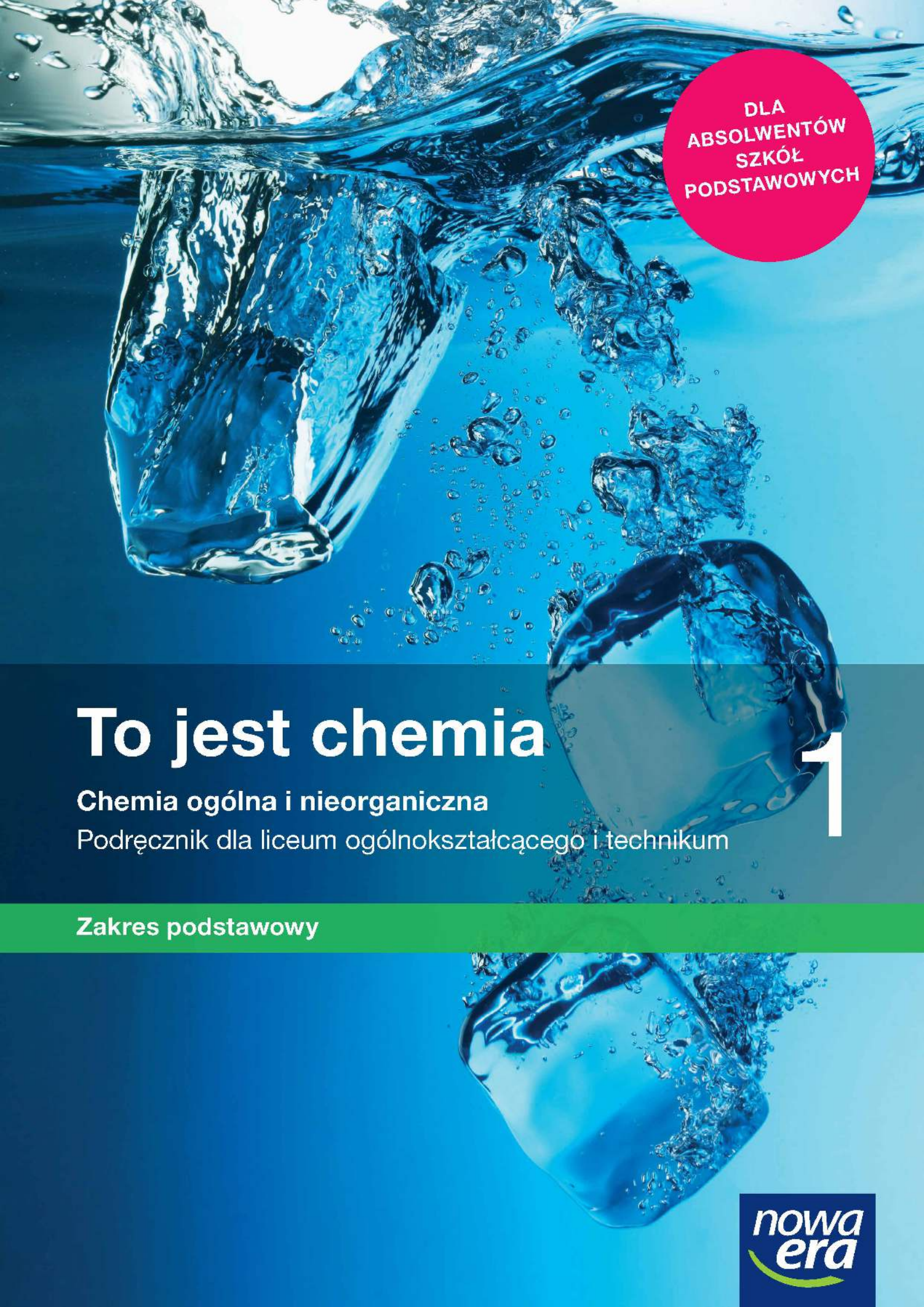


DLA ABSOLWENTÓW SZKÓŁ PODSTAWOWYCH

To jest chemia

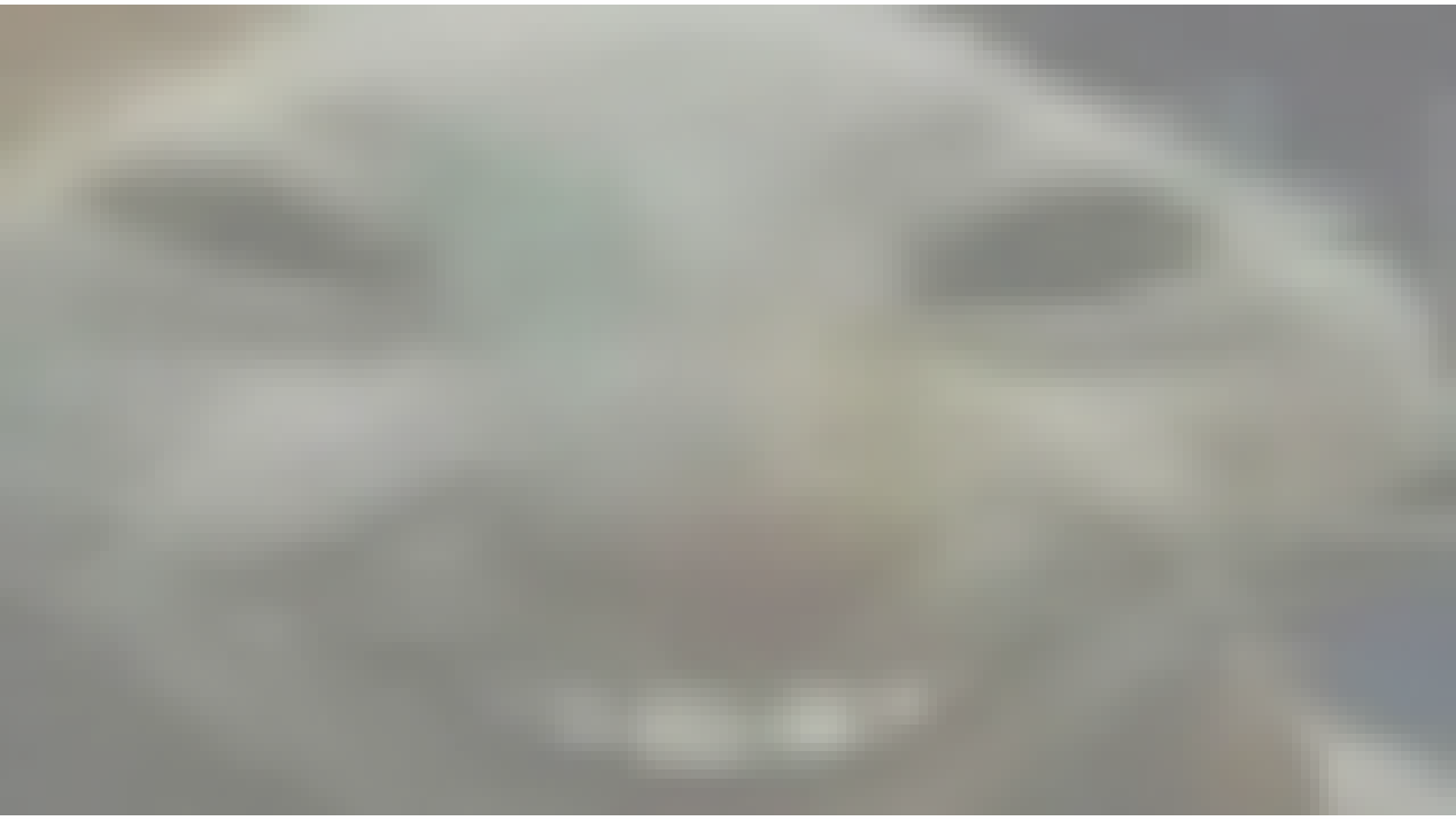
1

Chemia ogólna i nieorganiczna

Podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum

Zakres podstawowy

nowa era



Romuald Hassa
Aleksandra Mrzigod
Janusz Mrzigod

To jest chemia

Chemia ogólna i nieorganiczna

Podręcznik dla liceum ogólnokształcącego i technikum

1

Zakres podstawowy

nowa era Twoje mocne strony

To jest chemia

Podręcznik dopuszczony do użytku szkolnego przez ministra właściwego do spraw oświaty i wychowania i wpisany do wykazu podręczników przeznaczonych do kształcenia ogólnego do nauczania chemii, na podstawie opinii rzeczoznawców:
dr Mirosławy Jurak, dr hab. Małgorzaty Nodzyńskiej, dr hab. Katarzyny Kłosińskiej.

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

Numer ewidencyjny w wykazie MEN: 994/1/2019

Podręcznik został opracowany na podstawie *Programu nauczania chemii w zakresie podstawowym dla liceum ogólnokształcącego i technikum To jest chemia* autorstwa Romualda Hassy, Aleksandry Mrzigod i Janusza Mrzigoda.

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

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

© Copyright by Nowa Era Sp. z o.o. 2019
ISBN 978-83-267-3567-7
Wydanie trzecie
Warszawa 2020

Autor zbioru zadań: Aleksandra Kwiek.
Współpraca autorska: Małgorzata Mańska, Adriana Palińska-Saadi.
Konsultacja merytoryczna: Aleksandra Kwiek, Elżbieta Megiel.

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

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

Druk i oprawa: Walstead Central Europe

O czym jest podręcznik?

W części 1. podręcznika znajdują się informacje na temat budowy wewnętrznej substancji, sposobów, w jaki łączą się one ze sobą, właściwości związków nieorganicznych, a także obliczenia chemiczne. Wszystkie ważne umiejętności są wyjaśniane krok po kroku.

Czemu służą poszczególne elementy podręcznika?

To było w szkole podstawowej!

Przypomnienie podstaw przed rozpoczęciem nowego działu ułatwia zrozumienie wprowadzanych zagadnień.

Przykład 1.

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

Jest na to sposób!

Metoda na zapamiętanie nowych pojęć lub szybkie opanowanie umiejętności.

Zastosowania

Krok po kroku

Przedstawienie *Krok po kroku* kolejnych etapów procesów ułatwia ich zrozumienie, a ciekawa grafika w *Zastosowaniach* przyspiesza zapamiętanie.

Zadania ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Służą utrwaleniu wiadomości i ćwiczeniu umiejętności z lekcji na lekcję.

Zapamiętaj!

Najważniejsze definicje z każdego tematu.

Chemia w akcji

Fakty czy mity

Informacje dodatkowe, pokazujące, że chemia jest nauką praktyczną, mocno związaną z życiem codziennym.

Podsumowanie

Zestawienie najważniejszych wiadomości z każdego działu skraca czas potrzebny na ich powtórzenie przed sprawdzianem.

Sprawdź, czy potrafisz...

Zadania przekrojowe, które ułatwiają ćwiczenie najważniejszych umiejętności przed sprawdzianem.

Doświadczenie 1.

Obowiązkowe doświadczenia chemiczne – wyróżnione kolorem pomarańczowym.

Piktogramy informują o właściwościach używanych substancji (substratów).

Doświadczenia chemiczne do wykonania wyłącznie przez nauczyciela.

Ważne informacje dotyczące m.in. zasad BHP.

Regulamin pracowni chemicznej i oznaczenia BHP

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

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

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

Spis treści

Zasady bezpiecznej pracy na lekcjach chemii 6

Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych

1. Budowa atomu ... 14
2. Konfiguracja elektronowa atomów ... 21
3. Budowa atomu a położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym ... 32
4. Wiązania kowalencyjne ... 42
5. Wiązanie jonowe ... 50
6. Wiązanie metaliczne i oddziaływania międzycząsteczkowe ... 53
7. Wpływ rodzaju wiązania chemicznego na właściwości substancji ... 56

Podsumowanie ... 61
Sprawdź, czy potrafisz... ... 64

Systematyka związków nieorganicznych

8. Tlenki ... 66
9. Związki pierwiastków chemicznych z wodorem ... 79
10. Wodorotlenki ... 84
11. Kwasy ... 92
12. Sole ... 99
13. Hydraty ... 113

Podsumowanie ... 118
Sprawdź, czy potrafisz... ... 122

Stechiometria

14. Mol i liczba Avogadra ... 124
15. Masa cząsteczkowa i masa molowa związków chemicznych. Objętość molowa gazów ... 129
16. Prawo stałości składu. Wzory empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego ... 139
17. Obliczenia stechiometryczne ... 148

Podsumowanie ... 153
Sprawdź, czy potrafisz... ... 154

Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia

18. Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych ... 156
19. Utleniacz, reduktor, reakcje utleniania i redukcji ... 163
20. Bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji związków nieorganicznych ... 168
21. Szereg aktywności chemicznej metali ... 174
22. Ogniwo galwaniczne ... 183
23. Reakcje zachodzące w półogniwach ogniwa galwanicznego ... 189

Podsumowanie ... 198
Sprawdź, czy potrafisz... ... 200

Roztwory

24. Rodzaje roztworów ... 202
25. Rozpuszczalność substancji ... 210
26. Stężenie procentowe roztworu ... 216
27. Stężenie molowe roztworu ... 221
28. Zmiana stężenia roztworów ... 226

Podsumowanie ... 234
Sprawdź, czy potrafisz... ... 236

Reakcje chemiczne w roztworach wodnych

29. Dysocjacja elektrolityczna ... 238
30. Stopień dysocjacji elektrolitycznej ... 244
31. Odczyn i pH roztworu ... 249
32. Reakcje zobojętniania i reakcje strącania osadów ... 257

Podsumowanie ... 264
Sprawdź, czy potrafisz... ... 266

Efekty energetyczne i szybkość reakcji chemicznych

33. Efekty energetyczne reakcji chemicznych... 268
34. Szybkość reakcji chemicznych ... 275

Podsumowanie ... 281
Sprawdź, czy potrafisz... ... 282

Zbiór zadań

Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych ... 284
Systematyka związków nieorganicznych ... 287
Stechiometria ... 290
Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia ... 293
Roztwory ... 296
Reakcje chemiczne w roztworach wodnych ... 299
Efekty energetyczne i szybkość reakcji chemicznych ... 302

Bibliografia ... 305
Właściwości pierwiastków chemicznych ... 306
Promienie atomów: metaliczne, kowalencyjne, van der Waalsa ... 309
Charakter chemiczny tlenków ... 310
Odpowiedzi do zadań obliczeniowych – zbiór zadań ... 311
Odpowiedzi do zadań obliczeniowych ... 313
Szereg elektrochemiczny metali ... 315
Indeks ... 316

Zasady bezpiecznej pracy na lekcjach chemii

Fot. 1. Krople wody spływają z liścia lotosu wraz z zanieczyszczeniami, ale nie zwilżają jego powierzchni. Właśnie ta obserwacja zainspirowała naukowców do odkrycia samooczyszczających się powierzchni, używanych m.in. w pojemnikach na farby.

Ciekawość powoduje, że zadajemy setki, a nawet tysiące pytań, np.: Dlaczego słońce świeci?, Dlaczego sok z cytryny wydaje się kwaśny?, a potem szukamy na nie odpowiedzi. Dzięki otwartości na wiedzę, ciekawości świata oraz odkrywcom, którzy potrafią dostrzec potencjał w rzeczach z pozoru bezużytecznych, dokonuje się postęp we wszystkich dziedzinach życia i nauki, również w chemii. Obserwacja (fot. 1.), eksperymentowanie i formułowanie wniosków są podstawą **metody naukowej**.

Na czym polega metoda naukowa?

Metoda naukowa polega na prowadzeniu badań poprzez obserwację oraz odpowiednio zaplanowane eksperymenty [łac. *experimentum* – próba, doświadczenie]. Przeprowadza się je w celu potwierdzenia hipotez lub ich obalenia. **Hipotezą** nie może być dowolne zdanie – musi być oparta na obserwacjach i możliwa do sprawdzenia.

Poprawnie wykonany **eksperyment** bada tylko jeden, określony problem badawczy, czyli cel badania, i **jest powtarzalny**. To oznacza, że przy każdym powtórzeniu eksperymentu otrzymuje się podobne wyniki. Używanie jednak np. dokładniejszych przyrządów badawczych może zmienić wynik eksperymentu, co wpływa na doskonalenie i rozwój nauki (fot. 2.).

Fot. 2. Technika korzysta z odkryć i też doskonali się w miarę przyrostu wiedzy.

Chemia w akcji

Niepoprawnie wykonane eksperymenty również mogą być czasem źródłem postępu. W 1938 r. efektem badań przeprowadzonych w celu znalezienia nowej substancji chłodzącej do zastosowania w lodówkach było odkrycie teflonu. Pozostawiona na noc mieszanina gazów się zestaliła i utworzyła woskowatą substancję stałą. Po jej zbadaniu okazało się, że otrzymano materiał o niezwykłych właściwościach (fot. 3.).

Fot. 3. Teflon, odkryty przez **Roya Plunketta** [czyt. roja planketa], jest wyjątkowo odporny na wysokie temperatury i nic do niego nie przywiera.

Czym są doświadczenia chemiczne przeprowadzane w szkolnej pracowni chemicznej?

To sposób weryfikacji hipotezy. W przeciwieństwie do eksperymentów **wyniki doświadczeń**, które są przeprowadzane np. na lekcjach chemii, **są przewidywalne**. Wykonuje się je zgodnie z dołączoną instrukcją, wykorzystując substancje o znanych właściwościach.

Jakich zasad należy przestrzegać, wykonując doświadczenia chemiczne?

W szkole właściwym miejscem do wykonywania doświadczeń chemicznych jest odpowiednio wyposażona pracownia chemiczna. Znajdujące się w niej substancje nazywa się **odczynnikami chemicznymi**, nawet jeśli są one powszechnie znane, jak np. sól kuchenna czy cukier spożywczy. Odczynniki chemiczne mają różne właściwości – są wśród nich zarówno takie, które są nieszkodliwe, jak i te niebezpieczne dla zdrowia człowieka. Najważniejsze **informacje o odczynnikach chemicznych** znajdują się **w kartach charakterystyki**. W takiej karcie są opisane m.in. właściwości fizyczne i chemiczne danej substancji, środki ostrożności, jakie należy zachować, gdy wykorzystuje się tę substancję do doświadczeń chemicznych, oraz bezpieczny sposób jej przechowywania.

Wszystkie **odczynniki chemiczne trzeba traktować jako potencjalne trucizny** – nie wolno ich dotykać, sprawdzać ich smaku ani zapachu. Należy zwracać uwagę na **piktogramy**, czyli znaki graficzne umieszczone w instrukcji doświadczenia i na opakowaniach. Informują one o niebezpiecznych lub szkodliwych właściwościach substancji (fot. 4.).

Zasady bezpiecznego przeprowadzania doświadczeń chemicznych i wyjaśnienia oznaczeń piktogramów są opisane w *Regulaminie pracowni chemicznej i oznaczeniach BHP* (patrz s. 4).

Przed przystąpieniem do wykonania doświadczeń chemicznych należy na polecenie nauczyciela założyć strój ochronny (fot. 5.): fartuch, okulary i – jeśli to konieczne – rękawice ochronne (rys. 1.).

fartuch laboratoryjny | okulary ochronne | rękawice ochronne

Rys. 1. Symbole informujące o konieczności użycia stroju ochronnego.

Niektóre doświadczenia chemiczne można przeprowadzać w naczyniach dostępnych w każdym domu, np. w słoikach. Jednak najlepiej sprawdzają się **szkło laboratoryjne** i **sprzęt laboratoryjny**, ponieważ są odporne m.in. na działanie odczynników chemicznych i wysokich temperatur.

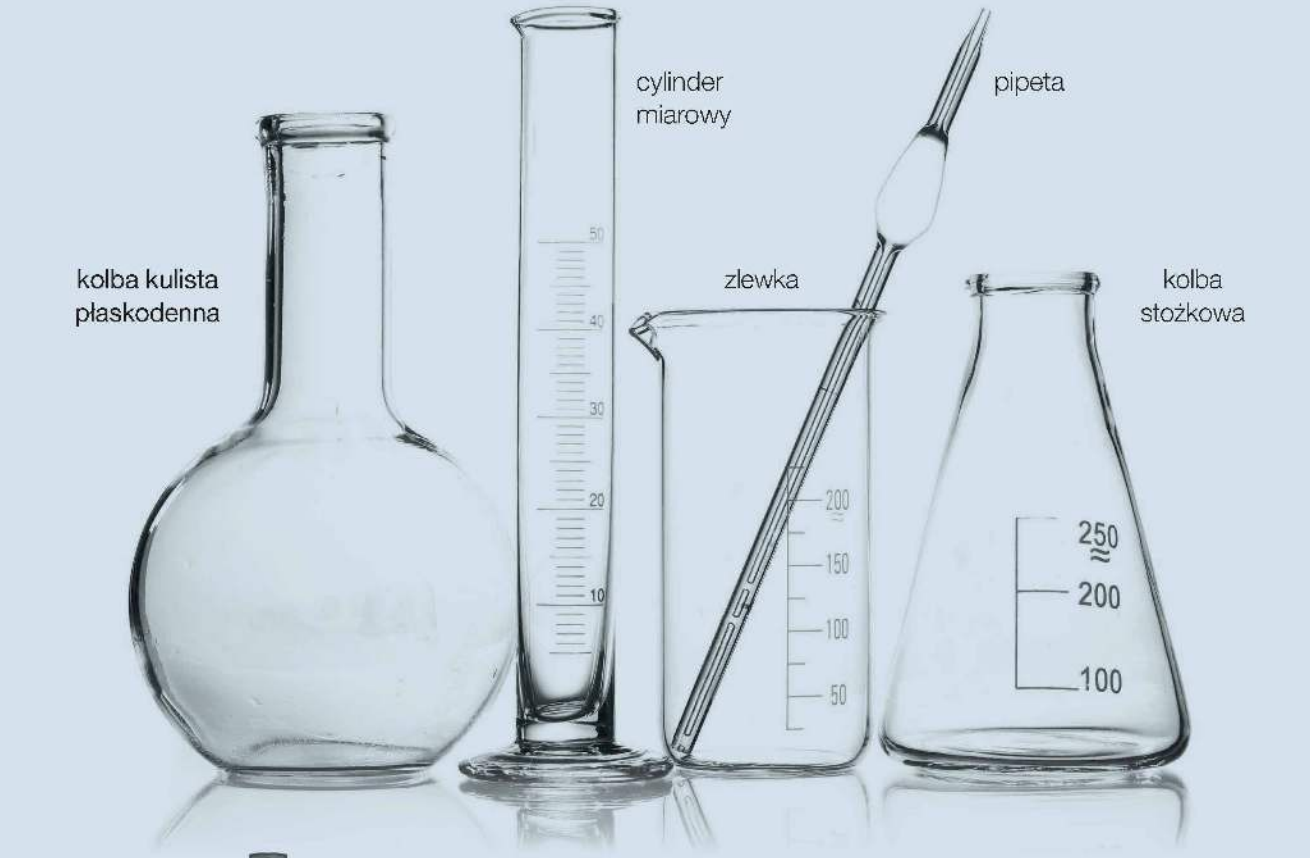
W pracowni chemicznej nie należy badać smaku żadnej substancji.

Fot. 4. Na samochodach przewożących substancje o niebezpiecznych właściwościach umieszcza się piktogramy.

Fot. 5. Strój ochronny zapewnia bezpieczeństwo i jest używany nie tylko w laboratoriach.

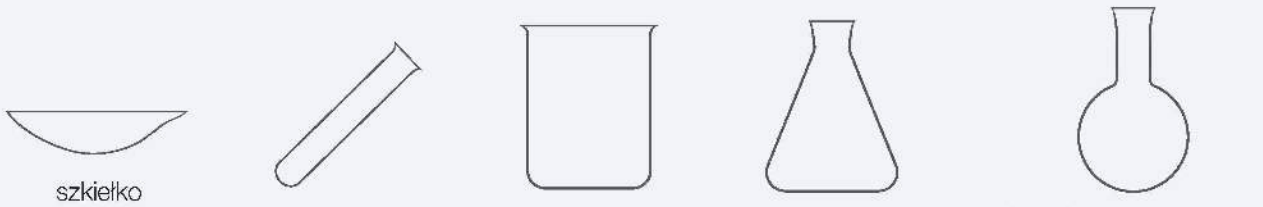
Jakie szkło laboratoryjne wykorzystuje się do przeprowadzania doświadczeń chemicznych?

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



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

Jak narysować schemat szkła laboratoryjnego?



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

Jaki sprzęt laboratoryjny może być potrzebny do przeprowadzania doświadczeń chemicznych?

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

łapa drewniana

palnik spirytusowy

trójnóg z trójkątem kaolinowym

łyżka do spalań

szczypce metalowe

statywy do probówek

moździerz porcelanowy z tłuczkiem

statyw z łapą metalową

palnik gazowy

Jak oznaczyć czynności na schematach?

ogrzewanie

mieszanie

dodawanie substancji

spalanie

Krok po kroku

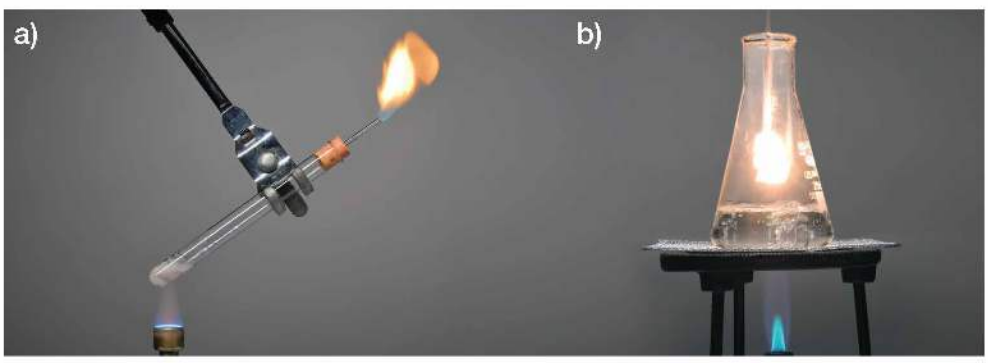
Jak przeprowadzić doświadczenie chemiczne?

Doświadczenia chemiczne wykonuje się według schematu:

1. Określ problem badawczy, czyli podaj **cel badania** (najczęściej formułuje się go w formie pytania).
2. Postaw hipotezę, czyli udziel **odpowiedzi na pytanie** postawione w problemie badawczym. Hipoteza musi być możliwa do sprawdzenia.
3. Zweryfikuj hipotezę, czyli przeprowadź doświadczenie chemiczne, aby **sprawdzić jej poprawność**.
4. Sformułuj wniosek – **potwierdź hipotezę lub wykaż, że jest błędna**.

Jakich zasad należy przestrzegać, ogrzewając substancje?

W czasie ogrzewania probówki z substancją nie można nachylać się nad jej wylotem ani trzymać jej bezpośrednio w dłoni – trzeba umieścić ją w łapie metalowej, na statywie lub w łapie drewnianej. Probówkę należy trzymać tak, aby jej wylot kierować od siebie, a jednocześnie w stronę, gdzie nie ma innych osób. Płomień palnika powinien ogrzewać większą część probówki (fot. 6.a), a nie wyłącznie jej dno, bo probówka może się miejscowo przegrzać. Podczas ogrzewania kolby stożkowej należy stosować siatkę metalową (fot. 6.b) umieszczoną na trójnogu. Zapewnia ona równomierne ogrzewanie zawartości kolby stożkowej.



Fot. 6. Ogrzewanie substancji znajdujących się w: a) probówce, b) kolbie stożkowej.

W jaki sposób opisać doświadczenie chemiczne?

Opis doświadczenia chemicznego trzeba rozpocząć od: tytułu, instrukcji oraz schematu. Po wykonaniu doświadczenia chemicznego należy dodać zapis obserwacji. **Obserwacji dokonuje się za pomocą** zmysłów: **wzroku**, **węchu** (fot. 7.), **słuchu** i **dotyku**. Mogą one dotyczyć m.in.:

- zmiany barwy roztworu,
- pojawienia się zapachu lub efektów dźwiękowych,
- samorzutnego rozgrzania lub ochłodzenia się zawartości probówki.

Na podstawie obserwacji formułuje się **wniosek**, który jest odpowiedzią na pytanie: Co wynika z zaobserwowanych zmian? Wniosek najczęściej jest:

- stwierdzeniem dotyczącym badanej substancji, np. siarka jest palna,
- prawem chemicznym lub zależnością, np. elektrolity przewodzą prąd elektryczny, a nieelektrolity go nie przewodzą.

Wniosek uzupełniają równania reakcji chemicznych.

Fot. 7. Zapach substancji zawsze należy badać z zachowaniem zasad bezpieczeństwa i tylko na polecenie nauczyciela.

Przykład 1.

Wykrywanie obecności tlenku węgla(IV)

1. Czy tlenek węgla(IV) znajduje się w wydychanym powietrzu?
2. W wydychanym powietrzu znajduje się tlenek węgla(IV).
3. Tytuł doświadczenia: Wykrywanie obecności tlenku węgla(IV).

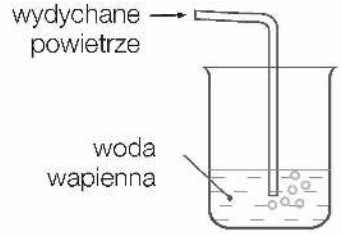
Odczynnik: woda wapienna.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: rurka lub słomka, zlewka.

Instrukcja: Do małej zlewki z wodą wapienną wydychaj powietrze przez rurkę albo słomkę (schemat).

Obserwacja: Woda wapienna mętnieje.

Schemat



4. **Wniosek:** Tlenek węgla(IV), znajdujący się w wydychanym powietrzu, reaguje z wodą wapienną.

Wynik doświadczenia potwierdza hipotezę – **hipoteza jest poprawna**.

Mętnienie wody wapiennej pod wpływem tlenku węgla(IV) jest **reakcją charakterystyczną** dla tlenku węgla(IV), tzn. pozwalającą wykryć jego obecność.

Jeżeli przeprowadzone doświadczenie zaprzecza postawionej wcześniej hipotezie, należy sformułować nową hipotezę i ją zweryfikować, wykonując odpowiednie doświadczenie.

Plan rozwiązywania

1. Określ problem badawczy.
2. Postaw hipotezę.
3. Zweryfikuj hipotezę – przeprowadź doświadczenie chemiczne.
4. Sformułuj wniosek.

Przed przeprowadzeniem opisanych w podręczniku doświadczeń chemicznych trzeba określić problem badawczy i postawić hipotezę.

Jest na to sposób!

Jakie informacje powinien zawierać opis obserwacji doświadczenia chemicznego?

To, co **widzisz.**

To, co **słyszysz.**

To, co **czujesz.**

Zadania

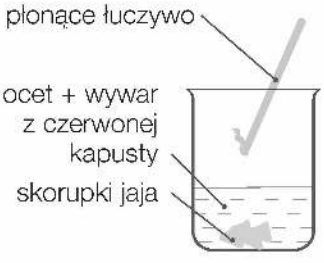
ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Odczytaj właściwości substancji z piktogramów umieszczonych na naczyniach laboratoryjnych.** Skorzystaj z *Regulaminu pracowni chemicznej i oznaczeń BHP* (patrz s. 4).

2. Przeprowadzono doświadczenie chemiczne *Badanie właściwości wody destylowanej*. **Wybierz zdanie, które poprawnie opisuje obserwacje.**
   a) Woda destylowana jest dobrym rozpuszczalnikiem.
   b) Woda destylowana ma odczyn obojętny.
   c) Woda destylowana jest bezbarwną cieczą.
   d) Woda z olejem roślinnym tworzy emulsję.

3. **Określ problem badawczy do doświadczenia chemicznego *Spalanie węgla w tlenie*.**

4. **Sformułuj przynajmniej jedną hipotezę do doświadczenia chemicznego przedstawionego na schemacie.**



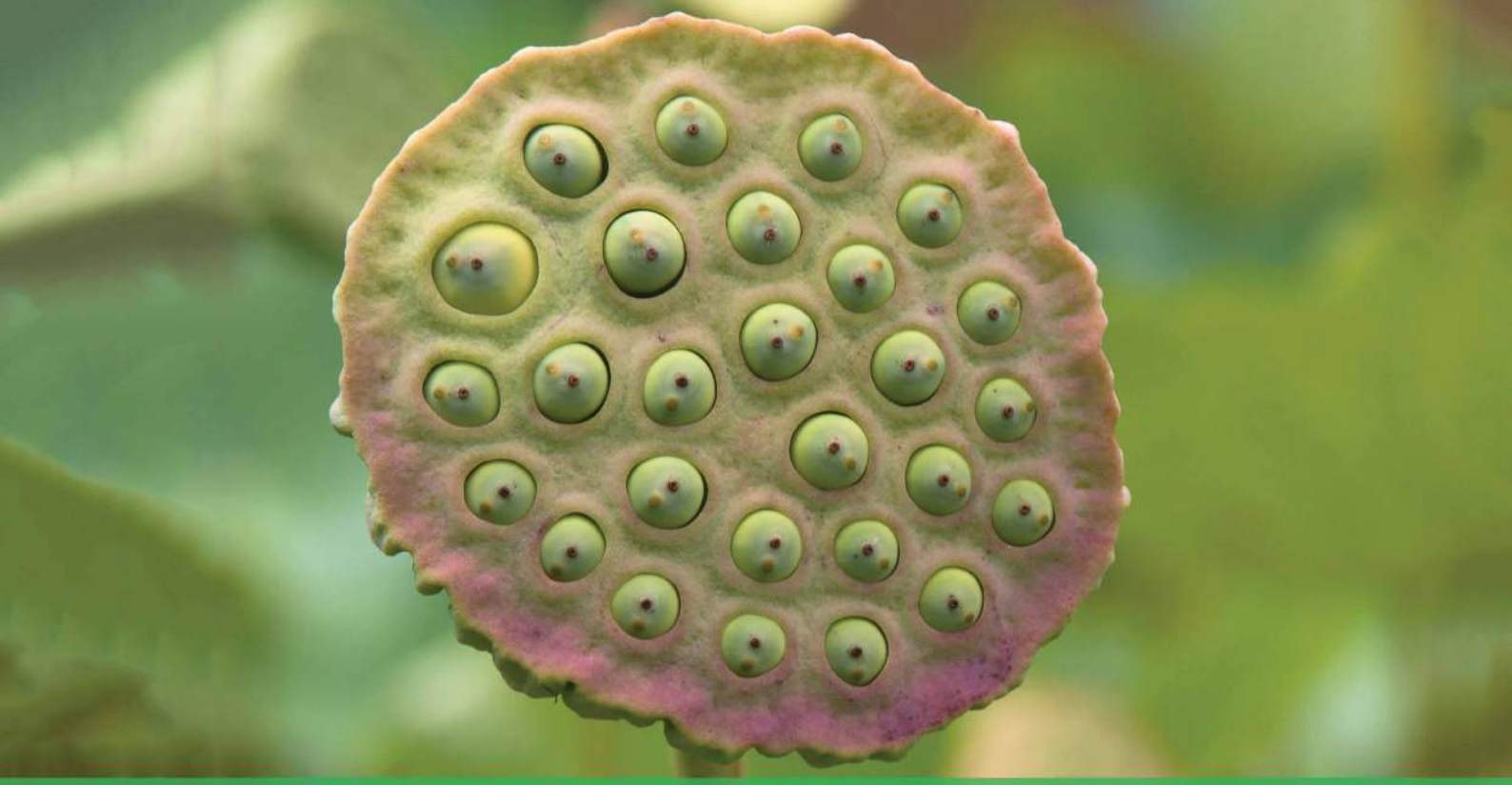
Zapamiętaj!

Problem badawczy – cel badania najczęściej sformułowany w formie pytania.

Hipoteza – odpowiedź na pytanie postawione w problemie badawczym.

Obserwacja – spostrzeżenie, którego dokonuje się za pomocą zmysłów: wzroku, węchu, słuchu i dotyku.

Wniosek – chemiczna interpretacja oraz uzasadnienie efektów doświadczenia.



Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych

To było w szkole podstawowej!

- **Atom** to najmniejsza cząstka pierwiastka chemicznego składająca 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,
  - liczbę elektronów walencyjnych, która **w grupach 1.–2. jest równa numerowi grupy, a w grupach 13.–18. – numerowi grupy minus 10.**
- Rodzaj wiązania chemicznego zależy od różnicy elektroujemności pierwiastków chemicznych tworzących to wiązanie.

0 **wiązanie kowalencyjne** 1,7 **wiązanie jonowe** 3,3 różnica elektroujemności

łączenie się atomów za pomocą wspólnych par elektronowych

elektrostatyczne przyciąganie się kationów metali i anionów niemetali

1. Budowa atomu

Fot. 8. Ruch cząstek można zaobserwować, np. czyszcząc w wodzie pędzel ubrudzony farbą.

Wszystko, na czym w danej chwili zatrzymuje się nasz wzrok, to materia. Woda, powietrze, sól kuchenna czy piasek są zbudowane z maleńkich cząstek będących w ciągłym ruchu (fot. 8.). Wnikanie cząstek jednej substancji między cząstki drugiej substancji to **dyfuzja**. Jest to zjawisko potwierdzające ruch atomów lub cząsteczek.

Jakie rozmiary mają atomy?

Atomy są różnej wielkości. Najmniejszy jest atom wodoru, jego średnica to 0,00000000008 m, czyli $8 \cdot 10^{-11}$ m. Jak wyobrazić sobie coś tak niewielkiego? Załóżmy, że atom wodoru zostanie powiększony tyle razy, że osiągnie rozmiar owocu wiśni, czyli będzie miał ok. 2 cm (0,02 m) średnicy. Jeśli tyle samo razy co atom wodoru powiększymy owoc wiśni, to będzie on miał rozmiar Księżyca (średnica Księżyca to ok. 3 500 000 m).

Jeśli atom wodoru powiększymy do rozmiaru wiśni…

…to owoc wiśni – powiększony tyle samo razy co atom wodoru – będzie wielkości Księżyca.

Fot. 9. Nasiona ilustrują rozmieszczenie elektronów według teorii Thomsona.

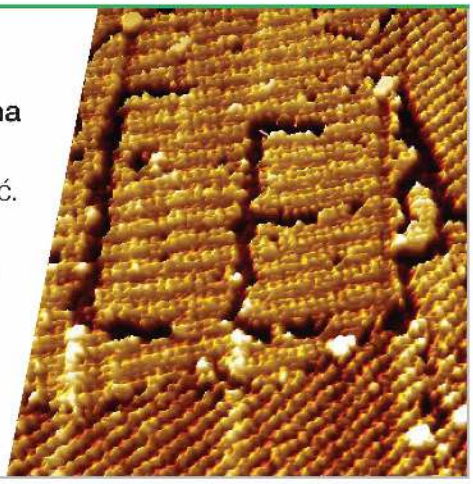
Jak jest zbudowany atom?

Od bardzo dawna się zastanawiano, w jaki sposób są zbudowane atomy. Według teorii przedstawionej pod koniec XIX w. przez **Josepha Thomsona** [czyt. dżozefa tomsona] atom jest wypełniony ładunkiem dodatnim, w którym są rozmieszczone punktowe ładunki ujemne, nazywane elektronami (fot. 9.). W wyniku dalszych badań udowodniono jednak, że teoria ta nie opisuje poprawnie budowy atomu.

Fakty czy mity

Atomy pierwiastków chemicznych są tak małe, że nie można ich zobaczyć pod mikroskopem – MIT

Chociaż atomy są niezwykle małe, to istnieją sposoby, aby je oglądać. Dzięki skaningowemu mikroskopowi tunelowemu (STM – ang. *Scanning Tunneling Microscope*) oraz mikroskopowi sił atomowych (AFM – ang. *Atomic Force Microscope*) można uzyskać obraz atomów, a nawet zmieniać ich położenie (fot. 10.).



Fot. 10. Z powierzchni pokrytej warstwą atomów usunięto ich część – w ten sposób powstał napis.

Obecnie wiadomo, że atom tworzą dodatnio naładowane jądro atomowe i ujemnie naładowane **elektrony** (oznaczane symbolem $\mathbf{e^-}$), tworzące chmurę elektronową (patrz s. 16).

Każdy **atom jest elektrycznie obojętny**, ponieważ liczba elektronów w chmurze elektronowej jest równa liczbie protonów w jądrze atomowym.

Jądro atomowe tworzą dodatnio naładowane **protony** (oznaczane symbolami: $\mathbf{p^+}$ lub **p**) i **neutrony** (oznaczane symbolami: $\mathbf{n^0}$ lub **n**), które nie mają ładunku, czyli są obojętne elektrycznie. Cząstki tworzące jądro atomowe, czyli protony i neutrony, określa się wspólną nazwą – **nukleony**:

protony (p^+, p) — neutrony (n^0, n) → **nukleony**

Jak ustalić masę atomową pierwiastka chemicznego?

Masę atomową każdego pierwiastka chemicznego (fot. 11.) **można odczytać z układu okresowego pierwiastków chemicznych**. Praktycznie cała masa atomowa jest skupiona w jądrze atomowym – masa elektronów jest bardzo mała w porównaniu z masą protonów i neutronów, dlatego można przyjąć, że nie wpływa ona na masę atomową. Ze względu na to, że atomy mają niewyobrażalnie małą masę, wyraża się ją **w jednostkach masy atomowej**, czyli **unitach, u** (ang. *unit* – jednostka) [czyt. junit]:

$$1\ \mathrm{u} = 1{,}667 \cdot 10^{-24}\ \mathrm{g}$$

W przypadku atomów unity sprawdzają się lepiej niż gramy czy kilogramy, bo nie trzeba używać liczb w zapisie wykładniczym (patrz *Jest na to sposób!*, s. 126).

Fot. 11. Atomy danego pierwiastka chemicznego mają identyczne rozmiary. Atomy różnych pierwiastków chemicznych, podobnie jak owoce różnych gatunków, mają inne masy i rozmiary.

Chemia w akcji

Dzięki badaniom budowy materii odkryto różne rodzaje promieniowania. Przyczyniło się to do ogromnego przełomu w medycynie. **Promieniowanie rentgenowskie**, które powstaje w wyniku hamowania elektronów przez materiał, **zastosowano do celów diagnostycznych** (fot. 12.) oraz **badania budowy związków chemicznych**.

Fot. 12. Maria Skłodowska-Curie [czyt. skłodowska-kiri] (1867–1934), dwukrotna laureatka Nagrody Nobla w dziedzinach fizyki i chemii, podczas I wojny światowej wykonywała w warunkach polowych prześwietlenia rannym żołnierzom. Na front docierała furgonetką nazywaną „małą Curie", wyposażoną w aparat emitujący promieniowanie rentgenowskie.

Budowa atomu

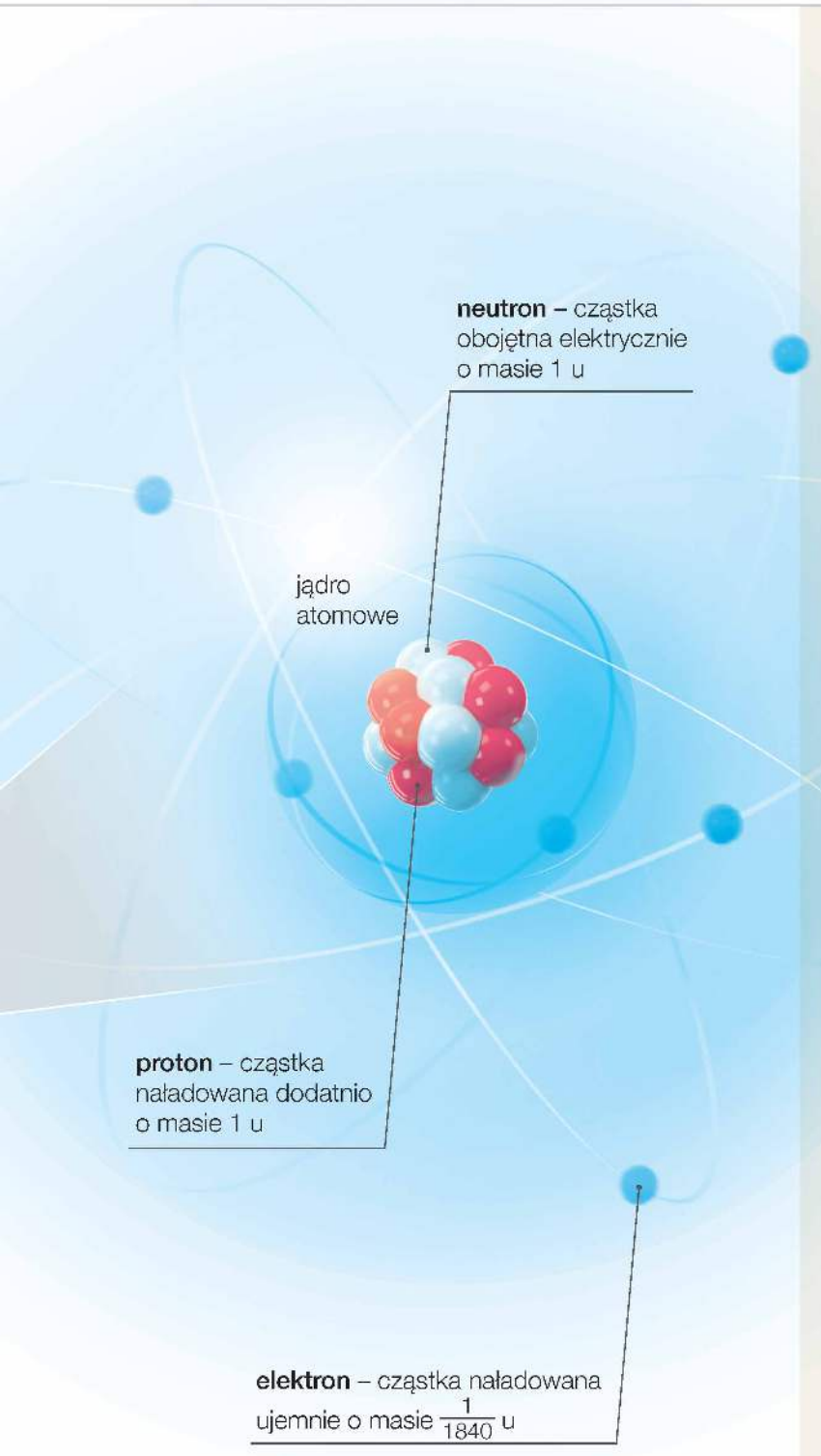
Atom to najmniejsza cząstka pierwiastka chemicznego zachowująca jego właściwości chemiczne. Nie jest on jednak cząstką niepodzielną. Składa się z **jądra atomowego** o ładunku dodatnim, skupiającego więcej niż 99,9% masy atomu, i **elektronów** znajdujących się poza jądrem atomowym. Składniki jądra atomowego – protony i neutrony – to **nukleony**. Masę cząstek wchodzących w skład atomów wyraża się w jednostkach masy atomowej: u, 1 u = $1{,}667 \cdot 10^{-24}$ g.

	Nazwa cząstki	Symbol	Przybliżona masa	Ładunek elektryczny
Jądro atomowe	proton, neutron (nukleony)	p, p^+ n, n^0	1 u 1 u	+1 brak
Chmura elektronowa (powłoki elektronowe)	elektron	e^-	$\frac{1}{1840}$ u	–1

Grafit jest odmianą węgla pierwiastkowego.

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

Obraz atomów węgla na powierzchni grafitu wykonany skaningowym mikroskopem tunelowym.



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

Jak odkrywano budowę materii?

1932 r. **James Chadwick** [czyt. dżejms czedłik]
Odkrycie neutronu.

1918 r. **Ernest Rutherford**
Odkrycie protonu.

1913 r. **Niels Bohr** [czyt. nils bor]
Opracowanie pierwszego modelu atomu opartego na teorii kwantów.

1911 r. **Ernest Rutherford** [czyt. raderford]
Odkrycie jądra atomowego. Opracowanie planetarnego modelu atomu – dodatnio naładowane jądro, wokół którego krążą elektrony.

1897 r. **Joseph Thomson** [czyt. dżozef tomson]
Odkrycie elektronu. Opracowanie modelu atomu jako obszaru o ładunku dodatnim z rozmieszczonymi punktowo elektronami.

1808 r. **John Dalton** [czyt. dżon dalton]
Opracowanie pierwszej nowożytnej teorii atomistycznej – atom to podstawowa jednostka pierwiastka chemicznego.

1661 r. **Robert Boyle** [czyt. bojl]
Sformułowanie pojęcia pierwiastka chemicznego.

V wiek p.n.e. **Demokryt**
Sformułowanie pojęcia atomu – najmniejszej, niepodzielnej cząstki materii.

W jaki sposób ustalić liczbę protonów, neutronów i elektronów w atomie pierwiastka chemicznego?

Każdy atom można opisać za pomocą liczby atomowej oraz liczby masowej.

Liczba atomowa Z to liczba protonów w jądrze atomowym:

liczba atomowa Z = liczba p^+

W obojętnym elektrycznie atomie **liczba protonów** w jądrze atomowym **jest równa liczbie elektronów** otaczających to jądro.

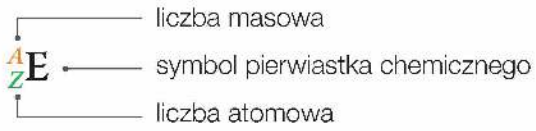
Liczba masowa A to **suma liczby protonów i liczby neutronów** tworzących jądro atomowe:

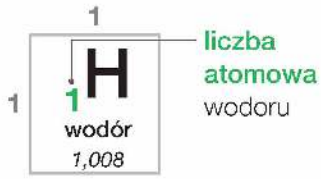
liczba masowa A = liczba p^+ + liczba n^0

W jaki sposób, znając liczby masową A i atomową Z, **ustalić liczbę neutronów** (n^0) **w jądrze atomu pierwiastka chemicznego?**

liczba n^0 = liczba masowa A − liczba atomowa Z
($p^+ + n^0$) (p^+)

Wartości liczb masowej A i atomowej Z można odczytać z poniższego zapisu pierwiastka chemicznego:





Liczbę atomową każdego pierwiastka chemicznego **można odczytać z układu okresowego**, ale liczbę masową – najczęściej nie.

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

Przykład 2.

Jak ustalić liczbę nukleonów i elektronów w atomie pierwiastka chemicznego?

Na podstawie zapisu $^{23}_{11}Na$ podaj liczbę protonów i neutronów w jądrze atomu sodu oraz liczbę elektronów w jego powłokach elektronowych.

Plan rozwiązywania

1. Ustal wartości liczb Z i A.
2. Na podstawie wartości Z ustal liczbę p i liczbę e^-.
3. Na podstawie różnicy $A - Z$ ustal liczbę n^0.
4. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**

liczba masowa A
$^{23}_{11}Na$
liczba atomowa Z

Szukane:
liczba p^+ = ?
liczba n^0 = ?
liczba e^- = ?

2 Z = liczba protonów (p^+), $p^+ = 11$
liczba e^- jest równa liczbie p^+

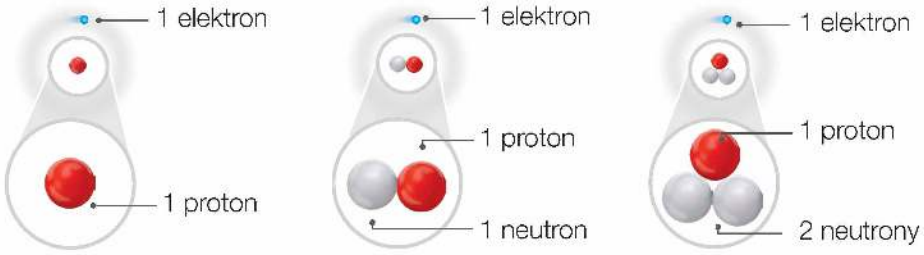
3 $n^0 = A - Z$ $n^0 = 23 - 11$ $n^0 = 12$

4 W atomie sodu $^{23}_{11}Na$ znajduje się 11 p^+, 12 n^0 i 11 e^-.

Dlaczego masa atomowa nie jest liczbą całkowitą?

Wszystkie atomy pierwiastka chemicznego mają jednakową liczbę atomową Z, czyli zawierają taką samą liczbę protonów. Mogą jednak różnić się liczbą neutronów i wtedy **mają inną liczbę masową A.**

Atomy pierwiastka chemicznego, które różnią się liczbą neutronów w jądrze atomowym, to **izotopy**. Występują one naturalnie w przyrodzie (izotopy naturalne), jak np. izotopy wodoru (rys. 2.), lub są wytwarzane w laboratoriach (izotopy sztuczne).



Symbol: $^{1}_{1}H$
Nazwa: **prot**

Symbol: $^{2}_{1}H$ lub D
Nazwa: **deuter**

Symbol: $^{3}_{1}H$ lub T
Nazwa: **tryt**

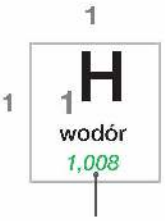
Rys. 2. Tylko izotopy wodoru mają swoje odrębne symbole literowe i nazwy.

Nazwy izotopów tworzy się przez dodanie do nazwy pierwiastka chemicznego wartości liczby masowej A, np. węgiel-12 [czyt. węgiel dwanaście], a symbole się zapisuje, dodając wartość liczby masowej A w indeksie górnym z lewej strony symbolu pierwiastka chemicznego, np. ^{12}C.

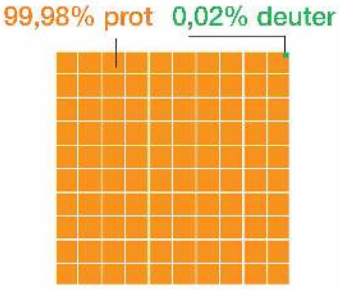
Masę atomową pierwiastka chemicznego (m_{at}) wyznacza się na podstawie zawartości procentowej izotopów tego pierwiastka występujących w przyrodzie. Nie jest ona liczbą całkowitą, ponieważ jest **średnią ważoną mieszaniny jego naturalnych izotopów** (rys. 3.). Ustalając ją, uwzględnia się ich rozpowszechnienie w przyrodzie.

liczba atomowa Z =
= liczba p^+

liczba masowa A =
= liczba p^+ + liczba n^0



masa atomowa wodoru wyrażona w unitach



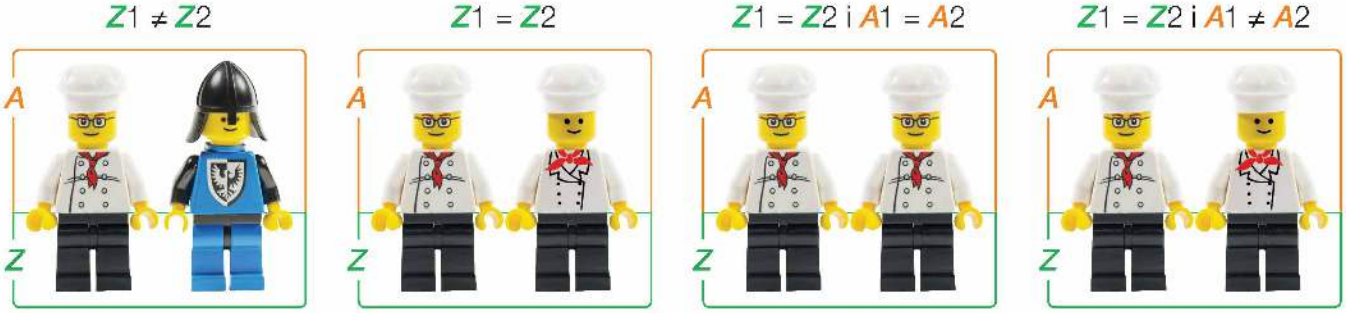
Rys. 3. Masa atomowa wodoru (1,008 u) to średnia ważona mieszaniny jego trzech izotopów. Tryt występuje w przyrodzie w śladowych ilościach.

Jest na to sposób!

Jak ustalić, czy mamy do czynienia z izotopami pierwiastka chemicznego?

Wystarczy porównać wartości liczb masowych A i wartości liczb atomowych Z.

Jeśli pierwiastki chemiczne są opisane tak, że pierwszy to $^{A1}_{Z1}E$, a drugi to $^{A2}_{Z2}E$, wtedy porównujemy:



Zastosowania

Izotopy

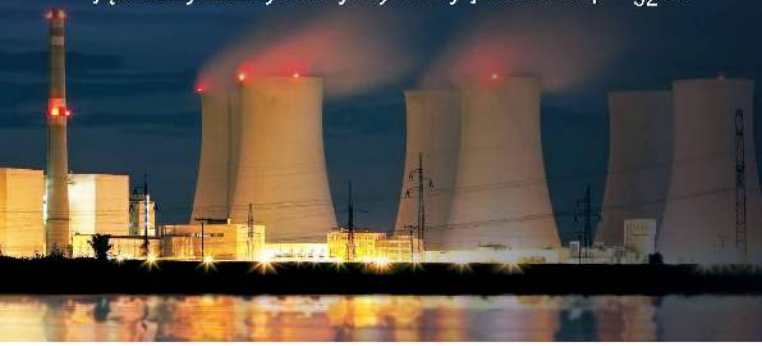
Izotopy promieniotwórcze mają wiele zastosowań w nauce, technice i medycynie.

Archeologia

Określenie wieku organizmów jest możliwe dzięki oznaczeniu w nich zawartości izotopu ^{14}C.

Źródła energii

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

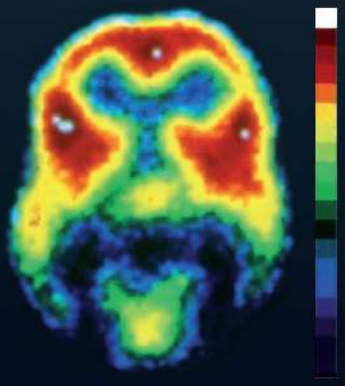


Urządzenia techniczne

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

Medycyna

Do wykrywania nowotworów wykorzystuje się izotopy: $^{11}_{6}C$, $^{13}_{7}N$, $^{15}_{8}O$, $^{18}_{9}F$.



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

Zapamiętaj!

Atom – najmniejsza cząstka pierwiastka chemicznego, zachowująca jego właściwości chemiczne, składająca się z jądra atomowego i poruszających się wokół niego elektronów, tworzących chmurę elektronową (powłoki elektronowe).

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

A – liczba masowa = = liczba p^+ + liczba n^0

Z – liczba atomowa = = liczba p^+

Jądro atomowe – najbardziej wewnętrzna, dodatnio naładowana część atomu, zawierająca nukleony.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Podaj nazwy i symbole cząstek elementarnych wchodzących w skład:**
   a) jądra atomowego,
   b) powłok elektronowych.
2. **Ustal liczby protonów i elektronów w atomach:**
   a) magnezu, b) germanu, c) ołowiu, d) azotu, e) tlenu, f) węgla.
3. **Opisz budowę atomu węgla, korzystając z zapisu $^{12}_{6}C$.**
4. **Określ, z ilu protonów, neutronów i elektronów jest zbudowany atom pierwiastka chemicznego o liczbie atomowej $Z = 4$ i liczbie masowej $A = 9$.**
5. **Wykonaj doświadczenie chemiczne zgodnie z instrukcją. Zapisz obserwacje i sformułuj wniosek.**
   Instrukcja: Na talerzyku ułóż w kształt okręgu małe cukierki w twardej kolorowej otoczce. Do środka okręgu wlewaj powoli wodę, aż zakryje cukierki. Obserwuj zawartość talerzyka przez kilka minut.
6. **Podaj liczby protonów, neutronów i elektronów w atomach: $^{19}_{9}E$, $^{27}_{13}E$, $^{40}_{20}E$. Napisz nazwy tych pierwiastków chemicznych.**

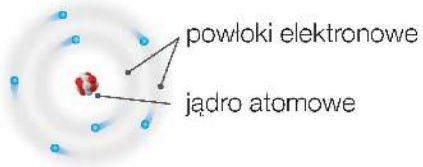
2. Konfiguracja elektronowa atomów

Jeśli chcemy określić właściwości pierwiastków chemicznych, powinniśmy przeanalizować liczbę i rozmieszczenie elektronów w ich atomach. To właśnie one biorą udział w tworzeniu wiązań chemicznych. Elektrony nie są rozmieszczone w atomie przypadkowo. Każdy z nich ma swoje ściśle ustalone miejsce, podobnie jak widz, który w kinie zajmuje miejsce o numerze podanym na bilecie (fot. 13.).

Fot. 13. Jedni widzowie siedzą bliżej ekranu, a inni dalej. Podobnie jest z elektronami – niektóre znajdują się bliżej jądra atomowego, inne są od niego oddalone.

Jak są rozmieszczone elektrony w atomie?

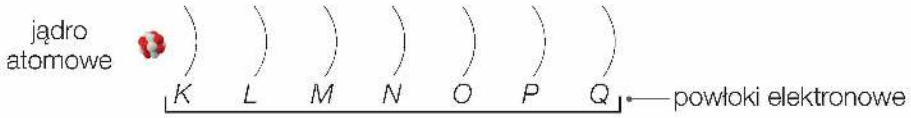
Elektrony są rozmieszczone wokół jądra atomowego – **w powłokach elektronowych**.



Układ powłok elektronowych, w których znajdują się elektrony...

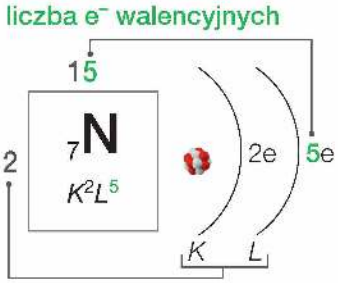
...przypomina warstwy cebuli widoczne po jej przekrojeniu.

Powłoki elektronowe to obszary wokół jądra atomowego, utworzone z poruszających się elektronów. Oznacza się je literami: *K*, *L*, *M*, *N*, *O*, *P*, *Q* (rys. 4.).



Rys. 4. Schemat rozmieszczenia powłok elektronowych wokół jądra atomowego.

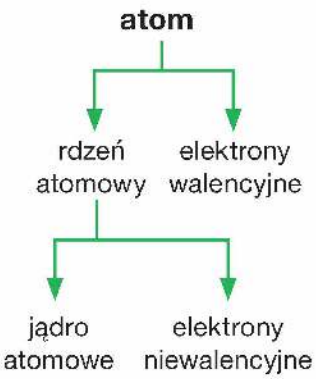
Numer okresu, w którym znajduje się pierwiastek chemiczny w układzie okresowym, jest równy liczbie powłok elektronowych występujących w jego atomie. Dla pierwiastków z 1.–2., 13.–18. grupy układu okresowego powłokę elektronową najbardziej oddaloną od jądra atomowego nazywa się **powłoką walencyjną**. Elektrony, które znajdują się w tej powłoce, to **elektrony walencyjne. Dzięki nim atomy mogą się ze sobą łączyć**, tworząc m.in. cząsteczki.



Jest na to sposób!

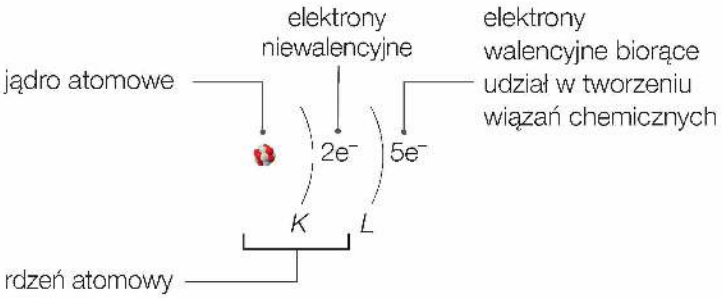
Które elektrony biorą udział w tworzeniu wiązań chemicznych?

Tylko elektrony walencyjne, czyli **te z powłoki elektronowej najbardziej oddalonej od jądra atomowego**, biorą udział w tworzeniu wiązań chemicznych.



Czym jest rdzeń atomowy?

Jądro atomowe i elektrony niewalencyjne, czyli wszystkie poza elektronami walencyjnymi, tworzą tzw. **rdzeń atomowy** (rys. 5.). Rdzeń atomowy **nie zmienia składu** podczas łączenia się atomów lub tworzenia wiązań chemicznych.

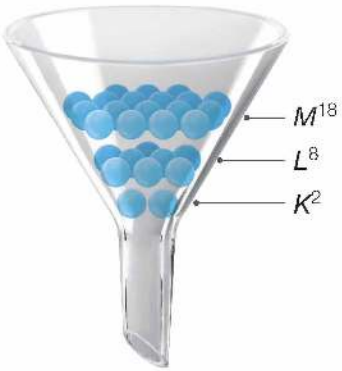


Rys. 5. Uproszczony model atomu azotu.

Jak ustalić maksymalną liczbę elektronów znajdujących się w powłoce elektronowej?

Elektrony „dążą" do obsadzenia najpierw powłok położonych jak najbliżej jądra atomowego. Dlaczego więc nie wszystkie znajdują się w powłoce *K*?

Wyobraźmy sobie lejek, do którego wsypiemy kulki symbolizujące elektrony (rys. 6.). Będą go wypełniały, zaczynając od miejsca, w którym jest on już zbyt wąski, by zmieścić choć jedną kulkę.



Rys. 6. Na najniższym poziomie mieszczą się 2 elektrony, co odpowiada pierwszej powłoce elektronowej *K*. Następne warstwy odpowiadają kolejnym powłokom elektronowym: *L* i *M*, w których może znajdować się odpowiednio 8 i 18 elektronów.

Symbole i numery powłok elektronowych (*n*):
n = 7 *Q*
n = 6 *P*
n = 5 *O*
n = 4 *N*
n = 3 *M*
n = 2 *L*
n = 1 *K*

n – numer powłoki elektronowej, licząc od jądra atomowego

Maksymalną liczbę elektronów w danej powłoce elektronowej oblicza się, korzystając ze wzoru:

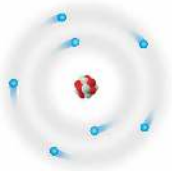
$$\textbf{maksymalna liczba elektronów} = 2n^2$$

gdzie: *n* – numer powłoki elektronowej, licząc od jądra atomowego.

Zatem zgodnie ze wzorem **pierwszą powłokę elektronową** *K* (*n* = 1) zapełniają maksymalnie **2 elektrony**, gdyż $2 \cdot 1^2 = 2$. **Drugą powłokę elektronową** *L* (*n* = 2) zajmuje maksymalnie **8 elektronów**, gdyż $2 \cdot 2^2 = 8$ itd.

Czym jest powłokowa konfiguracja elektronowa atomu?

To **zapis informujący o liczbie elektronów w** poszczególnych **powłokach elektronowych.**



K^2L^5

Zapis konfiguracji elektronowej jest charakterystyczny dla atomu pierwiastka chemicznego…

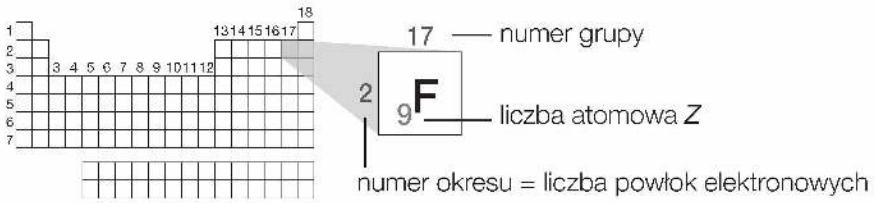
…podobnie jak odcisk palca, który identyfikuje człowieka.

Przykład 3.

W jaki sposób ustalić powłokową konfigurację elektronową atomu fluoru?

Podaj powłokową konfigurację elektronową atomu fluoru i narysuj uproszczony model atomu tego pierwiastka chemicznego.

1



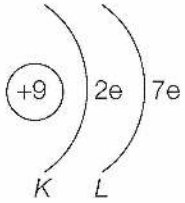
Fluor znajduje się w **2.** okresie układu okresowego, a więc jego atom ma **2** powłoki elektronowe: ***K*** i ***L***.

2 liczba atomowa Z = liczba p^+
liczba e^- jest równa liczbie p^+
liczba $p^+ = 9$ **liczba $e^- = 9$**

3 liczba elektronów walencyjnych dla grup 13.–18. układu okresowego = **numer grupy – 10**.

Fluor znajduje się w 17. grupie układu okresowego, zatem ma 7 **elektronów walencyjnych** (17 – 10 = 7), i to od nich zaczynamy zapisywać powłokową konfigurację elektronową: K^xL^7. Następnie do pierwszej powłoki elektronowej K przypisujemy pozostałe 2 **elektrony** (9 – 7 = 2), zatem: K^2L^7.

4 Powłokowa konfiguracja elektronowa atomu fluoru to K^2L^7.
Uproszczony model atomu:



Plan rozwiązywania

1. Określ liczbę powłok elektronowych i ich symbole.
2. Ustal liczbę e^- i liczbę p^+.
3. Ustal liczbę e walencyjnych.
4. Napisz odpowiedź i narysuj uproszczony model atomu.

Plan rozwiązywania

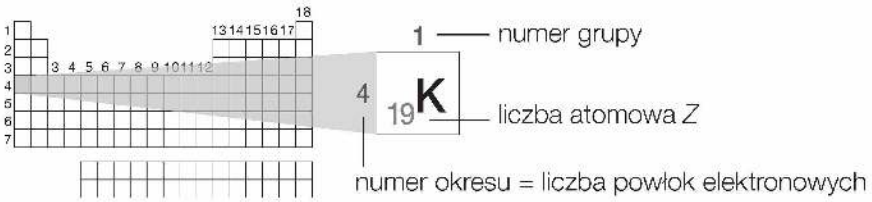
1. Określ liczbę powłok elektronowych i ich symbole.
2. Ustal liczbę e^- i liczbę p^+.
3. Ustal liczbę e^- walencyjnych.
4. Napisz odpowiedź i narysuj uproszczony model atomu.

Przykład 4.

W jaki sposób ustalić powłokową konfigurację elektronową atomu potasu?

Podaj powłokową konfigurację elektronową atomu potasu i narysuj uproszczony model atomu tego pierwiastka chemicznego.

1



Potas znajduje się w **4.** okresie układu okresowego, a więc jego atom ma **4** powłoki elektronowe: ***K***, ***L***, ***M*** i ***N***.

2 liczba atomowa Z = liczba p^+
liczba e^- jest równa liczbie p^+
liczba $p^+ = 19$ **liczba e^- = 19**

3 liczba elektronów walencyjnych dla 1. i 2. grupy układu okresowego = **numer grupy**.

Potas znajduje się w 1. grupie układu okresowego, zatem ma **1 elektron walencyjny** i to od niego zaczynamy zapisywać powłokową konfigurację elektronową: $K^xL^yM^zN^1$.

Do rozmieszczenia pozostało jeszcze 18 elektronów (19 – 1 = 18), którymi należy zapełniać powłoki elektronowe *K*, *L* i *M*, zaczynając od powłoki znajdującej się najbliżej jądra atomowego. W powłoce *K* mieszczą się maksymalnie **2 elektrony**, zatem: $K^2L^yM^zN^1$.

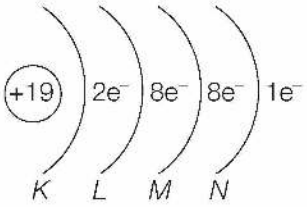
Pozostałe 16 elektronów (18 – 2 = 16) znajduje się w powłokach elektronowych *L* i *M*.

W powłoce *L* mieści się maksymalnie **8 elektronów**, zatem: $K^2L^8M^zN^1$.

Pozostałe **8 elektronów** (16 – 8 = 8) znajduje się w powłoce *M*: $K^2L^8M^8N^1$.

4 Powłokowa konfiguracja elektronowa atomu potasu to $K^2L^8M^8N^1$.

Uproszczony model atomu:



Powłoka walencyjna powinna być zapełniona odpowiednią liczbą elektronów, **nawet jeśli poprzedzająca ją powłoka** elektronowa (bliższa jądru atomowemu) **nie jest zapełniona** całkowicie.

Co to jest podpowłoka elektronowa atomu?

Elektrony, które zapełniają daną powłokę elektronową, mogą różnić się energią, dlatego tworzą grupy nazywane **podpowłokami**. Liczba podpowłok elektronowych w danej powłoce odpowiada numerowi powłoki elektronowej. Podpowłoki elektronowe oznacza się małymi literami: *s*, *p*, *d* i *f* (tabela 1.).

Tabela 1. Symbole oraz pojemność 4 powłok i ich podpowłok elektronowych

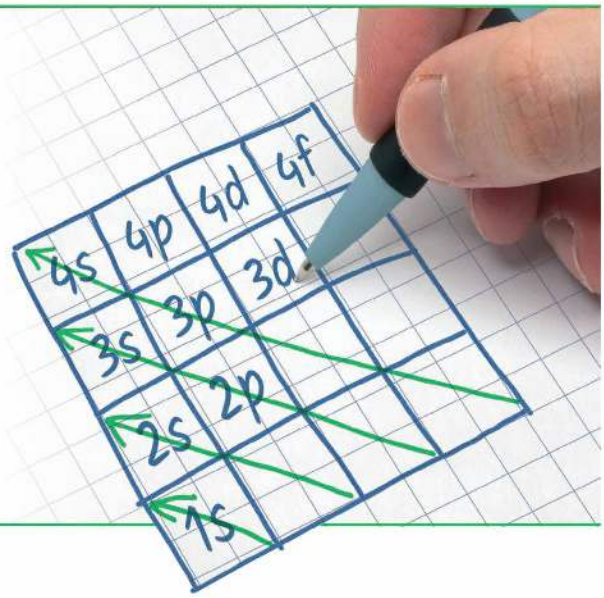
Powłoka elektronowa			Podpowłoka elektronowa		
symbol	numer *n*	maksymalna liczba e^-	liczba podpowłok	symbol	maksymalna liczba e^-
K	1	2	1	*s*	2
L	2	8	2	*s*	2
				p	6
M	3	18	3	*s*	2
				p	6
				d	10
N	4	32	4	*s*	2
				p	6
				d	10
				f	14

Elektrony obsadzają podpowłoki elektronowe, zaczynając od podpowłoki o najniższej energii, czyli tej najbliżej jądra atomowego, a kończąc na podpowłoce o najwyższej energii. To oznacza, że najpierw elektronami zostanie zapełniona podpowłoka 1*s*, a dopiero potem 2*s*, ponieważ podpowłoka 1*s* ma niższą energię niż podpowłoka 2*s*.

Jest na to sposób!

Jak ustalić kolejność zapełniania podpowłok elektronowych?

Jeśli liczba elektronów w atomie nie przekracza 20, to **zapełniane są tylko podpowłoki *s* i *p* kolejnych powłok elektronowych**.



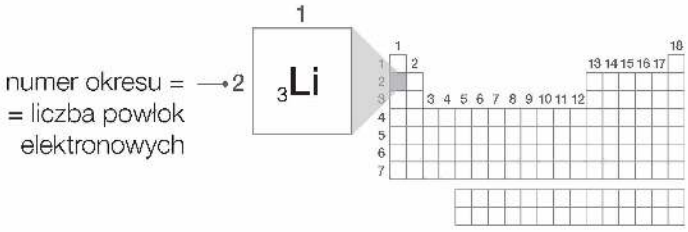
Krok po kroku

Ustalanie podpowłokowej konfiguracji elektronowej na podstawie powłokowej konfiguracji elektronowej

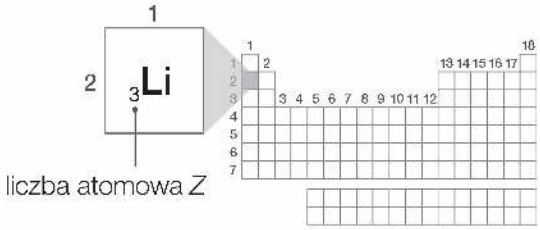
Każda powłoka elektronowa ma ustaloną maksymalną liczbę elektronów, jakie mogą się w niej znajdować. Podobnie jest w przypadku podpowłok – każda z nich ma maksymalną liczbę elektronów, jakie mogą się w niej znaleźć. Podpowłokowa konfiguracja elektronowa uwzględnia rozkład wszystkich elektronów w kolejnych podpowłokach.

Jak ustalić powłokową konfigurację elektronową atomu litu?

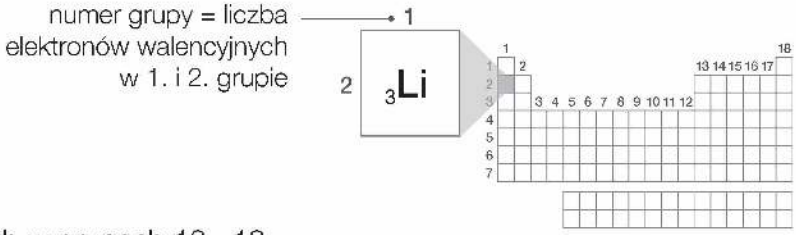
1 **Określ liczbę powłok elektronowych i ich symbole.**
Lit znajduje się w **2. okresie** układu okresowego, a więc jego atom ma **2** powłoki elektronowe: ***K*** i ***L***.



2 **Ustal liczbę elektronów w atomie.**
liczba atomowa ***Z*** = liczba p^+
W atomie liczba e^- jest równa liczbie p^+.
Jeśli liczba p^+ = 3, to liczba e^- = 3.



3 **Ustal liczbę elektronów walencyjnych.**
Liczba elektronów walencyjnych w grupach 1. i 2. jest równa numerowi grupy.



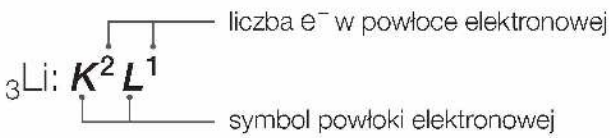
! Liczba elektronów walencyjnych w grupach 13.–18. jest równa numerowi grupy minus 10.

4 **Ustal liczbę elektronów w kolejnych powłokach elektronowych.**
Lit znajduje się w 1. grupie układu okresowego, zatem ma **1 elektron walencyjny**. Pozostałe **2 elektrony** (3 – 1 = 2) przypisujemy do pierwszej powłoki elektronowej ***K***.

$K^x L^1$

$K^2 L^1$

Powłokowa konfiguracja elektronowa atomu litu:



! Kolejność zapełniania powłok – od jądra atomowego: *K*, *L*, *M*, *N*, *O*, *P*, *Q*.

Jak ustalić podpowłokową konfigurację elektronową atomu litu?

Informacja o rozmieszczeniu elektronów w powłokach elektronowych umożliwia ustalenie podpowłokowej konfiguracji elektronowej.

5 **Zastąp symbole powłok elektronowych ich numerami.**

$K^2\,L^1$
$\downarrow \quad \downarrow$
$n = 1 \quad 2$

6 **Zapisz symbol podpowłoki za numerem powłoki elektronowej.**

Powłoka ***K*** ma 1 podpowłokę – ***s***, która będzie zapełniona całkowicie. W powłoce ***L*** znajduje się tylko 1 elektron i obsadzi on podpowłokę o niższej energii, czyli podpowłokę ***s***.

$K^2\,L^1$
$\downarrow \quad \downarrow$
$1s\ 2s$

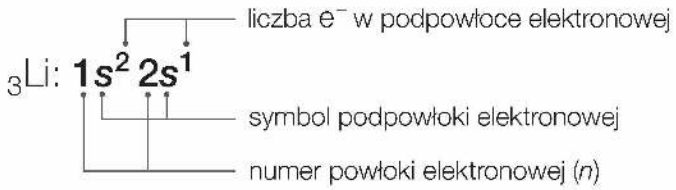
7 **Zapisz w indeksie górnym liczbę elektronów w danej podpowłoce.**

$K^2\ \ L^1$
$\downarrow \quad \downarrow$
$1s^2\ 2s^1$

Zatem dla atomu litu:

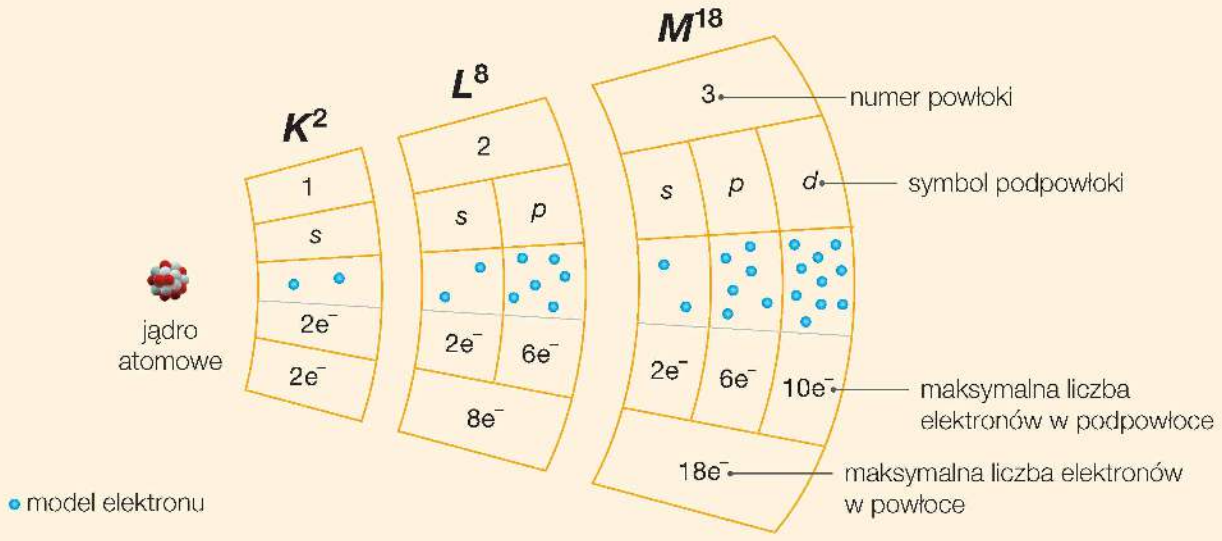
Powłokowa konfiguracja elektronowa	$K^2\,L^1$
Podpowłokowa konfiguracja elektronowa	$1s^2\,2s^1$

Podpowłokowa konfiguracja elektronowa atomu litu:



! Kolejność zapełniania podpowłok w powłoce: *s*, *p*, *d*, *f*.

Jak rozmieszczone są elektrony w powłokach i podpowłokach?



Plan rozwiązywania

1. Ustal powłokową konfigurację elektronową atomu pierwiastka chemicznego.
2. Zastąp symbole powłok elektronowych ich numerami.
3. Zapisz symbol podpowłoki za numerem powłoki elektronowej.
4. Zapisz w indeksie górnym liczbę e^- w danej podpowłoce elektronowej.
5. Napisz odpowiedź.

Przykład 5.

W jaki sposób zapisać podpowłokową konfigurację elektronową atomu fluoru na podstawie powłokowej konfiguracji elektronowej?

Podaj podpowłokową konfigurację elektronową atomu fluoru.

1. Powłokowa konfiguracja elektronowa atomu fluoru to K^2L^7 (patrz przykład 3., s. 23).

2. $$\begin{array}{cc} K^2 & L^7 \\ \downarrow & \downarrow \\ n = \mathbf{1} & \mathbf{2} \end{array}$$

3. $n = 1 \longrightarrow$ podpowłoka s
$n = 2 \longrightarrow$ podpowłoki s i p (patrz tabela 1., s. 25)
$$\begin{array}{cc} K^2 & L^7 \\ \downarrow & \downarrow\searrow \\ 1\boldsymbol{s} & 2\boldsymbol{s}\ 2\boldsymbol{p} \end{array}$$

4. W powłoce L znajduje się 7 **elektronów** – 2 z nich obsadzają podpowłokę ***s*** (to maksymalna liczba elektronów, które mogą obsadzić tę podpowłokę – patrz tabela 1., s. 25), a reszta z nich, czyli 5 **elektronów**, obsadzi podpowłokę ***p***:
$$\begin{array}{cc} K^2 & L^7 \\ \downarrow & \downarrow\searrow \\ 1s^2 & 2s^2\ 2p^5 \end{array}$$

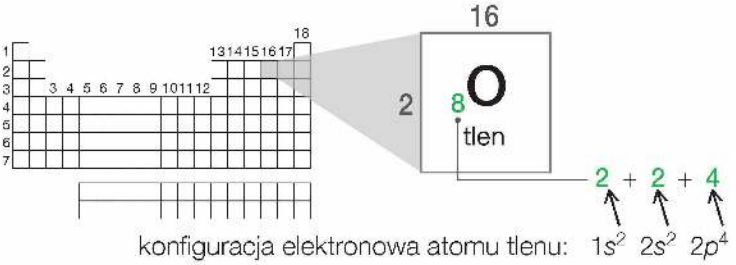
Zatem dla atomu fluoru:

Powłokowa konfiguracja elektronowa	K^2L^7
Podpowłokowa konfiguracja elektronowa	$1s^2\ 2s^2\ 2p^5$

5. Podpowłokowa konfiguracja elektronowa atomu fluoru to ${}_9\mathrm{F}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$.

Jest na to sposób!

Jak sprawdzić, czy w zapisie konfiguracji elektronowej atomu nie został pominięty żaden elektron?



Tworzenie takiego zapisu może wydawać się mozolne, jednak można dzięki niemu dostrzec pewne **podobieństwa w konfiguracjach atomów pierwiastków chemicznych**. Konfiguracja atomu helu $_2$He: $1s^2$ powtarza się we wszystkich następujących po nim pierwiastkach chemicznych, np. atomie litu czy atomie berylu. Podobnie konfiguracja atomu neonu $_{10}$Ne: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$ powtarza się m.in. w atomie sodu czy atomie magnezu. Dzięki temu można stosować **skrócony zapis konfiguracji elektronowej**.

Konfiguracja gazu szlachetnego powtarza się w następujących po nim pierwiastkach chemicznych:

$_2$He: $1s^2$
$_3$Li: $1s^2\ 2s^1$
$_4$Be: $1s^2\ 2s^2$

$_{10}$Ne: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6$
$_{11}$Na: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^1$
$_{12}$Mg: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2$

W jaki sposób ustalić skrócony zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej?

Skrócony zapis konfiguracji elektronowej atomu dowolnego pierwiastka chemicznego tworzy się z wykorzystaniem **konfiguracji elektronowej gazu szlachetnego, czyli helowca**, np. helu, neonu czy argonu, **poprzedzającego ten pierwiastek chemiczny** w układzie okresowym. Ten fragment konfiguracji elektronowej atomu, który odpowiada konfiguracji elektronowej poprzedzającego go helowca, zastępuje się symbolem chemicznym tego helowca zapisanym w nawiasie kwadratowym:

zapis konfiguracji elektronowej atomu helu

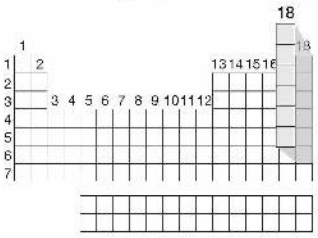
$_3$Li: $1s^2\ 2s^1$

pełny zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej atomu litu

$_3$Li: [He] $2s^1$

skrócony zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej atomu litu

Helowce (gazy szlachetne):



Po symbolu helowca – zapisanym w nawiasie kwadratowym – wystarczy dodać konfigurację elektronów z kolejnej powłoki elektronowej (patrz tabela 2., s. 30).

Przykład 6.

W jaki sposób ustalić skrócony zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej atomu fluoru?

Podaj skrócony zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej atomu fluoru.

Plan rozwiązywania

1. Zapisz podpowłokową konfigurację elektronową atomu pierwiastka chemicznego.
2. Ustal symbol helowca poprzedzającego dany pierwiastek chemiczny w układzie okresowym.
3. Napisz odpowiedź.

1. Podpowłokowa konfiguracja elektronowa atomu fluoru to $_9$F: $1s^2\ 2s^2\ 2p^5$ (patrz przykład 5., s. 28).
2. Helowcem poprzedzającym fluor w układzie okresowym pierwiastków chemicznych jest hel o konfiguracji elektronowej **$_2$He: $1s^2$**.
3. Skrócony zapis konfiguracji elektronowej atomu fluoru to $_9$F: [He] $2s^2\ 2p^5$.

Tabela 2. Pełne i skrócone zapisy konfiguracji elektronowych atomów wybranych pierwiastków chemicznych

Zapis pełny	$_{8}O$: $1s^2\,2s^2\,2p^4$	$_{16}S$: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^4$	$_{19}K$: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6\,4s^1$
Zapis skrócony	$_{8}O$: [He] $2s^2\,2p^4$	$_{16}S$: [Ne] $3s^2\,3p^4$	$_{19}K$: [Ar] $4s^1$

W jaki sposób zapisać konfigurację elektronową jonów?

Konfigurację elektronową jonów (tabela 3.) zapisuje się w taki sam sposób jak konfigurację elektronową atomów pierwiastków chemicznych. Wyznaczając liczbę elektronów, trzeba jedynie pamiętać o ładunku jonu:

- dla **kationów** od liczby elektronów atomu **należy odjąć ładunek jonu** (ponieważ kation ma mniej elektronów niż atom),
- dla **anionów** do liczby elektronów atomu **należy dodać elektrony odpowiadające za ładunek anionu** (ponieważ anion ma więcej elektronów niż atom pierwiastka chemicznego).

liczba elektronów w kationie magnezu

$_{12}Mg$ $_{12}Mg^{2+}$

$12e^- - 2e^- = 10e^-$

liczba elektronów w anionie chlorkowym

$_{17}Cl$ $_{17}Cl^-$

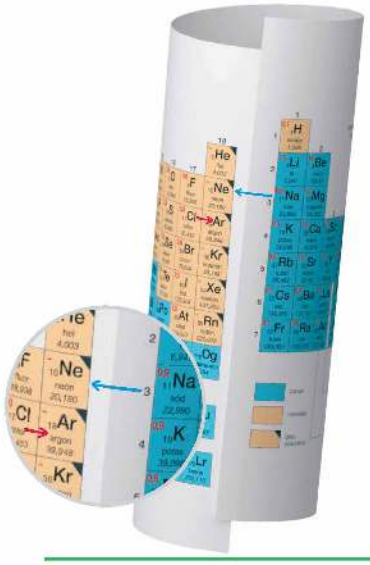
$17e + 1e = 18e^-$

Tabela 3. Zapisy konfiguracji elektronowych jonów wybranych pierwiastków chemicznych

Symbol jonu	Liczba		Konfiguracja elektronowa jonu	
	atomowa Z	elektronów w jonie	powłokowa	podpowłokowa
Li^+	3	$3 - 1 = 2$	K^2	$1s^2$
Mg^{2+}	12	$12 - 2 = 10$	K^2L^8	$1s^2\,2s^2\,2p^6$
O^{2-}	8	$8 + 2 = 10$	K^2L^8	$1s^2\,2s^2\,2p^6$
Cl^-	17	$17 + 1 = 18$	$K^2L^8M^8$	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$

Dodajemy lub odejmujemy **elektrony walencyjne**, bo tylko one **uczestniczą w tworzeniu wiązań chemicznych**.

Jest na to sposób!



Jak ustalić konfigurację elektronową jonów?

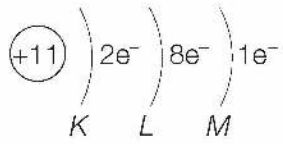
Większość atomów metali i niemetali, kiedy tworzy jony, **uzyskuje konfigurację najbliższego helowca** w układzie okresowym.

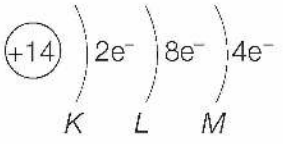
- Pierwiastki, których atomy tworzą **kationy**, uzyskują konfigurację helowca znajdującego się **w poprzednim okresie**, np. kation sodu ma konfigurację elektronową atomu neonu:
  $_{11}Na^+$: $1s^2\,2s^2\,2p^6$ ⟶ $_{10}Ne$: $1s^2\,2s^2\,2p^6$
- Pierwiastki chemiczne, których atomy tworzą **aniony**, uzyskują konfigurację helowca znajdującego się **w tym samym okresie**, np. anion chlorkowy ma konfigurację elektronową atomu argonu:
  $_{17}Cl^-$: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$ ⟶ $_{18}Ar$: $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^6$

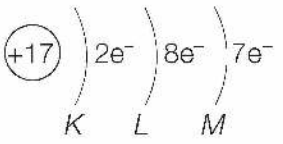
Zadania

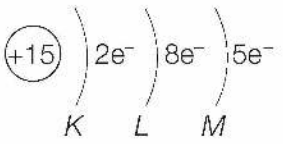
ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Zapisz nazwy i symbole pierwiastków chemicznych, których powłokowa konfiguracja elektronowa atomu została przedstawiona na schematach.**

a) 

c) 

b) 

d) 

2. **Zidentyfikuj pierwiastki chemiczne o podanych konfiguracjach elektronowych. Napisz ich nazwy i symbole chemiczne oraz podaj liczbę elektronów walencyjnych każdego z nich.**

a) $K^2L^8M^8N^1$ b) K^2L^2 c) K^2L^4 d) $K^2L^8M^8$

3. **Zapisz powłokową konfigurację elektronową atomów oraz jonów o podanych symbolach.**

a) C b) Ne c) Na d) Be^{2+} e) F^- f) Ca^{2+}

4. **Zapisz konfiguracje elektronowe: powłokową, podpowłokową pełną i skróconą atomu:**

a) pierwiastka chemicznego, który w jądrze atomowym ma dwa razy więcej protonów niż jądro atomu węgla,

b) pierwiastka chemicznego, który znajduje się w 3. okresie i 17. grupie układu okresowego.

5. **Wskaż zdania, które są prawdziwe.**

a) Podczas tworzenia wiązania chemicznego skład rdzenia atomowego ulega zmianie.

b) Maksymalna liczba elektronów, które mogą znajdować się w powłoce elektronowej *M*, jest równa 8.

c) W atomach pierwiastków chemicznych z 1.–2., 13.–18. grupy układu okresowego elektrony walencyjne tworzą w atomie powłokę elektronową, która jest najbardziej oddalona od jądra.

d) Numer okresu, w której znajduje się pierwiastek chemiczny, informuje o liczbie powłok elektronowych w atomie tego pierwiastka chemicznego.

6. Jednym z gazów wydzielających się do atmosfery podczas erupcji wulkanów jest siarkowodór H_2S. Skutkiem jego obecności w atmosferze mogą być kwaśne opady. **Przedstaw pełne zapisy podpowłokowej konfiguracji elektronowej atomów tworzących cząsteczkę siarkowodoru oraz schematy ich powłokowej konfiguracji elektronowej.**

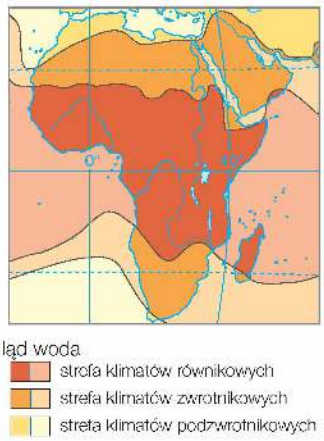
Zapamiętaj!

Elektrony walencyjne – elektrony, które uczestniczą w tworzeniu wiązań chemicznych.

Powłokowa konfiguracja elektronowa – zapis rozmieszczenia elektronów w powłokach elektronowych (*K*, *L*, *M*, *N*, *O*, *P*, *Q*).

Podpowłokowa konfiguracja elektronowa – zapis rozmieszczenia elektronów w podpowłokach elektronowych (*s*, *p*, *d*, *f*).

3. Budowa atomu a położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym



Rys. 7. Na podstawie położenia obszaru na kuli ziemskiej można ustalić, jaki klimat na nim panuje. Tak samo na podstawie położenia pierwiastka chemicznego w układzie okresowym można określić jego właściwości.

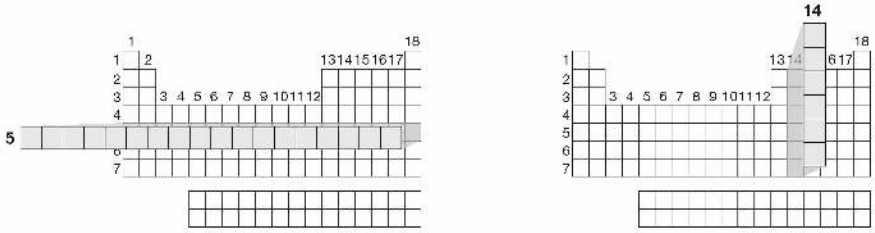
Każdy pierwiastek chemiczny w układzie okresowym ma swoje określone miejsce. To położenie nie jest przypadkowe (rys. 7.). Wynika z budowy atomów i można na jego podstawie wnioskować o właściwościach pierwiastków chemicznych.

W jaki sposób pierwiastki chemiczne są ułożone w układzie okresowym?

Pierwiastki chemiczne są ułożone w układzie okresowym **według zwiększającej się liczby atomowej** Z.

Jak jest zbudowany układ okresowy?

Układ okresowy pierwiastków chemicznych **składa się z**:
okresów – poziomych rzędów, **grup** – pionowych kolumn.



Grupy w układzie okresowym mają swoje nazwy. Pochodzą one od nazwy pierwszego w grupie pierwiastka chemicznego. Wyjątkiem jest 1. grupa. Jej nazwa – litowce – pochodzi od litu, czyli nazwy drugiego w kolejności pierwiastka chemicznego. Jest to spowodowane tym, że pierwszy pierwiastek chemiczny – wodór – znacznie różni się właściwościami od pozostałych pierwiastków tej grupy.

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

Jak zmieniają się właściwości chemiczne pierwiastków grup 1.–2., 13.–18. układu okresowego?

Właściwości pierwiastków chemicznych, uporządkowanych zgodnie ze zwiększającą się liczbą atomową (Z), powtarzają się okresowo.

Właściwości chemiczne pierwiastków znajdujących się **w tym samym okresie są różne**, natomiast właściwości chemiczne pierwiastków **w tej samej grupie są podobne**.

Czym jest to spowodowane? Na podstawie zapisu konfiguracji elektronowych pierwiastków chemicznych położonych w tej samej grupie

układu okresowego (tabela 4.) można zauważyć, że **im większy numer okresu, tym większa liczba powłok elektronowych w atomach pierwiastków chemicznych**. Numer okresu, w którym znajduje się pierwiastek chemiczny, jest równy liczbie powłok elektronowych w jego atomie.

Można także zauważyć, że **liczba elektronów walencyjnych** (tabela 4.) w atomach pierwiastków chemicznych należących do tej samej grupy **jest jednakowa**. W 13. grupie wszystkie pierwiastki chemiczne mają 3 elektrony walencyjne, a w 16. grupie – 6.

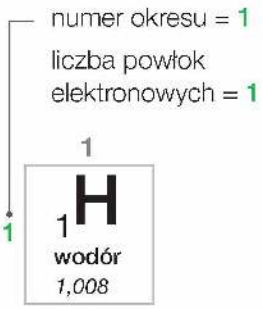


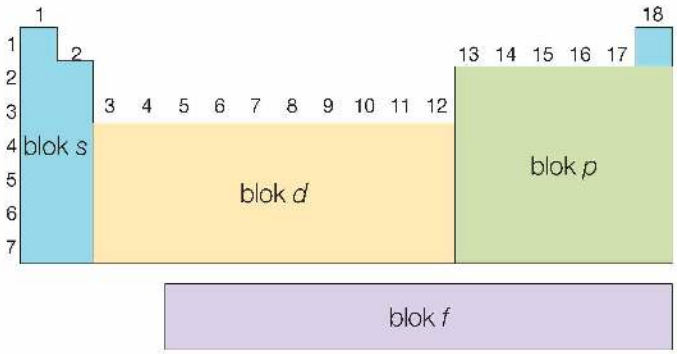
Tabela 4. Powłokowe konfiguracje elektronowe wybranych pierwiastków chemicznych

Numer okresu	Numer i nazwa grupy			
	13. borowce		16. tlenowce	
2	$_5$B	$K^2\,L^3$	$_8$O	$K^2\,L^6$
3	$_{13}$Al	$K^2\,L^8\,M^3$	$_{16}$S	$K^2\,L^8\,M^6$
4	$_{31}$Ga	$K^2\,L^8\,M^{18}\,N^3$	$_{34}$Se	$K^2\,L^8\,M^{18}\,N^6$

Pierwiastki chemiczne znajdujące się w tej samej grupie układu okresowego mają podobne właściwości chemiczne, ponieważ w ich atomach występuje taka sama liczba elektronów walencyjnych, a to one decydują o właściwościach pierwiastków chemicznych.

Czym są bloki konfiguracyjne?

Bloki konfiguracyjne, nazywane też blokami energetycznymi, to wyodrębnione w układzie okresowym **zbiory pierwiastków chemicznych, których atomy zapełniają elektronami walencyjnymi podpowłokę tego samego typu** (patrz tabela 1., s. 25). Bloki konfiguracyjne – podobnie jak podpowłoki elektronowe – oznacza się symbolami: *s*, *p*, *d* i *f*.



Do **bloku *s*** należą pierwiastki chemiczne z 1. i 2. grupy układu okresowego oraz hel. W **bloku *p*** znajdują się pierwiastki chemiczne z grup 13.–18. z wyjątkiem helu, a w **bloku *d*** pierwiastki chemiczne z grup 3.–12. **Blok *f*** tworzą lantanowce i aktynowce.

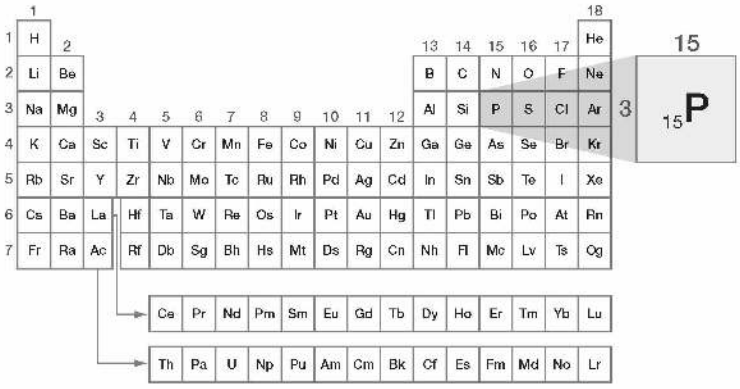
Krok po kroku

Ustalanie podpowłokowej konfiguracji elektronowej atomu

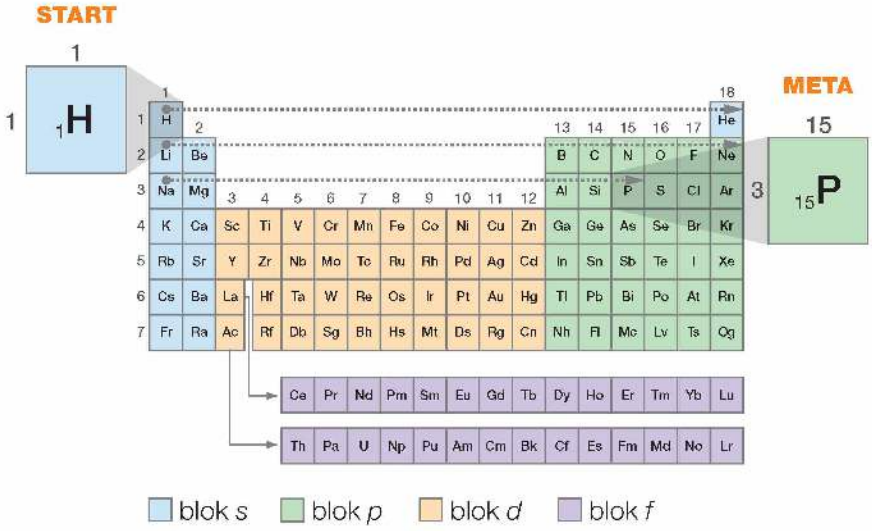
Wystarczy, że znasz położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym oraz bloki konfiguracyjne, a bez trudu zapiszesz podpowłokową konfigurację elektronową atomu.

Jak ustalić pełny zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej atomu fosforu?

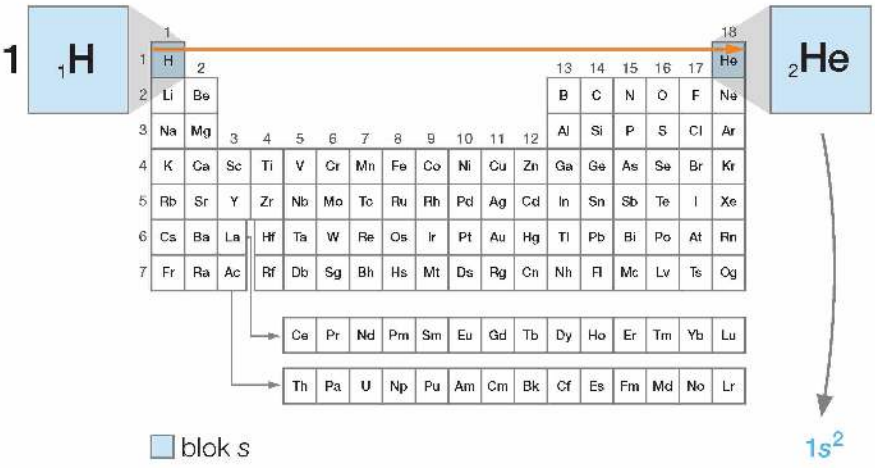
1 **Ustal położenie** (numer grupy, numer okresu) **pierwiastka chemicznego w układzie okresowym**.



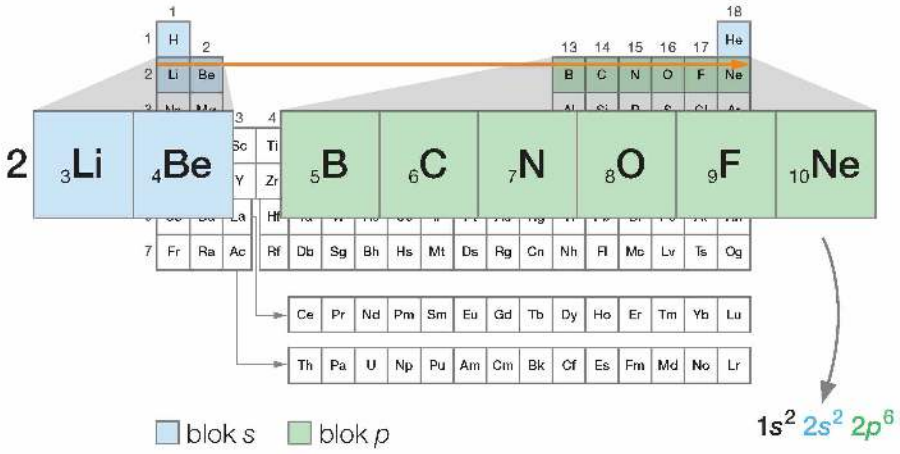
2 **Poruszaj się w prawo**, wzdłuż okresów, aż dotrzesz **do wybranego pierwiastka chemicznego**. Zapisuj symbole kolejnych podpowłok zapełnionych elektronami.



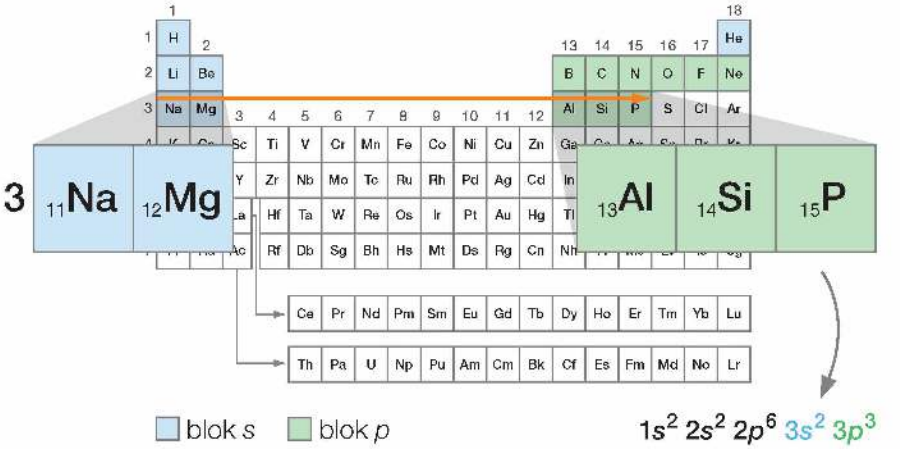
3 **Zacznij** od początku układu okresowego, czyli **od wodoru**. **Poruszaj się wzdłuż 1. okresu.** Przechodzisz **przez 2 pola w bloku *s***, zatem 2 elektrony zapełniają podpowłokę 1*s*.



4 **Następnie przejdź do początku 2. okresu.** Przechodzisz przez **2 pola w bloku *s*** i **6 pól w bloku *p***. Zatem 2 elektrony zapełniają podpowłokę 2*s*, a 6 elektronów – 2*p*.



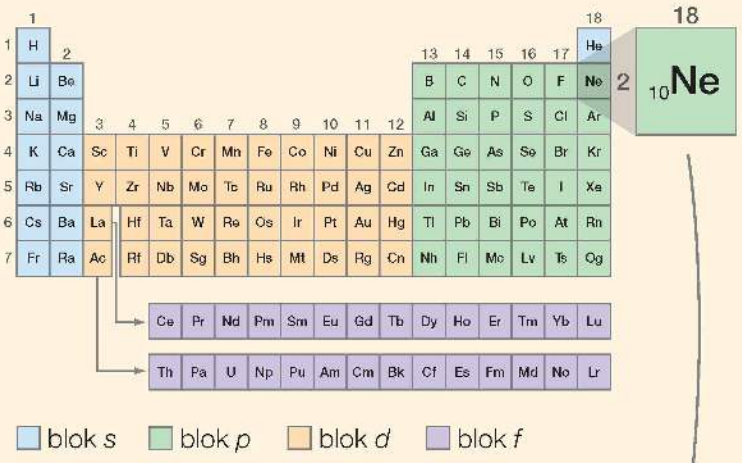
5 **Poruszaj się wzdłuż 3. okresu** do wybranego pierwiastka chemicznego. Przechodzisz przez **2 pola w bloku *s*** i **3 pola w bloku *p***. Zatem 2 elektrony zapełniają podpowłokę 3*s*, a 3 elektrony – 3*p*.



Pełny zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej atomu fosforu: $_{15}P$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$

Jak ustalić skrócony zapis konfiguracji elektronowej atomu?

Ustal symbol chemiczny i konfigurację elektronową helowca, który poprzedza w układzie okresowym wybrany pierwiastek chemiczny. **W pełnym zapisie** konfiguracji elektronowej atomu **zastąp konfigurację helowca jego symbolem** w nawiasie kwadratowym. Helowcem poprzedzającym fosfor w układzie okresowym jest neon.



Skrócony zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej atomu fosforu:

Pełny zapis: $_{15}P$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$

Skrócony zapis: $_{15}P$: [Ne] $3s^2\ 3p^3$

Jak określić symbol bloku konfiguracyjnego, do którego należy dany pierwiastek chemiczny?

Przynależność pierwiastka chemicznego do bloku konfiguracyjnego układu okresowego można określić na podstawie podpowłokowej konfiguracji elektronowej atomu, np.:

- $_{12}$Mg: $[_{10}\text{Ne}]\ 3s^2$ → elektrony walencyjne w podpowłoce *s* – blok ***s***,
- $_{13}$Al: $[_{10}\text{Ne}]\ 3s^2\ 3p^1$ → elektrony walencyjne nie tylko w podpowłoce *s*, lecz także w podpowłoce *p* – blok ***p***.

Plan rozwiązywania

1. Określ liczbę powłok elektronowych.
2. Ustal liczbę elektronów walencyjnych i symbol bloku konfiguracyjnego.
3. Napisz odpowiedź.

Przykład 7.

W jaki sposób ustalić położenie fosforu w układzie okresowym na podstawie konfiguracji elektronowej jego atomu?

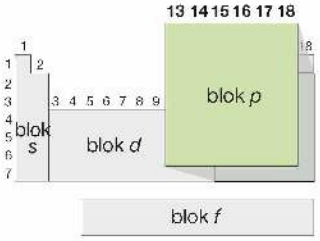
Podaj numery okresu i grupy oraz symbol bloku konfiguracyjnego, w którym znajduje się fosfor o konfiguracji elektronowej $_{15}$P: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$.

1 liczba atomowa Z = liczba p^+
liczba e^- jest równa liczbie p^+
liczba e^- = 15

Ostatnią powłoką elektronową w zapisie konfiguracji elektronowej jest powłoka o $n = 3$, czyli powłoka M:

$_{15}$P: $\underbrace{1s^2}_{K^2}\ \underbrace{2s^2\,2p^6}_{L^8}\ \underbrace{3s^2\,3p^3}_{M^5}$

Zatem atom fosforu ma **3 powłoki elektronowe**, czyli ten pierwiastek chemiczny znajduje się **w 3. okresie układu okresowego**.



2 W ostatniej powłoce elektronowej (M) znajduje się **5** elektronów walencyjnych:

$_{15}$P: $\underbrace{1s^2}_{K^2}\ \underbrace{2s^2\,2p^6}_{L^8}\ \underbrace{3s^2\,3p^3}_{M^5}$

Część elektronów walencyjnych znajduje się w podpowłoce *p*, a to oznacza, że **fosfor należy do bloku konfiguracyjnego *p***.

Jeśli wiadomo, że fosfor ma 5 elektronów walencyjnych, to jako pierwiastek chemiczny należący do bloku konfiguracyjnego *p* musi **znajdować się w 15. grupie układu okresowego** pierwiastków chemicznych.

3 Fosfor znajduje się w 3. okresie, 15. grupie i należy do bloku konfiguracyjnego *p* układu okresowego pierwiastków chemicznych.

Przykład 8.

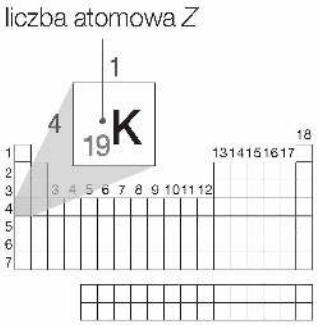
W jaki sposób ustalić położenie potasu w układzie okresowym na podstawie konfiguracji elektronowej jego atomu?

Podaj numery okresu i grupy, liczbę atomową oraz symbol bloku układu konfiguracyjnego, w którym znajduje się potas o konfiguracji elektronowej $_{19}K$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$.

Plan rozwiązywania

1. Określ liczbę powłok elektronowych.
2. Ustal liczbę elektronów walencyjnych i symbol bloku konfiguracyjnego.
3. Napisz odpowiedź.

1 liczba atomowa Z = liczba p^+
liczba e^- jest równa liczbie p^+
liczba e^- = 19



Ostatnią powłoką elektronową w zapisie konfiguracji elektronowej jest powłoka o $n = 4$, czyli powłoka N:

$_{19}K$: $\underbrace{1s^2}_{K^2}\ \underbrace{2s^2\,2p^6}_{L^8}\ \underbrace{3s^2\,3p^6}_{M^8}\ \underbrace{4s^1}_{N^1}$

Atom potasu ma **4 powłoki elektronowe**, czyli ten pierwiastek chemiczny znajduje się **w 4. okresie układu okresowego**.

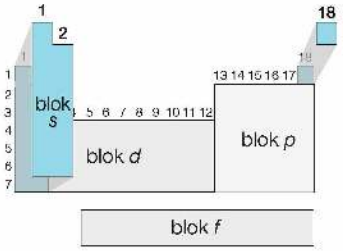
2 W ostatniej powłoce elektronowej (N) znajduje się 1 elektron walencyjny:

$_{19}K$: $\underbrace{1s^2}_{K^2}\ \underbrace{2s^2\,2p^6}_{L^8}\ \underbrace{3s^2\,3p^6}_{M^8}\ \underbrace{4s^1}_{N^1}$

Elektron walencyjny znajduje się w podpowłoce elektronowej s, a to oznacza, że potas **należy do bloku konfiguracyjnego s.**

Jeśli wiadomo, że potas ma 1 elektron walencyjny i należy do bloku konfiguracyjnego s, to znaczy, że **znajduje się w 1. grupie układu okresowego** pierwiastków chemicznych.

3 Potas o liczbie atomowej $Z = 19$ znajduje się w 4. okresie, 1. grupie i należy do bloku konfiguracyjnego s układu okresowego pierwiastków chemicznych.



Plan rozwiązywania

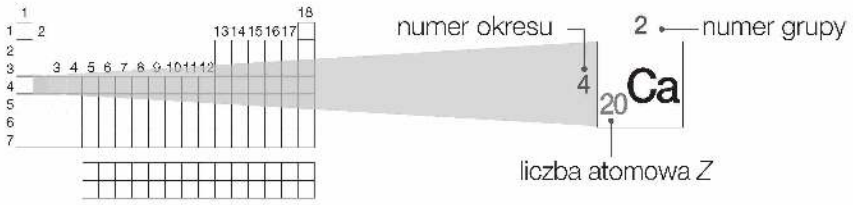
1. Odczytaj nazwę i liczbę atomową pierwiastka chemicznego.
2. Ustal liczbę e^- walencyjnych i blok konfiguracyjny.
3. Określ liczbę powłok elektronowych.
4. Ustal symbol helowca i podaj skrócony zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej.
5. Napisz odpowiedź.

Przykład 9.

Jak ustalić skrócony zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej na podstawie położenia pierwiastka chemicznego w układzie okresowym?

Określ liczbę atomową, blok konfiguracyjny oraz skrócony zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej atomu pierwiastka chemicznego znajdującego się w 2. grupie i w 4. okresie układu okresowego pierwiastków chemicznych.

1



W 2. grupie i w 4. okresie układu okresowego znajduje się **wapń** o $Z = 20$.

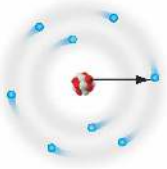
2 numer grupy = liczba e^- walencyjnych
liczba e^- walencyjnych = 2
Wapń znajduje się w **2. grupie układu okresowego**, czyli **w bloku konfiguracyjnym *s***. Ma **2 elektrony walencyjne**, które znajdują się w podpowłoce elektronowej *s*.

3 Wapń znajduje się w **4.** okresie układu okresowego, co oznacza, że jego atom ma **4** powłoki elektronowe. Elektrony walencyjne znajdują się w ostatniej z nich: $4s^2$.

4 Helowcem poprzedzającym wapń w układzie okresowym jest argon o konfiguracji elektronowej ${}_{18}\mathrm{Ar}$: $\mathbf{1}s^2\ \mathbf{2}s^2\ \mathbf{2}p^6\ \mathbf{3}s^2\ \mathbf{3}p^6$.
Zatem skrócony zapis konfiguracji elektronowej atomu wapnia ma postać: ${}_{20}\mathrm{Ca}$: [Ar] $4s^2$.

5 Wapń o liczbie atomowej $Z = 20$ znajduje się w bloku konfiguracyjnym *s* układu okresowego, a skrócony zapis jego konfiguracji elektronowej to ${}_{20}\mathrm{Ca}$: [Ar] $4s^2$.

Czym jest promień atomowy i od czego zależy jego długość?



Rys. 8. Promień atomowy tlenu.

Promień atomowy to **odległość między jądrem atomowym a najbardziej oddalonymi od niego elektronami** (rys. 8.).

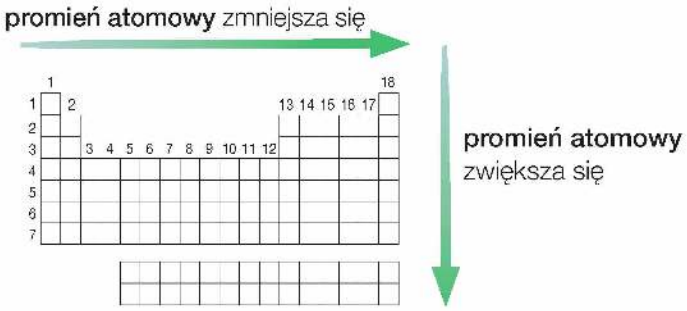
Promień atomowy zależy od dwóch czynników:

- **liczby elektronów**, a dokładniej od liczby powłok elektronowych,
- **siły przyciągania elektronów przez jądro atomowe**, czyli od jego ładunku.

Jak zmienia się promień atomowy w układzie okresowym pierwiastków chemicznych?

Wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej *Z* w okresie od 1. do 17. grupy (czyli od lewej strony do prawej w układzie okresowym) **promień atomowy** pierwiastków chemicznych **zmniejsza się**. Liczba powłok elektronowych w okresie się nie zmienia, ale są one coraz silniej przyciągane przez jądro atomowe o coraz większym ładunku, co powoduje zmniejszenie się promienia atomowego.

