

nowość
EDYCJA 2024

NOWA To jest chemia

1 PODRĘCZNIK • LICEUM • TECHNIKUM
ZAKRES PODSTAWOWY

ZMIANY
W PODSTAWACH
2024

oznaczenia
usuniętych
treści



nowa
era

NOWA

To jest chemia

1 PODRĘCZNIK • LICEUM • TECHNIKUM

ZAKRES PODSTAWOWY

ROMUALD HASSA
ALEKSANDRA MRZIGOD
JANUSZ MRZIGOD

NOWA To jest chemia

Podręcznik dopuszczony do użytku szkolnego przez ministra właściwego do spraw oświaty i wychowania i wpisany do wykazu podręczników przeznaczonych do kształcenia ogólnego do nauczania chemii, na podstawie opinii rzeczoznawców: **dr hab. Małgorzaty Nodzyńskiej, dr. hab. Jana Paśko, dr. hab. Wojciecha Kaliszewskiego.**

Zakres kształcenia: podstawowy

Etap edukacyjny: III

Typ szkoły: szkoła ponadpodstawowa (liceum ogólnokształcące i technikum)

Rok dopuszczenia: 2024

Numer ewidencyjny w wykazie MEN: 1222/1/2024

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

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



© Copyright by Nowa Era Sp. z o.o. 2024
ISBN 978-83-267-4883-7

Autor zbioru zadań: Aleksandra Kwiek.

Współpraca autorska: Karol Dudek-Różycki, Michał Płotek, Tomasz Wichur (zad. 125–126, s. 182–183), Małgorzata Mańska (zad. 55–56, s. 175), Elżbieta Megiel (zad. 83, s. 178), Adriana Palińska-Saadi (zad. 73–75, s. 177; zad. 84, s. 178; zad. 124, s. 182).

Konsultacja merytoryczna: Agata Jagielska, Aleksandra Kwiek, Elżbieta Megiel.

Opracowanie redakcyjne: Magdalena Bartosik-Bruzda.

Redakcja merytoryczna: Joanna Jabłońska, Patrycja Ścisłewska.

Współpraca redakcyjna: Marta Mieszkowska.

Redakcja językowa: Aleksandra Hofman, Dorota Rzeszewska.

Nadzór artystyczny: Kaia Pichler.

Opieka graficzna: Marcin Oleksak, Maciej Galiński.

Projekt okładki: Maciej Galiński, Grażyna Truchlińska.

Projekt graficzny: Maciej Galiński.

Ilustracje: Rafał Buczkowski, Zuzanna Helman, Adam Kłodecki, Krzysztof Mrawiński, Joanna Ptak, Marcin Ptak, Ewa Sowulewska.

Opracowanie graficzne: Ewa Kaletyn, Maciej Galiński, Klaudia Jarocka, Marcin Kołacz, Aleksandra Szpunar, Grażyna Truchlińska, Sławomir Włodarczyk.

Realizacja projektu graficznego: Mariusz Knap.

Fotoedycja: Katarzyna Iwan-Malawska.

Nowa Era Sp. z o.o.

Aleje Jerozolimskie 146 D, 02-305 Warszawa

www.nowaera.pl, nowaera@nowaera.pl, Centrum Kontaktu: 58 721 48 00

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

O czym jest podręcznik?

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

Czy można zobaczyć atomy?

Jak zneutralizować kwasowy odczyn jadu pszczoły?

Jak powstaje zaprawa wapienna?

Czemu służą poszczególne elementy podręcznika?

To było w szkole podstawowej!

Przypomnienie podstaw przed rozpoczęciem nowego działu ułatwia zrozumienie wprowadzanych zagadnień.

Jest na to sposób!

Metoda na zapamiętanie nowych pojęć lub szybkie opanowanie umiejętności.

► Chemia w akcji

► Fakty czy mity

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

Przykład 1.

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

Ważne w temacie

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

Podsumowanie

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

Krok po kroku

Zastosowania

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

Zapamiętaj!

Najważniejsze definicje z każdego tematu.

Zadania



Służą utrwaleniu wiadomości i ćwiczeniu umiejętności z lekcji na lekcję.

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

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

- ▶ Wszystkie doświadczenia chemiczne można wykonywać wyłącznie na polecenie nauczyciela.

▶ Przed wykonaniem doświadczenia chemicznego 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



substancje niebezpieczne dla warstwy ozonowej

Spis treści

Przypomnij sobie – to było w szkole podstawowej	6	9. Wodorki	94
Zasady bezpiecznej pracy na lekcjach chemii	8	10. Wodorotlenki	100
Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych		11. Kwasy	114
1. Budowa atomu	16	12. Sole	126
2. Konfiguracja elektronowa atomów	24	13. Sole w środowisku przyrodniczym	136
3. Budowa atomu a położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym	36	14. Hydraty	145
4. Wiązania kowalencyjne	47	15. Reakcje zobojętniania i reakcje strącania osadów	152
5. Wiązanie jonowe	56	Podsumowanie	163
6. Wiązanie metaliczne i oddziaływania międzycząsteczkowe	60	Sprawdź, czy potrafisz...	168
7. Wpływ rodzaju wiązania chemicznego na właściwości substancji	64	Zbiór zadań	
Podsumowanie	70	Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych	170
Sprawdź, czy potrafisz...	74	Systematyka związków nieorganicznych	176
Systematyka związków nieorganicznych		Odpowiedzi do zadań obliczeniowych	184
8. Tlenki	76	Właściwości pierwiastków chemicznych	185
		Bibliografia	188
		Indeks	189

Część 2

Stechiometria

Roztwory

Reakcje chemiczne w roztworach wodnych

Reakcje utleniania-redukcji. Elektrochemia

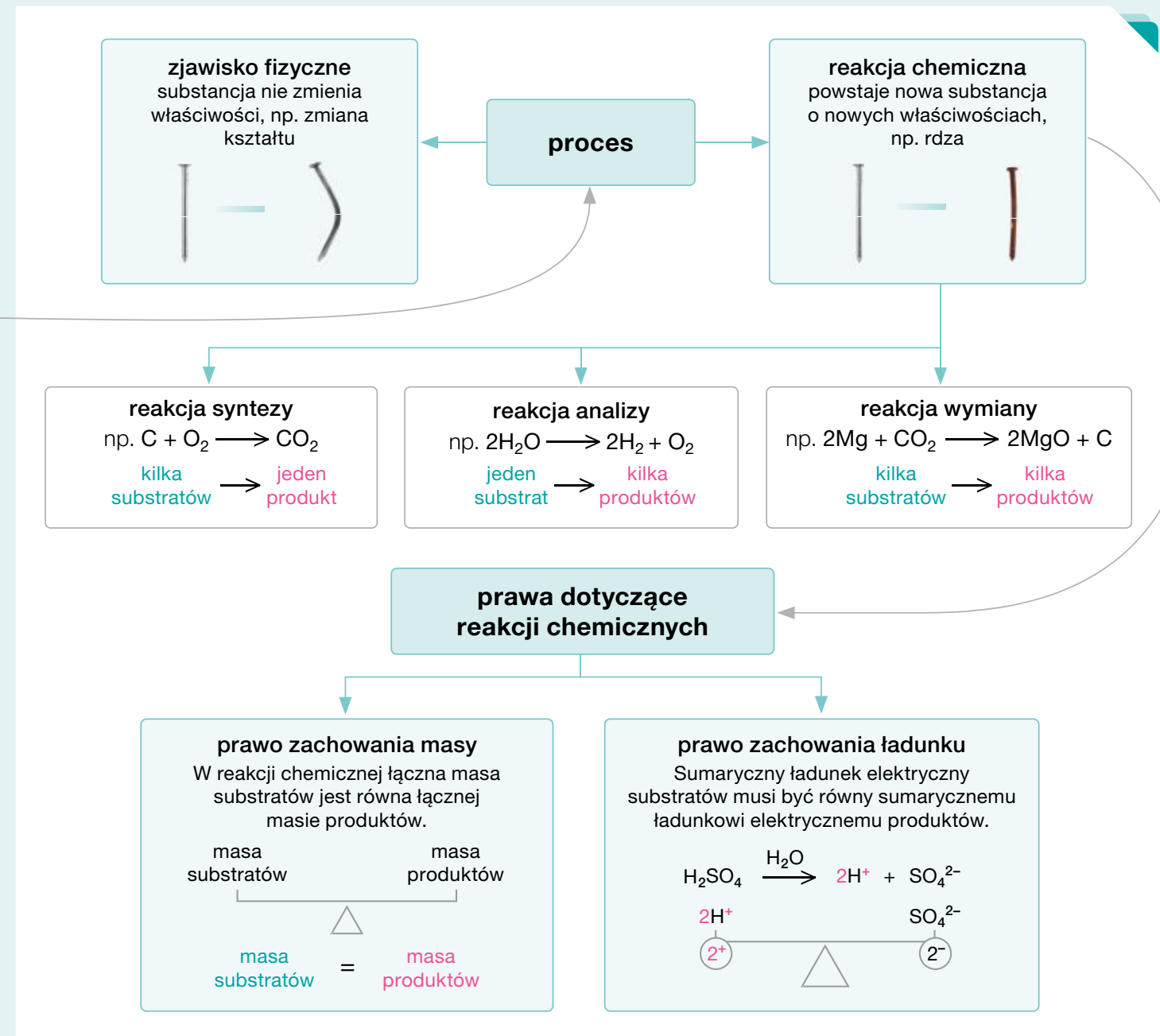
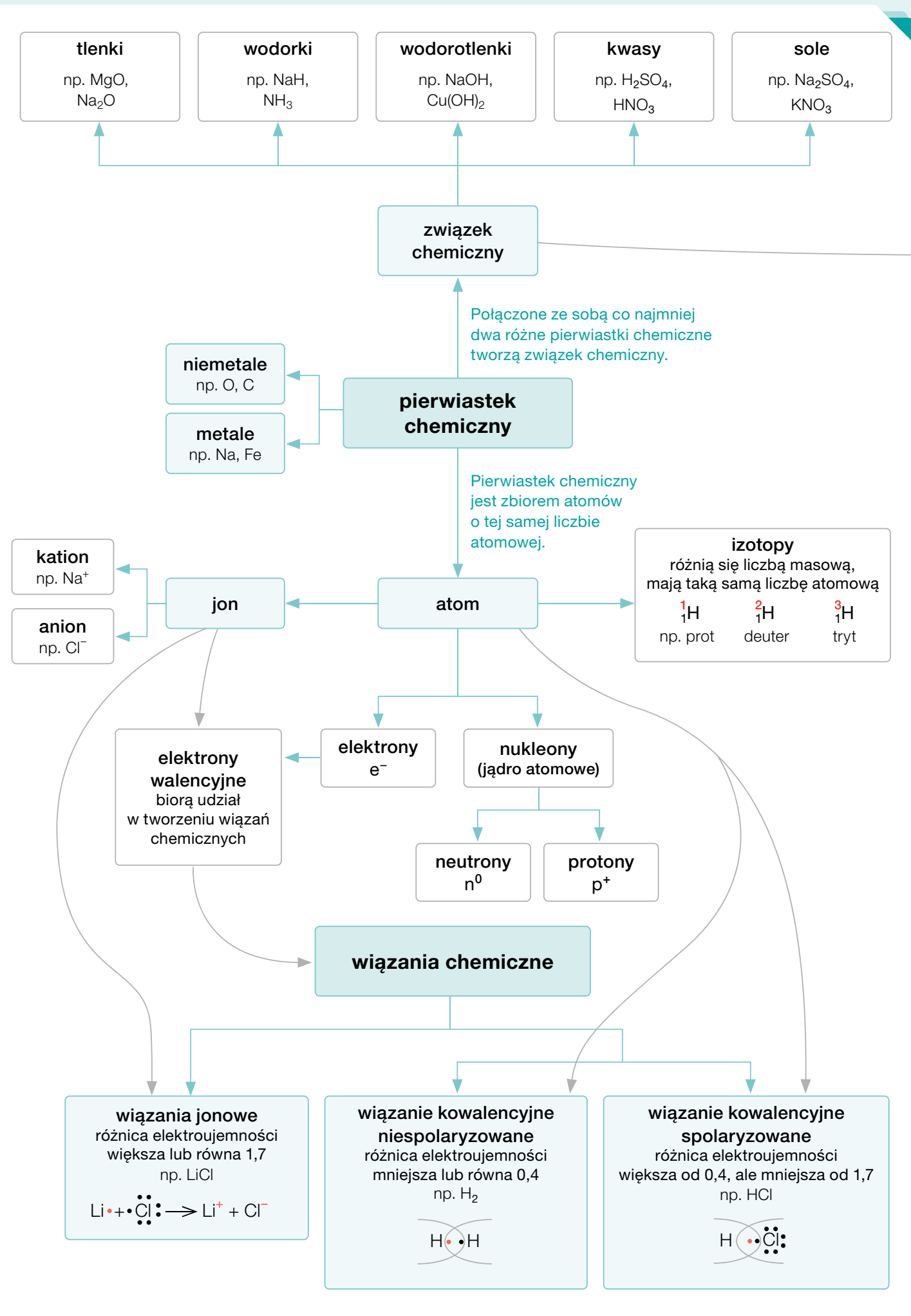
Efekty energetyczne i szybkość reakcji chemicznych

Węglowodory

Część 3

Jednofunkcyjne pochodne węglowodorów

Wielofunkcyjne pochodne węglowodorów



Kluczowe pojęcia

Atom – najmniejsza cząstka pierwiastka chemicznego, zachowująca jego właściwości chemiczne. Atom składa się z jądra atomowego o ładunku dodatnim i otaczających je elektronów o ładunku ujemnym.

Pierwiastek chemiczny – zbiór atomów o tej samej liczbie atomowej.

Związek chemiczny – substancja złożona z co najmniej dwóch różnych, połączonych ze sobą pierwiastków chemicznych. Związek chemiczny można rozłożyć na substancje prostsze lub pierwiastki.

Wiązanie chemiczne – oddziaływanie występujące między łączącymi się atomami pierwiastków chemicznych.

Masa atomowa – masa atomu wyrażona w jednostkach masy atomowej (u).

Masa cząsteczkowa – masa cząsteczki wyrażona w jednostkach masy atomowej (u).

Prawo stałości składu związku chemicznego – stosunek mas pierwiastków w każdym związku chemicznym jest stały i charakterystyczny dla danego związku chemicznego.

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 stworzenia samooczyszczających się powierzchni, używanych m.in. w pojemnikach na farby.

Ciekawość powoduje, że zadajemy setki, a nawet tysiące pytań, np.: *Dlaczego słońce świeci?*, *Dlaczego odczuwamy smak soku z cytryny jako 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**.

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. **Hipoteza** to zdanie twierdzące opisujące nasze założenia. Hipoteza musi być oparta na realnych przesłankach i możliwa do sprawdzenia. W języku potocznym często spotyka się termin „teoria” rozumiany jako „hipoteza”. Należy jednak pamiętać, że teoria naukowa jest potwierdzona i eksperymentalnie udowodniona.

Eksperyment

Eksperyment **bad**a tylko jeden, **określony problem badawczy**, czyli cel badania, a jego wynik **jest powtarzalny**. To oznacza, że przy każdym powtórzeniu eksperymentu otrzymuje się podobne wyniki. Eksperymenty są **sposobem weryfikacji hipotezy**. Używanie 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. szukano nowej substancji chłodzącej do lodówek. Pozostawiona na noc mieszanina gazów się zestaliła i utworzyła woskową substancję stałą – teflon (fot. 3.).

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



Doświadczenia chemiczne

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.

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

Odczynniki chemiczne to substancje wykorzystywane w doświadczeniach chemicznych. Mają one różne właściwości – są wśród nich zarówno nieszkodliwe, jak i 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,
- ▶ bezpieczny sposób jej przechowywania.

Wszystkie **odczynniki chemiczne trzeba traktować jako potencjalnie trucizny** – nie powinno się 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

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

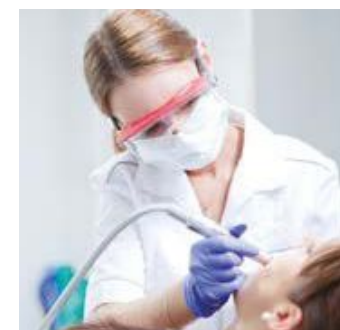
Rys. 1. Symbole informujące o konieczności użycia stroju ochronnego.



W pracowni chemicznej nie należy badać smaku żadnej substancji.



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



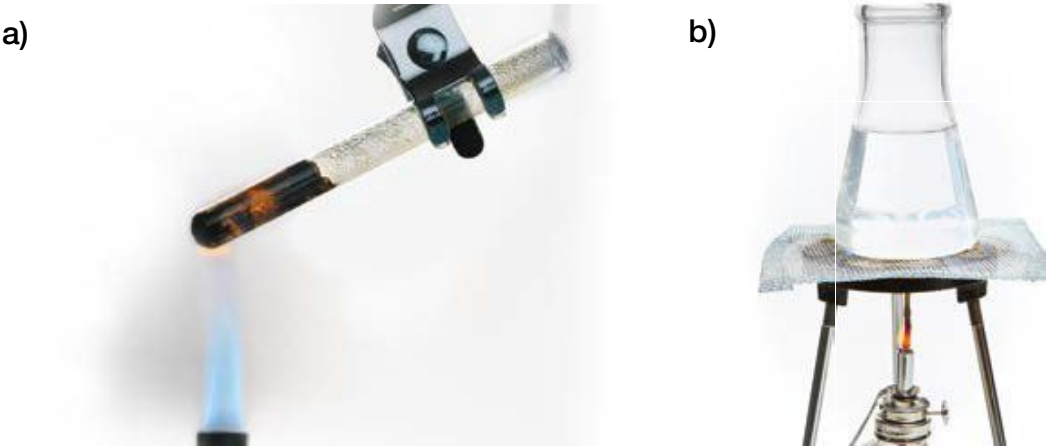
Fot. 5. Strój ochronny zapewnia bezpieczeństwo i jest używany nie tylko w laboratoriach.

Niektóre doświadczenia chemiczne można przeprowadzać w naczyniach dostępnych w każdym domu, np. w słoikach. Jednak najlepiej sprawdzają się **szkło laboratoryjne** i **sprzęt laboratoryjny** (s. 12–13), ponieważ są odporne m.in. na działanie odczynników chemicznych i wysokich temperatur.

Ogrzewanie substancji

W czasie ogrzewania probówki z substancją należy przestrzegać tych kilku najważniejszych zasad:

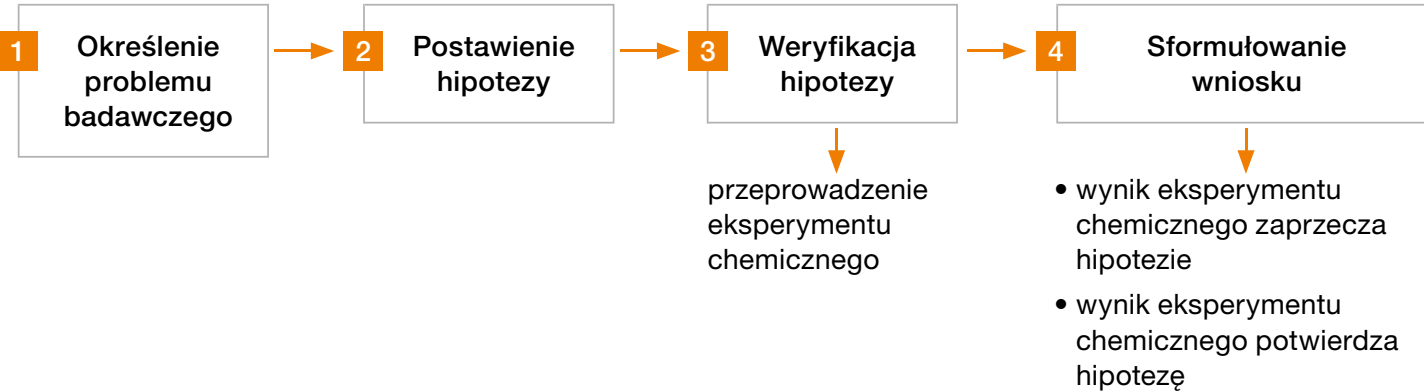
- ▶ **Zasada 1.** Nie można nachylać się nad wylotem probówki ani trzymać jej bezpośrednio w dłoni – probówkę trzeba umieścić w łapie metalowej, na statywie lub w łapie drewnianej.
- ▶ **Zasada 2.** Probówkę należy trzymać tak, aby jej wylot kierować od siebie, a jednocześnie w stronę, gdzie nikogo nie ma.
- ▶ **Zasada 3.** Płomień palnika powinien ogrzewać większą część probówki (fot. 6.a), a nie wyłącznie jej dno, bo probówka może się miejscowo przegrzać.
- ▶ **Zasada 4.** Podczas ogrzewania naczyń laboratoryjnych, np. kolby stożkowej, należy stosować siatkę metalową z krążkiem ceramicznym (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.

Schemat rozwiązywania problemu badawczego

Problem badawczy rozwiązuje się według schematu:



- 1 Określ problem badawczy. 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, czyli **potwierdź hipotezę lub wykaż, że jest błędna**.

Opisywanie doświadczeń chemicznych

Opis doświadczenia chemicznego trzeba rozpocząć od: tytułu, instrukcji oraz schematu. Po wykonaniu doświadczenia chemicznego należy zapisać obserwację. **Obserwacji dokonuje się za pomocą zmysłów: wzroku, węchu** (fot. 7.), **słuchu** i **dotyku** (tabela 1.). Sprawdzać zapach substancji i dotykać je można tylko na polecenie nauczyciela.

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

Wniosek to najczęściej:

- ▶ stwierdzenie dotyczące badanej substancji, np. siarka jest palna,
- ▶ prawo chemiczne lub zależność, np. roztwory wodne elektrolitów przewodzą prąd elektryczny, a roztwory wodne nieelektrolitów go nie przewodzą.

Wniosek uzupełniają równania reakcji chemicznych.

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



Fot. 7. Zapach substancji zawsze należy badać ruchem wachlującym dłoni z zachowaniem zasad bezpieczeństwa.

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

Tabela 1. Przykłady poprawnie zapisanych obserwacji

 Co czujemy?	 Co słyszymy?	 Co widzimy?
• Wyczuwalny jest intensywny owocowy zapach. • Nie wyczuwa się zapachu.	• Spalaniu gazu towarzyszy charakterystyczny dźwięk. • Otrzymany gaz zapala się z charakterystycznym dźwiękiem.	• Roztwór o barwie fioletowej odbarwia się. • Strąca się szaroniebieski osad. • Roztwór mętnieje. • Wydzielają się pęcherzyki bezbarwnego gazu.

Jest na to sposób!

Jakie informacje powinien zawierać opis obserwacji doświadczenia chemicznego?



Szkło laboratoryjne

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



► Jak narysować schemat szkła laboratoryjnego?

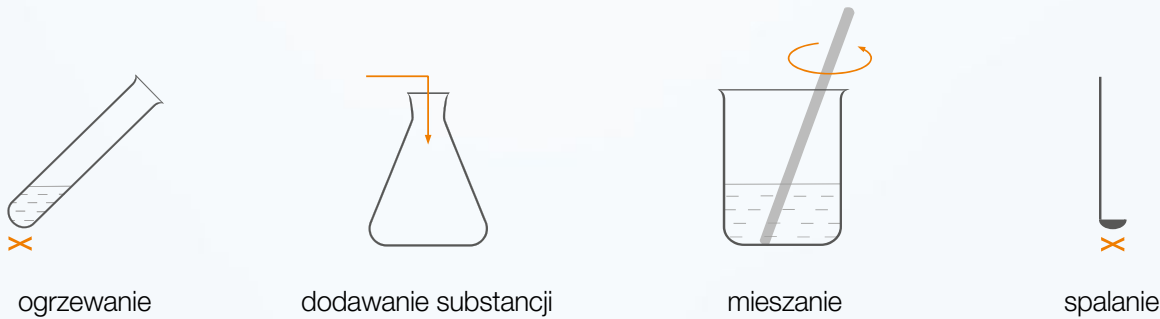


Sprzęt laboratoryjny

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



► Jak oznaczyć czynności na schematach?



Przykład 1.

Plan rozwiązywania

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

Wykrywanie obecności tlenku węgla(IV) w wydychanym powietrzu

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) w wydychanym powietrzu.*

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).

4 **Obserwacja:** Zawartość zlewki mętnieje.

5 **Wniosek:** W wydychanym powietrzu znajduje się tlenek węgla(IV), który reaguje z wodą wapienną.

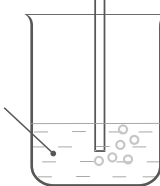
Wynik doświadczenia potwierdza hipotezę – **hipoteza jest poprawna.**

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

Schemat

wydychane
powietrze

woda
wapienna



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; potwierdzenie hipotezy lub wykazanie, że jest błędna.

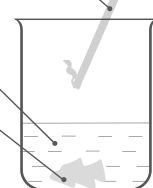
Zadania



1. Wybierz zdanie, które poprawnie opisuje obserwacje.
 - a) Wydziela się gaz o charakterystycznym zapachu.
 - b) Substancja X jest bardziej aktywna od substancji Y.
 - c) Substancja jest palna.
 - d) Substancja ma mniejszą gęstość od wody.
2. Określ jeden z możliwych problemów badawczych w doświadczeniu chemicznym *Spalanie węgla w tlenie*.
3. Sformułuj przynajmniej jedną hipotezę do doświadczenia chemicznego przedstawionego na schemacie.

płonące łuczywo

ocet + wywar
z czerwonej
kapusty
skorupki jaja



1. Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych



Przypomnij sobie – to było w szkole podstawowej

- ▶ **Atom** to najmniejsza cząstka pierwiastka chemicznego, zachowująca jego właściwości chemiczne, składająca się z jądra atomowego o ładunku dodatnim i otaczających je elektronów o ładunku ujemnym.
- ▶ Na podstawie położenia pierwiastka chemicznego w układzie okresowym można określić:
 - liczbę powłok elektronowych w atomie, która **jest równa numerowi okresu**,
 - liczbę elektronów walencyjnych, która **w grupach 1.–2. jest równa numerowi grupy, a w grupach 13.–18. (z wyjątkiem helu) – numerowi grupy minus 10.**
- ▶ Rodzaj wiązania łączącego atomy pierwiastków chemicznych zależy od różnicy ich elektroujemności.

uwspólnianie
elektronów

przesunięcie wspólnej
pary elektronowej

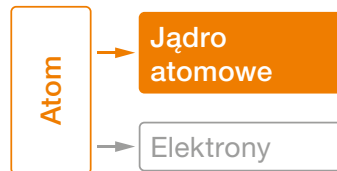
przyciąganie się
kationów i anionów



1 Budowa atomu

Ważne w tym temacie:

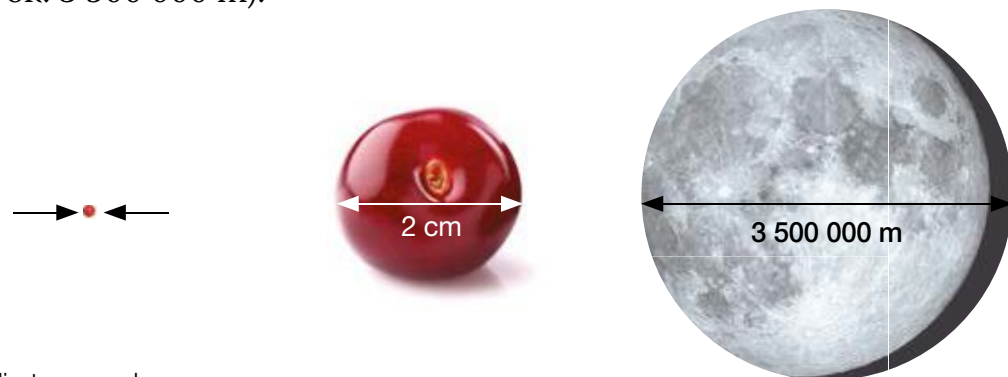
- budowa atomu
- pojęcia: *liczba atomowa*, *liczba masowa*, *masa atomowa*, *izotop*



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**.

Rozmiary atomów

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, czyli do ok. 2 cm...

...to owoc wiśni – powiększony tyle samo razy co atom wodoru...

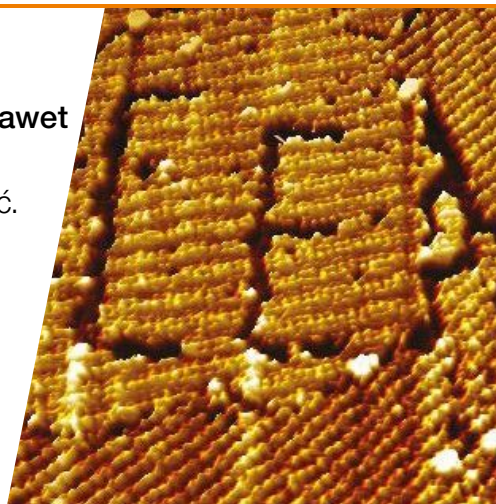
... – będzie wielkości Księżyca, czyli będzie miał ok. 3 500 000 m.

Fakty czy mity

Nie można zobaczyć atomów pierwiastków chemicznych nawet 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. 9.).

Fot. 9. Widoczne litery powstały w wyniku usunięcia z powierzchni pojedynczych atomów.



Budowa atomu

Od bardzo dawna się zastanawiano, w jaki sposób są zbudowane atomy. Obecnie wiadomo, że atom to najmniejsza cząstka pierwiastka chemicznego zachowująca jego właściwości chemiczne. Nie jest on jednak cząstką niepodzielną. Składa się z jądra atomowego o ładunku dodatnim i **elektronów** o ładunku ujemnym (oznaczanych symbolami: e^- lub e).

Jądro atomowe to najbardziej wewnętrzna część atomu, którą tworzą **protony** (oznaczane symbolami: p^+ lub p) – cząstki o ładunku dodatnim – i **neutrony** (oznaczane symbolami: n^0 lub n). Neutrony nie mają ładunku, czyli są obojętne elektrycznie. Cząstki tworzące jądro atomowe, czyli protony i neutrony, określa się wspólną nazwą – **nukleony**.

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

W jądrze atomowym skupia się praktycznie cała **masa atomu pierwiastka chemicznego** (tabela 2.). Masę składników atomów wyraża się **w jednostkach masy atomowej – unitach, u** (ang. *unit* – jednostka) [czyt. junit].

Tabela 2. Charakterystyka cząstek wchodzących w skład atomów

Nazwa cząstki		Symbol	Przybliżona masa	Elementarny ładunek elektryczny
nukleony	proton	$p, p^+, \oplus$	1 u	+1
	neutron	$n, n^0, \bigcirc$	1 u	brak
elektron		$e, e^-, \ominus$	$\frac{1}{1840} u$	–1

Chemia w akcji

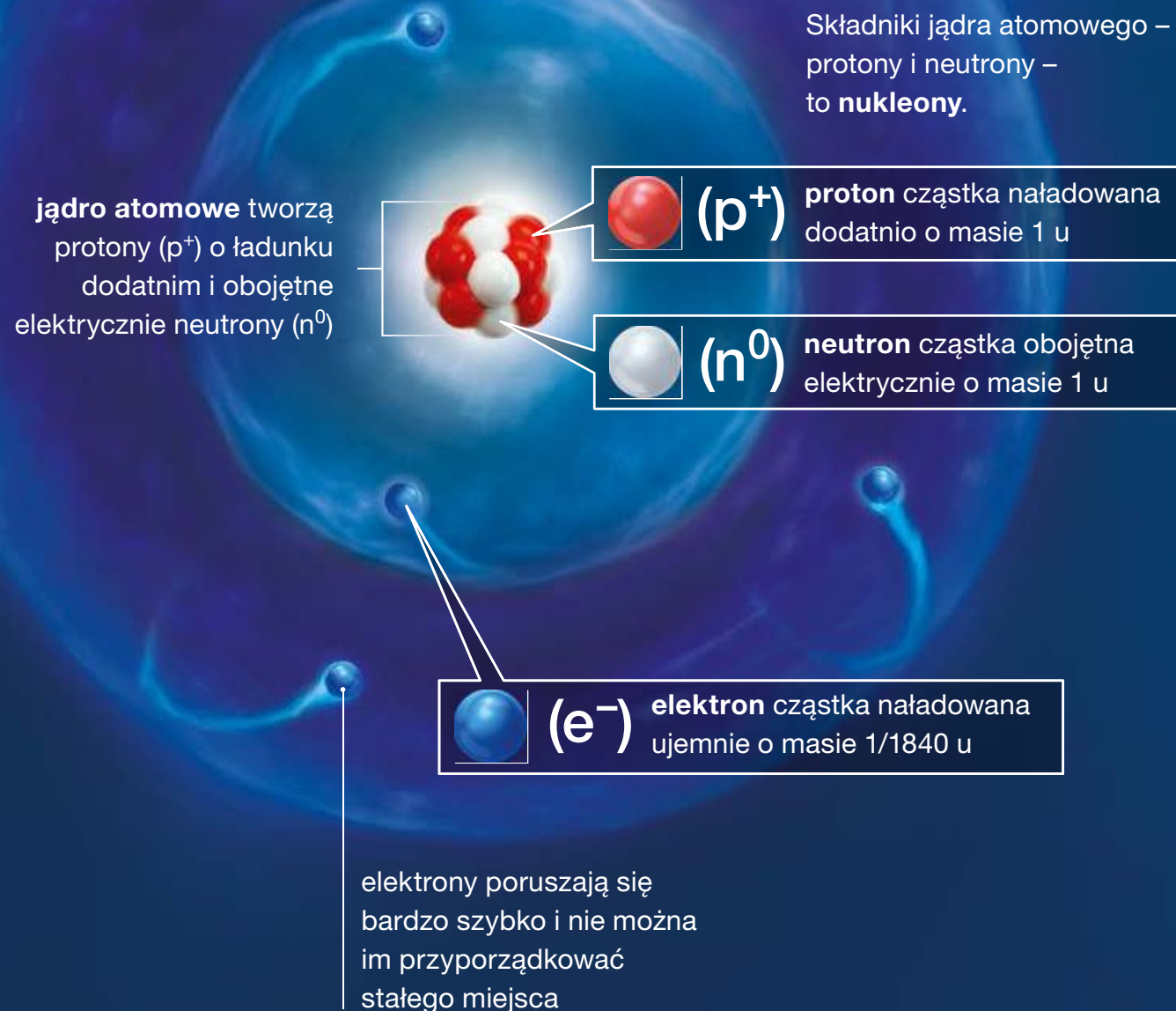
Dzięki badaniom budowy materii odkryto m.in. to, że jądra atomów niektórych pierwiastków chemicznych ulegają rozpadowi. Związane z tym zjawisko zostało nazwane promieniotwórczością. Ten termin wprowadziła Maria Skłodowska-Curie dwa lata po odkryciu zjawiska promieniotwórczości. **Promieniowanie rentgenowskie** zastosowano do celów diagnostycznych (fot. 10.) oraz badania budowy związków chemicznych.



Fot. 10. 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 pierwiastka chemicznego

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



Masa atomowa pierwiastka chemicznego

Masę atomową każdego pierwiastka chemicznego **można odczytać z układu okresowego pierwiastków chemicznych**.



Praktycznie cała masa atomu jest skupiona w jądrze atomowym. Masa elektronów jest bardzo mała w porównaniu z masą protonów i neutronów (patrz tabela 2., s. 17), dlatego można przyjąć, że nie wpływa ona na masę atomu. Ze względu na to, że atomy – podobnie jak ich składniki – mają niewyobrażalnie małą masę, masę atomową wyraża się w **unitach, u**:

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

W przypadku atomów jednostka unit jest powszechniej wykorzystywana niż jednostki gram czy kilogram, bo dzięki niej nie trzeba używać liczb w zapisie wykładniczym.

Ustalanie liczby protonów, neutronów i elektronów za pomocą liczby atomowej i liczby masowej

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

► **Liczba atomowa Z** to liczba protonów w jądrze atomowym:

$$\text{liczba atomowa } Z = \text{liczba } p^+$$

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

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

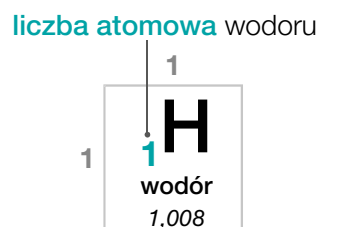
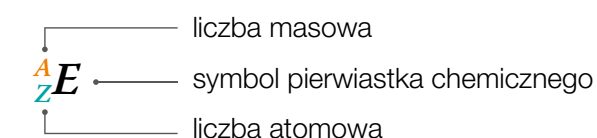
$$\text{liczba masowa } A = \text{liczba } p^+ + \text{liczba } n^0$$

Znając liczbę masową A i liczbę atomową Z , można ustalić liczbę neutronów (n^0):

$$\text{liczba } n^0 = \text{liczba masowa } A - \text{liczba atomowa } Z$$

$(p^+ + n^0) \qquad (p^+)$

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



Liczbę atomową pierwiastka chemicznego można odczytać z układu okresowego, natomiast liczbę masową – z tablic chemicznych zawierających informacje o izotopach.

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

Przykład 2.

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

Jak ustalić liczbę nukleonów i elektronów w atomie pierwiastka chemicznego?

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

1 Dane:

${}^{23}_{11}\text{Na}$

liczba masowa A

liczba atomowa Z

Szukane:

liczba $p^+ = ?$

liczba $n^0 = ?$

liczba $e^- = ?$

2 $Z =$ liczba protonów (p^+)

liczba e^- w atomie jest równa liczbie p^+

$p^+ = 11$, zatem: $e^- = 11$

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

4 W atomie sodu ${}^{23}_{11}\text{Na}$ znajdują się 23 nukleony: 11 p^+ , 12 n^0 i 11 e^- .

Izotopy

Wszystkie atomy jednego pierwiastka chemicznego mają jednakową liczbę atomową Z , czyli zawierają taką samą liczbę protonów.

liczba atomowa $Z =$ liczba p^+

Atomy jednego pierwiastka chemicznego mogą jednak różnić się liczbą neutronów i wtedy mają inną liczbę masową A .

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

Atomy jednego pierwiastka chemicznego, które różnią się liczbą neutronów w jądrze atomowym, to **izotopy**.

Izotopy (fot. 11.) występują naturalnie w środowisku przyrodniczym (izotopy naturalne), jak np. izotopy wodoru (patrz tabela 3., s. 21), lub są wytwarzane w laboratoriach (izotopy sztuczne).

Nazwy izotopów tworzy się przez dodanie do nazwy pierwiastka chemicznego wartości liczby masowej A , z kolei symbole zapisuje się, dodając wartość liczby masowej A w indeksie górnym z lewej strony symbolu pierwiastka chemicznego, np.:

- ▶ ${}^{12}\text{C}$ to izotop węgla 12 lub węgiel-dwanaście,
- ▶ ${}^{13}\text{C}$ to izotop węgla 13 lub węgiel-trzyście.



Fot. 11. Odkrycie izotopów promieniotwórczych zrewolucjonizowało m.in. przemysł energetyczny.

Jest na to sposób!

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

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

Jeśli pierwiastki chemiczne są opisane tak, że pierwszy to ${}^A_1\text{E}$, a drugi to ${}^A_2\text{E}$, wtedy porównujemy:

$Z_1 \neq Z_2$

A

Z

różne pierwiastki chemiczne

$Z_1 = Z_2$ i $A_1 = A_2$

A

Z

atomy tego samego izotopu pierwiastka chemicznego

$Z_1 = Z_2$ i $A_1 \neq A_2$

A

Z

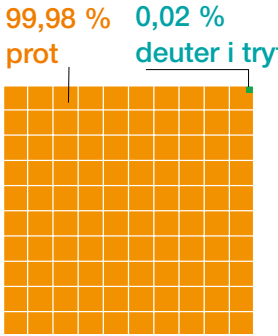
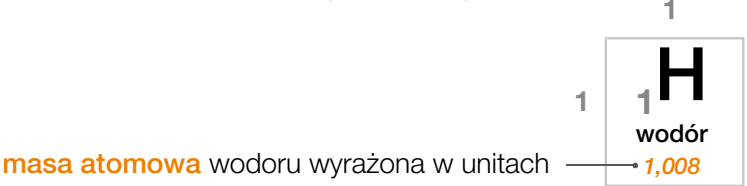
atomy różnych izotopów tego samego pierwiastka chemicznego

Tabela 3. Charakterystyka izotopów wodoru

Nazwa izotopu	Symbol izotopu	Liczba				Model
		protonów	neutronów	elektronów	masowa A	
prot	${}^1_1\text{H}$	1	0	1	1	
deuter (D)	${}^2_1\text{H}$	1	1	1	2	
tryt (T)	${}^3_1\text{H}$	1	2	1	3	

Średnia masa atomowa pierwiastka chemicznego

Masę atomową pierwiastka chemicznego ($m_{\text{at.}}$) wyznacza się na podstawie zawartości procentowej izotopów tego pierwiastka występujących w przyrodzie. Nie jest ona liczbą całkowitą, ponieważ jest średnią ważoną mas atomowych mieszaniny jego naturalnych izotopów (rys. 2.). Aby ją ustalić, uwzględnia się ich rozpowszechnienie w środowisku przyrodniczym.



Rys. 2. Masa atomowa wodoru to średnia ważona mieszaniny jego trzech izotopów. Tryt występuje w przyrodzie w śladowych ilościach.

Zastosowania izotopów

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



archeologia



przemysł i technika



przemysł energetyczny



medycyna

Przemysł i technika

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

Medycyna

Do wykrywania nowotworów wykorzystuje się izotopy: $^{11}_6\text{C}$, $^{13}_7\text{N}$, $^{15}_8\text{O}$, $^{18}_9\text{F}$.

Radioaktywny izotop $^{60}_{27}\text{Co}$ wykorzystywany jest w leczeniu zmian nowotworowych.

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

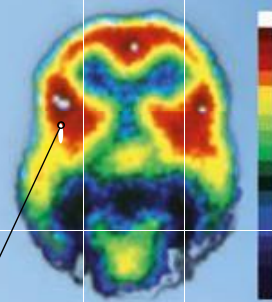
Archeologia

Określenie wieku badanych obiektów jest możliwe dzięki oznaczeniu w nich zawartości izotopu $^{14}_6\text{C}$.



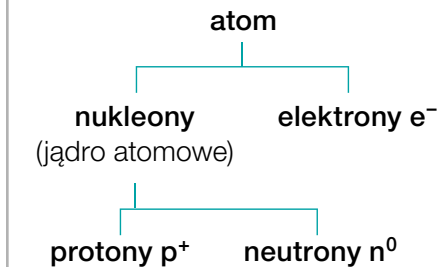
Przemysł energetyczny

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



Ważne w temacie Budowa atomu

1. Opisuję budowę atomu.



2. Odczytuję liczbę masową i liczbę atomową danego pierwiastka chemicznego oraz obliczam liczbę cząstek wchodzących w skład danego atomu pierwiastka chemicznego.

Liczbę masową i atomową zapisuje się po lewej stronie symbolu chemicznego pierwiastka w następujący sposób:

$\text{liczba masowa} = \text{liczba } p^+ + \text{liczba } n^0 \rightarrow \overset{A}{\text{Z}}\text{E}$ symbol chemiczny pierwiastka
 $\text{liczba atomowa} = \text{liczba } p^+ \rightarrow \text{Z}$

Na przykład dla atomu tlenu $^{16}_8\text{O}$ ustalam:

- liczbę protonów: 8
- liczbę neutronów: $16 - 8 = 8$
- liczbę elektronów: 8

Budowa atomu

3. Podaję definicję izotopów.

Izotopy to odmiany tego samego pierwiastka chemicznego o jednakowej liczbie atomowej Z , ale różnej liczbie masowej A (różnią się liczbą neutronów w jądrze atomowym). Przykładem pierwiastka chemicznego, który ma kilka naturalnie występujących izotopów, jest wodor. Izotopy wodoru to m.in. prot, deuter i tryt.

Zapamiętaj!

Atom – najmniejsza cząstka pierwiastka chemicznego, zachowująca jego właściwości chemiczne, składająca się z jądra atomowego o ładunku dodatnim i otaczających je elektronów o ładunku ujemnym.

Jądro atomowe – najbardziej wewnętrzna część atomu o ładunku dodatnim, zbudowana z nukleonów.

Zadania



ROZWIĄŻ
W ZESZYCIE

- Podaj nazwy i symbole cząstek wchodzących w skład:
 - jądra atomowego,
 - powłok elektronowych.
- Ustal liczby protonów i elektronów w atomach:
 - magnezu,
 - germanu,
 - ołowiu,
 - azotu,
 - tlenu,
 - węgla.
- Opisz budowę atomu węgla, korzystając z zapisu $^{12}_6\text{C}$.
- Określ, z ilu protonów, neutronów i elektronów jest zbudowany atom pierwiastka chemicznego o liczbie atomowej $Z = 4$ i liczbie masowej $A = 9$. Podaj nazwę tego pierwiastka.
- Określ liczby protonów, elektronów i neutronów w atomie sodu. Skorzystaj z układu okresowego pierwiastków chemicznych. Wybierz jedną poprawną odpowiedź.
 - 11 protonów, 12 elektronów, 12 neutronów
 - 11 protonów, 11 elektronów, 23 neutrony
 - 11 protonów, 11 elektronów, 12 neutronów
- Podaj liczby protonów, neutronów i elektronów w atomach: $^{19}_9\text{F}$, $^{27}_{13}\text{E}$, $^{40}_{20}\text{E}$. Napisz nazwy tych pierwiastków chemicznych.

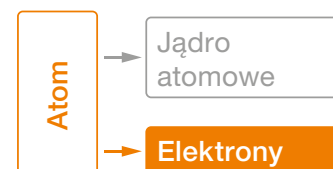
2 Konfiguracja elektronowa atomów



Fot. 12. Każdy tor znajduje się w innej odległości od wewnętrznej linii bieżni. Podobnie jest z elektronami – niektóre znajdują się bliżej jądra atomowego, inne są od niego oddalone.

Ważne w tym temacie:

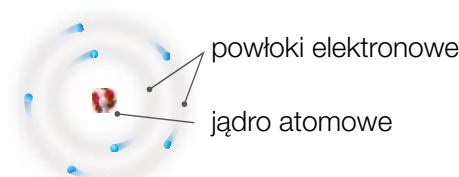
- pojęcia: *powłoka, podpowłoka, powłoka walencyjna, elektrony walencyjne*
- konfiguracje elektronowe atomów pierwiastków i jonów



W celu określenia właściwości pierwiastków chemicznych powinniśmy przeanalizować liczbę i rozmieszczenie elektronów w ich atomach. To właśnie one biorą udział w tworzeniu wiązań chemicznych. Elektrony mają ustalone obszary występowania, podobnie jak sportowcy, którzy startują na bieżni z toru o ustalonym numerze (fot. 12.).

Rozmieszczenie elektronów w atomie

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



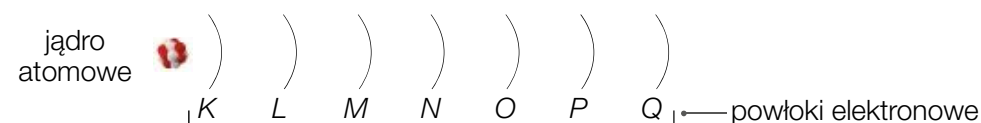
Układ powłok elektronowych, w których znajdują się elektrony...



...przypomina warstwy cebuli widoczne po jej przekrojeniu.

Powłoki elektronowe to obszary wokół jądra atomowego, w których poruszają się elektrony.

Oznacza się je literami: *K, L, M, N, O, P, Q* (rys. 3.).



Rys. 3. Schemat rozmieszczenia powłok elektronowych wokół jądra atomowego.

Jest na to sposób!

Które elektrony biorą udział w tworzeniu wiązań chemicznych?

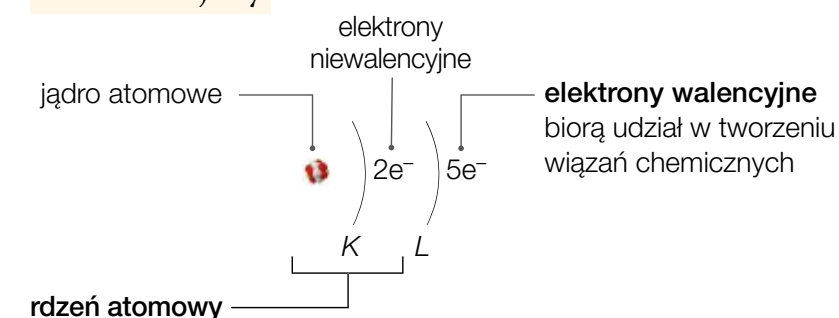
Tylko elektrony walencyjne, czyli **te z powłoki elektronowej najbardziej oddalonej od jądra atomowego**, biorą udział w tworzeniu wiązań chemicznych.



Numer okresu, w którym znajduje się pierwiastek chemiczny w układzie okresowym, jest równy liczbie powłok elektronowych, w których znajdują się elektrony. Dla pierwiastków z 1.–2., 13.–18. grupy układu okresowego powłokę elektronową najbardziej oddaloną od jądra atomowego nazywa się **powłoką walencyjną**.

Powłoka walencyjna i elektrony walencyjne

Elektrony walencyjne znajdują się w powłoce walencyjnej (rys. 4.). Uczestniczą w tworzeniu wiązań chemicznych. **Dzięki elektronom walencyjnym atomy mogą się ze sobą łączyć**, tworząc m.in. cząsteczki lub jony.



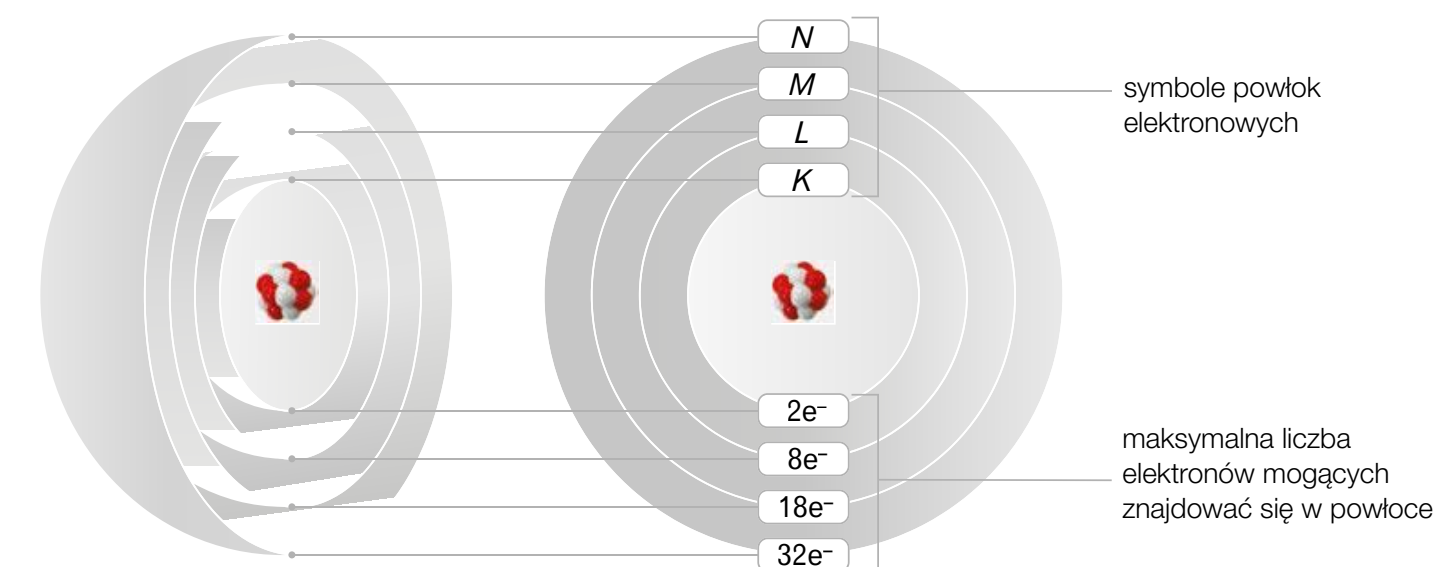
Rys. 4. Uproszczony model atomu azotu.

Rdzeń atomowy

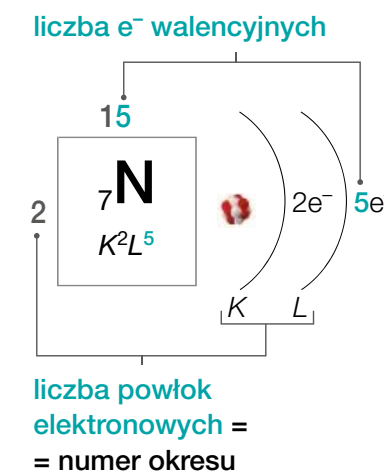
Rdzeń atomowy tworzą jądro atomowe i elektrony niewalencyjne, czyli wszystkie poza elektronami walencyjnymi (rys. 4.). Rdzeń atomowy **nie zmienia składu** podczas tworzenia wiązań chemicznych.

Rozmieszczenie elektronów w powłokach elektronowych

Elektrony „dążą” do obsadzenia najpierw powłok położonych jak najbliżej jądra atomowego (rys. 5.).



Rys. 5. Schemat rozmieszczenia elektronów w powłokach elektronowych.



Symbole i numery powłok elektronowych (n):

$Q \quad n = 7$

$P \quad n = 6$

$O \quad n = 5$

$N \quad n = 4$

$M \quad n = 3$

$L \quad n = 2$

$K \quad n = 1$

n – numer powłoki elektronowej, licząc od jądra atomowego

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

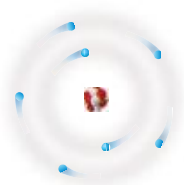
$$\text{maksymalna liczba elektronów} = 2n^2$$

gdzie: n to 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.

■ Powłokowa konfiguracja elektronowa atomu

Powłokowa konfiguracja elektronowa atomu to **zapis informujący o liczbie i rozmieszczeniu elektronów** w powłokach elektronowych.



K^2L^5

Zapis konfiguracji elektronowej jest charakterystyczny dla atomu danego pierwiastka chemicznego...



...podobnie jak odcisk palca, który identyfikuje człowieka.

Przykład 3.

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.

Jak ustalić powłokową konfigurację elektronową atomu fluoru?

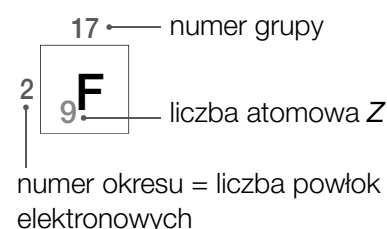
Podaj powłokową konfigurację elektronową atomu fluoru.

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

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

3 liczba elektronów walencyjnych dla grup 13.–18. układu okresowego = **numer grupy** – 10 (z wyjątkiem helu)
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 .



Przykład 4.

Plan rozwiązywania

1 Określ liczbę powłok elektronowych i ich symbole.

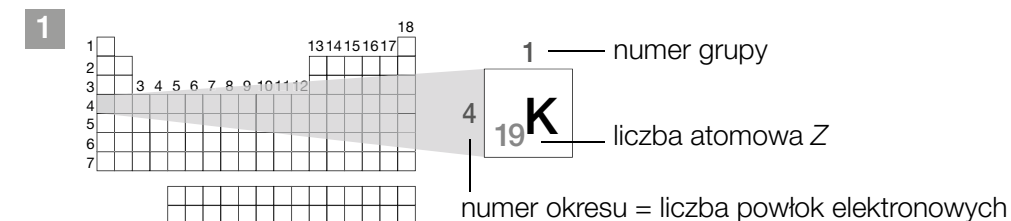
2 Ustal liczbę e^- i liczbę p^+ .

3 Ustal liczbę e^- walencyjnych.

4 Napisz odpowiedź i narysuj uproszczony model atomu.

Jak ustalić powłokową konfigurację elektronową atomu potasu?

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



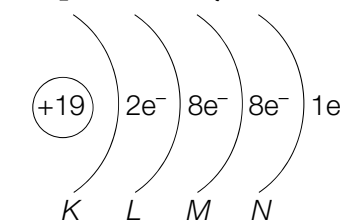
Potas znajduje się w **4. okresie** układu okresowego, zatem jego atom ma **4 powłoki elektronowe: K , L , M i N** .

2 liczba atomowa Z = liczba p^+
liczba e^- w atomie 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 .
Zaczynamy od powłoki znajdującej się najbliżej jądra atomowego, czyli od powłoki K . 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 potasu:



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

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 oznaczają się małymi literami: *s*, *p*, *d* i *f* (tabela 4.).

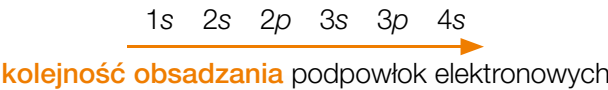
Tabela 4. Symbole oraz pojemność pierwszych czterech powłok i ich podpowłok elektronowych

Powłoka elektronowa			Podpowłoka elektronowa		
symbol	numer <i>n</i>	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

Podpowłokowa konfiguracja elektronowa atomu

Podpowłokową konfigurację elektronową atomu przedstawia zapis informujący o liczbie i rozmieszczeniu elektronów w podpowłokach elektronowych oznaczonych literami *s*, *p*, *d* i *f*.

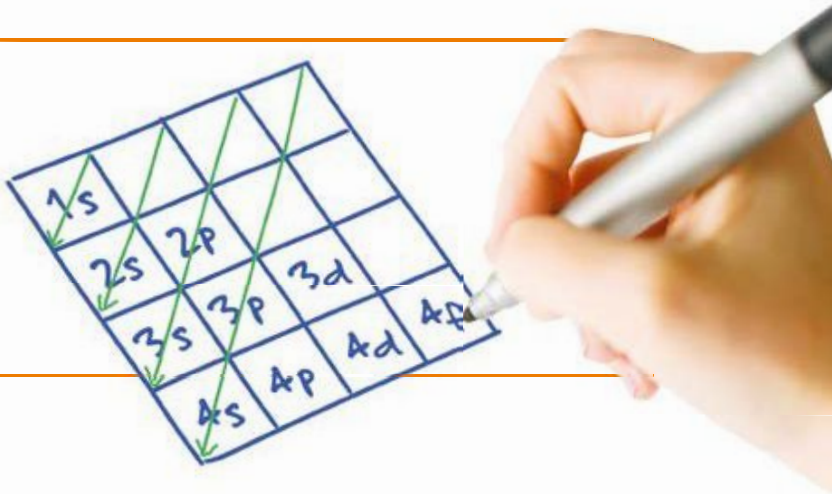
Elektrony obsadzają podpowłoki elektronowe, zaczynając od podpowłoki o najniższej energii, czyli tej najbliższej jądra atomowego, a kończąc na podpowłoce o najwyższej energii. To oznacza, że najpierw elektronami zostanie zapełniona podpowłoka 1s, a dopiero potem 2s, ponieważ podpowłoka 1s ma niższą energię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



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

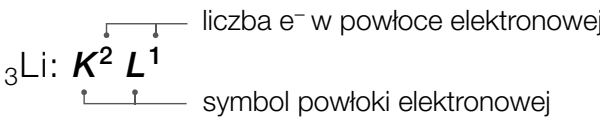
Ustalanie podpowłokowej konfiguracji elektronowej na podstawie powłokowej konfiguracji elektronowej

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. Niezależnie od numeru powłoki każda podpowłoka *s* mieści 2 elektrony, *p* – 6, *d* – 10 a *f* – 14 elektronów. Podpowłokowa konfiguracja elektronowa uwzględnia rozmieszczenie wszystkich elektronów w kolejnych podpowłokach.

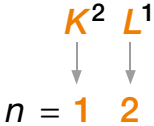
Jak ustalić podpowłokową konfigurację elektronową atomu litu?

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

- 1 Ustal powłokową konfigurację elektronową atomu litu.



- 2 Zastąp symbole powłok elektronowych ich numerami.

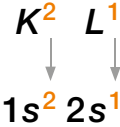


- 3 Zapisz symbol podpowłoki za numerem powłoki elektronowej.

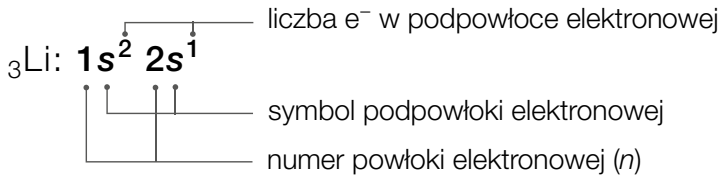
Powłoka *K* ma 1 podpowłokę – *s*, która będzie zapełniona całkowicie. W powłoce *L* znajduje się tylko 1 elektron i obsadzi on podpowłokę o najniższej energii, czyli podpowłokę *s*.



