybranych wodorków

Numer grupy pierwiastka chemicznego E	Wzór sumaryczny wodorku	Nazwa wodorku	
		zwyczajowa	systematyczna
1	NaH	–	woderek sodu
2	CaH ₂	–	woderek wapnia
14	CH ₄	–	metan
15	NH ₃	amoniak	azan
15	PH ₃	fosfina	fosfan
16	H ₂ O	woda	oksydan
16	H ₂ S	siarkowodór	sulfan
17	HF	fluorowodór	fluorek wodoru
17	HCl	chlorowodór	chlorek wodoru

Wodorki metali

Wodorki metali mają zazwyczaj **budowę jonową**. Ich sieci krystaliczne zawierają kationy metali i aniony wodorkowe H⁻. Do tej grupy należą przede wszystkim wodorki litowców i berylowców (np. NaH i MgH₂ o charakterze zasadowym).

Wodorki niemetalu

Wodorki niemetalu są związkami chemicznymi o **budowie kowalencyjnej**. Ich charakter chemiczny zmienia się w zależności od położenia niemetalu w układzie okresowym (rys. 60.).

Elektroujemność tych pierwiastków chemicznych w wodorkach jest niższa od elektroujemności wodoru.

Elektroujemność tych pierwiastków chemicznych w wodorkach jest zbliżona do elektroujemności wodoru lub wyższa.

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

■ zasadowy

■ kwasowy

■ obojętny

■ amfoteryczny

Rys. 60. Charakter chemiczny wybranych wodorków.

Przykłady wodorków zasadowych:
NaH, MgH₂

Przykłady wodorków kwasowych:
HCl, H₂S

Przykład wodorku obojętnego:
CH₄

Przykład wodorku amfoterycznego:
H₂O

Badanie właściwości chemicznych wodorków



Doświadczenie 5.



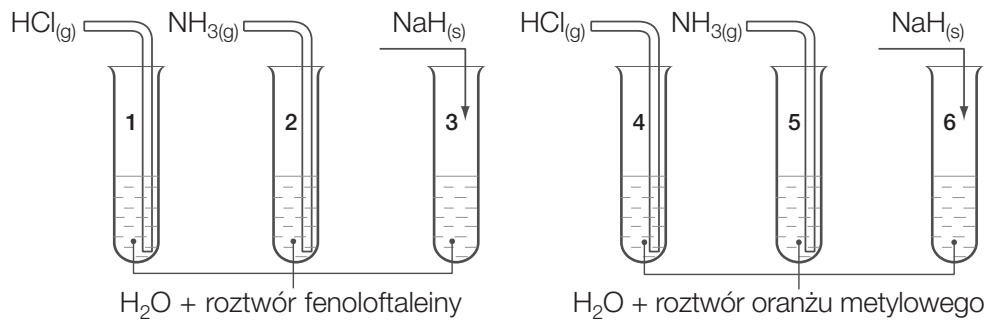
HCl, NH₃, NaH

Badanie charakteru chemicznego wybranych wodorków

Odczynniki: woda, chlorowodór, amoniak, woderek sodu, roztwór fenoloftaleiny, roztwór oranżu metylowego.

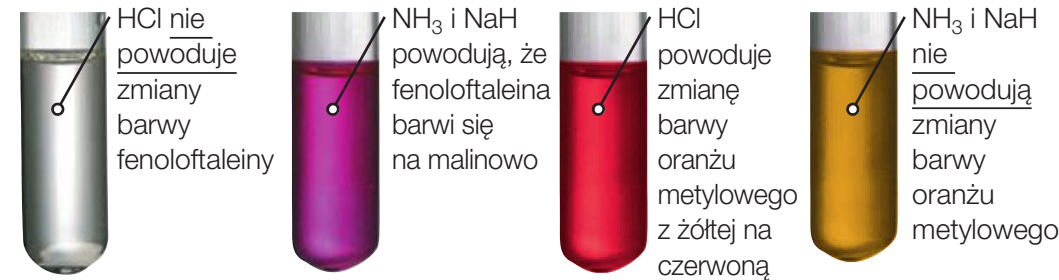
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki.

Instrukcja: Do probówek zawierających wodę z roztworem fenoloftaleiny dodaj kolejno: chlorowodór, amoniak i woderek sodu. Powtórz czynność, używając wody z roztworem oranżu metylowego (schemat).



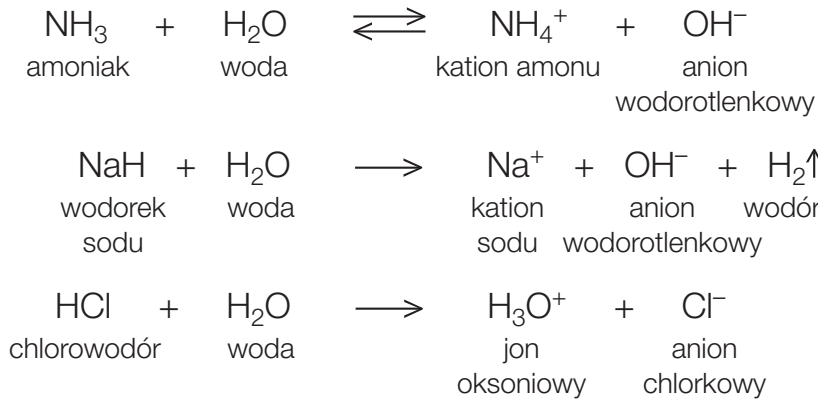
Obserwacje:

- Zawartość probówek 2. i 3. zabarwiła się na różowoczerwono (malinowo), a zawartość probówki 4. zmieniła barwę z żółtej na czerwoną (fot. 36.).
- W probówkach 1., 5. i 6. ciecze nie zmieniły barwy.



Fot. 36. Różowoczerwona (malinowa) barwa fenoloftaleiny świadczy o odczynie zasadowym, natomiast czerwona barwa oranżu metylowego o odczynie kwasowym.

Wniosek: Amoniak NH₃ i woderek sodu NaH mają charakter zasadowy, a chlorowodór – charakter kwasowy, co przedstawiają równania reakcji chemicznych:



Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium).

Potrzebny do doświadczenia chlorowodór nauczyciel powinien otrzymać w reakcji NaCl ze stężonym roztworem H₂SO₄. Natomiast NH₃ można uzyskać w wyniku ogrzewania wody amoniakalnej.

Jon oksoniowy H₃O⁺ powstaje w wyniku przyłączenia cząsteczki H₂O do kationu H⁺.

Ważne w temacie **Wodorki**

1. Ustalam wzory sumaryczne i nazwy wodorków

- Wodorki metali**
Do słowa *wodorek* dodaje się nazwę metalu, np. CaH_2 – wodorek wapnia.
- Wodorki niemetalu**
Zazwyczaj używa się ich nazw zwyczajowych, np. NH_3 – amoniak.

2. Zapisuję równania reakcji otrzymywania wodorków

- niemetal + wodór $\rightarrow$ związek niemetalu z wodorem
$$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightarrow{\text{kat.}} 2\text{NH}_3$$
- metal + wodór $\rightarrow$ wodorek metalu
$$2\text{Na} + \text{H}_2 \rightarrow 2\text{NaH}$$

Wodorki

4. Wymieniam właściwości wodorków

Wodorki metali

- najczęściej substancje stałe
- nie są lotne
- w większości mają wiązania jonowe

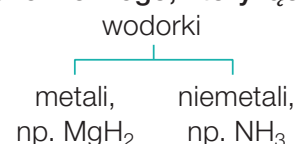
Wodorki niemetalu

- są lotne
- w środowisku przyrodniczym występują najczęściej jako gazy
- ich trwałość w grupie 17. maleje w szeregu HF , HCl , HBr , HI
- zawierają wiązanie kowalencyjne spolaryzowane

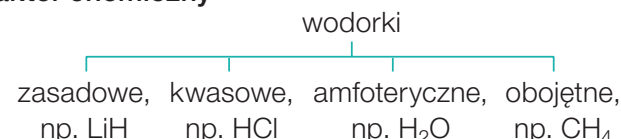
3. Dokonuję podziału wodorków

Ze względu na:

- rodzaj pierwiastka chemicznego, który łączy się z wodorem



- charakter chemiczny

**Wodorki** – związki chemiczne wodoru z innymi pierwiastkami chemicznymi.**Jon oksoniowy H_3O^+** – jon, który powstaje w wyniku przyłączenia kationu H^+ do cząsteczki H_2O .

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ
W ZESZCIE

1. Napisz wzory sumaryczne wodorków o podanych nazwach (a–f).

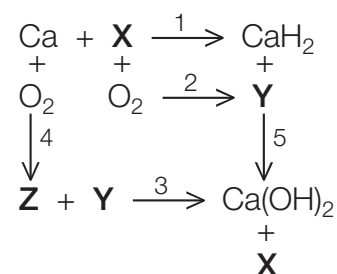
- a) wodorek strontu c) wodorek bizmutu e) amoniak
b) fluorowodór d) selenowodór f) germanowodór

2. Napisz w formie cząsteczkowej równania reakcji chemicznych potwierdzające charakter chemiczny wodorków o podanych nazwach (a–d).

- a) wodorek wapnia b) amoniak c) bromowodór 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 odpowiednia sól litu.

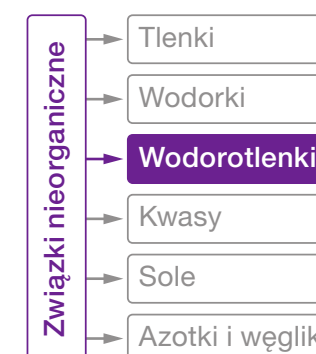
4. Rozwiąż chemograf – napisz wzory sumaryczne (lub symbole chemiczne) i nazwy substancji oznaczonych literami (X–Z) oraz równania reakcji chemicznych oznaczone cyframi (1–5).



18 Wodorotlenki

Ważne w tym temacie:

- budowa i zasady nazewnictwa wodorotlenków
- otrzymywanie wodorotlenków
- podział wodorotlenków
- właściwości fizyczne i chemiczne wodorotlenków



Wodorotlenki to substancje stałe. Tylko niektóre wodorotlenki rozpuszczają się w wodzie, tworząc roztwory. Obecność wodorotlenku w roztworze można wykryć za pomocą fenoloftaleiny. W roztworach wodorotlenków barwi się ona na różowoczerwono (malinowo) (fot. 37.).

Budowa wodorotlenków

Wodorotlenki to związki chemiczne zbudowane z kationów metali i anionów wodorotlenkowych. Wzór ogólny wodorotlenków ma postać:



gdzie:

 M – symbol metalu, OH^- – anion wodorotlenkowy, n – wartościowość metalu.

Nazewnictwo wodorotlenków

Nazwy systematyczne 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 (tabela 23.).

Tabela 23. Nazwy i wzory wybranych wodorotlenków

Nazwa systematyczna wodorotlenku	Wzór sumaryczny wodorotlenku
wodorotlenek potasu	KOH
wodorotlenek magnezu	Mg(OH)_2
wodorotlenek glinu	Al(OH)_3
wodorotlenek srebra(I)	AgOH

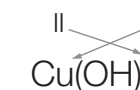


Fot. 37. W wodnych roztworach wodorotlenków fenoloftaleina barwi się na malinowo.



Indeks stechiometryczny dotyczy całego anionu wodorotlenkowego, dlatego anion wodorotlenkowy zapisuje się w nawiasie.

Wzory sumaryczne wodorotlenków ustala się metodą krzyżową:



Nazwy zwyczajowe
NaOH: soda kaustyczna, soda żrąca

Nazwa zwyczajowa KOH: potaż żrący

Otrzymywanie wodorotlenków rozpuszczalnych w wodzie



Doświadczenie 6.



NaOH



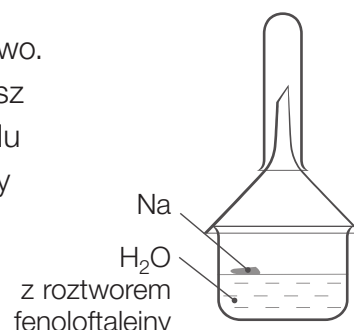
Niektóre wodorotlenki są **żrące**, dlatego podczas pracy z nimi należy zachować szczególną ostrożność.

Otrzymywanie wodorotlenku sodu

Odczynniki: sól, woda, roztwór fenoloftaleiny.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: krystalizator lub zlewka, lejek, probówka, pęseta, bibuła, nóż, łuszczywo.

Instrukcja: Wyjmij pęsetą sól 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 próbówce.



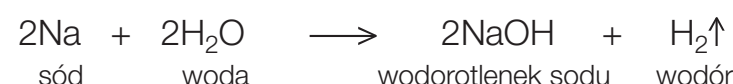
Obserwacje: Sól gwałtownie porusza się po powierzchni cieczy (fot. 38.). Roztwór przyjmuje barwę różowoczerwoną (malinową). Gaz w próbówce zapala się z charakterystycznym dźwiękiem.



Fot. 38. Otrzymywanie wodorotlenku sodu w reakcji sodu z wodą.

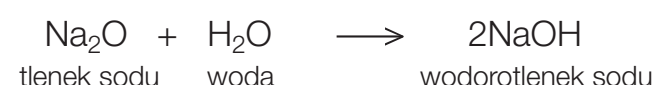
Wniosek: Sól jest metalem bardzo aktywnym chemicznie, o gęstości mniejszej od gęstości wody. Różowoczerwona (malinowa) barwa roztworu świadczy o powstaniu związku chemicznego, którego roztwór ma odczyn zasadowy. Drugim produktem reakcji chemicznej jest gaz – wodór.

Przebieg tej reakcji chemicznej przedstawia równanie:



Tlenki zasadowe
→ patrz s. 157

Wodorotlenek sodu można także otrzymać w reakcji tlenku sodu – **tlenku zasadowego** – z wodą. Przedstawia ją równanie:



Doświadczenie 7.

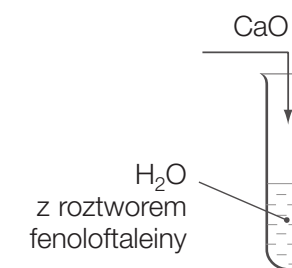
Ca(OH)₂

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.



Obserwacje: Roztwór barwi się na różowoczerwono (fot. 39.).

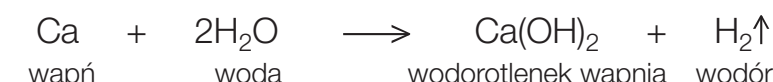


Fot. 39. Reakcja tlenku wapnia z wodą w obecności fenoloftaleiny.

Wniosek: Tlenek wapnia reaguje z wodą i powstaje wodorotlenek wapnia. Powstający roztwór ma odczyn zasadowy. Przebieg reakcji chemicznej przedstawia równanie:



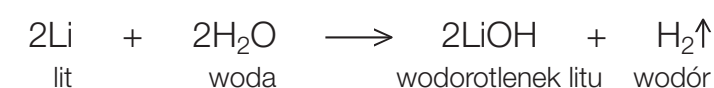
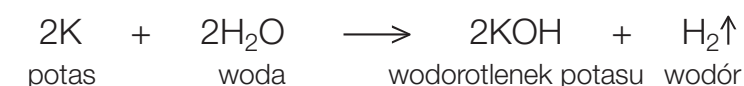
Reakcja tlenku wapnia z wodą jest nazywana **gaszeniem wapna palonego** i jest to reakcja **egzoenergetyczna**. Wodorotlenek wapnia, podobnie jak wodorotlenek sodu, można otrzymać w reakcji metalu (wapnia) z wodą:



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).

Wodorotlenki rozpuszczalne w wodzie można otrzymać w reakcji:

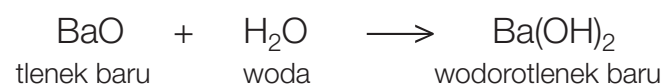
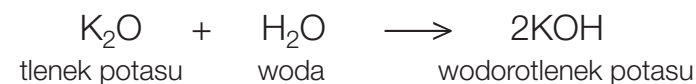
▶ metali aktywnych (litowce i berylowce – z wyjątkiem Be) z wodą:



Tlenki zasadowe
→ patrz s. 157

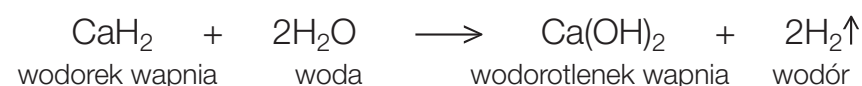
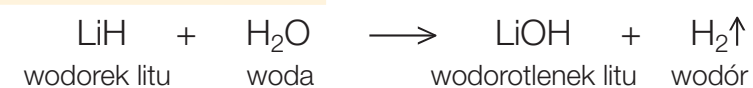
Roztwór nasycony – roztwór, w którym w danej temperaturze nie można już rozpuścić więcej danej substancji.

- tlenków metali aktywnych (litowców i berylówców – z wyjątkiem Be) z wodą:



Wodorki metali
→ patrz s. 174

- wodoroków metali aktywnych (litowców i berylówców) z wodą:



Otrzymywanie osadów wodorotlenków trudno rozpuszczalnych w wodzie



Doświadczenie 8.



NaOH

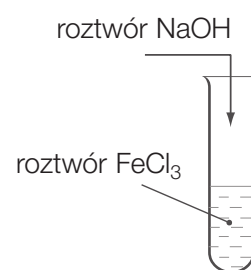
FeCl₃

Otrzymywanie wodorotlenku żelaza(III)

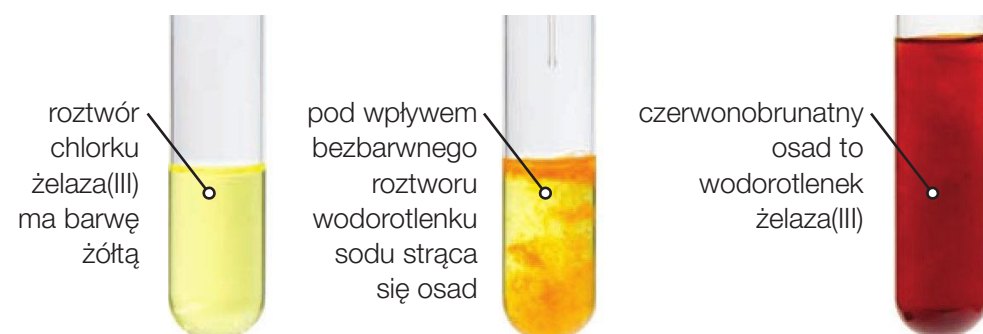
Odczynniki: roztwór chlorku żelaza(III), roztwór wodorotlenku sodu.

Szkieł i sprzęt laboratoryjny: probówka, wkrapłacz.

Instrukcja: Do probówki z wodnym roztworem chlorku żelaza(III) wkrapłaj roztwór wodorotlenku sodu (schemat).

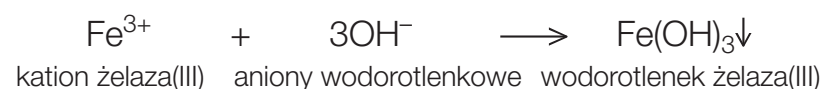
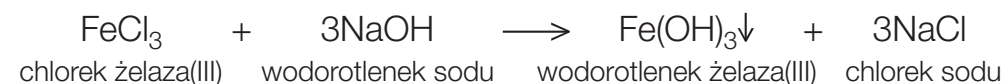


Obserwacje: W probówce strąca się czerwono-brunatny osad (fot. 40.).



Fot. 40. Produkt reakcji chemicznej FeCl₃ z NaOH nie rozpuszcza się w wodzie.

Wniosek: Produktem reakcji chlorku żelaza(III) z wodorotlenkiem sodu jest trudno rozpuszczalny w wodzie wodorotlenek żelaza(III). Reakcja chemiczna zachodzi zgodnie z równaniem:



zapis cząsteczkowy

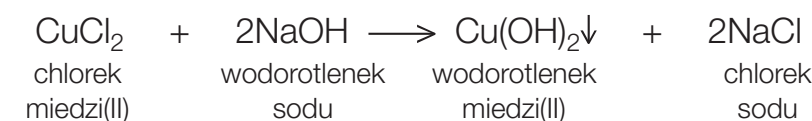
skrótowy zapis jonowy

Wodorotlenki trudno rozpuszczalne w wodzie można otrzymać w reakcji wymiany soli danego metalu (dobrze rozpuszczalnej w wodzie) z zasadą.

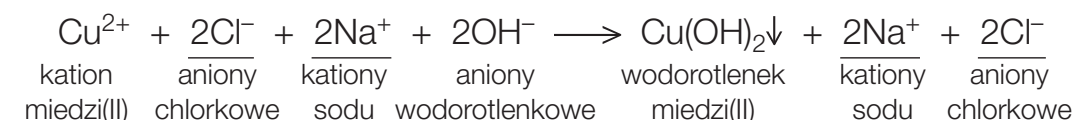
Reakcja ta przebiega zgodnie ze schematem:



Aby otrzymać wodorotlenek miedzi(II), należy do roztworu soli, który zawiera jony miedzi(II), dodać roztwór mocnej zasady, np.:



zapis cząsteczkowy



zapis jonowy



skrótowy zapis jonowy

Rozpuszczalność soli i wodorotlenków w wodzie można określić na podstawie tabeli (rys. 61.).

Jon	Cl ⁻	OH ⁻
Cu ²⁺	R (75,7)	T
Na ⁺	R (36,0)	R (100)

R – substancja dobrze rozpuszczalna (> 2 g/100 g H₂O)
T – substancja trudno rozpuszczalna (< 0,1 g/100 g H₂O)
w nawiasach podana jest liczba gramów danej substancji, która w temperaturze 25 °C rozpuści się w 100 g H₂O

Rys. 61. Fragment tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie.

Wodorotlenki a zasady

Wodorotlenki, które rozpuszczają się w wodzie oraz ulegają całkowitej dysocjacji elektrolitycznej, są nazywane **wodorotlenkami zasadowymi** lub **zasadami** (rys. 62.).



Fot. 41. Wodorotlenki potasu i sodu są substancjami o stałym stanie skupienia, które dobrze rozpuszczają się w wodzie i są higroskopijne.

Zgodnie z **teorią dysocjacji Arrheniusa** zasady to związki chemiczne, które w roztworach wodnych dysocjują na kationy metalu i aniony wodorotlenkowe. Jony te, poruszając się, przenoszą ładunek elektryczny, dlatego zasady przewodzą prąd elektryczny. Obecność jonów wodorotlenkowych OH⁻ powoduje odczyn zasadowy roztworu.

Zasady – wodorotlenki dobrze rozpuszczalne w wodzie.

Moc zasad
→ patrz s. 182

wodorotlenki metali 1. i 2. grupy układu okresowego (wyjątki: Be(OH)₂ i Mg(OH)₂)

1	2																
2																	
3																	
4																	
5																	
6																	
7																	

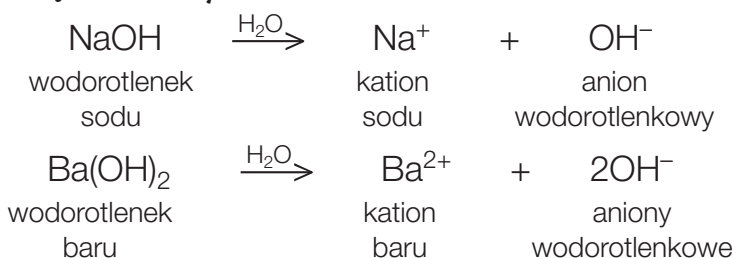
--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--	--

Rys. 62. Wodorotlenki zaliczane do zasad.

Higroskopijność – zdolność substancji do pochłaniania wilgoci.

Elektrolit – substancja, która po rozpuszczeniu w wodzie lub stopieniu przewodzi prąd elektryczny.

Zasady należą do **mocnych elektrolitów**:



Teoria Arrheniusa nie wyjaśnia, dlaczego niektóre substancje, pomimo że nie tworzą jonów OH^- , wykazują właściwości zasadowe. Bardziej ogólna i obecnie powszechnie stosowana jest **teoria Brønsteda–Lowry’ego** [czyt. brenszteda łoŕiego], według której **zasadą jest każdy związek chemiczny lub jon, który może przyjąć proton** – jest akceptorem protonów (protonobiorcą). Teoria Brønsteda–Lowry’ego zostanie szczegółowo omówiona w dziale *Reakcje w wodnych roztworach elektrolitów*.

W roztworze zasady **uniwersalny papierek wskaźnikowy** przyjmuje barwy **od zielonej do granatowej**, a **roztwór fenoloftaleiny** barwi się na **różowoczerwono** (malinowo) (fot. 42.).

■ Moc zasad

Zasady, które ulegają całkowitej dysocjacji elektrolitycznej (występują wyłącznie w postaci jonów), są nazywane **mocnymi zasadami**. Należą do nich m.in. zasada sodowa NaOH i zasada potasowa KOH.

O mocy zasad decyduje różnica elektroujemności tlenu i metalu tworzących wodorotlenek. Im ta **różnica jest większa, tym większy jest udział wiązania jonowego** między anionem OH^- a kationem metalu, co sprzyja **dysocjacji elektrolitycznej**, czyli **rozpadowi na jony** pod wpływem wody.

Moc zasad litowców i berylowców zmienia się w grupach i w okresach (rys. 63.):

- ▶ **zwiększa się w grupach** układu okresowego wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej metalu,
- ▶ **zmniejsza się w okresach** wraz ze zwiększaniem się numeru grupy.

zmniejsza się moc zasady
zwiększa się elektroujemność metalu

	1	
2	LiOH	
3	NaOH	2
4	KOH	Ca(OH) ₂
5	RbOH	Sr(OH) ₂
6	CsOH	Ba(OH) ₂

zwiększa się moc zasady
zwiększa się udział wiązania jonowego między kationem metalu a anionem OH^-

Rys. 63. Zmiana mocy zasad w grupach i okresach.

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**.

■ Przykłady mocnych zasad:

NaOH, KOH

Dysocjacja elektrolityczna – rozpad kwasów, zasad i soli na jony zachodzący w wyniku ich oddziaływania z cząsteczkami wody lub pod wpływem temperatury.

■ Zmiana mocy zasad

■ Przykłady słabych zasad:

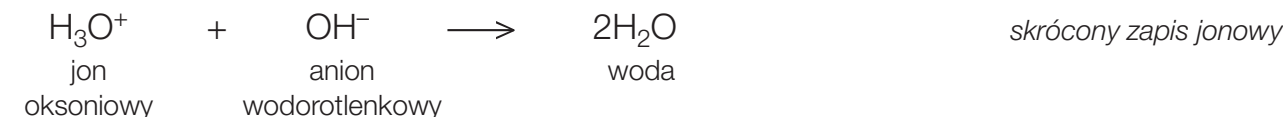
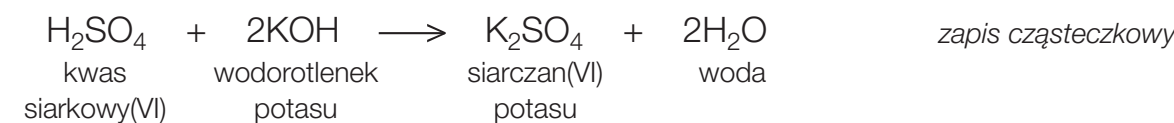
Cu(OH)_2 , Fe(OH)_3

■ Właściwości chemiczne wodorotlenków

Wszystkie wodorotlenki reagują z **kwasami**. Ogólny zapis reakcji chemicznej między kwasem a wodorotlenkiem ma postać:

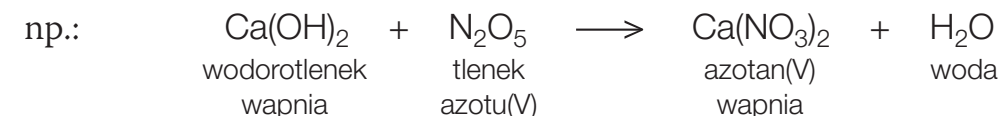


Reakcja taka jest nazywana **reakcją zobojętniania** lub **neutralizacją**. Podczas zobojętniania kationy H_3O^+ w roztworze wodnym (w uproszczeniu H^+) kwasu łączą się z anionami OH^- wodorotlenku. W efekcie powstają cząsteczki wody, np.:

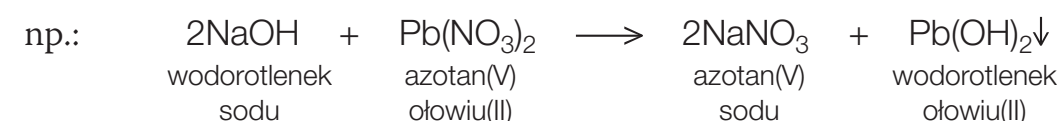


Wodorotlenki reagują także z:

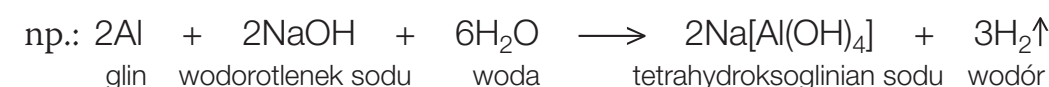
- ▶ **tlenkami kwasowymi**, a ogólny zapis reakcji chemicznej ma postać:



- ▶ **solami metali ciężkich**, np.: Pb, Cu, Cr, Fe, jeżeli w wyniku reakcji chemicznej powstaje osad. Ogólny zapis takiej reakcji chemicznej ma postać:

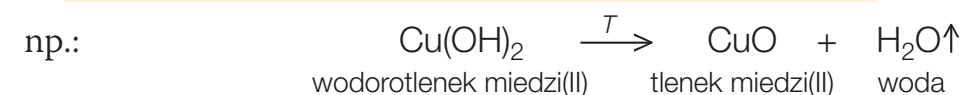


- ▶ **niektórymi metalami** (tworzącymi amfoteryczne związki chemiczne) w reakcji chemicznej, która przebiega zgodnie z ogólnym zapisem:



Związki koordynacyjne
→ patrz s. 163

Niektóre wodorotlenki ulegają rozkładowi termicznemu,



Rozpuszczalność wodorotlenków w wodzie

Ze względu na rozpuszczalność w wodzie wodorotlenki można podzielić na substancje:

- dobrze rozpuszczalne, m.in. wodorotlenki pierwiastków chemicznych 1. grupy układu okresowego, np. NaOH i KOH, które tworzą bezbarwne roztwory,
- średnio rozpuszczalne, np. Ca(OH)₂, który tworzy zawiesinę,
- trudno rozpuszczalne, np. Zn(OH)₂, Cu(OH)₂, Al(OH)₃, które strącają się w postaci osadów.

Barwy osadów wybranych wodorotlenków trudno rozpuszczalnych w wodzie

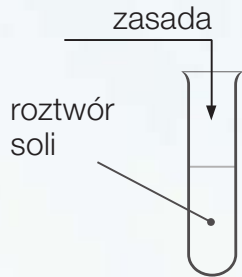
Wodorotlenki trudno rozpuszczalne w wodzie można otrzymać m.in. w reakcjach wodnych roztworów soli i zasad, np. NaOH. Roztwór soli musi zawierać jon odpowiedniego metalu.

- R

substancja dobrze rozpuszczalna (> 2 g/100 g H₂O)
- S

substancja średnio rozpuszczalna (0,1–2 g/100 g H₂O)
- T

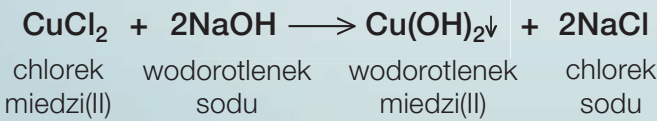
substancja trudno rozpuszczalna (< 0,1 g/100 g H₂O)



substraty:
CuCl₂ + NaOH

niebieski galaretowaty osad

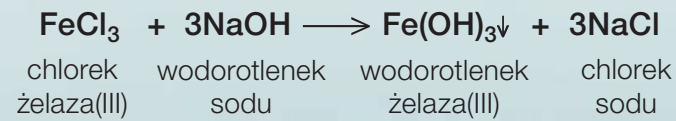
Cu(OH)₂
wodorotlenek miedzi(II)



substraty:
FeCl₃ + NaOH

brunatno-czerwony galaretowaty osad

Fe(OH)₃
wodorotlenek żelaza(III)



substraty:
FeSO₄ + NaOH

biały osad, który bardzo szybko utlenia się i przyjmuje barwę jasnozieloną, a pod wpływem powietrza brunatnieje

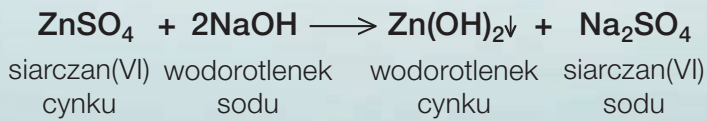
Fe(OH)₂
wodorotlenek żelaza(II)



substraty:
ZnSO₄ + NaOH

biały galaretowaty osad, reaguje z nadmiarem wodorotlenku (roztwarza się)

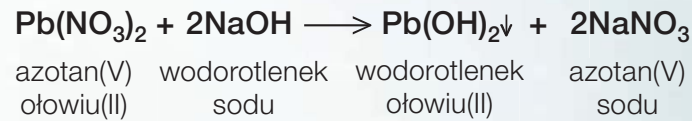
Zn(OH)₂
wodorotlenek cynku



substraty:
Pb(NO₃)₂ + NaOH

biały osad, który reaguje z nadmiarem wodorotlenku (roztwarza się)

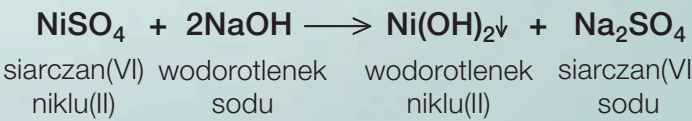
Pb(OH)₂
wodorotlenek ołowiu(II)



substraty:
NiSO₄ + NaOH

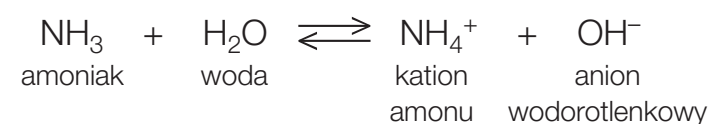
jasnozielony galaretowaty osad

Ni(OH)₂
wodorotlenek niklu(II)



Woda amoniakalna jako przykład zasady

Wodny roztwór amoniaku NH_3 o stężeniu 10–25 % to tzw. **woda amoniakalna**. Podczas rozpuszczania amoniaku w wodzie zachodzi następująca reakcja chemiczna:



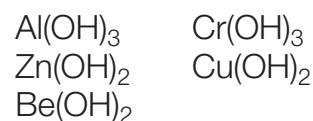
Niewielka ilość jonów wodorotlenkowych OH^- , które powstają w roztworze, powoduje zasadowy odczyn tego roztworu.

Wodę amoniakalną przedstawia się za pomocą wzorów: $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ lub $\text{NH}_3(\text{aq})$. Jest to przykład słabej zasady, która nie zawiera kationu metalu. Podczas oziębiania wody amoniakalnej tworzą się hydraty, np. $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Wodę amoniakalną stosuje się jako ciekły nawóz sztuczny, który wprowadza się do gleby specjalnymi urządzeniami nawadniającymi. Jest ona również wykorzystywana w produkcji gumy oraz barwników, a także w garbarstwie podczas obróbki skór.

Wodorotlenki amfoteryczne

Przykłady wodorotlenków amfoterycznych:



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 berylu.



Doświadczenie 9.



Działanie kwasu i zasady na wodorotlenek glinu

Odczynniki: roztwór siarczanu(VI) glinu, roztwór wodorotlenku sodu, kwas chlorowodorowy.

Szkoło i sprzęt laboratoryjny: probówki, wkraplacz.

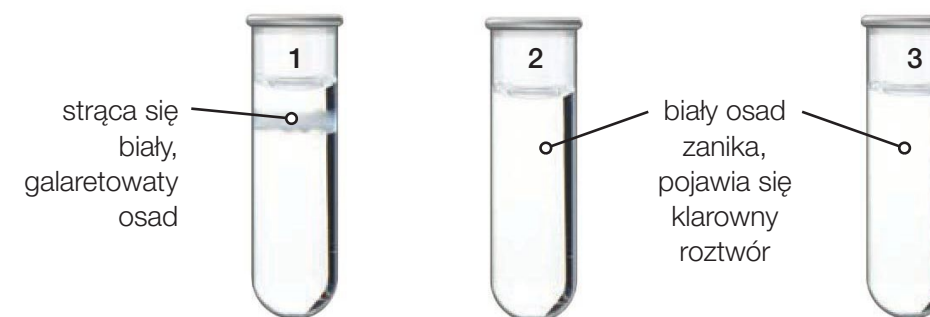
Instrukcja: Do probówki 1. z niewielką ilością roztworu siarczanu(VI) glinu wkraplaj roztwór wodorotlenku sodu aż do pojawienia się osadu. Osad rozdziel do probówek 2. i 3. Następnie do probówki 2. wkraplaj kwas chlorowodorowy, a do 3. – roztwór wodorotlenku sodu (schemat).

Obserwacje:

- W probówce 1. strącił się biały galaretowaty osad (fot. 43., s. 187).
- Zarówno po dodaniu kwasu (probówka 2.), jak i zasady (probówka 3.) osad zanika i powstaje bezbarwny roztwór.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 187

początek doświadczenia na s. 186

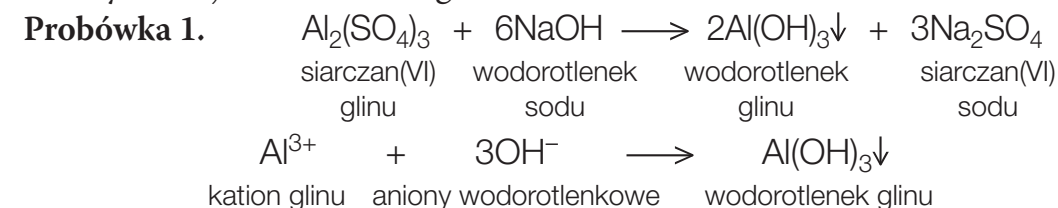


Fot. 43. Otrzymanie wodorotlenku glinu i badanie jego zachowania w reakcjach z kwasem i zasadą.

Wniosek:

- Produktem reakcji chemicznej wodorotlenku sodu z siarczanem(VI) glinu jest trudno rozpuszczalny 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 wodorotlenku glinu 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** $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$.

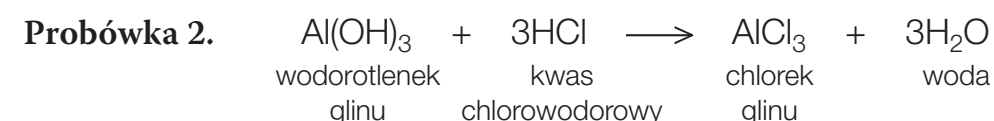
Zaszczyły reakcje chemiczne zgodnie z równaniami:



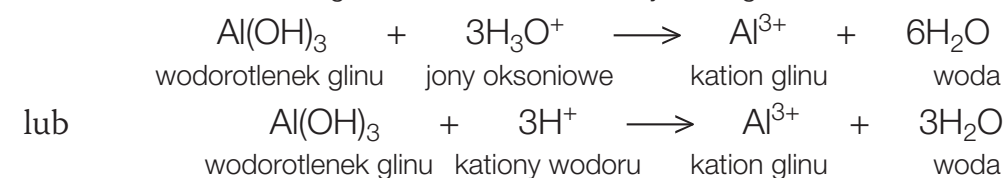
Wodorotlenek glinu $\text{Al}(\text{OH})_3$ ma charakter amfoteryczny – **reaguje z kwasem i zasadą**.

< zapis cząsteczkowy

< skrócony zapis jonowy

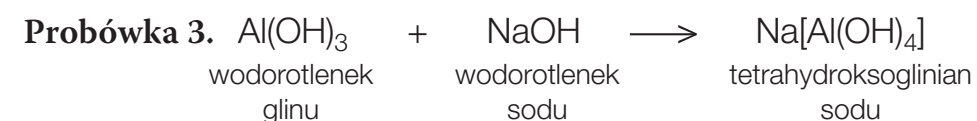


< zapis cząsteczkowy

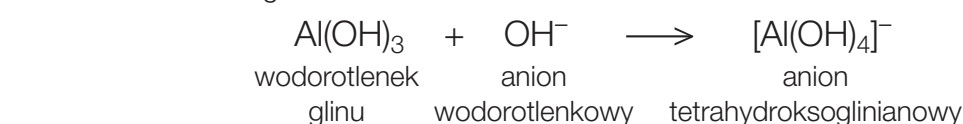


< skrócony zapis jonowy

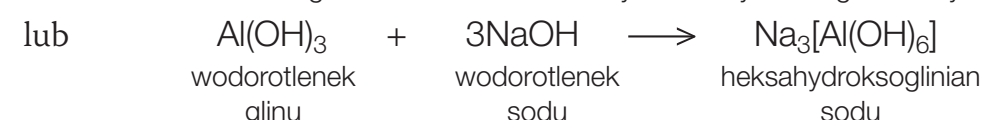
< skrócony zapis jonowy – zapis uproszczony



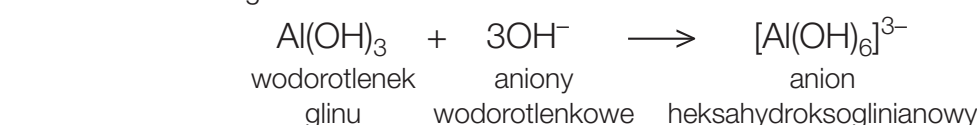
< zapis cząsteczkowy



< skrócony zapis jonowy



< zapis cząsteczkowy



< skrócony zapis jonowy

Otrzymywanie i właściwości wodorotlenków amfoterycznych

Wodorotlenki amfoteryczne to związki chemiczne, które reagują zarówno z kwasami, jak i mocnymi zasadami, czyli wykazują zarówno charakter zasadowy, jak i kwasowy. Wodorotlenki amfoteryczne można otrzymać w reakcji soli z zasadami.

Otrzymywanie wodorotlenku miedzi(II)

Wodorotlenek miedzi(II) jest przykładem wodorotlenku amfoterycznego. Można go otrzymać w reakcji siarczanu(VI) miedzi(II) z wodorotlenkiem sodu.

Przykłady wodorotlenków amfoterycznych:

- $\text{Al}(\text{OH})_3$ – wodorotlenek glinu
- $\text{Zn}(\text{OH})_2$ – wodorotlenek cynku
- $\text{Cr}(\text{OH})_3$ – wodorotlenek chromu(III)

Fragment tabeli rozpuszczalności

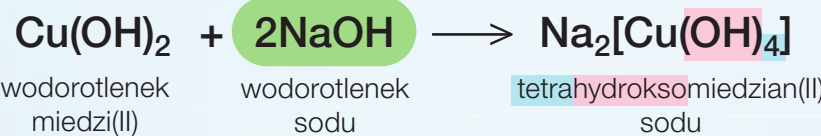
	SO_4^{2-}	OH^-	
Na^+	R	R	R substancja dobrze rozpuszczalna (> 2 g/100 g H_2O)
Cu^{2+}	R	T	T substancja trudno rozpuszczalna (< 0,1 g/100 g H_2O)

Amfoteryczne właściwości wodorotlenku miedzi(II)

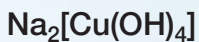
W zależności od środowiska reakcji chemicznej wodorotlenek miedzi(II) zachowuje się jak kwas lub jak zasada.

Reakcja z zasadą

W reakcji **z zasadą** wodorotlenek miedzi(II) zachowuje się jak kwas.



Produktem reakcji wodorotlenku miedzi(II) z wodorotlenkiem sodu jest związek kompleksowy – tetrahydroksomiedzian(II) sodu.



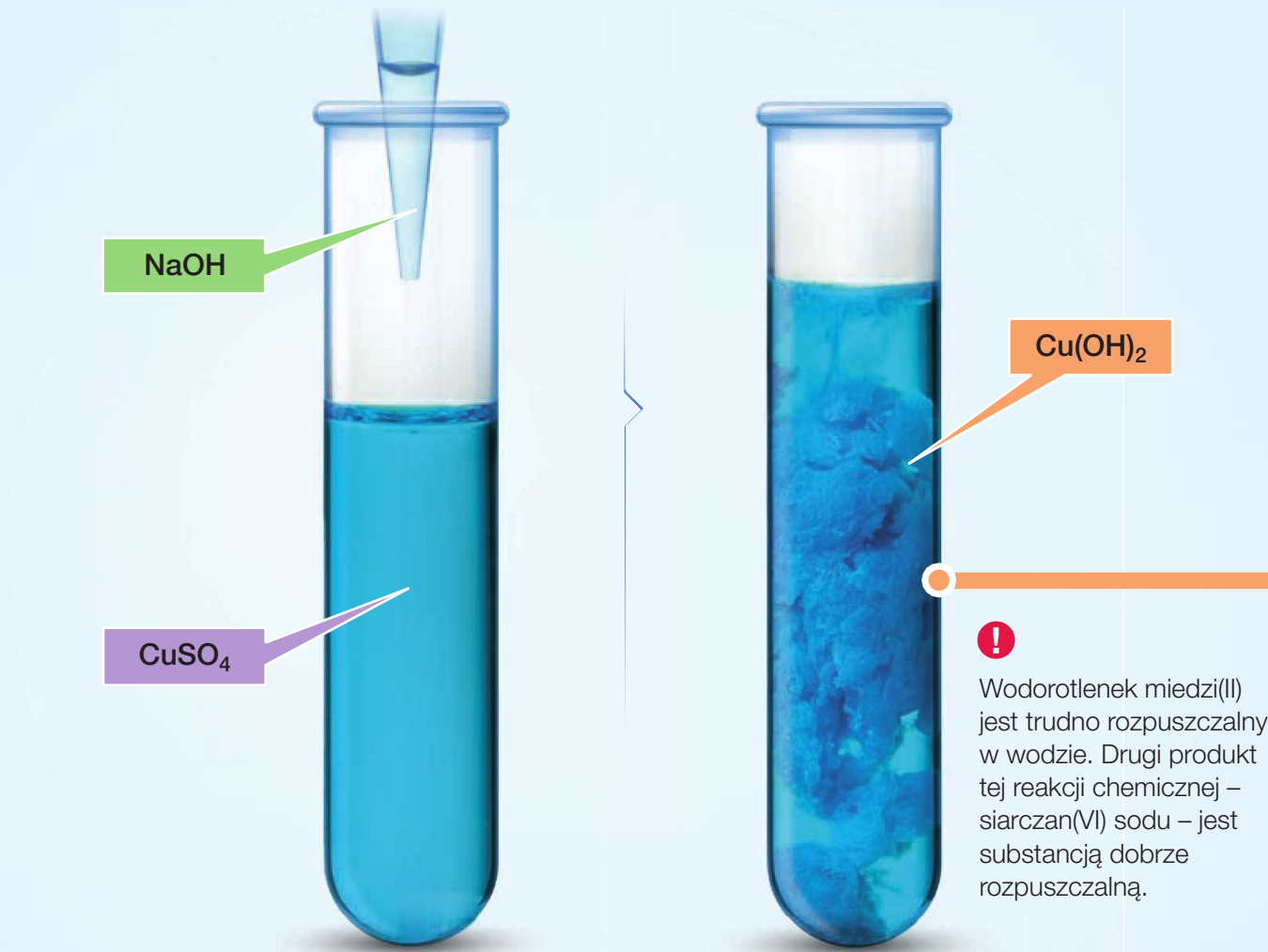
Osad zanika tylko częściowo, ponieważ $\text{Cu}(\text{OH})_2$ wykazuje słabe właściwości amfoteryczne.

Reakcja z kwasem

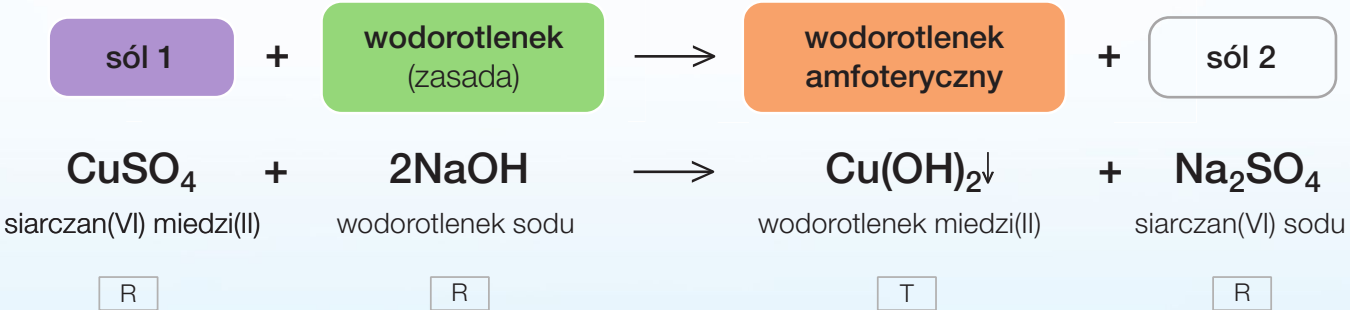
W reakcji **z kwasem** wodorotlenek miedzi(II) zachowuje się jak zasada.



Jednym z produktów reakcji wodorotlenku miedzi(II) z kwasem siarkowym(VI) jest sól – siarczan(VI) miedzi(II).

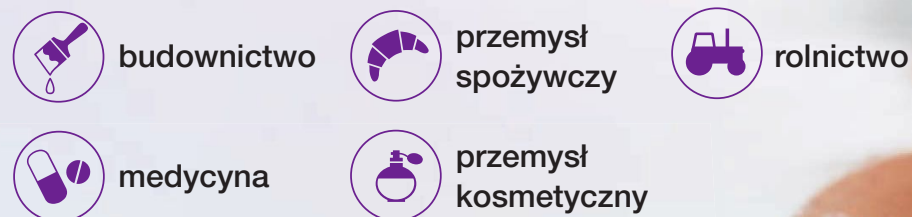


! Wodorotlenek miedzi(II) jest trudno rozpuszczalny w wodzie. Drugi produkt tej reakcji chemicznej – siarczan(VI) sodu – jest substancją dobrze rozpuszczalną.



Zastosowania wodorotlenków

Reaktywne wodorotlenki litowców i berylowców nie występują w środowisku przyrodniczym. Pozostałe można spotkać w postaci minerałów.



■ Przemysł spożywczy

KOH jest stosowany jako środek osuszający w produkcji kakao oraz jako regulator kwasowości w produkcji wyrobów kakaowych i czekoladowych.



■ Medycyna

$\text{Fe}(\text{OH})_3$ jest składnikiem leków na niedokrwistość, a $\text{Mg}(\text{OH})_2$ i $\text{Al}(\text{OH})_3$ – środków na nadkwaśność żołądka. $\text{Cu}(\text{OH})_2$ służy m.in. do wykrywania glukozy (próbą Trommera) oraz wiązania peptydowego w białkach (reakcja biuretowa).



■ Środki czystości

$\text{Mg}(\text{OH})_2$ i $\text{Al}(\text{OH})_3$ wykorzystuje się w produkcji pasty do zębów. Z kolei mydła, kosmetyki myjące oraz środki piorące wytwarza się z użyciem m.in. NaOH i KOH .

■ Budownictwo

Mieszanina $\text{Ca}(\text{OH})_2$, piasku i wody jest nazywana zaprawą wapienną. W wyniku reakcji $\text{Ca}(\text{OH})_2$ z CO_2 znajdującym się w powietrzu zaprawa twardnieje.

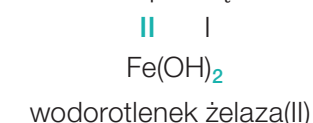
■ Rolnictwo

Ze względu na właściwości bakteriobójcze $\text{Ca}(\text{OH})_2$ stosuje się do bielenia pni drzew owocowych. Przyswajany przez rośliny wodny roztwór amoniaku NH_3 służy jako nawóz.

Ważne w temacie Wodorotlenki

1. Ustalam wzory sumaryczne i nazwy wodorotlenków

Do słowa *wodorotlenek* dodaje się nazwę metalu i – jeśli to konieczne – wartościowość metalu zapisaną w nawiasie, np.



2. Zapisuję równania reakcji otrzymywania wodorotlenków różnymi metodami

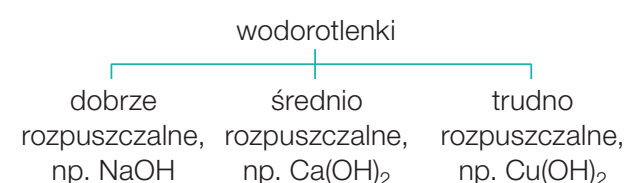
- metal aktywny + woda $\longrightarrow$ wodorotlenek + wodór
 $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2\uparrow$
- tlenek metalu aktywnego + woda $\longrightarrow$ wodorotlenek
 $\text{Na}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaOH}$
- wodorek metalu + woda $\longrightarrow$ wodorotlenek + wodór
 $\text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\uparrow$
- sól 1 + wodorotlenek 1 (zasada) $\longrightarrow$ wodorotlenek 2↓ + sól 2
 $\text{CuCl}_2 + 2\text{NaOH} \longrightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{NaCl}$

Wodorotlenki

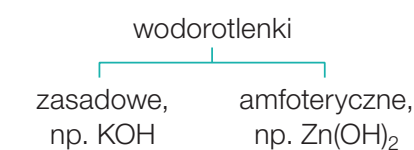
3. Dokonuję podziału wodorotlenków

Ze względu na:

► rozpuszczalność w wodzie:



► charakter chemiczny:



4. Wymieniam właściwości wodorotlenków

- zawierają wiązania jonowe
- zasady są elektrolitami
- zasady dobrze rozpuszczają się w wodzie
- zasady są żrące
- niektóre wykazują właściwości higroskopijne

5. Zapisuję równania reakcji chemicznych wodorotlenków

- kwas + wodorotlenek (zasada) $\longrightarrow$ sól + woda
 $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
- wodorotlenek (zasada) + tlenek kwasowy $\longrightarrow$ sól + woda
 $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{N}_2\text{O}_5 \longrightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
- wodorotlenek 1 (zasada) + sól 1 $\longrightarrow$ sól 2 + wodorotlenek 2↓
 $2\text{NaOH} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow 2\text{NaNO}_3 + \text{Pb}(\text{OH})_2\downarrow$
- metal + wodorotlenek (zasada) $\longrightarrow$ sól + wodór
 $2\text{Al} + 2\text{NaOH} + 6\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] + 3\text{H}_2\uparrow$
- wodorotlenek $\xrightarrow{T}$ tlenek metalu + woda
 $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{T} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}\uparrow$

Wodorotlenki – związki chemiczne zbudowane z kationów metali i anionów wodorotlenkowych.

Zasady według Arrheniusa – związki chemiczne, które w roztworach wodnych dysocjują na kationy metalu i aniony wodorotlenkowe.

Wodorotlenek amfoteryczny – wodorotlenek, który reaguje z kwasami i zasadami.

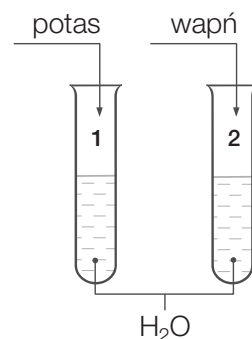
Elektrolit – substancja, która po rozpuszczeniu w wodzie lub stopieniu przewodzi prąd elektryczny.

Higroskopijność – zdolność substancji do pochłaniania wilgoci.

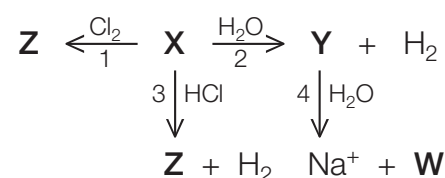
Zadania do tematu

ROZWIĄŻ
W ZESZYCIE

1. Wodór otrzymuje się m.in. w wyniku reakcji litowców lub berylowców z wodą. Przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie.
- Podaj symbol pierwiastka chemicznego, który gwałtowniej reaguje z wodą.
 - Napisz w formie cząsteczkowej równanie reakcji chemicznej zachodzącej w probówce 2.
 - Sformułuj wniosek z przeprowadzonego doświadczenia chemicznego.

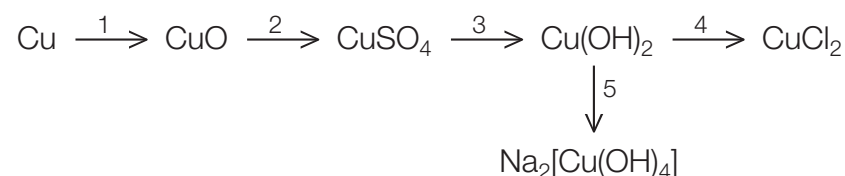


2. Rozwiąż chemograf – napisz wzory sumaryczne (lub symbole chemiczne) i nazwy substancji oznaczonych literami (W–Z) oraz równania reakcji chemicznych oznaczone cyframi (1–4).

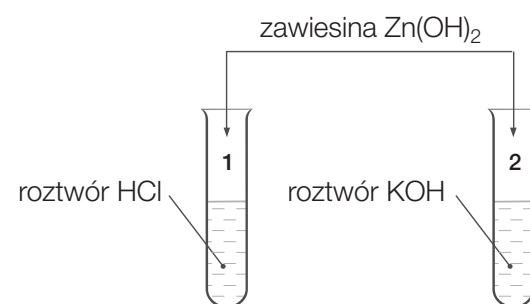


3. Wodorotlenek chromu(III) jest amfoteryczny. Napisz, stosując zapis cząsteczkowy, równania reakcji tego wodorotlenku z NaOH i H₂SO₄.

4. Napisz równania reakcji chemicznych (1–5) przedstawionych na schemacie.



5. Przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie.
- Podaj obserwacje.
 - Napisz równania zachodzących reakcji chemicznych, stosując zapis jonowy skrócony.
 - Sformułuj wniosek dotyczący charakteru chemicznego wodorotlenku cynku.



6. Napisz równania reakcji chemicznych, stosując zapisy cząsteczkowy i jonowy, potwierdzające amfoteryczny charakter wodorotlenku berylu. Podaj nazwy produktów.

7. Do trzech probówek z wodą destylowaną i roztworem fenoloftaleiny dodano kolejno niewielkie ilości: wodoru wapnia, tlenku wapnia i metalicznego wapnia. Do wylotu probówek zbliżono palące się łuczywo.

- Narysuj schemat doświadczenia chemicznego.
- Podaj przewidywane obserwacje.
- Sformułuj wniosek.
- Napisz równania reakcji chemicznych, stosując zapisy cząsteczkowy i jonowy.

19 Kwasy

Ważne w tym temacie:

- budowa i zasady nazewnictwa kwasów
- otrzymywanie kwasów
- rodzaje kwasów
- właściwości fizyczne i chemiczne kwasów
- moc i właściwości utleniające kwasów



Fot. 44. Barwa oranżu metylowego w roztworach kwasów.

Kwasy zwykle występują w postaci wodnych roztworów. Obecność kwasów w roztworze można wykryć za pomocą wskaźników, np. wodnego roztworu oranżu metylowego. Oranż metylowy w roztworach kwasów barwi się na czerwono (fot. 44.).

Budowa kwasów

Kwasy to substancje, których cząsteczki w wodnych roztworach dysocjują na kationy H⁺ i aniony reszty kwasowej. Wzór ogólny kwasów ma postać:



gdzie:

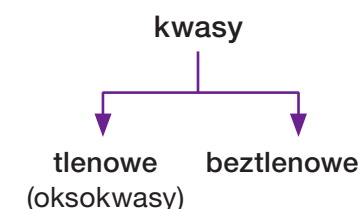
R – symbol reszty kwasowej,

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

Rodzaje kwasów

Jeżeli resztę kwasową *R*:

- stanowią **atomy niemetalu** lub kilku niemetalu (bez atomów tlenu), jest to **kwas beztlenowy**,
- stanowi **grupa atomów zawierająca tlen oraz** przynajmniej jeden **inny pierwiastek chemiczny**, to taki kwas jest **kwasem tlenowym** (oksokwasem).



Kwasy beztlenowe to m.in. wodne roztwory **wodorków niektórych niemetalu**. Tworzą je pierwiastki chemiczne znajdujące się w grupach 16. i 17. układu okresowego (rys. 64., s. 194).

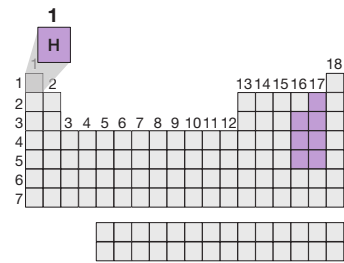
Oranż metylowy to substancja stała o barwie pomarańczowej.

Kwasy według Arrheniusa – związki chemiczne, które w roztworach wodnych dysocjują na kationy wodoru i aniony reszt kwasowych.

Przykłady kwasów beztlenowych:

HCl, H₂S, HCN

Do kwasów beztlenowych zaliczany jest także wodny roztwór cyjanowodoru HCN, czyli kwas cyjanowodorowy, zwany kwasem pruskim.

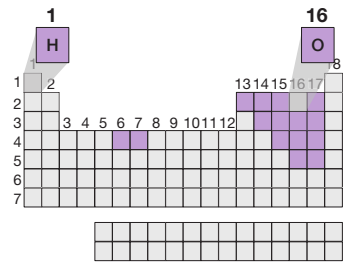


Rys. 64. Wybrane pierwiastki chemiczne tworzące kwasy beztlenowe.

Przykłady kwasów tlenowych:

HNO₃, H₂SO₄, H₂SO₃

Kwasy tlenowe to związki chemiczne zawierające w cząsteczkach atomy tlenu, atom innego pierwiastka chemicznego (rys. 65.) oraz przynajmniej jeden atom wodoru związany z atomem tlenu. Pierwiastkami kwasotwórczymi, czyli **atomami centralnymi**, w kwasach tlenowych są zwykle niemetale, np. siarka i fosfor. Kwasy takie mogą także tworzyć niektóre metale, np. mangan.



Rys. 65. Wybrane pierwiastki chemiczne tworzące kwasy tlenowe.

Nazewnictwo kwasów

Nazwy **kwasów beztlenowych** tworzy się przez dodanie do słowa *kwas* nazwy pierwiastka kwasotwórczego i słowa „-wodorowy”, np. **kwas** bromowodorowy HBr, **kwas** jodowodorowy HI (tabela 24.).

Nazwy **kwasów tlenowych** powstają przez dodanie do słowa *kwas* nazwy pierwiastka kwasotwórczego i końcówki „-owy”. Jeżeli pierwiastek kwasotwórczy tworzy kilka kwasów tlenowych, to w nazwie kwasu uwzględnia się wartościowość tego pierwiastka, np. **kwas** siarkowy(IV) H₂SO₃, **kwas** siarkowy(VI) H₂SO₄.

Tabela 24. Nazwy i wzory wybranych kwasów nieorganicznych

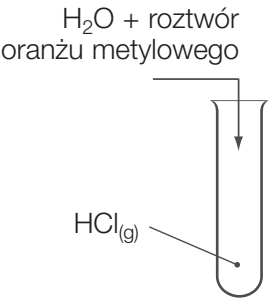
Kwasy beztlenowe		Kwasy tlenowe	
Nazwa systematyczna	Wzór sumaryczny	Nazwa systematyczna	Wzór sumaryczny
kwas chlorowodorowy	HCl	kwas azotowy(III)	HNO ₂
kwas siarkowodorowy	H ₂ S	kwas azotowy(V)	HNO ₃
kwas fluorowodorowy	HF	kwas siarkowy(VI)	H ₂ SO ₄
kwas cyjanowodorowy	HCN	kwas fosforowy(V)	H ₃ PO ₄

Otrzymywanie kwasów beztlenowych

Doświadczenie 10. HCl_(g)

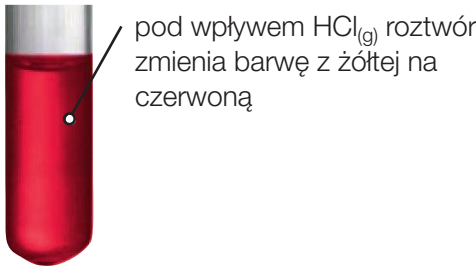
Otrzymywanie kwasu chlorowodorowego

Odczynniki: chlorowódz, woda, roztwór oranżu metylowego.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, korek.
Instrukcja: Do probówki z chlorowodem nalej wody z roztworem oranżu metylowego (schemat). Zamknij probówkę korkiem i wstrząśnij.



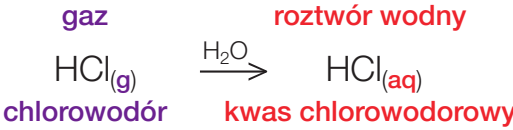
! Doświadczenie należy wykonać pod wyciągiem (dygestorium).
Potrzebny do doświadczenia HCl_(g) można otrzymać w reakcji NaCl ze stężonym roztworem H₂SO₄.

Obserwacje: Roztwór zmienia w probówce barwę z żółtej na czerwoną (fot. 45.).



Fot. 45. Czerwona barwa oranżu metylowego świadczy o obecności kwasu.

Wniosek: Chlorowódz, rozpuszczając się w wodzie, tworzy kwas chlorowodorowy:

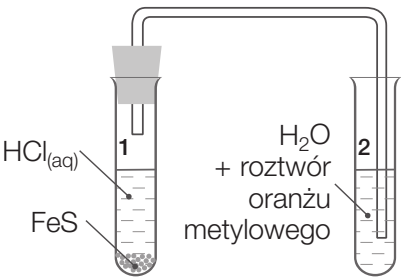


g – oznaczenie substancji w gazowym stanie skupienia
aq – oznaczenie substancji rozpuszczonej w wodzie [łac. *aqua* – woda]

Doświadczenie 11. H₂S_(g)

Otrzymywanie kwasu siarkowodorowego

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 siarkowódz (gaz). Probówkę 1. zamknij korkiem z rurką odprowadzającą. Wprowadź rurkę do probówki 2. z wodą i roztworem oranżu metylowego (schemat).