Natomiast **wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej *Z* w grupie** (czyli z góry układu okresowego na dół) **promień atomowy** pierwiastków chemicznych **zwiększa się**, ponieważ atomy pierwiastków chemicznych mają coraz większą liczbę powłok elektronowych:

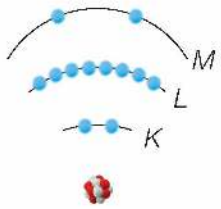


Zmiana wielkości promienia atomowego w 17. grupie:

Modele atomów:
- fluoru
- chloru
- bromu

Co to jest energia jonizacji i jak zmienia się w układzie okresowym pierwiastków chemicznych?

Energia jonizacji to **energia potrzebna do oderwania elektronu z powłoki** elektronowej. Wielkość ta zmienia się odwrotnie niż wielkość promienia atomowego – im większy promień atomowy, tym bardziej elektrony walencyjne są oddalone od jądra atomowego i słabiej z nim związane, więc łatwiej je oderwać.

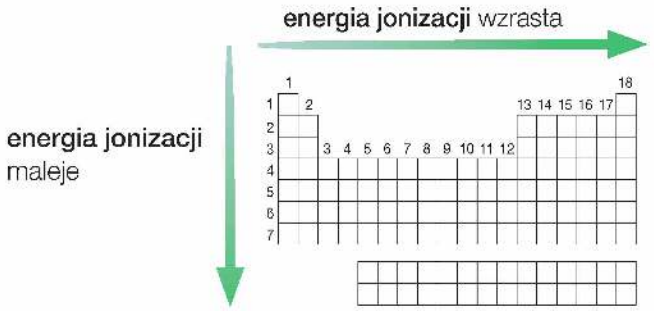


Elektrony znajdujące się w większej odległości od jądra atomu można łatwiej oderwać niż te, które są bliżej jądra...

...podobnie jak łatwiej jest zdjąć klocek znajdujący się dalej od podstawy wieży niż ten przy podstawie.

Zatem im większy promień atomowy, tym niższa jest energia jonizacji. Wartość energii jonizacji:

- w okresie **wzrasta wraz ze zwiększaniem się numeru grupy**, gdyż promień atomowy wraz ze zwiększaniem się numeru grupy zmniejsza się,
- w grupie **maleje wraz ze zwiększaniem się numeru okresu**, gdyż promień atomowy wraz ze zwiększaniem się numeru okresu zwiększa się (patrz s. 40).



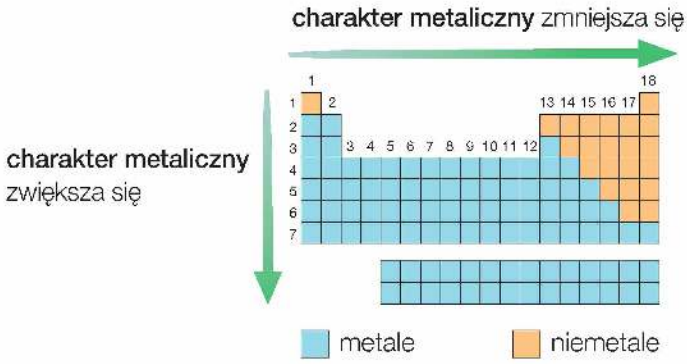
Energia jonizacji **wzrasta wraz z oderwaniem kolejnego elektronu** od atomu lub kationu. Oderwanie elektronu od dodatnio naładowanego jonu wymaga większej energii niż oderwanie go od obojętnego atomu, ponieważ elektrony są silniej przyciągane przez jądro atomowe.

Jak można podzielić pierwiastki chemiczne w układzie okresowym?

Pierwiastki chemiczne można podzielić na metale i niemetale. **Atomy metali** łatwiej oddają elektrony, niż je przyjmują. Metale zajmują lewą część układu okresowego.

Atomy niemetali łatwiej przyjmują elektrony, niż je oddają. Można je znaleźć w prawej górnej części układu okresowego.

W miarę zwiększania się numeru grupy w układzie okresowym zmienia się charakter chemiczny pierwiastków chemicznych – od typowo metalicznego (1., 2. grupa) do typowo niemetalicznego (17., 18. grupa):



Co to jest aktywność chemiczna?

Aktywność chemiczna jest **zdolnością** pierwiastka chemicznego **do oddziaływania z innymi substancjami**.

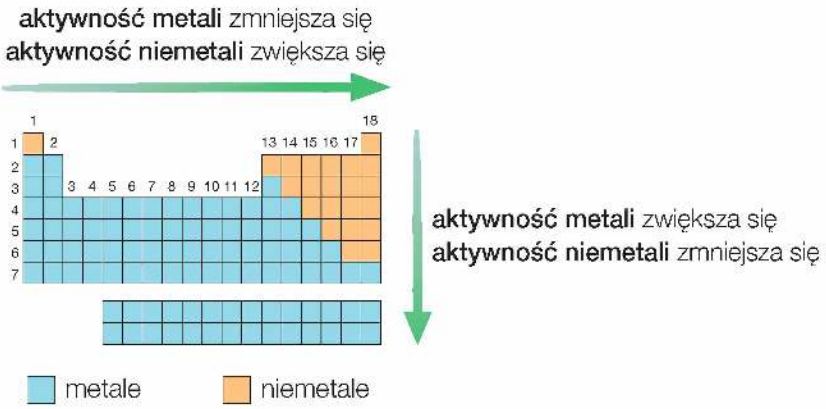
Jak można podzielić pierwiastki chemiczne ze względu na aktywność chemiczną?

Pierwiastki chemiczne można podzielić na **aktywne** i **mało aktywne** chemicznie.

Najbardziej aktywnymi chemicznie metalami są pierwiastki chemiczne z 1. i 2. grupy układu okresowego, tworzące kationy, m.in.: sód, potas, rubid, cez, stront, bar.

Najbardziej aktywnymi chemicznie niemetalami są pierwiastki chemiczne z 16. i 17. grupy układu okresowego, tworzące aniony, m.in.: tlen, siarka, fluor, chlor, brom.

Helowce, pierwiastki chemiczne znajdujące się w 18. grupie układu okresowego, **są wyjątkowo mało aktywne chemicznie**, gdyż ich atomy mają całkowicie zapełnione powłoki walencyjne. Trudno oderwać elektrony od ich atomów, ale i trudno je do nich dodawać:



Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Ustal położenie (numer okresu i grupy oraz symbol bloku konfiguracyjnego) pierwiastków chemicznych w układzie okresowym na podstawie podanych konfiguracji elektronowych ich atomów.**
   a) K^2L^8 b) $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^3$ c) [Ne] $3s^1$

2. **Podaj nazwę i symbol pierwiastka chemicznego, który:**
   a) należy do bloku konfiguracyjnego *s*, a jego atom ma 2 powłoki elektronowe i 1 elektron walencyjny,
   b) należy do bloku konfiguracyjnego *p*, a jego atom ma 2 powłoki elektronowe i 8 elektronów walencyjnych,
   c) należy do bloku konfiguracyjnego *p*, a jego atom ma 3 powłoki elektronowe i 3 elektrony walencyjne.

3. W skład nawozów wykorzystywanych w rolnictwie wchodzą związki chemiczne m.in. potasu, magnezu, azotu, fosforu i siarki. **Ustal symbol bloku konfiguracyjnego, do którego należą te pierwiastki chemiczne, i uszereguj je według:**
   a) zmniejszającego się promienia atomowego,
   b) zwiększającego się charakteru metalicznego,
   c) zwiększającej się liczby elektronów walencyjnych w ich atomach.

4. Łupież to choroba skóry głowy wywoływana przez pewien gatunek grzyba. W walce z tą dolegliwością stosuje się szampony przeciwłupieżowe, które zwykle zawierają związki chemiczne metalu o konfiguracji elektronowej: [Ar] $4s^2\ 3d^{10}$. **Ustal położenie w układzie okresowym (numer okresu i grupy) tego metalu oraz podaj jego nazwę.**

Zapamiętaj!

Promień atomowy – odległość między jądrem atomowym a najbardziej oddalonymi od niego elektronami.

Energia jonizacji – energia potrzebna do oderwania elektronu z powłoki elektronowej.

Aktywność chemiczna – zdolność atomu pierwiastka chemicznego do oddziaływania z innymi substancjami.

4. Wiązania kowalencyjne

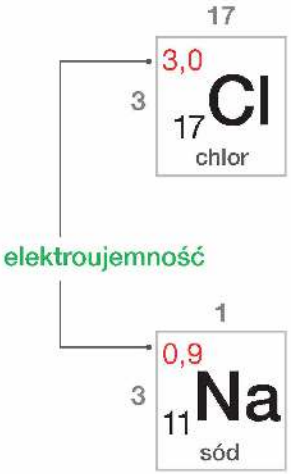
Efekt zawodów w przeciąganiu liny (fot. 14.) łatwo przewidzieć – silniejsza drużyna przeciągnie słabszą na swoją stronę. Jeżeli jednak siły po obu stronach liny równoważą się, położenie uczestników zabawy się nie zmienia. Podobnie jest z elektronami walencyjnymi, które tworzą wiązanie chemiczne.

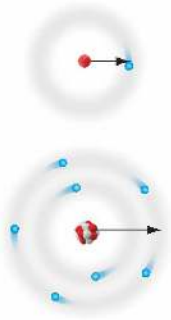
Fot. 14. To, czy środek liny pozostanie w tym samym miejscu, zależy od tego, czy drużyny będą ciągnąć linę z taką samą siłą, czy nie.

Wiązania chemiczne to oddziaływania, które występują między łączącymi się atomami. **Wiązanie kowalencyjne** (atomowe) polega na **uwspólnieniu elektronów walencyjnych pochodzących od każdego z atomów tworzących wiązanie**. Siła, z jaką jest przyciągana wspólna para elektronowa, zależy od wartości elektroujemności atomów pierwiastków chemicznych tworzących wiązanie.

Czym jest elektroujemność?

Elektroujemność to **zdolność atomu danego pierwiastka chemicznego do przyciągania elektronów tworzących wiązanie chemiczne**.





Im większy promień atomowy, tym słabiej jądro atomowe oddziałuje na elektrony walencyjne.

Im dłuższa smycz, tym słabszy wpływ opiekuna na zachowanie psa.

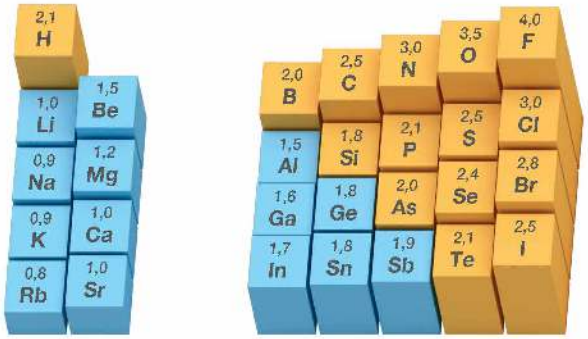
Jak zmienia się wartość elektroujemności w układzie okresowym pierwiastków chemicznych?

Zwiększenie promienia atomowego oznacza mniejszą zdolność atomu pierwiastka chemicznego do przyciągania elektronów.

Elektroujemność w układzie okresowym (rys. 9.):

- **zwiększa się wraz ze zwiększaniem się numeru grupy**, gdyż promień atomowy w tym kierunku się zmniejsza i powłoka walencyjna jest bliżej jądra atomowego, a znajdujące się w niej elektrony są silniej przyciągane przez jądro,
- **zmniejsza się wraz ze zwiększaniem się numeru okresu**, ponieważ promień atomowy w tym kierunku się zwiększa, a więc jądro atomowe słabiej przyciąga bardziej oddalone elektrony walencyjne.

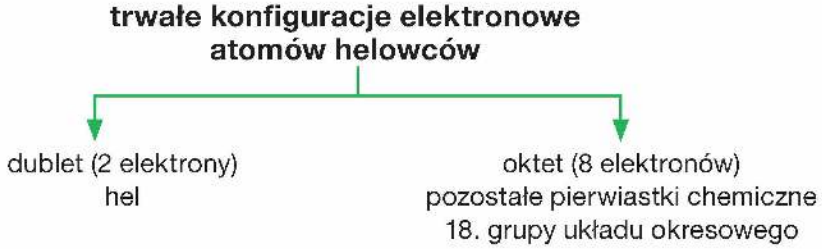
Elektroujemność pierwiastków chemicznych wyrażona w liczbach według skali Paulinga nie ma jednostki, czyli **jest wielkością bezwymiarową**. Nie podaje się wartości elektroujemności helowców ze względu na ich bierność chemiczną.

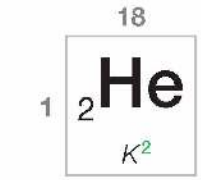


Rys. 9. Fluor ma największą elektroujemność wśród pierwiastków chemicznych (elektroujemność 4,0), **łatwo przyciąga dodatkowy elektron i tworzy anion**. Zupełnie inaczej zachowuje się **sód** (elektroujemność 0,9) – **słabo przyciąga elektrony** i łatwo oddaje je innym atomom, **tworząc kation**.

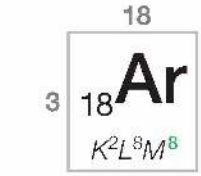
Dlaczego atomy tworzą wiązania chemiczne?

Atomy tworzą wiązania chemiczne, **ponieważ najczęściej dążą do uzyskania konfiguracji elektronowej helowca** (gazu szlachetnego) **znajdującego się najbliżej nich w układzie okresowym**. Dzięki tworzeniu wiązań chemicznych atomy uzyskują trwałe konfiguracje elektronowe:





dublet elektronowy



oktet elektronowy

Gdzie występuje wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane?

Wiązanie kowalencyjne (atomowe) niespolaryzowane występuje najczęściej **w cząsteczkach zbudowanych z atomów tego samego niemetalu**, np.: N_2, H_2, Cl_2, O_2, P_4, S_8. Różnica elektroujemności między atomami tworzącymi takie wiązanie wynosi 0.

W jaki sposób tworzy się wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane?

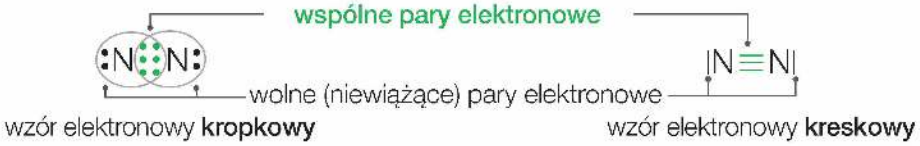
Model cząsteczki N_2

3,0 3,0

Różnica elektroujemności:
3,0 – 3,0 = 0

Wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane powstaje przez **uwspólnienie elektronów walencyjnych** pochodzących od każdego z atomów tworzących wiązanie. Każdy atom może uwspólnić od jednego do czterech elektronów. W wiązaniu kowalencyjnym niespolaryzowanym **wspólna para elektronowa**, utworzona przez dwa elektrony, **jest przyciągana z jednakową siłą przez rdzeń atomowy** każdego z atomów tworzących takie wiązanie chemiczne.

Elektrony walencyjne, które nie biorą udziału w tworzeniu wiązań, tworzą wolne (niewiążące) pary elektronowe. Na przykład cząsteczkę azotu można przedstawić za pomocą wzorów elektronowych – kropkowego i kreskowego:



Wolne pary elektronowe – przedstawione w powyższym wzorze za pomocą czarnych kropek lub kresek – mogą uczestniczyć w tworzeniu innych rodzajów wiązań chemicznych.

Jedno wiązanie kowalencyjne – przedstawiane za pomocą kreski – tworzą **2 elektrony**, czyli **para elektronowa**.

Przykład 10.

Jak łączą się ze sobą atomy chloru?

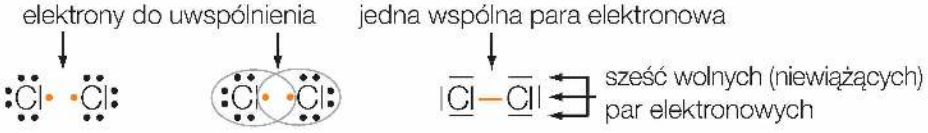
Przedstaw sposób tworzenia się wiązania chemicznego w cząsteczce chloru.

Plan rozwiązywania

1. Określ liczbę e^- walencyjnych.
2. Ustal liczbę elektronów potrzebnych do uzyskania oktetu.
3. Zapisz wzór elektronowy i ustal liczbę wspólnych par elektronowych.
4. Napisz wzory sumaryczny i strukturalny.

1. Atom chloru ma 7 **elektronów walencyjnych**, bo znajduje się w 17. **grupie układu okresowego** pierwiastków chemicznych, zatem: $\cdot\ddot{\underset{\cdot\cdot}{Cl}}:$

2. Atom chloru **potrzebuje 1 elektronu** walencyjnego, aby uzyskać oktet elektronowy.

3. 

4. Cl_2 — wzór sumaryczny; Cl—Cl — wzór strukturalny

Gdzie występuje wiązanie kowalencyjne spolaryzowane?

Wiązanie kowalencyjne (atomowe) spolaryzowane występuje **w cząsteczkach zbudowanych z atomów różnych niemetali**, np.: HCl, H_2O, CO_2. Różnica elektroujemności między atomami tworzącymi takie wiązanie jest mniejsza od 1,7.

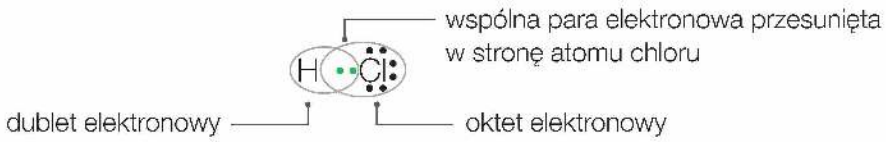
Model cząsteczki HCl

2,1 3,0

Różnica elektroujemności:
3,0 – 2,1 = 0,9

W jaki sposób tworzy się wiązanie kowalencyjne spolaryzowane?

Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane **powstaje w wyniku uwspólnienia elektronów walencyjnych** pochodzących od każdego z atomów tworzących wiązanie. W wiązaniu kowalencyjnym spolaryzowanym **wspólna para elektronowa jest przesunięta w stronę atomu pierwiastka chemicznego o większej elektroujemności**. Na przykład atom chloru ma większą elektroujemność od atomu wodoru (3,0 > 2,1), zatem atom chloru silniej przyciąga wspólną parę elektronową:



Przykład 11.

W jaki sposób łączą się ze sobą atomy wodoru i tlenu w cząsteczce wody?

Przedstaw sposób tworzenia się wiązania chemicznego w cząsteczce wody.

Plan rozwiązywania

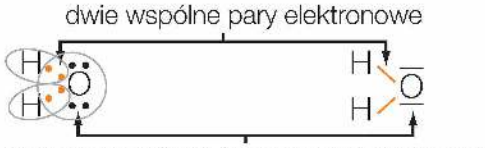
1. Określ liczbę e walencyjnych poszczególnych atomów.
2. Ustal liczbę elektronów potrzebnych do uzyskania oktetu lub dubletu.
3. Zapisz wzór elektronowy i ustal liczbę wspólnych par elektronowych.
4. Napisz wzory sumaryczny i strukturalny.

1 Atom wodoru ma **1 elektron walencyjny**, bo znajduje się w **1. grupie układu okresowego** pierwiastków chemicznych, zatem: H•

Atom tlenu ma **6 elektronów walencyjnych**, bo znajduje się w **16. grupie układu okresowego** pierwiastków chemicznych, zatem:

2 Atom wodoru **potrzebuje 1 elektronu** walencyjnego, aby uzyskać dublet elektronowy.
Atom tlenu **potrzebuje 2 elektronów** walencyjnych, aby uzyskać oktet elektronowy.

3



4

H_2O — wzór sumaryczny

— wzór strukturalny

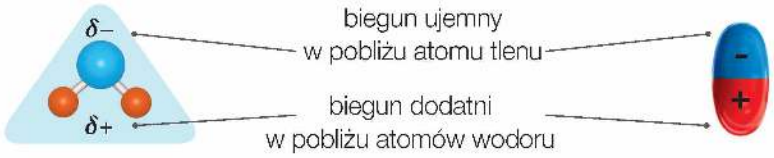
Czym jest polaryzacja wiązania chemicznego?

Model cząsteczki HCl

przesunięcie wspólnej pary elektronowej bliżej atomu o wyższej elektroujemności

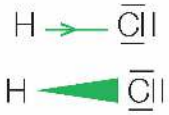
Polaryzacja wiązania chemicznego **jest skutkiem przesunięcia wspólnych par elektronowych**. W wyniku takiego przesunięcia na atomach pierwiastków chemicznych tworzących cząsteczkę pojawiają się cząstkowe ładunki elektryczne. Atom pierwiastka chemicznego o większej wartości elektroujemności uzyskuje **cząstkowy ładunek ujemny** $\delta-$ [czyt. delta minus], a atom pierwiastka chemicznego o mniejszej elektroujemności uzyskuje **cząstkowy ładunek dodatni** $\delta+$ [czyt. delta plus].

W cząsteczce dwuatomowej, w której występuje wiązanie kowalencyjne spolaryzowane, cząstkowe ładunki elektryczne się równoważą, zatem jest ona elektrycznie obojętna. Taka cząsteczka nazywana jest dipolem (cząsteczką polarną). **Dipol ma dwa bieguny elektrostatyczne – dodatni i ujemny** – powstałe wskutek nierównomiernego rozmieszczenia ładunków elektrycznych wokół jąder atomowych (rys. 10.). Dipolem może być również cząsteczka składająca się z większej liczby atomów.



Rys. 10. Cząsteczka wody jest dipolem – ma budowę polarną.

Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane przedstawia się również za pomocą linii, na której środku znajduje się grot skierowany w stronę atomu pierwiastka chemicznego o wyższej elektroujemności, lub trójkąta równoramiennego, którego podstawa znajduje się bliżej atomu o wyższej elektroujemności. Na przykład dla chlorowodoru:



Chemia w akcji

Wiązania chemiczne mają ogromny wpływ na skuteczność przyjmowanych przez nas lekarstw (fot. 15.). Substancja lecznicza, aby była skuteczna, musi mieć odpowiednią budowę.

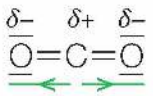
Fot. 15. Lek jest opracowywany tak, aby substancja w nim zawarta wiązała się tylko w tym miejscu organizmu, w którym ma on zadziałać.

Od czego zależy to, czy cząsteczka jest dipolem?

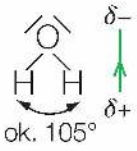
O tym, czy cząsteczka jest dipolem, poza różnicą elektroujemności **decyduje również jej kształt**. Niektóre substancje, w których cząsteczkach występują wiązania kowalencyjne spolaryzowane, mają budowę liniową, a inne budowę kątową. Na przykład cząsteczka CO_2 jest liniowa, a cząsteczka H_2O ma budowę kątową. CO_2 jest cząsteczką niepolarną, a H_2O – cząsteczką polarną. O tym, czy cząsteczka jest polarna czy nie, decydują oddziaływania (siły) związane z polaryzacją poszczególnych wiązań chemicznych, które mogą znosić się wzajemnie (rys. 11.).

Cząstkowy ładunek ujemny $\delta-$

Cząstkowy ładunek dodatni $\delta+$



cząsteczka **niepolarna**
cząsteczka tlenku węgla(IV) – **liniowa**



cząsteczka **polarna**
cząsteczka wody – **kątowa**

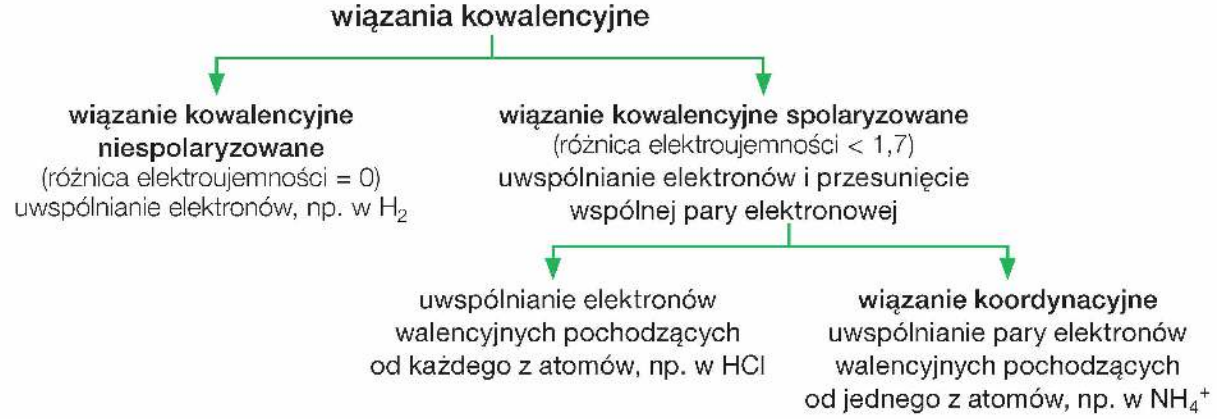
Rys. 11. W cząsteczce CO_2 oddziaływania związane z polaryzacją wiązań są równe i działają w jednej linii. Mają przeciwne zwroty, dlatego się znoszą. Cząsteczka CO_2 jest niepolarna. Cząsteczka H_2O ma budowę kątową, dlatego działające siły się nie znoszą, a cząsteczka H_2O jest polarna.

Wiązania kowalencyjne dzielą się na wiązania kowalencyjne niespolaryzowane i spolaryzowane. Odmianą wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego jest **wiązanie koordynacyjne**.

Gdzie występuje wiązanie koordynacyjne?

Wiązanie koordynacyjne, nazywane też wiązaniem donorowo-akceptorowym, występuje, gdy **uwspólniona para elektronowa pochodzi tylko od jednego z atomów** tworzących wiązanie chemiczne. Uwspólniona para elektronowa jest przesunięta w stronę pierwiastka chemicznego o większej elektroujemności.

Wiązanie koordynacyjne występuje w związkach chemicznych, których cząsteczki lub jony (patrz tabela 5., s. 49) są zbudowane z atomów różnych niemetali, np.: HNO_3, NH_4^+, H_3O^+. Różnica elektroujemności między atomami tworzącymi takie wiązanie jest mniejsza od 1,7.



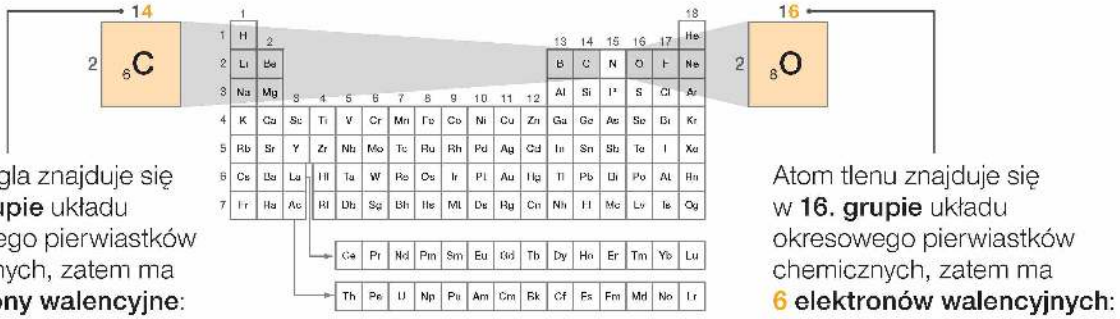
Krok po kroku

Wiązanie koordynacyjne

Wiązanie koordynacyjne to odmiana wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego.

Jak powstaje wiązanie koordynacyjne w cząsteczce tlenku węgla(II)?

1 **Określ liczbę elektronów walencyjnych e^- poszczególnych atomów.**



Atom węgla znajduje się w **14. grupie** układu okresowego pierwiastków chemicznych, zatem ma **4 elektrony walencyjne**:

Atom tlenu znajduje się w **16. grupie** układu okresowego pierwiastków chemicznych, zatem ma **6 elektronów walencyjnych**:

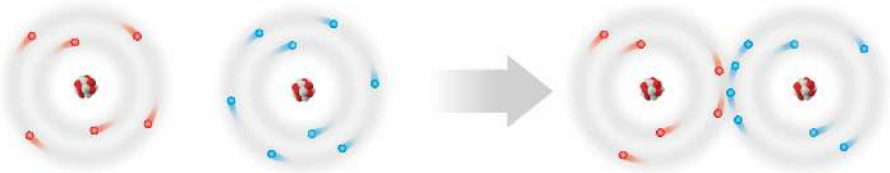
2 **Ustal liczbę elektronów potrzebnych do uzyskania oktetu elektronowego.**

Atom węgla potrzebuje **4 elektronów** walencyjnych: $8e^- - 4e^- = 4e^-$.

Atom tlenu potrzebuje **2 elektronów** walencyjnych: $8e^- - 6e^- = 2e^-$.

3 **Przedstaw tworzenie wiązania chemicznego.**

Atomy tlenu i węgla **uwspólniają po 2 elektrony** i atom tlenu uzyskuje oktet elektronowy. Natomiast atom węgla, aby uzyskać oktet elektronowy, potrzebuje jeszcze 2 elektronów. Dlatego atom tlenu **uwspólnia** swoje 2 elektrony i pełni funkcję **donora**. Atom węgla **przyjmuje** 2 elektrony – pełni więc funkcję **akceptora** – i uzyskuje oktet elektronowy.

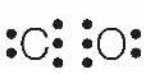


akceptor pary elektronowej

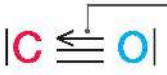
donor pary elektronowej

4 **Zapisz wzór elektronowy i ustal liczbę wspólnych par elektronowych.**

Wzór elektronowy kropkowy



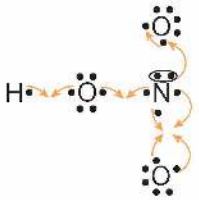
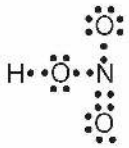
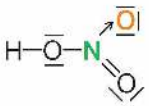
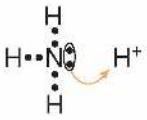
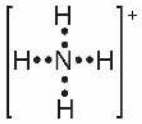
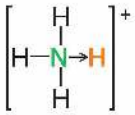
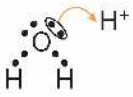
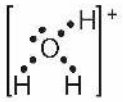
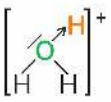
Wzór elektronowy kreskowy



Wiązanie koordynacyjne oznacza się **strzałką** zwróconą **od donora do akceptora** pary elektronowej.

Wiązanie koordynacyjne	Wiązanie chemiczne, które powstaje w wyniku uwspólnienia 2 elektronów walencyjnych pochodzących od jednego z atomów tworzących wiązanie.

Tabela 5. Przykłady cząsteczki i jonów o wiązaniach koordynacyjnych

Wzór sumaryczny	Tworzenie wiązania	Wzór elektronowy kropkowy	Wzór elektronowy kreskowy
HNO_3			
NH_4^+			
H_3O^+			

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Wyjaśnij, dlaczego helowce w warunkach normalnych nie występują w postaci cząsteczek dwuatomowych.**

2. **Przedstaw sposób tworzenia wiązania chemicznego w cząsteczkach o podanych wzorach chemicznych. Na podstawie różnicy elektroujemności ustal typ powstałego wiązania chemicznego.**
   a) Cl_2
   b) HF
   c) CO_2
   d) PH_3

3. **Podaj liczbę wspólnych par elektronowych oraz wolnych (niewiążących) par elektronowych w cząsteczkach o podanych wzorach chemicznych.**
   a) Br_2
   b) O_2
   c) HI
   d) H_2S

4. **Wybierz wzory cząsteczek o budowie polarnej.**
   a) Cl_2
   b) HCl
   c) Cl_2O
   d) CCl_4
   e) $AlCl_3$
   f) CH_4

5. Powietrze jest mieszaniną gazów, w której skład wchodzą m.in.: azot, tlen, tlenek węgla(IV), helowce i wodór. W zależności od wpływu czynników środowiskowych i rozwoju przemysłu mogą się w niej znajdować również takie gazy jak tlenek siarki(IV) czy tlenek azotu(II). **Napisz wzory elektronowe kreskowe gazów, które występują w powietrzu w postaci cząsteczek, i określ rodzaje wiązań występujących w ich cząsteczkach.**

Zapamiętaj!

Wiązanie kowalencyjne – powstaje na skutek uwspólnienia elektronów walencyjnych łączących się atomów pierwiastków chemicznych.

Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane – powstaje na skutek uwspólnienia elektronów walencyjnych łączących się atomów różnych pierwiastków chemicznych. Wspólna para elektronowa przesuwa się w stronę atomu, który wykazuje większą tendencję do przyjmowania elektronów.

Wiązanie koordynacyjne – odmiana wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego, w którym uwspólniona para elektronowa pochodzi tylko od jednego z atomów tworzących wiązanie chemiczne.

Akceptor – atom, który przyjmuje parę elektronową w wiązaniu koordynacyjnym.

Donor – atom, który udostępnia parę elektronową w wiązaniu koordynacyjnym.

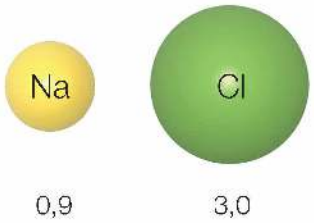
Elektroujemność – zdolność atomu danego pierwiastka chemicznego do przyciągania elektronów tworzących wiązanie chemiczne.

5. Wiązanie jonowe

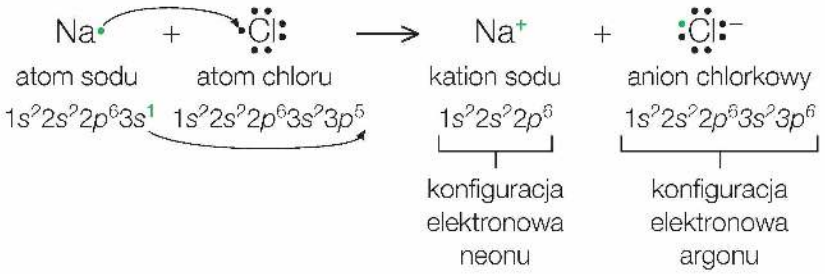
Wiązanie jonowe tworzy się w wyniku **oddziaływania elektrostatycznego kationów metali i anionów niemetali**. Jeśli elektron walencyjny oderwie się od atomu pierwiastka chemicznego (metalu) i przyłączy do atomu innego pierwiastka chemicznego (niemetalu) **powstaną jony** (fot. 16.).

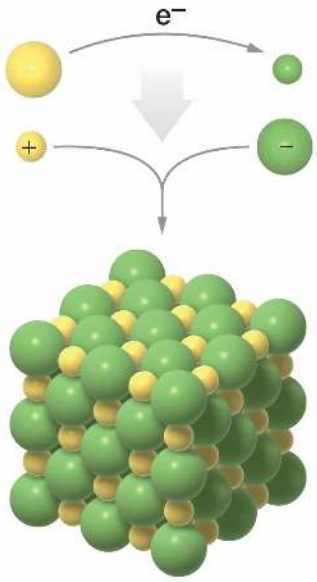
Fot. 16. Tak jak podczas gry jedna osoba może oddać piłkę drugiej, tak atom pierwiastka chemicznego o niższej elektroujemności może oddać elektron walencyjny atomowi pierwiastka o wyższej elektroujemności.

Różnica elektroujemności:
3,0 – 0,9 = 2,1



Kation powstaje w wyniku oderwania elektronu lub elektronów, a anion – przyjęcia elektronu lub elektronów:





W związku jonowym liczba elektronów oddanych przez atom lub atomy, z których powstają kationy musi być **taka sama jak liczba elektronów pobranych** przez atom lub atomy, z których powstają aniony.

W jaki sposób tworzy się wiązanie jonowe?

Kationy i aniony przyciągają się elektrostatycznie i tworzą **kryształy jonowe** (rys. 12.). Kryształy te są zbudowane z kationów oraz anionów. Nie istnieją pojedyncze cząsteczki związku jonowego odpowiadające jego wzorowi – cząsteczki takie mogą występować tylko w stanie gazowym.

Rys. 12. Model powstawania kryształu jonowego chlorku sodu.

Gdzie występuje wiązanie jonowe?

Wiązanie jonowe występuje **w kryształach związków chemicznych, które są zbudowane z metali i niemetali różniących się znacznie elektroujemnością** (fot. 17.).

Fot. 17. W chlorku sodu (soli kuchennej) występuje wiązanie jonowe.

Przykład 12.

Jak łączą się atomy sodu i tlenu w tlenku sodu?

Przedstaw sposób tworzenia się wiązania chemicznego w tlenku sodu.

Plan rozwiązywania

1. Określ liczbę elektronów walencyjnych poszczególnych atomów.
2. Ustal liczbę elektronów potrzebnych do uzyskania oktetu.
3. Zapisz wzór elektronowy i ustal liczbę oddawanych lub pobieranych elektronów.
4. Napisz wzór sumaryczny.

1 Atom sodu ma **1 elektron walencyjny**, bo znajduje się w **1. grupie układu okresowego** pierwiastków chemicznych, zatem: $Na^{\bullet}$

Atom tlenu ma **6 elektronów walencyjnych**, bo znajduje się w **16. grupie układu okresowego** pierwiastków chemicznych, zatem: $\cdot\ddot{O}\cdot$

2 Atom sodu **może oddać 1 elektron** walencyjny, aby uzyskać oktet elektronowy.
Atom tlenu **może przyjąć 2 elektrony** walencyjne, żeby uzyskać oktet elektronowy.

3 $Na^{\bullet}$ $\ddot{O}$ $Na^{\bullet}$

$2\,Na \longrightarrow 2\,Na^{+} + 2e^{-}$

$O + 2e^{-} \longrightarrow O^{2-}$

4 Na_2O
wzór sumaryczny

! Liczba elektronów oddanych musi być zawsze równa liczbie elektronów pobranych.

Różnica elektroujemności między atomami tworzącymi wiązanie jonowe jest większa lub równa 1,7. Wiązanie to występuje m.in. w kryształach wodorków i wodorotlenków litowców i berylowców (z wyjątkiem berylu), **a także w solach**.

Wzór sumaryczny związku jonowego podaje jedynie stosunek liczby kationów do liczby anionów w krysztale. Na przykład wzór NaCl informuje o tym, że w krysztale chlorku sodu na jeden kation sodu przypada jeden anion chlorkowy.

W jaki sposób atomy mogą uzyskać trwałą konfigurację elektronową?

trwała konfiguracja elektronowa
- dublet
- oktet

Atomy mogą osiągnąć trwałą konfigurację elektronową **na trzy sposoby**:

1. **tworząc jon**:
   - przez oderwanie przynajmniej jednego elektronu walencyjnego od atomu – **powstaje wówczas kation** (proces typowy dla metali):

$$K \longrightarrow K^+ + 1e^-$$
atom potasu – kation potasu

$$Mg \longrightarrow Mg^{2+} + 2e^-$$
atom magnezu – kation magnezu

   - przez przyłączenie przynajmniej jednego elektronu walencyjnego do atomu – **powstaje wtedy anion** (proces typowy dla niemetali):

$$Cl + 1e^- \longrightarrow Cl^-$$
atom chloru – anion chlorkowy

$$S + 2e^- \longrightarrow S^{2-}$$
atom siarki – anion siarczkowy

2. w wyniku **uwspólnienia pojedynczych elektronów walencyjnych** pochodzących od łączących się atomów. Powstaje wówczas **wiązanie kowalencyjne** (patrz s. 44).
3. w wyniku **uwspólnienia przynajmniej jednej pary elektronów walencyjnych** pochodzącej od jednego z łączących się atomów. Powstaje wówczas **wiązanie koordynacyjne** (rodzaj wiązania kowalencyjnego, patrz s. 47).

Zapamiętaj!

Wiązanie jonowe – wiązanie chemiczne powstałe w wyniku przyciągania się siłami elektrostatycznymi jonów o przeciwnych znakach.

Jon – atom lub grupa połączonych ze sobą atomów. Jest obdarzony ładunkiem elektrycznym dodatnim albo ujemnym.

Kation – jon o ładunku dodatnim – powstaje przez oderwanie przynajmniej jednego elektronu z atomu lub grupy atomów, np. Na^+, Ca^{2+}, K^+.

Anion – jon o ładunku ujemnym – powstaje przez przyłączenie przynajmniej jednego elektronu do atomu albo grupy atomów, np. Cl^-, S^{2-}, SO_4^{2-}.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Podaj nazwę helowca, którego konfigurację elektronową osiągają jon metalu i jon niemetalu w związkach chemicznych o podanych nazwach.**
   a) jodek cezu b) siarczek rubidu c) fluorek wapnia

2. **Oblicz różnicę elektroujemności pierwiastków chemicznych i na tej podstawie określ rodzaj wiązania chemicznego w podanych substancjach.**
   a) Br_2 b) HBr c) Br_2O d) RbBr

3. **Określ, jaki typ wiązania chemicznego występuje w związkach chemicznych powstałych z połączenia podanych pierwiastków.**
   a) siarka i tlen b) wodór i chlor c) potas i fluor d) żelazo i chlor e) wapń i tlen

4. **Określ, w jaki sposób (przez uwspólnienie elektronów czy przez utworzenie jonów) atomy podanych pierwiastków chemicznych uzyskają trwałą konfigurację elektronową, łącząc się ze sobą.**
   a) K i O b) C i O c) Ba i Br d) H i O

5. Sportowcy często piją napoje izotoniczne, aby wyrównać poziom wody i elektrolitów wydalanych z potem podczas wysiłku fizycznego. Ważnymi składnikami tych napojów są substancje mineralne, np. jodek potasu i chlorek wapnia. **Przedstaw sposób tworzenia wiązań jonowych w tych związkach chemicznych.**

6. Wiązanie metaliczne i oddziaływania międzycząsteczkowe

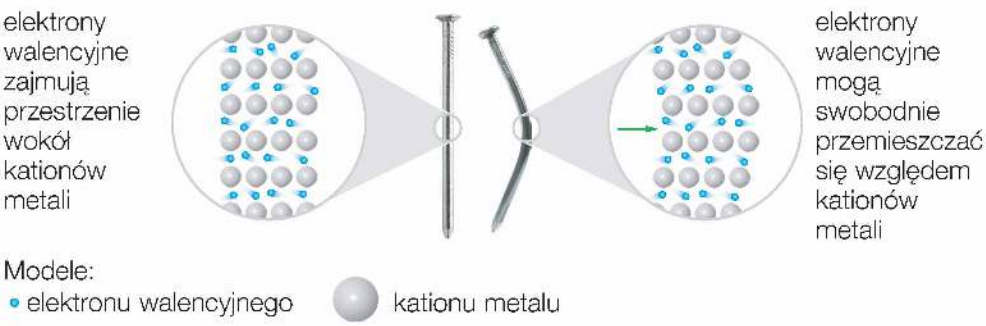
Innym rodzajem wiązania występującego między atomami jest **wiązanie metaliczne**. Jest ono charakterystyczne dla metali i ich stopów (fot. 18.).

Fot. 18. Większość przewodów elektrycznych jest wykonana z metali, ponieważ doskonale przewodzą one prąd elektryczny.

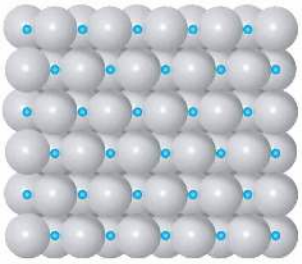
W jaki sposób tworzy się wiązanie metaliczne?

Wiązanie metaliczne, występujące w metalach i ich stopach, powstaje w wyniku **oddziaływania elektrostatycznego kationów metali i ich elektronów walencyjnych**. Elektrony walencyjne ulegają uwspólnieniu i tworzą chmurę elektronową, tzw. gaz elektronowy (rys. 13.). Uwspólnione elektrony mogą się swobodnie poruszać w metalu po przyłożeniu napięcia elektrycznego.

Obecność chmury elektronowej powoduje charakterystyczne właściwości metali – dobre przewodnictwo cieplne i elektryczne. Metale są również kowalne, ciągliwe (fot. 19.) i mają połysk.



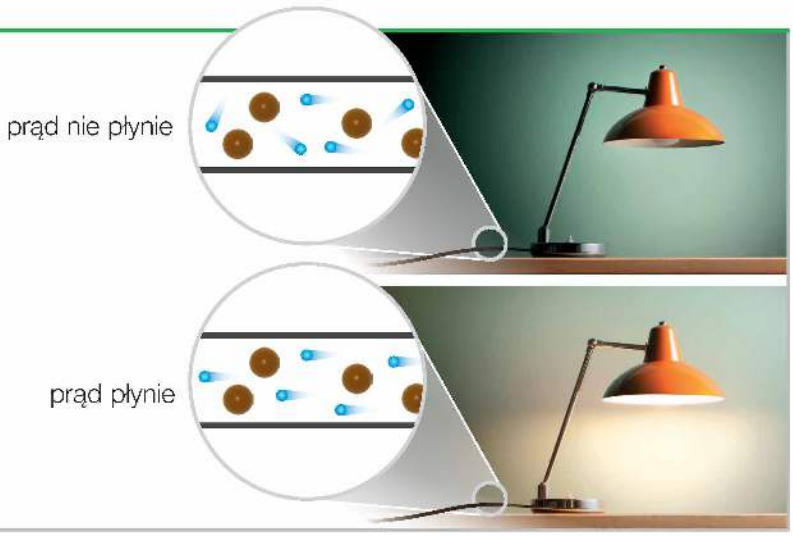
Fot. 19. Metalowe przedmioty można odkształcać lub zginać, nie powodując ich pęknięcia.



Rys. 13. Dzięki obecności chmury elektronowej metale przewodzą prąd elektryczny.

Chemia w akcji

Prąd elektryczny płynie wtedy, gdy elektrony tworzące w metalu chmurę elektronową poruszają się w tym samym kierunku (fot. 20.).



Fot. 20. Materiały, które dobrze przewodzą prąd, są nazywane przewodnikami elektrycznymi. Jeśli w zbudowanym z nich obwodzie elektrycznym umieścimy żarówkę, będzie ona świecić.

Fot. 21. Suma sił, z jakimi gekon przywiera do podłoża, zdołałaby udźwignąć ciało o masie 40 kg.

Poznane rodzaje wiązań chemicznych występują wewnątrz cząsteczek oraz kryształów. Oprócz nich istnieją także **oddziaływania międzycząsteczkowe**.

Co to są oddziaływania międzycząsteczkowe?

Są to różnego rodzaju **siły** o większej lub mniejszej wartości **występujące między cząsteczkami**. Między innymi dzięki takim oddziaływaniom gekon może chodzić po szybie (fot. 21.) i innych gładkich powierzchniach. Oddziaływania międzycząsteczkowe, nazywane **siłami van der Waalsa**, powstają między włoskami na jego łapach a podłożem.

Co to są siły van der Waalsa?

To siły o krótkim zasięgu, związane z **przyciąganiem i odpychaniem cząsteczek polarnych – dipoli**.

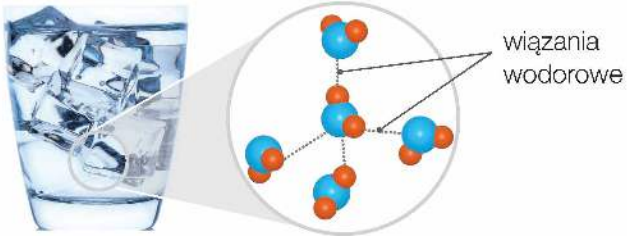
Innym rodzajem oddziaływań, których występowanie zmienia właściwości substancji, jest **wiązanie wodorowe**.

Co to jest wiązanie wodorowe?

Przykład cząsteczek, które mogą tworzyć **wiązania wodorowe**

amoniak fluorowodór

To wiązanie powstałe w wyniku **oddziaływania między atomem wodoru** połączonym z atomem silnie elektroujemnego pierwiastka chemicznego **a parą elektronową atomu pierwiastka chemicznego o dużej elektroujemności**. Wiązanie wodorowe tworzy się w wyniku przyciągania ładunków elektrycznych przeciwnego znaku (fot. 22.). Na schematach i we wzorach **oznacza się je linią kropkowaną**.



Fot. 22. Wiązania wodorowe między cząsteczkami wody powodują powstawanie uporządkowanych struktur.

Kiedy powstaje wiązanie wodorowe?

Wiązanie wodorowe tworzy się, gdy:

- w cząsteczce związku chemicznego znajduje się **atom pierwiastka chemicznego o dużej wartości elektroujemności** (mający niewiążące pary elektronowe: F, O, N), na którym jest nagromadzony ładunek ujemny (różnica wartości elektroujemności między pierwiastkiem chemicznym a wodorem jest większa od 0,4),
- w cząsteczce związku chemicznego występuje **atom wodoru, na którym jest nagromadzony ładunek dodatni**. Atom ten musi być **połączony z atomem pierwiastka chemicznego o dużej elektroujemności.**

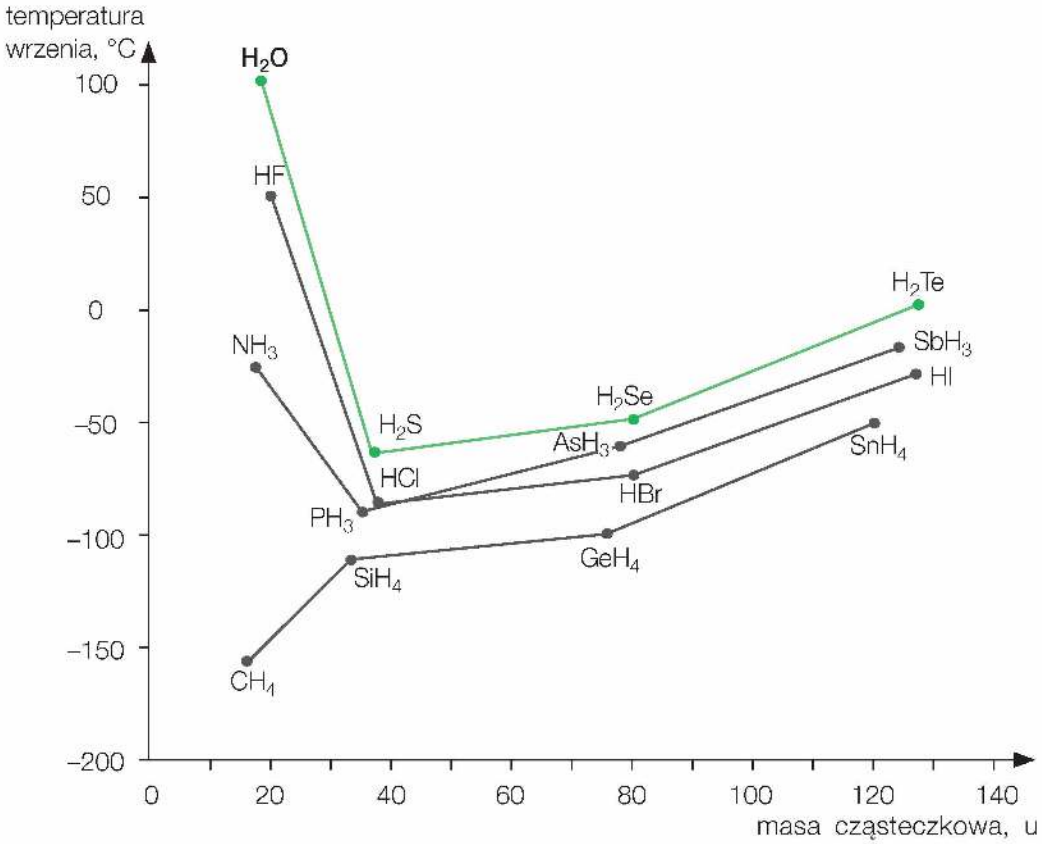
Pierwiastki chemiczne, które tworzą wiązania wodorowe

	15	16	17
2	N	O	F
	3,0	3,5	4,0

W jaki sposób obecność wiązań wodorowych wpływa na właściwości substancji?

Substancje zawierające międzycząsteczkowe wiązania wodorowe **mają wysoką temperaturę wrzenia** (fot. 23.), a także wysoką **temperaturę topnienia** (przy stałej wartości ciśnienia). Ze względu na to, że cząsteczki wody, fluorowodoru i amoniaku są dodatkowo połączone wiązaniami wodorowymi, do ich rozdzielenia jest potrzebna wyższa energia niż w przypadku odpowiednio siarkowodoru, chlorowodoru i fosforowodoru (rys. 14.). **Im większą masę cząsteczkową ma związek chemiczny, tym wyższa jest jego temperatura wrzenia.** Regule tej nie podlegają woda, fluorowodór i amoniak, bo między ich cząsteczkami występują wiązania wodorowe.

Fot. 23. Wrzenie to proces, w którym cząsteczki substancji oddalają się od siebie w wyniku pokonania oddziaływań występujących między nimi.



Rys. 14. Zależność temperatur wrzenia substancji od ich masy cząsteczkowej.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Wskaż nazwy substancji, których cząsteczki mogą się łączyć wiązaniem wodorowym.**
amoniak, tlenek węgla(IV), tlenek siarki(IV), metan, jod, woda, fluorowodór

2. **Wybierz nazwy substancji, które przewodzą prąd elektryczny, a następnie wyjaśnij, dlaczego wykazują one taką właściwość.**
siarka, stal, fosfor czerwony, miedź, srebro

3. **Wybierz z podanych par nazwę lub wzór związku chemicznego o wyższej temperaturze wrzenia.**
a) chlorowodór i bromowodór b) $CH_3—OH$ i $CH_3—SH$

Zapamiętaj!

Wiązanie metaliczne – wiązanie występujące w metalach i ich stopach. Tworzy się w wyniku oddziaływania elektrostatycznego kationów metali i elektronów walencyjnych metali.

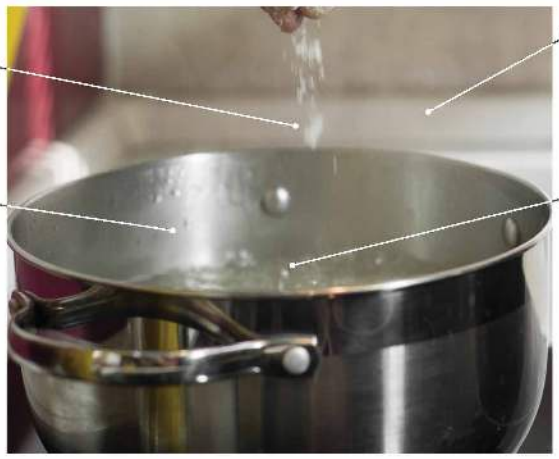
Oddziaływania międzycząsteczkowe – siły o zróżnicowanej wielkości występujące między cząsteczkami związków chemicznych.

Siły van der Waalsa – siły o bardzo krótkim zasięgu, związane z przyciąganiem i odpychaniem cząsteczek polarnych – dipoli.

Wiązanie wodorowe – wiązanie powstałe w wyniku oddziaływania między atomem wodoru połączonym z atomem silnie elektroujemnego pierwiastka a parą elektronową atomu pierwiastka o dużej elektroujemności.

7. Wpływ rodzaju wiązania chemicznego na właściwości substancji

Substancje, w których występują różne rodzaje wiązań chemicznych, są powszechne w naszym otoczeniu (fot. 24.).



Fot. 24. Wiązania chemiczne wpływają na właściwości substancji i ich zastosowanie.

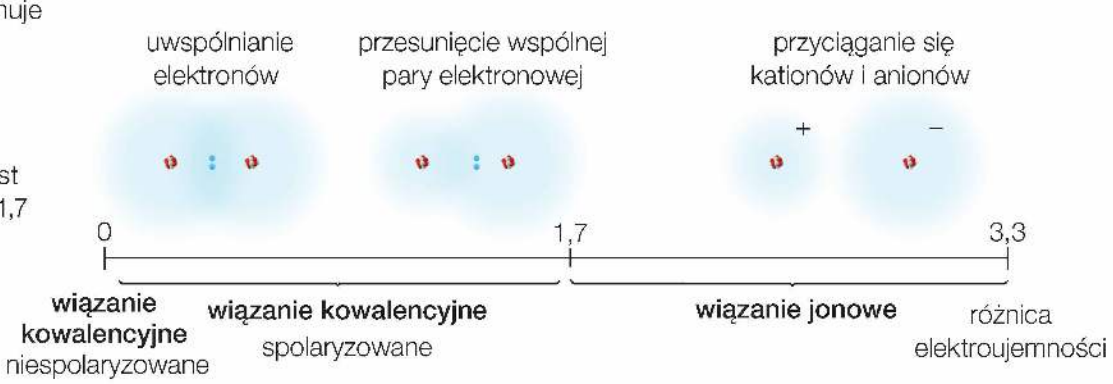
Co decyduje o tym, jaki rodzaj wiązania chemicznego powstaje w substancji?

Na to, jaki rodzaj wiązania chemicznego powstaje w danej substancji, mają wpływ **dwa czynniki**:

1. **rodzaj atomów**, które łączą się ze sobą,
2. **różnica elektroujemności atomów** tworzących substancję.

Jak ustalić rodzaj wiązania chemicznego?

Rodzaj wiązania chemicznego zależy od różnicy elektroujemności atomów pierwiastków chemicznych tworzących to wiązanie (rys. 15.). W przypadku wiązań metalicznych różnica elektroujemności wynosi 0.



Rys. 15. Zwykle przyjmuje się, że jeśli różnica elektroujemności jest mniejsza od 1,7, to powstaje wiązanie kowalencyjne, a jeśli jest równa lub większa od 1,7 – wiązanie jonowe.

Przykład 13.

W jaki sposób ustalić rodzaj wiązania chemicznego w substancji, korzystając z wartości elektroujemności pierwiastków chemicznych?

Określ rodzaj wiązania chemicznego w tlenkach pierwiastków chemicznych 3. okresu układu okresowego: sodu, magnezu, fosforu(V), siarki(VI), chloru(VII).

Symbol chemiczny pierwiastka	Na	Mg	P	S	Cl
1 Wzór tlenku	Na_2O	MgO	P_4O_{10}	SO_3	Cl_2O_7
2 Elektroujemność pierwiastka	0,9	1,2	2,1	2,5	3,0
Elektroujemność tlenu	3,5				
Różnica elektroujemności	2,6	2,3	1,4	1,0	0,5
3 Rodzaj wiązania chemicznego	różnica elektroujemności ≥ 1,7 wiązanie jonowe		różnica elektroujemności < 1,7 wiązanie kowalencyjne spolaryzowane		

4 Wiązanie jonowe występuje w tlenku sodu i tlenku magnezu, a wiązanie kowalencyjne spolaryzowane w tlenkach: fosforu(V), siarki(VI) i chloru(VII).

Plan rozwiązywania

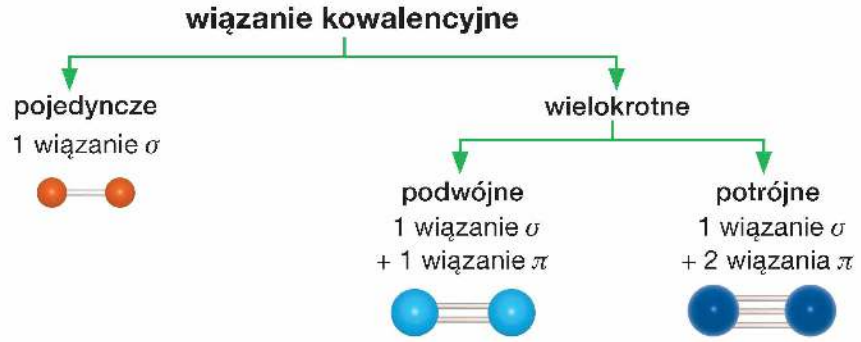
1. Napisz wzory tlenków wymienionych pierwiastków chemicznych.
2. Odczytaj wartości elektroujemności pierwiastków i oblicz różnice elektroujemności w tlenkach.
3. Określ rodzaj wiązań chemicznych.
4. Napisz odpowiedź.

W jaki sposób można podzielić wiązania kowalencyjne?

Wiązania kowalencyjne można podzielić na:
- pojedyncze,
- wielokrotne (podwójne i potrójne).

Wiązania pojedyncze, utworzone przez 2 elektrony, czyli 1 parę elektronową, **są** wiązaniami **typu σ** [czyt. sigma]. Do wiązań wielokrotnych zalicza się **wiązanie podwójne**, utworzone przez 4 elektrony, czyli 2 pary elektronowe, i **wiązanie potrójne**, utworzone przez 6 elektronów, czyli 3 pary elektronowe. Wiązania wielokrotne składają się z **1 wiązania typu σ** i **wiązania lub wiązań typu π** [czyt. pi]:

Jedną parę elektoronową tworzą 2 elektrony.



Co decyduje o sile wiązania chemicznego?

Siła wiązania chemicznego rośnie wraz **ze zwiększaniem się krotności wiązania**, chociaż wiązania typu π są słabsze od wiązań typu σ i łatwiej je rozerwać, a także wraz ze **zmniejszaniem się odległości między łączącymi się atomami**. To oznacza m.in., że:

- wiązanie S=S (σ i π) jest silniejsze niż S—S (σ) ze względu na większą krotność wiązania,
- wiązanie Cl—Cl jest silniejsze od wiązania Br—Br, ponieważ promień atomu chloru jest mniejszy niż promień atomu bromu.

W jaki sposób rodzaj wiązania chemicznego wpływa na właściwości substancji?

Rodzaj wiązania występującego w substancji decyduje o jej właściwościach fizycznych i chemicznych (patrz tabela 6., s. 59). Wpływa na:

1. **stan skupienia** substancji. Stan skupienia zależy od:
   - stopnia uporządkowania cząstek budujących substancję: największe uporządkowanie – stan stały, mniejsze – stan ciekły, najmniejsze – stan gazowy:

stan stały – lód | stan ciekły – woda | stan gazowy – para wodna

   - rodzaju cząstek budujących substancję:

związek jonowy – chlorek sodu | związek kowalencyjny – woda

2. **rodzaj kryształu**. Wyróżnia się kryształy:
   - jonowe,
   - molekularne (cząsteczkowe),
   - kowalencyjne (atomowe),
   - metaliczne.
3. **temperatury wrzenia i topnienia związków chemicznych.** Typ wiązania chemicznego wpływa na ilość energii potrzebnej do rozerwania wiązania chemicznego. Najwięcej energii potrzebne jest

do rozerwania wiązań jonowych, występujących w kryształach jonowych, najmniej do rozerwania wiązań kowalencyjnych niespolaryzowanych.

4. **rozpuszczalność substancji**. Substancje polarne, czyli takie, w których występuje wiązanie jonowe lub kowalencyjne spolaryzowane, dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalnikach polarnych, takich jak woda czy etanol. Natomiast substancje niepolarne dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalnikach niepolarnych (fot. 25.), np. w mieszaninach ciekłych węglowodorów, takich jak benzyna, nafta.

Fot. 25. Olej – substancja niepolarna – nie rozpuszcza się w wodzie – substancji polarnej.

Tabela 6. Porównanie właściwości substancji

Właściwości	Substancje			
	jonowe	cząsteczkowe	kowalencyjne	metaliczne
Wiązania chemiczne	jonowe	kowalencyjne		metaliczne
Temperatura topnienia	wysoka	niska	bardzo wysoka	zróżnicowana
Wytrzymałość mechaniczna	duża	mała	duża	zróżnicowana, są kowalne i ciągliwe
Twardość	średnia	mała	duża	zróżnicowana
Przewodnictwo elektryczne	stopione i w roztworach – przewodzą prąd elektryczny; w stałym stanie skupienia nie przewodzą prądu elektrycznego	nie przewodzą prądu elektrycznego (izolatory)	nie przewodzą prądu elektrycznego; wyjątki: grafit, grafen	dobrze przewodzą prąd elektryczny (przewodniki)
Rozpuszczalność	dobrze rozpuszczalne w wodzie i innych rozpuszczalnikach polarnych	lepiej rozpuszczalne w rozpuszczalnikach niepolarnych niż w polarnych	nierozpuszczalne w rozpuszczalnikach polarnych	nierozpuszczalne, litowce i berylowce mogą reagować z wodą
Przykłady	chlorek sodu NaCl	siarka S_8	diament C	miedź Cu

Fot. 26. Brom jest czerwonobrunatną cieczą, która łatwo przechodzi w stan gazowy.

5. **lotność**, czyli zdolność substancji do przechodzenia w stan gazowy (fot. 26.). Lotność zależy od:
   - **masy cząsteczkowej substancji** – im większa masa cząsteczkowa, tym mniejsza lotność,
   - **wiązań chemicznych, które wpływają na polarność cząsteczek, i oddziaływań międzycząsteczkowych** – im jest ich więcej, tym mniejszą lotnością charakteryzuje się substancja.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Wskaż nazwy substancji, które dobrze przewodzą prąd elektryczny.**
diament, sód, jod, stal, tlenek krzemu(IV)

2. **Wybierz prawdziwe informacje dotyczące chlorku sodu.**
a) Dobrze rozpuszcza się w rozpuszczalnikach niepolarnych.
b) Tworzy kryształy jonowe.
c) Ma wysoką temperaturę topnienia.
d) Stopiony nie przewodzi prądu elektrycznego.

3. **Określ stan skupienia w temperaturze pokojowej związków chemicznych o wzorach H_2O i H_2Se.** Skorzystaj z danych zamieszczonych w tabeli.

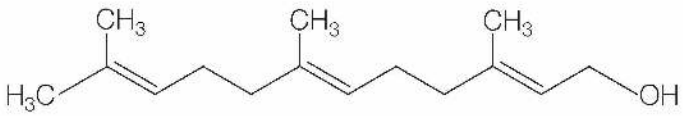
Wzór związku chemicznego	Temperatura topnienia, °C	Temperatura wrzenia, °C
H_2O	0	100
H_2S	–85,6	–61
H_2Se	–60,4	–41,5
H_2Te	–51	–1,8

Temperatury wrzenia i topnienia połączeń tlenowców z wodorem (p = 1013 hPa).

4. W tabeli podano temperatury wrzenia i topnienia związków fluorowców z wodorem (p = 1013 hPa). **Napisz, który związek chemiczny jest najbardziej lotny. Uzasadnij odpowiedź.**

Wzór związku chemicznego	Temperatura topnienia, °C	Temperatura wrzenia, °C
HF	–83,1	19,5
HCl	–114,2	–85,1
HBr	–86,9	–66,7
HI	–50,8	–35,4

5. Farnezol to związek organiczny o zapachu konwalii. Jest stosowany w przemyśle kosmetycznym. **Podaj liczbę wiązań σ i π w cząsteczce farnezolu.** Skorzystaj ze wzoru.



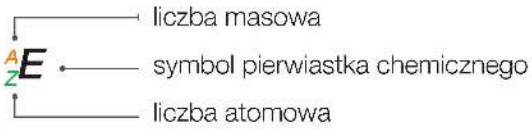
Podsumowanie

Atom **składa się** z dodatnio naładowanego **jądra atomowego** i otaczających go ujemnie naładowanych **elektronów**. Jądro atomowe jest zbudowane z **nukleonów**, czyli **protonów p^+ i neutronów n^0**.

◀ Jak jest zbudowany atom?

Każdy atom można opisać za pomocą **liczby atomowej** i **liczby masowej**.

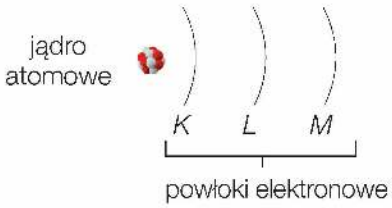
◀ W jaki sposób ustalić liczby p^+, n^0 i e^- w atomie?



liczba atomowa Z = liczba p^+ liczba e^- jest równa liczbie p^+
liczba masowa A = liczba p^+ + liczba n^0
liczba n^0 = liczba masowa A – liczba atomowa Z

Elektrony są rozmieszczone wokół jądra atomowego **w powłokach elektronowych** oznaczanych literami: *K*, *L*, *M*, *N*, *O*, *P*, *Q*. Powłoka elektronowa, w której znajdują się elektrony walencyjne, to **powłoka walencyjna**. Elektrony walencyjne uczestniczą w tworzeniu wiązań chemicznych.

◀ W jaki sposób są rozmieszczone elektrony w atomie?



To **sposób rozmieszczenia elektronów w** poszczególnych **powłokach elektronowych**. Na przykład:

◀ Czym jest zapis powłokowej konfiguracji elektronowej?

$$_{19}K: K^2L^8M^8N^1$$

Maksymalną liczbę elektronów danej powłoki można obliczyć za pomocą wzoru $2n^2$, gdzie n to kolejny numer powłoki, licząc od jądra atomowego.

To **sposób rozmieszczenia elektronów w** poszczególnych **podpowłokach elektronowych**. Na przykład:

◀ Czym jest zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej?

$$_{19}K: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$$

Skrócony zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej tworzy się, **zastępując konfigurację elektronową helowca** poprzedzającego dany pierwiastek chemiczny w układzie okresowym **jego symbolem** w nawiasie kwadratowym.

◀ Jak ustalić skrócony zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej?

zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej

pełny
$_{19}K: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$

skrócony
$_{19}K: [Ar]\ 4s^1$

W jaki sposób ustalić liczbę elektronów w jonie i zapisać jego konfigurację elektronową?

W przypadku kationów od liczby atomowej atomu **odejmuje się ładunek jonu**:

$_3Li$ $_3Li^+$

$3e^- - 1e^- = 2e^-$ liczba elektronów w kationie litu

$_3Li^+ : 1s^2$

W przypadku anionów do liczby elektronów atomu **dodaje się elektrony odpowiadające za ładunek anionu**:

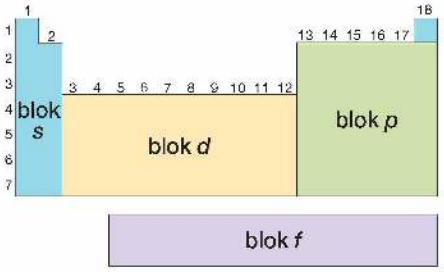
$_{17}Cl$ $_{17}Cl^-$

$17e^- + 1e^- = 18e^-$ liczba elektronów w anionie chlorkowym

$_{17}Cl^-: 1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$

Czym są bloki konfiguracyjne?

To **zbiory pierwiastków chemicznych, których atomy zapełniają elektronami walencyjnymi podpowłokę tego samego typu.** W układzie okresowym występują cztery bloki konfiguracyjne – ***s***, ***p***, ***d*** i ***f***.



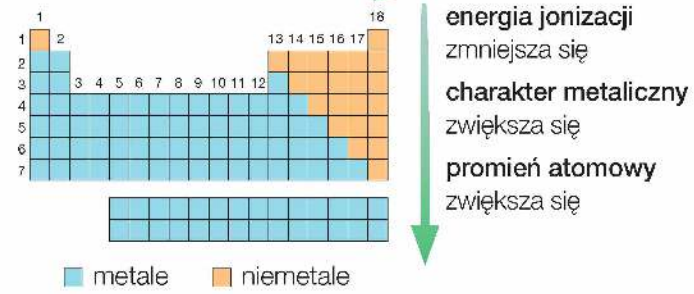
Jeśli **elektrony walencyjne** znajdują się **w podpowłoce *s***, to pierwiastek chemiczny należy **do bloku konfiguracyjnego *s***, a jeśli elektrony walencyjne znajdują się **w podpowłokach *s* i *p* – do bloku konfiguracyjnego *p***.

Jak zmieniają się właściwości fizyczne pierwiastków chemicznych w zależności od ich położenia w układzie okresowym?

energia jonizacji zwiększa się

charakter metaliczny zmniejsza się

promień atomowy zmniejsza się



Czym jest elektroujemność?

Elektroujemność to **zdolność atomu** danego pierwiastka **do przyciągania elektronów** tworzących wiązanie.

Czym jest wiązanie chemiczne?

To oddziaływanie między łączącymi się atomami pierwiastków chemicznych. **Typ wiązania chemicznego zależy od różnicy elektroujemności** między nimi.

Wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane to wiązanie chemiczne, które **powstaje na skutek uwspólnienia elektronów walencyjnych** łączących się atomów, gdy **różnica elektroujemności** jest **równa 0**.

Czym jest wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane i kiedy powstaje?

:Br : Br: różnica elektroujemności: 2,8 – 2,8 = 0 $0 < 1{,}7$

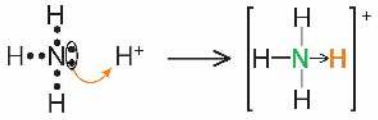
Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane to wiązanie chemiczne, które **powstaje na skutek uwspólnienia elektronów walencyjnych** łączących się atomów różnych pierwiastków chemicznych i przesunięcia pary elektronowej w stronę atomu pierwiastka chemicznego o większej elektroujemności, gdy **różnica elektroujemności** jest **mniejsza niż 1,7**.

Czym jest wiązanie kowalencyjne spolaryzowane i kiedy powstaje?

H :Br: różnica elektroujemności: 2,8 – 2,1 = 0,7 $0{,}7 < 1{,}7$

Wiązanie koordynacyjne to odmiana wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego. Powstaje, gdy **uwspólniona para elektronowa pochodzi** tylko **od jednego z atomów** tworzących wiązanie chemiczne.

Czym jest wiązanie koordynacyjne i kiedy powstaje?



wiązania kowalencyjne

W jaki sposób można podzielić wiązania kowalencyjne?

pojedyncze	podwójne	potrójne
wiązanie σ	1 wiązanie σ + 1 wiązanie π	1 wiązanie σ + 2 wiązania π

Wiązanie jonowe to wiązanie chemiczne, które **powstaje w wyniku wzajemnego przyciągania się siłami elektrostatycznymi jonów o przeciwnych ładunkach**. Wiązanie to tworzy się między jonami powstałymi na skutek trwałego przeniesienia elektronów z atomu metalu na atom niemetalu, gdy **różnica elektroujemności wynosi co najmniej 1,7**.

Czym jest wiązanie jonowe i kiedy powstaje?

Ca^{2+} O^{2-} różnica elektroujemności: 3,5 – 1,0 = 2,5 $2{,}5 > 1{,}7$

To wiązanie chemiczne występujące w metalach i ich stopach. Powstaje w wyniku **oddziaływania elektrostatycznego kationów metali i elektronów walencyjnych metali**, tworzących tzw. chmurę elektronową (gaz elektronowy).

Czym jest wiązanie metaliczne?

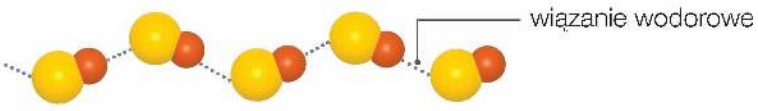
To siły o bardzo krótkim zasięgu **związane z przyciąganiem i odpychaniem cząsteczek polarnych** – dipoli.

Czym są siły van der Waalsa?

To wiązanie, które **powstaje w wyniku oddziaływania między atomem wodoru** połączonym z atomem silnie elektroujemnego pierwiastka chemicznego **a parą elektronową** atomu pierwiastka chemicznego o dużej elektroujemności.

Czym jest wiązanie wodorowe?

Modele atomów:
wodoru fluoru



Sprawdź, czy potrafisz...

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Podaj symbol chemiczny i liczbę nukleonów pierwiastka chemicznego, który ma w jądrze atomowym 92 protony i 146 neutronów.**

2. **Określ, jak zmieniają się promień atomowy i energia jonizacji:**
   a) w grupie,
   b) w okresie.

3. **Zapisz podpowłokową konfigurację elektronową atomu pierwiastka chemicznego znajdującego się w 3. okresie i 16. grupie układu okresowego. Określ liczbę elektronów tworzących rdzeń atomowy tego pierwiastka chemicznego.**

4. **Zapisz podpowłokową konfigurację elektronową atomów pierwiastków chemicznych, które znajdują się w 3. okresie i mają parzystą liczbę elektronów walencyjnych.**

5. **Zapisz podpowłokową konfigurację elektronową helowca (pierwiastka 18. grupy), którego konfigurację elektronową mają m.in. kation potasu oraz anion chlorkowy.**

6. **Ustal liczbę protonów, neutronów i elektronów w anionie tlenkowym O^{2-}, jeśli liczba atomowa atomu tworzącego ten jon jest dwa razy mniejsza od jego liczby masowej.**

7. **Wskaż zdania, które są prawdziwe.**
   a) Promień atomu magnezu jest większy od promienia atomu glinu.
   b) Promień atomu glinu jest mniejszy od promienia atomu indu.
   c) Energia jonizacji atomu wapnia jest większa od energii jonizacji atomu siarki.
   d) Energia jonizacji atomu bromu jest większa od energii jonizacji atomu fluoru.

8. **Wskaż zdanie, które jest prawdziwe.**
   a) W cząsteczce azotu N_2 liczba elektronów wiążących wynosi 6.
   b) W cząsteczce azotu N_2 liczba wolnych par elektronowych wynosi 6 i jest mniejsza od liczby wolnych par elektronowych w cząsteczce Cl_2.

9. **Wskaż cząsteczki, które mogą tworzyć wiązania wodorowe.**
   H_2O, HF, CH_3F, CH_3OH, NH_3, F_2, SO_3

10. **Wyjaśnij, dlaczego cząsteczka HCl jest dipolem, a cząsteczki H_2 oraz Cl_2 nie są dipolami.**

11. **Określ typy wiązań chemicznych występujące w podanych substancjach, a następnie narysuj ich wzory elektronowe.**
    LiH, CO_2, Mg, NH_3, NaOH, KBr, $CaCl_2$, CH_4

12. **Wyjaśnij, dlaczego helowce nie są aktywne chemicznie. Odpowiedź uzasadnij, odwołując się do konfiguracji elektronowej tych pierwiastków chemicznych.**

13. **Przedstaw sposób tworzenia wiązania chemicznego w substancjach o podanych wzorach sumarycznych. Podaj liczbę wiązań każdego typu.**
    a) HCl
    b) Br_2
    c) NaCl
    d) NH_4Cl

Systematyka związków nieorganicznych

To było w szkole podstawowej!

☑ **związki nieorganiczne**

wodorki	**tlenki**	**kwasy**	**wodorotlenki**	**sole**
np.: NaH wodorek sodu	np.: Na_2O tlenek sodu	np.: HCl kwas chlorowodorowy	np.: NaOH wodorotlenek sodu	np.: NaCl chlorek sodu
H_2S siarkowodór	SO_3 tlenek siarki(VI)	H_2SO_4 kwas siarkowy(VI)	$Ca(OH)_2$ wodorotlenek wapnia	$CaSO_4$ siarczan(VI) wapnia
NH_3 amoniak				

☑ **Wartościowość** to liczba wiązań chemicznych, które może utworzyć atom pierwiastka chemicznego, łącząc się z innymi atomami w danym związku chemicznym.

$\overset{\text{I II}}{H_2O}$ $\overset{\text{III I}}{NH_3}$ $\overset{\text{IV II}}{CO_2}$

☑ Wodne roztwory niektórych kwasów, wodorotlenków i soli przewodzą prąd elektryczny, czyli są **elektrolitami**.

☑ Wskaźniki kwasowo-zasadowe (np. uniwersalny papierek wskaźnikowy, fenoloftaleina, oranż metylowy) zmieniają barwę w zależności od **odczynu roztworu**. Barwy uniwersalnego papierka wskaźnikowego w roztworach o różnych odczynach:

odczyn: kwasowy obojętny zasadowy

8. Tlenki

Fot. 27. Tlenki występują powszechnie w przyrodzie – piasek to tlenek krzemu(IV) SiO_2.

Są obecne w kosmosie, na powierzchni Ziemi i pod wodą. Piasek – tlenek krzemu(IV) SiO_2 (fot. 27.) – to jeden z niezliczonych przykładów związków chemicznych zaliczanych do tlenków.

Jak są zbudowane tlenki?

Tlenki to związki chemiczne utworzone przez dwa pierwiastki chemiczne:

- tlen,
- dowolny, inny niż fluor, pierwiastek chemiczny.

Wzór ogólny tlenków ma postać:

$$\overset{n\ \ II}{E_2O_n}$$

gdzie:
E – pierwiastek chemiczny (inny niż tlen i fluor),
n – wartościowość pierwiastka chemicznego.

Jeśli n jest liczbą parzystą (np. $n = 2, 4, 6$), to wzór ogólny tlenków ma postać:

$$\overset{n\ \ II}{EO_{\frac{n}{2}}}$$

Wartościowość to liczba wiązań chemicznych, które tworzy atom pierwiastka chemicznego, łącząc się z innymi atomami w danym związku chemicznym.

Do pełnego opisu właściwości pierwiastków i związków chemicznych potrzebna jest znajomość stopni utlenienia – poznasz je w temacie *Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych*, s. 156.

! Związek chemiczny tlenu z fluorem zaliczany jest do fluorków.

Plan rozwiązywania

1. Określ wartościowości wodoru i tlenu. Napisz je cyframi rzymskimi.
2. Przepisz wartościowość po przekątnej, aby powstały indeksy stechiometryczne.
3. Napisz wzór sumaryczny związku chemicznego.

Przykład 14.

Jak ustalić wzór sumaryczny związku chemicznego na podstawie wartościowości?

Napisz wzór sumaryczny wody.

1. Wodór w związkach chemicznych jest jednowartościowy:

$$\overset{I}{H}$$

Tlen w związkach chemicznych jest dwuwartościowy:

$$\overset{II}{O}$$

patrz s. 67

2 Przepisz krzyżowo wartościowości, aby utworzyły indeksy stechiometryczne.

! Indeksów stechiometrycznych o **wartości 1 nie zapisuje się** we wzorze sumarycznym.

3 Wzór sumaryczny wody to H_2O.

Przykład 15.

W jaki sposób ustalić wzór sumaryczny tlenku na podstawie jego nazwy?

Napisz wzór sumaryczny tlenku siarki(VI).

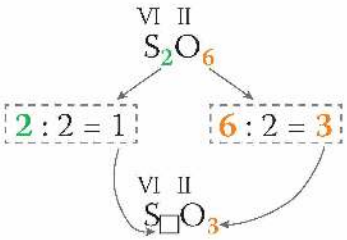
1 SO

2 tlenek siarki(VI) ⟵ **wartościowość siarki**
Wartościowość **tlenu** w tlenkach zawsze wynosi **II**.

! Do zapisywania wartościowości **używaj cyfr rzymskich**.

3 VI II
S O

4 W indeksach stechiometrycznych stosuj cyfry arabskie: S_2O_6. **Jeśli liczby atomów we wzorze można skrócić, to podziel je przez największy wspólny dzielnik.** W tym przypadku przez 2:



! Indeksów stechiometrycznych o **wartości 1 nie zapisuje się** we wzorze sumarycznym.

5 Wzór sumaryczny tlenku siarki(VI) to SO_3.

Plan rozwiązywania

1 Zapisz symbole chemiczne pierwiastków w kolejności odwrotnej do podanej w nazwie związku chemicznego.

2 Ustal wartościowość pierwiastków w tym związku chemicznym.

3 Zapisz wartościowość nad symbolami chemicznymi pierwiastków.

4 Przepisz wartościowość po przekątnej, aby powstały indeksy stechiometryczne.

5 Napisz wzór sumaryczny związku chemicznego.

! Analogiczny sposób ustalania wzoru sumarycznego sprawdzi się też dla wodorków, kwasów, wodorotlenków i soli

Sposób przedstawiony w przykładzie 15. nie odnosi się do wszystkich związków chemicznych. Istnieją takie związki chemiczne, w których wzorach podaje się rzeczywistą liczbę atomów, chociaż liczby atomów mają wspólny dzielnik. Przykładami są:

- tlenki fosforu: $\mathbf{P_4O_6}$ i $\mathbf{P_4O_{10}}$,
- nadtlenek wodoru: $\mathbf{H_2O_2}$,
- tlenek azotu(IV), który może występować jako: $\mathbf{N_2O_4}$.

Jak tworzy się nazwy tlenków?

Nazwy wszystkich tlenków tworzy się, odczytując wzór od końca. W tlenkach:

- **pierwszym słowem** zawsze będzie **„tlenek”**,
- **drugim** – nazwa drugiego pierwiastka w tym związku chemicznym.

Pierwiastki w związkach chemicznych mogą mieć różne wartościowości, ale są też takie, które niezależnie od związku chemicznego, w którym występują, przyjmują tylko jedną wartościowość. Na przykład:

- litowce – wartościowość I,
- berylowce – wartościowość II,
- bor – wartościowość III i glin – wartościowość III.

Jeśli pierwiastek chemiczny ma tylko jedną wartościowość, to nie uwzględnia się jej w nazwie. Na przykład:

$\overset{\text{I}\ \ \text{II}}{Na_2O}$	$\overset{\text{III}\ \ \text{II}}{Al_2O_3}$	$\overset{\text{I}\ \ \text{II}}{K_2O}$	$\overset{\text{II}\ \ \text{II}}{CaO}$
tlenek sodu	tlenek glinu	tlenek potasu	tlenek wapnia

Jeśli pierwiastek przyjmuje w związkach chemicznych różne wartościowości, to należy ją uwzględnić w nazwie. Na przykład:

$\overset{\text{II}\ \ \text{II}}{NO}$	$\overset{\text{III}\ \ \text{II}}{N_2O_3}$	$\overset{\text{IV}\ \ \text{II}}{NO_2}$	$\overset{\text{V}\ \ \text{II}}{N_2O_5}$
tlenek azotu(II)	tlenek azotu(III)	tlenek azotu(IV)	tlenek azotu(V)

Jest na to sposób!

Jak ustalić nazwy tlenków?

Zacznij od słowa – **„tlenek”**, następnie podaj **nazwę pierwiastka chemicznego**, a na koniec (w nawiasie) podaj jego **wartościowość** – jeśli pierwiastek może mieć różne wartościowości w związkach chemicznych.

kot brytyjski (długowłosy)

kot brytyjski (krótkowłosy)

W jaki sposób można otrzymać tlenki?

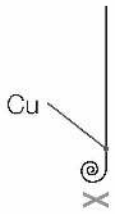
kilka substratów → jeden produkt

Najprostszym sposobem otrzymywania tlenków jest łączenie pierwiastków chemicznych z tlenem, czyli **reakcja syntezy**. W ten sposób można uzyskać tlenki wyłącznie z tych pierwiastków chemicznych, które reagują bezpośrednio z tlenem.

Doświadczenie 1.

Otrzymywanie tlenku miedzi(II)

Odczynniki: drut miedziany lub blaszka miedziana (oczyszczone papierem ściernym).
Sprzęt laboratoryjny: łapa drewniana, palnik gazowy.
Instrukcja: Obejrzyj dokładnie powierzchnię miedzi. Następnie umieść kawałek drutu lub blaszkę w płomieniu palnika i trzymaj go tak ok. 1 min (schemat). Po wyjęciu metalu z płomienia obejrzyj jeszcze raz dokładnie jego powierzchnię.



Przestrzegaj zasad bezpieczeństwa – metal będzie silnie rozgrzany, dlatego trzymaj go w łapie drewnianej.

Obserwacje: Miedź przed ogrzewaniem ma barwę różową lub ceglastoczerwoną (fot. 28.). Po ogrzewaniu powierzchnia metalu pokrywa się czarnym nalotem.
Wniosek: W wyniku ogrzewania miedzi na jej powierzchni zaszła reakcja chemiczna. Miedź reaguje z tlenem – składnikiem powietrza. Czarny nalot to produkt reakcji chemicznej – tlenek miedzi(II) CuO.

Przebieg tej reakcji chemicznej przedstawia równanie:

$$\underset{\text{miedź}}{2\,Cu} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \xrightarrow{T} \underset{\text{tlenek miedzi(II)}}{2\,CuO}$$

Fot. 28. Miedź.

Ogólny zapis otrzymywania tlenków **w reakcji metalu z tlenem** ma postać:

metal + tlen ⟶ tlenek metalu

reakcja **syntezy**

Skąd wiadomo, że w doświadczeniu 1. nie powstał tlenek miedzi(I) Cu_2O? Tlenek miedzi(I) ma barwę ceglastoczerwoną lub czerwoną, a otrzymany nalot ma barwę czarną, charakterystyczną dla tlenku miedzi(II).

Chemia w akcji

Spalaniu zimnych ogni (fot. 29.) towarzyszy efektowne iskrzenie. Powstaje ono **w reakcji syntezy żelaza z tlenem** (z powietrza):

$$\underset{\text{żelazo}}{4\,Fe} + \underset{\text{tlen}}{3\,O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek żelaza(III)}}{2\,Fe_2O_3}$$

Podobny efekt obserwuje się przy cięciu lub szlifowaniu przedmiotów stalowych. Spalają się wtedy silnie rozgrzane opiłki żelaza, które powstają podczas cięcia lub szlifowania.

Fot. 29. Opiłki żelaza to składnik mieszaniny, którą pokrywa się druciki zimnych ogni.

Fot. 30. Nafta odcina dostęp powietrza do wapnia.

W podobny sposób reaguje m.in. cynk, żelazo i glin. W przypadku metali 1. i 2. grupy układu okresowego ogrzewanie nie jest potrzebne, ponieważ są one aktywne chemicznie i reagują z tlenem nawet w temperaturze pokojowej. Na przykład:

$$\underset{\text{wapń}}{2\,Ca} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek wapnia}}{2\,CaO}$$

Dlatego wapń (fot. 30.) i sód przechowuje się w nafcie, ponieważ na powietrzu reagowałyby z tlenem atmosferycznym, tworząc m.in. tlenki.

Innym sposobem otrzymywania tlenków jest **utlenianie tlenków**. Produktem są inne tlenki.

Ogólny zapis otrzymywania tlenków w reakcji tlenku metalu lub tlenku niemetalu z tlenem ma postać:

reakcja **syntezy**

$$\text{tlenek}_1 + \text{tlen} \longrightarrow \text{tlenek}_2$$

$$\underset{\text{tlenek węgla(II)}}{2\,CO} + \underset{\text{tlen}}{O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{2\,CO_2}$$

$$\underset{\text{tlenek fosforu(III)}}{P_4O_6} + \underset{\text{tlen}}{2\,O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek fosforu(V)}}{P_4O_{10}}$$

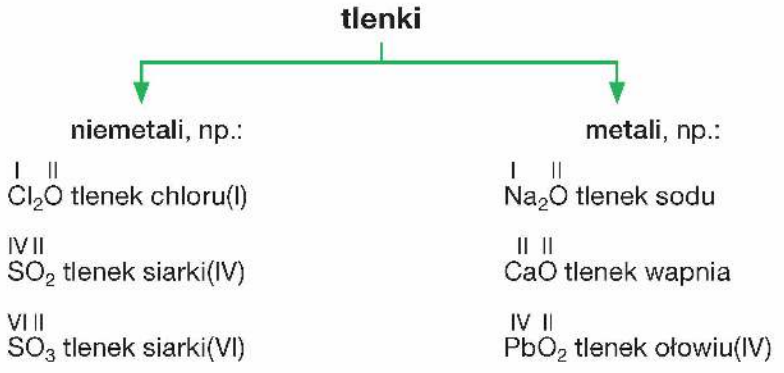
Reakcje metalu z tlenem oraz reakcje tlenku metalu lub niemetalu z tlenem to dwa najważniejsze sposoby otrzymywania tlenków. Pozostałe sposoby otrzymywania tlenków (np. w wyniku rozkładu soli, wodorotlenków i kwasów) zostaną omówione w dalszej części podręcznika.

Jak można podzielić tlenki?

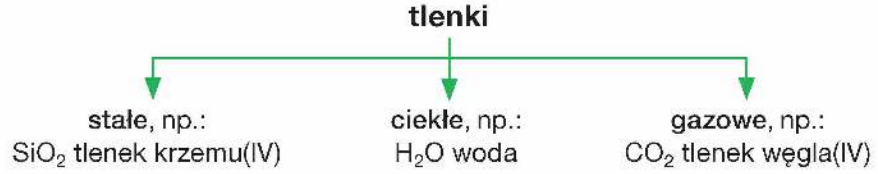
Właściwości fizyczne:
- stan skupienia
- barwa
- połysk
- gęstość
- twardość
- rozpuszczalność w wodzie
- temperatury wrzenia i topnienia
- przewodnictwo elektryczne i cieplne

Wszystkie tlenki można podzielić ze względu na trzy kryteria:

- **rodzaj pierwiastka chemicznego**, który łączy się z tlenem:



- **stan skupienia** w temperaturze pokojowej:



- **charakter chemiczny** (zachowanie wobec wody, kwasów i zasad).

Jakie właściwości mają tlenki metali i niemetali?

Właściwości tlenków zależą od charakteru chemicznego pierwiastków chemicznych, które je tworzą.

Tlenki metali to najczęściej **substancje stałe** o różnorodnych właściwościach (fot. 31.). Po stopieniu przewodzą prąd elektryczny. W większości tlenków metali występują wiązania jonowe.

Właściwości chemiczne:
- zapach
- smak
- toksyczność
- palność
- aktywność chemiczna

CaO Fe_2O_3 Cr_2O_3

Fot. 31. Tlenki metali: wapnia, żelaza(III) i chromu(III).

Tlenki niemetali występują w temperaturze pokojowej jako **substancje stałe** – np. P_4O_{10}, **ciecze** – np. H_2O, lub **gazy** – np. CO, CO_2, N_2O_4. Atomy w tlenkach niemetali łączą się za pomocą **wiązań kowalencyjnych spolaryzowanych.**

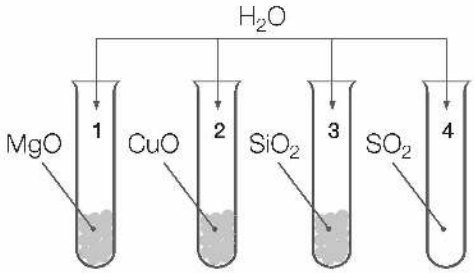
Doświadczenie 2. SO_2

Badanie działania wody na tlenki metali i niemetali

Odczynniki: tlenek magnezu, tlenek miedzi(II), tlenek krzemu(IV), woda destylowana, 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 destylowanej (schemat) i silnie nimi wstrząśnij. Do probówek 1. i 2. dodaj kilka kropli roztworu fenoloftaleiny, a do pozostałych probówek – kilka kropli roztworu oranżu metylowego.



Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium) ze względu na toksyczne właściwości tlenku siarki(IV).

Fot. 32. Reakcja z wodą tlenków: magnezu, miedzi(II), krzemu(IV) i siarki(IV).

Obserwacje: W probówce 1. fenoloftaleina przyjęła barwę malinową, a w probówce 2. – nie zabarwiła się (fot. 32.). Po dodaniu oranżu metylowego do probówki 3. jego barwa nie uległa zmianie, natomiast w probówce 4. oranż metylowy zabarwił się na czerwono (fot. 32.).
Wniosek: W reakcji tlenku magnezu z wodą powstaje związek chemiczny, którego roztwór ma odczyn zasadowy, a w reakcji tlenku siarki(IV) z wodą – roztwór o odczynie kwasowym. Tlenek miedzi(II) i tlenek krzemu(IV) nie reagują z wodą.

Zaszły reakcje chemiczne zgodnie z równaniami:

Probówka 1. $MgO + H_2O \longrightarrow Mg(OH)_2$
tlenek magnezu, woda, wodorotlenek magnezu

Probówka 4. $SO_2 + H_2O \longrightarrow H_2SO_3$
tlenek siarki(IV), woda, kwas siarkowy(IV)

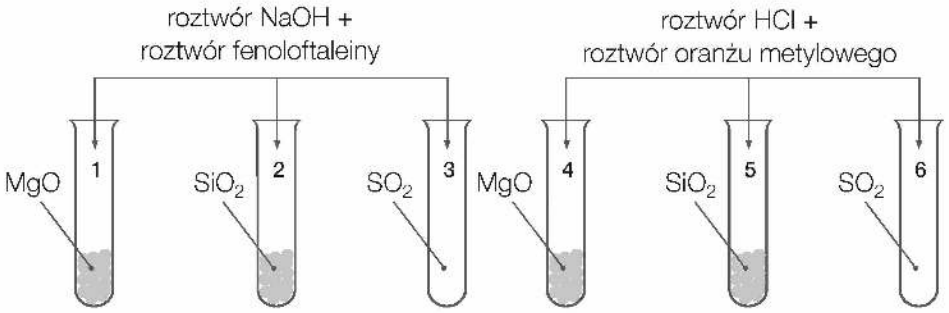
Tlenki metali, które reagują z wodą, tworząc wodorotlenki, należą do **tlenków zasadowych**. Tlenki (głównie niemetali), które reagują z wodą, tworząc kwasy, należą do **tlenków kwasowych**.

MgO jest przykładem tlenku zasadowego, a SO_2 – tlenku kwasowego.

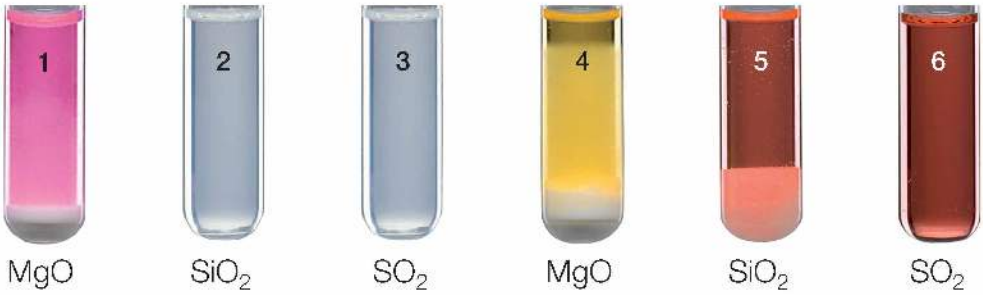
Doświadczenie 3. SO_2

Badanie działania zasady i kwasu na tlenki metali i niemetali

Odczynniki: tlenek magnezu, tlenek krzemu(IV), tlenek siarki(IV), stężony roztwór wodorotlenku sodu, rozcieńczony roztwór wodorotlenku sodu, roztwór fenoloftaleiny, kwas chlorowodorowy, roztwór oranżu metylowego.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, palnik gazowy.
Instrukcja: Do trzech probówek zawierających kolejno: 1. – tlenek magnezu, 2. – tlenek krzemu(IV), 3. – tlenek siarki(IV) wlej po ok. 2 cm^3 rozcieńczonego roztworu wodorotlenku sodu z kilkoma kroplami roztworu fenoloftaleiny (schemat). Do probówki 2. dodaj ponadto 2–3 cm^3 stężonego roztworu NaOH. Ogrzewaj zawartość probówki 2. Następnie zawartość probówki 3. wstrząśnij, a pozostałych – wymieszaj i lekko ogrzej w płomieniu palnika. Takie same czynności wykonaj z trzema kolejnymi probówkami (4.–6.), ale zamiast NaOH używaj kwasu chlorowodorowego z dodatkiem roztworu oranżu metylowego (schemat).



Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium).



Fot. 33. Barwa fenoloftaleiny w probówkach (1., 2., 3.) zawierających NaOH oraz tlenki magnezu, krzemu(IV), siarki(IV). Barwa oranżu metylowego w probówkach (4., 5., 6.) zawierających HCl oraz tlenki magnezu, krzemu(IV) i siarki(IV).

Obserwacje: W probówce 1. roztwór pozostał malinowy – nie odbarwił się, natomiast w probówkach 2. i 3. nastąpiło odbarwienie roztworu (fot. 33). W probówce 4. roztwór zmienił barwę z czerwonej na żółtą, w probówkach 5. i 6. pozostał czerwony (fot. 33).
Wniosek: Tlenek magnezu nie reaguje z wodorotlenkiem sodu, a reaguje z kwasem chlorowodorowym. Jest więc **tlenkiem zasadowym**. Natomiast tlenek krzemu(IV) i tlenek siarki(IV) reagują z wodorotlenkiem sodu, a nie reagują z kwasem chlorowodorowym. Są to **tlenki kwasowe**. W reakcji tlenków z zasadami lub kwasami powstają sole:

Probówka 2. $SiO_2 + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2SiO_3 + H_2O$
tlenek krzemu(IV) – wodorotlenek sodu – krzemian sodu – woda

Probówka 3. $SO_2 + 2\,NaOH \longrightarrow Na_2SO_3 + H_2O$
tlenek siarki(IV) – wodorotlenek sodu – siarczan(IV) sodu – woda

Probówka 4. $MgO + 2\,HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2O$
tlenek magnezu – kwas chlorowodorowy – chlorek magnezu – woda

W **probówkach 1., 5. i 6.** reakcje chemiczne nie zachodzą.

Ze względu na charakter chemiczny można wyróżnić cztery rodzaje tlenków (tabela 7.).

Tabela 7. Podział tlenków ze względu na charakter chemiczny

Reakcja z:	Charakter chemiczny tlenków			
	kwasowy	zasadowy	amfoteryczny	obojętny
kwasami	–	+	+	–
zasadami	+	–	+	–
wodą	+	+	–	–

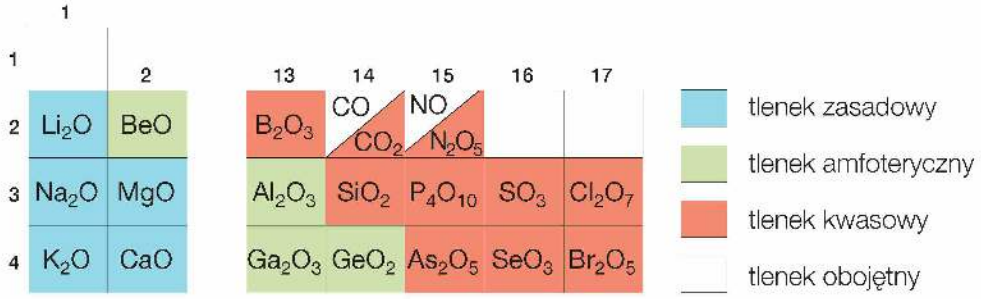
„+" oznacza, że tlenek reaguje z daną substancją
„–" oznacza, że tlenek nie reaguje z daną substancją

Substancja, która może reagować zarówno z kwasem, jak i zasadą, to **substancja amfoteryczna**.

Rozpuszczanie to zjawisko fizyczne, podczas którego cząsteczki jednej substancji wnikają między cząsteczki drugiej substancji.

Roztwarzanie to reakcja chemiczna, podczas której substancja stała reaguje z rozpuszczalnikiem i przechodzi do roztworu.

Reaktywność tlenków (rys. 16.), czyli ich zdolność do reagowania – uczestniczenia w reakcjach chemicznych, jest związana z ich rozpuszczalnością w wodzie. Jeśli tlenek rozpuszcza się w wodzie, to zwykle z nią reaguje, czyli się w niej roztwarza.



Rys. 16. Tlenki zasadowe: Li_2O – tlenek litu, Na_2O – tlenek sodu, K_2O – tlenek potasu, MgO – tlenek magnezu, CaO – tlenek wapnia; **tlenki amfoteryczne:** BeO – tlenek berylu, Al_2O_3 – tlenek glinu, Ga_2O_3 – tlenek galu, GeO_2 – tlenek germanu(IV); **tlenki kwasowe:** B_2O_3 – tlenek boru, CO_2 – tlenek węgla(IV), N_2O_5 – tlenek azotu(V), SiO_2 – tlenek krzemu(IV), P_4O_{10} – tlenek fosforu(V), SO_3 – tlenek siarki(VI), Cl_2O_7 – tlenek chloru(VII), As_2O_5, – tlenek arsenu(V), SeO_3 – tlenek selenu(VI), Br_2O_5 – tlenek bromu(V); **tlenki obojętne:** CO – tlenek węgla(II), NO – tlenek azotu(II).

Jakie odmiany, właściwości i zastosowania ma tlenek krzemu(IV)?

Tlenek krzemu(IV) SiO_2 (tabela 8.) występuje w przyrodzie najczęściej w postaci kwarcu (fot. 34.). Innymi odmianami SiO_2 są krystobalit oraz trydymit, używany do produkcji specjalnej porcelany. Tlenek krzemu(IV) nie reaguje z wodą ani kwasami (fot. 35.).

Fot. 34. Kwarc jest minerałem powszechnie występującym w skorupie ziemskiej.

Fot. 35. Wpływ wody i kwasu chlorowodorowego na SiO_2.

Wyjątkiem jest jednak kwas fluorowodorowy HF, w którym SiO_2 **roztwarza się**, czyli przechodzi do roztworu w wyniku zachodzącej reakcji chemicznej:

$$4\,HF + SiO_2 \longrightarrow \underset{\text{fluorek krzemu(IV)}}{SiF_4\uparrow} + 2\,H_2O$$

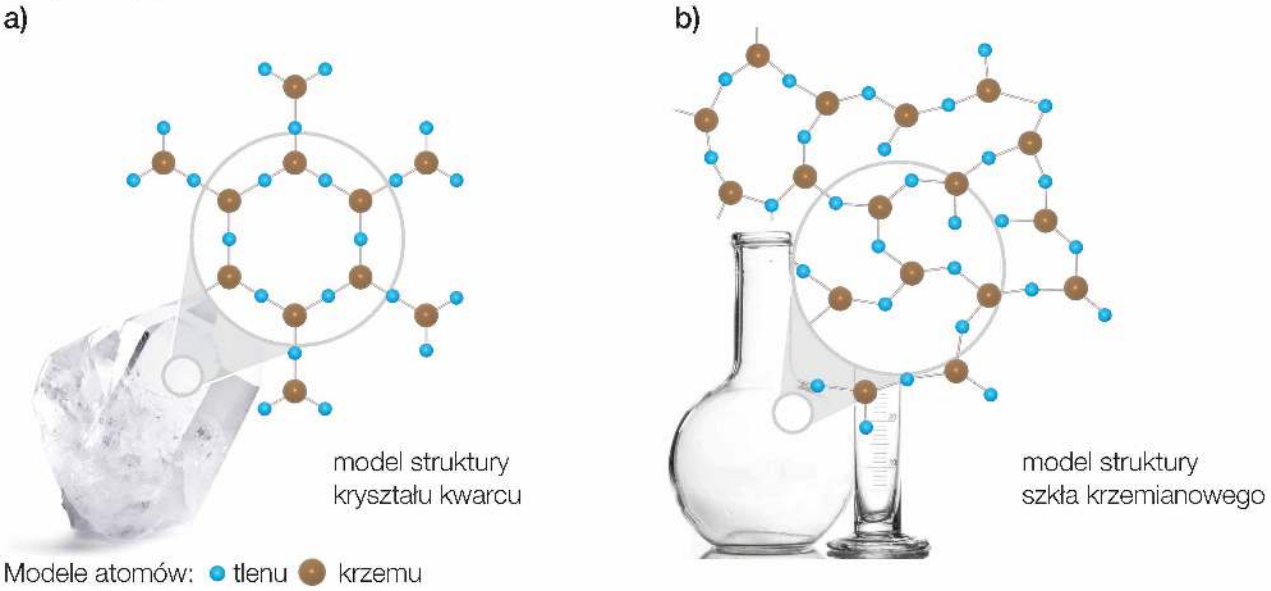
Tabela 8. Wybrane właściwości tlenku krzemu(IV) SiO_2

Tlenek krzemu(IV) SiO_2	
właściwości fizyczne	**właściwości chemiczne**
• substancja stała o budowie krystalicznej • czysty (bez domieszek) jest bezbarwny • twardy (rysuje szkło) • gęstość 2,26–4,29 $\frac{g}{cm^3}$	• mało reaktywny chemicznie • nie rozkłada się pod wpływem wysokiej temperatury • nie reaguje z wodą ani z kwasami (wyjątek HF) • reaguje z zasadami

Najbardziej powszechnym zastosowaniem tlenku krzemu(IV) jest **produkcja szkła.**

Czym jest szkło?

Szkło jest mieszaniną, której głównym składnikiem jest tlenek krzemu(IV), nazywany też krzemionką. Ma ono – w przeciwieństwie do tlenku krzemu(IV) (fot. 36.a) – nieuporządkowaną strukturę wewnętrzną (fot. 36.b).



Fot. 36. Tlenek krzemu(IV) jest głównym składnikiem: a) kwarcu, b) szkła krzemianowego.

Nieuporządkowanie struktury powoduje, że **szkło nie ma ściśle określonej temperatury topnienia**. Można jedynie określić szeroki zakres temperatur, w których mięknie. Miękkie szkło można dowolnie formować, dlatego szklane naczynia mogą mieć różne kształty (fot. 37.).

Fot. 37. Wyrobom szklanym można nadać dowolne kształty i kolory.

Fakty czy mity

Kruche jak szkło – FAKT

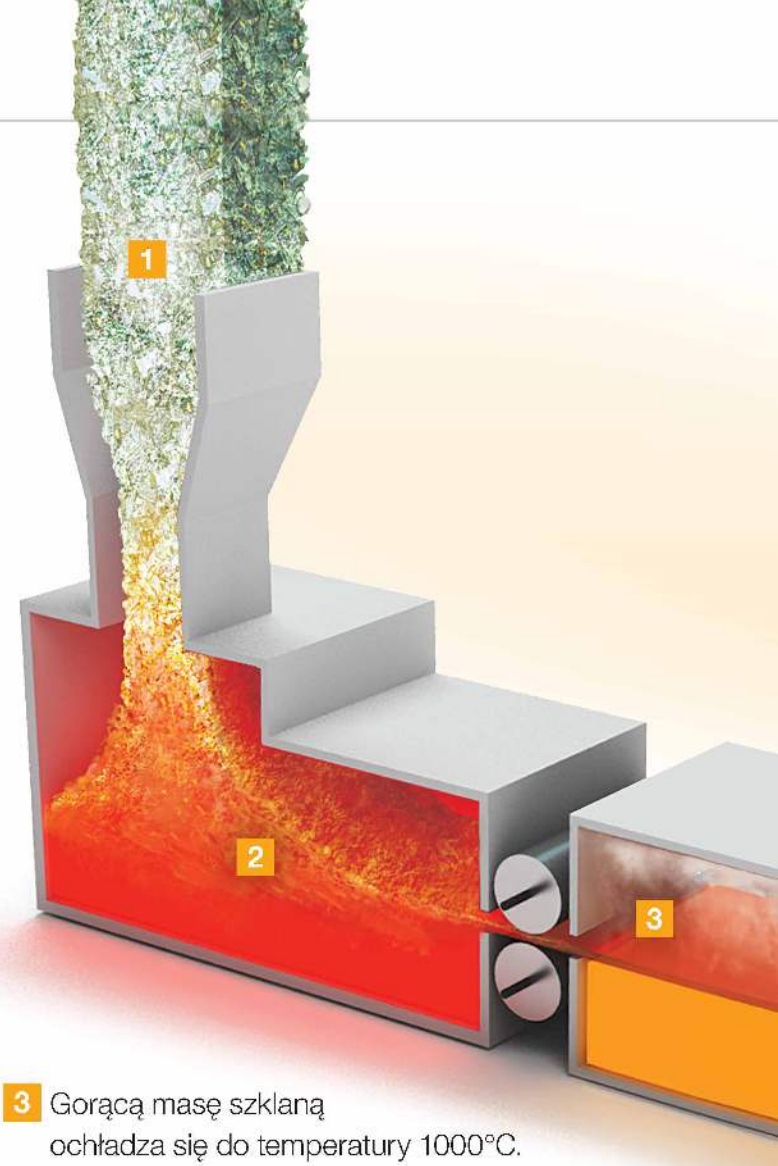
Każde szkło jest kruche, nawet to hartowane (fot. 38.). Ma ono wprawdzie większą wytrzymałość mechaniczną i odporność termiczną niż zwykłe szkło, jednak gdy spadnie z dużej wysokości, ulega zniszczeniu.

Fot. 38. Szkło hartowane naklejone na ekran chroni go przed uszkodzeniami, np. zarysowaniem.

Krok po kroku

Proces produkcji szkła krzemianowego

Najpopularniejszym rodzajem szkła jest szkło krzemianowe. Podstawowymi surowcami do jego produkcji są: piasek (SiO_2), wapień ($CaCO_3$) i soda (Na_2CO_3). Ten rodzaj szkła stosuje się do wyrobu szyb, naczyń szklanych i urządzeń optycznych.



1 Zmieloną mieszaninę SiO_2, $CaCO_3$ i Na_2CO_3 oraz stłuczkę szklaną ogrzewa się w piecu do temperatury 1200–1400°C.

2 W wysokiej temperaturze węglany ulegają rozkładowi na tlenki metali i tlenek węgla(IV):

$$\underset{\text{węglan sodu}}{Na_2CO_3} \xrightarrow{T} \underset{\text{tlenek sodu}}{Na_2O} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow}$$

$$\underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3} \xrightarrow{T} \underset{\text{tlenek wapnia}}{CaO} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow}$$

Powstałe tlenki metali reagują z tlenkiem krzemu(IV), w wyniku czego powstaje mieszanina krzemianów:

$$\underset{\text{tlenek sodu}}{Na_2O} + \underset{\text{tlenek krzemu(IV)}}{SiO_2} \longrightarrow \underset{\text{krzemian sodu}}{Na_2SiO_3}$$

$$\underset{\text{tlenek wapnia}}{CaO} + \underset{\text{tlenek krzemu(IV)}}{SiO_2} \longrightarrow \underset{\text{krzemian wapnia}}{CaSiO_3}$$

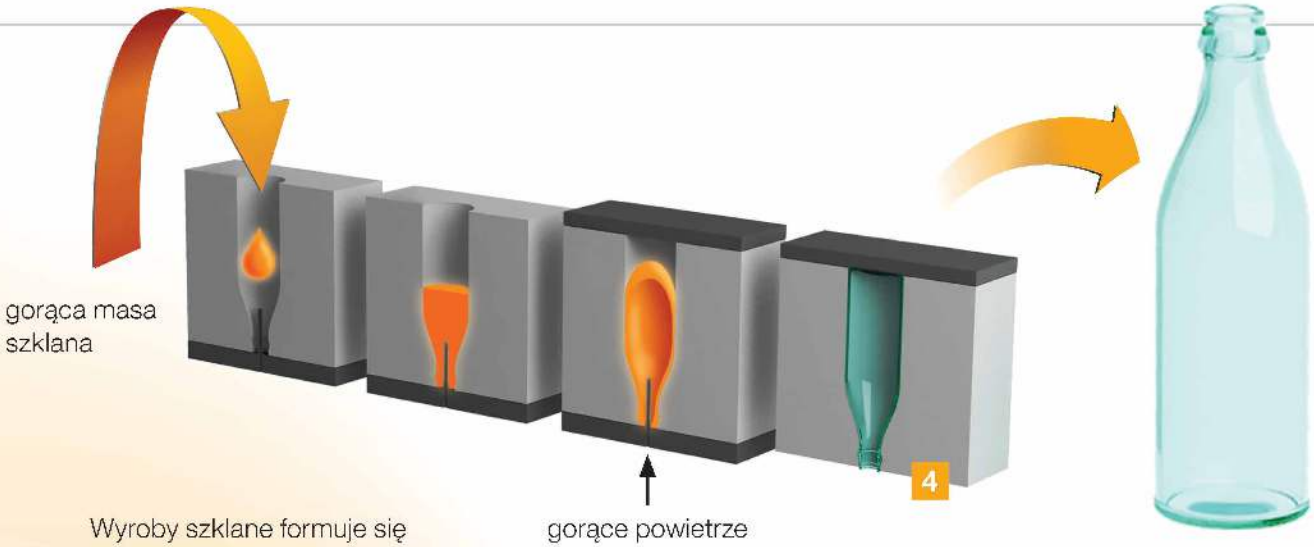
3 Gorącą masę szklaną ochładza się do temperatury 1000°C. Jedna z metod produkcji płaskich tafli szklanych polega na przeciąganiu szkła między wałkami. Wówczas otrzymuje się szkło pofałdowane. Idealnie płaskie szkło można uzyskać, kiedy roztopiona masa szklana płynie po powierzchni stopionej cyny.

Jakie są rodzaje szkła, ich właściwości i zastosowania?

W zależności od dodatków wykorzystanych podczas produkcji można wyróżnić m.in. szkła: sodowo-wapniowe, potasowo-wapniowe, jenajskie (zawierające m.in. B_2O_3 i Al_2O_3) oraz potasowo-ołowiowe.

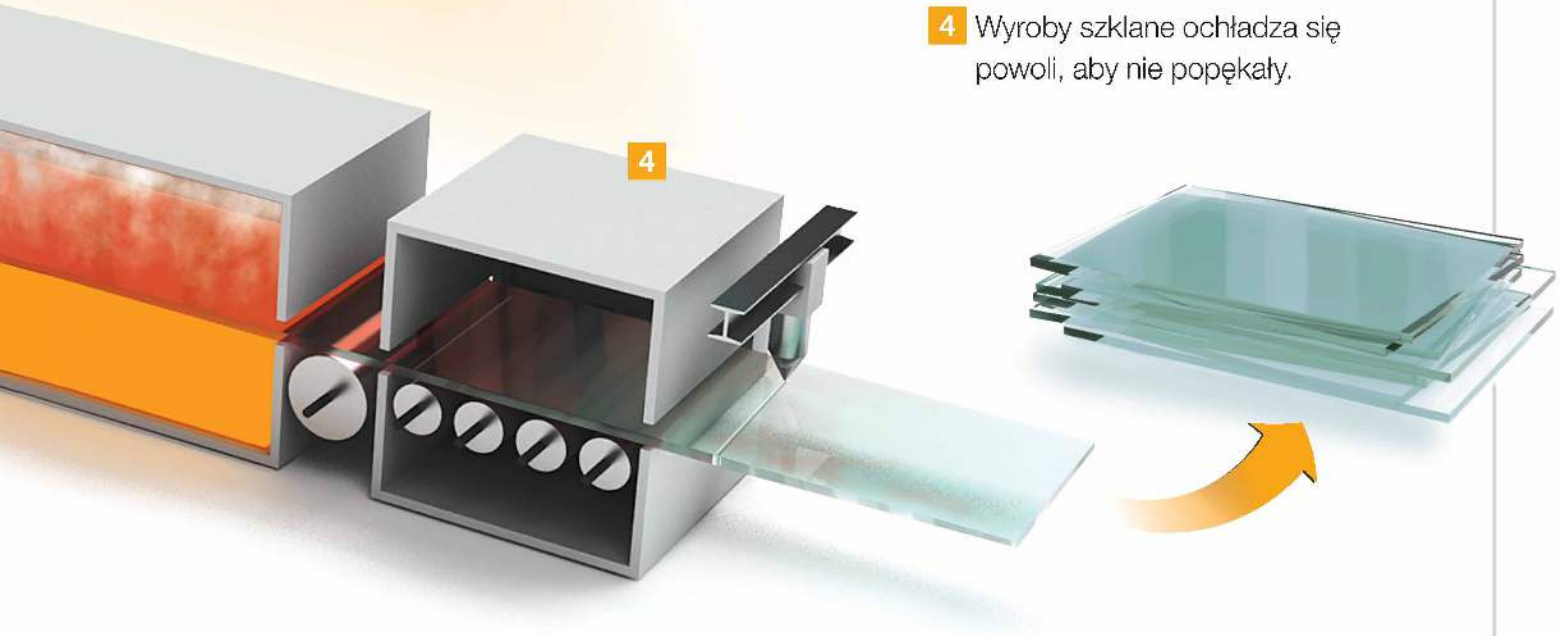
Szkło **sodowo-wapniowe** zawiera m.in. Na_2O i CaO. Ma stosunkowo niską temperaturę topnienia i jest wykorzystywane np. do produkcji naczyń kuchennych (np. szklanek), a także szyb okiennych. ▶

◀ Szkło **jenajskie** jest odporne na działanie wysokiej temperatury i odczynników chemicznych, ponieważ zawiera B_2O_3 i Al_2O_3. Jest wykorzystywane do produkcji szkła laboratoryjnego oraz naczyń kuchennych.

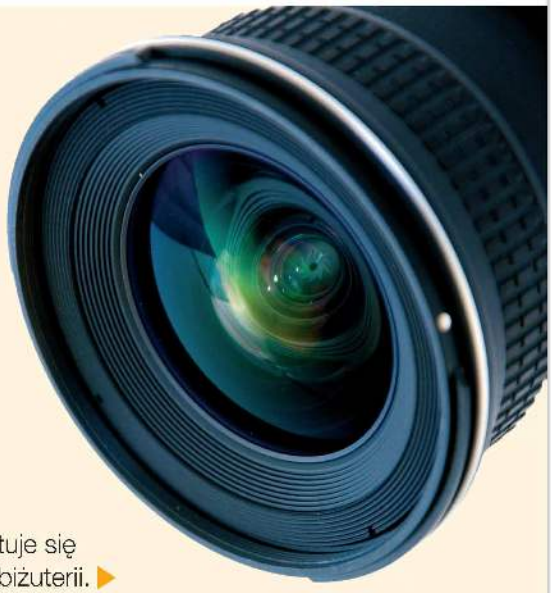


Wyroby szklane formuje się np. przez prasowanie, wydmuchiwanie, walcowanie, wyciąganie lub wytłaczanie.

