

Chemia

Podręcznik

7

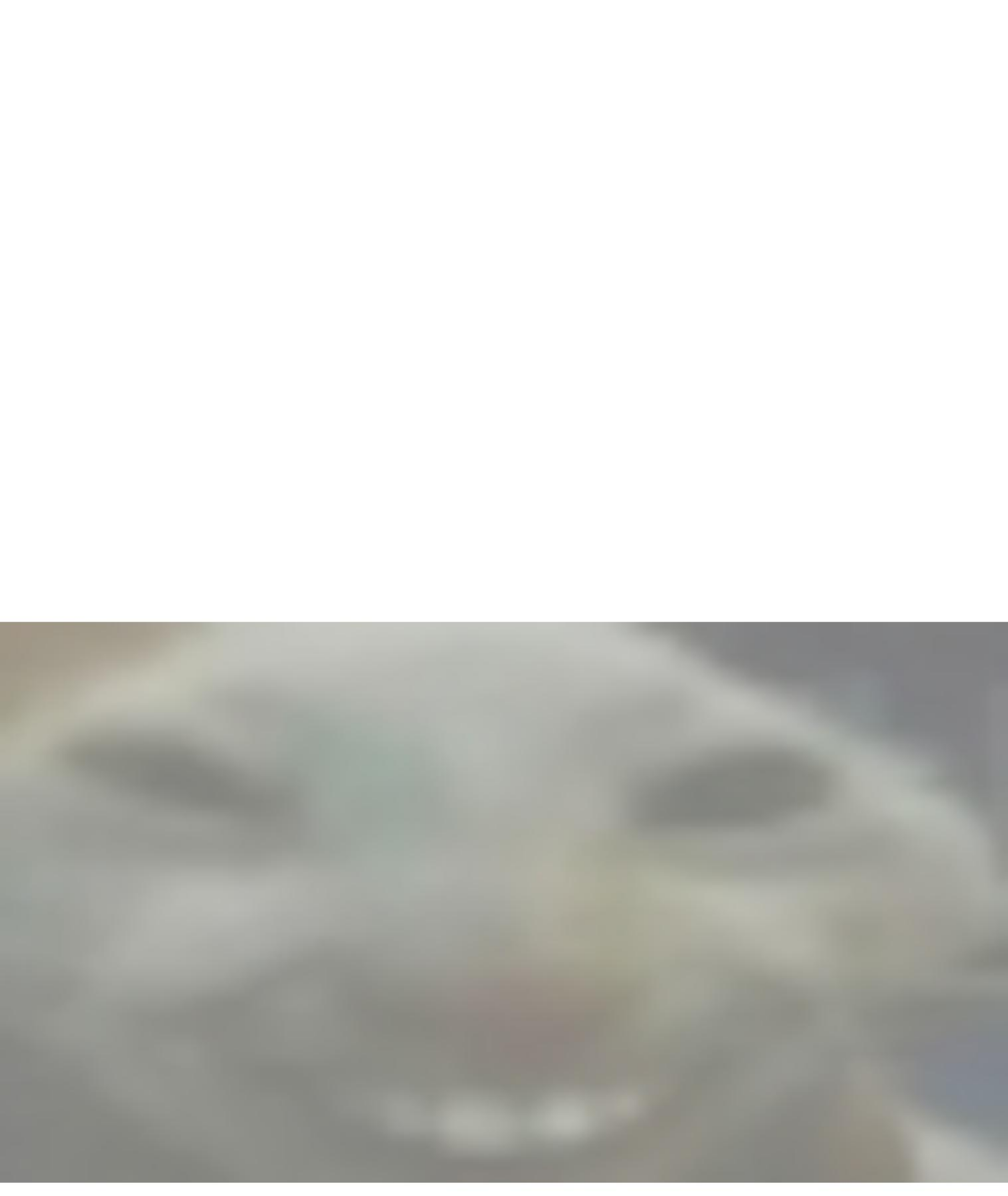


Oznaczono zmiany
W PODSTAWIE
PROGRAMOWEJ
2024



WYDANIE II
zmienione


mac
EDUKACJA

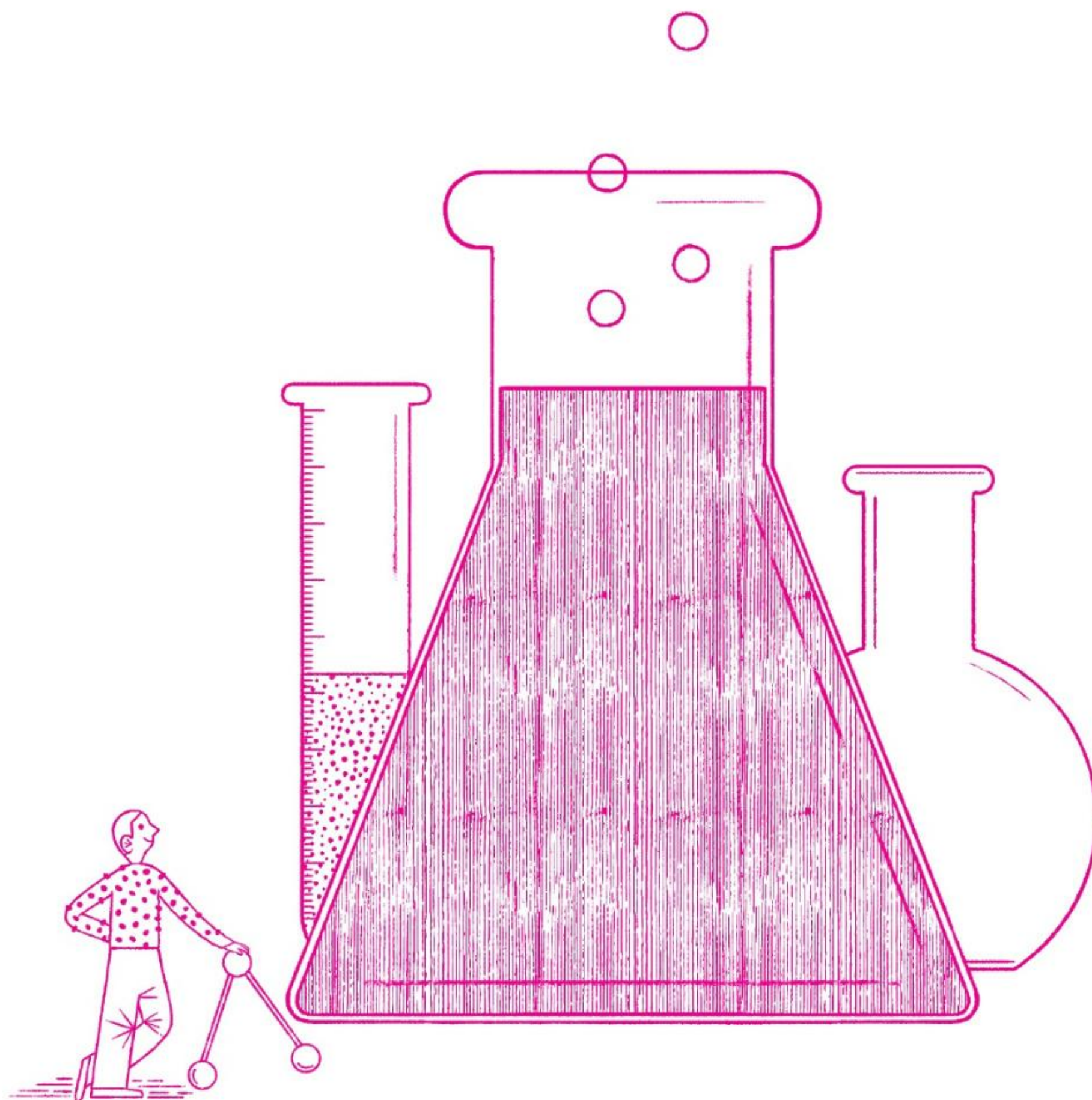


Dawid Łasiński
Łukasz Sporny
Dominika Strutyńska
Piotr Wróblewski

7

Chemia

Podręcznik dla klasy siódmej szkoły podstawowej



Redaktor serii
Justyna Kubicka

Redaktor prowadzący
Paulina Borek
Joanna Plech

Redakcja merytoryczna
Paulina Borek
Karolina Kordos-Pustuła
Joanna Plech

Redakcja językowa i korekta
Krystyna Bajor

Redakcja techniczna
Paweł Kowalski

Skład i łamanie
Oficina Wydawnicza Pegaz / Rafał Kulig

Redakcja artystyczna
Magdalena Sarnot-Wrzecionowska
Marcin Kot

Projekt i koncepcja artystyczna
Futu Creative / Kay Humelt i Rafał Kwiczor

Koordinacja prac graficznych
Magdalena Sarnot-Wrzecionowska

Projekt okładki
Futu Creative / Kay Humelt i Rafał Kwiczor

Ilustracja na okładce, na stronie tytułowej
i ilustracje na stronach działowych
Acapulco Studio / Agata Dudek, Małgorzata Nowak

Fotoedycja
Grzegorz Wrzecionowski

Ilustracje

Marcin Kot (s. 7, 137, 142, 149, 154, 166, 180, 192), Grzegorz Kozłowski (s. 10, 15, 16, 19, 22, 26–31, 43–44, 46, 50–53, 55–56, 58, 61–62, 65–66, 73, 75–76, 78, 83, 85, 87–91, 93, 97–98, 100, 114–118, 120–123, 125–126, 132, 136–137, 139–141, 143, 145–147, 152–153, 155–156, 159, 162–164, 168, 170–172, 174–175, 178–179, 184, 197, 203–206, 209–211, 217–219, 221), Przemysław Sokołowski (s. 144, 150–151/projekt infografiki, 176–177/projekt infografiki), Agnieszka Staniec (s. 34–35/projekt Linku do wiedzy, 76–77/projekt Linku do wiedzy, 150–151/projekt Linku do wiedzy, 176–177/projekt Linku do wiedzy).

Wydawca oświadcza, że dołożył wszelkich starań, aby dotrzeć do wszystkich właścicieli i dysponentów praw autorskich. Osoby, których nie udało nam się ustalić, prosimy o kontakt z wydawnictwem.

Nabyta przez Ciebie publikacja jest dziełem twórcy i wydawcy. Przestrzegaj praw, jakie im przysługują. Udostępniając książkę lub jej fragmenty, rób to wyłącznie w zakresie dozwolonego użytku, który określają przepisy prawa. Zawartość książki możesz udostępnić nieodpłatnie osobom bliskim lub osobiście znanym, ale nie publikuj jej w internecie. Jeśli cytujesz jej fragmenty, nie zmieniaj ich treści i koniecznie zaznacz, czyje to dzieło. Kopiując jej część, rób to jedynie na użytek osobisty.

© Grupa MAC S.A., Kielce 2023

ISBN 978-83-8227-343-4

Grupa MAC S.A.
25-561 Kielce, ul. Witosa 76
tel. 41 366 55 55, faks: 41 366 33 02
e-mail: kontakt@mac.pl, www.mac.pl



×

Treści usunięte z podstawy programowej w 2024 r.

Spis treści

1. Substancje	
1.1 Zasady bezpieczeństwa na lekcjach chemii	6
1.2 Substancje i ich właściwości	12
1.3 Reakcja chemiczna a zjawisko fizyczne	18
1.4 Gęstość substancji	22
1.5 Sporządzanie i rozdzielanie mieszanin	26
Link do wiedzy <i>Skomplikowane mieszaniny</i>	34
1.6 Substancje proste, substancje złożone a mieszaniny	36
1.7 Metale i niemetale	40
Podsumowanie działu 1	46
2. Świat okiem chemika	
2.1 Atomy i cząsteczki	50
2.2 Układ okresowy pierwiastków chemicznych – wprowadzenie	53
2.3 Masa atomowa, masa cząsteczkowa	56
2.4 Budowa atomu – protony, neutrony i elektrony	61
2.5 Budowa atomu pierwiastka chemicznego a jego położenie w układzie okresowym	66
2.6 Izotopy	72
Link do wiedzy <i>Uwaga! Promieniowanie</i>	76
Podsumowanie działu 2	78
3. Jak to jest połączone?	
3.1 Wiązania kowalencyjne	82
3.2 Wiązanie jonowe	94
3.3 Rodzaj wiązania a właściwości związku chemicznego	99
3.4 Wartościowość pierwiastków w związkach chemicznych	102
Podsumowanie działu 3	107
4. Ważne prawa	
4.1 Prawo stałości składu związku chemicznego	110
4.2 Rodzaje reakcji chemicznych	113
4.3 Zapisywanie i odczytywanie przebiegu reakcji chemicznej	119
4.4 Prawo zachowania masy	125
4.5 Obliczenia stechiometryczne	128
Podsumowanie działu 4	132
5. Gazy i tlenki	
5.1 Powietrze, gazy szlachetne	136
5.2 Tlen	140
5.3 Tlenek węgla(IV)	144
Link do wiedzy <i>Obieg węgla w przyrodzie</i>	150
<i>Obieg tlenu w przyrodzie</i>	151
5.4 Wodór – gaz o najmniejszej gęstości	152
5.5 Tlenki metali i niemetali	156
5.6 Zanieczyszczenia powietrza	161
Podsumowanie działu 5	166
6. Woda i roztwory wodne	
6.1 Woda – właściwości, rodzaje roztworów	170
Link do wiedzy <i>Obieg wody w przyrodzie</i>	176
6.2 Rozpuszczalność substancji, stężenie procentowe roztworu	178
6.3 Odczyn roztworu, wskaźniki kwasowo-zasadowe	192
Podsumowanie działu 6	196
7. Kwasy	
7.1 Wzory i nazwy kwasów	200
7.2 Kwasy beztlenowe	203
7.3 Kwasy tlenowe	208
7.4 Dysocjacja jonowa kwasów	214
7.5 Porównanie właściwości kwasów	217
Podsumowanie działu 7	220
Indeks	222
Tabela gęstości wybranych substancji i mieszanin	
Układ okresowy pierwiastków chemicznych	

Jak korzystać z podręcznika

Numer i tytuł tematu

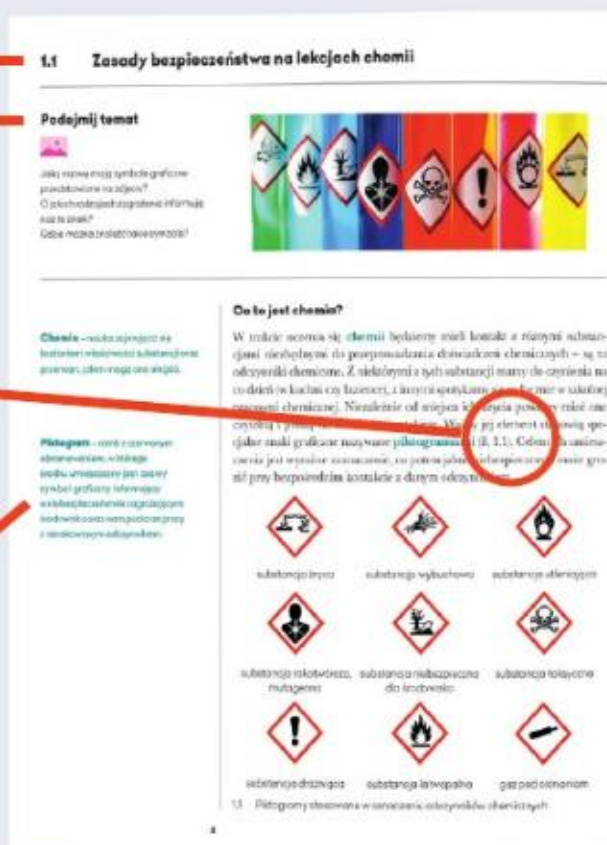
Podejmij temat

Wprowadzenie
do tematu lekcji

Powołania
na ilustracje
oznaczono
skrótami **il.**

Definicja

Objaśnienie nowych terminów



Ciekawe!

Interesujące wiadomości
uzupełniające temat
lekcji

W skrócie

Najważniejsze
informacje z lekcji

**Czy już umiesz?
Sprawdź się!**

Polecenia i pytania
na koniec lekcji

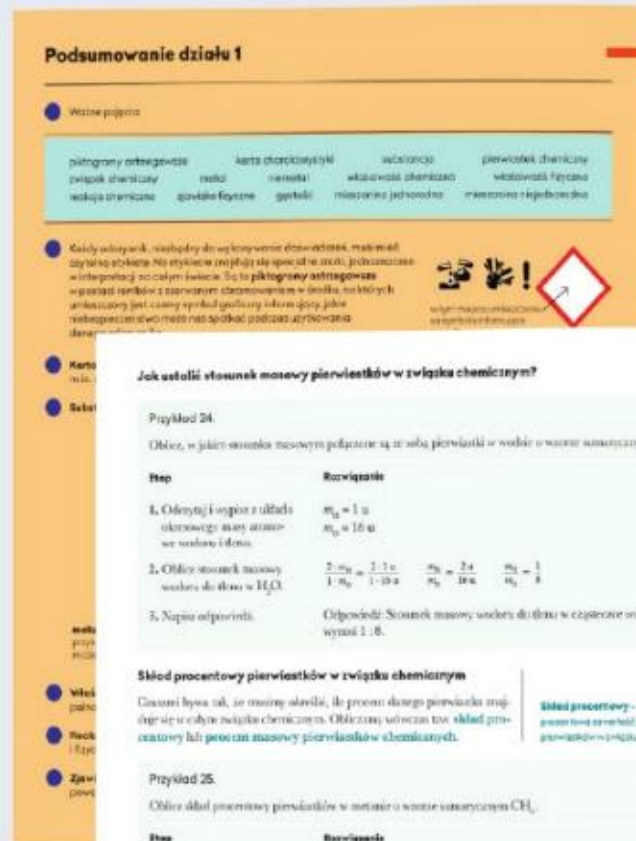
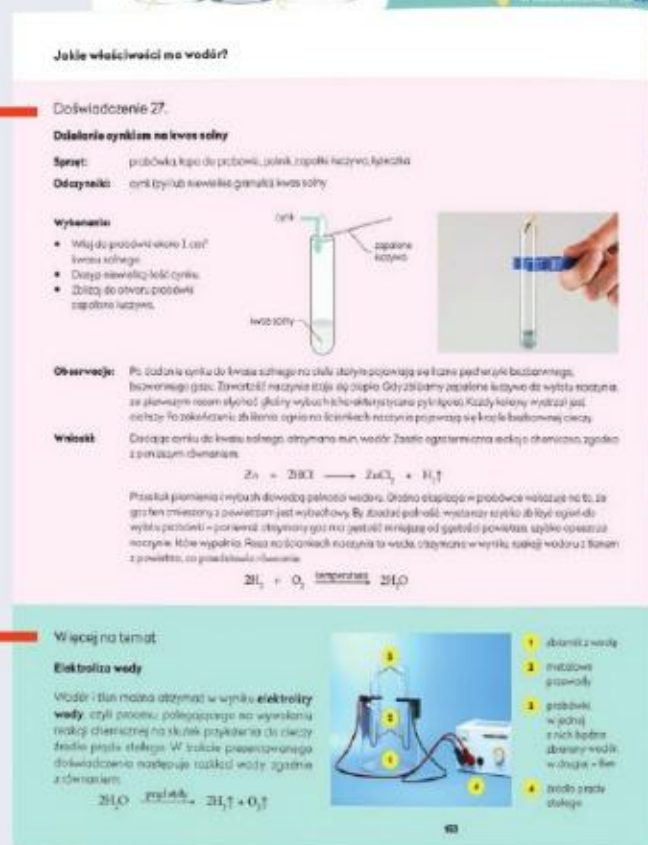
Link do wiedzy

Treści, które mogą
rozwinąć twoje
zainteresowania



Doświadczenia

Opisy doświadczeń



Podsumowanie działu

Powtórzenie najważniejszych treści działu

Więcej na temat

Treści dodatkowe

Znaczenie ikon



nawiązanie
do innego
przedmiotu



zastosowanie
nowoczesnych
technologii



uwaga



nawiązanie
do ilustracji



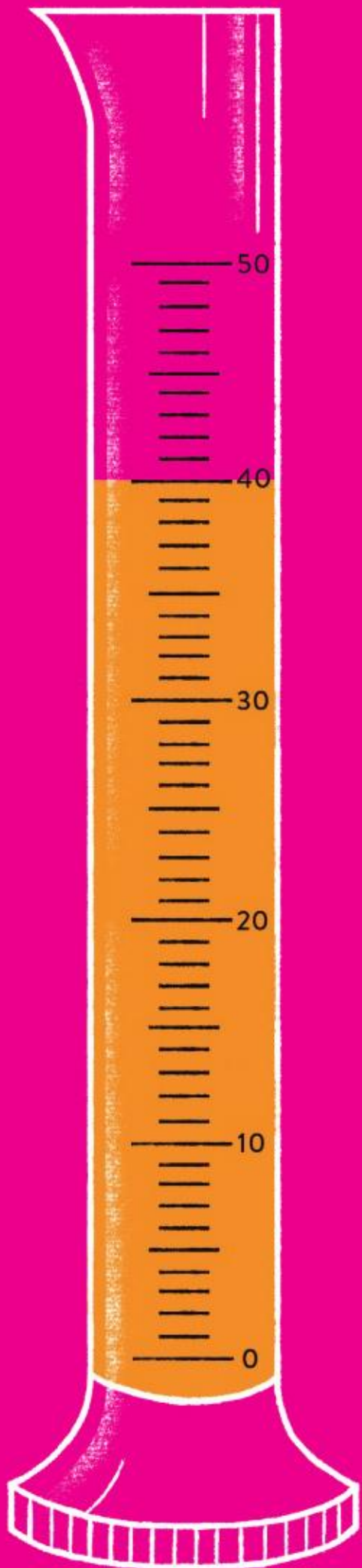
praca
zespołowa



polecenie
trudniejsze

Tego podręcznika będą używać inni uczniowie. Niczego w nim nie zapisuj. Przekaż go w dobrym stanie.

1. Substancje



1. W jakim miejscu wykorzystywane jest szkło przedstawione na ilustracji?
2. Który z zaprezentowanych na ilustracji przedmiotów służy zwiększeniu bezpieczeństwa podczas wykonywania doświadczeń chemicznych?
3. Jak otrzymać kolorowe płyny wypełniające szklane naczynia? Czy np. barwę niebieską można otrzymać wyłącznie jedną metodą?
4. Do czego służy podziałka (skala z liczbami) nadrukowana na niektórych naczyniach?

1.1 Zasady bezpieczeństwa na lekcjach chemii

Podejmij temat



Jaką nazwę mają symbole graficzne przedstawione na zdjęciu?

O jakich rodzajach zagrożenia informują nas te znaki?

Gdzie można znaleźć takie symbole?



Chemia – nauka zajmująca się badaniem właściwości substancji oraz przemian, jakim mogą one ulegać.

Piktogram – romb z czerwonym obramowaniem, w którego środku umieszczony jest czarny symbol graficzny informujący o niebezpieczeństwie zagrażającym środowisku oraz nam podczas pracy z oznakowanym odczynnikiem.

Co to jest chemia?

W trakcie uczenia się **chemii** będziemy mieli kontakt z różnymi substancjami niezbędnymi do przeprowadzania doświadczeń chemicznych – są to odczynniki chemiczne. Z niektórymi z tych substancji mamy do czynienia na co dzień (w kuchni czy łazience), z innymi spotykamy się wyłącznie w szkolnej pracowni chemicznej. Niezależnie od miejsca ich użycia powinny mieć one czytelną i prostą do zrozumienia etykietę. Ważny jej element stanowią specjalne znaki graficzne nazywane **piktogramami** (il. 1.1). Celem ich umieszczenia jest wyraźne zaznaczenie, co potencjalnie niebezpiecznego może grozić przy bezpośrednim kontakcie z danym odczynnikiem.



substancja żrąca



substancja wybuchowa



substancja utleniająca



substancja rakotwórcza,
mutagenna



substancja niebezpieczna
dla środowiska



substancja toksyczna



substancja drażniąca



substancja łatwopalna



gaz pod ciśnieniem

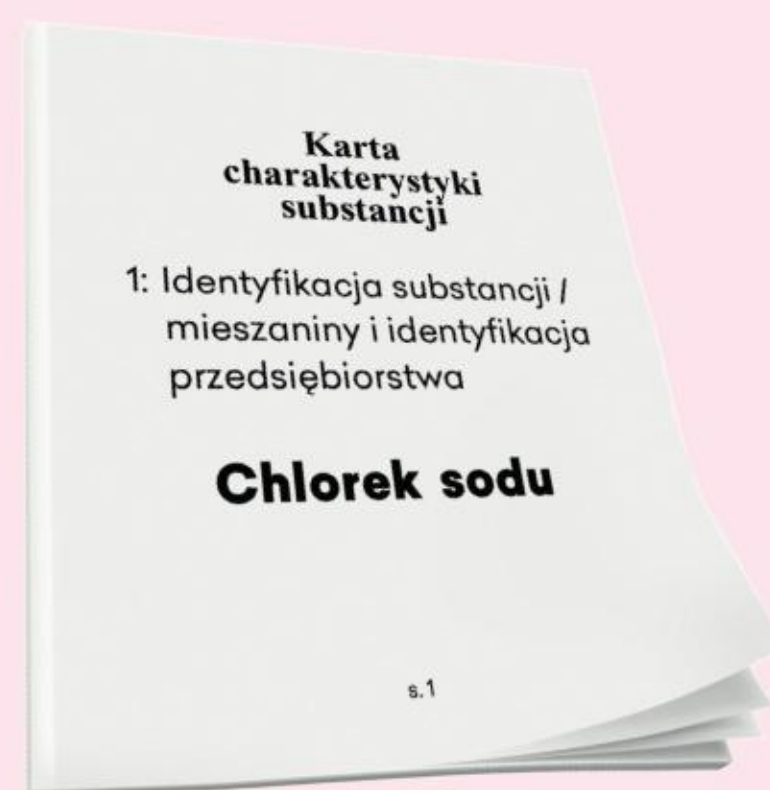
1.1 Piktogramy stosowane w oznaczaniu odczynników chemicznych

Karta charakterystyki – jakie informacje można z niej odczytać?

Oczywiście nie wszystkie odczynniki muszą być oznaczone piktogramami – jeśli nie stwarzają określonego zagrożenia, takich oznaczeń nie mają. Stopień niebezpieczeństwa i inne cechy odczynników są badane przez naukowców i zapisywane w książeczce zwanej **kartą charakterystyki** (il. 1.2). Każdy producent odczynników ma obowiązek dołączyć taką kartę do sprzedawanego produktu. Przed przystąpieniem do pracy z danym preparatem należy zapoznać się z informacjami zawartymi w tej książeczce.

Karta charakterystyki – dokument, w którym zawarte są najważniejsze informacje o odczynnikach chemicznych, m.in. o barwie, gęstości, o tym, czy dana substancja jest np. żrąca, łatwopalna.

- | | |
|--|---|
| 1: Identyfikacja substancji / mieszaniny i identyfikacja przedsiębiorstwa | 10: Stabilność i reaktywność – opisuje trwałość preparatu oraz możliwość występowania niebezpiecznych reakcji w różnych warunkach, np. gdy zostaną uwolnione do środowiska |
| 2: Identyfikacja zagrożeń – opisuje niebezpieczeństwa stwarzane przez odczynniki oraz podaje odpowiednie informacje ostrzegające, np. używając piktogramów | 11: Informacje toksykologiczne – część przeznaczona do użytku lekarzy, specjalistów w dziedzinie BHP oraz toksykologów |
| 3: Skład / informacja o składnikach | 12: Informacje ekologiczne – ocena wpływu na środowisko substancji (lub mieszaniny), jeżeli zostanie ona uwolniona do środowiska, np. postępowanie z odpadami, sposoby transportu |
| 4: Środki pierwszej pomocy | 13: Postępowanie z odpadami |
| 5: Postępowanie w przypadku pożaru | 14: Informacje dotyczące transportu |
| 6: Postępowanie w przypadku niezamierzonego uwolnienia do środowiska | 15: Informacje dotyczące przepisów prawnych |
| 7: Postępowanie z substancjami i mieszaninami oraz ich magazynowanie | |
| 8: Kontrola narażenia / środki ochrony indywidualnej | |
| 9: Właściwości fizyczne i chemiczne | |



1.2 Przykładowa karta charakterystyki odczynnika

Podczas przeprowadzania doświadczeń chemicznych powinniśmy zadbać o swoje bezpieczeństwo, dlatego konieczne jest stosowanie odpowiedniej odzieży laboratoryjnej (il. 1.3).

- | | |
|---|---|
| 1 | porządek w miejscu pracy |
| 2 | długie włosy związane |
| 3 | okulary ochronne |
| 4 | zapięty fartuch (z tworzywa naturalnego, np. bawełny) |



1.3 Przykład dobrych praktyk laboratoryjnych

Szkło i sprzęt laboratoryjny – podstawowe narzędzia pracy w pracowni chemicznej

Planując przeprowadzanie doświadczeń chemicznych, należy dobrać odpowiednie **naczynia** i **sprzęt** do pracy. Przykładowo – gdy mamy w planie kontakt z ogniem, nie powinno się wybierać plastikowych naczyń, które mogą się stopić. W pracowni szkłem i sprzętem laboratoryjnym zajmuje się nauczyciel. On tu jest kierownikiem, ale uczniowie powinni przyswoić sobie profesjonalne nazewnictwo. Niedopuszczalne jest nazywanie zlewki – szklanką, kolby stożkowej – wazonem, a probówki – fiolką.

Poniżej przedstawiamy najbardziej popularne w laboratorium szkło i sprzęt, które będą potrzebne na lekcjach chemii.

Doświadczenia w technice chemii w małej skali i skali standardowej

Często będziemy odwoływali się do techniki chemii w małej skali, żeby jak najwięcej doświadczeń można było wykonać własnoręcznie. W tej technice używa się niewielkich ilości odczynników, często związanych z tzw. domową chemią. Wiele wykorzystywanych tu przedmiotów (np. klamerki do bielizny, świece, łyżeczki jednorazowe) znajduje zastosowanie w codziennych czynnościach, dlatego są one łatwo osiągalne w sklepach, aptekach, marketach czy hurtowniach (il. 1.4). Natomiast doświadczenia wykonywane w standardowej skali pozwolą lepiej poznać sprzęt i odczynniki wykorzystywane w prawdziwych laboratoriach chemicznych.



probówka



zlewka



kolba stożkowa



kolba kulista
okrągłodenna



kolba kulista
płaskodenna



cylinder miarowy



rozdzielacz



biureta



krystalizator



moździerz



szkiełko zegarkowe



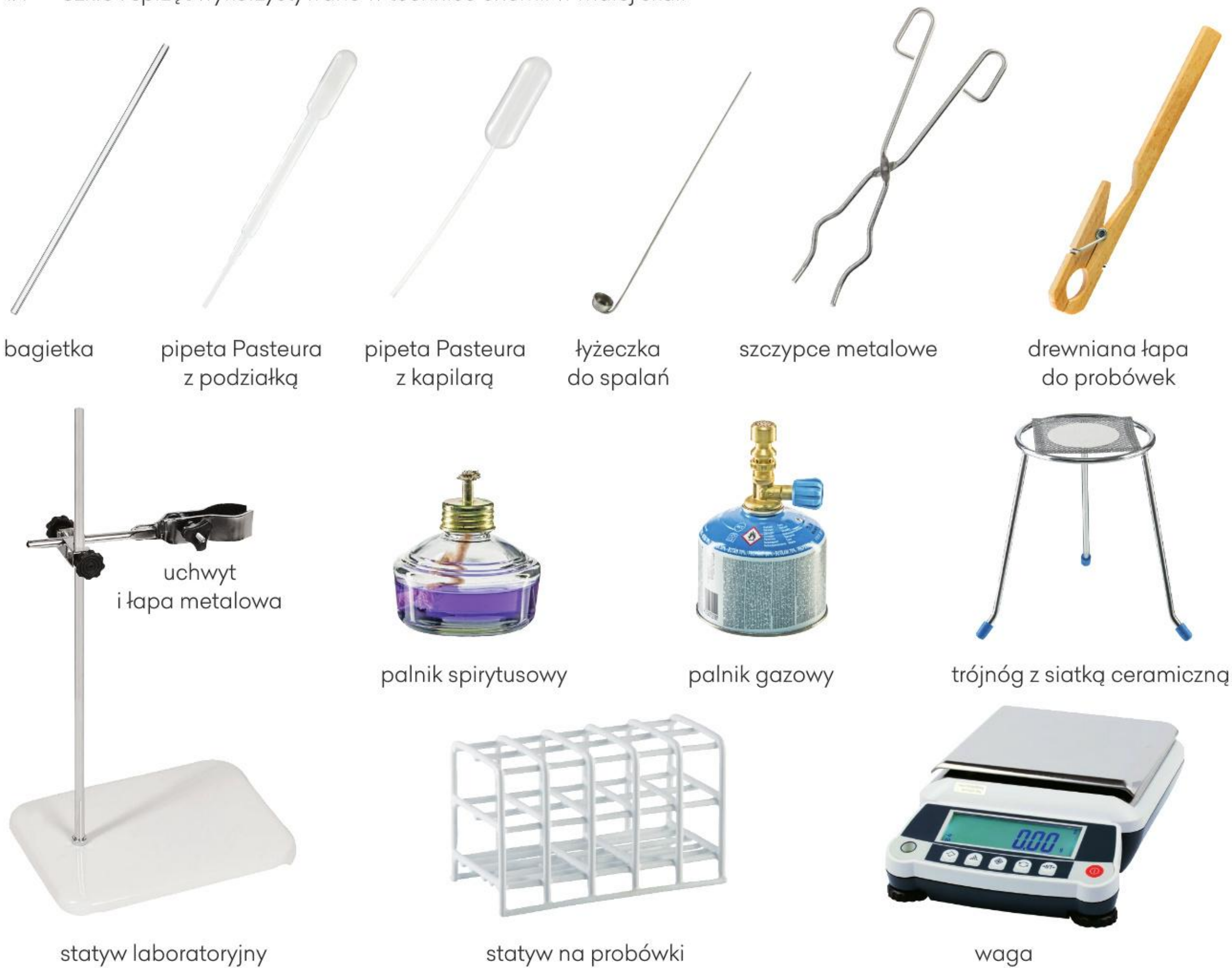
dolna część szalki
Petriego



parownica



1.4 Szkło i sprzęt wykorzystywane w technice chemii w małej skali



Opis doświadczeń chemicznych – jakie elementy powinien zawierać?

Jak już wiecie, chemia to nauka eksperymentalna, która wymaga przeprowadzania wielu doświadczeń. Wykonanie doświadczenia wymaga nie tylko dokładności, precyzji, ale i umiejętności sporządzania obserwacji i wyciągania stosownych wniosków. Każdy opis doświadczenia będzie się składał z podanych niżej elementów.

Doświadczenie

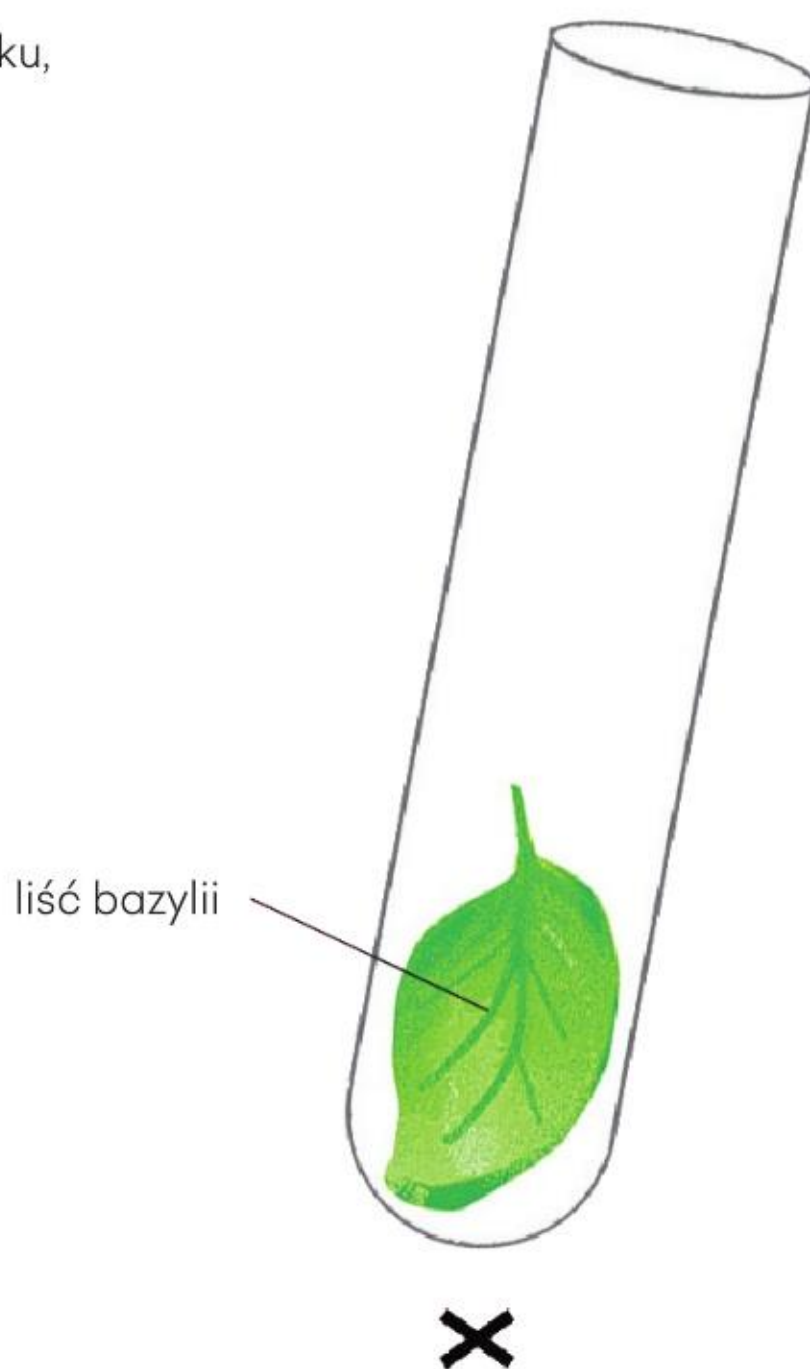
Tytuł doświadczenia: krótki, pozwalający łatwo powrócić do tematu

Sprzęt: sprzęt niezbędny do przeprowadzenia doświadczenia

Odczynniki: odczynniki niezbędne do przeprowadzenia doświadczenia

Wykonanie:

- dokładny opis, krok po kroku, co należy wykonać



Obserwacje: Wszystkie pomiary zarejestrowane przez nasze zmysły, które są niezbędne do odbioru tego, co widzimy, czujemy. W obserwacjach nie można napisać nazwy powstałej substancji – nie ma takiego zmysłu, za pomocą którego moglibyśmy to stwierdzić.

Obserwacje (przykładowe): Na ściankach naczynia pojawiły się krople bezbarwnej cieczy.

Wnioski: To połączenie wiedzy naukowej z obserwacjami. Podsumowanie, czego się nauczyliśmy podczas pracy laboratoryjnej. Nie można wyciągnąć poprawnych wniosków z błędnych obserwacji.

Wnioski (przykładowe):
1) W trakcie doświadczenia na ściankach naczynia pojawiła się woda.
2) Po zakończeniu doświadczenia na ściankach naczynia pojawił się związek chemiczny o nazwie woda.

Złota szóstka – czyli jak się zachowywać w pracowni chemicznej

1. W pracowni możesz przebywać tylko w obecności nauczyciela.
2. Podczas niektórych zajęć będą wykonywane doświadczenia. Zanim do nich przystąpisz, musisz zadbać o czystość swojego miejsca pracy.
3. Każde doświadczenie wykonuj zgodnie z opisem, zachowując ostrożność.
4. Dbaj o bezpieczeństwo swoje i osób, z którymi przebywasz w sali chemicznej.
5. Słuchaj uważnie poleceń nauczyciela i dokładnie je wykonuj.
6. Pamiętaj o przestrzeganiu regulaminu pracowni chemicznej.

W skrócie

- Każdy odczynnik, który znajduje się w pracowni chemicznej, musi mieć czytelną etykietę oznakowaną piktogramami ostrzegawczymi (jeśli tego wymagają właściwości odczynnika).
- Wszelkie użyteczne informacje o odczynnikach chemicznych znajdują się w kartach charakterystyki.
- Doświadczenia wykonywane są w specjalnym szkle laboratoryjnym zestawionym z odpowiednim sprzętem.
- Opisując doświadczenie chemiczne, odróżniamy obserwacje od wniosków. Te pierwsze opisują to, co rejestrują zmysły, te drugie – łączą obserwacje z wiedzą naukową.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Przypisz rodzaje niebezpieczeństwa do właściwych piktogramów.



substancja drażniąca / substancja łatwopalna / substancja utleniająca / substancja niebezpieczna dla środowiska / substancja żrąca / gaz pod ciśnieniem / substancja toksyczna / substancja rakotwórcza

- 2 Na podstawie zdjęć i własnych obserwacji narysuj w zeszycie szkic następującego szkła i sprzętu laboratoryjnego:

- | | |
|------------------------|---------------------------------|
| a) zlewka, | b) probówka, |
| c) kolba stożkowa, | d) kolba kulista płaskodenna, |
| e) szkiełko zegarkowe, | f) pipeta Pasteura z podziałką, |
| g) moździerz, | h) krystalizator. |

- 3 Poszukaj w internecie karty charakterystyki wodorotlenku sodu. Wypisz z niej do zeszytu podane punkty.



- | | |
|-----------------|---------------------------------------|
| a) zastosowanie | b) potencjalne zagrożenie dla zdrowia |
| c) ochrona oczu | d) barwa |

- 4 Przy opisywaniu doświadczenia chemicznego bardzo ważne jest odróżnienie obserwacji od wniosków. Spośród podanych poniżej przykładów wybierz te, które są obserwacjami.

po ogrzaniu pojawia się siwy dym / otrzymanym gazem jest dwutlenek węgla / na ściankach probówki pojawiają się krople bezbarwnej cieczy / na ściankach probówki pojawia się woda / zawartość szalki robi się ciepła / doświadczenie się powiodło / w zlewce pojawiły się dwie warstwy płynów / tlen podtrzymuje spalanie

1.2 Substancje i ich właściwości

Podejmij temat



Czy przedstawione na zdjęciach sól i ocet różnią się między sobą jakimiś cechami? Jeśli tak, to jakimi? Opisz je.



Materia – wszystko to, co nas otacza, np. powietrze, woda.

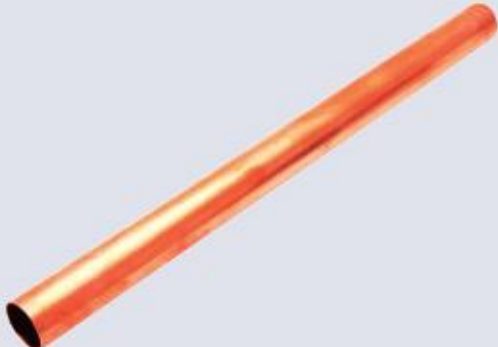
Substancja – część materii o określonych właściwościach i stałym składzie chemicznym, np. woda, cukier.

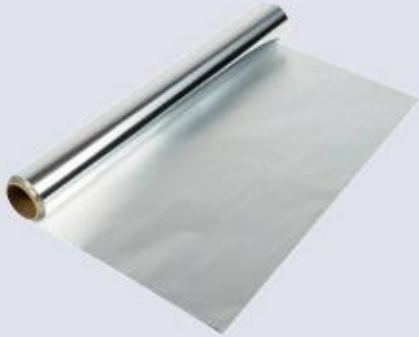
Właściwość – cecha charakterystyczna danej substancji, która pozwala na jej zidentyfikowanie i odróżnienie od innych substancji.

Substancje

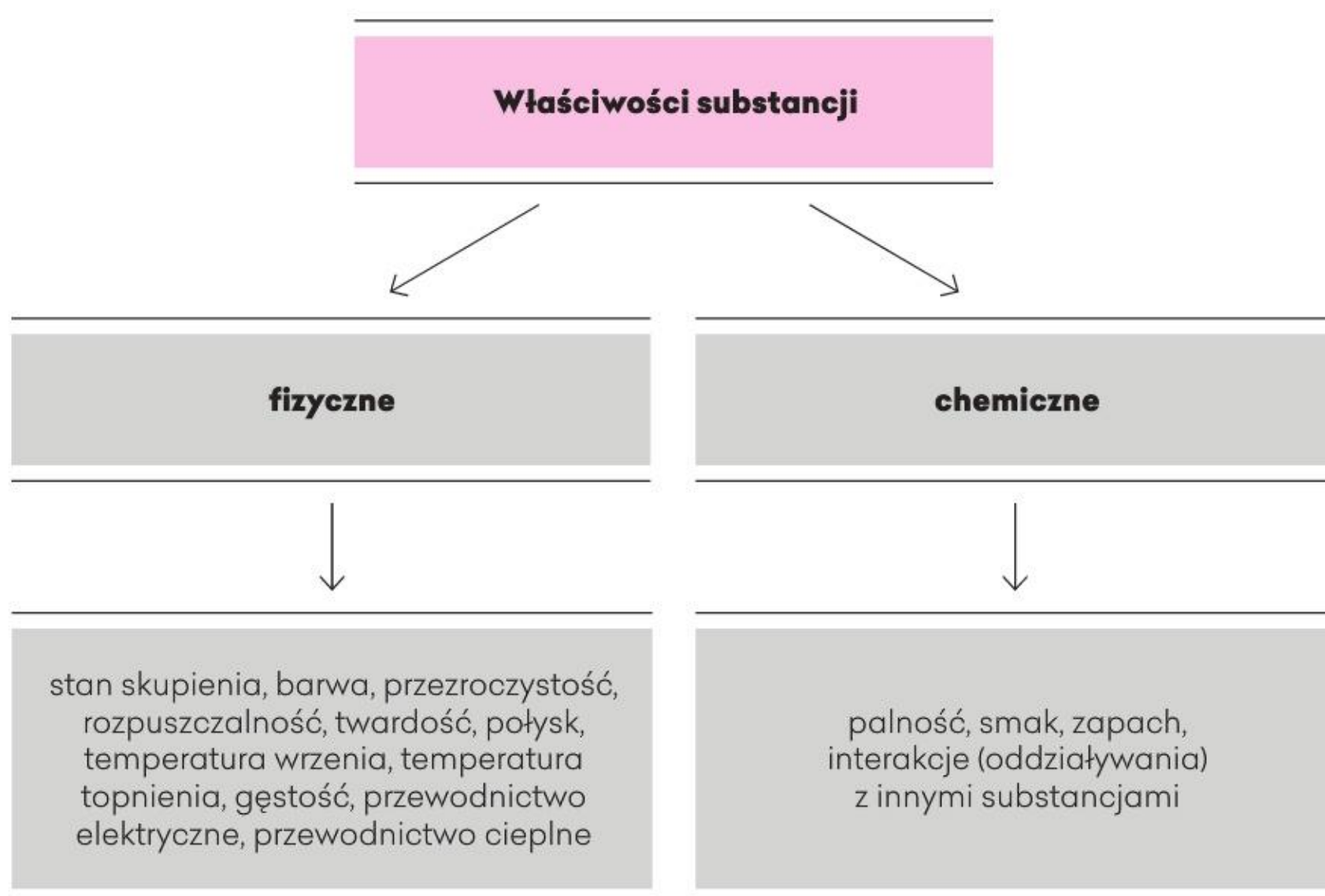
Zanim rozpoczniemy pracę badawczą, utrwalmy sobie definicję przedmiotu, którego będziemy się uczyć. **Chemia to nauka o właściwościach substancji i przemianach, jakim mogą one ulegać.**

Materia, czyli wszystko wokół nas, składa się z różnych **substancji**. Głównym zadaniem chemika jest badanie **właściwości**, czyli cech charakterystycznych tychże substancji. Podana niżej tabela przedstawia różnicę między produktem a substancją, której właściwości możemy badać. Odwołajmy się zatem do znanych nam produktów, żeby lepiej zrozumieć pojęcie substancji.

Przykład produktu	Przykład substancji wchodzącej w skład produktu
 cukier w kostkach	 cukier
 rurka miedziana	 miedź

	
folia aluminiowa	glin
	
rysik ołówka	grafit (odmiana węgla)

Właściwości badanych substancji dzielimy na **fizyczne** i **chemiczne**.



O czym należy pamiętać przy określaniu właściwości substancji?

- O warunkach, w jakich je badamy (np. różne wyniki pomiarów możemy otrzymać w zależności od pory roku); większość właściwości podanych jest w tablicach chemicznych, gdzie są wyszczególnione temperatura i ciśnienie panujące podczas badania.
- O bezpieczeństwie – dlatego podczas zajęć w szkolnej pracowni nie będziemy sprawdzali np. smaku.

Właściwość fizyczna – cecha substancji, którą zazwyczaj można określić z pominięciem właściwości chemicznych, np. barwa metalu w badanym drucie.

Właściwość chemiczna – cecha substancji, którą można wykazać w trakcie przeprowadzanego doświadczenia chemicznego, np. badanie palności substancji podczas jej kontaktu z ogniem.



Zapach i smak uznano za właściwości chemiczne, ponieważ nie można ich scharakteryzować za pomocą wielkości fizycznych, a w ich poznanie zaangażowane są procesy chemiczne zachodzące w naszych organizmach.



Często mylimy barwę z przezroczystością. Zaparzona herbata jest w dużym stopniu przezroczysta. Po dodaniu do niej mleka jej przezroczystość maleje. Dlatego określenie barwy „przezroczystą” jest niepełne i nie oddaje w pełni jej koloru.

Jak prawidłowo określać wybrane właściwości substancji?

Niepoprawne badanie zapachu może się skończyć, w najlepszym wypadku, podrażnieniem dróg oddechowych. Dlatego sprawdźmy, w jaki sposób należy określać zapach substancji (il. 1.5).

- 1** Ręka kieruje opary substancji nagarniającym ruchem – od butli w kierunku nosa
- 2** Butla z badaną substancją jest odsunięta na bezpieczną odległość od nosa



1.5 Badając zapach substancji w pracowni chemicznej, należy zachować szczególną ostrożność

Poważniejsze konsekwencje wynikają z niepoprawnego określania cech substancji palnych czy wybuchowych. Dlatego podczas przeprowadzania doświadczeń chemicznych ważne jest przygotowanie, skupienie się i zapoznanie z planem, czyli – co będziemy robić. Przyjrzyjmy się więc, jak prawidłowo ogrzewać substancje w pracowni chemicznej (il. 1.6).

1. Probówkę z ogrzewaną substancją należy umieścić w łapie do probówek – naczynia nie wolno trzymać bezpośrednio w dłoni.
2. Nie powinno się nachylać nad ogrzewaną probówką, ponieważ istnieje ryzyko zatrucia się oparami lub poparzenia.
3. Wylot próbówki powinien być skierowany w stronę, gdzie nie ma żadnej z osób obserwujących i wykonujących doświadczenie.



A.



B.

1.6 Właściwe ogrzewanie substancji w pracowni chemicznej, w obu technikach (A. – standardowa skala, B. – mała skala)



Spójrz na zdjęcia i powiedz, czy dostrzegasz jakieś różnice w ogrzewaniu substancji obiema technikami.

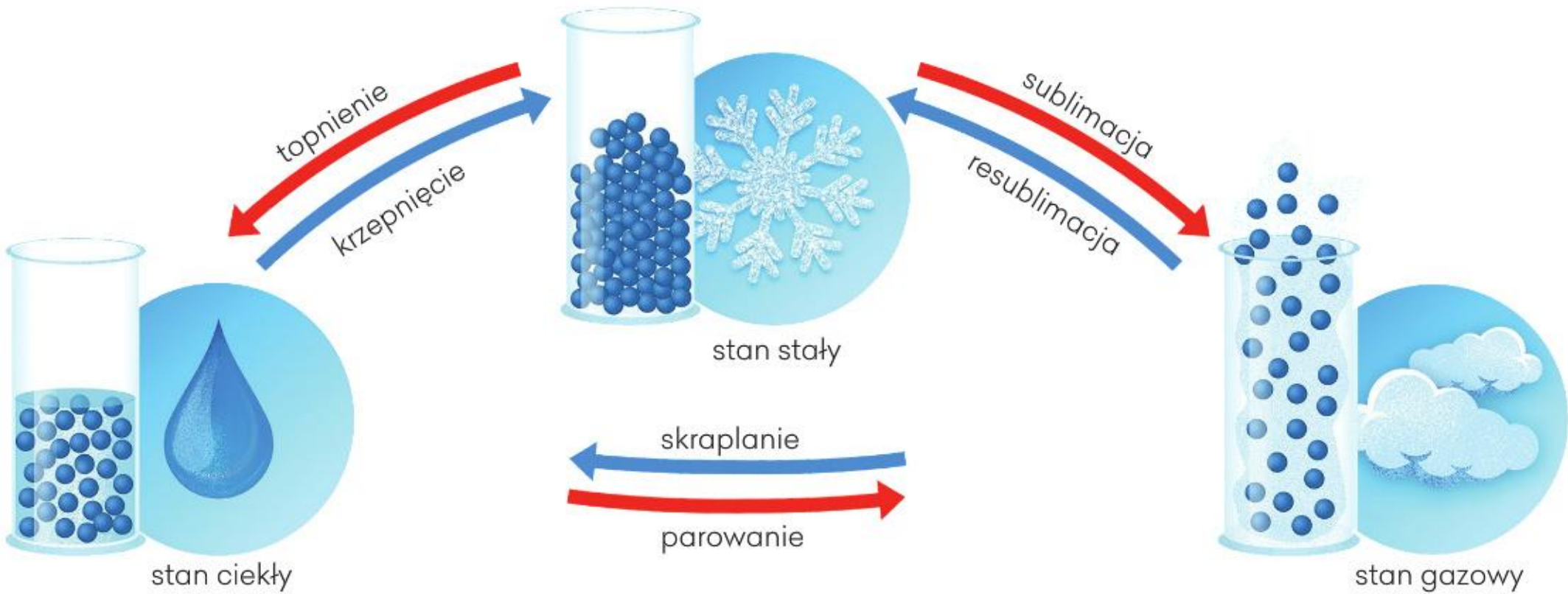
Stany skupienia substancji

Jedną z właściwości fizycznych substancji jest jej stan skupienia. Często już na pierwszy rzut oka można określić, czy obserwowany przedmiot jest proszkiem, cieczą czy gazem. Każda substancja w zależności od warunków może występować w jednym z trzech stanów skupienia. Poniższa tabela przedstawia najważniejsze cechy każdego z nich.

Stan skupienia		Porównanie upakowania drobin	
	stały zachowuje własny, określony kształt		odległości między drobinami są niewielkie – całość jest gęsto upakowana (efekt: silne oddziaływanie drobin między sobą)
	ciekły zachowuje kształt naczynia, które wypełnia		odległości między drobinami są większe niż w ciałach stałych, a mniejsze niż w gazach (efekt: mniejsze oddziaływanie drobin niż w ciałach stałych, ale większe niż w gazach)
	gazowy swobodnie się rozprzestrzenia w wypełnianym naczyniu		odległości między drobinami są duże (efekt: słabe oddziaływanie drobin między sobą)

Jak się zmienia stan skupienia wody?

Ciekawą substancją, którą już znamy, jest woda. W zależności od temperatury może ona występować w postaci lodu, cieczy lub gazu. Gdy zimą ustawimy na zewnętrznym parapecie szklankę wody, jej zawartość zmieni stan skupienia w stały (woda w postaci ciekłej zmieni się w lód), natomiast w bardzo gorący dzień część wody wyparuje, stanie się gazem (il. 1.7).



1.7 Nazwy zmian stanów skupienia wody

Zbierzmy dotychczasowe informacje na temat właściwości substancji przez opisanie ich na konkretnym przykładzie – chlorku sodu, głównym składniku soli kuchennej (il. 1.8):

- stan skupienia – stały,
- zapach – bezwonny,
- barwa – bezbarwna, po rozdrobnieniu biała,
- smak – słony,
- rozpuszczalność w wodzie – dobra.



1.8 Sól kuchenna

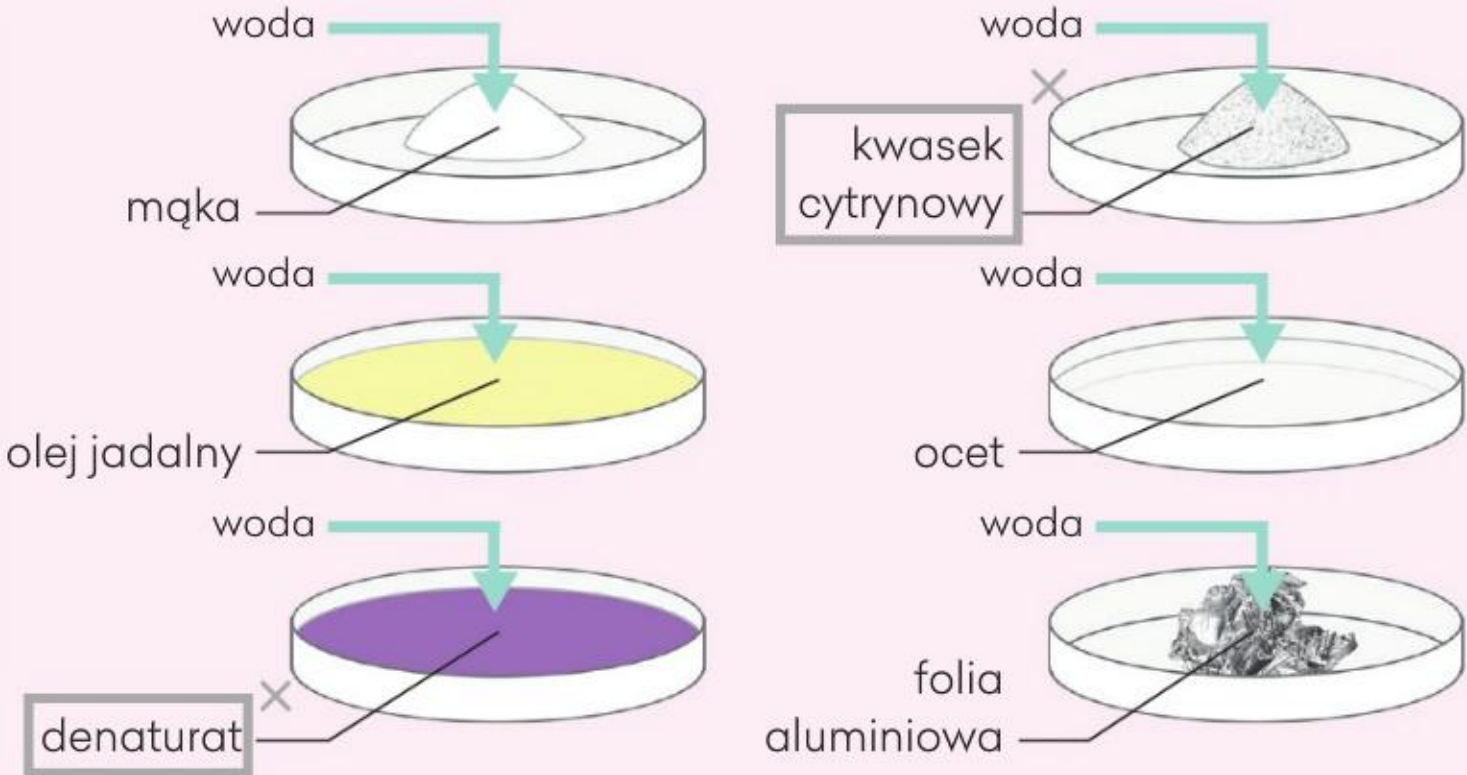
Doświadczenie 1.

Badanie właściwości wybranych produktów

Sprzęt: dolna część szalki Petriego, pipeta Pasteura, drewniane patyczki, łyżeczka
Odczynniki: mąka, **kwasek cytrynowy**, olej jadalny, ocet, **denaturat**, folia aluminiowa, woda

Wykonanie:

- Na szalkach umieść niewielkie ilości badanych próbek (na każdej szalce inną).
- Określ właściwości próbek – ich stan skupienia, zapach, barwę.
- Do każdej z próbek dodaj taką samą ilość wody (odmierzoną pipetą Pasteura), wymieszaj dokładnie zawartość naczyń za pomocą drewnianych patyczków.
- Zbadaj rozpuszczalność próbek.



Obserwacje:

Nazwa produktu	Stan skupienia	Zapach	Barwa	Rozpuszczalność w wodzie
mąka	stały	bezwonny	biała	słaba
kwasek cytrynowy	stały	bezwonny	bezbarwna, po rozdrobnieniu biała	dobra
olej jadalny	ciekły	bezwonny	słomkowa	słaba
ocet	ciekły	ostry, drażniący	bezbarwna	dobra
denaturat	ciekły	nieprzyjemny	fioletowa	dobra
folia aluminiowa	stały	bezwonny	srebrzystoszara	słaba

Co ciekawe, badając produkty, można określić również cechy wielu substancji wchodzących w ich skład.

Więcej na temat

Substancje o wyjątkowych właściwościach

Ciekły azot wykorzystywany jest m.in. do gwałtownego zmniejszania temperatury przedmiotów mających z nim kontakt (np. miękkie w dotyku płatki róży po umieszczeniu w nim stają się kruche). Azot jest gazem, ale w temperaturze niższej niż $-195,8\text{ }^{\circ}\text{C}$ zmienia stan skupienia na ciekły. Ta niska temperatura pozwala na przechowywanie materiału biologicznego w niezmienionym stanie oraz służy do szybkiego zamrażania potraw.

Suchy lód to dwutlenek węgla w stanie stałym. Występuje on w takiej postaci w temperaturze poniżej $-78,5\text{ }^{\circ}\text{C}$. Kiedy temperatura jest wyższa, zaczyna zmieniać swój stan skupienia ze stałego na gazowy (z pominięciem stanu ciekłego). Zjawisko to jest wykorzystywane np. podczas przyjęć, gdy do stosunkowo ciepłych napojów wrzucane są bryłki suchego lodu, co powoduje pojawianie się efektownej mgły. Napoje te można spożyć dopiero po wysublimowaniu całego suchego lodu.



W skrócie

- Substancja jest to część materii (wszystkiego, co nas otacza) o określonych właściwościach.
- Właściwości substancji dzielimy na fizyczne i chemiczne.
- Substancje mogą występować w trzech stanach skupienia: stałym, ciekłym, gazowym.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Zastanów się i napisz, które przykładowo wybrane właściwości substancji można zaliczyć do fizycznych, a które – do chemicznych.
barwa / smak / przewodnictwo cieplne / zapach / twardość / gęstość / rozpuszczalność w wodzie / palność
- 2 Zastanów się, z jakich substancji składają się: cukier, złota obrączka, gwóźdź miedziany. Na podstawie obserwacji i prostych doświadczeń podaj ich właściwości.
- 3 Na podstawie ilustracji 1.7 na s. 15 wpisz do zeszytu nazwy odpowiednich przemian.
 - a) przejście ciała stałego w gaz
 - b) przejście gazu w ciecz
 - c) przejście cieczy w gaz
 - d) zamarzanie wody
 - e) przygotowanie lodów tajskich
 - f) tabliczka czekolady pozostawiona w miejscu nasłonecznionym

1.3 Reakcja chemiczna a zjawisko fizyczne

Podejmij temat



Czy każda substancja w produktach pokazanych na zdjęciu obok zachowuje swoje właściwości?

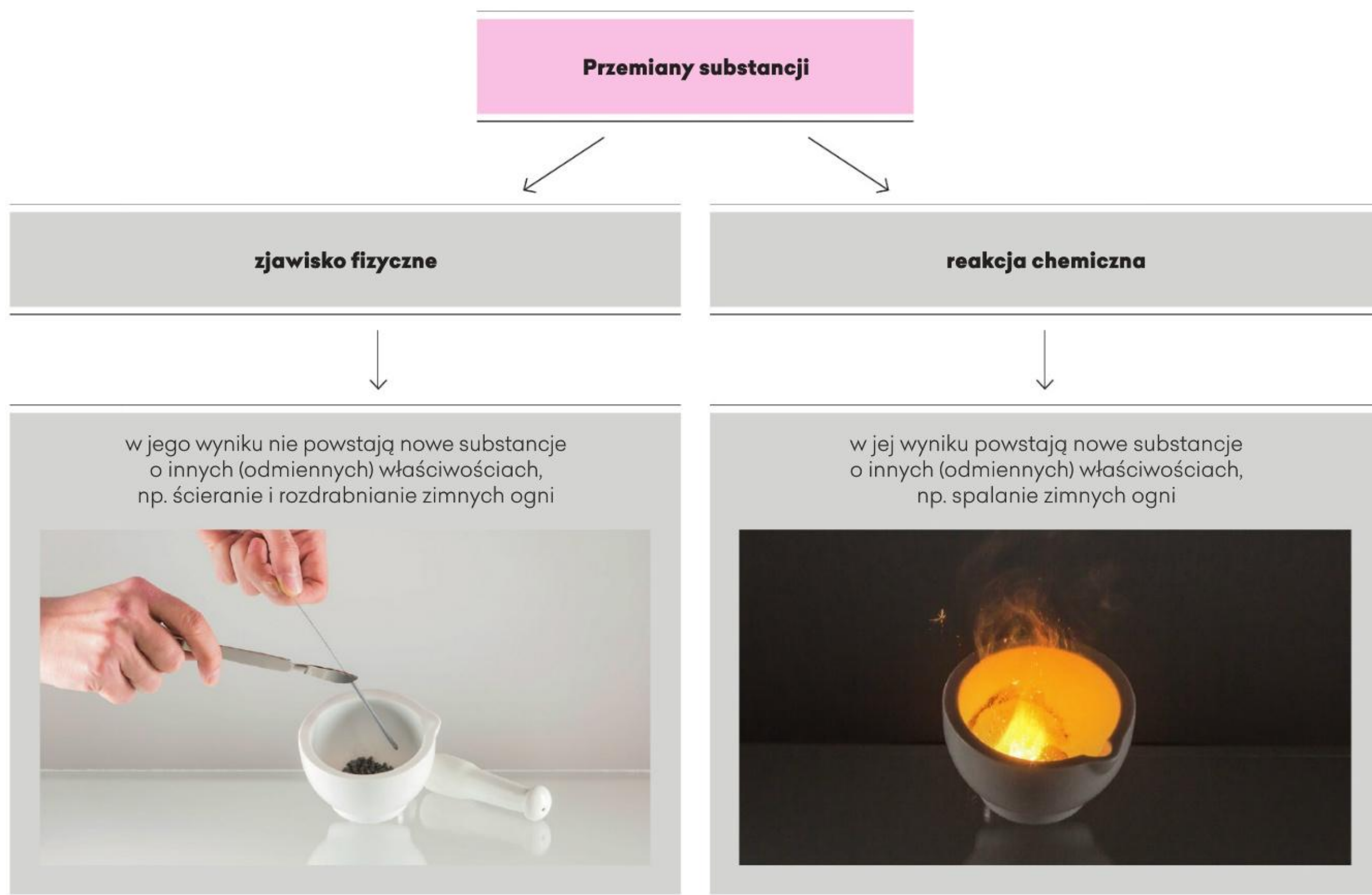
Czy wszystkie przemiany substancji są odwracalne?



Przemiany substancji

Na poprzedniej lekcji dowiedzieliśmy się, że każda substancja wykazuje charakterystyczne dla siebie właściwości fizyczne i chemiczne, dzięki którym możemy łatwo ją rozpoznać. Substancje mogą również ulegać przemianom – niekiedy będą one związane z chemią, a innym razem z fizyką.

Żeby łatwo rozróżnić te przemiany, wprowadzono dwa określenia: **zjawisko fizyczne** i **reakcja chemiczna**.



Jaka jest różnica między zjawiskiem fizycznym a reakcją chemiczną?

Doświadczenie 2.

Ogrzewanie i chłodzenie jodu

Sprzęt: probówka, łapy do probówek, kapilarna pipeta Pasteura wypełniona zimną wodą, łyżeczka, palnik, zapalki

Odczynniki: jod

Wykonanie:

- Na dno probówki wsyp niewielką ilość jodu.
- W połowie wysokości naczynia umieść pipetę napełnioną zimną wodą (przytnij ją klamerką).
- Ogrzewaj zawartość probówki.

pipeta Pasteura z zimną wodą

jod



Obserwacje: W trakcie ogrzewania ciało stałe staje się ciemnym płynem. Pojawiają się fioletowe dymy. Po pewnym czasie na banieczce pipety powstają ciemne kropelki i narasta szara, połyskująca „broda”.

Wnioski: W wyniku ogrzewania (w warunkach ciśnienia atmosferycznego) stały jod topi się i tworzy ciecz (jod w stanie ciekłym), następnie paruje, tworząc fioletowe dymy (jod w stanie gazowym). Opary, napotykając zimną powierzchnię pipety, skraplają się na niej, po czym krzepną, tworząc „brodę” (jod ponownie zmienia stan skupienia na stały). W trakcie doświadczenia zmieniają się stany skupienia, nie powstaje natomiast nowa substancja o odmiennych właściwościach. Czyli jest to przykład zjawiska fizycznego.

Uwagi: W laboratoriach ogrzewanie i chłodzenie jodu przeprowadza się (poprzez zmniejszenie ciśnienia) z pominięciem ciekłego stanu skupienia. Zachodzi wtedy wyłącznie sublimacja i resublimacja.

Doświadczenie 3.

Czy jod może reagować z magnezem?

Sprzęt: probówka, łapa do probówek, moździerz, pipeta Pasteura z podziałką, łyżeczka

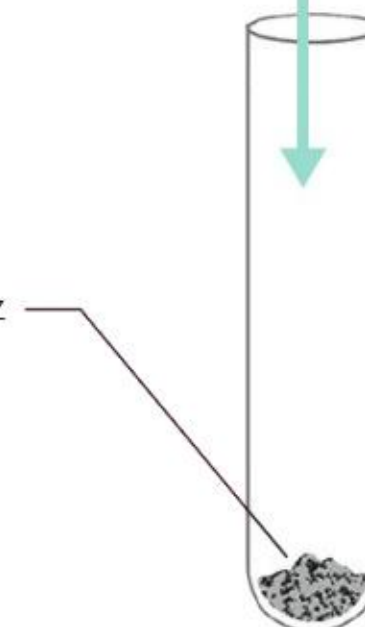
Odczynniki: jod, magnez, woda

Wykonanie:

- W moździerzu zmieszaj podobne, niewielkie ilości jodu i magnezu.
- Dokładnie je rozdrobnij i przesyp do probówki (tylko tyle, by zakryć dno naczynia).
- Dodaj kilka kropli wody.

woda

jod i magnez



Obserwacje: Po dodaniu wody zawartość naczynia staje się ciepła, delikatnie się pieni i zmienia się jej zabarwienie. Wydzielają się dymy, a całość niekiedy się zapala.

Wnioski: W wyniku zachodzącej przemiany w naczyniu powstaje nowa substancja. W probówce po doświadczeniu nie można już odróżnić jodu od magnezu. Musiała zatem powstać nowa substancja, która wykazuje odmienne właściwości – doświadczenie jest przykładem reakcji chemicznej.

Jakie zjawiska fizyczne i reakcje chemiczne znamy z życia codziennego?

Ze zjawiskiem fizycznym czy reakcją chemiczną spotykamy się dość często, chociaż sami nie zdajemy sobie z tego sprawy. W tabeli poniżej przedstawiono kilka przykładów dotyczących działań na tych samych produktach, ale wywołujących różne efekty.

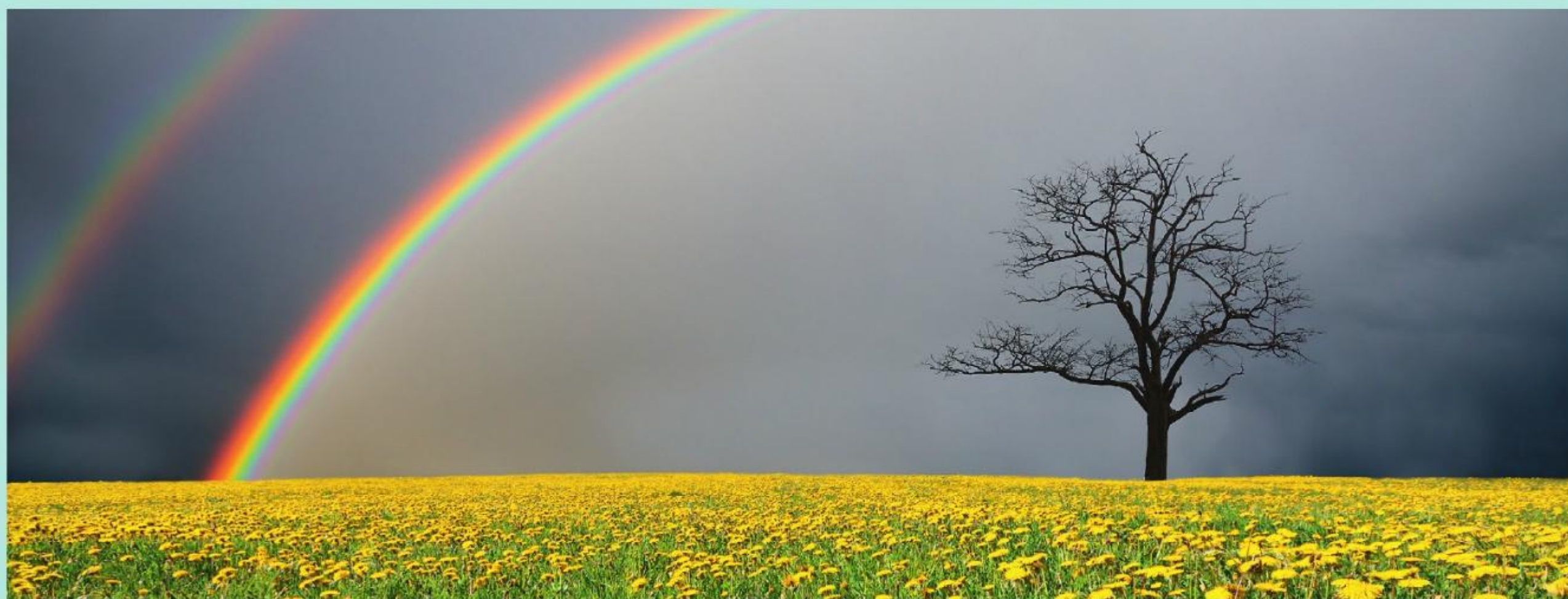
Zjawisko fizyczne	Reakcja chemiczna
 W wyniku cięcia kartki nie powstaje żadna nowa substancja.	 W wyniku spalania kartki powstaje nowa substancja o innych właściwościach.
 W wyniku krojenia ogórków nie powstaje nowa substancja.	 W wyniku kiszenia ogórki zmieniają swoje właściwości.
 W wyniku kruszenia węgla kamiennego nie powstaje nowa substancja.	 W wyniku spalania węgla kamiennego powstaje nowa substancja o innych właściwościach.

Wiadomości z ostatniej lekcji i wykonane doświadczenia potwierdzają, że zmiany stanów skupienia substancji to przykłady zjawisk fizycznych. Natomiast interakcje między różnymi substancjami to przykłady reakcji chemicznych. Żeby podjąć decyzję, czy przeprowadzone doświadczenie to zjawisko fizyczne czy reakcja chemiczna, należy je dokładnie przeanalizować. Jeśli zmieszamy jod z magnezem, chwilę po tej czynności nie obserwujemy powstawania nowej substancji. Gdy dodamy do całości niewielką ilość wody, zmieniają się właściwości wyjściowe substancji – powstanie coś nowego.

Więcej na temat

Tęcza – efektowne zjawisko fizyczne

Przykładem efektownego i niekoniecznie prostego do wyjaśnienia zjawiska fizycznego jest powstawanie tęczy. Wszystko zależy od warunków, kiedy światło przechodzi przez różne ośrodki, tj. powietrze – woda (krople deszczu) oraz woda – powietrze. Wtedy następuje tzw. rozszczepienie światła słonecznego, które ludzkie oko postrzega jako wielokolorowy łuk. Na lekcjach fizyki, w dziale optyka, dowiesz się dokładnie, w jaki sposób rozszczepiane jest światło.



Składowe łuku tęczy to barwy (od zewnątrz): czerwona, pomarańczowa, żółta, zielona, niebieska, indygo oraz fioletowa

W skrócie

- Substancje mogą ulegać dwóm rodzajom przemian: reakcji chemicznej i zjawisku fizycznemu.
- Otrzymanie nowej substancji o innych właściwościach fizycznych i chemicznych niż substancja użyta w przemianie to przykład reakcji chemicznej.
- Proces, podczas którego zmieniają się tylko właściwości fizyczne danej substancji, natomiast nie powstaje nowa substancja, to zjawisko fizyczne.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Wybierz, które z poniższych przemian to przykłady zjawiska fizycznego.
gotowanie wody w czajniku / rdzewienie ogrodzenia z metalu / pieczenie karkówki / topnienie lodów waniliowych / odkamienianie czajnika kwasem cytrynowym / zbitcie szyby / kwaśnienie mleka / rozbicie jajka / mielenie cukru na puder / zapalenie zapalniczki / gotowanie jajka na twardo / kruszenie kamienia
- 2 Zaprojektuj dwa doświadczenia, których celem będzie użycie tej samej substancji – raz do zilustrowania zjawiska fizycznego, a raz do podania przykładu reakcji chemicznej. Zaproponuj tytuł, wypisz niezbędny sprzęt, narysuj schemat oraz zapisz obserwacje i wnioski. Jako odczynnika użyj waty bawełnianej.

1.4 Gęstość substancji

Podejmij temat



Zastanów się i powiedz, dlaczego olej, mleko i miód tworzą warstwy. Od czego zależy kolejność warstw?



W jaki sposób zbadać, która z cieczy ma większą gęstość?

Jak już wiesz, wszystko, co nas otacza, może wykazywać różne właściwości: stan skupienia, kolor, smak. Jedną z właściwości fizycznych substancji jest gęstość. To między innymi gęstość decyduje o tym, że balon z helem unosi się w powietrzu.

Doświadczenie 4.

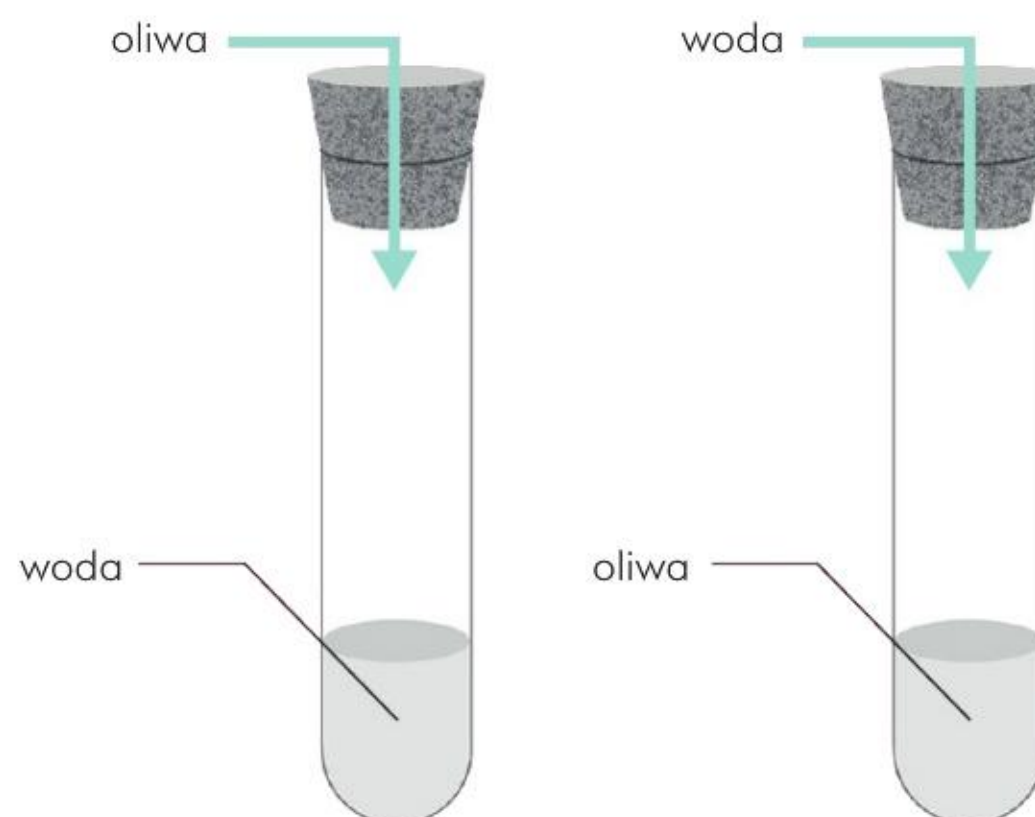
Porównanie gęstości wody i oliwy

Sprzęt: probówki, korki do probówek

Odczynniki: woda, oliwa

Wykonanie:

- Wlej wody do $\frac{1}{4}$ wysokości pierwszej probówki.
- Dolej tyle samo oliwy, probówkę zamknij korkiem i wstrząśnij.
- W przypadku drugiej probówki wykonaj te same czynności, ale tym razem jako pierwszą wlej oliwę, a potem do niej dodaj wodę.



Obserwacje: Po wstrząśnięciu probówkami oba płyny szybko zaczynają się rozdzielać. Zarówno w pierwszej, jak i w drugiej probówce ciecz nie wymieszały się ze sobą, oliwa unosi się w obu przypadkach na powierzchni wody.

Wnioski: Gęstość oliwy jest mniejsza od gęstości wody. Ciecz o mniejszej gęstości unosi się na powierzchni, zaś ciecz o większej gęstości pozostaje na dole naczynia. Na zachodzące zjawisko nie ma wpływu kolejność dodawania składników.

W jaki sposób obliczamy gęstość substancji?

$$d = \frac{m}{V} \quad d - \text{gęstość, } m - \text{masa, } V - \text{objętość}$$

Jakimi jednostkami oznaczamy gęstość substancji?

Międzynarodową jednostką gęstości jest $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$, ze względów praktycznych gęstość cieczy i ciał stałych bardzo często jest podawana w $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$. Woda, której objętość wynosi 1 cm^3 , po zważeniu wskaże na wadze wynik 1 g (pod warunkiem przeprowadzenia pomiaru w temperaturze 4°C). Oznacza to, że zgodnie ze wzorem gęstość wody jest w przybliżeniu równa $1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.

Tabela przedstawiająca gęstość wybranych substancji, potrzebna podczas obliczania zadań, została zamieszczona na końcu podręcznika.



$1 \text{ kg} = 1000 \text{ g}$
 $1 \text{ kg} = 100 \text{ dag}$
 $1 \text{ g} = 1000 \text{ mg}$
 $1 \text{ m}^3 = 1000 \text{ dm}^3$
 $1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ cm}^3$
 $1 \text{ cm}^3 = 1000 \text{ mm}^3$

W innych książkach można spotkać oznaczenie gęstości symbolem ρ .

Warto również zauważyć, że np. zapis

$1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ oznacza to samo co $1 \text{ g} \cdot \text{cm}^{-3}$.

Obliczenia związane z pojęciami: gęstość, masa, objętość

Przykład 1.

Próbka pewnego metalu ma masę 2000 g i objętość $103,7 \text{ cm}^3$. Na podstawie danych oblicz gęstość tego metalu, a korzystając z tabeli gęstości, ustal, jaki to metal.

Etap	Rozwiązanie
1. Wypisz dane i szukane.	Dane: $m = 2000 \text{ g}$ $V = 103,7 \text{ cm}^3$ Szukane: $d = ?$
2. Podaj wzór niezbędny do obliczeń i zastanów się, czy nie potrzebuje on odpowiedniego przekształcenia.	$d = \frac{m}{V}$ Wzór nie wymaga przekształcenia, ponieważ to właśnie gęstość chcemy obliczyć.
3. Zamień jednostki, jeśli to konieczne.	Masa w treści zadania wyrażona jest w gramach (g), a objętość w centymetrach sześcienych (cm^3). Nie trzeba przeliczać jednostek, ponieważ gęstość może być wyrażona w $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.
4. Przystąp do obliczenia wartości gęstości. Wynik zapisz z podaniem właściwej jednostki. Korzystając z tabeli gęstości, ustal, jaki to metal.	$d = \frac{2000 \text{ g}}{103,7 \text{ cm}^3}$ $d = 19,3 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$
5. Podaj odpowiedź.	Odpowiedź: Probka została wykonana ze złota.

Przykład 2.

Do produkcji jednego z popularnych kiedyś termometrów lekarskich używano $0,03 \text{ cm}^3$ rtęci. Oblicz, ile ważyła rtęć wykorzystana do produkcji jednego takiego termometru, wiedząc, że gęstość rtęci wynosi $13,54 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.

Etap	Rozwiązanie	
1. Wypisz dane i szukane.	Dane: $V = 0,03 \text{ cm}^3$ $d = 13,54 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$	Szukane: $m = ?$
2. Podaj wzór niezbędny do obliczeń i zastanów się, czy nie potrzebuje on odpowiedniego przekształcenia.	$d = \frac{m}{V}$ Należy przekształcić wzór, żeby móc obliczyć masę. Po przekształceniu otrzymujemy: $m = d \cdot V$	
3. Zamień jednostki, jeśli to konieczne.	Objętość w treści zadania wyrażona jest w centymetrach sześciennych (cm^3), a gęstość w $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$. Nic nie trzeba przeliczać, ponieważ masa może być wyrażona w gramach (g).	
4. Przystąp do obliczenia wartości masy. Wynik zapisz z podaniem właściwej jednostki.	$m = 13,54 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 0,03 \text{ cm}^3$ $m = 0,41 \text{ g}$	
5. Podaj odpowiedź.	Odpowiedź: Masa rtęci użytej do produkcji jednego lekarskiego termometru rtęciowego wynosiła $0,41 \text{ g}$.	

Więcej na temat

Zasolenie zbiornika wodnego a różnica gęstości

Różnicę w gęstości cieczy można łatwo zaobserwować na podstawie analizy zachowania ciała zanurzonego w wodzie. Dla przykładu – kąpiąc się w Morzu Bałtyckim, trzeba mieć duże umiejętności pływackie, gdyż łatwo jest utonąć. Natomiast gdy ktoś położy się na wodzie Morza Martwego, jest zupełnie inaczej. Z uwagi na duże zasolenie (dużą ilość różnych soli znajdujących się w akwencie) gęstość jest o wiele większa, więc pływak z łatwością będzie się unosił na powierzchni morza. Podobną symulację można przeprowadzić, mając do dyspozycji szklankę, wodę, sól kuchenną i jajko. Jajko wrzucone do naczynia wypełnionego wodą zatone. Gdy do wody dodamy soli, zacznie się ono unosić, a przy dużej ilości dosypanej soli – wypłynie na powierzchnię.



Przykład 3.

Oblicz objętość miedzi o gęstości wynoszącej $8,9 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, użytej do produkcji 0,5 kg gwoździ.

Etap	Rozwiązanie
1. Wypisz dane i szukane.	Dane: $d = 8,9 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ $m = 0,5 \text{ kg}$ Szukane: $V = ?$
2. Podaj wzór niezbędny do obliczeń i zastanów się, czy nie potrzebuje on odpowiedniego przekształcenia.	$d = \frac{m}{V}$ Należy przekształcić wzór, żeby móc obliczyć objętość. Po przekształceniu otrzymujemy: $V = \frac{m}{d}$
3. Zamień jednostki, jeśli to konieczne.	Masa w treści zadania wyrażona była w kilogramach (kg), natomiast gęstość w $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$. Trzeba przeliczyć jednostki, ponieważ masa powinna być wyrażona w gramach (g): $0,5 \text{ kg} = 500 \text{ g}$
4. Przystąp do obliczenia wartości objętości. Wynik zapisz z podaniem właściwej jednostki.	$V = \frac{500 \text{ g}}{8,9 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}}$ $V = 56,2 \text{ cm}^3$
5. Podaj odpowiedź.	Odpowiedź: Objętość miedzi potrzebna do produkcji 0,5 kg gwoździ wynosi $56,2 \text{ cm}^3$.

W skrócie

- Gęstość (d) to jedna z fizycznych właściwości substancji.
- Gęstość obliczamy ze wzoru: $d = \frac{m}{V}$
- Międzynarodową jednostką gęstości jest $\frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$, ale w praktyce bardzo często stosuje się $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.
- Podczas wykonywania obliczeń związanych z gęstością należy zwrócić uwagę na zgodność jednostek, jeśli to konieczne, przeprowadzić ich zamianę.
- Gęstość substancji odczytujemy z tabeli gęstości.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Oblicz, jaką masę ma 200 cm^3 oleju słonecznikowego o gęstości wynoszącej $0,92 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.
- 2 Próbka pewnego metalu ma masę 108 g i objętość 40 cm^3 . Na podstawie tych danych oblicz gęstość tego metalu, a korzystając z tabeli gęstości, ustal, jaki to metal.
- 3 Jaką objętość zajmuje 1000 g benzyny o gęstości wynoszącej $700 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$? Wynik podaj w cm^3 .
- 4 Korzystając z zasobów internetu, wyszukaj po jednym przykładzie metali o najwyższej i najniższej gęstości. Porównaj obie wartości.

1.5 Sporządzanie i rozdzielanie mieszanin

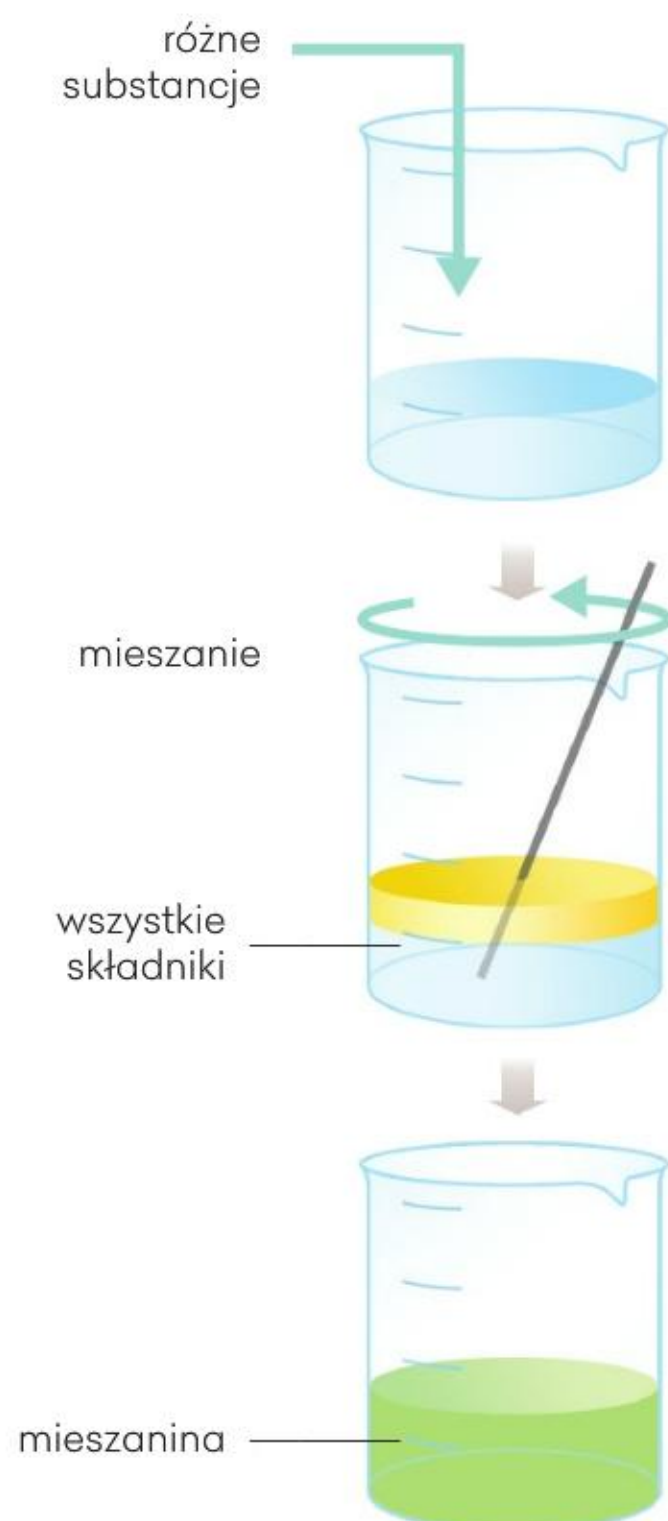
Podejmij temat



Czy wszystkie substancje na obu zdjęciach są widoczne gołym okiem?
Czy możemy w jakiś sposób dokonać ich rozdzielenia?



Mieszanina – układ powstały w wyniku zmieszania w dowolnych ilościach dwóch lub więcej różnych substancji.



Mieszaniny i ich rodzaje

Podczas opisywania właściwości substancji sprawdzaliśmy między innymi ich rozpuszczalność w wodzie. Niezależnie od rozpuszczalności – czy była ona dobra czy słaba – powstawały układy nazywane **mieszaninami**. Pewnie pamiętasz z baśni, jak czarodziej tworzył mikstury przez łączenie i mieszanie różnych składników w jednym naczyniu. Słowo mikstura pochodzi z języka łacińskiego: *mixtura* – ‘mieszanina’. Tym wprowadzeniem udało nam się stworzyć definicję słowa mieszanina.

Rodzaje mieszanin

mieszanina jednorodna

jest to układ, którego składników nie możemy rozróżnić gołym okiem, np. woda z syropem owocowym



mieszanina niejednorodna

jest to układ, którego składniki można rozróżnić gołym okiem, np. woda z olejem



Doświadczenie 5.

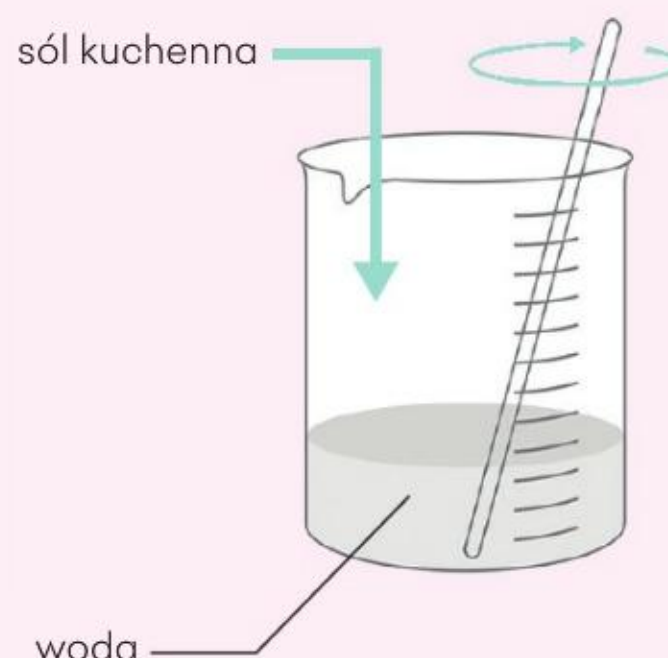
Próba połączenia wody z solą kuchenną

Sprzęt: zlewka, bagietka, łyżeczka

Odczynniki: woda, sól kuchenna

Wykonanie:

- Wlej do zlewki 20 cm^3 wody.
- Dosyp pół łyżeczki soli kuchennej.
- Całość dokładnie wymieszaj.



Obserwacje: Gdy wsypujemy soli do wody, proszek opada na dno naczynia. Gdy mieszamy zawartość, substancja stała stopniowo zanika.

Wnioski: Opadanie substancji stałej na dno naczynia świadczy o tym, że sól ma gęstość większą od gęstości wody. Po wymieszaniu powstaje mieszanina jednorodna.

Doświadczenie 6.

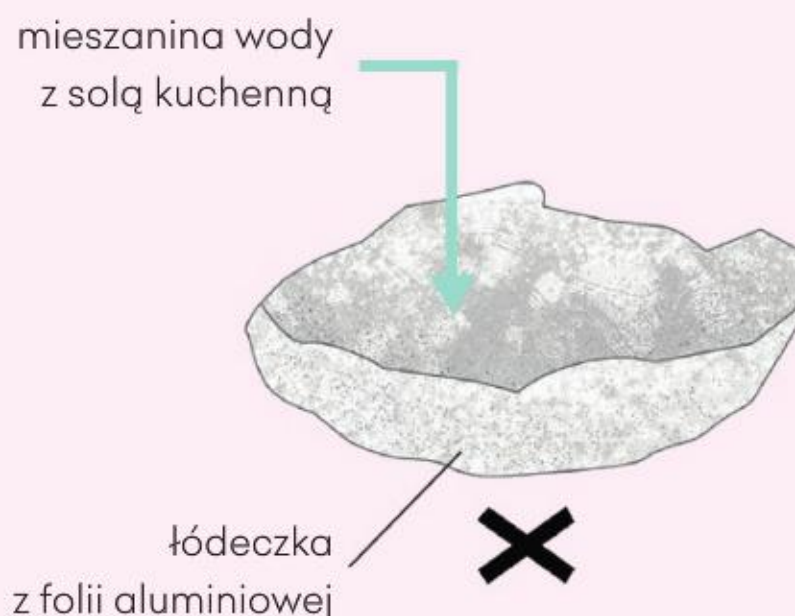
Próba rozdzielania mieszaniny wody z solą kuchenną

Sprzęt: folia aluminiowa, zapalniczka, palnik, łapa do probówki, pipeta Pasteura z podziałką

Odczynniki: mieszanina wody z solą kuchenną przygotowana w doświadczeniu 5.

Wykonanie:

- Wlej około 2 cm^3 mieszaniny wody z solą do „łódeczki” uformowanej z folii aluminiowej.
- Ogrzewaj zawartość naczynia nad płomieniem palnika



Obserwacje: W trakcie ogrzewania stopniowo zmniejsza się ilość płynu, aż w końcu na ściankach ogrzewanego naczynia pozostaje sam biały proszek.

Wnioski: Ogrzewanie mieszaniny pozwoliło na rozdzielenie jej na składniki. Bardziej lotna substancja, w tym przypadku woda (o niższej temperaturze wrzenia), odparowała jako pierwsza. Dzięki temu na folii pozostała substancja stała (o wyższej temperaturze wrzenia). Przeprowadzone tą metodą rozdzielenie mieszaniny nazywane jest **odparowaniem**.

Proporcje użycia składników były przybliżone, co oznacza, że podobny układ udałoby się uzyskać, dolewając np. większą ilość wody lub dosypując mniej soli. Ogrzewając taką mieszaninę jednorodną, doprowadziliśmy do **odparowania** jednego ze składników – wody.

Odparowanie – metoda rozdziału mieszanin, która polega na przejściu jednego ze składników w stan gazowy.

Doświadczenie 7.

Próba rozdzielania mieszaniny wody z pieprzem

Sprzęt: zestaw SSC do sączenia (ang. *small-scale-chemistry*, 'chemia w małej skali'), pipeta Pasteura z podziałką, łapy do probówki

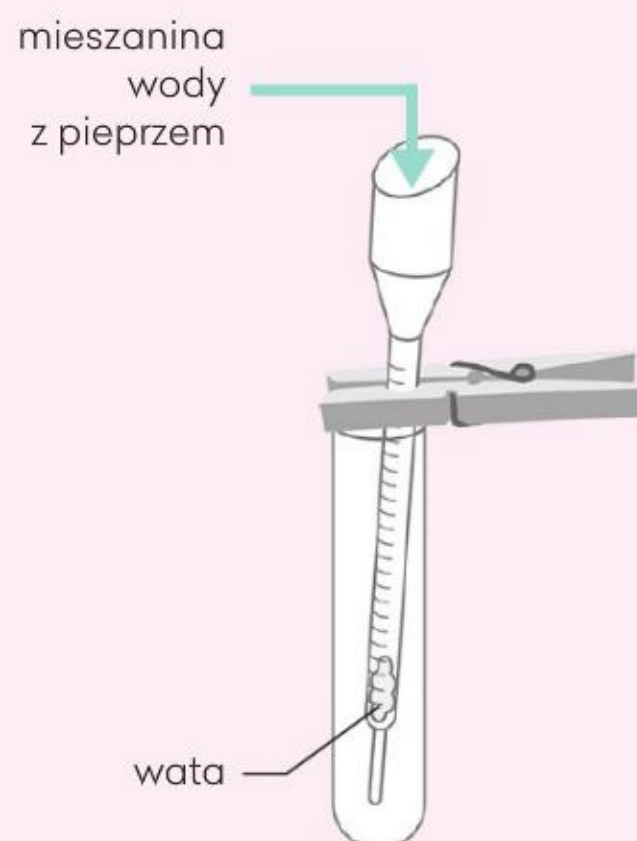
Odczynniki: mieszanina wody z niewielką ilością pieprzu

Wykonanie:

- Do zmontowanego zestawu do sączenia wprowadź około 2 cm^3 mieszaniny pieprzu z wodą, odmierzanej pipetą Pasteura z podziałką.

Obserwacje: W trakcie przelewania mieszaniny na filtrze (wata lub sączek) pozostaje pieprz, a w naczyniu zbiorczym pojawiają się krople cieczy.

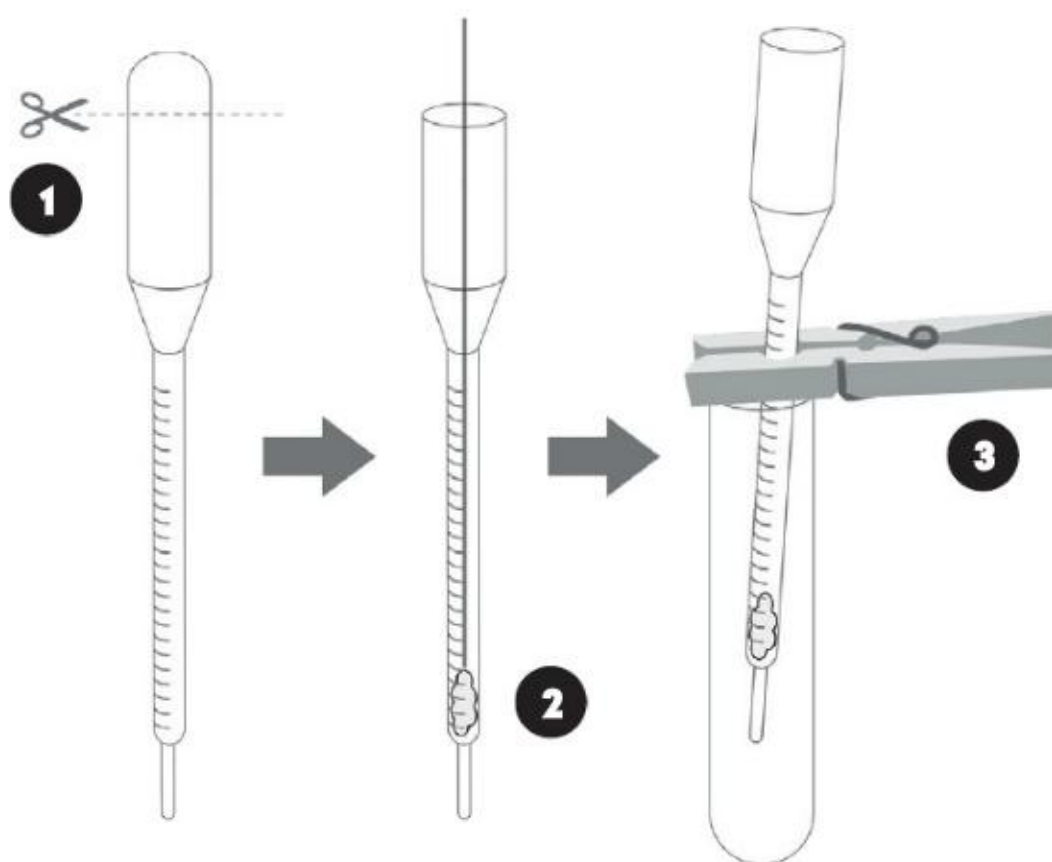
Wnioski: Zestaw do sączenia umożliwił rozdzielanie mieszaniny wody z pieprzem. Na filtrze pozostała substancja stała, w tym przypadku pieprz. Przez materiał przedostaje się substancja ciekła, którą można odebrać w naczyniu podstawionym pod układ. Przeprowadzone tą metodą rozdzielanie mieszaniny nazywane jest **sączeniem**.



Sączenie – metoda rozdzielenia mieszanin niejednorodnych (np. w układzie ciecz i ciało stałe) wykorzystująca słabą rozpuszczalność jednej substancji w drugiej. Niezbędne do sączenia jest użycie filtra (najczęściej papierowego sączka), na którym zatrzymuje się substancja stała.

Jak wykonać zestaw SSC (chemii w małej skali) do sączenia?

Niezbędny sprzęt: pipeta Pasteura z podziałką, nożyczki, wata, patyczek do szaszłyków, klamerek, probówka



- 1 Odetnij fragment banieczki pipety.
- 2 Watę wielkości ziarna grochu upchnij wykałaczką w dolnej części pipety.
- 3 Do pipety przypnij klamerkę i całość wstaw w probówkę.

Dekantacja – zlewanie cieczy z osadu (przeprowadzenie tego zabiegu może przyspieszyć późniejsze sączenie).

Sedymentacja – proces opadania ciała stałego w cieczy na dno naczynia.

Efektywne sączenie może zostać przeprowadzone z wykorzystaniem **dekantacji** i **sedymentacji** (il. 1.10). Kiedy spora część substancji opadnie na dno naczynia, a my poddamy sączeniu wyłącznie to, co się znajduje nad osadem, rozdzielanie przebiegnie sprawniej.



A.



B.

1.10 A. – dekantacja, B. – sedymentacja

Doświadczenie 8.

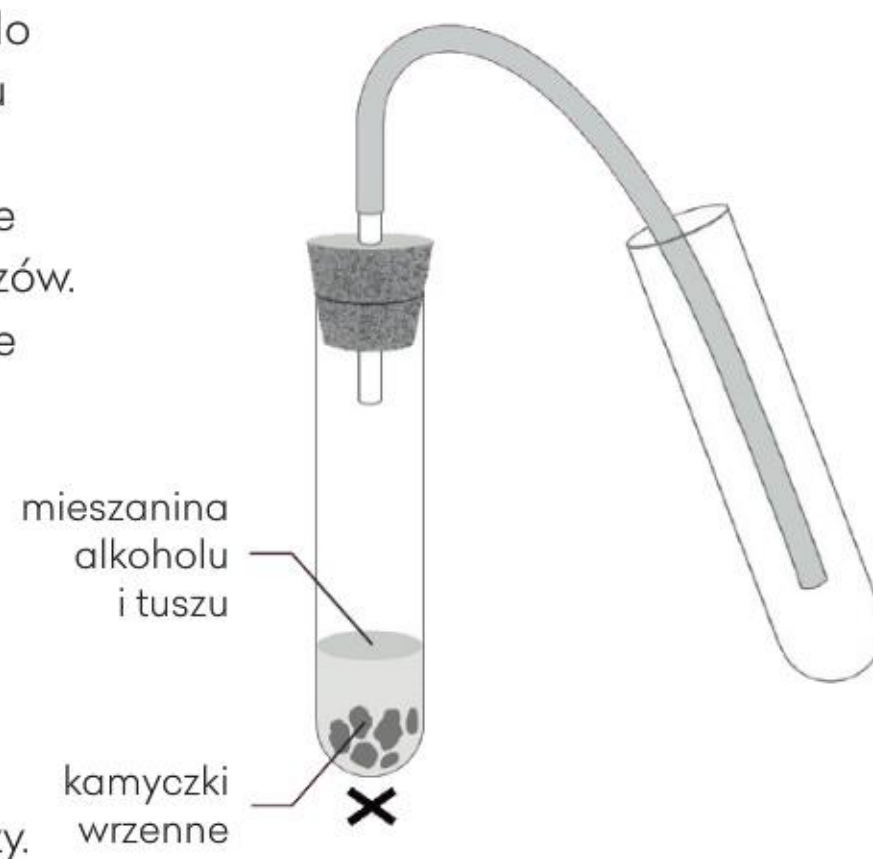
Próba rozdzielenia mieszaniny etanolu (alkoholu) i tuszu do pieczętek

Sprzęt: probówki, łapy do probówek, palnik, zapalniczka, kamyczki wrzenne (substancja porowata, chroniąca przed przegrzaniem cieczy), korek z nasadką do odprowadzania gazów, słomka

Odczynniki: mieszanina składająca się z etanolu (alkoholu) i kilku kropel tuszu do pieczętek

Wykonanie:

- Wrzuć 2–3 kamyczki wrzenne do probówki z mieszaniną etanolu (alkoholu) i tuszu do pieczętek.
- W probówce osadź nasadkę ze słomką do odprowadzania gazów.
- Wylot słomki umieść w połowie wysokości następną, pustą probówkę.
- Ogrzewaj płomieniem palnika probówkę z zawartością.
- Zakończ ogrzewanie, kiedy w drugim naczyniu pojawi się niewielka ilość cieczy.



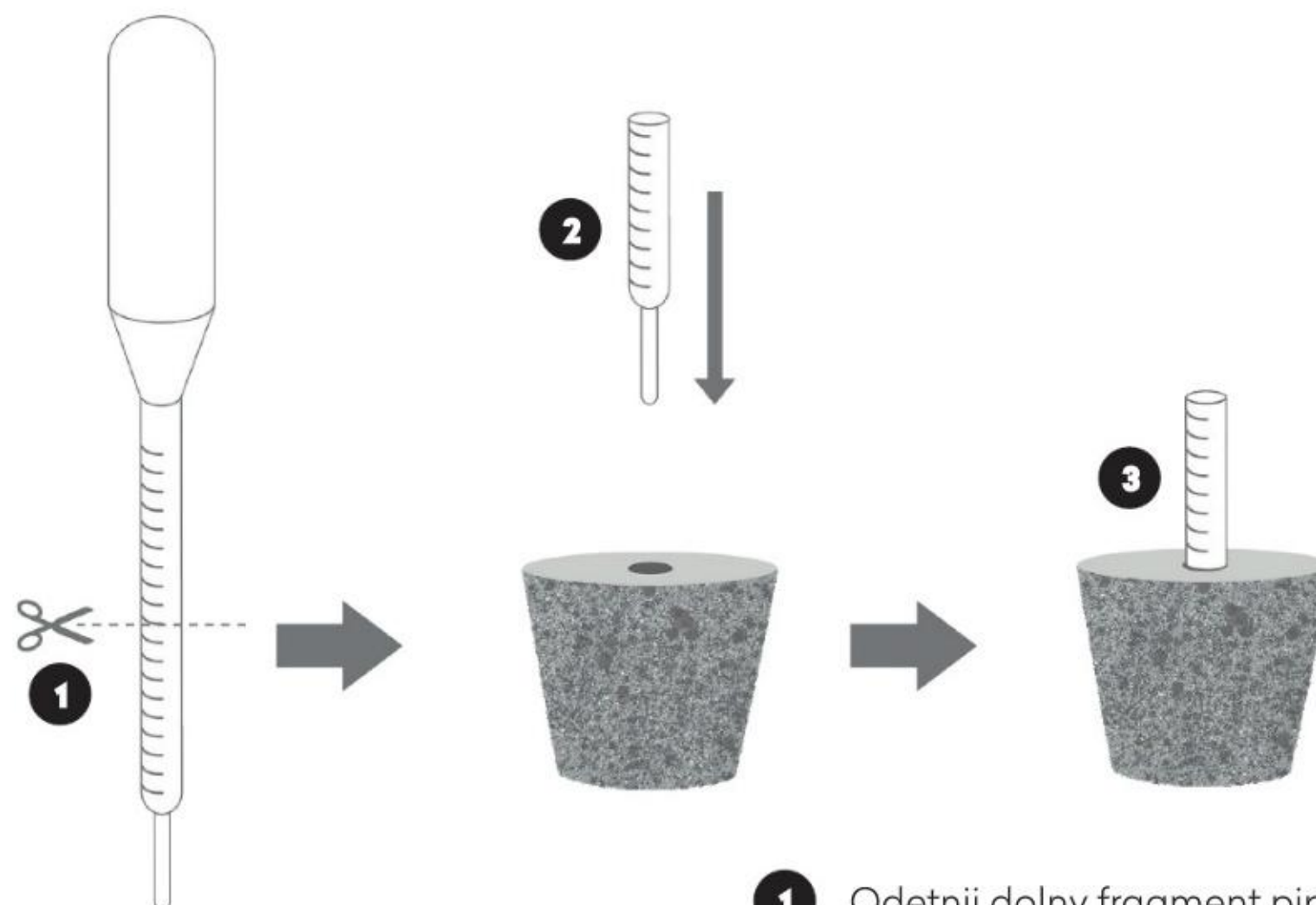
Obserwacje: W wyniku ogrzewania zawartość naczynia wrze. W odbieralniku (pustej probówce) pojawia się bezbarwna ciecz, zapachem przypominająca alkohol. Ilość ogrzewanego płynu zmniejsza się, a kolor intensyfikuje.

Wnioski: Przeprowadzone doświadczenie jest przykładem **destylacji**. Jest to proces polegający na kontrolowanym ogrzewaniu mieszanin jednorodnych (cieczy). W trakcie ogrzewania wykorzystywana jest znacząca różnica temperatur wrzenia składników. Substancja bardziej lotna (o niższej temperaturze wrzenia) jako pierwsza jest wydzielana z mieszaniny. W przypadku tego doświadczenia bardziej lotna substancja to etanol (alkohol), który zbierał się w drugiej probówce.

