

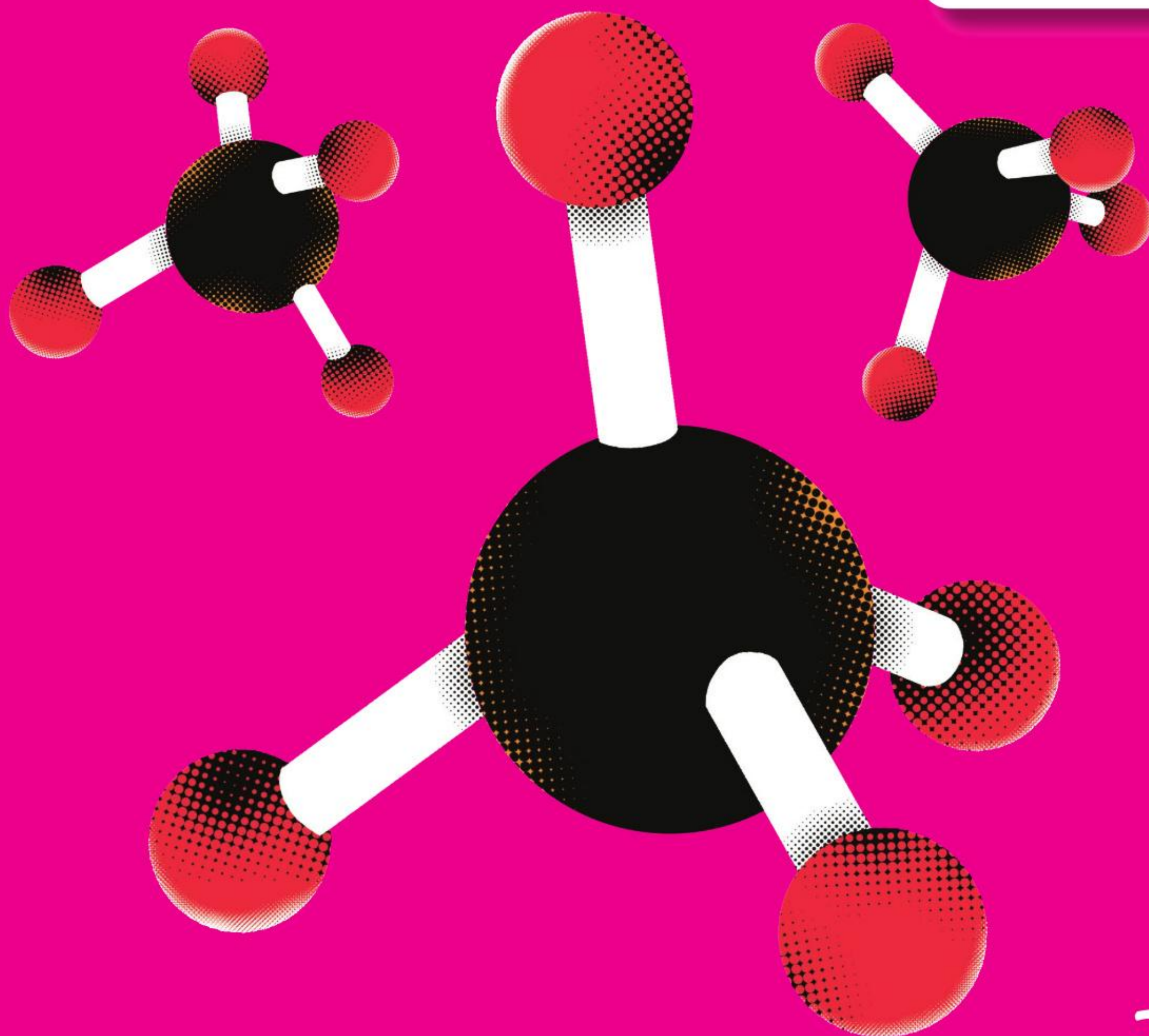
Chemia

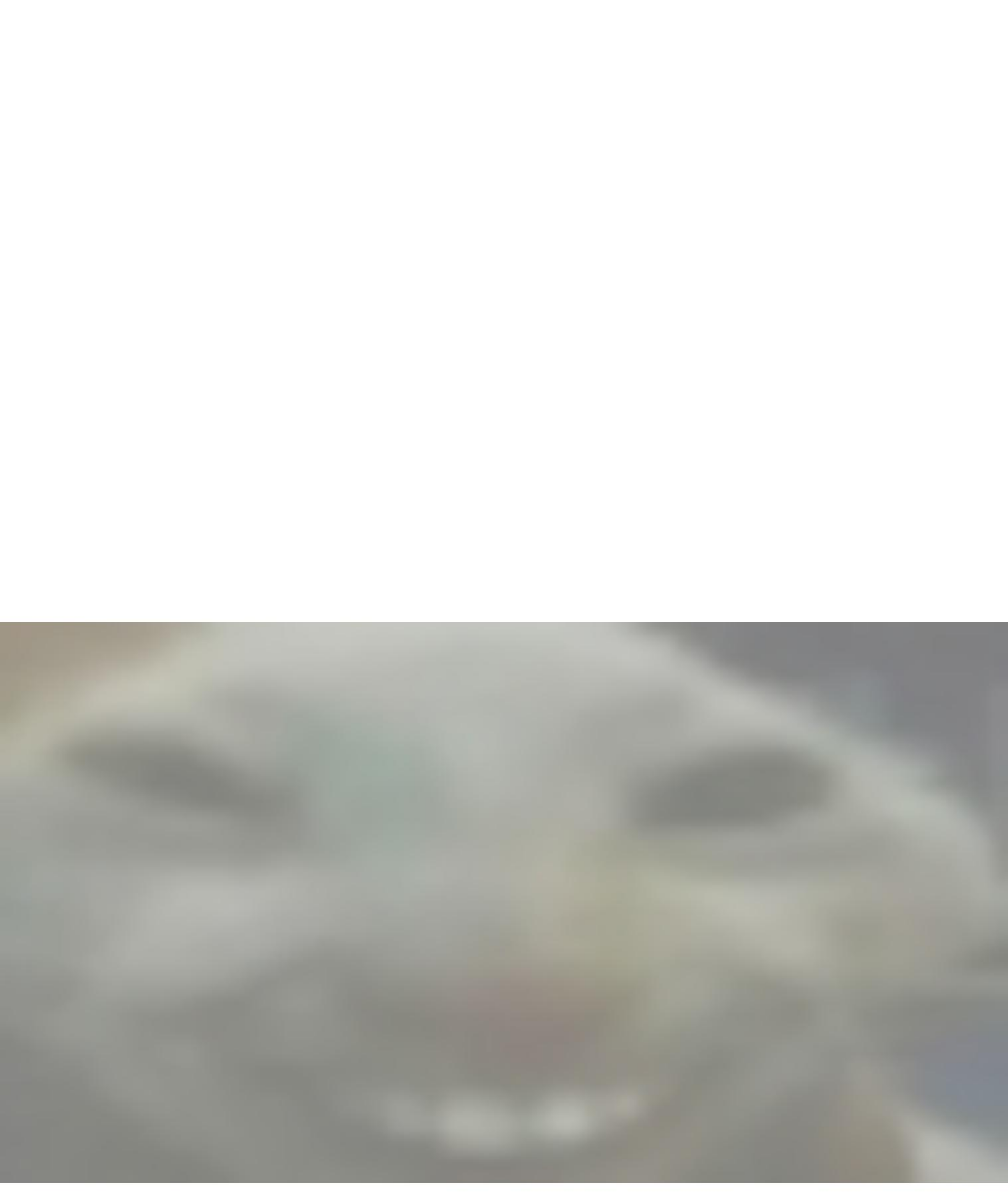
Podręcznik

8



Oznaczono zmiany
W PODSTAWIE
PROGRAMOWEJ
2024



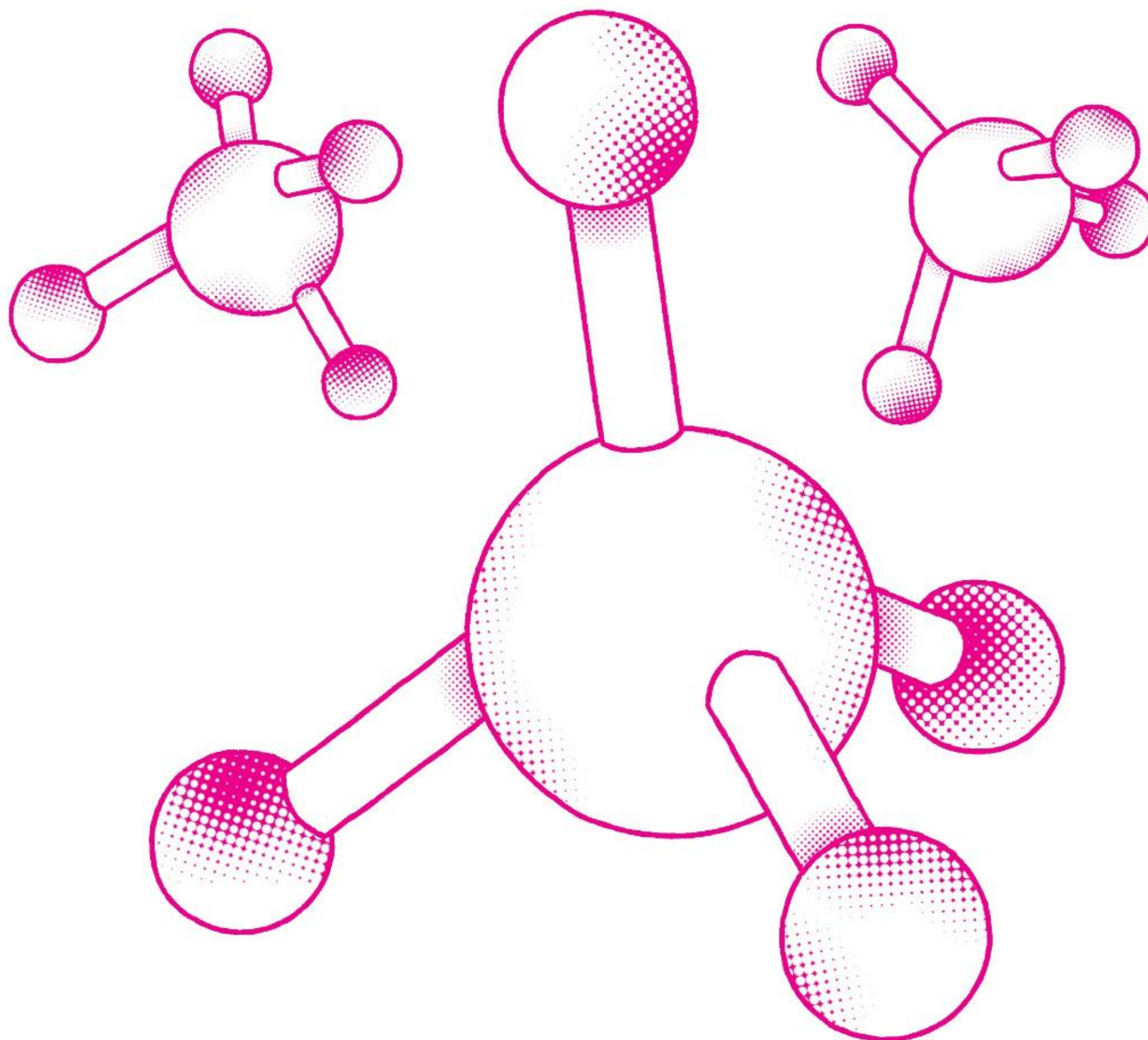


Dawid Łasiński
Łukasz Sporny
Dominika Strutyńska
Piotr Wróblewski

8

Chemia

Podręcznik dla klasy ósmej szkoły podstawowej



Redaktor serii
Justyna Kubicka

Redaktor prowadzący
Joanna Strycharczyk

Redakcja merytoryczna
Joanna Strycharczyk, Karolina Kordos

Redakcja językowa i korekta
Krystyna Bajor, Patrycja Ledwójcik, Beata Pędziwilk

Redakcja techniczna
Paweł Kowalski

Skład i łamanie
Oficyna Wydawnicza Pegaz / Rafał Kulig

Redakcja artystyczna
Magdalena Sarnot-Wrzecionowska, Marcin Kot

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

Koordynacja 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. 10/skala pH, 30, 38/szalka, 50, 51, 54, 61, 70–73, 75, 80, 141, 156, 170, 193), Grzegorz Kozłowski (s. 7–10/modele kwasów, 15, 19–21, 27–29, 32–34, 37, 38/probówka, 45, 52, 55, 57, 59, 60, 62, 64–66, 77, 85, 96, 107, 112, 116, 117, 122, 126, 128, 130–134, 140, 142, 143, 145, 147, 150, 151, 154, 160, 165, 169, 173–175, 184–186, 189, 192–194, 196, 197, 201, 203, 207), Agnieszka Staniec (78–79/projekt *Linku do wiedzy*, 176–177/projekt *Linku do wiedzy*), Agata Zarzycka (s. 58).

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 2021

ISBN 978-83-8227-101-0

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

Powtórzenie wiadomości z klasy siódmej

Kwasy	6
-------	---

1. Wodorotlenki

1.1 Wzory i nazwy wodorotlenków	14
1.2 Wodorotlenki pierwiastków 1 grupy	18
1.3 Wodorotlenki pierwiastków 2 grupy	25
1.4 Wodorotlenki nierozpuszczalne w wodzie	31
1.5 Dysocjacja jonowa zasad	36
Podsumowanie działu 1	40

2. Sole

2.1 Wzory i nazwy soli	44
2.2 Dysocjacja jonowa soli	50
2.3 Reakcje zobojętniania	54
2.4 Metody otrzymywania soli	58
2.5 Reakcje strąceniowe	69
Link do wiedzy Zastosowanie soli	78
Podsumowanie działu 2	80

3. Węglowodory

3.1 Węgiel, źródła węglowodorów	84
3.2 Alkany	90
3.3 Metan i etan	96
3.4 Właściwości i zastosowanie alkanów	100
3.5 Alkeny	105
3.6 Alkiny	110
3.7 Właściwości węglowodorów	115
Podsumowanie działu 3	119

4. Pochodne węglowodorów

4.1 Alkohole	124
4.2 Metanol i etanol	128
4.3 Glicerol	133
4.4 Kwasy karboksylowe	136
4.5 Kwas metanowy i kwas etanowy	140
4.6 Długołańcuchowe kwasy karboksylowe	147
4.7 Estry	153
Podsumowanie działu 4	158

5. Biologia i chemia

5.1 Tłuszcze	162
5.2 Białka	167
5.3 Cukry	172
Link do wiedzy Cukry – źródła i zastosowanie	176
Podsumowanie działu 5	178

6. Powtórzenie materiału z klas 7–8

6.1 Substancje i ich właściwości	182
6.2 Wewnętrzna budowa materii	185
6.3 Reakcje chemiczne	190
6.4 Tlen, wodór i ich związki chemiczne. Powietrze	193
6.5 Woda i roztwory wodne	197
6.6 Wodorotlenki i kwasy	199
6.7 Sole	202
6.8 Związki węgla z wodorem – węglowodory	204
6.9 Pochodne węglowodorów	206
6.10 Substancje chemiczne o znaczeniu biologicznym	208
Indeks	210
Regulamin pracowni chemicznej	212
Tabela gęstości wybranych substancji	213
Krzywe rozpuszczalności wybranych soli w wodzie	214
Tablica rozpuszczalności wodorotlenków i soli w wodzie	215
Układ okresowy pierwiastków chemicznych	

Jak korzystać z podręcznika

Numer i tytuł tematu

Podejmij temat

Wprowadzenie do tematu lekcji

Powołania na ilustracje oznaczono skrótem **il.**

Definicja

Objaśnienie nowych terminów

Link do wiedzy

Treści, które mogą rozwinąć twoje zainteresowania

Doświadczenia

Opisy doświadczeń

Ciekawe!

Interesujące wiadomości uzupełniające temat lekcji

2.1 Wzory i nazwy soli

Podejmij temat

Sole – grupa związków chemicznych

Wzór uogólniony soli

Więcej na temat

Reakcje anionów tlenku z bromem (woda bromowa). Dlaczego woda bromowa się odbarwia?

Wskazywanie

Wskazywanie

Więcej na temat

Treści dodatkowe

W skrócie

Najważniejsze informacje z lekcji

Czy już umiesz? Sprawdź się!

Polecenia i pytania na koniec lekcji

8 Zastosowanie soli

Przykłady soli można znaleźć. Ze względu na dużą liczbę przedstawicieli tej grupy związków chemicznych skupiamy się na zastosowaniu takich soli, jak chlorek sodu, siarczany(VI), tleny(VI), fosforany(VI) oraz węglany. Niektóre z nich są niezbędne w naszym codziennym życiu.

NaCl chlorek sodu

KCl chlorek potasu

CaCl₂ chlorek wapnia

NH₄Cl chlorek amonu

Podsumowanie działu 2

Ważne pojęcia

Sole – związki chemiczne, w których kationy (kationy) i aniony (aniony) są związane ionicznymi wiązaniami.

Wzór uogólniony soli

Przykład 7.

Podsumowanie działu

Powtórzenie najważniejszych treści działu

Przykłady

Przykładowe rozwiązania zadań

Znaczenie ikon

nawiązanie do innego przedmiotu

nawiązanie do ilustracji

zastosowanie nowoczesnych technologii

praca zespołowa

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

uwaga

oznaczenie polecenia trudniejszego

Powtórzenie wiadomości z klasy siódmej



1. Czy wiesz, jak się nazywa wskaźnik kwasowo-zasadowy przedstawiony na rysunku?
2. O jakim odczynie roztworu świadczy barwa papierka?
3. Do czego służy legenda dołączona do wskaźnika? Co można z niej odczytać?
4. Czy potrafisz podać przykłady substancji, których wodne roztwory wykazują odczyn podobny do odczynu w sytuacji przedstawionej na rysunku?
5. Czy znasz przykłady kwasów znajdujących zastosowanie w życiu codziennym?

Kwasy

Podejmij temat

- Czy pamiętasz wzory sumaryczne podstawowych kwasów?
- Jak dzielimy kwasy?
- Jakie warunki należy spełnić, aby zaszła dysocjacja?

Wzór ogólny kwasów

Kwasy to związki chemiczne, których cząsteczki zbudowane są z atomu lub atomów wodoru i z reszty kwasowej.



Podział kwasów i ich nazewnictwo

Niezbędna jest znajomość nazw kwasów i ich wzorów sumarycznych.

Kwasy beztlenowe	Kwasy tlenowe
w cząsteczkach nie mają atomów tlenu	w cząsteczkach mają atom lub atomy tlenu
Zaczynamy od wyrazu „kwas”, następnie podajemy w odpowiedniej formie nazwę pierwiastka chemicznego innego niż tlen oraz	
dodajemy końcówkę -wodorowy	dodajemy końcówkę -owy
kwas chloro wodorowy HCl	kwas azot owy(V) HNO ₃

Wzory sumaryczne kwasów

Wzór sumaryczny	Nazwa systematyczna	Wartościowość R	Wartościowość H
HCl	kwas chlorowodorowy	I	I
H ₂ S	kwas siarkowodorowy	II	I
HNO ₃	kwas azotowy(V)	I	I
H ₂ SO ₃	kwas siarkowy(IV)	II	I
H ₂ SO ₄	kwas siarkowy(VI)	II	I
H ₂ CO ₃	kwas węglowy	II	I
H ₃ PO ₄	kwas fosforowy(V)	III	I

Ważne informacje dotyczące kwasów:

- wartościowość reszty kwasowej równa jest liczbie atomów wodoru, a wodór ma zawsze wartościowość I,
- zapisane we wzorze atomy tlenu wskazują na to, czy mamy do czynienia z kwasem tlenowym czy beztlenowym,
- w przypadku kwasów beztlenowych kwas chlorowodorowy to wodny roztwór chlorowodoru, a kwas siarkowodorowy – wodny roztwór siarkowodoru (zatem kwasy te nie są substancjami, ale mieszaninami jednorodnymi).

$\text{HCl}_{(\text{aq})}$	kwas chlorowodorowy (nazwa systematyczna)	kwas solny (nazwa zwyczajowa)	
Właściwości fizyczne	bezbarwna ciecz, stężone roztwory są dymiące		
Właściwości chemiczne	stężony kwas jest żrący		
Otrzymywanie	• chlorowódór: $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{Cl}_{2(\text{g})} \longrightarrow 2\text{HCl}_{(\text{g})}$ • kwas chlorowodorowy: $\text{HCl}_{(\text{g})} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{HCl}_{(\text{aq})}$		
Zastosowanie	 w produkcji barwników	 w produkcji cukru	 składnik różnych leków

$\text{H}_2\text{S}_{(\text{aq})}$	kwas siarkowodorowy (nazwa systematyczna)	woda siarkowodorowa (nazwa zwyczajowa)	
Właściwości fizyczne	bezbarwna ciecz		
Właściwości chemiczne	ma nieprzyjemny zapach przypominający woń zgniłych jaj		
Otrzymywanie	• siarkowódór: $\text{H}_{2(\text{g})} + \text{S}_{(\text{s})} \longrightarrow \text{H}_2\text{S}_{(\text{g})}$ • kwas siarkowodorowy: $\text{H}_2\text{S}_{(\text{g})} \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{O}} \text{H}_2\text{S}_{(\text{aq})}$		
Zastosowanie	 składnik wód leczniczych		 odczynnik do analiz laboratoryjnych

HNO_3	kwaz azotowy(V) (nazwa systematyczna)	N_2O_5 (tlenek kwasotwórczy)	
Właściwości fizyczne	bezbarwna ciecz		
Właściwości chemiczne	stężony kwas jest żrący		
Otrzymywanie	$\text{N}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow 2\text{HNO}_3$		
Zastosowanie	 w produkcji nawozów sztucznych	 w produkcji materiałów wybuchowych	 w produkcji leków na choroby układu krążenia

H_2SO_3	kwaz siarkowy(IV) (nazwa systematyczna)	SO_2 (tlenek kwasotwórczy)	
Właściwości fizyczne	bezbarwna ciecz		
Właściwości chemiczne	nie trwały kwas, po ogrzaniu ulega rozkładowi na tlenek siarki(IV) i wodę		
Otrzymywanie	$\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3$		
Zastosowanie	 bielenie wełny	 wybielanie papieru	

H_2SO_4	kwas siarkowy(VI) (nazwa systematyczna)	SO_3 (tlenek kwasotwórczy)	
Właściwości fizyczne	bezbarwna, oleista ciecz		
Właściwości chemiczne	stężony kwas jest żrący		
Otrzymywanie	$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$		
Zastosowanie	 elektrolit w akumulatorach	 w produkcji środków czystości	 w produkcji tworzyw sztucznych

H_2CO_3	kwas węglowy (nazwa systematyczna)	CO_2 (tlenek kwasotwórczy)	
Właściwości fizyczne	bezbarwna ciecz		
Właściwości chemiczne	nietrwały kwas, bardzo łatwo ulega rozkładowi na tlenek węgla(IV) i wodę, nie jest substancją żrącą		
Otrzymywanie	$\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3$		
Zastosowanie	 w produkcji niektórych wód mineralnych	 w produkcji napojów gazowanych	

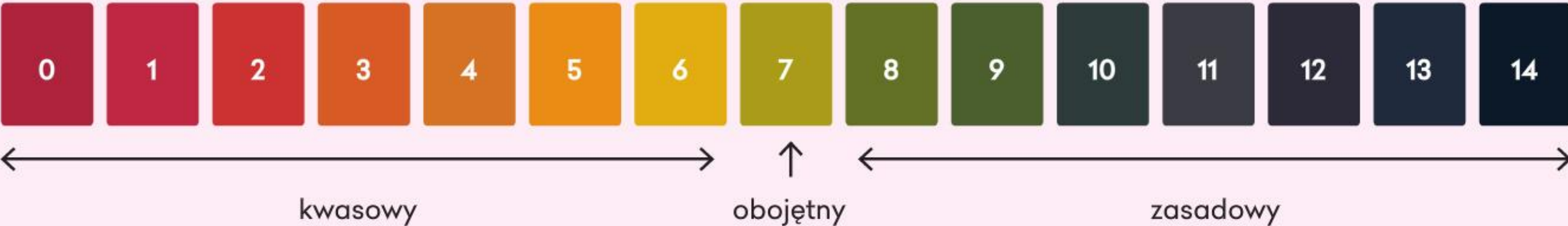
H_3PO_4	kwas fosforowy(V) (nazwa systematyczna)	P_4O_{10} (tlenek kwasotwórczy)	
Właściwości fizyczne	białe, krystaliczne ciało stałe		
Właściwości chemiczne	słabej mocy kwas		
Otrzymywanie	$\bullet \quad \text{P}_4\text{O}_{10} + 6\text{H}_2\text{O} \longrightarrow 4\text{H}_3\text{PO}_4$		
Zastosowanie	 składnik napojów typu cola	 w produkcji leków	 odrdzewiacz do metali

Tabela barw poglądowych wskaźników kwasowo-zasadowych

Wskaźniki kwasowo-zasadowe to substancje lub mieszaniny, które po dodaniu do badanego roztworu pomagają określić jego odczyn na skutek zmiany swojej barwy. Do wykrywania roztworów kwasów stosuje się najczęściej roztwór oranżu metylowego, który w środowisku kwasowym zmienia zabarwienie z pomarańczowego na czerwone. Jednak najbardziej uniwersalne wskaźniki to papierki nasączone odpowiednią mieszaniną indykatorów.

Odczyn	Roztwór fenoloftaleiny	Roztwór oranżu metylowego	Wywar z czerwonej kapusty	Uniwersalny papierek wskaźnikowy
kwasowy pH < 7	bezbarwny	czerwony	czerwony	czerwony
obojętny pH = 7	bezbarwny	pomarańczowy	fioletowy	żółtozielony
zasadowy pH > 7	malinowy	pomarańczowy	zielony	granatowy

Pamiętaj, że zabarwienie uniwersalnych papierków wskaźnikowych zależy od ich producenta i użytych do ich wyrobu substancji. Odczytu pH powinno dokonywać się ze skalą znajdującą się na opakowaniu.



Dysocjacja elektrolityczna kwasów

Dysocjacja elektrolityczna to proces rozpadu substancji na jony (np. pod wpływem wody). Uogólniony schemat dysocjacji kwasów przedstawiono poniżej.



Równania dysocjacji elektrolitycznej dla mocnych kwasów

Mocne kwasy to roztwory, w których cząsteczki są w pełni zdysocjowane. Jako przykłady możemy wymienić między innymi związki chemiczne o wzorach sumarycznych: HCl , HNO_3 , H_2SO_4 .

Dysocjacja elektrolityczna kwasu chlorowodorowego	$\text{HCl} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ Cząsteczka chlorowodoru, rozpuszczając się w wodzie, dysocjuje na kation wodoru i anion chlorkowy.
Dysocjacja elektrolityczna kwasu siarkowego(VI)	$\text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$ 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 zaliczamy na przykład związki chemiczne o wzorach sumarycznych: H_2S , H_2CO_3 , H_2SO_3 , H_3PO_4 . W przypadku związków o słabej mocy proces dysocjacji cząsteczek nie przebiega w stu procentach. W zapisie oznacza się to dwiema równoległymi strzałkami. Dla słabej mocy kwasów, które w swoich cząsteczkach mają więcej niż 1 atom wodoru, zapisuje się tzw. dysocjację stopniową.

Dysocjacja elektrolityczna kwasu siarkowodorowego	$\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$ W pierwszym etapie dysocjacji powstał kation wodoru i anion wodorosiarczkowy. $\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$ W drugim etapie dysocjacji powstał kation wodoru i anion siarczkowy.
Dysocjacja elektrolityczna kwasu węglowego	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$ W pierwszym etapie dysocjacji powstał kation wodoru i anion wodorowęglanowy. $\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ W drugim etapie dysocjacji powstał kation wodoru i anion węglanowy.
Dysocjacja elektrolityczna kwasu fosforowego(V)	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$ W pierwszym etapie dysocjacji powstał kation wodoru i anion diwodorofosforanowy(V). $\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$ W drugim etapie dysocjacji powstał kation wodoru i anion wodorofosforanowy(V). $\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$ W trzecim etapie dysocjacji powstał kation wodoru i anion fosforanowy(V).

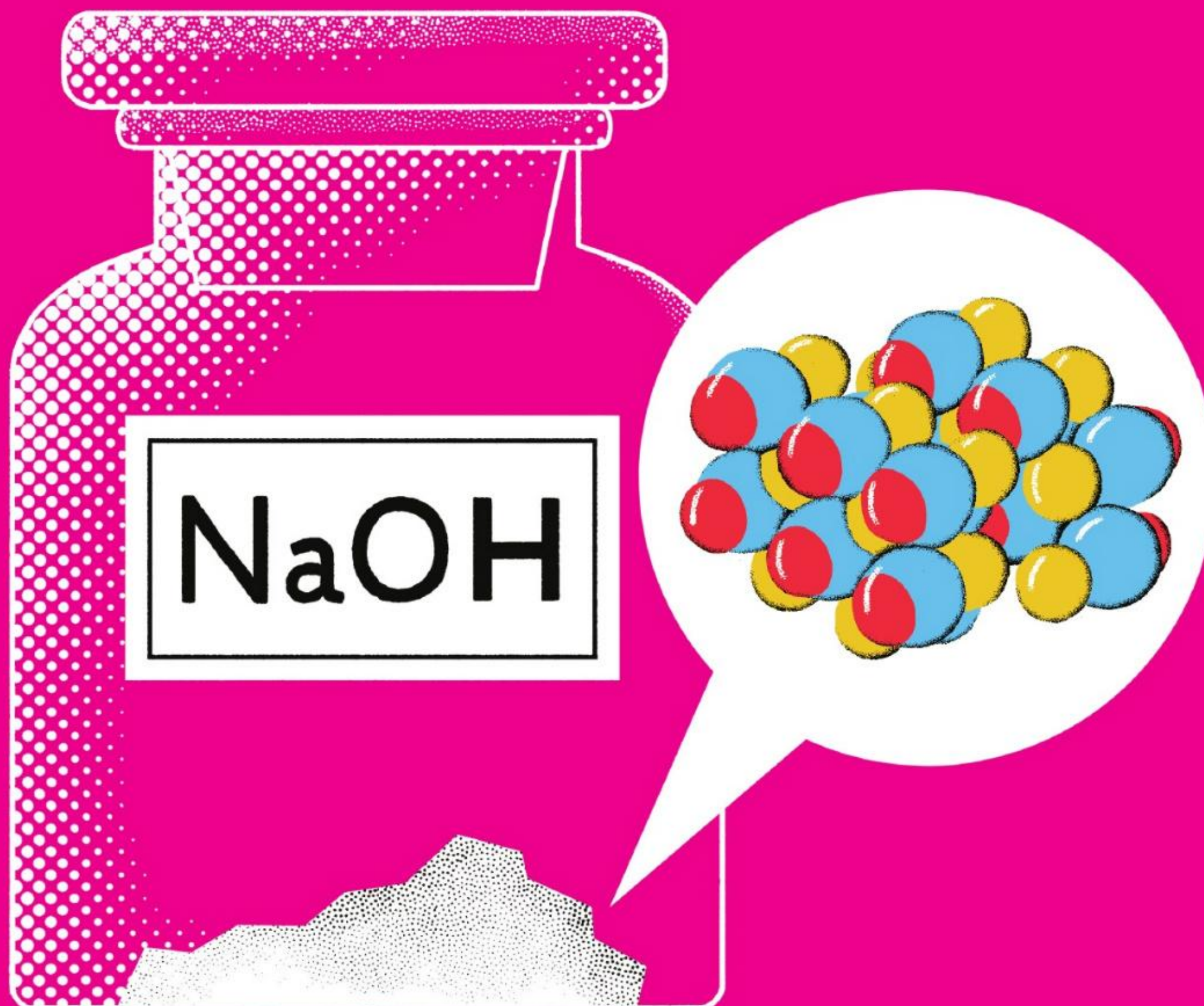
W skrócie

- Ogólny wzór sumaryczny kwasów ma postać H_aR , gdzie a oznacza liczbę atomów wodoru, co równe jest wartościowości reszty kwasowej oznaczonej R .
- Wyróżniamy kwasy z atomami tlenu w cząsteczkach – kwasy tlenowe (np. H_3PO_4 , H_2SO_4) – oraz kwasy niezawierające atomów tlenu – kwasy beztlenowe (np. HCl czy H_2S).
- Kwasy beztlenowe powstają przez rozpuszczenie w wodzie związku wodoru z innym niemetalem.
- Kwasy tlenowe powstają np. w reakcji tlenku niemetalu i wody. Taki wybrany tlenek niemetalu nazywamy tlenkiem kwasotwórczym.
- 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 ich cząsteczek pozostaje niezdisocjowana. Liczba etapów dysocjacji dla takich kwasów zgodna jest z liczbą atomów wodoru w cząsteczce tego kwasu.
- Przy rozcieńczaniu kwasów należy zachować właściwą kolejność – dodawać kwas do wody.
- Mocne kwasy niszczą np. papier, bawełnę, natomiast nie wywierają negatywnego wpływu na większość plastików.
- Czerwone zabarwienie roztworu oranżu metylowego i uniwersalnego papierka wskaźnikowego świadczy o odczynie wodnego roztworu związku chemicznego.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Zastanów się, jakie wartościowości będą miały reszty kwasowe związków chemicznych o podanych wzorach sumarycznych.
a) H_2SO_4 b) HNO_3 c) H_2SO_3 d) H_3PO_4
- 2 Zapisz równanie reakcji kwasu siarkowego(VI) z chlorkiem sodu, wiedząc, że jednym z produktów jest gaz służący do otrzymywania kwasu chlorowodorowego.
- 3 Podaj po dwa zastosowania kwasu chlorowodorowego i kwasu siarkowodorowego.
- 4 Narysuj modele cząsteczek substancji, znajdujących się w roztworach kwasów, o podanych wzorach sumarycznych.
a) H_2SO_3 b) HCl c) HNO_3 d) H_3PO_4
- 5 Zapisz równanie reakcji otrzymywania kwasu siarkowego(IV) oraz kwasu fosforowego(V).
- 6 Podaj po dwa przykłady zastosowania:
a) kwasu siarkowego(VI), b) kwasu azotowego(V), c) kwasu fosforowego(V), d) kwasu siarkowego(IV).
- 7 Zastanów się, jakie wskaźniki kwasowo-zasadowe zmienią barwę w kontakcie z kwasem chlorowodorowym. Wymień dwa z nich.
- 8 Zapisz równania dysocjacji elektrolitycznej dla podanych mocnych kwasów.
a) HNO_3 b) HBr c) kwas siarkowy(VI) d) kwas chlorowodorowy
- 9 Zapisz równania dysocjacji elektrolitycznej dla podanych kwasów słabej mocy.
a) kwas siarkowodorowy b) H_3PO_4 c) kwas siarkowy(IV) d) HNO_2

1. Wodorotlenki



1. Czy przedstawiony na rysunku model prezentuje związek o budowie jonowej czy kowalencyjnej? Czy jest to model kryształu jonowego czy cząsteczki?
2. Czy nazwa wodorotlenki sugeruje, że w skład tych związków chemicznych wchodzi wyłącznie dwa pierwiastki – wodór i tlen?
3. Czy wszystkie wodorotlenki to substancje stałe?
4. Czy znasz produkty dostępne w sklepie, które zawierają w swoim składzie wodorotlenek sodu?
5. Gdzie można znaleźć informację na temat, czy praca z wodorotlenkiem sodu jest niebezpieczna?

1.1 Wzory i nazwy wodorotlenków

Podejmij temat



Jakie podobieństwa łączą przedstawicieli grupy wodorotlenków?



Wodorotlenki – związki chemiczne o budowie jonowej, w których skład wchodzi kationy metalu i aniony wodorotlenkowe.



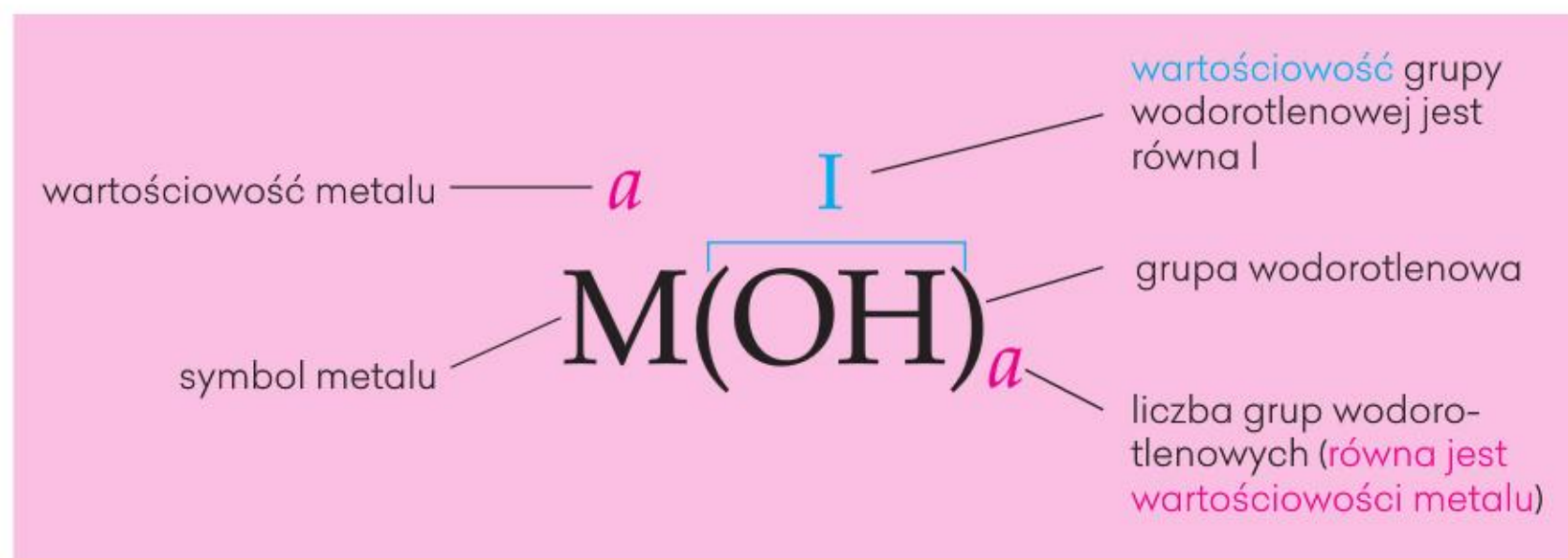
Dlaczego grupa wodorotlenowa (OH) ma wartościowość równą 1? Wynika to z różnicy wartościowości pierwiastków tworzących tę grupę.
 $\text{II (tlen)} - \text{I (wodór)} = \text{I}$

Związki o budowie jonowej

Poprzedni dział poświęcony był grupie związków zaliczanych do kwasów. Ze względu na wyłączną obecność wiązań kowalencyjnych między połączonymi atomami mogliśmy stwierdzić, że kwasy występują w postaci cząsteczek. W przypadku kolejnej grupy związków, którą poznamy, będzie to niemożliwe. **Wodorotlenki** to związki o budowie jonowej, w których skład wchodzi kationy metalu i aniony wodorotlenkowe. Warto zatem pamiętać, że obecność wiązań jonowych uniemożliwia narysowanie wzoru strukturalnego. Wzór sumaryczny natomiast prezentuje wyłącznie stosunki, w jakich elektrostatycznie oddziałują ze sobą kationy z anionami w sieci krystalicznej.

Wzór ogólny wodorotlenków

Wzór sumaryczny ogólny wodorotlenków przedstawia uproszczenie informujące nas, jakie pierwiastki wchodzi w skład tych związków chemicznych.



Ze względu na obecność wiązania jonowego (oddziaływania typu jon-jon), wzór ogólny nie do końca przedstawia, który fragment zapisu prezentuje kation, a który – anion.

Zwróćmy uwagę, jakie jony występują w wodorotlenkach:



Z zapisu wynika, że w sieci krystalicznej wodorotlenków (il. 1.1) zawsze są obecne aniony wodorotlenkowe oraz kationy wybranych metali. Poznanie tych zapisów ułatwi nam zrozumienie, jakie jony uwolnią się do roztworu w wyniku dysocjacji elektrolitycznej tych związków.

Wygląd różnych wodorotlenków

Spójrzmy na dwa przykładowe wodorotlenki.



1.2 Wodorotlenek sodu



1.3 Wodorotlenek żelaza(III)

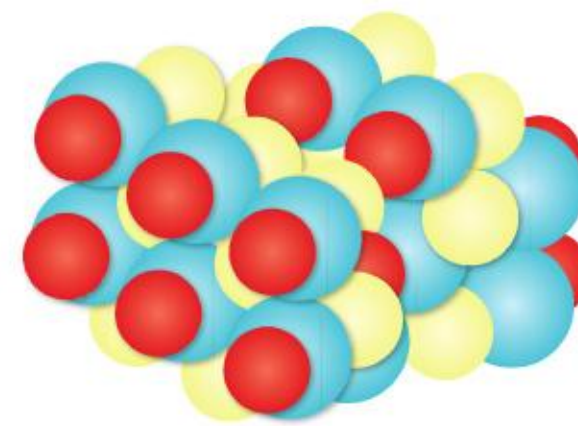
Na zdjęciach (il. 1.2 i il. 1.3) można dostrzec, że wodorotlenek sodu ma inną barwę niż wodorotlenek żelaza(III). Stan skupienia obu związków jest ten sam w temperaturze pokojowej.

Jak ustalić nazwę wodorotlenku, znając jego wzór sumaryczny?

Przykład 1.

Podaj nazwy systematyczne wodorotlenków o wzorach sumarycznych KOH i Fe(OH)₂.

Etap	Rozwiązanie	
1. Zapisz wartościowości metalu i grupy wodorotlenowej.	$\overset{\text{I}}{\text{K}}\overset{\text{I}}{\text{OH}}$	$\overset{\text{II}}{\text{Fe}}\overset{\text{I}}{(\text{OH})}_2$
2. Sprawdź, czy dany metal ma tylko jedną wartościowość w związkach chemicznych.	Tak, potas w związkach chemicznych ma wyłącznie wartościowość równą I .	Nie, żelazo może mieć jeszcze inną wartościowość w związkach chemicznych.
3. Podaj nazwę związku, zaczynając od słowa „wodorotlenek”. Następnie dodaj nazwę metalu (jeśli trzeba – z zaznaczeniem jego wartościowości).	Dla wodorotlenków metali 1 i 2 grupy oraz wodorotlenków glinu i cynku nie podajemy w nazwach wartościowości metali. wodorotlenek potasu	wodorotlenek żelaza(II)



1.1 Model sieci krystalicznej wodorotlenku sodu (NaOH). Żółte kule symbolizują kationy sodu (Na⁺), a kule niebieskie (O) i czerwone (H) – aniony wodorotlenkowe (OH⁻)



Wodorotlenki to substancje stałe w temperaturze pokojowej.

Jak ustalić wzór sumaryczny wodorotlenku, znając jego nazwę?

Przykład 2.

Ustal wzory sumaryczne wodorotlenku litu i wodorotlenku kobaltu(II).

Etap	Rozwiązanie	
1. Zapisz symbole pierwiastków wchodzących w skład wodorotlenku (w kolejności: metal, tlen, wodór).	LiOH	CoOH
2. Nad symbolem metalu zapisz jego wartościowość (zwróć uwagę, czy nie podano jej w nazwie systematycznej lub odszukaj w układzie okresowym).	^I LiOH	^{II} CoOH
3. Sprawdź, czy liczba grup wodorotlenowych jest równa wartościowości metalu we wzorze. Jeśli nie jest, dopisz odpowiedni indeks stechiometryczny.	Liczba grup wodorotlenowych jest równa wartościowości metalu. ^I Li(OH) ₁	Liczba grup wodorotlenowych nie jest równa wartościowości metalu. ^{II} Co(OH) ₂
4. Zapisz wzory sumaryczne wodorotlenków (pomiń cyfrę 1, jeśli się pojawiła).	LiOH	Co(OH) ₂

Zasada – wodny roztwór wodorotlenku metalu 1 lub 2 grupy (za wyjątkiem berylu).

Wodorotlenek a zasada

Wodne roztwory wodorotlenków metali 1 i 2 grupy układu okresowego pierwiastków (za wyjątkiem wodorotlenku berylu) nazywane są **zasadami**. Używając słowa zasada, nie poprzedzamy go słowem roztwór, ponieważ jest ono już zawarte w wyjaśnieniu tego terminu.

Przykład mieszaniny	Rozpuszczalność substancji w wodzie	Nazwa układu	Alternatywna nazwa roztworu
wodorotlenek sodu + woda	rozpuszczalny	wodny roztwór wodorotlenku sodu	zasada sodowa
wodorotlenek potasu + woda	rozpuszczalny	wodny roztwór wodorotlenku potasu	zasada potasowa
wodorotlenek żelaza(II) + woda	nierozpuszczalny	zawiesina wodorotlenku żelaza(II)	–
wodorotlenek miedzi(II) + woda	nierozpuszczalny	zawiesina wodorotlenku miedzi(II)	–

Skąd wiemy, czy dany wodorotlenek rozpuszcza się w wodzie?

Chemik podczas pracy w laboratorium zawsze może wykonać doświadczenie, w którym oceni rozpuszczalność substancji w wodzie. Celem ułatwienia mu pracy przygotowano tabelę rozpuszczalności wybranych substancji w wodzie. Poniżej przedstawiono jej fragment dotyczący wodorotlenków.

		Kation							
		Na ⁺	K ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺
Anion	OH ⁻	R	R	N	T	N	N	N	N

Legenda

R – substancja rozpuszczalna

T – substancja trudno rozpuszczalna (rozpuszcza się w niewielkiej ilości)

N – substancja nierozpuszczalna (praktycznie się nie rozpuszcza)

Ważne było zapoznanie się ze wzorem ogólnym wodorotlenków. Ich budowa potwierdza, że w sieci krystalicznej kationy nie mogą występować bez anionów. Zgodnie z tą regułą odszukuje się informacje dotyczące rozpuszczalności w wodzie związków o budowie jonowej. Należy odnaleźć odpowiedni kation metalu (kolumna) i anion wodorotlenkowy (rzęd). Wspólna komórka tabeli, w której łączą się oba jony, jednoznacznie określa stopień rozpuszczalności. Kryterium liczbowe, czy substancja rozpuszcza się w wodzie, przyjęliśmy dla 20°C. Uznaje się, że dany związek chemiczny jest:

- **rozpuszczalny** – jeśli w 100 g wody rozpuszcza się więcej niż 1 g substancji,
- **trudno rozpuszczalny** – jeśli w 100 g wody rozpuszcza się od 0,1 do 1 g substancji,
- **nierozpuszczalny** – jeśli w 100 g wody rozpuszcza się mniej niż 0,1 g substancji.



Na podstawie tabeli rozpuszczalności oceń stopień rozpuszczalności wodorotlenku miedzi(II).

W skrócie

- Wodorotlenki – związki, w których skład wchodzi kationy metalu i aniony wodorotlenkowe. Mają budowę jonową i są substancjami stałymi.
- Zasady – wodne roztwory wodorotlenków metali 1 lub 2 grupy (za wyjątkiem berylu).
- Ogólny wzór sumaryczny wodorotlenków ma postać



gdzie *a* oznacza wartościowość metalu, co równe jest liczbie grup wodorotlenowych.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Korzystając z dostępnych źródeł wiedzy, podaj nazwy zwyczajowe przedstawionych wzorem sumarycznym wodorotlenków: NaOH, Ca(OH)₂, Mg(OH)₂, Ba(OH)₂.
- 2 Ustal nazwy systematyczne wodorotlenków na podstawie wzorów sumarycznych: Ca(OH)₂, Al(OH)₃, Co(OH)₂, Cu(OH)₂, Sn(OH)₂, Cr(OH)₃, Pb(OH)₂, Zn(OH)₂, Sr(OH)₂.
- 3 Skorzystaj z internetu, żeby odpowiedzieć na pytanie: Jak się zmienia rozpuszczalność wodorotlenku wapnia w wodzie w zależności od temperatury?

1.2 Wodorotlenki pierwiastków 1 grupy

Podejmij temat



Czy wodorotlenki pierwiastków 1 grupy mogą wchodzić w skład środków do udrażniania rur kanalizacyjnych?



Pierwszym pierwiastkiem 1 grupy układu okresowego jest wodór. Nieprzypadkowo pominięto go w nazwie grupy „litowce”. Jako jedyny jest niemetalem o odmiennych właściwościach w stosunku do pozostałych pierwiastków.

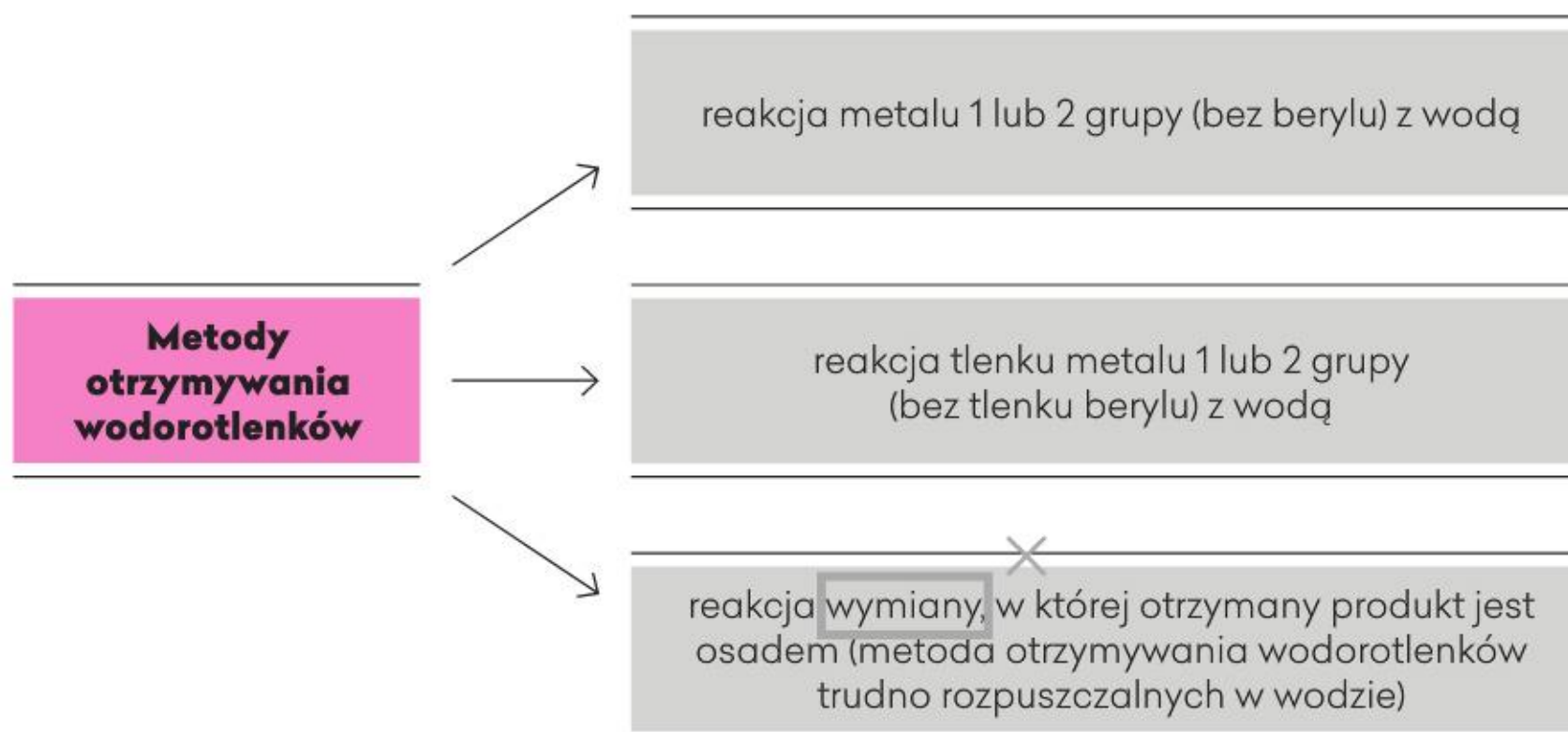
Wodorotlenki metali 1 grupy

Wodorotlenki pierwiastków 1 grupy mają podobne wzory sumaryczne. Ładunek jonu metalu zawsze wynosi w nich $+1$. Oznacza to, że metale 1 grupy układu okresowego w związkach chemicznych mają wartościowość równą I. Ze względu na podobne właściwości metali znajdujących się w tej grupie układu, jest ona również nazywana grupą litowców.

Podczas tej lekcji zestawimy niektóre właściwości wodorotlenków: litu, sodu, potasu, rubidu i cezu. Należałoby zwrócić uwagę na jeszcze jeden metal – frans, znajdujący się w 7 okresie układu. Jest to niezwykle rzadko występujący i nietrwały pierwiastek, więc wiedzę o związkach chemicznych jakie tworzy, stanowią raczej rozważania teoretyczne. W związku z powyższym pominiemy go w analizie.

Metody otrzymywania wodorotlenków

Istnieje kilka metod otrzymywania wodorotlenków. Prezentujemy je na poniższym schemacie.



Doświadczenie 1.