4 Wyroby szklane ochładza się powoli, aby nie popękały.



◀ Szkło **potasowo-wapniowe** stosuje się jako szkło laboratoryjne, ponieważ jest trudno topliwe. Szkło potasowo-wapniowe zawiera m.in. K_2O i CaO.



Szkło **potasowo-ołowiowe** 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. ▶

Zastosowania

Tlenki

Tlenki są związkami bardzo rozpowszechnionymi w przyrodzie i często wykorzystywanymi w różnych dziedzinach życia.

Przemysł kosmetyczny

MgO stosowany jest w kosmetyce jako podstawa pudrów. Jest także składnikiem proszków i past do zębów.

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. Stop tlenków krzepnie, tworząc kryształy, np. rubinów lub szafirów.

Zapamiętaj!

Tlenki – związki chemiczne tlenu z metalami i niemetalami.

Tlenki kwasowe – reagują z zasadami i wodą, nie reagują z kwasami.

Tlenki zasadowe – reagują z kwasami i wodą, nie reagują z zasadami.

Tlenki amfoteryczne – reagują zarówno z zasadami, jak i kwasami, nie reagują z wodą.

Tlenki obojętne – nie reagują ani z kwasami, ani z zasadami, ani z wodą.

Szkło – mieszanina bezpostaciowa, której głównym składnikiem jest SiO_2.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Napisz wzory sumaryczne tlenków o podanych nazwach.**
   a) tlenek litu
   b) tlenek chloru(VII)
   c) tlenek fosforu(III)
   d) tlenek magnezu
   e) tlenek azotu(V)
   f) tlenek azotu(II)

2. **Napisz nazwy systematyczne tlenków o podanych wzorach.**
   a) K_2O
   b) B_2O_3
   c) ClO_2
   d) Fe_2O_3

3. Zaproponuj po jednej metodzie otrzymywania tlenków o podanych nazwach. **Napisz i uzgodnij odpowiednie równania reakcji chemicznych.**
   a) tlenek magnezu
   b) tlenek fosforu(V)
   c) tlenek azotu(II)

4. Zaproponuj trzy metody otrzymywania tlenku węgla(IV). **Napisz i uzgodnij odpowiednie równania reakcji chemicznych.**

5. **Wyjaśnij, dlaczego kwarc ma wąski zakres temperatury topnienia, a szkło kwarcowe bardzo szeroki, mimo że oba materiały mają identyczny skład chemiczny.**

9. Związki pierwiastków chemicznych z wodorem

Szkło jest odporne na działanie wielu odczynników chemicznych. Istnieje jednak związek wodoru z fluorem – fluorowodór HF, który reaguje ze szkłem (fot. 39.).

Fot. 39. Szkło matowieje pod wpływem fluorowodoru.

Jak są zbudowane wodorki?

Wodorki to tradycyjna nazwa związków chemicznych zbudowanych z wodoru i innego pierwiastka chemicznego. Wodór może łączyć się z metalem, np. z sodem – powstaje wówczas wodorek sodu, z niemetalem, np. z siarką – powstaje siarkowodór, albo z azotem – powstaje amoniak. Do zapisywania związków pierwiastków chemicznych z wodorem stosuje się dwa wzory ogólne. Zależą one od rodzaju pierwiastka chemicznego tworzącego dany związek chemiczny.

Wzór ogólny ma postać:

$$\overset{n\ \mathrm{I}}{EH_n}$$

gdzie:

E – pierwiastek chemiczny (inny niż wodór) 1.–2. oraz 13.–15. grupy układu okresowego,

n – wartościowość pierwiastka chemicznego

lub

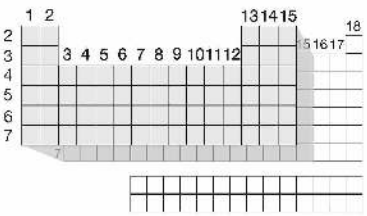
$$\overset{\mathrm{I}\ \ n}{H_nE}$$

gdzie:

E – pierwiastek chemiczny (inny niż wodór) 16. lub 17. grupy układu okresowego.

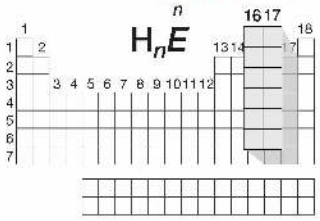
dla pierwiastków chemicznych **grup 1.–15.**

$$\overset{n}{EH_n}$$



dla pierwiastków chemicznych **grup 16.–17.**

$$\overset{n}{H_nE}$$



Przykład 16.

W jaki sposób ustalić wzór sumaryczny związku chemicznego wodoru z niemetalem na podstawie jego nazwy?

Napisz wzór sumaryczny chlorowodoru.

1 chlor: Cl, wodór: H

Chlor znajduje się w **17. grupie układu okresowego** pierwiastków chemicznych, dlatego do utworzenia wzoru wodorku wykorzystujemy wzór ogólny: $\overset{\mathrm{I}\ \ n}{H_nE}$.

2 **Chlor** ma **wartościowość I. Wartościowość wodoru** w wodorkach wynosi **I**.

patrz s. 80

Plan rozwiązywania

1. Zapisz symbole pierwiastków i ustal wzór ogólny.
2. Ustal i zapisz wartościowość pierwiastków w tym związku chemicznym.
3. Przepisz wartościowość, aby powstały indeksy stechiometryczne.
4. Napisz wzór związku chemicznego.

I I
HCl

3

! Indeksów stechiometrycznych o **wartości 1 nie zapisuje się** we wzorze.

4 Wzór sumaryczny chlorowodoru to HCl.

Plan rozwiązywania

1. Zapisz symbole chemiczne pierwiastków i ustal wzór ogólny.
2. Ustal i zapisz wartościowość pierwiastków w tym związku chemicznym.
3. Przepisz wartościowość po przekątnej, aby powstały indeksy stechiometryczne.
4. Napisz wzór związku chemicznego.

Przykład 17.

W jaki sposób ustalić wzór sumaryczny wodorku na podstawie jego nazwy?

Napisz wzór sumaryczny wodorku sodu.

1 sód: Na, wodór: H
Sód znajduje się w **1. grupie układu okresowego** pierwiastków chemicznych, dlatego do utworzenia wzoru wodorku wykorzystujemy wzór ogólny: $\overset{n\ \mathrm{I}}{E}H_n$.

2 **Sód** ma **wartościowość** I, ponieważ znajduje się w 1. grupie układu okresowego pierwiastków chemicznych. **Wartościowość wodoru** w wodorkach wynosi I.

I I
NaH

3

! Indeksów stechiometrycznych o **wartości 1 nie zapisuje się** we wzorze.

4 Wzór sumaryczny wodorku sodu to NaH.

Jak ustalić wartościowość pierwiastków chemicznych w związkach pierwiastków chemicznych z wodorem?

Wodór w wodorkach **ma zawsze wartościowość I**. Wartościowość pierwiastków chemicznych występujących w tych związkach **zwiększa się stopniowo od I do IV** w grupach 1., 2. i 13.,14. układu okresowego, a **potem zmniejsza się do I** w grupach 15.–17. (tabela 9.).

Tabela 9. Wartościowość pierwiastków chemicznych w związkach z wodorem

Numer grupy układu okresowego	1.	2.	13.	14.	15.	16.	17.
Nazwa grupy	litowce	berylowce	borowce	węglowce	azotowce	tlenowce	fluorowce
Wartościowość pierwiastka chemicznego w związku z wodorem	I	II	III	IV	III	II	I
Wzór związku chemicznego z wodorem	NaH	MgH_2	AlH_3	SiH_4	PH_3	H_2S	HCl

Jak tworzy się nazwy związków pierwiastków chemicznych z wodorem?

Nazwy wodorków tworzy się podobnie jak nazwy tlenków – w tym przypadku pierwszym słowem w nazwie jest „wodorek", drugim – nazwa drugiego pierwiastka chemicznego tworzącego ten związek chemiczny, czyli metalu. Jeśli metal przyjmuje w związkach chemicznych tylko jedną wartościowość, to nie uwzględnia się jej w nazwie, np.:

$\overset{\text{I}\ \text{I}}{NaH}$	$\overset{\text{II}\ \text{I}}{CaH_2}$
wodorek sodu	wodorek wapnia

Nazwy związków niemetali z grup 13.–17. układu okresowego z wodorem tworzy się, łącząc nazwę pierwiastka chemicznego ze słowem „wodór" przy użyciu „-o-", np.:

HCl	H_2S
chlorowodór (chlorek wodoru)	siarkowodór (siarczek wodoru)

Nazwy niektórych wodorków są nazwami zwyczajowymi, np. NH_3 – amoniak.

W jaki sposób można otrzymać związki pierwiastków chemicznych z wodorem?

Związki pierwiastków chemicznych z wodorem otrzymuje się w wyniku **reakcji syntezy**, czyli łączenia **pierwiastków chemicznych**. Reakcji syntezy z wodorem ulegają:

- niemetale. Ogólny zapis otrzymywania związków chemicznych wodoru z niemetalami ma postać:

niemetal + wodór ⟶ związek niemetalu z wodorem

reakcja syntezy

Na przykład: $N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \overset{\text{kat.}}{\rightleftharpoons} 2\,NH_{3(g)}$

azot, wodór, amoniak

g – oznaczenie substancji w gazowym stanie skupienia

- metale. Ogólny zapis otrzymywania związków chemicznych wodoru z metalami ma postać:

metal + wodór ⟶ wodorek metalu

reakcja syntezy

Na przykład: $2\,Na_{(s)} + H_{2(g)} \longrightarrow 2\,NaH_{(s)}$

sód, wodór, wodorek sodu

s – oznaczenie substancji w stałym stanie skupienia

Reakcje wodoru z metalami muszą przebiegać w środowisku bezwodnym, ponieważ **wodorki metali ulegają w wodzie rozkładowi**.

Jak można podzielić związki pierwiastków chemicznych z wodorem?

Wszystkie związki pierwiastków chemicznych z wodorem można podzielić ze względu na dwa kryteria:

- **rodzaj pierwiastka chemicznego**, który łączy się z wodorem:

związki z wodorem

metali – wodorki, np.:
NaH wodorek sodu
MgH_2 wodorek magnezu

niemetali, np.:
HCl chlorowodór (chlorek wodoru)
H_2S siarkowodór (siarczek wodoru)

- **właściwości chemiczne.**

Jakie właściwości mają związki pierwiastków chemicznych z wodorem?

Właściwości związków pierwiastków chemicznych z wodorem zależą od charakteru chemicznego pierwiastków chemicznych, które je tworzą.

Wodorki metali to najczęściej **substancje stałe**. Nie są lotne (nie przechodzą w stan gazowy). W większości wodorków metali występują **wiązania jonowe**.

Związki niemetali z wodorem są na ogół lotne. Związki te występują w przyrodzie najczęściej jako **gazy** – np.: HCl, HBr, HI. Trwałość związków pierwiastków 17. grupy układu okresowego z wodorem maleje w szeregu: HF, HCl, HBr, HI. Atomy w tych związkach chemicznych łączą się za pomocą **wiązań kowalencyjnych spolaryzowanych**.

Doświadczenie 4.

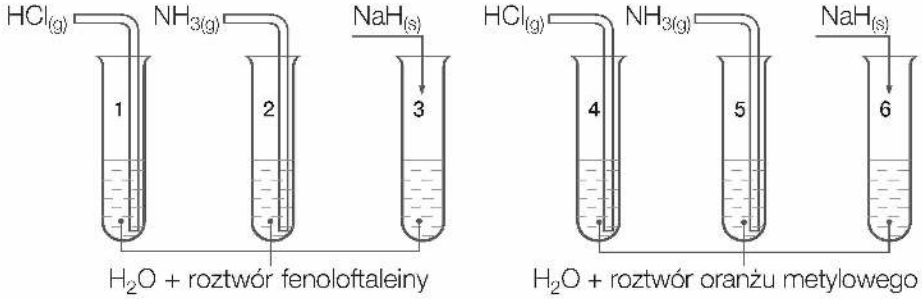
Badanie działania wody na wybrane związki pierwiastków chemicznych z wodorem

Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium).

Odczynniki: woda destylowana, chlorowodór, amoniak, wodorek sodu, roztwór fenoloftaleiny, roztwór oranżu metylowego.

Szkło laboratoryjne: probówki.

Instrukcja: Do probówek zawierających wodę z roztworem fenoloftaleiny dodaj kolejno: chlorowodór, amoniak i wodorek sodu. Powtórz czynności, używając wody z roztworem oranżu metylowego (schemat).

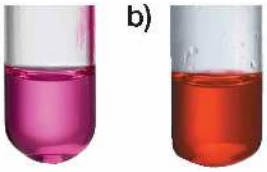


Obserwacje: Zawartość probówek 2. i 3. zabarwiła się na malinowo, a probówki 4. – na czerwono (fot. 40. a i b). W probówkach 1., 5. i 6. barwa wskaźników nie uległa zmianie.

Wniosek: Roztwory amoniaku NH_3 i wodorku sodu NaH mają odczyn zasadowy, a roztwór chlorowodoru – odczyn kwasowy.

Potrzebny do doświadczenia chlorowodór nauczyciel powinien otrzymać w reakcji chlorku sodu ze stężonym roztworem kwasu siarkowego(VI), a amoniak – w wyniku ogrzewania wody amoniakalnej.

a) b)



Fot. 40. Malinowa barwa fenoloftaleiny świadczy o odczynie zasadowym (a), natomiast czerwona barwa oranżu metylowego – o odczynie kwasowym (b).

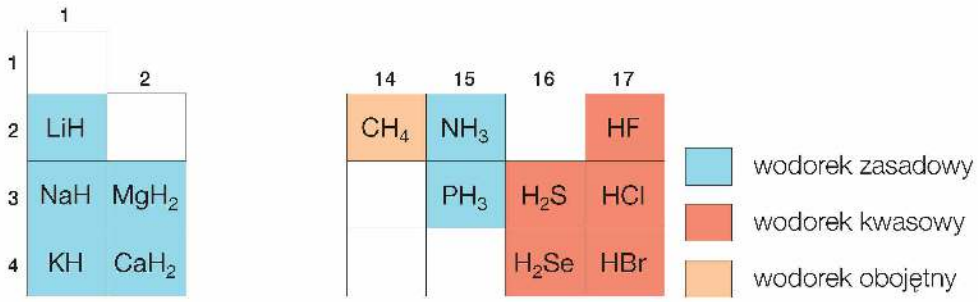
Działanie wody na związki pierwiastków chemicznych z wodorem, użyte w doświadczeniu 4. przedstawiają równania:

$$\underset{\text{amoniak}}{NH_3} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \rightleftharpoons \underset{\text{kation amonu}}{NH_4^+} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-}$$

$$\underset{\text{wodorek sodu}}{NaH} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kation sodu}}{Na^+} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

$$\underset{\text{chlorowodór}}{HCl} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kation wodoru}}{H^+_{(aq)}} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-}$$

Podobnie jak amoniak (fot. 41.) **wodorki metali z 1. i 2.** grupy układu okresowego pierwiastków chemicznych **wykazują charakter zasadowy. W przypadku wodorków niemetali** sprawa jest bardziej skomplikowana. Tworzą one zróżnicowaną grupę związków. Ich **charakter chemiczny zmienia się dość wyraźnie** – od zasadowego (np. NH_3), poprzez obojętny (CH_4), do kwasowego (H_2S, HCl) (rys. 17.).



Rys. 17. Wodorki zasadowe: LiH – wodorek litu, NaH – wodorek sodu, KH – wodorek potasu, MgH_2 – wodorek magnezu, CaH_2 – wodorek wapnia, NH_3 – amoniak, PH_3 – fosforowodór (fosfina); **wodorki obojętne**: CH_4 – metan; **wodorki kwasowe**: H_2S – siarkowodór, H_2Se – selenowodór, HF – fluorowodór, HCl – chlorowodór, HBr – bromowodór.

Fot. 41. Amoniak wykazuje charakter zasadowy, a jego wodny roztwór jest nazywany wodą amoniakalną.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Ustal nazwy systematyczne związków chemicznych o podanych wzorach.**
   a) BeH_2 b) HI c) LiH d) AlH_3 e) H_2S

2. **Napisz wzory sumaryczne związków chemicznych o podanych nazwach.**
   a) wodorek sodu b) fluorowodór

3. **Napisz i uzgodnij równania reakcji otrzymywania wodorków o podanych nazwach w reakcji syntezy.**
   a) wodorek potasu b) siarkowodór

4. Zaprojektuj doświadczenie umożliwiające ustalenie charakteru chemicznego wodorku litu. **Narysuj schemat, napisz obserwacje i sformułuj wniosek. Potwierdź charakter chemiczny wodorku odpowiednimi równaniami reakcji.**

Zapamiętaj!

Wodorek – związek chemiczny wodoru z innym pierwiastkiem chemicznym, głównie metalem.

10. Wodorotlenki

Fot. 42. Wodorotlenek sodu reaguje z tłuszczami, dlatego skutecznie usuwa tłuste zanieczyszczenia zgromadzone w rurach.

Podstawowym składnikiem środków stosowanych do udrożniania rur odprowadzających ścieki komunalne jest wodorotlenek sodu (fot. 42.).

Jak są zbudowane wodorotlenki?

Wodorotlenki to związki chemiczne utworzone przez trzy różne pierwiastki chemiczne:

- wodór,
- tlen,
- metal.

Wodorotlenki są **zbudowane z kationów metalu i anionów wodorotlenkowych**. Ich **wzór ogólny** ma postać:

$$M^{m+}(OH)^{1-}_{m}$$

gdzie:
M^{m+} – kation metalu,
$m+$ – ładunek kationu metalu,
OH^- – anion wodorotlenkowy,
(1–) – ładunek anionu wodorotlenkowego; wartości 1 nie zapisuje się przy znaku ładunku.

Plan rozwiązywania

1. Zapisz symbole chemiczne pierwiastków w kolejności odwrotnej do podanej w nazwie związku chemicznego.
2. Ustal wartościowość pierwiastka i anionu wodorotlenkowego.
3. Zapisz wartościowość nad symbolami chemicznymi pierwiastka i anionu wodorotlenkowego.
4. Przepisz wartościowość po przekątnej, aby powstały indeksy stechiometryczne.
5. Napisz wzór związku chemicznego.

Przykład 18.

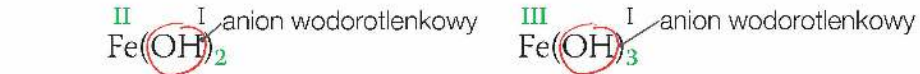
Jak ustalić wzór sumaryczny wodorotlenku na podstawie jego nazwy?

Napisz wzór sumaryczny wodorotlenku żelaza(III).

1. żelazo: Fe, anion wodorotlenowy: OH^-
2. wodorotlenek żelaza(III) ⟵ **wartościowość żelaza**
   Wartościowość **anionu wodorotlenowego** zawsze wynosi **I**.
3. $\overset{III}{Fe}\overset{I}{OH}$
4. W indeksach stechiometrycznych stosuj cyfry arabskie: $\overset{III}{Fe}\overset{I}{OH}$.
   $\overset{III}{Fe}\overset{I}{(OH)_3}$
   ! Indeksów stechiometrycznych o **wartości 1 nie zapisuje się** we wzorze.
   ! Indeks stechiometryczny dotyczy całego anionu wodorotlenkowego, więc anion wodorotlenkowy zapisuje się w nawiasie.
5. Wzór sumaryczny wodorotlenku żelaza(III) to $Fe(OH)_3$.

Jak tworzy się nazwy wodorotlenków?

Nazwy wodorotlenków tworzy się według takich samych zasad jak nazwy tlenków. Nazwa każdego wodorotlenku **rozpoczyna się od słowa „wodorotlenek"**, do którego **dodaje się nazwę metalu** tworzącego dany wodorotlenek i – jeśli to konieczne, bo metal tworzy kilka wodorotlenków – wartościowość metalu zapisaną w nawiasie:



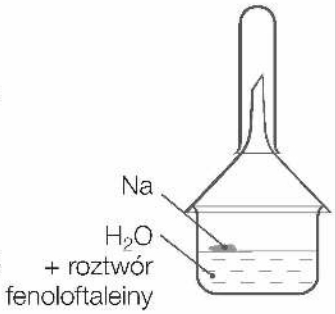
wodorotlenek żelaza(II) wodorotlenek żelaza(III)

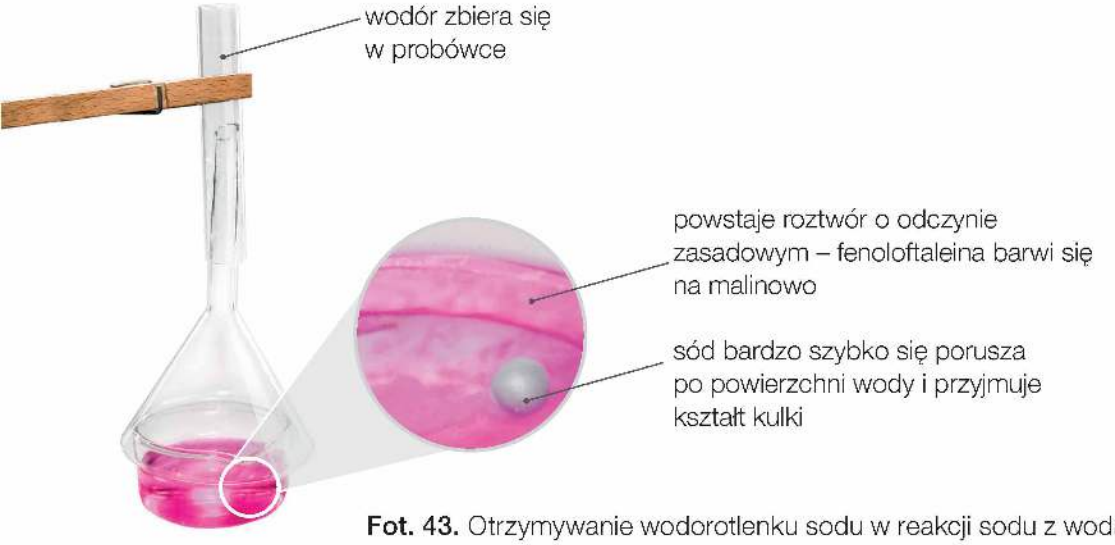
W jaki sposób można otrzymać wodorotlenki?

Doświadczenie 5. NaOH

Otrzymywanie wodorotlenku sodu w reakcji sodu z wodą

Odczynniki: sód, roztwór fenoloftaleiny, woda destylowana.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: krystalizator, lejek, probówka, pęseta, bibuła, nóż, łuczywo.
Instrukcja: Sód wyjmij z pojemnika pęsetą, dokładnie 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 fenoloftaleiną. Krystalizator przykryj lejkiem z probówką (schemat). Po zakończeniu reakcji chemicznej wykonaj próbę na obecność wodoru w probówce. Zbliż zapalone łuczywo do wylotu probówki.





Fot. 43. Otrzymywanie wodorotlenku sodu w reakcji sodu z wodą.

Obserwacje: Sód (fot. 43.) gwałtownie porusza się po powierzchni wody. Roztwór barwi się na malinowo. Zebrany w probówce gaz spala się z charakterystycznym dźwiękiem przypominającym szczeknięcie.
Wniosek: Sód reaguje z wodą i tworzy się produkt o odczynie zasadowym – świadczy o tym malinowa barwa roztworu.

Podczas reakcji sodu z wodą wydziela się energia na sposób ciepła – jest to więc reakcja egzoenergetyczna.

Powstaje wodny roztwór wodorotlenku sodu – **zasada sodowa**. Produktem tej reakcji chemicznej jest też palny, bezbarwny gaz – **wodór**.

Reakcję chemiczną sodu z wodą przedstawia równanie:

$$\underset{\text{sód}}{2\,Na} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2\,NaOH} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

Ogólny zapis otrzymywania wodorotlenków w reakcji metalu z wodą ma postać:

kilka substratów → kilka produktów

metal aktywny + woda ⟶ wodorotlenek + wodór

(tylko litowce i berylowce, bez berylu) (zasada)

W ten sam sposób jak sód mogą reagować z wodą inne metale aktywne z tej samej grupy, np.: potas, rubid, oraz z tego samego okresu, np. magnez, tworząc odpowiednie wodorotlenki tych metali.

Inne sposoby otrzymywania wodorotlenków to:

- reakcja tlenków metali z wodą:

reakcja syntezy

tlenek metalu aktywnego + woda ⟶ zasada

(tylko litowce i berylowce, bez berylu)

Na przykład: $\underset{\text{tlenek sodu}}{Na_2O} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2\,NaOH}$

- reakcja wodorku metalu aktywnego z wodą:

reakcja wymiany

wodorek metalu + woda ⟶ zasada + wodór

Na przykład: $\underset{\text{wodorek wapnia}}{CaH_2} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek wapnia}}{Ca(OH)_2} + \underset{\text{wodór}}{2\,H_2\uparrow}$

- kolejny sposób otrzymywania wodorotlenków zostanie omówiony w temacie *Sole*, s. 99.

Jak można podzielić wodorotlenki?

Wszystkie wodorotlenki można podzielić ze względu na dwa kryteria:

- **rozpuszczalność w wodzie**:

wodorotlenki

- **dobrze rozpuszczalne**, np.: $NaOH$ – wodorotlenek sodu
- **trudno rozpuszczalne**, np.: $Ca(OH)_2$ – wodorotlenek wapnia
- **praktycznie nierozpuszczalne**, np.: $Al(OH)_3$ – wodorotlenek glinu

- **charakter chemiczny**:

wodorotlenki

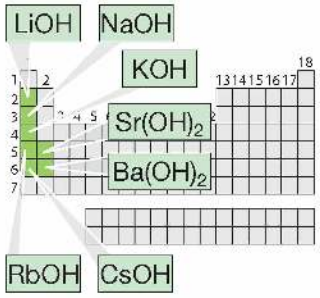
- **zasadowe**, np.: KOH – wodorotlenek potasu
- **amfoteryczne**, np.: $Al(OH)_3$ – wodorotlenek glinu

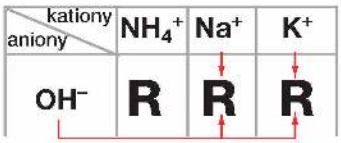
Czym są zasady?

Wodorotlenki, które rozpuszczają się w wodzie, i uzyskane w ten sposób wodne roztwory to **zasady**. **Nie każdy wodorotlenek jest zasadą.** Zasadami są **wszystkie wodorotlenki metali 1. grupy układu okresowego** pierwiastków chemicznych (litowce) oraz **niektóre wodorotlenki metali 2. grupy** (berylowce).

Roztwór otrzymany w wyniku rozpuszczenia amoniaku w wodzie ma również charakter zasadowy i przedstawia się go wzorem $NH_{3(aq)}$. W roztworze wodnym amoniaku znajduje się niewielka liczba jonów: NH_4^+ i OH^-.

Metale z 1. i 2. grupy układu okresowego tworzą **zasady**, czyli wodorotlenki rozpuszczalne w wodzie.





Jakie właściwości mają wodorotlenki?

Właściwości wodorotlenków zależą od właściwości metali, które je tworzą. Wodorotlenki 1. i 2. grupy układu okresowego są substancjami o stałym stanie skupienia (fot. 44.), większość z nich dobrze rozpuszcza się w wodzie, tworząc zasady. Są żrące. Wykazują właściwości **higroskopijne**.

NaOH KOH

Fot. 44. Wodorotlenki: sodu i potasu.

Wodorotlenek glinu oraz wodorotlenki grup 4.–12. układu okresowego słabo rozpuszczają się w wodzie (fot. 45.). Wykazują właściwości amfoteryczne. W wodorotlenkach występują **wiązania jonowe**.

$Al(OH)_3$ $Cu(OH)_2$

Fot. 45. Wodorotlenki: glinu i miedzi(II).

Wodne roztwory wodorotlenków przewodzą prąd elektryczny, więc wodorotlenki **są elektrolitami**.

W roztworze zasady uniwersalny papierek wskaźnikowy przyjmuje barwy od zielonej do granatowej, a roztwór fenoloftaleiny – barwę malinową (fot. 46.).

Fot. 46. Barwy wskaźników kwasowo-zasadowych w roztworze zasady.

Doświadczenie 6. NaOH

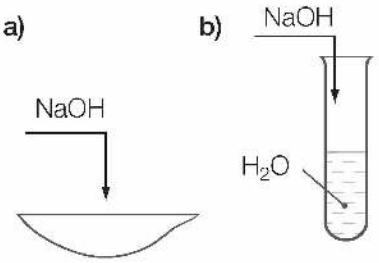
Badanie właściwości wodorotlenku sodu

Odczynniki: środek do udrożniania rur zawierający wodorotlenek sodu, woda destylowana.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: szkiełko zegarkowe lub szalka Petriego, probówka, bagietka szklana, termometr.

Instrukcja: a) Na szkiełku zegarkowym umieść kilka granulek wodorotlenku sodu. Zapamiętaj ich wygląd (możesz zrobić zdjęcie). Przyjrzyj się im ponownie po 20–25 min (możesz wykonać drugie zdjęcie i porównać je z pierwszym).

b) Do probówki dodaj wodę destylowaną (ok. $\frac{1}{3}$ objętości probówki). Zanotuj jej temperaturę. Następnie dodaj do wody kilka granulek wodorotlenku sodu. Wyjmij termometr. Wymieszaj zawartość probówki bagietką. Zmierz temperaturę roztworu i porównaj ją z temperaturą wody na początku doświadczenia.



Rozpuszczanie NaOH w wodzie pochłoniętej z powietrza to **zjawisko egzoenergetyczne**.

Fot. 47. Wodorotlenek sodu rozpuszcza się w wodzie wchłoniętej z powietrza.

Obserwacje: Granulki wodorotlenku sodu po kilku minutach „rozpływają się" (fot. 47.). Wodorotlenek sodu rozpuszcza się w wodzie, a probówka się rozgrzewa.

Wniosek: Stały wodorotlenek sodu „rozpływa się" wskutek wchłaniania wilgoci (pary wodnej) z powietrza.

Chemia w akcji

Ziarna ryżu umieszczone w solniczce chronią sól przed pobieraniem wilgoci z powietrza i zbryleniem (fot. 48.).

Fot. 48. Ryż ma właściwości higroskopijne – zdolność pochłaniania wilgoci.

Rozpuszczaniu tego związku chemicznego towarzyszy wydzielanie energii na sposób ciepła.

Zjawisko wchłaniania wilgoci przez substancję nazywa się **higroskopijnością**. Wykazują ją też inne związki chemiczne, np. kwas siarkowy(VI).

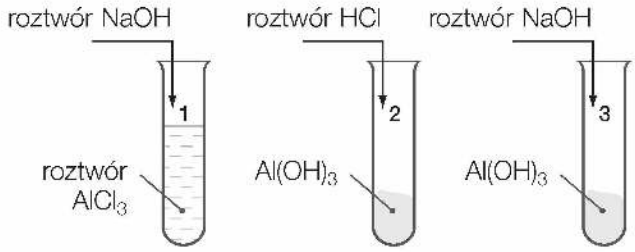
Podczas rozpuszczania dobrze i trudno rozpuszczalnego wodorotlenku w wodzie powstają aniony wodorotlenkowe, które bardzo silnie oddziałują z cząsteczkami wody, czemu towarzyszy wydzielenie się dużej ilości ciepła.

Jakie właściwości mają wodorotlenki amfoteryczne?

Doświadczenie 7.

Otrzymywanie wodorotlenku glinu i badanie jego właściwości amfoterycznych

Odczynniki: rozcieńczony wodny roztwór wodorotlenku sodu, rozcieńczony kwas chlorowodorowy, roztwór chlorku glinu.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, pipeta lub wkraplacz.
Instrukcja: Do probówki 1. z niewielką ilością roztworu chlorku glinu wkraplaj roztwór wodorotlenku sodu aż do pojawienia się osadu. Roztwór zdekantuj – zlej ciecz znad osadu. Osad rozdziel do probówek 2. i 3. Następnie do probówki 2. wkraplaj kwas chlorowodorowy, a do 3. – roztwór wodorotlenku sodu (schemat).



Fot. 49. Wodorotlenek glinu.

↓ produkt strąca się jako osad

Obserwacje: W probówce 1. strącił się biały osad (fot. 49.). Zarówno po dodaniu kwasu (probówka 2.), jak i zasady (probówka 3.) osad znika i powstaje bezbarwny, klarowny roztwór.
Wnioski: Chlorek glinu reaguje z wodorotlenkiem sodu, tworząc praktycznie nierozpuszczalny w wodzie wodorotlenek glinu (probówka 1.). Wodorotlenek glinu reaguje zarówno z kwasem (probówka 2.), jak i zasadą (probówka 3.), zatem **jest związkiem amfoterycznym**.

W doświadczeniu 7. zachodzą trzy reakcje chemiczne. Pierwszą z nich jest strącanie wodorotlenku glinu:

$$\underset{\text{chlorek glinu}}{AlCl_3} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{3\,NaOH} \longrightarrow \underset{\text{chlorek sodu}}{3\,NaCl} + \underset{\text{wodorotlenek glinu}}{Al(OH)_3\downarrow}$$

Wodorotlenki amfoteryczne reagują zarówno z kwasami, jak i zasadami.

W reakcji wodorotlenku amfoterycznego z kwasem wodorotlenek ulega roztworzeniu i powstaje **sól**, np.:

$$\underset{\text{wodorotlenek glinu}}{Al(OH)_3} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{3\,HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek glinu}}{AlCl_3} + \underset{\text{woda}}{3\,H_2O}$$

Ogólny zapis otrzymywania soli w reakcji wodorotlenku amfoterycznego z kwasem ma postać:

reakcja **wymiany**

wodorotlenek amfoteryczny + kwas ⟶ sól + woda

W reakcji wodorotlenku amfoterycznego z zasadą powstaje **hydroksokompleks** (sól), np.:

$$\underset{\text{wodorotlenek glinu}}{Al(OH)_3} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{3\,NaOH} \longrightarrow \underset{\text{heksahydroksoglinian sodu}}{Na_3[Al(OH)_6]}$$

Ogólny zapis otrzymywania soli w reakcji wodorotlenku amfoterycznego z zasadą ma postać:

reakcja **syntezy**

wodorotlenek amfoteryczny + zasada ⟶ hydroksokompleks (sól)

Wodorotlenki, np. praktycznie nierozpuszczalne w wodzie wodorotlenek miedzi(II) lub wodorotlenek żelaza(III) (fot. 50.), mogą **ulegać rozkładowi** (reakcja analizy) pod wpływem podwyższonej temperatury. W wyniku tej reakcji chemicznej otrzymuje się tlenki metali.

Fot. 50. Kolejne etapy otrzymywania praktycznie nierozpuszczalnego w wodzie wodorotlenku żelaza(III).

Ogólny zapis rozkładu wodorotlenku ma postać:

jeden substrat → **kilka** produktów

wodorotlenek $\xrightarrow{T}$ **tlenek metalu + woda**

Na przykład:

$$\underset{\text{wodorotlenek miedzi(II)}}{Cu(OH)_2} \xrightarrow{T} \underset{\text{tlenek miedzi(II)}}{CuO} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

$$\underset{\text{wodorotlenek żelaza(III)}}{2\,Fe(OH)_3} \xrightarrow{T} \underset{\text{tlenek żelaza(III)}}{Fe_2O_3} + \underset{\text{woda}}{3\,H_2O}$$

Zastosowania

Wodorotlenki

Reaktywne wodorotlenki litowców i berylowców nie występują w przyrodzie. Pozostałe można spotkać w postaci minerałów.

Rolnictwo i budownictwo

Między innymi ze względu na właściwości bakteriobójcze $Ca(OH)_2$ stosuje się do bielenia pni drzew owocowych. Przyswajany przez rośliny wodny roztwór amoniaku $NH_{3(aq)}$ służy do produkcji nawozów. $Ca(OH)_2$ jest składnikiem zaprawy wapiennej.

Farmacja

$Fe(OH)_3$ jest składnikiem leków na niedokrwistość, a $Mg(OH)_2$ i $Al(OH)_3$ – środków na nadkwaśność żołądka.

Przemysł kosmetyczny

$Mg(OH)_2$ i $Al(OH)_3$ wykorzystuje się w produkcji pasty do zębów. Z kolei mydła, kosmetyki myjące oraz środki piorące wytwarza się z użyciem m.in. **NaOH** i **KOH**.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Napisz wzory sumaryczne wodorotlenków o podanych nazwach.**
   a) wodorotlenek litu
   b) wodorotlenek baru
   c) wodorotlenek kobaltu(III)
   d) wodorotlenek miedzi(II)

2. **Napisz nazwy systematyczne wodorotlenków o podanych wzorach.**
   a) KOH b) $Ca(OH)_2$ c) $Al(OH)_3$ d) $Cr(OH)_2$

3. Tlenek wapnia pochłania wodę z otoczenia, czyli jest substancją higroskopijną, i reaguje z wodą, dając wodorotlenek. Właściwość tę wykorzystuje się np. do produkcji wapna gaszonego, które jest stosowane w budownictwie. **Napisz i uzgodnij równanie reakcji otrzymywania wapna gaszonego z tlenku wapnia.**

4. Niektóre wodorotlenki dodaje się do żywności jako regulatory kwasowości. Na przykład do dżemów i produktów kakaowych jest zwykle dodawany wodorotlenek potasu. **Napisz i uzgodnij równania reakcji otrzymywania wodorotlenku potasu dwoma sposobami. Wyjaśnij, w jaki sposób wodorotlenki regulują kwasowość produktów spożywczych.**

Zapamiętaj!

Wodorotlenki – związki chemiczne zbudowane z kationów metali i anionów wodorotlenkowych o wzorze ogólnym:

$$M^{m+}(OH)^{1-}_m$$

Zasada – wodorotlenek rozpuszczalny w wodzie i wodny roztwór tego wodorotlenku.

Higroskopijność – zdolność substancji do pochłaniania wilgoci.

11. Kwasy

Fot. 51. Kwas zawarty w cytrynie zmienia barwę roztworu herbaty.

Kiedy dodajemy plasterek cytryny do zaparzonej herbaty (fot. 51.) czy kwasek cytrynowy do gotowanych buraczków, natychmiast obserwujemy zmianę zabarwienia.

Jak są zbudowane kwasy?

Kwasy to związki chemiczne, których cząsteczki są **zbudowane z atomów wodoru i atomów lub grup atomów tworzących resztę kwasową.**

Wzór ogólny kwasów ma postać:

$$\overset{\text{I}}{\mathrm{H}}_{m}\overset{m}{R}$$

gdzie:

R – reszta kwasowa,

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

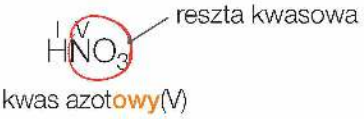
Jeśli w reszcie kwasowej R nie występują atomy tlenu, to taki kwas należy do **kwasów beztlenowych**.

Gdy w **reszcie kwasowej** występują atomy tlenu, jest to **kwas tlenowy**.

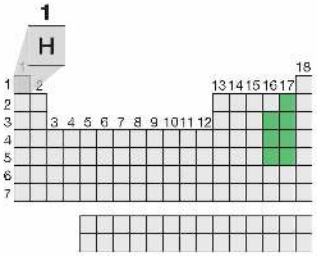
Jak tworzy się nazwy kwasów?

Nazwy kwasów beztlenowych tworzy się, dodając do słowa „kwas" nazwę niemetalu występującego w reszcie kwasowej oraz końcówkę „-**wodorowy**". Na przykład:

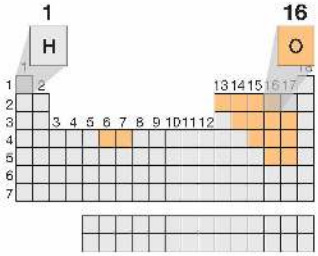
Nazwy kwasów tlenowych tworzy się przez dodanie do słowa „kwas" nazwy pierwiastka chemicznego, który oprócz atomów tlenu występuje w reszcie kwasowej, oraz końcówki „-**owy**". Jeśli ten pierwiastek chemiczny może przyjmować w związkach chemicznych różne **wartościowości**, to **należy je uwzględnić** w nazwie kwasu. Na przykład:



Wybrane pierwiastki chemiczne tworzące **kwasy beztlenowe**



Wybrane pierwiastki chemiczne tworzące **kwasy tlenowe**



Przykład 19.

Jak ustalić nazwę kwasu na podstawie jego wzoru sumarycznego?

Podaj nazwę systematyczną kwasu o wzorze sumarycznym $HClO_4$.

1 $H\underbrace{ClO_4}$
reszta kwasowa

Reszta kwasowa jest jednowartościowa, ponieważ we wzorze sumarycznym tego kwasu występuje jeden atom wodoru:

$\overset{\text{I}}{H}\overbrace{ClO_4}^{\text{I}}$

2 Tlen w związkach chemicznych jest **dwuwartościowy**. Znając wartościowość reszty kwasowej, można wyznaczyć wartościowość chloru:

$\overbrace{x\ \text{II}}^{\text{I}}$
$HClO_4$, gdzie x oznacza wartościowość chloru

$x + 4 \cdot \text{II} = \text{I}$
$x = 4 \cdot \text{II} - \text{I}$
$x = \text{VII}$

Chlor może przyjmować różne wartościowości w związkach chemicznych. Wartościowość chloru w kwasie o wzorze sumarycznym $HClO_4$ wynosi VII.

3 Nazwa tego kwasu to kwas chlorowy(VII).

Plan rozwiązywania

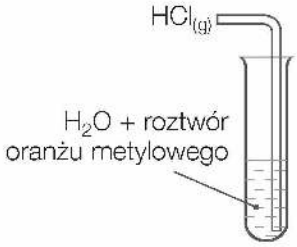
1. Określ wartościowość reszty kwasowej.
2. Ustal wartościowość wszystkich pierwiastków w kwasie.
3. Napisz odpowiedź.

W jaki sposób otrzymuje się kwasy beztlenowe?

Doświadczenie 8. $HCl_{(g)}$

Otrzymywanie kwasu chlorowodorowego

Odczynniki: chlorowodór, woda destylowana, roztwór oranżu metylowego.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, statyw do probówek, szklana rurka.
Instrukcja: Do probówki z wodą i roztworem oranżu metylowego dodaj chlorowodór (schemat).



Obserwacje: Pod wpływem chlorowodoru zawartość probówki barwi się na czerwono (fot. 52.).
Wniosek: $HCl_{(g)}$ rozpuszcza się w wodzie, tworząc $HCl_{(aq)}$.

Doświadczenia 8. i 9. należy przeprowadzać pod wyciągiem (dygestorium).

Fot. 52. Czerwona barwa oranżu metylowego świadczy o obecności kwasu.

g – oznaczenie substancji w gazowym stanie skupienia

aq – oznaczenie substancji rozpuszczonej w wodzie

Proces ten przedstawia równanie:

gaz — roztwór wodny

$$HCl_{(g)} \xrightarrow{H_2O} HCl_{(aq)}$$

chlorowodór — kwas chlorowodorowy

Kwasy beztlenowe można otrzymać w wyniku rozpuszczania odpowiedniego związku wodoru z niemetalem w wodzie. Ogólny zapis otrzymywania kwasów beztlenowych ze związków wodoru z niemetalem ma postać:

związek wodoru z niemetalem $\xrightarrow[w\ H_2O]{rozpuszczanie}$ kwas beztlenowy

Ogólny zapis otrzymywania związku wodoru z niemetalem ma postać:

reakcja **syntezy**

wodór + niemetal (np.: S, Cl_2, Br_2) ⟶ związek wodoru z niemetalem

Na przykład: $H_{2(g)} + Cl_{2(g)} \longrightarrow 2\,HCl_{(g)}$

wodór, chlor — chlorowodór

Inny sposób otrzymywania kwasów beztlenowych poznasz w temacie *Sole*, s. 99.

W jaki sposób otrzymuje się kwasy tlenowe?

Doświadczenie 9.

Otrzymywanie kwasu siarkowego(IV)

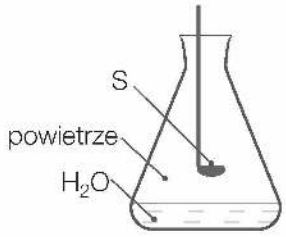
Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium).

Odczynniki: siarka, woda destylowana, uniwersalny papierek wskaźnikowy.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: kolba stożkowa, korek, łyżka do spalań, palnik gazowy lub spirytusowy.

Instrukcja: Do kolby stożkowej z wodą destylowaną wprowadź łyżkę do spalań z płonącą siarką. Po zakończeniu spalania siarki wyjmij łyżkę, kolbę zamknij korkiem i wstrząsaj jej zawartością. Zanurz uniwersalny papierek wskaźnikowy w otrzymanym roztworze.

Uważaj, by nie zanurzyć łyżki z płonącą siarką w wodzie.



Fot. 53. W wyniku spalania siarki w powietrzu powstaje gaz, który następnie reaguje z wodą.

Obserwacje: Siarka spala się niebieskim płomieniem (fot. 53.). Uniwersalny papierek wskaźnikowy zanurzony w otrzymanym roztworze zmienia barwę z żółtej na czerwoną.

Wniosek: Siarka reaguje z tlenem znajdującym się w powietrzu.

Przebieg tej reakcji chemicznej przedstawia równanie:

$$S + O_{2(g)} \longrightarrow \overset{IV}{SO}_{2(g)}$$

siarka, tlen — tlenek siarki(IV)

Tlenek siarki(IV) w reakcji z wodą tworzy kwas siarkowy(IV) (doświadczenie 9.).

Ogólny zapis otrzymywania kwasu w reakcji tlenku kwasowego z wodą ma postać:

tlenek kwasowy + woda ⟶ kwas tlenowy

reakcja **syntezy**

$$\overset{IV}{SO_{2(g)}} + H_2O \rightleftharpoons \overset{IV}{H_2SO_3}$$

tlenek siarki(IV) woda kwas siarkowy(IV)

Tlenek siarki(IV) **SO_2 jest tlenkiem kwasowym** kwasu siarkowego(IV).

Inny sposób otrzymywania kwasów tlenowych poznasz w temacie. *Sole*, s. 99.

Kwas siarkowy(IV) jest nietrwały – samorzutnie rozkłada się na tlenek siarki(IV) i wodę.

Jak można podzielić kwasy nieorganiczne?

Kwasy nieorganiczne można podzielić ze względu na dwa kryteria:

- **obecność tlenu w reszcie kwasowej**:

kwasy

beztlenowe, np.:
HCl – kwas chlorowodorowy

tlenowe, np.:
HNO_3 – kwas azotowy(V)

- **właściwości chemiczne**.

Jakie właściwości mają kwasy?

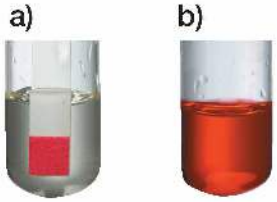
Większość kwasów występuje w temperaturze pokojowej jako bezbarwne ciecze lub roztwory (fot. 54.). Nieliczne są substancjami stałymi, np. kwas fosforowy(V) H_3PO_4 lub kwas borowy H_3BO_3. Kwasy **dobrze rozpuszczają się w wodzie**, tworząc roztwory o różnym stężeniu.

Stężone roztwory kwasów są żrące, dlatego podczas pracy z nimi należy zachować szczególną ostrożność.

Fot. 54. Kwasy: azotowy(V), chlorowodorowy i siarkowodorowy.

Roztwory kwasów rozpuszczalnych w wodzie **przewodzą prąd elektryczny**, czyli są roztworami elektrolitów. W roztworze kwasu uniwersalny papierek wskaźnikowy przyjmuje barwę czerwoną, podobnie jak roztwór oranżu metylowego (fot. 55.).

W kwasach między atomami wodoru i tlenu oraz tlenu i niemetalu występują wiązania **kowalencyjne spolaryzowane**.



Fot. 55. Barwy uniwersalnego papierka wskaźnikowego (a) i roztworu oranżu metylowego (b) w roztworze kwasu.

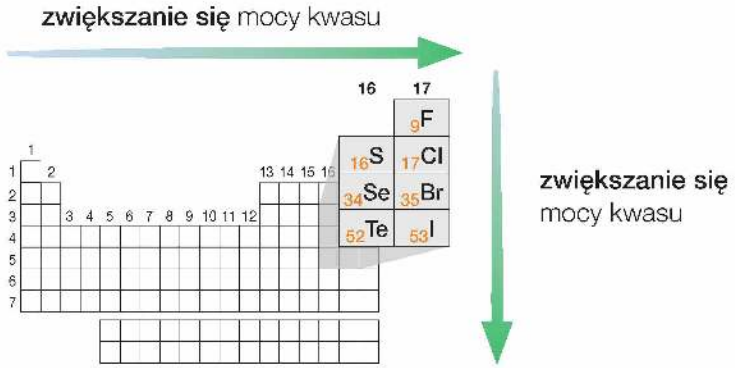
Czym jest moc kwasu i jak się zmienia?

Moc kwasu to **zdolność do odłączenia kationu wodoru** od cząsteczki kwasu w roztworze wodnym.

Moc kwasów można przewidywać, korzystając z układu okresowego. Zależy ona od tego, gdzie w układzie okresowym znajdują się pierwiastki chemiczne wchodzące w skład reszty kwasowej.

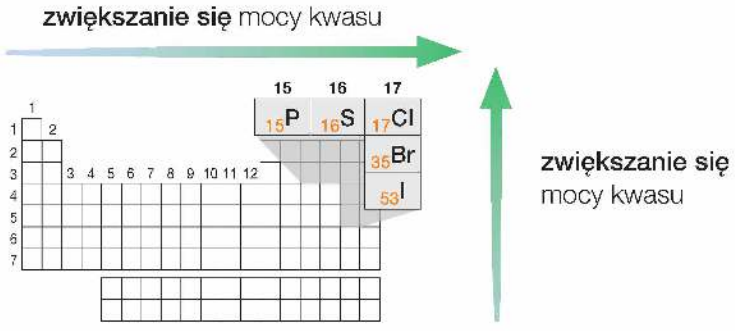
Moc kwasów beztlenowych:

- **zwiększa się w okresie** wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej pierwiastka chemicznego,
- **zwiększa się w 16. i 17. grupie** wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej pierwiastka chemicznego.



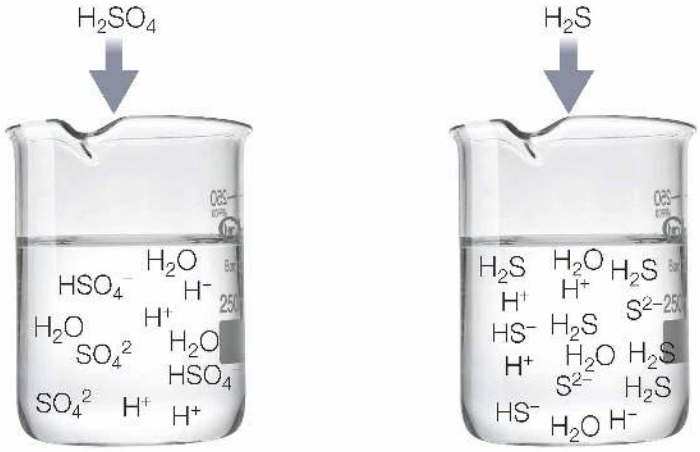
W zależności od położenia pierwiastków chemicznych wchodzących w skład reszty kwasowej **moc kwasów tlenowych**:

- **zwiększa się w okresie** wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej pierwiastka chemicznego, przy jednakowej liczbie atomów tlenu w cząsteczkach kwasów (np.: H_3PO_4, H_2SO_4, $HClO_4$),
- **zmniejsza się w grupie** wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej pierwiastka chemicznego, przy tej samej wartościowości pierwiastka chemicznego (np.: HIO, HBrO, HClO).



W przypadku **kwasów tlenowych, w których ten sam pierwiastek chemiczny** ma różne wartościowości, moc zależy od liczby atomów tlenu w cząsteczce. **Im więcej atomów tlenu w cząsteczce i wyższa wartościowość pierwiastka chemicznego, tym mocniejszy kwas.**

Kwasy mocne (tabela 10.) występują w roztworach wodnych **w postaci jonów**, natomiast **kwasy słabe** – zarówno w postaci jonów, jak i cząsteczek (rys. 18.).



kwas mocny kwas słaby

Rys. 18. W roztworze kwasu mocnego występują wyłącznie jony, w roztworze kwasu słabego – zarówno jony, jak i cząsteczki.

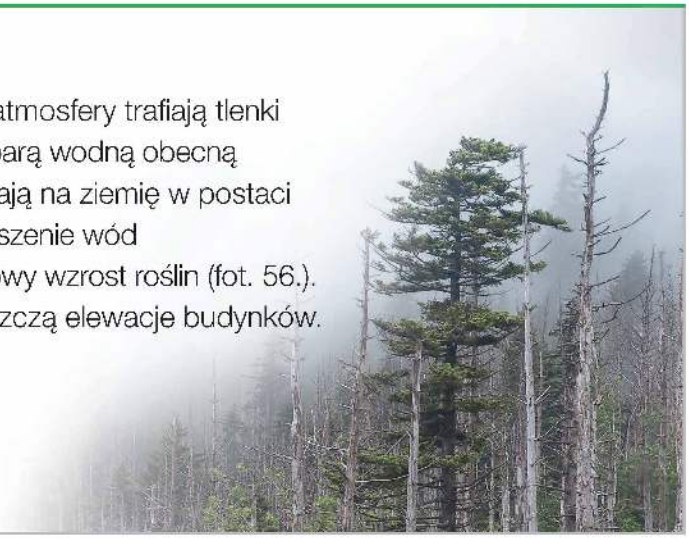
Kwas węglowy jest nietrwały – samorzutnie rozkłada się na tlenek węgla(IV) i wodę.

Tabela 10. Podział kwasów ze względu na moc

Kwasy			
mocne		słabe	
wzór sumaryczny	nazwa	wzór sumaryczny	nazwa
H_2SO_4	kwas siarkowy(VI)	HNO_2	kwas azotowy(III)
HNO_3	kwas azotowy(V)	$H_2S_{(aq)}$	kwas siarkowodorowy
$HCl_{(aq)}$	kwas chlorowodorowy	H_2SiO_3	kwas metakrzemowy
$HClO_3$	kwas chlorowy(V)	$HClO$	kwas chlorowy(I)
$HClO_4$	kwas chlorowy(VII)	H_2CO_3	kwas węglowy
$HBr_{(aq)}$	kwas bromowodorowy	H_2SO_3	kwas siarkowy(IV)

Chemia w akcji

Rozwój przemysłu i motoryzacji sprawił, że do atmosfery trafiają tlenki kwasowe, m.in. SO_2, NO_2. Tlenki te łączą się z parą wodną obecną w atmosferze i tworzą kwasy, a następnie spadają na ziemię w postaci kwaśnych opadów. Powodują one m.in. zakwaszenie wód powierzchniowych i gleby, a to utrudnia prawidłowy wzrost roślin (fot. 56.). Kwaśne opady przyspieszają także korozję i niszczą elewacje budynków.



Fot. 56. Kwaśne opady niszczą tkanki roślin.

Zastosowania

Kwasy

W uzdrowiskach, np. w Krynicy-Zdroju, H_2S jest składnikiem wód leczniczych, a CO_2 rozpuszczony w wodzie jest stosowany do tzw. kąpieli 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.

Przemysł kosmetyczny

Barwniki produkowane przy użyciu **HCl** są składnikami niektórych kosmetyków.

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.

Zapamiętaj!

Kwasy – związki chemiczne, których cząsteczki są zbudowane z atomów wodoru i atomów lub grup atomów tworzących resztę kwasową.

Reszta kwasowa – atom lub grupa atomów znajdujące się w cząsteczce każdego kwasu oprócz atomów wodoru.

Moc kwasu – zdolność do odłączenia kationu wodoru od cząsteczki kwasu w procesie dysocjacji jonowej.

Kwas mocny – kwas występujący w roztworze wodnym w postaci jonów.

Kwas słaby – kwas występujący w roztworze wodnym w postaci jonów i cząsteczek.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Wskaż wzory sumaryczne kwasów beztlenowych.**
   HBr, H_2SiO_3, H_3BO_3, HI, $HClO_4$, H_3AsO_4, HCN, H_2S, HIO

2. **Przepisz wzory sumaryczne kwasów, podkreśl reszty kwasowe i ustal ich wartościowość.**
   HF, HNO_2, H_2SiO_3, HBr, $HClO_4$, H_2SO_4, HIO_3, H_3PO_4

3. **Określ problem badawczy i sformułuj hipotezę do doświadczenia 9., s. 94.**

4. Chlor tworzy cztery kwasy tlenowe: kwas chlorowy(I) HClO, kwas chlorowy(III) $HClO_2$, kwas chlorowy(V) $HClO_3$ oraz kwas chlorowy(VII) $HClO_4$. **Ustal wzory tlenków kwasowych, z których powstają wymienione kwasy. Napisz i uzgodnij równania reakcji otrzymywania wymienionych kwasów w wyniku reakcji chemicznej ich tlenków kwasowych z wodą.**

5. **Wybierz zestaw kwasów uporządkowanych według zwiększającej się mocy. Uzasadnij swój wybór.**
   a) H_2S, H_2Te, H_2Se
   b) HIO, HBrO, HClO
   c) $HClO_4$, $HClO_3$, $HClO_2$
   d) HI, HBr, HCl

12. Sole

Sól kuchenna – chlorek sodu NaCl – jest substancją o wiązaniu jonowym, która bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie. Wodny roztwór chlorku sodu o stężeniu 0,9% jest stosowany m.in. w medycynie i farmacji (fot. 57.)

Fot. 57. Wodny roztwór NaCl (o stężeniu 0,9%) jest wykorzystywany jako środek nawadniający i uzupełniający niedobór elektrolitów w organizmie np. po zabiegach operacyjnych.

Jak są zbudowane sole?

Sole są **zbudowane z kationów metalu (lub kationu amonu) i anionów reszty kwasowej**. Ich wzór **ogólny ma postać**:

$$M_n^m(R)_m^n$$

gdzie:
M^{m+} – kation metalu (lub kation amonu),
R^{n-} – anion reszty kwasowej,
m – wartościowość metalu,
n – wartościowość reszty kwasowej.

Jak można podzielić sole?

Wśród soli można wyróżnić sole obojętne, wodorosole i hydroksosole:

sole

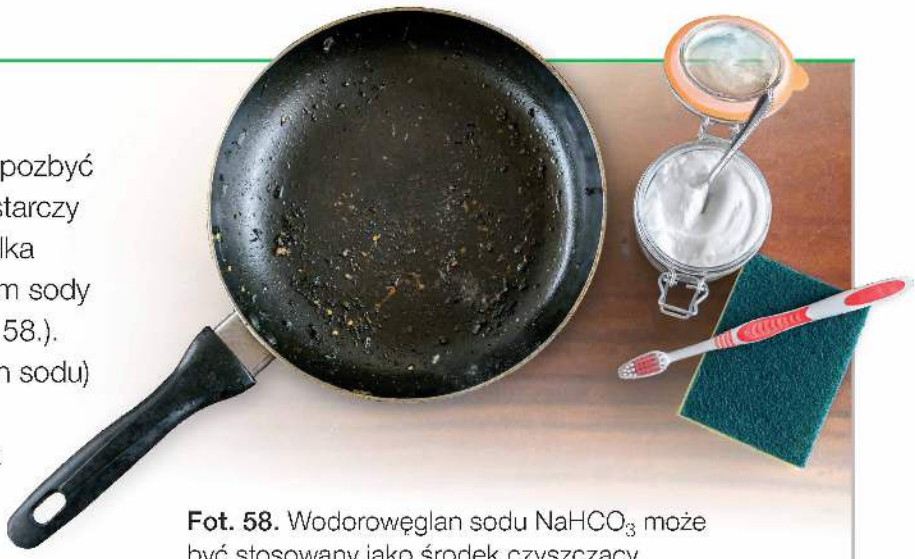
obojętne
zawierają kationy metalu i aniony reszty kwasowej, np.: NH_4Cl, Na_2S, K_2SO_4

wodorosole
zawierają kationy metalu i atom lub atomy wodoru związane z resztą kwasową, np.: $KHCO_3$, $NaHSO_4$, $Ca(H_2PO_4)_2$

hydroksosole
zawierają kationy metalu, aniony reszty kwasowej oraz aniony wodorotlenkowe, np.: $CaCl(OH)$, $FeBr(OH)_2$, $AlSO_4(OH)$

Chemia w akcji

Przypalonego jedzenia można się pozbyć z naczynia w prosty sposób – wystarczy zanurzyć garnek lub patelnię na kilka minut w ciepłej wodzie z dodatkiem sody oczyszczonej, a potem umyć (fot. 58.). Soda oczyszczona (wodorowęglan sodu) reaguje z wodą, w wyniku czego powstaje substancja, która usuwa tłuszcz z przypalonych powierzchni.



Fot. 58. Wodorowęglan sodu $NaHCO_3$ może być stosowany jako środek czyszczący.

$\overset{\text{I}\quad\text{I}}{NH_4Cl}$
chlorek amonu

$\overset{\text{I}\quad\text{II}}{K_2SO_4}$
siarczan(VI) potasu

W jaki sposób tworzy się nazwy soli obojętnych?

Nazwa soli zależy od nazwy kwasu, którego sól jest pochodną. **Do nazwy reszty kwasowej dodaje się nazwę metalu** i uwzględnia jego wartościowość, jeśli metal w związkach chemicznych przyjmuje różne wartościowości.

Nazwy soli kwasów beztlenowych mają końcówkę „-ek", a **nazwy soli kwasów tlenowych** mają końcówkę „-an" (tabela 11.).

Plan rozwiązywania

1. Zapisz symbol chemiczny metalu i wzór reszty kwasowej w kolejności odwrotnej do podanej w nazwie związku chemicznego.
2. Ustal wartościowość metalu i reszty kwasowej w tym związku chemicznym.
3. Zapisz wartościowość nad symbolami chemicznymi metalu i reszty kwasowej.
4. Przepisz wartościowość po przekątnej, aby powstały indeksy stechiometryczne.
5. Napisz wzór związku chemicznego.

Przykład 20.

Jak ustalić wzór sumaryczny soli na podstawie jej nazwy?

Napisz wzór sumaryczny siarczanu(VI) ołowiu(IV).

1. ołów – Pb, reszta kwasowa – SO_4^{2-}
2. **siarczan(VI) ołowiu(IV)** ⟵ **wartościowość ołowiu**

   Wartościowość **reszty kwasowej** jest równa liczbie atomów wodoru w kwasie – w siarczanie(VI) wartościowość reszty kwasowej to **II**.

   $\overset{\text{I}\quad\text{II}}{H_2SO_4}$
3. $\overset{\text{IV}\quad\text{II}}{PbSO_4}$
4. W indeksach stosuj cyfry arabskie:

   $\overset{\text{IV}\quad\text{II}}{Pb_2(SO_4)_4}$

   Jeśli liczby atomów metali i reszt kwasowych we wzorze można skrócić, to podziel je przez największy wspólny dzielnik:

   $\overset{\text{IV}\quad\text{II}}{Pb_2(SO_4)_4}$

   2 : 2 = 1 ; 4 : 2 = 2

   $\overset{\text{IV}\quad\text{II}}{Pb_1(SO_4)_2}$

   ! Indeksów stechiometrycznych o **wartości 1 nie zapisuje się** we wzorze.
5. Wzór sumaryczny siarczanu(VI) ołowiu(IV) to $Pb(SO_4)_2$.

Tabela 11. Nazwy soli wybranych kwasów beztlenowych i tlenowych

Kwasy beztlenowe				Kwasy tlenowe			
wzór kwasu	wartościowość reszty kwasowej	nazwa kwasu	nazwa soli	wzór kwasu	wartościowość reszty kwasowej	nazwa kwasu	nazwa soli
HF	I	fluorowodorowy	fluorek	HNO_2	I	azotowy(III)	azotan(III)
HCl	I	chlorowodorowy	chlorek	H_2SO_3	II	siarkowy(IV)	siarczan(IV)
HBr	I	bromowodorowy	bromek	H_2SO_4	II	siarkowy(VI)	siarczan(VI)
HI	I	jodowodorowy	jodek	HNO_3	I	azotowy(V)	azotan(V)

W jaki sposób tworzy się nazwy wodorosoli?

Nazwa systematyczna wodorosoli składa się **z nazwy anionu z przedrostkiem „wodoro-" oraz nazwy kationu** wchodzącego w jej skład. W zależności od liczby atomów wodoru dodaje się odpowiedni przedrostek liczebnikowy, np.:

$KHCO_3$	$NaHSO_4$	$Ca(H_2PO_4)_2$
wodorowęglan potasu	**wodoro**siarczan(VI) sodu	**diwodoro**fosforan(V) wapnia

W jaki sposób tworzy się nazwy hydroksosoli?

W nazwie systematycznej hydroksosoli **między nazwą kationu a anionu dodaje się słowo „wodorotlenek"**. Nazwy anionów wymienia się w kolejności alfabetycznej, uwzględniając liczby poszczególnych anionów, np.:

$CaCl(OH)$	$FeBr(OH)_2$	$AlSO_4(OH)$
chlorek **wodorotlenek** wapnia	bromek **diwodorotlenek** żelaza(III)	siarczan(VI) **wodorotlenek** glinu

Jon wodorotlenkowy we wzorach sumarycznych hydroksosoli zawsze ujmuje się w nawias.

W jaki sposób można otrzymać sól?

Pierwszym sposobem otrzymywania soli jest łączenie pierwiastków chemicznych – metali i niemetali (fot. 59.) – w **reakcji syntezy**. Ogólny zapis otrzymywania soli w reakcji metalu z niemetalem ma postać:

metal + niemetal ⟶ sól kwasu beztlenowego

W ten sposób otrzymuje się **sole kwasów beztlenowych**. Na przykład:

$$\underset{\text{sód}}{2\,Na} + \underset{\text{chlor}}{Cl_2} \longrightarrow \underset{\text{chlorek sodu}}{2\,NaCl}$$

Pierwiastki chemiczne w stanie wolnym z 17. grupy układu okresowego zawsze występują w postaci dwuatomowych cząsteczek: F_2, Cl_2, Br_2 oraz I_2.

Drugim sposobem otrzymywania soli jest reakcja tlenku metalu (tlenku zasadowego) z tlenkiem kwasowym. Ogólny zapis otrzymywania soli w reakcji tlenku metalu z tlenkiem kwasowym ma postać:

tlenek metalu (tlenek zasadowy) + tlenek niemetalu (tlenek kwasowy) ⟶ sól kwasu tlenowego

W tej reakcji chemicznej biorą udział tlenki kwasowe, które tworzą kwasy tlenowe. Na przykład:

$$\underset{\text{tlenek potasu}}{K_2O} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2} \longrightarrow \underset{\text{węglan potasu}}{K_2CO_3}$$

Trzecim sposobem otrzymywania soli kwasów tlenowych jest reakcja zasady z tlenkiem kwasowym:

wodorotlenek + tlenek niemetalu (tlenek kwasowy) ⟶ sól kwasu tlenowego + woda

Na przykład:

$$\underset{\text{wodorotlenek potasu}}{2\,KOH} + \underset{\text{tlenek siarki(VI)}}{SO_3} \longrightarrow \underset{\text{siarczan(VI) potasu}}{K_2SO_4} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

Fot. 59. Sód spala się w chlorze, tworząc chlorek sodu.

Czwartym sposobem otrzymywania soli jest reakcja metalu z kwasem. Ogólny zapis otrzymywania soli w reakcji metalu z kwasem ma postać:

metal + kwas ⟶ sól + wodór↑
(bardziej aktywny od wodoru)

↑ produkt wydziela się jako gaz

Na przykład: $Zn + 2\,HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2\uparrow$
cynk; kwas chlorowodorowy; chlorek cynku; wodór

Zdolność metalu do reakcji z kwasami zależy od położenia metali w szeregu elektrochemicznym (patrz *Ogniwo galwaniczne*, s. 183).

Piątym sposobem otrzymywania soli jest reakcja metalu z solą. Ogólny zapis otrzymywania soli w reakcji metalu z inną solą ma postać:

$metal_1 + sól_1 \longrightarrow sól_2 + metal_2$

Na przykład: $Fe + Ni(NO_3)_2 \longrightarrow Fe(NO_3)_2\downarrow + Ni$
żelazo; azotan(V) niklu(II); azotan(V) żelaza(II); nikiel

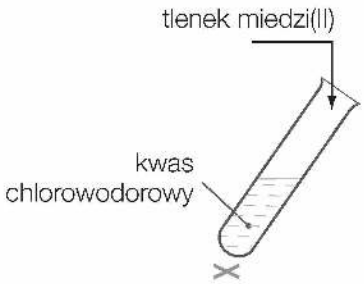
Zdolność metalu do reakcji z solą innego metalu zależy od położenia tych metali w szeregu aktywności metali (patrz *Szereg aktywności chemicznej metali*, s. 174).

Szóstym sposobem otrzymywania soli jest reakcja tlenku metalu z kwasem.

Doświadczenie 10.

Otrzymywanie chlorku miedzi(II) w reakcji tlenku miedzi(II) z kwasem chlorowodorowym

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, stały tlenek miedzi(II).
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, łyżka do odczynników, palnik gazowy.
Instrukcja: Do probówki z kwasem chlorowodorowym dodaj niewielką ilość tlenku miedzi(II). Probówkę ogrzewaj w płomieniu palnika (schemat).



Fot. 60. Reakcja tlenku miedzi(II) z kwasem chlorowodorowym.

Obserwacje: Czarny proszek zanika, a roztwór przyjmuje niebieską barwę (fot. 60.).
Wniosek: Tlenek miedzi(II) reaguje z kwasem chlorowodorowym. Produktem tej reakcji chemicznej jest rozpuszczalna w wodzie sól miedzi.

Przebieg tej reakcji chemicznej przedstawia równanie:

$CuO + 2\,HCl \longrightarrow CuCl_2 + H_2O$
tlenek miedzi(II); kwas chlorowodorowy; chlorek miedzi(II); woda

Ogólny zapis otrzymywania soli w reakcji tlenku metalu z kwasem ma postać:

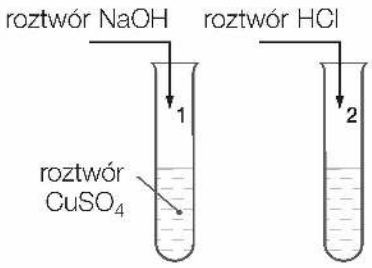
tlenek metalu + kwas ⟶ sól + woda

Siódmym sposobem otrzymywania soli jest reakcja wodorotlenku z kwasem.

Doświadczenie 11. $CuSO_4$ HCl NaOH

Otrzymywanie chlorku miedzi(II) w reakcji wodorotlenku miedzi(II) z kwasem chlorowodorowym

Odczynniki: roztwór siarczanu(VI) miedzi(II), roztwór wodorotlenku sodu, kwas chlorowodorowy.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, łyżka do odczynników, palnik gazowy.
Instrukcja: Do probówki z roztworem siarczanu(VI) miedzi(II) dodawaj po kropli roztworu wodorotlenku sodu aż do momentu, gdy powstanie osad. Przenieś osad do drugiej probówki i dodaj kilka kropel kwasu chlorowodorowego (schemat).



Fot. 61. Po dodaniu kwasu chlorowodorowego do osadu wodorotlenku miedzi(II) (a) powstaje klarowny niebieski roztwór (b).

Obserwacje: Powstaje niebieski, galaretowaty osad (fot. 61.a). Po dodaniu kwasu chlorowodorowego osad zanika i tworzy się klarowny niebieski roztwór (fot. 61.b).
Wniosek: Świeżo strącony osad wodorotlenku miedzi(II) reaguje z kwasem chlorowodorowym. Produktem tej reakcji chemicznej jest chlorek miedzi(II).

Przebieg tych reakcji chemicznych przedstawiają równania:

$$\underset{\text{siarczan(VI) miedzi(II)}}{CuSO_4} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2\,NaOH} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek miedzi(II)}}{Cu(OH)_2\downarrow} + \underset{\text{siarczan(VI) sodu}}{Na_2SO_4}$$

↓ produkt strąca się w postaci osadu

$$\underset{\text{wodorotlenek miedzi(II)}}{Cu(OH)_2} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2\,HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek miedzi(II)}}{CuCl_2} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O}$$

Ogólny zapis otrzymywania soli w reakcji wodorotlenku z kwasem ma postać:

wodorotlenek + kwas ⟶ sól + woda

Jako substraty tej reakcji chemicznej mogą być wykorzystane wodorotlenek i zasada. Reakcja zasady z kwasem nazywana jest **reakcją zobojętniania**. W jej wyniku powstaje cząsteczka wody, np.:

$$\underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2\,NaOH} + \underset{\text{kwas siarkowy(VI)}}{H_2SO_4} \longrightarrow \underset{\text{siarczan(VI) sodu}}{Na_2SO_4} + \underset{\text{woda}}{2\,H_2O}$$

reakcja **zobojętniania**

Ósmym sposobem otrzymywania soli jest reakcja dwóch dobrze rozpuszczalnych w wodzie soli, pod warunkiem że jeden z produktów tworzy trudno rozpuszczalny lub praktycznie nierozpuszczalny w wodzie osad (fot. 62.). Ogólny zapis otrzymywania soli w reakcji dwóch innych soli ma postać:

$$\text{sól}_1 + \text{sól}_2 \longrightarrow \text{sól}_3\downarrow + \text{sól}_4$$

Fot. 62. W wyniku reakcji azotanu(V) srebra(I) z chlorkiem sodu powstaje trudno rozpuszczalny osad chlorku srebra(I).

Substraty tej reakcji chemicznej muszą być dobrze rozpuszczalne w wodzie. Na przykład:

$$\underset{\text{azotan(V) srebra(I)}}{AgNO_3} + \underset{\text{chlorek sodu}}{NaCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek srebra(I)}}{AgCl\downarrow} + \underset{\text{azotan(V) sodu}}{NaNO_3}$$

Dziewiątym sposobem otrzymywania soli jest reakcja soli z wodorotlenkiem, pod warunkiem że jednym z produktów jest trudno rozpuszczalny lub praktycznie nierozpuszczalny w wodzie osad albo wydzielający się gaz. Ogólny zapis otrzymywania soli w reakcji innej soli z wodorotlenkiem ma postać:

$$\underset{}{\text{sól}_1} + \underset{\text{(zasada)}}{\text{wodorotlenek}_1} \longrightarrow \underset{}{\text{sól}_2} + \underset{\text{(zasada)}}{\text{wodorotlenek}_2}$$

Podobnie jak w sposobie ósmym, substraty muszą być dobrze rozpuszczalne w wodzie. Na przykład:

$$\underset{\text{siarczan(VI) sodu}}{Na_2SO_4} + \underset{\text{wodorotlenek baru}}{Ba(OH)_2} \longrightarrow \underset{\text{siarczan(VI) baru}}{BaSO_4\downarrow} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{2\,NaOH}$$

$$\underset{\text{azotan(V) cynku}}{Zn(NO_3)_2} + \underset{\text{wodorotlenek potasu}}{2\,KOH} \longrightarrow \underset{\text{azotan(V) potasu}}{2\,KNO_3} + \underset{\text{wodorotlenek cynku}}{Zn(OH)_2\downarrow}$$

$$\underset{\text{fosforan(V) amonu}}{(NH_4)_3PO_4} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{3\,NaOH} \longrightarrow \underset{\text{fosforan(V) sodu}}{Na_3PO_4} + \underset{\text{amoniak}}{3\,NH_3\uparrow} + \underset{\text{woda}}{3\,H_2O}$$

Przykłady **kwasów mocnych**:
- H_2SO_4
- HNO_3
- HCl
- HBr
- $HClO_3$
- $HClO_4$

Przykłady **kwasów słabych**:
- H_2SO_3
- H_2CO_3 ($H_2O + CO_2$)

Dziesiątym sposobem otrzymywania soli jest reakcja soli z kwasem, pod warunkiem że jeden z produktów strąca się jako osad lub wydziela jako gaz. Ogólny zapis otrzymywania soli w reakcji innej soli z kwasem ma postać:

$$\text{sól}_1 + \text{kwas}_1 \longrightarrow \text{sól}_2 + \text{kwas}_2$$

Substraty tej reakcji chemicznej muszą być dobrze rozpuszczalne w wodzie. Na przykład:

$$\underset{\text{azotan(V) miedzi(II)}}{3\,Cu(NO_3)_2} + \underset{\text{kwas fosforowy(V)}}{2\,H_3PO_4} \longrightarrow \underset{\text{fosforan(V) miedzi(II)}}{Cu_3(PO_4)_2\downarrow} + \underset{\text{kwas azotowy(V)}}{6\,HNO_3}$$

$$\underset{\text{węglan potasu}}{K_2CO_3} + \underset{\text{kwas bromowodorowy}}{2\,HBr} \longrightarrow \underset{\text{bromek potasu}}{2\,KBr} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

Jakie właściwości mają sole?

Sole są substancjami krystalicznymi, bezbarwnymi lub różnobarwnymi (fot. 63.). Sole mają wysokie temperatury topnienia i wykazują różną rozpuszczalność w wodzie.

$KMnO_4$ PbI_2 $CaCO_3$

Fot. 63. Przykłady soli: manganian(VII) potasu, jodek ołowiu(II), węglan wapnia.

Roztwory soli przewodzą prąd elektryczny, zatem sole są **elektrolitami**. W solach występują **wiązania jonowe** między kationami metalu a anionami reszty kwasowej.

Gdzie sole występują w środowisku przyrodniczym?

Sole są **składnikami skał i minerałów**. Na przykład węglan wapnia $CaCO_3$ jest podstawowym budulcem m.in. skał wapiennych (wapieni).

W jaki sposób można wykryć skały wapienne?

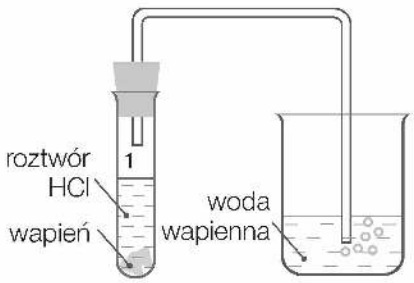
Doświadczenie 12. HCl, $Ca(OH)_2$ $Ca(OH)_2$

Wykrywanie węglanu wapnia

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, woda wapienna (roztwór wodorotlenku wapnia), próbki: wapienia, kredy, granitu, gipsu, skorupki jaja.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, pipeta, korek z rurką odprowadzającą, zlewki.

Instrukcja: Do zlewki wlej wodę wapienną (do ok. $\frac{1}{4}$ pojemności). W 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.



Fot. 64. Wykrywanie węglanu wapnia – pęcherzyki gazu świadczą o przebiegu reakcji chemicznej.

Fot. 65. Widoczne zmętnienie nasyconego roztworu wodorotlenku wapnia powstaje pod wpływem wprowadzanego tlenku węgla(IV).

Obserwacje: W probówkach z próbkami wapienia, kredy i skorupek jaj wydziela się bezbarwny gaz (fot. 64.). W pozostałych probówkach (fot. 64.) nie widać zmian. Woda wapienna zmętniała (fot. 65.) tylko podczas badania próbek wapienia, kredy i skorupek jaj.
Wniosek: Wydzielający się gaz to tlenek węgla(IV).

Reakcja chemiczna przebiega zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{2\,HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek wapnia}}{CaCl_2} + \underset{\text{woda}}{H_2O} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow}$$

Podczas **mętnienia wody wapiennej** (fot. 65.) zachodzi reakcja chemiczna, którą można przedstawić równaniem:

$$\underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2} + \underset{\text{wodorotlenek wapnia}}{Ca(OH)_2} \longrightarrow \underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3\downarrow} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

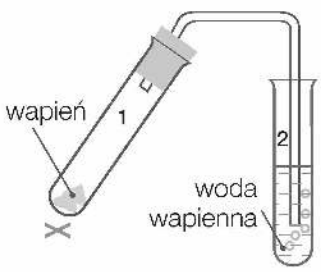
Jakim reakcjom chemicznym ulegają skały wapienne?

Skały wapienne pod wpływem ogrzewania w bardzo wysokiej temperaturze **ulegają rozkładowi termicznemu** (doświadczenie 13.).

Doświadczenie 13. $Ca(OH)_2$

Termiczny rozkład wapieni

Odczynniki: wapień, woda wapienna (nasycony 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).

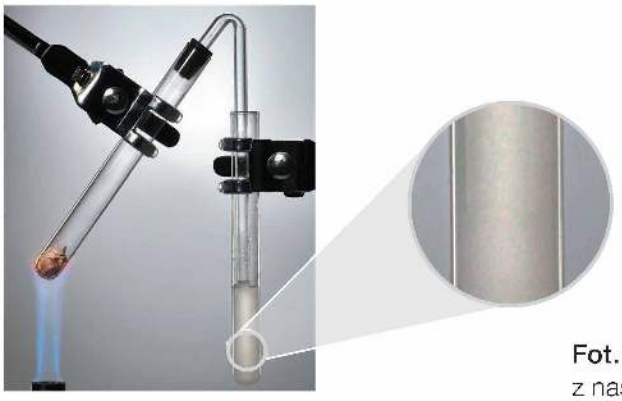


Obserwacje: Wydziela się bezbarwny gaz, który powoduje mętnienie wody wapiennej (fot. 66.). Na dnie probówki 1. powstaje biały proszek.
Wniosek: Pod wpływem ogrzewania główny składnik wapienia – węglan wapnia $CaCO_3$ – rozkłada się na tlenek wapnia i tlenek węgla(IV).

Zachodzi reakcja chemiczna, którą przedstawia równanie:

$$\underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3} \xrightarrow{T} \underset{\text{tlenek wapnia}}{CaO} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow}$$

Otrzymany tlenek wapnia CaO jest nazywany **wapnem palonym**. Jest on **substancją higroskopijną**, czyli ma zdolność pochłaniania wody z otoczenia.

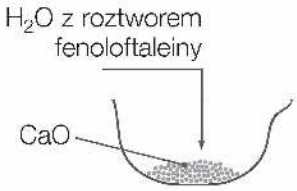


Fot. 66. Termiczny rozkład wapieni i reakcja jednego z produktów z nasyconym roztworem wodorotlenku wapnia.

Doświadczenie 14. CaO

Gaszenie wapna palonego

Odczynniki: tlenek wapnia, woda destylowana, roztwór fenoloftaleiny.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: parownica porcelanowa, łyżka, bagietka.
Instrukcja: Umieść w parownicy niewielką ilość tlenku wapnia, a następnie ostrożnie dodawaj wodę z roztworem fenoloftaleiny. Mieszaj zawartość parownicy (schemat).



Fot. 67. Gaszenie wapna palonego.

Obserwacje: Reakcja przebiega bardzo intensywnie. Parownica silnie się ogrzewa.
Wniosek: Produktem reakcji wody z tlenkiem wapnia jest wodorotlenek wapnia – wapno gaszone. Podczas reakcji chemicznej wydziela się duża ilość ciepła, jest to więc **reakcja egzotermiczna**.

Zachodzi reakcja chemiczna, którą można przedstawić równaniem:

$$\underset{\substack{\text{tlenek wapnia}\\\text{(wapno palone)}}}{CaO} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\substack{\text{wodorotlenek wapnia}\\\text{(wapno gaszone)}}}{Ca(OH)_2}$$

Reakcja tlenku wapnia z wodą jest nazywana **gaszeniem wapna palonego** (fot. 67.). Produkt tej reakcji chemicznej – wodorotlenek wapnia $Ca(OH)_2$ – jest nazywany **wapnem gaszonym**.

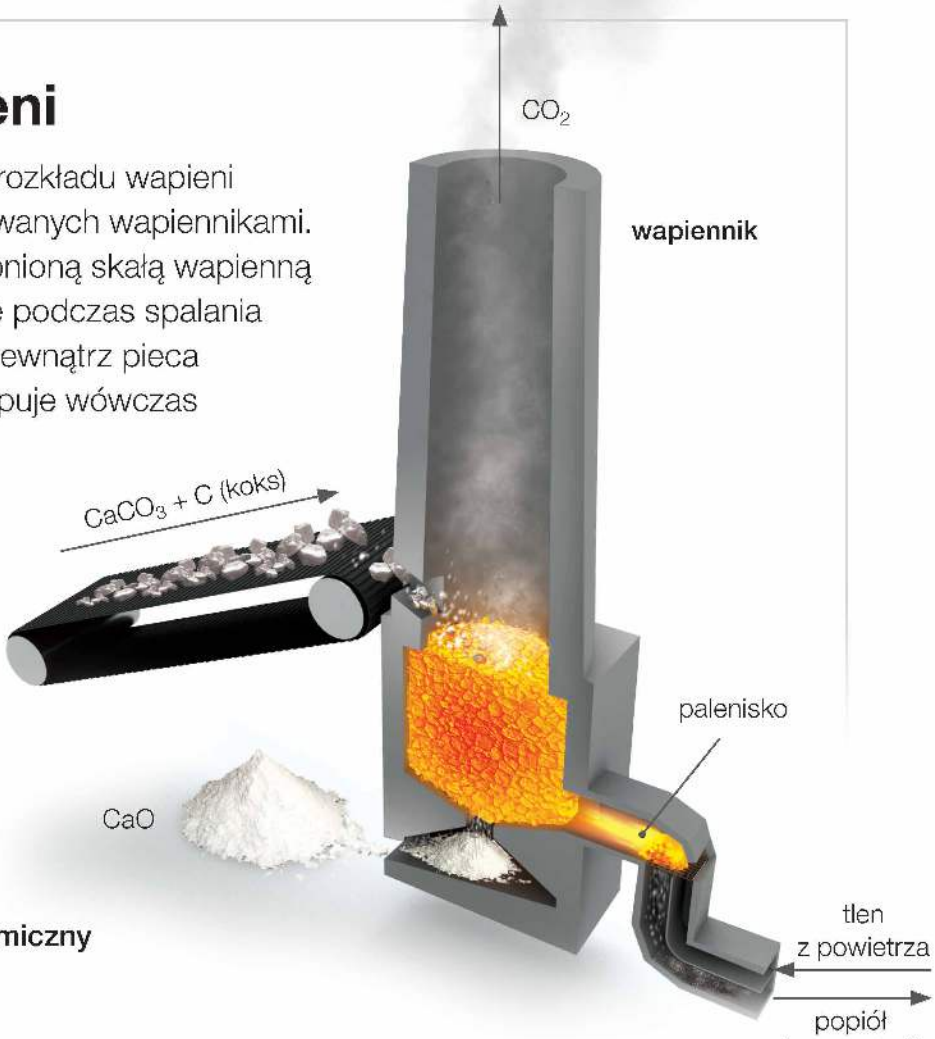
wapno palone
CaO

wapno gaszone
$Ca(OH)_2$

Krok po kroku

Przeróbka wapieni

Na skalę przemysłową proces rozkładu wapieni przeprowadza się w piecach zwanych wapiennikami. Wapiennik napełnia się rozdrobnioną skałą wapienną oraz koksem. Ciepło, uzyskane podczas spalania koksu, umożliwia utrzymanie wewnątrz pieca temperatury do 1200°C. Następuje wówczas termiczny rozkład wapieni.



wapień
$CaCO_3$
węglan wapnia

T = 1200°C

1 Rozkład termiczny

wapno palone
CaO tlenek wapnia

+ H_2O

2 Gaszenie wapna palonego

wapno gaszone
$Ca(OH)_2$ wodorotlenek wapnia

+ SiO_2

zaprawa wapienna
mieszanina wapna gaszonego, piasku i wody

3 Otrzymywanie zaprawy wapiennej

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.

$$Ca(OH)_2 + CO_2 \longrightarrow \underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3} + H_2O$$

$$Ca(OH)_2 + SiO_2 \longrightarrow \underset{\text{krzemian wapnia}}{CaSiO_3} + H_2O$$

Zastosowania

Skały wapienne

Do skał wapiennych zalicza się **wapień**, **kredę** i **marmur**. Ich głównym składnikiem jest węglan wapnia $CaCO_3$. Mają one wiele zastosowań, głównie w budownictwie, przemyśle chemicznym i dekoratorstwie.

Marmur

Wykorzystuje się go jako materiał dekoracyjny do wykończenia wnętrz. Można z niego wykonać m.in. półki, podłogi i elementy ścian. Marmur stosuje się również jako materiał rzeźbiarski.

Wapień

Stosuje się go m.in. jako spoiwo budowlane i materiał budowlany przy wznoszeniu kamiennych budowli. Jest również wykorzystywany do produkcji szkła oraz jako nawóz w rolnictwie – podwyższa pH gleby.

Kreda

Ze względu na niewielką twardość skały tej używa się do wyrobu kredy szkolnej. Jest także dodawana do białych farb i past do zębów.

Właściwości skał wapiennych

Głównym składnikiem skał wapiennych jest węglan wapnia $CaCO_3$.

Wapień

Barwa: biała lub beżowa
Twardość: większa niż kredy
Skład chemiczny: głównie $CaCO_3$ i $MgCO_3$, ewentualnie także związki żelaza, glina, piasek oraz węgiel

Kreda

Barwa: biała lub szara
Twardość: niewielka
Skład chemiczny: skorupy organizmów morskich składających się głównie z $CaCO_3$
Inne: skała drobnoziarnista

Marmur

Barwa: biała, szara, różowa lub zielonkawa
Twardość: duża
Skład chemiczny: głównie kalcyt (minerał), czasem też zanieczyszczenia, np. krzemionka (główny składnik piasku)
Inne: budowa krystaliczna

Jakim przemianom ulegają skały wapienne?

Skały wapienne zawierają węglan wapnia, więc nie są odporne na działanie czynników atmosferycznych. Jeśli przez dłuższy czas działają na nie tlenek węgla(IV) i woda, to **przekształcają się w wodorowęglan wapnia**:

$$\underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{wodorowęglan wapnia}}{Ca(HCO_3)_2}$$

Wodorowęglan wapnia dobrze rozpuszcza się w wodzie, dlatego skały wapienne **są wypłukiwane. Jest to zjawisko krasowe.**

Fot. 68. Stalagmity i stalaktyty.

W wyniku zjawiska krasowego tworzą się jaskinie krasowe. Wodorowęglan wapnia powoli **ulega rozkładowi** i ponownie powstaje nierozpuszczalny w wodzie węglan wapnia:

$$\underset{\text{wodorowęglan wapnia}}{Ca(HCO_3)_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek węgla(VI)}}{CO_2} + \underset{\text{woda}}{H_2O} + \underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3\downarrow}$$

Tak powstają nacieki z węglanu wapnia nazywane stalagmitami i stalaktytami (fot. 68.).

Podczas wypłukiwania skał wapiennych do wód powierzchniowych i podziemnych dostają się jony. Kationy metali oraz aniony reszt kwasowych wchodzą w skład wód mineralnych.

Co jest składnikiem wód mineralnych?

W wodach mineralnych **zawartość składników mineralnych wynosi powyżej 500** $\frac{mg}{dm^3}$. Do składników mineralnych oprócz jonów wapnia i magnezu należą kationy sodu, potasu, a także aniony chlorkowe, siarczanowe(VI) i wodorowęglanowe (fot. 69.).

Składniki wód mineralnych są bardzo dobrze przyswajane przez organizm i pełnią w nim wiele ważnych funkcji, dlatego wody te stanowią właściwe uzupełnienie codziennej diety (tabela 12.).

Znaczna ilość jonów wapnia i magnezu może znajdować się również w wodzie wodociągowej. Jony te są odpowiedzialne za twardość wody.

Tabela 12. Jony zawarte w wodach mineralnych i ich wpływ na organizm

Jony	Znaczenie dla organizmu
wapnia Ca^{2+}	• wspierają pracę układu nerwowego • są budulcem zębów • regulują pracę serca
sodu Na^+	• regulują gospodarkę wodną organizmu • odpowiadają za prawidłowe funkcjonowanie układu nerwowego i mięśniowego • uczestniczą we wchłanianiu składników odżywczych
magnezu Mg^{2+}	• biorą udział w przemianie tłuszczów w organizmie • przeciwdziałają miażdżycy • wspierają pracę układu nerwowego • przeciwdziałają osteoporozie • regulują pracę tarczycy
wodorowęglanowe HCO_3^-	• działają przeciwzapalnie • wspierają funkcje trawienne

Fot. 69. Skład wody mineralnej można sprawdzić na jej etykiecie.

Czym jest twarda woda?

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 węglanów, nazywany **kamieniem kotłowym** (fot. 70.).

Zachodzą wówczas reakcje chemiczne, które są przedstawione równaniami:

$$\underset{\text{wodorowęglan wapnia}}{Ca(HCO_3)_2} \xrightarrow{100^\circ C} \underset{\text{węglan wapnia}}{CaCO_3\downarrow} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

$$\underset{\text{wodorowęglan magnezu}}{Mg(HCO_3)_2} \xrightarrow{100^\circ C} \underset{\text{węglan magnezu}}{MgCO_3\downarrow} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

$$\underset{\text{wodorowęglan magnezu}}{Mg(HCO_3)_2} \xrightarrow{100^\circ C} \underset{\text{wodorotlenek magnezu}}{Mg(OH)_2\downarrow} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{2\,CO_2\uparrow}$$

Wodorowęglany podczas gotowania twardej wody zostają usunięte, dlatego ten rodzaj twardości wody jest nazywany twardością węglanową (przemijającą). Jednak w twardej wodzie znajdują się też jony metali, które pochodzą od innych soli, np. chlorków czy siarczanów(VI). Jony te nie strącają się podczas gotowania wody i powodują tzw. twardość trwałą (nieprzemijającą).

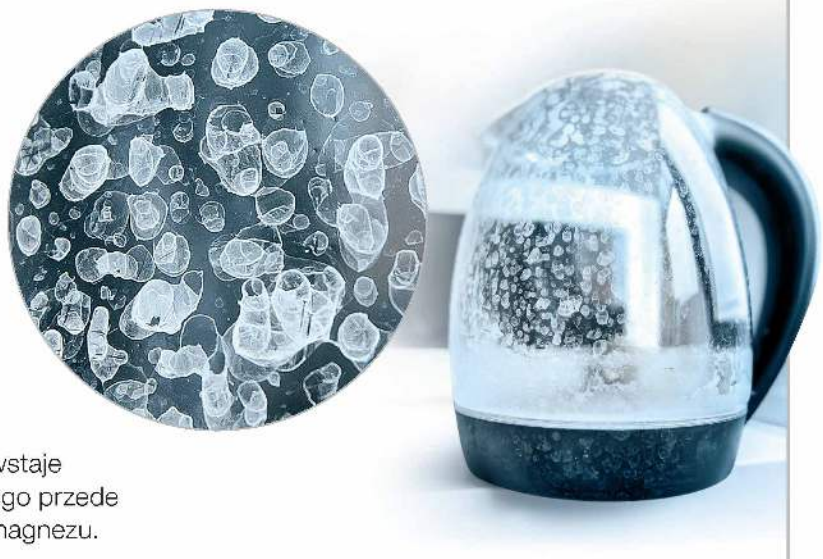
Fot. 70. Kamień kotłowy na grzałce pralki.

W jaki sposób można usunąć jony odpowiedzialne za twardość węglanową?

Najprostszym sposobem usuwania twardości węglanowej (przemijającej) w warunkach domowych jest gotowanie wody i zlanie jej znad osadu. W przemyśle stosuje się też inne, bardziej skomplikowane metody.

Chemia w akcji

Do usunięcia osadu z kamienia (fot. 71.) można użyć sody oczyszczonej. Wystarczy wsypać do czajnika ok. dwóch łyżek sody. Po 15 min czajnik trzeba dokładnie umyć. Inny sposób to wlanie do czajnika szklanki octu i zagotowanie go.



Fot. 71. Kamień kotłowy to osad, który powstaje w wyniku gotowania twardej wody. Tworzą go przede wszystkim węglan wapnia i wodorotlenek magnezu.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

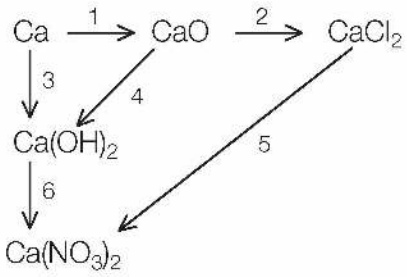
1. **Napisz wzory sumaryczne soli o podanych nazwach.**
   a) chlorek amonu
   b) fosforan(V) sodu
   c) siarczan(IV) potasu
   d) diwodorofosforan(V) wapnia
   e) wodorowęglan sodu
   f) siarczan(VI) wodorotlenek glinu
   g) fosforan(V) wodorotlenek dibaru

2. **Napisz nazwy systematyczne soli o podanych wzorach.**
   a) Na_2S
   b) KNO_2
   c) $AlPO_4$
   d) $Ca(NO_3)_2$
   e) $KHSO_4$
   f) $CaCl(OH)$

3. **Napisz i uzgodnij równania reakcji chemicznych przebiegających z udziałem podanych substratów.**
   a) $NaOH + HNO_3$
   b) $Na + HCl$
   c) $SiO_2 + LiOH$
   d) $Na_2O + H_2SO_4$
   e) $Na_2SO_3 + Pb(NO_3)_2$
   f) $Al + Br_2$
   g) $KOH + H_3PO_4$
   h) $K_2O + CO_2$
   i) $N_2O_5 + NaOH$
   j) $K_2CO_3 + H_2SO_4$

4. **Napisz i uzgodnij równania reakcji otrzymywania soli o podanych nazwach wszystkimi możliwymi sposobami.**
   a) fosforan(V) wapnia
   b) siarczan(VI) litu
   c) azotan(V) wapnia

5. **Napisz i uzgodnij równania reakcji chemicznych oznaczonych na schemacie cyframi (1–6).**



Zapamiętaj!

Sole – związki chemiczne, które zawierają kationy metalu (lub kationy amonu) i aniony reszty kwasowej.

Wodorosole – sole, które oprócz kationów metali (lub kationu amonu) i anionów reszt kwasowych zawierają atom albo atomy wodoru.

Hydroksosole – sole, które oprócz kationów metali (lub kationu amonu) i anionów reszt kwasowych zawierają aniony wodorotlenkowe.

Twarda woda – woda zawierająca jony soli różnych metali, przede wszystkim wapnia i magnezu.

Skały wapienne – wapień, marmur, kreda; głównym składnikiem skał wapiennych jest węglan wapnia $CaCO_3$.

Wapno palone – tlenek wapnia CaO.

Wapno gaszone – wodorotlenek wapnia $Ca(OH)_2$.

13. Hydraty

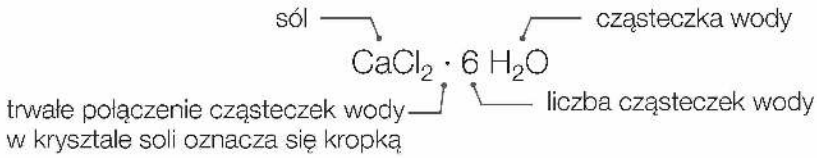
W opatrunkach przeznaczonych do usztywnienia kończyn po urazie wykorzystuje się bandaże gipsowe (fot. 72.). Namacza się je w wodzie i nakłada na kończynę. Po wyschnięciu tworzą sztywną skorupę. Opatrunki te zawierają związek chemiczny nazywany zwyczajowo gipsem. Gips, będący składnikiem skał gipsowych, to hydrat.

Fot. 72. Gips jest stosowany podczas leczenia złamań i innych urazów.

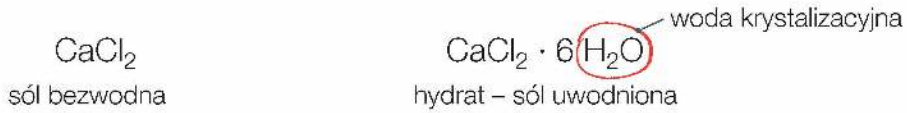
Jak są zbudowane hydraty?

Sole (patrz *Sole*, s. 99), które poza kationami metalu (lub kationami amonu) i anionami reszty kwasowej **zawierają dodatkowo trwale połączone cząsteczki wody**, są przykładem hydratów.

Cząsteczki wody, nazywane w hydratach **wodą krystalizacyjną**, mogą być związane z kationem metalu albo występować w krysztale soli:



Inną nazwą hydratu tego typu jest **sól uwodniona**. Sól, która nie zawiera dodatkowych cząsteczek wody, to sól bezwodna:



Jak tworzy się nazwy hydratów?

Do nazwy soli po kresce dodaje się słowo **„woda”**, a w nawiasie zapisuje stosunek soli do liczby cząsteczek wody (tabela 13.).

Tabela 13. Wzory sumaryczne i nazwy systematyczne wybranych hydratów

Wzór sumaryczny	Nazwa systematyczna	Sposób odczytywania
$CaCl_2 \cdot 6\ H_2O$	chlorek wapnia–woda(1/6)	chlorek wapnia woda jeden sześć
$CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$	siarczan(VI) wapnia–woda(1/2)	siarczan sześć wapnia woda jeden dwa
$2\ CaSO_4 \cdot H_2O$	siarczan(VI) wapnia–woda(2/1)	siarczan sześć wapnia woda dwa jeden
$CoCl_2 \cdot 6\ H_2O$	chlorek kobaltu(II)–woda(1/6)	chlorek kobaltu dwa woda jeden sześć

Plan rozwiązywania

1. Ustal wzór sumaryczny soli bezwodnej.
2. Ustal liczbę cząsteczek wody w hydracie.
3. Napisz wzór sumaryczny związku chemicznego.

Przykład 21.

Jak ustalić wzór sumaryczny hydratu na podstawie jego nazwy?

Napisz wzór sumaryczny siarczanu(VI) miedzi(II)–woda(1/5).

1. miedź – Cu, reszta kwasowa – SO_4^{2-}

siarczan(VI) miedzi(II) ⟵ **wartościowość miedzi**

Wartościowość **reszty kwasowej** jest równa liczbie atomów wodoru w kwasie, od którego pochodzi – w siarczanie(VI) wartościowość reszty kwasowej to **II**.

$\overset{\text{I}}{\text{H}_2}\overset{\text{II}}{\text{SO}_4}$

Po wpisaniu wartościowości i podzieleniu jej przez największy wspólny dzielnik otrzymuje się wzór soli bezwodnej: $CuSO_4$.

2. siarczan(VI) miedzi(II)–woda(1/5)

$CuSO_4$ $\quad$ $5\ H_2O$

! Współczynników stechiometrycznych o **wartości 1 nie zapisuje się** we wzorze.

3. Wzór sumaryczny siarczanu(VI) miedzi(II)–woda(1/5) to $CuSO_4 \cdot 5\ H_2O$.

W jaki sposób można otrzymać hydraty?

Hydraty otrzymuje się przez wydzielanie odpowiednich soli z roztworu wodnego oraz **z soli wykazujących właściwości higroskopijne**. Jeśli taka sól znajdzie się w środowisku wodnym (np. w wilgotnym powietrzu), to może pochłonąć cząsteczki wody i przekształcić się w hydrat.

Jakie właściwości mają hydraty?

Hydraty są **nieodporne na ogrzewanie**. W wyniku działania wysokiej temperatury cząsteczki wody krystalizacyjnej zostają usunięte z hydratu (doświadczenie 15.).

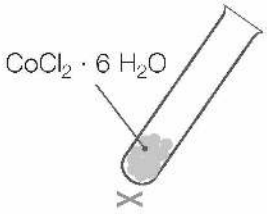
Doświadczenie 15. $CoCl_2$

Usuwanie wody z hydratów

Odczynnik: chlorek kobaltu(II)–woda(1/6) $CoCl_2 \cdot 6\ H_2O$.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, palnik, łyżka do odczynników, statyw, łapa metalowa.

Instrukcja: Umieść kawałki hydratu w suchej probówce. Następnie ogrzewaj ją w płomieniu palnika (schemat).



Obserwacje: Chlorek kobaltu(II)–woda(1/6) $CoCl_2 \cdot 6\ H_2O$ przed ogrzaniem ma czerwoną barwę (fot. 73.), a po ogrzaniu zmienia kolor na granatowy (fot. 73.). Na ściankach probówki skrapla się ciecz (fot. 73.).
Wniosek: Ogrzewanie hydratów powoduje usuwanie z nich wody w postaci pary wodnej, która skrapla się na ściankach probówki. Hydraty mogą mieć inną barwę niż związki bezwodne.

$CoCl_2 \cdot 6\ H_2O$ $CoCl_2$

Fot. 73. Uwodniona i bezwodna sól kobaltu.

Przykładem hydratu jest **gips** – $CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$. W wyniku prażenia gipsu (fot. 74.) uzyskuje się **gips palony**. Reakcję chemiczną zachodzącą podczas **prażenia gipsu** można przedstawić równaniem:

$$2\ (CaSO_4 \cdot 2\ H_2O) \xrightarrow{T = 190–200°C} 2\ CaSO_4 \cdot H_2O + 3\ H_2O$$

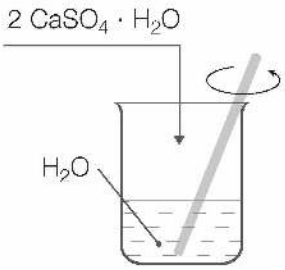
siarczan(VI) wapnia–woda(1/2) **gips** — siarczan(VI) wapnia–woda(2/1) **gips palony**

Fot. 74. Gips po ogrzaniu zmienia się w biały proszek.

Doświadczenie 16.

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 (schemat). Przelej masę do formy i pozostaw do stwardnienia.



Fot. 75. Przygotowanie odlewu gipsowego.

Obserwacje: Masa szybko twardnieje (fot. 75.).
Wniosek: Proces twardnienia zaprawy gipsowej polega na wiązaniu wody przez gips palony.

Zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:

$$2\ CaSO_4 \cdot H_2O + 3\ H_2O \longrightarrow 2\ (CaSO_4 \cdot 2\ H_2O)$$

gips palony woda **gips**

Reakcja chemiczna, która zachodzi podczas twardnienia zaprawy gipsowej, jest reakcją odwrotną do reakcji prażenia gipsu.

gips
$CaSO_4 \cdot 2\ H_2O$
siarczan(VI) wapnia–woda(1/2)

Krok po kroku

Przeróbka gipsu

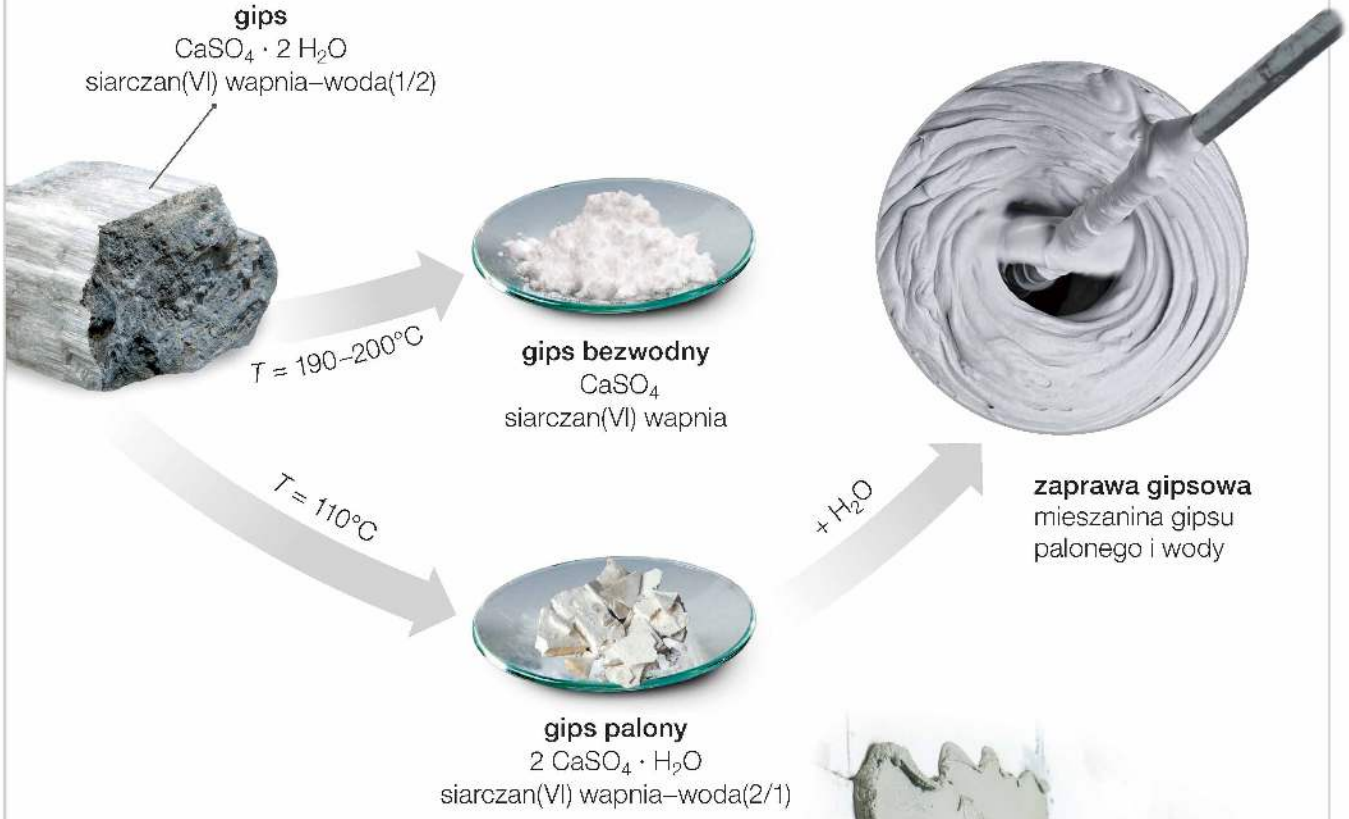
W wyniku wypalania skały gipsowej, której głównym składnikiem jest gips – minerał o wzorze $CaSO_4 \cdot 2\,H_2O$ – otrzymuje się gips palony i gips bezwodny.

1 **Prażenie gipsu**

Od temperatury, w której jest prowadzony ten proces, zależy to, jaki produkt powstanie.

2 **Otrzymywanie zaprawy gipsowej**

Otrzymuje się ją przez zmieszanie gipsu palonego z wodą.



Wzór sumaryczny	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa	Nazwa minerału (mineralogiczna)
$CaSO_4 \cdot 2\,H_2O$	siarczan(VI) wapnia–woda(1/2)	gips	gips
$2\,CaSO_4 \cdot H_2O$	siarczan(VI) wapnia–woda(2/1)	gips palony	–
$CaSO_4$	siarczan(VI) wapnia	gips bezwodny	anhydryt

Zapraw gipsowych używa się jako gładzi i tynków – do szpachlowania oraz wygładzania ścian. Stosowane są także do wykonywania elementów dekoracyjnych wewnątrz budynków. ▶

Zastosowania

Sole

Sole są bardzo rozpowszechnione w przyrodzie – skorupa ziemska składa się głównie z soli i tlenków.

Przemysł spożywczy

NaCl ze względu na słony smak stosowany jest do przyprawiania potraw, a KNO_3 jako środek konserwujący produkty żywnościowe.

Rolnictwo

Saletra amonowa NH_4NO_3 i superfosfat podwójny $Ca(H_2PO_4)_2 \cdot H_2O$ są wykorzystywane jako nawozy sztuczne, ponieważ zawierają składniki odżywcze przyswajalne przez rośliny, m.in. azot N i fosfor P. Natomiast $CaCO_3$ jest związkiem naturalnie występującym w środowisku przyrodniczym i stosowanym jako nawóz naturalny.

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.

Fotografia

AgCl, AgBr, AgI są substancjami światłoczułymi – ciemnieją pod wpływem światła. Właściwość tę wykorzystano w procesach fotograficznych.

Kryminalistyka

$AgNO_3$ używa się do ujawniania śladów linii papilarnych, ponieważ jest substancją światłoczułą.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Napisz:**
   a) nazwę systematyczną związku chemicznego o wzorze sumarycznym $Na_2SO_4 \cdot 10\ H_2O$,
   b) wzór sumaryczny związku chemicznego o nazwie azotan(V) magnezu—woda(1/6).

2. **Oblicz zawartość procentową wody w gipsie palonym.**

3. **Napisz i uzgodnij równania reakcji chemicznych zachodzących podczas:**
   a) prażenia gipsu, b) twardnienia zaprawy gipsowej.

Zapamiętaj!

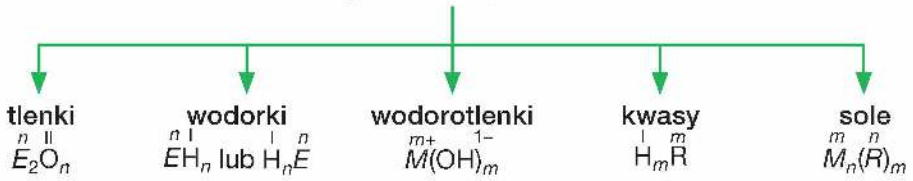
Hydraty – związki chemiczne zawierające w sieci krystalicznej cząsteczki wody.

Podsumowanie

Jak można podzielić związki nieorganiczne?

▶ Związki nieorganiczne w zależności od ich składu można podzielić na kilka grup: **tlenki, wodorki, wodorotlenki, kwasy i sole**.

związki nieorganiczne



Jak można otrzymać tlenki?

▶ Sposobami otrzymywania tlenków są:

metal lub niemetal + tlen ⟶ tlenek metalu lub niemetalu

Na przykład: $2\,Ca + O_2 \longrightarrow 2\,CaO$

wapń — tlen — tlenek wapnia

$tlenek_1$ + tlen ⟶ $tlenek_2$

Na przykład: $2\,CO + O_2 \longrightarrow 2\,CO_2$

tlenek węgla(II) — tlen — tlenek węgla(IV)

Tlenki można także uzyskać przez rozkład niektórych soli, kwasów i wodorotlenków.

Jak można otrzymać związki z wodorem?

▶ Sposobami otrzymywania wodorków są:

niemetal + wodór ⟶ związek niemetalu z wodorem

Na przykład: $N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \overset{\text{kat.}}{\rightleftharpoons} 2\,NH_{3(g)}$

azot — wodór — amoniak

metal + wodór ⟶ wodorek metalu

Na przykład: $Ca_{(s)} + H_{2(g)} \longrightarrow CaH_{2(s)}$

wapń — wodór — wodorek wapnia

Jak można otrzymać wodorotlenki?

▶ Wodorotlenki otrzymuje się w reakcjach chemicznych metali aktywnych z wodą, tlenków metali aktywnych z wodą i wodorków metali aktywnych z wodą.

metal aktywny + woda ⟶ wodorotlenek + wodór
(zasada)

Na przykład: $2\,Na + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,NaOH + H_2\uparrow$

sód — woda — wodorotlenek sodu — wodór

tlenek metalu aktywnego + woda ⟶ zasada

Na przykład: $Na_2O + H_2O \longrightarrow 2\,NaOH$

tlenek sodu — woda — wodorotlenek sodu

wodorek metalu + woda ⟶ zasada + wodór

Na przykład: $CaH_2 + 2\,H_2O \longrightarrow Ca(OH)_2 + 2\,H_2\uparrow$

wodorek wapnia — woda — wodorotlenek wapnia — wodór

Kwasy beztlenowe uzyskuje się dzięki rozpuszczeniu w wodzie odpowiedniego związku niemetalu z wodorem.

związek niemetalu z wodorem $\xrightarrow[w\ H_2O]{\text{rozpuszczanie}}$ kwas beztlenowy

Na przykład:

$$\underset{\text{chlorowodór}}{HCl_{(g)}} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{HCl_{(aq)}}$$

Kwasy tlenowe otrzymuje się np. w reakcji odpowiedniego tlenku z wodą.

tlenek kwasowy + woda ⟶ kwas tlenowy

Na przykład:

$$\underset{\text{tlenek siarki(IV)}}{SO_{2(g)}} + \underset{\text{woda}}{H_2O} \longrightarrow \underset{\text{kwas siarkowy(IV)}}{H_2SO_3}$$

◀ Jak można otrzymać kwasy?

Tlenki		
Charakter chemiczny	Przykłady	
	wzór sumaryczny	nazwa systematyczna
zasadowe	Na_2O CaO	tlenek sodu tlenek wapnia
amfoteryczne	Al_2O_3 PbO_2	tlenek glinu tlenek ołowiu(IV)
kwasowe	CO_2 SO_3	tlenek węgla(IV) tlenek siarki(VI)
obojętne	CO NO	tlenek węgla(II) tlenek azotu(II)

◀ Jak można podzielić tlenki ze względu na ich charakter chemiczny?

Związki pierwiastków chemicznych z wodorem		
Charakter chemiczny	Przykłady	
	wzór sumaryczny	nazwa systematyczna
zasadowe	KH MgH_2	wodorek potasu wodorek magnezu
kwasowe	H_2S HCl	siarkowodór chlorowodór
obojętne	CH_4	metan

◀ Jak można podzielić związki pierwiastków chemicznych z wodorem ze względu na ich charakter chemiczny?

Wodorotlenki		
Charakter chemiczny	Przykłady	
	wzór sumaryczny	nazwa systematyczna
zasadowe	KOH $Ba(OH)_2$	wodorotlenek potasu wodorotlenek baru
amfoteryczne	$Al(OH)_3$ $Zn(OH)_2$	wodorotlenek glinu wodorotlenek cynku

◀ Jak można podzielić wodorotlenki ze względu na ich charakter chemiczny?

Jak potwierdzić charakter chemiczny związku chemicznego?

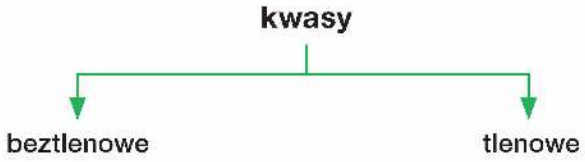
▶ Należy zbadać jego reaktywność względem kwasu, zasady i wody. Na przykład wodorotlenki amfoteryczne reagują zarówno z kwasami, jak i z zasadami, ale nie reagują z wodą:

$$\underset{\text{wodorotlenek glinu}}{Al(OH)_3} + \underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{3\,HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek glinu}}{AlCl_3} + \underset{\text{woda}}{3\,H_2O}$$

$$\underset{\text{wodorotlenek glinu}}{Al(OH)_3} + \underset{\text{wodorotlenek sodu}}{3\,NaOH} \longrightarrow \underset{\text{heksahydroksoglinian sodu}}{Na_3[Al(OH)_6]}$$

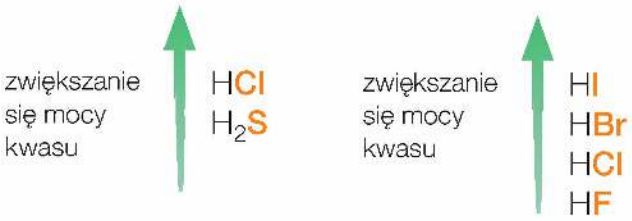
Jak można podzielić kwasy?

▶ Kwasy ze względu na ich skład można podzielić na:



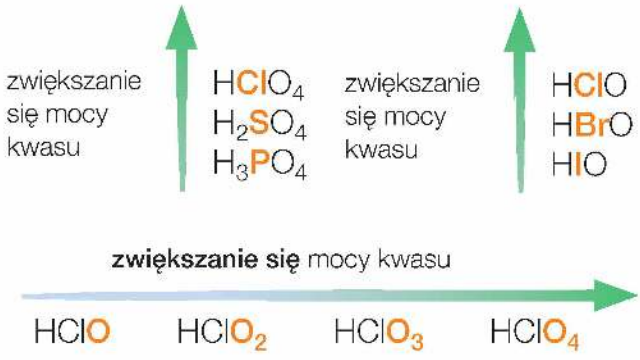
Jak zmienia się moc kwasów beztlenowych?

▶ Moc kwasów beztlenowych **zwiększa się** wraz **ze zwiększeniem się liczby atomowej** pierwiastka chemicznego.