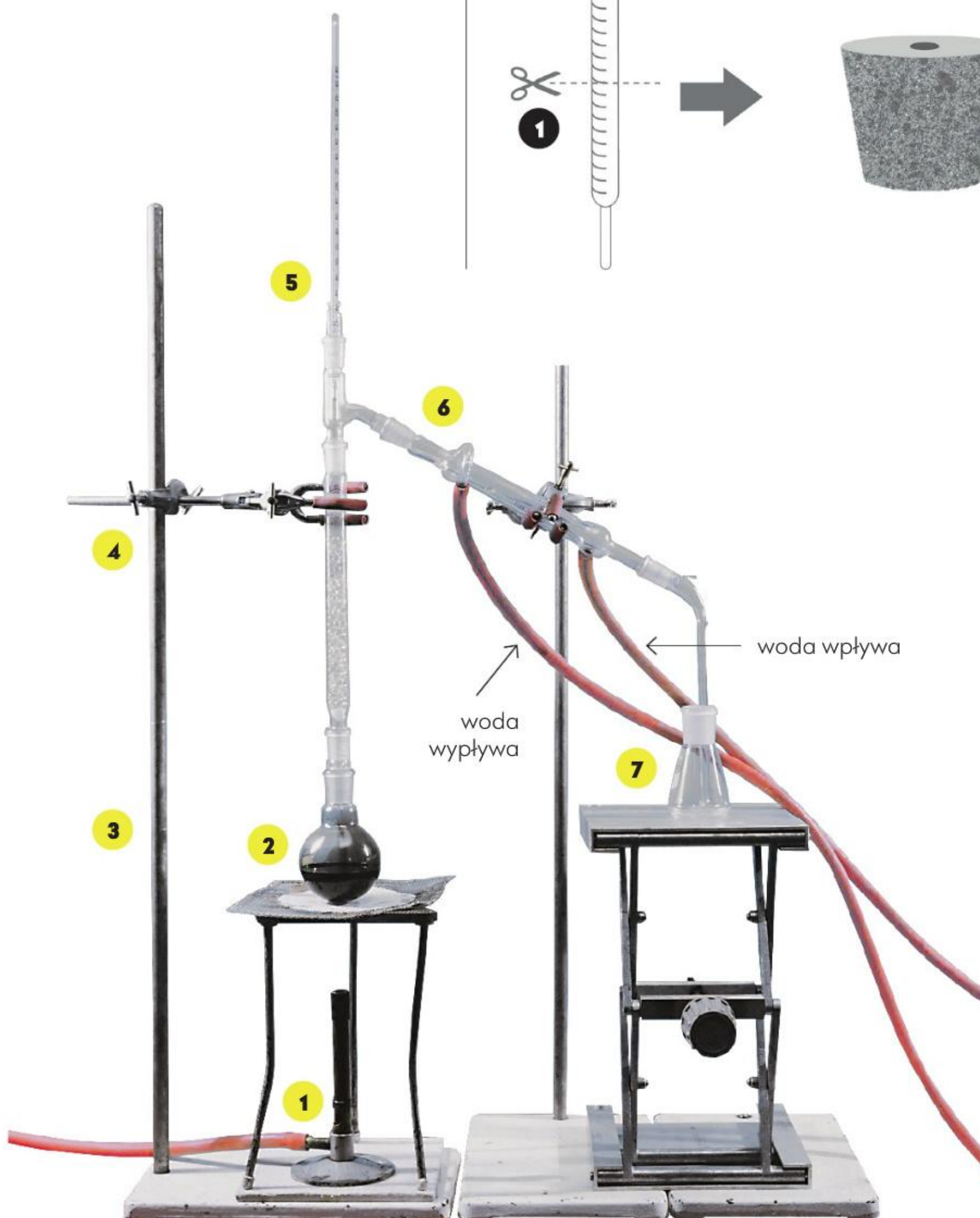
Destylacja – metoda rozdzielenia mieszanin jednorodnych, wykorzystująca znaczącą różnicę temperatur wrzenia składników mieszaniny.

Jak wykonać zestaw SSC (chemii w małej skali) do odprowadzania gazów?

Niezbędny sprzęt: pipeta Pasteura z podziałką, nożyczki, korek z otworem



- 1** Odetnij dolny fragment pipety.
- 2** Ucięty, dolny fragment wprowadź w otwór korka.
- 3** Do tak przygotowanej nasadki można podłączyć wężyk akwarystyczny albo słomkę.



- 1** palnik (źródło ciepła)
- 2** kolba kulista okrągłodenna
- 3** statyw laboratoryjny
- 4** łapa metalowa
- 5** termometr
- 6** chłodnica wodna
- 7** kolba stożkowa (odbieralnik)

Doświadczenie 9.

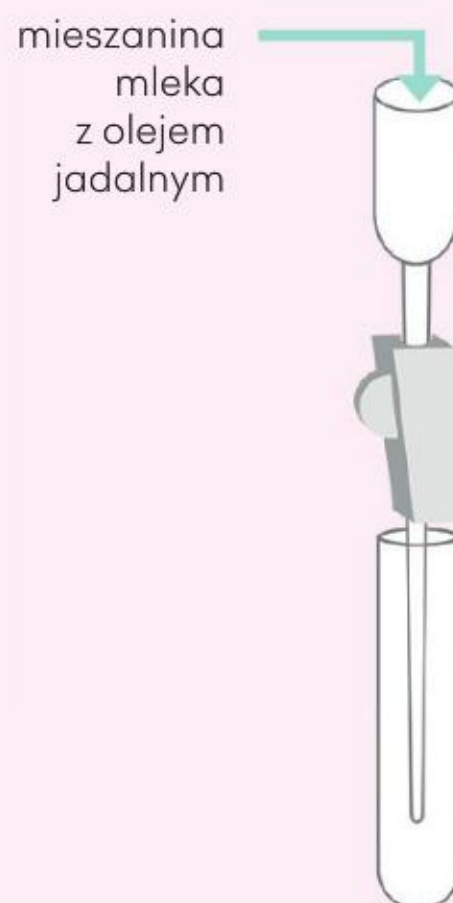
Próba rozdzielania mieszaniny mleka z olejem jadalnym

Sprzęt: zestaw SSC do rozdzielania, pipeta Pasteura z kapilarą, łąpa do próbówki

Odczynniki: mieszanina mleka z olejem jadalnym

Wykonanie:

- Do rozdzielacza wprowadź jak najwięcej mieszaniny mleka z olejem.
- Otwórz przepływ płynu przez poluzowanie stopera.
- Kiedy pierwsza ciecz przepłynie, zamknij stoper.

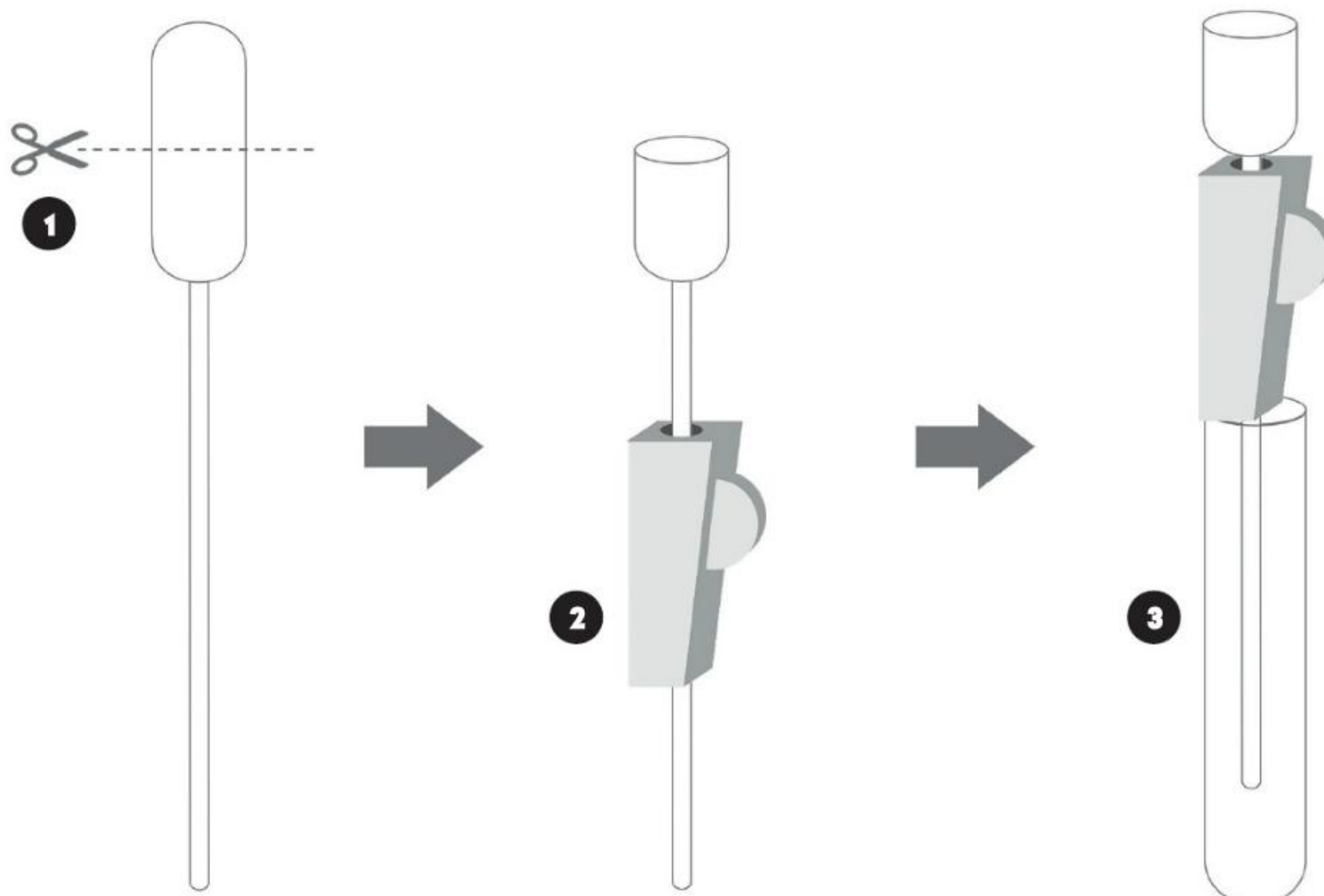


Obserwacje: Po otwarciu zaworu przez układ przepływa biały płyn. Płyn ten jest zbierany w podstawionym naczyniu. Zamknięcie zaworu powoduje wstrzymanie przepływu płynów.

Wnioski: Rozdzielacz pozwolił na rozdzielenie mieszaniny mleka z olejem. Płynem, który przedostał się przez rozdzielacz, było mleko (ciecz o większej gęstości). Olej (ciecz o mniejszej gęstości) zostaje w zbiorniku rozdzielacza.

Jak wykonać rozdzielacz SSC (chemii w małej skali)?

Niezbędny sprzęt: pipeta Pasteura z kapilarą, nożyczki, regulator przepływu z zestawu do infuzji, próbówka



- 1** Odetnij fragment banieczki pipety.
- 2** Przez kapilarę pipety przełóż regulator z zestawu do kroplówki i zamknij przepływ.
- 3** Zmontowany zestaw wstaw do pustej próbówki.

W podsumowaniu doświadczeń dokonajmy segregacji wybranych metod rozdzielania mieszanin zgodnie z ich rodzajem.

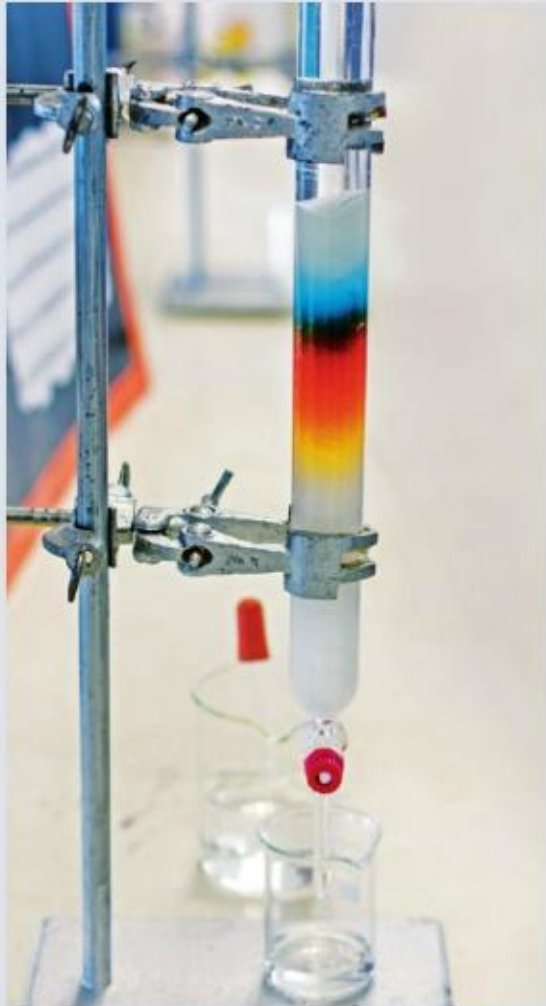
Mieszanina jednorodna	Mieszanina niejednorodna
odparowanie destylacja	dekantacja ścżenie, użycie rozdzielacza

Chcąc otrzymać w laboratorium konkretną substancję, często musimy wydzielać ją z mieszaniny. Wtedy zamienienie do pojęcia rozdzielania mieszaniny będzie się stosowało pojęcie **oczyszczania substancji**. Przykładowo: jeśli celem jest wydzielenie soli z wody morskiej, taką mieszaninę można ogrzać. Doprowadzi to do odparowania wody (zanieczyszczenia soli). Pozostała, oczyszczona substancja stała to chlorek sodu, główny składnik soli morskiej.

Więcej na temat

Inne metody rozdzielania mieszanin

Istnieje więcej metod rozdzielania mieszanin. Niekiedy, żeby dokonać rozdzielenia, należy wykonać kilka czynności laboratoryjnych. Często są one związane z ilością składników znajdujących się w mieszaninie.

Sito	Magnes	Chromatografia	Krystalizacja
			
metoda mechaniczna pozwala oddzielić przedmioty żądanej wielkości (np. wypłukiwanie z wody bryłek złota i oddzielanie ich od drobniejszego piasku)	magnes wykorzystuje właściwości magnetyczne substancji (np. oddzielanie przedmiotów żelaznych na wysypiskach)	chromatografia to metoda rozdziału mieszanin skupiająca się na różnicach w prędkości przemieszczania się substancji wchodzących w skład mieszaniny (np. rozdział składników zmieszanych ze sobą farb)	krystalizacja pozwala wydzielić substancję stałą, rozpuszczoną w cieczy na skutek stopniowego zmniejszania się temperatury układu

Jako podsumowanie zbierzmy w tabeli przykłady mieszanin oraz wyróżnimy właściwości ich składników, które pozwoliły dobrać metodę rozdziału.

Mieszanina	Wybrana metoda rozdziału	Właściwość wykorzystywana przy rozdzielaniu
sól kuchenna i woda	odparowanie [×]	rozpuszczalność i znacząca różnica temperatur wrzenia składników
	krystalizacja	rozpuszczalność w wodzie
pieprz i woda	dekantacja [×] sączenie	rozpuszczalność w wodzie, stan skupienia składników
tusz i etanol (alkohol)	destylacja	rozpuszczalność w alkoholu, znacząca różnica temperatur wrzenia składników
olej jadalny i mleko	użycie rozdzielnicy	rozpuszczalność w mleku, różnica gęstości składników mieszaniny
żelazo i ziemia	użycie magnesu [×]	właściwości magnetyczne
bryłki złota i piasek	użycie sita [×]	wielkość drobin

W skrócie

- Mieszanina to układ, który powstaje ze zmieszania dwóch lub więcej substancji.
- Wyróżnia się dwa rodzaje mieszanin – jednorodną i niejednorodną (kryterium oceny jest zdolność rozróżnienia składników gołym okiem).
- Istnieje wiele metod rozdziału mieszanin. Decyzję o wyborze sposobu rozdzielania składników podejmuje się na podstawie właściwości fizycznych substancji, które znajdują się w interesującym nas układzie.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- Zastanów się i napisz, jaki rodzaj mieszaniny (jednorodna / niejednorodna) powstanie w wyniku zmieszania ze sobą równych ilości:

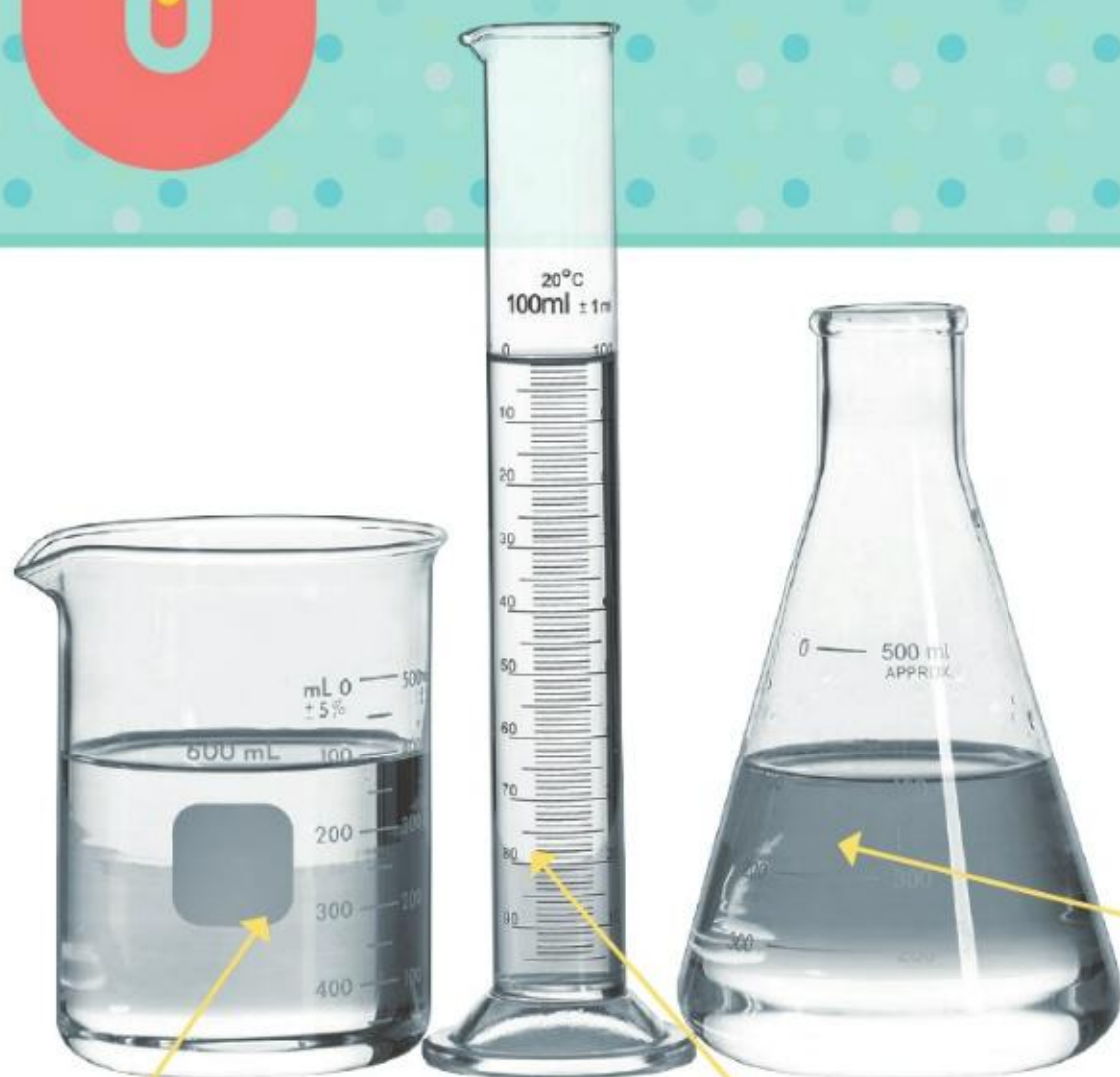
a) siarki i żelaza,
c) denaturatu i wody,
e) oleju słonecznikowego i oliwy,

b) barwnika spożywczego i zmywacza do paznokci,
d) sproszkowanej kredy i wody,
f) ziaren pszenicy i żyta.
- Podaj przykład metody, według której można dokonać rozdziału wymienionych mieszanin. Naszkicuj schematy doświadczeń, w wyniku których dokonasz rozdzielania:

a) pieprzu i soli kuchennej,
c) mąki i cukru pudru,
e) alkoholu i wody,

b) monet i soli do kąpieli, [×]
d) benzyny i wody,
f) opiłków żelaza i sproszkowanej kredy. [×]
- Wymień właściwość fizyczną, która zadecydowała o wyborze metody rozdziału wszystkich mieszanin z polecenia 2.

SKOMPLIKOWANE MIESZANINY



Przyjrzyjmy się trzem naczyniom. Na pierwszy rzut oka zarówno w zlewce, cylindrze miarowym, jak i kolbie stożkowej znajdują się ciecze wyglądem przypominające wodę. Nie jest tak do końca. Co prawda woda znajduje się w każdym z tych naczyń, jednak nie zawsze jest ona jedynym składnikiem.

W zlewce znajduje się wyłącznie **związek chemiczny** o nazwie **woda**.

W cylindrze miarowym zmieszano dwie substancje złożone: **kwas octowy** i **wodę**, które tworzą **mieszaninę jednorodną** nazywaną **octem**.

W kolbie stożkowej – do **wody** dosypano niewielką ilość jeszcze innego związku chemicznego, głównego składnika **sol** **kuchennej**, i wymieszano. Tu również powstała **mieszanina jednorodna**.

Gdybyśmy posłużyli się tylko jednym zmysłem – wzrokiem – moglibyśmy błędnie zidentyfikować to, „co się znajduje w szklanym naczyniu”. Podczas ogrzewania zawartości naczyń, woda stopniowo zmieniałaby stan skupienia na gazowy i zmniejszałaby się wszędzie jej objętość. Po zakończonym ogrzewaniu w cylindrze pozostałaby ciecz o nieprzyjemnym zapachu,

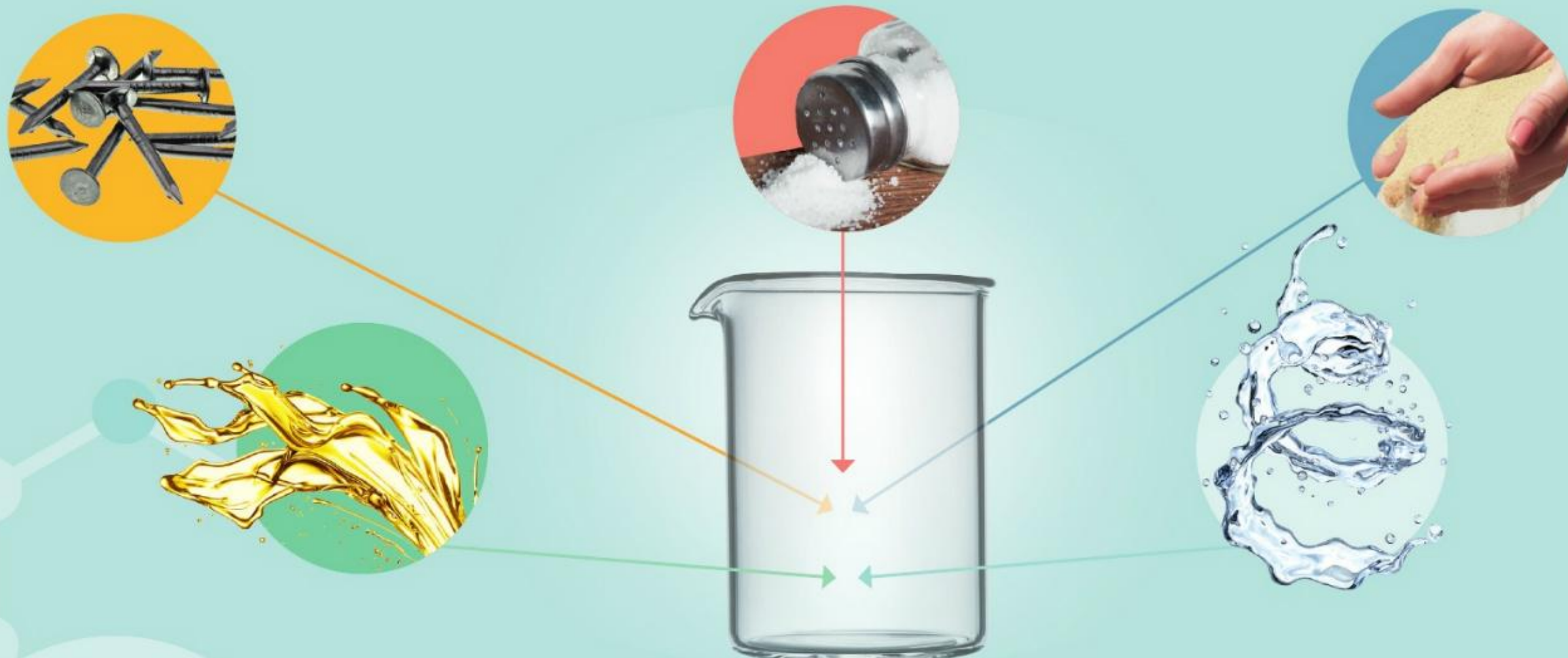
w kolbie – substancja stała. A w zlewce? W tym naczyniu nie byłoby żadnej cieczy.

Wynika z tego, że podczas nauki chemii trzeba być zarówno dokładnym, jak i ostrożnym. Nie zawsze dysponujemy właściwymi przyrządami do szybkiego określenia, co dokładnie badamy. Przy dobieraniu metody pracy laboratoryjnej często musimy korzystać z naszej wyobraźni.

1. Podaj kilka przykładów substancji lub produktów, które można zidentyfikować zmysłem węchu.
2. Zastanów się i powiedz, jaką metodą można rozdzielić mieszaninę znajdującą się w kolbie stożkowej. Czy jest to jedyna możliwość?
3. Czy istnieje prosty przyrząd optyczny, który pozwoliłby dostrzec obie substancje stanowiące składniki mieszaniny znajdującej się w cylindrze miarowym?

Stopień trudności w doborze metod rozdziału mieszanin bardzo często związany jest z ilością użytych składników. Przed rozpoczęciem pracy w laboratorium należy zatem skupić się nad rozpoznaniem właściwości każdej z substancji składowych.

W zlewce zmieszano przypadkowe ilości gwoździ stalowych, piasku, oleju, soli kuchennej i wody.



Jakie metody rozdziału mieszanin pozwolą na odzyskanie wszystkich składników?

Krok 1.

Wykorzystajmy magnetyczne właściwości żelaza. Zbliżając do zlewki magnes, przyciągamy gwoździe, stopniowo wyprowadzając je poza granice naczynia. Efekt: oddzielono pierwszy składnik – gwoździe stalowe.

Krok 2.

Kiedy piasek opadnie na dno naczynia (po zakończeniu wyciągania gwoździ), zlejmy cieczę ponad osadu (sedymentacja i dekantacja). Efekt: udało się pozostawić w zlewce piasek.

Krok 3.

W skład mieszaniny wchodzi jeszcze: olej oraz woda z rozpuszczoną w niej solą kuchenną (czyli trzy składniki). Korzystając z rozdzielacza, możemy wydzielić olej. Efekt: po zamknięciu kraniku w zbiorniku rozdzielacza pozostaje olej.

Krok 4.

Ogrzewając mieszaninę wody i soli, w dość krótkim czasie uda nam się odzyskać sól kuchenną. Odparowana woda może zostać skroplona np. na szkiełku zegarkowym lub na szklanej szalce. Efekt: wszystkie składniki zostały wydzielone z mieszaniny.

4. Jakie właściwości fizyczne substancji pozwoliły na wybór przedstawionych metod rozdziału?
5. Czy przeprowadzona kolejność rozdzielania była jedyną możliwością? Czy są inne metody i drogi rozdziału tej skomplikowanej mieszaniny?
6. Czy gdyby sól kuchenną zastąpić proszkiem do pieczenia ciasta, odparowanie byłoby dobrą metodą rozdziału?

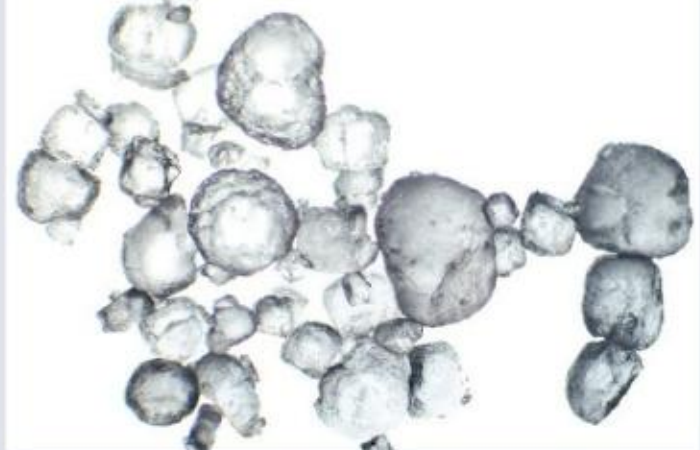
1.6 Substancje proste, substancje złożone a mieszaniny

Podejmij temat

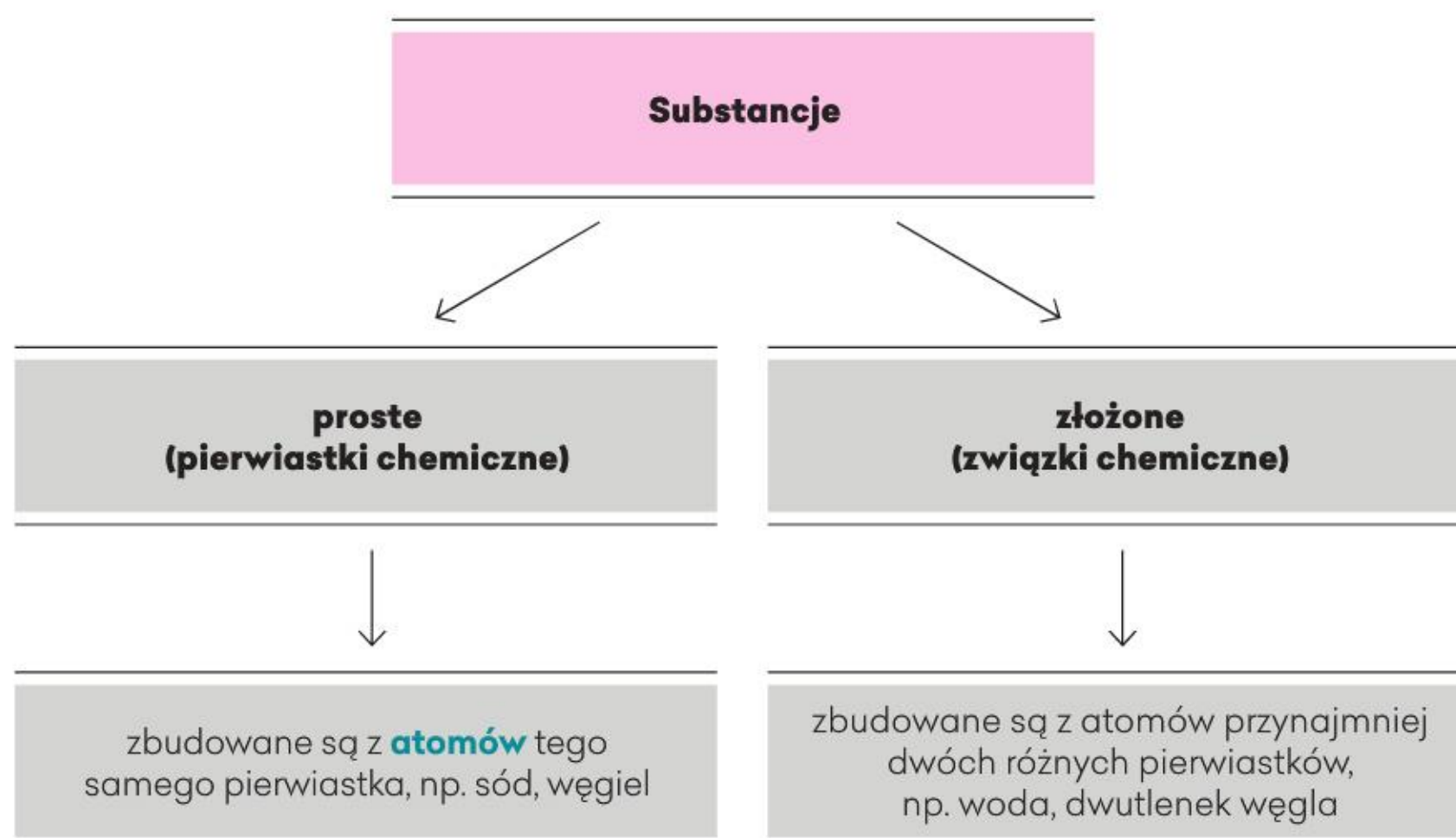
- Czy substancje mogą się ze sobą trwale łączyć?
- Jak porozumiewają się chemicy z całego świata?
- Czy przy uczeniu się chemii przydatna jest wyobraźnia?

Szkiełko i oko

Chcąc dokładniej obejrzeć znajdujące się dookoła nas substancje, używamy przyrządów optycznych o różnych możliwościach powiększających. Na lekcjach innych przedmiotów przyrodniczych (przyroda, biologia, geografia) często stosuje się lupę czy mikroskop, żeby dokładniej poznać i zrozumieć otaczający nas świat oraz zobaczyć wszystko bliżej i lepiej.

Substancje widziane gołym okiem	Substancje obserwowane pod lupą	Substancje obserwowane pod mikroskopem
 woda (śnieg)		
 cukier (sacharoza)		
 chlorek sodu		

Oczywiście, aby zobaczyć, z czego zbudowane są substancje, potrzebujemy innego mikroskopu niż ten do oglądania komórek zwierzęcych czy roślinnych. Spojrzenie w głąb polega na stopniowym przybliżaniu obrazu.



Atom – podstawowy składnik substancji prostej, zachowujący i wykazujący jej właściwości.

Substancje proste – jak zapisywać ich symbole?

Pierwiastki chemiczne są przykładem substancji prostych, ponieważ w ich skład wchodzi wyłącznie atomy tego samego rodzaju. Związki chemiczne to substancje złożone, co oznacza, że w ich skład wchodzi atomy różnych pierwiastków, trwale ze sobą związane i połączone w ściśle określonej ilości. Każda substancja prosta ma swój symbol chemiczny (il. 1.12). Jest to system oznaczeń stosowany w jednakowej postaci na całym świecie.

1																	18
1 H Wodór 1,01																	2 He Hel 4,00
2 Li Lit 6,94	3 Be Beryl 9,01											13 B Bor 10,81	14 C Węgiel 12,01	15 N Azot 14,01	16 O Tlen 15,99	17 F Fluor 19,00	18 Ne Neon 20,18
3 Na Sód 23,00	4 Mg Magnez 24,31											13 Al Glin 26,98	14 Si Krzem 28,09	15 P Fosfor 30,97	16 S Siarka 32,07	17 Cl Chlor 35,45	18 Ar Argon 39,95
4 K Potas 39,10	5 Ca Wapń 40,08	6 Sc Skand 44,96	7 Ti Tytan 47,87	8 V Wanad 50,94	9 Cr Chrom 52,00	10 Mn Mangan 54,94	11 Fe Żelazo 55,85	12 Co Kobalt 58,93	13 Ni Nikiel 58,69	14 Cu Miedź 63,55	15 Zn Cynk 65,39	16 Ga Gal 69,72	17 Ge German 72,61	18 As Arsen 74,92	19 Se Selen 78,96	20 Br Brom 79,90	21 Kr Krypton 83,80
5 Rb Rubid 85,47	6 Sr Stront 87,62	7 Y Ittr 88,91	8 Zr Cytrkon 91,22	9 Nb Niob 92,91	10 Mo Molibden 95,94	11 Tc Technet 97,91	12 Ru Ruten 101,07	13 Rh Rod 102,91	14 Pd Pallad 106,42	15 Ag Srebro 107,87	16 Cd Kadm 112,41	17 In Ind 114,82	18 Sn Cyna 118,71	19 Sb Antymon 121,76	20 Te Tellur 127,60	21 I Jod 126,90	22 Xe Ksenon 131,29
6 Cs Cez 132,91	7 Ba Bar 137,33	8 La Lantan 138,91	9 Hf Hafn 178,49	10 Ta Tantal 180,95	11 W Wolfram 183,84	12 Re Ren 186,21	13 Os Osm 190,23	14 Ir Iryd 192,22	15 Pt Platyna 195,08	16 Au Złoto 196,97	17 Hg Rtęć 200,59	18 Tl Tal 204,38	19 Pb Ołów 207,20	20 Bi Bismut 208,98	21 Po Polon 209,99	22 At Astat 209,99	23 Rn Radon 222,02
7 Fr Frans 223,02	8 Ra Rad 226,03	9 Ac Aktyn 227,03	10 Rf Rutherford 261,11	11 Db Dubn 268,11	12 Sg Seaborg 266,12	13 Bh Bohr 264,10	14 Hs Has 269,10	15 Mt Meitner 268,10	16 Ds Darmstadt 281,10	17 Rg Roentgen 280	18 Cn Kopernik 285	19 Nh Nihon 284	20 Fl Flerow 289	21 Mc Moskow 288	22 Lv Liwermor 292	23 Ts Tenes 294	24 Og Oganeson 294
			14 Ce Cer 140,12	15 Pr Praseodym 140,91	16 Nd Neodym 144,24	17 Pm Promet 144,91	18 Sm Samar 150,36	19 Eu Europ 151,96	20 Gd Gadolin 157,25	21 Tb Terb 158,93	22 Dy Dysproz 162,50	23 Ho Holm 164,93	24 Er Erb 167,26	25 Tm Tul 168,93	26 Yb Ierb 173,04	27 Lu Lutet 174,97	
			90 Th Tor 232,04	91 Pa Protaktyn 231,04	92 U Uran 238,03	93 Np Neptun 237,05	94 Pu Pluton 244,06	95 Am Ameryk 243,06	96 Cm Kiur 247,07	97 Bk Berkel 247,07	98 Cf Kaliforn 251,08	99 Es Einstein 252,09	100 Fm Ferm 257,10	101 Md Mendelew 258,10	102 No Nobel 259,10	103 Lr Lorens 262,11	

metale

niemetale

liczba atomowa

symbol pierwiastka chemicznego

nazwa pierwiastka chemicznego

masa atomowa, u

1.12 Wszystkie symbole pierwiastków można znaleźć w układzie okresowym pierwiastków chemicznych

Warto poznać niektóre symbole i nazwy pierwiastków chemicznych. Ułatwi to lepsze zrozumienie, o czym będziemy mówić na lekcjach chemii.

Symbol	Nazwa	Symbol	Nazwa	Symbol	Nazwa
H	wodór	P	fosfor	Br	brom
O	tlen	S	siarka	Ag	srebro
N	azot	Cl	chlor	Sn	cyna
C	węgiel	K	potas	I	jod
Na	sód	Ca	wapń	Ba	bar
Mg	magnez	Fe	żelazo	Au	złoto
Al	glin	Cu	miedź	Hg	rtęć
Si	krzem	Zn	cynk	Pb	ołów

Związki chemiczne – jak zapisać ich wzory?

Symboli pierwiastków chemicznych używamy do zapisywania wzorów związków chemicznych, np.:

CO₂ – dwutlenek węgla, składa się z pierwiastków – węgla i tlenu,
H₂O – woda, składa się z pierwiastków – wodoru i tlenu.

Czy związek chemiczny i mieszanina oznaczają to samo?

Nie wolno pomylić pojęć: związek chemiczny, mieszanina. Różnica między nimi wynika z różnych sposobów ich otrzymywania i rozdzielania.

	Związek chemiczny	Mieszanina
Co to jest?	trwałe połączenie przynajmniej dwóch różnych pierwiastków	układ powstały w wyniku zmieszania przynajmniej dwóch różnych substancji (prostych lub złożonych)
Jak otrzymać?	w wyniku reakcji chemicznej	w wyniku zjawiska fizycznego
Jak rozdzielić?	w wyniku reakcji chemicznej	w wyniku zjawiska fizycznego
Czy można zapisać wzór chemiczny?	tak (pierwiastki chemiczne łączą się tutaj w ściśle określonej proporcji)	nie (ilość zmieszanych substancji może być w każdym przypadku różna)

Jak widzisz, istnieje duża różnica pomiędzy związkiem chemicznym a mieszaniną. Jeśli błędnie sklasyfikujemy badany układ, możemy mieć później spore problemy w określaniu jego właściwości. Dla przykładu – węgiel drzewny w worku z dostępem do tlenu z powietrza ma zupełnie inne właściwości niż związek chemiczny, który powstanie w wyniku reakcji chemicznej węgla i tlenu, czyli dwutlenek węgla. Na pierwszy rzut oka widać, że w temperaturze pokojowej węgiel drzewny jest przykładem ciała stałego, natomiast dwutlenek węgla to substancja o gazowym stanie skupienia.

Więcej na temat

Dlaczego symbole pierwiastków chemicznych nie zgadzają się z ich nazwami polskimi?

Symbole pierwiastków to skróty łacińskich nazw tych substancji. W tabeli przedstawiono kilka przykładów.

Nazwa pierwiastka chemicznego	Symbol pierwiastka chemicznego	Łacińska nazwa pierwiastka chemicznego	Skąd się wziął pomysł na nazwę
żelazo	Fe	F errum	<i>firmus</i> – z łacińskiego, oznacza ‘coś mocnego’; odwołanie do właściwości żelaza
tlen	O	O xygenium	<i>oxys</i> – z greckiego, oznacza ‘kwasowy’; odkrywca tlenu był przekonany, że tlen jest częścią każdego kwasu
miedź	Cu	Cu prum	<i>cuprum</i> – z greckiego, nazwa pochodzi od miejsca wydobycia, greckiej wyspy Cypr
chlor	Cl	Ch lorum	<i>chloros</i> – z greckiego, oznacza ‘zielony’
platyna	Pt	P latinum	<i>platina</i> – z hiszpańskiego, oznacza ‘liche srebro’
rtęć	Hg	H ydrargyrum	<i>hydrargyros</i> – z greckiego, oznacza ‘płynne srebro’

W skrócie

- Substancje dzielimy na proste (pierwiastki chemiczne) i złożone (związki chemiczne).
- Do zapisywania symboli pierwiastków chemicznych i wzorów związków chemicznych używany jest specjalny, zrozumiały na całym świecie system oznaczeń, umieszczony w legalnej „ściągde chemika” – układzie okresowym pierwiastków chemicznych.
- Związek chemiczny (substancja złożona) i mieszanina to nie to samo.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Skorzystaj z układu okresowego pierwiastków i odszukaj: 
 - a) nazwy substancji prostych – H, N, Al, P, Ca, Cu, Br, **Sn**, Ba,
 - b) symbole substancji prostych, takich jak – tlen, węgiel, magnez, krzem, żelazo, jod, srebro, cynk.
- 2 Przyporządkuj wymienione przykłady: tlen, dwutlenek węgla, magnez, woda, proszek do prania, żelazo, mleko, tlenek magnezu, siarka, herbata, srebro do:
 - a) pierwiastków chemicznych,
 - b) związków chemicznych,
 - c) mieszanin.

1.7 Metale i niemetale

Podejmij temat



Jak można podzielić pierwiastki chemiczne?

Czy metale i niemetale mają podobne właściwości?

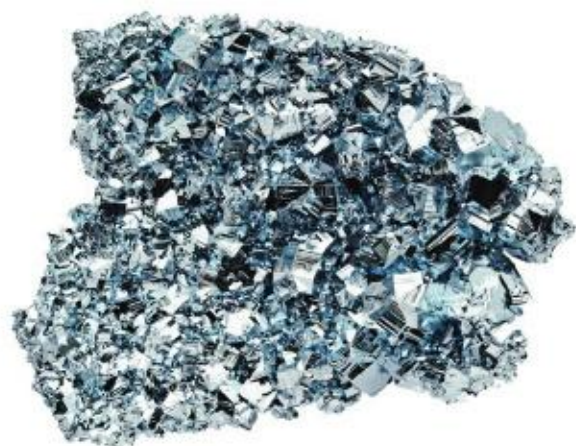


glin



brom

Ciekawe!



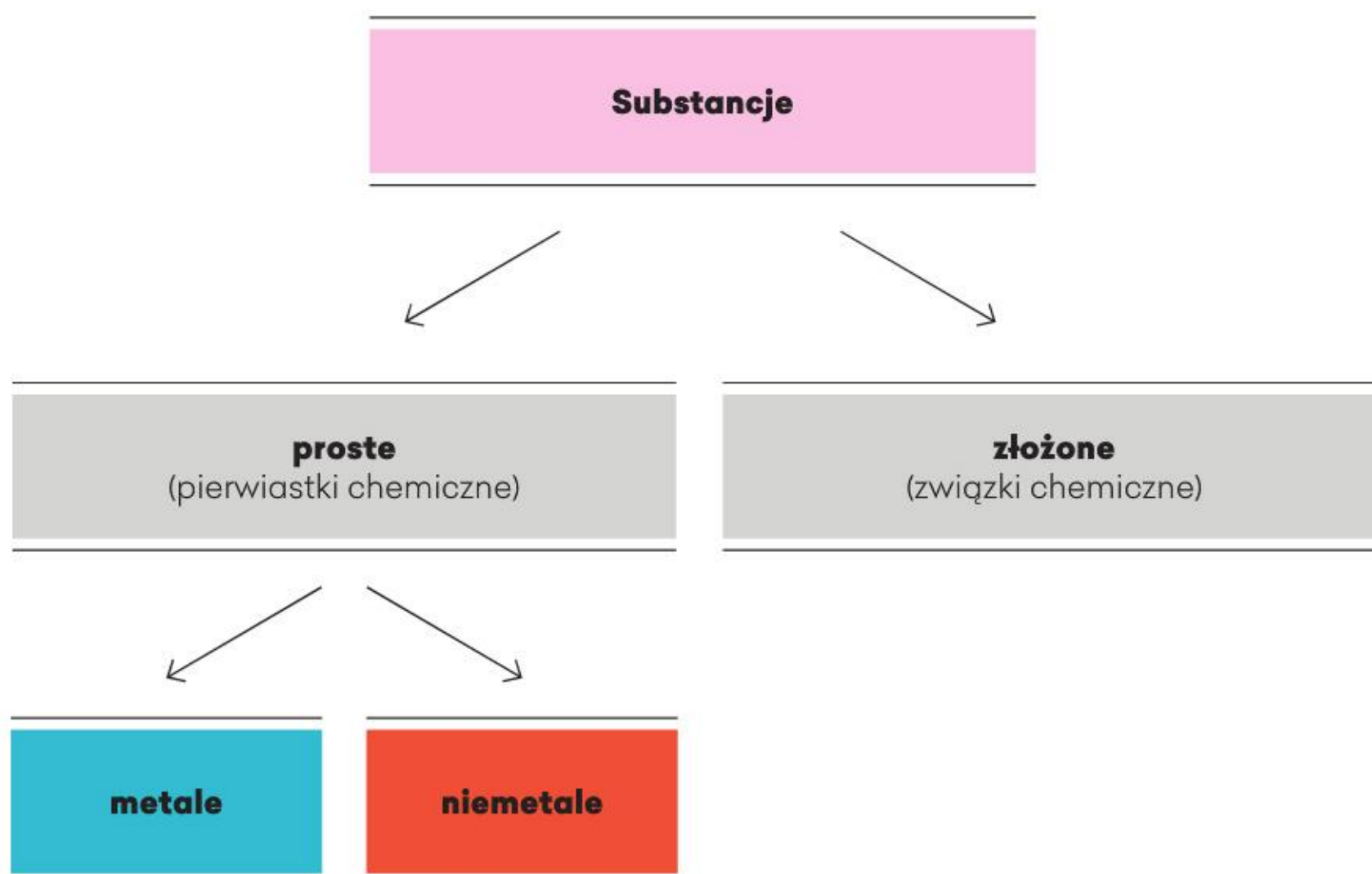
Osm – metal o największej gęstości, około $22,48 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$, co oznacza, że kostka o boku 10 cm waży w przybliżeniu 22,5 kg. Jego nazwa nie jest przypadkowa i pochodzi z greckiego *osmē*, oznaczającego ‘zapach’. Jest to metal o nieprzyjemnym zapachu, wręcz śmierdzący. Występująca wokół niego woń powstaje na skutek pokrycia się jego powierzchni związkami powstającymi w wyniku oddziaływania składników powietrza na metal.



W szkole ponadpodstawowej dowiesz się o półmetalach – substancjach prostych, mających właściwości pośrednie między metalami a niemetalami. Zalicza się do nich bor, krzem, german, arsen, antymon, tellur i astat.

Podział pierwiastków chemicznych

Znanych jest obecnie 118 pierwiastków chemicznych. Przyglądając się układowi okresowemu pierwiastków chemicznych, można podzielić te pierwiastki na metale i niemetale. Odkrytych metali jest prawie 100, natomiast niemetalów tylko trochę ponad 20. Podział substancji prostych został dokonany na podstawie właściwości konkretnych pierwiastków. Dla przykładu: glin (główny składnik folii aluminiowej), złoto czy srebro to metale. Mają wiele cech wspólnych, takich jak stały stan skupienia czy zauważalny połysk. Przedstawiciele niemetalów, np. siarka, brom czy azot (główny składnik powietrza) nie wykazują tak wielu cech podobnych do metali. Mało tego, różnią się właściwościami względem siebie. Przeprowadzenie dokładnych obserwacji badanego pierwiastka ułatwi zatem przypisanie go do właściwej grupy.



Jakimi właściwościami charakteryzują się niemetale w temperaturze pokojowej?



brom – brunatna ciecz, tworząca brązowe dymy o nieprzyjemnym, ostrym i duszącym zapachu



chlor – zielonożółty gaz o nieprzyjemnym, przenikliwym zapachu znanym np. z basenów pływackich



jod – ciało stałe, po podgrzaniu topnieje lub sublimuje (w zależności od warunków), występuje w postaci połyskujących, fioletowo-czarnych kryształów, łatwo się kruszy



fosfor – na zdjęciu w dwóch odmianach: czerwonej oraz białej (ze względu na dużą reaktywność przechowywany jest w wodzie) – w obu odmianach jest matowym ciałem stałym



węgiel – kruche, czarnoszare, matowe ciało stałe



siarka – żółte, matowe, kruche ciało stałe o słabym zapachu przypominającym zapach palących się fajerwerków

Na podstawie obserwacji można wyciągnąć następujące wnioski dotyczące niemetali:

- występują we wszystkich trzech stanach skupienia i mają różne barwy,
- w stanie stałym zazwyczaj są kruche oraz matowe (wyjątkiem jest np. jod).

Jakimi właściwościami charakteryzują się metale w temperaturze pokojowej?



żelazo – połyskujące, bezwonne, twarde, srebrzystoszare ciało stałe



glin – połyskujące, bezwonne, twarde, srebrzystoszare ciało stałe



ołów – połyskujące, bezwonne, twarde, srebrzystoszare ciało stałe



miedź – połyskujące, bezwonne, twarde, rudobrzązowe ciało stałe



złoto – połyskujące, bezwonne, twarde, żółte ciało stałe



rtęć – połyskująca, srebrzystoszara ciecz

Na podstawie obserwacji można wyciągnąć następujące wnioski dotyczące metali:

- wszystkie wymienione próbki połyskują,
- w większości są srebrzystoszare (wyjątki to miedź i złoto),
- w temperaturze pokojowej są ciałami stałymi (wyjątkiem jest rtęć).

Jakimi innymi właściwościami charakteryzują się metale?

Doświadczenie 10.

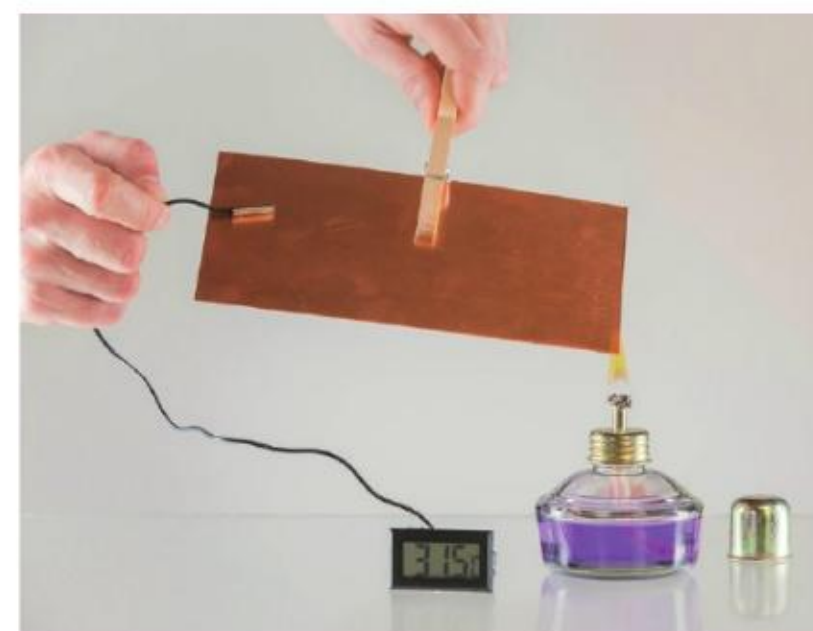
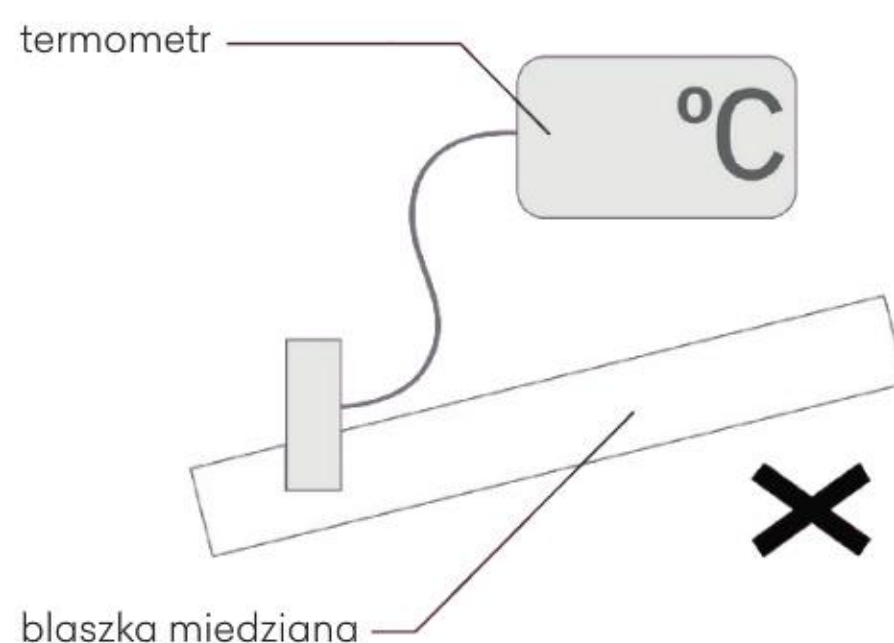
Badanie przewodnictwa cieplnego miedzi

Sprzęt: palnik, zapalniczka, termometr, łapa drewniana

Odczynniki: blaszka miedziana (długości min. 10 cm)

Wykonanie:

- Chwyć blaszkę (w połowie jej długości) drewnianą łapą.
- Zmierz temperaturę obu końców blaszki.
- Następnie ogrzewaj nad płomieniem palnika jeden z jej końców.
- Ponów pomiary temperatury po około minucie.



Obserwacje: Przed rozpoczęciem ogrzewania temperatura całej blaszki jest jednakowa (zbliżona do temperatury pokojowej). Po zakończeniu ogrzewania temperatury wzrosły na obu końcach blaszki.

Wnioski: Blaszka wykonana z miedzi dobrze przewodzi ciepło.

Uwaga: Doświadczenie można wykonać również z blaszkami wykonanymi z innych metali.

Doświadczenie 11.

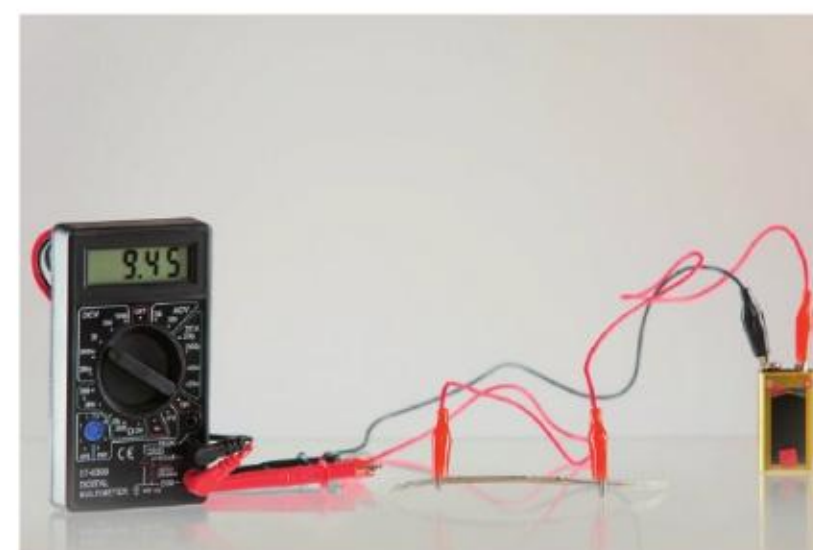
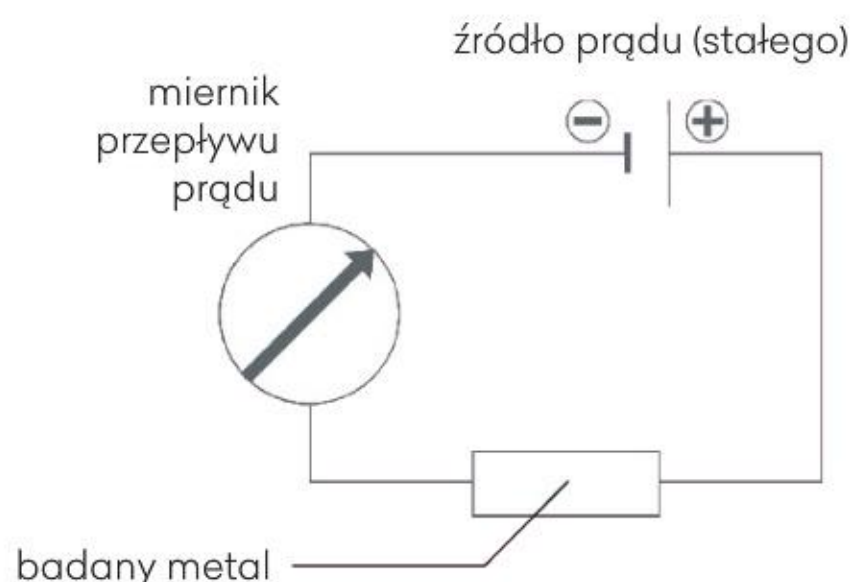
Badanie przewodnictwa elektrycznego magnezu i cyny

Sprzęt: miernik uniwersalny (multimetr), przewody krokodylkowe, źródło prądu stałego – bateria 9 V

Odczynniki: druciki: magnezowy i cynowy

Wykonanie:

- Zmontuj obwód elektryczny, tak jak pokazano na schemacie.
- Zbadaj wskazania miernika dla magnezu i cyny.



Obserwacje: Po zamknięciu obwodu (podpięciu próbek metali do przewodów krokodylkowych) miernik wskazał wartość inną niż 0 V.

Wnioski: Wartość miernika (różna od 0 V) oznacza, że magnez i cyna przewodzą prąd elektryczny. Metale mogą zatem z powodzeniem być stosowane np. do produkcji przewodów elektrycznych.

Doświadczenie 12.

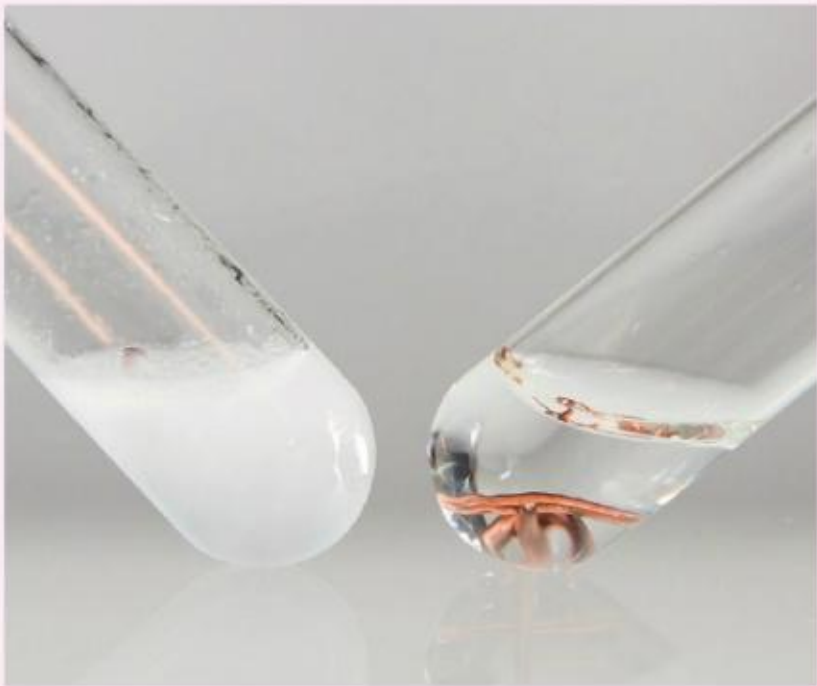
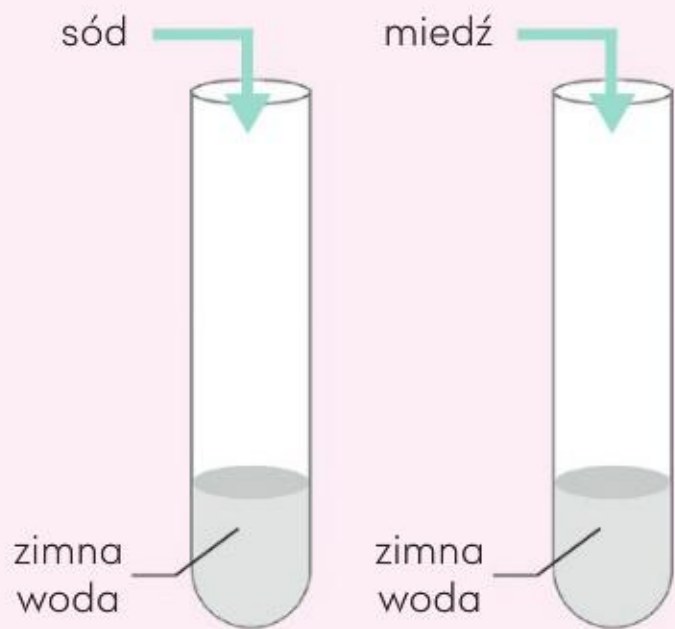
Działanie sodem i miedzią na zimną wodę

Sprzęt: dwie probówki, łapy do probówek, pipeta Pasteura z podziałką, łyżeczka

Odczynniki: woda, sól, miedź

Wykonanie:

- Do dwóch probówek wlej po około 1 cm³ wody.
- Do pierwszej wrzuć mały kawałek sodu (wielkości ziarenka pieprzu).
- Do drugiej dorzuć podobnej wielkości kawałek miedzi.



Obserwacje: Po wrzuceniu sodu do wody kawałek metalu unosi się na jej powierzchni, potem stopniowo zanika. Wydziela się bezbarwny, bezwonny gaz. Zawartość probówki się ogrzewa. W drugiej probówce miedź spada na dno naczynia.

Wnioski: Sól gwałtownie reaguje z zimną wodą. Miedź z nią nie reaguje. Oznacza to, że metale wykazują różną aktywność chemiczną.

Porównanie właściwości metali i niemetałów

Wyciągnijmy wnioski z przeprowadzonych doświadczeń oraz z obserwacji substancji znajdujących się dookoła nas i wypiszmy większość właściwości metali i niemetałów.

	Metale	Niemetale
Możliwe stany skupienia w temperaturze pokojowej	stały (wyjątek rtęć – ciekły)	stały i gazowy (wyjątek brom – ciekły)
Barwa	srebrzystoszara (wyjątki: miedź – rudobrzęzowa; złoto – żółte)	różne barwy
Połysk	występuje we wszystkich przypadkach	są matowe (jeden z wyjątków to jod)
Przewodnictwo cieplne	dobrze przewodzą ciepło	z reguły słabo przewodzą ciepło
Przewodnictwo elektryczne	dobrze przewodzą prąd elektryczny	z reguły nie przewodzą prądu elektrycznego
Inne cechy	duża ciągliwość (są podatne na zmianę kształtu bez utraty właściwości) i kowalność (nadają się do obróbki przez kucie)	znacząco różnią się względem siebie właściwościami

Więcej na temat

Stopy metali

Przyglądając się monecie jednogroszowej, można mylnie ocenić, że wykonana jest ona wyłącznie z miedzi. Sugeruje to podobieństwo koloru. Gdyby jedynym składnikiem była miedź, taka moneta byłaby bardzo droga w wykonaniu. Tak naprawdę w skład owej monety wchodzi wiele metali stopionych ze sobą w określonych warunkach i proporcjach usystematyzowanych przez Narodowy Bank Polski. Właśnie od nazwy procesu „topienia” wzięło się określenie „stop metali”.

Stopem metali nazywamy mieszaninę powstałą z połączenia składników w stanie ciekłym, które poddaje się dodatkowym zabiegom podczas późniejszego chłodzenia. Efektem tych działań jest uzyskanie nowych właściwości. Zazwyczaj stopy otrzymuje się w celu zwiększenia wytrzymałości materiału.



Moneta jednogroszowa wykonana jest ze stali powlekanej mosiądzem

Nazwa stopu	Główne składniki
stal	żelazo i węgiel
mosiądz	miedź i cynk

W skrócie

- Pierwiastki chemiczne można podzielić na metale i niemetale.
- Odkrytych metali jest obecnie około pięć razy więcej niż niemetali.
- Niemetale występują we wszystkich stanach skupienia. Metale w temperaturze pokojowej są ciałami stałymi (wyjątkiem jest rtęć).
- Metale wykazują między sobą więcej cech wspólnych niż mają ich niemetale.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Skorzystaj z układu okresowego pierwiastków chemicznych i podaj po 6 przykładów metali i niemetali. Określ ich stan skupienia (w temperaturze pokojowej) oraz barwę.
- 2 Na podstawie wymienionych poniżej właściwości i obserwacji podaj nazwę pierwiastka i przydziel go do grupy metali lub niemetali.
 - a) W stanie stałym to ciemne, połyskujące kryształy, które po ogrzaniu w odpowiednich warunkach tworzą fioletowe dymy.
 - b) W temperaturze 20 °C jest cieczą barwy srebrzystoszarej, połyskuje, po podgrzaniu paruje (opary są niebezpieczne).
 - c) W bardzo niskich temperaturach (ok. –200 °C) jest cieczą, w temperaturze pokojowej jest bezbarwnym i bezwonny gazem.
 - d) W temperaturze pokojowej jest cieczą o brunatnej barwie, która paruje, tworząc brązowe dymy.

Podsumowanie działu 1

Ważne pojęcia

piktogramy ostrzegawcze	karta charakterystyki		substancja	pierwiastek chemiczny
związek chemiczny	metal	niemetal	właściwość chemiczna	właściwość fizyczna
reakcja chemiczna	zjawisko fizyczne	gęstość	mieszanina jednorodna	mieszanina niejednorodna

- Każdy odczynnik, niezbędny do wykonywania doświadczeń, musi mieć czytelną etykietę. Na etykietce znajdują się specjalne znaki, jednoznaczne w interpretacji na całym świecie. Są to **piktogramy ostrzegawcze** w postaci rombów z czerwonym obramowaniem, w środku których umieszczony jest czarny symbol graficzny informujący, jakie niebezpieczeństwo może nas spotkać podczas użytkowania danego odczynnika.



- Karta charakterystyki** – dokument, w którym zawarte są najważniejsze informacje o odczynnikach chemicznych, m.in. o barwie, gęstości, o tym, czy dana substancja jest żrąca, łatwopalna.
- Substancja** – część materii o określonych właściwościach i stałym składzie chemicznym, np. woda, cukier.

proste (pierwiastki chemiczne)

złoto, z którego wykonana jest obrączka, jest przykładem substancji prostej (symbol tego pierwiastka można odnaleźć w układzie okresowym)

metale

przykładem metalu jest miedź



substancje

wszystko, co nas otacza, zbudowane jest z substancji, nie muszą to być materiały występujące wyłącznie na naszej planecie

złożone (związki chemiczne)

powstają z połączenia substancji prostych (w ściśle ustalonych proporcjach)



niemetale

przykładem niemetalu jest siarka



- Właściwości substancji** dzielą się na **chemiczne** i **fizyczne**. Do właściwości chemicznych należą: zapach, smak, palność, interakcje, natomiast do właściwości fizycznych – stan skupienia, barwa, rozpuszczalność (itd.).
- Reakcja chemiczna** – przemiana, w wyniku której powstaje nowa substancja o innych właściwościach chemicznych i fizycznych niż użyta w reakcji.
- Zjawisko fizyczne** – zjawisko, w wyniku którego zmieniają się tylko właściwości fizyczne danej substancji i nie powstaje nowa substancja.

- Ważną właściwością fizyczną substancji jest **gęstość**. Oblicza się ją na podstawie wzoru:

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

d – gęstość

m – masa

V – objętość

- **Mieszanina jednorodna** – układ, którego składników nie możemy rozróżnić gołym okiem.
- **Mieszanina niejednorodna** – układ, którego składniki można rozróżnić gołym okiem.
- Ważnym kryterium przy doborze metody **rozdziatu mieszanin** są właściwości fizyczne jej składników.

Mieszanina jednorodna	Mieszanina niejednorodna
odparowanie X destylacja	dekantacja X sączenie, użycie rozdzielacza

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Przedstawiony piktogram ostrzega przed następującym niebezpieczeństwem:

- A. substancja żrąca. B. substancja łatwopalna.
C. substancja wybuchowa. D. substancja toksyczna.



- 2 Wskaż, w którym podpunkcie podano właściwe nazwy zaprezentowanego niżej szkła laboratoryjnego.



1



2



3

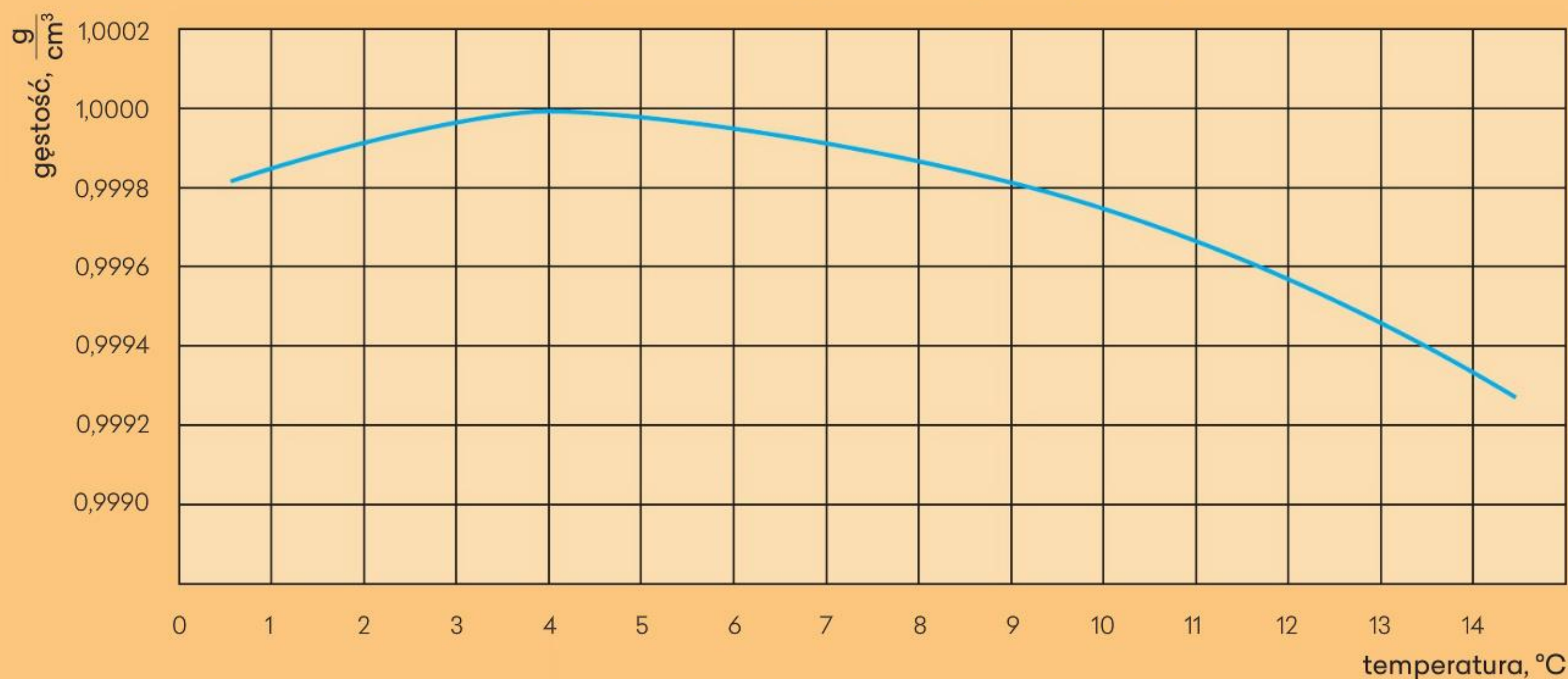


4

- A. 1 kolba stożkowa 2 cylinder miarowy 3 fiolka 4 zlewka
B. 1 kolba kulista 2 cylinder miarowy 3 zlewka 4 probówka
C. 1 kolba kulista 2 pipeta 3 rurka laboratoryjna 4 krystalizator
D. 1 cylinder miarowy 2 zlewka 3 probówka 4 parownica

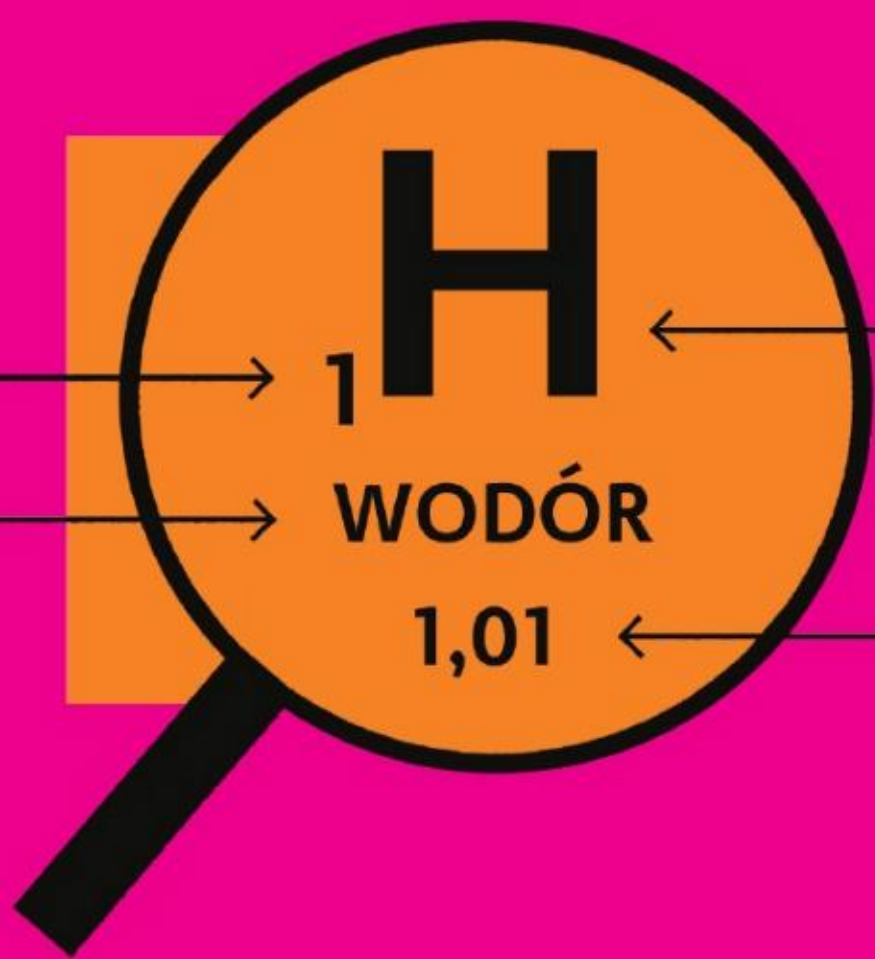
- 3 Przykładem reakcji chemicznej jest
- A. topienie lodu. B. spalanie papieru.
C. parowanie zmywacza do paznokci. D. rozpuszczanie soli kuchennej w wodzie.
- 4 Skorzystaj z zamieszczonego niżej fragmentu wykresu przedstawiającego zależność gęstości od temperatury (na przykładzie wody) i odczytaj temperaturę, w jakiej woda ma największą gęstość.
- A. 1 °C B. 14 °C
C. 4 °C D. 8 °C

Wykres zależności gęstości wody od temperatury



- 5 Wskaż parę odczynników, które po zmieszaniu utworzą mieszaninę jednorodną.
- A. sól kamienna i węgiel B. pieprz i woda
C. mąka i woda D. napój porzeczkowy i woda
- 6 Wskaż właściwość fizyczną, która pozwoli rozdzielić mieszaninę alkoholu (etanolu) i farby wodnej.
- A. rozpuszczalność w wodzie B. różnica gęstości
C. różnica temperatur wrzenia D. różnica w barwie
- 7 Wskaż zestaw substancji, w którym wymieniono wyłącznie pierwiastki chemiczne.
- A. sód, magnez, siarka, miedź, wapń B. mangan, węgiel, sól kuchenna, gal
C. cukier, cynk, chlor, magnez, osm D. brom, arsen, lit, dwutlenek węgla, potas
- 8 Czym się różni mieszanina od związku chemicznego? Wskaż właściwą odpowiedź.
- A. W mieszaninie znajdują się przynajmniej trzy składniki, a w związku chemicznym – dwa.
B. W mieszaninie są ściśle określone i stałe proporcje pierwiastków, a w związku chemicznym ilości nie są ściśle określone.
C. W związku chemicznym są ściśle określone ilości pierwiastków wchodzących w jego skład, natomiast w mieszaninie proporcje mogą być różne.
D. Mieszanina i związek chemiczny to dokładnie to samo.
- 9 Która właściwość nie opisuje cech charakterystycznych metali w temperaturze pokojowej?
- A. wykazują połysk B. są kowalne
C. są gazami D. dobrze przewodzą prąd elektryczny

2. Świat okiem chemika



Liczba atomowa

Nazwa

Symbol

Masa atomowa

1	H	2																18
2																		
3																		
4																		
5																		
6																		
7																		



1. Jaką funkcję pełni lupa w pracy detektywa?
2. Czy lupa to przydatne narzędzie w pracy laboratoryjnej?
3. Jaką nazwę nosi kolorowa tabela umieszczona na ilustracji?
4. Gdy koncentrujemy się na wybranym pierwiastku chemicznym – wodorze – jakie informacje na jego temat możemy odczytać z układu okresowego?

2.1 Atomy i cząsteczki

Podejmij temat



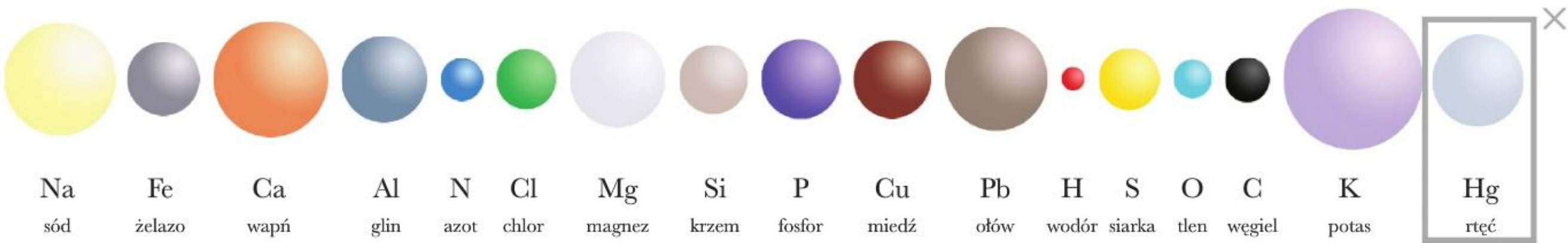
Co się stanie, jeśli do naczynia
wypełnionego wodą dodamy kroplę
atramentu?
Czy chwilę po dodaniu atramentu
i po godzinie od jego dodania wygląd
zawartości w zlewce będzie taki sam?



Atom – podstawowy składnik
substancji prostej, zachowujący
i wykazujący jej właściwości.
Cząsteczka – trwałe połączenie
minimum dwóch atomów.

To, czego nie widać gołym okiem

Wiesz już, że substancje dzielimy na proste i złożone oraz że z nich zbudowa-
ne jest wszystko, co nas otacza. Specjalne mikroskopy umożliwiają uzyskanie
m.in. obrazu pojedynczych atomów. Dzięki temu udało się potwierdzić teorię,
że znane nam substancje zbudowane są właśnie z **atomów**, które mogą wystę-
pować samodzielnie lub w trwałych połączeniach, tworząc **cząsteczki**.
Poglądowo atomy można przedstawiać jako kule o różnych barwach.
Są to tak zwane modele atomów (il. 2.1).



2.1 Modele przybliżają proporcje wielkości atomów różnych pierwiastków chemicznych

Budowę cząsteczek można przedstawić, używając przybliżeń. Dwoma z nich są modele kulkowe i pręcikowo-kulkowe.

Wzór chemiczny substancji	Model kulkowy (prezentuje, jak przenikają się przestrzenie atomów w cząsteczce)	Model pręcikowo-kulkowy (przedstawia modele scalone pręcikami, sugerując, jak atomy się łączą)
H ₂ O		
Cl ₂		

Teoria atomistyczno-cząsteczkowa budowy materii

Ponad dwieście lat temu angielski naukowiec John Dalton opublikował pracę, w której przedstawił założenia nowożytnej teorii atomistyczno-cząsteczkowej budowy materii. Najważniejsze z nich wymienimy w kilku punktach:

1. Wszystko, co nas otacza, składa się z atomów, które są niepodzielne i niezniszczalne.
2. Każdy pierwiastek chemiczny zbudowany jest z identycznych, niepowtarzalnych atomów.
3. Wszelkie atomy jednego pierwiastka chemicznego mają taką samą masę i wszystkie jego właściwości.
4. Cząsteczka związku chemicznego składa się z określonej i niewielkiej liczby połączonych ze sobą atomów pochodzących od różnych pierwiastków chemicznych.

Jakie zjawisko stanowi potwierdzenie istnienia atomów i cząsteczek?

Dowodem na istnienie atomów i cząsteczek jest zachodzące w przyrodzie zjawisko **dyfuzji**, w wyniku którego substancje, będące ze sobą w bezpośrednim kontakcie, mieszają się. Przykładem może być zapach ciasta rozchodzący się w powietrzu po całym domu.

Dyfuzja – samoistne i niewymuszone wnikanie cząsteczek jednej substancji między cząsteczki drugiej.

Doświadczenie 13.

Badanie rozchodzenia się zapachu odświeżacza w powietrzu

Warunki doświadczenia: sala lekcyjna

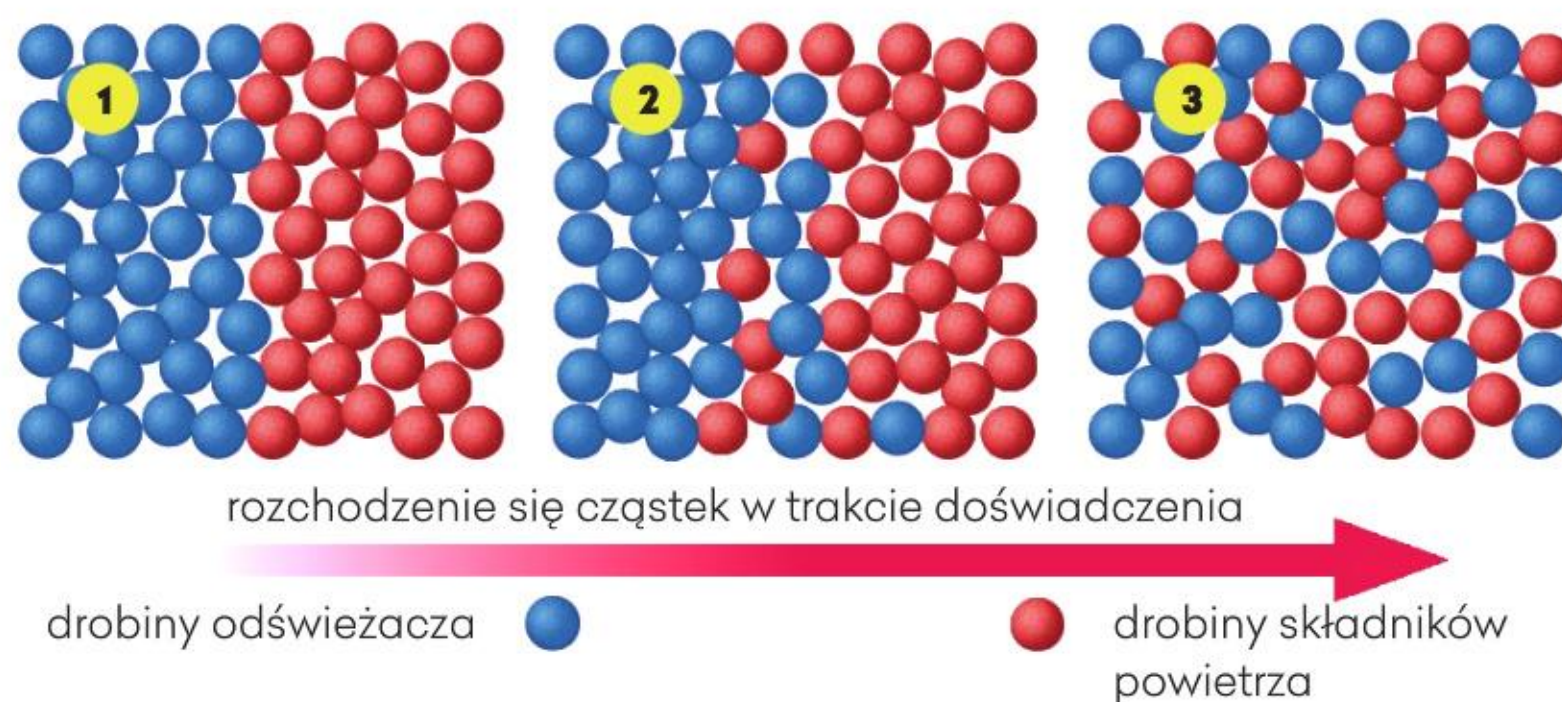
Odczynniki: odświeżacz w kostce o zapachu sosny

Wykonanie:

- Na biurku nauczyciela postaw odświeżacz zapachowy.
- Zdejmij folię ochronną (pozwoli to uwolnić się zapachowi).
- Upewnij się, że wszystkie okna są zamknięte.
- Zajmij swoje miejsce w ławce (poproś o to samo pozostałych uczniów).
- Poinformuj nauczyciela, gdy poczujesz sosnową woń.

Obserwacje: Chwilę po zdjęciu zabezpieczenia zapach sosny wyczuwalny jest w niewielkiej odległości od kostki. Po kilku minutach woń sosnowa uchwytana jest już nie tylko przy samym odświeżaczu. Podczas ostatniego pomiaru (po kilkunastu minutach) zapach wypełnia znaczną część pomieszczenia.

Wnioski: Drobin woni sosnowej stopniowo i samoistnie wypełniają coraz większą przestrzeń. Fakt ten jest potwierdzeniem zjawiska mieszania się substancji zgodnie z założeniami dyfuzji, co przedstawia powyższy model.



- 1 Pierwszy pomiar (chwilę po rozpoczęciu)
- 2 Drugi pomiar (po kilku minutach)
- 3 Trzeci pomiar (po kilkunastu minutach)



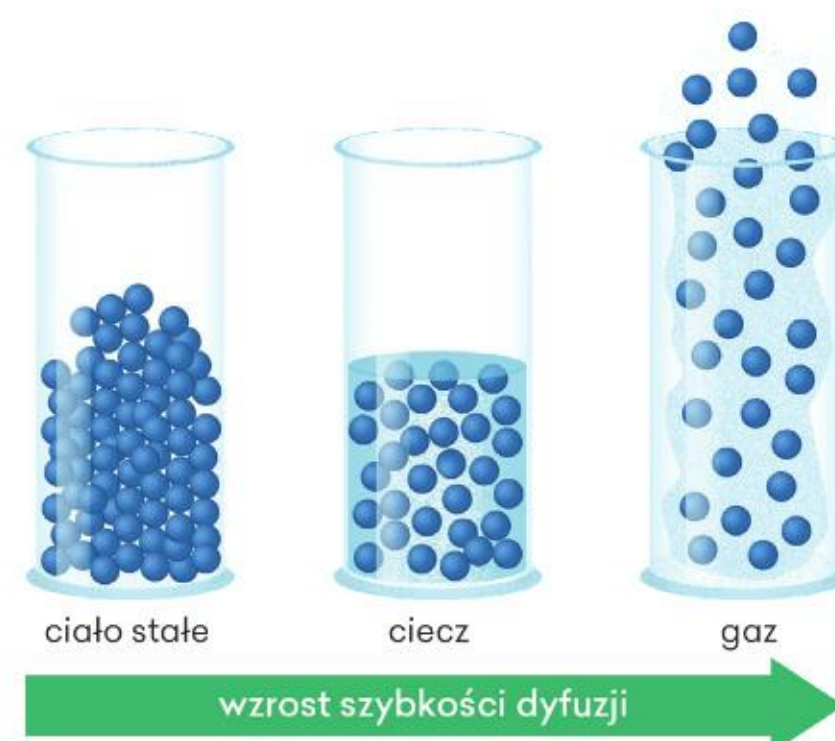
2.2 Po zaparzeniu ciecz w całej objętości przyjmuje jednolity kolor – jaśniejszy niż susz herbaciany (oczywiście trwa to chwilę)

Przykłady dyfuzji

Dyfuzja umożliwia mieszanie się substancji pozostających w różnych stanach skupienia: gazowym, ciekłym i stałym. Wykonując doświadczenia, bardzo często możemy zauważyć przykłady dyfuzji, choć badamy zupełnie coś innego. Proces ten jesteśmy w stanie zaobserwować również w zwykłych czynnościach, np. przy zaparzeniu herbaty (il. 2.2).

Czy stan skupienia substancji ma wpływ na zjawisko dyfuzji?

Atomy i cząsteczki są w ciągłym ruchu. To, ile mają swobody, zależy od stanu skupienia, w jakim się znajdują. W ciele stałym zakres ruchu jest niewielki – cząsteczki tylko drgają i nie są w stanie gwałtownie zmieniać swojego położenia. Więcej wolnych przestrzeni mają w ciekłym stanie skupienia (chaotycznie odbijają się od siebie i od ścian naczynia). W gazach, ze względu na ogromną ilość pustych przestrzeni, ich ruch jest największy i najszybszy. Wpływa to bezpośrednio na proces dyfuzji, który w związku z tym najszybciej zachodzi w gazach, a najwolniej – w ciałach stałych (il. 2.3).



2.3 Zmiana szybkości dyfuzji w zależności od stanu skupienia

W skrócie

- Atom to podstawowy składnik substancji prostej, zachowujący i wykazujący jej właściwości.
- Cząsteczka to trwałe połączenie minimum dwóch atomów.
- Zjawiskiem potwierdzającym ziarnistą budowę materii jest dyfuzja, czyli samoistne mieszanie się substancji.
- Atomy i cząsteczki są w ciągłym ruchu, a ich swoboda zależy od stanu skupienia, w jakim występuje dana substancja w określonych warunkach.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

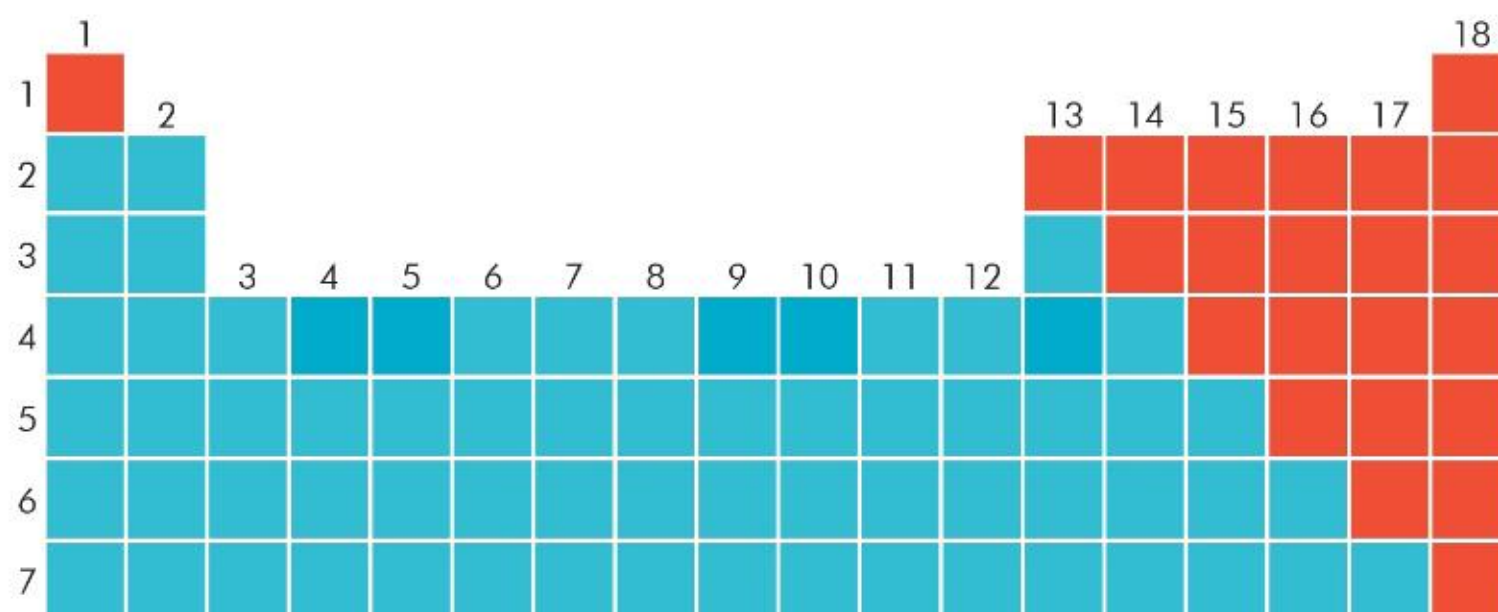
- 1 Podaj trzy przykłady procesów, które możesz zaobserwować w swoim otoczeniu i które potwierdzają istnienie zjawiska dyfuzji.
- 2 Wykonaj doświadczenie przedstawiające zjawisko dyfuzji. Wykorzystaj bezpieczne, dostępne w domu odczynniki. Narysuj schemat doświadczenia, pamiętaj, aby poczynić obserwacje i wyciągnąć wnioski.
- 3 Przeprowadź doświadczenie z odświeżaczem powietrza. Zmień jeden warunek – wielkość pomieszczenia. Salę zajęciową zastąp np. łazienką, małym pokojem lub kabiną samochodu. Czy obserwacje i wnioski będą podobne do tych z lekcji, czy będą od nich różne?

2.2 Układ okresowy pierwiastków chemicznych – wprowadzenie

Podejmij temat



Jak myślisz, o czym informują umieszczone na ilustracji obok numery od 1 do 18 oraz od 1 do 7? Czy poszczególne pierwiastki chemiczne można poprzestawiać?



Tablica, która wprowadziła porządek

W XIX w. rosyjski uczoney Dymitr Mendelejew uporządkował poznane w jego czasach pierwiastki chemiczne. Uszeregowował je według mas atomów i podobieństw we właściwościach. Powstała w ten sposób tablica, która jest podstawą wykorzystywanego dziś układu okresowego pierwiastków chemicznych.

Jak zbudowany jest układ okresowy pierwiastków chemicznych?

W układzie okresowym, poza znanymi ci już symbolami pierwiastków chemicznych, znajduje się wiele dodatkowych informacji. Nauczmy się je odczytywać. **Okresy** (w układzie okresowym) są tworzone przez wiersze, mają one numery od 1 do 7. Pierwiastki chemiczne leżące wzdłuż tego samego okresu mają różne właściwości.

1																	18
1 1 H Wodór 1,01																	2 2 He Hel 4,00
2 3 Li Lit 6,94	4 4 Be Beryl 9,01											13 5 B Bor 10,81	14 6 C Węgiel 12,01	15 7 N Azot 14,01	16 8 O Tlen 15,99	17 9 F Fluor 19,00	10 Ne Neon 20,18
3 11 Na Sód 23,00	12 12 Mg Magnez 24,31											13 13 Al Glin 26,98	14 14 Si Krzem 28,09	15 15 P Fosfor 30,97	16 16 S Siarka 32,07	17 17 Cl Chlor 35,45	18 18 Ar Argon 39,95
4 19 K Potas 39,10	20 20 Ca Wapń 40,08	3 21 Sc Skand 44,96	4 22 Ti Tytan 47,87	5 23 V Wanad 50,94	6 24 Cr Chrom 52,00	7 25 Mn Mangan 54,94	8 26 Fe Żelazo 55,85	9 27 Co Kobalt 58,93	10 28 Ni Nikiel 58,69	11 29 Cu Miedź 63,55	12 30 Zn Cynk 65,39	31 31 Ga Gal 69,72	32 32 Ge German 72,61	33 33 As Arsen 74,92	34 34 Se Selen 78,96	35 35 Br Brom 79,90	36 36 Kr Krypton 83,80
5 37 Rb Rubid 85,47	38 38 Sr Stront 87,62	39 39 Y Itr 88,91	40 40 Zr Cyrkon 91,22	41 41 Nb Niob 92,91	42 42 Mo Molibden 95,94	43 43 Tc Technet 97,91	44 44 Ru Ruten 101,07	45 45 Rh Rod 102,91	46 46 Pd Pallad 106,42	47 47 Ag Srebro 107,87	48 48 Cd Kadm 112,41	49 49 In Ind 114,82	50 50 Sn Cyna 118,71	51 51 Sb Antymon 121,76	52 52 Te Tellur 127,60	53 53 I Jod 126,90	54 54 Xe Ksenon 131,29
6 55 Cs Cez 132,91	56 56 Ba Bar 137,33	57 57 La Lantan 138,91	72 72 Hf Hafn 178,49	73 73 Ta Tantal 180,95	74 74 W Wolfram 183,84	75 75 Re Ren 186,21	76 76 Os Osm 190,23	77 77 Ir Iryd 192,22	78 78 Pt Platyna 195,08	79 79 Au Złoto 196,97	80 80 Hg Rtęć 200,59	81 81 Tl Tal 204,38	82 82 Pb Ołów 207,20	83 83 Bi Bizmut 208,98	84 84 Po Polon 208,98	85 85 At Astat 209,99	86 86 Rn Radon 222,02
7 87 Fr Frans 223,02	88 88 Ra Rad 226,03	89 89 Ac Aktyn 227,03	104 104 Rf Rutherford 261,11	105 105 Db Dubn 263,11	106 106 Sg Seaborg 265,12	107 107 Bh Bohr 264,10	108 108 Hs Has 269,10	109 109 Mt Meitner 268,10	110 110 Ds Darmstadt 281,10	111 111 Rg Roentgen 280	112 112 Cn Kopernik 285	113 113 Nh Nihon 284	114 114 Fl Flerow 289	115 115 Mc Moskow 288	116 116 Lv Liwermor 292	117 117 Ts Tenes 294	118 118 Og Oganeson 294

grupy główne grupy poboczne okresy

2.4 Układ okresowy, którego fragment graficznie przedstawiono w formie tabeli. W każdej komórce zapisany jest symbol jednego pierwiastka chemicznego. Pełna wersja układu zamieszczona jest na końcu podręcznika

Ciekawe!

Grupy układu okresowego, oprócz numerów, mają również swoje nazwy. Tworzymy je od nazwy pierwszego pierwiastka chemicznego w danej grupie. Np. grupa 2 to berylownice, bo rozpoczynający ją pierwiastek chemiczny to beryl – Be. Wyjątkowo 1 grupa to litownice, a nie jak można by się spodziewać – wodorownice.

Grupy są tworzone przez kolumny układu okresowego i oznaczone numerami od 1 do 18. Pierwiastki chemiczne leżące w tej samej grupie najczęściej mają podobne do siebie właściwości. Grupy 1 i 2 oraz od 13 do 18 są nazywane **grupami głównymi**, natomiast grupy od 3 do 12 to **grupy poboczne** (il. 2.4). Na lekcjach chemii w szkole podstawowej będziemy się zajmowali głównie pierwiastkami chemicznymi, które znajdują się w grupach głównych.

Podziału na grupy i okresy dokonał **Niels Bohr** (czytaj nils bor), któremu zawdzięczamy obecny wygląd układu okresowego.

Jak określić położenie pierwiastków chemicznych w układzie okresowym?

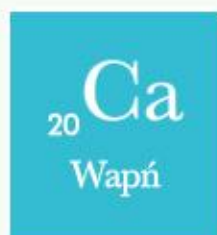
Przykład 4.

Odczytaj z układu okresowego położenie wapnia.

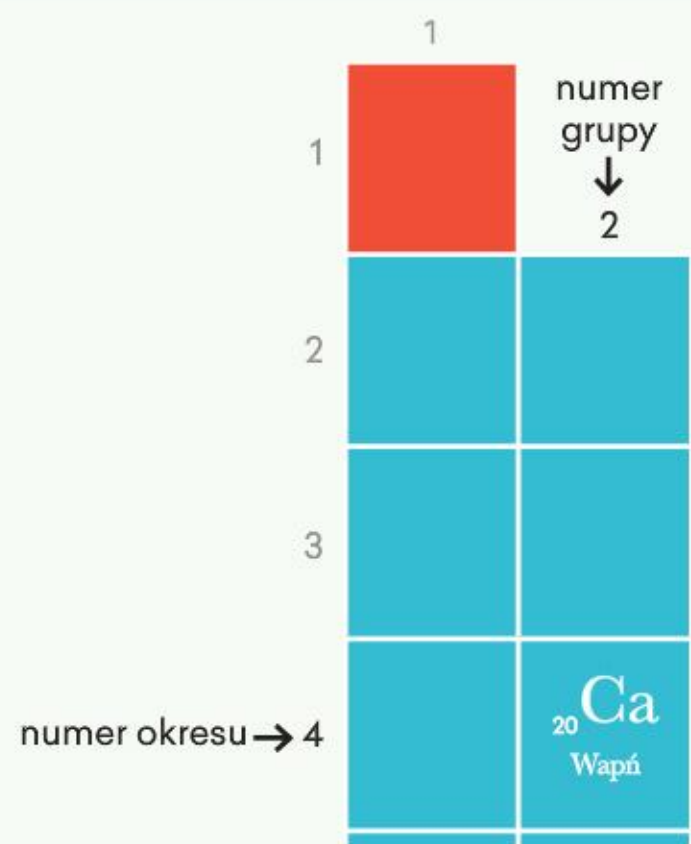
Etap

1. Odszukaj w układzie okresowym wapń, o symbolu chemicznym Ca.
2. Określ położenie wapnia, pamiętając, że grupy to kolumny ($\updownarrow$), a okresy to wiersze ($\leftrightarrow$).

Rozwiązanie



Pierwiastek chemiczny o nazwie wapń i symbolu chemicznym Ca położony jest w 2 grupie i w 4 okresie układu okresowego.



Uszeregowanie pierwiastków przez Mendelejewa pozwoliło mu przewidywać właściwości pierwiastków, których jeszcze nikt nie odkrył (właściwości substancji prostych powtarzają się okresowo w grupach).

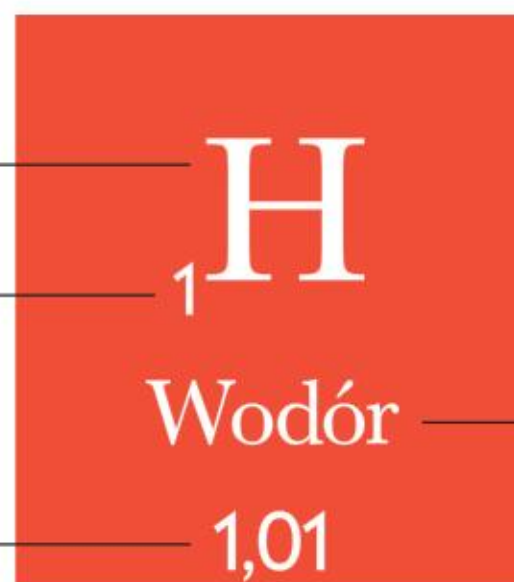
Co to jest liczba atomowa?

Gdy spojrzymy na jeden „kafelek” układu okresowego, skupiamy się na informacjach dotyczących konkretnego pierwiastka chemicznego. Zapoznajmy się z oznaczeniami niezbędnymi nam na chwilę obecną.

symbol pierwiastka chemicznego

liczba atomowa (liczba porządkowa)

masa atomowa, u



nazwa pierwiastka chemicznego

Jeśli chcielibyśmy ustawić pierwiastki chemiczne w szeregu (jak na zbiórce czy na apelu, np. w wojsku), to substancje proste stałyby w kolejności zgodnej z **liczbą atomową**. Właśnie dlatego nazywana jest ona również **liczbą porządkową**. Pierwszy w tym szeregu jest wodór z wartością 1, następny hel – z wartością 2 itd. (il. 2.5).

Liczba atomowa – jest podstawą ustawienia (uporządkowania) pierwiastków chemicznych w układzie okresowym.



2.5 Kolejne liczby porządkowe ustawione w szeregu wraz ze wzrostem wartości liczby atomowej

W skrócie

- Tabela porządkująca pierwiastki chemiczne to układ okresowy.
- Twórcą układu okresowego pierwiastków chemicznych jest Dymitr Mendelejew.
- W układzie okresowym wiersze to okresy, a kolumny to grupy.
- Liczba atomowa (porządkowa) ustawia pierwiastki chemiczne w układzie okresowym. W wielu przypadkach jest to zgodne ze wzrostem wartości masy atomowej.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Dla podanych pierwiastków chemicznych odczytaj z układu okresowego: numer okresu, numer grupy, liczbę atomową, oraz wskaż, które z nich należą do metali.

a) magnez	b) glin
c) brom	d) argon
e) jod	f) żelazo
- 2 Odczytaj na podstawie podanego położenia w układzie okresowym symbole chemiczne wymienionych pierwiastków chemicznych oraz wskaż, które z nich należą do niemetali.

a) 2 okres i 1 grupa	b) 3 okres i 16 grupa
c) 2 okres i 14 grupa	d) 5 okres i 11 grupa
e) 6 okres i 18 grupa	f) 5 okres i 17 grupa
- 3 Określ, które z podanych stwierdzeń są prawdziwe, a które – fałszywe.

a) Twórcą układu okresowego pierwiastków chemicznych jest Dymitr Mendelejew.
b) Układ okresowy dzielimy na pionowe okresy i poziome grupy.
c) W układzie okresowym jest 7 okresów i 18 grup.
d) Grupy w układzie okresowym dzielimy na poboczne i główne.
e) Żelazo leży w 5 okresie i 8 grupie układu okresowego.
f) Liczba atomowa siarki wynosi 16.

2.3 Masa atomowa, masa cząsteczkowa

Podejmij temat



Czy dwie kule wykonane z takich samych materiałów i o tej samej objętości mają identyczną masę?

A jak jest z atomami? Czy atomy różnią się między sobą masą?



Jednostka masy atomowej (u)

(z ang. *unit* [czytaj junit] 'jednostka')

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

Masa atomowa – masa atomu wyrażona w jednostkach masy atomowej (u). Jest to średnia masa atomów danego pierwiastka chemicznego z uwzględnieniem jego składu izotopowego.

Ciekawe!

Poza masą atomową, atomy pierwiastków chemicznych charakteryzują się również promieniem atomu. Promienie atomów poszczególnych pierwiastków rosną wraz ze wzrostem masy atomowej (w tej samej grupie).

Co to jest jednostka masy atomowej?

Zbadano, że atomy pierwiastków chemicznych mają bardzo małe rozmiary, a co za tym idzie, również małą masę. Najlżejszym i najmniejszym ze wszystkich jest atom wodoru. Dla porównania: jeden atom złota ma większą masę – waży tyle, ile 197 atomów wodoru. Atom wodoru waży 1 u, co w przeliczeniu na gramy daje wynik $1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$. Ze względu na małą masę atomów niewygodne jest stosowanie jednostki masy takiej jak gram. Dlatego wprowadzono jednostkę, która informuje o wadze atomu danego pierwiastka chemicznego, nazywamy ją **jednostką masy atomowej (u)**.

Jaką masę ma atom danego pierwiastka chemicznego?

Każdy atom ma swoją masę. Oczywiście **masa atomowa** ma inną wartość dla sodu, potasu, chloru czy bromu. Zależy ona od składu izotopowego danego pierwiastka chemicznego (pojęcie izotopu wprowadzimy na kolejnych lekcjach). Do jej odczytania wykorzystujemy układ okresowy – jest to liczba z przecinkiem, zapisywana najczęściej pod nazwą danego pierwiastka chemicznego.

Do wykonania obliczeń w niektórych zadaniach na lekcjach chemii niezbędne będzie skorzystanie z masy atomowej. Odczytujemy ją dla konkretnego pierwiastka chemicznego z układu okresowego i zaokrąglamy do całości, stosując reguły matematyczne.

Z lekcji matematyki wiesz, że ułamki dziesiętne możemy zaokrąglać do części dziesiętnych, setnych itd. Zaokrąglając liczbę do całości, patrzymy na pierwszą cyfrę po przecinku. Jeśli znajduje się tam cyfra od 0 do 4, to zaokrąglamy ją z niedomiarem, np. $12,3 \approx 12$. Jeśli to cyfra od 5 do 9, wtedy zaokrąglamy z nadmiarem, np. $12,7 \approx 13$. Aby uniknąć błędów w obliczeniach, zaokrąglamy np. masę atomową chloru, która wynosi ok. 35,45 u, do części dziesiętnych, czyli $35,45 \text{ u} \approx 35,5 \text{ u}$.

Przykład 5.

Podaj przybliżoną masę atomową glinu.

Etap

- 1. Odszukaj glin, o symbolu chemicznym Al, w układzie okresowym.
- 2. Odczytaj masę atomową glinu i zaokrąglij ją do liczby całkowitej.
- 3. Podaj odpowiedź.

Rozwiązanie



$m_{\text{Al}} = 26,98 \text{ u}$
 $m_{\text{Al}} \approx 27 \text{ u}$

Odpowiedź: Masa atomowa glinu wynosi w przybliżeniu 27 u.

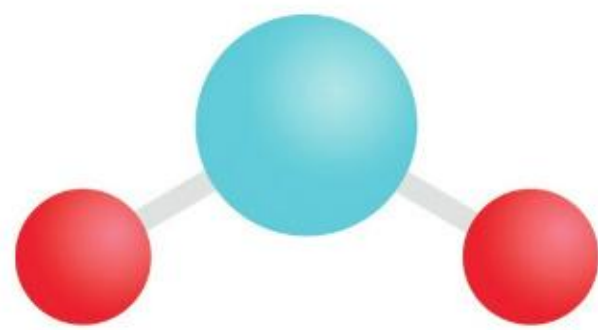
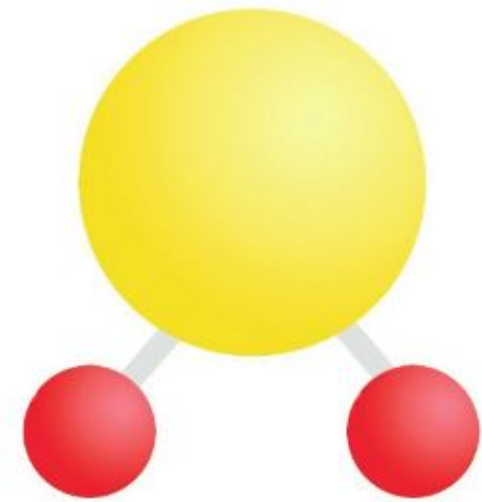
Jak poprawnie odczytywać liczby atomów w cząsteczkach?

Wiesz już, że atomy muszą się ze sobą trwale połączyć, aby powstała cząsteczka. Żeby odróżnić pojęcie atomu od pojęcia cząsteczki, wprowadzono specjalny system zapisu.

Zapis z użyciem symbolu lub wzoru chemicznego	Ogólna interpretacja zapisu	Łączna liczba atomów
H	jeden atom wodoru	jeden atom wodoru
H ₂	jedna dwuatomowa cząsteczka wodoru	dwa atomy wodoru
2H	dwa atomy wodoru	dwa atomy wodoru
2H ₂	dwie dwuatomowe cząsteczki wodoru	cztery atomy wodoru
4H ₂	cztery dwuatomowe cząsteczki wodoru	osiem atomów wodoru
CO ₂	jedna cząsteczka dwutlenku węgla	jeden atom węgla i dwa atomy tlenu
2CO ₂	dwie cząsteczki dwutlenku węgla	dwa atomy węgla i cztery atomy tlenu
3CO ₂	trzy cząsteczki dwutlenku węgla	trzy atomy węgla i sześć atomów tlenu



Jeśli po prawej stronie symbolu pierwiastka chemicznego nie znajduje się żadna cyfra, oznacza to, że w domyśle jest jeden atom. Np. zapis CCl₄ należy rozumieć jako C₁Cl₄ (cząsteczka składa się z jednego atomu węgla i czterech atomów chloru).

modele atomów pierwiastków chemicznych			
symbol chemiczny	O	H	S
liczba atomów pierwiastków chemicznych	jeden atom tlenu	jeden atom wodoru	jeden atom siarki
modele cząsteczek związków chemicznych			
wzór chemiczny cząsteczki	H ₂ O	H ₂ S	
liczba atomów pierwiastków chemicznych	dwa atomy wodoru, jeden atom tlenu	jeden atom siarki, dwa atomy wodoru	

2.6 Modelowe przedstawienie atomów pierwiastków chemicznych i cząsteczek związków chemicznych (w powiększeniu)

Masa cząsteczkowa – masa cząsteczki wyrażona w jednostkach masy atomowej (u). Jest ona sumą mas atomów wchodzących w skład związku chemicznego.

Ile waży cząsteczka związku chemicznego?

Każdy atom tworzący cząsteczkę ma określoną masę atomową. W takim razie, aby obliczyć **masę cząsteczkową**, wystarczy dodać do siebie masy atomowe atomów wchodzących w jej skład. Niezbędne zatem jest poznanie dokładnego wzoru chemicznego z podaną liczbą poszczególnych atomów.

Dla przykładu – zupełnie inne masy mają związki chemiczne o wzorach: CO i CO₂, chociaż oba wyglądają podobnie, należą do tej samej grupy związków chemicznych i składają się z tych samych atomów pierwiastków. Masę cząsteczkową można wyliczyć zarówno dla prostych cząsteczek, takich jak Cl₂, O₃, H₂O, jak i skomplikowanych związków chemicznych, np. glukozy o wzorze C₆H₁₂O₆ czy kwasu cytrynowego – C₆H₈O₇. Nie wolno mylić pojęcia masy atomowej (dotyczy ona wyłącznie pojedynczych atomów) z pojęciem masy cząsteczkowej (odnosi się do cząsteczek związków chemicznych i innych trwałych połączeń atomów). Jedynym podobieństwem obu mas (atomowej i cząsteczkowej) jest jednostka, w której są wyrażane. W każdym przypadku będzie nią jednostka masy atomowej (u).