- 4 Zapisz w indeksie górnym liczbę elektronów.



Podpowłokowa konfiguracja elektronowa atomu litu:



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

Przykład 5.

- Plan rozwiązywania**
- 1 Ustal powłokową konfigurację elektronową atomu fluoru.
 - 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.

Jak 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. 26).
- 2 $K^2 \quad L^7$
↓ ↓
 $n = 1 \quad 2$
- 3 $n = 1 \rightarrow$ podpowłoka s
 $n = 2 \rightarrow$ podpowłoki s i p (patrz tabela 4., s. 28)
 $K^2 \quad L^7$
↓ ↓ ↓
 $1s \quad 2s \quad 2p$
- 4 W powłoce L znajduje się 7 elektronów – 2 elektrony obsadzają podpowłokę s (to maksymalna liczba elektronów, które mogą obsadzić tę podpowłokę), a reszta z nich, czyli 5 elektronów, obsadzi podpowłokę p :
 $K^2 \quad L^7$
↓ ↓ ↓
 $1s^2 \quad 2s^2 \quad 2p^5$
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 ${}_9F: 1s^2 2s^2 2p^5$.

Jest na to sposób!

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

konfiguracja elektronowa atomu tlenu: $1s^2 2s^2 2p^4$

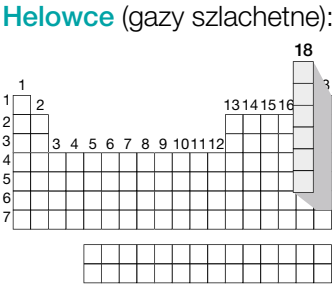
Tworzenie zapisu podpowłokowej konfiguracji elektronowej atomu pierwiastka chemicznego może wydawać się mozolne, jednak można dzięki niemu dostrzec pewne **podobieństwa w konfiguracjach atomów pierwiastków chemicznych**, np.:

- Konfiguracja atomu helu ${}_2He: 1s^2$ powtarza się we wszystkich następujących po nim pierwiastkach chemicznych, np. atomie litu czy atomie berylu:
 ${}_2He: 1s^2$
 ${}_3Li: 1s^2 2s^1$
 ${}_4Be: 1s^2 2s^2$
- Konfiguracja atomu neonu ${}_{10}Ne: 1s^2 2s^2 2p^6$ powtarza się m.in. w atomie sodu czy atomie magnezu:
 ${}_{10}Ne: 1s^2 2s^2 2p^6$
 ${}_{11}Na: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
 ${}_{12}Mg: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

Dzięki powtarzaniu się fragmentów konfiguracji elektronowej można stosować skrócony zapis konfiguracji elektronowej.

■ 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

${}_3Li: 1s^2 2s^1$
↓
pełny zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej atomu litu

${}_3Li: [He] 2s^1$
↓
skrócony zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej atomu litu

Po symbolu helowca – zapisanym w nawiasie kwadratowym – wystarczy dodać konfigurację elektronów z kolejnej powłoki elektronowej (tabela 5.).

Tabela 5. Pełne i skrócone zapisy konfiguracji elektronowych atomów wybranych pierwiastków chemicznych

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

Przykład 6.

Plan rozwiązywania

- 1 Zapisz podpowłokową konfigurację elektronową fluoru.
- 2 Ustal symbol helowca poprzedzającego fluor.
- 3 Napisz odpowiedź.

Jak ustalić skrócony zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej atomu fluoru?

Podaj skrócony zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej atomu fluoru.

1 Podpowłokowa konfiguracja elektronowa atomu fluoru to ${}_9\text{F}: 1s^2 2s^2 2p^5$ (patrz przykład 5., s. 30).

2 Helowcem poprzedzającym fluor w układzie okresowym pierwiastków chemicznych jest hel o konfiguracji elektronowej ${}_2\text{He}: 1s^2$.

3 Skrócony zapis konfiguracji elektronowej atomu fluoru to ${}_9\text{F}: [\text{He}] 2s^2 2p^5$.

Konfiguracja elektronowa jonów

Konfigurację elektronową jonów (tabele 6., s. 32 i 7., s. 33) 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 elektrony odpowiadające za ładunek kationu** (ponieważ kation ma mniej elektronów niż atom danego pierwiastka chemicznego),
- dla **anionów** do liczby elektronów atomu **należy dodać elektrony odpowiadające za ładunek anionu** (ponieważ anion ma więcej elektronów niż atom danego pierwiastka chemicznego).

Tabela 6. 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	$1s^2 2s^2 2p^6$
Al^{3+}	13	$13 - 3 = 10$	K^2L^8	$1s^2 2s^2 2p^6$
K^+	19	$19 - 1 = 18$	$K^2L^8M^8$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
O^{2-}	8	$8 + 2 = 10$	K^2L^8	$1s^2 2s^2 2p^6$
F^-	9	$9 + 1 = 10$	K^2L^8	$1s^2 2s^2 2p^6$
S^{2-}	16	$16 + 2 = 18$	$K^2L^8M^8$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Cl^-	17	$17 + 1 = 18$	$K^2L^8M^8$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

liczba elektronów w kationie magnezu

${}_{12}\text{Mg} \quad {}_{12}\text{Mg}^{2+}$
 $12e^- - 2e^- = 10e^-$

liczba elektronów w anionie chlorkowym

${}_{17}\text{Cl} \quad {}_{17}\text{Cl}^-$
 $17e^- + 1e^- = 18e^-$

Tabela 7. Zapisy pełne i skrócone konfiguracji elektronowych atomów i jonów wybranych pierwiastków chemicznych

Nazwa pierwiastka chemicznego	Symbol pierwiastka chemicznego lub jonu	Podpowłokowy zapis konfiguracji elektronowej	
		pełny	skrócony
sód	Na	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^1$
	Na^+	$1s^2 2s^2 2p^6$	$[\text{Ne}]$
wapń	Ca	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	$[\text{Ar}] 4s^2$
	Ca^{2+}	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$[\text{Ar}]$
tlen	O	$1s^2 2s^2 2p^4$	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$
	O^{2-}	$1s^2 2s^2 2p^6$	$[\text{Ne}]$
chlor	Cl	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$
	Cl^-	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	$[\text{Ar}]$

Jest na to sposób!

Jak ustalić konfigurację elektronową jonów?

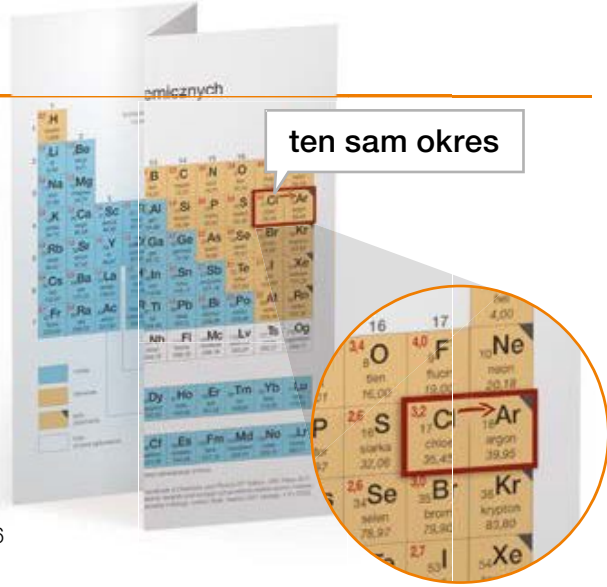
Większość atomów metali i niemetali, kiedy tworzy jony, **uzyskuje konfigurację najbliższego helowca** w układzie okresowym pierwiastków chemicznych.

- Pierwiastki chemiczne, których atomy tworzą **aniony**, uzyskują konfigurację helowca znajdującego się **w tym samym okresie**, np. anion chlorkowy ma konfigurację elektronową atomu argonu:



poprzedni okres

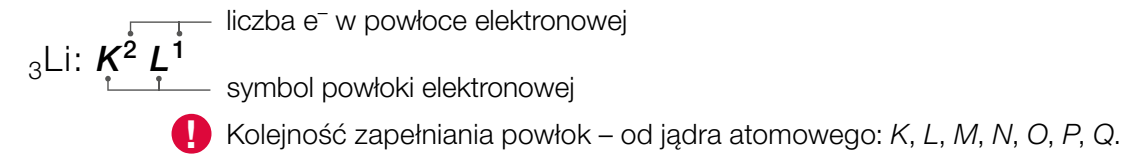
- Pierwiastki, których atomy tworzą **kationy**, uzyskują konfigurację helowca znajdującego się **w poprzednim okresie**, np. kation sodu ma konfigurację elektronową atomu neonu:



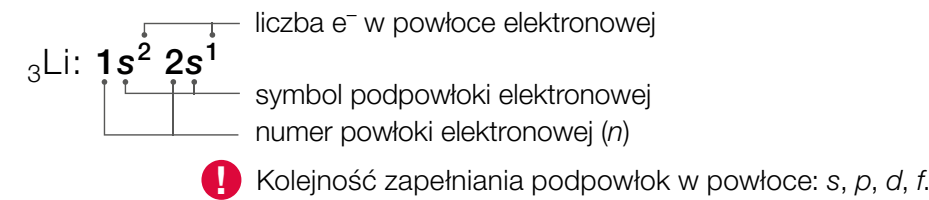
Ważne w temacie Konfiguracja elektronowa atomów

1. Zapisuję konfiguracje elektronowe atomów.

- Powłokowa konfiguracja elektronowa atomu litu:



- Podpowłokowa konfiguracja elektronowa atomu litu:



3. Zapisuję konfiguracje elektronowe jonów.

- Dla kationów od liczby elektronów atomu należy odjąć elektrony odpowiadające za ładunek kationu.
- Dla anionów do liczby elektronów atomu należy dodać elektrony odpowiadające za ładunek anionu.

Na przykład dla kationu litu Li^+ :

Symbol atomu	Li
Zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej atomu	$1s^2 2s^1$
Symbol jonu	Li^+
Zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej jonu	$1s^2$

Na przykład dla anionu tlenu O^{2-} :

Symbol atomu	O
Zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej atomu	$1s^2 2s^2 2p^4$
Symbol jonu	O^{2-}
Zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej jonu	$1s^2 2s^2 2p^6$

Konfiguracja elektronowa atomów

2. Zapisuję skrócone konfiguracje elektronowe.

Skrócony zapis konfiguracji elektronowej tworzy się z wykorzystaniem konfiguracji elektronowej gazu szlachetnego, czyli helowca, poprzedzającego ten pierwiastek chemiczny w układzie okresowym.

Na przykład:

Zapis pełny	${}_8\text{O}: 1s^2 2s^2 2p^4$	${}_{16}\text{S}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
Zapis skrócony	${}_8\text{O}: [\text{He}] 2s^2 2p^4$	${}_{16}\text{S}: [\text{Ne}] 3s^2 3p^4$

Zapamiętaj!

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

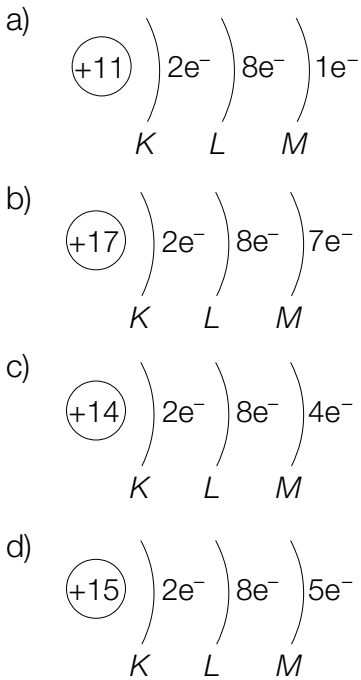
Powłokowa konfiguracja elektronowa – zapis rozmieszczenia elektronów w powłokach elektronowych (K, L, M, N, O, P, Q).

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

Zadania



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



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



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



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.

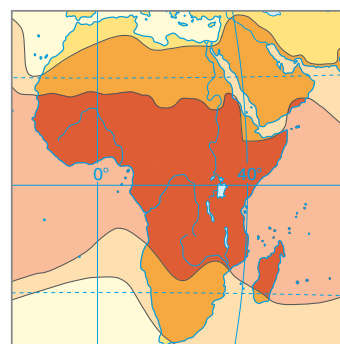
5. Wskaż zdania, które są prawdziwe.

- 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 siarkowodor 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.

3

Budowa atomu a położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym



ląd woda
 ■ strefa klimatów równikowych
 ■ strefa klimatów zwrotnikowych
 ■ strefa klimatów podzwrotnikowych

Rys. 6. Z mapy stref klimatycznych można odczytać, jaki klimat panuje na danym obszarze. Tak samo na podstawie położenia pierwiastka chemicznego w układzie okresowym można określić jego właściwości.

Liczba atomowa Z
 → patrz s. 19

Nazwy grup:

1. grupa – litowce
2. grupa – berylownice
13. grupa – borowce
14. grupa – węglowce
15. grupa – azotowce
16. grupa – tlenowce
17. grupa – fluorowce
18. grupa – helowce

Ważne w tym temacie:

- pojęcia: *blok konfiguracyjny*, *promień atomowy*, *energia jonizacji*, *aktywność chemiczna*
- związek między budową elektronową atomu a położeniem pierwiastka w układzie okresowym i jego właściwościami fizycznymi i chemicznymi
- podobieństwa we właściwościach pierwiastków w grupach układu okresowego i zmienność właściwości w okresach



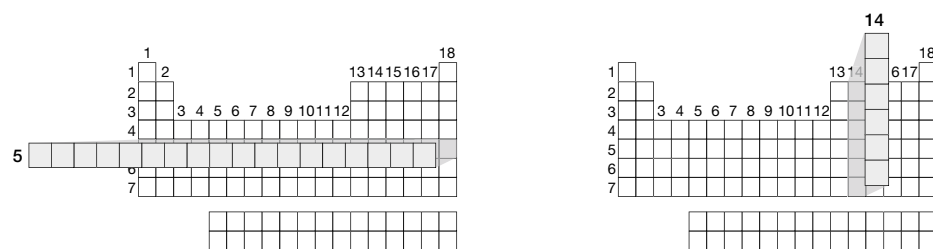
Każdy pierwiastek chemiczny w układzie okresowym ma swoje określone miejsce. To położenie nie jest przypadkowe (rys. 6.). Wynika z budowy atomów i można na jego podstawie wnioskować o właściwościach pierwiastków chemicznych.

■ Budowa układu okresowego pierwiastków chemicznych

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

W układzie okresowym pierwiastków chemicznych **można wyróżnić**:

- ▶ **okresy** – poziome rzędy,
- ▶ **grupy** – pionowe kolumny.



Grupy w układzie okresowym mają swoje nazwy. Pochodzą one od nazwy pierwszego w grupie pierwiastka chemicznego. Wyjątkiem jest 1. grupa. Pierwszy pierwiastek chemiczny – wodór – znacznie różni się właściwościami od pozostałych pierwiastków tej grupy, dlatego nazwa grupy 1. – litowce – pochodzi od litu, czyli nazwy drugiego w kolejności pierwiastkach chemicznego.

■ Właściwości chemiczne pierwiastków grup 1.–2. i 13.–18. układu okresowego

Właściwości pierwiastków chemicznych uszeregowanych zgodnie ze zwiększającą się wartością liczby atomowej powtarzają się okresowo.

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

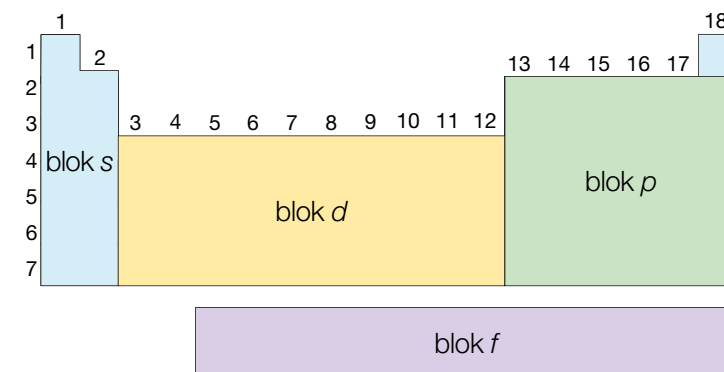
Czym jest to spowodowane? Na podstawie zapisu konfiguracji elektronowych pierwiastków chemicznych położonych w tej samej grupie układu okresowego można zauważyć, że **im większy numer okresu, tym większa liczba powłok elektronowych w atomach pierwiastków chemicznych**. Numer okresu, w którym znajduje się pierwiastek chemiczny, jest równy liczbie powłok elektronowych w jego atomie.

Można także zauważyć, że **liczba elektronów walencyjnych 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.

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

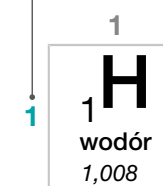
■ Bloki konfiguracyjne

Bloki konfiguracyjne, nazywane też blokami energetycznymi, to wyodrębnione w układzie okresowym **zbiory pierwiastków chemicznych o podobnej konfiguracji elektronów walencyjnych**. 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.
- ▶ Do **bloku p** należą pierwiastki chemiczne z grup 13.–18. z wyjątkiem helu.
- ▶ Do **bloku d** należą pierwiastki chemiczne z grup 3.–12.
- ▶ **Blok f** tworzą lantanowce i aktynowce.

numer okresu = 1
 liczba powłok elektronowych = 1



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**.

Diagram showing the periodic table with the position of Phosphorus (P) highlighted. The element is located in group 15 and period 3.

- 2** Poruszaj się w prawo, wzdłuż okresów, aż dotrzesz do wybranego pierwiastka chemicznego.

Zacznij od początku układu okresowego, czyli od wodoru.

Diagram showing the path from Hydrogen (H) to Phosphorus (P) through the s and p blocks. The path is marked with a dashed line, starting from H (1s) and moving right through the s and p blocks to P (3s² 3p³).

- 3** Poruszaj się wzdłuż **1. okresu**. Przechodzisz przez **2 pola w bloku s**, zatem elektrony wypełniają podpowłokę 1s.

Zapisuj symbole kolejnych podpowłok wypełnionych elektronami.

Diagram showing the path from Hydrogen (H) to Helium (He) through the s block. The path is marked with a dashed line, starting from H (1s) and moving right through the s block to He (1s²).

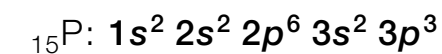
- 4** Następnie przejdź do początku 2. okresu. Przechodzisz przez **2 pola bloku s** i **6 pól w bloku p**. Zatem 2 elektrony wypełniają podpowłokę 2s, a 6 elektronów – 2p.

Diagram showing the path from Helium (He) to Neon (Ne) through the s and p blocks. The path is marked with a dashed line, starting from He (1s²) and moving right through the s and p blocks to Ne (1s² 2s² 2p⁶).

- 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 wypełniają podpowłokę 3s, a 3 elektrony – 3p.

Diagram showing the path from Neon (Ne) to Phosphorus (P) through the s and p blocks. The path is marked with a dashed line, starting from Ne (1s² 2s² 2p⁶) and moving right through the s and p blocks to P (1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p³).

Pełny zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej atomu fosforu:



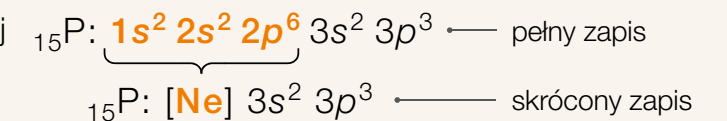
- Jak ustalić skrócony zapis konfiguracji elektronowej atomu fosforu?

Ustal symbol chemiczny i konfigurację elektronową helowca, który poprzedza w układzie okresowym wybrany pierwiastek chemiczny. Helowcem poprzedzającym fosfor w układzie okresowym jest neon.

Diagram showing the path from Neon (Ne) to Phosphorus (P) through the s and p blocks. The path is marked with a dashed line, starting from Ne (1s² 2s² 2p⁶) and moving right through the s and p blocks to P (1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p³).

Skrócony zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej atomu fosforu:

W pełnym zapisie konfiguracji elektronowej atomu **zastąp konfigurację helowca jego symbolem** w nawiasie kwadratowym.



Ustalanie symbolu bloku konfiguracyjnego, do którego należy dany pierwiastek chemiczny

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

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

Przykład 7.

Plan rozwiązywania

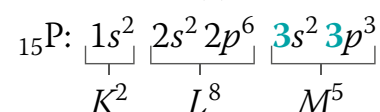
- 1 Określ liczbę powłok elektronowych atomu fosforu.
- 2 Ustal liczbę elektronów walencyjnych i symbol bloku konfiguracyjnego.
- 3 Napisz odpowiedź.

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 ${}_{15}\text{P}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$.

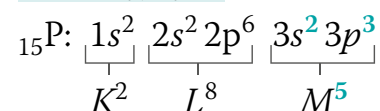
- 1 liczba atomowa Z = liczba p^+
liczba e^- w atomie jest równa liczbie p^+ , zatem:
liczba e^- = 15

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



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

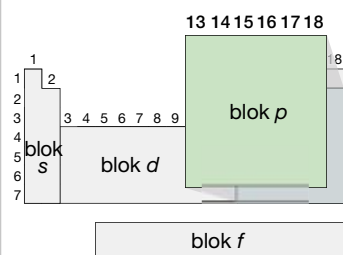
- 2 W ostatniej powłoce elektronowej (M) znajduje się **5 elektronów walencyjnych**:



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.

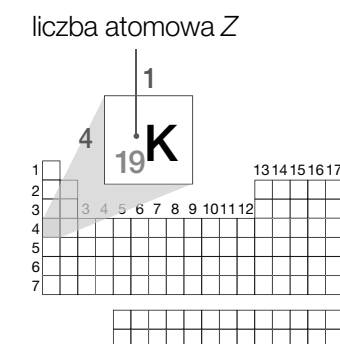
Plan rozwiązywania

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

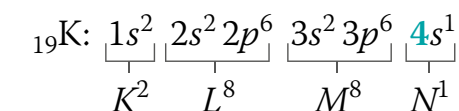
W jaki sposób ustalić położenie potasu w układzie okresowym na podstawie konfiguracji elektronowej jego atomu?

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

- 1 liczba atomowa Z = liczba p^+
liczba e^- w atomie jest równa liczbie p^+ , zatem:
liczba e^- = 19

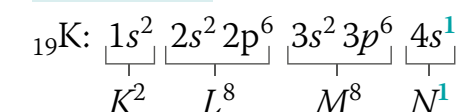


Ostatnią powłoką elektronową w zapisie konfiguracji elektronowej jest powłoka o $n = 4$, czyli powłoka N :



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

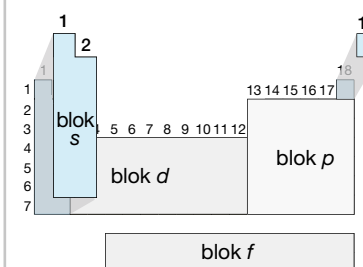
- 2 W ostatniej powłoce elektronowej (N) znajduje się **1 elektron walencyjny**:



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.



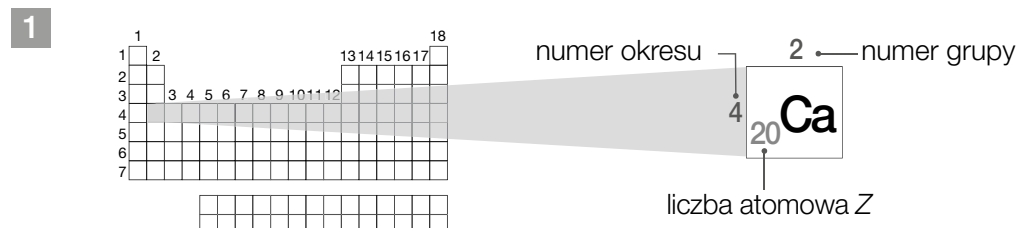
Przykład 9.

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.
- 5 Napisz odpowiedź.

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

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



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

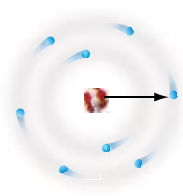
- 2 numer grupy = liczba e^- walencyjnych
liczba e^- walencyjnych = 2
Wapń znajduje się w 2. grupie układu okresowego, czyli w bloku konfiguracyjnym s. Ma 2 elektrony walencyjne, które znajdują się w podpowłoce elektronowej s.
- 3 Wapń znajduje się w 4. okresie układu okresowego, co oznacza, że jego 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 $_{18}\text{Ar}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.
Zatem skrócony zapis konfiguracji elektronowej atomu wapnia ma postać: $_{20}\text{Ca}: [\text{Ar}] 4s^2$.
- 5 Wapń o liczbie atomowej $Z = 20$ znajduje się w bloku konfiguracyjnym s układu okresowego, a skrócony zapis jego konfiguracji elektronowej to $_{20}\text{Ca}: [\text{Ar}] 4s^2$.

■ Promień atomowy

Promień atomowy to **odległość między jądrem atomowym a najbardziej oddalonymi od niego elektronami** (rys. 7.).

Promień atomowy zależy od dwóch czynników:

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



Rys. 7. Promień atomowy tlenu.

■ Zmiana promienia atomowego w układzie okresowym

W blokach s i p wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej Z w okresie **promień atomowy** pierwiastków chemicznych **zmniejsza się**.

Liczba powłok elektronowych w okresie się nie zmienia (stosunek liczby protonów do liczby elektronów w atomie jest wielkością stałą), 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:

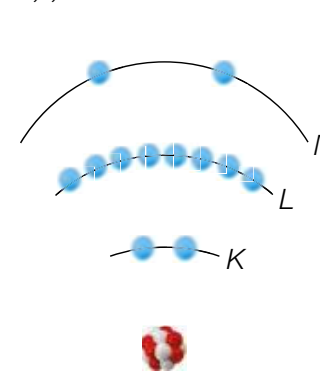


■ Energia jonizacji

Energia jonizacji to **energia potrzebna do oderwania elektronu z powłoki elektronowej**.

■ Zmiana energii jonizacji w układzie okresowym

Energia jonizacji 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.



Oddziaływanie dodatnio naładowanego jądra na elektrony ostatniej powłoki jest osłabiane przez elektrony w powłokach położonych bliżej jądra atomowego, dlatego elektrony znajdujące się w większej odległości od jądra atomowego można łatwiej oderwać niż te, które są bliżej niego...



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

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

- ▶ w okresie **zwiększa się wraz ze zwiększaniem się numeru grupy**, gdyż zmniejsza się promień atomowy i trudniej oderwać elektron od atomu,
- ▶ w grupie **zmniejsza się wraz ze zwiększaniem się numeru okresu**, gdyż zwiększa się też promień atomowy i łatwiej jest oderwać elektron od atomu:



Oderwanie elektronu od dodatnio naładowanego jonu wymaga większej energii niż oderwanie go od obojętnego atomu, ponieważ kolejne elektrony są silniej przyciągane przez jądro atomowe.

Energia jonizacji potrzebna do oderwania **kolejnych elektronów** od kationu jest **coraz większa**.

Metale i niemetale

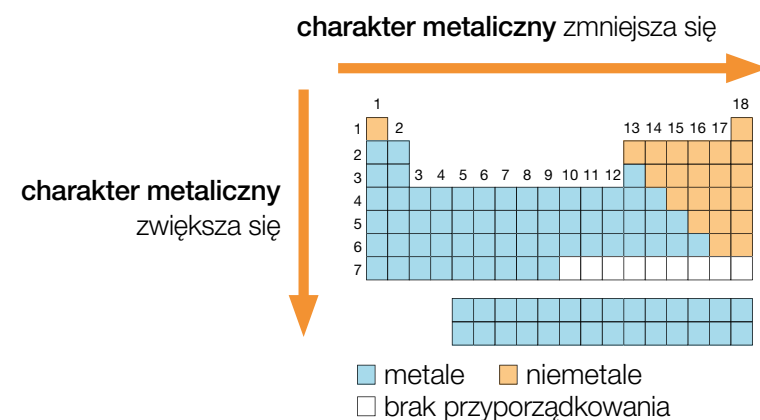
Pierwiastki chemiczne można podzielić na:

- ▶ **metale**,
- ▶ **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):

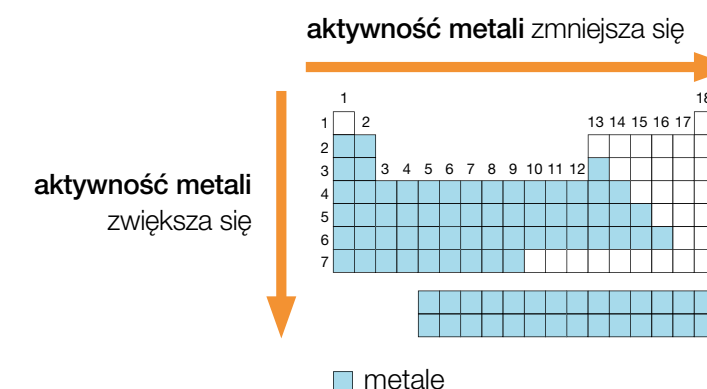


Aktywność chemiczna

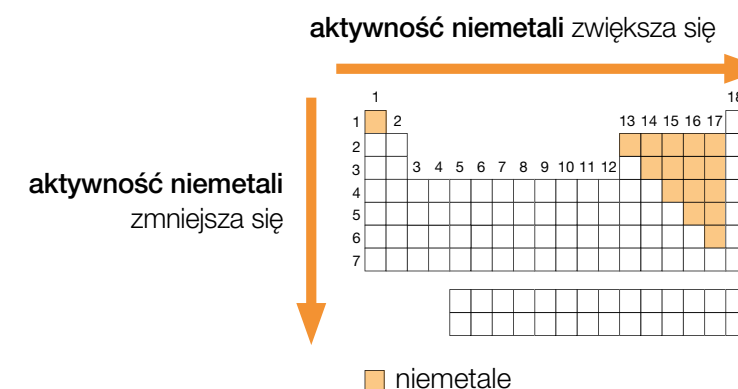
Aktywność chemiczna to **zdolność atomu danego pierwiastka chemicznego do oddziaływania z innymi atomami**.

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

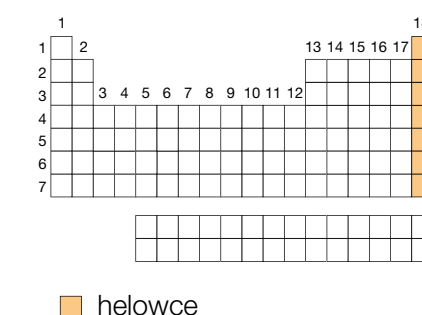
- ▶ **Najbardziej aktywnymi chemicznie metalami** są pierwiastki chemiczne z 1. i 2. grupy układu okresowego, tworzące kationy, m.in.: cez, rubid, potas, sód, bar, stront.



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



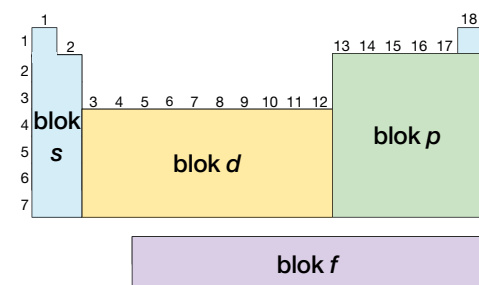
Helowce, czyli pierwiastki chemiczne znajdujące się w 18. grupie układu okresowego, są **wyjątkowo mało aktywne chemicznie**. Atomy helowców mają trwałe konfiguracje elektronowe, dlatego trudno oderwać elektrony od ich atomów. Tak samo trudno jest dodawać elektrony do ich atomów.





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

1. Ustalam przynależność pierwiastka chemicznego do jednego z czterech bloków konfiguracyjnych.



2. Określam, w jaki sposób zmieniają się właściwości chemiczne pierwiastków w okresie i w grupie.

- Wraz ze zwiększaniem się numeru grupy zmniejszają się promienie atomowe i aktywność metali, a zwiększa się energia jonizacji i aktywność niemetalu.
- Wraz ze zwiększaniem się numeru okresu zmniejsza się energia jonizacji i aktywność niemetalu, zwiększają się promienie atomowe i aktywność metali.

Budowa atomu a położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym

3. Określam zależność między budową elektronową atomu a położeniem pierwiastka chemicznego w układzie okresowym i jego właściwościami fizycznymi i chemicznymi.

- Właściwości chemiczne pierwiastków znajdujących się w tej samej grupie są podobne.
- Właściwości chemiczne pierwiastków znajdujących się w tym samym okresie są różne.

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 atomami.

Zadania



ROZWIĄŻ
W ZESZYTE

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 należy do bloku konfiguracyjnego s, a jego atom ma 2 powłoki elektronowe i 1 elektron walencyjny.

3. Porównaj wielkości promieni atomowych, energię jonizacji i aktywność pierwiastków chemicznych przedstawionych za pomocą symboli.

- a) Na i K b) Mg i Al c) O i S d) C i F

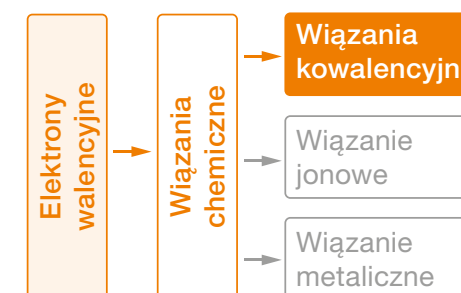
4. Łupież to choroba skóry głowy wywoływana przez pewien gatunek grzyba. W walce z tą dolegliwością stosuje się szampony przeciwłupieżowe, które zwykle zawierają związki chemiczne metalu o konfiguracji elektronowej: $[Ar] 4s^2 3d^{10}$. Ustal położenie w układzie okresowym (numer okresu i grupy) tego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

4

Wiązania kowalencyjne

Ważne w tym temacie:

- określanie rodzaju wiązania chemicznego na podstawie różnicy elektroujemności oraz liczby elektronów walencyjnych
- podział wiązań kowalencyjnych
- opisywanie i ilustrowanie powstawania wiązań kowalencyjnych



Efekt zawodów w przeciąganiu liny (fot. 13.) łatwo przewidzieć – silniejsza drużyna przeciągnie słabszą na swoją stronę. Jeżeli jednak siły po obu stronach liny równoważą się, położenie uczestników zabawy nie zmienia się. Podobnie jest z elektronami walencyjnymi, które tworzą wiązanie chemiczne.



Fot. 13. 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

Wiązania chemiczne to **oddziaływania, które występują między łączącymi się atomami** pierwiastków chemicznych. Typ wiązania zależy od różnicy elektroujemności między nimi. Wyróżnia się m.in. wiązania kowalencyjne, jonowe, metaliczne.

Chemia w akcji

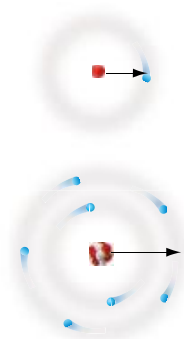
Wiązania chemiczne mają ogromny wpływ na skuteczność przyjmowanych przez nas leków (fot. 14.). Substancja lecznicza, aby była skuteczna, musi mieć odpowiednią budowę.

Fot. 14. Lek jest opracowywany tak, aby substancja w nim zawarta wiązała się tylko w tym miejscu organizmu, w którym lek ma zadziałać.

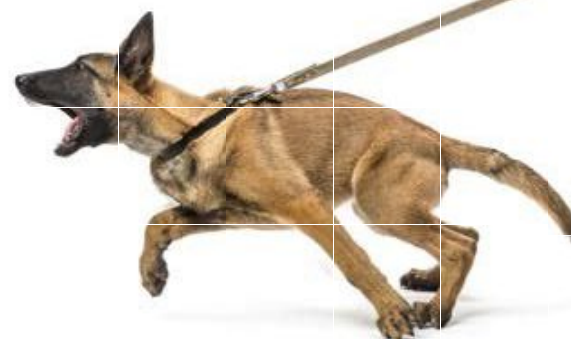


Elektroujemność

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

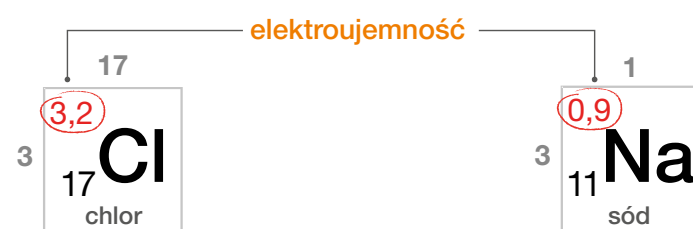


Im większy promień atomowy, tym słabiej jądro atomowe oddziałuje na elektrony walencyjne.



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

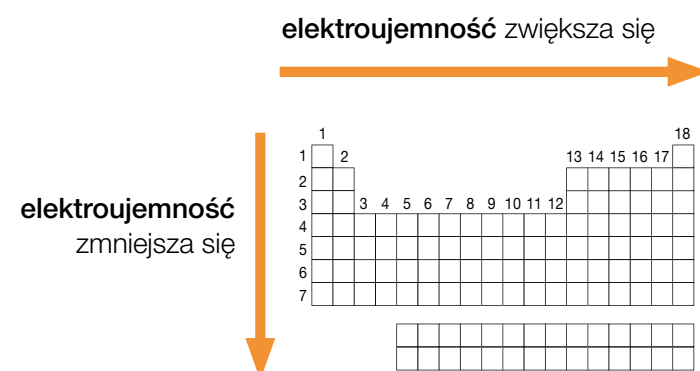
Elektroujemność pierwiastków chemicznych **można odczytać z układu okresowego pierwiastków chemicznych, na którym podane są wartości elektroujemności**:



Zmiana elektroujemności w układzie okresowym

Elektroujemność w układzie okresowym:

- ▶ **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.

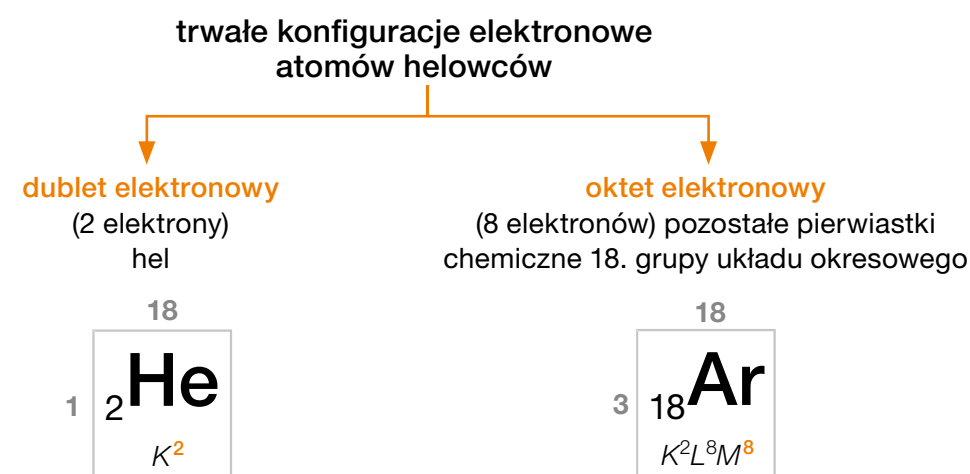


Promień atomowy
→ patrz s. 42

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.

Tworzenie wiązań chemicznych

Atomy łączą się wiązaniami chemicznymi, 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:



Wiązania kowalencyjne (atomowe)

Wiązania kowalencyjne (atomowe) **powstają na skutek współnienia elektronów walencyjnych łączących się atomów pierwiastków chemicznych**. Siła, z jaką jest przyciągana wspólna para elektronowa, zależy od wartości elektroujemności atomów pierwiastków chemicznych. Wiązania kowalencyjne dzielą się na:

- ▶ wiązania kowalencyjne niespolaryzowane,
- ▶ wiązania kowalencyjne spolaryzowane.

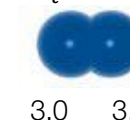
Występowanie wiązania kowalencyjnego (atomowego) niespolaryzowanego

Wiązanie kowalencyjne (atomowe) niespolaryzowane występuje najczęściej **w cząsteczkach zbudowanych z atomów tego samego niemetalu**, np.: N₂, H₂, Cl₂, O₂, P₄, S₈. Różnica elektroujemności między tymi atomami połączonymi wiązaniem wynosi 0.

Powstawanie wiązania kowalencyjnego (atomowego) niespolaryzowanego

Wiązanie kowalencyjne (atomowe) niespolaryzowane powstaje przez **uwspólnienie elektronów walencyjnych łączących się atomów**

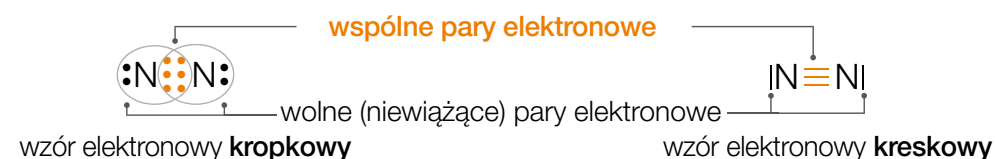
Model cząsteczki N₂



Różnica elektroujemności wynosi: 3,0 – 3,0 = 0, zatem powstaje wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane.

różnych pierwiastków chemicznych. W wiązaniu kowalencyjnym nie-spolaryzowanym **wspólna para elektronowa**, utworzona przez dwa elektrony, **jest przyciągana z jednakową siłą przez rdzeń atomowy** każdego z atomów połączonych wiązaniem chemicznym, zatem znajduje się w takiej samej odległości od obu jąder atomowych.

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:



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

Wolne pary elektronowe – przedstawione w powyższym wzorze za pomocą czarnych kropek lub kresek – mogą tworzyć inne rodzaje wiązań chemicznych.

Przykład 10.

Plan rozwiązywania

- 1 Określ liczbę e^- walencyjnych atomu chloru.
- 2 Ustal liczbę elektronów potrzebnych do uzyskania konfiguracji elektronowej najbliższego gazu szlachetnego.
- 3 Zapisz wzór elektronowy i ustal liczbę wspólnych par elektronowych.
- 4 Napisz wzory sumaryczny i strukturalny.

Jak łączą się ze sobą atomy chloru?

Przedstaw sposób tworzenia się wiązania chemicznego w cząsteczce chloru.

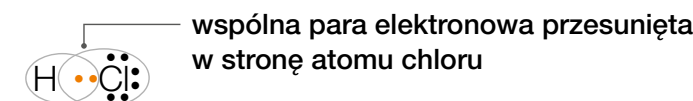
- 1 Atom chloru znajduje się w **17. grupie układu okresowego** pierwiastków chemicznych, zatem ma **7 elektronów walencyjnych**: $\cdot\ddot{\text{Cl}}\cdot$
- 2 Atom chloru **potrzebuje 1 elektronu** walencyjnego, aby uzyskać konfigurację elektronową najbliższego gazu szlachetnego.
- 3 elektrony do uwspólnienia jedna wspólna para elektronowa
- 4 Cl_2 $\text{Cl}-\text{Cl}$
wzór sumaryczny wzór strukturalny

Występowanie wiązania kowalencyjnego (atomowego) spolaryzowanego

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 zazwyczaj jest większa od 0,4, ale mniejsza od 1,7.

Powstawanie wiązania kowalencyjnego (atomowego) spolaryzowanego

Wiązanie kowalencyjne (atomowe) spolaryzowane **powstaje na skutek uwspólnienia elektronów walencyjnych łączących się atomów różnych pierwiastków chemicznych**. 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 ($3,2 > 2,2$), zatem atom chloru silniej przyciąga wspólną parę elektronową:



Model cząsteczki HCl



2,2 3,2

Różnica elektroujemności wynosi: $3,2 - 2,2 = 1,0$, zatem powstaje wiązanie kowalencyjne spolaryzowane.

Przykład 11.

Plan rozwiązywania

- 1 Określ liczbę e^- walencyjnych atomów wodoru i tlenu.
- 2 Ustal liczbę elektronów potrzebnych do uzyskania konfiguracji elektronowej najbliższego gazu szlachetnego.
- 3 Zapisz wzór elektronowy i ustal liczbę wspólnych par elektronowych.
- 4 Napisz wzory sumaryczny i strukturalny.

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

Przedstaw sposób tworzenia się wiązania chemicznego w cząsteczce wody.

- 1 Atom wodoru znajduje się w **1. grupie układu okresowego** pierwiastków chemicznych, zatem ma **1 elektron walencyjny**: $\text{H}\cdot$

Atom tlenu znajduje się w **16. grupie układu okresowego** pierwiastków chemicznych, zatem ma **6 elektronów walencyjnych**: $\cdot\ddot{\text{O}}\cdot$
- 2 Atom wodoru **potrzebuje 1 elektronu** walencyjnego, aby uzyskać konfigurację elektronową atomu helu. Atom tlenu **potrzebuje 2 elektronów** walencyjnych, aby uzyskać konfigurację elektronową atomu neonu.
- 3 **dwie wspólne pary elektronowe**
- 4 H_2O $\text{H}-\text{O}-\text{H}$
wzór sumaryczny wzór strukturalny

Polaryzacja wiązania chemicznego

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

Cząstkowy ładunek ujemny

 $\delta-$

Cząstkowy ładunek dodatni

 $\delta+$

Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane:



chemicznego o większej elektroujemności uzyskuje **cząstkowy ładunek ujemny $\delta-$** [czyt. delta minus], a atom pierwiastka chemicznego o mniejszej elektroujemności uzyskuje **cząstkowy ładunek dodatni $\delta+$** [czyt. delta plus].

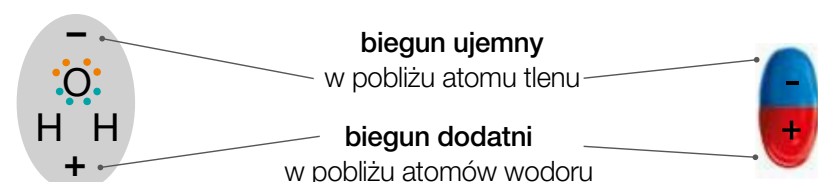
Wiązanie kowalencyjne spolaryzowane można także przedstawić za pomocą linii, na której środku znajduje się grot skierowany w stronę atomu pierwiastka chemicznego o wyższej elektroujemności. Innym sposobem przedstawienia tego wiązania jest narysowanie trójkąta równoramiennego, którego podstawa znajduje się bliżej atomu o wyższej elektroujemności. Na przykład dla chlorowodoru:



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).

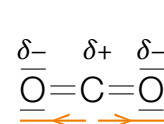
Dipol

Dipol **ma dwa bieguny elektryczne – dodatni i ujemny** – powstałe wskutek nierównomiernego rozmieszczenia ładunków elektrycznych wokół jąder atomowych (rys. 8.).

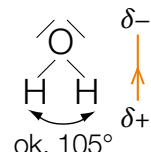


Rys. 8. Cząsteczka wody jest dipolem – ma budowę polarną.

O tym, czy cząsteczka jest dipolem, decyduje nie tylko **różnica elektroujemności**, ale także **kształt cząsteczki**. Niektóre substancje, w których cząsteczkach występują wiązania kowalencyjne spolaryzowane, mają budowę liniową, a inne – budowę kątową (rys. 9.).



liniowa i niepolarna cząsteczka tlenku węgla(IV)



kątowa i polarna cząsteczka wody

Rys. 9. Budowa cząsteczek CO_2 i H_2O .

O tym, czy cząsteczka jest polarna, czy nie, decydują oddziaływania (siły) związane z polaryzacją poszczególnych wiązań chemicznych, które mogą znosić się wzajemnie.

- ▶ 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.

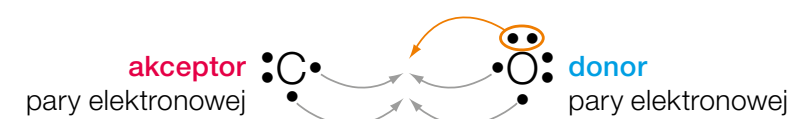
Wiązanie koordynacyjne

Wiązanie koordynacyjne **jest odmianą wiązania kowalencyjnego**. Powstaje, gdy jeden z atomów uzyska konfigurację elektronową gazu szlachetnego i udostępni parę elektronową atomowi, który może ją przyjąć. Przykłady związków chemicznych, w których występuje wiązanie koordynacyjne, zamieszczono w tabeli 8.

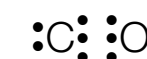
Wiązanie koordynacyjne, nazywane też wiązaniem donorowo-akceptorowym, występuje, gdy **wspólna para elektronowa pochodzi tylko od jednego z atomów** połączonych wiązaniem chemicznym.

W wiązaniu koordynacyjnym atom, który **udostępnia parę elektronową**, nazywany jest **donorem**, a atom, **który przyjmuje wolną parę elektronową**, nazywany jest **akceptorem**.

Na przykład w cząsteczce tlenku węgla(II):

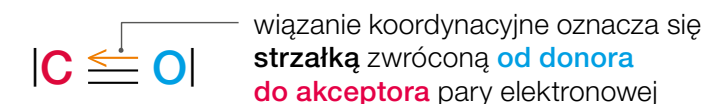


Wzór elektronowy kropkowy tlenku węgla(II):



Wspólna para elektronowa **jest przesunięta w stronę pierwiastka chemicznego o większej elektroujemności**.

We wzorze elektronowym kreskowym wiązanie koordynacyjne oznacza się strzałką zwróconą od donora do akceptora pary elektronowej (tabela 8.):



wzór elektronowy kreskowy

Tabela 8. Przykłady cząsteczek i jonów, w których występują wiązania koordynacyjne

Wzór sumaryczny	Tworzenie wiązania	Wzór elektronowy kropkowy	Wzór elektronowy kreskowy
HNO_3			
H_3O^+			
SO_3			

Ważne w temacie **Wiązania kowalencyjne**

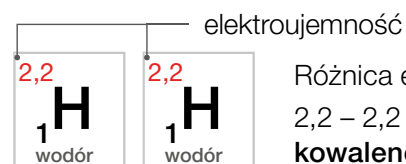
1. Określam rodzaj wiązania kowalencyjnego na podstawie różnicy elektroujemności:

- różnica elektroujemności jest mniejsza lub równa 0,4 – **wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane**,
- różnica elektroujemności większa od 0,4, ale mniejsza od 1,7 – **wiązanie kowalencyjne spolaryzowane**.

Wiązania kowalencyjne

2. Zapisuję i ilustruję sposób tworzenia wiązania kowalencyjnego.

- Na przykład w H₂:

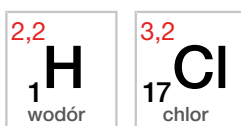


Różnica elektroujemności:

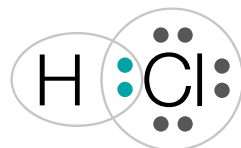
2,2 – 2,2 = 0, czyli jest mniejsza od 0,4 – powstaje **wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane**.

! Wwiązaniu kowalencyjnym niespolaryzowanym **wspólna para elektronowa znajduje się w takiej samej odległości między atomami** połączonymi wiązaniem chemicznym.

- Na przykład w HCl:

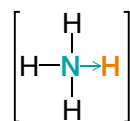


Różnica elektroujemności:

3,2 – 2,2 = 1, czyli jest większa od 0,4, ale mniejsza od 1,7, a więc powstaje **wiązanie kowalencyjne spolaryzowane**.

! Wwiązaniu kowalencyjnym spolaryzowanym **wspólna para elektronowa jest przesunięta w stronę atomu pierwiastka chemicznego o większej elektroujemności**.

- Wiązanie koordynacyjne** jest odmianą wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego. Występuje np. w jonie NH₄⁺.



! Wwiązania koordynacyjne oznacza się strzałką.

Zapamiętaj!

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

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 wspólna para elektronowa pochodzi tylko od jednego z atomów połączonych wiązaniem chemicznym.

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

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

Zadania



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

2. Oblicz różnicę elektroujemności i ustal typ wiązania chemicznego. Przedstaw sposób tworzenia wiązania chemicznego w cząsteczkach o podanych wzorach chemicznych.

a) Cl₂c) CO₂b) H₂Od) PH₃

3. Podaj liczbę wspólnych par elektronowych oraz wolnych (niewiązujących) par elektronowych w cząsteczkach o podanych wzorach sumarycznych.

a) Br₂

c) HI

b) O₂d) H₂S

4. Wybierz wzory sumaryczne cząsteczek o budowie polarnej.

a) Cl₂d) CCl₄

b) HCl

e) NH₃c) Cl₂Of) CH₄

5. Powietrze jest mieszaniną gazów, w której skład wchodzi 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 wymienionych gazów, które występują w powietrzu w postaci cząsteczek, i określ rodzaje wiązań występujących w ich cząsteczkach.**

6. Oblicz różnicę elektroujemności pierwiastków chemicznych w substancjach o wzorach sumarycznych: H₂S i Cl₂. Rozstrzygnij, w której z tych substancji występuje wiązanie kowalencyjne spolaryzowane, a w której – wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane. Odpowiedź uzasadnij.

7. Oceń prawdziwość podanych zdań. Wybierz literę P, jeśli zdanie jest prawdziwe, lub literę F, jeśli jest fałszywe.

1.	Związki kowalencyjne występują tylko w ciekłym stanie skupienia.	P / F
2.	Wiązanie koordynacyjne występuje, gdy uwspólniona para elektronowa pochodzi tylko od jednego z atomów.	P / F
3.	Wszystkie związki kowalencyjne dobrze przewodzą ciepło.	P / F

8. Dokończ zdanie. Wybierz odpowiedź A lub B i jej uzasadnienie 1. albo 2.

Miedzy atomem wodoru a atomem jodu w cząsteczce jodowodoru występuje wiązanie kowalencyjne

A.	niespolaryzowane,	ponieważ	1.	różnica elektroujemności pierwiastków chemicznych jest większa od 0,4.
B.	spolaryzowane,		2.	różnica elektroujemności pierwiastków chemicznych wynosi 0.



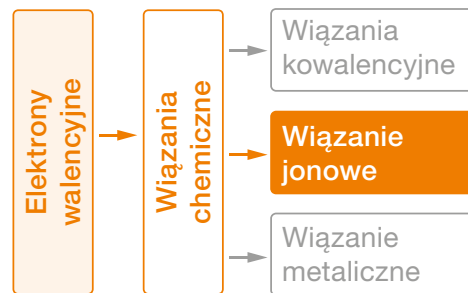
5 Wiązanie jonowe



Fot. 15. 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.

Ważne w tym temacie:

- określanie rodzaju wiązania chemicznego na podstawie różnicy elektroujemności oraz liczby elektronów walencyjnych
- pojęcia: *jon*, *kation*, *anion*
- opisywanie i ilustrowanie powstawania wiązań jonowych



Wiązanie jonowe tworzy się w wyniku **oddziaływania elektrostatycznego kationów i anionów**. Jeśli elektron walencyjny oderwie się od atomu pierwiastka chemicznego (zazwyczaj metalu) i przyłączy do atomu innego pierwiastka chemicznego (zazwyczaj niemetalu), **powstaną jony** (fot. 15.).

■ Kationy i aniony

Kation to jon o ładunku dodatnim. **Anion** to jon o ładunku ujemnym.

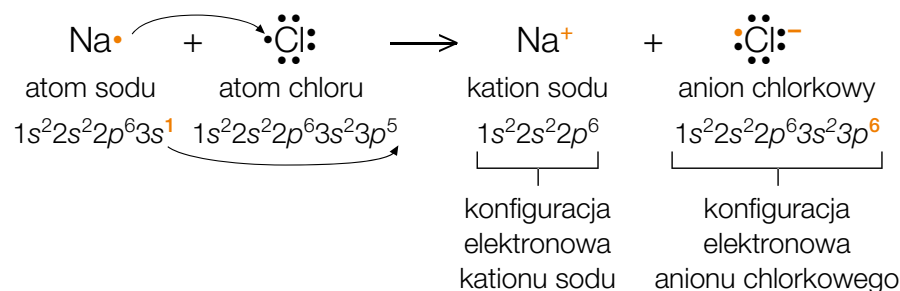
Kation może powstać w wyniku oderwania co najmniej jednego elektronu z atomu lub grupy atomów. Natomiast anion może powstać w wyniku przyjęcia co najmniej jednego elektronu przez atom lub grupę atomów.

Atomy metali i niemetalu, tworząc związek chemiczny, dążą do uzyskania trwałych konfiguracji elektronowych helowców (gazów szlachetnych).

Na przykład:

Przykłady kationów:
 Na^+ , Ca^{2+} , K^+

Przykłady anionów:
 Cl^- , S^{2-} , SO_4^{2-}



Konfiguracja elektronowa kationu sodu jest identyczna z konfiguracją elektronową atomu neonu, natomiast konfiguracja elektronowa anionu chlorkowego jest identyczna z konfiguracją elektronową argonu.

! 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.

■ Występowanie wiązania jonowego

Wiązanie jonowe występuje w **kryształach związków chemicznych, które są zbudowane z jonów o ładunkach dodatnich i ujemnych**.

Wiązanie to występuje m.in.:

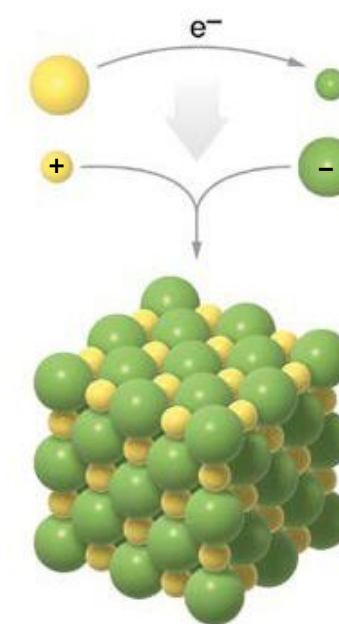
- ▶ w kryształach **tlenków i wodorotlenków** metali aktywnych,
- ▶ w **solach** (fot. 16.).



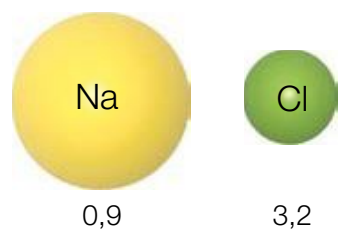
Fot. 16. W chlorku sodu (soli kuchennej) występuje wiązanie jonowe.

■ Powstawanie wiązania jonowego

Kationy i aniony przyciągają się elektrostatycznie i tworzą **kryształy jonowe** (rys. 10.). 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.



Modele atomów:



Różnica elektroujemności wynosi: $3,2 - 0,9 = 2,3$, zatem powstaje wiązanie jonowe.

Modele:

- anionu chlorkowego Cl^-
- + kationu sodu Na^+

Rys. 10. Model powstawania kryształu jonowego chlorku sodu.

Różnica elektroujemności między pierwiastkami tworzącymi wiązanie jonowe zazwyczaj **jest większa lub równa 1,7**. **Wzór sumaryczny związku jonowego podaje jedynie stosunek liczby kationów do liczby anionów w kryształach**. Na przykład wzór NaCl informuje o tym, że w kryształach chlorku sodu na jeden kation sodu przypada jeden anion chlorkowy.

Przykład 12.

Plan rozwiązywania

- 1 Określ liczbę e^- walencyjnych atomów sodu i tlenu.
- 2 Ustal liczbę elektronów potrzebnych do uzyskania konfiguracji elektronowej najbliższego gazu szlachetnego.
- 3 Zapisz sposób tworzenia wiązania i ustal liczbę oddawanych lub pobieranych elektronów.
- 4 Napisz wzór sumaryczny.

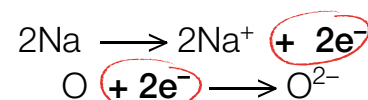
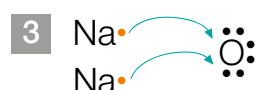
W jaki sposób tworzy się wiązanie jonowe w tlenku sodu?

Przedstaw sposób tworzenia się wiązania chemicznego w tlenku sodu.

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

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

- 2 Atom sodu **może oddać 1 elektron** walencyjny, aby uzyskać konfigurację elektronową najbliższego gazu szlachetnego. Atom tlenu **może przyjąć 2 elektrony** walencyjne, aby uzyskać konfigurację elektronową najbliższego gazu szlachetnego.