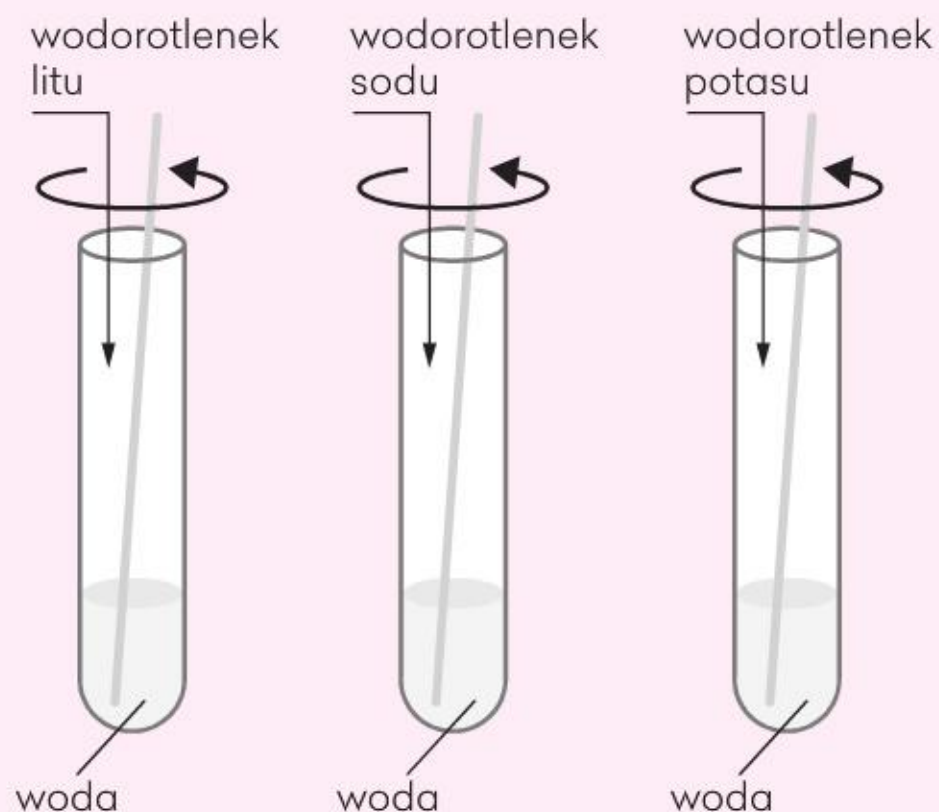
Badanie rozpuszczalności wodorotlenków: litu, sodu i potasu w wodzie

Sprzęt: trzy probówki, statyw na probówki, pipeta Pasteura z podziałką, łyżeczki, łuczywa

Odczynniki: wodorotlenek litu, wodorotlenek sodu, wodorotlenek potasu, woda

Wykonanie:

- Do trzech probówek wlej takie same ilości wody, po około 2 cm^3 .
- Do pierwszego naczynia dosyp szczyptę wodorotlenku litu. Całość wymieszaj. Po chwili dotknij dna naczynia.
- Czynności powtórz dla wodorotlenku sodu w drugiej probówce oraz dla wodorotlenku potasu w probówce trzeciej.



Obserwacje: Po zamieszaniu zawartości w każdym z naczyń biała substancja stała zanika. Pozostaje bezbarwna ciecz. Zawartość naczyń staje się ciepła.

Wnioski: Wszystkie badane wodorotlenki rozpuszczają się w wodzie. W każdym z przypadków podczas rozpuszczania wydzielano się ciepło – jest to przykład zjawiska egzotermicznego.

Mając na uwadze przeprowadzone doświadczenie oraz informacje z tabeli rozpuszczalności substancji, można stwierdzić, że wodorotlenki metali 1 grupy są rozpuszczalne w wodzie. Otrzymuje się je w wyniku reakcji metalu z wodą oraz tlenku metalu z wodą.

Reakcja metalu 1 grupy z wodą

Metale cechują się różną aktywnością. Dla przykładu – dostępny w handlu sól (il. 1.4) sprzedawany jest laboratoriom w hermetycznie zamkniętych kapsułkach, które ograniczają bezpośredni kontakt ze środowiskiem. Ucięty kawałek tego metalu połyskuje. Efekt obserwowany jest przez chwilę, gdyż po niedługim kontakcie, np. z tlenem lub parą wodną, miejsce przecięcia matowieje. W podobny sposób zachowują się inne metale 1 grupy układu okresowego. Mając to na uwadze, należy zadbać o właściwy transport odczynnika oraz odpowiednie jego przechowywanie w laboratorium. Jednym z najważniejszych zadań jest ograniczenie kontaktu metalu z powietrzem. Często stosuje się zasadę gromadzenia tych metali w małych pojemnikach, w których próbki przechowywane są w rozpuszczalniku niepolarnym, np. naftie. Działając na wodę niektórymi metalami 1 grupy, sprawdzimy, jaka jest ich aktywność chemiczna. Warto również zwrócić uwagę na właściwości powstającego gazu.



1.4 Sól przechowuje się zanurzony np. w naftie, która zabezpiecza go przed dostępem powietrza

Doświadczenie 2.

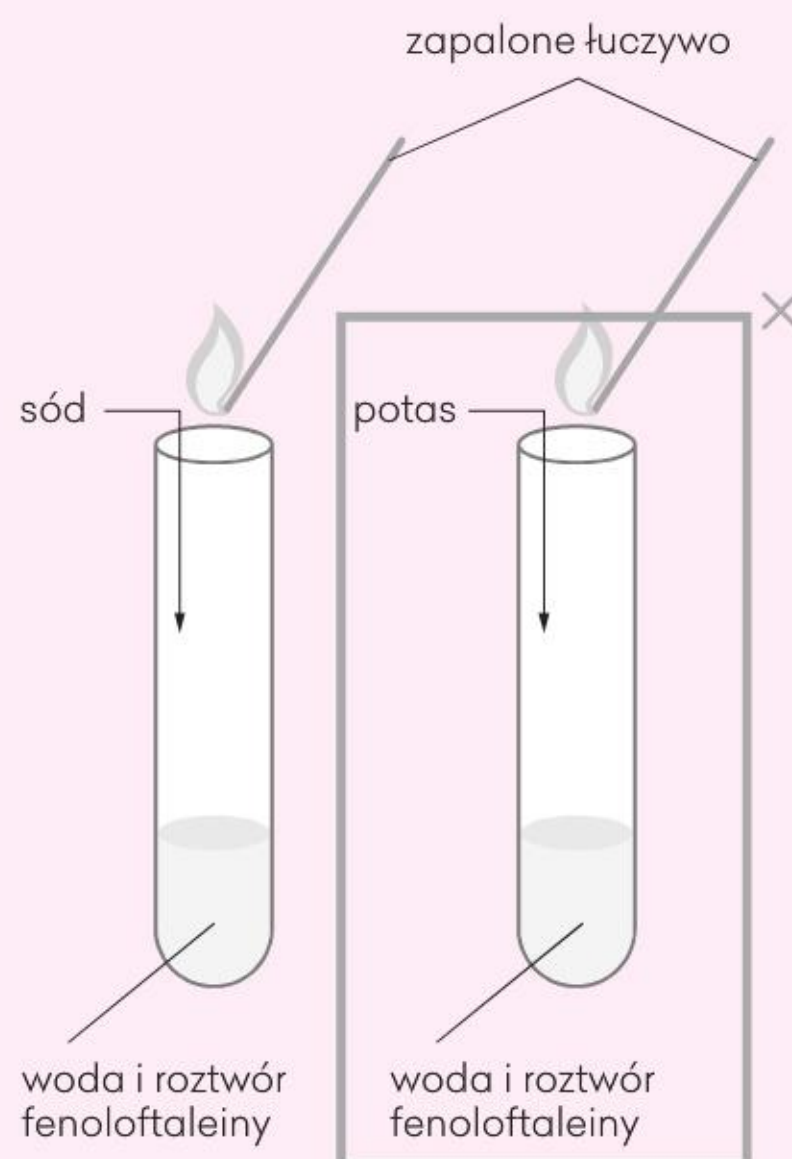
Działanie sodem i potasem na wodę w obecności roztworu fenoloftaleiny

Sprzęt: dwie probówki, statyw na probówki, pipety Pasteura z podziałką, łyżeczki, pęseta, skalpel, połowa szalki Petriego wyłożona chłonną bibułą, łuczywo, zapalniczka

Odczynniki: sól, potas, woda, roztwór fenoloftaleiny

Wykonanie:

- Na wyłożoną bibułą połowę szalki Petriego położyć kawałek sodu.
- Odkrój niewielką porcję, wielkości połowy ziarna grochu.
- Czynności powtórz dla potasu. Postaraj się, aby porcje obu metali były zbliżonej wielkości.
- Wlej do dwóch probówek po około 2 cm^3 wody i dodaj kilka kropel roztworu fenoloftaleiny.
- Do pierwszego naczynia wrzuć kawałek sodu. Zbliź do wylotu zapalone łuczywo.
- Następnie wprowadź kawałek potasu do drugiej probówki. Po chwili zbliź zapalone łuczywo do wylotu naczynia.



Obserwacje: Sól i potas wrzucone do wody z roztworem fenoloftaleiny unoszą się na powierzchni. Kawałki metali się zmniejszają. Czasami na kawałku potasu pojawia się płomień. Po niedługim czasie metale całkowicie zanikają. Zawartość naczyń przybiera barwę malinową. W obu przypadkach wydzielą się bezbarwny, bezwonny gaz. Zbliżając zapalone łuczywa do wylotów probówek, słyszymy dźwięk przypominający „pyknięcie”. Zawartość naczyń staje się ciepła.

Wnioski: Sól i potas należą do metali bardzo aktywnych. W wyniku ich reakcji z wodą wydzielą się wodór – świadczy o tym usłyszane „pyknięcie”. Malinowe zabarwienie dowodzi, że otrzymano roztwór o odczynie zasadowym.

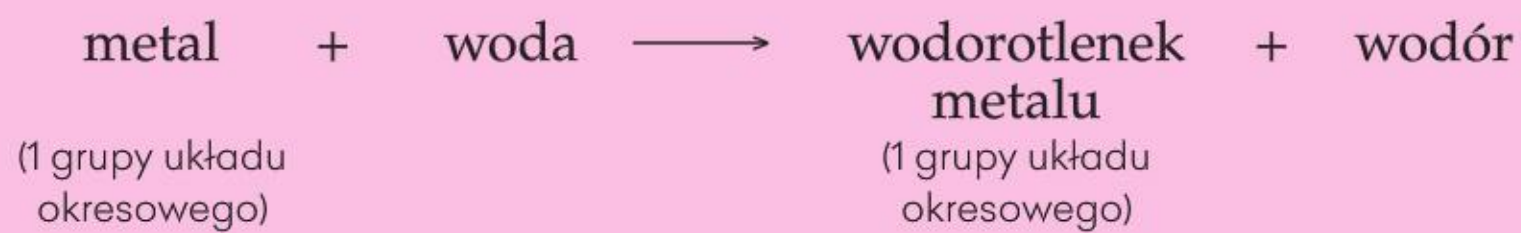
W wyniku działania metali na wodę zaszły reakcje chemiczne zgodne z poniższymi równaniami.



W wyniku doświadczenia otrzymano zasadę sodową (I probówka) i zasadę potasową (II probówka) – czyli wodne roztwory wodorotlenku sodu i wodorotlenku potasu.

Uwagi: Porcjowanie odczynników powinna wykonywać osoba dorosła.

Na podstawie przeprowadzonego doświadczenia przedstawmy słowny zapis schematu reakcji metalu 1 grupy układu okresowego z wodą.



1.5 Kontakt wodorotlenków metali 1 grupy układu okresowego ze skórą prowadzi do oparzeń. Należy zachować szczególną ostrożność!

Zwróćmy uwagę, że metale 1 grupy bardzo gwałtownie reagują z wodą. Malinowa barwa roztworu fenoloftaleiny świadczy o wysokim pH (odczyn zasadowy), dlatego bezwzględnie nie wolno dopuścić do kontaktu jakiegokolwiek części ciała (il. 1.5) zarówno z substratami, jak i produktami tej reakcji chemicznej. Praca z wodorotlenkami powinna być przeprowadzana z uwagą i należytą ostrożnością.

Reakcja tlenku metalu 1 grupy z wodą

Sprawdźmy, czy tlenki metali 1 grupy również pozwolą otrzymać zasady.

Doświadczenie 3.

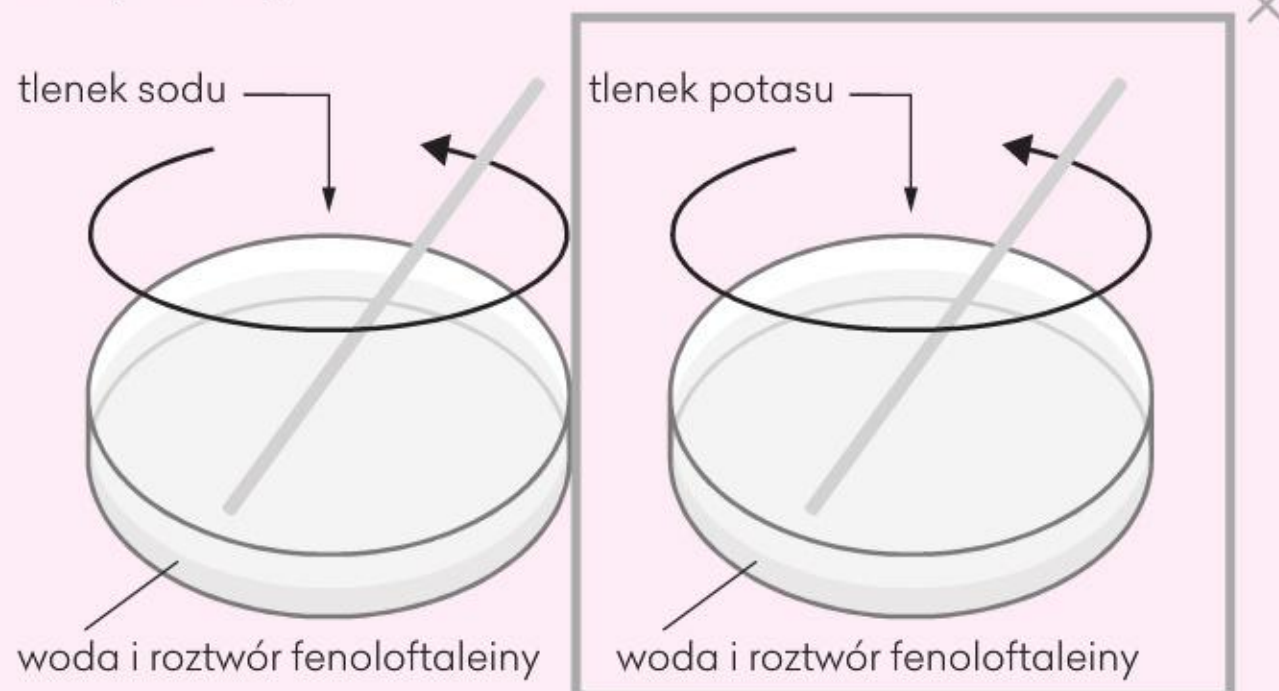
Działanie tlenkiem sodu i tlenkiem potasu na wodę w obecności roztworu fenoloftaleiny

Sprzęt: szalka Petriego, pipety Pasteura z podziałką, łyżeczki, łuczywa

Odczynniki: tlenek sodu, tlenek potasu, woda, roztwór fenoloftaleiny

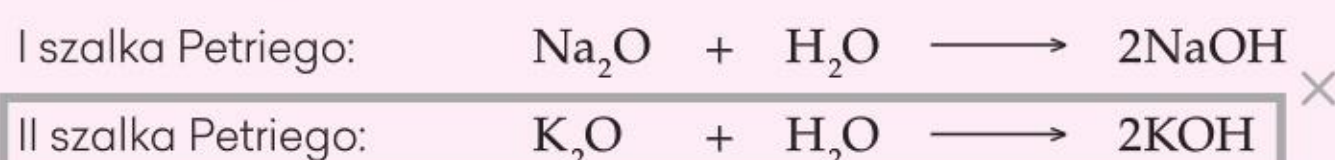
Wykonanie:

- Do dwóch części szalki Petriego wlej wodę (do przykrycia dna) i dodaj 2–3 krople roztworu fenoloftaleiny.
- Do pierwszego naczynia wsyp szczyptę tlenku sodu, a do drugiego – tlenku potasu.
- Dokładnie wszystko wymieszaj.



Obserwacje: Po dodaniu tlenków (sodu i potasu) do wody z roztworem fenoloftaleiny białe substancje stałe zanikają, a ciecz przybiera barwę malinową.

Wnioski: W wyniku działania tlenkami metali 1 grupy na wodę otrzymano zasady (sodową i potasową). Zaszły reakcje chemiczne zgodne z poniższym zapisem.

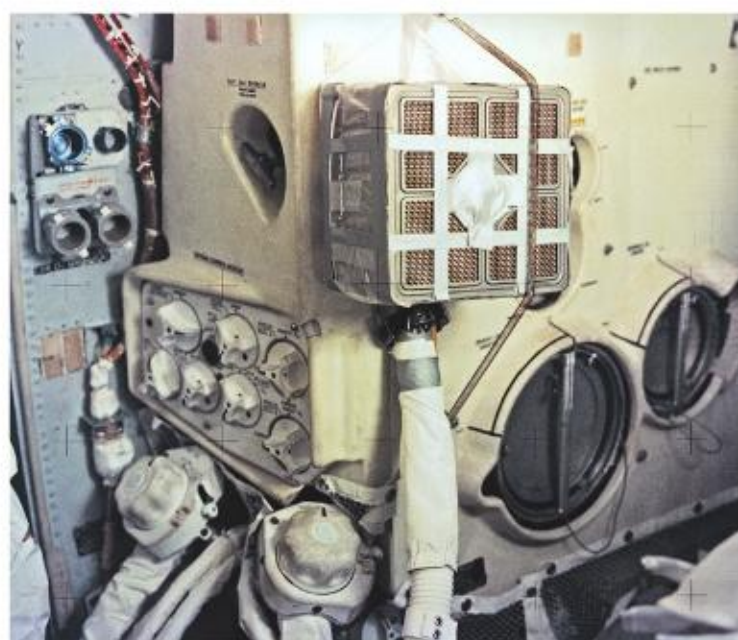




Tlenki, które w reakcji z wodą dają zasadę, nazywa się tlenkami zasadotwórczymi.

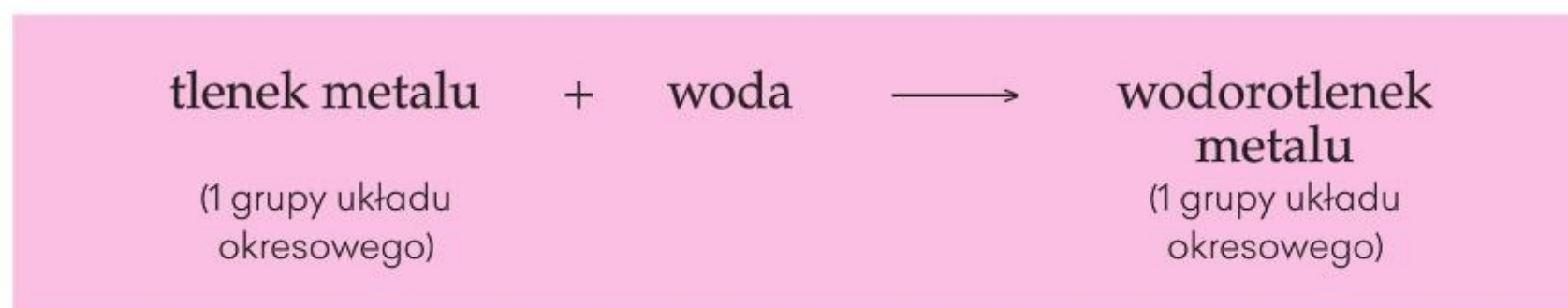
Higroskopijność – zdolność substancji do pochłaniania wody.

Ciekawe!



Wodorotlenki metali 1 grupy są zdolne pochłaniać również inne związki. Stosowane były np. podczas misji Apollo do absorpcji tlenku węgla(IV) ze statków kosmicznych.

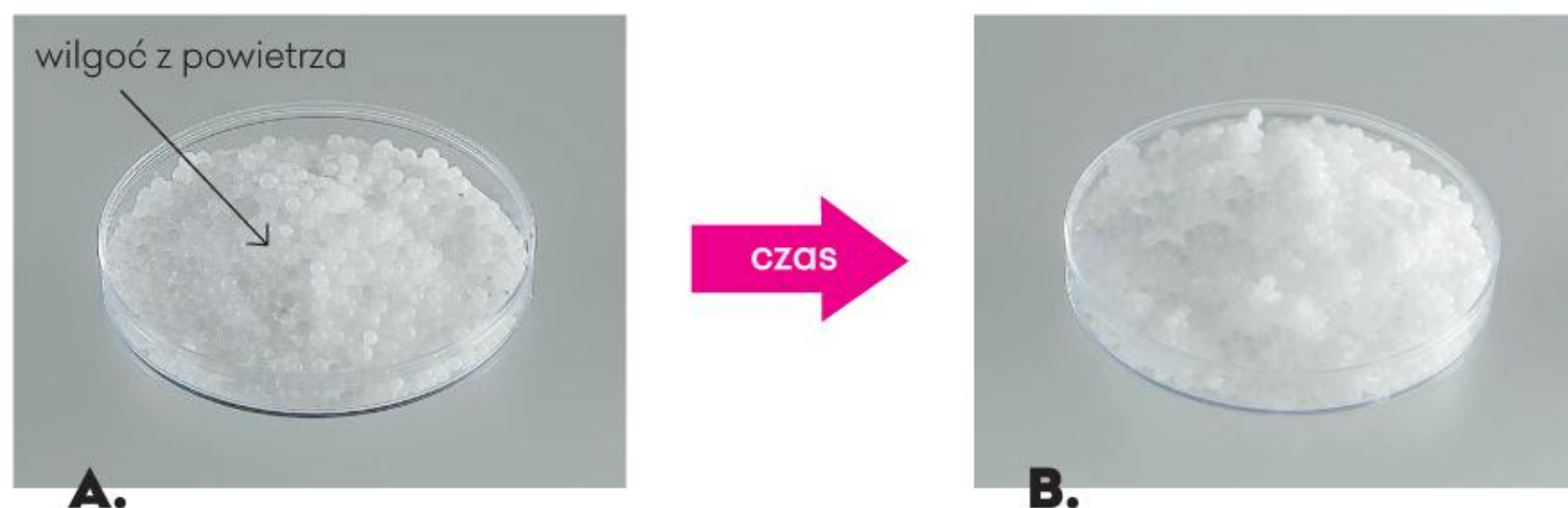
Doświadczenie 3. potwierdza, że tlenki metali 1 grupy układu okresowego reagują z wodą, dając stosowne zasady (roztwory rozpuszczalnych w wodzie wodorotlenków). Ogólny słowny zapis zachodzących reakcji chemicznych przedstawiono na poniższym schemacie.



Od tego momentu tlenki, które w reakcji z wodą dają zasadę, nazywać będziemy tlenkami zasadotwórczymi. Podobne nazewnictwo zastosowaliśmy w dziale poświęconym kwasom. Pisaliśmy wtedy, że tlenki, które w reakcji z wodą dają kwasy, nazwać można tlenkami kwasotwórczymi.

Właściwości wodorotlenków metali 1 grupy

Dostępne w handlu wodorotlenki metali 1 grupy układu okresowego sprzedawane są w szczelnych opakowaniach konstruowanych tak, żeby nie dostawała się do nich wilgoć. Jest to związane z właściwością, która łączy te wodorotlenki. Jest nią **higroskopijność**. Jeśli pozostawimy wodorotlenek sodu w otwartym naczyniu, po kilkunastu minutach jego wygląd się zmieni (il. 1.6). Substancja stała zacznie się zlepiać, gdyby dotknąć ją ręką, oczywiście w rękawiczce, można poczuć, że jest śliska. Podobnie dzieje się z cukrem, kiedy dodamy do niego niewielką ilość wody. W przypadku wodorotlenków metali 1 grupy wystarczy wilgoć z powietrza.



1.6 Wygląd wodorotlenku sodu – na chwilę po umieszczeniu na szalce (A.) i po 15 minutach (B.)

Właściwości fizyczne omawianych związków są do siebie zbliżone. Mając przed sobą próbki wodorotlenków litu i sodu, widzimy dwie białe substancje stałe. Dopiero zapoznanie się z informacjami w kartach charakterystyk tych związków nakieruje nas na to, jak można je rozróżnić. Przykładowo – temperatury ich topnienia mają różne wartości. W 25°C pod ciśnieniem 1000 hPa wodorotlenek litu topi się w 473°C, a wodorotlenek sodu – w 318°C. Oczywiście to niejedyna właściwość, którą różnią się te związki chemiczne.

W poniższej tabeli zebrano ważniejsze informacje o wodorotlenkach metali 1 grupy.

Nr okresu, w którym znajduje się metal	Nazwa systematyczna wodorotlenku	Wzór sumaryczny wodorotlenku	Stan skupienia	Barwa pogładowa
2	wodorotlenek litu	LiOH	ciało stałe (w temp. pokojowej)	
3	wodorotlenek sodu	NaOH		
4	wodorotlenek potasu	KOH		
5	wodorotlenek rubidu	RbOH		
6	wodorotlenek cezu	CsOH		

Warto dodać, że wszystkie wymienione wodorotlenki są żrące i rozpuszczają się w wodzie, wydzielając przy tym ciepło (zjawisko egzotermiczne).

Więcej na temat

Zastosowanie wodorotlenków metali 1 grupy układu okresowego pierwiastków

Dwa wodorotlenki, które znalazły najszersze zastosowanie w przemyśle, to substancje o wzorach sumarycznych NaOH i KOH. Przedstawmy wybrane przykłady ich użycia.

	Zastosowania wspólne		Zastosowanie unikatowe	
wodorotlenek sodu NaOH		- produkcja mydeł - wyrób detergentów - ważne odczynniki laboratoryjne		główny składnik środków do udrażniania rur
wodorotlenek potasu KOH				elektrolit w bateriach niklowo-kadmowych



Wzory sumaryczne i nazwy systematyczne ważniejszych wodorotlenków metali 1 grupy układu okresowego to:

LiOH – wodorotlenek litu

NaOH – wodorotlenek sodu

KOH – wodorotlenek potasu

RbOH – wodorotlenek rubidu

CsOH – wodorotlenek cezu

W skrócie

- Ogólny wzór sumaryczny wodorotlenków metali 1 grupy ma postać MOH, gdzie metal ma zawsze wartościowość równą I.
- Do wspólnych właściwości wodorotlenków metali 1 grupy układu okresowego należą: stały stan skupienia, biała barwa, higroskopijność, rozpuszczalność w wodzie (tworzą zasady), ich wodne roztwory wykazują odczyn zasadowy, właściwości żrące. Rozpuszczanie tych wodorotlenków w wodzie to zjawisko egzotermiczne.
- Wodorotlenki metali 1 grupy można otrzymać w wyniku reakcji metali z wodą oraz działając tlenkiem metalu 1 grupy na wodę.
- Roztwór fenoloftaleiny wprowadzony do roztworów wodorotlenków metali 1 grupy przybiera malinowe zabarwienie.
- Wodorotlenek sodu i wodorotlenek potasu to przykłady związków, które znalazły szerokie zastosowanie w przemyśle. Służą m.in. do produkcji mydeł, detergentów, stanowią istotny odczynnik w laboratoriach chemicznych.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Chemik chciał sporządzić 500 g roztworu wodorotlenku potasu o stężeniu 1%. Odpowiedz, ile potrzebował wody, a ile substancji stałej.
- 2 Uczeń chciał otrzymać 5 g wodorotlenku sodu w wyniku działania tlenkiem sodu na wodę. Oblicz, ile potrzebował tlenku sodu do tej reakcji.
- 3 Wodorotlenek sodu w stanie stałym jest uznawany za substancję niebezpieczną. Mimo to znalazł zastosowanie jako regulator kwasowości w przemyśle spożywczym. Zastanów się, skąd możliwe są takie przeciwieństwa. Od czego to zależy?
- 4 Zapisz w zeszycie równania reakcji otrzymywania wodorotlenków metali 1 grupy (okresy 2–6), powstałe zarówno w wyniku działania wody na metale, jak i na tlenki tych metali.
- 5 Mając do dyspozycji roztwory: wodorotlenku potasu^x chlorowodoru, cukru, soli kuchennej, fenoloftaleiny, oranżu metylowego oraz dowolny sprzęt laboratoryjny, zaprojektuj doświadczenie, które pozwoli odróżnić kwas chlorowodorowy od wodorotlenku sodu. Podaj niezbędny sprzęt, odczynniki, narysuj schemat, zaproponuj obserwacje i sformułuj końcowy wniosek. Pamiętaj, że nie musisz wykorzystać wszystkich dostępnych roztworów.
- 6 Odszukaj w internecie karty charakterystyki wszystkich wodorotlenków metali 1 grupy. Porównaj liczbowe wartości ich rozpuszczalności w wodzie. Sformułuj wniosek, jak zmienia się rozpuszczalność tych związków.
- 7 Wszystkie wodorotlenki metali 1 grupy to białe ciała stałe. Zaproponuj jedną metodę, dzięki której będzie można odróżnić wodorotlenek sodu od wodorotlenku litu. Skorzystaj z tablic chemicznych.

1.3 Wodorotlenki pierwiastków 2 grupy

Podejmij temat



Czy bielenie drzew może mieć coś wspólnego z leczeniem zębów?



Wodorotlenki metali 2 grupy

Podobnie jak w przypadku 1 grupy układu okresowego wodorotlenki pierwiastków 2 grupy mają zbliżone wzory sumaryczne. Ładunek jonu metalu zawsze wynosi w nich +2. Oznacza to, że metale 2 grupy układu okresowego pierwiastków w związkach chemicznych mają wartościowość równą II. Ze względu na symbol berylu, znajdujący się w 2 okresie, grupa ta nazywana jest też berylowcami.

Podczas tej lekcji postaramy się sprawdzić, czy wodorotlenki: berylu, magnezu, wapnia, strontu i baru wykazują podobne właściwości względem siebie i czy mają podobne właściwości do wodorotlenków omawianych podczas poprzednich zajęć. Ze względu na właściwości radu pominiemy analizę jego wodorotlenku, który tworzy się w wyniku działania metalem lub tlenkiem na wodę.

Beryl i jego tlenek

Ciekawym przedstawicielem 2 grupy układu okresowego jest beryl. Ma on niektóre właściwości na tyle odmienne od pozostałych metali, że poświęcimy mu nieco uwagi. Beryl po wrzuceniu do wody opada na dno naczynia (il. 1.7 – A.). Nie zachodzi żadna reakcja chemiczna. Tak samo dzieje się z tlenkiem berylu – jest praktycznie nierozpuszczalny w wodzie i nie reaguje z nią (il. 1.7 – B.), nawet jeśli jest ciepła.



Zatem poznane wcześniej metody otrzymywania wodorotlenków nie będą miały tu zastosowania. Nie oznacza to, że wodorotlenek berylu w ogóle nie istnieje. Jest to związek bardzo toksyczny, działający szkodliwie na skórę, drogi oddechowe i oczy. Poddanie się jego długotrwałemu działaniu może wywołać berylozę, chorobę prowadzącą do uszkodzenia układu oddechowego (przede wszystkim płuc) oraz obrażeń skóry.



Zauważ, że symbole pierwiastków chemicznych w 2 grupie układu okresowego pojawiają się dopiero od 2 okresu.



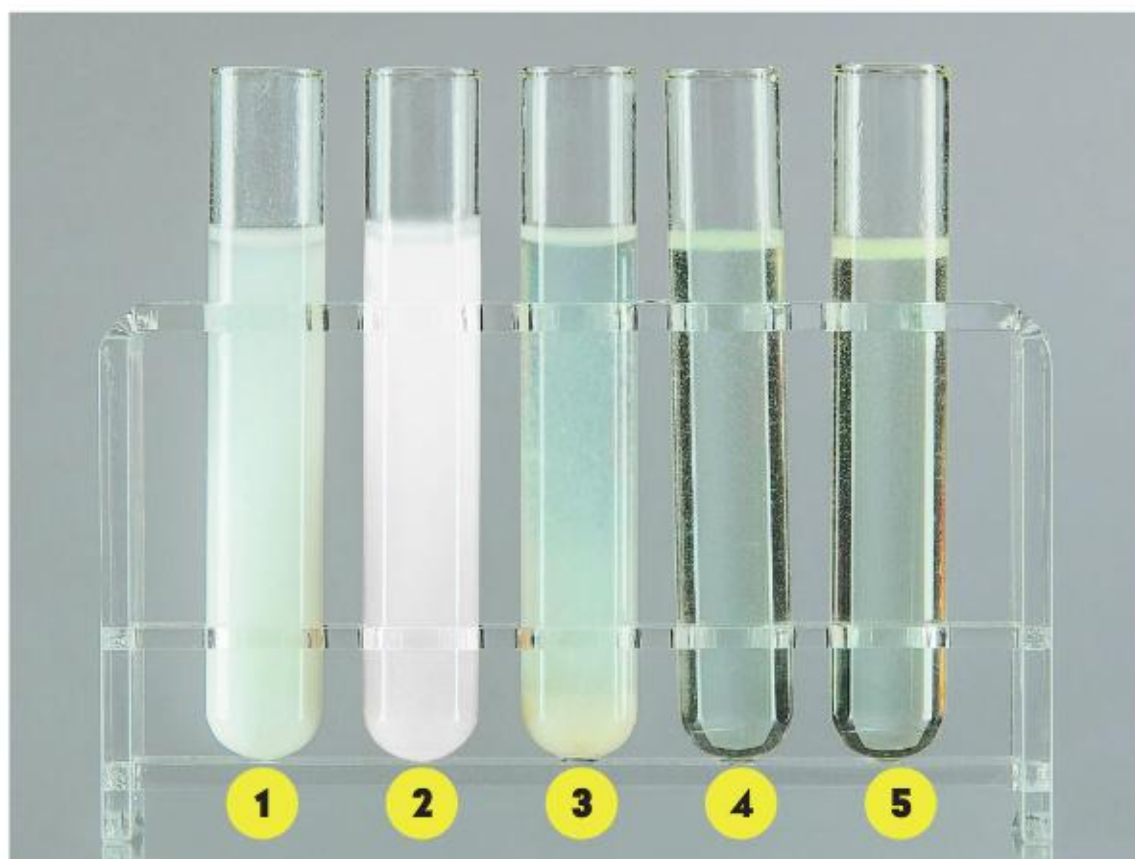
1.7 Beryl (A.) nie reaguje z wodą, tak samo jak tlenek berylu (B.)



Rozpuszczalność wodorotlenków metali 2 grupy rośnie w dół (wraz ze wzrostem numeru okresu). Wodorotlenki berylu i magnezu są praktycznie nierozpuszczalne. Wodorotlenek wapnia klasyfikuje się jako trudno rozpuszczalny. Natomiast wodorotlenki strontu i baru rozpuszczają się w wodzie.

Czy wodorotlenki metali 2 grupy rozpuszczają się w wodzie?

W celu sprawdzenia ich rozpuszczalności do wody o temperaturze 20°C dodano niewielkie ilości wodorotlenków metali 2 grupy. Chwilę po tej czynności zawartość naczynia zamieszano. W probówkach 1, 2 i 3 powstały zawiesiny, natomiast w probówkach 4 i 5 – roztwory właściwe (il. 1.8).



- | | |
|---|--------------------------|
| 1 | $\text{Be}(\text{OH})_2$ |
| 2 | $\text{Mg}(\text{OH})_2$ |
| 3 | $\text{Ca}(\text{OH})_2$ |
| 4 | $\text{Sr}(\text{OH})_2$ |
| 5 | $\text{Ba}(\text{OH})_2$ |

1.8 Badanie rozpuszczalności niektórych wodorotlenków w wodzie

Reakcja metalu 2 grupy z wodą

Metale 1 grupy układu okresowego są bardzo aktywne. Ważnym było przechowywanie ich w atmosferze ograniczającej dostęp składników powietrza. W 2 grupie bardzo negatywnie na obecność tlenu reaguje wapń (il. 1.9) – również przechowywany jest w naftcie. Magnez (il. 1.10) za każdym otwarciem pojemnika staje się coraz bardziej matowy. Sprawdźmy, czy te dwa przykładowe metale reagują z wodą.



1.9 Wapń, pozostając w kontakcie z tlenem z powietrza, momentalnie traci połysk i pokrywa się jasnym nalotem (tlenkiem wapnia)



1.10 Wstążka magnezowa również reaguje z tlenem z powietrza. Traci połysk po kilku miesiącach od zakupu (matowieje wolniej niż wapń po wyjęciu z nafty)

Doświadczenie 4.

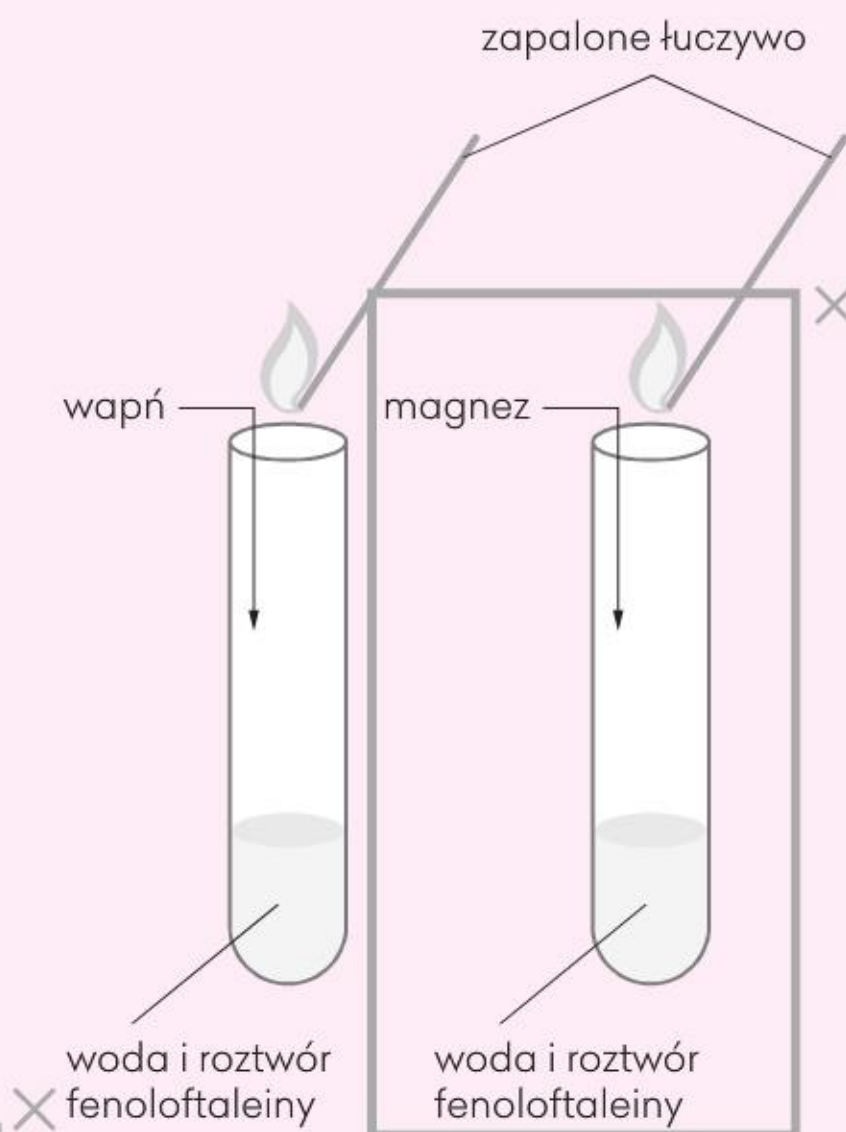
Działanie wapniem i magnezem na wodę w obecności roztworu fenoloftaleiny

Sprzęt: dwie probówki, statyw na probówki, pipety Pasteura z podziałką, łyżeczki, pęseta, skalpel, dolna część szalki Petriego wyłożona chłonną bibułą, łuczywo, zapalniczka

Odczynniki: wapń, magnez, woda, roztwór fenoloftaleiny

Wykonanie:

- Na wyłożoną bibułą dolną część szalki Petriego położyć kawałek wapnia. Odkrój niewielką porcję, wielkości połowy ziarna grochu.
- Wybierz podobnej wielkości kawałek magnezu.
- Wlej do dwóch probówek po około 2 cm^3 wody i dodaj kilka kropel roztworu fenoloftaleiny.
- Do pierwszego naczynia wrzuć kawałek wapnia. Zbliź do wylotu zapalone łuczywo.
- Następnie wprowadź kawałek magnezu do drugiej probówki. Po chwili zbliź zapalone łuczywo do wylotu naczynia.
- Spróbuj rozgrzać zawartość probówki z magnezem, trzymając ją w zaciśniętej dłoni.

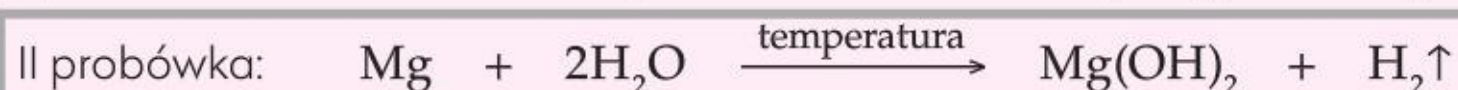


Obserwacje: Wapń wrzucony do wody stopniowo zmniejsza się, po chwili zanika. Ciecz w probówce natychmiastowo przybiera barwę malinową. Wydziela się bezbarwny, bezwonny gaz. Zbliżając ogień do otworu probówki, słyszymy wybuch.

W przypadku magnezu dopiero po czasie na kawałku metalu pojawiają się pęcherzyki bezbarwnego gazu, a w płynie zaczynają się unosić malinowe smugi. Po rozgrzaniu ciecz ma kolor malinowy, a na magnezie widać liczne pęcherzyki. Zbliżając zapalone łuczywo do wylotu naczynia, widzimy, że drzewienko gaśnie.

Wnioski: Wapń reaguje z wodą aktywniej niż magnez, który wymagał rozgrzania. W wyniku zachodzącej reakcji wydziela się wodór – świadczy o tym usłyszane „pyknięcie”. Malinowe zabarwienie dowodzi, że otrzymano roztwór o odczynie zasadowym. Magnez reagował dopiero po rozgrzaniu, produkując niewiele wodoru i dając roztwór o odczynie zasadowym.

W wyniku działania metali na wodę zaszły reakcje chemiczne zgodne z poniższymi równaniami.



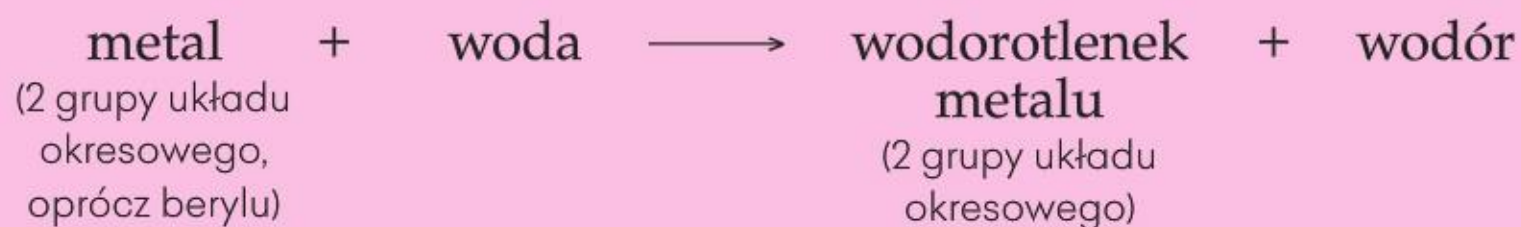
W wyniku doświadczenia otrzymano zasadę wapniową (I probówka) zasadę magnezową (II probówka) – czyli wodne roztwory wodorotlenku wapnia i wodorotlenku magnezu.

Uwagi: Porcjowanie wapnia powinna wykonywać osoba dorosła. W przypadku magnezu zawartość naczynia można ogrzać palnikiem, zamiast ciepłem rąk. Po użyciu większej ilości metali zauważamy po pewnym czasie, że roztwory przestają być klarowne (wydzielają się białe osady).



Wodór jest bezbarwnym i bezwonym gazem. Spala się wybuchowo, jeśli jest zmieszany z tlenem. Czysty – spala się jasnym płomieniem.

Na podstawie przeprowadzonego doświadczenia można zauważyć, że metale 2 grupy układu okresowego reagują z wodą, co jest podobne do zachowania metali 1 grupy. Wyjątkiem jest beryl, on nie reaguje z wodą.



Reakcja tlenku metalu 2 grupy z wodą

Sprawdźmy, czy użycie przykładowych tlenków metali 2 grupy również pozwoli otrzymać zasady.

Doświadczenie 5.

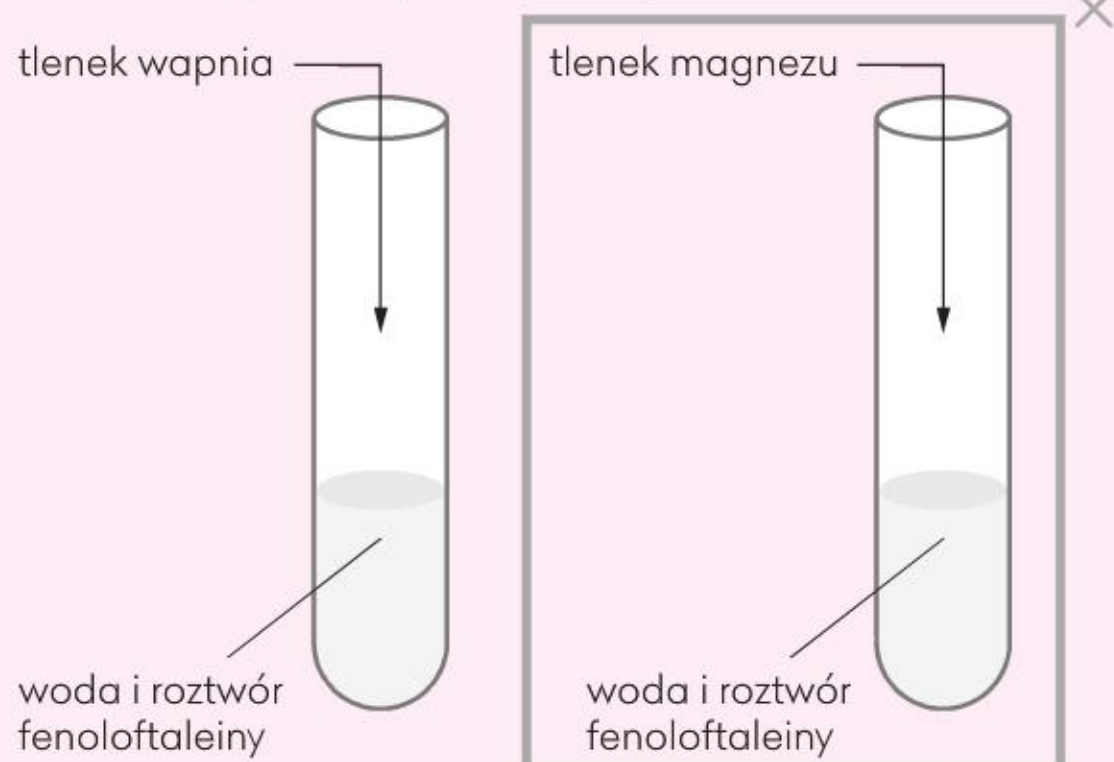
Działanie tlenkiem wapnia i tlenkiem magnezu na wodę w obecności roztworu fenoloftaleiny

Sprzęt: dwie probówki, statyw na probówki, pipety Pasteura z podziałką, łyżeczki

Odczynniki: tlenek wapnia, tlenek magnezu, woda, roztwór fenoloftaleiny

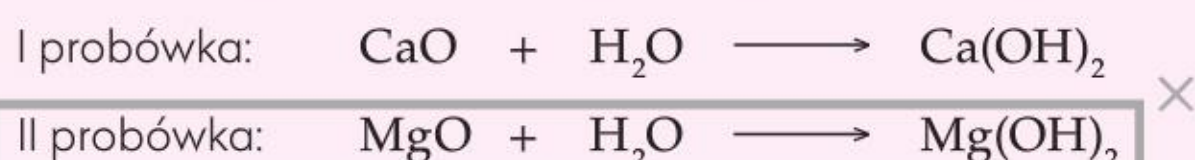
Wykonanie:

- Do obu probówek wlej po około 2 cm³ wody i dodaj 2–3 krople roztworu fenoloftaleiny.
- Do pierwszego naczynia wsyp szczyptę tlenku wapnia, a do drugiego – tlenku magnezu.
- Dokładnie wymieszaj zawartość probówek.



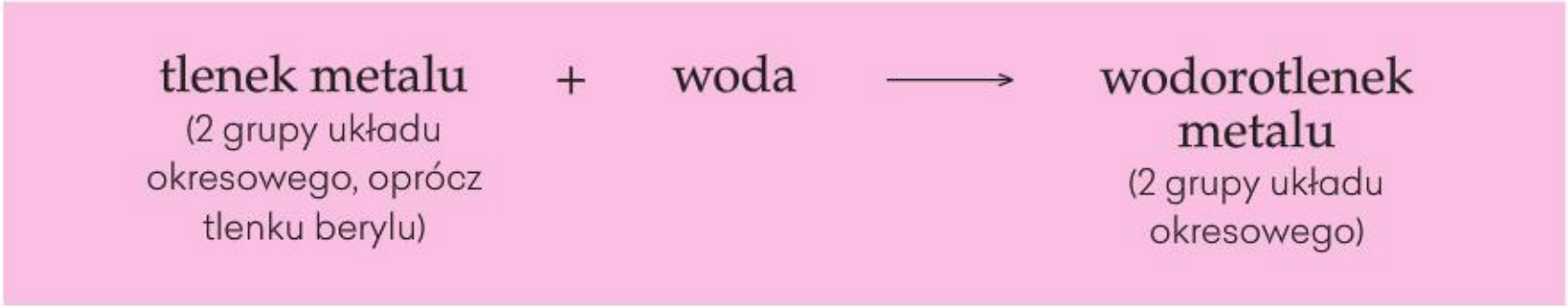
Obserwacje: Po dodaniu tlenków (wapnia i magnezu) do wody z roztworem fenoloftaleiny białe substancje stałe stopniowo opadają na dno. Ciecz przybrała kolor malinowy.

Wnioski: W wyniku działania tlenkami metali 2 grupy na wodę otrzymano białe osady – wodorotlenki wapnia i magnezu. Roztwór barwy malinowej (nad osadami) to zasada wapniowa i zasada magnezowa. Zaszły reakcje chemiczne zgodnie z poniższym zapisem.



Doświadczenie 5. pokazało, że niektóre tlenki metali 2 grupy układu okresowego reagują z wodą, dając stosowne wodorotlenki (osady na dnie naczyń). Natomiast roztwory właściwe, będące powyżej ciał stałych, to zasady. Określenie „trudno rozpuszczalny” oznacza, że częściowo wodorotlenek rozpuszcza się w wodzie, stąd powstałe zasady metali (il. 1.11). Pamiętajmy jednak, że tlenek berylu nie reaguje z wodą.

Ogólny słowny zapis zachodzących reakcji chemicznych przedstawiono na poniższym schemacie.



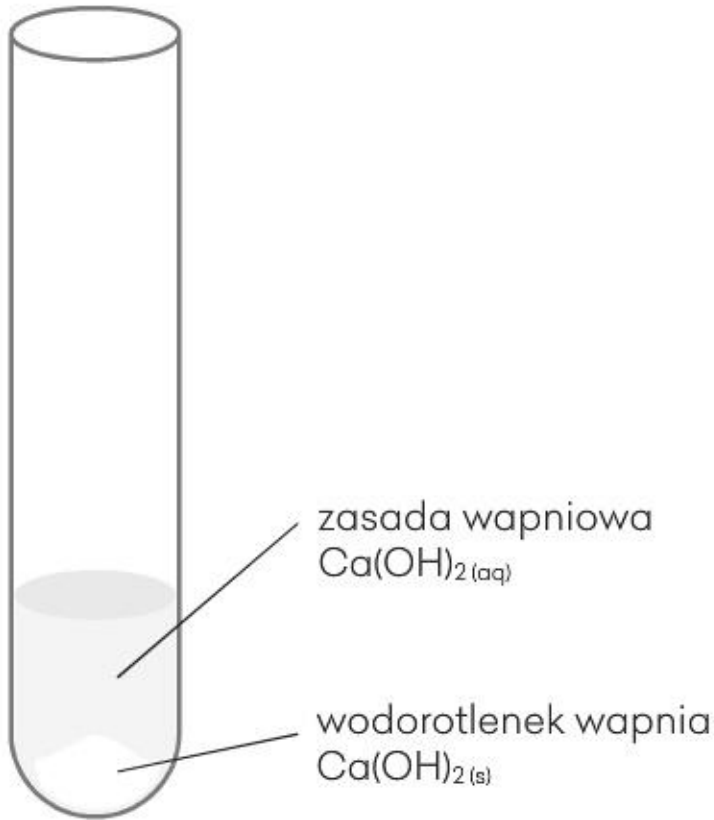
Tak samo jak podano w 1 grupie układu okresowego, tlenki metali 2 grupy (za wyjątkiem tlenku berylu) można nazwać tlenkami zasadotwórczymi.

Właściwości wodorotlenków metali 2 grupy

Wodorotlenki metali 2 grupy również sprzedawane są w szczelnych opakowaniach, ze względu na ich zdolność pochłaniania wilgoci. W poniższej tabeli zebrano ważniejsze informacje o wodorotlenkach tej grupy.

Nr okresu, w którym znajduje się metal	Nazwa systematyczna wodorotlenku	Wzór sumaryczny wodorotlenku	Stan skupienia	Barwa poglądowa
2	wodorotlenek berylu	Be(OH) ₂	ciało stałe (w temp. pokojowej)	
3	wodorotlenek magnezu	Mg(OH) ₂		
4	wodorotlenek wapnia	Ca(OH) ₂		
5	wodorotlenek strontu	Sr(OH) ₂		
6	wodorotlenek baru	Ba(OH) ₂		

Wodorotlenki metali 2 grupy mają ten sam stan skupienia (w temperaturze pokojowej) i taką samą barwę.