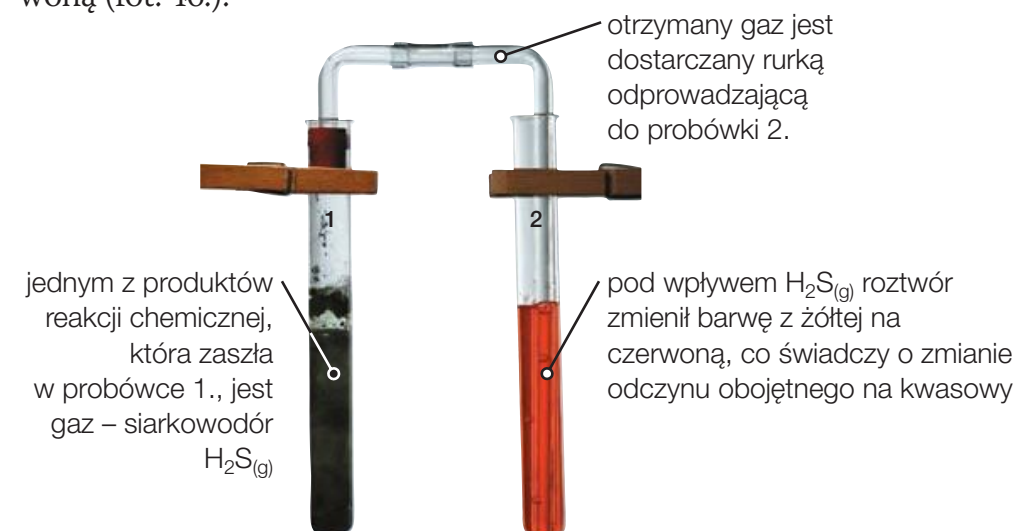


! Doświadczenie należy wykonać pod wyciągiem (dygestorium). Nie wdychaj wydzielającego się gazu – H₂S_(g) jest trujący.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 196

początek doświadczenia na s. 195

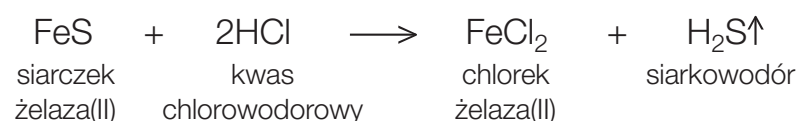
Obserwacje: Zawartość probówki 2. zmienia barwę z żółtej na czerwoną (fot. 46.).



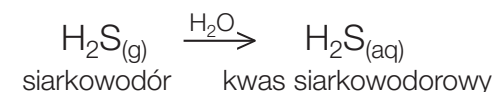
Fot. 46. Otrzymywanie kwasu siarkowodorowego.

Wniosek: Siarkowodor rozpuszcza się w wodzie, tworząc kwas siarkowodorowy.

Zaszła reakcja wymiany, którą można przedstawić równaniem:

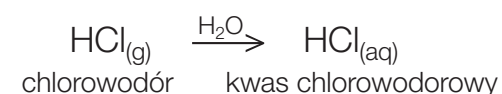


Otrzymany siarkowodor rozpuścił się w wodzie, co można przedstawić:

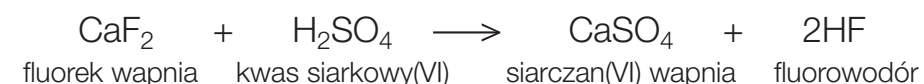
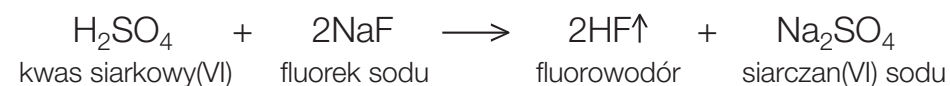
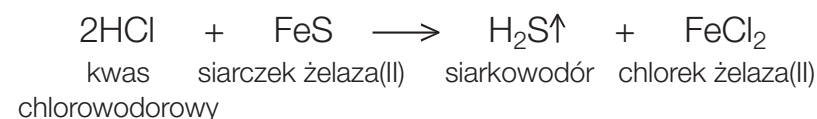


Kwasy beztlenowe otrzymuje się:

- przez rozpuszczenie w wodzie gazowych wodorków niemetalu, np. siarkowodoru lub chlorowodoru:



- w reakcji kwasów z niektórymi solami (mocniejszy kwas wypiera słabszy kwas z jego soli), np.:



Otrzymywanie kwasów tlenowych

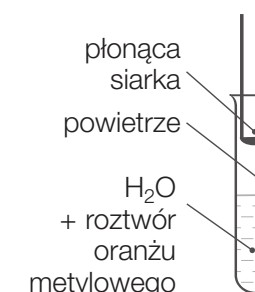
Doświadczenie 12.

Otrzymywanie kwasu siarkowego(IV)

Odczynniki: siarka, woda, roztwór oranżu metylowego.

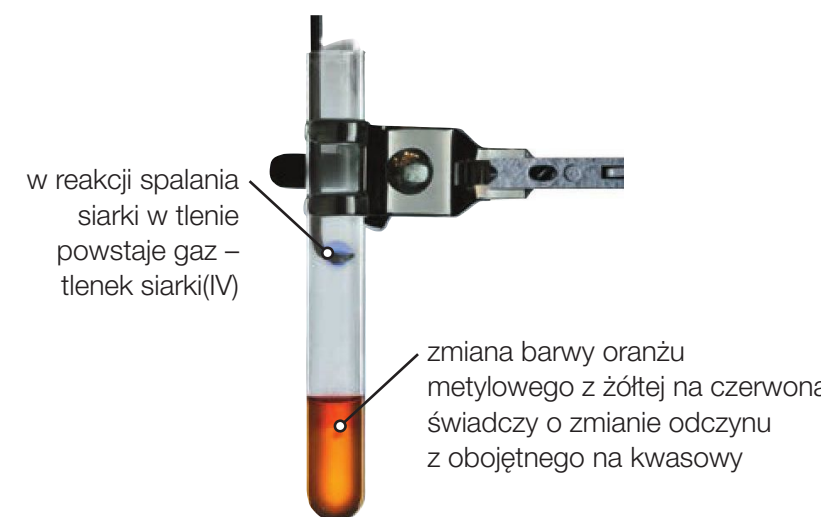
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, łyżka do spalań, palnik, korek.

Instrukcja: Do dużej probówki wlej wodę z roztworem oranżu metylowego i umieść nad nią łyżkę do spalań z płonąącą siarką (schemat). Po zakończeniu spalania siarki wyjmij łyżkę, probówkę zamknij korkiem i wstrząśnij jej zawartością.



Doświadczenie należy wykonać pod wyciągiem.

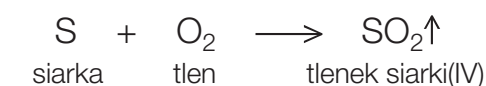
Obserwacje: Siarka spala się niebieskim płomieniem. Podczas spalania powstaje biały gaz o ostrym zapachu. Roztwór zmienia barwę z żółtej na czerwoną (fot. 47.).



Fot. 47. Otrzymywanie kwasu siarkowego(IV).

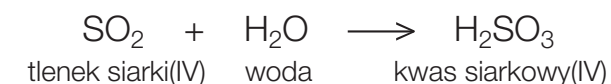
Wniosek: Siarka reaguje z tlenem, tworząc tlenek siarki(IV).

Przebieg tej reakcji chemicznej przedstawia równanie:



Tlenek siarki(IV) w reakcji z wodą tworzy kwas siarkowy(IV).

Reakcja chemiczna zachodzi zgodnie z równaniem:



Tlenek siarki(IV) **SO₂** to **tlenek kwasowy** kwasu siarkowego(IV).

Otrzymywanie tlenków
→ patrz s. 153

Badanie właściwości
chemicznych tlenków
→ patrz s. 156



Doświadczenie 13.

P₄O₁₀, H₃PO₄

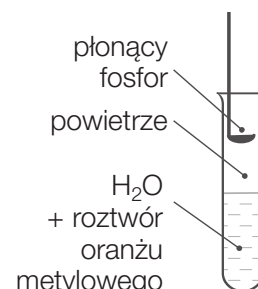
Doświadczenie należy wykonać pod wyciągiem.

Otrzymywanie kwasu fosforowego(V)

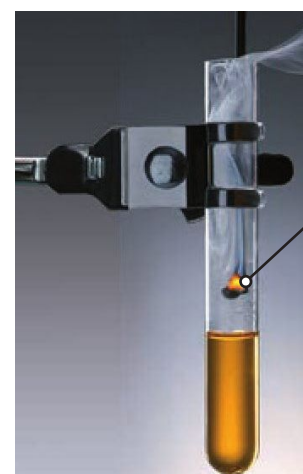
Odczynniki: fosfor czerwony, woda, roztwór oranżu metylowego.

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. Po wstrząśnięciu zawartością probówki barwa oranżu metylowego zmienia się z żółtej na czerwoną (fot. 48.).



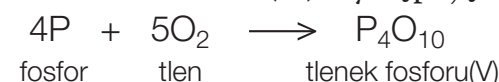
w wyniku spalania fosforu czerwonego powstaje tlenek fosforu(V) P₄O₁₀



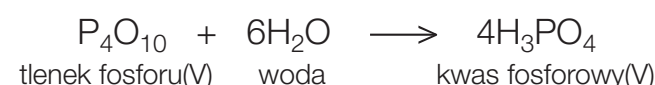
Fot. 48. Otrzymywanie kwasu fosforowego(V).

Wniosek: W wyniku spalania fosforu czerwonego w powietrzu powstaje tlenek fosforu(V).

Cząsteczki tlenku fosforu(V) występują w postaci P₄O₁₀:



Tlenek fosforu(V) reaguje z wodą, a produktem tej reakcji chemicznej jest **kwas fosforowy(V)**:

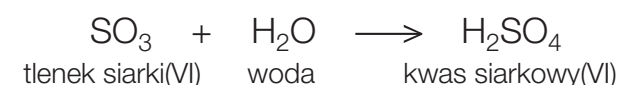
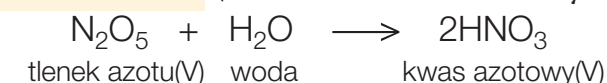


Wzór elementarny
→ patrz s. 271

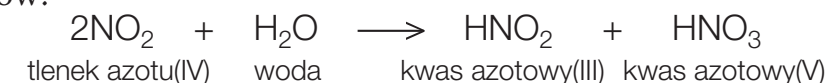
Wzór elementarny jednego z produktów spalania fosforu czerwonego w tlenie to P₂O₅, czyli wzór pentatlenku difosforu. Jednak w rzeczywistości w stanie gazowym oraz w odmianie krystalicznej, która powstaje podczas kondensacji par tego tlenku, występują cząsteczki dekatlenku tetrafosforu o wzorze P₄O₁₀.

Kwasy tlenowe (oksokwasy) otrzymuje się w reakcji:

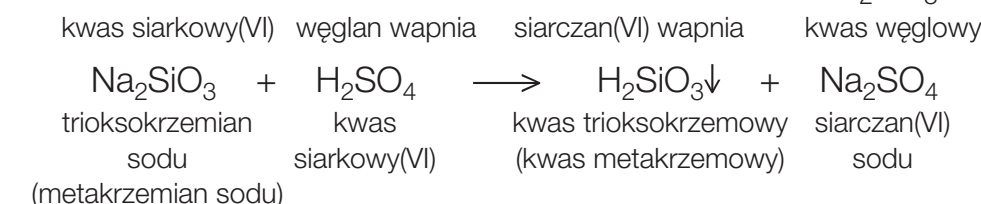
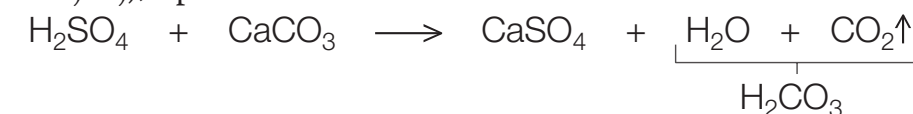
▶ **tlenków niemetalu** (bezwodników kwasowych) z wodą, np.:



Tlenek azotu(IV) NO₂ – rozpuszczony w wodzie – tworzy mieszaninę kwasów:

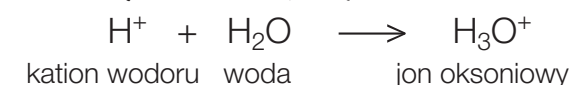


▶ **mocnych kwasów z solami kwasów słabszych** (reakcje wymiany podwójnej), np.:



Dysocjacja elektrolityczna kwasów

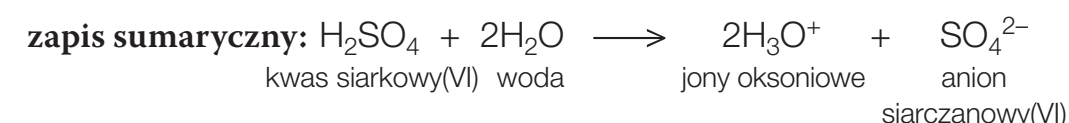
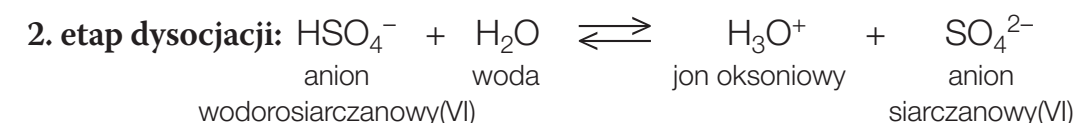
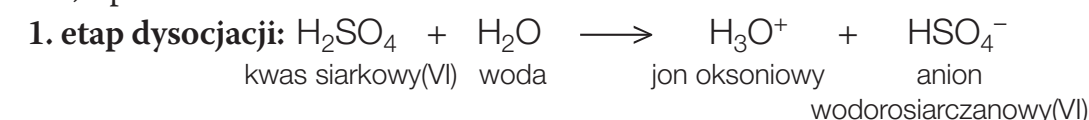
W roztworach wodnych kwasy w różnym stopniu ulegają **dysocjacji elektrolitycznej (jonowej)**. Pod wpływem oddziaływań cząsteczek wody z cząsteczkami kwasu kationy wodoru natychmiast łączą się z cząsteczkami wody, tworząc **jony oksoniowe** H₃O⁺ (rys. 66.):



Kwasy jednowodorowe (jednoprotonowe) dysocjują jednostopniowo, np.



Kwasy wielowodorowe (wieloprotonowe) dysocjują wielostopniowo, np.:

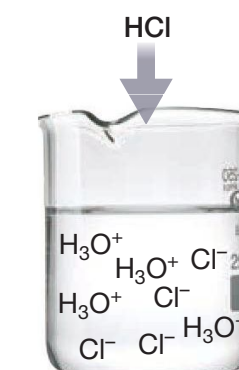


Dysocjacja najłatwiej zachodzi w pierwszym etapie.

W roztworze kwasu siarkowego(VI) znajdują się jony: H₃O⁺ (w uproszczeniu H⁺), HSO₄⁻, SO₄²⁻.

Tlenki niemetalu
→ patrz s. 157

Kwas węglowy H₂CO₃
jest **nietrwały**, rozkłada się na H₂O i CO₂.



Rys. 66. Kwas chlorowodorowy dysocjuje na jony oksoniowe i aniony chlorkowe.

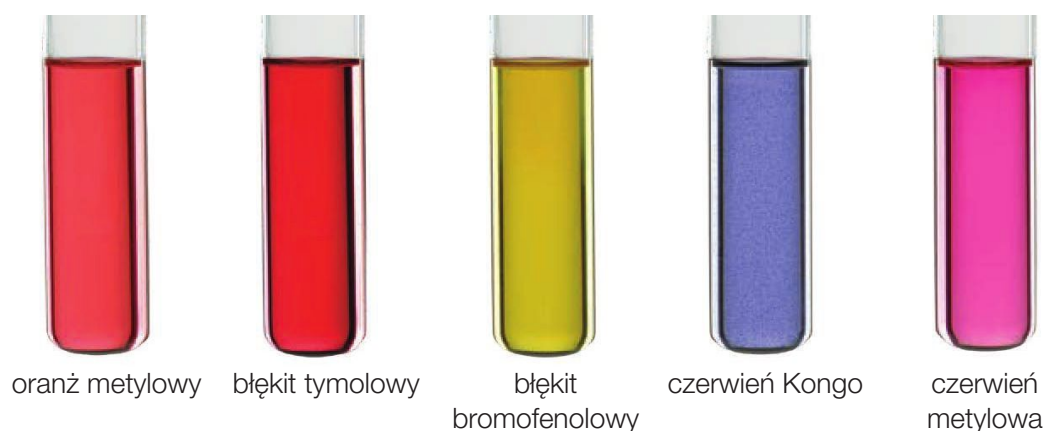
Moc kwasów
→ patrz s. 200

Dysocjacja elektrolityczna – rozpad kwasów, zasad i soli na jony zachodzący w wyniku ich oddziaływania z cząsteczkami wody lub pod wpływem temperatury.

Zapis strzałek w równaniach dysocjacji elektrolitycznej zależy od jej przebiegu. W równaniach dysocjacji elektrolitycznej:

- **mocnych elektrolitów** stosuje się zapis z jedną strzałką zwróconą w prawo: $\longrightarrow$, co oznacza, że proces przebiega praktycznie nieodwracalnie i prawie wszystkie cząsteczki ulegają dysocjacji,
- **słabych elektrolitów** stosuje się zapis z dwiema strzałkami zwróconymi w przeciwnych kierunkach $\rightleftharpoons$, co oznacza odwracalność procesu.

Jony H_3O^+ decydują o kwasowym odczynie roztworu oraz charakterystycznym zabarwieniu oranżu metylowego i innych wskaźników kwasowo-zasadowych (fot. 49.).



Fot. 49. Barwy wybranych wskaźników w roztworze o odczynie kwasowym.

Jony, poruszając się, mogą przenosić ładunki elektryczne, dlatego roztwory kwasów wykazują zdolność do przewodzenia prądu elektrycznego. Zaliczane są zatem do **elektrolitów**.

■ Moc kwasów

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**,
- dysocjacji elektrolitycznej w niewielkim stopniu, to **słabe kwasy**. To znaczy, że w roztworze wodnym większość ich cząsteczek pozostaje niezdisocjowana.

Do **mocnych kwasów** należą kwasy beztlenowe, np.: kwas chlorowodorowy HCl , kwas bromowodorowy HBr , kwas jodowodorowy HI , oraz kwasy tlenowe, np.: kwas azotowy(V) HNO_3 , kwas siarkowy(VI) H_2SO_4 , kwas chlorowy(VII) HClO_4 .

Natomiast przykładem **słabego kwasu** jest bardzo nietrwały kwas węglowy (H_2CO_3), którego wzór zapisuje się jako $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$. Inne słabe kwasy to np. kwas siarkowy(IV) H_2SO_3 , kwas fluorowodorowy HF , kwas azotowy(III) HNO_2 , kwas siarkowodorowy H_2S oraz wiele kwasów organicznych.

Przykłady mocnych kwasów:

HCl , HBr , HI ,
 HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4

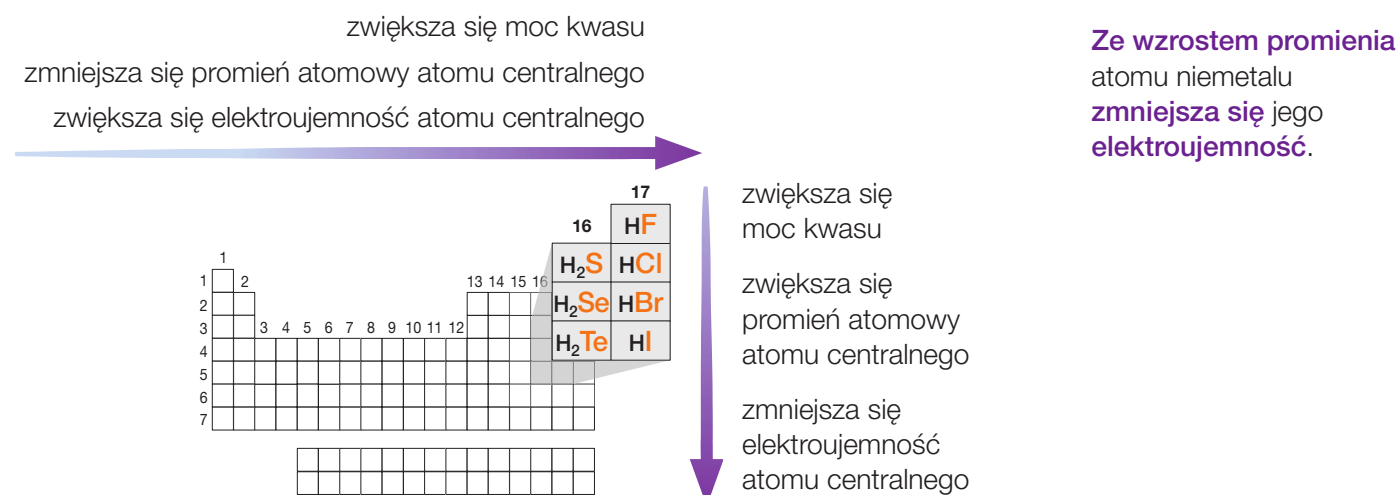
Przykłady słabych kwasów:

$\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (H_2CO_3),
 $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$ (H_2SO_3),
 HF , HNO_2 , H_2S

■ Zmiana mocy kwasów beztlenowych

Moc kwasów beztlenowych (rys. 67.) **zwiększa się w okresie** 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.

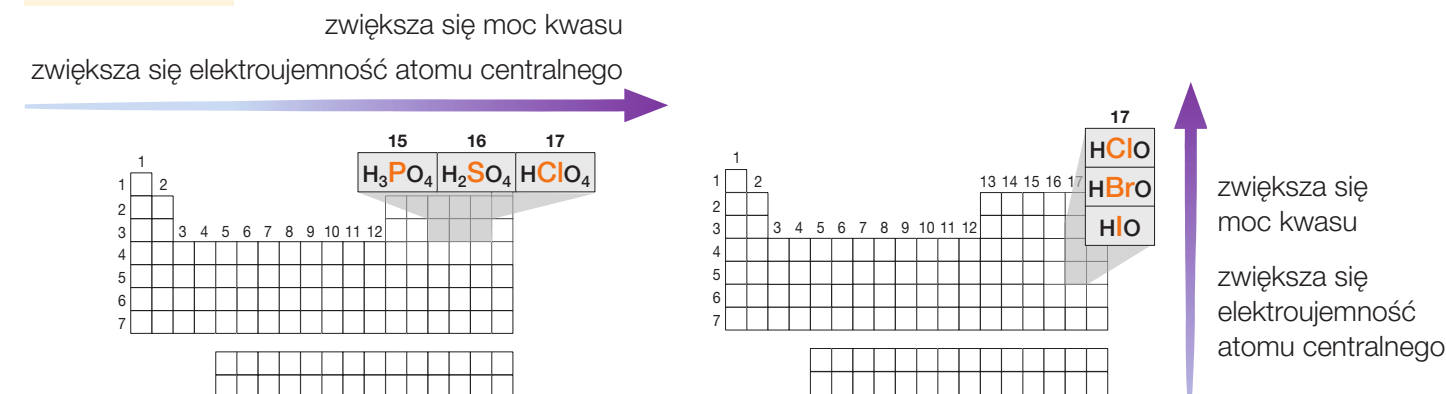
W grupie **moc kwasów beztlenowych** **zwiększa się** wraz ze zwiększaniem się długości promienia atomowego atomu niemetalu. Im dłuższy jest promień atomu centralnego, tym słabsze jest wiązanie między atomem centralnym a atomem wodoru – łatwiej zachodzi dysocjacja elektrolityczna.



Rys. 67. Zmiana mocy kwasów beztlenowych.

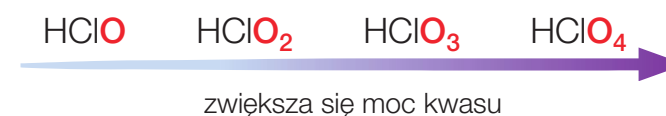
■ Zmiana mocy kwasów tlenowych

Moc kwasów tlenowych (rys. 68.) **zwiększa się** wraz ze wzrostem elektroujemności atomu centralnego reszty kwasowej **zarówno w okresie, jak i w grupie** układu okresowego pierwiastków chemicznych.



Rys. 68. Zmiana mocy kwasów tlenowych.

Moc kwasów tlenowych tworzonych przez **ten sam pierwiastek chemiczny** zależy od liczby atomów tlenu w cząsteczce (rys. 69.). Im więcej atomów tlenu w cząsteczce, tym mocniejszy jest kwas.



Rys. 69. Zmiana mocy kwasów tego samego pierwiastka chemicznego.



Podczas rozcieńczania stężonych roztworów kwasów **WLEWAJ KWAS DO WODY!**

Właściwości kwasów

W cząsteczkach kwasów (tabela 25.) występują wiązania kowalencyjne spolaryzowane. Większość kwasów zaliczana jest do elektrolitów – w roztworach wodnych ulegają dysocjacji elektrolitycznej, a ich roztwory przewodzą prąd elektryczny.

Stężone roztwory kwasów to **substancje żrące**, dlatego podczas pracy z nimi należy zachować szczególną ostrożność.

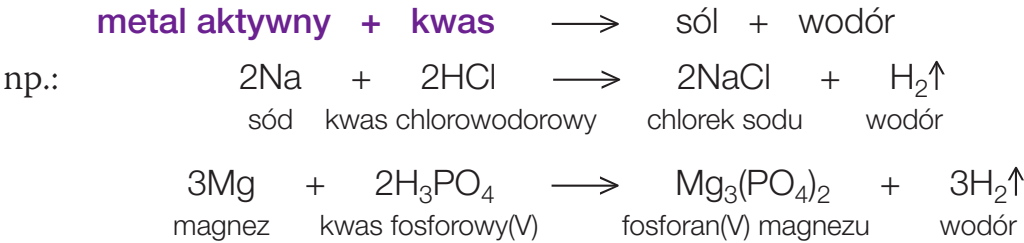
Tabela 25. Właściwości fizyczne i chemiczne wybranych kwasów nieorganicznych

Nazwa i wzór	Wybrane właściwości
Kwas chlorowodorowy (solny) $\text{HCl}_{(\text{aq})}$	• bezbarwna ciecz • stężony wodny roztwór zawiera ok. 37 % HCl • zmieszany ze stężonym HNO_3 w stosunku objętościowym 3 : 1 tworzy tzw. wodę królewską, która rozтворя m.in. złoto i platynę
Kwas siarkowodorowy $\text{H}_2\text{S}_{(\text{aq})}$	• bezbarwna ciecz wydzielająca siarkowodor – 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	• 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 rozтворя 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 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
Kwas węglowy $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$ (H_2CO_3)	• bezbarwna ciecz • nietrwały kwas – łatwo ulega rozkładowi • występuje w postaci rozcieńczonych roztworów, np. jako woda gazowana
Kwas siarkowy(IV) $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$ (H_2SO_3)	• bezbarwna ciecz • nietrwały kwas – łatwo ulega rozkładowi • ma właściwości bakteriobójcze i wybielające

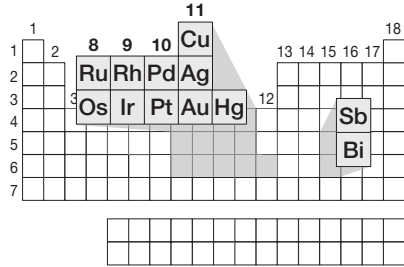
Kwas siarkowy(IV) i kwas węglowy to przykłady **nietrwałych kwasów**, czyli takich, które w wodnych roztworach bardzo szybko ulegają rozkładowi i nie można otrzymać ich stężonych roztworów. Wzory tych kwasów zapisuje się w postaci: $\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$, $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$.

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. Ogólny zapis tej reakcji chemicznej ma postać:

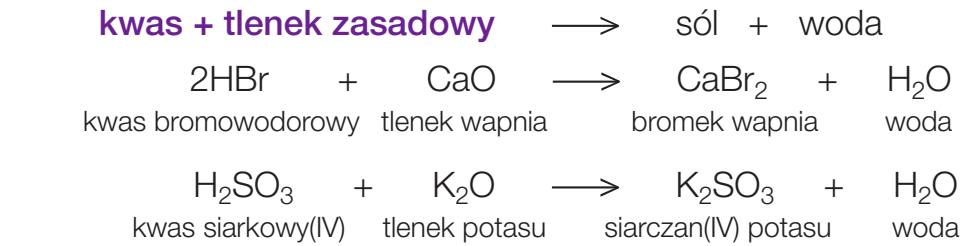


Najmniej aktywne chemicznie metale (rys. 70.) **nie wypierają wodoru z kwasów**. Reagują jedynie ze stężonym roztworem kwasu siarkowego(VI) oraz z roztworem kwasu azotowego(V), czyli z tzw. **kwasami utleniającymi**. W wyniku tych reakcji chemicznych nie powstaje wodór tylko odpowiednie tlenki kwasowe. Bilansowanie równań takich reakcji zostanie omówione w dziale *Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia*.

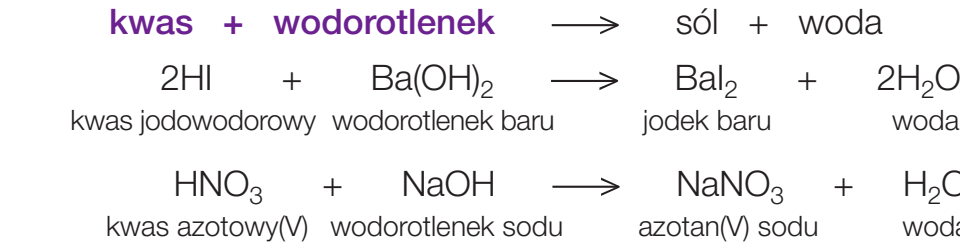


Rys. 70. Przykłady metali mniej aktywnych chemicznie od wodoru.

Kwasy reagują także **z tlenkami zasadowymi i amfoterycznymi oraz z wodorotlenkami**. W wyniku tych reakcji chemicznych powstają sole i woda. Reakcja z tlenkiem zasadowym przebiega zgodnie z ogólnym zapisem:



Natomiast ogólny zapis reakcji z wodorotlenkiem ma postać:



Mocniejsze kwasy wypierają **słabsze kwasy** z ich soli, np.:

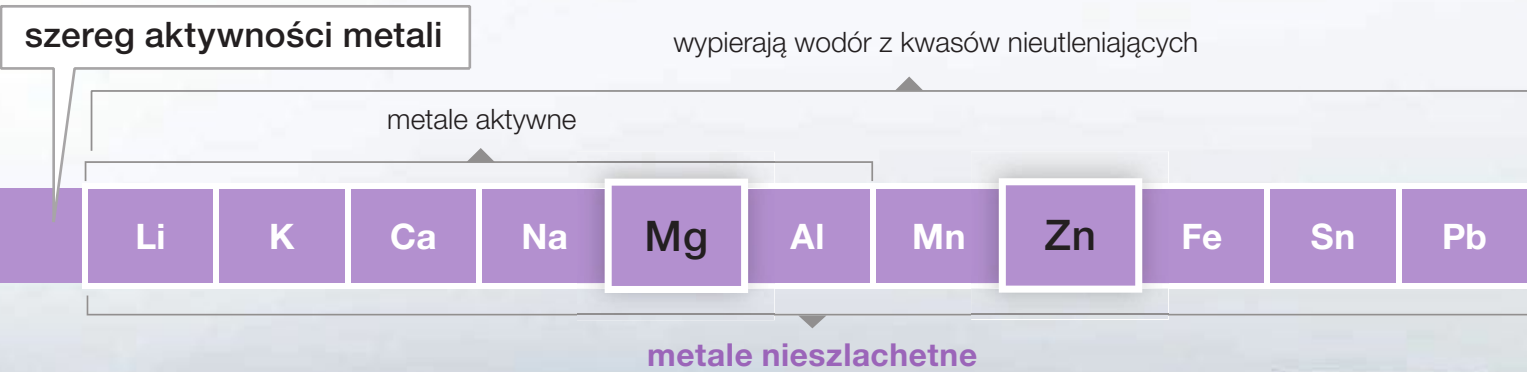


Rozpuszczanie a roztwarzanie → patrz s. 291

Właściwości chemiczne wodorotlenków → patrz s. 183

Reakcje kwasów z metalami

Kwasy można podzielić m.in. ze względu na właściwości utleniające. **Kwasy nieutleniające** reagują jedynie z metalami nieszlachetnymi. Natomiast **kwasy utleniające** reagują zarówno z metalami nieszlachetnymi, jak i szlachetnymi. To, czy metal będzie reagował z kwasem, można ustalić, korzystając z **szeregu aktywności metali**. Zdolność metalu do reakcji z kwasem zależy **od położenia metalu** w szeregu aktywności. Metale są w nim ułożone w kolejności od najbardziej do najmniej aktywnego chemicznie.



Kwasy nieutleniające

Kwasy nieutleniające, np. $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{rozc.})}$, HCl , HBr , HI , HCOOH , CH_3COOH , reagują tylko z metalami nieszlachetnymi. **Kwasy nieutleniające nie reagują z metalami szlachetnymi.**

substraty: Mg + HCl

dużo pęcherzyków bezbarwnego gazu

substraty: Zn + HCl

pęcherzyki bezbarwnego gazu

substraty: Cu + HCl

brak oznak reakcji

miedź nie reaguje z kwasem nieutleniającym

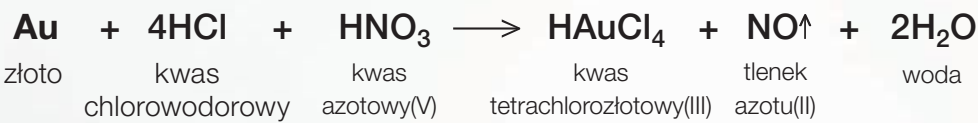
$$\text{Mg} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$$

magnez kwas chlorowodorowy chlorek magnezu wodór

$$\text{Zn} + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$$

cynk kwas chlorowodorowy chlorek cynku wodór

Woda królewska, czyli mieszanina stężonego kwasu chlorowodorowego i stężonego roztworu kwasu azotowego(V) w stosunku objętościowym 3 : 1, ma szczególne właściwości. Roztwarza ona nawet złoto, które jest odporne na działanie innych kwasów.



reagują z kwasami utleniającymi

roztwarzają się w wodzie królewskiej

metale szlachetne

substraty: Cu + $\text{HNO}_{3(\text{stęż.})}$

czteronasturowy gaz, zielononiebieski roztwór

$$\text{Cu} + 4\text{HNO}_{3(\text{stęż.})} \longrightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$$

miedź kwas azotowy(V) azotan(V) miedzi(II) tlenek azotu(IV) woda

Zastosowania kwasów

W uzdrowiskach, np. w Krynicy-Zdroju, H_2S jest składnikiem wód leczniczych, a CO_2 rozpuszczony w wodzie jest stosowany do tzw. kąpeli kwasowęglowych, leczących choroby skórne.

Przemysł spożywczy

H_3PO_4 dodaje się do galaretek oraz napojów typu cola, a HCl wykorzystuje się w procesie produkcji m.in. sztucznego miodu, cukru, przypraw, twarogów i serków homogenizowanych.

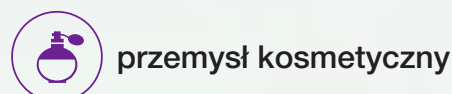


Motoryzacja

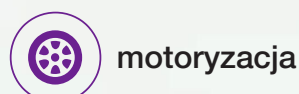
Karoserie samochodów przed malowaniem oczyszcza się roztworem H_2SO_4 . Kwas ten stosuje się także jako elektrolit w akumulatorach ołowiowych. Z kolei składnikiem preparatów do czyszczenia metalowych obręczy (felg) jest H_3PO_4 .



przemysł spożywczy



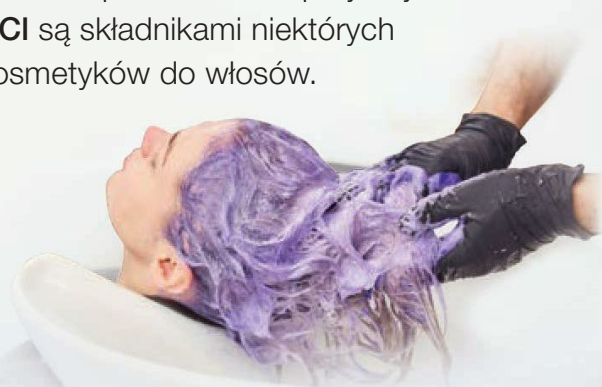
przemysł kosmetyczny



motoryzacja

Przemysł kosmetyczny

Barwniki produkowane przy użyciu HCl są składnikami niektórych kosmetyków do włosów.



Ważne w temacie Kwasy

1. Ustalam wzory sumaryczne i nazwy kwasów

Do słowa kwas dodaje się:

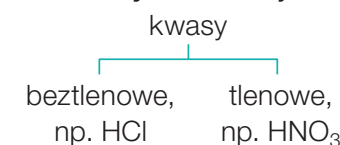
- dla **kwasu beztlenowego** – nazwę pierwiastka kwasotwórczego i słowo „-wodorowy”, np. kwas bromowodorowy HBr ,
- dla **kwasu tlenowego** – nazwę pierwiastka kwasotwórczego i końcówkę „-owy”, a jeżeli pierwiastek kwasotwórczy występuje w kilku kwasach tlenowych, to w nazwie kwasu uwzględnia się wartościowość tego pierwiastka, np.

III	V
HNO_2	HNO_3
kwas azotowy(III)	kwas azotowy(V)

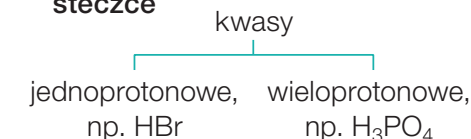
3. Dokonuję podziału kwasów

Ze względu na:

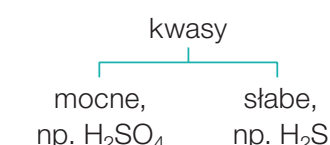
► skład reszty kwasowej



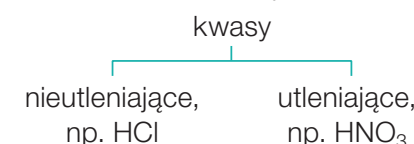
► liczbę atomów wodoru w cząsteczce



► zdolność ulegania dysocjacji elektrolitycznej



► charakter utleniający



Kwasy – związki chemiczne, których cząsteczki są zbudowane z atomów wodoru oraz reszty kwasowej.

Jon oksoniowy H_3O^+ – jon, który powstaje w wyniku przyłączenia cząsteczki H_2O do kationu H^+ .

Dysocjacja elektrolityczna – rozpad kwasów, wodorotlenków i soli na jony zachodzący w wyniku ich oddziaływania z cząsteczkami wody lub pod wpływem temperatury.

2. Zapisuję równania reakcji otrzymywania kwasów

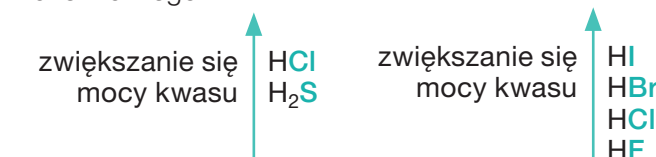
- bezpośrednia synteza z pierwiastków chemicznych
 $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}_{(g)}$
- rozpuszczenie gazowego wodoru niemetalu w wodzie
 $\text{HCl}_{(g)} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{HCl}_{(aq)}$
- w reakcji kwasów z niektórymi solami
 $2\text{HCl} + \text{FeS} \rightarrow \text{H}_2\text{S} + \text{FeCl}_2$
- w reakcji odpowiedniego tlenku kwasowego z wodą
 $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3$
- w reakcji mocnych kwasów z solami kwasów słabszych
 $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow + 2\text{NaNO}_3$

4. Wymieniam właściwości kwasów

- większość to bezbarwne ciecze lub roztwory (w temperaturze pokojowej)
- dobrze rozpuszczają się w wodzie
- roztwory kwasów przewodzą prąd elektryczny
- między atomami wodoru i tlenu oraz tlenu i niemetalu występuje wiązanie kowalencyjne spolaryzowane
- stężone roztwory to substancje żrące
- niektóre łatwo ulegają rozkładowi
- niektóre wykazują właściwości utleniające

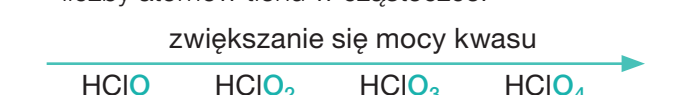
5. Opisuję, jak zmienia się moc kwasów

Dla **kwasów beztlenowych** moc zwiększa się wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej pierwiastka chemicznego.

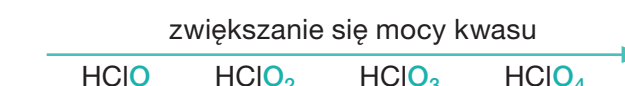


Dla **kwasów tlenowych** moc zwiększa się wraz ze zwiększeniem się:

- elektroujemności atomu centralnego,



- liczby atomów tlenu w cząsteczce.

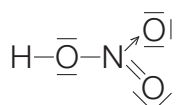




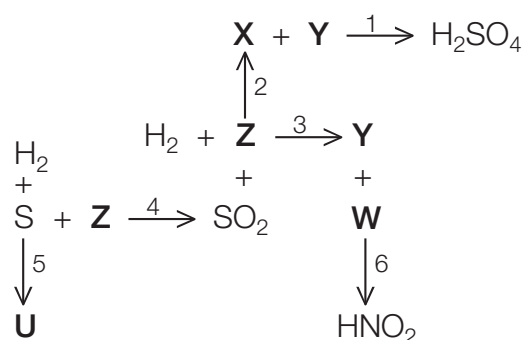
Zadania do tematu



- Wskaż wzory sumaryczne tlenków (a–h), z których w reakcji z wodą można otrzymać kwasy. Napisz w formie cząsteczkowej odpowiednie równania reakcji chemicznych.
a) CaO b) SO₂ c) Fe₂O₃ d) N₂O₅ e) P₄O₁₀ f) CuO g) K₂O h) NO
- Wskaż, które z kwasów o podanych nazwach (a–e) dysocjują stopniowo. Napisz równania dysocjacji elektrolitycznej tych kwasów.
a) kwas fosforowy(V) d) kwas siarkowy(VI)
b) kwas węglowy e) kwas azotowy(V)
c) kwas chlorowodorowy
- Na podstawie podanych obserwacji narysuj schemat doświadczenia i sformułuj wniosek. Napisz w formie cząsteczkowej odpowiednie równania reakcji chemicznych.
Obserwacje: Po dodaniu 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.
- Na podstawie schematu doświadczenia podaj przewidywane obserwacje, sformułuj wniosek oraz napisz równanie reakcji chemicznej.
- Wybierz zestaw kwasów (a–d) uporządkowanych według zwiększającej się mocy. Uzasadnij swój wybór.
a) H₂S, H₂Te, H₂Se c) HClO₄, HClO₃, HClO₂, HClO
b) HIO, HBrO, HClO d) HI, HBr, HCl
- Wybierz zestaw kwasów (a–d) uporządkowanych według zmniejszającej się mocy. Uzasadnij swój wybór.
a) HClO, HBrO, HIO c) HF, HCl, HBr, HI
b) HClO, HClO₂, HClO₃, HClO₄ d) H₂SO₄, HClO₄, H₃PO₄, H₄SiO₄
- Na podstawie przedstawionego wzoru elektronowego (kreskowego) kwasu azotowego(V):
a) napisz w formie cząsteczkowej równanie reakcji otrzymywania tego kwasu z odpowiedniego tlenku kwasowego,
b) podaj liczbę wiązań jonowych, kowalencyjnych spolaryzowanych, kowalencyjnych niespolaryzowanych oraz koordynacyjnych w cząsteczce tego kwasu.



- 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

Ważne w tym temacie:

- budowa i zasady nazewnictwa soli (w tym wodoro- i hydroksosoli, hydratów)
- otrzymywanie soli
- rodzaje soli
- właściwości fizyczne i chemiczne soli
- skały wapienne i skały gipsowe – rodzaje, właściwości, zastosowania
- mechanizm zjawiska krasowego
- usuwanie twardości przemijającej wody
- składniki wód mineralnych – wpływ na organizm ludzki

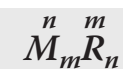


Fot. 50. Jodek potasu.

Sole w temperaturze pokojowej występują w stałym stanie skupienia i mają budowę krystaliczną (fot. 50.), ale tylko niektóre z nich rozpuszczają się w wodzie. Wodne roztwory tych soli przewodzą prąd elektryczny, czyli sole te są elektrolitami.

Budowa soli

Sole to związki chemiczne zbudowane z kationów metali lub kationów amonu NH₄⁺ oraz anionów reszt kwasowych. Wzór ogólny soli ma postać:



gdzie:

M – symbol metalu lub kationu NH₄⁺,

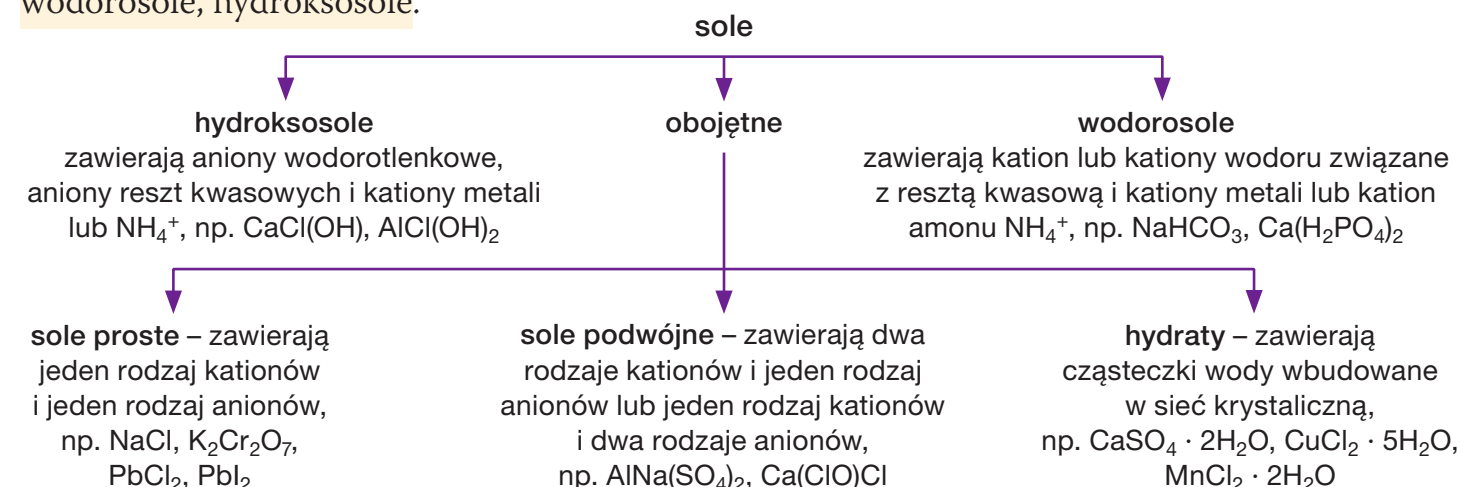
R – symbol reszty kwasowej,

m – wartościowość reszty kwasowej (równa liczbie kationów metalu),

n – wartościowość metalu (równa liczbie anionów reszt kwasowych).

Rodzaje soli

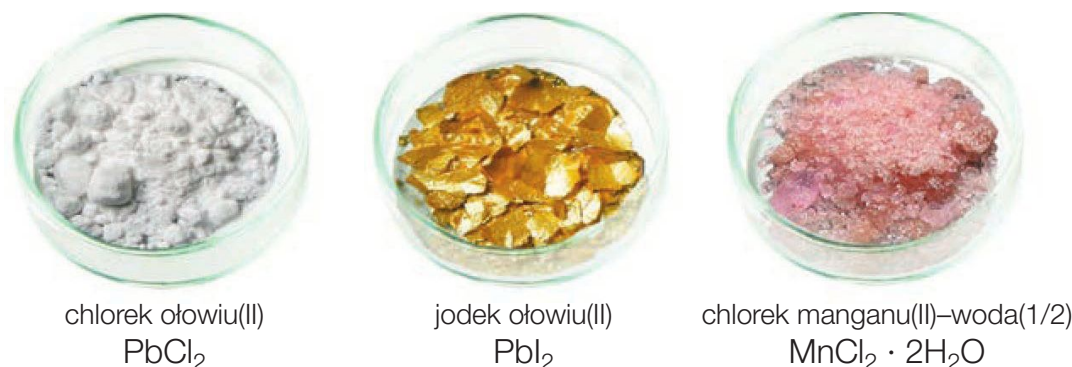
Wyróżnia się trzy główne rodzaje soli: sole obojętne (fot. 51., s. 210), wodorosole, hydroksosole.



Sole według Arrheniusa – związki chemiczne, które w roztworach wodnych dysocjują na kationy metalu i aniony reszt kwasowych.

Budowa kwasów
→ patrz s. 193

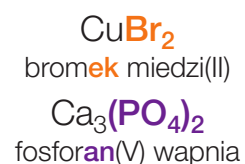
Cząsteczki wody wbudowane w sieć krystaliczną hydratów są nazywane **wodą krystalizacyjną**.



Fot. 51. Sole proste i hydraty.

Nazewnictwo soli prostych

Przykłady soli prostych:



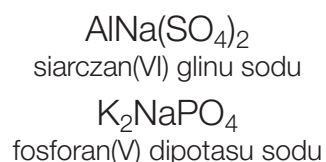
Niezależnie od rodzaju soli w jej nazwie zawsze należy podać nazwy tworzących ją anionów i kationów.

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”, np.: bromek miedzi(II), siarczek magnezu,
 - ▶ **kwasów tlenowych** mają końcówkę „-an”, np.: fosforan(V) wapnia, azotan(V) żelaza(III).

Nazewnictwo soli podwójnych

Przykłady soli podwójnych:



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 (fot. 52., s. 211).

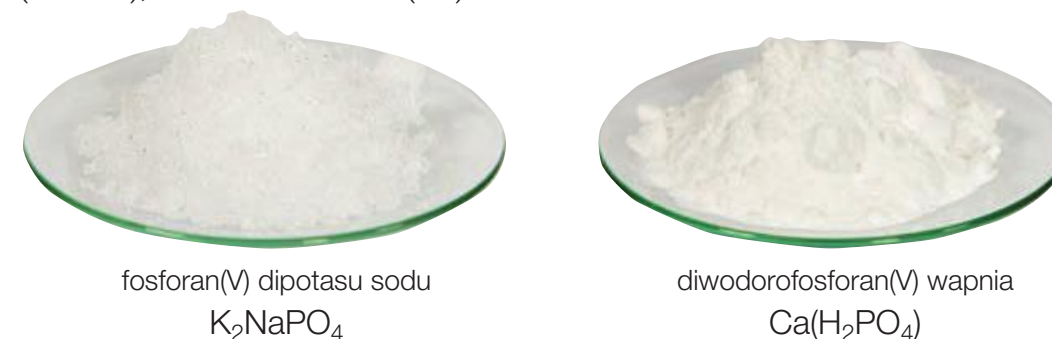
Nazewnictwo hydratów

Nazwy **hydratów** składają się z dwóch części – do nazwy soli bezwodnej dodaje się po myślniku wyraz „woda”, a w nawiasie zapisuje się stosunek soli do liczby cząsteczek wody krystalizacyjnej, np. siarczan(VI) miedzi(II)–woda(1/5).

Nazewnictwo wodorosoli

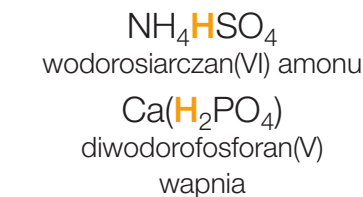
Nazwy **wodorosoli** składają się z nazwy anionu z przedrostkiem „wodoro-” oraz nazwy **kationu** wchodzącego w skład wodorosoli. W zależności od liczby atomów wodoru dodaje się przedrostki liczeb-

nikowe, np. „di-”, „tri-”, „tetra-”, np. diwodorofosforan(V) wapnia (fot. 52.), wodorosiarczan(VI) amonu.



Fot. 52. Sole podwójne i wodorosole.

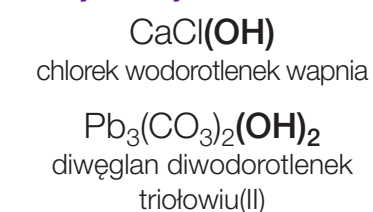
Przykłady wodorosoli:



Nazewnictwo hydroksosoli

W nazwach **hydroksosoli** występuje słowo **wodorotlenek**. W zależności od liczby jonów OH^- do nazwy hydroksosoli dodaje się przedrostki liczebnikowe, np. „di-”, „tri-”, „tetra-”, np. chlorek wodorotlenek wapnia, diwęglan diwodorotlenek triłowiu(II). Anion wodorotlenkowy we wzorach sumarycznych tych soli zawsze zapisuje się w nawiasie.

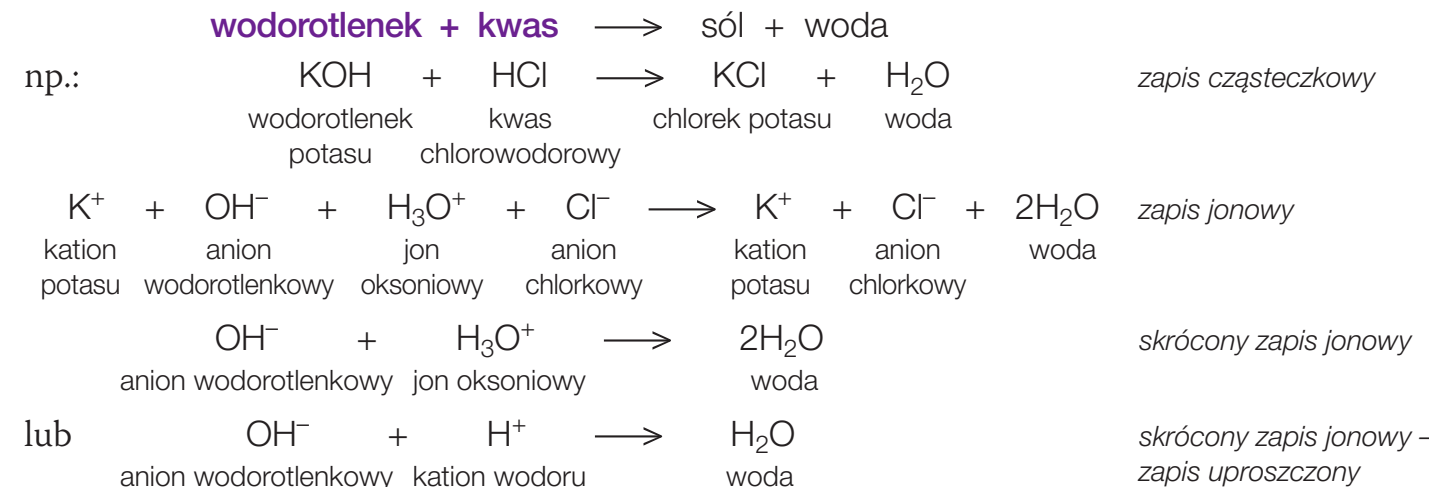
Przykład hydroksosoli:



Otrzymywanie soli

Najważniejsze sposoby otrzymywania soli to:

1. Reakcja zobojętniania, która przebiega zgodnie z ogólnym zapisem:



▶ Odkrycia, które zmieniły świat – substancje konserwujące

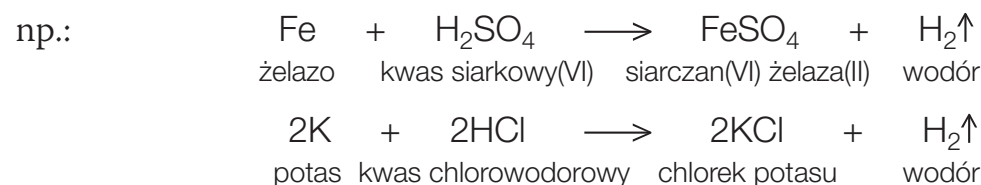
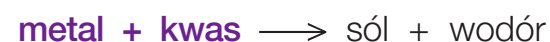
Odkrycie właściwości konserwujących niektórych substancji umożliwia skuteczne zahamowanie procesów psucia się żywności (fot. 53.). Dzięki temu można ją przechowywać przez długi czas. Substancje konserwujące nie tylko wydłużają czas przydatności żywności do spożycia, lecz także poprawiają wygląd i smak niektórych produktów. Popularnymi substancjami konserwującymi są sole, np.: azotan(III) potasu KNO_2 , azotan(III) sodu NaNO_2 , azotan(V) potasu KNO_3 .

Fot. 53. Do konserwowania ryb stosuje się chlorek sodu.



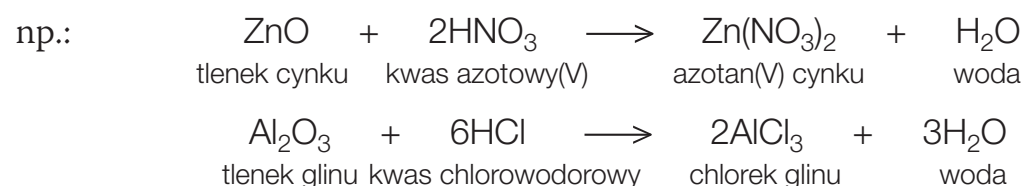
Reakcje kwasów z metalami
→ patrz s. 204

2. Reakcja metalu aktywniejszego chemicznie od wodoru z kwasem, której ogólny zapis ma postać:

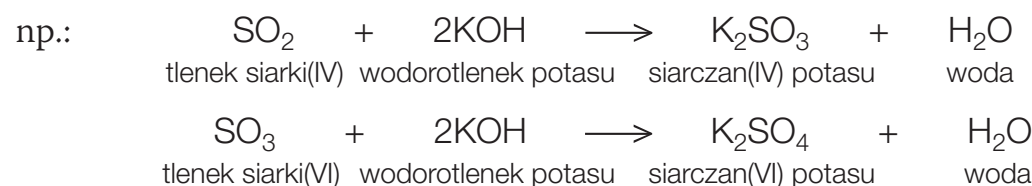


Badanie działania
wodorotlenku i kwasu
na tlenki
→ patrz s. 157

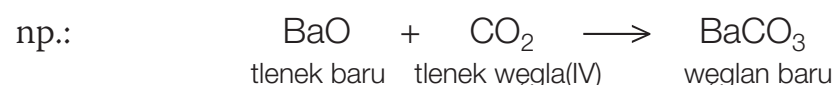
3. Reakcja tlenku metalu z kwasem, która przebiega zgodnie z ogólnym zapisem:



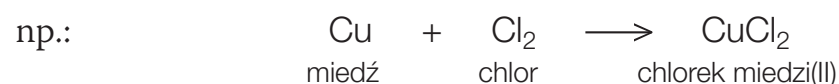
4. Reakcja tlenku kwasowego z wodorotlenkiem, która przebiega zgodnie z ogólnym zapisem:



5. Reakcja tlenku zasadowego z tlenkiem kwasowym, która przebiega zgodnie z ogólnym zapisem:



6. Reakcja metalu z niemetalem, której ogólny zapis ma postać:



7. Reakcja dwóch dobrze rozpuszczalnych w wodzie soli, z których jedna zawiera kation, a druga anion soli trudno rozpuszczalnej.

Ogólny zapis tej reakcji chemicznej ma postać:



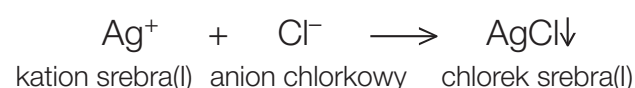
zapis cząsteczkowy



zapis jonowy



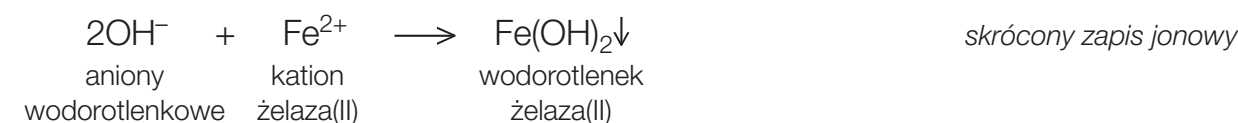
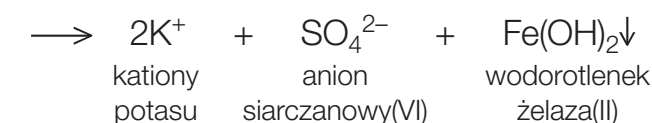
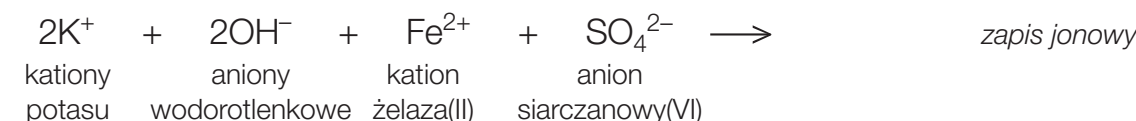
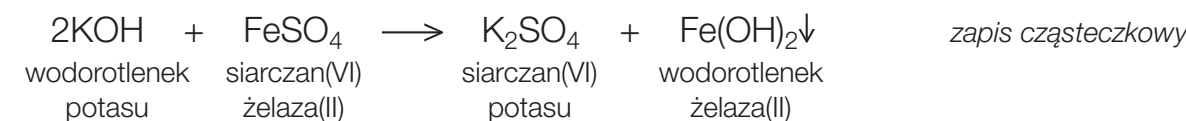
skrótowy zapis jonowy



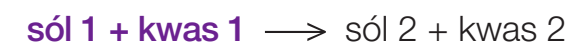
8. Reakcja dobrze rozpuszczalnej w wodzie soli z zasadą. Jeden z produktów tej reakcji chemicznej strąca się w postaci osadu lub wydzieła jako gaz. Reakcja przebiega zgodnie z ogólnym zapisem:



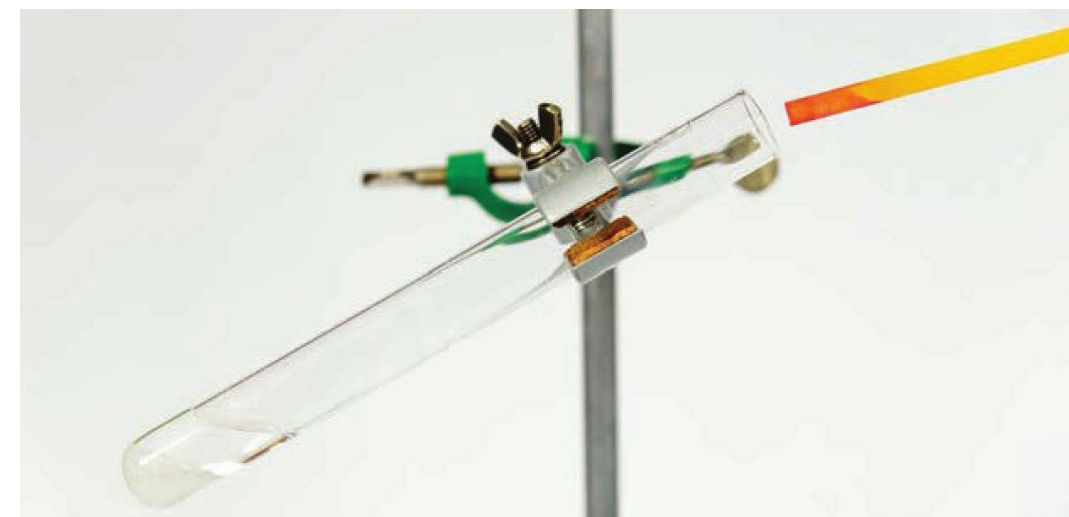
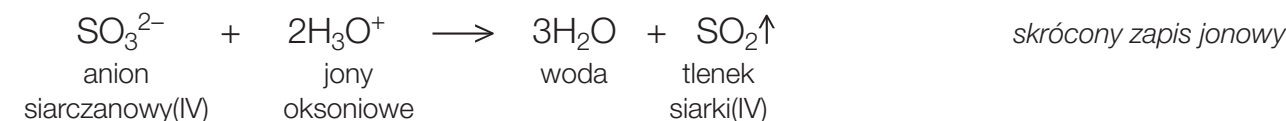
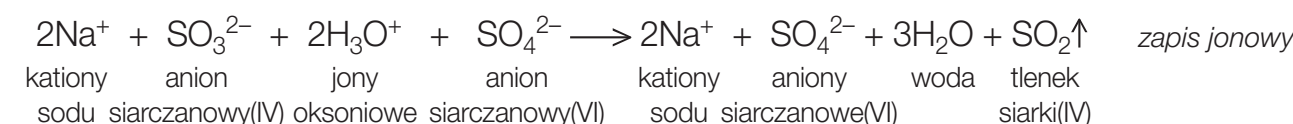
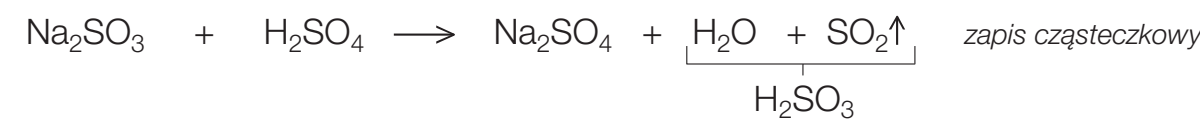
np.:



9. Reakcja soli słabego lub lotnego kwasu z mocniejszym kwasem (fot. 54.), której jednym z produktów jest trudno rozpuszczalny w wodzie osad lub wydzielający się gaz. Ogólny zapis tej reakcji chemicznej ma postać:



np.:



Fot. 54. Reakcja siarczanu(IV) sodu z kwasem siarkowym(VI).