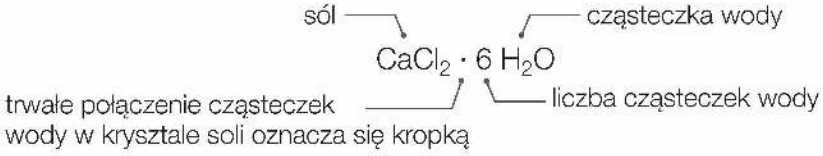
Jak zmienia się moc kwasów tlenowych?

▶ Moc kwasów tlenowych **zwiększa się** wraz **ze zwiększeniem się liczby atomowej pierwiastka chemicznego w reszcie kwasowej.**



Co to są hydraty?

▶ Hydraty to np. sole, które poza kationami metalu (lub kationami amonu) i anionami reszty kwasowej **zawierają dodatkowo cząsteczki wody.**



Sposób 1 ▶ **metal + niemetal ⟶ sól kwasu beztlenowego**

Na przykład: $2\,Na + Cl_2 \longrightarrow 2\,NaCl$

chlorek sodu

Sposób 2 ▶ **tlenek metalu + tlenek niemetalu ⟶ ⟶ sól kwasu tlenowego**

Na przykład: $Na_2O + SO_2 \longrightarrow Na_2SO_3$

siarczan(IV) sodu

Sposób 3 ▶ **wodorotlenek + tlenek niemetalu ⟶ ⟶ sól kwasu tlenowego + woda**

Na przykład: $2\,NaOH + CO_2 \longrightarrow Na_2CO_3 + H_2O$

węglan sodu

Sposób 4 ▶ **metal + kwas ⟶ sól + wodór↑**

(bardziej aktywny od wodoru)

Na przykład: $Zn + H_2SO_4 \longrightarrow ZnSO_4 + H_2\uparrow$

siarczan(VI) cynku

Sposób 5 ▶ **$metal_1$ + $sól_1$ ⟶ $metal_2$ + $sól_2$**

Na przykład: $Fe + CuSO_3 \longrightarrow Cu + FeSO_3$

siarczan(IV) żelaza(II)

Sposób 6 ▶ **tlenek metalu + kwas ⟶ sól + woda**

Na przykład: $MgO + 2\,HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2O$

chlorek magnezu

Sposób 7 ▶ **wodorotlenek + kwas ⟶ sól + woda**

Na przykład: $NaOH + HCl \longrightarrow NaCl + H_2O$

chlorek sodu

Sposób 8 ▶ **$sól_1$ + $sól_2$ ⟶ $sól_3\downarrow$ + $sól_4$**

(reakcja strąceniowa)

Na przykład: $Fe(NO_3)_2 + K_2S \longrightarrow FeS\downarrow + 2\,KNO_3$

azotan(V) żelaza(II) siarczek żelaza(II)

Sposób 9 ▶ **$sól_1$ + $wodorotlenek_1$ ⟶ $sól_2$ + $wodorotlenek_2$**

(zasada) (zasada)

(reakcja strąceniowa)

Na przykład: $Na_2SO_3 + Ba(OH)_2 \longrightarrow BaSO_3\downarrow + 2\,NaOH$

siarczan(IV) baru

Sposób 10 ▶ **$sól_1$ + $kwas_1$ ⟶ $sól_2$ + $kwas_2$**

(reakcja strąceniowa)

Na przykład: $3\,Cu(NO_3)_2 + 2\,H_3PO_4 \longrightarrow Cu_3(PO_4)_2\downarrow + 6\,HNO_3$

fosforan(V) miedzi(II)

Sprawdź, czy potrafisz...

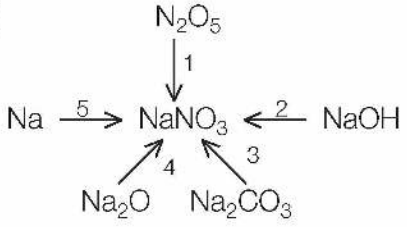
ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

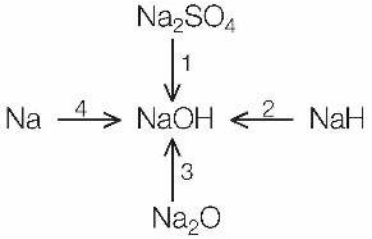
1. **Wybierz związki chemiczne, które zawierają reszty kwasowe, a następnie podaj nazwy kwasów, od których one pochodzą.**
$MgCl_2$, $Zn(OH)_2$, $Ni(NO_3)_2$, HClO, $Cu_2CO_3(OH)_2$, FeS, NH_4I, $BaHPO_4$, $CaSO_4$, NH_3

2. **Zakwalifikuj związki chemiczne o podanych wzorach sumarycznych do kwasów, soli kwasów tlenowych, soli mocnego kwasu, wodorosoli i hydratów.** Każdego wzoru możesz użyć więcej niż raz.
KCl, $CuSO_4 \cdot 5\,H_2O$, $Al(NO_3)_3$, ZnBr(OH), Na_2HPO_4, Fe_2S_3, $(NH_4)_2CO_3$, $SrSO_3$, $(CaSO_4)_2 \cdot H_2O$, $AgNO_2$, LiI

3. **Napisz nazwy systematyczne związków chemicznych o podanych wzorach sumarycznych.**
$MnSO_4$, RbOH, $HClO_4$, Na_2CO_3, $NaHCO_3$, $Fe(NO_3)_3$, HBr, $Mg(OH)_2$, CaOHCl, H_4SiO_4

4. **Napisz i uzgodnij równania reakcji chemicznych przedstawionych na schematach.**

a)


b)


5. **Napisz i uzgodnij równania podanych reakcji chemicznych:**
a) reakcja syntezy tlenku metalu z pierwiastków chemicznych,
b) reakcja syntezy tlenku niemetalu z innego tlenku niemetalu,
c) reakcja otrzymywania kwasu azotowego, w którym azot występuje na najwyższym stopniu utlenienia,
d) reakcja metalu aktywnego z grupy pierwszej z wodą,
e) reakcja syntezy soli beztlenowej o nazwie siarczek glinu,
f) reakcja wymiany, w której wyniku strąca się osad soli tlenowej.

6. **Uzupełnij i uzgodnij równania podanych reakcji chemicznych.**

a) $Al + HCl \rightarrow$ [?] + [?]
b) $K + H_2O \rightarrow$ [?] + [?]
c) $ZnO + H_3PO_4 \rightarrow$ [?] + [?]
d) $H_2 + N_2 \rightarrow$ [?]
e) $Cu(NO_3)_2 + LiOH \rightarrow$ [?] + [?]
f) $S + O_2 \rightarrow$ [?]
g) $MgCO_3 + HBr \rightarrow$ [?] + [?]
h) $NH_4Cl + NaOH \rightarrow$ [?] + [?]
i) $P_4O_{10} + K_2O \rightarrow$ [?]
j) $CaO + H_2O \rightarrow$ [?]
k) $NO_2 + H_2O \rightarrow$ [?]
l) $SiO_2 + NaOH \rightarrow$ [?]

7. **Oblicz masę cząsteczkową wodorotlenku glinu, a następnie oblicz, który pierwiastek ma największą zawartość procentową w tym związku chemicznym.**

8. Zaprojektuj doświadczenie chemiczne, w którym potwierdzisz charakter chemiczny tlenku fosforu(V). **Narysuj schemat, podaj obserwacje oraz sformułuj wniosek.**

Stechiometria

To było w szkole podstawowej!

- **Masy atomów** są wyrażane w **jednostkach masy atomowej – unitach**.

  $1\ u = \frac{1}{12}$ masy atomu izotopu węgla ^{12}C $\quad 1\ u = 0{,}166 \cdot 10^{-23}\ g$ $\quad 1\ g = 6{,}02 \cdot 10^{23}\ u$

- **Masa cząsteczkowa** to masa cząsteczki pierwiastka lub związku chemicznego wyrażona w jednostkach masy atomowej (u).

  $$m_{H_2} = 1\ u + 1\ u \qquad m_{H_2} = 2\ u$$

- Prawo stałości składu – **w każdym związku chemicznym stosunek mas pierwiastków jest stały i charakterystyczny dla danego związku chemicznego**.

  H_2O
  $2 \cdot 1\ u : 16\ u$
  $1 : 8$

- Prawo zachowania masy – **masa substratów jest równa masie produktów** reakcji chemicznej.

  $$2\ H_2 + O_2 \longrightarrow 2\ H_2O$$

  masa substratów = masa produktów

14. Mol i liczba Avogadra

Fot. 76. Para to 2 sztuki, tuzin – 12 sztuk.

Jeśli w sklepie zwrócimy się do sprzedawcy: „Poproszę tę parę butów", otrzymamy dwie sztuki (fot. 76.). Jeżeli kupimy ryzę papieru do drukarki, zawsze będzie ona mieć 500 arkuszy. Para, tuzin (12 sztuk), ryza i coraz rzadziej stosowana kopa (60 sztuk) to przykłady jednostek wykorzystywanych do określania liczby przedmiotów. Podobnie jest z molem – jest to jednostka używana do podawania liczby m.in. atomów.

Czym jest mol?

Mol to jednostka liczności materii, która zawiera $6{,}02 \cdot 10^{23}$ obiektów elementarnych (atomów, cząsteczek, jonów, elektronów, protonów, neutronów), np. w **12 g węgla** znajduje się **$6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów węgla**, czyli w **1 molu węgla** znajduje się **$6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów węgla**.

12 g węgla
⇕ to
$6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów węgla
⇕ to
1 mol węgla

Ile atomów, cząsteczek lub jonów znajduje się w 1 molu?

Zgodnie z definicją mola w 1 molu znajduje się **$6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów, cząsteczek** albo innych drobin, np. **jonów**:

liczba moli		liczba atomów, cząsteczek lub jonów
1 mol Fe	to	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów Fe
1 mol HCl	to	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek HCl
1 mol K^+	to	$6{,}02 \cdot 10^{23}$ jonów K^+

Liczbę moli odczytuje się z zapisu symboli i wzorów (tabela 14.).

1 mol – $6{,}02 \cdot 10^{23}$ obiektów elementarnych (atomów, cząsteczek lub jonów)

Tabela 14. Przykład odczytywania symboli i wzorów chemicznych

Zapis	Sposób odczytywania
3 Fe	3 mole atomów żelaza
4 Cl_2	4 mole cząsteczek chloru
10 CO_2	10 moli cząsteczek tlenku węgla(IV)
2 NaCl	2 mole chlorku sodu lub 2 mole jonów Na^+ i 2 mole jonów Cl^-

Czym jest liczba Avogadra?

Liczbę **$6{,}02 \cdot 10^{23}$** atomów, cząsteczek lub jonów znajdujących się w 1 molu danej substancji nazywa się też **liczbą Avogadra** (na cześć XIX-wiecznego włoskiego fizyka **Amadea Avogadra** [czyt. awogadra]) i oznacza się symbolem N_A:

> **N_A – $6{,}02 \cdot 10^{23}$ obiektów elementarnych (atomów, cząsteczek lub jonów)**

Jest na to sposób!

Jak zapisać liczbę w postaci potęgi o podstawie 10?

$10 = 10^1$
$100 = 10^2$
$1000 = 10^3$
$10\,000 = 10^4$

$100 = 10^2$
dwa zera po cyfrze

$0{,}1 = 10^{-1}$
$0{,}01 = 10^{-2}$
$0{,}001 = 10^{-3}$
$0{,}0001 = 10^{-4}$

$0{,}01 = 10^{-2}$
cyfra na drugim miejscu po przecinku

Przykład 22.

W jaki sposób obliczyć liczbę cząsteczek związku chemicznego w próbce o podanej liczbie moli?

Oblicz, ile cząsteczek wody stanowi 2,5 mola tej substancji.

Plan rozwiązywania
1. Wypisz dane i szukane.
2. Ułóż proporcję i wykonaj obliczenia.
3. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:** liczba moli wody = 2,5 mola
Szukane: liczba cząsteczek wody = ?

2 1 mol H_2O to $6{,}02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek, zatem można zapisać proporcję:

1 mol H_2O *stanowi* $6{,}02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek
2,5 mola H_2O *stanowi* x cząsteczek

$$x = \frac{2{,}5 \text{ mola} \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ cz.}}{1 \text{ mol}} \qquad x = 15{,}05 \cdot 10^{23} \text{ cząsteczek}$$

3 2,5 mola wody to $15{,}05 \cdot 10^{23}$ cząsteczek H_2O.

Przykład 23.

W jaki sposób obliczyć liczbę moli pierwiastka chemicznego w próbce o podanej liczbie atomów?

Oblicz, ile moli stanowi miliard atomów potasu.

Plan rozwiązywania
1. Wypisz dane i szukane.
2. Ułóż proporcję i wykonaj obliczenia.
3. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:** liczba atomów potasu = $= 1\,000\,000\,000 = 10^9$
Szukane: liczba moli potasu = ?

2 1 mol potasu to $6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów, zatem można zapisać proporcję:

1 mol K *stanowi* $6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów
x moli K *stanowi* 10^9 atomów

$$x = \frac{1 \text{ mol} \cdot 10^9 \text{ at.}}{6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ at.}} \qquad x = 1{,}66 \cdot 10^{-15} \text{ mola}$$

3 Miliard atomów potasu stanowi $1{,}66 \cdot 10^{-15}$ mola tego pierwiastka chemicznego.

Jest na to sposób!

Jak stosować zapis wykładniczy w chemii?

$0{,}0602 \cdot 10^{25}$ $0{,}602 \cdot 10^{24}$ **$6{,}02 \cdot 10^{23}$** $60{,}2 \cdot 10^{22}$ $602 \cdot 10^{21}$

Przesunięcie przecinka o jedno miejsce **w lewo** oznacza **zwiększenie** o 1 wartości wykładnika potęgowego, czyli 10 razy więcej.

Przesunięcie przecinka o jedno miejsce **w prawo** oznacza **zmniejszenie** o 1 wartości wykładnika potęgowego, czyli 10 razy mniej.

W jakich jednostkach wyraża się masę atomu?

Jednostka masy atomowej
1 unit – 1 u

Już wiesz, że atomy są niewyobrażalnie małe i mają bardzo małe masy. Używanie gramów do określania masy atomów byłoby niewygodne, dlatego do wyrażania masy atomu lub masy cząsteczki **stosuje się** jednostkę masy atomowej **unit** [czyt. junit] (u) (patrz s. 15).

$1\ u = 1{,}667 \cdot 10^{-24}\ g$

1 u każdej substancji to $1{,}667 \cdot 10^{-24}$ g.

Masę atomową (m_{at}) każdego pierwiastka chemicznego można odczytać z układu okresowego pierwiastków chemicznych. W obliczeniach chemicznych przyjmuje się zwykle wartości mas atomowych zaokrąglone do liczb całkowitych.

Ile unitów zawiera 1 g substancji?

Można to obliczyć, korzystając z informacji, że 1 u to $1{,}667 \cdot 10^{-24}$ g substancji.

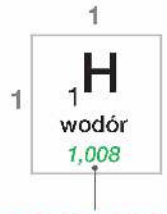
Jeśli 1 u *odpowiada* $1{,}667 \cdot 10^{-24}$ g,
to x u *odpowiada* 1 g.

$$x = \frac{1\ g \cdot 1\ u}{1{,}667 \cdot 10^{-24}\ g}$$

$x = \mathbf{6{,}02 \cdot 10^{23}\ u}$

$\mathbf{1\ g = 6{,}02 \cdot 10^{23}\ u}$

Zatem **1 g każdej substancji odpowiada $6{,}02 \cdot 10^{23}$ unitów.**



masa atomowa wodoru wyrażona w unitach

$1\ g = 6{,}02 \cdot 10^{23}\ u$

Jak ustalić liczbę atomów substancji?

Aby ustalić liczbę atomów pierwiastka chemicznego w próbce, wystarczy znać masę próbki oraz wiedzieć, co to za substancja i jaka jest jej masa atomowa (patrz przykłady 24. i 25., s. 127).

Jeśli masa próbki pierwiastka chemicznego (np. węgla, sodu) wyrażona w gramach jest liczbowo równa masie atomowej tego pierwiastka chemicznego, to **liczba atomów w tej próbce wynosi zawsze $6{,}02 \cdot 10^{23}$.** Taką liczbę atomów określa jednostka o nazwie **mol.**

Przykład 24.

Jak obliczyć liczbę atomów pierwiastka chemicznego w próbce niemetalu o znanej masie?

Oblicz, ile atomów znajduje się w 12 g węgla.

1 $m_C = 12$ u

2 Jeśli 1 atom węgla *ma masę* atomową 12 u,
to x atomów węgla *ma masę* w gramach 12 g.

Wiedząc, że 1 g to $6{,}02 \cdot 10^{23}$ u, można zapisać proporcję:

1 atom węgla *ma masę* 12 u
x atomów węgla *ma masę* $12 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ u

$$x = \frac{1 \text{ at.} \cdot 12 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ u}}{12 \text{ u}}$$

$x = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów

3 W 12 g węgla znajduje się $6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów węgla.

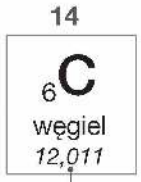
Plan rozwiązywania

1 Odczytaj z układu okresowego m_C.

2 Oblicz liczbę atomów węgla.

3 Napisz odpowiedź.

2



$m_C = 12$ u

Przykład 25.

Jak obliczyć liczbę atomów pierwiastka chemicznego w próbce metalu o znanej masie?

Oblicz, ile atomów znajduje się w 23 g sodu.

1 $m_{Na} = 23$ u

2 Jeśli 1 atom sodu *ma masę* atomową 23 u,
to x atomów sodu *ma masę* w gramach 23 g.

Wiedząc, że 1 g to $6{,}02 \cdot 10^{23}$ u, można zapisać proporcję:

1 atom sodu *ma masę* 23 u
x atomów sodu *ma masę* $23 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ u

$$x = \frac{1 \text{ at.} \cdot 23 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23} \text{ u}}{23 \text{ u}}$$

$x = 6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów

3 W 23 g sodu znajduje się $6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów sodu.

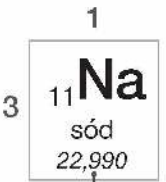
Plan rozwiązywania

1 Odczytaj z układu okresowego m_{Na}.

2 Oblicz liczbę atomów sodu.

3 Napisz odpowiedź.

3



$m_{Na} = 23$ u

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Oblicz masę atomu glinu, wyrażoną w gramach, wiedząc, że masa atomowa glinu wynosi 26,982 u.**

2. **Oblicz, ile cząsteczek stanowi:**
   a) 0,2 mola wodoru,
   b) 1 mol wody,
   c) 3 mole kwasu azotowego(V),
   d) 1,5 mola chloru,
   e) 0,75 mola amoniaku.

3. **Oblicz, ile moli stanowi:**
   a) $12{,}04 \cdot 10^{23}$ atomów sodu,
   b) $6{,}02 \cdot 10^{21}$ cząsteczek wody,
   c) $6{,}02 \cdot 10^{24}$ cząsteczek tlenku węgla(IV).

4. **Wybierz prawdziwe informacje.**
   a) 1 mol tlenku węgla(IV) to 6,02 cząsteczek.
   b) 3 mole potasu to $18{,}06 \cdot 10^{23}$ atomów.
   c) 0,5 mola tlenu to $3{,}01 \cdot 10^{23}$ atomów.
   d) 0,5 mola tlenu to $3{,}01 \cdot 10^{23}$ cząsteczek.
   e) 10 moli kwasu chlorowodorowego to $6{,}02 \cdot 10^{24}$ cząsteczek.

5. Spiż to stop miedzi z cyną, cynkiem i ołowiem. Dawniej służył do odlewania dzwonów i armat, a obecnie stosuje się go głównie w rzeźbiarstwie i do produkcji elementów ozdobnych. Pewna próbka spiżu zawiera: 800 g miedzi, 110 g cyny, 50 g cynku i 40 g ołowiu. **Oblicz, ile atomów każdego metalu zawiera próbka spiżu o podanej masie.**

6. Składnikami wody morskiej są m.in. sole. Wśród pierwiastków chemicznych wchodzących w jej skład są oprócz wodoru i tlenu również chlor, sód, magnez, siarka oraz wapń. W tabeli podano zawartość poszczególnych pierwiastków chemicznych w próbce wody morskiej o masie 100 g. **Oblicz, ile moli każdego z tych pierwiastków chemicznych znajduje się w próbce wody morskiej o podanej masie.**

Nazwa pierwiastka chemicznego	Zawartość pierwiastka chemicznego w próbce wody morskiej o masie 100 g
wodór	10,8 g
tlen	85,7 g
chlor	1,9 g
sód	1,05 g
magnez	0,14 g
siarka	0,09 g
wapń	0,04 g

Zapamiętaj!

Mol – to jednostka liczności materii, która zawiera $6{,}02 \cdot 10^{23}$ obiektów elementarnych (atomów, cząsteczek, jonów, elektronów, protonów, neutronów).

Liczba Avogadra – $6{,}02 \cdot 10^{23}$; liczba atomów, cząsteczek lub jonów znajdujących się w 1 molu substancji.

15. Masa cząsteczkowa i masa molowa związków chemicznych. Objętość molowa gazów

Fot. 77. Opłata za gaz ziemny z sieci miejskiej zależy m.in. od liczby zużytych metrów sześciennych tego paliwa.

Ilości substancji stałych podaje się zwykle w jednostkach masy (gramach, kilogramach itd.), a ilości cieczy i gazów (fot. 77.) – w jednostkach objętości (decymetrach sześciennych, centymetrach sześciennych itd.). Wiesz już, że masę jednego atomu, czyli masę atomową, można odczytać z układu okresowego pierwiastków chemicznych. A jak określić masę cząsteczki pierwiastka lub związku chemicznego?

Czym jest masa cząsteczkowa i jak ją wyznaczyć?

Masa cząsteczkowa (m_{cz}) **to suma mas atomowych wszystkich atomów** tworzących tę cząsteczkę (pierwiastka lub związku chemicznego). Na przykład dla wodoru, przedstawionego za pomocą modelu:

$m_H = 1\ u$

$m_{H_2} = 1\ u + 1\ u$

$m_{H_2} = 2\ u$

Masę cząsteczkową wyraża się w jednostkach masy atomowej (u). Do jej obliczenia jest niezbędny **wzór chemiczny** substancji.

Przykład 26.

Jak obliczyć masę cząsteczkową tlenku węgla(IV)?

Oblicz masę cząsteczkową tlenku węgla(IV) CO_2.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane – odczytaj je z układu okresowego – i szukane.
2. Oblicz masę cząsteczkową.
3. Napisz odpowiedź.

1. **Dane:**
$m_O = 16\ u$
$m_C = 12\ u$

Szukane:
$m_{CO_2} = ?$

2. $m_{CO_2} = 12\ u + 2 \cdot 16\ u$
$m_{CO_2} = 12\ u + 32\ u$
$m_{CO_2} = 44\ u$

3. Masa cząsteczkowa tlenku węgla(IV) wynosi 44 u.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane – odczytaj je z układu okresowego – i szukane.
2. Oblicz masę cząsteczkową.
3. Napisz odpowiedź.

Przykład 27.

Jak obliczyć masę cząsteczkową wodorotlenku wapnia?

Oblicz masę cząsteczkową wodorotlenku wapnia $Ca(OH)_2$.

1 **Dane:**
$m_{Ca} = 40$ u
$m_O = 16$ u
$m_H = 1$ u

Szukane:
$m_{Ca(OH)_2} = ?$

2
$m_{Ca(OH)_2} = 40\text{ u} + 2 \cdot (16\text{ u} + 1\text{ u})$
$m_{Ca(OH)_2} = 40\text{ u} + 2 \cdot 17\text{ u}$
$m_{Ca(OH)_2} = 40\text{ u} + 34\text{ u}$
$m_{Ca(OH)_2} = 74\text{ u}$

! Pamiętaj o kolejności wykonywania działań – najpierw działanie w nawiasie, później mnożenie, a na końcu dodawanie.

3 Masa cząsteczkowa wodorotlenku wapnia $Ca(OH)_2$ wynosi 74 u.

Czym jest masa molowa?

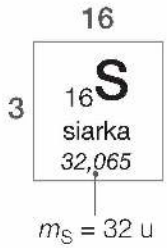
Masa molowa (M) **to masa 1 mola dowolnej substancji wyrażona w gramach.** Jednostką masy molowej jest $\frac{g}{mol}$.

! Masa molowa substancji różni się od jej masy atomowej jednostką.

Czym jest masa molowa pierwiastka chemicznego?

Masa molowa pierwiastka chemicznego **jest masą 1 mola tego pierwiastka chemicznego**. Liczbowo jest **równa jego masie atomowej**, którą odczytuje się z układu okresowego pierwiastków chemicznych.

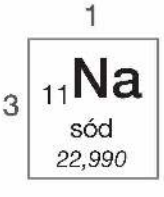
1 mol siarki



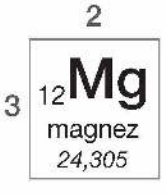
Masa atomowa siarki wynosi $m_S = 32$ u, więc **masa molowa siarki** jest równa $M_S = 32\ \frac{g}{mol}$.

Jest na to sposób!

Jak poprawnie zaokrąglać liczby?



$m_{Na} = 22{,}990$ u
pierwsza odrzucana cyfra jest ≥ 5, dlatego ostatnia zachowana cyfra zwiększa się o 1
$m_{Na} = 23$ u



$m_{Mg} = 24{,}305$ u
pierwsza odrzucana cyfra jest < 5, dlatego ostatnia zachowana cyfra nie zmienia się
$m_{Mg} = 24$ u

Czym jest masa molowa cząsteczki lub związku chemicznego?

Masa molowa związku chemicznego **to masa 1 mola danej substancji**. Liczbowo jest **równa masie cząsteczkowej** tego związku chemicznego (fot. 78.).

Fot. 78. Dla węglanu wapnia $m_{CaCO_3} = 100$ u, więc jego masa molowa $M_{CaCO_3} = 100 \frac{g}{mol}$.

Przykład 28.

W jaki sposób obliczyć masę molową kwasu azotowego(V)?

Oblicz masę molową kwasu azotowego(V) HNO_3.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz masę molową.
3. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**
$M_N = 14 \frac{g}{mol}$
$M_O = 16 \frac{g}{mol}$
$M_H = 1 \frac{g}{mol}$

Szukane:
$M_{HNO_3} = ?$

2 $M_{HNO_3} = 1 \frac{g}{mol} + 14 \frac{g}{mol} + 3 \cdot 16 \frac{g}{mol}$
$M_{HNO_3} = 1 \frac{g}{mol} + 14 \frac{g}{mol} + 48 \frac{g}{mol}$
$M_{HNO_3} = 63 \frac{g}{mol}$

3 Masa molowa HNO_3 wynosi $63 \frac{g}{mol}$.

Przykład 29.

W jaki sposób obliczyć masę molową siarczanu(VI) miedzi(II)–woda(1/5)?

Oblicz masę molową siarczanu(VI) miedzi(II)–woda(1/5) $CuSO_4 \cdot 5\,H_2O$.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz masę molową.
3. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**
$M_{Cu} = 64 \frac{g}{mol}$
$M_S = 32 \frac{g}{mol}$
$M_O = 16 \frac{g}{mol}$
$m_H = 1 \frac{g}{mol}$

Szukane:
$M_{CuSO_4 \cdot 5\,H_2O} = ?$

! Pamiętaj o kolejności wykonywania działań – najpierw działanie w nawiasie, dopiero później mnożenie, a na końcu dodawanie.

2 $M_{CuSO_4 \cdot 5\,H_2O} = 64 \frac{g}{mol} + 32 \frac{g}{mol} + 4 \cdot 16 \frac{g}{mol} + 5 \cdot (2 \cdot 1 \frac{g}{mol} + 16 \frac{g}{mol})$
$M_{CuSO_4 \cdot 5\,H_2O} = 160 \frac{g}{mol} + 90 \frac{g}{mol}$
$M_{CuSO_4 \cdot 5\,H_2O} = 250 \frac{g}{mol}$

3 Masa molowa $CuSO_4 \cdot 5\,H_2O$ wynosi $250 \frac{g}{mol}$.

Jak ustalić liczbę atomów, cząsteczek lub jonów substancji o dowolnej masie?

Do obliczenia liczby atomów, cząsteczek albo jonów, które znajdują się w próbkach pierwiastków lub związków chemicznych o dowolnej masie, jest niezbędna znajomość liczby Avogadra oraz zastosowanie metody proporcji lub wzorów:

$$m = n \cdot M \qquad n = \frac{m}{M} \qquad n = \frac{N}{N_A}$$

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 – liczba Avogadra, $6{,}02 \cdot 10^{23}\ \frac{\text{at.}}{\text{mol}}, \frac{\text{cz.}}{\text{mol}}, \frac{\text{jon}}{\text{mol}}$.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Odczytaj z układu okresowego M_H i M_O oraz oblicz M_{H_2O}.
3. Oblicz n_{H_2O}.
4. Napisz odpowiedź.

Przykład 30.

W jaki sposób ustalić liczbę moli związku chemicznego?

Oblicz, ile moli wody H_2O stanowi 45 g tego związku chemicznego.

1 **Dane:** $m_{H_2O} = 45\ \text{g}$ **Szukane:** $n_{H_2O} = ?$

2 $M_H = 1\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$M_O = 16\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$M_{H_2O} = 2 \cdot M_H + M_O$

$M_{H_2O} = 2 \cdot 1\ \frac{\text{g}}{\text{mol}} + 16\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

$M_{H_2O} = 18\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}$

3 Liczbę moli można wyznaczyć dwoma sposobami.

Sposób I **Obliczanie metodą proporcji**

Sposób I – obliczanie metodą proporcji

$1\ \text{mol}\ H_2O — 18\ \text{g}$

$n\ H_2O — 45\ \text{g}$

$$n_{H_2O} = \frac{1\ \text{mol} \cdot 45\ \text{g}}{18\ \text{g}} \qquad n_{H_2O} = 2{,}5\ \text{mola}$$

Sposób II **Obliczanie za pomocą wzoru:** $n = \frac{m}{M}$

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$$n_{H_2O} = \frac{m_{H_2O}}{M_{H_2O}} \qquad n_{H_2O} = \frac{45\ \text{g}}{18\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \qquad n_{H_2O} = 2{,}5\ \text{mola}$$

4 45 g wody stanowi 2,5 mola tej substancji.

Przykład 31.

W jaki sposób obliczyć masę próbki o podanej liczbie moli?

Oblicz masę 0,5 mola wodorotlenku wapnia $Ca(OH)_2$.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Odczytaj z układu okresowego M_{Ca}, M_H i M_O oraz oblicz $M_{Ca(OH)_2}$.
3. Oblicz $m_{Ca(OH)_2}$.
4. Napisz odpowiedź.

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

$n_{Ca(OH)_2} = 0{,}5$ mola $\quad m_{Ca(OH)_2} = ?$

2 $M_{Ca(OH)_2} = M_{Ca} + 2 \cdot (M_O + M_H)$

$M_{Ca(OH)_2} = 40\,\frac{g}{mol} + 2 \cdot (16\,\frac{g}{mol} + 1\,\frac{g}{mol})$

$M_{Ca(OH)_2} = 74\,\frac{g}{mol}$

Pamiętaj o kolejności wykonywania działań – najpierw działanie w nawiasie, później mnożenie, a na końcu dodawanie.

3 Liczbę moli można wyznaczyć dwoma sposobami.

Sposób I – obliczanie metodą proporcji

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji

1 mol $Ca(OH)_2$ — 74 g

$0{,}5$ mola $Ca(OH)_2$ — m

$$m_{Ca(OH)_2} = \frac{0{,}5 \text{ mola} \cdot 74 \text{ g}}{1 \text{ mol}}$$

$m_{Ca(OH)_2} = 37$ g

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:

$m = n \cdot M$

$m_{Ca(OH)_2} = 0{,}5 \text{ mola} \cdot 74\,\frac{g}{mol}$ $\qquad m_{Ca(OH)_2} = 37$ g

4 Masa $0{,}5$ mola wodorotlenku wapnia wynosi 37 g.

Wiele związków chemicznych występuje w gazowym stanie skupienia. Do przeprowadzenia obliczeń chemicznych związanych z gazami trzeba znać ich gęstości i objętości oraz warunki pomiaru, czyli temperaturę i ciśnienie.

Jak obliczyć gęstość gazu?

Gęstość gazu można obliczyć za pomocą wzoru:

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

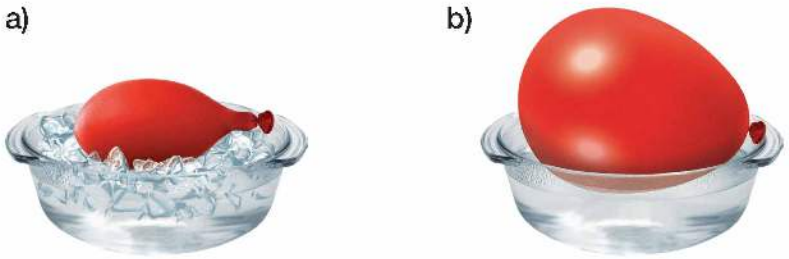
gdzie:
d – gęstość, $\frac{g}{cm^3}$, $\frac{g}{dm^3}$, $\frac{kg}{dm^3}$, $\frac{kg}{m^3}$,
m – masa, g, kg,
V – objętość, cm^3, dm^3, m^3.

Fot. 79. Balon unosi się dzięki temu, że ogrzane powietrze, którym się napełnia wnętrze czaszy, ma mniejszą gęstość niż powietrze na zewnątrz.

Od czego zależy objętość gazu?

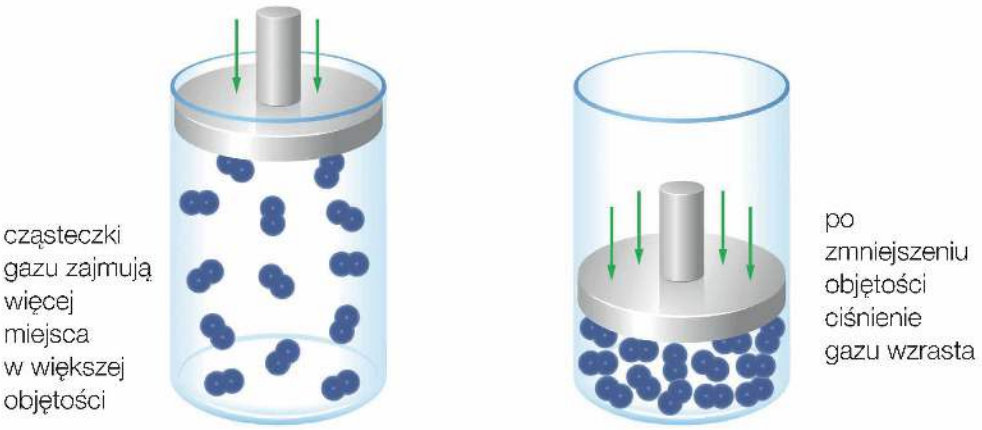
Objętość, jaką zajmuje gaz, zależy **od temperatury** (fot. 79.) **i ciśnienia**, w których się znajduje.

- Objętość, jaką zajmuje gaz, **zwiększa się wraz ze wzrostem temperatury** (rys. 19.).



Rys. 19. Cząsteczki gazu w balonie umieszczonym w naczyniu z lodem (a) poruszają się wolniej i zajmują mniejszą przestrzeń niż cząsteczki tego samego gazu w gorącej wodzie (b).

- Objętość, jaką zajmuje gaz, **zmniejsza się wraz ze wzrostem ciśnienia**, jakie na niego działa (rys. 20.).



Rys. 20. Im mniejszą przestrzeń (objętość) zajmują cząsteczki gazu, tym wyższe ciśnienie panuje w zbiorniku.

Dlatego opisując właściwości gazu, zawsze należy uwzględniać warunki, w jakich się on znajduje. Pomiary dla gazów zazwyczaj prowadzi się w **warunkach normalnych** lub **standardowych** (tabela 15.).

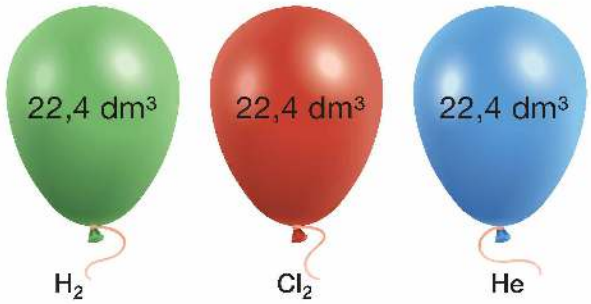
Tabela 15. Wartości temperatur i ciśnienia w warunkach normalnych i standardowych

Wielkość	Warunki normalne	Warunki standardowe
Temperatura, T	0°C (~273 K)	25°C (~298 K)
Ciśnienie, p	1013 hPa	1013 hPa

Czym jest objętość molowa gazu?

Objętość molowa gazu to objętość, jaką zajmuje **1 mol** pierwiastka lub związku chemicznego **w gazowym stanie skupienia** w określonych warunkach ciśnienia i temperatury. W warunkach normalnych objętość 1 mola gazu zawsze **wynosi 22,4 dm^3** (rys. 21.).

Objętość molowa gazu (V_{mol}) to objętość 1 mola gazu w warunkach normalnych, czyli **22,4 dm^3**.



Rys. 21. W warunkach normalnych objętość molowa różnych gazów jest taka sama i wynosi 22,4 dm^3.

Gęstość gazu w warunkach normalnych:

$$d = \frac{M}{V_{mol}}$$

Wartość tę można wykorzystać do przeprowadzenia obliczeń związanych z liczbą moli zawartych w określonej objętości gazu. Zależność tę przedstawia wzór:

$$n = \frac{V}{V_{mol}}$$

gdzie:
n – liczba moli, mol,
V – objętość gazu, dm^3,
V_{mol} – objętość molowa gazu, 22,4 $\frac{dm^3}{mol}$.

Ile cząsteczek gazu znajduje się w określonej objętości w danych warunkach ciśnienia i temperatury?

Jeśli różne gazy zajmują jednakową objętość w danych warunkach ciśnienia i temperatury, to zawierają taką samą liczbę cząsteczek.

Twierdzenie to stanowi treść **prawa Avogadra**. Na jego podstawie można stwierdzić, że **w dwóch naczyniach o jednakowej objętości** (np. 1 dm^3) **zawierających różne gazy** (np. azot i chlor) **w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury znajdują się takie same liczby cząsteczek tych gazów** (rys. 22.).

6,02 · 10^{23} cząsteczek gazu ⟷ to ⟷ **1 mol** gazu ⟷ to ⟷ **22,4 dm^3 gazu** w warunkach normalnych

W warunkach normalnych 1 mol gazu zawiera 6,02 · 10^{23} atomów lub cząsteczek tego gazu i zajmuje objętość 22,4 dm^3.

Rys. 22. W naczyniach o jednakowej objętości zawierających różne gazy w takich samych warunkach ciśnienia i temperatury znajduje się po tyle samo cząsteczek gazów.

Modele cząsteczek: azotu, chloru

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz V_{H_2}.
3. Napisz odpowiedź.

Przykład 32.

W jaki sposób obliczyć objętość gazu w warunkach normalnych, znając liczbę moli substancji?

Oblicz, jaką objętość w warunkach normalnych zajmują 3 mole wodoru H_2.

1 **Dane:**

$n_{H_2} = 3$ mole

$V_{mol} = 22{,}4 \frac{dm^3}{mol}$

Szukane:

$V_{H_2} = ?$

2 **Sposób I – obliczanie metodą proporcji**

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji

$1 \text{ mol } H_2 - 22{,}4 \text{ dm}^3$

$3 \text{ mole } H_2 - x \text{ dm}^3$

$$x = \frac{3 \text{ mole} \cdot 22{,}4 \text{ dm}^3}{1 \text{ mol}}$$

$x = 67{,}2 \text{ dm}^3$

$V_{H_2} = 67{,}2 \text{ dm}^3$

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:
$V = V_{mol} \cdot n$

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$V_{H_2} = 22{,}4 \frac{dm^3}{mol} \cdot 3 \text{ mol}$

$V_{H_2} = 67{,}2 \text{ dm}^3$

3 W warunkach normalnych 3 mole wodoru zajmują objętość $67{,}2 \text{ dm}^3$.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Odczytaj z układu okresowego M_S i M_O oraz oblicz M_{SO_2}.
3. Oblicz V_{SO_2}.
4. Napisz odpowiedź.

Przykład 33.

W jaki sposób obliczyć objętość gazu w warunkach normalnych, znając masę substancji?

Oblicz, jaką objętość w warunkach normalnych zajmuje 96 g tlenku siarki(IV) SO_2.

1 **Dane:**

$mSO_2 = 96$ g

$V_{mol} = 22{,}4 \frac{dm^3}{mol}$

Szukane:

$V_{SO_2} = ?$

2 $M_S = 32 \frac{g}{mol}$

$M_O = 16 \frac{g}{mol}$

$M_{SO_2} = 32 \frac{g}{mol} + 2 \cdot 16 \frac{g}{mol}$

$M_{SO_2} = 64 \frac{g}{mol}$

patrz s. 137

3 **Sposób I – obliczanie metodą proporcji**

$64\ \text{g}\ SO_2\ -\ 22{,}4\ \text{dm}^3$
$96\ \text{g}\ SO_2\ -\ x\ \text{dm}^3$

$$x = \frac{96\ \text{g} \cdot 22{,}4\ \text{dm}^3}{64\ \text{g}}$$

$x = 33{,}6\ \text{dm}^3$ $\qquad V_{SO_2} = 33{,}6\ \text{dm}^3$

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$$n_{SO_2} = \frac{96\ \text{g}}{64\ \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \qquad n_{SO_2} = 1{,}5\ \text{mola}$$

$$V_{SO_2} = 22{,}4\ \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}} \cdot 1{,}5\ \text{mol} \qquad V_{SO_2} = 33{,}6\ \text{dm}^3$$

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzorów:
$n = \frac{m}{M}$ oraz $V = V_{mol} \cdot n$

4 W warunkach normalnych 96 g tlenku siarki(IV) zajmuje objętość $33{,}6\ \text{dm}^3$.

Przykład 34.

W jaki sposób obliczyć objętość gazu w warunkach normalnych, znając liczbę cząsteczek substancji?

Oblicz, jaką objętość w warunkach normalnych zajmuje $6{,}02 \cdot 10^{24}$ cząsteczek tlenu O_2.

Plan rozwiązywania
1 Wypisz dane i szukane.
2 Oblicz V_{O_2}.
3 Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**
liczba cząsteczek O_2 = $= 6{,}02 \cdot 10^{24}$ cząsteczek
$V_{mol} = 22{,}4\ \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}}$

Szukane:
$V_{O_2} = ?$

2 **Sposób I – obliczanie metodą proporcji**

$6{,}02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek $O_2\ -\ 22{,}4\ \text{dm}^3$
$6{,}02 \cdot 10^{24}$ cząsteczek $O_2\ -\ x\ \text{dm}^3$

$$x = \frac{6{,}02 \cdot 10^{24}\ \text{cz.} \cdot 22{,}4\ \text{dm}^3}{6{,}02 \cdot 10^{23}\ \text{cz.}}$$

$x = 224\ \text{dm}^3$ $\qquad V_{O_2} = 224\ \text{dm}^3$

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji

Sposób II – obliczanie za pomocą wzorów

$$n_{O_2} = \frac{6{,}02 \cdot 10^{24}\ \text{cz.}}{6{,}02 \cdot 10^{23}\ \frac{\text{cz.}}{\text{mol}}} \qquad n_{O_2} = 10\ \text{moli}$$

$$V_{O_2} = 22{,}4\ \frac{\text{dm}^3}{\text{mol}} \cdot 10\ \text{mol} \qquad V_{O_2} = 224\ \text{dm}^3$$

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzorów:
$n = \frac{N}{N_A}$ oraz $V = V_{mol} \cdot n$

3 W warunkach normalnych $6{,}02 \cdot 10^{24}$ cząsteczek tlenu zajmuje objętość $224\ \text{dm}^3$.

Jest na to sposób!

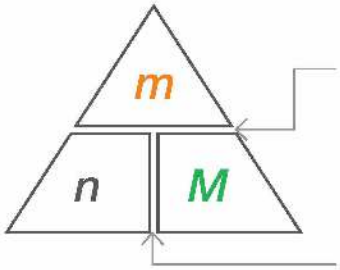
Jak przekształcić wzór na liczbę moli?

Wpisz w pola **wzór** zgodnie z ruchem wskazówek zegara. Zacznij od lewej strony. Zakryj symbol szukanej wielkości, a pozostałe (widoczne) dwie wielkości – razem linią, która symbolizuje mnożenie lub dzielenie – utworzą przekształcony wzór.

$n = \frac{m}{M}$

$m = n \cdot M$

$M = \frac{m}{n}$



linia pozioma odpowiada kresce ułamkowej

linia pionowa odpowiada znakowi mnożenia

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Oblicz masy cząsteczkowe i molowe dla substancji o podanych wzorach.**
   a) O_2
   b) S_8
   c) NaBr
   d) $Al(OH)_3$
   e) HNO_3
   f) $Ni_2(SO_3)_3$

2. **Oblicz masę:**
   a) 0,25 mola wodorotlenku potasu,
   b) 1,5 mola kwasu siarkowego(VI),
   c) $6{,}02 \cdot 10^{24}$ cząsteczek chloru,
   d) 2,24 dm^3 wodoru odmierzonego w warunkach normalnych.

3. **Oblicz, jaką objętość w warunkach normalnych zajmie:**
   a) 0,5 mola chloru,
   b) 20 g amoniaku,
   c) $3{,}01 \cdot 10^{23}$ cząsteczek tlenku węgla(IV).

4. W medycynie do nawadniania organizmu i uzupełniania w nim niedoboru elektrolitów jest stosowany fizjologiczny roztwór soli. Przygotowuje się go m.in. z następujących substancji: woda, chlorek sodu, chlorek potasu, chlorek wapnia–woda(1/6), chlorek magnezu–woda(1/6). **Oblicz masy molowe soli wchodzących w skład soli fizjologicznej.**

5. Kwas askorbinowy $C_6H_8O_6$ to związek chemiczny znany jako witamina C, stosowana często w leczeniu przeziębienia. W aptekach dostępne są preparaty o różnej zawartości witaminy C w tabletce, np.: 100 mg, 200 mg lub 1000 mg kwasu askorbinowego. **Oblicz, ile moli tego kwasu zawiera każda z tych tabletek.**

Zapamiętaj!

Masa cząsteczkowa – suma mas atomowych wszystkich atomów tworzących cząsteczkę (lub związek chemiczny), wyrażona w jednostkach masy atomowej – u.

Masa molowa – masa 1 mola dowolnej substancji, wyrażona w $\frac{g}{mol}$.

Objętość molowa gazu – objętość 1 mola pierwiastka lub związku chemicznego w stanie gazowym, w warunkach normalnych wynosi ona 22,4 dm^3.

Warunki normalne – temperatura 0°C (~273 K) i ciśnienie 1013 hPa.

16. Prawo stałości składu. Wzory empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego

Kolory biały i czerwony to barwy narodowe Polski i Austrii (fot. 80.). Jednak na flagach narodowych tych krajów stosunek liczby obszarów o barwie czerwonej do liczby obszarów o barwie białej jest inny. Na fladze polskiej wynosi on 1 : 1, a na fladze austriackiej 2 : 1.

Fot. 80. Stosunek kolorów na flagach jest stały i charakterystyczny dla danego państwa.

Jakie informacje można odczytać ze wzoru sumarycznego?

Wzór sumaryczny związku chemicznego dostarcza informacji o tym, z jakich pierwiastków chemicznych składa się związek chemiczny, czyli określa jego **skład jakościowy**. Dodatkowo informuje, w jakim stosunku występują w związku chemicznym poszczególne pierwiastki chemiczne, czyli opisuje jego **skład ilościowy**.

Skład ilościowy związku chemicznego można wyrazić na kilka sposobów, np. jako:

- **stosunek atomowy** – opisuje liczbę atomów poszczególnych pierwiastków chemicznych w cząsteczce związku chemicznego, np.:

CO_2

liczba atomów C : liczba atomów O

1 : 2

- **stosunek masowy** – to stosunek iloczynów liczb atomów pierwiastków chemicznych tworzących związek chemiczny i ich mas atomowych, np.:

masa C : masa O

12 u : 2 · 16 u

12 u : 32 u

3 : 8

Krok po kroku

Stosunek atomowy, masowy i skład procentowy

Na podstawie wzoru związku chemicznego można określić jego skład ilościowy, czyli proporcje, w jakich występują w nim poszczególne pierwiastki chemiczne. Skład ilościowy związku chemicznego można wyrazić za pomocą stosunków atomowego i masowego oraz składu procentowego.

Jak wyrazić skład ilościowy kwasu fosforowego(V)?

1 Stosunek atomowy

Napisz wzór sumaryczny związku chemicznego i podaj stosunek liczby atomów pierwiastków w związku chemicznym.

H_3PO_4

liczba atomów H	:	liczba atomów P	:	liczba atomów O
3	:	1	:	4

H : P : O = 3 : 1 : 4

2 Stosunek masowy

Wypisz masy atomowe pierwiastków i oblicz stosunek ich mas w związku chemicznym. Uwzględnij liczbę atomów.

$m_H = 1$ u, $m_P = 31$ u, $m_O = 16$ u

masa H	:	masa P	:	masa O
3 · 1 u	:	1 · 31 u	:	4 · 16 u
3 u	:	31 u	:	64 u

$m_H : m_P : m_O = 3 : 31 : 64$

3 Skład procentowy

Oblicz masę cząsteczkową związku chemicznego i zawartości procentowe pierwiastków (w procentach masowych) w związku chemicznym.

$m_{H_3PO_4} = 98$ u

$$\%H = \frac{m_H}{m_{H_3PO_4}} \cdot 100\% \quad \%H = 3{,}06\%$$

$$\%P = \frac{m_P}{m_{H_3PO_4}} \cdot 100\% \quad \%P = 31{,}63\%$$

$$\%O = \frac{m_O}{m_{H_3PO_4}} \cdot 100\% \quad \%O = 65{,}31\%$$

Jak określić skład ilościowy owoców w koktajlu?

! Przyjmij następujące masy owoców:
1 jabłko – 15 dag, 1 gruszka – 20 dag, 1 brzoskwinia – 10 dag.

Stosunek liczby owoców w koktajlu

liczba jabłek	:	liczba gruszek	:	liczba brzoskwiń
6	:	4	:	3

Stosunek masowy owoców w koktajlu

masa jabłek	:	masa gruszek	:	masa brzoskwiń
90 dag	:	80 dag	:	30 dag
9	:	8	:	3

Skład procentowy koktajlu

masa wszystkich owoców = 200 dag

$$\%\text{jabłek} = \frac{90 \text{ dag}}{200 \text{ dag}} \cdot 100\%, \quad \%\text{jabłek} = 45\%$$

$$\%\text{gruszek} = \frac{80 \text{ dag}}{200 \text{ dag}} \cdot 100\%, \quad \%\text{gruszek} = 40\%$$

$$\%\text{brzoskwiń} = \frac{30 \text{ dag}}{200 \text{ dag}} \cdot 100\%, \quad \%\text{brzoskwiń} = 15\%$$

- **skład procentowy** (w procentach masowych) – podaje zawartości procentowe mas poszczególnych pierwiastków w związku chemicznym. Na przykład dla cząsteczki tlenku węgla(IV) można go przedstawić za pomocą stosunku zawartości procentowych węgla do tlenu:

CO_2

$\%C : \%O$

$$\left(\frac{12\ \text{u}}{44\ \text{u}} \cdot 100\%\right) : \left(\frac{2 \cdot 16\ \text{u}}{44\ \text{u}} \cdot 100\%\right)$$

$27\% : 73\%$

Suma zawartości procentowych pierwiastków chemicznych musi być równa 100%.

Jak brzmi prawo stałości składu?

W każdym związku chemicznym stosunek mas pierwiastków chemicznych wchodzących w jego skład jest stały i charakterystyczny dla danego związku chemicznego.

Stosunek masy atomów węgla do tlenu w tlenku węgla(IV) CO_2 jest stały i zawsze wynosi 3 : 8...

...tak jak stały jest stosunek masy kremu do masy herbatników w każdym ciastku.

Prawo to nazywane jest także prawem Prousta, ponieważ sformułował je pod koniec XVIII w. francuski chemik **Joseph Louis Proust** [czyt. żozef lui prust].

Przykład 35.

W jaki sposób ustalić stosunek masowy pierwiastków w związku chemicznym?

Ustal stosunek masowy pierwiastków chemicznych w tlenku glinu Al_2O_3.

1 $m_{Al} = 27\ \text{u}$
$m_O = 16\ \text{u}$

Do obliczeń można użyć także mas molowych.

2 **Stosunek atomowy** opisuje liczbę atomów pierwiastków w związku chemicznym:
Al_2O_3
$Al : O = 2 : 3$

patrz s. 142

Plan rozwiązywania

1. Odczytaj masy atomowe pierwiastków.
2. Ustal stosunek atomowy pierwiastków w związku chemicznym.
3. Ustal stosunek masowy pierwiastków w związku chemicznym.
4. Napisz odpowiedź.

3 **Stosunek masowy** to stosunek iloczynów liczb atomów pierwiastków chemicznych tworzących cząsteczkę związku chemicznego i ich mas atomowych:
$Al : O = (2 \cdot 27\ u) : (3 \cdot 16\ u)$
$Al : O = 54\ u : 48\ u \ | : 6$

Po skróceniu do najprostszych liczb całkowitych:
$Al : O = 9 : 8$

4 Stosunek masowy pierwiastków chemicznych w tlenku glinu Al_2O_3 wynosi 9 : 8.

Plan rozwiązywania

1 Odczytaj masę atomową siarki.
2 Ułóż proporcję.
3 Ustal nazwę pierwiastka chemicznego.
4 Napisz odpowiedź.

Przykład 36.

W jaki sposób ustalić skład związku chemicznego na podstawie stosunku masowego pierwiastków?

Ustal nazwę pierwiastka chemicznego wchodzącego w skład siarczku ES_2, jeśli stosunek masowy szukanego pierwiastka do siarki w tym związku chemicznym wynosi 3 : 16.

1 $m_S = 32\ u$

2 $E : S = x : (2 \cdot 32\ u)$
$E : S = x : 64\ u$

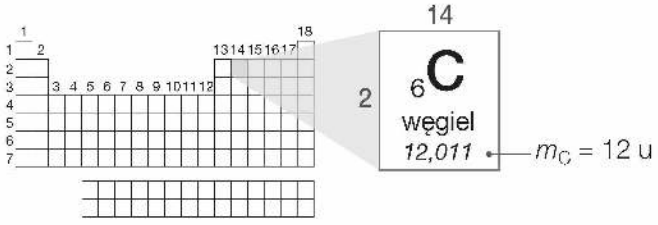
Z treści zadania wiadomo, że stosunek masowy wynosi 3 : 16.
Po podstawieniu masy atomowej siarki otrzymuje się zależność:

$x : 64\ u = 3 : 16$
$3 : 16$
$x : 64\ u$
Można zatem ułożyć proporcję:
$3 — 16$
$x — 64\ u$

$$x = \frac{3 \cdot 64\ u}{16}$$

$x = 12\ u$ – masa atomowa pierwiastka chemicznego oznaczonego jako E

3



4 Pierwiastkiem chemicznym oznaczonym jako E jest węgiel.

Czym są wzór empiryczny i wzór rzeczywisty związku chemicznego?

Wzór empiryczny, nazywany też wzorem elementarnym związku chemicznego, określa **ilościowy stosunek atomów**, czyli stosunek liczby poszczególnych atomów w cząsteczce związku chemicznego, i jest **wyrażony za pomocą najmniejszych liczb całkowitych**.

wzór empiryczny
P_2O_5

wzór rzeczywisty
P_4O_{10}

Na podstawie znajomości składu procentowego (procentu masowego) i masy cząsteczkowej związku chemicznego można ustalić jego **wzór rzeczywisty**, który **określa rzeczywiste liczby atomów** pierwiastków chemicznych w cząsteczce związku chemicznego. Wzór rzeczywisty może być taki sam jak wzór empiryczny albo stanowić jego wielokrotność.

Przykład 37.

W jaki sposób ustalić wzory empiryczny i rzeczywisty związku chemicznego na podstawie stosunku masowego pierwiastków chemicznych wchodzących w jego skład?

Ustal wzory empiryczny i rzeczywisty pewnego tlenku azotu, wiedząc, że stosunek masowy azotu do tlenu w tym związku chemicznym wynosi 7 : 16, a jego masa molowa to 92 $\frac{g}{mol}$.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Odczytaj z układu okresowego M_N i M_O.
3. Wykonaj obliczenia.
4. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**

$\frac{mN}{mO} = \frac{7}{16}$

$M_{N_xO_y} = 92\ \frac{g}{mol}$

Szukane:

wzór empiryczny N_xO_y = ?

wzór rzeczywisty N_xO_y = ?

15 | 2 | 7 N | azot | 14,007

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

2 $M_N = 14\ \frac{g}{mol}$ $M_O = 16\ \frac{g}{mol}$

3 Stosunek masowy azotu do tlenu wynosi 7 : 16. Należy rozszerzyć ułamek wynikający z tego stosunku masowego tak, aby uzyskać masę molową jednego z pierwiastków chemicznych wchodzących w skład tlenku:

$\frac{mN}{mO} = \frac{7 \cdot x}{16 \cdot x}$

Gdy $x = 1$, w liczniku jest połowa masy molowej azotu, a w mianowniku masa molowa tlenu:

$\frac{mN}{mO} = \frac{7}{16}$

Gdy $x = 2$, w liczniku jest masa molowa azotu, a w mianowniku podwojona masa molowa tlenu:

$\frac{mN}{mO} = \frac{14}{32}$

Zatem **wzór empiryczny** to NO_2.

patrz s. 144

Aby ustalić wzór rzeczywisty, należy obliczyć masę molową związku chemicznego o wzorze empirycznym NO_2:

$M_{NO_2} = 14\ \frac{g}{mol} + 2 \cdot 16\ \frac{g}{mol}$

$M_{NO_2} = 46\ \frac{g}{mol}$

Następnie trzeba podzielić masę molową $M_{N_xO_y} = 92\ \frac{g}{mol}$ przez masę molową wzoru empirycznego $M_{NO_2} = 46\ \frac{g}{mol}$:

$$\frac{M_{N_xO_y}}{M_{NO_2}} = \frac{92\ \frac{g}{mol}}{46\ \frac{g}{mol}}$$

$$\frac{M_{N_xO_y}}{M_{NO_2}} = 2$$

Zatem wzór rzeczywisty jest podwojonym wzorem empirycznym i ma postać: N_2O_4.

4 Wzór empiryczny tego tlenku azotu to NO_2, a wzór rzeczywisty to N_2O_4.

Przykład 38.

W jaki sposób obliczyć skład procentowy (procent masowy) związku chemicznego na podstawie jego nazwy?

Oblicz skład procentowy (procent masowy) węglanu sodu.

Plan rozwiązywania

1 Wypisz dane, szukane i wzór związku chemicznego.
2 Odczytaj z układu okresowego M_{Na}, M_C i M_O oraz oblicz $M_{Na_2CO_3}$.
3 Oblicz %Na.
4 Oblicz %C.
5 Oblicz %O.
6 Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**
wzór związku chemicznego – Na_2CO_3.

Szukane:
%Na = ?
%C = ?
%O = ?

2 $M_{Na} = 23\ \frac{g}{mol}$

$M_C = 12\ \frac{g}{mol}$

$M_O = 16\ \frac{g}{mol}$

$M_{Na_2CO_3} = 2 \cdot 23\ \frac{g}{mol} + 12\ \frac{g}{mol} + 3 \cdot 16\ \frac{g}{mol}$

$M_{Na_2CO_3} = 106\ \frac{g}{mol}$

3 $106\ \frac{g}{mol}\ Na_2CO_3$ — 100%

$46\ \frac{g}{mol}$ Na — x

$$x = \frac{46\ \frac{g}{mol} \cdot 100\%}{106\ \frac{g}{mol}} \qquad x = 43{,}4\% \qquad \%Na = 43{,}4\%$$

patrz s. 145

4 $106\ \frac{g}{mol}\ Na_2CO_3$ — 100%

$12\ \frac{g}{mol}\ C$ — y

$$y = \frac{12\ \frac{g}{mol} \cdot 100\%}{106\ \frac{g}{mol}} \qquad y = 11{,}3\% \qquad \%C = 11{,}3\%$$

5 Zawartość tlenu można wyznaczyć z analogicznej proporcji lub odejmując od 100% obliczone zawartości procentowe sodu i węgla:

$\%O = 100\% - (43{,}4\% + 11{,}3\%)$

$\%O = 45{,}3\%$

6 Skład procentowy (procent masowy) węglanu sodu wynosi: 43,4% sodu, węgla – 11,3%, a tlenu – 45,3%.

Przykład 39.

W jaki sposób ustalić wzór empiryczny związku chemicznego na podstawie składu procentowego poszczególnych pierwiastków?

Napisz wzór empiryczny związku chemicznego zawierającego 92,3% węgla i 7,7% wodoru.

Plan rozwiązywania

1 Wypisz dane i szukane.

2 Wyznacz masy pierwiastków w związku chemicznym.

3 Wyznacz stosunek molowy pierwiastków w związku chemicznym.

4 Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**
$\%C = 92{,}3\%$
$\%H = 7{,}7\%$

Szukane:
wzór empiryczny C_xH_y = ?

2 Przyjmij, że dysponujesz 100 g związku chemicznego. Wówczas masy pierwiastków chemicznych będą równe ich zawartościom procentowym:

100% to 100 g związku chemicznego
$\%C = 92{,}3\%$ to $mC = 92{,}3$ g
$\%H = 7{,}7\%$ to $mH = 7{,}7$ g

3 Stosunek molowy pierwiastków chemicznych można obliczyć, dzieląc otrzymane masy przez ich masy molowe:

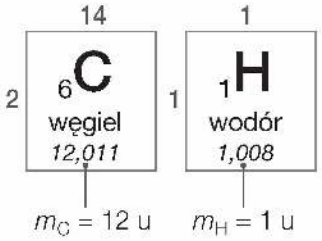
$$n_C : n_H = \frac{92{,}3\ g}{12\ \frac{g}{mol}} : \frac{7{,}7\ g}{1\ \frac{g}{mol}}$$

$n_C : n_H = 7{,}69$ mola : 7,7 mola

Po skróceniu do najprostszych liczb całkowitych:

$n_C : n_H = 1 : 1$

4 Wzór empiryczny związku chemicznego zawierającego 92,3% węgla i 7,7% wodoru to CH.



Sposób I
Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Wyznacz masy pierwiastków w związku chemicznym.
3. Wyznacz stosunek molowy pierwiastków w związku chemicznym.
4. Ustal wzór empiryczny.
5. Ustal wzór rzeczywisty.
6. Napisz odpowiedź.

Przykład 40.

W jaki sposób ustalić wzór rzeczywisty związku chemicznego na podstawie jego masy molowej i składu procentowego poszczególnych pierwiastków?

Napisz wzór rzeczywisty tlenku fosforu zawierającego 43,66% fosforu i 56,34% tlenu, jeżeli masa molowa tego związku chemicznego wynosi 284 $\frac{g}{mol}$.

Sposób I

1 **Dane:**
$M_{P_xO_y} = 284\ \frac{g}{mol}$
%P = 43,66%
%O = 56,34%

Szukane:
wzór rzeczywisty P_xO_y = ?

2 Przyjmij, że dysponujesz 100 g związku chemicznego. Wówczas masy pierwiastków chemicznych będą równe ich zawartościom procentowym:

100% to 100 g związku chemicznego
%P = 43,66% to mP = 43,66 g
%O = 56,34% to mO = 56,34 g

3 Stosunek molowy pierwiastków chemicznych można obliczyć, dzieląc otrzymane masy przez ich masy molowe:

$$n_P : n_O = \frac{43{,}66\ g}{31\ \frac{g}{mol}} : \frac{56{,}34\ g}{16\ \frac{g}{mol}}$$

$n_P : n_O$ = 1,4 mola : 3,5 mola

$n_P : n_O = 1 : 2{,}5 \quad | \cdot 2$ $\qquad n_P : n_O = 2 : 5$

4 Wzór empiryczny związku to P_2O_5.

5 Aby ustalić wzór rzeczywisty, należy obliczyć masę molową związku chemicznego o wzorze empirycznym P_2O_5:

$M_{P_2O_5} = 2 \cdot 32\ \frac{g}{mol} + 5 \cdot 16\ \frac{g}{mol}$ $\qquad M_{P_2O_5} = 142\ \frac{g}{mol}$

i podzielić masę molową $M_{P_xO_y} = 284\ \frac{g}{mol}$ przez masę związku chemicznego o ustalonym wzorze empirycznym:

$$\frac{M_{P_xO_y}}{M_{P_2O_5}} = \frac{284\ \frac{g}{mol}}{142\ \frac{g}{mol}}$$

$$\frac{M_{P_xO_y}}{M_{P_2O_5}} = 2$$

Zatem wzór rzeczywisty jest podwojonym wzorem empirycznym i ma postać: P_4O_{10}.

patrz s. 147

15
3 15 P fosfor 30,974
m_P = 31 u

16
2 8 O tlen 15,999
m_O = 16 u

6 Wzór rzeczywisty tego tlenku fosforu to P_4O_{10}.

Sposób II

1 **Dane:**
$M_{P_xO_y} = 284 \frac{g}{mol}$
%P = 43,66%
%O = 56,34%

Szukane:
wzór rzeczywisty P_xO_y = ?

2 Przyjmij, że dysponujesz 1 molem związku chemicznego. Masy pierwiastków chemicznych można obliczyć na podstawie masy molowej oraz składu procentowego pierwiastków w związku chemicznym:

m_P = 43,66% z $M_{P_xO_y}$
m_O = 56,34% z $M_{P_xO_y}$
m_P *stanowi* 43,66%
284 g *stanowi* 100%

$$m_P = \frac{284\ g \cdot 43{,}66\%}{100\%}$$

m_P = 124 g

m_O *stanowi* 56,34%
284 g *stanowi* 100%

$$m_O = \frac{56{,}34\% \cdot 284\ g}{100\%}$$

m_O = 160 g

3 Stosunek molowy pierwiastków chemicznych można obliczyć, dzieląc otrzymane masy przez ich masy molowe:

$$n_P : n_O = \frac{124\ g}{31 \frac{g}{mol}} : \frac{160\ g}{16 \frac{g}{mol}}$$

$n_P : n_O$ = 4 mole : 10 moli

$n_P : n_O$ = 4 : 10

4 Wzór rzeczywisty tlenku fosforu to P_4O_{10}.

Sposób II
Plan rozwiązywania

1 Wypisz dane i szukane.
2 Wyznacz masy pierwiastków w związku chemicznym.
3 Wyznacz stosunek molowy pierwiastków w związku chemicznym.
4 Napisz odpowiedź.

Zapamiętaj!

Prawo stałości składu – w każdym związku chemicznym stosunek mas pierwiastków wchodzących w jego skład jest stały i charakterystyczny dla danego związku chemicznego.

Wzór empiryczny (elementarny) – wzór uwzględniający ilościowy stosunek liczby atomów w cząsteczce związku chemicznego, wyrażony za pomocą najmniejszych liczb całkowitych.

Wzór rzeczywisty – wzór uwzględniający rzeczywistą liczbę atomów pierwiastków chemicznych w cząsteczce związku chemicznego.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Ustal skład jakościowy i ilościowy: stosunek atomowy, stosunek masowy i zawartości procentowe (procent masowy) pierwiastków chemicznych w soli o wzorze $Cr_3(PO_4)_2$.**

2. **Ustal nazwę i symbol metalu wchodzącego w skład tlenku *EO*, jeśli stosunek masowy metalu do tlenu w tym związku chemicznym wynosi 3 : 2.**

17. Obliczenia stechiometryczne

Fot. 81. Właściwa ilość (masa) składników jest niezbędna do tego, aby uzyskać oczekiwany produkt.

Przed rozpoczęciem dziergania swetra, szalika, czy nawet skarpetek, trzeba zgromadzić odpowiednią liczbę motków włóczki (fot. 81.). Podobnie jest w laboratorium chemicznym – aby otrzymać określoną ilość produktu, konieczna jest znajomość dokładnej ilości substratów, których trzeba użyć w reakcji chemicznej.

Jak brzmi prawo zachowania masy?

Masa substratów jest równa masie produktów reakcji chemicznej.

Prawo zachowania masy zostało pod koniec XVIII wieku sformułowane przez francuskiego chemika **Antoine'a Lavoisiera** [czyt. antuana lawuazjera] i równocześnie przez rosyjskiego uczonego **Michaiła Łomonosowa**.

masa **substratów** =
= masa **produktów**

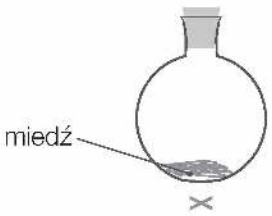
Doświadczenie 17.

Potwierdzenie prawa zachowania masy

Odczynniki: wiórki miedzi.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: kolba kulista o pojemności 250 cm^3 z korkiem, waga laboratoryjna, palnik gazowy.

Instrukcja: W kolbie kulistej umieść wiórki miedzi (około 0,3 g) lub sproszkowaną miedź (schemat). Zamknij szczelnie kolbę gumowym korkiem. Całość zważ na wadze laboratoryjnej. Wynik zapisz w zeszycie. Zamkniętą kolbę ostrożnie ogrzewaj w płomieniu palnika przez ok. 2–3 min. Po ochłodzeniu zważ kolbę. Zapisz w zeszycie wynik ważenia.



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. 82.).

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.

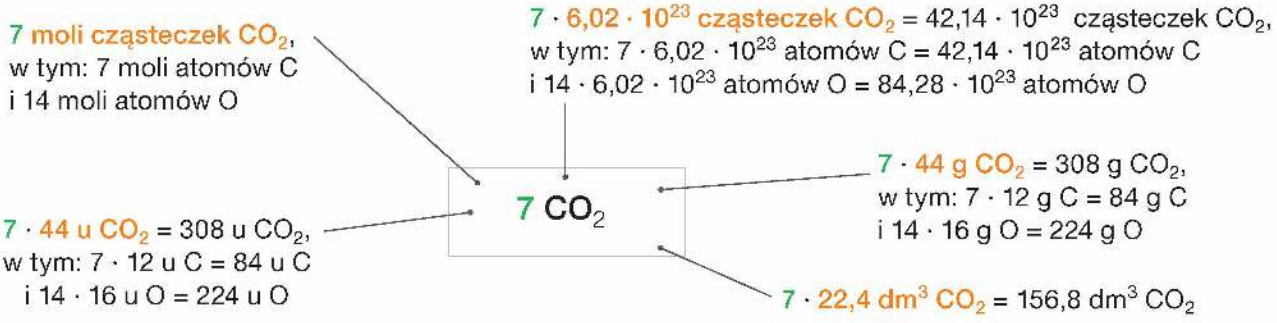
a) przed reakcją chemiczną

b) po reakcji chemicznej

Fot. 82. Masa substratów a) – miedzi i tlenu – jest równa masie produktu b) reakcji chemicznej – tlenku miedzi(II).

Jak odczytywać równania reakcji chemicznych?

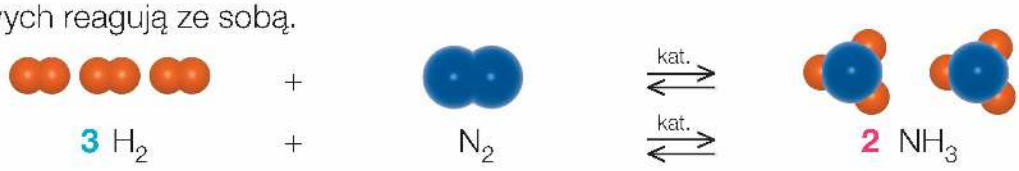
Zapisy z użyciem symboli i wzorów chemicznych pozwalają odczytać z nich różne informacje, np.:



Krok po kroku

Interpretacja równań reakcji chemicznych

Z równania reakcji chemicznej można odczytać, jakie substancje i w jakich stosunkach ilościowych reagują ze sobą.



3 H_2 + N_2 $\overset{kat.}{\rightleftharpoons}$ 2 NH_3

1 Interpretacja cząsteczkowa

3 cząsteczki wodoru + 1 cząsteczka azotu $\overset{kat.}{\rightleftharpoons}$ 2 cząsteczki amoniaku

2 Interpretacja molowa

3 mole wodoru + 1 mol azotu $\overset{kat.}{\rightleftharpoons}$ 2 mole amoniaku

Poprawnie przeprowadzona interpretacja molowa jest potrzebna do punktów 3., 4. i 5.

3 Interpretacja masowa

$3 \cdot 2 \cdot M_H$ + $1 \cdot 2 \cdot M_N$ $\overset{kat.}{\rightleftharpoons}$ $2 \cdot M_{NH_3}$

3 mole $\cdot 2 \cdot 1 \frac{g}{mol}$ + 1 mol $\cdot 2 \cdot 14 \frac{g}{mol}$ $\overset{kat.}{\rightleftharpoons}$ 2 mole $\cdot (14 \frac{g}{mol} + 3 \cdot 1 \frac{g}{mol})$

6 g wodoru + 28 g azotu $\overset{kat.}{\rightleftharpoons}$ 34 g amoniaku

4 Interpretacja objętościowa (dla gazów w warunkach normalnych)

$3 \cdot 22{,}4$ dm^3 + $1 \cdot 22{,}4$ dm^3 $\overset{kat.}{\rightleftharpoons}$ $2 \cdot 22{,}4$ dm^3

67,2 dm^3 wodoru + 22,4 dm^3 azotu $\overset{kat.}{\rightleftharpoons}$ 44,8 dm^3 amoniaku

5 Interpretacja wynikająca z liczby Avogadra ($6{,}02 \cdot 10^{23}$)

$3 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ + $1 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ $\overset{kat.}{\rightleftharpoons}$ $2 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$

$18{,}06 \cdot 10^{23}$ cząsteczek wodoru + $6{,}02 \cdot 10^{23}$ cząsteczek azotu $\overset{kat.}{\rightleftharpoons}$ $12{,}04 \cdot 10^{23}$ cząsteczek amoniaku

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Napisz równanie reakcji chemicznej wraz z uzgodnionymi współczynnikami stechiometrycznymi.
3. Zapisz nad wzorami chemicznymi dane i szukane.
4. Zapisz pod wzorami chemicznymi informacje odczytane z równania reakcji.
5. Ułóż proporcję.
6. Napisz odpowiedź.

Przykład 41.

W jaki sposób obliczyć liczbę moli produktu na podstawie równania reakcji chemicznej i znanej liczby moli jednego z substratów?

Oblicz liczbę moli wody, która powstanie w reakcji całkowitego zobojętnienia 6 moli wodorotlenku baru $Ba(OH)_2$ kwasem azotowym(V) HNO_3.

1 **Dane:** $n_{Ba(OH)_2} = 6$ moli

Szukane: $n_{H_2O} = ?$

2 Rozwiązywanie takiego zadania **zawsze należy rozpoczynać od napisania i uzgodnienia równania reakcji chemicznej.** W równaniu **podkreśla się** wzory i symbole tych substancji, których liczba jest podana w zadaniu, i tych, których liczbę należy obliczyć:

$$\underline{Ba(OH)_2} + 2\,HNO_3 \longrightarrow Ba(NO_3)_2 + \underline{2\,H_2O}$$

nad równaniem – dane i szukane

3 **Nad** wzorami chemicznymi zapisz dane i szukane:

6 moli **x moli** ← dane z zadania

$$\underline{Ba(OH)_2} + 2\,HNO_3 \longrightarrow Ba(NO_3)_2 + \underline{2\,H_2O}$$

pod równaniem – interpretacja równania reakcji chemicznej

4 **Pod** wzorami chemicznymi zapisz informacje odczytane z zapisu równania reakcji chemicznej:

6 moli x moli

$$\underline{Ba(OH)_2} + 2\,HNO_3 \longrightarrow Ba(NO_3)_2 + \underline{2\,H_2O}$$

1 mol **2 mole** ← **interpretacja molowa równania reakcji chemicznej**

5 6 moli $Ba(OH)_2$ — x moli H_2O

1 mol $Ba(OH)_2$ — 2 mole H_2O

$$x = \frac{6\text{ moli} \cdot 2\text{ mole}}{1\text{ mol}}$$

$$x = 12\text{ moli}$$

6 W reakcji zobojętniania 6 moli wodorotlenku baru kwasem azotowym(V) powstaje 12 moli wody.

Przykład 42.

W jaki sposób obliczyć objętość produktu na podstawie równania reakcji chemicznej?

Oblicz, jaka objętość wodoru odmierzonego w warunkach normalnych powstanie w wyniku reakcji 1,15 g sodu z wodą.

1 **Dane:** $m_{Na} = 1{,}15\ g$ **Szukane:** $V_{H_2} = ?$

2 $\underline{2\ Na} + 2\ H_2O \longrightarrow 2\ NaOH + \underline{H_2}\uparrow$

3 **1,15 g** **x dm^3** ← dane z zadania

$\underline{2\ Na} + 2\ H_2O \longrightarrow 2\ NaOH + \underline{H_2}\uparrow$

4 1,15 g x dm^3

$\underline{2\ Na} + 2\ H_2O \longrightarrow 2\ NaOH + \underline{H_2}\uparrow$

2 mole **1 mol** ← interpretacja molowa równania reakcji chemicznej

5 W proporcji **muszą występować wielkości w tych samych jednostkach**, dlatego liczbę moli sodu należy wyrazić w gramach (2 mole Na – 2 · 23 g), a liczbę moli wodoru w decymetrach sześciennych (1 mol H_2 – 22,4 dm^3 w warunkach normalnych):

1,15 g x dm^3

$\underline{2\ Na} + 2\ H_2O \longrightarrow 2\ NaOH + \underline{H_2}\uparrow$

2 · 23 g **22,4 dm^3**

6 1,15 g Na — x dm^3 H_2

46 g Na — 22,4 dm^3 H_2

$$x = \frac{1{,}15\ g \cdot 22{,}4\ dm^3}{46\ g}$$

$x = 0{,}56\ dm^3$

7 W reakcji 1,15 g sodu z wodą w warunkach normalnych wydziela się 0,56 dm^3 wodoru.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Napisz równanie reakcji chemicznej wraz z uzgodnionymi współczynnikami stechiometrycznymi.
3. Zapisz nad symbolami i wzorami chemicznymi dane i szukane.
4. Zapisz pod symbolami i wzorami chemicznymi informacje z równania reakcji.
5. Zapisz pod symbolami i wzorami chemicznymi informacje odczytane z równania reakcji w odpowiednich jednostkach.
6. Ułóż proporcję.
7. Napisz odpowiedź.

Objętość molowa gazów w warunkach normalnych: 1 mol gazu – 22,4 dm^3

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Napisz równanie reakcji chemicznej wraz z uzgodnionymi współczynnikami stechiometrycznymi.
3. Zapisz nad symbolami i wzorami chemicznymi dane i szukane.
4. Zapisz pod symbolami i wzorami chemicznymi informacje odczytane z równania reakcji.
5. Zapisz pod symbolami i wzorami chemicznymi informacje z równania reakcji w odpowiednich jednostkach
6. Ułóż proporcję.
7. Napisz odpowiedź.

Przykład 43.

W jaki sposób obliczyć liczbę moli substratu na podstawie równania reakcji chemicznej?

Oblicz, jaka liczba moli chloru przereaguje z $1 \cdot 10^{22}$ atomów glinu.

1. **Dane:** liczba atomów Al = $1 \cdot 10^{22}$ **Szukane:** $n_{Cl_2} = ?$

2. $\underline{2\ Al} + \underline{3\ Cl_2} \longrightarrow 2\ AlCl_3$

3. **$1 \cdot 10^{22}$ at.** **x moli** ← dane z zadania

   $\underline{2\ Al} + \underline{3\ Cl_2} \longrightarrow 2\ AlCl_3$

4. $1 \cdot 10^{22}$ at. x moli

   $\underline{2\ Al} + \underline{3\ Cl_2} \longrightarrow 2\ AlCl_3$

   2 mole **3 mole** ← interpretacja molowa równania reakcji chemicznej

5. W równaniu reakcji mamy 2 mole atomów Al, czyli $2 \cdot 6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów:

   $1 \cdot 10^{22}$ at. x moli

   $\underline{2\ Al} + \underline{3\ Cl_2} \longrightarrow 2\ AlCl_3$

   $12{,}04 \cdot 10^{23}$ at. **3 mole**

6. $1 \cdot 10^{22}$ atomów Al — x moli Cl_2

   $12{,}04 \cdot 10^{23}$ atomów Al — 3 mole Cl_2

   $$x = \frac{1 \cdot 10^{22}\ \text{at.} \cdot 3\ \text{mole}}{12{,}04 \cdot 10^{23}\ \text{at.}} \qquad x = 0{,}025\ \text{mola}$$

7. Z $1 \cdot 10^{22}$ atomów glinu przereaguje 0,025 mola chloru.

1 mol – $6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów, cząsteczek lub jonów

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Oblicz, ile gramów magnezu należy użyć, aby w reakcji chemicznej z kwasem solnym otrzymać 100 g chlorku magnezu.**
2. **Oblicz objętość wodoru odmierzonego w warunkach normalnych, który otrzymano w wyniku reakcji chemicznej 1 g sodu z wodą.**
3. Amoniak spożywczy to środek spulchniający dodawany np. do ciastek. Jego głównym składnikiem jest wodorowęglan amonu, który ogrzewany ulega rozkładowi do amoniaku, tlenku węgla(IV) i wody. **Oblicz liczbę moli, objętość w warunkach normalnych, liczbę cząsteczek i masę wyrażoną w gramach amoniaku, który powstanie w wyniku rozkładu 0,25 mola wodorowęglanu amonu podczas pieczenia ciastek.**

Zapamiętaj!

Prawo zachowania masy – masa substratów jest równa masie produktów reakcji chemicznej.

Obliczenia stechiometryczne – obliczenia wynikające z ilościowej interpretacji równania reakcji chemicznej i wykorzystujące prawo zachowania masy.

Podsumowanie

Mol **to jednostka liczności materii**, która zawiera $6{,}02 \cdot 10^{23}$ obiektów elementarnych (atomów, cząsteczek lub jonów). Na przykład **1 mol** węgla to **12 g** węgla, **$6{,}02 \cdot 10^{23}$** atomów węgla.

◀ Czym jest mol?

Liczba Avogadra to **liczba atomów, cząsteczek lub jonów** znajdujących się **w 1 molu** danej substancji. Oznacza się ją symbolem N_A.

N_A – $6{,}02 \cdot 10^{23}$ atomów, cząsteczek lub jonów

◀ Czym jest liczba Avogadra?

Masa cząsteczkowa (m_{cz}) to **suma mas atomowych wszystkich atomów** tworzących tę cząsteczkę (lub związek chemiczny). Jednostką masy cząsteczkowej jest unit – u.

◀ Co to jest masa cząsteczkowa i jak ją obliczyć?

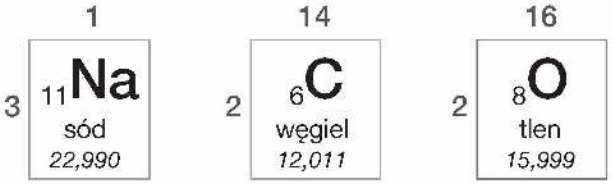
model cząsteczki azotu

$m_{N_2} = 14\ u + 14\ u$

$m_{N_2} = 28\ u$

Masa molowa (M) to **masa 1 mola dowolnej substancji wyrażona w gramach**. Jednostką masy molowej jest $\frac{g}{mol}$.

◀ Co to jest masa molowa i jak ją obliczyć?



Masa atomowa sodu to $m_{Na} = 23\ u$,
więc **masa molowa sodu** wynosi $M_{Na} = 23\ \frac{g}{mol}$.

Masa cząsteczkowa tlenku węgla(II) CO to $m_{CO} = 12\ u + 16\ u = 28\ u$, więc jego masa molowa wynosi $M_{CO} = 28\ \frac{g}{mol}$.

Objętość molowa gazu to **objętość, jaką zajmuje 1 mol gazu** w warunkach normalnych (w temperaturze 0°C, czyli 273 K, pod ciśnieniem p = 1013 hPa).

◀ Czym jest objętość molowa gazów i co to są warunki normalne?

Objętość molowa gazu (**objętość 1 mola gazu**) wynosi **22,4 dm^3**.

Różne gazy, które zajmują **jednakową objętość** w tych samych warunkach ciśnienia i temperatury, **mają taką samą liczbę cząsteczek**.

◀ Jaka jest treść prawa Avogadra?

Wzór empiryczny **określa** ilościowy **stosunek atomów** w cząsteczce związku chemicznego i jest **wyrażony za pomocą najmniejszych liczb całkowitych**. Wzór empiryczny tlenku fosforu(V) to **P_2O_5**.

◀ Czym jest wzór empiryczny związku chemicznego?

Wzór rzeczywisty **określa rzeczywistą liczbę atomów** pierwiastków chemicznych w cząsteczce związku chemicznego. Wzór rzeczywisty tlenku fosforu(V) to **P_4O_{10}**.

◀ Czym jest wzór rzeczywisty związku chemicznego?

Sprawdź, czy potrafisz...

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Oblicz masę molową związków chemicznych o podanych wzorach.**
   a) Cu_2O
   b) $Al(OH)_3$
   c) H_4SiO_4
   d) NH_4Cl
   e) $Fe(NO_3)_3$
   f) $MgSO_4 \cdot 7\ H_2O$

2. **Uszereguj podane próbki według zwiększającej się masy.**
   100 g H_2O, 2,1 mola Fe, 2 m^3 H_2 w warunkach normalnych, $3 \cdot 10^{23}$ atomów Hg

3. **Oceń, które zdanie jest prawdziwe. Uzasadnij odpowiedź.**
   a) 1 mol każdego pierwiastka chemicznego znajdującego się w 1. okresie w warunkach normalnych ma objętość 22,4 dm^3.
   b) 1 mol każdego pierwiastka chemicznego znajdującego się w 1. grupie w warunkach normalnych ma objętość 22,4 dm^3.

4. **Oblicz gęstość helu i chloru w warunkach normalnych.**

5. Przygotowano dwa gazy: 100 g CO_2 i 140 g SO_2. **Ustal, który z nich w warunkach normalnych zmieści się w całości w butli o objętości 50 dm^3.**

6. Stosunek masowy metalu *X* do tlenu w tlenku o wzorze sumarycznym X_2O_3 wynosi 13 : 6. **Ustal masę molową tego związku chemicznego oraz podaj symbol chemiczny i nazwę metalu *X*.**

7. Masa molowa kwasu o wzorze sumarycznym H_3PO_x wynosi 98 $\frac{g}{mol}$. **Oblicz wartość indeksu stechiometrycznego *x* oraz zawartość procentową tlenu w tym kwasie.**

8. **Ustal wzór empiryczny soli sodowej pewnego kwasu tlenowego siarki zawierającego 32,37% sodu (procent masowy), 22,57% siarki i 45,06% tlenu.**

9. **Ustal wzór rzeczywisty pewnego związku potasu i tlenu. Zawiera on 70,91% potasu, a jego masa molowa wynosi 110 $\frac{g}{mol}$.**

10. **Oblicz, ile gramów nadtlenku wodoru należy poddać rozkładowi zgodnie z równaniem $2\ H_2O_2 \rightarrow 2\ H_2O + O_2$, aby cały otrzymany tlen przereagował z magnezem, tworząc 4 g tlenku magnezu.**

11. **Oblicz, ile gramów tlenku wapnia trzeba użyć do reakcji chemicznej, aby otrzymać 0,5 mola wodorotlenku wapnia.**

12. Reakcja chemiczna przebiega zgodnie z równaniem:
    $Cu + 2\ AgNO_3 \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + 2\ Ag$
    Oblicz, ile gramów srebra powstanie w wyniku tej reakcji chemicznej, jeśli do reakcji zużyto 10 g miedzi.

13. Kofeina to związek chemiczny występujący m.in. w ziarnach kawy. Po spożyciu działa pobudzająco na układ nerwowy, dlatego jest składnikiem napojów energetyzujących. Cząsteczka kofeiny zawiera 49,484% (procent masowy) węgla, 5,155% wodoru, 28,866% azotu i 16,495% tlenu, a jej masa molowa wynosi 194 $\frac{g}{mol}$. **Ustal wzory empiryczny i rzeczywisty kofeiny.**

Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia

To było w szkole podstawowej!

- **Szereg aktywności metali** to zbiór metali uporządkowanych według wzrastającej aktywności chemicznej. Aktywność chemiczną metali określa się na podstawie możliwości wypierania przez nie wodoru z kwasu.

Li K Ba Ca Na Mg Al Zn Fe Ni Sn Pb | **H** | **Sb Bi Cu Hg Ag Pt Au**

metale bardziej aktywne od wodoru — metale mniej aktywne od wodoru

- **Korozja** to powolny proces niszczenia przedmiotów wykonanych z metali lub ich stopów. Zachodzi w wyniku działania na metal różnych czynników chemicznych.

- **metody ochrony metali przed korozją**

stosowanie powłok ochronnych, czyli pokrywanie metali cienką warstwą np.: cynku (cynkowanie), chromu (chromowanie), niklu (niklowanie) lub malowanie farbą, emalią bądź lakierowanie	**osłabienie agresywności środowiska**, np. stosowanie inhibitorów	**stosowanie stopów odpornych na korozję**, np. stal nierdzewną uzyskuje się przez dodanie do stali chromu, manganu i niklu

18. Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych

Liczba zawodników w drużynie (fot. 83.) zależy od dyscypliny sportu, tak jak wartość stopnia utlenienia pierwiastka zależy od związku chemicznego, w którym ten pierwiastek występuje.

Fot. 83. Drużyna siatkówki to 6 zawodników, ale mecz piłki nożnej rozgrywa drużyna składająca się z 11 zawodników.

Czym jest stopień utlenienia pierwiastka chemicznego?

Do ustalenia wzoru związku chemicznego oprócz symboli chemicznych pierwiastków konieczna jest też znajomość ich wartościowości. Jednak ta wielkość nie sprawdza się we wszystkich przypadkach. Dlatego na tym etapie nauki chemii – od tej chwili – oprócz pojęcia wartościowości będziemy stosować pojęcie: **stopień utlenienia pierwiastka chemicznego**. Jest on równy liczbie elektronów, które atom pierwiastka chemicznego oddałby albo przyjąłby, przy założeniu że z innymi pierwiastkami chemicznymi tworzy on wiązania w 100% jonowe.

W przypadku jonów prostych stopień utlenienia pierwiastka chemicznego **jest równy ładunkowi jonu**.

Jak zapisuje się stopień utlenienia pierwiastka chemicznego?

Stopień utlenienia oznacza się cyfrą rzymską i zapisuje się nad symbolem pierwiastka chemicznego. Wartość stopnia utlenienia może być dodatnia, zerowa lub ujemna. Dla dodatnich wartości stopnia utlenienia nie zapisuje się znaku „+", należy jednak pamiętać o nim podczas ich odczytywania (tabela 16.).

Tabela 16. Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w chlorku sodu

Wzór związku chemicznego	Symbol chemiczny jonu prostego	Stopień utlenienia pierwiastka chemicznego	Sposób odczytywania stopnia utlenienia pierwiastka chemicznego
NaCl	Na^+	I	plus pierwszy stopień utlenienia
	Cl^-	–I	minus pierwszy stopień utlenienia

Stopnie utlenienia stosuje się zarówno do pierwiastków chemicznych w związkach jonowych, jak i tych występujących w cząsteczkach, w których atomy są ze sobą połączone wiązaniami kowalencyjnymi.

Przykład 44.

W jaki sposób ustalić stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w związku jonowym?

Ustal stopnie utlenienia potasu i siarki w siarczku potasu K_2S na podstawie położenia tych pierwiastków chemicznych w układzie okresowym.

Plan rozwiązywania

1. Odczytaj z układu okresowego położenie pierwiastków chemicznych.
2. Ustal ich podpowłokową konfigurację elektronową.
3. Odczytaj ich elektroujemność.
4. Napisz odpowiedź.

1 **Potas** znajduje się **w 1. grupie i 4. okresie**, a **siarka w 16. grupie i 3. okresie** układu okresowego pierwiastków chemicznych.

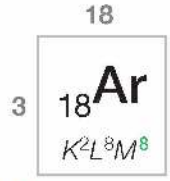
2 Podpowłokowa konfiguracja elektronowa (patrz przykład 5., s. 28) potasu i siarki:

$_{19}K$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6\ 4s^1$ $\qquad$ $_{16}S$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^4$

3

Pierwiastek chemiczny o mniejszej elektroujemności oddaje elektrony walencyjne. Zatem atom potasu odda **1** elektron walencyjny z ostatniej powłoki elektronowej. Uzyska wtedy konfigurację najbliższego helowca – argonu – i utworzy kation K^+ o konfiguracji:

$_{19}K^+$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$



oktet elektronowy

W jonie K^+ stopień utlenienia potasu to **I**.
Pierwiastek chemiczny o wyższej elektroujemności przyjmuje elektrony. Zatem atom siarki przyjmie **2** elektrony walencyjne na podpowłokę $3p^4$. Uzyska wtedy konfigurację najbliższego helowca – argonu – i utworzy anion S^{2-} o konfiguracji:
$_{16}S^{2-}$: $1s^2\ 2s^2\ 2p^6\ 3s^2\ 3p^6$.

ładunek prostego jonu = = **stopień utlenienia** pierwiastka chemicznego

Siarka w jonie S^{2-} występuje na **–II** stopniu utlenienia.

4 Stopień utlenienia potasu to I, a siarki –II.

Krok po kroku

Reguły ustalania stopni utlenienia

Istnieją reguły, które należy stosować, ustalając stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych oraz do obliczania stopni utlenienia w jonach prostych, złożonych i związkach chemicznych.

Jak ustalić stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych?

stopień utlenienia

II – **berylowce** w związkach chemicznych, np. $\overset{II}{Ca}S$, $\overset{II}{Mg}O$

I – **litowce** w większości związków chemicznych, np. $\overset{I}{Na}Br$, $\overset{I}{K}Cl$

wodór w większości związków chemicznych, np. $\overset{I}{H_2}O$, $\overset{I}{H}Cl$, $N\overset{I}{H_3}$, $\overset{I}{H_2}SO_4$

0 – **pierwiastki chemiczne** w stanie wolnym, np. $\overset{0}{O_2}$, $\overset{0}{Br_2}$, $\overset{0}{Na}$, $\overset{0}{Ca}$

–I – **fluor** w związkach chemicznych, np. $\overset{-I}{F}H$, $\overset{-I}{F_4}C$, $\overset{-I}{F_2}O$

chlor w chlorkach, np. $Na\overset{-I}{Cl}$

brom w bromkach, np. $Li\overset{-I}{Br}$

jod w jodkach, np. $K\overset{-I}{I}$

–II – **tlen** w większości związków chemicznych, np. $H_2\overset{-II}{O}$, $Mg\overset{-II}{O}$, $H_2S\overset{-II}{O_4}$

siarka w siarczkach, np. $Mg\overset{-II}{S}$

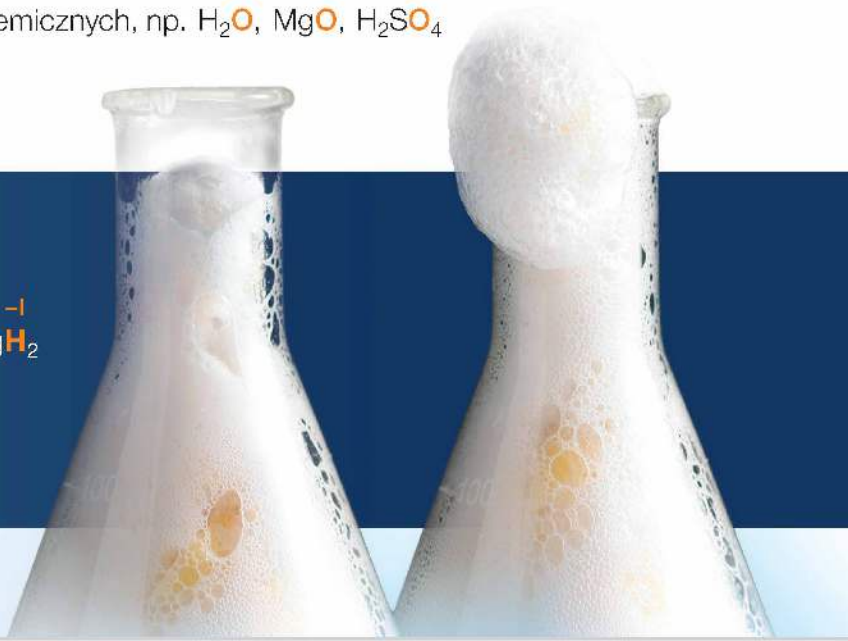
! Wyjątki

wodór w wodorkach litowców, np. $Na\overset{-I}{H}$

wodór w wodorkach berylowców, np. $Mg\overset{-I}{H_2}$

tlen w nadtlenkach, np. $\overset{-I}{H_2}\overset{-I}{O_2}$

tlen w związkach z fluorem, np. $\overset{II}{O}F_2$



Tlen w nadtlenku wodoru występuje na –I stopniu utlenienia. ▶

Stopień utlenienia pierwiastków chemicznych w cząsteczkach dwuatomowych, np.: H_2, N_2, O_2, F_2, Cl_2, Br_2, I_2, i wieloatomowych, np.: P_4, S_8, wynosi zero.

	1												13	14	15	16	17	18
1	H	2																He
2	Li	Be											B	C	N	O	F	Ne
3	Na	Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni	Cu	Zn	Ga	Ge	As	Se	Br	Kr
5	Rb	Sr	Y	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd	Ag	Cd	In	Sn	Sb	Te	I	Xe
6	Cs	Ba	La	Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt	Au	Hg	Tl	Pb	Bi	Po	At	Rn
7	Fr	Ra	Ac	Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt	Ds	Rg	Cn	Nh	Fl	Mc	Lv	Ts	Og

Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu
Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr

Jod to substacja stała, która tworzy cząsteczki dwuatomowe.

Brom to ciecz, która tworzy cząsteczki dwuatomowe.

Chlor to gaz, który tworzy cząsteczki dwuatomowe.

Jak ustalić stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w związkach nieorganicznych i jonach?

Obliczanie stopnia utlenienia pierwiastka chemicznego w związkach ułatwia fakt, że stopień utlenienia tlenu prawie zawsze wynosi –II, a stopień utlenienia wodoru prawie zawsze I.

1 **Suma stopni utlenienia** wszystkich **atomów** pierwiastków chemicznych **tworzących związek chemiczny** wynosi **zero**, np.

$\overset{\text{I}\quad x\quad -\text{II}}{HNO_3}$ $\qquad 1 \cdot \text{I} + 1 \cdot x + 3 \cdot (-\text{II}) = 0$ $\qquad x = \text{V}$

2 **Stopień utlenienia atomu** pierwiastka chemicznego **w jonie prostym**, czyli takim, który składa się z jednego pierwiastka chemicznego, **jest równy ładunkowi jonu**.

Wzór związku chemicznego	Symbol chemiczny jonu prostego	Stopień utlenienia pierwiastka chemicznego
NaCl	Na^+	I
	Cl^-	–I
Al_2O_3	Al^{3+}	III
	O^{2-}	–II

3 **Suma stopni utlenienia** wszystkich **atomów** pierwiastków chemicznych **tworzących jon złożony**, czyli taki, który składa się z kilku pierwiastków chemicznych, **jest równa ładunkowi tego jonu**, np.

$\overset{x\quad -\text{II}}{SO_4^{2-}}$ $\qquad 1 \cdot x + 4 \cdot (-\text{II}) = -\text{II}$ $\qquad x = \text{VI}$

$\overset{x\quad \text{I}}{NH_4^+}$ $\qquad 1 \cdot x + 4 \cdot \text{I} = \text{I}$ $\qquad x = -\text{III}$

W jaki sposób ustalić stopień utlenienia pierwiastka chemicznego?

Stopień utlenienia można **ustalić na podstawie konfiguracji elektronowej** atomu pierwiastka chemicznego i **jego elektroujemności**.

Dlaczego pierwiastek chemiczny może występować na wielu stopniach utlenienia?

Pierwiastki chemiczne mogą przyjmować różne stopnie utlenienia w związkach chemicznych, **aby uzyskać trwałą konfigurację elektronową**.

Stopień utlenienia pierwiastka chemicznego, np. siarki, zależy od elektroujemności pierwiastków chemicznych wchodzących w skład związku chemicznego. Jeśli siarka łączy się z pierwiastkiem chemicznym o niższej elektroujemności, np. potasem, przypisuje się jej ujemny stopień utlenienia, bo zakłada się, że atom siarki przyjmuje dwa elektrony. Atom siarki uzyskuje wtedy trwałą konfigurację elektronową – **oktet elektronowy** (patrz przykład 44., s. 157).

W związkach chemicznych siarki z pierwiastkami chemicznymi o wyższej elektroujemności, np. tlenem, atom siarki, aby uzyskać trwałą konfigurację elektronową, przyjmuje dodatni stopień utlenienia, który można interpretować jako oddawanie elektronów (tabela 17.).

W związkach chemicznych zbudowanych z dwóch atomów pierwiastków chemicznych ujemny stopień utlenienia przyjmują pierwiastki chemiczne, których elektroujemność jest większa.

Stopnie utlenienia siarki w cząsteczkach związków chemicznych:

Tabela 17. Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w tlenku siarki(VI)

Wzór związku chemicznego	Elektroujemność	Trwała konfiguracja elektronowa	Stopień utlenienia pierwiastka chemicznego
SO_3 tlenek siarki(VI)	siarka: 2,5	$1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^4 \xrightarrow{\text{oddaje } 6e^-} 1s^2\,2s^2\,2p^6$	VI S
	tlen: 3,5	$1s^2\,2s^2\,2p^4 \xrightarrow{\text{przyjmuje } 2e^-} 1s^2\,2s^2\,2p^6$	–II O

W jaki sposób ustalić stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w związkach chemicznych?

Przykład 45.

Jak ustalić stopień utlenienia pierwiastków chemicznych w cząsteczkach pierwiastków chemicznych i związkach chemicznych?

Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w:
Cl_2, S_8, $AlCl_3$, Cl_2O_7, H_3PO_4, $HClO_4$, $Ba(OH)_2$, $Al_2(SO_4)_3$.

1 Pierwiastki chemiczne – chlor, siarka – w cząsteczkach Cl_2 i S_8 mają zerowy stopień utlenienia. Tlen w związkach chemicznych jest na –II stopniu utlenienia, a wodór na I stopniu utlenienia. Beryl należy do berylowców, dlatego w związkach chemicznych jest na II stopniu utlenienia, a chlor w chlorkach na –I stopniu utlenienia (patrz s. 158), zatem:

$\overset{-I}{AlCl_3}$ $\quad \overset{-II}{Cl_2O_7}$ $\quad \overset{I\ -II}{H_3PO_4}$ $\quad \overset{I\ -II}{HClO_4}$ $\quad \overset{II\ -II\ I}{Ba(OH)_2}$ $\quad \overset{III\ -II}{Al_2(SO_4)_3}$

2 Nieznany stopień utlenienia pierwiastka chemicznego oznacza się jako x i oblicza zgodnie z regułą, że suma stopni utlenienia wszystkich atomów tworzących związek chemiczny wynosi 0, zatem:

$\overset{x\ \ -II}{Cl_2O_7}$
$2 \cdot x + 7 \cdot (-II) = 0$
$2x = XIV$
$x = VII$

$\overset{I\ \ x\ -II}{H_3PO_4}$
$3 \cdot I + x + 4 \cdot (-II) = 0$
$III + x - VIII = 0$
$x = V$

$\overset{I\ \ x\ -II}{HClO_4}$
$I + x + 4 \cdot (-II) = 0$
$I + x - VIII = 0$
$x = VII$

$\overset{III\ \ x\ -II}{Al_2(SO_4)_3}$
$2 \cdot III + 3 \cdot (x + 4 \cdot (-II)) = 0$
$VI + 3x - XXIV = 0$
$x = VI$

3 Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w:

- cząsteczkach: $\overset{0\ \ 0}{Cl_2}$, S_8
- tlenku: $\overset{VII\ -II}{Cl_2O_7}$
- kwasach: $\overset{I\ \ V\ -II}{H_3PO_4}$, $\overset{I\ VII\ -II}{HClO_4}$
- wodorotlenku: $\overset{II\ \ -II\ I}{Ba(OH)_2}$
- solach: $\overset{III\ -I}{AlCl_3}$, $\overset{III\ \ VI\ -II}{Al_2(SO_4)_3}$

Plan rozwiązywania

1. Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych zgodnie z regułami (patrz s. 158).
2. Oblicz nieznany stopień utlenienia pierwiastka chemicznego.
3. Napisz odpowiedź.

! Suma stopni utlenienia atomów wszystkich pierwiastków chemicznych tworzących cząsteczkę związku chemicznego wynosi 0.

Plan rozwiązywania

1. Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych zgodnie z regułami (patrz s. 159).
2. Oblicz nieznany stopień utlenienia pierwiastka chemicznego.
3. Napisz odpowiedź.

! Stopień utlenienia w jonie prostym jest równy ładunkowi jonu.

! Suma stopni utlenienia atomów w jonie złożonym jest równa ładunkowi tego jonu.

Przykład 46.

Jak ustalić stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w jonach?

Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w jonach: Al^{3+}, Li^{+}, I^{-}, S^{2-}, NO_3^{-}, SO_3^{2-}.

1 Pierwiastki chemiczne w jonach prostych: Al^{3+}, Li^{+}, I^{-}, S^{2-} mają stopień utlenienia równy ładunkowi jonu (patrz s. 159), zatem:

$\overset{III}{Al^{3+}}$ $\overset{I}{Li^{+}}$ $\overset{-I}{I^{-}}$ $\overset{-II}{S^{2-}}$

Tlen w związkach chemicznych jest na –II stopniu utlenienia (patrz s. 159), zatem:

$\overset{-II}{NO_3^{-}}$ $\overset{-II}{SO_3^{2-}}$

2 Nieznany stopień utlenienia pierwiastka chemicznego oznacza się jako x i oblicza zgodnie z regułą, że suma stopni utlenienia wszystkich atomów tworzących jon złożony jest równa ładunkowi tego jonu, zatem:

$\overset{x\ -II}{NO_3^{-}}$

$x + 3 \cdot (-II) = -I$

$x - VI = -I$

$x = V$

$\overset{x\ -II}{SO_3^{2-}}$

$x + 3 \cdot (-II) = -II$

$x - VI = -II$

$x = IV$

3 Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w jonach:

$\overset{III}{Al^{3+}}$, $\overset{I}{Li^{+}}$, $\overset{-I}{I^{-}}$, $\overset{-II}{S^{2-}}$, $\overset{V\ -II}{NO_3^{-}}$, $\overset{IV\ -II}{SO_3^{2-}}$

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w związkach chemicznych o podanych wzorach.**
   a) K_2S c) Mn_2O_7 e) $HClO_2$ g) $Pb(SO_4)_2$
   b) MgI_2 d) SO_2 f) $Ca(OH)_2$ h) Na_2CO_3
2. **Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w jonach o podanych wzorach.**
   a) Fe^{2+} c) F^{-} e) NH_4^{+} g) NO_3^{-}
   b) Na^{+} d) S^{2-} f) NO_2^{-} h) MnO_4^{-}
3. **Wyjaśnij, dlaczego tlen w tlenkach zwykle występuje na –II stopniu utlenienia.**

Zapamiętaj!

Stopień utlenienia pierwiastka chemicznego – jest równy liczbie elektronów, które atom pierwiastka chemicznego oddaje albo przyjmuje podczas tworzenia cząsteczki związku chemicznego lub jonu, przy założeniu że wszystkie wiązania są jonowe.

19. Utleniacz, reduktor, reakcje utleniania i redukcji

Duża ilość energii (fot. 84.), niezbędna do prawidłowego funkcjonowania organizmu, wydziela się w reakcjach utleniania. Wymagają one dużych ilości tlenu w organizmie. Jeżeli tlenu jest zbyt mało, to reakcja utleniania nie zachodzi i wydziela się znacznie mniej energii.

Fot. 84. Człowiek odczuwa zmęczenie wtedy, gdy organizm jest niedotleniony.

Czym są reakcje utleniania-redukcji?

Reakcje utleniania-redukcji, nazywane też reakcjami redoks, **to przemiany, w których te same pierwiastki chemiczne w produktach i w substratach występują na innych stopniach utlenienia**. Zatem podczas reakcji utleniania-redukcji następuje zmiana wartości stopni utlenienia pierwiastków chemicznych.

W jaki sposób ustalić, czy reakcja chemiczna jest reakcją utleniania-redukcji?

Aby sprawdzić, czy dana reakcja chemiczna jest reakcją utleniania-redukcji, **należy ustalić stopnie utlenienia** poszczególnych pierwiastków chemicznych w substratach oraz w produktach i **je porównać**.

W reakcjach utleniania-redukcji jeden z pierwiastków chemicznych zwiększa, a drugi zmniejsza swój stopień utlenienia.

Zwiększanie stopnia utlenienia jest związane z procesem oddawania elektronów przez atomy pierwiastka chemicznego. Zmniejszanie stopnia utlenienia – z procesem przyjmowania elektronów przez atomy pierwiastka chemicznego.

Chemia w akcji

Energia, która powstaje w reakcji utleniania-redukcji zachodzącej w organizmach robaczków świętojańskich, wydziela się na sposób światła (fot. 85.).

Fot. 85. Chrząszcze mogą dowolnie „włączać" i „wyłączać" światło.

Plan rozwiązywania

1. Ustal i porównaj stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w substratach i produktach.
2. Napisz odpowiedź.

Przykład 47.

W jaki sposób ustalić, czy równanie przedstawia reakcję utleniania-redukcji?

Wskaż równania reakcji utleniania-redukcji.

a) $4\,Al + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,Al_2O_3$
b) $2\,CO + O_2 \longrightarrow 2\,CO_2$
c) $CaCO_3 \xrightarrow{T} CaO + CO_2$
d) $Zn + 2\,HCl \longrightarrow ZnCl_2 + H_2$
e) $2\,KOH + H_2SO_4 \longrightarrow K_2SO_4 + 2\,H_2O$

1

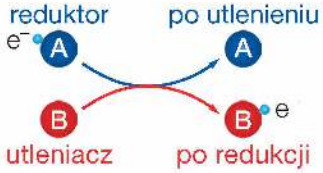
Równanie reakcji chemicznej	Porównanie stopni utlenienia	
	substraty	produkty
a) $\overset{0}{4\,Al} + \overset{0}{3\,O_2} \longrightarrow \overset{III\ -II}{2\,Al_2O_3}$	$0 \neq III$ $0 \neq -II$ **zmiana stopni utlenienia** pierwiastków chemicznych ☑ **reakcja utleniania-redukcji**	
b) $\overset{II\ -II}{2\,CO} + \overset{0}{O_2} \longrightarrow \overset{IV\ -II}{2\,CO_2}$	$II \neq IV$ $0 \neq -II$ **zmiana stopni utlenienia** pierwiastków chemicznych ☑ **reakcja utleniania-redukcji**	
c) $\overset{II\ IV\ -II}{CaCO_3} \xrightarrow{T} \overset{II\ -II}{CaO} + \overset{IV\ -II}{CO_2}$	$II = II$ $IV = IV$ $-II = -II$ **brak zmiany stopni utlenienia** pierwiastków chemicznych – **reakcja nie jest reakcją utleniania-redukcji**	
d) $\overset{0}{Zn} + 2\,\overset{I\ -I}{HCl} \longrightarrow \overset{II\ -I}{ZnCl_2} + \overset{0}{H_2}$	$0 \neq II$ $I \neq 0$ $-I = -I$ **zmiana stopni utlenienia** pierwiastków chemicznych ☑ **reakcja utleniania-redukcji**	
e) $\overset{I\ -II\ I}{2\,KOH} + \overset{I\ VI\ -II}{H_2SO_4} \longrightarrow \overset{I\ VI\ -II}{K_2SO_4} + 2\,\overset{I\ -II}{H_2O}$	$I = I$ $VI = VI$ $-II = -II$ $I = I$ **brak zmiany stopni utlenienia** pierwiastków chemicznych – **reakcja nie jest reakcją utleniania-redukcji**	

2 Reakcjami utleniania-redukcji są reakcje chemiczne przedstawione w punktach: a), b) i d).

Czym jest utlenianie?

To **reakcja, której towarzyszy oddawanie elektronów** przez jony lub atomy pierwiastków chemicznych. Podczas utlenienia pierwiastek chemiczny zwiększa swój stopień utlenienia.

reakcja utleniania
– **oddawanie** elektronów i zwiększanie stopnia utlenienia



Czym jest redukcja?

To **reakcja, której towarzyszy przyjmowanie elektronów** przez jony lub atomy pierwiastków chemicznych. Podczas redukcji pierwiastek chemiczny zmniejsza swój stopień utlenienia.

W reakcjach utleniania-redukcji (redoks) utlenianie i redukcja zachodzą jednocześnie.

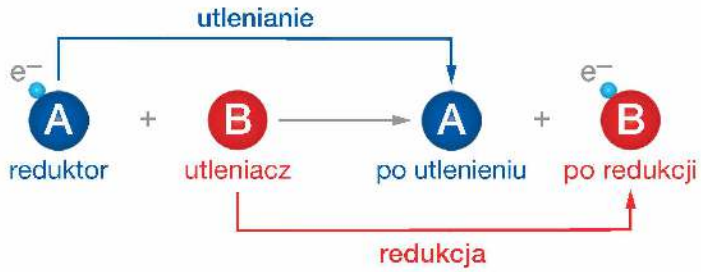
W tych reakcjach biorą udział dwa rodzaje substancji: utleniacz i reduktor.

reakcja redukcji
– **przyjmowanie** elektronów i zmniejszanie stopnia utlenienia

Co to są reduktor i utleniacz?

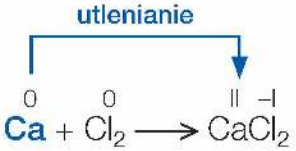
Reduktor to atom lub jon pierwiastka chemicznego, który w reakcji utleniania-redukcji oddaje elektrony i **zwiększa swój stopień utlenienia**, czyli ulega utlenianiu (rys. 23.).

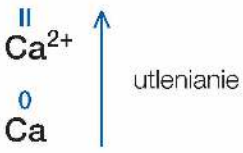
Utleniacz to atom lub jon pierwiastka chemicznego, który w reakcji utleniania-redukcji przyjmuje elektrony i **zmniejsza swój stopień utlenienia**, czyli ulega redukcji.



Rys. 23. Model reakcji utleniania-redukcji.

Przykładem reakcji utleniania-redukcji jest reakcja otrzymywania chlorku wapnia z pierwiastków chemicznych. W tej reakcji chemicznej atom wapnia zwiększa stopień utlenienia z 0 do II, gdyż oddaje dwa elektrony, zatem **ulega reakcji utleniania**:





Atom wapnia oddaje elektrony, czyli zwiększa swój stopień utlenienia, zatem jest **reduktorem**.

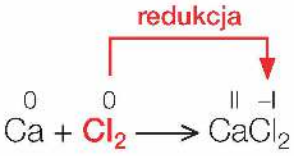
Reakcję utleniania przedstawia równanie:

$$\overset{0}{Ca} \longrightarrow \overset{II}{Ca^{2+}} + 2e^-$$

reduktor się utlenia

Elektrony oddawane przez atom wapnia (reduktor) **są przyjmowane przez** atom chloru (utleniacz). Dzięki temu atom chloru, zmniejsza swój stopień utlenienia z 0 do −I, zatem **ulega reakcji redukcji**:

$\overset{0}{Cl_2}$ → $2\,\overset{-I}{Cl^-}$ redukcja



Atom chloru przyjmuje elektrony, czyli zmniejsza swój stopień utlenienia, zatem jest **utleniaczem**.

Reakcję redukcji przedstawia równanie:

utleniacz się redukuje

$$\overset{0}{Cl_2} + 2e^- \longrightarrow 2\,\overset{-I}{Cl^-}$$

Równania opisujące reakcję utleniania i reakcję redukcji z uwzględnieniem liczby oddawanych i przyjmowanych elektronów nazywa się **równaniami połówkowymi**:

reakcja utleniania: $\overset{0}{Ca} \longrightarrow \overset{II}{Ca^{2+}} + 2e^-$

reakcja redukcji: $\overset{0}{Cl_2} + 2e^- \longrightarrow 2\,\overset{-I}{Cl^-}$

} równania połówkowe

Plan rozwiązywania

1. Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych.
2. Wskaż reakcję utleniania i reakcję redukcji oraz utleniacz i reduktor.

Przykład 48.

W jaki sposób ustalić, który pierwiastek chemiczny jest utleniaczem, a który reduktorem w reakcji utleniania-redukcji?

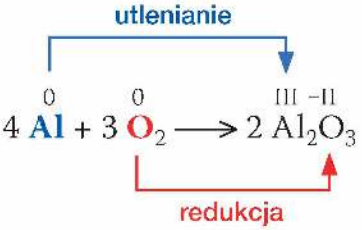
Wskaż równania reakcji utleniania i redukcji oraz utleniacz i reduktor w reakcjach redoks (a, b, d) z przykładu 47., s. 164.

1. Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w reakcjach chemicznych wynoszą odpowiednio:

$$\overset{0}{4\,Al} + \overset{0}{3\,O_2} \longrightarrow \overset{III\ -II}{2\,Al_2O_3}$$

$$\overset{II\ -II}{2\,CO} + \overset{0}{O_2} \longrightarrow \overset{IV\ -II}{2\,CO_2}$$

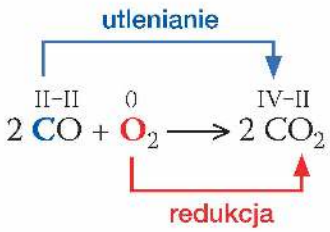
$$\overset{0}{Zn} + 2\,\overset{I\ -I}{HCl} \longrightarrow \overset{II\ -I}{ZnCl_2} + \overset{0}{H_2}$$

2. 

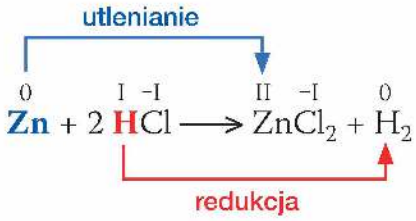
Atom glinu oddaje elektrony, czyli zwiększa stopień utlenienia, zatem **jest reduktorem**.

Atom tlenu przyjmuje elektrony, czyli zmniejsza stopień utlenienia, zatem **jest utleniaczem**.

patrz s. 167



Atom węgla oddaje elektrony, czyli zwiększa stopień utlenienia, zatem **jest reduktorem**.
Atom tlenu przyjmuje elektrony, czyli zmniejsza stopień utlenienia, zatem **jest utleniaczem**.



Atom cynku oddaje elektrony, czyli zwiększa stopień utlenienia, zatem **jest reduktorem**.
Atom wodoru przyjmuje elektrony, czyli zmniejsza stopień utlenienia, zatem **jest utleniaczem**.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Wskaż reakcje utleniania-redukcji wśród podanych równań.**
   a) $H_2O + SO_3 \longrightarrow H_2SO_4$
   b) $Cl_2 + 2\ NaOH \longrightarrow NaCl + NaClO + H_2O$
   c) $Fe_2(SO_4)_3 + 2\ K_3PO_4 \longrightarrow 2\ FePO_4\downarrow + 3\ K_2SO_4$
   d) $Ba + 2\ H_2O \longrightarrow Ba(OH)_2 + H_2\uparrow$
   e) $BaO + H_2O \longrightarrow Ba(OH)_2$
   f) $HClO_3 + 3\ H_2SO_3 \longrightarrow 3\ H_2SO_4 + HCl$

2. **Wskaż utleniacz i reduktor w reakcjach utleniania-redukcji z zadania 1.**

3. **Wybierz zdania, które są prawdziwe.**
   a) W reakcjach metali 1. i 2. grupy układu okresowego z mocnymi kwasami wodór pełni funkcję reduktora.
   b) Reakcje spalania nie są reakcjami utleniania-redukcji.
   c) W reakcjach utleniania-redukcji fluor zawsze pełni funkcję utleniacza.