1.11 Ciecz unosząca się nad osadem to zasada wapniowa. Nierozpuszczona substancja to wodorotlenek wapnia

Więcej na temat

Zastosowanie wodorotlenku wapnia

Ciekawym związkiem jest wodorotlenek wapnia. Dzięki swoim właściwościom znalazł szerokie zastosowanie w przemyśle. Wymieńmy kilka przykładów.



w ogrodnictwie
– bielenie drzew,
jako ochrona
przed zmianami
temperatur



w stomatologii
– cementy
dentystyczne
i tymczasowe
wypełnienia
ubytków przy
leczeniu zębów



w budownictwie
– substancja
łącząca zaprawy
murarskie
i tynkarskie



w kanalizacji
– substancja
zmiękczająca
wodę
i poprawiająca
jej parametry



w ogrodnictwie
– produkcja
nawozów
sztucznych,
regulator pH
gleby



w energetyce
– oczyszczanie
spalin ze
związków siarki
(przede wszystkim
tlenków siarki)

W skrócie

- Ogólny wzór sumaryczny wodorotlenków metali 2 grupy ma postać $M(OH)_2$, gdzie metal ma zawsze wartościowość równą II.
- Do wspólnych właściwości wodorotlenków 2 grupy układu okresowego (prócz wodorotlenku berylu) należą: stały stan skupienia, biała barwa, pochłanianie wilgoci, odczyn zasadowy ich wodnych roztworów, właściwości żrące.
- Wodorotlenki metali 2 grupy (tak samo jak 1 grupy) można otrzymać w wyniku reakcji metali z wodą oraz działając tlenkiem metalu 2 grupy (tak samo jak 1 grupy) na wodę. Beryl i tlenek berylu nie reagują z wodą – są wyjątkami.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1  Korzystając z tablic chemicznych (tabel rozpuszczalności substancji) i zasobów internetu, porównaj informacje dotyczące rozpuszczalności wodorotlenków metali 2 grupy w wodzie. Czy jest jakaś wartość liczbowa, która decyduje o użyciu określenia „rozpuszczalny w wodzie”?
- 2 Zapisz w zeszycie równania reakcji otrzymywania wodorotlenków metali 2 grupy (okresy 2–6), powstałych zarówno w wyniku działania wody na metale, jak i na tlenki tych metali. Czy wszystkie reakcje zajdą?
- 3 Woda wapienna to nasycony, klarowny roztwór wodorotlenku wapnia. Mając do dyspozycji: wodę, wodorotlenek wapnia i dowolny sprzęt laboratoryjny, zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie otrzymanie wody wapiennej. Narysuj schemat, podaj obserwacje i wniosek. Nie zapomnij zwrócić uwagi na rozpuszczalność wodorotlenku wapnia.
- 4  Wodorotlenek magnezu praktycznie nie rozpuszcza się w wodzie. Zaproponuj trzy sposoby, które pomogą zwiększyć jego rozpuszczalność.

1.4 Wodorotlenki nierozpuszczalne w wodzie

Podejmij temat

- Jak otrzymać wodorotlenki, które praktycznie nie rozpuszczają się w wodzie?
- Czy znajomość metod rozdzielania mieszanin może być użyteczna w otrzymywaniu wodorotlenków trudno rozpuszczalnych?

Nie wszystko się rozpuszcza

Nie wszystkie wodorotlenki rozpuszczają się w wodzie. W przyjętym przez nas kryterium, jeśli rozpuszczalność substancji jest mniejsza niż 1 g na 100 g wody, mówimy o związkach trudno rozpuszczalnych. Jeśli ta wartość jest mniejsza niż 0,1 g w 100 g wody, wtedy mamy już do czynienia z substancjami praktycznie nierozpuszczalnymi. Informacje o wybranych wodorotlenkach znajdują się poniżej, we fragmencie tabeli rozpuszczalności substancji.

		Kation			
		Mg ²⁺	Ca ²⁺	Cu ²⁺	Al ³⁺
Anion	OH ⁻	N	T	N	N

N – substancja nierozpuszczalna, T – substancja trudno rozpuszczalna

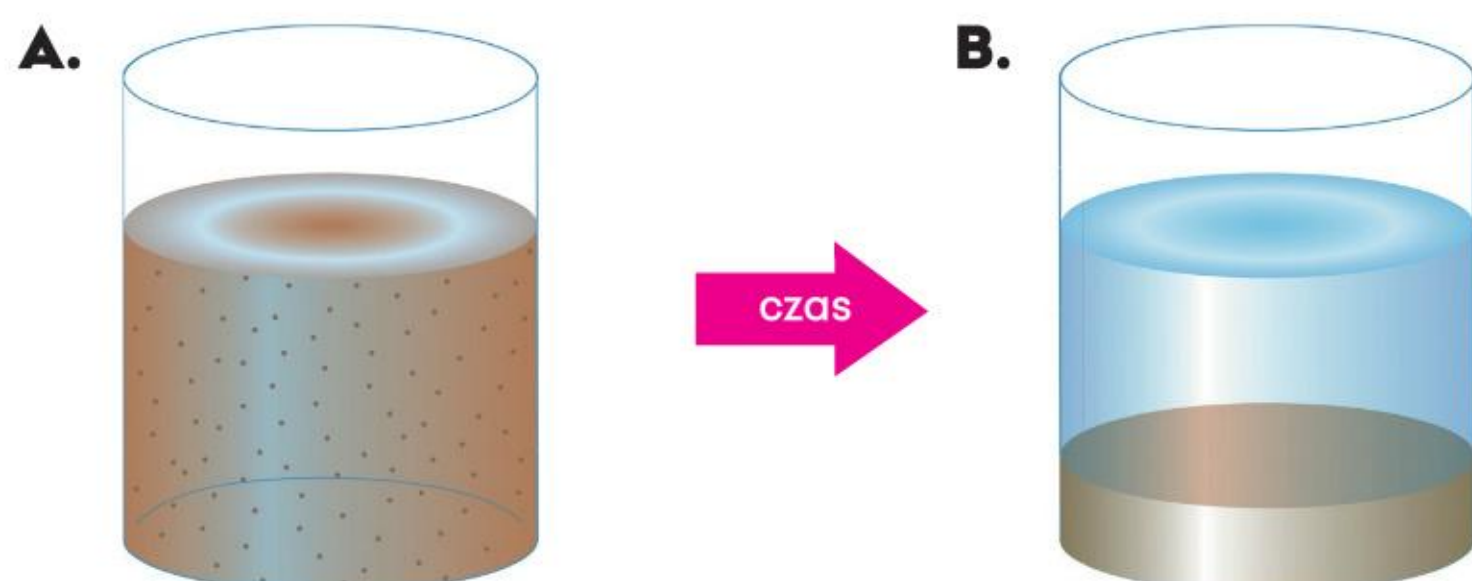
Wodorotlenek w postaci osadu

Najważniejszym zadaniem przy otrzymywaniu wodorotlenków trudno rozpuszczalnych i praktycznie nierozpuszczalnych w wodzie jest zaplanowanie doświadczenia, w wyniku którego strąci się **osad**. Można osiągnąć to np. poprzez umiejętne połączenie roztworów różnych substancji, które pozwoli otrzymać mieszaninę składającą się z cieczy i ciała stałego. Na chwilę po zmieszaniu zawartości w naczyniu powstaje zawiesina, w której wydzielona po czasie substancja stała (o gęstości większej od wody) opada na dno naczynia (il. 1.12).

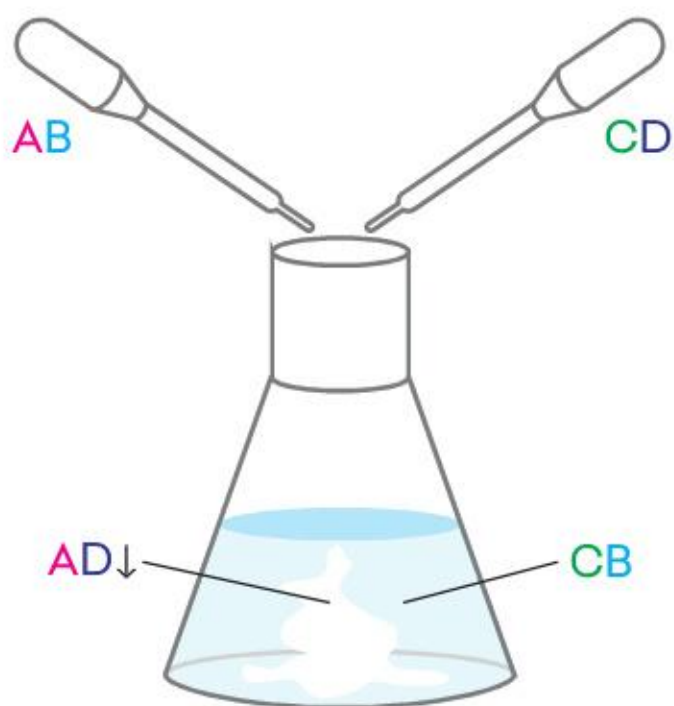


Ocena stopnia rozpuszczalności związku chemicznego zależy od liczby gramów substancji, która rozpuszcza się w 100 g wody.

Osad – substancja stała wydzielona z roztworu, np. w wyniku reakcji strącania. W równaniu reakcji zaznaczany jest symbolem „↓”, zaraz za wzorem sumarycznym.



1.12 Zawiesina powstała na chwilę po połączeniu odczynników (A.) oraz osad wydzielony na dnie naczynia po czasie (B.)



1.13 W wyniku połączenia roztworu AB z roztworem CD powstaje osad AD i roztwór CB

Reakcja wymiany podwójnej

– zachodzi między dwoma różnymi związkami chemicznymi i daje dwa inne związki chemiczne. Często planuje się ją tak, żeby jeden z produktów wydzielić na przykład w postaci osadu lub gazu.



Związki chemiczne o wzorach sumarycznych: MgCl_2 , MgI_2 , MgBr_2 , NaCl to przykłady różnych soli. Poznamy je bliżej w następnym dziale tego podręcznika. W klasie siódmej nauczyliśmy się, jak zapisywać wzory i podawać nazwy dla związków składających się z dwóch różnych pierwiastków, dlatego te zagadnienia nie są już nam obce.

Dobór odpowiednich roztworów

Zajmijmy się zaplanowaniem doświadczenia, w wyniku którego otrzymamy związek praktycznie nierozpuszczalny w wodzie (il. 1.13). Taką substancją jest np. wodorotlenek magnezu o wzorze chemicznym $\text{Mg}(\text{OH})_2$. Można go otrzymać m.in. w wyniku połączenia dwóch roztworów wodnych zawierających jony, z których składa się ten związek. Wodorotlenek magnezu zbudowany jest z kationów magnezu (Mg^{2+}) i anionów wodorotlenkowych (OH^-). Wypiszmy wzory sumaryczne kilku związków dwupierwiastkowych, poznanych w poprzedniej klasie, zawierających jony magnezu, oraz wzory związków mających jony wodorotlenkowe, o których mowa w tym dziale.

Wzory sumaryczne związków zawierających jony Mg^{2+}	Wzory sumaryczne związków zawierających jony OH^-
MgCl_2 , MgI_2 , MgBr_2	NaOH , KOH , LiOH
odczynnik „AB”	odczynnik „CD”

W wyniku połączenia wodnych roztworów: odczynników AB i CD zachodzi **reakcja wymiany podwójnej**. Jej przebieg można opisać ogólnym schematem:



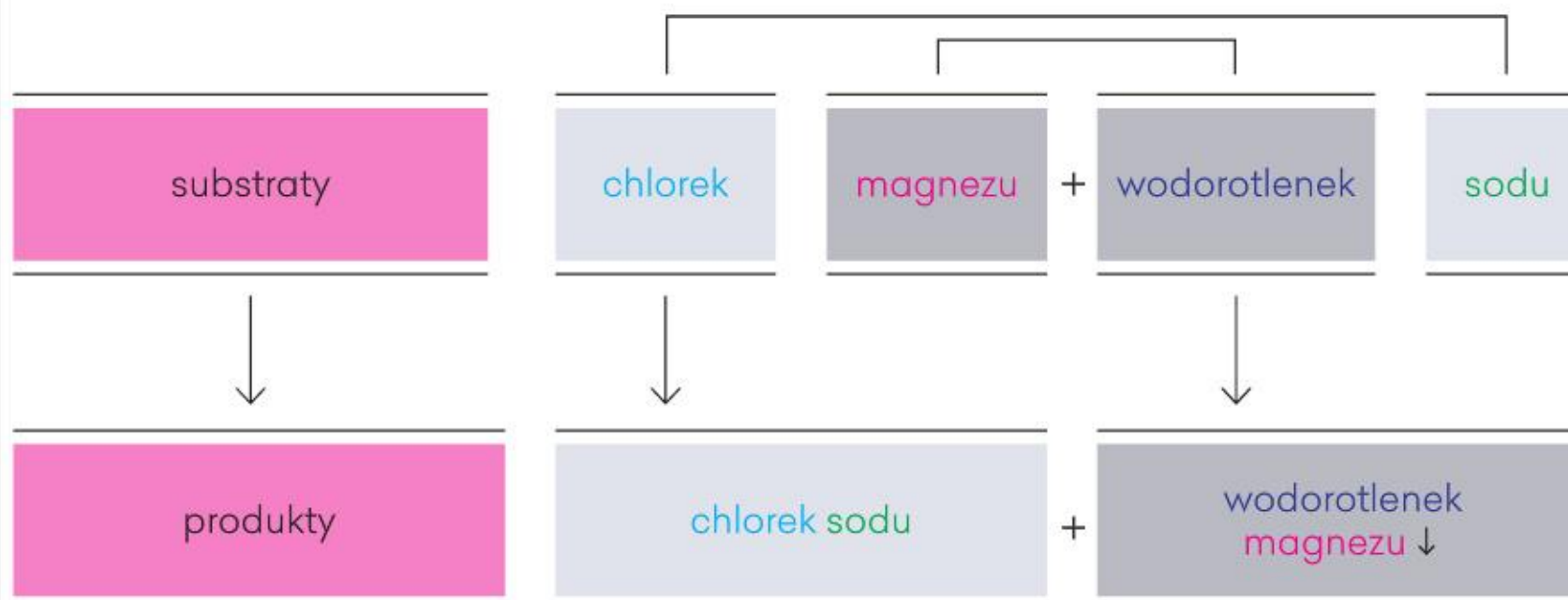
Jeśli jako odczynniki wybierzemy chlorek magnezu i wodorotlenek sodu, przebieg reakcji chemicznej będzie zgodny z równaniem:



Odczyt równania reakcji chemicznej:

chlorek magnezu reaguje z **wodorotlenkiem sodu**, dając **wodorotlenek magnezu (w postaci osadu)** i **chlorek sodu**. Wszystkie związki chemiczne mają budowę jonową.

Całość można również przedstawić na schemacie. Tym razem zapisano przebieg od góry do dołu, zaznaczając odpowiednio zwroty strzałek.



Schemat reakcji roztworów: chlorku magnezu i wodorotlenku sodu

Doświadczenie 6.

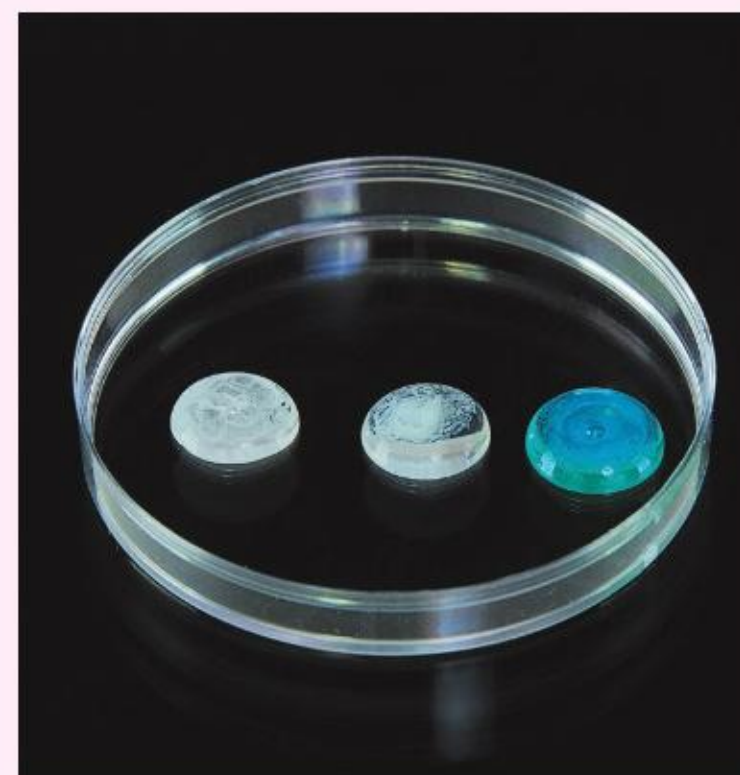
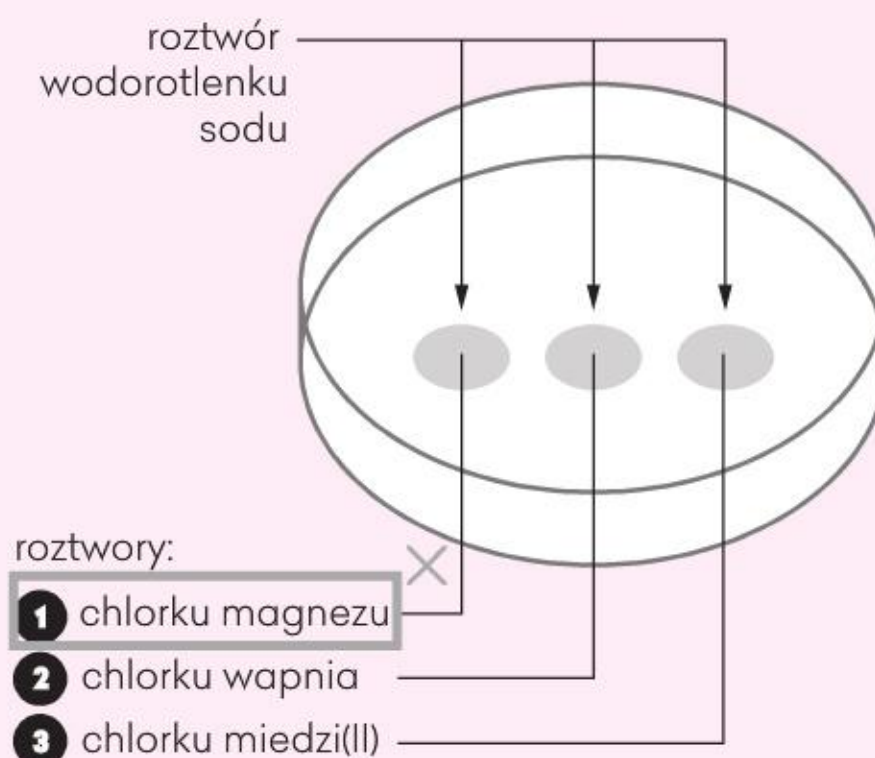
Działanie roztworem wodorotlenku sodu na roztwory chlorków: magnezu, wapnia i miedzi(II)

Sprzęt: dolna część szalki Petriego, pipety Pasteura z kapilarą, czarna kartka (jako tło)

Odczynniki: roztwory: wodorotlenku sodu, chlorku magnezu, chlorku wapnia, chlorku miedzi(II)

Wykonanie:

- Postaw dolną część szalki Petriego na czarnym tle.
- Zgodnie ze schematem nanieś na szalkę po dwie krople roztworów: chlorku magnezu, chlorku wapnia i chlorku miedzi(II). Uważaj, żeby ciecze nie miały ze sobą bezpośredniego kontaktu.
- Do każdego z roztworów chlorków metali dodaj kroplę roztworu wodorotlenku sodu. Pamiętaj, żeby końcem pipety nie dotykać naniesionej już cieczy.



Obserwacje: W wyniku dodania roztworu wodorotlenku sodu do roztworów chlorków metali wytrącają się osady o następujących barwach:

1 biała

2 biała

3 niebieska

Wnioski:

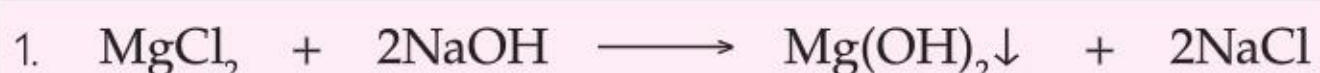
Wytrącone osady to:

1 wodorotlenek magnezu

2 wodorotlenek wapnia

3 wodorotlenek miedzi(II)

Na skutek działania roztworem wodorotlenku sodu na roztwory chlorków metali zaszły reakcje chemiczne zgodne z równaniami:



W każdym z układów otrzymano mieszaninę osadu (stosownego wodorotlenku) i roztworu chlorku sodu.

Zamiast chlorków metali można było zastosować inne dostępne w laboratorium związki chemiczne, np. fluorki. Należy jednak za każdym razem sprawdzać w tabeli rozpuszczalności wybranych substancji w wodzie, czy osiągniemy zamierzony efekt. Ważne jest, aby jeden z otrzymanych związków stanowił osad. Przykładowo – gdyby zmieszać roztwór chlorku sodu z roztworem wodorotlenku potasu, nie wydzieliłby się osad i nie zaszłaby reakcja chemiczna. W roztworze znajdowałyby się mieszanina anionów chlorkowych i wodorotlenkowych oraz kationów sodu i potasu. Całość należałoby uznać za źle zaprojektowane doświadczenie.



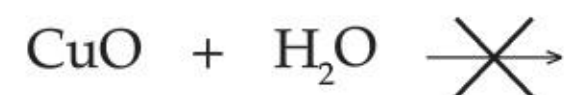
Tabela rozpuszczalności wybranych substancji w wodzie znajduje się na końcu podręcznika.



1.14 Miedź nie reaguje z wodą. Z tego względu wykonuje się z niej rury instalacji c.o. odporne na działanie wody

Właściwości wodorotlenków, które trudno rozpuszczają się w wodzie

Wodorotlenki, które trudno rozpuszczają się w wodzie, otrzymuje się metodą strącania. Ponieważ miedź jest metalem innej grupy niż grupa 1 bądź 2, nie uda się otrzymać wodorotlenku miedzi(II) w wyniku działania miedzią lub tlenkiem miedzi(II) na wodę.



Zbadajmy, czy wodorotlenek miedzi(II) rozłoży się na skutek działania podwyższonej temperatury.

Doświadczenie 7.

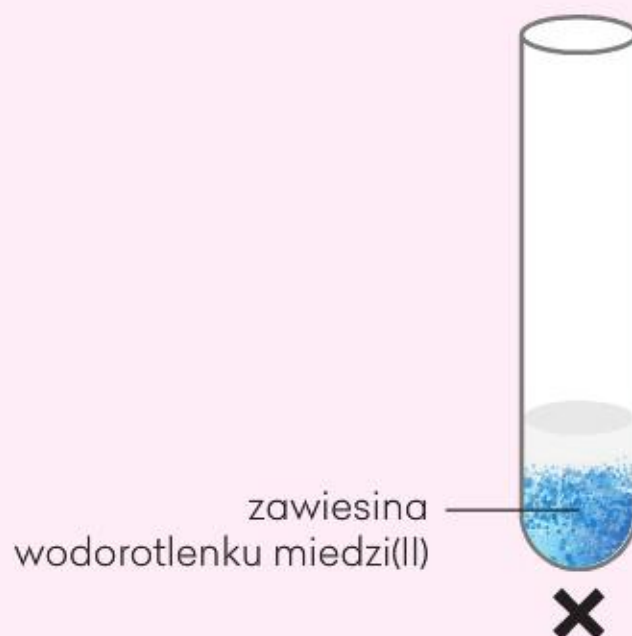
Ogrzewanie zawiesiny wodorotlenku miedzi(II)

Sprzęt: probówka, łapa do probówki, palnik, zapalki

Odczynniki: zawiesina wodorotlenku miedzi(II) otrzymana ze zmieszania ok. 2 cm³ roztworu wodorotlenku sodu i kilku kropel roztworu chlorku miedzi(II)

Wykonanie:

- Zawiesinę z wodorotlenkiem miedzi(II) ogrzewaj nad płomieniem palnika, delikatnie wstrząsając probówką.



Obserwacje: W trakcie ogrzewania niebieski osad ciemnieje, na koniec staje się czarny.

Wnioski: Wodorotlenek miedzi(II) jest związkiem nietrwałym. Rozkłada się w trakcie ogrzewania (pod wpływem wysokiej temperatury) zgodnie z równaniem:



Otrzymana ciemna substancja stała to tlenek miedzi(II), który nie rozpuszcza się w wodzie i z nią nie reaguje. Związek ten po odstawieniu probówki opada na dno naczynia jako osad.

Okazuje się, że wodorotlenki trudno rozpuszczalne w wodzie mogą mieć różne barwy. Ulegają rozkładowi termicznemu (reakcja analizy), tworząc tlenki metali i wodę. Wartości temperatur rozkładu związków znaleźć można w tablicach chemicznych i w kartach charakterystyk substancji. Oczywiście każdy związek ma inną trwałość i ulega rozkładowi w odmiennych warunkach.

Więcej na temat

Jak wydzielić trudno rozpuszczalne wodorotlenki z mieszanin układu „ciało stałe – ciecz”?

Każdy strącony wodorotlenek trudno rozpuszczalny tworzy w układzie „ciało stałe – ciecz” mieszaninę niejednorodną. Żeby wydzielić substancję stałą, należy przypomnieć sobie metody rozdzielania mieszanin poznane w klasie siódmej. Ogrzewanie, celem odparowania rozpuszczalnika, pozwoliłoby usunąć wyłącznie wodę. Nadal pozostałby drugi produkt reakcji – sól. Wodorotlenki są również nietrwałe – mogłyby się rozłożyć na inne związki. Najlepszą drogą wyodrębnienia trudno rozpuszczalnego związku będzie sączenie. Gdy przepuścimy mieszaninę, na sączku pozostanie ciało stałe, natomiast w podstawionym naczyniu zbierze się ciecz (pozostałe związki).



W skrócie

- Wodorotlenki trudno rozpuszczalne w wodzie otrzymuje się metodą strącania. Otrzymany osad wydzielany jest w postaci stałej z roztworu. W równaniu reakcji zaznaczamy go symbolem „↓”.
- Reakcja wymiany podwójnej zachodzi między dwoma różnymi związkami chemicznymi. W trakcie jej przebiegu powstają dwa inne związki chemiczne. Często planuje się ją tak, żeby jeden z produktów wydzielić na przykład w postaci osadu lub gazu.
- Wodorotlenki trudno rozpuszczalne w wodzie mogą mieć różne barwy, rozkładają się w wysokiej temperaturze.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

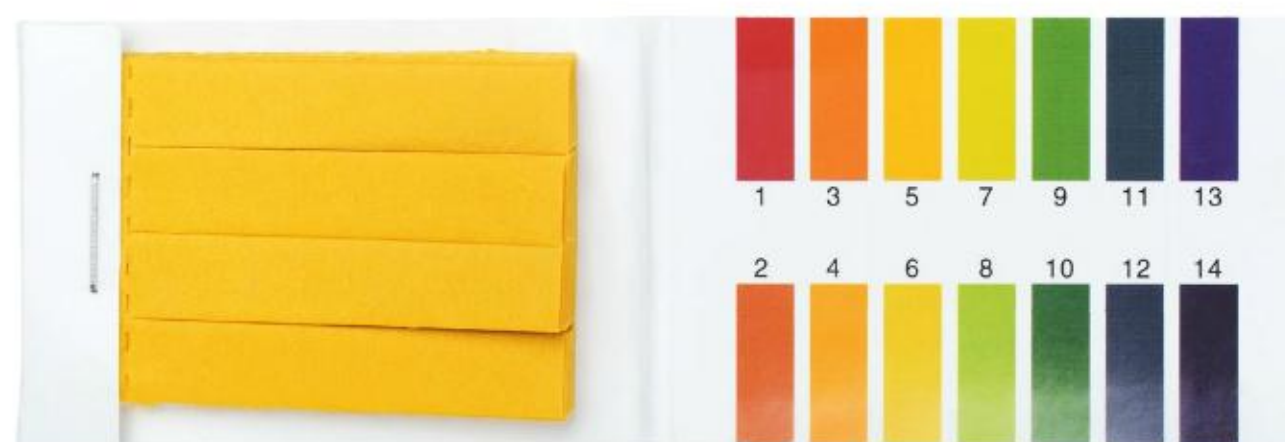
- 1 Korzystając z zasobów internetu oraz dostępnej literatury, odszukaj, jakie barwy mają wodorotlenki: żelaza(II), żelaza(III), glinu. Sprawdź, w jakiej temperaturze się rozkładają. Czy dobrą metodą byłoby zastosowanie ogrzewania mieszaniny układu „ciecz – ciało stałe” celem ich wyizolowania?
- 2 Zaproponuj trzy związki dwupierwiastkowe, których roztwory w wyniku działania na zasadę sodową dałyby jako jeden z produktów wodorotlenek niklu(II).
- 3 Zaproponuj równania reakcji otrzymywania i rozkładu wodorotlenków: żelaza(II), żelaza(III), glinu, berylu. Nie zapomnij sprawdzić ich rozpuszczalności w wodzie.
- 4 Zmieszano roztwór chlorku miedzi(II) z zasadą sodową zawierającą 20 g wodorotlenku sodu. Zapisz w zeszycie równanie zachodzącej reakcji chemicznej oraz oblicz, ile wydzieli się wodorotlenku miedzi(II).
- 5 Korzystając z tabeli rozpuszczalności (umieszczonej na końcu podręcznika), podaj nazwy trzech trudno rozpuszczalnych wodorotlenków, które można otrzymać w wyniku reakcji strąceniowej.
- 6 Zapisz w zeszycie równania zachodzących reakcji chemicznych lub zaznacz, że dana reakcja nie zachodzi, jeśli spróbowano mieszać wodne roztwory następujących substancji:
 - a) wodorotlenek sodu i jodek potasu,
 - b) wodorotlenek potasu i bromek miedzi(II),
 - c) wodorotlenek litu i chlorek glinu,
 - d) wodorotlenek sodu i chlorek berylu.

1.5 Dysocjacja jonowa zasad

Podejmij temat



Czy uniwersalny papierek wskaźnikowy przyjmuje tę samą barwę w wodnych roztworach wodorotlenków?



Dysocjacja elektrolityczna – proces rozpadu substancji na jony (np. pod wpływem wody).



1.15 Zasady przewodzą prąd elektryczny, wskazanie miernika będzie różne od 0 V

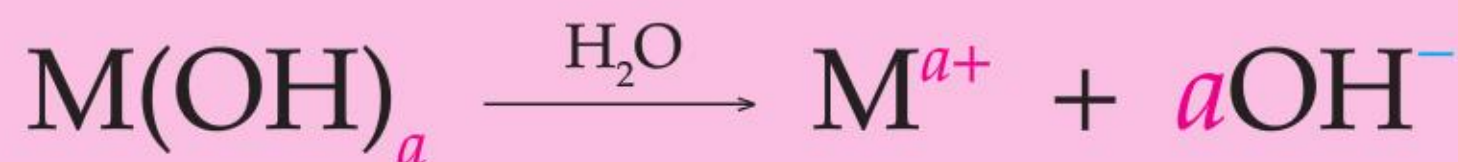
Wodorotlenki jako elektrolity

W klasie siódmej wprowadziliśmy pojęcie **dysocjacji elektrolitycznej**. Dodaliśmy również, że po rozpuszczeniu badanej substancji w wodzie, dzięki obecności dodatnich kationów i ujemnych anionów, może ona przewodzić prąd elektryczny. Sprawdziliśmy wtedy, że wodny roztwór wodorotlenku sodu (zasada sodowa) jest dobrym przewodnikiem. Przypomnijmy, że każdy wodorotlenek należałoby dodać do wody, następnie do całego układu podłączyć przewody z miernikiem uniwersalnym i baterią. Jeśli wskazanie miernika będzie różne od 0 V (il. 1.15), oznacza to, że określona substancja jest elektrolitem (jej roztwór wodny przewodzi prąd elektryczny). Gdyby wartość wynosiła 0 V, określona substancja byłaby nieelektrolitem (jej wodny roztwór nie przewodzi prądu elektrycznego). Wodorotlenki praktycznie nierozpuszczalne w wodzie są nieelektrolitami. Skupimy się więc na wodorotlenkach metali grup 1 i 2 układu okresowego pierwiastków, z wyjątkiem wodorotlenku berylu.

Dysocjacja elektrolityczna zasad

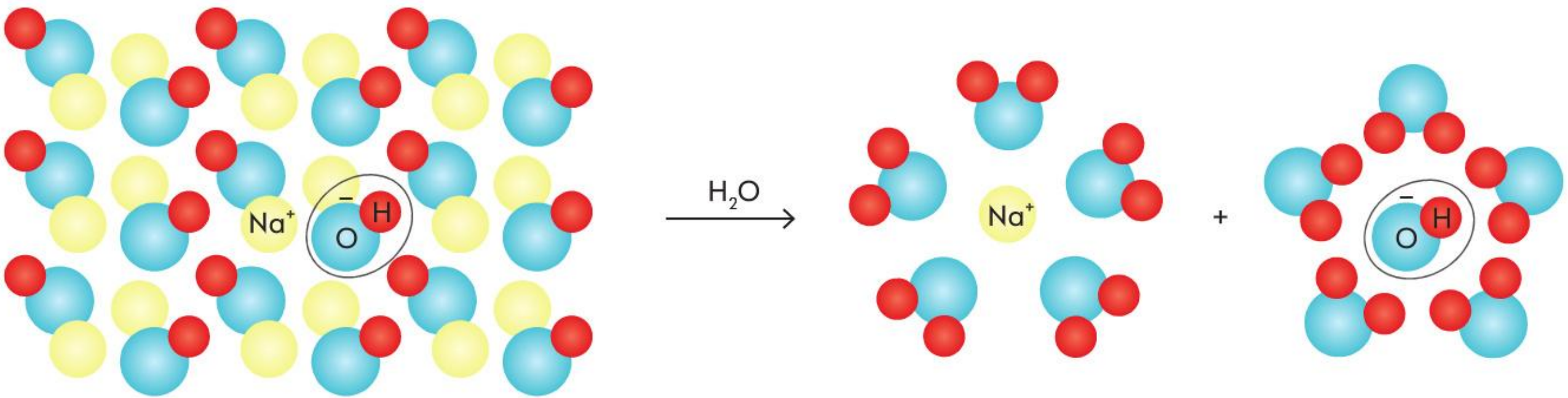
Zgodnie z teorią Arrheniusa zasady dysocjują na kationy metalu i aniony wodorotlenkowe. Ponieważ wodorotlenki mają budowę jonową, proces ten polega na przejściu jonów z sieci krystalicznej do wody.

Spróbujmy zapisać uogólniony schemat dysocjacji zasad.



Ponieważ wodorotlenki są związkami o budowie jonowej, nie jesteśmy w stanie wyodrębnić pojedynczej cząsteczki z sieci krystalicznej. Możemy jedynie przedstawić modele całej sieci krystalicznej. Wzór sumaryczny wodorotlenku przedstawia proporcje i stosunki, w jakich występują kationy metalu i aniony wodorotlenkowe.

Żeby ujednolicić odczytywanie zapisu procesu dysocjacji elektrolitycznej, najlepiej poszczególne jony wymieniać w liczbie mnogiej, bez określania ich liczby. Oczywiście za każdym razem należy pamiętać o uzgodnieniu współczynników stechiometrycznych zapisanych równań dysocjacji.



1.16 Model przedstawiający przechodzenie jonów z sieci krystalicznej do rozpuszczalnika, gdzie wodorotlenek sodu pod wpływem wody dysocjuje na kationy sodu i aniony wodorotlenkowe

Dysocjacja elektrolityczna zasad metali 1 grupy

	Wodorotlenek litu	Wodorotlenek potasu
Równanie dysocjacji elektrolitycznej	$\text{LiOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Li}^+ + \text{OH}^-$	$\text{KOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{K}^+ + \text{OH}^-$
Odczyt równania dysocjacji elektrolitycznej	Wodorotlenek litu pod wpływem wody dysocjuje na kationy litu i aniony wodorotlenkowe.	Wodorotlenek potasu pod wpływem wody dysocjuje na kationy potasu i aniony wodorotlenkowe.

Dysocjacja elektrolityczna zasad metali 2 grupy

	Wodorotlenek baru	Wodorotlenek strontu
Równanie dysocjacji elektrolitycznej	$\text{Ba}(\text{OH})_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Ba}^{2+} + 2\text{OH}^-$	$\text{Sr}(\text{OH})_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{Sr}^{2+} + 2\text{OH}^-$
Odczyt równania dysocjacji elektrolitycznej	Wodorotlenek baru pod wpływem wody dysocjuje na kationy baru i aniony wodorotlenkowe.	Wodorotlenek strontu pod wpływem wody dysocjuje na kationy strontu i aniony wodorotlenkowe.

Dysocjacja wodorotlenków, które nie rozpuszczają się w wodzie

Z lekcji poświęconej wodorotlenkom metali 2 grupy układu okresowego wiemy, że wodorotlenek magnezu i wodorotlenek wapnia mogą tworzyć zasady. Co ciekawe, nie rozpuszczają się one całkowicie w wodzie. Korzystając z tabeli rozpuszczalności substancji, znajdziemy informację, że wodorotlenki metali innych grup również mogą trudno rozpuszczać się w wodzie. Są też związki praktycznie nierozpuszczalne. Zbadajmy odczyny takich układów, żeby porównać możliwości dysocjacji elektrolitycznej różnych wodorotlenków.

Doświadczenie 8.

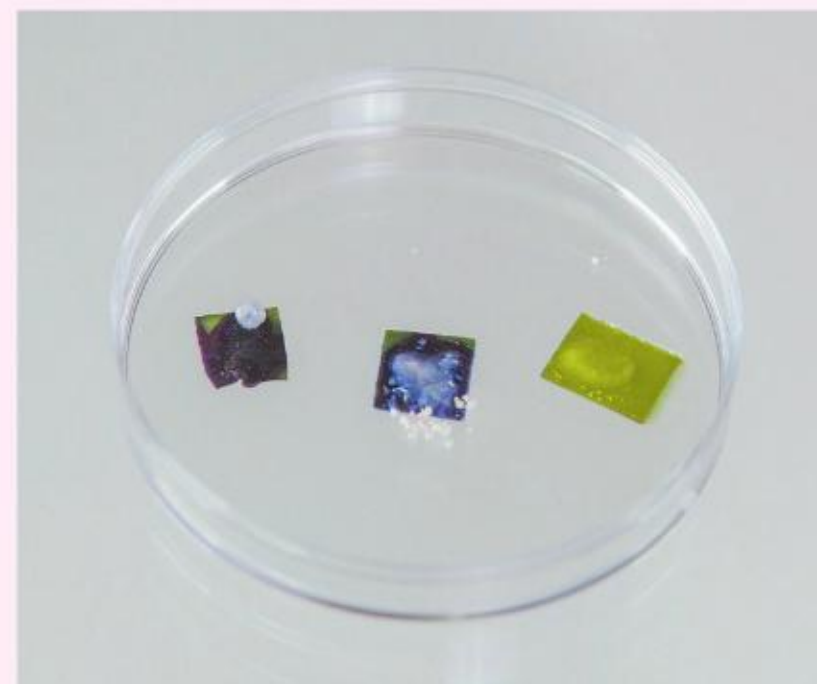
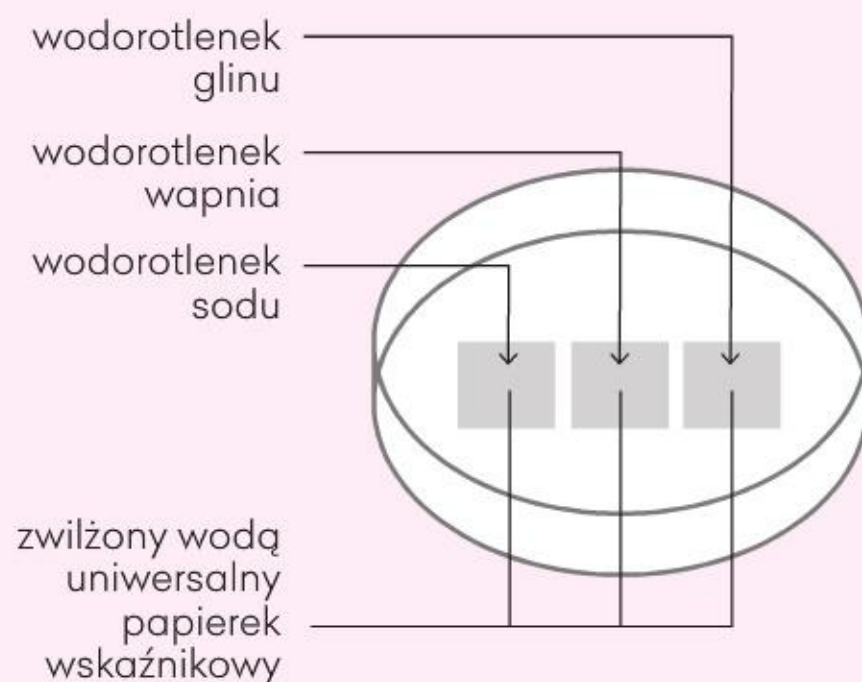
Badanie zmian barwy uniwersalnych papierków wskaźnikowych w kontakcie z mieszaniną wody i różnych wodorotlenków

Sprzęt: dolna część szalki Petriego, łyżeczki

Odczynniki: zwilżony wodą uniwersalny papierek wskaźnikowy, wodorotlenki: sodu, wapnia, glinu

Wykonanie:

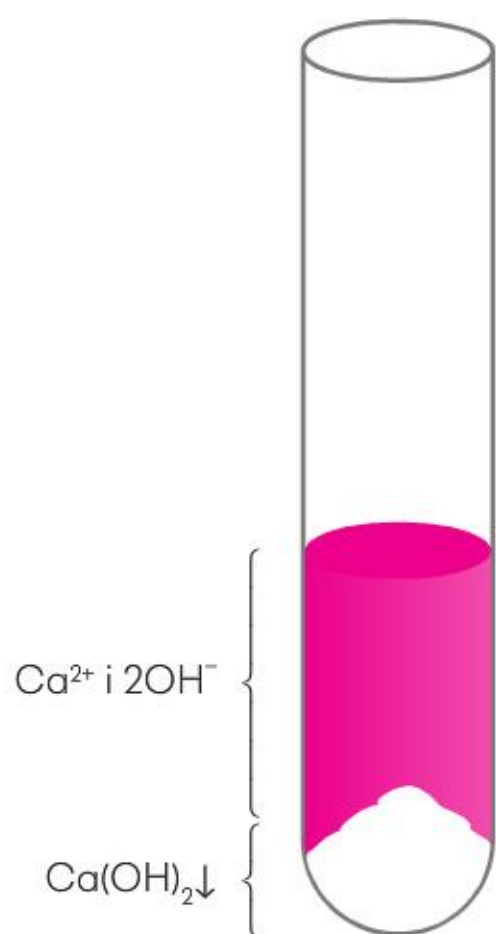
- Połóż na dolnej części szalki Petriego trzy kawałki uniwersalnego papierka wskaźnikowego (pamiętaj, żeby były zwilżone wodą).
- Dosyp na każdy kawałek szczyptę stosownych substancji: na pierwszy wodorotlenku sodu, na drugi wodorotlenku wapnia, na trzeci – wodorotlenku glinu.



Obserwacje: Po dosypaniu substancji stałych zwilżony wodą uniwersalny papierek wskaźnikowy z żółtozielonego staje się:

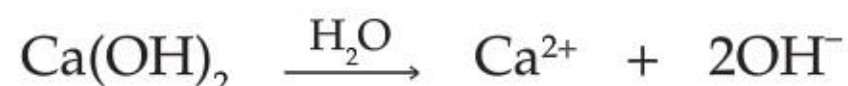
- niebieski w przypadku wodorotlenku sodu i wodorotlenku wapnia,
- żółtozielony (nie zmienia barwy) w przypadku wodorotlenku glinu.

Wnioski: Wodorotlenek sodu (pierwiastka 1 grupy układu okresowego) i wodorotlenek wapnia (pierwiastka 2 grupy) tworzą zasady. Roztwory te wykazują odczyn zasadowy. Wodorotlenek glinu jest nierozpuszczalny – praktycznie nie rozpada się na jony.



1.17 Osad znajduje się na dnie naczynia, malinowa barwa roztworu fenoloftaleiny dowodzi obecności zasady wapniowej

Wodorotlenki trudno rozpuszczalne i nierozpuszczalne innych grup niż 2 grupa układu okresowego w większości nie tworzą zasad – dlatego równań dysocjacji dla nich nie będziemy zapisywali. Wtedy odczyn roztworu wodnego jest zbliżony do obojętnego. Wodorotlenek wapnia jest również trudno rozpuszczalny. Tworzy jednak zasadę (il. 1.17), która w wodzie występuje w postaci kationów wapnia i anionów wodorotlenkowych, zgodnie z zapisem:

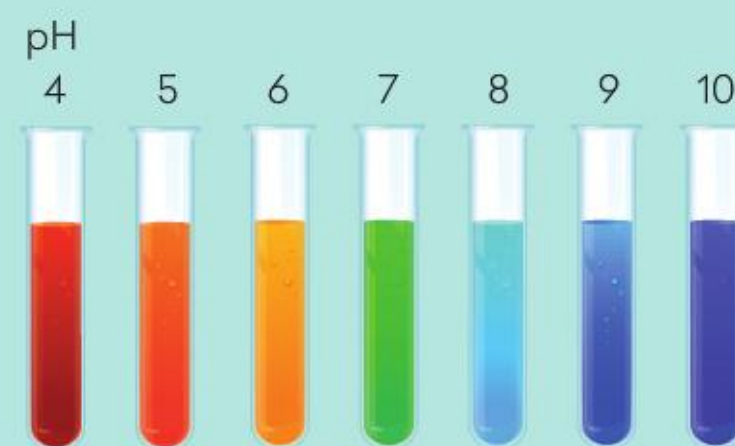


Nierozpuszczona część związku, pozostająca na dnie naczynia, to wodorotlenek wapnia o wzorze sumarycznym Ca(OH)_2 . W przypadku osadu większość jonów pozostaje w sieci krystalicznej substancji stałej i nie jest uwalniana do wody. Właśnie dlatego, operując nazwą wodorotlenek wapnia, należy być bardzo precyzyjnym. Przypomnijmy z klasy siódmej, że klarowny, bezbarwny, nasycony roztwór wodorotlenku wapnia nazywamy zwyczajowo wodą wapienną. Gdyby nie zaznaczono, że jest to klarowna ciecz, ktoś mógłby pomylić roztwór z osadem i przygotować niewłaściwy odczynnik. Z pewnością taki układ nie pozwoliłby wykryć np. tlenku węgla(IV) w wydychanym powietrzu.

Więcej na temat

Czy wskaźniki kwasowo-zasadowe to wyłącznie roztwory jednych substancji?

Fenoloftaleina i oranż metylowy służą do wykrywania obecności kwasów lub zasad. Okazuje się, że po sporządzeniu ich rozcieńczonych roztworów (w odpowiednim rozpuszczalniku) mogą łatwo pomóc w określaniu odczynu. Niekiedy dostępne w handlu roztwory wskaźników to bardzo precyzyjnie przygotowane mieszaniny substancji. Wśród nich można wymienić wskaźnik Yamady składający się z etanolu, błękitu bromotymolowego, błękitu tymolowego, czerwieni metylowej, fenoloftaleiny i wodorotlenku sodu. Dzięki użyciu określonych ilości poszczególnych substancji wskaźnik ten ma bardzo szeroki zakres działania. Dodając do niego kwasy czy zasady o określonym pH, już w kilku probówkach można otrzymać układ przypominający tęczę.



W skrócie

- Zasady dysocjują na kationy metali i aniony wodorotlenkowe.
- Równania dysocjacji elektrolitycznej (jonowej) zapisuje się dla zasad (wodnych roztworów wodorotlenków).
- Wodorotlenki metali innych grup niż 1 i 2 praktycznie nie rozpuszczają się w wodzie i nie tworzą zasad – nie zapisujemy dla nich równań dysocjacji elektrolitycznej. Ponadto wodorotlenek berylu również nie rozpuszcza się w wodzie.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Korzystając z zasobów internetu, odszukaj, czy istnieją wodorotlenki metali innych grup niż 1 i 2, które tworzą zasady. Jeśli istnieją, wymień ich nazwy i wzory sumaryczne.
- 2 Zapisz w zeszycie równania procesu dysocjacji elektrolitycznej dla wodorotlenków o wzorach sumarycznych: NaOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, CsOH , RbOH .
- 3 Korzystając z dostępnej literatury chemicznej, poszukaj, jaki jest skład jakościowy uniwersalnego papierka wskaźnikowego.
- 4 Korzystając z tabeli rozpuszczalności substancji (znajdującej się na końcu podręcznika), wybierz spośród podanych przykładów związku, które rozpuszczają się w wodzie. Zapisz w zeszycie równania ich dysocjacji elektrolitycznej.

A. wodorotlenek potasu	B. wodorotlenek żelaza(II)	C. wodorotlenek glinu
D. wodorotlenek litu	E. wodorotlenek ołowiu(II)	F. wodorotlenek baru
- 5 Przez wodę wapienną, otrzymaną z 5 g wodorotlenku wapnia, przepuszczano tlenek węgla(IV). Zapisz w zeszycie równanie obrazujące zachodzącą reakcję chemiczną oraz oblicz, ile osadu wydzieliło się z mieszaniny.
- 6  Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie otrzymanie wodorotlenku berylu i zbadanie odczynu powstałego produktu. Masz do dyspozycji dowolne odczynniki chemiczne i sprzęt laboratoryjny. Zaproponuj tytuł, wypisz niezbędny sprzęt i odczynniki. Przedstaw również schemat oraz spodziewane obserwacje, na podstawie których sformułujesz wniosek. Sporo podpowiedzi znajdziesz w tematach poświęconych wytrącaniu osadów.

Podsumowanie działu 1

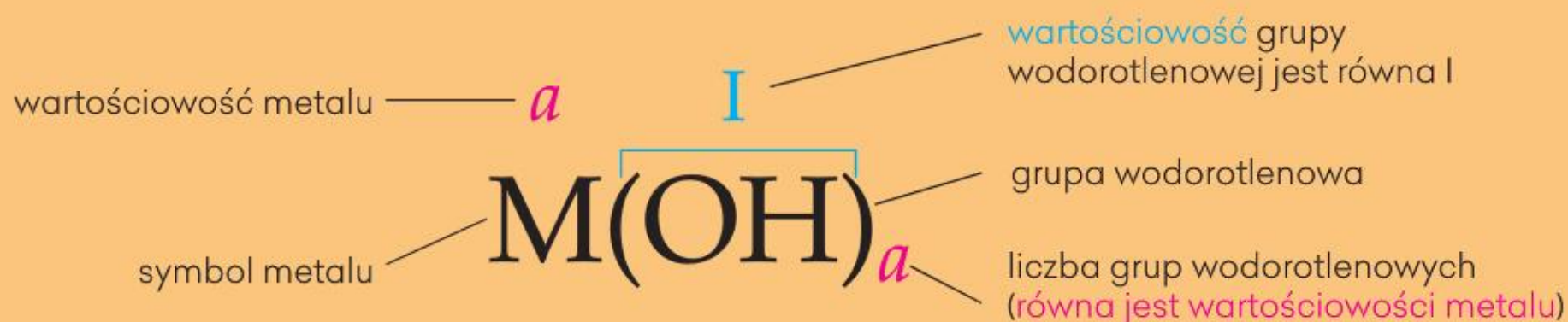
Ważne pojęcia

wodorotlenki	zasady	wzór ogólny wodorotlenków	metody otrzymywania wodorotlenków
zastosowanie wodorotlenków		wskaźniki kwasowo-zasadowe	dysocjacja elektrolityczna
		rozpuszczalność związków chemicznych	osad

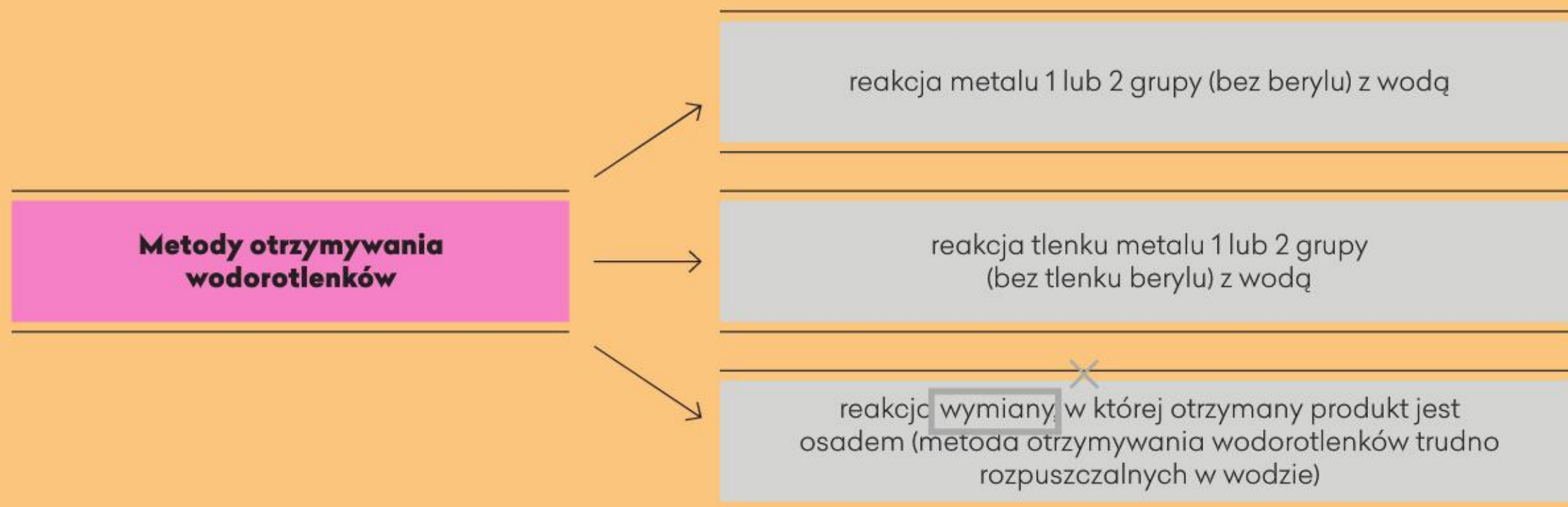
Wodorotlenki – związki chemiczne o budowie jonowej, w których skład wchodzi kationy metalu i aniony wodorotlenkowe.