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

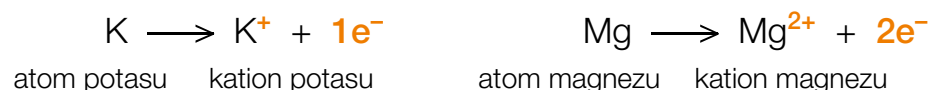
- 4 Wzór sumaryczny: Na_2O

Sposoby uzyskiwania trwałej konfiguracji elektronowej przez atomy pierwiastków chemicznych

Atomy mogą osiągnąć trwałą konfigurację elektronową, czyli konfigurację elektronową najbliższego gazu szlachetnego, **na trzy sposoby**:

Sposób 1. Mogą utworzyć **jon**:

- ▶ przez oderwanie przynajmniej jednego elektronu walencyjnego od atomu – **powstaje wtedy kation** (proces **typowy dla metali**):



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

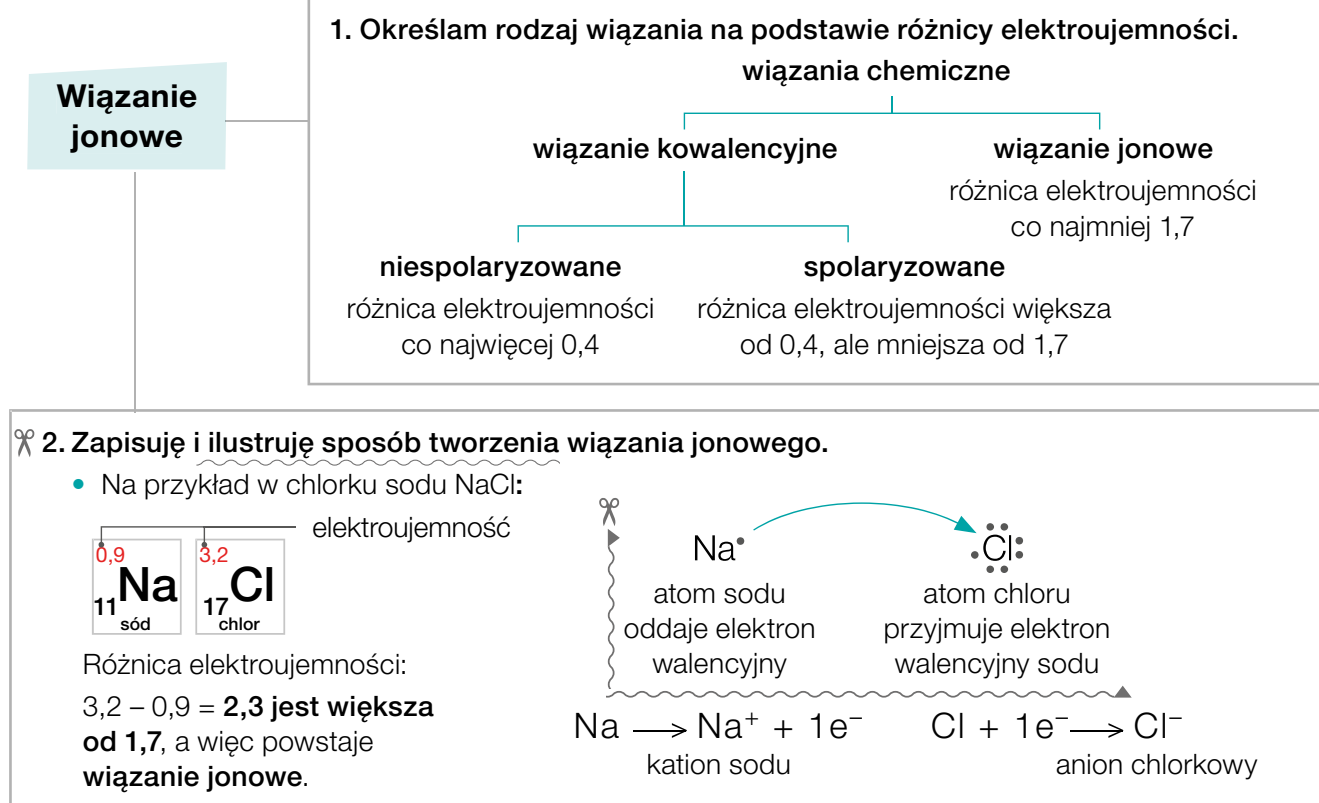


Sposób 2. W wyniku **uwspólnienia pojedynczych elektronów walencyjnych** pochodzących od łączących się atomów. Powstaje wtedy **wiązanie kowalencyjne**.

Sposób 3. W wyniku **uwspólnienia przynajmniej jednej pary elektronów walencyjnych** pochodzącej od jednego z łączących się atomów. Powstaje wtedy **wiązanie koordynacyjne**.

Wiązanie kowalencyjne
→ patrz s. 49

Wiązanie koordynacyjne
→ patrz s. 53

Ważne w temacie **Wiązanie jonowe**

Zapamiętaj!

Wiązanie jonowe – wiązanie chemiczne powstałe w wyniku przyciągania się siłami elektrostatycznymi jonów o ładunkach dodatnich i ujemnych.

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

Kation – jon o ładunku dodatnim – powstaje w wyniku oderwania co najmniej jednego elektronu z atomu lub grupy atomów, np. Na^+ , Ca^{2+} , K^+ , NH_4^+ .

Anion – jon o ładunku ujemnym – powstaje w wyniku przyjęcia co najmniej jednego elektronu przez atom lub grupę atomów, np. Cl^- , S^{2-} , SO_4^{2-} .

Zadania



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 określ rodzaj wiązania chemicznego.
 - a) Br_2
 - b) HBr
 - c) AgBr
 - d) RbBr
3. Określ, jaki rodzaj wiązania chemicznego występuje w związkach chemicznych powstałych z połączenia pierwiastków chemicznych o podanych nazwach.
 - a) siarka i tlen
 - b) wodór i chlor
 - c) potas i fluor
 - d) wapń i tlen
4. Określ, w jaki sposób (przez uwspólnienie elektronów czy przez utworzenie jonów) atomy pierwiastków chemicznych o podanych symbolach uzyskują trwałą konfigurację elektronową, łącząc się ze sobą.
 - a) K i O
 - b) C i O
 - c) Ba i Br
 - d) H i O

6

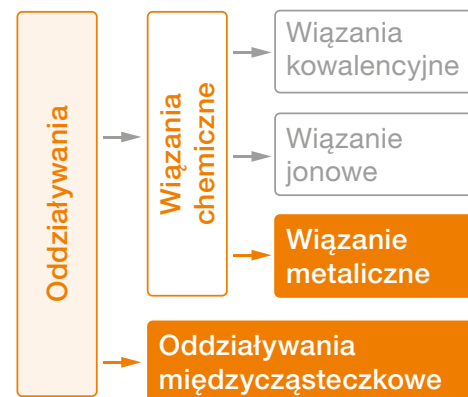
Wiązanie metaliczne i oddziaływania międzycząsteczkowe



Fot. 17. Większość przewodów elektrycznych jest wykonana z metali, ponieważ doskonale przewodzą one prąd elektryczny.

Ważne w tym temacie:

- wpływ wiązania metalicznego i oddziaływań międzycząsteczkowych na właściwości substancji
- wiązanie wodorowe



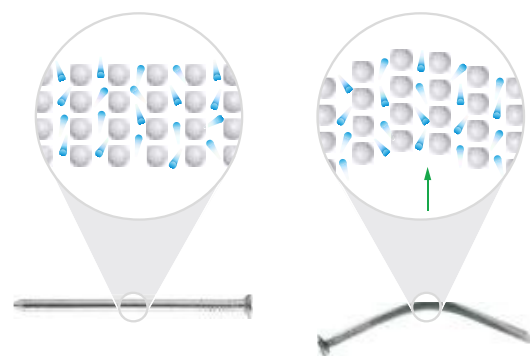
Innym rodzajem wiązania występującego między atomami jest **wiązanie metaliczne**. Jest ono charakterystyczne dla metali i ich stopów (fot. 17.).

Wiązanie metaliczne

Wiązanie metaliczne występuje w metalach i ich stopach. Powstaje w wyniku **oddziaływania elektrostatycznego kationów metali i ich elektronów walencyjnych**. Elektrony walencyjne ulegają uwspólnieniu i tworzą tzw. gaz elektronowy.

Dzięki obecności chmury elektronów walencyjnych metale mają charakterystyczne właściwości – dobre przewodnictwo cieplne i elektryczne. Metale są również kowalne (fot. 18.), ciągliwe i mają połysk.

elektrony walencyjne zajmują przestrzeń wokół kationów metali



pod wpływem siły zewnętrznej kationy metalu wraz z elektronami walencyjnymi przemieszczają się i wiązanie metaliczne nie ulega zniszczeniu

Modele:

- elektronu walencyjnego (ładunek ujemny)
- kationu metalu (ładunek dodatni)

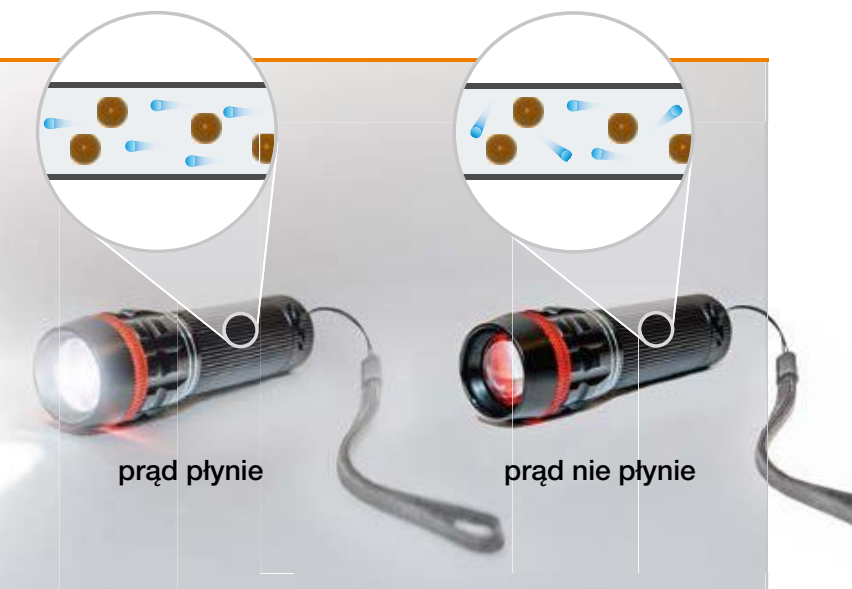
Fot. 18. Metalowe przedmioty można odkształcać lub zginać, nie powodując ich pęknięcia.

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

Chemia w akcji

Prąd elektryczny płynie wtedy, gdy elektrony tworzące w metalu gaz elektronowy poruszają się w tym samym kierunku (fot. 19.).

Fot. 19. Materiały, które dobrze przewodzą prąd, są nazywane przewodnikami elektrycznymi. Jeśli w zbudowanym z nich obwodzie elektrycznym umieścimy żarówkę, będzie ona świecić.



Oddziaływania międzycząsteczkowe

Oddziaływania międzycząsteczkowe to **siły o zróżnicowanej wielkości występujące między cząsteczkami** związków chemicznych. Między innymi dzięki takim oddziaływaniom gekon może chodzić po szybie (fot. 20.) i innych gładkich powierzchniach. Oddziaływania międzycząsteczkowe, nazywane **siłami van der Waalsa**, powstają między włoskami na jego łapach a podłożem.

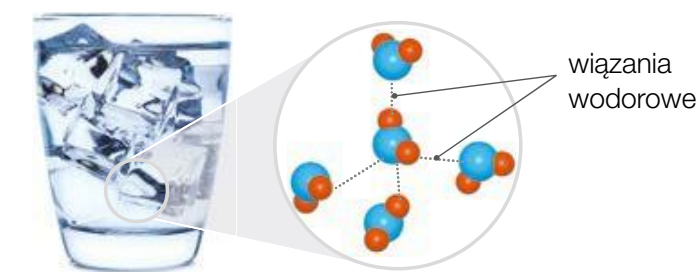
Siły van der Waalsa

To siły o krótkim zasięgu, związane z **oddziaływaniami między dipolami lub między cząsteczkami niepolarnymi**.

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

Wiązanie wodorowe

To wiązanie powstałe w wyniku **oddziaływania między atomem wodoru** połączonym z atomem silnie elektroujemnego pierwiastka chemicznego **a parą elektronową innego atomu pierwiastka chemicznego o dużej elektroujemności i małym promieniu atomowym**. Wiązanie wodorowe tworzy się w wyniku przyciągania ładunków elektrycznych lub biegunów dipoli o przeciwnym znaku (fot. 21.). Na schematach i we wzorach **oznacza się je linią kropkowaną**.



Fot. 21. Wiązania wodorowe między cząsteczkami wody powodują powstawanie uporządkowanych struktur.



Fot. 20. Suma sił, z jakimi gekon przywiera do podłoża, zdołałaby udźwignąć ciało o masie 40 kg.

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



amoniak fluorowodor

Pierwiastki chemiczne, które mogą tworzyć wiązania wodorowe

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



Fot. 22. Wrzenie to proces, w którym cząsteczki substancji oddalają się od siebie w wyniku pokonania oddziaływań występujących między nimi.

Powstawanie wiązań wodorowych

Wiązanie wodorowe tworzy się, gdy:

- ▶ w cząsteczce związku chemicznego znajduje się **atom pierwiastka chemicznego o dużej elektroujemności** (mający wolne pary elektronowe, np.: F, O, N). Na atomie tego pierwiastka chemicznego jest nagromadzony ładunek ujemny,
- ▶ w cząsteczce związku chemicznego występuje **atom wodoru połączony z atomem pierwiastka chemicznego o dużej elektroujemności**. Na atomie wodoru jest nagromadzony ładunek dodatni.

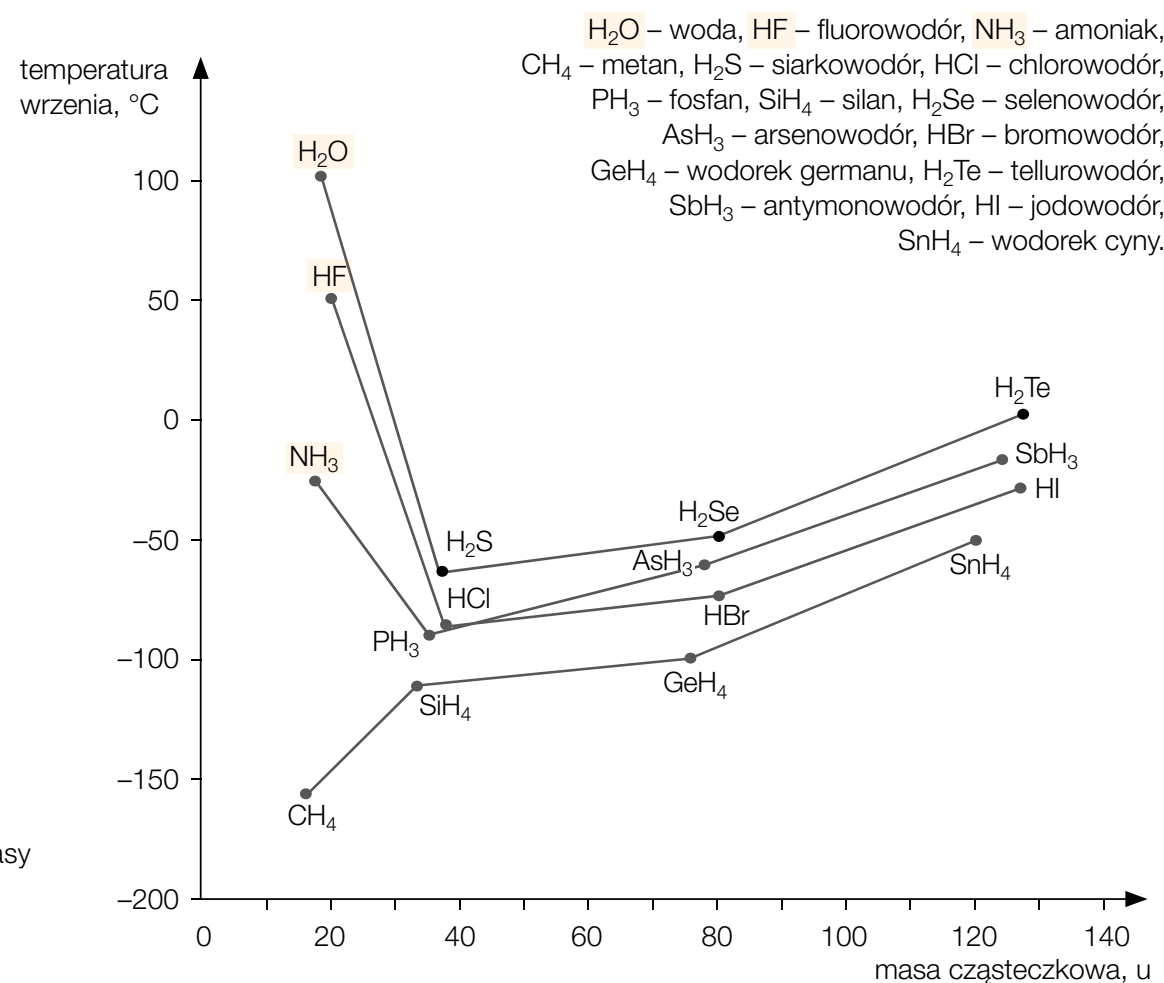
Wpływ wiązań wodorowych na właściwości substancji

Substancje zawierające wiązania wodorowe mają:

- ▶ **wysoką temperaturę wrzenia** (fot. 22.),
- ▶ **wysoką temperaturę topnienia**.

Im większą masę cząsteczkową ma związek chemiczny, tym wyższa jest jego temperatura wrzenia. Wysokie temperatury wrzenia wody, fluorowodoru i amoniaku są spowodowane tym, że ich cząsteczki tworzą wiązania wodorowe.

Do rozdzielenia cząsteczek wody, fluorowodoru czy amoniaku potrzeba więcej energii niż w przypadku odpowiednio siarkowodoru, chlorowodoru i fosfanu (rys. 11.).



Rys. 11. Zależność temperatur wrzenia substancji od ich masy cząsteczkowej.

Ważne w temacie Wiązanie metaliczne i oddziaływania międzycząsteczkowe

1. Opisuję wpływ wiązania metalicznego na właściwości substancji.

Metale i ich stopy dzięki występowaniu w nich wiązania metalicznego:

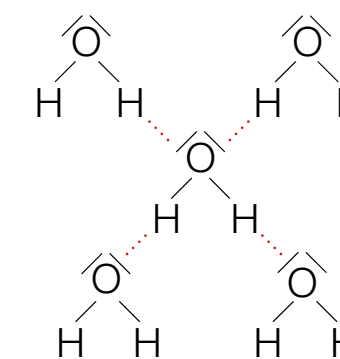
- mają metaliczny połysk,
- są kowalne i ciągliwe,
- wykazują dobre przewodnictwo cieplne i elektryczne.

Wiązanie metaliczne i oddziaływania międzycząsteczkowe

2. Opisuję wpływ wiązania wodorowego na właściwości substancji.

Substancje, w których występują międzycząsteczkowe wiązania wodorowe, mają:

- wysoką temperaturę wrzenia,
- wysoką temperaturę topnienia.



... wiązanie wodorowe między cząsteczkami wody

Zapamiętaj!

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

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

Siły van der Waalsa – siły o bardzo krótkim zasięgu, związane z oddziaływaniami między dipolami lub między cząsteczkami niepolarnymi.

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

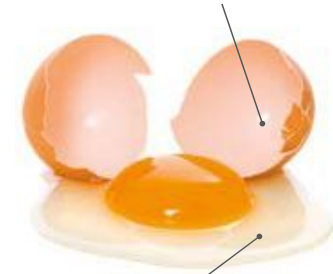
Zadania



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) $\text{CH}_3\text{—OH}$ i $\text{CH}_3\text{—SH}$

7 Wpływ rodzaju wiązania chemicznego na właściwości substancji

wiązania jonowe występują w skorupie jaja

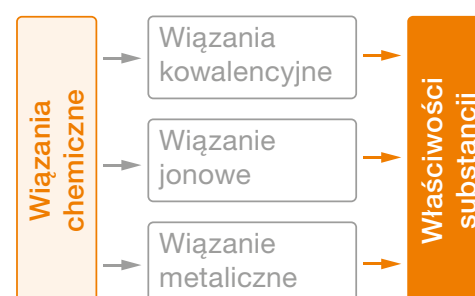


wiązania kowalencyjne, wiązania wodorowe i siły van der Waalsa występują w cząsteczkach białka

Fot. 23. Wiązania chemiczne wpływają na właściwości substancji.

Ważne w tym temacie:

- wpływ rodzaju wiązania chemicznego na właściwości substancji
- porównanie właściwości fizycznych substancji tworzących kryształy jonowe, kowalencyjne, molekularne oraz metaliczne
- wiązania typu σ i π



Substancje, w których występują różne rodzaje wiązań chemicznych, są powszechne w naszym otoczeniu (fot. 23.).

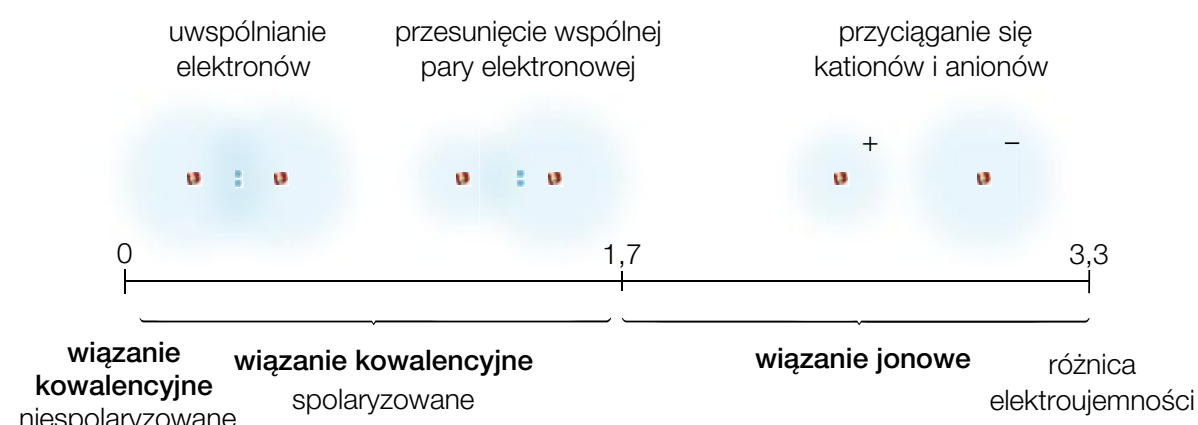
■ Czynniki decydujące o rodzaju wiązania chemicznego

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

- rodzaj atomów, które łączą się ze sobą,
- różnica elektroujemności atomów tworzących substancję.

■ Ustalanie rodzaju wiązania chemicznego

Rodzaj wiązania chemicznego zależy od **różnicy elektroujemności atomów pierwiastków chemicznych połączonych tym wiązaniem** (rys. 12.).



Rys. 12. 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.

Plan rozwiązywania

- Napisz wzory tlenków wymienionych pierwiastków chemicznych.
- Odczytaj wartości elektroujemności pierwiastków i oblicz różnice elektroujemności w tlenkach.
- Określ rodzaj wiązań chemicznych.
- Napisz odpowiedź.

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

Określ rodzaj wiązania chemicznego w tlenkach sodu, magnezu, fosforu(V), siarki(VI), węgla(IV) na podstawie różnicy elektroujemności pierwiastków chemicznych.

Symbol chemiczny pierwiastka	Na	Mg	P	S	C
1 Wzór tlenku	Na ₂ O	MgO	P ₄ O ₁₀	SO ₃	CO
2 Elektroujemność pierwiastka	0,9	1,3	2,2	2,6	2,6
Elektroujemność tlenu	3,4				
Różnica elektroujemności	2,5	2,1	1,2	0,8	0,8
3 Rodzaj wiązania chemicznego	różnica elektroujemności ≥ 1,7 wiązanie jonowe		różnica elektroujemności < 1,7 wiązanie kowalencyjne spolaryzowane		

- Wiązanie jonowe występuje w tlenku sodu i tlenku magnezu, a wiązanie kowalencyjne spolaryzowane w tlenkach: fosforu(V), siarki(VI) i węgla(IV).

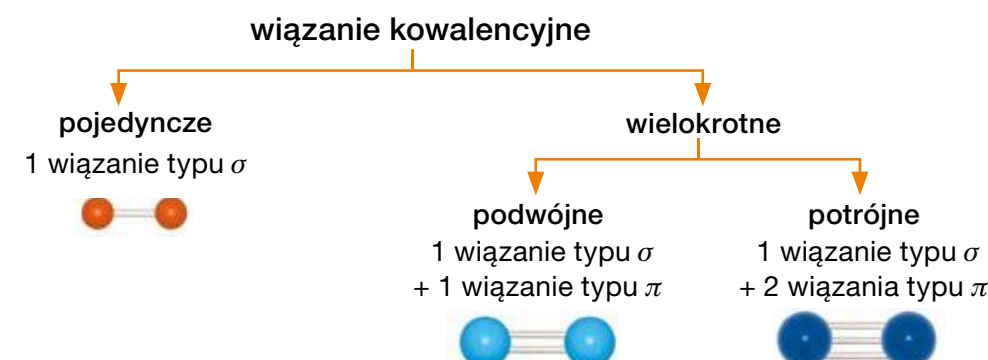
■ Podział wiązań kowalencyjnych

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 elektronową tworzą 2 elektrony.



Wiązania typu σ –
wiązania o wyższej energii
(mocniejsze)

Wiązania typu π –
wiązania o niższej energii
(słabsze)

■ **Siła wiązania chemicznego**

Siła wiązania chemicznego **wzrasta** wraz:

- ▶ **ze zwiększaniem się krotności wiązania**, chociaż wiązania typu π są słabsze od wiązań typu σ i łatwiej je rozerwać, np. wiązanie podwójne między atomami siarki $S=S$ (σ i π) jest silniejsze niż wiązanie pojedyncze między atomami siarki $S-S$ (σ) ze względu na większą liczbę wiązań, które należy rozerwać,
- ▶ **ze zmniejszaniem się odległości między jądrami atomowymi**, np. wiązanie $Cl-Cl$ jest silniejsze od wiązania $Br-Br$, ponieważ promień atomu chloru jest mniejszy niż promień atomu bromu.

■ **Wpływ rodzaju wiązania chemicznego na właściwości substancji**

Rodzaj wiązania występującego w substancji decyduje o jej właściwościach fizycznych i chemicznych (tabela 9).

Tabela 9. Porównanie właściwości kryształów substancji

Właściwości	Kryształy substancji			
	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	zazwyczaj dobrze rozpuszczalne w wodzie i innych rozpuszczalnikach polarnych	lepiej rozpuszczalne w rozpuszczalnikach niepolarnych niż w polarnych	bardzo trudno rozpuszczalne	bardzo trudno rozpuszczalne
Przykłady	chlorek sodu NaCl	siarka S ₈	diament C	miedź Cu

Rodzaj wiązania chemicznego wpływa na:

1. Rodzaj kryształu.

Wyróżnia się kryształy:

- ▶ jonowe,
- ▶ cząsteczkowe (molekularne),
- ▶ kowalencyjne (atomowe),
- ▶ metaliczne.

2. Temperatury wrzenia i topnienia związków chemicznych.

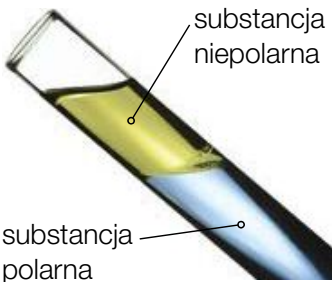
Substancje tworzące kryształy cząsteczkowe mają temperatury topnienia i wrzenia znacznie niższe od temperatur topnienia i wrzenia związków jonowych, których wiązania są bardzo mocne. Dlatego żeby zerwać wiązania w kryształach jonowych, trzeba dostarczyć bardzo dużo energii.

3. 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;
- ▶ **substancje niepolarne** dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalnikach niepolarnych, czyli takich, w których występują tylko wiązania kowalencyjne niespolaryzowane, np. w mieszaninach ciekłych węglowodorów, takich jak benzyna, nafta. Jeżeli substancję niepolarną dodamy do substancji polarnej, wówczas nie rozpuści się ona (fot. 24.).

4. Lotność, czyli zdolność substancji do przechodzenia w stan gazowy (fot. 25.). Lotność zależy od:

- ▶ **masy cząsteczkowej substancji** – im większa masa cząsteczkowa, tym mniejsza lotność,
- ▶ **wiązań chemicznych, które wpływają na polarność cząsteczek, i oddziaływań międzycząsteczkowych** – im silniejsze są oddziaływania międzycząsteczkowe, tym substancja trudniej przechodzi w stan gazowy.



Fot. 24. Olej – substancja niepolarna – nie rozpuszcza się w wodzie – substancji polarnej.



Fot. 25. Brom jest czerwono-brunatną cieczą, która łatwo przechodzi w stan gazowy.

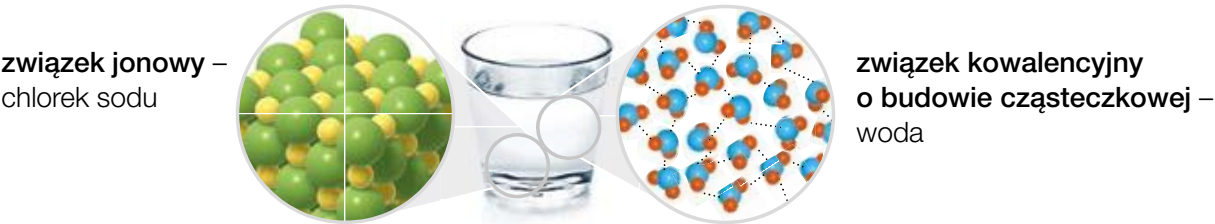
5. Stan skupienia substancji.

Stan skupienia zależy od:

- ▶ stopnia uporządkowania cząstek budujących substancję: największe uporządkowanie – substancja stała, mniejsze – ciecz, najmniejsze – gaz:



- ▶ rodzaju cząstek budujących substancję.



Ważne w temacie *Wpływ rodzaju wiązania chemicznego na właściwości substancji*

1. Wymieniam te właściwości substancji, na które wpływa rodzaj wiązania chemicznego.

Wiązania chemiczne wpływają na:

- stan skupienia substancji,
- rodzaj kryształu,
- temperatury wrzenia i topnienia,
- rozpuszczalność substancji.

2. Wymieniam rodzaje kryształów.

Wyróżnia się kryształy:

- jonowe,
- cząsteczkowe (molekularne),
- kowalencyjne (atomowe),
- metaliczne.

Rodzaj kryształu wpływa na właściwości substancji.

Wiązania chemiczne

3. Określam typ wiązania chemicznego (σ i π).

wiązanie kowalencyjne

pojedyncze
1 wiązanie typu σ



wielokrotne

podwójne
1 wiązanie typu σ
+ 1 wiązanie typu π



potrójne
1 wiązanie typu σ
+ 2 wiązania typu π



Zadania



1. Wskaż nazwy substancji, które dobrze przewodzą prąd elektryczny.
diament, sól, 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.

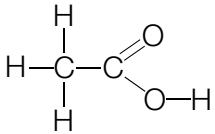
Wzór związku chemicznego	Temperatura topnienia, °C	Temperatura wrzenia, °C
H_2O	0	100
H_2S	-85,6	-61
H_2Se	-60,4	-41,5
H_2Te	-51	-1,8

Temperatury wrzenia i topnienia połączeń tlenowców z wodorem ($p = 1013 \text{ hPa}$).

4. W tabeli podano temperatury wrzenia i topnienia związków fluorowców z wodorem ($p = 1013 \text{ hPa}$). 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. Podaj liczbę wiązań typu σ i typu π w cząsteczce kwasu octowego. Skorzystaj ze wzoru strukturalnego.



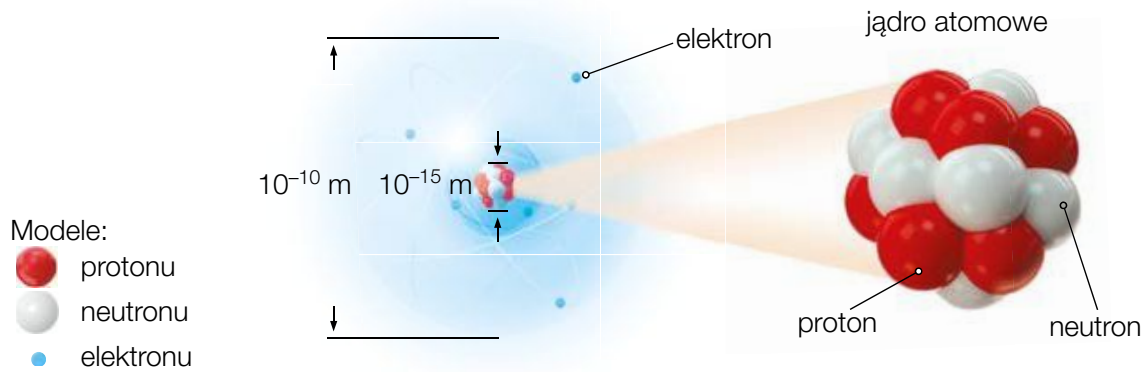
6. Oceń prawdziwość podanych zdań. Wybierz literę P, jeśli zdanie jest prawdziwe, lub literę F, jeśli jest fałszywe.

1.	Substancje jonowe są zazwyczaj dobrze rozpuszczalne w wodzie i innych rozpuszczalnikach polarnych.	P / F
2.	Wszystkie substancje kowalencyjne przewodzą prąd elektryczny.	P / F
3.	Przykładem substancji jonowej jest diament.	P / F

Podsumowanie

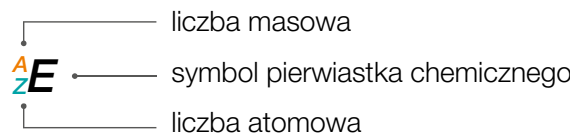
Jak jest zbudowany atom?

Atom składa się z jądra atomowego o ładunku dodatnim i otaczających go elektronów o ładunku ujemnym e^- . Jądro atomowe jest zbudowane z nukleonów, czyli protonów p^+ i neutronów n^0 .



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

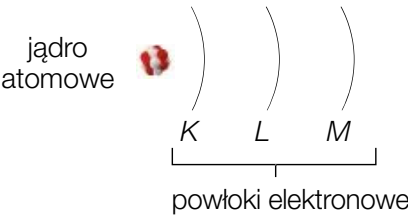
Każdy atom można opisać za pomocą liczby atomowej i liczby masowej.



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

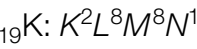
W jaki sposób są rozmieszczone elektrony w atomie?

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.



Czym jest zapis powłokowej konfiguracji elektronowej?

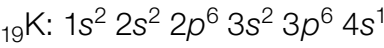
To sposób rozmieszczenia elektronów w poszczególnych powłokach elektronowych. Na przykład:



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

Czym jest zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej?

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



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

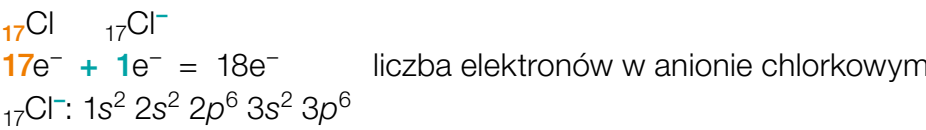
zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej



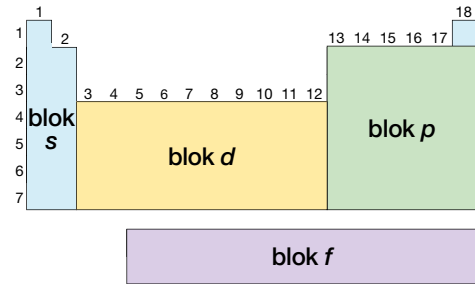
W przypadku kationów od liczby elektronów atomu odejmuje się elektrony odpowiadające za ładunek kationu:



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

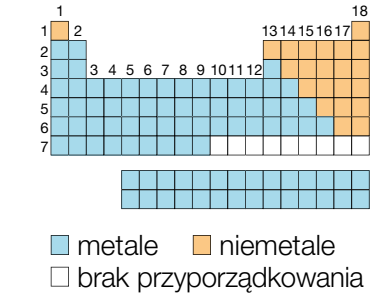


To zbiory pierwiastków chemicznych o podobnej konfiguracji elektronów walencyjnych. W układzie okresowym występują cztery bloki konfiguracyjne – s, p, d i f.



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.

energia jonizacji zwiększa się
charakter metaliczny zmniejsza się
promień atomowy zmniejsza się



energia jonizacji zmniejsza się
charakter metaliczny zwiększa się
promień atomowy zwiększa się

Jak ustalić skrócony zapis podpowłokowej konfiguracji elektronowej?

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

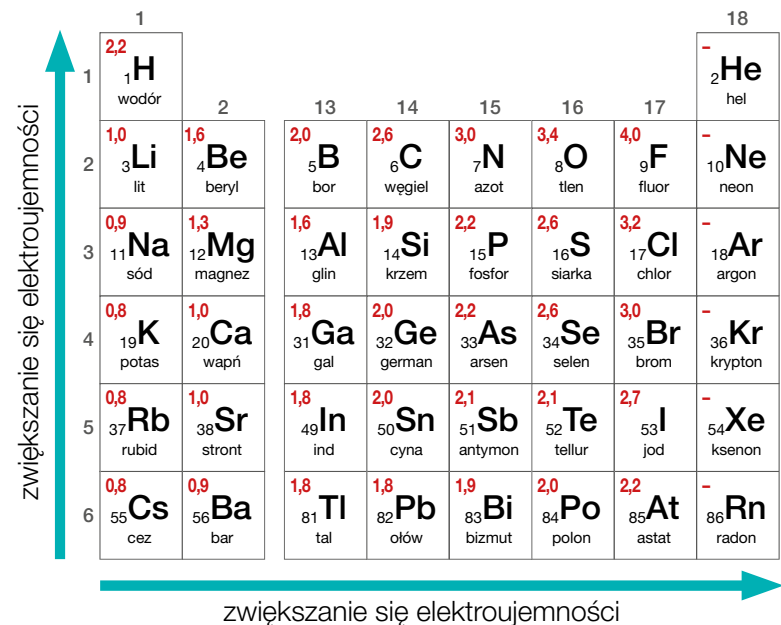
Czym są bloki konfiguracyjne?

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



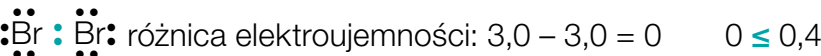
Podsumowanie

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.

Czym jest wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane i kiedy powstaje? ▶ Wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane to wiązanie chemiczne, które **powstaje na skutek uwspólnienia elektronów walencyjnych** łączących się atomów, gdy **różnica elektroujemności jest mniejsza lub równa 0,4**.



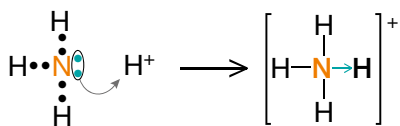
Nazwa cząsteczki pierwiastka chemicznego		Wodór	Azot
Wzór elektronowy	kropkowy		
	kreskowy	H—H	$\text{N} \equiv \text{N}$
Wzór strukturalny		H—H	$\text{N} \equiv \text{N}$
Wzór sumaryczny		H ₂	N ₂

Czym jest wiązanie kowalencyjne spolaryzowane i kiedy powstaje? ▶ 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 większa od 0,4, ale mniejsza niż 1,7**.

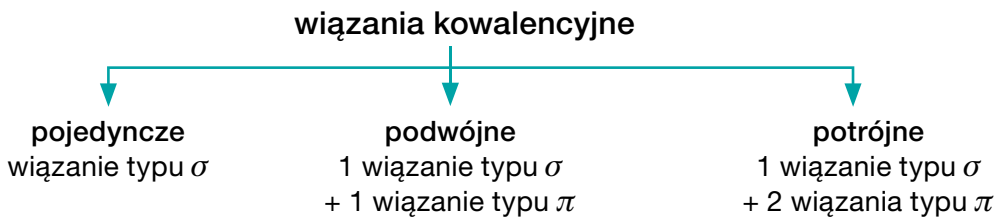


Nazwa związku chemicznego		Tlenek węgla(IV)	Woda	Chlorowodór
Wzór elektronowy	kropkowy			
	kreskowy	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$	$\text{H}-\text{Cl}$
Wzór strukturalny		O=C=O	$\text{H}-\text{O}-\text{H}$	H—Cl
Wzór sumaryczny		CO ₂	H ₂ O	HCl

Wiązanie koordynacyjne to odmiana wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego. Powstaje, gdy **wspólna para elektronowa pochodzi tylko od jednego z atomów** połączonych wiązaniem chemicznym.



◀ **Czym jest wiązanie koordynacyjne i kiedy powstaje?**



◀ **W jaki sposób można podzielić wiązania kowalencyjne?**

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



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

◀ **Czym jest wiązanie jonowe i kiedy powstaje?**

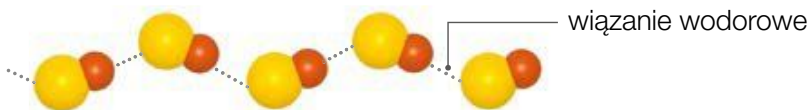
To siły o bardzo krótkim zasięgu związane z **oddziaływaniami między dipolami lub między cząsteczkami niepolarnymi**.

◀ **Czym jest wiązanie metaliczne?**

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 i małym promieniu atomowym.

◀ **Czym są siły van der Waalsa?**

◀ **Czym jest wiązanie wodorowe?**



Modele atomów:
● wodoru ● fluoru



Sprawdź, czy potrafisz...



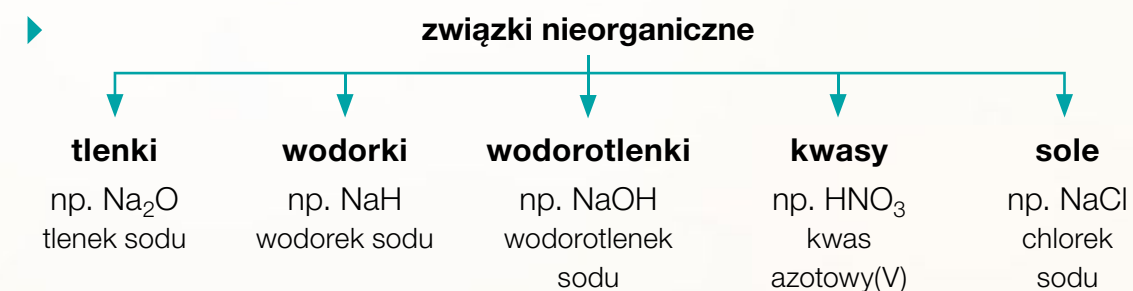
ROZWIĄŻ
W ZESZYCIE

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 wchodzących w skład rdzenia atomowego 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 wzory cząsteczek, 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. Oblicz różnice elektroujemności łączących się pierwiastków chemicznych. Określ typy wiązań chemicznych występujące w substancjach o podanych wzorach sumarycznych, a następnie narysuj ich wzory elektronowe.
 LiH , CO_2 , NH_3 , KBr , $CaCl_2$, CH_4
12. Wyjaśnij, dlaczego helowce nie są aktywne chemicznie. Odpowiedź uzasadnij, odwołując się do konfiguracji elektronowej atomów tych pierwiastków chemicznych.
13. Przedstaw sposób tworzenia wiązania chemicznego w substancjach o podanych wzorach sumarycznych. W przypadku wiązań kowalencyjnych podaj liczbę wiązań każdego typu.
 - a) HCl
 - b) Br_2
 - c) $NaCl$

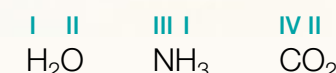
2. Systematyka związków nieorganicznych



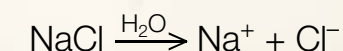
Przypomnij sobie – to było w szkole podstawowej



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



- ▶ Wodne roztwory niektórych kwasów, wodorotlenków i soli przewodzą prąd elektryczny, czyli te substancje są **elektrolitami**.
- ▶ **Dysocjacja elektrolityczna (jonowa)** to rozpad elektrolitów na kationy i aniony pod wpływem cząsteczek wody, np.:



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

• odczyn kwasowy



• odczyn obojętny



• odczyn zasadowy





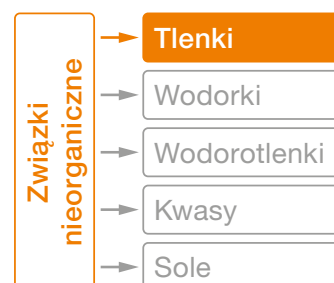
8 Tlenki



Fot. 26. Tlenki występują powszechnie w środowisku przyrodniczym – głównym składnikiem piasku jest tlenek krzemu(IV) SiO_2 .

Ważne w tym temacie:

- budowa i nazewnictwo tlenków
- otrzymywanie tlenków
- podział tlenków
- właściwości fizyczne i chemiczne tlenków
- właściwości i odmiany tlenku krzemu(IV)
- proces produkcji szkła, jego rodzaje, właściwości i zastosowania



Tlenki są obecne w kosmosie, na powierzchni Ziemi i pod wodą. Jednym z wielu przykładów związków chemicznych należących do tlenków jest tlenek krzemu(IV) (fot. 26.).

Budowa tlenków

Tlenki to związki chemiczne zbudowane z dwóch pierwiastków chemicznych:

- ▶ tlenu
- ▶ oraz dowolnego pierwiastka chemicznego (innego niż fluor).

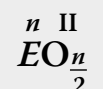
Wzór ogólny tlenków ma postać:



gdzie:

E to symbol pierwiastka chemicznego (innego niż tlen i fluor),
 n to wartościowość pierwiastka chemicznego.

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



Wartościowość

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 trakcie dalszej nauki chemii.

Atomy pierwiastków w związkach chemicznych mogą mieć różne wartościowości, np. tlenek siarki(IV) i tlenek siarki(VI). Jednak istnieją też pierwiastki chemiczne, których atomy, niezależnie od tego, w jakim związku chemicznym występują, mają tylko jedną wartościowość. Na przykład:

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

Przykład 14.

Plan rozwiązywania

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

Jak ustalić wzór sumaryczny związku chemicznego na podstawie wartościowości?

Napisz wzór sumaryczny wody.

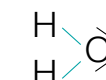
- 1 Wodór w związkach chemicznych jest jednowartościowy:



Tlen w większości związków chemicznych jest **dwuwartościowy**:



- 2 Przepisz krzyżowo wartościowości, aby utworzyły indeksy stechiometryczne.



tlen jest dwuwartościowy – tworzy 2 wiązania

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

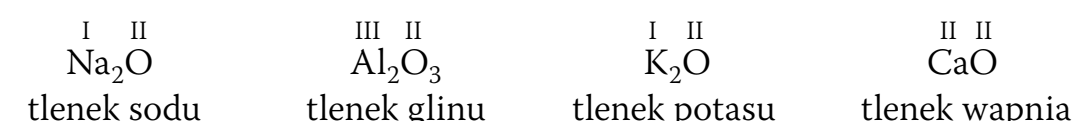
- 3 Wzór sumaryczny wody to H_2O .

Nazewnictwo tlenków

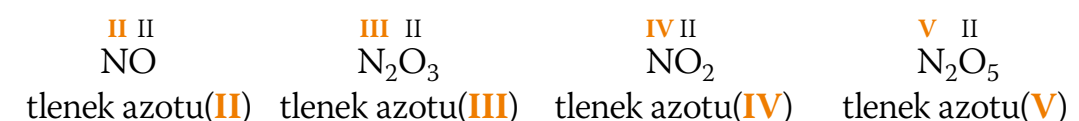
Nazwy wszystkich tlenków tworzy się, odczytując wzór od końca. W tlenkach:

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

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



Jeśli pierwiastek w związkach chemicznych przyjmuje różne wartościowości, to należy to uwzględnić w nazwie. Wartościowość zapisuje się liczbą rzymską i podaje się ją w nawiasie. Na przykład:



Związek chemiczny tlenu z fluorem (OF_2) zaliczany jest do fluorków, gdyż fluor jest bardziej elektroujemny od tlenu.

Przykład 15.

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 wartościowości po przekątnej, aby powstały indeksy stechiometryczne.
- 5 Napisz wzór sumaryczny związku chemicznego.

Jak ustalić wzór sumaryczny tlenku na podstawie jego nazwy?

Napisz wzór sumaryczny tlenku siarki(VI).

- 1 tlenek siarki(VI)
- 2 siarka: S tlen: O
- 2 tlenek siarki(VI) ← **wartościowość siarki**
Wartościowość **tłenu** w tlenkach zawsze wynosi **II**.
- 3 **!** Do zapisywania wartościowości **używaj cyfr rzymskich**.
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:

$$\begin{array}{c} \text{VI} \quad \text{II} \\ \text{S}_2\text{O}_6 \\ \swarrow \quad \searrow \\ 2 : 2 = 1 \quad 6 : 2 = 3 \\ \swarrow \quad \searrow \\ \text{VI} \quad \text{II} \\ \text{S} \quad \text{O}_3 \end{array}$$
- 5 Wzór sumaryczny tlenku siarki(VI) to SO_3 .

siarka jest sześciowartościowa –
ma 6 wiążących par elektronowych

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

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

- ▶ tlenki fosforu: P_4O_6 i P_4O_{10} ,
- ▶ nadutlenek wodoru: H_2O_2 ,
- ▶ tlenek azotu(IV), który można zapisywać jako N_2O_4 .

Otrzymywanie tlenków

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.

reakcja syntezy
kilka substratów → jeden produkt

Doświadczenie 1.

Otrzymywanie tlenku miedzi(II)

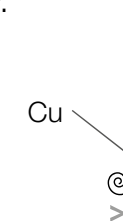
Odczynniki: drut miedziany lub blaszka miedziana (oczyszczone papierem ściernym).

Szkło i sprzęt laboratoryjny: łapa drewniana, palnik gazowy.

Instrukcja: Obejrzyj dokładnie powierzchnię miedzi.

Następnie umieść kawałek drutu lub blaszkę w płomieniu palnika i trzymaj 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:

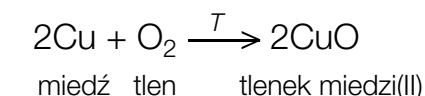
- 👁 Miedź przed ogrzewaniem ma barwę różową lub ceglastoczerwoną (fot. 27.). Po ogrzewaniu powierzchnia metalu pokrywa się czarnym nalotem.



Fot. 27. Barwy blaszki miedzianej przed ogrzaniem i po nim.

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:

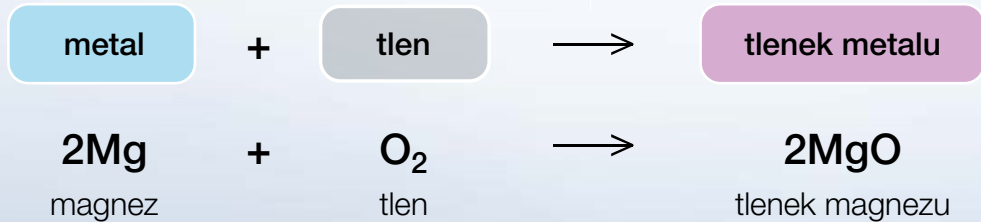
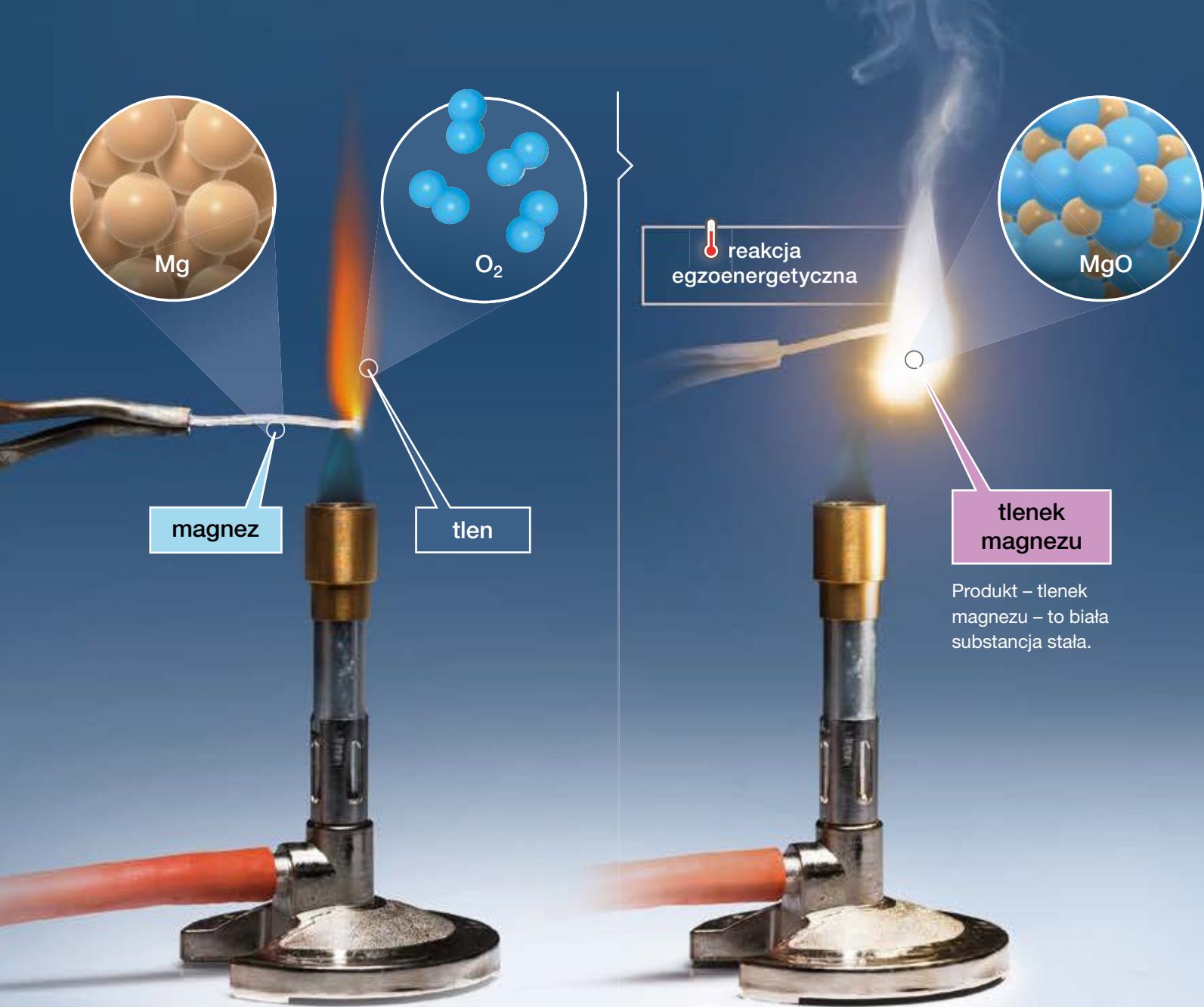


Skąd wiadomo, że w doświadczeniu 1. nie powstał tlenek miedzi(I) Cu_2O ? Tlenek miedzi(I) ma barwę ceglastoczerwoną lub czerwoną, a otrzymany nalot ma barwę czarną, charakterystyczną dla tlenku miedzi(II).

Otrzymywanie tlenków

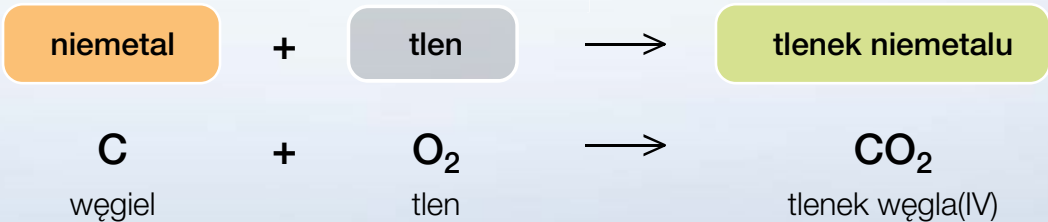
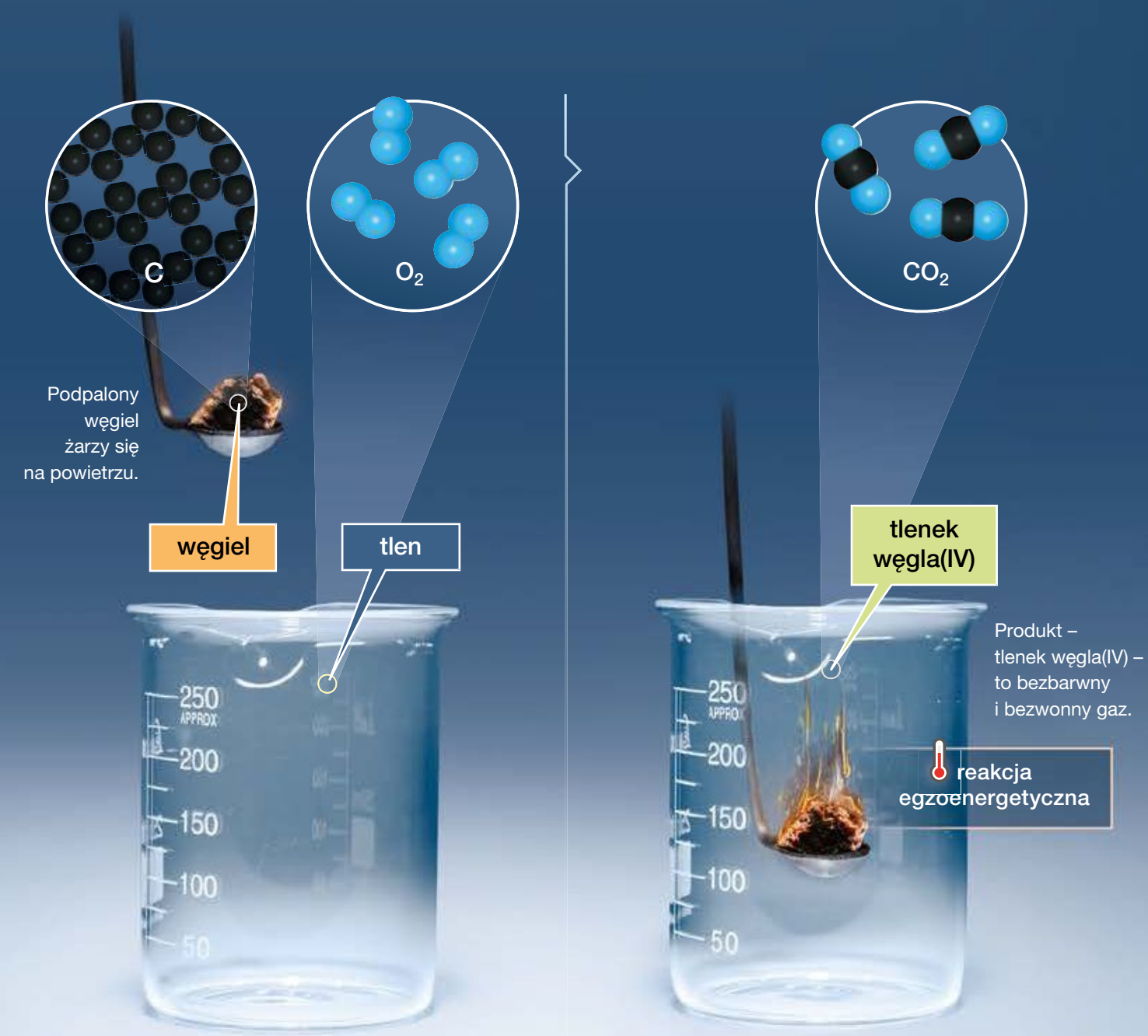
Tlenki to związki chemiczne zbudowane z połączonych ze sobą tlenu i innego pierwiastka chemicznego. Można je otrzymać w wyniku złożonych reakcji chemicznych, takich jak np. rozkład termiczny niektórych wodorotlenków i soli, w reakcjach wybranych kwasów z solami oraz w reakcji łączenia się metalu lub niemetalu z tlenem.

Reakcja metalu z tlenem



Reakcjom spalania towarzyszy wydzielanie się energii w postaci dużej ilości ciepła i światła, dlatego zalicza się je do reakcji egzoenergetycznych.

Reakcja niemetalu z tlenem



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

reakcja syntezy

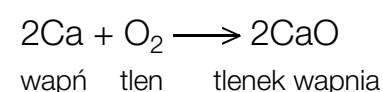


Ogólny zapis otrzymywania tlenków w reakcji metalu z tlenem ma postać:

reakcja syntezy



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:



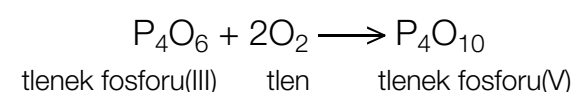
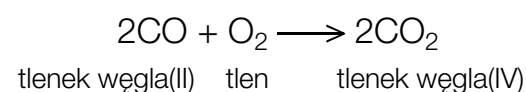
Dlatego wapń (fot. 28.) i sód przechowuje się w nafcie, ponieważ reagowałyby z tlenem z powietrza, tworząc m.in. tlenki.