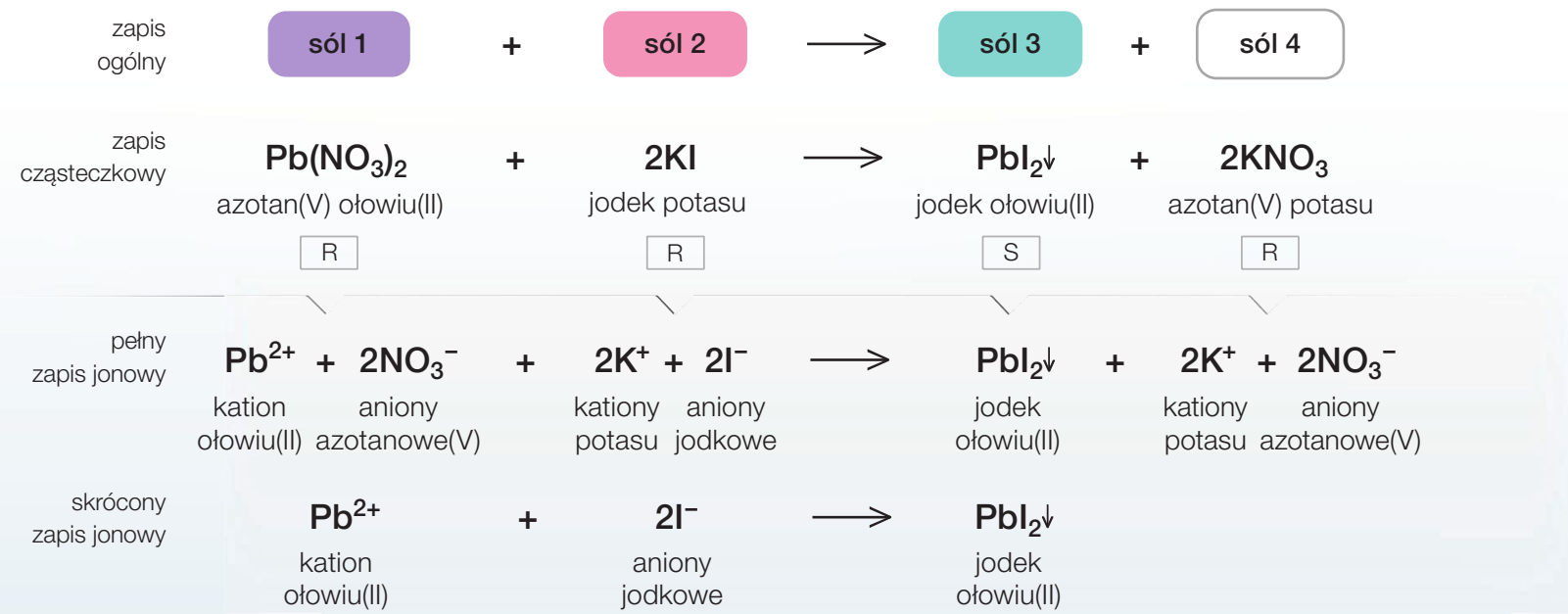
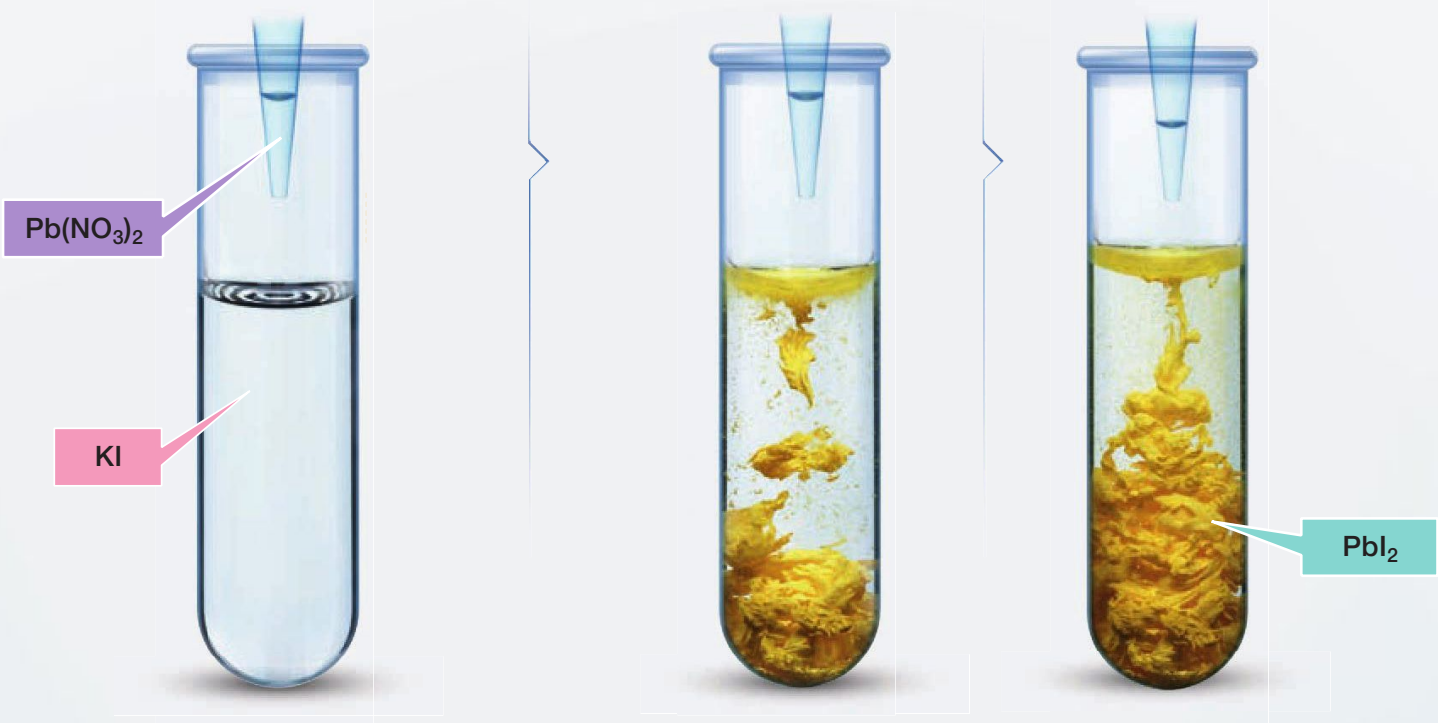
Działanie kwasu
chlorowodorowego
na siarczan(IV) sodu
→ patrz s. 216

Otrzymywanie soli – reakcje strąceniowe

Sole w temperaturze pokojowej występują w stałym stanie skupienia, ale tylko niektóre z nich rozpuszczają się w wodzie. To właśnie tę właściwość soli wykorzystuje się do otrzymywania ich w reakcjach strąceniowych. Wtedy jeden z produktów występuje w postaci trudno (lub średnio) rozpuszczalnego w wodzie osadu lub wydziela się jako gaz.

Reakcja soli dobrze rozpuszczalnych w wodzie

Jeden z substratów w tej reakcji musi zawierać kation, a drugi z substratów – anion soli trudno (lub średnio) rozpuszczalnej w wodzie. Produktami tej reakcji chemicznej są również dwie sole, z których jedna jest trudno (lub średnio) rozpuszczalna, natomiast druga dobrze rozpuszczalna w wodzie.



Rozpuszczalność soli i wodorotlenków w wodzie można sprawdzić w tabeli rozpuszczalności.

	I ⁻	NO ₃ ⁻	Cl ⁻	OH ⁻
K ⁺	R	R	R	R
Pb ²⁺	S	R	S	T
Na ⁺	R	R	R	R
Fe ³⁺	d	R	R	T

- R

 substancja dobrze rozpuszczalna (> 2 g/100 g H₂O)
- S

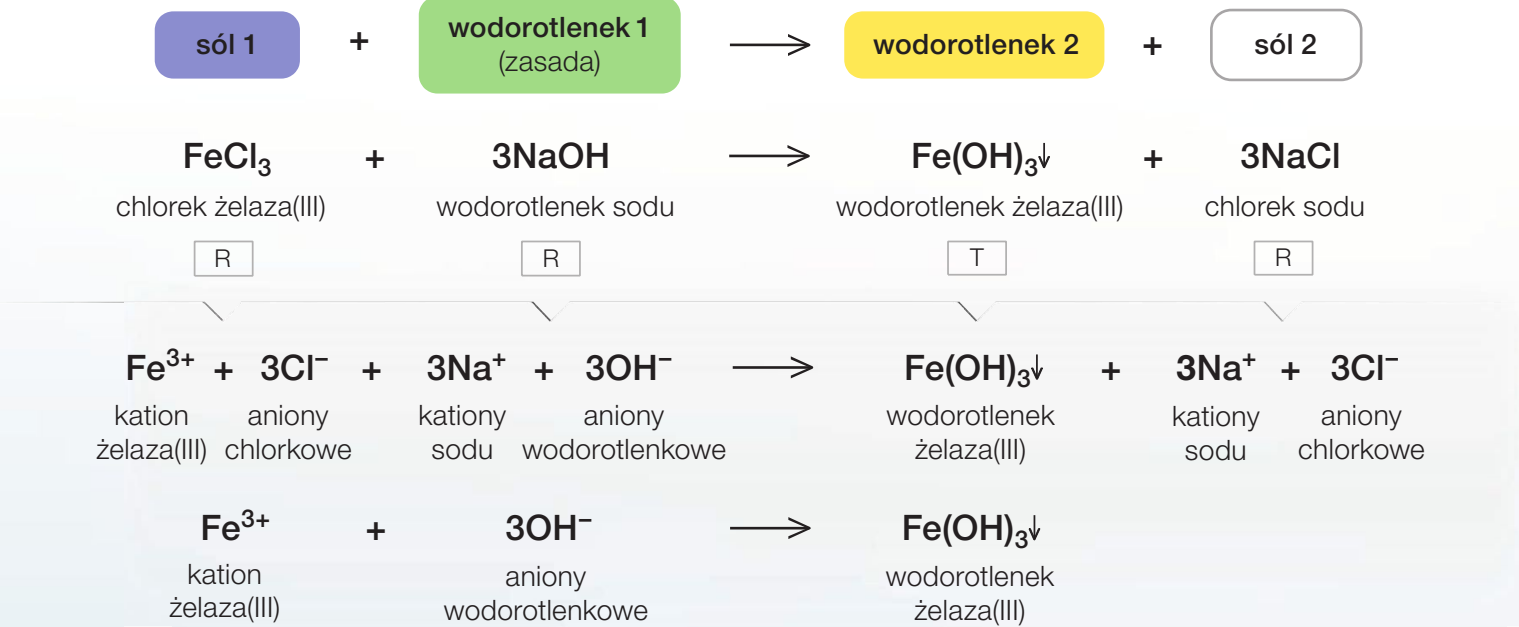
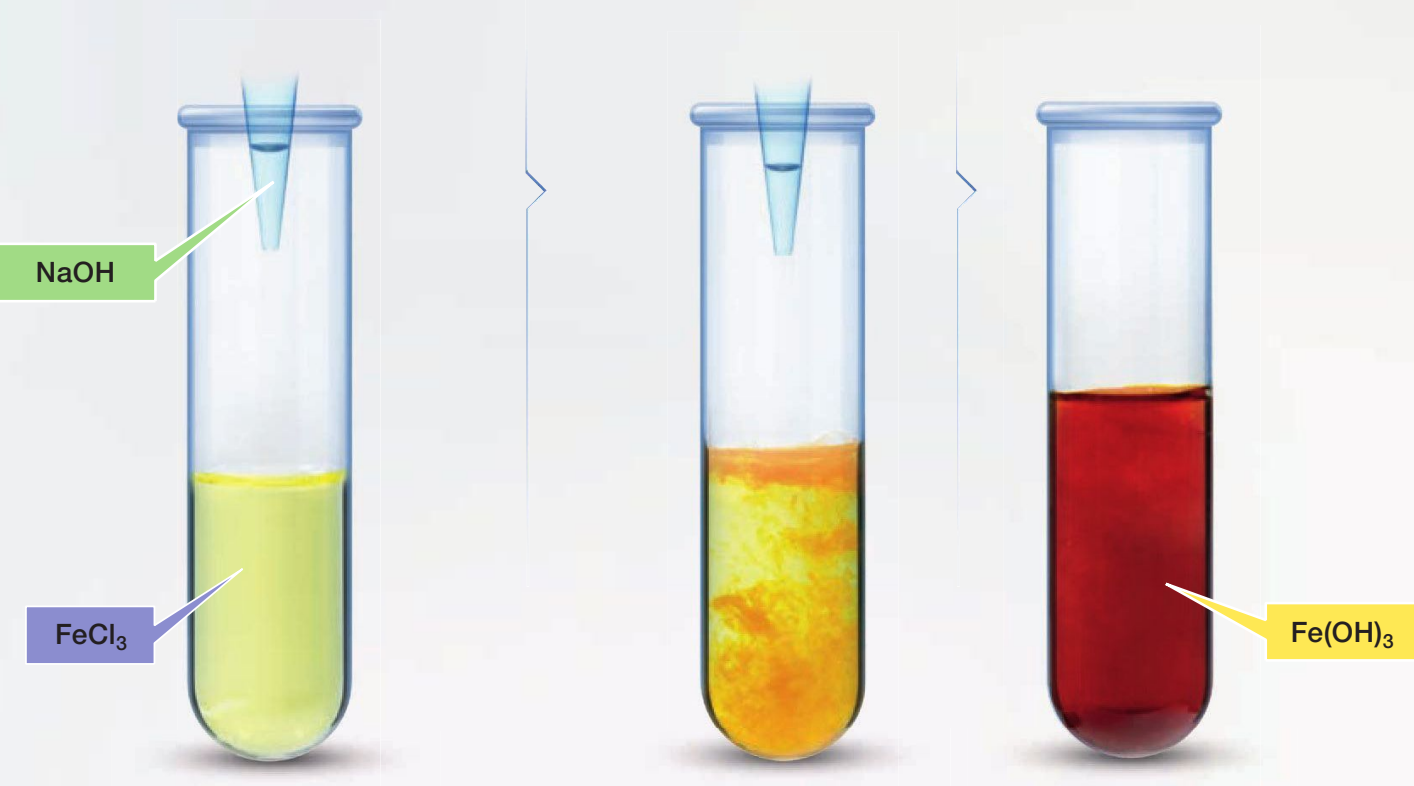
 substancja średnio rozpuszczalna (0,1–2 g/100 g H₂O)
- T

 substancja trudno rozpuszczalna (< 0,1 g/100 g H₂O)
- d

 związek ulega rozkładowi w wodzie

Reakcja soli dobrze rozpuszczalnej w wodzie i wodorotlenku

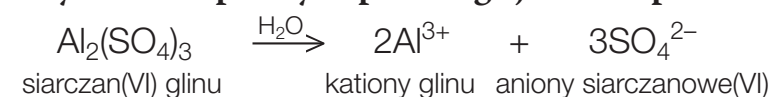
Substraty tej reakcji chemicznej muszą być dobrze rozpuszczalne w wodzie, a jeden z produktów – trudno (lub średnio) rozpuszczalny w wodzie.



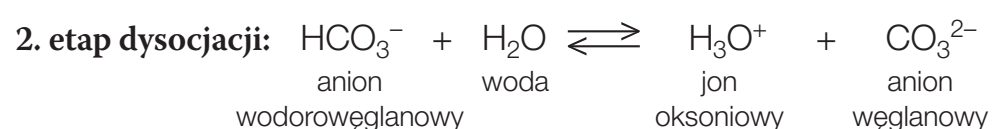
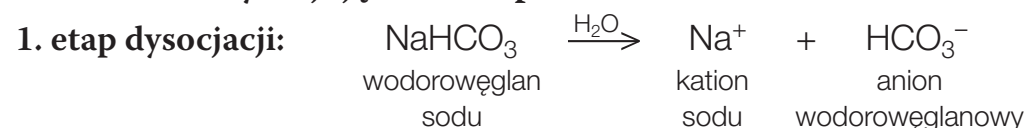
Właściwości chemiczne soli

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 sól się rozpuszcza, tym mniejsze jest stężenie jej jonów w roztworze nad osadem.

Dysocjacja elektrolityczna soli prostych przebiega jednostopniowo:



Wodorosole dysocjują wielostopniowo:



Właściwości chemiczne kwasów
→ patrz s. 203

Mocniejsze kwasy wypierają słabsze kwasy z roztworów ich soli.



Doświadczenie 14.



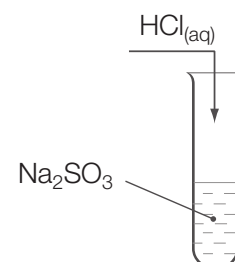
HCl

Działanie kwasu chlorowodorowego na siarczan(IV) sodu

Odczynniki: roztwór siarczanu(IV) sodu, kwas chlorowodorowy.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, wkraplacz.

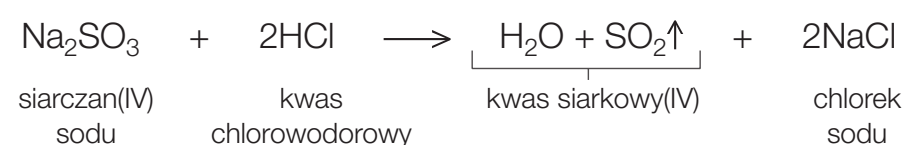
Instrukcja: Do probówki zawierającej roztwór siarczanu(IV) sodu wkraplaj kwas chlorowodorowy. Sprawdź zapach produktu reakcji chemicznej (schemat).



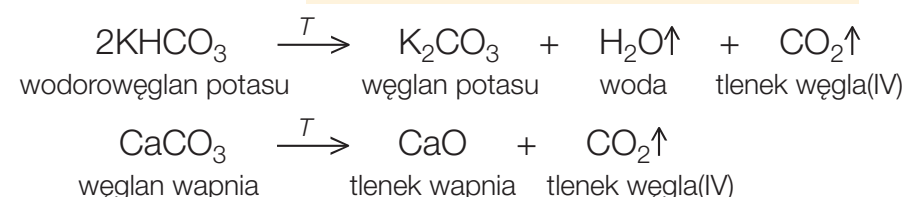
Obserwacje: Wyczuwa się charakterystyczny zapach.

Wniosek: Kwas chlorowodorowy wypiera kwas siarkowy(IV) z roztworu jego soli. Mocniejszy kwas (HCl) wypiera słabszy kwas (H₂O + SO₂↑) z jego soli.

Zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:



Niektóre sole, np. węglany, ulegają reakcji rozkładu termicznego, np.:



Właściwości hydratów

Doświadczenie 15.



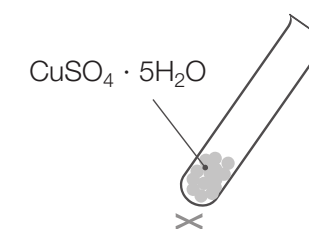
CuSO₄ · 5H₂O

Ogrzewanie siarczanu(VI) miedzi(II)–woda(1/5)

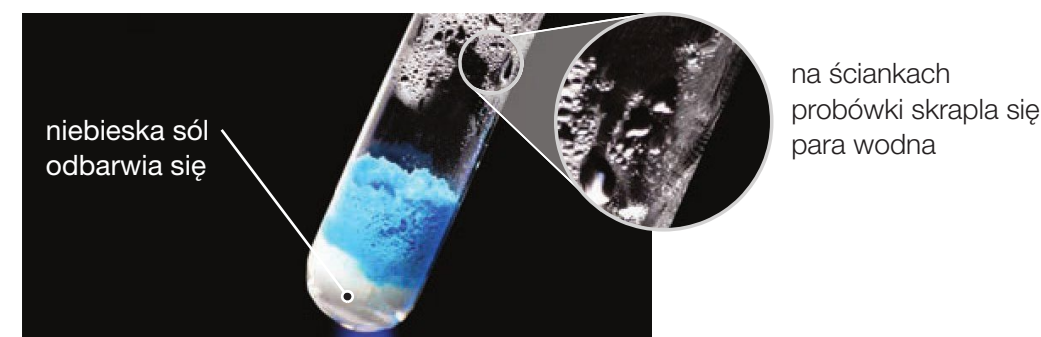
Odczynniki: siarczan(VI) miedzi(II)–woda(1/5).

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).



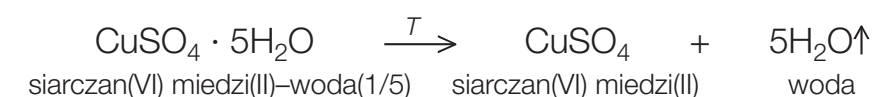
Obserwacje: Niebieska krystaliczna sól odbarwia się w czasie ogrzewania. Na ściankach probówki pojawiają się krople cieczy (fot. 55.).



Fot. 55. Ogrzewanie siarczanu(VI) miedzi(II)–woda(1/5).

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.

Zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:



Barwa niektórych **hydratów** może zmieniać się w zależności od stopnia ich uwodnienia. Przykładem takiego związku chemicznego jest higroskopijny chlorek kobaltu(II) CoCl₂, którego sole uwodnione stosuje się jako wskaźniki wilgotności powietrza. Bezwodna sól ma granatową barwę w powietrzu suchym (fot. 56.), fioletową – przy bardzo małej wilgotności (pochłaniania parę wodną z powietrza), a czerwoną – przy większej wilgotności (fot. 56.).



Fot. 56. Barwy chlorku kobaltu(II) w zależności od stopnia uwodnienia.

Rozpuszczalność soli w wodzie

Ze względu na rozpuszczalność w wodzie sole można podzielić na:

- dobrze rozpuszczalne, m.in. sole pierwiastków 1. grupy układu okresowego, np. NaCl i KCl, które tworzą bezbarwne roztwory,
- średnio rozpuszczalne, np. CaSO₄,
- trudno rozpuszczalne, np. PbS, Ag₃PO₄, Mn₃(PO₄)₂, które strącają się w postaci osadów.

- R

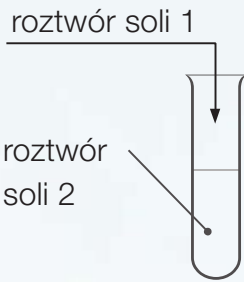
substancja dobrze rozpuszczalna
(> 2 g/100 g H₂O)
- S

substancja średnio rozpuszczalna
(0,1–2 g/100 g H₂O)
- T

substancja trudno rozpuszczalna
(< 0,1 g/100 g H₂O)

Barwy osadów wybranych soli trudno rozpuszczalnych w wodzie

Sole trudno rozpuszczalne w wodzie można otrzymać m.in. w reakcji dwóch wodnych roztworów soli, z których jeden zawiera kation, a drugi anion soli trudno rozpuszczalnej.



substraty:
AgNO₃ + MgCl₂

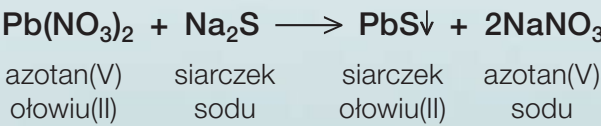
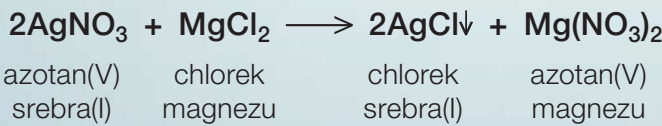
biały osad

AgCl
chlorek srebra(I)

substraty:
Pb(NO₃)₂ + Na₂S

czarny osad

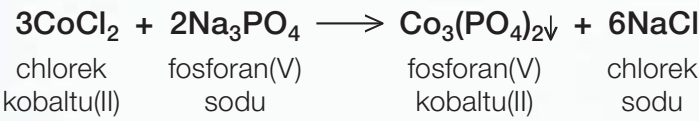
PbS
siarczek ołowiu(II)



substraty:
CoCl₂ + Na₃PO₄

fioletowy osad

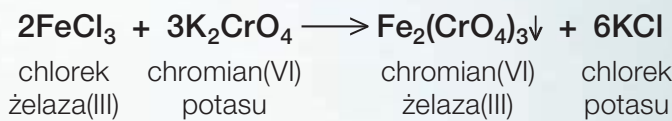
Co₃(PO₄)₂
fosforan(V) kobaltu(II)



substraty:
FeCl₃ + K₂CrO₄

żółty osad

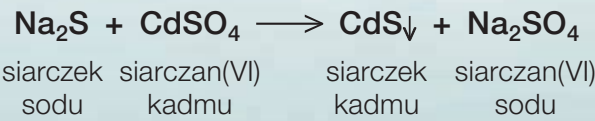
Fe₂(CrO₄)₃
chromian(VI) żelaza(III)



substraty:
Na₂S + CdSO₄

żółty osad

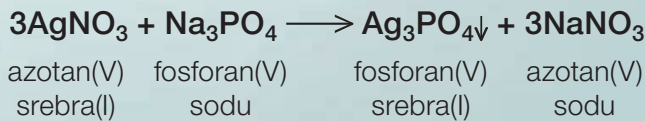
CdS
siarczek kadmu



substraty:
AgNO₃ + Na₃PO₄

żółty osad

Ag₃PO₄
fosforan(V) srebra(I)



Zastosowania soli

Sole są bardzo rozpowszechnione w środowisku przyrodniczym – skorupa ziemską składa się głównie z soli i tlenków.



kryminalistyka



medycyna



przemysł spożywczy



rolnictwo



fotografia



■ Kryminalistyka

AgNO_3 używa się do ujawniania śladów linii papilarnych, ponieważ jest substancją światłoczułą.

■ Medycyna

0,9-procentowy wodny roztwór NaCl to tzw. sól fizjologiczna. AgNO_3 ze względu na właściwości bakteriobójcze stosuje się jako środek odkażający, np. w kroplach do oczu.

■ Rolnictwo

Saletra amonowa NH_4NO_3 i superfosfat podwójny $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ są wykorzystywane jako nawozy sztuczne, ponieważ zawierają składniki przyswajalne przez rośliny, m.in. azot i fosfor. Natomiast CaCO_3 jest związkiem naturalnie występującym w środowisku przyrodniczym i stosowanym jako nawóz naturalny.



■ Przemysł spożywczy

NaCl ze względu na słony smak stosowany jest do przyprawiania potraw, a KNO_3 jako środek konserwujący produkty żywnościowe.

■ Fotografia

AgCl , AgBr , AgI są substancjami światłoczułymi – ciemnieją pod wpływem światła. Właściwość tę wykorzystano w procesach fotograficznych.



Składnikami emulsji fotograficznych są wybrane sole srebra.

■ 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**.

■ Skały wapienne

Podstawowym składnikiem skał wapiennych (wapieni, kredy, marmuru) i minerałów (kalcytu) (fot. 57.) jest węglan wapnia CaCO_3 .



Fot. 57. Kalcyt – minerał budujący skały wapienne.

Doświadczenie 16.



HCl , $\text{Ca}(\text{OH})_2$



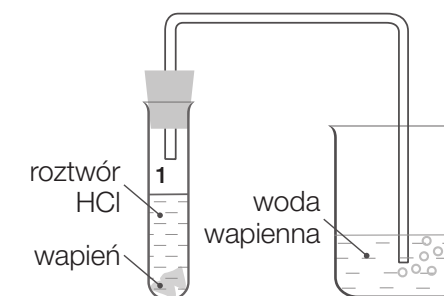
$\text{Ca}(\text{OH})_2$

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 skorupki jaj wydziela się bezbarwny gaz (fot. 58.). W pozostałych probówkach (fot. 58.) nie widać zmian. Woda wapienna zmętniała tylko podczas badania próbek wapienia, kredy i skorupki jaj.

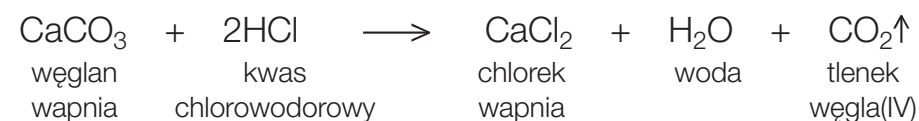


Fot. 58. Wykrywanie węglanu wapnia.

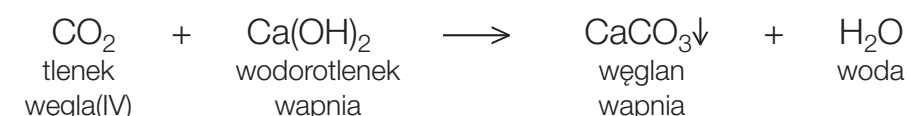
ciąg dalszy doświadczenia na s. 222

początek doświadczenia na s. 221

Wniosek: Wydzielający się gaz to tlenek węgla(IV). Reakcja chemiczna przebiega zgodnie z równaniem:



Podczas **mętnienia wody wapiennej** zachodzi reakcja chemiczna, którą można przedstawić równaniem:



Woda wapienna
→ patrz s. 179

Skały wapienne pod wpływem ogrzewania w bardzo wysokiej temperaturze ulegają rozkładowi.

Doświadczenie 17.

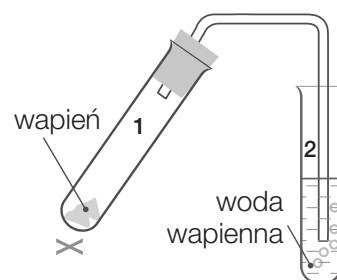


Termiczny rozkład wapieni

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. 59.) wydzielił się bezbarwny gaz, który powoduje mętnienie wody wapiennej. Na dnie probówki 1. powstaje biały proszek.



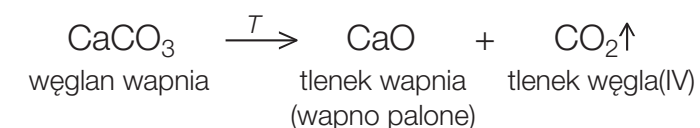
Fot. 59. Termiczny rozkład wapieni.

pod wpływem powstającego gazu
woda wapienna mętnieje

ciąg dalszy doświadczenia na s. 223

początek doświadczenia na s. 222

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:



Tlenek wapnia CaO reaguje z wodą. Reakcję tę nazywamy **gaszeniem wapna palonego** (fot. 60.), a nazwa potoczna powstającego w jej wyniku Ca(OH)_2 to **wapno gaszone**.

Doświadczenie 18.

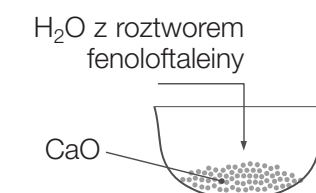


Gaszenie wapna palonego

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).



Otrzymywanie wodorotlenku
wapnia
→ patrz s. 179

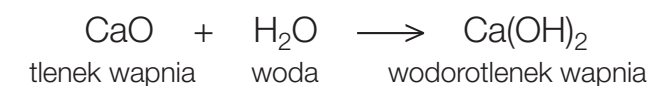
Obserwacje: Parownica silnie się nagrzewa, a jej zawartość barwi się na różowoczerwono (malinowo).



Fot. 60. Gaszenie wapna palonego.

Wniosek: Produktem reakcji wody z tlenkiem wapnia jest wodorotlenek. Podczas reakcji chemicznej wydzielą się duża ilość ciepła, jest to więc **reakcja egzotermiczna**.

Jej przebieg przedstawia następujące równanie:

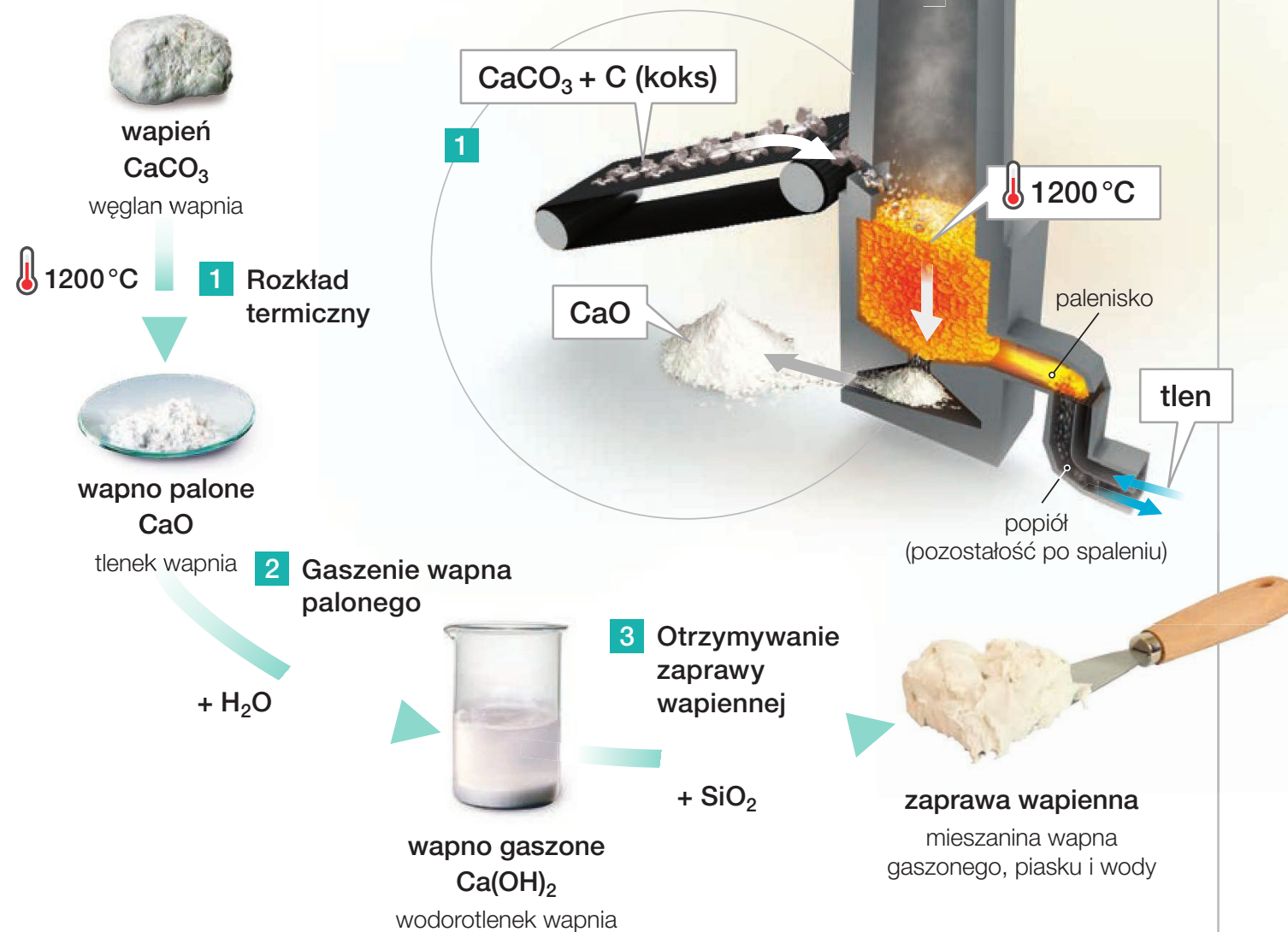




Krok po kroku

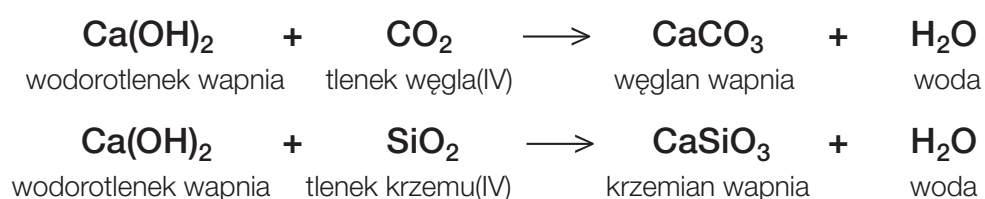
Przeróbka wapieni

Na skalę przemysłową proces rozkładu wapieni przeprowadza się w piecach zwanych wapiennikami. Wapiennik wypełnia się rozdrobnioną skalą wapienną oraz koksem. Ciepło, uzyskane podczas spalania koksu, umożliwia utrzymanie wewnątrz pieca temperatury do 1200 °C, w której następuje termiczny rozkład wapieni.



Twardnienie zaprawy wapiennej

Zaprawa wapienna twardnieje na skutek reakcji Ca(OH)_2 z CO_2 zawartym w powietrzu. Powstający w ten sposób węglan wapnia nadaje spoiwu i tynkom twardość, a krzemian wapnia powstający w reakcji Ca(OH)_2 z SiO_2 – strukturę.



Zastosowania skał wapiennych

Do skał wapiennych zalicza się wapień, kredę i marmur. Mają one wiele zastosowań, głównie w budownictwie, przemyśle chemicznym i dekoratorstwie.



budownictwo



przemysł kosmetyczny



rolnictwo



przemysł chemiczny

■ Kreda

Ze względu na niewielką twardość skały tej używa się do wyrobu kredy szkolnej. Jest także dodawana do białych farb i past do zębów.



■ 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 w Jurze Krakowsko-Częstochowskiej jest zbudowany z wapienia.



Marmur

Barwa: biała, szara, różowa lub zielonkawa

Twardość: duża

Skład chemiczny: głównie kalcyt

Inne: budowa krystaliczna



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, beżowa lub szara

Twardość: niewielka

Skład chemiczny: głównie CaCO_3 , skorupy organizmów morskich

Inne: skała drobnoziarnista



stalaktyty zwisają z góry



Fot. 61. Stalagmity i stalaktyty.



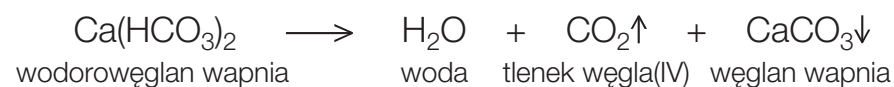
stalagmity narastają od dna

Zjawiska krasowe

Skały wapienne, zawierające węglan wapnia, są nieodporne na działanie czynników atmosferycznych: tlenu węgla(IV), wody, kwaśnych opadów oraz innych zanieczyszczeń powietrza. Jeśli dłuższy czas działają na nie CO_2 i H_2O , powstaje **wodorowęglan wapnia**:



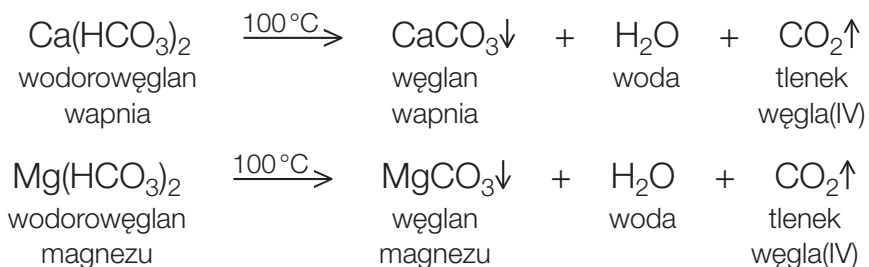
W przeciwieństwie do węglanu wapnia CaCO_3 wodorowęglan wapnia $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ **rozpuszcza się w wodzie**. Dlatego skały wapienne są wypływane. Jest to tzw. zjawisko krasowe, w efekcie którego powstają jaskinie, nazywane jaskiniami krasowymi [od chorwackiego słowa *krš* – kamień, skała]. Wodorowęglan wapnia powoli ulega rozkładowi, w którego wyniku ponownie strąca się nierozpuszczalny w wodzie **węglan wapnia**:



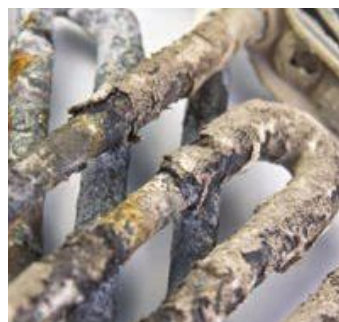
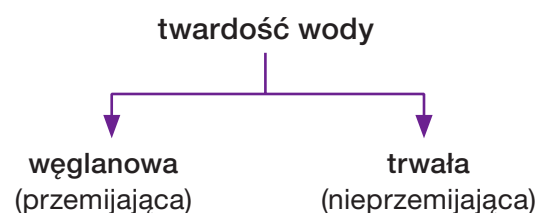
W ten sposób powstają nacieki z węglanu wapnia (fot. 61.), nazywane **stalagmitami** (na dnie jaskini) i **stalaktytami** (o kształcie stożka zwisającego ze stropu jaskini).

Twardość wody

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. 62.).

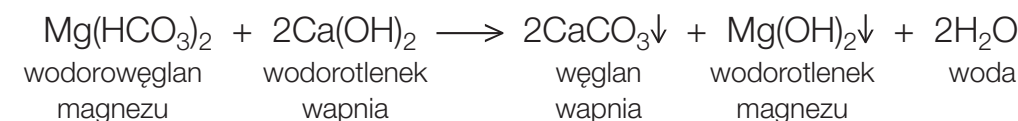
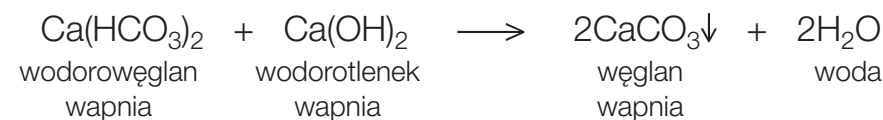


Wodorowęglany podczas gotowania twardej wody zostają usunięte, dlatego ten rodzaj twardości wody jest nazywany **twardością węglanową** (przemijającą). W twardej wodzie znajdują się też jony metali, które pochodzą od innych soli, np. chlorków czy siarczanych(VI). Jony te nie strącają się podczas gotowania wody i powodują tzw. **twardość trwałą** (nieprzemijającą).

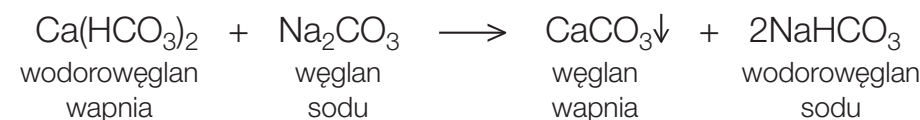
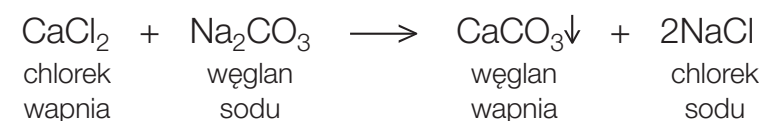


Fot. 62. Kamień kotłowy na grzałce.

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 z nad osadu. W przemyśle natomiast stosuje się **metodę wapienną**, polegającą na zmieszaniu twardej wody z odpowiednią ilością wodorotlenku wapnia $\text{Ca}(\text{OH})_2$:



Jony wapnia można usunąć z twardej wody, stosując np. węglan sodu Na_2CO_3 :



Skały gipsowe

Składnikiem skał gipsowych (anhydrytu i gipsu) jest siarczan(VI) wapnia CaSO_4 (tabela 26.). Gips jest hydratami, czyli solą, w której poza kationami metalu i anionami reszty kwasowej są trwale przyłączone cząsteczki wody, tzw. woda krystalizacyjna:

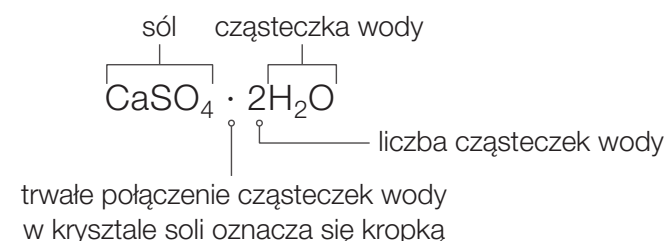
Nazewnictwo hydratów
→ patrz s. 210

Tabela 26. Wzory i nazwy związków chemicznych zawierających siarczan(VI) wapnia.

Wzór sumaryczny	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa	Nazwa minerału (mineralogiczna)
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	siarczan(VI) wapnia–woda(1/2)	gips	gips
$2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$	siarczan(VI) wapnia–woda(2/1)	gips palony	–
CaSO_4	siarczan(VI) wapnia	gips bezwodny	anhydryt



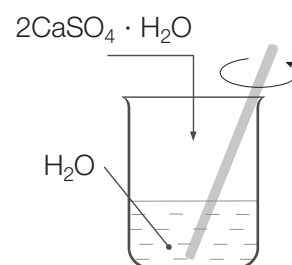
Doświadczenie 19.

Sporządzanie zaprawy gipsowej i badanie jej twardnienia

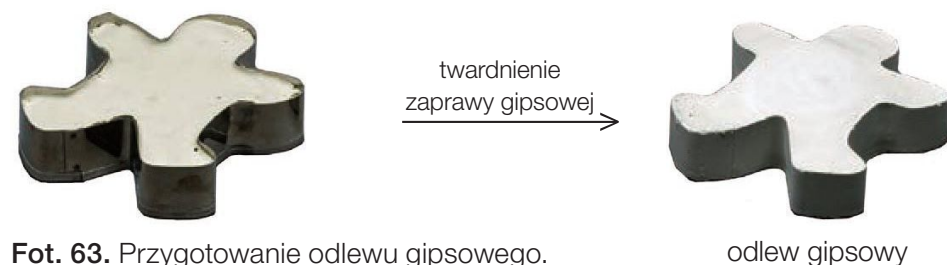
Odczynniki: gips palony, woda destylowana.

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.

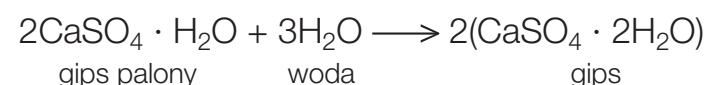


Obserwacje: Masa szybko twardnieje (fot. 63.).



Fot. 63. Przygotowanie odlewu gipsowego.

Wniosek: Proces twardnienia zaprawy gipsowej polega na wiązaniu wody przez gips palony. Zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:



Reakcja chemiczna, która zachodzi podczas twardnienia zaprawy gipsowej, jest reakcją odwrotną do reakcji prażenia gipsu.

Wody mineralne

Wody mineralne (fot. 64.) to takie, w których ilość składników mineralnych wynosi powyżej $500 \frac{\text{mg}}{\text{dm}^3}$. Najczęściej zawierają jony: Ca^{2+} , Mg^{2+} , K^+ , Na^+ , Cl^- , SO_4^{2-} i HCO_3^- , a także rozpuszczone gazy, jak CO_2 i H_2S .

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.

Kationy wapnia Ca^{2+} wraz z resztą fosforanową(V) PO_4^{3-} są budulcem kości i zębów, uczestniczą w kontrolowaniu funkcji układu nerwowego i pracy serca. Sole wapnia rozpuszczają się w soku żołądkowym, skutecznie przeciwdziałając nadkwasocie żołądka.

Zawartość składników mineralnych w 1 litrze wody:	
Kationy	(mg/l)
wapniowy Ca^{2+}	102,20
magnezowy Mg^{2+}	19,44
sodowy Na^+	7,30
potasowy K^+	1,30
Aniony	(mg/l)
wodorowęglanowy HCO_3^-	299,00
siarczanowy SO_4^{2-}	89,00
chlorowy Cl^-	12,40
fluorkowy F^-	0,06
Ogólna zawartość rozpuszczonych składników mineralnych 542,53 mg/l	

Fot. 64. Skład wody mineralnej można sprawdzić na etykiecie.

Krok po kroku

Przeróbka gipsu

W wyniku wypalania skały gipsowej, której głównym składnikiem jest gips – minerał o wzorze $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – 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

Zaprawę gipsową otrzymuje się przez zmieszanie gipsu palonego z wodą.

zaprawa gipsowa
mieszanka gipsu palonego i wody

Zapraw gipsowych używa się jako gładzi i tynków – do szpachlowania oraz wygładzania ścian. Stosowane są także do wykonywania elementów dekoracyjnych wewnątrz budynków.

Ważne w temacie Sole

1. Ustaliam wzory sumaryczne i nazwy systematyczne soli

Soli prostych

Pierwszy człon nazwy 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.

NaCl Al₂(SO₃)₃
chlorek sodu siarczan(IV) glinu

Soli podwójnych

Nazwy składają się z trzech wyrazów, które pochodzą od nazw tworzących je jonów. Podaje się je w porządku alfabetycznym – najpierw nazwy anionów, a następnie kationów. Jeśli takich samych jonów są dwa lub więcej, przed ich nazwą dodaje się przedrostki liczebnikowe (di-, tri-, tetra- itd.), np.

AlBrCl₂ LiNaSO₄
bromek dichlorek siarczan(VI) litu sodu
glinu

Hydratów

Do nazwy soli bezwodnej dodaje się po myślniku słowo *woda*, a w nawiasie zapisuje się stosunek soli do liczby cząsteczek wody, np.

CuCl₂ · 2H₂O
chlorek miedzi(II)–woda(1/2)

Hydroksosoli

W nazwach hydroksosoli między nazwą kationu i anionu znajduje się słowo *wodorotlenek*.

W zależności od liczby jonów OH⁻ do nazwy hydroksosoli dodaje się przedrostki liczebnikowe (di-, tri- itd.), np.

MgCl(OH)
chlorek wodorotlenek magnezu

Wodorosoli

Nazwy 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 (di-, tri- itd.), np.

Na₂HPO₄
wodorofosforan(V) sodu

2. Zapisuję równania reakcji otrzymywania soli

- wodorotlenek + kwas → sól + woda
 $\text{NaOH} + \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
- metal aktywny + kwas → sól + wodór↑
 $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$
- tlenek metalu + kwas → sól + woda
 $\text{MgO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- tlenek kwasowy + zasada → sól kwasu tlenowego + woda
 $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- tlenek zasadowy + tlenek kwasowy → sól kwasu tlenowego
 $\text{Na}_2\text{O} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$
- metal + niemetal → sól kwasu beztlenowego
 $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$
- sól 1 + sól 2 → sól 3↓ + sól 4
 $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{S} \rightarrow \text{FeS}\downarrow + 2\text{KNO}_3$
- sól 1 + wodorotlenek 1 → sól 2 + wodorotlenek 2
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{BaSO}_3\downarrow + 2\text{NaOH}$
- sól 1 + kwas 1 → sól 2 + kwas 2
 $3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow + 6\text{HNO}_3$

Sole

3. Dokonuję podziału soli

Ze względu na:

► rodzaj anionu

sole
 obojętne, wodorosole, hydroksosole,
 np. Na₂S np. KHCO₃ np. FeBr(OH)₂

► budowę

sole
 proste, podwójne, hydraty,
 np. Na₂SO₃ np. AlNa(SO₄)₂ np. CuCl₂ · 2H₂O

4. Wymieniam właściwości soli

- substancje krystaliczne
- mają wysokie temperatury topnienia
- wykazują różną rozpuszczalność w wodzie
- ich roztwory wodne lub sole stopione są elektrolitami
- zawierają wiązanie jonowe między kationami metalu a anionami reszty kwasowej

1. Wymieniam rodzaje skał wapiennych

- wapień** (głównie CaCO₃ i MgCO₃, ewentualnie także związki żelaza, glina, piasek oraz węgiel)
- kreda** (skorupy organizmów morskich składających się głównie z CaCO₃)
- marmur** (głównie kalcyt CaCO₃ (minerał), czasem też zanieczyszczenia, np. krzemionka (główny składnik piasku))

3. Wymieniam przykładowe zastosowania skał wapiennych

Wapień:

- materiał budowlany
- spoiwo budowlane
- materiał do produkcji szkła
- nawóz obniżający kwasowość gleby

Kreda:

- wyrób kredy szkolnej
- dodatek do białych farb i past do zębów

Marmur:

- materiał wykończeniowy
- materiał dekoracyjny
- materiał rzeźbiarski

2. Opisuję właściwości skał wapiennych

Wapień:

- barwa biała lub beżowa
- twardszy niż kreda

Kreda:

- barwa biała lub szara
- niewielka twardość
- skała drobnoziarnista

Marmur:

- barwa biała, szara, różowa lub zielonkawa
- duża twardość
- budowa krystaliczna

Skały

4. Opisuję mechanizm zjawiska krasowego

- Długotrwałe działanie CO₂ i H₂O na skały wapienne powoduje powstawanie rozpuszczalnego w wodzie wodorowęglanu wapnia
 $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
- Rozkład wodorowęglanu wapnia jest przyczyną powstawania węglanu wapnia
 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CaCO}_3\downarrow$

7. Podaję nazwy mineralogiczne skał gipsowych

CaSO₄ – anhydryt
CaSO₄ · 2H₂O – gips

8. Wymieniam przykładowe zastosowania skał gipsowych

- przygotowywanie zapraw gipsowych
- wygładzanie i szpachlowanie ścian (gładzie, tynki)
- produkcja posadzek
- odlewy w stomatologii
- wykorzystywane jako bandaże gipsowe na złamane kończyny

9. Wyjaśniam proces twardnienia zaprawy gipsowej

Zmieszanie gipsu palonego i wody
 $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2(\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O})$

5. Opisuję mechanizm usuwania twardości przemijającej wody

W warunkach domowych – zagotowanie wody i zlanie jej z nad osadu.

W przemyśle:

- stosowanie metody wapiennej
 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
 $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 + 2\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow 2\text{CaCO}_3\downarrow + \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
- stosowanie węglanu sodu
 $\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaCl}$
 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaHCO}_3$

6. Podaję wzory i nazwy systematyczne hydratów i soli bezwodnych

CaSO₄ – siarczan(VI) wapnia
CaSO₄ · 2H₂O – siarczan(VI) wapnia–woda(1/2)
2CaSO₄ · H₂O – siarczan(VI) wapnia–woda(2/1)

10. Wyjaśniam zachowanie hydratów podczas ogrzewania

Niektóre hydraty są nietrwałe. Podczas ogrzewania tracą wodę i przechodzą w sole bezwodne, które bardzo często różnią się od hydratów barwą. Jest to proces odwracalny – bezwodna sól może ponownie przyłączyć wodę.

Sole – związki chemiczne zbudowane z kationów metali lub kationu amonu NH₄⁺ oraz anionów reszt kwasowych.

Zadania do tematu



1. Podaj nazwy soli przedstawionych za pomocą wzorów sumarycznych.

NH_4NO_3 , $\text{AlSO}_4(\text{OH})$, $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, NaHSO_3 , NaNO_2 , $\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, NaH_2PO_4 , Li_2S , NH_4HCO_3 , $\text{AlNO}_3(\text{OH})_2$, K_3PO_4 , $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, Na_2HPO_4 , $\text{CuF}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$

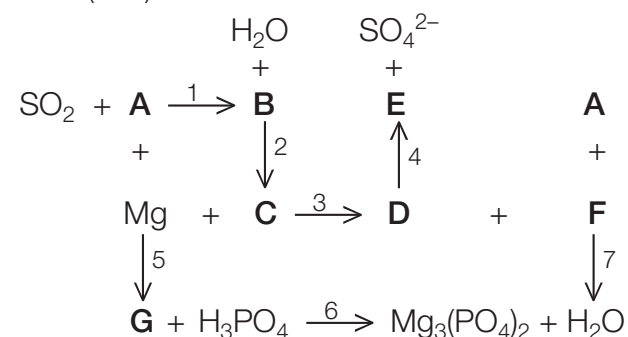
2. Napisz wzory soli o podanych nazwach.

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.

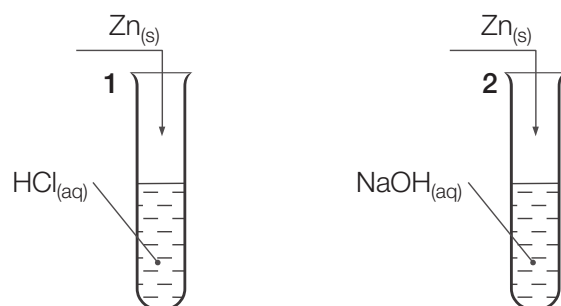
azotan(V) manganu(II), chlorek baru, chloran(VII) miedzi(II), azotan(V) glinu, chlorek chromu(III), siarczan(VI) potasu, siarczki sodu, bromek wapnia, węglan amonu

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, gipsie palonym i gipsie bezwodnym. Odpowiedź uzasadnij, wykonując odpowiednie obliczenia.

6. W dwóch nieoznakowanych probówkach znajdowały się kwas chlorowodorowy oraz roztwór wodorotlenku sodu o takich samych stężeniach. Aby rozróżnić te roztwory, przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie.



Po przeprowadzeniu doświadczenia stwierdzono, że reakcje chemiczne zachodzą w obu probówkach, a towarzyszące im obserwacje są takie same jak w przypadku, gdyby zamiast cynku zastosowano glin.

a) Napisz, jakie obserwacje towarzyszyły reakcjom chemicznym zachodzącym w probówkach 1. i 2.

b) Napisz w formie jonowej skróconej równania reakcji chemicznych zachodzących w obu probówkach. Przyjmij, że liczba koordynacyjna cynku wynosi 4.

21

Azotki i węgliki

Ważne w tym temacie:

- budowa azotków
- budowa węglików



Fot. 65. Węglík wapnia (karbid).

Oprócz poznanych związków chemicznych (tlenków, wodorków, wodorotlenków, kwasów, soli) do związków nieorganicznych zalicza się także azotki i węgliki (fot. 65.).

■ Azotki

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). Azotki to związki chemiczne, które mają bardzo wysokie temperatury topnienia, są bardzo twarde, są bierne chemicznie, dobrze przewodzą prąd elektryczny.

Azotki – związki chemiczne azotu z metalami i niektórymi niemetalami.

■ Węgliki

Węgliki to związki chemiczne węgla z pierwiastkami o elektroujemności mniejszej niż elektroujemność węgla. Wyróżnia się węgliki niemetalu i węgliki metali. Węgliki niemetalu są bardzo twardymi substancjami o **budowie kowalencyjnej**. Należą do nich m.in.: węglík krzemu(IV) SiC (fot. 66.) i węglík boru B_4C . Węgliki metali znajdujących się w grupach 1., 2. i 13. układu okresowego pierwiastków chemicznych mają **budowę jonową**, np.: węglík wapnia CaC_2 , węglík glinu Al_4C_3 . Bardzo odporne chemicznie, termicznie i mechanicznie są węgliki metali bloku konfiguracyjnego *d*. Występują w nich **wiązania metaliczne**. Węgliki, takie jak węglík tytanu TiC , węglík wanadu VC i węglík wolframu WC , są używane jako materiały ściernie i elementy skrawające.

Węgliki – związki chemiczne węgla z pierwiastkami chemicznymi o elektroujemności mniejszej niż elektroujemność węgla.



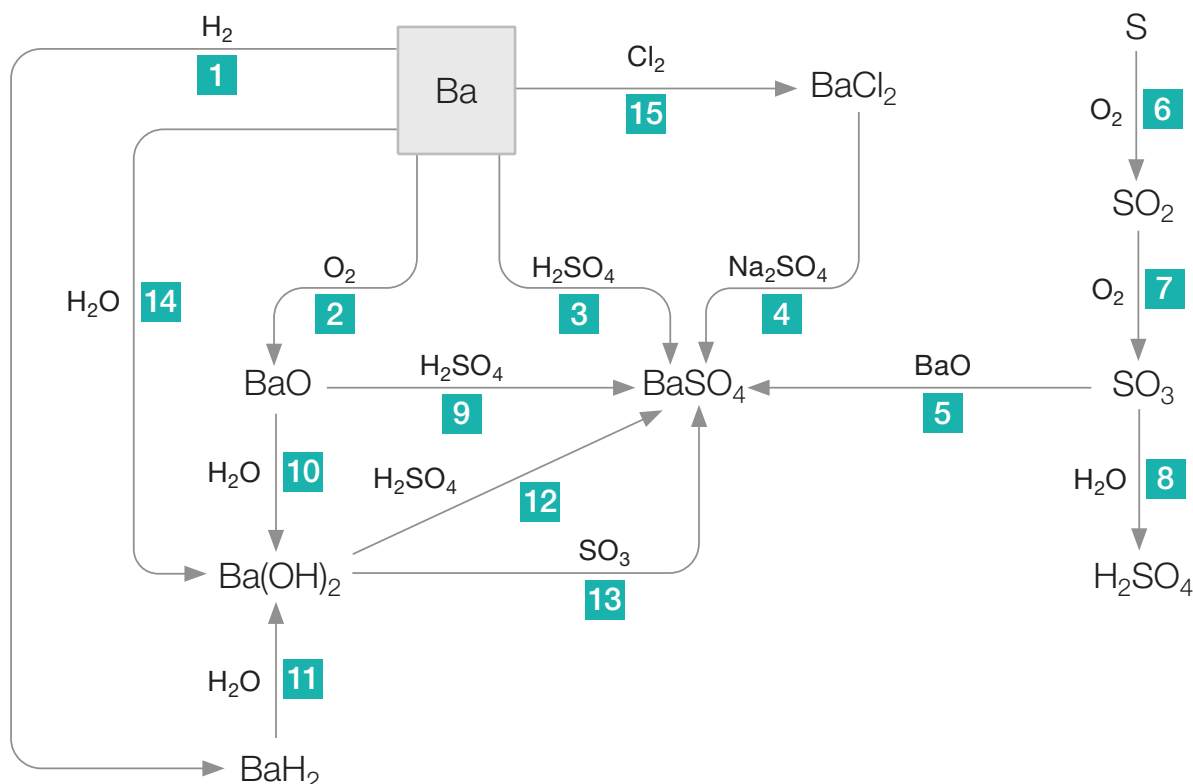
Fot. 66. Węglík krzemu.

Ważne w temacie **Azotki i węgliki**

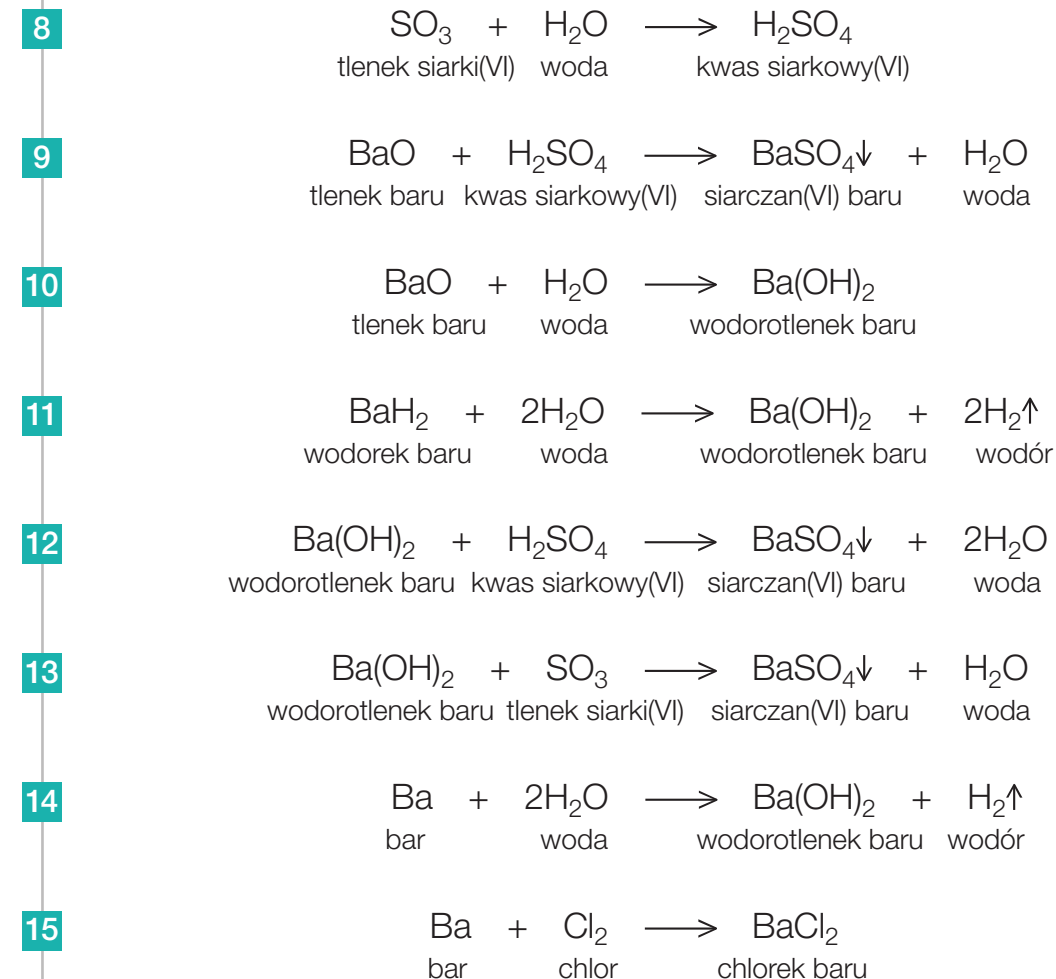
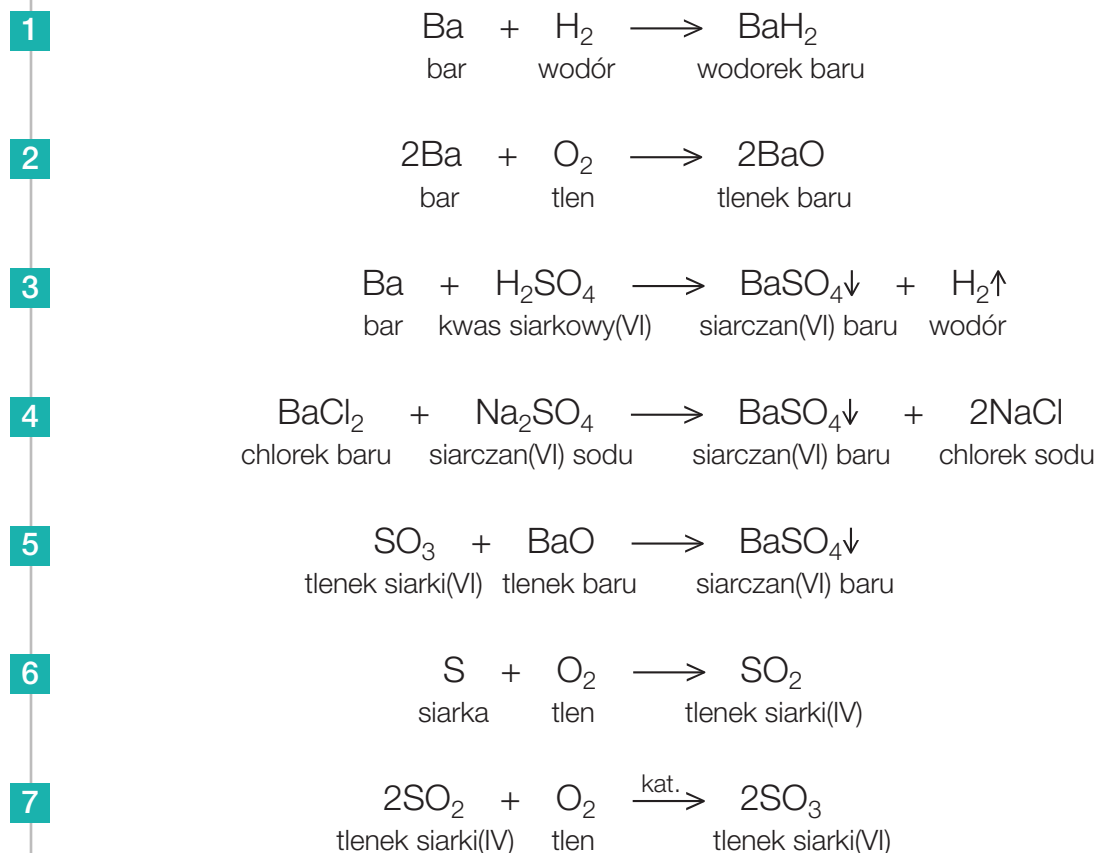
Azotki – związki chemiczne azotu z metalami i niektórymi niemetalami.

Węgliki – związki chemiczne węgla z pierwiastkami o elektroujemności mniejszej niż elektroujemność węgla.

Ciągi przemian chemicznych – związki nieorganiczne



Równania reakcji chemicznych:



Zadania do tematu



1. Przeanalizuj ciągi przemian chemicznych i wykonaj polecenia (a–f).

- Podaj numer reakcji chemicznej, która jest reakcją zobojętniania. Napisz równanie tej reakcji chemicznej, stosując zapisy jonowy i jonowy skrócony.
- Podaj numery reakcji chemicznych, które są reakcjami syntezy.
- Podaj numer reakcji chemicznej, w wyniku której z tlenku kwasowego i tlenku zasadowego powstaje sól.
- Podaj numery reakcji, które świadczą o tym, że bar jest metalem bardziej aktywnym chemicznie od wodoru.
- Napisz równanie reakcji chemicznej oznaczonej numerem 4, stosując zapisy jonowy i jonowy skrócony.
- 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.