Zasady – wodne roztwory wodorotlenków metali 1 lub 2 grupy układu okresowego (za wyjątkiem berylu).

Wzór ogólny wodorotlenków



Metody otrzymywania wodorotlenków – wybór metody otrzymywania wodorotlenku zależy od jego rozpuszczalności w wodzie.



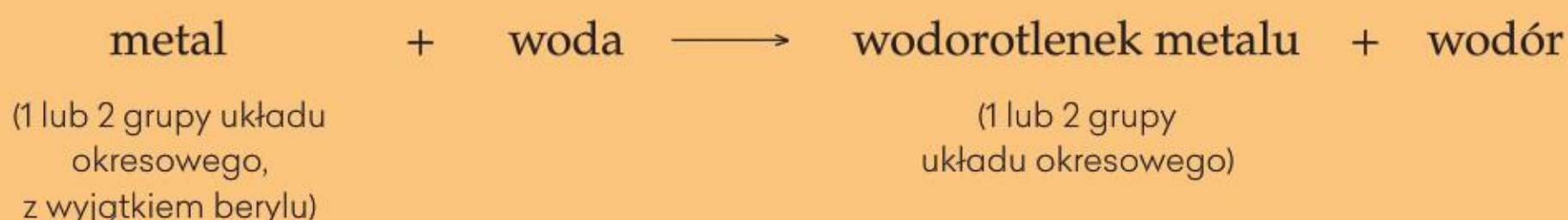
Do wykrywania obecności zasad służą – **uniwersalny papierek wskaźnikowy** oraz roztwór **fenoloftaleiny**.

	uniwersalny papierek wskaźnikowy w obecności zasad zmienia barwę na granatową		roztwór fenoloftaleiny w obecności zasad przyjmuje malinowe zabarwienie
---	--	---	--

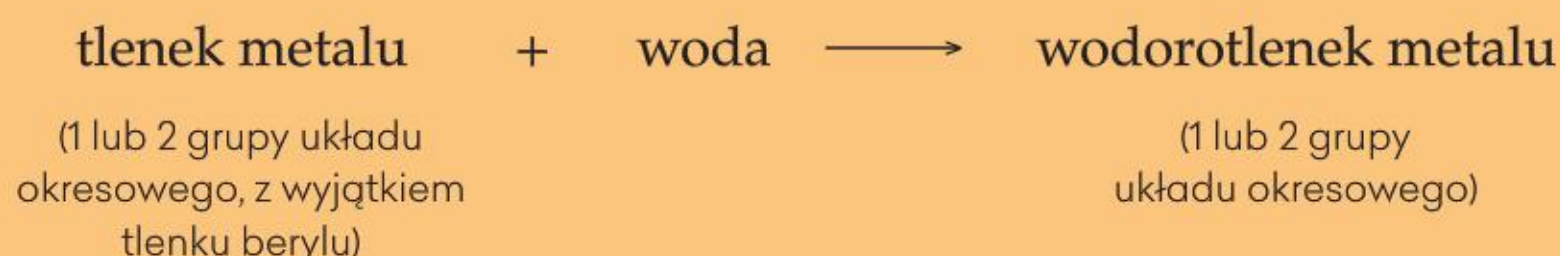
- **Dysocjacja elektrolityczna zasad** – proces rozpadu substancji na kationy metalu i aniony wodorotlenkowe. Ponieważ wodorotlenki mają budowę jonową, polega on na przejściu jonów z sieci krystalicznej do wody.



- **Tabela rozpuszczalności substancji** – tablica zawierająca informacje o rozpuszczalności określonych związków chemicznych w wodzie (w podanej temperaturze). Wyróżnia się w niej związki:
 - rozpuszczalne, jeśli rozpuszczalność substancji jest większa niż 1 g na 100 g wody,
 - trudno rozpuszczalne, jeśli rozpuszczalność substancji jest w zakresie 0,1–1 g na 100 g wody,
 - praktycznie nierozpuszczalne, jeśli rozpuszczalność substancji jest mniejsza niż 0,1 g na 100 g wody.
- Otrzymywanie wodorotlenków metali 1 lub 2 grupy układu okresowego pierwiastków można przeprowadzić na dwa sposoby:
 - reakcja metalu (1 lub 2 grupy, z wyjątkiem berylu) z wodą:



- reakcja tlenku metalu (1 lub 2 grupy, z wyjątkiem tlenku berylu) z wodą:



- **Osad** – substancja stała, wydzielona z roztworu np. w wyniku reakcji strącania. W równaniu reakcji zaznaczany jest symbolem „↓”, zaraz za wzorem sumarycznym substancji, której dotyczy.
- Otrzymanie wodorotlenku trudno rozpuszczalnego w wodzie wymaga odpowiedniego zaprojektowania doświadczenia. W zależności od tego, jaki wodorotlenek chcemy otrzymać, należy tak dobrać substancje, żeby jedna zawierała kation jej metalu, a druga – aniony wodorotlenkowe.

- Strącanie danego wodorotlenku w postaci osadu zachodzi zgodnie z równaniem reakcji wymiany podwójnej, którą opisuje schemat:



- **Zastosowanie niektórych wodorotlenków**

wodorotlenek sodu – produkcja mydeł, detergentów, w laboratoriach jako ważny odczynnik, główny składnik środków do udrażniania rur kanalizacyjnych

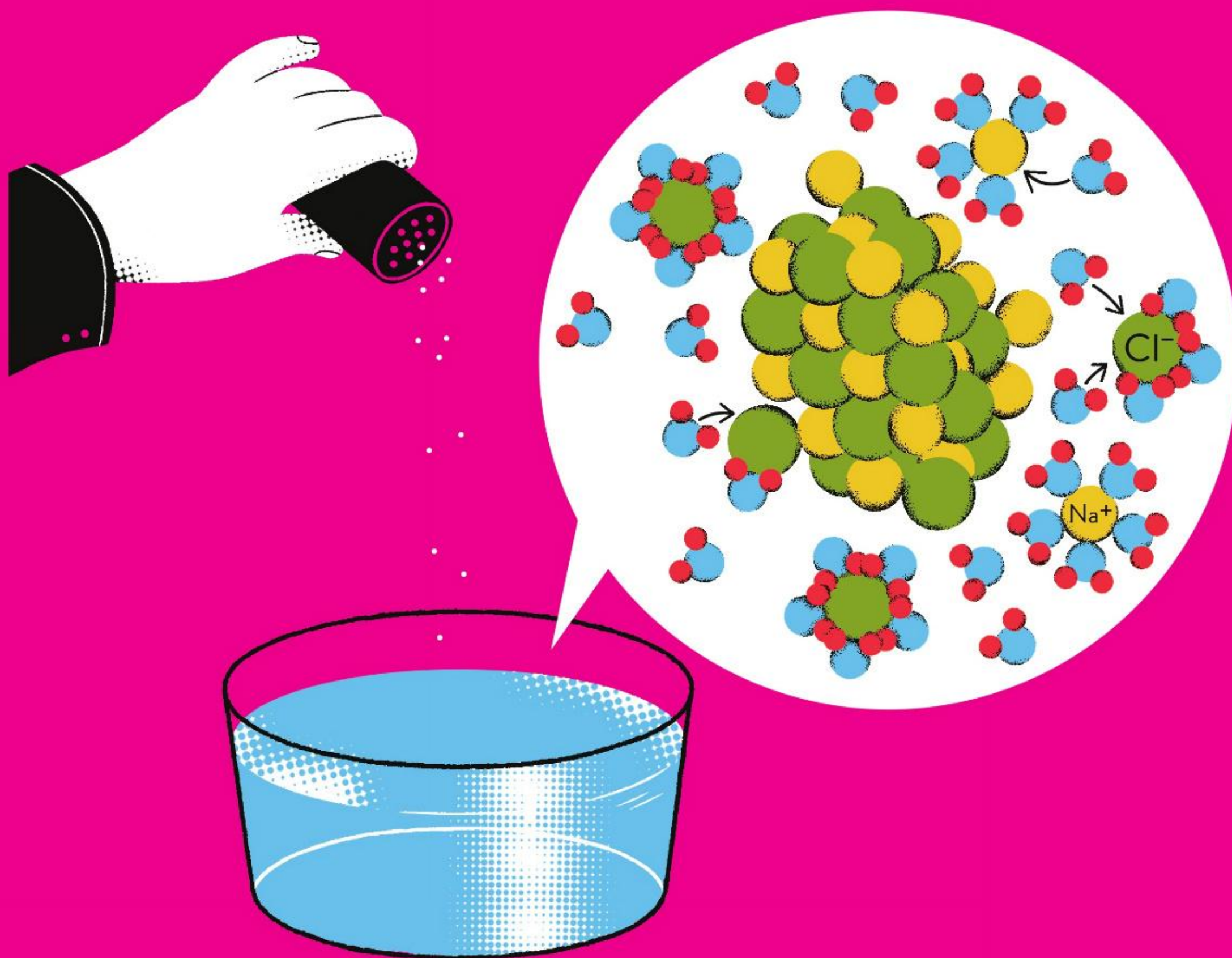
wodorotlenek potasu – produkcja mydeł, detergentów, w laboratoriach jako ważny odczynnik, elektrolit w bateriach niklowo-kadmowych

wodorotlenek wapnia – bielenie drzew, wypełnienia ubytków przy leczeniu zębów, substancja łącząca zaprawy murarskie i tynkarskie, substancja zmiękczająca wodę, produkcja nawozów sztucznych, oczyszczanie spalin ze związków siarki

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Zastanów się, które z podanych wzorów sumarycznych to wzory wodorotlenków.
 MgCl_2 , H_2SO_4 , NaOH , H_2O , LiH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, HBr , NaCl , HNO_3 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, ZnCl_2 , N_2O_5
- 2 Zapisz równania reakcji otrzymywania podanych wodorotlenków z metali.
a) wodorotlenek potasu b) wodorotlenek sodu c) wodorotlenek wapnia
- 3 Zapisz równania reakcji otrzymywania podanych wodorotlenków z ich tlenków.
a) wodorotlenek sodu b) wodorotlenek magnezu c) wodorotlenek baru
- 4 Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie otrzymanie trudno rozpuszczalnego wodorotlenku. Jednym z odczynników niezbędnych do użycia jest bromek cynku. Podaj tytuł, sprzęt, odczynniki. Narysuj schemat, zaproponuj obserwacje i zapisz wnioski.
- 5 Wybierz stwierdzenie najlepiej charakteryzujące właściwości wodorotlenku sodu.
A. rozpuszcza się w wodzie, rozpuszczanie w wodzie to proces endotermiczny
B. białe ciało stałe, rozpuszcza się w wodzie, wodny roztwór przewodzi prąd elektryczny
C. rozpuszczanie w wodzie to proces egzotermiczny, nie jest higroskopijny
- 6 Wybierz stwierdzenie najlepiej charakteryzujące właściwości wodorotlenku wapnia.
A. białe ciało stałe, rozpuszcza się w wodzie
B. powstaje w wyniku reakcji wapnia z wodą, dodanie go do wody z roztworem fenoloftaleiny nie powoduje zmiany jego barwy
C. tworzy zasadę, mimo że trudno rozpuszcza się w wodzie
- 7 Zapisz równania dysocjacji elektrolitycznej zasad o wzorach sumarycznych LiOH oraz $\text{Sr}(\text{OH})_2$.
- 8 Czy wodorotlenki można przedstawić za pomocą wzorów strukturalnych? Uargumentuj odpowiedź.
- 9 Oblicz stężenie procentowe zasady sodowej zawierającej 10 g wodorotlenku sodu i 990 g wody.
- 10 W temperaturze ponad 400°C ogrzewano wodorotlenek glinu (aż do całkowitego rozkładu). Jeśli substratu było 35 g, oblicz, ile wody zostało wydzielone podczas tej reakcji chemicznej. Wynik zapisz w gramach.
- 11 Uczniowie obserwowali doświadczenie wykonywane przez nauczyciela. Polegało ono na wrzuceniu niewielkiego kawałka potasu do probówki z wodą. Wskaż, który z podpunktów przedstawia, co naprawdę mogli zaobserwować uczniowie podczas pokazu.
A. Wydzielił się bezbarwny gaz o zapachu suszonych śliwek, powodujący zmętnienie cieczy.
B. Powstał brązowy, duszący gaz, zbierający się nad powierzchnią cieczy.
C. Z cieczy wydzielały się pęcherzyki zielonego gazu, którego zapach przypominał woń wody w basenie.
D. Wydzielił się bezbarwny, bezwonny gaz, który spalał się wybuchowo po zbliżeniu zapalonego łuczywa do wylotu naczynia.
- 12 Niektóre wodorotlenki metali 1 i 2 grupy układu okresowego pierwiastków to substancje żrące. Podaj trzy ważne reguły, którymi należy kierować się podczas pracy z tymi odczynnikami.
- 13 Do dwóch probówek z wodą dodano niewielkie ilości odczynników. Do pierwszej dodano wodorotlenku rubidu, a do drugiej – wodorotlenku glinu. Następnie zamieszano zawartości obu naczyń. Podaj nazwy mieszanin, które powstały w obu przypadkach.

2. Sole



1. Czy wiesz, jaka jest nazwa systematyczna substancji stałej znajdującej się w solniczce?
2. Jak się nazywa proces przejścia jonów z sieci krystalicznej do roztworu?
3. Czy sól kuchenna to nazwa substancji czy produktu dnia codziennego?
4. Od czego może zależeć szybkość rozpuszczania różnych soli w wodzie?
5. Co oznaczają zielone i żółte kule narysowane powyżej?
6. Czy wszystkie sole są rozpuszczalne w wodzie? Czym warto się posłużyć podczas planowania doświadczeń z tymi związkami?
7. Czy kation sodu i anion chlorkowy mają coś wspólnego z kwasami i wodorotlenkami?

2.1 Wzory i nazwy soli

Podejmij temat



Obie substancje na zdjęciach w jednym z członów nazw mają wyraz „sól”. Czy to oznacza, że coś je łączy?



Sole – związki chemiczne o budowie jonowej (w większości przypadków), w których skład wchodzi kationy metalu i aniony reszty kwasowej. W dalszej edukacji poznasz również sole, które zawierają jony inne niż kationy metalu.



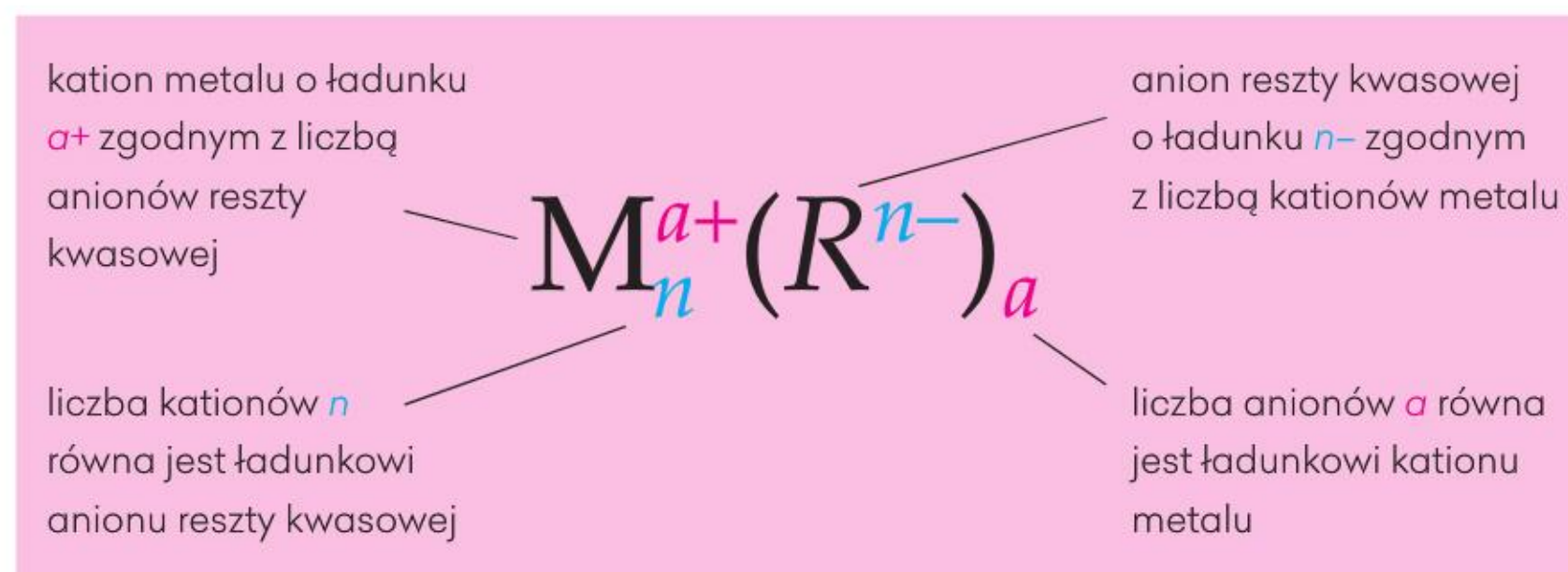
2.1 Sól kuchenna to produkt, którego głównym lub jedynym składnikiem jest chlorek sodu o wzorze sumarycznym NaCl

Sole – grupa związków chemicznych

Przed rozpoczęciem poznawania kolejnej grupy związków chemicznych ważne jest utrwalenie kilku wiadomości z poprzednich lekcji. Najistotniejsze jest przypomnienie wzorów sumarycznych poznanych kwasów oraz wartościowości, jakie mogą mieć metale w związkach chemicznych. W tym dziale dowiemy się, że jest wiele przykładów związków chemicznych zaliczanych do „soli”, nie tylko substancja o wzorze sumarycznym NaCl. Chociaż właśnie z chlorem sodu spotykamy się nieraz, używając soli kuchennej (il. 2.1), spożywczey czy tabletek do zmiękczenia wody.

Wzór uogólniony soli

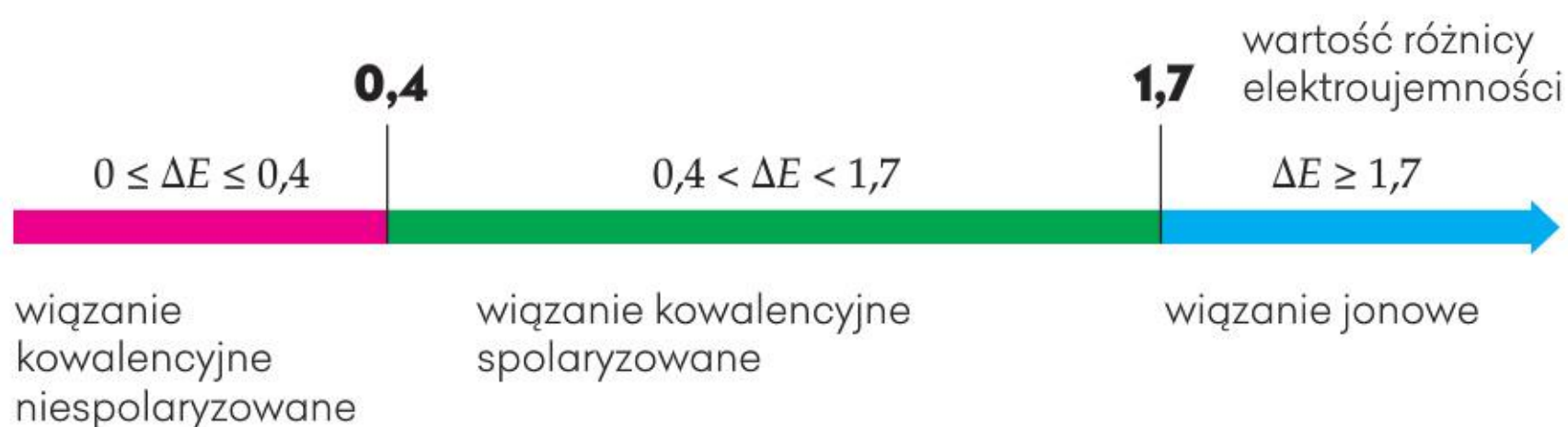
Większość **soli** to związki o budowie jonowej. W ich skład wchodzi kationy metalu oraz aniony pochodzące od reszty kwasowej. Ze względu na obecność oddziaływania typu jon–jon najlepiej zapisać wzór uogólniony w poniższej postaci.



Wynika z niego, że w sieci krystalicznej soli obecne są zawsze aniony reszty kwasowej oraz kationy, np. wybranych metali. Poznanie wzoru uogólnionego ułatwi nam zrozumienie, jakie jony powstają w wyniku dysocjacji elektrolitycznej tych związków.

Wzory strukturalne soli

Większość związków zaliczanych do grupy soli ma wiązania jonowe. Oznacza to, że nie możemy przedstawiać ich w postaci wzorów strukturalnych. W klasie siódmej poznaliśmy skalę elektroujemności pierwiastków podzieloną na trzy zakresy. Wiązanie jonowe spodziewane jest, jeśli różnica wartości elektroujemności (ΔE) między pierwiastkami jest równa bądź większa od 1,7.



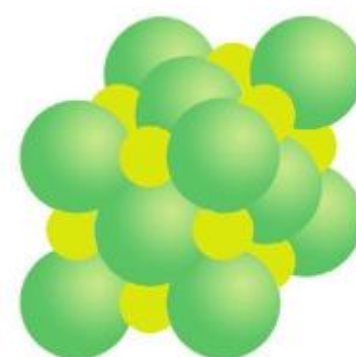
W przypadku soli z wiązaniami jonowymi tworzy się sieć krystaliczna (il. 2.2). Nie jesteśmy w stanie wyizolować z niej pojedynczej cząsteczki. Okazuje się, że istnieją sole o wiązanach kowalencyjnych spolaryzowanych, np. chlorek tytanu(IV) o wzorze sumarycznym TiCl_4 , czy chlorek cyny(IV) o wzorze sumarycznym SnCl_4 . Te i podobne przykłady możemy przedstawić za pomocą wzorów strukturalnych. Trzeba jednak być uważnym. Nie zawsze uzyskana wartość mniejsza niż 1,7 gwarantuje występowanie wiązania kowalencyjnego spolaryzowanego. Dlatego warto porównać właściwości, jakie wykazuje związek, z innymi przykładami, co do których nie ma wątpliwości.

Pochodzenie soli jest kluczowe

Znajomość wzorów kwasów ułatwi określenie wartościowości reszty kwasowej, pomoże także nazwać pochodzącą od niego sól. Przypomnijmy, że liczba atomów wodoru w cząsteczce kwasu jest równa wartościowości reszty kwasowej. Przy tworzeniu nazwy soli ważne jest, czy kwas zawiera atomy tlenu.

Wzór sumaryczny kwasu	HCl	H ₂ S	HNO ₃	H ₂ SO ₃	H ₂ SO ₄	H ₂ CO ₃	H ₃ PO ₄
Rodzaj kwasu	beztlenowy		tlenowy				
Liczba atomów wodoru	1	2	1	2	2	2	3
Wartościowość reszty kwasowej	I	II	I	II	II	II	III

W solach wartościowość reszty kwasowej będziemy traktowali liczbowo jako wartość ładunku anionu. W przypisaniu wartościowości metalu pomoże nam układ okresowy. Tę liczbę potraktujemy jako wartość ładunku kationu. Warto również zwrócić uwagę, jaka jest wartościowość metalu w omawianym przykładzie i czy trzeba ją zapisać.



2.2 Model sieci krystalicznej chlorku sodu z zachowaniem proporcji wielkości jonów (żółte kule symbolizują kationy sodu, a zielone – aniony chlorkowe)



Różnica wartości elektroujemności dla chlorku cyny(IV):

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

$$\Delta E_{\text{SnCl}_4} = 3,2 - 2,0$$

$$\Delta E_{\text{SnCl}_4} = 1,2$$



Jeśli reszta kwasowa soli pochodzi od kwasu beztlenowego, w pierwszym członie nazwy soli należy użyć końcówki **-ek**, a jeśli od kwasu tlenowego, zastosować końcówkę **-an**, np. kwas chlorowodorowy – **chlorek**, kwas siarkowy(VI) – **siarczan(VI)**. Warto również przypomnieć, że zapis wzorów sumarycznych kwasów beztlenowych – HCl i H_2S – może mieć postać $\text{HCl}_{(\text{aq})}$ i $\text{H}_2\text{S}_{(\text{aq})}$ ponieważ tak naprawdę nie są to substancje tylko mieszaniny jednorodnej wody i chlorowodoru lub wody i siarkowodoru.



Dla soli metali 1 i 2 grupy oraz soli glinu i cynku nie podajemy w nazwach wartościowości metali.

Podawanie nazw soli na podstawie wzoru sumarycznego

Nazwy związków chemicznych należących do soli składają się z dwóch wyrazów. Pierwszy z nich pochodzi od nazwy reszty kwasowej, a drugi – od nazwy metalu. Należy również zwrócić uwagę, czy dana sól jest pochodną kwasu tlenowego czy beztlenowego. Ułatwi to dopisanie odpowiedniej końcówki w pierwszym członie nazwy soli. Prześledźmy, jak zapisać nazwy kilku przykładowych soli.

Przykład 3.

Podaj nazwy systematyczne dwóch soli o wzorach sumarycznych NaCl i K_2SO_3 .

Etap	Rozwiązanie	
1. Określ, od jakiego kwasu pochodzi reszta kwasowa we wzorze.	NaCl – reszta kwasowa pochodzi od kwasu chlorowodorowego o wzorze sumarycznym HCl .	K_2SO_3 – reszta kwasowa pochodzi od kwasu siarkowego(IV) o wzorze sumarycznym H_2SO_3 .
2. Oceń, czy dany kwas jest przykładem związku tlenowego czy beztlenowego, i jaką końcówkę należy dopisać.	Kwas chlorowodorowy należy do kwasów beztlenowych. Dopisujemy końcówkę -ek .	Kwas siarkowy(IV) należy do kwasów tlenowych. Dopisujemy końcówkę -an .
3. Zapisz pierwszy wyraz z nazwy soli, stosując końcówkę -ek lub -an .	Jeśli kwas miał zaznaczoną wartościowość niemetalu, przepisz ją. chl orek	siarcz an (IV)
4. Zapisz wartościowości nad symbolem metalu i resztą kwasową.	Reszta kwasowa – kwas miał 1 atom wodoru, czyli wartościowość = I ; sód – zgodnie z liczbą reszt kwasowych = I . $\overset{\text{I}}{\text{Na}}_1\overset{\text{I}}{\text{Cl}}_1$	Reszta kwasowa – kwas miał 2 atomy wodoru, czyli wartościowość = II ; potas – zgodnie z liczbą reszt kwasowych = I . $\overset{\text{I}}{\text{K}}_2\overset{\text{II}}{(\text{SO}_3)}_1$
5. Zapisz drugi wyraz z nazwy soli. Będzie to nazwa metalu w dopełniaczu. Jeżeli nie jest to jedyna wartościowość metalu w związku, zaznacz to w nawiasie.	Sód ma jedyną możliwą wartościowość w związku. chl orek sodu	Potas ma jedyną możliwą wartościowość w związku. siarcz an (IV) potasu

Przykład 4.

Podaj nazwy systematyczne dwóch soli o wzorach sumarycznych $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$ i $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.

Etap	Rozwiązanie	
1. Określ, od jakiego kwasu pochodzi reszta kwasowa we wzorze.	$\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2$ – reszta kwasowa pochodzi od kwasu fosforowego(V) o wzorze sumarycznym H_3PO_4 .	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ – reszta kwasowa pochodzi od kwasu azotowego(V) o wzorze sumarycznym HNO_3 .
2. Oceń, czy dany kwas jest przykładem związku tlenowego czy beztlenowego, i jaką końcówkę należy dopisać.	Kwas fosforowy(V) należy do kwasów tlenowych. Dopisujemy końcówkę -an .	Kwas azotowy(V) należy do kwasów tlenowych. Dopisujemy końcówkę -an .
3. Zapisz pierwszy wyraz z nazwy soli, stosując końcówkę -ek lub -an .	Jeśli kwas miał zaznaczoną wartościowość niemetalu, przepisz ją. fosfor an (V)	azot an (V)
4. Zapisz wartościowości nad symbolem metalu i resztą kwasową.	Reszta kwasowa – kwas miał 3 atomy wodoru, czyli wartościowość = III ; miedź – zgodnie z liczbą reszt kwasowych = II . $\overset{\text{II}}{\text{Cu}}_3(\overset{\text{III}}{\text{PO}}_4)_2$	Reszta kwasowa – kwas miał 1 atom wodoru, czyli wartościowość = I ; żelazo – zgodnie z liczbą reszt kwasowych = III . $\overset{\text{III}}{\text{Fe}}_1(\overset{\text{I}}{\text{NO}}_3)_3$
5. Zapisz drugi wyraz z nazwy soli. Będzie to nazwa metalu w dopełniaczu. Jeżeli nie jest to jedyna wartościowość metalu w związku, zaznacz to w nawiasie.	Miedź może mieć w związkach wartościowość I lub II. Dlatego należy podać konkretną wartościowość = II. fosfor an (V) miedzi(II)	Żelazo może mieć w związkach wartościowość II lub III. Dlatego należy podać konkretną wartościowość = III. azot an (V) żelaza(III)

Komentarz do przykładu 4.

Fosforan(V) miedzi(II) oraz azotan(V) żelaza(III) to dwa przykłady soli pochodzących od kwasów tlenowych. Zauważmy, że wartościowości podane są w nawiasach. Przy próbie rozwiązywania tego typu zadania należy zwrócić uwagę na wartościowości metali znajdujących się w związku chemicznym oraz czy reszta kwasowa również nie powinna mieć określonej wartościowości. Gdyby pominąć ten fakt, można by pomylić azotan(V) **żelaza(III)** o wzorze sumarycznym $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ z azotanem(V) **żelaza(II)** o wzorze $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$.

Jak ustalić wzór sumaryczny soli, znając jej nazwę?

Przykład 5.

Ustal wzory sumaryczne siarczku litu i siarczanu(VI) srebra(I).

Etap	Rozwiązanie	
1. Określ, od którego kwasu pochodzi pierwszy wyraz w nazwie soli.	Nazwa siarczek pochodzi od kwasu siarkowodorowego o wzorze sumarycznym H_2S .	Nazwa siarczan(VI) pochodzi od kwasu siarkowego(VI) o wzorze sumarycznym H_2SO_4 .
2. Na podstawie liczby atomów wodoru we wzorze kwasu ustal wartościowość reszty kwasowej.	Kwas siarkowodorowy ma 2 atomy wodoru w cząsteczce, dlatego wartościowość reszty kwasowej wynosi II .	Kwas siarkowy(VI) ma 2 atomy wodoru w cząsteczce, dlatego wartościowość reszty kwasowej wynosi II .
3. Zapisz symbole pierwiastków wchodzących w skład soli. Nad resztą kwasową zaznacz wartościowość.	$\text{Li} \overset{\text{II}}{\text{S}}$	$\text{Ag} \overset{\text{II}}{(\text{SO}_4)}$
4. Sprawdź, jaka jest wartościowość metalu. Zapisz tę wartościowość nad symbolem metalu. Ustal wzór soli zgodnie z regułami wzoru uogólnionego.	W nazwie soli nie zaznaczono wartościowości. Lit, jako pierwiastek 1 grupy, ma zawsze w związkach wartościowość = I .	W nazwie soli zaznaczono wartościowość metalu = I .
5. Podaj w najprostszej postaci wzór sumaryczny soli.	$\text{Li}_2 \overset{\text{I}}{\overset{\text{II}}{\text{S}}} \overset{\text{I}}{\text{S}}$	$\text{Ag}_2 \overset{\text{I}}{\overset{\text{II}}{(\text{SO}_4)}} \overset{\text{I}}{(\text{SO}_4)}$
	Li_2S	Ag_2SO_4

Komentarz do przykładu 5.

Analiza kolejnych dwóch przypadków potwierdza, jak ważna jest umiejętność zapisywania wzorów sumarycznych poznanych kwasów (zarówno beztlenowych, jak i tlenowych). Okazuje się, że siarczki mają wartościowość równą II, natomiast siarczany mogą pochodzić od kwasu siarkowego(IV) lub kwasu siarkowego(VI). Przykładowo – **siarczan(IV)** srebra(I) przedstawimy za pomocą wzoru sumarycznego Ag_2SO_3 , natomiast **siarczan(VI)** srebra(I) za pomocą wzoru Ag_2SO_4 .

Produkt a nazwa systematyczna

Gdy stanie się w sklepie przy półce z solami spożywczymi, można znaleźć przynajmniej kilka rodzajów tego produktu. Może to być np. sól morską, jodowana, kłodawska. Wszystkie te mieszaniny łączy jedna wspólna substancja, stanowiąca zarazem główny składnik – chlorek sodu, nazywany potocznie solą kuchenną. Podczas lekcji dotyczących soli zawsze będziemy określali właściwości substancji i to im poświęcimy całość uwagi. W ostatnim czasie dość popularna stała się sól himalajska (il. 2.3), sprzedawana w kilku postaciach różniących się od siebie barwą. Może być biała, różowa lub czerwona, w różnych odcieniach. Zazwyczaj w ponad 96% jej głównym składnikiem jest chlorek sodu. Resztę stanowią dodatkowe pierwiastki i związki chemiczne wchodzące w skład tej mieszaniny. Ocenia się, że najpopularniejszy, różowy kolor, powstaje w wyniku obecności m.in. tlenków żelaza.



2.3 Sól himalajska w największej ilości jest obecnie wydobywana w kopalni soli Khewra w Pakistanie, oddalonej ok. 310 km od Himalajów

W skrócie

- Sole – związki chemiczne o budowie jonowej (w większości przypadków), w których skład wchodzi kationy metalu i aniony reszty kwasowej. W dalszej edukacji poznasz również sole, które zawierają jony inne niż kationy metalu.
- Uogólniony wzór sumaryczny soli ma postać: $M_n^{a+}(R_a^{n-})$, gdzie a oznacza liczbę anionów reszty kwasowej, co równe jest ładunkowi kationu metalu, a n oznacza liczbę kationów metalu, co równe jest ładunkowi anionu reszty kwasowej.
- Wzory strukturalne można narysować wyłącznie dla przykładów soli, które nie mają wiązań jonowych.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Oceń, które z podanych wzorów sumarycznych są wzorami soli.
 $\text{Cu}(\text{OH})_2$ HClO_3 MgCl_2 ZnSO_4 H_2O Na_3PO_4 HCl LiBr
- 2 Ustal nazwę systematyczną soli na podstawie podanych wzorów sumarycznych: Fe_2S_3 , $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$, MgI_2 , AgNO_3 , CaSO_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, MgCO_3 .
- 3 Ustal wzory sumaryczne soli na podstawie podanych ich nazw systematycznych: chlorek ołowiu(II), siarczek rubidu, chlorek cyny(II), fluorek glinu, siarczan(VI) niklu(II), siarczan(IV) magnezu, azotan(V) litu.
- 4 Skorzystaj z internetu i sprawdź, czy związek o nazwie zwyczajowej „salmiak” można zaliczyć do soli. Jaka jest jego nazwa systematyczna? Czym się różni od soli poznanych na lekcji?
- 5 Skorzystaj z literatury przedmiotu i odszukaj stosowane w handlu nazwy zwyczajowe podanych soli.
a) NaCl b) KNO_3 c) NaNO_3 d) MgSO_4 e) Na_2CO_3

2.2 Dysocjacja jonowa soli

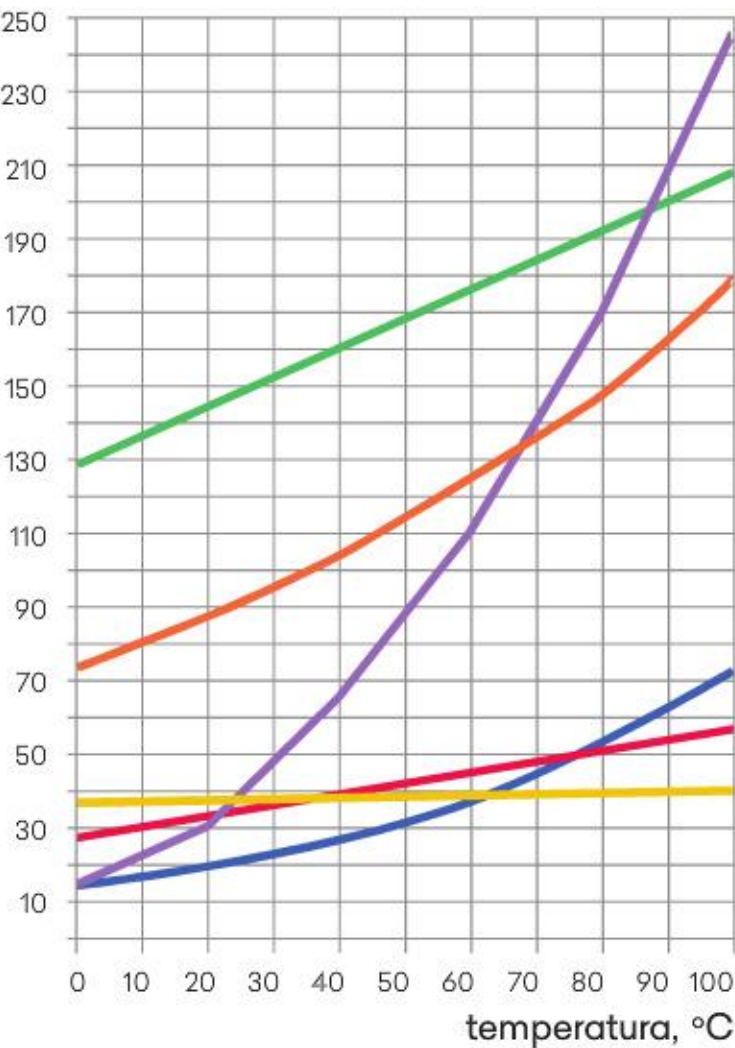
Podejmij temat



Czy istnieją sole, które po dosypaniu do wody stworzą zawiesinę?



rozpuszczalność,
w g/100 g wody



- siarczan(VI) miedzi(II)
- chlorek potasu
- jodek potasu
- azotan(V) potasu
- chlorek sodu
- azotan(V) sodu

2.4 Krzywe rozpuszczalności dostarczają informacji o rozpuszczalności substancji w wodzie w zależności od temperatury

Rozpuszczalność soli w wodzie

Informacje o rozpuszczalności danej substancji w wodzie uzyskać można z kilku źródeł. Są nimi np. krzywe rozpuszczalności (il. 2.4), tablice z wartościami liczbowymi czy karty charakterystyk konkretnych odczynników. Warto zaznaczyć, że rozpuszczalność substancji w wodzie zależy m.in. od temperatury.

Tak jak przy wodorotlenkach pomocna może okazać się tablica rozpuszczalności (il. 2.5), zamieszczona na końcu podręcznika. Umiejętne odczytywanie zawartych w niej informacji pozwoli przewidzieć, w jakim stopniu sól rozpuszcza się w określonej temperaturze w wodzie.

	Cl ⁻	NO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻
Na ⁺	R	R	R	R	R	R
Ca ²⁺	R	R	N	N	T	N
Fe ²⁺	R	R	N	N	R	N
Ag ⁺	N	R	N	T	T	N

Legenda
R – substancja rozpuszczalna, T – substancja trudno rozpuszczalna (rozpuszcza się w niewielkiej ilości), N – substancja nierozpuszczalna (praktycznie się nie rozpuszcza)

2.5 Fragment tablicy rozpuszczalności wybranych soli w wodzie

Jak odczytywać informacje o rozpuszczalności konkretnej soli?

Związki o budowie jonowej w sieci krystalicznej mają kationy i aniony. Dla przykładu – chlorek sodu o wzorze sumarycznym NaCl składa się z kationów sodu i anionów chlorkowych, a siarczan(VI) żelaza(II) z kationów żelaza(II) i anionów siarczanowych(VI). Jeśli do tych substancji dodamy wody, w przypadku soli rozpuszczalnych w wodzie następuje uwolnienie (przeniesienie) jonów do roztworu. Sprawdźmy, jak odczytywać informacje, czy dana sól jest rozpuszczalna w wodzie.

Przykład 6.

Odczytaj z tabeli, czy sole o wzorach sumarycznych: FeSO_3 i Ag_3PO_4 rozpuszczają się w wodzie.

Etap

Rozwiązanie

1. Odczytaj ze wzoru sumarycznego, jakie jony (kation metalu i anion reszty kwasowej) wchodzi w skład soli.

FeSO_3
kation żelaza(II)
anion siarczanowy(IV) pochodzący od kwasu o wzorze sumarycznym H_2SO_3

Ag_3PO_4
kation srebra(I)
anion fosforanowy(V) pochodzący od kwasu o wzorze sumarycznym H_3PO_4

2. W kolumnie (pion) tabeli rozpuszczalności odszukaj właściwy anion reszty kwasowej.

	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}
Na^+	R	R	R
Fe^{2+}	N	R	N
Ag^+	T	T	N

	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}
Na^+	R	R	R
Fe^{2+}	N	R	N
Ag^+	T	T	N

3. W wierszu (poziom) tabeli rozpuszczalności odszukaj właściwy kation metalu.

	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}
Na^+	R	R	R
Fe^{2+}	N	R	N
Ag^+	T	T	N

	SO_3^{2-}	SO_4^{2-}	PO_4^{3-}
Na^+	R	R	R
Fe^{2+}	N	R	N
Ag^+	T	T	N

4. W miejscu przecięcia kolumny z wierszem wypada pole informujące o rozpuszczalności substancji w wodzie. Odniesz je do legendy tabeli.

	SO_3^{2-}
Fe^{2+}	N

Siarczan(IV) żelaza(II)
w wodzie występuje w postaci zielonoszarego osadu (związek praktycznie się nie rozpuszcza).

	PO_4^{3-}
Ag^+	N

Fosforan(V) srebra(I)
w wodzie występuje w postaci żółtego osadu (związek praktycznie się nie rozpuszcza).

Mieszanki różnych soli z wodą

Doświadczenie 9.

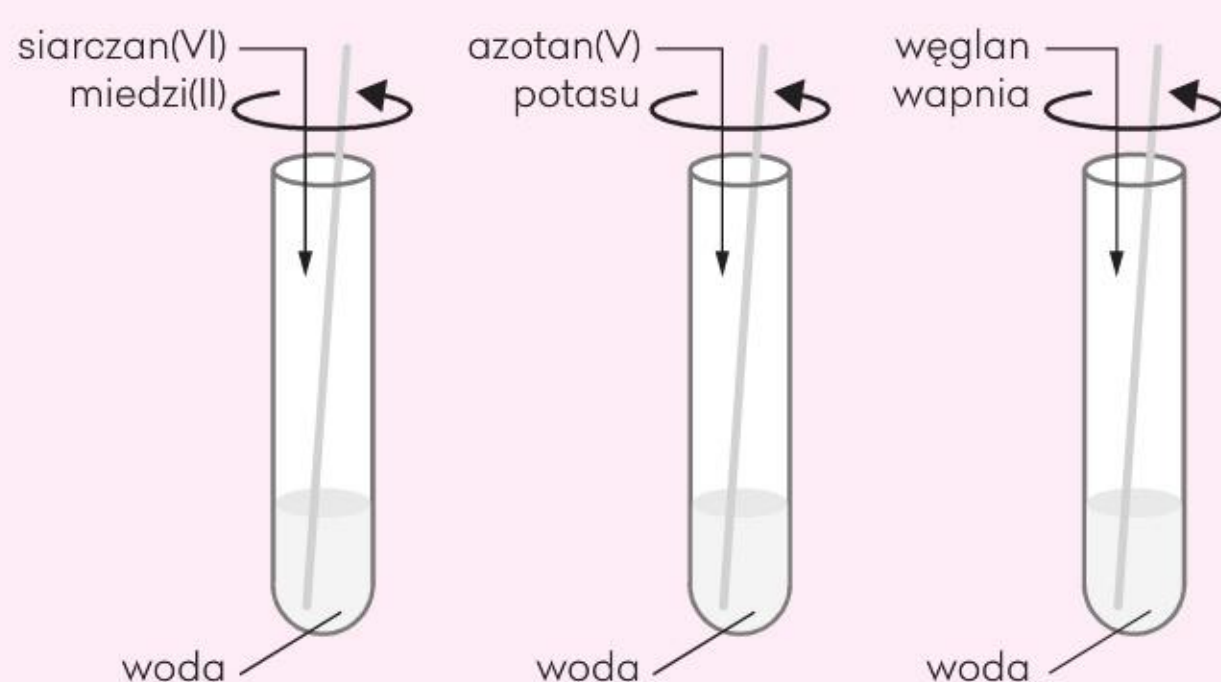
Badanie rozpuszczalności różnych soli w wodzie

Sprzęt: trzy probówki, statyw na probówki, pipeta Pasteura z podziałką, łyżeczki, łuczywa

Odczynniki: woda, sole: siarczan(VI) miedzi(II), azotan(V) potasu, węglan wapnia

Wykonanie:

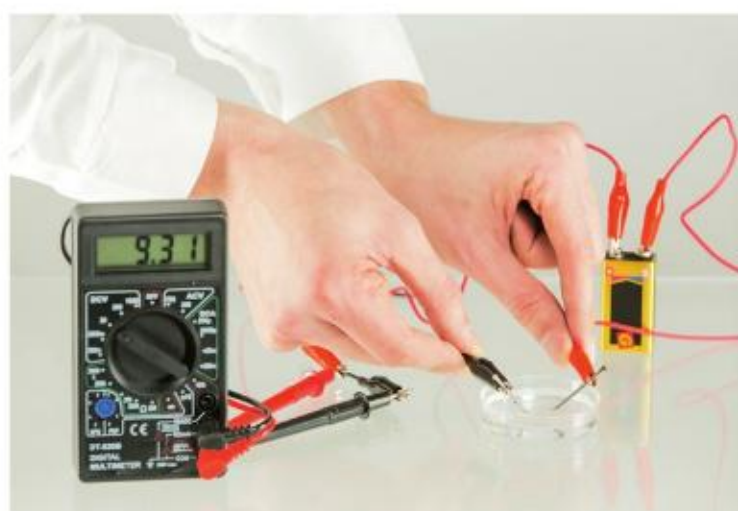
- Do trzech probówek wlej takie same ilości wody, po około 2 cm^3 .
- Do pierwszego naczynia dosyp szczyptę siarczanu(VI) miedzi(II). Całość wymieszaj.
- Czynności powtórz dla azotanu(V) potasu w drugiej probówce oraz dla węglanu wapnia w probówce trzeciej.



Obserwacje: Po zamieszaniu w probówkach z siarczanem(VI) miedzi(II) i azotanem(V) potasu – substancje stałe zanikają. Ciecz w pierwszej probówce staje się niebieska. W probówce z węglanem wapnia biała substancja stała unosi się w naczyniu, po czasie opada na dno.

Wnioski: Siarczan(VI) miedzi(II) i azotan(V) potasu rozpuszczają się w wodzie, tworzą układ nazywany roztworem właściwym.

Węglan wapnia praktycznie nie rozpuszcza się w wodzie. Po wymieszaniu otrzymany układ nazywany jest zawiesiną. Cała nierozpuszczona substancja opada na dno naczynia, tworząc osad.



2.6 Wodne roztwory soli przewodzą prąd elektryczny

Przewodnictwo elektryczne soli

Jeśli do sporządzonych w doświadczeniu mieszanin podłączymy zestaw mierzący przepływ prądu elektrycznego, to okaże się, że sole, które po zmieszaniu z wodą utworzyły roztwór właściwy, są dobrymi przewodnikami. Miernik uniwersalny wskaże wtedy wartość różną od 0 V (il. 2.6). W przypadku zawiesiny węglanu wapnia wartość miernika wynosi 0 V . Oznacza to, że związki praktycznie nierozpuszczalne nie przewodzą prądu elektrycznego. Przykładami innych roztworów soli przewodzących prąd elektryczny są: chlorek sodu (NaCl), jodek potasu (KI), siarczan(VI) potasu (K_2SO_4).

Dysocjacja elektrolityczna soli rozpuszczalnych w wodzie

Równania dysocjacji elektrolitycznej będziemy zapisywali dla soli rozpuszczalnych w wodzie. Przedstawmy najpierw uogólniony schemat dysocjacji tych soli.



Prześledźmy kilka przykładów prezentujących zapis równań dysocjacji oraz sposobów ich odczytów.

	Chlorek potasu	Siarczan(VI) sodu
Równanie dysocjacji elektrolitycznej	$KCl \xrightarrow{H_2O} K^+ + Cl^-$	$Na_2SO_4 \xrightarrow{H_2O} 2Na^+ + SO_4^{2-}$
Odczyt równania dysocjacji elektrolitycznej	Chlorek potasu pod wpływem wody dysocjuje na kationy potasu i aniony chlorkowe.	Siarczan(VI) sodu pod wpływem wody dysocjuje na kationy sodu i aniony siarczanowe(VI).

Ze względu na ujednolicenie odczytu, tak samo jak w przypadku wodorotlenków rozpuszczalnych w wodzie, poszczególne jony wymienia się w liczbie mnogiej, bez określania ich liczby.

W skrócie

- Wodne roztwory soli są elektrolitami – przewodzą prąd elektryczny.
- Sole rozpuszczalne w wodzie dysocjują na jony, zgodnie z zapisem: $M_n^{a+}(R^{n-})_a \xrightarrow{H_2O} nM^{a+} + aR^{n-}$, gdzie M^{a+} to zapis jonu metalu, R^{n-} to zapis jonu reszty kwasowej.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

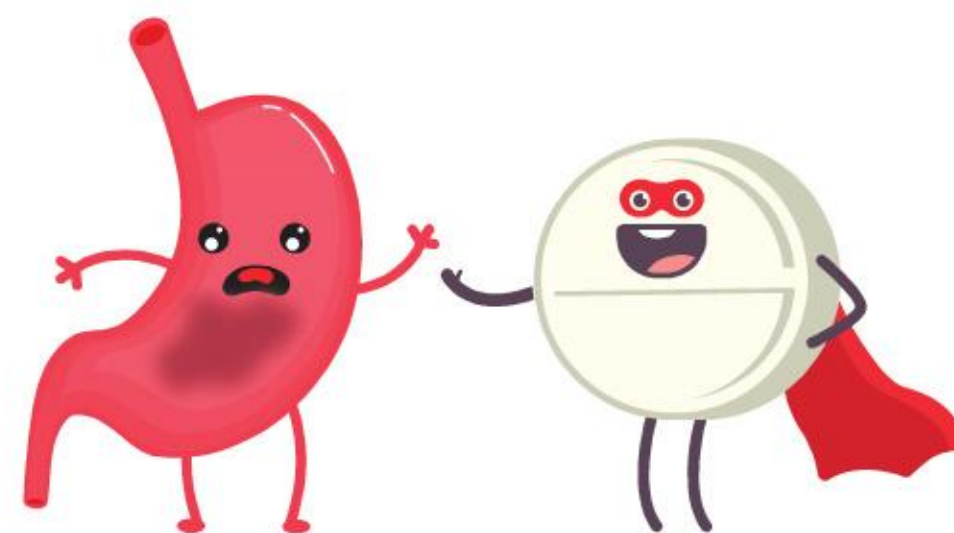
- Zapisz równania dysocjacji elektrolitycznej dla soli o nazwach systematycznych: chlorek magnezu, jodek potasu, azotan(V) miedzi(II), węglan sodu, siarczek baru, siarczan(IV) litu, siarczan(VI) żelaza(III), fosforan(V) potasu, fluorek glinu, jodek cynku, siarczan(VI) glinu.
- Sprawdź w tablicy rozpuszczalności, jak rozpuszczają się w wodzie sole o wzorach sumarycznych: ZnS , $MgSO_4$, $AlCl_3$, $FeSO_3$, PbS , Li_3PO_4 . Dla tych rozpuszczalnych zapisz równania dysocjacji.
- Korzystając z tablic rozpuszczalności, sprawdź, czy mieszanina powstała z połączenia węglanu wapnia i wody będzie przewodziła prąd elektryczny. Krótko uzasadnij swoje zdanie.
- Korzystając z tablicy rozpuszczalności, wybierz i zapisz w zeszycie: podobieństwa dotyczące rozpuszczalności chlorków i azotanów(V), różnice dotyczące rozpuszczalności soli litu i sodu.

2.3 Reakcje zobojętniania

Podejmij temat



Jakie substancje zawarte są w lekach stosowanych przy nadkwasocie żołądka?



Roztwory kwasów mają odczyn kwasowy ($\text{pH} < 7$).

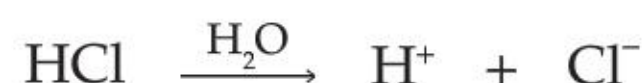
Roztwory wodorotlenków mają odczyn zasadowy ($\text{pH} > 7$).