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

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



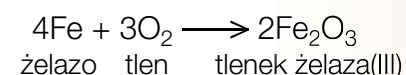
Na przykład:



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

► Chemia w akcji

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



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

Fot. 29. Opłuki żelaza to składnik mieszaniny, którą pokrywa się druciki zimnych ogní.



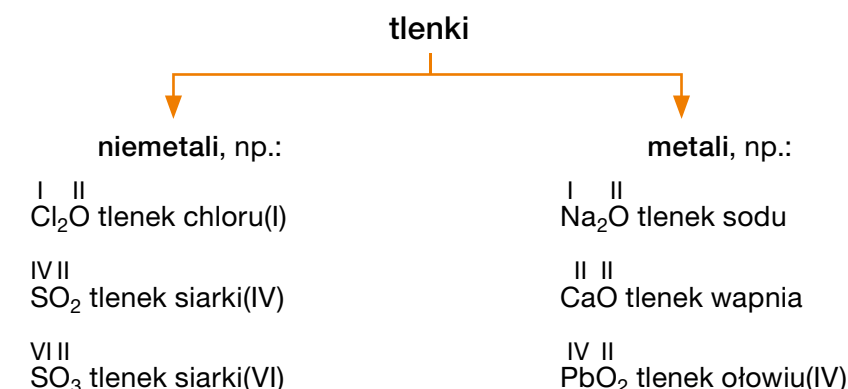
Fot. 28. Nafta odcina dostęp powietrza do wapnia.

reakcja syntezy

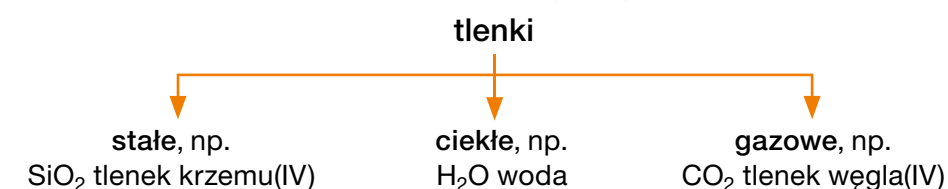
■ Podział tlenków

Wszystkie tlenki można podzielić ze względu na cztery kryteria:

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



► **stan skupienia** w temperaturze pokojowej:



► **charakter chemiczny**, czyli zachowanie wobec wody, kwasów i zasad,

► **rodzaj wiązania chemicznego**, czyli podział na tlenki kowalencyjne i tlenki jonowe.

■ Właściwości tlenków metali i niemetalí

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

Tlenki metali to najczęściej **substancje stałe** o różnorodnych właściwościach (fot. 30.). Po stopieniu przewodzą prąd elektryczny. W większości tlenków metali występują **wiązania jonowe**.

Tlenki jonowe:

- K₂O
- MgO
- Al₂O₃



Fot. 30. Tlenki metali: tlenek wapnia CaO, tlenek żelaza(III) Fe₂O₃ i tlenek chromu(III) Cr₂O₃.

Tlenki niemetalí występują w temperaturze pokojowej jako **substancje stałe** – np. P₄O₁₀, **ciecz** – np. H₂O lub **gazy** – np. CO₂. Atomy w tlenkach niemetalí łączą się za pomocą **wiązań kowalencyjnych spolaryzowanych**.

Tlenki kowalencyjne:

- SO₂
- NO
- Cl₂O

Doświadczenie 2.



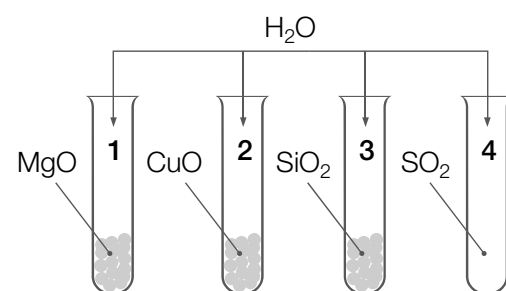
Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium) ze względu na toksyczne właściwości tlenku siarki(IV).

Badanie działania wody na tlenki metali i niemetalu

Odczynniki: tlenek magnezu, tlenek miedzi(II), tlenek krzemu(IV), siarka, woda destylowana, roztwór fenoloftaleiny, roztwór oranżu metylowego.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, łyżka do odczynników, łyżka do spalań, palnik gazowy, statyw do probówek.

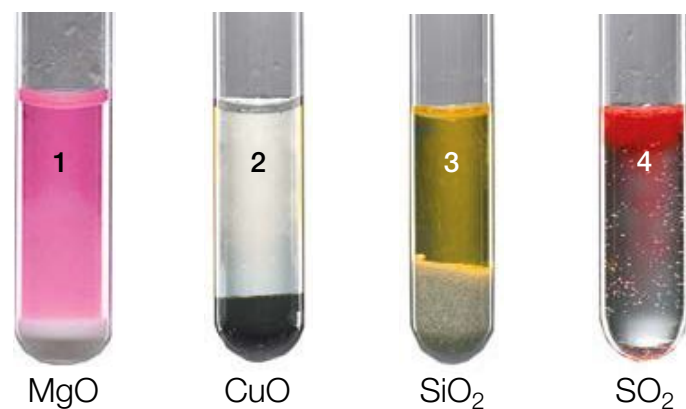
Instrukcja: W czterech probówkach umieść kolejno: 1. – tlenek magnezu, 2. – tlenek miedzi(II), 3. – tlenek krzemu(IV). W probówce 4. ostrożnie spal na łyżce do spalań niewielką ilość siarki, aby otrzymać tlenek siarki(IV). Następnie do każdej z probówek wlej niewielką ilość wody destylowanej (schemat) i wymieszaj ich zawartość. Do probówek 1. i 2. dodaj kilka kropli roztworu fenoloftaleiny, a do pozostałych probówek – kilka kropli roztworu oranżu metylowego.



Obserwacje:



- ▶ **Probówka 1.** Roztwór w probówce zabarwił się na malinowo (różowoczerwono).
- ▶ **Probówka 2.** Roztwór w probówce pozostał bezbarwny.
- ▶ **Probówka 3.** Roztwór w probówce pozostał żółty.
- ▶ **Probówka 4.** Roztwór w probówce zmienił barwę z żółtej na czerwoną (fot. 31.).



Fot. 31. Zachowanie wobec wody tlenku magnezu, tlenku miedzi(II), tlenku krzemu(IV) i tlenku siarki(IV).

Wniosek:

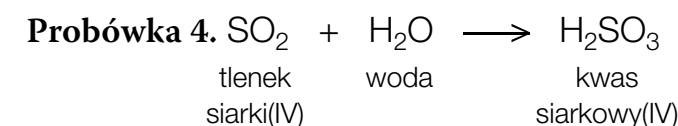
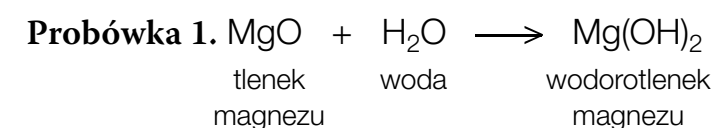
- ▶ W reakcji tlenku magnezu z wodą powstaje związek chemiczny, którego roztwór ma odczyn zasadowy (probówka 1.).

ciąg dalszy doświadczenia na s. 85

początek doświadczenia na s. 84

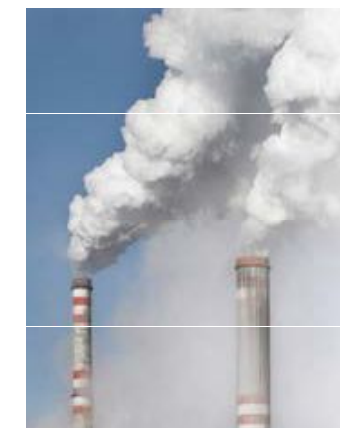
- ▶ W reakcji tlenku siarki(IV) z wodą powstaje roztwór o odczynie kwasowym (probówka 4.).
- ▶ Tlenek miedzi(II) i tlenek krzemu(IV) nie reagują z wodą (probówki 2. i 3.).

Zaszyły reakcje chemiczne zgodnie z równaniami:



Tlenki metali, które reagują z wodą, tworząc wodorotlenki, należą do **tlenków zasadowych**.

Tlenki (głównie niemetalu), które reagują z wodą, tworząc kwasy, należą do **tlenków kwasowych**. Tlenek magnezu MgO jest przykładem tlenku zasadowego, a tlenek siarki(IV) SO₂ – tlenku kwasowego (fot. 32.).



Fot. 32. Tlenek siarki(IV) jest produktem spalania paliw kopalnych. Gdy połączy się z parą wodną, powstaje mgła przemysłowa.

Doświadczenie 3.

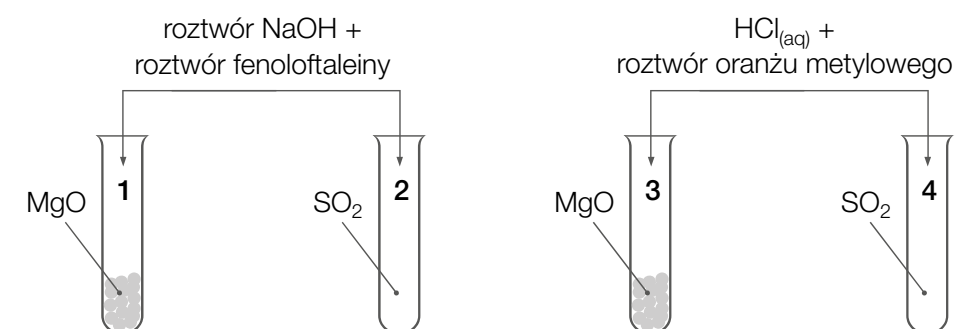


Badanie działania zasady i kwasu na tlenki metali i niemetalu

Odczynniki: tlenek magnezu, siarka, rozcieńczony roztwór wodorotlenku sodu, roztwór fenoloftaleiny, kwas chlorowodorowy, roztwór oranżu metylowego.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, palnik gazowy, łyżka do spalań, bagietki szklane, statyw do probówek.

Instrukcja: Do dwóch probówek zawierających kolejno: 1. – tlenek magnezu, 2. – tlenek siarki(IV) (otrzymany jak w doświadczeniu 2.), wlej po ok. 2 cm³ rozcieńczonego roztworu wodorotlenku sodu z dodatkiem roztworu fenoloftaleiny (schemat). Następnie zawartość probówki 2. wstrząśnij, a 1. – wymieszaj bagietką i lekko ogrzej w płomieniu palnika. Takie same czynności wykonaj dla kolejnych dwóch probówek (3. i 4.), ale zamiast wodorotlenku sodu używaj kwasu chlorowodorowego z dodatkiem roztworu oranżu metylowego (schemat).



ciąg dalszy doświadczenia na s. 86



Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium).

Zasady

→ patrz s. 104

początek doświadczenia na s. 85

Obserwacje:

- ▶ **Probówka 1.** Roztwór pozostał malinowy (różowoczerwono).
- ▶ **Probówka 2.** Nastąpiło odbarwienie roztworu.
- ▶ **Probówka 3.** Roztwór zmienił barwę z czerwonej na żółtą.
- ▶ **Probówka 4.** Roztwór pozostał czerwony (fot. 33.).



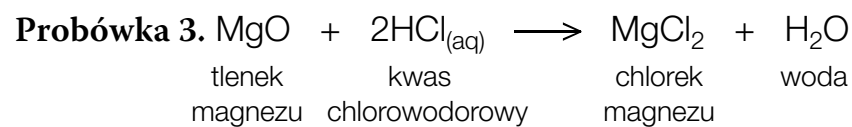
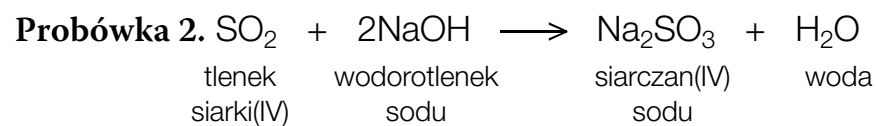
MgO + NaOH SO₂ + NaOH MgO + HCl SO₂ + HCl

Fot. 33. Barwa fenoloftaleiny w probówkach (1. i 2.), do których dodano NaOH oraz tlenki magnezu i siarki(IV). Barwa oranżu metylowego w probówkach (3. i 4.), do których dodano HCl_(aq) oraz tlenki magnezu i siarki(IV).

Wniosek:

- ▶ Tlenek magnezu nie reaguje z wodorotlenkiem sodu (probówka 1.), a reaguje z kwasem chlorowodorowym (probówka 3.). Jest więc **tlenkiem zasadowym**.
- ▶ Tlenek siarki(IV) reaguje z wodorotlenkiem sodu (probówka 2.), a nie reaguje z kwasem chlorowodorowym (probówka 4.). Jest to **tlenek kwasowy**.

W reakcji tlenków z zasadami lub kwasami powstają sole:



W probówkach 1. i 4. reakcje chemiczne nie zachodzą.

Tlenki, które reagują zarówno z zasadami, jak i kwasami, natomiast zazwyczaj nie reagują z wodą, to **tlenki amfoteryczne**, np. tlenek berylu BeO, tlenek glinu Al₂O₃.

Tlenki, które nie reagują ani z kwasami, ani z zasadami, ani z wodą, to **tlenki obojętne**, np. tlenek azotu(II) NO.

Ze względu na charakter chemiczny można wyróżnić cztery rodzaje tlenków (tabela 10.).

Tabela 10. Podział tlenków ze względu na charakter chemiczny

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

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

! Tlenek, który może reagować zarówno z kwasem, jak i zasadą, to **tlenek amfoteryczny**.

Reaktywność tlenków (rys. 13.), 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. Jeżeli tlenek kwasowy reaguje z wodą, to powstaje kwas. Jeżeli tlenek zasadowy reaguje z wodą to powstaje zasada.

		13	14	15	16	17	
1							
2	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂	NO		tlenek zasadowy
3	Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₄ O ₁₀	SO ₃	tlenek amfoteryczny
4	K ₂ O	CaO	Ga ₂ O ₃	GeO ₂	As ₂ O ₅	SeO ₃	tlenek kwasowy
						Br ₂ O ₅	tlenek obojętny

Rys. 13. Tlenki zasadowe: Li₂O – tlenek litu, Na₂O – tlenek sodu, K₂O – tlenek potasu, MgO – tlenek magnezu, CaO – tlenek wapnia; **tlenki amfoteryczne:** BeO – tlenek berylu, Al₂O₃ – tlenek glinu, Ga₂O₃ – tlenek galu, GeO₂ – tlenek germanu(IV); **tlenki kwasowe:** B₂O₃ – tlenek boru, CO₂ – tlenek węgla(IV), N₂O₅ – tlenek azotu(V), SiO₂ – tlenek krzemu(IV), P₄O₁₀ – tlenek fosforu(V), SO₃ – tlenek siarki(VI), Cl₂O₇ – tlenek chloru(VII), As₂O₅ – tlenek arsenu(V), SeO₃ – tlenek selenu(VI), Br₂O₅ – tlenek bromu(V); **tlenki obojętne:** NO – tlenek azotu(II).

Rozpuszczanie i roztwarzanie substancji

Rozpuszczanie to zjawisko fizyczne, podczas którego **cząsteczki jednej substancji wnikają między cząsteczki drugiej substancji**. Przykładem rozpuszczania jest rozpuszczanie cukru w wodzie.

Roztwarzanie to **przechodzenie substancji stałej do roztworu w wyniku jej reakcji chemicznej z rozpuszczalnikiem lub innym składnikiem roztworu**. Przykładem roztwarzania jest reakcja stałego tlenku magnezu MgO z wodą (patrz doświadczenie 2., s. 84).

Zasady
→ patrz s. 104



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

■ Odmiany, właściwości i zastosowania tlenku krzemu(IV)

Tlenek krzemu(IV) SiO_2 (tabela 11.) 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. Wyjątkiem jest jednak kwas fluorowodorowy HF, z którym tlenek krzemu(IV) SiO_2 reaguje. Zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:

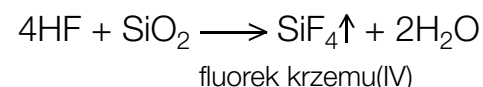


Tabela 11. Wybrane właściwości tlenku krzemu(IV) SiO_2

Tlenek krzemu(IV) SiO_2	
właściwości fizyczne	właściwości chemiczne
- substancja stała o budowie krystalicznej - czysty (bez domieszek) jest bezbarwny - twardy (rysuje szkło) - gęstość $2,26\text{--}4,29 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$	- 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**.

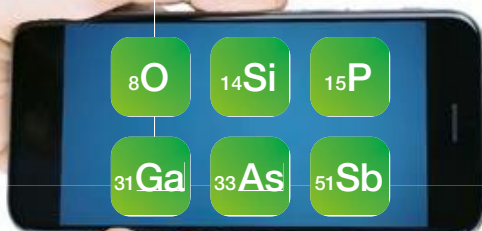
► Chemia w akcji

Okolo 30 % pierwiastków chemicznych występujących w przyrodzie znajduje się w typowym telefonie komórkowym.

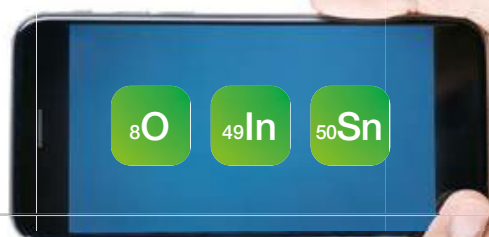
Ekrany smartfonów wytwarza się głównie ze szkła glinokrzemianowego, czyli mieszaniny tlenku glinu Al_2O_3 i tlenku krzemu(IV) SiO_2 . Dodatkiem są jony potasu, które uodparniają ekran na uszkodzenia mechaniczne. ►



◀ 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.



Cienka, przezroczysta warstwa ekranu – odpowiedzialna za funkcję dotykową – składa się głównie z mieszaniny tlenków indy i cyny. ►

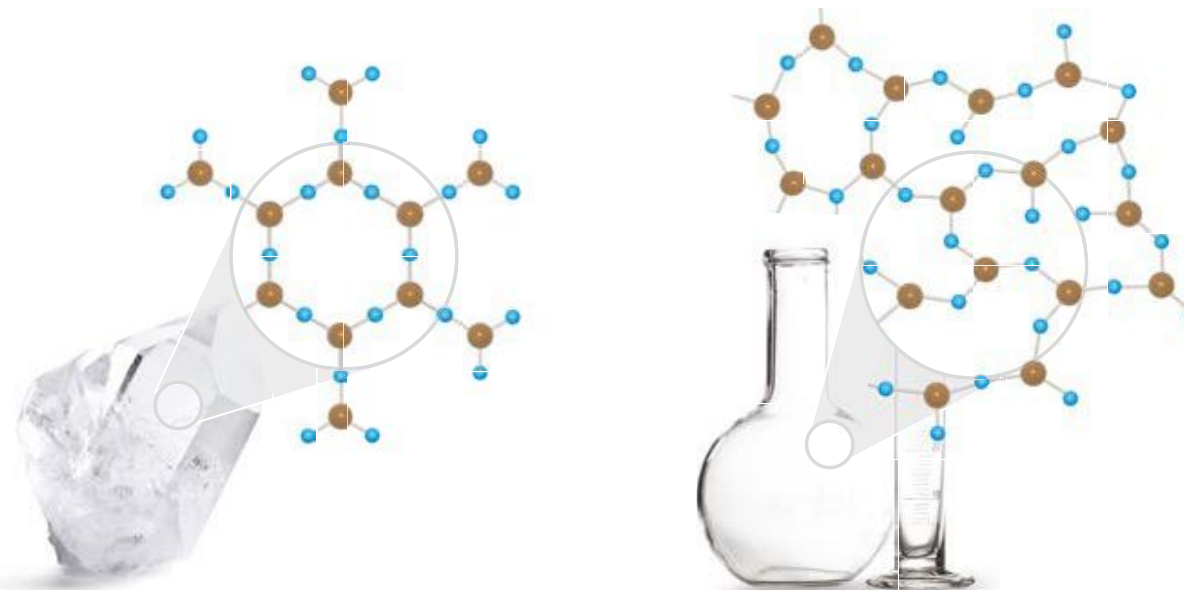


■ Szkło

Szkło jest mieszaniną, której **głównym składnikiem jest tlenek krzemu(IV)**, nazywany też krzemionką. Ma ono – w przeciwieństwie do tlenku krzemu(IV) (fot. 35.) – nieuporządkowaną strukturę wewnętrzną.

model struktury
kryształu kwarcu SiO_2

model struktury
szkła krzemianowego



Modele atomów: ● tlenu ● krzemu

Fot. 35. Tlenek krzemu(IV) jest głównym składnikiem kwarcu i 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 wyroby mogą mieć różne kształty (fot. 36.).



Fot. 36. Wyrobom szklanym można nadać dowolne kształty i kolory.

► Fakty czy mity

Kruche jak szkło – **FAKT**

Każde szkło jest kruche, nawet to hartowane (fot. 37.). Ma ono wprawdzie większą wytrzymałość mechaniczną i odporność termiczną niż zwykłe szkło, jednak gdy spadnie z dużej wysokości, rozbije się.

Fot. 37. Szkło hartowane naklejone na ekran chroni go przed uszkodzeniami, np. zarysowaniem.





Proces produkcji szkła krzemianowego

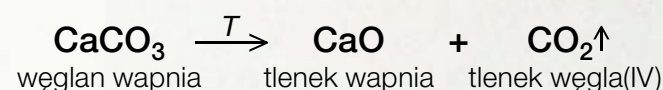
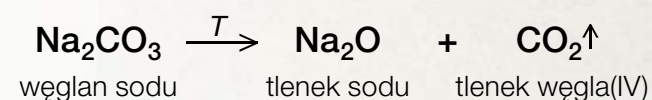
Najpopularniejszym rodzajem szkła jest szkło krzemianowe. Stosuje się je do wyrobu szyb, naczyń szklanych i urządzeń optycznych.

Podstawowymi surowcami do jego produkcji są:

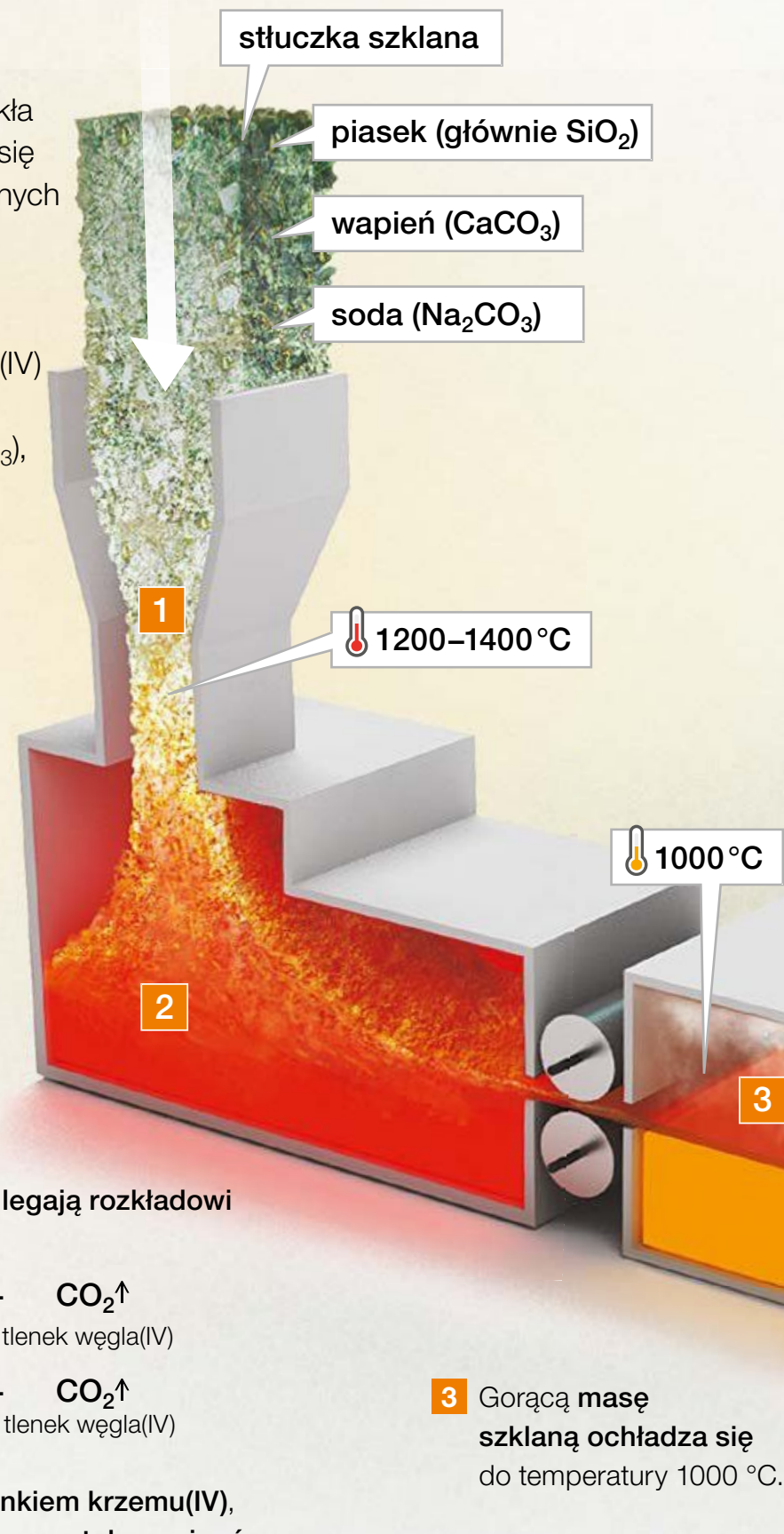
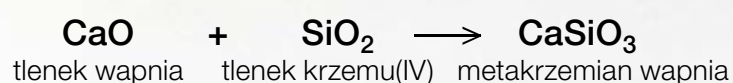
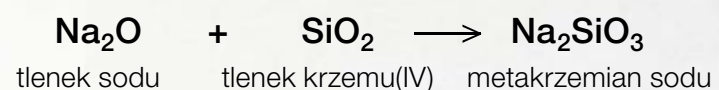
- piasek (głównie tlenek krzemu(IV) SiO_2),
- wapień (węglan wapnia CaCO_3),
- soda (węglan sodu Na_2CO_3).

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

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



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



3 Gorącą masę szklaną **ochładza się** do temperatury 1000 °C.

Rodzaje szkła, ich właściwości i zastosowania

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

szkło			
sodowo-wapniowe	jenańskie	potasowo-ołowiowe	potasowo-wapniowe
• Zawiera m.in. Na_2O i CaO. • Ma stosunkowo niską temperaturę topnienia. • Jest wykorzystywane do produkcji naczyń kuchennych (np. szklanek), a także szyb okiennych.	• Jest odporne na działanie wysokiej temperatury i odczynników chemicznych, ponieważ zawiera m.in. B_2O_3 i Al_2O_3. • Jest wykorzystywane m.in. do produkcji szkła laboratoryjnego oraz naczyń kuchennych.	• Zawiera znaczne ilości PbO i K_2O. • Jest łatwo topliwe, ma dużą gęstość, a oszlifowane – silny połysk. • Wykorzystuje się je w optyce oraz do wyrobu sztucznej biżuterii.	• Zawiera m.in. K_2O i CaO. • Stosuje się je m.in. jako szkło laboratoryjne, ponieważ jest trudno topliwe.



Miękkie szkło można dowolnie formować.

4 Wyroby szklane formuje się np. przez prasowanie, wydmuchiwanie, walcowanie, wyciąganie lub wytłaczanie. Następnie ochładza się je powoli, aby nie popękały.

gotowe tafle szkła

Zastosowania tlenków

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



przemysł farmaceutyczny



jubilerstwo



przemysł kosmetyczny



Przemysł farmaceutyczny

ZnO ze względu na właściwości higroskopijne jest składnikiem maści oraz zasypek o właściwościach antybakteryjnych.

Jubilerstwo

Al₂O₃ służy do produkcji syntetycznych kamieni szlachetnych. Czysty tlenek glinu miesza się z innymi tlenkami, aby nadać im barwę, a następnie topi.

Przemysł kosmetyczny

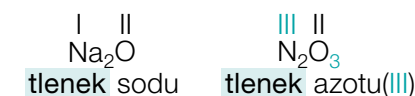
MgO stosowany jest w kosmetyce jako podstawa pudrów. Jest także składnikiem proszków i past do zębów.



Ważne w temacie Tlenki

1. Ustalam wzory sumaryczne i nazwy tlenków.

Do słowa „tlenek” dodaje się nazwę drugiego pierwiastka chemicznego podaną w dopełniaczu i – jeśli to konieczne – jego wartościowość zapisaną w nawiasie, np.:



2. Zapisuję równania reakcji otrzymywania tlenków:

- metal + tlen $\longrightarrow$ tlenek metalu
- niemetal + tlen $\longrightarrow$ tlenek niemetalu
- tlenek₁ + tlen $\longrightarrow$ tlenek₂

3. Dzielę tlenki ze względu na:

- ▶ charakter chemiczny:
 - kwasowe, np. SO₂,
 - zasadowe, np. MgO,
 - amfoteryczne, np. Al₂O₃,
 - obojętne, np. NO,
- ▶ rodzaj pierwiastka chemicznego:
 - niemetalu, np. SO₂,
 - metalu, np. MgO,
- ▶ stan skupienia:
 - substancje stałe, np. SiO₂,
 - ciecze, np. H₂O,
 - gazy, np. SO₂.
- ▶ rodzaj wiązania chemicznego:
 - tlenki kowalencyjne, np. SO₂,
 - tlenki jonowe, np. MgO.

5. Wymieniam odmiany i właściwości tlenku krzemu(IV).

- Tlenek krzemu(IV) SiO₂ najczęściej występuje w środowisku przyrodniczym w postaci kwarcu.
- SiO₂ to twarda substancja krystaliczna, nie reaguje z wodą i kwasami (wyjątek HF), ale reaguje z zasadami.

4. Wymieniam właściwości tlenków.

- **Tlenki metali** to substancje stałe. Występują w nich wiązania jonowe.
- **Tlenki niemetalu** to substancje stałe, ciecze lub gazy. Występują w nich wiązania kowalencyjne spolaryzowane.

Tlenki

Zapamiętaj!

Tlenki – związki chemiczne tlenu z metalami i niemetalami.

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

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

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

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

Szkło – mieszanina bezpostaciowa, której głównym składnikiem jest SiO₂.

Zadania



ROZWIĄŻ
W ZESZYCIE

1. Napisz wzory sumaryczne tlenków o podanych nazwach.

- | | | |
|-----------------------|------------------------|------------------------|
| a) tlenek litu | c) tlenek fosforu(III) | e) tlenek azotu(V) |
| b) tlenek chloru(VII) | d) tlenek baru | f) tlenek manganu(VII) |

2. Napisz nazwy systematyczne tlenków o podanych wzorach.

- | | |
|----------------------------------|-----------------------------------|
| a) K ₂ O | c) ClO ₂ |
| b) B ₂ O ₃ | d) Fe ₂ O 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 dwie metody otrzymywania tlenku węgla(IV). Napisz i uzgodnij odpowiednie równania reakcji chemicznych.

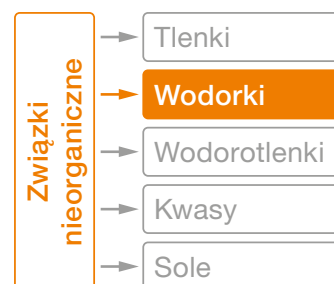
9 Wodorki



Fot. 38. Szkło matowieje pod wpływem fluorowodoru.

Ważne w tym temacie:

- budowa i nazewnictwo wodorków
- otrzymywanie wodorków
- podział wodorków
- właściwości fizyczne i chemiczne wodorków



Szkło jest odporne na działanie wielu odczynników chemicznych. Istnieje jednak związek wodoru z fluorem – fluorowodór HF, który reaguje ze szkłem (fot. 38.).

■ Budowa wodorków metali i niemetalu

Wodorki to związki chemiczne zbudowane z wodoru i innych pierwiastków chemicznych. Wodór może łączyć się z:

- ▶ **metalami**, np. z sodem – powstaje wówczas wodorek sodu,
- ▶ **niemetalami**, np. z siarką – powstaje siarkowodór, albo z azotem – powstaje wtedy amoniak.

Do zapisywania związków pierwiastków chemicznych z wodorem stosuje się **dwa wzory ogólne**. Zależą one od rodzaju pierwiastka chemicznego tworzącego dany związek chemiczny.

Pierwszy wzór ogólny ma postać:



gdzie:

E to symbol pierwiastka chemicznego (innego niż wodór) z 1.–2. oraz 13.–15. grupy układu okresowego,
 n to wartościowość pierwiastka chemicznego (równa liczbie atomów wodoru).

Drugi wzór ogólny:



gdzie:

E to symbol pierwiastka chemicznego z 16. lub 17. grupy układu okresowego,
 n to wartościowość pierwiastka chemicznego (równa liczbie atomów wodoru).

dla pierwiastków chemicznych **grup 1.–2. oraz 13.–15.**

${}^n\text{I} \text{EH}_n$

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

$\text{I} \text{H}_n\text{E}^n$

■ Wartościowość pierwiastków chemicznych w wodorkach

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 12.).

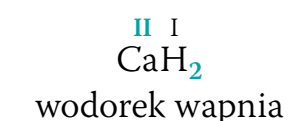
Tabela 12. Wartościowość pierwiastków chemicznych w związkach z wodorem

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 wodorku	NaH	MgH ₂	AlH ₃	CH ₄	PH ₃	H ₂ S	HCl
Nazwa systematyczna wodorku	wodorek sodu	wodorek magnezu	wodorek glinu	metan	fosfan	sulfan	chlorek wodoru
Nazwa zwyczajowa wodorku	—	—	—	—	fosfina	siarkowodór	chlorowodór

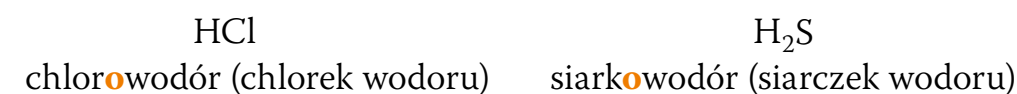
■ Nazewnictwo wodorków metali i niemetalu

Nazwy **wodorków metali** 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, podana w dopełniaczu.

Jeśli metal przyjmuje w związkach chemicznych tylko jedną wartościowość, to nie uwzględnia się jej w nazwie, np.:



W przypadku wodorków niemetalu zazwyczaj używa się ich nazw zwyczajowych. Tworzy się je, łącząc nazwę pierwiastka chemicznego ze słowem „**wodór**” przy użyciu „-o-”, np.:



Inne nazwy zwyczajowe wodorków to np.:

- ▶ NH₃ – amoniak,
- ▶ PH₃ – fosfina.

Nazewnictwo tlenków
 → patrz s. 77

Przykład 16.

Plan rozwiązywania

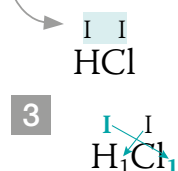
- 1 Zapisz symbole pierwiastków i ustal wzór ogólny.
- 2 Ustal i zapisz wartościowości pierwiastków w tym związku chemicznym.
- 3 Przepisz wartościowości po przekątnej, aby powstały indeksy stechiometryczne.
- 4 Napisz wzór związku chemicznego.

Jak ustalić wzór sumaryczny wodorku niemetalu 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: H_nE .

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



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

- 4 Wzór sumaryczny chlorowodoru to HCl.

Przykład 17.

Plan rozwiązywania

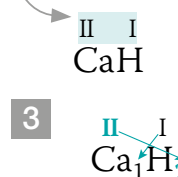
- 1 Zapisz symbole chemiczne pierwiastków i ustal wzór ogólny.
- 2 Ustal i zapisz wartościowości pierwiastków w tym związku chemicznym.
- 3 Przepisz wartościowości po przekątnej, aby powstały indeksy stechiometryczne.
- 4 Napisz wzór związku chemicznego.

Jak ustalić wzór sumaryczny wodorku metalu na podstawie jego nazwy?

Napisz wzór sumaryczny wodorku wapnia.

- 1 wapń: Ca, wodór: H
Wapń znajduje się w **2. grupie układu okresowego** pierwiastków chemicznych, dlatego do utworzenia wzoru wodorku wykorzystujemy wzór ogólny: EH_n .

- 2 **Wapń** znajduje się w 2. grupie układu okresowego pierwiastków chemicznych, ma więc **wartościowość II**. **Wartościowość wodoru** w wodorkach wynosi **I**.



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

- 4 Wzór sumaryczny wodorku wapnia to CaH_2 .

Otrzymywanie wodorków metali i niemetalu

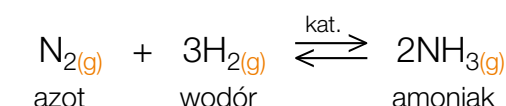
Związki pierwiastków chemicznych z wodorem otrzymuje się w wyniku **reakcji syntezy**, czyli łączenia **pierwiastków chemicznych**. Reakcji syntezy z wodorem ulegają metale i niemetale.

Ogólny zapis otrzymywania wodorków niemetalu ma postać:



reakcja **syntezy**

Na przykład:



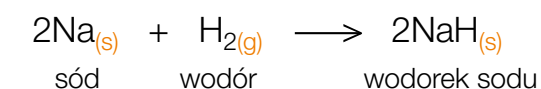
kat. – katalizator, czyli substancja zwiększająca szybkość reakcji chemicznej

Ogólny zapis otrzymywania wodorków metali ma postać:



reakcja **syntezy**

Na przykład:



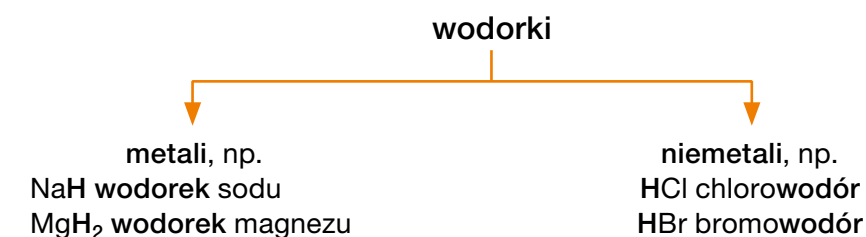
g – oznaczenie substancji w gazowym stanie skupienia

s – oznaczenie substancji w stałym stanie skupienia

Podział wodorków

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

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



► **właściwości chemiczne.**

Właściwości wodorków metali i niemetalu

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

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

Wiązanie jonowe
→ patrz s. 56

Wodorki niemetalu są na ogół lotne. Te związki chemiczne występują w środowisku przyrodniczym najczęściej jako **gazy** – np.: HCl, HBr, HI. Cząsteczki fluorowodoru tworzą wiązania wodorowe, co sprawia, że temperatura wrzenia HF jest wyższa niż wodorków pozostałych fluorowców. Trwałość związków pierwiastków 17. grupy układu okresowego z wodorem zmniejsza się w szeregu: HF, HCl, HBr, HI.

Atomy w tych związkach chemicznych łączą się za pomocą **wiązań kowalencyjnych spolaryzowanych**.

Wiązanie kowalencyjne
→ patrz s. 47

Doświadczenie 4.



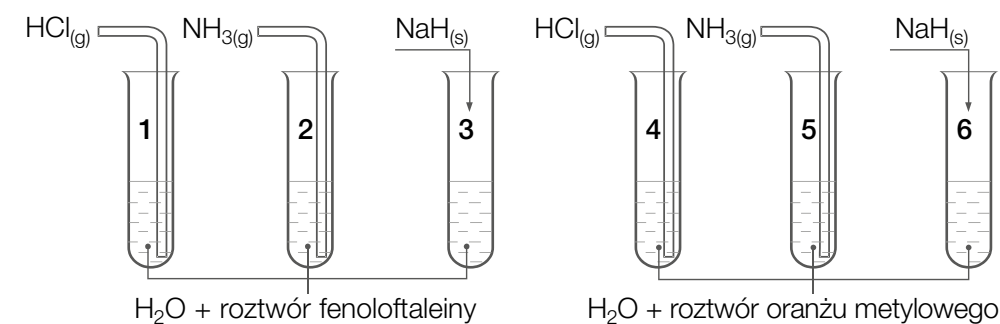
Badanie działania wody na wybrane wodorki

! Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium).

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

Szkło laboratoryjne: probówki, statyw do probówek.

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



Obserwacje:

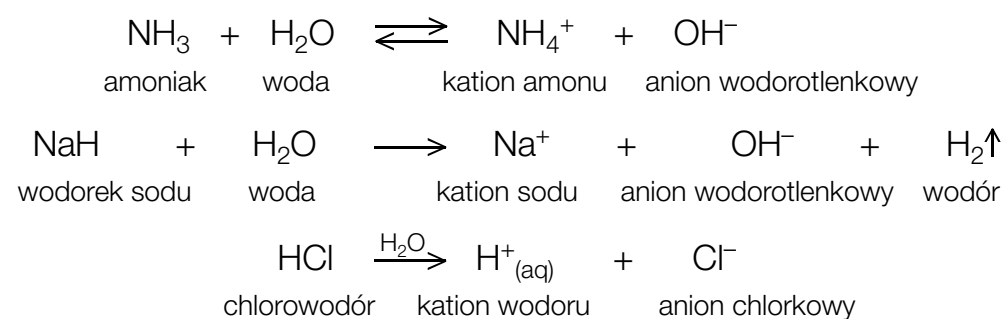
- ▶ **Probówki 2. i 3.** Zawartość probówek zabarwiła się na malinowo (różowoczerwono) (fot. 39.a).
- ▶ **Probówka 4.** Zawartość probówki zmieniła barwę z żółtej na czerwoną (fot. 39.b).
- ▶ **Probówki 1., 5. i 6.** – barwa zawartości probówek się nie zmieniła.



Fot. 39. Malinowa barwa fenoloftaleiny świadczy o odczynie zasadowym (a), natomiast czerwona barwa oranżu metylowego – o odczynie kwasowym (b).

Wniosek: Roztwory amoniaku NH_3 i wodorku sodu NaH mają odczyn zasadowy ze względu na obecność jonów OH^- , a roztwór chlorowodoru – odczyn kwasowy ze względu na obecność jonów H^+ .

Działanie wody na wodorki użyte w tym doświadczeniu przedstawiają równania:



Podobnie jak amoniak **wodorki metali z 1. i 2. grupy układu okresowego pierwiastków chemicznych wykazują charakter zasadowy. Wodorki niemetalu** to zróżnicowana grupa związków. Ich **charakter chemiczny zmienia się dość wyraźnie** – od zasadowego (np. NH_3), poprzez obojętny (CH_4), do kwasowego (H_2S , HCl) (rys. 14.).

1				
2	LiH		CH ₄	NH ₃
3	NaH	MgH ₂		H ₂ O
4	KH	CaH ₂		H ₂ S

wodorek zasadowy
 wodorek kwasowy
 wodorek obojętny

Rys. 14. Wodorki zasadowe:

LiH – wodorek litu,
 NaH – wodorek sodu,
 KH – wodorek potasu,
 MgH_2 – wodorek magnezu,
 CaH_2 – wodorek wapnia,
 NH_3 – amoniak;

wodorki obojętne:

CH_4 – metan, H_2O – woda;

wodorki kwasowe:

H_2S – siarkowódz,
 H_2Se – selenowódz,
 HF – fluorowódz,
 HCl – chlorowódz,
 HBr – bromowódz.

Ważne w temacie Wodorki

1. Ustalam wzory sumaryczne i nazwy wodorków.

Nazwy wodorków tworzy się, dodając do słowa „wodorek” nazwę metalu podaną w dopełniaczu i dodając jego wartościowość zapisaną w nawiasie. **Nazwy wodorków niemetalu z grup 13.–17. układu okresowego** tworzy się, łącząc nazwę pierwiastka chemicznego ze słowem „wodór” przy użyciu „-o-”, np.:

NaH HCl
 wodorek sodu chlorowódz

2. Zapisuję równania reakcji otrzymywania wodorków:

- metal + wodór $\longrightarrow$ wodorek metalu
- niemetal + wodór $\longrightarrow$ wodorek niemetalu

3. Wymieniam właściwości:

▶ wodorki metali:

- substancje stałe,
- wiązania jonowe (większość),
- charakter zasadowy – wodorki metali 1. i 2. grupy,

▶ wodorki niemetalu:

- substancje lotne (większość),
- wiązania kowalencyjne spolaryzowane.

4. Dzielę wodorki ze względu na rodzaj pierwiastka chemicznego:

- związki niemetalu z wodorem, np. $\text{HCl}_{(g)}$,
- związki metalu z wodorem, np. CaH_2 .

Zapamiętaj!

Wodorki – związki chemiczne wodoru z innymi pierwiastkami chemicznymi.

Zadania



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 potasu b) fluorowódz

3. Napisz i uzgodnij równania reakcji otrzymywania wodorków o podanych nazwach w reakcji syntezy.

- a) wodorek potasu b) siarkowódz

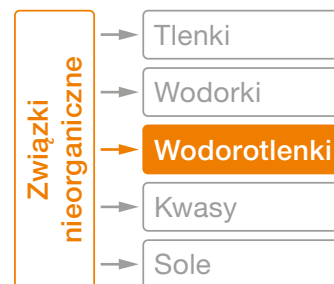
10 Wodorotlenki



Fot. 40. Wodorotlenek sodu skutecznie usuwa tłuste zanieczyszczenia zgromadzone w rurach.

Ważne w tym temacie:

- budowa i nazewnictwo wodorotlenków
- otrzymywanie wodorotlenków
- podział wodorotlenków
- właściwości fizyczne i chemiczne wodorotlenków



Wodorotlenek sodu w postaci granulek bądź roztworu jest powszechnie stosowanym środkiem do udroźniania rur odprowadzających ścieki komunalne (fot. 40.).

Budowa wodorotlenków

Wodorotlenki to związki chemiczne utworzone przez trzy różne pierwiastki chemiczne:

- ▶ wodór,
- ▶ tlen,
- ▶ metal.

Wodorotlenki są zbudowane z kationów metali i anionów wodorotlenkowych.

Wzór ogólny wodorotlenków ma postać:



gdzie:

M to symbol metalu,

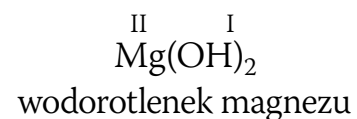
n to wartościowość metalu,

OH to grupa wodorotlenowa.

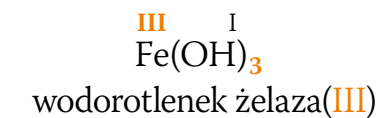
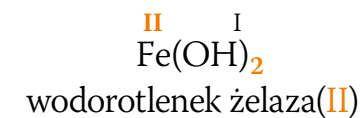
! Indeksów stechiometrycznych o wartości 1 nie zapisuje się we wzorze sumarycznym.

Nazewnictwo wodorotlenków

Nazwy systematyczne 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 ten związek chemiczny, np.:



Jeżeli dany metal tworzy więcej niż jeden wodorotlenek, to w nazwie wodorotlenku zapisuje się wartościowość metalu. Wartościowość metalu podaje się zawsze na **końcu nazwy wodorotlenku** – zapisuje się ją **cyframi rzymskimi w nawiasie**, np.:



Przykład 18.

Plan rozwiązywania

- 1 Zapisz symbol chemiczny metalu i wzór grupy wodorotlenowej w kolejności odwrotnej do podanej w nazwie wodorotlenku.
- 2 Ustal wartościowości pierwiastka i grupy wodorotlenowej.
- 3 Zapisz wartościowości nad symbolami chemicznymi pierwiastka i grupy wodorotlenowej.
- 4 Przepisz wartościowości po przekątnej, aby powstały indeksy stechiometryczne.
- 5 Napisz wzór związku chemicznego.

Jak ustalić wzór sumaryczny wodorotlenku na podstawie jego nazwy?

Napisz wzór sumaryczny wodorotlenku chromu(III).

- 1 wodorotlenek chromu(III)
 - 2 wodorotlenek chromu(III) ← wartościowość chromu
Wartościowość grupy wodorotlenowej zawsze wynosi I.
 - 3 CrOH
 - 4 W indeksach stechiometrycznych stosuj cyfry arabskie:
 $\text{Cr}(\text{OH})_3$
 - 5 Wzór sumaryczny wodorotlenku chromu(III) to $\text{Cr}(\text{OH})_3$.
- ! Indeksów stechiometrycznych o wartości 1 nie zapisuje się we wzorze sumarycznym.
- ! Indeks stechiometryczny dotyczy całej grupy wodorotlenowej, więc zapisuje się ją w nawiasie.

Nazwy systematyczne i wzory wybranych wodorotlenków zebrano w tabeli 13.

Tabela 13. Nazwy i wzory wybranych wodorotlenków

Nazwa systematyczna wodorotlenku	Wzór sumaryczny wodorotlenku
wodorotlenek sodu	NaOH
wodorotlenek wapnia	$\text{Ca}(\text{OH})_2$
wodorotlenek glinu	$\text{Al}(\text{OH})_3$
wodorotlenek miedzi(II)	$\text{Cu}(\text{OH})_2$

Miedź w związkach chemicznych **przyjmuje wartościowość I lub II**.

Zasady

Zasady to związki chemiczne, które w wodnych roztworach dysocjują na kationy metali i aniony OH^- . Do zasad zalicza się:

- ▶ **wszystkie wodorotlenki metali 1. grupy** układu okresowego pierwiastków chemicznych, np. KOH – wodorotlenek potasu, NaOH – wodorotlenek sodu,
 - ▶ **niektóre wodorotlenki metali 2. grupy** układu okresowego, np. $\text{Ba}(\text{OH})_2$ – wodorotlenek baru, $\text{Sr}(\text{OH})_2$ – wodorotlenek strontu.
- Do zasad zaliczane są też wodny **roztwór amoniaku** $\text{NH}_3(\text{aq})$ i **niektóre związki organiczne**. W roztworze wodnym amoniaku znajduje się niewielka liczba jonów: NH_4^+ i OH^- .

! Nie każdy wodorotlenek jest zasadą, np. $\text{Fe}(\text{OH})_3$, nie każda zasada jest wodorotlenkiem, np. $\text{NH}_3(\text{aq})$.

Rozpuszczalność wodorotlenków w wodzie

Do ustalenia, czy dany wodorotlenek rozpuszcza się w wodzie czy nie, przydatna jest *Tabela rozpuszczalności soli i wodorotlenków* zamieszczona na końcu podręcznika – fragment tabeli przedstawiono na rys. 15.

Na przykład aby sprawdzić, czy wodorotlenek miedzi(II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ rozpuszcza się w wodzie, **należy znaleźć**:

- ▶ **kation**, który wchodzi w skład wodorotlenku: Cu^{2+} ,
 - ▶ **anion**, który wchodzi w skład wodorotlenku: OH^- ,
- a potem **w miejscu przecięcia** odpowiedniej kolumny z właściwym wierszem **odczytać symbol** i **sprawdzić jego znaczenie w legendzie**.

anion \ kation	OH^-	Cl^-
NH_4^+	R	R
Cu^{2+}	T	R
Na^+	R	R
Zn^{2+}	T	R
Ca^{2+}	S	R

litera **T** oznacza, że wodorotlenek miedzi(II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ to substancja trudno rozpuszczalna

R – substancja dobrze rozpuszczalna ($> 2 \text{ g}/100 \text{ g H}_2\text{O}$)

S – substancja średnio rozpuszczalna ($0,1 \text{ g}$ – $2 \text{ g}/100 \text{ g H}_2\text{O}$)

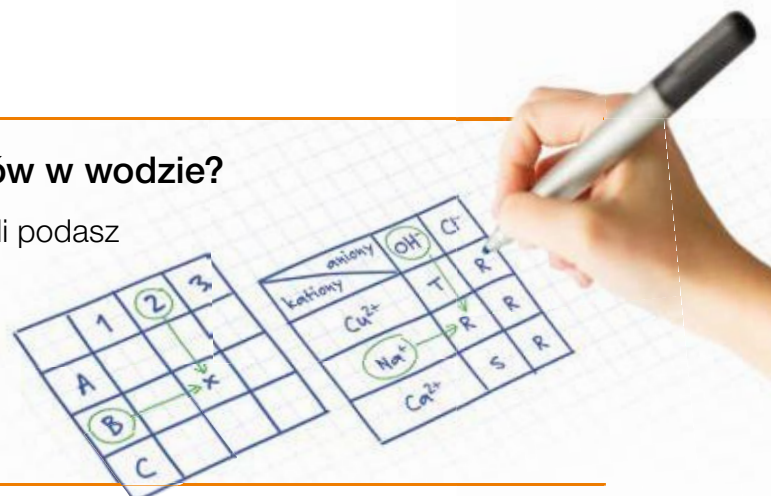
T – substancja trudno rozpuszczalna ($< 0,1 \text{ g}/100 \text{ g H}_2\text{O}$)

Rys. 15. Fragment *Tabeli rozpuszczalności soli i wodorotlenków*.

Jest na to sposób!

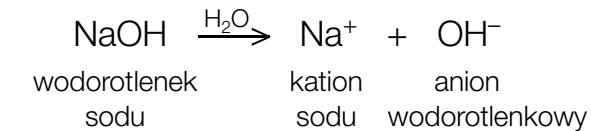
Jak ustalić rozpuszczalność soli i wodorotlenków w wodzie?

Przypomina to grę w statki. Zatopisz jednomasztowiec, jeśli podasz współrzędne pola, na którym się znajduje, np. B2. W tabeli rozpuszczalności współrzędnymi są kationy i aniony tworzące związek chemiczny, którego rozpuszczalność sprawdzamy, np. dla NaOH są to Na^+ i OH^- .



Dysocjacja elektrolityczna wodorotlenków rozpuszczalnych w wodzie

Wodorotlenki rozpuszczalne w wodzie dysocjują na kationy metali i aniony wodorotlenkowe, na przykład:



H_2O → oznaczenie reakcji dysocjacji elektrolitycznej

Właściwości wodorotlenków

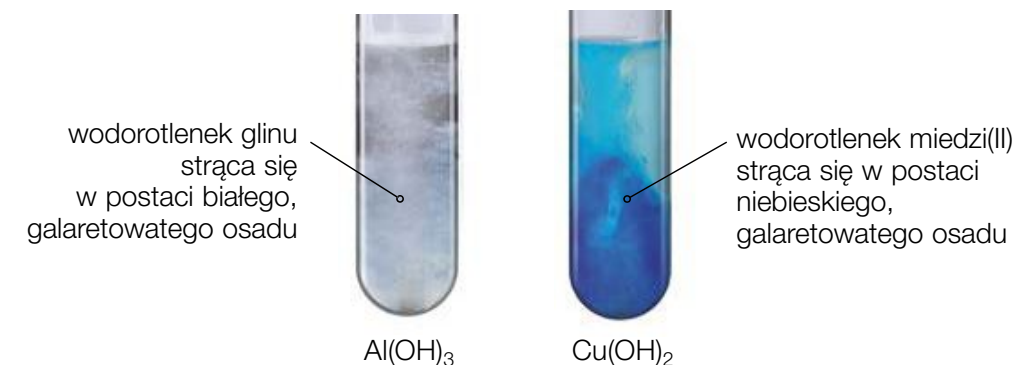
Właściwości wodorotlenków zależą od właściwości metali, które je tworzą.

Wodorotlenki pierwiastków chemicznych 1. i 2. grupy układu okresowego:

- ▶ występują **w stałym stanie skupienia** (fot. 42.),
- ▶ w większości **dobrze rozpuszczają się w wodzie**, tworząc zasady,
- ▶ są **żrące**,
- ▶ wykazują właściwości **higroskopijne**.

Wodorotlenek glinu oraz wodorotlenki pierwiastków chemicznych grup 3.–12. układu okresowego:

- ▶ **trudno rozpuszczają się w wodzie** (fot. 43.),
- ▶ wykazują właściwości **amfoteryczne** lub **zasadowe**.



Fot. 43. Wodorotlenki: glinu i miedzi(II).

W wodorotlenkach występuje **wiązanie jonowe** między kationem metalu a anionem wodorotlenkowym.

Wodne roztwory dobrze rozpuszczalnych wodorotlenków przewodzą prąd elektryczny, więc zasady są **elektrolitami** (fot. 45.).

W zasadach uniwersalny papierek wskaźnikowy przyjmuje barwy od zielonej do granatowej, a roztwór fenoloftaleiny – barwę malinową (różowoczerwoną) (fot. 44.).



Fot. 44. Barwy wskaźników kwasowo-zasadowych w zasadach.



Wodorotlenki 1. i 2. grupy układu okresowego są **żrące**.



NaOH

Fot. 42. Wodorotlenek sodu.

Wiązanie jonowe,
→ patrz s. 56



Fot. 45. Świecąca żarówka świadczy o tym, że zasady przewodzą prąd elektryczny.

Doświadczenie 6.



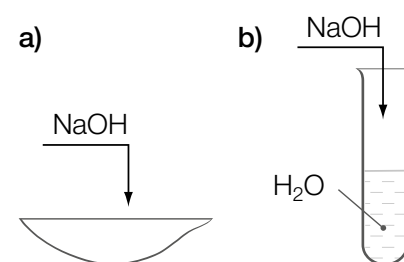
NaOH

Badanie właściwości wodorotlenku sodu

Odczynniki: 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). Zmierz i zanotuj jej temperaturę. Następnie dodaj do wody kilka granulek wodorotlenku sodu. Wymieszaj zawartość probówki bagietką. Zmierz temperaturę roztworu i porównaj ją z temperaturą wody na początku doświadczenia.



Obserwacje:

Granulki wodorotlenku sodu po kilku minutach „rozpływają się” (fot. 46.). Wodorotlenek sodu rozpuszcza się w wodzie, a probówka się rozgrzewa.



wodorotlenek sodu po pochłonięciu pary wodnej z powietrza

Fot. 46. Wodorotlenek sodu rozpuszcza się w wodzie pochłoniętej z powietrza.

Wniosek: Stały wodorotlenek sodu „rozpływa się” wskutek pochłaniania wilgoci (pary wodnej) z powietrza. Rozpuszczanie stałego wodorotlenku sodu w wodzie to proces egzoenergetyczny.

Podczas rozpuszczania w wodzie zarówno dobrze, jak i trudno rozpuszczalnego wodorotlenku powstają aniony wodorotlenkowe, które oddziałują z cząsteczkami wody, czemu towarzyszy wydzielanie się ciepła.

Higroskopijność

Higroskopijność to zjawisko pochłaniania wilgoci przez substancję. Wykazują ją niektóre związki chemiczne, np. wodorotlenek sodu (patrz doświadczenie 6., s. 106) czy kwas siarkowy(VI).

Chemia w akcji

Ziarna ryżu umieszczone w solniczce chronią sól przed pochłanianiem wilgoci z powietrza i zbryleniem (fot. 47.).

Fot. 47. Ryż ma właściwości higroskopijne, czyli wykazuje zdolność do pochłaniania wilgoci.



Rozkład wodorotlenków

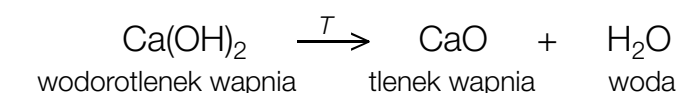
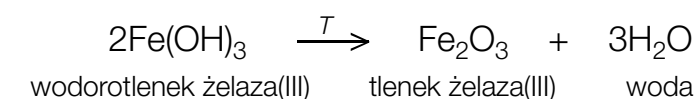
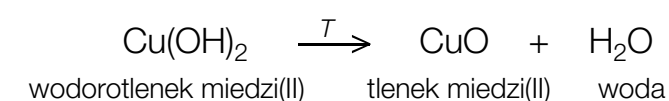
Niektóre wodorotlenki, np. wodorotlenek miedzi(II), wodorotlenek żelaza(III) lub wodorotlenek wapnia, mogą **ulegać rozkładowi pod wpływem podwyższonej temperatury**. W wyniku tej reakcji chemicznej otrzymuje się tlenek metalu i wodę.

Ogólny zapis rozkładu wodorotlenku ma postać:



reakcja **analizy**

Na przykład:



$\xrightarrow{T}$ reakcja zachodzi pod wpływem podwyższonej temperatury

Chemia w akcji

Wodorotlenek wapnia jest składnikiem zaprawy wapiennej, wykorzystywanej w budownictwie. Zaprawa wapienna powstaje po zmieszaniu wodorotlenku wapnia, czyli wapna gaszonego, z piaskiem i wodą (fot. 48.).

Fot. 48. Zaprawę wapienną wykorzystuje się m.in. do tynkowania ścian oraz jako spoiwo cegieł.



Właściwości wodorotlenków amfoterycznych

Doświadczenie 7.