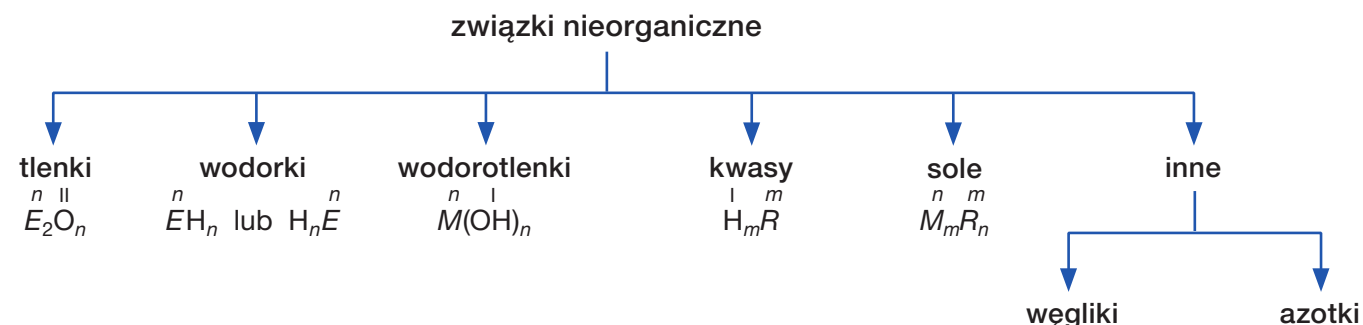
3. W wyniku reakcji węgla wapnia CaC_2 z wodą powstaje ważny gaz przemysłowy – acetylen (etyń) C_2H_2 , a odczyn roztworu zmienia się na zasadowy. Napisz równanie tej reakcji chemicznej.

4. Podaj liczbę wiązań typu σ i typu π w anionie węgla wapnia $[\text{C}\equiv\text{C}]^{2-}$.

Podsumowanie

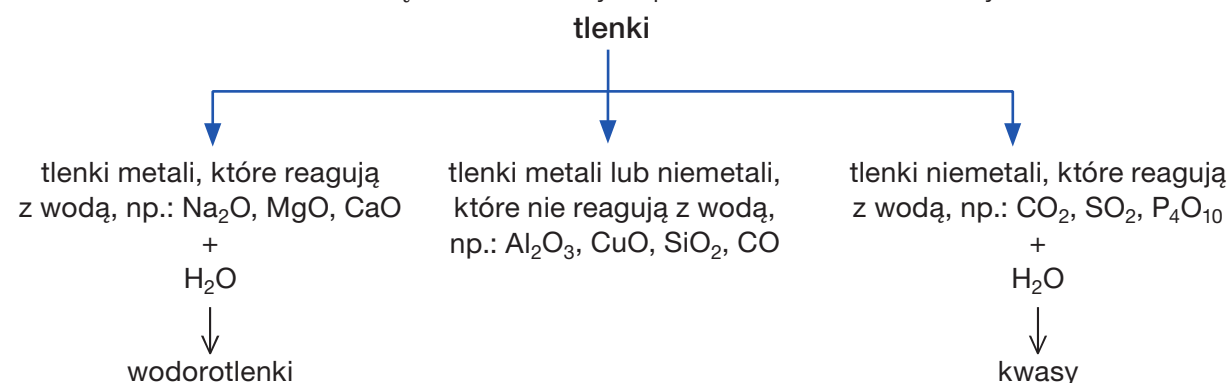
Podział związków nieorganicznych

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 niemetalu i niektórych metali bloku d, np.: SO ₂ CO ₂ CrO ₃ Mn ₂ O ₇	tlenki metali, np.: MgO CaO K ₂ O Na ₂ O CrO MnO	tlenki metali, np.: Al ₂ O ₃ Cr ₂ O ₃ ZnO MnO ₂ CuO	tlenki niemetalu i metali, np.: CO NO N ₂ O GeO

Ze względu na stan skupienia (w temp. 20 °C) tlenki można także podzielić na:

- ▶ substancje stałe, np. MgO, SiO₂,
- ▶ ciecze, np. H₂O, N₂O₄,
- ▶ gazy, np. SO₂, CO.

Szkło to substancja bezpostaciowa składająca się głównie z krzemionki SiO₂.

Wodorki

Wodorki to związki chemiczne **wodoru z metalami lub niemetalami**. Wodorki litowców i berylówców mają charakter zasadowy, a wodorki pozostałych pierwiastków chemicznych grup 1.–2. i 13.–18. mają charakter obojętny lub kwasowy.

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 Cu(OH) ₂

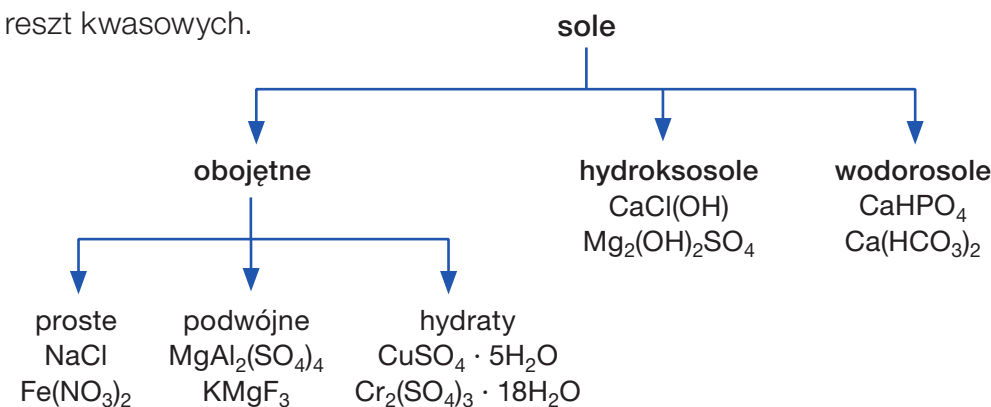
Kwasy

Kwasy (według Arrheniusa) to substancje, których cząsteczki w wodnych roztworach dysocjują na kationy H⁺ i aniony reszty kwasowej. Kwasy można podzielić ze względu na:

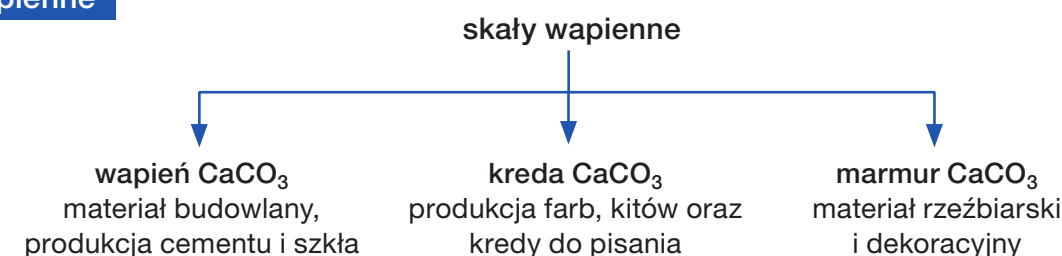
- ▶ skład reszty kwasowej:
 - **beztlenowe**, np. HCl, HF,
 - **tlenowe** (oksokwasy), np. HClO, HClO₄,
- ▶ liczbę atomów wodoru:
 - **jednoprotonowe**, np. HBr, HI,
 - **wieloprotonowe**, np. H₃PO₄, H₂SiO₃,
- ▶ stopień dysocjacji:
 - **mocne**, np. H₂SO₄, HNO₃,
 - **słabe**, np. H₂S, HNO₂,
- ▶ właściwości utleniające:
 - **utleniające**, np. H₂SO₄(stęż.), HNO₃,
 - **nieutleniające**, np. HCl, HBr,
- ▶ trwałość:
 - **trwałe**, np. H₃PO₄, H₂SO₄,
 - **nietrwałe**, np. H₂SO₃.

Sole

Sole (według Arrheniusa) to związki chemiczne zbudowane z kationów metali lub kationu amonu NH₄⁺ oraz anionów reszt kwasowych.



Skały wapienne

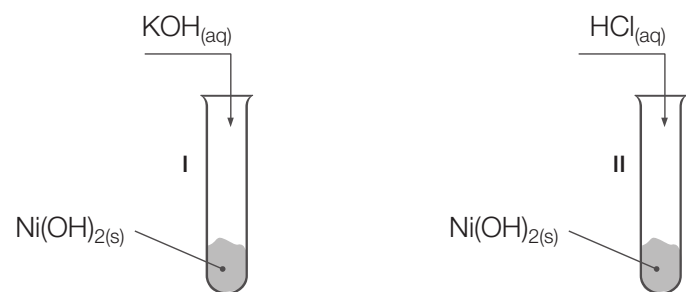


Skały gipsowe

To skały zawierające głównie siarczan(VI) wapnia CaSO₄.

Sposób na zadania

- 1 W celu zbadania charakteru chemicznego wodorotlenku niklu(II) przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie.



Wynik doświadczenia pokazują fotografie.



próbka kontrolna –
probówka zawierająca
świeżo strącony wodorotlenek niklu(II)

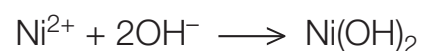
- a) Wodorotlenek niklu(II) otrzymano w wyniku reakcji strąceniowej – zasadę dodano do roztworu zawierającego kationy Ni^{2+} .

Napisz w formie jonowej skróconej równanie opisanej reakcji otrzymywania wodorotlenku niklu(II).



Pamiętaj, że równanie reakcji zapisane w formie podanej w poleceniu musi uwzględniać bilans masy i ładunku.

Rozwiązanie:



Do oceny charakteru chemicznego wykorzystywane są mocne kwasy i mocne zasady.

- b) Rozstrzygnij, jaki charakter chemiczny (zasadowy, kwasowy czy amfoteryczny) ma wodorotlenek niklu(II). Odpowiedź uzasadnij.

Rozstrzygnięcie: ?

Uzasadnienie: ?

Rozwiązanie:

Rozstrzygnięcie: Wodorotlenek niklu(II) ma charakter zasadowy.

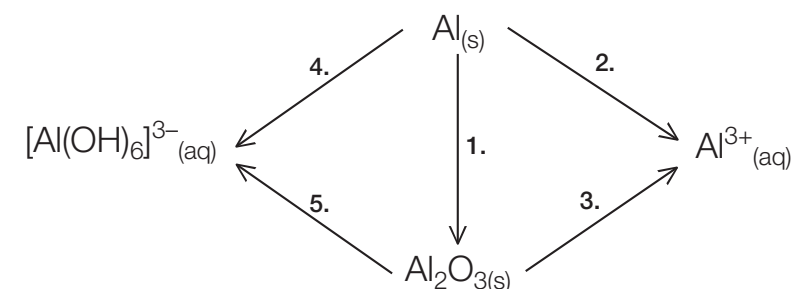
Uzasadnienie: Wodorotlenek niklu reaguje z mocnym kwasem, ale nie reaguje z mocną zasadą, co wskazuje na jego charakter zasadowy.

Rozwiąż Zadanie analogiczne, s. 239.

Zadanie analogiczne

W Sposobie na zadania na s. 238 znajdziesz wskazówki, które ułatwią ci rozwiązanie zadania.

Zbadano właściwości chemiczne związków glinu. W tym celu przeprowadzono reakcje chemiczne przedstawione na schemacie.



- a) Rozstrzygnij, jaki charakter chemiczny (zasadowy, kwasowy czy amfoteryczny) ma tlenek glinu. Odpowiedź uzasadnij.

Rozstrzygnięcie: ?

Uzasadnienie: ?

- b) Napisz w formie cząsteczkowej równanie reakcji oznaczonej numerem 1., jeśli wiadomo, że jest to reakcja syntezy.



- c) Napisz w formie jonowej skróconej równanie reakcji oznaczonej numerem 5.



- d) Do przeprowadzenia reakcji oznaczonych numerami 2. i 3. użyto pewnego stężonego kwasu oraz odpowiednio glinu i tlenku glinu.

Wskaż wzór kwasu, którego użyto do przeprowadzenia reakcji 2. i 3.

Odpowiedź uzasadnij.



Rozstrzygnięcie: ?

Uzasadnienie: ?

?



Trening – rozwiąż zadania



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.

- Podaj przewidywane obserwacje.
- Napisz w formie cząsteczkowej i jonowej równania reakcji chemicznych zachodzących w obydwu probówkach.

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 fosforowego(V), 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 CO₂ solankę nasycą się amoniakiem, aby uzyskać roztwór zasadowy.

Napisz w formie jonowej dwa równania reakcji, które przebiegają kolejno w tym roztworze:

- amoniaku z wodą,
- powstawania jonu wodorowęglanowego.

Zadanie 4.

Uzupełnij zdania. Wybierz jedno właściwe określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

Głównym surowcem do produkcji szkła jest (SiO₂ / H₂SiO₃), 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 (Na₂O / Na₂CO₃) i (CaCO₃ / CaO). Szkło ma strukturę (bezpostaciową / krystaliczną) i jest bezbarwne. Aby uzyskać kolorowe szkło, podczas jego produkcji dodaje się barwne tlenki metali, np. (Fe₂O₃ / Al₂O₃).

Zadanie 5.

Zaprojektuj doświadczenie, w którego wyniku można otrzymać siarczan(VI) baru.

- Wybierz odpowiednie odczynniki:
węglan baru, wodorotlenek baru, chlorek baru, siarczan(VI) potasu, woda destylowana.
- Narysuj schemat doświadczenia.
- Podaj obserwacje i sformułuj wniosek.
- Napisz w formie cząsteczkowej i jonowej skróconej równanie reakcji chemicznej.

4. Stechiometria

Przypomnij sobie!

- Masy atomów są wyrażane w jednostkach masy atomowej – unitach.

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} \text{ masy atomu izotopu węgla } ^{12}\text{C} \quad 1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$1 \text{ g} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

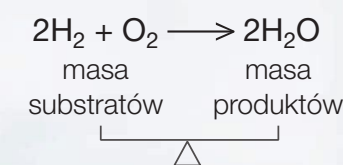
- Masa cząsteczkowa to masa cząsteczki pierwiastka lub związku chemicznego wyrażona w jednostkach masy atomowej (u).

$$m_{\text{H}_2} = 1 \text{ u} + 1 \text{ u} \quad m_{\text{H}_2} = 2 \text{ u}$$

- Prawo stałości składu związku chemicznego – **stosunek mas pierwiastków jest stały i charakterystyczny dla danego związku chemicznego.**

$$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{O} \\ \frac{\text{masa H}}{\text{masa O}} = \frac{2 \cdot 1 \text{ u}}{16 \text{ u}} = \frac{2}{16} = \frac{1}{8} \end{array}$$

- Prawo zachowania masy – **masa substratów jest równa masie produktów** reakcji chemicznej.





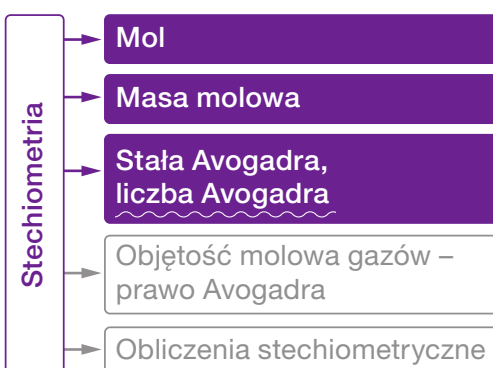
22 Mol i masa molowa



Fot. 67. Miedź.

Ważne w tym temacie:

- mol i liczba Avogadra
- obliczanie masy molowej związków chemicznych
- obliczanie liczby atomów, cząsteczek i moli w próbce substancji o podanej masie



Każdy pierwiastek chemiczny ma inną masę atomową, którą wyraża się w unitach (u). Na przykład średnia masa atomowa miedzi (fot. 67.) wynosi 63,55 u, a masa atomowa ołowiu 207,2 u. Masę atomową można odczytać z układu okresowego pierwiastków chemicznych. 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.

$$1 \text{ u} = \frac{1}{12} \text{ masy atomu izotopu węgla } ^{12}\text{C} \quad 1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$

$$1 \text{ u} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$$
$$1 \text{ g} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

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

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

$$x = \frac{1 \text{ g} \cdot 1 \text{ u}}{1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}} \quad x = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u} \quad 1 \text{ g} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

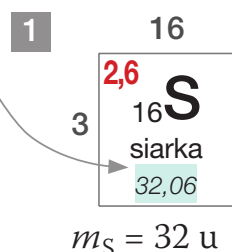
Przykład 25.

Plan rozwiązywania

- 1 Odczytaj z układu okresowego masę atomową siarki m_S .
- 2 Oblicz liczbę atomów siarki.
- 3 Napisz odpowiedź.

Obliczanie liczby atomów w próbce pierwiastka chemicznego

Oblicz, ile atomów znajduje się w próbce siarki o masie równej 32 g.



ciąg dalszy przykładu na s. 243

początek przykładu na s. 242

2 Zatem:

$$1 \text{ at. S} \text{ — } 32 \text{ u}$$

$$x \text{ at. S} \text{ — } 32 \text{ g}$$

Wiedząc, że 1 g to $6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}$, zapisaną proporcję można przedstawić następująco:

$$1 \text{ at. S} \text{ — } 32 \text{ u}$$

$$x \text{ at. S} \text{ — } 32 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

$$1 \text{ at. S} \cdot 32 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u} = x \cdot 32 \text{ u}$$

$$x = \frac{1 \text{ at.} \cdot 32 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}}{32 \text{ u}}$$

$$x = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ atomów S}$$

3 W 32 g siarki znajduje się $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów siarki.

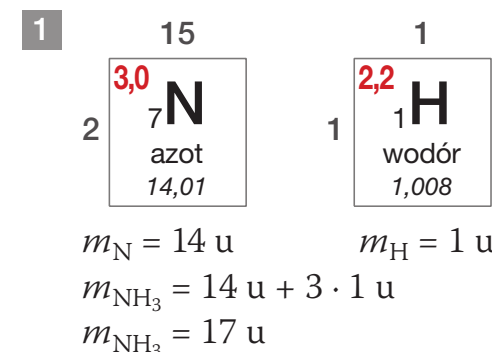
Przykład 26.

Plan rozwiązywania

- 1 Odczytaj z układu okresowego masy atomowe azotu m_N i wodoru m_H i oblicz masę cząsteczkową amoniaku m_{NH_3} .
- 2 Oblicz liczbę cząsteczek NH_3 .
- 3 Napisz odpowiedź.

Obliczanie liczby cząsteczek w próbce związku chemicznego

Oblicz, ile cząsteczek amoniaku NH_3 znajduje się w próbce zawierającej 17 g tego związku chemicznego.



2 Zatem:

$$1 \text{ cz. NH}_3 \text{ — } 17 \text{ u}$$

$$x \text{ cz. NH}_3 \text{ — } 17 \text{ g}$$

Wiedząc, że 1 g to $6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}$, zapisaną proporcję można przedstawić następująco:

$$1 \text{ cz. NH}_3 \text{ — } 17 \text{ u}$$

$$x \text{ cz. NH}_3 \text{ — } 17 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}$$

$$1 \text{ cz. NH}_3 \cdot 17 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u} = x \cdot 17 \text{ u}$$

$$x = \frac{1 \text{ cz.} \cdot 17 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ u}}{17 \text{ u}}$$

$$x = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ cząsteczek NH}_3$$

3 W 17 g amoniaku znajduje się $6,02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek amoniaku.



Mol – jednostka liczności materii. Mol zawiera $6,02 \cdot 10^{23}$ obiektów elementarnych (atomów, cząsteczek, jonów, elektronów, innych cząstek lub grup cząstek danego rodzaju).

Oznaczenie jednostki liczności materii:
mol

Mol

Jak wynika z wykonanych obliczeń (przykład 25., s. 242), porcja pierwiastka chemicznego, której masa wyrażona w gramach jest liczbowo równa masie atomowej, zawiera **$6,02 \cdot 10^{23}$ atomów**. Taką samą wartość otrzymuje się dla pierwiastków chemicznych występujących w postaci cząsteczek oraz dla związków chemicznych (przykład 26., s. 243) i jonów. Taka porcja atomów, cząsteczek lub jonów nosi nazwę **mola**.

Mol jest jednostką liczności materii. Jeden mol zawiera $6,02 \cdot 10^{23}$ obiektów elementarnych (atomów, cząsteczek, jonów, elektronów, innych cząstek lub grup cząstek danego rodzaju)*.

Mol można porównać np. z tuzinem, który oznacza zawsze 12 sztuk niezależnie od tego, jakiego przedmiotu dotyczy:



1 mol siarki,
czyli $6,02 \cdot 10^{23}$
atomów siarki,
ma masę **32,06 g**



1 mol magnezu,
czyli $6,02 \cdot 10^{23}$
atomów magnezu,
ma masę **24,31 g**



1 mol węgla,
czyli $6,02 \cdot 10^{23}$
atomów węgla,
ma masę **12,01 g**

* Definicja obowiązująca od maja 2019 r.

✂️ Stała Avogadra, liczba Avogadra

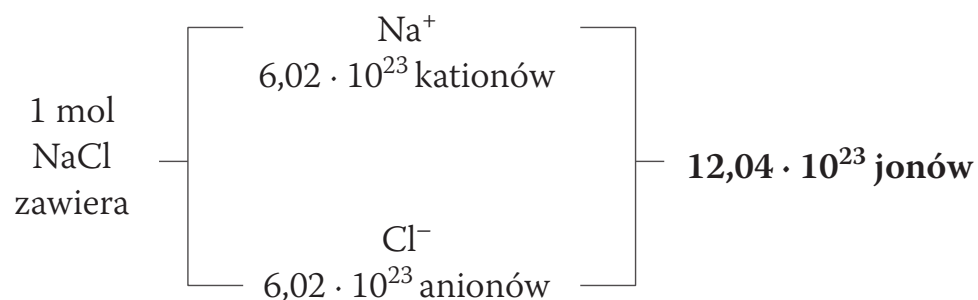
Stała Avogadra N_A

$6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$

$$\frac{1}{\text{mol}} = \text{mol}^{-1}$$

Stała Avogadra (na cześć włoskiego fizyka **Amadeo Avogadra**) to liczba **$6,02 \cdot 10^{23}$ atomów, cząsteczek lub jonów** znajdujących się w 1 molu substancji. Oznacza się ją symbolem N_A . Jednostką stałej Avogadra jest mol^{-1} .

Sole tworzą jonowe sieci krystaliczne, dlatego np. w 1 molu NaCl znajduje się **$6,02 \cdot 10^{23}$ kationów Na^+ i tyle samo anionów Cl^-** , czyli łącznie w 1 molu tej soli znajduje się **$12,04 \cdot 10^{23}$ jonów**.



Liczba Avogadra ma identyczne oznaczenie (N_A) i wartość jak stała Avogadra, **jest jednak bezwymiarowa**.

✂️ **Liczba Avogadra N_A**
6,02 · 10²³

Masa molowa M

Masa molowa M to liczba gramów substancji, która znajduje się w 1 molu tej substancji, czyli zawiera $6,02 \cdot 10^{23}$ 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. 68.) wynosi $m_{\text{CaCO}_3} = 100 \text{ u}$, więc jego masa molowa jest równa $M_{\text{CaCO}_3} = 100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.



Fot. 68. Węglan wapnia.

Mol i masa molowa – obliczenia

Znajomość stałej 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:

$$n = \frac{m}{M}$$

$$m = n \cdot M$$

$$N = n \cdot N_A$$

$$n = \frac{N}{N_A}$$

$$N = \frac{m}{M} \cdot N_A$$

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 ($6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$).

Przykład 27.

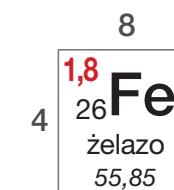
Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Podaj masę molową atomu żelaza. Skorzystaj z układu okresowego.
- 3 Oblicz liczbę atomów Fe.
- 4 Napisz odpowiedź.

Obliczanie liczby atomów w próbce pierwiastka chemicznego o podanej masie

Oblicz, ile atomów żelaza znajduje się w sztabce żelaza o masie 1 kg.

1 Dane: $m = 1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$ **Szukane:** $N_{\text{Fe}} = ?$



2 Masa atomowa żelaza wynosi w przybliżeniu 56 u, zatem jego masa molowa jest równa:

$$M_{\text{Fe}} = 56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

ciąg dalszy przykładu na s. 246

początek przykładu
na s. 245

Sposób I ▶
Obliczanie
metodą proporcji

3 Sposób I – obliczanie metodą proporcji

1 mol Fe zawiera $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów.

$$\begin{array}{l} 6,02 \cdot 10^{23} \text{ at. Fe} \text{ — } 56 \text{ g} \\ x \text{ at. Fe} \text{ — } 1000 \text{ g} \end{array}$$

$$6,02 \cdot 10^{23} \text{ at.} \cdot 1000 \text{ g} = x \cdot 56 \text{ g}$$

$$x = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \text{ at.} \cdot 1000 \text{ g}}{56 \text{ g}}$$

$$x = 1,075 \cdot 10^{25} \text{ at. Fe}$$

Sposób II ▶
Obliczanie
za pomocą wzoru:

$$N = \frac{m}{M} \cdot N_A$$

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$$N_{\text{Fe}} = \frac{1000 \text{ g}}{56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$$

$$N_{\text{Fe}} = 1,075 \cdot 10^{25} \text{ at. Fe}$$

4 W sztabce o masie 1 kg znajduje się $1,075 \cdot 10^{25}$ atomów żelaza.

Przykład 28.

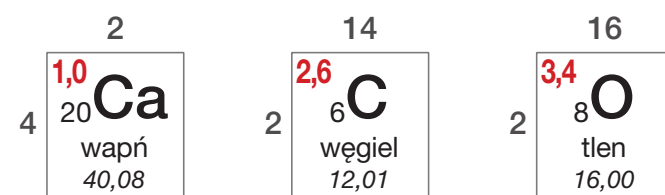
Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz masę molową CaCO_3 .
- 3 Oblicz liczbę moli węglanu wapnia n .
- 4 Napisz odpowiedź.

Obliczanie liczby moli związku chemicznego w próbce o podanej masie

Oblicz, ile moli węglanu wapnia CaCO_3 zawiera 1,5 kg tego związku chemicznego.

1 Dane: $m = 1,5 \text{ kg} = 1500 \text{ g}$ **Szukane:** $n = ?$



2 $M_{\text{CaCO}_3} = 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 3 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
 $M_{\text{CaCO}_3} = 100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

Sposób I ▶
Obliczanie
metodą proporcji

3 Sposób I – obliczanie metodą proporcji

$$\begin{array}{l} 1 \text{ mol CaCO}_3 \text{ — } 100 \text{ g} \\ x \text{ mol CaCO}_3 \text{ — } 1500 \text{ g} \end{array}$$

$$1 \text{ mol} \cdot 1500 \text{ g} = x \cdot 100 \text{ g}$$

$$x = \frac{1 \text{ mol} \cdot 1500 \text{ g}}{100 \text{ g}}$$

$$x = 15 \text{ mol}$$

ciąg dalszy przykładu na s. 247

początek przykładu
na s. 246

Sposób II ▶
Obliczanie
za pomocą wzoru:
 $n = \frac{m}{M}$

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$$n = \frac{1500 \text{ g}}{100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$n = 15 \text{ mol}$$

4 1,5 kg węglanu wapnia zawiera 15 moli tego związku chemicznego.

Przykład 29.

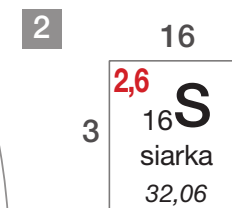
Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Podaj masę molową siarki. Skorzystaj z układu okresowego.
- 3 Oblicz masę 3 at. S.
- 4 Napisz odpowiedź.

Obliczanie masy próbki o podanej liczbie atomów

Oblicz masę 3 atomów siarki.

1 Dane: $N = 3 \text{ at. S}$ **Szukane:** $m = ?$



$$m_S = 32 \text{ u, zatem } M_S = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

Sposób I ▶
Obliczanie
metodą proporcji

3 Sposób I – obliczanie metodą proporcji

W 32 g siarki znajduje się 1 mol atomów, czyli $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów siarki.

$$\begin{array}{l} 6,02 \cdot 10^{23} \text{ at. S} \text{ — } 32 \text{ g} \\ 3 \text{ at. S} \text{ — } x \text{ g} \end{array}$$

$$6,02 \cdot 10^{23} \text{ at. S} \cdot x = 3 \text{ at. S} \cdot 32 \text{ g}$$

$$x = \frac{3 \text{ at.} \cdot 32 \text{ g}}{6,02 \cdot 10^{23} \text{ at.}}$$

$$x = 1,59 \cdot 10^{-22} \text{ g}$$

Sposób II ▶
Obliczanie
za pomocą wzoru:
 $N = \frac{m}{M} \cdot N_A$

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$$m = \frac{N \cdot M}{N_A}$$

$$m = \frac{3 \text{ at.} \cdot 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{6,02 \cdot 10^{23} \frac{\text{at.}}{\text{mol}}}$$

$$m = 15,9 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

4 Masa 3 atomów siarki wynosi $1,59 \cdot 10^{-22} \text{ g}$.

Przykład 30.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz masę molową tlenku glinu Al_2O_3 . Skorzystaj z układu okresowego, aby odczytać masy atomowe glinu i tlenu.
- 3 Oblicz zawartość procentową glinu w Al_2O_3 %Al.
- 4 Oblicz zawartość procentową tlenu %O w Al_2O_3 .
- 5 Napisz odpowiedź.

Obliczanie masowego składu procentowego związku chemicznego

Oblicz masowy skład procentowy tlenku glinu Al_2O_3 .

- 1 Dane:
wzór związku chemicznego: Al_2O_3
- Szukane:
%Al = ?
%O = ?

2 $M_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 2 \cdot 27 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 3 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$M_{\text{Al}_2\text{O}_3} = 102 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

3 $102 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{Al}_2\text{O}_3 \text{ — } 100 \%$
 $54 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \text{Al} \text{ — } x$

$102 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot x = 54 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 100 \%$

$x = \frac{54 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 100 \%}{102 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$

$x = 52,9 \%, \text{ zatem } \% \text{Al} = 52,9 \%$

4 $\% \text{Al} + \% \text{O} = 100 \%$
 $\% \text{O} = 100 \% - \% \text{Al}$
 $\% \text{O} = 100 \% - 52,9 \%$
 $\% \text{O} = 47,1 \%$

5 Glin stanowi 52,9 %, a tlen 47,1 % masy tlenku glinu.

Zadania do tematu



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 (o gęstości równej $1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$),
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 masowy skład procentowy:
a) tlenku fosforu(V),
b) tlenku siarki(VI),
c) tlenku siarki(IV),
d) tlenek azotu(III),
e) tlenek azotu(V).
6. Ustal, bez wykonywania obliczeń, co należy wpisać w miejsca oznaczone literami X, Y, Z, aby poprawnie uzupełnić tabelę. Skorzystaj z danych zamieszczonych w pierwszym wierszu tabeli.

Ilość substancji	Liczba	
	cząsteczek	atomów wodoru
1 mol H_2S	$6,02 \cdot 10^{23}$	$12,04 \cdot 10^{23}$
2 mol H_2S	X	$24,06 \cdot 10^{23}$
Y mol H_2S	$3,01 \cdot 10^{23}$	$6,02 \cdot 10^{23}$
0,1 mol H_2S	$0,602 \cdot 10^{23}$	Z



7. Oblicz, ile atomów wodoru znajduje się w wodzie wypełniającej zlewkę o pojemności 150 cm^3 . Wyniki obliczeń zaokrąglaj do drugiego miejsca po przecinku.



8. Pewna sól wapnia krystalizuje się jako hydrat sześciowodny o wzorze $X \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Prażenie tej soli daje sól bezwodną X, której masa molowa stanowi 50,68 % masy molowej wyjściowego hydratu. Łagodniejsze ogrzewanie hydratu $X \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ powoduje powstanie innego hydratu, o mniejszej liczbie cząsteczek wody $X \cdot n\text{H}_2\text{O}$, którego masa molowa stanowi 83,56 % masy wyjściowego hydratu.
- a) Oblicz masę molową soli X. Ustal wzór sumaryczny soli, wiedząc, że 36,04 % jej masy molowej stanowi wapń i jest to sól kwasu beztlenowego.
- b) Oblicz liczbę moli cząsteczek wody przypadającą na 1 mol soli w hydracie $X \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

Ważne w temacie Mol i masa molowa

Obliczam

- liczbę moli: $n = \frac{m}{M}$ $n = \frac{N}{N_A}$
- stałą Avogadra: $N_A = \frac{N}{n}$ $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
- masę molową: $M = \frac{m \cdot N_A}{N}$ $M = \frac{m}{n}$

Mol i masa molowa

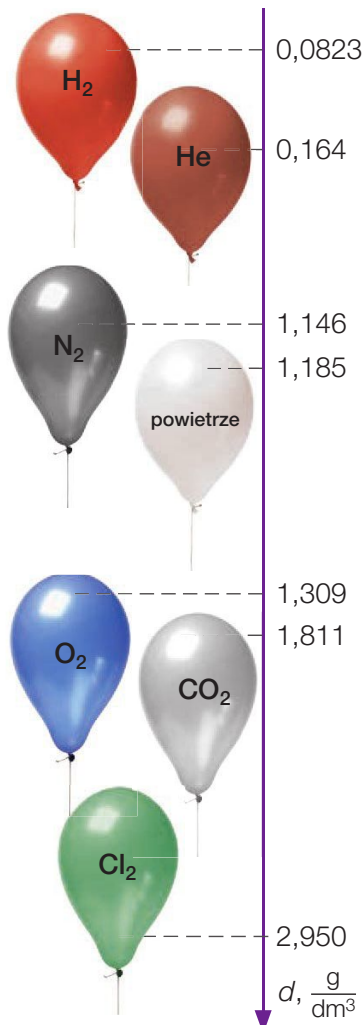
Mol – jednostka liczności materii. Mol zawiera $6,02 \cdot 10^{23}$ obiektów elementarnych (atomów, cząsteczek, jonów, elektronów, innych cząstek lub grup cząstek danego rodzaju).

Stała Avogadra N_A – liczba $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów, cząsteczek lub jonów znajdujących się w 1 molu substancji. Jednostką stałej Avogadra jest mol^{-1} .

Masa molowa M – liczba gramów substancji, która znajduje się w 1 molu tej substancji, czyli zawiera $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów, cząsteczek lub jonów. Jej wartość jest liczbowo równa masie atomowej lub cząsteczkowej. Jednostką masy molowej jest $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$ ($\text{g} \cdot \text{mol}^{-1}$).

23

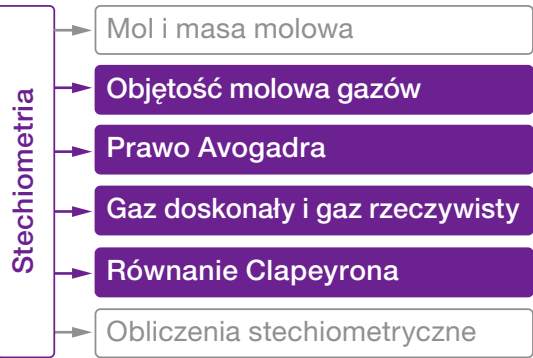
Objętość molowa gazów – prawo Avogadra



Fot. 69. 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).

Ważne w tym temacie:

- objętość molowa gazów
- prawo Avogadra
- obliczenia związane z prawem Avogadra
- gaz doskonały i gaz rzeczywisty
- równanie Clapeyrona i związane z nim obliczenia



Objętość gazów jest związana z ich masą i gęstością (fot. 69.). Gęstość gazów zależy od ciśnienia i temperatury, dlatego często określa się ją dla tzw. **warunków normalnych**. **Warunki normalne** to temperatura $T = 273,15\text{ K}$ (0°C) i ciśnienie $p = 1013,25\text{ hPa}$.

Gazy mają znacznie mniejszą gęstość niż ciecze i substancje stałe. Ich gęstość podaje się zwykle w $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$ (tabela 27.) lub $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$, a cieczy i substancji stałych w $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.

Tabela 27. Gęstość wybranych gazów w warunkach normalnych

Nazwa gazu lub mieszaniny gazów	Gęstość, $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$	Nazwa gazu lub mieszaniny gazów	Gęstość, $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$
azot	1,2506	powietrze	1,2930
chlor	3,2200	tlenek węgla(II)	1,2499
tlen	1,4292	tlenek węgla(IV)	1,9771
wodór	0,0899	amoniak	0,7723

Gęstość bezwzględna d

Gęstość bezwzględna to stosunek masy substancji do jej objętości:

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

gdzie:

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,

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:

$$V = \frac{M}{d}$$

Wzór na obliczanie objętości molowej gazów

gdzie:

V – objętość 1 mola gazu, dm^3 ,

M – masa 1 mola gazu, $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$,

d – gęstość danego gazu w warunkach normalnych, $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$.

Warunki normalne

$T = 273,15\text{ K} = 0^\circ\text{C}$

$p = 1013,25\text{ hPa}$

Objętość molowa

gazów – objętość 1 mola gazu w warunkach normalnych jest równa $22,41\text{ dm}^3$.

Objętość 1 mola pierwiastka lub związku chemicznego w stanie gazowym w warunkach normalnych jest równa **$22,41\text{ dm}^3$** . Jest to tzw. **objętość molowa gazów**. W obliczeniach można stosować zaokrąglenie do 3 cyfr znaczących.

Przykład 31.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Odczytaj gęstość azotu d_{N_2} z tabeli 27., s. 250.
- 3 Odczytaj z układu okresowego masę atomową azotu i oblicz masę molową cząsteczki azotu M_{N_2} .
- 4 Oblicz objętość azotu V_{N_2} .
- 5 Napisz odpowiedź.

Obliczanie objętości 1 mola gazu

Oblicz, jaką objętość zajmuje w warunkach normalnych 1 mol azotu.

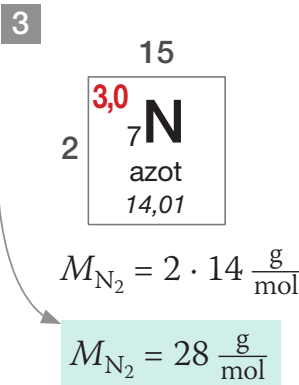
1 Dane:

$n = 1\text{ mol}$

Szukane:

$V_{\text{N}_2} = ?$

2 $d_{\text{N}_2} = 1,2506\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$



4 $V = \frac{M}{d}$

$$V_{\text{N}_2} = \frac{28\frac{\text{g}}{\text{mol}}}{1,2506\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}}$$

$$V_{\text{N}_2} = 22,4\frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$$

5 1 mol azotu w warunkach normalnych zajmuje objętość $22,4\text{ dm}^3$.

Prawo Avogadra – jednakowe objętości różnych gazów w takich samych warunkach ciśnienia i temperatury zawierają taką samą liczbę cząsteczek.

Prawo Avogadra

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 dm³), w których są 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 masy atomowe węgla i tlenu oraz oblicz masę molową cząsteczki tlenku węgla(IV) M_{CO_2} .
- 3 Oblicz objętość tlenku węgla(IV) 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 .

- | | |
|---|--|
| <ol style="list-style-type: none"> 1 Dane:
$m = 22 \text{ g}$ 2 $M_{\text{CO}_2} = 1 \cdot 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 2 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ 3 $44 \text{ g} \text{ — } 22,4 \text{ dm}^3$
$22 \text{ g} \text{ — } x$ 4 W warunkach normalnych 22 g CO_2 zajmują objętość 11,2 dm³. | <p>Szukane:
$V_{\text{CO}_2} = ?$</p> <p>$M_{\text{CO}_2} = 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$</p> $44 \text{ g} \cdot x = 22 \text{ g} \cdot 22,4 \text{ dm}^3 \quad x = \frac{22 \text{ g} \cdot 22,4 \text{ dm}^3}{44 \text{ g}} \quad x = 11,2 \text{ dm}^3$ |
|---|--|

Przykład 33.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Odczytaj z układu okresowego masy atomowe wodoru i chloru oraz oblicz masę molową chlorowodoru M_{HCl} .
- 3 Oblicz gęstość chlorowodoru d_{HCl} .
- 4 Napisz odpowiedź.

Obliczanie gęstości gazu w warunkach normalnych

Oblicz gęstość chlorowodoru HCl w warunkach normalnych.

- | | |
|---|---|
| <ol style="list-style-type: none"> 1 Dane:
$V_{\text{HCl}} = 22,4 \text{ dm}^3$ 2 $M_{\text{HCl}} = 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 35,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ 3 $d = \frac{36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}}$ 4 Gęstość chlorowodoru w warunkach normalnych wynosi 1,63 $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$. | <p>Szukane:
$d = ?$</p> <p>$M_{\text{HCl}} = 36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$</p> <p>$d = 1,63 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$</p> |
|---|---|

Przykład 34.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz objętość amoniaku 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 .

- | | |
|--|---|
| <ol style="list-style-type: none"> 1 Dane:
$n = 3 \text{ mol}$ 2 $1 \text{ mol NH}_3 \text{ — } 22,4 \text{ dm}^3$
$3 \text{ mol NH}_3 \text{ — } x$ 3 W warunkach normalnych 3 mole amoniaku zajmują objętość 67,2 dm³. | <p>Szukane:
$V_{\text{NH}_3} = ?$</p> $1 \text{ mol} \cdot x = 3 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ dm}^3$ $x = \frac{3 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ dm}^3}{1 \text{ mol}}$ <p>$x = 67,2 \text{ dm}^3$</p> |
|--|---|

Przykład 35.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz liczbę cząsteczek wodoru N .
- 3 Napisz odpowiedź.

Obliczanie liczby cząsteczek gazu w danej objętości w warunkach normalnych

Oblicz liczbę cząsteczek wodoru znajdujących się w 5,6 dm³ w warunkach normalnych.

- | | |
|---|---|
| <ol style="list-style-type: none"> 1 Dane:
$V = 5,6 \text{ dm}^3$ 2 1 mol wodoru w warunkach normalnych zajmuje objętość 22,4 dm³ i zawiera $6,02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek. 3 W 5,6 dm³ wodoru w warunkach normalnych znajduje się $1,5 \cdot 10^{23}$ cząsteczek. | <p>Szukane:
$N = ?$</p> $22,4 \text{ dm}^3 \text{ — } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ cz.}$ $5,6 \text{ dm}^3 \text{ — } x$ $22,4 \text{ dm}^3 \cdot x = 5,6 \text{ dm}^3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ cz.}$ $x = \frac{5,6 \text{ dm}^3 \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ cz.}}{22,4 \text{ dm}^3}$ <p>$x = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ cz.}$</p> |
|---|---|

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**, bo są znacznie od siebie oddalone. 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.

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. 70.), **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 odmierzenie jest możliwe dzięki zastosowaniu praw gazowych, które łączą liczbę moli gazu z jego objętością, ciśnieniem i temperaturą.



Fot. 70. Na skutek dyfuzji gaz samorzutnie rozprzestrzenia się w całej objętości naczyni.

Do obliczania liczby moli gazu w określonych warunkach temperatury i ciśnienia stosuje się **równanie stanu gazu doskonałego**, nazywane **równaniem Clapeyrona**:

Równanie Clapeyrona ►

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

gdzie:

p – ciśnienie gazu, hPa,

V – objętość, dm³,

n – liczba moli gazu, mol,

R – uniwersalna 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.

Przykład 36.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz objętość tlenu V .
- 3 Napisz odpowiedź.

Równanie Clapeyrona:
 $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

Obliczanie objętości gazu w określonych warunkach ciśnienia i temperatury

Oblicz, jaką objętość zajmują 3 mole tlenu w temperaturze 298 K i pod ciśnieniem 1020 hPa.

- | | | | |
|----------------|------------------------|---|-----------------|
| 1 Dane: | $T = 298 \text{ K}$ | $n = 3 \text{ mol}$ | Szukane: |
| | $p = 1020 \text{ hPa}$ | $R = 83,1 \frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$ | $V = ?$ |
- Z równania Clapeyrona wynika, że:
- 2** $V = \frac{n \cdot R \cdot T}{p}$
- $$V = \frac{3 \text{ mol} \cdot 83,1 \frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 298 \text{ K}}{1020 \text{ hPa}}$$
- 3** W temperaturze 298 K i pod ciśnieniem 1020 hPa 3 mole tlenu zajmują objętość 72,8 dm³.

Przykład 37.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Odczytaj z układu okresowego masy atomowe węgla i tlenu oraz oblicz masę molową tlenku węgla(IV) M_{CO_2} .
- 3 Wyznacz masę tlenku węgla(IV) m , korzystając z równania Clapeyrona.
- 4 Napisz odpowiedź.

Równanie Clapeyrona:
 $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

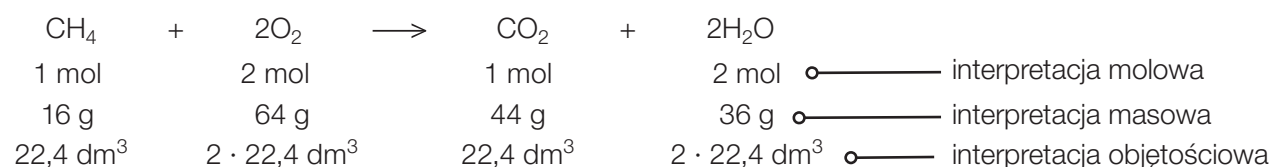
Obliczanie masy gazu o znanej objętości w podanych warunkach ciśnienia i temperatury

Oblicz masę tlenku węgla(IV), który w temperaturze 291 K i pod ciśnieniem 1010 hPa zajmuje objętość 4,8 dm³. Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.

- | | | | |
|----------------|------------------------|---|-----------------|
| 1 Dane: | $V = 4,8 \text{ dm}^3$ | $p = 1010 \text{ hPa}$ | Szukane: |
| | $T = 291 \text{ K}$ | $R = 83,1 \frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}}$ | $m = ?$ |
- 2** $M_{\text{CO}_2} = 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
- 3** $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$
- $$n = \frac{m}{M}$$
- $$p \cdot V = \frac{m}{M} \cdot R \cdot T$$
- $$m = \frac{p \cdot V \cdot M}{R \cdot T}$$
- $$m = \frac{1010 \text{ hPa} \cdot 4,8 \text{ dm}^3 \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{83,1 \frac{\text{hPa} \cdot \text{dm}^3}{\text{mol} \cdot \text{K}} \cdot 291 \text{ K}}$$
- 4** W temperaturze 291 K i pod ciśnieniem 1010 hPa masa tlenku węgla(IV) o objętości 4,8 dm³ wynosi 8,82 g.

Ważne w temacie **Objętość molowa gazów – prawo Avogadra**

1. Dokonuję interpretacji jakościowej i ilościowej równania reakcji



2. Wyjaśniam różnicę między gazem doskonałym a gazem rzeczywistym

- Gaz doskonały** – zbiór punktów materialnych (niemających własnej objętości), pomiędzy którymi nie ma oddziaływań, a ich zderzenia są doskonale sprężyste.
- Gaz rzeczywisty** – zbiór cząsteczek, które mają określoną objętość i istnieją między nimi siły wzajemnego oddziaływania.

Objętość molowa gazów – prawo Avogadra

3. Stosuję do obliczeń równanie Clapeyrona

$$p \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

Warunki normalne – temperatura $T = 273,15 \text{ K}$ (0°C) i ciśnienie $p = 1013,25 \text{ hPa}$.

Objętość molowa gazów – objętość 1 mola gazu w warunkach normalnych jest równa $22,4 \text{ dm}^3$.

Prawo Avogadra – jednakowe objętości różnych gazów w takich samych warunkach ciśnienia i temperatury zawierają taką samą liczbę cząsteczek.

Dyfuzja – samorzutne rozprzestrzenianie się gazu lub cieczy w danej objętości.

Równanie Clapeyrona – równanie stanu gazu doskonałego stosowane do obliczania liczby moli gazu w określonych warunkach temperatury i ciśnienia: $p \cdot V = n \cdot R \cdot T$

Zadania do tematu



1. Wskaż zdania prawdziwe.

- 1 mol tlenu zawiera $6,02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek tlenu.
- 2 g wodoru w warunkach normalnych zajmują objętość $44,8 \text{ dm}^3$.
- 1 mol rtęci w warunkach normalnych zajmuje objętość $22,4 \text{ dm}^3$.
- 11 g tlenku węgla(IV) to 0,25 mola cząsteczek.
- Masa 0,25 mola metanu wynosi 16 g.
- Łączna liczba atomów w 18 g wody to $1,8 \cdot 10^{24}$.
- 1 mol siarkowodoru w temperaturze 298 K i pod ciśnieniem 1010 hPa zajmuje objętość $22,41 \text{ dm}^3$.

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 $4,8 \text{ dm}^3$ w temperaturze 291 K i pod ciśnieniem 1010 hPa.**

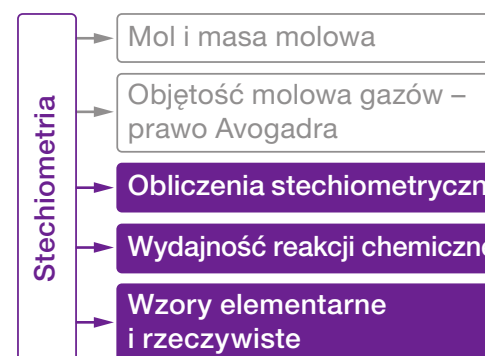
4. **Oblicz masę i objętość, jaką zajmuje $12,04 \cdot 10^{23}$ cząsteczek acetyleny C_2H_2 w warunkach normalnych.**

24

Obliczenia stechiometryczne

Ważne w tym temacie:

- interpretacja jakościowa i ilościowa równania reakcji
- obliczenia stechiometryczne
- obliczanie wydajności reakcji chemicznej
- obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji, dotyczące: liczby moli, mas, objętości, po zmieszaniu substratów w stosunku stechiometrycznym i niestechiometrycznym



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. 71.).



Fot. 71. Niewłaściwie dobrana ilość substratów może spowodować powstanie innego produktu niż oczekiwany.

Odpowiedź na to pytanie wymaga przeprowadzenia obliczeń na podstawie danych i równania reakcji chemicznej.

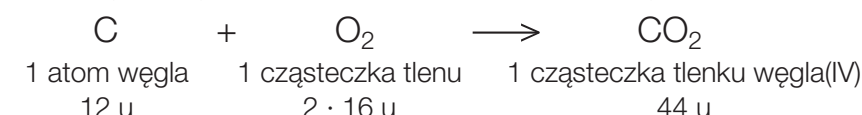
■ Obliczenia stechiometryczne

Obliczenia, wynikające z **ilościowej interpretacji zapisu równania reakcji chemicznej** i wykorzystujące prawo zachowania masy, noszą nazwę **obliczeń stechiometrycznych** [gr. *stoicheíon* – element, *metron* – miara].

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,
- jakie substancje i w jakich ilościach z nich powstają, np.:

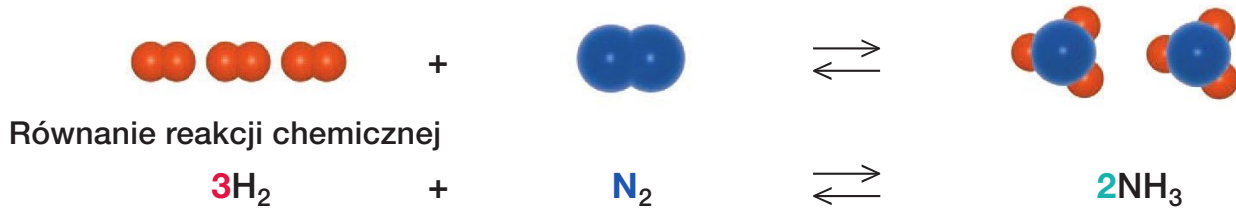


Obliczenia stechiometryczne – obliczenia wynikające z ilościowej interpretacji równania reakcji chemicznej i wykorzystujące prawo zachowania masy.

Krok po kroku

Interpretacja równań 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.



1 Interpretacja cząsteczkowa

3 cząsteczki wodoru + 1 cząsteczka azotu $\rightleftharpoons$ 2 cząsteczki amoniaku

2 Interpretacja molowa

3 mole wodoru + 1 mol azotu $\rightleftharpoons$ 2 mole amoniaku

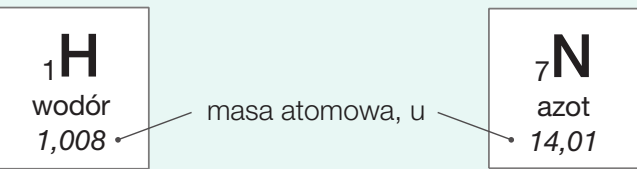
! Umiejętność dokonania interpretacji molowej jest potrzebna do poprawnego przeprowadzenia interpretacji masowej, objętościowej oraz wynikającej ze stałej Avogadra.

3 Interpretacja masowa

$3 \cdot 2 \cdot M_{\text{H}}$ + $1 \cdot 2 \cdot M_{\text{N}}$ $\rightleftharpoons$ $2 \cdot M_{\text{NH}_3}$
 $3 \text{ mol} \cdot 2 \cdot 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ + $1 \text{ mol} \cdot 2 \cdot 14 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ $\rightleftharpoons$ $2 \text{ mol} \cdot (14 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 3 \cdot 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}})$
 6 g wodoru 28 g azotu 34 g amoniaku

! Masa molowa M pierwiastka chemicznego jest liczbowo równa jego masie atomowej:

$$M_{\text{H}} = 1,008 \frac{\text{g}}{\text{mol}}; M_{\text{N}} = 14,01 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$



4 Interpretacja objętościowa (dla gazów w warunkach normalnych)

$3 \text{ mol} \cdot 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$ + $1 \text{ mol} \cdot 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$ $\rightleftharpoons$ $2 \text{ mol} \cdot 22,4 \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$
 67,2 dm³ wodoru 22,4 dm³ azotu 44,8 dm³ amoniaku

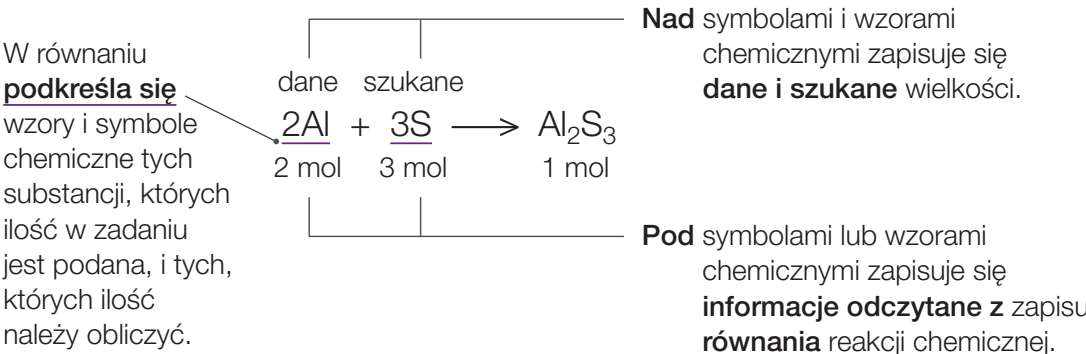
5 Interpretacja wynikająca ze stałej Avogadra

$3 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ + $1 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$ $\rightleftharpoons$ $2 \text{ mol} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$
 $18,06 \cdot 10^{23}$ cząsteczek wodoru $6,02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek azotu $12,04 \cdot 10^{23}$ cząsteczek amoniaku

! Stała Avogadra: $6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$.
1 mol to $6,02 \cdot 10^{23}$ atomów, cząsteczek, jonów, elektronów, cząstek lub grup cząstek danego rodzaju.

Obliczenia stechiometryczne – rozwiązywanie zadań

Rozwiązywanie zadania należy zacząć od napisania i uzgodnienia równania reakcji chemicznej, np.:



Przykład 38.

Plan rozwiązywania

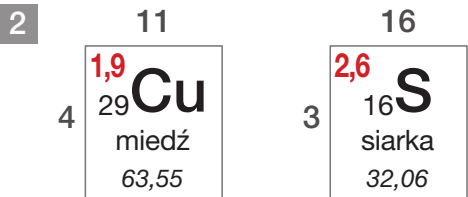
- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Odczytaj z układu okresowego masy atomowe siarki m_{S} i miedzi m_{Cu} i zapisz ich masy molowe.
- 3 Napisz równanie reakcji chemicznej i dokonaj jego interpretacji molowej.
- 4 Oblicz masę miedzi m_{Cu} .
- 5 Napisz odpowiedź.

Obliczenia stechiometryczne – obliczanie masy substancji

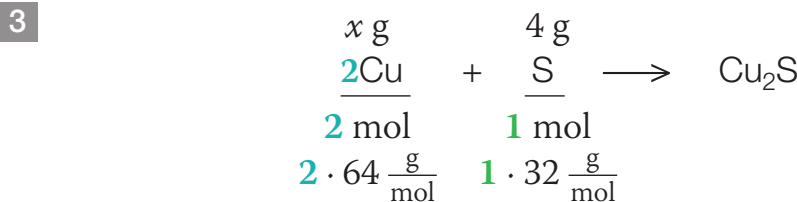
W wyniku reakcji siarki z miedzią powstaje siarczek miedzi(I) Cu_2S . Oblicz, ilu gramów miedzi należy użyć, aby przereagowały 4 g siarki.

1 Dane:
 $m_{\text{S}} = 4 \text{ g}$

Szukane:
 $m_{\text{Cu}} = ?$



$m_{\text{S}} = 32 \text{ u}$, zatem $M_{\text{S}} = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
 $m_{\text{Cu}} = 64 \text{ u}$, zatem $M_{\text{Cu}} = 64 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$



4 Z równania reakcji chemicznej wynika, że:
128 g Cu reaguje z 32 g S
 $x \text{ g Cu reaguje z } 4 \text{ g S}$

$$128 \text{ g} \cdot 4 \text{ g} = x \cdot 32 \text{ g}$$

$$x = \frac{128 \text{ g} \cdot 4 \text{ g}}{32 \text{ g}}$$

$$x = 16 \text{ g}$$

5 Do całkowitego przereagowania 4 g siarki należy użyć 16 g miedzi.

Przykład 39.

Plan rozwiązywania

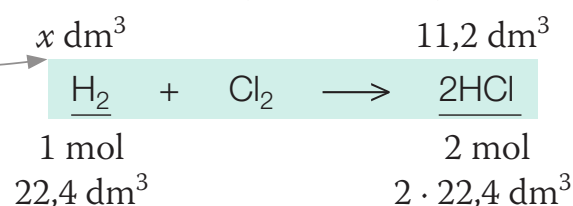
- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Napisz równanie reakcji chemicznej i dokonaj jego interpretacji molowej.
- 3 Oblicz objętość wodoru V_{H_2} .
- 4 Napisz odpowiedź.

Obliczenia stechiometryczne – obliczanie objętości substancji gazowej

W wyniku spalania wodoru w chlorze powstaje gaz – chlorowódor HCl. Oblicz, jaką objętość wodoru należy spalić, aby otrzymać 11,2 dm³ chlorowodoru (w warunkach normalnych).

1 Dane: $V_{HCl} = 11,2 \text{ dm}^3$ **Szukane:** $V_{H_2} = ?$

2 Należy zapisać równanie reakcji chemicznej:



3 i ułożyć proporcję:

z 22,4 dm³ H₂ powstają 44,8 dm³ HCl
z $x \text{ dm}^3$ H₂ powstaje 11,2 dm³ HCl

$$22,4 \text{ dm}^3 \cdot 11,2 \text{ dm}^3 = x \cdot 44,8 \text{ dm}^3$$

$$x = \frac{22,4 \text{ dm}^3 \cdot 11,2 \text{ dm}^3}{44,8 \text{ dm}^3} \quad x = 5,6 \text{ dm}^3$$

4 Aby otrzymać 11,2 dm³ HCl, należy spalić w chlorze 5,6 dm³ wodoru.

Przykład 40.

Plan rozwiązywania

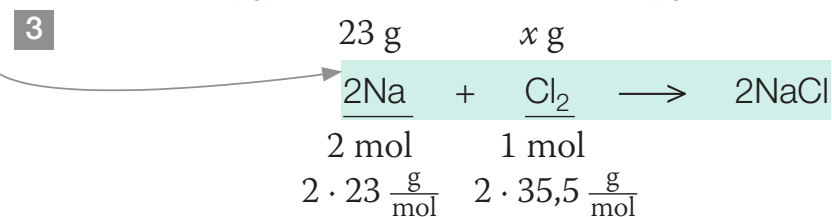
- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Odczytaj z układu okresowego masy atomowe sodu oraz chloru i zapisz ich masy molowe.
- 3 Napisz równanie reakcji chemicznej i dokonaj jego interpretacji molowej.
- 4 Oblicz masę chloru.

Obliczenia stechiometryczne

Oblicz, ile gramów, moli i decymetrów sześciennych chloru (w warunkach normalnych) przereaguje z 23 g sodu.

1 Dane: $m_{Na} = 23 \text{ g}$ **Szukane:** $m_{Cl_2} = ?$ $V_{Cl_2} = ?$
 $n_{Cl_2} = ?$

2 $M_{Na} = 23 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$ $M_{Cl} = 35,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$



4 z 46 g Na reaguje 71 g Cl₂
z 23 g Na reaguje $x \text{ g Cl}_2$

ciąg dalszy przykładu na s. 261

początek przykładu na s. 260

- 5 Oblicz liczbę moli chloru n_{Cl_2} .
- 6 Oblicz objętość chloru V_{Cl_2} .
- 7 Napisz odpowiedź.

Należy skorzystać z **objętości molowej gazów** w warunkach normalnych:
1 mol gazu – 22,4 dm³.

$$46 \text{ g} \cdot x = 23 \text{ g} \cdot 71 \text{ g}$$

$$x = \frac{23 \text{ g} \cdot 71 \text{ g}}{46 \text{ g}} \quad x = 35,5 \text{ g}$$

5 Obliczoną liczbę gramów chloru należy wyrazić w molach, czyli:

1 mol chloru – 71 g
 $x \text{ mol chloru} – 35,5 \text{ g}$

$$1 \text{ mol} \cdot 35,5 \text{ g} = x \cdot 71 \text{ g} \quad x = \frac{35,5 \text{ g} \cdot 1 \text{ mol}}{71 \text{ g}}$$

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

6 Otrzymaną liczbę moli chloru należy przeliczyć na decymetry sześciennie:

1 mol chloru – 22,4 dm³
0,5 mol chloru – $x \text{ dm}^3$

$$1 \text{ mol} \cdot x = 0,5 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ dm}^3 \quad x = \frac{0,5 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ dm}^3}{1 \text{ mol}}$$

$$x = 11,2 \text{ dm}^3$$

7 23 g sodu przereagują z 35,5 g chloru, czyli z 0,5 mola albo 11,2 dm³ tego gazu.

Przykład 41.

Plan rozwiązywania

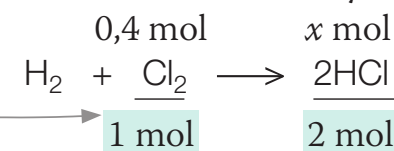
- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Napisz równanie reakcji chemicznej i dokonaj jego interpretacji molowej.
- 3 Oblicz liczbę moli chlorowodoru n_{HCl} .
- 4 Napisz odpowiedź.

Obliczenia stechiometryczne

Czy 0,4 mola chloru wystarczy do otrzymania 0,6 mola chlorowodoru? **Wykonaj odpowiednie obliczenia.**

1 Dane: $n_{Cl_2} = 0,4 \text{ mol}$ **Szukane:** $n_{HCl_2} = ?$
 $n_{HCl_1} = 0,6 \text{ mol}$

2 Należy obliczyć, ile moli chlorowodoru otrzymamy z 0,4 mola chloru.



3 Z równania reakcji chemicznej wynika, że:

z 1 mol chloru powstają 2 mol HCl
z 0,4 mol chloru powstaje $x \text{ mol HCl}$

$$1 \text{ mol} \cdot x = 0,4 \text{ mol} \cdot 2 \text{ mol} \quad x = \frac{0,4 \text{ mol} \cdot 2 \text{ mol}}{1 \text{ mol}}$$

$$x = 0,8 \text{ mol HCl}$$

Z 0,4 mola chloru można otrzymać 0,8 mola chlorowodoru.

4 Podana ilość chloru wystarczy do otrzymania 0,6 mola chlorowodoru.

Przykład 42.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Napisz i uzgodnij równania reakcji strącania osadu.
- 3 Oblicz masy molowe AgCl i NaCl. Skorzystaj z układu okresowego.
- 4 Oblicz masę NaCl.
- 5 Oblicz masę NaNO₃.
- 6 Oblicz skład procentowy mieszaniny.
- 7 Napisz odpowiedź.

Obliczanie składu procentowego mieszaniny

W celu wyznaczenia składu stałej mieszaniny chlorku sodu i azotanu(V) sodu rozpuszczono 10 g tej mieszaniny w wodzie destylowanej i dodano roztwór azotanu(V) srebra(I). Strącony osad po odsączeniu i wysuszeniu miał masę 5 g. **Oblicz skład procentowy mieszaniny.** Przyjmij, że powstający osad jest nierozpuszczalny w wodzie.

- 1 **Dane:**
 $m_{\text{mieszaniny}} = 10 \text{ g}$
 $m_{\text{osadu}} = 5 \text{ g}$
Szukane:
 $\% \text{NaCl} = ?$
 $\% \text{NaNO}_3 = ?$
- 2 $\text{NaNO}_3 + \text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{reakcja nie zachodzi}$
 $\text{NaCl} + \text{AgNO}_3 \longrightarrow \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$
- 3 Należy zapisać równanie reakcji chemicznej:
 $M_{\text{NaCl}} = 23 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 35,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad M_{\text{NaCl}} = 58,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
 $M_{\text{AgCl}} = 108 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 35,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad M_{\text{AgCl}} = 143,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
- 4

$$\begin{array}{ccc} x & & 5 \text{ g} \\ \text{NaCl} + \text{AgNO}_3 & \longrightarrow & \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3 \\ 1 \text{ mol} & & 1 \text{ mol} \\ 58,5 \text{ g} & & 143,5 \text{ g} \\ \hline 58,5 \text{ g} - 143,5 \text{ g} & & \\ x \text{ g} - 5 \text{ g} & & \\ \hline x \cdot 143,5 \text{ g} = 58,5 \text{ g} \cdot 5 \text{ g} \\ x = \frac{58,5 \text{ g} \cdot 5 \text{ g}}{143,5 \text{ g}} \\ x = 2,04 \text{ g NaCl} \end{array}$$
- 5 $m_{\text{NaNO}_3} = m_{\text{mieszaniny}} - m_{\text{NaCl}}$
 $m_{\text{NaNO}_3} = 10 \text{ g} - 2,04 \text{ g}$
 $m_{\text{NaNO}_3} = 7,96 \text{ g}$
- 6 $\% \text{NaCl} = \frac{m_{\text{NaCl}}}{m_{\text{mieszaniny}}} \cdot 100 \%$
 $\% \text{NaCl} = \frac{2,04 \text{ g}}{10 \text{ g}} \cdot 100 \%$
 $\% \text{NaCl} = 20,4 \%$
 $\% \text{NaCl} + \% \text{NaNO}_3 = 100 \%$
 $\% \text{NaNO}_3 = 100 \% - 20,4 \%$
 $\% \text{NaNO}_3 = 79,6 \%$
- 7 Skład procentowy mieszaniny to 20,4 % NaCl i 79,6 % NaNO₃.