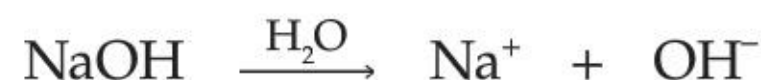
2.7 Użycie roztworu wskaźnika podczas doświadczeń z mieszaniem kwasów z zasadami pozwala określić wartość pH w danej chwili. Dla przykładu – roztwory o odczynie zasadowym można zobojętniać w obecności roztworu fenoloftaleiny, a roztwory o odczynie kwasowym w obecności roztworu oranżu metylowego

Reakcja zasady z kwasem

Dwa ostatnie działy poświęcone były związkom chemicznym zaliczanym do grupy kwasów i wodorotlenków. Dla przykładu – chlorowodór rozpuszczony w wodzie to kwas chlorowodorowy. Jeśli dodamy wody do wodorotlenku sodu, powstanie roztwór, który nazywamy zasadą sodową. Są to dwa przykłady związków, których wodne roztwory wykazują przeciwne względem siebie odczyny. Wartość pH zależy od liczby jonów wodoru lub wodorotlenkowych w mieszaninie z wodą. Chlorowodór, rozpuszczając się w wodzie, ulega dysocjacji elektrolitycznej zgodnie z zapisem:



Natomiast dysocjację elektrolityczną wodorotlenku sodu, który rozpuścił się w wodzie, można opisać równaniem:



Oba równania dysocjacji pokazują, jakie jony obecne są w konkretnych, wodnych roztworach.

Gdyby do zasady sodowej dodawać kwasu chlorowodorowego, stopniowo zmniejszałaby się wartość pH (zmniejszałaby się liczba jonów wodorotlenkowych, a zwiększała liczba jonów wodoru). Żeby ułatwić rozpoznanie momentu, kiedy nie będzie już odpowiedniej ilości jonów odpowiedzialnych np. za odczyn zasadowy, doświadczenie przeprowadza się w obecności roztworów wskaźników kwasowo-zasadowych (il. 2.7). Zaobserwowana zmiana barwy cieczy, w całej objętości, jest wyraźnym sygnałem dla zmysłu wzroku. Oczywiście można mieszać ze sobą małe porcje wymienionych roztworów i co chwilę sprawdzać wartość pH, używając uniwersalnych papierków wskaźnikowych. Byłoby to jednak uciążliwe i dosyć kosztowne. Właśnie dlatego roztwory wskaźników kwasowo-zasadowych są praktyczniejsze w użyciu.

Czy kwas chlorowodorowy reaguje z zasadą sodową?

Doświadczenie 10.

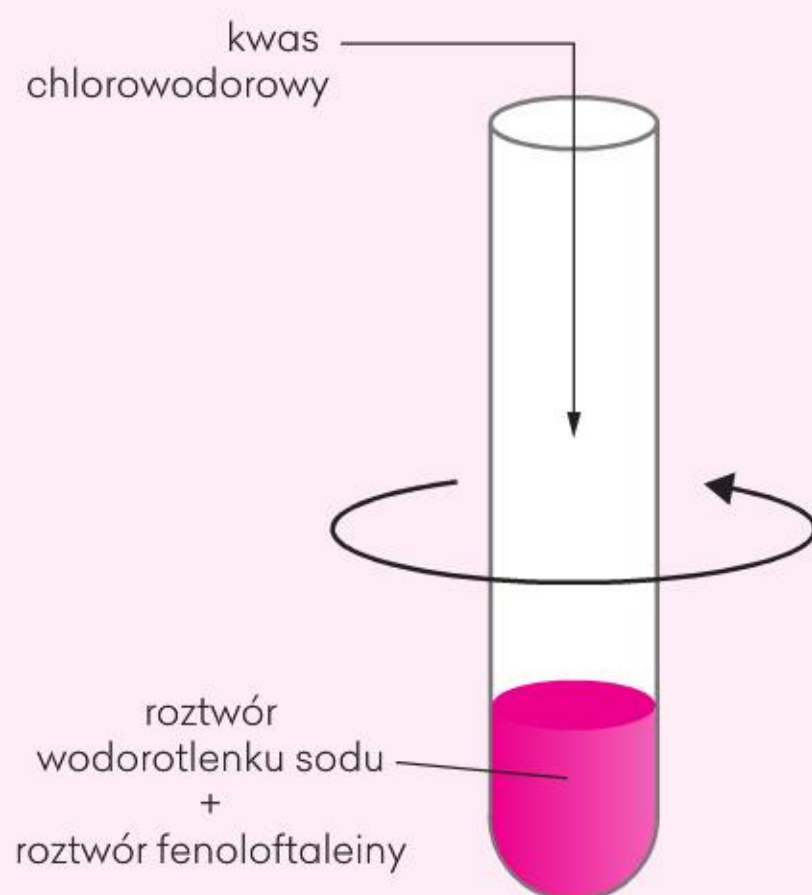
Działanie kwasem chlorowodorowym na roztwór wodorotlenku sodu w obecności roztworu fenoloftaleiny

Sprzęt: probówka, łapa do probówki, pipety Pasteura z kapilarą

Odczynniki: rozcieńczone: kwas chlorowodorowy i zasada sodowa (o podobnych stężeniach), roztwór fenoloftaleiny

Wykonanie:

- Do probówki wlej ok. 2 cm^3 roztworu wodorotlenku sodu.
- Dodaj 2–3 krople roztworu fenoloftaleiny.
- Stopniowo dodawaj po kilka kropel kwasu chlorowodorowego, stale wstrząsając zawartością naczynia.
- Czynności zakończ, kiedy ciecz zmieni barwę w całej objętości.

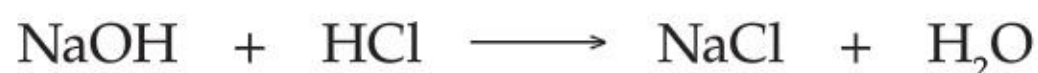


Obserwacje: Po dodaniu roztworu fenoloftaleiny do zasady sodowej zawartość naczynia przybrała barwę malinową. Dolewając kolejne porcje kwasu chlorowodorowego, widzimy od pewnego momentu, że barwa blednie, aż pod koniec, od jednej kropli, ciecz w probówce staje się bezbarwna.

Wnioski: Wodorotlenek sodu reaguje z kwasem chlorowodorowym. Malinowa barwa roztworu fenoloftaleiny świadczy o odczynie zasadowym. Dodawanie kolejnych porcji kwasu chlorowodorowego powoduje zmniejszenie wartości pH. Odbarwienie cieczy dowodzi o związaniu jonów wodorotlenkowych przez dodawane jony wodorowe.

Zobojętnianie

Powyższe doświadczenie to przykład **reakcji zobojętniania**. Zachodząca w roztworze wodnym reakcja chemiczna powoduje zmianę pH w kierunku odczynu obojętnego. Jej przebieg przedstawia równanie reakcji chemicznej (zapisane w formie cząsteczkowej):



Produktami reakcji jest sól – chlorek sodu i obojętna cząsteczka wody. Jeśli w probówce z mieszaniną nie byłoby roztworu fenoloftaleiny, odparowanie rozpuszczalnika spowodowałoby wydzielenie soli.

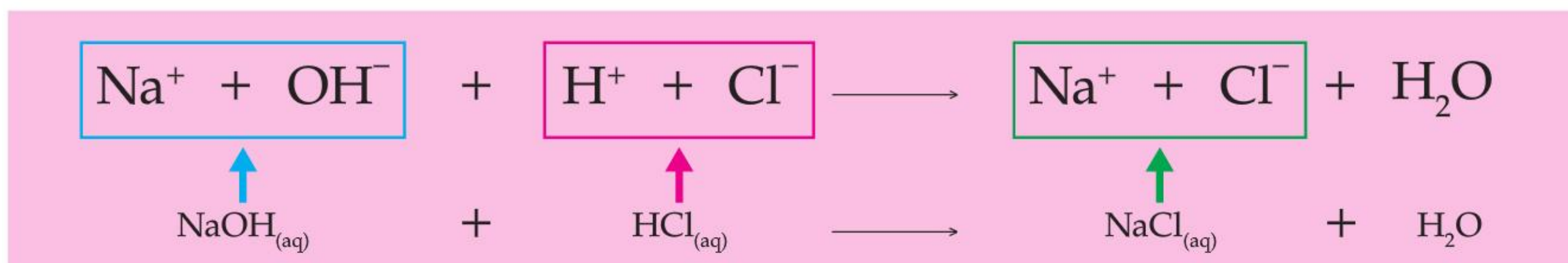
Reakcja zobojętniania – reakcja chemiczna między kwasem a zasadą, prowadząca do zmiany pH w kierunku obojętnego odczynu.



Jeśli określony wodorotlenek rozpuszcza się w wodzie, jego roztwór również nazywamy zasadą.

Równania jonowe reakcji zobojętniania

Równanie reakcji zobojętniania można zapisać w formie jonowej.



Równanie reakcji w formie jonowej pełnej – równanie prezentujące przebieg reakcji chemicznej z udziałem wszystkich jonów obecnych w układzie reakcyjnym.



2.8 Chlorek sodu można wydzielić z mieszaniny przez odparowanie wody

Równanie reakcji w formie jonowej skróconej – równanie prezentujące przebieg reakcji chemicznej z uwzględnieniem jonów, które faktycznie biorą udział w reakcji.

Przedstawione powyżej **równanie reakcji w formie jonowej pełnej** zaznacza obecność wszystkich jonów i cząsteczek, które występują w mieszaninie. Zwróćmy uwagę na dwa szczegóły:

- zarówno po stronie substratów, jak i po stronie produktów powtarzają się kationy sodu i aniony chlorkowe,
- tlenki nie dysocjują elektrolitycznie w wodzie, dlatego tlenek wodoru (wodę) zapisano w formie cząsteczki.

Powtarzanie się niektórych jonów po obu stronach równania oznacza, że są one obecne, jednak nie pełnią istotnej roli w zachodzącej reakcji. Oznaczmy podkreśleniem powtarzające się jony. Wtedy równanie zyska następujący wygląd:



Pomijając powtarzające się jony, przepiszmy wybiórczo równanie:



Zapis ten pokazuje, jak w trakcie zobojętniania jony wodorotlenkowe wiązane są z jonami wodoru, czego efektem jest utworzenie cząsteczek wody. Jest to **równanie reakcji w formie jonowej skróconej**.

Zobojętnianie jako metoda otrzymywania soli

Jedną z metod otrzymywania soli jest reakcja zobojętniania. Jej ogólny słowny zapis przedstawia się następująco:



Omówiony konkretny przykład możemy odczytać w następujący sposób: zasada sodowa reaguje z kwasem chlorowodorowym, dając chlorek sodu i wodę.

Więcej na temat

Reakcje zobojętniania a zdrowie

Okazuje się, że reakcje chemiczne zachodzą nie tylko w zaciszu najlepszych na świecie laboratoriów. Do ich przebiegu nie jest również potrzebny specjalistyczny sprzęt. Osoby cierpiące na zgagę, czyli odczucie „palenia w przełyku”, czy na nadkwasotę szukają środków przynoszących ulgę. Lekarze mogą im zlecić przyjmowanie leków hamujących wydzielanie soków żołądkowych. Ich działanie polega na zobojętnianiu głównie kwasu solnego. Oczywiście w skład leków na wymienione dolegliwości nie wchodzi związki o bardzo wysokiej wartości pH. Są to z reguły wodorotlenki, których wodne roztwory wykazują odczyn delikatnie zasadowy, np. wodorotlenek magnezu.

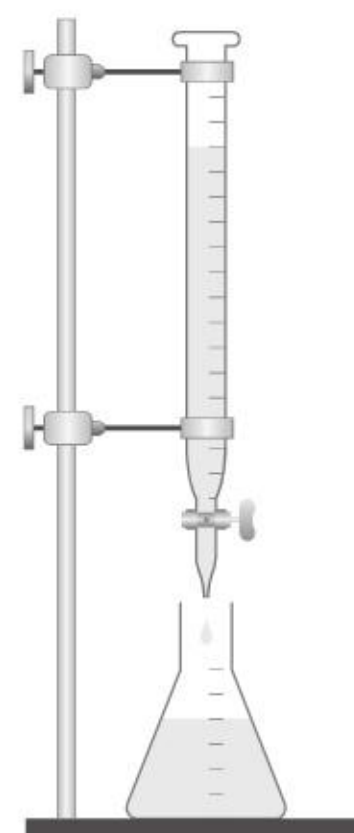


W skrócie

- Reakcja zobojętniania to reakcja chemiczna między kwasem a zasadą, prowadząca do zmiany pH w kierunku obojętnego odczynu. W roztworze wodnym jej produktami są sól i woda.
- Równanie reakcji w formie cząsteczkowej to równanie prezentujące przebieg reakcji chemicznej z użyciem wzorów sumarycznych związków i symboli pierwiastków w niej uczestniczących.
- Równanie reakcji w formie jonowej pełnej to równanie prezentujące przebieg reakcji chemicznej z udziałem wszystkich jonów obecnych w układzie reakcyjnym.
- Równanie reakcji w formie jonowej skróconej to równanie prezentujące przebieg reakcji chemicznej z uwzględnieniem jonów, które faktycznie biorą udział w reakcji.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Zaprojektuj doświadczenie, w którym przeprowadzisz reakcję zobojętniania zasady potasowej kwasem chlorowodorowym. Jako wskaźnika kwasowo-zasadowego użyj wywaru z liści czerwonej kapusty. Zaproponuj sprzęt i odczynniki. Narysuj schemat, podaj obserwacje i zapisz wniosek z równaniem reakcji chemicznej (przedstawionym w formie cząsteczkowej).
- 2 Zapisz równania reakcji zobojętniania (w formie cząsteczkowej i jonowej) zasady litowej:
 - a) kwasem chlorowodorowym,
 - b) roztworem kwasu siarkowego(VI),
 - c) roztworem kwasu azotowego(V).
- 3 W wyniku reakcji kwasu siarkowego(VI) z zasadą potasową uzyskano siarczan(VI) potasu i wodę. Wiedząc, że użyto 9,8 g kwasu, oblicz, ile gramów soli mogło powstać w tej reakcji.



W laboratoriach reakcje zobojętniania przeprowadza się metodą tzw. miareczkowania. Czy potrafisz nazwać wszystkie przyrządy przedstawione na schemacie?

2.4 Metody otrzymywania soli

Podejmij temat

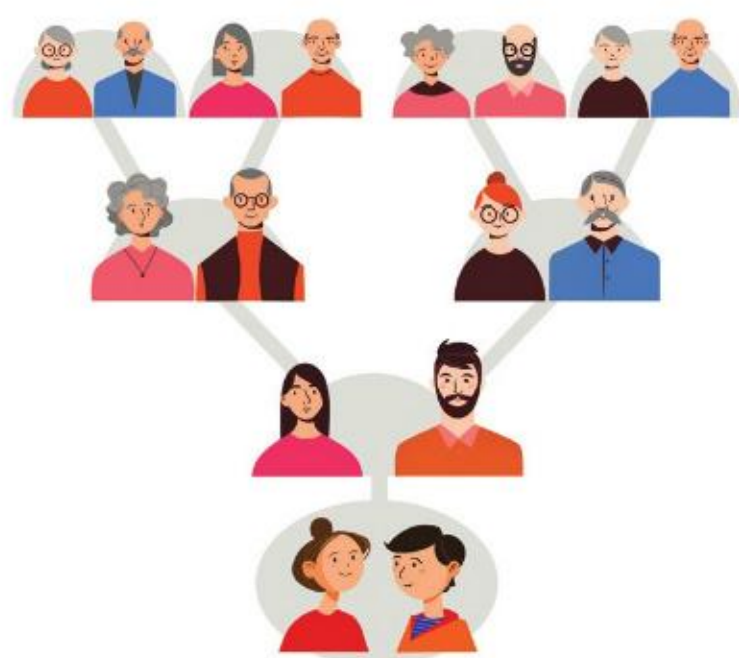


Czy powiedzenie „przeciwnieństwa się przyciągają” można odnieść do opisu reakcji chemicznych?

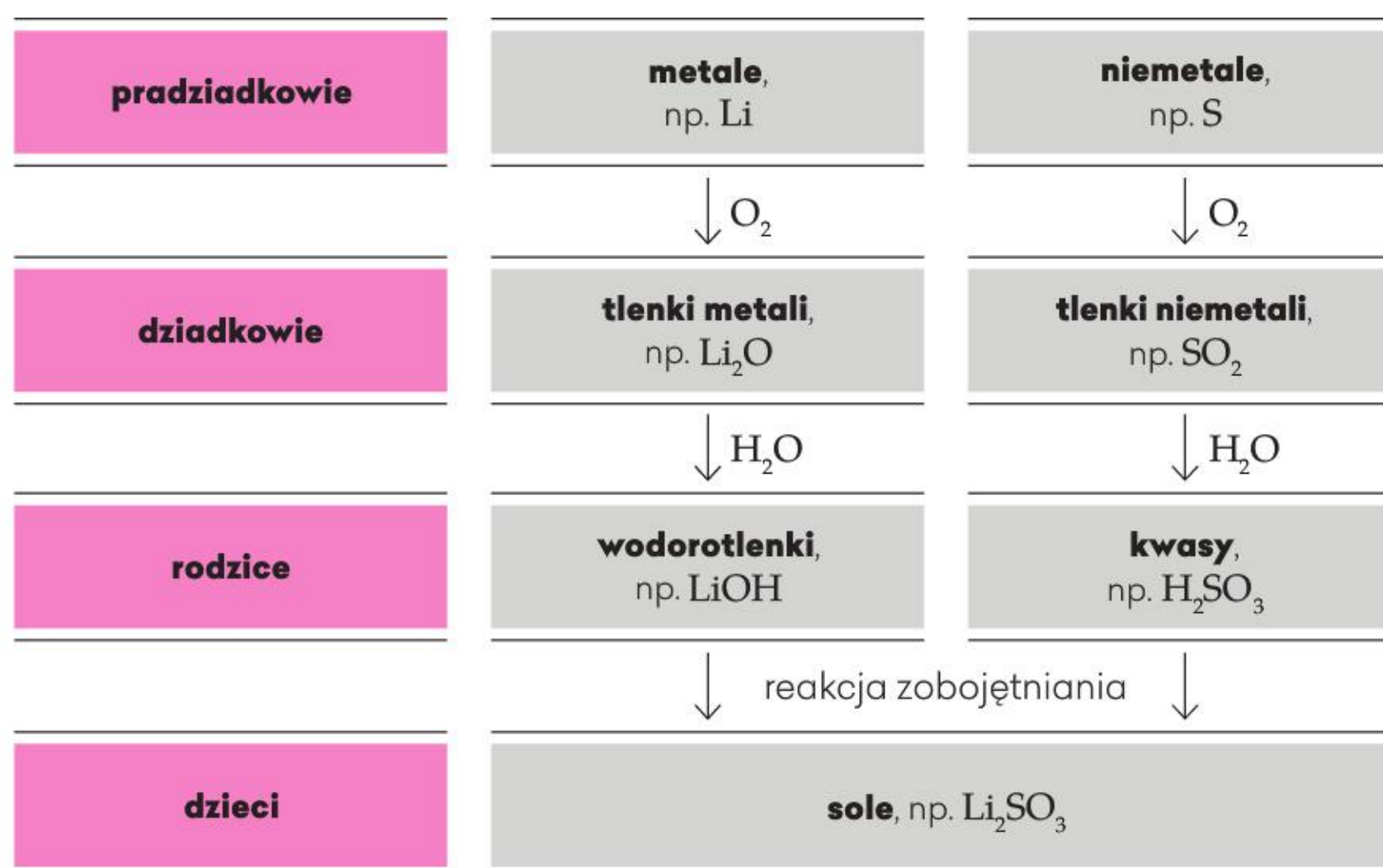


„Korzenie rodowe” soli

Badając losy swojej rodziny, często rysujemy tzw. drzewo genealogiczne (il. 2.9). Uzupełnienie informacji o rodzicach nie byłoby możliwe bez zdobycia informacji o dziadkach czy nawet pradziadkach. Zdobywając dane o przodkach, jesteśmy w stanie zrozumieć powiązania w rodzinie czy wzajemne interakcje jej członków. Tak samo jest ze związkami chemicznymi. Każdy skądś się wywodzi i często „rodzice” danej substancji złożonej posiadają właściwości, których ślady możemy odnaleźć w cechach „potomstwa”. Zwróćmy uwagę, że sole to związki, które wywodzą się np. z reakcji kwasu z wodorotlenkiem. Można powiedzieć, że w określonym przypadku kwasy i wodorotlenki to „rodzice”, a sole to ich „potomstwo”. Postarajmy się rozpiąć możliwą „historię” siarczanu(IV) litu.



2.9 Drzewo genealogiczne przedstawia fragment historii konkretnej rodziny. Tak samo jest w przypadku danego związku chemicznego – ma on swoją „historię” w metodzie otrzymywania



Przedstawiony schemat jest jednym z możliwych „drzew genealogicznych” otrzymywania soli.

Przeciwności się przyciągają

Mówi się, że ludzie o przeciwnych charakterach tworzą najsilniejsze więzi. Tak samo jest z substancjami. Dla przykładu – metale mają wiele przeciwnych właściwości do niemetalu, tlenki metali do tlenków niemetalu, a kwasy do wodorotlenków. Między innymi dzięki temu reagują ze sobą. Produktami takich reakcji mogą być sole. W tym temacie postaramy się krok po kroku sprawdzić, czy wymienione wcześniej przykłady reakcji są w ogóle możliwe. Dzięki temu poznamy kilka możliwych metod otrzymywania soli.

Niektóre metody otrzymywania soli

Opierając się na wiedzy z klasy siódmej i części klasy ósmej, wprowadzimy metody otrzymywania soli z podanych niżej substratów.

Pierwszy substrat (wywodzący się np. z metalu)		Drugi substrat (wywodzący się np. z niemetalu)
metal	+	niemetal
tlenek metalu	+	tlenek niemetalu
wodorotlenek	+	tlenek niemetalu
metal	+	kwasek
tlenek metalu	+	kwasek
wodorotlenek	+	kwasek

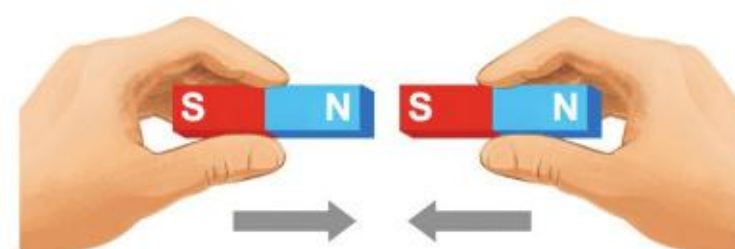
Przeprowadzając doświadczenia na konkretnych przykładach substancji, można wyciągnąć wnioski, jakie prawidłowości kierują przebiegiem reakcji chemicznej. Przedstawiona powyżej tabela prezentuje informacje uogólnione. Oznacza to na przykład, że nie każdy wodorotlenek będzie reagował z tlenkiem niemetalu. W prawach rządzących przebiegiem reakcji chemicznych jest wiele wyjątków czy odstępstw od ogólnie przyjętych reguł.

Metal + niemetal

Sprawdźmy, przeprowadzając doświadczenie, czy w określonych warunkach metal może reagować z niemetałem (il. 2.10). Jako przykład prześledźmy reakcję cyny z jodem w podwyższonej temperaturze. Srebrzystoszara cyna stanowi główny składnik drutu do lutowania. Jod w warunkach pokojowych jest poły-skującym, szarym ciałem stałym. Jeśli zmieszamy je ze sobą, reakcja chemiczna nie zachodzi natychmiast. Niezbędne do jej rozpoczęcia będzie ogrzanie całego układu. Nie jest tu jednak potrzebny palnik dostarczający temperaturę rzędu 1000°C. Wystarczy delikatne ogrzewanie nad płomieniem świeczki. Podczas obserwacji warto skupić się na zmianie wyglądu substratów.



Z lekcji fizyki wiesz, że dwa magnesy przyciągają się, jeśli zbliżysz je do siebie przeciwnymi (różnoimiennymi) biegunami.



2.10 W jakich warunkach cyna może reagować z jodem?

Doświadczenie 11.

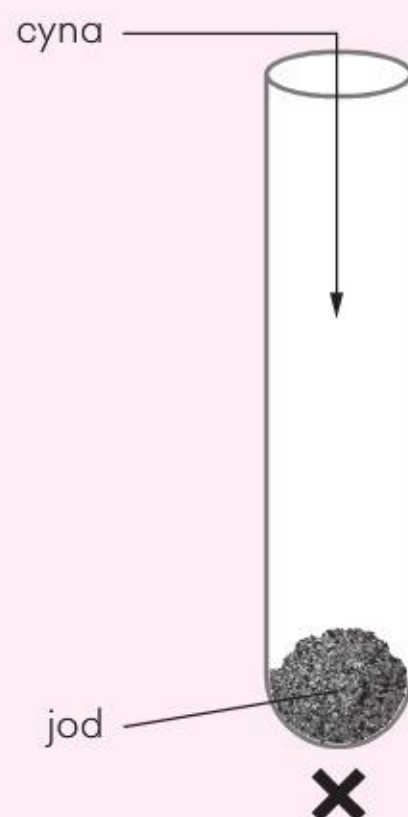
Ogrzewanie mieszaniny jodu i cyny

Sprzęt: probówka, łapa do probówki, łyżeczka, palnik, zapalki

Odczynniki: jod, cyna (najlepiej w postaci drutu)

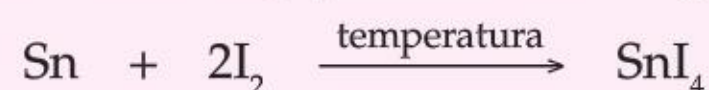
Wykonanie:

- Wsyp do probówki szczyptę jodu.
- Włóż drut (nie dłuższy niż wysokość probówki) wykonany z cyny.
- Ogrzewaj zawartość naczynia nad płomieniem palnika.



Obserwacje: W trakcie ogrzewania wydzielają się fioletowe dymy. Po chwili zmieniają się one w siwy gaz o nieprzyjemnym zapachu. Metal stopniowo zanika, na ściankach probówki pojawia się czerwony nalot.

Wnioski: W podwyższonej temperaturze metal reaguje z niemetalem zgodnie z równaniem:

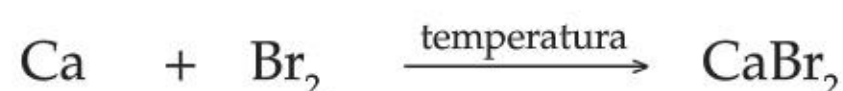
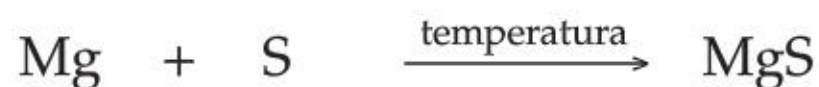
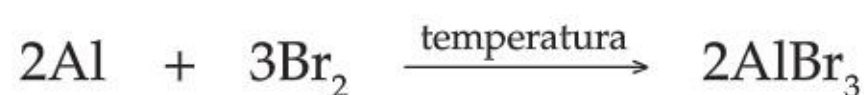
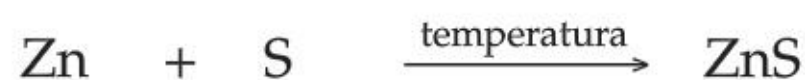


Otrzymany produkt (czerwony nalot) to sól – jodek cyny(IV).

Reakcja metalu z niemetalem – reakcja syntezy, w której substratami są metal i niemetal, a produktem jest sól kwasu beztlenowego.



Pierwszą metodą otrzymywania soli jest reakcja syntezy, podczas której **metal reaguje z niemetalem**. W jej wyniku powstaje sól (z resztą kwasu beztlenowego). W podobny sposób mogą reagować inne pierwiastki chemiczne, co przedstawiają poniższe równania reakcji:



Zajście reakcji syntezy metalu z niemetalem często zależy od obecności podwyższonej temperatury lub udziału katalizatora.

Czy tlenek metalu może reagować z tlenkiem niemetalu?

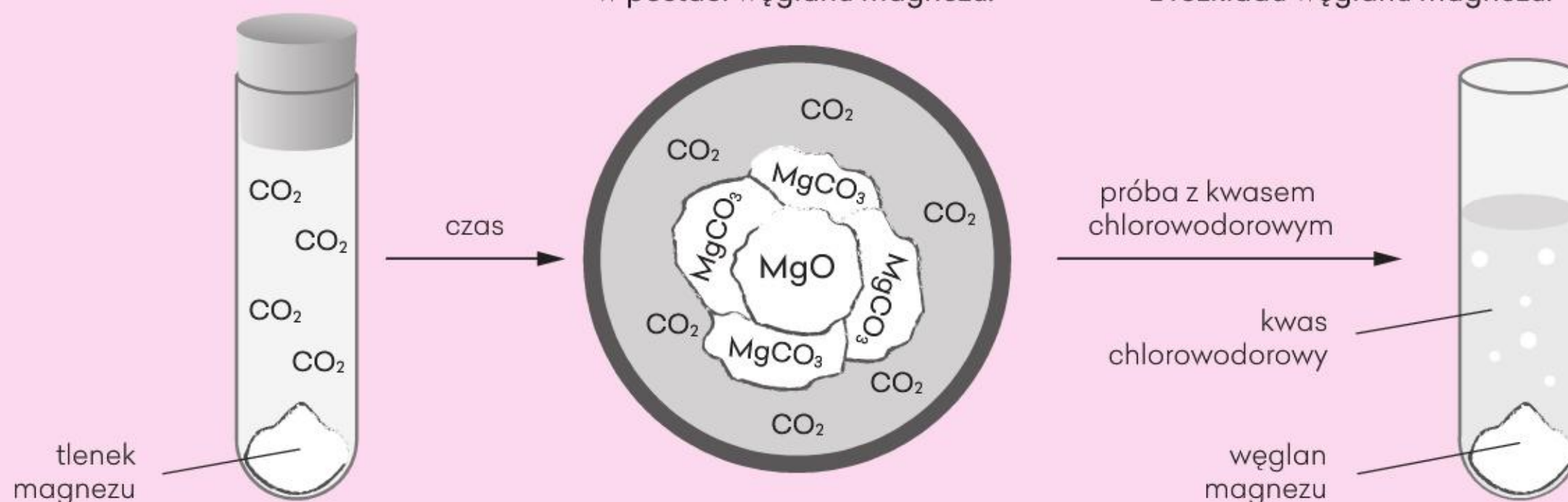
Tlenek magnezu jest przykładem tlenku metalu. Można otrzymać go na przykład w wyniku spalania magnezu w powietrzu. Jest to substancja, która pochłania wilgoć i niektóre składniki powietrza. Spójrzmy, co się stanie, jeśli w zamkniętym pojemniku wypełnionym tlenkiem węgla(IV) umieścimy niewielką ilość tlenku magnezu.

Czy tlenek magnezu reaguje z tlenkiem węgla(IV)?

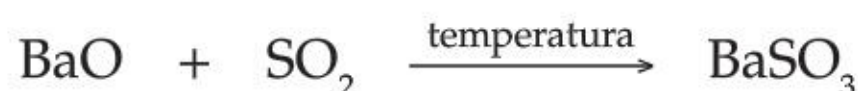
1. Tlenek magnezu umieszczony w probówce wypełnionej tlenkiem węgla(IV).

2. Tlenek węgla(IV), wchodząc w reakcję z tlenkiem magnezu, adsorbuje się na jego powierzchni w postaci węglanu magnezu.

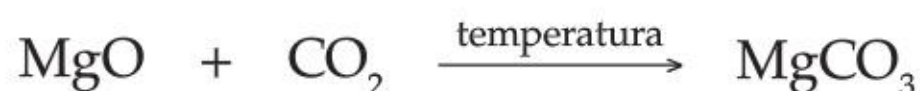
3. W wyniku działania kwasem chlorowodorowym na węglan magnezu wydzielą się bezbarwny, bezwonny gaz – tlenek węgla(IV), powstały z rozkładu węglanu magnezu.



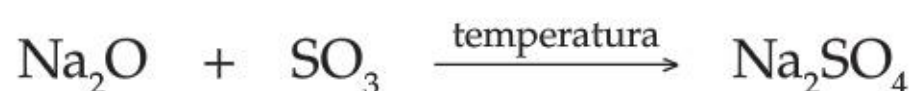
Kolejną metodą otrzymywania soli jest **reakcja tlenku metalu z tlenkiem niemetalu**. W jej wyniku powstaje sól (z resztą kwasu tlenowego). Wymaga ona często obecności katalizatora, bardzo wysokiej temperatury i kontroli panującego w doświadczeniu ciśnienia. Przedstawmy kilka równań możliwych reakcji syntezy:



Tlenek baru reaguje z tlenkiem siarki(IV), dając siarczan(IV) baru.



Tlenek magnezu reaguje z tlenkiem węgla(IV), dając węglan magnezu.



Tlenek sodu reaguje z tlenkiem siarki(VI), dając siarczan(VI) sodu.

Wodorotlenek + tlenek niemetalu

Jeśli przez wodę wapienną (roztwór wodorotlenku wapnia) przepuścimy tlenek węgla(IV), np. jako składnik wydychanego powietrza, zawartość naczynia zmętnieje. Sprawdźmy, czy inny tlenek powoduje podobną zmianę.

Reakcja tlenku metalu z tlenkiem niemetalu – reakcja syntezy, w której substratami są tlenek metalu i tlenek niemetalu (prócz wody), a produktem jest sól kwasu tlenowego.



Tlenek niemetalu a reszta kwasowa.



Doświadczenie 12.

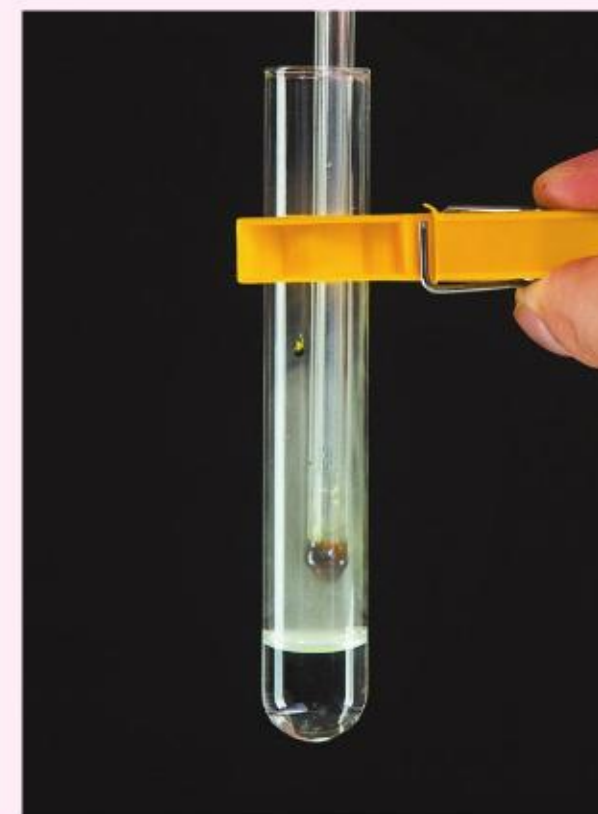
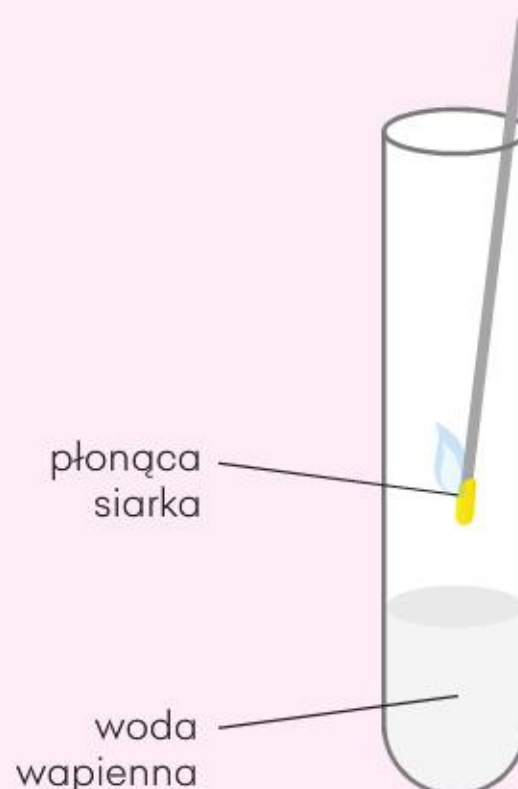
Spalanie siarki nad wodą wapienną

Sprzęt: szklana rurka do spalań, probówka, łapa do probówki, pipeta Pasteura z kapilarą, palnik, zapalki, korek do probówki

Odczynniki: woda wapienna, siarka

Wykonanie:

- Do probówki wlej 2 cm³ wody wapiennej.
- Koniec rurki do spalań ogrzej nad płomieniem palnika, następnie zanurz rurkę w sproszkowanej siarce (odrobina substancji powinna przykleić się do ciepłego szkła).
- Przyklejoną siarkę zapal płomieniem palnika, później szybko wprowadź rurkę tuż nad wodę wapienną. Oczekaj minutę.
- Kiedy płomień zgaśnie, wyjmij rurkę, naczynie zamknij korkiem i wstrząśnij probówką.



Obserwacje: Siwe dymy od płonącej siarki unoszą się nad powierzchnią cieczy. Po wstrząśnięciu probówką płyn mętnieje, a gazy się rozrzedzają.

Wnioski: W wyniku spalania siarki powstaje tlenek siarki(IV) zgodnie z równaniem reakcji:



Po wytrząśnięciu tlenek siarki(IV) rozpuszcza się w wodzie i reaguje z wodorotlenkiem wapnia, dając siarczan(IV) wapnia, praktycznie nierozpuszczalny w wodzie. Reakcja przebiega w myśl równania:



Reakcja wodorotlenku z tlenkiem niemetalu – reakcja wymiany

podwójnej, w której substratami są wodorotlenek i tlenek niemetalu (prócz wody), a produktami – sól kwasu tlenowego i woda.



Trzecią metodą otrzymywania soli jest **reakcja wodorotlenku z tlenkiem niemetalu**. W jej wyniku powstaje sól (z resztą kwasu tlenowego) i woda. Zapis przykładowych reakcji chemicznych dla innych wodorotlenków i tlenków przedstawiają poniższe równania:



Spróbujmy zapisać ogólny schemat słownego odczytu zachodzących reakcji chemicznych. Będzie on miał następującą postać: „wodorotlenki o budowie jonowej reagują z cząsteczkami tlenków niemetalu, dając sole o budowie jonowej i cząsteczki wody”. Gdyby zastosować odczyt do sytuacji szczegółowej, np. ostatniego równania, brzmiałby on tak: „wodorotlenek wapnia o budowie jonowej reaguje z cząsteczkami tlenku węgla(IV), dając węglan wapnia o budowie jonowej i cząsteczki wody”.

Utrwalmy poznane dotychczas metody, wykonując poniższe zadania.

Metoda otrzymywania soli – metal + niemetal

1. Dokończ równania reakcji chemicznych lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

- a) $\text{Na} + \text{S} \longrightarrow ?$
- b) $\text{Zn} + \text{Na} \longrightarrow ?$
- c) $\text{Be} + \text{Cl}_2 \longrightarrow ?$
- d) $\text{Mg} + \text{Cl}_2 \longrightarrow ?$
- e) $\text{Zn} + \text{I}_2 \longrightarrow ?$
- f) $\text{K} + \text{Br}_2 \longrightarrow ?$

2. Podaj nazwy systematyczne wszystkich soli z zadania 1.

3. Zaproponuj równania reakcji (syntezy z metalu i niemetalu), których produktem będzie:

- a) chlorek glinu, b) bromek wapnia, c) jodek potasu.

Metoda otrzymywania soli – tlenek metalu + tlenek niemetalu

4. Dokończ równania reakcji chemicznych lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

- a) $\text{CO} + \text{SO}_2 \longrightarrow ?$
- b) $\text{Na}_2\text{O} + \text{CO}_2 \longrightarrow ?$
- c) $\text{Li}_2\text{O} + \text{SO}_2 \longrightarrow ?$
- d) $\text{CaO} + \text{N}_2\text{O}_5 \longrightarrow ?$
- e) $\text{P}_4\text{O}_{10} + \text{MgO} \longrightarrow ?$
- f) $\text{K}_2\text{O} + \text{SO}_3 \longrightarrow ?$

5. Podaj nazwy systematyczne wszystkich soli z zadania 4.

6. Zaproponuj równania reakcji (syntezy z tlenku metalu i tlenku niemetalu), których produktem będzie:

- a) siarczan(VI) berylu, b) fosforan(V) wapnia, c) węglan litu.

Metoda otrzymywania soli – wodorotlenek + tlenek niemetalu

7. Dokończ równania reakcji chemicznych lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

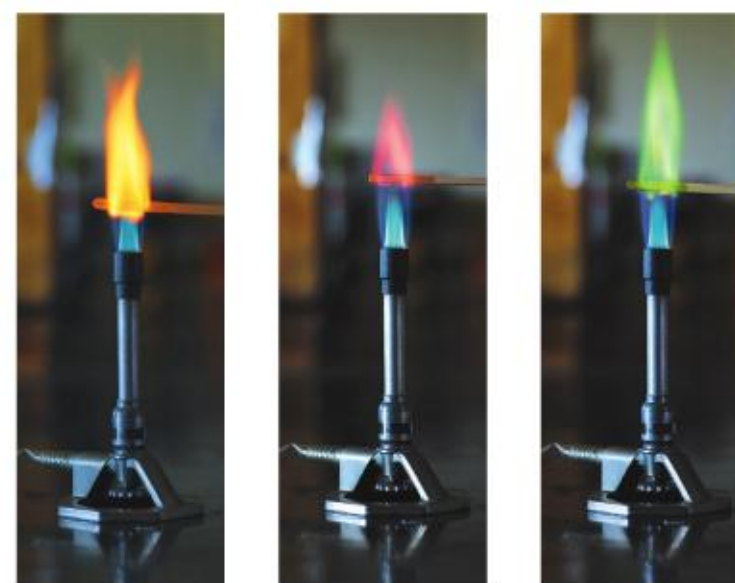
- a) $\text{LiOH} + \text{CO}_2 \longrightarrow ?$
- b) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{P}_4\text{O}_{10} \longrightarrow ?$
- c) $\text{NaOH} + \text{K}_2\text{O} \longrightarrow ?$
- d) $\text{RbOH} + \text{CO}_2 \longrightarrow ?$
- e) $\text{SrO} + \text{NaOH} \longrightarrow ?$
- f) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \longrightarrow ?$

8. Podaj nazwy systematyczne wszystkich soli z zadania 7.

9. Zaproponuj równania reakcji (wodorotlenku i tlenku niemetalu), których produktem będzie:

- a) siarczan(IV) sodu, b) azotan(V) potasu, c) siarczan(VI) glinu.

Ciekawe!



1

2

3

- 1 jon Na^+ z roztworu chlorku sodu – barwa żółta
- 2 jon Ca^{2+} z roztworu chlorku wapnia – barwa pomarańczowoczerwona
- 3 jon Cu^{2+} z roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) – barwa zielona

Czy wiesz, że jedną z technik pozwalających na potwierdzenie obecności jonów metali w roztworze jest wykonanie tzw. testu barwienia płomienia? Polega on na wprowadzeniu próbki roztworu soli (umieszczonej np. na druciku platynowym) w płomień palnika. Można wtedy obserwować zmiany zabarwienia płomienia. Powyżej przedstawiamy kilka przykładów „prób płomieniowych” dla wybranych jonów.

Reakcja metalu z kwasem

Doświadczenie 13.

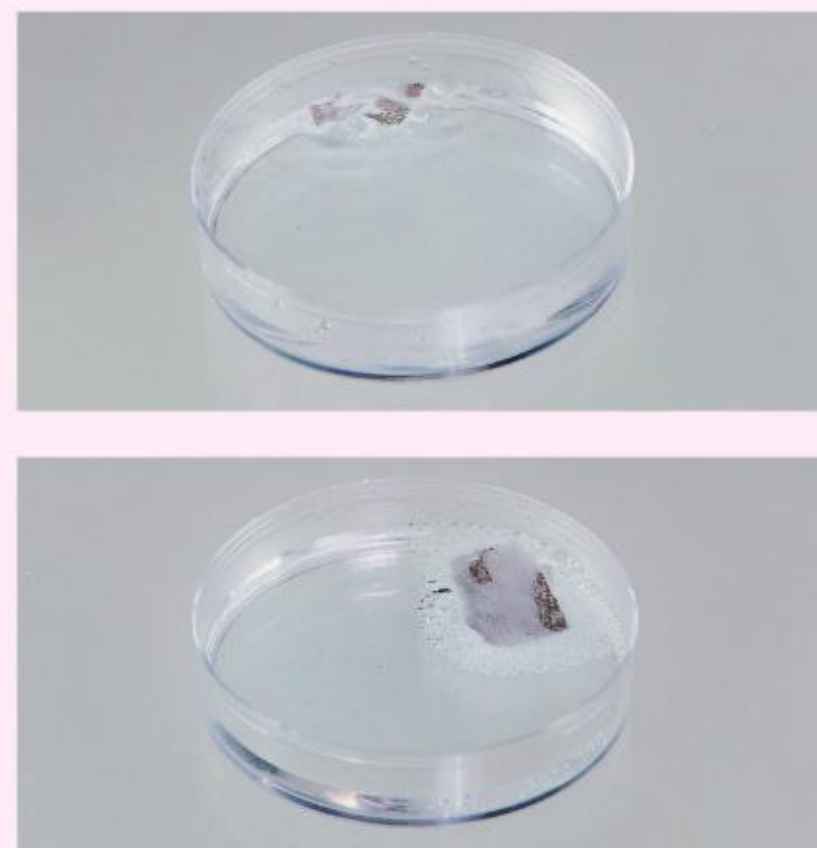
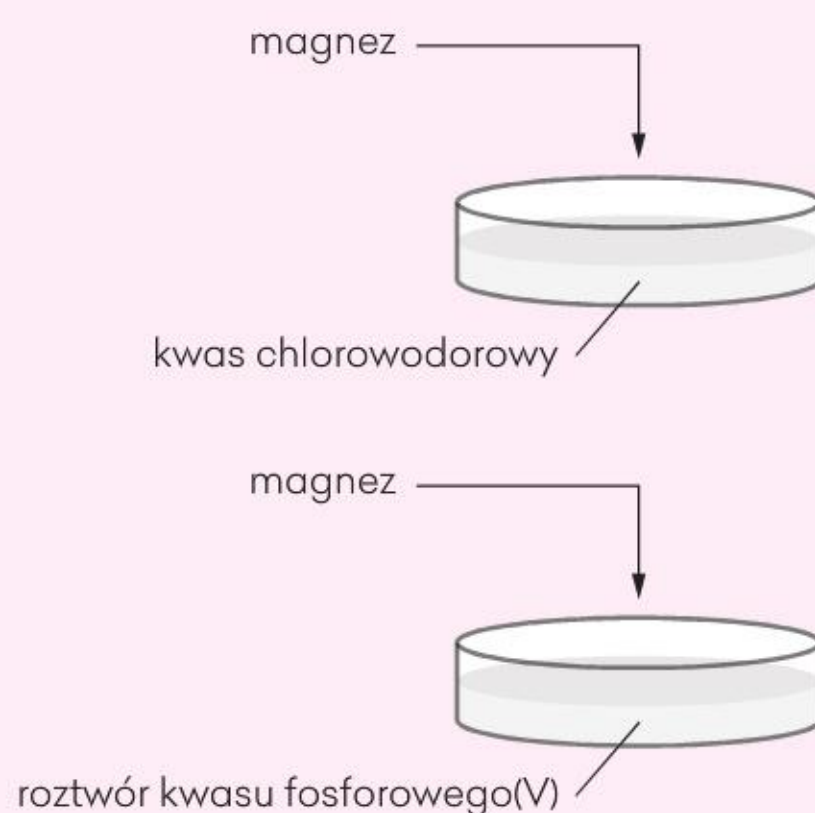
Działanie magnezem na kwas chlorowodorowy i roztwór kwasu fosforowego(V)

Sprzęt: szalka Petriego, łyżeczka, pipety Pasteura z podziałką

Odczynniki: magnez, kwas chlorowodorowy i roztwór kwasu fosforowego(V) – oba o stężeniu ok. 5%

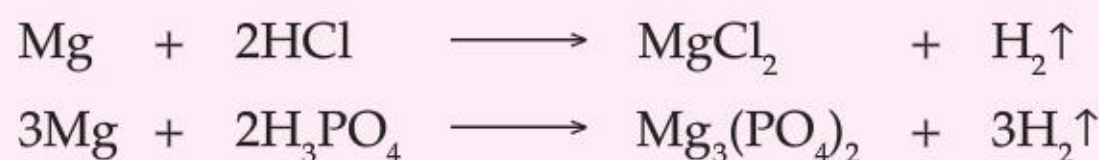
Wykonanie:

- Do pierwszej części szalki Petriego wlej rozcieńczonego kwasu chlorowodorowego (do zakrycia dna).
- Do drugiej połowy szalki Petriego wlej zbliżoną ilość roztworu kwasu fosforowego(V) o tym samym stężeniu.
- Do obu roztworów dodaj po jednym kawałku magnezu (podobnej wielkości).



Obserwacje: Po dodaniu magnezu do roztworów metal unosi się na powierzchni i pokrywa pęcherzykami bezbarwnego gazu. Kawałki ciała stałego stopniowo zanikają. Całość odbywa się szybciej w naczyniu z kwasem chlorowodorowym. Obie szalki stają się ciepłe w dotyku.

Wnioski: Magnez, przedstawiciel metali 2 grupy układu okresowego, reaguje z kwasami. W szalkach Petriego zaszły egzotermiczne reakcje chemiczne zgodne z równaniami:



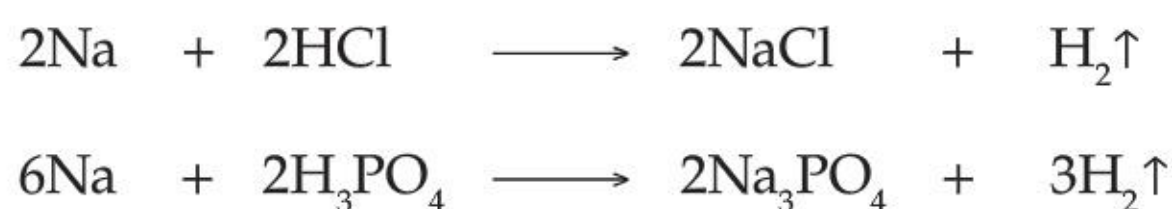
W naczyniach powstały wodne roztwory soli oraz wydzielił się wodór.

Reakcja metalu z kwasem

– reakcja wymiany pojedynczej, w której substratami są metal (1 lub 2 grupy) i kwas, a produktami – sól i wodór (zazwyczaj).



Kolejną metodą otrzymywania soli jest **reakcja metalu z kwasem**. Dotyczy ona m.in. metali 1 grupy i 2 grupy układu okresowego, a zachodzi między nimi a kwasem, dając sól i wodór (zazwyczaj). Działanie metalami 1 grupy na kwasy bywa niebezpieczne, dlatego próby przeprowadza się częściej dla metali 2 grupy. Równania przedstawiają, jak sód reagowałby z kwasem chlorowodorowym i fosforowym(V).



Co ciekawe – każda z przedstawionych soli ma budowę jonową.

Reakcja tlenku metalu z kwasem

Doświadczenie 14.

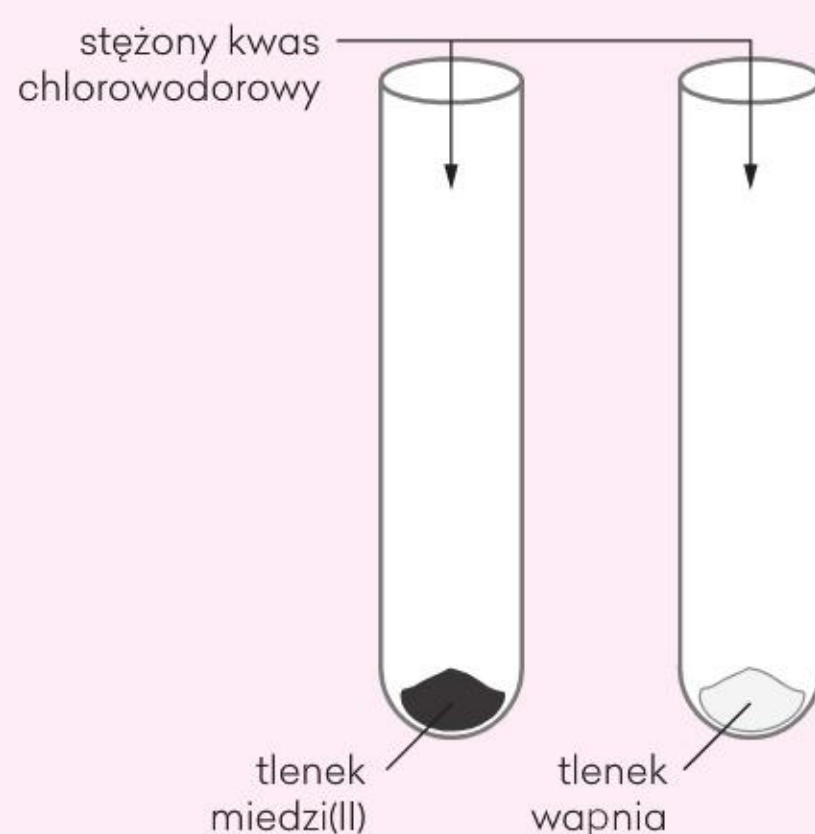
Działanie stężonym kwasem chlorowodorowym na tlenek miedzi(II) i tlenek wapnia

Sprzęt: dwie probówki, łyżeczki, łapy do probówek, pipeta Pasteura z kapilarą

Odczynniki: tlenek miedzi(II), tlenek wapnia, stężony kwas chlorowodorowy

Wykonanie:

- Wsyp do pierwszej probówki szczyptę tlenku miedzi(II).
- Dolewaj kroplami stężonego kwasu chlorowodorowego (maksymalnie 1 cm³).
- Czynności powtórz w drugiej probówce dla tlenku wapnia.