Przykład 6.

Oblicz masę cząsteczkową związku chemicznego o wzorze CO_2 .

Etap

1. Odszukaj symbole C i O w układzie okresowym.

Rozwiązanie



2. Odczytaj masy atomowe węgla i tlenu – zaokrąglaj je do liczb całkowitych.

$$m_{\text{C}} = 12,01 \text{ u} \approx 12 \text{ u}$$
$$m_{\text{O}} = 15,99 \text{ u} \approx 16 \text{ u}$$

3. Oblicz masę cząsteczkową związku chemicznego o wzorze CO_2 .

$$m_{\text{CO}_2} = 1 \cdot m_{\text{C}} + 2 \cdot m_{\text{O}}$$
$$m_{\text{CO}_2} = 1 \cdot 12 \text{ u} + 2 \cdot 16 \text{ u}$$
$$m_{\text{CO}_2} = 44 \text{ u}$$

4. Podaj odpowiedź.

Odpowiedź: Masa cząsteczkowa związku chemicznego o wzorze CO_2 wynosi 44 u.

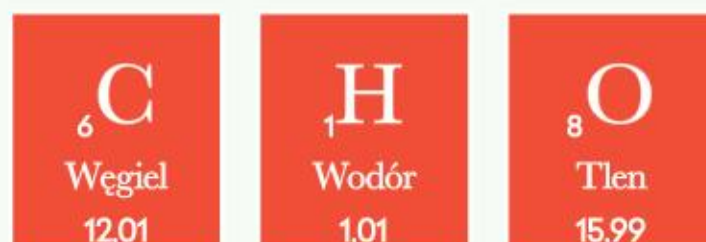
Przykład 7.

Oblicz masę cząsteczkową związku chemicznego o wzorze $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$.

Etap

1. Odszukaj symbole C, H i O w układzie okresowym.

Rozwiązanie



2. Odczytaj masy atomowe węgla, wodoru i tlenu – zaokrąglaj je do liczb całkowitych.

$$m_{\text{C}} = 12,01 \text{ u} \approx 12 \text{ u}$$
$$m_{\text{H}} = 1,01 \text{ u} \approx 1 \text{ u}$$
$$m_{\text{O}} = 15,99 \text{ u} \approx 16 \text{ u}$$

3. Oblicz masę cząsteczkową związku chemicznego o wzorze $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$.

$$m_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7} = 6 \cdot m_{\text{C}} + 8 \cdot m_{\text{H}} + 7 \cdot m_{\text{O}}$$
$$m_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7} = 6 \cdot 12 \text{ u} + 8 \cdot 1 \text{ u} + 7 \cdot 16 \text{ u}$$
$$m_{\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7} = 192 \text{ u}$$

4. Podaj odpowiedź.

Odpowiedź: Masa cząsteczkowa związku chemicznego o wzorze $\text{C}_6\text{H}_8\text{O}_7$ wynosi 192 u.

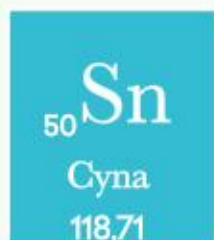
Przykład 8.

Oblicz masę cząsteczkową związku chemicznego o wzorze SnCl_4 .

Etap

Rozwiązanie

1. Odszukaj symbole Sn, Cl w układzie okresowym.

	
---	--

2. Odczytaj masy atomowe cyny i chloru – zaokrąglaj każdą do liczby całkowitej.

$$m_{\text{Sn}} = 118,71 \text{ u} \approx 119 \text{ u}$$
$$m_{\text{Cl}} = 35,45 \text{ u} \approx 35,5 \text{ u}$$

3. Oblicz masę cząsteczkową związku chemicznego o wzorze SnCl_4 .

$$m_{\text{SnCl}_4} = 1 \cdot m_{\text{Sn}} + 4 \cdot m_{\text{Cl}}$$
$$m_{\text{SnCl}_4} = 1 \cdot 119 \text{ u} + 4 \cdot 35,5 \text{ u}$$
$$m_{\text{SnCl}_4} = 261 \text{ u}$$

4. Podaj odpowiedź.

Odpowiedź: Masa cząsteczkowa związku chemicznego o wzorze SnCl_4 wynosi 261 u.

W skrócie

- Atomy pierwiastków chemicznych mają swoje masy i rozmiary.
- Do wyrażania masy atomów i cząsteczek stosujemy jednostkę masy atomowej (u), $1 \text{ u} \approx 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ g}$.
- Masę atomową pierwiastków chemicznych odczytujemy z układu okresowego i podajemy w zaokrągleniu do liczby całkowitej.
- Interpretacja wzorów chemicznych pozwala określić liczbę atomów i cząsteczek zastosowanych w zapisie.
- Masy cząsteczkowe obliczamy, sumując ze sobą masy atomów składowych.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Odczytaj, korzystając z układu okresowego, masy atomowe podanych pierwiastków chemicznych. Wyniki zapisz po zastosowaniu reguł zaokrąglania.

- | | |
|----------|-----------|
| a) beryl | b) złoto |
| c) glin | d) krzem |
| e) miedź | f) chrom |
| g) brom | h) stront |

- 2 Oblicz masy cząsteczkowe substancji o podanych wzorach chemicznych.

- | | |
|----------------------------|--|
| a) O_2 | b) Cl_2 |
| c) H_2O | d) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ |
| e) SnI_4 | f) SO_2 |
| g) H_2SO_4 | h) H_3PO_4 |

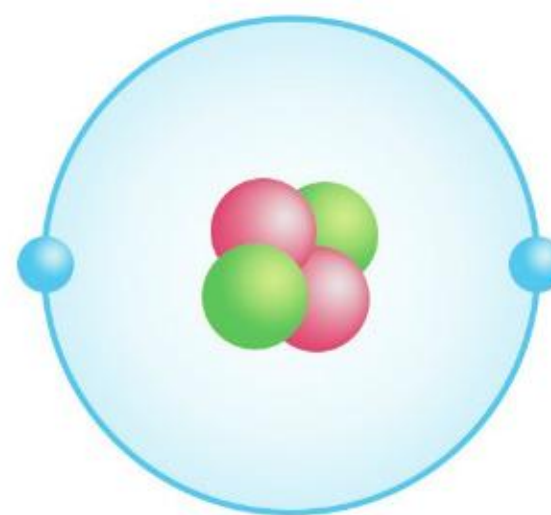
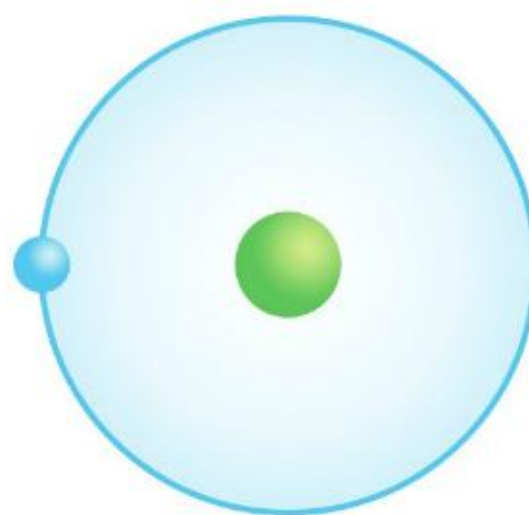
- 3 Interpretacja wzorów chemicznych pozwala określić liczbę atomów i cząsteczek zastosowanych w zapisie. Ustal wzór związku chemicznego o masie cząsteczkowej 64 u, który w cząsteczce zawiera 3 atomy, w tym 2 atomy tego samego pierwiastka chemicznego o łącznej masie 32 u.

2.4 Budowa atomu – protony, neutrony i elektrony

Podejmij temat



Co oznaczają kulki pokazane na różnych modelach?
Jakie podobieństwa i różnice zostały przedstawione na modelach budowy atomów?



Skąd się biorą różnice we właściwościach różnych pierwiastków chemicznych?

Ludzie zawsze chcieli lepiej rozumieć prawa natury. Ciekawość doprowadziła do wielu ważnych odkryć, które miały ogromny wpływ na rozwój cywilizacji. Jednym z nich było ustalenie, jak zbudowane są atomy.

Okazało się, że atomy wszystkich pierwiastków chemicznych składają się z tych samych **cząstek subatomowych** – **protonów**, **neutronów** i **elektronów** (w ujęciu tradycyjnym). To właśnie ich liczba i rozmieszczenie wewnątrz atomu decydują o różnicach we właściwościach pierwiastków chemicznych.

×

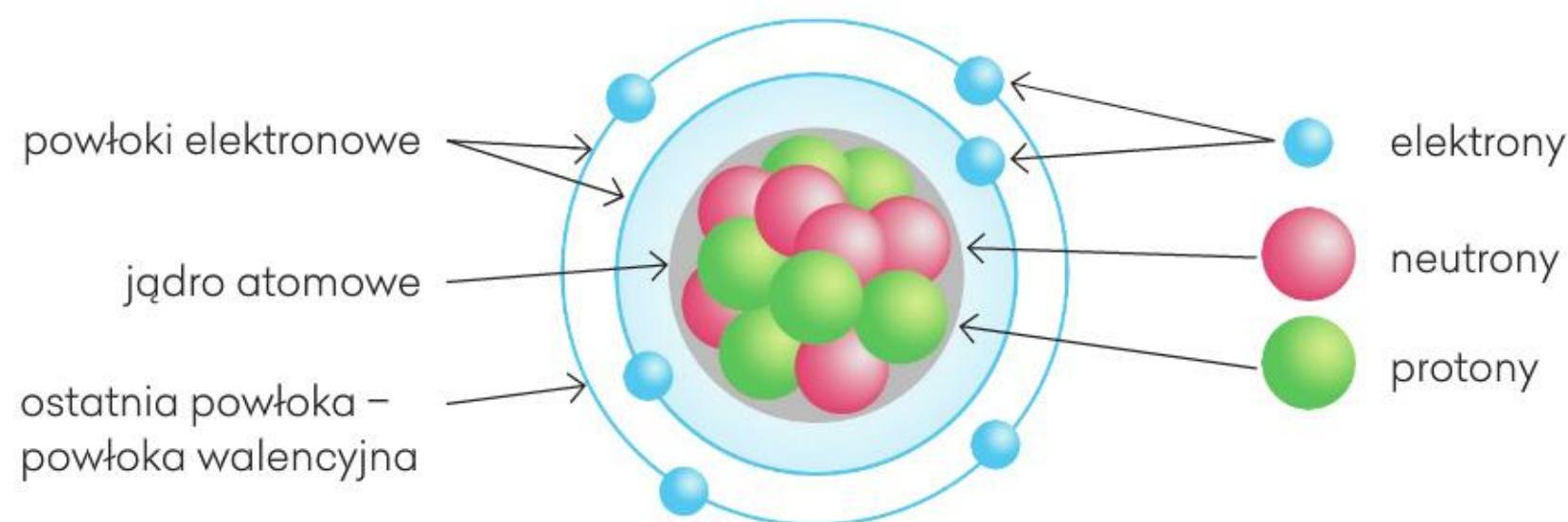
Cząstki subatomowe – podstawowe składniki atomu. Można wśród nich wyróżnić protony, neutrony i elektrony (w ujęciu tradycyjnym).

×

×

Jak zbudowany jest atom?

W centrum każdego atomu znajduje się **jądro atomowe**. Składa się ono z posiadających dodatni ładunek elektryczny **protonów** (p^+) i obojętnych elektrycznie **neutronów** (n^0). Dokoła jądra atomowego, w tzw. przestrzeni pozajądrowej, znajdują się ujemnie naładowane elektrycznie **elektrony** (e^-). W różnych odległościach od jądra tworzą one powłoki elektronowe, czyli miejsca, gdzie szansa ich odnalezienia jest największa. Ostatnia (zewnętrzna) powłoka elektronowa w atomie to **powłoka walencyjna** (il. 2.7).



2.7 Model budowy atomu węgla, w którym znajduje się 6 protonów, 6 neutronów tworzących jądro atomowe i 6 elektronów tworzących powłoki dookoła jądra atomowego



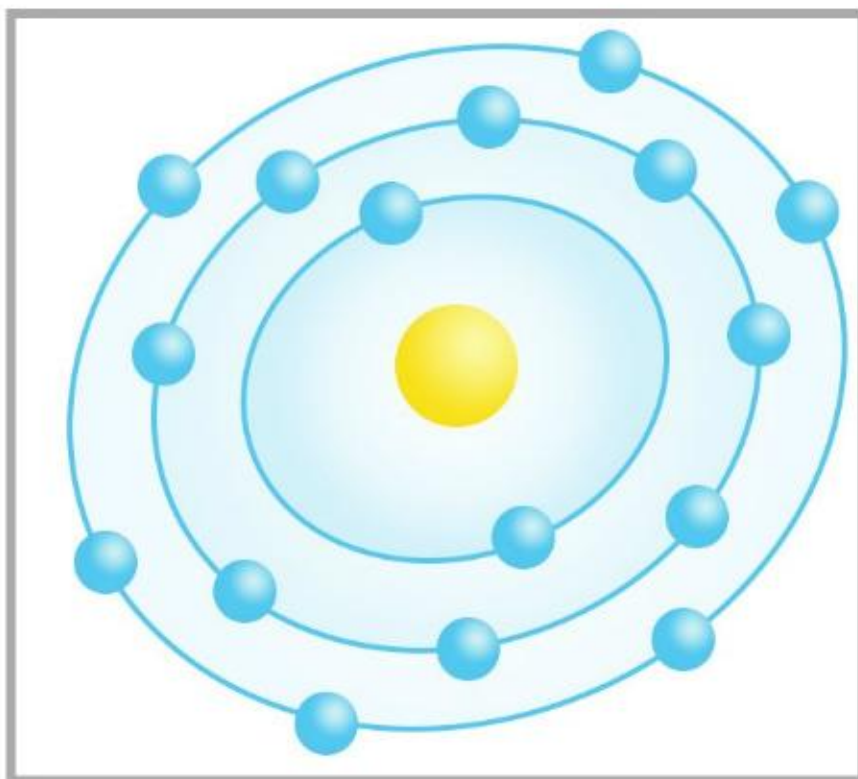
W treści tej lekcji próbujemy przedstawić uproszczony model przekrojowy budowy atomu. Będziemy opisywać wszystkie zagadnienia, tak jak byśmy dysponowali odpowiednim powiększeniem mogącym pokazać takie cząstki, jak elektron, proton i neutron. To tak, jakby przeciąć pień drzewa i zanalizować wygląd tego przekroju. Zapewne nie zauważymy wszystkiego, natomiast uzyskane informacje pozwolą nam określić m.in. wiek i stan drzewa.

Co warto wiedzieć o cząstkach subatomowych?

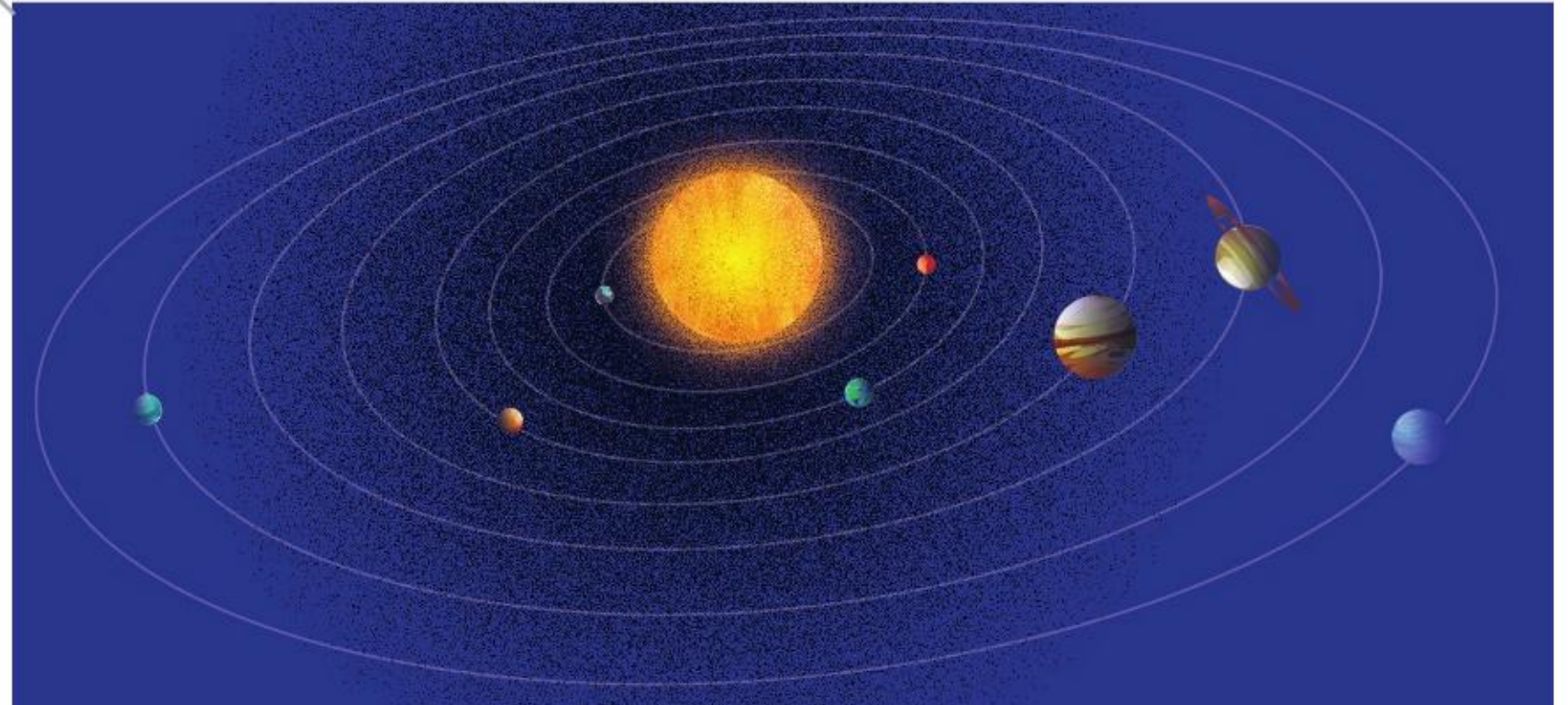
Nazwa cząstki subatomowej	Symbol cząstki	Ładunek elektryczny cząstki	Masa cząstki	Położenie cząstki w atomie
proton	p^+	+1	1 u	jądro atomowe
neutron	n^0	0	1 u	jądro atomowe
elektron	e^-	-1	$\frac{1}{1840} u$	powłoki wokół jądra atomowego

Dlaczego atomy w stanie wolnym są elektrycznie obojętne?

Okazuje się, że atomy w stanie wolnym są elektrycznie obojętne. Sumaryczny ładunek strefy dodatniej (jądro atomowe) równoważy przestrzeń pozajądrową, wykazującą sumaryczny ładunek ujemny. Dla przykładu – atom węgla zawiera w jądrze 6 protonów (ładunek dodatni) i 6 neutronów (ładunek obojętny). Sumarycznie niesie to ze sobą ładunek +6. W przestrzeni pozajądrowej znajduje się 6 elektronów, z których każdy obdarzony jest ładunkiem ujemnym. Po zsumowaniu ładunków jądra i przestrzeni pozajądrowej okazuje się, że w pełni się one równoważą.



2.8 Model budowy atomu siarki



2.9 Układ Słoneczny



Wnętrze atomu często porównywane jest do budowy Układu Słonecznego. Przyjrzyj się ilustracjom i powiedz, jakie podobieństwa dostrzegasz.

Rozważmy na przykładzie atomu innego pierwiastka chemicznego, czy będzie on dowodził stanu elektrycznie obojętnego. Atom argonu zawiera w jądrze 18 protonów (ładunek dodatni) i 22 neutrony (ładunek obojętny). Sumarycznie daje to ładunek +18. Poza jądrem argon ma 18 elektronów (ładunek ujemny). Po zsumowaniu ładunków jądra i przestrzeni pozajądrowej okazuje się, że w pełni się one równoważą. Identycznie będzie z każdym innym pierwiastkiem chemicznym.

Skąd wiadomo, ile cząstek subatomowych znajduje się w atomie danego pierwiastka chemicznego?

Chcąc określić, ile protonów (p^+), neutronów (n^0) czy elektronów (e^-) tworzy atom wybranego **pierwiastka chemicznego**, należy się posłużyć układem okresowym.

Zapis ogólny atomów pierwiastków chemicznych wygląda następująco:



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

Liczba masowa (A) – suma protonów (p^+) i neutronów (n^0).

Liczba atomowa (Z) – opisuje, ile protonów (p^+) tworzy jądro atomowe i ile elektronów (e^-) krąży dookoła jądra atomowego.

Jak określić wartość liczb A i Z dla atomów poszczególnych pierwiastków chemicznych oraz zapisać całość w postaci $^A_Z E$?

Przykład 9.

Wiedząc, że atom fluoru składa się z 9 protonów (p^+), 10 neutronów (n^0) i 9 elektronów (e^-), przedstaw te informacje w notacji $^A_Z E$.

Etap

Rozwiązanie

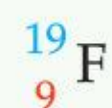
1. Ustal liczbę atomową (Z) dla atomu fluoru na podstawie podanej w zadaniu liczby protonów (p^+) lub elektronów (e^-).

liczba protonów (p^+) = 9
liczba elektronów (e^-) = 9
liczba atomowa (Z) = liczba protonów (p^+) = liczba elektronów (e^-)
liczba atomowa (Z) = 9

2. Oblicz liczbę masową (A), dodając do siebie liczbę protonów (p^+) i neutronów (n^0) w atomie fluoru.

liczba masowa (A) = liczba protonów (p^+) + liczba neutronów (n^0)
liczba masowa (A) = 9 + 10 = 19

3. Zastosuj notację $^A_Z E$.
W miejsce E wpisujemy symbol chemiczny pierwiastka chemicznego.
W miejsce A – jego liczbę masową, a w miejsce Z – jego liczbę atomową.



Przykład 10.

Ustal liczbę protonów (p^+), neutronów (n^0) i elektronów (e^-) w atomie fosforu o symbolu chemicznym ^{31}P i określ ich położenie w tym atomie.

Etap

1. Odszukaj w układzie okresowym fosfor, o symbolu chemicznym P, i odczytaj jego liczbę atomową (Z).

2. Określ liczbę protonów (p^+) i elektronów (e^-) dla fosforu.

3. Oblicz liczbę neutronów dla atomu fosforu.

4. Określ położenie cząstek subatomowych w atomie fosforu.

Rozwiązanie



liczba atomowa (Z) = 15

liczba atomowa (Z) = liczba protonów (p^+) = liczba elektronów (e^-)

liczba protonów (p^+) = 15

liczba elektronów (e^-) = 15

liczba masowa (A) = liczba protonów (p^+) + liczba neutronów (n^0)

liczba masowa (A) = 31

liczba neutronów (n^0) = liczba masowa (A) – liczba protonów (p^+)

liczba neutronów (n^0) = 31 – 15 = 16

Liczba i rodzaj cząstek subatomowych	Położenie w atomie
15 protonów (p^+)	jądro atomowe
16 neutronów (n^0)	jądro atomowe
15 elektronów (e^-)	powłoki wokół jądra atomowego

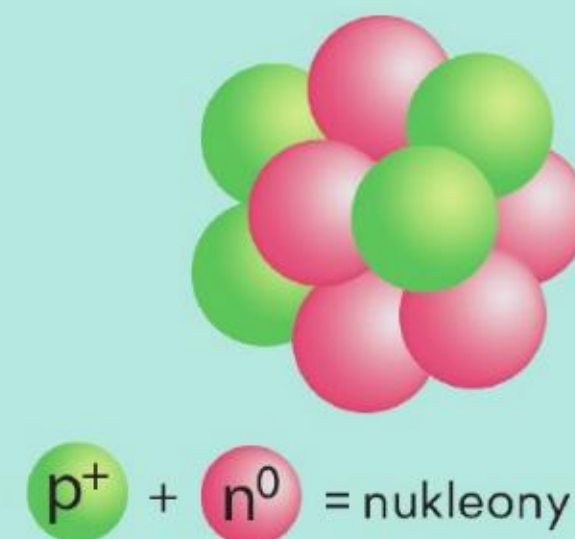
Jak unikać błędów przy określaniu liczby cząstek subatomowych?

Warto sprawdzić, czy wyliczona liczba protonów (p^+) i neutronów (n^0) po zsumowaniu będzie równa liczbie masowej (A) atomu danego pierwiastka chemicznego. Jednocześnie pamiętaj, że liczba atomowa (Z) jest równa liczbie protonów (p^+), które równe są liczbie elektronów (e^-) w atomie danego pierwiastka chemicznego. Jeśli którakolwiek z tych wartości nie będzie zgodna, należy powtórzyć obliczenia. Najczęściej popełnianym błędem jest mylenie liczby atomowej (Z) z liczbą masową (A) lub podawanie, że elektrony znajdują się w jądrze atomu.

Więcej na temat

Co to są nukleony?

Składniki jądra atomowego – protony i neutrony – nazywamy **nukleonami**. Każda z tych cząstek subatomowych ma masę **1 u** i jest aż **1840** razy cięższa od elektronu. W związku z tak dużą różnicą ustalono, że podając liczbę masową, wymieniamy tylko masę składników jądra atomu danego pierwiastka chemicznego.



W skrócie

- W skład atomów wchodzi cząstki subatomowe (w ujęciu tradycyjnym): protony (p^+), neutrony (n^0) i elektrony (e^-).
- Proton (p^+) ma ładunek elektryczny $+1$ i masę 1 u , neutron (n^0) ma ładunek elektryczny 0 i masę 1 u , elektron (e^-) ma ładunek elektryczny -1 i masę $\frac{1}{1840} \text{ u}$.
- Protony (p^+) i neutrony (n^0) tworzą jądro atomowe.
- Elektrony (e^-) znajdują się w przestrzeni pozajądrowej i tworzą powłoki elektronowe.
- Najbardziej wysunięta powłoka (ostatnia) nazywana jest powłoką walencyjną.
- Pierwiastek chemiczny to zbiór atomów o takiej samej liczbie atomowej (Z).
- Liczba atomowa (Z) jest równa liczbie protonów (p^+), które równe są liczbie elektronów (e^-) w atomie danego pierwiastka chemicznego.
- Liczba atomowa (Z) wyrażana jest liczbą całkowitą bez jednostki, natomiast masę atomową przedstawia się liczbą niecałkowitą z jednostką masy atomowej (u).
- Liczba masowa (A) to suma protonów (p^+) i neutronów (n^0) w atomie danego pierwiastka chemicznego.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

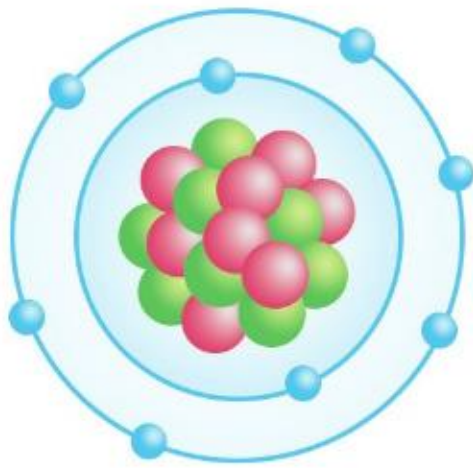
- 1 Ustal liczbę protonów (p^+), neutronów (n^0) i elektronów (e^-) wchodzących w skład atomów oznaczonych symbolami podanych pierwiastków chemicznych.
a) ${}^7_3\text{Li}$ b) ${}^{12}_6\text{C}$ c) ${}^{32}_{16}\text{S}$ d) ${}^{16}_8\text{O}$
- 2 Zapisz w zeszycie, używając notacji ${}^A_Z\text{E}$:
a) atom tlenu zawierający w jądrze 8 neutronów,
b) atom potasu zawierający w jądrze 20 neutronów.
- 3 Rozszyfruj, na podstawie poniższych informacji, o jakim pierwiastku chemicznym jest mowa, podaj jego nazwę i symbol chemiczny.
a) Atom tego pierwiastka ma liczbę atomową (Z) = 16.
b) Jądro atomu tego pierwiastka zawiera 19 protonów.
- 4 Skorzystaj z plasteliny (modeliny, koralików itp.) w dwóch kolorach i zbuduj model jądra atomu boru ${}^{11}\text{B}$.

2.5 Budowa atomu pierwiastka chemicznego a jego położenie w układzie okresowym

Podejmij temat



Ile powłok elektronowych
dostrzegasz na ilustracji obok?
Ile elektronów znajduje się
na ostatniej powłoce elektronowej?



Skąd wiemy, ile jest powłok elektronowych w atomie?

Atomy pierwiastków chemicznych wraz ze zwiększaniem się liczby atomowej (Z), mają coraz więcej elektronów (e^-) – są one w ciągłym ruchu i zajmują kolejne powłoki elektronowe. Obszary te w treści poprzedniej lekcji oznaczyliśmy jako okręgi, co jest pewnym uproszczeniem. Są to raczej „chmury ładunku”, czyli rozmyte przestrzenie, gdzie prawdopodobieństwo znalezienia elektronu jest największe. O **liczbie powłok elektronowych** w atomie informuje nas **numer okresu**, w którym znajduje się dany pierwiastek chemiczny w układzie okresowym. Powłokę elektronową znajdującą się najbliżej jądra atomowego oznaczamy literą K, kolejna to powłoka o symbolu L (dalsze mają oznaczenia zgodne z kolejnymi literami alfabetu). **Ostatnia – zewnętrzna powłoka elektronowa**, dla atomu danego pierwiastka chemicznego – to **powłoka walencyjna**. Krążące po niej elektrony to **elektrony walencyjne**. Rola tych elektronów będzie istotna w trwałym łączeniu się atomów.



Nie trzeba się uczyć na pamięć wartości zaprezentowanych w tabeli. Do wyznaczenia maksymalnej liczby elektronów możemy skorzystać ze wzoru $2n^2$, gdzie n to numer powłoki. Dla czwartej powłoki mamy: $n = 4$, zatem $2 \cdot 4^2 = 32$ elektrony.

Jak rozmieszczone są elektrony na powłokach?

Każda powłoka ma swoją maksymalną pojemność. Ustalono dokładną liczbę elektronów, jaka może się na nich znajdować. Poniższa tabela prezentuje maksymalne zapełnienie powłok. Oczywiście liczba elektronów na danej powłoce nie może przekraczać tej wskazanej w tabeli, ale nie oznacza to, że nie może ich być mniej.

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

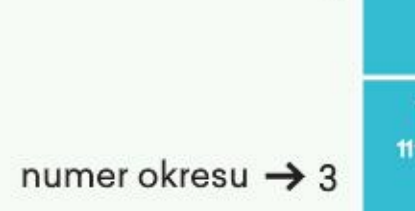
Jak określić liczbę elektronów walencyjnych pierwiastków grup głównych?

Liczbę elektronów walencyjnych określamy na podstawie numeru grupy, w której znajduje się dany pierwiastek chemiczny w układzie okresowym. Atomy pierwiastków chemicznych z głównych grup 1 i 2 układu okresowego mają odpowiednio 1 lub 2 elektrony walencyjne. Dla atomów pierwiastków chemicznych z głównych grup od 13 do 18 liczbę elektronów walencyjnych obliczamy, odejmując od numeru grupy liczbę 10. Wyjątkiem jest hel, który – mimo że znajduje się w grupie 18 – ma 2 elektrony walencyjne.

Jak narysować uproszczony model atomu konkretnego pierwiastka chemicznego?

Przykład 11.

Narysuj uproszczony model atomu sodu. Zaznacz powłokę walencyjną i elektrony walencyjne.

Etap	Rozwiązanie	
1. Ustal liczbę protonów (p^+) i elektronów (e^-) w atomie sodu.	Liczbę protonów (p^+) i elektronów (e^-) określamy na podstawie liczby atomowej (Z) = 11 liczba protonów (p^+) = 11 liczba elektronów (e^-) = 11	
2. Ustal liczbę powłok elektronowych w atomie sodu.	Liczba powłok elektronowych w atomie sodu jest równa numerowi okresu. Sód znajduje się w 3 okresie układu okresowego, więc jego atomy mają 3 powłoki elektronowe: K, L, M. Powłoka M jest powłoką walencyjną.	
3. Ustal liczbę elektronów walencyjnych.	O liczbie elektronów walencyjnych informuje nas numer grupy. Sód znajduje się w 1 grupie układu okresowego, więc jego atom ma 1 elektron walencyjny. Znajduje się on na powłoce walencyjnej – M.	
4. Narysuj uproszczony model atomu sodu.	Na uproszczonym modelu atomu sodu zaznacz: - ładunek jądra atomowego równy liczbie protonów, - powłoki elektronowe wraz z ich symbolami, - liczbę elektronów na poszczególnych powłokach (rozłokuj je, korzystając z tabeli na s. 66), - powłokę walencyjną, - elektrony walencyjne.	

Przykład 12.

Narysuj uproszczony model atomu fluoru. Zaznacz powłokę walencyjną i elektrony walencyjne.

Etap

1. Ustal liczbę protonów (p^+) i elektronów (e^-) w atomie fluoru.

Rozwiązanie

Liczbę protonów (p^+) i elektronów (e^-) określamy na podstawie

liczby atomowej (Z) = 9

liczba protonów (p^+) = 9

liczba elektronów (e^-) = 9

2. Ustal liczbę powłok elektronowych w atomie fluoru.

Liczba powłok elektronowych w atomie fluoru jest równa numerowi okresu.

Fluor znajduje się w 2 okresie układu okresowego, więc jego atomy mają 2 powłoki elektronowe: K, L. Powłoka **L** jest **powłoką walencyjną**.

3. Ustal liczbę elektronów walencyjnych.

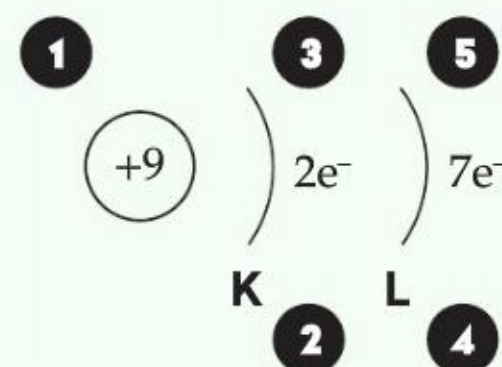
O liczbie elektronów walencyjnych informuje nas numer grupy. Pamiętaj, że dla pierwiastków chemicznych znajdujących się w grupach od 13 do 18 w układzie okresowym liczbę elektronów walencyjnych obliczamy, odejmując od numeru grupy liczbę 10. Fluor znajduje się w 17 grupie układu okresowego, więc jego atom ma **7 elektronów walencyjnych** ($17 - 10 = 7$). Znajdują się one na **powłoce walencyjnej – L**.

4. Narysuj uproszczony model atomu fluoru.

Na uproszczonym modelu atomu fluoru zaznacz:

- 1 ładunek jądra atomowego równy liczbie protonów,
- 2 powłoki elektronowe wraz z ich symbolami,
- 3 liczbę elektronów na poszczególnych powłokach (rozłokuj je, korzystając z tabeli na s. 66),
- 4 powłokę walencyjną,
- 5 elektrony walencyjne.

		18	
numer grupy ↓ 17			1
	F Fluor 19,00		2 ← numer okresu
			3
			4

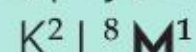


Więcej na temat

Jak zapisać konfigurację elektronową dla atomu?

Atom każdego pierwiastka chemicznego możemy opisać również z użyciem **konfiguracji elektronowej**, która przedstawia rozmieszczenie elektronów na poszczególnych powłokach.

Konfiguracja elektronowa atomu sodu wygląda następująco:



1. Jest to konfiguracja atomu sodu, ponieważ dodając do siebie liczby elektronów na poszczególnych powłokach elektronowych ($2 + 8 + 1$), otrzymujemy liczbę 11. Liczbę elektronów w atomie opisuje liczba atomowa (Z), a pierwiastkiem chemicznym, który ma liczbę atomową (Z) równą 11, jest sód.
2. W atomie sodu znajdują się 3 powłoki, ponieważ w konfiguracji elektronowej wymienione są trzy kolejne oznaczenia powłok elektronowych: K, L, M.
3. W atomie sodu powłoka **M** jest powłoką walencyjną. Występuje jako ostatnia w zapisie.
4. Atom sodu ma jeden elektron walencyjny. Odczytujemy to z liczby zapisanej przy powłoce walencyjnej (ostatniej).

Czy możemy określić właściwości pierwiastka chemicznego na podstawie jego położenia w układzie okresowym?

Na podstawie informacji zawartych w układzie okresowym możemy zaprojektować model atomu wybranego pierwiastka chemicznego. Budowa atomu ma bezpośredni wpływ na właściwości danego pierwiastka. Atomy wszystkich pierwiastków chemicznych tej samej grupy mają taką samą liczbę elektronów walencyjnych, natomiast atomy wszystkich pierwiastków tego samego okresu mają tę samą liczbę powłok elektronowych. Spójrzmy, jak się zmieniają właściwości pierwiastków chemicznych zgodnie z ich położeniem w układzie okresowym.

wzrost
charakteru
metalicznego

wzrost
aktywności
chemicznej
metali

wzrost liczby
powłok
elektronowych

wzrost
zdolności
oddawania
elektronów

1	2																18
1 1 H Wodór 1,01																	2 2 He Hel 4,00
2 3 Li Lit 6,94	4 4 Be Beryl 9,01											13 5 B Bor 10,81	14 6 C Węgiel 12,01	15 7 N Azot 14,01	16 8 O Tlen 16,00	17 9 F Fluor 19,00	18 10 Ne Neon 20,18
3 11 Na Sód 23,00	12 12 Mg Magnez 24,31											13 13 Al Glin 26,98	14 14 Si Krzem 28,09	15 15 P Fosfor 30,97	16 16 S Siarka 32,07	17 17 Cl Chlor 35,46	18 18 Ar Argon 39,96
4 19 K Potas 39,10	20 20 Ca Wapń 40,08	21 21 Sc Skand 44,96	22 22 Ti Tytan 47,87	23 23 V Wanad 50,94	24 24 Cr Chrom 52,00	25 25 Mn Mangan 54,94	26 26 Fe Żelazo 55,85	27 27 Co Kobalt 58,93	28 28 Ni Nikiel 58,69	29 29 Cu Miedź 63,55	30 30 Zn Cynk 65,39	31 31 Ga Gal 69,72	32 32 Ge German 72,61	33 33 As Arsen 74,92	34 34 Se Selen 78,96	35 35 Br Brom 79,90	36 36 Kr Krypton 83,80
5 37 Rb Rubid 85,47	38 38 Sr Srebro 87,62	39 39 Y Itr 88,91	40 40 Zr Cyrkon 91,22	41 41 Nb Niob 92,91	42 42 Mo Molibden 95,94	43 43 Tc Technet 97,91	44 44 Ru Ruten 101,07	45 45 Rh Ród 102,91	46 46 Pd Pallad 106,42	47 47 Ag Srebro 107,87	48 48 Cd Kadm 112,41	49 49 In Ind 114,82	50 50 Sn Cyna 118,71	51 51 Sb Antymon 121,76	52 52 Te Telur 127,60	53 53 I Jod 126,90	54 54 Xe Ksenon 131,29
6 55 Cs Cez 132,91	56 56 Ba Baryt 137,33	57 57 La Lantan 138,91	72 72 Hf Hafn 178,49	73 73 Ta Tantal 180,95	74 74 W Wolfram 183,84	75 75 Re Ren 186,21	76 76 Os Osm 190,23	77 77 Ir Iryd 192,22	78 78 Pt Platyna 195,08	79 79 Au Złoto 196,97	80 80 Hg Rtęć 200,59	81 81 Tl Tal 204,38	82 82 Pb Ołów 207,20	83 83 Bi Bizmut 208,98	84 84 Po Polon 209	85 85 At Astat 209	86 86 Rn Radon 222
7 87 Fr Franc 223	88 88 Ra Radium 226	89 89 Ac Aktyn 227	104 104 Rf Rutherford 261	105 105 Db Dubn 262	106 106 Sg Seaborg 266	107 107 Bh Bohr 264	108 108 Hs Hassium 277	109 109 Mt Meitner 268	110 110 Ds Darmstadt 281	111 111 Rg Roentgen 280	112 112 Cn Copernik 285	113 113 Nh Nihon 284	114 114 Fl Flerow 289	115 115 Mc Moscov 288	116 116 Lv Livermor 292	117 117 Ts Tenness 294	118 118 Og Oganesson 294
			58 58 Ce Cer 140,12	59 59 Pr Prasodym 140,91	60 60 Nd Neodym 144,24	61 61 Pm Promet 144,91	62 62 Sm Samar 150,36	63 63 Eu Europ 151,96	64 64 Gd Gadolin 157,25	65 65 Tb Terb 158,93	66 66 Dy Dyspros 162,50	67 67 Ho Holm 164,93	68 68 Er Erb 167,26	69 69 Tm Tul 168,93	70 70 Yb Iterb 173,04	71 71 Lu Luter 174,97	
			90 90 Th Tor 232,04	91 91 Pa Protaktyn 231,04	92 92 U Uran 238,03	93 93 Np Neptun 237,05	94 94 Pu Pluton 244,06	95 95 Am Ameryk 243,06	96 96 Cm Kuri 247,07	97 97 Bk Berkel 247,07	98 98 Cf Kaliforn 251,08	99 99 Es Einstein 252,09	100 100 Fm Ferm 257,10	101 101 Md Mendelew 258,10	102 102 No Nobel 259,10	103 103 Lr Loewen 262,11	

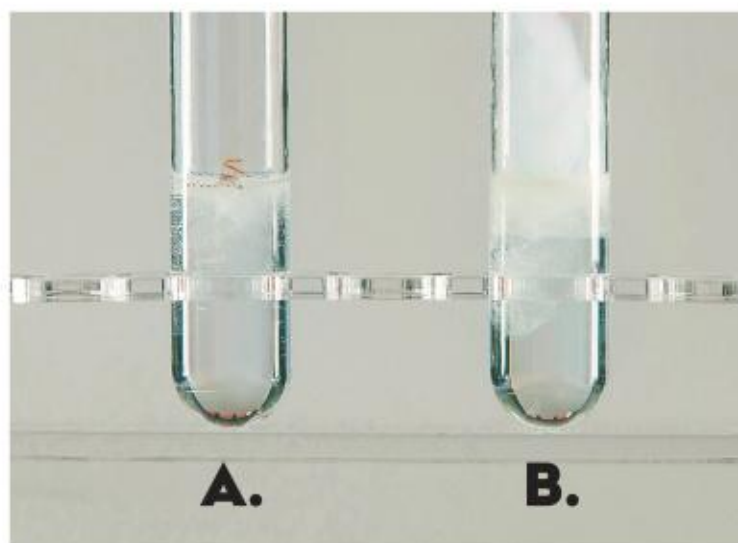
wzrost
charakteru
niemetalicznego

wzrost
aktywności
chemicznej
niemetali

wzrost zdolności
przyjmowania
elektronów

wzrost liczby elektronów
walencyjnych
(dla grup głównych)

wzrost charakteru
niemetalicznego

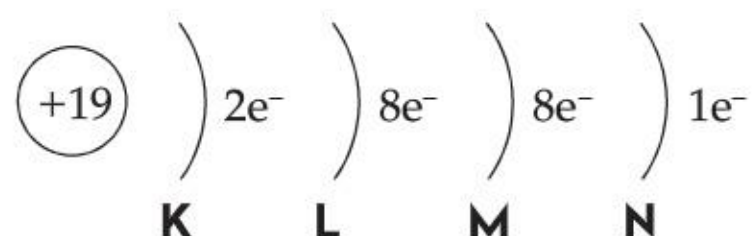


2.10 Potas (A.) reaguje z wodą gwałtowniej niż sód (B.)

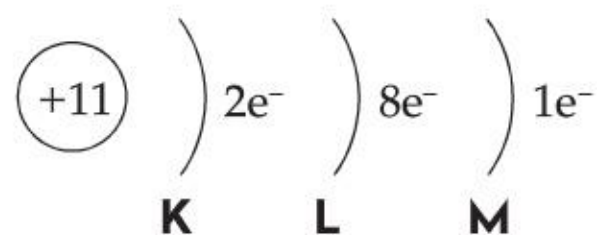
Sprawdźmy, jak zapisana na s. 69 interpretacja ma się do rzeczywistości, czyli do zmian właściwości pierwiastków chemicznych.

- **Grupa 1** – atomy wszystkich pierwiastków chemicznych mają na powłoce walencyjnej jeden elektron, wszystkie są bardzo aktywnymi metalami (często muszą być przechowywane w nafcie, bez dostępu tlenu z powietrza). Aktywność chemiczna (jeden ze sposobów interakcji między atomami pierwiastków chemicznych) rośnie w dół grupy, więc np. potas jest metalem bardziej aktywnym niż umieszczony wyżej sód (il. 2.10).

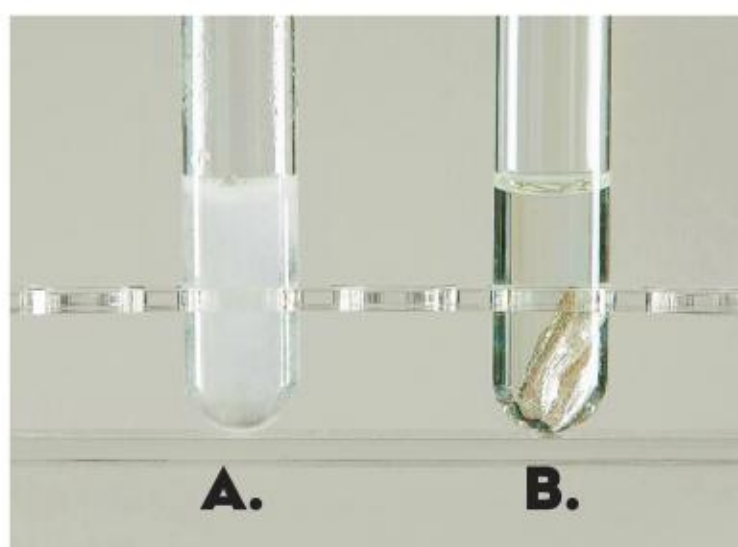
Jednym z powodów większej aktywności potasu niż sodu jest odległość elektronów tworzących powłokę walencyjną od jąder atomowych obu pierwiastków chemicznych. Potas ma cztery powłoki (il. 2.11), natomiast sód tylko trzy (il. 2.12). Wynika z tego, że w atomie potasu elektrony biorące udział w interakcjach między atomami są słabiej związane z jądrem (łatwiej je odebrać z powłoki walencyjnej) niż elektrony w atomie sodu.



2.11 Uproszczony model atomu potasu



2.12 Uproszczony model atomu sodu



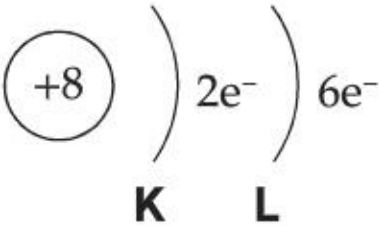
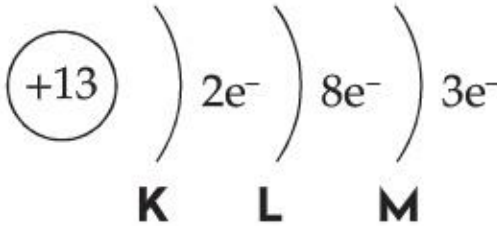
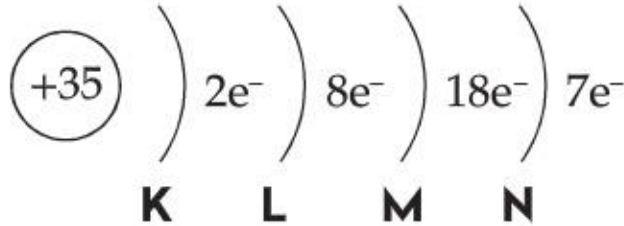
2.13 Sód (A.) reaguje z wodą gwałtownie, magnez (B.) dopiero po pewnym czasie lub po ogrzaniu układu. Sód jest metalem aktywniejszym od magnezu

- **Grupa 17** – atomy wszystkich pierwiastków chemicznych mają na powłoce walencyjnej siedem elektronów, prawie wszystkie są niemetalami. Ze względu na bardzo dużą aktywność chemiczną są one uważane za niebezpieczne. Wraz ze wzrostem liczby atomowej następuje spadek aktywności chemicznej niemetalu, dlatego najaktywniejszy jest fluor, a najmniej aktywny to jod.
- **Okres 3** – ze wzrostem liczby atomowej następuje wzrost liczby elektronów walencyjnych, dlatego atom sodu ma jeden elektron walencyjny, a atom chloru aż siedem elektronów walencyjnych. Charakter metaliczny pierwiastków zmniejsza się, więc sód, magnez i glin to metale, a krzem, fosfor, siarka, chlor i argon to niemetale. Najaktywniejszy spośród metali okresu trzeciego jest metal, który znajduje się w pierwszej grupie – sód, a najaktywniejszy niemetal to – umiejscowiony w grupie siedemnastej chlor. Podsumujmy – znajomość położenia pierwiastka w układzie okresowym ułatwia jego identyfikację, dostarcza wielu informacji o jego właściwościach i dlatego tablica ta jest podstawowym źródłem wiedzy chemika.

W skrócie

- Liczba powłok elektronowych jest równa numerowi okresu.
- Liczba elektronów walencyjnych dla pierwiastków chemicznych, znajdujących się w grupach głównych 1 i 2, jest odpowiednio równa numerowi grupy.
- Liczba elektronów walencyjnych dla pierwiastków chemicznych, znajdujących się w grupach głównych 13–18, jest równa numerowi grupy pomniejszonemu o 10.
- Na podstawie położenia pierwiastka chemicznego w układzie okresowym możemy określić niektóre jego właściwości, takie jak: aktywność chemiczna, charakter metaliczny / niemetaliczny czy zdolność do przyłączania bądź oddawania elektronów.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- Na podstawie poniższych informacji zapisz nazwę, symbol chemiczny i określ charakter chemiczny (metal / niemetal):
 - pierwiastka chemicznego, którego atomy mają 2 powłoki elektronowe i 2 elektrony walencyjne,
 - pierwiastka chemicznego, którego powłoka walencyjna ma symbol M i znajduje się na niej 7 elektronów walencyjnych,
 - pierwiastka chemicznego, który znajduje się w 16 grupie, a powłoki elektronowe w jego atomach mają symbole K, L i M.
- Narysuj uproszczony model atomu, zaznacz powłokę walencyjną i elektrony walencyjne dla podanych pierwiastków chemicznych.
 - lit
 - azot
 - argon
 - wapń
- Poniżej pokazano uproszczone modele atomów. Rozpoznaj, których pierwiastków chemicznych dotyczą, napisz ich nazwy, symbole chemiczne i określ charakter chemiczny (metal / niemetal).
 - 
 - 
 - 
- Podaj liczby atomowe oraz symbole chemiczne i nazwy pierwiastków chemicznych zawierających podane liczby protonów.
 - 18 protonów
 - 19 protonów
 - 12 protonów
 - 53 protony
- Oceń poprawność podanych zdań, jeśli są fałszywe – zmień zdanie tak, aby zawierało stwierdzenia zgodne z prawdą.
 - Pierwiastki chemiczne należące do tej samej grupy odznaczają się podobnymi właściwościami, ponieważ mają taką samą liczbę elektronów walencyjnych.
 - Pierwiastki chemiczne należące do tego samego okresu mają identyczną liczbę elektronów walencyjnych.
 - Najaktywniejszym metalem jest pierwiastek chemiczny, którego symbol chemiczny umiejscowiony jest w grupie 1.
 - Wzrost aktywności chemicznej metali dowodzi, że magnez jest metalem mniej aktywnym niż sód.
 - Atomy pierwiastków chemicznych grupy 2 na powłoce walencyjnej mają po 1 elektronie.
 - W atomie sodu znajdują się 2 powłoki elektronowe.
 - Atomy wszystkich pierwiastków chemicznych tego samego okresu mają identyczną liczbę powłok elektronowych.
- Podzielcie się na grupy zadaniowe. Każdy zespół otrzymuje zestaw rekwizytów: czystą kartkę A4, sznurek, nożyczki, kolorowe draże (cukierki przypominające guziki). Na kartkach wykonajcie, za pomocą pociętego sznurka i cukierków, uproszczone modele atomów węgla i fosforu.

2.6 Izotopy

Podejmij temat



Czym się różnią przedstawione obok babeczki?
Czy mają jakieś podobne cechy (np. smak, zapach)?



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

Izotopy – odmiany tego samego pierwiastka chemicznego różniące się liczbą neutronów (n^0) w jądrze atomowym.

Ciekawe!

Izotop węgla ^{14}C znalazł zastosowanie w tzw. datowaniu radiowęglowym, czyli metodzie badania wieku przedmiotów, która opiera się na wyznaczeniu proporcji między izotopami: ^{14}C a ^{12}C i ^{13}C w badanej próbce. Stosuje się ją np. w określaniu wieku drzew.

Co to są izotopy?

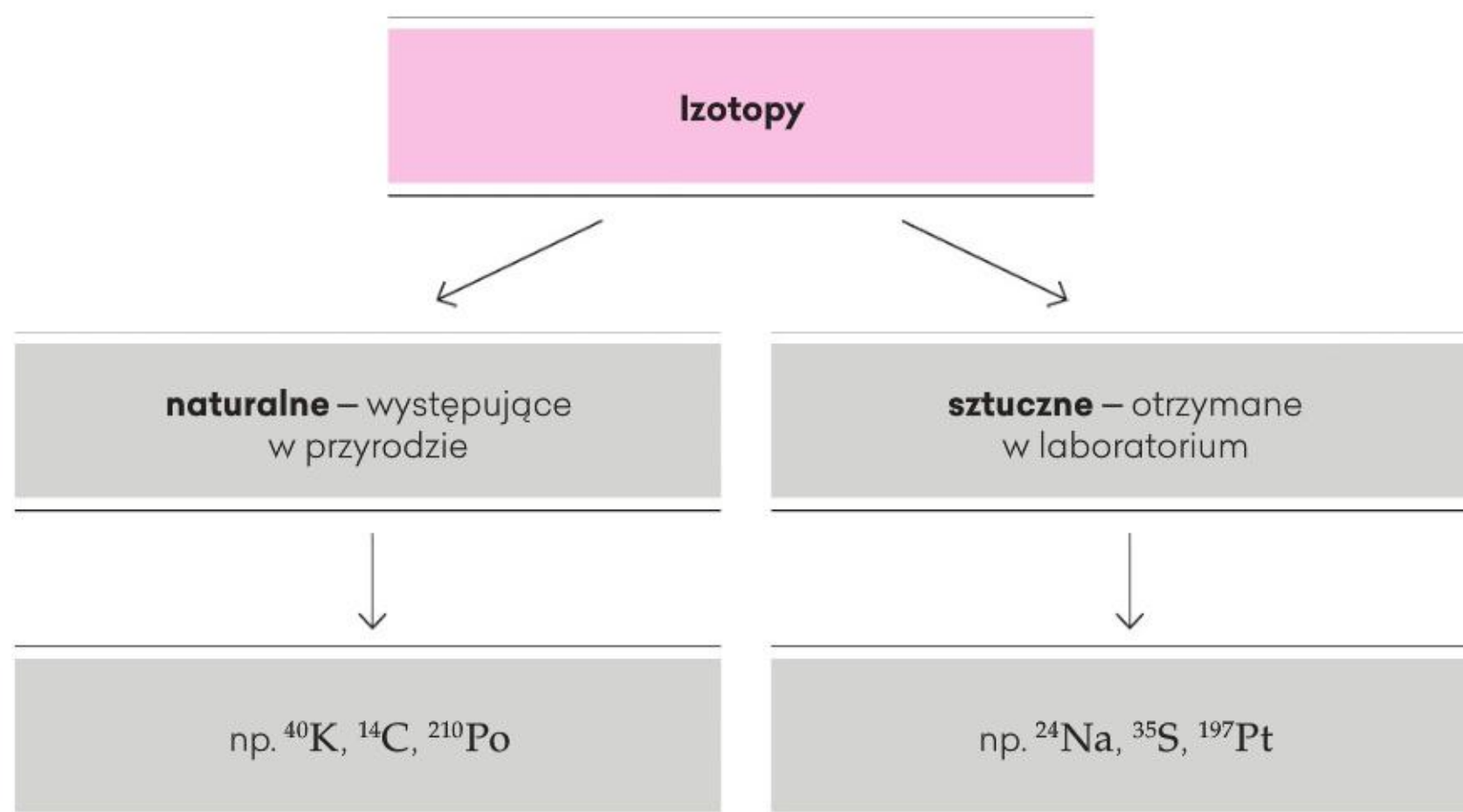
Potrafisz już opisać budowę wewnętrzną atomów różnych pierwiastków chemicznych i narysować ich uproszczone modele. Znasz również definicję **pierwiastka chemicznego**.

Nadszedł czas na poznanie różnic, jakie mogą występować między atomami tego samego pierwiastka chemicznego. Zdecydowana większość pierwiastków chemicznych, których symbole znajdują się w układzie okresowym, występuje w odmianach nazywanych **izotopami**.

Izotopy tego samego pierwiastka chemicznego **różnią się między sobą liczbą neutronów** (n^0) w jądrze atomowym, co w konsekwencji wpływa na różne wartości liczb masowych (A) dla poszczególnych odmian.

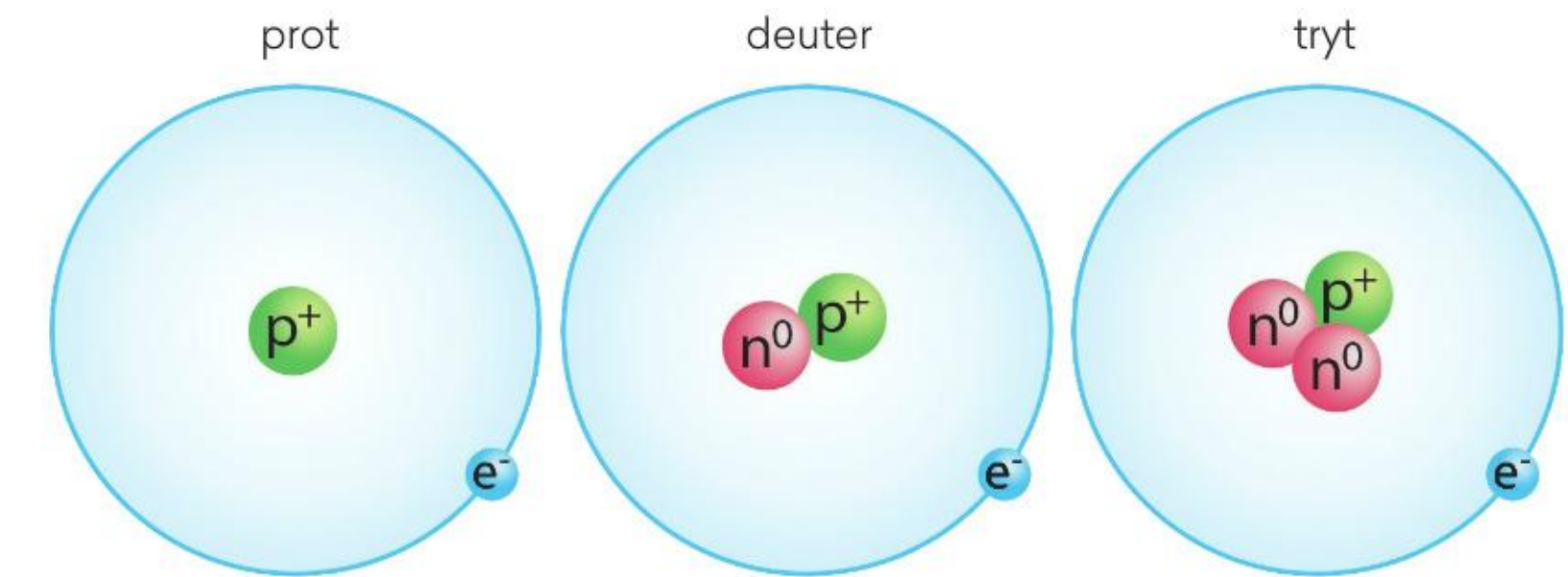
Jak dzielimy izotopy?

Jedną z metod podziału izotopów jest selekcja uwzględniająca ich pochodzenie.

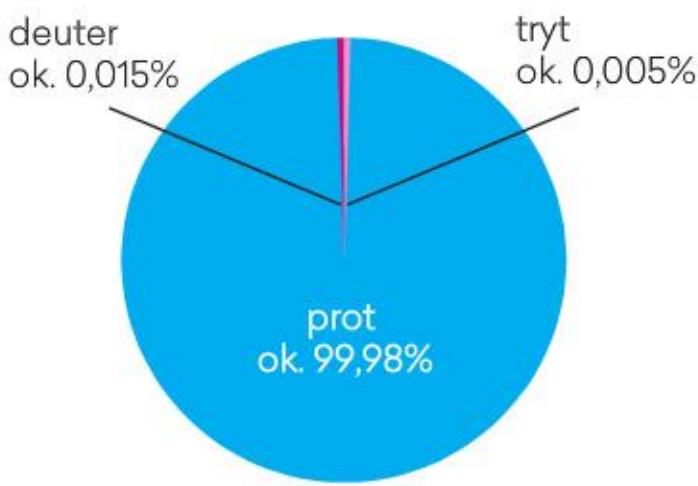


Jaką budowę mają atomy izotopów wodoru?

Na Ziemi występują – w różnych ilościach (il. 2.14) – trzy naturalne odmiany atomów zawierających jeden proton (p^+) i jeden elektron (e^-), ale różne liczby neutronów (n^0) w jądrze atomowym. Opisu jąca je liczba atomowa (Z) jest więc równa 1. Mieszanina tych trzech odmian składa się na pierwiastek chemiczny, który w układzie okresowym oznaczamy symbolem chemicznym H i nazywamy wodorem (il. 2.15).



2.15 Izotopy wodoru



2.14 Łatwo zauważyć, że ilości trytu są śladowe, deuter wnosi tylko niewielki udział, natomiast główną odmianą wodoru jest izotop o nazwie prot. Wszystkie inne izotopy wodoru zostały otrzymane sztucznie w laboratorium

Izotop (symbol i nazwa)	Liczba p^+	Liczba e^-	Liczba n^0	Liczba masowa (A)	Inne cechy
^1_1H – prot	1	1	0	1	najlżejszy ze wszystkich izotopów wodoru, niemetal, stan skupienia – gazowy, ma bardzo małą gęstość
^2_1H – deuter lub ^2_1D	1	1	1	2	zachowuje większość cech chemicznych protu, dwa razy „cięższy” od protu, dlatego zyskał miano ciężkiego wodoru, nietoksyczny
^3_1H – tryt lub ^3_1T	1	1	2	3	trzykrotnie „cięższy” od protu, przez niekorzystny nadmiar liczby neutronów dąży do rozpadu, toksyczny

Na podstawie powyższej tabeli możemy wywnioskować, że trzy izotopy wodoru różnią się między sobą liczbą neutronów w jądrach atomowych. Liczba protonów jest identyczna. Zachowana jest również taka sama liczba atomowa (Z) równa 1. Zgodnie z definicją dowodzi to, że mamy do czynienia z tym samym pierwiastkiem chemicznym.

Dlaczego masy atomowe przedstawiamy w formie ułamka dziesiętnego?

Liczba masowa razem z liczbą atomową jest wykorzystywana do opisu konkretnego atomu. Pod pojęciem pierwiastka chemicznego rozumiemy mieszaninę izotopów, które składają się na dany pierwiastek. Izotopy różnią się między sobą częstotliwością występowania. Znaając te dane, możemy obliczyć średnią masę atomów danego pierwiastka chemicznego – masę atomową, która w wyniku uśrednienia jest przedstawiana w formie ułamka dziesiętnego.

Masa atomowa – masa atomu wyrażona w jednostkach masy atomowej (u). Jest to średnia masa atomów danego pierwiastka chemicznego z uwzględnieniem jego składu izotopowego. Jest to zatem przykład średniej ważonej.



Średnią ważoną znasz już z lekcji matematyki. Jest ona użyteczna np. przy obliczaniu spodziewanej oceny końcowej. Jest to średnia, której wynik zależy od wagi jej poszczególnych elementów.

Masa atomowa chloru wynosi 35,45 u, jest więc średnią ważoną obliczoną na podstawie rozpowszechnienia izotopów ^{35}Cl i ^{37}Cl . Przeanalizujmy proces ustalania masy atomowej na przykładzie izotopów chloru, występujących na Ziemi.

liczba neutronów (n^0) = 18
liczba protonów (p^+) = 17
liczba elektronów (e^-) = 17



← chlor ma dwa izotopy →



liczba neutronów (n^0) = 20
liczba protonów (p^+) = 17
liczba elektronów (e^-) = 17

zawartość w mieszaninie – 75,8%
masa atomowa – 34,97 u

zawartość w mieszaninie – 24,2%
masa atomowa – 36,97 u

Żeby policzyć masę atomową chloru, powinniśmy zastosować wzór:

$$m_{\text{at.}} = \frac{m_{\text{at. izotopu 1}} \cdot \%_{\text{izotopu 1}} + m_{\text{at. izotopu 2}} \cdot \%_{\text{izotopu 2}}}{100\%}$$

$$m_{\text{at. Cl}} = \frac{34,97 \text{ u} \cdot 75,8\% + 36,97 \text{ u} \cdot 24,2\%}{100\%} \approx 35,45 \text{ u}$$

Właśnie dlatego w układzie okresowym pierwiastków chemicznych przy symbolu chloru widnieje taka wartość.

Gdyby inny pierwiastek chemiczny miał np. trzy izotopy, to w równaniu należałoby uwzględnić jego procentową zawartość oraz masę atomową. Tak samo dla większej liczby izotopów. Odniesieniem do izotopów jest porównanie ich do babeczek. Powstały z tego samego ciasta, są podobne kształtem, różnią się jednak pewnymi elementami, np. dodatkiem kakao, czekolady.

Jak wykorzystujemy właściwości niektórych izotopów?

Ze względu na zróżnicowane właściwości fizyczne i chemiczne izotopy znalazły szerokie zastosowanie w wielu dziedzinach naszego życia. Podajmy kilka ciekawszych przykładów ich zastosowań.



2.16 Paliwo w reaktorach jądrowych produkujących prąd elektryczny



2.17 Źródło energii w bombie atomowej



2.18 Określanie wieku szczątków roślin i zwierząt

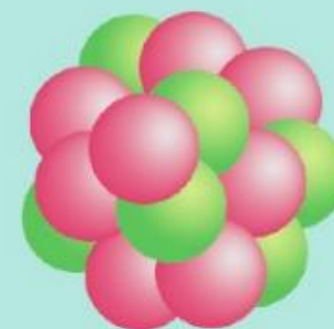


2.19 Radioterapia w leczeniu niektórych typów nowotworów

Więcej na temat

Czym dokładnie jest jednostka masy atomowej?

Poznaliśmy już definicję jednostki masy atomowej. Wiemy też, że większość pierwiastków chemicznych może występować w różnych odmianach, tzw. izotopach. Jako przykład można wymienić izotopy węgla.



Trzy izotopy węgla: ${}^{12}\text{C}$, ${}^{13}\text{C}$, ${}^{14}\text{C}$ z zaznaczonymi różnicami składu jądra atomowego

Wszystkie stosowane w chemii jednostki powinny bardzo precyzyjnie określać opisywaną wielkość. W związku z tym jednostka masy atomowej została wyprowadzona na podstawie konkretnego izotopu węgla – ${}^{12}\text{C}$. Jest on tak zwanym wzorcem, czyli izotopem, do którego masy odnoszone są wartości mas wszystkich pierwiastków chemicznych. Zgodnie z tą informacją możemy doprecyzować definicję.

Jednostka masy atomowej – (u) – jest równa $\frac{1}{12}$ masy atomu izotopu węgla ${}^{12}\text{C}$.

Izotop ${}^{12}\text{C}$ został uznany za wzorec w 1960 r. przez komisję IUPAC (polska nazwa: Międzynarodowa Unia Chemii Czystej i Stosowanej). Przed węglem stosowano w fizyce izotop tlenu ${}^{16}\text{O}$, a w chemii – naturalną mieszaninę izotopów. Takie działanie było nieprecyzyjne i stwarzało wiele niepotrzebnych nieścisłości.

W skrócie

- Pierwiastek chemiczny jest mieszaniną izotopów.
- Izotopy to odmiany tego samego pierwiastka chemicznego, którego atomy różnią się między sobą liczbą neutronów (n^0) i liczbą masową (A).
- Wodór ma trzy naturalne izotopy: prot, deuter, tryt.
- Masa atomowa jest wynikiem uśrednienia mas i rozpowszechnienia w przyrodzie izotopów danego pierwiastka chemicznego.
- Izotopy ze względu na zróżnicowane właściwości fizyczne i chemiczne znalazły szerokie zastosowanie w wielu dziedzinach.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Narysuj skład jąder atomowych izotopów: ${}^{42}\text{Ca}$, ${}^{18}\text{O}$, ${}^{25}\text{Mg}$.
- 2 Wyjaśnij, czym się różnią od siebie izotopy: ${}^{39}\text{K}$, ${}^{40}\text{K}$ i ${}^{41}\text{K}$.
- 3 Zapisz w notacji ${}^A_Z\text{E}$ izotopy, których jądra atomowe składają się z:
 - a) 3 protonów i 4 neutronów,
 - b) 16 protonów i 18 neutronów,
 - c) 7 protonów i 7 neutronów.
- 4 Skorzystaj z zasobów internetu i wyszukaj informacje na temat zastosowania izotopów w medycynie. Wymień, jakie to izotopy i do czego są stosowane.



UWAGA! PROMIENIOWANIE

Niektóre izotopy pierwiastków chemicznych wykazują bardzo specyficzną właściwość. Ich atomy potrafią samoistnie przemienić się w atomy innych pierwiastków chemicznych, emitując przy tym promieniowanie. Nazywamy je **izotopami promieniotwórczymi**.

Przykłady izotopów promieniotwórczych:



Pierwsze, naturalne izotopy promieniotwórcze odkryła i zbadała **Maria Skłodowska-Curie**. Swoje doświadczenia prowadziła we Francji, ponieważ w ówczesnych czasach w Królestwie Polskim kobiety nie mogły pobierać nauk na uczelniach. Prace badawcze Marii Skłodowskiej-Curie zaowocowały odkryciem dwóch nowych pierwiastków – **polonu** i **radu** oraz opisaniem **zjawiska promieniotwórczości**. Za swoje dokonania została dwukrotnie nagrodzona Nagrodą Nobla.

Promieniotwórczość (radioaktywność) – zdolność do rozpadu jąder atomowych niektórych pierwiastków, która połączona jest z wysyłaniem promieniowania jądrowego (α – alfa, β – beta, γ – gamma). Naturalna promieniotwórczość Ziemi jest neutralna dla naszych organizmów. Podwyższone dawki promieniowania mają negatywny wpływ na komórki organizmów żywych. Tam, gdzie jest stosowane promieniowanie radioaktywne, należy zabezpieczać się przed jego negatywnymi skutkami, stosując odpowiednie materiały:

- cząsteczki alfa zatrzymuje już kartka (papier),
- cząsteczki beta zatrzymuje płytka z aluminium,
- promieniowanie gamma zatrzymuje gruba płyta z ołowiu.

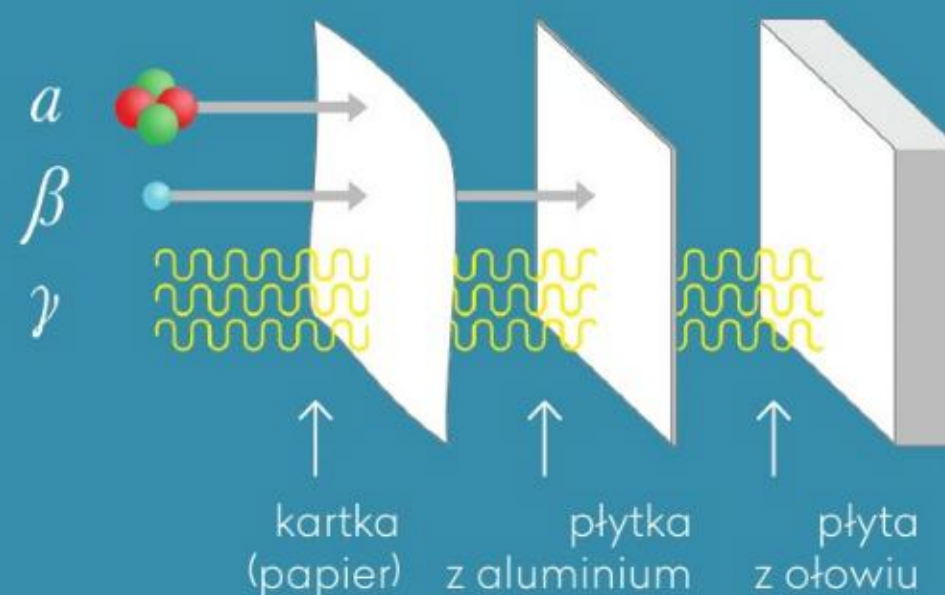
1. Za pomocą dostępnych źródeł wyjaśnij, co wspólnego ma zjawisko promieniotwórczości z bombą atomową.
2. Elektrownie atomowe służą do produkcji prądu elektrycznego z wykorzystaniem zjawiska kontrolowanej promieniotwórczości. Wykorzystaj dostępne źródła i opisz przyczyny oraz skutki awarii elektrowni w Czarnobylu i Fukushima.



Oznaczenie substancji promieniotwórczej



Maria Skłodowska-Curie
(1867–1934)



Rodzaje promieniowania oraz metody ochrony przed nimi

Energię promieniowania podaje się w jednostce nazywanej siwerty (Sv). Do jej pomiaru służy **licznik Geigera**, który wraz ze zwiększaniem się promieniowania zwiększa częstotliwość emitowania charakterystycznego dźwięku (rodzaj trzasków).

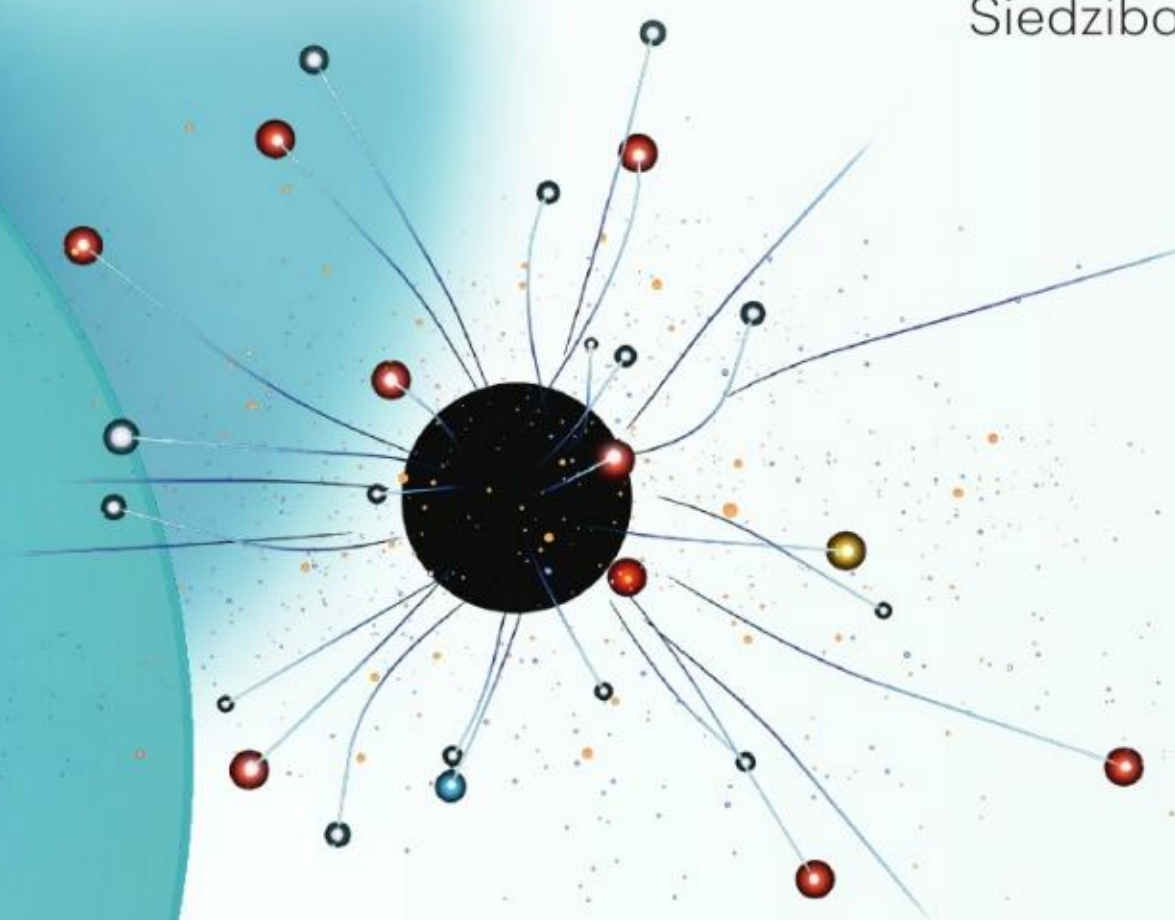
W 1938 roku została obalona teoria niepodzielności atomu. Niemiecki chemik Otto Hahn chciał stworzyć pierwiastki cięższe od uranu, kierując na jego atomy strumień neutronów. Doświadczenie nie powiodło się i jego efektem było uzyskanie pierwiastka lżejszego od uranu – baru. Jednak rok później inni eksperci uznali ten eksperyment za pierwszą udaną próbę rozbicia jądra atomu w warunkach laboratoryjnych. Działanie to zapoczątkowało dalsze badania cząstek subatomowych. W ich efekcie powstała **Europejska Organizacja Badań Jądrowych (CERN)**, która obecnie zrzesza 23 państwa. Jej siedziba mieści się na granicy Francji i Szwajcarii, a samo centrum badawcze z racji specyficznych warunków laboratoryjnych znajduje się w podziemnym tunelu.

W 2008 roku uruchomiono w CERN **Wielki Zderzacz Hadronów** – urządzenie przyspieszające cząstki subatomowe do bardzo dużej prędkości. Są one w stanie 11 tysięcy razy na sekundę okrążyć tunel o długości 27 km. Moc urządzenia pozwoliła potwierdzić istnienie bozonów Higgsa – nowej cząstki subatomowej.

Pomiar promieniowania za pomocą licznika Geigera



Siedziba CERN



Wizualizacja momentu zderzeń cząstek w Wielkim Zderzacz Hadronów

3. Czy Polska należy do Europejskiej Organizacji Badań Jądrowych CERN?

4. Dlaczego warto budować nowe, specjalistyczne laboratoria badawcze? Uargumentuj swoje zdanie.
5. Wykorzystaj dostępne źródła informacji i wymień oraz opisz krótko inne, wyjątkowe laboratoria badawcze.

6. Korzystając z internetu, sprawdź, czym się zajmuje Narodowe Centrum Promieniowania Synchrotronowego SOLARIS w Krakowie.


Podsumowanie działu 2

Ważne pojęcia

dyfuzja	atom	cząsteczka	układ okresowy pierwiastków chemicznych	grupa	okres
liczba atomowa	jednostka masy atomowej	masa atomowa ✕	masa cząsteczkowa	proton	
neutron	elektron	powłoka walencyjna	liczba masowa	pierwiastek chemiczny	izotopy ✕

- **Dyfuzja** – samoistne wnikanie cząsteczek jednej substancji między cząsteczki drugiej.
- **Atom** – podstawowy składnik substancji prostej, zachowujący i wykazujący jej właściwości.
- **Cząsteczka** – trwałe połączenie minimum dwóch atomów.
- **Układ okresowy pierwiastków chemicznych** podzielony jest na pionowe **grupy** i poziome **okresy**.
- **Liczba atomowa** (Z) jest równa liczbie protonów (p^+), które równe są liczbie elektronów (e^-) w atomie danego pierwiastka chemicznego.
- **Jednostka masy atomowej** – unit, $1\text{ u} \approx 1,66 \cdot 10^{-24}\text{ g}$.

● **Masa atomowa** – średnia mas i rozpowszechnienia w przyrodzie izotopów danego pierwiastka chemicznego wyrażona w jednostkach masy atomowej (u).

● **Masa cząsteczkowa** – masa cząsteczki związku chemicznego wyrażona w jednostce masy atomowej (u).

● **Proton** (p^+) – cząstka subatomowa, składnik jądra atomowego, ładunek elektryczny $+1$, masa 1 u .

● **Neutron** (n^0) – cząstka subatomowa, składnik jądra atomowego, ładunek elektryczny 0 , masa 1 u .

● **Elektron** (e^-) – cząstka subatomowa, znajduje się w atomie w przestrzeni pozajądrowej, ładunek elektryczny -1 , masa $\frac{1}{1840}\text{ u}$.

● **Powłoka walencyjna** – nazwa ostatniej (zewnętrznej) powłoki elektronowej w atomie.

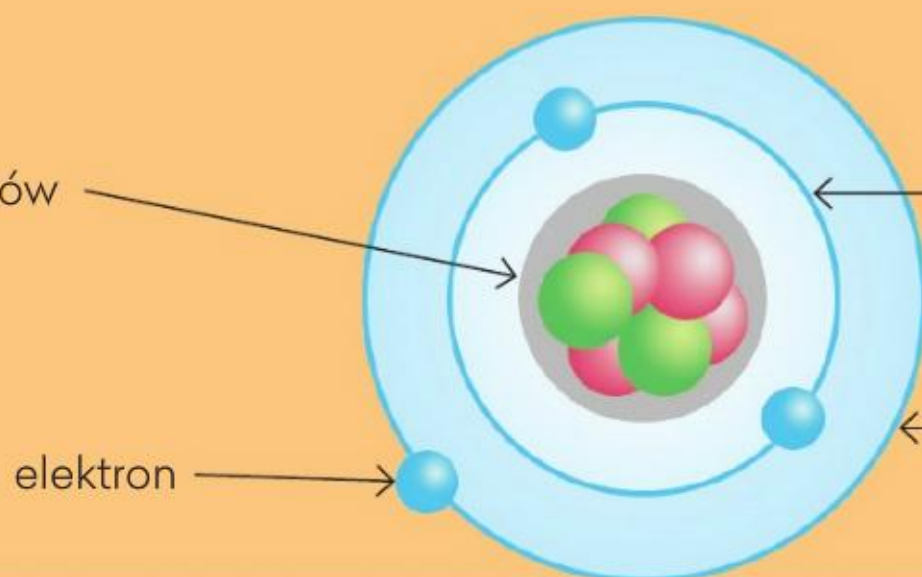
● **Liczba masowa** (A) – suma protonów (p^+) i neutronów (n^0) w atomie danego pierwiastka chemicznego.

● **Pierwiastek chemiczny** – zbiór atomów o takiej samej liczbie atomowej (Z).

● **Izotopy** – atomy tego samego pierwiastka chemicznego różniące się między sobą liczbą neutronów (n^0) w jądrze atomowym i liczbą masową (A).

Budowa atomu

jądro atomowe
zbudowane z protonów
i neutronów



powłoka elektronowa to miejsce,
gdzie szansa znalezienia elektronu
jest największa

powłoka walencyjna (zewnętrzna),
najbardziej wysunięta powłoka
elektronowa

● Uproszczony **schemat modelu atomu** krzemu i informacje, jakie możemy na jego podstawie odczytać



- Liczba atomowa krzemu = 14, czyli liczba protonów = 14. Znajdują się one w jądrze atomowym i tworzą ładunek +14.
- Atom krzemu ma 3 powłoki elektronowe: K, L, M, ponieważ znajduje się w 3 okresie układu okresowego.
- 14 elektronów jest umieszczonych na 3 powłokach elektronowych.
- Na powłoce walencyjnej (M) znajdują się 4 elektrony, ponieważ krzem umiejscowiony jest w 14 grupie układu okresowego. Liczbę elektronów walencyjnych pierwiastków chemicznych znajdujących się w grupach głównych od 13 do 18 obliczamy, odejmując od numeru grupy liczbę 10.
- Pozostałe 10 elektronów rozkładamy na wcześniejszych powłokach zgodnie z ich maksymalną ilością na danej powłoce elektronowej: K – 2e⁻, L – 8e⁻.

● Jak zmieniają się właściwości pierwiastków chemicznych w układzie okresowym?

W grupie	W okresie
wraz ze wzrostem liczby atomowej następuje	
wzrost liczby powłok elektronowych (rośnie promień atomów)	zmniejszenie promienia atomowego (wyjątek stanowi grupa 18)
wzrost charakteru metalicznego	zmniejszenie charakteru metalicznego
zmniejszenie charakteru niemetalicznego	wzrost charakteru niemetalicznego
wzrost aktywności chemicznej metali	spadek aktywności chemicznej metali
spadek aktywności chemicznej niemetalii	wzrost aktywności chemicznej niemetalii
wzrost zdolności oddawania elektronów w atomach metali	wzrost liczby elektronów walencyjnych (dla grup głównych)
zmniejszenie zdolności przyjmowania elektronów w atomach niemetalii	wzrost zdolności przyłączania elektronów

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1
- Określ, które z podanych stwierdzeń są prawdziwe, a które – fałszywe.
- a)

W układzie okresowym rzędy nazywamy okresami, a kolumny – grupami.

b)

Pierwiastek chemiczny, który leży w 2 okresie i 15 grupie, to fosfor.

c)

Liczba atomowa wapnia jest równa 40.

d)

Za twórcę układu okresowego pierwiastków uważa się Dymitra Mendelejewa.

- 2 Wybierz poprawne zakończenia zdań.
- Masa atomowa krzemu wynosi

A. 14 u. B. 29 u. C. 28 u. D. 36 g.
 - Substancja, której cząsteczka ma wzór H_2SO_4 zawiera w sobie następującą liczbę atomów poszczególnych pierwiastków chemicznych:

A. 1 atom wodoru, 1 atom siarki, 1 atom tlenu.
 B. 2 atomy wodoru, 4 atomy siarki, 4 atomy tlenu.
 C. 2 atomy wodoru, 1 atom krzemu, 4 atomy tlenu.
 D. 2 atomy wodoru, 1 atom siarki, 4 atomy tlenu.
- Masa cząsteczkowa wody jest równa

A. 17 u. B. 17 g. C. 18 u. D. 18 g.
- 3 Oceń prawdziwość podanych stwierdzeń. Zapisz literę P, jeśli stwierdzenie jest prawdziwe, albo F, jeśli jest fałszywe.
- W atomach liczba protonów jest równa liczbie elektronów.
 - Atomy fosforu mają 5 elektronów walencyjnych.
 - Liczba masowa (A) to suma liczb protonów i elektronów w atomie.
 - Pierwiastki chemiczne są ułożone w układzie okresowym według wzrastającej liczby atomowej (Z).
- 4 Wskaż, który uproszczony schemat modelu atomu jest modelem atomu fluoru.
- A.

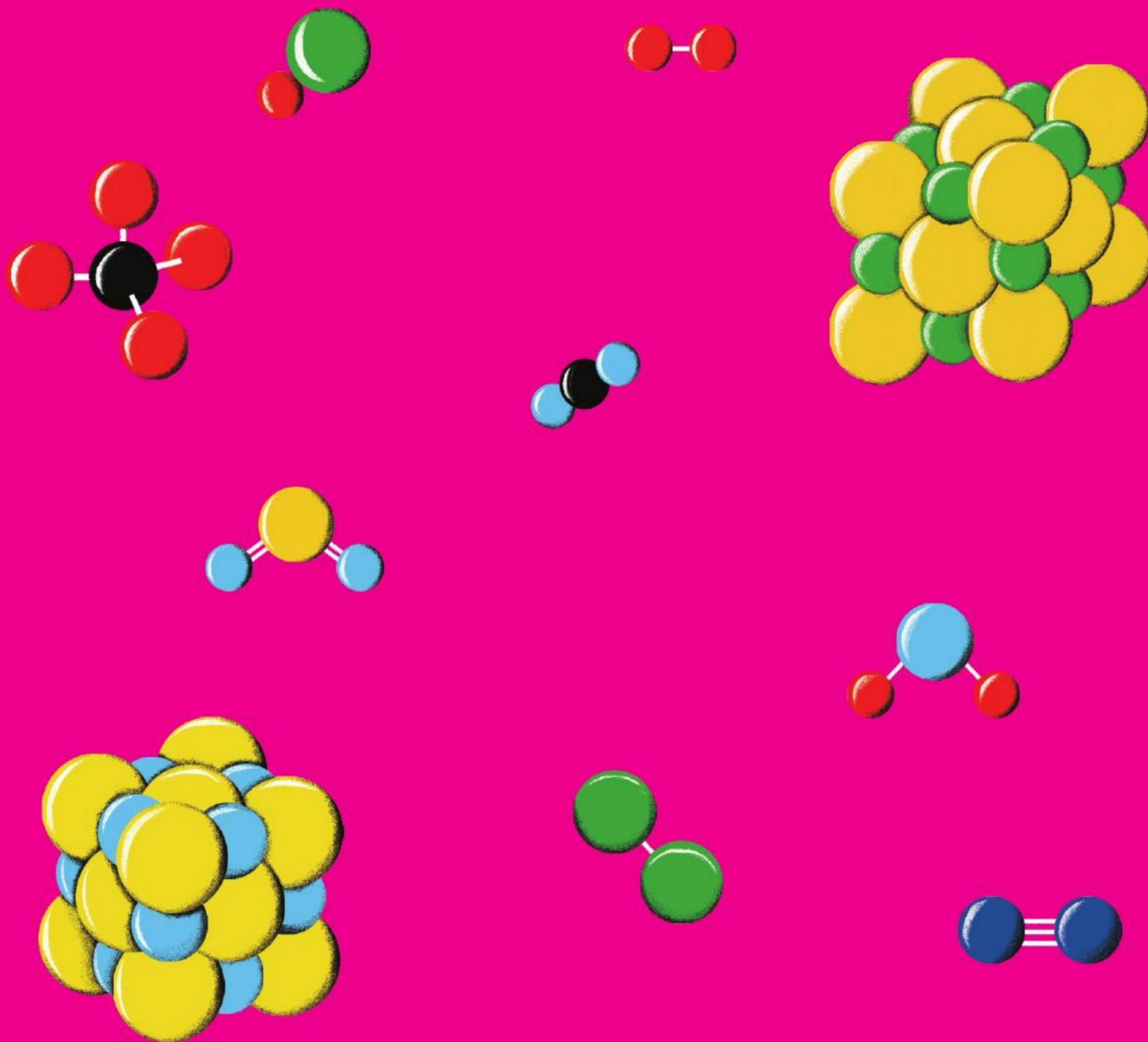
B.

C.

D.
- 5 Wybierz szereg, w którym zapisane są wyłącznie izotopy tego samego pierwiastka chemicznego.
- A. $^{44}_{20}\text{E}$, $^{40}_{20}\text{E}$, $^{46}_{20}\text{E}$ B. $^{27}_{13}\text{E}$, $^{28}_{14}\text{E}$, $^{31}_{15}\text{E}$ C. ^6_3E , ^7_3E , ^9_4E D. $^{36}_{16}\text{E}$, $^{37}_{17}\text{E}$, $^{38}_{18}\text{E}$
- 6 Skorzystaj z fragmentu układu okresowego pierwiastków chemicznych i podaj w punktach trzy właściwości pierwiastków chemicznych, które zwiększają się wraz ze wzrostem numeru grupy układu okresowego.

1																	18		
1	 ¹₁H Wodór 1,01														 ²₂He Hel 4,00				
2	 ³₃Li Lit 6,94	 ⁴₄Be Beryl 9,01												 ⁵₅B Bor 10,81	 ⁶₆C Węgiel 12,01	 ⁷₇N Azot 14,01	 ⁸₈O Tlen 15,99	 ⁹₉F Fluor 19,00	 ¹⁰₁₀Ne Neon 20,18
3	 ¹¹₁₁Na Sód 23,00	 ¹²₁₂Mg Magnez 24,31												 ¹³₁₃Al Glin 26,98	 ¹⁴₁₄Si Krzem 28,09	 ¹⁵₁₅P Fosfor 30,97	 ¹⁶₁₆S Siarka 32,07	 ¹⁷₁₇Cl Chlor 35,45	 ¹⁸₁₈Ar Argon 39,95
			3	4	5	6	7	8	9	10	11	12							
4	 ¹⁹₁₉K Potas 39,10	 ²⁰₂₀Ca Wapń 40,08	 ²¹₂₁Sc Skand 44,96	 ²²₂₂Ti Tytan 47,87	 ²³₂₃V Wanad 50,94	 ²⁴₂₄Cr Chrom 52,00	 ²⁵₂₅Mn Mangan 54,94	 ²⁶₂₆Fe Żelazo 55,85	 ²⁷₂₇Co Kobalt 58,93	 ²⁸₂₈Ni Nikiel 58,69	 ²⁹₂₉Cu Miedź 63,55	 ³⁰₃₀Zn Cynk 65,39	 ³¹₃₁Ga Gal 69,72	 ³²₃₂Ge German 72,61	 ³³₃₃As Arsen 74,92	 ³⁴₃₄Se Selen 78,96	 ³⁵₃₅Br Brom 79,90	 ³⁶₃₆Kr Krypton 83,80	
5	 ³⁷₃₇Rb Rubid 85,47	 ³⁸₃₈Sr Stront 87,62	 ³⁹₃₉Y Itr 88,91	 ⁴⁰₄₀Zr Cyrkon 91,22	 ⁴¹₄₁Nb Niob 92,91	 ⁴²₄₂Mo Molibden 95,94	 ⁴³₄₃Tc Technet 97,91	 ⁴⁴₄₄Ru Ruten 101,07	 ⁴⁵₄₅Rh Rod 102,91	 ⁴⁶₄₆Pd Pallad 106,42	 ⁴⁷₄₇Ag Srebro 107,87	 ⁴⁸₄₈Cd Kadm 112,41	 ⁴⁹₄₉In Ind 114,82	 ⁵⁰₅₀Sn Cyna 118,71	 ⁵¹₅₁Sb Antymon 121,76	 ⁵²₅₂Te Tellur 127,60	 ⁵³₅₃I Jod 126,90	 ⁵⁴₅₄Xe Ksenon 131,29	
6	 ⁵⁵₅₅Cs Cez 132,91	 ⁵⁶₅₆Ba Bar 137,33	 ⁵⁷₅₇La Lantan 138,91	 ⁷²₇₂Hf Hafn 178,49	 ⁷³₇₃Ta Tantal 180,95	 ⁷⁴₇₄W Wolfram 183,84	 ⁷⁵₇₅Re Ren 186,21	 ⁷⁶₇₆Os Osm 190,23	 ⁷⁷₇₇Ir Iryd 192,22	 ⁷⁸₇₈Pt Platyna 195,08	 ⁷⁹₇₉Au Złoto 196,97	 ⁸⁰₈₀Hg Rtęć 200,59	 ⁸¹₈₁Tl Tal 204,38	 ⁸²₈₂Pb Ołów 207,20	 ⁸³₈₃Bi Bizmut 208,98	 ⁸⁴₈₄Po Polon 208,98	 ⁸⁵₈₅At Astat 209,99	 ⁸⁶₈₆Rn Radon 222,02	
7	 ⁸⁷₈₇Fr Frans 223,02	 ⁸⁸₈₈Ra Rad 226,03	 ⁸⁹₈₉Ac Akryn 227,03	 ¹⁰⁴₁₀₄Rf Rutherford 261,11	 ¹⁰⁵₁₀₅Db Dubn 263,11	 ¹⁰⁶₁₀₆Sg Seaborg 265,12	 ¹⁰⁷₁₀₇Bh Bohr 264,10	 ¹⁰⁸₁₀₈Hs Has 269,10	 ¹⁰⁹₁₀₉Mt Meitner 268,10	 ¹¹⁰₁₁₀Ds Darmsztadt 281,10	 ¹¹¹₁₁₁Rg Roentgen 280	 ¹¹²₁₁₂Cn Kopernik 285	 ¹¹³₁₁₃Nh Nihon 284	 ¹¹⁴₁₁₄Fl Flerow 289	 ¹¹⁵₁₁₅Mc Moskow 288	 ¹¹⁶₁₁₆Lv Livermor 292	 ¹¹⁷₁₁₇Ts Tenes 294	 ¹¹⁸₁₁₈Og Oganeson 294	

3. Jak to jest połączone?



1. Czy atomy pierwiastków chemicznych przedstawionych na ilustracji są jakoś ze sobą związane?
2. Co oznaczają pręciki łączące kule? Czy można zmienić dowolnie ich położenie?
3. Jakie rodzaje substancji przedstawiają modele – proste czy złożone?
4. Dlaczego w niektórych przedstawionych modelach kule nie są połączone pręcikami?

3.1 Wiązania kowalencyjne

Podejmij temat



Czy wszyscy członkowie rodziny są w stanie z tą samą siłą trzymać się za ręce?
Czy przypadkowe osoby byłyby chętne do zrobienia sobie podobnego zdjęcia?



Ciekawe!



Plastikowe modele umożliwiają własnoręczne zbudowanie określonych cząsteczek związków chemicznych. Barwne kule symbolizują atomy pierwiastków, a pręciki – trwałe połączenie atomów.

Wiązanie chemiczne – trwałe połączenie dwóch atomów przy udziale elektronów znajdujących się na powłokach walencyjnych.

Kiedy i jak tworzą się wiązania chemiczne?

Każdy z nas jest zupełnie inny. Niektórzy mają potrzebę czuć się częścią społeczeństwa, ciągle poszerzają krąg swoich znajomości, nie zapominając o zacieśnianiu więzi już istniejących. Są również tacy, którzy doskonale czują się w wąskim gronie znajomych, bez osób obcych. Odnosząc powyższe postawy do wiedzy z poprzednich działów, tak samo można scharakteryzować atomy pierwiastków chemicznych. Każdy z nich jest inny – ma pewne unikalne właściwości, które pozwalają na jego dokładne opisanie. Wiele z nich jest podobnych, np. zgodnie z cechami grupy, w której się znajdują. Jedną z właściwości, która pozwala atomom na tworzenie wiązań chemicznych, jest aktywność chemiczna, czyli zdolność do wchodzenia w interakcje z innymi atomami. Żeby dało się sprawdzić, czy „zaiskrzyło”, musi być spełnionych kilka warunków. Przede wszystkim niezbędne jest spotkanie dwóch atomów. Jeśli podczas tego spotkania wystąpią odpowiednie, sprzyjające warunki może powstać nowy twór, w którym atomy połączą się **wiązaniem chemicznym**.

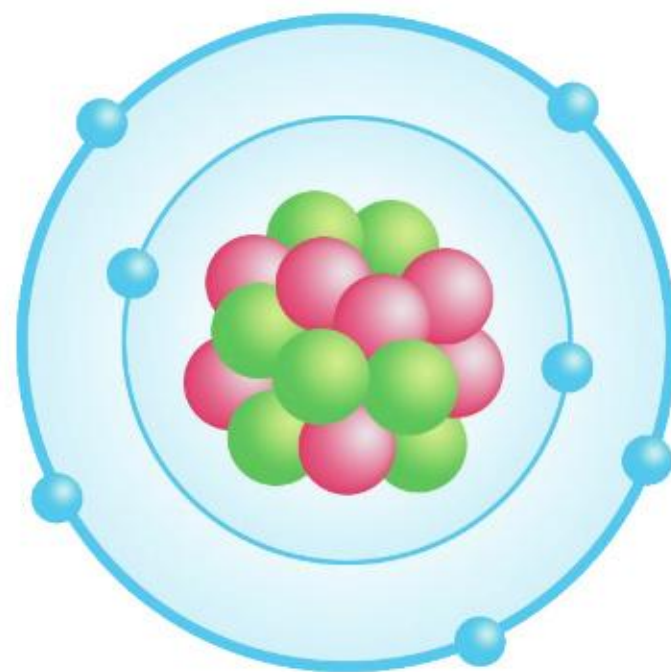
Przy wprowadzaniu tematyki wiązań chemicznych będziemy się opierać na prawidłowościach wynikających z cech pierwiastków chemicznych. Są to często przybliżenia lub modele, które próbują przedstawić rodzaje oddziaływań występujących między atomami. Okazuje się, że w tematyce wiązań chemicznych jest wiele wyjątków i sytuacji, które nie są zgodne z zakładanymi regułami. Pokazuje to, że nie zawsze łatwo jest jednoznacznie określić, czy coś jest czarne czy białe. Istnieje również spektrum odcieni szarości, co od wielu lat stanowi problem naukowców zajmujących się tą tematyką.

Dublet czy oktet elektronowy – co to znaczy?

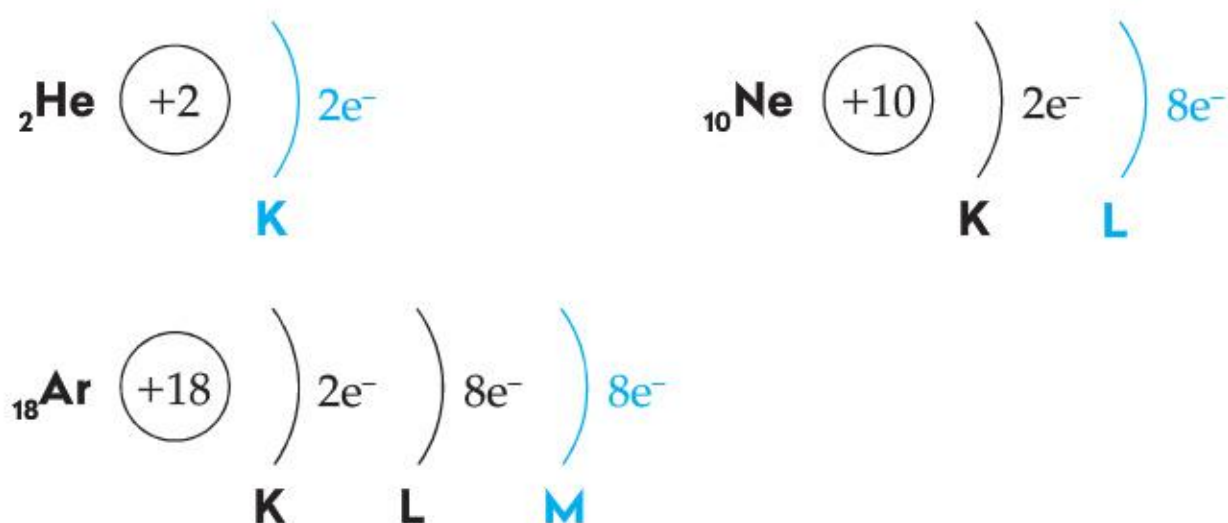
Jak już wspomnieliśmy, w powstawaniu wiązań chemicznych kluczową rolę odgrywają **elektrony** tworzące **zewnętrzną powłokę** (il. 3.1). Przy omawianiu położenia pierwiastka chemicznego w układzie okresowym zwróciliśmy uwagę na liczbę elektronów na powłoce walencyjnej, odnosząc to do numeru grupy, w której znajduje się dany symbol pierwiastka chemicznego. Dla przykładu spójrzmy na modele budowy atomów pierwiastków chemicznych będących w grupie 18 – tzw. gazów szlachetnych.

Wszystkie **gazy szlachetne** łączy istotna właściwość – są nadzwyczaj bierne chemicznie, występują w postaci pojedynczych atomów, które niechętnie wchodzi w reakcje. Kolejna wspólna cecha dotyczy zapełnienia powłoki walencyjnej. Każdy z nich ma 8 elektronów na ostatniej powłoce (jest to tzw. **oktet elektronowy** – łac. *octo* ‘osiem’). Wyjątkowy jest hel, który ma 2 elektrony na powłoce walencyjnej (jest to tzw. **dublet elektronowy** – łac. *duo* ‘dwa’).

Właśnie do uzyskania oktetu elektronowego lub dubletu elektronowego na powłoce walencyjnej dążą atomy wszystkich pierwiastków chemicznych. Żeby zostało to osiągnięte, tworzą się wiązania chemiczne, czyli układy, w których elektrony między atomami są uświadczone, przyjmowane i oddawane.



3.1 W powstawaniu wiązań chemicznych biorą udział elektrony walencyjne



) ostatnia powłoka walencyjna $2e^-$ lub $8e^-$ – elektrony walencyjne

Jakie wyróżniamy rodzaje wiązań chemicznych?

Podczas lekcji z tego działu będziemy mówić o rodzajach wiązań chemicznych. Wyróżnimy:

- **wiązanie kowalencyjne** – polega na tworzeniu wspólnych par elektronowych,
 - **kowalencyjne niespolaryzowane** – występuje najczęściej między dwoma atomami tego samego niemetalu,
 - **kowalencyjne spolaryzowane** – występuje najczęściej między atomami dwóch różnych niemetałów,
- **wiązanie jonowe** – polega na przekazywaniu elektronów, występuje najczęściej między atomem metalu i niemetalu.

Warto zaznaczyć, że wymienione przykłady są różnymi postaciami tego samego wiązania chemicznego. Określają one dokładniej charakter oddziaływania między atomami biorącymi udział w jego tworzeniu.



W literaturze specjalistycznej można znaleźć równoznaczne nazwy wiązań chemicznych dla:

- kowalencyjnego niespolaryzowanego – wiązanie atomowe czyste lub po prostu kowalencyjne,
- kowalencyjnego spolaryzowanego – wiązanie atomowe spolaryzowane.

Elektroujemność (E) Paulinga – jest miarą siły przyciągania elektronów, tworzących wiązania w cząsteczce, przez atomy danego pierwiastka chemicznego.



Wartość elektroujemności Paulinga w większości przypadków rośnie wraz ze wzrostem numeru grupy i maleje ze wzrostem numeru okresu.

Co to jest elektroujemność pierwiastków chemicznych?

Istnieje skala, która pozwala przewidywać rodzaj wiązania chemicznego, jakie prawdopodobnie będzie łączyło atomy. Jest to opracowana przez Linusa Paulinga skala **elektroujemności** pierwiastków chemicznych, dzięki której możemy określić zdolność i „chęć” atomów do przyciągania elektronów.

Dzięki skali można podzielić pierwiastki chemiczne na **elektroododatnie** (o niskiej wartości elektroujemności wg Paulinga) oraz na **elektroujemne** (o wysokiej wartości elektroujemności wg Paulinga).

W lewej części układu okresowego możemy odnaleźć zatem pierwiastki, których atomy najslabiej przyciągają elektrony (chętnie przekazują je innym atomom). Natomiast symbole pierwiastków chemicznych zawarte w prawej części układu okresowego (szczególnie w 2 i 3 okresie) opisują wysokie wartości elektroujemności. Są to pierwiastki, które silnie przyciągają elektrony (chętnie przyjmują elektrony od innych atomów; il. 3.2). Skala Paulinga została stworzona metodami eksperymentalnymi – na podstawie doświadczeń.

	1								18
1	2,2 1 H Wodór 1,01								2 He Hel 4,00
2	1,0 3 Li Lit 6,94	1,6 4 Be Beryl 9,01		2,0 5 B Bor 10,81	2,6 6 C Węgiel 12,01	3,0 7 N Azot 14,01	3,4 8 O Tlen 15,99	4,0 9 F Fluor 19,00	10 Ne Neon 20,18
3	0,9 11 Na Sód 23,00	1,3 12 Mg Magnez 24,31		1,6 13 Al Glin 26,98	1,9 14 Si Krzem 28,09	2,2 15 P Fosfor 30,97	2,6 16 S Siarka 32,07	3,2 17 Cl Chlor 35,45	18 Ar Argon 39,95
4	0,8 19 K Potas	1,0 20 Ca Wapń		1,8 31 Ga Gal	2,0 32 Ge German	2,0 33 As Arsen	2,6 34 Se Selen	3,0 35 Br Brom	36 Kr Krypton

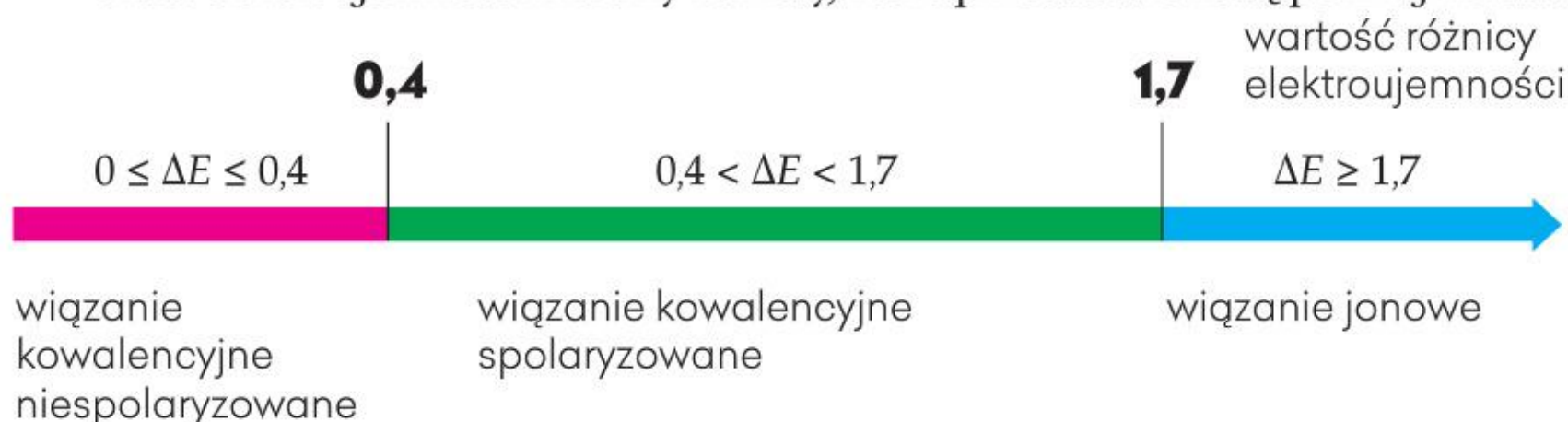
kierunki zwiększania się wartości elektroujemności Paulinga

3.2 Fragment układu okresowego z wartościami elektroujemności Paulinga

Jak określić rodzaj wiązania chemicznego między atomami, korzystając ze skali Paulinga?

Korzystając z wartości (bezwymiarowej) elektroujemności, można ustalić spodziewany rodzaj wiązania chemicznego. Wylicza się wtedy tzw. **różnicę wartości elektroujemności** (ΔE), odejmując od siebie wartości elektroujemności Paulinga przypisane pierwiastkom chemicznym, których atomy uczestniczą w tworzeniu wiązania chemicznego.

Skala elektroujemności ma trzy zakresy, które przedstawione są poniżej na osi.



Jak policzyć różnicę wartości elektroujemności Paulinga dla chlorku sodu, głównego składnika soli kuchennej o wzorze sumarycznym NaCl:

$$E_{\text{Cl}} = 3,2 \quad E_{\text{Na}} = 0,9$$

$$\Delta E_{\text{NaCl}} = E_{\text{Cl}} - E_{\text{Na}}$$

$$\Delta E_{\text{NaCl}} = 3,2 - 0,9$$

$$\Delta E_{\text{NaCl}} = 2,3$$

1. Skorzystaj ze skali Paulinga i spróbuj określić spodziewane wiązanie chemiczne występujące między atomami w podanych przykładach: Cl_2 , I_2 , MgO , N_2 , HCl , KCl , NH_3 , CH_4 .
2. Skorzystaj z zasobów internetu i wyszukaj po trzy przykłady wzorów związków chemicznych, w których występują wiązania: kowalencyjne niespolaryzowane, kowalencyjne spolaryzowane, jonowe.
3. Odnies się do literatury naukowej i powiedz, dlaczego przedstawicielom gazów szlachetnych (pierwiastków chemicznych, których symbole zapisano w grupie 18) nie przypisano wartości elektroujemności wg Paulinga.

Ciekawe!

Interesujące oddziaływania mogą występować w cząsteczkach siarki i fosforu. Atomy tych pierwiastków chemicznych występują w postaci ośmioatomowych cząsteczek – S_8 oraz czteroatomowych cząsteczek P_4 . Na kolejnym etapie edukacyjnym, np. przy temacie odmian pierwiastków, dowiesz się dlaczego. W szkole podstawowej dla tych pierwiastków będziemy posługiwali się pojęciem atomu, a nie cząsteczki.

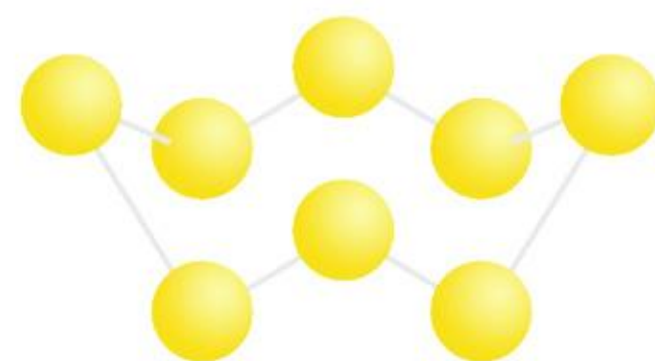
Co to jest wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane?

Pierwszym z rodzajów wiązań chemicznych, jakie poznamy na konkretnych przykładach, jest wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane. Tworzenie wiązań kowalencyjnych polega na uwspólnianiu elektronów walencyjnych atomów, które się łączą.

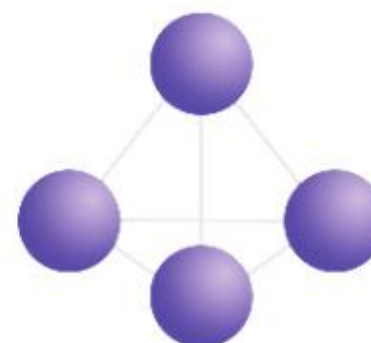
Wypiszmy istotne informacje o tym wiązaniu chemicznym:

- niezbędna jest obecność dwóch atomów (zwykle tego samego pierwiastka chemicznego, niemetalu),
- atom uczestniczący w tworzeniu wiązania chemicznego musi mieć przynajmniej jeden elektron (na powłoce walencyjnej), który stworzy wspólną parę z elektronem walencyjnym innego atomu,
- różnica wartości elektroujemności między pierwiastkami tworzącymi wiązanie chemiczne powinna być mniejsza bądź równa 0,4 w skali Paulinga.