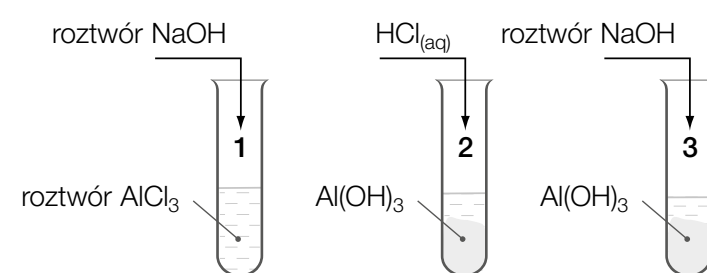


Otrzymywanie wodorotlenku glinu i badanie jego właściwości amfoterycznych

Odczynniki: rozcieńczony roztwór wodorotlenku sodu, rozcieńczony kwas chlorowodorowy, roztwór chlorku glinu.

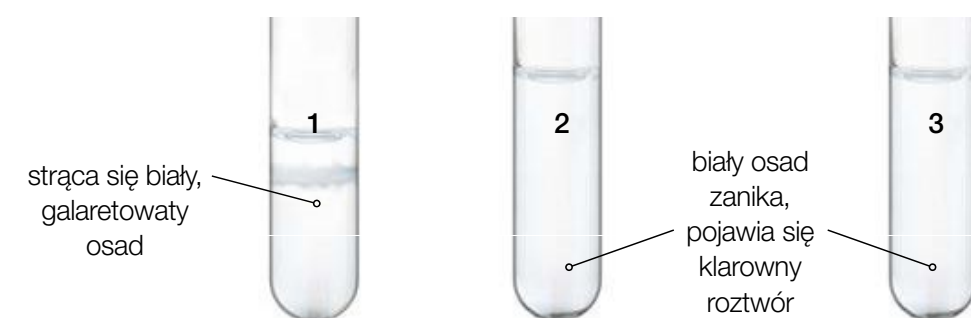
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, pipeta lub wkrapłacz, bagietki szklane, statyw do probówek.

Instrukcja: Do probówki 1. z niewielką ilością roztworu chlorku glinu wkrapłaj roztwór wodorotlenku sodu aż do pojawienia się osadu. Osad przenieś do dwóch czystych probówek. Do probówki 2. wkrapłaj kwas chlorowodorowy, a do 3. – roztwór wodorotlenku sodu (schemat). Wymieszaj zawartość probówek bagietkami.



Obserwacje:

W probówce 1. strącił się biały, galaretowaty osad (fot. 49.). Zarówno w probówce 2. po dodaniu kwasu, jak i w probówce 3. po dodaniu zasady osad zanika i powstaje bezbarwny, klarowny roztwór.



Fot. 49. Otrzymanie wodorotlenku glinu i badanie jego zachowania w reakcjach z kwasem i zasadą.

Wniosek: Chlorek glinu reaguje z wodorotlenkiem sodu, tworząc trudno rozpuszczalny w wodzie wodorotlenek glinu (probówka 1.).

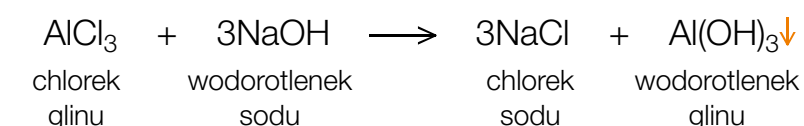
Wodorotlenek glinu reaguje zarówno z kwasem (probówka 2.), jak i zasadą (probówka 3.), zatem **wykazuje charakter amfoteryczny**.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 109

początek doświadczenia na s. 108

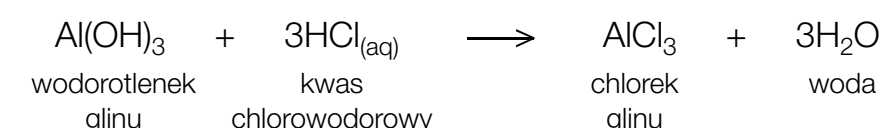
Równania reakcji chemicznych:

Probówka 1.

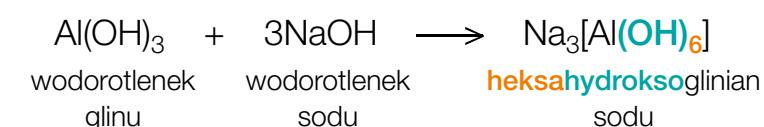


↓ produkt strąca się w postaci osadu

Probówka 2.



Probówka 3.



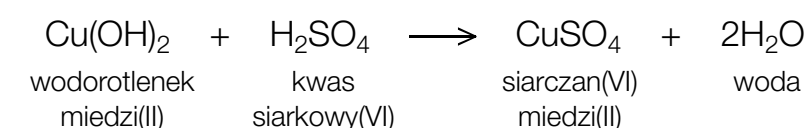
Wodorotlenki amfoteryczne reagują zarówno z kwasami, jak i zasadami.

Ogólny zapis reakcji wodorotlenku amfoterycznego z kwasem ma postać:



reakcja **wymiany**

Na przykład:

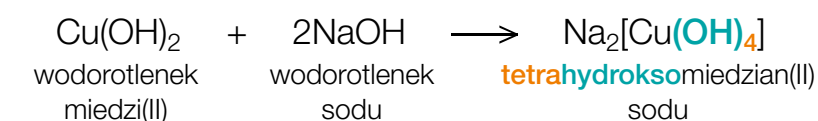


Ogólny zapis reakcji wodorotlenku amfoterycznego z zasadą ma postać:



reakcja **syntezy**

Na przykład:



Do wodorotlenków amfoterycznych należą m.in.:

- ▶ Al(OH)_3 – wodorotlenek glinu,
- ▶ Cu(OH)_2 – wodorotlenek miedzi(II),
- ▶ Zn(OH)_2 – wodorotlenek cynku,
- ▶ Cr(OH)_3 – wodorotlenek chromu(III) (fot. 50.).



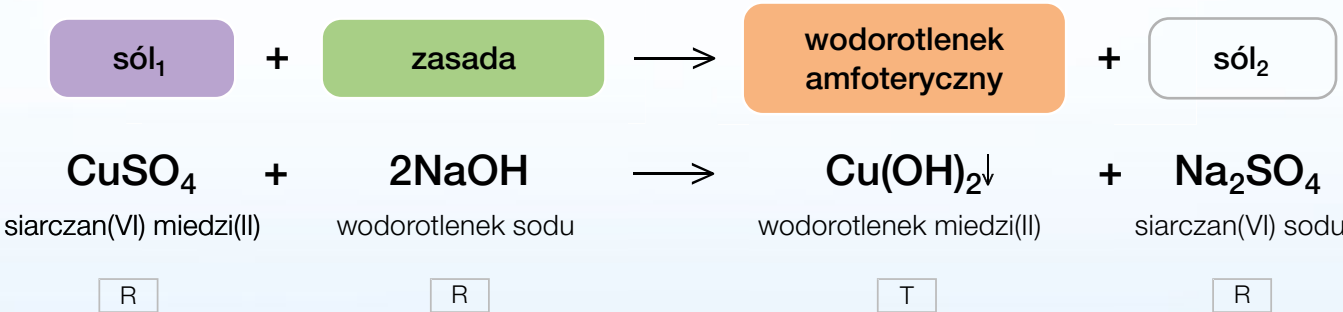
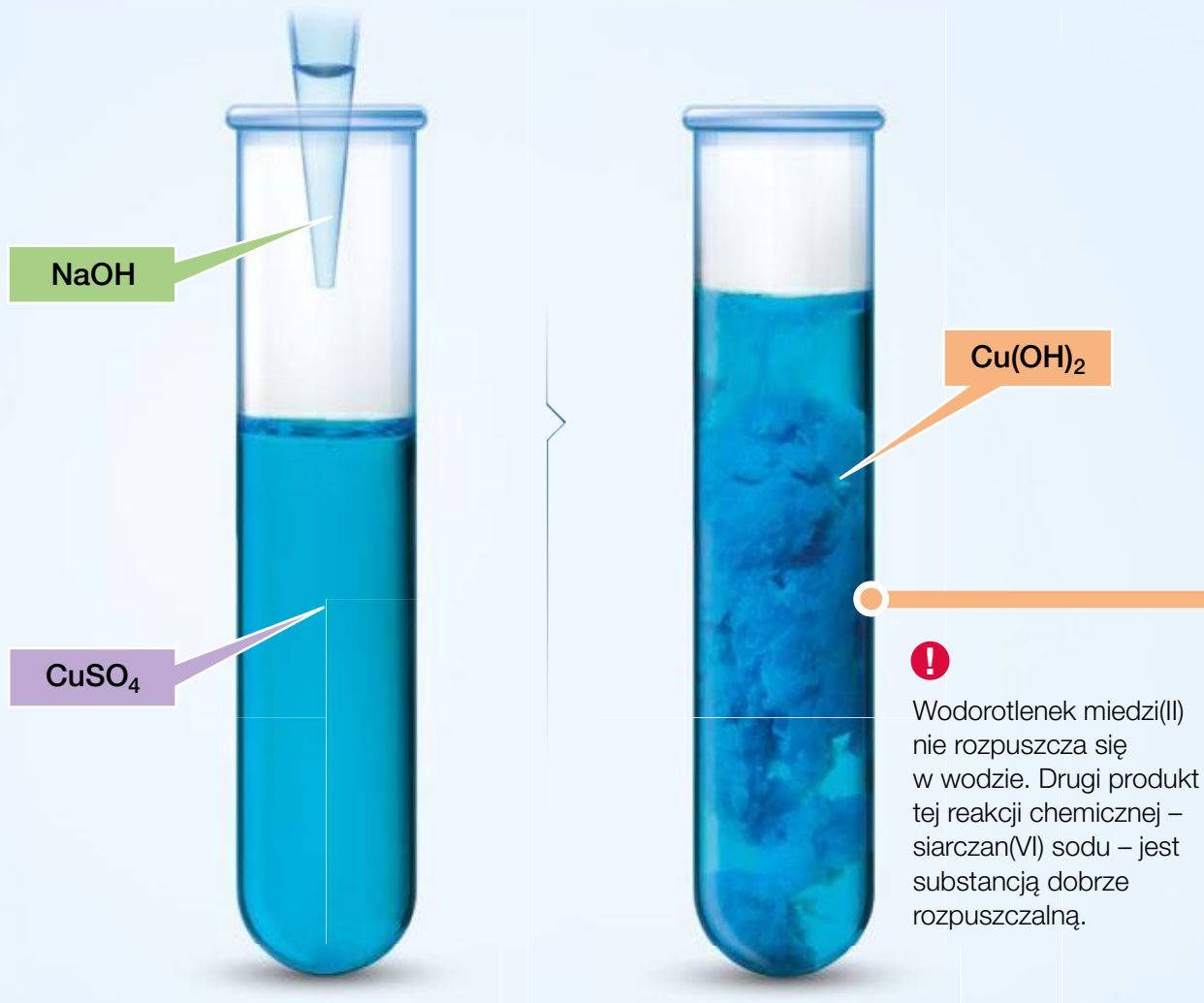
Fot. 50. Wodorotlenek chromu(III).

Otrzymywanie i właściwości wodorotlenków amfoterycznych

Wodorotlenki amfoteryczne to związki chemiczne, które reagują zarówno z kwasami, jak i zasadami. Wodorotlenki amfoteryczne można otrzymać w reakcji soli z zasadami.

Otrzymywanie wodorotlenku miedzi(II)

Wodorotlenek miedzi(II) jest przykładem wodorotlenku amfoterycznego. Można go otrzymać w reakcji siarczanu(VI) miedzi(II) z wodorotlenkiem sodu.



Przykłady wodorotlenków amfoterycznych:

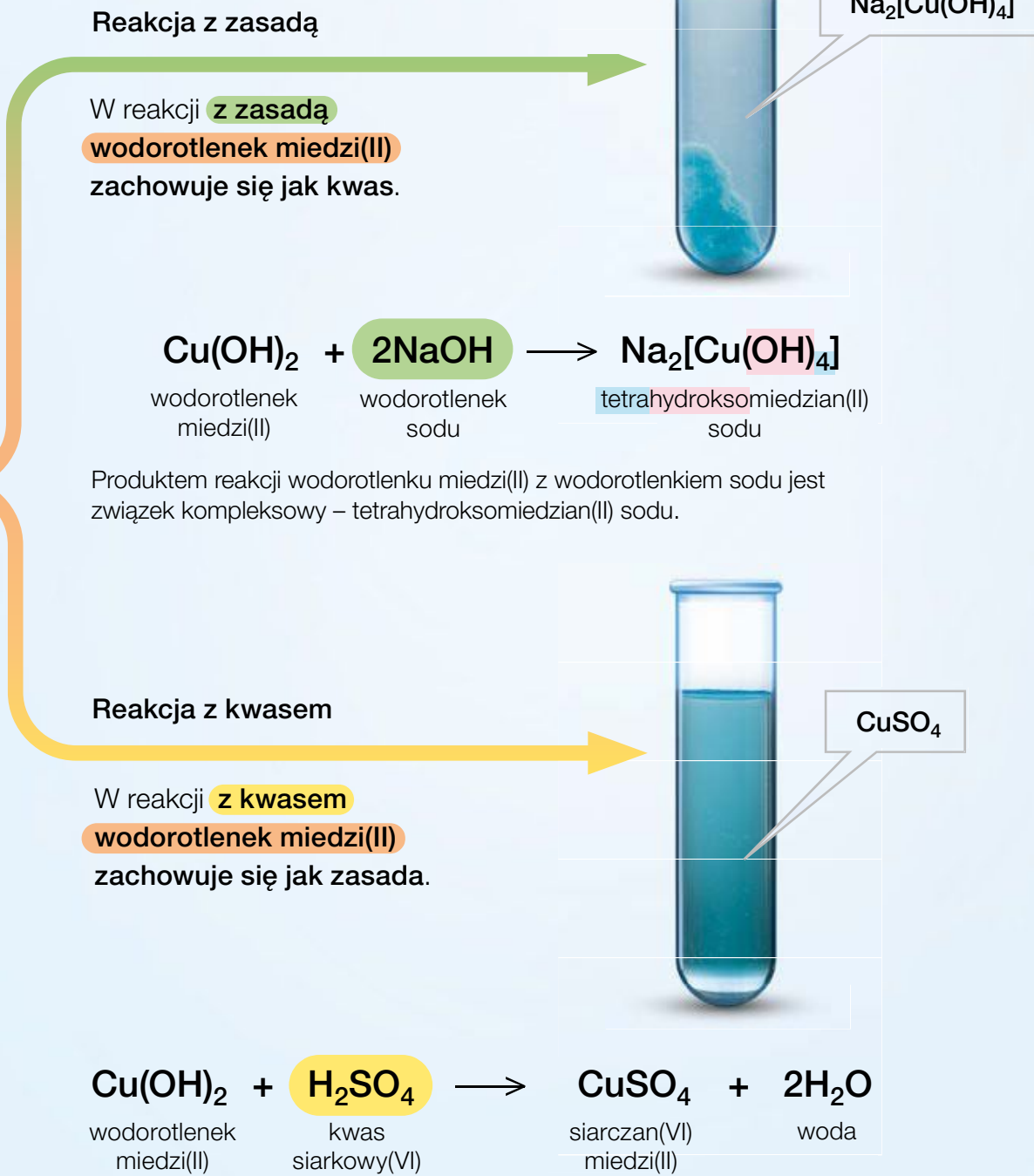
- Al(OH)₃ – wodorotlenek glinu
- Zn(OH)₂ – wodorotlenek cynku
- Cr(OH)₃ – wodorotlenek chromu(III)

Fragment tabeli rozpuszczalności

	SO ₄ ²⁻	OH ⁻	
Na ⁺	R	R	R substancja dobrze rozpuszczalna (> 2 g/100 g H ₂ O)
Cu ²⁺	R	T	T substancja trudno rozpuszczalna (< 0,1 g/100 g H ₂ O)

Amfoteryczne właściwości wodorotlenku miedzi(II)

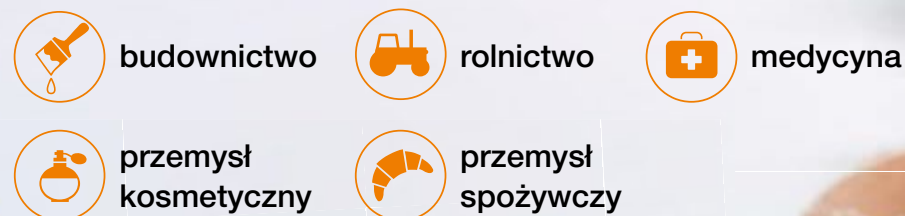
W zależności od środowiska reakcji chemicznej wodorotlenek miedzi(II) zachowuje się jak kwas lub jak zasada.



Jednym z produktów reakcji wodorotlenku miedzi(II) z kwasem siarkowym(VI) jest sól – siarczan(VI) miedzi(II).

Zastosowania wodorotlenków

Reaktywne wodorotlenki litowców i berylówców nie występują w środowisku przyrodniczym. Pozostałe można spotkać w postaci minerałów.



■ Budownictwo

Mieszanina Ca(OH)_2 , piasku i wody jest nazywana zaprawą wapienną. W wyniku reakcji Ca(OH)_2 z CO_2 znajdującym się w powietrzu zaprawa twardnieje.

■ Rolnictwo

Ze względu na właściwości bakteriobójcze Ca(OH)_2 stosuje się do bielenia pni drzew owocowych. Wodnego roztworu amoniaku NH_3 używa się jako nawozu dla roślin.

■ Przemysł spożywczy

KOH jest stosowany przy produkcji kakao oraz wyrobów kakaowych i czekoladowych.

■ Medycyna

Fe(OH)_3 jest składnikiem leków na niedokrwistość, a Mg(OH)_2 i Al(OH)_3 – środków zobojętniających nadmiar soku żołądkowego. Cu(OH)_2 służy natomiast m.in. do wykrywania glukozy (próba Trommera) oraz wiązania peptydowego w białkach (reakcja biuretowa).

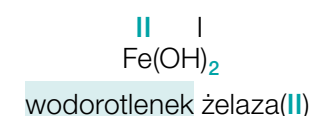
■ Środki czystości

Mg(OH)_2 i Al(OH)_3 wykorzystuje się w produkcji pasty do zębów. Z kolei mydła, kosmetyki myjące oraz środki piorące wytwarza się z użyciem m.in. NaOH i KOH .

Ważne w temacie Wodorotlenki

1. Ustalam wzory sumaryczne i nazwy wodorotlenków.

Do słowa „wodorotlenek” dodaje się nazwę metalu podaną w dopełniaczu i – jeśli to konieczne – wartościowość metalu zapisaną w nawiasie, np.



2. Zapisuję równania reakcji otrzymywania wodorotlenków różnymi metodami:

- metal aktywny + woda $\longrightarrow$ wodorotlenek + wodór
- tlenek metalu aktywnego + woda $\longrightarrow$ wodorotlenek
- wodorek metalu + woda $\longrightarrow$ wodorotlenek + wodór

3. Wymieniam właściwości wodorotlenków:

- występują w nich wiązania jonowe,
- zasady przewodzą prąd elektryczny,
- niektóre wodorotlenki dobrze rozpuszczają się w wodzie,
- niektóre są żrące i wykazują właściwości higroskopijne.

4. Zapisuję równania reakcji chemicznych wodorotlenków:

- wodorotlenek + kwas $\longrightarrow$ sól + woda
- wodorotlenek amfoteryczny + zasada $\longrightarrow$ hydroksokompleks
- wodorotlenek $\longrightarrow$ tlenek metalu + woda

Zapamiętaj!

Wodorotlenki – związki chemiczne zbudowane z kationów metali i anionów wodorotlenkowych.

Zasady – związki chemiczne, które w wodnych roztworach dysocjują na kationy metali i aniony OH^- . Do zasad należy też wodny roztwór amoniaku.

Higroskopijność – zdolność substancji do pochłaniania wilgoci.

Zadania



1. Napisz wzory sumaryczne wodorotlenków o podanych nazwach.

- | | |
|----------------------|-----------------------------|
| a) wodorotlenek litu | c) wodorotlenek kobaltu(II) |
| b) wodorotlenek baru | d) wodorotlenek miedzi(II) |

2. Napisz nazwy systematyczne wodorotlenków o podanych wzorach.

- | | | | |
|------------------|----------------------|----------------------|----------------------|
| a) LiOH | b) Mg(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, jak wodorotlenki regulują kwasowość produktów spożywczych.

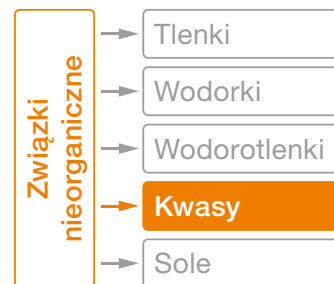
11 Kwasy



Fot. 51. Kwas zawarty w cytrynie zmienia barwę roztworu herbaty.

Ważne w tym temacie:

- budowa i nazewnictwo kwasów
- otrzymywanie kwasów
- podział kwasów
- właściwości chemiczne kwasów

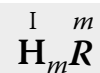


Kiedy dodajemy plasterki cytryny do zaparzonej herbaty (fot. 51.) czy kwas cytrynowy do gotowanych buraków, natychmiast obserwujemy zmianę zabarwienia cieczy.

Budowa kwasów

Kwasy to substancje, których cząsteczki w wodnych roztworach dysocjują na kationy H^+ i aniony reszty kwasowej.

Wzór ogólny kwasów ma postać:



gdzie:

R to symbol reszty kwasowej,

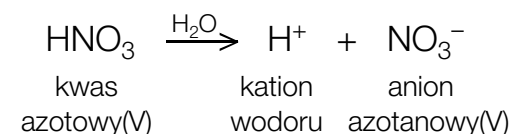
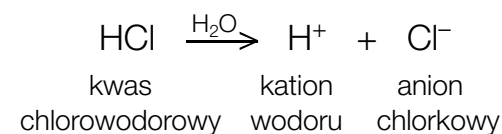
m to wartościowość reszty kwasowej (równa liczbie atomów wodoru w cząsteczce kwasu).

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**.

Dysocjacja elektrolityczna kwasów

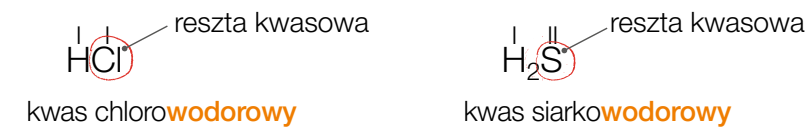
Kwasy w roztworze wodnym dysocjują na kationy wodoru i aniony reszty kwasowej, na przykład:



Nazewnictwo kwasów

Nazwy kwasów beztlenowych tworzy się przez dodanie do słowa „kwas” nazwy niemetalu występującego w reszcie kwasowej, łącznika „o” oraz końcówki „-wodorowy”.

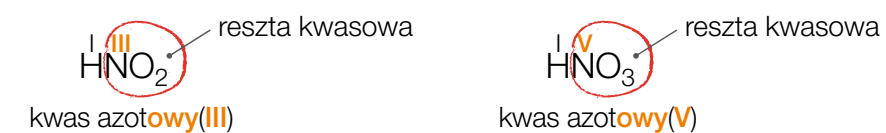
Na przykład:



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 kwasach różne wartościowości, to należy je uwzględnić w nazwie.

Na przykład:



Wybrane pierwiastki chemiczne tworzące kwasy beztlenowe

	1																	
	1	H																
1		2												13	14	15	16	17
2																		18
3			3	4	5	6	7	8	9	10	11	12						
4																		
5																		
6																		
7																		

Wybrane pierwiastki chemiczne tworzące kwasy tlenowe

	1															16		18
1	H	2																
2																		
3			3	4	5	6	7	8	9	10	11	12		13	14	15	16	17
4																		
5																		
6																		
7																		

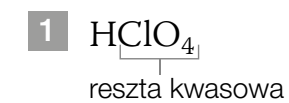
Przykład 19.

Plan rozwiązywania

- 1 Określ wartościowość reszty kwasowej.
- 2 Ustal wartościowość wszystkich pierwiastków w kwasie.
- 3 Napisz odpowiedź.

Jak ustalić nazwę kwasu na podstawie jego wzoru sumarycznego?

Podaj nazwę systematyczną kwasu o wzorze sumarycznym $HClO_4$.



We wzorze sumarycznym tego kwasu występuje jeden atom wodoru, dlatego reszta kwasowa jest jednowartościowa:



- 2 Tlen w tym związku chemicznym jest dwuwartościowy. Znaając wartościowość reszty kwasowej, można wyznaczyć wartościowość chloru:



$$x = 4 \cdot II - I$$

$$x = VII$$

Wartościowość chloru w kwasie o wzorze sumarycznym $HClO_4$ wynosi VII.

- 3 Nazwa tego kwasu to kwas chlorowy(VII).

Otrzymywanie kwasów beztlenowych

Doświadczenie 8.

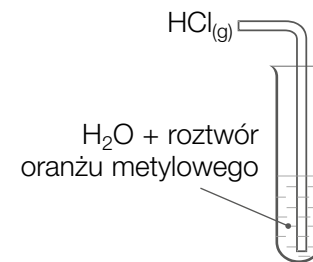


Otrzymywanie kwasu chlorowodorowego

Odczynniki: chlorowódz, woda destylowana, roztwór oranżu metylowego.

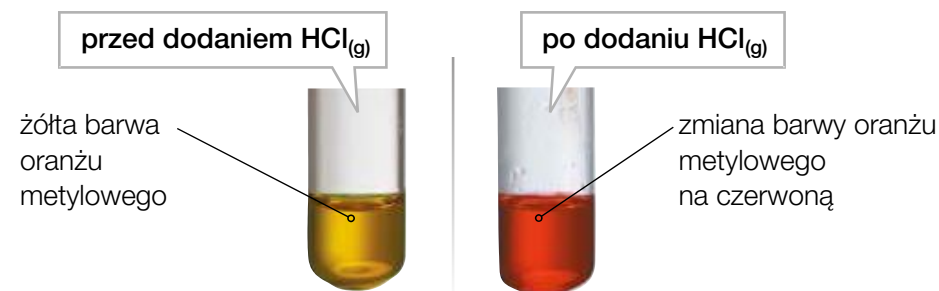
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, statyw do probówek, szklana rurka.

Instrukcja: Do probówki z wodą i roztworem oranżu metylowego dodaj chlorowódz (schemat).



Obserwacje:

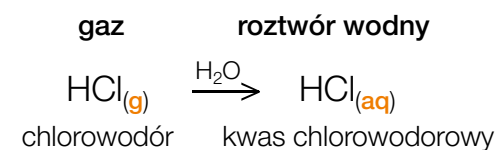
Po dodaniu chlorowodoru $\text{HCl}_{(g)}$ zawartość probówki zmienia barwę z żółtej na czerwoną (fot. 52.).



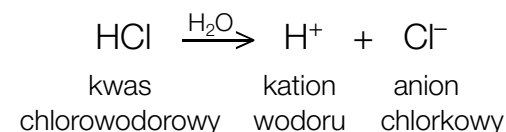
Fot. 52. Czerwona barwa oranżu metylowego świadczy o obecności kwasu.

Wniosek: $\text{HCl}_{(g)}$ rozpuszcza się w wodzie, tworząc $\text{HCl}_{(aq)}$.

Proces ten przedstawia równanie:



Barwa wskaźnika wskazuje na obecność jonów wodorowych.



Kwasy beztlenowe można otrzymać w wyniku rozpuszczania w wodzie odpowiedniego związku wodoru z niemetałem.

Ogólny zapis otrzymywania kwasów beztlenowych ze związków wodoru z niemetałem ma postać:



Ogólny zapis otrzymywania wodoru niemetalu ma postać:



Doświadczenie należy przeprowadzać pod wyciągiem (dygestorium).

g – oznaczenie substancji w gazowym stanie skupienia

aq – oznaczenie substancji rozpuszczonej w wodzie

Reakcje wodoru z niemetalami
→ patrz s. 97

Otrzymywanie kwasów tlenowych

Doświadczenie 9.

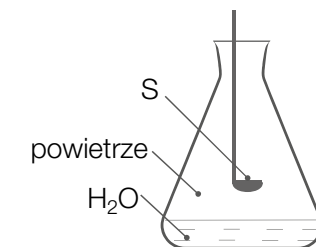


Otrzymywanie kwasu siarkowego(IV)

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 wstrząśnij jej zawartością. Zanurz uniwersalny papierek wskaźnikowy w otrzymanym roztworze.



Uważaj, by nie zanurzyć łyżki z płonącą siarką w wodzie.

Obserwacje:

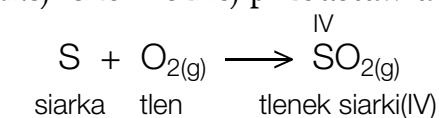
Siarka spala się niebieskim płomieniem (fot. 53.). Uniwersalny papierek wskaźnikowy zanurzony w otrzymanym roztworze zmienia barwę z żółtej na czerwoną.



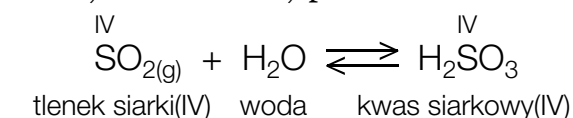
Fot. 53. W wyniku spalania siarki w powietrzu powstaje gaz, który następnie reaguje z wodą.

Wniosek: Siarka reaguje z tlenem znajdującym się w powietrzu.

Przebieg tej reakcji chemicznej przedstawia równanie:



Tlenek siarki(IV) w reakcji z wodą tworzy kwas siarkowy(IV). Przebieg tej reakcji chemicznej przedstawia równanie:



Tlenek siarki(IV) SO_2 jest tlenkiem kwasowym kwasu siarkowego(IV).

Doświadczenie wykonuj pod wyciągiem (dygestorium).

Kwas siarkowy(IV) jest nietrwały – w bardziej stężonych roztworach samorzutnie rozkłada się na tlenek siarki(IV) i wodę.

reakcja syntezy

Ogólny zapis otrzymywania kwasu w reakcji tlenku kwasowego z wodą ma postać:

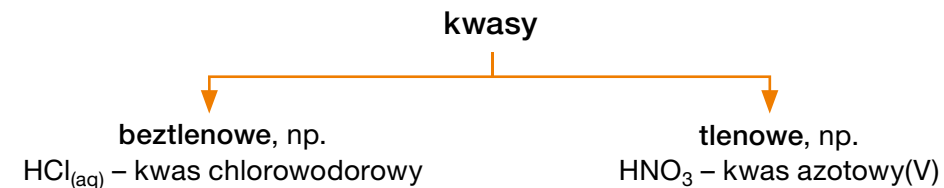


Inny sposób otrzymywania kwasów tlenowych poznasz w temacie *Sole*, s. 133.

Podział kwasów nieorganicznych

Kwasy nieorganiczne można podzielić ze względu na dwa kryteria:

obecność tlenu w reszcie kwasowej:



właściwości chemiczne.

Właściwości kwasów

- 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 .



Fot. 54. Kwasy chlorowodorowy i siarkowodorowy oraz roztwór kwasu azotowego(V).

- Kwasy **dobrze rozpuszczają się w wodzie**, tworząc roztwory o różnych stężeniach.

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 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. 55.).

Fot. 55. Kwaśne opady niszczą tkanki roślin.

- Stężone roztwory niektórych kwasów są **żrące**, dlatego podczas pracy z nimi należy zachować szczególną ostrożność (fot. 56.). Stężony roztwór kwasu należy wlewać do wody powoli. Jeśli postąpimy odwrotnie – czyli wlejemy wodę do stężonego roztworu kwasu – woda zacznie wrzeć na powierzchni, a krople roztworu kwasu wraz z wodą wyprysną poza naczynie. Jest to bardzo niebezpieczne, ponieważ grozi poparzeniem.



Podczas rozcieńczania stężonych roztworów kwasów **WLEWAJ KWAS DO WODY!**



Podczas rozcieńczania stężonego roztworu kwasu wydzielą się energia na sposób ciepła – jest to więc **proces egzoenergetyczny**.

Fot. 56. Przy rozcieńczaniu kwasu ważna jest kolejność czynności – zawsze należy wlewać kwas do wody.

- W kwasach między atomami wodoru i tlenu oraz tlenu i niemetalu występują wiązania **kowalencyjne spolaryzowane**.
- Roztwory kwasów rozpuszczalnych w wodzie **przewodzą prąd elektryczny**, czyli kwasy są elektrolitami (fot. 57.).
- W roztworze kwasu uniwersalny papierek wskaźnikowy barwi się na czerwono (lub pomarańczowo). Roztwór oranżu metylowego również zmienia barwę z żółtej na czerwoną (fot. 58.).



Fot. 57. Barwy wskaźników kwasowo-zasadowych w roztworze kwasu.

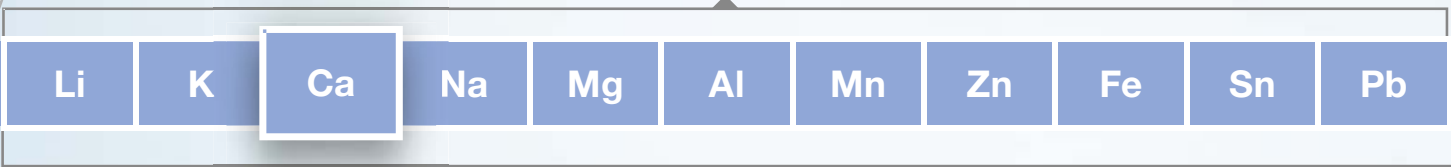


Fot. 58. Świecąca żarówka świadczy o tym, że kwasy przewodzą prąd elektryczny.

Badanie właściwości kwasów nieutleniających i utleniających

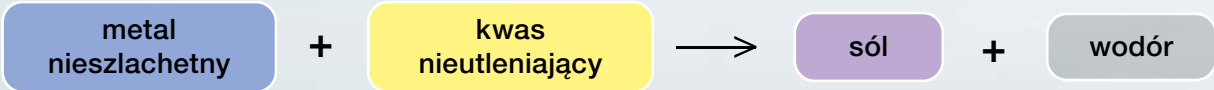
Kwasy można podzielić ze względu na ich właściwości utleniające. **Kwasy nieutleniające** reagują jedynie z metalami nieszlachetnymi. Natomiast **kwasy utleniające** reagują zarówno z metalami nieszlachetnymi, jak i szlachetnymi. To, czy metal będzie reagował z kwasem, można ustalić, korzystając z **szeregu aktywności metali**. Zdolność metalu do reakcji z kwasem zależy **od położenia metalu** w szeregu aktywności. Metale są w nim ułożone w kolejności od najbardziej do najmniej aktywnego chemicznie.

szereg aktywności metali



Reakcja kwasu nieutleniającego z metalem

W reakcji kwasów nieutleniających z metalami nieszlachetnymi powstają sole i gazowy wodór. **Kwasy nieutleniające nie reagują z metalami szlachetnymi.**



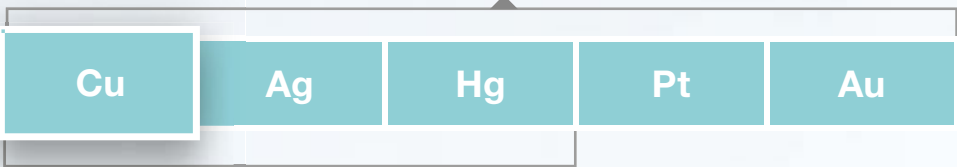
Przykłady kwasów nieutleniających

- $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{rozc.})}$
- HCl , HBr , HI
- HCOOH , CH_3COOH

Przykłady kwasów utleniających

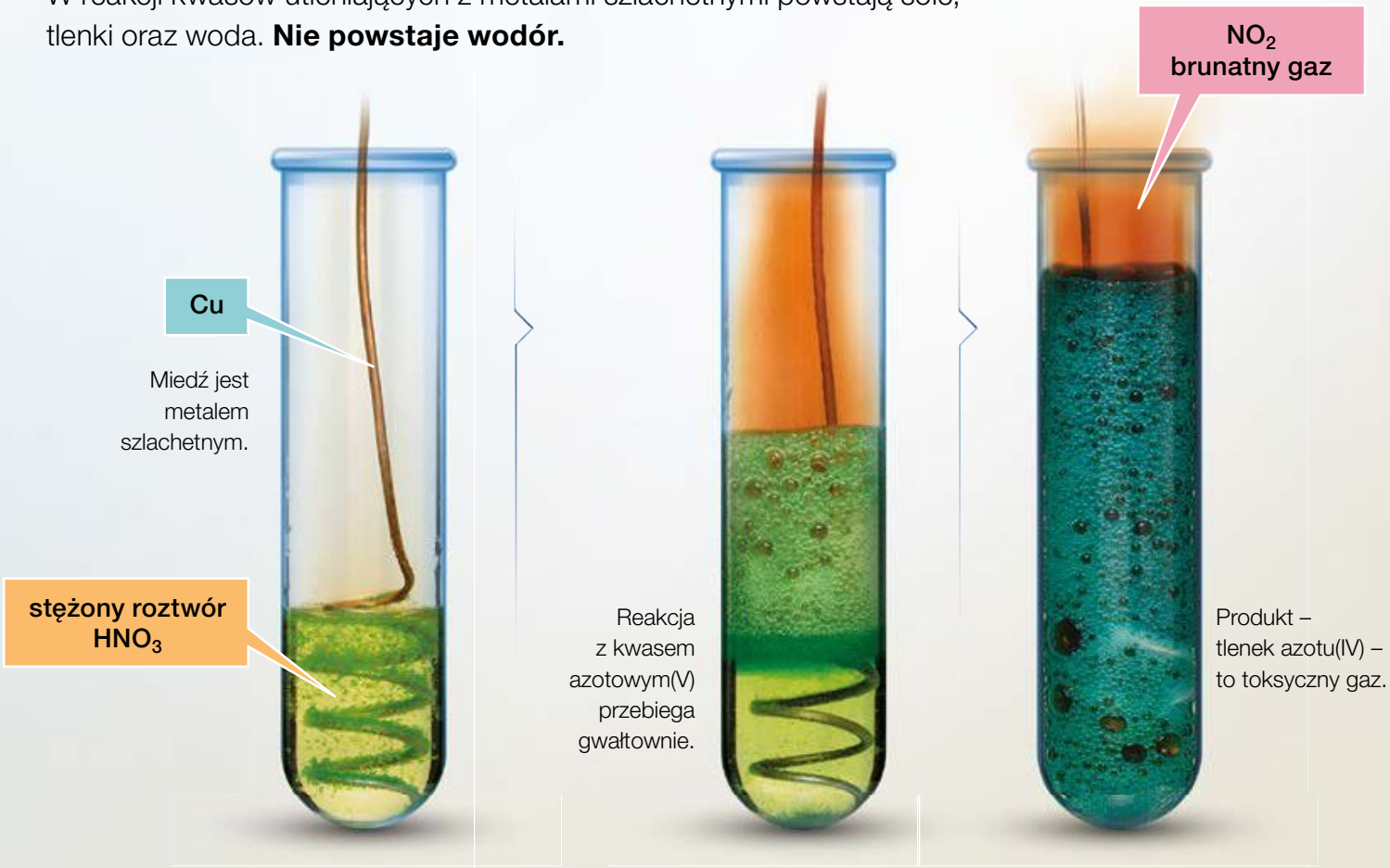
- HNO_3
- HClO_3 , HClO_4
- H_2CrO_4
- $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{stęż.})}$

metale szlachetne



Reakcja kwasu utleniającego z metalem szlachetnym

W reakcji kwasów utleniających z metalami szlachetnymi powstają sole, tlenki oraz woda. **Nie powstaje wodór.**



Zastosowania kwasów

W uzdrowiskach, np. w Krynicy-Zdroju, H_2S jest składnikiem wód leczniczych, a CO_2 rozpuszczony w wodzie jest stosowany do tzw. kąpeli kwasowęglowych, leczących choroby skórne.

Przemysł spożywczy

H_3PO_4 dodaje się do galaretek oraz napojów typu cola, a HCl wykorzystuje się w procesie produkcji m.in. sztucznego miodu, cukru, przypraw, twarogów i serków homogenizowanych.



przemysł spożywczy



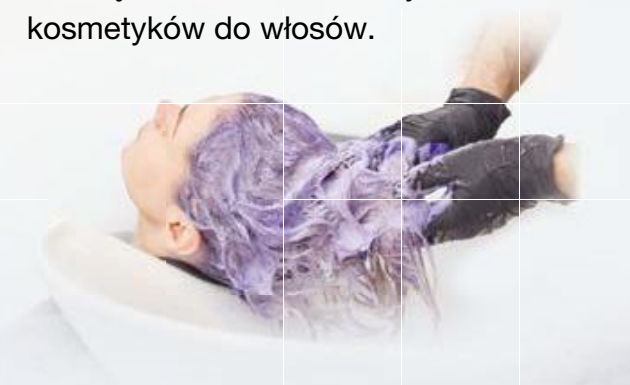
przemysł kosmetyczny



motoryzacja

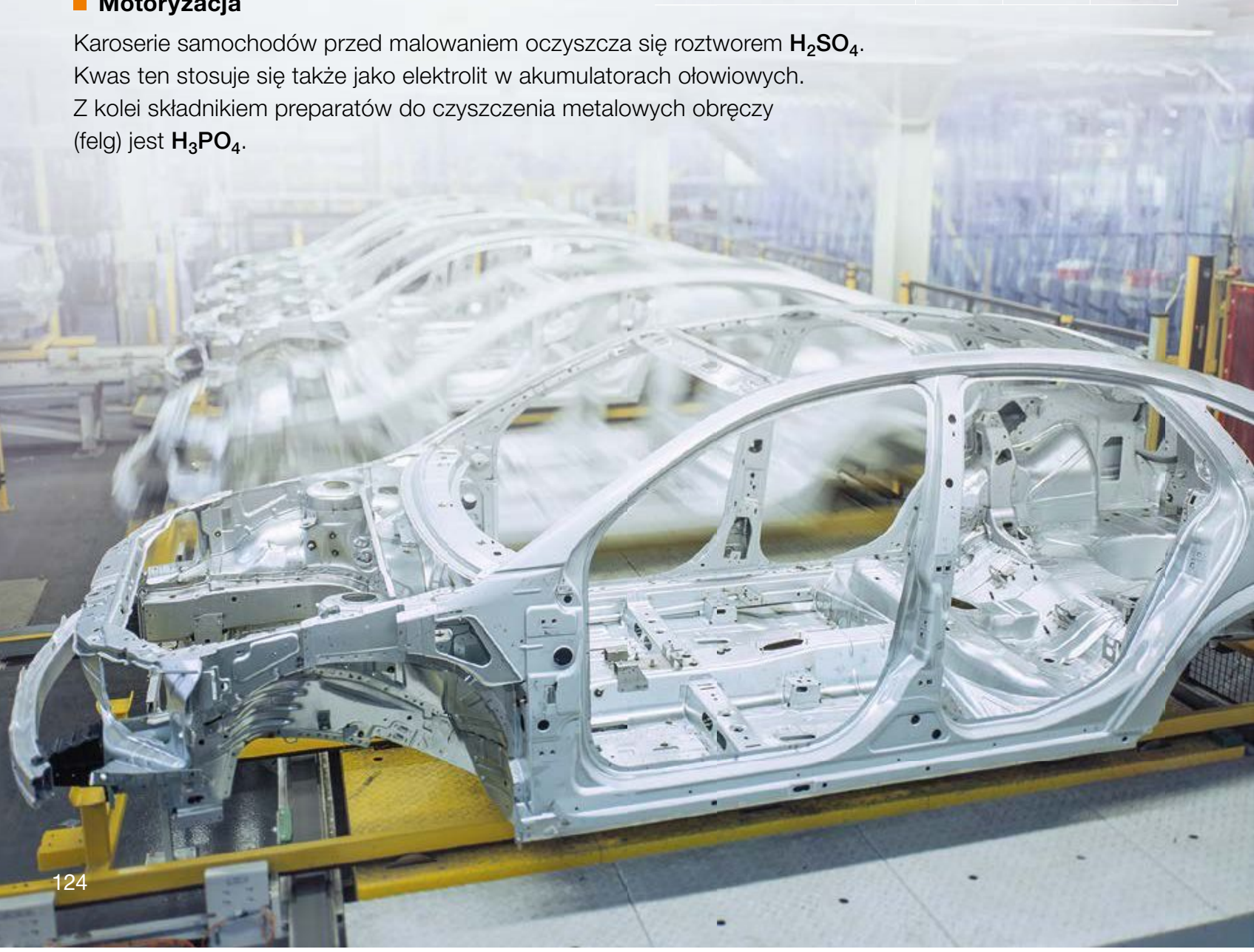
Przemysł kosmetyczny

Barwniki produkowane przy użyciu HCl są składnikami niektórych kosmetyków do włosów.



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 .

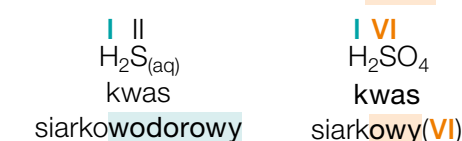


Ważne w temacie Kwasy

1. Ustalam wzory sumaryczne i nazwy kwasów.

Nazwy kwasów beztlenowych tworzy się, dodając do słowa „kwas”, nazwę niemetalu występującego w reszcie kwasowej, łącznik „o” oraz końcówkę „-wodorowy”.

Nazwy kwasów tlenowych tworzy się przez dodanie do słowa „kwas” nazwy pierwiastka chemicznego, który oprócz atomów tlenu występuje w reszcie kwasowej, oraz końcówki „-owy”, np.:



2. Zapisuję równania reakcji otrzymywania kwasów:

- wodorek niemetalu $\xrightarrow[\text{w wodzie}]{\text{rozpuszczanie}}$ kwas beztlenowy
- tlenek kwasowy + woda $\rightarrow$ kwas tlenowy

3. Dzielę kwasy:

- ze względu na obecność tlenu w reszcie kwasowej:
 - kwasy tlenowe, np. HNO_3 ,
 - kwasy beztlenowe, np. $\text{HCl}_{(\text{aq})}$,
- ze względu na moc:
 - kwasy mocne, np. HNO_3 ,
 - kwasy słabe, np. $\text{H}_2\text{S}_{(\text{aq})}$.

Kwasy

5. Wymieniam właściwości kwasów:

- niektóre stężone roztwory kwasów są żrące,
- roztwory kwasów rozpuszczalnych w wodzie przewodzą prąd elektryczny,
- w kwasach występują wiązania kowalencyjne spolaryzowane.

4. Opisuję zmianę mocy kwasów beztlenowych i tlenowych.

- Moc kwasów beztlenowych** zwiększa się wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej pierwiastka chemicznego.
- Moc kwasów tlenowych** zwiększa się wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej pierwiastka chemicznego w reszcie kwasowej w okresie, ale zmniejsza się wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej pierwiastka chemicznego w grupie.

Zapamiętaj!

Kwasy – substancje, których cząsteczki w wodnych roztworach dysocjują na kationy H^+ i aniony reszty kwasowej.

Reszta kwasowa – atom lub grupa atomów znajdujące się w cząsteczce każdego kwasu oprócz atomów wodoru.

Moc kwasu – zdolność do odłączenia kationów wodoru od cząsteczki kwasu w jego roztworze wodnym.

Kwas mocny – kwas występujący w roztworze wodnym w postaci jonów.

Kwas słaby – kwas występujący w roztworze wodnym w postaci jonów i cząsteczek.

Zadania



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. 117.

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 ich tlenków. Napisz i uzgodnij równania reakcji otrzymywania tych kwasów.



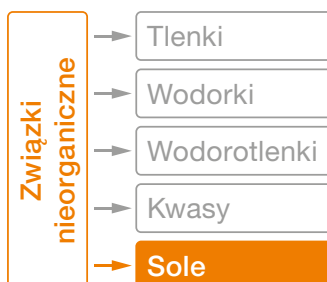
12 Sole



Fot. 59. Wodny roztwór NaCl (o stężeniu 0,9 %) jest wykorzystywany jako środek nawadniający i uzupełniający niedobór elektrolitów w organizmie np. po zabiegach operacyjnych.

Ważne w tym temacie:

- budowa i nazewnictwo soli, w tym wodorosoli i hydroksosoli
- otrzymywanie soli różnymi metodami
- właściwości fizyczne i chemiczne soli

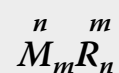


Sól kuchenna – chlorek sodu NaCl – jest substancją o wiązaniu jonowym, która bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie. Wodny roztwór chlorku sodu o stężeniu 0,9 % jest stosowany m.in. w medycynie i farmacji (fot. 59.)

■ Jak są zbudowane sole?

Sole są zbudowane z kationów metali (lub kationów będących grupą atomów, np. NH_4^+) i anionów reszty kwasowej.

Ich wzór ogólny ma postać



gdzie:

M to symbol metalu lub grupy atomów, np. NH_4^+ ,

R to symbol reszty kwasowej,

n to wartościowość metalu,

m to wartościowość reszty kwasowej.

► Chemia w akcji

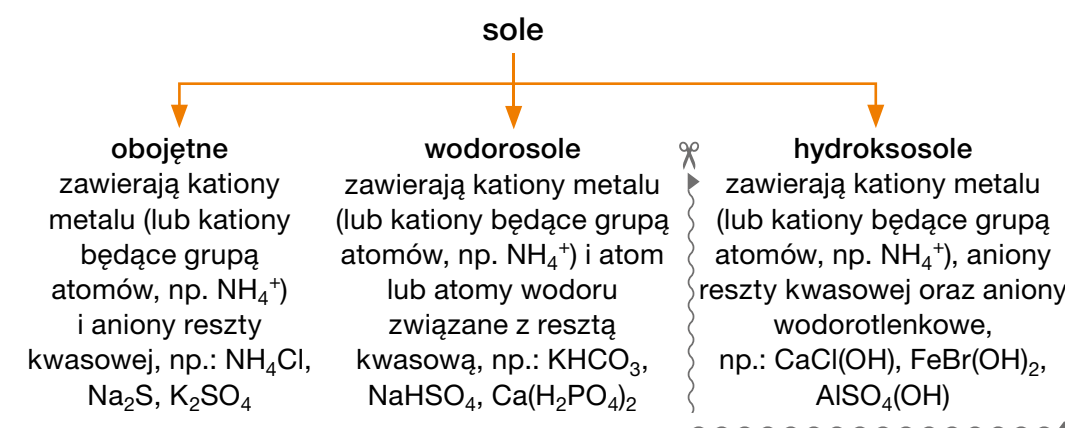
Przypalonego jedzenia można się pozbyć z naczynia w prosty sposób – wystarczy zanurzyć garnek lub patelnię na kilka minut w ciepłej wodzie z dodatkiem sody oczyszczonej, a potem umyć (fot. 60.). Soda oczyszczona (wodorowęglan sodu) reaguje z wodą, w wyniku czego powstaje substancja, która usuwa tłuszcz z zabrudzonych powierzchni.



Fot. 60. Wodorowęglan sodu NaHCO_3 może być stosowany jako środek czyszczący.

■ Podział soli

Wśród soli można wyróżnić sole obojętne, wodorosole i hydroksosole:



■ Nazewnictwo soli obojętnych

Nazwa soli zależy od nazwy kwasu, którego sól jest pochodną. Do nazwy reszty kwasowej dodaje się nazwę metalu w dopełniaczu i uwzględnia jego wartościowość, jeśli metal w związkach chemicznych przyjmuje różne wartościowości.

Pierwszy człon nazwy soli kwasów beztlenowych ma końcówkę „-ek” (tabela 15.), natomiast pierwszy człon nazwy soli kwasów tlenowych ma końcówkę „-an” (tabela 16.).

Na przykład:

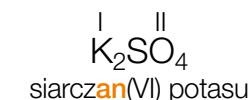


Tabela 15. Nazwy soli wybranych kwasów beztlenowych

Wzór kwasu	Wartościowość reszty kwasowej	Nazwa kwasu	Nazwa soli
HF	I	kwas fluorowodorowy	fluorek
$\text{HCl}_{(\text{aq})}$	I	kwas chlorowodorowy	chlorek
$\text{HBr}_{(\text{aq})}$	I	kwas bromowodorowy	bromek
$\text{HI}_{(\text{aq})}$	I	kwas jodowodorowy	jodek
$\text{H}_2\text{S}_{(\text{aq})}$	II	kwas siarkowodorowy	siarczек

Tabela 16. Nazwy soli wybranych kwasów tlenowych

Wzór kwasu	Wartościowość reszty kwasowej	Nazwa kwasu	Nazwa soli
HNO_2	I	kwas azotowy(III)	azotan(III)
HNO_3	I	kwas azotowy(V)	azotan(V)
H_2SO_3	II	kwas siarkowy(IV)	siarczан(IV)
H_2SO_4	II	kwas siarkowy(VI)	siarczан(VI)
H_2CO_3	II	kwas węglowy	węglan
H_3PO_4	III	kwas fosforowy(V)	fosforan(V)



Przykład 20.

Plan rozwiązywania

- 1 Zapisz symbol chemiczny kationu metalu i wzór reszty kwasowej w kolejności odwrotnej do podanej w nazwie związku chemicznego.
- 2 Ustal wartościowości metalu i reszty kwasowej w tym związku chemicznym.
- 3 Zapisz wartościowości nad symbolami chemicznymi metalu i reszty kwasowej.
- 4 Przepisz wartościowości po przekątnej, aby powstały indeksy stechiometryczne.
- 5 Napisz wzór związku chemicznego.

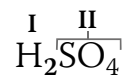
Jak ustalić wzór sumaryczny soli na podstawie jej nazwy?

Napisz wzór sumaryczny siarczanu(VI) ołowiu(IV).

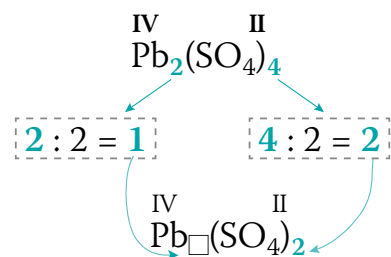
- 1 kation ołowiu: Pb^{4+} , reszta kwasowa: SO_4^{2-}

- 2 siarczan(VI) ołowiu(IV) $\leftarrow$ wartościowość ołowiu

Wartościowość reszty kwasowej jest równa liczbie atomów wodoru w kwasie – w siarczanie(VI) wartościowość reszty kwasowej to II.



- 4 W indeksach stosuj cyfry arabskie:



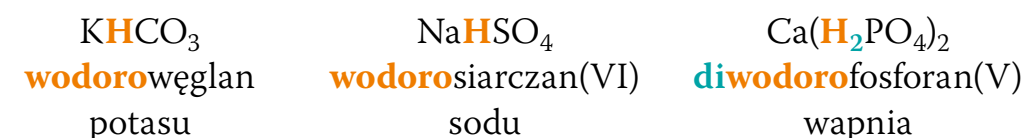
- 5 Wzór sumaryczny siarczanu(VI) ołowiu(IV) to $\text{Pb}(\text{SO}_4)_2$.

! Jeśli liczby atomów metalu i reszt kwasowych we wzorze można skrócić, to podziel je przez największy wspólny dzielnik.

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

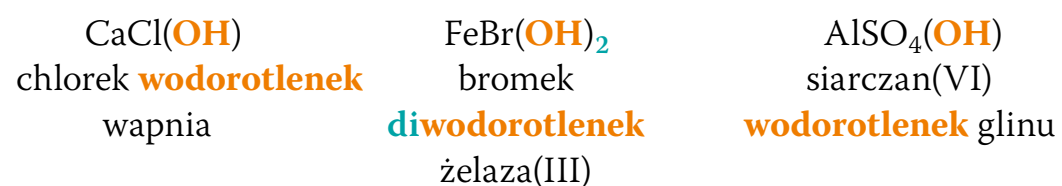
Nazewnictwo wodorosoli

Nazwa systematyczna wodorosoli składa się z nazwy anionu z przedrostkiem „wodoro-” oraz nazwy kationu. W zależności od liczby atomów wodoru dodaje się odpowiedni przedrostek liczebnikowy, np.:



Nazewnictwo hydroksosoli

W nazwie systematycznej hydroksosoli między nazwami anionu a kationu w dopełniaczu dodaje się słowo „wodorotlenek”. W zależności od liczby jonów wodorotlenkowych dodaje się odpowiedni przedrostek liczebnikowy, np.:



Jon wodorotlenkowy we wzorach sumarycznych hydroksosoli zawsze ujemnie się w nawias.

Otrzymywanie soli

Sole otrzymuje się dziesięcioma sposobami:

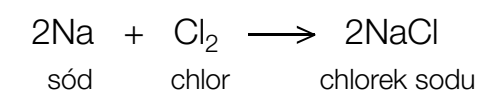
- Sposób 1. Reakcja metalu z niemetałem (fot. 61.).

Ogólny zapis ma postać:



W ten sposób można otrzymać sole kwasów beztlenowych.

Na przykład:



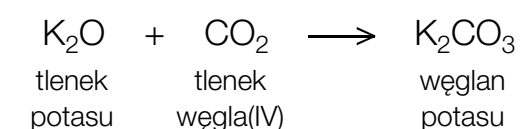
- ! Pierwiastki chemiczne z 17. grupy układu okresowego w stanie wolnym zawsze występują w postaci dwuatomowych cząsteczek: F_2 , Cl_2 , Br_2 oraz I_2 .

- Sposób 2. Reakcja tlenku metalu z tlenkiem niemetalu.

Ogólny zapis ma postać:

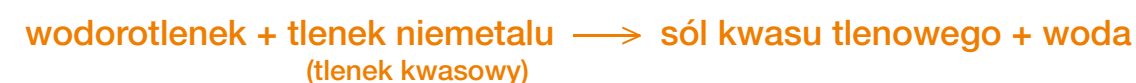


W tej reakcji chemicznej biorą udział tlenki kwasowe, które tworzą kwasy tlenowe. Na przykład:

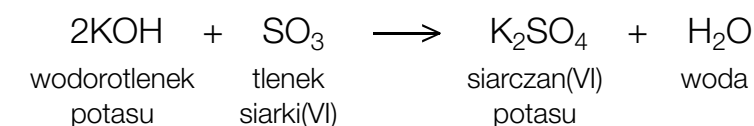


- Sposób 3. Reakcja wodorotlenku z tlenkiem niemetalu.

Ogólny zapis ma postać:

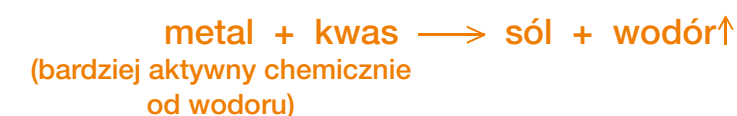


Na przykład:

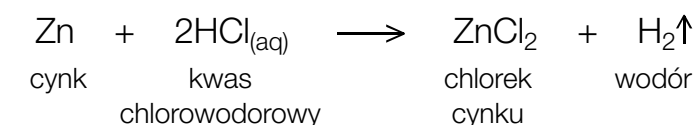


- Sposób 4. Reakcja metalu z kwasem.

Ogólny zapis ma postać:



Na przykład:



↑ oznaczenie substancji, która wydziela się jako gaz

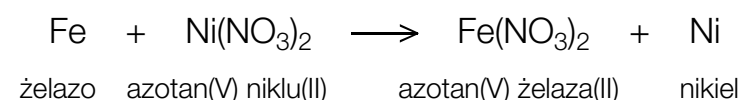


Fot. 61. Sód spala się w chlorze, tworząc chlorek sodu.

- **Sposób 5.** Reakcja metalu z solą. Ogólny zapis ma postać:



Na przykład:



- **Sposób 6.** Reakcja tlenku metalu z kwasem.

Doświadczenie 10.

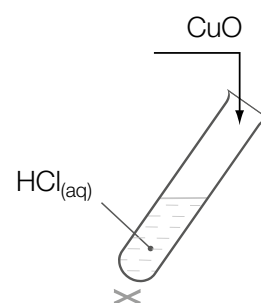


Otrzymywanie chlorku miedzi(II) w reakcji tlenku miedzi(II) z kwasem chlorowodorowym

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, 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).



Obserwacje:

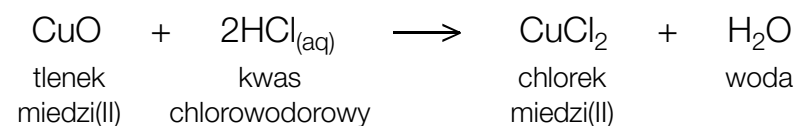
 Czarny proszek zanika, a roztwór barwi się na niebiesko (fot. 62.).



Fot. 62. Reakcja tlenku miedzi(II) z kwasem chlorowodorowym.

► **Wniosek:** Tlenek miedzi(II) reaguje z kwasem chlorowodorowym. Produktem tej reakcji chemicznej jest rozpuszczalna w wodzie sól miedzi.