Obserwacje: Gdy dodajemy kwas chlorowodorowy do tlenków, zarówno czarny tlenek miedzi(II), jak i biały tlenek wapnia zanikają. Powstają roztwory: w naczyniu z tlenkiem miedzi(II) ciecz staje się zielona, a w naczyniu z tlenkiem wapnia jest bezbarwna.

Wnioski: Tlenek miedzi(II) i tlenek wapnia reagują z kwasem zgodnie z równaniami:



W trakcie reakcji powstają chlorki metali i woda. Zielony roztwór to rozpuszczony w wodzie chlorek miedzi(II), natomiast bezbarwny roztwór to rozpuszczony w wodzie chlorek wapnia.

Uwagi: W toku dalszej edukacji dowiesz się, że zielona barwa roztworu powstaje wskutek bardziej złożonego procesu.

Kolejną metodą otrzymywania soli jest **reakcja tlenku metalu z kwasem**. W wyniku tej reakcji powstają stosowna sól i woda. Dotyczy to zarówno kwasu tlenowego, jak i beztlenowego, co przedstawiają poniższe równania reakcji chemicznych.



Zapisane równania są przykładami reakcji wymiany podwójnej.

Reakcja tlenku metalu z kwasem – reakcja wymiany podwójnej w której substratami są tlenek metalu i kwas, a produktami – sól i woda.



Reakcja wodorotlenku z kwasem

Doświadczenie 15.

Działanie roztworem kwasu azotowego(V) na wodorotlenek wapnia w obecności roztworu fenoloftaleiny

Sprzęt: dolna część szalki Petriego, łuczywo, łyżeczka, pipety Pasteura z kapilarą

Odczynniki: wodorotlenek wapnia, rozcieńczony roztwór kwasu azotowego(V), roztwór fenoloftaleiny

Wykonanie:

- Na dolną część szalki Petriego wsyp szczyptę wodorotlenku wapnia i dodaj do niego 2 krople roztworu fenoloftaleiny.
- Dodawaj małymi porcjami rozcieńczony kwas azotowy(V), cały czas mieszając zawartość.
- Czynności zakończ, kiedy wskaźnik kwasowo-zasadowy zmieni barwę w całej objętości.



Obserwacje: Roztwór fenoloftaleiny zabarwia się na malinowo po dodaniu go do stałego wodorotlenku wapnia. Gdy dodajemy roztwór kwasu, substancja stała stopniowo zanika. W pewnym momencie od jednej kropli roztworu kwasu azotowego(V) całość się odbarwia.

Wnioski: Wodorotlenek wapnia rozpuszczony w wodzie (która w niewielkiej ilości pochodzi z roztworu wskaźnika) wykazuje odczyn zasadowy. W trakcie dodawania kwasu reaguje z nim, dając sól, co przedstawia poniższy zapis.



Otrzymana sól – azotan(V) wapnia rozpuszcza się w wodzie, tworząc roztwór.



Reakcja wodorotlenku z kwasem

– reakcja wymiany podwójnej, w której substratami są wodorotlenek i kwas, a produktami – sól i woda.



Ostatnią, przytoczoną w tym rozdziale metodą otrzymywania soli, jest **reakcja wodorotlenku z kwasem**. W wyniku tej reakcji powstają woda i sól. Dotyczy to zarówno kwasu tlenowego, jak i beztlenowego, co przedstawiają poniższe równania reakcji chemicznych.



W ramach utrwalenia kolejnych poznanych metod otrzymywania soli wykonajmy podane niżej zadania.

Metoda otrzymywania soli – metal + kwas

1. Dokończ równania reakcji chemicznych lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.
a) $\text{Li} + \text{HCl} \longrightarrow ?$ b) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{rozc.})} \longrightarrow ?$
c) $\text{C} + \text{H}_2\text{S} \longrightarrow ?$ d) $\text{Sr} + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow ?$
e) $\text{Li} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{rozc.})} \longrightarrow ?$ f) $\text{Rb} + \text{H}_2\text{SO}_3 \longrightarrow ?$
2. Podaj nazwy systematyczne wszystkich soli z zadania 1.
3. Zaproponuj równania reakcji (metal i kwas), których produktem będzie:
a) siarczan(VI) rubidu, b) fosforan(V) strontu, c) bromek sodu.

Metoda otrzymywania soli – tlenek metalu + kwas

4. Dokończ równania reakcji chemicznych lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.
a) $\text{CO} + \text{HCl} \longrightarrow ?$ b) $\text{ZnO} + \text{HI} \longrightarrow ?$
c) $\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_3 \longrightarrow ?$ d) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow ?$
e) $\text{P}_4\text{O}_{10} + \text{HBr} \longrightarrow ?$ f) $\text{K}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \longrightarrow ?$
5. Podaj nazwy systematyczne wszystkich produktów z zadania 4.
6. Zaproponuj równania reakcji (syntezy z tlenku metalu i kwasu), których produktem będzie:
a) fosforan(V) baru, b) azotan(V) rubidu, c) chlorek cynku.

Metoda otrzymywania soli – wodorotlenek + kwas

7. Dokończ równania reakcji chemicznych lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.
a) $\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4 \longrightarrow ?$ b) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_3 \longrightarrow ?$
c) $\text{NaOH} + \text{HBr} \longrightarrow ?$ d) $\text{RbOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow ?$
e) $\text{H}_2\text{O} + \text{NaOH} \longrightarrow ?$ f) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \longrightarrow ?$
8. Podaj nazwy systematyczne wszystkich produktów z zadania 7.
9. Zaproponuj równania reakcji (wodorotlenku i kwasu), których produktem będzie:
a) węglan kobaltu(II), b) azotan(V) chromu(III), c) siarczan(IV) glinu.

Wodne roztwory niektórych soli mają różne barwy

Istnieje wiele prawidłowości i podobieństw w metodach otrzymywania soli, ale już te wymienione wcześniej pozwoliły przybliżyć ciekawą cechę wodnych roztworów soli – szerokie spektrum ich barw (il. 2.11). Kolory zależą m.in. od ilości wody (rozpuszczalnika) czy obecności zanieczyszczeń. To właśnie obecność innych substancji w mieszaninie poreakcyjnej może stanowić kryterium wydzielenia otrzymanej soli. Żeby można było ją dostrzec, nie zawsze wystarczy odparowanie wody, należy sumiennie zaplanować wszystkie czynności laboratoryjne.



2.11 Barwy roztworów wodnych różnych soli:

- 1) siarczanu(VI) miedzi(II),
- 2) siarczanu(VI) niklu(II),
- 3) chromianu(VI) potasu,
- 4) dichromianu(VI) potasu

W skrócie

- Istnieje wiele metod otrzymywania soli. Należą do nich m.in. reakcje zgodne ze schematami:

- a) metal + niemetal $\longrightarrow$ sól
- b) tlenek metalu + tlenek niemetalu (oprócz wody) $\longrightarrow$ sól
- c) wodorotlenek + tlenek niemetalu (oprócz wody) $\longrightarrow$ sól + woda
- d) metal + kwas $\longrightarrow$ sól + wodór (zazwyczaj)
- e) tlenek metalu + kwas $\longrightarrow$ sól + woda
- f) wodorotlenek + kwas $\longrightarrow$ sól + woda

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Podaj nazwy systematyczne wszystkich soli, których wzory sumaryczne pojawiły się w tym temacie lekcji.
- 2 Korzystając z tablic chemicznych lub innych źródeł, sprawdź, jakie wiązania chemiczne występują w dwóch przykładach chlorków o wzorach sumarycznych: SnCl_4 i CaCl_2 . Czy są to takie same rodzaje wiązań? Czy jakieś właściwości potwierdzają występowanie spodziewanych wiązań chemicznych?
- 3 Zapisz równania reakcji (w formie cząsteczkowej) otrzymywania soli o wzorach sumarycznych: KBr , ZnCl_2 , Li_2S , MgBr_2 . Jako metodę otrzymywania wybierz bezpośrednią syntezę z pierwiastków.
- 4 Zaproponuj cztery metody otrzymywania siarczanu(VI) litu. Zapisz (w formie cząsteczkowej) możliwe równania zachodzących reakcji chemicznych.
- 5 Poniżej przedstawiono schematy. Zapisz wszystkie równania reakcji w nich zawarte.
 - a) $\text{S} \longrightarrow \text{SO}_2 \longrightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \longrightarrow \text{Li}_2\text{SO}_3$
 - b) $\text{Li} \longrightarrow \text{Li}_2\text{O} \longrightarrow \text{LiOH} \longrightarrow \text{Li}_2\text{SO}_3$
- 6 Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie wykazanie, że tlenek węgla(IV), będący składnikiem wydychanego powietrza, reaguje z wodą wapienną (nasyconym, klarownym roztworem wodorotlenku wapnia). Podaj sprzęt i odczynniki, narysuj schemat, zaproponuj obserwacje i wyciągnij z nich stosowne wnioski z równaniem zachodzącej reakcji chemicznej.
- 7 Zapisz równania reakcji tlenku fosforu(V) z sodem, tlenkiem sodu i wodorotlenkiem sodu. Zwróć szczególną uwagę na poprawny wzór sumaryczny tego tlenku.
- 8 2,4 g magnezu spalono w tlenie. Całość otrzymanego produktu reakcji potraktowano roztworem kwasu siarkowego(VI). Zapisz w formie cząsteczkowej równania zachodzących reakcji chemicznych oraz oblicz, ile powstało gramów odpowiedniej soli.



Czy znasz skład soli drogowej? Dlaczego w zimie posypuje się nią oblodzone drogi? Czy takie jej użycie przynosi same korzyści?

2.5 Reakcje strąceniowe

Podejmij temat



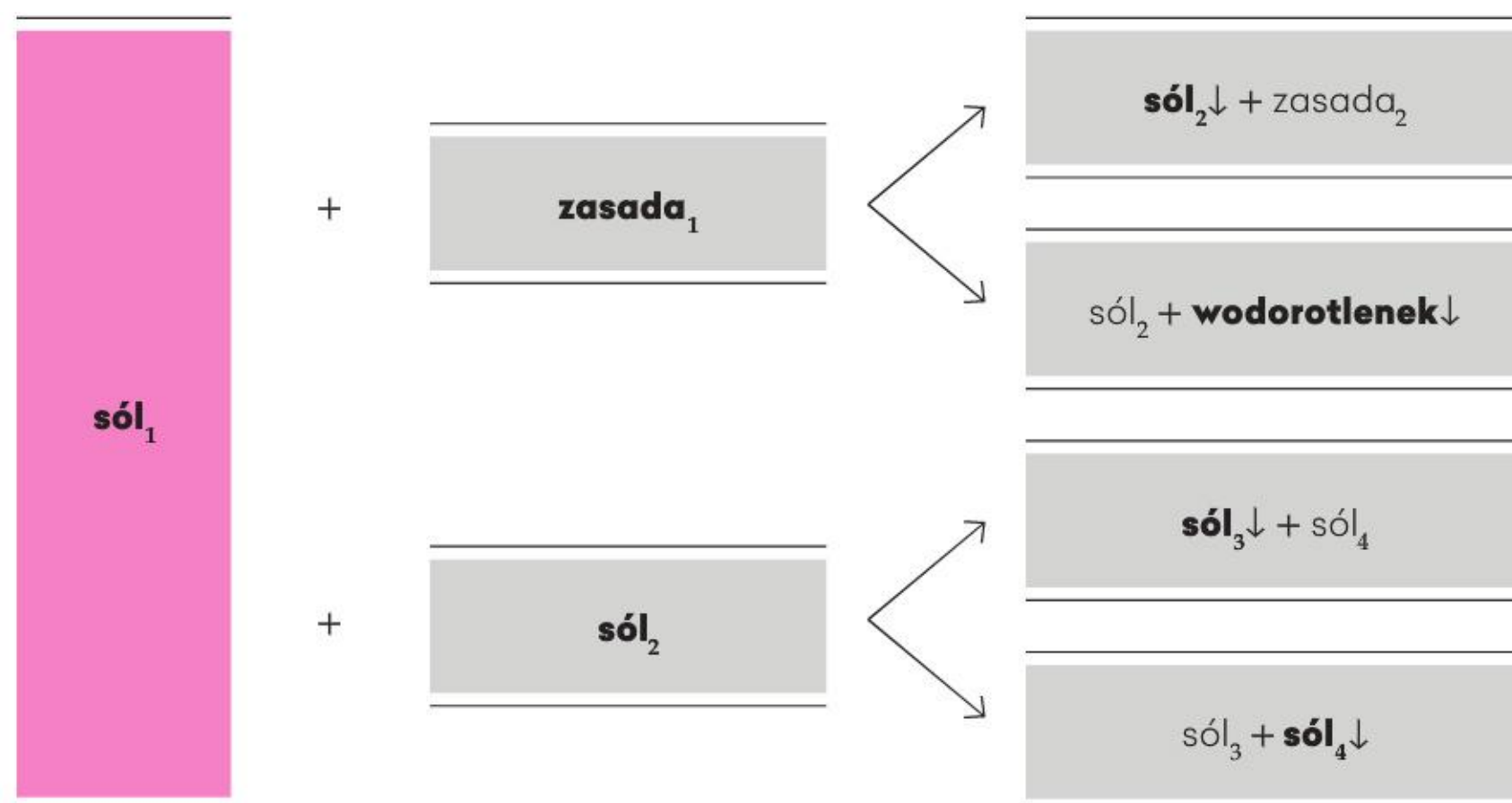
Czy po zmieszaniu ze sobą różnych roztworów soli i wodorotlenków wydzieli się jakiś produkt w postaci osadu?



Sól w postaci osadu

W temacie poświęconym wodorotlenkom trudno rozpuszczalnym w wodzie skupiliśmy się na projektowaniu doświadczenia, którego celem było wydzielenie wodorotlenku w postaci **osadu**. Ważne było sprawdzenie w tabeli informacji o rozpuszczalności substratów i produktów możliwej reakcji chemicznej oraz podjęcie decyzji o wyborze odpowiednich roztworów wodnych, które po zmieszaniu potwierdziłyby wydzielenie produktu w postaci osadu.

Okazuje się, że sole trudno i praktycznie nierozpuszczalne w wodzie można otrzymać w wyniku takiej samej reakcji chemicznej – strącania. Ten typ wymiany podwójnej może dotyczyć m.in. reakcji soli z zasadami i innymi solami. Prześledźmy, jak przebiega każdy z przypadków i jakie warunki muszą zaistnieć w reakcji.



Każda z czterech możliwości wymaga wydzielenia jednego z produktów jako osadu. Gdyby w zaprojektowanym doświadczeniu nie powstał osad, zakładana reakcja chemiczna by nie zaszła, a przezroczysty roztwór właściwy byłby jedynie mieszaniną jonów substratów.

Osad – substancja stała wydzielona z roztworu, np. w wyniku reakcji strącania. W równaniu reakcji zaznaczamy symbolem „↓” zaraz za wzorem sumarycznym.



Reakcje wymiany podwójnej typu: sól + zasada lub sól + sól muszą wydzielić jeden z produktów, np. w postaci osadu. Inaczej w układzie powstałaby mieszanina jonów i reakcja by nie zaszła.



Zapis cząsteczkowy równania reakcji soli z zasadami

Przykład 7.

Zapisz możliwe równanie reakcji (w formie cząsteczkowej) przedstawiające, co się dzieje po zmieszaniu roztworów: azotanu(V) magnezu i wodorotlenku sodu. Sprawdź, czy taka reakcja w ogóle zachodzi.

Etap

Rozwiązanie

1. Zapisz wymienione wzory sumaryczne substratów. Wpisz je do równania reakcji chemicznej.

azotan(V) magnezu – $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ wodorotlenek sodu – NaOH
 $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NaOH} \longrightarrow$

2. Odnosząc się do schematu przedstawiającego przebieg reakcji wymiany podwójnej, zaproponuj powstałe produkty.

Schemat reakcji wymiany podwójnej $\text{AB} + \text{CD} \longrightarrow \text{AD} + \text{CB}$

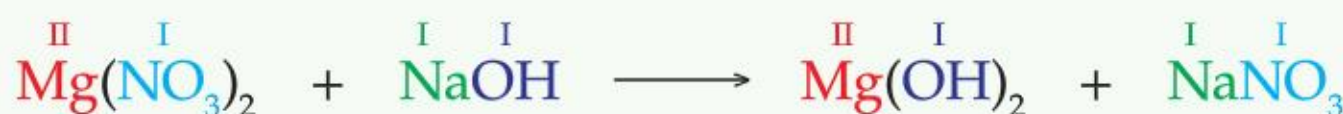
Równanie cząsteczkowe dla przykładu



3. Nad symbolami metali, resztami kwasowymi i grupą wodorotlenową zapisz cyframi rzymskimi wartościowości. Sprawdź, czy zapisane wzory sumaryczne produktów są poprawne. Jeśli nie, przedstaw je we właściwej postaci.



Wzór MgOH nie jest zapisany poprawnie. Powinno być: $\overset{\text{II}}{\text{Mg}}(\overset{\text{I}}{\text{OH}})_2$.
 Wzór NaNO_3 jest poprawny.



4. W razie potrzeby uzgodnij równanie, wstawiając stosowne współczynniki stechiometryczne.

Niezbędne jest wstawienie współczynników stechiometrycznych przed wzorami wodorotlenku sodu i azotanu(V) sodu.



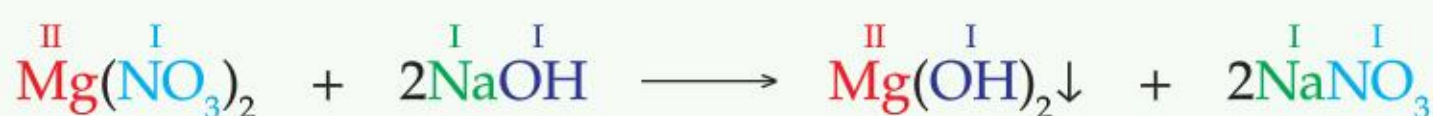
5. Sprawdź, czy w ogóle reakcja chemiczna zajdzie. Korzystając z tabeli rozpuszczalności, oceń, jak wszystkie substancje rozpuszczają się w wodzie.

Fragment tabeli rozpuszczalności pokazuje, że substancje o wzorach: $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$, NaOH i NaNO_3 rozpuszczają się w wodzie .

Jeden z produktów o wzorze sumarycznym $\text{Mg}(\text{OH})_2$ praktycznie nie rozpuszcza się w wodzie . Został spełniony warunek strącenia się osadu. Reakcja chemiczna zajdzie.

	OH^-	NO_3^-
Na^+	 R	 R
Mg^{2+}	 N	 R

6. Zaznacz w równaniu reakcji chemicznej, za wzorem substancji, która strąca się w postaci osadu, symbol „↓”.



Zapis cząsteczkowy równania reakcji soli z solami

Przykład 8.

Zapisz możliwe równanie reakcji (w formie cząsteczkowej) przedstawiające, co się dzieje po zmieszaniu roztworów dwóch soli: siarczanu(IV) sodu i chlorku magnezu. Sprawdź, czy taka reakcja w ogóle zachodzi.

Etap

Rozwiązanie

1. Zapisz wymienione wzory sumaryczne substratów. Wpisz je do równania reakcji chemicznej.

siarczan(IV) sodu – Na_2SO_3 chlorek magnezu – MgCl_2
 $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{MgCl}_2 \longrightarrow$

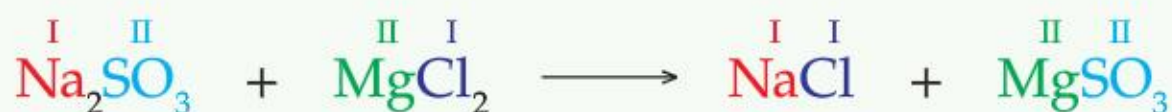
2. Odnosząc się do schematu przedstawiającego przebieg reakcji wymiany podwójnej, zaproponuj powstałe produkty.

Schemat reakcji wymiany podwójnej $\text{AB} + \text{CD} \longrightarrow \text{AD} + \text{CB}$

Równanie cząsteczkowe dla przykładu



3. Nad symbolami metali i resztami kwasowymi zapisz cyframi rzymskimi wartościowości. Sprawdź, czy zapisane wzory sumaryczne produktów są poprawne. Jeśli nie, przedstaw je we właściwej postaci.



Wzory sumaryczne: NaCl i MgSO_3 są zapisane poprawnie.

4. W razie potrzeby uzgodnij równanie, wstawiając stosowne współczynniki stechiometryczne.

Niezbędne jest wstawienie współczynników stechiometrycznych przed wzorem chlorku sodu.

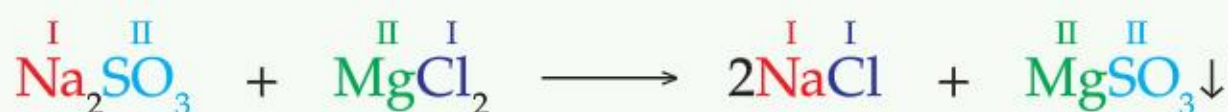


5. Sprawdź, czy w ogóle reakcja chemiczna zajdzie. Korzystając z tabeli rozpuszczalności, oceń, jak wszystkie substancje rozpuszczają się w wodzie.

Fragment tabeli rozpuszczalności pokazuje, że substancje o wzorach: Na_2SO_3 , MgCl_2 i NaCl rozpuszczają się w wodzie **R**. Jeden z produktów o wzorze sumarycznym MgSO_3 praktycznie nie rozpuszcza się w wodzie **N**. Został spełniony warunek strącenia się osadu. Zgodnie z założeniem reakcja chemiczna zajdzie.

	Cl^-	SO_3^{2-}
Na^+	R	R
Mg^{2+}	R	N

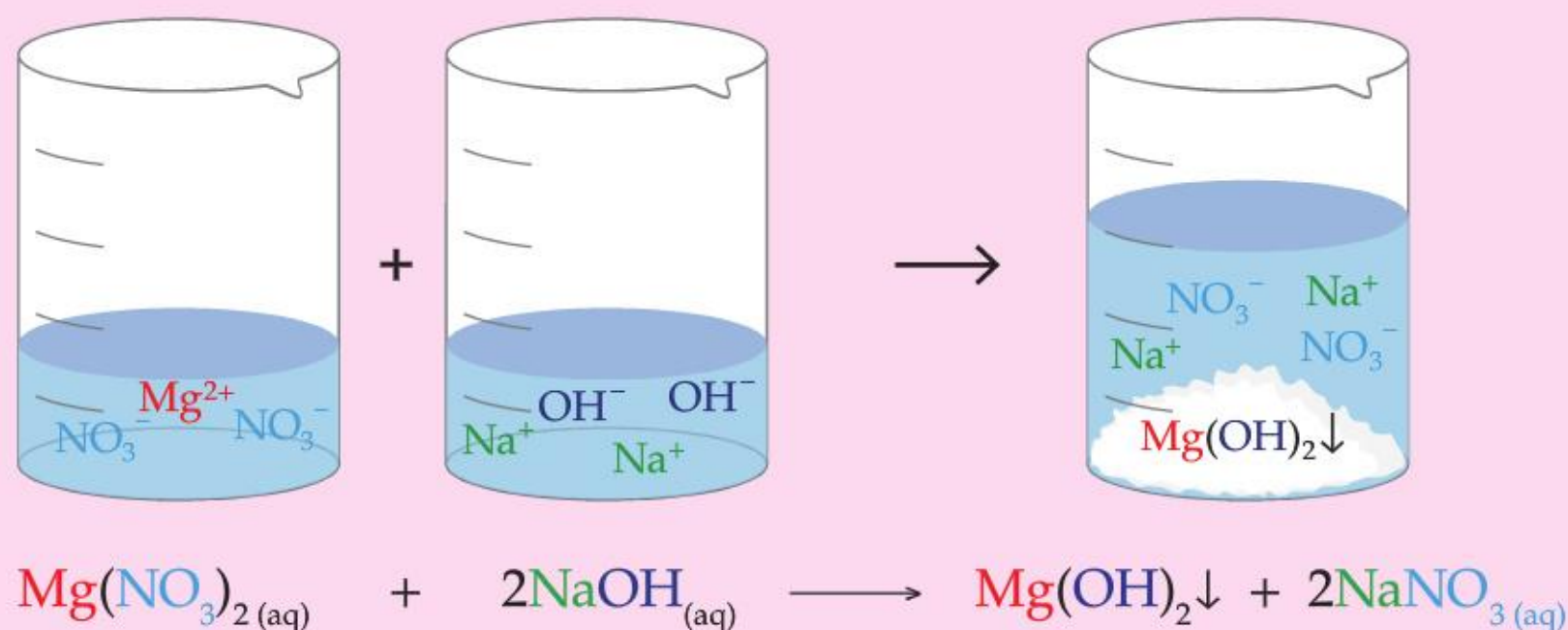
6. Zaznacz w równaniu reakcji chemicznej, za wzorem substancji, która strąca się w postaci osadu, symbol „↓”.



Zapis jonowy równania reakcji soli z zasadami i soli z solami

Sole rozpuszczalne w wodzie ulegają dysocjacji elektrolitycznej. W wodnych roztworach występują w postaci jonów. Na podstawie dwóch przykładów prześledźmy, jak zapisać równania reakcji w formie jonowej.

Reakcja roztworu azotanu(V) magnezu z roztworem wodorotlenku sodu



Spoglądając na zawartość zlewek, można zauważyć, że wszystkie substraty rozpuszczają się w wodzie. Produkt powstały po ich połączeniu to mieszanina składająca się z ciała stałego (wytrącony osad) i roztworu soli. Zapis jonowy pełny będzie miał następującą postać:



Zwróćmy uwagę, że po obu stronach równania powtarzają się kationy sodu i aniony azotanowe(V). Podkreślono je w równaniu. Zapiszmy równanie jonowe, zapominając o powtarzających się jonach.



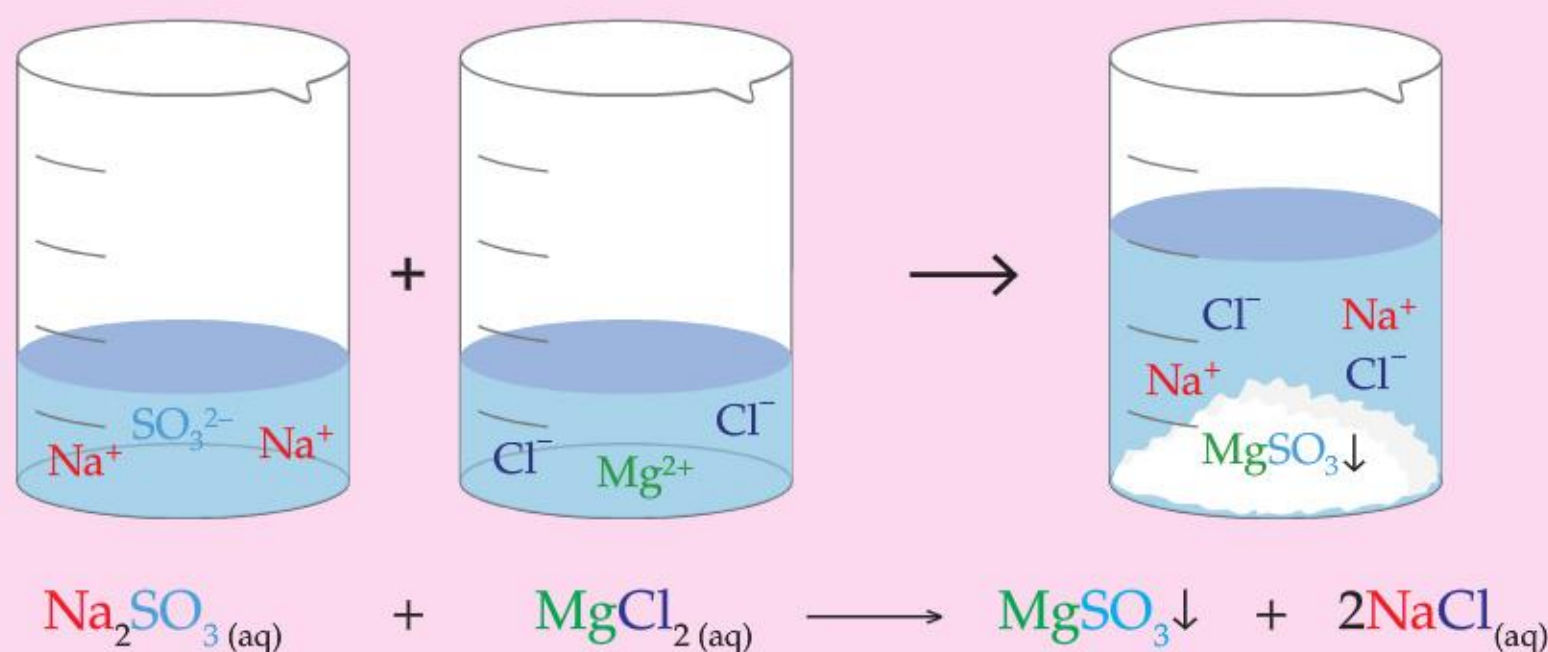
Powyższy zapis uwzględnia tylko te jony, dzięki którym otrzymano osad. Przedstawia to istotę reakcji chemicznej i pomija jony, których postać się nie zmieniła. Jest to zapis jonowy skrócony. Zapiszmy jeszcze w formie jonowej równanie, odwołując się do przykładu reakcji roztworów: siarczanu(IV) sodu z chlorkiem magnezu.



2.12 Po lewej – zawiesina wodorotlenku magnezu (na chwilę po połączeniu dwóch roztworów), po prawej – osad na dnie probówki po kilku minutach

Równanie cząsteczkowe	$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{MgCl}_2 \longrightarrow 2\text{NaCl} + \text{MgSO}_3\downarrow$
Równanie jonowe pełne	$\underline{2\text{Na}^+} + \text{SO}_3^{2-} + \text{Mg}^{2+} + \underline{2\text{Cl}^-} \longrightarrow \underline{2\text{Na}^+} + \underline{2\text{Cl}^-} + \text{MgSO}_3\downarrow$
Równanie jonowe skrócone	$\text{SO}_3^{2-} + \text{Mg}^{2+} \longrightarrow \text{MgSO}_3\downarrow$

Reakcja roztworu siarczanu(IV) sodu z roztworem chlorku magnezu



Kolejna metoda otrzymywania soli

Przedstawione równania reakcji chemicznych opisują kolejne metody otrzymywania soli. Okazuje się, że sole trudno rozpuszczalne w wodzie można wydzielić z roztworu jako skutek zmieszania właściwie dobranych:

- roztworu soli i zasady,
- roztworów dwóch różnych soli.



Skrót „aq” od łacińskiego *aqua* (czytaj akwa) zapisany w dolnym indeksie za wzorem sumarycznym oznacza, że dany związek został rozpuszczony w wodzie.

1. Zapisz równania (w formie cząsteczkowej, jonowej pełnej i jonowej skróconej) reakcji chemicznych, które zajdą po zmieszaniu ze sobą wodnych roztworów soli:
 - a) azotanu(V) żelaza(II) z węglanem potasu,
 - b) chlorku sodu z azotanem(V) srebra(I),
 - c) fosforanu(V) sodu z chlorkiem miedzi(II),
 - d) siarczku potasu z jodkiem wapnia.
2. Dokończ równania podanych reakcji chemicznych w roztworach wodnych lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.
 - a) $\text{FeCl}_3 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \longrightarrow ?$
 - b) $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \longrightarrow ?$
 - c) $\text{ZnSO}_4 + \text{KNO}_3 \longrightarrow ?$
 - d) $\text{CuSO}_4 + \text{BaS} \longrightarrow ?$
 - e) $\text{MgI}_2 + \text{CaCl}_2 \longrightarrow ?$
 - f) $\text{KOH} + \text{ZnSO}_4 \longrightarrow ?$
3. Zapisz równania (w formie jonowej pełnej) do przykładów reakcji z zadania 2.
4. Uzupełnij równania reakcji chemicznych strącania osadów, zachodzących w roztworach wodnych.
 - a) $\text{Mg}^{2+} + \text{_____} \longrightarrow \text{MgCO}_3\downarrow$
 - b) $\text{_____} + \text{PO}_4^{3-} \longrightarrow \text{FePO}_4\downarrow$
 - c) $\text{Li}^+ + \text{_____} \longrightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3\downarrow$
 - d) $\text{Al}^{3+} + \text{_____} \longrightarrow \text{Al(OH)}_3\downarrow$

Projektowanie doświadczeń strącania osadów

Celem otrzymania związku trudno rozpuszczalnego należy dobrać odpowiednie substraty, których wodne roztwory dostarczą jonów zapisanych po stronie substratów jonowego równania skróconego.

Doświadczenie 16.

Działanie roztworami: siarczanu(VI) sodu i siarczanu(VI) miedzi(II) na zasadę sodową

Sprzęt: kartka z wydrukowaną tabelą (2 wiersze x 3 kolumny) włożona do foliowej koszulki na dokumenty, pipety Pasteura z kapilarą, statyw do probówek

Odczynniki: rozcieńczone roztwory: siarczanu(VI) sodu, siarczanu(VI) miedzi(II) i wodorotlenku sodu

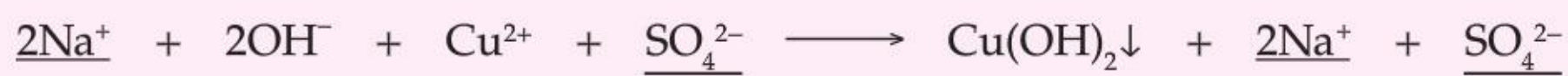
Wykonanie:

- Pipety Pasteura podpisz i napełnij przygotowanymi roztworami. Umieść je wylotami do góry w otworach statywu do probówek.
- Kartkę z wydrukowaną tabelą włóż 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.

	Na ₂ SO ₄ (aq)	CuSO ₄ (aq)
NaOH (aq)		

Obserwacje: Po dodaniu kropli zasady sodowej do roztworu siarczanu(VI) sodu całość pozostaje bezbarwną cieczą. Po zmieszaniu roztworu siarczanu(VI) miedzi(II) z roztworem wodorotlenku sodu pojawia się niebieski osad (kropla nie jest już przezroczysta).

Wnioski: W wyniku połączenia jonów znajdujących się w roztworze siarczanu(VI) miedzi(II) z jonami występującymi w roztworze wodorotlenku sodu zaszła reakcja chemiczna zgodna z poniższym równaniem jonowym pełnym:



Równanie jonowe skrócone prezentuje, które jony brały udział w wytrącaniu osadu wodorotlenku miedzi(II):



W układzie z roztworem siarczanu(VI) sodu i zasadą sodową następuje wymieszanie jonów substratów. Reakcja chemiczna nie zachodzi, ponieważ nie wytrąca się osad.

Doświadczenie 16. zaprezentowało dwie sytuacje. W jednej z nich osad nie został wydzielony z roztworu. Tu sprawa jest jasna, reakcja chemiczna nie zaszła, nie powstała nowa substancja o odmiennych właściwościach. W drugim przypadku ważnym do otrzymania osadu wodorotlenku miedzi(II) było dobranie właściwych jonów.

Przykład 9.

Korzystając z tabeli rozpuszczalności substancji, dobierz dwie rozpuszczalne sole, których wodne roztwory po zmieszaniu spowodowałyby wydzielenie osadu węglanu wapnia o wzorze sumarycznym CaCO_3 .

Etap

1. Sprawdź w tabeli rozpuszczalności, czy sól, którą należy otrzymać, jest wydzielana z roztworu w postaci osadu. Jeśli tak, zapisz równanie jonowe skrócone otrzymywania tej soli.

Rozwiązanie

Węglan wapnia o wzorze CaCO_3 jest związkiem praktycznie nierozpuszczalnym w wodzie. Wytrąca się w wyniku reakcji w postaci osadu. Powstaje po zmieszaniu roztworów z jonami Ca^{2+} oraz CO_3^{2-} .

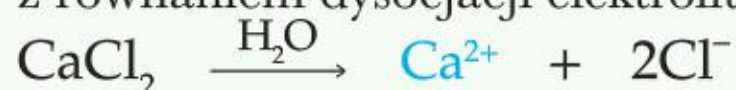
Równanie jonowe skrócone ma postać:
 $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \longrightarrow \text{CaCO}_3\downarrow$

	Cl^-	CO_3^{2-}
K^+	R	R
Ca^{2+}	R	N

2. Na podstawie tabeli rozpuszczalności wybierz dwie przykładowe substancje złożone, tak żeby kation wchodził w skład jednej, a anion w skład drugiej. Pamiętaj, żeby związki te rozpuszczały się w wodzie.

Kation

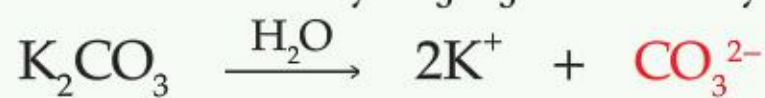
Jony Ca^{2+} w roztworze mogą znajdować się np. po rozpuszczeniu w wodzie chlorku wapnia o wzorze CaCl_2 , zgodnie z równaniem dysocjacji elektrolitycznej:



	Cl^-	CO_3^{2-}
K^+	R	R
Ca^{2+}	R	N

Anion

Jony CO_3^{2-} w roztworze mogą znajdować się np. po rozpuszczeniu w wodzie węglanu potasu o wzorze K_2CO_3 , zgodnie z równaniem dysocjacji elektrolitycznej:



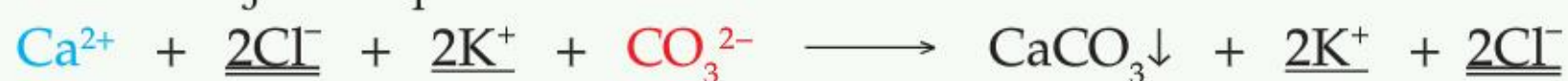
	Cl^-	CO_3^{2-}
K^+	R	R
Ca^{2+}	R	N

3. Zapisz równanie zachodzącej reakcji wymiany podwójnej w formie cząsteczkowej, jonowej pełnej i jonowej skróconej. Zaznacz, który związek strąci się w postaci osadu.

Równanie cząsteczkowe



Równanie jonowe pełne



Równanie jonowe skrócone



Wybór chlorku wapnia i węglanu potasu był jedną z wielu możliwości. Tak samo dobrym wyborem byłyby inne sole, np. azotan(V) wapnia i węglan sodu. Ważne, aby jako „dawcę” kationu wybrać rozpuszczalną w wodzie sól wapnia, natomiast w przypadku anionu musi być to węglan – rozpuszczalna sól z jonami węglanowymi.

Jak dane z tabeli rozpuszczalności odnoszą się do praktyki laboratoryjnej

Przeprowadźmy doświadczenie, które sprawdzi, jak tabela rozpuszczalności odnosi się do praktyki laboratoryjnej.

Doświadczenie 17.

Działanie roztworami jednych elektrolitów na drugie

Sprzęt: kartka z wydrukowaną tabelą (5 wierszy x 5 kolumn) włożona do foliowej koszulki na dokumenty, pipety Pasteura z kapilarą, statyw do probówek

Odczynniki: wodne roztwory: siarczanu(VI) miedzi(II), chlorku żelaza(III), azotanu(V) srebra(I) i fosforanu(V) sodu

Wykonanie:

- Pipety Pasteura podpisz i napełnij przygotowanymi roztworami. Umieść je wylotami do góry w otworach statywu do probówek.
- Kartkę z wydrukowaną tabelą włóż do foliowej przezroczystej koszulki A4 na dokumenty. Połóż ją na stole, na równym podłożu.
- Korzystając z przygotowanych odczynników umieszczonych w pipetach, nanieś na odpowiednim okręgu po kropli każdego z dwóch odczynników.

	$\text{CuSO}_4(\text{aq})$	$\text{FeCl}_3(\text{aq})$	$\text{AgNO}_3(\text{aq})$	$\text{Na}_3\text{PO}_4(\text{aq})$
$\text{CuSO}_4(\text{aq})$				
$\text{FeCl}_3(\text{aq})$				
$\text{AgNO}_3(\text{aq})$				
$\text{Na}_3\text{PO}_4(\text{aq})$				

Obserwacje: Po zmieszaniu roztworów stosownych soli wytrącają się osady. Jedyną mieszaniną, która pozostaje przezroczystą cieczą, jest połączenie roztworów chlorku żelaza(III) i siarczanu(VI) miedzi(II).

Wnioski: W układzie: $\text{FeCl}_3(\text{aq})$ i $\text{CuSO}_4(\text{aq})$ nie wytrącił się osad, zatem nie zaszła reakcja chemiczna wymiany podwójnej. Nastąpiło jedynie wymieszanie jonów obu soli.

Dla pozostałych układów wzory wydzielonych osadów przedstawiono poniżej.

	$\text{CuSO}_4(\text{aq})$	$\text{FeCl}_3(\text{aq})$	$\text{AgNO}_3(\text{aq})$	$\text{Na}_3\text{PO}_4(\text{aq})$
$\text{CuSO}_4(\text{aq})$		brak osadu	$\text{Ag}_2\text{SO}_4\downarrow$	$\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow$
$\text{FeCl}_3(\text{aq})$	brak osadu		$\text{AgCl}\downarrow$	$\text{FePO}_4\downarrow$
$\text{AgNO}_3(\text{aq})$	$\text{Ag}_2\text{SO}_4\downarrow$	$\text{AgCl}\downarrow$		$\text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$
$\text{Na}_3\text{PO}_4(\text{aq})$	$\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow$	$\text{FePO}_4\downarrow$	$\text{Ag}_3\text{PO}_4\downarrow$	



Tablicy rozpuszczalności soli i wodorotlenków w wodzie nie trzeba uczyć się na pamięć!

Pomoc naukowa w laboratorium

Okazuje się, że kolejną legalną ściągą, oprócz układu okresowego pierwiastków chemicznych, jest tablica rozpuszczalności substancji w wodzie. Jest to bardzo praktyczna tabela, która pozwala zaplanować przebieg reakcji strąceniowej oraz ułatwia odniesienie teorii do zasobów zaplecza pracowni chemicznej.

Więcej na temat

Produkt w postaci gazu lub osadu to ważny warunek

Roztwory wodne soli mogą reagować z innymi solami lub zasadami. Warunkiem takiego doświadczenia jest strącenie osadu. Okazuje się, że sole mogą również reagować z roztworami kwasów. Tutaj pojawia się dodatkowy warunek – jeśli nie strąci się osad, przynajmniej jeden z produktów musi opuścić układ, np. w postaci gazu. Przykładowo – gdyby w butli umieścić węglan wapnia i podzielać na niego kwasem chlorowodorowym, wydzielłaby się duża ilość tlenu węgla(IV), w myśl zapisu:



Doświadczenie to służy m.in. do potwierdzania obecności węglanów w skałach.

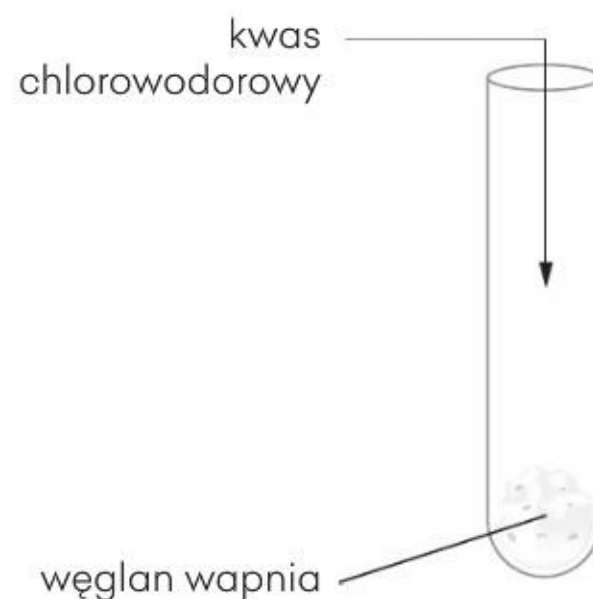


W skrócie

- Trudno rozpuszczalne związki (np. sole i wodorotlenki) można wydzielić z roztworu poprzez strącanie. Jest to reakcja np. soli₁ z solą₂ lub soli₁ z zasadą₁, w wyniku której jeden produkt musi być osadem.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie otrzymanie węglanu cynku w wyniku reakcji strącania. Zaproponuj sprzęt, odczynniki, narysuj schemat. Wypisz obserwacje i wyciągnij z nich wnioski. Zapisz również równania zachodzących reakcji chemicznych (w formie cząsteczkowej, jonowej pełnej i jonowej skróconej).
- 2 Korzystając z tablicy rozpuszczalności substancji, zaproponuj po dwa rozpuszczalne w wodzie odczynniki (sole lub wodorotlenki), które pozwolą otrzymać osady o podanych wzorach sumarycznych.
a) FeS b) MgF₂ c) Ag₂SO₃ d) PbI₂ e) Zn₃(PO₄)₂
- 3 Zapisz w formie jonowej pełnej i jonowej skróconej równania reakcji zachodzących w ostatnim doświadczeniu opisanym w temacie lekcji.
- 4 Zaproponuj metodę rozdzielania mieszaniny otrzymanej po połączeniu roztworu jodku potasu i roztworu azotanu(V) ołowiu(II). Celem przeprowadzenia rozdzielania ma być wydzielenie soli wytrąconej w postaci osadu. Podaj niezbędny sprzęt, narysuj schemat i zapisz stosowne obserwacje.
- 5 Zapisz równanie reakcji chemicznej (w formie jonowej skróconej) zachodzącej w wyniku działania kwasem chlorowodorowym na węglan wapnia (schemat przedstawiono obok na marginesie). Czy w tym przypadku forma jonowa skrócona różni się od formy jonowej pełnej?



Czy potrafisz podać jedną obserwację związaną z doświadczeniem przedstawionym na schemacie?

Zastosowanie soli

Przykłady soli można mnożyć. Ze względu na dużą liczbę przedstawicieli tej grupy związków chemicznych skupimy się na zastosowaniu takich soli, jak chlorki, siarczany(VI), azotany(V), fosforany(V) oraz węglany. Niektóre z nich są niezbędne w naszym codziennym życiu.

Chlorki



NaCl **chlorek sodu**

- o główny składnik soli kuchennej
- o składnik soli drogowej



KCl **chlorek potasu**

- o składnik leków w niedoborze jonów potasu
- o składnik soli drogowej



CaCl₂ **chlorek wapnia**

- o utwardza oraz wpływa na zwięźłość produktów, takich jak dżemy, galaretki, sery
- o stosowany w leczeniu przy niedoborach wapnia



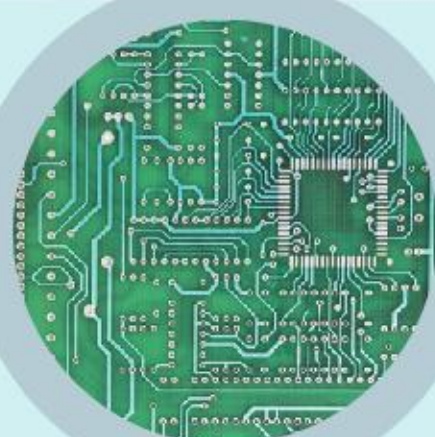
NH₄Cl **chlorek amonu**

- o nawóz sztuczny
- o topnik do lutowania
- o środek spulchniający i konserwujący produkty spożywcze



AgCl **chlorek srebra(I)**

- o w produkcji emulsji światłoczułych stosowanych w fotografii



FeCl₃ **chlorek żelaza(III)**

- o oczyszczanie ścieków
- o wytrawianie płytek obwodu drukowanego
- o farbiarstwo

Siarczany(VI)



Na₂SO₄ **siarczan(VI) sodu**

- o produkcja szkła
- o produkcja detergentów
- o środek pochłaniający wodę



MgSO₄ **siarczan(VI) magnezu** tzw. sól gorzka

- o w medycynie jako środek przeczyszczający
- o wytwarzanie wód mineralnych
- o środek ochrony roślin



CaSO₄ **siarczan(VI) wapnia**

- o uwodniony znany jako gips
- o materiał budowlany



CuSO₄ **siarczan(VI) miedzi(II)**

- o stosowany jako fungicyd
- o wykorzystywany w leczeniu gnijącej strzałki kopyta u koni
- o konserwacja drewna



AgNO_3
azotan(V) srebra(I)

- srebrzenie lusterek
- środek antyseptyczny
- w produkcji materiałów światłoczułych



KNO_3
azotan(V) potasu
tzw. saletra indyjska

- nawóz sztuczny
- konserwowanie mięsa
- produkcja czarnego prochu



$\text{Ca(NO}_3)_2$
azotan(V) wapnia
tzw. saletra norweska

- nawóz sztuczny



NaNO_3
azotan(V) sodu
tzw. saletra chilijska

- nawóz sztuczny
- konserwowanie mięsa



Na_3PO_4
fosforan(V) sodu

- zmiękczenie wody
- składnik nawozów sztucznych
- regulator kwasowości



$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
fosforan(V) wapnia

- składnik nawozów sztucznych
- dodatek do żywności



Na_2CO_3
węglan sodu
tzw. soda kalcynowana

- dodatek do detergentów
- wyrób szkła i papieru



CaCO_3
węglan wapnia

- składnik kredy szkolnej
- w budownictwie jako wapno
- dodatek do żywności

Zadania

1. Zastanów się, jakiej soli można użyć do posypania w czasie mroźnej zimy chodnika, aby można było bezpiecznie po nim przejść.
2. Wyszukaj w internecie oznaczenia przykładów soli, które znalazły zastosowanie jako dodatki do żywności. Podaj ich kody i przypisz do konkretnej kategorii (np. E339 to regulator kwasowości).
3. Skorzystaj z dostępnej literatury i zapisz równanie reakcji rozkładu węglanu wapnia. Jeden z powstałych w wyniku tego rozkładu tlenków ulega reakcji gaszenia wapna. Zapisz ją oraz podpisz odpowiednie związki nazwami: wapno palone, wapno gaszone.
4. Korzystając z kart charakterystyki, odszukaj barwę czterech dowolnie wybranych soli.
5. Wybierz jeden rodzaj soli i stwórz unikatowy lapbook. Postaraj się opisać co najmniej trzy różne sole.

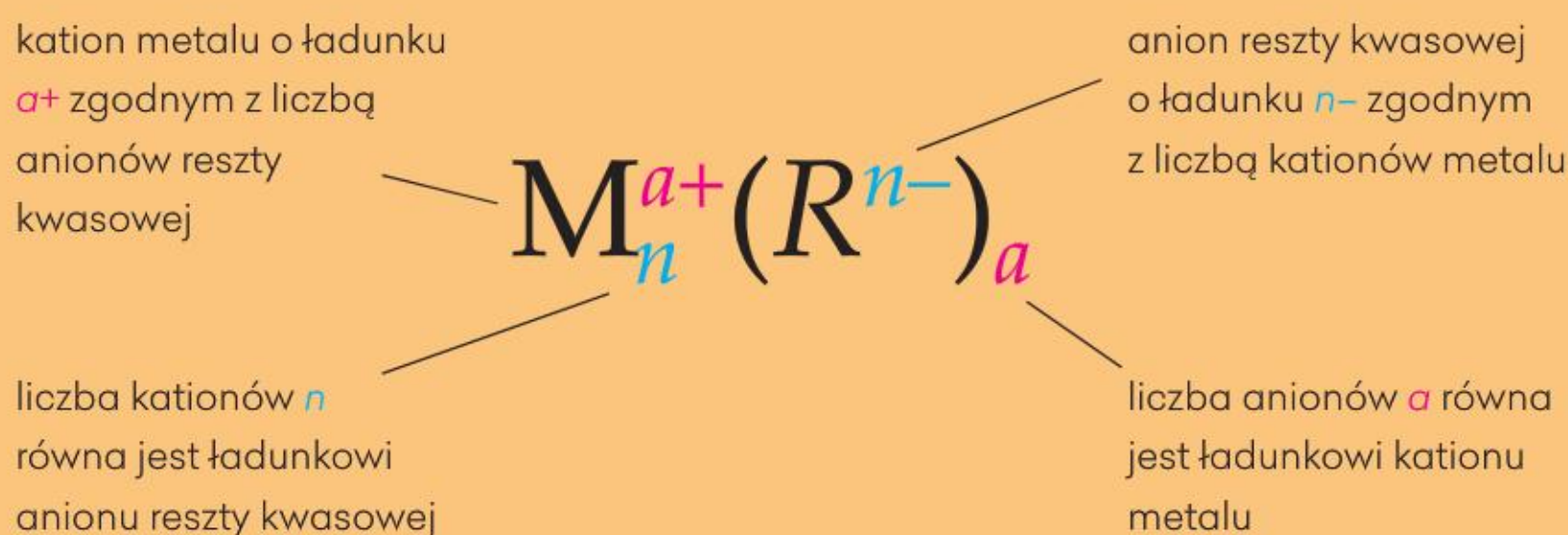
Podsumowanie działu 2

Ważne pojęcia

sole	wzór uogólniony soli metody otrzymywania soli	tablica rozpuszczalności reakcja strąceniowa	dysocjacja elektrolityczna soli formy zapisu równań reakcji
------	--	---	--

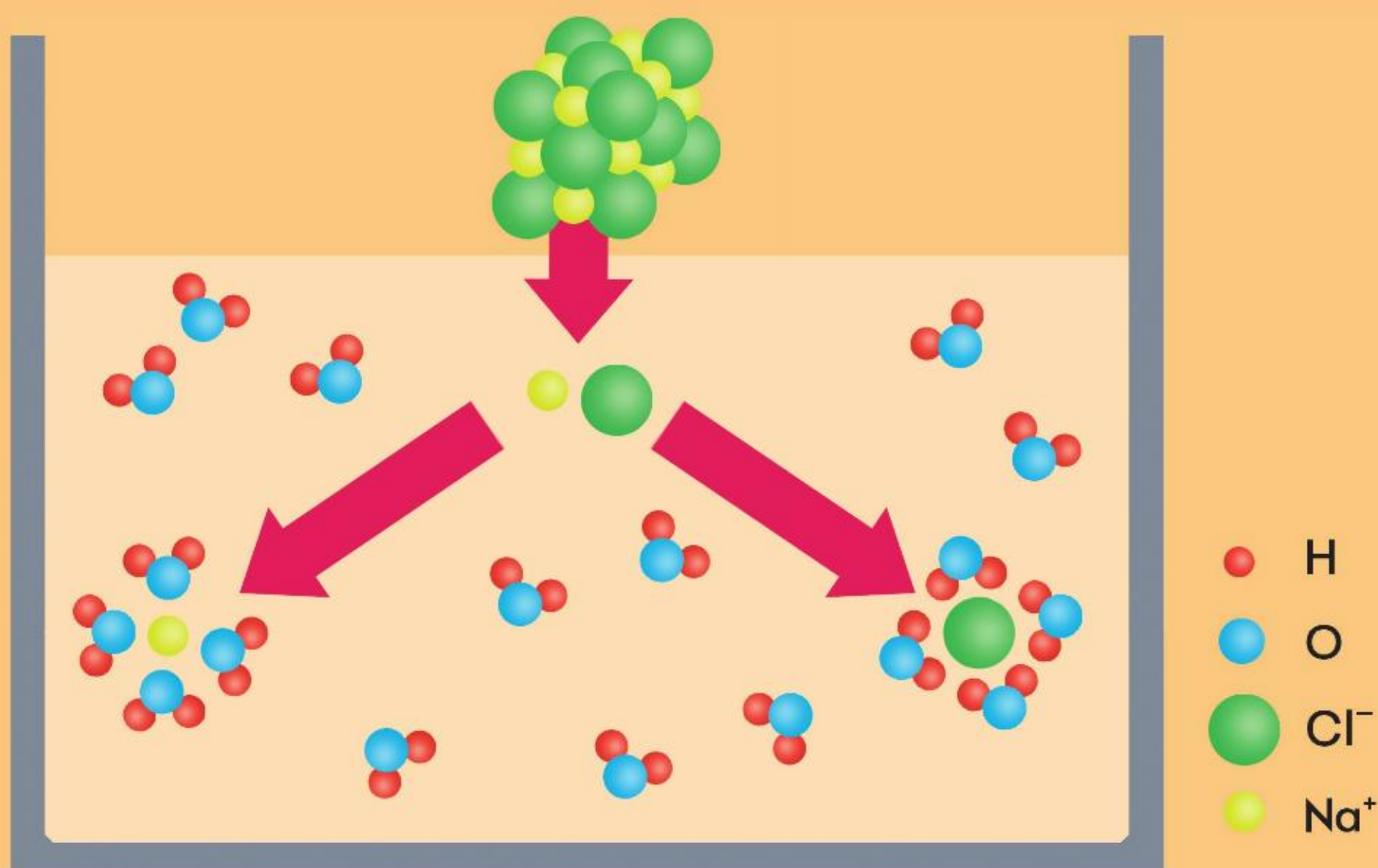
Sole – związki chemiczne o budowie jonowej (w większości przypadków), w których skład wchodzi kationy metalu i aniony reszty kwasowej. W dalszej edukacji poznasz również sole, które zawierają jony inne niż kationy metalu.