4. Baterie alkaliczne są stosowane do zasilania różnych przedmiotów codziennego użytku, np. pilota do telewizora lub zabawek dla dzieci. W bateriach alkalicznych zachodzi reakcja chemiczna między cynkiem a tlenkiem manganu(IV), która przebiega zgodnie z równaniem:

$2\ MnO_2 + H_2O + Zn \longrightarrow Mn_2O_3 + Zn(OH)_2$

Wskaż, która substancja (cynk czy tlenek manganu(IV)) jest utleniaczem, a która reduktorem w tej reakcji chemicznej. Ustal, jak zmieniają się stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych tworzących te substancje.

Zapamiętaj!

Reakcje utleniania-redukcji – reakcje chemiczne przebiegające ze zmianą stopni utlenienia pierwiastków chemicznych w produktach i substratach.

Redukcja – reakcja, której towarzyszy pobieranie elektronów przez jony lub atomy pierwiastków chemicznych.

Utlenianie – reakcja, której towarzyszy oddawanie elektronów przez jony lub atomy pierwiastków chemicznych.

Reduktor – atom lub jon pierwiastka chemicznego, który zwiększa swój stopień utlenienia, czyli ulega utlenianiu.

Utleniacz – atom lub jon pierwiastka chemicznego, który zmniejsza swój stopień utlenienia, czyli ulega redukcji.

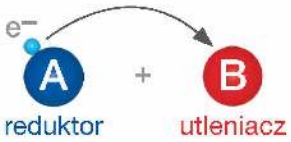
20. Bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji związków nieorganicznych

Fot. 86. W równaniu matematycznym lewa strona zawsze musi równać się prawej.

Z lekcji matematyki wiadomo, że lewa strona równania musi równać się prawej (fot. 86.). Ta sama zasada obowiązuje podczas bilansowania równań reakcji chemicznych.

Na czym polega bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji?

Ta metoda polega na **prawidłowym dobraniu współczynników stechiometrycznych** na podstawie bilansu elektronów wymienionych między utleniaczem a reduktorem. W tym celu trzeba tak dobrać liczby atomów lub jonów utleniacza i reduktora, aby **liczba elektronów oddanych przez atomy lub jony reduktora była równa liczbie elektronów przyjętych przez atomy lub jony utleniacza:**



Bilansowanie równania reakcji utleniania-redukcji należy zacząć od uzupełnienia go współczynnikami stechiometrycznymi wynikającymi z tzw. bilansu elektronowego. Następnie trzeba tak dobrać pozostałe współczynniki stechiometryczne, aby liczby wszystkich atomów po stronie substratów i stronie produktów były jednakowe.

Plan rozwiązywania

1. Napisz równanie reakcji chemicznej i ustal stopnie utlenienia pierwiastków.
2. Napisz równania połówkowe.
3. Ułóż bilans elektronowy.
4. Wpisz ustalone liczby jako współczynniki stechiometryczne do równania reakcji.
5. Sprawdź poprawność doboru współczynników stechiometrycznych.

Przykład 49.

W jaki sposób ustalić współczynniki stechiometryczne reakcji syntezy siarczku magnezu metodą bilansu elektronowego?

Ustal metodą bilansu elektronowego współczynniki stechiometryczne w reakcji syntezy siarczku magnezu.

1. Stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w reakcjach chemicznych wynoszą odpowiednio:

$$\overset{0}{Mg} + \overset{0}{S} \longrightarrow \overset{II\ -II}{MgS}$$

2. **Magnez zwiększa swój stopień utlenienia** z 0 do II, co odpowiada oddaniu przez każdy atom magnezu 2 elektronów:

$$\overset{0}{Mg} \longrightarrow \overset{II}{Mg^{2+}} + 2e^-$$

patrz s. 169

Siarka zmniejsza swój stopień utlenienia z 0 do –II, co odpowiada pobraniu przez każdy atom siarki 2 elektronów:

$\overset{0}{S} + 2e^- \longrightarrow \overset{-II}{S^{2-}}$

utleniacz się redukuje

Równanie połówkowe	Lewa strona (substraty)	Prawa strona (produkty)
$\overset{0}{Mg} \longrightarrow \overset{II}{Mg^{2+}} + 2e^-$	0	$2 + 2 \cdot (-1) = 0$
$\overset{0}{S} + 2e^- \longrightarrow \overset{-II}{S^{2-}}$	$0 + 2 \cdot (-1) = -2$	–2

Zgadza się, bo 0 = 0.
Zgadza się, bo –2 = –2.

Równania połówkowe muszą spełniać **zasadę zachowania ładunku**, to znaczy, że suma jonów po lewej stronie równania musi być równa sumie jonów po prawej stronie równania połówkowego.

3 Procesy utleniania i redukcji zachodzą równocześnie, dlatego **liczba elektronów przyjętych** przez utleniacz **musi być równa liczbie elektronów oddanych** przez reduktor.
W tym przypadku obie te liczby są równe 2.
Po dodaniu stronami równań połówkowych:

$\overset{0}{Mg} \longrightarrow \overset{II}{Mg^{2+}} + 2e^-$

$\overset{0}{S} + 2e^- \longrightarrow \overset{-II}{S^{2-}}$

$\overset{0}{Mg} + \overset{0}{S} + 2e^- \longrightarrow \overset{II\ -II}{MgS} + 2e^-$

Liczbę elektronów po obydwu stronach równania można skrócić:

$\overset{0}{Mg} + \overset{0}{S} + \cancel{2e^-} \longrightarrow \overset{II\ -II}{MgS} + \cancel{2e^-}$

4 Współczynniki stechiometryczne w tym przypadku wynoszą 1:

$\overset{0}{Mg} + \overset{0}{S} \longrightarrow \overset{II\ -II}{MgS}$

magnez siarka siarczek magnezu

Współczynników stechiometrycznych o wartości 1 nie zapisuje się w równaniu reakcji chemicznej.

5 Liczba atomów lub jonów pierwiastka chemicznego w substratach musi być równa liczbie atomów lub jonów tego pierwiastka chemicznego w produktach:

Pierwiastek chemiczny	Liczba atomów lub jonów pierwiastka chemicznego	
	lewa strona (substraty)	prawa strona (produkty)
Mg	1	1
S	1	1

Zgadza się, bo 1 = 1.
Zgadza się, bo 1 = 1.

Plan rozwiązywania

1. Napisz równanie reakcji chemicznej i ustal stopnie utlenienia pierwiastków.
2. Napisz równania połówkowe.
3. Ułóż bilans elektronowy.
4. Wpisz ustalone liczby jako współczynniki stechiometryczne do równania reakcji.
5. Sprawdź poprawność doboru współczynników stechiometrycznych.

Przykład 50.

W jaki sposób ustalić współczynniki stechiometryczne reakcji syntezy chlorku potasu metodą bilansu elektronowego?

Ustal metodą bilansu elektronowego współczynniki stechiometryczne w reakcji syntezy chlorku potasu.

1

$$\overset{0}{K} + \overset{0}{Cl_2} \longrightarrow \overset{I\ -I}{KCl}$$

2 **Potas zwiększa swój stopień utlenienia** z 0 do I, co odpowiada oddaniu przez każdy atom potasu 1 elektronu:

$$\overset{0}{K} \longrightarrow \overset{I}{K^+} + 1e^-$$

Chlor zmniejsza swój stopień utlenienia z 0 do –I, co odpowiada przyjęciu przez każdy atom chloru 1 elektronu. Chlor występuje **w cząsteczkach dwuatomowych Cl_2**, zatem w reakcji chemicznej biorą udział **2** atomy chloru i pobrane zostaną **2** elektrony:

$$\overset{0}{Cl_2} + 2e^- \longrightarrow 2\ \overset{-I}{Cl^-}$$

Równanie połówkowe	Lewa strona (substraty)	Prawa strona (produkty)
$\overset{0}{K} \longrightarrow \overset{I}{K^+} + 1e^-$	0	$1 + 1 \cdot (-1) = 0$
$\overset{0}{Cl_2} + 2e^- \longrightarrow 2\ \overset{-I}{Cl^-}$	$0 + 2 \cdot (-1) = -2$	-2

Zgadza się, bo 0 = 0. **Zgadza się**, bo −2 = −2.

3 Aby zbilansować liczby elektronów przyjętych i oddanych, czyli ustalić współczynniki stechiometryczne reakcji chemicznej, należy znaleźć najmniejszą wspólną wielokrotność liczby elektronów. W tym przypadku jest to liczba **2**. Wszystkie elementy równania połówkowego przedstawiającego utlenianie należy **pomnożyć przez 2**, a elementy równania połówkowego przedstawiającego redukcję pozostawić bez zmian:

$$\overset{0}{K} \longrightarrow \overset{I}{K^+} + 1e^- \ |\cdot 2$$

$$\overset{0}{Cl_2} + 2e^- \longrightarrow 2\ \overset{-I}{Cl^-}$$

W wyniku mnożenia otrzymuje się:

$$2\ \overset{0}{K} \longrightarrow 2\ \overset{I}{K^+} + 2e^-$$

$$\overset{0}{Cl_2} + 2e^- \longrightarrow 2\ \overset{-I}{Cl^-}$$

patrz s. 171

Równania połówkowe muszą spełniać **zasadę zachowania ładunku**, to znaczy, że suma ładunków po lewej stronie równania musi być równa sumie ładunków po prawej stronie równania połówkowego.

Po dodaniu stronami równań połówkowych można skrócić liczby elektronów:

$$2\overset{0}{K} + \overset{0}{Cl_2} + 2e^- \longrightarrow 2\overset{I\ -I}{KCl} + 2e^-$$

4 Równanie z ustalonymi współczynnikami stechiometrycznymi:

$$2\overset{0}{K} + \overset{0}{Cl_2} \longrightarrow 2\overset{I\ -I}{KCl}$$

potas chlor chlorek potasu

5 Liczba atomów lub jonów pierwiastka chemicznego w substratach musi być równa liczbie atomów lub jonów tego pierwiastka chemicznego w produktach.

Pierwiastek chemiczny	Liczba atomów lub jonów pierwiastka chemicznego		
	lewa strona (substraty)	prawa strona (produkty)	
K	2	2	**Zgadza się**, bo 2 = 2.
Cl	2	2	**Zgadza się**, bo 2 = 2.

Przykład 51.

W jaki sposób ustalić współczynniki stechiometryczne reakcji glinu z kwasem chlorowodorowym metodą bilansu elektronowego?

Ustal współczynniki stechiometryczne w reakcji glinu z kwasem chlorowodorowym HCl metodą bilansu elektronowego.

1 $$\overset{0}{Al} + \overset{I\ -I}{HCl} \longrightarrow \overset{III\ -I}{AlCl_3} + \overset{0}{H_2}$$

2 **Glin zwiększa swój stopień utlenienia** z 0 do III, co odpowiada oddaniu przez każdy atom glinu 3 elektronów:

$$\overset{0}{Al} \longrightarrow \overset{III}{Al^{3+}} + 3e^-$$

Wodór zmniejsza swój stopień utlenienia z I do 0, co odpowiada pobraniu przez każdy atom wodoru 1 elektronu. Wodór występuje **w cząsteczkach dwuatomowych H_2**, zatem pobrane zostaną **2** elektrony.
W wyniku mnożenia otrzymuje się:

$$\mathbf{2}\overset{I}{H^+} + \mathbf{2}e^- \longrightarrow \overset{0}{H_2}$$

utleniacz się redukuje

patrz s. 172

Plan rozwiązywania

1 Napisz równanie reakcji chemicznej i ustal stopnie utlenienia pierwiastków.

2 Napisz równania połówkowe.

3 Ułóż bilans elektronowy.

4 Wpisz ustalone liczby jako współczynniki stechiometryczne do równania reakcji.

5 Sprawdź poprawność doboru współczynników stechiometrycznych.

Równania połówkowe muszą spełniać **zasadę zachowania ładunku**, to znaczy, że suma ładunków po lewej stronie równania musi być równa sumie ładunków po prawej stronie równania połówkowego.

Równanie połówkowe	Lewa strona (substraty)	Prawa strona (produkty)	
$\overset{0}{Al} \longrightarrow \overset{III}{Al^{3+}} + 3e^-$	0	$3 + 3 \cdot (-1) = 0$	**Zgadza się**, bo $0 = 0$.
$2\,\overset{I}{H^+} + 2e^- \longrightarrow \overset{0}{H_2}$	$2 + 2 \cdot (-1) = 0$	0	**Zgadza się**, bo $0 = 0$.

3 Aby zbilansować liczby elektronów przyjętych i oddanych, czyli ustalić współczynniki stechiometryczne reakcji chemicznej, należy znaleźć najmniejszą wspólną wielokrotność. W tym przypadku jest to liczba **6**. Wszystkie elementy równania połówkowego przedstawiającego utlenianie należy **pomnożyć przez 2**, a elementy równania połówkowego przedstawiającego redukcję **pomnożyć przez 3**:

$$\overset{0}{Al} \longrightarrow \overset{III}{Al^{3+}} + 3e^- \;|\cdot 2$$

$$2\,\overset{I}{H^+} + 2e^- \longrightarrow \overset{0}{H_2} \;|\cdot 3$$

W wyniku mnożenia otrzymuje się:

$$\mathbf{2}\,\overset{0}{Al} \longrightarrow \mathbf{2}\,\overset{III}{Al^{3+}} + 6e^-$$

$$\mathbf{6}\,\overset{I}{H^+} + \mathbf{6}e^- \longrightarrow \mathbf{3}\,\overset{0}{H_2}$$

Po dodaniu stronami równań połówkowych można skrócić liczby elektronów:

$$2\,\overset{0}{Al} + 6\,\overset{I}{H^+} + \cancel{6e^-} \longrightarrow 2\,\overset{III}{Al^{3+}} + \cancel{6e^-} + 3\,\overset{0}{H_2}$$

4 Równanie z ustalonymi współczynnikami stechiometrycznymi:

$$2\,Al + 6\,HCl \longrightarrow 2\,AlCl_3 + 3\,H_2$$

glin — kwas chlorowodrowy — chlorek glinu — wodór

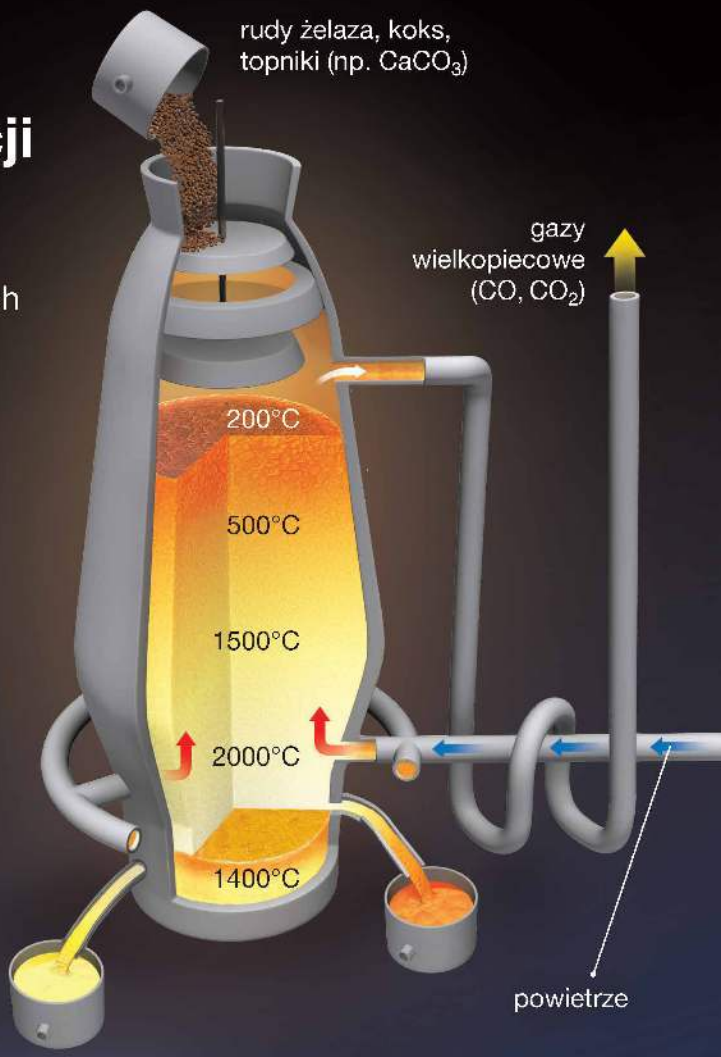
5 Liczba atomów lub jonów pierwiastka chemicznego w substratach musi być równa liczbie atomów lub jonów tego pierwiastka chemicznego w produktach.

Pierwiastek chemiczny	Liczba atomów lub jonów pierwiastka chemicznego		
	lewa strona (substraty)	prawa strona (produkty)	
Al	2	2	**Zgadza się**, bo $2 = 2$.
H	6	6	**Zgadza się**, bo $6 = 6$.
Cl	6	6	**Zgadza się**, bo $6 = 6$.

Zastosowania

Reakcje utleniania-redukcji

W wielu procesach przemysłowych wykorzystuje się reakcje utleniania-redukcji. Są one także częścią procesów biochemicznych przebiegających w obecności enzymów, np. w trakcie fermentacji alkoholowej.



Przemysł hutniczy

Do produkcji stali, przeprowadzanej w wielkich piecach, wykorzystuje się reakcje redukcji rud żelaza. Do wielkiego pieca są **wprowadzane surowce**: rudy żelaza, koks, topniki (np. $CaCO_3$). W piecu **zachodzi wiele procesów**, których produktami są surówka szara, zawierająca od ok. 2% do 4% węgla i przetwarzana na żeliwo, oraz surówka biała o zawartości węgla do ok. 2%, przerabiana na stal. **Produktem ubocznym** procesu jest żużel, który wykorzystuje się w przemyśle budowlanym.

Urządzenia pomiarowe

Wykrycie alkoholu w wydychanym powietrzu umożliwia reakcja utleniania alkoholu etylowego do kwasu octowego zachodząca w alkomatach. Stężenie alkoholu w badanej próbce jest proporcjonalne do ilości otrzymanego kwasu.

Przemysł kosmetyczny

Reakcja utleniania-redukcji zachodząca między głównym składnikiem samoopalaczy a aminokwasami znajdującymi się w naskórku powoduje brązowienie skóry.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Ustal współczynniki stechiometryczne w podanych równaniach reakcji chemicznych, stosując metodę bilansu elektronowego.**
   a) $MnO_2 + Al \longrightarrow Al_2O_3 + Mn$
   b) $KClO_3 \longrightarrow KCl + O_2$
   c) $Mg + CO_2 \longrightarrow MgO + C$
   d) $C + HNO_{3(stęż.)} \longrightarrow CO_2 + NO_2 + H_2O$
   e) $CO + NO \longrightarrow CO_2 + N_2$
   f) $H_2 + N_2 \longrightarrow NH_3$

2. **Napisz równania podanych reakcji chemicznych. Ustal współczynniki stechiometryczne, stosując zasady bilansu elektronowego.**
   a) synteza siarczku żelaza(II) z siarki i żelaza
   b) rozkład nadtlenku wodoru na tlen i wodór

Zapamiętaj!

Bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji – ustalanie współczynników stechiometrycznych reakcji utleniania-redukcji.

Fot. 87. Złoto jest odporne na działanie tlenu, wody, kwasów czy soli, a więc jego właściwości, m.in. barwa, się nie zmieniają.

21. Szereg aktywności chemicznej metali

Zakup złotych sztabek, monet, a nawet złotej biżuterii to od wieków doceniana i pewna inwestycja. Dlaczego to właśnie złoto, a nie np. żelazo, jest traktowane jako lokata kapitału? Przede wszystkim ze względu na swoje właściwości dekoracyjne, ale również właściwości chemiczne (fot. 87.).

Złoto należy do metali o małej aktywności chemicznej. Metale o dużej aktywności chemicznej, np. żelazo, łatwo ulegają reakcjom chemicznym i zmieniają swoje właściwości.

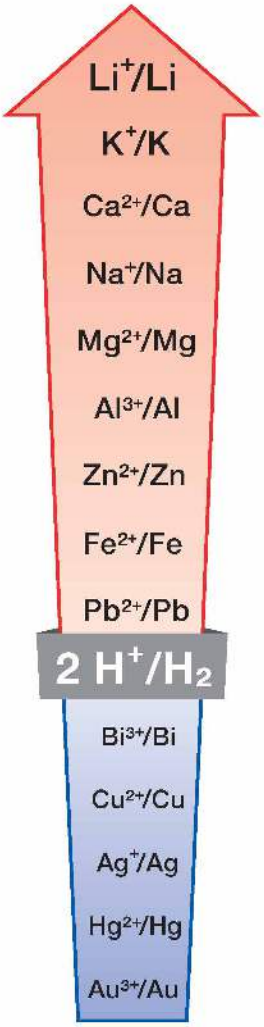
Jak sprawdzić aktywność chemiczną metali?

Metale ułożone według wzrastającej aktywności chemicznej, czyli od najmniej aktywnego chemicznie metalu do najbardziej aktywnego, tworzą szereg. Jest to szereg aktywności metali (rys. 24.). Oprócz metali w szeregu aktywności chemicznej znajduje się także wodór, który jest punktem odniesienia.

Im wyżej w szeregu aktywności znajduje się dany metal, tym łatwiej się utlenia (czyli jest silniejszym reduktorem) i **jest bardziej aktywny chemicznie**.

Im niżej – tym łatwiej ulega redukcji jego jon i **jest mniej aktywny chemicznie**.

Sposobem porównania aktywności metali jest porównanie wartości potencjałów standardowych odpowiednich półogniw (patrz s. 184). **Im niższa wartość potencjału standardowego tym silniejszym reduktorem i tym bardziej aktywny chemicznie jest metal** w tym półogniwie.



Rys. 24. Szereg aktywności chemicznej metali.

Jak reagują metale różniące się aktywnością chemiczną?

Metale umieszczone **powyżej wodoru** w szeregu aktywności chemicznej metali **reagują z kwasami** i **wypierają z nich wodór**. Najbardziej aktywne chemicznie metale, czyli te, które znajdują się powyżej glinu (np.: Li, K, Na), wypierają wodór również z wody (patrz doświadczenie 5., s. 85).

Metale znajdujące się w szeregu aktywności **poniżej wodoru** (tzw. metale szlachetne, np. Cu, Ag, Au) **nie ulegają takim reakcjom chemicznym**. Mogą natomiast reagować z tzw. **kwasami utleniającymi** ($H_2SO_{4(stęż.)}$, HNO_3). W wyniku reakcji kwasów utleniających z metalami szlachetnymi **nie powstaje wodór**. Powstają **sole tych metali oraz odpowiednie tlenki** niemetali i woda (patrz doświadczenia 18. i 19. s. 175 i 177).

Kwasy, które nie reagują z metalami szlachetnymi (np. HCl, HBr, HI, $H_2SO_{4(rozc.)}$), to **kwasy nieutleniające. Reagują one z metalami** znajdującymi się nad wodorem w szeregu aktywności metali, **a produktami tych reakcji chemicznych są odpowiednie sole i gazowy wodór.**

kwasy utleniające
HNO_3, $H_2SO_{4(stęż.)}$

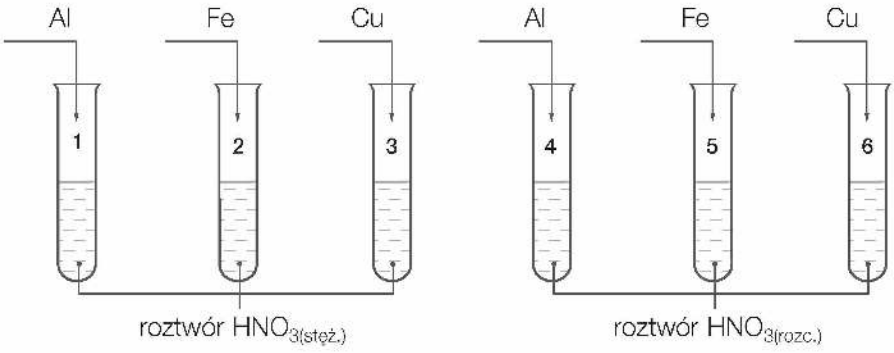
kwasy nieutleniające
HCl, HBr, HI, $H_2SO_{4(rozc.)}$

Jak metale reagują z kwasami?

Doświadczenie 18. HNO_3

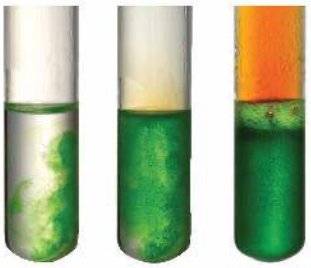
Reakcje wybranych metali z roztworami kwasu azotowego(V) – stężonym i rozcieńczonym

Odczynniki: stężony roztwór kwasu azotowego(V), rozcieńczony roztwór kwasu azotowego(V), opiłki lub wstążki glinu, żelaza i miedzi.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, statyw do probówek, bagietka, pipeta, łyżka do odczynników.
Instrukcja: W 6 ponumerowanych probówkach umieść kolejno: w probówkach 1.–3. po 1 cm^3 stężonego roztworu kwasu azotowego(V), a w probówkach 4.–6. po 1 cm^3 rozcieńczonego roztworu kwasu azotowego(V). Następnie do próbówek 1. i 4. dodaj opiłki glinu, do probówek 2. i 5. – opiłki żelaza, a do probówek 3. i 6. opiłki miedzi (schemat). Wymieszaj zawartość probówek.



Doświadczenia 18. i 19. należy przeprowadzać pod wyciągiem lub jako pokaz w dobrze wietrzonym pomieszczeniu.

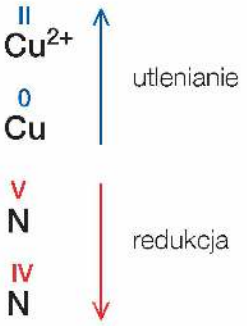
Obserwacje: W probówkach 1. i 2. nie zaobserwowano żadnych zmian. W probówce 3. bezbarwny roztwór zmienił barwę na zieloną oraz wydzieliły się pęcherzyki brunatnego gazu (fot. 88.). W probówkach 4.–6. wydzieliły się pęcherzyki bezbarwnego gazu. Po pewnym czasie bezbarwny roztwór w probówce 5. zmienił barwę na jasnozieloną, a w probówce 6. na jasnoniebieską.
Wniosek: Stężony roztwór kwasu azotowego(V) nie reaguje z glinem i żelazem, ale reaguje z miedzią. Rozcieńczony roztwór kwasu azotowego(V) reaguje ze wszystkimi metalami użytymi w doświadczeniu. Zarówno stężony, jak i rozcieńczony roztwór kwasu azotowego(V) wykazuje właściwości utleniające.

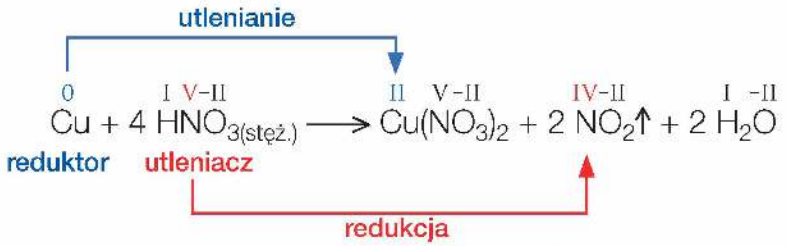


Fot. 88. Reakcja miedzi ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V).

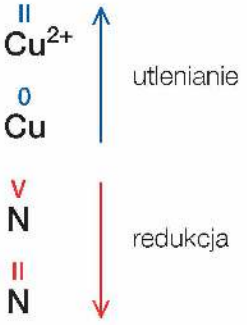
Powierzchnie metali takich jak glin i żelazo w kontakcie ze stężonym roztworem kwasu azotowego(V) pokrywają się warstwą tlenków – odpowiednio Al_2O_3 i Fe_3O_4. Zjawisko to nosi nazwę pasywacji. Warstwa tlenków oddziela metal od roztworu i dlatego reakcja stężonego roztworu kwasu azotowego(V) z tymi metalami nie zachodzi.

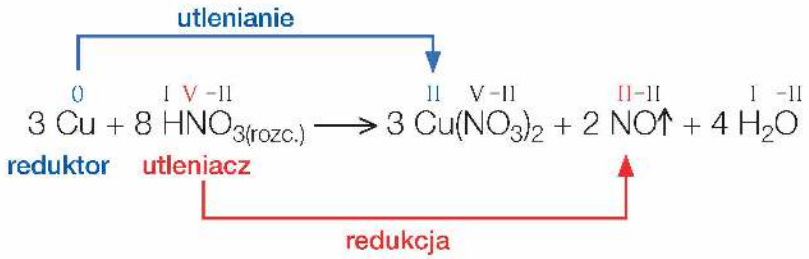
Dzięki właściwościom utleniającym **stężony roztwór kwasu azotowego(V) reaguje z metalami mało aktywnymi chemicznie** np. z miedzią. Jednym z produktów tej reakcji chemicznej jest toksyczny tlenek azotu(IV) o charakterystycznej brunatnej barwie oraz dobrze rozpuszczalna w wodzie sól – azotan(V) miedzi(II). Przebieg reakcji chemicznej zachodzącej w **probówce 3.** przedstawia równanie:





Rozcieńczony roztwór kwasu azotowego(V) mimo słabszych właściwości utleniających też reaguje z miedzią. W reakcji chemicznej powstaje toksyczny bezbarwny tlenek azotu(II) oraz sól – azotan(V) miedzi(II). Przebieg reakcji chemicznej zachodzącej w **probówce 6.** przedstawia równanie:





W podobny sposób z roztworem kwasu azotowego(V) może reagować srebro – metal mniej aktywny od miedzi. W tej reakcji chemicznej oprócz odpowiedniego tlenku azotu powstaje sól – azotan(V) srebra(I).

Fakty czy mity

Nie wszystko złoto, co się świeci – FAKT

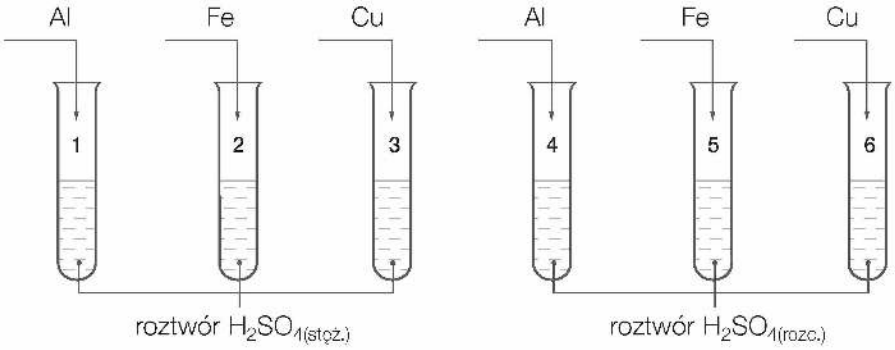
Piryt to minerał (fot. 89.) do złudzenia przypominający złoto i dlatego często był z nim mylony. Występuje w postaci brył o regularnych kształtach i to m.in. odróżnia go od złota, które najczęściej tworzy grudki.

Fot. 89. Piryt – FeS_2 – w Polsce można spotkać m.in. w Górach Świętokrzyskich.

Doświadczenie 19. H_2SO_4

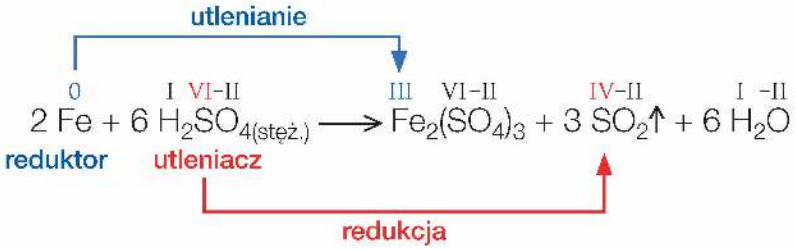
Reakcje wybranych metali z roztworami kwasu siarkowego(VI) – stężonym i rozcieńczonym

Odczynniki: stężony roztwór kwasu siarkowego(VI), rozcieńczony roztwór kwasu siarkowego(VI), opiłki lub wstążki glinu, żelaza i miedzi.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, statyw do probówek, bagietka, pipeta, łyżka do odczynników, palnik gazowy lub spirytusowy, gumowe rękawice, okulary ochronne.
Instrukcja: W 6 ponumerowanych probówkach umieść kolejno: w probówkach 1.–3. po 1 cm^3 stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI), a w probówkach 4.–6. po 1 cm^3 rozcieńczonego roztworu kwasu siarkowego(VI). Następnie do próbówek 1. i 4. dodaj opiłki glinu, do probówek 2. i 5. – opiłki żelaza, a do probówek 3. i 6. opiłki miedzi (schemat). Wymieszaj zawartość probówek. Jeśli nie zaobserwujesz zmian w probówkach, ogrzewaj je w płomieniu palnika.



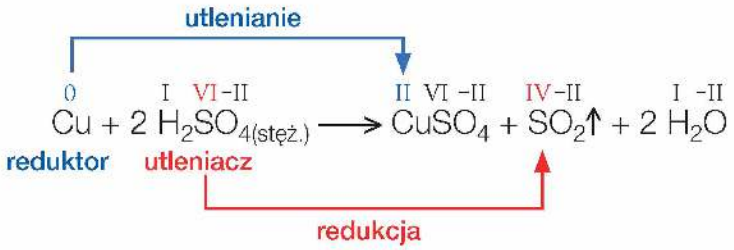
Obserwacje: W probówkach 1. i 6. nie zaobserwowano żadnych zmian. W probówkach 2.–5. wydzieliły się pęcherzyki bezbarwnego gazu. Po pewnym czasie i ogrzaniu bezbarwny roztwór w probówce 2. zabarwił się na jasnożółto, w probówce 3. – na jasnoniebiesko, a w probówce 5. na jasnozielono.
Wniosek: Stężony roztwór kwasu siarkowego(VI) reaguje z żelazem i miedzią. Rozcieńczony roztwór kwasu siarkowego(VI) reaguje z glinem i żelazem, ale nie reaguje z miedzią.

W reakcjach chemicznych stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) z żelazem i miedzią powstają: bezbarwny tlenek siarki(IV) oraz dobrze rozpuszczalne w wodzie sole – siarczan(VI) żelaza(III) (fot. 90.) oraz siarczan(VI) miedzi(II) (fot. 91.). Przebieg reakcji chemicznych zachodzących **w probówkach 2. i 3.** przedstawiają równania:



Fot. 90. Roztwór siarczanu(VI) żelaza(III).

Fot. 91. Roztwór siarczanu(VI) miedzi(II).

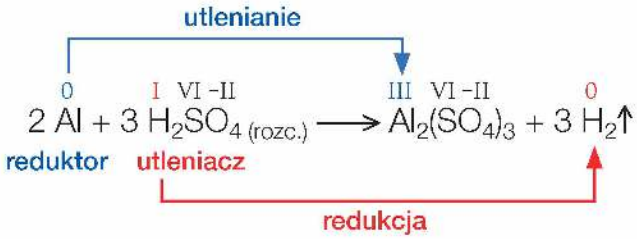


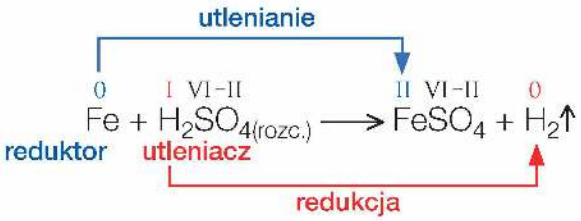
Fot. 92. Szczelna warstwa tlenku uniemożliwia dalszą reakcję glinu z kwasem.

Powierzchnia glinu w kontakcie ze stężonym roztworem kwasu siarkowego(VI) ulega pasywacji – pokrywa się warstwą tlenku glinu – Al_2O_3 (fot. 92.). Oddziela ona metal od roztworu i w rezultacie reakcja stężonego roztworu kwasu siarkowego(VI) z tym metalem nie zachodzi.

Srebro, podobnie jak miedź, może reagować ze stężonym roztworem kwasu siarkowego(VI). W tej reakcji chemicznej oprócz tlenku siarki(IV) powstaje sól – siarczan(VI) srebra(I). Reakcja chemiczna srebra z rozcieńczonym roztworem kwasu siarkowego(VI) nie zachodzi.

Rozcieńczony roztwór kwasu siarkowego(VI) reaguje z glinem i żelazem, czyli **metalami znajdującymi się nad wodorem w szeregu aktywności** metali. Metale te wypierają wodór z kwasu siarkowego(VI). Przebieg reakcji chemicznych zachodzących **w probówkach 4. i 5.** przedstawiają równania:





Na podstawie położenia metalu w szeregu aktywności chemicznej metali można zatem ustalić, w jaki sposób metal będzie reagował z kwasem.

Chemia w akcji

Implanty medyczne (fot. 93.) są wykonane z takich metali i ich stopów, które nie reagują z substancjami obecnymi w organizmie i są dobrze przez niego tolerowane.

Fot. 93. Endoprotezy wykonuje się z różnych stopów stali lub tytanu. Wyglądem przypominają staw, który mają zastąpić, i po wszczepieniu przejmują jego funkcje.

Ogólne zapisy reakcji metalu

- z kwasem nieutleniającym:

metal + kwas ⟶ sól + wodór↑

(bardziej aktywny od wodoru)

- z kwasem utleniającym:

metal + kwas ⟶ sól + tlenek niemetalu + woda

(mniej aktywny od wodoru) (na niższym stopniu utlenienia)

W jaki sposób porównać aktywność chemiczną metali?

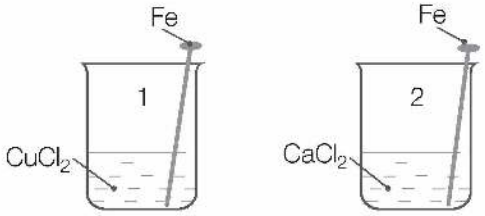
Doświadczenie 20.

Porównanie aktywności chemicznej żelaza, miedzi i wapnia

Odczynniki: wodne roztwory chlorku miedzi(II) i chlorku wapnia, dwa gwoździe żelazne o świeżo oczyszczonej powierzchni, np. przetartej papierem ściernym.

Szkło laboratoryjne: zlewki, cylinder miarowy.

Instrukcja: Do zlewki 1. wlej 10 cm^3 roztworu chlorku miedzi(II), a do 2. 10 cm^3 roztworu chlorku wapnia. Następnie włóż po jednym gwoździu do każdej ze zlewek (schemat).



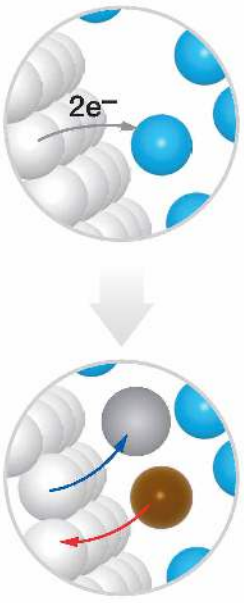
Obserwacje: W zlewce 1. powierzchnia gwoździa żelaznego pokryła się czerwonobrązowym nalotem, natomiast w zlewce 2. na powierzchni gwoździa nie widać żadnych zmian.

Wniosek: W zlewce 1. zachodzi reakcja chemiczna między żelazem a roztworem chlorku miedzi(II), zaś w zlewce 2. reakcja chemiczna nie zachodzi.

Czerwonobrązowy nalot, którym pokrywa się powierzchnia gwoździa w zlewce 1., to metaliczna miedź. **Żelazo wypiera miedź z roztworu jej soli, czyli jest metalem o większej aktywności chemicznej od miedzi.** W zlewce 2. reakcja chemiczna nie zachodzi, ponieważ **żelazo jest metalem mniej aktywnym od wapnia.**

Reakcja żelaza z chlorkiem miedzi(II) (rys. 25.) jest przykładem reakcji utleniania-redukcji, w której **żelazo zwiększa swój stopień utlenienia** z 0 do II, czyli ulega utlenieniu i jest reduktorem, natomiast **miedź zmniejsza swój stopień utlenienia** z II do 0, czyli ulega redukcji, a jony miedzi(II) są utleniaczem. Przebieg reakcji chemicznej zachodzącej **w zlewce 1.** przedstawia równanie:

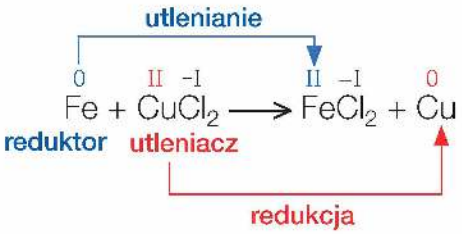
żelazo oddaje elektrony, które są pobierane przez jony miedzi



żelazo utlenia się i przechodzi do roztworu, **miedź redukuje się** i osadza na powierzchni gwoździa

Modele:
Fe Cu^{2+} Cu Fe^{2+}

Rys. 25. Reakcja żelaza z chlorkiem miedzi(II).



Trzy metale (Ca, Fe, Cu) wykorzystane w doświadczeniu 20., s. 179 różnią się aktywnością chemiczną. Najbardziej aktywnym chemicznie metalem jest wapń, najmniej aktywnym – miedź.

Kolejność wyznaczona na podstawie doświadczenia 20. odpowiada kolejności w **szeregu aktywności metali**.

Na podstawie położenia metalu w szeregu aktywności chemicznej metali można ustalić, czy możliwa jest reakcja chemiczna między roztworem soli metalu a innym metalem. Metal musi być bardziej aktywny niż ten, który wydziela się po reakcji chemicznej.

Ogólny zapis reakcji soli z metalem ma postać:

$$\underset{\text{(bardziej aktywny)}}{\text{sól}_1} + \text{metal}_1 \longrightarrow \text{sól}_2 + \underset{\text{(mniej aktywny)}}{\text{metal}_2}$$

Plan rozwiązywania

1. Ustal możliwe sposoby otrzymywania wodoru.
2. Wybierz odpowiednie odczynniki chemiczne. Skorzystaj z szeregu aktywności metali.
3. Opisz przebieg doświadczenia.
4. Napisz obserwacje.
5. Sformułuj wniosek.
6. Napisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej.

Przykład 52.

W jaki sposób zaprojektować doświadczenie chemiczne, w którym jednym z produktów będzie wodór?

Opisz, w jaki sposób należy przeprowadzić doświadczenie chemiczne, aby w bezpieczny sposób otrzymać wodór. Wybierz spośród podanych niezbędne odczynniki chemiczne: kwas chlorowodorowy, roztwór siarczanu(VI) potasu, wiórki magnezu, kawałek sodu, drut miedziany, roztwór wodorotlenku sodu **oraz szkło i sprzęt laboratoryjny:** probówki, zlewki, lejki szklane.

1 Wodór można otrzymać dwoma sposobami (patrz s. 86 i 102):
Sposób 1. **metal aktywny + woda ⟶ wodorotlenek + wodór**
Sposób 2. **metal + kwas ⟶ sól + wodór**
Mamy do dyspozycji metal aktywny – sód, ale wśród dostępnych odczynników chemicznych nie ma wody, zatem nie można skorzystać ze sposobu 1. Do przeprowadzenia tego doświadczenia chemicznego **należy więc wykorzystać sposób 2.**

2 Na początku trzeba ustalić, które z metali będą w stanie wyprzeć wodór z roztworu kwasu chlorowodorowego.
Miedź znajduje się **poniżej wodoru w szeregu aktywności**, dlatego nie będzie wypierać go z roztworu kwasu. **Nie może być substratem** w tej reakcji chemicznej.

Sód i magnez znajdują się **powyżej wodoru w szeregu aktywności**, zatem można przeanalizować ich przydatność jako substratów.

patrz s. 181

Sód to metal o dużej aktywności chemicznej – **reaguje z kwasami bardzo gwałtownie, a reakcji chemicznej towarzyszy wzrost temperatury**. Grozi to zapaleniem się powstającego wodoru i eksplozją. Dlatego też **sodu nie stosuje się do laboratoryjnego otrzymywania wodoru**.

Magnez reaguje z roztworem kwasu znacznie wolniej, dlatego można go użyć do przeprowadzenia doświadczenia chemicznego.

3 Doświadczenie chemiczne przeprowadzamy ubrani w fartuch laboratoryjny, rękawice gumowe i okulary ochronne. Do pustej, suchej probówki dodajemy wiórki magnezu. Następnie wlewamy do tej probówki ok. 3–4 cm^3 kwasu chlorowodorowego. Probówkę umieszczamy w statywie.

4 **Obserwacje:** Wiórki magnezu zanikają, wydzielają się pęcherzyki gazu.

5 **Wniosek:** Magnez reaguje z kwasem chlorowodorowym. Jednym z produktów reakcji jest wodór.

6 Zachodzącą reakcję chemiczną przedstawia równanie:

$$Mg + 2\,HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2\uparrow$$

fartuch laboratoryjny

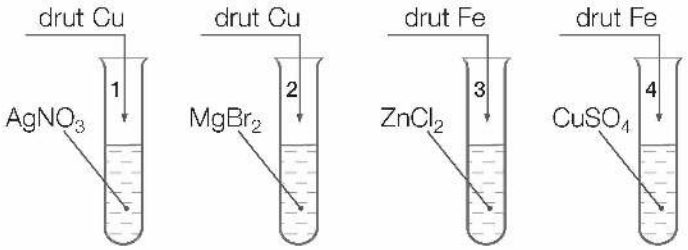
okulary ochronne

rękawice ochronne

Przykład 53.

Jak przewidzieć przebieg reakcji chemicznej na podstawie aktywności metali?

Schemat przedstawia probówki z roztworami soli i dodawanych do nich metali:



Podaj numery probówek, w których zaszły reakcje chemiczne.

! Metal bardziej aktywny chemicznie wypiera metal mniej aktywny z roztworu jego soli. Metal ma większą aktywność chemiczną od innego metalu, gdy znajduje się powyżej niego w szeregu aktywności.

1 **Probówka 1.**

W roztworze azotanu(V) srebra(I) znajdują się jony Ag^+, dlatego porównujemy ze sobą aktywność miedzi i srebra.

Miedź znajduje się **powyżej srebra w szeregu aktywności metali, zatem będzie je wypierać z roztworu soli $AgNO_3$.**

patrz s. 182

Plan rozwiązywania

1 Porównaj położenie metali w szeregu aktywności.

2 Napisz odpowiedź.

Zachodzi reakcja chemiczna, którą przedstawia równanie:

$$\underset{\text{miedź}}{Cu} + 2\,\underset{\substack{\text{azotan(V)}\\\text{srebra(I)}}}{AgNO_3} \longrightarrow \underset{\substack{\text{azotan(V)}\\\text{miedzi(II)}}}{Cu(NO_3)_2} + 2\,\underset{\text{srebro}}{Ag\downarrow}$$

Drut miedziany pokryje się cienką warstwą srebra.

Probówka 2.

W roztworze bromku magnezu znajdują się jony Mg^{2+}, dlatego porównujemy ze sobą aktywność miedzi i magnezu.
Miedź znajduje się **poniżej magnezu w szeregu aktywności metali, zatem nie będzie wypierać go z roztworu soli**. Reakcja chemiczna nie zachodzi.

Probówka 3.

W roztworze chlorku cynku znajdują się jony Zn^{2+}, dlatego porównujemy ze sobą aktywność żelaza i cynku.
Żelazo znajduje się **poniżej cynku w szeregu aktywności metali, zatem nie będzie wypierać go z roztworu soli**. Reakcja chemiczna nie zachodzi.

Probówka 4.

W roztworze siarczanu(VI) miedzi(II) znajdują się jony Cu^{2+}, dlatego porównujemy ze sobą aktywność żelaza i miedzi.
Żelazo znajduje się **powyżej miedzi w szeregu aktywności metali, zatem będzie wypierać ją z roztworu soli $CuSO_4$.**
Zachodzi reakcja chemiczna, którą przedstawia równanie:

$$\underset{\text{żelazo}}{Fe} + \underset{\substack{\text{siarczan(VI)}\\\text{miedzi(II)}}}{CuSO_4} \longrightarrow \underset{\substack{\text{siarczan(VI)}\\\text{żelaza(II)}}}{FeSO_4} + \underset{\text{miedź}}{Cu\downarrow}$$

Drut żelazny pokryje się cienką warstwą miedzi.

2 Reakcje chemiczne zajdą w probówkach 1. i 4.

Chemia w akcji

Czarny nalot na srebrnych przedmiotach można usunąć w prosty sposób – wystarczy przetrzeć powierzchnię roztworem soli kuchennej lub sodą oczyszczoną. Zachodzące wtedy reakcje utleniania-redukcji przywracają naturalny kolor srebrnych przedmiotów (fot. 94.).

Fot. 94. Czarny nalot na srebrnych łyżeczkach to siarczek srebra(I) Ag_2S.

Zapamiętaj!

Szereg aktywności chemicznej metali – zestawienie zawierające metale ułożone według wzrastającej aktywności chemicznej.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Do dwóch zlewek wlano kwas chlorowodorowy. Do 1. zlewki wrzucono złoty pierścionek, a do 2. – obrączkę wykonaną z aluminiowej nakrętki, którą wyczyszczono papierem ściernym. **Napisz obserwacje i sformułuj wniosek.**

22. Ogniwo galwaniczne

Chromowane (fot. 95.), niklowane czy posrebrzane przedmioty zyskują nie tylko atrakcyjny wygląd, lecz także większą trwałość. Taka warstwa chromu, niklu czy srebra powstaje po zanurzeniu w roztworze ich soli przedmiotu wykonanego z metalu o większej aktywności chemicznej (np. z żelaza – patrz przykład 53., s. 181).

Fot. 95. Warstwa chromu zwiększa odporność przedmiotów na uszkodzenia.

Jak jest zbudowane półogniwo?

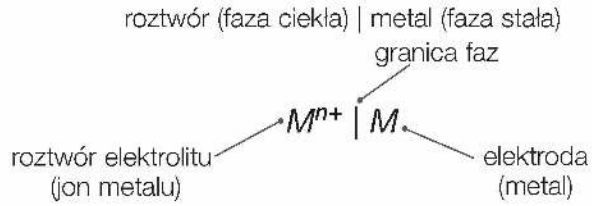
Półogniwo jest zbudowane z metalowej blaszki zanurzonej w roztworze soli metalu, z którego blaszkę wykonano (fot. 96.).

Fot. 96. Półogniwo cynkowe składa się z blaszki cynkowej zanurzonej w roztworze siarczanu(VI) cynku.

Jak przedstawić schemat półogniwa?

Półogniwo można przedstawić za pomocą umownego schematu:

półogniwo = metalowa blaszka (elektroda) + roztwór soli tego metalu



Zatem półogniwo cynkowe zapisuje się jako: Zn^{2+} | Zn.

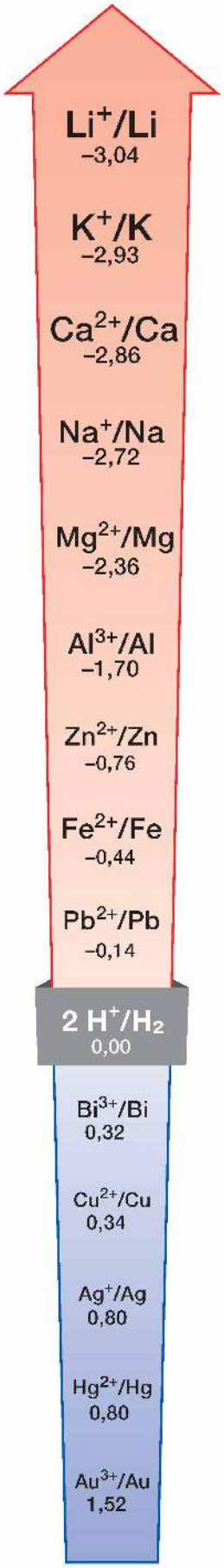
Czym charakteryzuje się półogniwo?

Każde półogniwo ma określoną wartość **potencjału standardowego**, mierzonego w woltach (V) (tabela 18.), w temperaturze 25°C, oznaczanego symbolem E°.

E° – potencjał standardowy półogniwa

Tabela 18. Wartości potencjałów standardowych dla wybranych półogniw

Schemat półogniwa	Wartość potencjału standardowego E°, V
Zn^{2+} | Zn	–0,76
Fe^{2+} | Fe	–0,44
Cu^{2+} | Cu	0,34
Ag^{+} | Ag	0,80



Rys. 26. Szereg elektrochemiczny (napięciowy) metali.

Co to jest szereg elektrochemiczny?

Szereg elektrochemiczny (rys. 26.), nazywany także szeregiem napięciowym, **to półogniwa uporządkowane według zmniejszającej się wartości potencjałów standardowych** E°. W szeregu elektrochemicznym metale są w takiej samej kolejności jak w szeregu aktywności (patrz s. 174). W szeregu elektrochemicznym również znajduje się półogniwo wodorowe, którego potencjał standardowy E° wynosi zero.

Ujemna wartość potencjału standardowego wskazuje, że atom metalu ma większą zdolność do oddawania elektronów niż atom wodoru (większą zdolność do utleniania się) i jest silniejszym **reduktorem**. Natomiast **im wyższa** jest dodatnia **wartość potencjału standardowego, tym silniejszym utleniaczem jest jon danego metalu.**

Reakcja utleniania-redukcji zachodzi dopiero wtedy, kiedy zostaną **połączone ze sobą dwa półogniwa**. W wyniku połączenia półogniw powstaje **ogniwo galwaniczne**.

Czym jest ogniwo galwaniczne?

To dwa półogniwa połączone ze sobą kluczem elektrolitycznym. Ogniwo galwaniczne zbudowane z dwóch różnych półogniw jest źródłem **prądu elektrycznego**.

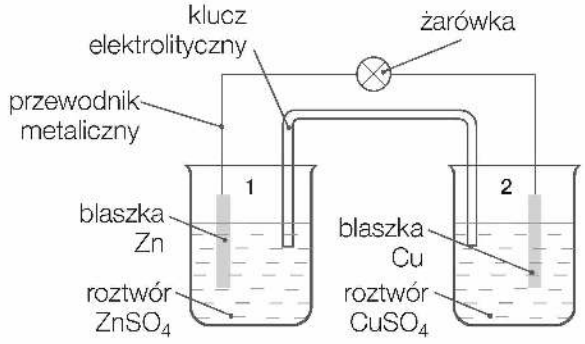
Doświadczenie 21. $ZnSO_4$, $CuSO_4$

Badanie działania ogniwa galwanicznego

Odczynniki: siarczan(VI) cynku, blaszka cynkowa, siarczan(VI) miedzi(II), blaszka miedziana, żelatyna rozpuszczona w nasyconym roztworze chlorku potasu.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewki, szklana rurka, przewód elektryczny z zaciskami, żarówka.

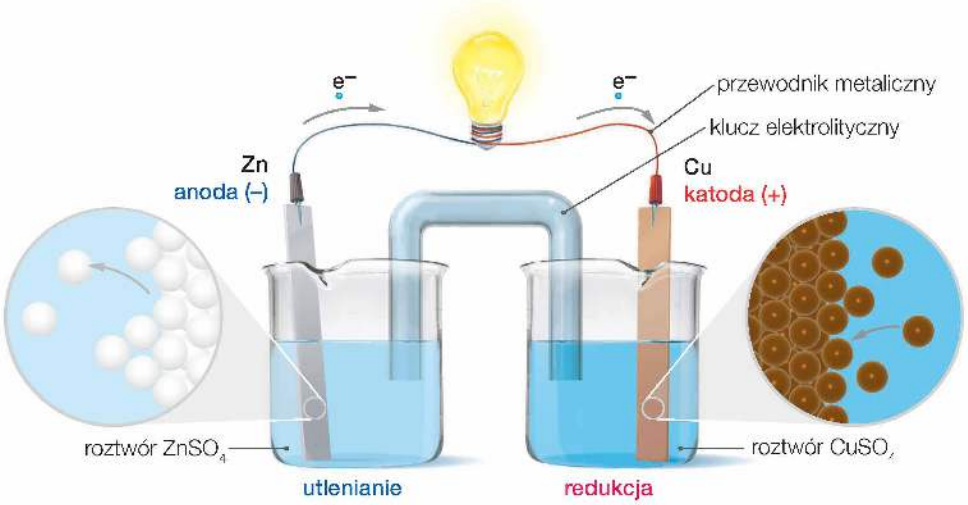
Instrukcja: Zlewkę 1. napełnij 1-molowym roztworem siarczanu(VI) cynku i zanurz w nim blaszkę cynkową. Zlewkę 2. napełnij 1-molowym roztworem siarczanu(VI) miedzi(II) i zanurz w nim blaszkę miedzianą. Połącz zlewki szklaną rurką wypełnioną żelatyną rozpuszczoną w nasyconym roztworze chlorku potasu (kluczem elektrolitycznym). Każdą blaszkę połącz przewodem z żarówką (schemat).



Obserwacja: Żarówka się świeci (patrz rys. 27., s. 185).

Wniosek: Świecąca żarówka wskazuje przepływ prądu elektrycznego. W ogniwie galwanicznym zachodzą reakcje utleniania-redukcji, podczas których następuje przepływ elektronów.

Ogniwo galwaniczne zbudowane z półogniw cynkowego i miedziowego jest nazywane **ogniwem Daniella** (od nazwiska twórcy Johna Daniella) (rys. 27.).



Modele atomów:
cynku miedzi

Rys. 27. Reakcje zachodzące w ogniwie Daniella.

Przepływ prądu elektrycznego w ogniwie galwanicznym jest możliwy, ponieważ w półogniwach zachodzą reakcje utleniania-redukcji związane z przechodzeniem jonów metalu z roztworu do elektrody i odwrotnie.

- **Elektroda**, na której zachodzi **reakcja utleniania**, to **anoda (–)**.
- **Elektroda**, na której zachodzi **reakcja redukcji**, to **katoda (+)**.

Jak ustalić, która elektroda jest katodą, a która anodą w ogniwie galwanicznym?

Do ustalenia, które z półogniw zawiera katodę, a które anodę, służy szereg elektrochemiczny (patrz rys. 26., s. 184).

Półogniwo zbudowane z **metalu** o większej aktywności chemicznej, czyli półogniwo **o niższym potencjale standardowym**, przyjmuje ładunek ujemny i zawiera elektrodę ujemną – **anodę (–)**.

$E°_{Cu^{2+}|Cu} = 0{,}34$ V
$E°_{Zn^{2+}|Zn} = -0{,}76$ V

Na anodzie zachodzi reakcja utleniania:

$$M \longrightarrow M^{n+} + ne^-$$

W ogniwie elektrochemicznym anoda ma ładunek ujemny, ponieważ powstają na niej elektrony. W ogniwie Daniella anodą jest cynk:

anoda (–) – w ogniwie elektroda o ładunku ujemnym

anoda (–) $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$
reduktor

Półogniwo zbudowane z **metalu** o mniejszej aktywności chemicznej, czyli **o wyższym potencjale standardowym**, przyjmuje ładunek dodatni i zawiera elektrodę dodatnią – **katodę (+)**.

katoda (+) – w ogniwie elektroda o ładunku dodatnim

Na katodzie zachodzi reakcja redukcji:

$$M^{n+} + ne^- \longrightarrow M$$

W ogniwie elektrochemicznym katoda ma ładunek dodatni, ponieważ pobiera elektrony wytworzone na anodzie. W ogniwie Daniella katodą jest miedź:

katoda (+) $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$
utleniacz

Zapis sumaryczny reakcji utlenienia-redukcji zachodzącej w ogniwie Daniella w doświadczeniu 21. s. 184. ma postać:

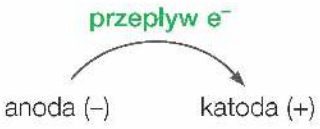
$$Zn + Cu^{2+} \longrightarrow Zn^{2+} + Cu$$

cynk | kation miedzi | kation cynku | miedź

Do czego służy klucz elektrolityczny?

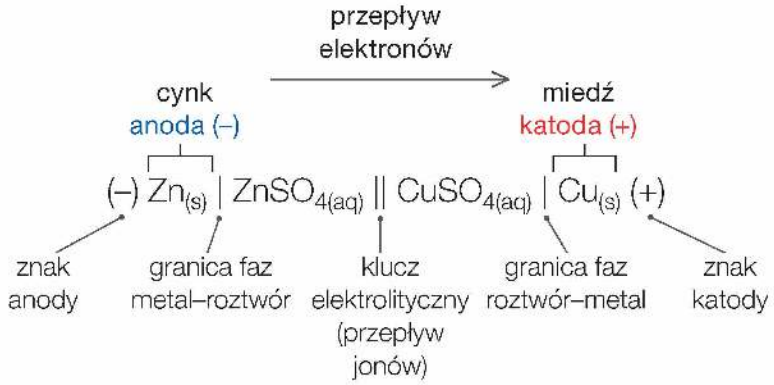
Fot. 97. Klucz elektrolityczny.

Klucz elektrolityczny **umożliwia przepływ anionów między półogniwami**, ale uniemożliwia mieszanie się roztworów obydwu półogniw. Zazwyczaj jest to wygięta rurka wypełniona roztworem KCl lub NaCl, zanurzona w roztworach elektrolitów (fot. 97.).



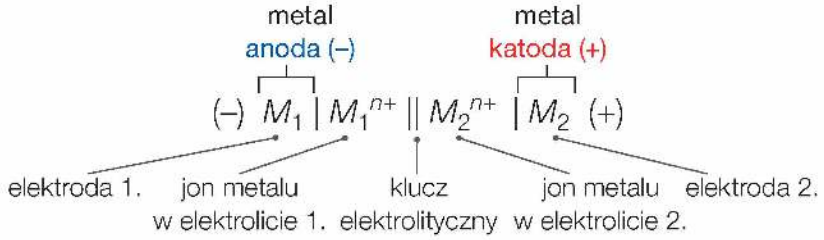
Jak przedstawić schemat ogniwa galwanicznego?

Ogniwo Daniella zbudowane w doświadczeniu 21., s. 184 można przedstawić za pomocą schematu:



Przepływ elektronów w ogniwie następuje zawsze od anody do katody. Jest on możliwy dopiero wtedy, gdy obydwa półogniwa są ze sobą połączone i obwód elektryczny jest zamknięty przewodnikiem metalicznym.

Ogólny schemat ogniwa galwanicznego można przedstawić za pomocą schematu, który zgodnie z umową ma pokazywać kierunek elektronów:



Czym jest siła elektromotoryczna ogniwa galwanicznego?

To wartość różnicy potencjałów elektrod (potencjałów półogniw) w niepracującym (otwartym) ogniwie. Mierzy się ją woltomierzem. W temperaturze 25°C i przy zastosowaniu roztworów soli o stężeniu 1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ wartość siły elektromotorycznej ogniwa galwanicznego, określanej jako SEM, to różnica wartości potencjałów standardowych katody i anody:

SEM – siła elektromotoryczna ogniwa

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

gdzie:
E°_{katody} – potencjał standardowy katody, V,
E°_{anody} – potencjał standardowy anody, V.

Dla ogniwa Daniella (doświadczenie 21., s. 184) wartość SEM wynosi:

$\text{SEM} = E^\circ_{Cu^{2+}\,|\,Cu} - E^\circ_{Zn^{2+}\,|\,Zn}$

$\text{SEM} = 0{,}34\ \text{V} - (-0{,}76\ \text{V})$

$\text{SEM} = 1{,}1\ \text{V}$

SEM ma zawsze wartość dodatnią.

Wartości potencjałów standardowych półogniw odczytuje się z szeregu elektrochemicznego metali.

Przykład 54.

W jaki sposób zapisać schemat ogniwa galwanicznego i obliczyć jego siłę elektromotoryczną?

Zbudowano ogniwo galwaniczne składające się z półogniw: Pb^{2+} | Pb i Cr^{3+} | Cr. Ustal, które półogniwo będzie stanowiło anodę, a które katodę. Zapisz schemat ogniwa galwanicznego i oblicz jego SEM w warunkach standardowych przy zastosowaniu 1-molowych roztworów soli.

Plan rozwiązywania

1. Odczytaj wartości potencjałów standardowych półogniw (s. 315).
2. Wskaż katodę i anodę.
3. Zapisz schemat ogniwa galwanicznego.
4. Oblicz SEM.
5. Napisz odpowiedź.

1. $E^\circ_{Pb^{2+}\,|\,Pb} = -0{,}14\ \text{V}$
   $E^\circ_{Cr^{3-}\,|\,Cr} = -0{,}71\ \text{V}$
2. Niższą wartość potencjału standardowego ma półogniwo Cr^{3+} | Cr, zatem będzie anodą. Półogniwo Pb^{2+} | Pb o wyższej wartości potencjału standardowego będzie katodą.
3. Schemat ogniwa galwanicznego:
   (–) Cr | Cr^{3+} || Pb^{2+} | Pb (+)
4. $\text{SEM} = E^\circ_{Pb^{2+}\,|\,Pb} - E^\circ_{Cr^{3+}\,|\,Cr}$
   $\text{SEM} = -0{,}14\ \text{V} - (-0{,}71\ \text{V})$ $\qquad \text{SEM} = 0{,}57\ \text{V}$

   Siła elektromotoryczna ogniwa galwanicznego **ma zawsze wartość dodatnią.** Wynik ujemny oznacza, że anoda została pomylona z katodą.
5. W warunkach standardowych powstało ogniwo galwaniczne:
   (–) Cr | Cr^{3+} || Pb^{2+} | Pb (+) o SEM = 0,57 V.

W jaki sposób wyznacza się wartość potencjału standardowego półogniwa?

Wartości potencjału standardowego półogniwa **nie można zmierzyć bezpośrednio**, np. woltomierzem (fot. 98.), ponieważ w pojedynczym półogniwie nie zachodzą reakcje chemiczne.

Do wyznaczenia nieznanej wartości potencjału standardowego półogniwa **trzeba zbudować ogniwo galwaniczne**. Jak każde ogniwo galwaniczne musi ono składać się z dwóch półogniw – półogniwa badanego oraz półogniwa o znanym potencjale standardowym. **Jest to półogniwo odniesienia**. Najczęściej jest nim **półogniwo wodorowe $2H^+ | H_2$**, dla którego przyjęto wartość potencjału standardowego równą 0 V.

Jeśli badane półogniwo jest anodą, to ma potencjał ujemny względem elektrody wodorowej, jeśli natomiast jest katodą, to wykazuje potencjał dodatni względem elektrody wodorowej.

półogniwo odniesienia
$2H^+ | H_2$

Fot. 98. Woltomierz służy do pomiaru różnicy potencjałów.

Zapamiętaj!

Półogniwo – metalowa blaszka zanurzona w roztworze soli tego metalu.

Szereg elektrochemiczny – zestawienie półogniw uporządkowanych według zmniejszającej się wartości potencjałów standardowych $E°$.

Ogniwo galwaniczne (elektrochemiczne) – układ dwóch półogniw połączonych kluczem elektrolitycznym.

Katoda – elektroda, na której zachodzi reakcja redukcji.

Anoda – elektroda, na której zachodzi reakcja utleniania.

SEM – wartość różnicy potencjałów elektrod w niepracującym ogniwie.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Zbudowano ogniwo cynkowo-niklowe. **Zapisz schemat tego ogniwa oraz równania reakcji chemicznych zachodzących w półogniwach.** Skorzystaj z szeregu elektrochemicznego.

2. Siła elektromotoryczna SEM pewnego ogniwa w warunkach standardowych ma wartość 2,03 V. Anodą jest półogniwo glinowe. **Ustal, które półogniwo pełni funkcję katody.**

3. W pewnym ogniwie w półogniwach zachodzą reakcje chemiczne:
   katoda (+) $Cu^{2+} + 2e^- \longrightarrow Cu$
   anoda (–) $Sn \longrightarrow Sn^{2+} + 2e^-$
   Zapisz schemat tego ogniwa oraz oblicz jego siłę elektromotoryczną SEM w warunkach standardowych.

4. **Narysuj schemat ogniwa zbudowanego z płytki cynkowej zanurzonej w roztworze $ZnSO_4$ i połączonej z płytką miedzianą zanurzoną w roztworze $CuSO_4$. Podaj nazwę tego ogniwa.**

5. **Ustal, które z ogniw o podanych nazwach ma największą wartość SEM.** Wykonaj odpowiednie obliczenia.
   a) manganowo-miedziowe
   b) cynkowo-platynowe
   c) cynkowo-niklowe
   d) manganowo-platynowe
   e) magnezowo-srebrowe

23. Reakcje zachodzące w półogniwach ogniwa galwanicznego

Źródłem energii elektrycznej, którą są zasilane urządzenia bezprzewodowe, np. zegarki elektroniczne (fot. 99.), piloty telewizyjne, telefony komórkowe, są reakcje utleniania-redukcji zachodzące w ogniwach galwanicznych. W wyniku reakcji redoks energia chemiczna jest przekształcana w energię elektryczną.

Fot. 99. Baterie zasilające m.in. zegarek składają się z ogniw galwanicznych.

Jak można podzielić ogniwa galwaniczne?

Ze względu na typ reakcji chemicznych zachodzących na elektrodach wyróżnia się dwa rodzaje ogniw galwanicznych (tabela 19.).

Tabela 19. Podział ogniw galwanicznych

Rodzaj ogniwa	Ogniwo nieodwracalne	Ogniwo odwracalne
Charakterystyka	substraty $\longrightarrow$ produkty reakcje chemiczne na elektrodach zachodzą tylko w jednym kierunku	substraty $\rightleftharpoons$ produkty reakcje chemiczne na elektrodach mogą przebiegać w obydwu kierunkach
Właściwość	▸ po rozładowaniu nie można ich ponownie wykorzystać	▸ po rozładowaniu można je powtórnie naładować
Przykład	 baterie typu AA lub AAA, 4,5- oraz 9-woltowe, baterie płaskie	 akumulatory, baterie akumulatorowe

Przykładami ogniw galwanicznych odwracalnych są:

- akumulatory,
- baterie akumulatorowe.

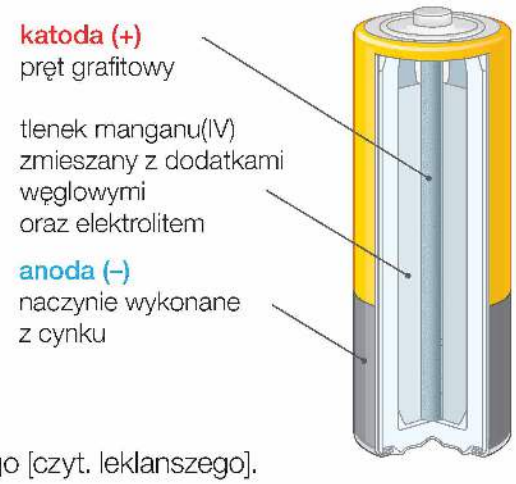
To pierwsze określenie dotyczy na ogół dużych i ciężkich źródeł prądu montowanych w samochodach, a drugie – małych urządzeń stosowanych np. w telefonach komórkowych (fot. 100.) i aparatach fotograficznych. Akumulatory i baterie akumulatorowe można powtórnie ładować, podłączając je do zewnętrznego źródła prądu stałego.

Fot. 100. Ogniwami odwracalnymi są np. baterie akumulatorowe wykorzystywane w telefonach komórkowych.

Krok po kroku

Budowa i działanie elektrochemicznych źródeł energii

Elektrochemiczne źródła prądu można podzielić ze względu na sposób działania na baterie, akumulatory oraz ogniwa paliwowe.



1 Baterie

Bateria cynkowo-węglowa to tzw. ogniwo Leclanchégo [czyt. leklanszego]. Reakcje zachodzące na elektrodach są nieodwracalne.

Baterię cynkowo-węglową można przedstawić za pomocą schematu:

(–) $Zn_{(s)}$ | $NH_4Cl_{(aq)} + ZnCl_{2(aq)}$ | $MnO_{2(s)}$, $C_{(s)}$ (+)

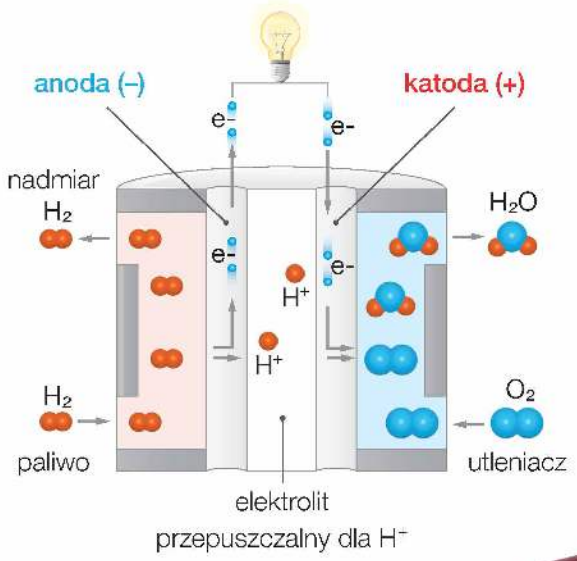
2 Ogniwa paliwowe

Przykładem ogniwa paliwowego jest **ogniwo wodorowo-tlenowe**. Ogniwa paliwowe umożliwiają przetwarzanie energii uwalnianej w procesie utleniania paliwa (np. H_2, CH_4, CH_3OH) w energię elektryczną.

Paliwo i utleniacz są dostarczane do ogniwa z zewnątrz w sposób ciągły.

anoda (–) $2\,H_2 \longrightarrow 4\,H^+ + 4e^-$

katoda (+) $O_2 + 4\,H^+ + 4e^- \longrightarrow 2\,H_2O$

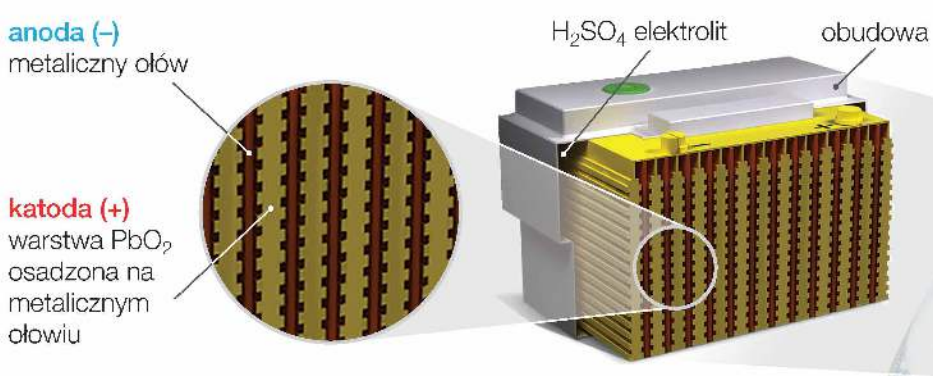


3 Akumulatory

Akumulator ołowiowy jest przykładem ogniwa odwracalnego. Podczas pracy akumulatora zachodzi reakcja, w czasie której następuje proces rozładowywania. W trakcie ładowania akumulatora, polegającego na przepuszczaniu prądu elektrycznego przez roztwór elektrolitu, zachodzi reakcja odwrotna.

Akumulator ołowiowy można przedstawić za pomocą schematu:

(–) $Pb_{(s)}$ | $H_2SO_{4(aq)}$ | $PbO_{2(s)}$, $Pb_{(s)}$ (+)



W jaki sposób należy utylizować zużyte baterie i elektrośmieci?

Fot. 101. Pojemnik na zużyte baterie.

Zużyte baterie **należy wyrzucać do specjalnie oznaczonych pojemników** (fot. 101.) na elektrośmieci, czyli zużyte, przestarzałe lub zepsute urządzenia elektryczne i elektroniczne.

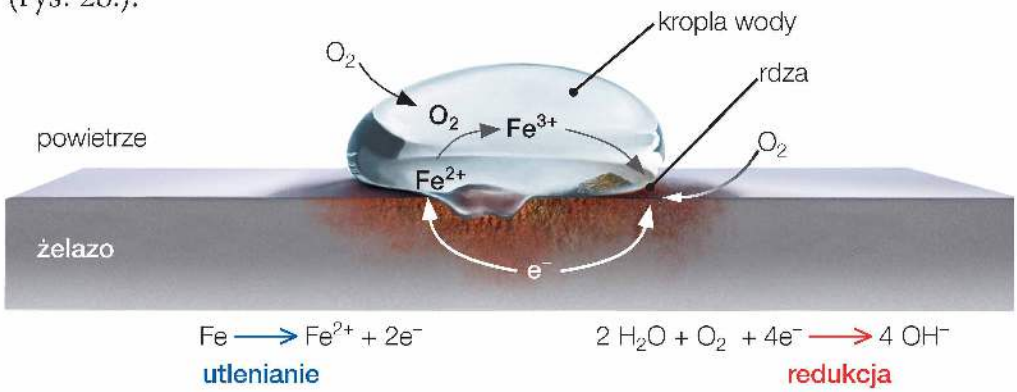
Elektrośmieci mogą być powtórnie wykorzystane po usunięciu z nich szkodliwych substancji i przetworzeniu. Można ich użyć do produkcji nowych przedmiotów, np.: żagli, mebli czy nowych urządzeń RTV i AGD.

W jakich warunkach zachodzą reakcje utleniania-redukcji w środowisku przyrodniczym?

Reakcje utleniania-redukcji mogą zachodzić na wilgotnej powierzchni metalu. Powstają wtedy mikroogniwa galwaniczne, które prowadzą do powstania **korozji elektrochemicznej**.

anoda (–) M_1 | przewodnik jonowy | M_2 katoda (+)
metal ulegający korozji — czynnik powodujący korozję

Tworzą się mikroogniwa galwaniczne zbudowane z katod i anod (rys. 28.).



Rys. 28. Na anodzie powstają kationy Fe^{2+}, które mogą zostać utlenione w kropli wody do jonów Fe^{3+}. Na katodzie w wyniku redukcji cząsteczek tlenu powstają jony OH^-.

W wyniku reakcji utleniania-redukcji na powierzchni stali powstaje m.in. $Fe(OH)_2$:

$$Fe^{2+} + 2\ OH^- \longrightarrow Fe(OH)_2$$

kation żelaza(II) — jon wodorotlenkowy — wodorotlenek żelaza(II)

Zawarte w powietrzu cząsteczki tlenu i wody mogą utleniać jony Fe^{2+}, powstające w procesie korozji, do jonów Fe^{3+}. Na powierzchni stali powstaje mieszanina związków żelaza: $Fe(OH)_2$, $Fe(OH)_3$ oraz węglanów i tlenków żelaza(II) i żelaza(III) **nazywana rdzą** (fot. 102):

$$Fe(OH)_2 \xrightarrow{\text{powietrze}} Fe(OH)_3 \xrightarrow[CO_2]{\text{powietrze}} \text{węglany i tlenki żelaza(II) i żelaza(III)}$$

wodorotlenek żelaza(II) — wodorotlenek żelaza(III)

Fot. 102. Rdza to brunatnoczerwona mieszanina związków żelaza(II) i żelaza(III).

Korozja zachodząca w wyniku powstania ogniwa galwanicznego na powierzchni substancji ulegającej temu procesowi nazywa się korozją elektrochemiczną.

Fot. 103. Rdzewieją rowery, szyny kolejowe, rury wodociągowe, karoseria samochodowa i narzędzia.

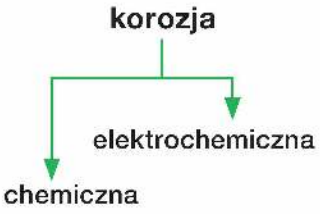
Czym jest korozja?

Korozja to **proces niszczenia materiałów** pod wpływem składników otaczającego je środowiska [łac. *corrosio* – zżeranie]. Korozji ulegają metale i ich stopy (fot. 103.) oraz materiały niemetaliczne, m.in. beton, szkło, drewno i tworzywa sztuczne.

Korozja wyrobów stalowych i żeliwnych (stal i żeliwo to stopy żelaza z węglem) jest nazywana **rdzewieniem**.

Jakie rodzaje korozji można wyróżnić?

Wyróżnia się dwa rodzaje korozji: **chemiczną** i **elektrochemiczną**. **Korozja chemiczna** zachodzi zwykle w środowisku suchym i bez przepływu prądu elektrycznego. Proces ten występuje m.in. podczas produkcji stali w hutach, a jego produktem są tlenki żelaza. **Korozja elektrochemiczna** zachodzi w środowisku o dużej wilgotności (woda, wilgotna gleba, wilgotne powietrze) i jest związana z przepływem prądu elektrycznego.



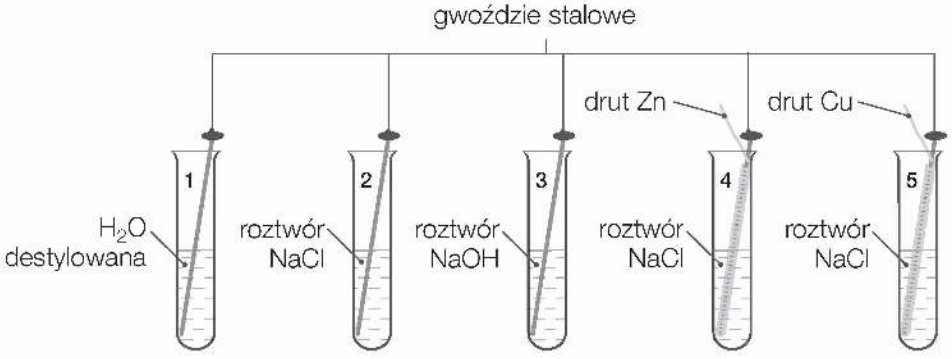
Co wpływa na korozję metali?

Na szybkość korozji wpływa środowisko, w którym znajduje się ulegający jej metal.

Doświadczenie 22.

Badanie wpływu różnych czynników na szybkość korozji elektrochemicznej

Odczynniki: woda destylowana, chlorek sodu, wodorotlenek sodu, starannie oczyszczone gwoździe stalowe, drut cynkowy, drut miedziany.
Szkło laboratoryjne: probówki.
Instrukcja: Jeden z gwoździ stalowych owiń drutem cynkowym, a drugi – drutem miedzianym. Napełnij probówkę 1. wodą, a probówki 2.–5. roztworem chlorku sodu. Umieść w nich gwoździe (schemat). Obserwuj zmiany, które zajdą po kilku i po 24 godzinach.



Obserwacje: W probówkach 1., 2., 3. i 5. stalowy gwóźdź pokrył się brunatnoczerwonym osadem (rdzą). Proces ten przebiegał z różną szybkością – najszybciej w probówce 5., wolniej – w 2. i 3., a najwolniej w 1. probówce. W probówce 4. jest widoczny biały osad.
Wniosek: W probówkach 1., 2., 3. i 5. stal (stop żelaza) uległa korozji.

Aby wyjaśnić reakcje chemiczne zachodzące w probówkach 4. i 5., należy przeanalizować ogniwa, które zostały w nich utworzone.

Probówka 4. ogniwo I: anoda (–) Zn | $NaCl_{(aq)}$ | Fe katoda (+)

Jak wynika z szeregu elektrochemicznego metali, w ogniwie I cynk ulega utlenieniu:

anoda (–) $Zn \longrightarrow Zn^{2+} + 2e^-$ **utlenianie**

cynk kation cynku

a tlen ulega redukcji:

katoda (+) $2\,H_2O + O_2 + 4e^- \longrightarrow 4\,OH^-$ **redukcja**

woda tlen anion wodorotlenkowy

Reakcję zachodzącą w ogniwie I można zatem zapisać sumarycznie:

$$2\,Zn + O_2 + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,Zn(OH)_2$$

cynk tlen woda wodorotlenek cynku

Biały osad, powstały na powierzchni drutu cynkowego, którym był owinięty stalowy gwóźdź, to wodorotlenek cynku. W ten sposób stal została zabezpieczona przed zniszczeniem.

Probówka 5. ogniwo II: anoda (–) Fe | $NaCl_{(aq)}$ | Cu katoda (+)

W ogniwie II stal ulega utlenieniu:

anoda (–) $Fe \longrightarrow Fe^{2+} + 2e^-$ **utlenianie**

żelazo kation żelaza(II)

Na powierzchni drutu miedzianego tlen ulega redukcji:

katoda (+) $2\,H_2O + O_2 + 4e^- \longrightarrow 4\,OH^-$ **redukcja**

woda tlen anion wodorotlenkowy

Reakcję zachodzącą w ogniwie II można zatem zapisać sumarycznie:

$$2\,Fe + O_2 + 2\,H_2O \longrightarrow 2\,Fe(OH)_2$$

żelazo tlen woda wodorotlenek żelaza(II)

W ogniwie II produktem jest wodorotlenek żelaza(II), który ulega dalszemu utlenieniu i powstaje rdza (fot. 104.).

Fot. 104. Badanie wpływu na żelazo mieszaniny wody z solą.

Jakie czynniki przyspieszają proces korozji elektrochemicznej?

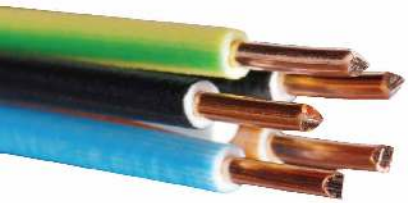
Fot. 105. Przykładem korozji elektrochemicznej jest pokrywanie się przedmiotów wykonanych z miedzi (np. dachów) lub jej stopów patyną. Proces ten zachodzi głównie pod wpływem obecnych w atmosferze H_2O i CO_2 oraz SO_2.

Czynniki wpływające na szybkość procesu korozji elektrochemicznej (fot. 105.) przedstawia tabela 20.

Tabela 20. Czynniki przyspieszające proces korozji metali i ich działanie

Czynnik	Przykład potwierdzający wpływ czynnika
Podwyższona temperatura	Rury żelazne, którymi płynie ciepła woda, rdzewieją szybciej niż te, którymi płynie zimna woda.
Obecność w powietrzu tlenków kwasowych: CO_2, SO_2 i NO_2	Korozja zachodzi szybciej na obszarach uprzemysłowionych, na których jest duże stężenie tych gazów.
Obecność wilgoci	Maszyny i narzędzia przechowywane w wilgotnych pomieszczeniach rdzewieją szybciej niż te umieszczone w suchych miejscach.
Obecność roztworów kwasów i soli	Elementy konstrukcyjne statków, które mają kontakt z wodą morską, czyli zasoloną, rdzewieją szybciej niż te, które mają kontakt z wodą słodką.
Kontakt z mniej aktywnym chemicznie metalem	Elementy stalowe (np. nity, nakrętki) mające kontakt z metalem o mniejszej aktywności chemicznej niż stal (np. z miedzią) rdzewieją szybciej.
Obecność zanieczyszczeń w metalu	Gdy metal jest zanieczyszczony, korozja elektrochemiczna zachodzi szybciej.

Korozja powoduje straty – szacuje się, że powoduje zniszczenie ok. 10–20% rocznej światowej produkcji stali. Dlatego cały czas trwają poszukiwania skutecznych sposobów zapobiegania korozji.



Fot. 106. Izolacja z warstw tworzywa sztucznego chroni przewody m.in. przed korozją.

W jaki sposób można chronić przed korozją produkty metalowe?

Wszystkie metody ochrony przed korozją można podzielić na dwa rodzaje:

metody ochrony metali przed korozją

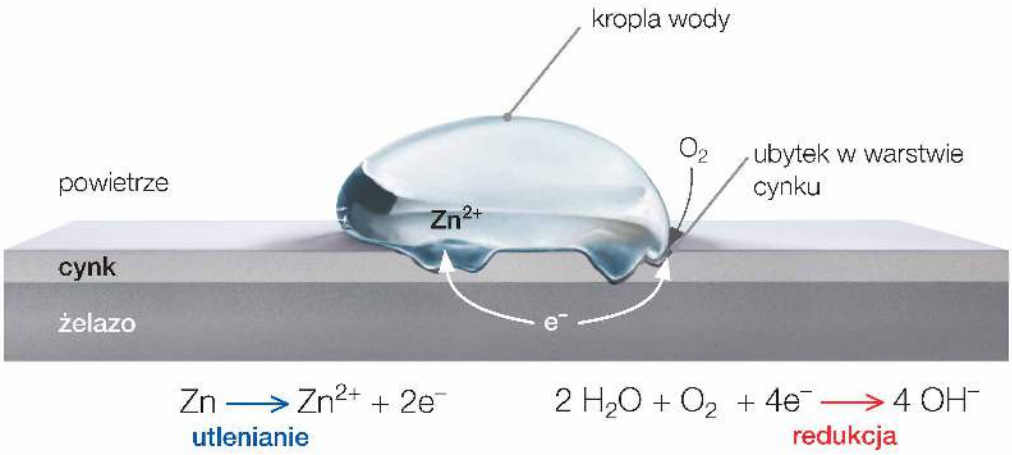
metody mechaniczne — **metody elektrochemiczne**

Fot. 107. Galwanizowanie stali, czyli pokrywanie jej cienką warstwą chromu lub niklu, zwiększa jej odporność na korozję i czynniki atmosferyczne.

Metody mechaniczne polegają na pokrywaniu metali odpowiednimi powłokami, np.:

- **farbami antykorozyjnymi** lub ochronnymi,
- **warstwą tworzywa sztucznego** (fot. 106.),
- w wyniku **pasywacji**, czyli pokrywania powierzchni metalu warstewką nierozpuszczalnego związku tego metalu, np. jego tlenku,
- **metalicznymi powłokami ochronnymi**, np. galwanizowanymi (fot. 107.), czyli powlekaniu cienką warstwą metalu, np. cynku.

Cynk jest metalem o większej aktywności chemicznej niż żelazo, więc to on ulega reakcji utlenienia, nie żelazo (patrz rys. 29., s. 195).



Rys. 29. Nałożona w procesie galwanizacji warstwa cynku chroni żelazo przed wpływem czynników zewnętrznych – **nie powstaje rdza**.

Metody elektrochemiczne polegają na:

- **ochronie katodowej**, czyli podłączaniu ujemnego bieguna źródła prądu stałego do elementów narażonych na korozję (wtedy chroniony element staje się katodą, która nie koroduje),
- **stosowaniu protektorów**, czyli metali aktywnych chemicznie o niższym od żelaza potencjale standardowym.

Które metale ulegają pasywacji?

Wiele metali ulega pasywacji. Jednym z nich jest glin (tabela 21.). W kontakcie z silnymi utleniaczami (np. z tlenem lub roztworem kwasu azotowego(V)) **powierzchnia glinu pokrywa się szczelną warstwą tlenku glinu Al_2O_3**, zgodnie z równaniem:

$$4\ Al + 3\ O_2 \longrightarrow 2\ Al_2O_3$$

glin tlen tlenek glinu(III)

Warstwa tlenku glinu chroni metal przed niekorzystnym wpływem środowiska i zapobiega korozji (fot. 108.).

Fot. 108. Dzięki pasywacji w cysternach wykonanych z glinu można przewozić roztwory silnych utleniaczy, takich jak kwas azotowy(V).

Tabela 21. Wybrane właściwości fizyczne i chemiczne glinu

Właściwości glinu	
fizyczne	**chemiczne**
▸ srebrzystobiała substancja stała ▸ wykazuje połysk ▸ miękki ▸ kowalny ▸ ciągliwy ▸ dobrze przewodzi prąd elektryczny i ciepło	▸ ulega pasywacji ▸ reaguje z fluorowcami ▸ nie reaguje z wodą ▸ reaguje z kwasami i zasadami ▸ odporny na działanie kwasów utleniających ▸ drobno sproszkowany glin ma właściwości piroforyczne, czyli bardzo łatwo się zapala

Chemia w akcji

Około 30% pierwiastków chemicznych występujących w przyrodzie znajduje się w typowym telefonie komórkowym. Źródłem prądu w bateriach są ogniwa odwracalne.

Cienka, przezroczysta warstwa ekranu – odpowiedzialna za funkcję dotykową – składa się głównie z mieszaniny tlenków indu i cyny. ▶

◀ Ekrany smartfonów wytwarza się głównie ze szkła glinokrzemianowego, czyli mieszaniny tlenku glinu Al_2O_3 i tlenku krzemu(IV) SiO_2. Dodatkiem są jony potasu, które uodparniają ekran na uszkodzenia mechaniczne.

Do produkcji pamięci telefonu stosuje się czysty krzem, którego powierzchnię pokrywa się warstwą tlenku krzemu(IV) SiO_2. Dodatek pierwiastków chemicznych, m.in. P, Sb, As lub Ga, umożliwia przewodzenie prądu. ▶

◀ Źródłem prądu w bateriach są najczęściej akumulatory litowo-jonowe, w których Li_2O jest elektrodą dodatnią. Elektrodą ujemną może być m.in.: węgiel, krzem, stop cynku lub kobaltu. Obudowę baterii najczęściej wykonuje się z glinu.

Miedź, srebro i złoto to pierwiastki chemiczne, z których są wykonane przewody i mikroelementy elektryczne. Do ich produkcji stosuje się także tantal, który jest głównym składnikiem kondensatorów, odpowiedzialnych za przechowywanie ładunków elektrycznych w telefonie. ▶

Zastosowania

Elektrochemiczne źródła prądu

Jednymi z najczęściej stosowanych źródeł prądu są obecnie akumulatory litowo-jonowe. Charakteryzują się one dużą żywotnością, niewielkimi rozmiarami i małą masą.

Przenośne urządzenia elektryczne

Baterie cynkowo-węglowe lub **cynkowo-manganowe** typu AA lub AAA są często wykorzystywane jako źródło prądu w wielu urządzeniach, m.in.: pilotach, latarkach, nadajnikach, zabawkach.

Elektronika

Akumulatory litowo-jonowe to źródła prądu najczęściej stosowane w smartfonach, tabletach, laptopach oraz aparatach fotograficznych. Wykorzystuje się je również do magazynowania energii elektrycznej w powerbankach.

Motoryzacja

W samochodach elektrycznych oraz w samochodach hybrydowych źródłem prądu potrzebnego do uruchomienia silnika są m.in. **akumulatory litowo-jonowe**. W samochodach elektrycznych mogą być wykorzystywane również ogniwa paliwowe, np. **ogniwo wodorowe**. Z kolei w samochodach spalinowych stosuje się **akumulatory ołowiowe**.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Napisz, dlaczego posypywanie ulic chlorkiem sodu, stosowane powszechnie zimą do usunięcia z nawierzchni śniegu i lodu, jest niekorzystne dla samochodów.
2. Zaproponuj trzy sposoby ochrony metali przed korozją elektrochemiczną.

Zapamiętaj!

Ogniwo nieodwracalne – ogniwo, w którym reakcje chemiczne na elektrodach zachodzą tylko od substratów do produktów.

Podsumowanie

Czym jest stopień utlenienia pierwiastka chemicznego?

▶ Stopień utlenienia pierwiastka chemicznego **jest równy liczbie elektronów, które atom** pierwiastka chemicznego **oddałby albo przyjąłby**, przy założeniu, że z innymi pierwiastkami chemicznymi tworzy on wiązania w 100% jonowe.

Czym są reakcje utleniania-redukcji?

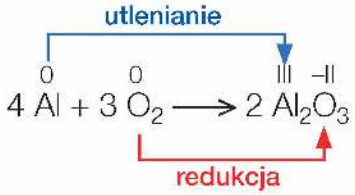
▶ Reakcje utleniania–redukcji to **reakcje chemiczne przebiegające ze zmianą stopni utlenienia** pierwiastków chemicznych w substratach i produktach.

Czym jest utlenianie?

▶ Utlenianie to **oddawanie elektronów** przez jony albo atomy pierwiastków chemicznych.

Czym jest redukcja?

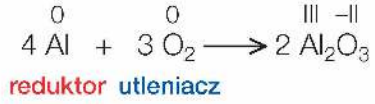
▶ Redukcja to **przyjmowanie elektronów** przez jony lub atomy pierwiastków chemicznych.



Jak ustalić reduktor i utleniacz w reakcji redoks?

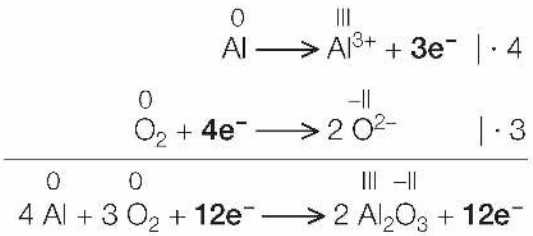
▶ **Reduktor** to atom albo jon pierwiastka chemicznego, który **zwiększa swój stopień utlenienia**, czyli ulega utlenianiu.

Utleniacz to atom lub jon pierwiastka chemicznego, który **zmniejsza swój stopień utlenienia**, czyli ulega redukcji. Na przykład:



Na czym polega bilansowanie równań reakcji utleniania-redukcji?

▶ Polega ono **na ustaleniu współczynników stechiometrycznych** w taki sposób, aby **liczba elektronów oddanych** przez atomy albo jony reduktora była **równa liczbie elektronów przyjętych** przez atomy lub jony utleniacza. Na przykład:



Czym jest półogniwo?

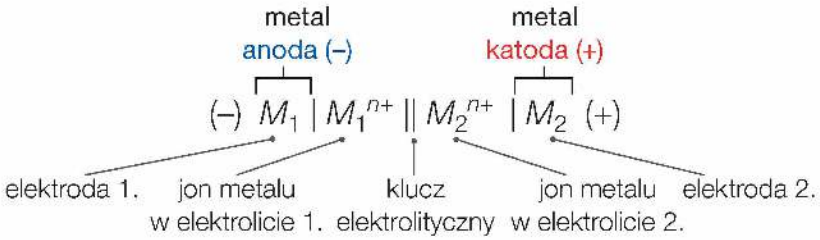
▶ Półogniwo tworzy **metalowa blaszka zanurzona w roztworze soli** tego samego metalu, z którego jest ona wykonana.

Czym jest szereg elektrochemiczny?

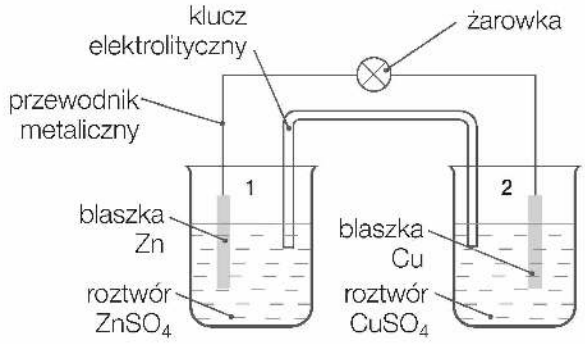
▶ Szereg elektrochemiczny to **zestawienie potencjałów standardowych półogniw** E° uporządkowanych według zwiększających się wartości.

Ogniwo galwaniczne to dwa półogniwa połączone kluczem elektrolitycznym. Ogólny schemat ogniwa galwanicznego ma postać:

◀ Co to jest ogniwo galwaniczne?



Przykładem ogniwa galwanicznego jest ogniwo Daniella:



Przepływ prądu elektrycznego w ogniwie galwanicznym jest możliwy, **ponieważ w obydwu półogniwach zachodzą reakcje utleniania-redukcji**.

Elektroda, na której **zachodzi reakcja utleniania**.

◀ Co to jest anoda?

Elektroda, na której **zachodzi reakcja redukcji**.

◀ Co to jest katoda?

Siła elektromotoryczna ogniwa (SEM) **to wartość różnicy potencjałów elektrod** (potencjałów półogniw) w niepracującym (otwartym) ogniwie. Można ją obliczyć ze wzoru:

◀ Co to jest SEM i jak ją obliczyć?

$$\mathbf{SEM} = E^\circ_{\text{katody}} - E^\circ_{\text{anody}}$$

W ogniwie odwracalnym reakcje chemiczne zachodzące na elektrodach **mogą przebiegać w obydwu kierunkach** – od substratów do produktów i odwrotnie, a **w ogniwie nieodwracalnym tylko w jednym kierunku** – od substratów do produktów.

◀ Czym różni się ogniwo odwracalne od ogniwa nieodwracalnego?

Korozja elektrochemiczna to **korozja spowodowana przez reakcje utleniania-redukcji zachodzące w ogniwie galwanicznym**, które powstaje np. w wyniku zetknięcia powierzchni stali z wilgocią.

◀ Czym jest korozja elektrochemiczna?

Niektóre metale, np. glin, w kontakcie z silnymi utleniaczami ulegają pasywacji, czyli **pokrywają się ochronną warstwą swojego tlenku**.

◀ Co to jest pasywacja?

$$\underset{\text{glin}}{2\,Al} + \underset{\text{tlen}}{3\,O_2} \longrightarrow \underset{\text{tlenek glinu}}{2\,Al_2O_3}$$

Sprawdź, czy potrafisz...

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Ustal stopnie utlenienia wszystkich pierwiastków chemicznych w substancjach o podanych symbolach i wzorach.**
   a) Cu, H_2, Ar, F_2, S_8, O_3, H^+, Zn^{2+}, OH^-, NH_4^+, PO_4^{3-}, $Cr_2O_7^{2-}$
   b) Na_2S, $NiBr_2$, $AlCl_3$, CrO_3, SO_3, OF_2, KH, Cl_2O_7
   c) $HClO_3$, H_2SO_3, $Ba(OH)_2$, $MgCO_3$, $Sn(SO_4)_2$, $Fe(NO_3)_3$

2. **Uszereguj związki chemiczne o podanych wzorach według zmniejszającego się stopnia utlenienia chloru.**
   $HClO_4$, PCl_5, HClO, Cl_2, ClF_3, $HClO_3$

3. **Ustal współczynniki stechiometryczne w podanych schematach reakcji utleniania-redukcji, stosując metodę bilansu elektronowego.**
   a) $Cr_2S_3 + KNO_3 \longrightarrow K_2CrO_4 + NO + K_2SO_4$
   b) $Ag + H_2SO_4 \longrightarrow Ag_2SO_4 + SO_2 + H_2O$
   c) $S + Ca(OH)_2 \longrightarrow CaSO_4 + CaS + H_2O$
   d) $NH_3 + MnO_4^+ + H^+ \longrightarrow Mn^{2+} + NO_3^- + H_2O$
   e) $NO_2^- + I^- + H^+ \longrightarrow NO + I_2 + H_2O$
   f) $SnS + O_2 \longrightarrow SnO_2 + SO_2$
   g) $Hg + S \longrightarrow HgS$
   h) $H_2S_2O_3 \longrightarrow H_2SO_3 + S$

4. **Ustal, które z podanych równań reakcji chemicznych są reakcjami redoks. Następnie wskaż utleniacz, reduktor, proces utleniania i redukcji.**
   a) $2\,K + 2\,HCl \longrightarrow 2\,KCl + H_2$
   b) $Ag + H_2SO_4 \longrightarrow Ag_2SO_4 + SO_2 + H_2O$
   c) $Cu + HBr \longrightarrow CuBr_2 + H_2$
   d) $Cu + HNO_{3(rozc.)} \longrightarrow Cu(NO_3)_2 + NO + H_2O$

5. **Wskaż zdania, które są prawdziwe.**
   a) W ogniwie cynkowo-miedziowym elektrodą dodatnią jest blaszka miedziowa.
   b) W ogniwie manganowo-niklowym katoda jest zrobiona z niklu.
   c) W ogniwie miedziowo-platynowym na katodzie zachodzi proces redukcji jonów platyny.
   d) W ogniwie manganowo-cynkowym na anodzie zachodzi proces utleniania cynku.

6. **Napisz równania reakcji chemicznych zachodzących w ogniwach o podanych nazwach na elektrodzie wykonanej z niklu. Zapisz schematy tych ogniw.** Skorzystaj z szeregu napięciowego.
   a) ogniwo niklowo-miedziowe
   b) ogniwo cynkowo-niklowe

7. **Napisz równania reakcji chemicznych zachodzących na elektrodach ogniw galwanicznych o podanych schematach.**
   a) (–) Zn | Zn^{2+} || Cu^{2+} | Cu (+)
   b) (–) Cr | Cr^{3+} || Pb^{2+} | Pb (+)

8. Głównym składnikiem stali jest żelazo. W wyniku zetknięcia z wilgocią i obecności powietrza ulega ono korozji elektrochemicznej. **Napisz i uzgodnij równania reakcji chemicznych zachodzących podczas tego procesu.**

Roztwory

To było w szkole podstawowej!

- **mieszaniny**
  - podział ze względu na **wielkość cząstek** substancji rozpuszczonej
    - roztwór właściwy
    - koloid
    - zawiesina
  - podział ze względu **na masę substancji** rozpuszczonej
    - roztwór nienasycony
    - roztwór nasycony
    - roztwór przesycony

- **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 rozpuszczonej 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).

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

24. Rodzaje roztworów

Fot. 109. Woda gazowana to roztwór tlenku węgla(IV) w wodzie.

Najczęściej nie zdajemy sobie sprawy z tego, że jesteśmy otoczeni roztworami (fot. 109.). Spożywamy je i przyjmujemy (np. napoje, leki), korzystamy z nich w życiu codziennym (np. środki czystości). Roztwory są przykładem mieszanin.

Co to jest mieszanina?

Mieszanina składa się z co najmniej dwóch różnych składników. Stosunek mas tych składników w mieszaninie może być dowolny.

Jak odróżnić mieszaniny jednorodne od mieszanin niejednorodnych?

Mieszaniny jednorodne od niejednorodnych można odróżnić gołym okiem lub za pomocą prostych przyrządów optycznych:

rodzaje mieszanin

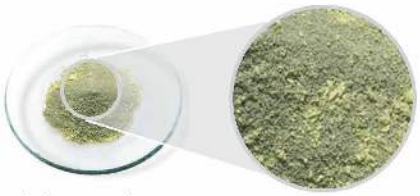
mieszaniny jednorodne, czyli układy homogeniczne

- ich **składników** nie można rozróżnić gołym okiem ani za pomocą prostych przyrządów optycznych

woda z solą kuchenną

mieszaniny niejednorodne, czyli układy heterogeniczne

- ich **składniki można rozróżnić gołym** okiem lub za pomocą prostych przyrządów optycznych



siarka z żelazem

Przykładem mieszanin jednorodnych – układów homogenicznych – są roztwory.

Jest na to sposób!

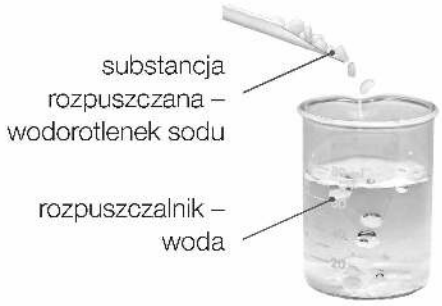
Jak odróżnić mieszaninę jednorodną od mieszaniny niejednorodnej?

składników mieszaniny jednorodnej, nazywanej też układem homogenicznym, **nie można rozróżnić**

składniki mieszaniny niejednorodnej, nazywanej też układem heterogenicznym, **można rozróżnić**

Co to jest roztwór?

Roztwór to **mieszanina jednorodna** składająca się z substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika, którym najczęściej jest ciecz (fot. 110.). Cząstki substancji rozpuszczonej w cieczy mogą mieć różną wielkość.



Fot. 110. Otrzymywanie wodnego roztworu wodorotlenku sodu.

Jak można podzielić mieszaniny ze względu na wielkość cząstek substancji rozpuszczonej?

Ze względu na wielkość cząstek substancji rozpuszczonej w rozpuszczalniku wyróżnia się **roztwory właściwe, koloidy i zawiesiny** (tabela 22.).

Tabela 22. Rodzaje mieszanin

	Roztwór właściwy (rzeczywisty)	Koloid	Zawiesina
Rozmiar cząstek substancji rozpuszczonej, nm	< 1	1–100	> 100
Przykłady	perfumy	majonez	peeling do ciała

1 nm = 10^{-9} m

Fakty czy mity

Rozpuszczalnik zawsze jest cieczą – MIT

Woda i benzyna to najbardziej znane rozpuszczalniki, które tworzą **roztwory ciekłe**, czyli takie, w których rozpuszczalnik występuje w ciekłym stanie skupienia. Oprócz roztworów ciekłych wyróżnia się także **roztwory stałe i gazowe**. Przykładem roztworów stałych są stopy metali (fot. 111.), w których rozpuszczalnikami są metale. W roztworach gazowych, np. we mgle, rozpuszczalnikiem jest powietrze.

Modele:
- rozpuszczalnik – Au
- substancje rozpuszczone – Ni, Pd, Zn

Fot. 111. Białe złoto to stop metali.

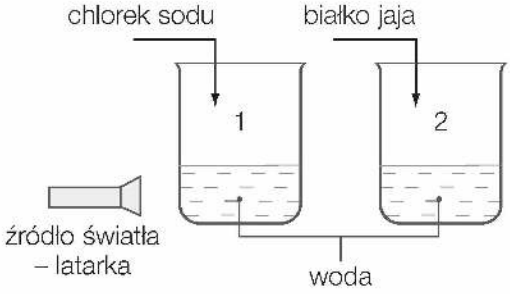
W jaki sposób odróżnić roztwór właściwy od koloidu?

Fot. 112. Badanie rozpraszania światła przez mieszaninę wody z białkiem jaja.

Doświadczenie 23.

Odróżnianie roztworu właściwego od koloidu

Odczynniki: woda destylowana, chlorek sodu, białko jaja.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewki, bagietka, mała latarka.
Instrukcja: Do zlewek z wodą dodaj: do 1. – niewielką ilość chlorku sodu, do 2. – białko jaja. Zawartość zlewek wymieszaj bagietką. Następnie przyciemnij pomieszczenie (zasłoń okna albo wyłącz światło) i oświetl po kolei zlewki latarką (schemat). Zwróć uwagę na różnice w przechodzeniu promieni światła przez obie mieszaniny.



Obserwacje: W zlewce 1. powstała klarowna mieszanina, która przepuszcza światło. W mętnej mieszaninie w zlewce 2. światło (o skoncentrowanym strumieniu) tworzy stożek (fot. 112.).
Wniosek: W zlewce 1. otrzymano roztwór właściwy, a w zlewce 2. – koloid. Jedynie **w koloidach** obserwuje się charakterystyczne rozpraszanie wiązki światła, czyli tzw. **efekt Tyndalla.**

Ten charakterystyczny dla efektu Tyndalla stożek można zobaczyć m.in. podczas rozchodzenia się promieni słońca w zakurzonym pomieszczeniu lub smug światła we mgle. Specyficznym **rodzajem koloidów są emulsje.** W postaci emulsji występuje większość kosmetyków i środków czystości oraz wiele produktów spożywczych (np. majonez).

Rys. 30. Emulsjami są kremy kosmetyczne, które otrzymuje się przez rozproszenie oleju w wodzie lub wody w oleju.

Czym jest emulsja?

Emulsja to **mieszanina dwóch** nierozpuszczających się w sobie **cieczy**, z których **jedna** jest **rozproszona w drugiej w postaci bardzo małych kropel** (rys. 30.). Składniki emulsji różnią się właściwościami, dlatego bez dodatku odpowiedniego stabilizatora **emulsje są nietrwałe** i łatwo można je rozdzielić na składniki.

Od czego zależy wybór metody rozdzielania mieszaniny na składniki?

Wybór sposobu rozdzielania mieszaniny zależy przede wszystkim **od właściwości składników** wchodzących w jej skład. Składniki mieszanin mogą różnić się właściwościami fizycznymi, np.: gęstością, temperaturami wrzenia i topnienia czy rozpuszczalnością w wodzie.

W jaki sposób rozdzielić mieszaniny niejednorodne?

Mieszaniny niejednorodne spotykamy niemal na każdym kroku. Istnieje wiele metod rozdzielania ich na składniki (fot. 113.).

Fot. 113. Rozdzielanie substancji o różnych stanach skupienia.

Doświadczenie 24.

Rozdzielanie składników mieszaniny niejednorodnej metodą sączenia (filtracji)

Odczynniki: piasek, woda destylowana.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewki, bagietka, sączek z bibuły filtracyjnej, lejek, statyw z metalowym kółkiem.
Instrukcja: Przygotuj mieszaninę wody z piaskiem oraz zestaw do sączenia. Mieszaninę przelej za pomocą bagietki przez sączek z bibuły filtracyjnej umieszczony na lejku.

Fot. 114. Oddzielanie substancji stałej od cieczy metodą sączenia.

Obserwacje: Woda z piaskiem tworzy mieszaninę, której składniki można rozróżnić gołym okiem. Na sączku pozostaje substancja stała – piasek, a klarowna ciecz – woda – spływa do zlewki (fot. 114.).
Wniosek: Woda z piaskiem tworzy mieszaninę niejednorodną, którą można rozdzielić na składniki metodą sączenia (filtracji).

Mieszaninę cieczy niemieszających się ze sobą i różniących się gęstością można rozdzielić, korzystając z rozdzielacza (patrz s. 208). Inne metody rozdzielania mieszanin niejednorodnych przedstawiono w tabeli 23.

Tabela 23. Wybrane metody rozdzielania mieszanin niejednorodnych

Nazwa i ilustracja metody	Opis metody	Właściwości zmieszanych substancji
przesiewanie	rozdzielanie mieszaniny substancji stałych za pomocą sita: ▸ drobiny o mniejszej średnicy, np. mąka, przedostają się przez oczka ▸ większe drobiny, np. mak, pozostają na sicie	substancje stałe o drobinach różnej wielkości
zastosowanie magnesu	rozdzielanie mieszaniny substancji stałych przez przyciąganie magnesem: ▸ drobiny jednej substancji, np. opiłki żelaza, zostają przyciągnięte przez magnes ▸ drobiny drugiej substancji, np. siarka, pozostają w naczyniu	substancje stałe o różnych właściwościach magnetycznych
dekantacja	oddzielanie substancji stałej od rozpuszczalnika przez ostrożne zlanie cieczy znad osadu: ▸ osad, np. piasek, pozostaje w zlewce ▸ rozpuszczalnik, np. woda, zostaje przelany do innej zlewki Dekantację poprzedza sedymentacja, czyli proces opadania na dno naczynia cząstek substancji stałej w wyniku działania sił grawitacji.	substancje, które różnią się stanem skupienia (ciecz i ciało stałe) i wielkością drobin

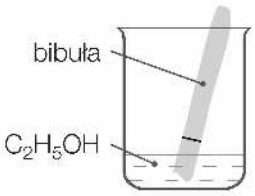
W jaki sposób rozdzielić mieszaniny jednorodne?

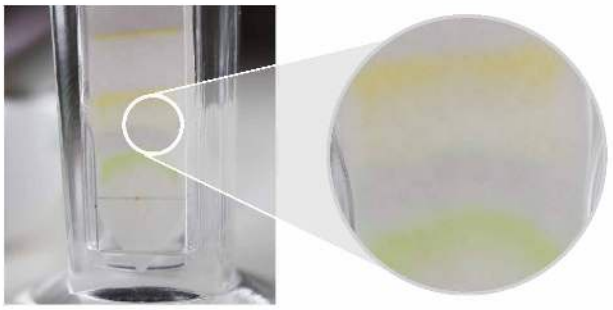
Mieszaniny jednorodne można rozdzielić za pomocą różnych metod. Jedną z nich jest **chromatografia bibułowa**.

Doświadczenie 25. C_2H_5OH

Rozdzielanie składników mieszaniny jednorodnej barwników roślinnych metodą chromatografii bibułowej

Odczynniki: etanol C_2H_5OH, liść szpinaku.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka, bibuła filtracyjna, nożyczki, moneta.
Instrukcja: Owiń monetę liściem szpinaku, a następnie krawędzią monety narysuj zieloną kreskę na pasku bibuły filtracyjnej. Do zlewki nalej tyle etanolu, aby zakrył jej dno. Zanurz w płynie koniec paska bibuły. Uważaj, by nie zamoczyć naniesionej na pasek barwnej linii (schemat). Co kilka minut sprawdzaj, jak wygląda bibuła.





barwniki z liści szpinaku rozdzielają się na pasma

Fot. 115. Rozdzielanie barwników roślinnych metodą chromatografii bibułowej.

Obserwacja: Barwna smuga przemieszcza się po powierzchni bibuły i ulega rozwarstwieniu (fot. 115.).
Wniosek: W liściach roślin znajdują się barwniki, które z różną szybkością przemieszczają się po bibule.

Chemia w akcji

Plam z trawy na butach (fot. 116.) lub ubraniach można się pozbyć w prosty sposób – wystarczy zwilżyć zabrudzone miejsca etanolem. Alkohol wypłukuje barwniki roślinne, które następnie usuwa się z czyszczonej powierzchni strumieniem zimnej wody.

Fot. 116. Trawa – podobnie jak liście szpinaku – zawiera chlorofil oraz inne barwniki roślinne.

Krok po kroku

Chromatografia

Chromatografia polega na rozdzieleniu substancji zawartych w mieszaninie jednorodnej między dwie fazy: nieruchomą (stacjonarną) i ruchomą. Fazę nieruchomą może stanowić bibuła filtracyjna, a fazę ruchomą – eluent, którym zazwyczaj jest ciekły rozpuszczalnik, np. etanol, lub mieszanina rozpuszczalników. W **chromatografii wykorzystuje się różnice w szybkości przemieszczania się poszczególnych składników mieszaniny** podczas jej przepływu przez fazę nieruchomą.

Jak rozdzielić składniki mieszaniny metodą chromatografii?

1 Nanieś mieszaninę **na bibułę filtracyjną**. Następnie **umieść** ją w zlewce z **rozpuszczalnikiem**.

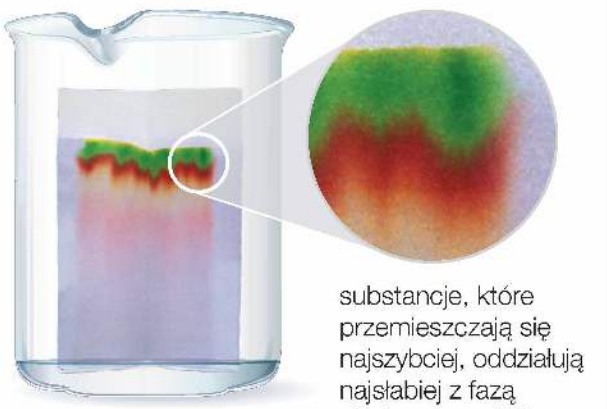
2 **Rozpuszczalnik** wsiąka w bibułę filtracyjną i **rozpuszcza składniki mieszaniny**.

poziom rozpuszczalnika w zlewce musi być poniżej miejsca naniesienia mieszaniny na bibule filtracyjnej

3 Rozpuszczalnik wędruje (przemieszcza się) po bibule filtracyjnej. Razem z nim **przemieszczają się składniki mieszaniny**.

substancje, które przemieszczają się najwolniej, oddziałują najsilniej z fazą stacjonarną, dlatego znajdują się najniżej na bibule filtracyjnej

4 Poszczególne składniki mieszaniny **zatrzymują się** na różnej wysokości bibuły filtracyjnej.



substancje, które przemieszczają się najszybciej, oddziałują najsłabiej z fazą stacjonarną, dlatego znajdują się najwyżej na bibule filtracyjnej

Niektóre mieszaniny jednorodne można rozdzielić za pomocą **ekstrakcji**. Jest to **metoda** stosowana **do wyodrębnienia składnika z mieszaniny** stałej lub ciekłej **przy wykorzystaniu** odpowiednio dobranego **rozpuszczalnika**.

Krok po kroku

Ekstrakcja ciecz–ciecz

Ekstrakcja składnika z mieszaniny ciekłej polega na przejściu substancji rozpuszczonej w jednej cieczy, zwykle roztworze wodnym, do drugiej cieczy – rozpuszczalnika. Taką 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 ciecze** i czekaj na ich ponowne rozwarstwienie.

! Powtórz mieszanie co najmniej trzy razy.

3 **Zlej ciecze** do osobnych naczyń **i wydziel składnik** mieszaniny przez odparowanie rozpuszczalnika lub krystalizację.

Inne metody rozdzielania mieszanin jednorodnych zostały przedstawione w tabeli 24.