Przebieg tej reakcji chemicznej przedstawia równanie:



Ogólny zapis otrzymywania soli w reakcji tlenku metalu z kwasem ma postać:



- **Sposób 7.** Reakcja wodorotlenku z kwasem.

Doświadczenie 11.

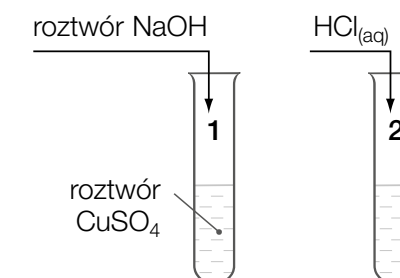


Otrzymywanie chlorku miedzi(II) w reakcji wodorotlenku miedzi(II) z kwasem chlorowodorowym

Odczynniki: roztwór siarczanu(VI) miedzi(II), roztwór wodorotlenku sodu, kwas chlorowodorowy.

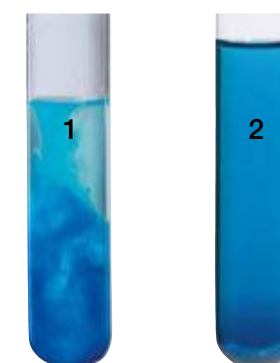
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, pipety, statyw do probówek.

Instrukcja: Do probówki z roztworem siarczanu(VI) miedzi(II) dodawaj po kropli roztworu wodorotlenku sodu aż do powstania osadu. Przenieś osad do drugiej probówki i dodaj kilka kropel kwasu chlorowodorowego (schemat).



Obserwacje:

 W probówce 1. powstaje niebieski, galaretowaty osad (fot. 63.). Po dodaniu kwasu chlorowodorowego do probówki 2. osad zanika i tworzy się klarowny niebieski roztwór.

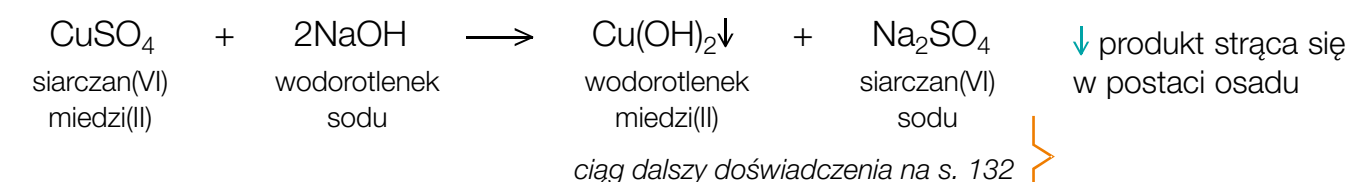


Fot. 63. Po dodaniu kwasu chlorowodorowego do osadu wodorotlenku miedzi(II) (probówka 1.) powstaje klarowny niebieski roztwór (probówka 2.).

► **Wniosek:** Świeżo strącony osad wodorotlenku miedzi(II) reaguje z kwasem chlorowodorowym. Produktem tej reakcji chemicznej jest chlorek miedzi(II).

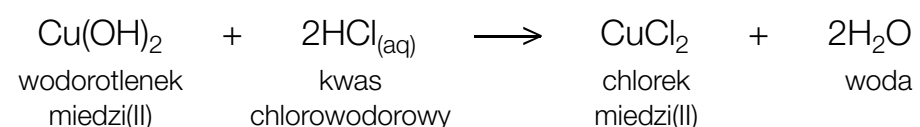
Przebieg tych reakcji chemicznych przedstawiają równania:

Powstawanie osadu:



początek doświadczenia na s. 131

Roztworzenie osadu:

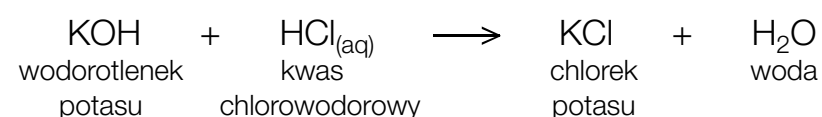


Ogólny zapis otrzymywania soli w reakcji wodorotlenku z kwasem ma postać:



W wyniku tej reakcji powstaje cząsteczka wody i sól.

Przykład równania reakcji wodorotlenku z kwasem:

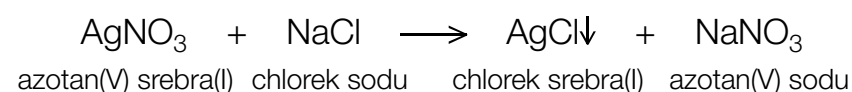


- **Sposób 8.** Reakcja dwóch dobrze rozpuszczalnych w wodzie soli, pod warunkiem że jeden z produktów tworzy trudno rozpuszczalny w wodzie osad (fot. 64.).

Ogólny zapis ma postać:



Substraty tej reakcji chemicznej **muszą być dobrze rozpuszczalne w wodzie**. Na przykład:



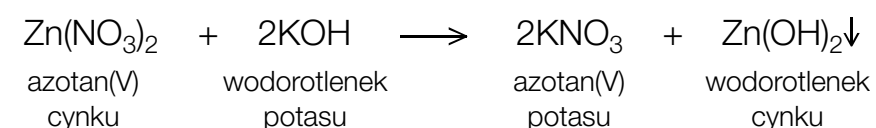
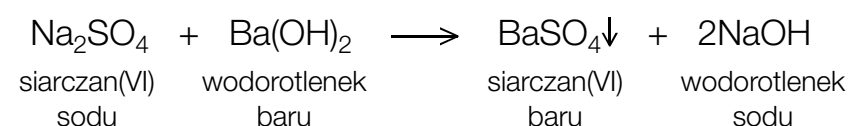
- **Sposób 9.** Reakcja dobrze rozpuszczalnej w wodzie soli z zasadą, pod warunkiem że jednym z produktów jest trudno rozpuszczalny w wodzie osad (sól bądź wodorotlenek) albo wydzielający się gaz.

Ogólny zapis ma postać:

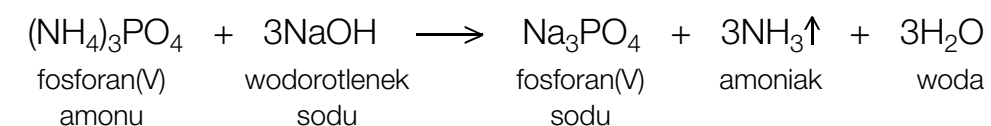


Podobnie jak w sposobie ósmym, **substraty muszą być dobrze rozpuszczalne w wodzie**.

Na przykład:



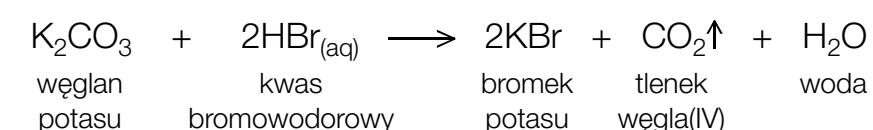
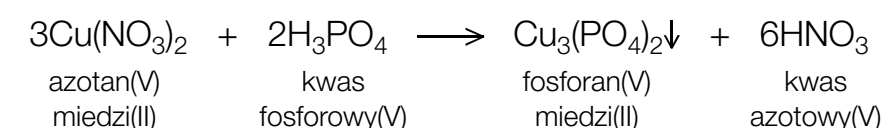
W reakcji soli amonowych z zasadami powstają sól, woda oraz gazowy amoniak.



- **Sposób 10.** Reakcja soli z kwasem, pod warunkiem że jeden z produktów strąca się jako osad lub wydziela jako gaz. Ogólny zapis ma postać:



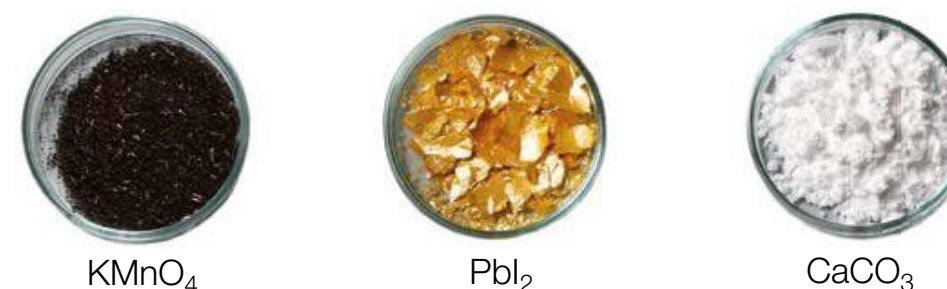
Na przykład:



Nie wszystkie sole można otrzymać każdym z podanych sposobów.

Właściwości soli

- Sole są **substancjami krystalicznymi**, bezbarwnymi lub o różnych barwach (fot. 65.).



Fot. 65. Przykłady soli: manganian(VII) potasu, jodek ołowiu(II), węglan wapnia.

- Sole mają **wysokie temperatury topnienia**.
 ► Wykazują **różną rozpuszczalność** w wodzie.
 ► Wodne roztwory soli i stopione sole przewodzą prąd elektryczny, zatem sole są **elektrolitami** (fot. 66.).



Fot. 66. Świecąca żarówka świadczy o tym, że roztwory soli przewodzą prąd elektryczny.

- W solach występują **wiązania jonowe** między kationami a anionami.

Zasada

→ patrz s. 104

Przykłady

kwasów mocnych:

► H_2SO_4

► HNO_3

► $\text{HCl}_{(\text{aq})}$

► $\text{HBr}_{(\text{aq})}$

► HClO_3

► HClO_4

Przykłady

kwasów słabych:

► H_2SO_3 ($\text{H}_2\text{O} + \text{SO}_2$)

► H_2CO_3 ($\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$)

► $\text{H}_2\text{S}_{(\text{aq})}$

Fot. 64. W wyniku reakcji azotanu(V) srebra(I) z chlorkiem sodu powstaje trudno rozpuszczalny osad chlorku srebra(I).

Strącanie osadów

→ patrz s. 157



Ważne w temacie Sole

1. Ustalam wzory sumaryczne i nazwy soli.

Nazwy soli obojętnych tworzy się, dodając do nazwy reszty kwasowej nazwę metalu podaną w dopełniaczu. Trzeba przy tym uwzględnić 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”, np.:



Nazwy wodorosoli tworzy się od nazwy anionu z przedrostkiem „wodoro-” oraz nazwy kationu podanej w dopełniaczu. Przedrostek liczebnikowy dodaje się w zależności od liczby atomów wodoru.

Nazwy hydroksosoli tworzy się, dodając słowo „wodorotlenek” między nazwami anionu i kationu w dopełniaczu, np.:



4. Wymieniam właściwości soli:

- substancje krystaliczne, bezbarwne lub o różnych barwach,
- wiązanie jonowe między kationami metalu a anionami reszty kwasowej,
- wysokie temperatury wrzenia i topnienia,
- wodne roztwory soli przewodzą prąd elektryczny.

Sole

2. Rozróżniam rodzaje soli ze względu na budowę:

- sole obojętne, np. NaCl,
- wodorosole, np. KHCO_3 ,
- hydroksosole, np. CaCl(OH) .

3. Zapisuję równania reakcji otrzymywania soli 10 metodami:

1. metal + niemetal $\longrightarrow$ sól kwasu beztlenowego
2. tlenek metalu + tlenek niemetalu $\longrightarrow$ sól kwasu tlenowego
3. wodorotlenek + tlenek niemetalu $\longrightarrow$ sól kwasu tlenowego + woda
4. metal + kwas $\longrightarrow$ sól + wodór↑
5. $\text{metal}_1 + \text{sól}_1 \longrightarrow \text{metal}_2 + \text{sól}_2$
6. tlenek metalu + kwas $\longrightarrow$ sól + woda
7. wodorotlenek + kwas $\longrightarrow$ sól + woda
8. $\text{sól}_1 + \text{sól}_2 \longrightarrow \text{sól}_3 \downarrow + \text{sól}_4$
9. $\text{sól}_1 + \text{zasada} \longrightarrow \text{sól}_2 + \text{wodorotlenek}$
10. $\text{sól}_1 + \text{kwas}_1 \longrightarrow \text{sól}_2 + \text{kwas}_2$

Zapamiętaj!

Sole – związki chemiczne, które zawierają kationy metalu (lub kationy będące grupą atomów, np. NH_4^+) i aniony reszty kwasowej.

Wodorosole – sole, które oprócz kationów metali (lub kationów będących grupą atomów, np. NH_4^+) zawierają kation lub kationy wodoru związane z resztą kwasową.

Hydroksosole – sole, które oprócz kationów metali (lub kationów będących grupą atomów, np. NH_4^+) i anionów reszt kwasowych zawierają aniony wodorotlenkowe.

Zadania



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

2. Napisz nazwy systematyczne soli o podanych wzorach.

- | | |
|--------------------------|------------------------|
| a) Na_2S | d) $\text{Ca(NO}_3)_2$ |
| b) KNO_2 | e) KHSO_4 |
| c) AlPO_4 | f) CaCl(OH) |

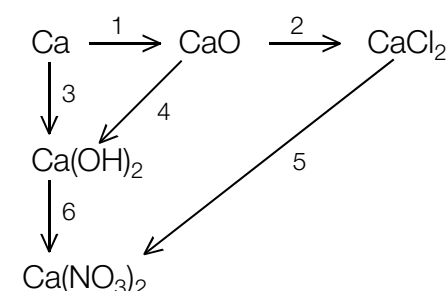
3. Napisz i uzgodnij równania reakcji chemicznych przebiegających z udziałem podanych substratów.

- | | |
|--|--|
| a) $\text{NaOH} + \text{HNO}_3$ | f) $\text{Al} + \text{Br}_2$ |
| b) $\text{Na} + \text{HCl}$ | g) $\text{KOH} + \text{H}_3\text{PO}_4$ |
| c) $\text{SiO}_2 + \text{LiOH}$ | h) $\text{K}_2\text{O} + \text{CO}_2$ |
| d) $\text{Na}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4$ | i) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{NaOH}$ |
| e) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{Pb(NO}_3)_2$ | j) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$ |

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
- d) siarczek potasu

5. Napisz i uzgodnij równania reakcji chemicznych oznaczonych na schemacie cyframi (1–6).



6. Uzupełnij poniższe zdania tak, aby powstała poprawna informacja. Wybierz jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

Atom cyny zawiera (50 / 119 / 169) protonów oraz (50 / 119 / 169) elektronów. Elektrony ostatniej powłoki w atomie cyny znajdują się w powłoce (K / O / P), a ich liczba wynosi (3 / 4 / 5). W związku z tym maksymalna wartościowość, jaką cyna może przyjmować w związkach chemicznych, to (3 / 4 / 5). W solach SnCl_2 i SnS cyna jest (dwuwartościowa / trójwartościowa / czterwartościowa).

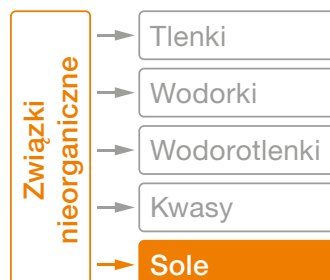
13 Sole w środowisku przyrodniczym



Fot. 67. Skały wapienne w Ojcowskim Parku Narodowym.

Ważne w tym temacie:

- rodzaje, właściwości i zastosowania skał wapiennych
- odróżnianie skał wapiennych od innych skał
- pojęcia: woda mineralna, twarda woda, zjawisko krasowe



Sole są **składnikami skał i minerałów**. Na przykład węglan wapnia CaCO_3 to podstawowy budulec m.in. skał wapiennych (fot. 67.).

Wykrywanie skał wapiennych

Doświadczenie 12.



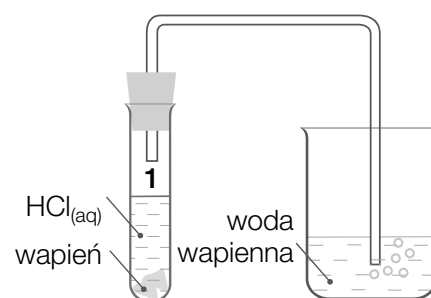
HCl , Ca(OH)_2

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 cm³ kwasu chlorowodorowego. Wylot probówki zamknij korkiem z rurką odprowadzającą. Rurkę zanurz w zlewce z wodą wapienną (schemat). Te same czynności powtórz, aby zbadać wpływ kwasu chlorowodorowego na pozostałe próbki.



Obserwacje:

W probówkach z próbkami wapienia, kredy i skorupki jaj wydziela się bezbarwny gaz. W pozostałych probówkach (fot. 68.) nie widać zmian.



Fot. 68. Wykrywanie węglanu wapnia – pęcherzyki gazu świadczą o zajściu reakcji chemicznej.

ciąg dalszy doświadczenia na s. 137

początek doświadczenia na s. 136

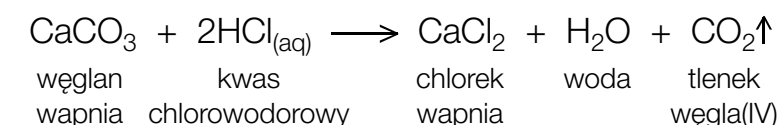
Woda wapienna zmętniała (fot. 69.) tylko podczas badania próbek wapienia, kredy i skorupki jaj.



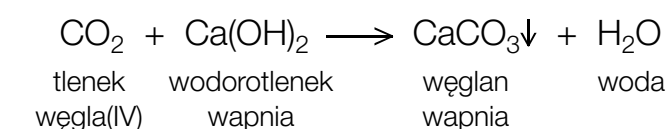
Fot. 69. Widoczne zmętnienie nasyconego roztworu wodorotlenku wapnia powstaje pod wpływem wprowadzanego tlenku węgla(IV).

Wniosek: Wydzielający się gaz to tlenek węgla(IV).

Reakcja chemiczna przebiega zgodnie z równaniem:



Podczas **zmętnienia wody wapiennej** (fot. 69.) zachodzi reakcja chemiczna, którą przedstawia równanie:



Chemia w akcji

Skały wapienne powstały ze skorup organizmów morskich, wykorzystujących węglan wapnia jako budulec muszli. Jedną z odmian wapienia jest wapień muszlowy, na którym są widoczne wyraźne kształty muszli, m.in. małży, ślimaków, ramienionogów (fot. 70.).



Fot. 70. Wapień muszlowy.

Skały wapienne

Skały wapienne pod wpływem ogrzewania w bardzo wysokiej temperaturze **ulegają rozkładowi termicznemu** (doświadczenie 13.).

Doświadczenie 13.

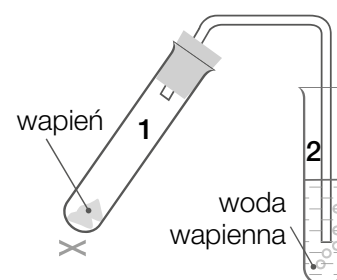


Termiczny rozkład wapieni

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. z trudno topliwego szkła 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:

Widoczne są pęcherzyki bezbarwnego gazu, który powoduje mętnienie wody wapiennej (fot. 71.). Na dnie probówki 1. powstaje biały proszek.



Fot. 71. Termiczny rozkład wapieni i reakcja jednego z produktów z nasyconym roztworem wodorotlenku wapnia.

Wniosek: Pod wpływem ogrzewania główny składnik wapienia – węglan wapnia – rozkłada się na tlenek wapnia i tlenek węgla(IV).

Zachodzi reakcja chemiczna, którą przedstawia równanie:



Otrzymany tlenek wapnia CaO jest nazywany **wapnem palonym**. Jest on **substancją higroskopijną**, czyli ma zdolność pochłaniania wody z otoczenia.

Doświadczenie 14.

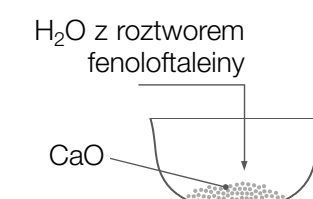


Gaszenie wapna palonego

Odczynniki: tlenek wapnia, woda destylowana, roztwór fenoloftaleiny.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: parownica porcelanowa, łyżka, bagietka, zlewka.

Instrukcja: Umieść w parownicy niewielką ilość tlenku wapnia, a następnie ostrożnie dodawaj wodę z roztworem fenoloftaleiny (schemat). Mieszaj zawartość parownicy.



Obserwacje:

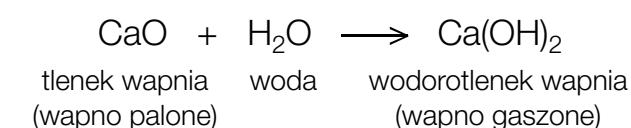
Reakcja przebiega bardzo intensywnie (fot. 72.). Parownica silnie się ogrzewa, a jej zawartość barwi się na malinowo (różowoczerwono).



Fot. 72. Gaszenie wapna palonego.

Wniosek: Produktem reakcji wody z tlenkiem wapnia jest wodorotlenek wapnia – wapno gaszone. Podczas reakcji chemicznej wydzielą się duża ilość ciepła, jest to więc **reakcja egzoenergetyczna**.

Zachodzi reakcja chemiczna, którą przedstawia równanie:



Reakcja tlenku wapnia z wodą jest nazywana **gaszeniem wapna palonego** (fot. 71.). Produkt tej reakcji chemicznej – wodorotlenek wapnia Ca(OH)₂ – jest nazywany **wapnem gaszonym**.

wapno palone
CaO

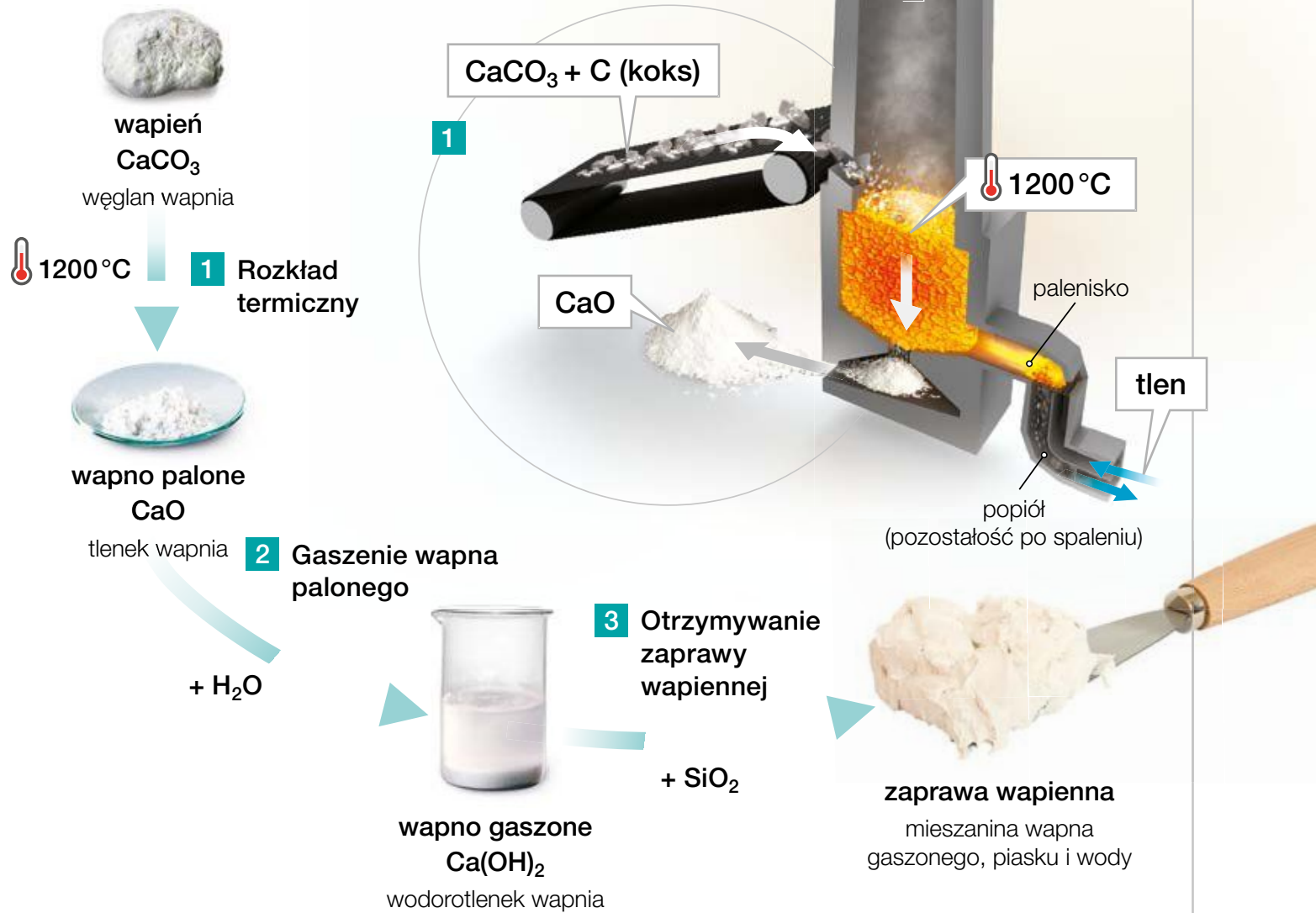
wapno gaszone
Ca(OH)₂



Krok po kroku

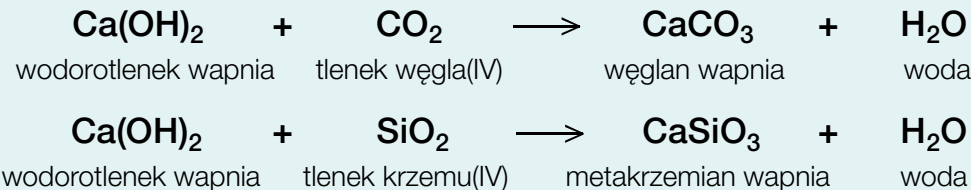
Przeróbka wapieni

Na skalę przemysłową proces rozkładu wapieni przeprowadza się w piecach zwanych wapiennikami. Wapiennik wypełnia się rozdrobnioną skalą wapienną oraz koksem. Ciepło, uzyskane podczas spalania koksu, umożliwia utrzymanie wewnątrz pieca temperatury do 1200 °C, w której następuje termiczny rozkład wapieni.



Twardnienie zaprawy wapiennej

Zaprawa wapienna twardnieje na skutek reakcji Ca(OH)_2 z CO_2 zawartym w powietrzu. Powstający w ten sposób węglan wapnia nadaje spoiwu i tynkom twardość, a metakrzemian wapnia powstający w reakcji Ca(OH)_2 z SiO_2 – strukturę.



Rodzaje, właściwości i zastosowania skał wapiennych

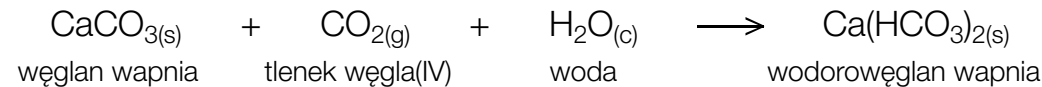
Do skał wapiennych zalicza się **wapień**, **krede** i **marmur**. Ich głównym składnikiem jest węglan wapnia CaCO_3 . Mają one wiele zastosowań, głównie w budownictwie, przemyśle chemicznym i dekoratorstwie (tabela 17.).

Tabela 17. Rodzaje, właściwości i zastosowania skał wapiennych

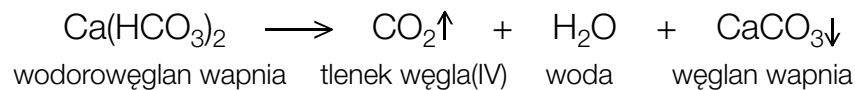
	Wapień	Kreda	Marmur
Barwa	biała, szara lub beżowa	biała, beżowa lub szara	biała, szara, różowa lub zielonkawa
Twardość	większa niż kredy	niewielka	duża
Skład chemiczny	głównie CaCO_3 i MgCO_3 , dodatkowo związki żelaza, glina, piasek oraz węgiel	skorupy organizmów morskich składające się głównie z CaCO_3	głównie CaCO_3 , dodatkowo zanieczyszczenia, np. krzemionka (główny składnik piasku)
Zastosowania	• spoiwo budowlane • produkcja – szkła – nawozów sztucznych	• do wyrobu kredy do pisania • dodatek do białych farb i past do zębów	• materiał: – dekoracyjny do wykończenia wnętrz (m.in. podłóg, blatów, elementów ścian) – rzeźbiarski

Zjawiska krasowe

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**:



Wodorowęglan wapnia dobrze rozpuszcza się w wodzie, dlatego skały wapienne **są wypłukiwane. Jest to zjawisko krasowe**. W wyniku zjawiska krasowego tworzą się jaskinie krasowe. Wodorowęglan wapnia powoli **ulega rozkładowi**, gdyż jest nietrwały w roztworach o większym stężeniu, i ponownie powstaje nierozpuszczalny w wodzie węglan wapnia:



Oznaczenie stanu skupienia substancji:
s – substancja stała
g – gaz
c – ciecz

Tak powstają nacieki z węglanu wapnia nazywane stalagmitami i stalaktytami (fot. 73.).



Fot. 73. Stalaktyty i stalaktyty.

Podczas wypłukiwania skał wapiennych do wód powierzchniowych i podziemnych dostają się jony. Kationy metali oraz aniony reszt kwasowych są składnikami wód mineralnych.

Składniki wód mineralnych

Do składników mineralnych należą m.in.:

- ▶ kationy wapnia, magnezu, sodu, potasu,
- ▶ aniony chlorkowe, siarczanowe(VI), wodorowęglanowe (fot. 74.).

W wodach mineralnych **zawartość składników mineralnych wynosi powyżej 500 $\frac{\text{mg}}{\text{dm}^3}$** .

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 18.).

Znaczna ilość jonów wapnia i magnezu może znajdować się również w wodzie wodociągowej. Jony te są odpowiedzialne za twardość wody.

Tabela 18. 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 układów 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

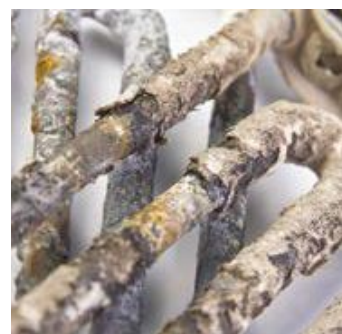
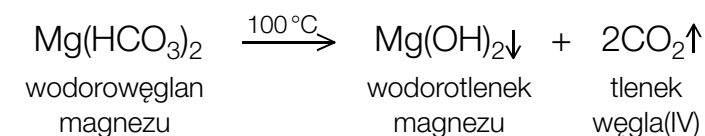
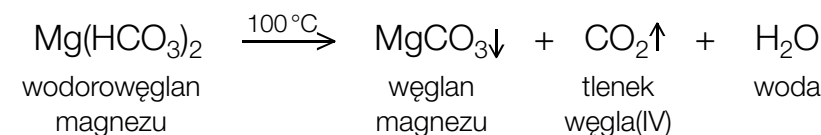
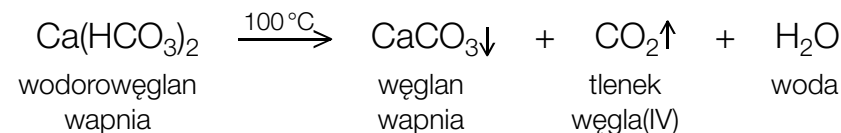


Fot. 74. Skład wody mineralnej można sprawdzić na etykiecie.

Twarda woda

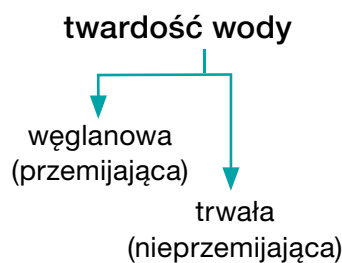
Twarda woda zawiera jony soli różnych metali, zwłaszcza wapnia i magnezu, np.: wodorowęglany, chlorki, siarczany(VI). Wodorowęglany rozpuszczalne w wodzie podczas jej gotowania tworzą trudno rozpuszczalny osad węglanów, nazywany **kamieniem kotłowym** (fot. 75.).

Zachodzą wówczas reakcje chemiczne, które są przedstawione równaniami:



Fot. 75. Kamień kotłowy na grzałce pralki.

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).

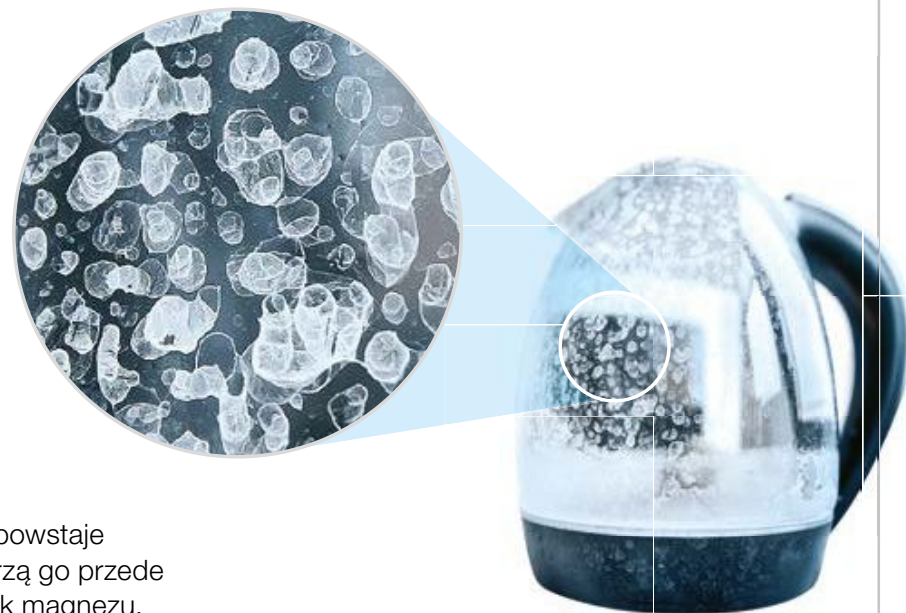


Sposoby usuwania z wody twardości węglanowej

Najprostszym sposobem usuwania twardości węglanowej (przemijającej) w warunkach domowych jest gotowanie wody i zlanie jej z nad osadu. W przemyśle stosuje się też inne, bardziej skomplikowane metody.

Chemia w akcji

Do usunięcia osadu z kamienia (fot. 76.) wystarczy wlać do czajnika szklankę octu i zagotować zawartość.



Fot. 76. Kamień kotłowy to osad, który powstaje w wyniku gotowania twardej wody. Tworzą go przede wszystkim węglan wapnia i wodorotlenek magnezu.



Ważne w temacie **Sole w środowisku przyrodniczym**

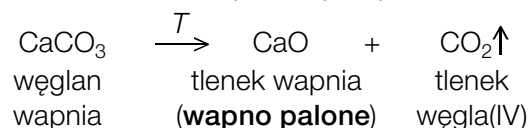
1. Wymieniam rodzaje skał wapiennych, ich właściwości i zastosowania.

Rodzaje skał wapiennych:

- **wapień** – biała skała o średniej twardości, stosowana m.in. jako spoiwo budowlane i do produkcji szkła,
- **kreda** – drobnoziarnista biała skała, stosowana m.in. jako dodatek do past do zębów i białych farb,
- **marmur** – twarda skała o barwie białej, szarej lub różowej, stosowana jako materiał dekoracyjny.

2. Wymieniam przemiany, którym ulegają skały wapienne.

Skały wapienne ulegają rozkładowi termicznemu. Produktem rozkładu jest wapno palone.

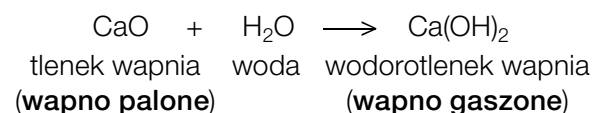


Sole w środowisku przyrodniczym

Wzór sumaryczny	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa	Nazwa skały
CaO	tlenek wapnia	wapno palone	–
Ca(OH) ₂	wodorotlenek wapnia	wapno gaszone	–
CaCO ₃	węglan wapnia	–	wapień

3. Zapisuję równanie reakcji gaszenia wapna palonego.

Reakcja tlenku wapnia z wodą jest nazywana gaszeniem wapna palonego:



Zapamiętaj!

Twarda woda – woda zawierająca jony soli różnych metali, zwłaszcza wapnia i magnezu, np.: wodorowęglany, chlorki, siarczany(VI).

Skały wapienne – wapień, marmur, kreda; głównym składnikiem skał wapiennych jest węglan wapnia CaCO₃.

Wapno palone – tlenek wapnia CaO.

Wapno gaszone – wodorotlenek wapnia Ca(OH)₂.

Zadania



ROZWIĄŻ
W ZESZYCIE

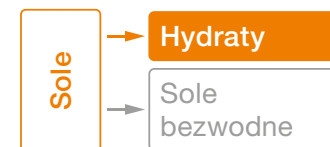
1. Przyporządkuj nazwy związków chemicznych podane w podpunkcie a) do ich wzorów w podpunkcie b).
a) tlenek wapnia, wodorotlenek wapnia, węglan wapnia, wodorowęglan wapnia
b) CaCO₃, CaO, Ca(HCO₃)₂, Ca(OH)₂
2. Napisz równania reakcji chemicznych zachodzących podczas twardnienia zaprawy wapiennej.
3. Napisz równania reakcji chemicznych zachodzących zgodnie ze schematem.
skała wapienna → wapno palone → wapno gaszone → węglan wapnia
4. Dane są dwa procesy: prażenie wapienia i gaszenie wapna palonego. Odpowiedz, który z nich jest reakcją syntezy, a który reakcją analizy.

14

Hydraty

Ważne w tym temacie:

- budowa i nazewnictwo hydratów
- właściwości fizyczne i chemiczne hydratów
- ✂ • zastosowanie skał gipsowych
- pojęcia: *gips*, *zaprawa gipsowa*, *twardnienie zaprawy gipsowej*



W opatrunkach przeznaczonych do usztywnienia kończyn po urazie wykorzystuje się bandaż gipsowy (fot. 77). 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**.

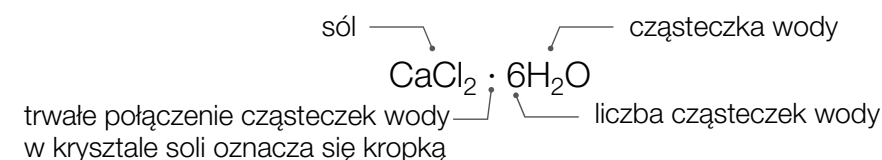


Fot. 77. Gips jest stosowany podczas leczenia złamań i innych urazów.

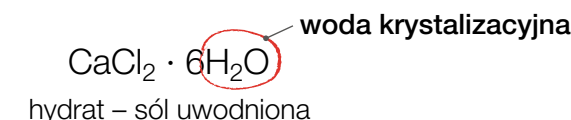
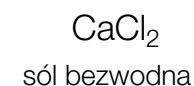
Budowa hydratów

Hydraty to sole, które poza kationami metalu (lub kationami będącymi grupą atomów, np. NH₄⁺) i anionami reszty kwasowej **zawierają dodatkowo trwale połączone cząsteczki wody**.

Cząsteczki wody, nazywane w hydratach **wodą krystalizacyjną**, mogą być związane z kationem metalu albo występować w kryształach soli:



Inną nazwą hydratu tego typu jest **sól uwodniona**. Sól, która nie zawiera dodatkowych cząsteczek wody, to sól bezwodna:



Nazewnictwo soli
→ patrz s. 127

Nazewnictwo hydratów

Żeby utworzyć nazwę hydratu, **do nazwy soli** po kresce **dodaje się słowo „woda”**, a **w nawiasie zapisuje stosunek ilościowy soli do wody** (tabela 19.).

Tabela 19. Wzory sumaryczne i nazwy systematyczne wybranych hydratów

Wzór sumaryczny	Nazwa systematyczna	Sposób odczytywania
$\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	chlorek wapnia–woda(1/6)	chlorek wapnia woda jeden sześć
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	siarczan(VI) wapnia–woda(1/2)	siarczan sześć wapnia woda jeden dwa
$2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$	siarczan(VI) wapnia–woda(2/1)	siarczan sześć wapnia woda dwa jeden
$\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$	chlorek kobaltu(II)–woda(1/6)	chlorek kobaltu dwa woda jeden sześć
$\text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	chlorek miedzi(II)–woda(1/2)	chlorek miedzi dwa woda jeden dwa

Przykład 21.

Plan rozwiązywania

- 1
- Ustal wzór sumaryczny soli bezwodnej.
- 2
- Ustal liczbę cząsteczek wody w hydracie.
- 3
- Napisz wzór sumaryczny związku chemicznego.

Jak ustalić wzór sumaryczny hydratu na podstawie jego nazwy?

Napisz wzór sumaryczny siarczanu(VI) miedzi(II)–woda(1/5).

- 1
- kation miedzi: Cu^{2+} , 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 $5\text{H}_2\text{O}$

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

3

Wzór sumaryczny siarczanu(VI) miedzi(II)–woda(1/5) to $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$.

Otrzymywanie hydratów

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 pochłonać cząsteczki wody i przekształcić się w hydrat.

Właściwości hydratów

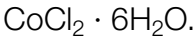
Hydraty są **nieodporne na ogrzewanie**. W wyniku działania wysokiej temperatury cząsteczki wody krystalizacyjnej zostają usunięte z hydratu (doświadczenie 15.).

Doświadczenie 15.



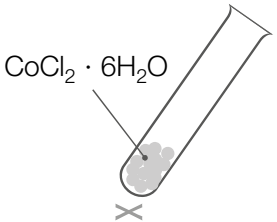
Usuwanie wody z hydratów

Odczynnik: chlorek kobaltu(II)–woda(1/6)



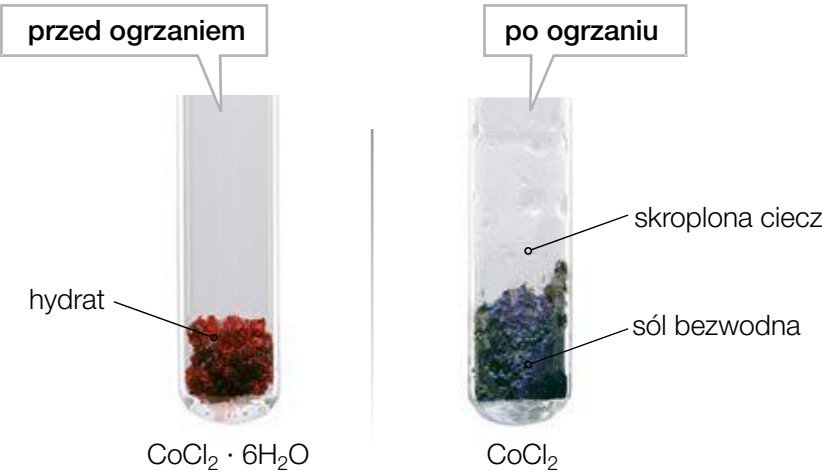
Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, palnik, łyżka do odczynników, statyw, łapa metalowa.

Instrukcja: Umieść kawałki hydratu w suchej probówce. Następnie ogrzewaj ją w płomieniu palnika (schemat).



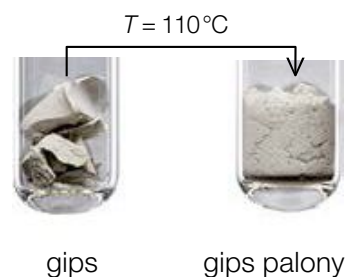
Obserwacje:

Substancja przed ogrzaniem ma barwę czerwoną, a po ogrzaniu zmienia kolor na granatowy (fot. 78.). Na ściankach probówki skrapla się para wodna.



Fot. 78. Uwodniona i bezwodna sól kobaltu.

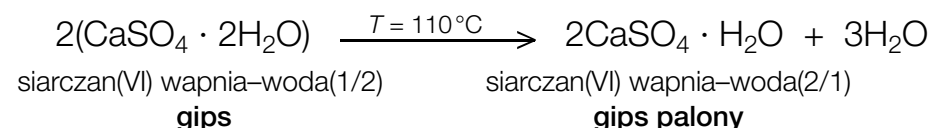
Wniosek: Ogrzewanie hydratów powoduje usuwanie z nich wody w postaci pary wodnej, która skrapla się na ściankach probówki. Hydraty mogą mieć inną barwę niż związki bezwodne.



Fot. 79. Gips po ogrzaniu zmienia się w biały proszek.

Przykładem hydratu jest **gips** $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. W wyniku prażenia (ogrzewania) gipsu (fot. 79.) uzyskuje się **gips palony**.

Reakcję chemiczną zachodzącą podczas **prażenia gipsu** można przedstawić równaniem:

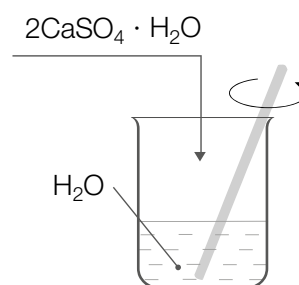


Sporządzanie zaprawy gipsowej i badanie jej twardnienia

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 form i pozostaw do stwardnienia.



 Masa szybko twardnieje (fot. 80.).



tworzenie
zaprawy gipsowej

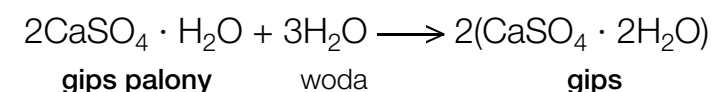


odlew gipsowy

Fot. 80. Przygotowanie odlewu gipsowego.

Wniosek: Proces twardnienia zaprawy gipsowej polega na wiązaniu wody przez gips palony.

Zachodzi reakcja chemiczna zgodnie z równaniem:



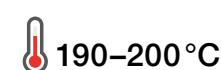
Reakcja chemiczna, która zachodzi podczas twardnienia zaprawy gipsowej, jest reakcją odwrotną do reakcji prażenia gipsu.

Przeróbka gipsu

W wyniku wypalania skały gipsowej, której głównym składnikiem jest gips – minerał o wzorze $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ – otrzymuje się gips palony i gips bezwodny.



gips
 $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
siarczan(VI) wapnia–woda(1/2)



gips bezwodny
CaSO₄
siarczan(VI) wapnia



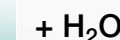
gips palony
 $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$
siarczan(VI) wapnia–woda(2/1)

1 Prażenie gipsu

Od temperatury, w której jest prowadzony ten proces, zależy to, jaki produkt powstanie.

2 Otrzymywanie zaprawy gipsowej

Zaprawę gipsową otrzymuje się przez zmieszanie gipsu palonego z wodą.



zaprawa gipsowa
mieszanina gipsu
palonego i wody

▶ Zapraw gipsowych używa się jako gładzi i tynków – do szpachlowania oraz wygładzania ścian. Stosowane są także do wykonywania elementów dekoracyjnych wewnątrz budynków.



Zastosowania soli

Sole są bardzo rozpowszechnione w środowisku przyrodniczym – skorupa ziemska składa się głównie z soli i tlenków.



Kryminalistyka

AgNO₃ używa się do ujawniania śladów linii papilarnych, ponieważ jest substancją światłoczułą.

Medycyna

0,9-procentowy wodny roztwór **NaCl** to tzw. sól fizjologiczna. **AgNO₃** ze względu na właściwości bakteriobójcze stosuje się jako środek odkażający, np. w kroplach do oczu.

Rolnictwo

Saletra amonowa **NH₄NO₃** i superfosfat podwójny **Ca(H₂PO₄)₂ · H₂O** są wykorzystywane jako nawozy sztuczne, ponieważ zawierają składniki odżywcze przyswajalne przez rośliny, m.in. azot i fosfor. Natomiast **CaCO₃** jest związkiem naturalnie występującym w środowisku przyrodniczym i stosowanym jako nawóz naturalny.

Przemysł spożywczy

NaCl ze względu na słony smak stosowany jest m.in. do przyprawiania potraw, a **KNO₃** jako środek konserwujący produkty żywnościowe.

Fotografia

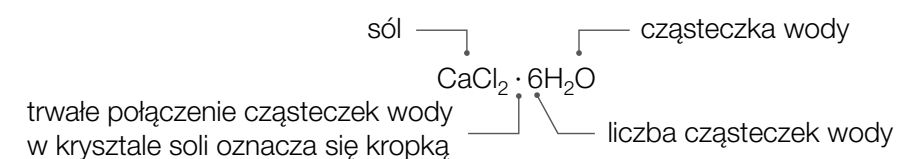
AgCl, AgBr, AgI są substancjami światłoczułymi – ciemnieją pod wpływem światła. Właściwość tę wykorzystano w procesach fotograficznych.

Składnikami emulsji fotograficznych są wybrane sole srebra.

Ważne w temacie Hydraty

1. Zapisuję wzór i nazwę hydratów.

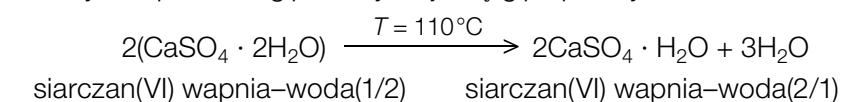
Do nazwy soli po kresce dodaje się słowo „-woda”, a w nawiasie zapisuje się stosunek ilościowy soli do wody, np.:



Nazwa hydratu	Sposób czytania
chlorek wapnia-woda(1/6)	chlorek wapnia woda jeden sześć

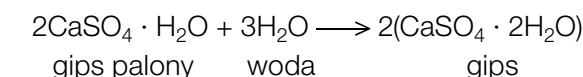
2. Zapisuję równanie reakcji otrzymywania gipsu palonego.

W wyniku prażenia gipsu uzyskuje się gips palony:



3. Zapisuję równanie reakcji twardnienia zaprawy gipsowej.

Proces twardnienia zaprawy gipsowej polega na wiązaniu wody przez gips palony:



Wzór sumaryczny	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa	Nazwa minerału (mineralogiczna)
$\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	siarczan(VI) wapnia-woda(1/2)	gips	gips
$2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$	siarczan(VI) wapnia-woda(2/1)	gips palony	—
CaSO_4	siarczan(VI) wapnia	gips bezwodny	anhydryt

Zapamiętaj!

Hydraty – sole, które poza kationami metalu (lub kationami będącymi grupą atomów, np. NH_4^+) i anionami reszty kwasowej zawierają dodatkowo trwale połączone cząsteczki wody.

Zadania



1. Napisz:

- nazwę systematyczną związku chemicznego o wzorze sumarycznym $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$,
- wzór sumaryczny związku chemicznego o nazwie azotan(V) magnezu—woda(1/6).

2. Oblicz zawartość procentową (procent masowy) wody w gipsie palonym.

3. Napisz i uzgodnij równania reakcji chemicznych zachodzących podczas:

- prażenia gipsu,
- twardnienia zaprawy gipsowej.

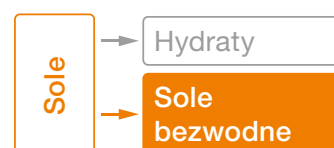
15 Reakcje zobojętniania i reakcje strącania osadów



Fot. 81. Substancje zawarte w cytrynie neutralizują zapach ryb.

Ważne w tym temacie:

- zapisywanie równań reakcji zobojętniania i strącania osadów z wykorzystaniem zapisu cząsteczkowego, jonowego i jonowego skróconego

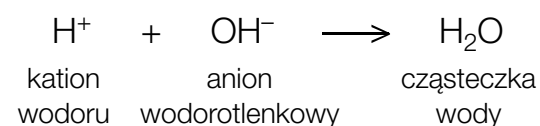


Przed smaženiem ryb często skrapia się je sokiem z cytryny (fot. 81.). Zachodzi wtedy reakcja zobojętniania, nazywana też reakcją neutralizacji, dzięki której zanika charakterystyczny zapach surowych ryb.

Reakcja zobojętniania

Reakcja zobojętniania to reakcja chemiczna kwasu z zasadą, w wyniku której powstają cząsteczka wody i sól.

Równanie reakcji zobojętniania ma postać:



Doświadczenie 17.

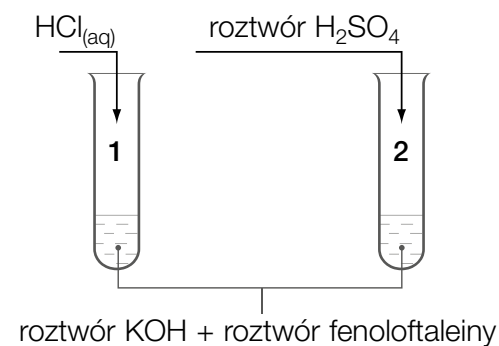


Otrzymywanie soli przez działanie kwasem na zasadę

Odczynniki: kwas chlorowodorowy, roztwór kwasu siarkowego(VI), roztwór wodorotlenku potasu, roztwór fenoloftaleiny.

Szkló i sprzęt laboratoryjny: probówki, pipety, statyw do probówek.

Instrukcja: Przygotuj dwie 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).

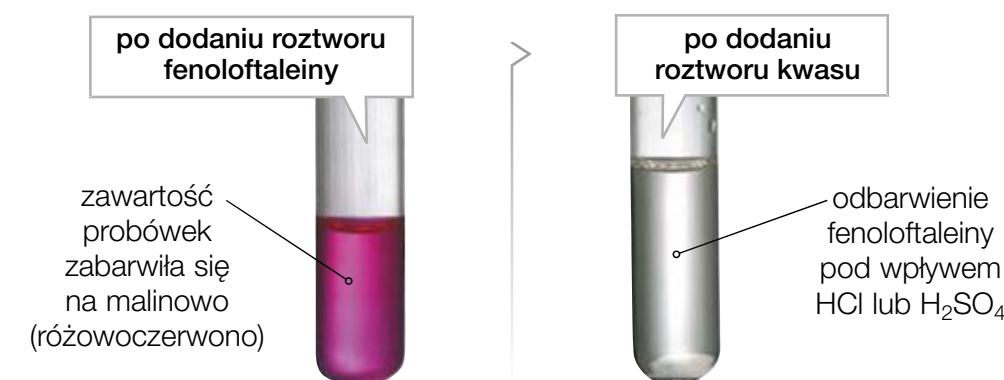


ciąg dalszy doświadczenia na s. 153

początek doświadczenia na s. 152

Obserwacje:

Po dodaniu roztworu fenoloftaleiny zawartość obu probówek zabarwiła się na malinowo (różowoczerwono), a po dodaniu kwasów roztwór odbarwił się (fot. 82.).

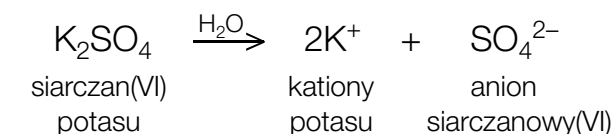
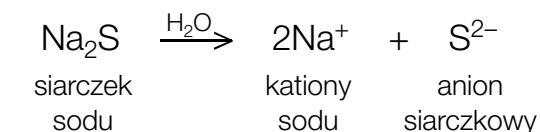


Fot. 82. Otrzymywanie soli.

Wniosek: W probówkach 1. i 2. zaszły reakcje chemiczne, a odczyn obu roztworów się zmienił. Z roztworu substancji o odczynie zasadowym powstał roztwór substancji o odczynie obojętnym.

Dysocjacja elektrolityczna soli

Sole dysocjują na kationy metali (lub kationy będące grupą atomów, np. NH_4^+) i aniony reszt kwasowych, na przykład:



Chemia w akcji

Reakcja zobojętniania jest powszechnie wykorzystywana w rolnictwie. W przypadku uprawy roślin takich jak dynia (fot. 83.), która nie jest przystosowana do wzrostu w glebie kwaśnej, ziemię nawozi się np. tlenkiem wapnia CaO czy wodorotlenkiem wapnia Ca(OH)_2 .

Fot. 83. Większe plony w uprawie dyń uzyskuje się dzięki stosowaniu nawozów, które zobojętniają kwasowy odczyn gleby.



■ Zapisywanie równań 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 bardzo trudno rozpuszczalne – w formie niezdysocjowanej,
- ▶ **skrótowy zapis jonowy**, w którym zapisuje się wyłącznie te jony, które uczestniczą w reakcji chemicznej i tworzą produkt opuszczający środowisko reakcji chemicznej (niezdysocjowany, bardzo trudno rozpuszczalny lub gazowy).

Przykład 22.

Plan rozwiązywania

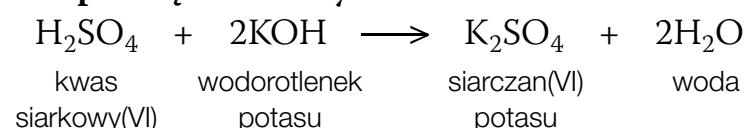
- 1 Napisz i uzgodnij równanie reakcji chemicznej, stosując zapis cząsteczkowy.
- 2 Rozpisz na jony substraty i produkty reakcji, które ulegają dysocjacji, oraz podkreśl te jony, które się powtarzają po obydwu stronach równania.
- 3 Przepisz te jony, które nie zostały podkreślone w punkcie 2.

Jak przedstawić równanie reakcji zobojętniania, stosując zapis cząsteczkowy, pełny zapis jonowy i skrótowy zapis jonowy?

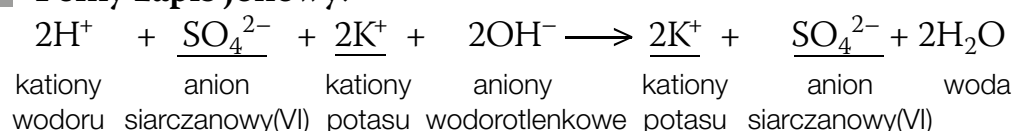
Napisz równanie reakcji zobojętniania kwasu siarkowego(VI) za pomocą wodorotlenku potasu, stosując zapis cząsteczkowy, pełny zapis jonowy i skrótowy zapis jonowy.

- 1 Liczba atomów każdego pierwiastka chemicznego po lewej stronie równania musi być równa liczbie atomów każdego pierwiastka chemicznego po prawej stronie równania.

Zapis cząsteczkowy:

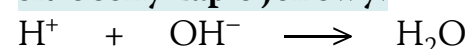


- 2 **Pełny zapis jonowy:**



- 3 $2\text{H}^+ + 2\text{OH}^- \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O} \quad | : 2$
- kationy wodoru aniony wodorotlenkowe woda

Po skróceniu współczynników stechiometrycznych otrzymuje się **skrótowy zapis jonowy:**



▶ Chemia w akcji

Na bolące ukąszenie pszczoły (fot. 84.) można zastosować wodny roztwór sody oczyszczonej. Jego zasadowy odczyn zneutralizuje kwasowy odczyn jadu pszczoły.

Fot. 84. Jad pszczoły ma odczyn kwasowy.

■ Otrzymywanie wodorosoli

Wodorosole **otrzymuje się w wyniku zobojętniania kwasów wieloprotonowych**, czyli takich, w których cząsteczkach występuje więcej niż jeden atom wodoru.

Doświadczenie 18.

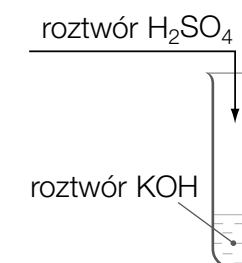


Otrzymywanie wodorosoli przez działanie kwasem na zasadę

Odczynniki: roztwór kwasu siarkowego(VI), roztwór wodorotlenku potasu.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówka, cylinder miarowy, uniwersalny papierek wskaźnikowy, statyw do probówek.

Instrukcja: Do probówki wlej po 5 cm³ 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 uniwersalny papierek wskaźnikowy przyjmuje barwę czerwoną (fot. 85.).

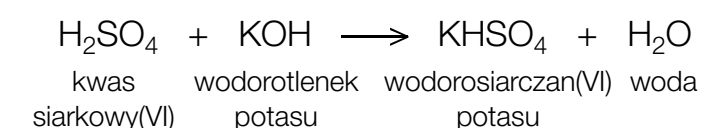


Fot. 85. Barwa wskaźnika świadczy o odczynie kwasowym roztworu.

Wniosek: Roztwór w probówce ma odczyn kwasowy.

Jednym z produktów tej reakcji chemicznej jest **wodorosól** – wodorosiarczan(VI) potasu:

Nazewnictwo wodorosoli
→ patrz s. 128



Obecność jonów H^+ w roztworze **odpowiada za czerwoną barwę uniwersalnego papierka wskaźnikowego.**



Zastosowania reakcji 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 nadmierne obniżenie pH w żołądku, które objawia się uczuciem kwaśnego smaku w ustach oraz pieczeniem w gardle i przełyku – tzw. zgagą.