Dobrymi przykładami na to są niemetale – będące gazami lub mogące łatwo się nimi stać – które na Ziemi występują w postaci dwuatomowych cząsteczek. Warto o nich pamiętać, stosując zapis cząsteczek: H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , Br_2 (parująca ciecz), I_2 (parujące lub sublimujące ciało stałe). Wyjątkiem są gazy szlachetne. Ich nie zapisujemy w postaci cząsteczek.

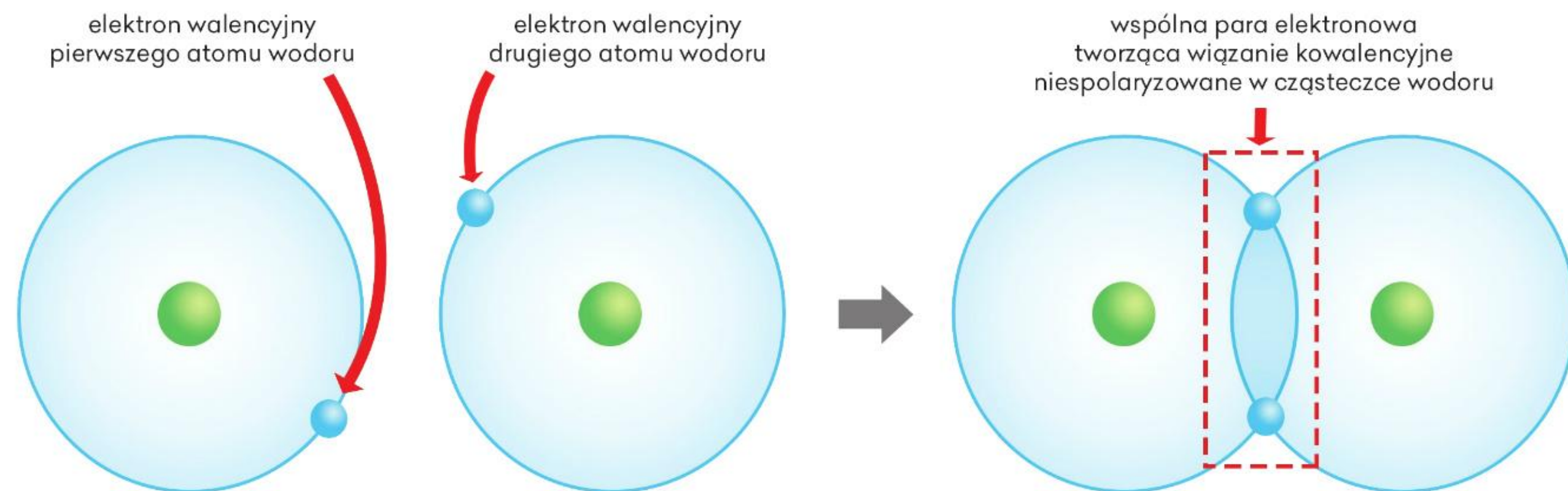


Ośmioatomowe cząsteczki siarki



Czteroatomowe cząsteczki fosforu

Jak się tworzy wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane w cząsteczce wodoru?



Na podstawie schematu tworzenia wiązania w cząsteczce wodoru możemy zauważyć, że jego istotą jest **uwspólnianie elektronów**. Jeden z elektronów pochodzi z powłoki walencyjnej pierwszego atomu wodoru, a drugi z następnego atomu. Powstaje wtedy tzw. **wspólna para elektronowa**, która tworzy wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane w cząsteczce wodoru (il. 3.3).

Przykład 13.

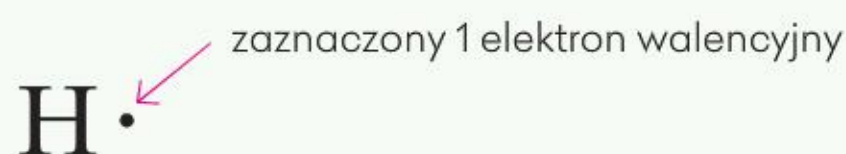
Przedstaw, w jaki sposób powstaje wiązanie w cząsteczce wodoru.

Etap

Rozwiązanie

1. Zapisz symbol atomu wodoru i określ, ile elektronów ma jego atom na powłoce walencyjnej.

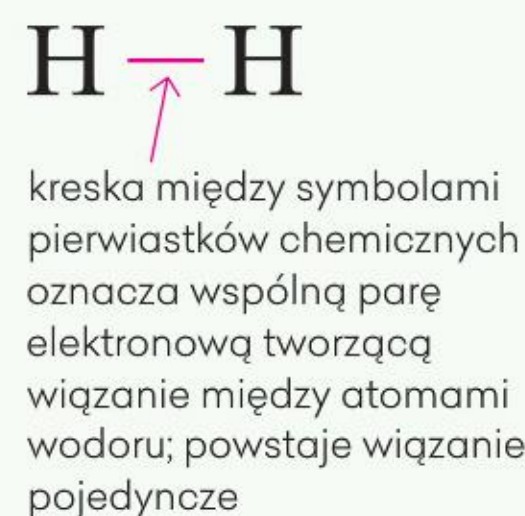
symbol wodoru – H
położenie wodoru – grupa 1 układu okresowego
Oznacza to, że na powłoce walencyjnej atomu wodoru znaleźć można 1 elektron walencyjny.



2. Ustal, ile brakuje elektronów do uzyskania dubletu elektronowego.

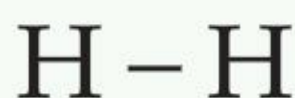
Każdemu z atomów wodoru brakuje 1 elektronu do uzyskania dubletu elektronowego, czyli zapełnienia powłoki walencyjnej w taki sam sposób jak w atomie helu (najbliższy gaz szlachetny).

3. Zapisz wzór elektronowy dla cząsteczki wodoru i ustal liczbę wspólnych par elektronowych.



4. Podaj wzory – strukturalny i sumaryczny.

wzór strukturalny – pokazuje, jak połączone są atomy



wzór sumaryczny – pokazuje, ile jest poszczególnych atomów



5. Wylicz różnicę wartości elektroujemności Paulinga pierwiastków chemicznych i na jej podstawie określ spodziewane wiązanie chemiczne.

$$\begin{aligned} E_{\text{H}} &= 2,2 \\ \Delta E &= E_{\text{H}} - E_{\text{H}} \\ \Delta E &= 2,2 - 2,2 \\ \Delta E &= 0 \end{aligned}$$

spodziewane wiązanie – **kowalencyjne niespolaryzowane**



3.4 Schemat powstawania wiązania w cząsteczce tlenu

Przykład 14.

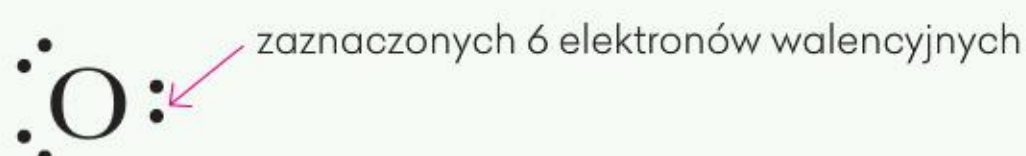
Przedstaw, w jaki sposób powstaje wiązanie w cząsteczce tlenu.

Etap

1. Zapisz symbol atomu tlenu i określ, ile elektronów ma jego atom na powłoce walencyjnej.

Rozwiązanie

symbol tlenu – O
położenie tlenu – grupa 16 układu okresowego
Oznacza to, że na powłoce walencyjnej atomu tlenu znaleźć można 6 elektronów walencyjnych, zgodnie z obliczeniem $16 \text{ (nr grupy)} - 10 = 6$.



2. Ustal, ile brakuje elektronów do uzyskania oktetu elektronowego.

Każdemu z atomów tlenu brakuje 2 elektronów do uzyskania oktetu elektronowego, czyli zapełnienia powłoki walencyjnej w taki sam sposób jak w atomie neonu (najbliższy gaz szlachetny).

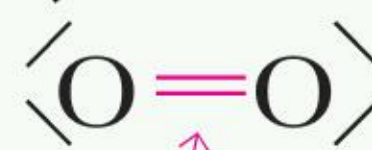
3. Zapisz wzór elektronowy dla cząsteczki tlenu i ustal liczbę wspólnych par elektronowych.



elektrony biorące udział w tworzeniu wiązania



dwie wspólne pary elektronowe



kreski między symbolami pierwiastków chemicznych oznaczają 2 wspólne pary elektronowe tworzące wiązanie chemiczne między atomami tlenu; powstaje wiązanie podwójne

każda czarna kreska oznacza parę elektronów niebiorących udziału w tworzeniu wiązania chemicznego (niewiążąca para elektronowa, wolna para elektronowa)

4. Podaj wzory – strukturalny i sumaryczny.

wzór strukturalny
 $O = O$

wzór sumaryczny
 O_2

5. Wylicz różnicę wartości elektroujemności Paulinga pierwiastków i na jej podstawie określ spodziewane wiązanie chemiczne.

$E_O = 3,4$
 $\Delta E = E_O - E_O$
 $\Delta E = 3,4 - 3,4$
 $\Delta E = 0$
 spodziewane wiązanie – **kowalencyjne niespolaryzowane**



3.5 Schemat powstawania wiązania w cząsteczce azotu

Przykład 15.

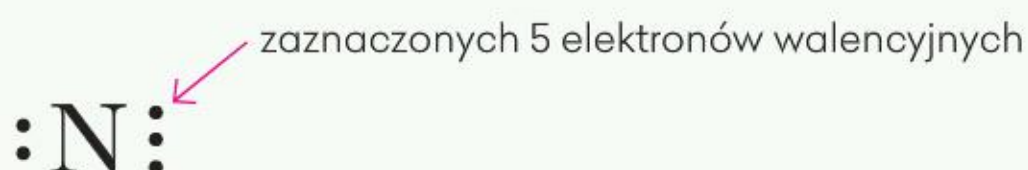
Przedstaw, w jaki sposób powstaje wiązanie w cząsteczce azotu.

Etap

1. Zapisz symbol atomu azotu i określ, ile elektronów ma jego atom na powłoce walencyjnej.

Rozwiązanie

symbol azotu – N
położenie azotu – grupa 15 układu okresowego
Oznacza to, że na powłoce walencyjnej atomu azotu znaleźć można 5 elektronów walencyjnych, zgodnie z obliczeniem $15 \text{ (nr grupy)} - 10 = 5$.



2. Ustal, ile brakuje elektronów do uzyskania oktetu elektronowego.

Każdemu z atomów azotu brakuje 3 elektronów do uzyskania oktetu elektronowego, czyli zapełnienia powłoki walencyjnej w taki sam sposób jak w atomie neonu (najbliższy gaz szlachetny).

3. Zapisz wzór elektronowy dla cząsteczki azotu i ustal liczbę wspólnych par elektronowych.



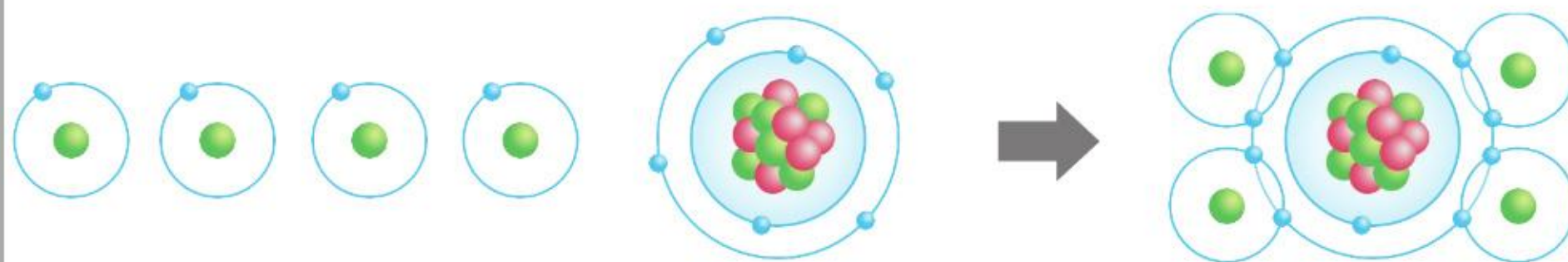
4. Podaj wzory – strukturalny i sumaryczny.

wzór strukturalny
 $\text{N} \equiv \text{N}$

wzór sumaryczny
 N_2

5. Wylicz różnicę wartości elektroujemności Paulinga pierwiastków i na jej podstawie określ spodziewane wiązanie chemiczne.

$E_{\text{N}} = 3,0$
 $\Delta E = E_{\text{N}} - E_{\text{N}}$
 $\Delta E = 3,0 - 3,0$
 $\Delta E = 0$
spodziewane wiązanie – **kowalencyjne niespolaryzowane**



3.6 Schemat powstawania wiązania w cząsteczce metanu

Przykład 16.

Przedstaw, w jaki sposób powstaje wiązanie w cząsteczce metanu.

Etap	Rozwiązanie	
1. Zapisz symbole atomów węgla i wodoru i określ, ile elektronów mają ich atomy na powłoce walencyjnej.	symbol węgla – C położenie węgla – grupa 14 układu okresowego (4 elektrony walencyjne) $\cdot \ddot{\text{C}} \cdot$	symbol wodoru – H położenie wodoru – grupa 1 układu okresowego (1 elektron walencyjny) $\text{H} \cdot$
2. Ustal, ile brakuje elektronów do uzyskania dubletu lub oktetu elektronowego.	Atomowi węgla brakuje 4 elektronów do uzyskania oktetu elektronowego, czyli zapełnienia powłoki walencyjnej w taki sam sposób jak w atomie neonu.	Atomowi wodoru brakuje 1 elektronu do uzyskania dubletu elektronowego, czyli zapełnienia powłoki walencyjnej w taki sam sposób jak w atomie helu.
3. Zapisz wzór elektronowy dla cząsteczki metanu i ustal liczbę wspólnych par elektronowych.	elektrony biorące udział w tworzeniu wiązania cztery wspólne pary elektronowe, oznaczają powstanie czterech wiązań pojedynczych oznaczenie polaryzacji wiązania chemicznego (więcej o polaryzacji na s. 92)	
4. Podaj wzory – strukturalny i sumaryczny.	wzór strukturalny $\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	wzór sumaryczny CH_4
5. Wylicz różnicę wartości elektroujemności Paulinga pierwiastków i na jej podstawie określ spodziewane wiązanie chemiczne.	$E_{\text{C}} = 2,6$ $E_{\text{H}} = 2,2$ spodziewane wiązanie między atomem węgla i atomem wodoru – kowalencyjne niespolaryzowane (ale występuje już w nim bardzo słaba polaryzacja)	$\Delta E = E_{\text{C}} - E_{\text{H}}$ $\Delta E = 2,6 - 2,2$ $\Delta E = 0,4$

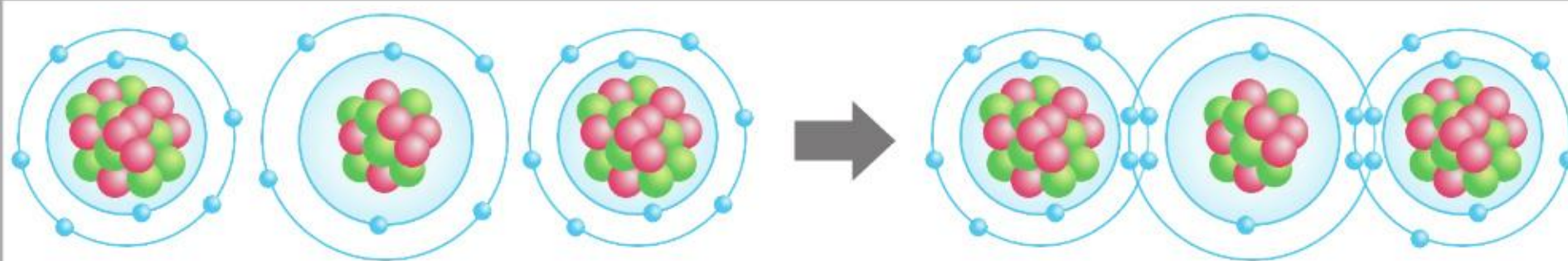


3.7 Schemat powstawania wiązania w cząsteczce chlorowodoru

Przykład 17.

Przedstaw, w jaki sposób powstaje wiązanie w cząsteczce chlorowodoru.

Etap	Rozwiązanie	
1. Zapisz symbole atomów wodoru i chloru i określ, ile elektronów mają ich atomy na powłoce walencyjnej.	symbol wodoru – H położenie wodoru – grupa 1 układu okresowego (1 elektron walencyjny)	symbol chloru – Cl położenie chloru – grupa 17 układu okresowego (7 elektronów walencyjnych)
2. Ustal, ile brakuje elektronów do uzyskania dubletu lub oktetu elektronowego.	H· Atomowi wodoru brakuje 1 elektronu do uzyskania dubletu elektronowego, czyli zapełnienia powłoki walencyjnej w taki sam sposób jak w atomie helu.	· $\ddot{\text{Cl}}$: Atomowi chloru brakuje 1 elektronu do uzyskania oktetu elektronowego, czyli zapełnienia powłoki walencyjnej w taki sam sposób jak w atomie argonu.
3. Zapisz wzór elektronowy dla cząsteczki chlorowodoru i ustal liczbę wspólnych par elektronowych.	elektrony biorące udział w tworzeniu wiązania	oznaczanie polaryzacji wiązania chemicznego jedna wspólna para elektronowa, oznacza powstanie wiązania pojedynczego każda czarna kreska oznacza parę elektronów niebiorących udziału w tworzeniu wiązania chemicznego
4. Podaj wzory – strukturalny i sumaryczny.	wzór strukturalny H – Cl	wzór sumaryczny HCl
5. Wylicz różnicę wartości elektroujemności Paulinga pierwiastków i na jej podstawie określ spodziewane wiązanie chemiczne.	$E_{\text{Cl}} = 3,2$ $E_{\text{H}} = 2,2$ $\Delta E = E_{\text{Cl}} - E_{\text{H}}$ $\Delta E = 3,2 - 2,2$ $\Delta E = 1,0$ spodziewane wiązanie między atomem chloru i atomem wodoru – kowalencyjne spolaryzowane	



3.8 Schemat powstawania wiązania w cząsteczce tlenku węgla(IV)

Przykład 18.

Przedstaw, w jaki sposób powstaje wiązanie w cząsteczce tlenku węgla(IV).

Etap	Rozwiązanie	
1. Zapisz symbole atomów węgla i tlenu i określ, ile elektronów mają ich atomy na powłoce walencyjnej.	symbol węgla – C położenie węgla – grupa 14 układu okresowego (4 elektrony walencyjne) :C:	symbol tlenu – O położenie tlenu – grupa 16 układu okresowego (6 elektronów walencyjnych) $\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$
2. Ustal, ile brakuje elektronów do uzyskania oktetu elektronowego.	Atomowi węgla brakuje 4 elektronów do uzyskania oktetu elektronowego, czyli zapełnienia powłoki walencyjnej w taki sam sposób jak w atomie neonu (najbliższy gaz szlachetny).	Każdemu z atomów tlenu brakuje 2 elektronów do uzyskania oktetu elektronowego, czyli zapełnienia powłoki walencyjnej w taki sam sposób jak w atomie neonu (najbliższy gaz szlachetny).
3. Zapisz wzór elektronowy dla cząsteczki tlenku węgla(IV) i ustal liczbę wspólnych par elektronowych.	$\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \text{:}\ddot{\text{C}}\text{:} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$ elektrony biorące udział w tworzeniu wiązania $\text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \text{::} \text{C} \text{::} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:}$ dwie wspólne pary elektronowe, oznaczają powstanie dwóch wiązań podwójnych $\text{<}\ddot{\text{O}}\text{=C=}\ddot{\text{O}}\text{>}$ każda czarna kreska oznacza parę elektronów niebiorących udziału w tworzeniu wiązania chemicznego oznaczenie polaryzacji wiązania chemicznego (więcej o polaryzacji na s. 92)	
4. Podaj wzory – strukturalny i sumaryczny.	wzór strukturalny $\text{O} = \text{C} = \text{O}$	wzór sumaryczny CO_2
5. Wylicz różnicę wartości elektroujemności Paulinga pierwiastków i na jej podstawie określ spodziewane wiązanie chemiczne.	$E_{\text{O}} = 3,4$ $E_{\text{C}} = 2,6$ $\Delta E = E_{\text{O}} - E_{\text{C}}$ $\Delta E = 3,4 - 2,6$ $\Delta E = 0,8$ spodziewane wiązanie między atomem tlenu i atomem węgla – kowalencyjne spolaryzowane	



Czy potrafisz określić na podstawie składu jąder, jakie izotopy pierwiastków brały udział w powstawaniu wiązań na s. 85–91?

Polaryzacja – zjawisko przesunięcia wspólnej pary elektronowej (tworzącej wiązanie chemiczne) w stronę jądra atomu o większej wartości elektroujemności Paulinga.

W przykładach 16., 17. i 18. pokazano tworzące się wiązania chemiczne między atomami dwóch różnych niemetalii, o innych wartościach elektroujemności Paulinga. Jeśli różnica wartości elektroujemności (ΔE) jest większa od 0,4 i mniejsza od 1,7, możemy mówić o występowaniu wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego między atomami (cząsteczki HCl i CO₂, przykład 17. i 18.). Wiązanie to polega również na tworzeniu wspólnych par elektronowych, jednak ulega ono **polaryzacji**. Gdy różnica wartości elektroujemności Paulinga (ΔE) jest mniejsza bądź równa się 0,4, wtedy jest to wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane, ale słaba polaryzacja w nim występuje (cząsteczka CH₄, przykład 16.).

W przykładach 16., 17. i 18. różnica wartości elektroujemności Paulinga jest zawarta w przedziale od 0,4 do 1,7. Zastanówmy się zatem, w stronę którego atomu zostaną przyciągnięte wspólne pary elektronowe w powstałym wiązaniu chemicznym.

Wzór sumaryczny związku chemicznego	Wartości elektroujemności Paulinga pierwiastków		Atom pierwiastka, w którego stronę zostaną przyciągnięte elektrony z pary tworzącej wiązanie chemiczne
CH ₄	$E_C = 2,6$	$E_H = 2,2$	węgiel (C)
CO ₂	$E_C = 2,6$	$E_O = 3,4$	tlen (O)
HCl	$E_H = 2,2$	$E_{Cl} = 3,2$	chlor (Cl)

Niezależnie od tego, czy między atomami powstanie wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane czy kowalencyjne spolaryzowane, w efekcie tworzona jest cząsteczka.

Pamiętaj o skojarzeniach – oddziaływanie dwóch atomów o trochę innej wartości elektroujemności Paulinga w wiązaniu kowalencyjnym spolaryzowanym jest podobne do sytuacji, gdy rodzic trzyma dziecko na rękach lub na ramionach. Tutaj każdy z uczestników „wiązania” działa z inną siłą (il. 3.9).



3.9 Tak jak widać na zdjęciach, każdy ma różną masę, siłę i inne wartości (jeden uczestnik działa na drugiego inaczej niż drugi na pierwszego). Gdyby spróbować powtórzyć czynności ze zdjęć, ale z zamianą ról, z pewnością by się to nie udało. To ojciec odgrywa rolę atomu „ściągającego” parę elektronową

Więcej na temat

Wiązanie wodorowe

Ciekawym rodzajem oddziaływania jest tzw. **wiązanie wodorowe**. Występuje ono między atomem wodoru a atomem o wysokiej wartości elektroujemności Paulinga. Atomy tlenu w lodzie mogą dzięki budowie polarnej oddziaływać nawet z czterema atomami wodoru (dwoma z własnej cząsteczki i dwoma z sąsiadujących cząsteczek). Tworzy się wtedy coś w rodzaju sieci krystalicznej o dość luźnej strukturze, z pustkami w środkowych przestrzeniach (wolnych tunelach). Dzięki tym wolnym przestrzeniom lód ma mniejszą gęstość od wody w ciekłym stanie skupienia – kostki lodu mogą się unosić na wodzie. Jest to nietypowe zjawisko dla większości ciał stałych. Substancje w stałym stanie skupienia zazwyczaj mają większą gęstość.



W skrócie

- Atomy pierwiastków chemicznych biorących udział w tworzeniu wiązań dążą do uzyskania dubletu lub oktetu elektronowego na powłoce walencyjnej (zapełnienie powłoki zgodne z najbliższym gazem szlachetnym w układzie okresowym).
 - Wyróżniamy dwa rodzaje wiązania kowalencyjnego: niespolaryzowane i spolaryzowane.
 - Elektroujemność (E) Paulinga – jest jedną z właściwości pierwiastków chemicznych. To miara siły przyciągania elektronów, tworzących wiązania w cząsteczce, przez atomy danego pierwiastka chemicznego.
 - Różnica wartości elektroujemności Paulinga pierwiastków chemicznych pomaga określić rodzaj wiązania chemicznego, powstającego między atomami.
- W wiązaniu kowalencyjnym niespolaryzowanym uczestniczące atomy są równoważne (wspólne pary elektronowe są w równej odległości od jąder atomów).
 - W wiązaniu kowalencyjnym spolaryzowanym atomy nie są równoważne (wspólna para elektronowa jest przesunięta w stronę atomu, którego pierwiastek chemiczny ma większą wartość elektroujemności w skali Paulinga).

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Na podstawie różnicy wartości elektroujemności Paulinga oceń, jaki rodzaj wiązania chemicznego powstanie między atomami w cząsteczkach: P_4 , HBr , Br_2 , H_2O , CO , CS_2 .
- 2 Skorzystaj z zasobów internetu i wyszukaj wzory sumaryczne dwóch związków chemicznych – siarkowodoru i amoniaku. Narysuj ich wzory **elektronowe** strukturalne i sumaryczne. ✕
- 3 ✨ Zaproponuj wzory **elektronowe** i strukturalne dla związków chemicznych o wzorach sumarycznych: SCl_2 , $SiCl_4$, PCl_3 . W każdej z cząsteczek określ rodzaj wiązań chemicznych występujących między atomami chloru a atomem innego niemetalu. **Uszereguj związki chemiczne względem wzrastającej polaryzacji wiązania chemicznego**. ✕

3.2 Wiązanie jonowe

Podejmij temat

- Jaki rodzaj więzi łączy nas ze sprzedawcą po zakupie samochodu, owoców, warzyw?
- Czy gdyby zakupiony towar okazał się niezgodny z opisem, łatwo będzie go zwrócić?

Jony – cząstki powstałe z atomów lub cząsteczek w wyniku oddania lub przyjęcia elektronów (zyskujące w wyniku tego ładunek elektryczny dodatni lub ujemny).

Kation – jon o elektrycznym ładunku dodatnim, np. Na^+ , K^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} .

Anion – jon o elektrycznym ładunku ujemnym, np. Cl^- , Br^- , S^{2-} , O^{2-} .

Jaka jest istota wiązania jonowego?

Łączenie w stałych określonych proporcjach metali z niemetalami może zapewniać wiązanie jonowe. Najlepiej gdy dotyczy ono pierwiastków chemicznych różniących się znacząco wartościami elektroujemności. Różnica tej wartości powinna być większa bądź równa 1,7 (na podstawie odczytów ze skali Paulinga). W wyniku utworzenia wiązania jonowego powstają **jony**, czyli cząstki obdarzone ładunkiem elektrycznym dodatnim i ujemnym.

Jak powstają jony?

Atomy są elektrycznie obojętne. Wiemy również, że każdy z atomów biorących udział w tworzeniu wiązania chemicznego dąży do uzyskania dubletu lub oktetu elektronowego na powłoce walencyjnej. Tym razem wiązanie chemiczne nie powstaje na skutek uwspólniania elektronów walencyjnych tylko w wyniku ich oddawania i przyjmowania. Pierwiastki elektrododatnie (np. metale) chętniej oddają elektrony z powłoki walencyjnej, zgodnie z poniższym zapisem.

Zapis symbolami chemicznymi	Równanie matematyczne
$\text{Na} - 1e^- \longrightarrow \text{Na}^+$	$0 - (-1) = 0 + 1 = +1$
Atomy metalu są elektrycznie obojętne. Sód jako pierwiastek elektrododatni chętnie oddaje elektron, celem uzyskania oktetu elektronowego na powłoce walencyjnej. Po oddaniu elektronu, który obdarzony jest ładunkiem ujemnym, powstaje jon metalu o dodatnim ładunku elektrycznym. Nazwiemy go kationem sodu.	

Pierwiastki elektroujemne (np. niemetale) chętniej przyjmują elektrony, uzupełniając powłokę walencyjną, zgodnie z poniższym zapisem.

Zapis symbolami chemicznymi	Równanie matematyczne
$\text{Cl} + 1e^- \longrightarrow \text{Cl}^-$	$0 + (-1) = -1$
Atomy niemetalu są elektrycznie obojętne. Chlór jako pierwiastek elektroujemny chętnie przyjmuje elektron celem uzyskania oktetu elektronowego na powłoce walencyjnej. Po przyjęciu elektronu, który obdarzony jest ładunkiem ujemnym, powstaje jon niemetalu o ujemnym ładunku elektrycznym. Nazwiemy go anionem chlorkowym.	

Jak powstają wiązania jonowe?

Przykład 19.

Przedstaw, w jaki sposób powstaje wiązanie w chlorku sodu (NaCl).

Etap

Rozwiązanie

1. Zapisz symbole sodu i chloru i określ, ile elektronów mają ich atomy na powłoce walencyjnej.

symbol sodu – Na
położenie sodu – grupa 1 układu okresowego (1 elektron walencyjny)

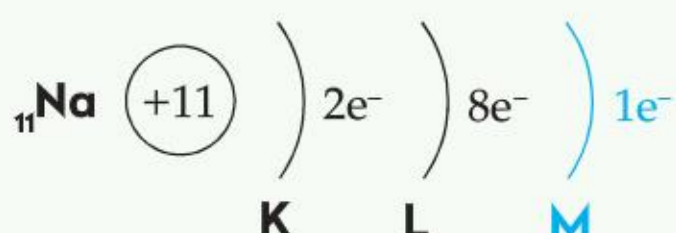
symbol chloru – Cl
położenie chloru – grupa 17 układu okresowego (7 elektronów walencyjnych)

2. Ustal, ile brakuje elektronów do uzyskania oktetu elektronowego.

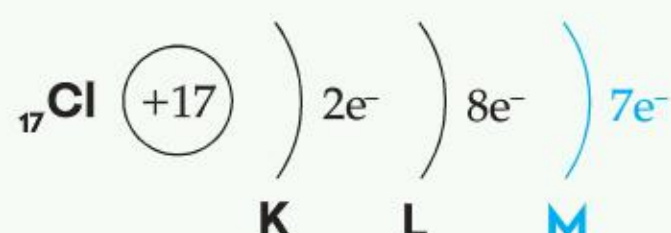
Sód jest metalem, dlatego odda 1 elektron walencyjny, żeby uzyskać oktet elektronowy na powłoce walencyjnej.

Chlor jest niemetalem, dlatego przyjmie 1 elektron walencyjny, żeby uzyskać oktet elektronowy na powłoce walencyjnej.

3. Zapisz schematy modeli atomów i zaznacz elektrony walencyjne. Podaj liczby protonów, elektronów i elektronów walencyjnych.

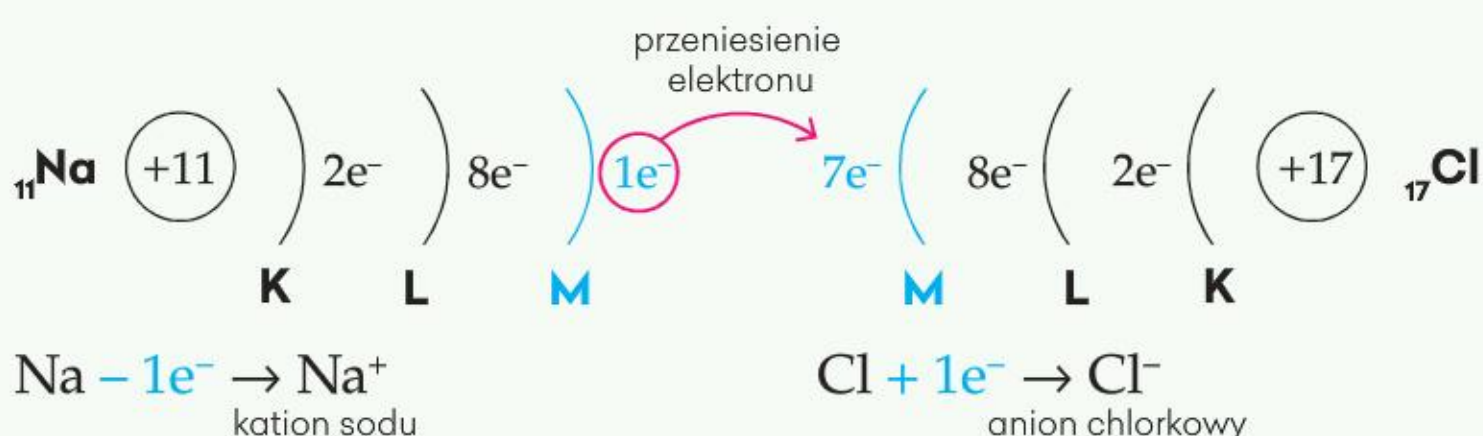


liczba protonów = 11
liczba elektronów = 11
liczba elektronów walencyjnych = 1

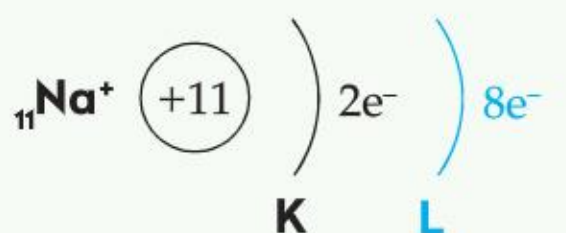


liczba protonów = 17
liczba elektronów = 17
liczba elektronów walencyjnych = 7

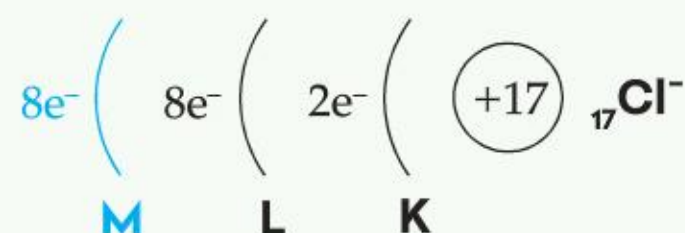
4. Zapisz, który atom oddał elektrony, a który je przyjął.



5. Sprawdź, czy jony uzyskały liczbę elektronów zgodną z gazem szlachetnym. Podaj liczbę protonów, elektronów i elektronów walencyjnych dla otrzymanych jonów.



zapis jest identyczny jak dla neonu
liczba protonów = 11
liczba elektronów = 10
liczba elektronów walencyjnych = 8



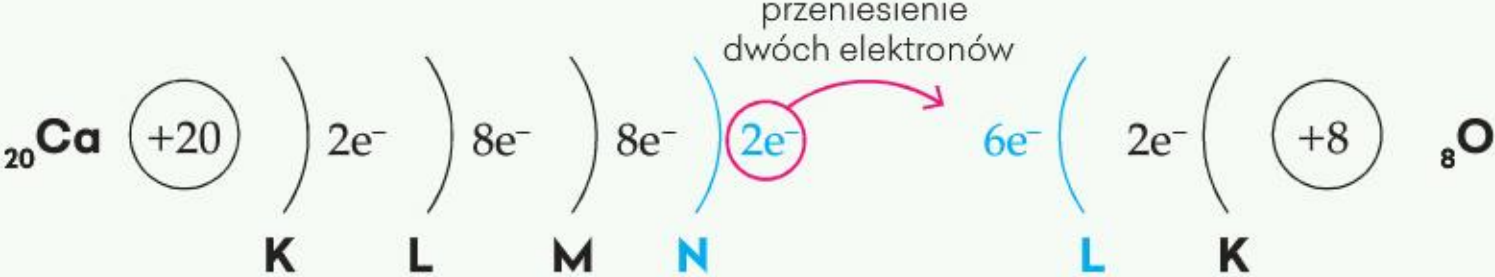
zapis jest identyczny jak dla argonu
liczba protonów = 17
liczba elektronów = 18
liczba elektronów walencyjnych = 8

6. Na podstawie różnicy wartości elektroujemności Paulinga określ spodziewane wiązanie chemiczne.

$E_{\text{Cl}} = 3,2$
 $E_{\text{Na}} = 0,9$
 $\Delta E = E_{\text{Cl}} - E_{\text{Na}}$
 $\Delta E = 3,2 - 0,9$
 $\Delta E = 2,3$ – spodziewane wiązanie – **jonowe**

Przykład 20.

Przedstaw, w jaki sposób powstaje wiązanie w tlenku wapnia (CaO).

Etap	Rozwiązanie	
1. Zapisz symbole wapnia i tlenu i określ, ile elektronów mają ich atomy na powłoce walencyjnej.	symbol wapnia – Ca położenie wapnia – grupa 2 układu okresowego (2 elektrony walencyjne)	symbol tlenu – O położenie tlenu – grupa 16 układu okresowego (6 elektronów walencyjnych)
2. Ustal, ile brakuje elektronów do uzyskania oktetu elektronowego.	Wapń jest metalem, dlatego odda 2 elektrony walencyjne, żeby uzyskać oktet elektronowy na powłoce walencyjnej.	Tlen jest niemetalem, dlatego przyjmie 2 elektrony walencyjne, żeby uzyskać oktet elektronowy na powłoce walencyjnej.
3. Zapisz schematy modeli atomów i zaznacz elektrony walencyjne. Podaj liczby protonów, elektronów i elektronów walencyjnych.	${}_{20}\text{Ca} \left(\begin{array}{c} +20 \\ \text{K} \end{array} \right) 2e^- \left(\begin{array}{c} \text{L} \\ 8e^- \end{array} \right) 8e^- \left(\begin{array}{c} \text{M} \\ 2e^- \end{array} \right)$ liczba protonów = 20 liczba elektronów = 20 liczba elektronów walencyjnych = 2	${}_8\text{O} \left(\begin{array}{c} +8 \\ \text{K} \end{array} \right) 2e^- \left(\begin{array}{c} \text{L} \\ 6e^- \end{array} \right)$ liczba protonów = 8 liczba elektronów = 8 liczba elektronów walencyjnych = 6
4. Zapisz, który atom oddał elektrony, a który je przyjął.	przeniesienie dwóch elektronów  $\text{Ca} - 2e^- \rightarrow \text{Ca}^{2+}$ kation wapnia $\text{O} + 2e^- \rightarrow \text{O}^{2-}$ anion tlenkowy	
5. Sprawdź, czy jony uzyskały liczbę elektronów zgodną z gazem szlachetnym. Podaj liczbę protonów, elektronów i elektronów walencyjnych dla otrzymanych jonów.	${}_{20}\text{Ca}^{2+} \left(\begin{array}{c} +20 \\ \text{K} \end{array} \right) 2e^- \left(\begin{array}{c} \text{L} \\ 8e^- \end{array} \right) 8e^-$ zapis jest identyczny jak dla argonu liczba protonów = 20 liczba elektronów = 18 liczba elektronów walencyjnych = 8	$8e^- \left(\begin{array}{c} \text{L} \\ 2e^- \end{array} \right) \left(\begin{array}{c} +8 \\ \text{K} \end{array} \right) {}_8\text{O}^{2-}$ zapis jest identyczny jak dla neonu liczba protonów = 8 liczba elektronów = 10 liczba elektronów walencyjnych = 8
6. Na podstawie różnicy wartości elektroujemności Paulinga określ spodziewane wiązanie chemiczne.	$E_{\text{Ca}} = 1,0$ $E_{\text{O}} = 3,4$ $\Delta E = E_{\text{O}} - E_{\text{Ca}}$ $\Delta E = 3,4 - 1,0$ $\Delta E = 2,4$ – spodziewane wiązanie – jonowe	

Z powyższych przykładów wynika kilka prawidłowości dotyczących wiązań jonowych. Wymieńmy je:

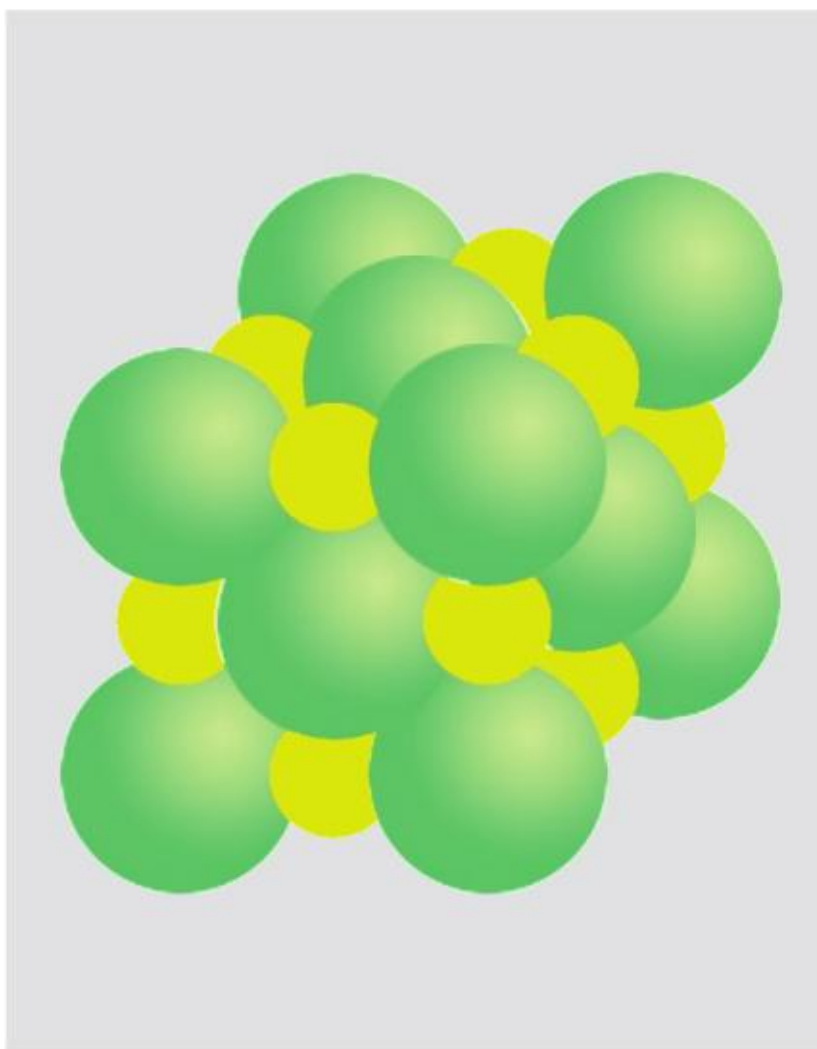
- wiązanie chemiczne powstaje na skutek przekazywania elektronów pomiędzy atomami (il. 3.10),
- w wyniku utworzenia wiązania chemicznego obojętne atomy stają się jonami,
- wyjściowe atomy mają liczbę protonów równą liczbie elektronów, natomiast powstałe jony mają już zgodną wyłącznie liczbę protonów (w stosunku do wyjściowych atomów),
- żeby powstało wiązanie jonowe, różnica wartości elektroujemności Paulinga między pierwiastkami powinna być nie mniejsza niż 1,7,
- kation musi zawsze występować w towarzystwie anionu – inaczej wiązanie chemiczne by nie istniało, a związek chemiczny nie powstałby.

Jak się tworzy sieć krystaliczna?

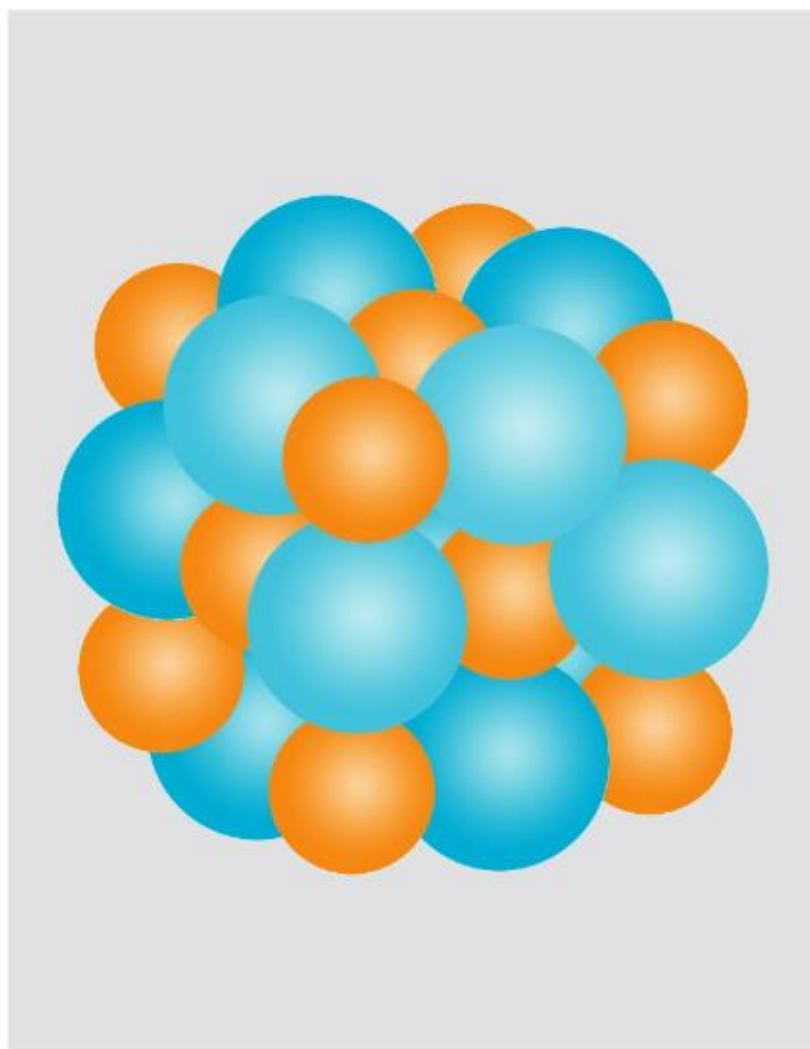
Jony powstałe w wyniku utworzenia wiązania chemicznego mają przeciwne ładunki. Dzięki temu występują między nimi oddziaływania elektrostatyczne (przeciwne ładunki są przyciągane). Na skutek występujących sił tworzy się sieć krystaliczna, w której skład wchodzi kationy i aniony. W przypadku związków chemicznych o budowie jonowej wzór sumaryczny informuje o stosunkach, w jakich połączone są kationy metali z anionami niemetalu w sieci krystalicznej. Dla związków chemicznych z wiązaniami jonowymi nie rysuje się wzorów strukturalnych, ponieważ brak jest możliwości wyodrębnienia pojedynczej cząsteczki z sieci.



3.10 Istotą tworzenia wiązania jonowego jest przekazywanie elektronu lub elektronów. Można tę sytuację porównać do zakupu samochodu. Wiąż ze sprzedawcą powstaje, kiedy odbierzemy zakupiony przedmiot. Gdyby okazało się, że towar nie był wartościowy, łatwo dotrzeć do jednej ze stron umowy



3.11 Model sieci krystalicznej dla chlorku sodu (żółte kule symbolizują kationy sodu, a zielone – aniony chlorkowe)



3.12 Model sieci krystalicznej dla tlenku wapnia (pomarańczowe kule symbolizują kationy wapnia, a jasnoniebieskie – aniony tlenkowe)



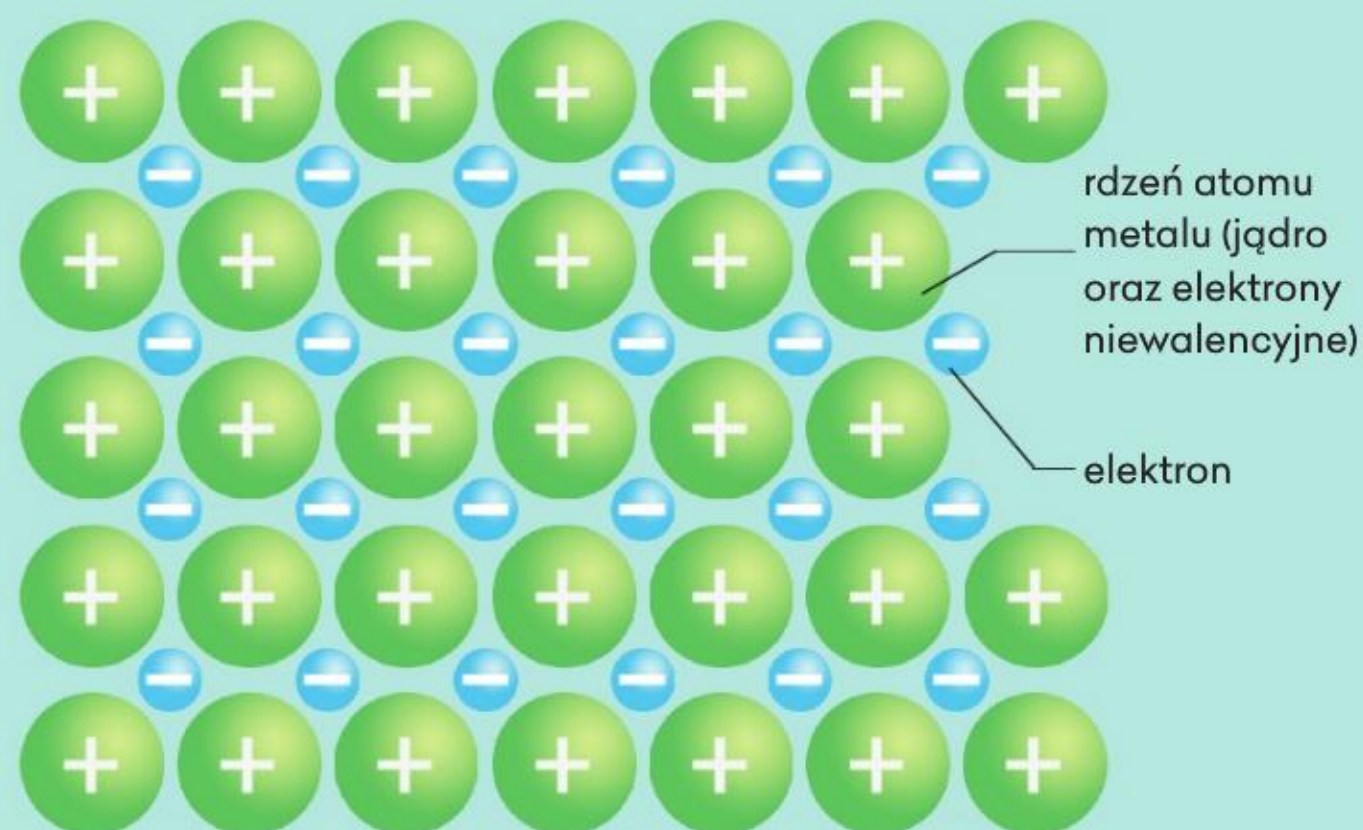
Sieć krystaliczna związków z wiązaniami jonowymi składa się z kationów i anionów. Przykładowo:

- związek o wzorze NaCl składa się z kationów Na^+ i anionów Cl^- ,
- związek o wzorze CaO składa się z kationów Ca^{2+} i anionów O^{2-} .

Więcej na temat

Wiązanie metaliczne

Atomy metali również mogą na siebie oddziaływać i tworzyć wiązania chemiczne. **Wiązania metaliczne**, tak samo jak poprzednie, nie będą występowały w sposób odseparowany, będą zatem kolejną postacią tego samego wiązania chemicznego. Mogą występować tak w samych metalach, jak i w ich stopach. W wiązaniu tym metale występują w postaci dodatnio naładowanych cząstek. Są one mało ruchliwe, a pomiędzy nimi ich elektrony walencyjne (o ładunkach ujemnych) poruszają się dosyć swobodnie, tworząc tzw. chmurę elektronową (gaz elektronowy). Tworzenie tak rozbudowanych układów pozwala na uzyskanie charakterystycznych cech metali, np. przewodnictwa elektrycznego.



W skrócie

- Wiązanie jonowe tworzone jest między atomami metalu a atomami niemetalu.
- W wiązaniu jonowym różnica wartości elektroujemności Paulinga pomiędzy pierwiastkami chemicznymi zazwyczaj powinna wynosić przynajmniej 1,7.
- Istotą powstawania wiązania jonowego jest przekazywanie elektronów między atomami.
- W wyniku tworzenia wiązań jonowych powstają jony (cząstki obdarzone ładunkiem dodatnim i ładunkiem ujemnym).
- Dla związków o budowie jonowej nie rysuje się wzorów strukturalnych.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Narysuj w zeszycie schemat powstawania wiązania jonowego dla związków chemicznych o wzorach sumarycznych: MgO , CaF_2 , KCl .
- 2 Wskaż podpunkty, które prezentują wyłącznie możliwe liczby protonów i elektronów w kationach.

a) $p^+ = 16$	$e^- = 16$	b) $p^+ = 13$	$e^- = 10$
c) $p^+ = 4$	$e^- = 2$	d) $p^+ = 34$	$e^- = 34$
e) $p^+ = 17$	$e^- = 18$	f) $p^+ = 37$	$e^- = 36$
- 3 Oceń, do jakiego gazu szlachetnego przy zapełnianiu powłoki walencyjnej dążą atomy następujących pierwiastków chemicznych: strontu, glinu, siarki, jodu.
- 4 Wiesz już z poprzedniego działu, że pierwiastki chemiczne znajdujące się w tej samej grupie układu okresowego mają podobne właściwości. Korzystając z zasobów internetu, wyszukaj, czy związki chemiczne powstałe z połączenia atomów chloru z atomami pierwiastków pierwszej grupy (pierwszego, drugiego, trzeciego i czwartego okresu) tworzą te same wiązania chemiczne.

3.3 Rodzaj wiązania a właściwości związku chemicznego

Podejmij temat

- Czy wszystkie znane ci substancje przewodzą prąd elektryczny?
- Czy znasz związki chemiczne, których mieszaniny z wodą destylowaną nie przewodzą prądu elektrycznego?

Na poprzednich lekcjach dowiedzieliśmy się, że pomiędzy atomami pierwiastków w związkach chemicznych mogą tworzyć się różne wiązania chemiczne. W zależności od rodzaju powstałego wiązania chemicznego substancje charakteryzują się określonymi właściwościami. Substancjami kowalencyjnymi nazwiemy cząsteczki, których atomy połączone są ze sobą wiązaniami kowalencyjnymi. Związki jonowe to substancje, w których atomy utworzyły wiązania jonowe, czyli są zbudowane z jonów. Właściwości substancji kowalencyjnych i jonowych różnią się między sobą. W tym temacie lekcji skupimy się na badaniu właściwości fizycznej, jaką jest przewodnictwo elektryczne.

Czy rodzaj wiązania chemicznego ma wpływ na zdolność substancji do przewodzenia prądu elektrycznego?

Substancje ze względu na zdolność do przewodzenia prądu i ciepła można podzielić na:

Przewodniki	
prądu elektrycznego	ciepła
substancje, które dobrze przewodzą prąd elektryczny	substancje, które dobrze przewodzą ciepło

Izolatory	
prądu elektrycznego	ciepła
substancje, które słabo przewodzą prąd elektryczny	substancje, które słabo przewodzą ciepło



3.13 Rury i przewody wykonane z miedzi są doskonałymi przewodnikami prądu elektrycznego i ciepła



3.14 Wełna mineralna wykorzystywana jest w budownictwie jako izolator termiczny ścian i dachów

Doświadczenie 14.

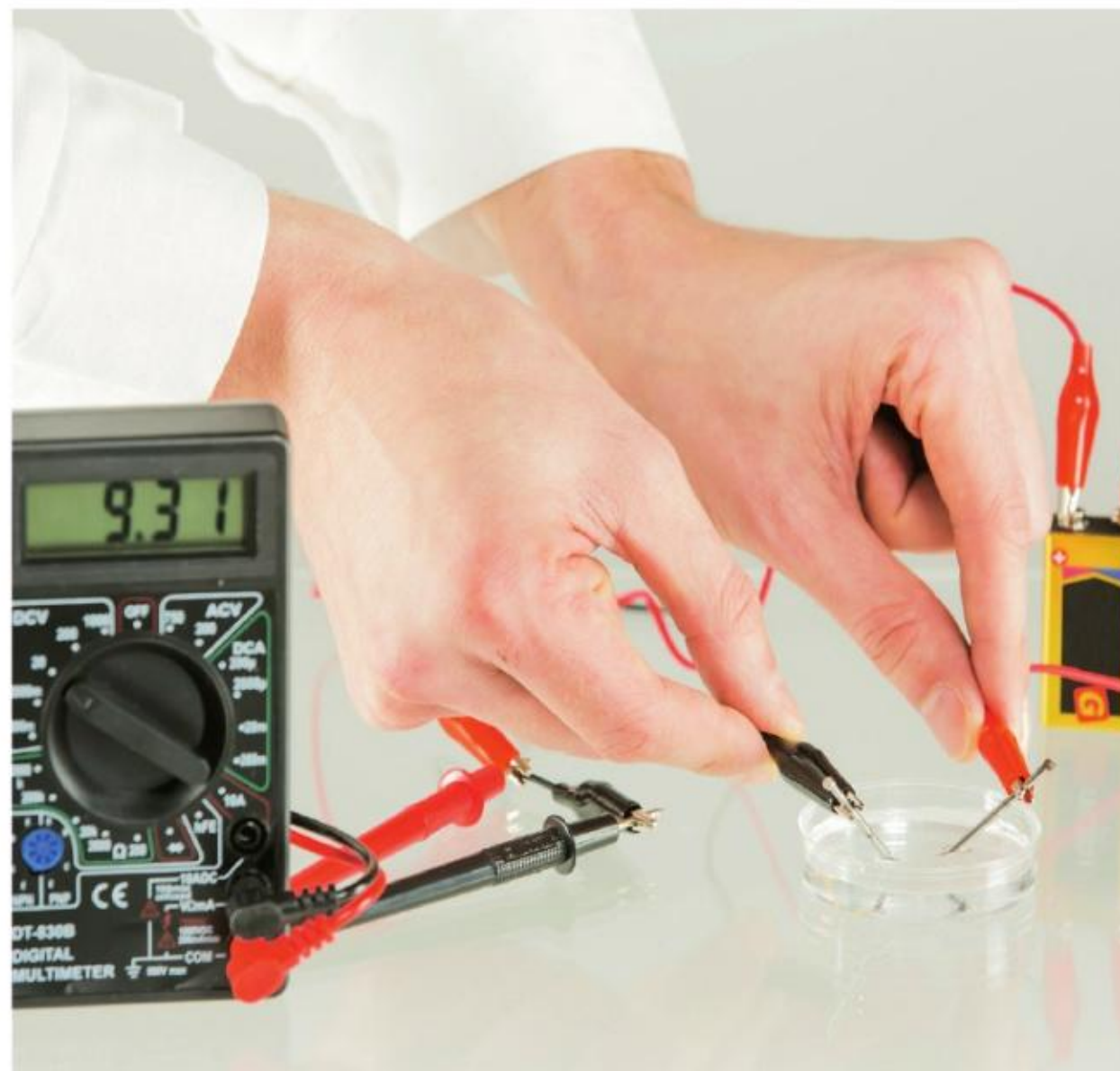
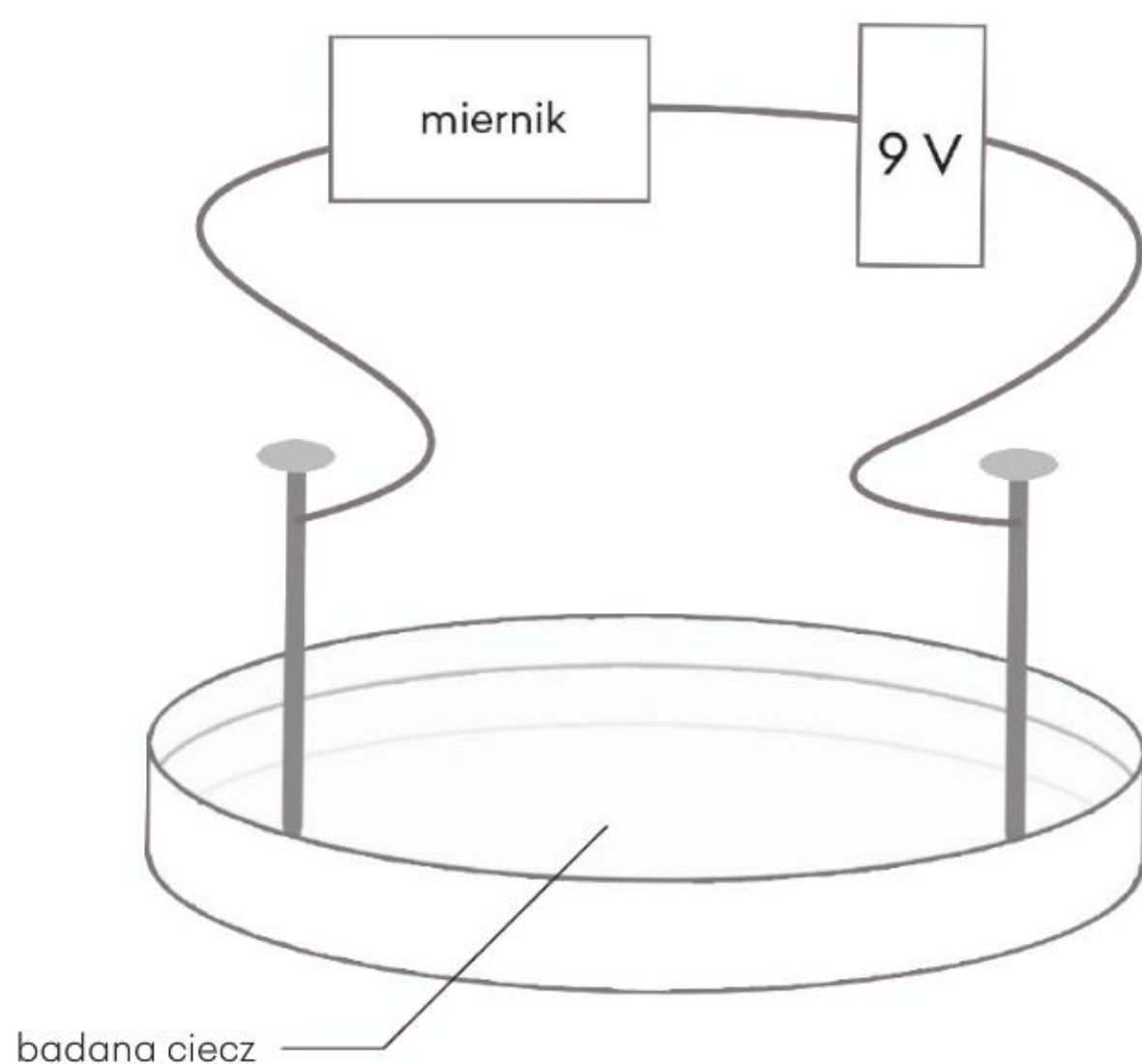
Badanie przewodnictwa elektrycznego wody destylowanej oraz zmieszanych z wodą destylowaną: cukru, soli kuchennej, chlorowodoru i wodorotlenku sodu

Sprzęt: elektroniczny miernik uniwersalny, bateria 9 V, 3 przewody krokodylkowe, szalki Petriego lub zlewki, elektrody (np. gwoździe stalowe, spinacze do papieru)

Odczynniki: woda destylowana, mieszaniny z wodą destylowaną: cukier, sól kuchenna, chlorowódor, wodorotlenek sodu

Wykonanie:

- Zmontuj zestaw zgodny ze schematem.
- Umieść zlewkę (lub szalkę Petriego) z wybraną cieczą i zbadaj przewodnictwo elektryczne tej cieczy.



Obserwacje: Miernik przed włożeniem elektrod do cieczy wskazywał wartość 0 V.

Miernik wskazał wartości równą 0 V dla: wody destylowanej, mieszaniny cukru i wody destylowanej.

Miernik wskazał wartości powyżej 0 V dla: mieszaniny soli kuchennej i wody destylowanej, mieszaniny chlorowodoru i wody destylowanej, mieszaniny wodorotlenku sodu i wody destylowanej.

Wnioski: Woda destylowana oraz mieszanina cukru i wody destylowanej nie przewodzą prądu elektrycznego, natomiast pozostałe mieszaniny są przewodnikami elektrycznymi.

Wynik doświadczenia można w prosty sposób wytłumaczyć, biorąc pod uwagę budowę cząsteczek badanych związków chemicznych. Woda destylowana i cukier to związki, w których występuje wiązanie kowalencyjne spolaryzowane, z założenia ich budowa uniemożliwia przewodzenie prądu elektrycznego. Chlorowódor, pomimo że to związek chemiczny, w którym występuje wiązanie kowalencyjne spolaryzowane, po zmieszaniu z wodą dysocjuje, przez co może przewodzić prąd elektryczny. Sól kuchenna i wodorotlenek sodu to związki chemiczne z wiązaniami jonowymi, składające się z jonów (o ładunkach dodatnich i ujemnych), które umożliwiają tym substancjom przewodnictwo elektryczne.

Ważnym odczynnikiem była woda destylowana (związek chemiczny pozbawiony większości zanieczyszczeń metodą destylacji). Woda mineralna, czy nawet ta z kranu, ze względu na ilość dodatków jest mieszaniną. Wszystkie te zanieczyszczenia wpływają na przewodnictwo elektryczne.

Jakie są podobieństwa i różnice we właściwościach substancji w zależności od rodzaju wiązań chemicznych?

Zbierzmy najważniejsze właściwości, jakie mogą wynikać z rodzaju wiązań chemicznych występujących w związkach chemicznych. Większość z nich określono w temperaturze pokojowej.

	Wiązania chemiczne		
	kowalencyjne niespolaryzowane	kowalencyjne spolaryzowane	jonowe
Struktura substancji	sieci atomowe (np. diament)	sieci cząsteczkowe	kryształy jonowe
Stan skupienia	ciała stałe i gazy	gazy, ciecze, ciała stałe	ciała stałe
Rozpuszczalność w wodzie	słaba	dobra (niektóre dysocjują)	dobra (większość dysocjuje)
Przewodnictwo elektryczne	brak (wyjątek – grafit)	brak	stopione i rozpuszczone w wodzie są dobrymi przewodnikami
Przewodnictwo cieplne	brak (wyjątki – np. diament)	tak, niektóre	tak
Temperatury wrzenia	ciała stałe – wysokie gazy – niskie	niskie	wysokie
Temperatury topnienia	ciała stałe – wysokie gazy – niskie	niskie	wysokie
Przykłady substancji	diament, wodór, tlen, azot	amoniak, chlorowodór, woda, tlenek węgla(IV)	chlorek sodu, bromek potasu, chlorek magnezu, tlenek wapnia

W skrócie

- Substancjami kowalencyjnymi nazywamy cząsteczki, których atomy połączone są ze sobą wiązaniami kowalencyjnymi.
- Związki jonowe nie są zbudowane z cząsteczek tylko z jonów o przeciwnych ładunkach, przyciągających się w wyniku działania sił elektrostatycznych.
- W zależności od rodzaju wiązań substancje charakteryzują się określonymi właściwościami, takimi jak: stan skupienia, rozpuszczalność w wodzie, przewodnictwo cieplne, przewodnictwo elektryczne, różne wartości temperatur topnienia i wrzenia.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

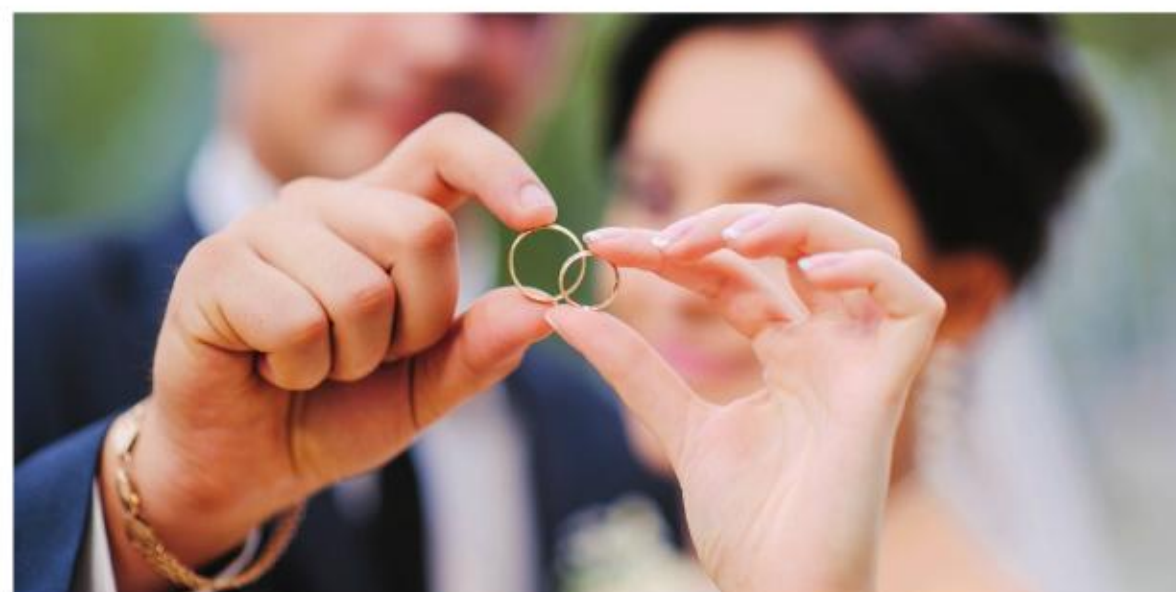
- Skorzystaj z zasobów internetu i wyszukaj dwa przykłady substancji będących przewodnikami prądu elektrycznego. Zastanów się, jakie wiązania chemiczne mogą w nich występować.
- Mając do dyspozycji plastelinę (lub inną plastyczną masę), zbuduj fragment sieci krystalicznej dla chlorku sodu.
- Wyszukaj karty charakterystyki następujących substancji: azot (sprężony), chlorowodór (bezwodny) i chlorek magnezu (bezwodny). Wypisz i porównaj następujące ich właściwości: rozpuszczalność w wodzie, temperaturę wrzenia, temperaturę topnienia. Zastanów się, jakie wiązania występują w tych substancjach.

3.4 Wartościowość pierwiastków w związkach chemicznych

Podejmij temat



Czy osoby te tworzą związek? Czy jest to małżeństwo?
Iloma obręczkami wymieniają się państwo młodzi podczas ceremonii ślubnej?



Wartościowość – liczba wiązań chemicznych, jaką może stworzyć atom pierwiastka chemicznego z innym atomem wchodzącym w skład związku chemicznego.



Zwróć uwagę, że tlen w związkach chemicznych ma na ogół wartościowość II, np. w dwutlenku węgla:
 $O = C = O$
(wzór strukturalny dwutlenku węgla)

Czym jest wartościowość pierwiastka w związku chemicznym?

Wiemy już, że kiedy atomy pierwiastków chemicznych łączą się ze sobą, kierują nimi pewne prawidłowości. Liczba wiązań chemicznych wynika często z chęci zachowania najniższej możliwej energii poprzez całkowite wypełnienie powłoki walencyjnej każdego z uczestniczących atomów. Jednym z użytecznych terminów jest **wartościowość**. Definiuje się ją jako liczbę wiązań chemicznych, jaka może zostać utworzona przez atom pierwiastka, który wchodzi w skład związku chemicznego.

Przyjęto się, że jest ona zaznaczana cyfrą rzymską nad symbolem pierwiastka chemicznego we wzorze sumarycznym. Na przykładzie najbardziej rozpowszechnionego na Ziemi związku chemicznego określmy wartościowość pierwiastków wchodzących w jego skład.

Wzór strukturalny	Wzór sumaryczny
$\begin{array}{c} \text{O} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	H_2O

Z powyższych zapisów wynika, że atom tlenu połączony jest dwoma wiązaniami chemicznymi (po jednym wiązaniu chemicznym przypada na każdy atom wodoru). Dlatego możemy stwierdzić, że tlen w podanym związku chemicznym ma wartościowość II. Natomiast każdy atom wodoru połączony jest jednym wiązaniem z atomem tlenu, dlatego analogicznie wartościowość wodoru w tym związku chemicznym wynosi I.



Warto zauważyć, że atomy pierwiastków chemicznych w stanie wolnym nie są związkami chemicznymi, dlatego ich wartościowość jest wtedy równa 0, np. O_2 , Ca.

Czy położenie pierwiastka chemicznego w układzie okresowym wpływa na jego wartościowość?

Numer grupy, w której umiejscowiony jest symbol pierwiastka chemicznego w układzie okresowym, determinuje liczbę elektronów walencyjnych, dlatego na podstawie jego położenia możemy określić spodziewaną wartościowość. Możemy również podać pewne prawidłowości dotyczące grup:

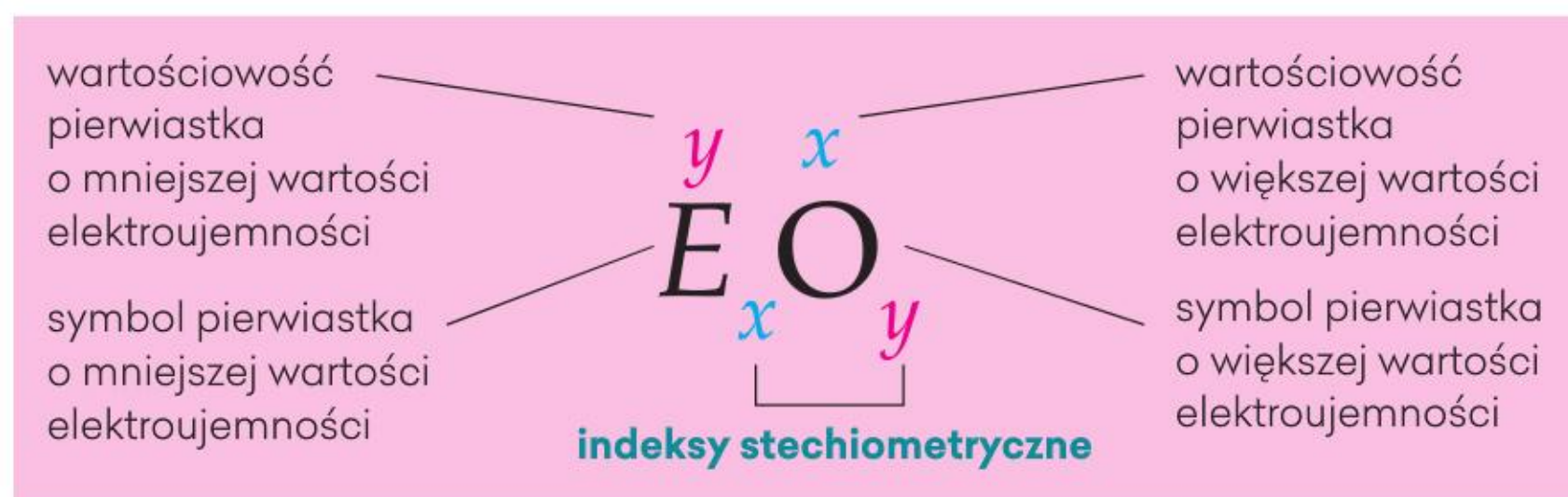
- pierwiastki chemiczne, których symbole są w 1 grupie układu okresowego, mają tylko wartościowość I,
- pierwiastki chemiczne, których symbole są w 2 grupie układu okresowego, mają tylko wartościowość II,
- tlen w tlenkach ma zawsze wartościowość II,
- fluor we fluorkach, chlor w chlorkach, brom w bromkach, jod w jodkach mają zawsze wartościowość I.

Poniższa tabela przedstawia maksymalną wartościowość pierwiastków chemicznych względem wodoru i tlenu.

Symbol pierwiastka chemicznego	Numer grupy	Wartościowość	
		względem wodoru	względem tlenu
Li	1	I	I
Be	2	II	II
Al	13	III	III
C	14	IV	IV
N	15	III	V
S	16	II	VI
Br	17	I	VII

Jak zapisywać wzory sumaryczne związków chemicznych składających się z dwóch pierwiastków chemicznych?

Ogólny wzór związków chemicznych (zbudowanych z dwóch różnych pierwiastków) możemy opisać następująco:



17
4,0
F
Fluor
3,2
Cl
Chlor



Symbole chloru i fluoru znajdują się w tej samej grupie układu okresowego pierwiastków chemicznych. Czy na podstawie tabeli zamieszczonej obok i położenia symbolu pierwiastka łatwo określić wartościowość względem wodoru i tlenu?



Operując terminem elektroujemności, odnosimy się w podręczniku zawsze do skali Paulinga.

Indeks stechiometryczny – liczba atomów lub jonów w danym związku chemicznym.

Jak ustalić wzór sumaryczny związku chemicznego na podstawie wartościowości pierwiastków?

Przykład 21.

Zapisz wzory sumaryczne związków chemicznych powstałych z połączenia krzemu i tlenu.

Etap	Rozwiązanie	
1. W układzie okresowym odzyskaj symbole krzemu i tlenu. Odczytaj ich możliwe wartościowości i wartość elektroujemności.	Tlen w związkach chemicznych (tlenkach) ma wartościowość II, natomiast wartość jego elektroujemności wg Paulinga wynosi 3,4. Krzem ma dwie możliwe wartościowości: II i IV, natomiast wartość jego elektroujemności wg Paulinga wynosi 1,9. Ponieważ krzem ma dwie możliwe wartościowości, możemy zapisać wzory dwóch związków chemicznych powstałych z połączenia krzemu z tlenem.	
2. Zapisz w stosownej kolejności symbole pierwiastków chemicznych oraz wartościowości (cyfry rzymskie) nad ich symbolami.	zapis symboli dla pierwszego związku chemicznego $\begin{array}{cc} \text{II} & \text{II} \\ \text{Si} & \text{O} \end{array}$	zapis symboli dla drugiego związku chemicznego $\begin{array}{cc} \text{IV} & \text{II} \\ \text{Si} & \text{O} \end{array}$ Krzem ma mniejszą wartość elektroujemności Paulinga, dlatego w każdym ze wzorów jego symbol zapisano po lewej stronie. Tlen ma większą wartość elektroujemności Paulinga, dlatego jego symbol w obu przypadkach zajmuje miejsce po prawej stronie.
3. Przenieś wartościowości w miejsca indeksów stechiometrycznych dla przeciwnych pierwiastków chemicznych.	pierwszy związek chemiczny $\begin{array}{cc} \text{II} & \text{II} \\ \text{Si} & \text{O} \end{array} \rightarrow \begin{array}{cc} \text{II} & \text{II} \\ \text{Si}_2 & \text{O}_2 \end{array}$	drugi związek chemiczny $\begin{array}{cc} \text{IV} & \text{II} \\ \text{Si} & \text{O} \end{array} \rightarrow \begin{array}{cc} \text{IV} & \text{II} \\ \text{Si}_2 & \text{O}_4 \end{array}$
4. Sprawdź, czy nie można uprościć wzoru do najmniejszych możliwych cyfr.	pierwszy związek chemiczny $\begin{array}{cc} \text{II} & \text{II} \\ \text{Si}_2 & \text{O}_2 \\ \downarrow & \\ \text{II} & \text{II} \\ \text{Si}_1 & \text{O}_1 \end{array}$	drugi związek chemiczny $\begin{array}{cc} \text{IV} & \text{II} \\ \text{Si}_2 & \text{O}_4 \\ \downarrow & \\ \text{IV} & \text{II} \\ \text{Si}_1 & \text{O}_2 \end{array}$
5. Zapisz wzory sumaryczne związków chemicznych (pomiń cyfrę 1, jeśli się pojawiła).	W chemii przyjęto, że cyfrę 1 w indeksach stechiometrycznych pomija się w zapisie, a stosunki między symbolami pierwiastków we wzorze zazwyczaj przedstawia się w postaci najmniejszych możliwych cyfr. pierwszy związek chemiczny (w którym krzem ma wartościowość II) SiO	drugi związek chemiczny (w którym krzem ma wartościowość IV) SiO_2

Jak ustalić nazwę związku chemicznego na podstawie podanego wzoru sumarycznego?

W poprzednim przykładzie zapisaliśmy wzory sumaryczne związków chemicznych na podstawie możliwych wartościowości pierwiastków. Postarajmy się teraz podać nazwy tych związków chemicznych.

Przykład 22.

Zapisz nazwy związków chemicznych o podanych wzorach sumarycznych: SiO , SiO_2 .

Etap

Rozwiązanie

1. Skorzystaj z układu okresowego. Dla pierwiastków chemicznych, które mają tylko jedną wartościowość, zapisz ją nad symbolem.



Tlen w związkach (tlenkach) może mieć wyłącznie wartościowość II – dlatego w obu przypadkach zapisaliśmy ją nad symbolem pierwiastka chemicznego.

2. Nad symbolem pierwiastka chemicznego, którego wartościowość nie jest znana, zapisz symbol x . Nie zapomnij o wpisaniu indeksów stechiometrycznych o wartości 1 tam, gdzie nie zostały one wyraźnie zaznaczone.



3. Dla pierwszego pierwiastka chemicznego iloczyn wartościowości i indeksu stechiometrycznego musi być równy iloczynowi wartościowości i indeksu stechiometrycznego drugiego pierwiastka chemicznego – wylicz na tej podstawie nieznaną wartościowość.

$$\begin{array}{l} 1 \cdot x = 1 \cdot \text{II} \\ x = \text{II} \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 1 \cdot x = 2 \cdot \text{II} \\ x = \text{IV} \end{array}$$

4. Zapisz nazwę systematyczną dla podanych związków chemicznych.

Tworzenie nazwy związku zaczynamy od podania nazwy pierwiastka chemicznego o wyższej wartości elektroujemności Paulinga, z końcówką **-ek**. Następnie podajemy w dopełniaczu nazwę drugiego pierwiastka chemicznego. Należy pamiętać, że jeśli pierwiastek ma więcej niż jedną wartościowość, należy uwzględnić ją w nazwie.

tlenek (czego?)

krzemu(II)

nazwa – **tlenek krzemu(II)**

tlenek (czego?)

krzemu(IV)

nazwa – **tlenek krzemu(IV)**

Jak ustalić wzór sumaryczny na podstawie podanej nazwy związku chemicznego?

Przykład 23.

Ustal wzory sumaryczne tlenku azotu(I) i tlenku azotu(III).

Etap

Rozwiązanie

1. Wypisz symbole pierwiastków chemicznych ujęte w nazwie związków chemicznych.

tlenek azotu(I)
 N O

tlenek azotu(III)
 N O

2. Zapisz nad symbolami pierwiastków ich wartościowości cyframi rzymskimi. Następnie przenieś je w miejsca indeksów stechiometrycznych dla przeciwnych pierwiastków (zapisz je cyframi arabskimi).



3. Zapisz końcowe wzory sumaryczne (pomiń cyfrę 1, jeśli się pojawi).

tlenek azotu(I)
 N_2O

tlenek azotu(III)
 N_2O_3

W skrócie

- Wartościowość pierwiastka w związku chemicznym to liczba wiązań, które tworzy jego atom w połączeniu z innym atomem.
- Pierwiastki chemiczne w zależności od położenia w układzie okresowym mogą mieć jedną wartościowość w związkach chemicznych (np. grupa 1 – wartościowość I, grupa 2 – wartościowość II, tlen w tlenkach – II, siarka w siarczankach – II itd.).
- Indeksy stechiometryczne to cyfry w dolnych indeksach, stojące zaraz za symbolem pierwiastka chemicznego. Oznaczają liczbę danych atomów lub jonów we wzorze związku chemicznego.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- Zastanów się, jaka jest wartościowość wodoru w cząsteczce o wzorze H_2 . Skorzystaj z definicji wartościowości i przedstaw krótkie uzasadnienie.
- Odczytaj możliwe wartościowości chloru. Zapisz wzory sumaryczne wszystkich jego połączeń z tlenem. Nazwij te związki chemiczne.
- Podaj nazwy systematyczne dla związków chemicznych o następujących wzorach sumarycznych: Na_2S , CaF_2 , Al_2O_3 , SO_3 , BaO , CO , SO_2 , CO_2 , H_2O , N_2O_5 .
- Ustal wzory sumaryczne związków chemicznych o podanych nazwach: tlenek magnezu, chlorek potasu, siarczek litu.

Podsumowanie działu 3

Ważne pojęcia

wiązanie chemiczne	właściwości wynikające z rodzaju wiązań	wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane
wiązanie kowalencyjne spolaryzowane	wiązanie jonowe	powłoka walencyjna
oktet elektronowy	dublet elektronowy	elektroujemność Paulinga
		wartościowość

Wiązanie chemiczne – trwałe połączenie przynajmniej dwóch atomów przy udziale elektronów walencyjnych, które są uwalnianie, przekazywane i przyjmowane.

	Wiązania chemiczne		
	kowalencyjne niespolaryzowane	kowalencyjne spolaryzowane	jonowe
Różnica wartości elektroujemności Paulinga między pierwiastkami chemicznymi (ΔE) – spodziewany rodzaj wiązania chemicznego	$0 \leq \Delta E \leq 0,4$	$0,4 < \Delta E < 1,7$	$\Delta E \geq 1,7$
Procesy w powłokach walencyjnych	tworzenie się wspólnych par elektronowych		przejście elektronów (przyjmowanie ich lub oddawanie)
Rodzaj uczestniczących atomów	atomy niemetalu (tych samych pierwiastków lub mających nieznaczną różnicę wartości elektroujemności Paulinga)	atomy dwóch różnych niemetalu	metal i niemetal
Rodzaj powstałych cząstek	cząsteczki		jony dodatnie (kationy) i ujemne (aniony)
	Właściwości wynikające z rodzaju wiązania chemicznego		
Stan skupienia (w temperaturze pokojowej)	ciała stałe i gazy	gazy, ciecze, ciała stałe	ciała stałe
Rozpuszczalność w wodzie	słabo	dobrze (niektóre dysocjują)	dobrze (większość dysocjuje)
Przewodnictwo elektryczne	brak (wyjątek – grafit)	brak	stopione i rozpuszczone w wodzie są dobrymi przewodnikami
Przewodnictwo cieplne	brak (wyjątki – np. diament)	tak, niektóre	tak
Przykłady (zapis wzorami chemicznymi)	H_2, N_2, O_2, Cl_2	NH_3, CO_2, H_2O	MgO, KBr

- Powłoka walencyjna** – ostatnia, zewnętrzna powłoka, którą tworzą elektrony wysunięte najdalej od jądra atomowego (te elektrony biorą udział w tworzeniu wiązań chemicznych).
- Podczas tworzenia wiązań chemicznych atomy każdego z uczestniczących pierwiastków chemicznych dążą do uzyskania zapełnienia powłoki walencyjnej w taki sposób, jak znajdujący się najbliżej gaz szlachetny. Jeśli jest nim hel, atomy dążą do **dupletu elektronowego**, a jeśli inny gaz szlachetny, to do **oktetu elektronowego**.
- Elektroujemność Paulinga** – miara siły przyciągania elektronów w atomach uczestniczących w tworzeniu wiązania chemicznego.
- Wartościowość** – liczba wiązań chemicznych, jaką może stworzyć atom pierwiastka z innymi atomami w danym związku chemicznym.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- Oblicz różnicę wartości elektroujemności Paulinga dla pierwiastków chemicznych wchodzących w skład substancji o wzorach: Br_2 , K_2S , CS_2 , H_2S , OF_2 . Na podstawie obliczonej różnicy wartości elektroujemności określ rodzaj wiązania chemicznego.
- Przedstaw, jak powstają wiązania chemiczne w substancjach, których wzory sumaryczne są następujące: PCl_3 , Al_2O_3 , LiCl , HBr .
- Dla każdego podanego pierwiastka chemicznego przedstaw możliwy zapis jonu w związku jonowym.

a) tlen	b) wodór	c) brom
d) magnez	e) glin	f) siarka
- Podaj wartościowości wszystkich pierwiastków, których symbole użyto w poniższych wzorach związków chemicznych.

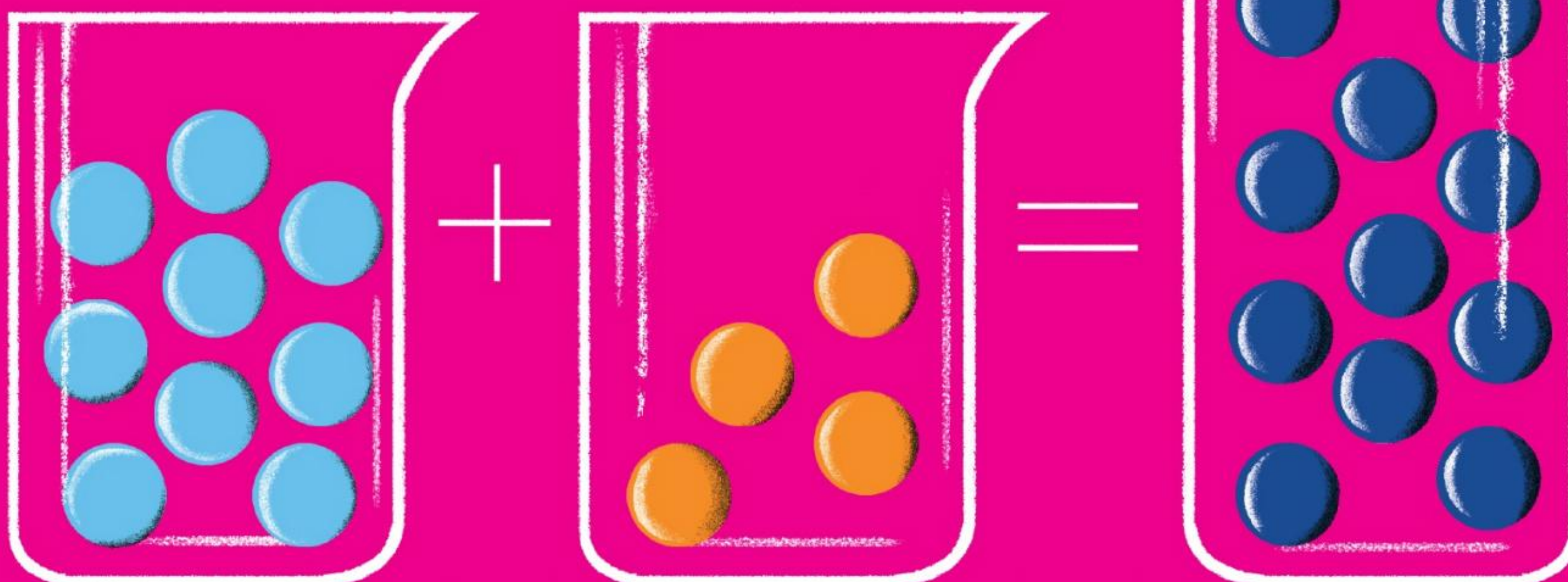
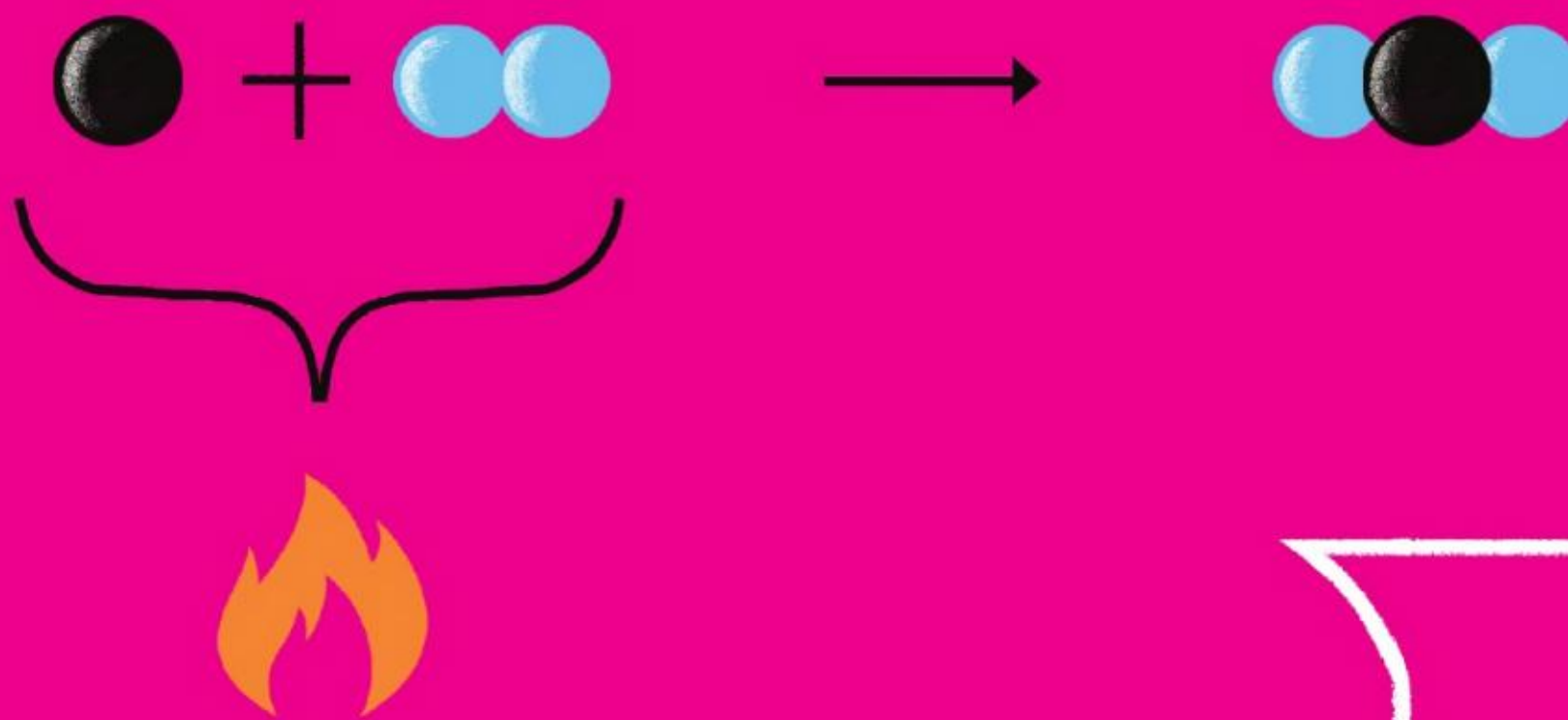
a) Al_2S_3	b) P_4O_{10}	c) PbO_2
d) SO_3	e) MgS	f) Cl_2O_7
- Podaj wzory sumaryczne dla związków chemicznych o następujących nazwach systematycznych:

a) chlorek potasu,	b) siarczek wapnia,	c) tlenek siarki(IV),
d) chlorek wapnia,	e) chlorek glinu,	f) tlenek chloru(V).
- Podaj po trzy symbole pierwiastków chemicznych elektrododatnich i elektroujemnych. Czym się różnią te pojęcia?
- Poniżej podano właściwości fizyczne wybranych trzech substancji: bromu, bromowodoru i bromku sodu. Informacje zebrano z przykładowych kart charakterystyki. Na podstawie wybranych cech przyporządkuj nazwę substancji do numeru karty. Warto odwołać się do typowych właściwości wynikających z rodzaju wiązania chemicznego.

	Karta charakterystyki 1	Karta charakterystyki 2	Karta charakterystyki 3
Temperatura topnienia	$-7\text{ }^{\circ}\text{C}$	$755\text{ }^{\circ}\text{C}$	$-86\text{ }^{\circ}\text{C}$
Temperatura wrzenia	$59\text{ }^{\circ}\text{C}$	$1393\text{ }^{\circ}\text{C}$	$-66\text{ }^{\circ}\text{C}$
Rozpuszczalność w wodzie (w temp. $20\text{ }^{\circ}\text{C}$)	$42\frac{\text{g}^*}{1}$	$905\frac{\text{g}^*}{1}$	$2210\frac{\text{g}^*}{1}$

* Producent podał rozpuszczalność substancji w jednostce: gram na 1 litr wody, w podręczniku będziemy stosowali jednostkę: gram na 100 gramów wody.

4. Ważne prawa



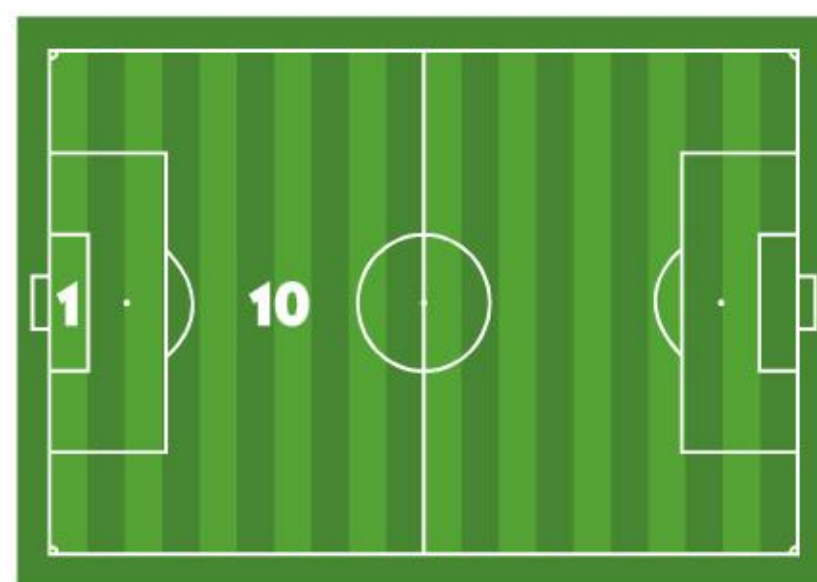
1. Czy zaprezentowane zjawiska są reakcjami chemicznymi?
2. Jakie substancje powstają podczas spalania węgla?
3. Czy związki chemiczne powstające w wyniku reakcji mają określony skład?

4.1 Prawo stałości składu związku chemicznego

Podejmij temat



W jakim stosunku liczbowym są do siebie bramkarz i zawodnicy z pola?
Czy ten stosunek może się zmieniać w zależności np. od kraju, w którym odbywa się mecz, od pory dnia czy pogody?



Zastanów się, czy do spalania takiej ilości węgla, jaka mieści się w wagonie towarowym, wystarczyłaby ilość tlenu, jaka mieści się w butli z tym gazem. Który ze składników tej reakcji chemicznej skończyłby się jako pierwszy?

Prawo stałości składu związku chemicznego

Według przyjętych reguł każda drużyna piłkarska wychodzi na boisko w takim samym składzie: 1 bramkarz i 10 zawodników w polu. Podobnie jest z zależnościami między masami pierwiastków w danym związku chemicznym. Jedną z substancji, jaka powstaje podczas spalania węgla w piecu, jest tlenek węgla(IV) o wzorze sumarycznym CO_2 .



4.1 Wagon towarowy z węglem



4.2 Butla z tlenem

Prawo stałości składu związku chemicznego – pierwiastki, tworząc dany związek chemiczny, łączą się w stałych stosunkach wagowych. Oznacza to, że skład chemiczny danego związku chemicznego jest stały i ściśle określony.

W poprzednim dziale poznaliśmy mechanizm zapisywania wzorów sumarycznych i strukturalnych prostych związków chemicznych na podstawie ich nazw. Ta umiejętność pozwala ustalić, z ilu i z jakiego rodzaju atomów zbudowany jest konkretny związek chemiczny. Wiemy już, że atom każdego pierwiastka chemicznego ma określoną masę atomową, którą możemy odczytać z układu okresowego. Korzystając z tych dwóch informacji, możemy ściśle ustalić, w jakich proporcjach należy połączyć ze sobą substancje, żeby reakcja chemiczna zaszła z jak największym wykorzystaniem substratów. Wykorzystujemy wtedy sformułowane w 1799 r. przez Josepha Prousta (czytaj żozefa prusta) **prawo stałości składu związku chemicznego**.

Prawo to działa niezależnie od zastosowanej metody otrzymywania związku chemicznego czy warunków towarzyszących danej reakcji chemicznej.

Jak ustalić stosunek masowy pierwiastków w związku chemicznym?

Przykład 24.

Oblicz, w jakim stosunku masowym połączone są ze sobą pierwiastki w wodzie o wzorze sumarycznym H_2O .

Etap	Rozwiązanie
1. Odczytaj i wypisz z układu okresowego masy atomowe wodoru i tlenu.	$m_{\text{H}} = 1 \text{ u}$ $m_{\text{O}} = 16 \text{ u}$
2. Oblicz stosunek masowy wodoru do tlenu w H_2O .	$\frac{2 \cdot m_{\text{H}}}{1 \cdot m_{\text{O}}} = \frac{2 \cdot 1 \text{ u}}{1 \cdot 16 \text{ u}} \quad \frac{m_{\text{H}}}{m_{\text{O}}} = \frac{2 \text{ u}}{16 \text{ u}} \quad \frac{m_{\text{H}}}{m_{\text{O}}} = \frac{1}{8}$
3. Napisz odpowiedź.	Odpowiedź: Stosunek masowy wodoru do tlenu w cząsteczce wody wynosi 1 : 8.

Skład procentowy pierwiastków w związku chemicznym

Czasami bywa tak, że musimy określić, ile procent danego pierwiastka znajduje się w całym związku chemicznym. Obliczamy wówczas tzw. **skład procentowy** lub **procent masowy pierwiastków chemicznych**.

Skład procentowy – uwzględnia procentową zawartość poszczególnych pierwiastków w związku chemicznym.

Przykład 25.

Oblicz skład procentowy pierwiastków w metanie o wzorze sumarycznym CH_4 .

Etap	Rozwiązanie
1. Odszukaj i wypisz z układu okresowego masy atomowe węgla i wodoru. Następnie oblicz masę cząsteczkową CH_4 .	$m_{\text{C}} = 12 \text{ u}$ $m_{\text{H}} = 1 \text{ u}$ $m_{\text{CH}_4} = 1 \cdot 12 \text{ u} + 4 \cdot 1 \text{ u} = 16 \text{ u}$
2. Metodą proporcji oblicz zawartość procentową węgla w CH_4 .	$\frac{m_{\text{CH}_4}}{m_{\text{C}}} = \frac{100\%}{x} \quad \frac{16 \text{ u}}{12 \text{ u}} = \frac{100\%}{x} \quad x = \frac{12 \text{ u} \cdot 100\%}{16 \text{ u}}$ $x = 75\% \quad \% \text{ C} = 75\%$
3. Oblicz zawartość procentową wodoru w CH_4 .	$\% \text{ C} + \% \text{ H} = 100\% \quad \% \text{ H} = 100\% - \% \text{ C}$ $\% \text{ H} = 100\% - 75\% \quad \% \text{ H} = 25\%$
4. Napisz odpowiedź.	Odpowiedź: Zawartość procentowa węgla w metanie wynosi 75%, a wodoru – 25%.

Jak ustalić wzór sumaryczny związku chemicznego na podstawie podanego stosunku masowego?

Przykład 26.

Ustal wzór sumaryczny związku chemicznego, wiedząc, że stosunek masowy azotu do wodoru w tym związku wynosi 14 : 3.

Etap	Rozwiązanie
1. Odczytaj i wypisz z układu okresowego masy atomowe azotu i wodoru.	$m_{\text{N}} = 14 \text{ u}$ $m_{\text{H}} = 1 \text{ u}$
2. Zapisz ułamek wyrażający stosunek iloczynów: liczby atomów azotu i masy atomowej azotu do liczby atomów wodoru i masy atomowej wodoru.	$\frac{\text{liczba atomów N} \cdot 14 \text{ u}}{\text{liczba atomów H} \cdot 1 \text{ u}} = \frac{14}{3}$
3. Wyznacz z proporcji liczbę atomów azotu.	Wyznaczenie liczby atomów azotu: $1. \text{ at. N} \cdot 14 \text{ u} \cdot 3 = 1. \text{ at. H} \cdot 1 \text{ u} \cdot 14$ $1. \text{ at. N} = \frac{1. \text{ at. H} \cdot 1 \text{ u} \cdot 14}{14 \text{ u} \cdot 3} \qquad 1. \text{ at. N} = \frac{1}{3} 1. \text{ at. H}$
4. Załóż, że liczba atomów azotu wynosi 1. Wyznacz liczbę atomów wodoru. Ważne, żeby wynik był liczbą całkowitą.	$1. \text{ at. N} = 1 \qquad 1 = \frac{1}{3} 1. \text{ at. H} \qquad 1. \text{ at. H} = 3$ Uzyskany wynik jest liczbą całkowitą.
5. Wstaw liczby całkowite do wzoru ogólnego związku chemicznego: $\text{N}_{1. \text{ at. N}} \text{H}_{1. \text{ at. H}}$	N_1H_3 czyli NH_3
6. Napisz odpowiedź.	Odpowiedź: Wzór sumaryczny związku chemicznego to NH_3 .

W skrócie

- Prawo stałości składu związku chemicznego – pierwiastki chemiczne, tworząc związek chemiczny, łączą się ze sobą w ściśle określonym stosunku masowym.
- Stosunek masowy – stosunek mas pierwiastków w związku chemicznym.
- Skład procentowy (procent masowy) – wyrażony w procentach udział mas pierwiastków w masie całego związku chemicznego.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Oblicz stosunek masowy pierwiastków chemicznych w:
a) tlenku siarki(IV) o wzorze sumarycznym SO_2 ,
b) siarczku sodu o wzorze sumarycznym Na_2S .
- 2 Oblicz skład procentowy pierwiastków chemicznych w chlorku wapnia o wzorze sumarycznym CaCl_2 .
- 3 Oblicz, w którym ze związków chemicznych – w tlenku glinu czy w tlenku potasu – jest większa zawartość procentowa tlenu.

4.2 Rodzaje reakcji chemicznych

Podejmij temat



Czy struktura jajka po usmażeniu zmienia się w znaczący sposób?
Czy usmażone już jajko w łatwy sposób można zmienić w jajko surowe?



Czym jest reakcja chemiczna?

Relacje: między dwoma pierwiastkami chemicznymi, między pierwiastkami a związkami chemicznymi, między różnymi związkami chemicznymi nazywamy **reakcjami chemicznymi**. Substancje, których używamy do reakcji chemicznych, nazywamy **substratami**, natomiast substancje, które powstają – **produktami**. Produkty przemian chemicznych zawsze mają inne właściwości niż właściwości substancji wykorzystywanych do reakcji chemicznych. Całość można przyrównać do smażenia jajecznicy. Jajka, olej i sól to substraty. Proces smażenia to reakcja chemiczna, a powstałą jajecznicę nazwalibyśmy produktem.



Reakcja chemiczna – każdy proces, w którym substancja pierwotna (substrat) zmienia się w inną, nową substancję o odmiennych właściwościach (produkt).

Substrat – substancja (pierwiastek lub związek chemiczny), która ulega przemianie w wyniku reakcji chemicznej. Substraty zapisujemy w równaniu reakcji chemicznej po lewej stronie.

Produkt – substancja (pierwiastek lub związek chemiczny), która powstała po przemianie w wyniku reakcji chemicznej. Produkty zapisujemy w równaniu reakcji chemicznej po prawej stronie.

×

Jakie wyróżniamy rodzaje reakcji chemicznych?

Rodzajów reakcji chemicznych jest kilka: synteza, analiza, wymiana – pojedyncza lub podwójna. Każda z tych reakcji różni się liczbą i rodzajem substratów i produktów. Aby przeprowadzić reakcję chemiczną, niezbędny jest kontakt substratów ze sobą lub wpływ na substrat różnych warunków, które tę reakcję umożliwiają, np. temperatury.

Rodzaje reakcji chemicznych – synteza

Doświadczenie 15.

Spalanie magnezu w powietrzu

Sprzęt: łyżeczka do spalań,
palnik, zapalki

Odczynniki: magnez,
tlen z powietrza

Wykonanie:

- Na łyżeczce do spalań umieść kilka kawałków magnezu.
- Wprowadź łyżeczkę z magnezem w płomień palnika.



Obserwacje: Po chwili od wprowadzenia w płomień palnika srebrzystoszarego magnezu na jego powierzchni pojawia się jasny, oślepiający płomień. Kiedy płomień zgaśnie, na łyżeczce do spalań pozostaje wyłącznie biały proszek.

Wnioski: Magnez w tlenie z powietrza spala się bardzo łatwo. Powstaje nowa substancja (biały proszek) o odmiennych właściwościach od właściwości magnezu (srebrzystoszarego metalu). Zachodzi reakcja chemiczna zgodna z zapisem słownym:



Magnez i tlen z powietrza są substratami, natomiast otrzymany tlenek magnezu to produkt. Z dwóch różnych substancji otrzymaliśmy jeden związek chemiczny. Taki rodzaj reakcji chemicznych nazywamy **syntezą**.

Reakcja syntezy – reakcja chemiczna, podczas której z dwóch lub większej liczby substratów powstaje jeden produkt.

Typ reakcji chemicznej	Reakcja syntezy: $\text{A} + \text{B} \longrightarrow \text{AB}$ substrat A + substrat B $\longrightarrow$ produkt AB
Przykłady	sód + chlor $\longrightarrow$ chlorek sodu węgiel + tlen $\longrightarrow$ tlenek węgla(II) sód + tlen $\longrightarrow$ tlenek sodu żelazo + siarka $\longrightarrow$ siarczek żelaza(II) wodór + azot $\longrightarrow$ amoniak

Doświadczenie 16.

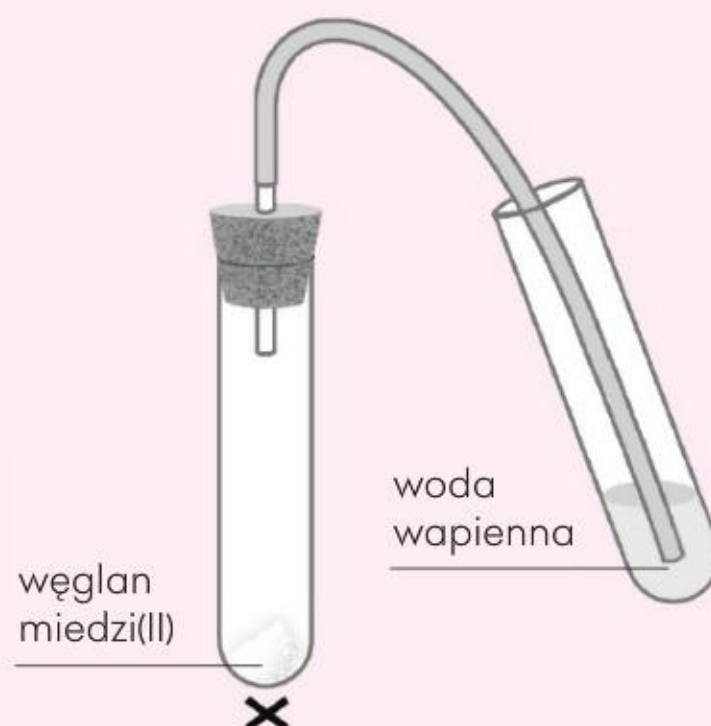
Ogrzewanie węglanu miedzi(II) i identyfikacja produktu gazowego

Sprzęt: probówki, łapy do probówek, palnik, zapałki, korek z nasadką do odprowadzania gazów, słomka, łyżeczka

Odczynniki: węglan miedzi(II), woda wapienna (klarowna mieszanina wodorotlenku wapnia i wody)

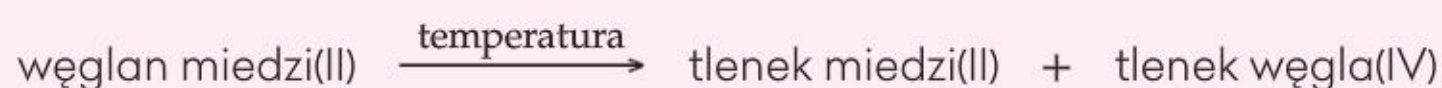
Wykonanie:

- Do pierwszej probówki wsyp niewielką ilość węglanu miedzi(II).
- W probówce osadź nasadkę ze słomką do odprowadzania gazów.
- Wylot słomki umieść w drugiej probówce, do której wlej wodę wapienną.
- Ogrzewaj probówkę z węglanem miedzi(II) nad płomieniem palnika.
- Zakończ ogrzewanie, kiedy w drugim naczyniu pojawi się zmętnienie wody wapiennej.



Obserwacje: Niebieskozielony proszek po ogrzaniu przybiera czarną barwę. Wydziela się bezbarwny gaz, który powoduje zmętnienie wody wapiennej.

Wnioski: Węglan miedzi(II) po ogrzaniu rozkłada się na czarny tlenek miedzi(II) oraz bezbarwny gaz – tlenek węgla(IV), którego obecność potwierdza zmętnienie wody wapiennej. Jedna substancja rozkłada się pod wpływem temperatury, powstają dwa produkty. Zachodzi reakcja chemiczna zgodna z zapisem słownym:



Węglan miedzi(II) to substrat, natomiast otrzymane: tlenek miedzi(II) i tlenek węgla(IV) to produkty. Z jednego związku chemicznego otrzymaliśmy dwa różne związki chemiczne. Taki rodzaj reakcji chemicznych nazywamy **analizą**.

Typ reakcji chemicznej	Reakcja analizy: $\text{AB} \longrightarrow \text{A} + \text{B}$ substrat AB $\longrightarrow$ produkt A + produkt B
Przykłady	woda $\longrightarrow$ wodór + tlen tlenek rtęci(II) $\longrightarrow$ tlen + rtęć węglan wapnia $\longrightarrow$ tlenek wapnia + tlenek węgla(IV) wodorotlenek miedzi(II) $\longrightarrow$ tlenek miedzi(II) + woda

Reakcja analizy – rozkład związku chemicznego na pierwiastki lub inne związki chemiczne. Bardzo często ten rodzaj reakcji chemicznych odbywa się pod wpływem podwyższonej temperatury (rozkład termiczny). Ogrzewanie w równaniach reakcji oznaczane będzie nad strzałką słowem temperatura (T) – $\xrightarrow{\text{temperatura}}$.

Rodzaje reakcji chemicznych – wymiana pojedyncza

Doświadczenie 17.