Tabela 24. Wybrane metody rozdzielania mieszanin jednorodnych

Nazwa i ilustracja metody	Opis metody	Właściwości zmieszanych substancji
krystalizacja i odparowanie rozpuszczalnika	powolne wydzielanie się z roztworu nasyconego substancji stałej w postaci kryształów, np. chlorku sodu ▸ wykrystalizowaną substancję można oddzielić od reszty roztworu przez dekantację lub sączenie	substancje, które różnią się stanem skupienia (ciecz i rozpuszczalna w niej substancja stała) i lotnością
	szybkie usuwanie ciekłego składnika mieszaniny na skutek ogrzewania ▸ w naczyniu pozostaje substancja stała, np. siarczan(VI) miedzi(II)	
destylacja	odparowywanie bardziej lotnego (o niższej temperaturze wrzenia) składnika mieszaniny, np. alkoholu etylowego ▸ składnik ten jest skraplany w chłodnicy i zbierany w odbieralniku	ciecze o różnych temperaturach wrzenia

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Określ, jaki rodzaj układu stanowią wymienione mieszaniny.**
   a) gazowana woda mineralna
   b) sód przechowywany w nafcie
   c) woda z piaskiem
   d) woda z mąką ziemniaczaną
   e) mosiądz (stop cynku i miedzi)
   f) woda z alkoholem

2. **Przygotuj mieszaninę składającą się z przedstawionych poniżej składników i ją zmiksuj. Sprawdź, czy można w niej zaobserwować efekt Tyndalla. Następnie określ rodzaj powstałego układu.**

3. **Zaproponuj metodę rozdzielania wymienionych mieszanin na składniki. Opisz wykonywane kolejno czynności.**
   a) woda + cukier
   b) sól kuchenna + opiłki żelaza
   c) oliwa z oliwek + woda
   d) woda + zmielony pieprz

Zapamiętaj!

Układ homogeniczny – mieszanina jednorodna – składa się z co najmniej dwóch składników, których nie można rozróżnić gołym okiem ani za pomocą prostych przyrządów optycznych.

Układ heterogeniczny – mieszanina niejednorodna – składa się z co najmniej dwóch składników, które można rozróżnić gołym okiem lub za pomocą prostych przyrządów optycznych.

Roztwór właściwy (rzeczywisty) – mieszanina, w której cząstki substancji rozpuszczonej mają średnicę mniejszą niż 1 nm.

Koloid – mieszanina, w której cząstki substancji rozproszonej mają średnicę od 1 do 100 nm.

Zawiesina – mieszanina, w której cząstki substancji rozproszonej mają średnicę większą niż 100 nm.

25. Rozpuszczalność substancji

Fot. 117. Tabletki do zmywarek składają się z substancji dobrze rozpuszczalnych w wodzie.

Jedną z właściwości fizycznych substancji, z których korzystamy każdego dnia, jest rozpuszczalność. Wiedza o tym, czy substancja rozpuści się czy nie, ma znaczenie nie tylko podczas przygotowywania posiłków, ale także w innych codziennych sytuacjach (fot. 117.). Ważne jest też, jaką rozpuszczalność ma substancja. Im większa rozpuszczalność substancji, tym więcej jej można rozpuścić.

Czym jest rozpuszczalność?

To **maksymalna liczba gramów substancji, jaką można rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika** w danej temperaturze i pod danym ciśnieniem. Wpływa na nią kilka czynników.

Jak rozpuszczalnik wpływa na rozpuszczalność substancji?

Wybór właściwego rozpuszczalnika może zdecydować o tym, czy substancja w ogóle się rozpuści. Najbardziej uniwersalnym rozpuszczalnikiem jest woda, ponieważ rozpuszcza się w niej wiele substancji. Jednak np. olej roślinny nie rozpuści się w wodzie. Za to bez problemu rozpuści się w benzynie. Z kolei sól kuchenna, która dobrze rozpuszcza się w wodzie, w benzynie się nie rozpuści (fot. 118.).

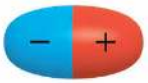
olej roślinny w wodzie | olej roślinny w benzynie | sól kuchenna w wodzie | sól kuchenna w benzynie

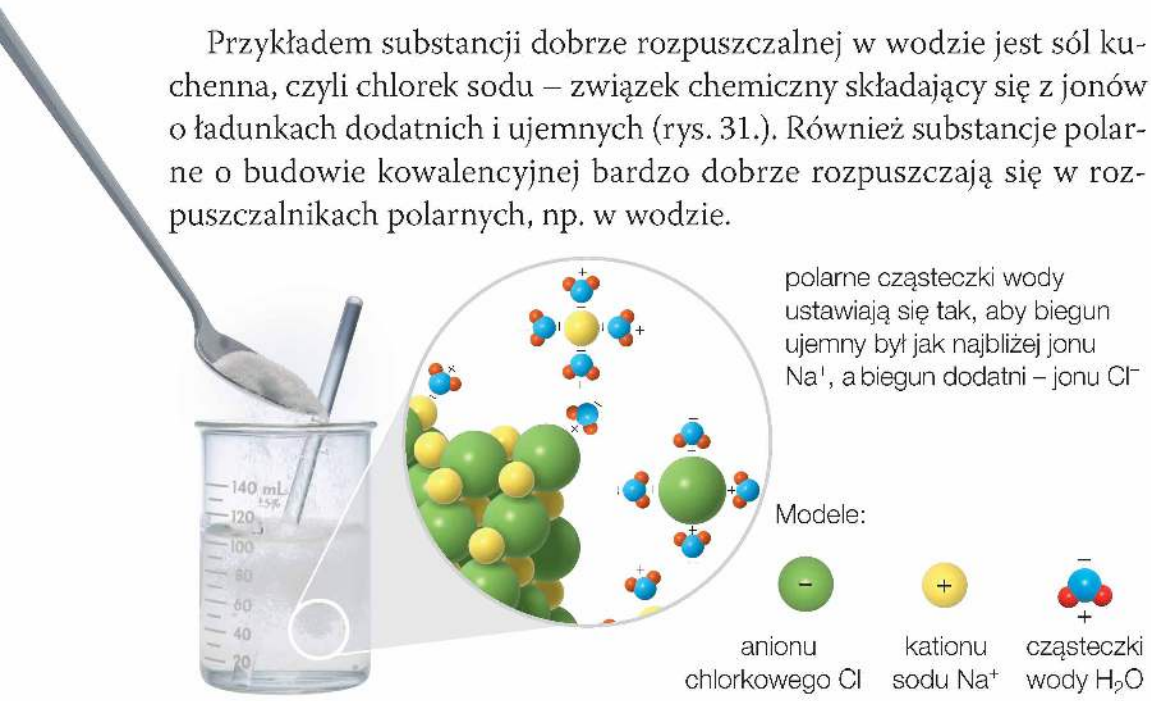
Fot. 118. Rozpuszczanie oleju roślinnego i soli kuchennej w różnych rozpuszczalnikach.

Dzieje się to zgodnie z zasadą – **podobne rozpuszcza się w podobnym**. Zarówno olej roślinny, jak i benzyna to mieszaniny związków chemicznych o budowie niepolarnej, dlatego olej roślinny dobrze rozpuszcza się w benzynie. Nie rozpuszcza się natomiast w wodzie, ponieważ cząsteczki wody mają budowę polarną. Zatem w wodzie dobrze rozpuszczą się substancje jonowe lub zbudowane z cząsteczek polarnych (patrz s. 59).

Przykładem substancji dobrze rozpuszczalnej w wodzie jest sól kuchenna, czyli chlorek sodu – związek chemiczny składający się z jonów o ładunkach dodatnich i ujemnych (rys. 31.). Również substancje polarne o budowie kowalencyjnej bardzo dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalnikach polarnych, np. w wodzie.

dipol – cząsteczka o budowie polarnej



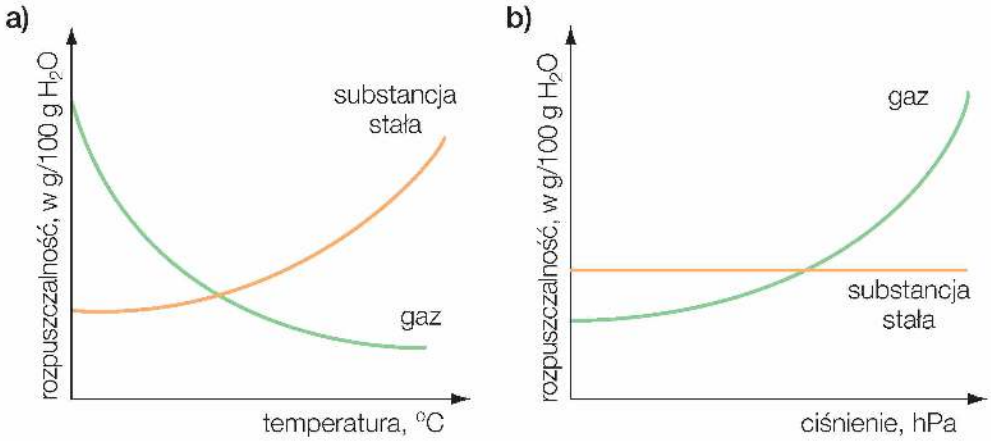


Rys. 31. Rozpuszczanie soli kuchennej w wodzie.

Jak temperatura i ciśnienie wpływają na rozpuszczalność substancji?

Typowy wpływ temperatury i ciśnienia na rozpuszczalność substancji stałych (np. KNO_3) i gazów (np. CO_2) przedstawiają wykresy (rys. 32. a, b).

! **Zmiany rozpuszczalności** opisujemy słowami: większa/mniejsza, łatwiej/trudniej.



Rys. 32. Typowa zależność rozpuszczalności substancji stałej i gazu od temperatury rozpuszczalnika (a) i ciśnienia panującego w układzie (b).

Jak łatwo zauważyć, wzrost temperatury powoduje zwiększenie rozpuszczalności substancji stałych (choć bywają odstępstwa od tej reguły – patrz rys. 34., s. 212) i zmniejszenie rozpuszczalności gazów w wodzie (rys. 35., s. 213).

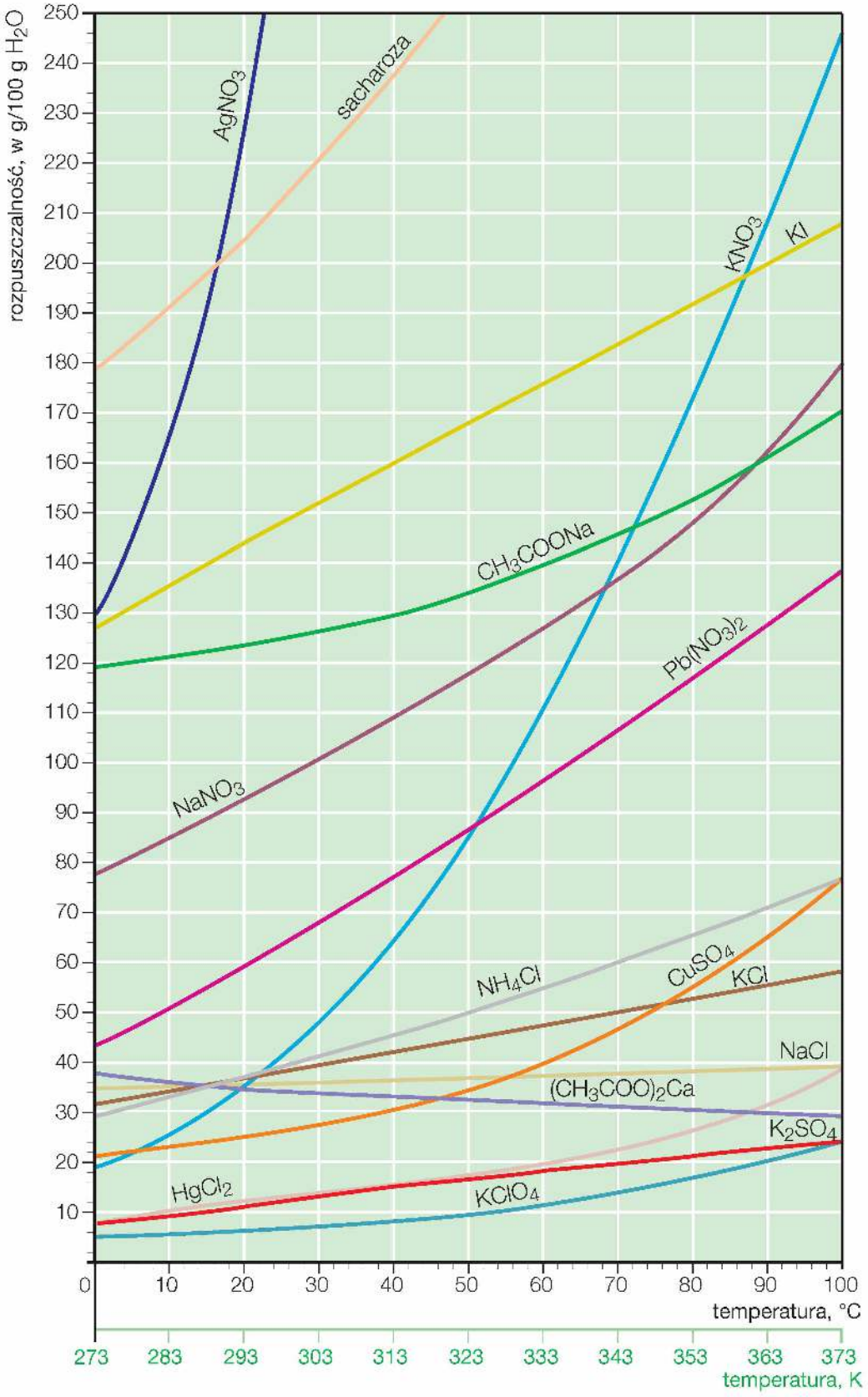
Natomiast ciśnienie ma wpływ jedynie na rozpuszczalność gazów – im jest ono wyższe, tym większa jest rozpuszczalność gazów w wodzie (rys. 33.).

Zależność między rozpuszczalnością określonych substancji stałych lub gazów a temperaturą przedstawiają krzywe rozpuszczalności (rys. 34., s. 212 i rys. 35., s. 213).

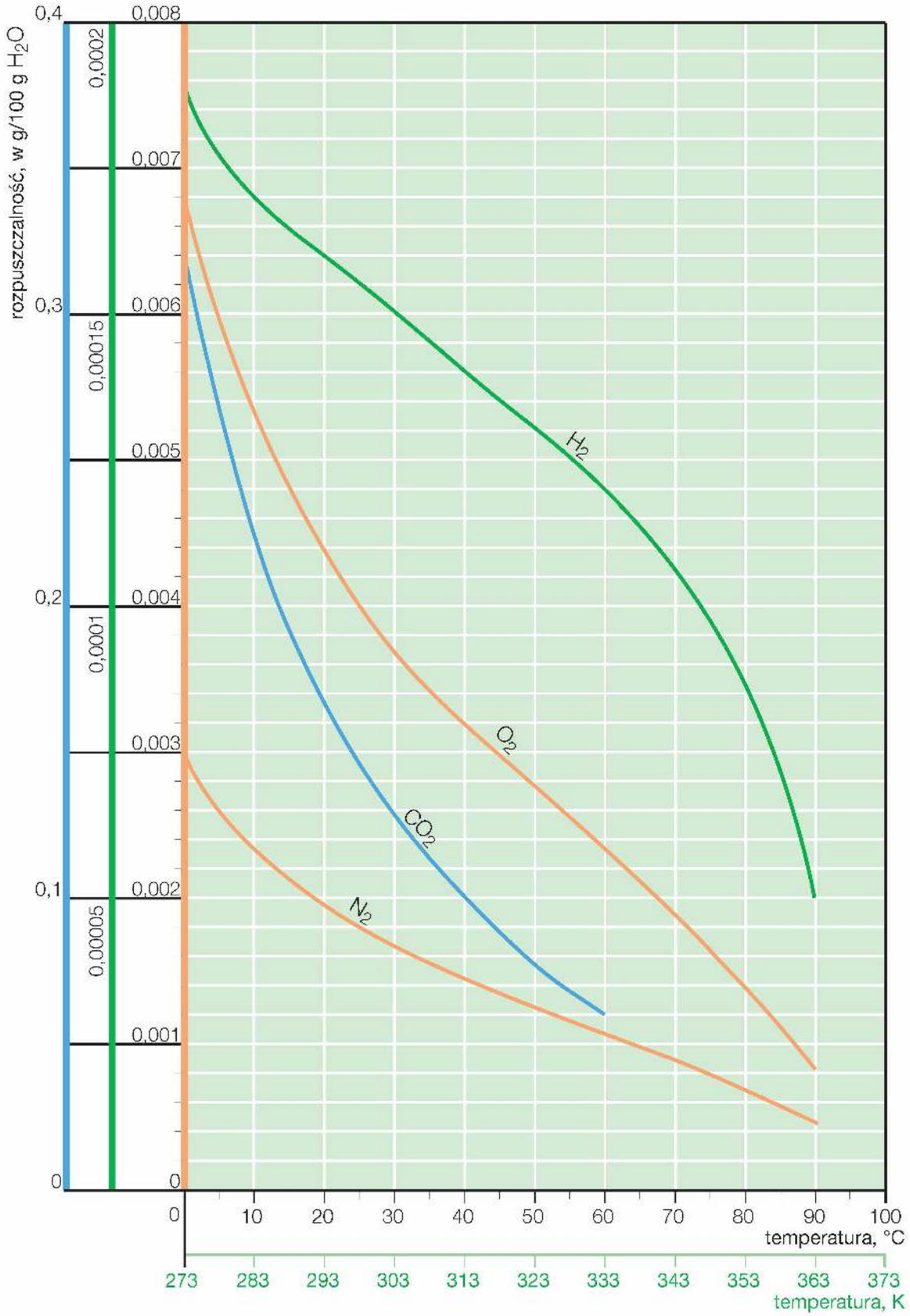
Rys. 33. W zamkniętej puszce ciśnienie jest większe, więc więcej jest gazu rozpuszczonego w napoju.

Przeliczanie jednostek temperatury

$T_{(K)} = T_{(°C)} + 273{,}15$
Jeśli $T_{(°C)} = 25$, to:
$T_{(K)} = 25 + 273{,}15$,
czyli $T_{(K)} = 298{,}15$.



Rys. 34. Krzywe rozpuszczalności – zależność rozpuszczalności substancji stałych w wodzie od temperatury: $AgNO_3$ – azotan(V) srebra(I); KI – jodek potasu; $NaNO_3$ – azotan(V) sodu; KNO_3 – azotan(V) potasu; $Pb(NO_3)_2$ – azotan(V) ołowiu(II); NH_4Cl – chlorek amonu; $CuSO_4$ – siarczan(VI) miedzi(II); K_2SO_4 – siarczan(VI) potasu; KCl – chlorek potasu; NaCl – chlorek sodu; $(CH_3COO)_2Ca$ – etanian (octan) wapnia; CH_3COONa – etanian (octan) sodu; $HgCl_2$ – chlorek rtęci(II); $KClO_4$ – chloran(VII) potasu; sacharoza – $C_{12}H_{22}O_{11}$.



Rys. 35. Krzywe rozpuszczalności – zależność rozpuszczalności gazów w wodzie od temperatury.

Co wpływa na szybkość rozpuszczania się substancji?

Zmiany szybkości rozpuszczania opisujemy słowami: szybciej/wolniej.

- **Temperatura** – im wyższa, tym substancja rozpuszcza się szybciej.
- **Mieszanie** – zwiększa szybkość rozpuszczania substancji.
- **Stopień rozdrobnienia substancji rozpuszczanej** – im większe rozdrobnienie, tym substancja rozpuszcza się szybciej.

Jest na to sposób!

Jak rozpuścić szybciej substancje w ciekłym rozpuszczalniku?

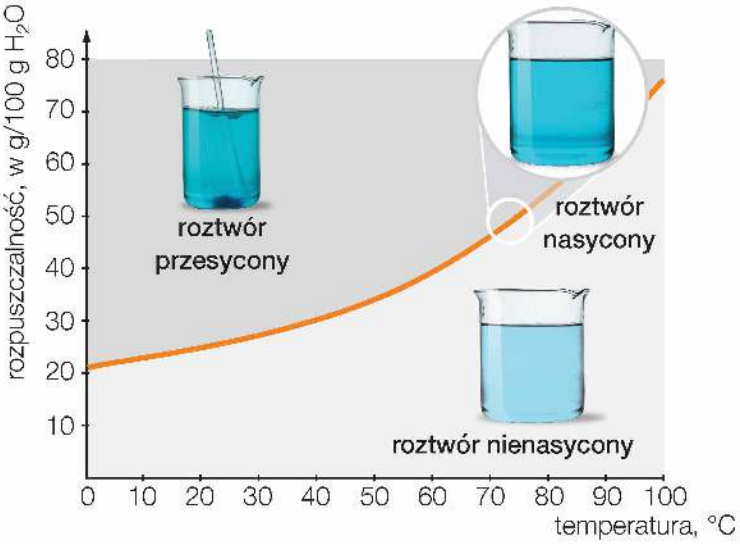
Rozdrobnij substancję. **Ogrzej** roztwór. **Wymieszaj** roztwór.

Kiedy powstają roztwory nasycony, nienasycony lub przesycony?

Rodzaje roztworów – podział roztworów ze względu na ilość substancji rozpuszczonej:

- roztwory nienasycone
- roztwory nasycone
- roztwory przesycone

Roztwór nasycony powstaje – zgodnie z definicją rozpuszczalności – po rozpuszczeniu maksymalnej masy substancji w 100 g rozpuszczalnika w danych warunkach temperatury i ciśnienia. Na wykresie odpowiada mu linia, tzw. krzywa rozpuszczalności (rys. 36.). Jeśli zostanie rozpuszczona mniejsza ilość substancji, niż wynika to z rozpuszczalności, to powstanie **roztwór nienasycony** (obszar pod krzywą rozpuszczalności – rys. 36.). **Roztwór przesycony** powstaje po rozpuszczeniu substancji w ilości większej, niż wynika to z jej rozpuszczalności w danych warunkach. **Roztwór przesycony jest nietrwały**, może się łatwo przekształcić w mieszaninę niejednorodną – **roztwór nasycony i osad**, który jest wykrystalizowanym nadmiarem substancji rozpuszczonej (rys. 36.).



Rys. 36. Krzywa rozpuszczalności siarczanu(VI) miedzi(II) $CuSO_4$.

Jak zmienić rodzaj roztworu?

Istnieje kilka sposobów otrzymania roztworu nasyconego z roztworu nienasyconego i odwrotnie. Wystarczy zmienić temperaturę, ilość substancji rozpuszczonej lub rozpuszczalnika. Zmiana roztworu przesyconego w roztwór nasycony jest też możliwa np. przez wywołanie krystalizacji w wyniku dodania kryształka soli do jej roztworu przesyconego.

Przykład 55.

Jak otrzymać roztwór nienasycony w danej temperaturze?

Oblicz, ile gramów azotanu(V) ołowiu(II) $Pb(NO_3)_2$ należy rozpuścić w 50 g wody o temperaturze 70°C, aby otrzymać roztwór nienasycony.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Odczytaj z wykresu rozpuszczalność soli (s. 212).
3. Oblicz m_s.
4. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**
$m_w = 50$ g
$T = 70°C$

Szukane:
$m_s = ?$

2 Z wykresu rozpuszczalności (patrz s. 212) można odczytać, że w temperaturze 70°C w 100 g wody należy rozpuścić 105 g $Pb(NO_3)_2$, aby otrzymać roztwór nasycony.

3 100 g wody *zawiera* 105 g substancji rozpuszczonej
50 g wody *zawiera* x g substancji rozpuszczonej

$$\frac{100\text{ g}}{50\text{ g}} = \frac{105\text{ g}}{x\text{ g}} \qquad x = \frac{105\text{ g} \cdot 50\text{ g}}{100\text{ g}} \qquad x = 52{,}5\text{ g}$$

4 Aby otrzymać roztwór nienasycony w temperaturze 70°C, należy w 50 g wody rozpuścić mniej niż 52,5 g $Pb(NO_3)_2$.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Oblicz, ile gramów chloranu(VII) potasu $KClO_4$ należy rozpuścić w 200 g wody o temperaturze 80°C, aby otrzymać roztwór nasycony.
2. Oblicz, ile gramów azotanu(V) srebra(I) $AgNO_3$ i ile gramów wody należy użyć, aby otrzymać 1000 g roztworu nasyconego w temperaturze 10°C.

Zapamiętaj!

Rozpuszczalność substancji – maksymalna liczba gramów substancji, jaką można rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika w określonej temperaturze i pod danym ciśnieniem, aby otrzymać roztwór nasycony.

Roztwór nasycony – roztwór, w którym w określonej temperaturze nie można już rozpuścić więcej substancji.

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

26. Stężenie procentowe roztworu

Fot. 119. Informacja o zawartości procentowej tłuszczu w śmietanie jest umieszczona na jej opakowaniu.

Stężenie procentowe jest wielkością powszechnie stosowaną w życiu codziennym (fot. 119.). Dzięki niemu określa się m.in. ilość składników odżywczych w żywności (zawartość procentową) czy ilość kwasu siarkowego(VI) w roztworze.

Czym jest stężenie procentowe?

Stężenie procentowe roztworu (C_p) to wyrażona w procentach **liczba gramów substancji rozpuszczonej w 100 g roztworu** (fot. 120.).

Fot. 120. W 100 g roztworu jest rozpuszczone 70 g kwasu.

Jak obliczyć stężenie procentowe roztworu?

Stężenie procentowe roztworu można obliczyć, korzystając ze wzoru:

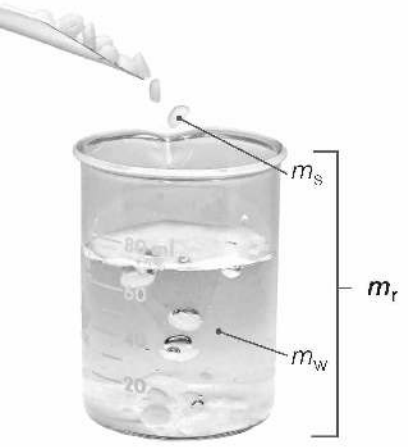
$$C_p = \frac{m_s \cdot 100\%}{m_r}$$

gdzie:
C_p – stężenie procentowe roztworu, %,
m_s – masa substancji rozpuszczonej, g,
m_r – masa roztworu, g.

Masa roztworu to suma masy substancji rozpuszczonej i masy rozpuszczalnika (fot. 121.), np. wody:

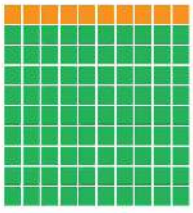
$$m_r = m_s + m_w$$

gdzie:
m_s – masa substancji rozpuszczonej, g,
m_w – masa wody (rozpuszczalnika), g.

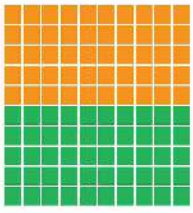


Fot. 121. Roztwór wodorotlenku sodu.

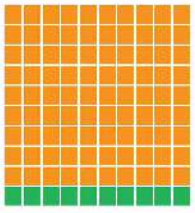
Roztwór 10-procentowy otrzymuje się, rozpuszczając 10 g substancji w 90 g wody.
10 g + 90 g = 100 g roztworu



Roztwór 50-procentowy otrzymuje się, rozpuszczając 50 g substancji w 50 g wody.
50 g + 50 g = 100 g roztworu



Roztwór 90-procentowy otrzymuje się, rozpuszczając 90 g substancji w 10 g wody.
90 g + 10 g = 100 g roztworu



masa substancji rozpuszczonej
masa rozpuszczalnika

Przykład 56.

Jak obliczyć stężenie procentowe roztworu?

Oblicz stężenie procentowe roztworu, który otrzymano w wyniku rozpuszczenia 21 g cukru w 300 g wody.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz m_r.
3. Oblicz C_p roztworu.
4. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:** $m_s = 21\ g \quad m_w = 300\ g$ **Szukane:** $C_p = ?$

2 $m_r = m_s + m_w \qquad m_r = 21\ g + 300\ g \qquad m_r = 321\ g$

3 **Sposób I – obliczanie metodą proporcji**

321 g roztworu *zawiera* 21 g substancji rozpuszczonej
100 g roztworu *zawiera* x g substancji rozpuszczonej

Sposób I **Obliczanie metodą proporcji**

$$\frac{321\ g}{100\ g} = \frac{21\ g}{x\ g} \qquad x = \frac{100\ g \cdot 21\ g}{321\ g} \qquad x = 6{,}5\ g$$

x **to masa substancji rozpuszczonej**, która odpowiada wartości C_p roztworu

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

Sposób II **Obliczanie za pomocą wzoru:**

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

$$C_p = \frac{21\ g \cdot 100\%}{321\ g} \qquad C_p = 6{,}5\%$$

4 Stężenie procentowe roztworu wynosi 6,5%.

Przykład 57.

Jak obliczyć stężenie procentowe roztworu nasyconego?

Oblicz stężenie procentowe nasyconego roztworu soli kuchennej NaCl w temperaturze 20°C.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Odczytaj z wykresu rozpuszczalność soli (s. 212).
3. Oblicz m_r.
4. Oblicz C_p roztworu.
5. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:** $T = 20°C$ **Szukane:** $C_p = ?$

2 Z wykresu rozpuszczalności (patrz s. 212) można odczytać, że w temperaturze 20°C w 100 g wody należy rozpuścić 36 g NaCl, aby otrzymać roztwór nasycony.

3 $m_r = m_s + m_w \qquad m_r = 36\ g + 100\ g \qquad m_r = 136\ g$

4 **Sposób I – obliczanie metodą proporcji**

136 g roztworu *zawiera* 36 g substancji rozpuszczonej
100 g roztworu *zawiera* x g substancji rozpuszczonej

Sposób I **Obliczanie metodą proporcji**

$$\frac{136\ g}{100\ g} = \frac{36\ g}{x\ g} \qquad x = \frac{100\ g \cdot 36\ g}{136\ g} \qquad x = 26{,}5\ g$$

x **to masa substancji rozpuszczonej**, która odpowiada wartości C_p roztworu

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

Sposób II **Obliczanie za pomocą wzoru:**

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

$$C_p = \frac{36\ g \cdot 100\%}{136\ g} \qquad C_p = 26{,}5\%$$

5 Stężenie procentowe roztworu nasyconego wynosi 26,5%.

Krok po kroku

Sporządzanie roztworu o określonym stężeniu procentowym

Roztwory o określonym stężeniu procentowym są przygotowywane w domu, np. do sporządzenia zalewy octowej potrzebnej do konserwowania ogórków.

Jak przygotować roztwór o podanych stężeniu procentowym i masie?

Zanim zaczniesz sporządzać roztwór, **wykonaj niezbędne obliczenia chemiczne**.

Oblicz masę substancji rozpuszczanej.

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

Oblicz masę rozpuszczalnika.

$$m_w = m_r - m_s$$

Oblicz objętość rozpuszczalnika.

$$V_w = \frac{m_w}{d_w}$$

Następnie **przygotuj odczynniki chemiczne** oraz niezbędne **szkło i sprzęt laboratoryjny**. Najczęściej stosowanym rozpuszczalnikiem jest woda.

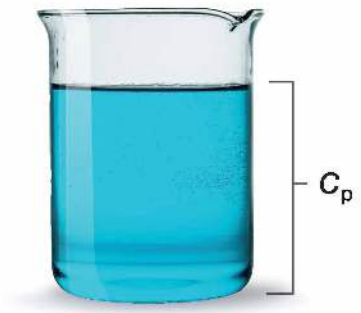
1 **Odważ** na szkiełku zegarkowym obliczoną masę substancji (m_s) i **wsyp** ją do zlewki.

2 **Odmierz** w cylindrze miarowym obliczoną objętość wody (V_w) i **dodaj** ją do zlewki z substancją.

! Pamiętaj o przepłukaniu szkiełka zegarkowego wodą z cylindra, aby cała odważona substancja znalazła się w zlewce.

3 **Mieszaj** zawartość zlewki aż **do całkowitego rozpuszczenia się** substancji.

4 **Otrzymujesz roztwór o określonym stężeniu procentowym** (C_p).



Przykład 58.

Jak obliczyć masę substancji rozpuszczanej i masę wody potrzebnych do przygotowania roztworu?

Oblicz, ile gramów chlorku amonu NH_4Cl i ile gramów wody potrzeba do przygotowania 0,5 dm^3 14-procentowego roztworu tej soli o gęstości 1,04 $\frac{g}{cm^3}$.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz m_r.
3. Oblicz m_s.
4. Oblicz m_w.
5. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**

$V_r = 0{,}5\ dm^3$, czyli $500\ cm^3$

$C_p = 14\%$

$d_r = 1{,}04\ \frac{g}{cm^3}$

Szukane:

$m_s = ?$

$m_w = ?$

2 **Sposób I – obliczanie metodą proporcji**

$1\ cm^3$ roztworu *ma masę* 1,04 g

$500\ cm^3$ roztworu *ma masę* x g

$$\frac{1\ cm^3}{500\ cm^3} = \frac{1{,}04\ g}{x\ g}$$

$$x = \frac{500\ cm^3 \cdot 1{,}04\ g}{1\ cm^3} \qquad x = 520\ g \qquad m_r = 520\ g$$

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

$$m_r = d_r \cdot V_r$$

$$m_r = 1{,}04\ \frac{g}{cm^3} \cdot 500\ cm^3 \qquad m_r = 520\ g$$

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:

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

3 **Sposób I – obliczanie metodą proporcji**

100 g roztworu *zawiera* 14 g substancji rozpuszczonej

520 g roztworu *zawiera* x g substancji rozpuszczonej

$$\frac{100\ g}{520\ g} = \frac{14\ g}{x\ g}$$

$$x = \frac{520\ g \cdot 14\ g}{100\ g} \qquad x = 72{,}8\ g \qquad m_s = 72{,}8\ g$$

Sposób I
Obliczanie metodą proporcji

Sposób II – obliczanie za pomocą wzoru

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

$$m_s = \frac{520\ g \cdot 14\%}{100\%} \qquad \left[\frac{g \cdot \%}{\%} = g\right]$$

$$m_s = 72{,}8\ g$$

Sposób II
Obliczanie za pomocą wzoru:

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

4 $m_w = m_r - m_s$

$m_w = 520\ g - 72{,}8\ g \qquad m_w = 447{,}2\ g$

5 Do przygotowania roztworu potrzeba 72,8 g chlorku amonu i 447,2 g wody.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Ustal m_s i m_r.
3. Oblicz m_w.
4. Oblicz rozpuszczalność.
5. Napisz odpowiedź.

Przykład 59.

Jak obliczyć rozpuszczalność substancji na podstawie stężenia procentowego roztworu?

Oblicz rozpuszczalność jodku potasu KI w wodzie o temperaturze 40°C, jeśli stężenie procentowe nasyconego roztworu tej soli w podanej temperaturze wynosi 61,5%.

1. **Dane:**
$T = 40°C$
$C_p = 61,5\%$

Szukane:
rozpuszczalność = ?

2. 100 g roztworu nasyconego o stężeniu procentowym 61,5% zawiera 61,5 g KI.

3. $m_w = m_r - m_s$
$m_w = 100\ g - 61,5\ g$
$m_w = 38,5\ g$

4. Rozpuszczalność substancji określa się jako masę substancji rozpuszczonej w 100 g rozpuszczalnika (wody).

Obliczanie metodą proporcji

w 38,5 g wody *rozpuszcza się* 61,5 g substancji
w 100 g wody *rozpuszcza się* x g substancji

$$\frac{38,5\ g}{100\ g} = \frac{61,5\ g}{x\ g}$$

$$x = \frac{100\ g \cdot 61,5\ g}{38,5\ g}$$

$$x = 160\ g$$

5. Rozpuszczalność jodku potasu w temperaturze 40°C wynosi 160 g na 100 g wody.

Zapamiętaj!

Stężenie procentowe roztworu (C_p) – wyrażona w procentach liczba gramów substancji rozpuszczonej w 100 g roztworu:

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

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Oblicz stężenie procentowe roztworu azotanu(V) sodu $NaNO_3$, wiedząc, że w 350 g tego roztworu znajduje się 70 g substancji rozpuszczonej.
2. Oblicz masę soli kuchennej i masę wody, które są potrzebne do przygotowania 250 g roztworu o stężeniu procentowym równym 7%.
3. Oblicz stężenie procentowe nasyconego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) $CuSO_4$ w temperaturze 40°C.
4. Oblicz rozpuszczalność azotanu(V) potasu KNO_3 w wodzie o temperaturze 60°C, jeśli stężenie procentowe nasyconego roztworu tej soli w podanej temperaturze wynosi 52,8%.

27. Stężenie molowe roztworu

Ilość substancji rozpuszczonej w roztworze można wyrazić na kilka sposobów. Do tej pory poznaliśmy dwa – pojęcie rozpuszczalności substancji oraz pojęcie stężenia procentowego roztworu. Kolejnym sposobem jest podanie liczby moli substancji rozpuszczonej w danej objętości roztworu (fot. 122.).

Fot. 122. Wyniki badań składników krwi, np. hemoglobiny, często podaje się, określając liczbę milimoli tego składnika w 1 l krwi.

1 mol = 1000 mmol

Czym jest stężenie molowe i jak je obliczyć?

Stężenie molowe roztworu to **liczba moli substancji rozpuszczonej w 1 dm^3 roztworu**. Można je obliczyć, korzystając ze wzoru:

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

gdzie:
C_m – stężenie molowe roztworu, $\frac{mol}{dm^3}$,
n – liczba moli substancji rozpuszczonej, mol,
V_r – objętość roztworu, dm^3.

Liczbę moli substancji rozpuszczonej można przedstawić jako zależność między masą substancji rozpuszczonej a jej masą molową:

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

gdzie:
n – liczba moli substancji rozpuszczonej, mol,
m_s – masa substancji rozpuszczonej, g,
M – masa molowa substancji rozpuszczonej, $\frac{g}{mol}$.

Po podstawieniu wzoru na liczbę moli substancji rozpuszczonej do wzoru na stężenie molowe roztworu uzyskuje się kolejny – często stosowany – wzór, który umożliwia obliczenie stężenia molowego roztworu C_m, kiedy znana jest masa substancji rozpuszczonej m_s:

roztwór 2-molowy to roztwór o stężeniu $C_m = 2\ \frac{mol}{dm^3}$

$$C_m = \frac{m_s}{V_r \cdot M}$$

Jednostką stężenia molowego jest $\frac{mol}{dm^3}$, często zapisywana jako: mol · dm^{-3}.

Określenie np. roztwór 2-molowy [czyt. dwumolowy] (inny zapis to 2 M) oznacza, że stężenie molowe tego roztworu wynosi $C_m = 2\ \frac{mol}{dm^3}$.

Przykład 60.

W jaki sposób obliczyć stężenie molowe roztworu?

Oblicz stężenie molowe kwasu chlorowodorowego HCl o objętości 200 cm^3, w którym znajdują się 2 mole chlorowodoru.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Przelicz jednostki.
3. Oblicz C_m.
4. Napisz odpowiedź.

Obliczanie za pomocą wzoru:

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

1. **Dane:** **Szukane:**
   $V_r = 200\ cm^3$ $C_m = ?$
   $n = 2$ mole
2. $1\ dm^3$ *to* $1000\ cm^3$
   V_r *to* $200\ cm^3$
   $V_r = \frac{1\ dm^3 \cdot 200\ cm^3}{1000\ cm^3}$ $V_r = 0{,}2\ dm^3$
3. $C_m = \frac{2\ mol}{0{,}2\ dm^3}$ $C_m = 10\ \frac{mol}{dm^3}$
4. Stężenie molowe HCl wynosi 10 $\frac{mol}{dm^3}$, czyli jest to roztwór 10-molowy (10 M).

Przykład 61.

W jaki sposób obliczyć stężenie molowe roztworu, znając jego objętość i masę substancji rozpuszczonej?

Oblicz stężenie molowe roztworu o objętości 500 cm^3, w którym znajduje się 2,8 g wodorotlenku potasu KOH.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Przelicz jednostki.
3. Oblicz M_{KOH}.
4. Oblicz C_m.
5. Napisz odpowiedź.

$_1H$ wodór 1,008 — M_H

$_8O$ tlen 15,999 — M_O

$_{19}K$ potas 39,098 — M_K

Obliczanie za pomocą wzoru:

$C_m = \frac{m_s}{V_r \cdot M}$

1. **Dane:** **Szukane:**
   $m_s = 2{,}8$ g $C_m = ?$
   $V_r = 500\ cm^3$
2. $1\ dm^3$ *to* $1000\ cm^3$
   V_r *to* $500\ cm^3$
   $V_r = \frac{1\ dm^3 \cdot 500\ cm^3}{1000\ cm^3}$
   $V_r = 0{,}5\ dm^3$
3. Z układu okresowego można odczytać masy molowe pierwiastków chemicznych:
   $M_K = 39\ \frac{g}{mol}$ $M_O = 16\ \frac{g}{mol}$ $M_H = 1\ \frac{g}{mol}$
   Masa molowa wodorotlenku potasu wynosi:
   $M_{KOH} = 39\ \frac{g}{mol} + 16\ \frac{g}{mol} + 1\ \frac{g}{mol}$ $M_{KOH} = 56\ \frac{g}{mol}$
4. $C_m = \frac{2{,}8\ g}{0{,}5\ dm^3 \cdot 56\ \frac{g}{mol}}$ $C_m = 0{,}1\ \frac{mol}{dm^3}$
5. Stężenie molowe roztworu KOH wynosi 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$, czyli jest to roztwór 0,1-molowy (0,1 M).

Krok po kroku

Sporządzanie roztworu o określonym stężeniu molowym

Żeby przygotować roztwór o podanym stężeniu molowym, niezbędna jest kolba miarowa. Dobiera się ją tak, aby jej pojemność była równa objętości sporządzanego roztworu.

Jak przygotować roztwór o podanych stężeniu molowym i objętości?

Zanim zaczniesz sporządzać roztwór, **wykonaj niezbędne obliczenia chemiczne** dla substancji rozpuszczanej.

Oblicz liczbę moli substancji.

$$n = V_r \cdot C_m$$

Oblicz masę substancji.

$$m_s = n \cdot M$$

Następnie **przygotuj odczynniki chemiczne** oraz niezbędne **szkło i sprzęt laboratoryjny**. Najczęściej stosowanym rozpuszczalnikiem jest woda.

1 **Odważ** na szkiełku zegarkowym obliczoną masę substancji (m_s) i **wsyp** ją przez lejek do kolby miarowej.

2 **Wlej** do kolby miarowej niewielką ilość wody. Substancja, która została na lejku, spłynie do kolby wraz z rozpuszczalnikiem.

! Pamiętaj o przepłukaniu szkiełka zegarkowego wodą, aby cała odważona substancja znalazła się w kolbie.

3 **Zamknij** kolbę korkiem i **mieszaj** jej zawartość aż do całkowitego rozpuszczenia się substancji.

4 **Dopełnij** kolbę miarową **do kreski** (V_r) wodą z pipety. Następnie dokładnie **wymieszaj zawartość** zamkniętej kolby. Otrzymasz roztwór o określonym stężeniu molowym (C_m).

pojemność kolby miarowej wskazuje kreska na szyjce

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz $M_{C_{12}H_{22}O_{11}}$.
3. Oblicz m_s.
4. Napisz odpowiedź.

Przykład 62.

W jaki sposób obliczyć masę substancji rozpuszczonej, znając stężenie molowe i objętość roztworu?

Oblicz masę sacharozy $C_{12}H_{22}O_{11}$, jaką należy użyć, aby otrzymać 0,25 dm^3 0,06-molowego roztworu tej substancji. Wynik podaj z dokładnością do jedności.

1 **Dane:**
$V_r = 0{,}25\ dm^3$
$C_m = 0{,}06\ \frac{mol}{dm^3}$

Szukane:
$m_s = ?$

2 Z układu okresowego można odczytać masy molowe pierwiastków chemicznych:

$M_C = 12\ \frac{g}{mol}$ $M_O = 16\ \frac{g}{mol}$ $M_H = 1\ \frac{g}{mol}$

Masa molowa sacharozy wynosi:

$$M_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 12 \cdot 12\ \frac{g}{mol} + 22 \cdot 1\ \frac{g}{mol} + 11 \cdot 16\ \frac{g}{mol}$$

$$M_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 144\ \frac{g}{mol} + 22\ \frac{g}{mol} + 176\ \frac{g}{mol}$$

$$M_{C_{12}H_{22}O_{11}} = 342\ \frac{g}{mol}$$

3 Wzór po przekształceniu:

$$m_s = C_m \cdot M_{C_{12}H_{22}O_{11}} \cdot V_r$$

$$m_s = 0{,}06\ \frac{mol}{dm^3} \cdot 342\ \frac{g}{mol} \cdot 0{,}25\ dm^3$$

$$m_s = 5{,}13\ g$$

Po zaokrągleniu wyniku do jedności: $m_s = 5\ g$

4 Aby otrzymać 0,25 dm^3 0,06-molowego roztworu sacharozy, należy użyć 5 g tej substancji.

$_1H$ wodór 1,008 — M_H

$_6C$ węgiel 12,011 — M_C

$_8O$ tlen 15,999 — M_O

Obliczanie za pomocą wzoru:

$$C_m = \frac{m_s}{V_r \cdot M}$$

W jaki sposób obliczyć stężenie molowe roztworu, znając jego stężenie procentowe?

Często istnieje konieczność przeliczenia stężeń procentowych roztworów na stężenia molowe i odwrotnie. Aby obliczyć stężenie molowe lub procentowe roztworu, stosuje się wzory:

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

gdzie:
C_m – stężenie molowe roztworu, $\frac{mol}{dm^3}$,
C_p – stężenie procentowe roztworu, %,
d_r – gęstość roztworu, $\frac{g}{dm^3}$,
M – masa molowa, $\frac{g}{mol}$.

W jaki sposób obliczyć stężenie roztworu, jeśli jego gęstość podana jest w $\frac{g}{cm^3}$?

Wartość gęstości roztworu – używana do obliczeń – zawsze musi być wyrażona w $\frac{g}{dm^3}$. Jeśli zamiast decymetrów sześciennych są podane w zadaniu centymetry sześcienne, to należy przeliczyć wartość gęstości. Gęstość roztworu wyrażona w $\frac{g}{dm^3}$ jest 1000 razy większa od wartości gęstości wyrażonej w $\frac{g}{cm^3}$, czyli jeśli $d_r = 1{,}3\ \frac{g}{cm^3}$, to $d_r = 1300\ \frac{g}{dm^3}$.

Przykład 63.

W jaki sposób obliczyć stężenie molowe roztworu o znanym stężeniu procentowym?

Oblicz stężenie molowe 20-procentowego roztworu wodorotlenku sodu NaOH o gęstości $d_r = 1{,}22\ \frac{g}{cm^3}$.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz M_{NaOH}.
3. Oblicz C_m.
4. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**
$C_p = 20\%$
$d_r = 1{,}22\ \frac{g}{cm^3}$, czyli $1220\ \frac{g}{dm^3}$

Szukane:
$C_m = ?$

2 Z układu okresowego można odczytać masy molowe pierwiastków chemicznych:

$M_{Na} = 23\ \frac{g}{mol}$ $\quad M_O = 16\ \frac{g}{mol}$ $\quad M_H = 1\ \frac{g}{mol}$

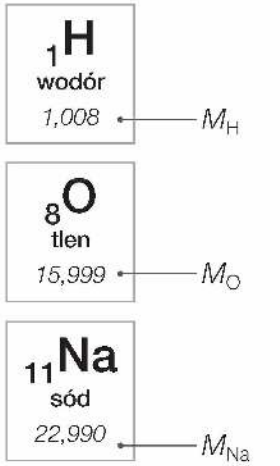
Masa molowa wodorotlenku sodu wynosi:

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

3 $C_m = \frac{20\% \cdot 1220\ \frac{g}{dm^3}}{40\ \frac{g}{mol} \cdot 100\%}$ $\quad \left[\frac{\% \cdot \frac{g}{dm^3}}{\frac{g}{mol} \cdot \%} = \frac{mol}{dm^3}\right]$

$C_m = 6{,}1\ \frac{mol}{dm^3}$

4 Stężenie molowe 20-procentowego roztworu NaOH wynosi $6{,}1\ \frac{mol}{dm^3}$, czyli jest to roztwór 6,1-molowy (6,1 M).



Obliczanie za pomocą wzoru:

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

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Oblicz stężenie molowe roztworu chlorku sodu, wiedząc, że w 300 cm^3 tego roztworu znajduje się 0,15 mola chlorku sodu.**

2. **Oblicz stężenie molowe roztworu otrzymanego przez rozpuszczenie 2,24 dm^3 amoniaku o gęstości $0{,}76\ \frac{g}{dm^3}$ w 2 dm^3 wody.** Przyjmij, że objętość roztworu jest równa objętości rozpuszczalnika.

3. **Oblicz, ile centymetrów sześciennych kwasu siarkowego(VI) o stężeniu $C_p = 96\%$ i gęstości $1{,}86\ \frac{g}{cm^3}$ należy zmieszać z wodą, aby otrzymać 300 cm^3 roztworu o stężeniu $C_m = 4\ \frac{mol}{dm^3}$.** Opisz sposób otrzymania tego roztworu.

Zapamiętaj!

Stężenie molowe roztworu (C_m) – liczba moli substancji rozpuszczonej w 1 dm^3 roztworu:

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

28. Zmiana stężenia roztworów

Fot. 123. Skuteczność leku zależy od dawki podanej choremu oraz od stężenia, jakie lek osiągnie w organizmie.

Umiejętność przygotowania roztworu o określonym stężeniu (fot. 123.) jest bardzo przydatna zarówno w życiu codziennym, jak i w laboratorium chemicznym.

Na czym polega rozcieńczanie roztworu?

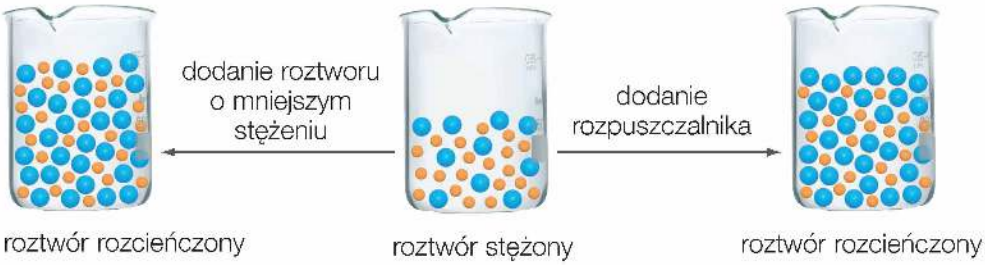
Najbardziej znanym roztworem jest woda z solą kuchenną – gotuje się w niej np. ziemniaki czy makaron. Zdarza się, że przypadkowo wsypiemy do wody zbyt dużą ilość soli. Co można zrobić, aby produkty gotujące się potem w tej wodzie nie były zbyt słone? Najłatwiej jest dolać wody. W ten sposób zmniejszy się stężenie soli kuchennej w przygotowanym roztworze.

Rozcieńczanie roztworu powoduje zmniejszenie stężenia roztworu w stosunku do jego początkowego stężenia.

W jaki sposób można zmniejszyć stężenie roztworu?

Stężenie roztworu można zmniejszyć (rys. 37.) przez:

- **dodanie rozpuszczalnika – rozcieńczenie,**
- **usunięcie części substancji rozpuszczonej,** np. obniżenie temperatury roztworu początkowego (rozpuszczalność większości substancji stałych zmniejsza się wraz z obniżeniem temperatury) i oddzielenie części powstałego osadu w procesie sączenia (filtracji),
- **dodanie roztworu o mniejszym stężeniu** niż stężenie roztworu początkowego.



Modele:
- substancji rozpuszczonej
- rozpuszczalnika

Rys. 37. Sposoby zmniejszania stężenia roztworu.

Fot. 124. Zatężanie polega na odparowaniu rozpuszczalnika.

Na czym polega zatężanie roztworu?

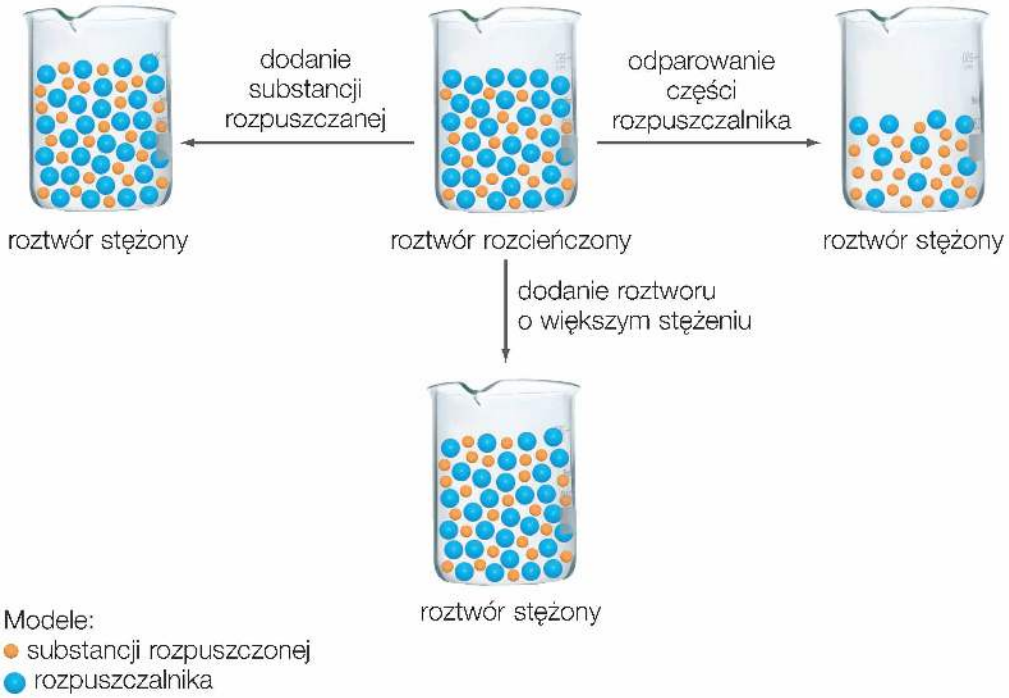
Przygotowanie domowego rosołu (fot. 124.) trwa kilka godzin. Podczas jego gotowania duża ilość wody odparowuje. Nie należy więc solić rosołu na początku gotowania, gdyż po pewnym czasie – po odparowaniu rozpuszczalnika – roztwór stanie się zbyt słony.

Zatężanie roztworu powoduje zwiększenie stężenia roztworu w stosunku do jego początkowego stężenia.

W jaki sposób można zwiększyć stężenie roztworu?

Stężenie roztworu można zwiększyć (rys. 38.) przez:

- **dodanie substancji rozpuszczanej,**
- **usunięcie części rozpuszczalnika,** np. przez odparowanie,
- **dodanie roztworu o większym stężeniu** niż stężenie roztworu początkowego.



Rys. 38. Sposoby zwiększania stężenia roztworu.

O czym trzeba pamiętać, wykonując obliczenia dotyczące zmiany stężenia roztworu?

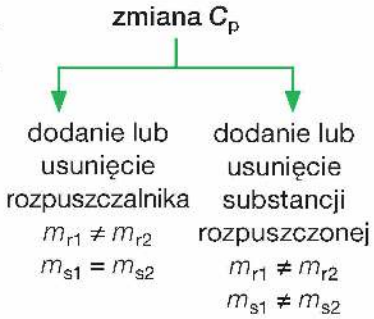
Podczas wykonywania obliczeń związanych ze zmianą stężenia roztworu trzeba pamiętać, jak wpływa na roztwór dodanie bądź usunięcie substancji rozpuszczonej albo rozpuszczalnika.

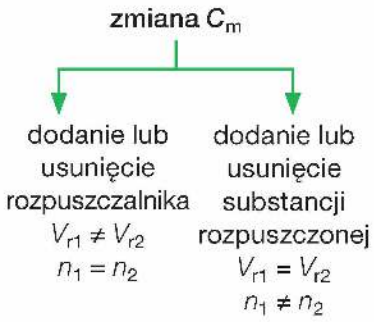
W przypadku **stężenia procentowego** roztworu:

- dodanie lub usunięcie części rozpuszczalnika **zmienia wyłącznie masę roztworu** (odpowiednio zwiększa ją albo zmniejsza),
- dodanie lub usunięcie części substancji rozpuszczonej **zmienia zarówno masę substancji, jak i masę roztworu** (odpowiednio zwiększa je albo zmniejsza).

W przypadku **stężenia molowego** roztworu:

- dodanie lub usunięcie części rozpuszczalnika **zmienia wyłącznie objętość roztworu** (odpowiednio zwiększa ją albo zmniejsza),
- dodanie lub usunięcie części substancji rozpuszczonej **zmienia liczbę moli tej substancji** (odpowiednio zwiększa ją albo zmniejsza), ale przyjmujemy, że objętość roztworu pozostaje niezmieniona.





Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz m_{s1}.
3. Oblicz m_{s2}.
4. Oblicz m_{r2}.
5. Oblicz C_{p2}.
6. Napisz odpowiedź.

Przykład 64.

W jaki sposób obliczyć stężenie procentowe roztworu po dodaniu dodatkowej ilości substancji rozpuszczanej?

Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego przez dodanie 5 g cukru do 200 g roztworu cukru o stężeniu 5%. Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.

1 **Dane:**

$C_{p1} = 5\%$

$m_{r1} = 200\ g$

$m_{s\ dodanej} = 5\ g$

Szukane:

$C_{p2} = ?$

2 $$m_{s1} = \frac{C_{p1} \cdot m_{r1}}{100\%}$$

$$m_{s1} = \frac{5\% \cdot 200\ g}{100\%}$$

$$m_{s1} = 10\ g$$

3 $$m_{s2} = m_{s1} + m_{s\ dodanej}$$

$$m_{s2} = 10\ g + 5\ g$$

$$m_{s2} = 15\ g$$

4 $$m_{r2} = m_{r1} + m_{s\ dodanej}$$

$$m_{r2} = 200\ g + 5\ g$$

$$m_{r2} = 205\ g$$

5 $$C_{p2} = \frac{m_{s2}}{m_{r2}} \cdot 100\%$$

$$C_{p2} = \frac{15\ g}{205\ g} \cdot 100\%$$

$$C_{p2} = 7{,}3\%$$

6 Stężenie procentowe otrzymanego roztworu cukru wynosi 7,3%.

Chemia w akcji

Jak ustalić stężenie procentowe octu w zalewie octowej?

Grzybki marynuje się w zalewie octowej (fot. 125.) przygotowywanej z 4 szklanek wody, 1 szklanki 10-procentowego octu, 1–2 łyżek cukru, 1 łyżki soli, 4 ziaren ziela angielskiego, 4–5 liści laurowych, kilku ziaren gorczycy, można dodać też trochę pokrojonej cebuli. Podczas obliczeń trzeba pamiętać, że po dodaniu wody zwiększa się wyłącznie masa roztworu (m_r). Masa octu (m_s) pozostaje niezmieniona.

Fot. 125. Jeśli wolimy łagodniejszy smak marynowanych grzybków, to należy użyć 5 szklanek wody.

Przykład 65.

W jaki sposób obliczyć stężenie molowe roztworu po odparowaniu części rozpuszczalnika?

Oblicz stężenie molowe roztworu otrzymanego po odparowaniu 100 cm^3 wody z 800 cm^3 7-molowego roztworu.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane oraz przelicz jednostki.
2. Oblicz n.
3. Oblicz V_{r2}.
4. Oblicz C_{m2}.
5. Napisz odpowiedź.

1 **Dane:**
$C_{m1} = 7\ \frac{mol}{dm^3}$
$V_{r1} = 800\ cm^3$, czyli $0{,}8\ dm^3$
$V_{H_2O} = 100\ cm^3$, czyli $0{,}1\ dm^3$

Szukane:
$C_{m2} = ?$

2 $n = C_{m1} \cdot V_{r1}$

$n = 7\ \frac{mol}{dm^3} \cdot 0{,}8\ dm^3$ $\quad n = 5{,}6\ mol$

3 $V_{r2} = V_{r1} - V_{H_2O}$

$V_{r2} = 0{,}8\ dm^3 - 0{,}1\ dm^3$ $\quad V_{r2} = 0{,}7\ dm^3$

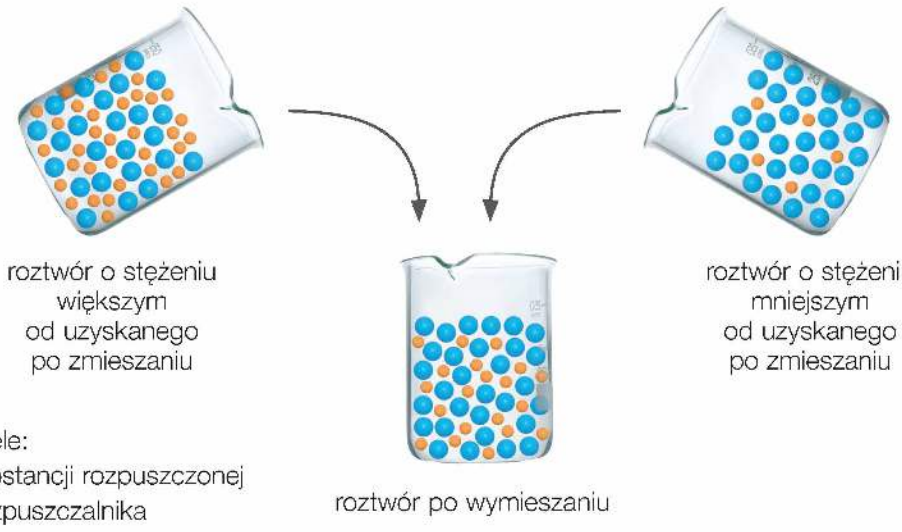
4 $C_{m2} = \frac{5{,}6\ mol}{0{,}7\ dm^3}$ $\quad C_{m2} = 8\ \frac{mol}{dm^3}$

5 Stężenie molowe otrzymanego roztworu wynosi $8\ \frac{mol}{dm^3}$.

Jakie będzie stężenie roztworu w wyniku wymieszania roztworów o znanych stężeniach?

W wyniku wymieszania roztworów o różnych stężeniach **otrzymuje się roztwór, którego stężenie ma wartość pośrednią między** stężeniami roztworów początkowych (rys. 39.).

Mieszanie roztworów ma sens tylko wtedy, gdy różnią się one stężeniem. Jeśli **zmiesza się dwa roztwory** tej samej substancji **o jednakowym stężeniu, to nie ulegnie ono zmianie**.



Rys. 39. Mieszanie roztworów o różnych stężeniach.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz m_{s1} i m_{s2}.
3. Oblicz m_{s3}.
4. Oblicz m_{r3}.
5. Oblicz C_{p3}.
6. Napisz odpowiedź.

Przykład 66.

W jaki sposób obliczyć stężenie procentowe roztworu otrzymanego po zmieszaniu roztworów o różnych stężeniach procentowych?

Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego po zmieszaniu 400 g 30-procentowego roztworu z 200 g roztworu o stężeniu 80%. Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.

1 **Dane:**
$C_{p1} = 30\%$
$m_{r1} = 400\ g$
$C_{p2} = 80\%$
$m_{r2} = 200\ g$

Szukane:
$C_{p3} = ?$

2 $$m_s = \frac{C_p \cdot m_r}{100\%}$$

$$m_{s1} = \frac{30\% \cdot 400\ g}{100\%}$$

$$m_{s1} = 120\ g$$

$$m_{s2} = \frac{80\% \cdot 200\ g}{100\%}$$

$$m_{s2} = 160\ g$$

3 $$m_{s3} = m_{s1} + m_{s2}$$
$$m_{s3} = 120\ g + 160\ g$$
$$m_{s3} = 280\ g$$

4 $$m_{r3} = m_{r1} + m_{r2}$$
$$m_{r3} = 400\ g + 200\ g$$
$$m_{r3} = 600\ g$$

5 $$C_{p3} = \frac{m_s}{m_r} \cdot 100\%$$

$$C_{p3} = \frac{280\ g}{600\ g} \cdot 100\%$$

$$C_{p3} = 46{,}67\%$$

$$C_{p3} \approx 46{,}7\%$$

6 Stężenie procentowe otrzymanego roztworu wynosi 46,7%.

Stężenie roztworu uzyskanego po zmieszaniu roztworów o różnych stężeniach można obliczyć, stosując regułę mieszania, nazywaną także **regułą krzyżową**. Obliczenia można prowadzić zarówno dla stężeń procentowych, jak i molowych.

Na czym polega reguła krzyżowa?

Reguła krzyżowa jest sposobem **obliczania stężenia roztworu** otrzymanego po zmieszaniu roztworów o różnych stężeniach (fot. 126.).

Fot. 126. Po zmieszaniu roztworów zmienia się masa roztworu, masa substancji rozpuszczonej i stężenie roztworu.

Po lewej stronie umieszcza się stężenia roztworów początkowych (C_1) i (C_2), w środku – stężenie roztworu po zmieszaniu (C_3), a po prawej stronie – różnice stężeń ($C_3 - C_2$ oraz $C_1 - C_3$):

W przypadku stężeń procentowych różnice stężeń ($C_3 - C_2$ oraz $C_1 - C_3$) odpowiadają masom roztworów m_{r1} oraz m_{r2}, które należy zmieszać, aby uzyskać roztwór o określonym stężeniu C_3.

W przypadku stężeń molowych różnice stężeń ($C_3 - C_2$ oraz $C_1 - C_3$) odpowiadają objętościom roztworów V_{r1} oraz V_{r2}, które trzeba zmieszać, aby uzyskać roztwór o określonym stężeniu C_3.

Posługując się regułą mieszania, trzeba pamiętać, że **ilości roztworów wyraża się w jednostkach masowych** (np. gramach), gdy ich stężenia są podane w procentach, **lub w jednostkach objętościowych** (np. decymetrach sześciennych) w przypadku roztworów o stężeniach wyrażonych w $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Obliczając masy roztworów m_{r1} oraz m_{r2}, należy zawsze odejmować od wyższej wartości stężenia wartość niższą.

Obliczając objętości roztworów V_{r1} oraz V_{r2}, należy zawsze odejmować od wyższej wartości stężenia wartość niższą.

Jeżeli miesza się roztwory, których stężenia są podane w różnych jednostkach, trzeba najpierw wyrazić je w tych samych jednostkach, a dopiero potem stosować regułę mieszania.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz m_{r1} i m_{r2}, korzystając z reguły krzyżowej.
3. Napisz odpowiedź.

Przykład 67.

W jaki sposób przygotować roztwór o określonym stężeniu procentowym, jeśli dysponuje się roztworem substancji i rozpuszczalnikiem?

Oblicz, ile gramów 20-procentowego roztworu chlorku wapnia $CaCl_2$ i ile gramów wody należy użyć, aby otrzymać 200 g 12-procentowego roztworu tej soli.

1 **Dane:**

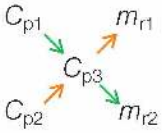
$C_{p1} = 20\%$
$C_{p2} = 0\%$
$C_{p3} = 12\%$
$m_{r3} = 200\text{g}$

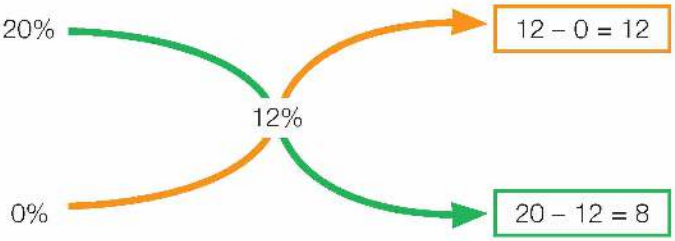
Szukane:

$m_{r1} = ?$
$m_{r2} = ?$

2

Obliczanie z wykorzystaniem reguły mieszania





Z reguły krzyżowej wynika, że należy zmieszać 20-procentowy roztwór i wodę w stosunku masowym: $\frac{m_{r1}}{m_{r2}} = \frac{12}{8}$.

Po skróceniu: $\frac{m_{r1}}{m_{r2}} = \frac{3}{2}$

Mieszając 3 części masowe roztworu o stężeniu 20% z 2 częściami masowymi wody (o stężeniu 0%) otrzymuje się 5 części masowych roztworu o stężeniu 12%. Zatem do przygotowania 5 g 12-procentowego roztworu potrzeba 3 g 20-procentowego roztworu i 2 g wody.

Aby obliczyć m_{r1}, należy ułożyć proporcję:

na 5 g roztworu o $C_p = 12\%$ *przypadają* 3 g roztworu o $C_p = 20\%$
na 200 g roztworu o $C_p = 12\%$ *przypada x* g roztworu o $C_p = 20\%$

$$\frac{5\text{ g}}{200\text{ g}} = \frac{3\text{ g}}{m_{r1}}$$

$$m_{r1} = \frac{3\text{ g} \cdot 200\text{ g}}{5\text{ g}} \qquad \left[\frac{\text{g} \cdot \text{g}}{\text{g}} = \text{g}\right]$$

$m_{r1} = 120\text{ g}$

Masę wody (m_{r2}) można obliczyć z proporcji lub przez odjęcie masy 20-procentowego roztworu od masy roztworu po zmieszaniu:

$m_{r2} = m_{r3} - m_{r1}$

$m_{r2} = 200\text{ g} - 120\text{ g} \qquad m_{r2} = 80\text{ g}$

3 Do otrzymania 200 g 12-procentowego roztworu chlorku wapnia potrzeba 120 g 20-procentowego roztworu tej soli i 80 g wody.

Zadania

1. **Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego po odparowaniu 100 g rozpuszczalnika z 800 g roztworu o stężeniu 35%.** Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.
2. **Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego po odparowaniu 250 g wody z 500 g roztworu chlorku sodu NaCl o stężeniu 5%.** Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.
3. **Oblicz stężenie molowe roztworu otrzymanego po dodaniu 50 cm^3 rozpuszczalnika do 100 cm^3 roztworu o stężeniu 2 $\frac{mol}{dm^3}$.** Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.
4. **Oblicz, w jakim stosunku objętościowym należy zmieszać 2-molowy roztwór wodorotlenku sodu z 6-molowym roztworem tego wodorotlenku, aby uzyskać roztwór 3-molowy.**
5. **Wyjaśnij, w jaki sposób można zmniejszyć stężenie procentowe roztworu chlorku potasu KCl, wiedząc, że 150 g tego roztworu zawiera 15 g substancji rozpuszczonej.**
6. **Oblicz stężenie molowe roztworu wodorotlenku sodu NaOH otrzymanego po dodaniu 25 cm^3 wody do 200 cm^3 roztworu o stężeniu 1 $\frac{mol}{dm^3}$.** Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.
7. **Oblicz, ile gramów azotanu(V) potasu KNO_3 trzeba dodać do 200 g roztworu 2-procentowego, aby otrzymać roztwór 5-procentowy.** Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.
8. **Oblicz, ile gramów wody trzeba dodać do 250 g 10-procentowego roztworu, aby otrzymać roztwór 6-procentowy.** Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.
9. **Oblicz, ile gramów substancji należy dodać do 300 g roztworu o stężeniu 45%, aby otrzymać roztwór o stężeniu 60%.** Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.
10. Zmieszano dwa roztwory tej samej substancji: 500 g roztworu 30-procentowego i 300 g roztworu 50-procentowego. **Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu.** Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.
11. **Oblicz, w jakim stosunku masowym należy zmieszać ze sobą 15-procentowy roztwór wodorotlenku sodu z 5-procentowym roztworem tego związku chemicznego, aby uzyskać roztwór o stężeniu 10%.**

Zapamiętaj!

Rozcieńczanie roztworu – zmniejszanie stężenia roztworu w stosunku do jego początkowego stężenia.

Zatężanie roztworu – zwiększanie stężenia roztworu w stosunku do jego początkowego stężenia.

Podsumowanie

Co to jest mieszanina?

Mieszanina to **układ** składający się z co najmniej **dwóch różnych składników.** Stosunek mas tych składników w mieszaninie może być dowolny.

Jak można podzielić mieszaniny?

Jak wybrać metodę rozdzielania mieszaniny?

Wybór odpowiedniej metody zależy od właściwości fizycznych składników mieszaniny. Mieszaniny jednorodne można rozdzielić, stosując m.in.: destylację, krystalizację, odparowanie rozpuszczalnika i ekstrakcję. **Mieszaniny niejednorodne** można rozdzielić np. przez: sączenie (filtrację), przesiewanie, zastosowanie magnesu, sedymentację i dekantację oraz zastosowanie rozdzielacza.

Co to jest rozpuszczalność?

Rozpuszczalność to maksymalna liczba gramów substancji, jaką można rozpuścić w 100 g rozpuszczalnika w danej temperaturze i pod danym ciśnieniem. Rozpuszczalność podaje się w gramach na 100 g wody.

Od czego zależy rozpuszczalność substancji?

Rozpuszczalność substancji zależy od:
- temperatury,
- ciśnienia (dla gazów),
- budowy substancji rozpuszczanej i rozpuszczalnika.

Czym się różni roztwór nasycony od roztworu nienasyconego?

Roztwór nasycony to taki, w którym w danej **temperaturze nie można już rozpuścić więcej substancji**, natomiast **w roztworze nienasyconym** w danej temperaturze **można jeszcze rozpuścić dodatkową** (ściśle określoną) **ilość substancji.**

roztwór nasycony

roztwór nienasycony

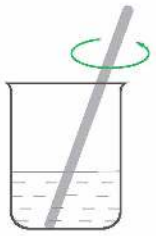
Jak zmienić rodzaj roztworu?

Jak zmienia się rozpuszczalność substancji w zależności od temperatury i ciśnienia?

Rozpuszczalność substancji stałych zwykle zwiększa się ze wzrostem temperatury i nie zależy od ciśnienia, natomiast **rozpuszczalność gazów zmniejsza się ze wzrostem temperatury i zwiększa się ze wzrostem ciśnienia.**

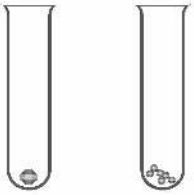
Substancja **rozpuści się szybciej**, gdy:

◀ Od czego zależy szybkość rozpuszczania się substancji?



wymieszamy roztwór,

ogrzejemy roztwór,



rozdrobnimy substancję.

Stężenie procentowe roztworu (C_p) to wyrażona w procentach **liczba gramów substancji rozpuszczonej w 100 g roztworu**.

◀ Co to jest stężenie procentowe i jak je obliczyć?

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

gdzie:

C_p – stężenie procentowe roztworu, %,

m_s – masa substancji rozpuszczonej, g,

m_r – masa roztworu, g.

Stężenie molowe roztworu (C_m) to **liczba moli substancji rozpuszczonej w 1 dm^3 roztworu**. Jednostką stężenia molowego jest $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

◀ Co to jest stężenie molowe i jak je obliczyć?

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

gdzie:

C_m – stężenie molowe roztworu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

n – liczba moli substancji rozpuszczonej, mol,

V_r – objętość roztworu, dm^3.

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

◀ Jak obliczyć stężenie procentowe, znając stężenie molowe?

gdzie:

C_p – stężenie procentowe roztworu, %,

C_m – stężenie molowe roztworu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

M – masa molowa, $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$,

d_r – gęstość roztworu, $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$.

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

◀ Jak obliczyć stężenie molowe, znając stężenie procentowe?

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, $\frac{\text{g}}{\text{mol}}$.

Sprawdź, czy potrafisz…

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Określ, jaki rodzaj układu stanowią wymienione mieszaniny.**
   a) woda z benzyną
   b) olej z benzyną
   c) piasek z makiem
   d) olej z lodem

2. **Zaproponuj metodę rozdzielania wymienionych mieszanin na składniki. Opisz wykonywane kolejno czynności.**
   a) cukier + opiłki żelaza
   b) olej + woda
   c) woda + sól kuchenna
   d) woda + etanol

3. **Ustal, korzystając z wykresów rozpuszczalności (s. 212), czy można całkowicie rozpuścić 100 g jodku potasu KI w 75 g wody o temperaturze 10°C. Określ rodzaj powstałego roztworu (nasycony, nienasycony, nasycony z osadem).**

4. Do 200 g wody o temperaturze 80°C wprowadzono 20 g chloranu(VII) potasu $KClO_4$. **Oblicz, ile gramów tej substancji należy jeszcze dodać, aby w podanej temperaturze otrzymać roztwór nasycony.**

5. W tabeli przedstawiono rozpuszczalność siarczanu(VI) miedzi(II) $CuSO_4$ w różnych temperaturach.

Temperatura, °C	0	20	40	60	80	100
Rozpuszczalność, g/100 g wody	24	35,5	53,2	81,8	131,2	139,5

   Narysuj wykres zależności rozpuszczalności tej substancji od temperatury. Na podstawie danych odczytanych z wykresu podaj:
   a) **rozpuszczalność siarczanu(VI) miedzi(II) $CuSO_4$ w temperaturze 70°C,**
   b) **temperaturę, w której rozpuszczalność siarczanu(VI) miedzi(II) $CuSO_4$ wynosi 45 g.**

6. **Oblicz, w jakim stosunku masowym należy zmieszać ze sobą 30-procentowy roztwór wodorotlenku potasu z 10-procentowym roztworem tego związku chemicznego, aby uzyskać roztwór o stężeniu 20%.**

7. W 450 cm^3 roztworu znajduje się 0,9 mola substancji rozpuszczonej. **Oblicz stężenie molowe tego roztworu.**

8. **Oblicz, ile gramów kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4 potrzeba do sporządzenia 600 cm^3 roztworu o stężeniu 0,15 $\frac{mol}{dm^3}$.**

9. **Zaplanuj, jak przygotować 200 g wodnego roztworu cukru spożywczego (sacharozy) o stężeniu 30%. Wykonaj odpowiednie obliczenia, wymień potrzebne szkło i sprzęt laboratoryjny oraz opisz kolejne czynności.**

10. **Zaplanuj, jak przygotować 200 cm^3 0,2-molowego wodnego roztworu:**
    a) **cukru spożywczego (sacharozy),**
    b) **wodorotlenku sodu.**
    Wykonaj odpowiednie obliczenia, wymień potrzebne szkło i sprzęt laboratoryjny oraz opisz kolejne czynności.

Reakcje chemiczne w roztworach wodnych

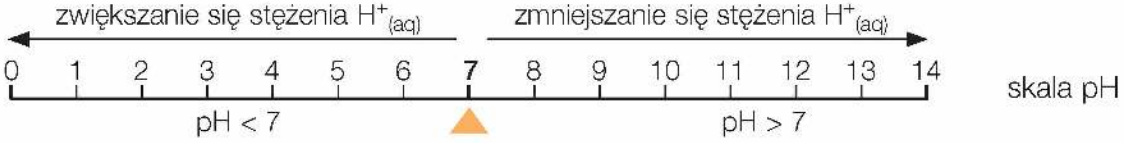
To było w szkole podstawowej!

- **Elektrolity** to substancje, które **ulegają dysocjacji jonowej** po rozpuszczeniu w wodzie lub stopieniu. Elektrolity w roztworach wodnych oraz elektrolity stopione **przewodzą prąd elektryczny.**

- **Dysocjacja jonowa** (elektrolityczna) to rozpad elektrolitów na jony dodatnie (kationy) i jony ujemne (aniony) pod wpływem cząsteczek wody. Na przykład:

$$NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^-$$

- **pH roztworu** jest miarą kwasowości roztworu, zależną od stężenia kationów wodoru $H^+_{(aq)}$ w tym roztworze.



- **Reakcja zobojętniania** to reakcja między kationami $H^+_{(aq)}$ a anionami OH^-, której produktem są cząsteczki wody:

$$H^+_{(aq)} + OH^- \longrightarrow H_2O$$

- **Reakcja strącania osadów** to reakcja chemiczna, w której wyniku powstają produkty trudno rozpuszczalne lub praktycznie nierozpuszczalne w wodzie. Na przykład:

$$Ag^+ + Cl^- \longrightarrow AgCl\downarrow$$

29. Dysocjacja elektrolityczna

Fot. 127. W trakcie rozpuszczania tabletki musującej elektrolity są uwalniane do wody i wraz z nią dostają się do organizmu.

Elektrolity, np. sole potasu (fot. 127.), mają ogromne znaczenie dla naszego organizmu, ponieważ umożliwiają m.in. przewodzenie impulsów nerwowych, niezbędnych do funkcjonowania mózgu i układu nerwowego.

Czym są elektrolity?

Elektrolity to substancje, których **wodne roztwory przewodzą prąd elektryczny** (fot. 128.). Pod wpływem cząsteczek wody ulegają one rozpadowi i tworzą jony dodatnie – kationy oraz jony ujemne – aniony. Do elektrolitów **zalicza się kwasy, wodorotlenki i sole**.

Co to jest dysocjacja elektrolityczna?

Dysocjacja elektrolityczna, nazywana też dysocjacją jonową, to **rozpad cząsteczek lub kryształów elektrolitów na jony pod wpływem cząsteczek rozpuszczalnika polarnego**, np. wody.

Jak dysocjują kwasy?

Kwasy w roztworze wodnym dysocjują **na kationy wodoru i aniony reszty kwasowej.**

Ogólne równanie procesu dysocjacji elektrolitycznej kwasów ma postać:

$$\overset{\text{I}}{\mathrm{H}_m}\overset{m}{R} \xrightleftharpoons{\mathrm{H_2O}} m\,\mathrm{H^+_{(aq)}} + R^{m-}$$

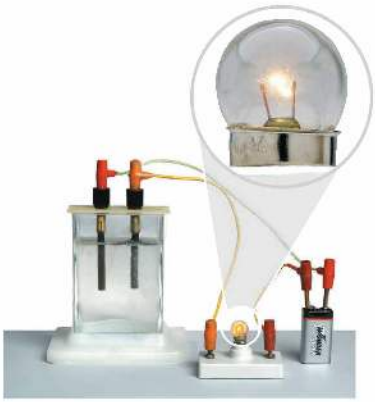
$\rightleftharpoons$ oznaczenie reakcji odwracalnej

$\mathrm{H^+_{(aq)}}$ – oznaczenie uwodnionego jonu wodoru. W roztworze wodnym jony $\mathrm{H^+}$ są otoczone cząsteczkami wody.

gdzie:
R – reszta kwasowa,
m – ładunek reszty kwasowej (liczba atomów wodoru w cząsteczce).

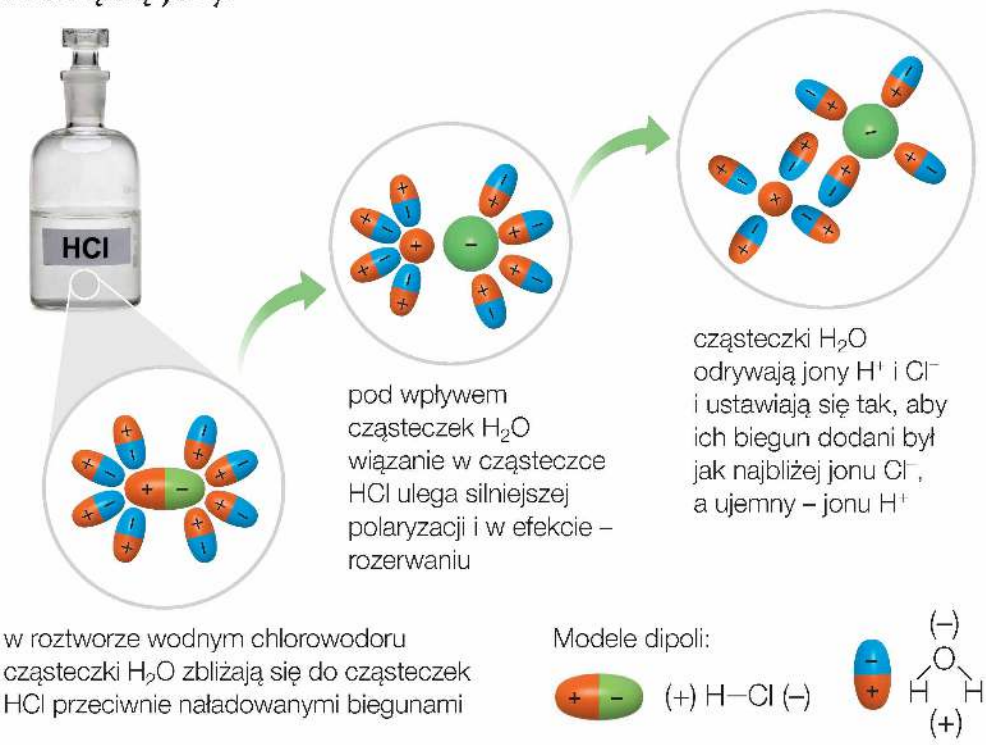
Kwasy to związki chemiczne, w których cząsteczkach występują wiązania kowalencyjne spolaryzowane (patrz s. 45). W roztworze wodnym ich cząsteczki są dipolami, czyli mają dwa bieguny: dodatni i ujemny (patrz s. 46).

Cząsteczki wody, która również jest dipolem, otaczają cząsteczki kwasu, kierując się biegunem ujemnym ku biegunowi dodatniemu, a biegunem dodatnim – ku biegunowi ujemnemu (patrz rys. 40., s. 239).

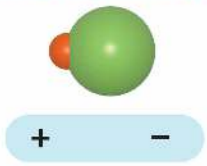


Fot. 128. O przewodzeniu prądu elektrycznego świadczy świecąca żarówka.

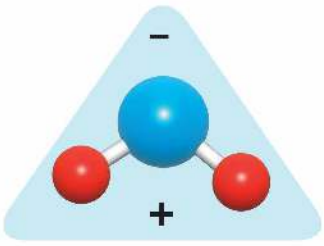
W rezultacie **wiązania chemiczne w cząsteczce kwasu ulegają dalszej polaryzacji, prowadzącej do ich rozerwania.** W ten sposób **tworzą się jony**.



Model cząsteczki HCl



Model cząsteczki H_2O



Modele atomów: wodoru, tlenu, chloru

Rys. 40. Modelowe przedstawienie procesu dysocjacji elektrolitycznej HCl w roztworze wodnym.

Proces dysocjacji elektrolitycznej kwasu chlorowodorowego można przedstawić za pomocą równania:

$$\underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{HCl} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kation wodoru}}{H^+_{(aq)}} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-}$$

$\xrightarrow{H_2O}$ oznaczenie dysocjacji nieodwracalnej

Jeśli elektrolity w roztworach wodnych występują tylko w postaci jonów, w ich równaniach dysocjacji zapisuje się strzałkę w jedną stronę: $\xrightarrow{H_2O}$.

Cząsteczki kwasów, w których występuje tylko 1 atom wodoru, czyli tzw. kwasów jednoprotonowych (np. HCl, HNO_3), **dysocjują jednostopniowo**.

Cząsteczki kwasów, w których występuje więcej niż 1 atom wodoru, w procesie dysocjacji elektrolitycznej **ulegają dysocjacji stopniowej**. Cząsteczki kwasów zawierających 2 atomy wodoru (tzw. kwasy dwuprotonowe, np. H_2S) dysocjują dwustopniowo:

I etap dysocjacji

$$\underset{\text{kwas siarkowodorowy}}{H_2S} \xrightleftharpoons{H_2O} \underset{\text{kation wodoru}}{H^+_{(aq)}} + \underset{\text{anion wodorosiarczkowy}}{HS^-}$$

II etap dysocjacji

$$\underset{\text{anion wodorosiarczkowy}}{HS^-} \xrightleftharpoons{H_2O} \underset{\text{kation wodoru}}{H^+_{(aq)}} + \underset{\text{anion siarczkowy}}{S^{2-}}$$

$\xrightleftharpoons{H_2O}$ oznaczenie dysocjacji odwracalnej

Sumaryczne równanie dysocjacji kwasu siarkowodorowego otrzymuje się w wyniku:

1. dodania stronami równań I i II etapu:

$$H_2S + HS^- \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+_{(aq)} + H^+_{(aq)} + HS^- + S^{2-}$$

2. zsumowania jednakowych jonów występujących po tej samej stronie równania (czyli $H^+_{(aq)}$) **oraz usunięcia tych samych jonów**, które występują po obydwu stronach równania w takiej samej liczbie (czyli HS^-):

$$H_2S + \cancel{HS^-} \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} 2\,H^+_{(aq)} + \cancel{HS^-} + S^{2-}$$

Zapis sumaryczny równania dysocjacji H_2S:

$$H_2S \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} 2\,H^+_{(aq)} + S^{2-}$$

Sumaryczny zapis równania dysocjacji nie **uwzględnia** produktów dysocjacji stopniowej, a **jedynie produkty końcowe**.

Cząsteczki kwasów zawierających 3 atomy wodoru (kwasy trójprotonowe, np. H_3PO_4) dysocjują trójstopniowo:

I etap dysocjacji

$$H_3PO_4 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+_{(aq)} + H_2PO_4^-$$

kwas fosforowy(V) — kation wodoru — anion diwodorofosforanowy(V)

II etap dysocjacji

$$H_2PO_4^- \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+_{(aq)} + HPO_4^{2-}$$

anion diwodorofosforanowy(V) — kation wodoru — anion wodorofosforanowy(V)

III etap dysocjacji

$$HPO_4^{2-} \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+_{(aq)} + PO_4^{3-}$$

anion wodorofosforanowy(V) — kation wodoru — anion fosforanowy(V)

Sumaryczne równanie dysocjacji otrzymuje się po dodaniu równań stronami i zsumowaniu ich oraz wykreśleniu odpowiednich jonów:

$$H_3PO_4 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} 3\,H^+_{(aq)} + PO_4^{3-}$$

Podczas bilansowania równań dysocjacji elektrolitycznej należy pamiętać o **zasadzie zachowania ładunku**.

Jak brzmi zasada zachowania ładunku?

Zgodnie z zasadą zachowania ładunku **suma ładunków po lewej stronie równania musi być równa sumie ładunków po prawej stronie równania reakcji chemicznej**. Zatem w równaniach dysocjacji elektrolitycznej suma ładunków substratów i produktów musi wynosić tyle samo:

$$H_3PO_4 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} 3\,H^+_{(aq)} + PO_4^{3-}$$

kwas fosforowy(V) — kationy wodoru — anion fosforanowy(V)

suma ładunków substratów = **suma ładunków produktów**

$$0 = 3 \cdot (+1) + (-3)$$

$$0 = 0$$

Jak dysocjują wodorotlenki?

Wodorotlenki rozpuszczalne w wodzie **dysocjują na kationy metalu** (lub kationy amonu) **i aniony wodorotlenkowe**.

Ogólne równanie procesu dysocjacji elektrolitycznej wodorotlenków ma postać:

$$\overset{n}{M}(OH)_n \xrightarrow{H_2O} M^{n+} + n\,OH^-$$

gdzie:
M – symbol metalu,
OH^- – anion wodorotlenkowy,
n – stopień utlenienia metalu (ładunek kationu metalu).

Rys. 41. Jony znajdujące się w roztworze wodnym NaOH.

Wodorotlenki to związki chemiczne, w których między jonem metalu i jonem wodorotlenkowym występują wiązania jonowe.

Gdy wodorotlenek np. NaOH (rys. 41.) oddziałuje z wodą, jony tworzące kryształ są z niego uwalniane. Dzieje się tak, ponieważ cząsteczki wody otaczają kryształ, kierując się biegunem ujemnym ku jonowi dodatniemu Na^+, a biegunem dodatnim – ku jonowi ujemnemu OH^-. W rezultacie **oddziaływanie między jonami w krysztale wodorotlenku ulega rozerwaniu**. W ten sposób **jony są uwalniane do roztworu**.

Proces dysocjacji elektrolitycznej wodorotlenku sodu można przedstawić za pomocą równania:

$$\underset{\text{wodorotlenek sodu}}{NaOH} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kation sodu}}{Na^+} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-}$$

Wodorotlenki, w których występuje **1 anion wodorotlenkowy OH^-, dysocjują jednostopniowo** (np. LiOH, KOH), a **wodorotlenki z wieloma anionami wodorotlenkowymi**, np. $Sr(OH)_2$, dysocjują **wielostopniowo**. Na przykład:

I etap dysocjacji

$$\underset{\text{wodorotlenek strontu}}{Sr(OH)_2} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kation hydroksostrontu}}{Sr(OH)^+} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-}$$

II etap dysocjacji

$$\underset{\text{kation hydroksostrontu}}{Sr(OH)^+} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kation strontu}}{Sr^{2+}} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-}$$

Sumaryczny zapis równania dysocjacji elektrolitycznej wodorotlenku strontu ma postać:

$$\underset{\text{wodorotlenek strontu}}{Sr(OH)_2} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kation strontu}}{Sr^{2+}} + \underset{\text{aniony wodorotlenkowe}}{2\,OH^-}$$

Jak dysocjują sole?

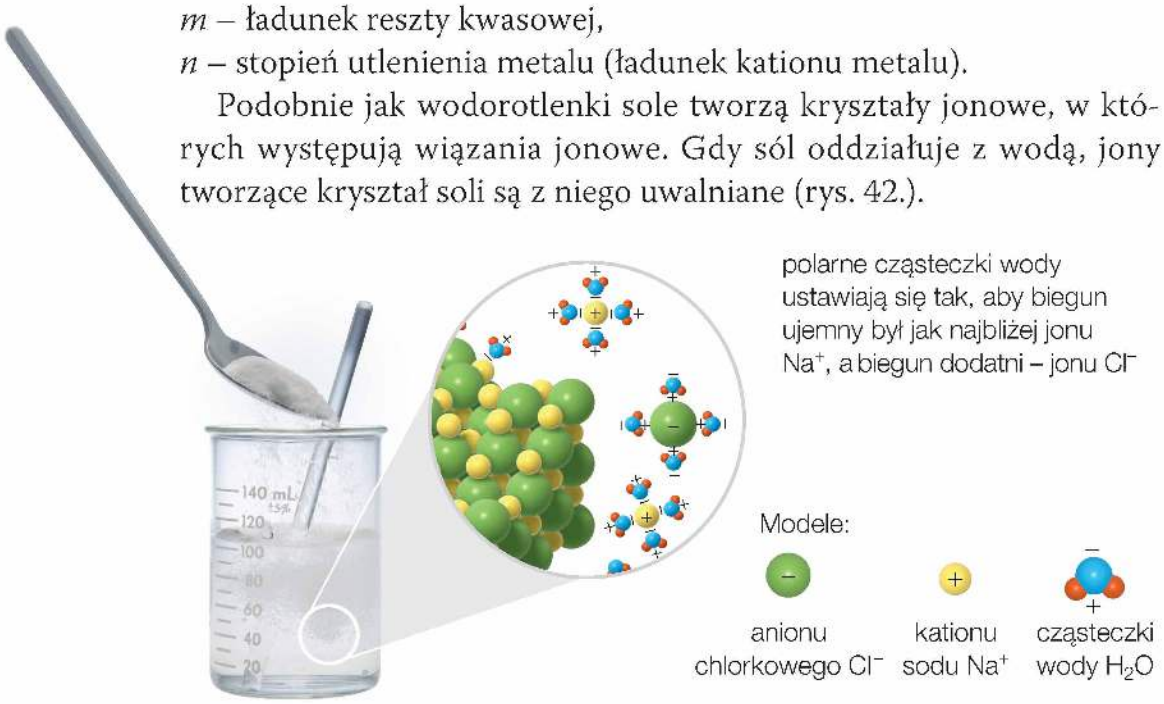
Sole dysocjują w wodzie **na kationy metalu (lub kationy amonu) i aniony reszty kwasowej**.

Ogólne równanie procesu dysocjacji elektrolitycznej soli ma postać:

$$\overset{n}{M_m}\overset{m}{R_n} \xrightarrow{H_2O} m\,M^{n+} + n\,R^{m-}$$

gdzie:
M – symbol metalu,
R – reszta kwasowa,
m – ładunek reszty kwasowej,
n – stopień utlenienia metalu (ładunek kationu metalu).

Podobnie jak wodorotlenki sole tworzą kryształy jonowe, w których występują wiązania jonowe. Gdy sól oddziałuje z wodą, jony tworzące kryształ soli są z niego uwalniane (rys. 42.).



Rys. 42. Modelowe przedstawienie procesu dysocjacji elektrolitycznej NaCl w roztworze wodnym.

Sole zawsze dysocjują jednostopniowo. Proces dysocjacji elektrolitycznej chlorku sodu można przedstawić za pomocą równania:

$$\underset{\text{chlorek sodu}}{NaCl} \xrightarrow{H_2O} \underset{\text{kation sodu}}{Na^+} + \underset{\text{anion chlorkowy}}{Cl^-}$$

Fot. 129. Po odparowaniu rozpuszczalnika substancja rozpuszczona zostaje odzyskana.

Czy dysocjacja elektrolityczna jest procesem odwracalnym?

Dysocjacja elektrolityczna **jest procesem odwracalnym**. Oznacza to, że **jony**, które powstały w wyniku tego procesu, **mogą się ponownie ze sobą połączyć**. Na przykład jony Na^+ i Cl^-, obecne w wodnym roztworze chlorku sodu, po usunięciu rozpuszczalnika (np. odparowaniu go) powtórnie tworzą kryształ (fot. 129.).

Skąd się biorą jony w czystej wodzie?

W cząsteczkach wody, podobnie jak w cząsteczkach kwasu, występują wiązania kowalencyjne spolaryzowane. Dzięki temu cząsteczki wody **mogą dysocjować pod wpływem innych cząsteczek** H_2O. Proces ten nazywa się **autodysocjacją wody**:

$$\underset{\text{woda}}{H_2O} \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} \underset{\substack{\text{kation}\\\text{wodoru}}}{H^+_{(aq)}} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{wodorotlenkowy}}}{OH^-}$$

W wyniku autodysocjacji wody powstaje **tyle samo kationów wodoru co anionów wodorotlenkowych**. Dzięki temu woda pozostaje elektrycznie obojętna. W temperaturze pokojowej stężenia jonów $H^+_{(aq)}$ i OH^- wynoszą $1 \cdot 10^{-7} \frac{mol}{dm^3}$. Jest to wartość niezwykle mała, można więc przyjąć, że **czysta woda jest bardzo słabym elektrolitem**.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Napisz równania dysocjacji elektrolitycznej związków chemicznych o podanych wzorach sumarycznych.**
   a) HI
   b) H_2SO_3
   c) NaOH
   d) $Ba(OH)_2$
   e) $NaNO_3$
   f) $CuSO_4$

2. **Napisz równania stopniowej dysocjacji elektrolitycznej związków chemicznych wymienionych w podpunktach b) i d) w zadaniu 1.**

3. Kwas fluorowodorowy stanowi wyjątkowy przypadek wśród kwasów jednoprotonowych, gdyż jest w stanie tworzyć wodorosole. Ponieważ między cząsteczkami fluorowodoru powstaje wiązanie wodorowe, tworzy on cząsteczki dimeryczne (podwójne). W rezultacie w roztworze występuje on w postaci dimerów H_2F_2. **Napisz równanie dysocjacji elektrolitycznej tego kwasu, najpierw stopniowo, a potem sumarycznie.**

4. Saletry to sole kwasu azotowego(V), które są wykorzystywane m.in. jako nawozy i środki konserwujące. Do produkcji azotowych nawozów mineralnych stosuje się np.: saletrę amonową, saletrę indyjską, saletrę chilijską i saletrę norweską. **Napisz wzory sumaryczne i równania dysocjacji elektrolitycznej tych soli.** Skorzystaj z różnych źródeł informacji.

5. Trawienie elektrochemiczne zachodzi pod wpływem prądu elektrycznego. Jest prowadzone w specjalnych kąpielach, zawierających zwykle kwas siarkowy(VI) oraz inne dodatki, np.: kwas solny, chlorek sodu, siarczan(VI) żelaza(II), siarczan(VI) sodu, fosforan(V) sodu. **Napisz wzory i symbole jonów obecnych w kąpieli do trawienia elektrochemicznego o podanym powyżej składzie.**

Zapamiętaj!

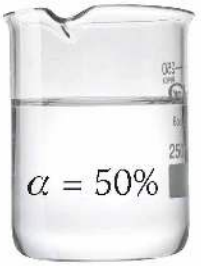
Dysocjacja elektrolityczna – rozpad cząsteczek lub kryształów elektrolitów na jony pod wpływem cząsteczek wody.

Zasada zachowania ładunku – suma ładunków elektrycznych po lewej stronie równania musi być równa sumie ładunków elektrycznych po prawej stronie równania reakcji chemicznej.

30. Stopień dysocjacji elektrolitycznej

Ze stopniem dysocjacji jest jak z wynikiem sprawdzianu. Jeśli na sprawdzianie wszystkie zadania zostały rozwiązane poprawnie, to twój stopień opanowania materiału można ocenić na 100%.

Podobnie jest z elektrolitami. Jeśli wszystkie cząsteczki elektrolitu rozpadną się na jony, to **stopień dysocjacji elektrolitycznej** α [czyt. alfa] wyniesie 100%.



To oznacza, że połowa cząsteczek elektrolitu w roztworze uległa dysocjacji...

... tak jak połowa zadań w teście została poprawnie rozwiązana.

Jak obliczyć stopień dysocjacji elektrolitycznej?

Stopień dysocjacji elektrolitycznej α **to stosunek liczby moli cząsteczek, które uległy dysocjacji elektrolitycznej, do całkowitej liczby moli cząsteczek wprowadzonych do roztworu**. Stopień dysocjacji można wyrażać w postaci ułamka lub w procentach:

$$\alpha = \frac{n_z}{n_w} \quad \text{lub} \quad \alpha = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100\%$$

gdzie:

α – stopień dysocjacji elektrolitycznej ($0 \leq \alpha \leq 1$ lub $0\% \leq \alpha \leq 100\%$),

n_z – liczba moli cząsteczek zdysocjowanych na jony, mol,

n_w – całkowita liczba moli cząsteczek wprowadzonych do roztworu, mol.

Stopień dysocjacji elektrolitycznej α można też wyrazić jako **stosunek stężenia zdysocjowanych cząsteczek elektrolitu do całkowitego stężenia roztworu**:

$$\alpha = \frac{C}{C_0} \quad \text{lub} \quad \alpha = \frac{C}{C_0} \cdot 100\%$$

gdzie:

C – stężenie molowe cząsteczek zdysocjowanych, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,

C_0 – stężenie molowe roztworu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Przykład 68.

W jaki sposób obliczyć stopień dysocjacji elektrolitycznej, znając stężenie jonów zdysocjowanych i stężenie molowe roztworu?

Oblicz stopień dysocjacji elektrolitycznej kwasu azotowego(III) HNO_2, wiedząc, że w 0,5-molowym roztworze tego kwasu znajduje się 0,01 $\frac{mol}{dm^3}$ jonów $H^+_{(aq)}$.

1 **Dane:**
$C_0 = 0{,}5\ \frac{mol}{dm^3}$
$[H^+] = 0{,}01\ \frac{mol}{dm^3}$

Szukane:
$\alpha = ?$

W przypadku kwasów jednoprotonowych $[H^+] = C$, zatem $C = 0{,}01\ \frac{mol}{dm^3}$.

2 $HNO_2 \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} H^+_{(aq)} + NO_2^-$

3 $\alpha = \frac{C}{C_0} \cdot 100\%$

$\alpha = \frac{0{,}01\ \frac{mol}{dm^3}}{0{,}5\ \frac{mol}{dm^3}} \cdot 100\%$

$\alpha = 2\%$

4 Stopień dysocjacji elektrolitycznej kwasu azotowego(III) HNO_2 w roztworze o stężeniu 0,5 $\frac{mol}{dm^3}$ wynosi 2%.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Napisz równanie dysocjacji elektrolitycznej.
3. Napisz wzór na α i podstaw do wzoru dane.
4. Napisz odpowiedź.

Przykład 69.

W jaki sposób obliczyć stężenie jonów zdysocjowanych, znając stopień dysocjacji i stężenie molowe roztworu?

Oblicz stężenie jonów wodorotlenkowych OH^- w wodnym roztworze amoniaku $NH_{3(aq)}$ o stężeniu 0,25 $\frac{mol}{dm^3}$ i stopniu dysocjacji 0,82%.

1 **Dane:**
$C_0 = 0{,}25\ \frac{mol}{dm^3}$
$\alpha = 0{,}82\%$

Szukane:
$[OH^-] = ?$

W przypadku zasad jednowodorotlenkowych: $[OH^-] = C$.

2 $NH_3 + H_2O \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} NH_4^+ + OH^-$

3 $\alpha = \frac{C}{C_0} \cdot 100\%$

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

patrz s. 246

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Napisz równanie dysocjacji elektrolitycznej.
3. Przekształć wzór na α i oblicz C.
4. Napisz odpowiedź.

$$C = \frac{0{,}82\% \cdot 0{,}25\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}}{100\%}$$

$$C = 0{,}002\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3} \qquad [OH^-] = 0{,}002\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$$

4 Stężenie jonów $[OH^-]$ w wodnym roztworze amoniaku $NH_{3(aq)}$ o stężeniu $0{,}25\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$ i $\alpha = 0{,}82\%$ wynosi $0{,}002\ \frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

Od czego zależy stopień dysocjacji elektrolitycznej?

Stopień dysocjacji elektrolitycznej zależy **od pięciu czynników**:

- **rodzaju elektrolitu** – w przypadku mocnych elektrolitów $\alpha = 1$, w przypadku słabych elektrolitów $\alpha < 1$.
- **stężenia elektrolitu** – α wzrasta, gdy stężenie roztworu się zmniejsza (tabela 25.), a w roztworach rozcieńczonych mocnych elektrolitów jest bliskie 1.
- **obecności innych jonów w roztworze** – α się obniża, gdy w roztworze znajdują się dodatkowo takie same jony jak te, które powstają w wyniku procesu dysocjacji elektrolitycznej.
- **temperatury** – α wzrasta wraz ze wzrostem temperatury.
- **rodzaju rozpuszczalnika**, czyli **od jego polarności** – np. dla HCl w wodzie $\alpha = 100\%$, w benzynie $\alpha < 1\%$.

Stopień dysocjacji elektrolitycznej może służyć do porównania mocy elektrolitów pod warunkiem, że mają takie samo stężenie molowe.

Tabela 25. Stopień dysocjacji elektrolitycznej roztworów HNO_2 o różnych stężeniach

$[HNO_2]$, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$	α
1,00	0,014
0,10	0,045
0,01	0,130

Jak można podzielić elektrolity ze względu na wartość stopnia dysocjacji elektrolitycznej?

Biorąc pod uwagę wartość stopnia dysocjacji elektrolitycznej α, elektrolity dzieli się na: mocne, średniej mocy i słabe (tabela 26.).

Tabela 26. Podział elektrolitów ze względu na wartość stopnia dysocjacji

Rodzaj elektrolitu	Wartość stopnia dysocjacji α	Przykłady
mocny	$\alpha \approx 100\%$	**kwasy**, np.: H_2SO_4, HNO_3, $HClO_4$, $HClO_3$, $HCl_{(aq)}$, $HBr_{(aq)}$, $HI_{(aq)}$ **wodorotlenki**, np.: NaOH, KOH, $Ca(OH)_2$, $Ba(OH)_2$ **sole**, np.: NaCl, KNO_3, $CaBr_2$
średniej mocy	$\alpha > 5\%$	**kwasy**, np.: H_3PO_4, $HClO_2$ **wodorotlenki**, np.: LiOH, $Mg(OH)_2$
słaby	$\alpha < 5\%$	**kwasy**, np.: HNO_2, HClO, $H_2S_{(aq)}$, $HF_{(aq)}$, H_2CO_3 **wodorotlenki**, np.: $Be(OH)_2$, $Al(OH)_3$, $Fe(OH)_3$, $Cu(OH)_2$, $NH_{3(aq)}$

Jakie właściwości mają mocne elektrolity?

mocny elektrolit
$\alpha = 1$
lub
$\alpha = 100\%$

Roztwory mocnych elektrolitów ze względu na większą liczbę jonów **lepiej przewodzą prąd elektryczny** od roztworów słabych elektrolitów o tym samym stężeniu molowym.

W wodnym rozcieńczonym roztworze mocnego elektrolitu oprócz cząsteczek wody **występują wyłącznie jony**, a w wodnym roztworze słabego elektrolitu – także niezdysocjowane cząsteczki elektrolitu, których często jest znacznie więcej niż jonów (rys. 43.).

W rozcieńczonym roztworze występują tylko jony elektrolitu – wszystkie cząsteczki elektrolitu są zdysocjowane.

W rozcieńczonym roztworze występują przede wszystkim cząsteczki elektrolitu – tylko niewielka część z nich dysocjuje na jony.

Rys. 43. Drobiny obecne w roztworach kwasów mocnego (HCl) i słabego (HNO_2).

Jakie wartości przyjmuje stopień dysocjacji α w dysocjacji stopniowej elektrolitu?

Wartość stopnia dysocjacji elektrolitycznej α jest inna dla każdego etapu dysocjacji wielostopniowej, która zachodzi w tej samej temperaturze (tabela 27.).

Tabela 27. Wartości stopnia dysocjacji α dla kolejnych etapów dysocjacji H_3PO_4

Etap dysocjacji	Równanie dysocjacji elektrolitycznej	Stopień dysocjacji α, %*
I	$H_3PO_4 \xrightleftharpoons{H_2O} H^+_{(aq)} + H_2PO_4^-$	$\alpha_1 = 24$
II	$H_2PO_4^- \xrightleftharpoons{H_2O} H^+_{(aq)} + HPO_4^{2-}$	$\alpha_2 = 0{,}2$
III	$HPO_4^{2-} \xrightleftharpoons{H_2O} H^+_{(aq)} + PO_4^{3-}$	$\alpha_3 = 0{,}02$

* Wartości stopnia dysocjacji elektrolitycznej dla roztworu o stężeniu 0,1 $\frac{mol}{dm^3}$ wg Pazdro K.M., Rola-Noworyta A., *Zbiór zadań z chemii dla liceów i techników*, Oficyna Edukacyjna, Warszawa 2015.

Każdy kolejny etap dysocjacji elektrolitycznej ma niższą wartość stopnia dysocjacji ($\alpha_1 > \alpha_2 > \alpha_3$), czyli dysocjacja elektrolityczna zachodzi w coraz mniejszym stopniu (patrz tabela 27., s. 247).

W roztworze kwasu fosforowego(V) oprócz jonów **będą także występować niezdysocjowane cząsteczki** kwasu fosforowego(V).

Jeśli $\alpha_1 = 24\%$, to oznacza, że tylko 24% cząsteczek kwasu o podanym stężeniu zdysocjowało, a równocześnie aż 76% cząsteczek tego kwasu nie uległo dysocjacji elektrolitycznej.

Wśród jonów w roztworze najwięcej będzie **kationów $H^+_{(aq)}$**, ponieważ **powstają one na każdym etapie dysocjacji elektrolitycznej**.

Roztwór kwasu fosforowego(V) będzie zawierał **niewielką liczbę anionów PO_4^{3-}** oraz nieco **większą liczbę anionów HPO_4^{2-} i anionów $H_2PO_4^-$**, będących produktami kolejnych etapów dysocjacji elektrolitycznej. Wartości stężeń cząsteczek i jonów kwasu H_3PO_4 można uszeregować od największego do najmniejszego:

$$[H_3PO_4] > [H^+] > [H_2PO_4^-] > [HPO_4^{2-}] > [PO_4^{3-}]$$

Zależność, że każdy kolejny etap dysocjacji ma niższą wartość stopnia dysocjacji ($\alpha_1 > \alpha_2 > \alpha_3 > \ldots$), będzie spełniona także dla zasad wielowodorotlenowych, które tak jak kwasy wieloprotonowe mogą dysocjować stopniowo.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Wyznaczono wartości stopni dysocjacji 0,1-molowego roztworu kwasu difosforowego(V) o wzorze $H_4P_2O_7$: $\alpha_1 = 67{,}5\%$, $\alpha_2 = 42{,}8\%$, $\alpha_3 = 0{,}4\%$, $\alpha_4 = 0{,}025\%$. **Uszereguj cząsteczki i jony tego roztworu w kolejności od największego do najmniejszego stężenia.**

2. Kwas chlorowy(I) to słaby kwas. Ze względu na właściwości utleniające stosuje się go do wybielania i odbarwiania tkanin – zarówno w przemyśle, jak i w wybielaczach do użytku domowego. **Oblicz stopień dysocjacji α roztworu HClO o stężeniu 0,01 $\frac{mol}{dm^3}$, gdy stężenie molowe jonów $H^+_{(aq)}$ wynosi $1{,}7 \cdot 10^{-5}$ $\frac{mol}{dm^3}$.**

3. Ocet spirytusowy, czyli roztwór kwasu octowego CH_3COOH, to popularny środek konserwujący, dostępny w dwóch stężeniach: 6% i 10%. Kwas octowy dysocjuje zgodnie z równaniem:

$$CH_3COOH \overset{H_2O}{\rightleftharpoons} CH_3COO^- + H^+_{(aq)}$$

Oblicz stopnie dysocjacji α dwóch rodzajów octu, wiedząc, że stężenie jonów zdysocjowanych w occie 6-procentowym wynosi 0,0043 $\frac{mol}{dm^3}$, a w occie 10-procentowym 0,0056 $\frac{mol}{dm^3}$. Przyjmij, że zarówno ocet 6-procentowy, jak i ten 10-procentowy mają gęstość 1,05 $\frac{g}{cm^3}$.

Zapamiętaj!

Stopień dysocjacji elektrolitycznej – stosunek liczby moli cząsteczek, które uległy dysocjacji elektrolitycznej, do całkowitej liczby moli cząsteczek wprowadzonych do roztworu lub stosunek stężenia zdysocjowanych cząsteczek elektrolitu do jego całkowitego stężenia w roztworze:

$$\alpha = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100\%$$

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

Mocny elektrolit
$\alpha = 1$ lub $\alpha = 100\%$

Słaby elektrolit
$\alpha = 0{,}05$ lub $\alpha < 5\%$

31. Odczyn i pH roztworu

Odczyn roztworu można określić **za pomocą wskaźników kwasowo-zasadowych**, np. uniwersalnego papierka wskaźnikowego (fot. 130.), roztworu oranżu metylowego lub roztworu fenoloftaleiny.

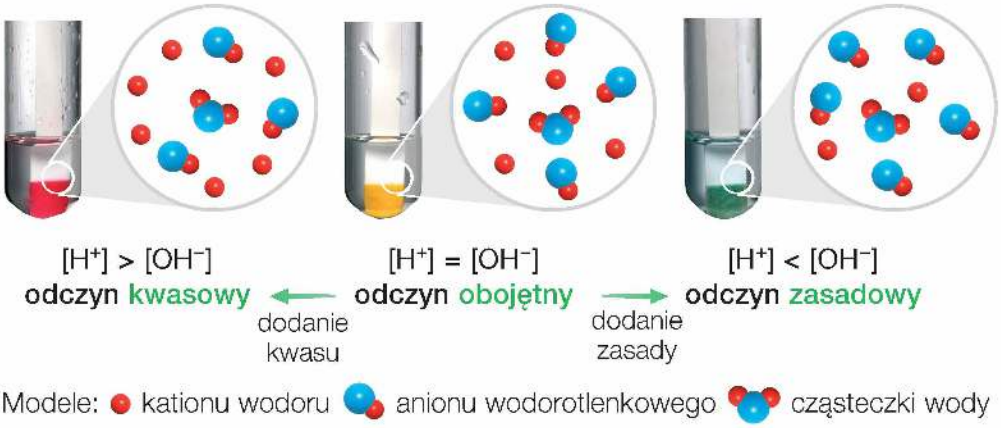
Fot. 130. Uniwersalne papierki wskaźnikowe.

Od czego zależy odczyn roztworu?

Odczyn roztworu zależy **od stężeń molowych obecnych w nim jonów $H^+_{(aq)}$ i OH^-** oraz ich wzajemnego stosunku (fot. 131.).

W wodzie destylowanej **stężenie molowe kationów wodoru $H^+_{(aq)}$ jest równe stężeniu molowemu anionów wodorotlenkowych OH^-**. Woda destylowana **ma odczyn obojętny**.

W roztworze kwasu oprócz jonów $H^+_{(aq)}$ i OH^- pochodzących z autodysocjacji wody **obecne są** także **kationy wodoru $H^+_{(aq)}$** z dysocjacji kwasu. Sumaryczne stężenie molowe kationów $H^+_{(aq)}$ jest większe od stężenia molowego anionów OH^-. Roztwór kwasu **ma odczyn kwasowy**. Im **większe jest stężenie molowe w roztworze jonów $H^+_{(aq)}$, tym bardziej kwasowy odczyn ma roztwór i tym bardziej intensywna jest czerwona barwa** uniwersalnego papierka wskaźnikowego.



Fot. 131. Roztwory o odczynie kwasowym, obojętnym i zasadowym z odpowiednio zabarwionym uniwersalnym papierkiem wskaźnikowym.

W roztworze wodorotlenku oprócz jonów $H^+_{(aq)}$ i OH^- pochodzących z autodysocjacji wody **obecne są** też **aniony wodorotlenkowe OH^-** z dysocjacji wodorotlenku. Sumaryczne stężenie molowe anionów OH^- jest większe od stężenia molowego kationów wodoru $H^+_{(aq)}$. Roztwór wodorotlenku **ma odczyn zasadowy**. Im **większe jest stężenie molowe w roztworze jonów OH^-, tym bardziej zasadowy odczyn ma roztwór i tym bardziej intensywna jest niebieska barwa** uniwersalnego papierka wskaźnikowego.

Korzystając ze wskaźników kwasowo-zasadowych, nie można precyzyjnie określić wartości pH roztworu. Do jej wyznaczania stosuje się pehametry (fot. 132.).

Fot. 132. Pehametr umożliwia pomiar pH z dokładnością do 0,001 jednostki.

Czym jest pH roztworu?

pH [czyt. pe ha] roztworu **jest miarą kwasowości roztworu**, zależną od stężenia molowego jonów $H^+_{(aq)}$ w tym roztworze.

Czym jest pOH roztworu?

pOH [czyt. pe o ha] roztworu **jest miarą zasadowości roztworu**, zależną od stężenia molowego jonów OH^- w tym roztworze.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz pH.
3. Oblicz pOH.
4. Napisz odpowiedź.

Przykład 70.

Jak obliczyć pH i pOH, znając stężenie molowe jonów $H^+_{(aq)}$?

Oblicz pH i pOH roztworu, w którym stężenie molowe jonów $H^+_{(aq)}$ wynosi $10^{-5}\ \frac{mol}{dm^3}$.

1. **Dane:**
   $[H^+] = 10^{-5}\ \frac{mol}{dm^3}$
   Szukane:
   pH = ?
   pOH = ?
2. $pH = -\log [H^+]$ $\quad pH = -\log [10^{-5}]$ $\quad pH = 5$
3. $pH + pOH = 14$
   $pOH = 14 - pH$
   $pOH = 14 - 5$
   $pOH = 9$
4. Roztwór, w którym stężenie molowe jonów $H^+_{(aq)}$ wynosi $10^{-5}\ \frac{mol}{dm^3}$, ma pH = 5, a pOH = 9.

Plan rozwiązywania

1. Wypisz dane i szukane.
2. Oblicz $[H^+]$.
3. Oblicz pOH.
4. Oblicz $[OH^-]$.
5. Napisz odpowiedź.

Przykład 71.

W jaki sposób obliczyć stężenia molowe jonów $H^+_{(aq)}$ i OH^-, znając wartość pH?

Oblicz stężenie molowe jonów $H^+_{(aq)}$ i OH^- w roztworze o pH = 2.

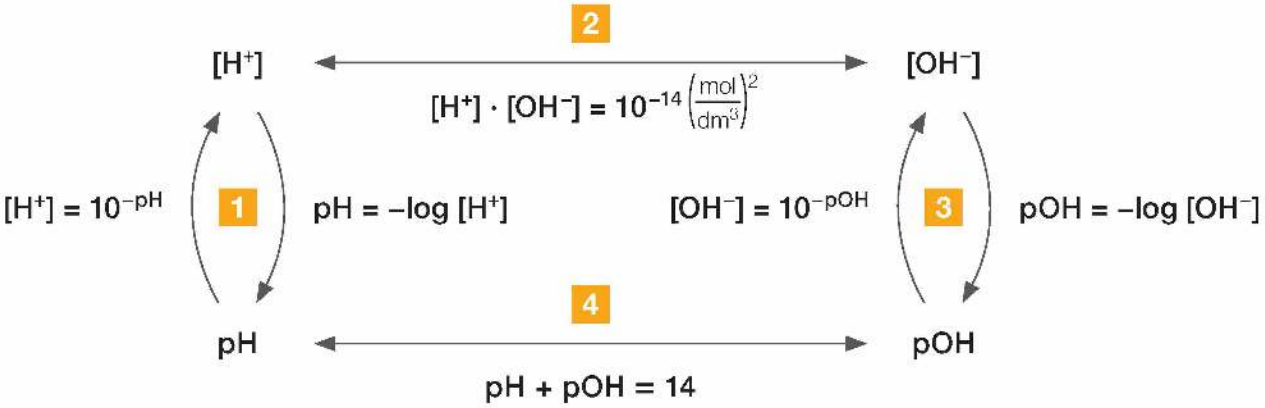
1. **Dane:**
   pH = 2
   Szukane:
   $[H^+]$ = ?
   $[OH^-]$ = ?
2. $[H^+] = 10^{-pH}$ $\quad [H^+] = 10^{-2}\ \frac{mol}{dm^3}$
3. $pH + pOH = 14$
   $pOH = 14 - pH$
   $pOH = 14 - 2$
   $pOH = 12$
4. $[OH^-] = 10^{-pOH}$ $\quad [OH^-] = 10^{-12}\ \frac{mol}{dm^3}$
5. W roztworze o pH = 2 stężenia molowe jonów $H^+_{(aq)}$ i OH^- wynoszą odpowiednio: $10^{-2}\ \frac{mol}{dm^3}$ i $10^{-12}\ \frac{mol}{dm^3}$.