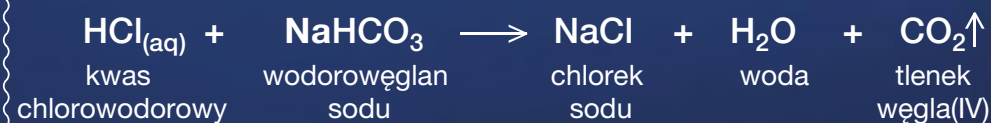


medycyna

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 składnikiem leków neutralizujących nadmiar kwasu:



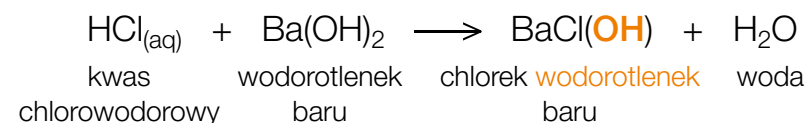
▲ Sok żołądkowy o pH 1,0–1,5 zawiera kwas chlorowodorowy (kwas solny).

Nazewnictwo hydroksosoli
→ patrz s. 128

Otrzymywanie hydroksosoli

Hydroksosole **otrzymuje się w wyniku zobojętniania zasad wielowodorotlenowych**.

Po zmieszaniu równych objętości kwasu chlorowodorowego HCl i roztworu wodorotlenku baru $\text{Ba}(\text{OH})_2$ o takich samych stężeniach zachodzi reakcja chemiczna, w której jednym z produktów jest **hydroksosól** – chlorek wodorotlenek baru:



Reakcje strącania osadów

Doświadczenie 19.

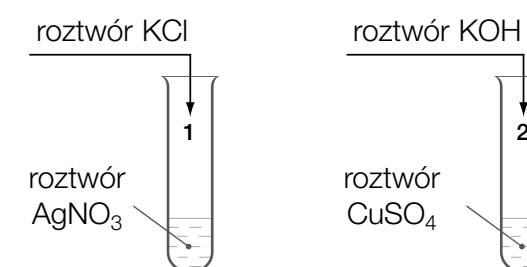


Otrzymywanie osadów trudno rozpuszczalnych soli i wodorotlenków

Odczynniki: wodne roztwory: azotanu(V) srebra(I), chlorku potasu, siarczanu(VI) miedzi(II), wodorotlenku potasu.

Szkło i sprzęt laboratoryjny: probówki, pipety, statyw do probówek.

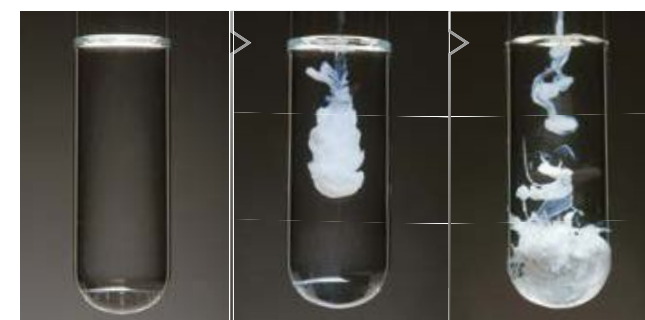
Instrukcja: Do probówki 1. z roztworem azotanu(V) srebra(I) dodaj kilka kropel roztworu chlorku potasu, a do 2. z roztworem siarczanu(VI) miedzi(II) – kilka kropel roztworu wodorotlenku potasu (schemat).



Obserwacje:

W **probówce 1.** strąca się biały, serowaty osad (fot. 86.). W **probówce 2.** strąca się niebieski, galaretowaty osad (fot. 87.).

Probówka 1.



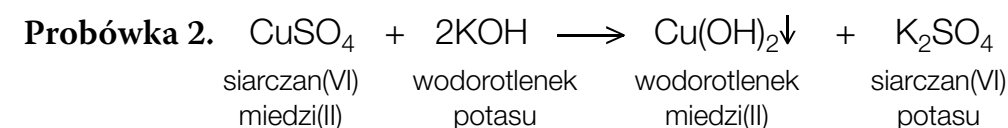
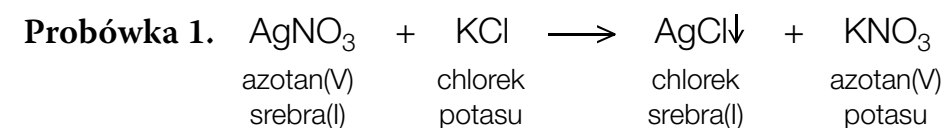
Fot. 86. Strącanie się osadu chlorku srebra(I) AgCl .

Probówka 2.



Fot. 87. Strącanie się osadu wodorotlenku miedzi(II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$.

Wniosek: W obu probówkach powstają związki chemiczne trudno rozpuszczalne w wodzie: w probówce 1. – AgCl , w probówce 2. – $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Reakcje zachodzące w probówkach można przedstawić za pomocą równań:



Reakcja strąceniowa to reakcja chemiczna, w której z **rozpuszczalnych substratów powstaje przynajmniej jeden trudno rozpuszczalny produkt**.

Taka reakcja chemiczna zachodzi między jonami, które łączą się i tworzą osad. Reszta jonów pozostaje w roztworze.

■ Zapisywanie równań reakcji strąceniowych

Równania reakcji strąceniowych, podobnie jak równania reakcji zobojętniania, można zapisywać, stosując zapis cząsteczkowy, pełny zapis jonowy i skrócony zapis jonowy.

Przykład 23.

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.

Jak 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.

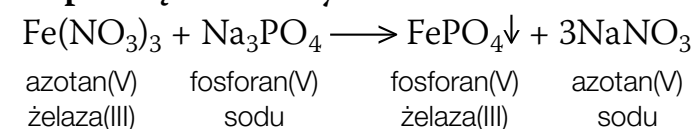
- 1 $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ i Na_3PO_4 rozpuszczają się w wodzie, tworząc jony: Fe^{3+} , NO_3^- , Na^+ i PO_4^{3-} . Jony Fe^{3+} i PO_4^{3-} utworzą sól, która jest trudno rozpuszczalna w wodzie.

aniony kationy	OH^-	PO_4^{3-}	NO_3^-
NH_4^+	R	R	R
Fe^{3+}	T	T	R
Na^+	R	R	R

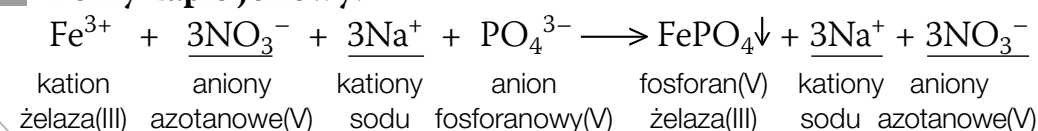
litera **T** oznacza, że substancja jest trudno rozpuszczalna w wodzie

- 2 Liczba atomów danego pierwiastka chemicznego po lewej stronie równania musi być równa liczbie atomów tego pierwiastka chemicznego po prawej stronie równania.

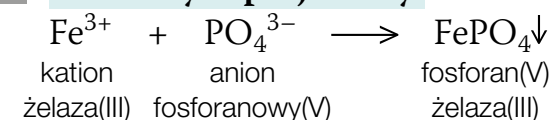
Zapis cząsteczkowy:



- 3 **Pełny zapis jonowy:**



- 4 **Skrócony zapis jonowy:**



■ Planowanie doświadczeń chemicznych 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** – przynajmniej jeden powinien być trudno rozpuszczalny w wodzie.

Przykład 24.

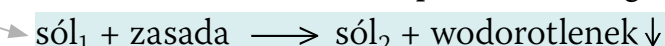
Plan rozwiązywania

- 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.

Jak otrzymać wodorotlenek trudno rozpuszczalny 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.

- 1 Aby otrzymać $\text{Zn}(\text{OH})_2$, należy przeprowadzić reakcję chemiczną soli z zasadą (patrz s. 132) zgodnie z równaniem:

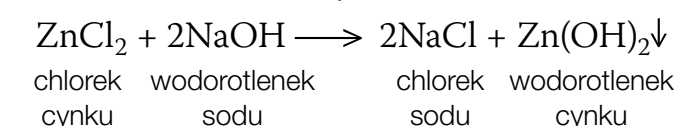


Sól musi być rozpuszczalna w wodzie i musi zawierać jony Zn^{2+} – np. chlorek cynku ZnCl_2 . **Zasadą** powinien być wodorotlenek z 1. lub 2. grupy układu okresowego, np. NaOH .

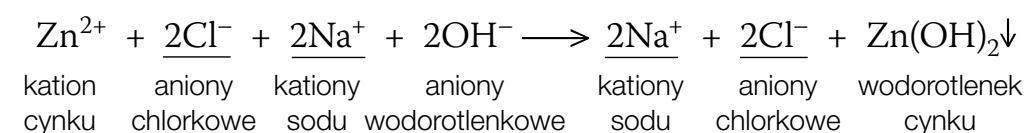
aniony kationy	OH^-	Cl^-
NH_4^+	R	R
Zn^{2+}	T	R
Na^+	R	R

litera **T** oznacza, że substancja jest trudno rozpuszczalna w wodzie

- 2 **Zapis cząsteczkowy:**



- 3 **Pełny zapis jonowy:**



Skrócony zapis jonowy:

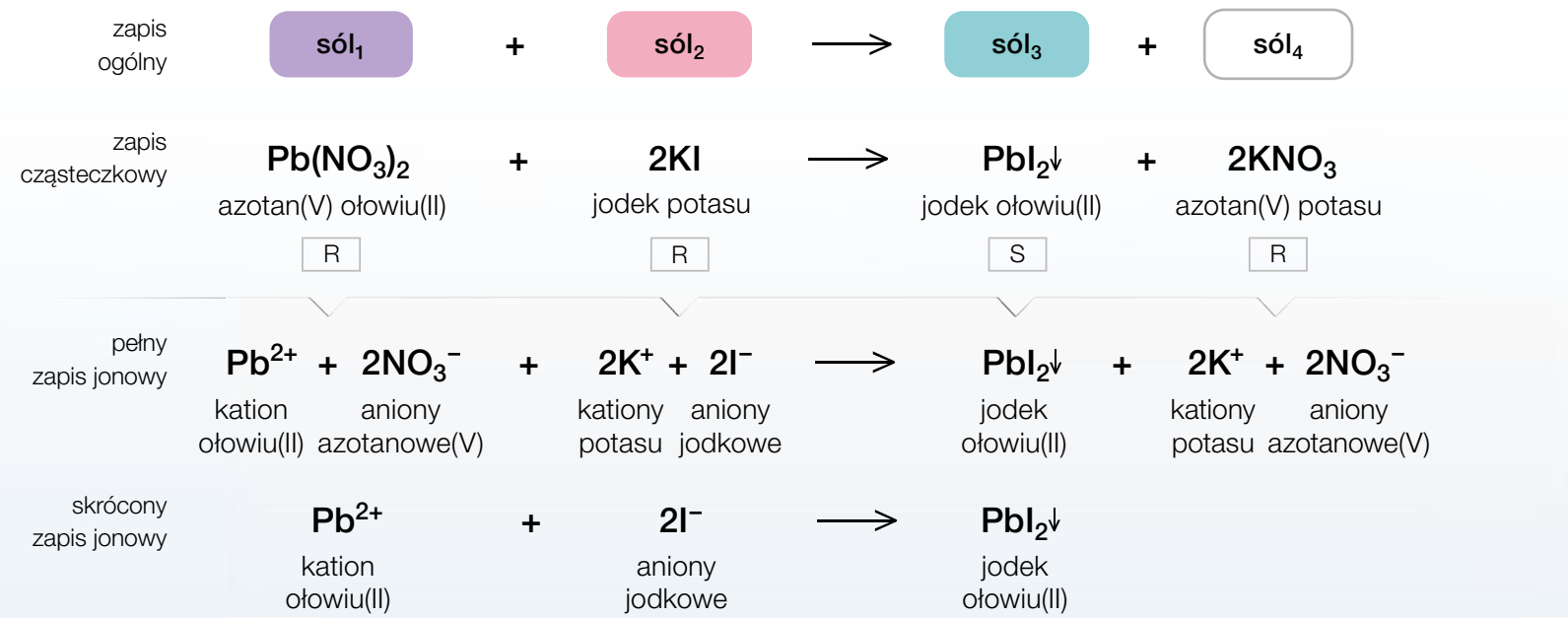


Otrzymywanie soli – reakcje strąceniowe

Sole w temperaturze pokojowej występują w stałym stanie skupienia, ale tylko niektóre z nich rozpuszczają się w wodzie. To właśnie tę właściwość soli wykorzystuje się do otrzymywania ich w reakcjach strąceniowych. Wtedy jeden z produktów występuje w postaci trudno (lub średnio) rozpuszczalnego w wodzie osadu lub wydziela się jako gaz.

Reakcja soli dobrze rozpuszczalnych w wodzie

Jeden z substratów w tej reakcji musi zawierać kation, a drugi anion soli trudno (lub średnio) rozpuszczalnej w wodzie. Produktami tej reakcji chemicznej są również dwie sole, z których jedna jest trudno (lub średnio) rozpuszczalna, natomiast druga dobrze rozpuszczalna w wodzie.



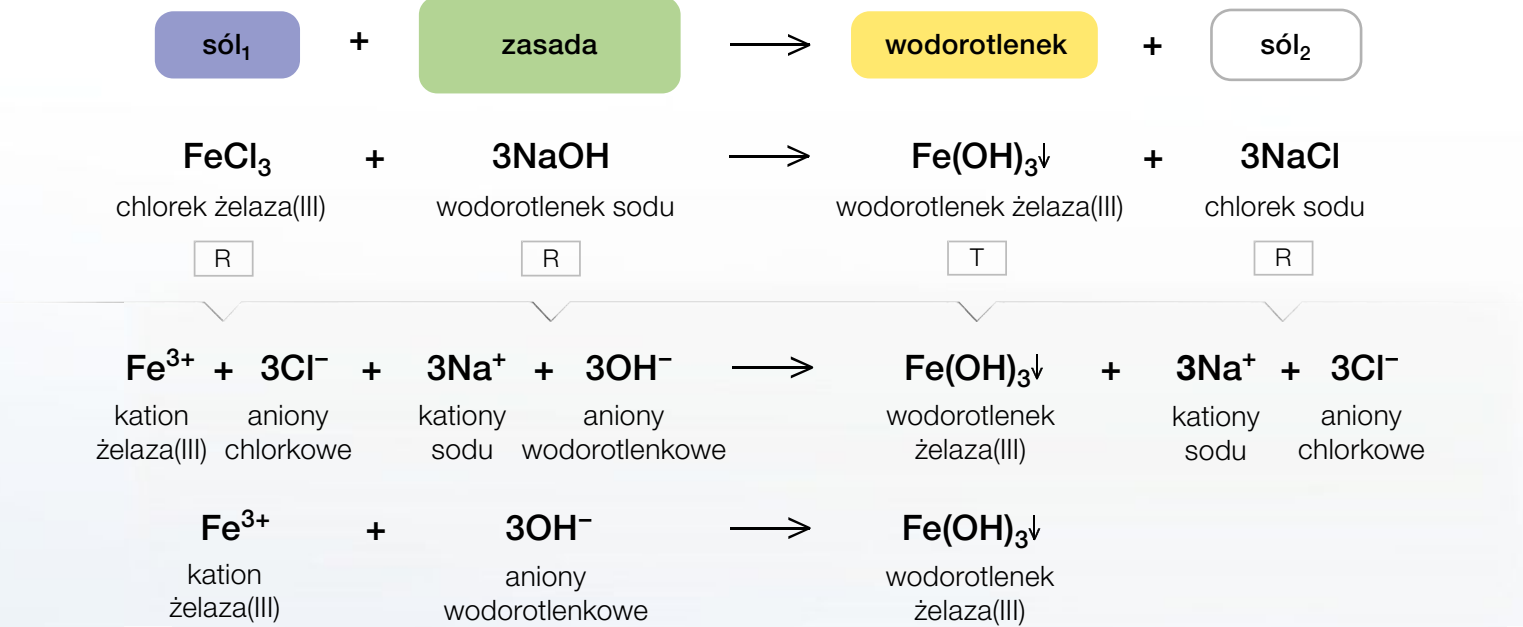
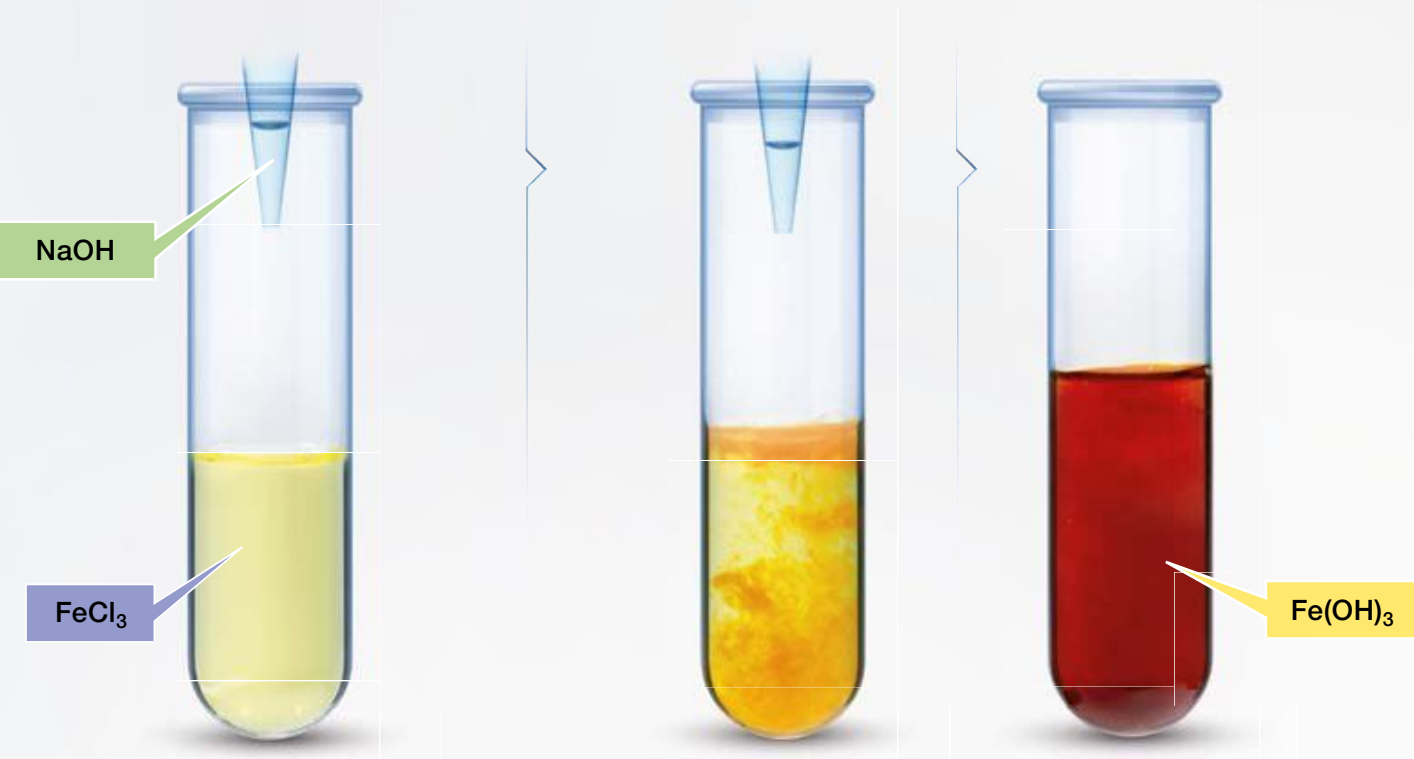
Rozpuszczalność soli i wodorotlenków można sprawdzić w tabeli rozpuszczalności.

	I ⁻	NO ₃ ⁻	Cl ⁻	OH ⁻
K ⁺	R	R	R	R
Pb ²⁺	S	R	S	T
Na ⁺	R	R	R	R
Fe ³⁺	d	R	R	T

- R substancja dobrze rozpuszczalna (> 2 g/100 g H₂O)
- S substancja średnio rozpuszczalna (0,1 g–2 g/100 g H₂O)
- T substancja trudno rozpuszczalna (< 0,1 g/100 g H₂O)
- d związek ulega rozkładowi w wodzie

Reakcja soli dobrze rozpuszczalnej i zasady

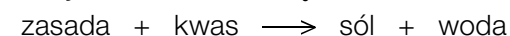
Substraty tej reakcji chemicznej muszą być dobrze rozpuszczalne w wodzie, a jeden z produktów – trudno (lub średnio) rozpuszczalny w wodzie.



Ważne w temacie *Reakcje zobojętniania i reakcje strącania osadów*

1. Zapisuję równania reakcji otrzymywania soli:

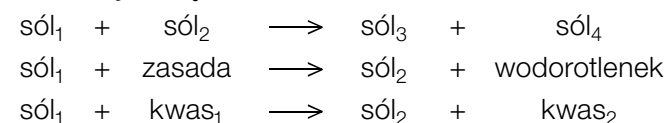
• reakcja kwasu z zasadą:



Równanie reakcji zobojętniania:



• reakcja strącania osadów:



W tych reakcjach chemicznych **powstają osady soli lub wodorotlenków trudno rozpuszczalnych w wodzie.**

2. Dobieram substraty do przeprowadzenia reakcji strącania osadu:

- **substraty** powinny **dobrze rozpuszczać się** w wodzie i występować w roztworze w postaci jonów,
- przynajmniej **jeden z produktów** powinien być **trudno rozpuszczalny** w wodzie.

Reakcje zobojętniania i reakcje strącania osadów

Zapamiętaj!

Reakcja zobojętniania – reakcja kwasu z zasadą, której produktem jest cząsteczka wody i sól.

Równanie reakcji zobojętniania: $\text{H}^+ + \text{OH}^- \longrightarrow \text{H}_2\text{O}$.

Reakcja strącania osadu – reakcja chemiczna, w której z rozpuszczalnych substratów powstaje przynajmniej jeden produkt trudno rozpuszczalny w wodzie.

Zadania

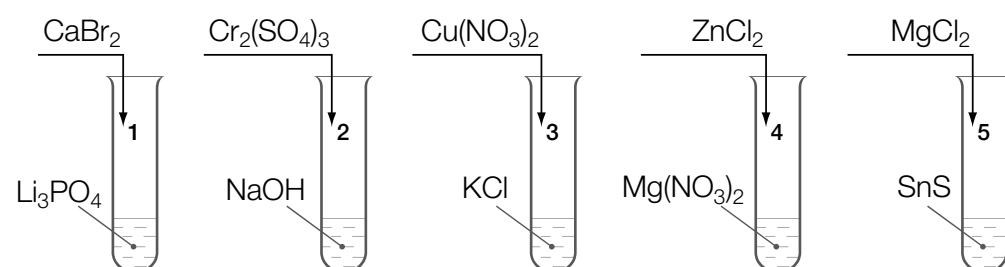


ROZWIĄZ
W ZESZYCIE

1. Napisz równania reakcji zobojętniania między podanymi substratami, stosując zapis cząsteczkowy, pełny zapis jonowy i skrócony zapis jonowy.

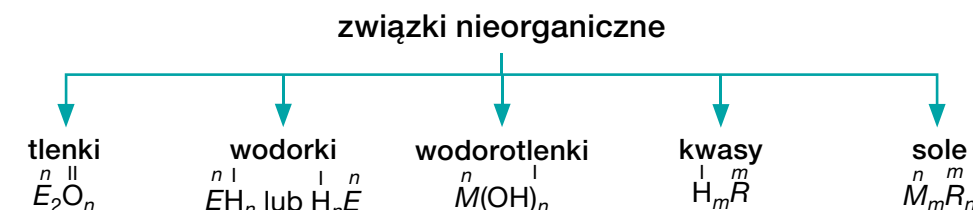
- kwas solny i zasada wapniowa
- kwas azotowy(V) i zasada litowa
- kwas fosforowy(V) i zasada potasowa
- kwas siarkowy(VI) i zasada sodowa

2. Podaj numery probówek, w których zaszły reakcje chemiczne. Napisz odpowiednie równania reakcji, stosując skrócony zapis jonowy.

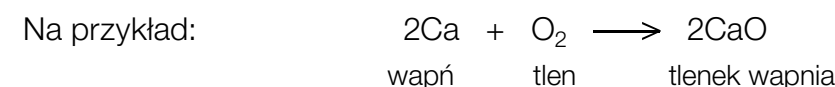


Podsumowanie

Związki nieorganiczne w zależności od ich składu można podzielić na kilka grup: **tlenki, wodorki, wodorotlenki, kwasy i sole.**

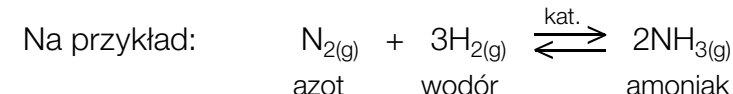


Sposobami otrzymywania tlenków są:

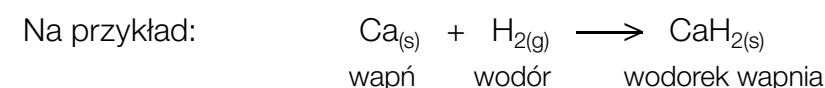


Tlenki można także uzyskać przez rozkład niektórych soli, kwasów i wodorotlenków.

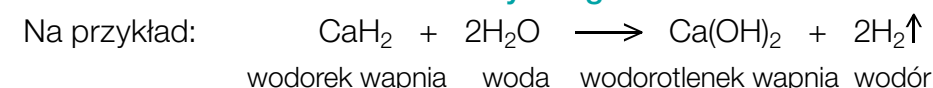
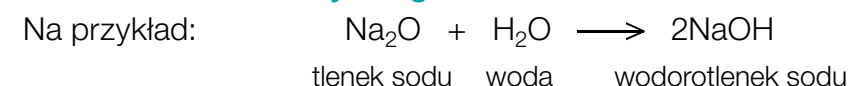
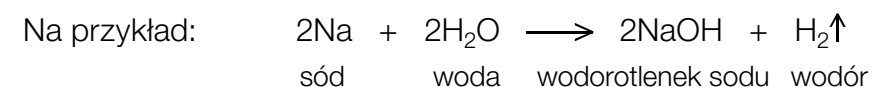
Sposobem otrzymywania wodorków niemetali jest:



Sposobem otrzymywania wodorków metali jest:



Wodorotlenki dobrze rozpuszczalne w wodzie otrzymuje się w reakcjach chemicznych metali aktywnych z wodą, tlenków metali aktywnych z wodą i wodorków metali aktywnych z wodą.



◀ Jak można podzielić związki nieorganiczne?

◀ Jak można otrzymać tlenki?

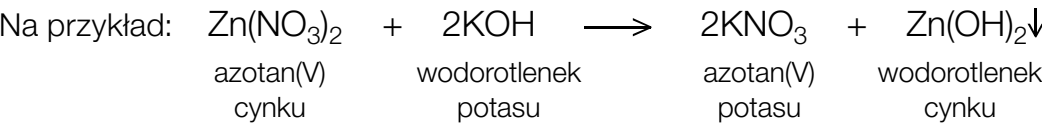
◀ Jak można otrzymać wodorki?

◀ Jak można otrzymać wodorotlenki?



Podsumowanie

Wodorotlenki trudno rozpuszczalne w wodzie otrzymuje się w reakcjach soli z wodorotlenkiem.

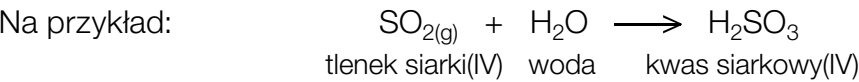


Jak można otrzymać kwasy?

► Kwasy beztlenowe uzyskuje się dzięki rozpuszczeniu w wodzie odpowiedniego wodoru niemetalu.



Kwasy tlenowe otrzymuje się np. w reakcji odpowiedniego tlenku z wodą.



Jak można podzielić tlenki ze względu na ich charakter chemiczny?

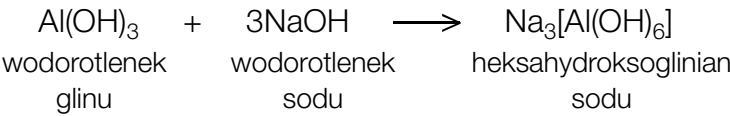
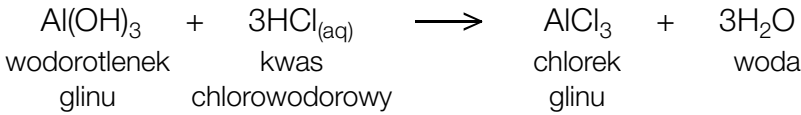
Tlenki		
Charakter chemiczny	Przykłady	
	wzór sumaryczny	nazwa systematyczna
zasadowe	Na ₂ O CaO	tlenek sodu tlenek wapnia
amfoteryczne	Al ₂ O ₃ PbO ₂	tlenek glinu tlenek ołowiu(IV)
kwasowe	CO ₂ SO ₃	tlenek węgla(IV) tlenek siarki(VI)
obojętne	NO	tlenek azotu(II)

Jak można podzielić wodoroki ze względu na ich charakter chemiczny?

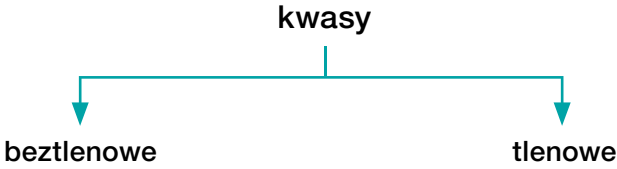
Wodoroki		
Charakter chemiczny	Przykłady	
	wzór sumaryczny	nazwa systematyczna
zasadowe	KH MgH ₂	wodorek potasu wodorek magnezu
kwasowe	HF HCl	fluorek wodoru chlorek wodoru
obojętne	CH ₄	metan

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

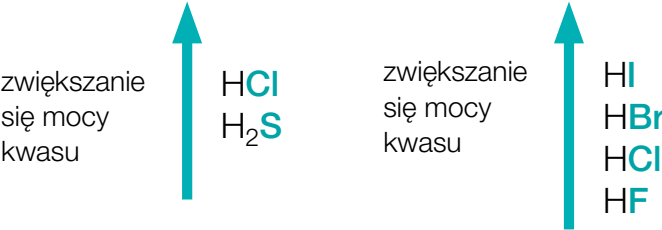
Wodorotlenki amfoteryczne reagują zarówno z kwasami, jak i z zasadami:



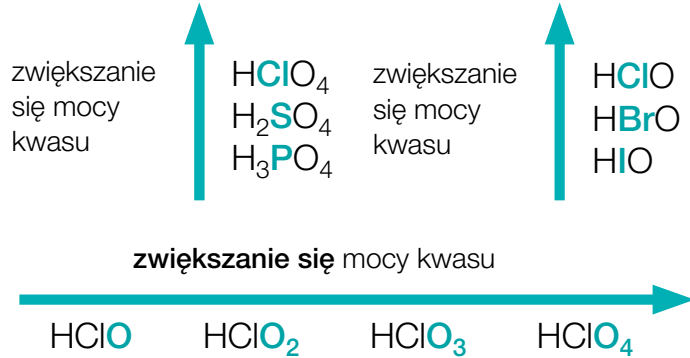
Kwasy ze względu na ich skład można podzielić na:



✂ Moc kwasów beztlenowych **zwiększa się** wraz **ze zwiększeniem się liczby atomowej** pierwiastka chemicznego.



Moc kwasów tlenowych **zwiększa się** wraz **ze zwiększeniem się liczby atomowej pierwiastka chemicznego w reszcie kwasowej w okresie**, ale **zmniejsza się** wraz **ze zwiększaniem się liczby atomowej pierwiastka chemicznego w grupie**.



◀ Jak można podzielić wodorotlenki ze względu na ich charakter chemiczny?

◀ Jak potwierdzić charakter chemiczny związku chemicznego?

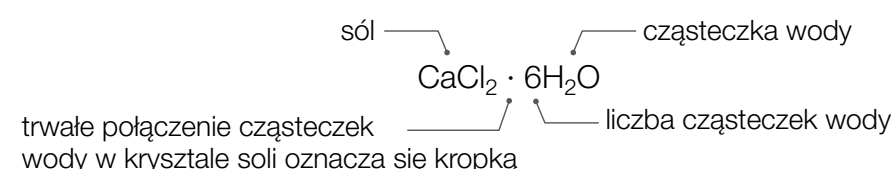
◀ Jak można podzielić kwasy?

◀ Jak zmienia się moc kwasów beztlenowych?

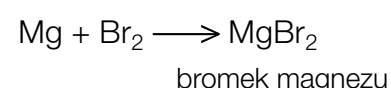
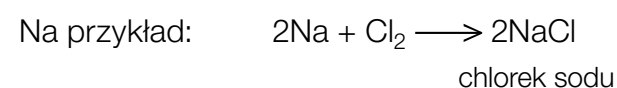
◀ Jak zmienia się moc kwasów tlenowych?

Podsumowanie

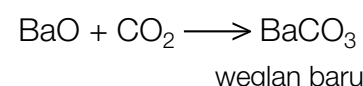
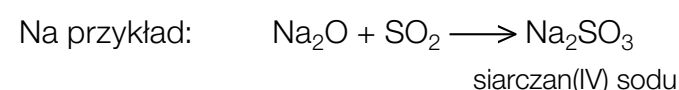
Co to są hydraty? ▶ Hydraty to np. sole, które poza kationami metalu (lub kationami będącymi grupą atomów, np. NH_4^+) i anionami reszty kwasowej **zawierają dodatkowo cząsteczki wody**.



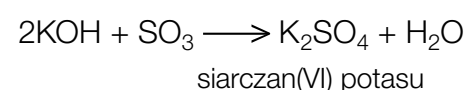
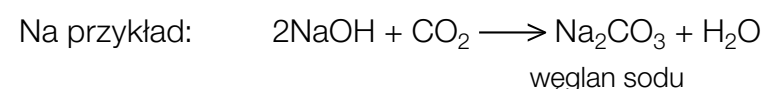
Jak można otrzymać sole? ▶ **Sposób 1** ▶ **metal + niemetal $\longrightarrow$ sól kwasu beztlenowego**



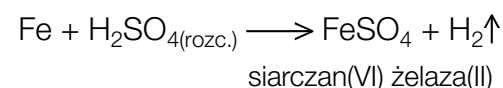
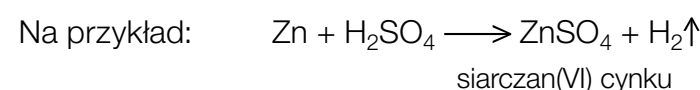
Sposób 2 ▶ **tlenek metalu + tlenek niemetalu $\longrightarrow$ sól kwasu tlenowego**



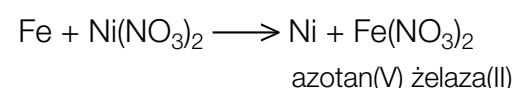
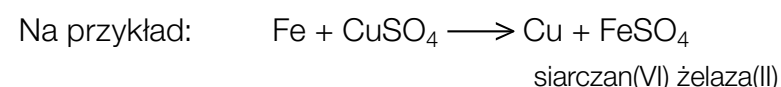
Sposób 3 ▶ **wodorotlenek + tlenek niemetalu $\longrightarrow$ sól kwasu tlenowego + woda**



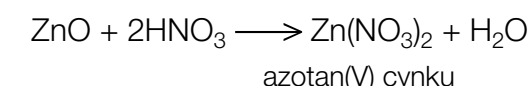
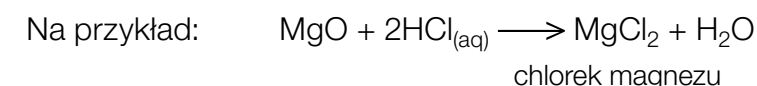
Sposób 4 ▶ **metal + kwas $\longrightarrow$ sól + wodor $\uparrow$**
 (bardziej aktywny od wodoru)



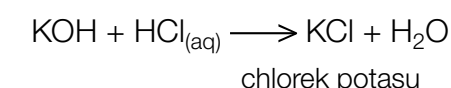
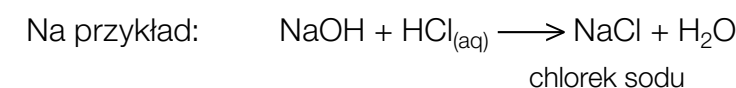
Sposób 5 ▶ **metal₁ + sól₁ $\longrightarrow$ metal₂ + sól₂**



Sposób 6 ▶ **tlenek metalu + kwas $\longrightarrow$ sól + woda**

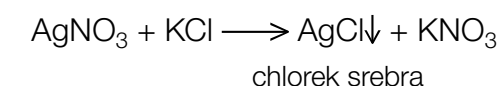
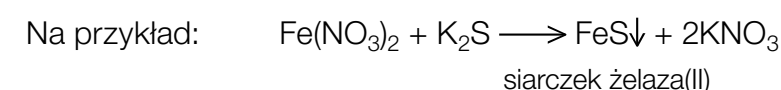


Sposób 7 ▶ **wodorotlenek + kwas $\longrightarrow$ sól + woda**



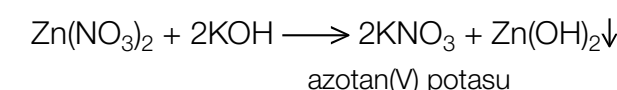
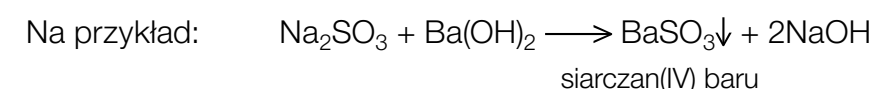
Sposób 8 ▶ **sól₁ + sól₂ $\longrightarrow$ sól₃ $\downarrow$ + sól₄**

(reakcja strąceniowa)



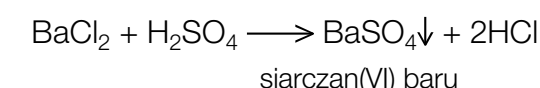
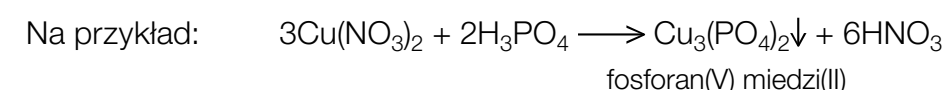
Sposób 9 ▶ **sól₁ + zasada $\longrightarrow$ sól₂ + wodorotlenek**

(reakcja strąceniowa)



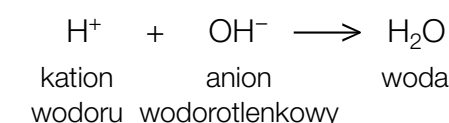
Sposób 10 ▶ **sól₁ + kwas₁ $\longrightarrow$ sól₂ + kwas₂**

(reakcja strąceniowa)



Reakcja zobojętniania to reakcja kwasu z zasadą, której **produktem jest cząsteczka wody i sól**.

Równanie reakcji zobojętniania ma postać:



Reakcja strącania osadu to reakcja chemiczna, w której z rozpuszczalnych substratów **powstaje** przynajmniej jeden **produkt trudno rozpuszczalny w wodzie**.

◀ **Co to jest reakcja zobojętniania?**

◀ **Co to jest reakcja strącania osadu?**



Sprawdź, czy potrafisz...



1. Wybierz związki chemiczne zawierające reszty kwasowe, a następnie podaj nazwy kwasów, od których one pochodzą.

✂ MgCl_2 , Zn(OH)_2 , $\text{Ni(NO}_3)_2$, HClO , $\text{Cu}_2\text{CO}_3(\text{OH})_2$, FeS , NH_4I , BaHPO_4 , CaSO_4 , NH_3

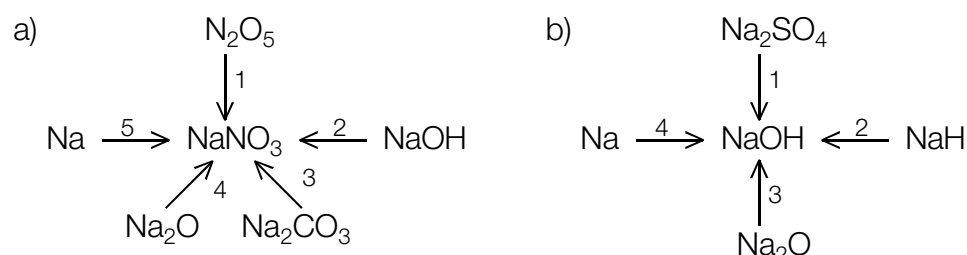
2. Zakwalifikuj związki chemiczne o podanych wzorach sumarycznych do kwasów, soli kwasów tlenowych, soli mocnego kwasu, wodorosoli, hydroksosoli i hydratów. Każdego wzoru możesz użyć więcej niż raz.

✂ KCl , $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$, $\text{Al(NO}_3)_3$, ZnBr(OH) , Na_2HPO_4 , H_2SO_3 , $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$, SrSO_3 , $2\text{CaSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$, AgNO_2 , LiI , NaHCO_3

3. Napisz nazwy systematyczne związków chemicznych o podanych wzorach sumarycznych.

✂ MnSO_4 , RbOH , HClO_4 , Na_2CO_3 , NaHCO_3 , $\text{Fe(NO}_3)_3$, HBr , Mg(OH)_2 , CaCl(OH) , H_4SiO_4

4. Napisz i uzgodnij równania reakcji chemicznych przedstawionych na schematach.



5. Napisz i uzgodnij równania podanych reakcji chemicznych:

- reakcja syntezy tlenku metalu z pierwiastków chemicznych,
- reakcja syntezy tlenku niemetalu z innego tlenku niemetalu,
- reakcja metalu aktywnego z 1. grupy z wodą,
- reakcja syntezy soli beztlenowej o nazwie siarczek glinu,
- reakcja wymiany, w której wyniku strąca się osad soli tlenowej.

6. Uzupełnij i uzgodnij równania podanych reakcji chemicznych.

- | | |
|---|---|
| a) $\text{Al} + \text{HCl} \rightarrow \boxed{?} + \boxed{?}$ | g) $\text{MgCO}_3 + \text{HBr} \rightarrow \boxed{?} + \boxed{?}$ |
| b) $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \boxed{?} + \boxed{?}$ | h) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \boxed{?} + \boxed{?}$ |
| c) $\text{ZnO} + \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \boxed{?} + \boxed{?}$ | i) $\text{P}_4\text{O}_{10} + \text{K}_2\text{O} \rightarrow \boxed{?}$ |
| d) $\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow \boxed{?}$ | j) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \boxed{?}$ |
| e) $\text{Cu(NO}_3)_2 + \text{LiOH} \rightarrow \boxed{?} + \boxed{?}$ | k) $\text{Mg} + \text{HCl} \rightarrow \boxed{?} + \boxed{?}$ |
| f) $\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \boxed{?}$ | l) $\text{SiO}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \boxed{?} + \boxed{?}$ |

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.**

Zbiór zadań

- Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych
- Systematyka związków nieorganicznych

Budowa atomu.

Układ okresowy pierwiastków chemicznych



Budowa atomu

1. Podaj liczbę neutronów w atomach izotopów pierwiastków chemicznych o podanych symbolach (a–f). Skorzystaj z układu okresowego.

- a) ^{16}O c) ^{35}Cl e) ^{79}Br
b) ^{17}O d) ^{37}Cl f) ^{81}Br

2. Podaj liczbę elektronów walencyjnych atomów pierwiastków chemicznych o podanych symbolach. Skorzystaj z układu okresowego.

- a) ^{20}Ca , ^8O , ^5B , ^{14}Si
b) ^9F , ^{17}Cl , ^{19}K , ^4Be

3. Ustal liczbę protonów, neutronów, nukleonów i elektronów w atomach pierwiastków chemicznych o podanych symbolach (a–d). Skorzystaj z układu okresowego.

- a) $^{10}_5\text{B}$ b) $^{29}_{14}\text{Si}$ c) $^{19}_9\text{F}$ d) $^{25}_{12}\text{Mg}$

4. Wybierz symbole izotopów tego samego pierwiastka chemicznego. Podaj symbol chemiczny tego pierwiastka i jego nazwę.

- $^{11}_5\text{E}$, $^{36}_{18}\text{E}$, $^{17}_8\text{E}$, $^{15}_7\text{E}$, $^{40}_{18}\text{E}$, $^{21}_{10}\text{E}$, $^{38}_{18}\text{E}$

5. Napisz symbole pierwiastków chemicznych o podanych nazwach w postaci ^A_ZE . Skorzystaj z układu okresowego.

- a) azot-14, węgiel-12, siarka-32
b) wapń-40, glin-27, magnez-24

6. Podaj symbol chemiczny, liczbę elektronów i liczbę nukleonów dla izotopów pierwiastków chemicznych, w których jądrach atomowych znajdują się:

- a) 12 protonów i 12 neutronów,
b) 16 protonów i 16 neutronów,
c) 6 protonów i 6 neutronów,
d) 3 protony i 4 neutrony.

Skorzystaj z układu okresowego.

7. Zidentyfikuj izotopy pierwiastków chemicznych na podstawie podanych informacji i napisz ich symbole w postaci ^A_ZE .

- a) W jądrze atomowym izotopu tego pierwiastka chemicznego występuje 13 protonów i 14 neutronów.
b) Izotop tego pierwiastka chemicznego ma 3 nukleony oraz 1 proton w jądrze atomowym.

8. Ustal liczbę protonów, neutronów, nukleonów i elektronów dla podanych jonów (a–d).

- a) $^{17}_8\text{O}^{2-}$ b) $^{44}_{20}\text{Ca}^{2+}$ c) $^7_3\text{Li}^+$ d) $^{14}_7\text{N}^{3-}$

9. Odszukaj w układzie okresowym pierwiastki chemiczne o podanych powłokowych konfiguracjach elektronowych (a–d). Podaj symbole chemiczne tych pierwiastków oraz określ ich położenie – numer grupy i numer okresu.

- a) $K^2L^8M^8N^2$ c) $K^2L^8M^5$
b) $K^2L^8M^1$ d) K^2L^5

10. Napisz symbole opisanych pierwiastków chemicznych (a–c) oraz ich powłokową konfigurację elektronową. Skorzystaj z układu okresowego.

- a) 3 powłoki elektronowe i 2 elektrony walencyjne
b) 3 powłoki elektronowe i 3 elektrony walencyjne
c) 2 powłoki elektronowe i 6 elektronów walencyjnych

11. Napisz symbol chemiczny oraz powłokową konfigurację elektronową dla atomów pierwiastków chemicznych o podanej pełnej podpowłokowej konfiguracji elektronowej (a–c). Skorzystaj z układu okresowego.

- a) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ c) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
b) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

12. Określ liczbę elektronów w rdzeniu atomowym pierwiastków chemicznych o podanej pełnej podpowłokowej konfiguracji elektronowej (a–d).

- a) ^{12}Mg : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
b) ^{16}S : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
c) ^7N : $1s^2 2s^2 2p^3$
d) ^{19}K : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

13. 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) $1s^2 2s^2$

14. 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) $[\text{Ne}] 3s^2 3p^5$ c) $[\text{He}] 2s^2 2p^3$
b) $[\text{Ar}] 4s^1$

15. Napisz powłokową konfigurację elektronową atomów pierwiastków chemicznych o podanych nazwach (a–d). Skorzystaj z układu okresowego.

- a) potas c) krzem
b) węgiel d) lit

16. Napisz pełną i skróconą podpowłokową konfigurację elektronową atomów pierwiastków chemicznych o podanych nazwach (a–h). Skorzystaj z układu okresowego.

- a) magnez e) tlen
b) chlor f) węgiel
c) glin g) bor
d) siarka h) fosfor

17. Napisz pełną i skróconą podpowłokową konfigurację elektronową jonów o podanych symbolach (a–h). Skorzystaj z układu okresowego.

- a) Na^+ d) Mg^{2+} g) Cl^-
b) K^+ e) S^{2-} h) Li^+
c) Ca^{2+} f) F^-

18. Przedstaw symbole opisanych jonów w postaci ^A_ZE .

- a) dwudodatni kation wapnia o liczbie masowej $A = 40$
b) jednododatni kation potasu o liczbie masowej $A = 40$
c) dwuujemny anion siarki o liczbie masowej $A = 32$
d) jednoujemny anion chloru o liczbie masowej $A = 35$

19. Napisz równania elektronowe opisanych przemian (a–d).

- a) atom sodu oddaje jeden elektron i powstaje jednododatni kation sodu
b) atom chloru przyjmuje jeden elektron i powstaje jednoujemny anion chloru
c) atom glinu oddaje 3 elektrony i powstaje trójdatni kation glinu
d) atom tlenu przyjmuje 2 elektrony i powstaje dwuujemny anion tlenu

20. Napisz równania elektronowe podanych przemian (a–d) i podaj symbol chemiczny helowca o takiej samej konfiguracji, jaką ma jon. Skorzystaj z układu okresowego.

- a) $\text{Ca} \longrightarrow \text{Ca}^{2+}$
b) $\text{Na} \longrightarrow \text{Na}^+$
c) $\text{Cl} \longrightarrow \text{Cl}^-$
d) $\text{S} \longrightarrow \text{S}^{2-}$

21. Napisz symbol chemiczny helowca, którego atom ma taką samą konfigurację elektronową jak jony o podanych symbolach (a–b). Skorzystaj z układu okresowego.

- a) Cl^- , S^{2-} , K^+
b) Al^{3+} , Mg^{2+} , Na^+

22. Podaj 4 przykłady jonów (kationów i anionów), które mają konfigurację elektronową argonu. Skorzystaj z układu okresowego.

Dla dociekliwych

23. 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. Zapisz symbol chemiczny tego pierwiastka w postaci A_ZE .

24. 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.

25. Deuter to izotop wodoru, w którego jądrze atomowym występuje 1 neutron. Oblicz masę cząsteczkową ciężkiej wody D_2O , wiedząc, że atom tlenu wchodzący w jej skład to tlen-17.

26. Oblicz wszystkie możliwe masy cząsteczkowe amoniaku NH_3 dla izotopów azotu: ${}^{14}_7N$, ${}^{15}_7N$ oraz wodoru 1_1H , 2_1H .

27. Napisz pełne i skrócone podpowłokowe konfiguracje elektronowe dla trzech jonów pierwiastków chemicznych na podstawie informacji o budowie ich atomów. Atom tego pierwiastka chemicznego ma:

- 20 elektronów i tworzy kation dwudodatni,
- 13 protonów w jądrze atomowym i tworzy kation trójdatni,
- liczbę atomową $Z = 8$ i tworzy anion dwuujemny.

28. 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.

Budowa atomu a położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym

29. Podziel pierwiastki chemiczne o podanych symbolach na takie:

- których atomy mają 2 elektrony walencyjne,
- które znajdują się w 16. grupie,
- których atomy mają 2 powłoki elektronowe.

Ca, S, Se, N, Mg, C
Skorzystaj z układu okresowego.

30. Utwórz dwa zbiory składające się z pierwiastków chemicznych, które spełniają obydwa warunki (a–b). Pierwiastki wybierz spośród tych o podanych symbolach chemicznych. Skorzystaj z układu okresowego.

Ca, Mg, S, Al, N, Si, Be, Cl, Na

Zbiór I

- Pierwiastki chemiczne należące do bloku konfiguracyjnego p .
- Atomy tych pierwiastków chemicznych mają taką samą liczbę powłok elektronowych.

Zbiór II

- Pierwiastki chemiczne należące do bloku konfiguracyjnego s .
- Atomy tych pierwiastków chemicznych mają taką samą liczbę elektronów walencyjnych.

31. Wskaż symbol pierwiastka chemicznego o wyższej wartości energii jonizacji. Skorzystaj z układu okresowego.

a) K i Ca b) Mg i Ca c) Na i Al

32. Uszereguj podane symbole pierwiastków chemicznych zgodnie ze:

- zmniejszającym się charakterem niemetalicznym,
- zwiększającą się aktywnością chemiczną,
- zmniejszającą się wartością elektroujemności.

Se, O, Te, S

Skorzystaj z układu okresowego.

33. Podaj symbole opisanych pierwiastków chemicznych (a–b). Skorzystaj z układu okresowego.

- Pierwiastek chemiczny o najmniejszej wartości elektroujemności i należący do bloku konfiguracyjnego s .
- Pierwiastek chemiczny o największej wartości elektroujemności i należący do bloku konfiguracyjnego p .

34. Uporządkuj symbole chemiczne pierwiastków: Mg, Si, Al, P, S, Na, według podanych kryteriów (a–c):

- zgodnie ze zmniejszającym się promieniem atomowym,
- zgodnie ze zwiększającą się elektroujemnością,
- zgodnie ze zwiększającym się charakterem metalicznym.

Skorzystaj z układu okresowego.

35. Podaj symbol chemiczny pierwiastka z 2. okresu, który ma:

- najniższą energię jonizacji,
- najwyższą energię jonizacji,
- najwyższą elektroujemność.

Skorzystaj z układu okresowego.

36. Wskaż symbol pierwiastka chemicznego o większej aktywności chemicznej. Skorzystaj z układu okresowego.

a) C i Si c) Ba i Ca
b) P i S d) Na i Mg

Wiązania chemiczne

37. Podziel na dwa zbiory A i B substancje o podanych wzorach sumarycznych na podstawie obliczonej różnicy elektroujemności. Skorzystaj z układu okresowego.

- Zbiór A – substancje, w których cząsteczkach występują wiązania kowalencyjne niespolaryzowane.
- Zbiór B – substancje, w których cząsteczkach występują wiązania kowalencyjne spolaryzowane.

AlH_3 , H_2 , PH_3 , CS_2 , HCl , H_2O , NH_3

38. Wskaż atom pierwiastka chemicznego, w którego stronę będą przesunięte wspólne pary elektronowe w cząsteczkach o podanych wzorach sumarycznych (a–d). Skorzystaj z układu okresowego.

a) HF b) SO_2 c) H_2O d) CCl_4

39. Wybierz wzory cząsteczek o budowie polarnej.

HCN , HCl , N_2

40. Napisz wzory sumaryczne substancji, które mogą powstać z pierwiastków chemicznych o podanych symbolach i w których cząsteczkach występują:

- wiązania kowalencyjne niespolaryzowane,
- wiązania kowalencyjne spolaryzowane.

S, H, N, O, Cl

Skorzystaj z układu okresowego.

41. Ustal dla każdej substancji o podanym wzorze sumarycznym liczbę:

- uwspólnionych elektronów,
- wolnych par elektronowych w cząsteczce.

CO_2 , HBr , H_2S

Skorzystaj z układu okresowego.



42. Oblicz różnicę elektroujemności w cząsteczkach o podanych wzorach, a następnie uszereguj je zgodnie ze zmniejszającą się polarnością. Skorzystaj z układu okresowego.

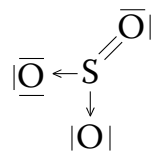
N_2 , HBr , HF

43. Atom pierwiastka chemicznego X ma 4 elektrony walencyjne. Napisz wzory sumaryczne związków chemicznych na podstawie podanej różnicy elektroujemności (a–c). Skorzystaj z układu okresowego.

- a) XS_2 , różnica elektroujemności = 0
b) XH_4 , różnica elektroujemności = 0,4
c) XO , różnica elektroujemności = 0,8

44. Podaj symbol pierwiastka chemicznego, który w tlenku siarki(VI) jest:

- a) donorem elektronów,
b) akceptorem elektronów.

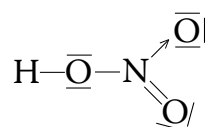


45. Przedstaw graficznie sposób powstawania wiązań kowalencyjnych w cząsteczkach o podanych wzorach (a–d). Skorzystaj z układu okresowego.

- a) Cl_2 b) HF c) N_2 d) H_2S

46. Ustal w cząsteczce kwasu azotowego(V) liczbę wiązań:

- a) kowalencyjnych niespolaryzowanych,
b) kowalencyjnych spolaryzowanych,
c) koordynacyjnych,
d) typu σ ,
e) typu π .



47. Określ liczbę elektronów oddanych przez atomy metali oraz liczbę elektronów przyjętych przez atomy niemetalu w związkach chemicznych o podanych wzorach (a–d). Skorzystaj z układu okresowego.

- a) KCl c) CaS
b) Na_2O d) Al_2S_3

48. Przedstaw za pomocą kreskowych wzorów elektronowych cząsteczki i jony o podanych wzorach. W zapisach uwzględnij wolne pary elektronowe. Skorzystaj z układu okresowego. Następnie dla każdej cząsteczki i jonu podaj liczbę wiązań:

- a) kowalencyjnych spolaryzowanych,
b) koordynacyjnych,
c) typu σ ,
d) typu π .

CO_2 , SO_2 , SO_3 , N_2 , NH_4^+ , H_3O^+ , NO_3^-

49. Wybierz wzory związków jonowych. Uzasadnij swój wybór, obliczając różnicę elektroujemności dla każdego związku chemicznego. Skorzystaj z układu okresowego.

SO_3 , NH_3 , Na_2O , KCl , H_2S , PH_3 , $CaCl_2$

50. Napisz wzory związków chemicznych, w których występują jony o podanych symbolach (a–d).

- a) Na^+ oraz OH^-
b) Cu^{2+} oraz Cl^-
c) K^+ oraz SO_4^{2-}
d) Mg^{2+} oraz Br^-

51. Napisz symbole jonów tworzących związki chemiczne o podanych wzorach (a–d).

- a) NH_4Cl
b) CaO
c) KOH
d) K_2S

52. Przedstaw graficznie i opisz powstawanie wiązania jonowego w związkach chemicznych o podanych wzorach sumarycznych (a–b).

- a) $NaCl$ b) $CaCl_2$

53. Wybierz wzory, w których oba pierwiastki chemiczne po utworzeniu związku jonowego osiągnęły konfigurację neonu. Skorzystaj z układu okresowego.

NaF , BeO , KCl , MgO , Na_2S , $AlCl_3$

54. Określ rodzaj wiązania chemicznego występującego w substancjach (a–b).

- a) Jest substancją stałą, dobrze rozpuszczalną w wodzie, o wysokiej temperaturze topnienia. Po stopieniu i w roztworze wodnym przewodzi prąd elektryczny.
b) To ciecz dobrze rozpuszczalna w benzynie, ma niską temperaturę wrzenia. Nie przewodzi prądu elektrycznego.

55. Uzupełnij poniższe zdania tak, aby powstała poprawna informacja. Wybierz jedno określenie spośród podanych w każdym nawiasie.

Nazwa 18. grupy układu okresowego pierwiastków chemicznych to (*helowce* / *chlorowce*). Pierwiastki chemiczne należące do tej grupy nazywane są też gazami (*nieszlachetnymi* / *szlachetnymi*). Są (*bierne* / *aktywne*) chemicznie. W atomie helu ostatnia powłoka elektronowa zawiera (2 elektrony / 8 elektronów), a w atomie argonu (18 elektronów / 8 elektronów). W warunkach normalnych gazy te występują w postaci (atomów / cząsteczek dwuatomowych).

56. Minerale powszechnie wykorzystuje się w jubilerstwie. Przeanalizuj podane informacje. Zidentyfikuj pierwiastki chemiczne (A , D , X , Z) i podaj ich symbole chemiczne oraz nazwy.

Składnikiem ametystu jest tlenek pierwiastka chemicznego A , który należy do niemetalu. Atom tego niemetalu ma 4 elektrony walencyjne i 3 powłoki elektronowe. Szafir zawiera tlenek pierwiastka chemicznego D , który jest metalem. Atom tego metalu ma 13 elektronów.

W skład fluorytu wchodzi atom metalu X , który znajduje się w 4. okresie i 2. grupie układu okresowego pierwiastków chemicznych, oraz atomy niemetalu Z , który ma 19 nukleonów i 10 neutronów.

Dla ciekawych

57. Siarka to pierwiastek chemiczny, który występuje w wielu odmianach alotropowych. Cząsteczki siarki S_x mają budowę pierścieniową. Liczba atomów w cząsteczce siarki może przyjmować wartości $x = 6, 7, 8, 9-15, 18$ i 20 . Dwie podstawowe odmiany alotropowe siarki to siarka rombowa i siarka jednoskośna. Ustal wzór sumaryczny siarki rombowej, której masa cząsteczkowa wynosi 256 u.

58. Uszereguj związki kowalencyjne o podanych wzorach zgodnie ze zwiększającą się zawartością procentową (procent masowy) wodoru. Skorzystaj z układu okresowego.

CH_4 , NH_3 , H_2S

59. Na polarność cząsteczki ma wpływ obecność wolnych par elektronowych w atomie o najwyższej elektroujemności. Im jest ich więcej, tym bardziej odpychają się wolne i wiążące pary elektronowe – i 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.

60. Do związków jonowych należą również wodoroki metali lekkich, np. NaH , w których atom wodoru jest jednoujemnym anionem. Napisz pełną podpowłokową konfigurację elektronową jonu H^- .