Wzór uogólniony soli



Tablica rozpuszczalności – tabela zawierająca informacje o rozpuszczalności w wodzie związków chemicznych o budowie jonowej (składających się z kationów i anionów).

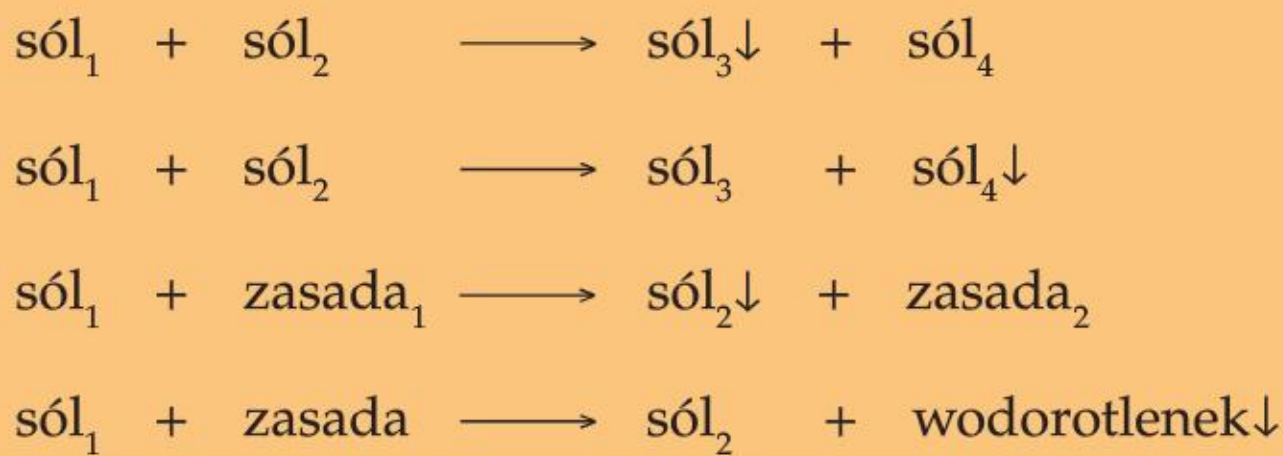
Dysocjacja elektrolityczna soli – proces rozpadu substancji na kationy metalu i aniony reszty kwasowej. Dysocjacja elektrolityczna dla przykładów soli o budowie jonowej polega na przejściu jonów z sieci krystalicznej do wody. Proces dysocjacji chlorku sodu można graficznie przedstawić w sposób podany niżej.



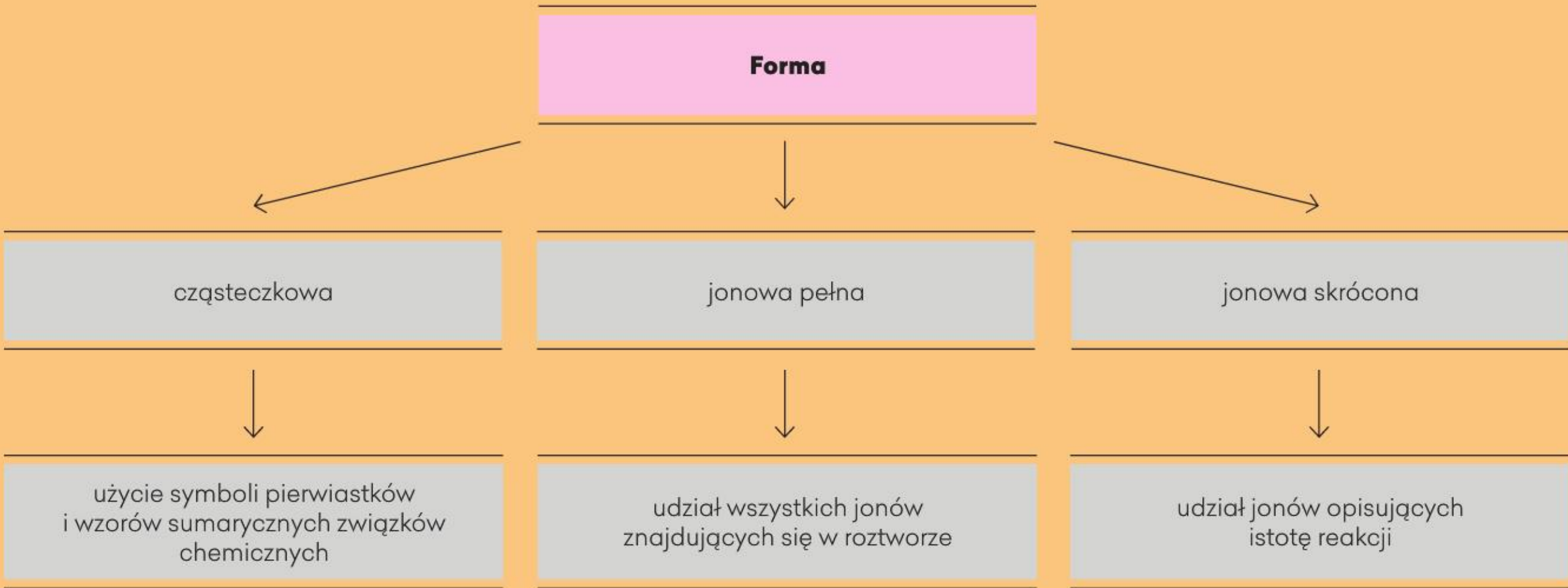
Ważniejsze metody otrzymywania soli:

Reakcja	Produkty
zobojętniania (kwas + zasada)	sól + woda
metal + niemetal	sól kwasu beztlenowego
tlenek metalu + tlenek niemetalu	sól kwasu tlenowego
wodorotlenek + tlenek niemetalu	sól kwasu tlenowego + woda
metal + kwas	sól + wodór (zazwyczaj)
tlenek metalu + kwas	sól + woda
wodorotlenek + kwas	sól + woda

Sole trudno rozpuszczalne w wodzie można otrzymać w reakcji strąceniowej. W jej wyniku z roztworu wodnego wydzielany jest osad. Przykładami są reakcje opisane schematami:



Sposoby przedstawiania równań zachodzących reakcji chemicznych:



Co ciekawe, niektóre reakcje zachodzą bez udziału jonów, np. synteza wody z pierwiastków chemicznych, lub nie wszystkie cząsteczki obecne w układzie reakcyjnym ulegają dysocjacji elektrolitycznej. Nie można zapomnieć o uwzględnieniu ich w równaniach, niezależnie od przyjętej formy zapisu.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Zastanów się, które z podanych wzorów sumarycznych to wzory związków z grupy soli:
 MgCl_2 , H_2SO_4 , NaOH , H_2O , LiCl , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, HBr , NaCl , HNO_3 , $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, BaCO_3 , ZnCl_2 , N_2O_5 .
- 2 Na podstawie wzorów sumarycznych przykładów soli podaj ich nazwy systematyczne:
 PbI_2 , FeSO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, Ag_2S , ZnCO_3 , LiNO_3 , AlCl_3 , K_2SO_3 , K_2SO_4 .
- 3 Na podstawie nazw systematycznych zapisz wzory sumaryczne podanych związków chemicznych:
siarczan(IV) srebra(I), fosforan(V) żelaza(III), węglan glinu, chlorek glinu, bromek żelaza(II).
- 4 Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie zbadanie przewodnictwa elektrycznego dwóch soli: węglanu wapnia i węglanu sodu. Podaj sprzęt i odczynniki. Narysuj schemat, zaproponuj obserwacje i wyciągnij z nich wnioski. Odnies się w nich koniecznie do rozpuszczalności soli w wodzie.
- 5 Spośród podanych wzorów sumarycznych wybierz wzory soli rozpuszczalnych w wodzie. Zapisz dla nich równania dysocjacji elektrolitycznej.
 PbI_2 , FeSO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, Ag_2S , ZnCO_3 , LiNO_3 , AlCl_3 , K_2SO_3 , K_2SO_4 .
- 6 Zapisz (w formie cząsteczkowej, jonowej pełnej i jonowej skróconej) równanie reakcji zobojętniania kwasu azotowego(V) roztworem wodorotlenku potasu.
- 7 Zaproponuj trzy różne metody otrzymywania siarczanu(IV) sodu. Zapisz równania cząsteczkowe.
- 8 Zaproponuj dwie różne metody otrzymywania chlorku magnezu. Zapisz równania cząsteczkowe.
- 9 Poniżej przedstawiono schemat przemian substancji. Zapisz wszystkie zawarte w nim równania reakcji.
 $\text{C} \longrightarrow \text{CO}_2 \longrightarrow \text{MgCO}_3 \longleftarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \longleftarrow \text{MgO} \longleftarrow \text{Mg}$
- 10 Odnosząc się do tablicy rozpuszczalności, zamieszczonej na końcu podręcznika, zapisz równania (jonowe pełne i jonowe skrócone) reakcji otrzymywania wszystkich trudno i praktycznie nierozpuszczalnych soli – siarczanów(VI).
- 11 Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie otrzymanie osadu jodku ołowiu(II). Wymień niezbędny sprzęt i odczynniki. Narysuj schemat, zapisz obserwacje i wnioski z równaniami: jonowym pełnym i jonowym skróconym. Nie zapomnij również o formie cząsteczkowej.
- 12 Uczniowie podczas zajęć dodatkowych omyłkowo zmieszali ze sobą niewielkie ilości dwóch soli: chlorku sodu i węglanu magnezu. Nauczyciel wyjaśnił im, że taka mieszanina nie reaguje ze sobą (nawet po dodaniu wody). Poprosił o znalezienie metody rozdzielania składników takiej mieszaniny. Odpowiedział, że warto dodać do nich wody oraz sprawdzić rozpuszczalność składników w odpowiedniej tablicy. Uczniowie zastosowali się do polecenia nauczyciela. Korzystając z tej wiedzy, wykonaj w zeszycie następujące polecenia:
 - a) podaj rodzaj mieszaniny powstałej po dodaniu wody do chlorku sodu i węglanu magnezu,
 - b) zaproponuj metodę rozdzielania układu powstałego po dodaniu wody do dwóch soli, podaj nazwę tej metody,
 - c) narysuj schemat doświadczenia prezentującego rozdzielanie mieszaniny opisanej w podpunkcie a),
 - d) powiedz, czy skorzystanie z tablicy rozpuszczalności pomogło uczniom w dokonaniu wyboru metody rozdzielania; wyjaśnij – dlaczego.
- 13 Odnies się do tablicy rozpuszczalności i podaj nazwy systematyczne oraz wzory sumaryczne trzech soli, które po zmieszaniu z wodą będą stanowiły osady o barwie:
 - a) niebieskiej,
 - b) białej,
 - c) czarnej,
 - d) żółtej.

3. Węglowodory



1. Czy na butli gazowej powinien znajdować się jakiś piktogram? Jeśli tak, o jakim zagrożeniu powinien informować?
2. Po wstrząśnięciu zawartości butli turystycznej słychać przelewającą się ciecz. Dlaczego po odkręceniu kurka ulatnia się gaz?
3. Czy potrafisz podać przykładowe związki chemiczne, które mogą znajdować się w takich butlach?
4. W jakich sytuacjach praktyczne będzie zastosowanie małej butli, a w jakich – butli dużej?

3.1 Węgiel, źródła węglowodorów

Podejmij temat



Z czym kojarzy ci się substancja na zdjęciu?



Chemia organiczna – nauka o związkach węgla.



Czy pamiętasz z lekcji biologii, co to jest mocznik?

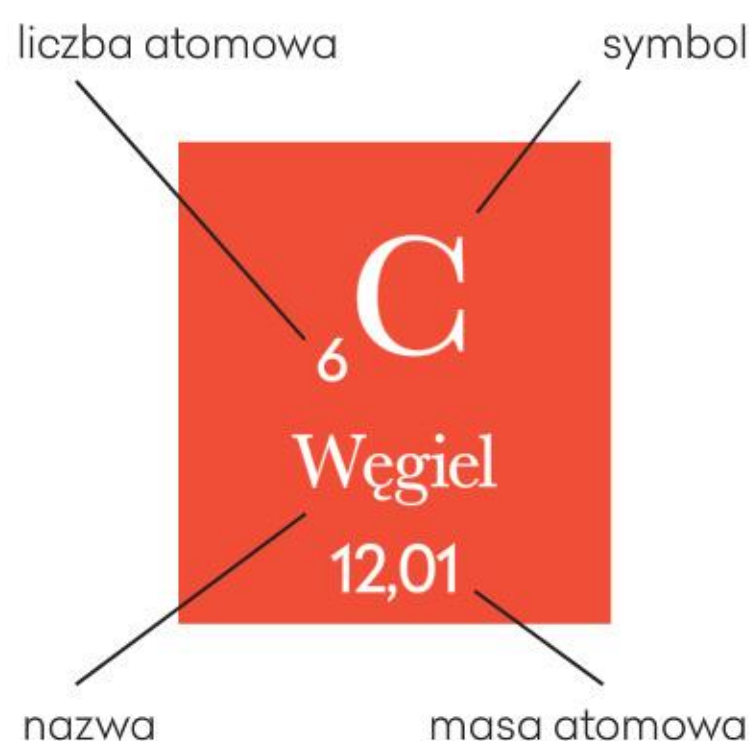
Co to jest chemia organiczna

Omówione w poprzedniej klasie treści dotyczyły zagadnień z chemii nieorganicznej. Bardzo ważną dziedziną nauk przyrodniczych jest też **chemia organiczna**. Pierwotnie była to nauka o związkach, które wytwarzane są przez organizmy żywe. Sądzono, że niektóre substancje mogą powstać tylko w istotach żywych i nie da się ich zsyntezować w warunkach laboratoryjnych. Przełomem okazała się synteza mocznika, której dokonał w 1828 roku niemiecki chemik Friedrich Wöhler (czyt. fridriś wyla). Zapoczątkował on tym samym nowe spojrzenie na tę dziedzinę chemii. Współcześnie chemia organiczna oznacza naukę o związkach węgla. Od połowy XIX wieku synteza substancji organicznych rozwinęła się na ogromną skalę i dziś nie jesteśmy w stanie żyć bez produktów takich reakcji chemicznych. Spójrzmy na swoje otoczenie. Ubranie, plecak, zawartość piórnika, stół, a nawet żywność – wszystko to produkty (czasami pośrednie) syntez organicznych.

Węgiel – pierwiastek życia

Skoro chemia organiczna to nauka o związkach węgla, to przypomnijmy sobie kilka podstawowych informacji na temat tego pierwiastka chemicznego. Atom węgla zbudowany jest z jądra atomowego, w którego skład wchodzi 6 neutronów i 6 protonów, a także ze strefy pozajądrowej (6 elektronów). Węgiel (z łac. *carboneum*) z innymi pierwiastkami łączy się wiązaniami dzięki swoim 4 elektronom walencyjnym. Tworzy wiązania kowalencyjne z innymi atomami, uwspólniając elektrony.

Znamy już takie substancje, jak tlenek węgla(II) i tlenek węgla(IV), kwas węglowy czy jego sole nazywane węglanami – są to przykłady związków chemicznych zawierających węgiel, ale zaliczanych do związków nieorganicznych. Wkrótce, gdy poznasz związki organiczne, zauważysz, że ich cząsteczki są zbudowane zazwyczaj z kilku rodzajów pierwiastków. Węgiel w ich przypadku jest pierwiastkiem numer jeden, obok często pojawiają się wodór, tlen, azot i siarka. Jednym z przykładów produktów składających się ze związków chemii organicznej jest żelatyna. Zbadajmy jej skład.



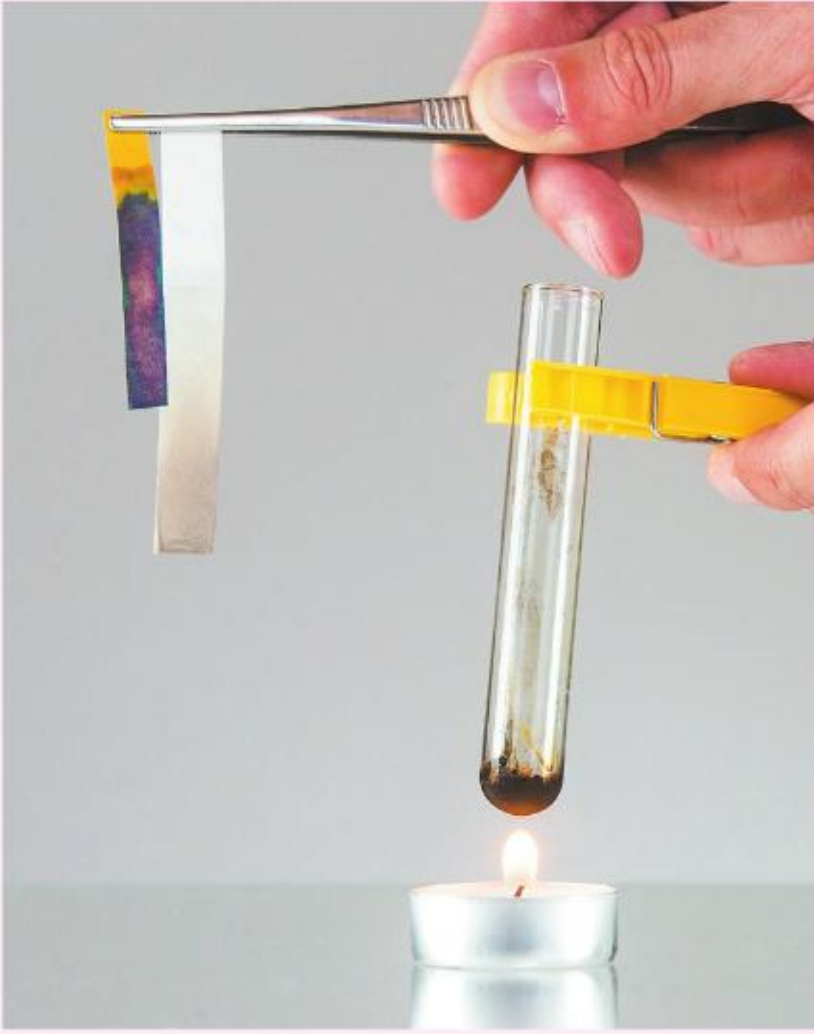
Doświadczenie 18.

Ogrzewanie żelatyny i wykrywanie pierwiastków wchodzących w jej skład

- Sprzęt:** probówka, łoża do probówek, palnik, zapalniczka, łyżeczka, pęseta
- Odczynniki:** żelatyna (można ją zastąpić dowolnym produktem organicznym, np. koprem lub szynką), uniwersalny papierek wskaźnikowy, papierek ołowiowy (bibuła nasączona wodnym roztworem soli ołowiu(II)), woda

Wykonanie:

- Do probówki wsyp niewielką ilość żelatyny, tyle, by przykryła dno probówki.
- Całość ogrzewaj, a po minucie do wylotu probówki przyłóż zwilżony wodą uniwersalny papierek wskaźnikowy.
- Czynność powtórz dla papierka ołowiowego, również zwilżonego wodą.
- Ogrzewaj zawartość probówki aż do zmiany zabarwienia na dnie naczynia.



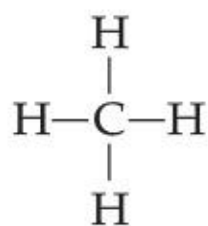
Obserwacje: Po ogrzaniu zawartości naczynia na ściankach probówki pojawiają się krople bezbarwnej cieczy. W powietrzu unosi się nieprzyjemny zapach przypominający woń spalenizny. Uniwersalny papierek wskaźnikowy zmienia zabarwienie z żółtozielonego na niebieskie. Mokry papierek ołowiowy przybiera ciemne zabarwienie na końcach bibuły. Pod koniec ogrzewania substancja ciemnieje (zmienia barwę z białej na czarną).

Wnioski: Wnioski zapisano w poniższej w tabeli.

Obserwacje	Wnioski	Zidentyfikowane pierwiastki
krople bezbarwnej cieczy	To para wodna skrapla się na ściankach probówki.	wodór i tlen
uniwersalny papierek wskaźnikowy zmienia zabarwienie na niebieskie	Skoro nastąpiła zmiana zabarwienia na niebieskie, to wykryliśmy substancję, której roztwór wodny wykazuje odczyn zasadowy, prawdopodobnie amoniak.	azot i wodór
papierek ołowiowy przybiera ciemne zabarwienie	Ciemne zabarwienie papierka ołowiowego świadczy o obecności związków siarki (siarczków). Ciemne zabarwienie to nowo powstały siarczek ołowiu(II).	siarka
czarne ciało stałe	Ciemna substancja powstająca po ogrzaniu to węgiel.	węgiel

Potwierdziliśmy, że produkty pochodzenia organicznego (związki organiczne) składają się przede wszystkim z: węgla, wodoru, tlenu, azotu, siarki.

Węglowodory – związki organiczne zbudowane wyłącznie z węgla i wodoru.



3.1 Wzór strukturalny metanu



Węgiel w związkach organicznych jest zawsze czterowartościowy.

Ciekawe!

Gaz ziemny jest bezwoną mieszaniną gazów, dlatego – zanim trafi do naszych domów – jest specjalnie nawaniany w celu ułatwienia wykrycia jego obecności w powietrzu.

Węglowodory

Wiemy już, z jakich pierwiastków składają się związki organiczne. Jedne z najprostszych ich rodzajów to **węglowodory**, czyli związki zbudowane wyłącznie z atomów węgla i wodoru (ich przedstawicielem jest metan (il. 3.1), omówiliśmy jego budowę w podręczniku dla klasy siódmej, w dziale 3 – *Jak to jest połączone?*). Musimy pamiętać, że węgiel w związkach organicznych jest zawsze czterowartościowy. Węglowodory można otrzymać w laboratorium w trakcie syntezy organicznej, ale prostszą metodą jest pozyskanie ich z naturalnych źródeł. Wydobywa się je jako surowce energetyczne, są to – gaz ziemny, ropa naftowa i węgle kopalne (il. 3.2–3.4). Według najpopularniejszych teorii ropa naftowa powstała w wyniku rozkładu szczątków roślinnych i zwierzęcych pod wpływem odpowiedniego ciśnienia i temperatury oraz z udziałem bakterii. Wszystkie wymienione surowce są nieodnawialnymi źródłami energii. Trzeba mieć świadomość, że wkrótce się skończą, dlatego tak ważne jest racjonalne korzystanie z nich oraz zastępowanie ich odnawialnymi źródłami energii, takimi jak wiatr czy promieniowanie słoneczne.



3.2 Gaz ziemny



3.3 Ropa naftowa



3.4 Węgiel kopalny

Gaz ziemny

Jest bezbarwną i bezwoną mieszaniną gazów. Spala się łatwo, dając niebieski płomień. Jest mieszaniną metanu (około 90%) z innymi prostymi węglowodarami (jak etan, propan, butan). Zasoby gazu ziemnego najczęściej towarzyszą pokładom ropy naftowej lub węgla, ale czasami występują samodzielnie. Duża część wydobywanego gazu ziemnego jest zużywana do celów grzewczych.

Ropa naftowa

Brunatna, lepka ciecz o ostrym zapachu. Nierozpuszczalna w wodzie. Spala się żółtopomarańczowym, kopcącym płomieniem. To mieszanina złożona z węglowodorów gazowych, ciekłych i stałych oraz związków siarki, azotu i tlenu. Skład zależy od jej pochodzenia. Obecnie jest wykorzystywana w energetyce, a także jako cenny surowiec dla przemysłu chemicznego. Skład pierwiastkowy ropy naftowej to głównie węgiel i wodór. Kolejne pierwiastki to siarka, tlen i azot.

Węgle kopalne

Węgle kopalne nie są wprawdzie naturalnym źródłem węglowodorów, stanowią jednak jeden z podstawowych surowców służących do ich otrzymywania. Jak wykazało doświadczenie 18., węgiel jest podstawowym składnikiem organizmów żywych. Poniżej przedstawiono rodzaje węgla kopalnych.



Antracyt
zawartość węgla wynosi 90–97%



Węgiel kamienny
zawartość węgla wynosi 75–97%



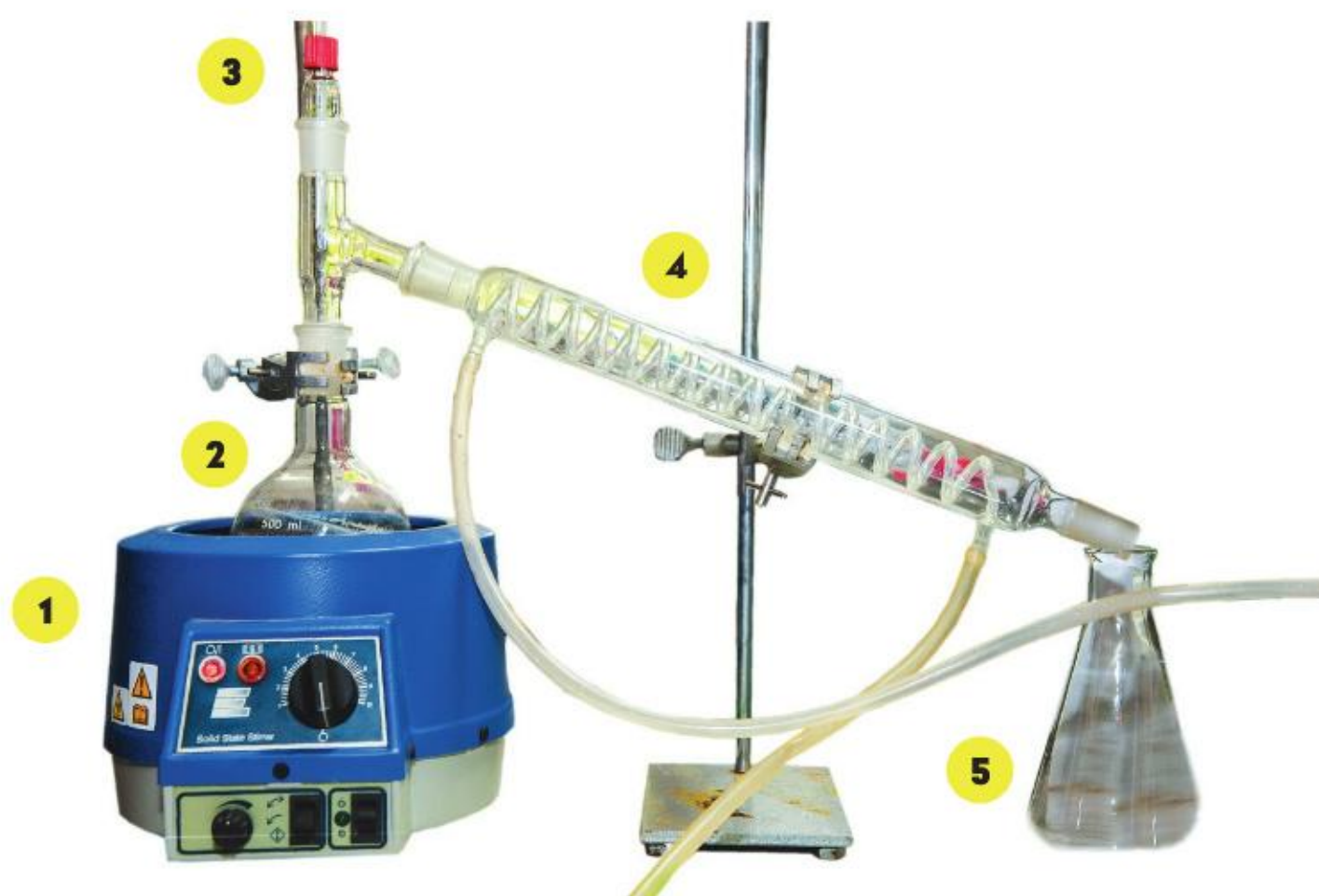
Węgiel brunatny
zawartość węgla wynosi 62–75%



Torf
zawartość węgla wynosi mniej niż 60%

Destylacja – metoda rozdzielu mieszanin jednorodnych

Ta metoda rozdzielu wykorzystywana jest do wydzielania składników ropy naftowej (frakcji). Ilustracja 3.5 przedstawia zestaw sprzętu do destylacji prostej. Ropę naftową rozdziela się najczęściej metodą destylacji frakcyjnej (bardziej rozbudowana destylacja prosta).



3.5 Zestaw do destylacji prostej

Ciekawe!



Ignacy Łukasiewicz – wynalazca lampy naftowej, twórca przemysłu naftowego w Polsce. Przedestylował ropę naftową i zbudował pierwszą na świecie jej kopalnię – w Bóbrce koło Krosna.



Szungit to węgiel kopalny o największej zawartości węgla (do 99%). Nazwa pochodzi od miejsca, gdzie występują jego złoża – Szunga (Rosja).

- 1 źródło ciepła
- 2 kolba destylacyjna
- 3 termometr
- 4 chłodnica
- 5 odbieralnik

Produkty destylacji ropy naftowej i ich zastosowania

Ropa naftowa to cenny surowiec dla przemysłu chemicznego. Jest mieszaniną złożoną z węglowodorów gazowych, ciekłych i stałych. Do rozdzielania poszczególnych składników używa się prostej metody, o której uczyliśmy się w klasie siódmej, zwanej destylacją. Metoda ta polega na wykorzystaniu różnic temperatur wrzenia poszczególnych składników. Ogrzewając ropę naftową, możemy otrzymać kilkadziesiąt frakcji. Kilka ważniejszych z nich przedstawiono w tabeli poniżej. Wartości liczbowe w zależności od literatury przedmiotu mogą się różnić w swoich zakresach.

Przybliżone zakresy temperatur	Liczba atomów węgla w cząsteczkach	Nazwa produktu destylacji	Zdjęcie poglądowe	Zastosowanie
< 40°C	1–4	gazy rafineryjne		• ogrzewanie budynków • w autach z instalacją gazową • paliwo w kuchenkach gazowych
40–180°C	5–11	benzyna		• paliwo do aut z silnikiem benzynowym • rozpuszczalniki do farb
180–240°C	10–14	nafta		• paliwo do silników odrzutowych • rozpuszczalniki
240–360°C	11–20	olej napędowy, olej opałowy		• paliwo do silników Diesla • ogrzewanie budynków
> 400°C	> 30	mazut, asfalt		• pokrywanie nawierzchni dróg • produkcja parafiny do wyrobu świec • produkcja wazeliny do celów kosmetycznych • smary

Zestawienie najważniejszych zastosowań produktów destylacji ropy naftowej uświadamia nam, jak ogromny udział w naszym życiu mają ropa naftowa i jej frakcje. Praktycznie funkcjonowanie transportu oraz większość syntez organicznych opartych jest na tej mieszaninie.

Więcej na temat

Ropa naftowa

Media często zajmują się tematem cen ropy naftowej. Dziennikarze piszący lub mówiący o tym posługują się jednostką – baryłka ropy naftowej. Jest to standardowa jednostka objętości w przemyśle naftowym wynosząca niecałe 159 l. Skład ropy naftowej zależy od jej pochodzenia, ale zazwyczaj z 1 baryłki otrzymuje się:

- 73,3 l benzyny,
- 38 l oleju napędowego do silników Diesla,
- 14,8 l paliwa lotniczego,
- 6,5 l LPG,
- 6,4 l oleju opałowego,
- 20 l innych produktów destylacji.



W skrócie

- Chemia organiczna – nauka o związkach węgla.
- Produkty pochodzenia organicznego (związki organiczne) składają się przede wszystkim z: węgla, wodoru, tlenu, azotu, siarki.
- Węglowodory – związki organiczne zbudowane wyłącznie z węgla i wodoru, ich przedstawicielem jest metan.
- Naturalne źródła węglowodorów to ropa naftowa i gaz ziemny, pośrednio także węgle kopalne.
- Produkty destylacji ropy naftowej: gazy rafineryjne, benzyna, nafta, olej napędowy, olej opałowy, mazut, asfalt.
- Produkty destylacji ropy naftowej wykorzystujemy przede wszystkim jako paliwo do ogrzewania i w transporcie.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Wymień i krótko opisz naturalne źródła pozyskiwania węglowodorów.
- 2 Podaj po dwa zastosowania dla każdego produktu destylacji ropy naftowej.
- 3 Benzyna ekstrakcyjna to mieszanina węglowodorów zawierających niewielką liczbę atomów węgla w cząsteczkach. Nazywana jest również benzyną lekką lub eterem naftowym. W przemyśle znalazła zastosowanie jako rozpuszczalnik. Korzystając z internetu, sprawdź, czy miesza się ona z:
a) wodą, b) alkoholem, c) olejem, d) benzyną.
- 4 Ropa naftowa jest ciekłą mieszaniną różnych węglowodorów. Jej skład zależy od pochodzenia. Pewna próbka ropy naftowej po destylacji dostarcza: 46,1% benzyny, 23,9% olejów napędowych, 9,3% paliwa lotniczego, 4,1% LPG oraz 4% oleju opałowego. Pozostała część to mazut i inne produkty. Oblicz otrzymaną objętość poszczególnych frakcji, wyrażoną w dm^3 , jeżeli do destylacji użyto 10 kg mieszaniny. Gęstość tej próbki ropy naftowej w warunkach doświadczenia wynosi $0,92 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.



O jakich zagrożeniach informują pikto-gramy znajdujące się na butelce benzyny ekstrakcyjnej?

3.2 Alkany

Podejmij temat

- Czy węglowodory można podzielić na rodzaje?
- Dlaczego związków węgla i wodoru jest tak dużo?
- Czym się różnią między sobą alkanany, alkeny i alkiny?
- Jak rozróżnić wzory węglowodorów nasyconego i nienasyconego?

Węglowodory nasycone – związki organiczne, w których wszystkie wiązania między atomami węgla są pojedyncze.

Węglowodory nienasycone – związki organiczne, w których występują podwójne lub potrójne wiązania między atomami węgla.

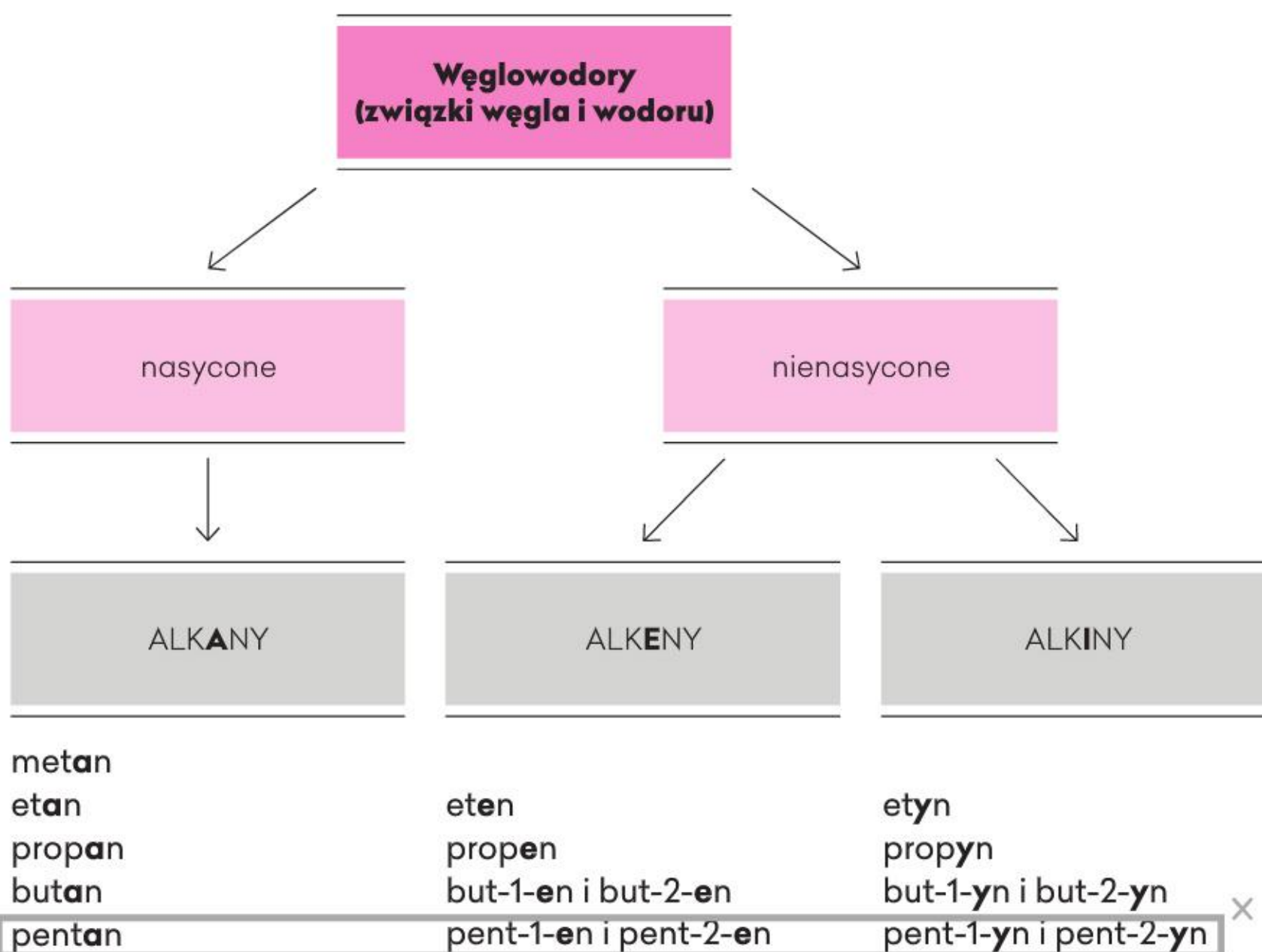


3.6 Odwiert tzw. gazu z łupków (woj. lubelskie) w ramach poszukiwania źródeł opłacalnego wydobycia węglowodorów

Jak dzielimy węglowodory?

Na poprzedniej lekcji dowiedzieliśmy się, czym się zajmuje chemia organiczna, oraz poznaliśmy pierwszy typ związków organicznych – węglowodory. Ustaliliśmy, że zbudowane są one zawsze z atomów węgla i wodoru, a ich, znanym nam, przedstawicielem jest metan o wzorze sumarycznym CH_4 . Węglowodory dzielimy na dwa rodzaje. Pierwszym rodzajem są **związki nasycone**, w których wszystkie wiązania między atomami węgla są wiązaniami pojedynczymi. Drugim rodzajem są **węglowodory nienasycone**. To takie związki organiczne, które zawierają przynajmniej jedno wiązanie podwójne lub potrójne pomiędzy atomami węgla, które w wyniku reakcji chemicznych mogą być wykorzystane do związania kolejnych atomów (np. atomów wodoru).

Do węglowodorów nasyconych zaliczamy alkanany, a do nienasyconych – alkeny i alkiny. Podstawową różnicą między tymi związkami jest sposób połączenia w nich atomów węgla.



Węglowodory nasycone i nienasycone

Narysowanie wzorów strukturalnych przedstawiających konkretne cząsteczki zobrazuje najlepiej, jakie wiązania występują pomiędzy poszczególnymi atomami. Patrząc na nie, można od razu sprawdzić, czy we wzorze nie ma przynajmniej jednego wiązania podwójnego lub potrójnego między atomami węgla.

Nasycone	Nienasycone	
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{C}=\text{C} \\ \diagup \quad \diagdown \\ \text{H} \quad \quad \text{H} \end{array}$	$\text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{H}$
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}=\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \quad \text{H} \end{array}$
$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}=\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$

Różnica występujących wiązań chemicznych w danych związkach niesie za sobą ich odmienne właściwości. Przykładowo – etan i eten (o tej samej liczbie atomów węgla w cząsteczce) różnią się wartościami temperatur topnienia i wrzenia.



Związki organiczne nasycone i nienasycone, zarówno te, które tworzą łańcuchy proste, jak i te rozgałęzione (ale nie o strukturze zamkniętej – cyklicznej), nazywamy w polskiej nomenklaturze związkami alifatycznymi, czyli łańcuchowymi.



3.7 Jedną ze wspólnych cech węglowodorów jest ich palność. Zdjęcie zostało wykonane podczas ćwiczeń jednostek straży pożarnej. Przedstawia, co mogłoby się zdarzyć, gdyby zbliżyć źródło ognia do nieszczelnej butli wypełnionej mieszaniną propanu i butanu

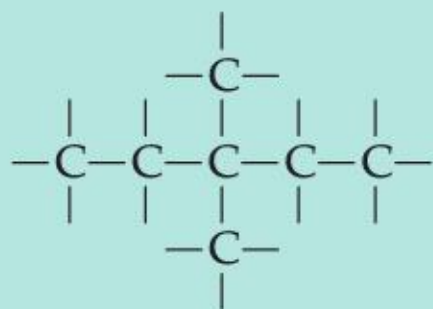
Więcej na temat

Sposoby połączenia atomów węgla w cząsteczkach węglowodorów

Pomimo że w związkach chemii organicznej występuje tylko kilka rodzajów pierwiastków, to łączna liczba znanych i opisanych tych związków przewyższa liczbę związków nieorganicznych. Szacuje się, że liczba związków organicznych wynosi od 23 do 24 milionów (stan na 2005 rok). Najprostszymi związkami organicznymi są węglowodory. W ich cząsteczkach atomy węgla mogą się łączyć, tworząc łańcuchy (proste lub rozgałęzione) oraz pierścienie. Poniżej prezentujemy kilka możliwości połączeń w łańcuchach węglowych.



łańcuch prosty



łańcuch rozgałęziony



budowa pierścieniowa

Więcej rodzajów rozgałęzień i połączeń mają związki o dużej liczbie atomów węgla w cząsteczkach.

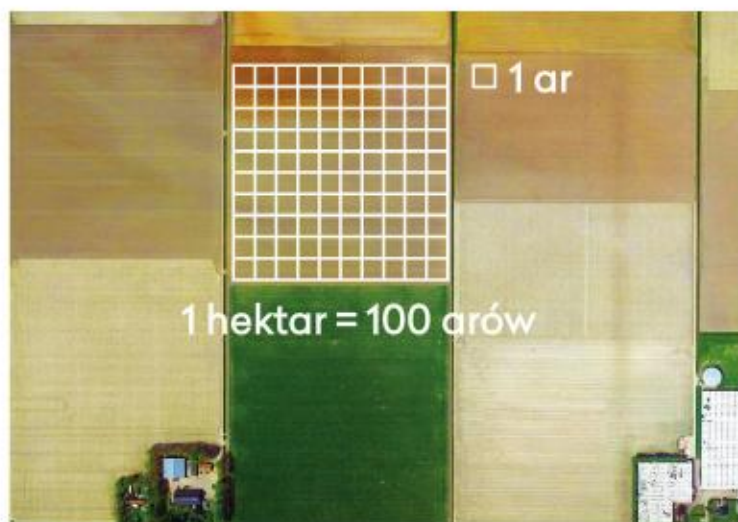


Związki organiczne są uporządkowane w szeregu homologicznym. Oznacza on szereg związków, w którym każdy kolejny różni się od poprzedniego o grupę $-\text{CH}_2-$. W przypadku takich związków często obserwujemy podobne właściwości chemiczne.



W dalszych etapach kształcenia dowiesz się, że istnieją przykłady alkenów i alkinów, których nazwa systematyczna ma końcówkę $-\text{an}$. Mimo to będą to nadal węglowodory nienasycone.

Ciekawe!



Jednym z przedstawicieli szeregu homologicznego alkanów jest hektan. Jest to alkan zawierający aż 100 atomów węgla w cząsteczce. Jego nazwa może się kojarzyć z hektarem, nazwą jednostki miary powierzchni, która równa jest stu arom.

Szereg homologiczny alkanów

Alkany to węglowodory, czyli związki węgla i wodoru, które pomiędzy atomami węgla mają tylko wiązania pojedyncze (węglowodory nasycone). Poniższa tabela ułatwi nam poznanie nazw i wzorów kolejnych nierozgałęzionych alkanów, zawierających do 5 atomów węgla w cząsteczce. ✕

Liczba atomów węgla	Wzór sumaryczny	Nazwa systematyczna (końcówka $-\text{an}$)	Wzór strukturalny
1	CH_4	metan	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
2	C_2H_6	etan	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
3	C_3H_8	propan	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
4	C_4H_{10}	butan	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
5	C_5H_{12}	pentan	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$

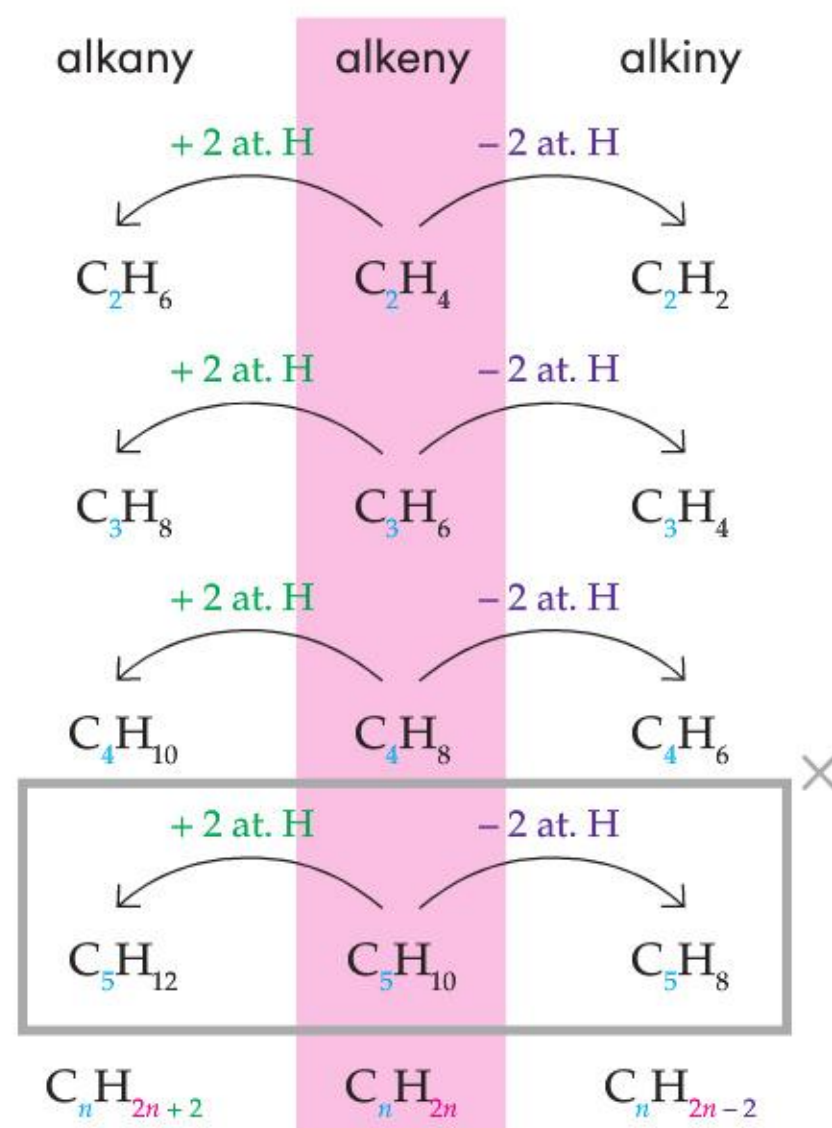
Nazwy związków zaliczanych do przedstawicieli alkanów mają końcówkę $-\text{an}$. Jeśli policzymy różnicę w liczbie atomów wchodzących w skład dwóch sąsiadujących cząsteczek alkanów, odkryjemy, że np. pomiędzy cząsteczką propanu (C_3H_8) a cząsteczką etanu (C_2H_6) różnica wynosi $-\text{CH}_2-$. Sprawdzając kolejną parę, pentan (C_5H_{12}) i butan (C_4H_{10}), dochodzimy do takiego samego wyliczenia. W taki sposób można potwierdzić istnienie szeregu homologicznego, czyli szeregu związków, w którym każdy kolejny różni się od poprzedniego o grupę $-\text{CH}_2-$. W szkole podstawowej poznamy węglowodory liczące maksymalnie 5 atomów węgla w cząsteczce. Należy zdawać sobie sprawę, że do chwili obecnej otrzymano syntetycznie różnorodne alkany, zawierające nawet więcej niż 100 atomów węgla. W celu ułatwienia zapisywania wzorów sumarycznych wyprowadzimy wzór ogólny dla szeregu homologicznego alkanów.

Wyprowadzanie wzorów ogólnych dla szeregów homologicznych alkanów, alkenów i alkinów

Obok zapisano szeregi homologiczne alkanów, alkenów oraz alkinów. Spójrzmy na środkową kolumnę, czyli wzory sumaryczne alkenów. Każdy kolejny różni się od poprzedniego o grupę $-\text{CH}_2-$. Liczba atomów wodoru w danej cząsteczce jest zawsze dwa razy większa niż liczba atomów węgla, stąd możemy wyprowadzić wzór ogólny alkenów: C_nH_{2n} , gdzie n to liczba atomów węgla w związku.

Porównajmy wzory sumaryczne alkanów z wzorami sumarycznymi alkenów. Rozpatrujemy tylko cząsteczki o tej samej liczbie atomów węgla, czyli wzory sumaryczne w poziomie. Różnią się one od siebie 2 atomami wodoru, np. alkan o wzorze sumarycznym C_2H_6 względem alkenu o wzorze C_2H_4 ma w swoim składzie 2 atomy wodoru więcej. Liczbę atomów wodoru w takim razie możemy zapisać jako $2n+2$, dlatego wzór ogólny alkanów to $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$.

Z alkinami jest podobnie, ale związki te mają 2 atomy wodoru mniej w cząsteczce względem alkenów, dlatego we wzorze ogólnym alkinów, w odniesieniu do atomów wodoru, pojawia się formuła $2n-2$, a cały wzór ma postać $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.



Wzór ogólny szeregu homologicznego alkanów



n – liczba atomów węgla

Przykład 10.

Ustal wzory sumaryczne alkanów o 6 i 7 atomach węgla.

Etap

Rozwiązanie

1. Podaj wzór ogólny szeregu homologicznego alkanów.

Wzór ogólny: $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$

Wzór ogólny: $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$

2. Odczytaj z treści zadania liczbę atomów węgla.

$n = 6$

$n = 7$

3. Korzystając ze wzoru ogólnego, zapisz wzór sumaryczny alkanu.

$\text{C}_6\text{H}_{2 \cdot 6 + 2}$

$\text{C}_7\text{H}_{2 \cdot 7 + 2}$

Wzór sumaryczny: C_6H_{14}

Wzór sumaryczny: C_7H_{16}

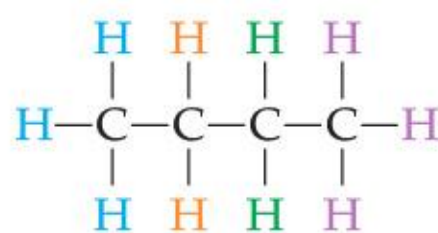
Wzór strukturalny – wzór, który określa skład jakościowy i ilościowy oraz pokazuje sposób związania ze sobą poszczególnych atomów.