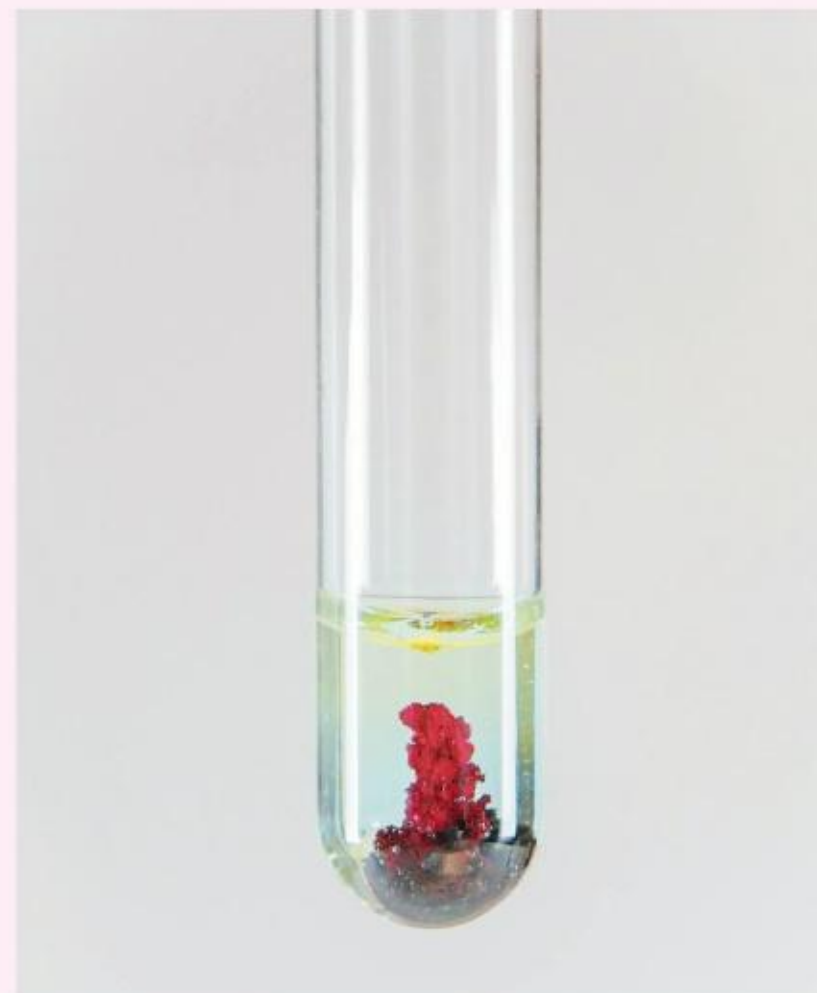
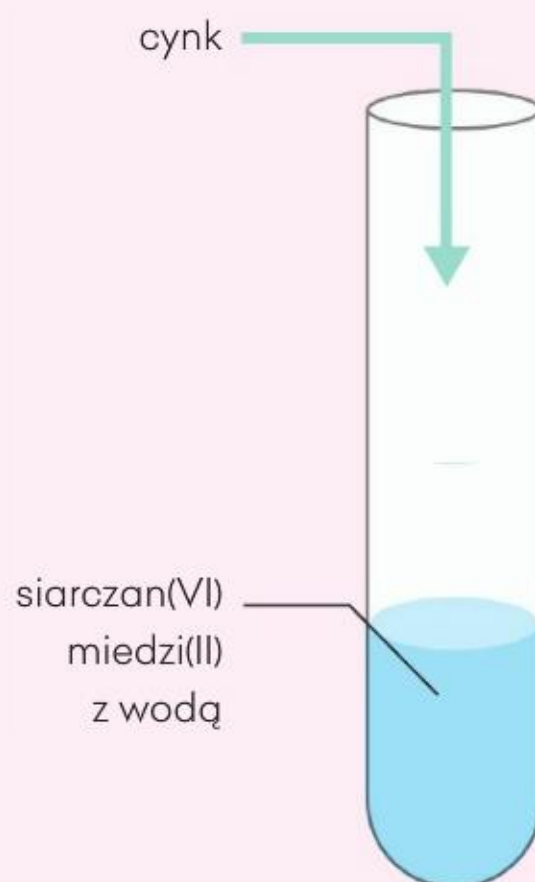
Działanie cynkiem na mieszaninę siarczanu(VI) miedzi(II) z wodą

Sprzęt: probówka,
łapa do probówek,
łyżeczka,
pipeta, łuczywo

Odczynniki: cynk (granulki),
siarczan(VI) miedzi(II),
woda

Wykonanie:

- Do probówki wsyp niewielką ilość siarczanu(VI) miedzi(II).
- Dolej 2 cm³ wody. Następnie całość wymieszaj.
- Dodaj kilka granulek cynku.



Obserwacje: Niebieska mieszanina odbarwia się. Na kawałkach srebrzystoszarego metalu pojawia się brązowoczerwony nalot.

Wnioski: Siarczan(VI) miedzi(II) reaguje z cynkiem, po chwili otrzymujemy miedź i siarczan(VI) cynku. Związek chemiczny reaguje z pierwiastkiem (dwa substraty), dając inny związek chemiczny i odmienny pierwiastek (dwa produkty). Zachodzi reakcja chemiczna zgodna z zapisem słownym:



Siarczan(VI) miedzi(II) i cynk to substraty, natomiast otrzymane miedź i siarczan(VI) cynku to produkty. Z jednego pierwiastka chemicznego i jednego związku chemicznego otrzymaliśmy inny pierwiastek i inny związek chemiczny. Taki rodzaj reakcji chemicznych nazywamy **wymianą pojedynczą**.

Reakcja wymiany pojedynczej

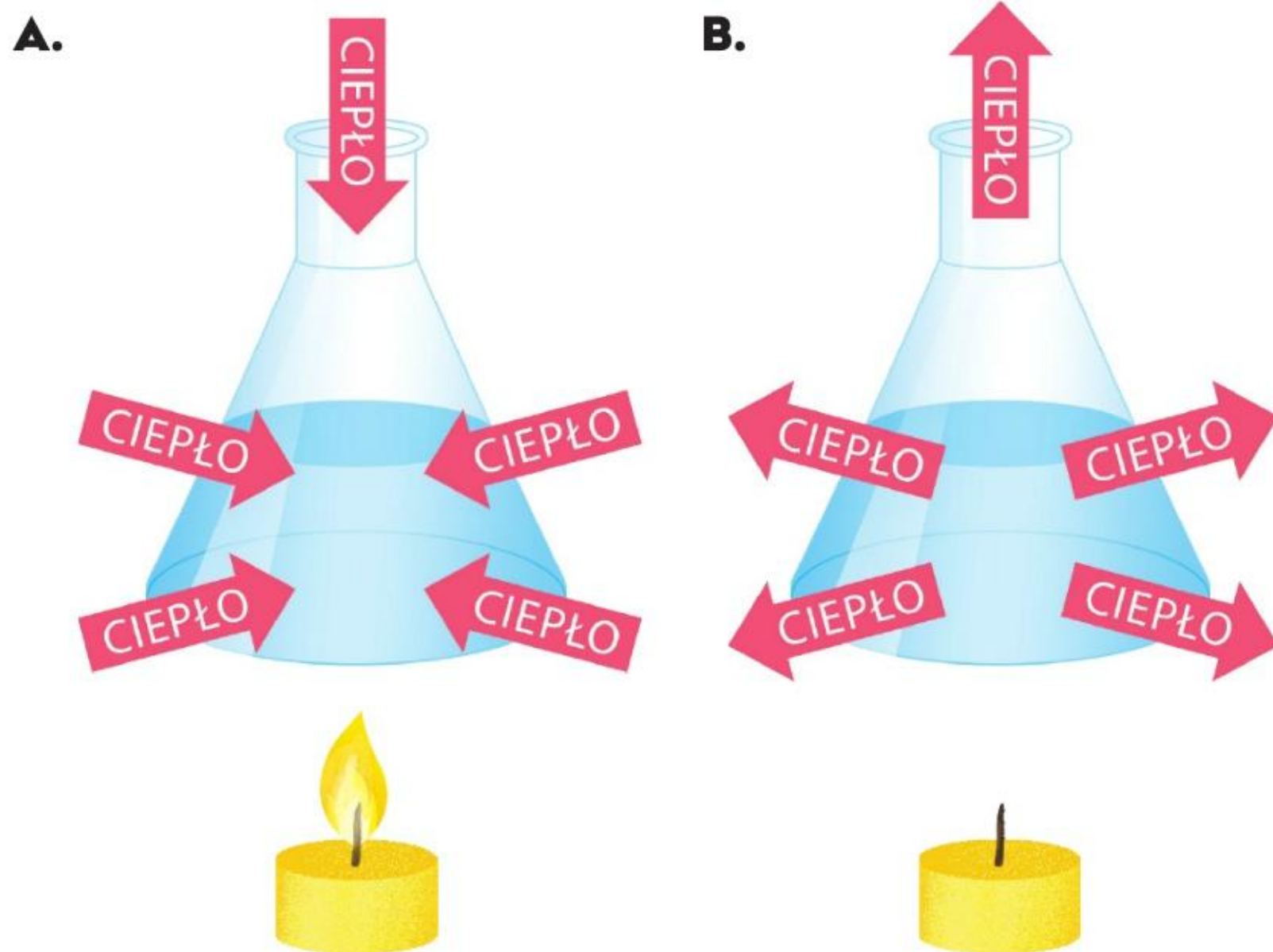
– zachodzi pomiędzy pierwiastkiem a związkiem chemicznym i daje inny pierwiastek oraz inny związek chemiczny.

Typ reakcji chemicznej	Reakcja wymiany pojedynczej: $\text{A} + \text{BC} \longrightarrow \text{AC} + \text{B}$ substrat A + substrat BC $\longrightarrow$ produkt AC + produkt B
Przykłady	potas + woda $\longrightarrow$ wodorotlenek potasu + wodór magnez + kwas solny $\longrightarrow$ chlorek magnezu + wodór cynk + kwas azotowy(V) $\longrightarrow$ azotan(V) cynku + wodór

Podział reakcji chemicznych ze względu na efekty im towarzyszące

Reakcjom chemicznym towarzyszą, oprócz przemiany substratów w produkty, zmiany energii, najczęściej są to **zmiany temperatury**. Występują w postaci ciepła:

- oddawanego do otoczenia – **reakcja egzotermiczna** (doświadczenie 15.),
- pochłanianego z otoczenia – **reakcja endotermiczna** (doświadczenie 16.).



4.3 Reakcja endotermiczna (A.), reakcja egzotermiczna (B.)

Poniżej w tabeli podane zostały przykłady obu tych reakcji.

Reakcja egzotermiczna	Reakcja endotermiczna
spalanie węgla kamiennego w piecu	pieczenie ciasta
spalanie drewna w kominku	gotowanie jajka
spalanie gazu ziemnego w kuchence	fotosynteza
spalanie parafiny w świecy	tabletką musującą umieszczoną w wodzie

Inne substancje wpływające na reakcje chemiczne

W wielu procesach stosuje się substancje, które zwiększają szybkość reakcji chemicznej. Takie odczynniki nazywamy **katalizatorami**. Wprowadzone do mieszaniny reakcyjnej nie zużywają się i można je wykorzystać wiele razy. Spróbujmy przeprowadzić doświadczenie, które obrazuje ich działanie.

Reakcja egzotermiczna – reakcja chemiczna, podczas której energia w postaci ciepła jest oddawana do otoczenia.

Reakcja endotermiczna – reakcja chemiczna, podczas której energia w postaci ciepła jest pobierana z otoczenia.



4.4 Po wrzuceniu tabletki musującej do wody całość staje się chłodniejsza. Jest to przykład reakcji endotermicznej



4.5 Zarówno ogień świecy, jak i jej stopiona część są cieplejsze niż przed zapaleniem. Jest to przykład reakcji egzotermicznej

Katalizator – substancja, która zwiększa szybkość reakcji chemicznej, ale sama nie ulega zużyciu w trakcie jej trwania.

Doświadczenie 18.

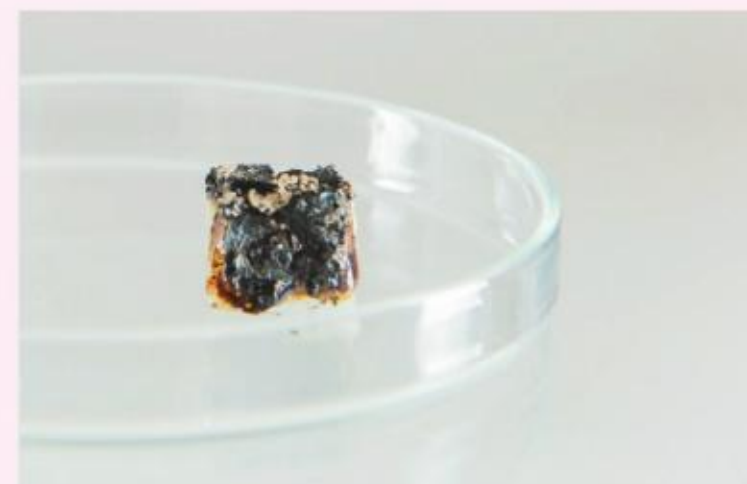
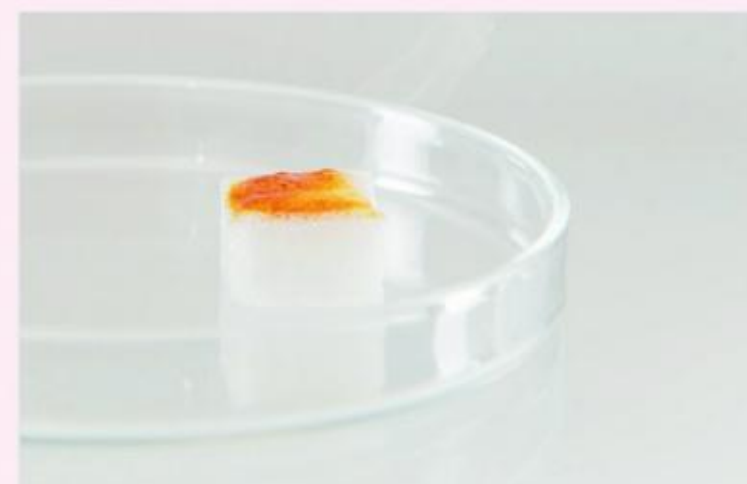
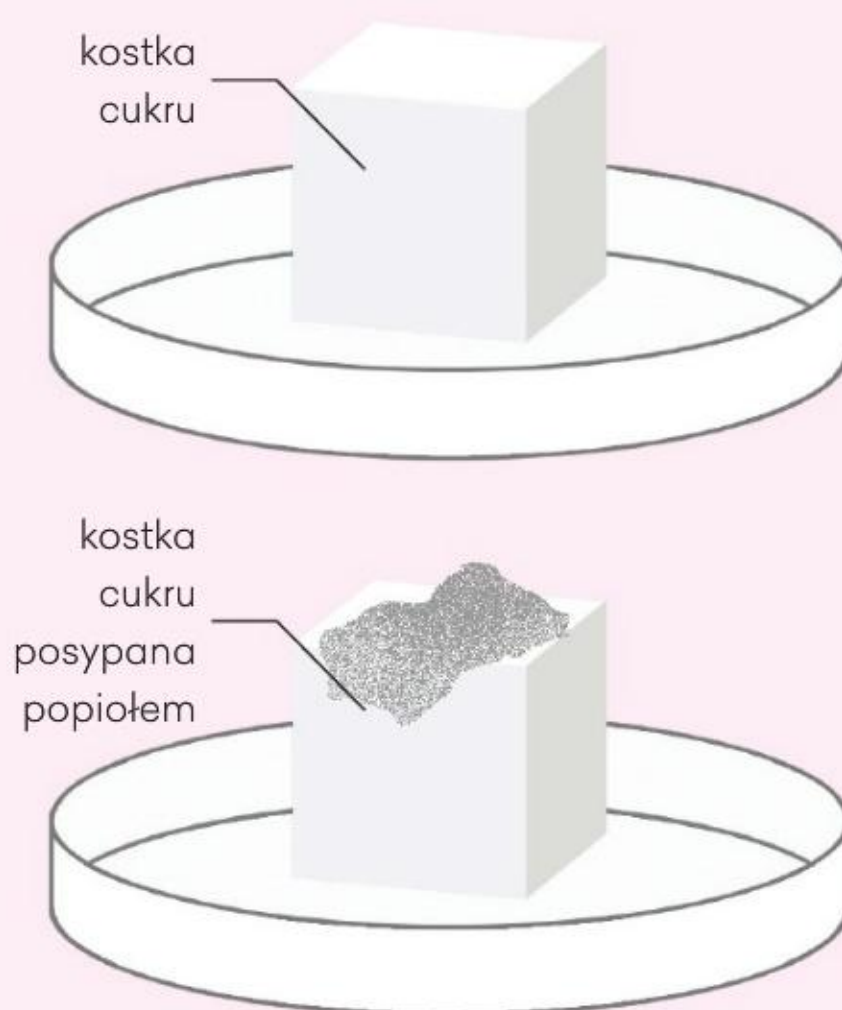
Badanie palności cukru z udziałem i bez udziału katalizatora

Sprzęt: szalki Petriego,
zapalniczka żarowa

Odczynniki: cukier w kostkach,
popiół

Wykonanie:

- Na szalce Petriego umieść kostkę cukru. Korzystając z zapalniczki żarowej, zbliż ogień do cukru.
- Na drugiej szalce umieść kostkę cukru posypaną popiołem. Powtórz czynność z zapalniczką.



Obserwacje: Cukier, który nie był posypany popiołem, po próbie podpalenia jedynie topi się i przybiera brązową barwę. Na kostce z popiołem pojawia się jasny płomień. Popiół nadal pozostaje szarą substancją. W obu przypadkach czuć przyjemny zapach przypominający zapach waty cukrowej.

Wnioski: Cukier bez popiołu brązowieje, czyli ulega procesowi karmelizacji, ale nie jesteśmy w stanie go spalić. Cukier posypany popiołem łatwo się zapala. Popiół nie zmienia swojej struktury, spełnia tu rolę katalizatora. Przyspiesza szybkość reakcji, ale sam się nie zużywa.

W skrócie

- Reakcja chemiczna to każdy proces, w którym substancja pierwotna (substrat) zmienia się w inną, nową substancję o odmiennych właściwościach (produkt).
- Substraty w równaniu zapisujemy po lewej stronie strzałki, produkty – po prawej.
- Reakcje chemiczne dzielimy na: syntezę, analizę, wymianę pojedynczą.
- Reakcjom chemicznym, oprócz przemiany substratów w produkty, towarzyszą zmiany temperatury, dlatego wyróżniamy reakcje egzotermiczne i endotermiczne.
- Katalizator to substancja, która zwiększa szybkość reakcji chemicznej, ale sama nie ulega zużyciu w trakcie jej trwania.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Podanym zapisom słownym reakcji chemicznych przypisz określone rodzaje (synteza, analiza, wymiana pojedyncza). Odpowiedzi uzasadnij. Wskaż produkty.
 - a) węglan wapnia $\rightarrow$ tlenek wapnia + tlenek węgla(IV)
 - b) tlenek węgla(II) + tlen $\rightarrow$ tlenek węgla(IV)
 - c) sól + woda $\rightarrow$ wodorotlenek sodu + wodór
 - d) wodór + tlen $\rightarrow$ tlenek wodoru
 - e) wodorotlenek miedzi(II) $\rightarrow$ tlenek miedzi(II) + woda
 - f) cynk + kwas siarkowy(VI) $\rightarrow$ siarczan(VI) cynku + wodór
 - g) tlenek magnezu + tlenek wodoru $\rightarrow$ wodorotlenek magnezu

- 2 Wymień pięć przykładów reakcji egzotermicznych znanych ci z życia codziennego.



- 3 Wyszukaj w internecie przynajmniej cztery przykłady zastosowania katalizatorów.

4.3 Zapisywanie i odczytywanie przebiegu reakcji chemicznej

Podejmij temat

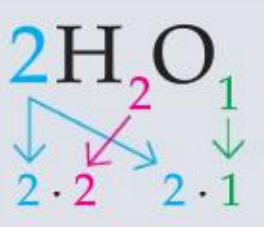
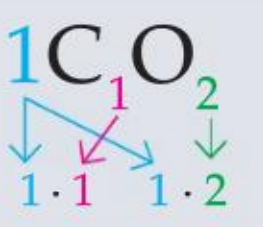
● Ile atomów wodoru i tlenu potrzebnych jest do stworzenia cząsteczki wody?

Do czego służy równanie reakcji chemicznej?

Wiesz już, że każdy proces chemiczny, w wyniku którego powstają nowe substancje, wymaga wykorzystania innych substancji, które ulegną reakcji chemicznej. Liczby wykorzystanych **substratów** i powstających **produktów** w danej reakcji chemicznej są w równowadze. Liczba atomów pierwiastków chemicznych tworzących substraty przed reakcją chemiczną jest równa liczbie atomów tworzących produkty reakcji chemicznej. Zapis przemiany chemicznej nazywamy **równaniem reakcji chemicznej**. Symbol strzałki w równaniu reakcji chemicznej wskazuje kierunek przemiany.

Co oznaczają cyfry w zapisach chemicznych?

Pisząc wzory substancji, często – poza symbolami pierwiastków chemicznych – używamy cyfr. W celu opanowania zapisu równań reakcji chemicznych trzeba rozumieć, co te cyfry oznaczają. W dziale „Jak to jest połączone” omawialiśmy już znaczenie **indeksu stechiometrycznego**. Teraz dowiesz się, czym jest **współczynnik stechiometryczny**. Nie zapisujemy indeksów i współczynników stechiometrycznych oznaczających pojedynczy atom lub cząsteczkę.

3Na		
trzy atomy sodu	dwie cząsteczki wody, w których skład wchodzi: cztery atomy wodoru dwa atomy tlenu	jedna cząsteczka tlenku węgla(IV), w której skład wchodzi: jeden atom węgla dwa atomy tlenu

Jak zapisujemy w równaniach reakcji niektóre pierwiastki gazowe?

W równaniach reakcji posługujemy się symbolami pierwiastków chemicznych i wzorami związków chemicznych. Musimy pamiętać, że część pierwiastków występuje w stanie wolnym w formie cząsteczek. Dlatego gdy chcemy wpisać tlen w równaniu reakcji chemicznej, nigdy nie zapisujemy samego symbolu O, tylko wzór cząsteczki tlenu O_2 . Podobnie jest też z wodorem, azotem, fluorem, chlorem, bromem i jodem.

Indeks stechiometryczny – cyfra w dolnym indeksie, zapisana zaraz za symbolem pierwiastka chemicznego, oznaczająca liczbę danych atomów lub jonów we wzorze związku chemicznego.

Współczynnik stechiometryczny – liczba przypisana do konkretnego reagenta, określająca, w jakiej proporcji uczestniczy on w reakcji z innymi reagentami (wszystkimi substancjami biorącymi udział w reakcji chemicznej).



Pierwiastki chemiczne, które występują w stanie wolnym w postaci cząsteczek dwuatomowych: H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2 , F_2 , Br_2 , I_2 .

Jak zapisać równanie reakcji syntezy?

W przykładach 27. i 28. przećwiczymy umiejętność zapisywania równań reakcji syntezy. Ich celem będzie otrzymanie związków chemicznych w wyniku syntezy z pierwiastków. Tlenek węgla(IV) otrzymamy z węgla i tlenu, natomiast chlorowódor – z wodoru i chloru.

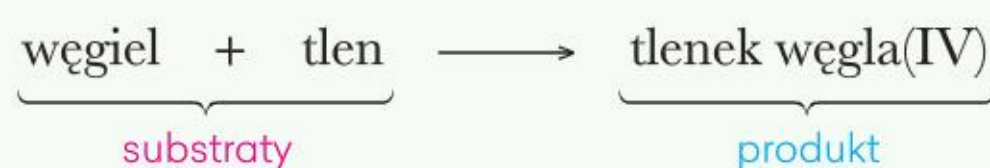
Przykład 27.

W jaki sposób zapisać równanie reakcji syntezy otrzymywania tlenku węgla(IV), jej model oraz sposób odczytania w wyniku spalania węgla w tlenie?

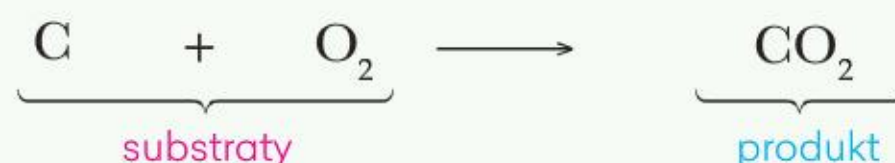
Etap

Rozwiązanie

1. Napisz, jakie substancje będą substratami, a jakie – produktami tej reakcji.

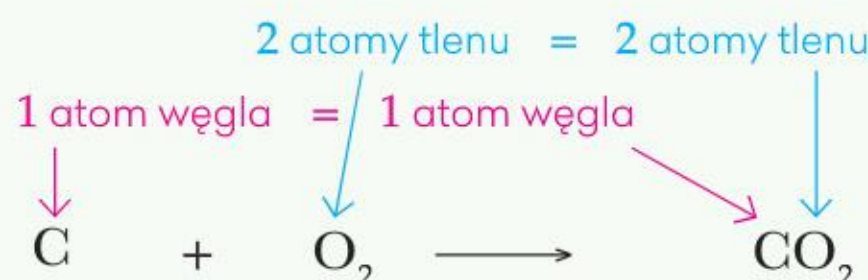


2. Zamień nazwy pierwiastków na odpowiednie symbole lub wzory sumaryczne związków chemicznych.



Pamiętaj o tym, że niektóre pierwiastki chemiczne występują w postaci cząsteczek, np. O_2 .

3. Sprawdź, czy liczba atomów danego pierwiastka chemicznego jest taka sama po stronach substratów i produktów. W razie potrzeby uzgodnij równanie reakcji, wstawiając stosowne współczynniki stechiometryczne.



Liczba atomów tlenu i węgla po obu stronach równania jest taka sama. Nie ma potrzeby dopisywania współczynników stechiometrycznych.

4. Narysuj modele wszystkich atomów i cząsteczek biorących udział w reakcji chemicznej.



5. Odczytaj zapis równania reakcji chemicznej.

Jeden atom węgla reaguje z jedną cząsteczką tlenu, dając jedną cząsteczkę tlenku węgla(IV).

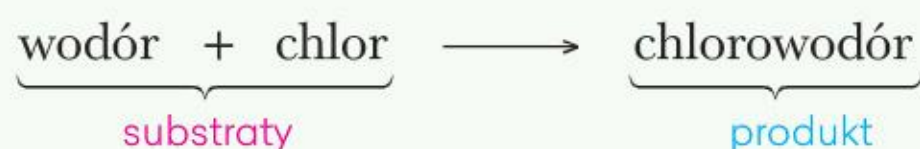
Przykład 28.

W wyniku reakcji chemicznej możemy połączyć ze sobą wodór i chlor, otrzymując związek chemiczny nazwany chlorowodem. Jest to kolejny przykład reakcji syntezy. Spróbujmy zapisać równanie reakcji otrzymywania chlorowodoru, jej model oraz sposób odczytywania.

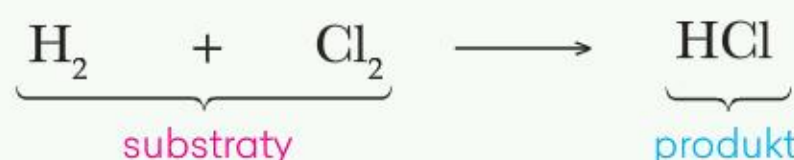
Etap

Rozwiązanie

1. Napisz, jakie substancje będą substratami, a jakie – produktami tej reakcji chemicznej.

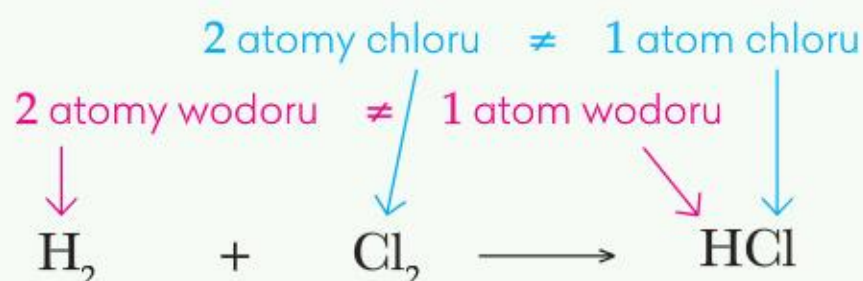


2. Zamień nazwy pierwiastków na odpowiednie symbole lub wzory sumaryczne związków chemicznych.

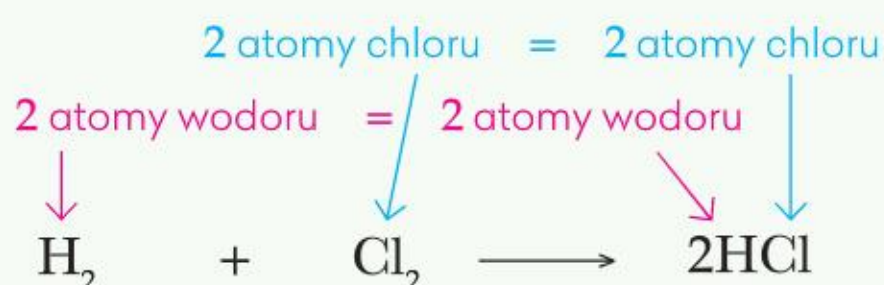


Pamiętaj o tym, że niektóre pierwiastki chemiczne występują w postaci cząsteczek, np. H_2 , Cl_2 .

3. Sprawdź, czy liczba atomów danego pierwiastka chemicznego jest taka sama po stronie substratów i produktów. W razie potrzeby uzgodnij równanie, wstawiając stosowne współczynniki stechiometryczne.



Liczba atomów pierwiastków chemicznych po obu stronach równania nie jest taka sama. Musimy uzgodnić to równanie reakcji chemicznej poprzez wpisanie w odpowiednie miejsce współczynnika stechiometrycznego.



Teraz równanie reakcji jest poprawnie uzgodnione i liczba atomów poszczególnych pierwiastków jest po obu stronach taka sama.

4. Narysuj modele wszystkich atomów i cząsteczek biorących udział w reakcji chemicznej.



5. Odczytaj zapis równania reakcji chemicznej.

Jedna cząsteczka wodoru reaguje z jedną cząsteczką chloru, dając dwie cząsteczki chlorowodoru.

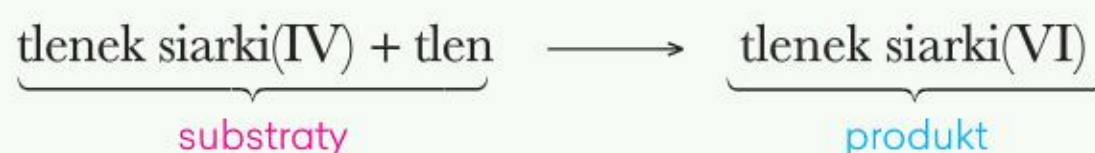
Przykład 29.

Tlenek siarki(VI) otrzymuje się poprzez katalityczne utlenianie tlenku siarki(IV). Ze względu m.in. na małą szybkość reakcji pomiędzy tlenkiem siarki(IV) a tlenem używa się katalizatora V_2O_5 . Spróbujmy zapisać równanie reakcji syntezy tlenku siarki(VI) z tlenku siarki(IV) i tlenu, jej model oraz sposób odczytywania.

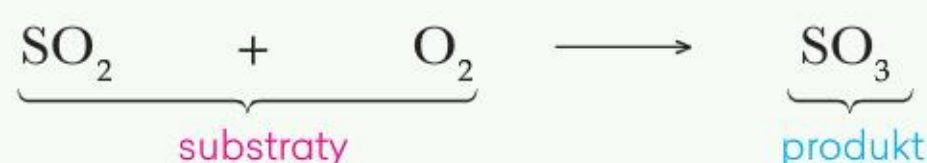
Etap

Rozwiązanie

1. Napisz, jakie substancje będą substratami, a jakie – produktami tej reakcji.



2. Zamień nazwy pierwiastków na odpowiednie symbole lub wzory sumaryczne związków chemicznych.



Pamiętaj o tym, że niektóre pierwiastki chemiczne występują w postaci cząsteczek, np. O_2 .

3. Sprawdź, czy liczba atomów danego pierwiastka chemicznego jest taka sama po stronach substratów i produktów. W razie potrzeby uzgodnij równanie, wstawiając stosowne współczynniki stechiometryczne.

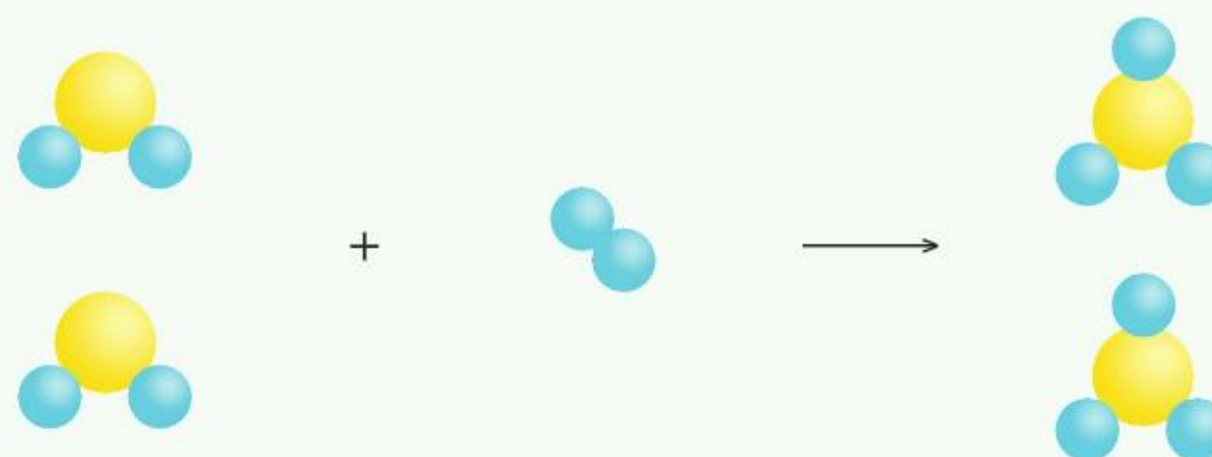


Liczba atomów pierwiastków chemicznych po obu stronach równania nie jest taka sama. Musimy uzgodnić to równanie reakcji chemicznej poprzez wpisanie w odpowiednie miejsce współczynników stechiometrycznych.



Pomnożenie cząsteczek tlenku siarki(IV) i tlenku siarki(VI) razy dwa spowodowało zbilansowanie liczby atomów tlenu po obu stronach równania. Teraz równanie reakcji jest poprawnie uzgodnione i liczba atomów poszczególnych pierwiastków chemicznych jest po obu stronach taka sama.

4. Narysuj modele wszystkich atomów i cząsteczek biorących udział w reakcji chemicznej.



5. Odczytaj zapis równania reakcji chemicznej.

Dwie cząsteczki tlenku siarki(IV) reagują z jedną cząsteczką tlenu, dając dwie cząsteczki tlenku siarki(VI).

Jak zapisać równanie reakcji analizy?

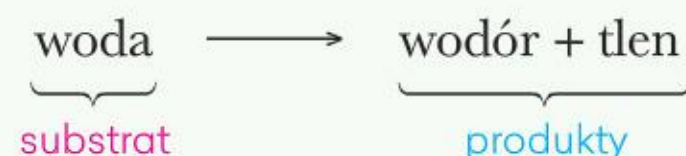
Przykład 30.

Spróbujmy zapisać równanie reakcji analizy (rozkładu) wody, w wyniku której powstaje wodór i tlen.

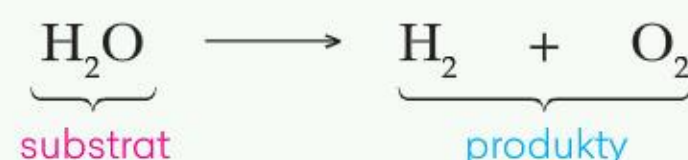
Etap

Rozwiązanie

1. Napisz, jakie substancje będą substratami, a jakie – produktami tej reakcji.

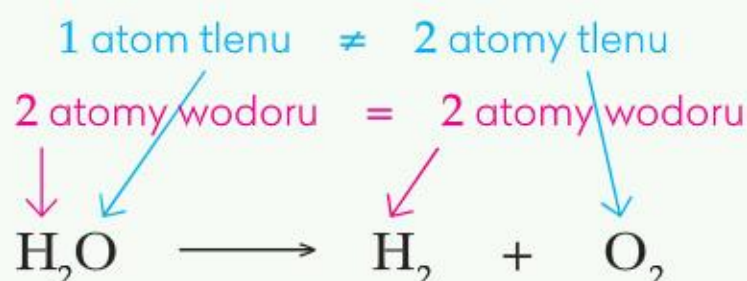


2. Zamień nazwy pierwiastków na odpowiednie symbole lub wzory sumaryczne związków chemicznych.

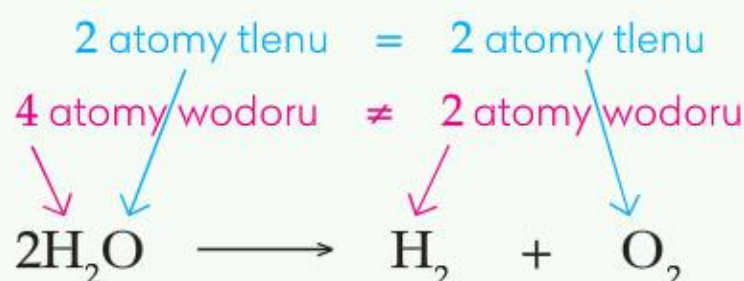


Pamiętaj o tym, że niektóre pierwiastki chemiczne występują w postaci cząsteczek, np. H_2 , O_2 .

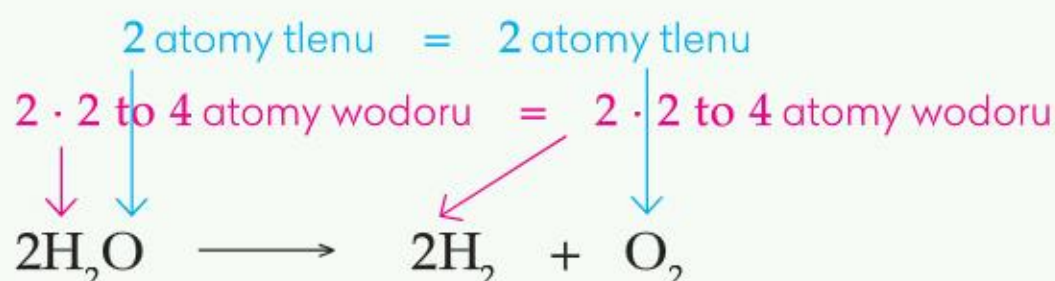
3. Sprawdź, czy liczba atomów danego pierwiastka chemicznego jest taka sama po stronach substratów i produktów. W razie potrzeby uzgodnij równanie reakcji, wstawiając stosowne współczynniki stechiometryczne.



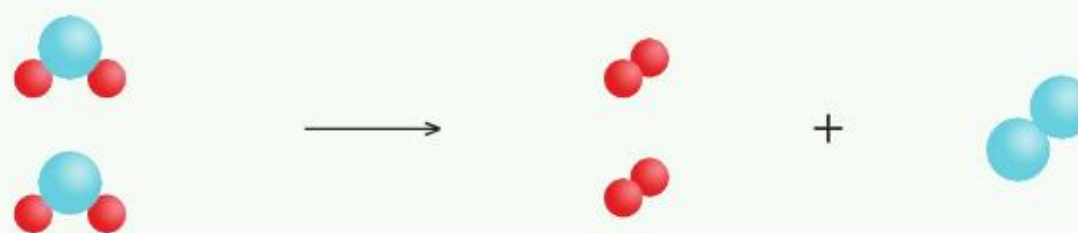
Liczba atomów pierwiastków chemicznych po obu stronach równania nie jest taka sama. Musimy uzgodnić to równanie reakcji chemicznej poprzez wpisanie w odpowiednie miejsce współczynników stechiometrycznych.



Pomnożenie cząsteczek wody razy dwa spowodowało zbilansowanie liczby atomów tlenu po obu stronach równania, ale teraz liczba atomów wodoru jest inna po stronie substratów i produktów. Postarajmy się wyrównać ich liczbę.



4. Narysuj modele wszystkich atomów i cząsteczek biorących udział w reakcji chemicznej.



5. Odczytaj zapis równania reakcji chemicznej.

Dwie cząsteczki wody ulegają reakcji rozkładu na dwie cząsteczki wodoru i jedną cząsteczkę tlenu.

Odczytywanie przebiegu reakcji chemicznej z udziałem związków o budowie jonowej

Jeśli w zapisanym równaniu reakcji pojawiają się związki chemiczne z wiązaniami jonowymi, odczyt się komplikuje. Odnieśmy się do wiedzy z działu 3 – w takich przypadkach nie można wyodrębnić pojedynczej cząsteczki z sieci krystalicznej, dlatego dla związków jonowych nie rysuje się wzorów strukturalnych. Można przedstawić jedynie modele całej sieci krystalicznej. Wzór sumaryczny danego związku chemicznego przedstawia proporcje i stosunki, w jakich występują poszczególne jony. Żeby ujednolicić odczytywanie zapisu równań reakcji, najlepiej poszczególne atomy i cząsteczki wymieniać w liczbie mnogiej, bez określania ich liczby, natomiast wyraźnie zaznaczać rodzaj związku chemicznego, który brał udział w reakcji.

Przykładowe równanie reakcji chemicznej	Odczyt równania reakcji chemicznej
$2\text{Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{MgO}$	Atomy magnezu reagują z cząsteczkami tlenu, dając tlenek magnezu o budowie jonowej.
$2\text{Na} + \text{S} \longrightarrow \text{Na}_2\text{S}$	Atomy sodu reagują z atomami siarki, dając siarczek sodu o budowie jonowej.
$\text{CaCO}_3 \xrightarrow{T} \text{CaO} + \text{CO}_2$	Węglan wapnia o budowie jonowej ulega reakcji rozkładu na tlenek wapnia o budowie jonowej i na cząsteczki tlenku węgla(IV).

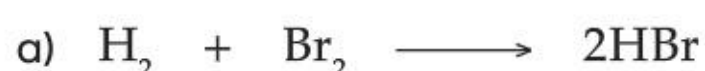
Niezależnie od rodzaju występujących wiązań chemicznych należy zawsze pamiętać o uzgodnieniu równań reakcji.

W skrócie

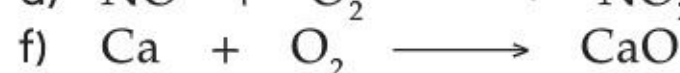
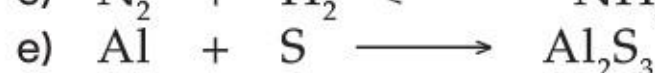
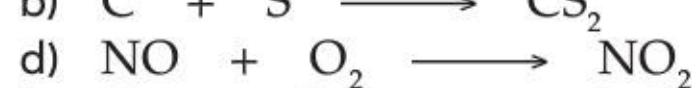
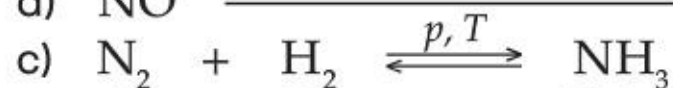
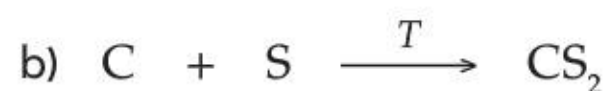
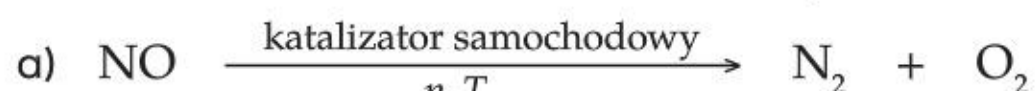
- Równanie reakcji chemicznej – zapis procesu chemicznego z wykorzystaniem symboli i wzorów chemicznych, przedstawiający przemianę substratów reakcji chemicznej w jej produkty.
- Indeks stechiometryczny – cyfra w dolnym indeksie, zapisana zaraz za symbolem pierwiastka chemicznego, oznaczająca liczbę danych atomów lub jonów we wzorze związku chemicznego.
- Współczynnik stechiometryczny – liczba przypisana do konkretnego reagenta, określająca, w jakiej proporcji uczestniczy on w reakcji z innymi reagentami.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Odczytaj poniższe równania reakcji chemicznych oraz określ ich rodzaj. Pamiętaj o podaniu liczb atomów i cząsteczek zgodnych ze współczynnikiem stechiometrycznym.



- 2 Dobierz odpowiednie współczynniki stechiometryczne w równaniach. Określ rodzaj tych reakcji chemicznych. Nad strzałkami zaznaczono specyficzne warunki niezbędne do zajścia wybranych reakcji. Wyjaśnienie: podwyższone ciśnienie (p), podwyższona temperatura (T) oraz obecność katalizatora.



- 3 Korzystając z plastikowych nakrętek po napojach z narysowanymi na nich symbolami pierwiastków chemicznych i wyciętych z kartki symboli + oraz $\longrightarrow$, zbuduj model równania reakcji otrzymywania wody z pierwiastków chemicznych.

4.4 Prawo zachowania masy

Podejmij temat

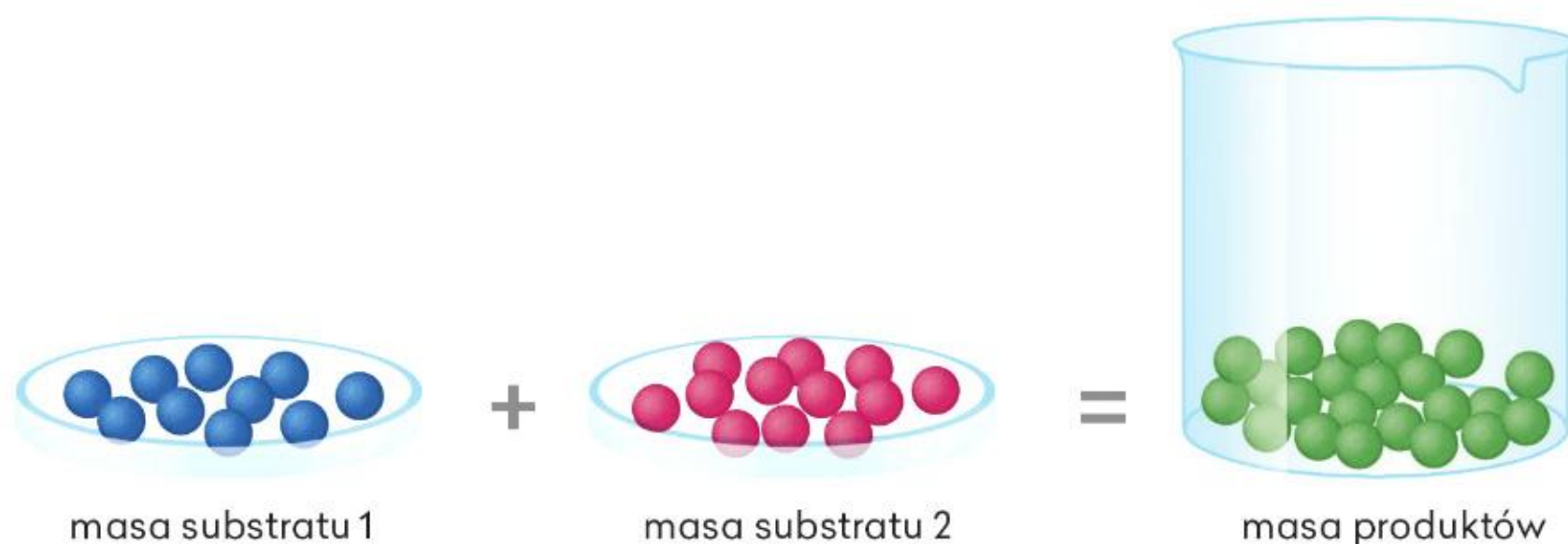
● Czy na lekcjach chemii potrzebna jest waga?

Prawo zachowania masy

Bardzo ważnym momentem dla powstania nowoczesnej chemii było odkrycie zależności związanych z masami substratów i produktów w reakcji chemicznej. Rosyjski uczoney, Michaił Łomonosow, w 1756 roku podczas ogrzewania ołowiu w powietrzu w zamkniętej komorze odkrył, że masa odczynników przed ogrzaniem i po ogrzaniu jest taka sama. Dopiero w 1785 roku francuski fizyk Antoine Lavoisier (czytaj ant~~lan~~ law~~azje~~) stworzył definicję prawa odkrytego przez Łomonosowa. Jest to **prawo zachowania masy**, które można streścić następująco: całkowita masa substancji uczestniczących w reakcji chemicznej pozostaje niezmienna, czyli sumy mas substratów i produktów są sobie równe. Pewnie dlatego mówimy, że w przyrodzie nic nie ginie (il. 4.6).

Prawo zachowania masy –

w układzie zamkniętym (np. zamknięty słoik czy kolba z korkiem) ogólna masa produktów powstających w reakcji chemicznej zawsze równa się masie substratów wziętych do danej reakcji.



4.6 Prawo zachowania masy można wyjaśnić w bardzo prosty sposób: w reakcji chemicznej zmienia się jedynie uporządkowanie atomów, nie zmienia się ich liczba

Dlaczego odkrycie prawa zachowania masy było odkryciem fundamentalnym?

Lavoisier i Łomonosow (il. 4.7) niezależnie od siebie odkryli prawo zachowania masy. Tym samym obalili błędną teorię flogistonu, powstałą w XVII wieku, opisującą mechanizm spalania. Zakładała ona, że w ciałach palnych występuje substancja zwana flogistonem. Czynnikiem ten był odpowiedzialny za spalanie, po czym się ulatniał. Późniejsze prace eksperymentalne udowodniły, że spalanie to nic innego jak łączenie pierwiastków z tlenem i nie ma w tym przypadku żadnej utraty masy (konsekwencja odkrycia prawa zachowania masy). Wielu historyków nauki uważa, że odrzucenie teorii flogistonu dało początek chemii współczesnej.



4.7 Znaczki z podobiznami Lavoisiera (A.) i Łomonosowa (B.)

Doświadczenie 19.

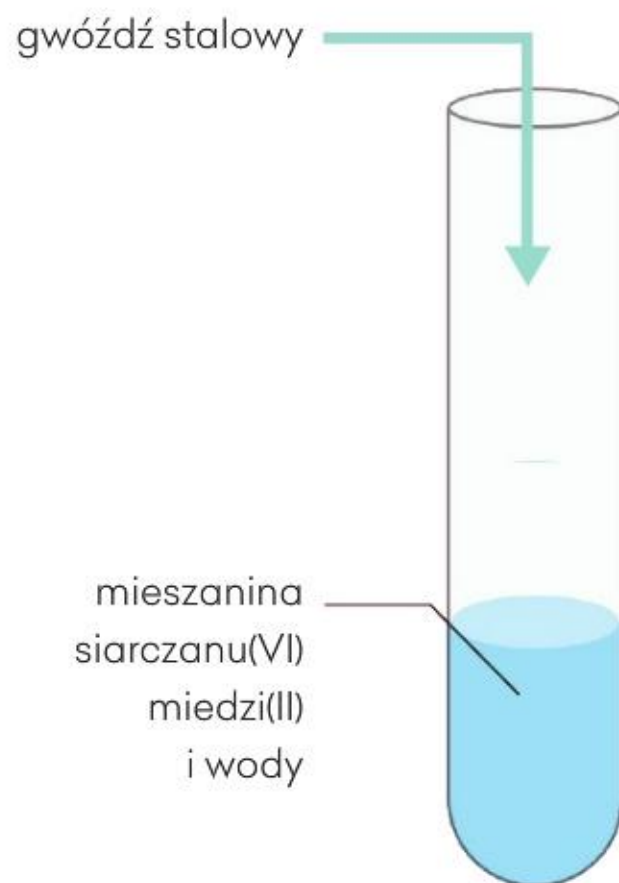
Działanie żelazem na mieszaninę siarczanu(VI) miedzi(II) z wodą pod stałą kontrolą wagi

Sprzęt: probówka z korkiem, łapa do probówek, łyżeczka, pipeta Pasteura, waga

Odczynniki: żelazo (np. gwóźdź stalowy), siarczan(VI) miedzi(II), woda

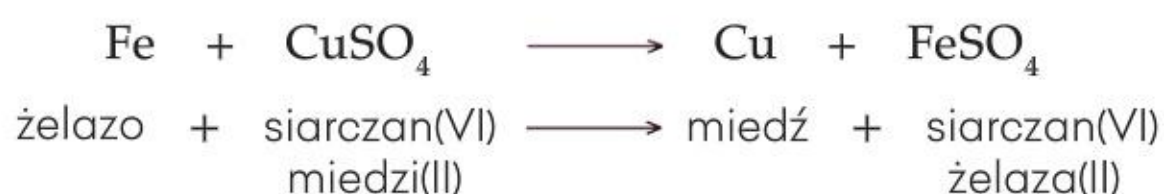
Wykonanie:

- Do probówki wsyp niewielką ilość siarczanu(VI) miedzi(II).
- Wlej 5 cm³ wody. Następnie całość wymieszaj i zamknij probówkę korkiem.
- Zważ probówkę z mieszaniną, następnie w taki sam sposób jak probówkę zważ gwóźdź.
- Do probówki włóż gwóźdź, zamknij naczynie korkiem, odczekaj 3 minuty, obserwuj zmiany układu.
- Zważ probówkę z mieszaniną siarczanu(VI) miedzi(II) z wodą i gwoździem.
- Porównaj wskazania wagi.



Obserwacje: Niebieska ciecz wypełniająca próbkę jaśnieje. Srebrzystoszary, żelazny gwóźdź pokrywa się brunatnoczerwonym nalotem. Odczyty wagi były następujące: masa gwoździa – 6,5 g, masa probówki z mieszaniną siarczanu(VI) miedzi(II) z wodą – 28,4 g, masa probówki z mieszaniną i gwoździem – 34,9 g.

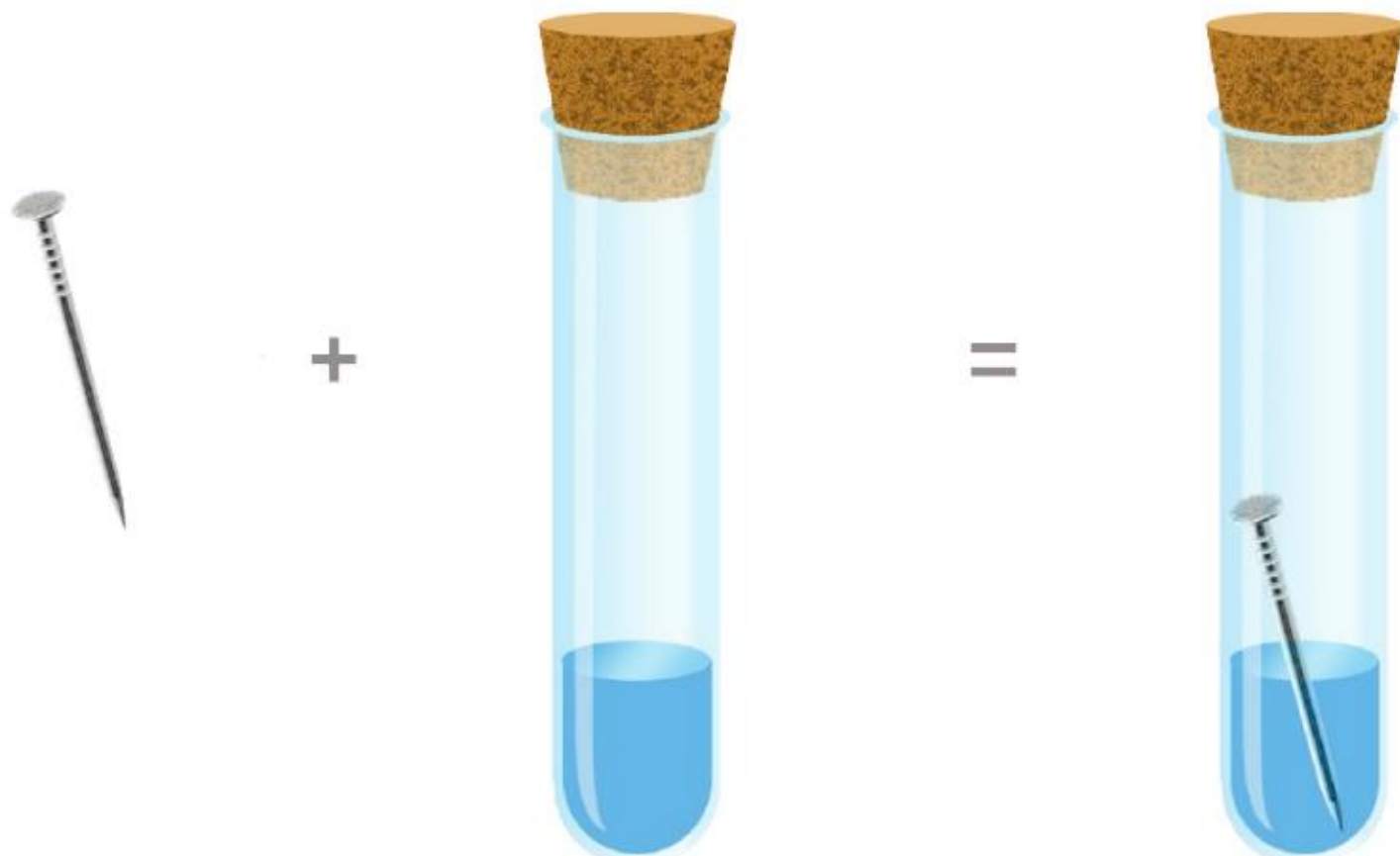
Wnioski: Siarczan(VI) miedzi(II) reaguje z żelazem. Na gwoździu pojawia się brunatnoczerwony nalot miedzi. Zaszła reakcja chemiczna zgodna z równaniem i zapisem słownym:



substrat 1
6,5 g

substrat 2 i probówka
28,4 g

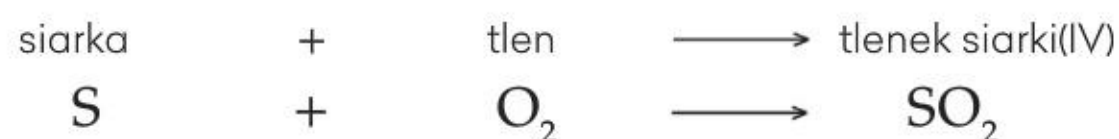
produkty i probówka
34,9 g



Prawo zachowania masy zostało spełnione, ponieważ masa substratów równa się masie produktów reakcji chemicznej.

Prawo zachowania masy w praktyce

Spróbujmy na przykładzie kilku reakcji zrozumieć prawo zachowania masy. Ich równania zilustrowano poniżej.



Symbol pierwiastka lub wzór cząsteczki	S	O ₂	SO ₂
masa atomowa lub masa cząsteczkowa	32 u	2 · 16 u = 32 u	64 u
najmniejszy stosunek substratów	1	1	2

Gdy do reakcji chemicznej użyjemy 32 g siarki i 32 g tlenu, otrzymamy 64 g tlenku siarki(IV). Możemy też użyć mniejszych ilości: 1 g siarki i 1 g tlenu, otrzymamy 2 g tlenku siarki(IV).



Symbol pierwiastka lub wzór cząsteczki	C	2S	CS ₂
masa atomowa lub masa cząsteczkowa	12 u	2 · 32 u = 64 u	76 u
najmniejszy stosunek substratów	3	16	19

Gdy do reakcji chemicznej użyjemy 12 g węgla i 64 g siarki, otrzymamy 76 g siarczku węgla(IV). Możemy też użyć mniejszych ilości: 3 g węgla i 16 g siarki, otrzymamy 19 g siarczku węgla(IV).

W skrócie

- Prawo zachowania masy – w układzie zamkniętym ogólna masa produktów powstających w reakcji chemicznej zawsze równa się masie substratów wziętych do danej reakcji chemicznej.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Popraw poniższe stwierdzenia fałszywe tak, aby były one zgodne z prawdą.
 - a) Podczas reakcji chemicznej z określonej masy substratów nie zawsze powstaje identyczna masa produktów.
 - b) Jednym z twórców prawa zachowania masy jest Izaak Newton.
 - c) Szklanka z herbatą to układ zamknięty.
 - d) Do zbadania zasadności działania prawa zachowania masy niezbędna jest linijka.

- 2 Wyjaśnij swoimi słowami, na czym polega prawo zachowania masy.

- 3 Wapń o masie 40 g połączył się z 32 g siarki w myśl równania reakcji: $\text{Ca} + \text{S} \longrightarrow \text{CaS}$
Oblicz, ile gramów siarczku wapnia powstało w wyniku tej przemiany.

- 4 W wyniku reakcji spalania 12 g magnezu z nieznaną ilością tlenu powstało 20 g tlenku magnezu. Oblicz masę tlenu potrzebnego do spalania.

4.5 Obliczenia stechiometryczne

Podejmij temat

- Czy chcąc zbudować dom, powinniśmy wcześniej przygotować kosztorys budowy?
- Czy aby przeprowadzić doświadczenie chemiczne, powinniśmy wcześniej przygotować „kosztorys” tego eksperymentu? Jeśli tak, to co powinien on zawierać?

W jakim celu stosuje się obliczenia stechiometryczne?

Budowa domu to bardzo kosztowne przedsięwzięcie. Zanim ją rozpoczniemy, niezbędne jest przygotowanie kosztorysu określającego m.in. ilości i rodzaje niezbędnych materiałów.

Podobnie jest w chemii – przystępując do przeprowadzenia doświadczenia chemicznego, powinniśmy wiedzieć, jakie ilości substratów są niezbędne do otrzymania założonej ilości produktów. W praktyce laboratoryjnej w swobodnym przeprowadzaniu reakcji chemicznych przeszkodą może być np. cena odczynników. Przed przystąpieniem do doświadczenia powinniśmy znać optymalne ilości substancji niezbędnych do jego przeprowadzenia. W tym celu m.in. wykonujemy obliczenia stechiometryczne.

Przykład 31.

Oblicz, ile gramów jodku cyny(IV) powstanie w reakcji 238 g cyny z jodem.

Etap

Rozwiązanie

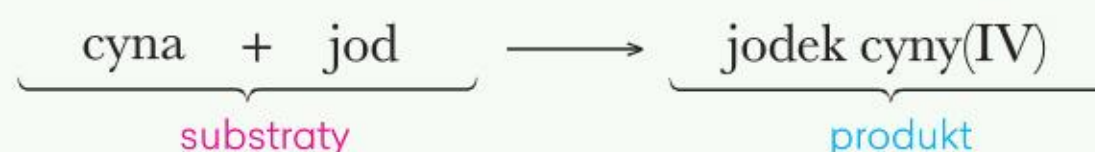
1. Wypisz dane i szukane.

Dane: Szukane:
 $m_{\text{Sn}} = 238 \text{ g}$ $m_{\text{SnI}_4} = ?$

2. Odczytaj masy atomowe cyny i jodu, a następnie oblicz masę cząsteczkową jodku cyny(IV).

$$\begin{aligned} m_{\text{Sn}} &= 119 \text{ u} \\ m_{\text{I}} &= 127 \text{ u} \\ m_{\text{SnI}_4} &= 1 \cdot m_{\text{Sn}} + 4 \cdot m_{\text{I}} = 119 \text{ u} + 508 \text{ u} = 627 \text{ u} \end{aligned}$$

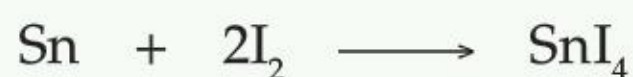
3. Po stronie substratów napisz nazwy substancji użytych do przeprowadzenia reakcji, a nazwy tych, które powstają, zapisz po stronie produktów reakcji chemicznej.



4. Napisz równanie reakcji chemicznej, zamieniając nazwy pierwiastków na odpowiednie symbole lub wzory sumaryczne związków chemicznych. Jeśli to konieczne, dobierz współczynniki stechiometryczne.

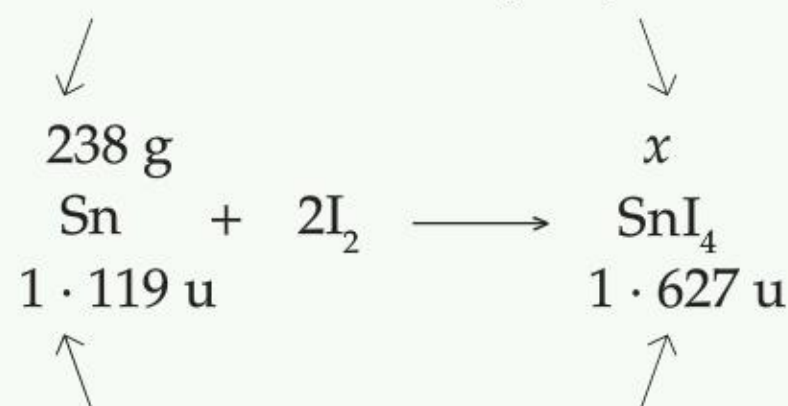


Równanie reakcji wymaga uzgodnienia po lewej stronie przez wpisanie odpowiedniego współczynnika stechiometrycznego.



5. Ułóż proporcję, która pozwoli obliczyć masę powstałego jodku cyny(IV).

Nad równaniem reakcji zapisz informacje wynikające z treści zadania.



Poniżej równania reakcji zapisz ustalone masy atomowe i cząsteczkowe.

6. Oblicz niewiadomą x , korzystając z proporcji.

$$\frac{238 \text{ g}}{1 \cdot 119 \text{ u}} = \frac{x}{1 \cdot 627 \text{ u}} \quad x = \frac{238 \text{ g} \cdot 627 \text{ u}}{119 \text{ u}}$$

$$x = 1254 \text{ g}$$

$$m\text{SnI}_4 = 1254 \text{ g}$$

7. Podaj odpowiedź.

Odpowiedź: W reakcji jodu z 238 g cyny powstaną 1254 g jodku cyny(IV).

Przykład 32.

Oblicz, ile kilogramów krzemu można otrzymać w wyniku reakcji tlenku krzemu(IV) z 1,2 kg węgla w piecu elektrycznym. Drugim produktem tej reakcji chemicznej jest tlenek węgla(II).

Etap

Rozwiązanie

1. Wypisz dane i szukane.

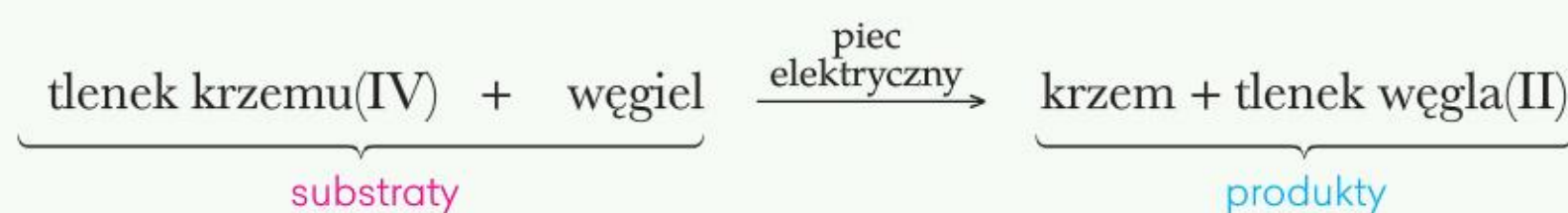
Dane:
 $m\text{C} = 1,2 \text{ kg}$

Szukane:
 $m\text{Si} = ?$

2. Odczytaj masy atomowe dla węgla i krzemu.

$m_{\text{C}} = 12 \text{ u}$
 $m_{\text{Si}} = 28 \text{ u}$

3. Po stronie substratów napisz nazwy substancji użytych do przeprowadzenia reakcji, a nazwy tych, które powstają, zapisz po stronie produktów reakcji chemicznej.



4. Napisz równanie reakcji chemicznej, zamieniając nazwy pierwiastków na odpowiednie symbole lub wzory sumaryczne związków chemicznych. Jeśli to konieczne, dobierz współczynniki stechiometryczne.

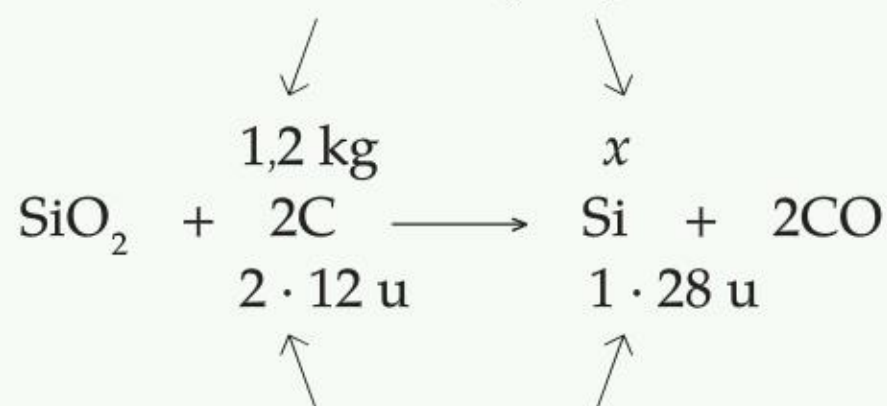


Równanie reakcji wymaga obustronnego uzgodnienia przez wpisanie odpowiednich współczynników stechiometrycznych.



5. Ułóż proporcję, która pozwoli obliczyć masę powstałego krzemu.

Nad równaniem reakcji zapisz informacje wynikające z treści zadania.



Poniżej równania reakcji zapisz ustalone masy atomowe.

6. Oblicz niewiadomą x , korzystając z proporcji.

$$\frac{1,2 \text{ kg}}{2 \cdot 12 \text{ u}} = \frac{x}{1 \cdot 28 \text{ u}} \quad x = \frac{1,2 \text{ kg} \cdot 28 \text{ u}}{24 \text{ u}}$$

$$x = 1,4 \text{ kg}$$

$$m_{\text{Si}} = 1,4 \text{ kg}$$

7. Napisz odpowiedź.

Odpowiedź: W reakcji tlenku krzemu(IV) z 1,2 kg węgla powstanie 1,4 kg krzemu.

Przykład 33.

Azot przereagował z wodorem. W wyniku tej reakcji powstało 68 g amoniaku o wzorze sumarycznym NH_3 . Oblicz, ile gramów azotu wzięło udział w tej reakcji chemicznej.

Etap

Rozwiązanie

1. Wypisz dane i szukane.

Dane:

$$m_{\text{NH}_3} = 68 \text{ g}$$

Szukane:

$$m_{\text{N}_2} = ?$$

2. Odczytaj masy atomowe dla azotu i wodoru. Wylicz na ich podstawie masy cząsteczkowe dla amoniaku i azotu.

$$m_{\text{N}} = 14 \text{ u}$$

$$m_{\text{H}} = 1 \text{ u}$$

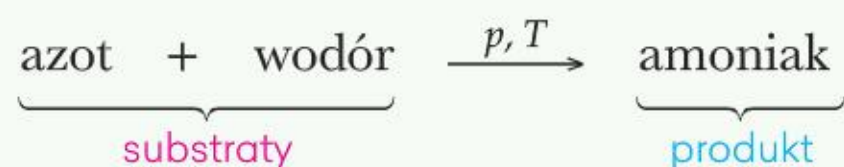
$$m_{\text{NH}_3} = 1 \cdot m_{\text{N}} + 3 \cdot m_{\text{H}} = 14 \text{ u} + 3 \text{ u}$$

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

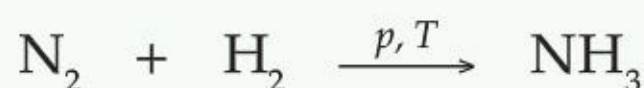
$$m_{\text{N}_2} = 2 \cdot m_{\text{N}} = 2 \cdot 14 \text{ u}$$

$$m_{\text{N}_2} = 28 \text{ u}$$

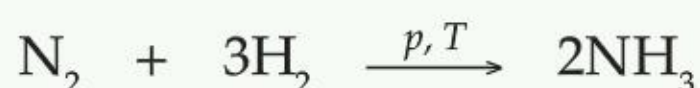
3. Po stronie substratów napisz nazwy substancji użytych do przeprowadzenia reakcji, a nazwy tych, które powstają, zapisz po stronie produktów reakcji chemicznej.



4. Napisz równanie reakcji chemicznej, zamieniając nazwy pierwiastków na odpowiednie symbole lub wzory sumaryczne związków chemicznych. Jeśli to konieczne, dobierz współczynniki stechiometryczne.

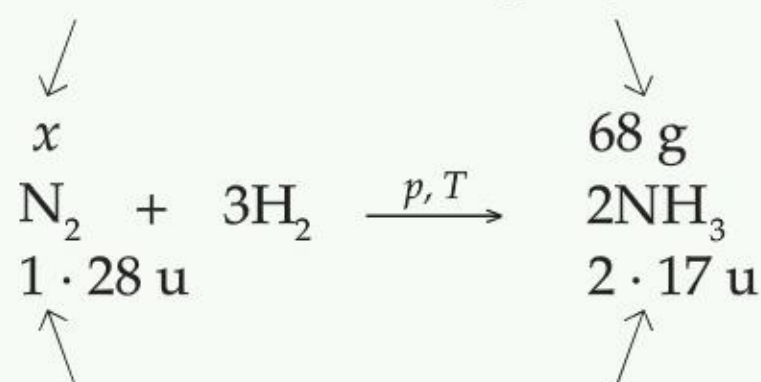


Równanie reakcji wymaga obustronnego uzgodnienia przez wpisanie odpowiednich współczynników stechiometrycznych.



5. Ułóż proporcję, która pozwoli obliczyć masę wykorzystanego azotu.

Nad równaniem reakcji zapisz informacje wynikające z treści zadania.



Poniżej równania reakcji zapisz ustalone masy cząsteczkowe.

6. Oblicz niewiadomą x , korzystając z proporcji.

$$\frac{x}{1 \cdot 28 \text{ u}} = \frac{68 \text{ g}}{2 \cdot 17 \text{ u}} \quad x = \frac{28 \text{ u} \cdot 68 \text{ g}}{34 \text{ u}}$$

$$x = 56 \text{ g}$$

$$m\text{N}_2 = 56 \text{ g}$$

7. Napisz odpowiedź.

Odpowiedź: Chcąc otrzymać 68 g amoniaku, należy użyć 56 g azotu.

W skrócie

- Odpowiednie przeprowadzenie obliczeń stechiometrycznych pozwala ustalić:
 - jakich ilości substancji należy użyć, aby przereagowały one ze sobą całkowicie,
 - jaka masa substratu jest niezbędna, aby otrzymać założoną ilość produktu.
- Uprzednie planowanie doświadczeń pozwala zredukować ilość użytych substancji, przez co zmniejsza się ilość odpadów poreakcyjnych. Dzięki temu zabiegowi chronimy środowisko.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Oblicz, ile kilogramów siarczku węgla(IV) powstanie w reakcji 3 kg węgla z siarką.
- 2 Oblicz masę tlenu, która została wykorzystana do otrzymania 16 g tlenku siarki(IV).
- 3 Oblicz masę wodoru, jaka była niezbędna do otrzymania 5 dm³ wody w wyniku reakcji wodoru z tlenem. Pomiar objętości otrzymanej wody przeprowadzono w temperaturze 4 °C.

Podsumowanie działu 4

Ważne pojęcia

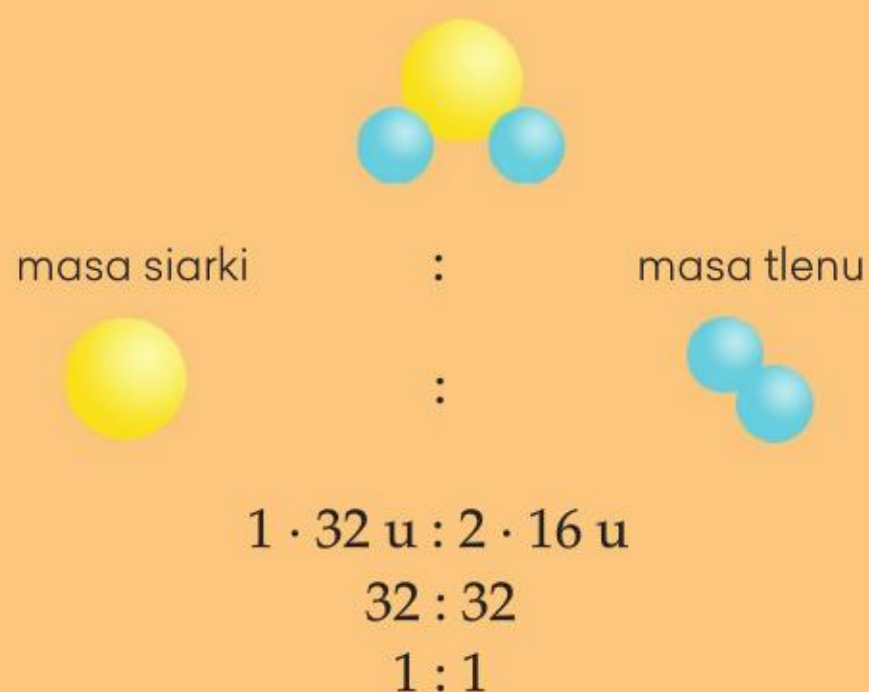
prawo stałości składu związku chemicznego	stosunek masowy	skład procentowy	substrat
produkt	reakcja syntezy	reakcja analizy	reakcja wymiany pojedynczej
reakcja endotermiczna	katalizator	równanie reakcji chemicznej	reakcja egzotermiczna
	współczynnik stechiometryczny	indeks stechiometryczny	prawo zachowania masy

Prawo stałości składu związku chemicznego – pierwiastki, tworząc dany związek chemiczny, łączą się w stałych stosunkach wagowych. Oznacza to, że skład chemiczny danego związku chemicznego jest stały i ściśle określony.

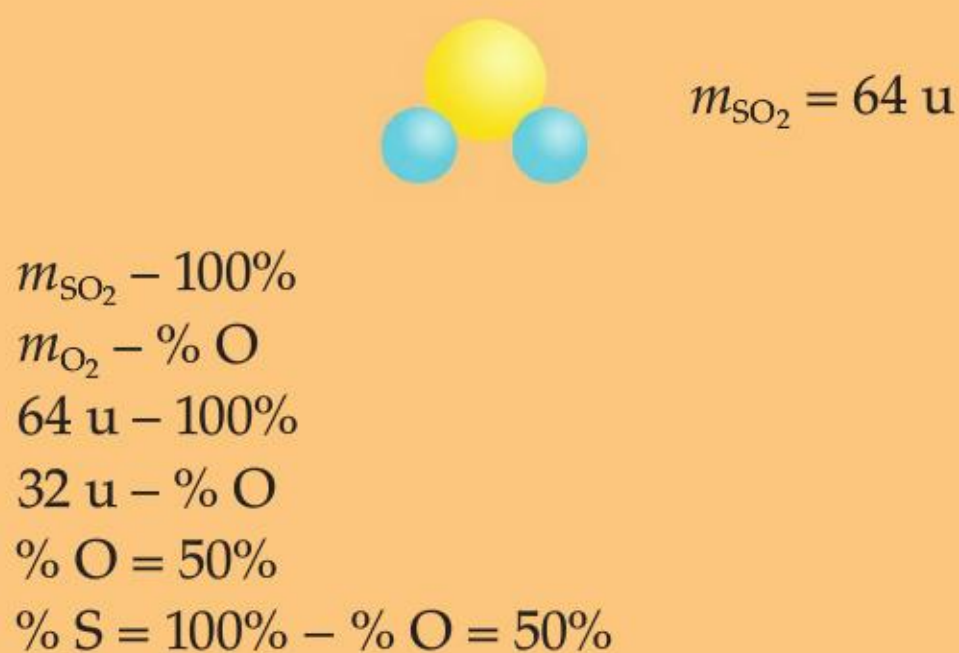
Stosunek masowy – stosunek mas pierwiastków w związku chemicznym.

Skład procentowy (procent masowy) – wyrażony w procentach udział mas pierwiastków w masie całego związku chemicznego.

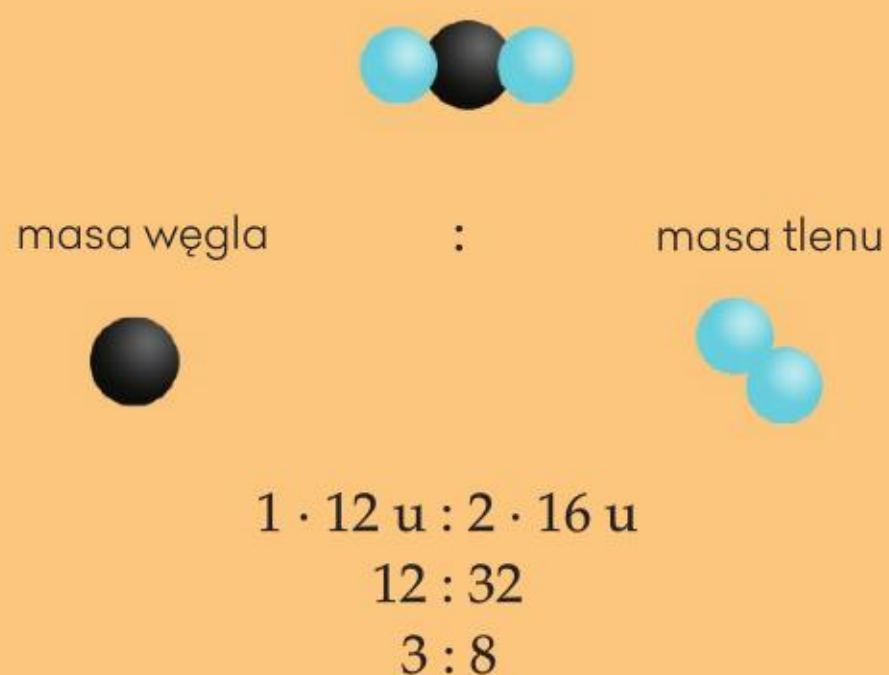
Stosunek masowy pierwiastków w tlenku siarki(IV)



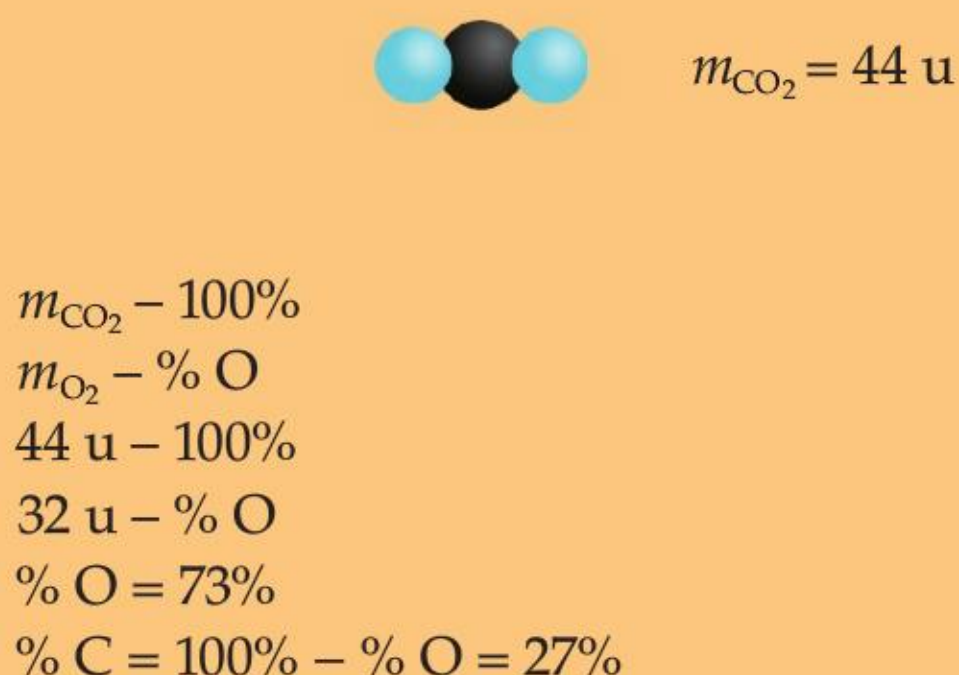
Skład procentowy pierwiastków w tlenku siarki(IV)



Stosunek masowy pierwiastków w tlenku węgla(IV)



Skład procentowy pierwiastków w tlenku węgla(IV)



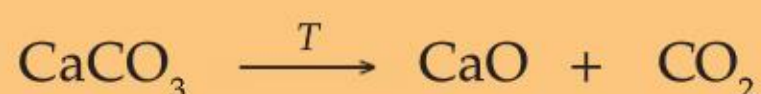
- **Substraty** – zapisujemy po lewej stronie równania reakcji chemicznej, a **produkty** – po prawej.

● Rodzaje reakcji chemicznych

- reakcja syntezy



- reakcja analizy



- reakcja wymiany pojedynczej



- **Reakcja egzotermiczna** – reakcja chemiczna, podczas której ciepło jest oddawane do otoczenia.

- **Reakcja endotermiczna** – reakcja chemiczna, podczas której ciepło jest pobierane z otoczenia.

- **Katalizator** – substancja, która zwiększa szybkość przebiegu reakcji chemicznej, ale sama nie ulega trwałym przemianom chemicznym.

- **Równanie reakcji chemicznej** – zapis procesu chemicznego z wykorzystaniem symboli i wzorów chemicznych, przedstawiający przemianę substratów reakcji chemicznej w jej produkty.



Współczynnik stechiometryczny – liczba przypisana do konkretnego reagenta, określająca, w jakiej proporcji uczestniczy on w reakcji z innymi reagentami.

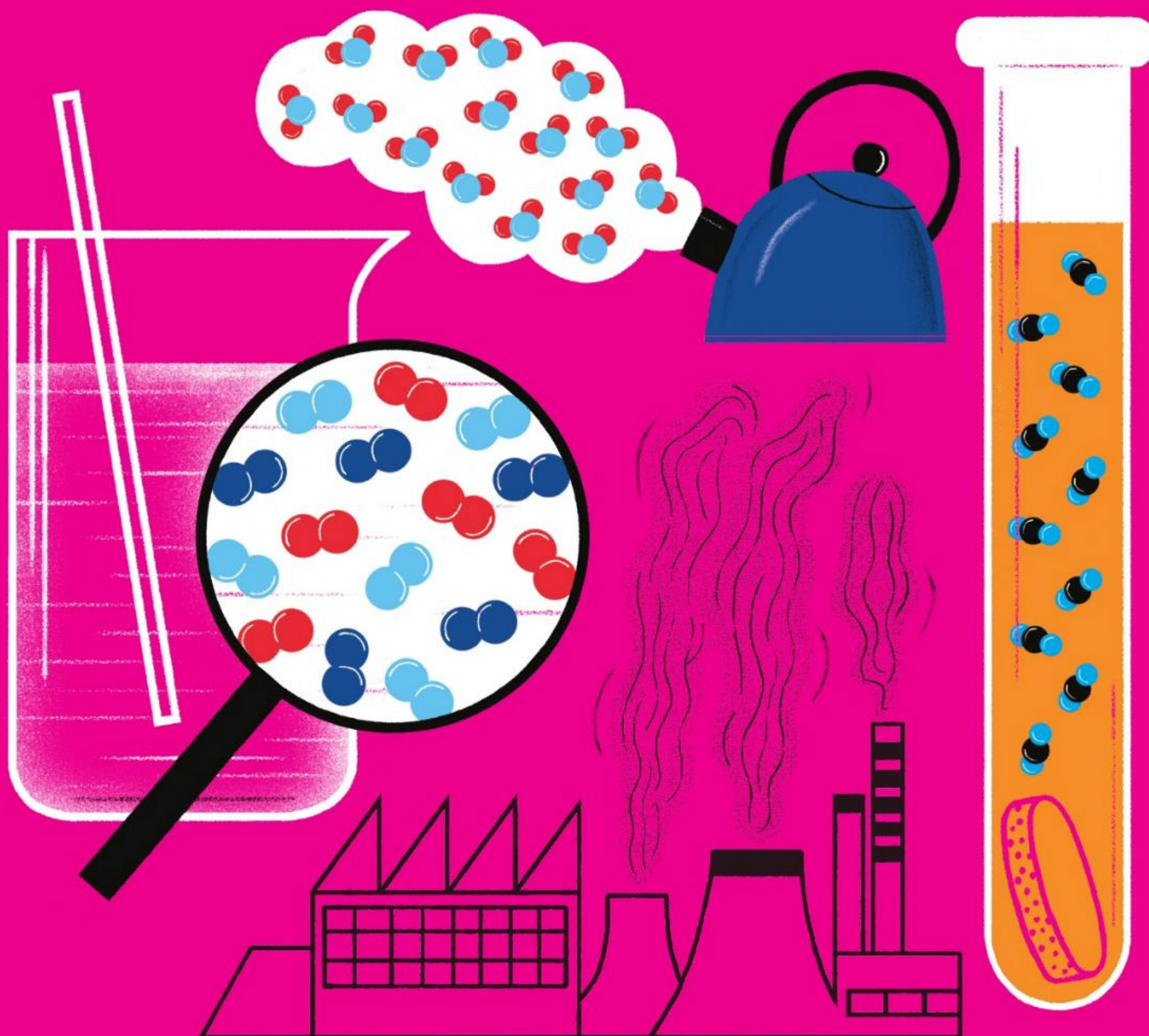
Indeks stechiometryczny – cyfra w dolnym indeksie, stojąca zaraz za symbolem pierwiastka, oznaczająca liczbę danych atomów lub jonów we wzorze związku chemicznego.

- **Prawo zachowania masy** – w układzie zamkniętym ogólna masa produktów powstających w reakcji chemicznej zawsze równa się masie substratów wziętych do danej reakcji chemicznej.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Oblicz stosunek mas pierwiastków w związku chemicznym o wzorze sumarycznym SO_3 .
- 2 Oblicz skład procentowy (procent masowy) pierwiastków chemicznych w tlenku magnezu.
- 3 Wymień pięć przykładów reakcji endotermicznych znanych z życia codziennego.
- 4 Wyjaśnij, na czym polega rola katalizatora w reakcji chemicznej.
- 5 Zgodnie z poniższym opisem zapisz równania reakcji chemicznych, dobierz współczynniki stechiometryczne oraz określ ich rodzaj. Pamiętaj o podaniu liczby cząstek zgodnych ze współczynnikiem stechiometrycznym. Odczytaj zapisy równań:
 - a) otrzymywanie tlenku węgla(IV) z tlenku węgla(II) i tlenu,
 - b) rozkład wody pod wpływem prądu na tlen i wodór,
 - c) spalanie glinu w tlenie.
- 6 Określ, jaką reakcję chemiczną – syntezę, analizę, czy wymianę pojedynczą – przedstawia każde z podanych równań reakcji. Następnie odczytaj przebiegi reakcji według przedstawionych równań. Nie zapomnij o podaniu dokładnej liczby atomów i cząsteczek biorących udział w reakcjach.
 - a) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{H}_2\text{O}$
 - b) $\text{CO}_2 + 4\text{H}_2 \longrightarrow \text{CH}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - c) $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{prąd elektryczny}} 2\text{H}_2 + \text{O}_2$
 - d) $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow{\text{V}_2\text{O}_5} 2\text{SO}_3$
- 7 Zastanów się, czy reakcję chemiczną zgodną z równaniem: $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$ można przedstawić za pomocą modeli atomów i cząsteczek. Uargumentuj swoje zdanie.
- 8 Wyjaśnij swoimi słowami, na czym polega prawo zachowania masy i prawo stałości składu związku chemicznego.
- 9 W wyniku reakcji spalania 36 g magnezu z nieznaną ilością tlenu powstało 60 g tlenku magnezu. Oblicz masę tlenu potrzebnego do spalania.
- 10 Oblicz masę tlenu, która została wykorzystana do otrzymania 32 g tlenku siarki(IV).
- 11 Oblicz, ile gramów chlorku sodu powstanie w reakcji 30 g sodu z chlorem.
- 12 Poniżej przedstawiono schematy reakcji chemicznych. Dobierz współczynniki stechiometryczne, a następnie narysuj w zeszycie modele kulkowe opisujące równania tych reakcji.
 - a) $\text{NO} \xrightarrow[\text{samochodowy}]{\text{katalizator}} \text{N}_2 + \text{O}_2$
 - b) $\text{C} + \text{S} \xrightarrow{T} \text{CS}_2$
 - c) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{p, T, \text{kat.}} \text{NH}_3$
 - d) $\text{NO} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{NO}_2$

5. Gazy i tlenki

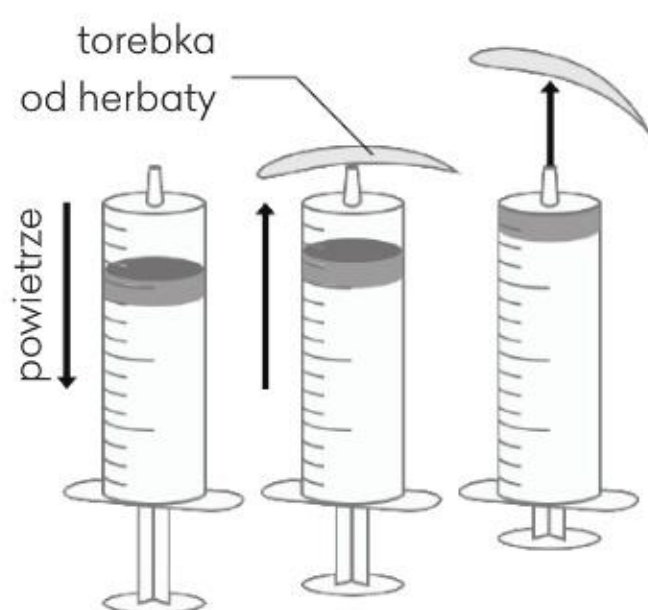


1. Czym jest powietrze?
2. Czy jesteśmy w stanie zobaczyć jego składniki gołym okiem?
3. W jakim stanie skupienia możemy je spotkać?
4. Czy powietrze, którym oddychamy, ma stały skład? Czy zawsze jest czyste?
5. Czy tlen, niezbędny do życia na Ziemi, może się łączyć z innymi pierwiastkami?

5.1 Powietrze, gazy szlachetne

Podejmij temat

- Czy balonik napełniony powietrzem będzie się unosił w pomieszczeniu?
- Od czego zależy unoszenie się lub opadanie balonów napełnionych gazami?



5.1 Wykrywanie obecności powietrza

Czym tak naprawdę jest powietrze?

W atmosferze ziemskiej jest zawsze obecne. Bez niego nie byłoby życia zarówno na lądach, jak i w zbiornikach wodnych. Mowa tu o **powietrzu**, którego obecność na Ziemi jest tak oczywista, że często pomijamy je w wielu rozważaniach. Dla przykładu – powiedzenie „traktować kogoś jak powietrze” oznacza, że lekceważymy czyjąś obecność.

Przeprowadźmy prostą obserwację celem przedstawienia cech charakterystycznych powietrza. Jeśli zaciągniemy tłok strzykawki, napełnia się ona powietrzem. Kiedy umieścimy na jej wylocie torebkę od herbaty i gwałtownie wciśniemy tłok, torebka uniesie się i spadnie ze strzykawki (il. 5.1). Korzystając ze zmysłów, jesteśmy w stanie stwierdzić, że powietrze jest bezbarwne i bezwonne.

Jakie inne właściwości ma powietrze?

Doświadczenie 20.

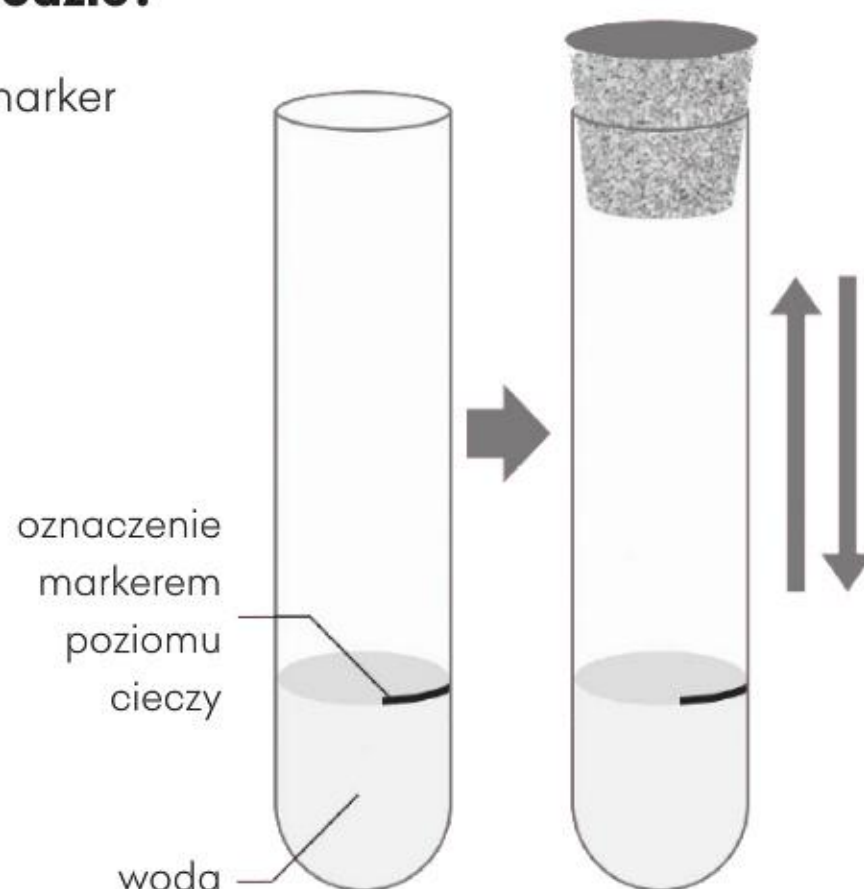
Czy powietrze rozpuszcza się w wodzie?

Sprzęt: probówka z korkiem, marker

Odczynniki: powietrze, woda

Wykonanie:

- Do probówki wlej niewielką ilość wody.
- Oznacz jej poziom na ścianie naczynia.
- Naczynie zamknij korkiem i wstrząśnij jego zawartością.
- Porównaj poziom cieczy po wstrząśnięciu z oznakowaniem markera.



Obserwacje: Po wymieszaniu poziom cieczy zgadza się z oznaczeniem naniesionym na szkło naczynia.

Wnioski: W naczyniu, oprócz wody, całą resztę objętości zajmowało powietrze. Identyczny poziom cieczy przed i po wstrząśnieniu świadczy o słabej rozpuszczalności powietrza w wodzie.

Doświadczenie 21.

Powietrze – substancja prosta, substancja złożona czy mieszanina?

Sprzęt: dolna część szalki Petriego, świeczka na tort, zlewka, zapalniczka, marker

Odczynniki: powietrze, woda

Wykonanie:

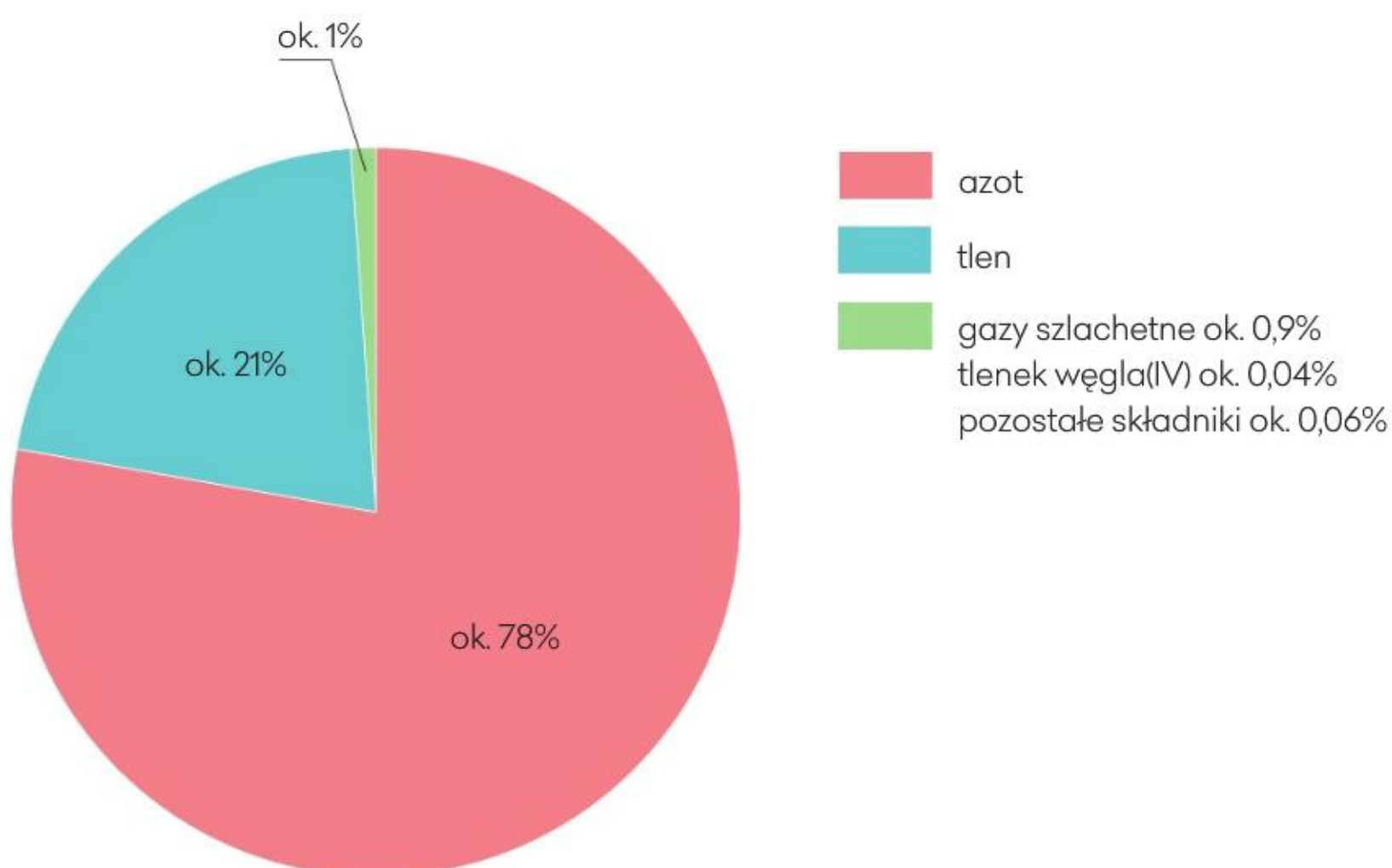
- Podziel zlewkę na pięć równych części (oznacz kreskami skalę, jeśli nie ma jej na szkle).
- Umocuj świeczkę na samym środku dolnej części szalki Petriego i ją zapal.
- Na szalkę wlej wodę (nie mniej niż $\frac{3}{4}$ objętości).
- Zakryj płonącą świeczkę zlewką.



Obserwacje: Po zakryciu świeczki zlewką płomień się zmniejsza, aż w końcu gaśnie. Poziom cieczy w zlewce podnosi się do pierwszej kreski.

Wnioski: Podniesienie się poziomu cieczy dowodzi obecności gazu podtrzymującego spalanie. Składnik ten powinien stanowić około jednej z pięciu części objętości naczynia ($\frac{1}{5}$ objętości zlewki). Kiedy płomień zgasł, pozostało $\frac{4}{5}$ objętości wypełnionej bezbarwnym gazem / bezbarwnymi gazami. Oznacza to, że powietrze jest jednorodną mieszaniną gazów.

Przeprowadzone doświadczenie w dużym przybliżeniu dowodzi, że **powietrze jest jednorodną mieszaniną gazów**. Odniesmy się do wartości składu powietrza znanych z literatury specjalistycznej.



Ciekawe!



Składniki powietrza możemy podzielić na: stałe, czyli azot, tlen; gazy szlachetne (głównie argon); oraz zmienne, czyli parę wodną, ozon, tlenek węgla(IV), wodór i inne. Przykładowo – ilość pary wodnej w powietrzu zależy m.in. od obecności zbiorników wodnych, które mogą parować.

Ciekawe!



Gazy szlachetne pod wpływem przyłożonego silnego pola elektrycznego emitują światło widzialne. Barwy zaprezentowano na powyższym zdjęciu.

Z diagramu na s. 137 wynika, że około $\frac{1}{5}$ objętości powietrza zajmuje tlen, którego obecność wykazaliśmy podczas przeprowadzonego doświadczenia 21. Z diagramu wynika też, że głównym składnikiem powietrza jest azot. Podobny wniosek możemy wysnuć z doświadczenia 21. – po zużyciu tlenu $\frac{1}{5}$ objętości zlewki zajęła woda, natomiast około $\frac{4}{5}$ objętości pozostało nadal w stanie gazowym. W skład tych $\frac{4}{5}$ wchodzi olbrzymia ilość gazów niepodtrzymujących spalania: azotu, gazów szlachetnych, tlenku węgla(IV), metanu, wodoru czy innych.

Na podstawie przeprowadzonej obserwacji, wykonanych doświadczeń i pomiarów dokonanych przez naukowców zapiszmy niektóre właściwości powietrza.

Właściwości powietrza	
fizyczne	chemiczne
• mieszanina gazów • bezbarwne • gęstość zbliżona jest do $1,28 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$ (w $T = 0 \text{ }^{\circ}\text{C}$ i $p = 1013 \text{ hPa}$) • słabo rozpuszcza się w wodzie • temperatura topnienia: około $-213 \text{ }^{\circ}\text{C}$ • temperatura wrzenia: około $-191 \text{ }^{\circ}\text{C}$	• bezwonne • podtrzymuje spalanie • niepalne

Jakie właściwości mają gazy szlachetne?

Jednym ze składników powietrza są przedstawiciele 18 grupy układu okresowego – **gazy szlachetne** (hel, neon, argon, krypton, ksenon i radon). Stanowią one niewielką ilość względem innych składników powietrza, jednak warto o nich wspomnieć ze względu na podobieństwo właściwości przedstawicieli tej grupy. Ich nazwa pochodzi od wspólnego, gazowego stanu skupienia oraz od ich małej aktywności chemicznej (w warunkach pokojowych). Niska aktywność chemiczna wynika z całkowitego zapełnienia powłoki walencyjnej (trudność w tworzeniu wiązań chemicznych). Dopiero po gwałtownej zmianie warunków (zmiana ciśnienia czy temperatury) pierwiastki te zaczynają oddziaływać z innymi. Są to bezbarwne i bezwonne gazy, które słabo rozpuszczają się w wodzie. Ponadto nie są palne oraz nie podtrzymują spalania. Gazy szlachetne o mniejszej gęstości od gęstości powietrza to hel i neon, natomiast o większej gęstości to: argon, krypton, ksenon i radon. W związku z właściwością emisji światła znalazły one zastosowania w różnych dziedzinach:

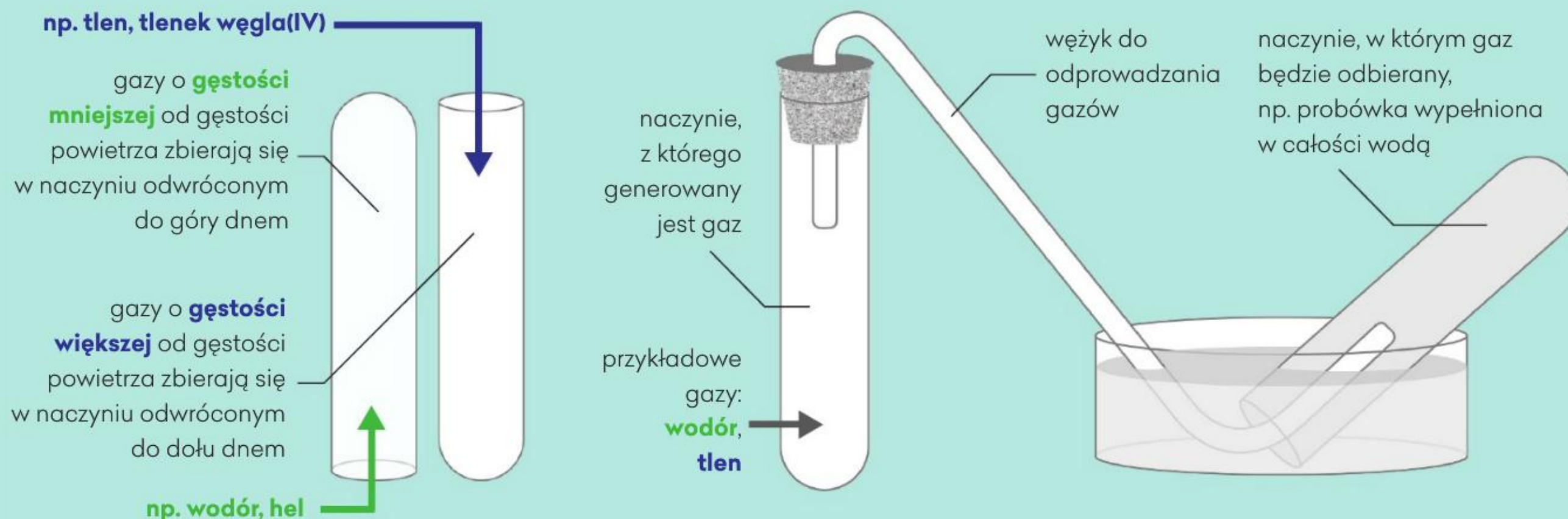
- hel, neon i argon – stanowią wypełnienie lamp jarzeniowych,
- argon i krypton – zwiększają wydajność żarówek przemysłowych,
- ksenon – znajduje się w lampach błyskowych,
- mieszanina helu i neonu – używana jest w laserach (gazowych),
- radon – stosowany w medycynie – w radioterapii.

Więcej na temat

Metody zbierania gazów

W zależności od **gęstości** istnieją różne sposoby zbierania gazów.

Gazy, **które słabo rozpuszczają się w wodzie**, można zbierać pod wodą tzw. metodą wypierania.



W skrócie

- Powietrze jest jednorodną mieszaniną gazów. W jego składzie najwięcej jest azotu (ok. 78%) oraz tlenu (ok. 21%). Pozostałą część (ok. 1%) wypełniają inne gazy.
- Powietrze jest bezbarwne, bezwonne, słabo rozpuszcza się w wodzie, jest niepalne, jego obecność (a dokładniej obecność jednego ze składników – tlenu) niezbędna jest do podtrzymywania spalania.
- Pierwiastki wchodzące w skład 18 grupy układu okresowego to gazy szlachetne. Należą do nich: hel, neon, argon, krypton, ksenon i radon. Łączą je podobne cechy – są gazami, są bezbarwne, bezwonne, mało aktywne chemicznie.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Skorzystaj z zasobów internetu i wyszukaj informacje na temat azotu (pierwiastka, którego jest najwięcej w powietrzu). Podaj jego wzór sumaryczny i wzór strukturalny, a następnie określ: stan skupienia, barwę, rozpuszczalność w wodzie, palność oraz gęstość.
- 2 Wymień pięć właściwości opisujących powietrze. Wskaż, które z nich należą do właściwości fizycznych, a które – do chemicznych.
- 3 W pojemniku o objętości 1 dm^3 umieszczono powietrze. Oblicz, jaką objętość zajmuje w nim tlen, a jaką azot. Wynik podaj w dm^3 .
- 4 Skorzystaj z zasobów internetu – wyszukaj właściwości pierwiastków należących do gazów szlachetnych. Wskaż wśród nich podobieństwa i różnice.

Podejmij temat



Czy przy rozpalaniu grilla ważny jest dostęp tlenu z powietrza?
Jak stłumić żar po zakończonym grillowaniu?



Ciekawe!



W nurkowaniu stosuje się różne mieszaniny gazów wypełniających butle. Najbardziej popularną mieszaniną jest powietrze, chociaż mieszanka o nazwie nitrox zyskuje coraz większe zainteresowanie. Stosuje się w niej obniżoną ilość azotu i podwyższoną ilość tlenu w stosunku do składu powietrza.

Tlen – istotny składnik powietrza

Z lekcji biologii wiesz, że organizmom wodnym i lądowym niezbędny do życia jest **tlen**. Organizmy wodne przystosowane są do pobierania tego gazu rozpuszczonego w wodzie, natomiast organizmy lądowe oddychają tzw. tlenem z powietrza. Dlatego nurek przebywający przez długi czas w głębi pod powierzchnią wody potrzebuje specjalnego aparatu do oddychania, podłączonego do butli z tlenem. Rybki akwariowe również wymagają zachowania odpowiedniego poziomu tlenu w wodzie – niezbędne jest jej napowietrzanie.

Jak zbudowana jest cząsteczka tlenu?

Z poprzednich działów wiesz, że tlen jest pierwiastkiem chemicznym, który należy do grupy niemetalii. Występuje w postaci cząsteczki dwuatomowej. Atomy tlenu połączone są wiązaniem kowalencyjnym niespolaryzowanym. Przyjrzyjmy się jego wzorom i spróbujmy stworzyć przykładowe modele budowy cząsteczki.

Wzór sumaryczny	Wzór strukturalny	Model kulkowy	Model pręcikowo-kulkowy
O ₂	O = O		

Wzór sumaryczny informuje nas, że cząsteczka składa się z dwóch atomów tlenu. Natomiast wzór strukturalny określa, że między atomami tlenu jest wiązanie podwójne. Modele kulkowy i pręcikowo-kulkowy wskazują, że atomy są ze sobą połączone.

Jakie właściwości ma tlen?

Doświadczenie 22.