Przykład 43.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Napisz i uzgodnij równania reakcji zachodzących w obu etapach.
- 3 Oblicz liczbę moli siarczynu(VI) amonu.
- 4 Oblicz liczbę moli amoniaku.
- 5 Oblicz liczbę moli azotu w analizowanej soli amonowej.
- 6 Oblicz masę azotu w analizowanej soli amonowej.
- 7 Oblicz zawartość procentową azotu w analizowanej soli amonowej.
- 8 Napisz odpowiedź.

Obliczanie zawartości procentowej pierwiastka w związku chemicznym

Próbkę soli amonowej o masie 1 g poddano analizie. W etapie I na próbkę podziałano stężonym roztworem wodorotlenku sodu. W etapie II amoniak wydzielony w etapie I został całkowicie pochłonięty w nadmiarze roztworu kwasu siarkowego(VI). Po reakcji powstała sól wydzielono, a jej masa wynosiła 2,3 g. **Oblicz zawartość procentową azotu w analizowanej soli amonowej.**

- 1 **Dane:**
 $m(\text{NH}_4)_x\text{R} = 1 \text{ g}$
 $m(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 = 2,3 \text{ g}$
Szukane:
 $\% \text{N w } (\text{NH}_4)_x\text{R} = ?$
- 2 Etap I $(\text{NH}_4)_x\text{R} + x\text{NaOH} \longrightarrow x\text{NH}_3 + \text{Na}_x\text{R} + x\text{H}_2\text{O}$
 Etap II $2\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$
- 3 $n = \frac{m}{M}$
 $m = 2,3 \text{ g}$
 $M_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 2 \cdot (14 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 4 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}) + 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 4 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
 $M_{(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4} = 132 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
 $n = \frac{2,3 \text{ g}}{132 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$
 $n = 0,0174 \text{ mol}$
- 4 Z równania reakcji chemicznej (krok 2., etap II) można odczytać, że liczba moli amoniaku jest 2 razy większa od liczby moli siarczynu(VI) amonu (krok 3.).
 $n_{\text{NH}_3} = 2 \cdot 0,0174 \text{ mol}$
 $n_{\text{NH}_3} = 0,0348 \text{ mol}$
- 5 Z równania reakcji chemicznej (krok 2., etap I) można odczytać, że liczba moli amoniaku odpowiada liczbie moli azotu w próbce analizowanej soli.
 $n_{\text{N}} = 0,0348 \text{ mol}$
- 6 $m = n \cdot M$
 $m = 0,0348 \text{ mol} \cdot 14 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
 $m = 0,4872 \text{ g}$
- 7 $\% \text{N} = \frac{m_{\text{N}}}{m(\text{NH}_4)_x\text{R}} \cdot 100 \%$
 $\% \text{N} = \frac{0,4872 \text{ g}}{1 \text{ g}} \cdot 100 \%$
 $\% \text{N} = 48,72 \%$
- 8 Zawartość procentowa azotu w analizowanej soli amonowej wynosi 48,72 %.

Przykład 44.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Napisz i uzgodnij równanie reakcji chemicznej.
- 3 Oblicz objętość tlenu.
- 4 Dokonaj interpretacji molowej równania reakcji.
- 5 Oblicz objętość tlenu azotu(II).
- 6 Napisz odpowiedź.

Obliczanie objętości gazu

Zmieszano 5 m³ amoniaku z 25 m³ powietrza i przeprowadzono reakcję katalitycznego utlenienia w temperaturze 800°C prowadzącą do otrzymania tlenku azotu(II) i pary wodnej. Objętości wszystkich gazów zostały odmierzone w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury. Załóż, że objętość tlenu w powietrzu wynosi ok. $\frac{1}{5}$ objętości powietrza. **Oblicz maksymalną objętość tlenku azotu(II), jaką można uzyskać w tym procesie.**

- 1 **Dane:**
 $V_{\text{NH}_3} = 5 \text{ m}^3$
 $V_{\text{powietrza}} = 25 \text{ m}^3$
Szukane:
 $V_{\text{NO}} = ?$
- 2 $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{katalizator}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}$
- 3 Tlen, który bierze udział w reakcji chemicznej, stanowi około $\frac{1}{5}$ objętości powietrza.
 $V_{\text{O}_2} = \frac{1}{5} \cdot 25 \text{ m}^3$ $V_{\text{O}_2} = 5 \text{ m}^3$
- 4 Jeśli gazy odmierzone w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury, to ich stosunki objętościowe są równe stosunkom molowym.
 $n_{\text{NH}_3} : n_{\text{O}_2} : n_{\text{NO}} : n_{\text{H}_2\text{O}} = 4 : 5 : 4 : 6$
 $4 \text{ mol NH}_3 \text{ — } 5 \text{ mol O}_2$
 $x \text{ m}^3 \text{ NH}_3 \text{ — } 5 \text{ m}^3 \text{ O}_2$

$$\frac{4 \text{ mol}}{x} = \frac{5 \text{ mol}}{5 \text{ m}^3}$$

 $x \cdot 5 \text{ mol} = 4 \text{ mol} \cdot 5 \text{ m}^3$
 $x = \frac{4 \text{ mol} \cdot 5 \text{ m}^3}{5 \text{ mol}}$
 $x = 4 \text{ m}^3$ – amoniak został użyty w nadmiarze
- 5 $n_{\text{NH}_3} : n_{\text{NO}} = 4 : 4$, czyli 1 : 1
 Przy założeniu, że gazy zostały odmierzone w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury, **stosunek objętościowy jest taki sam jak stosunek molowy:**
 $V_{\text{NH}_3} : V_{\text{NO}} = 1 : 1$, zatem z 4 m³ amoniaku można otrzymać maksymalnie (przy wydajności 100 %) 4 m³ tlenku azotu(II).
- 6 Maksymalna objętość tlenku azotu(II), jaką można uzyskać w opisanym procesie, to 4 m³.

Przykład 45.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Napisz i uzgodnij równania reakcji prażenia soli.
- 3 Oblicz, ile masy ubyło w wyniku prażenia.
- 4 Oblicz liczby moli CaCO_3 i BaCO_3 .

Obliczanie masy związku chemicznego w mieszaninie

Mieszaninę węglanu wapnia z węglanem baru o masie 5 g prażono, aż do uzyskania stałej masy. Ubytek masy stanowił 23,3 % masy początkowej.

Oblicz masę węglanu baru w mieszaninie.

- 1 **Dane:**
 $m_{\text{mieszaniny}} = 5 \text{ g}$
 $m_{\text{ubytok}} = 23,3 \% \text{ masy mieszaniny}$
Szukane:
 $m_{\text{BaCO}_3} = ?$
 Skoro mieszaninę prażono do uzyskania stałej masy, to możemy przyjąć, że rozkład termiczny obu węglanów był całkowity, a wydajność wynosi 100 %.
- 2 $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{T} \text{CaO} + \text{CO}_2$
 $\text{BaCO}_3 \xrightarrow{T} \text{BaO} + \text{CO}_2$
- 3 Masa, której ubyło w wyniku prażenia, odpowiada łącznej masie powstałego tlenku węgla(IV), który opuścił środowisko reakcji.

$$m_{\text{CO}_2} = \frac{23,3 \% \cdot 5 \text{ g}}{100 \%}$$

 $m_{\text{CO}_2} = 1,165 \text{ g}$
 W wyniku prażenia ubyło 1,165 g.
- 4 Należy obliczyć masy molowe obu soli – węglanu wapnia CaCO_3 oraz węglanu baru BaCO_3 .
 $M_{\text{CaCO}_3} = 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 3 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
 $M_{\text{CaCO}_3} = 100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
 $M_{\text{BaCO}_3} = 137 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 3 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$
 $M_{\text{BaCO}_3} = 197 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$$n = \frac{m}{M}$$

 Masę węglanu wapnia CaCO_3 oznaczamy jako x , a masę węglanu baru BaCO_3 jako y , zatem:

$$n_{\text{CaCO}_3} = \frac{x}{100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$n_{\text{BaCO}_3} = \frac{y}{197 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

ciąg dalszy przykładu na s. 266

początek przykładu
na s. 265

5 Ułóż i rozwiąż układ
równań.

6 Napisz odpowiedź.

5 Masa węglanu wapnia CaCO_3 to x , a masa węglanu baru BaCO_3 to y , zatem:

$$x + y = 5 \text{ g}$$

Z równań reakcji chemicznych (patrz krok 2.) można odczytać, że:

- ▶ liczba moli węglanu wapnia jest taka sama jak liczba moli tlenku węgla(IV) otrzymanego w wyniku prażenia tej soli (patrz krok 4.),
- ▶ liczba moli węglanu baru jest równa liczbie moli tlenku węgla(IV) otrzymanego w wyniku prażenia tej soli (patrz krok 4.).

Łączna masa tlenku węgla(IV) wynosi 1,165 g (patrz krok 3.), a jego masa molowa $M_{\text{CO}_2} = 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Można więc zapisać następujące równanie:

$$m_{\text{CO}_2(\text{otrzymanego z CaCO}_3)} + m_{\text{CO}_2(\text{otrzymanego z BaCO}_3)} = 1,165 \text{ g}$$

$$n_{\text{CO}_2(\text{otrzymanego z CaCO}_3)} \cdot M_{\text{CO}_2} + n_{\text{CO}_2(\text{otrzymanego z BaCO}_3)} \cdot M_{\text{CO}_2} = 1,165 \text{ g}$$

$$\frac{x}{100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + \frac{y}{197 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1,165 \text{ g}$$

Otrzymujemy układ równań:

$$\begin{cases} x + y = 5 \text{ g} \\ \frac{x}{100 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + \frac{y}{197 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \cdot 44 \frac{\text{g}}{\text{mol}} = 1,165 \text{ g} \end{cases}$$

Po rozwiązaniu układu równań uzyskuje się:

$$x = 0,22 \text{ g},$$

$$y = 4,78 \text{ g}.$$

6 Masa węglanu baru w mieszaninie wynosi 4,78 g.

Wydajność reakcji chemicznej W

Obliczenia stechiometryczne stosuje się do ustalania **wydajności reakcji chemicznych**. Wydajność reakcji chemicznej to stosunek rzeczywistej 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.

Wydajność reakcji chemicznej W – stosunek ilości produktu otrzymanego w reakcji chemicznej do ilości tego produktu obliczonej z równania tej reakcji, wyrażany często w procentach.

Przykład 46.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Odczytaj z układu okresowego masy atomowe siarki i tlenu oraz oblicz masy molowe tlenku siarki(IV) M_{SO_2} i tlenku siarki(VI) M_{SO_3} .
- 3 Napisz równanie reakcji chemicznej i dokonaj jego interpretacji molowej.
- 4 Oblicz masę SO_3 .
- 5 Oblicz wydajność reakcji chemicznej W .
- 6 Napisz odpowiedź.

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.

1 Dane:
 $m_{\text{SO}_2} = 20 \text{ kg}$
 $m_{\text{SO}_3} = 22,5 \text{ kg}$

Szukane:
 $W = ?$

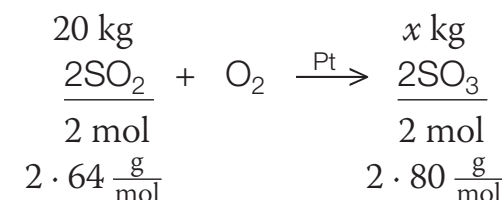
2 $M_{\text{SO}_2} = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 2 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$$M_{\text{SO}_2} = 64 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{\text{SO}_3} = 32 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 3 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{\text{SO}_3} = 80 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

3 Należy zapisać równanie reakcji chemicznej:



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

$$128 \text{ g} \cdot x = 20 \text{ kg} \cdot 160 \text{ g}$$

zatem:

$$x = \frac{20 \text{ kg} \cdot 160 \text{ g}}{128 \text{ g}}$$

$$x = 25 \text{ kg}$$

25 kg SO_3 powstałoby w przypadku wydajności 100 %, zatem:

5 $W = \frac{P_r}{P_t} \cdot 100 \%$

$$W = \frac{22,5 \text{ kg} \cdot 100 \%}{25 \text{ kg}}$$

$$W = 90 \%$$

6 Wydajność tej reakcji chemicznej wynosi 90 %.

Przykład 47.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Napisz równanie reakcji chemicznej i dokonaj jego interpretacji molowej.
- 3 Oblicz wydajność reakcji chemicznej W .
- 4 Oblicz liczbę moli azotu n_{N_2} , które wzięły udział w reakcji chemicznej.
- 5 Oblicz liczbę moli azotu n_{N_2} , które nie wzięły udziału w reakcji chemicznej.
- 6 Oblicz liczbę moli wodoru n_{H_2} , które wzięły udział w reakcji chemicznej.
- 7 Oblicz liczbę moli wodoru n_{H_2} , które nie wzięły udziału w reakcji chemicznej.
- 8 Napisz odpowiedź.

$$W = \frac{P_r}{P_t} \cdot 100 \%$$

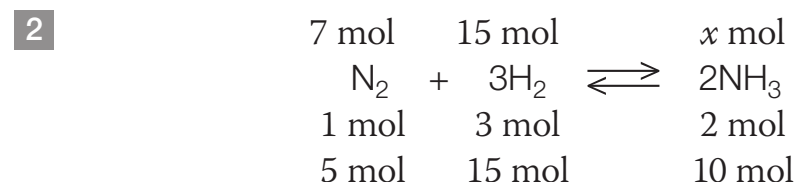
Obliczenia związane z wydajnością reakcji chemicznej

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: **Szukane:**

$$\begin{aligned} n_{N_2} &= 7 \text{ mol} \\ n_{H_2} &= 15 \text{ mol} \\ n_{NH_3} &= 6 \text{ mol} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} W &= ? \\ n_{N_2} &= ? \\ n_{H_2} &= ? \end{aligned}$$



7 mol – 5 mol = 2 mol, co znaczy, że 2 mole N_2 nie wzięły udziału w reakcji chemicznej

$$3 \quad W = \frac{6 \text{ mol}}{10 \text{ mol}} \cdot 100 \%$$

$$W = 60 \%$$

$$4 \quad \begin{array}{l} 5 \text{ mol } N_2 \text{ — } 100 \% \\ y \text{ mol } N_2 \text{ — } 60 \% \end{array}$$

$$5 \text{ mol} \cdot 60 \% = y \cdot 100 \% \quad y = \frac{5 \text{ mol} \cdot 60 \%}{100 \%}$$

$y = 3 \text{ mol}$ – 3 mole N_2 wzięły udział w reakcji chemicznej

$$5 \quad n_{N_2} = 5 \text{ mol} - 3 \text{ mol} + 2 \text{ mol}$$

$$n_{N_2} = 4 \text{ mol} \text{ — } 4 \text{ mole } \underline{\text{nie wzięły}} \text{ udziału w reakcji chemicznej}$$

$$6 \quad \begin{array}{l} 15 \text{ mol } H_2 \text{ — } 100 \% \\ z \text{ mol } H_2 \text{ — } 60 \% \end{array}$$

$$15 \text{ mol} \cdot 60 \% = z \cdot 100 \% \quad z = \frac{15 \text{ mol} \cdot 60 \%}{100 \%}$$

$z = 9 \text{ mol}$ – 9 moli H_2 wzięło udział w reakcji chemicznej

$$7 \quad n_{H_2} = 15 \text{ mol} - 9 \text{ mol}$$

$$n_{H_2} = 6 \text{ mol} \text{ — } 6 \text{ moli } \underline{\text{nie wzięło}} \text{ udziału w reakcji chemicznej}$$

8 Wydajność reakcji chemicznej wynosi 60 %. W mieszaninie poreakcyjnej oprócz 6 moli amoniaku znajdują się 4 mole azotu i 6 moli wodoru.

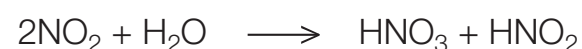
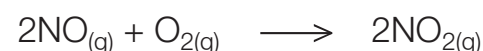
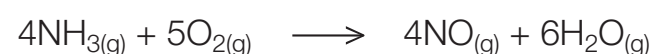
Przykład 48.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz masę kwasu azotowego(V) w 100 kg roztworu o stężeniu 65 %.

Obliczenia związane z wydajnością reakcji chemicznej

Jedną z metod produkcji kwasu azotowego(V) na skalę przemysłową jest metoda Ostwalda. Produkcja kwasu rozpoczyna się od katalitycznego utlenienia amoniaku do tlenku azotu(II), który w obecności powietrza utlenia się do tlenku azotu(IV). Następnie w wodzie tlenek azotu(IV) ulega reakcjom dysproporcjonowania, a jednym z otrzymanych produktów jest kwas azotowy(V). W uproszczeniu proces ten można opisać następującymi równaniami reakcji chemicznych:



Oblicz objętość amoniaku, odmierzoną w warunkach normalnych, potrzebną do wytworzenia 100 kg roztworu kwasu azotowego(V) o stężeniu 65 %. Przyjmij, że wydajności kolejnych reakcji wynoszą 60 %, 75 % i 60 %.

1 Dane: **Szukane:**

$$\begin{aligned} m_r &= 100 \text{ kg} \\ C_p &= 65 \% \\ W_1 &= 60 \% \\ W_2 &= 75 \% \\ W_3 &= 60 \% \end{aligned}$$

$$V_{NH_3} = ?$$

2 Sposób I – obliczanie metodą proporcji

$$\begin{array}{l} 100 \text{ kg } \textit{stanowi} \text{ } 100 \% \\ x \text{ kg } \textit{stanowi} \text{ } 65 \% \end{array}$$

$$100 \text{ kg} \cdot 65 \% = x \cdot 100 \% \quad x = \frac{100 \text{ kg} \cdot 65 \%}{100 \%}$$

$$x = 65 \text{ kg}$$

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

Skorzystaj ze wzoru: $C_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100 \%$. Po przekształceniu można obliczyć masę substancji – kwasu azotowego(V):

$$mHNO_3 = \frac{C_p \cdot m_r}{100 \%} \quad mHNO_3 = \frac{65 \% \cdot 100 \text{ kg}}{100 \%}$$

$$mHNO_3 = 65 \text{ kg}$$

Stężenie procentowe roztworu
→ patrz s. 306

ciąg dalszy przykładu na s. 270

początek przykładu
na s. 269

- 3 Oblicz masę cząsteczkową kwasu azotowego(V).
- 4 Oblicz liczbę moli kwasu azotowego.
- 5 Oblicz liczbę moli tlenku azotu(IV).
- 6 Oblicz liczbę moli tlenku azotu(II).

- 3 Masy atomowe pierwiastków chemicznych należy odczytać z układu okresowego: $m_{\text{H}} = 1 \text{ u}$, $m_{\text{N}} = 14 \text{ u}$, $m_{\text{O}} = 16 \text{ u}$

Następnie trzeba obliczyć masę cząsteczkową HNO_3 :

$$m_{\text{HNO}_3} = m_{\text{H}} + m_{\text{N}} + 3 \cdot m_{\text{O}}$$

$$m_{\text{HNO}_3} = 1 \text{ u} + 14 \text{ u} + 3 \cdot 16 \text{ u} \quad m_{\text{HNO}_3} = 63 \text{ u}$$

Z obliczeń wynika, że masa molowa HNO_3 jest równa

$$M_{\text{HNO}_3} = 63 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

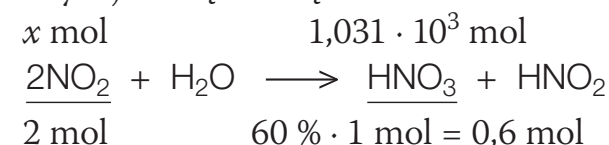
- 4 Aby obliczyć liczbę moli kwasu azotowego(V), skorzystaj ze wzoru:

$$n_{\text{HNO}_3} = \frac{m_{\text{HNO}_3}}{M_{\text{HNO}_3}}$$

$$n_{\text{HNO}_3} = \frac{65 \text{ kg}}{63 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \quad n_{\text{HNO}_3} = \frac{65\,000 \text{ g}}{63 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$n_{\text{HNO}_3} = 1,031 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

- 5 Reakcja otrzymywania kwasu azotowego(V) z tlenku azotu(IV) przebiega z wydajnością równą 60 %.



Aby obliczyć, ile moli NO_2 jest potrzebne do otrzymania $1,031 \cdot 10^3$ mola HNO_3 , należy ułożyć proporcję:

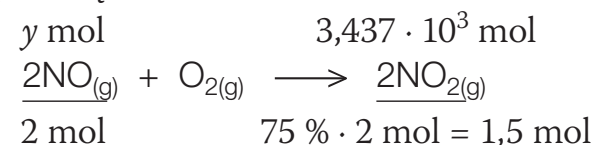
$$\begin{array}{l} \text{z } x \text{ mol } \text{NO}_2 \text{ powstaje } 1,031 \cdot 10^3 \text{ mol } \text{HNO}_3 \\ \text{z } 2 \text{ mol } \text{NO}_2 \text{ powstaje } 0,6 \text{ mol } \text{HNO}_3 \end{array}$$

$$x \cdot 0,6 \text{ mol} = 2 \text{ mol} \cdot 1,031 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

$$x = \frac{2 \text{ mol} \cdot 1,031 \cdot 10^3 \text{ mol}}{0,6 \text{ mol}}$$

$$x = 3,437 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

- 6 Reakcja otrzymywania tlenku azotu(IV) z tlenku azotu(II) przebiega z wydajnością równą 75 %.



Aby obliczyć, ile moli NO jest potrzebne do otrzymania $3,437 \cdot 10^3$ mola NO_2 , należy ułożyć proporcję:

$$\begin{array}{l} \text{z } y \text{ mol } \text{NO} \text{ powstaje } 3,437 \cdot 10^3 \text{ mol } \text{NO}_2 \\ \text{z } 2 \text{ mol } \text{NO} \text{ powstaje } 1,5 \text{ mol } \text{NO}_2 \end{array}$$

ciąg dalszy przykładu na s. 271

początek przykładu
na s. 269

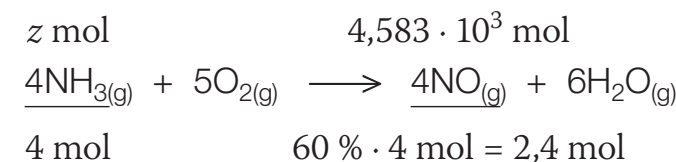
- 7 Oblicz liczbę moli amoniaku.
- 8 Oblicz objętość amoniaku.
- 9 Napisz odpowiedź.

$$y \cdot 1,5 \text{ mol} = 2 \text{ mol} \cdot 3,437 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

$$y = \frac{2 \text{ mol} \cdot 3,437 \cdot 10^3 \text{ mol}}{1,5 \text{ mol}}$$

$$y = 4,583 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

- 7 Reakcja otrzymywania tlenku azotu(II) z amoniaku przebiega z wydajnością równą 60 %.



Aby obliczyć, ile moli NH_3 jest potrzebne do otrzymania $4,583 \cdot 10^3$ mola NO , należy ułożyć proporcję:

$$\begin{array}{l} \text{z } z \text{ mol } \text{NH}_3 \text{ powstaje } 4,583 \cdot 10^3 \text{ mol } \text{NO} \\ \text{z } 4 \text{ mol } \text{NH}_3 \text{ powstaje } 2,4 \text{ mol } \text{NO} \end{array}$$

$$z \cdot 2,4 \text{ mol} = 4 \text{ mol} \cdot 4,583 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

$$z = \frac{4 \text{ mol} \cdot 4,583 \cdot 10^3 \text{ mol}}{2,4 \text{ mol}}$$

$$z = 7,638 \cdot 10^3 \text{ mol}$$

- 8 1 mol gazu zajmuje $22,4 \text{ dm}^3$
 $7,638 \cdot 10^3 \text{ mol}$ gazu zajmuje $x \text{ dm}^3$

$$1 \text{ mol} \cdot x = 7,638 \cdot 10^3 \text{ mol} \cdot 22,4 \text{ dm}^3$$

$$x = 171,1 \cdot 10^3 \text{ dm}^3$$

- 9 Do wytworzenia 100 kg 65-procentowego roztworu kwasu azotowego(V) potrzeba $171,1 \text{ m}^3$ amoniaku odmierzonego w warunkach normalnych.

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.

Wzór rzeczywisty może być taki sam jak wzór empiryczny albo stanowić jego wielokrotność.

wzór elementarny



wzór rzeczywisty



Przykład 49.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Wyznacz stosunek $\frac{x}{y}$.
- 3 Napisz odpowiedź.

Ustalanie wzoru elementarnego związku chemicznego

Napisz wzór elementarny związku chemicznego zawierającego 40 % masowych siarki i 60 % masowych tlenu.

- 1 **Dane:**
%S = 40 %
%O = 60 %
Szukane:
wzór elementarny S_xO_y
- 2 Wzór ogólny związku chemicznego ma postać S_xO_y , więc:

$$\frac{m_S \cdot x}{m_O \cdot y} = \frac{\%S}{\%O} \quad \frac{32 \text{ u} \cdot x}{16 \text{ u} \cdot y} = \frac{40 \%}{60 \%} \quad \text{stąd} \quad \frac{x}{y} = \frac{1}{3}$$
 Po podstawieniu wyliczonych wartości x i y do wzoru S_xO_y , otrzymuje się wzór elementarny SO_3 .
- 3 Wzór elementarny związku chemicznego to SO_3 .

Przykład 50.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.

Ustalanie wzoru rzeczywistego związku chemicznego

Napisz wzór rzeczywisty związku chemicznego zawierającego 30,43 % masowych azotu i 69,57 % masowych tlenu, jeżeli jego masa cząsteczkowa wynosi 92 u.

- 1 **Dane:**
 $m_{N_xO_y} = 92 \text{ u}$
%N = 30,43 %
%O = 69,57 %
Szukane:
wzór rzeczywisty N_xO_y
- ! Wzór sumaryczny związku chemicznego można przedstawić w postaci ogólnej A_xB_y .

Sposób I
Obliczanie
metodą proporcji

- 2 **Sposób I – obliczanie metodą proporcji**
Masa cząsteczkowa związku chemicznego stanowi 100 %.

$$\begin{array}{r} 92 \text{ u} - 100 \% \\ z \text{ u} - 30,43 \% \end{array}$$

$$\frac{92 \text{ u} \cdot 30,43 \%}{z} = \frac{z \cdot 100 \%}{100 \%}$$

$$z = \frac{92 \text{ u} \cdot 30,43 \%}{100 \%}$$

$$z = 28 \text{ u}$$
 W cząsteczce tego związku chemicznego 28 u przypada na atomy azotu.

ciąg dalszy przykładu na s. 273

początek przykładu
na s. 272

- 2 Oblicz wartości indeksów x i y .

- 3 Napisz odpowiedź.

Masa przypadająca na atomy tlenu jest więc równa:

$$92 \text{ u} - 28 \text{ u} = 64 \text{ u}$$

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.

$$x = \frac{28 \text{ u}}{14 \text{ u}}$$

$$x = 2 \text{ at. azotu}$$

oraz

$$y = \frac{64 \text{ u}}{16 \text{ u}}$$

$$y = 4 \text{ at. tlenu}$$

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:

$$\frac{m_N \cdot x}{m_O \cdot y} = \frac{\%N}{\%O}$$

Równanie II:

$$m = m_N \cdot x + m_O \cdot y$$

$$\text{Równanie I} \quad \left[\begin{array}{l} \frac{14 \text{ u} \cdot x}{16 \text{ u} \cdot y} = \frac{30,43 \%}{69,57 \%} \end{array} \right.$$

$$\text{Równanie II} \quad \left[\begin{array}{l} 92 \text{ u} = 14 \text{ u} \cdot x + 16 \text{ u} \cdot y \end{array} \right.$$

Po rozwiązaniu układu równań uzyskuje się: $x = 2, y = 4$.

- 3 Wzór rzeczywisty związku chemicznego to N_2O_4 .

Przykład 51.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Wyznacz masę molową tlenku azotu.
- 3 Oblicz masę azotu m_N i masę tlenu m_O w 1 molu tlenku azotu.
- 4 Oblicz liczbę moli atomów azotu n_N i atomów tlenu n_O w 1 molu tlenku.
- 5 Napisz odpowiedź.

Ustalanie wzoru rzeczywistego związku chemicznego

Stosunek gęstości pewnego tlenku azotu do gęstości helu jest równy 11,5, a masowa zawartość procentowa azotu w tym tlenku wynosi 30,4 %. **Ustal wzór rzeczywisty tlenku azotu.**

1 Dane: $\frac{d_{N_xO_y}}{d_{He}} = 11,5$ **Szukane:** wzór rzeczywisty N_xO_y

$$\%N = 30,4 \%$$

- 2** Gęstość każdego z gazów jest równa ilorazowi masy molowej tego gazu i jego objętości molowej:

$$d = \frac{M}{V}$$

1 mol pierwiastka lub związku chemicznego w stanie gazowym zajmuje (w warunkach normalnych) objętość 22,41 dm³, zatem stosunek gęstości dwóch gazów jest równy stosunkowi ich mas molowych:

$$\frac{M_{N_xO_y}}{M_{He}} = 11,5 \quad M_{N_xO_y} = 11,5 \cdot M_{He}$$

Z układu okresowego należy odczytać masę atomową helu: $m_{He} = 4 \text{ u}$, zatem $M_{He} = 4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

$$M_{N_xO_y} = 11,5 \cdot 4 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{N_xO_y} = 46 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

3 $m_N = \frac{30,4 \% \cdot 46 \text{ g}}{100 \%}$

$$m_N = 13,984 \text{ g} \approx 14 \text{ g}$$

$$m_O = 46 \text{ g} - 14 \text{ g} \quad m_O = 32 \text{ g}$$

4 $n_N = \frac{14 \text{ g}}{14 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \quad n_N = 1 \text{ mol}$

$$n_O = \frac{32 \text{ g}}{16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \quad n_O = 2 \text{ mol}$$

- 5** Wzór rzeczywisty tlenku azotu to NO₂.

Jeżeli nie jest znana masa cząsteczkowa związku chemicznego, a znamy tylko masowy skład procentowy, to **nie jest możliwe** wyznaczenie **wzoru rzeczywistego**. W takim przypadku można jedynie podać **wzór elementarny** związku chemicznego.

Ważne w temacie **Obliczenia stechiometryczne**

1. Ustalam wzór empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego

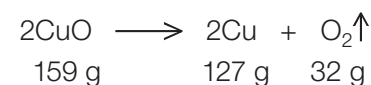
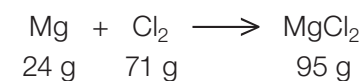


3. Wykonuję obliczenia dotyczące objętości gazów w warunkach normalnych

- Objętość 1 mola gazu w warunkach normalnych można obliczyć ze wzoru:
$$V_m = \frac{M}{d}$$
- Objętość molowa różnych gazów w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury jest praktycznie taka sama.
- W warunkach normalnych (w temperaturze 0°C i pod ciśnieniem 1013 hPa) objętość molowa gazu doskonałego wynosi 22,41 $\frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$.

4. Wykonuję obliczenia, korzystając z prawa zachowania masy

masa substratów = masa produktów



2. Wykonuję obliczenia z uwzględnieniem wydajności reakcji

$$W = \frac{P_r}{P_t} \cdot 100 \%$$

Obliczenia stechiometryczne

5. Wykonuję obliczenia stechiometryczne na podstawie ilościowej interpretacji równania reakcji chemicznej z wykorzystaniem prawa zachowania masy

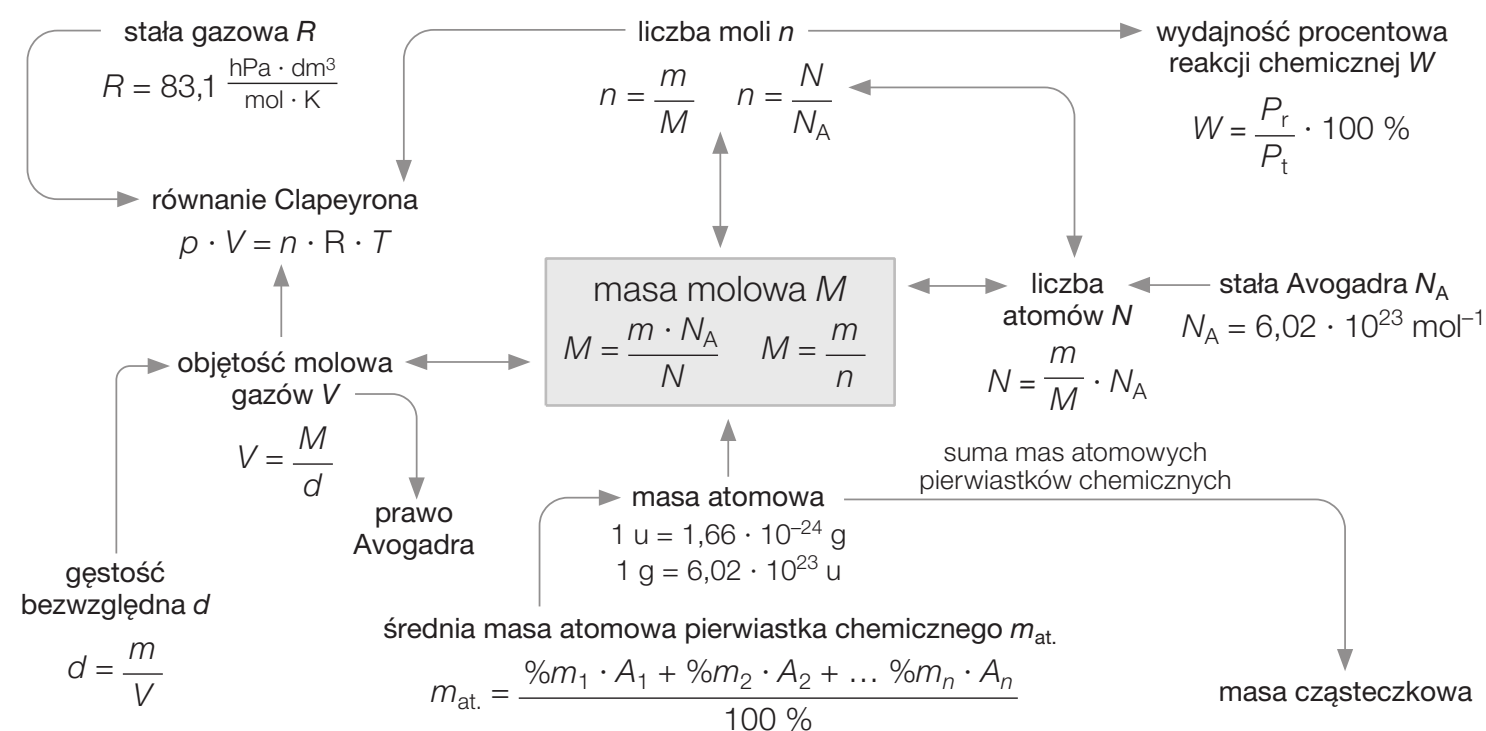
Obliczenia stechiometryczne – obliczenia wynikające z ilościowej interpretacji równania reakcji chemicznej i wykorzystujące prawo zachowania masy.

Wydajność reakcji chemicznej – stosunek ilości produktu otrzymanego w reakcji chemicznej do ilości tego produktu obliczonej z równania tej reakcji, wyrażany często w procentach.

Wzór elementarny (empiryczny) – podaje ilościowy stosunek atomów w cząsteczce związku chemicznego, który jest wyrażony za pomocą najmniejszych liczb całkowitych.

Wzór rzeczywisty – określa rzeczywistą liczbę atomów pierwiastków chemicznych w cząsteczce. Może być taki sam jak wzór empiryczny albo stanowić jego wielokrotność.

Mapa pojęć – obliczenia stechiometryczne



Wyjaśnienia symboli:

$A_1, A_2, \dots, A_n$ – masy atomowe poszczególnych izotopów, u,
 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, $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$,
 $m_{\text{at.}}$ – średnia masa atomowa pierwiastka chemicznego, u,
 n – liczba moli, mol,
 N – liczba atomów, cząsteczek lub jonów,
 N_A – stała Avogadra ($6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$),

p – ciśnienie gazu, hPa,
 P_r – rzeczywista ilość produktu, g, dm³, mol,
 P_t – teoretyczna ilość produktu, g, dm³, mol,
 T – temperatura, K,
 V – objętość, cm³, dm³, m³,
 W – wydajność reakcji, %,
 $\%m_1, \%m_2, \dots, \%m_n$ – zawartość procentowa poszczególnych izotopów, %.

Zadania do tematu


**ROZWIĄZ
W ZESZYCIE**

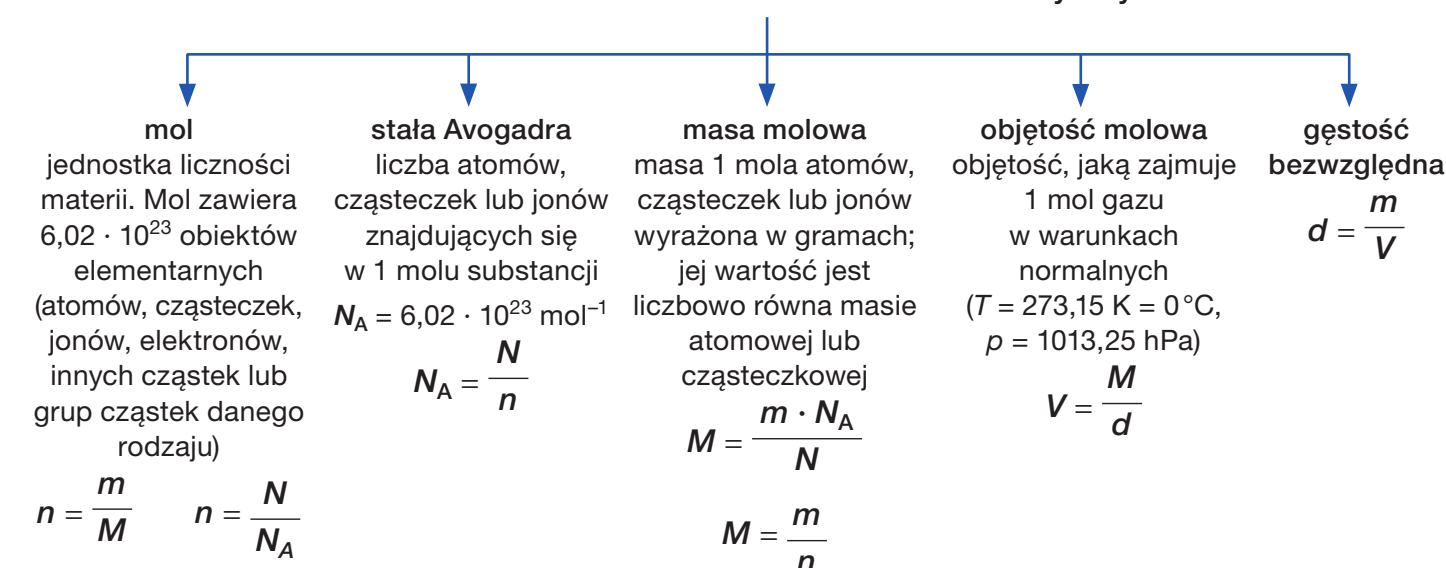
1. Ustal, czy 0,5 mola azotu wystarczy do otrzymania 0,2 mola amoniaku.
2. Oblicz, ile decymetrów sześciennych tlenu w warunkach normalnych powstanie w wyniku rozkładu 4 moli tlenku rtęci(II).
3. Oblicz, ile moli wodorotlenku potasu powstanie w wyniku reakcji 282 g tlenku potasu z wodą.
4. Spalenie całkowite etanolu można przedstawić równaniem reakcji chemicznej:
 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{CO}_2 + 3\text{H}_2\text{O}$
 Oblicz, ile decymetrów sześciennych CO_2 , odcierzonego w warunkach normalnych, powstanie w wyniku spalania 4,6 g etanolu.
5. Równanie pewnej reakcji chemicznej można zapisać jako: $2A + B \longrightarrow 2C$. 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 spalania 2,8 dm³ pewnego gazowego węglowodoru otrzymano 8,4 dm³ CO_2 i 4,5 g pary wodnej (objętości 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



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 ($6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1}$),
 V – objętość, cm³, dm³, m³.

Obliczenia stechiometryczne

Większość obliczeń stechiometrycznych można wykonać na podstawie 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

Zastosowanie proporcji wynikających z interpretacji równania reakcji chemicznej

Dane dotyczące produktu

objętość gazu

Liczba moli produktu

masa substancji

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, dm³, mol,

P_t – teoretyczna ilość produktu, g, dm³, mol.

Sposób na zadania

Węglany berylowców MCO_3 w odpowiedniej temperaturze ulegają rozkładowi, co można przedstawić za pomocą schematu:



W tabeli podano temperatury rozkładu wybranych węglanów berylowców.

Wzór węglanu berylowca	Temperatura rozkładu, °C
$MgCO_3$	540
$CaCO_3$	900

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2010.

Z tego wynika, że liczba moli obu soli była jednakowa.

Sporządzono **równomolową mieszaninę** $MgCO_3$ i $CaCO_3$ o masie 23,0 g, którą umieszczono w otwartym naczyniu i ogrzano pod wyciągiem w temperaturze **600 °C**. Mieszaninę ogrzewano do momentu, kiedy masa zawartości naczynia przestała się zmieniać.

Ubytek masy związany jest z wydzielaniem tlenku węgla(IV) z naczynia.

Ustal, czy w podanej temperaturze oba związki chemiczne ulegają rozkładowi.

Oblicz ubytek masy spowodowany ogrzaniem mieszaniny węglanów. Wynik podaj w procentach masowych z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.

Rozwiązanie:

1 Oblicz masy $MgCO_3$ i $CaCO_3$ w mieszaninie.

$$n_{MgCO_3} = n_{CaCO_3}, \text{ czyli } \frac{n_{MgCO_3}}{n_{CaCO_3}} = \frac{1}{1}$$

Stosując wzór $m = n \cdot M$, można przedstawić stosunek masowy obu soli w tej mieszaninie w postaci równania:

$$\frac{m_{MgCO_3}}{m_{CaCO_3}} = \frac{n_{MgCO_3} \cdot M_{MgCO_3}}{n_{CaCO_3} \cdot M_{CaCO_3}}$$

$$\text{gdzie: } M_{MgCO_3} = 24 \frac{g}{mol} + 12 \frac{g}{mol} + 3 \cdot 16 \frac{g}{mol}$$

$$M_{MgCO_3} = 84 \frac{g}{mol}$$

$$\text{oraz } M_{CaCO_3} = 40 \frac{g}{mol} + 12 \frac{g}{mol} + 3 \cdot 16 \frac{g}{mol}$$

$$M_{CaCO_3} = 100 \frac{g}{mol}$$

Podstawiając obliczone masy molowe oraz znany stosunek molowy, otrzymuje się:

$$\frac{m_{MgCO_3}}{m_{CaCO_3}} = \frac{1 \cdot 84}{1 \cdot 100} \quad \frac{m_{MgCO_3}}{m_{CaCO_3}} = \frac{21}{25}$$

$$21 + 25 = 46$$

$$\frac{23 \text{ g} - 46}{m_{MgCO_3} - 21}$$

$$m_{MgCO_3} = \frac{23 \text{ g} \cdot 21}{46}$$

$$m_{MgCO_3} = 10,5 \text{ g}$$

$$23 \text{ g} \cdot 21 = m_{MgCO_3} \cdot 46$$

$$m_{CaCO_3} = 23,0 \text{ g} - 10,5 \text{ g}$$

$$m_{CaCO_3} = 12,5 \text{ g}$$

2 Oblicz ubytek masy.



To, że zawartość naczynia przestała się zmieniać, wskazuje, że $MgCO_3$ przereagował w 100 %. Na podstawie obliczonej wcześniej masy $MgCO_3$ można obliczyć masę CO_2 , który wydzielł się z otwartego naczynia.

$$\begin{array}{r} 1 \text{ mol } MgCO_3 - 1 \text{ mol } CO_2 \\ 84 \text{ g} - 44 \text{ g} \\ 10,5 \text{ g} - x \\ \hline 84 \text{ g} \cdot x = 10,5 \text{ g} \cdot 44 \text{ g} \end{array}$$

$$x = \frac{10,5 \text{ g} \cdot 44 \text{ g}}{84 \text{ g}}$$

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

Ubytek masy wynosi 5,5 g, co w przeliczeniu ma procenty masowe wynosi:

$$\begin{array}{r} 23 \text{ g} - 100 \% \\ 5,5 \text{ g} - y \\ \hline 23 \text{ g} \cdot y = 5,5 \text{ g} \cdot 100 \% \end{array}$$

$$y = \frac{5,5 \text{ g} \cdot 100 \%}{23 \text{ g}}$$

$$y = 23,9 \%$$

3 Napisz odpowiedź.

Ubytek masy spowodowany ogrzaniem mieszaniny węglanów wynosi 23,9 %.

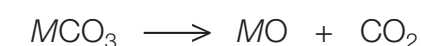
Rozwiąż Zadanie analogiczne.

Zadanie analogiczne



W *Sposobie na zadania* na s. 278 znajdziesz wskazówki, które ułatwią ci rozwiązanie zadania.

Węglany berylowców MCO_3 w odpowiedniej temperaturze ulegają rozkładowi zgodnie ze schematem:



W tabeli podano temperatury rozkładu wybranych węglanów berylowców.

Wzór węglanu berylowca	Temperatura rozkładu, °C
$MgCO_3$	540
$CaCO_3$	900

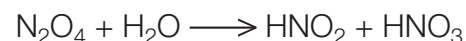
Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2010.

W otwartym tyglu umieszczono mieszaninę węglanu magnezu i węglanu wapnia o łącznej masie 11,2 g. Węglan wapnia stanowi 8,10 % masowej zawartości mieszaniny. Zawartość tygla prażono w temperaturze 700 °C do momentu, kiedy masa znajdujących się w nim substancji stałych wynosiła 10,0 g.

Oblicz, jaki procent początkowej masy węglanu magnezu zawartego w mieszaninie uległ rozkładowi.

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 $1,45 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, która reaguje z wodą z wytworzeniem dwóch tlenowych kwasów azotu – kwasu azotowego(III) i kwasu azotowego(V), zgodnie z równaniem:



Do naczynia z wodą o nieznaney masie wprowadzono $14 \text{ cm}^3 \text{ N}_2\text{O}_4$. Po zakończeniu reakcji chemicznej i otworzeniu naczynia stwierdzono, że:

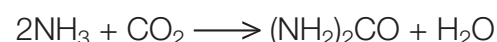
- ▶ N_2O_4 przereagował całkowicie,
- ▶ masa mieszaniny poreakcyjnej wynosiła 25 g.

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:



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 $M = 126 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$. Sól ta zawiera 36,51 % (procent masowy) sodu i 38,10 % (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 i w odpowiednich warunkach otrzymano 6 moli tlenku siarki(VI).

- a) Oblicz wydajność tej reakcji chemicznej.
- b) Oblicz liczbę moli tlenu 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.

5. Roztwory

Przypomnij sobie!



- ▶ **Szybkość rozpuszczania się** danej substancji w wodzie zależy od temperatury, mieszania i stopnia rozdrobnienia substancji rozpuszczanej.
- ▶ **Roztwór** to mieszanina jednorodna co najmniej dwóch składników – substancji rozpuszczanej i rozpuszczalnika.
- ▶ **Rozpuszczalność substancji** to maksymalna liczba gramów substancji, którą można rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika w danej temperaturze i pod danym ciśnieniem, aby otrzymać roztwór nasycony.
- ▶ **Stężenie procentowe roztworu (C_p)** to liczba gramów substancji rozpuszczonej (m_s) w 100 g roztworu (m_r), wartość stężenia jest wyrażana w procentach.

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



25 Roztwory – mieszaniny substancji



Fot. 72. Otrzymywanie roztworu chlorku sodu.

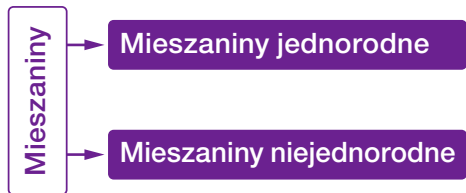
Mieszaniny:

- ▶ **jednorodne**, czyli układy homogeniczne,
- ▶ **niejednorodne**, czyli układy heterogeniczne.

Faza – porcja materii jednorodna pod względem stanu fizycznego.

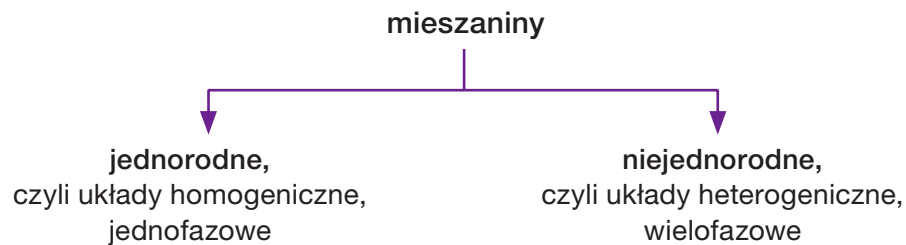
Ważne w tym temacie:

- rodzaje mieszanin
- sposoby rozdzielania mieszanin



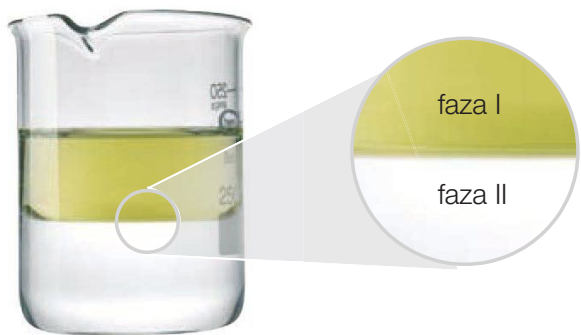
Większość substancji występujących w naszym otoczeniu to mieszaniny. Przykładem mieszanin są roztwory (fot. 72.).

Podział mieszanin ze względu na liczbę faz



W **mieszaninach jednorodnych**, czyli układach homogenicznych, składników nie można rozróżnić ani gołym okiem, ani za pomocą prostych przyrządów optycznych, ponieważ stanowią **jedną fazę**.

Natomiast w **mieszaninach niejednorodnych**, czyli układach heterogenicznych, składniki mieszaniny stanowią odrębne fazy, które można rozróżnić gołym okiem lub za pomocą prostych przyrządów optycznych (fot. 73.).



olej unosi się na powierzchni wody, ponieważ jego gęstość jest mniejsza niż gęstość wody

Fot. 73. Olej roślinny (faza I) i woda (faza II) tworzą układ heterogeniczny.

Roztwory

Roztwór – mieszanina jednorodna co najmniej dwóch substancji.

Mieszaniny jednorodne, w których skład wchodzi substancje rozpuszczone (rozproszone) w rozpuszczalniku, są nazywane **roztworami**. Cząstki **substancji rozpuszczonej** mogą mieć różną wielkość i zawsze jest ich mniej niż cząstek **roztworu**.

Podział roztworów ze względu na stan skupienia

Stan skupienia roztworu zależy od rodzaju rozpuszczalnika, czyli składnika dominującego (tabela 28.). W roztworach:

- ▶ **ciekłych** rozpuszczalnikiem jest ciecz, najczęściej woda (roztwory wodne),
- ▶ **gazowych** rozpuszczalnikiem jest gaz (np. powietrze to roztwór tlenu, tlenku węgla(IV), pary wodnej i gazów szlachetnych w azocie),
- ▶ **stałych** składnikami dominującymi są substancje stałe (np. stal, czyli stop metali, to roztwór węgla w żelazie).

Tabela 28. Przykłady mieszanin o różnych stanach skupienia substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika

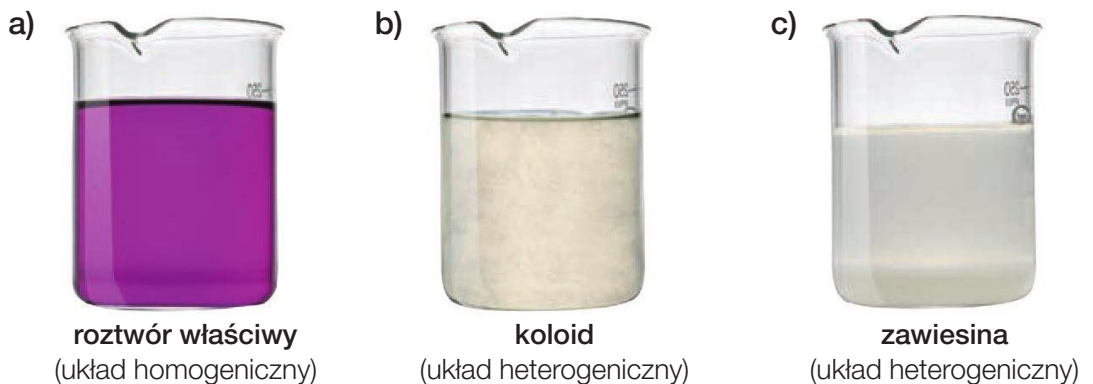
Rozpuszczalnik Substancja rozpuszczona	gaz	ciecz	substancja stała
gaz	powietrze, czyli tlen i inne gazy w azocie	woda gazowana, czyli tlenek węgla(IV) w wodzie	wodór w palladzie
ciecz	mgła, czyli kropelki wody w powietrzu	alkohole w wodzie	woda w kwarcu
substancja stała	dym, czyli sadza lub pył w powietrzu	cukier lub sól w wodzie	stopy metali, np. 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. 74.a), np. roztwory soli rozpuszczalnych w wodzie,
- ▶ **koloidy**, w których cząstki substancji mają średnicę między 10^{-9} a 10^{-7} m (fot. 74.b), np. mleko,
- ▶ **zawiesiny**, w których średnica cząstek jest większa niż 10^{-7} m (fot. 74.c), np. piasek w wodzie.

Koloidy i zawiesiny to mieszaniny niejednorodne (układy heterogeniczne).



Fot. 74. Manganian(VII) potasu z wodą – a), białko jaja kurzego z wodą – b), mąka z wodą – c).



Emulsja – mieszanina niejednorodna nierozpuszczających się w sobie cieczy, z których jedna jest rozproszona w drugiej w postaci małych kropelek.

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.

Rozdzielanie mieszanin jednorodnych

Wszystkie metody rozdzielania mieszanin wykorzystują różnice we właściwościach fizycznych składników (tabela 29.).

Tabela 29. 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. siarczan(VI) miedzi(II), 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 tylko ten składnik się rozpuszcza	substancje stałe lub ciekłe, które różnią się rozpuszczalnością w dwóch niemieszających się ze sobą rozpuszczalnikach

Ekstrakcja – wyodrębnianie składnika lub składników mieszaniny z wykorzystaniem różnic rozpuszczalności tych substancji w dwóch rozpuszczalnikach, które nie mieszają się ze sobą.

Ekstrakcja

Jedną z metod rozdzielania mieszanin jednorodnych na składniki jest **ekstrakcja**. W metodzie tej wykorzystuje się różną rozpuszczalność substancji w dwóch niemieszających się rozpuszczalnikach. Jeden z nich wymywa pożądaną substancję z mieszaniny stałej lub ciekłej, nie rozpuszczając przy tym innych składników rozpuszczonych w drugim rozpuszczalniku.

Krok po kroku

Ekstrakcja ciecz–ciecz

Ekstrakcja składnika z mieszaniny ciekłej polega na przejściu substancji rozpuszczonej w jednej cieczy, zwykle w roztworze wodnym, do drugiej cieczy – rozpuszczalnika innego niż woda. Ekstrakcję przeprowadza się w rozdzielaczu. Po zakończonej ekstrakcji substancję, będącą składnikiem mieszaniny, wydziela się przez odparowanie rozpuszczalnika lub krystalizację.

Jak rozdzielić składniki mieszaniny za pomocą ekstrakcji?

- 1 Wlej mieszaninę** do rozdzielacza. Następnie **dodaj rozpuszczalnik**, w którym tylko jeden ze składników mieszaniny dobrze się rozpuszcza.
- 2 Wymieszaj ciecz** i czekaj na ich ponowne rozwarstwienie.

kran rozdzielacza trzeba często otwierać i zamykać, aby wyrównać ciśnienie
- 3 Zlej ciecz** do osobnych naczyń i **wydziel składnik** mieszaniny przez odparowanie rozpuszczalnika lub krystalizację.



! Powtórz mieszanie co najmniej trzy razy.

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.



Doświadczenie 20.



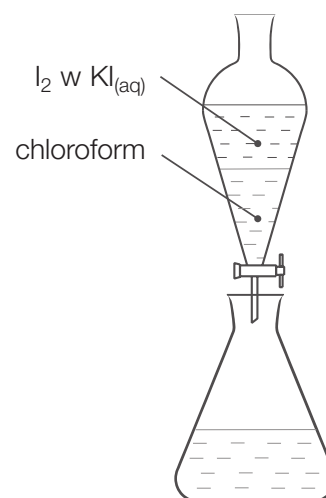
CHCl_3

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 wstrząśnij 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.

► 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. 75.), 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. 75. W metodzie enfleurage stosuje się najczęściej mieszaninę łożów wieprzowego i wołowego.



Chromatografia

Inną metodą rozdzielania mieszaniny jednorodnej na składniki jest **chromatografia**. Pierwszy raz rozdzielania 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 stacjonarną.



Doświadczenie 21.



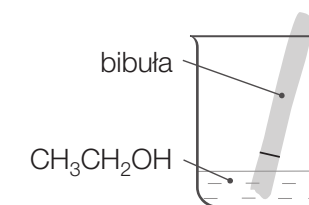
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$

Rozdzielanie barwników roślinnych metodą chromatografii

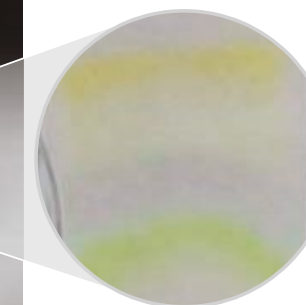
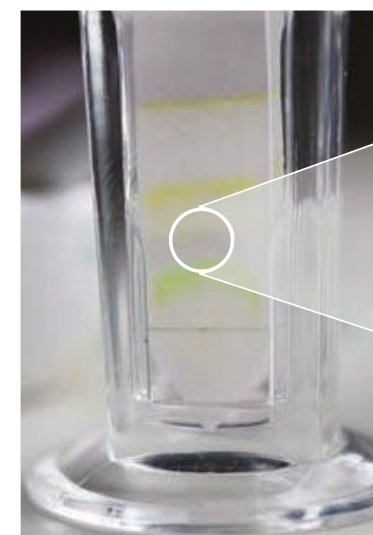
Odczynniki: etanol $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, liść szpinaku.

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 $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$, aby zakrył dno. Zanurz w płynie koniec paska bibuły, ale tak, aby nie zamoczyć barwnej kreski startowej (schemat). Co kilka minut sprawdzaj, jak wygląda bibuła.



► **Obserwacje:** Barwna smuga przemieszcza się po powierzchni bibuły i rozwarstwia się (fot. 76.).



barwniki z liści szpinaku rozdzielają się na pasma

Fot. 76. Rozdzielanie barwników roślinnych metodą chromatografii bibułowej.

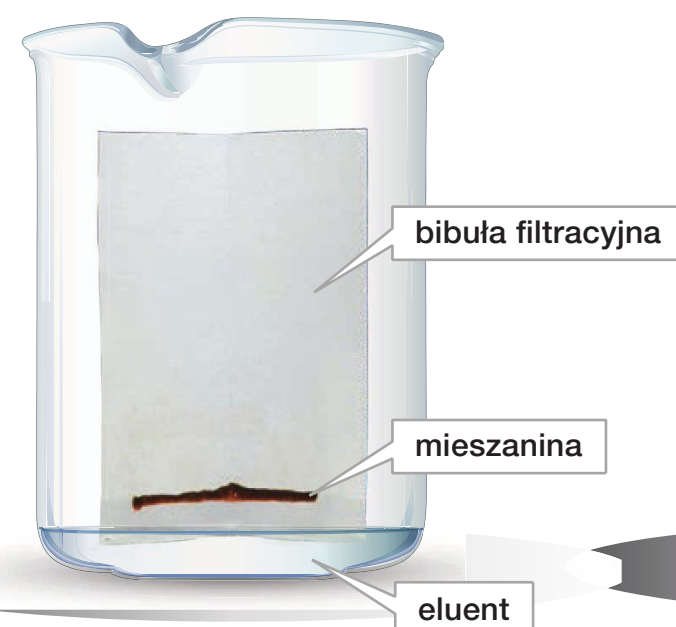
► **Wniosek:** W liściach roślin znajdują się barwniki, które z różną szybkością przemieszczają się po bibule.

Chromatografia

Chromatografia polega na rozdzielaniu substancji zawartych w mieszaninie między dwie fazy: stacjonarną (nieruchomą) i ruchomą. Fazę stacjonarną 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 ich migracji przez fazę stacjonarną.

► Jak rozdzielić składniki mieszaniny za pomocą chromatografii bibułowej?

1 Mieszaninę nanosi się na bibułę filtracyjną. Następnie umieszcza się ją w zlewce z eluentem.

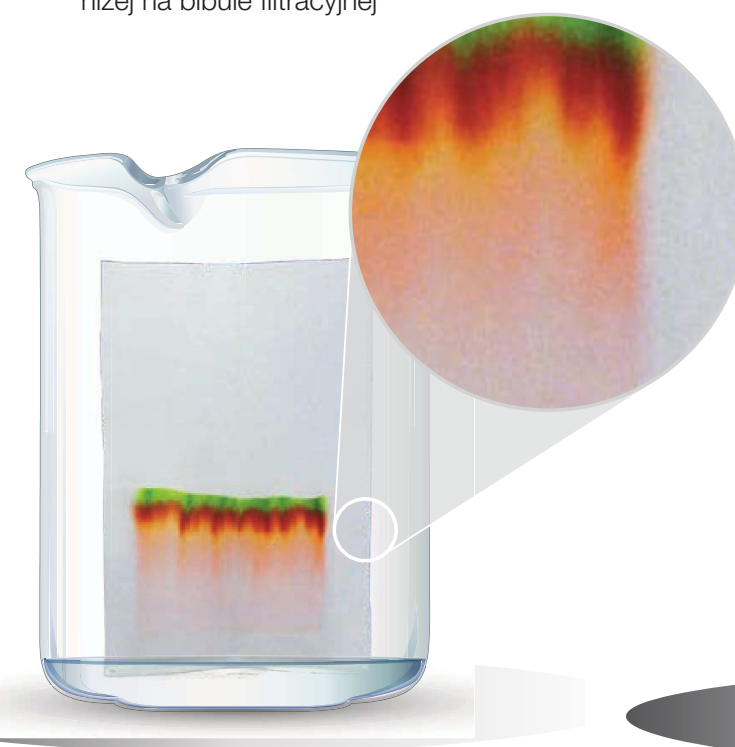


2 Eluent wędruje (przemieszcza się) po bibule filtracyjnej. Razem z nim migrują w górę składniki mieszaniny.



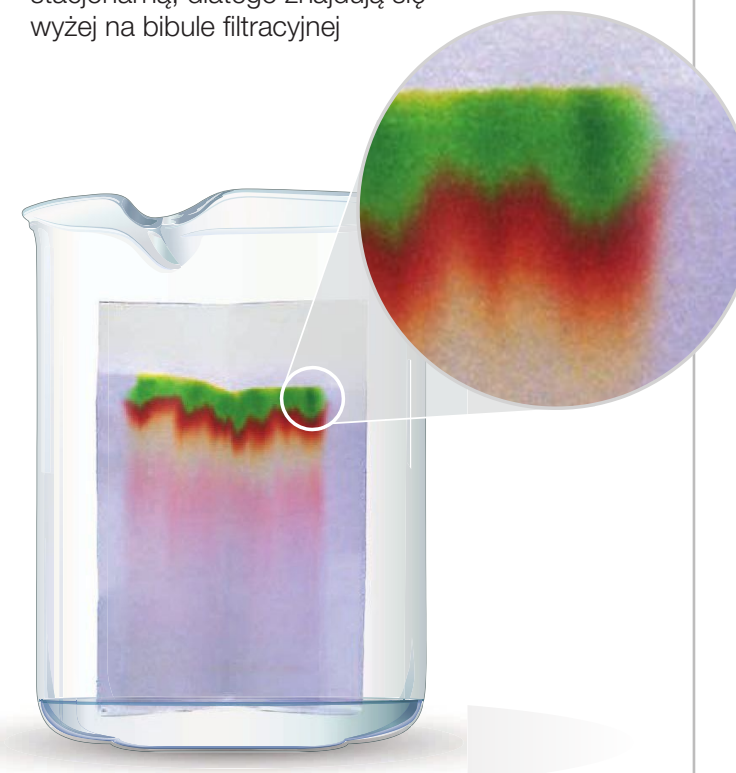
3 W wyniku ruchu eluenta i oddziaływania składników mieszaniny z fazą stacjonarną i fazą ruchomą następuje ich stopniowe rozdzielanie.

substancje, które przemieszczają się wolniej, oddziałują silniej z fazą stacjonarną, dlatego znajdują się niżej na bibule filtracyjnej



4 Poszczególne składniki mieszaniny zatrzymują się na różnej wysokości bibuły filtracyjnej.

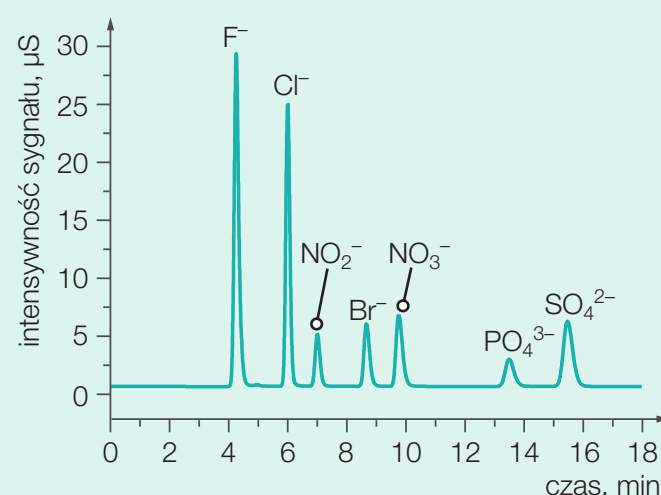
substancje, które przemieszczają się szybciej, oddziałują słabiej z fazą stacjonarną, dlatego znajdują się wyżej na bibule filtracyjnej



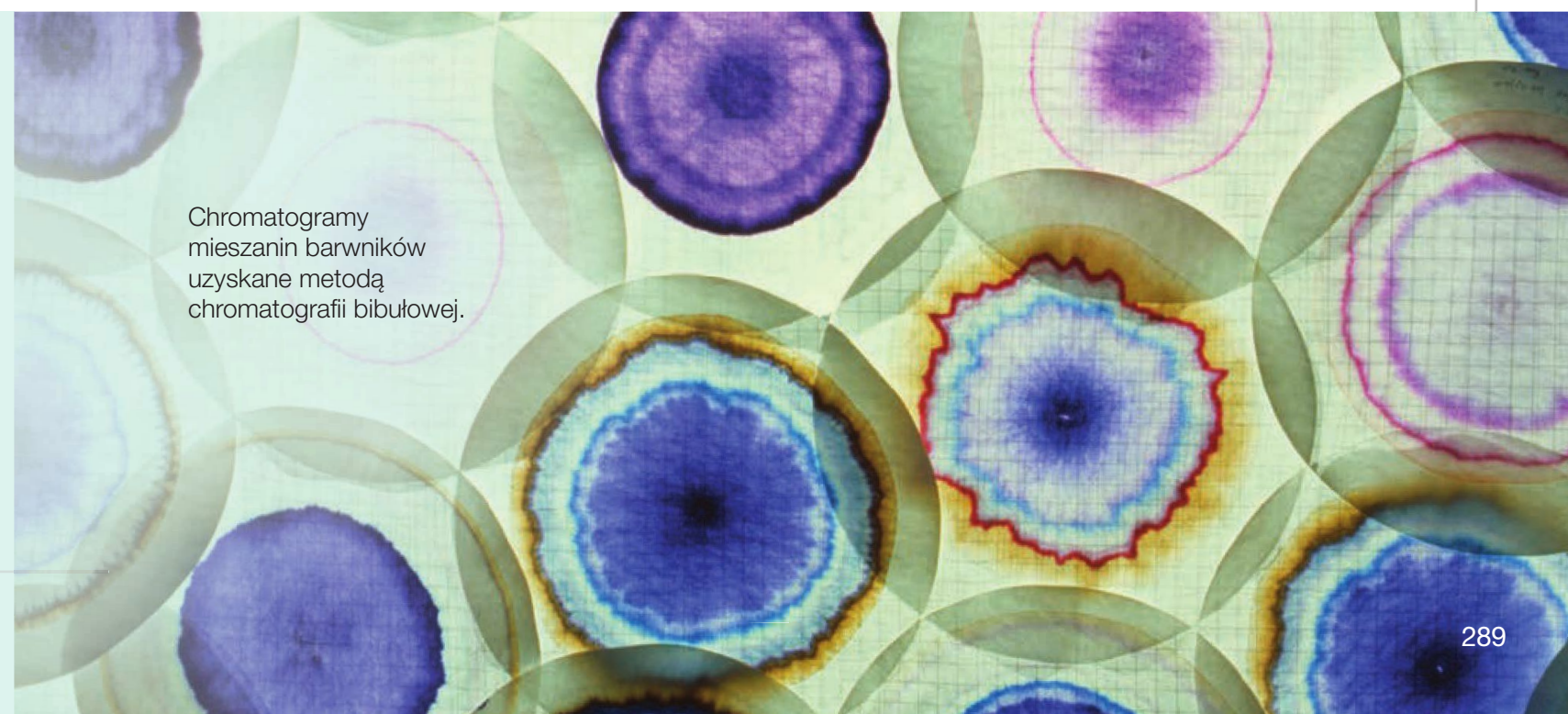
► Co to jest chromatogram?