Krok po kroku

Obliczanie pH i pOH

Jeśli zna się wartość pH lub pOH roztworu, można obliczyć stężenie molowe zawartych w nim jonów wodoru $H^+_{(aq)}$ i jonów wodorotlenkowych OH^-, i odwrotnie – jeżeli zna się stężenie molowe jonów $H^+_{(aq)}$ lub OH^-, można obliczyć wartość pH oraz pOH roztworu.

Jak obliczyć pOH oraz stężenie molowe jonów $H^+_{(aq)}$ i OH^- w roztworze o pH = 6?



1 Oblicz stężenie molowe jonów $H^+_{(aq)}$.

Jeżeli pH = 6, to stężenie molowe jonów $H^+_{(aq)}$ wynosi $10^{-6}\ \frac{mol}{dm^3}$, bo:

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

$[H^+] = 10^{-6}\ \frac{mol}{dm^3}$

2 Oblicz stężenie molowe jonów OH^-.

Gdy $[H^+] = 10^{-6}\ \frac{mol}{dm^3}$, to $[OH^-] = 10^{-8}\ \frac{mol}{dm^3}$, bo:

$[H^+] \cdot [OH^-] = 10^{-14}\ \left(\frac{mol}{dm^3}\right)^2$

$[OH^-] = \frac{10^{-14}\ \left(\frac{mol}{dm^3}\right)^2}{10^{-6}\ \frac{mol}{dm^3}}$

$[OH^-] = 10^{-8}\ \frac{mol}{dm^3}$

3 Oblicz pOH.

Jeżeli stężenie molowe jonów OH^- jest równe $10^{-8}\ \frac{mol}{dm^3}$, to pOH = 8, bo:

$pOH = -\log [OH^-]$

$pOH = -\log [10^{-8}]$

$pOH = 8$

4 Sprawdź poprawność obliczeń.

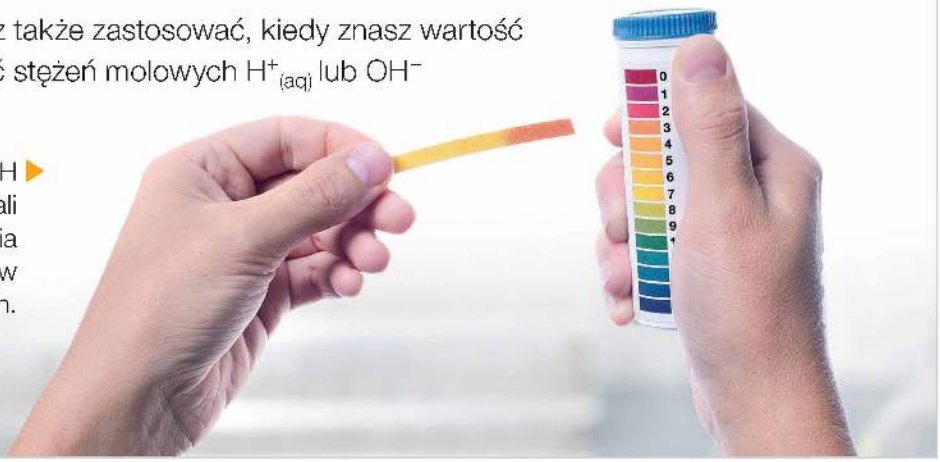
Wiesz, że pH = 6, a obliczone pOH = 8, zatem:

$pH + pOH = 14$

$6 + 8 = 14$

$14 = 14$ ◀ Obliczenia są poprawne.

Tę metodę obliczeń możesz także zastosować, kiedy znasz wartość pOH roztworu albo wartość stężeń molowych $H^+_{(aq)}$ lub OH^- w roztworze.



Przybliżoną wartość pH ▶ odczytuje się ze skali dołączonej do opakowania uniwersalnych papierków wskaźnikowych.

Czym jest skala pH?

To skala liczbowa, która obejmuje wartości od 0 do 14 (rys. 44.).

Rys. 44. Skala pH.

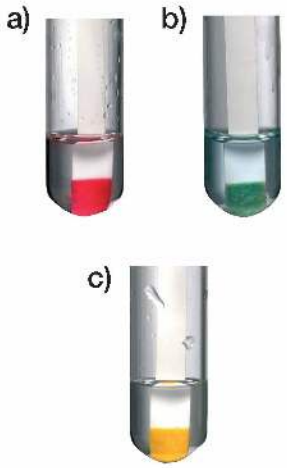
Jaki odczyn i pH mają wodne roztwory kwasów, zasad i soli?

Odczyn wodnego roztworu soli może być obojętny, kwasowy lub zasadowy.

Doświadczenie 26.

Badanie odczynu i pH wodnych roztworów kwasu, zasady i soli

Odczynniki: 10-procentowe roztwory: kwasu siarkowego(VI), wodorotlenku sodu, chlorku sodu, azotanu(III) sodu, uniwersalne papierki wskaźnikowe.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, statyw do probówek.
Instrukcja: Do 1. probówki dodaj niewielką ilość roztworu kwasu siarkowego(VI), do 2. probówki roztworu wodorotlenku sodu, do 3. probówki roztworu chlorku sodu, a do 4. roztworu azotanu(III) sodu. W każdej z probówek zanurz uniwersalny papierek wskaźnikowy i porównaj jego barwę ze skalą umieszczoną na opakowaniu.



Fot. 133. Barwy uniwersalnego papierka wskaźnikowego w roztworach o odczynie kwasowym (a), zasadowym (b) i obojętnym (c).

Obserwacje: W probówce 1. uniwersalny papierek wskaźnikowy przyjął barwę czerwoną (fot. 133.a), w probówkach 2. i 4. barwę zieloną (fot. 133.b), a w probówce 3. pozostał żółty (fot. 133.c).
Wniosek: Roztwór H_2SO_4 ma odczyn kwasowy, czyli jego pH < 7, roztwory NaOH i $NaNO_2$ mają odczyn zasadowy, czyli ich pH > 7, natomiast roztwór NaCl ma odczyn obojętny i pH = 7.

Dysocjacja H_2SO_4, NaOH, NaCl i $NaNO_2$ przebiega zgodnie z równaniami:

$H_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2\,H^+_{(aq)} + SO_4^{2-}$ — Jony $H^+_{(aq)}$ odpowiadają za **odczyn kwasowy** roztworu.

$NaOH \xrightarrow{H_2O} Na^+ + OH^-$ — Jony OH^- odpowiadają za **odczyn zasadowy** roztworu.

NaCl to **sól mocnego kwasu** HCl **i mocnej zasady** NaOH.

$NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^-$ — Jony Na^+ i Cl^- pochodzące od mocnych elektrolitów **nie reagują z wodą**.

$NaNO_2 \xrightarrow{H_2O} Na^+ + NO_2^-$ — Jony NO_2^- **reagują z wodą**.

$Na^+ + NO_2^- + H_2O \xrightarrow{H_2O} Na^+ + HNO_2 + OH^-$

$NO_2^- + H_2O \xrightarrow{H_2O} HNO_2 + OH^-$ — Nadmiar jonów OH^- odpowiada za **odczyn zasadowy** roztworu.

$NaNO_2$ to **sól słabego kwasu** HNO_2 **i mocnej zasady** NaOH.

W jaki sposób odczyn roztworów wpływa na środowisko przyrodnicze?

Doświadczenie 27.

Badanie odczynu gleby

Odczynnik: próbka gleby.
Sprzęt laboratoryjny: kwasomierz Helliga.
Instrukcja: Niewielką porcję gleby wsyp do okrągłego zagłębienia w płytce kwasomierza i lekko ugnieć. Dodawaj po kropli płynu Helliga, tak aby nad powierzchnią próbki utworzyła się warstwa płynu. Odczekaj 2–3 min, a następnie przechyl lekko płytkę kwasomierza, aby płyn przepłynął do kanalika. Odczytaj wartość pH, porównując zabarwienie odczynnika ze skalą umieszczoną na kwasomierzu.

Fot. 134. Badanie odczynu gleby kwasomierzem Helliga.

Obserwacje: Płyn Helliga zmienił barwę (fot. 134.).
Wniosek: Wartość pH badanej gleby można odczytać, korzystając ze skali umieszczonej na kwasomierzu. Wartość pH badanej gleby wynosi 5.

Wiedza o tym, jakie pH ma gleba, ułatwia uzyskanie bogatszych plonów (fot. 135.). Większość roślin **najlepiej rośnie na glebie o odczynie obojętnym lub lekko kwasowym** (tabela 28.). Na glebie o innym odczynie rośliny te nie rosną lub rosną wolniej.

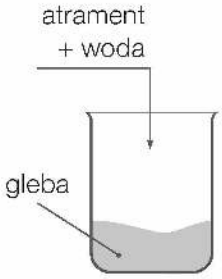
Fot. 135. Borówka amerykańska najlepiej owocuje na glebie o odczynie kwasowym (pH gleby 3,8–4,8).

Jakie właściwości ma gleba?

Doświadczenie 28.

Badanie właściwości sorpcyjnych gleby

Odczynniki: próbka gleby, atrament, woda.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewki (o pojemności 150 cm^3), lejek, sączek z bibuły, bagietka.
Instrukcja: Do pierwszej zlewki wsyp 10 g gleby, następnie wlej 50 cm^3 roztworu atramentu w wodzie – w proporcji objętościowej 1 : 9 – (schemat). Zawartość zlewki dokładnie wymieszaj i odstaw na 30 min. Po upływie tego czasu przesącz powstałą zawiesinę. Opisz wygląd przesączu.



Obserwacje: Niebieski roztwór atramentu po wymieszaniu z glebą i przesączeniu staje się bezbarwny.
Wniosek: Gleba zaadsorbowała część barwnika znajdującego się w atramencie, a zatem ma właściwości sorpcyjne.

Gleba wchłania i zatrzymuje m.in. wodę, cząsteczki oraz jony. Pochłonięte przez glebę substancje odżywcze i mineralne umożliwiają odżywianie roślin przez system korzeniowy.

Gleba pochłania też wiele związków toksycznych, dlatego przyczynia się do oczyszczania wód opadowych i gruntowych.

Tabela 28. Wartości pH gleby dla wybranych roślin

Roślina	Wartość pH gleby
malina	5,0–6,0
pomidor	5,5–6,5
marchew	6,0–7,0

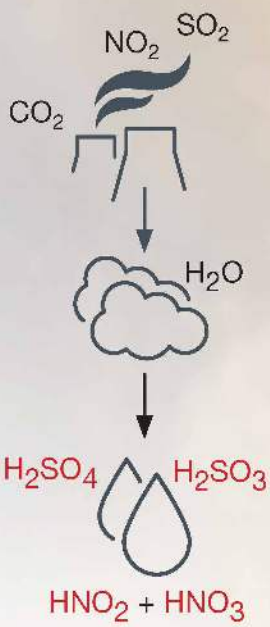
Krok po kroku

Zanieczyszczenia środowiska przyrodniczego

Ochrona powietrza to kluczowy element w walce z zanieczyszczeniami środowiska przyrodniczego. Wszystkie substancje, które powodują skażenie powietrza, wracają na Ziemię razem z opadami i zanieczyszczają wodę oraz glebę.

Jakie pierwiastki i związki chemiczne zanieczyszczają powietrze, wodę i glebę?

1. **Metale**, m.in.: ołów, rtęć, miedź, cynk, kadm, arsen, wapń, glin i mangan.
2. **Pyły** zawierające metale, m.in.: **glin**, **żelazo**, **mangan** i ich związki.
3. **Tlenki** azotu, węgla i siarki – niektóre z nich łączą się w atmosferze z parą wodną i tworzą kwaśne opady:



SO_2 + H_2O ⟶ H_2SO_3
tlenek siarki(IV) — woda — kwas siarkowy(IV)

$2\,SO_2$ + O_2 $\xrightarrow{\text{katalizator}}$ $2\,SO_3$
tlenek siarki(IV) — tlen — tlenek siarki(VI)

SO_3 + H_2O ⟶ H_2SO_4
tlenek siarki(VI) — woda — kwas siarkowy(VI)

$2\,NO_2$ + H_2O ⟶ HNO_2 + HNO_3
tlenek azotu(IV) — woda — kwas azotowy(III) — kwas azotowy(V)

4. **Sole** azotu i fosforu, m.in.: saletra amonowa NH_4NO_3, superfosfat $Ca(H_2PO_4)_2$.
5. **Związki organiczne** (m.in. freony).

W jaki sposób sprawdzić jakość powietrza?

Jakość powietrza określa się, korzystając z odpowiednich norm. Gdy podane w nich wartości zostają przekroczone, stanowi to zagrożenie dla naszego zdrowia i życia. Stężenie w powietrzu substancji tworzących smog podaje się w jednostkach **ppm** [czyt. pi pi em] (od ang. ***parts per million*** – części na milion). Na przykład dopuszczalne stężenie tlenku azotu(IV) w powietrzu wynosi 460 ppm.

Do badania jakości powietrza wykorzystuje się m.in. drony.

Jakie są źródła zanieczyszczeń powietrza, wody i gleby?

Największym zagrożeniem dla czystości powietrza, wody i gleby jest działalność człowieka.

1. **Energetyka**, m.in.: elektrownie, ciepłownie i elektrociepłownie.
2. **Przemysł**, m.in.: metalurgiczny, spożywczy, farmaceutyczny, ciężki (przeróbka ropy naftowej, cementownie, hutnictwo).
3. **Transport**, m.in.: samochodowy, kolejowy, powietrzny i wodny.
4. **Gospodarka komunalna**, m.in.: gromadzenie i utylizacja odpadów stałych (wysypiska) oraz ścieków (oczyszczalnie).
5. **Gospodarka rolna**, m.in. nawożenie gleby, hodowla bydła.

Jakie są skutki zanieczyszczeń powietrza, wody i gleby?

Zanieczyszczenia powietrza, wody i gleby wpływają negatywnie na zdrowie ludzi, zwierząt i roślin oraz stan wód i gleby.

Kwaśne opady

Tlenki SO_2, NO_2 w postaci kwaśnych opadów wracają na Ziemię i niszczą środowisko przyrodnicze, m.in. roślinność.

Zakwaszenie wód

W wodach zakwaszonych przez kwaśne opady giną ryby i inne organizmy wodne.

Degradacja gleby

Wycinanie lasów i nieprawidłowe uprawianie gleby obniża jej jakość, zmniejsza wydajność plonów, a zatem ogranicza możliwość produkcji rolnej.

Smog

Tlenki SO_2, CO_2, NO_2 wraz z parą wodną osadzają się na cząstkach pyłów sadzy i tworzą drażniącą mgłę przemysłową, która może powodować m.in. stany zapalne oczu i płuc oraz rozwój chorób serca.

Fot. 136. Maska przeciwsmogowa – zatrzymuje substancje szkodliwe dla organizmu.

Degradacji gleby można zapobiec, stosując zasady zrównoważonego rozwoju, czyli **pielęgnując grunty** o walorach ekologicznych, **ograniczając wydobycie kopalin**, **nawadniając grunty suche** i **odwadniając podmokłe**. Trzeba również ograniczać **emisję zanieczyszczeń i spalin**, odpowiednio utylizować odpady oraz **racjonalnie stosować nawozy sztuczne**, a także środki ochrony roślin.

Czym jest smog i jak powstaje?

Smog to **zjawisko zanieczyszczenia powietrza atmosferycznego**. Znane są dwa rodzaje smogu (fot. 136.):

smog

smog klasyczny,
tzw. smog londyński

Powstaje w wyniku spalania węgla zanieczyszczonego związkami siarki. Produktami spalania są SO_2 i cząstki sadzy, na których mogą się kondensować krople wody, co skutkuje powstaniem smogu.

smog fotochemiczny,
tzw. smog typu Los Angeles

Powstaje w wyniku spalania m.in. benzyny – w pojazdach mechanicznych. Do atmosfery emitowane są: tlenki azotu i węglowodory. Na skutek reakcji chemicznych zachodzących między tymi związkami chemicznymi powstaje smog. Sprzyjają temu duże nasłonecznienie i ruch samochodowy.

Zapamiętaj!

pH – miara kwasowości roztworu zależna od stężenia molowego jonów $H^+_{(aq)}$ w tym roztworze:
pH = –log [H⁺]

pOH – miara zasadowości roztworu zależna od stężenia molowego jonów OH^- w tym roztworze:
pOH = –log [OH⁻]

Skala pH – skala liczbowa, która obejmuje wartości od 0 do 14.

Właściwości sorpcyjne gleby – zdolność gleby do pochłaniania gazów i par z powietrza, cząsteczek lub jonów z roztworów oraz mikroorganizmów i drobnych cząstek glebowych z zawiesin znajdujących się w glebie.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Określ odczyn i możliwe zabarwienie uniwersalnego papierka wskaźnikowego zanurzonego w roztworze, w którym stężenie molowe jonów $H^+_{(aq)}$ wynosi $10^{-11}\ \frac{mol}{dm^3}$.**

2. Sok pomidorowy ma pH w przybliżeniu równe 4, a sok z cytryny – ok. 3. **W którym roztworze stężenie molowe jonów OH^- jest mniejsze? Uzasadnij odpowiedź.**

3. Dane są dwa roztwory pewnych substancji. W roztworze 1. stężenie molowe jonów $H^+_{(aq)}$ wynosi $10^{-8}\ \frac{mol}{dm^3}$, a w roztworze 2. stężenie molowe jonów $H^+_{(aq)} = 10^{-6}\ \frac{mol}{dm^3}$. **Ustal, który roztwór ma wyższą wartość pH.**

4. Naturalnymi wskaźnikami kwasowo-zasadowymi są esencja herbaciana i sok z czerwonej kapusty. Ich barwa w roztworach o różnych odczynach się zmienia (tabela).

Wskaźnik	Barwa wskaźnika w roztworze o odczynie		
	kwasowym	obojętnym	zasadowym
esencja herbaciana	żółta	jasnobrązowa	ciemnobrunatna
sok z czerwonej kapusty	jasnoczerwona	jasnofioletowa	zielona

Ustal barwy tych wskaźników w roztworze, w którym:
a) pH = 5, b) pOH = 5, c) $[OH^-] = 10^{-12}\ \frac{mol}{dm^3}$.

32. Reakcje zobojętniania i reakcje strącania osadów

Przed smażeniem ryb często skrapia się je sokiem z cytryny (fot. 137.). Zachodzi wtedy reakcja zobojętniania, nazywana też reakcją neutralizacji, dzięki której zanika charakterystyczny zapach surowych ryb.

Fot. 137. Substancje zawarte w cytrynie neutralizują zapach ryby.

Czym jest reakcja zobojętniania?

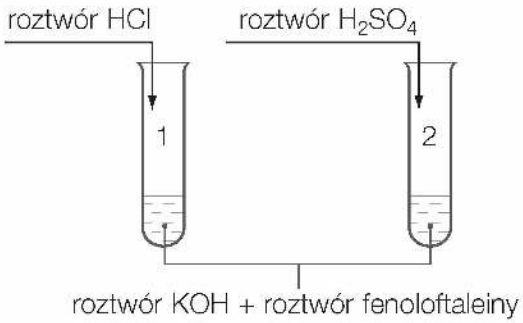
Doświadczenie 29. HCl H_2SO_4 KOH

Otrzymywanie soli przez działanie kwasem na wodorotlenek

Odczynniki: 1-molowy kwas chlorowodorowy, 1-molowy roztwór kwasu siarkowego(VI), 1-molowy roztwór wodorotlenku potasu, roztwór fenoloftaleiny.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, pipety, statyw do probówek.

Instrukcja: Przygotuj 2 probówki z roztworem wodorotlenku potasu. Do każdej z nich dodaj po jednej kropli roztworu fenoloftaleiny. Następnie do probówki 1. dodawaj kroplami kwas chlorowodorowy, a do probówki 2. – roztwór kwasu siarkowego(VI) (schemat).



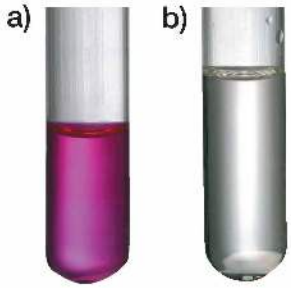
Obserwacje: Roztwór wodorotlenku potasu po dodaniu roztworu fenoloftaleiny w obydwu probówkach zabarwił się na malinowo (fot. 138.a), a po dodaniu kwasów odbarwił się (fot. 138.b).

Wniosek: W probówkach 1. i 2. zaszły reakcje chemiczne, a odczyn obydwu roztworów uległ zmianie. Z roztworu substancji o odczynie zasadowym powstał roztwór substancji o odczynie obojętnym.

Reakcja chemiczna mocnego kwasu z mocną zasadą, **w wyniku której powstają cząsteczki wody, jest** nazywana **reakcją zobojętniania.**

Ogólne równanie reakcji zobojętniania ma postać:

$$\underset{\text{kation wodoru}}{H^+_{(aq)}} + \underset{\text{anion wodorotlenkowy}}{OH^-} \longrightarrow \underset{\text{cząsteczka wody}}{H_2O}$$



Fot. 138. Otrzymywanie soli: a) roztwór KOH z fenoloftaleiną; b) odbarwienie fenoloftaleiny pod wpływem HCl lub H_2SO_4.

W jaki sposób można zapisać równanie reakcji zobojętniania?

Równanie reakcji zobojętniania można przedstawić, stosując:

- **zapis cząsteczkowy**, w którym substraty i produkty zapisuje się w formie niezdysocjowanej,
- **pełny zapis jonowy**, w którym reagenty zdysocjowane lub rozpuszczalne w wodzie zapisuje się w postaci jonów, a związki niezdysocjowane lub nierozpuszczalne – w formie niezdysocjowanej,
- **skrócony zapis jonowy**, w którym zapisuje się wyłącznie te jony, które uczestniczą w reakcji chemicznej i tworzą produkt opuszczający środowisko reakcji chemicznej (niezdysocjowany, nierozpuszczalny lub gazowy).

Plan rozwiązywania

1. Napisz i uzgodnij równanie reakcji chemicznej, stosując zapis cząsteczkowy.
2. Rozpisz na jony substraty i produkty reakcji, które ulegają dysocjacji, oraz podkreśl te jony, które się powtarzają po obydwu stronach równania.
3. Przepisz te jony, które nie zostały podkreślone w punkcie 2.

Przykład 72.

W jaki sposób przedstawić równanie reakcji zobojętniania, stosując zapis cząsteczkowy, pełny zapis jonowy i skrócony zapis jonowy?

Napisz równanie reakcji zobojętniania kwasu siarkowego(VI) za pomocą wodorotlenku potasu, stosując zapis cząsteczkowy, pełny zapis jonowy i skrócony zapis jonowy.

1. Liczba atomów lub jonów po lewej stronie równania (substratów) musi być równa liczbie atomów lub jonów po prawej stronie równania (produktów).

Zapis cząsteczkowy:

$$H_2SO_4 + 2\,KOH \longrightarrow K_2SO_4 + 2\,H_2O$$

2. **Pełny zapis jonowy:**

$$2\,H^+_{(aq)} + \underline{SO_4^{2-}} + \underline{2\,K^+} + 2\,OH^- \longrightarrow \underline{2\,K^+} + \underline{SO_4^{2-}} + 2\,H_2O$$

3. $$2\,H^+_{(aq)} + 2\,OH^- \longrightarrow 2\,H_2O \quad |:2$$

Po skróceniu współczynników stechiometrycznych otrzymuje się **skrócony zapis jonowy:**

$$H^+_{(aq)} + OH^- \longrightarrow H_2O$$

Chemia w akcji

W trakcie żucia gumy niezawierającej cukru ryzyko próchnicy się zmniejsza. Zawarty w gumie węglan wapnia umożliwia zobojętnienie kwasów powstających w jamie ustnej po zjedzeniu posiłku. Zatem żucie gumy po posiłku przywraca właściwy odczyn w jamie ustnej.

W jaki sposób otrzymuje się wodorosole?

Wodorosole **są produktami niecałkowitego zobojętniania kwasów wieloprotonowych**, czyli takich, w których cząsteczkach występuje więcej niż jeden atom wodoru.

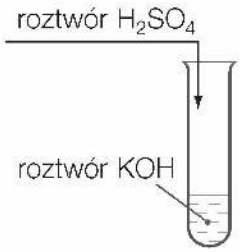
Doświadczenie 30. H_2SO_4 KOH

Otrzymywanie wodorosoli przez działanie kwasem na zasadę

Odczynniki: 1-molowy roztwór kwasu siarkowego(VI), 1-molowy roztwór wodorotlenku potasu.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, cylinder miarowy, uniwersalny papierek wskaźnikowy, statyw do probówek.

Instrukcja: Do probówki wlej po 5 cm^3 roztworu wodorotlenku potasu i roztworu kwasu siarkowego(VI) (schemat). Zbadaj odczyn roztworu uniwersalnym papierkiem wskaźnikowym.



Obserwacje: W roztworze otrzymanym przez zmieszanie równych objętości roztworów kwasu siarkowego(VI) i wodorotlenku potasu o takich samych stężeniach molowych uniwersalny papierek wskaźnikowy przyjmuje barwę czerwoną (fot. 139.).

Wniosek: W probówce znajduje się roztwór o odczynie kwasowym.

Fot. 139. Barwa wskaźnika świadczy o odczynie kwasowym roztworu.

Z równania reakcji kwasu siarkowego(VI) z wodorotlenkiem potasu (patrz przykład 72., s. 258) wynika, że do całkowitego zobojętnienia 1 mola cząsteczek kwasu siarkowego(VI) należy użyć 2 moli wodorotlenku potasu. W doświadczeniu 30. proporcje kwasu do zasady wynosiły 1 : 1. W probówce znajdował się więc nadmiar jonów $H^+_{(aq)}$. To właśnie obecność tych jonów odpowiada za czerwoną barwę uniwersalnego papierka wskaźnikowego.

Reakcję zachodzącą w probówce można przedstawić za pomocą równania:

$$\underset{\substack{\text{kationy}\\\text{wodoru}}}{2\,H^+_{(aq)}} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{siarczanowy(VI)}}}{SO_4^{2-}} + \underset{\substack{\text{kation}\\\text{potasu}}}{K^+} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{wodorotlenkowy}}}{OH^-} \longrightarrow \underset{\substack{\text{kation}\\\text{potasu}}}{K^+} + \underset{\substack{\text{kation}\\\text{wodoru}}}{H^+_{(aq)}} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{siarczanowy(VI)}}}{SO_4^{2-}} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

Jednym z produktów tej reakcji chemicznej jest **wodorosól** – wodorosiarczan(VI) potasu:

$$\underset{\substack{\text{kwas}\\\text{siarkowy(VI)}}}{H_2SO_4} + \underset{\substack{\text{wodorotlenek}\\\text{potasu}}}{KOH} \longrightarrow \underset{\substack{\text{wodorosiarczan(VI)}\\\text{potasu}}}{KHSO_4} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

W przygotowanym roztworze występują w różnych proporcjach jony HSO_4^-, SO_4^{2-}, $H^+_{(aq)}$, K^+, OH^- i woda H_2O.

Zastosowania

Reakcje zobojętniania

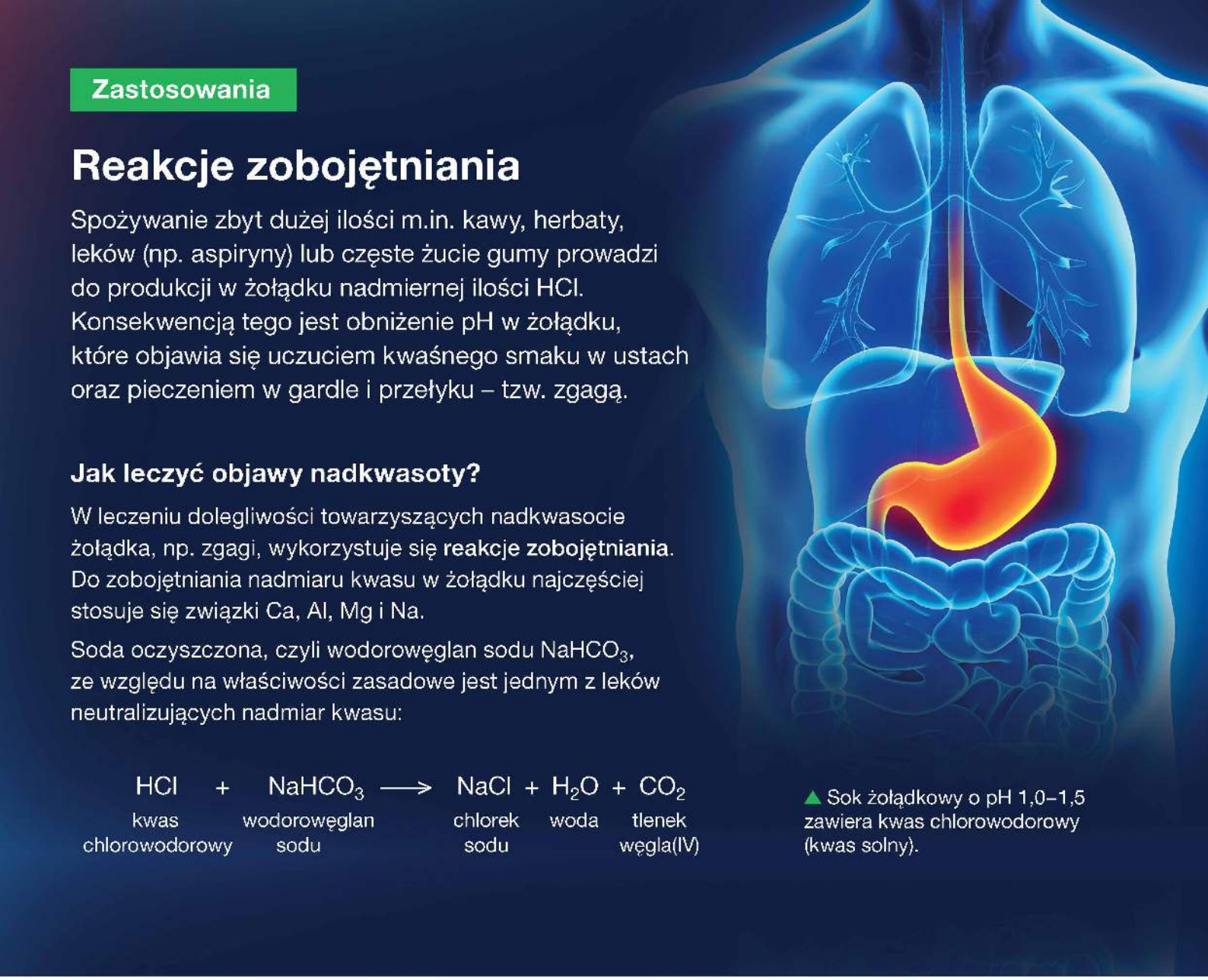
Spożywanie zbyt dużej ilości m.in. kawy, herbaty, leków (np. aspiryny) lub częste żucie gumy prowadzi do produkcji w żołądku nadmiernej ilości HCl. Konsekwencją tego jest obniżenie pH w żołądku, które objawia się uczuciem kwaśnego smaku w ustach oraz pieczeniem w gardle i przełyku – tzw. zgagą.

Jak leczyć objawy nadkwasoty?

W leczeniu dolegliwości towarzyszących nadkwasocie żołądka, np. zgagi, wykorzystuje się **reakcje zobojętniania**. Do zobojętniania nadmiaru kwasu w żołądku najczęściej stosuje się związki Ca, Al, Mg i Na.

Soda oczyszczona, czyli wodorowęglan sodu $NaHCO_3$, ze względu na właściwości zasadowe jest jednym z leków neutralizujących nadmiar kwasu:

$$\underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{HCl} + \underset{\text{wodorowęglan sodu}}{NaHCO_3} \longrightarrow \underset{\text{chlorek sodu}}{NaCl} + \underset{\text{woda}}{H_2O} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2}$$



▲ Sok żołądkowy o pH 1,0–1,5 zawiera kwas chlorowodorowy (kwas solny).

W jaki sposób otrzymuje się hydroksosole?

Hydroksosole **są produktami reakcji niecałkowitego zobojętniania zasad wielowodorotlenkowych**.

Po zmieszaniu równych objętości roztworów kwasu chlorowodorowego HCl i wodorotlenku baru $Ba(OH)_2$ o takich samych stężeniach molowych zachodzi reakcja chemiczna, którą można przedstawić za pomocą równania:

$$\underset{\substack{\text{kation}\\\text{wodoru}}}{H^+_{(aq)}} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{chlorkowy}}}{Cl^-} + \underset{\substack{\text{kation}\\\text{baru}}}{Ba^{2+}} + \underset{\substack{\text{aniony}\\\text{wodorotlenkowe}}}{2\,OH^-} \longrightarrow \underset{\substack{\text{kation}\\\text{baru}}}{Ba^{2+}} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{wodorotlenkowy}}}{OH^-} + \underset{\substack{\text{anion}\\\text{chlorkowy}}}{Cl^-} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

W przygotowanym roztworze występują w różnych proporcjach jony OH^-, Cl^-, Ba^{2+}, $H^+_{(aq)}$, $BaOH^+$ i woda H_2O.

Jednym z produktów tej reakcji chemicznej jest **hydroksosól** – chlorek wodorotlenek baru:

$$\underset{\substack{\text{kwas}\\\text{chlorowodorowy}}}{HCl} + \underset{\substack{\text{wodorotlenek}\\\text{baru}}}{Ba(OH)_2} \longrightarrow \underset{\substack{\text{chlorek wodorotlenek}\\\text{baru}}}{BaCl(OH)} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

Jak przebiegają reakcje strącania osadów?

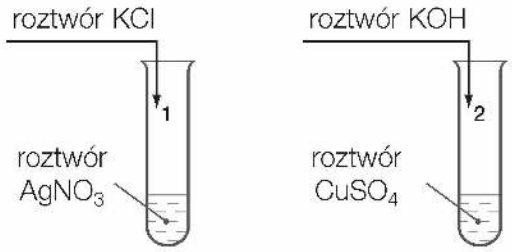
Doświadczenie 31. $AgNO_3$ KOH $CuSO_4$

Otrzymywanie osadów praktycznie nierozpuszczalnych soli i wodorotlenków

Odczynniki: wodne roztwory: azotanu(V) srebra(I), chlorku potasu, siarczanu(VI) miedzi(II), wodorotlenku potasu.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, pipety, statyw do probówek.

Instrukcja: Do probówki 1. z roztworem azotanu(V) srebra(I) dodaj kilka kropel roztworu chlorku potasu, a do 2. z roztworem siarczanu(VI) miedzi(II) – kilka kropel roztworu wodorotlenku potasu (schemat).



Obserwacje: W probówce 1. strąca się biały, serowaty osad (fot. 140.), który po pewnym czasie ciemnieje. W probówce 2. strąca się niebieski, galaretowaty osad (fot. 141.).

Fot. 140. Strącanie się osadu chlorku srebra(I) AgCl.

Wniosek: W obydwu probówkach powstają związki chemiczne praktycznie nierozpuszczalne w wodzie: w probówce 1. – AgCl, w probówce 2. – $Cu(OH)_2$.

Na podstawie tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie można zapisać równania reakcji chemicznych zachodzących w tym doświadczeniu chemicznym:

Probówka 1.

$$\underset{\text{azotan(V) srebra(I)}}{AgNO_3} + \underset{\text{chlorek potasu}}{KCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek srebra(I)}}{AgCl\downarrow} + \underset{\text{azotan(V) potasu}}{KNO_3}$$

Probówka 2.

$$\underset{\text{siarczan(VI) miedzi(II)}}{CuSO_4} + \underset{\text{wodorotlenek potasu}}{2\,KOH} \longrightarrow \underset{\text{wodorotlenek miedzi(II)}}{Cu(OH)_2\downarrow} + \underset{\text{siarczan(VI) potasu}}{K_2SO_4}$$

Fot. 141. Strącanie się osadu wodorotlenku miedzi(II) $Cu(OH)_2$.

Reakcje chemiczne, w których z **rozpuszczalnych substratów powstaje** przynajmniej **jeden trudno rozpuszczalny lub praktycznie nierozpuszczalny produkt**, to **reakcje strąceniowe**.

Te reakcje chemiczne zachodzą między jonami, które łączą się i tworzą osad. Reszta jonów pozostaje w roztworze.

Jak zaprojektować doświadczenie chemiczne z reakcją strąceniową?

Dobierając związki chemiczne do reakcji strąceniowych, należy zwrócić uwagę na:

- **rozpuszczalność substratów** – powinny być dobrze rozpuszczalne w wodzie i występować w roztworze w postaci jonów,
- **rozpuszczalność produktów** – przynamniej jeden powinien być trudno rozpuszczalny lub praktycznie nierozpuszczalny w wodzie.

W jaki sposób zapisać równanie reakcji strąceniowej?

Równania reakcji strąceniowych, podobnie jak równania reakcji zobojętniania, można zapisywać, stosując zapis cząsteczkowy, pełny zapis jonowy i skrócony zapis jonowy.

Plan rozwiązywania

1. Ustal, czy reakcja chemiczna zachodzi – skorzystaj z tabeli rozpuszczalności.
2. Napisz i uzgodnij równanie reakcji chemicznej, stosując zapis cząsteczkowy.
3. Rozpisz na jony substraty i produkty reakcji, które ulegają dysocjacji, oraz podkreśl te jony, które się powtarzają po obydwu stronach równania.
4. Przepisz te jony, które nie zostały podkreślone w punkcie 3.

Przykład 73.

W jaki sposób przedstawić równanie reakcji strąceniowej, stosując zapis cząsteczkowy, pełny zapis jonowy i skrócony zapis jonowy?

Napisz równanie reakcji azotanu(V) żelaza(III) z fosforanem(V) sodu, stosując zapis cząsteczkowy, pełny zapis jonowy i skrócony zapis jonowy.

1. $Fe(NO_3)_3$ i Na_3PO_4 rozpuszczają się w wodzie, tworząc jony: Fe^{3+}, NO_3^-, Na^+ i PO_4^{3-}. Jony Fe^{3+} i PO_4^{3-} utworzą sól, która jest praktycznie nierozpuszczalna w wodzie.

kationy / aniony	NH_4^+	Fe^{3+}	Na^+
OH^-	R	N	R
PO_4^{3-}	R	N	R
NO_3^-	R	R	R

2. Liczba atomów lub jonów po lewej stronie równania (substratów) musi być równa liczbie atomów lub jonów po prawej stronie równania (produktów).

Zapis cząsteczkowy:

$$Fe(NO_3)_3 + Na_3PO_4 \longrightarrow FePO_4\downarrow + 3\ NaNO_3$$

3. **Pełny zapis jonowy:**

$$Fe^{3+} + \underline{3\ NO_3^-} + \underline{3\ Na^+} + PO_4^{3-} \longrightarrow FePO_4\downarrow + \underline{3\ Na^+} + \underline{3\ NO_3^-}$$

4. **Skrócony zapis jonowy:**

$$Fe^{3+} + PO_4^{3-} \longrightarrow FePO_4\downarrow$$

Przykład 74.

W jaki sposób otrzymać wodorotlenek praktycznie nierozpuszczalny w wodzie?

Zaproponuj metodę otrzymywania wodorotlenku cynku z dowolnych odczynników nieorganicznych. Napisz równanie reakcji otrzymywania tego związku chemicznego, stosując zapis cząsteczkowy, pełny zapis jonowy i skrócony zapis jonowy.

Plan rozwiązywania

1. Ustal sposób otrzymywania wodorotlenku – dobierz substraty reakcji chemicznej.
2. Napisz i uzgodnij równanie reakcji chemicznej, stosując zapis cząsteczkowy.
3. Napisz równania, stosując pełny zapis jonowy i skrócony zapis jonowy.

1 Aby otrzymać $Zn(OH)_2$, należy przeprowadzić reakcję chemiczną soli z zasadą (patrz s. 104) zgodnie z równaniem:

$sól_1 + wodorotlenek_1\ (zasada) \longrightarrow sól_2 + wodorotlenek_2 \downarrow$

Sól musi być rozpuszczalna w wodzie i zawierać jony Zn^{2+} – np. chlorek cynku $ZnCl_2$. Zasadą powinien być wodorotlenek z 1. lub 2. grupy układu okresowego, np. NaOH.

kationy / aniony	NH_4^+	Zn^{2+}	Na^+
OH^-	R	N	R
Cl^-	R	R	R

2 **Zapis cząsteczkowy:**

$ZnCl_2 + 2\ NaOH \longrightarrow 2\ NaCl + Zn(OH)_2\downarrow$

3 **Pełny zapis jonowy:**

$Zn^{2+} + 2\ Cl^- + 2\ Na^+ + 2\ OH^- \longrightarrow 2\ Na^+ + 2\ Cl^- + Zn(OH)_2\downarrow$

Skrócony zapis jonowy:

$Zn^{2+} + 2\ OH^- \longrightarrow Zn(OH)_2\downarrow$

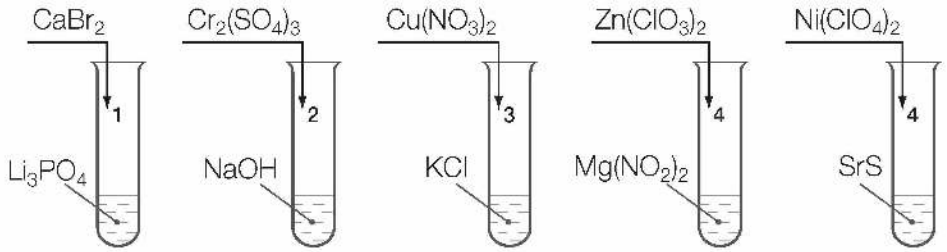
Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Napisz równania reakcji zobojętniania między podanymi substratami, stosując zapis cząsteczkowy, pełny zapis jonowy i skrócony zapis jonowy.**
   a) kwas solny i zasada wapniowa b) kwas azotowy(V) i zasada litowa

2. Roztwór zawierający 5 moli kwasu siarkowego(VI) zmieszano z roztworem zawierającym 7 moli zasady litowej. **Oblicz, ile moli wodorosoli powstanie w tej reakcji chemicznej. Ustal, jakie jony będą się znajdować w roztworze po reakcji i jaką barwę może mieć zanurzony w nim uniwersalny papierek wskaźnikowy.**

3. **Podaj numery probówek, w których zaszły reakcje chemiczne. Napisz odpowiednie równania reakcji, stosując skrócony zapis jonowy.**



Zapamiętaj!

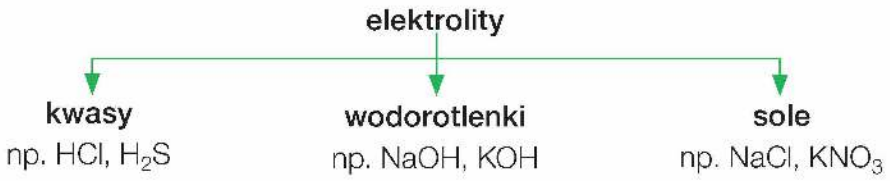
Reakcja zobojętniania – reakcja kwasu z zasadą, której produktem jest cząsteczka wody.

Reakcja strącania osadu – reakcja chemiczna, w której z rozpuszczalnych substratów powstaje przynajmniej jeden produkt trudno rozpuszczalny lub praktycznie nierozpuszczalny w wodzie.

Podsumowanie

Co to są elektrolity?

▶ Elektrolity to substancje, których wodne roztwory **przewodzą prąd elektryczny.**



Czym jest dysocjacja elektrolityczna?

▶ To **rozpad cząsteczek lub kryształów elektrolitów na jony** pod wpływem cząsteczek wody. Zgodnie z zasadą zachowania ładunku w równaniach dysocjacji elektrolitycznej:
suma ładunków substratów = suma ładunków produktów

Jak dysocjują kwasy i wodorotlenki?

▶ **Kwasy** jednoprotonowe (np. HCl, HNO_3) **i wodorotlenki**, w których występuje jeden anion wodorotlenkowy (np. KOH), **dysocjują jednostopniowo**:

$$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+_{(aq)} + Cl^- \qquad KOH \xrightarrow{H_2O} K^+ + OH^-$$

Kwasy zawierające w cząsteczkach więcej niż jeden kation wodoru (np. H_2S) **i wodorotlenki** z wieloma anionami wodorotlenkowymi (np. $Ba(OH)_2$) **ulegają dysocjacji wielostopniowej**:

I etap

$$H_2S \xrightleftharpoons{H_2O} H^+_{(aq)} + HS^- \qquad Ba(OH)_2 \xrightarrow{H_2O} BaOH^+ + OH^-$$

II etap

$$HS^- \xrightleftharpoons{H_2O} H^+_{(aq)} + S^{2-} \qquad BaOH^+ \xrightarrow{H_2O} Ba^{2+} + OH^-$$

Jak dysocjują sole?

▶ **Sole** niezależnie od liczby kationów i liczby anionów zawsze **dysocjują jednostopniowo**:

$$NaCl \xrightarrow{H_2O} Na^+ + Cl^- \qquad Al_2(SO_4)_3 \xrightarrow{H_2O} 2\,Al^{3+} + 3\,SO_4^{2-}$$

Co to jest stopień dysocjacji α?

▶ Stopień dysocjacji α to **stosunek liczby moli cząsteczek, które uległy dysocjacji** elektrolitycznej n_z, **do całkowitej liczby moli cząsteczek** wprowadzonych do roztworu n_w:

$$\alpha = \frac{n_z}{n_w} \quad \text{lub} \quad \alpha = \frac{n_z}{n_w} \cdot 100\%$$

lub **stosunek stężenia zdysocjowanych cząsteczek elektrolitu** C **do całkowitego stężenia roztworu** C_0:

$$\alpha = \frac{C}{C_0} \quad \text{lub} \quad \alpha = \frac{C}{C_0} \cdot 100\%$$

Odczyn roztworu zależy od stężeń molowych obecnych w nim jonów $H^+_{(aq)}$ i OH^-

◀ Jaki jest związek między odczynem roztworu a stężeniem molowym jonów wodoru?

dodanie kwasu — WODA — dodanie zasady

odczyn obojętny

odczyn **kwasowy** — stężenie $H^+_{(aq)}$ = stężenie OH^- — odczyn **zasadowy**

stężenie $H^+_{(aq)}$ > stężenie OH^-

- zwiększa się stężenie jonów $H^+_{(aq)}$
- zwiększa się kwasowość roztworu

stężenie $H^+_{(aq)}$ < stężenie OH^-

- zwiększa się stężenie jonów OH^-
- zwiększa się zasadowość roztworu

◀ Jaki jest związek między wartością pH a stężeniem jonów wodoru i wodorotlenkowych?

$[H^+]$	10^0	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
$[OH^-]$	10^{-14}	10^{-13}	10^{-12}	10^{-11}	10^{-10}	10^{-9}	10^{-8}	10^{-7}	10^{-6}	10^{-5}	10^{-4}	10^{-3}	10^{-2}	10^{-1}	10^0

Gleba ma **właściwości sorpcyjne**, czyli zdolność do pochłaniania gazów i par z powietrza, cząsteczek lub jonów z roztworów oraz mikroorganizmów i drobnych cząstek z zawiesin znajdujących się w glebie.

◀ Jakie właściwości ma gleba?

To reakcja mocnego kwasu z mocną zasadą, której **produktem są cząsteczki wody**, np.:

◀ Co to jest reakcja zobojętniania?

Zapis cząsteczkowy: $HNO_3 + NaOH \xrightarrow{H_2O} NaNO_3 + H_2O$

Pełny zapis jonowy: $H^+_{(aq)} + NO_3^- + Na^+ + OH^- \xrightarrow{H_2O} Na^+ + NO_3^- + H_2O$

Skrócony zapis jonowy: $H^+_{(aq)} + OH^- \xrightarrow{H_2O} H_2O$

Zobojętnianie roztworu NaOH roztworem HNO_3 w obecności fenoloftaleiny.

To reakcja chemiczna, w której z rozpuszczalnych substratów **powstaje** przynajmniej jeden **produkt trudno rozpuszczalny lub praktycznie nierozpuszczalny w wodzie**.

◀ Co to jest reakcja strącania osadu?

Zapis cząsteczkowy: $CuSO_4 + 2\,KOH \longrightarrow Cu(OH)_2\downarrow + K_2SO_4$

Pełny zapis jonowy: $Cu^{2+} + SO_4^{2-} + 2\,K^+ + 2\,OH^- \longrightarrow Cu(OH)_2\downarrow + 2\,K^+ + SO_4^{2-}$

Skrócony zapis jonowy: $Cu^{2+} + 2\,OH^- \longrightarrow Cu(OH)_2\downarrow$

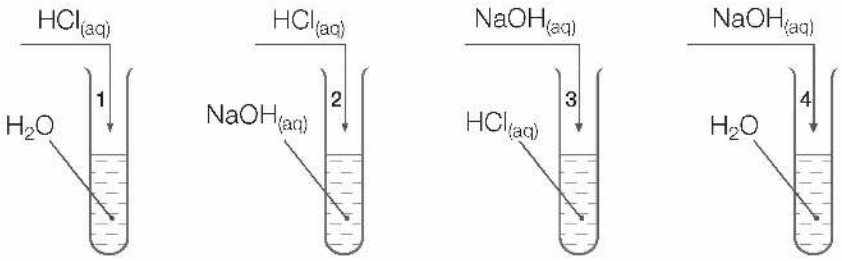
Sprawdź, czy potrafisz...

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. **Napisz sumaryczne równania dysocjacji elektrolitycznej związków chemicznych o podanych wzorach.**
   a) $Ba(OH)_2$ b) K_3PO_4 c) $NaOH$ d) H_3AsO_4 e) $SrCl_2$ f) H_3PO_3 g) $FeSO_4$

2. **Podaj wzory sumaryczne soli, które ulegają dysocjacji elektrolitycznej z wytworzeniem jonów o podanych wzorach.**
   a) NH_4^+ i CO_3^{2-} b) Fe^{3+} i SO_4^{2-} c) Al^{3+} i NO_3^- d) Na^+ i I^- e) K^+ i PO_4^{3-}

3. **Podaj, jak zmieni się pH w probówkach po dodaniu odczynników o podanych wzorach.**



4. **Wskaż zdania, które są prawdziwe.**
   a) W roztworze o pH = 2 stężenie molowe jonów $H^+_{(aq)}$ jest mniejsze niż w roztworze o pH = 6.
   b) W roztworze o pH = 8 stężenie molowe jonów OH^- jest mniejsze niż w roztworze o pH = 11.
   c) W roztworze o pH = 7 stężenie molowe jonów OH^- jest takie samo jak w roztworze o pOH = 7.
   d) W roztworze o pOH = 4 stężenie molowe jonów $H^+_{(aq)}$ jest większe niż w roztworze o pH = 8.

5. **Oblicz stopień dysocjacji α słabego elektrolitu, wiedząc, że w 5-molowym roztworze znajduje się 0,03 $\frac{mol}{dm^3}$ jonów zdysocjowanych.**

6. **Oblicz stężenie molowe jonów wodorotlenkowych OH^- w 1-molowym roztworze wodorotlenku sodu, jeżeli stopień dysocjacji wynosi 100%. Podaj wartość pH tego roztworu.**

7. **Oblicz stężenie molowe roztworu kwasu azotowego(V), wiedząc, że pH tego roztworu wynosi 3. Załóż, że kwas azotowy(V) dysocjuje całkowicie (α = 100%).**

8. **Oblicz wartość pOH roztworu elektrolitu, wiedząc, że stężenie molowe jonów wodoru $H^+_{(aq)}$ wynosi 10^{-2} $\frac{mol}{dm^3}$.**

9. **Podaj, jak zmieni się:**
   a) **stężenie molowe jonów $H^+_{(aq)}$, jeśli wartość pH roztworu obniży się z 12 do 8,**
   b) **pH roztworu, jeśli stężenie molowe jonów $H^+_{(aq)}$ zmieni się z 10^{-5} $\frac{mol}{dm^3}$ na 10^{-9} $\frac{mol}{dm^3}$.**

10. **Napisz równania reakcji chemicznych między podanymi substratami, stosując zapis cząsteczkowy, pełny zapis jonowy i skrócony zapis jonowy.** Wskaż reakcje, w których strąci się osad.
    a) $ZnCl_2 + Na_2SO_4$ c) $Pb(NO_3)_2 + NaI$ e) $Al_2(SO_4)_3 + KOH$ g) $Na_2CO_3 + H_2SO_4$
    b) $NH_4Cl + NaOH$ d) $AgNO_3 + KCl$ f) $CaCl_2 + Na_2CO_3$

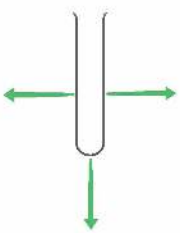
11. **Zaproponuj reakcje otrzymywania: $BaCO_3$, $Cr(OH)_3$, $Mg_3(PO_4)_2$, Fe_2S_3 w reakcji strąceniowej.**

Efekty energetyczne i szybkość reakcji chemicznych

To było w szkole podstawowej!

- **Reakcja egzoenergetyczna** to reakcja chemiczna zachodząca z wydzieleniem energii na sposób ciepła (wzrost temperatury), światła (świecenie, płomień) albo dźwięku (np. wybuch).
- **Reakcja endoenergetyczna** to reakcja chemiczna zachodząca z pochłanianiem energii, np. energii cieplnej, energii świetlnej.
- **Reakcja egzotermiczna** to reakcja przebiegająca z wydzieleniem energii na sposób ciepła.

wydzielanie energii



- **Katalizator** to substancja, która zwiększa szybkość reakcji chemicznej. Jako katalizatory są stosowane niektóre tlenki, np.: tlenek cynku ZnO, tlenek manganu(IV) MnO_2, tlenek chromu(III) Cr_2O_3.

33. Efekty energetyczne reakcji chemicznych

Ziarna kukurydzy zamieniają się w popcorn dopiero wtedy, gdy je ogrzejemy (fot. 142.), czyli dostarczymy im energię na sposób ciepła.

Do opisu procesów zachodzących z pobieraniem energii lub jej wydzielaniem konieczne jest określenie układu i otoczenia.

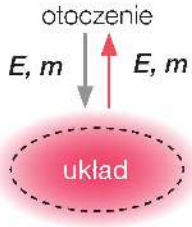
Fot. 142. Ziarna kukurydzy pod wpływem wysokiej temperatury zaczynają pękać.

Krok po kroku

Układ i otoczenie

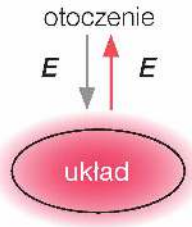
Układ to wyodrębniona część przestrzeni, której zawartość poddaje się obserwacji albo opisowi. Przestrzeń poza układem nazywa się otoczeniem.

1 **Układ otwarty** to układ, w którym może nastąpić wymiana zarówno energii, jak i masy z otoczeniem.



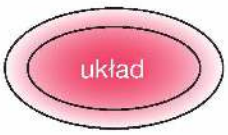
przykład układu otwartego – kubek z gorącą kawą

2 **Układ zamknięty** to układ, w którym może nastąpić tylko wymiana energii z otoczeniem.



przykład układu zamkniętego – termofor z gorącą wodą

3 **Układ izolowany** to układ, w którym nie ma wymiany ani energii, ani masy z otoczeniem.



przykład układu izolowanego – termos z gorącą herbatą

Czym są procesy endoenergetyczne?

Procesy endoenergetyczne **to zjawiska fizyczne i reakcje chemiczne, które wymagają pobierania energii z otoczenia do układu** (rys. 45.). Takimi procesami są zarówno zjawiska fizyczne, np. topnienie lodu, jak i reakcje chemiczne, np. otrzymywanie karmelu z cukru w wyniku ogrzewania.

W przypadku procesów endoenergetycznych energię trzeba dostarczać przez cały czas trwania zjawiska fizycznego czy reakcji chemicznej, w przeciwnym razie zjawisko fizyczne lub reakcja chemiczna przestanie zachodzić. Energię można dostarczać m.in. na sposób ciepła, np. przez ogrzewanie, lub na sposób światła, np. przez naświetlanie (fot. 143.).

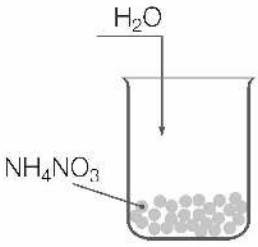
Rys. 45. Przemiana endoenergetyczna – układ pobiera energię z otoczenia.

Fot. 143. Energia świetlna powoduje rozkład AgCl.

Doświadczenie 32. NH_4NO_3

Rozpuszczanie azotanu(V) amonu w wodzie

Odczynniki: azotan(V) amonu, woda destylowana.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka, termometr, bagietka.
Instrukcja: Do zlewki z niewielką ilością azotanu(V) amonu dodaj wody destylowanej (schemat) i zmierz termometrem temperaturę roztworu. Mieszaj bagietką roztwór aż do całkowitego rozpuszczenia soli, a następnie co pewien czas sprawdzaj jego temperaturę.



Obserwacje: Temperatura roztworu obniża się podczas rozpuszczania soli w wodzie.
Wniosek: Rozpuszczanie azotanu(V) amonu w wodzie to **proces endoenergetyczny**, podczas którego **energia jest pobierana** przez układ z otoczenia.

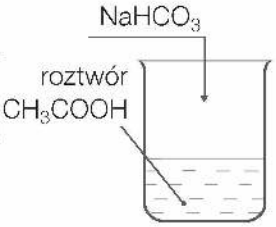
Zjawisko opisane w doświadczeniu 32. wykorzystuje się w kompresach chłodzących (fot. 144.), powszechnie używanych m.in. przez sportowców. Kompresy te stosuje się w leczeniu np. drobnych urazów, ponieważ działają przeciwbólowo i przeciwobrzękowo.

Fot. 144. Zimny kompres zawierający wodny roztwór azotanu(V) amonu łagodzi ból.

Doświadczenie 33. CH_3COOH

Reakcja wodorowęglanu sodu z kwasem octowym

Odczynniki: roztwór kwasu octowego, wodorowęglan sodu.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka, termometr, bagietka.
Instrukcja: Do zlewki wlej roztwór kwasu octowego i zmierz termometrem jego temperaturę. Następnie dodaj do niego niewielką ilość wodorowęglanu sodu (schemat). Zawartość zlewki mieszaj bagietką. Co pewien czas sprawdzaj temperaturę roztworu. Ostatniego pomiaru temperatury dokonaj po upływie 30 min od dodania $NaHCO_3$ do CH_3COOH.



Obserwacje: Wydziela się gaz. Temperatura roztworu obniża się. Po pewnym czasie roztwór ponownie osiąga temperaturę pokojową.
Wniosek: Reakcja wodorowęglanu sodu z kwasem octowym to **reakcja endoenergetyczna**, podczas której **energia jest pobierana** przez układ z otoczenia.

Zaszła **reakcja endoenergetyczna** zgodnie z równaniem:

$$\underset{\text{kwas octowy}}{CH_3COOH} + \underset{\text{wodorowęglan sodu}}{NaHCO_3} \longrightarrow \underset{\text{octan sodu}}{CH_3COONa} + \underset{\text{tlenek węgla(IV)}}{CO_2\uparrow} + \underset{\text{woda}}{H_2O}$$

W procesach endoenergetycznych **układ zyskuje energię**, czyli jego energia się zwiększa.

Czym są procesy egzoenergetyczne?

Procesy egzoenergetyczne **to zjawiska chemiczne i reakcje chemiczne, w których wyniku układ wydziela energię do otoczenia** (rys. 46.). Takimi procesami są zarówno zjawiska fizyczne, np. skraplanie gazu, jak i reakcje chemiczne, np. spalanie węgla w powietrzu lub spalanie magnezu w tlenie.

W procesach egzoenergetycznych energia może być wydzielana m.in. na sposób ciepła, na sposób światła lub na sposób dźwięku (fot. 145.).

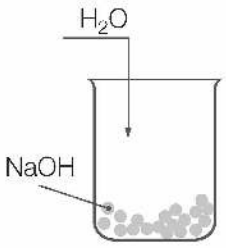
Rys. 46. Przemiana egzoenergetyczna – układ wydziela energię do otoczenia.

Fot. 145. Pokazowi fajerwerków towarzyszą efekty dźwiękowe i świetlne.

Doświadczenie 34. NaOH

Rozpuszczanie wodorotlenku sodu w wodzie

Odczynniki: wodorotlenek sodu, woda destylowana.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: zlewka, termometr, bagietka.
Instrukcja: Do zlewki z kilkoma granulkami wodorotlenku sodu dodaj wody destylowanej (schemat) i zmierz termometrem temperaturę roztworu. Mieszaj roztwór aż do całkowitego rozpuszczenia wodorotlenku. Co pewien czas sprawdzaj temperaturę roztworu.



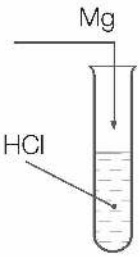
Fot. 146. Wybuch wulkanu to proces egzoenergetyczny.

Obserwacje: Temperatura roztworu wzrasta.
Wniosek: Rozpuszczanie wodorotlenku sodu jest **procesem egzoenergetycznym**, podczas którego **energia jest wydzielana** przez układ do otoczenia (fot. 146.).

Doświadczenie 35. HCl

Reakcja magnezu z kwasem chlorowodorowym

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, wstążka magnezowa.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, statyw do probówek, łuczywo.
Instrukcja: Do probówki z kwasem chlorowodorowym wrzuć wstążkę magnezową (schemat). Ostrożnie dotknij dłonią dna probówki. Następnie do wylotu probówki umieszczonej w statywie zbliż zapalone łuczywo.

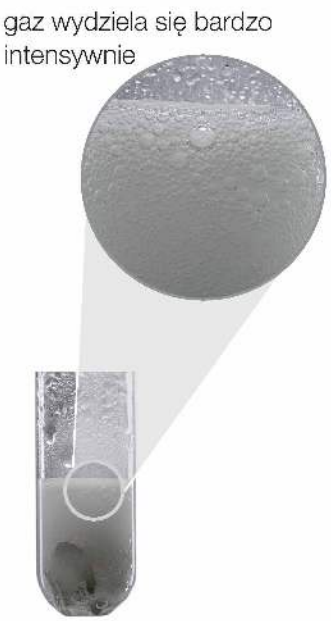


Obserwacje: Reakcja chemiczna zachodzi gwałtownie (fot. 147.), probówka staje się gorąca. Spalaniu otrzymanego gazu towarzyszy charakterystyczny dźwięk.
Wniosek: Ogrzanie się zawartości probówki oznacza, że nastąpiło **wydzielenie energii** na sposób ciepła. W tej reakcji chemicznej energia została przekazana z układu do otoczenia. Zaszła **reakcja egzoenergetyczna**.

Produktem gazowym zachodzącej reakcji chemicznej jest wodór:

$$\underset{\text{magnez}}{Mg} + 2\,\underset{\text{kwas chlorowodorowy}}{HCl} \longrightarrow \underset{\text{chlorek magnezu}}{MgCl_2} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

W procesach egzoenergetycznych **układ traci energię**, czyli jego energia się zmniejsza. Oznacza to, że różnica energii układu między stanem końcowym (po reakcji chemicznej) a stanem początkowym (przed reakcją chemiczną) ma wartość ujemną.



Fot. 147. Reakcja magnezu z kwasem chlorowodorowym.

Jak opisuje się wymianę energii między układem a otoczeniem?

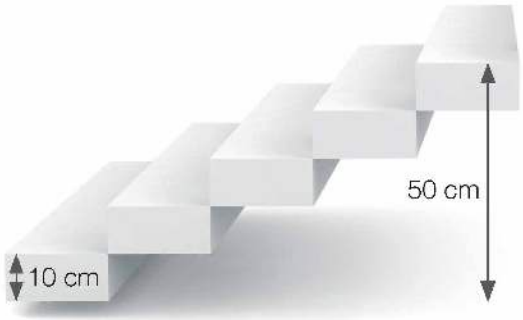
Wymianę energii na sposób ciepła między układem a otoczeniem, zachodzącą pod stałym ciśnieniem i w stałej temperaturze, określa się **jako zmianę entalpii układu** i oznacza jako ΔH [czyt. delta ha]:

$$\Delta H = H_p - H_s$$

gdzie:
ΔH – zmiana entalpii procesu, $\frac{kJ}{mol}$,
H_p – entalpia produktów – stan końcowy układu, $\frac{kJ}{mol}$,
H_s – entalpia substratów – stan początkowy układu, $\frac{kJ}{mol}$.

Dokładną wartość entalpii układu trudno jest wyznaczyć – łatwiej natomiast obliczyć jej zmianę.

Łatwiej obliczyć zmianę entalpii układu niż dokładną wartość entalpii substratów i produktów...



...tak jak łatwiej ocenić, jak zmieniła się nasza wysokość nad poziomem morza po wejściu na piąty stopień schodów (5 · 10 cm = 50 cm), niż określić, na jakiej wysokości n.p.m. byliśmy przed wejściem i na jakiej znaleźliśmy się po wejściu na schody.

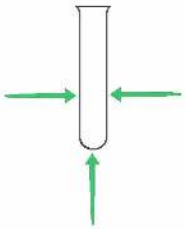
Zmiana entalpii układu w przypadku reakcji chemicznych zachodzących pod stałym ciśnieniem jest nazywana **efektem cieplnym reakcji chemicznej**. W zależności od tego, czy ciepło jest pochłaniane czy wydzielane przez układ, wyróżnia się reakcje:

- **endotermiczną**, podczas której układ pobiera ciepło z otoczenia, $\Delta H > 0$,
- **egzotermiczną**, podczas której układ oddaje ciepło do otoczenia, $\Delta H < 0$.

Wartości entalpii wybranych reakcji chemicznych przedstawiono w tabeli 29.

reakcja endotermiczna

$\Delta H > 0$



reakcja egzotermiczna

$\Delta H < 0$

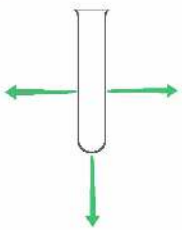


Tabela 29. Wartości entalpii standardowych wybranych reakcji chemicznych

Równanie reakcji chemicznej	$\Delta H°$, kJ/mol	Typ reakcji chemicznej
$2\,H_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\,H_2O_{(c)}$	–286	egzotermiczna
$C_{(s)} + H_2O_{(g)} \longrightarrow CO_{(g)} + H_{2(g)}$	+131	endotermiczna
$N_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\,NO_{(g)}$	+90,4	endotermiczna
$S_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow SO_{2(g)}$	–297	egzotermiczna

Przykład 75.

W jaki sposób ustalić, czy reakcja chemiczna jest egzo- czy endotermiczna, na podstawie wartości $\Delta H°$?

Ustal, czy reakcja otrzymywania tlenku siarki(IV) jest reakcją egzo- czy endotermiczną.

$$S_{(s)} + O_{2(g)} \longrightarrow SO_{2(g)} \qquad \Delta H° = -297\ \frac{kJ}{mol}$$

Plan rozwiązywania

1. Zinterpretuj wartość $\Delta H°$.
2. Napisz odpowiedź.

1 Z zapisu tego równania reakcji można odczytać, że efekt cieplny reakcji 1 mola siarki w stanie stałym z 1 molem tlenu w stanie gazowym, w której wyniku powstaje 1 mol tlenku siarki(IV) w stanie gazowym, wynosi:

$\Delta H° = -297\ \frac{kJ}{mol}$, czyli $\Delta H° < 0$

2 Reakcja otrzymywania tlenku siarki(IV) jest reakcją egzotermiczną.

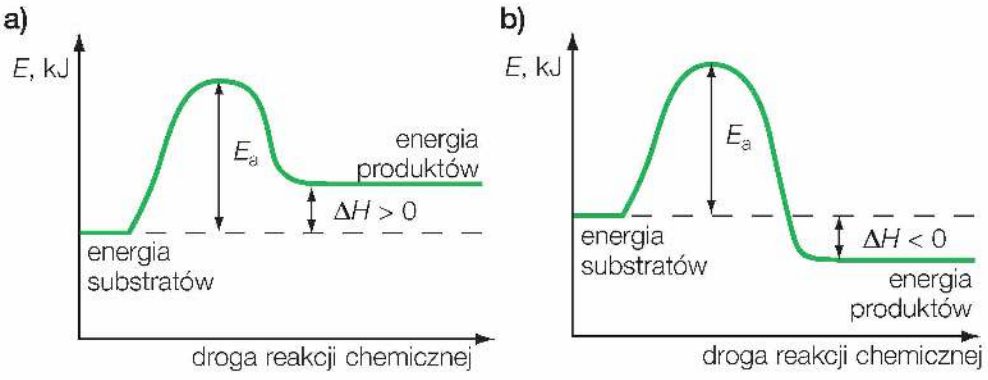
Co to jest energia aktywacji?

Energia aktywacji E_a to **minimalna wartość energii niezbędna do zainicjowania reakcji chemicznej**.

Aby płomień kuchenki gazowej wydzielał światło i ciepło, czyli oddawał energię do otoczenia, trzeba **dostarczyć do układu pewną ilość energii**, niezbędną do zapoczątkowania reakcji spalania (fot. 148.). Ta dawka energii to właśnie energia aktywacji.

Fot. 148. Zapalenie palnika to dostarczenie energii do zapoczątkowania reakcji spalania.

Energia aktywacji jest potrzebna zarówno w procesach endoenergetycznych (rys. 47.a), jak i egzoenergetycznych (rys. 47.b). Oznaczana jest symbolem E_a.



$\Delta H = H_p - H_s$ $\quad$ $\Delta H = H_p - H_s$

$\Delta H > 0$ $\quad$ $\Delta H < 0$

Rys. 47. Wykres zmian energii w trakcie reakcji: a) endotermicznej, b) egzotermicznej.

W reakcji endotermicznej ($\Delta H > 0$) energia produktów jest większa od energii substratów (rys. 47.a). Natomiast w reakcji egzotermicznej ($\Delta H < 0$) energia substratów jest większa od energii produktów (rys. 47.b).

Chemia w akcji

Ogrzewacze chemiczne mogą wytwarzać energię na sposób ciepła nawet przez 6 godzin (fot. 149.). Są to papierowe torebki, w których znajdują się m.in. rozdrobnione żelazo, celuloza i woda. W trakcie kontaktu torebki z powietrzem zachodzi reakcja egzotermiczna – ciepło jest sukcesywnie wydzielane do otoczenia.

Fot. 149. Ogrzewacze chemiczne do dłoni i stóp przydają się podczas uprawiania sportów zimowych.

Zapamiętaj!

Układ – wyodrębniona część przestrzeni, której zawartość poddaje się obserwacji lub opisowi.

Otoczenie – wszystko to, co znajduje się poza układem.

Przemiana endoenergetyczna – przemiana, w której energia jest pobierana przez układ z otoczenia.

Przemiana egzoenergetyczna – przemiana, w której energia jest wydzielana z układu do otoczenia.

Zmiana entalpii ΔH – efekt cieplny równy ilości energii wymienianej na sposób ciepła między układem a otoczeniem podczas przemiany zachodzącej pod stałym ciśnieniem i w stałej temperaturze.

Energia aktywacji E_a – minimalna wartość energii niezbędna do zainicjowania reakcji chemicznej.

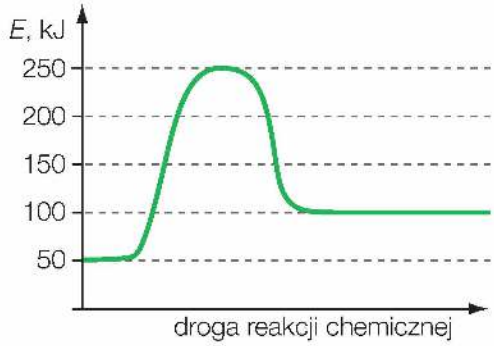
Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. W szkolnym laboratorium uczeń przeprowadził reakcję metalicznego wapnia z kwasem siarkowym(VI). W trakcie reakcji chemicznej mierzył temperaturę roztworu w probówce za pomocą termometru i zaobserwował, że temperatura roztworu wzrosła. **Określ rodzaj przeprowadzonej reakcji chemicznej ze względu na jej efekt cieplny** (egzoenergetyczna/endoenergetyczna).

2. Wysychaniu kałuży w upalny dzień towarzyszy odpowiedni efekt energetyczny. **Określ, jakiego rodzaju jest to proces** (egzoenergetyczny/endoenergetyczny). Uzasadnij swoją odpowiedź.

3. Na wykresie przedstawiono zmiany energii układu w trakcie reakcji chemicznej. **Oblicz wartość energii aktywacji E_a na podstawie wartości energii podanych na wykresie. Oblicz efekt energetyczny tej reakcji chemicznej (ΔH) i ustal rodzaj procesu** (egzoenergetyczny/endoenergetyczny).



4. Samopodgrzewające się puszki stosuje się do podgrzewania napojów, np. kawy. W puszkach jest komora, w której znajdują się tlenek wapnia i woda. Są oddzielone od siebie przegrodą. Gdy przegroda zostaje zniszczona, rozpoczyna się reakcja chemiczna i napój się ogrzewa. **Wyjaśnij, dlaczego kawa robi się ciepła. Napisz równanie reakcji chemicznej zachodzącej w puszce.**

5. Biała substancja osadzająca się np. na wewnętrznych ściankach czajnika to zwykle osad nierozpuszczalnych węglanów wapnia i magnezu. Sole te strącają się z twardej wody pod wpływem jej ogrzewania. **Określ, czy zmiana entalpii podczas reakcji strącania tych węglanów jest dodatnia czy ujemna.**

34. Szybkość reakcji chemicznych

Reakcje chemiczne mogą przebiegać z różną szybkością. Niektóre trwają ułamki sekundy (fot. 150.), inne zachodzą latami.

Fot. 150. Poduszkę powietrzną wypełnia gazowy azot, który powstaje w reakcji chemicznej trwającej ok. 0,025 s.

Co to jest szybkość reakcji chemicznej i jak ją obliczyć?

Szybkość reakcji chemicznej v [czyt. fał] **to zmiana stężenia reagenta** (substratu lub produktu) **w jednostce czasu**:

dla produktu: $$v = \frac{\Delta C}{\Delta t}$$

dla substratu: $$v = -\frac{\Delta C}{\Delta t}$$

gdzie:
v – szybkość reakcji chemicznej, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3 \cdot \text{s}}$,
ΔC – zmiana stężenia produktu lub substratu, $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$,
Δt – zmiana czasu, s.

Jakie czynniki wpływają na szybkość reakcji chemicznej?

Na szybkość reakcji chemicznej wpływają przede wszystkim: rodzaj użytych substancji, stopień ich rozdrobnienia, stężenie substratów, temperatura, w jakiej zachodzi reakcja chemiczna, oraz obecność katalizatora.

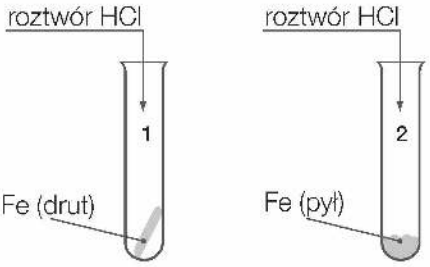
Doświadczenie 36.

Wpływ rozdrobnienia substratów na szybkość reakcji chemicznej

Odczynniki: 0,1-molowy kwas chlorowodorowy, kawałek drutu żelaznego, pył żelazny.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, pipeta, statyw do probówek, waga laboratoryjna.

Instrukcja: Przygotuj 2 probówki. Do probówki 1. dodaj kawałek drutu żelaznego, a do 2. – pył żelazny o tej samej masie co drut (schemat). Do każdej probówki wlej po ok. 5 cm^3 kwasu chlorowodorowego.



Obserwacje: W probówce 2. gaz wydziela się intensywniej niż w 1. probówce (fot. 151.).

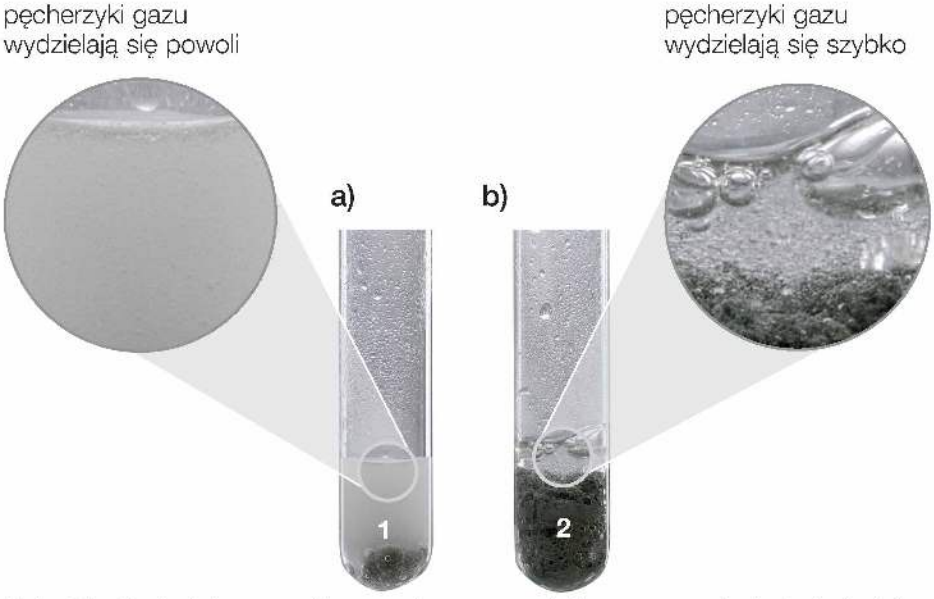
Wniosek: Żelazo w postaci pyłu ma znacznie większą powierzchnię zetknięcia z kwasem chlorowodorowym niż żelazo w postaci drutu, dlatego w probówce 2. szybkość reakcji chemicznej jest większa.

Zachodzącą reakcję chemiczną przedstawia równanie:

$$\underset{\text{żelazo}}{Fe} + \underset{\substack{\text{kwas}\\\text{chlorowodorowy}}}{2\,HCl} \longrightarrow \underset{\substack{\text{chlorek}\\\text{żelaza(II)}}}{FeCl_2} + \underset{\text{wodór}}{H_2\uparrow}$$

większe rozdrobnienie substratów = większa szybkość reakcji chemicznej

Stopień rozdrobnienia substratów wpływa na szybkość reakcji chemicznej.

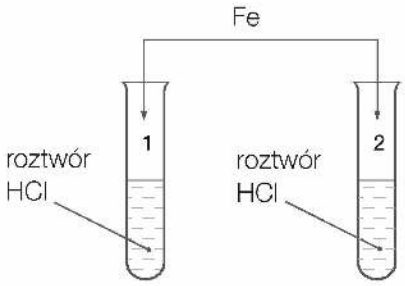


Fot. 151. Reakcja kwasu chlorowodorowego z żelazem w postaci: a) drutu, b) pyłu.

Doświadczenie 37. HCl

Wpływ stężenia substratu na szybkość reakcji chemicznej

Odczynniki: 0,1-molowy i 1-molowy kwas chlorowodorowy, drut żelazny.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, statyw do probówek.
Instrukcja: Do probówki 1. z 1-molowym kwasem chlorowodorowym oraz do probówki 2. z 0,1-molowym kwasem chlorowodorowym wrzuć kawałek drutu żelaznego (schemat).



Obserwacje: W probówce z 1-molowym kwasem chlorowodorowym pęcherzyki gazu wydzielają się intensywniej niż w probówce z 0,1-molowym kwasem.
Wniosek: Reakcja chemiczna zachodzi z większą szybkością, jeśli stężenie kwasu jest większe.

Stężenie substratów wpływa na szybkość reakcji chemicznej.

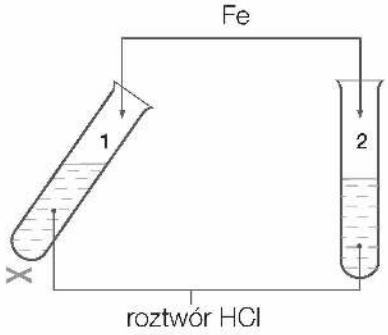
W przypadku reakcji chemicznej zachodzącej między gazami na stężenie gazów wpływ ma także ciśnienie panujące w układzie. Im wyższe jest ciśnienie, tym większe stężenie gazów i większa szybkość reakcji chemicznej.

większe stężenie substratów = większa szybkość reakcji chemicznej

Doświadczenie 38. HCl

Wpływ temperatury na szybkość reakcji chemicznej

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, drut żelazny.
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, cylinder miarowy, statyw do probówek, palnik gazowy.
Instrukcja: Do 2 probówek wlej po ok. 5 cm^3 kwasu chlorowodorowego o jednakowym stężeniu. Probówkę 1. ogrzewaj w płomieniu palnika, a 2. – pozostaw w temperaturze pokojowej. Następnie w obu probówkach umieść kawałek drutu żelaznego (schemat).



Obserwacje: Z probówki ogrzewanej w płomieniu palnika intensywnie wydzielają się pęcherzyki gazu. Z probówki 2. gaz wydziela się wolniej.
Wniosek: Podwyższenie temperatury przyspieszyło przebieg reakcji chemicznej.

Temperatura wpływa na szybkość reakcji chemicznej.

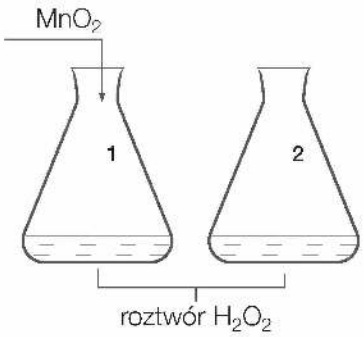
Również dodatek niektórych substancji zmienia szybkość reakcji chemicznych.

wyższa temperatura układu = większa szybkość reakcji chemicznej

Doświadczenie 39. H_2O_2 MnO_2

Katalityczny rozkład nadtlenku wodoru

Odczynniki: woda utleniona (nadtlenek wodoru), tlenek manganu(IV).
Szkło i sprzęt laboratoryjny: kolby stożkowe o pojemności 500 cm^3, balony.
Instrukcja: Do dwóch kolb miarowych nalej taką samą ilość wody utlenionej (3-procentowego roztworu nadtlenku wodoru). Następnie tylko do kolby 1. dodaj niewielką ilość tlenku manganu(IV) (schemat). Na obie kolby załóż nienapompowane balony.



Obserwacje: Balon umieszczony na 1. kolbie szybko wypełnia się gazem, natomiast balon umieszczony na 2. kolbie pozostaje nienapompowany.
Wniosek: Tlenek manganu(IV) jest katalizatorem (fot. 152.) tej reakcji chemicznej. Gazowym produktem powstającym w wyniku rozkładu nadtlenku wodoru jest tlen.

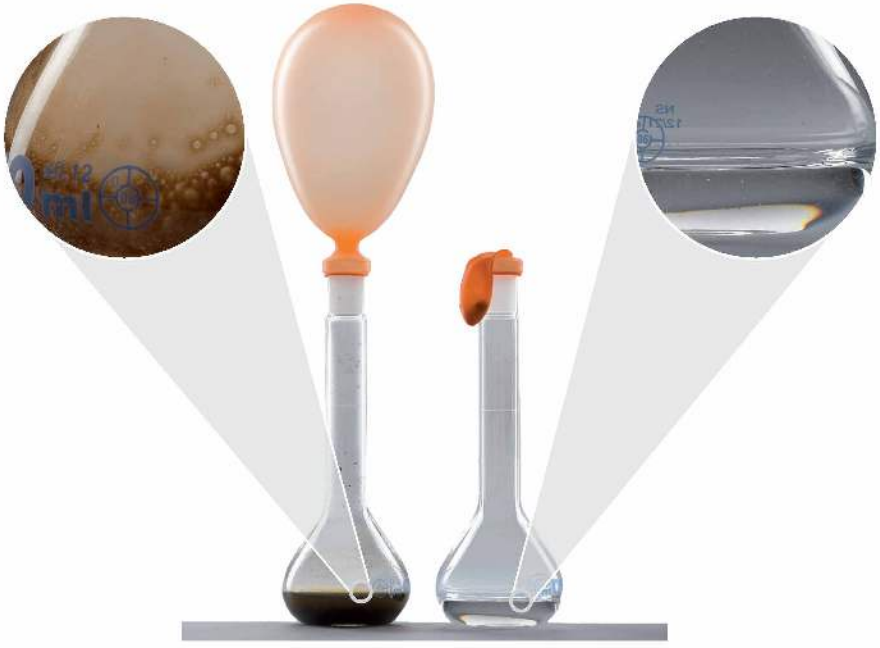
Zachodzącą reakcję analizy przedstawia równanie:

$$\underset{\text{nadtlenek wodoru}}{2\,H_2O_2} \xrightarrow{MnO_2} \underset{\text{woda}}{2\,H_2O} + \underset{\text{tlen}}{O_2\uparrow}$$

Katalizator wpływa na szybkość reakcji chemicznej.

katalizator (MnO_2) powoduje intensywne wydzielanie się gazu

nie widać zmian, ponieważ nie dodano katalizatora



Fot. 152. Dodanie tlenku manganu(IV) do wody utlenionej (nadtlenku wodoru) powoduje rozkład nadtlenku wodoru i wydzielanie się pęcherzyków gazu.

Czym jest katalizator?

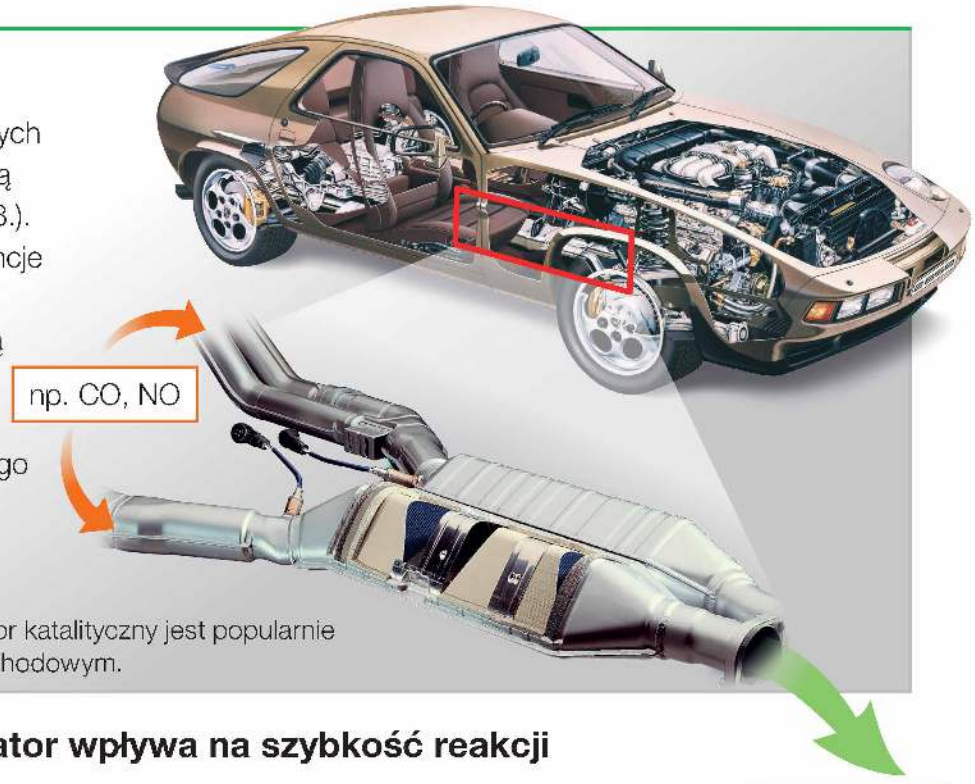
Katalizator **to substancja, która po dodaniu** – nawet w minimalnych ilościach – **do układu reagującego wpływa na przebieg reakcji chemicznej**. Katalizator uczestniczy w reakcji chemicznej, ale po jej zakończeniu pozostaje niezmieniony – odtwarza się do postaci i ilości, jaką miał przed tą reakcją chemiczną. Katalizatorami są substancje zbudowane z atomów, jonów lub cząsteczek.

Substancja, która przyspiesza albo ułatwia przebieg reakcji chemicznej, jest nazywana **katalizatorem dodatnim** lub po prostu **katalizatorem**.

Substancja, która spowalnia reakcję chemiczną lub utrudnia jej przebieg, jest nazywana **katalizatorem ujemnym** lub **inhibitorem**.

Chemia w akcji

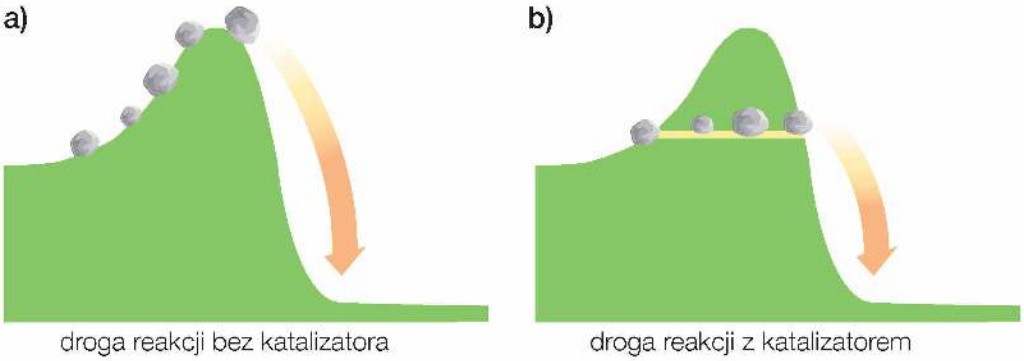
Częścią układów wydechowych samochodów spalinowych są reaktory katalityczne (fot. 153.). Dzięki nim szkodliwe substancje (np. CO, NO) znajdujące się w gazach spalinowych mogą zostać przekształcone w produkty mniej szkodliwe dla środowiska przyrodniczego (np. CO_2 i N_2).



Fot. 153. Samochodowy reaktor katalityczny jest popularnie nazywany katalizatorem samochodowym.

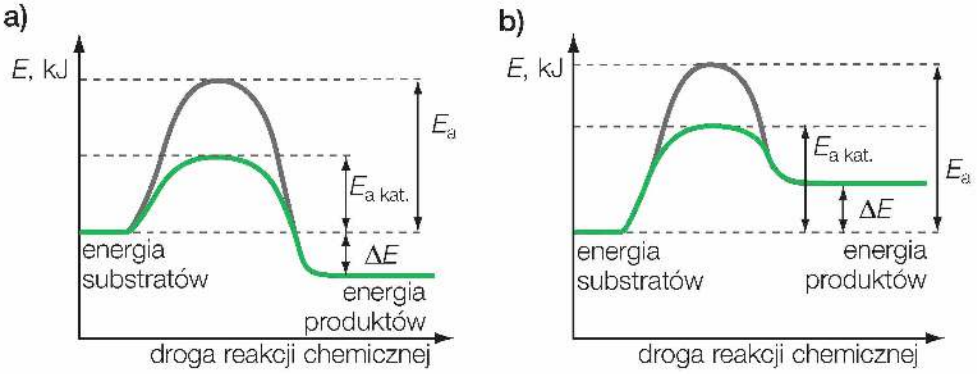
W jaki sposób katalizator wpływa na szybkość reakcji chemicznej?

Katalizator **zmienia drogę reakcji chemicznej** (rys. 48.), ponieważ **obniża energię aktywacji** (E_a). Dzięki temu przyspiesza przebieg reakcji chemicznej.



Rys. 48. Reakcja chemiczna bez udziału katalizatora wymaga dostarczania większej ilości energii (a) niż reakcja chemiczna z udziałem katalizatora (b).

W obecności katalizatora reakcja chemiczna przebiega drogą charakteryzującą się mniejszą energią aktywacji ($E_{a\ kat.}$) niż w przypadku reakcji bez udziału katalizatora (rys. 49.).

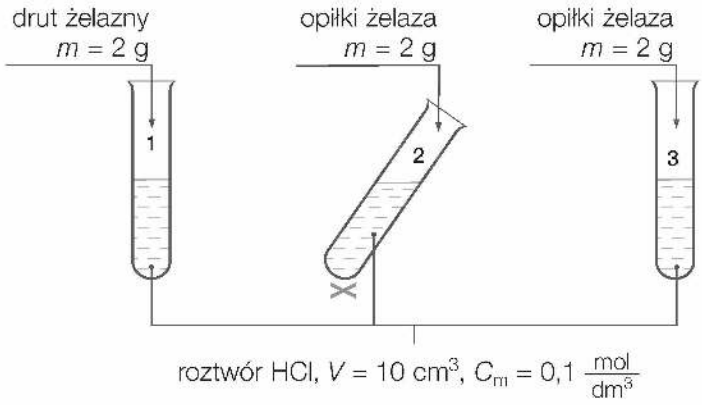


Rys. 49. Wykres zmian energii dla reakcji: a) egzoenergetycznej, b) endoenergetycznej, przebiegających bez udziału katalizatora i z jego udziałem, gdzie: E_a – energia aktywacji reakcji chemicznej bez udziału katalizatora, $E_{a\ kat.}$ – energia aktywacji reakcji chemicznej z udziałem katalizatora, ΔE – energia wydzielana lub pobierana przez układ.
Efekt energetyczny reakcji chemicznej:
— bez udziału katalizatora, — z udziałem katalizatora.

Zadania

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Uszereguj probówki według zwiększającej się szybkości reakcji chemicznych, które w nich zachodzą. Uzasadnij swoją odpowiedź.



2. Srebrne przedmioty ciemnieją z czasem w wyniku reakcji chemicznej srebra z obecnym w powietrzu siarkowodorem. W wyniku tej reakcji chemicznej powstaje czarny siarczek srebra(I). **Wyjaśnij, dlaczego srebrny łańcuszek będzie pokrywał się siarczkiem srebra(I) szybciej niż srebrna łyżka.**

3. Zaprojektuj doświadczenie, w którym porównasz aktywność cynku i ołowiu, badając szybkość reakcji chemicznych tych metali z kwasem chlorowodorowym. **Narysuj schemat, zaproponuj obserwacje i wnioski oraz napisz równania reakcji chemicznych.** Skorzystaj z szeregu aktywności metali.

Zapamiętaj!

Szybkość reakcji chemicznej v – zmiana stężenia reagenta (substratu lub produktu) w jednostce czasu.

Czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej – rodzaj reagujących substancji, stopień rozdrobnienia substratów, stężenie substratów, temperatura oraz dodatek katalizatora.

Katalizator dodatni – substancja, która powoduje zwiększenie szybkości reakcji chemicznej; w jej obecności przemiana substratów w produkty przebiega inną drogą, o niższej energii aktywacji.

Podsumowanie

Przemiany, które **wymagają pobierania energii z otoczenia do układu**, to procesy endoenergetyczne.

Przemiany, w których wyniku układ **wydziela energię do otoczenia**, np. reakcje spalania, to procesy egzoenergetyczne.

◀ Co to są procesy endoenergetyczne i egzoenergetyczne?

Układ to wyodrębniona **część przestrzeni**, której zawartość poddaje się obserwacji albo opisowi, np. kolba. Otoczenie to wszystko, co nie należy do układu.

◀ Czym są układ i otoczenie?

układ

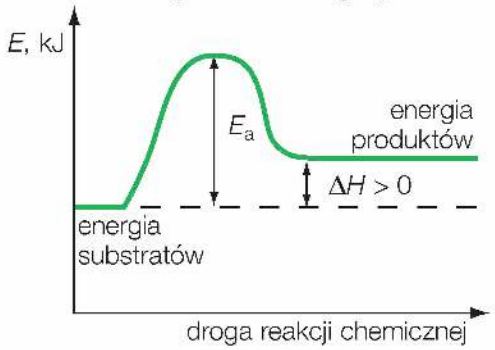
otwarty	**zamknięty**	**izolowany**
wymienia z otoczeniem energię i masę	wymienia z otoczeniem energię, ale nie masę	nie wymienia z otoczeniem ani energii, ani masy

◀ Czym różnią się układy otwarty, zamknięty i izolowany?

Energia aktywacji E_a to **minimalna wartość energii** niezbędna do zainicjowania reakcji chemicznej.

◀ Co to jest energia aktywacji E_a?

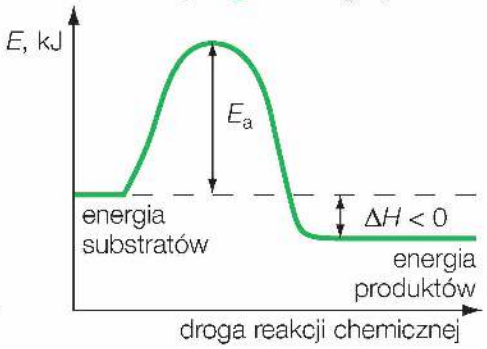
Reakcja **endo**energetyczna



energia substratów < energia produktów

Układ **pobiera ciepło** z otoczenia.
$\Delta H > 0$, reakcja endotermiczna.

Reakcja **egzo**energetyczna



energia substratów > energia produktów

Układ **oddaje ciepło** do otoczenia.
$\Delta H < 0$, reakcja egzotermiczna.

◀ Jak zmienia się energia w trakcie reakcji endoenergetycznej i reakcji egzoenergetycznej?

Szybkość reakcji chemicznej to **zmiana stężenia molowego reagenta** ΔC (substratu lub produktu) **w jednostce czasu** Δt.

◀ Co to jest szybkość reakcji chemicznej?

Na szybkość reakcji chemicznej wpływają:

- rodzaj reagujących substancji,
- rozdrobnienie substratów,
- stężenie substratów,
- temperatura układu,
- dodatek katalizatora.

◀ Jakie czynniki wpływają na szybkość reakcji chemicznej?

Sprawdź, czy potrafisz…

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

1. Zakwalifikuj podane reakcje chemiczne do procesów egzoenergetycznych i procesów endoenergetycznych.

a) $4\ CuO_{(s)} \rightleftharpoons 2\ Cu_2O_{(s)} + O_{2(g)}$ $\quad \Delta H > 0$

b) $2\ NO_{2(g)} \rightleftharpoons N_2O_{4(g)}$ $\quad \Delta H < 0$

c) $H_{2(g)} + FeO_{(s)} \rightleftharpoons H_2O_{(g)} + Fe_{(s)}$ $\quad \Delta H > 0$

d) $NH_4Cl_{(s)} \rightleftharpoons NH_{3(g)} + HCl_{(g)}$ $\quad \Delta H > 0$

e) $N_{2(g)} + O_{2(g)} \longrightarrow 2\ NO_{(g)}$ $\quad \Delta H > 0$

f) $O_{2(g)} + 2\ NO_{(g)} \longrightarrow 2\ NO_{2(g)}$ $\quad \Delta H < 0$

2. Wskaż zdania, które są prawdziwe.

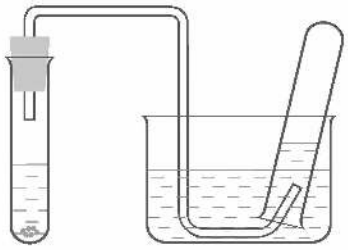
a) Katalizator to substancja, która wpływa na szybkość reakcji chemicznej przez zmianę energii aktywacji.

b) Katalizator to substancja, która po zakończeniu reakcji chemicznej występuje w niezmienionym stanie.

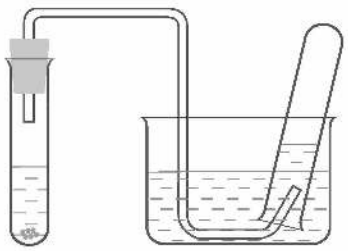
c) Działanie katalizatora polega na zmianie przebiegu reakcji chemicznej przez dostarczenie do układu energii równej energii aktywacji.

d) Katalizatory można podzielić na katalizatory dodatnie i katalizatory ujemne, zwane też inhibitorami.

3. Przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie. **Podaj cel doświadczenia i sformułuj wniosek.**

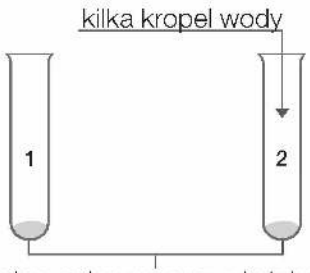


roztwór HCl, $V = 10\ cm^3$, $C_m = 0{,}1\ \frac{mol}{dm^3}$
granulki Zn, $m = 1\ g$



roztwór HCl, $V = 10\ cm^3$, $C_m = 1\ \frac{mol}{dm^3}$
granulki Zn, $m = 1\ g$

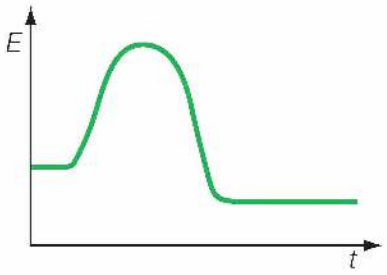
4. Przeprowadzono doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie. Zaobserwowano, że wprowadzenie kilku kropel wody do 2. probówki zapoczątkowało burzliwą reakcję chemiczną. **Sformułuj wniosek z tego doświadczenia chemicznego.**

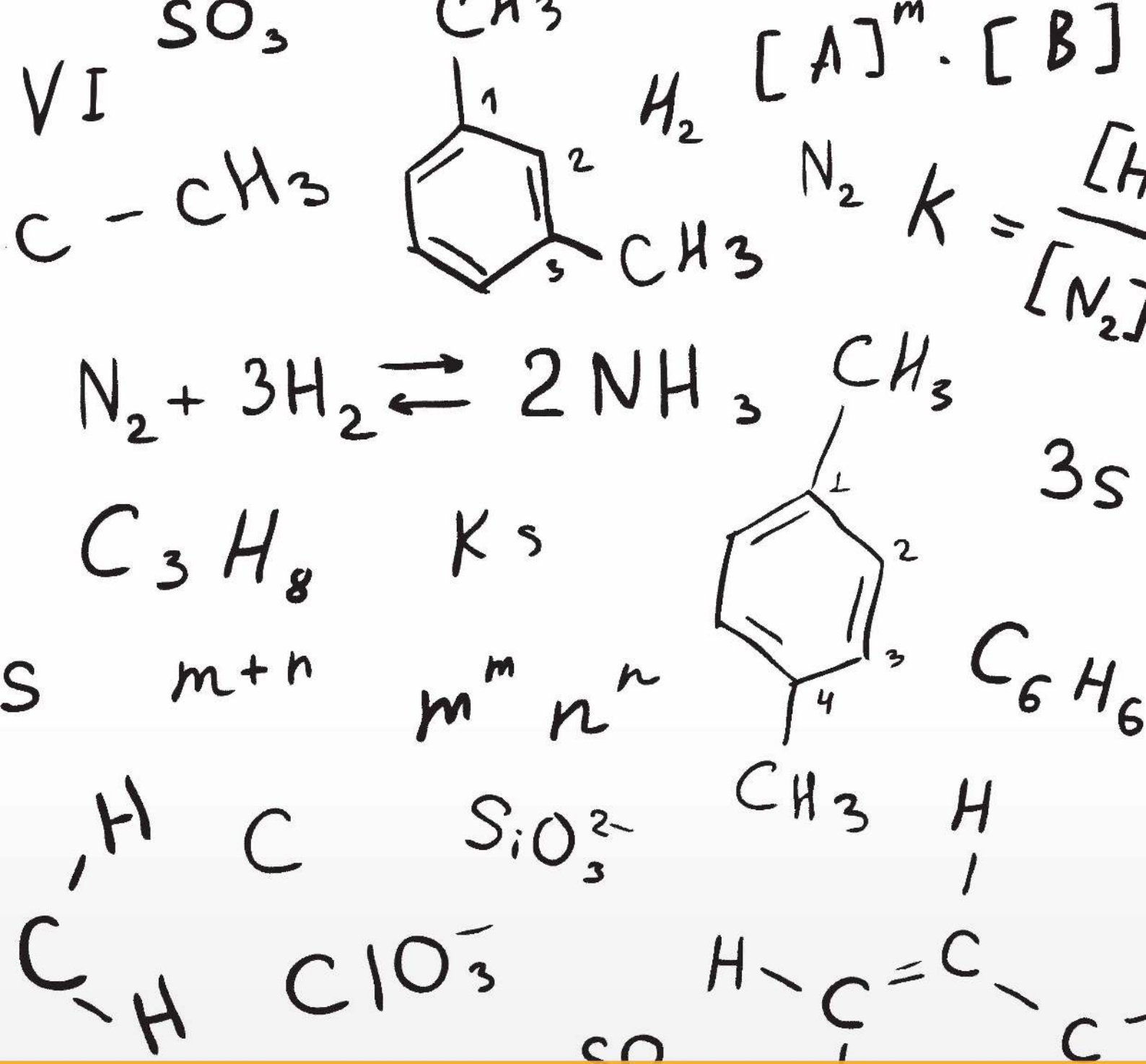


sucha mieszanina magnezu i stałego jodu

5. Dysponujesz metalicznym magnezem i kwasem chlorowodorowym. Zaprojektuj doświadczenie, w którym wykażesz, że stopień rozdrobnienia substratów wpływa na szybkość reakcji chemicznej. **Narysuj schemat, napisz obserwacje i sformułuj wniosek.**

6. Na wykresie przedstawiono zmianę energii E układu w czasie t podczas pewnej reakcji chemicznej. **Ustal efekt energetyczny tej reakcji i napisz równanie reakcji chemicznej, którą można opisać za pomocą tego wykresu.** Skorzystaj z przykładów równań reakcji chemicznych z zadania 1.





Zbiór zadań

Chemia ogólna i nieorganiczna

- Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych
- Systematyka związków nieorganicznych
- Stechiometria
- Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia
- Roztwory
- Reakcje chemiczne w roztworach wodnych
- Efekty energetyczne i szybkość reakcji chemicznych

Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Budowa atomu

1. Ustal liczbę protonów, neutronów, nukleonów i elektronów w atomach pierwiastków chemicznych o podanych symbolach (a–d).

a) $^{10}_{5}B$
b) $^{29}_{14}Si$
c) $^{19}_{9}F$
d) $^{25}_{12}Mg$

2. Wybierz symbole izotopów tego samego pierwiastka chemicznego. Podaj symbol chemiczny tego pierwiastka i jego nazwę.

$^{11}_{5}E$, $^{36}_{18}E$, $^{17}_{8}E$, $^{15}_{7}E$, $^{40}_{18}E$, $^{21}_{10}E$, $^{38}_{18}E$

3. Ustal liczbę protonów, neutronów, nukleonów i elektronów dla jonów (a–d).

a) $^{17}_{8}O^{2-}$ b) $^{44}_{20}Ca^{2+}$ c) $^{7}_{3}Li^{+}$ d) $^{14}_{7}N^{3-}$

4. Odszukaj w układzie okresowym pierwiastki chemiczne o podanych powłokowych konfiguracjach elektronowych (a–d). Podaj ich symbole chemiczne oraz określ położenie – numer grupy i numer okresu.

a) $K^2L^8M^8N^2$
b) $K^2L^8M^1$
c) $K^2L^8M^5$
d) K^2L^5

5. Odszukaj w układzie okresowym pierwiastki chemiczne o podanych podpowłokowych konfiguracjach elektronowych (a–d). Podaj ich symbole chemiczne i skrócone zapisy podpowłokowej konfiguracji elektronowej.

a) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^1$
b) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^2$
c) $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^4$
d) $1s^2\,2s^2$

6. Odszukaj w układzie okresowym pierwiastki chemiczne na podstawie podanych skróconych zapisów podpowłokowej konfiguracji elektronowej (a–c). Ustal pełny zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej ich atomów.

a) [Ne] $3s^2\,3p^5$
b) [Ar] $4s^1$
c) [He] $2s^2\,2p^3$

7. Zapisz powłokową konfigurację elektronową atomów pierwiastków chemicznych o podanych nazwach (a–d).

a) potas
b) węgiel
c) krzem
d) lit

8. Zapisz pełną i skróconą podpowłokową konfigurację elektronową atomów pierwiastków chemicznych o podanych nazwach (a–d).

a) magnez
b) chlor
c) glin
d) siarka

9. Zapisz pełną i skróconą podpowłokową konfigurację elektronową jonów o podanych symbolach (a–d).

a) Na^+
b) K^+
c) S^{2-}
d) F^-

10. Napisz równania elektronowe podanych przemian (a–d) i podaj symbol chemiczny helowca o takiej samej konfiguracji, jaką ma jon.

a) $Ca \longrightarrow Ca^{2+}$
b) $Na \longrightarrow Na^+$
c) $Cl \longrightarrow Cl^-$
d) $S \longrightarrow S^{2-}$

11. Podaj po 4 przykłady jonów (kationów i anionów), które mają konfigurację elektronową argonu.

Dla dociekliwych

12. Liczba atomowa pewnego pierwiastka chemicznego jest sumą liczb atomowych boru i berylu. W jego jądrze atomowym są o 2 neutrony więcej niż w jądrze atomowym tlenu ($8\ n^0$). Zapisz symbol chemiczny tego pierwiastka w postaci ${}^{A}_{Z}E$.

13. Pewien pierwiastek chemiczny jest mieszaniną trzech izotopów o następującym składzie: ${}^{24}E$ (78,99%), ${}^{25}E$ (10%), ${}^{26}E$ (11,01%). Oblicz masę atomową tego pierwiastka chemicznego, odszukaj go w układzie okresowym i zapisz jego symbol chemiczny.

14. Bor jest mieszaniną dwóch izotopów. Jeden z nich ma 5 neutronów i stanowi 18,83% mieszaniny. Podaj liczby masowe obydwu izotopów boru, jeżeli jego masa atomowa wynosi 10,811 u.

15. Zapisz pełne i skrócone podpowłokowe konfiguracje elektronowe dla trzech jonów pierwiastków chemicznych na podstawie informacji o budowie ich atomów. Atom tego pierwiastka chemicznego ma:

a) 20 elektronów i tworzy kation dwudodatni,
b) 13 protonów w jądrze atomowym i tworzy kation trójdodatni,
c) liczbę atomową $Z = 8$ i tworzy anion dwuujemny.

Budowa atomu a położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym

16. Utwórz dwa zbiory składające się z pierwiastków chemicznych, które spełniają obydwa warunki (a–b). Pierwiastki wybierz spośród tych o podanych symbolach chemicznych.

Ca, Mg, S, Al, N, Si, Be, Cl, Na

Zbiór I
a) Pierwiastki chemiczne należące do bloku konfiguracyjnego *p*.
b) Atomy tych pierwiastków chemicznych mają taką samą liczbę powłok elektronowych.

Zbiór II
a) Pierwiastki chemiczne należące do bloku konfiguracyjnego *s*.
b) Atomy tych pierwiastków chemicznych mają taką samą liczbę elektronów walencyjnych.

17. Uporządkuj symbole chemiczne pierwiastków: Mg, Si, Al, P, S, Na według podanych kryteriów (a–c). Skorzystaj z układu okresowego pierwiastków chemicznych.

a) zgodnie ze zmniejszającym się promieniem atomowym
b) zgodnie ze zwiększającą się elektroujemnością
c) zgodnie ze zwiększającym się charakterem metalicznym

18. Podaj symbol chemiczny pierwiastka z 2. okresu, który ma:

a) najniższą energię jonizacji,
b) najwyższą energię jonizacji,
c) najwyższą elektroujemność.

Wiązania chemiczne

19. Podziel na dwa zbiory: A i B substancje o podanych wzorach sumarycznych na podstawie obliczonej różnicy elektroujemności.

a) **Zbiór A** – substancje, w których cząsteczkach występują wiązania kowalencyjne.
b) **Zbiór B** – substancje, w których cząsteczkach występują wiązania kowalencyjne spolaryzowane.

AlH_3, H_2, PH_3, CS_2, HCl, H_2O, NH_3

20. Wskaż atom pierwiastka chemicznego, w którego stronę będą przesunięte wspólne pary elektronowe w cząsteczkach o podanych wzorach sumarycznych (a–d).

a) HF
b) SO_2
c) H_2O
d) CCl_4

21. Wybierz wzory cząsteczek o budowie polarnej.

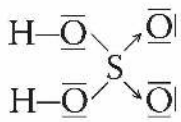
SiH_4, HCN, H_2S, NH_3, HCl, N_2

22. Przedstaw graficznie sposób powstawania wiązań kowalencyjnych w cząsteczkach o podanych wzorach (a–d).

a) Cl_2
b) HF
c) N_2
d) H_2S

23. Ustal w cząsteczce kwasu siarkowego(VI) liczbę wiązań:

a) kowalencyjnych niespolaryzowanych,
b) kowalencyjnych spolaryzowanych,
c) koordynacyjnych,
d) σ,
e) π.



24. Przedstaw za pomocą kreskowych wzorów elektronowych cząsteczki i jony o podanych wzorach. W zapisach uwzględnij wolne pary elektronowe. Następnie dla każdej drobiny podaj liczbę wiązań:

a) kowalencyjnych spolaryzowanych,
b) koordynacyjnych,
c) σ,
d) π.

CO_2, SO_2, SO_3, N_2, NH_4^+, H_3O^+, NO_3^-

25. Wybierz wzory związków jonowych. Uzasadnij swój wybór, obliczając różnicę elektroujemności dla każdego związku chemicznego.

SO_3, NH_3, Na_2O, KCl, H_2S, PH_3, $CaCl_2$

26. Przedstaw graficznie i opisz powstawanie wiązania jonowego w związkach chemicznych o podanych wzorach sumarycznych (a–b).

a) NaCl
b) $CaCl_2$

27. Wybierz wzory, w których obydwa pierwiastki chemiczne po utworzeniu związku jonowego osiągnęły konfigurację neonu.

NaF, BeO, KCl, MgO, Na_2S, $AlCl_3$

Dla dociekliwych

28. Na polarność cząsteczki ma wpływ obecność wolnych par elektronowych w atomie o najwyższej elektroujemności w cząsteczce. Im jest ich więcej, tym bardziej odpychają się wolne i wiążące pary elektronowe i w rezultacie – tym większa polaryzacja cząsteczki. Przedstaw za pomocą kropkowych i kreskowych wzorów elektronowych cząsteczki: H_2O, CH_4 i NH_3. Uszereguj je zgodnie ze zwiększającą się polarnością.

Systematyka związków nieorganicznych

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Tlenki i związki pierwiastków chemicznych z wodorem

29. Napisz wzory sumaryczne tlenków o podanych nazwach systematycznych.

a) tlenek magnezu
b) tlenek glinu
c) tlenek boru
d) tlenek cynku
e) tlenek sodu
f) tlenek azotu(I)
g) tlenek azotu(V)
h) tlenek siarki(VI)
i) tlenek berylu
j) tlenek miedzi(I)

30. Podaj nazwy systematyczne tlenków na podstawie ich wzorów sumarycznych.

a) NO_2
b) N_2O_3
c) Cl_2O_7
d) Cl_2O_5
e) K_2O
f) SO_2
g) SiO_2
h) CuO

31. Podziel tlenki o podanych wzorach sumarycznych na tlenki kwasowe, zasadowe, amfoteryczne i obojętne.

CaO, N_2O_5, CO, Al_2O_3, K_2O, NO, SO_2

32. Napisz równania reakcji chemicznych na podstawie ich zapisów słownych.

a) żelazo + tlen ⟶ tlenek żelaza(III)
b) cynk + tlen ⟶ tlenek cynku
c) glin + tlen ⟶ tlenek glinu
d) sód + tlen ⟶ tlenek sodu

33. W związkach chemicznych wraz ze zwiększaniem się różnicy elektroujemności zwiększa się ich charakter jonowy. Uszereguj tlenki o podanych wzorach sumarycznych zgodnie ze:

a) wzrastającą temperaturą wrzenia,
b) zmniejszającym się charakterem zasadowym.

Al_2O_3, K_2O, Li_2O, MgO

34. Podziel związki pierwiastków chemicznych z wodorem o podanych wzorach sumarycznych na kwasowe, zasadowe i obojętne.

NaH, HCl, CH_4, NH_3, CaH_2, H_2S

Wodorotlenki

35. Napisz wzory sumaryczne wodorotlenków o podanych nazwach.

a) wodorotlenek potasu
b) wodorotlenek sodu
c) wodorotlenek wapnia
d) wodorotlenek glinu
e) wodorotlenek żelaza(II)
f) wodorotlenek miedzi(I)
g) wodorotlenek żelaza(III)
h) wodorotlenek cynku

36. Wodorotlenki metali grup 1. i 2. otrzymuje się na dwa sposoby – w reakcjach metali z wodą oraz tlenków metali z wodą. Napisz równania reakcji otrzymywania obydwoma sposobami:

a) wodorotlenku potasu,
b) wodorotlenku sodu,
c) wodorotlenku wapnia.

37. Podaj wzory i nazwy substancji oznaczonych literami A, B, C i D. Napisz równania reakcji chemicznych oznaczonych cyframi 1–5.

$$Ca \xrightarrow[1]{H_2O} A + H_2$$

$$2 \mid O_2 \downarrow$$

$$B \xrightarrow[3]{H_2O} A \xrightarrow[4]{HNO_3} C$$

$$5 \mid H_2O \downarrow$$

$$Ca^{2+} + D$$

38. Pewien trudno rozpuszczalny wodorotlenek amfoteryczny zawiera metal, którego liczba atomowa jest różnicą liczb atomowych wapnia i azotu. Napisz, stosując zapis cząsteczkowy, równania reakcji tego wodorotlenku z:

a) zasadą sodową, b) kwasem solnym.

Dla dociekliwych

39. Amoniak otrzymuje się w wyniku syntezy azotu z wodorem w obecności katalizatora.

a) Napisz równanie reakcji otrzymywania amoniaku.
b) Podaj nazwę systematyczną produktu tej reakcji chemicznej.
c) Oblicz, jaka objętość azotu (w warunkach normalnych) została użyta do reakcji chemicznej, jeżeli otrzymano 1,5 mola amoniaku.

Kwasy

40. Napisz wzory sumaryczne kwasów o podanych nazwach systematycznych.

a) kwas chlorowodorowy
b) kwas siarkowodorowy
c) kwas bromowodorowy
d) kwas fosforowy(V)
e) kwas siarkowy(IV)
f) kwas siarkowy(VI)
g) kwas azotowy(III)
h) kwas azotowy(V)
i) kwas krzemowy

41. Wskaż wzór sumaryczny kwasu o większej mocy. Uzasadnij swój wybór.

a) HCl i HF
b) HNO_2 i HNO_3
c) H_2CO_3 i H_2SiO_3
d) HBr i H_2S

42. Napisz równania reakcji z wodą tlenków niemetali o podanych wzorach sumarycznych lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

a) CO
b) SO_2
c) N_2O_5
d) NO
e) CO_2
f) P_4O_{10}

Sole

43. Dokończ i zbilansuj równania reakcji chemicznych lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

a) $Mg + HCl \longrightarrow$
b) $MgS + HCl \longrightarrow$
c) $Ca(NO_3)_2 + H_2S \longrightarrow$
d) $NaOH + H_2SO_4 \longrightarrow$
e) $Na_2O + HNO_3 \longrightarrow$

44. Podziel sole o podanych wzorach sumarycznych na sole obojętne, wodorosole i hydroksosole.

$MgCO_3$, $NaHSO_4$, KCl, CaCl(OH), NaH_2PO_4, FeS, $AlCl(OH)_2$

45. Napisz wzory sumaryczne soli.

a) węglanu: potasu, żelaza(III), miedzi(II), glinu
b) siarczanu(VI): wapnia, sodu, glinu, cynku, miedzi(I)
c) azotanu(V): żelaza(II), magnezu, ołowiu(IV), sodu
d) chlorku: miedzi(II), glinu, sodu, magnezu, żelaza(II)
e) fosforanu(V): wapnia, miedzi(II), glinu, potasu, cynku

46. Podaj nazwy systematyczne soli na podstawie ich wzorów sumarycznych.

a) Na_2S
b) Al_2S_3
c) $CuCl_2$
d) AgCl
e) $CaCO_3$
f) KNO_2
g) $Al(NO_3)_3$
h) Na_3PO_4

47. Wybierz wzór tylko tego tlenku, który spełnia obydwa warunki: reagując z wodą, tworzy odpowiednią zasadę, reagując z kwasem chlorowodorowym, tworzy odpowiednią sól. Napisz równania reakcji otrzymywania wodorotlenku i soli.