Działanie tlenkiem manganu(IV) na wodę utlenioną

Sprzęt: probówka, łapa do probówki, palnik, zapalniczka, łyżeczka, pipeta Pasteura z podziałką

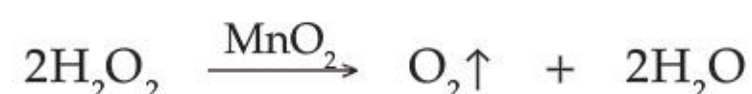
Odczynniki: tlenek manganu(IV), woda utleniona

Wykonanie:

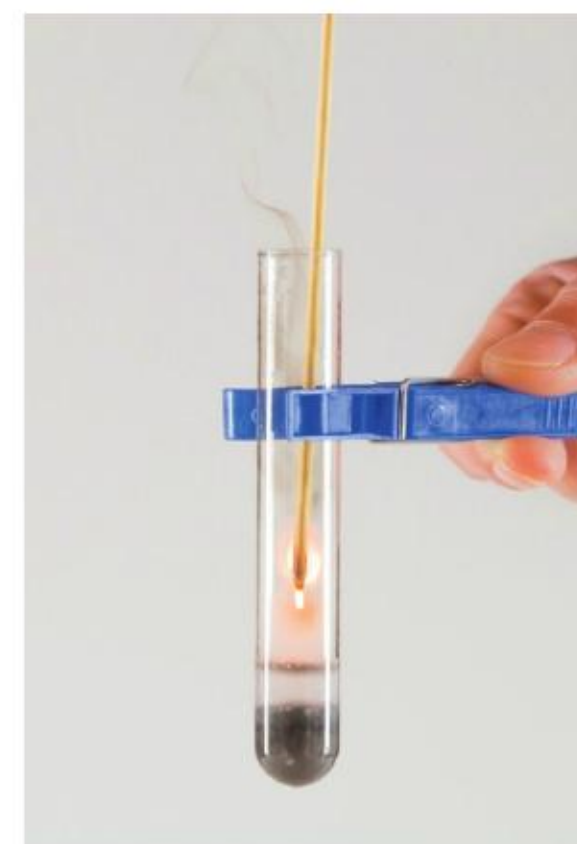
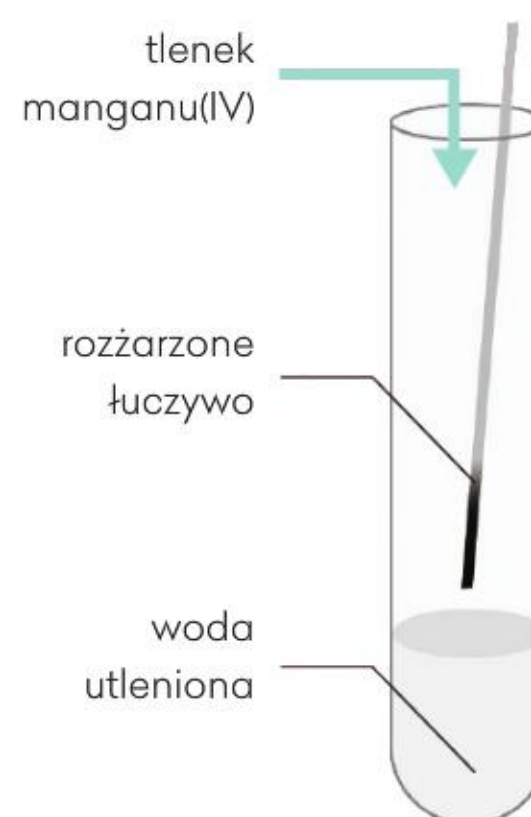
- Wlej do probówki około 1 cm^3 wody utlenionej.
- Dosyp niewielką ilość tlenku manganu(IV).
- Po chwili wprowadź do wnętrza naczynia rozżarzone łuczywo (stopniowo zbliżaj żar do powierzchni cieczy).

Obserwacje: Po dodaniu tlenku manganu(IV) do wody utlenionej wydziela się bezbarwny, bezwonny gaz. Na ściankach naczynia pojawiają się krople bezbarwnej cieczy. Całość staje się ciepła. Tlenek manganu(IV) – przed dodaniem go i po zakończeniu doświadczenia – wygląda podobnie: jest ciemnym proszkiem. Gdy wprowadzimy rozżarzone łuczywo do wnętrza probówki, drewno rozbłyskuje, natomiast tuż przy powierzchni cieczy – rozpala się.

Wnioski: W wyniku działania tlenkiem manganu(IV) na wodę utlenioną zachodzi egzotermiczna reakcja chemiczna, zgodna z poniższym równaniem:



Produkt gazowy to tlen, natomiast krople bezbarwnej cieczy na ściankach naczynia to woda. Rozpalenie się łuczywka w naczyniu wypełnionym tlenem świadczy o podtrzymywaniu przez niego spalania. Brak płomienia u wylotu probówki dowodzi niepalności tlenu. Łuczywo zapala się dopiero przy powierzchni cieczy – oznacza to, że tlen ma gęstość większą od gęstości powietrza.



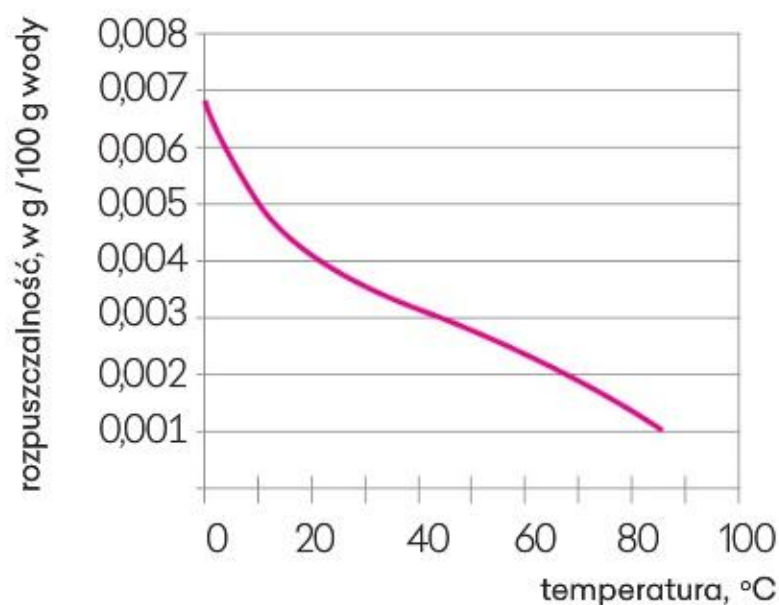
Więcej na temat

Katalizatory w życiu codziennym

Interesującą funkcję w doświadczeniu 22. pełnił tlenek manganu(IV). Był on **katalizatorem** reakcji – czyli substancją, której obecność powoduje przyspieszenie reakcji chemicznej, i która przed doświadczeniem i po jego zakończeniu jest w tej samej postaci. Czy katalizatory są dookoła nas? Tak, dobrym przykładem jest tzw. reaktor katalityczny, czyli katalizator stosowany w układzie wydechowym samochodu. Jego głównym zadaniem jest przeprowadzenie reakcji chemicznej pozwalającej na zmniejszenie produkcji szkodliwych dla środowiska związków chemicznych.



Przekrój katalizatora samochodowego pokazuje dużą powierzchnię kontaktu ze spalinami



Na podstawie analizy wykresu możemy zauważyć, że wraz ze wzrostem temperatury maleje rozpuszczalność tlenu w wodzie. Jest to właściwość charakterystyczna dla większości gazów.



Tlen na Ziemi w stanie wolnym występuje głównie w postaci cząsteczki dwuatomowej (O_2). O innych odmianach tlenu, np. ozonie (O_3) i tetratlenie (O_4), dowiesz się na kolejnym etapie edukacyjnym.

Korozja – proces stopniowego niszczenia materiałów, który zachodzi pomiędzy ich powierzchnią a otaczającym je środowiskiem.



5.5 Piła ręczna pozostawiona bez zabezpieczenia przed działaniem wilgoci i tlenu z powietrza pokryła się rdzą

Zbierzmy wszystkie pomiary wynikające z doświadczenia 22., odwołując się do danych znanych z literatury specjalistycznej, dokonajmy podziału na właściwości fizyczne i chemiczne.

Właściwości tlenu	
fizyczne	chemiczne
• gaz • bezbarwny • ma gęstość większą niż gęstość powietrza: $1,43 \frac{kg}{m^3}$ (w $T = 0^\circ C$ i $p = 1013 hPa$) • słabo rozpuszcza się w wodzie	• bezwonny • podtrzymuje spalanie • niepalny

Zastosowanie tlenu



5.3 W medycynie – podawany jest pacjentom w wielu chorobach układu oddechowego, np. dla ułatwienia oddychania



5.4 W lotnictwie – dostarczany ze zbiorników do masek tlenowych w razie gwałtownego pogorszenia się warunków w samolocie

Co się dzieje z niektórymi metalami podczas kontaktu z tlenem?

Ciekawym zjawiskiem jest tzw. **korozja** metali. Na skutek kontaktu danego przedmiotu (np. wykonanego z żelaza) ze środowiskiem i z zawartymi w nim tlenie oraz parze wodnej (ale nie tylko) ulega on niszczeniu.

Jeśli narzędzia budowlane (il. 5.5), blachy samochodowe, konstrukcje mostowe pozostają niezabezpieczone, bardzo szybko ich powierzchnia pokrywa się rudobrazowym nalotem. Jest to rdza, która – jeśli nie zostanie usunięta – bardzo szybko się pogłębia i może spowodować znaczne ubytki w strukturze metalu. Oczywiście przedstawiona zależność dotyczy wybranych metali. Przykładowo – metale szlachetne (platynowce oraz srebro i złoto) są odporne na czynniki powodujące korozję.

Istnieją sposoby, którymi można spowolnić korozję:

- malowanie farbami, np. antykorozyjnymi,
- lakierowanie, np. karoserii samochodów, metalowych elementów,
- powlekanie innymi metalami, np. cynkiem, chromem lub niklem,
- oliwienie i smarowanie, np. śrub i złączy metalowych.

Doświadczenie 23.

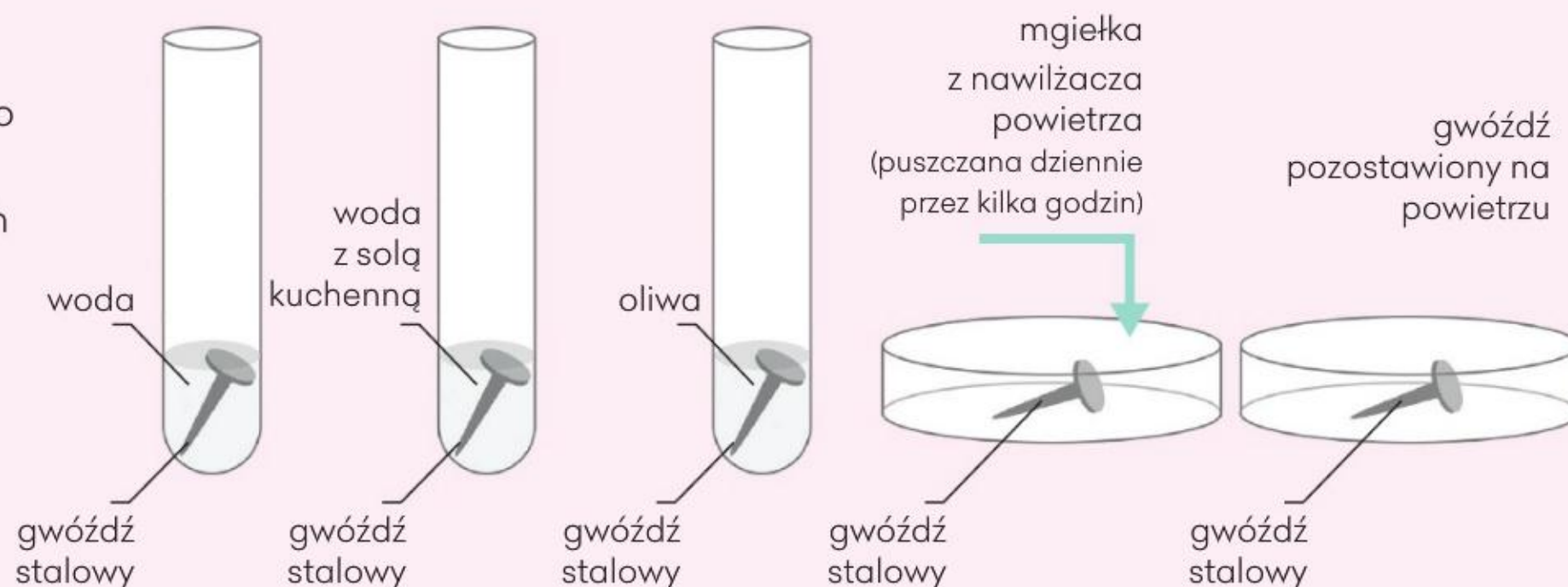
Badanie wpływu wody, wody z solą kuchenną, oliwy i pary wodnej na szybkość rdzewienia gwoździ

Sprzęt: naczynia szklane (np. szalki Petriego, probówki, słoiki), gwoździe stalowe

Odczynniki: woda, sól kuchenna, oliwa, nawilżacz powietrza

Wykonanie:

- Korzystając z zaproponowanego sprzętu, odczynników i schematu, spróbujcie w parach wykonać doświadczenie, którego celem będzie zbadanie wpływu środowiska reakcji na szybkość rdzewienia gwoździ stalowych.



Obserwacje: Zanotujcie obserwacje na początku doświadczenia oraz po każdej dobie. Doświadczenie powinno trwać tydzień.

Wnioski: Wyciągnijcie wnioski z przeprowadzonych obserwacji oraz skonsultujcie je z pozostałymi zespołami.

W skrócie

- Tlen w stanie wolnym występuje na Ziemi głównie w postaci dwóch atomów połączonych wiązaniem kowalencyjnym niespolaryzowanym (cząsteczka dwuatomowa).
- Tlen jest bezbarwnym, bezwonny gazem (w $T = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$). Słabo rozpuszcza się w wodzie. Nie pali się, ale jest niezbędny do podtrzymywania spalania innych substancji. Ma on gęstość większą od gęstości powietrza.
- Korozja metali to proces polegający na niszczeniu materiału na skutek kontaktu z tlenem, wodą (np. w postaci pary wodnej), solą kuchenną i innymi czynnikami środowiska.
- Główne sposoby ochrony przed korozją to: malowanie farbami antykorozyjnymi lub lakierowanie powierzchni, pokrywanie innymi metalami, oliwienie i smarowanie.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- Porównaj właściwości tlenu z właściwościami powietrza (mieszaniny gazów). Podaj dwa podobieństwa i dwie różnice.
- Określ położenie tlenu w układzie okresowym pierwiastków chemicznych. Podaj numer grupy, numer okresu oraz liczbę elektronów walencyjnych.
- Czy podwyższanie temperatury wody w akwarium wpływa na ilość rozpuszczonego tlenu? Jakie konsekwencje dla organizmów wodnych może mieć takie działanie?
- Wymień kilka sposobów ochrony gwoździ żelaznych przed korozją. Załóż, że gwoździe znajdują się na dachu budynku.
- Dobierzcie się w pary. Spróbujcie wykonać doświadczenie 23. pokazujące, jak środowisko reakcji może wpływać na szybkość rdzewienia gwoździ stalowych.

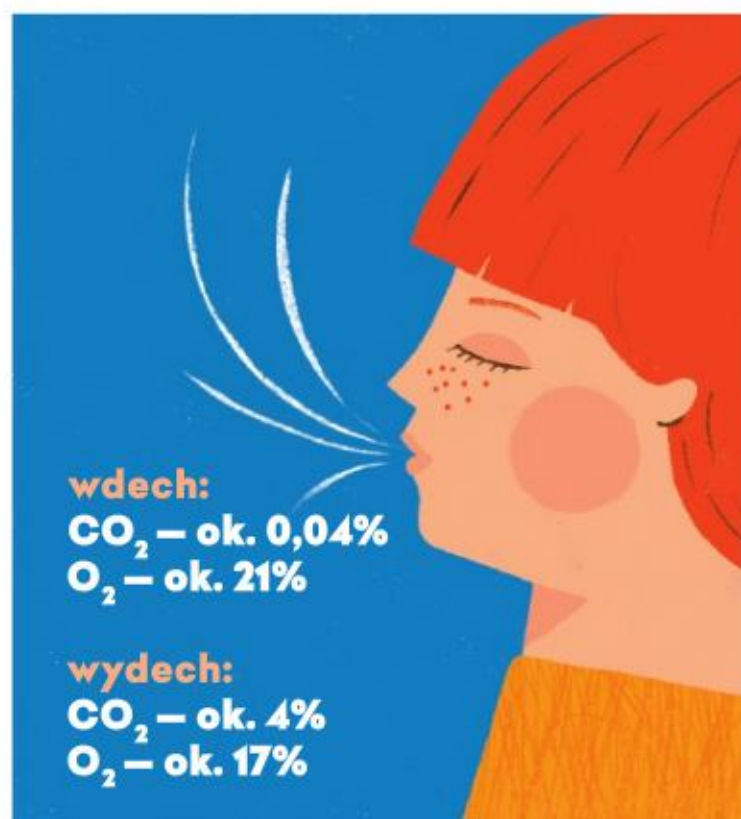


5.3 Tlenek węgla(IV)

Podejmij temat



Po otwarciu butelki z wodą gazowaną wydziela się duża ilość bąbelków – jaką nazwę nosi gaz, który jest ich składnikiem?

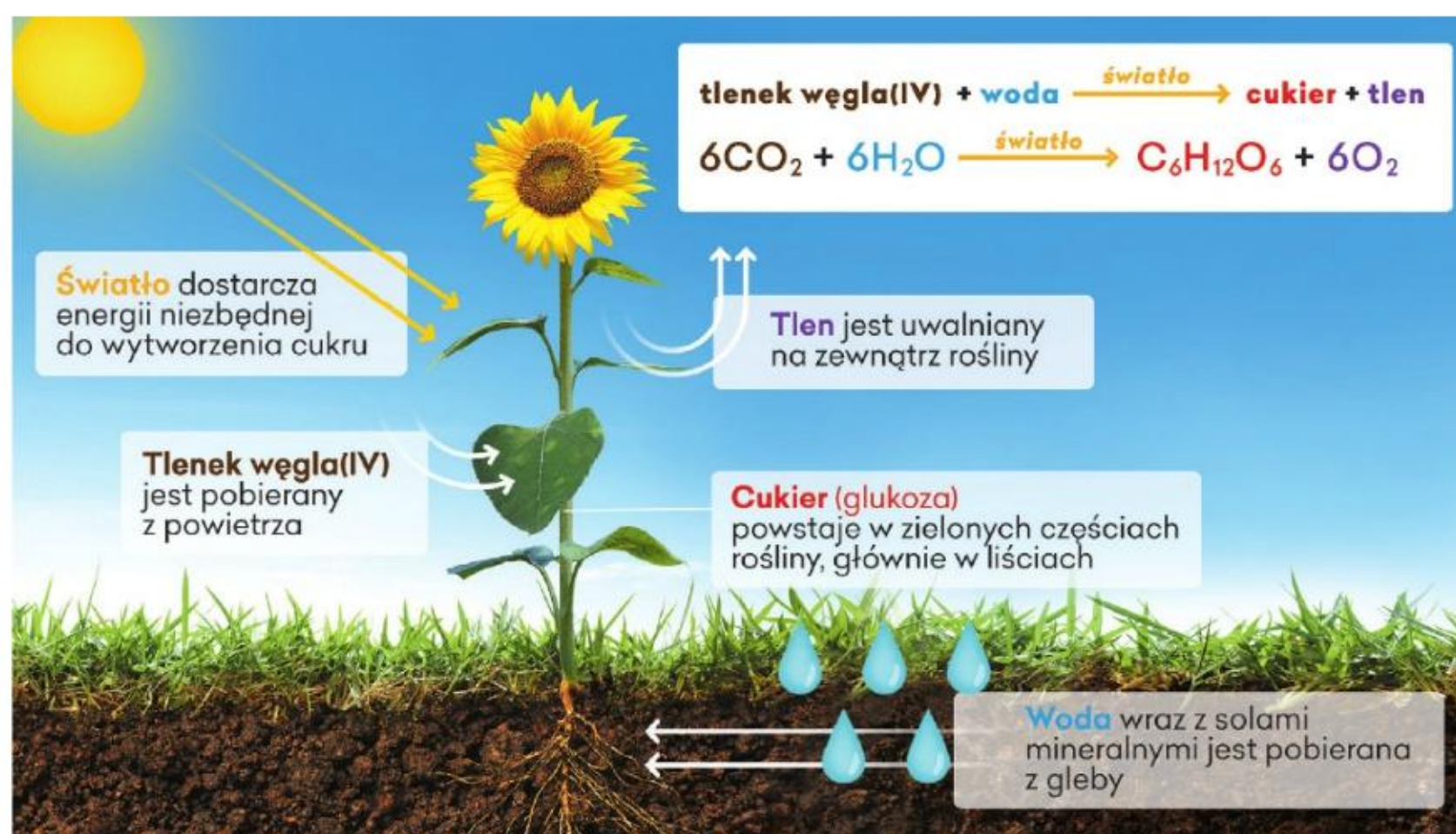


5.6 Istotą wymiany gazowej u ludzi jest różnica w składzie powietrza pobieranego i wydychanego

Tlenek węgla(IV) w powietrzu

Kolejnym wartym uwagi związkiem chemicznym jest **tlenek węgla(IV)**, o nazwie zwyczajowej dwutlenek węgla. Jest to gaz, którego w powietrzu znajduje się około 0,04%. Może to niewiele, jednak jego obieg i obieg pierwiastków, z których się składa, są naprawdę ważne – szczególnie podczas procesu wymiany gazowej w organizmach żywych (il. 5.6).

Fotosynteza jest jednym ze sposobów odżywiania się roślin (il. 5.7). Jej istotą jest przetwarzanie niskoenergetycznych substratów (woda i tlenek węgla(IV)) na wysokoenergetyczne produkty (cukry proste, np. glukoza). Podczas przemiany powstaje również tlen, który uwalniany jest do atmosfery. Proces ten wymaga udziału energii słonecznej, dlatego – jak pamiętasz z lekcji biologii – wymiana gazowa u roślin w nocy przebiega zupełnie inaczej i skupia się na wydzielaniu tlenku węgla(IV), a pobieraniu – tlenu.



5.7 Schemat przedstawiający przebieg procesu fotosyntezy

Nazwa zwyczajowa a nazwa systematyczna

Z chemicznego punktu widzenia związek o wzorze sumarycznym CO_2 ma wiele nazw. Jego nazwa zwyczajowa to dwutlenek węgla, a nazwa systematyczna – tlenek węgla(IV). Podczas lekcji chemii będziemy częściej używali nazw systematycznych – to ich poznanie pozwoli nam z większym zrozumieniem zgłębiać tajniki przedmiotu. Najczęściej będziemy się odwoływać do nazw wynikających z wartościowości pierwiastków wchodzących w skład związków chemicznych.

Jak zbudowana jest cząsteczka tlenku węgla(IV)?

W skład cząsteczki tlenku węgla(IV) wchodzi dwa atomy tlenu i jeden atom węgla. Każdy atom tlenu połączony jest z atomem węgla dwoma wiązaniami kowalencyjnymi spolaryzowanymi. Przyjrzyjmy się jego wzorom i spróbujmy stworzyć przykładowe modele budowy cząsteczki.

Wzór sumaryczny	Wzór strukturalny	Model kulkowy	Model pręcikowo-kulkowy
CO_2	$\text{O}=\text{C}=\text{O}$		

Ciekawie!

Innym sposobem podawania nazw systematycznych związków chemicznych jest stosowanie tzw. nazewnictwa przedrostkowego. Dodajemy przed nazwą pierwiastka łaciński lub grecki przedrostek, informujący o liczbie atomów. Dla przykładu: tlenek węgla(IV) o wzorze sumarycznym CO_2 można również nazwać ditlenkiem węgla. Popularne przedrostki to: mono – liczba 1 (często pomijany), di – 2, tri – 3, tetra – 4, penta – 5 itd.

Jakie właściwości ma tlenek węgla(IV)?

Doświadczenie 24.

Czy w składzie wydychanego powietrza jest tlenek węgla(IV)?

Sprzęt: słomka, kolba kulista płaskodenna

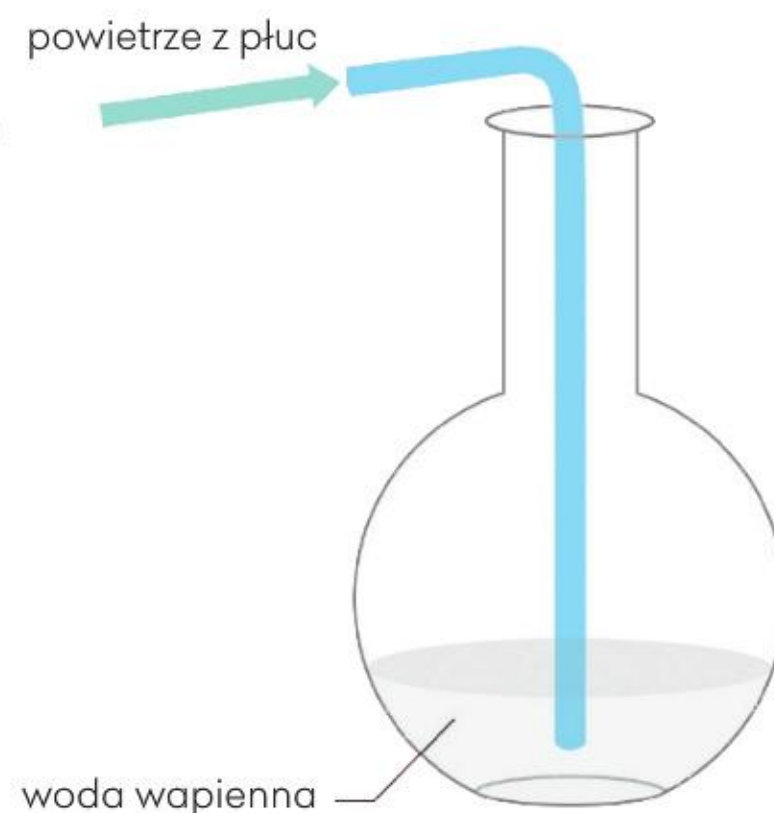
Odczynniki: woda wapienna (klarowna mieszanina wodorotlenku wapnia i wody), powietrze z płuc

Wykonanie:

- Korzystając z zaproponowanego sprzętu, odczynników i schematu, spróbujcie w parach wykonać doświadczenie, którego celem będzie zbadanie, czy w składzie wydychanego powietrza jest tlenek węgla(IV).

Obserwacje: Porównajcie wynik obserwacji pomiędzy zespołami.

Wnioski: Wyciągnijcie wnioski na temat obecności tlenku węgla(IV) w wydychanym powietrzu.



Doświadczenie 25.

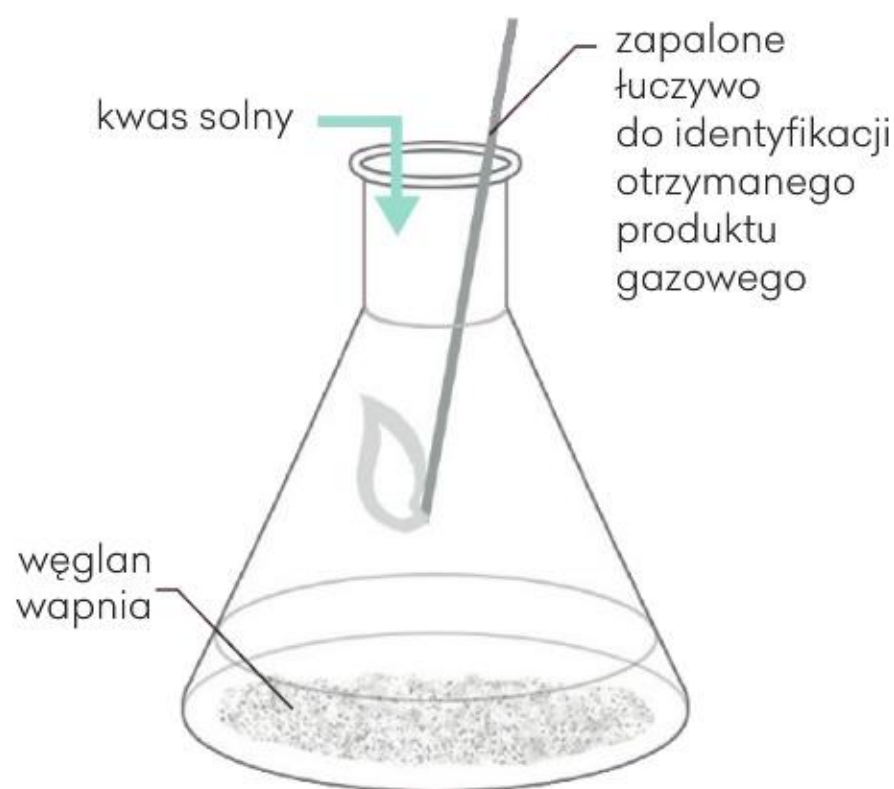
Działanie kwasem solnym na węglan wapnia i badanie palności otrzymanego produktu gazowego

Sprzęt: kolba stożkowa, łyżeczka, pipeta Pasteura z podziałką, łuczywo, zapalki

Odczynniki: węglan wapnia, kwas solny

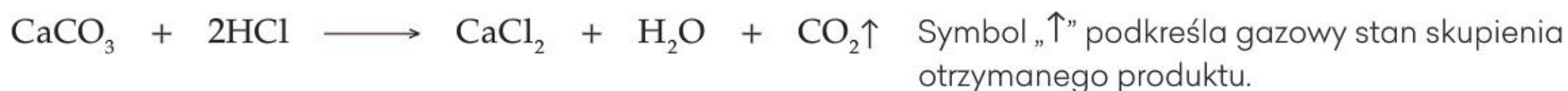
Wykonanie:

- Do kolby wsyp łyżeczkę węglanu wapnia.
- Dodaj kwasu solnego, 3–4 cm³.
- Po około minucie wprowadź do wnętrza naczynia zapalone łuczywo.



Obserwacje: Po dodaniu kwasu solnego do węglanu wapnia wydziela się bezbarwny, bezwonny gaz – tworzy się piana, która stopniowo zanika. Gdy wprowadzimy zapalone łuczywo, płomień gaśnie. Na ściankach naczynia pojawiają się krople bezbarwnej cieczy.

Wnioski: W wyniku działania kwasem solnym na węglan wapnia zaszła reakcja chemiczna zgodna z poniższym równaniem:



Otrzymany gaz to tlenek węgla(IV). Gaśnięcie łuczyska potwierdza jego dwie właściwości – niepalność i niepodtrzymywanie spalania.

Więcej na temat

Jakie reakcje chemiczne pozwolą otrzymać tlenek węgla(IV)?

Na podanym obok schemacie zostały przedstawione przykładowe reakcje chemiczne, w wyniku których można otrzymać tlenek węgla(IV).

Należą do nich:

- 1 dodanie tabletki musującej do wody,
- 2 fermentacja alkoholowa,
- 3 spalanie węgla w tlenie,
- 4 reakcja rozpuszczonego w wodzie kwasu cytrynowego i węglanu wapnia,
- 5 reakcja sody oczyszczonej i kwasu cytrynowego (z dodatkiem wody).



Doświadczenie 26.

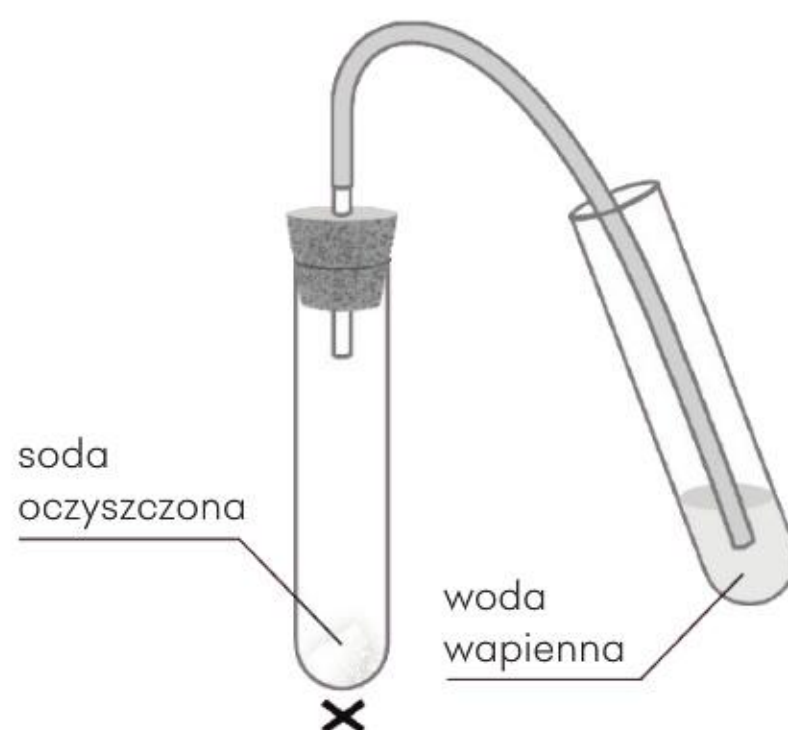
Ogrzewanie sody oczyszczonej i przepuszczanie otrzymanego produktu gazowego przez wodę wapienną

Sprzęt: probówki, korek z nasadką do odprowadzania gazów, łapy do probówek, słomka (lub wężyk z zestawu do infuzji), palnik, zapalki

Odczynniki: soda oczyszczona (wzór sumaryczny – NaHCO_3), woda wapienna

Wykonanie:

- Do pierwszej probówki wsyp niewielką ilość sody oczyszczonej.
- Naczynie zamknij korkiem z osadzoną nasadką do odprowadzania gazów.
- Do nasadki podłącz słomkę (lub wężyk), jej koniec umieść w wodzie wapiennej (powinna ona wypełniać probówkę przynajmniej w $\frac{1}{4}$ objętości).
- Ogrzewaj naczynie z substancją stałą nad płomieniem palnika.

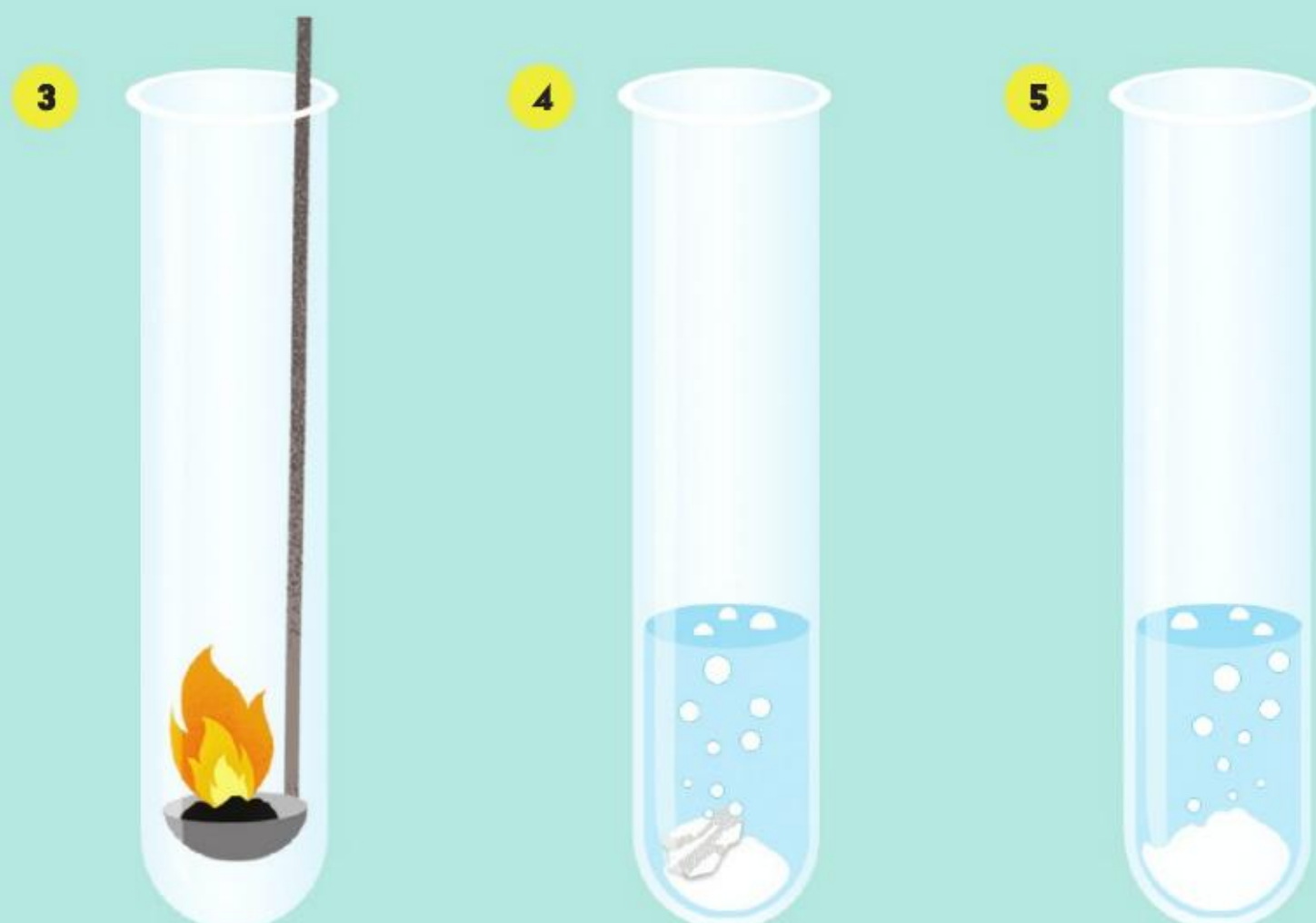


Obserwacje: W trakcie ogrzewania wydziela się bezbarwny, bezwonny gaz. Na ściankach ogrzewanej probówki pojawia się rosa. Z końca słomki wydostają się pęcherzyki gazu. Klarowna woda wapienna staje się mętna. Po zakończeniu doświadczenia w ogrzewanej probówce pozostaje biały proszek.

Wnioski: Konieczność dostarczenia temperatury do doświadczenia dowodzi, że opisana przemiana to typ reakcji endotermicznej. Mętnienie wody wapiennej to próba potwierdzająca obecność tlenku węgla(IV). Można opisać ją równaniem:



Symbol „↓” oznacza, że jeden z powstałych produktów wydziela się z płynu w postaci osadu.



Przepuszczanie tlenku węgla(IV), otrzymanego w wyniku reakcji, przez wodę wapienną (co powoduje jej zmętnienie) – jest to reakcja potwierdzająca jego obecność.

Przykład 34.

Jak zapisać równanie reakcji zachodzącej w wyniku ogrzewania sody oczyszczonej?

Etap

Rozwiązanie

1. Sprawdź, czy w treści doświadczenia pojawia się wzór sumaryczny substratu (sody oczyszczonej).

Tak, wzór podany jest w odczynnikach – NaHCO_3 .

2. Zastanów się, czy w doświadczeniu był jakiś inny substrat, czy może były specyficzne warunki.

Żadnego innego substratu nie było, jednak specyficznym warunkiem, niezbędnym do zajścia reakcji, było ogrzanie zawartości naczynia – temperatura.

3. Czy jesteś w stanie określić, jakie produkty powstały w trakcie doświadczenia?

Produktem był gaz, powodujący mętnienie wody wapiennej, jego wzór sumaryczny to CO_2 . Na ściankach probówki pojawiła się rosa – była to woda o wzorze sumarycznym H_2O . Powstał również biały proszek – nie wiadomo, co to za substancja.

4. Spróbuj zapisać równanie reakcji chemicznej.

$\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{\text{temperatura}} \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O} + ?$
(wzór sumaryczny kolejnego produktu nie jest znany)

5. Mimo braku jednego z produktów spróbuj potraktować równanie reakcji chemicznej jak zadanie matematyczne z jedną niewiadomą.

Jeśli w produktach znajdują się dwa atomy wodoru (we wzorze sumarycznym cząsteczki wody), oznacza to, że w substratach należy zwiększyć liczbę tych samych atomów / jonów (czyli wstawić współczynnik stechiometryczny).

$2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{\text{temperatura}} \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O} + ?$

6. Sprawdź zgodność liczby atomów / jonów niezbędnych do otrzymania substratów i produktów.

Liczba atomów / jonów pierwiastków (substraty)	Liczba atomów / jonów pierwiastków (produkty)
Na – 2	Na – 0
H – 2	H – 2
C – 2	C – 1
O – 6	O – 3

W produktach brakuje: 2 jonów sodu, 1 atomu węgla i 3 atomów tlenu – powstał związek chemiczny o wzorze sumarycznym Na_2CO_3 .

7. Zapisz pełne równanie reakcji chemicznej.

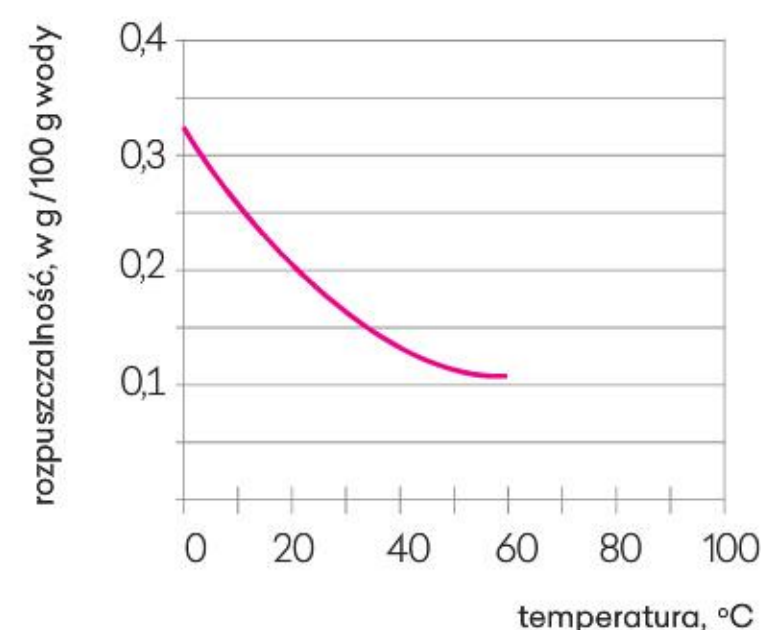
$2\text{NaHCO}_3 \xrightarrow{\text{temperatura}} \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{CO}_3$

Na podstawie wykonanych doświadczeń i danych z literatury specjalistycznej zbierzmy najważniejsze właściwości tlenku węgla(IV).

Właściwości tlenku węgla(IV)	
fizyczne	chemiczne
- gaz - bezbarwny - ma gęstość większą niż gęstość powietrza: $1,97 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$ (w $T = 0^\circ\text{C}$ i $p = 1013 \text{ hPa}$) - dobrze rozpuszcza się w wodzie	- bezwonny - nie podtrzymuje spalania - niepalny

Zastosowanie tlenku węgla(IV):

- w przemyśle spożywczym – jako składnik napojów gazowanych,
- w chłodnictwie – np. w stanie stałym jako czynnik chłodzący,
- wchodzi w skład gaśnic – uwolniony z niej zmienia stan skupienia na stały, wskutek czego wytwarza warstwę, która odcina dostęp tlenu podczas pożaru,
- w budownictwie – jako czynnik wywołujący twardnienie zaprawy wapiennej,
- w medycynie – leczenie zimnem (krioterapia).



Rozpuszczalność tlenku węgla(IV) w wodzie jest większa niż rozpuszczalność tlenu. Jest jedna podobna zależność – wraz ze wzrostem temperatury rozpuszczalność w wodzie maleje.

W skrócie

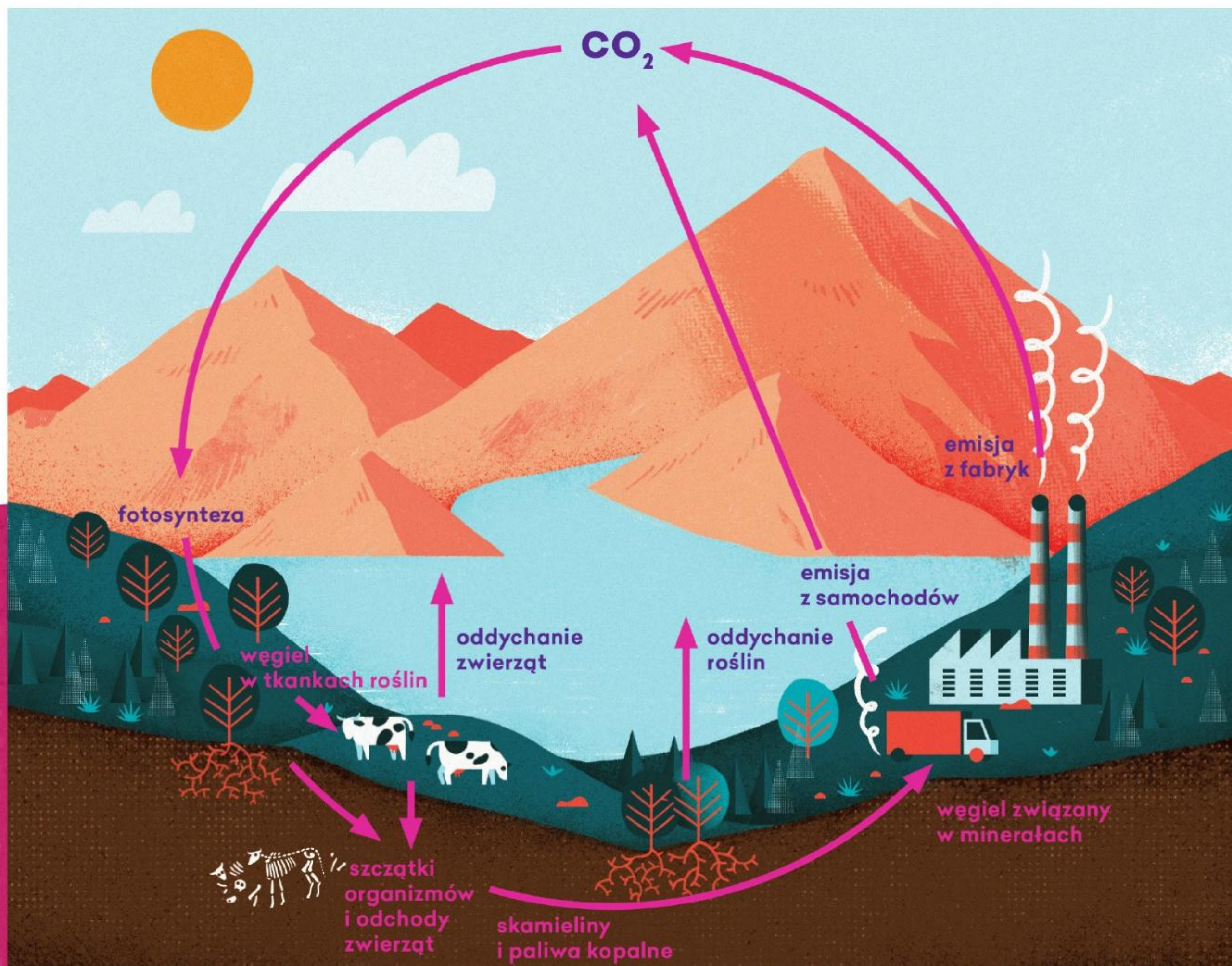
- Wydechane powietrze zawiera większą ilość tlenku węgla(IV) niż pobierane.
- Związki chemiczne mają swoje nazwy. W mowie potocznej i w handlu stosuje się tzw. nazwy zwyczajowe. W naukowym języku stosuje się nazwy systematyczne.
- Tlenek węgla(IV) jest bezbarwnym, bezwonny gazem (w $T = 0^\circ\text{C}$), o gęstości większej od gęstości powietrza, niepodtrzymującym spalania i nieulegającym spalaniu. Mętnienie wody wapiennej potwierdza jego obecność.
- Wśród najważniejszych jego zastosowań wymienić można: użycie jako gazu wypełniającego w przemyśle spożywczym (napoje gazowane), w chłodnictwie (środek chłodzący, w stałym stanie skupienia), w budownictwie (powoduje twardnienie zaprawy wapiennej) oraz jako wypełnienie gaśnic.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- Podaj podobieństwa i różnice we właściwościach tlenku węgla(IV) i tlenu.
-  Na opakowaniach różnych proszków do pieczenia ciasta odzyskaj nazwy substancji wchodzących w skład mieszaniny. Skorzystaj z zasobów internetu i sprawdź, czy te związki chemiczne wykazują podobne właściwości do sody oczyszczonej.
- Po wrzuceniu rodzynek do szklanki mocno gazowanej wody pęcherzyki tlenku węgla(IV) otaczają rodzyнки i unoszą je w stronę powierzchni cieczy. Następnie rodzyńki opadają. Wyjaśnij, dlaczego tak się dzieje.
- Wymień cztery przykładowe zastosowania tlenku węgla(IV).
-  Skorzystaj z zasobów internetu i odzyskaj informacje, czym jest suchy lód. Postaraj się opisać go w kilku słowach.

OBIEG WĘGLA W PRZYRODZIE

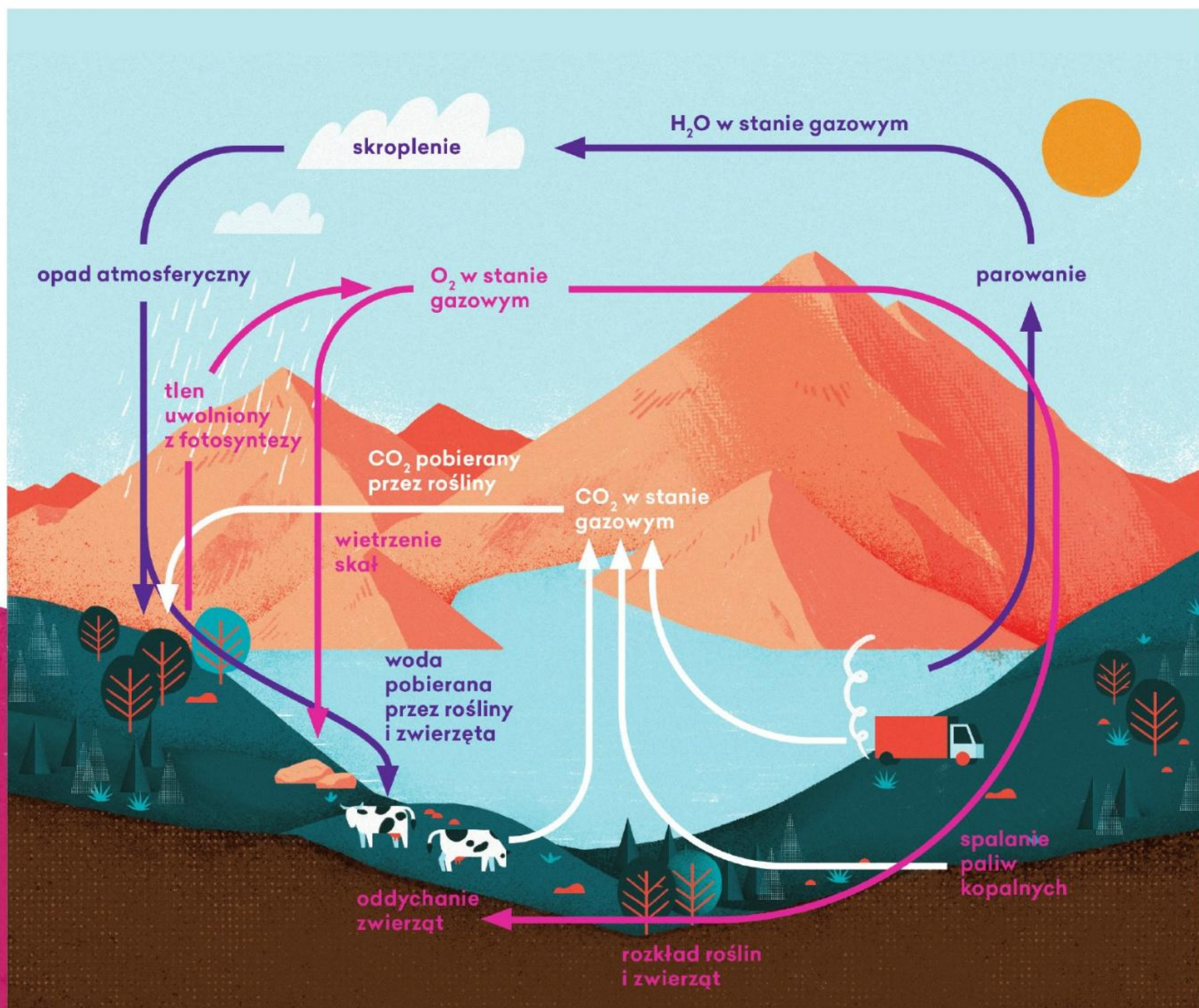
Obieg węgla w przyrodzie polega na fizycznych i chemicznych przemianach związków węgla, które zachodzą w wodzie, atmosferze, litosferze oraz w organizmach żywych. W powietrzu węgiel występuje w postaci tlenku węgla(IV), który jest pobierany przez rośliny i w tej formie przyswajany przez nie w procesie fotosyntezy. Jej produktem są cząsteczki glukozy, które zawierają atomy węgla. Glukoza jest wykorzystywana m.in. do budowy ciał roślin. Zwierzęta roślinożerne wykorzystują węgiel wbudowany w ich ciała do wytwarzania własnych związków. Podczas oddychania organizmy wytwarzają tlenek węgla(IV), który jest uwalniany do atmosfery. Dodatkowymi źródłami węgla trafiającego do atmosfery są: transport, przemysł, erupcja wulkanów, procesy rozkładu materii organicznej.



1. W jakich postaciach i związkach chemicznych występuje węgiel w przyrodzie?
2. Jaki jest udział Słońca w procesie fotosyntezy?
3. Jakie mogą być źródła tlenku węgla(IV) w przyrodzie?

OBIEG TLENU W PRZYRODZIE

Tlen wytwarzany w procesie fotosyntezy przez rośliny trafia do atmosfery, skąd jest pobierany podczas wymiany gazowej przez wszystkie organizmy do oddychania przebiegającego w komórkach. W jego wyniku powstaje energia, woda i tlenek węgla(IV). Tlen związany w tlenku węgla(IV) jest wydalany. Rośliny wykorzystują go do fotosyntezy. Tlen bierze też udział w wielu reakcjach chemicznych, takich jak spalanie paliw kopalnych.



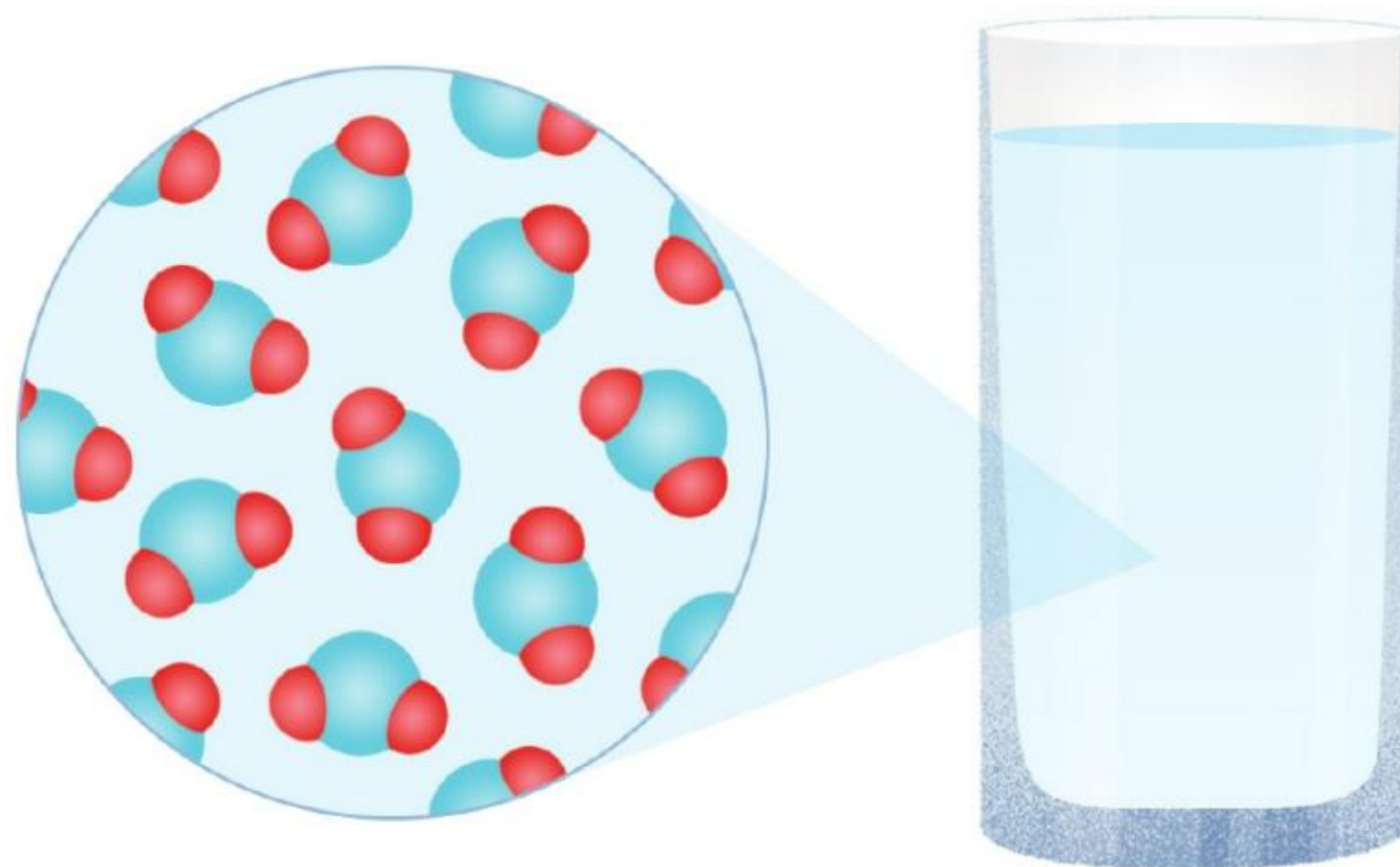
4. Czy obieg tlenu ma wspólne elementy z obiegiem tlenku węgla(IV)?
5. Wymień przynajmniej dwa rodzaje reakcji chemicznych, w jakich tlen bierze udział w przyrodzie.

5.4 Wodór – gaz o najmniejszej gęstości

Podejmij temat



Czy łatwo jest otrzymać wodę za pomocą zmieszania tlenu i wodoru?
Czy z rozkładu wody można uzyskać wodór?



Ciekawe!



Jedną z zachodzących przemian we wnętrzach gwiazd jest przekształcanie wodoru w hel.

Warunki standardowe –
temperatura 0 °C, ciśnienie 1000 hPa

Warunki normalne – temperatura
0 °C, ciśnienie 1013 hPa

Wodór we Wszechświecie

Mimo że wodoru w powietrzu jest znikoma ilość (ok. 0,019%), to jest on najczęściej występującym pierwiastkiem we Wszechświecie. Według założeń teorii Wielkiego Wybuchu, która przedstawia model ewolucji Wszechświata, powstał on jako jeden z pierwszych pierwiastków chemicznych. Występuje zatem w dużych ilościach, np. w gwiazdach czy przestrzeniach międzyplanetarnych.

Wodór na Ziemi

Na Ziemi **wodór** znajduje się głównie w związkach chemicznych, np. wodzie czy węglowodorach (związkach składających się z atomów węgla i wodoru). W **warunkach standardowych** na naszej planecie wodór jest gazem występującym w postaci dwuatomowej cząsteczki, połączonej wiązaniem kowalencyjnym niespolaryzowanym. Najczęściej właściwości substancji podawane są dla **warunków normalnych**. Przyjrzyjmy się wzorom wodoru i spróbujmy stworzyć przykładowe modele budowy cząsteczki.

Wzór sumaryczny	Wzór strukturalny	Model kulkowy	Model pręcikowo-kulkowy
H ₂	H — H		

Jakie właściwości ma wodór?

Doświadczenie 27.

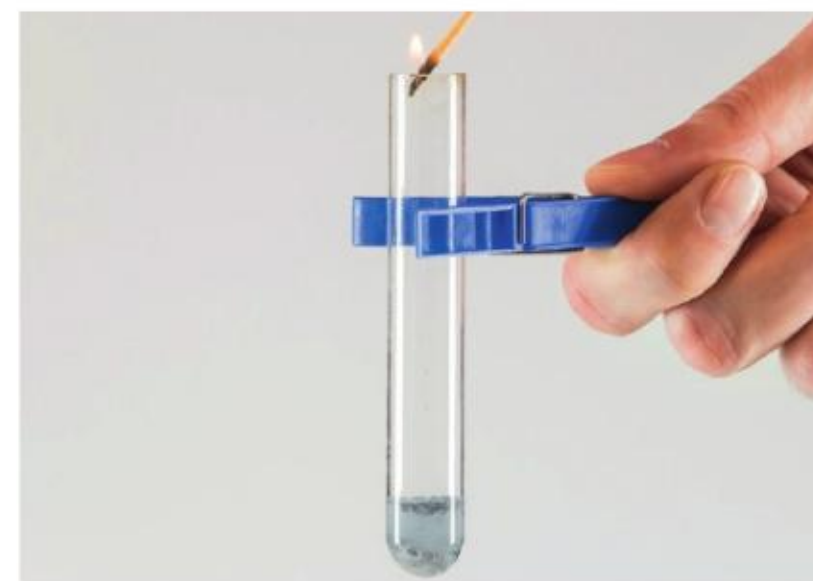
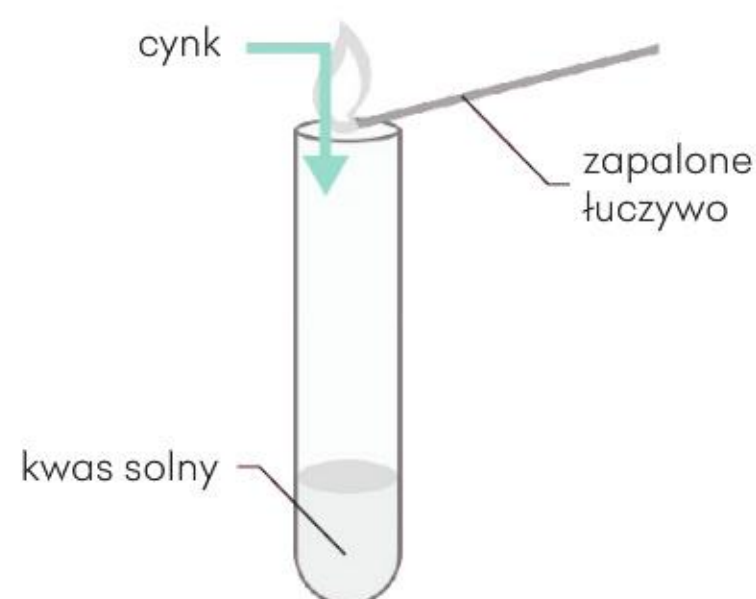
Działanie cynkiem na kwas solny

Sprzęt: probówka, łapa do probówki, palnik, zapalaki, łuczywo, łyżeczka

Odczynniki: cynk (pył lub niewielkie granulki), kwas solny

Wykonanie:

- Wlej do probówki około 1 cm^3 kwasu solnego.
- Dosyp niewielką ilość cynku.
- Zbliżaj do otworu probówki zapalone łuczywo.



Obserwacje: Po dodaniu cynku do kwasu solnego na cieple stałym pojawiają się liczne pęcherzyki bezbarwnego, bezwonnego gazu. Zawartość naczynia staje się ciepła. Gdy zbliżamy zapalone łuczywo do wylotu naczynia, za pierwszym razem słychać głośny wybuch (charakterystyczne pyknięcie). Każdy kolejny wystrzał jest cichszy. Po zakończeniu zbliżania ognia na ściankach naczynia pojawiają się krople bezbarwnej cieczy.

Wnioski: Dodając cynku do kwasu solnego, otrzymano m.in. wodór. Zaszła egzotermiczna reakcja chemiczna, zgodna z poniższym równaniem:



Przeskok płomienia i wybuch dowodzą palności wodoru. Głośna eksplozja w probówce wskazuje na to, że gaz ten zmieszany z powietrzem jest wybuchowy. By zbadać palność, wystarczy szybko zbliżyć ogień do wylotu probówki – ponieważ otrzymany gaz ma gęstość mniejszą od gęstości powietrza, szybko opuszcza naczynie, które wypełnia. Rosa na ściankach naczynia to woda, otrzymana w wyniku reakcji wodoru z tlenem z powietrza, co przedstawia równanie:



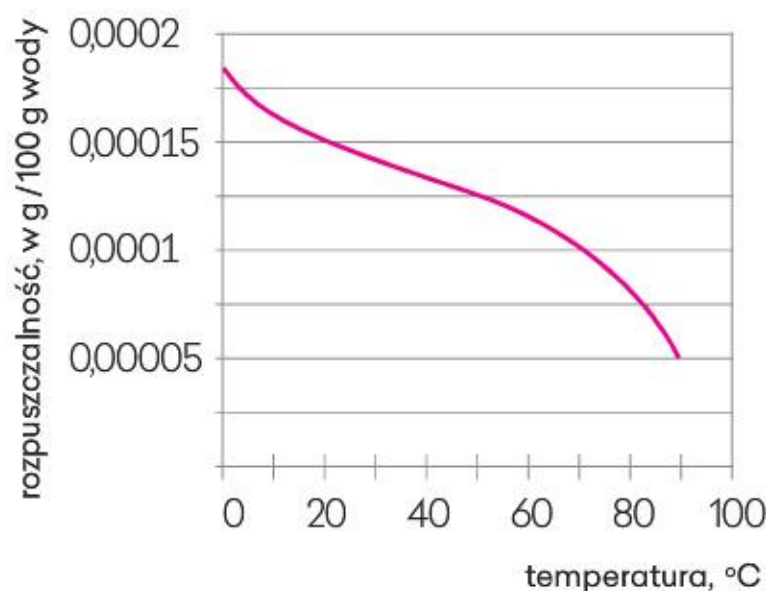
Więcej na temat

Elektroliza wody

Wodór i tlen można otrzymać w wyniku **elektrolizy wody**, czyli procesu polegającego na wywołaniu reakcji chemicznej na skutek przyłożenia do cieczy źródła prądu stałego. W trakcie prezentowanego doświadczenia następuje rozkład wody, zgodnie z równaniem:



- 1 zbiornik z wodą
- 2 metalowe przewody
- 3 probówki, w jednej z nich będzie zbierany wodór, w drugiej – tlen
- 4 źródło prądu stałego



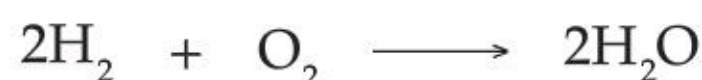
Rozpuszczalność wodoru w wodzie maleje wraz ze wzrostem temperatury – tak jak przy omawianych wcześniej gazach.

Na podstawie doświadczenia i pomiarów dokonanych przez naukowców zbierzmy najważniejsze właściwości wodoru.

Właściwości wodoru	
fizyczne	chemiczne
• gaz • bezbarwny • ma gęstość mniejszą niż gęstość powietrza: $0,082 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$ (w $T = 0^\circ\text{C}$ i $p = 1013 \text{ hPa}$) • słabo rozpuszcza się w wodzie	• bezwonny • nie podtrzymuje spalania • palny • tworzy mieszaninę wybuchową z powietrzem (a właściwie z tlenem – składnikiem powietrza)

Czy wodór i tlen to zawsze woda?

Gdy zestawimy cechy charakterystyczne wodoru i tlenu, możemy łatwo zauważyć, że właściwości układu uzyskanego przez zmieszanie stosownych objętości obu gazów znacząco odbiegają od właściwości wody (związku chemicznego składającego się z wodoru i tlenu). Dopiero kontrolowane spalanie takiego układu doprowadzi do reakcji chemicznej, w myśl równania:



Uzyskana woda będzie nową substancją o odmiennych właściwościach (np. woda nie jest palna i nie podtrzymuje spalania).

Czy wodór „chętnie” reaguje z innymi pierwiastkami?

Na przykładzie **syntezy wody** – czyli reakcji cząsteczkowego wodoru z cząsteczkowym tlenem – można zauważyć, że do zapoczątkowania doświadczenia wystarczy źródło gazów i ogień. Tak też jest z innymi pierwiastkami – stosując katalizatory albo odpowiednie warunki (np. obecność ognia czy wysokiej temperatury), możemy inicjować nowe reakcje chemiczne. Związki chemiczne powstałe z połączenia atomów wodoru z atomami innych pierwiastków (zarówno metali, jak i niemetalu) to **wodorki**. Poznajmy sześć wartych uwagi związków chemicznych, które niejednokrotnie będą przywoływane na lekcjach chemii.

Równania reakcji węgla, siarki, azotu, chloru, bromu i fluoru z wodorem

$\text{C} + 2\text{H}_2 \xrightarrow{\text{katalizator}} \text{CH}_4$ (metan)	$\text{H}_2 + \text{S} \xrightarrow{\text{temperatura}} \text{H}_2\text{S}$ (siarkowodór)
$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightarrow{\text{katalizator}} 2\text{NH}_3$ (amoniak)	$\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{temperatura}} 2\text{HCl}$ (chlorowodór)
$\text{H}_2 + \text{Br}_2 \xrightarrow{\text{katalizator}} 2\text{HBr}$ (bromowodór)	$\text{H}_2 + \text{F}_2 \xrightarrow{\text{katalizator}} 2\text{HF}$ (fluorowodór)

Do czego można wykorzystać wodór?

Ze względu na wiele ciekawych właściwości (np. palność) wodór jest substratem w licznych reakcjach chemicznych. Do najpopularniejszych jego zastosowań zaliczyć można:

- w przemyśle chemicznym – w procesach otrzymywania związków chemicznych (np. alkoholi czy przy przetwarzaniu paliw),
- w przemyśle spożywczym – np. do produkcji margaryny,
- w przemyśle metalurgicznym – do otrzymywania czystego żelaza z minerałów,
- jako paliwo – dawniej do napełniania balonów, obecnie jako paliwo rakietowe, w przyszłości jako odnawialne źródło energii,
- w przemyśle farmaceutycznym – do produkcji leków.



5.8 Produkcja wodoru odbywa się najczęściej przez ogrzewanie metanu i wody przy udziale katalizatorów. Tak otrzymany gaz używa się do produkcji amoniaku (wykorzystywanego do syntezy nawozów sztucznych)

Ciekawe!



W niedalekiej przyszłości wodór może być powszechnie wykorzystywany jako alternatywa dla zmniejszających się zasobów paliw tradycyjnych.

W skrócie

- Wodór jest pierwiastkiem najczęściej występującym we Wszechświecie.
- Na Ziemi pierwiastek ten występuje głównie w postaci cząsteczek dwuatomowych.
- Wodór jest gazem bezbarwnym, bezwonny (w $T = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$) o gęstości mniejszej od gęstości powietrza. Spala się wybuchowo, jeśli jest zmieszany z tlenem. Czysty – spala się jasnym płomieniem.
- Wodór, wchodząc w reakcję z wybranymi niemetalami i metalami, tworzy wodorki. Z niemetalami tworzy wodorki niemetalu, natomiast z metalami – wodorki metali.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Podaj po dwa przykłady podobieństw i różnic we właściwościach wodoru i tlenu.
- 2 Naskicuj schemat doświadczenia, którego celem jest zbadanie palności wodoru.
- 3 Zapisz równanie reakcji otrzymywania wodorków dla dwóch niemetalu: boru i fosforu.
- 4 Istnieje kilka jednostek, w których można mierzyć temperaturę. W Polsce zwyczajowo jej wartości przedstawia się w stopniach Celsjusza. Skorzystaj z zasobów internetu i wyszukaj informacje o przynajmniej dwóch innych skalach. Podaj ich odpowiedniki liczbowe dla $0\text{ }^{\circ}\text{C}$.

5.5 Tlenki metali i niemetalu

Podejmij temat



Dlaczego przewody kominowe zawsze powinny być drożne? Co mogłoby się stać, gdyby wentylacja była uszkodzona? Dlaczego czujniki wykrywania tlenku węgla(II) są częściej kupowane niż te wykrywające tlenek węgla(IV)? Przed czym one ostrzegają?



Tlenki – zbudowane są z tlenu i innego pierwiastka chemicznego.

Ciekawe!

Tlenki mogą być związkami o różnych rodzajach wiązań chemicznych. Wynika to między innymi z różnicy wartości elektroujemności Paulinga pierwiastków. W przypadku związków jonowych będziemy mówili o jonach, a nie o atomach.



Model kulkowy cząsteczki wody, która ma wiązania kowalencyjne spolaryzowane

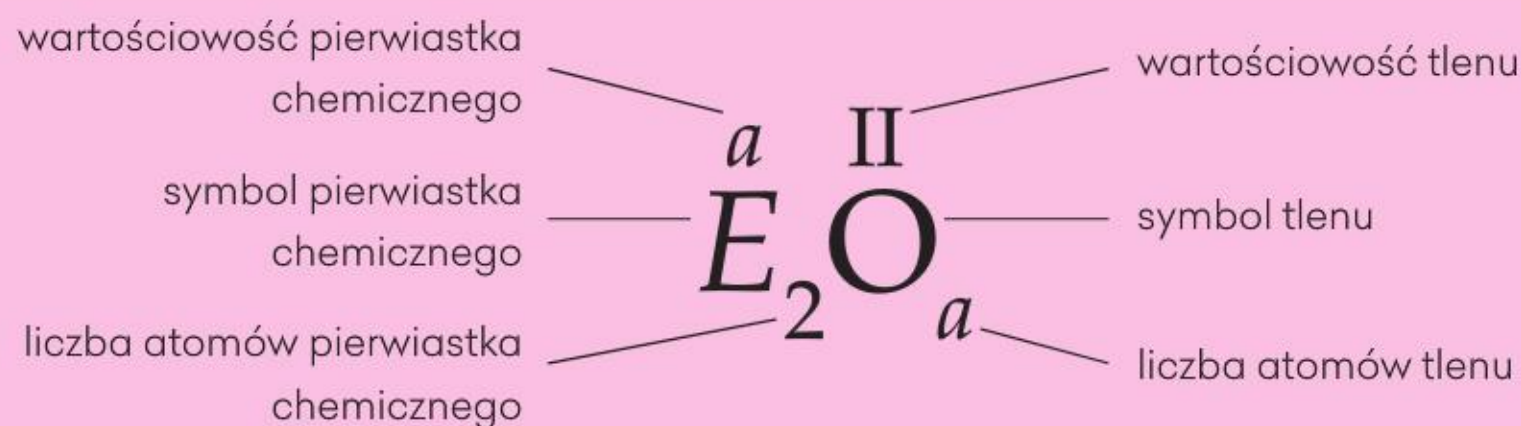
Czym są tlenki?

Wiemy już, że pierwiastki chemiczne można podzielić na metale i niemetały. Ich przedstawiciele różnią się właściwościami, dlatego związki chemiczne przez nie tworzone częściowo odwołują się do cech substancji prostych, z których powstały. Pierwszą grupą związków chemicznych, których właściwości chemiczne i fizyczne określimy oraz zastanowimy się nad ich możliwymi zastosowaniami, są **tlenki**.

Tlenki to związki chemiczne zbudowane z tlenu i innego pierwiastka chemicznego. Pierwiastkiem tym może być zarówno metal, jak i niemetal. Ponieważ tlenek jest to związek chemiczny, dlatego atomy poszczególnych pierwiastków występują zawsze w ściśle określonych ilościach.

Jak zbudowane są tlenki?

Dla ułatwienia zapisywania wzorów tlenków zapoznajmy się z uogólnionym wzorem tych związków chemicznych.



Należy pamiętać, żeby końcowy wzór sumaryczny przedstawiał nieskracalne proporcje, czyli najmniejsze, nieskracalne liczby (chyba że dany związek chemiczny należy do wyjątków i jego właściwy wzór lepiej przedstawiają inne proporcje).

Zamiast zapisu $\overset{\text{IV}}{\text{C}}_2\overset{\text{II}}{\text{O}}_4$ będziemy stosować zapis CO_2

Jak dzielimy tlenki?

Zgodnie z podziałem pierwiastków chemicznych tak samo tlenki dzielą się na tlenki metali i tlenki niemetali.

Podział tlenków	Pierwiastki wchodzące w skład związku chemicznego	Wzory sumaryczne tlenków i ich nazwy systematyczne
tlenek metalu	metal i tlen	MgO – tlenek magnezu Al_2O_3 – tlenek glinu Na_2O – tlenek sodu Fe_2O_3 – tlenek żelaza(III) FeO – tlenek żelaza(II)
tlenek niemetalu	niemetal i tlen	NO_2 – tlenek azotu(IV) N_2O_5 – tlenek azotu(V) SO_3 – tlenek siarki(VI) CO – tlenek węgla(II) Cl_2O – tlenek chloru(I)

Czy znasz już jakieś związki chemiczne należące do grupy tlenków?

Niektóre z tlenków są bardzo rozpowszechnione. Przykłady tych najczęściej występujących przedstawia poniższa tabela. Większość ich nazw znasz z życia codziennego. Dla przykładu – w sezonie grzewczym słysząc o zatruciach czadem, czyli trującym tlenkiem węgla(II); tlenek wapnia to nic innego jak wapno palone, które po zmieszaniu z wodą może być preparatem do bieleńcia drzew (dla ochrony przed szkodnikami); tlenek krzemu(IV) jest głównym składnikiem piasku.

Wzór sumaryczny	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa
H_2O	tlenek wodoru	woda
CO_2	tlenek węgla(IV)	dwutlenek węgla
CO	tlenek węgla(II)	czad
SiO_2	tlenek krzemu(IV)	krzemionka
CaO	tlenek wapnia	wapno palone
MgO	tlenek magnezu	magnezja palona



5.9 Tlenek wapnia jest niezbędnym składnikiem zapraw tynkarskich i murarskich



5.10 Czujnik czadu służy do wykrycia obecności bezbarwnego, bezwonnego, trującego tlenku węgla(II)

Ciekawe!

- Inne, tak samo poprawne nazwy systematyczne, opierające się na przedrostkach dla związków chemicznych to:
- H_2O – tlenek diwodoru,
 - CO_2 – ditlenek węgla,
 - CO – monotlenek węgla,
 - SiO_2 – ditlenek krzemu.

Jak ustalać nazwy tlenków na podstawie ich wzorów sumarycznych i odwrotnie?

Jak ustalić nazwę tlenku na podstawie jego wzoru sumarycznego SO_2 ?

1. Nad symbolami pierwiastków chemicznych (we wzorze) napisz wartościowości.



a – nieznana wartościowość siarki
 II – wartościowość tlenu

2. Oblicz, jaką wartościowość ma pierwiastek inny niż tlen.



$$a \cdot 1 = \text{II} \cdot 2$$
$$a = \frac{\text{II} \cdot 2}{1} = \frac{4}{1} = 4 - \text{wyliczona wartościowość dotyczy siarki}$$

3. Na podstawie wzoru podaj nazwy pierwiastków chemicznych, czytając od końca. W nawiasie podaj wartościowość siarki (jeśli może mieć kilka).



tlenek siarki(IV)

Wyliczona wartościowość siarki to **IV**, w nazwie tlenku musimy ją uwzględnić, ponieważ siarka może mieć różne wartościowości.

Jak ustalić wzór sumaryczny tlenku o nazwie tlenek żelaza(III)?

1. Napisz symbole pierwiastków chemicznych (od końca w stosunku do nazwy).

symbol **żelaza** jako pierwszy



symbol **tlenu** jako drugi

2. Zapisz wartościowości nad pierwiastkami chemicznymi (np. z nawiasu w nazwie).

wartościowość **żelaza** we wzorze tlenku została przepisana z podanej nazwy



wartościowość **tlenu** wynosi **II**

wzór nie jest poprawny, ponieważ $\text{II} \neq \text{III}$

3. Wpisz odpowiednie indeksy stechiometryczne przy symbolach pierwiastków chemicznych.



4. Sprawdź, czy wzór można uprościć.

W tym przypadku nie da się uprościć, ponieważ zarówno 2 nie dzieli się przez 3, jak i 3 przez 2. Nie mają wspólnego dzielnika.

1. Podaj nazwy systematyczne dla związków chemicznych o następujących wzorach sumarycznych: CaO , FeO , Cl_2O_5 , NO_2 , Cu_2O , ZnO , H_2O , N_2O_5 , Cr_2O_3 , BaO , CuO .
2. Ustal wzory sumaryczne związków chemicznych na podstawie ich nazw systematycznych dla: tlenku siarki(VI), tlenku miedzi(II), tlenku glinu, tlenku sodu, tlenku chloru(III), tlenku potasu, tlenku azotu(III), tlenku żelaza(II).

Czy tlen będzie reagował z innymi pierwiastkami chemicznymi?

Doświadczenie 28.

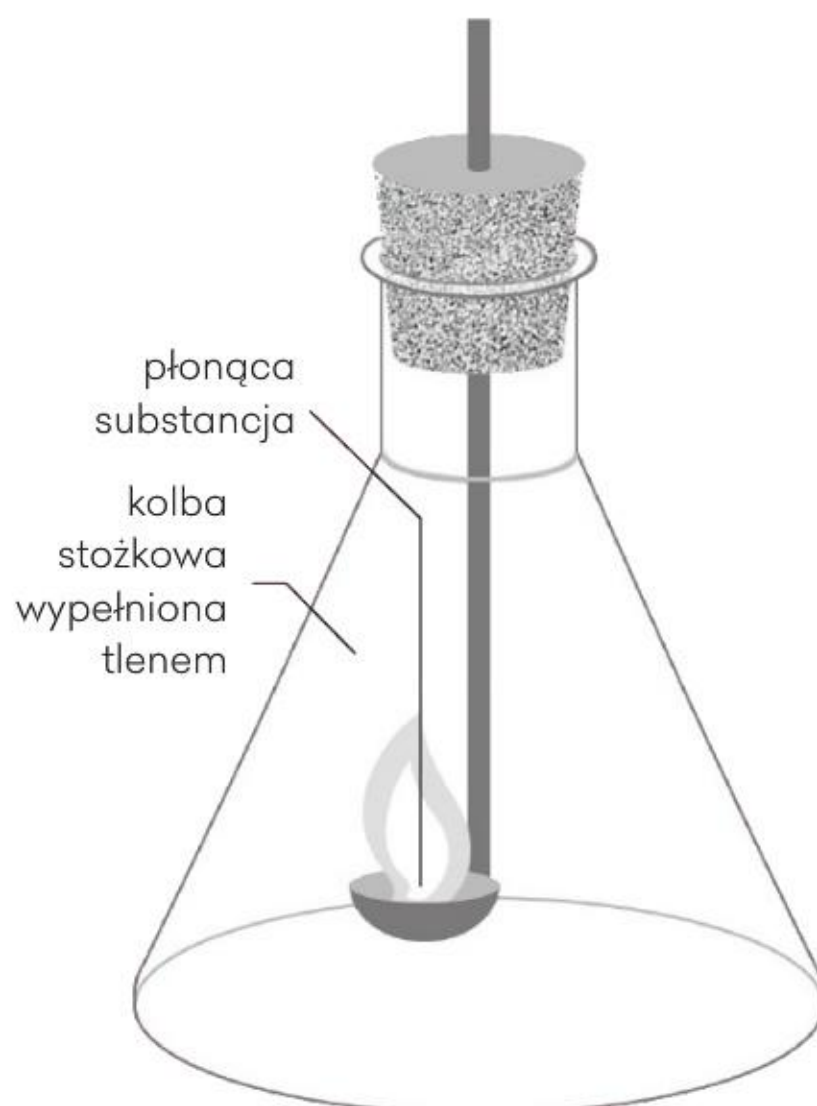
Badanie palności magnezu, siarki, fosforu (czerwonego) i węgla (aktywowanego) w tlenie

Sprzęt: kolby stożkowe, łyżeczka do spalań (osadzona w korku), palnik, zapalniczka

Odczynniki: magnez, siarka, fosfor (czerwony), węgiel (aktywowany), tlen (kolbę w całości wypełnioną tlenem można otrzymać zgodnie z doświadczeniem 22.)

Wykonanie:

- Na łyżeczce do spalań umieść niewielką ilość magnezu.
- Zbliź ogień palnika do zawartości łyżeczki.
- Kiedy przy badanej substancji będzie utrzymywał się stały ogień, wprowadź próbkę do wnętrza kolby wypełnionej tlenem.
- Osadź korek w kolbie.
- Czynności powtórz w nowej dostępności tlenu dla siarki, fosforu (czerwonego) oraz węgla (aktywowanego).



Obserwacje:

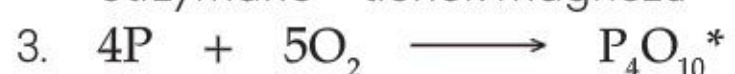
- 1 Magnez spala się jasnym, oślepiającym płomieniem. Kiedy zgaśnie, na łyżeczce do spalań pozostaje biały proszek.
- 2 Siarka spala się bladoniebieskim płomieniem. Po przygaśnięciu jej ilość znacząco się zmniejsza. Czuć ostry, nieprzyjemny zapach przypominający spalające się fajerwerki.
- 3 Fosfor (czerwony) spala się żółtym płomieniem. Ilość czerwonej substancji zmniejsza się, a na łyżeczce pojawia się jasny proszek.
- 4 Węgiel intensywnie żarzy się przy wylocie kolby, wydziela się bezwonny gaz.

Wnioski:

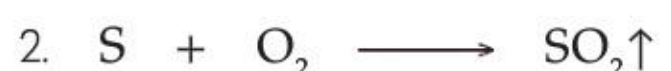
Zapalone pierwiastki chemiczne weszły w reakcję z tlenem, tworząc stosowne tlenki, zgodnie z poniższymi równaniami:



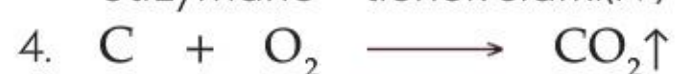
otrzymano – tlenek magnezu



otrzymano – tlenek fosforu(V)



otrzymano – tlenek siarki(IV)



otrzymano – tlenek węgla(IV)

Symbol „↑” podkreśla gazowy stan skupienia otrzymanych produktów.

W przeprowadzonym doświadczeniu nie tylko potwierdzono, że tlen podtrzymuje spalanie, ale również zaprezentowano cztery przykłady reakcji syntezy. ✕

* Przyjęto, że wielokrotność zapisu P_2O_5 obrazuje rzeczywistą strukturę budowy tlenku fosforu(V). Przy zapisie wzoru tego związku chemicznego będziemy stosowali wzór sumaryczny P_4O_{10} .

Właściwości fizyczne (w temperaturze pokojowej) i zastosowanie tlenków

Wzór sumaryczny	Nazwa systematyczna	Stan skupienia	Barwa	Właściwości, zbadane w doświadczeniu	Zastosowanie
MgO	tlenek magnezu	stały	biały	bezwonny	- jako środek na nadkwasotę - do produkcji kosmetyków - dodatek do pasz dla zwierząt
SO ₂	tlenek siarki(IV)	gazowy	bezbarwny	o ostrym, nieprzyjemnym zapachu przypominającym woń płonących fajerwerków	- jako konserwant (np. w produkcji win tzw. gaz pod korkiem) - w przemyśle papierniczym i tekstylnym – do bielenia - do dezynfekcji
CO ₂	tlenek węgla(IV)	gazowy	bezbarwny	bezwonny	- do produkcji napojów gazowanych - w przetwórstwie spożywczym (głębokie mrożenie warzyw, owoców) - do napełniania gaśnic
P ₄ O ₁₀	tlenek fosforu(V)	stały	biały	delikatny zapach fosforu (przypomina zapach pudełka od zapalek)	jako odczynnik osuszający i odwadniający

Jak widać, tlenki różnią się właściwościami. Mogą mieć różne barwy, stany skupienia itp. Niektóre tlenki na pierwszy rzut oka są bardzo podobne – trzeba zatem dużej uwagi przy ich odróżnianiu.

W skrócie

- Tlenki to związki chemiczne, w których skład wchodzi tlen i inny pierwiastek (metal lub niemetal).
- Jedną z metod otrzymywania tlenków jest reakcja chemiczna tlenu z innym pierwiastkiem chemicznym, zapoczątkowana spalaniem.
- Jeśli pierwiastek chemiczny może tworzyć kilka tlenków (mieć kilka wartościowości), należy zaznaczyć to w podawanej nazwie:
 - nazwa systematyczna wynikająca z wartościowości, np. CO – tlenek węgla(II) oraz CO₂ – tlenek węgla(IV),
 - nazwy zwyczajowe związków chemicznych (w tym tlenków) używane są wyłącznie w mowie potocznej – należy unikać ich stosowania na lekcjach chemii.
- Tlenki mogą występować we wszystkich stanach skupienia, mają bardzo zróżnicowane właściwości, dzięki którym znalazły powszechne zastosowanie w wielu dziedzinach życia.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- Zapisz równania reakcji chemicznych spalania wybranych pierwiastków w tlenie. Wpisz w luki odpowiednie symbole i wzory sumaryczne, pamiętaj o dobraniu współczynników stechiometrycznych.
 - $\text{? C} + \text{? } \longrightarrow \text{? CO}$
 - $\text{? } + \text{? O}_2 \longrightarrow \text{? Fe}_2\text{O}_3$
 - $\text{? Al} + \text{? O}_2 \longrightarrow \text{? }$
 - $\text{? } + \text{? O}_2 \longrightarrow 2\text{CaO}$
 - $\text{Li} + \text{O}_2 \longrightarrow \text{? }$
 - $\text{? } + \text{? } \longrightarrow \text{CuO}$
- Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie spalanie wodoru w tlenie. Naszkicuj jego schemat, zaproponuj obserwacje i wyciągnij stosowne wnioski. Koniecznie zapisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej.
- Napisz wzory sumaryczne następujących związków chemicznych: tlenku azotu(III), tlenku manganu(IV), tlenku żelaza(III), tlenku chloru(I), tlenku chromu(II).

5.6 Zanieczyszczenia powietrza

Podejmij temat



Jak się nazywa przedstawiony na zdjęciu efekt, którego doświadczają duże miasta, szczególnie w okresie zimowym? Czy oddychanie takim powietrzem jest bezpieczne dla naszego zdrowia?



Przyczyny globalnych zagrożeń środowiska

Powietrze, którym oddychamy, nie zawsze jest czyste. Często się zdarza, że działalność ludzka znacząco pogorsza jego stan. Natomiast dbanie o stan środowiska powinno być naszym obowiązkiem, żeby obecne i przyszłe pokolenia mogły żyć zdrowo. Wszelkie **zanieczyszczenia powietrza** stanowią zagrożenia globalne dla środowiska.

Pochodzenie zanieczyszczeń powietrza	
źródła naturalne	działalność człowieka
wybuchy wulkaniczne, wietrzenie chemiczne skał, pożary lasów, wyładowania atmosferyczne, oddziaływania z Kosmosu (np. pył)	emisja wynikająca z transportu, spalanie paliw w domowych kotłowniach, przemysł chemiczny, przetwórstwo paliw, rolnictwo i hodowla zwierząt

Rodzaje zanieczyszczeń powietrza

Poniższa tabela przedstawia podział zanieczyszczeń ze względu na ich stan skupienia.

Zanieczyszczenia powietrza		
stałe	ciekłe	gazowe
pyły węglowe i pyły mineralne mogą zawierać takie pierwiastki chemiczne, jak ołów, rtęć i tlenki tych metali ciężkich , natomiast sadza zawiera resztki węgla	mgły wszelkie zanieczyszczenia bardziej lub mniej rozpuszczalne w wodzie, transportowane w powietrzu	gazy i pary np. SO_2 , N_xO_y , O_3 , CO , CO_2

Zanieczyszczenia powietrza – wszelkie skażenia powietrza przez substancje, które są szkodliwe dla zdrowia lub niebezpieczne z innych przyczyn, bez względu na ich postać fizyczną (wg Międzynarodowej Organizacji Pracy).

Pyły – wszelkie pozostałości spalania, ścierania, rozdrabniania i kruszenia substancji w stałym stanie skupienia.

Metale ciężkie – grupa metali, w której pierwiastki chemiczne odznaczają się toksycznością dla środowiska (w tym człowieka). W naukach chemicznych można przyjąć, że są to pierwiastki chemiczne o gęstości większej niż $4,5 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.



5.11 Główną przyczyną przerwania ciągłości warstwy ozonowej jest używanie związków chemicznych należących do grupy freonów (stosowanych w aerozolach, klimatyzatorach itp.). Związki chemiczne zaliczane do grupy freonów mają w swoich cząsteczkach atomy: chloru, fluoru, węgla i wodoru

Skutki zanieczyszczenia powietrza

Jeśli zmieniony skład powietrza utrzymywany jest długotrwale, może to wywołać wiele niepożądanych zmian w środowisku. Do najważniejszych efektów długiej ekspozycji na czynnik zanieczyszczający należą:

- smog,
- efekt cieplarniany,
- dziura ozonowa,
- kwaśne opady atmosferyczne.

Smog

Jedno ze zjawisk spowodowanych zanieczyszczaniem powietrza nazywane jest **smogiem**. Ogólnie ujmując – to mgła zawierająca różne zanieczyszczenia, głównie pyły.

Do powstania smogu niezbędne są dwa elementy: działalność ludzka oraz niekorzystne warunki meteorologiczne – duże zamglenie i brak wiatru. Przy takim połączeniu czynników emitowane pyły pozostają zawieszone w powietrzu i samoczynnie nie może się ono oczyścić.

Co to jest ozon?

Jedną z odmian tlenu jest **ozon**. Cząsteczka tlenu znajdującego się w powietrzu, w warunkach normalnych, jest dwuatomowa. W czasie burzy (silnych wyładowań elektrycznych) tworzy się odmiana trójatomowa, czyli właśnie ozon (O_3), który tworzy **warstwę ozonową**.

Przyczyny powstawania dziury ozonowej

Kiedy część warstwy ozonowej ulega zredukowaniu bądź przerwaniu, powstaje tzw. **dziura ozonowa**. Jest to przestrzeń, w której do powierzchni Ziemi dociera więcej szkodliwego promieniowania UV. Zjawisko to może być wywołane zarówno z przyczyn naturalnych, jak i przez działalność ludzi (il. 5.11). Istnieją miejsca na Ziemi, gdzie występują naturalne zjawiska zmniejszające warstwę ozonową, np. noc polarna na obszarach podbiegunowych. Jednak znaczący wpływ na zmniejszenie się ilości ozonu ma działalność człowieka.

Więcej na temat

Rodzaje promieniowania ultrafioletowego

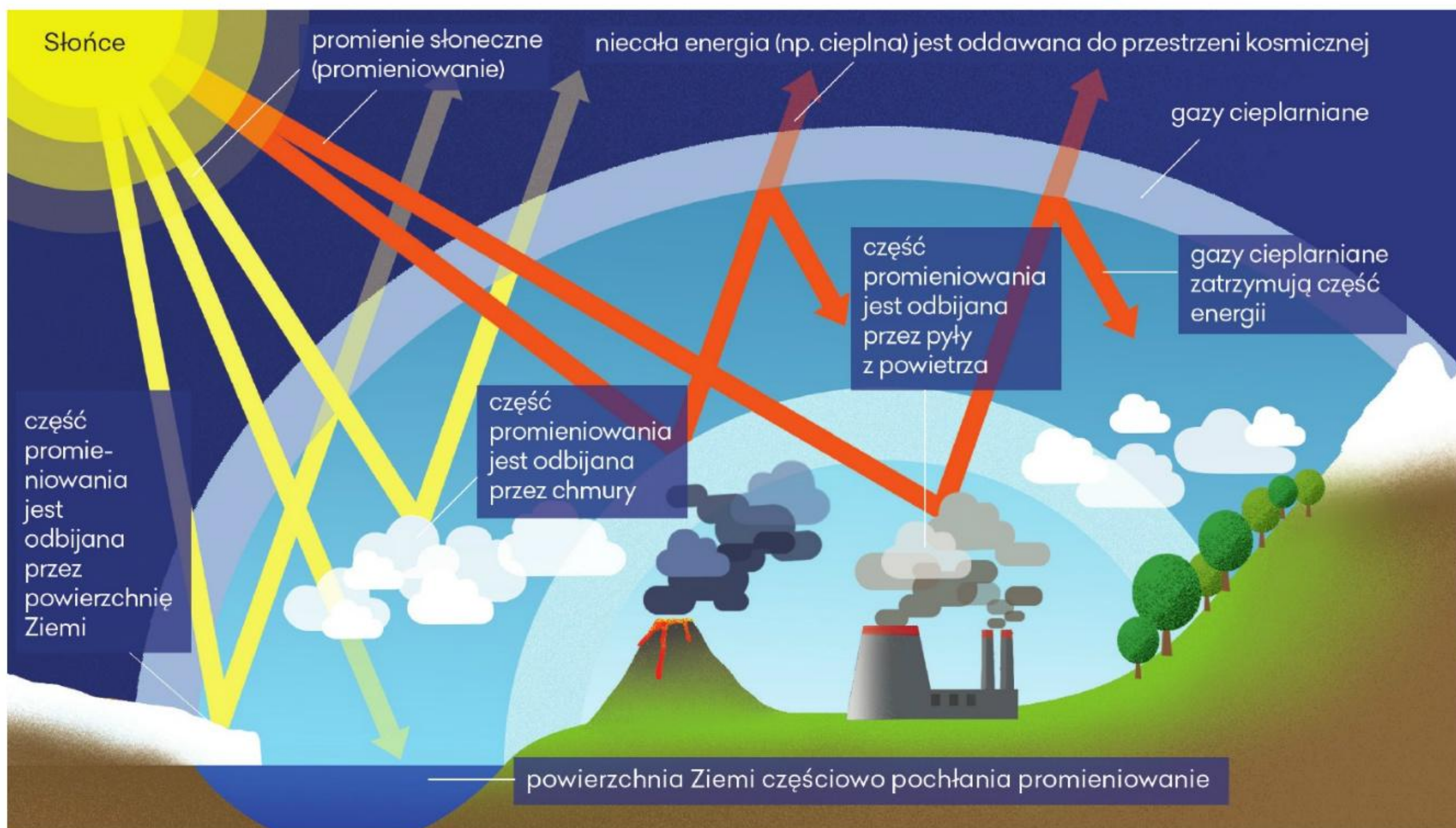
Promieniowanie ultrafioletowe może powodować różne skutki w zależności od długości fali. Wyróżnia się:

- promieniowanie UV-C – długość fali: 200–280 nm, może doprowadzić do uszkodzenia łańcucha DNA – dochodzi wtedy do mutacji, czyli nagłych zmian materiału genetycznego komórek żywych,
- promieniowanie UV-B – długość fali: 280–315 nm, w dużej dawce powoduje rumień skóry, objawy alergiczne, nowotwory złośliwe,
- promieniowanie UV-A – długość fali: 315–380 nm, uszkadza skórę powodując jej starzenie, może powodować zmętnienie soczewki oka – zaćmę.

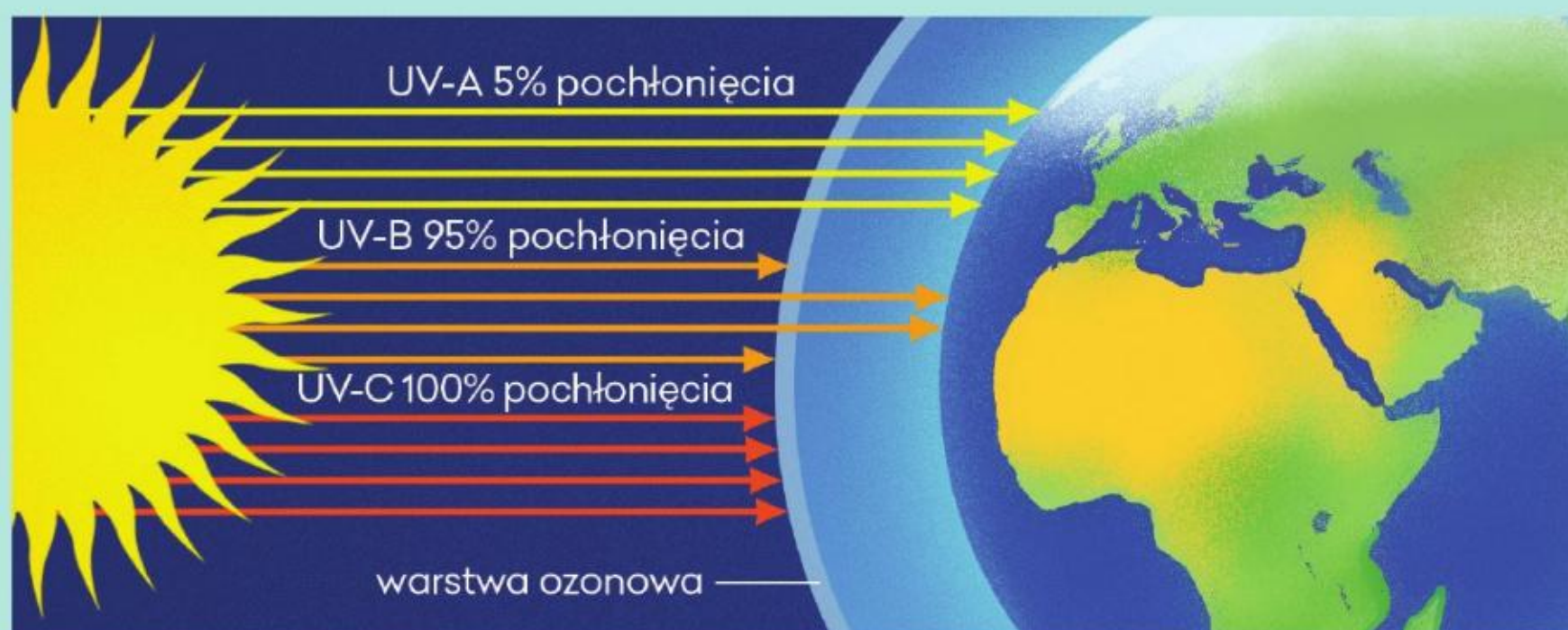
Efekt cieplarniany

Zjawisko gromadzenia i zatrzymywania ciepła na Ziemi spowodowane jest obecnością **gazów cieplarnianych**. Gdyby nasza planeta nie miała atmosfery (jak Księżyc), pochłaniałaby i wydelała energię bezpośrednio ze swojej powierzchni. Obecność atmosfery stanowczo zmienia gospodarkę energetyczną. Promienie Słońca nie są już w całości dostarczane do powierzchni Ziemi, a obecność gazów w dolnych partiach atmosfery utrudnia ich odprowadzanie do przestrzeni kosmicznej (il. 5.12).

Gazy cieplarniane – np.: woda w postaci pary wodnej, tlenek węgla(IV), tlenek węgla(II), freony, metan, ozon i inne składniki w stanie gazowym. Ich ilość w atmosferze decyduje o temperaturach atmosfery ziemskiej.



5.12 Gdyby efekt cieplarniany nie występował, przeciętna temperatura na Ziemi wynosiłaby około -20°C

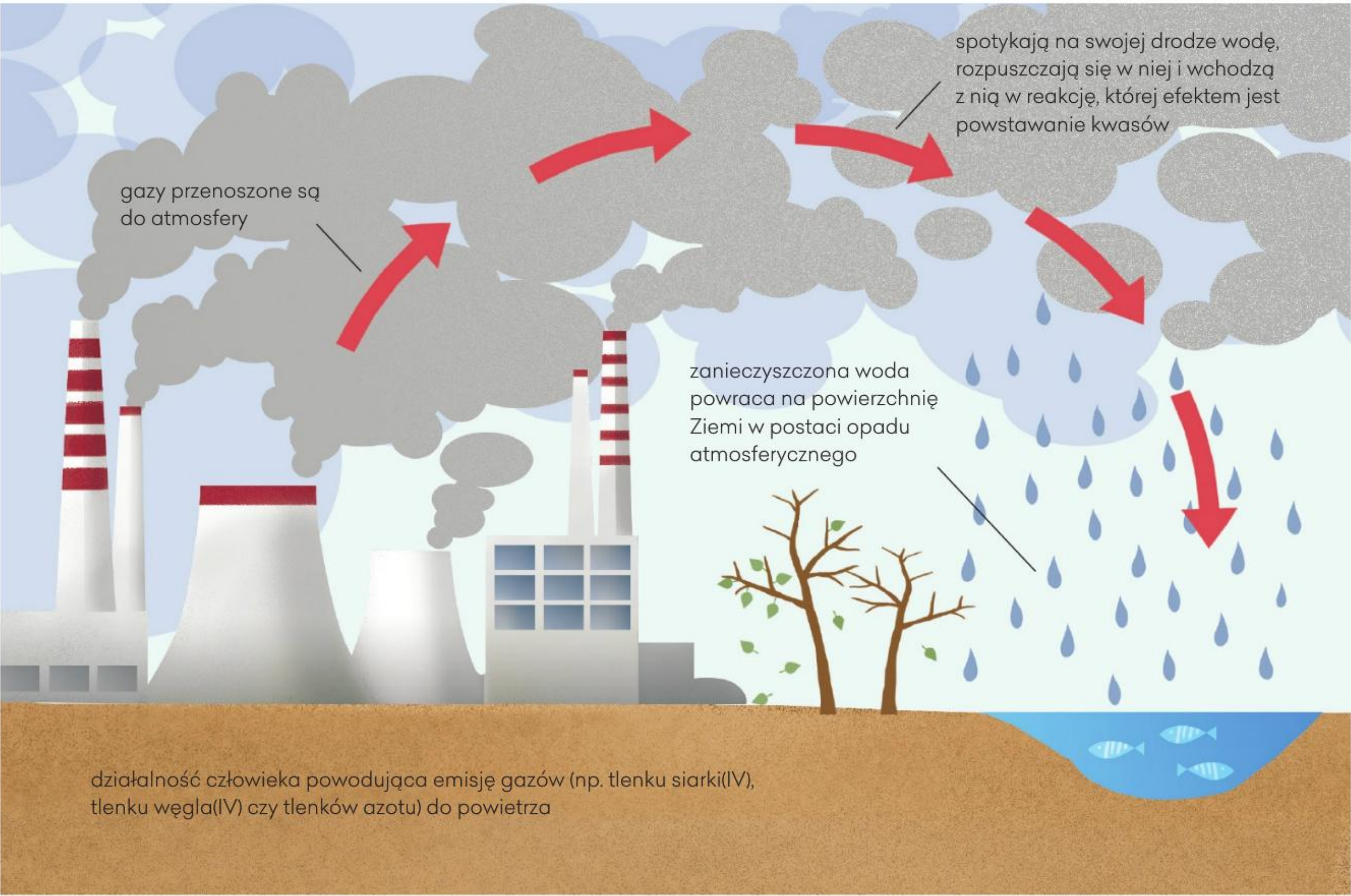


Najsilniejszym naturalnym źródłem promieniowania ultrafioletowego jest Słońce. Do powierzchni Ziemi dociera mniejsza część tego promieniowania, ponieważ jest ono pochłaniane przez ozon, tworzący warstwę ozonową. Najmniej szkodliwe dla człowieka jest promieniowanie UV-A.

Źródła gazów cieplarnianych	
naturalne	wynikające z działalności człowieka
przemiany zachodzące w świecie zwierząt i roślin	rolnictwo (uprawy korzystające z nawozów azotowych, hodowla zwierząt)
aktywność wulkanów (wydzielanie gazów wulkanicznych)	spalanie paliw kopalnych (np. węgiel kamienny, węgiel brunatny, ropa naftowa, gaz ziemny)
zbiorniki wodne (emisja wody w postaci pary wodnej)	urbanizacja (wycinanie lasów)

Kwaśne deszcze

Wszelkie opady atmosferyczne (deszcz, mgława, śnieg, grad) zawierają w swoim składzie w największej ilości wodę. Niestety, wiele substancji znajdujących się w powietrzu „chętnie” rozpuszcza się w niej oraz tworzy nowe związki chemiczne. Produkty spalania węgla, siarki czy azotu (np. tlenki) w połączeniu z wodą dają kwasy. Kiedy następuje opad atmosferyczny, wszystkie te związki chemiczne wracają na powierzchnię Ziemi, niekorzystnie wpływając na środowisko naturalne (il. 5.13).



5.13 Powstawanie kwaśnych opadów atmosferycznych

Jak dbać o dobry stan powietrza?

Wiemy już, że czyste powietrze jest mieszaniną jednorodną. Zanieczyszczone pyłami i innymi substancjami w stanie stałym zmienia się w mieszaninę niejednorodną. Nie zawsze jednak zmiana rodzaju układu świadczy o pogorszeniu stanu powietrza. Kwaśne opady atmosferyczne, efekt cieplarniany czy dziura ozonowa na pierwszy rzut oka są nie do zauważenia. Każde zanieczyszczenie wywiera negatywny wpływ na organizmy żywe. Zastanówmy się, jak dbać o stan powietrza.

Ciekawe!

Nazwa smog pochodzi z języka angielskiego, z połączenia dwóch słów – *smoke* ‘dym’ i *fog* ‘mgła’. Stąd, niezbyt popularna, polska nazwa – dymomgła. Wśród miast w Polsce, w których co-rocennie przekracza się dopuszczalne normy ilości pyłów w powietrzu, przoduje Pszczyna i Nowy Targ.

Kwaśne deszcze

- stosowanie filtrów na kominach

Dziura ozonowa

- zmniejszenie wykorzystywania produktów zawierających freon

Efekt cieplarniany

- zmniejszenie emisji gazów cieplarnianych, głównie tlenku węgla(IV), do atmosfery
- sadzenie drzew, szczególnie na terenach miejskich
- zamiana paliw na mniej szkodliwe – rozwój nowoczesnych technologii w transporcie

Smog

- ograniczenie zużycia paliw kopalnych
- zwiększenie stosowania paliw ze źródeł odnawialnych

W skrócie

- Powietrze zanieczyszczone to takie, w którym jakakolwiek substancja znajduje się w większej ilości niż określa to norma.
- Tlenek węgla(IV), tlenek siarki(IV), tlenki azotu, pyły to związki chemiczne i mieszaniny, które stanowią główną przyczynę zanieczyszczeń powietrza.
- Długotrwałe występowanie zanieczyszczeń powietrza może wywołać: powstanie lub nasilenie smogu, powiększenie się dziury ozonowej, pogłębienie efektu cieplarnianego, występowanie kwaśnych opadów atmosferycznych.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Wyszukaj w internecie, jakie źródła energii mogą być ekologiczną alternatywą dla spalania węgla i innych paliw kopalnych.
- 2 Podaj trzy wzory sumaryczne tlenków odpowiedzialnych za zanieczyszczenia powietrza i narysuj ich wzory strukturalne.
- 3 Zastanów się, czy w twoim otoczeniu istnieją czynniki mające wpływ na powstawanie smogu. Jeśli tak, wymień je.
- 4 Wyjaśnij, na czym polega efekt powiększania się dziury ozonowej.

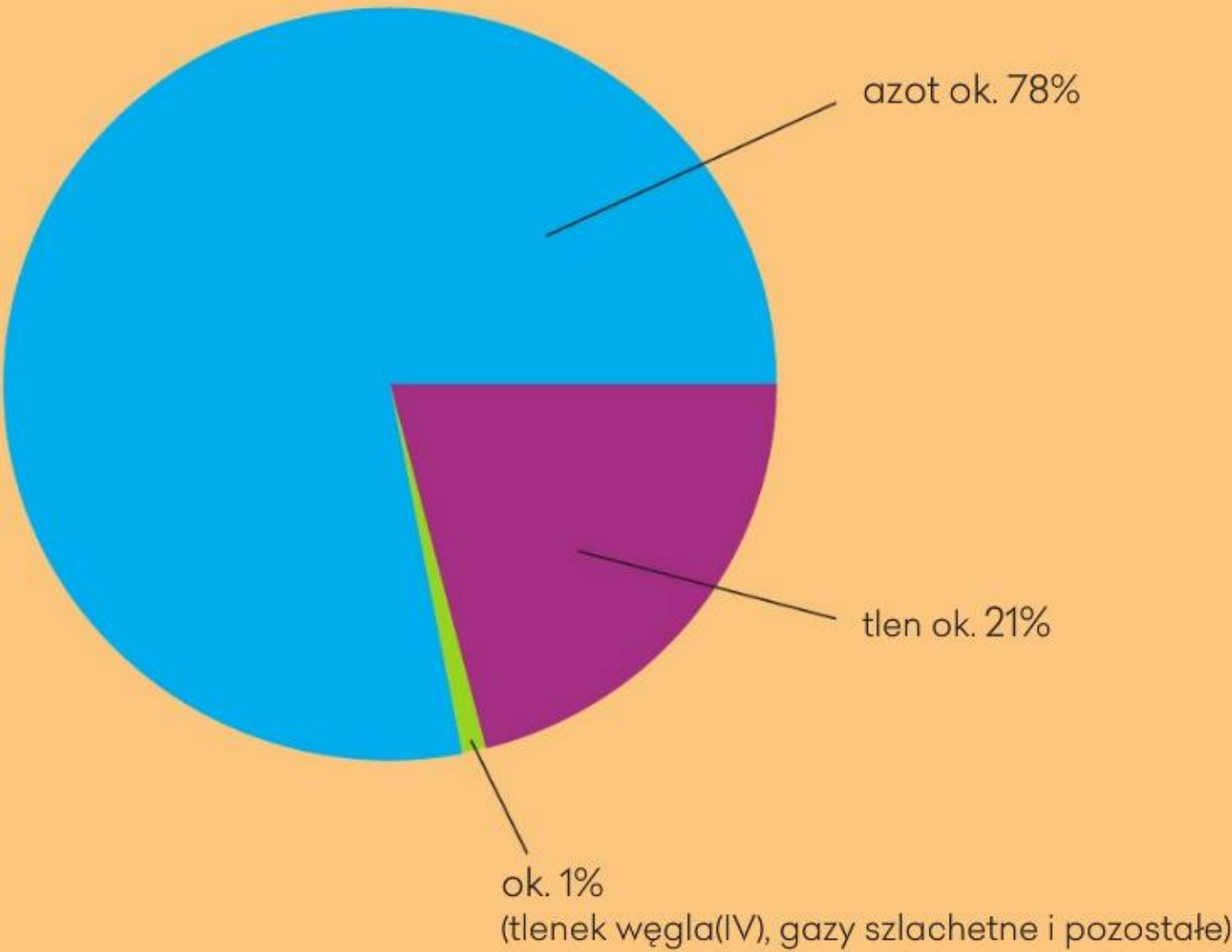
Podsumowanie działu 5

Ważne pojęcia

powietrze	gazy szlachetne	tlen	tlenek węgla(IV)	wodór	korozja
nazwa systematyczna	nazwa zwyczajowa	tlenki	zanieczyszczenia powietrza		
smog	dziura ozonowa	efekt cieplarniany	kwaśne opady atmosferyczne		

Powietrze jest jednorodną mieszaniną gazów, w której skład wchodzi:

Gazy szlachetne to pierwiastki stanowiące 18 grupę układu okresowego. Należą do nich: hel, neon, argon, krypton, ksenon i radon. Łączą je podobne właściwości – gazowy stan skupienia, niska aktywność chemiczna czy liczba elektronów walencyjnych.



Właściwości **tlenu**, **tlenu węgla(IV)** i **wodoru** (w $T = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$).

Nazwa gazu	Wzór sumaryczny	Podobne właściwości	Właściwości charakterystyczne i możliwość identyfikacji
tlen	O_2	bezbarwne, bezwonne gazy	podtrzymuje spalanie, jest niepalny
tlenek węgla(IV)	CO_2		jest niepalny i nie podtrzymuje spalania, powoduje zmętnienie wody wapiennej
wodór	H_2		zmieszany z powietrzem spala się wybuchowo, czysty – spala się jasnym płomieniem

Korozja to proces polegający na długotrwałym niszczeniu materiałów (np. metali), występujący na granicy warstw: ciało stałe – otaczające środowisko.

- Każdy związek chemiczny ma swoją nazwę. W zależności od tego, gdzie jest stosowana, wyróżnia się **nazwę systematyczną** i **nazwę zwyczajową**.