Systematyka związków nieorganicznych

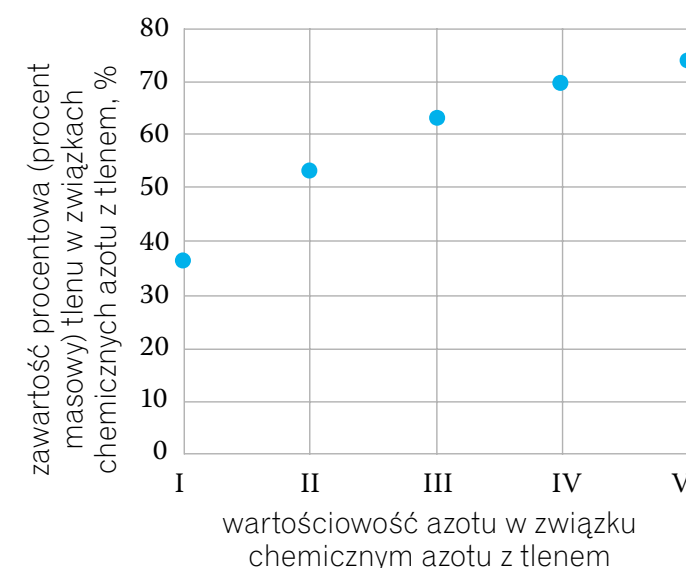


Tlenki i wodorki

61. Napisz wzory sumaryczne tlenków o podanych nazwach systematycznych.
- a) tlenek magnezu f) tlenek azotu(I)
b) tlenek glinu g) tlenek azotu(V)
c) tlenek boru h) tlenek siarki(VI)
d) tlenek cynku i) tlenek berylu
e) tlenek sodu j) tlenek miedzi(I)
62. Podaj nazwy systematyczne tlenków na podstawie ich wzorów sumarycznych.
- a) NO₂ d) Cl₂O₅ g) SiO₂
b) N₂O₃ e) K₂O h) CuO
c) Cl₂O₇ f) SO₂
63. Napisz wzory strukturalne tlenków o podanych nazwach systematycznych.
- a) tlenek siarki(VI)
b) tlenek azotu(V)
c) tlenek azotu(III)
64. Podziel tlenki o podanych wzorach na takie, które:
- a) reagują tylko z kwasem,
b) reagują tylko z zasadą,
c) reagują z kwasem i zasadą.
- CaO, Al₂O₃, SO₃, SiO₂, Na₂O, Cr₂O₃
65. Podziel tlenki o podanych wzorach sumarycznych na tlenki kwasowe, zasadowe, amfoteryczne i obojętne.
- MgO, N₂O₅, Cr₂O₃, K₂O, NO, SO₂
66. 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
67. Napisz i uzgodnij równania reakcji spalania w tlenie pierwiastków chemicznych o podanych symbolach.
- a) Ca c) Mg
b) Cu d) C
68. W związkach chemicznych wraz ze zwiększaniem się różnicy elektroujemności zwiększa się ich charakter jonowy. Uszereguj tlenki o podanych wzorach sumarycznych zgodnie ze zmniejszającym się charakterem zasadowym.
- Al₂O₃, K₂O, Li₂O, MgO
69. Ustal wartościowość pierwiastków chemicznych w związkach chemicznych o podanych wzorach.
- a) CH₄, NH₃, BaH₂, AlH₃
b) MnO₃, PbO₂, Cr₂O₃, CrO₃
70. Podaj nazwy systematyczne gazów o podanych wzorach.
- a) HCl
b) H₂S
c) CO₂
d) NO₂
e) CO
71. Napisz wzory sumaryczne związków chemicznych zbudowanych z pierwiastków chemicznych o podanych symbolach (a–d). Uwzględnij podane w nawiasach wartościowości.
- a) Na(I), H(I)
b) Ca(II), H(I)
c) Al(III), O(II)
d) N(V), O(II)
72. Podziel związki pierwiastków chemicznych z wodorem o podanych wzorach sumarycznych na kwasowe, zasadowe i obojętne.
- NaH, HCl, CH₄, NH₃, CaH₂, H₂S

Informacja do zadań 73–75.

Na wykresie przedstawiono zależność zawartości procentowej (procentu masowego) tlenu w związkach chemicznych azotu z tlenem od wartościowości azotu w tych związkach chemicznych.



73. Przygotuj tabelę. Wpisz odczytaną z wykresu wartościowość azotu w związkach chemicznych azotu z tlenem oraz ustal ich wzory sumaryczne.

74. Oceń prawdziwość podanych zdań. Wybierz literę P, jeśli zdanie jest prawdziwe, lub literę F, jeśli jest fałszywe.

Im wartościowość azotu w tlenku jest wyższa, tym zawartość procentowa (procent masowy) tlenu w tym tlenku jest większa.	P	F
Zawartość procentowa (procent masowy) tlenu w związkach azotu z tlenem nie zależy od wartościowości, którą przyjmuje w nich azot.	P	F
Tlenek azotu(IV) ma większą zawartość procentową (procent masowy) tlenu niż tlenek azotu(V).	P	F
Tlenek azotu(I) ma mniejszą zawartość procentową (procent masowy) azotu niż tlenek azotu(V).	P	F

75. Podaj wzory sumaryczne tlenków azotu uporządkowane według zwiększającej się zawartości procentowej azotu w ich cząsteczkach.

Wodorotlenki

76. 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

77. Napisz wzory sumaryczne i nazwy tlenków, z których można otrzymać wodorotlenki o podanych wzorach sumarycznych.

- a) NaOH
b) KOH
c) Ca(OH)₂
d) Mg(OH)₂
e) LiOH

78. Dokończ i zbilansuj podane równania reakcji chemicznych.

- a) CaO + H₂O →
b) Na + H₂O →
c) Ca + H₂O →
d) K₂O + H₂O →
e) K + H₂O →

79. Podziel wodorotlenki o podanych wzorach na:

- a) trudno rozpuszczalne w wodzie,
b) amfoteryczne.

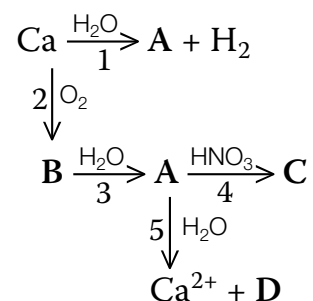
Ca(OH)₂, Fe(OH)₃, NaOH, Cu(OH)₂, KOH, Zn(OH)₂, Al(OH)₃, LiOH, Cr(OH)₃

80. 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 oboma sposobami:

- a) wodorotlenku potasu,
b) wodorotlenku sodu,
c) wodorotlenku wapnia.



81. Podaj wzory i nazwy substancji (A, B, C i D). Napisz równania reakcji chemicznych oznaczonych cyframi 1–5.

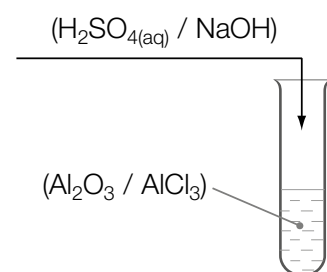


82. Pewien trudno rozpuszczalny wodorotlenek amfoteryczny zawiera jon lub jony metalu, którego liczba atomowa jest różnicą liczb atomowych wapnia i azotu. Napisz za pomocą zapisu cząsteczkowego równania reakcji tego wodorotlenku:

- a) z wodorotlenkiem sodu,
b) z kwasem solnym.

83. Głównym składnikiem powszechnie stosowanych środków do udrażniania rur jest wodorotlenek sodu NaOH. Czy taki środek można stosować w przypadku instalacji aluminiowych? Uzasadnij odpowiedź.

84. Zaprojektuj doświadczenie, w którym można otrzymać wodorotlenek glinu. Uzupełnij schemat doświadczenia – wybierz po jednym wzorze reagentów spośród podanych w każdym nawiasie.



Dla dociekliwych

85. Amoniak otrzymuje się w wyniku syntezy azotu z wodorem w obecności katalizatora.

- a) Napisz i uzgodnij równanie reakcji otrzymywania amoniaku.
b) Podaj nazwę systematyczną produktu tej reakcji chemicznej.

Kwasy

86. 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

87. Napisz wzory sumaryczne i nazwy tlenków kwasowych kwasów o podanych wzorach sumarycznych.

- a) H_2SO_3 d) H_2CO_3
b) H_2SO_4 e) H_3PO_4
c) HNO_3

88. Dokończ i zbilansuj podane równania reakcji chemicznych lub zaznacz, że reakcja chemiczna nie zachodzi.

- a) $\text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$
b) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$
c) $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$
d) $\text{P}_4\text{O}_{10} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$

89. W każdej z wymienionych par wskaż wzór sumaryczny kwasu o większej mocy. Uzasadnij swój wybór.

- a) HCl i HF c) H_2CO_3 i H_2SiO_3
b) HNO_2 i HNO_3 d) HBr i H_2S

90. Napisz równania reakcji z wodą tlenków niemetalu o podanych wzorach sumarycznych lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

- a) SO_2 d) CO_2
b) N_2O_5 e) P_4O_{10}
c) NO

91. Stężony roztwór kwasu siarkowego(VI) w podwyższonej temperaturze reaguje z metalami szlachetnymi, np. z miedzią i ze srebrem. Wydziela się wówczas tlenek siarki(IV) SO_2 . Natomiast w wyniku rozpuszczenia nadmiaru tlenku siarki(VI) SO_3 w 98-procentowym roztworze kwasu siarkowego(VI) otrzymuje się oleum, czyli kwas pirosiarkowy $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$.

Na podstawie: A. Bielański, *Podstawy chemii nieorganicznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2013.

Opisany proces powstawania oleum można przedstawić równaniem reakcji chemicznej. Napisz równanie reakcji chemicznej otrzymywania kwasu pirosiarkowego $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$.

Sole

92. Napisz wzory sumaryczne chlorków o podanych nazwach (chlor w chlorkach jest zawsze jednowartościowy).

- a) chlorek miedzi(I)
b) chlorek żelaza(III)
c) chlorek żelaza(II)
d) chlorek chromu(III)
e) chlorek ołowiu(II)

93. Napisz wzory sumaryczne siarczków o podanych nazwach (siarka w siarczkach jest zawsze dwuwartościowa).

- a) siarczek litu
b) siarczek strontu
c) siarczek sodu
d) siarczek potasu
e) siarczek magnezu
f) siarczek glinu

94. Napisz wzory sumaryczne oraz nazwy systematyczne wszystkich związków chemicznych, jakie mogą powstać z pierwiastków o podanych symbolach. Uwzględnij wartościowości podane w nawiasach.

Fe(III), Cl(I), O(II), Mn(IV), S(II)

95. Napisz wzory sumaryczne soli.

- a) węglan: potasu, żelaza(III), miedzi(II), glinu
b) siarczan(VI): wapnia, sodu, glinu, cynku, miedzi(I)
c) azotan(V): żelaza(II), magnezu, ołowiu(IV), sodu
d) chlorek: miedzi(II), glinu, sodu, magnezu, żelaza(II)
e) fosforan(V): wapnia, miedzi(II), glinu, potasu, cynku

96. Podaj nazwy systematyczne soli (a–h) na podstawie ich wzorów sumarycznych.

- a) Na_2S
b) Al_2S_3
c) CuCl_2
d) AgCl
e) CaCO_3
f) KNO_2
g) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
h) Na_3PO_4

97. Wybierz wzór tylko tego tlenku, który spełnia oba warunki: w reakcji z wodą tworzy wodorotlenek, w reakcji z kwasem chlorowodorowym tworzy sól. Napisz i uzgodnij równania reakcji otrzymywania wodorotlenku i soli.

CO_2 , SiO_2 , Na_2O

98. Wybierz wzór tylko tego tlenku, który spełnia obydwa warunki: w reakcji z wodą tworzy kwas, w reakcji z wodorotlenkiem sodu tworzy sól. Napisz i uzgodnij równania reakcji otrzymywania kwasu i soli.

CaO , SO_2 , NO



99. Dokończ i zbilansuj podane równania reakcji chemicznych lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

- a) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{HCl} \longrightarrow$
- b) $\text{CaS} + \text{HNO}_3 \longrightarrow$
- c) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$
- d) $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \longrightarrow$
- e) $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2 + \text{HNO}_3 \longrightarrow$

100. Napisz równania reakcji chemicznych na podstawie ich zapisów słownych.

- a) magnez + kwas siarkowy(VI) $\longrightarrow$ siarczan(VI) magnezu + wodór
- b) potas + kwas azotowy(V) $\longrightarrow$ azotan(V) potasu + wodór
- c) wapń + kwas azotowy(V) $\longrightarrow$ azotan(V) wapnia + wodór
- d) sól + kwas fosforowy (V) $\longrightarrow$ fosforan(V) sodu + wodór

101. Napisz równania reakcji chemicznych na podstawie ich zapisów słownych.

- a) tlenek sodu + kwas chlorowodorowy $\longrightarrow$ chlorek sodu + woda
- b) tlenek miedzi(II) + kwas chlorowodorowy $\longrightarrow$ chlorek miedzi(II) + woda
- c) tlenek żelaza(II) + kwas chlorowodorowy $\longrightarrow$ chlorek żelaza(II) + woda

102. Napisz i uzgodnij równania reakcji chemicznych na podstawie ich zapisów słownych.

- a) wodorotlenek potasu + kwas siarkowy(VI) $\longrightarrow$ siarczan(VI) potasu + woda
- b) wodorotlenek baru + kwas fosforowy(V) $\longrightarrow$ fosforan(V) baru + woda
- c) wodorotlenek wapnia + kwas siarkowy(IV) $\longrightarrow$ siarczan(IV) wapnia + woda

103. Napisz i uzgodnij równania reakcji chemicznych na podstawie ich zapisów słownych.

- a) wodorotlenek wapnia + tlenek siarki(VI) $\longrightarrow$ siarczan(VI) wapnia + woda
- b) wodorotlenek potasu + tlenek azotu(V) $\longrightarrow$ azotan(V) potasu + woda
- c) wodorotlenek sodu + tlenek fosforu(V) $\longrightarrow$ fosforan(V) sodu + woda

104. Napisz i uzgodnij równania reakcji chemicznych na podstawie ich zapisów słownych.

- a) tlenek wapnia + tlenek azotu(V) $\longrightarrow$ azotan(V) wapnia
- b) tlenek potasu + tlenek siarki(VI) $\longrightarrow$ siarczan(VI) potasu
- c) tlenek magnezu + tlenek fosforu(V) $\longrightarrow$ fosforan(V) magnezu

105. Napisz i uzgodnij równania reakcji chemicznych na podstawie ich zapisów słownych.

- a) siarczan(VI) sodu + chlorek wapnia $\longrightarrow$ siarczan(VI) wapnia + chlorek sodu
- b) fosforan(V) potasu + azotan(V) glinu $\longrightarrow$ fosforan(V) glinu + azotan(V) potasu
- c) azotan(V) ołowiu(II) + chlorek potasu $\longrightarrow$ chlorek ołowiu(II) + azotan(V) potasu

106. Napisz i uzgodnij równania reakcji otrzymywania soli o podanych nazwach sposobem: metal + kwas.

- a) siarczan(VI) wapnia, siarczan(VI) magnezu, siarczan(VI) sodu
- b) chlorek żelaza(II), chlorek glinu, chlorek potasu

107. Napisz i uzgodnij równania reakcji otrzymywania soli o podanych nazwach sposobem: tlenek metalu + kwas.

- a) fosforan(V) magnezu, fosforan(V) glinu, fosforan(V) żelaza(II)
- b) azotan(V) miedzi(II), azotan(V) potasu, azotan(V) litu

108. Napisz i uzgodnij równania reakcji otrzymywania soli o podanych nazwach sposobem: wodorotlenek + kwas.

- a) chlorek wapnia, chlorek żelaza(II), chlorek glinu
- b) bromek sodu, bromek wapnia, bromek magnezu

109. Napisz i uzgodnij równania reakcji otrzymywania soli o podanych nazwach sposobem: metal + niemetal.

- a) siarczek żelaza(II), siarczek wapnia
- b) chlorek żelaza(III), chlorek miedzi(II)

110. Napisz i uzgodnij równania reakcji chemicznych (a–b).

- a) Produktami rozkładu termicznego węglanu wapnia są tlenek wapnia i tlenek węgla(IV).
- b) Po wprowadzeniu tlenku węgla(IV) do wody wapiennej strąca się osad węglanu wapnia.

111. Dokończ i zbilansuj podane równania reakcji chemicznych lub zaznacz, że reakcja chemiczna nie zachodzi.

- a) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{AgNO}_3 \longrightarrow$
- b) $\text{CuCl}_2 + \text{HCl} \longrightarrow$
- c) $\text{AlCl}_3 + \text{NaOH} \longrightarrow$

112. Dokończ i zbilansuj podane równania reakcji chemicznych.

- a) $\text{NaOH} + \text{HNO}_3 \longrightarrow$
- b) $\text{NaOH} + \text{H}_3\text{BO}_3 \longrightarrow$
- c) $\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow$

113. Dokończ i zbilansuj równania reakcji chemicznych lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

- a) $\text{Mg} + \text{HCl} \longrightarrow$
- b) $\text{MgS} + \text{HCl} \longrightarrow$
- c) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{S} \longrightarrow$
- d) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow$
- e) $\text{Na}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \longrightarrow$

114. Napisz i uzgodnij równania reakcji otrzymywania soli o podanych nazwach trzema wybranymi sposobami.

- a) fosforan(V) wapnia
- b) chlorek magnezu
- c) siarczan(VI) potasu

115. Napisz i uzgodnij równania reakcji chemicznych oznaczonych cyframi.

- a) $\text{Li} \xrightarrow{1} \text{Li}_2\text{O} \xrightarrow{2} \text{LiOH} \xrightarrow{3}$
- b) $\text{Na} \xrightarrow{1} \text{Na}_2\text{O} \xrightarrow{2} \text{NaOH} \xrightarrow{3}$

116. Sole dobrze rozpuszczalne w wodzie mogą w reakcji podwójnej wymiany utworzyć sól trudno rozpuszczalną. Wskaż wzory dwóch substancji, których produktem reakcji podwójnej wymiany będzie sól trudno rozpuszczalna w wodzie. Napisz wzory sumaryczne i nazwy produktów tej reakcji.

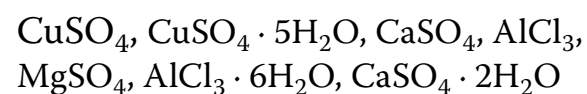


117. Twardość przemijająca wody jest powodowana przez rozpuszczony w niej wodorowęglan wapnia $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$. Wyjaśnij, dlaczego zagotowanie wody usuwa ten typ twardości. Uzasadnij odpowiedź, za pomocą odpowiedniego równania reakcji chemicznej.

118. Podziel sole o podanych wzorach sumarycznych na sole obojętne, wodorosole i hydroksosole.

- ✂ MgCO_3 , NaHSO_4 , KCl , $\text{CaCl}(\text{OH})$,
- ✂ NaH_2PO_4 , FeS , $\text{AlCl}(\text{OH})_2$

119. Podziel związki chemiczne o podanych wzorach sumarycznych na sole bezwodne i hydraty.



120. Napisz wzory sumaryczne soli o podanych nazwach systematycznych.

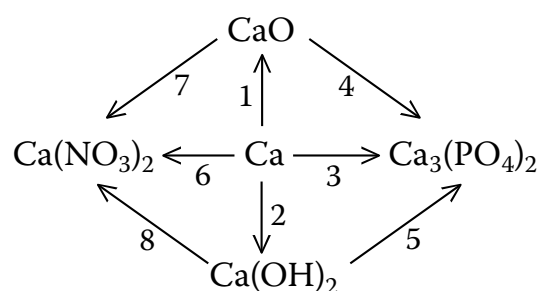
- a) azotan(V) wapnia–woda(1/4)
b) siarczan(VI) miedzi(II)–woda(1/5)

121. W celu identyfikacji skały wapiennej geolog przeprowadził reakcję próbki wapienia o masie 10 g z kwasem chlorowodorowym. Reakcja zachodziła energicznie, towarzyszyło jej intensywne wydzielanie się gazu.

- a) Napisz i uzgodnij równanie zachodzącej reakcji chemicznej.
b) Podaj nazwę systematyczną wydzielającego się gazu.

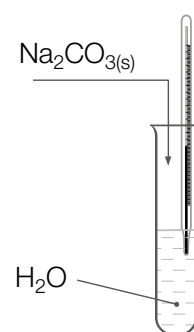
122. W wyniku prażenia skały wapiennej powstają dwa tlenki. Jeden z nich, nazywany wapnem palonym, tworzy po zmieszaniu z wodą wapno gaszone. Zarówno wapno palone, jak i wapno gaszone pozostawione na dłuższy czas w otwartym pojemniku twardnieją, ponieważ pochłaniają tlenek węgla(IV) z powietrza. Napisz równania wszystkich reakcji chemicznych zachodzących w opisanym procesie.

123. Napisz i uzgodnij równania reakcji chemicznych oznaczonych cyframi 1–8.



124. Muszle są zbudowane m.in. ze związku chemicznego często spotykanego w środowisku przyrodniczym. Związek ten składa się z atomów trzech pierwiastków chemicznych. Jego masa cząsteczkowa wynosi 100,09 u. Wzór sumaryczny tego związku chemicznego można zapisać jako CaCX_3 . Zidentyfikuj pierwiastek chemiczny oznaczony we wzorze symbolem X. Podaj jego nazwę i symbol chemiczny.

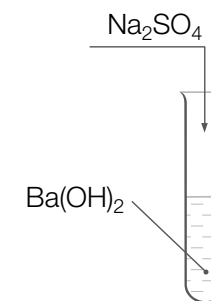
125. Rozpuszczaniu soli w wodzie może towarzyszyć wydzielanie lub pochłanianie energii w postaci ciepła. Przeprowadzono doświadczenie przedstawione na schemacie.



Zaobserwowano, że rozpuszczanie węglanu sodu w wodzie to proces egzoenergetyczny. Uzupełnij wartości temperatury przed wprowadzeniem i po wprowadzeniu stałego węglanu sodu do wody, jeśli wiadomo, że jedna z tych wartości była równa 20 °C, a druga 28 °C.

Temperatura (°C) wody przed wprowadzeniem węglanu sodu	Temperatura (°C) mieszaniny po rozpuszczeniu węglanu sodu

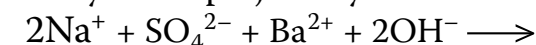
126. Wykonano doświadczenie chemiczne przedstawione na schemacie.



Które zdanie prawidłowo opisuje przebieg doświadczenia przedstawionego na schemacie? Wybierz właściwą odpowiedź spośród podanych.

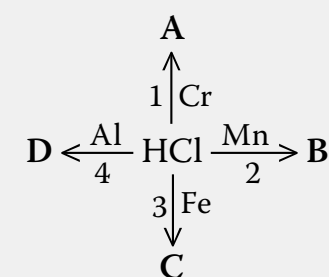
- a) Z probówki wydzielł się gaz o ostrej woni.
b) Roztwór barwy malinowej uległ odbarwieniu.
c) W probówce strącił się osad.
d) W probówce nie zaobserwowano zmian.

Dokończ równanie reakcji tak, aby otrzymać zapis jonowy.



Dla dociekliwych

127. Podaj wzory i nazwy substancji oznaczonych literami A–D. Napisz i uzgodnij równania reakcji chemicznych oznaczonych cyframi 1–4.



Reakcje zobojętniania i reakcje strącania osadów

128. Napisz równania reakcji zobojętniania w postaci cząsteczkowej, jonowej pełnej i skróconej wodorotlenku potasu z kwasami o podanych wzorach sumarycznych (a–e).

- a) HNO_3
b) H_2SO_4
c) H_3PO_4
d) HCl
e) H_2S

129. Napisz równania reakcji chemicznych w postaci cząsteczkowej, jonowej pełnej i skróconej kwasu siarkowego(VI) z solami o podanych wzorach sumarycznych (a–b).

- a) $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$
b) AgNO_3

130. 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.

Odpowiedzi do zadań obliczeniowych

PODRĘCZNIK

Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych

s. 23

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, beryl
zadanie 6. $^{19}_9E$ – 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. 55

zadanie 2. a) różnica elektroujemności = 0 – wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane; b) różnica elektroujemności = 1,2 – wiązanie kowalencyjne spolaryzowane; c) różnica elektroujemności = 0,8 – wiązanie kowalencyjne spolaryzowane; d) różnica elektroujemności = 0 – wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane

s. 59

zadanie 2. a) różnica elektroujemności = 0 – wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane; b) różnica elektroujemności = 0,8 – wiązanie kowalencyjne spolaryzowane; c) różnica elektroujemności = 1,1 – wiązanie kowalencyjne spolaryzowane; d) różnica elektroujemności = 2,2 – wiązanie jonowe

s. 74

Sprawdź, czy potrafisz...

zadanie 1. symbol chemiczny: U, liczba nukleonów = 238
zadanie 3. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$, 10 elektronów
zadanie 6. liczba p^+ = 8, liczba n^0 = 8, liczba e^- = 10

Systematyka związków nieorganicznych

s. 151

zadanie 2. $\%H_2O$ = 6,21 %

s. 168

Sprawdź, czy potrafisz...

zadanie 7. $m_{Al(OH)_3}$ = 78 u, $\%O$ = 61,5 %

ZBIÓR ZADAŃ

Budowa atomu. Układ okresowy pierwiastków chemicznych

zadanie 1. a) liczba n^0 = 8; b) liczba n^0 = 9; c) liczba n^0 = 18; d) liczba n^0 = 20; e) liczba n^0 = 44; f) liczba n^0 = 46
zadanie 2. a) liczba $e^-_{wal.}$ = wapń – 2, tlen – 6, bor – 3, krzem – 4; b) liczba $e^-_{wal.}$ = fluor – 7, chlor – 7, potas – 1, beryl – 2
zadanie 3. 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 6. a) Mg, liczba e^- = 12, liczba nukleonów = 24; b) S, liczba e^- = 16, liczba nukleonów = 32; c) C, liczba e^- = 6, liczba nukleonów = 12; d) Li, liczba e^- = 3; liczba nukleonów = 7
zadanie 7. a) $^{27}_{13}Al$; b) 3_1H
zadanie 8. 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
zadanie 42. HF (różnica elektroujemności = 1,8), HBr (różnica elektroujemności = 0,8), N_2 (różnica elektroujemności = 0)
zadanie 47. a) liczba e^- oddanych = 1, liczba e^- przyjętych = 1; b) liczba e^- oddanych = 2, liczba e^- przyjętych = 2; c) liczba e^- oddanych = 2, liczba e^- przyjętych = 2; d) liczba e^- oddanych = 6, liczba e^- przyjętych = 6

Dla dociekliwych

zadanie 24. $m_{at.}$ = 24,3 u, Mg
zadanie 25. m_{D_2O} = 21 u
zadanie 26. m_{NH_3} = 17 u, 18 u, 19 u, 20 u, 21 u
zadanie 28. A_1 = 10, A_2 = 11
zadanie 58. H_2S , NH_3 , CH_4
zadanie 59. CH_4 , NH_3 , H_2O

Właściwości pierwiastków chemicznych

Nazwa	Symbol	<i>M</i>	<i>Z</i>	Podpowłokowa konfiguracja elektronowa	<i>t</i> _{topn.} °C	<i>t</i> _{wrz.} °C	<i>d</i> [*] $\frac{g}{cm^3}$
Aktyn	Ac	(227,03)	89	[Rn]7s ² 6d ¹	1050	(3200)	10,1
Antymon	Sb	121,76	51	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ³	630,6	1587	6,69
Argon	Ar	39,95	18	[Ne]3s ² 3p ⁶	−189,3	−185,9	1,635**
Arsen	As	74,92	33	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ³	817	603	5,78
Astat	At	(209,99)	85	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁵	—	—	—
Azot	N	14,01	7	[He]2s ² 2p ³	−210,0	−195,8	1,146**
Bar	Ba	137,33	56	[Xe]6s ²	727	1900	3,62
Beryl	Be	9,01	4	[He]2s ²	1287	2500	1,85
Bizmut	Bi	208,98	83	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ³	271,4	1564	9,81
Bohr	Bh	(272,14)	107	[Rn]7s ² 5f ¹⁴ 6d ⁵	—	—	—
Bor	B	10,81	5	[He]2s ² 2p ¹	2100	3700	2,35
Brom	Br	79,90	35	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵	−7,2	58,8	3,13
Cer	Ce	140,12	58	[Xe]6s ² 4f ¹ 5d ¹	798	3470	6,77
Cez	Cs	132,91	55	[Xe]6s ¹	28,5	668	1,90
Chlor	Cl	35,45	17	[Ne]3s ² 3p ⁵	−101,0	−34,0	2,95**
Chrom	Cr	52,00	24	[Ar]4s ¹ 3d ⁵	1910	2700	7,17
Cyna	Sn	118,71	50	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ²	231,9	2610	7,28
Cynk	Zn	65,38	30	[Ar]4s ² 3d ¹⁰	419,5	907	7,14
Einstein	Es	(252,08)	99	[Rn]7s ² 5f ¹¹	860	1500	8,8
Erb	Er	167,26	68	[Xe]6s ² 4f ¹²	1529	2900	9,07
Fluor	F	19,00	9	[He]2s ² 2p ⁵	−219,7	−188,1	1,53**
Fosfor	P	30,97	15	[Ne]3s ² 3p ³	44,15 biały	280,5	1,82
Gal	Ga	69,72	31	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ¹	29,8	2204	5,90
German	Ge	72,63	32	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ²	938,2	2850	5,32
Glin	Al	26,98	13	[Ne]3s ² 3p ¹	660,3	2520	2,70

* W temperaturze 25 °C i pod ciśnieniem 1013 hPa.

** Wartość podana w $\frac{g}{dm^3}$.

Nazwa	Symbol	<i>M</i>	<i>Z</i>	Podpowłokowa konfiguracja elektronowa	<i>t</i> _{topn.} °C	<i>t</i> _{wrz.} °C	<i>d</i> [*] $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
Hel	He	4,00	2	1s ²	—	−268,9	0,164**
Ind	In	114,82	49	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ¹	156,6	2080	7,30
Iryd	Ir	192,22	77	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁷	2443	4550	22,61
Iterb	Yb	173,05	70	[Xe]6s ² 4f ¹⁴	819	1430	6,97
Itr	Y	88,91	39	[Kr]5s ² 4d ¹	1522	3300	4,47
Jod	I	126,90	53	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁵	113,6	185,2	4,94
Kadm	Cd	112,41	48	[Kr]5s ² 4d ¹⁰	321,1	765	8,65
Kiur	Cm	(247,07)	96	[Rn]7s ² 5f ⁷ 6d ¹	1350	3100	13,5
Kobalt	Co	58,93	27	[Ar]4s ² 3d ⁷	1495	3100	8,90
Krypton	Kr	83,80	36	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶	−157,2	−153,4	3,430**
Krzem	Si	28,09	14	[Ne]3s ² 3p ²	1417	3280	2,33
Ksenon	Xe	131,29	54	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶	−111,8	−108,1	5,396**
Lantan	La	138,91	57	[Xe]6s ² 5d ¹	920	3420	6,15
Lit	Li	6,94	3	[He]2s ¹	180,5	1340	0,53
Magnez	Mg	24,31	12	[Ne]3s ²	650	1105	1,74
Mangan	Mn	54,94	25	[Ar]4s ² 3d ⁵	1244	2060	7,47
Miedź	Cu	63,55	29	[Ar]4s ¹ 3d ¹⁰	1084,6	2570	8,93
Neodym	Nd	144,24	60	[Xe]6s ² 4f ⁴	1021	3030	7,00
Neon	Ne	20,18	10	[He]2s ² 2p ⁶	−248,6	−246,1	0,824**
Nikiel	Ni	58,69	28	[Ar]4s ² 3d ⁸	1454	2920	8,91
Ołów	Pb	207,2	82	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ²	327,5	1756	11,34
Osm	Os	190,23	76	[Xe]6s ² 4f 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 ¹ 4f ¹⁴ 5d ⁹	1768,4	4170	21,46
Polon	Po	(208,98)	84	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁴	254	962	9,14
Potas	K	39,10	19	[Ar]4s ¹	63,4	757	0,86
Rad	Ra	(226,03)	88	[Rn]7s ²	700	1700	5,50

* W temperaturze 25 °C i pod ciśnieniem 1013 hPa.

** Wartość podana w $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$.

Nazwa	Symbol	<i>M</i>	<i>Z</i>	Podpowłokowa konfiguracja elektronowa	<i>t</i> _{topn.} °C	<i>t</i> _{wrz.} °C	<i>d</i> [*] $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
Ren	Re	186,21	75	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁵	3180	5700	21,0
Rtęć	Hg	200,59	80	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰	−38,8	356,7	13,53
Rubid	Rb	85,47	37	[Kr]5s ¹	39,3	686	1,53
Samar	Sm	150,36	62	[Xe]6s ² 4f ⁶	1074	1800	7,52
Selen	Se	78,97	34	[Ar]4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁴	221	685	4,81
Siarka	S	32,06	16	[Ne]3s ² 3p ⁴	119,6	444,6	2,07
Skand	Sc	44,96	21	[Ar]4s ² 3d ¹	1541	2750	2,99
Sód	Na	22,99	11	[Ne]3s ¹	97,8	882,9	0,97
Srebro	Ag	107,87	47	[Kr]5s ¹ 4d ¹⁰	961,8	2155	10,50
Stront	Sr	87,62	38	[Kr]5s ²	777	1381	2,63
Tal	Tl	204,38	81	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ¹	303	1460	11,86
Tantal	Ta	180,95	73	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ³	3022	5530	16,65
Technet	Tc	(97,91)	43	[Kr]5s ² 4d ⁵	2200	4600	11,48
Tellur	Te	127,60	52	[Kr]5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁴	449,5	988	6,23
Tlen	O	16,00	8	[He]2s ² 2p ⁴	−218,8	−183	1,309**
Uran	U	238,03	92	[Rn]7s ² 5f ³ 6d ¹	1135	3930	19,05
Wapń	Ca	40,08	20	[Ar]4s ²	842	1490	1,55
Węgiel	C	12,01	6	[He]2s ² 2p ²	3850	3600s	2,27
Wodór	H	1,008	1	1s ¹	−259,3	−252,9	0,08**
Wolfram	W	183,84	74	[Xe]6s ² 4f ¹⁴ 5d ⁴	3420	5700	19,27
Złoto	Au	196,97	79	[Xe]6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ¹⁰	1064,2	2856	19,28
Żelazo	Fe	55,85	26	[Ar]4s ² 3d ⁶	1538	2861	7,87

* W temperaturze 25 °C i pod ciśnieniem 1013 hPa.

** Wartość podana w $\frac{\text{g}}{\text{dm}^3}$.

Dla pierwiastków promieniotwórczych, które nie mają stabilnych izotopów, podano masę atomową najtrwalszego izotopu.

Na podstawie: *CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition*, CRC Press 2017.

<https://www.nist.gov/pml/atomic-weights-and-isotopic-compositions-relative-atomic-masses>

W. Mizerski, *Tablice szkolne*, Wydawnictwo Adamantan, Warszawa 2011.

Achmatowicz O., Stasicka Z., *Kompendium terminologii chemicznej*, ZamKor, Kraków 2005.
Atkins P., Jones L., Leroy L., *Chemia ogólna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2020.
Atkins P.W., Paula de J., *Chemia fizyczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2019.
Bielański A., *Chemia ogólna i nieorganiczna*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2002.
Bielański A., *Podstawy chemii nieorganicznej*, Wydawnictwo Naukowe PWN, Warszawa 2013.
Bieniek G., *Chemia, doświadczenia chemiczne w zadaniach*, Wydawnictwo Szkolne OMEGA, Kraków 2012.
CRC Handbook of Chemistry and Physics 97th Edition, CRC Press 2017.
CRC Handbook of Chemistry and Physics 102nd Edition, Taylor & Francis Ltd 2021.
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.
Heiserman D.L., *Księga pierwiastków chemicznych*, Prószyński i S-ka, Warszawa 1997.
Iwańskan J., Martin M. i in., *Leksykon naukowo-techniczny*, WNT, Warszawa 2001.
Kulawik J., Kulawik T., Litwin M., *Chemia Nowej Ery, podręcznik do chemii dla klasy siódmej szkoły podstawowej*, Nowa Era, Warszawa 2023.
Kulawik T., Litwin M., Styka-Wlazło S., *Chemia w zadaniach i przykładach*, Nowa Era, Warszawa 2023.
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.
Megiel E., *Nowa Teraz matura, Chemia, Vademecum*, Nowa Era, Warszawa 2022.
Mizerski W., *Tablice chemiczne*, Adamantan, Warszawa 2013.
Mizerski W., *Tablice szkolne*, Adamantan, Warszawa 2011.
Ryan L., *New Chemistry for You*, Nelson Thornes, Cheltenham 2011.
Sawicka J. i in., *Tablice chemiczne*, Wydawnictwo Podkowa, Gdańsk 2015.
Timberlake K.C., *Chemistry*, Pearson, Londyn 2012.

A

A → liczba masowa
akceptor 53–54
aktynowce 37
aktywność chemiczna 45–46
akumulatory 124
amfoteryczność 86–87, 93, 103, 105, 108–111, 113, 164–165
amoniak 61–62, 94–95, 97–99, 104, 112–113, 133, 163
anion → jon ujemny
atom 6–7, 15–21, 23–25
– azotu 25
azotan(V) ołowiu(II) 160
azotan(V) potasu 160, 167

B

bezwodniki kwasowe → tlenki kwasowe
blok d 37–41, 46, 71
– energetyczny → blok konfiguracyjny
– f 37–41, 46, 71
– konfiguracyjny 37–41, 46, 71
– p 37–41, 46, 71
– s 37–41, 46, 71
brom 43, 45, 67

C

chlor 33, 43, 45, 48, 50–51, 54, 56, 58–59, 96, 115–116
chlorek glinu 108–109
– kobaltu(II) 146–147
– sodu 57, 66, 68, 77, 126–127, 129, 132, 134, 156, 161, 166–167
– srebra(I) 132, 167
– żelaza(III) 161
chlorowódór 52, 62, 73, 95–99, 116, 164
cząsteczka polarna → dipol

D

diamant 66
dipol 52, 61, 63, 73
donor 53–54
doświadczenie chemiczne 9, 11, 14

dublet elektronowy 49
dyfuzja 16
E
eksperyment 8–10
elektron 6, 17–21, 23
elektrony niewalencyjne 25
– walencyjne 6, 15, 24–25, 32, 34, 37, 40–42, 43, 48, 50, 58, 60, 70–71
elektroujemność pierwiastków chemicznych 15, 48–54, 56–57, 59, 61, 62–65, 72–73
energia jonizacji 43–45, 71

G

gaz elektronowy 60–61, 73
gips → siarczan(VI) wapnia grupy 36

H

heksahydroksoglinian sodu 109, 165
helowce 31, 36, 45
higroskopijność 92, 105, 107, 113, 139, 147
hipoteza 8, 10–11, 14
hydraty 145–151, 166
hydroksosole 127–128, 134, 156

I

indeks stechiometryczny 77–78, 96, 101, 128
izotop węgla ¹²C 20
izotopy 6, 20–23

J

jądro atomowe 6, 17–19, 23, 24–25, 70
jednostka masy atomowej – u 17, 19
jod 43
jodek ołowiu(II) 133, 160
jodek potasu 160
jon 6, 32–33
– dodatni 6, 32–34, 56–59, 75
– ujemny 6, 32–34, 56–59, 75

K

kamień kotłowy 143
karta charakterystyki 9
kation → jon dodatni
konfiguracja elektronowa 24–35
– jonów 32–34
– podpowłokowa 28–34, 38–39
– powłokowa 26–27, 29–30, 32, 34
kreda 136, 141, 144
kryształy atomowe 66–68
– cząsteczkowe 66–68
– jonowe 57, 66–68
– kowalencyjne → kryształy atomowe
– metaliczne 66–68
– molekularne → kryształy cząsteczkowe
krzemionka 89, 141
kwas azotowy(V) 75, 115, 118, 121, 123, 127
– borowy 118
– bromowodorowy 123, 127
– chlorowodorowy 85–86, 108–109, 114–116, 118, 120, 123, 127, 129–133, 136–137, 152, 156, 164–165
– chlorowy(I) 123
– chlorowy(V) 123
– chlorowy(VII) 115, 123
– fluorowodorowy 88, 123, 127
– fosforowy(V) 118, 127
– metakrzemowy 123
– siarkowodorowy 115, 123, 125, 127
– siarkowy(IV) 117, 123, 127, 164
– siarkowy(VI) 107, 111, 123, 125, 127
– węglowy 123, 127
kwasy 6, 75, 114–125
– beztlenowe 115, 116, 118, 122, 125, 164–165
– mocne 123, 125

- nieutleniające 120–121
 - słabe 123, 125
 - tlenowe 115, 117–118, 125, 129, 164–165
 - utleniające 120–121
 - , nazewnictwo 115
 - , otrzymywanie 116–118
 - , właściwości 118–119
 - , zastosowania 124
- kwarc 88–89, 93

L

- liczba atomowa Z 19–20, 23, 26–27, 29, 40–42, 70
- masowa A 19–20, 23, 70

Ł

- ładunek anionu 32, 34, 71
- cząstkowy dodatni δ^+ 52
 - cząstkowy ujemny δ^- 52
 - elektryczny 17
 - kationu 32, 34, 71

M

- magnez 80
- manganian(VII) potasu 133
- marmur 141, 144
- masa atomowa 7, 19, 21
- cząsteczkowa 7
- metale aktywne 103
- nieszlachetne 120
 - szlachetne 121
- metoda naukowa 8
- miedź 66, 79, 101, 121
- moc kwasów 122–123, 125, 165

N

- nadtlenek wodoru 78
- neutralizacja → reakcja zobojętniania
- neutron 6, 17–23, 70
- nukleony 6, 17–18, 20, 23

O

- obserwacja 8, 11, 14
- odczynniki chemiczne 9
- odczyn roztworu 75
- , wskaźniki 75
- oddziaływania międzycząsteczkowe 60–63

- okresy 36
- oktet elektronowy 49

P

- para elektronowa niewiążąca 50–51
- wspólna 49–51, 53–54
- pierwiastek chemiczny 6–7
- piktogramy 3–4, 9
- podpowłoka elektronowa 28
- polaryzacja wiązania 51–52
- powłoka walencyjna 25, 27, 48, 70
- problem badawczy 8, 10–11, 14
- proces egzoenergetyczny 102, 106, 119
- promieniowanie rentgenowskie 17
- promień atomowy 42–44, 46, 48, 71
- proton 6, 17–21, 23, 70

R

- rdzeń atomowy 25, 50
- reakcja analizy 7, 107
- egzoenergetyczna 80–81, 102, 106, 119, 139
 - neutralizacji → reakcja zobojętniania
 - strącania osadów 132–133, 157–162, 167
 - syntezy 7, 78, 82, 97, 103, 109, 118
 - wymiany 7, 103, 109
 - zobojętniania 152–156, 162, 167
- reszta kwasowa 115, 125, 127–128, 146
- ropuszczalnik 87
- ropuszczalność 66–67, 87, 103–104, 113, 133, 159, 161
- rozpuszczanie 87
- roztwarzanie 87

S

- siarczan(VI) miedzi(II) 110–111, 131, 146, 157
- siarczan(VI) sodu 110
- siarczan(VI) wapnia 134, 146, 148–149, 151

- siarka 11, 19, 45, 66, 78, 84–85, 94, 117
- siarkowodór 62, 94–95, 99, 164
- siły van der Waalsa 61, 63, 64, 73
- skala Paulinga 49
- skały wapienne 136–141, 144
- , zastosowania 141
- SKŁODOWSKA-CURIE MARIA 17
- sole 6, 75, 96, 120–121, 126–163, 166–167
- obojętne 127, 134
 - uwodnione → hydraty
 - , nazewnictwo 127–128
 - , otrzymywanie 129–134, 155–162, 166–167
 - , właściwości 133–134
 - , zastosowania 150
- sód 20, 31, 33, 45, 48, 56–57, 59, 82, 97, 102–103, 129
- sprzęt laboratoryjny 13
- szkło 89–91, 93–94
- jenajskie 91
 - laboratoryjne 12
 - potasowo-ołowiowe 91
 - potasowo-wapniowe 91
 - sodowo-wapniowe 91

T

- tetrahydroksomiedzian(II) sodu 111
- tlen 30, 33, 42, 45, 51, 58, 76–82, 114–115, 117, 122–123, 163
- tlenek azotu(IV) 77, 121
- chromu(III) 83
 - krzemu(IV) 76, 83–90, 93, 140
 - magnezu 80, 84–87
 - miedzi(II) 79, 84–85, 107, 130
 - siarki(IV) 83–86, 117, 164
 - siarki(VI) 78, 83, 87, 164
 - sodu 75, 77, 83, 87, 90, 93, 103, 163–164
 - wapnia 77, 82–83, 87, 90–91, 107, 138–140, 144, 163–164

- węgla(IV) 14, 73, 81–83, 87, 90, 123, 129, 137–141, 144, 156, 163–164
 - żelaza(III) 82–83, 107
- tlenki 6, 75–93
- amfoteryczne 86–87, 93, 164
 - kwasowe 86–87, 93, 118, 129, 164
 - metali 83–86, 90, 93
 - niemetalu 83–86, 93
 - obojętne 86–87, 93, 164
 - zasadowe 87, 93, 164
 - , nazewnictwo 77
 - , otrzymywanie 78–82
 - , właściwości 83–87
 - , zastosowania 92

U

- układ okresowy pierwiastków chemicznych 36–46

W

- wapień 90, 136–138, 140–141, 144
- wapno gaszone → wodorotlenek wapnia
- palone → tlenek wapnia
- wapń 33, 42, 82, 120, 163
- wartościowość 75–77, 94–96, 100–101, 114–115, 126–128, 146
- węgiel 81
- węglan wapnia 90, 133, 136–144
- wiązanie chemiczne 6–7, 47–68, 72–73
- atomowe → wiązanie kowalencyjne
 - donorowo-akceptorowe → wiązanie koordynacyjne
 - jonowe 6, 15, 56–59, 64–68, 73
 - koordynacyjne 53–54, 58, 73
 - kowalencyjne 6, 15, 47–54, 58–59, 64–68, 72
 - metaliczne 60, 63, 73
 - podwójne 65, 73
 - pojedyncze 65, 73
 - potrójne 65, 73
 - wielokrotne 65
 - wodorowe 61–63, 73
 - typu σ 65–66, 73
 - typu π 65–66, 73
- wniosek 11, 14
- woda krystalizacyjna 145
- mineralna 142
 - twarda 143
- wodorki 6, 75, 94–99, 163–164
- wodorosole 127–128, 134, 155
- wodorotlenek glinu 101, 103, 105, 108–109, 111, 165
- miedzi(II) 101, 104, 105, 107, 109–111, 131–132
 - potasu 100, 103–104, 165
 - sodu 75, 100–107, 110–111, 132, 161, 163
 - strontu 104
 - wapnia 101, 103, 107, 139–140, 144, 163
 - żelaza(III) 101, 107, 161
- wodorotlenki 6, 75, 100–113
- amfoteryczne 103, 108–111, 165
 - zasadowe 103, 165
 - , nazewnictwo 100–101
 - , otrzymywanie 102–103
 - , właściwości 105–111
 - , zastosowania 112
- wodór 19, 21, 23, 36–37, 51–52, 54, 61–63, 72–73, 77, 94–96, 114, 120
- wskaźniki → odczyn roztworu

Z

- Z → liczba atomowa
- zaprawa gipsowa 148–149
- wapienna 107, 112, 140
- zasady 104, 113
- związek chemiczny 6–7

Zdjęcie na okładce: Włodzimierz Echeński (kryształy); Panthermedia/Hannes Eichinger (tło)

Ilustracje: Rafał Buczkowski: modele 3D, s. 24, 25, 33, 42, 43, 49, 51, 57, 61, 65, 67, 68, 70, 73, 89, 90–91, 140; **Zuzanna Dudzic:** s. 13, 21, 33, 64; **Natalia Helman:** s. 28, 60; **Adam Klodecki:** s. 70 (model jądra atomu); **Joanna Ptak:** s. 22 (ikony), 24, 25 (dolna), 26, 42, 48, 150 (ikony); **Marcin Ptak:** s.18; **Ewa Sowulewska:** s. 104.

Zdjęcia: Archiwum wydawnictwa s. 91 (tafle szkła), s. 140 (tlenek wapnia), s. 149 (gips palony); **BE&W:** AAlamy Stock Photo – Evgeny Karandaev s. 114, Science History Images s. 22 (tomograf), The History Collection s. 17 (Maria Skłodowska-Curie), Photo Researchers – Charles D. Winters s. 67 (dyfuzja bromu), Science Source – Alexandre Dotta s. 13 (siatka metalowa z krążkiem ceramicznym), Charles D. Winters s. 157 (reakcja strącania chlorku srebra), IPhotoStock s. 108, Turtle Rock Scientific s. 79, 80, 81, 105 (przewodzenie prądu elektrycznego), s. 119 (przewodzenie prądu elektrycznego), s. 120 (reakcja kwasu nieutleniającego), s. 121 (reakcja kwasu utleniającego), s. 133 (przewodzenie prądu elektrycznego), s. 160 (reakcja soli dobrze rozpuszczalnych w wodzie); **Fotolia:** Africa Studio s. 89 (szkło laboratoryjne); **Getty Images:** DigitalVision – B2M Productions s. 47 (przeciąganie liny), Monty Rakusen s. 124 (fabryka samochodów), E+/dem10 s. 64, E+/tirc83 s. 107 (sól), iStock/Getty Images Plus – de-kay s. 88 (kwarc), Malbert s. 75 (odcisk stopy), s. 76, MileA s. 12 (probówka), svetikd s. 82 (zimne ognie), Moment – jia yu s. 22 (elektrownia), Lisa Noble s. 91 (szklanka), S.Norero Image s. 154, PHOTOS.com/Getty Images Plus/Hemera Technologies s. 137 (wapień muszlowy); **Indigo:** imageBROKER/Michael Szönyi s. 142 (stalagmity i stalaktyty), Science Photo Library/DK IMAGES s. 10 (ogrzewana kolba stożkowa); **LMU/CeNS:** Organic Semiconductor Nanostructures/Frank Trixler s. 16 (obraz spod mikroskopu tunelowego STM); **Malawa Michał Malawski** s. 142 (skład wody mineralnej); **Panthermedia:** nomadsoul1 s. 143 (grzałka), Péter Gudella s. 9 (cysterna); **Shutterstock:** 4 PM production s. 56, Africa Studio s. 8 (patelnia), s. 11 (ciastka), s. 16 (pędzel), s. 91 (kolba), s. 112 (nawóz), Ahmet Misirligul s. 250 (krople do oczu), Akkaradet Bangchun s. 92 (kamienie szlachetne), alexytrener s. 11 (chłopiec z lornetką), amedeoemaja s. 149 (nakładanie zaprawy gipsowej), Anna Markina s. 112 (kakao), Artography s. 67 (olej z wodą), AtlasStudio s. 92 (puder dla dzieci), Avocado_studio s. 91 (czajnik), Bergamont s. 112 (szczoteczka do zębów), Big Pants Production s. 7 (zgięty gwóźdź), s. 60 (zgięty gwóźdź), Billion Photos s. 112 (zaprawa), bogdanhoda s. 107 (zaprawa), Chepe Nicoli s. 62, 68 (czajnik), ChWeiss s. 22 (bursztyn), ConstantinosZ s. 140 (zaprawa), Danny Smythe s. 57 (solniczka), Denis Val s. 152, Dionisvera s. 16 (wiśnia), Dmitry Melnikov s. 149 (zaprawa), Dobresum s. 20, eczserapiylmaz s. 12 (pipeta), Elena11 s. 16 (Księżyc), EM Arts s. 24 (cebula), Eric Isselee s. 48, fizkes s. 150 (solenie), FocusStocker s. 88 (telefony), Friends Stock s. 124 (farbowanie włosów), gbbot s. 91 (obiektyw), George Rudy s. 11 (babcia z wnuczką), Gerard Koudenburg s. 9 (piktogramy na cysternie), gresie s. 124 (szklanka coli), laremenko Sergii s. 8 (smartfony), Igor Sh s. 142 (butelki), Jimmy S. Aditya s. 13 (łapa), Jiri Hera s. 89 (szklane kulki), kamilpetran s. 85 (kominy), Katyau s. 169, Kenneth Keifer s. 118 (zniszczony las), khuntong s. 13 (moździerz), Kolonko s. 110 (probówka), s. 111 (probówka), s. 120 (probówka), s. 121 (probówka), s. 160 (probówka), s. 161 (probówka), KorradoYamsatthm s. 8 (lotos), kovop s. 15, s. 24 (biegacze), Loren L. Masseth s. 153 (dynie), Losonsky s. 143 (czajnik), Lysenko Andrii s. 92 (puder do twarzy), Maderla s. 126 (patelnia), Michael Ransburg s. 8 (stary telefon), MichaelJayBerlin s. 43, mihalec s. 7 (prosty gwóźdź), s. 60 (prosty gwóźdź), Nerthuz s. 156, New Africa s. 12 (szkło laboratoryjne), s. 145, nokwalai s. 47 (leki), Nor Gal s. 89 (szkło ochronne na smartfon), nortongo s. 61 (szklanka wody z lodem), Pavlo Loushkin s. 68 (szklanka wody), Peeter Kalmet s. 61 (łatarka), Peter Hermes Furian s. 57 (kryształ chlorku sodu), photomatz s. 68 (szklanka z wodą), Pressmaster s. 150 (ciemnia), scoll22 s. 150 (odcisk palca), seewhatmitchsee s. 21, Sergey Mironov s. 9 (dentysta), Syda Productions s. 28, Shuttertum s. 12 (lejek), Simon Bratt s. 94, Slobodan Babic s. 68 (kostka lodu), suriyachan s. 61 (gekon), Syda Productions s. 104, Tetra Images s. 89 (zielona kulka), Tibor Duris s. 112 (leki), Torin55 s. 26, Triff s. 22 (dym), Tyler Boyes s. 141 (kreda, marmur), urfin s. 12 (szalka Petriego), Valentin Valkov s. 150 (nawóz), Vitalii Stock s. 60 (smartfon), winnond s. 126 (sole fizjologiczne), Wirestock Creators s. 149 (skałka gipsowa), WTHOMEPHOTO s. 24 (znak wi-fi); **Thinkstock/Getty Images:** Stock/dziewul s. 136 (skały wapienne), iStockphoto/Paul Fleet s. 22 (detektor); **Włodzimierz Echeński** s. 10 (ogrzewanie substancji), s. 11 (bagietka, szkiełko zegarkowe, krystalizator), s. 13 (statywy do probówek, łyżka do spalań, szczypce, trójnóg, statyw z łapą metalową, palniki), s. 75 (papierki uniwersalne), s. 89 (szkło kolorowe), s. 98, 102 (otrzymywanie wodorotlenku sodu), s. 105 (wodorotlenek miedzi, barwy wskaźników), s. 106 (wodorotlenek sodu po pochłonięciu pary wodnej), s. 110 (otrzymywanie wodorotlenku miedzi), s. 116, 119 (barwy wskaźników), s. 130, 131 (dodanie kwasu chlorowodorowego do osadu wodorotlenku miedzi), s. 132, 133 (manganian potasu, jodek ołowiu, węglan wapnia), s. 138, 139, 140 (wapień, wapno palone, wapno gaszone), s. 141 (wapień), s. 153, 155, 157 (strącanie się osadu wodorotlenku miedzi); **PUTTO/Piotr Kubat** s. 11 (wąchanie substancji), s. 82 (wapń), s. 83, 84, 86 (barwa fenoloftaleiny), s. 102 (otrzymywanie wodorotlenku sodu – zbliżenie), s. 105 (wodorotlenek sodu, glinu), s. 106 (wodorotlenek sodu), s. 109, 111 (właściwości wodorotlenku miedzi), s. 117, 118 (kwasy), s. 119 (rozcieńczanie stężonego roztworu kwasu siarkowego), s. 123, 129, 131 (kłarowny niebieski roztwór), s. 136 (wykrywanie węglanu wapnia), s. 137 (identyfikacja tlenku węgla), s. 147, 148, 149 (gips bezwodny); **Robert Wolski** s. 161 (reakcja soli dobrze rozpuszczalnej i wodorotlenku); **Maciej Wróbel** s. 100.

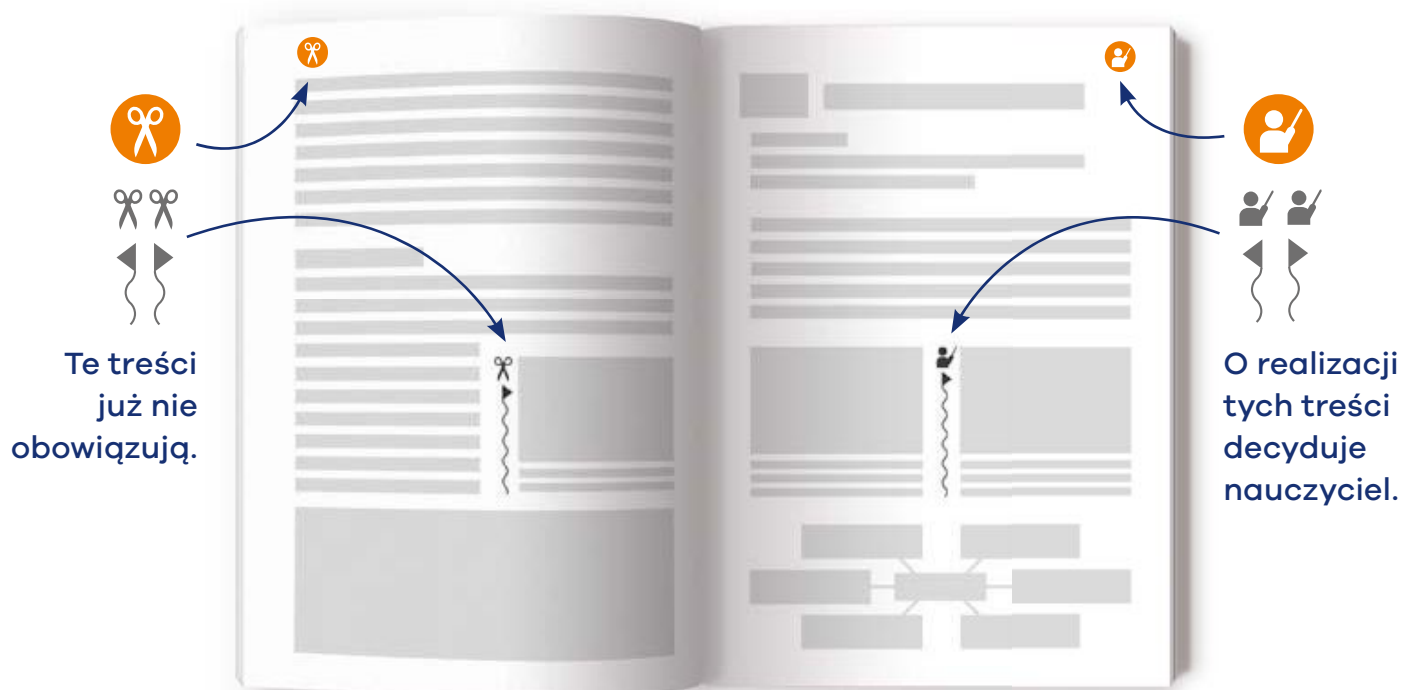
Wydawnictwo Nowa Era oświadcza, że podjęło starania mające na celu dotarcie do właścicieli i dysponentów praw autorskich wszystkich zamieszczonych utworów. Wydawnictwo Nowa Era, przytaczając w celach dydaktycznych utwory lub fragmenty, postępuje zgodnie z art. 29 ustawy o prawie autorskim. Jednocześnie Nowa Era oświadcza, że jest jedynym podmiotem właściwym do kontaktu autorów tych utworów lub innych podmiotów uprawnionych w przypadkach, w których twórcy przysługuje prawo do wynagrodzenia.

Za co polubisz podręczniki **NOWA To jest chemia?**

- ★ przystępność – prosty język i krótkie akapity
- ★ wyróżnienia najważniejszych treści
- ★ infografiki wyjaśniające procesy chemiczne
- ★ przykłady krok po kroku
- ★ podsumowania po tematach i działach
- ★ *Zbiór zadań*, który pomaga ćwiczyć umiejętności



**W podręczniku znajdziesz oznaczenia treści,
które od września 2024 r. nie są już wymagane.**



Pomarańczowa ikona na górze strony wskazuje, że na tej stronie znajdują się treści, które nie są wymagane – oznaczono je szarą ikoną i falką.

Nowa Era Sp. z o.o.

 www.nowaera.pl  nowaera@nowaera.pl

 Centrum Kontaktu: 58 721 48 00

ISBN 978-83-267-4883-7



9 788326 748837