Chromatogram to graficzny zapis wyniku rozdzielania składników mieszaniny. Może on mieć postać plamek na bibule filtracyjnej lub wykresów.

Chromatogram mieszaniny anionów w formie wykresu informuje, jakie jony i w jakich ilościach znajdują się w badanej mieszaninie.



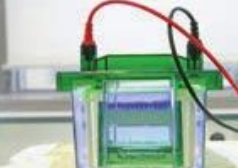
Chromatogramy mieszanin barwników uzyskane metodą chromatografii bibułowej.



Rozdzielanie mieszanin niejednorodnych

W zależności od rodzaju mieszaniny niejednorodnej stosuje się różne sposoby rozdzielania jej na składniki (tabela 30.).

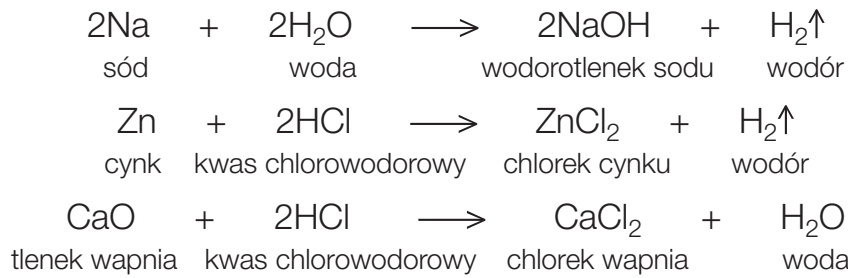
Tabela 30. Wybrane metody rozdzielania mieszanin niejednorodnych

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 rozwarstwa 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 sącza: • 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 sedimentacja, czyli powolne opadanie 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 mieszanin niejednorodnych np. mieszanin białek, z wykorzystaniem ruchu naładowanych cząstek w polu elektrycznym	substancje, których cząsteczki mają różną zdolność przemieszczania się pod wpływem napięcia elektrycznego

Rozpuszczanie a roztwarzanie

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:



Rozpuszczanie – zjawisko fizyczne, które polega na wnikanii cząsteczek jednej substancji (rozpuszczalnika) między cząsteczki drugiej substancji (substancji rozpuszczanej).

Roztwarzanie – przechodzenie substancji stałej do roztworu w wyniku jej reakcji chemicznej z rozpuszczalnikiem.

Ważne w temacie Roztwory – mieszaniny substancji

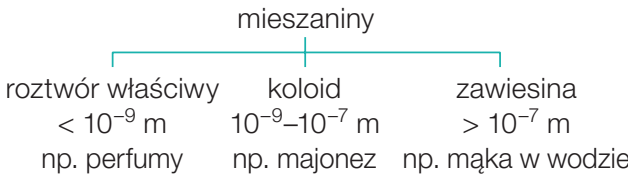
1. Dokonuję podziału mieszanin

Ze względu na:

► liczbę faz



► wielkość cząstek substancji rozpuszczonej



Roztwory – mieszaniny substancji

2. Opisuję sposoby rozdzielania mieszanin

- **krystalizacja** – wydzielenie z roztworu nasyconego substancji stałej w postaci kryształów
 - **odparowanie rozpuszczalnika** – usunięcie ciekłego składnika mieszaniny na skutek ogrzewania
 - **destylacja** – odparowanie bardziej lotnego (o niższej temperaturze wrzenia) składnika mieszaniny
 - **ekstrakcja** – składnik z mieszaniny stałej lub ciekłej wmywany jest za pomocą cieczy, w której ten składnik się rozpuszcza
 - **rozdzielanie magnesem** – rozdzielanie mieszaniny substancji stałych w wyniku przyciągania przez magnes cząstek jednej z nich
- **chromatografia** – rozdzielenie substancji zawartych w mieszaninie z wykorzystaniem różnic w szybkości przemieszczania się składników wskutek oddziaływania z fazami ruchomą i nieruchomą
 - **elektroforeza** – rozdzielanie i oczyszczanie mieszaniny niejednorodnej, np. mieszanin białek, z wykorzystaniem ruchu naładowanych cząstek w polu elektrycznym
 - **przesiewanie** – stosowanie sita
 - **dekantacja** – oddzielenie osadu od ciekłych składników mieszaniny przez zlanie cieczy znad osadu
 - **sączenie** – stosowanie sącza

Mieszanina jednorodna – układ homogeniczny, jej składników nie można rozróżnić ani gołym okiem, ani za pomocą prostych przyrządów optycznych.

Mieszanina niejednorodna – układ heterogeniczny, jej składniki można rozróżnić gołym okiem lub za pomocą prostych przyrządów optycznych.

Faza – porcja materii jednorodna pod względem stanu fizycznego.

Roztwór – mieszanina jednorodna co najmniej dwóch substancji.

Emulsja – mieszanina niejednorodna nierozpuszczających się w sobie cieczy, z których jedna jest rozproszona w drugiej w postaci małych kropelek.

Ekstrakcja – wyodrębnianie składnika lub składników mieszaniny z wykorzystaniem różnic rozpuszczalności tych substancji w dwóch rozpuszczalnikach, które się nie mieszają.

Chromatografia – rozdzielanie mieszaniny z wykorzystaniem różnic w szybkości przemieszczania się poszczególnych składników mieszaniny podczas jej przepływu przez fazę nieruchomą.

Elektroforeza – rozdzielanie i oczyszczanie mieszaniny niejednorodnej, np. mieszaniny białek, z wykorzystaniem ruchu naładowanych cząstek w polu elektrycznym.

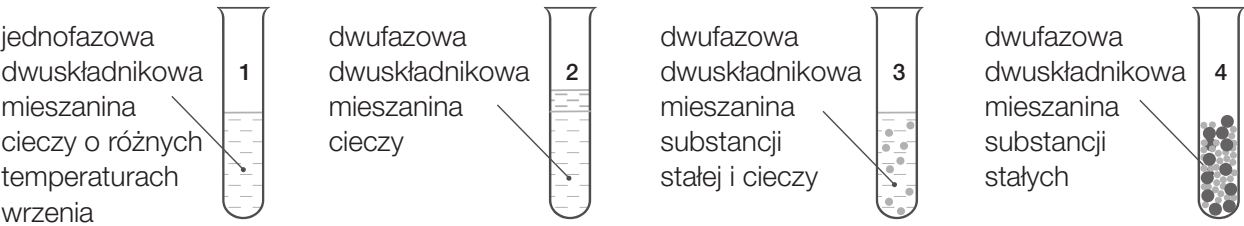
Rozpuszczanie – zjawisko fizyczne, które polega na wnikanii cząstek jednej substancji między cząstki drugiej substancji.

Roztwarzanie – przechodzenie substancji stałej do roztworu w wyniku jej reakcji chemicznej z rozpuszczalnikiem.

Zadania do tematu



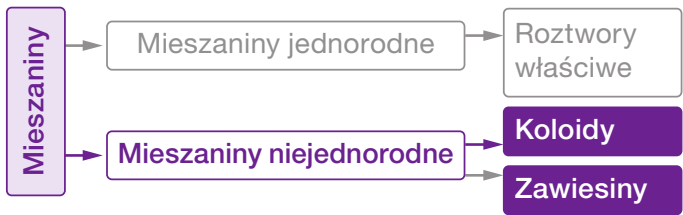
- 1. Zaproponuj metodę rozdzielania wymienionych mieszanin (a–f) na składniki.
 - a) azotan(V) sodu + woda
 - b) metanol + woda
 - c) olej rzepakowy + etanol
 - d) węglan wapnia + woda
 - e) opilki żelaza + rozdrobniona siarka
 - f) wodny roztwór jodu w chlorku niklu(II)
- 2. Podaj przykłady mieszanin (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 (rozproszonych) oraz rozpuszczalników (substancji rozpraszających).
- 5. Zaproponuj metody rozdzielania na składniki mieszanin przedstawionych za pomocą schematu.



26 Zol jako przykład koloidu

Ważne w tym temacie:

- właściwości koloidów



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. 77.), lecz mniejszą od cząstek w zawieszinie.

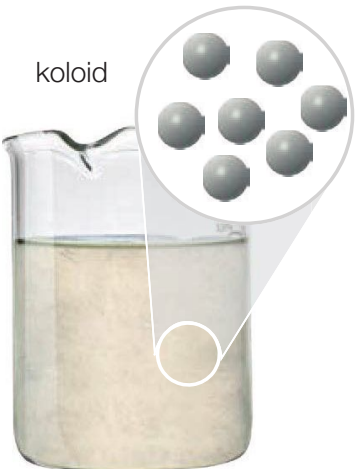
W koloidach:

- odpowiednikiem substancji rozpuszczonej (występującej w roztworach właściwych) jest **faza rozproszona**,
- funkcję rozpuszczalnika pełni **ośrodek dyspersyjny** (faza rozpraszająca).

W zależności od stanu skupienia fazy rozproszonej i ośrodka dyspersyjnego wyróżnia się kilka rodzajów koloidów (tabela 31.). Przykładem koloidów są **zole**.

Tabela 31. 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. 77. Roztwory właściwe i koloidy różnią się wielkością cząstek substancji rozpuszczonej.

Koloid – mieszanina składająca się z cząstek o średnicy 10^{-9} – 10^{-7} m rozproszonych w gazie, cieczy lub substancji stałej.

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. $\text{Fe}(\text{OH})_3$) 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.

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. Cząstki te są obdarzone 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 **hydrozólami**) są zaliczane do **koloidów hydrofobowych** lub **hydrofilowych**.

Doświadczenie 22.

Obserwacja wiązki światła przechodzącej przez roztwór właściwy i zol

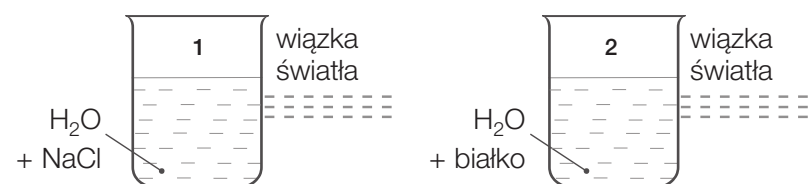
Odczynniki: woda, chlorek sodu, białko jaja.

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 ciekłą wiązkę światła latarki (schemat).



ciąg dalszy doświadczenia na s. 295

początek doświadczenia na s. 294

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. 78.).



cząstki białka jaja powodują powstawanie charakterystycznego stożka

Fot. 78. Wiązka światła biegnąca przez koloid rozprasza się na cząstkach białka.

Wniosek: Chlorek sodu tworzy z wodą roztwór właściwy, a w wyniku wymieszania białka jaja 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 jako smugi światła we mgle (fot. 79.). Efekt Tyndalla **nie występuje w roztworach właściwych**. Zole mają mniejszą trwałość niż roztwory rzeczywiste. Pod wpływem różnych czynników ulegają koagulacji.



Fot. 79. Mgła rozprasza światło, powodując efekt Tyndalla.

Koagulacja – przemiana zolu w żel.

Koagulacja białka

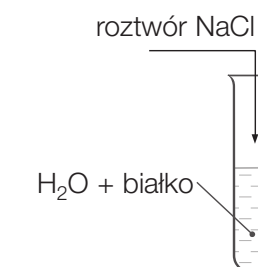
Doświadczenie 23.

Koagulacja białka

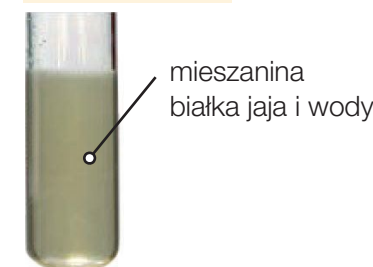
Odczynniki: białko jaja, chlorek sodu, woda.

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.



Obserwacje: Powstaje galaretowaty osad (fot. 80.).



mieszanina białka jaja i wody



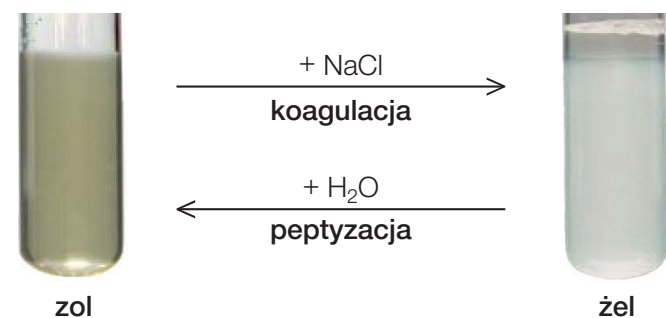
pod wpływem NaCl w probówce powstaje galaretowaty osad

Fot. 80. Wpływ chlorku sodu na mieszaninę białka z wodą.

Wniosek: Pod wpływem soli zol ulega **koagulacji** – cząstki fazy rozproszonej łączą się w większe skupiska. Powstaje galaretowaty, bezpostaciowy osad nazywany **żelem**.

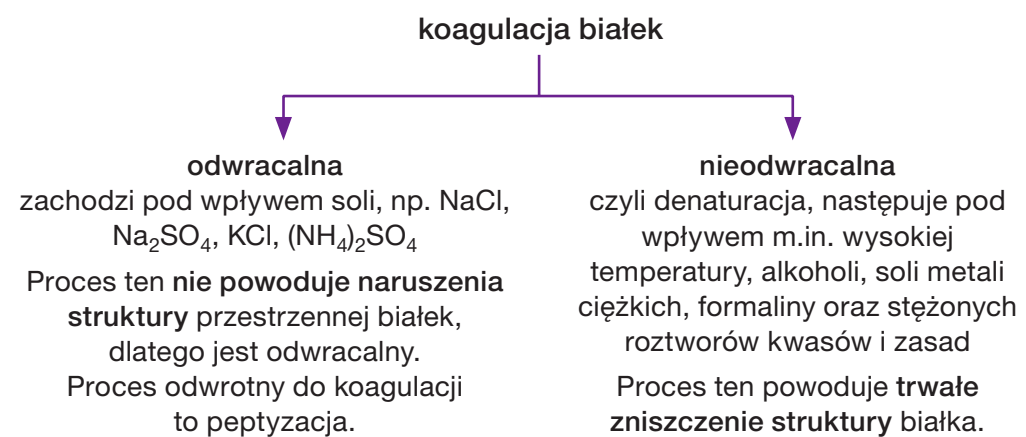
Peptyzacja – przemiana żelu w zol.

Jest to proces odwracalny tylko dla **koloidów liofilowych**. Z żelu może ponownie powstać zol, np. gdy doda się do niego wody. Proces odwrotny do koagulacji nosi nazwę **peptyzacji**:



Naturalny proces koagulacji zachodzi u ujścia rzek pod wpływem soli zawartych w wodzie morskiej. Olbrzymia ilość niesionych przez wodę koloidów (iłów, substancji humusowych z gleby, krzemionki, wodorotlenków) osadza się na dnie, w ten sposób powstają rozległe i żyzne delty rzek.

Koagulację mogą spowodować także: dodanie innego niż sól elektrolitu, alkoholu, ogrzewanie, odparowanie ośrodka dyspersyjnego (np. wody) albo wstrząsanie.



Denaturacja – nieodwracalny proces koagulacji białka.

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. 81.), przez co traci ono swoje właściwości.



Fot. 81. Wysoka temperatura powoduje nieodwracalne zmiany w strukturze białka.

Zastosowania koloidów

Wiele substancji wykorzystywanych w życiu codziennym to koloidy.



przemysł kosmetyczny



przemysł spożywczy



budownictwo

■ Przemysł kosmetyczny

Lakiery do włosów i dezodoranty w sprayu to przykłady **aerozoli**, których fazą rozproszoną jest ciecz, a ośrodkiem dyspersyjnym jest gaz. Kremy i mleczka kosmetyczne to **emulsje**, a pianki do włosów oraz pianki do golenia to **piany**.



■ Przemysł spożywczy

Bitą 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 **zele**. 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**.



Ważne w temacie **Zol jako przykład koloidu**

Zol jako przykład koloidu

Wymieniam właściwości koloidów

- niektóre są bardzo trwałe
- przechodząca wiązka światła powoduje efekt Tyndalla
- ulegają koagulacji i peptyzacji
- mają zdolność do pęcznienia i tworzenia galaret i żeli

Koloid – mieszanina składająca się z cząstek o średnicy 10^{-9} – 10^{-7} m rozproszonych w gazie, cieczy lub substancji stałej.

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.

Koagulacja – przemiana zolu w żel.

Peptyzacja – przemiana żelu w zol.

Denaturacja – nieodwracalny proces koagulacji białka.

Zadania do tematu

ROZWIĄŻ
W ZESZYCIE

1. Ustal, które z wymienionych mieszanin (a–f) to koloidy.

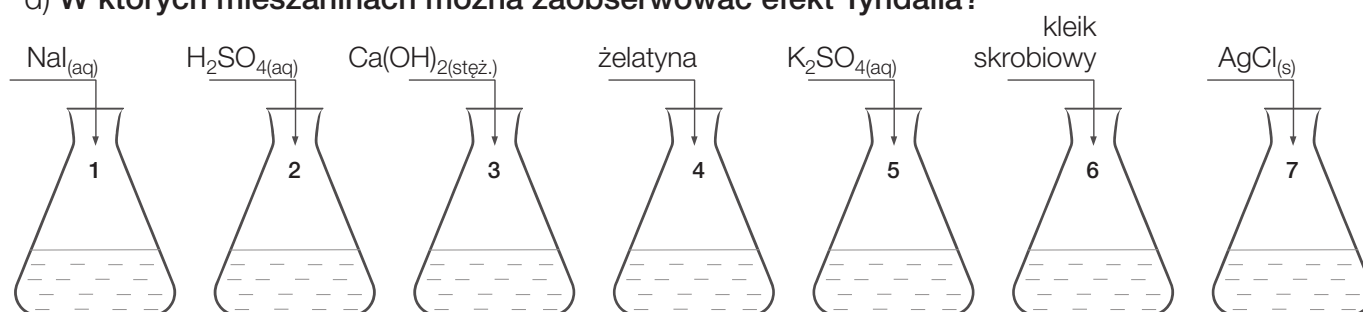
- mgła
- cukier rozpuszczony w wodzie
- olej w benzynie
- osad chlorku srebra
- siarczan(VI) miedzi(II) rozpuszczony w wodzie
- piana mydlana

2. Wskaż pojęcia dotyczące koloidów.

- efekt Tyndalla
- denaturacja
- roztwór właściwy
- koagulacja
- substancja rozpuszczona
- faza rozproszona

3. Do kolb stożkowych z wodą destylowaną wprowadzono różne substancje.

- Wskaż, w których kolbach znajdują się roztwory właściwe, w których koloidy, a w których zawiesiny.
- Wskaż, w których kolbach znajdują się układy homogeniczne.
- Które mieszaniny można rozdzielić metodą sączenia?
- W których mieszaninach można zaobserwować efekt Tyndalla?

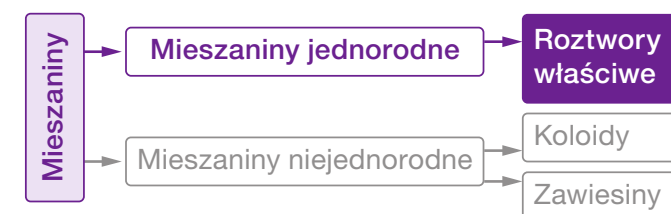


27

Rozpuszczalność substancji.
Roztwory nasycone
i nienasycone

Ważne w tym temacie:

- obliczenia związane z wykorzystaniem rozpuszczalności



Fot. 82. 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. 82.).

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 24.

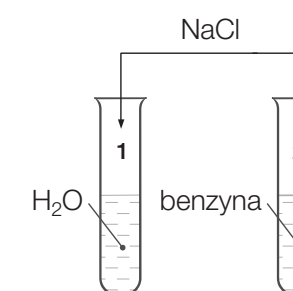
Badanie wpływu rodzaju rozpuszczalnika na rozpuszczanie się chlorku sodu

Odczynniki: woda, benzyna, chlorek sodu.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, bagietka.

Instrukcja: Do probówki 1. nalej 10 cm³ wody, a do 2. – tyle samo benzyny. Obie cieczki powinny mieć temperaturę pokojową.

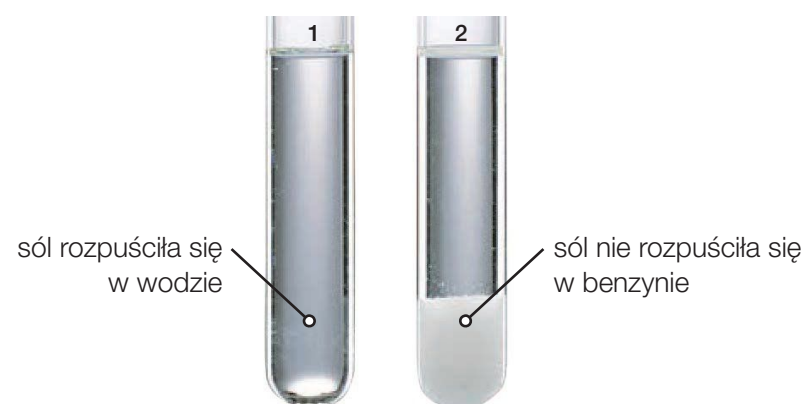
Następnie do każdej z nich dodaj po 2 g chlorku sodu (schemat) i wymieszaj.



ciąg dalszy doświadczenia na s. 300

początek doświadczenia na s. 299

Obserwacje: W probówce 1. powstaje przezroczysta ciecz (fot. 83.), a w probówce 2. chlorek sodu osadza się na dnie probówki.



Fot. 83. Rozpuszczanie soli kuchennej w wodzie i w benzynie.

Wniosek: Użyta masa chlorku sodu rozpuszcza się w wodzie, a nie rozpuszcza się w benzynie. Przyczyną tego jest budowa jonowa NaCl – 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.

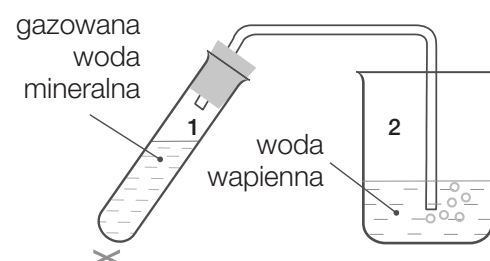
Doświadczenie 25.

Badanie wpływu temperatury na rozpuszczalność gazów w wodzie

Odczynniki: gazowana woda mineralna, woda wapienna.

Szkoło i sprzęt laboratoryjny: probówka, korek z rurką odprowadzającą, zlewka, palnik gazowy.

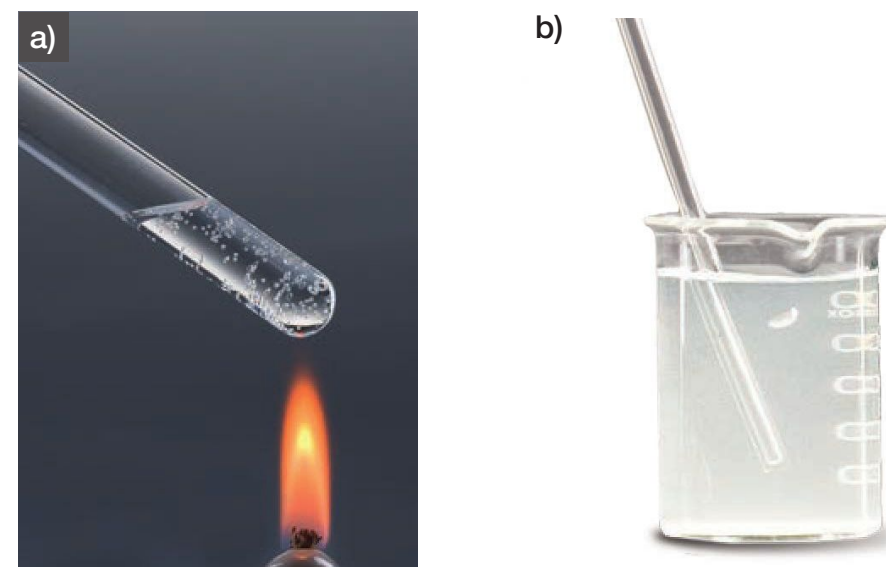
Instrukcja: Do probówki nalej gazowanej wody mineralnej (schłodzonej w lodówce) i zamknij ją korkiem z rurką odprowadzającą. Koniec rurki umieść w zlewce z wodą wapienną. Następnie lekko ogrzej zawartość probówki w płomieniu palnika (schemat).



ciąg dalszy doświadczenia na s. 301

początek doświadczenia na s. 300

Obserwacje: Nawet lekkie ogrzanie probówki powoduje intensywne wydzielanie się z wody pęcherzyków bezbarwnego gazu (fot. 84.a). Pod jego wpływem woda wapienna, znajdująca się w zlewce, mętnieje (fot. 84.b).



Fot. 84. W podwyższonej temperaturze z wody mineralnej wydziela się gaz – CO₂ – a). Można go zidentyfikować za pomocą wody wapiennej, która pod jego wpływem mętnieje – b).

Wniosek: Wydzielający się gaz to rozpuszczony w gazowanej wodzie mineralnej tlenek węgla(IV). Podwyższenie temperatury powoduje wydzielanie się CO₂ 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.

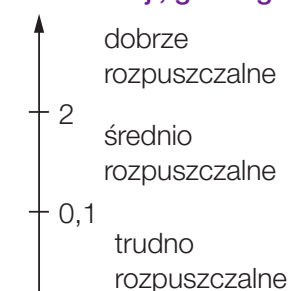
Zmniejszenie rozpuszczalności gazów w wodzie w wyższych temperaturach może być wykorzystane do usuwania z wody zanieczyszczeń gazowych podczas gotowania.

Podział substancji ze względu na ich rozpuszczalność w wodzie

Rozpuszczalność związków chemicznych w wodzie jest bardzo zróżnicowana. Substancje można podzielić na:

- ▶ **dobrze rozpuszczalne**, czyli te substancje, których rozpuszczalność jest **większa niż 2 g w 100 g wody** w temperaturze pokojowej, np. chlorek sodu NaCl,
- ▶ **średnio rozpuszczalne**, które charakteryzują się rozpuszczalnością **między 0,1 g a 2 g w 100 g wody**, np. siarczan(VI) wapnia CaSO₄,
- ▶ **trudno rozpuszczalne**, których rozpuszczalność jest **mniejsza niż 0,1 g w 100 g wody**, np. węglan wapnia CaCO₃.

Rozpuszczalność substancji, g/100 g H₂O



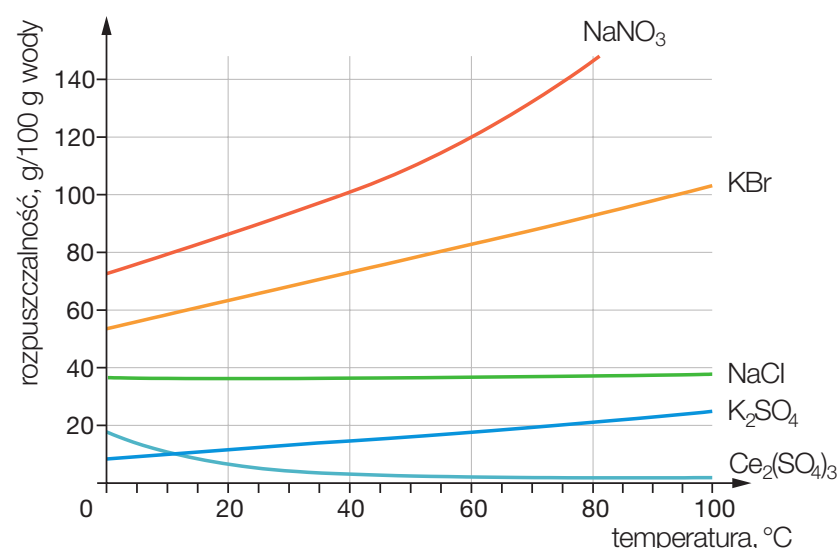
Krzywe rozpuszczalności substancji stałych w wodzie
→ patrz s. 346

NaNO₃ – azotan(V) sodu
KBr – bromek potasu
NaCl – chlorek sodu
K₂SO₄ – siarczan(VI) potasu
Ce₂(SO₄)₃ – siarczan(VI) ceru(III)

Krzywe rozpuszczalności

Zależność rozpuszczalności związków chemicznych w wodzie od temperatury przedstawia się na wykresach (rys. 71., 72.).

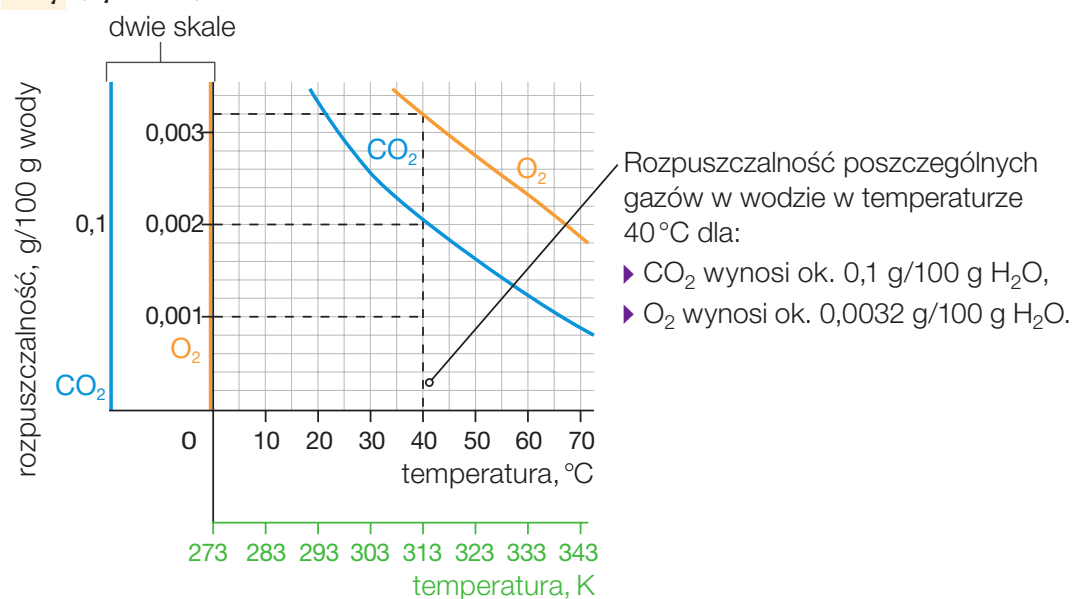
Dane odczytane z wykresu wskazują, że rozpuszczalność większości soli zwiększa się wraz ze wzrostem temperatury. W przypadku niektórych zmiana ta jest znacząca (NaNO₃), a innych – prawie niezauważalna (NaCl). Tylko dla nielicznych soli (Ce₂(SO₄)₃) rozpuszczalność zmniejsza się wraz ze wzrostem temperatury.



Rys. 71. Krzywe rozpuszczalności – zależność rozpuszczalności wybranych substancji stałych w wodzie od temperatury.

Krzywe rozpuszczalności gazów w wodzie
→ patrz s. 347

Rozpuszczalność gazów zmniejsza się wraz ze wzrostem temperatury (rys. 72.).



Rys. 72. Rozpuszczalności gazów w wodzie mogą bardzo się różnić, dlatego na osi pionowej czasami podane są dwie skale.

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. 85.).



Fot. 85. 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 substancji 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

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. 73.).

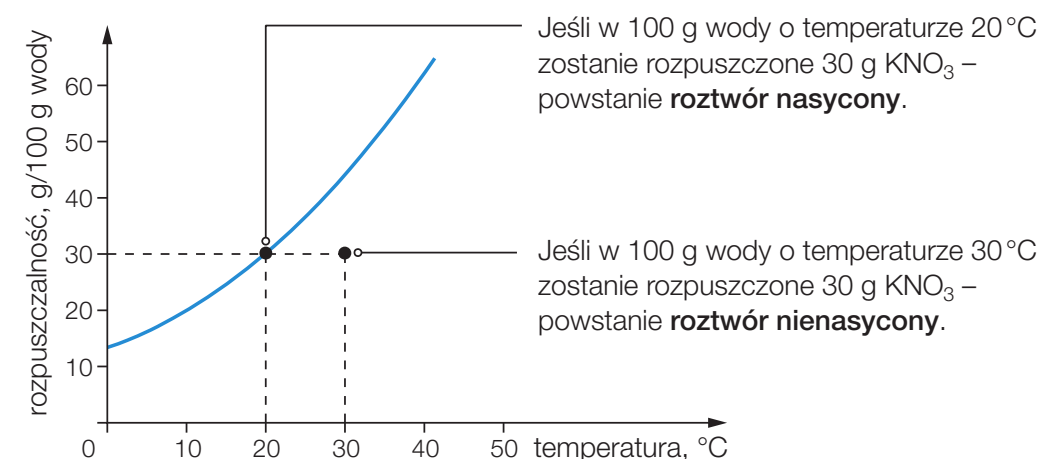
Jeśli rozpuszczalność danej substancji zwiększa się wraz ze wzrostem temperatury, to w wyniku oziębienia roztworu nasyconego tej substancji nadmiar substancji rozpuszczonej wydziela się w postaci kryształów. Jest to proces **krystalizacji**, odwrotny do procesu rozpuszczania. Powolne obniżanie temperatury powoduje powstawanie w roztworze dobrze wykształconych, regularnych kryształów. Zjawisko to umożliwia rozdzielanie stałych składników roztworu, które mają różną rozpuszczalność. Krystalizacja jest jedną z najważniejszych i najpowszechniej stosowanych metod oczyszczania substancji stałych.

W danej temperaturze nie jest możliwe rozpuszczenie większej ilości substancji, niż wynosi jej rozpuszczalność w tej temperaturze.

Krystalizacja
→ patrz s. 304

Roztwory nienasycone

Roztwór nienasycony powstaje wówczas, gdy w rozpuszczalniku zostanie rozpuszczona mniejsza ilość substancji, niż wynosi jej rozpuszczalność w danych warunkach. Na wykresie odpowiada mu obszar pod krzywą rozpuszczalności (rys. 73.).



Rys. 73. Zależność rozpuszczalności azotanu(V) potasu w wodzie od temperatury.

Krok po kroku

Krystalizacja

Krystalizacja to metoda wyodrębniania z roztworu nasyconego substancji stałej w postaci kryształów. Proces ten zachodzi m.in. w wyniku odparowania rozpuszczalnika lub obniżenia temperatury roztworu. Krystalizację można również zainicjować przez dodanie do roztworu nasyconego kryształu substancji rozpuszczonej.

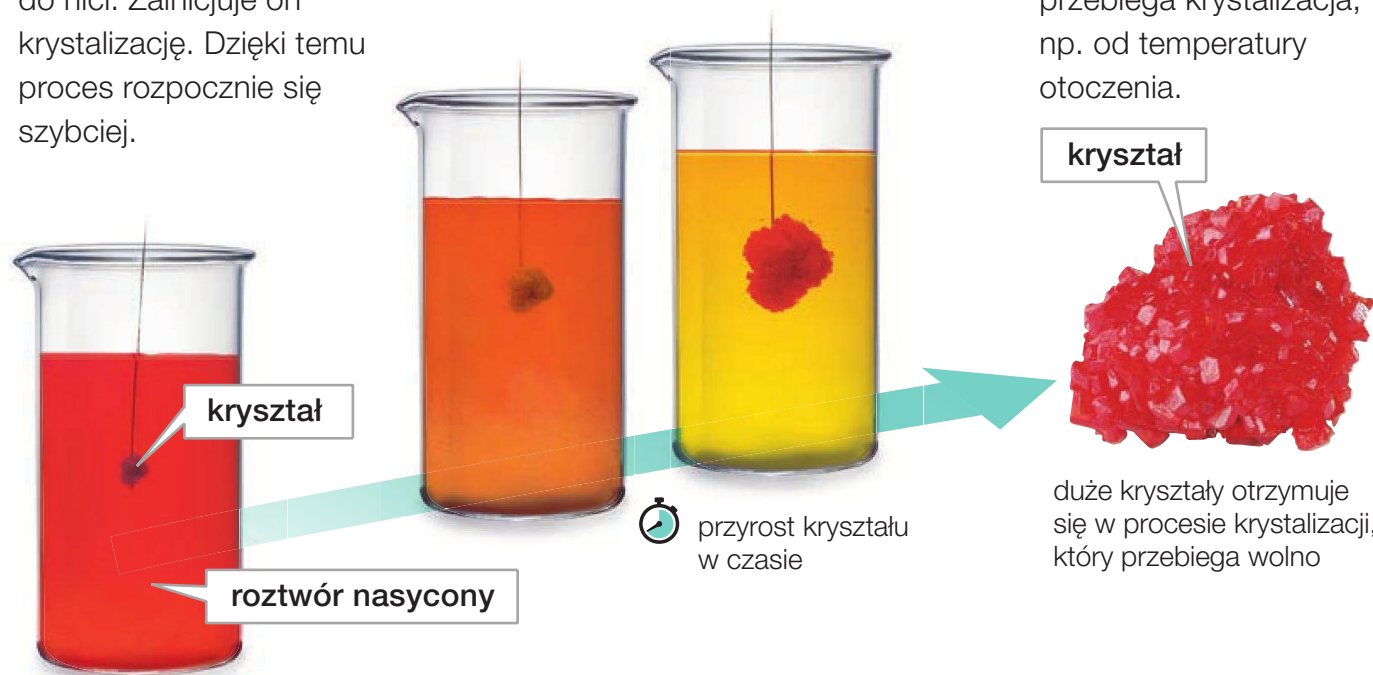
▶ Odparowywanie wody z roztworu

- 1 Roztwór nasycony należy pozostawić na jakiś czas, np. na szalce Petriego.
- 2 Rozpuszczalnik (woda) stopniowo odparowuje – następuje krystalizacja substancji z roztworu.
- 3 Po całkowitym odparowaniu rozpuszczalnika (wody) na szalce pozostają kryształy substancji rozpuszczonej.



▶ Dodanie kryształu substancji rozpuszczonej

- 1 W roztworze nasyconym należy umieścić niewielki kryształ, np. 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.

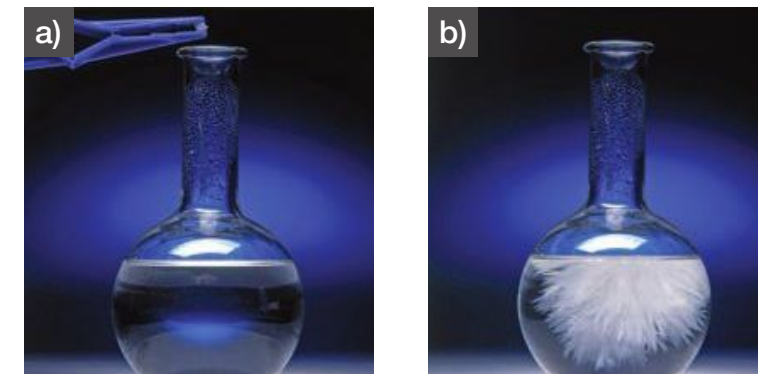


■ Roztwory przesycone

Roztwór przesycony zawiera więcej substancji rozpuszczonej, niż znajduje się jej w roztworze nasyconym w danej temperaturze.

Jeśli rozpuszczalność substancji zmniejsza się wraz ze spadkiem temperatury, wówczas roztwór przesycony można 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 (fot. 86.).

Roztwór przesycony jest nietrwały – może się łatwo przekształcić w mieszaninę niejednorodną. Z roztworu przesyconego powstają wtedy roztwór nasycony i osad, który stanowi wykryształowany nadmiar substancji rozpuszczonej.



Fot. 86. Dodanie niewielkiego kryształka octanu sodu (zarodka krystalizacji) do jego przesyconego roztworu (a) powoduje błyskawiczną krystalizację nadmiaru soli (b).

Ważne w temacie *Rozpuszczalność substancji. Roztwory nasycone i nienasycone*

Rozpuszczalność – maksymalna liczba gramów substancji, którą można rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika w danej temperaturze i pod danym ciśnieniem. Rozpuszczalność zależy od rodzaju substancji i rozpuszczalnika oraz od temperatury, a w przypadku gazów również od ciśnienia.

Roztwór nasycony – roztwór zawierający maksymalną w danych warunkach masę substancji rozpuszczonej.

Roztwór nienasycony – powstaje wówczas, gdy w rozpuszczalniku zostaje rozpuszczona mniejsza ilość substancji, niż wynika z jej rozpuszczalności w danych warunkach.

Roztwór przesycony – zawiera więcej substancji rozpuszczonej, niż znajduje się jej w roztworze nasyconym w danej temperaturze.

Zadania do tematu



ROZWIĄŻ
W ZESZCIE

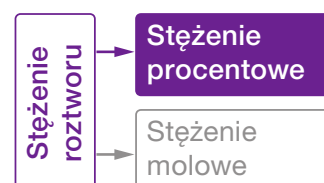
Uwaga! Podczas rozwiązywania zadań korzystaj z wykresów rozpuszczalności (s. 346, 347).

1. Oblicz, w ilu gramach wody należy rozpuścić 40 g $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, 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. Oblicz, 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) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ c) NaNO_3
4. Oblicz masę roztworu zawierającego 120 g $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, wiedząc, że jest to roztwór nasycony w temperaturze 20 °C.

28 Stężenie procentowe roztworu

Ważne w tym temacie:

- obliczenia związane z wykorzystaniem rozpuszczalności
- obliczanie stężenia procentowego roztworu



W laboratoriach chemicznych, pracowniach analitycznych, a także w życiu codziennym stosuje się głównie roztwory o znanej zawartości substancji rozpuszczonej (fot. 87.). 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 to masowa zawartość procentowa substancji w roztworze. Odpowiada liczbie gramów substancji rozpuszczonej zawartej 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:

$$\begin{array}{ccc} m_r - 100 \% & \text{lub} & m_s - m_r \\ m_s - C_p & & x - 100 \text{ g} \end{array}$$

Zatem:

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

gdzie:

C_p – stężenie procentowe roztworu, %,
 m_s – masa substancji rozpuszczonej, g,
 m_r – masa roztworu, g.

Masa roztworu m_r stanowi sumę masy substancji m_s rozpuszczonej i masy rozpuszczalnika m_w (zwykle wody) (fot. 88.), 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.



Fot. 87. Zawartość kwasu w roztworze jest podana na opakowaniu.



Fot. 88. Roztwór wodorotlenku sodu.

Przykład 52.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz masę roztworu m_r .
- 3 Oblicz stężenie procentowe C_p roztworu.
- 4 Napisz odpowiedź.

Sposób I Obliczanie metodą proporcji

Obliczanie stężenia procentowego roztworu

W 2 dm³ roztworu o gęstości 1,115 $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ znajdują się 223 g wodorotlenku sodu. **Oblicz stężenie procentowe tego roztworu.**

- | | |
|--|-----------------|
| 1 Dane: | Szukane: |
| $m_s = 223 \text{ g}$ | $C_p = ?$ |
| $V_r = 2 \text{ dm}^3 = 2000 \text{ cm}^3$ | |
| $d_r = 1,115 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ | |

$$2 \quad m_r = d_r \cdot V_r \quad m_r = 1,115 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 2000 \text{ cm}^3 \quad m_r = 2230 \text{ g}$$

- 3 Stężenie procentowe można wyznaczyć dwoma sposobami.

Sposób I – obliczanie metodą proporcji

2230 g roztworu *zawiera* 223 g substancji rozpuszczonej
 100 g roztworu *zawiera* x g substancji rozpuszczonej

$$2230 \text{ g} \cdot x = 100 \text{ g} \cdot 223 \text{ g} \quad \text{lub} \quad \frac{2230 \text{ g}}{100 \text{ g}} = \frac{223 \text{ g}}{x}$$

$$x = \frac{100 \text{ g} \cdot 223 \text{ g}}{2230 \text{ g}} \quad x = 10 \text{ g, czyli } C_p = 10 \%$$

Sposób II Obliczanie za pomocą wzoru:

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

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$$C_p = \frac{223 \text{ g} \cdot 100 \%}{2230 \text{ g}} \quad C_p = 10 \%$$

- 4 W 100 g roztworu znajduje się 10 g substancji rozpuszczonej, czyli stężenie procentowe roztworu wynosi 10 %.

Przykład 53.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz masę roztworu m_r .
- 3 Oblicz stężenie procentowe C_p roztworu.
- 4 Napisz odpowiedź.

Obliczanie stężenia procentowego roztworu nasyconego

Oblicz stężenie procentowe nasyconego roztworu azotanu(V) sodu w temperaturze 30 °C.

Z wykresu rozpuszczalności wynika, że w temperaturze 30 °C roztwór NaNO₃ jest nasycony, jeśli 100 g tej soli rozpuści się w 100 g wody.

- | | |
|-----------------------|-----------------|
| 1 Dane: | Szukane: |
| $m_s = 100 \text{ g}$ | $C_p = ?$ |
| $m_w = 100 \text{ g}$ | |

$$2 \quad m_r = m_s + m_w \quad m_r = 100 \text{ g} + 100 \text{ g} \quad m_r = 200 \text{ g}$$

ciąg dalszy przykładu na s. 308

początek przykładu
na s. 307

Sposób I ▶
Obliczanie
metodą proporcji

3 Sposób I – obliczanie metodą proporcji

$$\begin{aligned} &200 \text{ g roztworu stanowi } 100 \% \\ &100 \text{ g substancji rozpuszczonej stanowi } C_p \\ &200 \text{ g} \cdot C_p = 100 \text{ g} \cdot 100 \% \text{ lub } \frac{200 \text{ g}}{100 \text{ g}} = \frac{100 \%}{C_p} \\ &C_p = \frac{100 \text{ g} \cdot 100 \%}{200 \text{ g}} \quad C_p = 50 \% \end{aligned}$$

Sposób II ▶
Obliczanie
za pomocą wzoru:
 $C_p = \frac{m_s \cdot 100 \%}{m_r}$

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$$C_p = \frac{100 \text{ g} \cdot 100 \%}{200 \text{ g}} \quad C_p = 50 \%$$

4 Stężenie procentowe roztworu wynosi 50 %.

Przykład 54.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz masę substancji rozpuszczonej m_s .
- 3 Napisz odpowiedź.

Sposób I ▶
Obliczanie
metodą proporcji

Obliczanie masy substancji rozpuszczonej w określonej masie roztworu

Oblicz, ile gramów cukru potrzeba do przygotowania 250 g roztworu o stężeniu 10 %.

1 **Dane:** $m_r = 250 \text{ g}$
 $C_p = 10 \%$ **Szukane:** $m_s = ?$

2 Sposób I – obliczanie metodą proporcji

$$\begin{aligned} &250 \text{ g roztworu stanowi } 100 \% \\ &x \text{ g substancji rozpuszczonej stanowi } 10 \% \\ &250 \text{ g} \cdot 10 \% = x \cdot 100 \% \text{ lub } \frac{250 \text{ g}}{x} = \frac{100 \%}{10 \%} \\ &x = \frac{250 \text{ g} \cdot 10 \%}{100 \%} \quad x = 25 \text{ g}, \\ &\text{czyli } m_s = 25 \text{ g} \end{aligned}$$

Sposób II ▶
Obliczanie
za pomocą wzoru:
 $C_p = \frac{m_s \cdot 100 \%}{m_r}$

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$$\begin{aligned} m_s &= \frac{m_r \cdot C_p}{100 \%} \\ m_s &= \frac{250 \text{ g} \cdot 10 \%}{100 \%} \quad m_s = 25 \text{ g} \end{aligned}$$

4 Do przygotowania 250 g roztworu cukru o stężeniu 10 % należy użyć 25 g cukru.

Przykład 55.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz masę cząsteczkową $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
- 3 Oblicz masę CuSO_4 w 50 g $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.
- 4 Oblicz masę roztworu m_r .
- 5 Oblicz stężenie procentowe C_p roztworu.
- 6 Napisz odpowiedź.

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) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ w 200 g wody.

1 **Dane:** $m_{\text{hydratu}} = 50 \text{ g}$
 $m_w = 200 \text{ g}$ **Szukane:** $C_p = ?$

2 $m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 159,5 \text{ u} + 90 \text{ u} \quad m_{\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}} = 249,5 \text{ u}$

! Stężenie procentowe roztworu hydratu oblicza się tak jak stężenie soli bezwodnej. Obliczając masę substancji rozpuszczonej, należy pominąć masę wody hydratacyjnej.

! Obliczając masę roztworu, należy uwzględnić masę wody hydratacyjnej.

3 $249,5 \text{ u CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ zawiera $159,5 \text{ u CuSO}_4$
 $50 \text{ g CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ zawiera $x \text{ g CuSO}_4$

$$\begin{aligned} &249,5 \text{ u} \cdot x = 50 \text{ g} \cdot 159,5 \text{ u} \text{ lub } \frac{249,5 \text{ u}}{50 \text{ g}} = \frac{159,5 \text{ u}}{x} \\ &x = \frac{50 \text{ g} \cdot 159,5 \text{ u}}{249,5 \text{ u}} \quad x = 31,96 \text{ g} \end{aligned}$$

4 $m_r = m_w + m_{\text{hydratu}}$
 $m_r = 200 \text{ g} + 50 \text{ g}$
 $m_r = 250 \text{ g}$

5 $250 \text{ g roztworu zawiera } 31,96 \text{ g CuSO}_4$
 $100 \text{ g roztworu zawiera } x \text{ g CuSO}_4$

$$\begin{aligned} &250 \text{ g} \cdot x = 100 \text{ g} \cdot 31,96 \text{ g} \text{ lub } \frac{250 \text{ g}}{100 \text{ g}} = \frac{31,96 \text{ g}}{x} \\ &x = \frac{100 \text{ g} \cdot 31,96 \text{ g}}{250 \text{ g}} \\ &x = 12,78 \text{ g} \end{aligned}$$

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 12,8 %.

Przykład 56.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz masę roztworu m_r .
- 3 Oblicz masę substancji rozpuszczonej m_s .
- 4 Napisz odpowiedź.

Obliczanie masy substancji rozpuszczonej w określonej objętości roztworu

Oblicz, ile gramów wodorotlenku sodu należy użyć do przygotowania 2 dm^3 10-procentowego roztworu o gęstości $1,115 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.

1 Dane: $C_p = 10 \%$ **Szukane:** $m_s = ?$

$$d_r = 1,115 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

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

2 $m_r = d_r \cdot V_r$

$$m_r = 1,115 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 2000 \text{ cm}^3 \quad m_r = 2230 \text{ g}$$

3 Sposób I – obliczanie metodą proporcji

2230 g roztworu stanowi 100 %
 x g substancji rozpuszczonej stanowi 10 %

$$2230 \text{ g} \cdot 10 \% = x \cdot 100 \% \quad \text{lub} \quad \frac{2230 \text{ g}}{x} = \frac{100 \%}{10 \%}$$

$$x = \frac{2230 \text{ g} \cdot 10 \%}{100 \%} \quad x = 223 \text{ g, czyli } m_s = 223 \text{ g}$$

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

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

$$m_s = \frac{2230 \text{ g} \cdot 10 \%}{100 \%} \quad m_s = 223 \text{ g}$$

4 Do przygotowania 2 dm^3 10-procentowego roztworu NaOH o gęstości $1,115 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$ należy użyć 223 g NaOH.

Sposób I ▶
Obliczanie metodą proporcji

Sposób II ▶
Obliczanie za pomocą wzoru:

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

► Odkrycia, które zmieniły świat – dawka lecznicza, dawka toksyczna

W XVI w. szwajcarski lekarz **Philippus Aureolus Theophrastus Bombastus von Hohenheim**, znany jako **Paracelsus**, odkrył, że dawka substancji decyduje o tym, czy będzie ona lekiem czy trucizną (fot. 89.). 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. 89. Dawki określa się w jednostkach masy związku chemicznego na jednostkę masy ciała organizmu, czyli w $\frac{\text{mg}}{\text{kg}}$ lub $\frac{\mu\text{g}}{\text{kg}}$.

Przykład 57.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz masę rozpuszczalnika m_{CCl_4} .
- 3 Oblicz masę substancji rozpuszczonej m_{Br_2} .
- 4 Oblicz objętość substancji rozpuszczonej V_{Br_2} .
- 5 Napisz odpowiedź.

Obliczanie objętości substancji rozpuszczonej

Po rozpuszczeniu bromu o gęstości $3,1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ w 100 cm^3 tetrachlorometanu CCl_4 otrzymano roztwór o stężeniu 1 % (procent masowy). **Oblicz, ile mililitrów bromu użyto do przygotowania tego roztworu.** Przyjmij, że gęstość CCl_4 wynosi $1,6 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.

1 Dane: $d_{\text{Br}_2} = 3,1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ **Szukane:** $V_{\text{Br}_2} = ?$

$$V_{\text{CCl}_4} = 100 \text{ cm}^3$$

$$C_p = 1 \%$$

$$d_{\text{CCl}_4} = 1,6 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

2 $d = \frac{m}{V} \quad m = d \cdot V$

$$m_{\text{CCl}_4} = 1,6 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 100 \text{ cm}^3$$

$$m_{\text{CCl}_4} = 160 \text{ g}$$

3 Masę bromu należy oznaczyć jako x i podstawić do wzoru na stężenie procentowe:

$$C_p = \frac{m_{\text{Br}_2}}{m_r} \cdot 100 \%$$

$$1 \% = \frac{x}{x + 160 \text{ g}} \cdot 100 \%$$

$$\frac{x}{x + 160 \text{ g}} = 0,01$$

$$x = 0,01 \cdot (x + 160 \text{ g})$$

$$x = 0,01x + 1,6 \text{ g}$$

$$0,99x = 1,6 \text{ g}$$

$$x = 1,62 \text{ g, czyli } m_{\text{Br}_2} = 1,62 \text{ g}$$

4 $d = \frac{m}{V} \quad V = \frac{m}{d}$

$$V_{\text{Br}_2} = \frac{1,62 \text{ g}}{3,1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}}$$

$$V_{\text{Br}_2} = 0,52 \text{ cm}^3$$

$$V_{\text{Br}_2} = 0,52 \text{ ml}$$

5 Do 100 cm^3 tetrachlorometanu należy dodać 0,52 ml bromu, aby otrzymać roztwór o stężeniu procentowym 1 %.

Przykład 58.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz masę substancji rozpuszczonej m_s .
- 3 Oblicz masę roztworu m_r .
- 4 Oblicz masę wody m_w .
- 5 Napisz odpowiedź.

Obliczanie masy rozpuszczalnika potrzebnego do rozcieńczenia roztworu

Oblicz, ile gramów wody należy dolać do 150 g 25-procentowego roztworu, aby otrzymać roztwór 20-procentowy.

1 Dane: $m_r = 150 \text{ g}$ **Szukane:** $m_w = ?$

$$C_{p1} = 25 \%$$

$$C_{p2} = 20 \%$$

2 Należy obliczyć masę substancji rozpuszczonej w 150 g 25-procentowego roztworu:

$$\begin{array}{r} 25 \text{ g} \text{ — } 100 \text{ g} \\ x \text{ — } 150 \text{ g} \end{array}$$

$$25 \text{ g} \cdot 150 \text{ g} = x \cdot 100 \text{ g} \text{ lub } \frac{25 \text{ g}}{x} = \frac{100 \text{ g}}{150 \text{ g}}$$

$$x = \frac{25 \text{ g} \cdot 150 \text{ g}}{100 \text{ g}}$$

$$x = 37,5 \text{ g}$$

$$m_s = 37,5 \text{ g}$$

3 Należy obliczyć masę 20-procentowego roztworu zawierającego 37,5 g substancji rozpuszczonej:

$$\begin{array}{r} 20 \text{ g} \text{ — } 100 \text{ g} \\ 37,5 \text{ g} \text{ — } x \end{array}$$

$$20 \text{ g} \cdot x = 37,5 \text{ g} \cdot 100 \text{ g} \text{ lub } \frac{20 \text{ g}}{37,5 \text{ g}} = \frac{100 \text{ g}}{x}$$

$$x = \frac{37,5 \text{ g} \cdot 100 \text{ g}}{20 \text{ g}}$$

$$x = 187,5 \text{ g}$$

$$m_r = 187,5 \text{ g}$$

4 $m_w = 187,5 \text{ g} - 150 \text{ g}$

$$m_w = 37,5 \text{ g}$$

5 Aby otrzymać roztwór 20-procentowy, do 150 g roztworu 25-procentowego należy dolać 37,5 g wody.

Przykład 59.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz masę substancji rozpuszczonej m_s .
- 3 Oblicz masę roztworu m_r .
- 4 Oblicz masę wody m_w .
- 5 Napisz odpowiedź.

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.

1 Dane: $m_r = 200 \text{ g}$ **Szukane:** $m_w = ?$

$$C_{p1} = 5 \%$$

$$C_{p2} = 8 \%$$

2 Należy obliczyć masę substancji rozpuszczonej w 200 g 5-procentowego roztworu:

$$\begin{array}{r} 5 \text{ g} \text{ — } 100 \text{ g} \\ x \text{ — } 200 \text{ g} \end{array}$$

$$5 \text{ g} \cdot 200 \text{ g} = x \cdot 100 \text{ g} \text{ lub } \frac{5 \text{ g}}{x} = \frac{100 \text{ g}}{200 \text{ g}}$$

$$x = \frac{5 \text{ g} \cdot 200 \text{ g}}{100 \text{ g}}$$

$$x = 10 \text{ g}$$

$$m_s = 10 \text{ g}$$

3 Należy obliczyć masę 8-procentowego roztworu zawierającego 10 g substancji rozpuszczonej:

$$\begin{array}{r} 8 \text{ g} \text{ — } 100 \text{ g} \\ 10 \text{ g} \text{ — } x \end{array}$$

$$8 \text{ g} \cdot x = 10 \text{ g} \cdot 100 \text{ g} \text{ lub } \frac{8 \text{ g}}{10 \text{ g}} = \frac{100 \text{ g}}{x}$$

$$x = \frac{10 \text{ g} \cdot 100 \text{ g}}{8 \text{ g}}$$

$$x = 125 \text{ g}$$

$$m_r = 125 \text{ g}$$

4 $m_w = 200 \text{ g} - 125 \text{ g}$

$$m_w = 75 \text{ g}$$

5 Aby z 200 g 5-procentowego roztworu otrzymać roztwór 8-procentowy, należy odparować 75 g wody.



Fot. 90. Po zmieszaniu roztworów zmieniają się m_r , m_s i C_p .

Mieszanie roztworów

Po **rozcieńczeniu** roztworu rozpuszczalnikiem otrzymuje się nowy roztwór, w którym:

- ▶ nie zmienia się masa substancji rozpuszczonej,
- ▶ zmienia się masa roztworu, a tym samym również stężenie.

Z kolei po zmieszaniu m_{r1} gramów roztworu o stężeniu procentowym C_{p1} z m_{r2} gramami roztworu o stężeniu procentowym C_{p2} powstaje $(m_{r1} + m_{r2})$ gramów nowego roztworu o stężeniu C_{p3} (fot. 90.). W tym przypadku **zmieniają się** zarówno **masa substancji rozpuszczonej** ($m_{s3} = m_{s1} + m_{s2}$), jak i **masa roztworu** oraz jego stężenie.

Przykład 60.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz masy substancji rozpuszczonej w roztworach 1. i 2., czyli m_{s1} i m_{s2} .
- 3 Oblicz masę roztworu m_r .
- 4 Oblicz m_s rozpuszczonej w roztworze 3.
- 5 Oblicz C_p roztworu 3.
- 6 Napisz odpowiedź.

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:

$m_{r1} = 200 \text{ g}$
 $C_{p1} = 2 \%$
 $m_{r2} = 50 \text{ g}$
 $C_{p2} = 6 \%$

Szukane:

$C_p = ?$

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

$$100 \text{ g} \cdot x = 200 \text{ g} \cdot 2 \text{ g} \quad \text{lub} \quad \frac{100 \text{ g}}{200 \text{ g}} = \frac{2 \text{ g}}{x}$$

$$x = \frac{200 \text{ g} \cdot 2 \text{ g}}{100 \text{ g}}$$

$$x = 4 \text{ g, czyli } m_{s1} = 4 \text{ g}$$

100 g roztworu 2. zawiera 6 g substancji rozpuszczonej
50 g roztworu 2. zawiera y g substancji rozpuszczonej

$$100 \text{ g} \cdot y = 50 \text{ g} \cdot 6 \text{ g} \quad \text{lub} \quad \frac{100 \text{ g}}{50 \text{ g}} = \frac{6 \text{ g}}{y}$$

$$y = \frac{50 \text{ g} \cdot 6 \text{ g}}{100 \text{ g}}$$

$$y = 3 \text{ g, czyli } m_{s2} = 3 \text{ g}$$

ciąg dalszy przykładu na s. 315

początek przykładu
na s. 314

$$\begin{aligned} 3 \quad m_r &= m_{r1} + m_{r2} \\ m_r &= 200 \text{ g} + 50 \text{ g} \\ m_r &= 250 \text{ g} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} 4 \quad m_s &= m_{s1} + m_{s2} \quad \text{czyli: } m_s = x + y \\ m_s &= 4 \text{ g} + 3 \text{ g} \\ m_s &= 7 \text{ g substancji rozpuszczonej w } 250 \text{ g roztworu } 3. \end{aligned}$$

5 Można zatem ułożyć proporcję:

250 g roztworu zawiera 7 g substancji rozpuszczonej
100 g roztworu zawiera z g substancji rozpuszczonej

$$250 \text{ g} \cdot z = 100 \text{ g} \cdot 7 \text{ g} \quad \text{lub} \quad \frac{250 \text{ g}}{100 \text{ g}} = \frac{7 \text{ g}}{z}$$

$$z = \frac{100 \text{ g} \cdot 7 \text{ g}}{250 \text{ g}}$$

$$z = 2,8 \text{ g, czyli } C_p = 2,8 \%$$

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 %.

Reguła mieszania (metoda krzyżowa)

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:

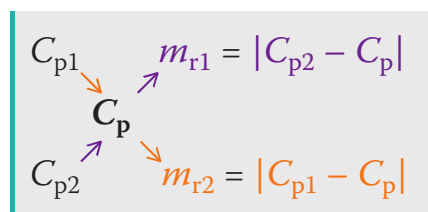
$$\frac{m_{r1} \cdot C_{p1}}{100 \%} + \frac{m_{r2} \cdot C_{p2}}{100 \%} = (m_{r1} + m_{r2}) \frac{C_p}{100 \%}$$

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:



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, %,

$|C_{p2} - C_p|$ – 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**.

Przykład 61.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz stosunek masowy mieszaniny roztworów.
- 3 Napisz odpowiedź.

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:

$\frac{m_{r1}}{m_{r2}} = ?$

2

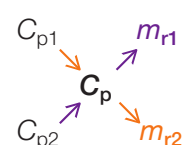
96 15 50
 $|15 - 50| = 35 = m_{r1}$
 $|96 - 50| = 46 = m_{r2}$
 razem $35 + 46 = 81$ części masowych

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 61. 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:

$$\begin{array}{r} 81 \text{ g} - 35 \text{ g} \\ 1000 \text{ g} - x \end{array}$$

$$81 \text{ g} \cdot x = 1000 \text{ g} \cdot 35 \text{ g} \quad \text{lub} \quad \frac{81 \text{ g}}{1000 \text{ g}} = \frac{35 \text{ g}}{x}$$

$$x = \frac{1000 \text{ g} \cdot 35 \text{ g}}{81 \text{ g}} \quad x = 432 \text{ g}$$

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:

$$m_{r2} = 1000 \text{ g} - 432 \text{ g}$$

$$m_{r2} = 568 \text{ g}$$

Aby otrzymać 1 kg roztworu kwasu siarkowego(VI) o stężeniu 50 %, należy zmieszać 432 g roztworu tego kwasu o stężeniu 96 % i 568 g roztworu tego kwasu o stężeniu 15 %.

Przykład 62.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz stosunek masowy.
- 3 Oblicz masę m_{r1} roztworu 1.
- 4 Oblicz masę m_{r2} roztworu 2.
- 5 Napisz odpowiedź.