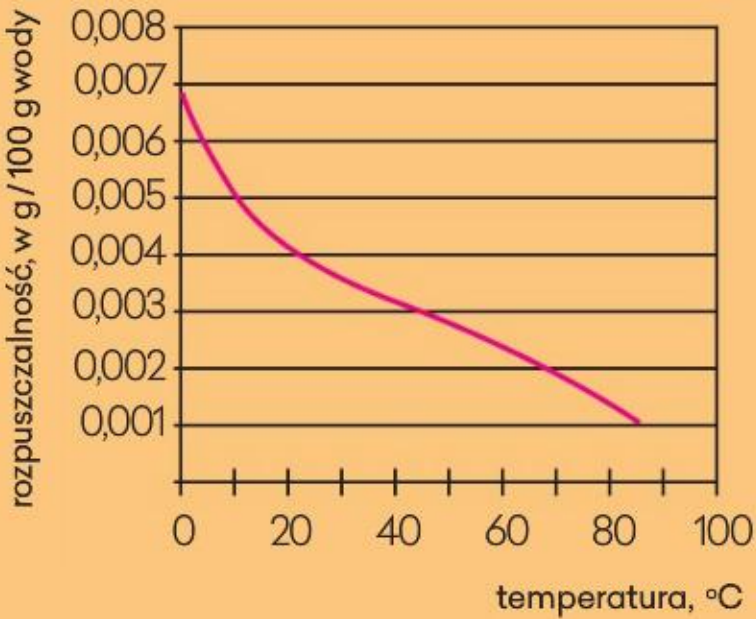
Wzór sumaryczny tlenku	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa
SO ₂	tlenek siarki(IV)	dwutlenek siarki
CaO	tlenek wapnia	wapno palone
MnO ₂	tlenek manganu(IV)	dwutlenek manganu

- **Tlenki** to związki chemiczne składające się z tlenu i innego pierwiastka chemicznego. Na podstawie przynależności tego pierwiastka do grupy metali lub niemetalu można podzielić je na dwie grupy – tlenki metali i tlenki niemetalu.
- **Zanieczyszczone powietrze** to takie, w którym jakakolwiek obecna substancja występuje ponad normę. Zanieczyszczenia często powodują pogorszenie naszego zdrowia.
- Skutkami długotrwałych efektów zanieczyszczeń powietrza mogą być: utrzymywanie się smogu, powiększenie się dziury ozonowej, efekt cieplarniany, kwaśne opady atmosferyczne.

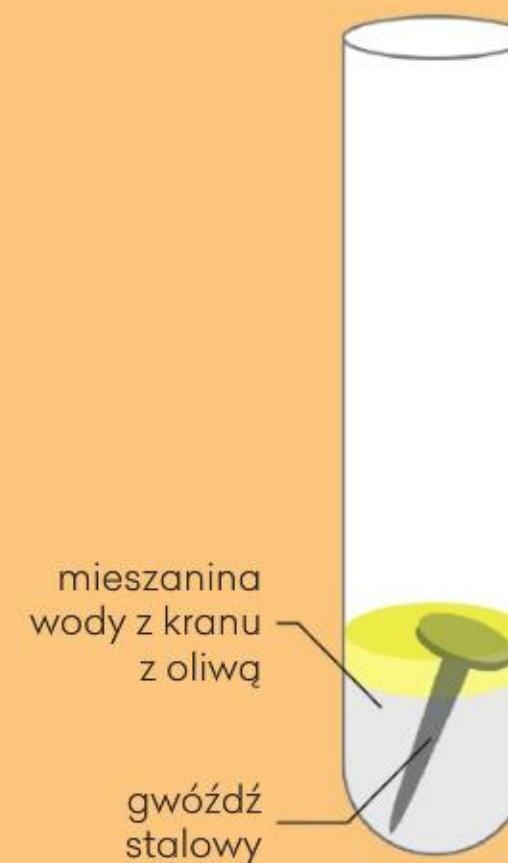
Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Powietrze to układ, który można sklasyfikować jako
- A. mieszaninę jednorodną.
 - B. substancję prostą.
 - C. mieszaninę niejednorodną.
 - D. gaz szlachetny.
- 2 Zestaw zawierający wyłącznie nazwy pierwiastków chemicznych należących do gazów szlachetnych to:
- A. argon, ksenon, tlen.
 - B. wodór, tlen, hel.
 - C. ksenon, radon, neon.
 - D. azot, fluor, argon.

- 3 Odczytaj, ile gramów tlenu rozpuści się w 100 g wody dla podanych temperatur.
- a) 20 °C
 - b) 40 °C
 - c) 60 °C
- 4 Odczytaj, w jakiej temperaturze rozpuszczą się w 100 g wody określone ilości tlenu.
- a) 0,002 g
 - b) 4 mg
 - c) 0,006 g

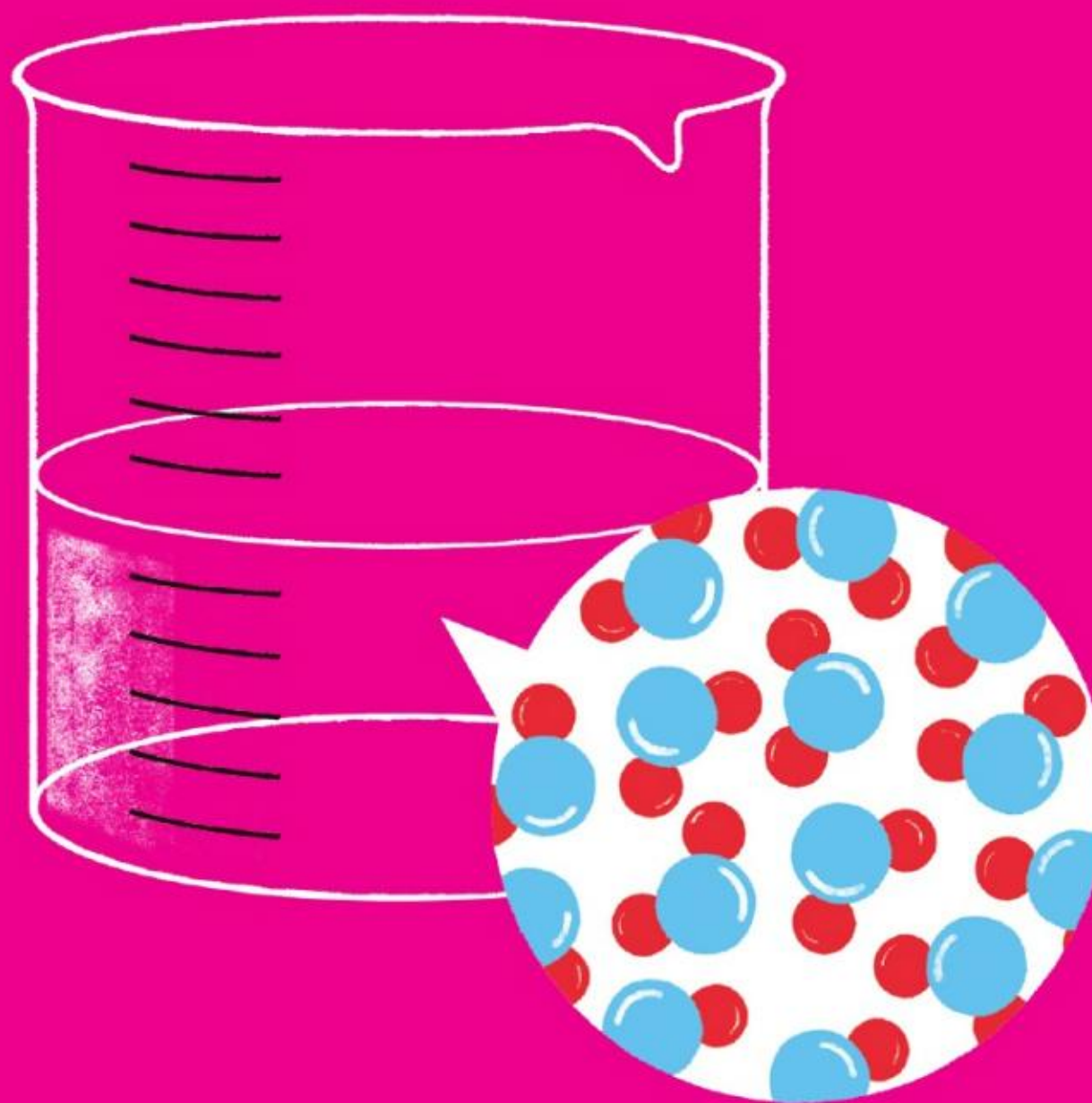
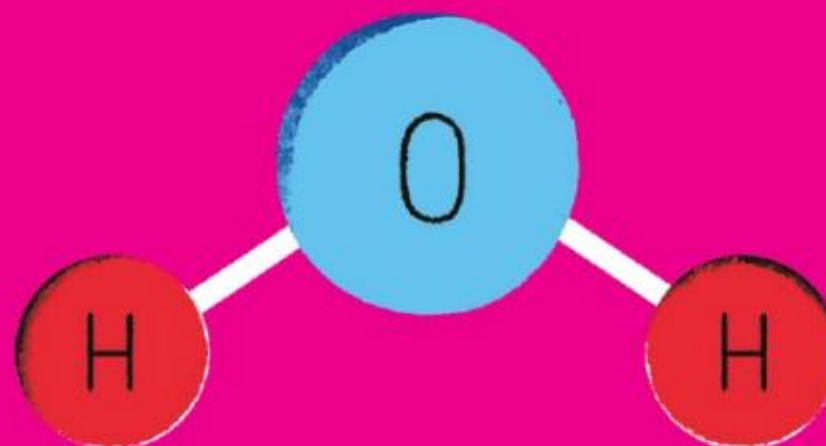
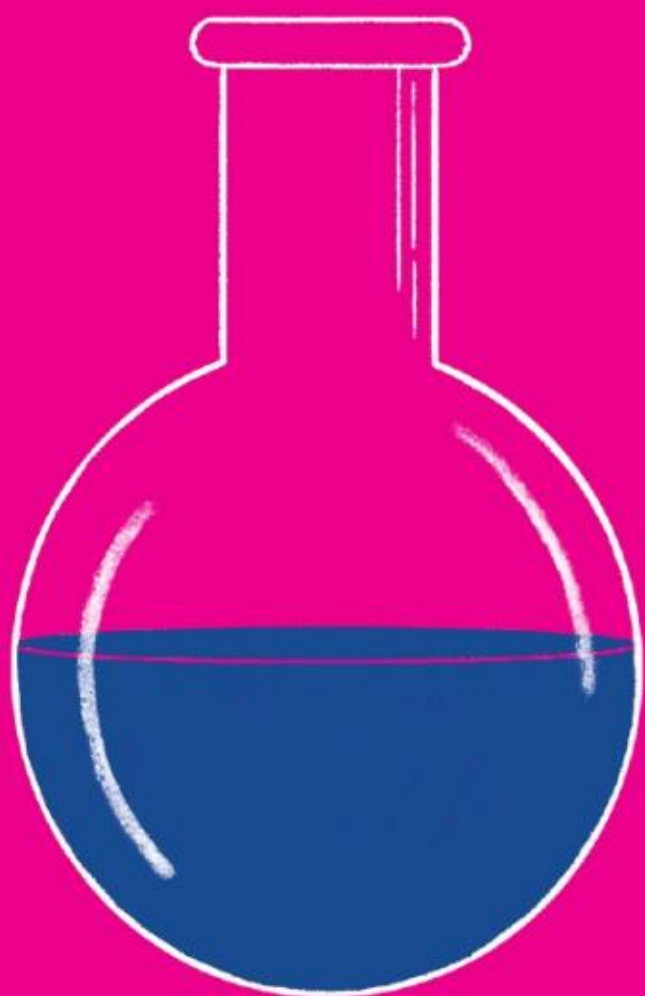


- 5 Przeprowadzono doświadczenie, którego celem było zbadanie, czy zastosowanie mieszaniny wody i oleju wpływa na rdzewienie żelaznego gwoźdź. Wykonano je zgodnie ze schematem.
- Wskaż, która wypowiedź prezentuje najwłaściwsze obserwacje dotyczące rdzewienia gwoźdź (po pewnym czasie).
- warstwa wodna – mało rdzy, warstwa olejowa – dużo rdzy
 - ilość rdzy jest porównywalna
 - warstwa wodna – więcej rdzy, warstwa olejowa – mniej rdzy
 - rdza w ogóle nie jest obserwowana
- 6 Wybierz przykład reakcji chemicznej, w wyniku której można otrzymać wodór.
- reakcja magnezu z kwasem solnym
 - reakcja spalania magnezu w tlenie
 - reakcja rozkładu sody oczyszczonej
 - reakcja rozkładu wody utlenionej pod wpływem tlenku manganu(IV)
- 7 Podaj nazwy wodorków o wzorach sumarycznych: CH_4 , HCl , H_2S , NH_3 .
- 8 Przyporządkuj wybraną właściwość do stosownego gazu.



- | Wybrana właściwość | Nazwa gazu |
|---|---------------------|
| I. podtrzymujący spalanie | A. tlenek węgla(IV) |
| II. powodujący mętnienie wody wapiennej | B. wodór |
| III. palny | C. tlen |
- 9 Wskaż grupę związków chemicznych, w której nie znajdują się wyłącznie wzory sumaryczne tlenków.
- | | |
|--|--|
| A. Na_2O , ZnO , MgO , SO_2 | B. K_2O , Cu_2O , N_2O_5 , Al_2O_3 |
| C. CaO , SO_3 , NaCl , SiO_2 | D. Cr_2O_3 , Li_2O , V_2O_5 , CO |
- 10 Przyporządkuj nazwom tlenków odpowiednie wzory sumaryczne.
- | | |
|------------------------|------------------------------|
| I. tlenek azotu(V) | A. CaO |
| II. tlenek siarki(VI) | B. Cl_2O_7 |
| III. tlenek wapnia | C. SO_3 |
| IV. tlenek chloru(VII) | D. N_2O_5 |
| V. tlenek fosforu(V) | E. P_4O_{10} |
- 11 Powiedz, które gazy powodują zanieczyszczenia powietrza.
- tlenek siarki(IV)
 - tlenek węgla(IV)
 - tlenek azotu(V)
 - wszystkie wymienione
- 12 Wymień po dwa przykłady zanieczyszczeń powietrza:
- naturalnych,
 - spowodowanych działalnością człowieka.

6. Woda i roztwory wodne



1. Dlaczego uniwersalny papierek wskaźnikowy po zanurzeniu w cieczy zmienił barwę na czerwoną?
2. Czy uniwersalny papierek wskaźnikowy w kontakcie z innym płynem mógłby zmienić barwę na inną niż czerwona?
3. Dlaczego mieszaniny jednorodne znajdujące się w kolbie kulistej okrągłodennej i probówce mają różne barwy, skoro jednym z ich składników jest woda? Czym te mieszaniny się różnią?

6.1 Woda – właściwości, rodzaje roztworów

Podejmij temat



Czy pies powinien omijać trawnik, jeśli wystawiono taką tabliczkę ostrzegawczą? Jaki jest wzór sumaryczny tego związku?



Ciekawe!

Woda dostępna w kranie, jeziorze czy rzece nie jest substancją chemicznie czystą, lecz mieszaniną. Aby otrzymać wodę chemicznie czystą, należy poddać ją procesowi destylacji – powstaje wtedy woda destylowana, która znalazła zastosowanie m.in. do napełniania żelazek.

Woda w przyrodzie

Woda – H_2O , czyli monotlenek diwodoru (nazwa systematyczna oparta na przedrostkach) – jest najbardziej rozpowszechnioną substancją na Ziemi. Zajmuje około 70% powierzchni naszej planety. Występuje głównie w oceanach, ale także w rzekach, jeziorach i lodowcach. Część wody krąży w przyrodzie. Znajduje się też między innymi w chmurach w postaci pary wodnej. Organizm zdrowego, dorosłego człowieka zawiera od ok. 60% do ok. 70% tego związku chemicznego. Najwięcej wody znajduje się we krwi i w limfie, najmniej – w szklawie zębów.

Doświadczenie 29.

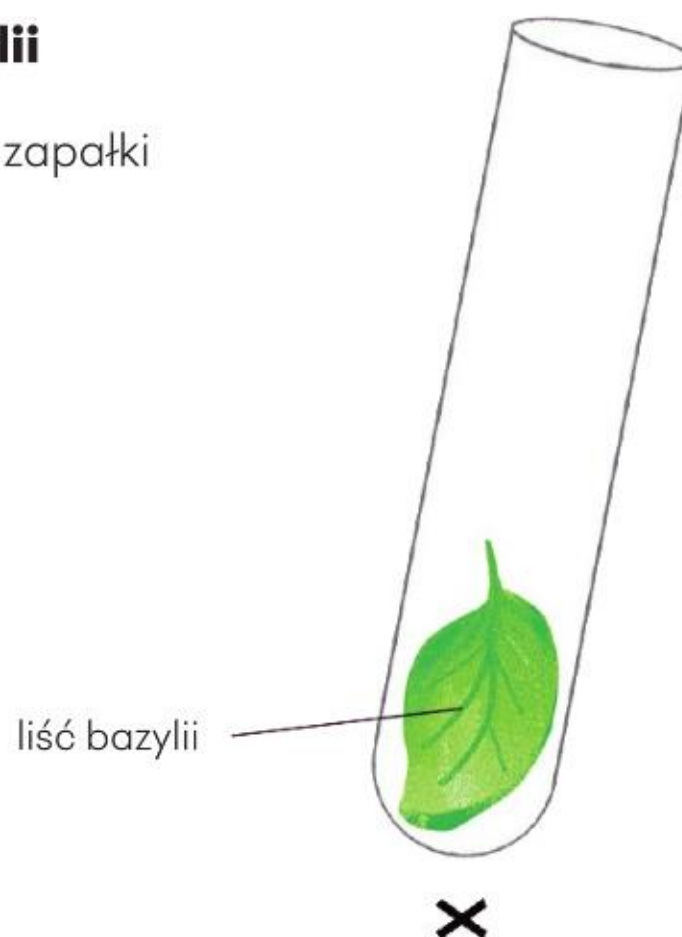
Próba wykrycia wody w liściach świeżej bazylii

Sprzęt: probówka, łapa do probówki, palnik, zapalniczka

Odczynniki: liście świeżej bazylii

Wykonanie:

- Na dnie probówki umieścić liście świeżej bazylii.
- Całość ogrzewać przez około minutę.

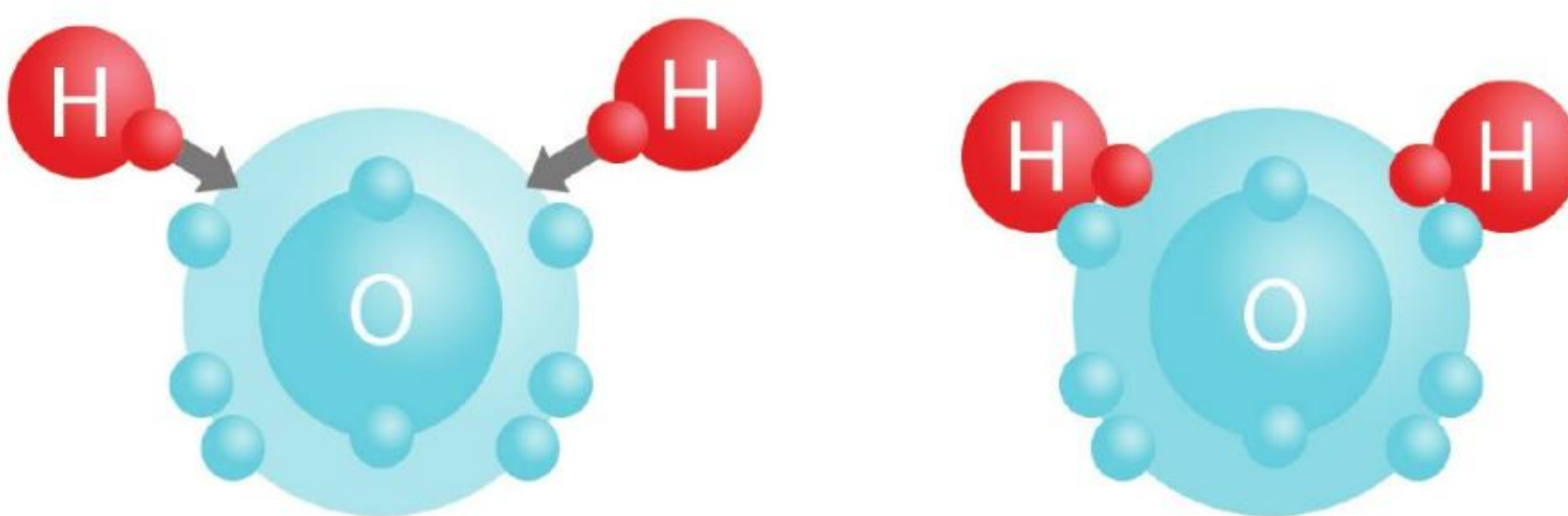


Obserwacje: Po ogrzaniu liści na ściankach probówki pojawiły się krople bezbarwnej cieczy.

Wnioski: Substancja pojawiająca się na ściankach naczynia to woda, która paruje z liści świeżej bazylii w wyniku jej ogrzewania, a później skrapla się na chłodniejszym szkłe probówki.

Jak zbudowana jest cząsteczka wody?

Cząsteczka wody składa się z jednego atomu tlenu i dwóch atomów wodoru. Atom tlenu ma sześć elektronów na powłoce walencyjnej (potrzebuje dwóch elektronów do uzyskania oktetu). Atomy wodoru mają po jednym elektronie (który stanowi powłokę walencyjną), dlatego tlen tworzy połączenie z dwoma atomami wodoru. Tym prostym sposobem powstają dwa wiązania kowalencyjne spolaryzowane (il. 6.1).



6.1 Model powstawania wiązania – kowalencyjnego spolaryzowanego – w cząsteczce wody

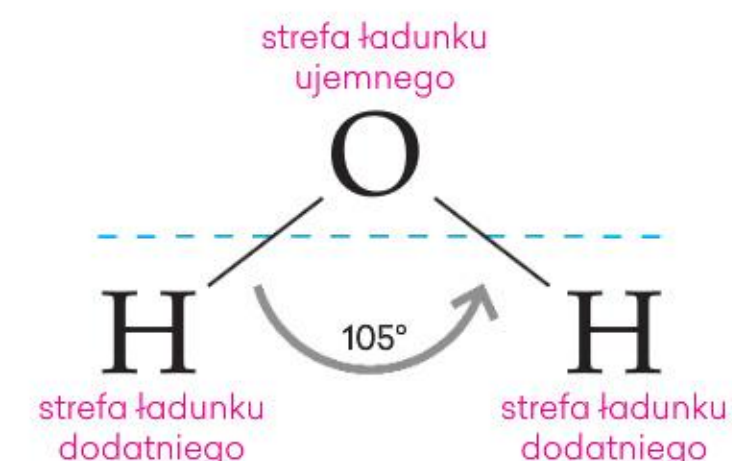
Kąt położenia atomu tlenu do atomów wodoru wynosi ok. 105° . Taka budowa powoduje, że cząsteczka wody jest tzw. dipolem elektrycznym, czyli układem dodatniego (+) i ujemnego (–) ładunku (inaczej wykazuje budowę polarną) (il. 6.2). Dzięki takiej strukturze cząsteczka wody jest doskonałym rozpuszczalnikiem dla substancji polarnych.

Wzór sumaryczny	Wzór strukturalny	Model kulkowy	Model pręcikowo-kulkowy
H_2O	$H-O-H$		



Przypomnienie ważniejszych informacji o wodzie:

- występuje w trzech stanach skupienia,
- wrze w temperaturze $100^\circ C$,
- zamarza w temperaturze $0^\circ C$,
- jej gęstość w temperaturze $4^\circ C$ wynosi ok. $1 \frac{g}{cm^3}$,
- różnica wartości elektroujemności Paulinga tlenu i wodoru wynosi 1,2, dlatego spodziewane wiązanie chemiczne to kowalencyjne spolaryzowane,
- jest dobrym rozpuszczalnikiem dla wielu substancji.

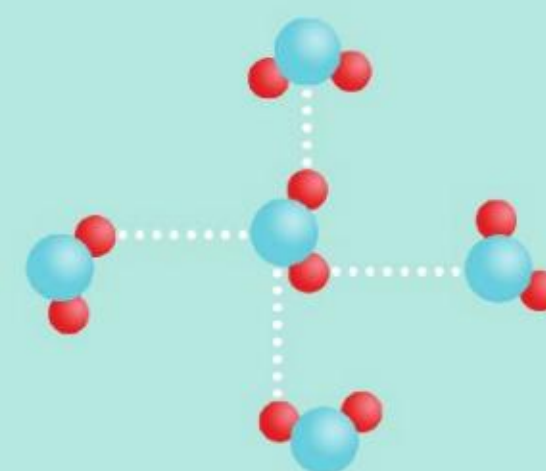


6.2 Budowa polarnej cząsteczki wody. W pobliżu atomów wodoru gromadzi się ładunek dodatni, natomiast w pobliżu atomu tlenu – ładunek ujemny

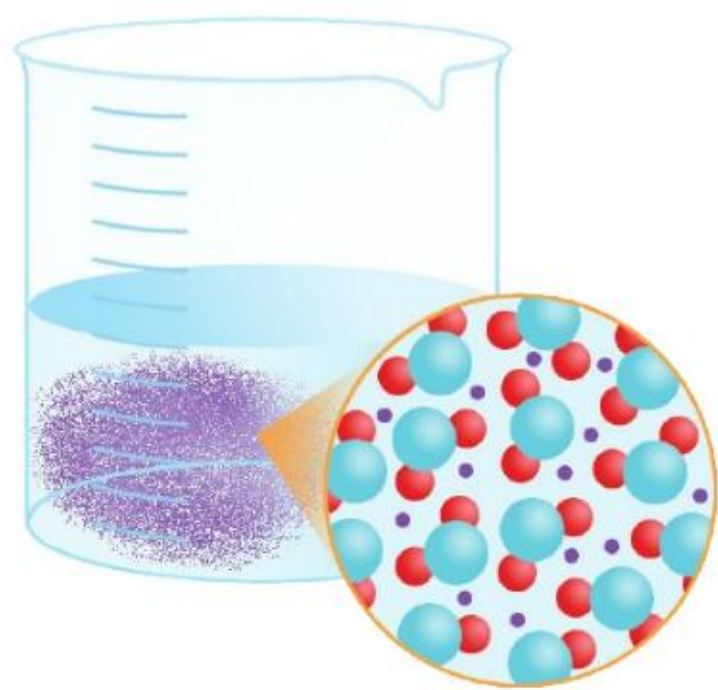
Więcej na temat

Asocjacja i hydratacja

Asocjacja polega na łączeniu się cząsteczek w większe zespoły. Takie „skupiska” nazywamy asocjatami. Na proces asocjacji bardzo podatne są cząsteczki wody, alkoholi oraz kwasów organicznych. **Hydratacja**, inaczej **uwodnienie**, to proces, w którym do związku chemicznego przyłączana jest cząsteczka wody.



Asocjacja cząsteczek wody



6.3 Dyfuzja substancji stałej i wody

Proces rozpuszczania w wodzie

Rozpuszczanie substancji w wodzie nie jest reakcją chemiczną, ponieważ nie powstają tu nowe związki chemiczne. Jest to nic innego jak wnikanie drobin jednej substancji pomiędzy drobiny drugiej. Jak już wcześniej wspomnieliśmy, woda przez swoją dipolową budowę jest bardzo dobrym rozpuszczalnikiem. Nie jest ona jednak rozpuszczalnikiem uniwersalnym. Słabo rozpuszczają się w niej odczynniki pochodzenia organicznego (np. benzyna, tłuszcze), natomiast bardzo dobrze substancje, w których występują wiązania jonowe – np. podczas rozpuszczania się soli kuchennej w wodzie biegun ujemny cząsteczki wody ustawia się w pobliżu kationu Na^+ , natomiast biegun dodatni cząsteczki wody ustawia się w pobliżu anionu Cl^- . Mieszaniny składające się z rozpuszczalnika (np. wody) i substancji rozpuszczonej nazywamy **roztworami**.

Doświadczenie 30.

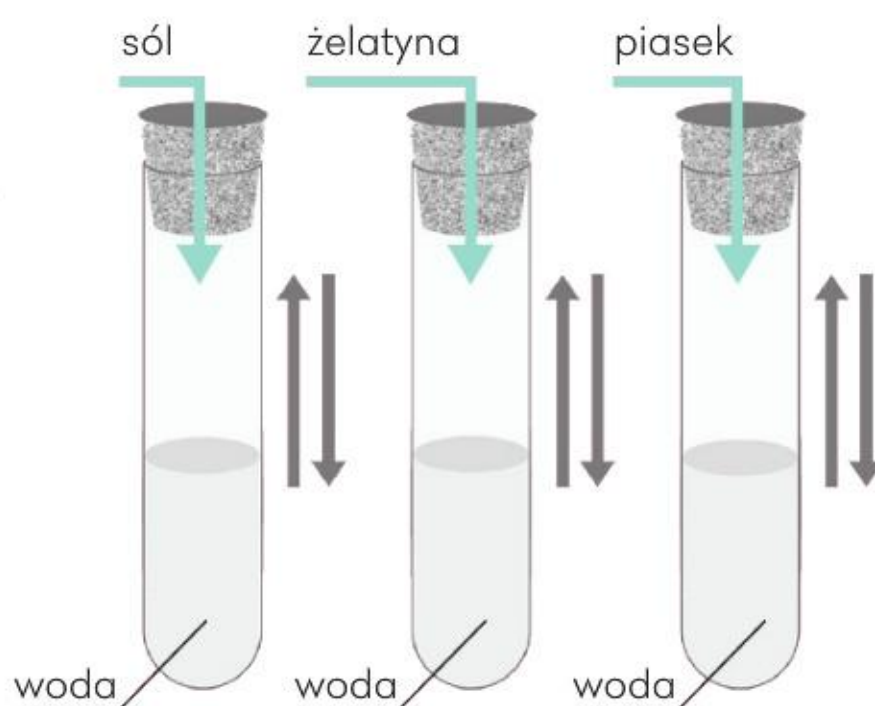
Porównanie rozpuszczalności soli kuchennej, żelatyny i piasku w wodzie

Sprzęt: probówki, korki, statyw na probówki, łyżeczki, pipeta Pasteura z podziałką

Odczynniki: woda, sól kuchenna, żelatyna, piasek

Wykonanie:

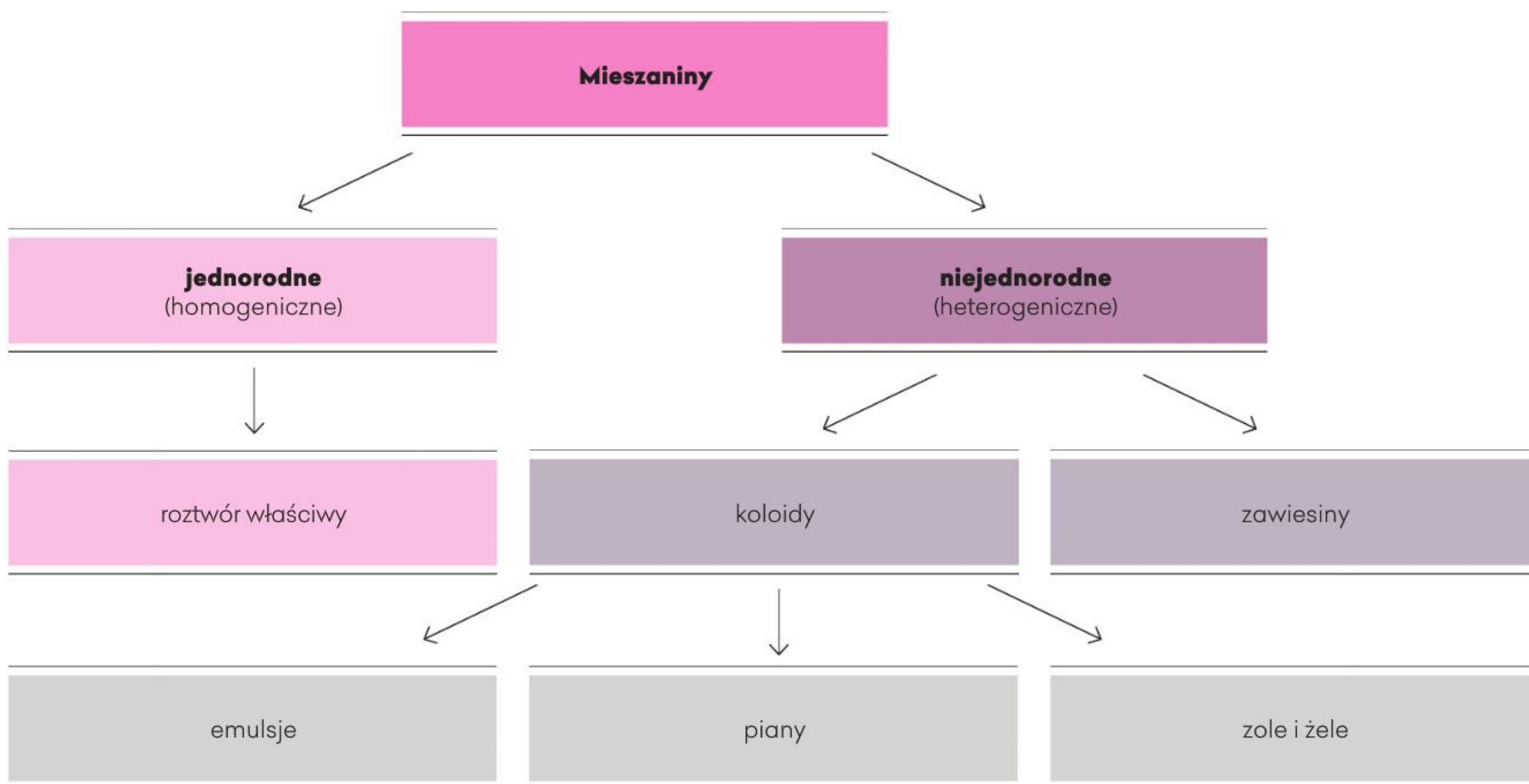
- Do trzech probówek dodaj takie same ilości wody, maksymalnie do $\frac{1}{2}$ wysokości naczynia.
- Następnie do kolejnych probówek dodaj porównywalne ilości, odpowiednio: soli kuchennej, żelatyny, piasku (maksymalnie pół łyżeczki).
- Po zamknięciu probówek korkami dokładnie wstrząśnij całością.



Obserwacje: W pierwszej probówce po dodaniu białych kryształów soli kuchennej do wody ciecz pozostaje bezbarwna. Substancja stała zanika. Ciecz w probówce jest przezroczysta (klarowna). W drugim naczyniu żelatyna po wprowadzeniu do wody tworzy bezbarwną ciecz przypominającą w konsystencji wodnisty kisiel. Część drobin żelatyny pozostaje na dnie naczynia, na powierzchni tworzy się biała piana, która po jakimś czasie zanika. Po dokładnym obejrzeniu cieczy można zauważyć, że wewnątrz pływają małe bezbarwne „paproszki”. W trzeciej probówce piasek po dodaniu do wody opada na dno, ciecz przybiera jasnobrązowe zabarwienie.

Wnioski: W pierwszej probówce sól kuchenna rozpuściła się całkowicie, stworzyła z wodą mieszaninę jednorodną (homogeniczną). W tym przypadku nie jesteśmy w stanie odróżnić składników po zmieszaniu. Taką mieszaninę nazywamy **roztworem właściwym**. Natomiast przykład zawartości probówki drugiej i trzeciej pokazuje, że jesteśmy w stanie odróżnić składniki – powstały mieszaniny niejednorodne (heterogeniczne). Żelatyna z wodą na pierwszy rzut oka wygląda jak mieszanina jednorodna, dopiero po przyjrzeniu się, zauważamy, że składniki można od siebie odróżnić. Taki układ nazywamy **koloidem**. Mieszanina piasku z wodą to **zawiesina**, ponieważ drobiny piasku w porównaniu z drobinami żelatyny są o wiele większe.

Podział mieszanin ze względu na wielkość cząsteczek substancji rozpuszczonej



Roztwór właściwy	Koloid	Zawiesina
mieszanina jednorodna to układ, w którym cząsteczki substancji rozpuszczonej mają rozmiary mniejsze niż 1 nm (jeden nanometr), czyli 10^{-9} m i nie są rozpoznawalne optycznie  sok malinowy	mieszanina niejednorodna, w której rozdrobnienie substancji rozpuszczonej waha się w granicach od 1 nm do 500 nm; ze względu na tak niewielkie wartości nie jesteśmy w stanie rozdzielić składników metodą sączenia  bita śmietana	mieszanina niejednorodna, w której substancję rozpuszczoną jesteśmy w stanie odróżnić gołym okiem, drobiny są większe niż 500 nm; podstawowa metoda rozdziału takich mieszanin to dekantacja lub sączenie  zupa

1. Narysuj w zeszycie model cząsteczki wody.
2. Podaj trzy przykłady z życia codziennego znanych ci substancji rozpuszczalnych w wodzie.
3. Podaj po trzy przykłady z życia codziennego koloidów i zawiesin.
4. Koloid białkowy (woda i np. białko jaja kurzego) to mieszanina. Zastanów się, czy można rozdzielić tę mieszaninę w prosty sposób.

Doświadczenie 31.

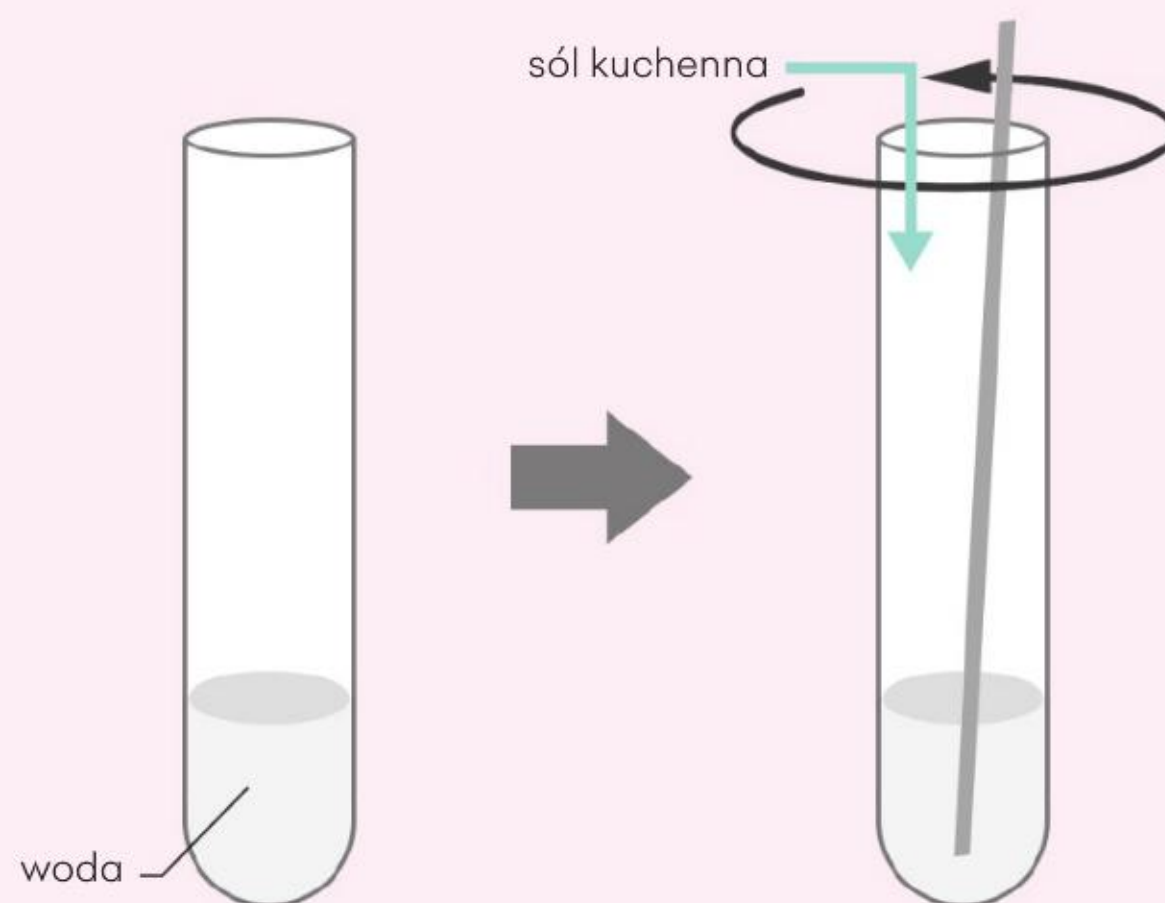
Sporządzanie roztworu nasyconego soli kuchennej

Sprzęt: probówka, łapa do probówki, łyżeczka, pipeta Pasteura z podziałką, drewniany patyczek

Odczynniki: woda, sól kuchenna

Wykonanie:

- Do probówki wlej wodę (maksymalnie do $\frac{1}{4}$ wysokości naczynia).
- Małymi porcjami wprowadzaj sól kuchenną. Po każdej porcji soli zawartość naczynia wymieszaj patyczkiem.
- Czynność powtarzaj, ale do momentu, gdy część soli pozostanie nierozpuszczona.



Obserwacje: W trakcie dodawania soli kuchennej kryształy zanikają. Po użyciu większej ilości substancji stała część jej nie zanika, pomimo mieszania, tylko opada na dno. Przez całe doświadczenie ciecz jest bezbarwna.

Wnioski: Sól kuchenna bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie. Po dodaniu pierwszej porcji soli kuchennej powstała ciecz nazywamy **roztworem nienasyconym**. **Roztwór nasycony** otrzymamy, gdy po rozpuszczeniu kilku porcji soli w wodzie część soli już więcej się nie rozpuszcza.

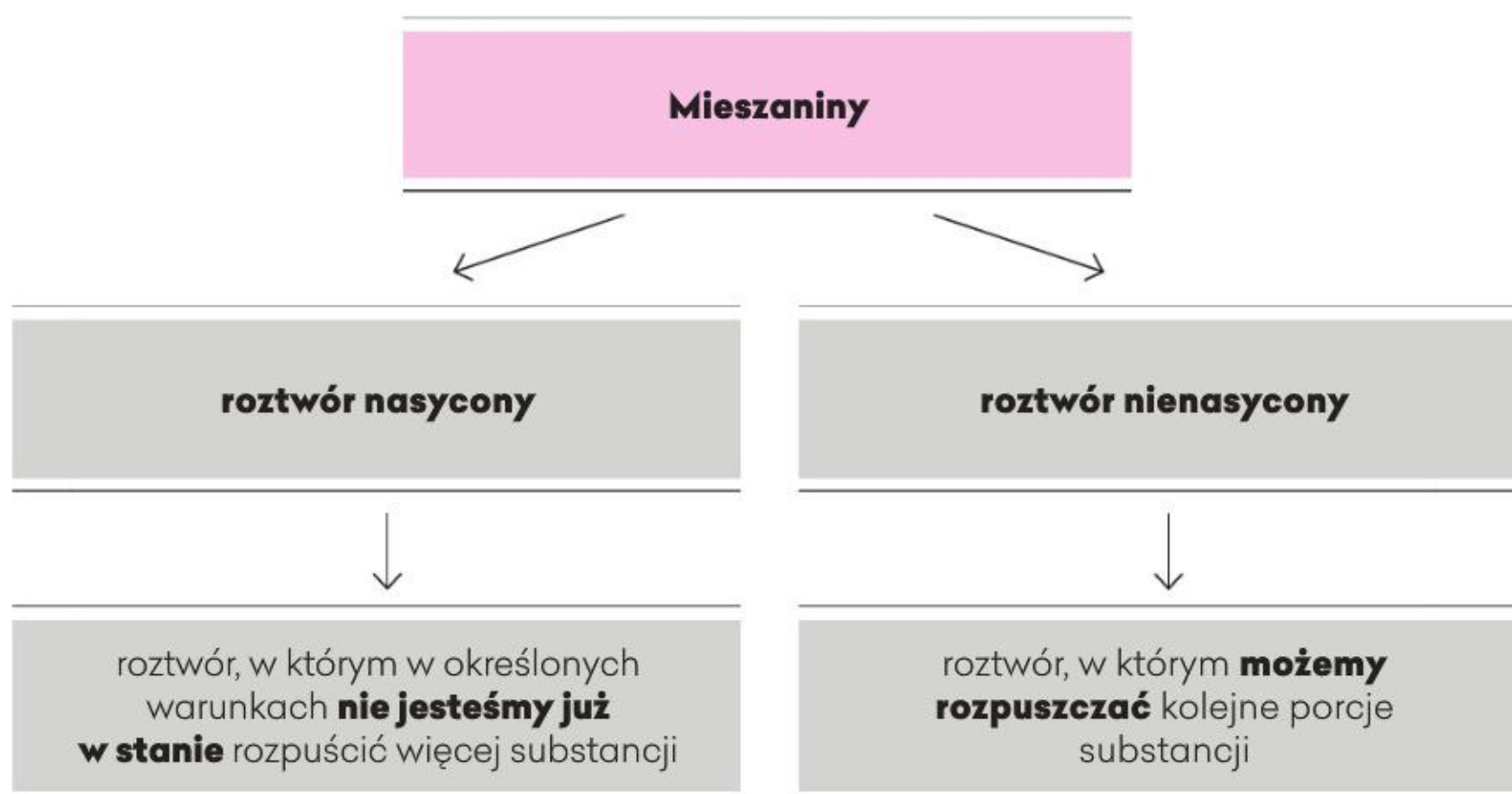
Ciekawe!

Miód jest przykładem roztworu przesyconego, czyli układu, w którym stężenie cukrów w wodzie jest większe od stężenia roztworu nasyconego cukrów w wodzie w danych warunkach.



Określanie rodzaju roztworu w każdym z przypadków zależy od ilości rozpuszczonej substancji. Substancję, której będzie większa ilość w roztworze, nazywamy rozpuszczalnikiem. Często jest to woda, choć czasami są to inne substancje. Dla przykładu – nie wszystkie farby rozpuszczają się w wodzie, służą do tego specjalne rozpuszczalniki.

Podział mieszanin ze względu na ilość substancji rozpuszczonej



Doświadczenie 32.

Porównywanie szybkości rozpuszczania cukru w wodzie w różnych warunkach

Sprzęt: probówki, łąpy do probówek, łyżeczka, pipeta Pasteura z podziałką, patyczek drewniany, palnik, zapalniczka

Odczynniki: woda, cukier kryształ, cukier puder

Wykonanie:

- Do czterech probówek wlej wodę, maksymalnie do $\frac{1}{4}$ wysokości naczynia.
- Następnie do pierwszej i drugiej probówki wprowadź szczyptę cukru. Drugą probówkę chwilę ogrzewaj nad płomieniem palnika.
- Do trzeciej probówki wprowadź porównywalną ilość cukru, całość wymieszaj drewnianym patyczkiem.
- Do ostatniej probówki dodaj cukier puder.

Obserwacje:

Probówka 1.: połowa kryształów cukru opada na dno naczynia, reszta zanika w cieczy.

Probówka 2.: po ogrzaniu zawartości naczynia kryształy cukru zanikają, ciecz pozostaje bezbarwna.

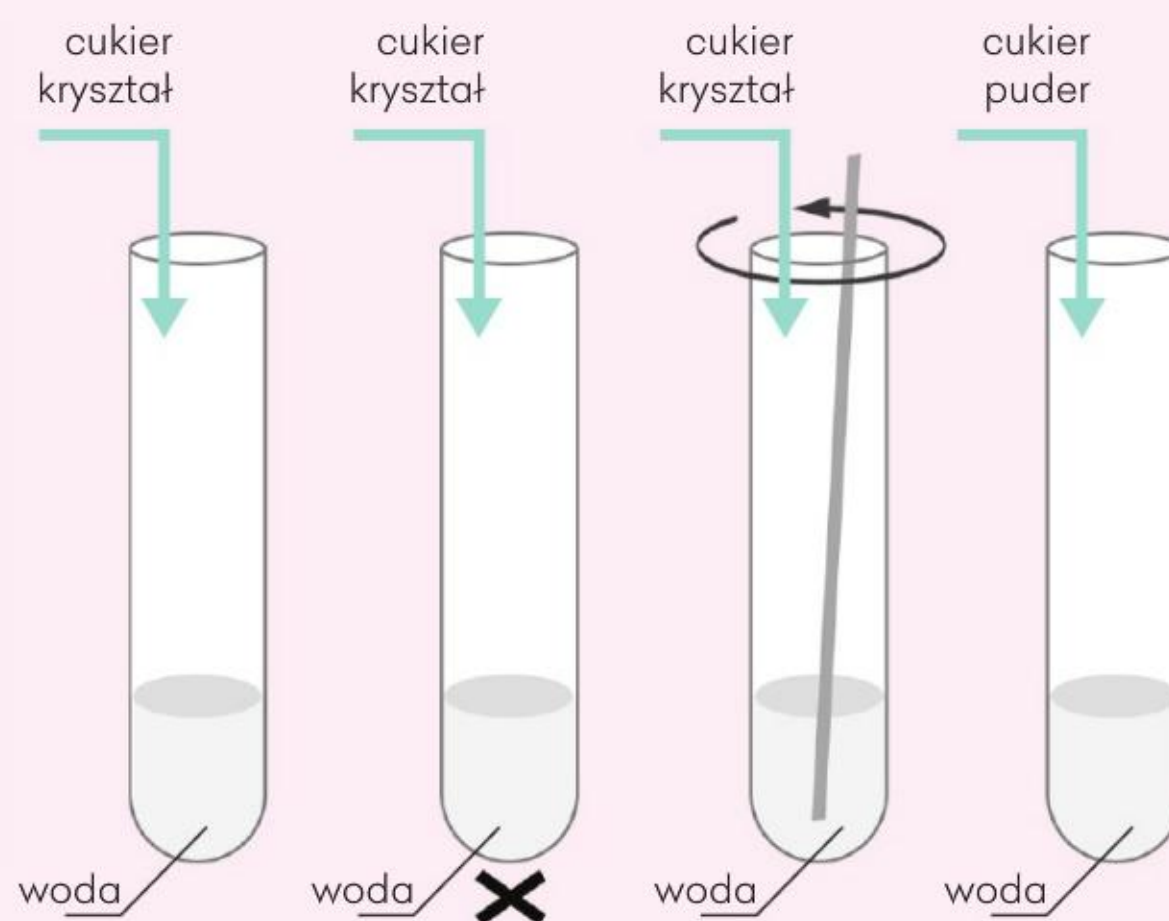
Probówka 3.: po wymieszaniu kryształy cukru zanikają, ciecz pozostaje bezbarwna.

Probówka 4.: cukier puder po dodaniu do wody zanika.

Wnioski:

Analizując wyniki pomiarów, można zauważyć, że **szybkość rozpuszczania substancji stałych** w wodzie zależy od:

- **temperatury**, ponieważ cukier rozpuścił się szybciej po podgrzaniu mieszaniny,
- **mieszania**, ponieważ w probówce, której zawartość mieszałeś, kryształy cukru rozpuściły się szybciej,
- **rozdrobnienia** substancji rozpuszczanej, ponieważ cukier puder rozpuścił się szybciej niż cukier kryształ.



W skrócie

- Woda dzięki swojej polarnej budowie jest bardzo dobrym rozpuszczalnikiem dla substancji polarnych.
- Mieszaniny składające się z substancji rozpuszczonej i rozpuszczalnika (np. wody) nazywamy roztworami.
- Podział mieszanin ze względu na wielkość cząsteczek substancji rozpuszczonej: roztwór właściwy, koloid, zawiesina.
- Podział mieszanin substancji ze względu na ilość substancji rozpuszczanej: roztwór nasycony, roztwór nienasycony.
- Szybkość rozpuszczania substancji stałych w wodzie zależy od temperatury, mieszania i rozdrobnienia substancji rozpuszczanej.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

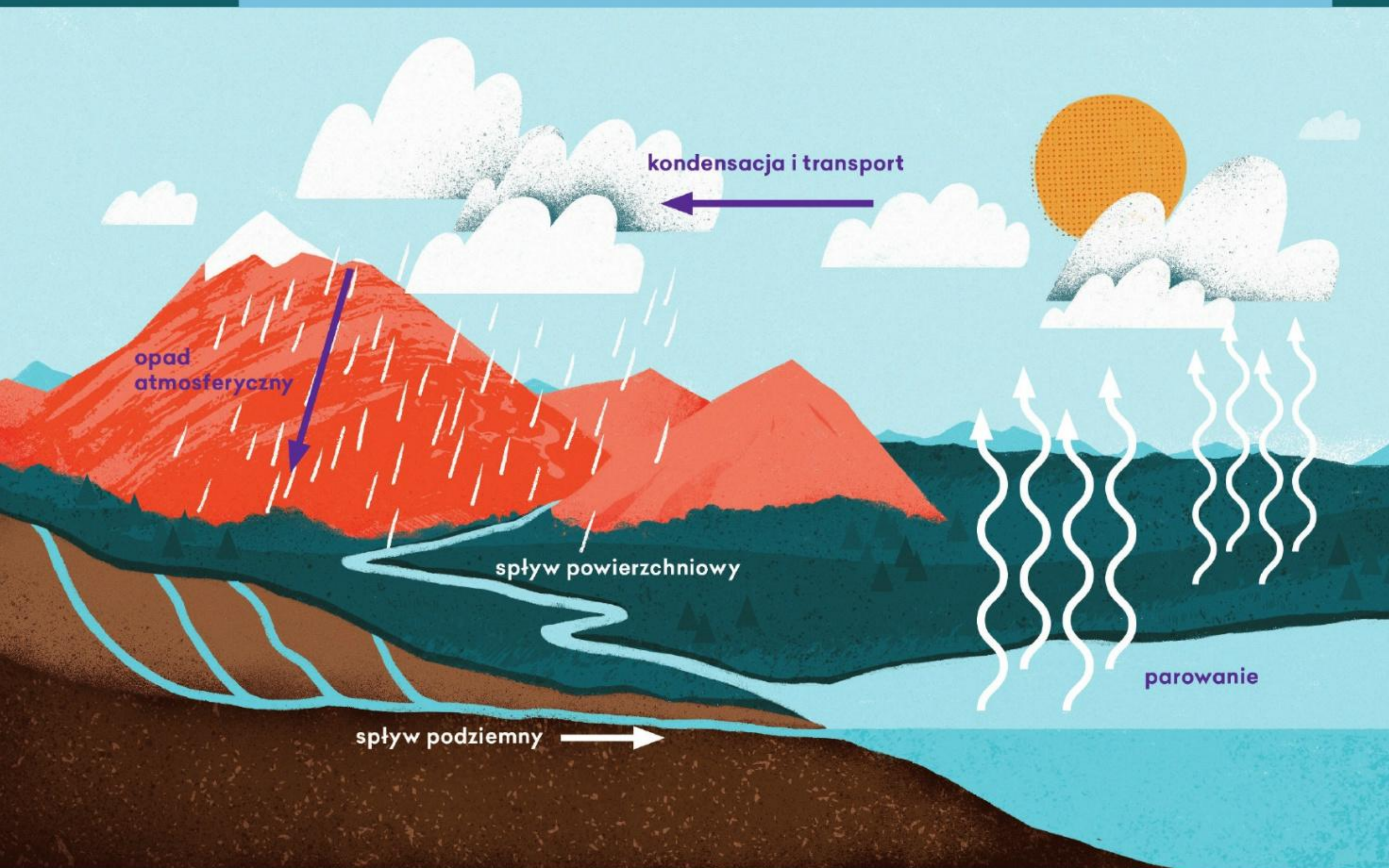
- 1 Wyjaśnij, czym się różni roztwór nasycony od roztworu nienasyconego.
- 2 Zastanów się i podaj warunki potrzebne po to, aby w szybki sposób przygotować solankę do kiszenia ogórków.
- 3 Zaprojektuj doświadczenie pozwalające porównać szybkość rozpuszczania w wodzie dowolnego proszku do prania w zależności od różnych czynników (temperatura wody, rozdrobnienie preparatu, mieszanie układu). Podaj tytuł doświadczenia, wypisz sprzęt i odczynniki, narysuj schemat, zaproponuj obserwacje i wniosek.



OBIEG WODY W PRZYRODZIE

W poprzednim dziale omawialiśmy obieg tlenu i węgla w przyrodzie. Były to składniki powietrza. Obecnie zastanowimy się, jaki jest cykl hydrologiczny wody na Ziemi.

Cykl hydrologiczny to naturalny obieg wody na naszej planecie. Należą do niego takie procesy i zjawiska, jak: parowanie, kondensacja, opady atmosferyczne, transport wilgoci. W obiegu wody biorą udział zwierzęta i rośliny, które pobierają wodę, a następnie wydalają ją, m.in. w procesie oddychania. Bierze w nim udział również zewnętrzna powłoka Ziemi – gleby i skały – woda wsiąka lub spływa po powierzchni (jest to tzw. spływ podziemny i powierzchniowy). Woda zgromadzona w głębi Ziemi czy uwięziona w lodowcach, np. w obszarach okołobiegunowych lub w wysokich górach, jest okresowo wyłączana z obiegu – przyczyną są jej właściwości fizyczne.



Cykl hydrologiczny na Ziemi

mały obieg wody – obieg w skali lokalnej, będący częścią obiegu dużego (tylko między oceanem a atmosferą lub tylko między kontynentem a atmosferą)

nad oceanami:

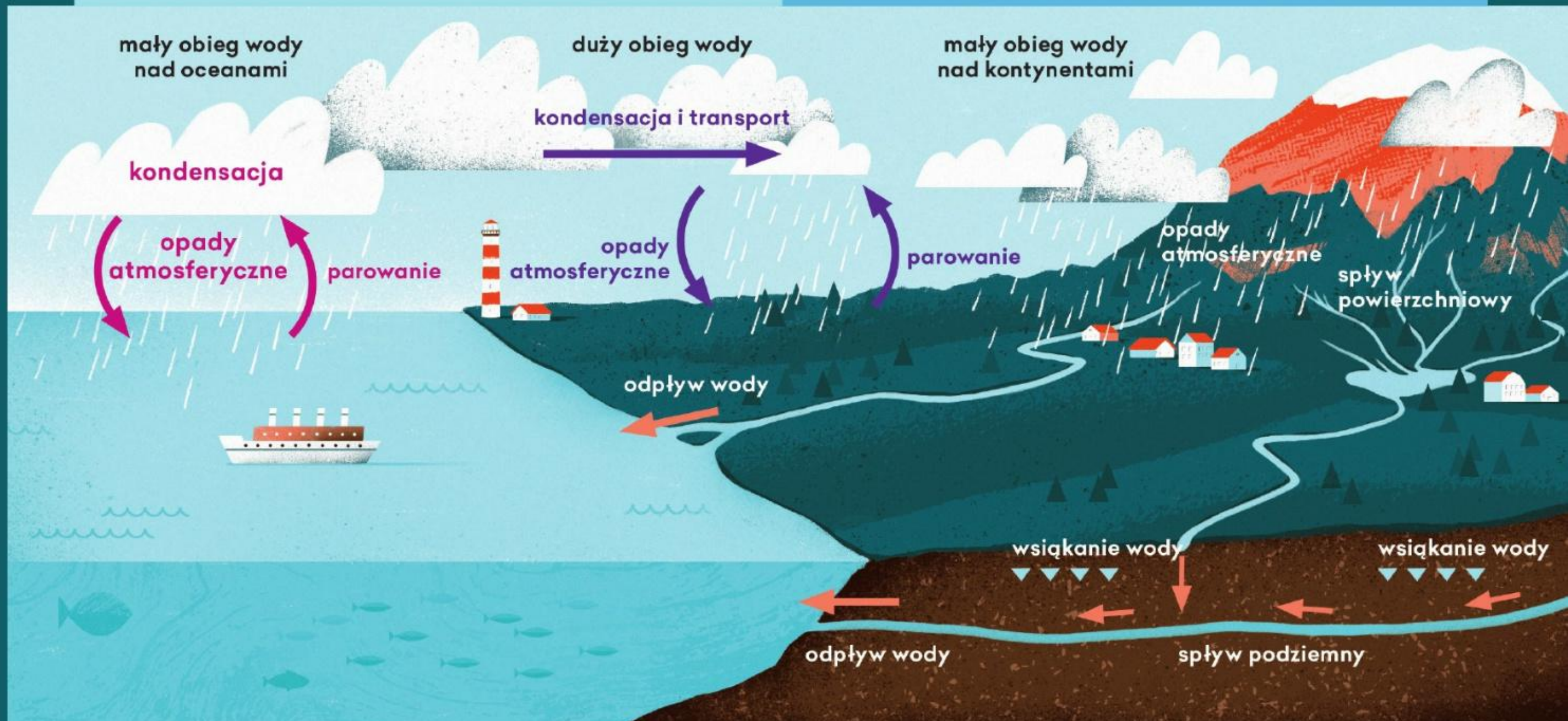
- parowanie
- kondensacja
- opady atmosferyczne

nad kontynentami:

- parowanie
- kondensacja
- opady atmosferyczne
- wsiąkanie wody
- odpływ wody

duży obieg wody – obieg wody w skali globalnej, odbywa się między oceanami, atmosferą a kontynentami

- parowanie
- kondensacja
- transport wody w postaci pary wodnej nad kontynenty
- opady atmosferyczne
- wsiąkanie wody
- spływy podziemny i powierzchniowy (ponowne dostarczenie ciecży do oceanów)



1. Wymień przynajmniej trzy rodzaje opadów atmosferycznych.
2. Podaj trzy stany skupienia wody, w których występuje ona w cyklu hydrologicznym w przyrodzie.
3. Opisz krótko mały obieg wody nad oceanami.
4. Jakie części składowe zawierają się w dużym obiegu wody?
5. Dlaczego lodowce nie biorą udziału w obiegu wody?

6.2 Rozpuszczalność substancji, stężenie procentowe roztworu

Podejmij temat



Czy potrafisz wskazać, który roztwór ma więcej rozpuszczonej substancji stałej?



W pierwszej lekcji tego działu nauczyliśmy się, dlaczego substancje rozpuszczają się w wodzie. Wiemy już, że ten proces nie jest reakcją chemiczną, ponieważ nie powstają nowe związki chemiczne. Jest to nic innego jak wnikanie drobin jednej substancji pomiędzy drobiny drugiej. W prosty sposób potrafimy rozdzielić taką mieszaninę, np. poprzez **odparowanie**. Pozostaje nam wyjaśnienie, jak obliczyć, ile substancji jest w stanie rozpuścić się w wodzie. Zanim zacniemy, doprecyzujmy zależność między rozpuszczaniem a temperaturą rozpuszczalnika.

Doświadczenie 33.

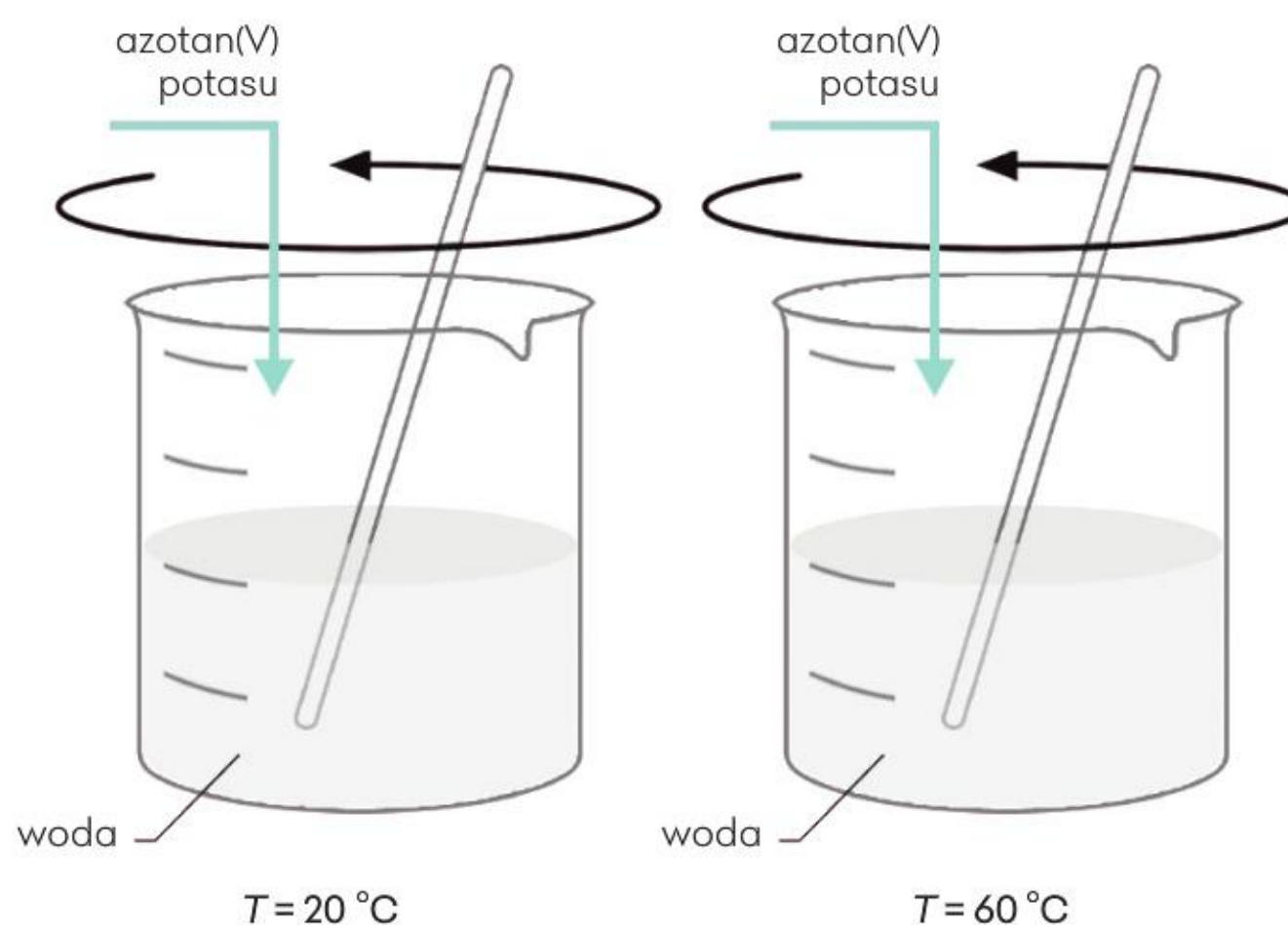
Sporządzanie roztworu azotanu(V) potasu w wodzie o różnych temperaturach

Sprzęt: zlewki, łyżeczka, drewniany patyczek

Odczynniki: woda o temperaturze pokojowej (ok. 20 °C), woda o temperaturze ok. 60 °C, azotan(V) potasu

Wykonanie:

- Do zlewek wlej takie same ilości wody, około 20 cm³. Do pierwszej wlej wodę o temperaturze pokojowej, około 20 °C, a do drugiej – wodę o temperaturze około 60 °C.
- Do zlewek małymi porcjami (pół łyżeczki) wprowadzaj azotan(V) potasu. Po każdej porcji substancji zawartość naczynia wymieszaj patyczkiem. Sprawdzaj dokładnie ilość wsypanego azotanu(V) potasu.
- Czynność powtarzaj do momentu, gdy część soli pozostanie nierozpuszczona.



- Obserwacje:** W trakcie dodawania azotanu(V) potasu, kryształy zanikają. Ciecz pozostaje bezbarwna. Więcej soli dodano do zlewki z cieplejszą wodą (około 60 °C).
- Wnioski:** W jednym i drugim naczyniu powstały roztwory nasycone. Azotan(V) potasu bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie, ale więcej soli rozpuszcza się w wodzie o temperaturze 60 °C. Temperatura rozpuszczalnika ma wpływ na ilość rozpuszczonej substancji stałej.

Azotan(V) potasu to sól, która bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie. Porównajmy jej rozpuszczalność w różnych temperaturach:

Temperatura wody, °C	0	20	40	60	80	100
Ilość soli, w gramach, rozpuszczona w 100 g wody	13,3	31,6	63,9	110,0	169,0	246,0

W temperaturze 20 °C w 100 g wody rozpuszcza się prawie 31,6 g azotanu(V) potasu, gdy rozpuszczalnik jest cieplejszy (60 °C), w 100 g wody rozpuszcza się aż 110 g substancji. Zatem możemy stwierdzić, że rozpuszczalność substancji zależy od temperatury.

Czym jest rozpuszczalność substancji?

Chcąc porównać zdolność substancji do rozpuszczania się w określonym rozpuszczalniku (np. wodzie), wprowadzono wielkość fizyczną nazwaną **rozpuszczalnością** (il. 6.4). Umowne oznaczenia, które będziemy używać w zadaniach rachunkowych:

$$\begin{aligned} \text{masa substancji rozpuszczonej} &= m_s \\ \text{masa wody} &= m_w \end{aligned}$$



6.4 Rozpuszczalność substancji

Co to jest krzywa rozpuszczalności?

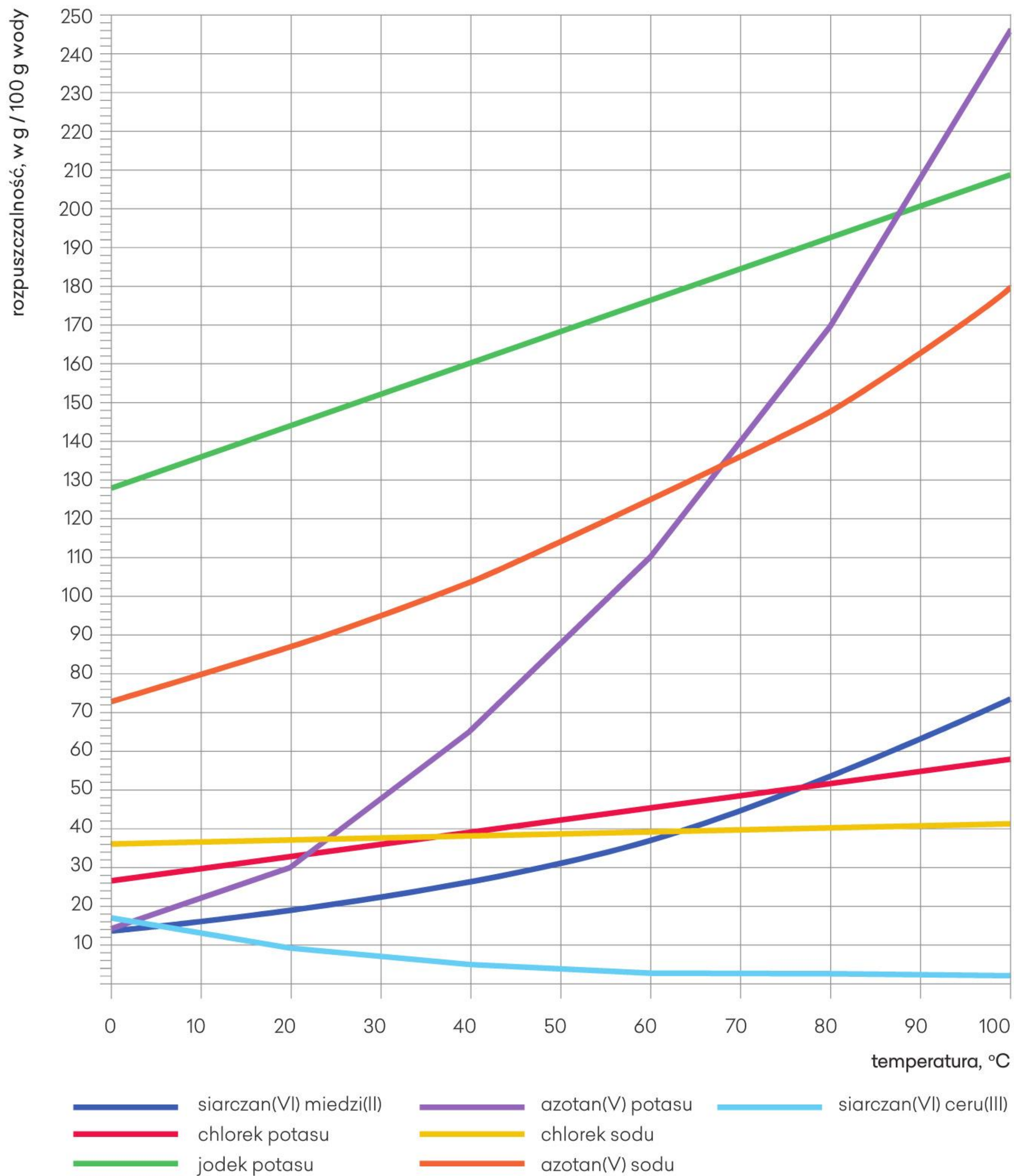
Informacje o masie substancji rozpuszczonej w 100 g wody w danej temperaturze możemy odczytać z **krzywych rozpuszczalności** (il. 6.6).

Rozpuszczalność substancji (R)

– maksymalna liczba gramów substancji, jaka jest w stanie rozpuścić się w 100 gramach rozpuszczalnika (np. wody) w danej temperaturze i pod danym ciśnieniem, tworząc roztwór nasycony. Można również spotkać się z oznaczeniem S – pochodzącym od angielskiego terminu *solubility* – wraz ze wskazaniem temperatury, jakiej ona dotyczy.



6.5 Kawa rozpuszczalna jest przykładem produktu, dla którego temperatura wody ma kluczowe znaczenie. Gdyby zalać ją zimną wodą, spora ilość ciała stałego pozostałaby nierozpuszczona. Z gorącą wodą już tak się nie stanie



6.6 Krzywe rozpuszczalności w wodzie wybranych substancji stałych

Odczytywanie z wykresu i obliczanie rozpuszczalności

Przykład 35.

Skorzystaj z wykresu rozpuszczalności i odczytaj, ile gramów jodku potasu rozpuści się w 100 g wody w podanych temperaturach.

a) $0\text{ }^{\circ}\text{C}$

b) $50\text{ }^{\circ}\text{C}$

Etap	Rozwiązanie a)	Rozwiązanie b)
1. Wypisz dane i szukane.	Dane: $T = 0\text{ }^{\circ}\text{C}$ Szukane: $R = ?$	Dane: $T = 50\text{ }^{\circ}\text{C}$ Szukane: $R = ?$
2. Zamień jednostki, jeśli to konieczne.	Temperatura w treści zadania i na wykresie rozpuszczalności podana jest w $^{\circ}\text{C}$. Nie jest konieczna zamiana jednostek.	
3. Wyszukaj na wykresie rozpuszczalności jodek potasu, odszukaj oś z temperaturami. Następnie odczytaj masę substancji, jaka się w tej temperaturze rozpuszcza w 100 g wody.	Z wykresu rozpuszczalności wynika, że w temperaturze $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ możemy maksymalnie rozpuścić 128 g jodku potasu w 100 g wody. $R = 128\text{ g} / 100\text{ g wody}$.	Z wykresu rozpuszczalności wynika, że w temperaturze $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ możemy maksymalnie rozpuścić 168 g jodku potasu w 100 g wody. $R = 168\text{ g} / 100\text{ g wody}$.
4. Napisz odpowiedź.	Odpowiedź: Rozpuszczalność jodku potasu w temperaturze $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ wynosi 128 g na 100 g wody.	Odpowiedź: Rozpuszczalność jodku potasu w temperaturze $50\text{ }^{\circ}\text{C}$ wynosi 168 g na 100 g wody.

Przykład pokazał, że temperatura jest kluczowa w rozpuszczaniu substancji w wodzie (il. 6.7). Wiesz już z wcześniejszego działu, że rozpuszczalność gazów z reguły maleje wraz ze wzrostem temperatury. Z substancjami stałymi zazwyczaj jest odwrotnie. Najczęściej, kiedy rośnie temperatura, wzrasta też ich rozpuszczalność. Jodek potasu w temperaturze $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ rozpuszcza się gorzej niż w temperaturze $50\text{ }^{\circ}\text{C}$. Różnica jest znaczna. Są również odstępstwa. Przykładowo wraz ze wzrostem temperatury rozpuszczalność siarczanu(VI) ceru(III) w wodzie maleje. W praktyce laboratoryjnej, chcąc przeprowadzić krystalizację, sporządza się nasycony roztwór w wyższej temperaturze. Stopniowe obniżanie temperatury powoduje wydzielenie substancji stałej.



6.7 Przygotowując roztwory, należy znać panującą temperaturę i wiedzieć, jakie ilości substancji będą potrzebne

Przykład 36.

Ile należy kupić soli kuchennej, żeby przygotować solankę (nasycony roztwór chlorku sodu) w temperaturze 20 °C? Naczynie, które mamy do dyspozycji, to słoik z 1 l wody. Gęstość wody wynosi $1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.

Etap	Rozwiązanie
1. Wypisz dane i szukane.	Dane: $T = 20 \text{ }^{\circ}\text{C}$ $V_w = 1 \text{ l}$ $d_w = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ Szukane: $m_w = ?$ $m_s = ?$
2. Wyszukaj na wykresie rozpuszczalności chlorek sodu, odszukaj oś z temperaturami. Następnie odczytaj masę substancji, jaka się w tej temperaturze rozpuszcza w 100 g wody.	Z wykresu rozpuszczalności wynika, że w temperaturze 20 °C możemy maksymalnie rozpuścić 36 g chlorku sodu w 100 g wody.
3. Zamień jednostki, jeśli to konieczne.	Temperatura w treści zadania i na wykresie rozpuszczalności podana jest w °C. Masa podana jest w gramach, a objętość wody – w litrach. Zamieńmy litry na cm^3 . $1 \text{ l} = 1000 \text{ cm}^3$
4. Podaj wzór niezbędny do obliczeń.	Aby obliczyć masę wody, musimy przekształcić wzór na gęstość: $d_w = \frac{m_w}{V_w}$ Po przekształceniu otrzymujemy: $m_w = d_w \cdot V_w$
5. Przystąp do obliczania.	Obliczamy masę wody: $m_w = 1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 1000 \text{ cm}^3$ $m_w = 1000 \text{ g}$ Obliczamy masę chlorku sodu, korzystając z proporcji: 36 g chlorku sodu — 100 g wody x — 1000 g wody $\frac{36 \text{ g}}{x} = \frac{100 \text{ g}}{1000 \text{ g}}$ $x = \frac{36 \text{ g} \cdot 1000 \text{ g}}{100 \text{ g}}$ $x = 360 \text{ g, zatem } m_s = 360 \text{ g}$
6. Napisz odpowiedź.	Odpowiedź: Aby przygotować solankę w temperaturze 20 °C, należy rozpuścić 360 g chlorku sodu w 1 l wody.

Przykład 37.

Skorzystaj z wykresu rozpuszczalności i oblicz, ile gramów azotanu(V) potasu rozpuści się w 500 g wody w temperaturze 50 °C, tworząc roztwór nasycony.

Etap	Rozwiązanie
1. Wypisz dane i szukane.	Dane: $m_w = 500 \text{ g}$ $T = 50 \text{ °C}$ Szukane: $m_s = ?$
2. Zamień jednostki, jeśli to konieczne.	Temperatura w treści zadania i na wykresie rozpuszczalności podana jest w °C. Masa podana jest w gramach. Nie jest konieczna zamiana jednostek.
3. Wyszukaj na wykresie rozpuszczalności azotan(V) potasu, odzyskaj oś z temperaturami. Następnie odczytaj masę substancji, jaka się w tej temperaturze rozpuszcza w 100 g wody.	Z wykresu rozpuszczalności wynika, że w temperaturze 50 °C możemy maksymalnie rozpuścić 87 g azotanu(V) potasu w 100 g wody.
4. Oblicz, ile gramów azotanu(V) potasu trzeba rozpuścić w 500 g wody w temp. 50 °C.	Obliczamy masę substancji, korzystając z proporcji: 87 g azotanu(V) potasu — 100 g wody x — 500 g wody $\frac{87 \text{ g}}{x} = \frac{100 \text{ g}}{500 \text{ g}} \quad x = \frac{87 \text{ g} \cdot 500 \text{ g}}{100 \text{ g}}$ $x = 435 \text{ g, zatem } m_s = 435 \text{ g}$
5. Napisz odpowiedź.	Odpowiedź: W 500 g wody w temperaturze 50 °C rozpuści się 435 g azotanu(V) potasu.

- Skorzystaj z wykresu rozpuszczalności i odczytaj, ile gramów chlorku sodu rozpuści się w 100 g wody w podanych temperaturach.
 - 0 °C
 - 30 °C
 - 50 °C
 - 70 °C
 - 90 °C
- Skorzystaj z wykresu rozpuszczalności i oblicz, ile gramów azotanu(V) sodu rozpuści się w 400 g wody w temperaturze 40 °C, dając roztwór nasycony.
- Ile gramów chlorku potasu jesteśmy w stanie rozpuścić w temperaturze 70 °C w zlewce zawierającej 150 g wody?
- Oblicz, w jakiej temperaturze sporządzono roztwór nasycony azotanu(V) potasu, jeśli w zlewce w 250 g wody rozpuściło się 422,5 g substancji.



W gorący dzień często słyszy się, że należy szybko jeść lody, bo się „rozpuszczą”. Odnosząc się do fotografii i wiedzy z lekcji, oceń, czy to sformułowanie jest poprawne.

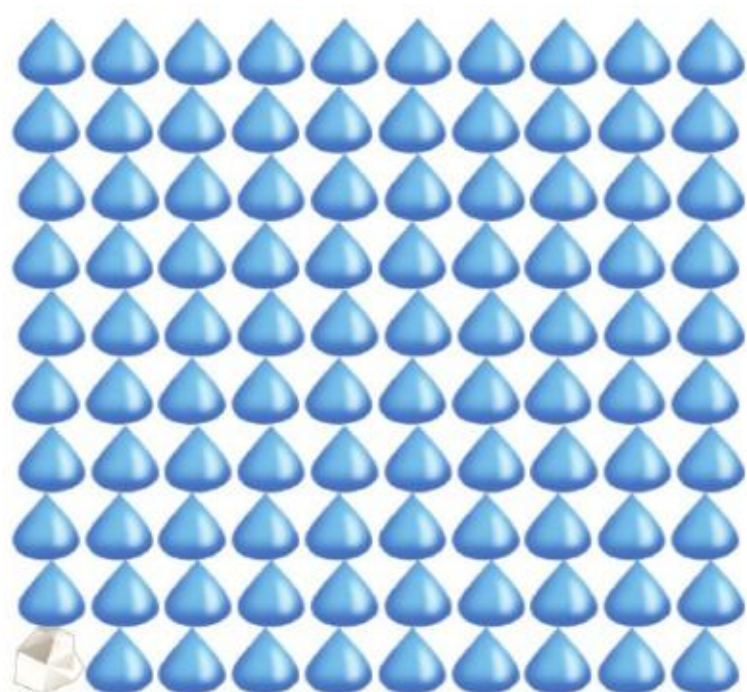
Stężenie procentowe – określa masę (wyrażoną w gramach) substancji rozpuszczonej w 100 g roztworu.

Stężenie procentowe roztworu

Zastanówmy się, jak wyrazić ilość rozpuszczonej substancji w wodzie, jeśli niekoniecznie mamy do czynienia z roztworem nasyconym. Zapoznajmy się z pojęciem **stężenia procentowego**. Wyrażane jest ono za pomocą wzoru:

$$C_p = \frac{m_s \cdot 100\%}{m_r}$$

C_p – stężenie procentowe, m_s – masa substancji rozpuszczonej, m_r – masa roztworu



6.8 Graficzne przedstawienie 1%



6.9 Schemat przygotowywania roztworu o stężeniu 1%

Przykład 38.

Oblicz masę siarczanu(VI) miedzi(II), jaka została rozpuszczona w 350 g roztworu o stężeniu 14%.

Etap	Rozwiązanie
1. Wypisz dane i szukane.	Dane: $m_r = 350 \text{ g}$ $C_p = 14\%$ Szukane: $m_s = ?$
2. Zamień jednostki, jeśli to konieczne.	Wszystkie masy są podane w gramach. Nie jest konieczna zamiana jednostek.
3. Podaj wzory niezbędne do obliczeń.	Aby obliczyć masę substancji, należy przekształcić wzór na stężenie procentowe: $C_p = \frac{m_s \cdot 100\%}{m_r}$ Po przekształceniu otrzymujemy: $m_s = \frac{m_r \cdot C_p}{100\%}$
4. Oblicz masę siarczanu(VI) miedzi(II).	$m_s = \frac{350 \text{ g} \cdot 14\%}{100\%} \quad m_s = 49 \text{ g}$
5. Napisz odpowiedź.	Odpowiedź: Masa siarczanu(VI) miedzi(II), jaka została rozpuszczona w 350 g roztworu o stężeniu 14%, wynosi 49 g.

Przykład 39.

Oblicz stężenie procentowe roztworu powstałego w wyniku rozpuszczenia 15 g chlorku sodu w 155 g wody.

Etap	Rozwiązanie	
1. Wypisz dane i szukane.	Dane: $m_s = 15\text{ g}$ $m_w = 155\text{ g}$	Szukane: $C_p = ?$
2. Zamień jednostki, jeśli to konieczne.	Wszystkie masy są podane w gramach. Nie jest konieczna zamiana jednostek.	
3. Podaj wzory niezbędne do obliczeń.	Aby obliczyć stężenie procentowe, należy skorzystać ze wzoru: $C_p = \frac{m_s \cdot 100\%}{m_r}$ Wiedząc, że $m_r = m_s + m_w$, podstaw te wielkości do wzoru na stężenie procentowe: $C_p = \frac{m_s \cdot 100\%}{m_s + m_w}$	
4. Oblicz, jakie stężenie procentowe będzie miał roztwór powstały w wyniku rozpuszczenia 15 g chlorku sodu w 155 g wody.	$C_p = \frac{15\text{ g} \cdot 100\%}{15\text{ g} + 155\text{ g}}$ $C_p = 8,82\%$	
5. Napisz odpowiedź.	Odpowiedź: Stężenie procentowe roztworu powstałego w wyniku rozpuszczenia 15 g chlorku sodu w 155 g wody wynosi 8,82%.	

Więcej na temat

Stężenia procentowe w życiu codziennym

Bardzo często na opakowaniach środków czystości, leków, produktów spożywczych czy innych odczynników umieszczone są informacje o ich stężeniu.

	woda utleniona		ocet
	3-procentowy roztwór nadtlenku wodoru rozpuszczalnik: woda substancja rozpuszczona: nadtlenek wodoru na 3 gramy substancji (H_2O_2) przypada 100 gramów roztworu		10-procentowy roztwór kwasu octowego rozpuszczalnik: woda substancja rozpuszczona: kwas octowy na 10 gramów substancji (CH_3COOH) przypada 100 gramów roztworu

Przykład 40.

Oblicz masę wody, jaka została użyta do sporządzenia roztworu o stężeniu 15%, w którym rozpuszczone jest 30 g chlorku wapnia.

Etap	Rozwiązanie	
1. Wypisz dane i szukane.	Dane: $C_p = 15\%$ $m_s = 30 \text{ g}$	Szukane: $m_r = ?$ $m_w = ?$
2. Zamień jednostki, jeśli to konieczne.	Wszystkie masy są podane w gramach. Nie jest konieczna zamiana jednostek.	
3. Podaj wzory niezbędne do obliczeń.	Aby obliczyć masę roztworu, należy przekształcić wzór na stężenie procentowe: $C_p = \frac{m_s \cdot 100\%}{m_r}$ Po przekształceniu otrzymujemy: $m_r = \frac{m_s \cdot 100\%}{C_p}$ Aby obliczyć masę wody, należy skorzystać ze wzoru: $m_w = m_r - m_s$	
4. Przystąp do obliczania.	Obliczamy masę roztworu: $m_r = \frac{30 \text{ g} \cdot 100\%}{15\%}$ Obliczamy masę wody: $m_w = 200 \text{ g} - 30 \text{ g}$	$m_r = 200 \text{ g}$ $m_w = 170 \text{ g}$
5. Napisz odpowiedź.	Odpowiedź: Masa wody, jaka została użyta do sporządzenia roztworu o stężeniu 15%, w którym rozpuszczone jest 30 g chlorku wapnia, wynosi 170 g.	

Przepis na środek odkamieniający

Standardowe użytkowanie ekspresu wiąże się z osadzaniem kamienia w obwodzie urządzenia. Producenci często zalecają stosowanie specjalnych środków odkamieniających. Składnikiem takich preparatów jest najczęściej 10-procentowy roztwór kwasu cytrynowego.

Przykład 41.

Oblicz, ile kwasu cytrynowego i ile wody powinniśmy użyć w celu sporządzenia 250 g roztworu odkamieniającego.

Etap	Rozwiązanie	
1. Wypisz dane i szukane.	Dane: $m_r = 250 \text{ g}$ $C_p = 10\%$	Szukane: $m_s = ?$ $m_w = ?$

- | | |
|--|--|
| 2. Zamień jednostki, jeśli to konieczne. | Wszystkie jednostki są zgodne. |
| 3. Podaj wzory niezbędne do obliczeń. | <p>Aby obliczyć masę substancji, należy przekształcić wzór na stężenie procentowe:</p> $C_p = \frac{m_s \cdot 100\%}{m_r}$ <p>Po przekształceniu otrzymujemy: $m_s = \frac{m_r \cdot C_p}{100\%}$</p> <p>Aby obliczyć masę wody, należy skorzystać ze wzoru: $m_w = m_r - m_s$</p> |
| 4. Przystąp do obliczania. | <p>Obliczamy masę substancji: $m_s = \frac{250 \text{ g} \cdot 10\%}{100\%} \quad m_s = 25 \text{ g}$</p> <p>Obliczamy masę wody: $m_w = 250 \text{ g} - 25 \text{ g} = 225 \text{ g}$</p> |
| 5. Napisz odpowiedź. | Odpowiedź: Do sporządzenia roztworu odkamieniającego potrzebujemy 25 g kwasu cytrynowego i 225 g wody. |

Przykład 42.

Oblicz stężenie procentowe roztworu sporządzonego z 20 g wodorotlenku sodu znajdującego się w 0,5 l roztworu. Gęstość roztworu wynosi $1,10 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.

Etap	Rozwiązanie
1. Wypisz dane i szukane.	Dane: $m_s = 20 \text{ g}$ $V_r = 0,5 \text{ l}$ $d_r = 1,10 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ Szukane: $m_r = ?$ $C_p = ?$
2. Zamień jednostki, jeśli to konieczne.	Jednostki objętości i gęstości roztworu musimy ujednolicić. Najłatwiej zamienić litry na cm^3. $0,5 \text{ l} = 0,5 \text{ dm}^3 = 500 \text{ cm}^3$
3. Podaj wzory niezbędne do obliczeń.	Aby obliczyć C_p, musimy znać m_s i m_r. W treści zadania nie mamy podanego m_r, ale masę roztworu możemy policzyć, korzystając ze wzoru na gęstość: $d_r = \frac{m_r}{V_r}$ Po przekształceniu otrzymujemy: $m_r = d_r \cdot V_r$ Aby obliczyć stężenie procentowe, korzystamy ze wzoru: $C_p = \frac{m_s \cdot 100\%}{m_r}$
4. Przystąp do obliczania.	Obliczamy masę roztworu: $m_r = 1,10 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \cdot 500 \text{ cm}^3 \quad m_r = 550 \text{ g}$ Obliczamy stężenie procentowe roztworu: $C_p = \frac{20 \text{ g} \cdot 100\%}{550 \text{ g}} \quad C_p = 3,64\%$
5. Napisz odpowiedź.	Odpowiedź: Stężenie procentowe roztworu wynosi 3,64%.

Przykład 43.

Oblicz, jakie stężenie procentowe ma nasycony roztwór siarczanu(VI) miedzi(II) w temperaturze 80 °C. Odczytaj potrzebne informacje z wykresu rozpuszczalności substancji stałych.

Etap	Rozwiązanie
1. Wypisz dane i szukane.	Dane: $T = 80\text{ °C}$ $R = 55\text{ g na } 100\text{ g wody}$ $m_s = 55\text{ g}$ $m_w = 100\text{ g}$ Szukane: $m_r = ?$ $C_p = ?$
2. Zamień jednostki, jeśli to konieczne.	Wszystkie masy są podane w gramach. Nie jest konieczna zamiana jednostek.
3. Podaj wzory niezbędne do obliczeń.	Aby obliczyć masę roztworu, należy skorzystać ze wzoru: $m_r = m_s + m_w$ Aby obliczyć stężenie procentowe roztworu, korzystamy ze wzoru: $C_p = \frac{m_s \cdot 100\%}{m_r}$
4. Przystąp do obliczania.	Obliczamy masę roztworu: $m_r = 55\text{ g} + 100\text{ g}$ $m_r = 155\text{ g}$ Obliczamy stężenie procentowe: $C_p = \frac{55\text{ g} \cdot 100\%}{155\text{ g}}$ $C_p = 35,48\%$
5. Napisz odpowiedź.	Odpowiedź: Stężenie procentowe nasyconego roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) w temperaturze 80 °C wynosi 35,48%.

1. Oblicz stężenie procentowe roztworu powstałego w wyniku rozpuszczenia 250 g azotanu(V) sodu w 600 g wody.
2. Oblicz masę cukru, jaka została rozpuszczona w 800 g roztworu o stężeniu 33%.
3. Oblicz masę wody, jaka została użyta do sporządzenia roztworu o stężeniu 20%, w którym rozpuszczone jest 20 g chlorku potasu.
4. Oblicz stężenie procentowe roztworu sporządzonego z 4 g chlorku amonu rozpuszczonego w 80 cm³ roztworu. Gęstość roztworu wynosi 1,08 $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.
5. Oblicz, jakie stężenie procentowe ma nasycony roztwór azotanu(V) sodu w temperaturze 40 °C. Odczytaj potrzebne informacje z wykresu rozpuszczalności substancji stałych.
6. Oblicz stężenie procentowe roztworu otrzymanego przez rozpuszczenie 8 g wodorotlenku potasu w 500 cm³ wody.
7. Porównaj, w którym z układów uzyskamy roztwór o wyższym stężeniu procentowym:
a) roztwór powstały w wyniku rozpuszczenia 10 g soli kamiennej w 150 g wody,
b) roztwór powstały w wyniku rozpuszczenia 30 g soli kamiennej w 450 g wody.

Przepis na ogórki kiszane z liściem dębu

Do kiszenia ogórków używa się soli kuchennej. Optymalny poziom soli w ogórkach zapewnia solanka o stężeniu od 6% do 8%. Wybór stężenia roztworu zależy od ułożenia ogórków. Jeśli ogórki są ściśle ułożone, potrzeba mniej solanki, jednak musi ona mieć wyższe stężenie soli. Do kiszenia ogórków używa się też: kopru, chrzanu, czosnku, liści – dębu, czerwonej porzeczki lub malin.



Przykład 44.

Chcemy zakisić 1 kg ogórków, bardzo ściśle ułożonych w słoikach. Potrzebujemy 2000 g solanki. Oblicz, ile cm^3 wody i ile g soli kuchennej zużyjemy do jej przygotowania. Załóż, że sól kuchenna zawiera wyłącznie chlorek sodu.

Etap	Rozwiązanie
1. Wypisz dane i szukane.	Dane: $m_r = 2000 \text{ g}$ $C_p = 8\%$ Szukane: $m_s = ?$ $V_w = ?$
2. Zamień jednostki, jeśli to konieczne.	Wszystkie jednostki są zgodne.
3. Podaj wzory niezbędne do obliczeń.	Aby obliczyć masę substancji, należy przekształcić wzór na stężenie procentowe: $C_p = \frac{m_s \cdot 100\%}{m_r}$ Po przekształceniu otrzymujemy: $m_s = \frac{m_r \cdot C_p}{100\%}$ Aby obliczyć masę wody, należy skorzystać ze wzoru: $m_w = m_r - m_s$ Przekształćmy wzór na gęstość celem wyznaczenia objętości wody: $d_w = \frac{m_w}{V_w}$ Po przekształceniu otrzymujemy: $V_w = \frac{m_w}{d_w}$
4. Przystąp do obliczania.	Obliczamy masę substancji: $m_s = \frac{2000 \text{ g} \cdot 8\%}{100\%}$ $m_s = 160 \text{ g}$ Obliczamy masę wody: $m_w = 2000 \text{ g} - 160 \text{ g}$ $m_w = 1840 \text{ g}$ Obliczamy objętość wody: $V_w = \frac{1840 \text{ g}}{1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}}$ $V_w = 1840 \text{ cm}^3$
5. Napisz odpowiedź.	Odpowiedź: Do sporządzenia 2000 g solanki potrzebujemy 160 g soli kuchennej i 1840 cm^3 wody.



Przepis na kremowe serum z witaminą C

Witaminy kojarzą się głównie z lekami, a witamina C najczęściej z układem odpornościowym oraz leczeniem grypy i przeziębienia. Okazuje się jednak, że to wyjątkowo skuteczny składnik kosmetyków, który odmładza i rozświetla cerę. Do przygotowania kremowego serum potrzeba 4 g witaminy C w proszku (dostępne są tabletki z witaminą C o zawartości 500 mg) i 100 g bazy kremowej zawierającej dużą ilość wody. Do miski należy wsypać witaminę C i dodać bazę kremową. Całość wymieszać i schować w szczelnie zamkniętym naczyniu. Serum z witaminą C można przechowywać w lodówce przez 2 tygodnie. Kosmetyk nakłada się na skórę twarzy, najlepiej przed snem.

Przykład 45.

Do sporządzenia serum potrzebujemy 8 tabletek witaminy C o łącznej masie 4 g. Obliczmy, jakie będzie stężenie tej witaminy w serum.

Etap

Rozwiązanie

1. Wypisz dane i szukane.

Dane:

$$m_s = m_{\text{wit. C}} = 4 \text{ g}$$

$$m_w = m_{\text{bazy krem.}} = 100 \text{ g}$$

Szukane:

$$m_r = m_{\text{serum}} = ?$$

$$C_p = ?$$

2. Zamień jednostki, jeśli to konieczne.

Wszystkie jednostki są zgodne.

3. Podaj wzory niezbędne do obliczeń.

Do obliczenia masy roztworu korzystamy ze wzoru: $m_r = m_s + m_w$

Możemy zatem zapisać: $m_{\text{serum}} = m_{\text{wit. C}} + m_{\text{bazy krem.}}$

Aby obliczyć stężenie procentowe, należy skorzystać ze wzoru:

$$C_p = \frac{m_s \cdot 100\%}{m_r}$$

4. Przystąp do obliczania.

$$\text{Obliczamy masę serum: } m_{\text{serum}} = 4 \text{ g} + 100 \text{ g} = 104 \text{ g}$$

$$\text{Obliczamy stężenie procentowe roztworu: } C_p = \frac{4 \text{ g} \cdot 100\%}{104 \text{ g}}$$

$$C_p = 3,85\%$$

5. Napisz odpowiedź.

Odpowiedź: Stężenie witaminy C w serum sporządzonego z 4 g witaminy C i 100 g bazy kremowej wynosi 3,85%.

W większości zadań rozpuszczalnikiem jest woda. Stężenie procentowe będzie zatem obliczane w odniesieniu do mieszaniny ciała stałego i cieczy. Ostatni przykład pokazał jednak, że baza kremowa – chociaż składa się w dużej części z wody – nie jest przykładem roztworu właściwego. Tak samo tabletki z lekarstwami. Ich sporą część stanowi wypełnienie (np. skrobia, żelatyna), natomiast substancji aktywnej jest zwykle niewiele. Dokładne ilości podane są na każdym opakowaniu leku.

W skrócie

- Rozpuszczalność substancji – maksymalna liczba gramów substancji, jaka jest w stanie rozpuścić się w 100 g rozpuszczalnika w danej temperaturze i pod danym ciśnieniem, tworząc roztwór nasycony.
- Rozpuszczalność dla substancji stałych można odczytać z wykresu rozpuszczalności.
- Stężenie procentowe roztworu określa masę (wyrażoną w gramach) substancji rozpuszczonej w 100 g roztworu i wyrażone jest wzorem: $C_p = \frac{m_s \cdot 100\%}{m_r}$

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Przeczytaj przepis i oblicz stężenie procentowe roztworu.

Przepis na ogórki kiszone bez przypraw

Do ogórków kiszonych trzeba sporządzić zalewę, czyli osoloną wodę. Do garnka z 5 litrami wody należy wsypać 9 łyżeczek soli (1 łyżeczka soli kuchennej waży około 6 g). Tak przygotowaną mieszaninę zagotować i tym wrzątkiem zalać ogórki w słoikach. Słoiki zakręcić od razu po wlaniu do nich zalewy i odstawić na bok. Gdy woda w słoiku zrobi się mętna, to znak, że słoiki można znosić do piwnicy.

- 2 Przeczytaj przepis i oblicz stężenie procentowe roztworu.

Przepis na ogórki kiszone z przyprawami

Do ogórków kiszonych należy sporządzić zalewę, czyli osoloną wodę. Na 1 kg ogórków potrzebujemy 2 litrów wody, którą należy zagotować z 5 łyżeczkami soli kuchennej (1 łyżeczka soli kuchennej waży około 6 g). Następnie zabieramy się do przygotowania ogórków. Do słoja wkładamy ogórki. Układamy je dość ciasno. Dokładamy do nich 4 gałązki kopru i 8 ząbków czosnku. Można też dodać kilka ziarenek ziela angielskiego i liście laurowe. Następnie zalewamy całość przygotowaną wcześniej gorącą zalewą z wody z solą. Zakręcamy i odstawiamy słoje do góry nogami, żeby się zawekował.

- 3 Przeczytaj przepis i oblicz stężenie procentowe syropu (roztworu cukru w wodzie), który posłuży do przygotowania kompotu.

Przepis na kompot agrestowy

Do jego przygotowania będą potrzebne następujące składniki: 2 kg agrestu, 80 dag cukru, 6 szklanek wody (1 szklanka wody to około 250 ml). Z wody i cukru ugotuj syrop, ostudź. Agrest oczyść i opłucz, nakłuj wykałaczką i układaj w słoikach bardzo ściśle. Zalej zimną zalewą ponad wysokość owoców. Słoiki pasteryzuj przez około 10 minut, wyjmij je i ustaw do góry dnem do wystygnięcia.

- 4 Przeczytaj przepis i odpowiedz na pytanie: Roztwór o jakim stężeniu procentowym powstał po zmieszaniu składników zalewy?

Przepis na śliwki w occie

Do jego przygotowania będą nam potrzebne następujące składniki: 1 kg śliwek węgerek, 1 szklanka octu 10-procentowego, 1 szklanka wody, 2 szklanki cukru, 1 płaska łyżeczka cynamonu mielonego. Zaczynamy od zalewy, którą stanowi woda z octem. Opłukane śliwki kroimy i wyjmujemy z nich pestki. Układamy w słoiczkach i zasypujemy cukrem i cynamonem. Dodajemy zalewę, zakręcamy słoiczki i wstawiamy do zimnego piekarnika. Ustawiamy temperaturę na 120 stopni i włączamy piekarnik na 12 minut. Potem słoiki ze śliwkami pozostawiamy do ostygnięcia.

6.3 Odczyn roztworu, wskaźniki kwasowo-zasadowe

Podejmij temat



Jakie substancje znajdują się w probówkach na zdjęciu?
Czy można stworzyć tęczę w probówkach, wykorzystując odczynniki chemiczne?



Kwasy a zasady, czyli o odczynie substancji

Wiemy już, że w przyrodzie mamy substancje rozpuszczalne m.in. w wodzie. Takie mieszaniny nazywamy roztworami. Każdy z nich wykazuje swoje odrębne właściwości, np. smak. Pamiętamy, że chemia jest nauką, w której mamy mało możliwości do smakowania, ale zastanówmy się, jaki smak mają: cytryna, kiszona kapusta, grzyby marynowane. Wszystkie te produkty są kwaśne, ponieważ w ich roztworach występują kwasy. W cytrynie – kwas cytrynowy, w kiszonej kapuście – kwas mlekowy, w grzybach marynowanych – kwas octowy. A jaki smak ma woda? Kojarzy nam się z czymś obojętnym. Nie zawsze jednak smak kwaśny oznacza występowanie kwasu. W celu opisanie pokrewnej właściwości, która może pomóc potwierdzić obecność kwasu, posługujemy się pojęciem odczynu roztworu. **Odczyn roztworu** może być **kwasowy**, **obojętny** lub **zasadowy**. Zależy on między innymi od rozpuszczalności związku w wodzie i interakcji z nią. Do określania odczynu posługujemy się **wskaźnikami kwasowo-zasadowymi**. To skomplikowane związki chemiczne i mieszaniny, które zmieniają swoją barwę w zależności od odczynu środowiska, w jakim się znajdują.

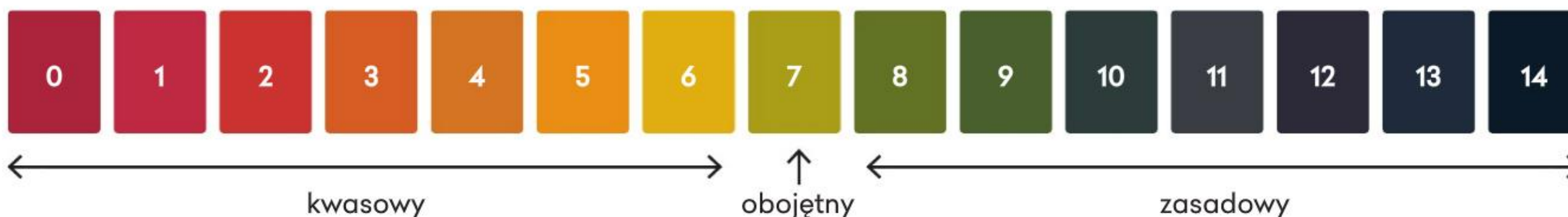
Odczyn – właściwość każdego roztworu wodnego, która wynika ze stężeń kationów wodoru (H^+) i anionów wodorotlenkowych (OH^-) obecnych w tym roztworze. Do określenia odczynu stosuje się wskaźniki kwasowo-zasadowe.

Wskaźniki kwasowo-zasadowe – substancje lub mieszaniny, które po dodaniu do badanego roztworu, pomagają określić jego odczyn dzięki zmianie swoich barw.

Co to jest skala pH?

Skala pH – skala zakresu wartości od 0 do 14, która dzieli się na trzy części:

- pH poniżej 7 – odczyn kwasowy (w roztworze wodnym $C_{H^+} > C_{OH^-}$),
- pH równe 7 – odczyn obojętny (w roztworze wodnym $C_{H^+} = C_{OH^-}$),
- pH powyżej 7 – odczyn zasadowy (w roztworze wodnym $C_{H^+} < C_{OH^-}$).



Doświadczenie 34.

Przygotowanie tabeli wzorcowej zmian barw wskaźników w zależności od odczynów

Sprzęt: kartka z wydrukowaną tabelą (4 x 4) włożona do foliowej koszulki na dokumenty, pipety Pasteura z kapilarą, statyw do probówek

Odczynniki: wskaźniki – roztwór fenoloftaleiny, roztwór oranżu metylowego, uniwersalny papierek wskaźnikowy; roztwory o odczynach kwasowym, obojętnym i zasadowym

Wykonanie:

- Pipety Pasteura podpisz i napełnij przygotowanymi roztworami wskaźników i roztworów o określonych odczynach. Umieść je wylotami w górę w otworach statywu do probówek.
- Kartkę z wydrukowaną tabelą włoż do foliowej przezroczystej koszulki A4 na dokumenty. Połóż ją na stole, na równym podłożu.
- Korzystając z przygotowanych odczynników umieszczonych w pipetach, nanieś na odpowiednim prostokącie po kropli z dwóch odczynników. Uniwersalny papierek wskaźnikowy podziel na trzy części i umieść na folii w odpowiednich kropkach roztworów.

	roztwór fenoloftaleiny	roztwór oranżu metylowego	uniwersalny papierek wskaźnikowy
roztwór o odczynie kwasowym			
roztwór o odczynie obojętnym			
roztwór o odczynie zasadowym			

Obserwacje: Roztwory wskaźników przybrały zabarwienia podane niżej w tabeli.

	Roztwór fenoloftaleiny	Roztwór oranżu metylowego	Uniwersalny papierek wskaźnikowy
Roztwór o odczynie kwasowym	bezbarwny	czerwony	czerwony
Roztwór o odczynie obojętnym	bezbarwny	pomarańczowy	żółtozielony
Roztwór o odczynie zasadowym	malinowy	pomarańczowy	granatowy

Wnioski: Gdy zebrane obserwacje zapisaliśmy w tabeli, stworzyliśmy kartę wzorcową zabarwienia wskaźników kwasowo-zasadowych w zależności od odczynów. Zmiany barw będą nam przydatne przy omawianiu zagadnień z kolejnych działów.

Zabarwienie uniwersalnych papierków wskaźnikowych zależy od ich producenta i użytych do ich wyrobu substancji. Uniwersalny papierek wskaźnikowy to bibuła (papierek) nasączona mieszaniną różnych roztworów wskaźników kwasowo-zasadowych. Odczytu pH powinno się dokonywać ze skalą znajdującą się na opakowaniu (skala użyta w doświadczeniu została zamieszczona na s. 192). W sprzedaży dostępne są też inne papierki wskaźnikowe. Wszystkie mają dołączoną skalę, na której należy się opierać podczas odczytów.

Odczyny produktów znanych z życia codziennego

Określenie odczynu jest bardzo ważne – nasza skóra, aby spełniać swoje funkcje, musi mieć pH około 5, więc kremy powinny mieć podobną wartość pH. Odczyn soku żołądkowego powinien być kwasowy. Ziemiaki do wzrostu wymagają gleb o pH niższym niż 7 i stąd konieczność nawożenia. Odczyn moczu też powinien być kwasowy, inne wyniki oznaczają stan nieprawidłowy. Zbadajmy odczyny kilku produktów znanych z domu. Każdy produkt (a właściwie jego roztwór), który używamy w życiu codziennym, ma swój określony odczyn. Poniżej podano kilka przykładów.

Doświadczenie 35.

Badanie odczynu wybranych produktów spożywczych i środków czystości

- Sprzęt:**
kartka z wydrukowaną tabelą (2 x 9) włożona do foliowej koszulki na dokumenty, pipety Pasteura z kapilarą, statyw do probówek
- Odczynniki:**
uniwersalny papierek wskaźnikowy, produkty spożywcze – ocet, woda gazowana, świeże mleko, roztwór soli kuchennej, napój typu cola; środki czystości – środek do udrażniania rur w płynie, płyn do mycia naczyń, płyn do prania

Wykonanie:

- Pipety Pasteura podpisz i napełnij przygotowanymi próbkami produktów i środków czystości. Umieść je wylotami w górę w otworach statywu do probówek.
- Kartkę z wydrukowaną tabelą (2 x 9) włoż do przezroczystej foliowej koszulki A4 na dokumenty.
- Skorzystaj z przygotowanych odczynników, umieszczonych w pipetach, i dodawaj na odpowiednim prostokącie po kropli badanej próbki.
- Następnie w każdej kropli cieczy umieść mały kawałek uniwersalnego papierka wskaźnikowego.

Obserwacje: Po umieszczeniu uniwersalnego papierka wskaźnikowego w badanych próbkach nastąpiła zmiana jego barwy, co przedstawia poniższa tabela.

uniwersalny papierek wskaźnikowy	
ocet	
woda gazowana	
świeże mleko	
roztwór soli kuchennej	
napój typu cola	
środek do udrażniania rur w płynie	
płyn do mycia naczyń	
płyn do prania	

Produkty i środki czystości	Uniwersalny papierek wskaźnikowy
ocet	czerwony
woda gazowana	jasnoczerwony
świeże mleko	jasnozielony
roztwór soli kuchennej	jasnozielony
napój typu cola	jasnoczerwony
środek do udrażniania rur w płynie	granatowy
płyn do mycia naczyń	zielony
płyn do prania	zielony

Wnioski: Uniwersalny papierek wskaźnikowy pomógł nam określić odczyny wybranych próbek.

Produkty	Odczyn
ocet	kwasowy
woda gazowana	kwasowy
świeże mleko	obojętny
roztwór soli kuchennej	obojętny
napój typu cola	kwasowy
środek do udrażniania rur w płynie	zasadowy
płyn do mycia naczyń	zasadowy
płyn do prania	zasadowy



Dołączona przez producenta skala pH służy za legendę. Uzyskane barwy mogą się różnić w zależności od producenta lub dokładności wskaźnika. Niezależnie od tego każdy rodzaj papierków ma dołączoną odpowiednią legendę.

Ocet to 10-procentowy roztwór kwasu octowego, który wykazuje odczyn kwasowy. Napoje gazowane zawierają m.in. tlenek węgla(IV), który po rozpuszczeniu w wodzie tworzy kwas, dlatego wykazują odczyn kwasowy. Mleko i roztwór soli kuchennej są cieczami o odczynie obojętnym. Napój typu cola, oprócz wcześniej wspomnianego tlenku węgla(IV), zawiera dodatkowo kwas fosforowy(V), dlatego ma odczyn kwasowy. Środki czystości mają zazwyczaj odczyn zasadowy.