CO_2, SiO_2, Na_2O

48. Wybierz wzór tylko tego tlenku, który spełnia obydwa warunki: reagując z wodą, tworzy odpowiedni kwas, reagując z zasadą sodową, tworzy odpowiednią sól. Napisz równania reakcji otrzymywania kwasu i soli.

CaO, SO_2, NO

49. Dokończ i zbilansuj podane równania reakcji chemicznych lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

a) $Na_2SO_3 + HCl \longrightarrow$
b) $CaS + HNO_3 \longrightarrow$
c) $K_2CO_3 + H_2SO_4 \longrightarrow$
d) $CaCO_3 + HCl \longrightarrow$
e) $Ca(NO_2)_2 + HNO_3 \longrightarrow$

50. Aby zidentyfikować skałę wapienną, geolog przeprowadził reakcję próbki wapienia o masie 10 g z kwasem chlorowodorowym. Reakcja zachodziła energicznie, towarzyszyło jej intensywne wydzielanie się gazu.

a) Napisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej.
b) Podaj nazwę systematyczną wydzielającego się gazu.

51. Twardość przemijająca wody jest powodowana przez rozpuszczony w niej wodorowęglan wapnia $Ca(HCO_3)_2$. Wyjaśnij, dlaczego zagotowanie wody usuwa ten typ twardości. Uzasadnij odpowiedź, pisząc odpowiednie równanie reakcji chemicznej.

52. W wyniku prażenia skały wapiennej powstają dwa tlenki. Jeden z nich, nazywany wapnem palonym, po zmieszaniu z wodą tworzy wapno gaszone. Zarówno wapno palone, jak i wapno gaszone pozostawione na dłuższy czas w otwartym pojemniku twardnieje, ponieważ pochłania tlenek węgla(IV) z powietrza. Napisz równania wszystkich reakcji chemicznych zachodzących w opisanym procesie.

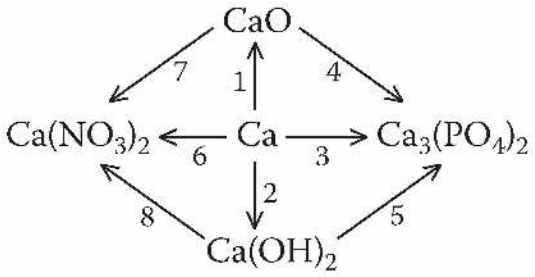
53. Podziel związki chemiczne o podanych wzorach sumarycznych na sole bezwodne i hydraty.

$CuSO_4$, $CuSO_4 \cdot 5\,H_2O$, $CaSO_4$, $AlCl_3$, $MgSO_4$, $AlCl_3 \cdot 6\,H_2O$, $CaSO_4 \cdot 2\,H_2O$

54. Napisz wzory sumaryczne soli o podanych nazwach systematycznych.

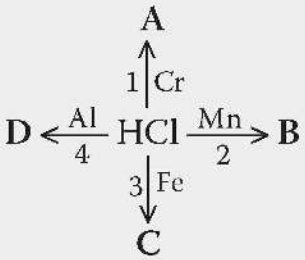
a) azotan(V) wapnia–woda(1/4)
b) siarczan(VI) miedzi–woda(1/5)

55. Napisz równania reakcji chemicznych oznaczonych cyframi 1–8.



Dla dociekliwych

56. Podaj wzory i nazwy substancji oznaczonych literami A, B, C i D. Napisz równania reakcji chemicznych oznaczonych cyframi 1–4.



ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Mol i masa molowa

57. Zapisz symbolami lub wzorami chemicznymi liczbę moli pierwiastków i związków chemicznych.

a) jeden mol żelaza
b) dwa mole miedzi
c) dwa mole cząsteczek azotu

58. 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 mole H_2S	*X*	$24{,}06 \cdot 10^{23}$
Y moli H_2S	$3{,}01 \cdot 10^{23}$	$6{,}02 \cdot 10^{23}$
0,1 mola H_2S	$0{,}602 \cdot 10^{23}$	*Z*

59. Oblicz masę:

a) 2 moli CaO,
b) 1,5 mola H_2SO_4,
c) 0,5 mola glukozy $C_6H_{12}O_6$.

60. Oblicz, jaką liczbę moli stanowi:

a) 4,5 g H_2O,
b) 126 g HNO_3,
c) 37 g $Ca(OH)_2$.

61. Oblicz, ile gramów siarki znajduje się w:

a) 2 molach tlenku siarki(VI),
b) 0,5 mola siarczku glinu,
c) 0,01 mola siarkowodoru.

62. Oblicz, w ilu molach kwasu azotowego(V) znajduje się:

a) 7 g N, b) 12 g O, c) 5 g H.

Objętość molowa

63. Oblicz, jaką objętość zajmują w warunkach normalnych:

a) 2 mole tlenku azotu(II),
b) 3,5 mola siarkowodoru.

64. Wykonaj obliczenia, aby ustalić, co należy wpisać w miejsca oznaczone literami *A*, *B*, *C*, *D*, *E*, *F*, aby poprawnie uzupełnić tabelę dotyczącą związków chemicznych o podanych wzorach sumarycznych. Skorzystaj z danych zamieszczonych w pierwszym wierszu tabeli.

a) CO_2

Masa próbki, g	Liczba moli, mol	Objętość w warunkach normalnych, dm^3
44	1	22,4
11	*A*	*B*
C	0,5	*D*
E	*F*	2,24

b) NH_3

Masa próbki, g	Liczba moli, mol	Objętość w warunkach normalnych, dm^3
17	1	22,4
34	*A*	*B*
C	0,25	*D*
E	*F*	0, 224

65. Oblicz, jaką liczbę moli w warunkach normalnych stanowi:

a) 0,672 dm^3 metanu CH_4,
b) 1 dm^3 pary wodnej,
c) 0,5 dm^3 siarkowodoru.

Prawo stałości składu

66. Ustal wzór empiryczny związków chemicznych o podanym składzie procentowym.

a) 80% węgla i 20% wodoru
b) 70% żelaza i 30% tlenu
c) 5,9% wodoru i 94,1% tlenu

67. Ustal wzór rzeczywisty opisanych związków chemicznych.

a) Tlenek azotu o masie 46 $\frac{g}{mol}$ i stosunku masowym azotu do tlenu 7 : 16.
b) Tlenek miedzi o masie 80 $\frac{g}{mol}$. Po spaleniu 16 g miedzi w tlenie powstało 20 g tego tlenku.

68. Oblicz masę molową oraz skład procentowy związków chemicznych o podanych wzorach sumarycznych. Wyniki podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku (a–c).

a) Na_2O b) $Mg(OH)_2$ c) H_2CO_3

69. Ustal stosunek masowy pierwiastków w związkach chemicznych o podanych wzorach sumarycznych.

a) N_2O b) NO c) N_2O_3

70. Oblicz skład procentowy związków chemicznych na podstawie stosunku masowego pierwiastków tworzących te związki. Wyniki podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.

a) C : O = 3 : 4
b) C : O = 3 : 8

71. Oblicz stosunek masowy pierwiastków w związkach chemicznych o podanych nazwach systematycznych.

a) tlenek srebra(I)
b) siarczek żelaza(II)

72. Magnez łączy się z tlenem w stosunku masowym 3 : 2. Oblicz:

a) ile gramów magnezu połączy się z 8 g tlenu,
b) ile gramów tlenu połączy się z 15 g magnezu.

Dla dociekliwych

73. Ustal wzór rzeczywisty tlenku pewnego trójwartościowego pierwiastka, jeżeli wiadomo, że masa mola siarczku tego pierwiastka chemicznego jest 1,47 raza większa od masy mola tlenku.

Obliczenia stechiometryczne

74. Reakcja otrzymywania amoniaku przebiega zgodnie z równaniem:

$$N_{2(g)} + 3\,H_{2(g)} \overset{kat.}{\rightleftharpoons} 2\,NH_{3(g)}$$

Przedstaw interpretację tego równania w ujęciu molowym, masowym i objętościowym.
Ustal, co należy wpisać w miejsca oznaczone literami *X*, *Y*, *Z*, aby poprawnie uzupełnić tabelę.

Nazwa reagenta	azot	wodór	amoniak
Liczba moli reagentów, mol	1	*X*	2
Masa reagentów, g	28	6	*Y*
Objętość reagentów w warunkach normalnych, dm^3	*Z*	67,2	44,8

75. Oblicz, ile moli tlenu:

a) otrzymano w wyniku rozkładu 3 moli tlenku rtęci(II),
b) potrzeba do utlenienia 0,5 mola żelaza do tlenku żelaza(II),
c) wykorzystano do spalenia 0,1 mola tlenku węgla(II) do tlenku węgla(IV).

76. Oblicz, ile gramów wodoru:

a) użyto do przeprowadzenia reakcji redukcji 14,4 g tlenku miedzi(I), której produktami są miedź i para wodna,
b) otrzymano w wyniku rozkładu 22,5 g wody,
c) należy użyć, aby otrzymać amoniak w reakcji syntezy z 7 g azotu.

77. Oblicz objętość tlenu, odmierzonego w warunkach normalnych, użytego do:

a) przeprowadzenia reakcji z azotem w celu otrzymania 5,6 dm^3 tlenku azotu(II),
b) katalitycznego utlenienia 1,12 dm^3 tlenku siarki(IV) do tlenku siarki(VI),
c) spalenia 1 dm^3 metanu, jeżeli produktami są tlenek węgla(IV) i para wodna.

78. W reakcji utlenienia amoniaku powstało 45 g azotu:

$$4\,NH_3 + 3\,O_2 \longrightarrow 2\,N_2 + 6\,H_2O$$

Oblicz, ile moli wody otrzymano w tej reakcji chemicznej. Wynik podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.

79. Podczas termicznego rozkładu węglanu wapnia $CaCO_3$ powstało 2,5 mola wapna palonego CaO i tlenek węgla(IV). Oblicz objętość otrzymanego tlenku węgla(IV), odmierzonego w warunkach normalnych.

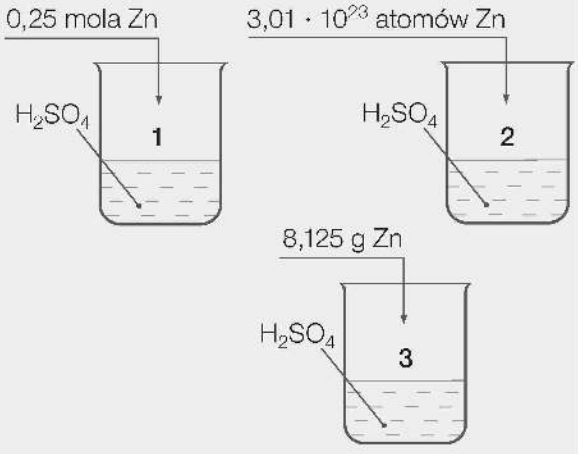
80. W reakcji syntezy wody z pierwiastków chemicznych otrzymano 1,5 mola wody. Oblicz użytą objętość wodoru (w warunkach normalnych).

81. W wyniku wymieszania 2,8 dm^3 chloru ze stechiometryczną ilością wodoru otrzymano chlorowodór. Oblicz, ile gramów chlorowodoru powstało w tej reakcji chemicznej.

Dla dociekliwych

82. Gaz syntezowy, wykorzystywany jako surowiec w wielu syntezach organicznych, to mieszanina $CO + H_2$. Otrzymuje się go m.in. w reakcji węgla z parą wodą. Oblicz, ile gramów pary wodnej należy użyć w reakcji chemicznej, aby uzyskać 100 dm^3 gazu syntezowego (w warunkach normalnych). Wynik podaj z dokładnością do pierwszego miejsca po przecinku.

83. Do trzech zlewek z roztworem kwasu siarkowego(VI) wprowadzono różne ilości cynku.



Wykonaj odpowiednie obliczenia i uszereguj zlewki zgodnie z rosnącą objętością wodoru wydzielonego w reakcji chemicznej (w warunkach normalnych).

Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Stopnie utlenienia

84. Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w substancjach o podanych wzorach.

a) B_2O_3, Ag_2O, N_2O_3, N_2O_5, N_2O, NO_2, NO, N_2
b) SO_2, SO_3, P_4O_{10}, CO, CO_2, CuO, Cu_2O, O_2
c) FeO, Fe_2O_3, PbO, PbO_2, Al_2O_3, SiO_2, H_2O
d) HCl, H_2S, NH_3, NaOH, PH_3, HI, $Ca(OH)_2$, HNO_3
e) $CaCO_3$, Na_2SO_4, $Mg(NO_3)_2$, $AlCl_3$, $Ca_3(PO_4)_2$

85. Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych w jonach o podanych wzorach.

a) SO_4^{2-}, SO_3^{2-}, NO_2^-
b) CO_3^{2-}, PO_4^{3-}, Cl^-
c) NH_4^+, ClO_4^-, ClO_3^-
d) NO_3^-, S^{2-}, ClO_2^-
e) Fe^{3+}, Cu^{2+}, $Cr_2O_7^-$
f) Cu^+, HSO_4^-, Zn^{2+}
g) Al^{3+}, HSO_3^-, Na^+

Dla dociekliwych

86. Wskaż wzór sumaryczny związku chemicznego, w którym dwa atomy żelaza różnią się stopniem utlenienia. Uzasadnij swój wybór, rysując wzór strukturalny tego związku chemicznego. Pamiętaj, że tlen w tlenkach występuje zawsze na –II stopniu utlenienia.

Fe_2O_3, Fe_3O_4

Reakcje utleniania-redukcji

87. Napisz i zbilansuj równania reakcji chemicznych opisanych przemian. Wskaż reakcje utleniania-redukcji.

a) reakcja magnezu z kwasem solnym
b) rozkład termiczny węglanu wapnia
c) synteza wody z pierwiastków chemicznych
d) reakcja tlenku wapnia z wodą
e) synteza amoniaku z azotu i wodoru w obecności katalizatora

88. Utleniacz to pierwiastek chemiczny, który występuje w stanie wolnym lub w związku chemicznym i może obniżyć swój stopień utlenienia. Siarka może występować na –II, 0, IV, VI stopniu utlenienia. Wybierz symbole chemiczne lub wzory drobin, które mogą być utleniaczami.

S, SO_2, SO_3, H_2S, H_2SO_3, SO_4^{2-}

89. Reduktor to pierwiastek chemiczny, który występuje w stanie wolnym lub w związku chemicznym i może podwyższyć swój stopień utlenienia. Azot może występować na –III, 0, I, II, III, IV, V stopniu utlenienia. Wybierz symbole chemiczne lub wzory drobin, które mogą być reduktorami.

N_2, NO, N_2O, N_2O_5, NO_2^-, HNO_3, NH_3

90. W reakcji rozcieńczonego roztworu kwasu siarkowego(VI) z żelazem powstaje sól żelaza(II) i wydziela się wodór. Napisz równanie tej reakcji chemicznej i ustal współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowego.

91. Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych, napisz reakcje utleniania i redukcji oraz wskaż utleniacz i reduktor dla podanych równań reakcji chemicznych (a–d).

a) $Fe + S \longrightarrow FeS$
b) $MgO + H_2 \longrightarrow Mg + H_2O$
c) $2\ Mg + O_2 \longrightarrow 2\ MgO$
d) $H_2 + S \longrightarrow H_2S$

92. Ustal stopnie utlenienia pierwiastków chemicznych oraz napisz połówkowe równania utleniania i redukcji dla podanych równań reakcji chemicznych (a–f).

a) $N_2 + O_2 \longrightarrow 2\ NO$
b) $N_2 + 2\ O_2 \longrightarrow 2\ NO_2$
c) $2\ Fe + 3\ S \longrightarrow Fe_2S_3$
d) $4\ Na + O_2 \longrightarrow 2\ Na_2O$
e) $2\ CuO + C \longrightarrow 2\ Cu + CO_2$
f) $Fe + 2\ HCl \longrightarrow FeCl_2 + H_2$

93. Ustal współczynniki stechiometryczne w podanych równaniach reakcji chemicznych (a–g), stosując metodę bilansu elektronowego. Wskaż utleniacz i reduktor.

a) $Si + HF \longrightarrow SiF_4 + H_2$
b) $SiF_4 + Na \longrightarrow Si + NaF$
c) $HBr + Cl_2 \longrightarrow Br_2 + HCl$
d) $F_2 + H_2O \longrightarrow HF + O_2$
e) $Fe + O_2 \longrightarrow Fe_2O_3$
f) $Fe_2O_3 + CO \longrightarrow Fe + CO_2$
g) $Mg + HCl \longrightarrow MgCl_2 + H_2$

94. Produktami reakcji pewnego metalu z rozcieńczonym roztworem kwasu siarkowego(VI) są sól i wodór. Zapis skróconej konfiguracji elektronowej tego metalu ma postać [Ne] $3s^2\ 3p^1$. Napisz równanie tej reakcji chemicznej i ustal współczynniki stechiometryczne metodą bilansu elektronowego.

Dla dociekliwych

95. Wskaż, która z drobin (cząsteczka, jon lub atom pierwiastka chemicznego) w każdej z podanych par (a–c), może być w reakcjach chemicznych zarówno utleniaczem, jak i reduktorem.

a) CO_2 czy C
b) N_2 czy NH_3
c) S^{2-} czy SO_3^{2-}

Elektrochemia

96. Wskaż w każdej parze (a–d) symbol chemiczny metalu o większej aktywności chemicznej.

a) Mg czy Fe
b) Na czy Mg
c) Al czy Ca
d) Al czy Fe

97. Uszereguj metale o podanych symbolach chemicznych zgodnie ze zmniejszającą się aktywnością chemiczną.

Ca, K, Cu, Al, Zn, Pb, Na, Ag, Mg

98. Im bardziej aktywny chemicznie jest metal, tym silniejszym jest reduktorem. Uszereguj metale o podanych symbolach chemicznych zgodnie ze wzrostem ich właściwości redukujących.

Mg, Na, Cu, Ag, Zn, Al

99. Im mniej aktywny chemicznie jest metal, tym silniejszym utleniaczem jest kation tego metalu. Uszereguj metale o podanych symbolach chemicznych zgodnie ze wzrostem właściwości utleniających ich kationów.

Mg, Na, Cu, Ag, Zn, Al

100. Napisz równania reakcji kwasu solnego z metalami o podanych symbolach chemicznych lub zaznacz, że reakcja chemiczna nie zachodzi. Skorzystaj z szeregu elektrochemicznego metali.

a) Cu
b) Mg
c) Zn
d) Ca

101. Do trzech naczyń z wodnym roztworem $CuSO_4$ włożono płytki: srebrną, cynkową i miedzianą. Na której płytce wydzieli się brunatny osad miedzi? Napisz odpowiednie równanie reakcji chemicznej.

102. Napisz równania reakcji wymiany między substratami o podanych nazwach lub zaznacz, że reakcja chemiczna nie zachodzi.

a) cynk + siarczan(VI) żelaza(II)
b) magnez + chlorek żelaza(II)
c) miedź + chlorek cynku

103. Narysuj schemat ogniwa zbudowanego z płytki ołowianej zanurzonej w roztworze $Pb(NO_3)_2$ oraz płytki srebrnej zanurzonej w roztworze $AgNO_3$. Na schemacie uwzględnij przewodnik metaliczny łączący półogniwa oraz klucz elektrolityczny. Która z elektrod jest w tym ogniwie anodą? Odpowiedź uzasadnij.

104. Zbudowano ogniwo składające się z płytek miedzianej i srebrnej zanurzonych w wodnych roztworach ich soli. Na której płytce zachodzi proces redukcji w tym ogniwie? Odpowiedź uzasadnij.

105. SEM pewnego ogniwa wynosi 0,01 V, a rolę katody odgrywa półogniwo Pb^{2+} | Pb. Ustal, jakie półogniwo jest anodą.

106. Zbudowano ogniwo składające się z dwóch półogniw:

Cu^{2+} | Cu i Al^{3+} | Al.

a) Zapisz schemat ogniwa elektrochemicznego.
b) Wskaż anodę i katodę.
c) Zaznacz strzałką kierunek przepływu elektronów.

107. Zapisz schematy ogniw galwanicznych zbudowanych z podanych półogniw (a–b). Zaznacz symbole anody i katody.

a) płytka cynkowa zanurzona w wodnym roztworze $ZnSO_4$ i płytka miedziana zanurzona w wodnym roztworze $CuSO_4$
b) płytka żelazna zanurzona w wodnym roztworze $FeSO_4$ i płytka cynkowa zanurzona w wodnym roztworze $ZnSO_4$

108. Ułóż równania reakcji elektrodowych zachodzących w podanych ogniwach elektrochemicznych (a–d).

a) (–) Zn | Zn^{2+} || Cu^{2+} | Cu (+)
b) (–) Zn | Zn^{2+} || Ag^{+} | Ag (+)
c) (–) Fe | Fe^{2+} || Sn^{2+} | Sn (+)
d) (–) Zn | Zn^{2+} || Pb^{2+} | Pb (+)

109. Z dwóch blaszek metalowych zanurzonych w wodnych roztworach zawierających ich dwudodatnie kationy skonstruowano ogniwo elektrochemiczne. Anodą jest półogniwo o aktywności chemicznej mniejszej od półogniwa Co^{2+} | Co i większej niż Sn^{2+} | Sn. Katodą jest półogniwo zbudowane z metalu o aktywności chemicznej mniejszej od niklu i większej od ołowiu.

a) Zapisz schemat tego ogniwa.
b) Ułóż równania reakcji elektrodowych.
c) Oblicz wartość SEM ogniwa.

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Rozpuszczalność i stężenie procentowe

110. Po odparowaniu wody ze 180 g roztworu nasyconego w temperaturze 20°C otrzymano 60 g substancji. Oblicz rozpuszczalność tej substancji w podanej temperaturze.

111. Po odparowaniu wody ze 114 g roztworu nasyconego w temperaturze 20°C otrzymano 54 g siarczanu(VI) kobaltu(II). Oblicz rozpuszczalność tej soli w podanej temperaturze.

112. Oblicz, ile gramów soli i ile gramów wody znajduje się w 250 g nasyconego roztworu chlorku potasu w temperaturze 40°C, jeśli rozpuszczalność tej soli w podanej temperaturze wynosi 42 g/100 g wody. Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.

113. Oblicz, ile gramów chlorku amonu należy rozpuścić w 300 g wody o temperaturze 20°C, aby otrzymać roztwór nasycony tej soli.

114. Rozpuszczalność chlorku potasu KCl w temperaturze 40°C wynosi 40 g/100 g wody. Oblicz:

a) ile gramów chlorku potasu znajduje się w 56 g roztworu nasyconego w temperaturze 40°C,

b) w ilu gramach wody należy rozpuścić 60 g chlorku potasu, aby otrzymać roztwór nasycony w temperaturze 40°C.

115. W 80 g wody o temperaturze 20°C rozpuszczono 20 g azotanu(V) potasu KNO_3. Określ, czy otrzymano roztwór nasycony. Wykonaj odpowiednie obliczenia. Przyjmij, że rozpuszczalność azotanu(V) potasu w temperaturze 20°C wynosi 32 g/100 g wody.

116. Rozpuszczalność chlorku potasu KCl w temperaturze 30°C wynosi 37 g/100 g wody. Oblicz stężenie procentowe roztworu nasyconego chlorku potasu otrzymanego w temperaturze 30°C.

117. Stężenie procentowe roztworu nasyconego chlorku baru $BaCl_2$ otrzymanego w temperaturze 20°C wynosi 31%. Oblicz rozpuszczalność chlorku baru w tej temperaturze. Wynik podaj z dokładnością do liczby całkowitej.

Stężenie procentowe

118. Po odparowaniu wody z 236 g roztworu otrzymano 35,4 g soli. Oblicz stężenie procentowe tego roztworu. Wynik podaj z dokładnością do liczby całkowitej.

119. W 60 cm^3 etanolu o gęstości $d = 0{,}79 \frac{g}{cm^3}$ rozpuszczono 5,8 g jodu. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu.

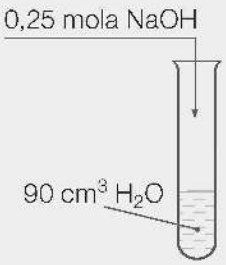
120. Oblicz, ile gramów soli kuchennej i ile gramów wody zawiera 200 cm^3 6-procentowego roztworu o gęstości $d = 1{,}04 \frac{g}{cm^3}$.

121. Oblicz, ile gramów azotanu(V) sodu $NaNO_3$ i ile centymetrów sześciennych wody destylowanej potrzeba do przygotowania 300 g 25-procentowego roztworu tej soli. Załóż, że gęstość wody wynosi $d_{H_2O} = 1 \frac{g}{cm^3}$.

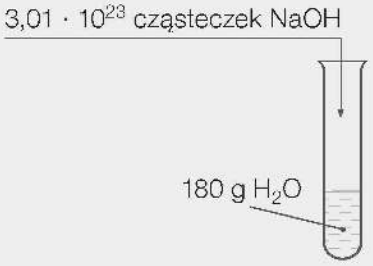
Dla dociekliwych

122. W dwóch probówkach przygotowano roztwory wodorotlenku sodu NaOH o następującym składzie:

Roztwór I



Roztwór II



Określ, czy stężenia procentowe tych roztworów są jednakowe. Wykonaj odpowiednie obliczenia. Załóż, że gęstość wody wynosi $d_{H_2O} = 1 \frac{g}{cm^3}$.

123. Zaprojektuj sposób przygotowania 150 g 6-procentowego roztworu soli kuchennej. Wykonaj odpowiednie obliczenia i wymień kolejno wykonywane czynności. Załóż, że gęstość wody wynosi $d_{H_2O} = 1 \frac{g}{cm^3}$.

Stężenie molowe

124. W 2 dm^3 roztworu znajduje się 0,5 mola substancji. Oblicz stężenie molowe roztworu.

125. W 2 dm^3 roztworu znajduje się 37 g wodorotlenku wapnia $Ca(OH)_2$. Oblicz stężenie molowe tego roztworu.

126. W 525 g roztworu o gęstości $d = 1{,}05 \frac{g}{cm^3}$ znajduje się 0,25 mola wodorotlenku potasu KOH. Oblicz stężenie molowe tego roztworu.

127. W 224 g roztworu o gęstości $d = 1{,}12 \frac{g}{cm^3}$ znajduje się 38 g kwasu siarkowego(VI) H_2SO_4. Oblicz stężenie molowe tego roztworu.

128. Zmieszano 100 cm^3 wody destylowanej oraz 8 g wodorotlenku sodu NaOH i otrzymano roztwór o gęstości $d = 1{,}2 \frac{g}{cm^3}$. Oblicz stężenie molowe tego roztworu. Załóż, że gęstość wody wynosi $d_{H_2O} = 1 \frac{g}{cm^3}$.

129. W 200 cm^3 wody destylowanej rozpuszczono 13,64 dm^3 chlorowodoru HCl odmierzonego w warunkach normalnych i otrzymano roztwór o gęstości $d = 1{,}047 \frac{g}{cm^3}$. Oblicz stężenie molowe tego roztworu. Załóż, że gęstość wody wynosi $d_{H_2O} = 1 \frac{g}{cm^3}$. Wynik podaj z dokładnością do dwóch miejsc po przecinku.

130. Oblicz, ile moli substancji znajduje się w 2 dm^3 0,3-molowego roztworu.

131. Oblicz, ile gramów chlorku sodu NaCl znajduje się w 500 cm^3 0,2-molowego roztworu tej soli.

132. Oblicz, w ilu decymetrach sześciennych 2-molowego roztworu siarczku sodu Na_2S znajduje się 0,1 mola tej substancji.

133. Oblicz, ile centymetrów sześciennych 0,25-molowego roztworu wodorotlenku sodu NaOH można sporządzić, mając do dyspozycji 5 g tej substancji.

134. Zaprojektuj sposób przygotowania 500 cm^3 wodnego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) $CuSO_4$ o stężeniu molowym 0,2 $\frac{mol}{dm^3}$. Wykonaj odpowiednie obliczenia i wymień kolejno wykonywane czynności.

135. Zaprojektuj sposób przygotowania 2 dm^3 wodnego roztworu wodorotlenku sodu NaOH o stężeniu molowym 0,5 $\frac{mol}{dm^3}$. Wykonaj odpowiednie obliczenia i wymień kolejno wykonywane czynności.

Rozcieńczanie roztworów

136. Do 200 g 12-procentowego roztworu dodano 100 g wody. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu.

137. Do 100 cm^3 20-procentowego roztworu wodorotlenku sodu NaOH o gęstości $d = 1{,}22\ \frac{g}{cm^3}$ dodano 336 cm^3 wody destylowanej. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu. Załóż, że gęstość wody wynosi $d_{H_2O} = 1\ \frac{g}{cm^3}$.

138. Do 0,5 dm^3 0,2-molowego roztworu wodorotlenku potasu KOH dodano 300 cm^3 wody destylowanej. Oblicz stężenie molowe otrzymanego roztworu.

139. Do 234 g 0,01-molowego roztworu kwasu chlorowodorowego o gęstości $d = 1{,}17\ \frac{g}{cm^3}$ dodano 200 cm^3 wody destylowanej. Oblicz stężenie molowe otrzymanego roztworu. Załóż, że gęstość wody wynosi $d_{H_2O} = 1\ \frac{g}{cm^3}$.

140. Oblicz, w jakim stosunku masowym należy zmieszać 35-procentowy roztwór kwasu solnego HCl z wodą, aby otrzymać roztwór 10-procentowy.

141. Oblicz, do ilu gramów wody należy wlać 250 g roztworu 20-procentowego, aby powstał roztwór o stężeniu 15%.

142. Oblicz, ile gramów wody dodano do 25 cm^3 2-molowego roztworu, jeżeli powstał roztwór 0,5-molowy.

Zatężanie roztworów

143. Do 80 g 10-procentowego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) $CuSO_4$ dodano 12 g tej soli. Oblicz stężenie procentowe otrzymanego roztworu. Wynik podaj z dokładnością do jednego miejsca po przecinku.

144. Oblicz, ile gramów wody należy odparować z 400 g 15-procentowego roztworu glukozy, aby otrzymać roztwór 20-procentowy.

145. Oblicz, ile centymetrów sześciennych wody należy odparować z 300 cm^3 0,5-molowego roztworu, aby otrzymać roztwór 1-molowy.

146. Oblicz stężenie molowe roztworu otrzymanego po dodaniu 8,5 g azotanu(V) sodu $NaNO_3$ do 500 cm^3 0,2-molowego roztworu tej soli.

Reakcje chemiczne w roztworach wodnych

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Dysocjacja elektrolityczna

147. Napisz równania dysocjacji elektrolitycznej związków chemicznych o podanych wzorach sumarycznych (a–f).

a) HCl
b) HNO_3
c) HNO_2
d) $NaOH$
e) KOH
f) $LiOH$

148. Napisz równania stopniowej dysocjacji elektrolitycznej związków chemicznych o podanych wzorach sumarycznych (a–f).

a) H_2SO_4
b) H_2S
c) H_3PO_4
d) $Mg(OH)_2$
e) $Ca(OH)_2$
f) H_2SO_3

149. Napisz równania dysocjacji elektrolitycznej soli o podanych wzorach sumarycznych (a–h).

a) K_2CO_3
b) $NaNO_3$
c) $Al_2(SO_4)_3$
d) KCl
e) $Ca(NO_3)_2$
f) $MgCl_2$
g) K_2S
h) $Fe(NO_3)_3$

150. Napisz równania dysocjacji elektrolitycznej, jeżeli wiadomo, że w wodzie destylowanej rozpuszczono:

a) 3 mole H_2SO_4,
b) 2 mole $Ca(OH)_2$,
c) 5 moli Na_2SO_4.

Dla dociekliwych

151. Dysocjacja elektrolityczna azotanu(V) żelaza(II) przebiega zgodnie z równaniem:

$$Fe(NO_3)_2 \xrightarrow{H_2O} Fe^{2+} + 2\,NO_3^-.$$

Oblicz, ile moli jonów azotanowych(V) powstanie, jeżeli dysocjacji ulegnie 1,5 mola soli.

152. W wyniku dysocjacji elektrolitycznej wodorotlenku wapnia powstały 3 mole anionów wodorotlenkowych. Oblicz, ile gramów wodorotlenku wapnia uległo dysocjacji. Załóż 100-procentową dysocjację wodorotlenku wapnia.

Stopień dysocjacji elektrolitycznej

153. Podziel substancje o podanych wzorach sumarycznych na mocne i słabe elektrolity.

HCl, HF, K_2CO_3, $NaOH$, H_3PO_4, $CuSO_4$, H_2S, HNO_2

154. Kwas borowy, stosowany m.in. jako środek przeciwgrzybiczny i łagodzący oparzenia, można kupić w aptece w postaci stałej lub roztworu wodnego. Podaj, jak zmieni się stopień dysocjacji (α) roztworu kwasu (zwiększy się/zmniejszy się), jeżeli:

a) dodamy wodę destylowaną,
b) odparujemy część wody,
c) dodamy niewielką ilość stałego kwasu.

155. Uszereguj roztwory H_2SO_3 o podanych stężeniach zgodnie ze zwiększającym się stopniem dysocjacji (α).

0,01-molowy, 0,1-molowy, 0,001-molowy

156. Oblicz stopień dysocjacji (α) elektrolitu, jeśli w 1 dm^3 roztworu 1-molowego w postaci jonów występuje:

a) 0,35 mola elektrolitu,
b) 0,1 mola elektrolitu,
c) 0,4 mola elektrolitu,
d) 0,02 mola elektrolitu.

157. Oblicz stopień dysocjacji (α) elektrolitu, jeżeli w roztworze znajduje się:

a) 0,4 mola cząsteczek zdysocjowanych i 0,6 mola cząsteczek niezdysocjowanych,
b) 0,15 mola cząsteczek zdysocjowanych i 1,85 mola cząsteczek niezdysocjowanych,
c) 0,03 mola cząsteczek zdysocjowanych i 0,07 mola cząsteczek niezdysocjowanych.

158. Oblicz liczbę moli cząsteczek zdysocjowanych, jeżeli w 1 dm^3 roztworu znajduje się 0,5 mola kwasu fluorowodorowego HF, a stopień dysocjacji (α) wynosi 8%.

159. Oblicz liczbę moli cząsteczek niezdysocjowanych w 1 dm^3 0,2-molowego kwasu azotowego(III), jeżeli stopień dysocjacji (α) wynosi 15%.

160. W roztworze pewnego elektrolitu o objętości 1 dm^3 i stężeniu 0,01 $\frac{mol}{dm^3}$ stopień dysocjacji wynosi 0,2. Oblicz stężenie molowe:

a) cząsteczek zdysocjowanych,
b) cząsteczek niezdysocjowanych.

Dla dociekliwych

161. W 2 dm^3 roztworu kwasu chlorowego(III) znajduje się $0{,}241 \cdot 10^{23}$ cząsteczek zdysocjowanych i 0,16 mola cząsteczek niezdysocjowanych. Oblicz:

a) stężenie molowe cząsteczek zdysocjowanych i niezdysocjowanych,
b) stężenie molowe roztworu,
c) stopień dysocjacji elektrolitu.

pH roztworu

162. Oblicz stężenie molowe jonów wodorowych:

a) w roztworze HF o stężeniu 0,2 $\frac{mol}{dm^3}$ (α = 10%),
b) w roztworze HNO_2 o stężeniu 0,001 $\frac{mol}{dm^3}$ (α = 36%),
c) w roztworze HNO_3 o stężeniu 0,5 $\frac{mol}{dm^3}$ (α = 100%).

163. Oblicz stężenie molowe roztworu:

a) NaOH, jeżeli $[OH^-]$ = 0,01 $\frac{mol}{dm^3}$ i α = 100%,
b) HF, jeżeli $[H^+]$ = 0,015 $\frac{mol}{dm^3}$ i α = 15%,
c) H_3PO_4, jeżeli $[H^+]$ = 0,08 $\frac{mol}{dm^3}$ i α = 8%.

164. Oblicz stopień dysocjacji (α) w roztworach elektrolitów:

a) 1-molowego HNO_2, jeżeli $[H^+]$ = 0,025 $\frac{mol}{dm^3}$,
b) 0,01-molowego $HClO_2$, jeżeli $[H^+]$ = 0,005 $\frac{mol}{dm^3}$.

165. Oblicz wartości pH roztworów zasad o podanej wartości pOH (a–d).

a) pOH = 1
b) pOH = 5
c) pOH = 3
d) pOH = 2

166. Określ odczyn wodnych roztworów substancji (kwasowy, zasadowy, obojętny) o podanych pH (a–f).

a) pH = 7
b) pH = 5
c) pH = 10
d) pH < 7
e) pH > 7
f) $[H^+] = [OH^-]$

167. Ustal barwę wskaźników (I–II) w roztworach o podanym pH (a–d):

I. oranżu metylowego,
II. fenoloftaleiny.

a) pH 8
b) pH 3
c) pH 14
d) pH 6

168. Zbadano pH wodnych roztworów różnych substancji i otrzymano następujące wyniki: pH = 3, pH = 8, pH = 2, pH = 13. Uszereguj podane wartości pH zgodnie ze wzrostem:

a) charakteru zasadowego,
b) charakteru kwasowego.

169. Oblicz wartość pH roztworów o podanym stężeniu molowym jonów wodorowych $[H^+]$ (a–d).

a) 0,1
b) 0,01
c) 0,001
d) 0,0001

170. Oblicz stężenie jonów wodorowych w roztworach o podanej wartości pH (a–d).

a) pH = 2
b) pH = 4
c) pH = 1
d) pH = 3

171. Oblicz pH roztworu słabego kwasu o stężeniu 0,01 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$, jeżeli $\alpha = 10\%$.

172. Udowodnij, pisząc odpowiednie równania reakcji chemicznych, że:

a) woda amoniakalna ma odczyn zasadowy,
b) kwas solny ma odczyn kwasowy.

Dla dociekliwych

173. W 0,5 dm^3 roztworu HCl znajduje się 0,005 mola jonów wodorowych. Oblicz:

a) stężenie jonów wodorowych w roztworze,
b) pH roztworu.

Reakcje chemiczne w roztworach wodnych

174. Napisz równania reakcji zobojętniania w postaci cząsteczkowej, jonowej pełnej i skróconej wodorotlenku potasu KOH kwasami o podanych wzorach sumarycznych (a–e).

a) HNO_3
b) H_2SO_4
c) H_3PO_4
d) HCl
e) H_2S

175. Napisz równania reakcji chemicznych w postaci cząsteczkowej, jonowej pełnej i skróconej kwasu siarkowego(VI) z solami o podanych wzorach sumarycznych (a–b).

a) $Pb(NO_3)_2$
b) $AgNO_3$

176. Zmieszano parami roztwory soli: $CuCl_2$, Na_2S, $AgNO_3$, K_2SO_4 (istnieje 6 możliwych kombinacji). Napisz równania reakcji chemicznych w postaci cząsteczkowej, jonowej pełnej i skróconej lub zaznacz, że reakcja chemiczna nie zachodzi.

Efekty energetyczne i szybkość reakcji chemicznych

ROZWIĄŻ W ZESZYCIE

Efekty energetyczne reakcji chemicznych

177. Opisz różnice między układami otwartym, zamkniętym i izolowanym.

178. Wskaż, która czynność opisuje powstanie układu zamkniętego. Uzasadnij swój wybór.

a) Napełnienie probówki wodą ogrzaną do 100°C.
b) Szczelne zamknięcie probówki korkiem.
c) Owinięcie probówki grubą warstwą waty i umieszczenie jej w zamykanym pojemniku.

179. Podaj po jednym przykładzie układów otwartego, zamkniętego i izolowanego, które można zaobserwować w życiu codziennym.

180. Uczeń dolał wody destylowanej do zlewki z granulkami wodorotlenku sodu. Po ich rozpuszczeniu dotknął zlewki – temperatura wyraźnie wzrosła. Jaki proces zaszedł w roztworze – endoenergetyczny czy egzoenergetyczny? Uzasadnij swoją odpowiedź.

181. Po wymieszaniu wody destylowanej z azotanem(V) amonu temperatura roztworu znacznie się obniża. Ten efekt został wykorzystany w kompresach chłodzących dla sportowców. Czy rozpuszczanie azotanu(V) amonu jest procesem endoenergetycznym czy egzoenergetycznym? Uzasadnij odpowiedź.

182. Wyjaśnij pojęcia:

a) reakcja egzoenergetyczna,
b) reakcja endoenergetyczna.

183. Wybierz opis reakcji egzoenergetycznej (a–b). Uzasadnij swój wybór.

a) Rozkład węglanu wapnia przebiega w temperaturze 900°C.
b) Spalenie 1,6 kg węgla ogrzewa pomieszczenie o kubaturze 15 m^3.

184. Oceń, czy reakcja rozkładu amoniaku jest przemianą endo- czy egzoenergetyczną. Uzasadnij swoją ocenę.

$2\ NH_3 \longrightarrow N_2 + 3\ H_2 \qquad \Delta H^\circ = 92\ kJ$

185. Określ efekt energetyczny podanych przemian (a–b). Użyj zapisu $\Delta H^\circ > 0$ lub $\Delta H^\circ < 0$.

$A + B \longrightarrow C$ + energia
$A + B$ + energia $\longrightarrow C$

186. Określ, jaki typ reakcji chemicznej (egzoenergetyczna czy endoenergetyczna) opisują podane warunki (a–b).

a) energia substratów reakcji chemicznej > energia produktów reakcji chemicznej
b) energia substratów reakcji chemicznej < energia produktów reakcji chemicznej

187. W reakcji termicznego rozkładu węglanu wapnia do tlenku wapnia i tlenku węgla(IV) zostaje pobrana z otoczenia energia ($\Delta H^\circ = 182$ kJ). Wyjaśnij, dlaczego zmiana entalpii ma wartość dodatnią.

188. Opisz efekt energetyczny przemian (a–b). Użyj zapisu $\Delta H > 0$ lub $\Delta H < 0$ i odpowiednich określeń (egzoenergetyczna, endoenergetyczna).

a) entalpia układu jest większa po reakcji chemicznej niż przed nią
b) entalpia układu jest mniejsza po reakcji chemicznej niż przed nią

189. Określ typ podanych reakcji chemicznych (a–d) ze względu na efekt energetyczny (egzoenergetyczna, endoenergetyczna).

a) $2\ C + O_2 \longrightarrow 2\ CO \quad \Delta H^\circ = -221$ kJ
b) $NH_4Cl \longrightarrow NH_3 + HCl \quad \Delta H^\circ = 46{,}3$ kJ
c) $CO + H_2O \longrightarrow CO_2 + H_2 \quad \Delta H^\circ = -110{,}5$ kJ
d) $N_2 + O_2 \longrightarrow 2\ NO \quad \Delta H^\circ = 180$ kJ

190. Podczas reakcji spalania cynku w tlenie zostaje wydzielona do otoczenia energia ($\Delta H^\circ = -485$ kJ). Wyjaśnij, dlaczego zmiana entalpii ma wartość ujemną.

Dla dociekliwych

191. Spalenie 1 mola węgla w tlenie do tlenku węgla(IV) powoduje wydzielenie do otoczenia na sposób ciepła 393,5 KJ energii.

a) Napisz równanie reakcji chemicznej.
b) Podaj wartość entalpii (ΔH) dla tej reakcji chemicznej.
c) Oblicz, ile kilodżuli energii wydzieli się do otoczenia, jeżeli zostanie spalone 2,5 mola węgla.

192. Wartość entalpii reakcji syntezy wody z pierwiastków chemicznych wynosi $\Delta H^\circ = -242$ kJ. Podaj wartość entalpii reakcji odwrotnej (rozkład wody).

193. Reakcja redukcji tlenku miedzi(II) węglem przebiega zgodnie z równaniem:

$$CuO + C \longrightarrow Cu + CO \quad \Delta H^\circ = 44\text{ kJ}.$$

Oblicz, ile kilodżuli energii zostanie pobranych z otoczenia, jeżeli do reakcji chemicznej użyje się 1 kg węgla. Wynik podaj z dokładnością do jedności.

Szybkość reakcji chemicznych

194. Wyjaśnij pojęcia:

a) energia aktywacji,
b) szybkość reakcji chemicznej.

195. Wymień czynniki wpływające na szybkość reakcji chemicznej.

196. Narysuj wykresy przedstawiające zmiany wartości energii układu dla reakcji egzoenergetycznej i endoenergetycznej. Na każdym wykresie zaznacz energię aktywacji (E_a).

197. Uczniowie dodali do trzech probówek z wodą destylowaną magnez, potas i sód (wszystkie o takiej samej masie). W której probówce reakcja chemiczna będzie przebiegała najwolniej? Uzasadnij odpowiedź.

198. W czterech zlewkach umieszczono blaszki magnezu o jednakowej masie i dodano jednakowe objętości kwasu chlorowodorowego o podanych stężeniach. Uszereguj zlewki zgodnie ze zwiększającą się szybkością reakcji chemicznej.

Zlewka 1. 0,1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Zlewka 2. 0,001 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Zlewka 3. 1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

Zlewka 4. 0,01 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$

199. Do zlewki ze 100 cm^3 rozcieńczonego wodnego roztworu kwasu siarkowego(VI) dodano niewielką ilość wiórków magnezu, a następnie 50 cm^3 wody destylowanej. Czy reakcja chemiczna będzie przebiegała z większą czy mniejszą szybkością? Uzasadnij odpowiedź.

200. Do cylindra zamkniętego tłokiem wprowadzono dwie substancje gazowe reagujące ze sobą, a następnie przesunięto tłok w dół. Czy reakcja chemiczna będzie przebiegała z większą czy mniejszą szybkością? Uzasadnij odpowiedź.

201. Oceń i uzasadnij, w którym przypadku reakcja chemiczna przebiegnie najszybciej.

a) Po wrzuceniu blaszki cynkowej do gorącego roztworu kwasu siarkowego(VI) o stężeniu 0,1 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

b) Po wrzuceniu blaszki cynkowej do zimnego roztworu kwasu siarkowego(VI) o stężeniu 0,01 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

c) Po wrzuceniu blaszki cynkowej do gorącego roztworu kwasu siarkowego(VI) o stężeniu 0,01 $\frac{\text{mol}}{\text{dm}^3}$.

202. Do dwóch zlewek zawierających jednakowe objętości kwasu chlorowodorowego o takim samym stężeniu dodano:

zlewka 1. blaszkę żelazną,
zlewka 2. wiórki żelazne.

Wskaż i uzasadnij, w której zlewce reakcja chemiczna przebiegła szybciej.

203. Woda utleniona to 3-procentowy wodny roztwór nadtlenku wodoru, który w temperaturze pokojowej powoli rozkłada się na wodę i tlen. Dodanie do wody utlenionej kilku kryształków MnO_2 powoduje intensywne wydzielanie się gazu. Po zakończeniu reakcji chemicznej można stwierdzić, że cały użyty do doświadczenia tlenek manganu(IV) pozostał w roztworze. Odpowiedz na pytania, korzystając z opisu tego doświadczenia chemicznego.

a) Jaką funkcję pełni tlenek manganu(IV) w tej reakcji chemicznej?

b) Jak zmienia się wartość energii aktywacji tej reakcji chemicznej po dodaniu tlenku manganu(IV)?

Dla dociekliwych

204. Aby otrzymać chlorowodór, jednakowe objętości gazowych substratów wprowadzono do trzech reaktorów o pojemności: 2 dm^3, 1 dm^3, 3 dm^3 i zainicjowano reakcję chemiczną. W którym z reaktorów najszybciej otrzymano chlorowodór? Uzasadnij swój wybór.

Bibliografia

Achmatowicz O., Stasicka Z., *Kompendium terminologii chemicznej*, ZamKor, Kraków 2005.
Atkins P.W., *Chemia fizyczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2012.
Atkins P., Jones L., *Chemia ogólna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2016.
Bielański A., *Chemia ogólna i nieorganiczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2002.
Bielański A., *Podstawy chemii nieorganicznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2013.
Bieniek G., *Chemia, doświadczenia chemiczne w zadaniach*, Wydawnictwo Szkolne OMEGA, Kraków 2012.
Czerwiński A., *Blaski i cienie promieniotwórczości*, WSiP, Warszawa 1995.
Emsley J., *Chemia – przewodnik po pierwiastkach*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 1997.
Emsley J., *Przewodnik po chemii życia codziennego*, Prószyński i S-ka, Warszawa 1996.
Encyklopedia szkolna. Chemia, T.M. Krygowski (red.), WSiP, Warszawa 2001.
Galikowski M. i in., *Przyroda 1, materiał edukacyjny przeznaczony do nauki przyrody w liceum ogólnokształcącym i technikum*, Nowa Era, Warszawa 2016.
Galikowski M. i in., *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 – zakres podstawowy*, Nowa Era, Warszawa 2016.
Hassa R., Mrzigod A., Mrzigod J., Sułkowski W., *Chemia podręcznik i zbiór zadań w jednym*, cz. 1–3, Wydawnictwo M. Rożak, Warszawa 2002.
Heiserman D.L., *Księga pierwiastków chemicznych*, Prószyński i S-ka, Warszawa 1997.
Iwańskan J., Martin M. i in., *Leksykon naukowo-techniczny*, WNT, Warszawa 2001.
Jelińska-Kazimierczuk M., Megiel E., *Teraz matura, Chemia, Vademecum*, Nowa Era, Warszawa 2016.
Król I., Mazur P., *Repetytorium maturzysty*, Wydawnictwo GREG, Kraków 2016.
Kulawik J., Kulawik T., Litwin M., *Chemia Nowej Ery, podręcznik do chemii dla klasy siódmej szkoły podstawowej*, Nowa Era, Warszawa 2017.
Kulawik T., Litwin M., Styka-Wlazło S., *Chemia w zadaniach i przykładach*, Nowa Era, Warszawa 2017.
Lautenschläger K.H., Schröter W., Winninger A., *Nowoczesne kompendium chemii*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2007.
Łukasiewicz M., Michalski O., Szymońska J., *Obliczenia chemiczne*, Wydawnictwo Uniwersytetu Rolniczego, Kraków 2015.
Matematyka. Fizyka. Chemia. Encyklopedia szkolna, W. Baturo (red.), Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2006.
McMurry J., Fay R.C., *Chemistry*, Pearson 2008.
Mizerski W., *Tablice chemiczne*, Adamantan, Warszawa 2013.
Mizerski W., *Tablice szkolne*, Adamantan, Warszawa 2011.
Pazdro K.M., *Zbiór zadań z chemii dla liceów i techników*, Oficyna Edukacyjna Krzysztof Pazdro, Warszawa 2012.
Persona A., *Chemia. Matura. Wybór testów*, Oficyna wydawnicza MEDYK, Warszawa 2015.
Ryan L., *New Chemistry for You*, Nelson Thornes, Cheltenham 2011.
Sawicka J. i in., *Tablice chemiczne*, Wydawnictwo Podkowa, Gdańsk 2015.
Tilling S., *Ozon a efekt cieplarniany – zbadaj to sam*, WSiP, Warszawa 1995.
Timberlake K.C., *Chemistry*, Pearson, Londyn 2012
Witowski D., *Chemia. Zbiór zadań otwartych wraz z odpowiedziami*, Oficyna Wydawnicza NOWA MATURA, Rzeszów 2009.

Właściwości pierwiastków chemicznych

Nazwa	Symbol	M	Z	Podpowłokowa konfiguracja elektronowa	$t_{topn.}$ °C	$t_{wrz.}$ °C	d^* $\frac{g}{cm^3}$
Aktyn	Ac	(227)	89	$[Rn]7s^26d^1$	1050	(3200)	10,1
Antymon	Sb	121,76	51	$[Kr]5s^24d^{10}5p^3$	630,6	1587	6,69
Argon	Ar	39,95	18	$[Ne]3s^23p^6$	–189,3	–185,9	1,635**
Arsen	As	74,92	33	$[Ar]4s^23d^{10}4p^3$	817	603	5,78
Astat	At	(210)	85	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^5$	—	—	—
Azot	N	14,01	7	$[He]2s^22p^3$	–210,0	–195,8	1,146**
Bar	Ba	137,33	56	$[Xe]6s^2$	727	1900	3,62
Beryl	Be	9,01	4	$[He]2s^2$	1287	2500	1,85
Bizmut	Bi	208,98	83	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^3$	271,4	1564	9,81
Bohr	Bh	(267)	107	$[Rn]7s^25f^{14}6d^5$	—	—	—
Bor	B	10,81	5	$[He]2s^22p^1$	2100	3700	2,35
Brom	Br	79,90	35	$[Ar]4s^23d^{10}4p^5$	–7,2	58,8	3,13
Cer	Ce	140,12	58	$[Xe]6s^24f^15d^1$	798	3470	6,77
Cez	Cs	132,91	55	$[Xe]6s^1$	28,5	668	1,90
Chlor	Cl	35,45	17	$[Ne]3s^23p^5$	–101,0	–34,0	2,95**
Chrom	Cr	52,00	24	$[Ar]4s^13d^5$	1910	2700	7,17
Cyna	Sn	118,71	50	$[Kr]5s^24d^{10}5p^2$	231,9	2610	7,28
Cynk	Zn	65,41	30	$[Ar]4s^23d^{10}$	419,5	907	7,14
Einstein	Es	(252)	99	$[Rn]7s^25f^{11}$	860	1500	8,8
Erb	Er	167,26	68	$[Xe]6s^24f^{12}$	1529	2900	9,07
Fluor	F	19,00	9	$[He]2s^22p^5$	–219,7	–188,1	1,53**
Fosfor	P	30,98	15	$[Ne]3s^23p^3$	44,15 biały	280,5	1,82
Gal	Ga	69,73	31	$[Ar]4s^23d^{10}4p^1$	29,8	2204	5,90
German	Ge	72,64	32	$[Ar]4s^23d^{10}4p^2$	938,2	2850	5,32
Glin	Al	26,98	13	$[Ne]3s^23p^1$	660,3	2520	2,70

* W temperaturze 25°C i pod ciśnieniem 1013 hPa.

** Wartość podana w $\frac{g}{dm^3}$.

Nazwa	Symbol	M	Z	Podpowłokowa konfiguracja elektronowa	$t_{topn.}$ °C	$t_{wrz.}$ °C	d^* $\frac{g}{cm^3}$
Hel	He	4,00	2	$1s^2$	—	–268,9	0,164**
Ind	In	114,82	49	$[Kr]5s^24d^{10}5p^1$	156,6	2080	7,30
Iryd	Ir	192,22	77	$[Xe]6s^24f^{14}5d^7$	2443	4550	22,61
Iterb	Yb	173,05	70	$[Xe]6s^24f^{14}$	819	1430	6,97
Itr	Y	88,91	39	$[Kr]5s^24d^1$	1522	3300	4,47
Jod	I	126,90	53	$[Kr]5s^24d^{10}5p^5$	113,6	185,2	4,94
Kadm	Cd	112,41	48	$[Kr]5s^24d^{10}$	321,1	765	8,65
Kiur	Cm	(247)	96	$[Rn]7s^25f^76d^1$	1350	3100	13,5
Kobalt	Co	58,93	27	$[Ar]4s^23d^7$	1495	3100	8,90
Krypton	Kr	83,80	36	$[Ar]4s^23d^{10}4p^6$	–157,2	–153,4	3,430**
Krzem	Si	28,09	14	$[Ne]3s^23p^2$	1417	3280	2,33
Ksenon	Xe	131,29	54	$[Kr]5s^24d^{10}5p^6$	–111,8	–108,1	5,396**
Lantan	La	138,91	57	$[Xe]6s^25d^1$	920	3420	6,15
Lit	Li	6,94	3	$[He]2s^1$	180,5	1340	0,53
Magnez	Mg	24,30	12	$[Ne]3s^2$	650	1105	1,74
Mangan	Mn	54,94	25	$[Ar]4s^23d^5$	1244	2060	7,47
Miedź	Cu	63,55	29	$[Ar]4s^13d^{10}$	1084,6	2570	8,93
Neodym	Nd	144,24	60	$[Xe]6s^24f^4$	1021	3030	7,00
Neon	Ne	20,18	10	$[He]2s^22p^6$	–248,6	–246,0	0,824**
Nikiel	Ni	58,69	28	$[Ar]4s^23d^8$	1454	2920	8,91
Ołów	Pb	207,2	82	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^2$	327,5	1756	11,34
Osm	Os	190,23	76	$[Xe]6s^24f^{14}5d^6$	3045	5030	22,57
Pallad	Pd	106,42	46	$[Kr]4d^{10}$	1554,9	2940	11,99
Platyna	Pt	195,08	78	$[Xe]6s^14f^{14}5d^9$	1768,4	4170	21,46
Polon	Po	(209)	84	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^4$	254	962	9,14
Potas	K	39,10	19	$[Ar]4s^1$	63,4	757	0,86
Rad	Ra	(226)	88	$[Rn]7s^2$	700	1700	5,50

* W temperaturze 25°C i pod ciśnieniem 1013 hPa.

** Wartość podana w $\frac{g}{dm^3}$.

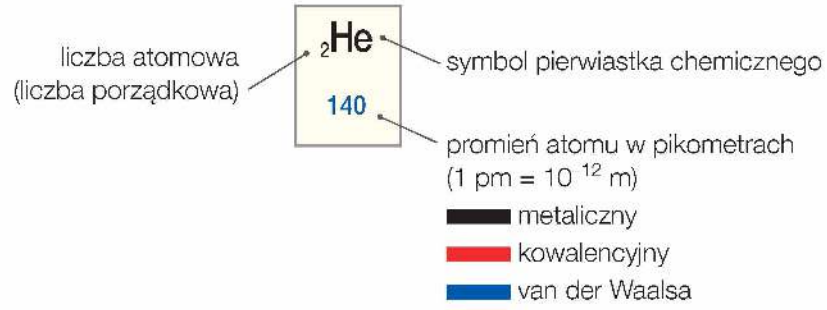
Nazwa	Symbol	M	Z	Podpowłokowa konfiguracja elektronowa	$t_{topn.}$ °C	$t_{wrz.}$ °C	d^* $\frac{g}{cm^3}$
Ren	Re	186,21	75	$[Xe]6s^24f^{14}5d^5$	3180	5700	21,0
Rtęć	Hg	200,59	80	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}$	–38,8	356,7	13,53
Rubid	Rb	85,47	37	$[Kr]5s^1$	39,3	686	1,53
Samar	Sm	150,36	62	$[Xe]6s^24f^6$	1074	1800	7,52
Selen	Se	78,96	34	$[Ar]4s^23d^{10}4p^4$	221	685	4,81
Siarka	S	32,06	16	$[Ne]3s^23p^4$	119,6	444,6	2,07
Skand	Sc	44,96	21	$[Ar]4s^23d^1$	1541	2750	2,99
Sód	Na	22,99	11	$[Ne]3s^1$	97,8	882,9	0,97
Srebro	Ag	107,87	47	$[Kr]5s^14d^{10}$	961,8	2155	10,50
Stront	Sr	87,62	38	$[Kr]5s^2$	777	1381	2,63
Tal	Tl	204,38	81	$[Xe]6s^24f^{14}5d^{10}6p^1$	303	1460	11,86
Tantal	Ta	180,95	73	$[Xe]6s^24f^{14}5d^3$	3022	5530	16,65
Technet	Tc	(98)	43	$[Kr]5s^24d^5$	2200	4600	11,48
Tellur	Te	127,60	52	$[Kr]5s^24d^{10}5p^4$	449,5	988	6,23
Tlen	O	16,00	8	$[He]2s^22p^4$	–218,8	–183,0	1,309**
Uran	U	238,03	92	$[Rn]7s^25f^36d^1$	1135	3930	19,05
Wapń	Ca	40,08	20	$[Ar]4s^2$	842	1490	1,55
Węgiel	C	12,01	6	$[He]2s^22p^2$	3850	3600s	2,27
Wodór	H	1,008	1	$1s^1$	–259,3	–252,9	0,08**
Wolfram	W	183,84	74	$[Xe]6s^24f^{14}5d^4$	3420	5700	19,27
Złoto	Au	196,97	79	$[Xe]6s^14f^{14}5d^{10}$	1064,2	2856	19,28
Żelazo	Fe	55,84	26	$[Ar]4s^23d^6$	1538	2861	7,87

* W temperaturze 25°C i pod ciśnieniem 1013 hPa.

** Wartość podana w $\frac{g}{dm^3}$.

Według W. Mizerski, *Tablice szkolne*, Wydawnictwo Adamantan, Warszawa 2011.

Promienie atomów: metaliczne, kowalencyjne, van der Waalsa



	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1H 30 120																	2He 140
2	3Li 152	4Be 112											5B 81 190	6C 77 170	7N 70 150	8O 66 140	9F 64 140	10Ne 150
3	11Na 186	12Mg 160											13Al 143	14Si 118 210	15P 110 180	16S 104 180	17Cl 99 175	18Ar 180
4	19K 227	20Ca 197	21Sc 164	22Ti 146	23V 133	24Cr 125	25Mn 137	26Fe 124	27Co 125	28Ni 124	29Cu 128	30Zn 133	31Ga 135 190	32Ge 122	33As 120 180	34Se 118 190	35Br 114 185	36Kr 120 190
5	37Rb 248	38Sr 215	39Y 180	40Zr 160	41Nb 143	42Mo 137	43Tc 136	44Ru 134	45Rh 134	46Pd 137	47Ag 144	48Cd 149	49In 167	50Sn 140	51Sb 145	52Te 137 205	53I 133 198	54Xe 130 210
6	55Cs 267	56Ba 219	57La 187	72Hf 159	73Ta 143	74W 137	75Re 137	76Os 135	77Ir 136	78Pt 138	79Au 144	80Hg 150	81Tl 170	82Pb 176	83Bi 155	84Po 167	85At	86Rn 145 220
7	87Fr	88Ra 223	89Ac 188	104Rf	105Db	106Sg	107Bh	108Hs	109Mt	110Ds	111Rg	112Cn	113Nh	114Fl	115Mc	116Lv	117Ts	118Og

58Ce 182,5	59Pr 182,4	60Nd 181,4	61Pm 183,4	62Sm 180,4	63Eu 204	64Gd 178,7	65Tb 176,3	66Dy 175,2	67Ho 174,3	68Er 173,4	69Tm 172,4	70Yb 194,0	71Lu 171,8
90Th 180	91Pa 156	92U 138	93Np 155	94Pu 159	95Am 173	96Cm 174	97Bk 172	98Cf 199	99Es 203	100Fm	101Md	102No	103Lr

Według W. Mizerski, *Tablice chemiczne*, Wydawnictwo Adamantan, Warszawa 2013.

Charakter chemiczny tlenków

- tlenek zasadowy
- tlenek kwasowy
- tlenek amfoteryczny
- tlenek obojętny
- nie można określić charakteru chemicznego tlenku z powodu nietypowego przebiegu reakcji z zasadami i kwasami (w literaturze brakuje danych)

	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1																		
2	Li_2O	BeO											B_2O_3	CO_2 CO	N_2O_5 NO_2 N_2O_3 NO N_2O	H_2O		
3	Na_2O	MgO											Al_2O_3	SiO_2 SiO	P_4O_{10} P_4O_6	SO_3 SO_2	Cl_2O_7 Cl_2O_5 Cl_2O	
4	K_2O	CaO	Sc_2O_3	TiO_2 Ti_2O_3 TiO	V_2O_5 VO_2 V_2O_3 VO	CrO_3 Cr_2O_3 CrO	Mn_2O_7 MnO_2 Mn_2O_3 MnO	Fe_2O_3 FeO	Co_2O_3 CoO	Ni_2O_3 NiO	CuO Cu_2O	ZnO	Ga_2O_3	GeO_2 GeO	As_2O_5 As_2O_3	SeO_3 SeO_2	BrO_2 Br_2O	
5	Rb_2O	SrO	Y_2O_3	ZrO_2	Nb_2O_5	MoO_3 MoO_2	Tc_2O_7	RuO_4 RuO_2	Rh_2O_3	PdO_2 PdO	Ag_2O	CdO	In_2O_3	SnO_2 SnO	Sb_2O_5 Sb_2O_3	TeO_3 TeO_2	I_2O_5	XeO_3 XeO_4
6	Cs_2O	BaO	La_2O_3	HfO_2	Ta_2O_5 TaO_2	WO_3 WO_2	Re_2O_7 ReO_3 ReO_2	OsO_4 OsO_2	IrO_2 Ir_2O_3	PtO_3 PtO_2 Pt_2O_3 PtO	Au_2O_3	HgO	Tl_2O Tl_2O_3 TlO	PbO_2 PbO	Bi_2O_5 Bi_2O_3	PoO_2		
7	Fr_2O	RaO	Ac_2O_3	RfO_2	Db_2O_5	SgO_3	Bh_2O_7											

CeO_2 Ce_2O_3	Pr_2O_3 PrO_2	Nd_2O_3	Pm_2O_3	Sm_2O_3	Eu_2O_3	Gd_2O_3	Tb_4O_7 Tb_2O_3	Dy_2O_3	Ho_2O_3	Er_2O_3	Tm_2O_3	Yb_2O_3	Lu_2O_3
ThO_2	Pa_2O_5 PaO_2	U_3O_8 UO_3 UO_2	NpO Np_3O_8 NpO_2 Np_2O_5	PuO PuO_2 Pu_2O_3	AmO_2 Am_2O_3	CmO_2 Cm_2O_3	BkO_2 Bk_2O_3	CfO_2 Cf_2O_3	Es_2O_3	Fm_2O_3	Md_2O_3	NoO	Lr_2O_3

Odpowiedzi do zadań obliczeniowych – zbiór zadań

Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych

zadanie 1. a) liczba $p^+ = 5$, liczba $e^- = 5$, liczba nukleonów = 10, liczba $n^0 = 5$; b) liczba $p^+ = 14$, liczba $e^- = 14$, liczba nukleonów = 29, liczba $n^0 = 15$; c) liczba $p^+ = 9$, liczba $e^- = 9$, liczba nukleonów = 19, liczba $n^0 = 10$; d) liczba $p^+ = 12$, liczba $e^- = 12$, liczba nukleonów = 25, liczba $n^0 = 13$
zadanie 3. a) liczba $p^+ = 8$, liczba $e^- = 10$, liczba nukleonów = 17, liczba $n^0 = 9$; b) liczba $p^+ = 20$, liczba $e^- = 18$, liczba nukleonów = 44, liczba $n^0 = 24$; c) liczba $p^+ = 3$, liczba $e^- = 2$, liczba nukleonów = 7, liczba $n^0 = 4$; d) liczba $p^+ = 7$, liczba $e^- = 10$, liczba nukleonów = 14, liczba $n^0 = 7$

Dla dociekliwych

zadanie 13. $m_{at} = 24{,}3$ u, Mg
zadanie 14. $A_1 = 10$, $A_2 = 11$

Systematyka związków nieorganicznych

zadanie 39. c) $V_{N_2} = 16{,}8\ dm^3$

Stechiometria

zadanie 59. a) $m_{CaO} = 112$ g, b) $m_{H_2SO_4} = 147$g, c) $m_{C_6H_{12}O_6} = 90$ g
zadanie 60. a) $n_{H_2O} = 0{,}25$ mol, b) $n_{HNO_3} = 2$ mol, c) $n_{Ca(OH)_2} = 0{,}5$ mol
zadanie 61. a) $m_S = 64$ g, b) $m_S = 48$ g c) $m_S = 0{,}32$ g
zadanie 62. a) $n_{HNO_3} = 0{,}5$ mol, b) $n_{HNO_3} = 0{,}25$ mol, c) $n_{HNO_3} = 5$ mol
zadanie 63. a) $V_{NO} = 44{,}8\ dm^3$, b) $V_{H_2S} = 78{,}4\ dm^3$
zadanie 64. a) A – 0,25 mol, B – 5,6 dm^3, C – 22 g, D – 11,2 dm^3, E – 4,4 g, F – 0,1 mol; b) A – 2 mol, B – 44,8 dm^3, C – 4,25 g, D – 5,6 dm^3, E – 0,17 g, F – 0,01 mol
zadanie 65. a) $n_{CH_4} = 0{,}03$ mol, b) $n_{H_2O} = 0{,}045$ mol, c) $n_{H_2S} = 0{,}022$ mol
zadanie 66. a) CH_3, b) Fe_2O_3, c) HO
zadanie 67. a) NO_2, b) CuO
zadanie 68. a) $M_{Na_2O} = 62\ \frac{g}{mol}$; 25,8 % O, 74,2% Na; b) $M_{Mg(OH)_2} = 58\ \frac{g}{mol}$; 41,4% Mg, 55,2 % O, 3,4% H; c) $M_{H_2CO_3} = 62\ \frac{g}{mol}$; 19,4% C, 77,4 % O, 3,2% H
zadanie 69. a) 7 : 4, b) 7 : 8, c) 7 : 12
zadanie 70. a) 42,9% C, 57,1% O, b) 27,3% C, 72,7% O,
zadanie 71. a) Ag : O = 27 : 2, b) Fe : S = 7 : 6
zadanie 72. a) 12 g Mg, b) 10 g O

Dla dociekliwych

zadanie 73. Al_2O_3

zadanie 74. X – 3 mole, Y – 34 g, Z – 22,4 dm^3
zadanie 75. a) $n_{O_2} = 1{,}5$ mola, b) $n_{O_2} = 0{,}25$ mola, c) $n_{O_2} = 0{,}05$ mola
zadanie 76. a) $m_{H_2} = 0{,}2$ g, b) $m_{H_2} = 2{,}5$ g, c) $m_{H_2} = 1{,}5$ g
zadanie 77. a) $V_{O_2} = 2{,}8\ dm^3$, b) $V_{O_2} = 0{,}56\ dm^3$, c) $V_{O_2} = 2\ dm^3$
zadanie 78. $n_{H_2O} = 4{,}8$ mol
zadanie 79. $V_{CO_2} = 56\ dm^3$
zadanie 80. $V_{H_2} = 33{,}6\ dm^3$
zadanie 81. $m_{HCl} = 9{,}125$ g

Dla dociekliwych

zadanie 82. $m_{H_2O} = 40{,}2$ g
zadanie 83. III, I, II

Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia

zadanie 109. c) SEM = 0,12 V

Roztwory

zadanie 110. 50 g / 100 g H_2O
zadanie 111. 90 g / 100 g H_2O
zadanie 112. 73 g soli i 176,1 g wody
zadanie 113. 111 g NH_4Cl
zadanie 114. a) 16 g KCl, b) 150 g wody
zadanie 115. roztwór nienasycony
zadanie 116. $C_p = 27\%$
zadanie 117. 45 g / 100 g H_2O
zadanie 118. $C_p = 15\%$
zadanie 119. $C_p = 11\%$
zadanie 120. 12,48 g soli i 195,52 g wody
zadanie 121. 75 g soli i 225 cm^3 wody

Dla dociekliwych

zadanie 122. roztwór I $C_p = 10\%$, roztwór II $C_p = 10\%$
zadanie 123. 1. Odważenie na szkiełku zegarkowym 9 g soli kuchennej. 2. Wsypanie soli do zlewki o pojemności 200 cm^3. 3. Odmierzenie 141 cm^3 wody destylowanej

przy pomocy cylindra miarowego i dodanie wody do zlewki z solą. 4. Wymieszanie zawartości zlewki bagietką.
zadanie 124. $C_m = 0{,}25 \frac{mol}{dm^3}$
zadanie 125. $C_m = 0{,}25 \frac{mol}{dm^3}$
zadanie 126. $C_m = 0{,}5 \frac{mol}{dm^3}$
zadanie 127. $C_m = 1{,}94 \frac{mol}{dm^3}$
zadanie 128. $C_m = 2{,}2 \frac{mol}{dm^3}$
zadanie 129. $C_m = 2{,}87 \frac{mol}{dm^3}$
zadanie 130. $n = 0{,}6$ mola
zadanie 131. 5,85 g NaCl
zadanie 132. $V_r = 0{,}05\ dm^3$
zadanie 133. $V_r = 500\ cm^3$
zadanie 134. 1. Odważenie na szkiełku zegarkowym 16 g siarczanu(VI) miedzi(II). 2. Wsypanie soli do kolby miarowej o pojemności 500 cm^3. 3. Wlanie do kolby niewielkiej ilości wody. 4. Wymieszanie zawartości aż do całkowitego rozpuszczenia się soli. 5. Dopełnienie kolby do kreski i ponowne wymieszanie.
zadanie 135. 1. Odważenie na szkiełku zegarkowym 40 g wodorotlenku sodu. 2. Wsypanie soli do kolby miarowej o pojemności 200 cm^3. 3. Wlanie do kolby niewielkiej ilości wody. 4. Wymieszanie zawartości aż do całkowitego rozpuszczenia się soli. 5. Dopełnienie kolby do kreski i ponowne wymieszanie.
zadanie 136. $C_p = 8\%$
zadanie 137. $C_p = 5\%$
zadanie 138. $C_m = 0{,}125 \frac{mol}{dm^3}$
zadanie 139. $C_m = 0{,}005 \frac{mol}{dm^3}$
zadanie 140. 2 : 5
zadanie 141. 83,3 g wody
zadanie 142. 75 g wody
zadanie 143. $C_p = 21{,}7\%$
zadanie 144. 100 g wody
zadanie 145. 150 cm^3 wody
zadanie 146. $C_m = 0{,}4 \frac{mol}{dm^3}$

Reakcje chemiczne w roztworach wodnych

Dla dociekliwych

zadanie 151. 3 mole NO_3^-
zadanie 152. 111 g $Ca(OH)_2$

zadanie 156. a) $\alpha = 35\%$, b) $\alpha = 10\%$, c) $\alpha = 40\%$, d) $\alpha = 2\%$
zadanie 157. a) $\alpha = 40\%$, b) $\alpha = 7{,}5\%$, c) $\alpha = 30\%$
zadanie 158. $n_z = 0{,}04$ mol
zadanie 159. $n_{nz} = 0{,}17$ mol
zadanie 160. a) $C_z = 0{,}002 \frac{mol}{dm^3}$, b) $C_{nz} = 0{,}008 \frac{mol}{dm^3}$

Dla dociekliwych

zadanie 161. a) $C_z = 0{,}02 \frac{mol}{dm^3}$, $C_{nz} = 0{,}08 \frac{mol}{dm^3}$, b) $C_m = 0{,}1 \frac{mol}{dm^3}$, c) $\alpha = 20\%$

zadanie 162. a) $[H^+] = 0{,}02 \frac{mol}{dm^3}$, b) $[H^+] = 3{,}6 \cdot 10^{-4} \frac{mol}{dm^3}$, c) $[H^+] = 0{,}5 \frac{mol}{dm^3}$
zadanie 163. a) $C_m = 0{,}01 \frac{mol}{dm^3}$, b) $C_m = 0{,}1 \frac{mol}{dm^3}$, c) $C_m = 1 \frac{mol}{dm^3}$
zadanie 164. a) $\alpha = 2{,}5\%$, b) $\alpha = 50\%$
zadanie 165. a) pH = 13, b) pH = 9, c) pH = 11, d) pH = 12
zadanie 169. a) pH = 1, b) pH = 2, c) pH = 3, d) pH = 4
zadanie 170. a) $[H^+] = 0{,}01 \frac{mol}{dm^3}$, b) $[H^+] = 0{,}0001 \frac{mol}{dm^3}$, c) $[H^+] = 0{,}1 \frac{mol}{dm^3}$, d) $[H^+] = 0{,}001 \frac{mol}{dm^3}$
zadanie 171. pH = 3

Dla dociekliwych

zadanie 173. a) $[H^+] = 0{,}01 \frac{mol}{dm^3}$, b) pH = 2

Efekty energetyczne i szybkość reakcji chemicznych

Dla dociekliwych

zadanie 191. c) 983,75 kJ
zadanie 193. 3667 kJ

Odpowiedzi do zadań obliczeniowych

Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych

s. 20

zadanie 2. a) liczba $p^+ = 12$, liczba $e^- = 12$;
b) liczba $p^+ = 32$, liczba $e^- = 32$; c) liczba $p^+ = 82$, liczba $e^- = 82$; d) liczba $p^+ = 7$, liczba $e^- = 7$;
e) liczba $p^+ = 8$, liczba $e^- = 8$; f) liczba $p^+ = 6$, liczba $e^- = 6$
zadanie 4. liczba $p^+ = 4$, liczba $n^0 = 5$, liczba $e^- = 4$
zadanie 6. ${}^{19}_{9}E$ – liczba $p^+ = 9$, liczba $n^0 = 10$, liczba $e^- = 9$; ${}^{27}_{13}E$ – liczba $p^+ = 13$, liczba $n^0 = 14$, liczba $e^- = 13$; ${}^{40}_{20}E$ – liczba $p^+ = 20$, liczba $n^0 = 20$, liczba $e^- = 20$

s. 52

zadanie 2. a) różnica elektroujemności = 0 – wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane, b) różnica elektroujemności = 0,7 – wiązanie kowalencyjne spolaryzowane, c) różnica elektroujemności = 0,7 – wiązanie kowalencyjne spolaryzowane, d) różnica elektroujemności = 2,0 – wiązanie jonowe

s. 64

Sprawdź, czy potrafisz...

zadanie 1. symbol chemiczny: U, liczba nukleonów = 238
zadanie 3. $1s^2\,2s^2\,2p^6\,3s^2\,3p^4$, rdzeń atomowy tworzy 10 elektronów
zadanie 6. liczba $p^+ = 8$, liczba $n^0 = 8$, liczba $e^- = 10$

Systematyka związków nieorganicznych

s. 117

zadanie 2. $\%H_2O = 6{,}21\%$

s. 122

Sprawdź, czy potrafisz...

zadanie 7. $m_{Al(OH)_3} = 78$ u, $\%O = 61{,}5\%$

Stechiometria

s. 128

zadanie 1. $m_{Al} = 4{,}48 \cdot 10^{-23}$ g
zadanie 2. a) $1{,}2 \cdot 10^{23}$ cz. H_2,
b) $6{,}02 \cdot 10^{23}$ cz. H_2O, c) $18{,}06 \cdot 10^{23}$ cz. HNO_3, d) $9{,}03 \cdot 10^{23}$ cz. Cl_2, e) $4{,}515 \cdot 10^{23}$ cz. NH_3
zadanie 3. a) 2 mole, b) 0,01 mola, c) 10 moli
zadanie 4. b), d), e)
zadanie 5. $7{,}58 \cdot 10^{24}$ at. Cu, $5{,}56 \cdot 10^{23}$ at. Sn, $4{,}63 \cdot 10^{23}$ at. Zn, $1{,}16 \cdot 10^{23}$ at. Pb
zadanie 6. 10,8 mola H; 5,36 mola O
0,054 mola Cl; 0,046 mola Na; 0,0058 mola Mg; 0,0028 mola S; 0,001 mola Ca

s. 138

zadanie 1. a) $m_{O_2} = 32$ u, $M_{O_2} = 32\ \frac{g}{mol}$;
b) $m_{S_8} = 256$ u, $M_{S_8} = 256\ \frac{g}{mol}$; c) $m_{NaBr} = 103$ u, $M_{NaBr} = 103\ \frac{g}{mol}$; d) $m_{Al(OH)_3} = 78$ u, $M_{Al(OH)_3} = 78\ \frac{g}{mol}$; e) $m_{HNO_3} = 63$ u, $M_{HNO_3} = 63\ \frac{g}{mol}$;
f) $m_{Ni_2(SO_3)_3} = 357$ u, $M_{Ni_2(SO_3)_3} = 357\ \frac{g}{mol}$
zadanie 2. a) $m_{KOH} = 14$ g, b) $m_{H_2SO_4} = 147$ g, c) $m_{Cl_2} = 710$ g, d) $m_{H_2} = 0{,}2$ g
zadanie 3. $V_{Cl_2} = 11{,}2\ dm^3$, b) $V_{NH_3} = 26{,}4\ dm^3$, c) $V_{CO_2} = 11{,}2\ dm^3$
zadanie 4. $M_{NaCl} = 58{,}5\ \frac{g}{mol}$, $M_{KCl} = 74{,}5\ \frac{g}{mol}$, $M_{CaCl_2 \cdot 6H_2O} = 219\ \frac{g}{mol}$, $M_{MgCl_2 \cdot 6H_2O} = 203\ \frac{g}{mol}$
zadanie 5. 100 mg – $5{,}7 \cdot 10^{-4}$, 200 mg – $1{,}1 \cdot 10^{-3}$, 1000 mg – $5{,}7 \cdot 10^{-3}$

s. 147

zadanie 1. skład jakościowy: chrom, fosfor, tlen; skład ilościowy – stosunek atomowy Cr : P : O = 3 : 2 : 8; stosunek masowy mCr : mP : mO = 78 : 31 : 64; skład procentowy (procent masowy) %Cr : %P : %O = 45 : 18 : 37.
zadanie 2. magnez, Mg

s. 152

zadanie 1. 25,3 g Mg
zadanie 2. 0,49 dm^3 H_2
zadanie 3. 0,25 mola NH_3, 5,6 dm^3 NH_3, $1{,}505 \cdot 10^{23}$ cz. NH_3, 4,25 g NH_3

s. 154

Sprawdź, czy potrafisz...

zadanie 1. $M_{Cu_2O} = 143\ \frac{g}{mol}$; $M_{Al(OH)_3} = 78\ \frac{g}{mol}$; $M_{H_4SiO_4} = 96\ \frac{g}{mol}$; $M_{NH_4Cl} = 53{,}5\ \frac{g}{mol}$; $M_{Fe(NO_3)_3} = 242\ \frac{g}{mol}$; $M_{MgSO_4 \cdot 7H_2O} = 186\ \frac{g}{mol}$
zadanie 2. H_2O, Hg, Fe, H_2
zadanie 4. $d_{He} = 0{,}18$, $d_{Cl_2} = 3{,}17$
zadanie 5. SO_2
zadanie 6. $M_M = 52\ \frac{g}{mol}$, Cr, chrom
zadanie 7. $x = 4$, $\%O = 65{,}3\%$
zadanie 8. Na_2SO_4
zadanie 9. K_2O_2

zadanie 10. 3,4 g H_2O_2
zadanie 11. 28 g CaO
zadanie 12. 33,75 g Ag
zadanie 13. wzór empiryczny: $C_4H_5N_2O_1$; wzór rzeczywisty: $C_8H_{10}N_4O_2$

Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia

s. 188
zadanie 3. SEM = 0,48 V
zadanie 5. a) SEM = 1,52 V; b) SEM = 1,95 V; c) SEM = 0,5 V; d) SEM = 2,37 V; e) SEM = 3,16 V

Roztwory

s. 215
zadanie 1. 32 g $KClO_4$
zadanie 2. 622,6 g $AgNO_3$, 377,4 g H_2O

s. 220
zadanie 1. $C_p = 20\%$
zadanie 2. 17,5 g NaCl, 232,5 g H_2O
zadanie 3. $C_p = 23{,}1\%$
zadanie 4. 111,9 g/100 g H_2O

s. 225
zadanie 1. $C_m = 0{,}5 \frac{mol}{dm^3}$
zadanie 2. $C_m = 0{,}05 \frac{mol}{dm^3}$
zadanie 3. 66 cm^3 H_2SO_4

s. 233
zadanie 1. $C_p = 40\%$
zadanie 2. $C_p = 10\%$
zadanie 3. $C_m = 1{,}3 \frac{mol}{dm^3}$
zadanie 4. $V_{2\text{-molowy}} : V_{6\text{-molowy}} = 3 : 1$
zadanie 6. $C_m = 0{,}9 \frac{mol}{dm^3}$
zadanie 7. 6,3 g KNO_3
zadanie 8. 166,7 g H_2O
zadanie 9. 112,5 g
zadanie 10. $C_p = 37{,}5\%$
zadanie 11. $m_{15\text{-procentowy}} : m_{5\text{-procentowy}} = 1 : 1$

s. 236
Sprawdź, czy potrafisz...
zadanie 3. roztwór nienasycony
zadanie 4. 12 g $KClO_4$
zadanie 6. $m_{30\text{-procentowy}} : m_{10\text{-procentowy}} = 1 : 1$
zadanie 7. $C_m = 2 \frac{mol}{dm^3}$
zadanie 8. 8,82 g H_2SO_4
zadanie 9. potrzeba 60 g cukru spożywczego i 140 g H_2O
zadanie 10. a) potrzeba 13,68 g cukru spożywczego; b) potrzeba 1,6 g NaOH

Reakcje chemiczne w roztworach wodnych

s. 248
zadanie 2. $\alpha = 0{,}17\%$
zadanie 3. $\alpha_{6\text{-procentowy}} = 0{,}41\%$, $\alpha_{10\text{-procentowy}} = 0{,}32\%$

s. 256
zadanie 3. roztwór 1

s. 263
zadanie 2. 5 moli, uniwersalny papierek wskaźnikowy przyjmie barwę czerwoną

s. 266
Sprawdź, czy potrafisz...
zadanie 5. $\alpha = 0{,}006$, $\alpha = 0{,}6\%$
zadanie 6. $[OH^-] = 1 \frac{mol}{dm^3}$, pH = 14
zadanie 7. $C_m = 10 \frac{mol}{dm^3}$
zadanie 8. pOH = 12

Efekty energetyczne i szybkość reakcji chemicznych

s. 274
zadanie 3. $E_a = 200$ kJ/mol, $\Delta H = 50$ kJ/mol, proces endoenergetyczny

s. 280
zadanie 1. 1, 3, 2

Szereg elektrochemiczny metali

Elektroda	Reakcja elektrodowa	Potencjał standardowy E^o, V
Li^+/Li	$Li^+ + e^- \rightleftarrows Li$	–3,04
Cs^+/Cs	$Cs^+ + e^- \rightleftarrows Cs$	–3,02
Rb^+/Rb	$Rb^+ + e^- \rightleftarrows Rb$	–2,94
K^+/K	$K^+ + e \rightleftarrows K$	–2,93
Ba^{2+}/Ba	$Ba^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Ba$	–2,91
Ca^{2+}/Ca	$Ca^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Ca$	–2,86
Na^+/Na	$Na^+ + e^- \rightleftarrows Na$	–2,72
Mg^{2+}/Mg	$Mg^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Mg$	–2,36
Al^{3+}/Al	$Al^{3+} + 3e^- \rightleftarrows Al$	–1,70
Mn^{2+}/Mn	$Mn^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Mn$	–1,18
Zn^{2+}/Zn	$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Zn$	–0,76
Cr^{3+}/Cr	$Cr^{3+} + 3e^- \rightleftarrows Cr$	–0,71
Fe^{2+}/Fe	$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Fe$	–0,44
Cd^{2+}/Cd	$Cd^{2+} + 2e \rightleftarrows Cd$	–0,40
Co^{2+}/Co	$Co^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Co$	–0,28
Ni^{2+}/Ni	$Ni^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Ni$	–0,26
Sn^{2+}/Sn	$Sn^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Sn$	–0,14
Pb^{2+}/Pb	$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Pb$	–0,14
$2\,H^+/H_2$	$2\,H^+ + 2e^- \rightleftarrows H_2$	0,00
Sb^{3+}/Sb	$Sb^{3+} + 3e^- \rightleftarrows Sb$	0,20
As^{3+}/As	$As^{3+} + 3e^- \rightleftarrows As$	0,30
Bi^{3+}/Bi	$Bi^{3+} + 3e^- \rightleftarrows Bi$	0,32
Cu^{2+}/Cu	$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Cu$	0,34
$Hg_2^{2+}/2\,Hg$	$Hg_2^{2+} + 4e \rightleftarrows 2\,Hg$	0,80
Ag^+/Ag	$Ag^+ + e^- \rightleftarrows Ag$	0,80
Pd^{2+}/Pd	$Pd^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Pd$	0,92
Ir^{3+}/Ir	$Ir^{3+} + 3e^- \rightleftarrows Ir$	1,16
Pt^{2+}/Pt	$Pt^{2+} + 2e^- \rightleftarrows Pt$	1,19
Au^{3+}/Au	$Au^{3+} + 3e^- \rightleftarrows Au$	1,52

Indeks

A

A → liczba masowa
akceptor 48–49
aktynowce 33
aktywność chemiczna 40–41, 70, 174, 179–182
akumulatory 98, 189–190, 196–197
amfoteryczność 73, 74, 78, 86, 87, 89–90, 119–120
amoniak 54, 55, 81–83, 87, 91, 104, 118, 149, 152, 245–246
anion → jon ujemny
anoda 185–188, 190–193, 195, 199
atom 13–17, 20, 22
– azot 22, 44, 49, 81, 135, 153

B

baterie 167, 189–191, 196–197
bezwodniki kwasowe → tlenki kwasowe
blok *d* 33, 62
– energetyczny → blok konfiguracyjny
–– *f* 33
–– konfiguracyjny 33–37, 62
–– *p* 33, 62
–– *s* 33, 62
BOHR NIELS 17
BOYLE ROBERT 17
brom 39, 60, 159

C

CHADWICK JAMES 17
chlor 39, 42, 44, 50, 93, 94, 135, 159
chloran(VII) potasu 212
chlorek glinu 89–90
– kobaltu(II) 115
– potasu 138, 170–171, 212
– sodu 50–51, 56, 59, 65, 99, 101, 156, 204, 209–212, 237, 242
– srebra(I) 104, 261, 269
chlorowodór 45, 79–82, 93–95, 119, 222, 239
chmura elektronowa 53, 63
cząsteczka polarna → dipol

D

DALTON JOHN 17
DEMOKRYT 17
diament 59
dipol 46–47, 49, 54, 63, 211, 238–239
donor 48–49
doświadczenie chemiczne 7
dublet elektronowy 43, 45, 52
dyfuzja 14
dysocjacja elektrolityczna 237–243
– jonowa → dysocjacja elektrolityczna

E

efekt Tyndalla 204
eksperyment 6
elektrolit 237–238, 244, 246
– mocny 246–248
– słaby 246–248
– średniej mocy 246
elektron 15–19, 39
elektrony niewalencyjne 22
– walencyjne 13, 21, 22, 30–31, 33, 36, 42, 44–46
elektroujemność pierwiastków chemicznych 42–45, 49, 56, 57, 62–63, 157
emulsja 204
energia aktywacji 273, 274
– jonizacji 39, 41, 62

F

faza nieruchoma 207
– ruchoma 207
– stacjonarna → faza nieruchoma

G

galwanizowanie 194
gaz elektronowy 53, 63
gęstość 70, 133–134, 205, 224
gips → siarczan(VI) wapnia
grupy 32

H

heksahydroksoglinian sodu 90, 120
helowce 29, 32, 41, 43
higroskopijność 78, 88–89, 91, 107, 114
hipoteza 6, 10, 11, 12
hydraty 113–117
hydroksosole 99, 101, 112, 260

I

indeks stechiometryczny 66, 67, 79, 80, 84, 100
izotop węgla ^{12}C 123
izotopy 19–20

J

jądro atomowe 15–18, 20–22, 61
jednostka masy atomowej, u 15, 16, 17, 123, 126
jod 159
jon 50, 52
– dodatni 52, 211, 237–238
– ujemny 52, 211, 237–238

K

kamień kotłowy 111
karta charakterystyki 7
katalizator 267, 275, 278–279, 280
kation → jon dodatni
katoda 185–188, 190-193,195, 199
klucz elektrolityczny 184–186, 199
koloid 201, 203–204, 209
konfiguracja elektronowa 21–31
– jonów 31
– podpowłokowa 27–29, 31
– powłokowa 23–26, 31
korozja 97, 155, 191–195, 199
kreda 106, 109, 112
krystalizacja 208–209, 215, 234

kryształy atomowe 58, 59
– cząsteczkowe 58, 59
– jonowe 50, 51, 58, 59
– kowalencyjne → kryształy atomowe
– metaliczne 58, 59
– molekularne → kryształy cząsteczkowe
– rodzaje 58
krzemionka 75, 109
krzywe rozpuszczalności 212–214
kwas azotowy(V) 92, 95, 97, 176, 254
– borowy 95
– bromowodorowy 97, 100, 104
– chlorowodorowy 92–95, 97
– chlorowy(I) 96–97
– chlorowy(VII) 93, 96–97
– fluorowodorowy 74, 100
– fosforowy(V) 97, 104, 240
– metakrzemowy 97
– siarkowodorowy 95, 97, 100, 239–240
– siarkowy(IV) 72, 94–95, 97, 160, 254
– siarkowy(VI) 97, 160, 254
– węglowy 97
kwasy 92–98
– beztlenowe 92, 93–94, 96
– mocne 97, 98
– nieutleniające 175
– słabe 97, 98
– tlenowe 94–96
– utleniające 174–176
–, dysocjacja 238–240
–, nazewnictwo 92–93
–, otrzymywanie 93–95
–, właściwości 95
–, zastosowania 98
kwarc 74

L

LAVOISIER ANTOINE 148
liczba atomowa Z 18–20, 23–24, 36–38, 61
– Avogadra N_A 124, 128, 132, 153
– masowa A 19, 20, 61

Ł

ładunek anionu 30, 84
– cząstkowy dodatni δ^+ 46–47
– cząstkowy ujemny δ^- 46–47
– elektryczny 16
– kationu 16–17, 30
ŁOMONOSOW MICHAIŁ 148

M

manganian(VII) potasu 105
marmur 109
masa atomowa 15, 19, 130
– cząsteczkowa 123, 129–130, 138, 153
– molowa M 130–131, 138, 143, 146, 153, 221–222, 235
metale aktywne 40, 41
– szlachetne 174
metoda naukowa 6
miedź 59, 69, 176
mieszanina 201–209, 234
– jednorodna 201–202, 206–209, 234
– niejednorodna 201–202, 205, 209, 234
moc kwasów 96–98, 120
model atomu planetarny 17
mol 124, 128, 149, 153

N

N_A → liczba Avogadra N_A
nadtlenek wodoru 67, 158, 278
neutralizacja → reakcja zobojętniania
neutron 15–19
nukleony 15–20

O

objętość 134
– molowa gazów 135–138, 149, 153
obliczenia stechiometryczne 148–152
obserwacja 11, 12
odczynniki chemiczne 7
odczyn roztworu 249
–, wskaźniki 65, 249
oddziaływania międzycząsteczkowe 53–55
ogniwo Daniella 185–186
– elektrochemiczne → ogniwo galwaniczne
– galwaniczne 184–186, 188, 199
– nieodwracalne 189–190, 197, 199
– odwracalne 189–190, 199
– paliwowe 190
okresy 32
oktet elektronowy 43–45, 51, 52, 157
otoczenie 268–270, 274, 281

P

para elektronowa niewiążąca 44
–– wspólna 44
pasywacja 176, 178, 194–195, 199
patyna 194
pehametr 249
piktogramy 3, 4, 7
piryt 176
podpowłoka elektronowa 25
polaryzacja wiązania 46–47
pomiar pH 249
potencjał standardowy półogniwa 183, 187, 188
powłoka walencyjna 21, 24, 61
półogniwo 183–185, 188, 198
prawo Avogadra 135, 153
– Prousta → prawo stałości składu
– stałości składu 123, 141, 147
– zachowania masy 123, 148, 152
problem badawczy 6, 10, 12
proces dysocjacji → dysocjacja elektrolityczna
– egzoenergetyczny 85, 88, 267, 270–271, 273, 274, 281
– endoenergetyczny 267, 269, 270, 273, 274, 281
promieniowanie 20
– rentgenowskie 15
promień atomowy 38–39, 41–42, 62

proton 15–19
PROUST JOSEPH LOUIS 141
przeliczanie stężeń 226–232

R

rdzeń atomowy 22, 44
reakcja analizy 90
– egzotermiczna 107, 267, 272, 273, 274, 281
– endotermiczna 272, 273, 281
– neutralizacji → reakcja zobojętniania
– nieodwracalna 239
– odwracalna 238–239
– strącania osadów 237, 261–263, 265
– syntezy 69, 70, 81, 86, 90, 94, 101
– wymiany 86, 90
– zobojętniania 103, 237, 257–260, 263, 265
reakcje redoks → reakcje utleniania-redukcji
– utleniania-redukcji 163–164, 167, 173, 198
–, bilansowanie 168–173
redukcja 165, 167, 198
reduktor 165, 167, 198
reguła krzyżowa → reguła mieszania
– mieszania 231–232
reszta kwasowa 92, 98, 99, 238
rozpuszczalnik 59, 201, 203, 210, 214
rozpuszczalność 59, 201, 210, 213, 234
rozpuszczanie 210–211, 214
roztwarzanie 74
roztwór 201–203, 234
– nasycony 201, 214–215, 234
– nienasycony 201, 214–215, 234
– przesycony 214–215, 234
– rozcieńczony 201, 226–227
– rzeczywisty → roztwór właściwy
– stężony 201, 226–227
roztwór właściwy 203–204, 209
–, rozcieńczanie 226
–, zatężanie 226
równanie połówkowe 166
RUTHERFORD ERNEST 17

S

SEM → siła elektromotoryczna ogniwa
siarczan(VI) wapnia 65, 113, 115, 116
siarka 59, 94, 130, 202, 205
siarkowodór 81, 82, 119
siła elektromotoryczna ogniwa 187–188, 199
siły van der Waalsa 54, 55, 63
skala Paulinga 43
– pH 237, 252, 256, 265
skały wapienne 105–109, 112
––, zastosowania 109
skład ilościowy związku chemicznego 139
– jakościowy związku chemicznego 139
SKŁODOWSKA-CURIE MARIA 15
sole 65, 99–112
– obojętne 99, 100
– uwodnione → hydraty
–, dysocjacja 242
–, nazewnictwo 100–101
–, otrzymywanie 101–104, 121
–, właściwości 105–107
–, zastosowania 117
sód 101, 127, 153
sprzęt laboratoryjny 9
stężenie roztworu 220, 225, 226–232, 235
– molowe 221–225, 235
– procentowe 216–220, 235
stopień dysocjacji elektrolitycznej 244–248, 264
– utlenienia 156–162, 198
stosunek atomowy 139–140
– masowy 139–140
– procentowy 140–141
substancja rozpuszczana 203, 214, 218, 223
szereg aktywności metali 174–182
– elektrochemiczny metali 184, 188, 198
– napięciowy metali → szereg elektrochemiczny metali
szkło 75–78
– jenajskie 76
– laboratoryjne 8
– potasowo-ołowiowe 77
– potasowo-wapniowe 77
– sodowo-wapniowe 76
szybkość reakcji chemicznej 275–281

T

THOMSON JOSEPH 14, 17
tlen 28, 38
tlenek chromu(III) 71
– krzemu(IV) 71–74
– magnezu 71–74
– miedzi(II) 69, 71–72, 102
– siarki(IV) 72–73, 119
– siarki(VI) 67, 119
– sodu 68, 70, 86, 119
– wapnia 68, 74, 107–108, 112, 119
– węgla(IV) 11, 70, 106, 107, 119
– żelaza(III) 71
tlenki 66–78, 119
– amfoteryczne 74, 78
– kwasowe 74, 78
– metali 70–71
– niemetali 70–71
– obojętne 74, 78
– zasadowe 74, 78
–, nazewnictwo 68
–, otrzymywanie 68–70
–, właściwości 71–74
–, zastosowania 78

U

u → jednostka masy atomowej
układ 268–270, 274, 281

układ okresowy pierwiastków chemicznych 32–41, 62
–, rodzaje 268, 281
utleniacz 165–167, 198
utlenianie 165–167, 198

W

wapień 76, 105–107, 109
wapno gaszone → wodorotlenek wapnia
– palone → tlenek wapnia
wapń 70
wartościowość 65–67, 80
warunki normalne 134, 138
– standardowe 134
węgiel 124
węglan wapnia 105–109, 111
wiązanie chemiczne 13, 57, 63
– atomowe → wiązanie kowalencyjne
– donorowo-akceptorowe → wiązanie koordynacyjne
– jonowe 13, 50–52, 56, 57, 63
– koordynacyjne 47–49, 63
– kowalencyjne 13, 44–45, 49, 56, 57, 63
– metaliczne 53, 55–56, 63
wiązanie niespolaryzowane 44, 49, 56, 63
– podwójne 57, 63
– pojedyncze 57, 63
– potrójne 57, 63
– spolaryzowane 45–46, 49, 56–57, 63
– wielokrotne 57
– wodorowe 54, 55, 63
– σ 57, 63
– π 57, 63
właściwości chemiczne 71
– fizyczne 70
wniosek 11, 12
woda amoniakalna 83, 87, 91
– krystalizacyjna 113
– mineralna 110
– twarda 111
wodorki 65, 79–83
wodorosole 99, 101, 112
wodorotlenek glinu 86, 87, 89, 119
– miedzi(II) 87, 103
– potasu 87
– sodu 84, 87, 88
– strontu 241
– wapnia 107–108, 112
wodorotlenek żelaza(III) 90
wodorotlenki 84–91
– amfoteryczne 86, 89, 119
– zasadowe 86, 119
–, dysocjacja 241
–, nazewnictwo 85
–, otrzymywanie 85–86
–, właściwości 87–90
–, zastosowania 91
wodór 19
wskaźniki → odczyn roztworu, wskaźniki
wzór elementarny → wzór empiryczny
– empiryczny 143, 147, 153
– rzeczywisty 143, 147, 153
– sumaryczny 139

Z

Z → liczba atomowa
zaprawa gipsowa 116
– wapienna 108
zasada zachowania ładunku 240, 243
zasady 87, 91
zawiesina 201, 203, 209, 253
złoto 174, 176, 203
zmiana entalpii ΔH 272, 274

Zdjęcie na okładce: Getty Images/Photolibrary/Jack Andersen
Zdjęcia: Agencja Gazeta: Arkadiusz Wojtasiewicz s. 173; **Archiwum wydawnictwa:** s. 22, 77 (butelka, szkło), s. 108 (tlenek wapnia), s. 116 (gips palony), s. 134 (doświadczenie z balonem), s. 135, 148 (kolby); **BE&W:** Alamy Stock Photo – BigJoker s. 189 (akumulator), Evgeny Karandaev s. 92, John Barratt s. 13, s. 14 (lotos), nattawut lakjit s. 54 (szklanka wody z lodem), Panther Media GmbH s. 269 (zimny kompres), PHOTO12 – Archives du 7e Art/DR s. 21 (ekran z filmem), Photo Researchers – Charles D. Winters s. 60, Science History Images s. 20 (obraz z tomografii komputerowej), Sergiy Tryapitsyn s. 98 (czyszczenie opon), The History Collection s. 15 (Maria Skłodowska-Curie), SCIENCE SOURCE – Charles D. Winters – s. 90, 183 (półogniwo cynkowe), s. 203 (roztwór wodorotlenku sodu), s. 207, 211, 216, 242 (rozpuszczanie soli), s. 261, Mark A. Schneider s. 59 (miedź); **Forum:** Mariusz Palczynski s. 156; **Fotolia:** Africa Studio s. 8 (szkło laboratoryjne); **Getty Images:** DigitalVision/B2M Productions s. 42 (przeciąganie liny), E+/tirc83 s. 88 (sól z ryżem), iStock/Getty Images Plus – 5bf5911a_905 s. 267, s. 271 (wulkan), alenkadr s. 203 (perfumy), BeylaBalla s. 124 (trampki), boonchai wedmakawand s. 197 (ładowanie samochodu hybrydowego), Charles Wolford s. 123, 148, de-kay s. 75 (kwarc), Malbert s. 65 (odcisk stopy), s. 66, malerapaso s. 53 (lampki), stockdevil s. 117 (kroplówka), svetikd s. 69 (zimne ognie), Photographer's Choice/Laurence Monneret s. 78 (zasypka), PhotoObjects.net/Getty Images Plus/Hemera Technologies s. 46; **Indigo:** agefotostock/Jan Fritz s. 273, Alamy Stock Photo/Carolyn Jenkins s. 202 (jogurt), imageBROKER/Michael Szönyi s. 110 (jaskinia), Science Photo Library s. 158, 221; **Panthermedia:** Karl Bloch s. 255 (las), nomadsoul1 s. 111 (kamień kotłowy), Péter Gudella s. 7 (cysterna), s. 189 (baterie); **Shutterstock:** 4 PM production s. 50, Africa Studio s. 12 (wypiek ciastek), s. 14 (pędzel z farbą), s. 140 (sok), s. 6 (naleśniki), s. 75 (szkło laboratoryjne), s. 77 (szkło laboratoryjne), s. 78 (kosmetyki), Akkaradet Bangchun s. 78 (kamienie syntetyczne), Aleksandra Pikalova s. 202 (woda gazowana), Aleksandra Suzi s. 191, AlenKadr s. 228, alexytrener s. 12 (chłopiec z lornetką), Andrey Armyagov s. 237, 238 (tabletka musująca), Antoine2K s. 12 (probówki), Artnis s. 209 (napój), Artography s. 59 (olej z wodą), Attapon Thana s. 275 (poduszka powietrzna), ayzek s. 139, azure1 s. 253 (borówka), bazilpp s. 214 (herbata), Becky Stares s. 6 (stary rower), bergamont s. 140 (gruszka), Big Pants Production s. 53 (zgięty gwóźdź), Bohbeh s. 197 (pilot), BOKEH STOCK s. 244 (zeszyt), charnsitr s. 189 (smartwatch), Chepe Nicoli s. 55, 58 (czajnik), ChooChin s. 178 (rentgen), Chursina Viktoriia s. 98 (kosmetyki), ChWeiss s. 20 (bursztyn), ConstantinosZ s. 108 (zaprawa wapienna), Corepics VOF s. 117 (ciemnia), Daisy Daisy s. 210 (zmywarka), Danny Smythe s. 51 (solniczka), Davydenko Yulija s. 140 (brzoskwinia), demarcomedia s. 194 (kabel), Denis Radovanovic s. 176, Denis Val s. 257 (wyciskanie cytryny), Dionisvera s. 14 (wiśnia), Dmitry Kalinovsky s. 116 (nakładanie zaprawy gipsowej), DmitrySt s. 59 (diament), Doug McLean s. 192, Egorov Artem s. 196 (tło smartfonów), Elena Nichizhenova s. 109 (rysowanie kredą), EM Arts s. 21 (cebula), Eric Gevaert s. 254–255 (kominy), Eric Isselee s. 42 (pies na smyczy), Fer Gregory s. 155, 163 (świetliki), feeling lucky s. 190 (samochód), fizkes s. 117 (solenie), FocusStocker s. 196, Fokin Oleg s. 16 (grafit), George Rudy s. 12 (babcia z wnuczką), Gerard Koudenburg s. 7 (piktogramy), goh seok thuan s. 223 (kolba miarowa), goh seok thuan s. 223 (nalewanie roztworu do kolby), grey_and s. 167, grigiomedio s. 6 (rower miejski), iceink s. 53 (smartfon), Igor Sh s. 110 (butelki z wodą), igorstevanovic s. 77 (obiektyw), Ilya Andriyanov s. 226 (syrop), imagehub s. 203 (peeling), Irainy s. 255 (susza), Jamie Roach s. 134 (balon), Jiri Hera s. 75 (szklane kulki), Jiri Vaclavek s. 59 (chlorek sodu), Julia Reschke s. 174 (złoto), KAMONRAT s. 268 (termofor), Katrina Leigh s. 231, Katyau s. 283, kazoka s. 226 (zupa), Kenneth Keifer s. 97 (las), Kishano s. 138, Kletr s. 59 (siarka), KorradolYamsatthm s. 6 (lotos), Leszek Glasner s. 256, litchima s. 223 (waga), Losonsky s. 111 (czajnik), Lukas Gojda s. 163 (narty), Maderla s. 99 (czyszczenie patelni), majivecka s. 197 (smartfon), MaraZe s. 216 (truskawki), marketlan s. 201, Mars Evis s. 138, Maziar Roohi s. 272 (schody), Mehmet Cetin s. 223 (nalewanie roztworu do zlewki), Melica s. 91 (szczoteczka), MichaelJayBerlin s. 39, Mihai Simonia s. 16 (rysowanie), mihalec s. 53 (prosty gwóźdź), MirasWonderland s. 68, Nerthuz s. 260, New Africa s. 113, Newphotoservice s. 183 (prysznic), Nor Gal s. 75 (smartfon), Pavlo Loushkin s. 58 (szklanka wody), Peter Hermes Furian s. 51 (chlorek sodu), photomatz s. 58 (szklanka wody), plazas i subiros s. 195, Rabbitmindphoto s. 208, Rafal Olechowski s. 91 (sad), Rattiya Thongdumhyu s. 206 (chromatogram), Remitski Ivan s. 189 (smartfon), Robert Red s. 191 (śruby), scoll22 s. 117 (odcisk palca), Sebastian Studio s. 214 (cukier), seewhatmitchsee s. 19, Sergey Mironov s. 7 (dentysta), S-F s. 25, Shulevskyy Volodymyr s. 205 (odcedzanie makaronu), Simon Bratt s. 79, Slobodan Babic s. 58 (kostka lodu), SOMMAI s. 141, Stanislav Salamanov s. 251, Stanislav71 s. 214 (woda), StefanoT s. 188, studiovin s. 203 (majonez), Subbotina Anna s. 98 (miód), SUJITRA CHAOWDEE s. 274, suriyachan s. 54 (gekon), Suwin s. 254 (dron), Syda Productions – s. 21 (sala kinowa), s. 203 (pierścionek), Szasz-Fabian Ilka Erika – s. 83, 216 (butelka z kwasem), Terry Davis s. 116 (skałka gipsowa), Tetra Images s. 75 (szklana zielona kulka), Thon Varirit s. 76 (szklanka), Tibor Duris s. 91 (leki), Tim UR s. 140 (jabłko), Tono Balaguer s. 15 (skrzynki), Torin55 s. 23, Ttstudio s. 20 (elektrownia jądrowa), Tyler Boyes s. 109 (kreda, marmur), Veniamin Kraskov – s. 182, 280, Vladimir Gappov s. 56, whitelook s. 109 (Bobolice), winnond s. 99 (kroplówka), WTHOMEPHOTO s. 21 (znak wi-fi), xpixel s. 255 (śnięte ryby), Yevhen Prozhyrko s. 129, Zoltan Major s. 174 (sztabka złota); **Thinkstock/Getty Images:** Hemera – s. 74 (kwarc), s. 209 (krystalizacja), s. 242 (krystalizacja), s. 268 (kubek, termos), s. 270, Dmitriy Melnikov s. 116 (zaprawa gipsowa), Nick Vangopoulos s. 194 (motocykl), iStockphoto – s. 117 (nawóz sztuczny), Coffeemill s. 268 (popcorn), ittipon2002 s. 206 (buty), Leadinglights s. 194 (koń), Paul Fleet s. 20 (detektor dymu), Tyler Oliver s. 255 (smog), zoom-zoom s. 76 (wrzenie), Stockbyte s. 204 (krem); **Anna Budzyńska** s. 205 (przesiewanie); **Włodzimierz Echeński:** s. 8 (sprzęt laboratoryjny), s. 9, 65 (papierki uniwersalne), s. 69 (miedź), s. 71 (tlenek wapnia), s. 75 (szkło kolorowe), s. 82, 85 (otrzymywanie wodorotlenku sodu), s. 87 (wodorotlenek miedzi, barwy wskaźników), s. 88 (wodorotlenek sodu po pochłonięciu pary wodnej), s. 93, 95 (barwy wskaźników), s. 102, 103a, 104, 105, 107, 108 (wapień, wapno palone), 109 (wapień), s. 124 (węgiel), s. 130, 131, 159, 175, 193, 204 (koloid), s. 210 (rozpuszczanie oleju), s. 214 (roztwór siarczanu miedzi), s. 218, 234, 238 (dysocjacja, żarówka), s. 249, 252, 257 (roztwór NaOH z fenoloftaleiną, odbarwienie fenoloftaleiny), s. 259, 262, 269 (rozkład chlorku srebra); **PUTTO/Piotr Kubat:** s. 10, 11, 70, 71 (tlenek żelaza, tlenek chromu), s. 72, 73, 74 (wpływ na SiO_2), s. 85 (otrzymywanie wodorotlenku sodu), s. 87 (wodorotlenek sodu, glinu, potasu), s. 88 (wodorotlenek sodu), s. 89, 94, 95 (kwasy), s. 97 (zlewka), s. 101, 103b, 106, 108 (wapno gaszone), s. 115, 116 (gips bezwodny), s. 177, 178 (reakcja glinu z kwasem), s. 185 (zlewka), s. 186, 202 (woda z solą, siarka z żelazem), s. 205 (filtracja, zastosowanie magnesu, dekantacja), s. 209 (destylacja), s. 210 (rozpuszczanie soli), s. 223 (żółta substancja), s. 226 (zlewka), s. 227, 229, 239, 240, 247, 248, 253 (kwasomierz Helliga), s. 265, 271, 272 (zmiana entalpii układu), s. 276, 278; **Maciej Wróbel** s. 84; **Dr.Ing.h.c.F.Porshe AG**. s. 279; **Laboratorium Elektrochemii Wydziału Chemii Uniwersytetu Warszawskiego**: dr hab. Marek Szklarczyk s. 16 (rozmieszczenie atomów węgla); **Malawa/Michał Malawski** s. 110 (skład wody mineralnej); **Mercedes-Benz Polska Sp. z o.o.** s. 279; **Wikipedia/LMU/CeNS:** Organic Semiconductor Nanostructures/Frank Trixler s. 14 (obraz spod mikroskopu tunelowego).

Wydawnictwo Nowa Era oświadcza, że podjęło starania mające na celu dotarcie do właścicieli i dysponentów praw autorskich wszystkich zamieszczonych utworów. Wydawnictwo Nowa Era, przytaczając w celach dydaktycznych utwory lub fragmenty, postępuje zgodnie z art. 29 ustawy o prawie autorskim. Jednocześnie Nowa Era oświadcza, że jest jedynym podmiotem właściwym do kontaktu autorów tych utworów lub innych podmiotów uprawnionych w przypadkach, w których twórcy przysługuje prawo do wynagrodzenia.

Układ okresowy pierwiastków chemicznych

Tabela rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie

aniony \ kationy	NH_4^+	Li^+	Na^+	K^+	Mg^{2+}	Ca^{2+}	Sr^{2+}	Ba^{2+}	Pb^{2+}	Ag^+	Hg^{2+}	Cu^{2+}	Bi^{3+}	Sn^{2+}	Cd^{2+}	Al^{3+}	Zn^{2+}	Fe^{2+}	Fe^{3+}	Ni^{2+}	Co^{2+}	Mn^{2+}	Cr^{3+}
OH^-	R	R	R	R	N	T	R	R	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N
F^-	R	T	R	R	N	N	N	N	N	R	R	T	R	R	R	N	T	T	T	T	R	N	N
Cl^-	R	R	R	R	R	R	R	R	T	N	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
Br^-	R	R	R	R	R	R	R	R	T	N	T	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
S^{2-}	R	R	R	R	R	T	R	R	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N
NO_3^-	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
NO_2^-	R	R	R	R	R	R	R	R	R	T	R	R	•	T	R	R	R	*	N	R	R	R	R
SO_4^{2-}	R	R	R	R	R	T	N	N	N	T	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
SO_3^{2-}	R	R	R	R	R	T	N	N	N	T	N	*	T	•	T	N	T	T	*	N	N	N	R
CO_3^{2-}	R	T	R	R	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	R
SiO_3^{2-}	R	•	R	R	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N
PO_4^{3-}	R	R	R	R	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	N	T	T
MnO_4^-	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	*	R	R	*	R	R	R	*	R	R	R	*	R
CrO_4^{2-}	R	R	R	R	R	R	T	N	N	N	T	N	N	N	N	N	T	*	N	N	N	N	N
CH_3COO^-	R	R	R	R	R	R	R	R	R	T	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R

R - substancja dobrze rozpuszczalna w wodzie

N - substancja praktycznie nierozpuszczalna w wodzie, strąca się z rozcieńczonych roztworów

T - substancja trudno rozpuszczalna w wodzie, strąca się przy odpowiednim stężeniu roztworu

• - substancja rozkłada się w wodzie lub nie została otrzymana

* - zachodzi złożona reakcja chemiczna

Kolory powstających osadów

- bezbarwny
- biały
- żółty
- brązowy
- niebieski
- zielony
- różowy
- fioletowy
- czerwony
- czarny

nowa era *Twoje mocne strony*

To jest chemia

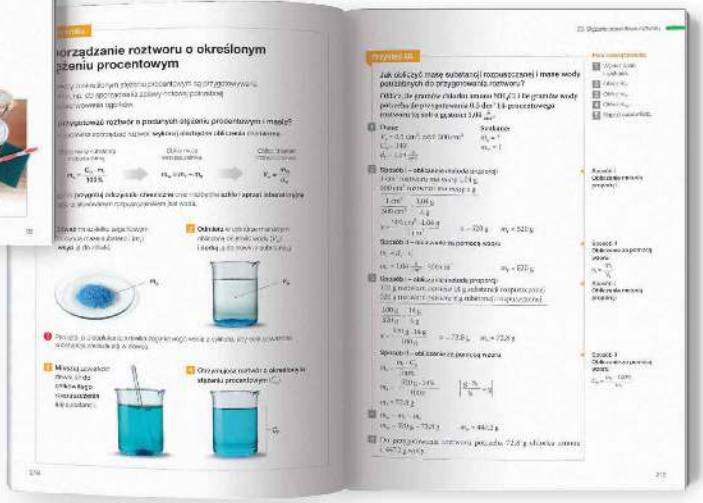
Część 1. podręcznika *To jest chemia* do zakresu podstawowego zawiera treści z chemii ogólnej i nieorganicznej. Zastosowane w nim rozwiązania krok po kroku kształcą umiejętności opisywania doświadczeń chemicznych, rozwiązywania zadań problemowych i obliczeniowych oraz korzystania z chemicznych tekstów źródłowych.

Nawiązanie do życia codziennego

Tłumaczenie przez odwołania do życia codziennego ułatwia zrozumienie teorii, a *Chemia w akcji* pokazuje praktyczne zastosowanie wiedzy.

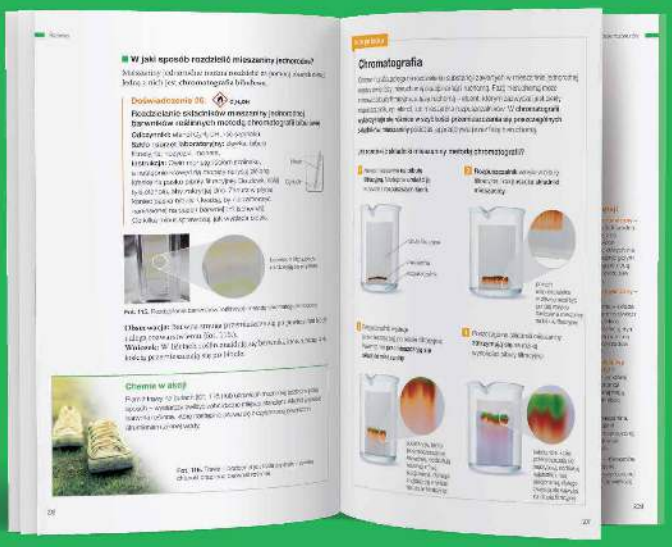
Tłumaczenie krok po kroku

Infografiki *Krok po kroku* wyjaśniają kolejne etapy przebiegu procesów, a przykłady z *Planem rozwiązywania* przedstawiają sposoby rozwiązywania wielu typów zadań.



Procesy pokazane krok po kroku

Skuteczne opanowanie umiejętności opisywania doświadczeń chemicznych ułatwiają wyróżnione obserwacje i wnioski oraz infografiki, które krok po kroku pokazują kolejne etapy przebiegu procesu.



Nowa Era Sp. z o.o.
www.nowaera.pl nowaera@nowaera.pl
Centrum Kontaktu: 801 88 10 10, 58 721 48 00
ISBN 978-83-267-3567-7