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.

1 Dane:

$C_{p1} = 20\%$
 $C_{p2} = 5\%$
 $C_{p3} = 15\%$
 $m_r = 300 \text{ g}$

Szukane:

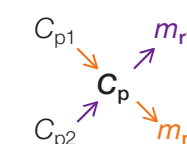
$m_{r1} = ?$
 $m_{r2} = ?$

2

20 5 15
 $|5 - 15| = 10 = m_{r1}$
 $|20 - 15| = 5 = m_{r2}$
 razem $10 + 5 = 15$ części masowych

Stosunek masowy wynosi zatem: $\frac{m_{r1}}{m_{r2}} = \frac{10}{5}$.

Obliczanie metodą krzyżową:



ciąg dalszy przykładu na s. 318

początek przykładu
na s. 317

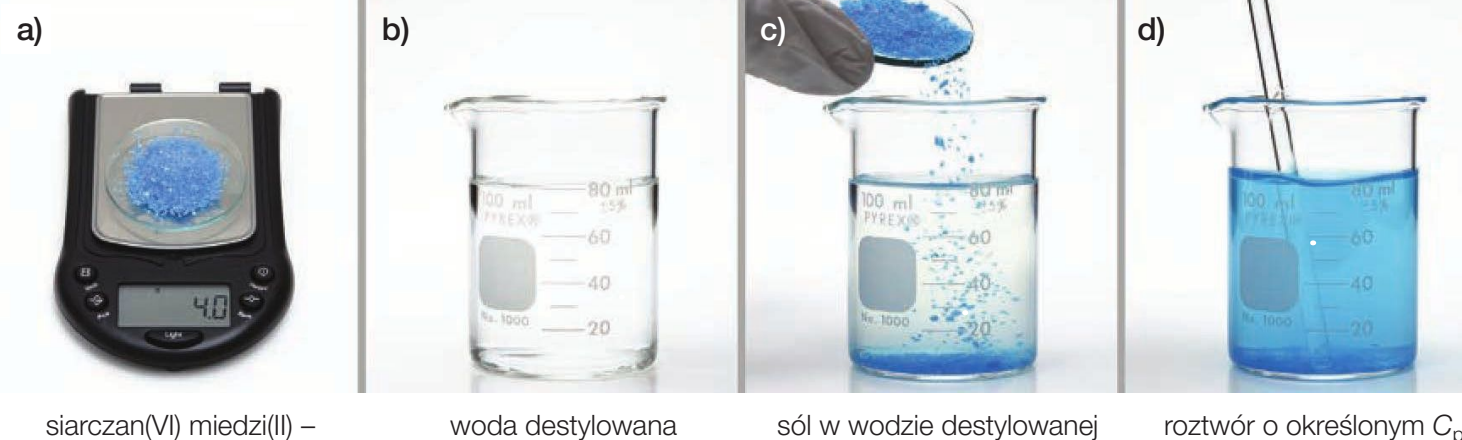
- 3 Należy obliczyć masę roztworu 1. potrzebnego do otrzymania 300 g roztworu 15-procentowego:
- $$\begin{array}{r} 15 \text{ g} - 300 \text{ g} \\ 10 \text{ g} - x \end{array}$$
- $$15 \text{ g} \cdot x = 10 \text{ g} \cdot 300 \text{ g} \text{ lub } \frac{15 \text{ g}}{10 \text{ g}} = \frac{300 \text{ g}}{x}$$
- $$x = \frac{10 \text{ g} \cdot 300 \text{ g}}{15 \text{ g}}$$
- $$x = 200 \text{ g}$$
- 4 Należy obliczyć masę roztworu 2. potrzebnego do otrzymania 300 g roztworu 15-procentowego:
- $$m_{r2} = 300 \text{ g} - 200 \text{ g}$$
- $$m_{r2} = 100 \text{ g}$$
- 5 Aby otrzymać 300 g roztworu 15-procentowego, należy mieszać 200 g roztworu 20-procentowego i 100 g roztworu 5-procentowego.

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, należy:

- ▶ obliczyć potrzebną masę substancji i odważyć ją na wadze laboratoryjnej (fot. 91.a),
- ▶ odmierzyć cylindrem miarowym obliczoną objętość cieczy i przelać do zlewki (fot. 91.b),
- ▶ dodać substancję do zlewki z rozpuszczalnikiem (fot. 91.c),
- ▶ wymieszać zawartość zlewki (fot. 91.d).

Skala umieszczona na zlewce jest jedynie orientacyjna i nie powinna służyć do odmierzania cieczy.



Fot. 91. Przygotowanie roztworu o określonym stężeniu procentowym.

Przykład 63.

Plan rozwiązywania

- 1 Wykonaj obliczenia.
- 2 Ustal odczynniki, szkło i sprzęt laboratoryjny.
- 3 Napisz instrukcję.
- 4 Narysuj schemat.

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} .

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

$$C_p \cdot m_r = m_s \cdot 100 \%$$

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

$$m_s = \frac{10 \% \cdot 200 \text{ g}}{100 \%}$$

$$m_s = 20 \text{ g}$$

$$m_{\text{wody}} = 200 \text{ g} - 20 \text{ g}$$

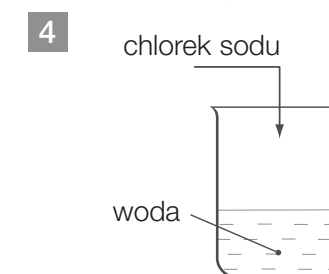
$$m_{\text{wody}} = 180 \text{ g}$$

180 g wody ma objętość 180 cm³ (przyjmując, że gęstość wody wynosi $d = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$).

- 2 **Odczynniki:** chlorek sodu, woda.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: naczynko wagowe, zlewka o pojemności 250 cm³, cylinder miarowy, bagietka, waga laboratoryjna.

- 3 **Instrukcja:** W naczynku wagowym odważ 20 g chlorku sodu i wsyp do zlewki o pojemności 250 cm³. Cylindrem miarowym odmierzyć 180 cm³ wody destylowanej i wleć do zlewki. Zawartość zlewki wymieszać bagietką.



Stężenia roztworów o znacznym rozcieńczeniu

Wartość stężenia procentowego wykorzystuje się m.in. do oceny jakości powietrza. Dopuszczalne stężenie w powietrzu substancji tworzących smog (fot. 92.), 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]

$$1 \text{ ppm} = \frac{1}{1\,000\,000} = 10^{-4} \% = 1 \frac{\mu\text{g}}{\text{g}} = 1 \frac{\text{mg}}{\text{kg}}$$

- ▶ **ppb** [od ang. *parts per billion* – części na miliard, czyt. pi pi bi]

$$1 \text{ ppb} = \frac{1}{1\,000\,000\,000} = 10^{-7} \% = 1 \frac{\text{ng}}{\text{g}} = 1 \frac{\mu\text{g}}{\text{kg}}$$



Fot. 92. Smog tworzą m.in. SO₂, CO i tlenki azotu, które wraz z parą wodną osadzają się na cząstkach pyłów.

ppm – liczba części danej substancji przypadająca na milion części mieszaniny.

ppb – liczba części danej substancji przypadająca na **miliard** części mieszaniny.

Na przykład dopuszczalne stężenie tlenku azotu(IV) w powietrzu wynosi 460 ppm.

Te wartości oznaczają, ile części masowych substancji przypada na milion (ppm) lub miliard (ppb) części masowych 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:

$$\text{ppm} = 10^4 \cdot C_p$$

$$\text{ppb} = 10^7 \cdot C_p$$

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 stężenie soli mineralnych oraz witamin w żywności lub w organizmach.

Ważne w temacie *Stężenie procentowe roztworu*

1. Obliczam stężenie procentowe roztworu

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

gdzie:

C_p – stężenie procentowe roztworu, %,
 m_s – masa substancji rozpuszczonej, g,
 m_r – masa roztworu, g.

$$m_r = m_s + m_w$$

gdzie:

m_s – masa substancji
rozpuszczonej, g,
 m_w – masa rozpuszczal-
nika (wody), g.

2. Sporządzam roztwór o określonym stężeniu procentowym

Przez zmieszanie substancji i rozpuszczalnika

- Obliczam potrzebną masę substancji i odważam ją na wadze laboratoryjnej.
- Odmierzam cylindrem miarowym obliczoną objętość cieczy i umieszczam ją w zlewce.
- Dodaję substancję rozpuszczoną do rozpuszczalnika w zlewce.
- Mieszm obie substancje w zlewce.

Przez rozcieńczanie roztworu o większym stężeniu

- Odmierzam pipetą obliczoną objętość roztworu o danej gęstości, zawierającą potrzebną masę substancji rozpuszczonej.
- Przenoszę roztwór do pustej zlewki.
- Dodaję do zlewki odmierzoną ilość rozpuszczalnika i mieszam zawartość.

3. Obliczam stężenie procentowe roztworu otrzymanego przez zmieszanie dwóch roztworów o różnych stężeniach

Diagram illustrating the calculation of the magnitude of the resultant vector C_p from two vectors C_{p1} and C_{p2} . The resultant vector C_p is shown in black. The magnitude m_{r1} is calculated as $|C_{p2} - C_p|$, and the magnitude m_{r2} is calculated as $|C_{p1} - C_p|$.

Stężenie procentowe roztworu C_p – liczba gramów substancji rozpuszczonej zawarta w 100 g roztworu, a także stosunek masy substancji rozpuszczonej do masy roztworu wyrażony w procentach.

Masa roztworu m_r – suma masy substancji rozpuszczonej i masy rozpuszczalnika.

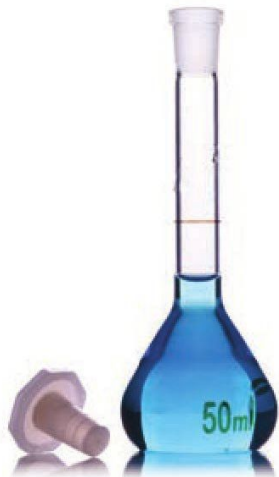
Zadania do tematu



1. Oblicz, ilu gramów soli kuchennej oraz ilu gramów wody należy użyć, aby otrzymać 200 g 15-procentowego roztworu.
2. Masowa 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 mieszać 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 początkowych 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 $0,5 \text{ dm}^3$ 8-procentowego roztworu o gęstości $d = 1,09 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.
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 $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 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.

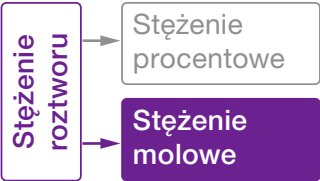
29 Stężenie molowe roztworu



Fot. 93. Kreska na szyjce kolby miarowej wskazuje poziom cieczy odpowiadający pojemności kolby.

Ważne w tym temacie:

- stężenie molowe roztworu
- sporządzanie roztworów o określonym stężeniu molowym
- przeliczanie stężeń roztworów z molowych na procentowe lub odwrotnie



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, która znajduje się w 1 dm^3 roztworu.

Na przykład roztwór o stężeniu $2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ ($2 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$, 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. 93.).

Obliczanie stężenia molowego

Stężenie molowe C_m określa stosunek liczby moli substancji rozpuszczonej do objętości roztworu:

Wzór na obliczanie stężenia molowego

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

gdzie:

C_m – stężenie molowe roztworu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 n – liczba moli substancji rozpuszczonej, mol,
 V_r – objętość roztworu, dm^3 .

Przykład 64.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz stężenie molowe roztworu C_m .
- 3 Napisz odpowiedź.

Obliczanie stężenia molowego roztworu

Oblicz stężenie molowe roztworu o objętości 4 dm^3 , w którym znajduje się 8 moli substancji rozpuszczonej.

- | | |
|------------------------|------------------|
| 1 Dane: | Szukane: |
| $n = 8 \text{ mol}$ | $C_m = ?$ |
| $V_r = 4 \text{ dm}^3$ | |

ciąg dalszy przykładu na s. 323

początek przykładu na s. 322

Sposób I Obliczanie metodą proporcji

2 Sposób I – obliczanie metodą proporcji

4 dm^3 roztworu *zawierają* 8 mol substancji rozpuszczonej
 1 dm^3 roztworu *zawiera* x mol substancji rozpuszczonej

$$4 \text{ dm}^3 \cdot x = 1 \text{ dm}^3 \cdot 8 \text{ mol} \quad \text{lub} \quad \frac{4 \text{ dm}^3}{1 \text{ dm}^3} = \frac{8 \text{ mol}}{x}$$

$$x = \frac{1 \text{ dm}^3 \cdot 8 \text{ mol}}{4 \text{ dm}^3}$$

$$x = 2 \text{ mol, czyli } C_m = 2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Sposób II Obliczanie za pomocą wzoru:

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

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$$C_m = \frac{8 \text{ mol}}{4 \text{ dm}^3} \qquad C_m = 2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

3 Stężenie molowe roztworu wynosi $2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Przykład 65.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz liczbę moli wodorotlenku sodu n .
- 3 Oblicz stężenie molowe roztworu C_m .
- 4 Napisz odpowiedź.

Obliczanie stężenia molowego roztworu, gdy znana jest masa substancji rozpuszczonej

Oblicz stężenie molowe roztworu o objętości $0,5 \text{ dm}^3$, w którym znajduje się 10 g wodorotlenku sodu.

- | | |
|--------------------------|------------------|
| 1 Dane: | Szukane: |
| $m_s = 10 \text{ g}$ | $C_m = ?$ |
| $V_r = 0,5 \text{ dm}^3$ | |
- 2** Należy obliczyć liczbę moli NaOH zawartych w 10 g związku chemicznego:
- $$M_{\text{NaOH}} = 23 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \qquad M_{\text{NaOH}} = 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$
- $$n = \frac{m_s}{M} \qquad n = \frac{10 \text{ g}}{40 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \qquad n = 0,25 \text{ mol}$$

Sposób I Obliczanie metodą proporcji

3 Sposób I – obliczanie metodą proporcji

$0,5 \text{ dm}^3$ roztworu *zawiera* 0,25 mol substancji rozpuszczonej
 1 dm^3 roztworu *zawiera* x mol substancji rozpuszczonej

$$0,5 \text{ dm}^3 \cdot x = 1 \text{ dm}^3 \cdot 0,25 \text{ mol}$$

$$x = \frac{1 \text{ dm}^3 \cdot 0,25 \text{ mol}}{0,5 \text{ dm}^3} \qquad x = 0,5 \text{ mol, czyli } C_m = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

Sposób II Obliczanie za pomocą wzoru:

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

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$$C_m = \frac{0,25 \text{ mol}}{0,5 \text{ dm}^3} \qquad C_m = 0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

4 Stężenie molowe roztworu wynosi $0,5 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Przykład 66.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz objętość roztworu V_r .
- 3 Oblicz liczbę moli siarczku sodu.
- 4 Oblicz stężenie molowe roztworu C_m .
- 5 Napisz odpowiedź.

Obliczanie za pomocą wzoru:

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

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 dm³ wody, jeśli gęstość tego roztworu wynosi 1,03 $\frac{g}{cm^3}$.

1 Dane:

$$m_s = 78 \text{ g}$$

$$V_w = 2 \text{ dm}^3$$

$$d_r = 1,03 \frac{g}{cm^3}$$

Szukane:

$$C_m = ?$$

2 $V_r = \frac{m_r}{d_r}$

Masa 1 dm³ wody wynosi 1000 g, więc $m_w = 2000 \text{ g}$.

$$m_r = m_s + m_w$$

$$m_r = 78 \text{ g} + 2000 \text{ g}$$

$$m_r = 2078 \text{ g}$$

$$V_r = \frac{2078 \text{ g}}{1,03 \frac{g}{cm^3}}$$

$$V_r = 2018 \text{ cm}^3$$

$$V_r = 2,018 \text{ dm}^3$$

3 $M_{Na_2S} = 2 \cdot 23 \frac{g}{mol} + 32 \frac{g}{mol}$

$$M_{Na_2S} = 78 \frac{g}{mol}$$

$M_{Na_2S} = m_s$, co oznacza, że w roztworze znajduje się 1 mol Na₂S. Z obliczeń wynika, że 2,018 dm³ roztworu zawiera 1 mol Na₂S.

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji

4 Sposób I – obliczanie metodą proporcji

2,018 dm³ roztworu zawiera 1 mol substancji rozpuszczonej
1 dm³ roztworu zawiera x mol substancji rozpuszczonej

$$2,018 \text{ dm}^3 \cdot x = 1 \text{ dm}^3 \cdot 1 \text{ mol}$$

$$x = \frac{1 \text{ dm}^3 \cdot 1 \text{ mol}}{2,018 \text{ dm}^3}$$

$$x = 0,5 \text{ mol, czyli } C_m = 0,5 \frac{mol}{dm^3}$$

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:

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

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$$C_m = \frac{1 \text{ mol}}{2,018 \text{ dm}^3}$$

$$C_m = 0,5 \frac{mol}{dm^3}$$

5 Stężenie molowe roztworu wynosi 0,5 $\frac{mol}{dm^3}$.

Przykład 67.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz liczbę moli kwasu w otrzymanym roztworze n_2 .
- 3 Oblicz masę substancji rozpuszczonej m_s .
- 4 Oblicz masę roztworu użytego kwasu m_{r1} .
- 5 Oblicz objętość roztworu użytego kwasu V_1 .
- 6 Napisz odpowiedź.

Obliczanie objętości substancji rozpuszczonej

Pewną objętość roztworu kwasu siarkowego(VI) o stężeniu 96 % i gęstości 1,83 $\frac{g}{cm^3}$ dodano do wody destylowanej. Otrzymano 1 dm³ roztworu o stężeniu molowym 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$.

Oblicz, ile centymetrów sześciennych roztworu kwasu użyto.

1 Dane:

$$C_{p1} = 96 \%$$

$$d_1 = 1,83 \frac{g}{cm^3}$$

$$V_2 = 1 \text{ dm}^3$$

$$C_{m2} = 0,1 \frac{mol}{dm^3}$$

Szukane:

$$V_1 = ?$$

2 $C_{m2} = \frac{n_2}{V_2}$

$$n_2 = C_{m2} \cdot V_2$$

$$n_2 = 0,1 \frac{mol}{dm^3} \cdot 1 \text{ dm}^3$$

$$n_2 = 0,1 \text{ mol}$$

3 $M_{H_2SO_4} = 2 \cdot 1 \frac{g}{mol} + 32 \frac{g}{mol} + 4 \cdot 16 \frac{g}{mol}$

$$M_{H_2SO_4} = 98 \frac{g}{mol}$$

$$M = \frac{m}{n}$$

$$m = M \cdot n$$

$$m_s = 98 \frac{g}{mol} \cdot 0,1 \text{ mol}$$

$$m_s = 9,8 \text{ g}$$

4 $C_{p1} = \frac{m_s}{m_{r1}} \cdot 100 \%$

$$C_{p1} \cdot m_{r1} = m_s \cdot 100 \%$$

$$m_{r1} = \frac{m_s \cdot 100 \%}{C_{p1}}$$

$$m_{r1} = \frac{9,8 \text{ g} \cdot 100 \%}{96 \%}$$

$$m_{r1} = 10,2 \text{ g}$$

5 $V_1 = \frac{m_{r1}}{d_1}$

$$V_r = \frac{10,2 \text{ g}}{1,83 \frac{g}{cm^3}}$$

$$V_1 = 5,57 \text{ cm}^3$$

6 Aby otrzymać 1 dm³ roztworu kwasu siarkowego(VI) o stężeniu molowym 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$, należy użyć 5,57 cm³ roztworu tego kwasu o stężeniu 96 % i gęstości 1,83 $\frac{g}{cm^3}$.

Metoda krzyżowa z uwzględnieniem stężeń molowych

Obliczenia związane z mieszaniem lub rozcieńczaniem roztworów o podanych stężeniach molowych, podobnie jak w przypadku roztworów o podanych stężeniach procentowych, można wykonywać tzw. metodą krzyżową. Stosuje się ją dla roztworów o podobnych gęstościach.

W przypadku stężeń molowych różnice stężeń ($|C_{m2} - C_m|$ oraz $|C_{m1} - C_m|$) odpowiadają objętościom roztworów V_{r1} oraz V_{r2} , które należy zmieszać, aby uzyskać roztwór o określonym stężeniu C_m . Wykorzystuje się wówczas algorytm:

$$\begin{array}{ccc} C_{m1} & \nearrow & V_{r1} = |C_{m2} - C_m| \\ & C_m & \\ C_{m2} & \nwarrow & V_{r2} = |C_{m1} - C_m| \end{array}$$

$$\frac{V_{r1}}{V_{r2}} = \frac{|C_{m2} - C_m|}{|C_{m1} - C_m|}$$

gdzie:

C_{m1}, C_{m2} – stężenia molowe roztworów początkowych, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

V_{r1}, V_{r2} – objętości roztworów początkowych, dm^3 ,

C_m – stężenie molowe roztworu otrzymanego przez zmieszanie roztworów początkowych, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

$|C_{m2} - C_m|$ – wartości bezwzględne różnic stężeń molowych
 $|C_{m1} - C_m|$ – C_{m1}, C_{m2}, C_m .

Przykład 68.

Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz stosunek objętościowy mieszaniny roztworów.
- 3 Oblicz objętość V_{r1} roztworu 1.
- 4 Napisz odpowiedź.

Obliczenia z wykorzystaniem reguły mieszania z uwzględnieniem stężeń molowych

Oblicz, ile decymetrów sześciennych roztworu wodorotlenku sodu o stężeniu $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ należy dodać do 500 cm^3 roztworu wodorotlenku sodu o stężeniu $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, aby otrzymać roztwór o stężeniu $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

- 1 Dane:**
 $C_{m1} = 0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 $C_{m2} = 1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
 $V_2 = 500 \text{ cm}^3$
 $C_m = 0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
- Szukane:**
 $V_1 = ?$

$$\begin{array}{ccc} 0,01 & \nearrow & |1 - 0,1| = 0,9 = V_{r1} \\ & 0,1 & \\ 1 & \nwarrow & |0,01 - 0,1| = 0,09 = V_{r2} \end{array}$$

$$\frac{V_{r1}}{V_{r2}} = \frac{0,9}{0,09}$$

$$\frac{V_{r1}}{V_{r2}} = \frac{10}{1}$$

ciąg dalszy przykładu na s. 327

początek przykładu na s. 326

- 3** Można ułożyć proporcję:

$$\begin{array}{r} 10 \text{ — } 1 \\ x \text{ — } 500 \text{ cm}^3 \\ \hline 10 \cdot 500 \text{ cm}^3 = x \cdot 1 \\ x = \frac{10 \cdot 500 \text{ cm}^3}{1} \end{array}$$

$$x = 5000 \text{ cm}^3, \text{ czyli } V_{r1} = 5 \text{ dm}^3$$

- 4** Aby otrzymać roztwór o stężeniu $0,1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, należy użyć 500 cm^3 roztworu o stężeniu $1 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ oraz 5 dm^3 roztworu o stężeniu $0,01 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

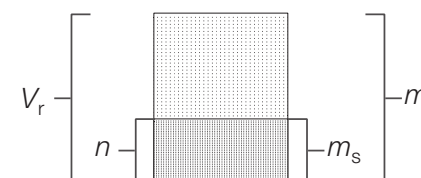
Przeliczanie stężeń

Często zachodzi konieczność przeliczania stężeń roztworów z molowych na procentowe lub odwrotnie (rys. 74.). Do obliczeń można wykorzystać metodę proporcji lub wzory na stężenia molowe i procentowe roztworu:

$$\text{a) } C_m = \frac{n}{V_r}$$

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

Stężenie molowe Stężenie procentowe



Oznaczenia:

V_r – objętość roztworu, dm^3 , cm^3 ,

n – liczba moli rozpuszczonej substancji, mol,

m_r – masa roztworu, g,

m_s – masa rozpuszczonej substancji, g.

Rys. 74. Zależność między wielkościami opisującymi stężenia.

Po podstawieniu wzorów $V_r = \frac{m_r}{d_r}$ i $n = \frac{m_s}{M}$ do wzoru (a) otrzymujemy:

$$\text{c) } C_m = \frac{\frac{m_s}{M}}{\frac{m_r}{d_r}} = \frac{m_s}{M} \cdot \frac{d_r}{m_r} \quad C_m = \frac{m_s}{M} \cdot \frac{d_r}{m_r}$$

Ze wzoru (b) wyznacza się m_s :

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

i podstawia do wzoru (c):

$$C_m = \frac{\frac{C_p \cdot m_r}{100 \%}}{\frac{m_r}{d_r}} \cdot \frac{d_r}{m_r} \quad C_m = \frac{C_p \cdot m_r \cdot d_r}{100 \% \cdot M \cdot m_r}$$

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

Tak otrzymane wzory służą do przeliczania stężeń:

Wzory
na przeliczanie stężeń

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

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

gdzie:

C_m – stężenie molowe roztworu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

C_p – stężenie procentowe roztworu, %,

d_r – gęstość roztworu, $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$,

M – masa molowa substancji rozpuszczonej, $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Przykład 69.

Sposób I
Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz masę roztworu m_r .
- 3 Oblicz masę substancji rozpuszczonej m_s .
- 4 Oblicz stężenie molowe roztworu C_m .
- 5 Napisz odpowiedź.

Obliczanie
metodą proporcji

Przeliczanie stężenia procentowego na stężenie molowe roztworu

Oblicz stężenie molowe 20-procentowego roztworu wodorotlenku potasu o gęstości $1,19 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.

Sposób I – obliczanie metodą proporcji

1 Dane:
 $C_p = 20 \%$

Szukane:
 $C_m = ?$

$d_r = 1,19 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

2 Należy obliczyć masę 1 dm^3 roztworu:

$$m_r = d_r \cdot V_r \quad m_r = 1,19 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 1000 \text{ cm}^3 \quad m_r = 1190 \text{ g}$$

3 Na podstawie definicji stężenia procentowego oblicza się, ile gramów KOH znajduje się w 1190 g roztworu.

100 g roztworu zawiera 20 g substancji rozpuszczonej
1190 g roztworu zawiera x g substancji rozpuszczonej

$$100 \text{ g} \cdot x = 1190 \text{ g} \cdot 20 \text{ g} \quad x = \frac{1190 \text{ g} \cdot 20 \text{ g}}{100 \text{ g}} \quad x = 238 \text{ g}$$

$$m_s = 238 \text{ g}$$

4 Należy obliczyć, ile molom KOH odpowiada 238 g KOH.

$$M_{\text{KOH}} = 39 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad M_{\text{KOH}} = 56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$n = \frac{m_s}{M} \quad n = \frac{238 \text{ g}}{56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$n = 4,25 \text{ mol, czyli stężenie molowe wynosi } 4,25 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

5 Stężenie molowe 20-procentowego roztworu KOH o gęstości $1,19 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ wynosi $4,25 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

ciąg dalszy przykładu na s. 329

początek przykładu
na s. 328

Sposób II
Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz stężenie molowe roztworu C_m .
- 3 Napisz odpowiedź.

Obliczanie
za pomocą wzoru:

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

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

1 Dane:
 $C_p = 20 \%$

Szukane:
 $C_m = ?$

$d_r = 1,19 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

$$2 \quad C_m = \frac{20 \% \cdot 1190 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}}{100 \% \cdot 56 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$C_m = 4,25 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

3 Stężenie molowe 20-procentowego roztworu KOH o gęstości $1,19 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ wynosi $4,25 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Przykład 70.

Sposób I
Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz masę roztworu m_r .
- 3 Oblicz masę substancji rozpuszczonej m_s .
- 4 Oblicz stężenie procentowe roztworu C_p .
- 5 Napisz odpowiedź.

Obliczanie
metodą proporcji

Przeliczanie stężenia molowego na stężenie procentowe roztworu

Oblicz stężenie procentowe roztworu wodorotlenku sodu o stężeniu molowym $1,25 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i gęstości $1,05 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.

Sposób I – obliczanie metodą proporcji

1 Dane:
 $C_m = 1,25 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Szukane:
 $C_p = ?$

$d_r = 1,05 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

2 Należy obliczyć masę 1 dm^3 roztworu:

$$m_r = d_r \cdot V_r \quad m_r = 1,05 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 1000 \text{ cm}^3 \quad m_r = 1050 \text{ g}$$

3 Należy obliczyć, ile gramom NaOH odpowiada 1,25 mola NaOH.

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

$$m_s = n \cdot M \quad m_s = 1,25 \text{ mol} \cdot 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \quad m_s = 50 \text{ g}$$

4 Na podstawie definicji stężenia procentowego oblicza się, ile gramów NaOH znajduje się w 100 g roztworu.

1050 g roztworu zawiera 50 g substancji rozpuszczonej
100 g roztworu zawiera x g substancji rozpuszczonej

$$1050 \text{ g} \cdot x = 100 \text{ g} \cdot 50 \text{ g} \quad x = \frac{100 \text{ g} \cdot 50 \text{ g}}{1050 \text{ g}} \quad x = 4,8 \text{ g, czyli } C_p = 4,8 \%$$

5 Roztwór NaOH o stężeniu molowym $1,25 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i gęstości $1,05 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ jest roztworem o stężeniu procentowym 4,8 %.

ciąg dalszy przykładu na s. 330

początek przykładu
na s. 329

Sposób II Plan rozwiązywania

- 1 Wypisz dane i szukane.
- 2 Oblicz stężenie procentowe roztworu 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:**
 $C_m = 1,25 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$
- Szukane:**
 $C_p = ?$

$$d_r = 1,05 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$$

2
$$C_p = \frac{1,25 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \cdot 40 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 100 \%}{1050 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}}$$

$$C_p = 4,8 \%$$

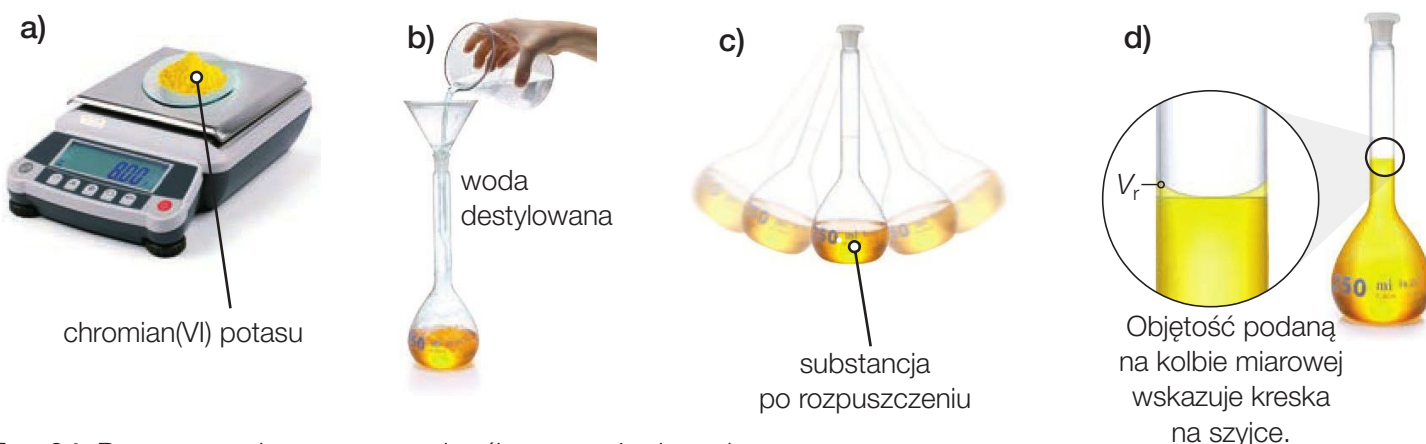
- 3** Roztwór NaOH o stężeniu molowym $1,25 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i gęstości $1,05 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ jest roztworem o stężeniu procentowym 4,8 %.

Sporządzanie roztworów o określonym stężeniu molowym

Roztwory o określonym stężeniu molowym są przygotowywane w naczyniach miarowych (kalibrowanych) o pojemności dokładnie wyznaczonej dla danej temperatury. 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.

Aby przygotować roztwory o określonym stężeniu molowym, należy:

- ▶ obliczyć potrzebną masę substancji i odważyć ją na wadze laboratoryjnej (fot. 94.a),
- ▶ odważoną substancję przenieść do kolby miarowej i wlać niewielką ilość rozpuszczalnika, np. wody destylowanej (fot. 94.b),
- ▶ wymieszać zawartość kolby do całkowitego rozpuszczenia substancji (fot. 94.c),
- ▶ dopełnić roztwór wodą destylowaną do kreski na szyjce kolby (fot. 94.d).



Fot. 94. Przygotowanie roztworu o określonym stężeniu molowym.

Przykład 71.

Plan rozwiązywania

- 1 Oblicz:
– M_{NaNO_3} ,
– masę NaNO_3 .
- 2 Ustal odczynniki, szkło i sprzęt laboratoryjny.
- 3 Napisz instrukcję.
- 4 Narysuj schemat.

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.

$$M_{\text{NaNO}_3} = 23 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 14 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 3 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{\text{NaNO}_3} = 85 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$1 \text{ mol} — 85 \text{ g NaNO}_3$$

$$2 \text{ mol} — x \text{ g NaNO}_3$$

$$1 \text{ mol} \cdot x = 2 \text{ mol} \cdot 85 \text{ g} \quad x = \frac{2 \text{ mol} \cdot 85 \text{ g}}{1 \text{ mol}}$$

$$x = 170 \text{ g}$$

Obliczona masa x znajdowałaby się w 1000 cm^3 (1 dm^3) roztworu o stężeniu $2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Objętość przygotowywanego roztworu ma wynosić 100 cm^3 .

Obliczenie masy NaNO_3 zawartej w 100 cm^3 roztworu o stężeniu $2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

$$1000 \text{ cm}^3 \text{ roztworu} — 170 \text{ g NaNO}_3$$

$$100 \text{ cm}^3 \text{ roztworu} — y \text{ g NaNO}_3$$

$$1000 \text{ cm}^3 \cdot y = 100 \text{ cm}^3 \cdot 170 \text{ g} \quad y = \frac{100 \text{ cm}^3 \cdot 170 \text{ g}}{1000 \text{ cm}^3}$$

$$y = 17 \text{ g}$$

$$m_{\text{NaNO}_3} = 17 \text{ g}$$

Jeżeli w wodzie rozpuści się 17 g NaNO_3 i uzyska 100 cm^3 roztworu, to stężenie tego roztworu będzie wynosiło $2 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

- 2 Odczynniki:** azotan(V) sodu, woda destylowana.

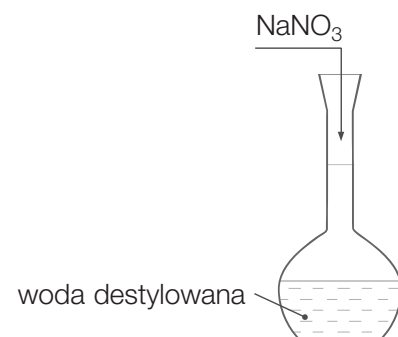
Szkło i sprzęt laboratoryjny: lejek, kolba miarowa o pojemności 100 cm^3 z korkiem, naczynko wagowe, waga laboratoryjna.

ciąg dalszy przykładu na s. 332

początek przykładu
na s. 331

- 3 Instrukcja:** W naczynku wagowym odważ 17 g azotanu(V) sodu. Następnie wsyp go przez suchy lejek do kolby miarowej o pojemności 100 cm³ wypełnionej do ok. $\frac{1}{3}$ 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



Ważne w temacie Stężenie molowe roztworu

1. Obliczam stężenie molowe roztworu

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

gdzie:
 C_m – stężenie molowe roztworu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 n – liczba moli substancji rozpuszczonej, mol,
 V_r – objętość roztworu, dm³.

Stężenie molowe roztworu

2. Sporządzam roztwór o określonym stężeniu molowym Przez zmieszanie substancji i rozpuszczalnika

- Obliczam potrzebną masę substancji i odważam ją na wadze laboratoryjnej.
- Przenoszę substancję do kolby miarowej i wlewam niewielką ilość wody destylowanej.
- Mieszam zawartość kolby do całkowitego rozpuszczenia substancji.
- Dopełniam roztwór wodą destylowaną do kreski na szyjce kolby.

Przez rozcieńczanie roztworu o większym stężeniu

- Pobieram pipetą o odpowiedniej objętości obliczoną objętość roztworu o większym stężeniu molowym.
- Umieszczam roztwór pobrany pipetą w kolbie miarowej o odpowiednio dobranej pojemności.
- Dopełniam kolbę miarową do kreski wodą destylowaną.
- Mieszam zawartość kolby miarowej.

3. Przeliczam stężenia roztworów z molowych na procentowe lub odwrotnie

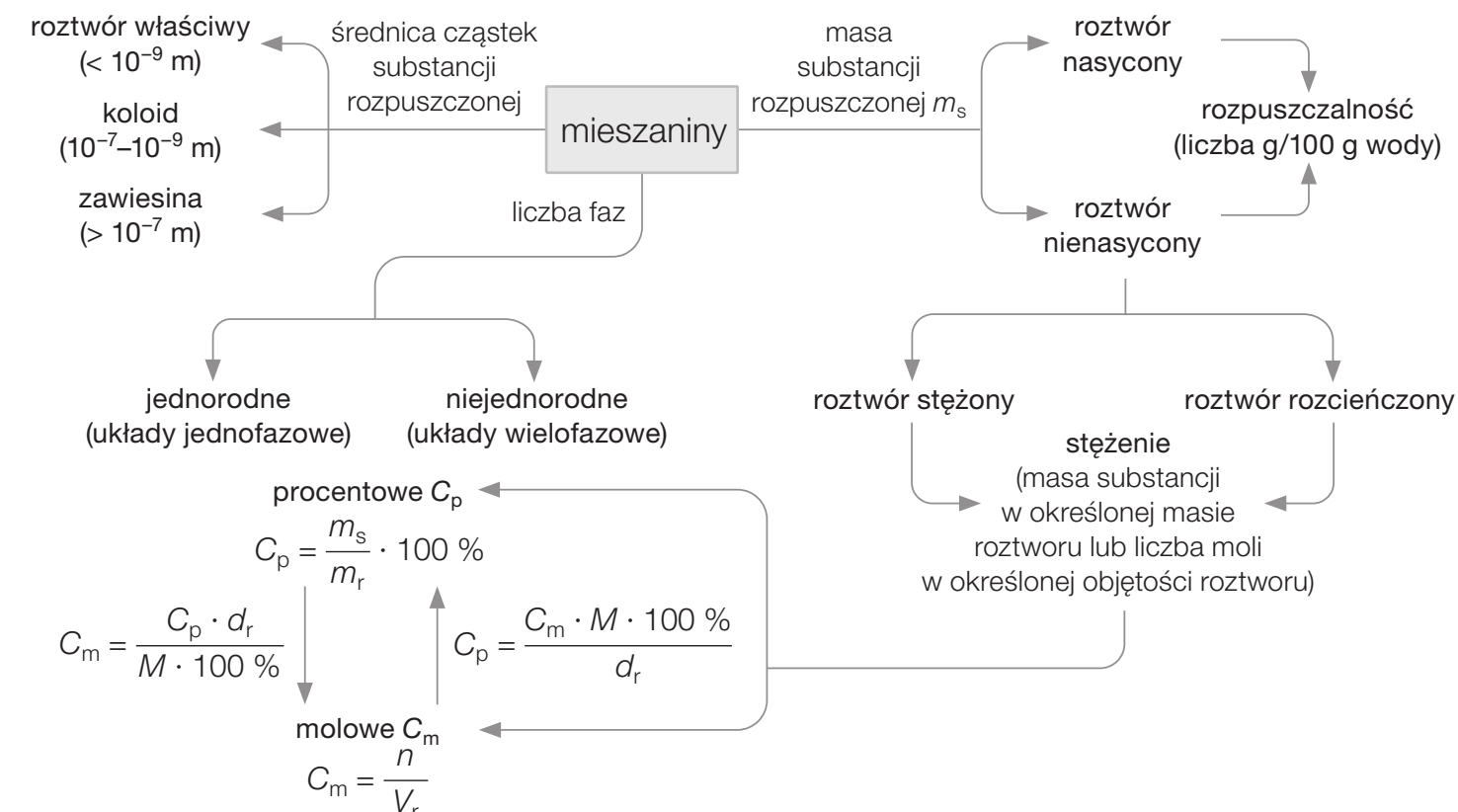
$$C_m = \frac{C_p \cdot d_r}{M \cdot 100 \%} \quad C_p = \frac{C_m \cdot M \cdot 100 \%}{d_r}$$

gdzie:
 C_m – stężenie molowe roztworu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 C_p – stężenie procentowe roztworu, %,
 d_r – gęstość roztworu, $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$,
 M – masa molowa substancji rozpuszczonej, $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Stężenie molowe roztworu C_m – liczba moli substancji rozpuszczonej w 1 dm³ roztworu.

Mol – jednostka liczości materii. Mol zawiera $6,02 \cdot 10^{23}$ obiektów elementarnych. Obiektem elementarnym może być atom, cząsteczka, jon, elektron, każda inna cząstka lub grupa cząstek danego rodzaju.

Mapa pojęć – roztwory



Wyjaśnienia symboli:

C_m – stężenie molowe roztworu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
 C_p – stężenie procentowe roztworu, %,
 d_r – gęstość roztworu, $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$,
 M – masa molowa substancji rozpuszczonej, $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$,

m_s – masa substancji rozpuszczonej, g,
 m_r – masa roztworu, g,
 n – liczba moli substancji rozpuszczonej, mol,
 V_r – objętość roztworu, dm³.

Zadania do tematu



1. Oblicz, ile gramów siarczanu(VI) sodu znajduje się w 300 cm³ roztworu o stężeniu 2 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
2. Do 200 cm³ kwasu chlorowodorowego o stężeniu 1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ dolano 50 g wody. Oblicz stężenie molowe otrzymanego roztworu.
3. Zmieszano dwa roztwory tej samej substancji: 50 cm³ roztworu o stężeniu 3 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i 0,25 dm³ roztworu o stężeniu 2 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$. Oblicz stężenie molowe otrzymanego roztworu.
4. W 0,5 dm³ wody rozpuszczono 117 g chlorku sodu i otrzymano roztwór o gęstości $d = 1,2 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$. Oblicz stężenie molowe tego roztworu.
5. Oblicz stężenie procentowe roztworu kwasu azotowego(V) o gęstości $d = 1,38 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, którego stężenie molowe wynosi 13,8 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.
6. Oblicz, ile gramów wodorotlenku potasu znajduje się w 0,5 kg roztworu o stężeniu 4,25 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i gęstości $d = 1,19 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.
7. Oblicz stężenie procentowe roztworu wodorotlenku sodu, w którym na 10 moli wody przypada 1 mol tej substancji.

Podsumowanie

Mieszanki i ich podział

Mieszanka to porcja materii zawierająca minimum dwa składniki występujące w dowolnym stanie skupienia. Składniki mieszanki 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**.

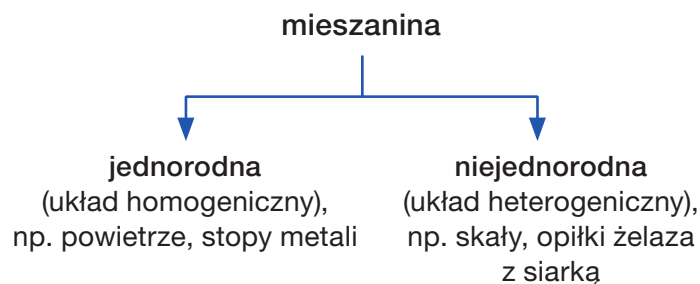
		Roztwór właściwy	Koloid	Zawiesina
Rozmiar cząstek substancji rozproszonych, m		$< 10^{-9}$	$10^{-9} - 10^{-7}$	$> 10^{-7}$
Przykłady	rozpuszczalnik	woda	woda	woda
	substancja	sól kuchenna cukier	białko jaja mydło	mąka rozdrobiona glina

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
	roztwór właściwy cieczy w cieczy	destylacja
	roztwór właściwy gazu, substancji stałej lub cieczy w gazie lub w cieczy	chromatografia ekstrakcja
Niejednorodna	mieszanka substancji stałych o różnym stopniu rozdrobnienia	przesiewanie
	mieszanka substancji stałych o różnych właściwościach magnetycznych	rozdzielanie magnesem
	mieszanka 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.

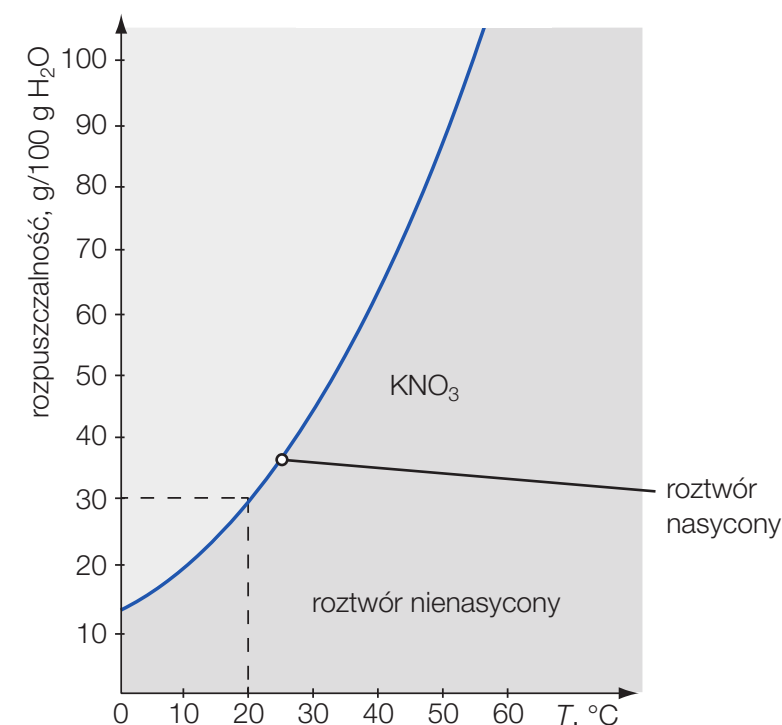
Wraz ze wzrostem temperatury:

- ▶ **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 $T = 20^{\circ}\text{C}$.

Rozpuszczalność KNO_3 w wodzie w temperaturze $T = 20^{\circ}\text{C}$ 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 ($T = 20^{\circ}\text{C}$) zostanie rozpuszczona mniejsza ilość KNO_3 (< 30 g), to powstanie **roztwór nienasycony**.

Natomiast **roztwór przesycony** zawiera więcej substancji rozpuszczonej, niż znajduje się w roztworze nasyconym. Można go otrzymać w wyniku rozpuszczenia maksymalnej ilości KNO_3 w wyższej temperaturze (np. $T = 30^{\circ}\text{C}$), a następnie ostrożne oziębienie otrzymanego roztworu do określonej temperatury ($T = 20^{\circ}\text{C}$).

Szybkość rozpuszczania

Szybkość rozpuszczania substancji stałych w wodzie można zwiększyć przez:

- ▶ ogrzanie roztworu,
- ▶ mieszanie,
- ▶ rozdrobnienie substancji rozpuszczanej.

Sposoby wyrażania stężeń roztworów

▶ stężenie procentowe

$$C_p = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\% \quad C_p = \frac{C_m \cdot M \cdot 100\%}{d_r}$$

gdzie:

C_p – stężenie procentowe roztworu, %
 m_s – masa substancji rozpuszczonej, g
 m_r – masa roztworu, g
 C_m – stężenie molowe roztworu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

▶ stężenie molowe

$$C_m = \frac{n}{V_r} \quad C_m = \frac{C_p \cdot d_r}{M \cdot 100\%}$$

n – liczba moli substancji rozpuszczonej, mol,
 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

Pamiętaj, że wyłącznie masa soli bezwodnej stanowi masę substancji w roztworze.

Rozpuszczalność uwodnionego węglanu sodu $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ w wodzie w temperaturze 20°C wynosi 21,5 g na 100 g wody. Gęstość nasyconego roztworu tej soli w podanej temperaturze wynosi $1,07 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

Zwróć uwagę na jednostki podczas obliczania stężenia molowego.

Oblicz stężenie procentowe (wyrażone w procentach masowych) oraz stężenie molowe nasyconego roztworu Na_2CO_3 w temperaturze 20°C .

Aby przeliczyć stężenie procentowe na stężenie molowe, można skorzystać ze wzoru:

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

Rozwiązanie:

1 Oblicz masę bezwodnej soli.

Aby obliczyć masy cząsteczkowe bezwodnej soli oraz hydratu, należy odczytać masy atomowe odpowiednich pierwiastków chemicznych z układu okresowego:

1 0,9 3 11 Na sód 22,99	14 2,6 2 6 C węgiel 12,01	16 3,4 2 8 O tlen 16,00	1 2,2 1 1 H wodór 1,008
-------------------------------------	---------------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------

$$M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 2 \cdot 23 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 12 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 3 \cdot 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = 106 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

$$M_{\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} = 106 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 10 \cdot \left(2 \cdot 1 \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \right)$$

$$M_{\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}} = 286 \frac{\text{g}}{\text{mol}}$$

W 1 molu hydratu $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ zawarty jest 1 mol soli bezwodnej Na_2CO_3 , zatem aby obliczyć masę soli bezwodnej zawartej w 21,5 g hydratu, należy skorzystać z zależności:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{CO}_3 & \text{—} & 1 \text{ mol } \text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O} \\ 106 \text{ g} & \text{—} & 286 \text{ g} \\ x & \text{—} & 21,5 \text{ g} \end{array}$$

$$106 \text{ g} \cdot 21,5 \text{ g} = x \cdot 286 \text{ g}$$

$$x = \frac{106 \text{ g} \cdot 21,5 \text{ g}}{286 \text{ g}}$$

$$x = 7,97 \text{ g}$$

2 Oblicz stężenie procentowe.

Masa roztworu jest równa sumie mas hydratu i wody:

$$m_r = m_{\text{H}_2\text{O}} + m_{\text{hydratu}}$$

$$m_r = 100 \text{ g} + 21,5 \text{ g}$$

$$m_r = 121,5 \text{ g}$$

Obliczone wielkości należy podstawić do wzoru na stężenie procentowe:

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

$$C_p = \frac{7,97 \text{ g}}{121,5 \text{ g}} \cdot 100 \%$$

$$C_p = 6,56 \%$$

3 Oblicz stężenie molowe.

Aby obliczyć stężenie molowe nasyconego roztworu Na_2CO_3 , należy podstawić do wzoru odpowiednie wartości, m.in. obliczoną masę molową soli bezwodnej.

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

$$C_m = \frac{6,56 \% \cdot 1070 \frac{\text{g}}{\text{dm}^3}}{100 \% \cdot 106 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}$$

$$C_m = 0,662 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

4 Napisz odpowiedź.

Stężenie procentowe nasyconego roztworu Na_2CO_3 w temperaturze 20°C jest równe 6,56 %, natomiast stężenie molowe $0,662 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Rozwiąż Zadanie analogiczne.

Zadanie analogiczne



W Sposobie na zadania na s. 336 znajdziesz wskazówki, które ułatwią ci rozwiązanie zadania.

Nasycony wodny roztwór siarczanu(VI) magnezu MgSO_4 w temperaturze 20°C ma stężenie molowe równe $2,80 \text{ mol} \cdot \text{dm}^{-3}$ i gęstość równą $1,30 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

Ustal wzór hydratu $\text{MgSO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, jeśli jego rozpuszczalność w wodzie w temperaturze 20°C wynosi 113 g na 100 g wody.

Trening – rozwiąż zadania



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 ₂ O	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.

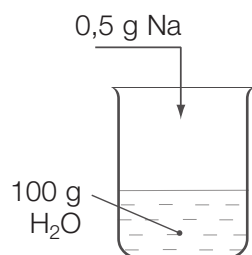
Zadanie 3.

Dwaj uczniowie mieli przygotować po 100 cm³ roztworu zawierającego jony Na⁺ o stężeniu 0,1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, korzystając z różnych odczynników i szkła laboratoryjnego. Adam odważył 2,86 g uwodnionego węglanu sodu o wzorze Na₂CO₃ · 10H₂O, rozpuścił go w niewielkiej ilości wody destylowanej w kolbie miarowej o pojemności 100 cm³ i dopełnił wodą do kreski. Bartek odmierzył pipetą 50 cm³ roztworu NaCl o stężeniu 0,2 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i zmieszał go z 50 cm³ wody destylowanej.

Oceń, czy obaj uczniowie poprawnie wykonali zadanie. Wykonaj odpowiednie obliczenia.

Zadanie 4.

Przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie.



- Napisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej.
- Oblicz stężenie procentowe roztworu, który powstał po zakończeniu reakcji chemicznej.
Wynik podaj z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.
- Nazwij proces, który zachodzi podczas doświadczenia chemicznego.

Odpowiedzi do zadań

s. 11

zadanie 1. probówka z korkiem, rurka odprowadzająca, krystalizator, kolba stożkowa, palnik

zadanie 2. a), d)

zadanie 3. Czy podczas rozcieńczania stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) temperatura roztworu wzrasta?

zadanie 4. Rozcieńczanie stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) wodą jest procesem egzoenergetycznym.

Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych

s. 19

zadanie 1. a) proton, p⁺, +1; neutron, n⁰, 0;

b) elektron, e⁻, -1

zadanie 2. Atom nie jest przestrzennie ciągłym ładunkiem dodatnim, w którym tkwią punktowe ładunki ujemne – elektrony. Atom składa się z dodatnio naładowanego jądra atomowego oraz chmury elektronowej o ładunku ujemnym.

s. 25

zadanie 1. a) 98 u; b) 16,27 · 10⁻²⁶ kg

zadanie 2. a) 16, 18, 34, 16; b) 3, 4, 7, 3; c) 6, 7, 13, 6

zadanie 3. a) Z = 9, A = 19, p⁺ = 9, n⁰ = 10, e⁻ = 9;

b) Z = 12, A = 24, p⁺ = 12, n⁰ = 12, e⁻ = 12;

c) $^{27}_{13}\text{Al}$, Z = 13, A = 27, p⁺ = 13; d) $^{11}_5\text{B}$, Z = 5, p⁺ = 5, n⁰ = 6;

e) $^{38}_{18}\text{Ar}$, Z = 18, A = 38, e⁻ = 18; f) $^{23}_{11}\text{Na}$, p⁺ = 11, n⁰ = 12,

e⁻ = 11

zadanie 4. a) 13, 14, 10; b) 12, 12, 10; c) 11, 12, 10;

d) 16, 16, 18; e) 53, 74, 54

zadanie 5. 32,719 · 10⁻²³ g

zadanie 6. 1,0060 u

zadanie 7. a) Sc, skand, 45, 21; b) Rb, rubid, 87, 37;

c) Ar, argon, 58, 18

zadanie 8. 26, 56, żelazo, Fe

zadanie 9. p⁺ = 6, n⁰ = 8, e⁻ = 6

s. 30

zadanie 1. $^{40}_{20}\text{E}$, $^{44}_{20}\text{E}$

zadanie 2. 16,00 u

zadanie 3. 99,0 % ^{14}N ; 1,0 % ^{15}N

zadanie 4. 99 % ^{12}C ; 1 % ^{13}C

zadanie 5. 26

zadanie 6. miedź, $^{63}_{29}\text{Cu}$, $^{65}_{29}\text{Cu}$

zadanie 7. 45,0 %

s. 45

zadanie 1. a) W = $^{222}_{86}\text{Rn}$; b) X = $^{223}_{88}\text{Fr}$; c) Y = $^{211}_{83}\text{Bi}$;

d) Z = $^{226}_{89}\text{Ac}$

zadanie 2. 5 przemian typu α i 4 przemiany typu β⁻

zadanie 3. $^{230}_{89}\text{Ac}$

zadanie 4. $^{216}_{89}\text{Po}$

zadanie 5. $^{45}_{21}\text{Sc}$

zadanie 6. d) Z = Z₁ - 3, A = A₁ - 8

zadanie 7. 3,125 g

zadanie 8. 102 lata

zadanie 9. $^{239}_{94}\text{Pu} + {}^1_0\text{n} \rightarrow {}^{95}_{41}\text{Nb} + {}^{142}_{53}\text{I} + 3{}^1_0\text{n}$;

rozszczenie jądrowe

zadanie 10. $^{209}_{83}\text{Bi} + {}^4_2\text{He} \rightarrow {}^{211}_{85}\text{At} + 2{}^1_0\text{n}$

s. 55

zadanie 1. 4, 4s 4p 4d 4f

zadanie 2. a) 6; b) 10; c) 14; d) 2

zadanie 3. a) 2s; b) 3p; c) 4p; d) 4d; e) 4f; f) 3s

zadanie 4. a) 3p; b) -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3; c) -1, 0, 1; d) nd

zadanie 5. a) 10; b) 6; c) 32

zadanie 6. n = 4; l = 0, 1, 2, 3; m = -3, -2, -1, 0, 1, 2, 3

zadanie 7. Błędnie przedstawiono komplety liczb kwantowych przypisanych podpowłokom elektronowym: 2s, 3s, 3p. Patrz s. 52, 53.

s. 65

zadanie 1. 1g, 2f, 3a, 4b, 5c

zadanie 2. wapń, Ca, 20, $^{20}_{20}\text{Ca}$: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s²,

$^{20}_{20}\text{Ca}$: [Ar] 4s²

zadanie 3. a) ^7N : 1s² 2s² 2p³, ^7N : [He] 2s² 2p³;

$^{13}_{13}\text{Al}$: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p¹, $^{13}_{13}\text{Al}$: [Ne] 3s² 3p¹;

$^{18}_{18}\text{Ar}$: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶, $^{18}_{18}\text{Ar}$: [Ne] 3s² 3p⁶;

$^{30}_{30}\text{Zn}$: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4s², $^{30}_{30}\text{Zn}$: [Ar] 3d¹⁰ 4s²;

b) $^{20}_{20}\text{Ca}^{2+}$: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶, $^{20}_{20}\text{Ca}^{2+}$: [Ar];

$^{16}_{16}\text{S}^{2-}$: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶, $^{16}_{16}\text{S}^{2-}$: [Ar];

$^{35}_{35}\text{Br}^-$: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d¹⁰ 4s² 4p⁶,

$^{35}_{35}\text{Br}^-$: [Ar] 3d¹⁰ 4s² 4p⁶

zadanie 4. a) C; b) 1

zadanie 5. c)

s. 69

zadanie 1. a) wanad, V, 5, 4; b) siarka, S, 16, 3;

c) rubid, Rb, 1, 5; d) żelazo, Fe, 8, 4

zadanie 2. na przykład: wartościowość (+III), masa

atomowa (68 u), metal o większej lotności niż glin

zadanie 3. I⁻: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁶,

5 powłok; S²⁻: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶, 3 powłoki;

Hg²⁺: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁶ 4f¹⁴

5d¹⁰, 5 powłok; Ni²⁺: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3d⁸,

3 powłoki; Cs⁺: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s²

4d¹⁰ 5p⁶, 5 powłok; Mg²⁺: 1s² 2s² 2p⁶, 2 powłoki

zadanie 4. gazy: wodór H, azot N, tlen O, fluor F,

chlor Cl, hel He, neon Ne, argon Ar, krypton Kr, ksenon Xe,

radon Rn; ciecze: rtęć Hg, brom Br

zadanie 5. E₁: kadm $^{48}_{48}\text{Cd}$: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰

4p⁶ 5s² 4d¹⁰;

E₂: jod $^{53}_{53}\text{I}$: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶ 5s² 4d¹⁰ 5p⁵

s. 77

zadanie 1. a) fluor; b) glin; c) wapń; d) wanad; e) nikiel;

f) cynk; g) gal; h) arsen

zadanie 2. a) 1s² 2s² 2p¹; b) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁴;

c) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p²; d) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁵;

e) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p³; f) 1s² 2s² 2p⁶;

g) 1s² 2s² 2p⁶; h) 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁶

zadanie 3. 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s² 3d¹⁰ 4p⁴; 6, 2

zadanie 4. a) s; b) n = 3, l = 0, m = 0, m_s = $\frac{1}{2}$ lub $-\frac{1}{2}$

zadanie 5. a) Mn: [Ar] 4s² 3d⁵; b) patrz s. 73; c) n = 3, l = 2

zadanie 6. a) d; b) s; c) p; d) p

zadanie 7. a) X: [Ne] 3s² 3p⁴, 16, Y: [Ne] 3s² 3p¹, 13;

b) X – siarka, Y – glin

zadanie 8. a) X: Na, 1, s, Z: S, 16, p; b) n = 3, l = 2

zadanie 9. a) $p^+ = 18$, $n^0 = 22$; b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
zadanie 10. a) S; b) siarka, 10, ${}_{16}\text{S}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

s. 83

Zadanie analogiczne

a) X: S, 3, 16, p ; Z: K, 4, 1, s; b) X: 2, $3p$; Z: 1, $4s$;
 c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Atom potasu ma o jedną powłokę elektronową więcej niż kation potasu.

s. 84

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 1. a) E_1 : Se, 16, p , E_2 : Cr, 6, d ;
 b) Se: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$, Se: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$; Cr: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$, Cr: $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$;
 c) reguła Hunda
zadanie 2. a) III; b) I; c) II
zadanie 3. a) Zn; b) grupa 12., okres 4.; c) d ;
 d) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$;
 e) $n = 4$, $l = 0$, $m = 0$, $m_s = \frac{1}{2}$ lub $-\frac{1}{2}$

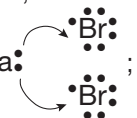
Wiązania chemiczne

s. 89

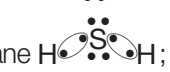
zadanie 1. a) Ne, grupa 17., okres 2.; b) Ne, grupa 2., okres 3.; c) Kr, grupa 1., okres 5.; d) He, grupa 1., okres 2.;
 e) Ar, grupa 16., okres 3.; f) Xe, grupa 17., okres 5.
zadanie 2. metale: X, Y; niemetale: Z, W
zadanie 3. a) F; b) P; c) F
zadanie 4. a) P; b) F; c) F; d) F; e) P

s. 102

zadanie 1. O_2 : 1 σ , 1 π ; F_2 : 1 σ , 0 π ; CO_2 : 2 σ , 2 π
zadanie 2. a) $\text{Mg} \rightarrow \text{Mg}^{2+} + 2e^-$; b) $\text{Na} \rightarrow \text{Na}^+ + e^-$;
 c) $\text{Ca}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Ca}$; d) $\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{O}^{2-}$;
 e) $\text{S} + 2e^- \rightarrow \text{S}^{2-}$; f) $\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl} + e^-$
zadanie 3. CaBr_2 – wiązanie jonowe



H_2S – wiązanie kowalencyjne spolaryzowane



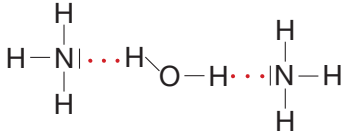
CO – wiązanie koordynacyjne



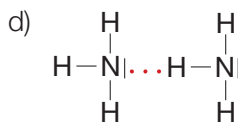
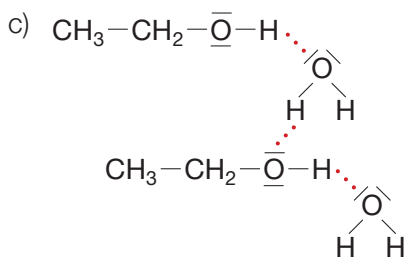
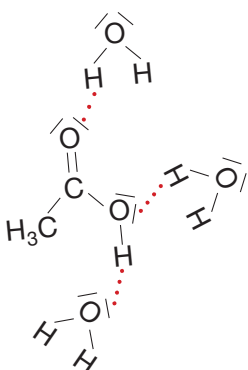
zadanie 4. RbCl – jonowe; CO_2 – kowalencyjne spolaryzowane; PH_3 – kowalencyjne niespolaryzowane
zadanie 5. BH_3 , CH_4
zadanie 6. a), c)
zadanie 7. a) 0; b) 5; c) 1; d) 4; e) 1
zadanie 8. I C; II B; III A

s. 106

zadanie 1. a)



b)



zadanie 2. Między cząsteczkami HF występują wiązania wodorowe. Związki chemiczne, których cząsteczki są zdolne do tworzenia takich wiązań, mają wyższe temperatury wrzenia niż związki chemiczne, których cząsteczki takich wiązań nie tworzą.
zadanie 3. a) NH_3 , c) CH_3OH , e) CH_3COOH – atomy N i O mają wolne pary elektronowe, które oddziałują z atomami H połączonymi z atomami silnie elektroujemnych pierwiastków chemicznych.

s. 112

zadanie 1. a), c), e), f)
zadanie 2. wodór – kowalencyjne niespolaryzowane, -259°C ; bromek potasu – jonowe, 739°C ; woda – kowalencyjne spolaryzowane, 0°C ; wolfram – metaliczne, 3420°C ; chlorowodór – kowalencyjne spolaryzowane, $-114,2^\circ\text{C}$
zadanie 3. b), c)
zadanie 4. Na przykład: Elektroujemność atomu tlenu (3,4) jest większa niż elektroujemność atomu azotu (3,0), dlatego wiązania wodorowe między cząsteczkami H_2O są silniejsze niż między cząsteczkami NH_3 . Do zerwania wiązań wodorowych między cząsteczkami wody potrzeba więcej energii, dlatego temperatura wrzenia wody jest wyższa niż temperatura wrzenia amoniaku.
zadanie 5. a) F; b) P; c) F; d) F; e) P
zadanie 6. $\langle \text{O}=\text{O} \rangle$ $\text{N}\equiv\text{N}$! Każdy atom tlenu ma 2 wolne pary elektronowe, co umożliwia tworzenie przez cząsteczki tlenu 4 wiązań wodorowych z cząsteczkami wody, natomiast każdy atom azotu ma tylko 1 wolną parę elektronową, co umożliwia tworzenie tylko 2 wiązań wodorowych z cząsteczkami wody.