W skrócie

- Odczyn – właściwość każdego roztworu wodnego, która wynika ze stężeń kationów wodoru (H^+) i anionów wodorotlenkowych (OH^-) obecnych w tym roztworze.
- Wskaźniki kwasowo-zasadowe – substancje lub mieszaniny, które po dodaniu do badanego roztworu pomagają określić jego odczyn dzięki zmianie swoich barw. Należą do nich: fenoloftaleina, oranż metylowy, uniwersalny papierek wskaźnikowy.
- Skala pH – skala zakresu wartości od 0 do 14, która dzieli się na trzy części:
 - pH poniżej 7 – odczyn kwasowy,
 - pH równe 7 – odczyn obojętny,
 - pH powyżej 7 – odczyn zasadowy.
- Uniwersalny papierek wskaźnikowy to bibuła nasączona mieszaniną różnych roztworów wskaźników kwasowo-zasadowych. Odczytu wartości pH powinno się dokonywać zawsze według skali znajdującej się na opakowaniu.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Jakie zabarwienie roztwór oranżu metylowego przybierze w:
 - a) soku z ogórków kiszonych,
 - b) sodzie oczyszczonej,
 - c) occie,
 - d) wodzie destylowanej?
- 2 Jakie zabarwienie roztwór fenoloftaleiny przybierze w:
 - a) płynie do mycia podłogi,
 - b) soku z ogórków kiszonych,
 - c) odrdzewiaczu do gwoździ?
- 3 Podaj, w jakim zakresie skali pH znajdują się wymienione ciecze.
 - a) solanka
 - b) sok z kiszonej kapusty
 - c) płyn do mycia szyb
 - d) mydło w płynie
 - e) napój gazowany
 - f) woda destylowana

Podsumowanie działu 6

Ważne pojęcia

cząsteczka wody	rozpuszczalnik	roztwór	roztwór właściwy	koloid	zawiesina
roztwór nienasycony	roztwór nasycony	rozpuszczalność	stężenie procentowe	masa substancji	
masa rozpuszczalnika	masa roztworu	odczyn roztworu	wskaźniki kwasowo-zasadowe	skala pH	

- Cząsteczka wody** składa się z jednego atomu tlenu i dwóch atomów wodoru.
- Woda jest dipolem elektrycznym, tzn. układem dodatniego i ujemnego ładunku, dzięki takiej budowie jest świetnym **rozpuszczalnikiem** dla substancji polarnych.
- Mieszaniny składające się z rozpuszczalnika (np. wody) i substancji rozpuszczonej nazywamy **roztworami**.
- Podział mieszanin ze względu na wielkość cząsteczek substancji rozpuszczonej

Mieszaniny jednorodne (homogeniczne) – nie da się odróżnić składników gołym okiem	Mieszaniny niejednorodne (heterogeniczne) – odróżniamy składniki gołym okiem			
roztwór właściwy cząsteczki substancji rozpuszczonej mają rozmiary mniejsze niż 1 nm	koloid mieszanina, w której rozdrobnienie substancji rozpuszczonej waha się w granicach od 1 nm do 500 nm		zawiesina mieszanina, w której drobiny są większe niż 500 nm	
	piany	emulsje	zole i żele	

- Podział mieszanin ze względu na ilość substancji rozpuszczonej

	roztwór nasycony		roztwór nienasycony
	roztwór, w którym w określonych warunkach nie jesteśmy już w stanie rozpuścić więcej substancji		roztwór, w którym możemy rozpuszczać kolejne porcje substancji

Rozpuszczalność substancji (R) – maksymalna liczba gramów substancji, jaka jest w stanie rozpuścić się w 100 g rozpuszczalnika (np. wody) w danej temperaturze i pod danym ciśnieniem, tworząc roztwór nasycony. Można również spotkać się z oznaczeniem S – pochodzącym od angielskiego terminu *solubility* wraz ze wskazaniem temperatury, jakiej ona dotyczy.



Szybkość rozpuszczania substancji stałych w wodzie zależy od:

temperatury



mieszania



rozdrobienia



Stężenie procentowe określa masę (wyrażoną w gramach) substancji rozpuszczonej w 100 g roztworu. Wyraża się go za pomocą wzoru:

$$C_p = \frac{m_s \cdot 100\%}{m_r}$$

C_p – stężenie procentowe

m_s – masa substancji rozpuszczonej

m_r – masa roztworu

masa roztworu = masa substancji rozpuszczonej + masa rozpuszczalnika
(masa rozpuszczalnika to masa wody)

Odczyn – właściwość każdego roztworu wodnego, która wynika ze stężeń kationów wodoru (H^+) i anionów wodorotlenkowych (OH^-) obecnych w tym roztworze. Odczyn roztworu może być kwasowy ($C_{H^+} > C_{OH^-}$), obojętny ($C_{H^+} = C_{OH^-}$) lub zasadowy ($C_{H^+} < C_{OH^-}$).

Wskaźniki kwasowo-zasadowe – substancje lub mieszaniny, które po dodaniu do badanego roztworu pomagają określić jego odczyn na skutek zmiany swojej barwy, np. uniwersalne papierki wskaźnikowe, oranż metylowy i fenoloftaleina.

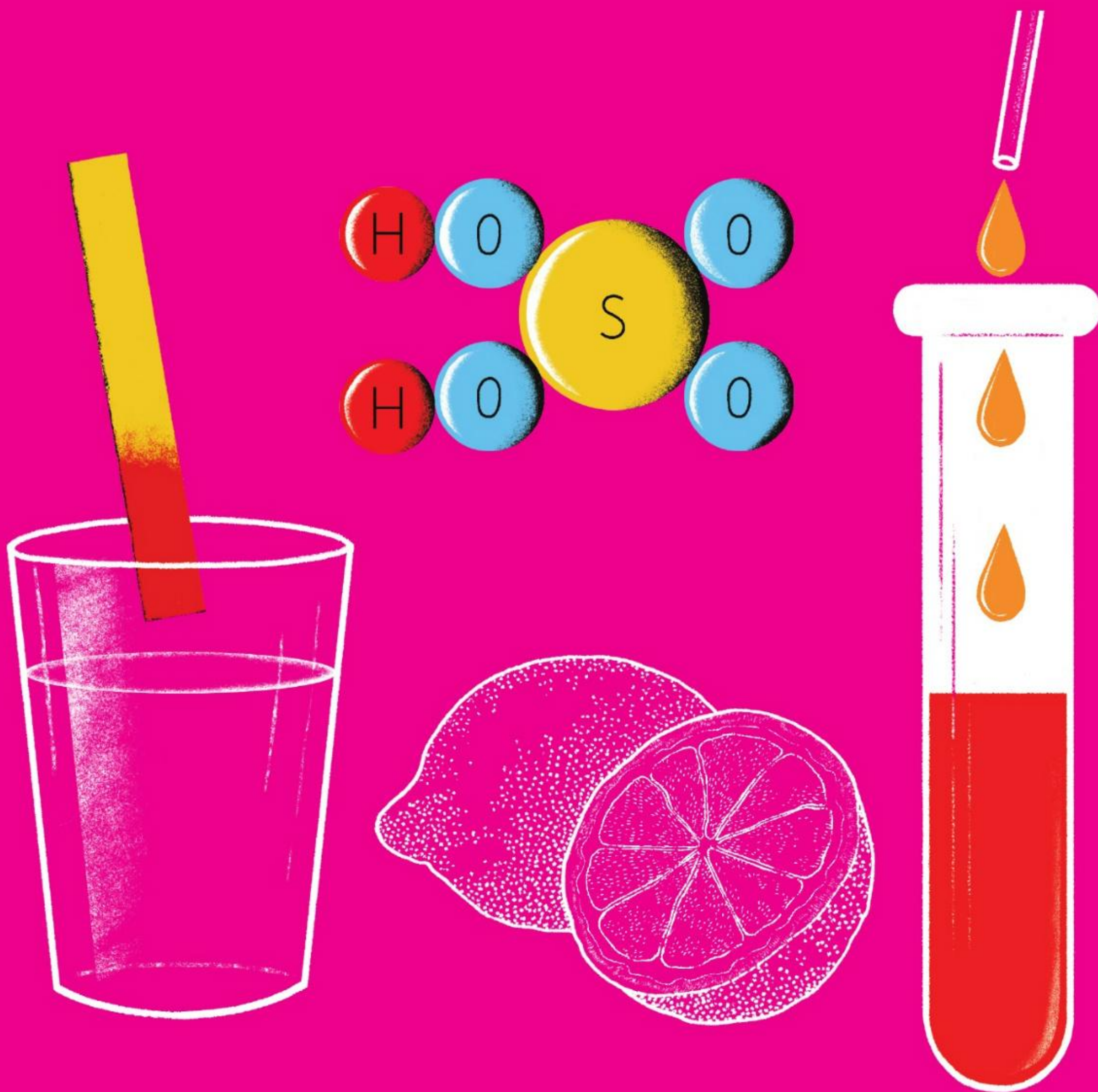
Skala pH – skala zakresu wartości od 0 do 14, która dzieli się na trzy części:

- pH poniżej 7 – odczyn kwasowy,
- pH równe 7 – odczyn obojętny,
- pH powyżej 7 – odczyn zasadowy.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Opisz, jak jest zbudowana cząsteczka wody. Dlaczego woda jest dobrym rozpuszczalnikiem dla wielu substancji?
- 2 Wymień po dwa przykłady roztworów właściwych, koloidów i zawiesin.
- 3 Podaj różnice pomiędzy roztworem nasyconym a nienasyconym.
- 4 Zaprojektuj doświadczenie mające na celu wskazanie, od czego zależy szybkość rozpuszczania substancji stałych w wodzie. Zaproponuj tytuł, wypisz niezbędny sprzęt, naszkicuj schemat oraz zapisz obserwacje i wnioski.
- 5 Skorzystaj z wykresu rozpuszczalności i odczytaj, ile gramów siarczanu(VI) miedzi(II) rozpuści się w 100 g wody w temperaturach:
 - a) 0 °C,
 - b) 50 °C.
- 6 Ile chlorku sodu jesteśmy w stanie rozpuścić w temperaturze 60 °C w zlewce zawierającej 500 g wody?
- 7 Ile należy kupić soli do peklowania mięsa (azotanu(V) potasu), żeby przygotować marynatę (nasycony roztwór azotanu(V) potasu) w temperaturze 30 °C? Naczynie, które mamy do dyspozycji, to słoik z 1 l wody. Gęstość wody wynosi $1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.
- 8 Oblicz masę wody, jaka została użyta do sporządzenia roztworu o stężeniu 15%, w którym rozpuszczone jest 30 g chlorku potasu.
- 9 Oblicz stężenie procentowe roztworu sporządzonego z 40 g wodorotlenku sodu znajdującego się w 1 l roztworu. Gęstość roztworu wynosi $1,10 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.
- 10 Oblicz, jakie stężenie procentowe ma nasycony roztwór siarczanu(VI) miedzi(II) w temperaturze 40 °C. Odczytaj potrzebne informacje z wykresu rozpuszczalności substancji stałych.
- 11 Opisz, jak sporządzić solankę o stężeniu 15% do kiszenia ogórków. Potrzeba 1000 g roztworu.
- 12 Jakie zabarwienie przybierze uniwersalny papierek wskaźnikowy oraz roztwór oranżu metylowego w:
 - a) zalewie z ogórków konserwowych,
 - b) occie,
 - c) mleku,
 - d) wodzie sodowej?
- 13 Podaj, w jakim zakresie skali pH znajdują się wymienione ciecze.
 - a) napój typu cola
 - b) sok z cytryny
 - c) płyn do prania
 - d) roztwór soli kuchennej
 - e) sok z limonki
 - f) woda demineralizowana

7. Kwasy



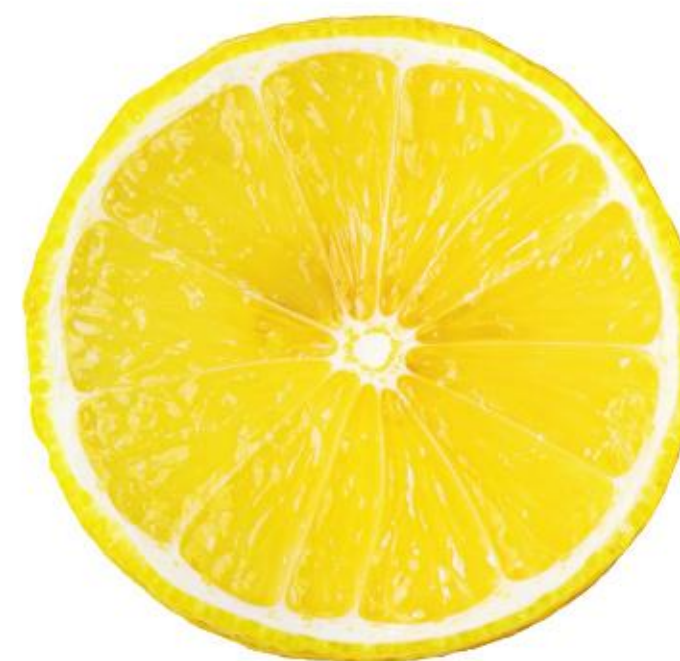
1. O jakim odczynie soku z cytryny i roztworu kwasu cytrynowego świadczy zmiana barwy wskaźników kwasowo-zasadowych?
2. Co wspólnego mają substancje znajdujące się w obu naczyniach? Co je łączy?
3. Jaki odczyn wykazałyby soki z innych owoców cytrusowych?
4. Zastanów się, czy posłodzenie cieczy zmieni barwę wskaźników kwasowo-zasadowych.

7.1 Wzory i nazwy kwasów

Podejmij temat



Z czym kojarzą ci się produkty przedstawione na zdjęciach? Czy mają podobny smak?



Kwasy można podzielić na beztlenowe i tlenowe.

Kwasy beztlenowe – mieszaniny powstałe w wyniku rozpuszczenia w wodzie związku wodoru z niemetalem (innym niż wodór).

Kwasy tlenowe – związki chemiczne, których cząsteczki składają się z atomu lub atomów wodoru oraz z reszty kwasowej, w której zawsze musi się znajdować co najmniej jeden atom tlenu.



Ważne informacje dotyczące kwasów:

- wartościowość reszty kwasowej równa jest liczbie atomów wodoru (w wodorku cząsteczki, z której powstał kwas beztlenowy lub w cząsteczce kwasu tlenowego),
- wodór ma zawsze wartościowość I,
- obecność symbolu tlenu we wzorze determinuje, czy mamy na myśli kwas beztlenowy czy tlenowy.

Kwasy – grupa związków chemicznych lub mieszanin

Jedząc dowolnego cytrusa, czy próbując soku ze świeżo wyciśniętego owocu, możemy łatwo stwierdzić, że coś jest kwaśne. Określenie smaku jest bardzo użyteczne np. w kuchni podczas gotowania. Kwasy, które wykorzystuje się do regulowania kwasowości potraw, nie są trujące. Dla przykładu małe ilości kwasów: cytrynowego, fosforowego(V), mlekowego czy jabłkowego są dodawane m.in. do napojów, żeby podkreślić ich cierpki (kwaskowaty) smak. Pracując w laboratorium, wiemy, że smakowanie jest niedozwolone – chociażby dlatego, że niektórzy przedstawiciele tej grupy mogą wykazywać właściwości niebezpieczne dla naszego zdrowia i niekoniecznie muszą okazać się kwaśne. Spróbujmy zatem okiem chemika spojrzeć na **kwasy**, by je lepiej poznać.

Wzór ogólny kwasów

Wprowadźmy ogólny wzór, dzięki któremu łatwo ustalimy, czy określany przykład należy do grupy kwasów.



Co stanowić będzie resztę kwasową?

W **kwasach beztlenowych** będą to aniony niemetalu, natomiast w **kwasach tlenowych** to grupa składająca się z atomu lub atomów tlenu i atomu lub atomów innego pierwiastka chemicznego (zazwyczaj niemetalu).

Podział i nazwy kwasów

Ze względu na rodzaj atomów wchodzących w skład kwasów lub wodorków, z których powstały (w przypadku kwasów beztlenowych) możemy podzielić je na dwie grupy:



Żeby zapisać nazwę kwasu, spróbujmy na kilku przykładach prześledzić, jak ona powstaje.

Kwasy beztlenowe	Kwasy tlenowe
W kwasach beztlenowych i tlenowych najpierw zapisujemy wyraz „kwas”. Następnie podajemy w odpowiedniej formie nazwę pierwiastka chemicznego, innego niż tlen.	
dodajemy końcówkę -wodorowy	dodajemy końcówkę -owy
kwas chlor wodorowy HCl _(aq)	kwas azot owy(V) HNO ₃ ^V
kwas siarko wodorowy H ₂ S _(aq)	kwas siark owy(VI) H ₂ SO ₄ ^{VI}

Wzory, nazwy i wartościowości reszty kwasowej

Znajomość wzorów sumarycznych kwasów i ich nazw jest niezbędna w kolejnych etapach uczenia się chemii. Poznajmy kilka najważniejszych kwasów.

Wzór sumaryczny	Nazwa systematyczna	Wartościowość reszty kwasowej (równa liczbie atomów wodoru)
HCl _(aq)	kwas chlorowodorowy	I
H ₂ S _(aq)	kwas siarkowodorowy	II
HNO ₃ ^V	kwas azotowy(V)	I
H ₂ SO ₃ ^{IV}	kwas siarkowy(IV)	II
H ₂ SO ₄ ^{VI}	kwas siarkowy(VI)	II
H ₂ CO ₃	kwas węglowy	II
H ₃ PO ₄ ^V	kwas fosforowy(V)	III

Krok po kroku

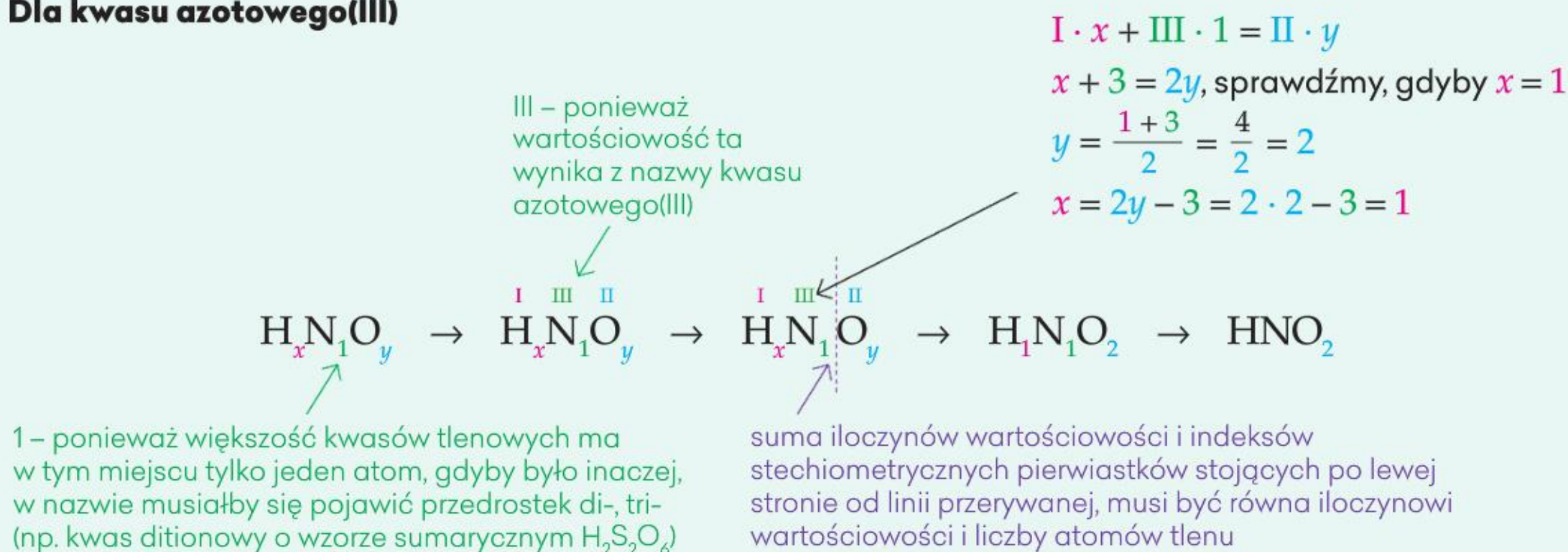
Ustalenie wzoru sumarycznego kwasów

Istnieje kilka sposobów, dzięki którym można zapisać wzór kwasu na podstawie wartościowości pierwiastka występującego w konkretnym przykładzie.

- 1 Dla przykładów składających się z dwóch pierwiastków stosujemy metody opisane w dziale 3, zapisując wartościowości nad pierwiastkami chemicznymi, łatwo tu ustalić indeksy stechiometryczne, np.:



- 2 Dla kwasów, które mają więcej niż dwa różne pierwiastki chemiczne, możemy zastosować ustalenie wzoru w kilku krokach:
Dla kwasu azotowego(III)



W skrócie

- Ogólny wzór sumaryczny kwasów ma postać H_aR^a, gdzie ^a oznacza liczbę atomów wodoru, co równe jest wartościowości R, czyli reszcie kwasowej.
- Wyróżniamy kwasy z atomami tlenu w cząsteczkach – kwasy tlenowe, np. H₃PO₄, H₂SO₄; oraz kwasy niezawierające atomów tlenu w wodorkach, z których powstały – kwasy beztlenowe, np. HCl, H₂S, HI.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Rozpoznaj wzory sumaryczne prezentujące substancje, których wodne roztwory to kwasy beztlenowe: LiOH, H₂S, CaCl₂, Al₂O₃, HNO₃, HCl, NH₄Cl, CuSO₄, HF, HClO₃, KCl, HI, H₃BO₃, CO, BaCl₂, H₂O.
- 2 Zastanów się, jakie wartościowości będą miały reszty kwasowe dla przykładów o podanych wzorach sumarycznych: H₂SiO₃, H₂S_(aq), HNO₃, H₂SO₃, HClO₃, H₃PO₄, H₂MoO₄, HCN, HF_(aq), H₂SO₄.
- 3 Poniżej zaprezentowano nazwy i wzory sumaryczne niektórych kwasów tlenowych.

kwas siarkowy(VI) – H ₂ SO ₄	kwas chlorowy(III) – HClO ₂	kwas azotowy(V) – HNO ₃
kwas chromowy(VI) – H ₂ CrO ₄	kwas azotowy(III) – ?	kwas chlorowy(V) – ?
kwas selenowy(VI) – ?	kwas jodowy(III) – ?	kwas jodowy(V) – ?

Zastanów się i powiedz, jak wyglądałyby wzory sumaryczne pozostałych kwasów.

7.2 Kwasy beztlenowe

Podejmij temat

- Czy z soli kuchennej można otrzymać kwas?
- Czy wszystkie kwasy beztlenowe są żrące?

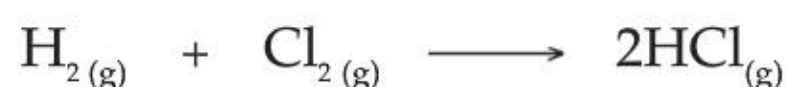
Czym są kwasy beztlenowe?

Dwa kwasy, które dokładniej poznamy, opisywane są wzorami sumarycznymi $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ i $\text{H}_2\text{S}_{(\text{aq})}$. Powstają w wyniku rozpuszczenia w wodzie związku wodoru z pierwiastkiem chemicznym należącym do grupy niemetalu. Łączy je wspólna cecha – w cząsteczkach substancji rozpuszczanej w wodzie nie ma ani jednego atomu tlenu. Właśnie dlatego nazwane zostały **kwasami beztlenowymi**.

Chlorowódór i produkt jego rozpuszczania w wodzie

Chcąc zbadać, jak chlorowódór rozpuszcza się w wodzie, należy najpierw go otrzymać. Jedną z metod, wymagającą specjalnych warunków, jest próba spalania wodoru w chlorze. W naczyniu wypełnionym zielonożółtym gazem (chlorem) umieszcza się zapalony wodór (il. 7.1). W trakcie spalania zawartość stopniowo się odbarwia, nie czuć już zapachu przypominającego zapach chlorowanej wody w basenie, tylko wydziela się gryzący, bezbarwny gaz. U wylotu naczynia wytwarza on dym w kolorze siwym, który powstaje na skutek pochłaniania wilgoci z powietrza – tworzy się para, która porywa chlorowódór.

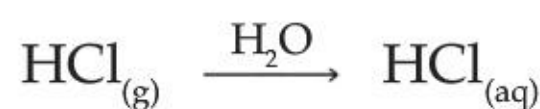
Zachodzącą reakcję syntezy [×] można opisać równaniem:



Oznaczenia w dolnych indeksach sugerują stan skupienia:

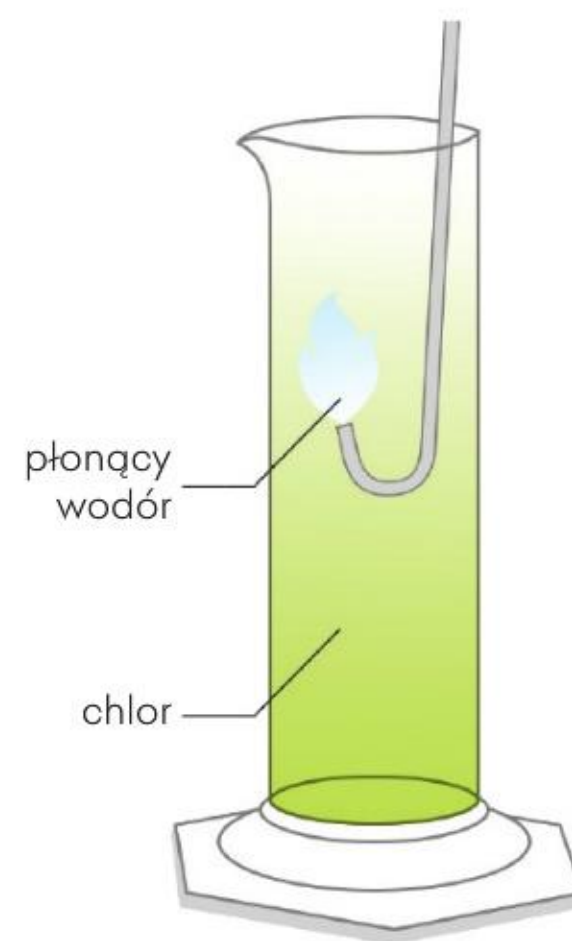
(g) – gazowy, (c) – ciekły, (s) – stały, (aq) – roztwór wodny.

W wyniku dodania wody z roztworem oranżu metylowego do zawartości poreakcyjnej obserwuje się natychmiastową zmianę barwy wskaźnika. Czerwona barwa roztworu oranżu metylowego wskazuje odczyn kwasowy roztworu (il. 7.2), a gwałtowność zmian dowodzi bardzo dobrej rozpuszczalności chlorowodoru w wodzie. Całość można opisać równaniem:

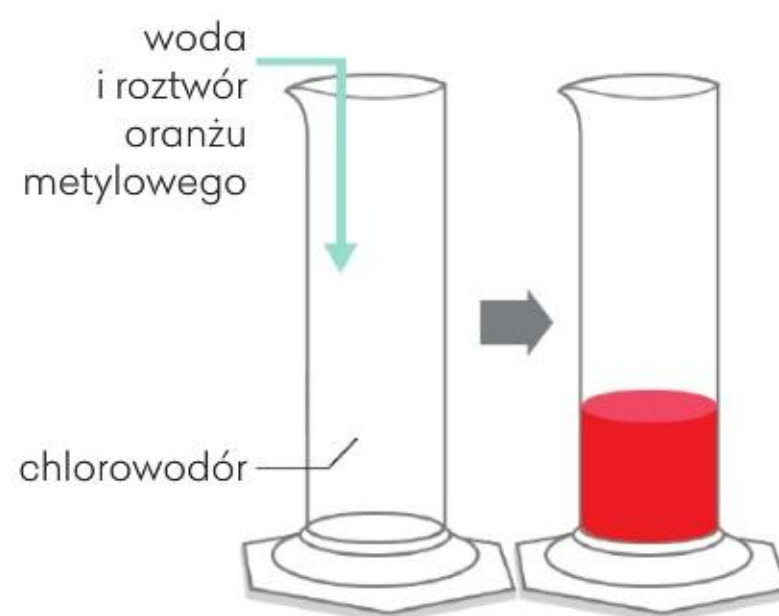


Nazwa systematyczna otrzymanego wodnego roztworu chlorowodoru to – **kwas chlorowodorowy**. Po dokonaniu analizy reakcji łatwo zauważyć, że w skład jednej cząsteczki chlorowodoru (substancji, z której powstaje roztwór kwasu) wchodzi jeden atom wodoru i jeden atom chloru.

Kwasy beztlenowe – mieszaniny powstałe w wyniku rozpuszczenia w wodzie związku wodoru z niemetałem (innym niż wodór).



7.1 Otrzymywanie chlorowodoru



7.2 Zmiana barwy roztworu oranżu metylowego na czerwoną dowodzi obecności kwasu

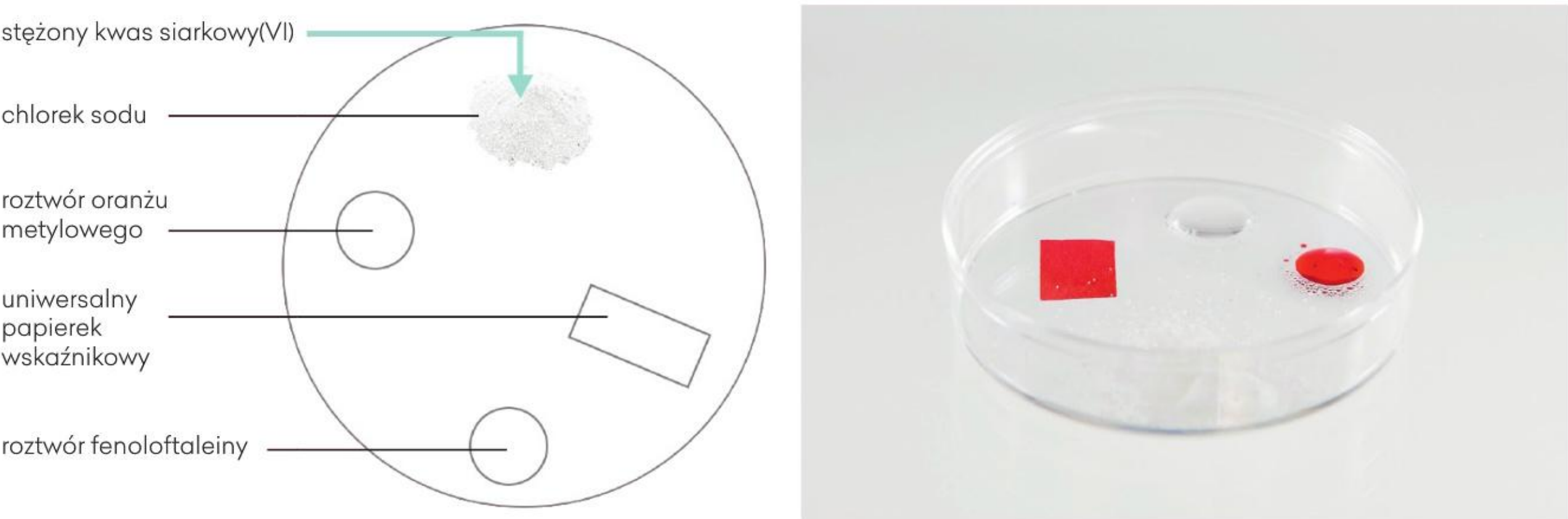
Doświadczenie 36.

Działanie stężonym kwasem siarkowym(VI) na chlorek sodu wobec wskaźników kwasowo-zasadowych

- Sprzęt:** szalka Petriego, pipety Pasteura, łyżeczka
- Odczynniki:** chlorek sodu (sól kuchenna), stężony kwas siarkowy(VI), roztwór oranżu metylowego, roztwór fenoloftaleiny, uniwersalny papierek wskaźnikowy

Wykonanie:

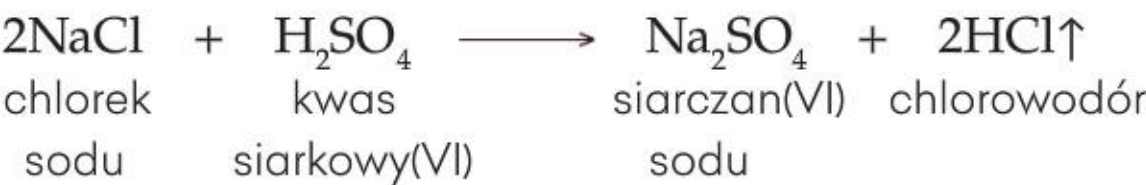
- W górnej części szalki nasyp niewielką ilość soli kuchennej.
- W dolnej części, zgodnie ze schematem: nanieś kroplę roztworu oranżu metylowego, kroplę roztworu fenoloftaleiny i połóż uniwersalny papierek wskaźnikowy.
- Poproś nauczyciela o dodanie kropli stężonego kwasu siarkowego(VI) do soli kuchennej.
- Przykryj zawartość naczynia drugą częścią szalki.



Obserwacje: Po dodaniu kropli stężonego kwasu siarkowego(VI) do chlorku sodu pojawia się dym w kolorze siwym. Powstaje gaz o gryzącym zapachu. Po zamknięciu szalki natychmiast zmieniają się barwy niektórych wskaźników kwasowo-zasadowych.

Wskaźnik kwasowo-zasadowy	Barwa przed doświadczeniem	Barwa po doświadczeniu
roztwór oranżu metylowego	pomarańczowa	czerwona
roztwór fenoloftaleiny	bezbarwna	bezbarwna
uniwersalny papierek wskaźnikowy	żółta / żółtozielona	czerwona

Wnioski: W trakcie doświadczenia zaszła reakcja chemiczna zgodna z równaniem i zapisem słownym:



Otrzymanym produktem gazowym jest chlorowódor, który bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie. Powstały przez to roztwór chlorowodoru wykazuje odczyn kwasowy, czego dowodem jest zmiana barwy niektórych wskaźników kwasowo-zasadowych. W opisanym doświadczeniu udało nam się odtworzyć jedną z metod otrzymywania kwasu chlorowodorowego. Właśnie od tej metody wzięła się jego nazwa zwyczajowa – kwas solny.

Właściwości kwasu chlorowodorowego

Na podstawie doświadczenia, wiedzy z poprzednich lekcji oraz informacji z badań przeprowadzonych przez chemików zapiszmy kilka informacji o tym kwasie w temperaturze pokojowej.

Właściwości kwasu chlorowodorowego	
fizyczne	chemiczne
- bezbarwna ciecz - stężone roztwory są dymiące - ma gęstość większą niż woda (ok. 38-procentowy roztwór ma gęstość ok. $1,19 \frac{g}{cm^3}$)	- stężony jest żrący - dymiąca mgła ze stężonego kwasu jest gryząca, ma drażniący zapach

Ciekawe!



Kwas solny jest głównym składnikiem soku żołądkowego większości ssaków. Jego obecność jest niezbędna do trawienia białek.

Wzór sumaryczny	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa	Model kulkowy*	Model kulkowo-pręcikowy*	Stężenie maksymalne
$HCl_{(aq)}$	kwas chlorowodorowy	kwas solny			ok. 38%

* Model substancji tworzącej z wodą kwas chlorowodorowy

Zastosowanie kwasu chlorowodorowego



produkcja barwników



produkcja cukru



składnik różnych leków



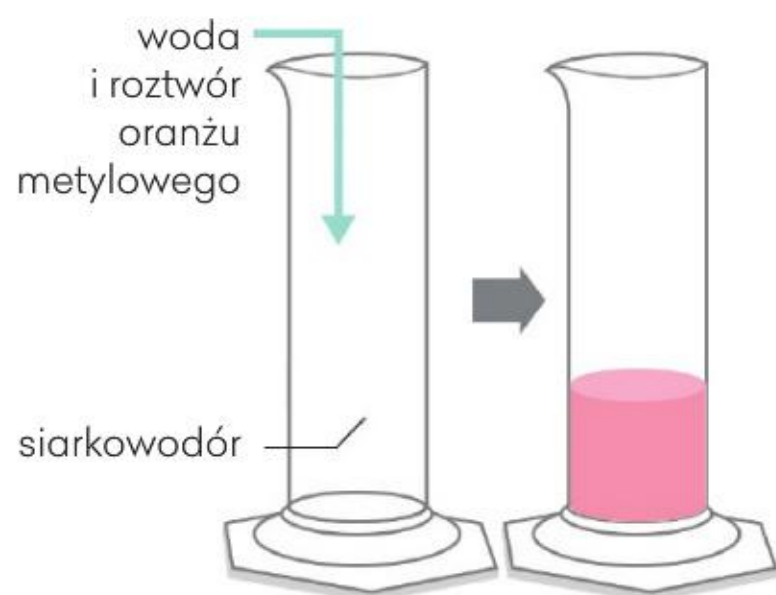
oczyszczanie powierzchni metali



produkcja tworzyw sztucznych



uzdatnianie wody



7.3 Zmiana barwy roztworu oranżu metylowego na jasnoczerwoną dowodzi obecności kwasu (pH 4–5)



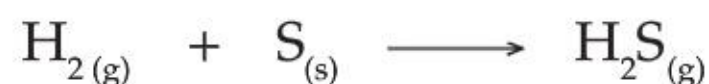
Oznaczenie $\rightleftharpoons$ symbolizuje, że produkt jest nietrwały i częściowo doświadczenie może się cofnąć.



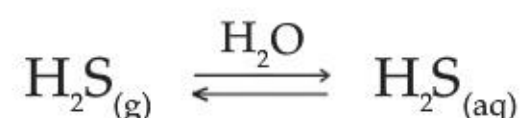
Modele kulkowe i kulkowo-pręcikowe przedstawiane na tej lekcji stanowią prezentację cząsteczek chlorowodoru i siarkowodoru.

Siarkowódór i produkt jego rozpuszczania w wodzie

Analogicznie można przeprowadzić reakcję syntezy^x siarkowodoru z dwóch pierwiastków chemicznych. Reakcja odbywa się poprzez spalanie wodoru w parach siarki (w wysokiej temperaturze). Przebieg można opisać równaniem:



Otrzymany gaz jest bezbarwny, ma nieprzyjemny zapach przypominający woń zgniłych jaj. Jeśli do naczynia wypełnionego siarkowodorem doleje się wody z roztworem oranżu metylowego, wskaźnik początkowo zmienia barwę z pomarańczowej na jasnoczerwoną (il. 7.3). Po pewnym czasie barwa wraca do pomarańczowej. Przebieg doświadczenia możemy opisać równaniem:



Otrzymany wodny roztwór siarkowodoru to, według nazw systematycznych, **kwas siarkowodorowy**.

Właściwości kwasu siarkowodorowego

Wypiszmy kilka informacji o kwasie siarkowodorowym w temperaturze pokojowej.

Właściwości kwasu siarkowodorowego	
fizyczne	chemiczne
bezbarwna ciecz	- trujący - ma nieprzyjemny zapach, przypominający woń zgniłych jaj

Wzór sumaryczny	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa	Model kulkowy*	Model kulkowo-pręcikowy*	Stężenie maksymalne
$\text{H}_2\text{S}_{(aq)}$	kwas siarkowodorowy	woda siarkowodorowa			ok. 0,3%

* Model substancji tworzącej z wodą kwas siarkowodorowy

Zastosowanie kwasu siarkowodorowego



składnik wód leczniczych



odczynnik przydatny do analiz laboratoryjnych

Więcej na temat

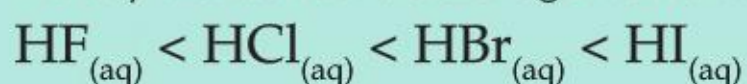
Jak się zmienia moc kwasów beztlenowych?

W treści lekcji poznaliśmy dwa przykłady kwasów beztlenowych. Nie są to oczywiście wszystkie możliwe połączenia niemetalu z niemetalem, rozpuszczalne w wodzie.

Przykładowo – pierwiastki grupy 17 mogą się łączyć z wodorem, tworząc fluorowodór, chlorowodór, bromowodór czy jodowodór. Wszystkie te związki po rozpuszczeniu w wodzie tworzą kwasy beztlenowe. Jak zmienia się ich moc? Wraz ze wzrostem numeru okresu każdy kolejny niemetal będzie tworzył mocniejszy kwas (czyli moc kwasów rośnie z numerem okresu, w którym znajduje się jego symbol chemiczny).

O ile kwas fluorowodorowy można zakwalifikować jako kwas słaby, to już każdy kolejny będzie przykładem mocnego kwasu. Jest to związane m.in. z wielkością promienia atomu fluorowca (czyli odległością elektronów walencyjnych od jądra). Właśnie dlatego wiązanie fluoru i wodoru jest najsilniejsze – najtrudniej je rozerwać. Spośród wymienionych kwasów ten będzie najslabszy.

Kwasy beztlenowe uszeregowane według wzrastania mocy kwasów:



kierunek wzrostu mocy kwasów	17
	${}^9\text{F}$ Fluor 19,00
	${}^{17}\text{Cl}$ Chlor 35,45
	${}^{35}\text{Br}$ Brom 79,90
	${}^{53}\text{I}$ Jod 126,90

W skrócie

- Kwasy beztlenowe powstają przez rozpuszczenie w wodzie związku wodoru z innym niemetalem.
- Kwas chlorowodorowy jest przykładem mocnego kwasu. Stężony „dymi”. Wydziela się gaz o ostrym, drażniącym zapachu.
- Kwas siarkowodorowy jest słabym kwasem o zapachu przypominającym woń zgniłych jaj. Jest trujący.
- Kwas chlorowodorowy najczęściej jest wykorzystywany do produkcji barwników, leków i tworzyw sztucznych.
- Kwas siarkowodorowy jest składnikiem niektórych wód leczniczych i jest ważnym odczynnikiem w laboratoriach.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Kwas chlorowodorowy dostępny jest w sklepach budowlanych i technicznych. Osoby dorosłe mogą go nabyć i wykorzystać w domu w trudnych sytuacjach, czyli takich, w których nie zadziałają inne słabsze kwasy dostępne w handlu. Skorzystaj z zasobów internetu i wyszukaj, do czego może zostać wykorzystany kwas solny o stężeniu ok. 30%.
- 2 Oblicz, ile gramów siarkowodoru powstanie w wyniku reakcji syntezy wodoru i siarki, jeśli użyto 3,2 g siarki.
- 3 Oblicz, ile cm^3 wody należy dolać do 1 dm^3 kwasu chlorowodorowego o stężeniu 20%, żeby otrzymać 2 dm^3 kwasu chlorowodorowego ($d_{20\% \text{ HCl}} = 1,1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$) o stężeniu 10%. Czy wartość gęstości była niezbędna do tych obliczeń?

7.3 Kwasy tlenowe

Podejmij temat



Co wspólnego mają wzory sumaryczne obu kwasów?
Czy metody otrzymywania obu kwasów są do siebie podobne?



Kwasy tlenowe – związki chemiczne, których cząsteczki składają się z atomu lub atomów wodoru oraz z reszty kwasowej, w której zawsze musi się znajdować co najmniej jeden atom tlenu.



Dlaczego przy wzorze H_2CO_3 nie podaliśmy nazwy: kwas węglowy(IV)? Jedyna wartościowość węgla w kwasach wynosi IV – dlatego nie musimy tego dodatkowo podkreślać.

Czym są kwasy tlenowe?

Pięć przykładów kwasów tlenowych, które dokładniej poznamy, opisywane są wzorami sumarycznymi: HNO_3 , H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_2CO_3 i H_3PO_4 . Powstają w wyniku reakcji odpowiednich tlenków niemetalu z wodą. Łączy je wspólna cecha – w cząsteczkach tych kwasów znajdują się atomy tlenu (w przeciwieństwie do wodoroków, z których powstały kwasy beztlenowe). Właśnie dlatego są to przykłady tzw. **kwasy tlenowych**.

Otrzymywanie kwasów tlenowych

Kwasy tlenowe powstają w reakcji tlenku niemetalu i wody. Można to przedstawić za pomocą poniższego równania:



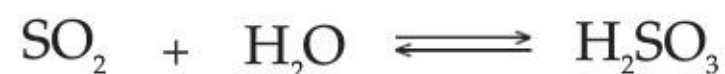
tlenek niemetalu (tlenek kwasotwórczy) + woda → kwas tlenowy

Kwas siarkowy(VI) w swojej budowie ma atom siarki o wartościowości równej VI. Tlenek siarki(VI) po zmieszaniu z wodą reaguje z nią, dając kwas siarkowy(VI). Taki tlenek nazywamy tlenkiem kwasotwórczym.

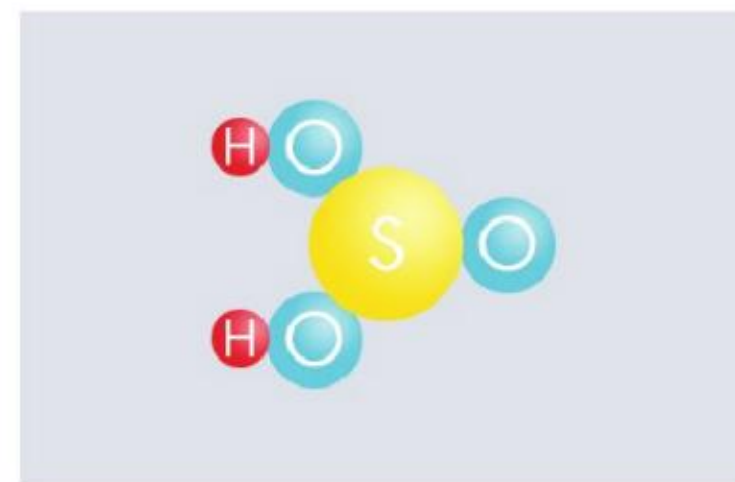
Nazwa systematyczna kwasu	Wzór sumaryczny	Wartościowość niemetalu	Wzór sumaryczny tlenku kwasotwórczego
kwas azotowy(V)	HNO_3	V	N_2O_5
kwas siarkowy(IV)	H_2SO_3	IV	SO_2
kwas siarkowy(VI)	H_2SO_4	VI	SO_3
kwas węglowy	H_2CO_3	IV	CO_2
kwas fosforowy(V)	H_3PO_4	V	P_4O_{10}

Kwas siarkowy(IV)

Kwas siarkowy(IV) to bezbarwna ciecz. Jest nietrwałym kwasem, podczas ogrzewania ulega rozkładowi na tlenek siarki(IV) i wodę. Otrzymuje się go z tlenku siarki(IV) poprzez reakcję z wodą, zgodnie z równaniem:



Tlenek siarki(IV) jest składnikiem kwaśnych deszczy, które są mocno rozcieńczonym roztworem kwasu siarkowego(IV). Proces powstawania kwaśnych opadów jest bardzo prosty – zawarty w powietrzu tlenek siarki(IV) rozpuszcza się w kroplach deszczu. Zanieczyszczenie powietrza tlenkami siarki spowodowane jest najczęściej przez spalanie zasilanych paliw kopalnych.



7.4 Model cząsteczki kwasu siarkowego(IV) w powiększeniu

Doświadczenie 37.

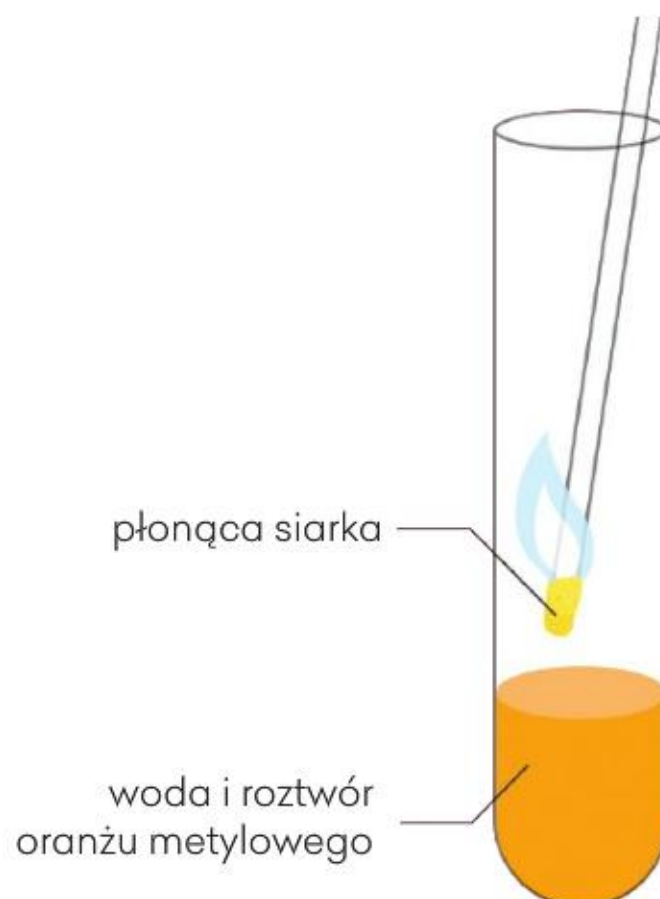
Spalanie siarki w powietrzu i badanie odczynu produktu gazowego z wodą

Sprzęt: szklana rurka do spalań, probówka, palnik, zapalniczka, łapa do probówki

Odczynniki: woda, roztwór oranżu metylowego, sproszkowana siarka

Wykonanie:

- Do probówki wlej 2 cm³ wody, dodaj 2 krople roztworu oranżu metylowego.
- Koniec rurki do spalań ogrzej nad płomieniem palnika, następnie zanurz rurkę w sproszkowanej siarce (odrobinę proszku powinno przykleić się do ciepłego szkła).
- Przyklejoną siarkę zapal płomieniem palnika, później szybko wprowadź rurkę tuż nad roztwór oranżu metylowego. Oczekaj minutę.
- Kiedy płomień zgaśnie, wyjmij rurkę i wstrząśnij probówką.



Obserwacje: Na skutek działania ognia na siarce pojawia się niebieski płomień. Wydziela się dym w kolorze siwym, o drażniącym i nieprzyjemnym zapachu. Po wymieszaniu z otrzymanym gazem ciecz zmienia zabarwienie z pomarańczowego na czerwone.

Wnioski: Siarka spala się niebieskim płomieniem. Zaszła reakcja chemiczna zgodna z równaniem:



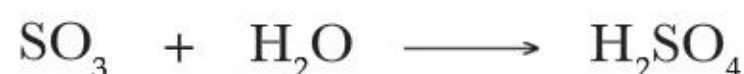
Otrzymany tlenek siarki(IV) reaguje z wodą w myśl równania:



Powstaje kwas siarkowy(IV), który powoduje zmianę barwy roztworu oranżu metylowego na czerwoną. Otrzymany roztwór kwasu siarkowego(IV) wykazuje zatem odczyn kwasowy.

Kwas siarkowy(VI)

Stężony kwas siarkowy(VI) jest bezbarwną, żrącą i oleistą cieczą. Jego gęstość jest prawie dwa razy większa niż gęstość wody, z którą miesza się on w każdych ilościach. Podczas mieszania wydzielą się dużo ciepła. Stężony kwas siarkowy(VI) jest higroskopijny (pochłania parę wodną z otoczenia). Możemy go otrzymać podczas reakcji tlenku siarki(VI) z wodą, zgodnie z równaniem:



W **przemyśle** do otrzymania tego kwasu używa się metody kontaktowej, składającej się z trzech etapów:

1. spalanie siarki,
2. zamiana tlenku o wzorze sumarycznym SO_2 do SO_3 , w obecności katalizatora,
3. pochłanianie tlenku siarki(VI) w stężonym kwasie siarkowym(VI).

Kwas azotowy(V)

Kwas azotowy(V) jest bezbarwną cieczą, dobrze rozpuszcza się w wodzie. Jak większość kwasów jest żrący. Otrzymuje się go z tlenku azotu(V) poprzez reakcję z wodą, co prezentuje poniższe równanie:



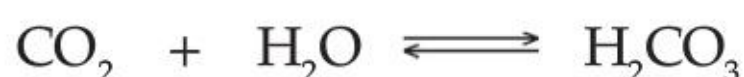
Na **skalę przemysłową** uzyskuje się go w kilkietapowych procesach, a zaczyna od spalania amoniaku.

Kwas węglowy

Kwas węglowy jest nietrwałym kwasem i bardzo łatwo ulega rozkładowi na tlenek węgla(IV) i wodę, w myśl równania:



Nie jest żrący, ponieważ ze względu na jego nietrwałość nie można go otrzymać w postaci roztworu stężonego. Roztwory kwasu węglowego w niskich stężeniach otrzymujemy podczas reakcji tlenku węgla(IV) z wodą, zgodnie z równaniem:

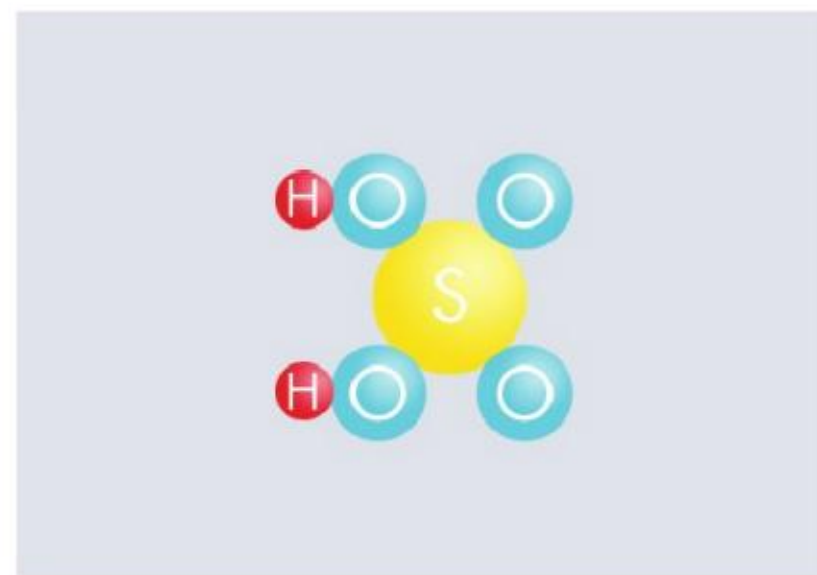


Kwas fosforowy(V)

Kwas fosforowy(V) jest białym, krystalicznym ciałem stałym. Bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie, wydzielając przy tym ciepło. Możemy go otrzymać podczas reakcji tlenku fosforu(V) z wodą, zgodnie z równaniem:



W **przemyśle** do otrzymania kwasu fosforowego używa się apatytu i fosforytu, minerałów zawierających fosforany, czyli sole tego kwasu.



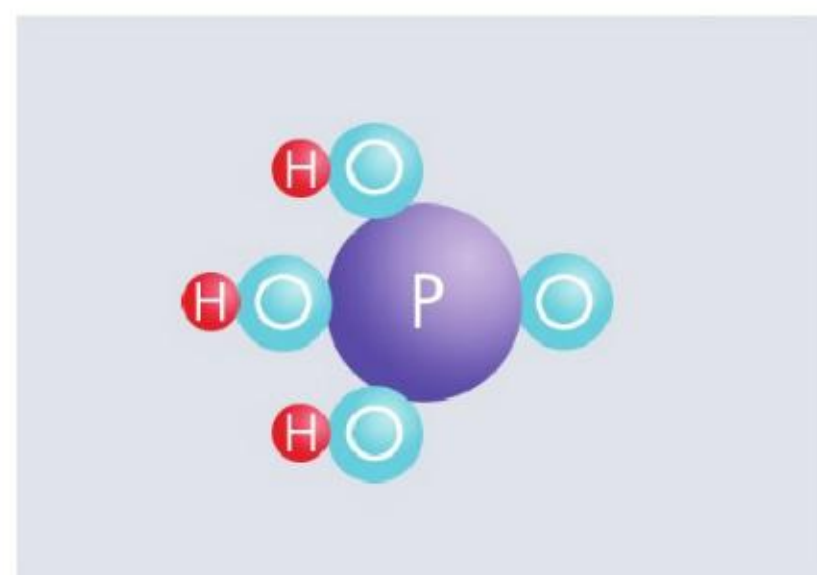
7.5 Model cząsteczki kwasu siarkowego(VI) w powiększeniu



7.6 Model cząsteczki kwasu azotowego(V) w powiększeniu



7.7 Model cząsteczki kwasu węglowego w powiększeniu



7.8 Model cząsteczki kwasu fosforowego(V) w powiększeniu

Kwas fosforowy(V) może występować w dwóch odmianach. Jego bardziej powszechna forma to H_3PO_4 nazywana kwasem fosforowym(V) lub (w późniejszych etapach nauki) kwasem *ortofosforowym*(V). Druga forma to kwas *metafosforowy*(V) o wzorze HPO_3 . Jak można zauważyć, różnią się one zawartością wody w cząsteczce. *Orto-* oznacza maksymalną ilość wody w cząsteczce, natomiast *meta-* ilość minimalną.

Doświadczenie 38.

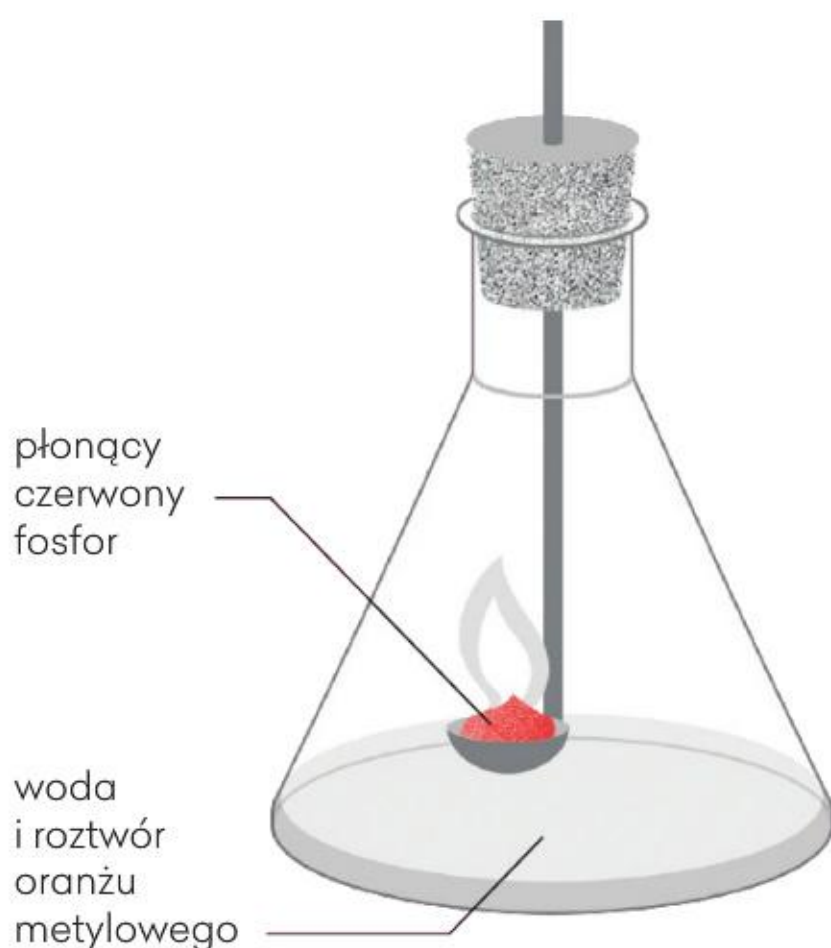
Spalanie fosforu w powietrzu i badanie odczynu produktu gazowego z wodą

Sprzęt: kolba stożkowa, łyżeczka do spalań osadzona w korku, palnik, zapalki

Odczynniki: woda, roztwór oranżu metylowego, fosfor czerwony

Wykonanie:

- Do kolby wlej niewielką ilość wody, dodaj kilka kropel roztworu oranżu metylowego.
- Na łyżeczce do spalań ogrzewaj niewielką ilość czerwonego fosforu. Kiedy niemetal się zapali, wprowadź go do kolby, nad wodę z roztworem wskaźnika.
- Naczynie zamknij korkiem.

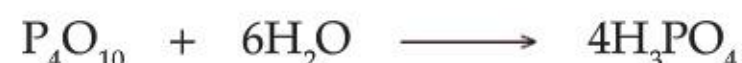


Obserwacje: Po ogrzewaniu na fosforze pojawia się jasny płomień. Wydziela się dym w kolorze siwym, o drażniącym, nieprzyjemnym zapachu. Ciecz stopniowo zmienia zabarwienie z pomarańczowego na czerwone.

Wnioski: Fosfor spala się jasnym, oślepiającym płomieniem, zaszła reakcja chemiczna zgodna z równaniem:



Otrzymany tlenek fosforu(V) reaguje z wodą zgodnie z równaniem:



Powstaje kwas fosforowy(V), który powoduje zmianę barwy roztworu oranżu metylowego na czerwoną. Otrzymany roztwór kwasu wykazuje zatem odczyn kwasowy.

Zastosowanie kwasów tlenowych

Kwas azotowy(V)



produkcja nawozów sztucznych



produkcja leków na choroby układu krążenia



produkcja materiałów wybuchowych

Kwas siarkowy(IV)



wybielanie papieru



bielenie wełny

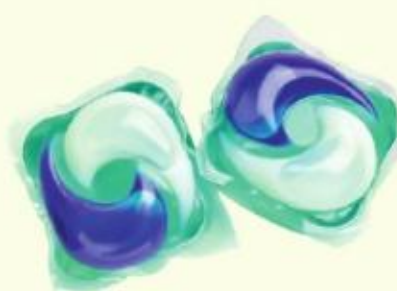


jako środek bakteriobójczy i grzybobójczy

Kwas siarkowy(VI)



jako elektrolit w akumulatorach



produkcja środków czystości



produkcja tworzyw sztucznych

Kwas węglowy



produkcja napojów gazowanych



składnik wód leczniczych w uzdrowiskach



jako odczynnik do otrzymywania innych związków chemicznych

Kwas fosforowy(V)



produkcja napojów typu cola



produkcja leków i materiałów stomatologicznych



odrdzewiacz do powierzchni metali

Więcej na temat

Kwasy w kosmetykach

Poznanie właściwości kwasów znacząco ułatwi ich wykorzystywanie. Związki chemiczne stężone, żrące wymagają szczególnie ostrożnego postępowania z nimi. Między innymi dlatego kwas solny czy kwas siarkowy(VI) nie mogą mieć kontaktu ze skórą. Są jednak kwasy, które od dawna są składnikami popularnych kosmetyków do pielęgnacji ciała.



Kwas migdałowy – pozyskiwany z gorzkich migdałów, ma właściwości antybakteryjne, wpływa pozytywnie na kondycję skóry, wygładza ją i pobudza jej komórki do odnowy.

Kwas jabłkowy – wydzielany z niedojrzałych jabłek, głogu, żurawiny oraz borówek, wyraźnie nawilża i zmiękcza cerę, działa antygrzybiczo, łagodzi stany zapalne i zapobiega powstawaniu zaskórników.

Kwas mlekowy – obecny w skwaśniałym mleku, jest naturalnym nawilżaczem skóry, zmniejsza jej przebarwienia, poprawia elastyczność i wyrównuje zmarszczki.

Kwas cytrynowy, znajdujący się w owocach cytrusowych, wpływa korzystnie na skórę – złuszcza ją, usuwa zaskórники i zmniejsza widoczność przebarwień, jest naturalnym konserwantem (także w przemyśle spożywczym).

Takich przykładów jest o wiele więcej. Trudno znaleźć kosmetyk, który w swoim składzie nie ma kwasu.

W skrócie

- Kwasy tlenowe – związki chemiczne, których cząsteczki składają się z atomu lub atomów wodoru oraz z reszty kwasowej, w której zawsze musi się znajdować co najmniej jeden atom tlenu.
- Kwasy tlenowe powstają w reakcji tlenku niemetalu i wody. Taki tlenek niemetalu nazywamy tlenkiem kwasotwórczym.
- Kwas azotowy(V), kwas siarkowy(VI) i kwas fosforowy(V) wykorzystywane są m.in. do produkcji nawozów sztucznych.
- Kwas węglowy wykorzystywany jest do produkcji napojów gazowanych.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Oblicz, ile gramów tlenku siarki(IV) potrzeba do wyprodukowania 100 g kwasu siarkowego(IV) w reakcji tlenku z wodą.
- 2 Wyszukaj w internecie informacje na temat kwasu fosforowego(V) używanego do produkcji napojów typu cola. Podaj przybliżoną ilość kwasu w jednolitrowej butelce napoju.
- 3 Zastanów się, jakie czynności należy podjąć w razie przypadkowego obłania się kwasem siarkowym(VI).
- 4 W klasie 8 poznasz kwasy należące do związków chemii organicznej. Każdy z nich to przykład kwasu tlenowego. Oblicz masę 20 cm³ kwasu octowego o stężeniu 10% w temp. 20 °C. Potrzebnych danych poszukaj w tabeli gęstości znajdującej się na końcu podręcznika.

7.4 Dysocjacja jonowa kwasów

Podejmij temat



Dlaczego wiele napojów gazowanych zmienia zabarwienie uniwersalnego papierka wskaźnikowego na czerwony? Jaki składnik (lub jakie składniki) napojów gazowanych powoduje wykazywanie odczynu kwasowego?



Ciekawe!

Kwas fosforowy(V) jest powszechnie stosowany jako dodatek przy produkcji żywności. Europejski Urząd ds. Bezpieczeństwa Żywności oznaczył go na liście związków „E” (symbolu Europy) pod numerem 338. Związek ten sklasyfikowano jako regulator kwasowości.

Dysocjacja elektrolityczna – proces rozpadu substancji na jony (np. pod wpływem wody).

Elektrolit – substancja, której roztwór wodny przewodzi prąd elektryczny.

Nieelektrolit – substancja, której roztwór wodny nie przewodzi prądu elektrycznego.

Kwasy w popularnych napojach

Informacje o składzie wielu napojów dostępnych w handlu można znaleźć na etykietach butelek, w których są one sprzedawane. Odczytując kolejne nazwy substancji wchodzących w skład napoju typu cola, można zauważyć, że jeden związek chemiczny kojarzy się z tematyką obecnie omawianego działu. Jest nim kwas fosforowy(V) o wzorze sumarycznym H_3PO_4 . Kwas ten, niezależnie od zastosowania (czy będzie to składnik napoju, czy w większym stężeniu – odrdzewiacz), wykazuje odczyn kwasowy. Gdy wprowadzimy uniwersalny papierek wskaźnikowy do coli, stężonego roztworu kwasu czy odrdzewiacza, zawsze obserwujemy podobną zmianę – papierek staje się czerwony.

Dysocjacja elektrolityczna

Z poprzedniego działu wiesz już, że wiele roztworów substancji wykazuje odczyn kwasowy. Ciecz w akumulatorze, ocet, sok ze świeżego pomidora czy kawa – wszystkie te przykłady zawierają w swoim składzie wodne roztwory różnych kwasów. Taką klasyfikację zapewnia **dysocjacja elektrolityczna**.

Określona substancja, po rozpuszczeniu jej w wodzie, dzięki obecności dodatnich kationów i ujemnych anionów może przewodzić prąd elektryczny. Dla przykładu – chlorowódor o wiązaniach kowalencyjnych spolaryzowanych nie przewodzi ładunków elektrycznych, natomiast doświadczenie 14. dowodzi, że wodny roztwór chlorowodoru zachowuje się zupełnie odwrotnie – jest doskonałym przewodnikiem. Korzystając z definicji dysocjacji elektrolitycznej, możemy doprecyzować – substancje, których roztwory wodne przewodzą prąd elektryczny, nazywamy **elektrolitami**. Substancje, których roztwory wodne nie przewodzą prądu elektrycznego, nazywamy **nieelektrolitami**.

Dysocjacja elektrolityczna kwasów

Według teorii szwedzkiego chemika i fizyka Svante Arrheniusa (czytaj sfante areniusa) kwasy pod wpływem wody dysocjują z wytworzeniem kationu wodoru. Spróbujmy zapisać uogólniony schemat dysocjacji kwasów.



Po zanalizowaniu tego zapisu można szybko wyciągnąć wniosek, że każdy kwas tlenowy (lub wodorek, z którego powstał kwas beztlenowy) w swoich cząsteczkach zawiera atomy wodoru, które pod wpływem wody tworzą kationy wodoru. Należy pamiętać, że w procesie dysocjacji elektrolitycznej powstają również aniony reszty kwasowej. To właśnie dzięki obecności kationów wodoru w różnych roztworach możemy mówić, że roztwory te wykazują odczyn kwasowy.

Równania dysocjacji elektrolitycznej dla mocnych kwasów

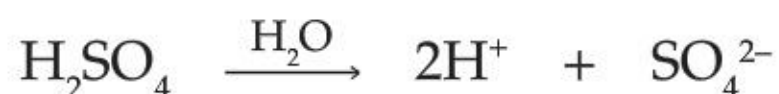
Mocne kwasy to roztwory, w których cząsteczki są w pełni zdysocjowane. Jako przykłady możemy wymienić związki chemiczne o wzorach sumarycznych: HNO_3 , H_2SO_4 i mieszaniny H_2O z HCl , HBr lub HI . Zgodnie z powyższym schematem zapiszmy równania dysocjacji dla dwóch, spośród wymienionych, przykładów.

Dysocjacja elektrolityczna kwasu chlorowodorowego



Cząsteczka chlorowodoru, rozpuszczając się w wodzie, dysocjuje na kation wodoru i anion chlorkowy.

Dysocjacja elektrolityczna kwasu siarkowego(VI)

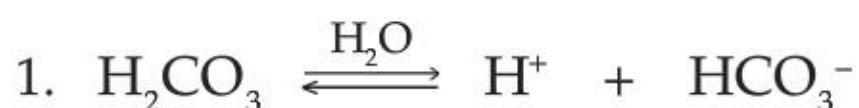


Cząsteczka kwasu siarkowego(VI) pod wpływem wody dysocjuje na dwa kationy wodoru i anion siarczanowy(VI).

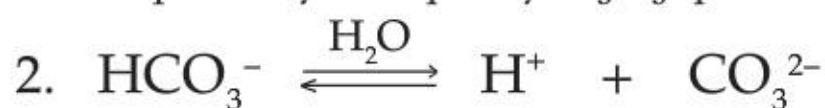
Równania dysocjacji elektrolitycznej dla kwasów słabej mocy

Do kwasów słabych zaliczyć można związki chemiczne o wzorach sumarycznych: H_2CO_3 , H_3PO_4 , H_2SO_3 i mieszaniny H_2O z H_2S lub HF . Określenie „słaby” sugeruje, że proces dysocjacji cząsteczek nie przebiega w stu procentach. W roztworze znajduje się mieszanina cząsteczek, które nie uległy dysocjacji, oraz jonów powstałych w pewnym stopniu w wyniku tego procesu. Wszystko w zapisie oznacza się dwiema równoległymi strzałkami o przeciwnym kierunku grotów. Dla słabej mocy kwasów, które w cząsteczkach mają więcej niż jeden atom wodoru, zapisuje się tzw. **dyso-cjację stopniową**. Jej istotą jest odłączenie, na każdym z etapów, kationu wodoru. Spróbujmy zapisać ten proces dla kwasu węglowego i kwasu fosforowego(V).

Dysocjacja elektrolityczna kwasu węglowego

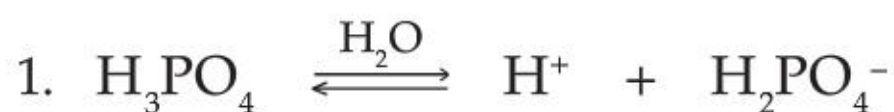


W pierwszym etapie dysocjacji powstały – **kation wodoru** i **anion wodorowęglanowy**

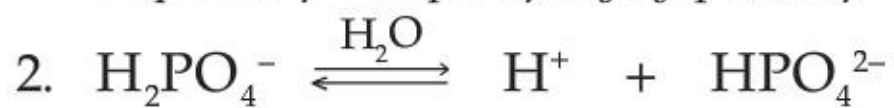


W drugim etapie dysocjacji powstały – **kation wodoru** i **anion węglanowy**

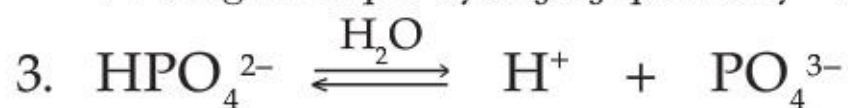
Dysocjacja elektrolityczna kwasu fosforowego(V)



W pierwszym etapie dysocjacji powstały – **kation wodoru** i **anion diwodorofosforanowy(V)**



W drugim etapie dysocjacji powstały – **kation wodoru** i **anion wodorofosforanowy(V)**



W trzecim etapie dysocjacji powstały – **kation wodoru** i **anion fosforanowy(V)**

Liczba etapów dysocjacji kwasów słabej mocy zależy od liczby atomów wodoru w cząsteczce.

Nazwy jonów powstałych z dysocjacji kwasów

W procesie dysocjacji rozpuszczalnego w wodzie kwasu tlenowego lub wodoru, z którego powstał kwas beztlenowy, zawsze powstaje kation wodoru. Niezbędne jest utworzenie, obok niego, anionu reszty kwasowej. Jak tworzyć nazwy anionów? Zależy to od ich pochodzenia – czy powstały z kwasu beztlenowego czy tlenowego.

Kwas	Dodawany przyrostek	Nazwa anionu reszty kwasowej
kwasy beztlenowe	-kowy	Cl^- chlor owy I^- jod owy S^{2-} siarcz owy
kwasy tlenowe	-anowy	SO_3^{2-} siarcz anowy(IV) SO_4^{2-} siarcz anowy(VI) NO_3^- azot anowy(V) PO_4^{3-} fosfor anowy(V) CO_3^{2-} węgl anowy HCO_3^- wodorowęgl anowy

W skrócie

- Dysocjacja elektrolityczna – proces rozpadu substancji na jony (np. pod wpływem wody).
- Kwasy dysocjują na kation wodoru i anion reszty kwasowej.
- Mocny kwas to taki, który praktycznie w całości w kontakcie z wodą występuje w postaci jonów.
- Kwasy słabej mocy po kontakcie z wodą tworzą jony, jednak w mieszaninie część cząsteczek pozostaje niedysocjowana.
- Liczba etapów dysocjacji dla słabej mocy kwasów zgodna jest z liczbą atomów wodoru w cząsteczce.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Zapisz równania dysocjacji elektrolitycznej dla mocnych kwasów o podanych nazwach systematycznych.
a) kwas azotowy(V) b) kwas bromowodorowy
- 2 Zapisz równania dysocjacji elektrolitycznej dla kwasów słabej mocy o podanych wzorach sumarycznych.
a) $\text{H}_2\text{S}_{(\text{aq})}$ b) H_2SO_3
c) H_3PO_4 d) HNO_2
- 3 Skorzystaj z zasobów internetu i wyszukaj nazwę systematyczną oraz wzór sumaryczny kwasu, który słabo rozpuszcza się w wodzie. Czy taka właściwość może świadczyć o jego mocy?

7.5 Porównanie właściwości kwasów

Podejmij temat

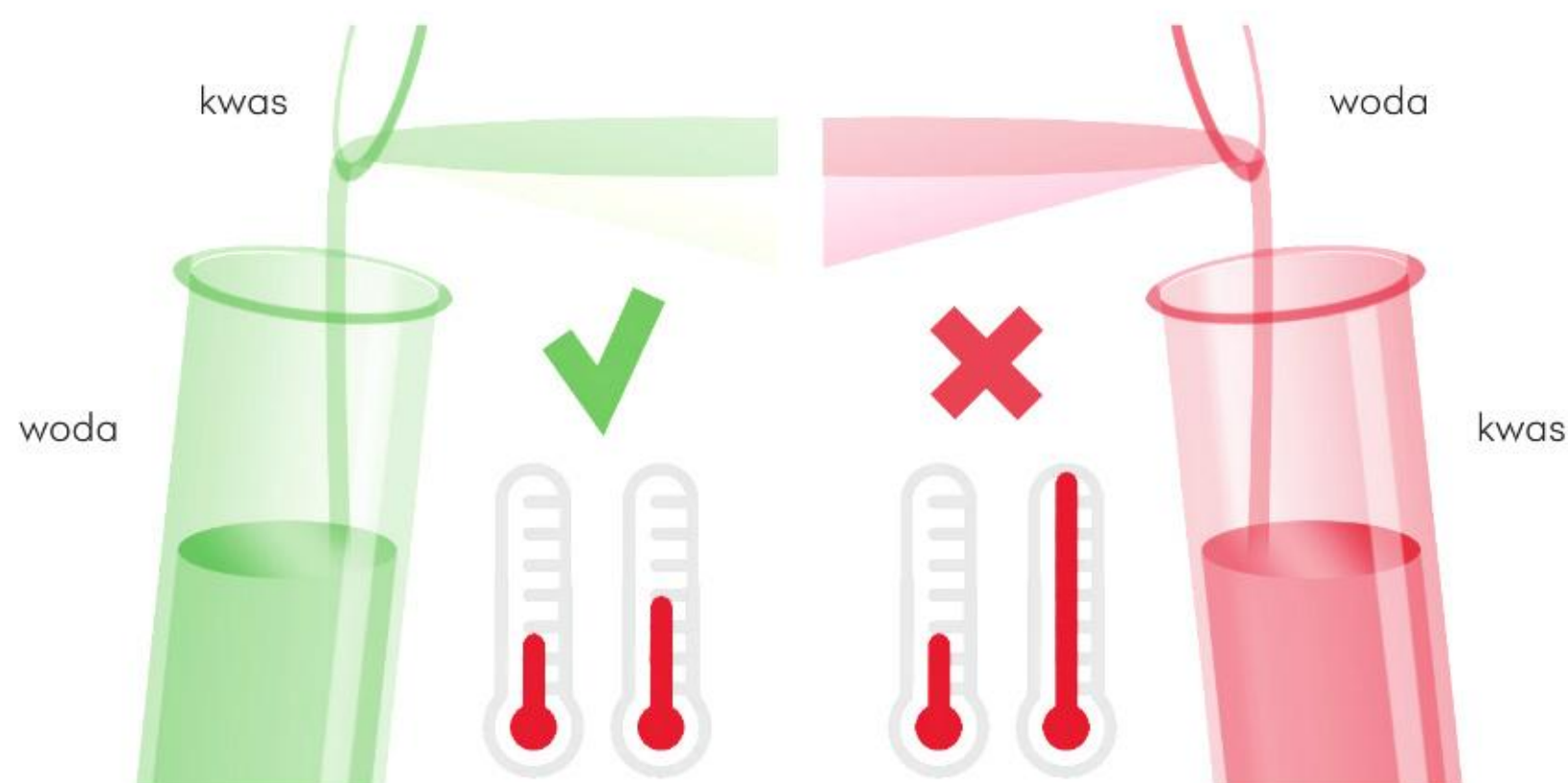


Czy przy rozcieńczaniu kwasów ważna jest kolejność mieszania składników?
Czy rękawice i okulary ochronne są niezbędne podczas pracy ze stężonymi kwasami?



Bezpieczeństwo ponad wszystko

Podczas pracy z kwasami niezbędne jest zachowanie wszystkich warunków bezpieczeństwa opisanych w kartach charakterystyki. Warto też wykorzystać dodatkowe zasady, które uczynią naszą pracę bezpieczniejszą. Podstawowym warunkiem uniknięcia poparzenia przy rozcieńczaniu kwasów jest stosowanie reguły: **Pamiętaj, chemiku młody, wlewaj zawsze kwas do wody.**



Przy rozcieńczaniu np. **stężonego roztworu** kwasu siarkowego(VI) wzrasta temperatura (powstaje **roztwór rozcieńczony** kwasu). Jest to przemiana egzotermiczna. Jeśli stosujemy kolejność dodawania kwasu do wody, wzrost jest stopniowy. Natomiast jeśli zmienimy kolejność i będziemy dolewać wody do kwasu, wzrost temperatury będzie gwałtowny. Woda o mniejszej gęstości częściowo pozostaje na powierzchni kwasu. Szybciej ogrzewa się i zaczyna wrzeć, a mieszanina kipi, powodując dodatkowe zagrożenie. Wiemy już, że niektóre roztwory kwasów są żrące, dlatego podczas pracy z nimi konieczne jest używanie rękawic.

Roztwór stężony – roztwór, w którym ilość substancji rozpuszczonej zbliżona jest do maksymalnej rozpuszczalności w danym rozpuszczalniku.

Roztwór rozcieńczony – roztwór, w którym ilość substancji rozpuszczonej jest mała w stosunku do ilości rozpuszczalnika.

Jak stężone kwasy wpływają na różne materiały?

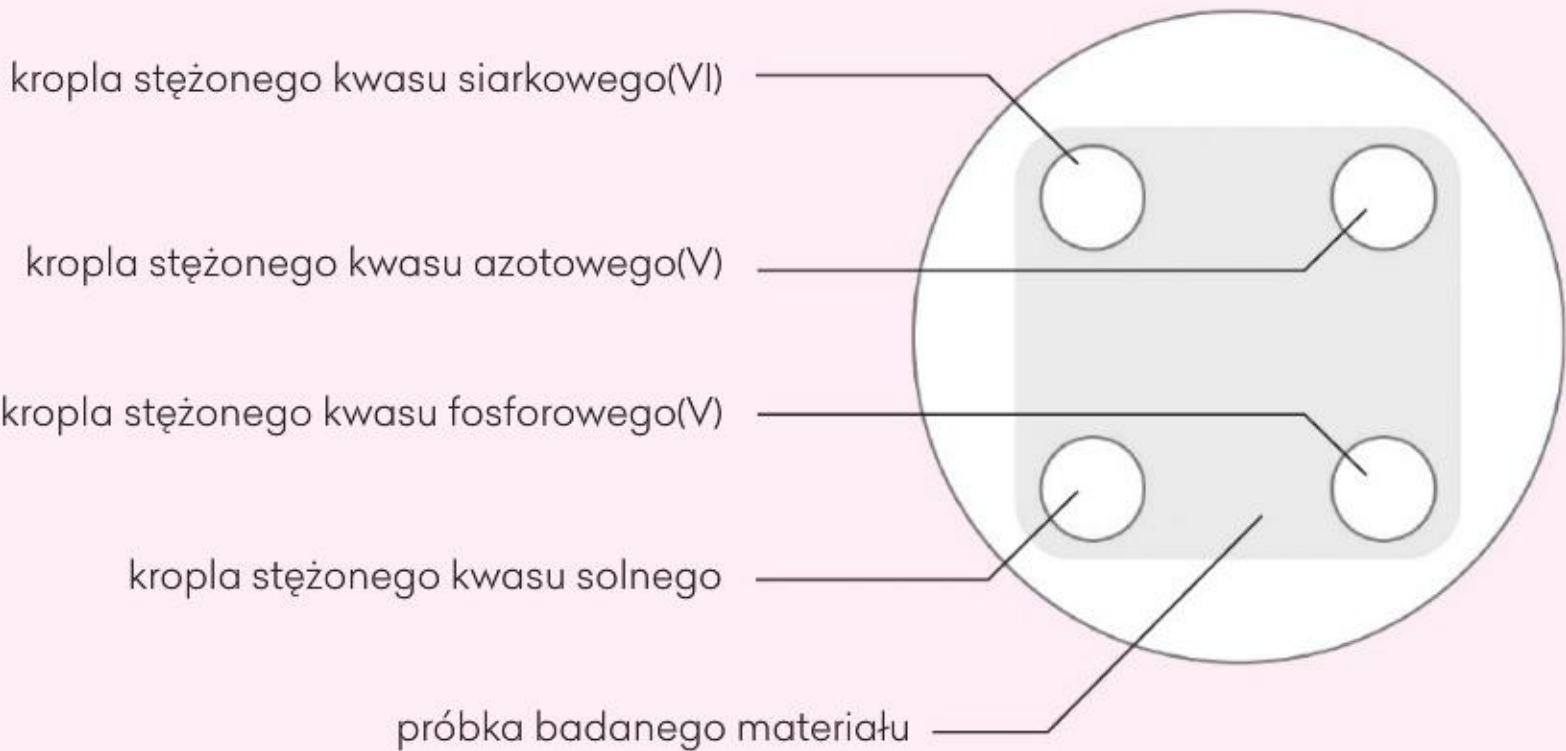
Doświadczenie 39.

Działanie różnymi stężonymi kwasami na próbki – papieru, bawełny, plastiku

- Sprzęt:**
- szalki Petriego, pipety Pasteura z kapilarą
- Odczynniki:**
- próbki materiałów wielkości szalki Petriego: papieru, koszulki bawełnianej, plastikowego opakowania; stężone kwasy: chlorowodorowy, siarkowy(VI), azotowy(V) i fosforowy(V)

Wykonanie:

- Na szalce umieść próbkę papieru.
- Blisko rogów materiału nanieś po jednej kropli stężonych kwasów (zgodnie ze schematem).
- Na innej szalce wykonaj czynności dla koszulki bawełnianej i plastikowego opakowania.



Obserwacje:



Wzór odczynnika	Zachowanie w przypadku papieru	Zachowanie w przypadku bawełny	Zachowanie w przypadku plastiku
$\text{HCl}_{(\text{stęż.})}$	pozostaje żółta plama	materiał nasiąka kwasem	krople kwasów pozostają na materiale, plastik nie nasiąka
$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{stęż.})}$	robi się ciemnobrązowa plama, później dziura	robi się brązowa plama, później dziura	
$\text{HNO}_{3(\text{stęż.})}$	pozostaje brązowa plama	materiał nasiąka kwasem	
$\text{H}_3\text{PO}_{4(\text{stęż.})}$	papier nasiąka kwasem	materiał nasiąka kwasem	

Wnioski:

Stężone kwasy w różny sposób oddziałują z różnymi materiałami. Najbardziej odpornym na kontakt z nimi jest plastik. Szczególnie negatywny wpływ na bawełnę miał stężony kwas siarkowy(VI). Zniszczenie papieru spowodowały natomiast mocne kwasy o wzorach sumarycznych: HCl , H_2SO_4 i HNO_3 .

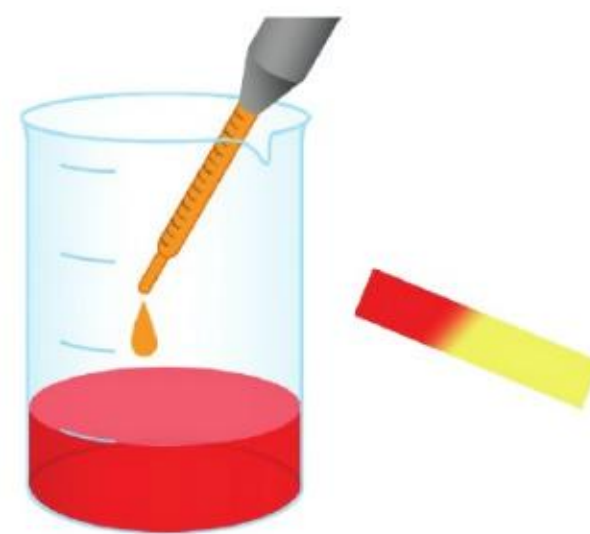
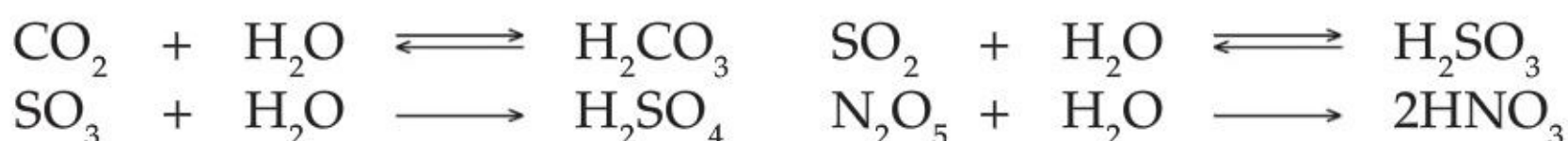
Roztwory kwasów i ich odczyn

Wiemy, że roztwory wykazujące odczyn kwasowy na skali pH uszeregowane będą poniżej wartości 7. Wszystkie roztwory kwasów znajdą się w tym przedziale. O wartości pH będzie decydowała liczba powstałych kationów wodoru w wyniku dysocjacji elektrolitycznej. Polegając na tej wiedzy i poznanych już wskaźnikach kwasowo-zasadowych, wiemy, że najlepiej zastosować uniwersalny papierek wskaźnikowy lub roztwór oranżu metylowego celem potwierdzenia obecności kwasów w badanym roztworze (il. 7.9).

Co wspólnego mają kwasy z kwaśnymi opadami atmosferycznymi?

W dziale 5 omawialiśmy wpływ zanieczyszczeń powietrza (głównie tlenków niemetalu) na przyrodę. Mówiliśmy o istotnym połączeniu wody z tlenkami. Teraz zastanowimy się, jakie związki chemiczne powstają po kontakcie niektórych zanieczyszczeń z wodą. Przypomnijmy, że tlenki niemetalu, które reagują z wodą, w efekcie tworząc kwasy, nazywaliśmy już **tlenkami kwasotwórczymi**.

Zapiszmy kilka przykładowych równań reakcji chemicznych prezentujących, jak powstają opady atmosferyczne zwane kwaśnymi deszczami:



7.9 Barwy wskaźników (roztworu oranżu metylowego i uniwersalnego papierka wskaźnikowego) po kontakcie z roztworem kwasu ($C_{\text{H}^+} > C_{\text{OH}^-}$)

W skrócie

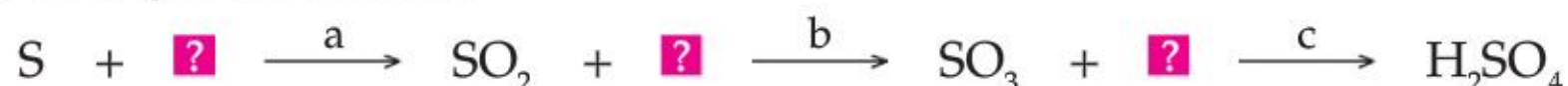
- Przy rozcieńczaniu kwasów należy zachować właściwą kolejność – dodawać kwas do wody.
- Mocne kwasy niszczą wiele materiałów, np. papier, bawełnę, natomiast nie wywierają negatywnego wpływu na plastik (zbadany podczas lekcji).
- Czerwone zabarwienie roztworu oranżu metylowego i uniwersalnego papierka wskaźnikowego świadczy o odczynie kwasowym wodnego roztworu związku chemicznego, np. roztworu kwasu.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie zbadanie odczynu rozcieńczonego kwasu bromowodorowego. Podaj niezbędny sprzęt i odczynniki. Naszkicuj schemat, zapisz obserwacje i wyciągnij stosowny wniosek.
- 2 Dokończ równania reakcji chemicznych, wiedząc, że ich produktami są kwasy. Czy któraś z reakcji chemicznych nie zachodzi? Jeśli tak, zaznacz to.



- 3 Zapisz wszystkie równania reakcji chemicznych (oznaczone nad strzałkami literami: a, b, c, przedstawione na poniższym schemacie.



Podsumowanie działu 7

Ważne pojęcia

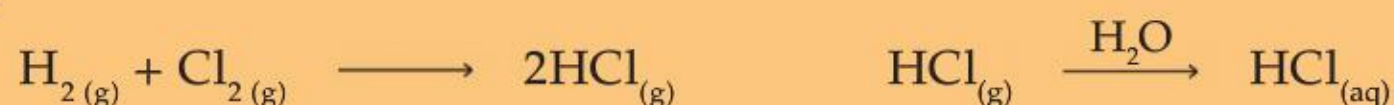
kwasy	wzór ogólny kwasów dysocjacja elektrolityczna	kwasy beztlenowe elektrolit	kwasy tlenowe nieelektrolit
-------	--	--------------------------------	--------------------------------

Kwasy można podzielić na beztlenowe (np. $\text{HCl}_{(\text{aq})}$, $\text{H}_2\text{S}_{(\text{aq})}$) i tlenowe (np. H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4).

Wzór ogólny kwasów



Kwasy beztlenowe można otrzymać przez rozpuszczenie w wodzie związku wodoru z niemetałem (innym niż wodór), zgodnie z równaniem:



Kwasy tlenowe można otrzymać m.in. w reakcji tlenku niemetalu (nazywanego również tlenkiem kwasotwórczym) z wodą, np.:



Dysocjacja elektrolityczna kwasów – proces rozpadu kwasów, pod wpływem wody, na jony: kation wodoru i anion reszty kwasowej.

Elektrolit – substancja, która po rozpuszczeniu w wodzie przewodzi prąd elektryczny.

Nieelektrolit – substancja, która po rozpuszczeniu w wodzie nie przewodzi prądu elektrycznego.

Mocne kwasy po kontakcie z wodą występują praktycznie w całości w postaci jonów, natomiast kwasy słabe po kontakcie z wodą wprawdzie tworzą jony, jednak w mieszaninie część cząsteczek pozostaje niezdisocjowana.

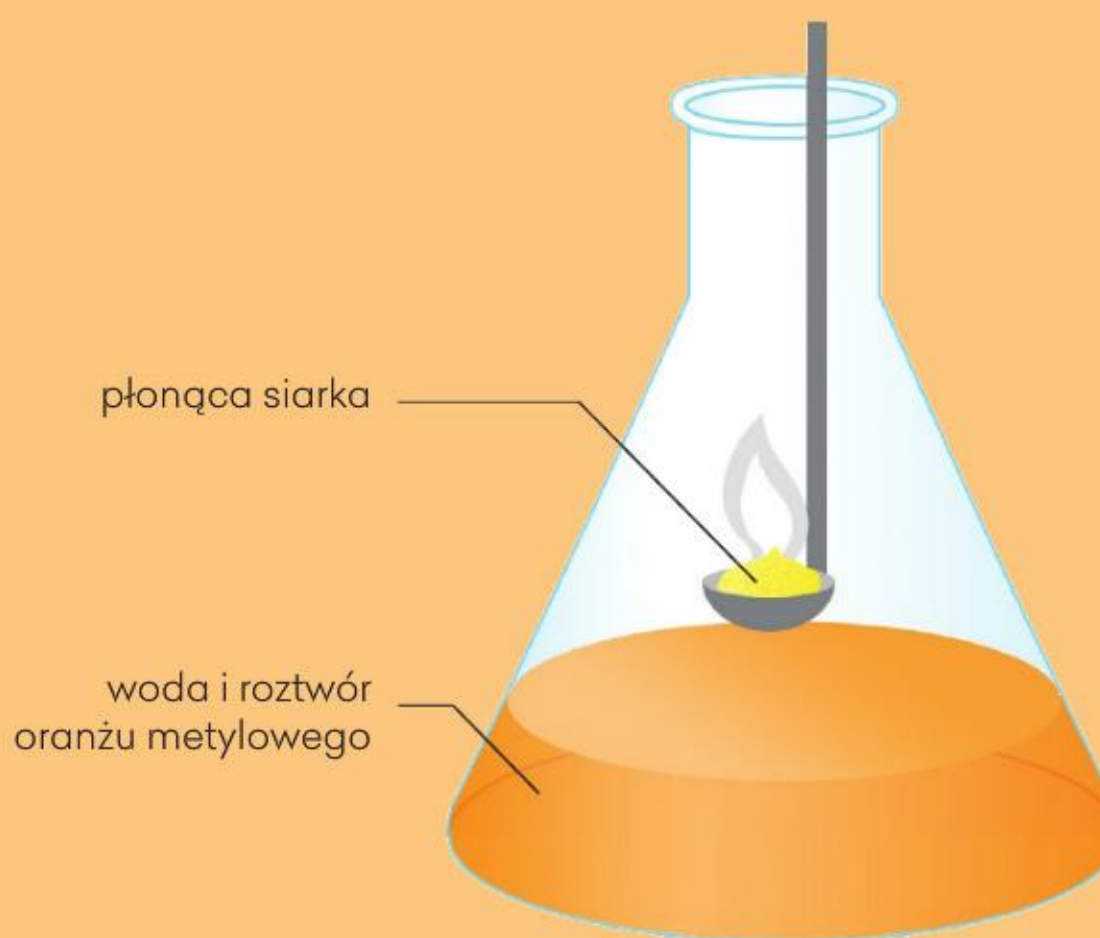
Przy rozcieńczaniu kwasów należy zachować właściwą kolejność – dodawać kwas do wody.

Mocne kwasy niszczą wiele materiałów (np. papier czy bawełnę), ale większość tworzyw sztucznych jest na nie odporna.

Czerwone zabarwienie roztworu oranżu metylowego i uniwersalnego papierka wskaźnikowego świadczy o odczynie kwasowym wodnego roztworu związku, np. roztworu kwasu.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Zastanów się, które z podanych wzorów sumarycznych to wzory kwasów.
 MgCl_2 , H_2SO_4 , H_2O , LiH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{HBr}_{(\text{aq})}$, NaCl , HNO_3 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, H_3PO_4 , HCN , ZnCl_2 , N_2O_5
- 2 Zapisz równanie reakcji otrzymywania kwasu chlorowodorowego.
- 3 Podaj po dwa zastosowania kwasu chlorowodorowego i kwasu siarkowodorowego.
- 4 Narysuj modele cząsteczek substancji, znajdujących się w roztworach kwasów, o wzorach sumarycznych: H_2SO_4 , $\text{HCl}_{(\text{aq})}$, HNO_3 .
- 5 Zapisz równania reakcji otrzymywania kwasu siarkowego(IV) oraz kwasu fosforowego(V).
- 6 Podaj po dwa przykłady zastosowania kwasu siarkowego(VI), kwasu azotowego(V) i kwasu fosforowego(V).
- 7 Zastanów się, jakimi wskaźnikami kwasowo-zasadowymi można wykryć w cieczy obecność kwasu chlorowodorowego.
- 8 Podaj obserwacje do doświadczenia przedstawionego na schemacie obok.



- 9 Zapisz równania dysocjacji elektrolitycznej dla mocnych kwasów.
 - a) HNO_3
 - b) $\text{HBr}_{(\text{aq})}$
 - c) kwas siarkowy(VI)
 - d) kwas chlorowodorowy
- 10 Zapisz równania dysocjacji elektrolitycznej dla kwasów słabej mocy.
 - a) kwas siarkowodorowy
 - b) H_3PO_4
 - c) kwas siarkowy(IV)
- 11 Dokończ równania reakcji chemicznych, wiedząc, że ich produktami są kwasy.

a) $\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$?	b) $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$?
c) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$?	d) $\text{P}_4\text{O}_{10} + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow$?
- 12 Oblicz stężenie procentowe roztworu kwasu siarkowego(VI) zawierającego 300 g wody oraz 20 g kwasu.

Indeks

A			jod	41	odczyn roztworu	192, 195, 197
anion	94–97		jony	94, 97	odparowanie	27
asocjacja	171		K		okresy układu okresowego	
atom	37, 50, 57, 58, 78		karta charakterystyki	7, 46	pierwiastków	53–54
B			katalizator	117–118, 133	oktet elektronowy	83, 87–91
brom	41		kation	94–97	ołów	42
C			konfiguracja elektronowa	69	oranż metylowy	193, 209, 211
chemia	6, 12		korozja	142–143	ozon	162
chlor	41		krzywe rozpuszczalności	180	P	
ciekły azot	17		kwasy		pierwiastek chemiczny	37, 63, 72, 78
cząsteczka	50, 58, 78		azotowy(V)	201, 208, 210, 212, 218	piktogram	6, 46
cząstki subatomowe	61		chlorowodorowy	201, 203–205, 218	polaryzacja	92
D			cytrynowy	213	powietrze	136–137, 166
dekantacja	28–29		fosforowy(V)	201, 208, 210–212, 214, 216, 218	właściwości	138
destylacja	29–30		jabłkowy	213	powłoka elektronowa	61, 66
dublet elektronowy	83, 86, 89, 90		migdałowy	213	walencyjna	61, 66–68, 78, 108
dyfuzja	51–52, 78		mlekowy	213	prawo stałości składu	
dysocjacja elektrolityczna	214–216, 220		siarkowodorowy	201, 206	związku chemicznego	110, 132
dziura ozonowa	162, 165		siarkowy(IV)	201, 208–209, 212	zachowania masy	125–127, 133
E			siarkowy(VI)	201, 208, 210, 212, 218	produkt	113–116, 119–123
efekt cieplarniany	163, 165		węglowy	201, 208, 210, 212, 215	promieniotwórczość	76
elektrolit	214, 220		kwasy		promieniowanie rodzaje	76
elektron	61–64, 78		beztlenowe	200–201, 203, 207, 220	ultrafioletowe	162–163
walencyjny	66–69		tlenowe	200–201, 203, 208, 220	proton	61–64, 78
elektroujemność Paulinga	84, 92, 107		kwaśne deszcze	164–165, 219	przewodniki	99–100
F			L		pyły	161
fenoloftaleina	193		liczba atomowa	54–55, 63–64, 78	R	
fosfor	41		masowa	63–64, 78	reakcja	
fotosynteza	144		M		analizy	115, 123, 133
G			masa		chemiczna	18–20, 113
gazy			atomowa	56–57, 73–74, 78	egzotermiczna	117, 133
cieplarniane	163–164		cząsteczkowa	58–60, 78	endotermiczna	117, 133
metody zbierania	139		materia	12	syntezy	114, 120–122, 133
szlachetne	83, 138, 166		metale	40, 42	wymiany pojedynczej	116, 133
gęstość	22–25, 47		ciężkie	161	rozpuszczalność	175, 179, 197
glin	42		właściwości	42–44	substancji stałych	180
grupy główne	53–54		miedź	42	rozpuszczanie substancji	172
poboczne	53–54		mieszanina	26–29, 31–33, 38	roztwór	172
I			jednorodna	26–27, 29–30, 32–34, 47, 137	nasycony	174, 196
indeks stechiometryczny	103, 119, 133		niejednorodna	26, 28, 31–33, 35, 47	nienasycony	174, 196
izolatory	99		N		rozcieńczony	217
izotopy	72–75, 78		nielektrolit	214, 220	stężony	217
promieniotwórcze	76		niemetale	40–41, 44	właściwy	172, 173
węgla	75		neutron	61–64, 78	rtęć	42
zastosowanie	74		nukleony	65	S	
J			O		sączenie	28
jednostka masy atomowej	56, 75		obliczenia stechiometryczne	128–131	sedymентация	28
					siarka	41
					sieć krystaliczna	97
					skala pH	192, 197
					skład procentowy	111, 132

smog	162, 165	wodór	152–155
sprzęt laboratoryjny	8–9	właściwości	154, 166
stężenie procentowe roztworu	184–185, 187–188, 190–191	wykres rozpuszczalności	154
		zastosowanie	155
stosunek masowy	112, 132	wskaźniki kwasowo-	
stop metali	45	-zasadowe	192–194, 197
substancja	12, 37, 40, 46	współczynnik	
prosta	37–40, 46	stechiometryczny	119–123, 133
złożona	37–38, 40, 46		
substrat	113–116, 119–123	Z	
suchy lód	17	zanieczyszczenia powietrza	161–162
T		zawiesina	172–173
tlen	140–141	zjawisko fizyczne	18–20
obieg w przyrodzie	151	złoto	42
właściwości	142, 166	Ż	
wykres rozpuszczalności	142	żelazo	42
zastosowania	142		
tlenek węgla(IV)	144–149		
obieg w przyrodzie	150		
właściwości	149, 166		
wykres rozpuszczalności	149		
zastosowanie	149		
tlenki	156–160, 167		
budowa	156–157		
metali	157–158		
niemetali	157–160		
otrzymywanie	159		
właściwości	160		
zastosowanie	160		
U			
uniwersalny papierek			
wskaźnikowy	193–195		
W			
warstwa ozonowa	162–163		
wartościowość	102–106, 108		
warunki normalne	152		
standardowe	152		
węgiel	41		
wiązanie chemiczne	82–83, 107		
jonowe	83–84, 95–97, 101, 107		
kowalencyjne	83		
kowalencyjne			
niespolaryzowane	83–84, 101, 107		
kowalencyjne			
spolaryzowane	83–84, 101, 107		
metaliczne	98		
wodorowe	93		
właściwości substancji	12–13		
chemiczne	13, 46		
fizyczne	13, 46		
woda	170–172		
budowa	171–172		
destylowana	99, 170		
obieg w przyrodzie	176–177		
stany skupienia	15		
wodorki	154		

Wykaz dysponentów praw autorskich do obrazów i zdjęć zamieszczonych w publikacji:

Chemia. Podręcznik dla klasy siódmej szkoły podstawowej

Archiwum wydawnictwa MAC / GE S.A. (statyw laboratoryjny, s. 9); **East News:** Science Photo Library (zestaw do destylacji, s. 30); **Shutterstock:** Viktorija Reuta (próbówki z piktogramami, s. 6); Viktorija Reuta (piktogramy, s. 6, 11); Billion Photos (pracownia chemiczna, s. 7); Litchima (waga laboratoryjna, s. 9); Siriwat Wongchana (powiększenie kropel wody, s. 10); Billion Photos (solniczka, s. 12, 36, 113); Da-ga (butelka z octem, s. 12, 185); Abimages (cukier w kostkach, s. 12); Martin Drahomirecky (kryształ cukru, s. 12); Boghdan Ionescu (rurka miedziana, s. 12); James Pintar (miedź, s. 12, 42); PHILIPIMAGE (folia aluminiowa, s. 13); Bjoern Wylezich (glin, s. 13); Peter Kotoff (ołówek, s. 13); www.sandatlas.org (grafit, s. 13); StudioLaMagica (badanie zapachu w pracowni chemicznej, s. 14); Nata Bene (sól gruboziarnista, s. 16); Sruilk (ciekły azot, s. 17); Nikkytok (suchy lód, s. 17); Dja65 (zapałka, s. 18); David Masini (cięcie kartki papieru, s. 18, 20); Exile_artist (spalanie kartki, s. 20); Olga Dubravina (ubijanie białka, s. 20); Maxim Khytra (smażenie jajka, s. 20, 113); Richard Griffin (krojenie ziemniaków, s. 20); Ari N (smażenie ziemniaków, s. 20); Alexander Ozerov (tęcza, s. 21); Pat_Hastings (szklanka z substancjami tworzącymi warstwy, s. 22); Stanisław Mikulski (jajko w szklance, s. 24); Evgeny Karandaev (szklanka z sokiem, s. 26); Malialeon (szklanka z olejem, s. 26); Pat_Hastings (zlewka z syropem owocowym, s. 26); Pat_Hastings (zlewka z olejem, s. 26); Marques (rozdzielanie mieszaniny za pomocą sita, s. 32); Petar An (magnes, s. 32); Rattiya Thongdumhyu (chromatografia kolumnowa, s. 32); Susan Santa Maria (szkło laboratoryjne, s. 34); ifong (olej kuchenny, s. 35); Adam J (gwoździe stalowe, s. 35); djero. adlibeshe yahoo.com (sól kuchenna, s. 35); domnitsky (piasek, s. 35); Corona Borealis Studio (woda, s. 35); oudy (liść, s. 36); Rattiya Thongdumhyu (struktura liścia pod mikroskopem, s. 36); anaken2012 (struktura liścia widziana pod lupą, s. 36); Nastya22 (włosy, s. 36); Andrey_Popov (struktura włosów widziana pod lupą, s. 36); Łukasz Paweł Szczepański (struktura włosów widziana pod mikroskopem, s. 36); Vika Zhuyko (kryształ soli widziane pod lupą, s. 36); Kateryna Kon (struktura soli widziana pod mikroskopem, s. 36); Nebuto (glin, s. 40, 42); Rvkamalov gmail.com (brom, s. 40, 41); Alchemist-hp www.psemendelejew.de (osm, s. 40); Rvkamalov gmail.com (chlor, s. 41); xpixel (węgiel, s. 41); Piglon (siarka, s. 41); Aleksandr Pobedimskiy (żelazo, s. 42); BrankoG (ołów, s. 42); Macrowildlife (złoto, s. 42); Andraz Cerar (rtęć, s. 42); losmandarinas (moneta jednogroszowa, s. 45); Lukas Gojda (zlewka, s. 50); Africa Studio (torebka herbaty, s. 52); Jabirki Art (muffinki, s. 72); Vlastas (fabryki, s. 74); Everett Historical (bomba atomowa, s. 74); Dgrilla (mikroskop, s. 74); Photographee.eu (radioterapia, s. 74); Martial Red (oznaczenie substancji promieniotwórczej, s. 76); Everett Historical (Maria Skłodowska-Curie, s. 76); Zlikovec (licznik Geigera, s. 77); Nexus 7 (Europejska Organizacja Badań Jądrowych, s. 77); Festa (Wielki Zderzacz Hadronów, s. 77); Monkey Business Images (rodzina, s. 82); Juriaan Wossink (modele cząsteczek, s. 82); Yuricazac (ojciec trzymający w ramionach córkę, s. 92); Pikselstock (ojciec trzymający na ramionach syna, s. 92); Vectorfusionart (kupowanie samochodu, s. 97); Algirdas Gelazius (rury miedziane, s. 99); Patryk Kosmider (wełna mineralna, s. 99); Tymonko Galyna (ceremonia ślubna, s. 102); Tawat Thanumtieng (boisko piłkarskie, s. 110); Zhou Eka (butla z tlenem, s. 110); Vyacheslav Svetlichnyy (wagon z węglem, s. 110); Nexus 7 (olej, s. 113); Nattika (jajka, s. 113); Tatiana Volgutova (jajecznicza, s. 113); DenisMArt (tabletki musujące, s. 117); Timquo (świeczki, s. 117); Catwalker (portret Lavoisiera, s. 125); Vitaly Raduntsev (portret Łomonosowa, s. 125); Juhku (parowanie wody, s. 137); Alchemist-hp www.psemendelejew.de (gazy szlachetne, s. 138); Lev Kropotov (żarzący się węgiel, s. 140); Mrkevzime (butla do nurkowania, s. 140); Slavoljub Pantelic (katalizator samochodowy, s. 141); Black Duck Style (butla z tlenem, s. 142); Zurijeta (chłopiec z maską na twarzy, s. 142); Bezzubenko22 (piła, s. 142); Alexey Lysenko (woda gazowana, s. 144); Monika Wiśniewska (kosmos, s. 152); haryigit (elektroliza wody, s. 153); Singkham (nawóz, s. 155); Gabor Tinz (czyszczenie komina, s. 156); JETACOM AUTOFOCUS (zaprawa murarska, s. 157); James Hoenstine (czujnik czadu, s. 157); Sopotnicki (osoba w masce, s. 161); Andrius K (smog, s. 161); Billion Photos (zupa w misce, s. 173); MaraZe (bita śmietana, s. 173); Mattpix (sok malinowy, s. 173); Constantine Pankin (kolba stożkowa, s. 178); Africa Studio (kolba kulista płaskodenna, s. 178); Nata-lia (szklanka z kawą, s. 179); energy1 (cylinder miarowy i termometr, s. 181); AR Images (lód, s. 183); Grzegorz Czapski (woda utleniona, s. 185); zannaz (ogórki kiszane, s. 189); Pixel Shot (krem w pudełku, s. 190); Gino Santa Maria (próbówki z różnokolorowymi cieczami, s. 192); New Africa (kolba stożkowa z jasnoniebieską cieczą, s. 196); Africa Studio (kolba stożkowa z ciemnoniebieską cieczą, s. 196); iconohk (łyżka, s. 197); Vladym (termometr, s. 197); Tanyastock (maszynka, s. 197); Peter Hermes Furian (kapusta kiszona, s. 200); Kitsananan (cytryna, s. 200); Sebastian Kaulitzki (żołądek, s. 205); briddy (barwniki, s. 205); Natalia (kostki cukru, s. 205); Nor Gal (tabletki, s. 205, 212); Sawate Watcharakate (rdza, s. 205); AlenKadr (różnokolorowe butelki, s. 205, 212); Rose Carson (szklanka z wodą, s. 205); Aleksandra Pikalova (trzy szklanki z wodą, s. 206); Paulista (szkło laboratoryjne, s. 206); New Africa (zlewka z wodą, s. 208); Doidam 10 (nawóz, s. 212); Dymax (materiał wybuchowy, s. 212); Duda Vasilii (kartki papieru, s. 212); SlayStorm (wełna, s. 212); YourElechka (piktogramy, s. 212); Jr images (akumulator, s. 212); Africa Studio (kapsułki do prania, s. 212); Vlado Markov (cztery szklanki z napojami, s. 212); S_L (stetoskop, s. 212); NikolayN (szkło laboratoryjne, s. 212); M. Unal Ozmen (szklanka z colą, s. 212); Just Life (tabletki, s. 212); Wk1003mike (gwoździe, s. 212); New Africa (przygotowanie kosmetyku, s. 213); Bjoern Wylezich (papierek wskaźnikowy, s. 214); Matej Kastelic (kobieta w laboratorium, s. 217); **Tomasz Suszczyński:** (próbówka, s. 8, 47; zlewka, s. 8, 47; kolba stożkowa, s. 8; kolba kulista okrągłodenna, s. 8; kolba kulista płaskodenna, s. 8, 47; cylinder miarowy, s. 8, 47; rozdzielacz, s. 8; biureta, s. 8; krystalizator, s. 8; szkiełko zegarkowe, s. 8; szalka Petriego, s. 8; parownica, s. 8; moździerz, s. 8; bagietka, s. 9; pipeta Pasteura z kapilarą, s. 9; pipeta Pasteura z podziałką, s. 9; łyżka do spalań, s. 9; szczypce metalowe, s. 9; drewniana łapa do próbek, s. 9; palnik gazowy, s. 9; palnik spirytusowy, s. 9; trójnóg z siatką ceramiczną, s. 9; statyw na próbówki, s. 9; technika chemii w małej skali – sprzęt, s. 9; ogrzewanie substancji w standardowej skali, s. 14; ogrzewanie substancji w małej skali, s. 14; zjawisko fizyczne, s. 18; reakcja chemiczna, s. 18; ogrzewanie jodu, s. 19; reakcja jodu z magnezem, s. 19; mieszanina wody z solą, s. 27; rozdzielanie mieszaniny wody z solą, s. 27; rozdzielanie mieszaniny wody z pieprzem, s. 28; dekantacja, s. 29; sedymentacja, s. 29; rozdzielanie mieszaniny alkoholu i tuszu, s. 29; rozdzielanie mieszaniny mleka z olejem jadalnym, s. 31; krystalizacja, s. 32; jod, s. 41; fosfor biały, s. 41; badanie przewodnictwa cieplnego miedzi, s. 43; badanie przewodnictwa elektrycznego magnezu i cyny, s. 43; reakcja sodu i miedzi z wodą, s. 44; reakcja potasu i sodu z wodą, s. 70; reakcja magnezu i sodu z wodą, s. 70; badanie przewodnictwa elektrycznego substancji, s. 100; spalanie magnezu, s. 114; rozkład termiczny węglanu miedzi(II), s. 115; reakcja cynku z siarczanem(VI) miedzi(II), s. 116; badanie palności cukru, s. 118; reakcja żelaza z siarczanem(VI) miedzi(II), s. 126; badanie rozpuszczalności powietrza w wodzie, s. 136; badanie składu powietrza, s. 137; reakcja tlenku manganu(IV) z wodą utlenioną, s. 141; reakcja kwasu solnego z węglanem wapnia, s. 146; ogrzewanie sodu oczyszczonego, s. 147; zmętnienie wody wapiennej, s. 147; działanie cynkiem na kwas solny, s. 153; spalanie magnezu, s. 159; spalanie siarki, s. 159; spalanie fosforu czerwonego, s. 159; spalanie węgla, s. 159; wykrywanie wody w liściach bazylii, s. 170; badanie rozpuszczalności soli, żelatyny i piasku w wodzie, s. 172; tabela wzorcowa wskaźników, s. 193; badanie odczynu wybranych produktów, s. 194; reakcja kwasu siarkowego(VI) z solą kuchenną, s. 204; badanie odczynu kwasu siarkowego(IV), s. 209; badanie odczynu kwasu fosforowego(V), s. 211; działanie kwasami na papier, s. 218; działanie kwasami na bawełnę, s. 218; działanie kwasami na opakowanie plastikowe, s. 218); **Grzegorz Wrzecionowski:** (fosfor czerwony, s. 41).



Grupa MAC S.A.
ul. Witosa 76
25-561 Kielce

www.mac.pl

ISBN 978-83-8227-343-4



9 788382 273434

indeks 883351