s. 126

zadanie 1. BeH_2 – sp ; SiH_4 – sp^3 ; C_2H_4 – sp^2
zadanie 2. a) sp^2 , 1 σ , 1 π ; b) sp , 1 σ , 2 π ; c) sp^3 , 7 σ , 0 π ;
 d) sp , 2 σ , 2 π
zadanie 3. a) H_2O ; b) sp^3 ; c) 2 σ , 2 π
zadanie 4. c), d)
zadanie 5. a) σ , σ ; b) σ , σ , π ; c) σ , σ , π , π
zadanie 6. a) 12 σ i 1 π , C_1 (od lewej) sp^2 , pozostałe atomy C – sp^3 ; b) 6 σ i 2 π , C_1 i C_2 (od lewej) sp , pozostałe atomy C – sp^3
zadanie 7. a) kwas peroksodisiarkowy(VI): liczba wiązań kowalencyjnych = 7, liczba wiązań koordynacyjnych = 4; kwas tiosiarkowy(VI): liczba wiązań kowalencyjnych = 4, liczba wiązań koordynacyjnych = 2; b) sp^3

s. 140

zadanie 1. a) $L_p = 5$; b) sp^3d
zadanie 2. w stanie podstawowym: $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^5$; w stanie wzbudzonym: $[\text{Ar}] 4s^1 3d^{10} 4p^6$
zadanie 3. a) $L_p = 4$, sp^3 ; b) $L_p = 4$, sp^3 ; c) $L_p = 4$, sp^3
zadanie 4. a) stan wzbudzony Be: $1s^2 2s^1 2p^1$; b) sp ; c) cząsteczka liniowa
zadanie 5. W cząsteczce wody wiązanie O–H jest mocno spolaryzowane w kierunku silnie elektroujemnego atomu tlenu, dlatego 2 wolne pary elektronowe tego atomu mocniej odpychają elektrony wiązań σ , a kąt między wiązaniami σ jest większy niż w cząsteczkach pozostałych wymienionych związków chemicznych.
zadanie 6. Moment dipolowy cząsteczki jest równy zero dla cząsteczek, które mają budowę symetryczną: liniową (CO_2), trójkątną (BCl_3), tetraedryczną (CH_4) lub kwadratową (XeF_4).
zadanie 7. a) HCl – 1 wiązanie kowalencyjne spolaryzowane
zadanie 8. a) 3, sp^2 , trójkąt równoboczny; b) 4, sp^3 , struktura kątowna, V-kształt; c) 3, sp^2 , trójkąt równoboczny; d) 4, sp^3 , piramida trygonalna
zadanie 9. NaCl : $r_{\text{kationu}}/r_{\text{anionu}} = 0,53$, $L_k = 6$; CsCl : $r_{\text{kationu}}/r_{\text{anionu}} = 0,922$, $L_k = 8$
zadanie 10. $L_k = 4$

s. 144

Zadanie analogiczne a) kolejno: sp^3 , sp^2 ; b) bocznego, π ; c) Cząsteczka acetaldehydu jest przestrzenna. Liczba przestrzenna atomu węgla grupy $-\text{CH}_3$ jest równa 4.

s. 145

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 1. I: dygonalna, cząsteczka liniowa; II: trygonalna, trójkąt równoboczny; III: tetraedryczna, kształt litery V
zadanie 2. 2 σ , 2 π
zadanie 3. a) CH_4 , HCOOH , HNO_3 ; b) N_2 $\text{N}\equiv\text{N}$! (wiązanie potrójne: 1 σ , 2 π), CO_2 $\text{O}=\text{C}=\text{O}$ każde wiązanie podwójne: 1 σ , 1 π)
zadanie 4. F, F, P, P
zadanie 5. charakter niemetaliczny, wartość pierwszej energii jonizacji
zadanie 6. a) pierwiastek 1: żelazo, 4 e^- , $3d$, 2; pierwiastek 2: brom, 1 e^- , $4p$, 1; b) 1 σ , 0 π , 6 niewiążących par elektronowych
zadanie 7. a) C; b) B; c) A
zadanie 8. 0,34 karata

Systematyka związków nieorganicznych

s. 151

zadanie 1. oznaczenie: **substraty**, **produkty**; a) synteza: $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$, indeksy: 2, współczynniki: 2, 1, 2; b) wymiana: $\text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, indeksy: 2, 3, 3, 2, 2, współczynniki: 1, 2, 1, 2; c) analiza: $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{T} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$, indeksy: 2, 2, współczynniki: 1, 1, 1; d) wymiana: $\text{Mg} + \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{Cu}$, indeksy: 4, 4, współczynniki: 1, 1, 1, 1; e) synteza: $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{Fe}_2\text{O}_3$, indeksy: 2, 3, współczynniki: 4, 3,

2; f) wymiana: $2\text{AgNO}_3 + \text{Cu} \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$, indeksy: 3, 3, 2, współczynniki: 2, 1, 1, 2
zadanie 2. $m\text{H}_2 = 16\text{ g}$; $m\text{O}_2 = 128\text{ g}$
zadanie 3. 50 g
zadanie 4. W – H_2 , wodór; X – Al, glin; Y – Cl_2 , chlor; Z – O_2 , tlen; 1. $3\text{H}_2 + 2\text{Al} \rightarrow 2\text{AlH}_3$; 2. $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{HCl}$; 3. $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{AlCl}_3$; 4. $2\text{Al} + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2$; 5. $3\text{O}_2 + 4\text{Al} \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$; 6. $\text{O}_2 + 2\text{H}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

s. 172

zadanie 1. jonowe: a), c), d), g); kowalencyjne spolaryzowane: b), e), f), h)
zadanie 2. b), d), g); $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$; $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$; $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{HNO}_3$
zadanie 3. a) SrO , Na_2O , MnO_2 ; b) H_2O , Cl_2O_7 , CO , SO_3 , Ti_2O , SO_2 , N_2O_5 ; różnica elektroujemności: $> 1,7$ dla wiązania jonowego, $< 1,7$ dla wiązania kowalencyjnego
zadanie 4. Cs_2O ; a) wiązanie jonowe; b) zasadowy
zadanie 5. a) tlenek rubidu, Rb_2O , zasadowy; b) tlenek cynku, ZnO , amfoteryczny; c) tlenek siarki(IV), SO_2 , kwasowy; d) tlenek chromu(III), Cr_2O_3 , amfoteryczny
zadanie 6. a) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$, chlorek chromu(III), $\text{Cr}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}[\text{Cr}(\text{OH})_4]$, tetrahydroksochromian(III) sodu; b) $\text{As}_2\text{O}_3 + 6\text{HCl} \rightarrow 2\text{AsCl}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$, chlorek arsenu(III), $\text{As}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} + 3\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Na}[\text{As}(\text{OH})_4]$, tetrahydroksoarsenian(III) sodu; c) $\text{CuO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$, chlorek miedzi(II), $\text{CuO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$, tetrahydroksomiedzian(II) sodu; d) $\text{SnO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{SnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$, chlorek cyny(II), $\text{SnO} + 2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Sn}(\text{OH})_4]$, tetrahydroksocynian(II) sodu
zadanie 7. 64,75 %
zadanie 8. a) NO; b) N_2O_3 , N_2O_5 , NO_2 ; c) NO, N_2O

s. 176

zadanie 1. a) SrH_2 ; b) HF; c) BiH_3 ; d) H_2Se ; e) NH_3 ; f) GeH_4
zadanie 2. a) $\text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2$; b) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$; c) $\text{HBr} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{Br}^-$; d) $\text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{HS}^-$
zadanie 3. $\text{AlCl}_3 + 4\text{LiH} \rightarrow \text{LiAlH}_4 + 3\text{LiCl}$
zadanie 4. X – H_2 , wodór; Y – H_2O , woda; Z – CaO , tlenek wapnia; 1. $\text{Ca} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CaH}_2$; 2. $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$; 3. $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$; 4. $2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO}$; 5. $\text{CaH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$

s. 192

zadanie 1. a) K; b) $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$; c) Na przykład: Potas jest metalem bardziej aktywnym chemicznie niż wapń.
zadanie 2. W – OH^- , anion wodorotlenkowy; X – Na, sól; Y – NaOH, wodorotlenek sodu; Z – NaCl, chlorek sodu; 1. $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \rightarrow 2\text{NaCl}$; 2. $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$; 3. $2\text{Na} + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2$; 4. $\text{NaOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Na}^+ + \text{OH}^-$
zadanie 3. $2\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}$; $\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$
zadanie 4. 1. $2\text{Cu} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CuO}$; 2. $\text{CuO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$; 3. $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$; 4. $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow \text{CuCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; 5. $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Cu}(\text{OH})_4]$

zadanie 5. a) Osad w probówkach 1. i 2. zanika. Powstaje bezbarwny roztwór; b) $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$; $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{OH}^- \longrightarrow [\text{Zn(OH)}_4]^{2-}$; c) Wodorotlenek cynku ma charakter amfoteryczny.

zadanie 6. $\text{Be(OH)}_2 + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{BeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$, chlorek berylu, $\text{Be(OH)}_2 + 2\text{H}_3\text{O}^+ \longrightarrow \text{Be}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$; $\text{Be(OH)}_2 + 2\text{NaOH} \longrightarrow \text{Na}_2[\text{Be(OH)}_4]$, tetrahydroksoberylan sodu, $\text{Be(OH)}_2 + 2\text{OH}^- \longrightarrow [\text{Be(OH)}_4]^{2-}$

zadanie 7. b) W probówkach 1., 2., 3. roztwory przyjmują barwę różowoczerwoną. Gaz w probówkach 1. i 3. zapala się z charakterystycznym dźwiękiem; c) W reakcjach chemicznych powstały związki chemiczne, których roztwory mają odczyn zasadowy; d) 1. $\text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca(OH)}_2 + 2\text{H}_2$, $\text{CaH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^- + 2\text{H}_2$; 2. $\text{CaO} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca(OH)}_2$, $\text{CaO} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$; 3. $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2$, $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^- + \text{H}_2$

s. 208

zadanie 1. b), d), e); $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$; $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{HNO}_3$; $\text{P}_4\text{O}_{10} + 6\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4\text{H}_3\text{PO}_4$
zadanie 2. a), b), d); $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$, $\text{H}_2\text{PO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$, $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{PO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$; $\text{H}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$, $\text{HCO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$; $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HSO}_4^- + \text{H}_3\text{O}^+$, $\text{HSO}_4^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_3\text{O}^+$
zadanie 3. Jednym z produktów reakcji chemicznej jest tlenek węgla(IV); $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} \longrightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$

zadanie 4. Obserwacje: Wydziela się gaz o charakterystycznym zapachu; Wniosek: Zaszła reakcja chemiczna soli słabego kwasu z mocnym kwasem, w wyniku której słaby kwas został wyparty z soli.
 $\text{MgS} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{S}$

zadanie 5. b), patrz s. 201

zadanie 6. a), patrz s. 201

zadanie 7. a) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{HNO}_3$; b) jonowe: 0, kowalencyjne spolaryzowane: 5, kowalencyjne niespolaryzowane: 0, koordynacyjne: 1
zadanie 8. *U* – H_2S , siarkowodór; *W* – N_2O_3 , tlenek azotu(III); *X* – SO_3 , tlenek siarki(VI); *Y* – H_2O , woda; *Z* – O_2 , tlen; 1. $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$; 2. $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{SO}_3$; 3. $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$; 4. $\text{S} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{SO}_2$; 5. $\text{H}_2 + \text{S} \longrightarrow \text{H}_2\text{S}$; 6. $\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2\text{O}_3 \longrightarrow 2\text{HNO}_2$

s. 232

zadanie 1. azotan(V) amonu, siarczan(VI) wodorotlenek glinu, diwodorofosforan(V) magnezu, siarczan(VI) chromu(III), wodorosiarczan(IV) sodu, azotan(III) sodu, chlorek miedzi(II)–woda(1/2), chlorek wapnia–woda(1/6), diwodorofosforan(V) sodu, siarczek litu, wodorowęglan amonu, azotan(V) diwodorotlenek glinu, fosforan(V) potasu, wodorofosforan(V) wapnia–woda(1/2), azotan(V) wapnia, wodorofosforan(V) sodu, fluorek miedzi(II)–woda(1/2)
zadanie 2. CaCO_3 , NaH_2PO_4 , FeI_2 , KHCO_3 , $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, MgCl_2 , $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$
zadanie 3. siarczan(VI) potasu

zadanie 4. *A* – O_2 , tlen; *B* – SO_3 , tlenek siarki(VI); *C* – H_2SO_4 , kwas siarkowy(VI); *D* – MgSO_4 , siarczan(VI) magnezu; *E* – Mg^{2+} , kation magnezu; *F* – H_2 , wodór; *G* – MgO , tlenek magnezu; 1. $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{SO}_3$; 2. $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$; 3. $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2$; 4. $\text{MgSO}_4 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Mg}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$; 5. $2\text{Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{MgO}$; 6. $3\text{MgO} + 2\text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$; 7. $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$

zadanie 5. $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} - \% \text{Ca} = 23,3 \%$;

2CaSO₄ · H₂O – %Ca = 27,6 %; CaSO₄ – %Ca = 29,4 %

zadanie 6. a) Probówka 1.: Wydzielają się pęcherzyki gazu; Probówka 2.: Strąca się biały, galaretowaty osad, który pod wpływem nadmiaru zasady zanika; b) 1. $\text{Zn} + 2\text{H}^+ \longrightarrow \text{Zn}^{2+} + \text{H}_2$; 2. $\text{Zn} + 2\text{OH}^- \longrightarrow \text{Zn(OH)}_2$, $\text{Zn(OH)}_2 + 2\text{OH}^- \longrightarrow [\text{Zn(OH)}_4]^{2-}$

s. 235

zadanie 1. a) 12, $\text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^- + 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$, $\text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^- + 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 3\text{H}_2\text{O}$; b) 1, 2, 5, 6, 7, 8, 10, 15; c) 5; d) 3, 9, 12, 14; e) $\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- + 2\text{Na}^+ + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{BaSO}_4\downarrow + 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^-$, $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{BaSO}_4\downarrow$; f) 15, metal + niemetal

zadanie 2. jonowe: Na_3N , Mg_3N_2 , K_3N , Sr_3N_2 ; kowalencyjne spolaryzowane: C_3N_4 , GaN ; różnica elektroujemności między atomem azotu i atomem drugiego pierwiastka chemicznego

zadanie 3. $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + \text{Ca(OH)}_2$

zadanie 4. 1 σ , 2 π

s. 239

Zadanie analogiczne a) Tlenek glinu ma charakter amfoteryczny. Ulega reakcjom zarówno z mocnym kwasem, jak i mocną zasadą; b) $4\text{Al} + 3\text{O}_2 \longrightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3$; c) $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{OH}^- + 3\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2[\text{Al(OH)}_6]^{3-}$; d) HCl ; Tlenek glinu reaguje zarówno z kwasem azotowym(V), jak i chlorowodorowym, jednak jony Al^{3+} powstaną w reakcji glinu z kwasem chlorowodorowym. W kontakcie ze stężonym HNO_3 glin ulega pasywacji.

s. 240

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 1. a) W probówkach z węglanem potasu po dodaniu roztworu kwasu wydzielają się pęcherzyki gazu, natomiast po dodaniu roztworu wodorotlenku nie widać zmian. W probówkach z chlorkiem amonu po dodaniu roztworu kwasu nie widać zmian, natomiast po dodaniu roztworu wodorotlenku wydzielają się pęcherzyki gazu o charakterystycznym zapachu; b) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$, $2\text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}_3\text{O}^+ + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} + \text{CO}_2\uparrow + 3\text{H}_2\text{O}$; $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \longrightarrow \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{NaCl}$, $\text{NH}_4^+ + \text{Cl}^- + \text{Na}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$
zadanie 2. F, F, F
zadanie 3. a) $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$; b) $\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{HCO}_3^- + \text{H}_3\text{O}^+$
zadanie 4. SiO_2 , sodowe, Na_2O , CaO , bezpostaciową, Fe_2O_3

zadanie 5. a) wodorotlenek baru, siarczan(VI) potasu, woda destylowana; b) do probówki z roztworem Ba(OH)_2 wkraplany jest roztwór K_2SO_4 ; c) Obserwacje: Strąca się biały osad; Wniosek: W reakcji powstaje trudno rozpuszczalna sól BaSO_4 ; d) $\text{Ba(OH)}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \longrightarrow \text{BaSO}_4 + 2\text{KOH}$, $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \longrightarrow \text{BaSO}_4$

Stechiometria

s. 249

zadanie 1. a) 621 g; b) 690 g; c) 20 g; d) 196 g

zadanie 2. a) 0,1 mol; b) 0,33 mol; c) 0,2 mol; d) 0,25 mol

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) 53,18 g

zadanie 5. a) 43,66 % fosforu, 56,34 % tlenu;

b) 40 % siarki, 60 % tlenu; c) 50 % siarki, 50 % tlenu;

d) 36,84 % azotu, 63,16 % tlenu; e) 25,93 % azotu, 74,07 % tlenu

zadanie 6. *X* – $12,04 \cdot 10^{23}$ cząsteczek; *Y* – 0,5 mol;

Z – $1,204 \cdot 10^{23}$ atomów

zadanie 7. $1,00 \cdot 10^{25}$ atomów

zadanie 8. a) 111 g · mol⁻¹; b) 4 mol

s. 256

zadanie 1. a), d), f)

zadanie 2. 11,2 dm³

zadanie 3. 0,2 mol

zadanie 4. 52 g; 44,8 dm³

s. 276

zadanie 1. tak, wystarczy

zadanie 2. 44,8 dm³

zadanie 3. 6 mol

zadanie 4. 4,48 dm³

zadanie 5. 35 g

zadanie 6. FeS_2

zadanie 7. C_3H_4

s. 279

Zadanie analogiczne 22,23 %

s. 280

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 1. 0,73 g

zadanie 2. 19,35 dm³

zadanie 3. siarka; Na_2SO_3

zadanie 4. a) 75 % b) 4 mol SO_2 i 1 mol O_2

zadanie 5. a) $\text{TiO}_2 + 2\text{C} + 2\text{Cl}_2 \longrightarrow \text{TiCl}_4 + 2\text{CO}$,

$\text{TiCl}_4 + 2\text{Mg} \longrightarrow \text{Ti} + 2\text{MgCl}_2$;

b) *m*TiCl₄ = 1900 g; *m*Mg = 480 g

Roztwory

s. 292

zadanie 1. a) krystalizacja; b) destylacja; c) zastosowanie rozdzielacza; d) sączenie; e) zastosowanie magnezu;

f) ekstrakcja

zadanie 2. a) woda i etanol; b) azotan(V) potasu i woda;

c) woda i olej

zadanie 3. a) układ heterogeniczny, układ wielofazowy, układ wieloskładnikowy; b) układ homogeniczny, układ jednofazowy, układ wieloskładnikowy; c) układ heterogeniczny, układ wielofazowy, układ jednoskładnikowy; d) układ homogeniczny, układ jednofazowy, układ wieloskładnikowy
zadanie 4. roztwór właściwy: cukier (substancja rozpuszczona) + woda (rozpuszczalnik), olej (substancja rozpuszczona) + benzyna (rozpuszczalnik); zawiesina: mąka (substancja rozpuszczona) + woda (rozpuszczalnik), piasek (substancja rozproszona) + woda (substancja rozpraszająca)
zadanie 5. 1. destylacja, 2. zastosowanie rozdzielacza, 3. sączenie, 4. zastosowanie sita

s. 298

zadanie 1. a), f)

zadanie 2. a), b), d), f)

zadanie 3. a) roztwór właściwy: 1, 2, 3, 5; koloid: 4, 6; zawiesina: 7; b) 1, 2, 3, 5; c) 7; d) 4, 6

s. 305

zadanie 1. 66,7 g

zadanie 2. 50 g – KCl

zadanie 3. a) 175 g; b) 115 g; c) 148 g

zadanie 4. 320 g

s. 321

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

zadanie 12. uczeń IV

s. 333

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. $3,9 \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

zadanie 5. 63 %

zadanie 6. 100 g

zadanie 7. 18,2 %

s. 337

Zadanie analogiczne $\text{MgSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$

s. 338

Trening – rozwiąż zadania

zadanie 1. 305 K

zadanie 2. $1,35 \cdot 10^{-3}$ mol

zadanie 3. Poprawnie zadanie wykonał Bartek.

zadanie 4. a) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$; b) 0,87 %;

c) proces egzotermiczny

Właściwości pierwiastków chemicznych

Nazwa	Symbol	M	Z	Konfiguracja elektronowa	t _{topn.} °C	t _{wrz.} °C	d* g cm ³
Antymon	Sb	121,76	51	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ³	630,6	1587	6,69
Argon	Ar	39,95	18	[Ne]3s ² 3p ⁶	−189,3	−185,9	1,635**
Arsen	As	74,92	33	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ³	817	603	5,78
Azot	N	14,01	7	[He]2s ² 2p 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
Bor	B	10,81	5	[He]2s ² 2p ¹	2100	3700	2,35
Brom	Br	79,90	35	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵	−7,2	58,8	3,13
Cer	Ce	140,12	58	[Xe]6s ² 4f ¹ 5d 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 ² 3p ⁵	−101,0	−34,0	2,95**
Chrom	Cr	52,00	24	[Ar]4s ¹ 3d ⁵	1910	2700	7,17
Cyna	Sn	118,71	50	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ²	231,9	2610	7,28
Cynk	Zn	65,38	30	[Ar]4s ² 3d ¹⁰	419,5	907	7,14
Einstein	Es	(252,08)	99	[Rn]7s ² 5f ¹¹	860	1500	8,8
Fluor	F	19,00	9	[He]2s ² 2p ⁵	−219,7	−188,1	1,53**
Fosfor	P	30,97	15	[Ne]3s ² 3p ³	44,15 biały	280,5	1,82
Gal	Ga	69,72	31	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ¹	29,8	2204	5,90
German	Ge	72,63	32	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ²	938,2	2850	5,32
Glin	Al	26,98	13	[Ne]3s ² 3p ¹	660,3	2520	2,70
Hel	He	4,00	2	1s ²	—	−268,9	0,164**
Ind	In	114,82	49	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ¹	156,6	2080	7,30
Itr	Y	88,91	39	[Kr]5s ² 4d ¹	1522	3300	4,47
Jod	I	126,90	53	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁵	113,6	185,2	4,94
Kadm	Cd	112,41	48	[Kr]5s ² 4d ¹⁰	321,1	765	8,65
Kobalt	Co	58,93	27	[Ar]4s ² 3d ⁷	1495	3100	8,90
Krypton	Kr	83,80	36	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶	−157,2	−153,4	3,430**
Krzem	Si	28,09	14	[Ne]3s ² 3p ²	1417	3280	2,33

* W temperaturze 25 °C i pod ciśnieniem 1013 hPa.

** Wartość podana w $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$.

Nazwa	Symbol	M	Z	Konfiguracja elektronowa	t _{topn.} °C	t _{wrz.} °C	d* g cm ³
Lit	Li	6,94	3	[He]2s ¹	180,5	1340	0,53
Magnez	Mg	24,31	12	[Ne]3s ²	650	1105	1,74
Mangan	Mn	54,94	25	[Ar]4s ² 3d ⁵	1244	2060	7,47
Miedź	Cu	63,55	29	[Ar]4s ¹ 3d ¹⁰	1084,6	2570	8,93
Neon	Ne	20,18	10	[He]2s ² 2p ⁶	−248,6	−246,0	0,824**
Nikiel	Ni	58,69	28	[Ar]4s ² 3d ⁸	1454	2920	8,91
Ołów	Pb	207,2	82	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ²	327,5	1756	11,34
Platyna	Pt	195,08	78	[Xe]6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ⁹	1768,4	4170	21,46
Polon	Po	(208,98)	84	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁴	254	962	9,14
Potas	K	39,10	19	[Ar]4s ¹	63,4	757	0,86
Rad	Ra	(226,03)	88	[Rn]7s ²	700	1700	5,50
Rtęć	Hg	200,59	80	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰	−38,8	356,7	13,53
Rubid	Rb	85,47	37	[Kr]5s ¹	39,3	686	1,53
Selen	Se	78,97	34	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁴	221	685	4,81
Siarka	S	32,06	16	[Ne]3s ² 3p ⁴	119,6	444,6	2,07
Skand	Sc	44,96	21	[Ar]4s ² 3d 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 ¹ 4d ¹⁰	961,8	2155	10,50
Stront	Sr	87,62	38	[Kr]5s ²	777	1381	2,63
Tantal	Ta	180,95	73	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ³	3022	5530	16,65
Tlen	O	16,00	8	[He]2s ² 2p ⁴	−218,8	−183,0	1,309**
Uran	U	238,03	92	[Rn]7s ² 5f ³ 6d ¹	1135	3930	19,05
Wapń	Ca	40,08	20	[Ar]4s ²	842	1490	1,55
Węgiel	C	12,01	6	[He]2s ² 2p ²	3850	3600s	2,27
Wodór	H	1,008	1	1s ¹	−259,3	−252,9	0,08**
Złoto	Au	196,97	79	[Xe]6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ¹⁰	1064,2	2856	19,28
Żelazo	Fe	55,85	26	[Ar]4s ² 3d ⁶	1538	2861	7,87

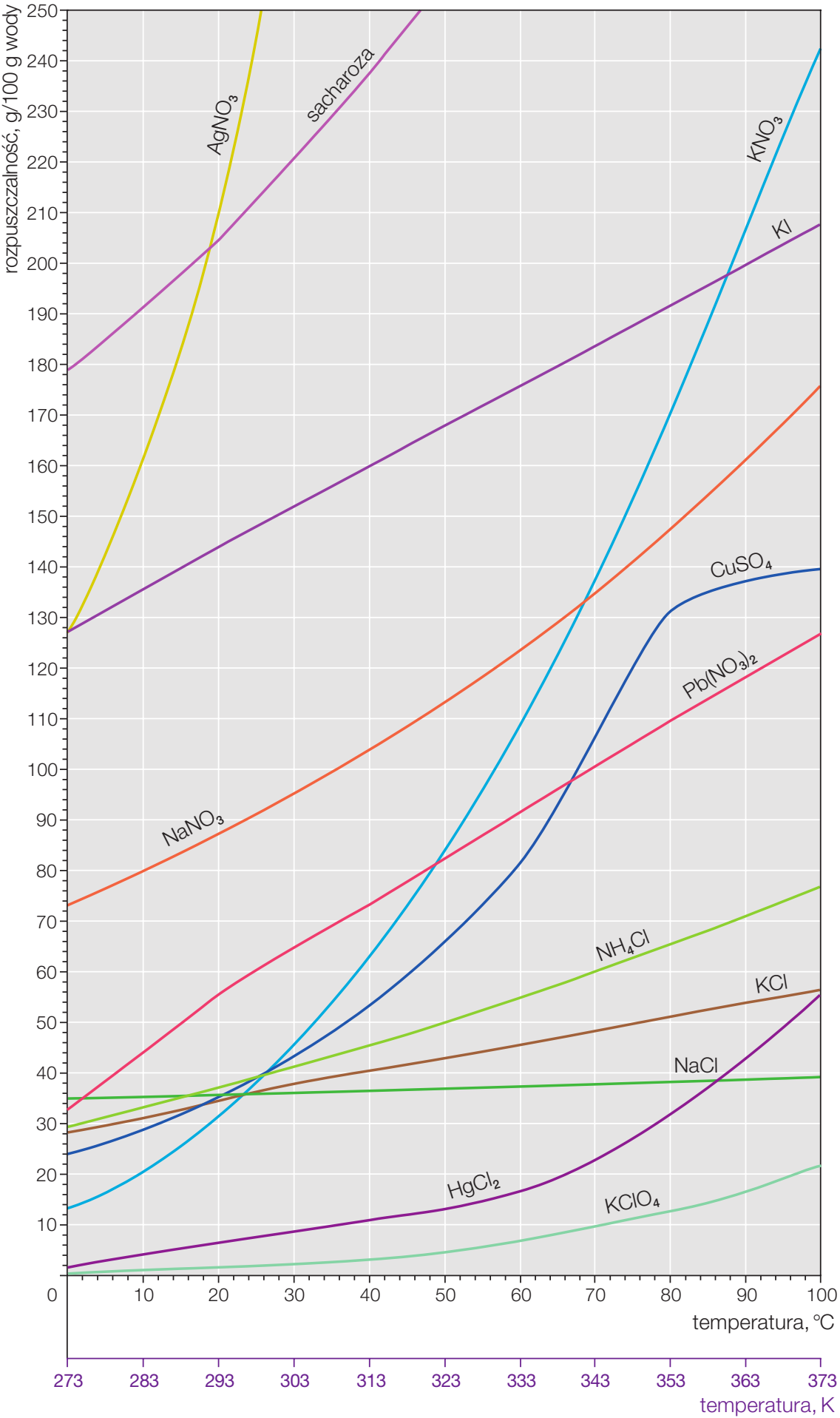
* W temperaturze 25 °C i pod ciśnieniem 1013 hPa.

** Wartość podana w $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$.

Dla pierwiastków promieniotwórczych, które nie mają stabilnych izotopów, w nawiasie podano masę atomową najtrwalszego izotopu.

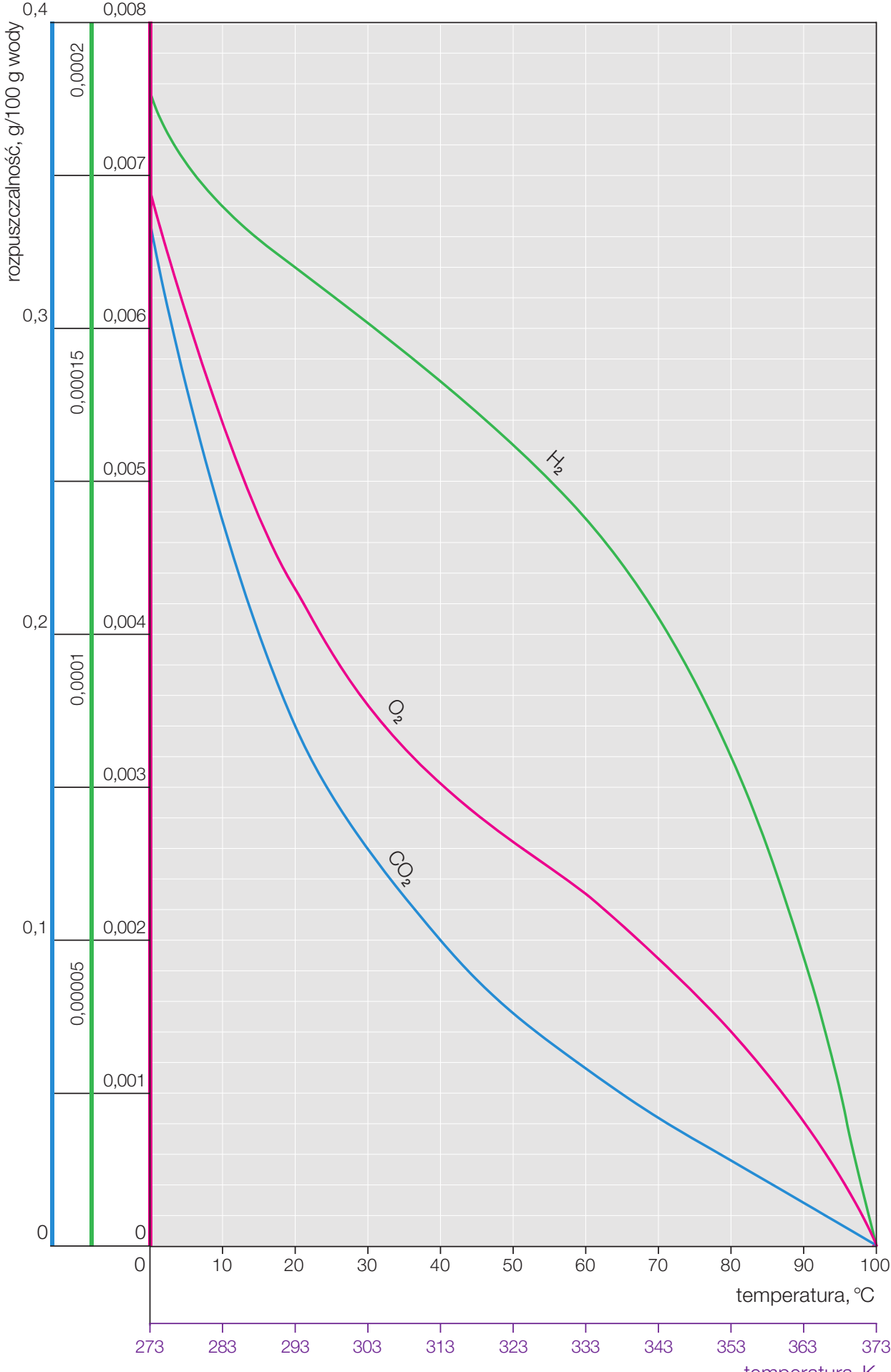
Na podstawie: *CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition*, CRC Press 2017,
<https://www.nist.gov/pml/atomic-weights-and-isotopic-compositions-relative-atomic-masses>,
W. Mizerski, *Tablice szkolne*, Wydawnictwo Adamantan, Warszawa 2011.

Krzywe rozpuszczalności substancji stałych w wodzie



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; $\text{Pb(NO}_3)_2$ – azotan(V) ołowiu(II); NH_4Cl – chlorek amonu; CuSO_4 – siarczan(VI) miedzi(II); KCl – chlorek potasu; NaCl – chlorek sodu; HgCl_2 – chlorek rtęci(II); KClO_4 – chloran(VII) potasu; $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ – sacharoza.

Krzywe rozpuszczalności gazów w wodzie



Krzywe rozpuszczalności – zależność rozpuszczalności gazów w wodzie od temperatury: CO_2 – tlenek węgla(IV); O_2 – tlen; H_2 – wodór.

Achmatowicz O., Stasicka Z., *Kompendium terminologii chemicznej*, ZamKor, Kraków 2005.

Atkins P., Jones L., Leroy L., *Chemia ogólna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2020.

Atkins P., Paula de J., *Chemia fizyczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2021.

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.

CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition, CRC Press 2017.

CRC Handbook of Chemistry and Physics 102th Edition, Taylor & Francis Ltd 2021.

Czerwiński A., *Blaski i cienie promieniotwórczości*, WSiP, Warszawa 1995.

Czerwiński A., *Energia jądrowa i promieniotwórczość*, Oficyna Edukacyjna Krzysztof Pazdro, Warszawa 1998.

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.

Kulawik J., Kulawik T., Litwin M., *Chemia Nowej Ery, podręcznik do chemii dla klasy siódmej szkoły podstawowej*, Nowa Era, Warszawa 2023.

Kulawik J., Kulawik T., Litwin M., *Chemia Nowej Ery, podręcznik do chemii dla klasy ósmej szkoły podstawowej*, Nowa Era, Warszawa 2018.

Kulawik T., Litwin M., Styka-Wlazło S., *Chemia w zadaniach i przykładach*, Nowa Era, Warszawa 2023.

Lautenschläger K.H., Schröter W., Wöhringer A., *Nowoczesne kompendium chemii*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2007.

Leksykon naukowo-techniczny, oprac. J. Iwańska, Wydawnictwa Naukowo-Techniczne, Warszawa 2001.

Litwin M., Styka-Wlazło S., Szymońska J., *To jest chemia 1. Chemia ogólna i nieorganiczna. Podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum. Zakres rozszerzony*, Nowa Era, Warszawa 2021.

Łukasiewicz M., Michalski O., Szymońska J., *Obliczenia chemiczne*, Wydawnictwo Uniwersytetu Rolniczego, Kraków 2015.

Matematyka. Fizyka. Chemia. Encyklopedia szkolna, red. W. Batur, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2006.

McMurry J., Fay R.C., *Chemistry*, Pearson, Londyn 2008.

Megiel E., *Nowa Teraz matura. Chemia. Vademecum*, Nowa Era, Warszawa 2023.

Mizerski W., *Tablice chemiczne*, Adamantan, Warszawa 2013.

Mizerski W., *Tablice szkolne*, Adamantan, Warszawa 2011.

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.

Timberlake K.C., *Chemistry*, Pearson, Londyn 2012.



A

A → liczba masowa

absorpcja [absorption] 18

adsorpcja [adsorption] 294

aerozol [aerosol] 293

akceptor pary elektronowej [electron pair acceptor] 96, 163

amfoteryczność [amphoterism] 162, 171

amoniak [ammonia] 24, 104, 134, 173–176, 186, 190, 243, 250, 258

anion [anion] → jon ujemny

asocjacja [association] 103, 291

atom [atom] 14–19

– centralny [central atom] 127, 163

azotki [nitrides] 233

azotowce [nitrogen group] 68

B

BECQUEREL ANTOINE 32

bekerel [becquerel] 31

berylownce [beryllium group] 68

bezwodniki kwasowe [acid anhydrides] → tlenki kwasowe

blok *d* [*d*-block] 70

– energetyczny [energetic block] → blok konfiguracyjny

– *f* [*f*-block] 70

– konfiguracyjny [configurational block] 70

– *p* [*p*-block] 70

– *s* [*s*-block] 70

bomba atomowa [atomic bomb] 40–41

borowce [boron group] 68

BOYLE ROBERT 66

BROGLIE DE LOUIS VICTOR 46

C

CHADWICK JAMES 39

chlor [chlorine] 94, 97, 250

chlorek sodu [sodium chloride] 109, 110, 211, 284, 294–296

chlorowódór [hydrogen chloride] 93, 136, 174–175, 195, 200

chmura elektronowa [electron cloud] 46, 91–92

chromatografia [chromatography] 287–289

CURIE PIERRE 32

CWIET MICHAIŁ 287

cząsteczka polarna [polar molecule] → dipol

cząsteczki heterojądrowe [heteronuclear molecules] 86

– homojądrowe [homonuclear molecules] 86

cząstka α [α particle] 33, 34, 39

– β^- [β^- particle] 33, 34–35

– β^+ [β^+ particle] 33

D

DALTON JOHN 14

DAVY HUMPHRY 67

denaturacja [denaturation] 296

dipol [dipole] 93, 136

długość wiązania [bond length] 90

DÖBEREINER JOHAN 67

donor pary elektronowej [electron pair donor] 96, 163

dublet elektronowy [electron doublet] 86–87, 90

dyfuzja [diffusion] 254

dysocjacja elektrolityczna [electrolytic dissociation] 181, 182, 199–201, 216

– jonowa [ionic dissociation] → dysocjacja elektrolityczna

E

efekt Tyndalla [Tyndall effect] 295

eksperyment Rutherforda [Rutherford's experiment] 15

ekstrakcja [extraction] 284–286

elektrolit [electrolyte] 182, 206

elektron [electron] 14, 16–17, 50

– niesparowany [unpaired electron] 58, 113–115

– sparowany [paired electron] 54

elektrony walencyjne [valence electrons] 64, 70, 71, 86

– zdelokalizowane [delocalized electrons] 100, 109

elektroujemność pierwiastków chemicznych [electronegativity of chemical elements] 86–89

emulsja [emulsion] 284, 293, 297

energia jonizacji [ionization energy] 88, 100

F

faza [phase] 282

– rozproszona [disperse(d) phase] 293

FERMI ENRICO 42

fluorowce [halogen group] 68

funkcja falowa [wave function] 47

fuzja jądrowa [nuclear fusion] 40–41

G

gaz doskonały [ideal gas] 254

– elektronowy [electron gas] 100

gazy rzeczywiste [real gases] 254

– szlachetne [noble gases] → helowce

gęstość bezwzględna [absolute density] 250

gips [gypsum] 221, 227–229

– palony [burnt gypsum] 227

grupa [group] 68

H

hel [helium] 33, 39, 62, 70, 76

helowce [helium group] 68

hipoteza de Broglie'a [de Broglie hypothesis] 46

hybrydyzacja [hybridization] 113–126, 132–133

hydraty [hydrates] 209, 210, 217

hydroksosole [hydroxy salts] 209, 211

hydrozole [hydrosols] 294

I

indeks stechiometryczny [stoichiometric index] 148, 149

izotopy [isotopes] 26–30, 36

J

jądro atomowe [atomic nucleus] 15, 16–17

jednostka masy atomowej, *u* [atomic mass unit] 21

JOLIOT-CURIE FRÉDÉRIC 42

JOLIOT-CURIE IRÈNE 42

jon centralny [central ion] 163

– dodatni [positive ion] 20

– oksoniowy [oxonium ion] 175

– ujemny [negative ion] 20

K

kation [cation] → jon dodatni

koagulacja [coagulation] 295, 296

koloid [colloid] 283, 293–298

kompleks [complex] → związek koordynacyjny

kondensacja [condensation] 294

konfiguracja elektronowa [electronic configuration] 56–65, 72–73

KOSSEL WALTHER 86

krystalizacja [crystallization] 284, 303–304

kryształy cząsteczkowe [molecular crystals] 108

– jonowe [ionic crystals] 109

– kowalencyjne [covalent crystals] 108

– molekularne [molecular crystals] → kryształy cząsteczkowe

krzywe rozpuszczalności [solubility curves] 302, 346, 347

kwant [quantum] 18

kwas bromowodorowy [hydrobromic acid] 194, 200

– chlorowodorowy [hydrochloric acid] 194, 195, 199–200, 202

– fluorowodorowy [hydrofluoric acid] 194, 200

– fosforowy(V) [phosphoric acid] 194, 198

– siarkowodorowy [hydrosulfuric acid] 194, 195–196, 202

kwasy [acids] [193–208](#)

- azotowe [nitric acids] [202](#), [205](#)
- beztlenowe [hydracids] [193](#), [196](#)
- mocne [strong acids] [200–201](#)
- nieorganiczne [inorganic acids] [193–208](#)
- słabe [weak acids] [200–201](#)
- tlenowe [oxygen acids] [193](#), [194](#), [197–199](#), [201](#)
- utleniające [oxidizing acids] [202](#), [203](#), [205](#)
- reakcja z metalami [acids, reaction with metals] [204–205](#), [212](#)
- z tlenkami zasadowymi [acids, reaction with basic oxides] [212](#)
- z wodorotlenkami [acids, reaction with hydroxides] [211](#)
- właściwości chemiczne [acids, chemical properties] [203](#)

L

LEWIS GILBERT [86](#)

- liczba atomowa [atomic number] [20–21](#), [26](#)
- Avogadra N_A [Avogadro number] [244](#)
 - koordynacyjna [coordination number] [127](#), [163](#)
 - kwantowa [quantum number] [49–50](#)
 - masowa [mass number] [21](#), [26–27](#)
 - przestrzenna [steric number] [128–129](#)
 - stanów kwantowych [number of quantum states] [49–50](#)
- ligand [ligand] [127](#), [163](#)

Ł

ładunek elementarny [elementary charge] [20](#)

M

- $M \rightarrow$ masa molowa
- mangan [manganese] [66](#), [72–73](#)
- masa atomowa [atomic mass] [21–23](#)
- cząsteczkowa [molecular mass] [21–23](#)
 - krytyczna [critical mass] [41](#)
 - molowa M [molar mass] [242–249](#)
 - średnia [average atomic mass] [27](#)
- mechanika kwantowa [quantum mechanics] [18–19](#)
- MENDELEJEW DMITRIJ [67](#)
- metale [metals] [69](#)
- aktywne [active metals] [69](#)
 - szlachetne [noble metals] [205](#)
- metoda VSEPR [Valence Shell Electron Pair Repulsion Theory] [127–128](#)
- MEYER JULIUS [67](#)
- mieszanie roztworów [mixing solutions] [314](#)
- mieszanina [mixture] [282–292](#)

- jednorodna [homogeneous mixture] [282–289](#)
 - niejednorodna [heterogeneous mixture] [282–284](#), [290–291](#)
- moc kwasów [acids strength] [200–201](#)
- zasad [bases strength] [182](#)
- model atomu Bohra [Bohr atom model] [18](#)
- – planetarny [planetary atom model] [14–15](#)
 - – Thomsona [Thomson atom model] [14–15](#)
- mol [mole] [242–249](#), [251](#)
- moment dipolowy [dipole moment] [136](#)
- mostek tlenowy [oxygen bridge] [169](#)

N

- $N_A \rightarrow$ liczba Avogadra
- nadtlenek wodoru [hydrogen peroxide] [169](#)
- nadtlenki [peroxides] [169](#)
- neutralizacja [neutralization] $\rightarrow$ reakcja zobojętniania
- neutron [neutron] [16–17](#), [19](#), [21](#)
- NEWLANDS JOHN [67](#)
- nuklidy [nuclides] [27](#)
- trwałe [stable nuclides] [36](#)

O

- objętość molowa gazów [molar volume of gases] [250–256](#)
- odczyn roztworu [pH of the solution] [156](#), [182](#)
- wskaźniki [pH indicators] [156](#)
- oddziaływania międzycząsteczkowe [intermolecular interactions] [103–106](#)
- okres [period] [68](#)
- półtrwania [half-life] [36](#), [42](#)
- oktet elektronowy [electron octet] [86–87](#), [90](#)
- orbital atomowy [atomic orbital] [47–48](#)
- molekularny [molecular orbital] [91–92](#)
 - zhybrydizowany [hybridized orbital] [115–124](#)
- ośrodek dyspersyjny [dispersion medium] [293](#)

P

- peptyzacja [peptization] [296](#)
- perhydrol [perhydrol] [169](#)
- pierwiastki chemiczne [chemical elements] [66](#)
- promieniotwórcze [radioactive elements] [31–32](#)
- podpowłoka elektronowa [electronic subshell] [60–61](#)
- polaryzacja wiązania [polarization of link] [92](#)
- powinowactwo elektronowe [electron affinity] [88](#), [100](#)

- powłoka elektronowa [electronic shell] [16–17](#)
- poziom orbitalny [orbital level] [50](#)
- pozyton [positron] [33](#)
- prawo Avogadra [Avogadro law] [252](#)
- okresowości [periodic law] [67–68](#)
 - oktav [law of octaves] [67](#)
 - Prousta [Proust's law] $\rightarrow$ prawo stałości składu
 - stałości składu [law of constant composition] [150](#)
 - triad [law of triads] [67](#)
 - zachowania masy [mass conservation law] [149–150](#)
- produkt [product] [148](#)
- promieniotwórczość [radioactivity] [31](#)
- naturalna [natural radioactivity] [32–39](#)
 - sztuczna [artificial radioactivity] [39–42](#)
- promieniowanie [radiation] [34](#)
- α [alpha radiation] [33–34](#)
 - β [beta radiation] [33–35](#)
 - γ [gamma radiation] [35](#)
- promień atomowy [atomic radius] [90–91](#), [98](#)
- jonowy [ionic radius] [97](#)
- proton [proton] [16–17](#)
- przemiany jądrowe sztuczne [artificial nuclear transformations] [40–41](#)

R

- rad [radium] [32](#), [34](#)
- radioaktywność [radioactivity] $\rightarrow$ promieniotwórczość
- rdzeń atomowy [atomic core] [64](#)
- reakcja analizy [decomposition] [149](#)
- chemiczna [chemical reaction] [148](#)
 - jądrowa [nuclear reaction] [39](#)
 - neutralizacji [neutralization] $\rightarrow$ reakcja zobojętniania
 - strącania osadów [precipitation reaction] [214–215](#)
 - syntezy [synthesis] [149](#)
 - wymiany [exchange reaction] [149](#)
 - zobojętniania [neutralization] [183](#), [211](#)
- reakcje łańcuchowe [chain reactions] [40–42](#)
- reaktor jądrowy [nuclear reactor] [42](#)
- reguła dubletu [doublet rule] [86–87](#), [90](#)
- Hunda [Hund rule] [58](#)
 - oktetu [octet rule] [86–87](#), [90](#)
 - przesunięć Soddy'ego-Fajansa [Soddy-Fajans displacement law] [33](#)
- reszta kwasowa [acid radical] [193](#), [209](#)
- rozpuszczalnik [solvent] [282](#)
- rozpuszczalność [solubility] [299–305](#)
- rozpuszczanie [(dis)solution] [248](#)

- rozszczepienie jądra atomowego [nuclear fission] [40–41](#)
- roztwarzanie [digestion] [291](#)
- roztwór [solution] [282](#)
- ciekły [liquid solution] [283](#)
 - gazowy [gaseous solution] [283](#)
 - nasycony [saturated solution] [179](#), [299](#), [303](#)
 - nienasycony [unsaturated solution] [303](#)
 - przesycony [supersaturated solution] [305](#)
 - rzeczywisty [real solution] $\rightarrow$ roztwór właściwy
 - stały [solid solution] [283](#)
 - właściwy [true solution] [283](#)
- równanie Clapeyrona [Clapeyron equation] [254](#)
- reakcji chemicznej [chemical equation] [148](#)
- RUTHERFORD ERNEST [14](#)

S

- SCHEELE CARL [66](#)
- siarkowodór [hydrogen sulfide] [136](#), [174](#), [195–196](#), [202](#)
- siły van der Waalsa [van der Waals forces] [103](#), [106](#)
- skala Paulinga [Pauling scale] [87](#)
- SKŁODOWSKA-CURIE MARIA [32](#)
- smog [smog] [319](#)
- sole [salt] [209](#)
- obojętne [neutral salts] [209](#)
 - podwójne [double salts] [209–211](#)
 - proste [simple salts] [209–210](#)
 - uwodnione [salts hydrate] $\rightarrow$ hydraty
 - budowa wewnętrzna [salts, internal structure] [209](#)
 - nazewnictwo [salts, nomenclature] [210](#)
 - otrzymywanie [salts, the preparation of] [211–215](#)
 - właściwości chemiczne [salts, chemical properties] [216](#)
 - – fizyczne [salts, physical properties] [214](#)
 - zastosowania [salts, the use of] [220](#)
- spin [spin] [50](#)
- sporządzanie roztworów o określonym stężeniu [preparation of solutions with defined concentrations] [318–320](#), [330–332](#)
- stan energetyczny [energy state] [47](#), [50](#), [90](#)
- podstawowy [ground state] [18](#), [47](#), [114](#)
 - wzbudzony [excited state] [18](#), [47](#), [114](#)
- stechiometria [stoichiometry] [257](#)
- stężenie roztworu [concentration of solution] [306](#)

- – molowe [molar concentration of solution] [322–325](#)
 - – procentowe [percentage concentration of solution] [306–313](#)
- substancja rozpuszczona [solute] [283](#)
- substrat [substrate] [148](#)
- szereg aktywności metali [series of active metals] [204–205](#)
- promieniotwórczy [radioactive series] [36](#)
- szkło [glass] [166–168](#)

T

- teoria Demokryta [Democritus theory] [14–15](#)
- Empedoklesa [Empedocles theory] [14–15](#)
 - Leukipposa [Leucippus theory] [14–15](#)
 - wiązań chemicznych [chemical bond theory] [86](#)
- THOMSON JOSEPH [14](#)
- tlenki [oxides] [152](#)
- amfoteryczne [amphoteric oxides] [162](#)
 - kwasowe [acidic oxides] [158](#)
 - obojętne [inert oxides] [163](#)
 - zasadowe [basic oxides] [158](#)
 - otrzymywanie [oxides, the preparation of] [153–155](#)
- triada [triad] [67](#)
- twardość wody [water hardness] [226](#)

U

- u $\rightarrow$ jednostka masy atomowej
- układ okresowy pierwiastków chemicznych [periodic table of chemical elements] [66–69](#)

W

- wapień [limestone] [221–224](#)
- wapno gaszone [slaked lime] [223–224](#)
- palone [burnt lime] [179](#), [223](#)
- wartościowość [valence] [90](#)
- warunki normalne [normal conditions] [250](#)
- węglik [carbides] [223](#)
- wiązanie atomowe [atomic bond] $\rightarrow$ wiązanie kowalencyjne
- chemiczne [chemical bonds] [86](#)
 - donorowo-akceptorowe [donor-acceptor bond] $\rightarrow$ wiązanie koordynacyjne
 - jonowe [ionic bond] [96–99](#), [109](#)
 - koordynacyjne [coordinate bond] [96](#)
 - kowalencyjne [covalent bond] [92–96](#), [108](#)
 - – niespolaryzowane [pure covalent bond] [93–94](#)
 - – spolaryzowane [polarized covalent bond] [93](#), [95](#)

- metaliczne [metallic bond] [109–110](#)
 - podwójne [double bond] [92](#)
 - pojedyncze [single bond] [92](#)
 - potrójne [triple bond] [92](#)
 - wielokrotne [multiple bonds] [92](#)
 - wodorowe [hydrogen bond] [103–105](#)
 - σ [σ bond] [91](#)
 - π [π bond] [92](#)
- woda amoniakalna [ammonia solution] [173](#), [187](#)
- krystalizacyjna [crystallization water] [210](#)
 - twarda [hard water] [226](#)
 - utleniona [hydrogen peroxide solution] [128](#)
 - wapienna [lime water] $\rightarrow$ wapno gaszone
- wodorki [hydrides] [173–175](#)
- wodorosole [acid salts] [209](#), [210](#)
- wodorotlenki [hydroxides] [177–190](#)
- amfoteryczne [amphoteric hydroxides] [186–189](#)
- wskaźniki kwasowo-zasadowe [acid-base indicators] [156](#)
- współczynnik stechiometryczny [stoichiometric coefficient] [148](#)
- wydajność reakcji chemicznej [yield of a chemical reaction] [266–271](#)

Z, Ż

- zakaz Pauliego [Pauli exclusion principle] [50](#), [58](#)
- zaprawa gipsowa [gypsum mortar] [228–229](#)
- wapienna [masonry mortar] [224](#)
- zarodek krystalizacji [crystal nucleus] [305](#)
- zasada nieoznaczoności Heisenberga [Heisenberg indeterminacy principle] [46](#)
- zasady [bases] [181](#)
- zawiesina [suspension] [283](#)
- zjawisko fizyczne [physical phenomenon] [148](#)
- zol [sol] [293–296](#)
- związek chemiczny [chemical compound] [150](#)
- koordynacyjny [coordination compound] [163](#)
- żel [gel] [295–296](#)

Zdjęcie na okładce: BE&W: Science Source/GiPhotoStock Images.

Ilustracje: **Ewelina Baran:** s. 93; **Elżbieta Buczkowska:** s. 116 (dolna na marginesie), s. 117 (dolna na marginesie), s. 121 (kolorowe figury), s. 125 (w dolnej ramce), s. 128, 132, 138, 139; **Rafał Buczkowski:** modele 3D, s. 18, 21, 34, 35, 40, 56, 79, 86, 92, 97, 98, 105, 106, 108, 109, 114, 127, 133, 134, 137, 143, 154, 155, 166–167, 168, 169, 224, 258; **Zuzanna Dudzic:** s. 27, 28, 30, 85, 88; **Natalia Helman:** s. 110; **Adam Kłodecki:** s. 19, 26, 40, 46, 79 (model jądra atomu); **Krzysztof Mrawiński:** s. 34–35, 113; **Joanna Ptak:** 15 (górna), s. 20, 43 (ikony), s. 51, 56, 90; **Marcin Ptak:** s. 16–17; **Wojciech Sendal:** s. 48, 49, 60–61, 79 (orbitale), s. 118–119, 122–123; **Ewa Sowulewska:** s. 15 (dolna), s. 46 (dolna), s. 47 (górna), s. 48 (na marginesie), s. 50, 56 (dolna), s. 58, 104, 116 (trzy górne), s. 117, 120 (orbitale), s. 125, 175, 250, 288–289 (zlewka).

Archiwum wydawnictwa s. 150, 167 (tafle szkła), s. 224 (tlenek wapnia), s. 229 (gips palony), s. 304 (krystalizacja); **BE&W:** Alamy Stock Photo – Dorling Kindersley ltd s. 110 (kryształ siarki), Science History Images s. 42, 43 (tomografia), BSIP/ Astier-Chru Lille s. 44, Science Source – Alexandre Dotta s. 8 (siatka metalowa z krążkiem ceramicznym), Charles D. Winters s. 6, 109, 148 (spalanie potasu), s. 233 (węglik wapnia), s. 282 (otrzymywanie roztworu chlorku sodu), s. 288, 289 (chromatografia), s. 305, 306 (roztwór wodorotlenku sodu), GiPhotoStock s. 318, Mark A. Schneider s. 110 (miedź), Russell Lappa s. 69, Turtle Rock Scientific s. 147, 154, 155, 184 (wodorotlenek miedzi, wodorotlenek żelaza), s. 185 (wodorotlenek żelaza, wodorotlenek ołowiu, wodorotlenek cynku), s. 187, 204 (reakcje kwasów z metalami), s. 205 (kwasy utleniające), s. 214, 218 (chlorek srebra, siarczek ołowiu), s. 219 (fosforan kobaltu, chromian żelaza, siarczek kadmu, fosforan srebra), s. 241, 254, 281, 304 (odparowywanie wody z roztworu), Ullsteinbild Axel Springer Syndication GmbH/bilderdienst s. 32, Universal Images Group/Sovfoto s. 67 (Mendelejew); **East News:** AFP/Christian Aslund s. 31; **Fotolia:** Africa Studio s. 168 (szkło laboratoryjne), Olga Miltsova s. 177, 193; **Getty Images:** Corbis Documentary/Paul Souders s. 169, DigitalVision/ Monty Rakusen s. 206 (fabryka samochodów), iStock Unreleased/Gogosvm s. 70, iStock/Getty Images Plus – Banet12 s. 295 (efekt Tyndalla), de-kay s. 168 (kryształ kwarcu), dgstudiodg s. 14, FactoryTh s. 100, MileA s. 7 (próbówka), Remy s. 40–41, rrocio s. 322, Viola08 s. 13, Moment/Lisa Noble s. 167 (szklanka), ullstein bild s. 286; **Indigo:** imageBROKER/ Michael Szönyi s. 226 (stalagmity i stalaktyty), Science Photo Library s. 148 (reakcja rozkładu tlenku rtęci), Geoff Tompkinson s. 289 (chromatografia bibułowa), Martyn F. Chillmaid s. 185 (wodorotlenek niklu), s. 217 (ogrzewanie siarczanu miedzi), Nanoclustering/SPL s. 75, 90; **Panthermedia:** Andrea Paggiaro s. 153, Andreas Stecher s. 10, Jesper Klausen s. 108 (diament), nomadsoul1 s. 226 (kamień kotłowy); **Shutterstock:** Africa Studio s. 167 (kolba na palniku), s. 190 (nawóz), agoxa s. 319, Ahmet Misirligul s. 220 (krople do oczu), Akkaradet Bangchun s. 170 (kamienie szlachetne), Alex Kosev s. 225 (kreda do tablicy), amedeoemaja s. 229 (nakładanie zaprawy gipsowej), Anna Markina s. 190 (kakao), antpkrr s. 296 (rozbite jajko), Artography s. 299, AtlasStudio s. 170 (puder dla dzieci), Avocado_studio s. 167 (czajnik), Bergamont s. 190 (szczoteczka do zębów), Big Pants Production s. 110 (gwóźdź), Bildagentur Zoonar GmbH s. 146 (karborund), Billion Photos s. 190 (zaprawa murarska), Chassenet/Ludivine Aznal Images s. 290 (elektroforeza), ChWeiss s. 43 (bursztyn), ConstantinosZ s. 224 (zaprawa wapienna), Curioso.Photography s. 225 (zamek), Dmitry Melnikov s. 229 (zaprawa gipsowa), DmitrySt s. 110 (diament), Dobresum s. 29, donatas1205 s. 104, eczserapyilmaz s. 7 (pipeta), fizkes s. 220 (solenie sałaty), Fotokostic s. 296 (jajko sadzone), Fotonium s. 297 (lakier do włosów), Friends Stock s. 206 (farbowanie włosów), gbbot s. 167 (obiektyw), goh seok thuan s. 330 (nalewanie roztworu do kolby miarowej, kolba miarowa z roztworem), gontar s. 168 (minerał kwarcu), gresie s. 206 (szklanka coli z lodem), Jimmy S. Aditya s. 8 (łapa), Jiri Vaclavek s. 110 (kryształ soli), khuntong s. 8 (moździej), Kolonko s. 184 (próbówka), s. 185 (próbówka), s. 187 (próbówka), s. 188 (próbówka), s. 189 (próbówka), s. 204 (próbówka), s. 205 (próbówka), s. 214 (próbówka), s. 215 (próbówka), s. 219 (próbówka), Levon Avagyan s. 146 (moissanit), litchima s. 330 (waga), Lysenko Andrii s. 170 (puder do twarzy), M. Unal Ozmen s. 297 (lody), Mihai Simonia s. 106, Moment/jia yu s. 43 (elektrownia), Nadezda Boltaca s. 221 (kalcyt), New Africa s. 7 (szkło laboratoryjne), Olga e Alexia s. 225 (marmurowe płyty), Olga Miltsova s. 152 (naszyjnik), Pressmaster s. 220 (ciemnia), Rabbitmindphoto s. 284 (ekstrakcja), s. 285, Rattiya Thongdumhyu s. 287, Sarah2 s. 297 (spray), scoll22 s. 220 (odcisk palca), Shuttertum s. 7 (lejek), Sofiaworld s. 314, Soho A Studio s. 297 (krem), stockfour s. 211 (solenie ryb), Szasz-Fabian Ilka Erika s. 173, 306 (butelka z kwasem), Tibor Duris s. 190 (leki), Triff s. 43 (dym), s. 154 (dym), Tyler Boyes s. 225 (marmur, kreda), urfin s. 7 (szalka Petriego), Valentin Valkov s. 220 (nawóz), Vankad s. 296 (patelnia), Vladimka production s. 257, Wirestock Creators s. 229 (skałka gipsowa), Yuriy Golub s. 297 (pianka poliuretanowa); **Thinkstock/Getty Images:** iStockphoto – aodaodaod s. 67 (klawisze), Paul Fleet s. 43 (detektor), PHOTOS.com/Jupiterimages s. 310, Stockbyte s. 250; **Universidad de Murcia,** España s. 66 (Uniwersytet w Murcji – układ okresowy pierwiastków); **Anna Budzyńska** s. 290 (przesiewanie); **Bartłomiej Górski** s. 238; **Włodzimierz Echeński** s. 7 (bagietka, szkiełko zegarkowe, krystalizator), s. 8 (statywy do probówek, łyżka do spalań, szczypce, trójnóg, statyw z łapą metalową, palniki), s. 107 (jod), s. 108 (model struktury kryształów w cząsteczkowych jodu), s. 156, 175, 178 (otrzymywanie wodorotlenku sodu), s. 182, 188 (otrzymywanie wodorotlenku miedzi), s. 195, 196, 197, 198, 210, 222, 223, 224 (gaszenie wapna palonego, wapiień, wapno palone, wapno gaszone), s. 225 (wapiień), s. 242, 244, 245, 283 (koloid), s. 284 (krystalizacja), s. 290 (sączenie, sublimacja i resublimacja), s. 293 (koloid), s. 295 (wiązka światła biegnąca przez koloid), s. 295 (osad); **Malawa Michał Malawski** s. 228 (etykieta); **PUTTO/Piotr Kubat** s. 103, 107 (związek jonowy KMnO4), s. 108 (model struktury kryształów w kowalencyjnych tlenku krzemu), s. 153 (suchy lód), s. 157, 158, 160, 161, 164, 165, 178 (otrzymywanie wodorotlenku sodu – zbliżenie), s. 179, 181, 189 (właściwości wodorotlenku miedzi), s. 199, 200, 209, 217 (hydrat i sól bezwodna), s. 221 (wykrywanie węglanu wapnia), s. 228 (przygotowanie odlewu gipsowego), s. 229 (gips bezwodny), s. 233 (węglik krzemu), s. 282 (olej i woda), s. 283 (roztwór właściwy, zawiesina), s. 284 (destylacja), s. 290 (rozdzielacz, dekantacja, magnes), s. 293 (roztwór właściwy), s. 295 (zol), s. 296 (zol, żel), s. 300, 301, 302, 330 (chromian potasu); **Robert Wolski** s. 9, 180, 211 (diwodorofosforan wapnia, fosforan dipotasu sodu), s. 213, 215.

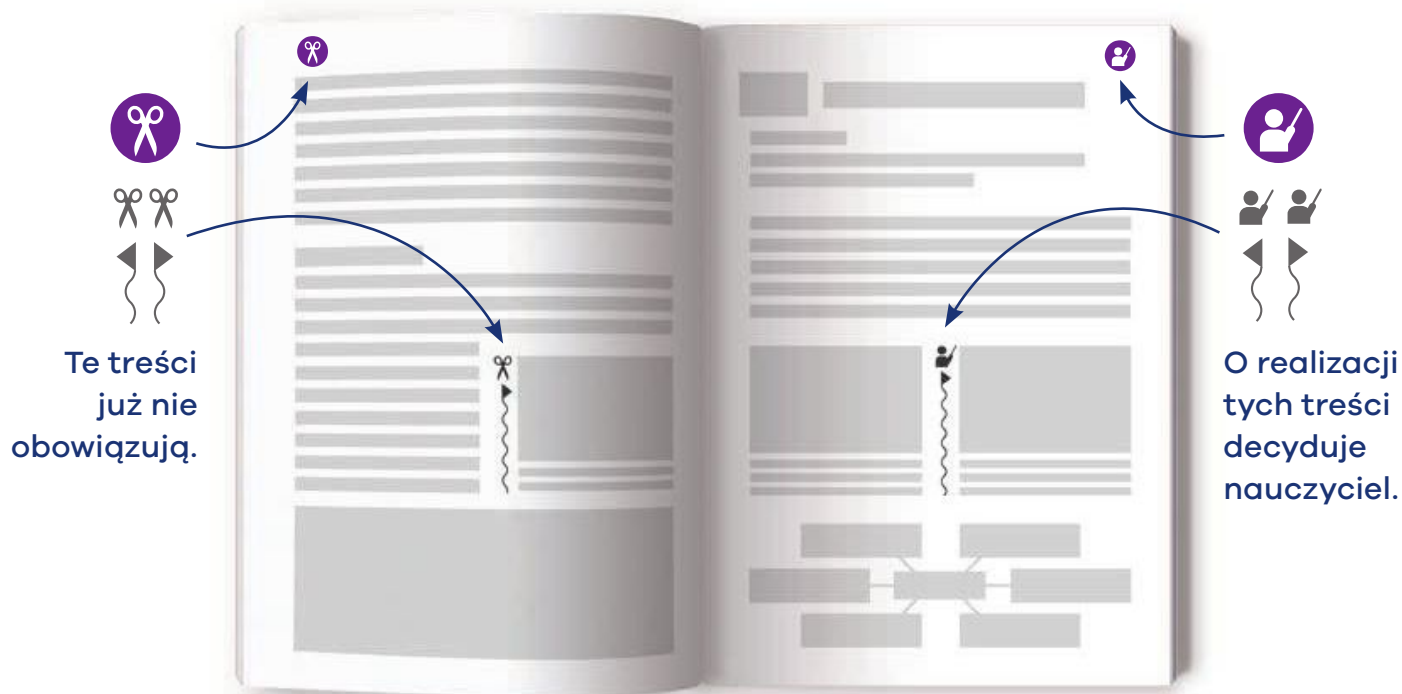
Wydawnictwo Nowa Era oświadcza, że podjęło starania mające na celu dotarcie do właścicieli i dysponentów praw autorskich wszystkich zamieszczonych utworów. Wydawnictwo Nowa Era, przytaczając w celach dydaktycznych utwory lub fragmenty, postępuje zgodnie z art. 29 ustawy o prawie autorskim. Jednocześnie 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.

Za co polubisz podręczniki NOWA To jest chemia?

- ★ wyróżnienia najważniejszych treści
- ★ doświadczenia przedstawione na zdjęciach
- ★ infografiki wyjaśniające procesy chemiczne
- ★ przykłady krok po kroku uczące rozwiązywania zadań problemowych i obliczeniowych
- ★ podsumowania po tematach i działach



**W podręczniku znajdziesz oznaczenia treści,
które od września 2024 r. nie są już wymagane.**



Fioletowa ikona na górze strony wskazuje, że na tej stronie znajdują się treści, które nie są wymagane – oznaczono je szarą ikoną i falką.

Nowa Era Sp. z o.o.

 www.nowaera.pl  nowaera@nowaera.pl

 Centrum Kontakt: 58 721 48 00

ISBN 978-83-267-4786-1



9 788326 747861