Wzór półstrukturalny – wzór, który określa skład jakościowy i ilościowy oraz pokazuje uproszczony sposób związania ze sobą atomów.

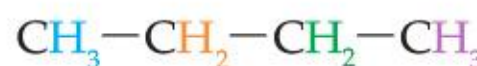
Wzór grupowy – wzór, który określa skład jakościowy i ilościowy oraz nie uwidacznia wiązań C–C i C–H.

Wzory strukturalne, półstrukturalne i grupowe

Struktura związków organicznych jest bardzo ważna, dlatego często posługujemy się **wzorami strukturalnymi**, które określają skład jakościowy i ilościowy oraz pokazują sposób związania ze sobą poszczególnych atomów. W celu uproszczenia wzoru strukturalnego używa się **wzoru półstrukturalnego** lub **wzoru grupowego**. Wzory te nie prezentują wszystkich wiązań. Wzór półstrukturalny nie pokazuje wiązań C–H, a wzór grupowy pomija wiązania C–C i C–H.



wzór strukturalny



wzór półstrukturalny



lub



wzór grupowy

Przykład 11.

Zapisz wzór strukturalny i półstrukturalny butanu o wzorze sumarycznym C_4H_{10} .

Etap

1. Napisz wzór sumaryczny butanu.

2. Zapisz w linii prostej atomy węgla. Ich liczba musi być zgodna z liczbą we wzorze sumarycznym.

3. Połącz atomy węgla odpowiednimi wiązaniami.

4. Uzupełnij wzór strukturalny pozostałymi wiązaniami.

5. Uzupełnij wzór strukturalny atomami wodoru zgodnie z liczbą podaną we wzorze sumarycznym.

6. Spróbuj uprościć wzór strukturalny i zapisz go w postaci wzoru półstrukturalnego.

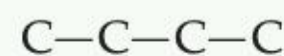
Rozwiązanie



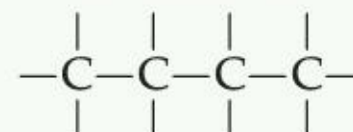
Liczba atomów węgla wynosi 4.



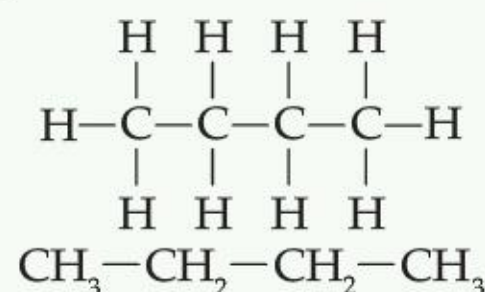
Butan jest alkanem, zatem wszystkie wiązania między atomami węgla są pojedyncze.



Od każdego atomu węgla powinny odchodzić cztery kreski, ze względu na to, że węgiel w węglowodorach ma wartościowość IV.



Liczba atomów wodoru wynosi 10.



W skrócie

- Węglowodory dzielą się na węglowodory nasycone, czyli alkanany, oraz węglowodory nienasycone, do których zaliczamy alkeny i alkiny.
- Przedstawicielem alkanów jest metan.
- Wzór ogólny alkanów to C_nH_{2n+2} , w którym n oznacza liczbę atomów węgla.
- W nazwie każdego z alkanów jest końcówka -an.
- Wzór strukturalny to wzór, który określa skład jakościowy i ilościowy oraz pokazuje sposób związania ze sobą poszczególnych atomów.
- Wzory półstrukturalne i grupowe pokazują uproszczony sposób związania ze sobą poszczególnych atomów.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- Na podstawie podanych wzorów sumarycznych i wzoru ogólnego C_nH_{2n+2} oceń, który z podpunktów zawiera wyłącznie przykłady związków chemicznych należących do grupy alkanów.
A. C_4H_{10} , C_2H_4 , CH_4 , C_2H_2 B. C_3H_4 , C_5H_8 , C_3H_6 , C_4H_8 C. C_5H_{12} , CH_4 , C_3H_8 , C_4H_{10}
- Zapisz wzory strukturalne cząsteczek propanu i butanu.
- Zapisz wzory półstrukturalne cząsteczki etanu i alkanu o 3 atomach węgla.
- Podaj nazwę i wzór sumaryczny dla alkanów zawierających:
a) 2 atomy węgla, b) 3 atomy węgla, c) 5 atomów węgla.
- Podaj nazwy i wzory sumaryczne dla przedstawionych poniżej wzorów związków chemicznych.
a) $\begin{array}{c} H & H & H \\ | & | & | \\ H-C-C-C-H \\ | & | & | \\ H & H & H \end{array}$ b) $\begin{array}{c} H & H & H & H \\ | & | & | & | \\ H-C-C-C-C-H \\ | & | & | & | \\ H & H & H & H \end{array}$ c) $\begin{array}{c} H & H & H & H & H \\ | & | & | & | & | \\ H-C-C-C-C-C-H \\ | & | & | & | & | \\ H & H & H & H & H \end{array}$
d) $CH_3-CH_2-CH_3$ e) CH_3-CH_3 f) $CH_3-CH_2-CH_2-CH_3$
- Zapisz podane wzory strukturalne w postaci wzorów półstrukturalnych.
a) $\begin{array}{c} H & H & H \\ | & | & | \\ H-C-C-C-H \\ | & | & | \\ H & H & H \end{array}$ b) $\begin{array}{c} H & H & H & H \\ | & | & | & | \\ H-C-C-C-C-H \\ | & | & | & | \\ H & H & H & H \end{array}$ c) $\begin{array}{c} H \\ | \\ H-C-H \\ | \\ H \end{array}$
- Oblicz zawartość procentową pierwiastków w cząsteczce butanu.
- Oblicz stosunek masowy węgla do wodoru w cząsteczkach metanu i etanu. Porównaj wyniki.
- Parafina to mieszanina alkanów stałych, zawierających od 16 do 48 atomów węgla w cząsteczce. Oblicz, ile procent heptadekanu (17 atomów węgla w cząsteczce) zawiera mieszanina, która składa się z:
 $30\text{ g } C_{16}H_{34}$, $55\text{ g } C_{17}H_{36}$, $72\text{ g } C_{18}H_{38}$, $8\text{ g } C_{19}H_{40}$, $5\text{ g } C_{20}H_{42}$.

3.3 Metan i etan

Podejmij temat



Czy przedstawione na zdjęciach zwierzęta łączy coś z tematem zajęć?



Pierwsze alkan

Na poprzednich lekcjach ustaliliśmy, że alkan to węglowodory nasycone, w których pomiędzy atomami węgla występują wyłącznie wiązania pojedyncze, a ich przedstawicielem, którego już znamy, jest metan o wzorze sumarycznym CH_4 . W szeregu homologicznym alkanów znajdują się także etan, propan, butan i pentan. Wymienione związki oraz związki o większej liczbie atomów węgla spełniają wzór ogólny $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. Poznajmy i porównajmy kilka informacji o metanie i etanie.

Metan i etan – wzory, nazwy i modele cząsteczek

Metan to związek chemiczny zbudowany z 1 atomu węgla oraz z połączonych z nim 4 atomów wodoru. Mimo że pomiędzy atomami węgla i wodoru występuje wiązanie kowalencyjne niespolaryzowane, to jednak występuje w nim bardzo słaba polaryzacja.

Wzór sumaryczny	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa	Wzór strukturalny	Wzór półstrukturalny = wzór grupowy	Model cząsteczki
CH_4	metan	gaz błotny	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	CH_4	

Etan to alkan zbudowany z 2 atomów węgla połączonych ze sobą oraz 6 atomów wodoru połączonych z atomami węgla. W cząsteczce etanu również występują wiązania kowalencyjne niespolaryzowane.

Wzór sumaryczny	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa	Wzór strukturalny	Wzór półstrukturalny, wzór grupowy	Model cząsteczki
C_2H_6	etan	–	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	CH_3-CH_3 CH_3CH_3	

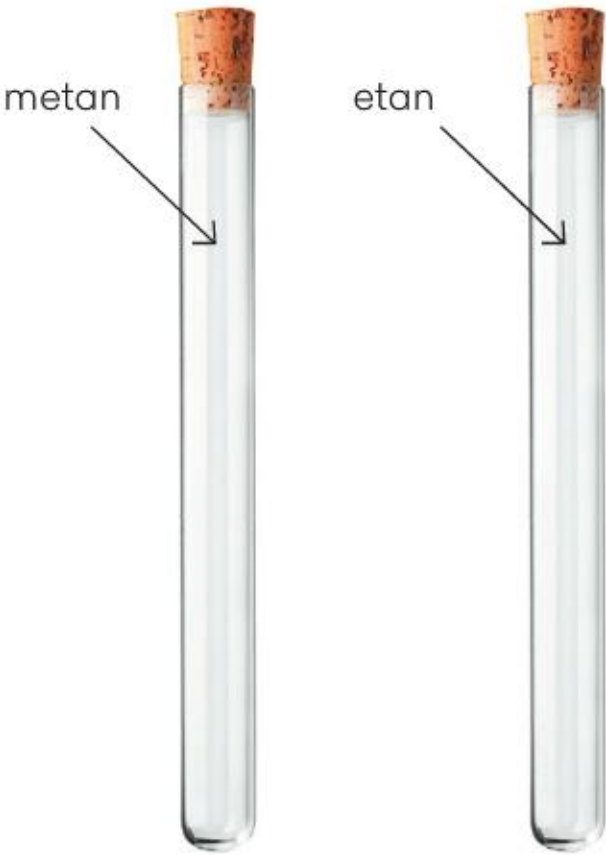
Metan i etan – właściwości fizyczne

W jednej probówce znajduje się metan, w drugiej – etan (il. 3.8). Porównajmy właściwości fizyczne tych substancji. W temperaturze pokojowej obydwa związki to bezbarwne gazy. Pozyskiwane są jako gaz ziemny, czyli mieszanina metanu (około 90%) z innymi prostymi węglowodorami (np. z etanem). Metan wytwarzany jest też w wyniku beztlenowego rozkładu szczątków roślinnych, dlatego czasami możemy spotkać się z nazwą – gaz błotny. Obydwa gazy są słabo rozpuszczalne w wodzie. Metan jest gazem lżejszym od powietrza, co oznacza, że ma mniejszą gęstość względem gęstości powietrza. Etan natomiast jest gazem cięższym od powietrza, czyli jego gęstość jest większa niż gęstość powietrza. Gdybyśmy chcieli zebrać metan w probówce, należałoby jej wylot skierować do dołu, tak aby dno naczynia zatrzymało wędrujący ku górze gaz. W przypadku etanu postąpilibyśmy odwrotnie – wylot probówki skierowalibyśmy do góry.

Podobieństwa we właściwościach metanu i etanu	
fizyczne	chemiczne
• gazy • bezbarwne • słabo rozpuszczalne w wodzie	• bezwonne • nie podtrzymują spalania • palne • w mieszaninie z powietrzem (właściwie z tlenem z powietrza) tworzą mieszaniny wybuchowe

Metan i etan – właściwości chemiczne

Ze względu na podobną budowę oba związki wykazują zbliżone właściwości chemiczne. Jedną z najważniejszych właściwości, z której wynikają też zastosowania tych gazów, jest palność. Metan i etan to gazy łatwopalne. Spalają się niebieskim płomieniem (il. 3.9). Przypomnijmy sobie barwę płomienia spalanego gazu w kuchence gazowej (il. 3.9). Jeśli gaz dostarczany jest z sieci miejskiej, to jest to gaz ziemny (zawiera około 90% metanu). Gaz w butlach to zazwyczaj mieszanina propanu i butanu – kolejnych alkanów. Metan bardzo często występuje w kopalniach i zbiera śmiertelne żniwo. Górnicy doskonale znają siłę, z jaką wybucha. Przy nieodpowiedniej wentylacji zbiera się on pomiędzy złogami węgla. Gdy nagromadzi się go 5%, to już wystarczy, by doszło do eksplozji. Powoduje ją nawet najdrobniejsza iskra w trakcie małego osuwiska, gdy skały uderzą o siebie. Wybuch metanu powoduje nagły wzrost temperatury do 1200°C. Oba gazy nie podtrzymują również spalania. Na pewno pamiętasz, jak w klasie siódmej sprawdzaliśmy właściwości tlenu – po zbliżeniu rozżarzonego łuczywa drewnianego się zapalało. Ponieważ metan i etan są gazami palnymi, a niekiedy wybuchowymi, nie będziemy przeprowadzać prób z rozżarzonym łuczywem.



3.8 Probówki z metanem i etanem



3.9 Spalający się gaz ziemny

Spalanie całkowite – reakcja chemiczna, w której produktami są tlenek węgla(IV) i para wodna.

Spalanie niecałkowite – reakcja chemiczna, w której produktami mogą być tlenek węgla(II) lub węgiel oraz para wodna.



W reakcji spalania zawsze zużywany jest tlen (O₂), ponieważ podtrzymuje on spalanie.

Spalanie całkowite i niecałkowite

Wyróżniamy dwa rodzaje spalania: **całkowite** i **niecałkowite**. W reakcji spalania całkowitego produktami są tlenek węgla(IV) oraz para wodna. Spalanie to odbywa się przy pełnym dostępie tlenu (można użyć stwierdzenia: przy nadmiarze tlenu). Natomiast w reakcji spalania niecałkowitego produktami mogą być tlenek węgla(II) lub węgiel oraz woda. To spalanie zachodzi przy mniejszej ilości tlenu (niedomiarze). Spróbujmy zapisać równania reakcji wszystkich rodzajów spalania metanu.

Równanie reakcji spalania całkowitego metanu (przy pełnym dostępie tlenu):



Równania reakcji spalania niecałkowitego metanu (przy niepełnym dostępie tlenu):



W tym przypadku równocześnie zachodzą dwie reakcje chemiczne, czasami zdarza się, że jedna z nich ma większy udział.

Metan i etan – najważniejsze zastosowania

Gazy te w dużej mierze stosowane są w energetyce. Służą przede wszystkim jako gazy grzewcze i paliwo w kuchenkach gazowych w domach. Są częstym surowcem w produkcji tworzyw sztucznych oraz w przemyśle petrochemicznym (przemysł przerobu półproduktów w rafineriach).

Więcej na temat

Porównanie ilości tlenu zużytego w reakcjach spalania całkowitego i niecałkowitego etanu

Zapiszmy w tabeli równania reakcji spalania etanu.

Rodzaj spalania	Równanie reakcji	Potrzebna ilość tlenu	Dostęp tlenu
całkowite	$2\text{C}_2\text{H}_6 + 7\text{O}_2 \longrightarrow 4\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$	na 2 cząsteczki etanu przypada 7 cząsteczek tlenu	pełny
niecałkowite	$2\text{C}_2\text{H}_6 + 5\text{O}_2 \longrightarrow 4\text{CO} + 6\text{H}_2\text{O}$	na 2 cząsteczki etanu przypada 5 cząsteczek tlenu	ograniczony
	$2\text{C}_2\text{H}_6 + 3\text{O}_2 \longrightarrow 4\text{C} + 6\text{H}_2\text{O}$	na 2 cząsteczki etanu przypadają 3 cząsteczki tlenu	bardzo ograniczony

Porównując zapisy równań spalania etanu, możemy zauważyć, że w przypadku spalania całkowitego potrzebujemy o wiele więcej cząsteczek tlenu niż w przypadku spalania niecałkowitego.

Więcej na temat

Metan jako gaz cieplarniany

Metan, tak jak tlenek węgla(IV), jest gazem cieplarnianym, powodującym wzrost temperatury na naszej planecie. Średnia zawartość metanu w atmosferze w ciągu minionych dwustu lat wzrosła dwa razy. Niestety, w dużej mierze do produkcji metanu przyczynia się hodowla zwierząt. Emisja metanu pochodząca z fermentacji materii organicznej we wnętrznościach przeżuwaczy to kilka procent emisji gazów cieplarnianych. Ostatnie badania wskazują, że spożywamy za dużo mięsa. Może warto zastanowić się, czy nie powinniśmy dla naszego wspólnego dobra ograniczyć jego spożycie, choćby w jakiejś części.



Zastosowanie metanu i etanu



ogrzewanie domów
(przemysł energetyczny)



produkcja tworzyw sztucznych



paliwo do silników (CNG)

W skrócie

- Metan to związek chemiczny zbudowany z 1 atomu węgla oraz połączonych z nim 4 atomów wodoru. Z kolei etan to alkan zbudowany z 2 atomów węgla połączonych ze sobą oraz 6 atomów wodoru połączonych z atomami węgla.
- Metan i etan to bezbarwne i bezwonne gazy, które słabo rozpuszczają się w wodzie.
- Metan i etan to gazy łatwopalne. Spalają się niebieskim płomieniem.
- Spalanie węglowodorów dzielimy na spalanie całkowite i niecałkowite.
- Metan i etan to związki używane do ogrzewania domów, gotowania oraz produkcji tworzyw sztucznych.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Porównaj właściwości fizyczne metanu i etanu.
- 2 Odszukaj w internecie karty charakterystyk metanu i etanu. Wskaż inne niż wymienione w podręczniku zastosowania tych gazów.
- 3 Zapisz równania reakcji spalania propanu.
- 4 Przygotuj wizytówkę wybranego gazu – metanu lub etanu. Postaraj się w ciekawy sposób przedstawić ich budowę, właściwości i zastosowanie. Wyszukaj przynajmniej jedną ciekawostkę na temat wybranej substancji.
- 5  Gaz koksowniczy jest jednym z rodzajów paliw. Skorzystaj z internetu i wyszukaj nazwę procesu, w którym można ten gaz otrzymać, oraz podaj dwa główne składniki tego paliwa.

3.4 Właściwości i zastosowanie alkanów

Podejmij temat



Zastanów się, czy spotkałeś gdzieś kiedyś takie znaki informacyjne?
Czy LPG i CNG oznacza to samo?



Właściwości alkanów a liczba atomów węgla w cząsteczkach

Na poprzedniej lekcji ustaliliśmy, że metan i etan to gazy. Wiemy już, że szereg homologiczny alkanów jest bardzo „długi”. Czy jego przedstawiciele różnią się stanem skupienia i innymi właściwościami fizycznymi? Przeanalizujmy tabelę poniżej. Wartości gęstości oraz temperatur topnienia i wrzenia pozyskano z tablic chemicznych lub kart charakterystyk wybranych substancji. Oczywiście tych wartości nie trzeba się uczyć na pamięć, ale warto je porównać.

Nazwa alkanu	Wzór sumaryczny	Gęstość $\left[\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}\right]$	Temperatura topnienia [°C]	Temperatura wrzenia [°C]	Stan skupienia w warunkach normalnych*
metan	CH_4	0,42	−182	−161	gaz
etan	C_2H_6	0,55	−183	−89	gaz
propan	C_3H_8	0,59	−188	−42	gaz
butan	C_4H_{10}	0,57	−138	−0,6	gaz
pentan	C_5H_{12}	0,62	−130	36	ciecz
heksan	C_6H_{14}	0,66	−95	69	ciecz
...					
tridekan	$\text{C}_{13}\text{H}_{28}$	0,75	−5	235	ciecz
tetradekan	$\text{C}_{14}\text{H}_{30}$	0,76	6	254	ciało stałe
...					
pentakontan	$\text{C}_{50}\text{H}_{102}$	0,94	92	600	ciało stałe

* Warunki normalne – temperatura: 0°C, ciśnienie: 1013 hPa

W tabeli celowo podano więcej alkanów. Zwróćmy uwagę, że wraz ze wzrostem długości łańcucha węglowego rośnie gęstość poszczególnych związków (w tabeli wartości gęstości podano dla 20°C). Gdy zanalizujemy temperaturę topnienia i wrzenia, możemy przewidzieć również stan skupienia.

Dla uproszczenia będziemy odnosić się do warunków normalnych, czyli 0°C oraz 1013 hPa. Dla przykładu – temperatura topnienia metanu wynosi -182°C. Oznacza to, że w niższej temperaturze niż -182°C jest on ciałem stałym. Natomiast powyżej temperatury -161°C jest gazem. Naszym punktem odniesienia jest wartość 0°C, więc w tej temperaturze metan jest gazem. Analizując inny alkan, np. pentan, którego temperatura topnienia wynosi -130°C, a temperatura wrzenia 36°C, dochodzimy do wniosku, że 0°C zawarte jest między stanem stałym a gazowym, czyli pentan w warunkach normalnych przybiera postać cieczy. Pierwsze alkany (od metanu do butanu) w temperaturze 0°C są gazami, kolejne (5 do 13 atomów węgla) są cieciami, a pozostałe ciałami stałymi. Uogólniając, można sformułować wniosek, że wraz z rosnącą długością nierozgałęzionego łańcucha węglowego następuje większe uporządkowanie w strukturze cząsteczek alkanów (pierwsze alkany są gazami, a ostatnie – ciałami stałymi).

Stan skupienia (warunki normalne)	gazy	ciecze	ciała stałe
Liczba atomów węgla	1–4	5–13	14 i więcej
Przykłady			
	gaz ziemny, CNG, LPG, gaz do zapalniczek	benzyna, nafta, oleje napędowe, oleje opałowe	parafina, smoła, smary, asfalt, masy bitumiczne

Więcej na temat

Zastosowanie parafiny w kosmetyce

Parafina jest jednym z produktów używanych w kosmetyce. Jest to mieszanina pozyskiwana w wyniku próżniowej destylacji ropy naftowej, a po dokładnym oczyszczeniu dopuszczona do stosowania w produktach farmaceutycznych oraz kosmetykach. Związki wchodzące w skład parafiny różnią się liczbą atomów węgla w cząsteczce (od 16 do 48), dlatego przybierają inne stany skupienia w temperaturze pokojowej (20°C): od ciekłego oleju parafinowego po twarde ciało stałe. Mieszanina ta działa jedynie powierzchniowo na skórę, tworząc na jej powierzchni filtr ochronny. Parafina należy do mieszanin, które hamują utratę wody z naskórka oraz silnie go natłuszczają. To podstawowy powód, dla którego jest ona stosowana w kosmetykach dla dzieci, w kremach i balsamach dla skóry alergicznej i atopowej. Bardzo często stosuje się ją w kremach chroniących skórę przed wiatrem i mrozem.



Doświadczenie 19.

Badanie rozpuszczalności w wodzie wybranych alkanów

Sprzęt: probówki z korkiem, statyw na probówki, pipety Pasteura z podziałką

Odczynniki: benzyna ekstrakcyjna (mieszanina alkanów C7 do C9), nafta kosmetyczna (mieszanina alkanów C12 do C14), woda zabarwiona tuszem do pieczątek

Wykonanie:

- Do dwóch probówek wlej po 2 cm^3 wody zabarwionej tuszem do pieczątek.
- Do pierwszej probówki dolej 1 cm^3 benzyny ekstrakcyjnej. Całość zamknij korkiem i dokładnie wstrząśnij.
- Czynności powtórz z naftą kosmetyczną.



Obserwacje: W obu przypadkach po wymieszaniu zawartość probówek rozdziela się na dwie warstwy. Dolna ciecz ma intensywną barwę tuszu do pieczątek, a górna jest bezbarwna.

Wnioski: Benzyna ekstrakcyjna i nafta kosmetyczna nie rozpuszczają się w wodzie. Mieszaniny alkanów mają mniejszą gęstość od wody, więc wypływają na jej powierzchnię.

Ciekawie!



Alkany są stosunkowo mało reaktywnymi związkami i dlatego nazywano je kiedyś parafinami (łac. *parum affinis* oznacza 'obojętny, mało aktywny'). Obecnie parafinami nazywa się mieszaniny stałych alkanów, zawierających od 16 do 48 atomów węgla w cząsteczce, które wykorzystuje się np. do wyrobu świec.

Rozpuszczalność alkanów

Informację o rozpuszczalności danej substancji znajdujemy zazwyczaj w kartach charakterystyk w sekcji numer 9 pod nazwą: właściwości fizyczne i chemiczne. Związek jest dobrze rozpuszczalny w rozpuszczalniku, do którego jest podobny budową wewnętrzną. W tym przypadku powinniśmy się kierować zasadą „podobne rozpuszcza się w podobnym”. Zgodnie z tym założeniem związki polarne (pisaliśmy o nich w podręczniku dla klasy siódmej, w dziale 6 – *Woda i roztwory wodne*) dobrze rozpuszczają się w rozpuszczalnikach polarnych, a bardzo słabo – w rozpuszczalnikach niepolarnych. Większość związków organicznych ma budowę niepolarną, czyli rozpuszcza się w związkach o podobnej budowie – w związkach niepolarnych. Alkany, jak wykazało doświadczenie 19., nie rozpuszczają się w wodzie, gdyż mają inną budowę, ale bardzo dobrze będą się rozpuszczać w rozpuszczalnikach pochodzenia organicznego. Przykładami takich rozpuszczalników są m.in. benzyna, nafta kosmetyczna czy rozpuszczalniki do farb. Wiedza dotycząca rozpuszczalności w różnych rozpuszczalnikach przydaje się np. w sytuacji, gdy zabrudzimy sobie ubranie daną substancją i chcemy pozbyć się plamy. Wystarczy wtedy zastosować odpowiedni rozpuszczalnik, nie zapominając o zachowaniu reguł bezpieczeństwa. Można o nich przeczytać w odpowiedniej sekcji kart charakterystyk odczynnika.

Doświadczenie 20.

Badanie palności butanu

Sprzęt: probówka, zapalniczka, łapa do probówki

Odczynniki: butan

Wykonanie:

- Do probówki wprowadzaj przez 10 sekund, ostrożnie, butan z zapalniczki. W tym celu bez jej zapalania wciśnij spust, który powoduje uwolnienie gazu. Zapalniczkę trzymaj wylotem do dołu.
- Następnie przechyl delikatnie probówkę i przystaw do jej wylotu źródło ognia.
- Ostrożnie przechylaj probówkę, aż ustawisz ją do góry dnem.



Obserwacje: Butan jest bezbarwnym gazem w temperaturze pokojowej (warunki doświadczenia). Po przyłożeniu źródła ognia u wylotu probówki pojawia się niebiesko-pomarańczowy płomień. Jego rozmiar zwiększa się, gdy probówka przechylana jest do góry dnem. Po zakończeniu eksperymentu przy wylocie naczynia pozostaje czarny nalot.

Wnioski: Butan jest gazem palnym, cięższym od powietrza (płomień zwiększał swoją objętość po „wylaniu” go z probówki – przechyleniu naczynia do góry dnem). Ciemny nalot na szkło to węgiel powstały w trakcie spalania.

Butan spala się zgodnie z poniższymi równaniami reakcji chemicznych.

Spalanie całkowite:



Spalanie niecałkowite:



W trakcie spalania przez przechylanie probówki z butanem zwiększaliśmy lub zmniejszaliśmy dostęp tlenu z powietrza, tym samym zachodziły wszystkie typy spalania.

Spalanie alkanów

Wszystkie alkany są palne. Potwierdziliśmy to na przykładzie badania palności butanu w doświadczeniu 20. Rodzaj spalania alkanów zależy od dostępności tlenu. Obsługując palnik gazowy, można regulować dostęp powietrza, czyli tlenu. Przeanalizujmy barwę płomienia na przykładzie spalania butanu, skupiając się na zdjęciu obok (il. 3.10). Barwa płomienia zależy od dostępu tlenu z powietrza. Płomień nr 1 uzyskujemy przy bardzo małym dostępie tlenu, płomienie nr 2 i 3, gdy zwiększamy ilość gazu podtrzymującego spalanie. Natomiast płomień nr 4 odpowiada reakcji spalania butanu przy pełnym dostępie (nadmiarze) gazu podtrzymującego spalanie.



1. 2. 3. 4.

3.10 Barwy płomieni butanu w zależności od dostępu tlenu

Zastosowanie alkanów



paliwa (benzyna, LPG)



rozpuszczalniki



dodatki do farb
i barwników



syntezy organiczne



składniki kosmetyków



oleje i smary

W skrócie

- Analiza wartości temperatur topnienia i wrzenia alkanów pozwala przewidzieć stan skupienia danej substancji w konkretnej temperaturze.
- Wraz z rosnącą długością łańcucha węglowego następuje większe uporządkowanie w strukturze cząsteczek alkanów (pierwsze alkany są gazami, a ostatnie – ciałami stałymi).
- Alkany nie rozpuszczają się w wodzie.
- Alkany ulegają reakcjom spalania: całkowitego i niecałkowitego.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Zapisz równania reakcji spalania pentanu przy małym i dużym dostępie powietrza.
- 2 Wyjaśnij, jak się zmieniają stany skupienia alkanów o łańcuchach nierozgałęzionych w szeregu homologicznym.
- 3 Określ stan skupienia wszystkich substancji, których wzory sumaryczne zebrano w tabeli, w temperaturach:
a) -10°C , b) 20°C , c) 50°C .

Wzór sumaryczny	CH_4	C_2H_6	C_3H_8	C_4H_{10}	C_5H_{12}
Temperatura topnienia [$^{\circ}\text{C}$]	-182	-183	-188	-138	-130
Temperatura wrzenia [$^{\circ}\text{C}$]	-161	-89	-42	-0,6	36

3.5 Alkeny

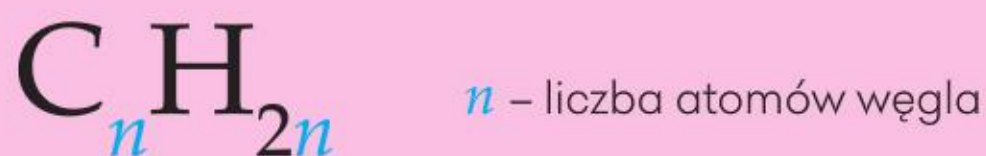
Podejmij temat

- Czy z gazu można otrzymać torebkę jednorazową?
- Jak się nazywa taki proces?

Węglowodory nienasycone – alkeny

Węglowodory nienasycone to związki zawierające wiązania podwójne i wiązania potrójne między atomami węgla, które w wyniku reakcji chemicznych mogą być wykorzystane do związania kolejnych atomów wodoru. Jednym z rodzajów cząsteczek nienasyconych są alkeny. Wzór ogólny już wyprowadzaliśmy, przypominaemy go poniżej.

Wzór ogólny szeregu homologicznego alkenów



Przykład 12.

Ustal wzór sumaryczny alkenu o 2 i 4 atomach węgla oraz narysuj odpowiednie wzory półstrukturalne.

Etap	Rozwiązanie	
1. Podaj wzór ogólny szeregu homologicznego alkenów i liczby atomów węgla.	Wzór ogólny: C_nH_{2n} $n = 2$	$n = 4$
2. Zapisz wzory sumaryczne podanych związków.	$\text{C}_2\text{H}_{2 \cdot 2}$ wzór: C_2H_4	$\text{C}_4\text{H}_{2 \cdot 4}$ wzór: C_4H_8
3. Zapisz atomy węgla w linii prostej oraz połącz je odpowiednimi wiązaniami.	$\text{C}=\text{C}$	$\text{C}=\text{C}-\text{C}-\text{C}$
4. Uzupełnij wzory półstrukturalne atomami wodoru.	$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ lub $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$
Wzory są poprawne. Zgadza się liczba poszczególnych atomów oraz każdy atom węgla ma wartościowość równą IV.		



W toku dalszej edukacji możesz spotkać przykłady alkenów, których nazwy systematyczne mają końcówkę -an. Mimo to będą to nadal węglowodory zawierające jedno wiązanie podwójne między atomami węgla.

Szereg homologiczny alkenów

Alkeny to węglowodory, które podobnie jak alkany tworzą szereg homologiczny. Nazwy alkenów możemy ustalić na podstawie nazw alkanów, wymieniając końcówkę -an na końcówkę -en. Do szeregu homologicznego alkenów z wiązaniem podwójnym przy pierwszym atomie węgla w łańcuchu węglowodorowym należą: eten, propen, but-1-en, **pent-1-en**. Spójrzmy na poniższą tabelę i umieszczone pod nią ważne zasady nazewnictwa.

Wzór sumaryczny i nazwa alkanu	Wzór sumaryczny alkenu	Wzór strukturalny		Wzór półstrukturalny i nazwa alkenu
C_2H_6 etan	C_2H_4	$\begin{array}{c} H & & H \\ & \diagdown & / \\ & C = C \\ & / & \diagdown \\ H & & H \end{array}$		$CH_2=CH_2$ eten
C_3H_8 propan	C_3H_6	$\begin{array}{c} & H & H \\ & & \\ H & -C = C - C - H \\ & & \\ & H & H \end{array}$		$CH_2=CH-CH_3$ propen
C_4H_{10} butan	C_4H_8	1 $\begin{array}{c} & H & H & H \\ & & & \\ H & -C = C - C - C - H \\ & & & \\ & H & H & H \end{array}$	2 $\begin{array}{c} & H & & H \\ & & & \\ H - C - C = C - C - H \\ & & & \\ H & H & H & H \end{array}$	1 $CH_2=CH-CH_2-CH_3$ but-1-en
				2 $CH_2-CH=CH-CH_3$ but-2-en
C_5H_{12} pentan	C_5H_{10}	1 $\begin{array}{c} & H & H & H & H \\ & & & & \\ H & -C = C - C - C - C - H \\ & & & & \\ & H & H & H & H \end{array}$	2 $\begin{array}{c} & H & & H & H \\ & & & & \\ H - C - C = C - C - C - H \\ & & & & \\ H & H & H & H & H \end{array}$	1 $CH_2=CH-CH_2-CH_2-CH_3$ pent-1-en
				2 $CH_3-CH=CH-CH_2-CH_3$ pent-2-en

Więcej na temat

Czy wzór sumaryczny alkenu powie nam wszystko o położeniu wiązania podwójnego?

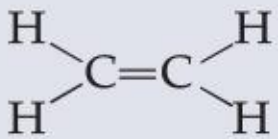
Podając wzór sumaryczny alkenu, np. C_4H_8 , nie wiemy za dużo o strukturze węglowodoru. Dopiero przyjrzenie się wzorom półstrukturalnym umożliwia nam określenie, przy którym atomie węgla znajduje się wiązanie podwójne w nierozgałęzionym łańcuchu. Prześledźmy, skąd się wzięły nazwy: but-1-en i but-2-en.



Zwróć uwagę, że dla nierozgałęzionych alkenów, zawierających 4 atomy węgla w cząsteczce, przed końcówką -en podano numer atomu węgla, przy którym znajduje się wiązanie podwójne. Taka sama zasada dotyczy pent-1-enu i pent-2-enu. Wybór kierunku numerowania atomów węgla w łańcuchu jest prosty – należy postępować tak, żeby atom węgla, przy którym znajduje się wiązanie podwójne, miał jak najniższy numer. Zauważ, że dla etenu i propenu nie podaje się numeru 1 (ponieważ nie ma et-2-enu i prop-2-enu).

Eten – wzory, nazwy i model cząsteczki

Eten to związek zbudowany z 2 atomów węgla oraz 4 atomów wodoru. Między atomami węgla występuje podwójne wiązanie. Często, zwłaszcza w handlu, stosuje się nazwę: etylen.

Wzór sumaryczny	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa	Wzór strukturalny	Wzór półstrukturalny = wzór grupowy	Model cząsteczki
C_2H_4	eten	etylen		$CH_2=CH_2$	

Eten – właściwości fizyczne

W probówce (il. 3.11) znajduje się eten. W temperaturze pokojowej jest bezbarwnym gazem. Etylen nie rozpuszcza się w wodzie, ale rozpuszcza się bardzo dobrze w rozpuszczalnikach niepolarnych. Pozyskuje się go jako gaz ziemny, czyli mieszaninę metanu z innymi prostymi węglowodorami. Na skalę przemysłową otrzymuje się go w wyniku pirolizy (rozkładu termicznego) węglowodorów ciekłych i gazowych.

Właściwości etenu	
fizyczne	chemiczne
• gaz • bezbarwny • słabo rozpuszczalny w wodzie	• delikatny, słodki zapach • nie podtrzymuje spalania • palny



3.11 Probówka z etenem

Spalanie całkowite i niecałkowite etenu

Eten również ulega reakcjom spalania, których przebieg zależy od dostępności tlenu z powietrza. Równanie reakcji spalania całkowitego etenu (pełny dostęp tlenu) to:

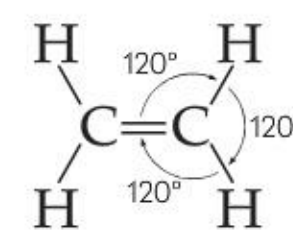


Równania reakcji spalania niecałkowitego etenu (niepełny dostęp tlenu):



Można zauważyć, że – tak jak w przypadku równań reakcji spalania dla alkanów – typ procesu spalania zależy od ilości dostarczanego tlenu.

Ciekawe!



Cząsteczka etenu ma budowę płaską i symetryczną. Kąty pomiędzy wiązaniami węgiel-wodór wynoszą 120 stopni.

Zastosowanie etenu



półprodukt petrochemiczny



produkcja tworzyw sztucznych

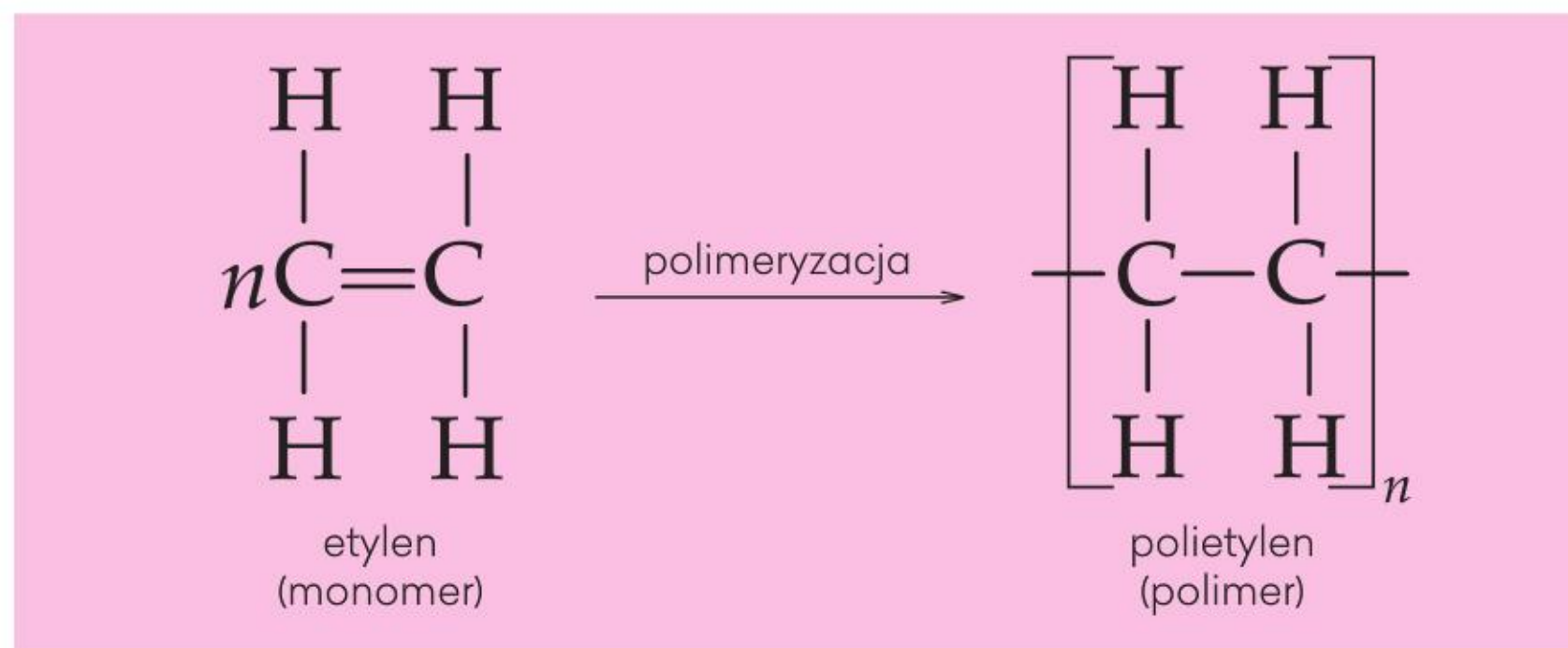


regulator wzrostu roślin

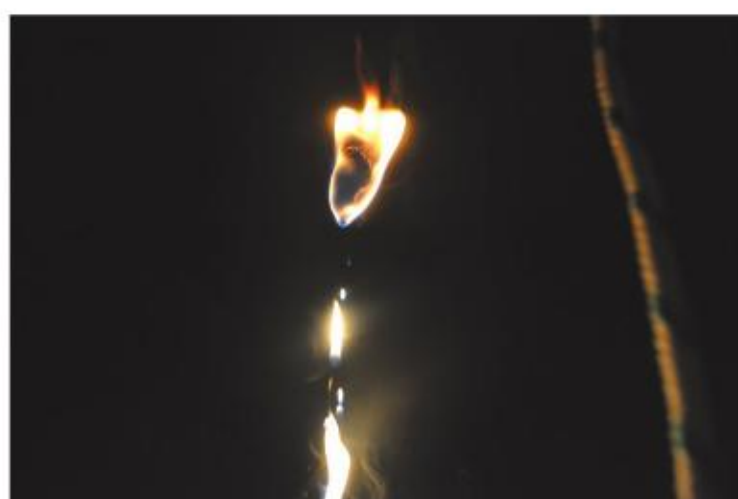
Polimeryzacja – proces łączenia nienasyconych cząsteczek (monomerów) w makrocząsteczkę (polimer).

Polimeryzacja etenu

Polimeryzacja to proces, w którym małe, nienasycone cząsteczki, np. etenu, łączą się ze sobą pod wpływem określonych warunków w dużą cząsteczkę zwaną polimerem.



Polietylen (PE) to tworzywo sztuczne, termoplastyczne (w wyniku podgrzewania przechodzi w stan ciekły). W zależności od rodzaju jest przezroczysty lub mleczny, dość miękki, ciągliwy i podatny na gięcie. W dotyku woskowaty. Jest bardzo odporny na rozpuszczalniki oraz na negatywne działanie kwasów i zasad. Pali się jasnym płomieniem (il. 3.12) z błękitną poświatą, topi się i spada kroplami. Nie gaśnie po wyjęciu ze źródła ognia. Po jego zgaszeniu rozchodzi się charakterystyczny zapach rozgrzanej świecy. W życiu codziennym wykorzystuje się kilka rodzajów polietylenu. Wśród nich są: LDPE – polietylen niskiej gęstości (z ang. *low density*) oraz HDPE – polietylen wysokiej gęstości (z ang. *high density*). Różnią się one twardością i wytrzymałością mechaniczną (HDPE jest odporniejszy niż LDPE). Kolejnym przykładem polietylenu jest PEX. Tworzą go łańcuchy polietylenu połączone przez inne związki. Jest trwały, stosowany do produkcji rur i izolacji. Ciekawszą odmianą polietylenu jest UHMWPE, polietylen o ultradużej masie cząsteczkowej, stosowany do produkcji kamizelek kuloodpornych, żagli, endoprotez i elementów wyposażenia wspinaczkowego.



3.12 Palący się polietylen

Zastosowanie polietylenu (PE)



wiadra, miski, pojemniki



elementy instalacji
elektrycznej (osłony kabli)



torby na zakupy



folie w budownictwie
i rolnictwie



termokurczliwe
opakowania do żywności



żyłki, np. do wędek

W skrócie

- C_nH_{2n} to wzór ogólny szeregu homologicznego alkenów.
- Alkeny to węglowodory z jednym podwójnym wiązaniem pomiędzy atomami węgla.
- Przedstawicielem alkenów jest eten (etylen). To bezbarwny gaz o słodkim zapachu.
- Alkeny tak jak wszystkie węglowodory ulegają reakcjom spalania całkowitego i niecałkowitego.
- Eten w reakcji polimeryzacji tworzy polietylen – polimer, który jest jednym z najprostszych tworzyw sztucznych.
- Polietylen stosujemy przede wszystkim do wyrobu torebek na zakupy oraz sprzętów codziennego użytku, takich jak miski, wiadra i pojemniki.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Narysuj wzory strukturalny i półstrukturalny cząsteczki but-1-enu.
- 2 Zapisz równania reakcji spalań wybranego alkenu, innego niż eten.
- 3 Wyjaśnij, na czym polega proces polimeryzacji. Nie zapomnij zapisać jednego, przykładowego równania reakcji.
- 4 Przygotuj wizytówkę polietylenu. Postaraj się w ciekawy sposób przedstawić budowę tego polimeru, jego właściwości i zastosowanie. Wyszukaj przynajmniej jedną ciekawostkę na temat tego tworzywa sztucznego.
- 5 Zaprojektuj doświadczenie pozwalające odróżnić LDPE od HDPE.
- 6 Korzystając z zasobów internetu, wyszukaj informacji o innych niż polietylen przykładach polimerów. Dla czterech przykładów podaj ich zastosowanie.

3.6 Alkiny

Podejmij temat

- Czym alkiny różnią się od alkenów?
- Czy alkiny są węglowodorami nasyconymi?

Węglowodory nienasycone – alkiny

Alkeny w swoich cząsteczkach mają jedno wiązanie podwójne, natomiast alkiny – jedno wiązanie potrójne. Jedne i drugie tworzą szereg homologiczny. Alkeny i alkiny mają podobną budowę (różnią się krotnością wiązania wielokrotnego), a także wykazują wiele cech wspólnych. Wzór ogólny już wyprowadzaliśmy, przypominamy go poniżej.

Wzór ogólny szeregu homologicznego alkinów



Przykład 13.

Ustal wzór sumaryczny alkinu o 3 i 5 atomach węgla oraz narysuj odpowiednie wzory półstrukturalne.

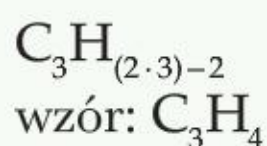
Etap

1. Podaj wzór ogólny szeregu homologicznego alkinów i liczby atomów węgla.
2. Zapisz wzory sumaryczne podanych związków.
3. Zapisz atomy węgla w linii prostej oraz połącz je odpowiednimi wiązaniami.
4. Uzupełnij wzory półstrukturalne atomami wodoru.

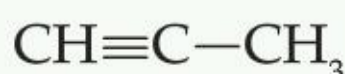
Rozwiązanie

Wzór ogólny: $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$

$$n = 3$$



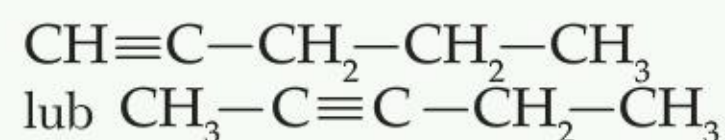
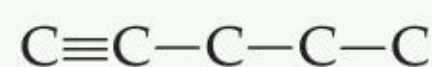
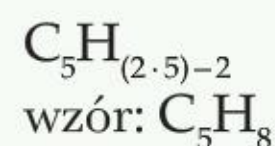
Pamiętaj, że alkiny mają wiązanie potrójne między atomami węgla.



Wzory są poprawne. Zgadza się liczba poszczególnych atomów oraz każdy atom węgla ma wartościowość równą IV.

Wzór ogólny: $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$

$$n = 5$$



Szereg homologiczny alkinów

Alkiny to węglowodory, które podobnie jak alkanany i alkeny tworzą szereg homologiczny. Nazwy alkinów możemy ułożyć na podstawie nazw alkanów, wymieniając końcówkę -an na końcówkę -yn. Do szeregu homologicznego alkinów z wiązaniem potrójnym przy pierwszym atomie węgla w łańcuchu węglowodorowym należą: etyn, propyn, but-1-yn i **pent-1-yn**. Spójrzmy na poniższą tabelę i umieszczone pod nią ważne zasady nazewnictwa.



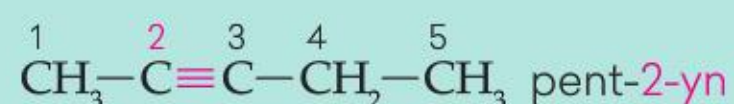
W toku dalszej edukacji możesz spotkać przykłady alkinów, których nazwy systematyczne mają końcówkę -an. Mimo to nadal to będą węglowodory zawierające jedno wiązanie potrójne pomiędzy atomami węgla.

Wzór sumaryczny i nazwa alkanu	Wzór sumaryczny alkinu	Wzór strukturalny		Wzór półstrukturalny i nazwa alkinu
C_2H_6 etan	C_2H_2	$H-C \equiv C-H$		$CH \equiv CH$ etyn
C_3H_8 propan	C_3H_4	$ \begin{array}{c} H \\ \\ H-C \equiv C-C-H \\ \\ H \end{array} $		$CH \equiv C-CH_3$ propyn
C_4H_{10} butan	C_4H_6	1 $ \begin{array}{c} H \quad H \\ \quad \\ H-C \equiv C-C-C-H \\ \quad \\ H \quad H \end{array} $	2 $ \begin{array}{c} H \quad \quad H \\ \quad \quad \\ H-C-C \equiv C-C-H \\ \quad \quad \\ H \quad \quad H \end{array} $	1 $CH \equiv C-CH_2-CH_3$ but-1-yn
				2 $CH_3-C \equiv C-CH_3$ but-2-yn
C_5H_{12} pentan	C_5H_8	1 $ \begin{array}{c} H \quad H \quad H \\ \quad \quad \\ H-C \equiv C-C-C-C-H \\ \quad \quad \\ H \quad H \quad H \end{array} $	2 $ \begin{array}{c} H \quad \quad H \quad H \\ \quad \quad \quad \\ H-C-C \equiv C-C-C-H \\ \quad \quad \quad \\ H \quad \quad H \quad H \end{array} $	1 $CH \equiv C-CH_2-CH_2-CH_3$ pent-1-yn
				2 $CH_3-C \equiv C-CH_2-CH_3$ pent-2-yn

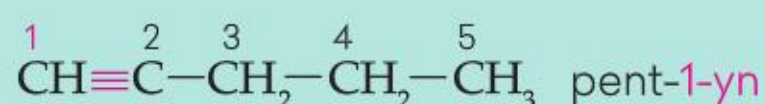
Więcej na temat

Nazewnictwo alkinów

Na podstawie wzoru sumarycznego C_5H_8 nie jesteśmy w stanie ustalić, czy mowa o pent-1-ynie czy pent-2-ynie. Dopiero zapoznanie się ze wzorem półstrukturalnym rozwiąże ten problem.



pent-2-yn



pent-1-yn

→ kierunek numeracji łańcucha w przypadku obu związków

Zwróć uwagę, że dla nierozgałęzionych alkenów zawierających 5 atomów węgla w cząsteczce, przed końcówką -yn podano numer atomu węgla, przy którym znajduje się wiązanie potrójne. Wybór kierunku numerowania atomów węgla w łańcuchu jest prosty – należy postępować tak, żeby atom węgla, przy którym znajduje się wiązanie potrójne, miał jak najniższy numer. Dlatego w obu przypadkach numerowaliśmy od strony lewej do prawej. Zauważ, że dla etynu i propynu nie podaje się numeru 1 (ponieważ nie ma et-2-ynu i prop-2-ynu).

Etyn (acetylen) – wzory, nazwy i model cząsteczki

Etyn to związek chemiczny zbudowany z 2 atomów węgla połączonych ze sobą wiązaniem potrójnym oraz z 2 atomów wodoru. Częściej stosuje się nazwę zwyczajową – acetylen.

Wzór sumaryczny	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa	Wzór strukturalny	Wzór półstrukturalny = wzór grupowy	Model cząsteczki
C_2H_2	etyn	acetylen	$H-C\equiv C-H$	$CH\equiv CH$	

Doświadczenie 21.

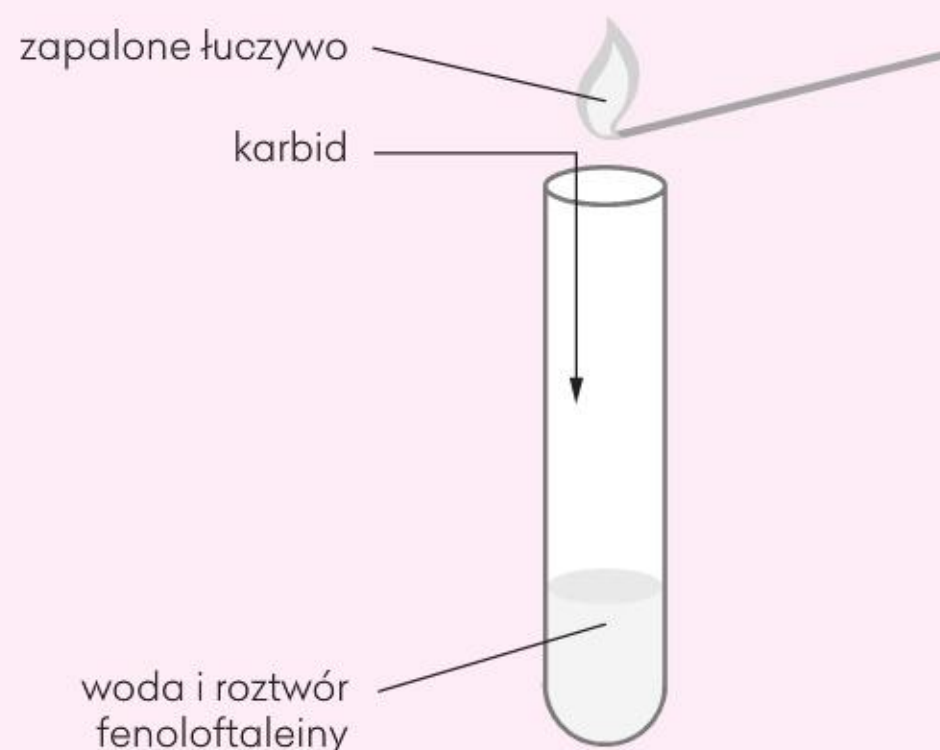
Działanie karbidem na wodę i badanie palności otrzymanego produktu gazowego

Sprzęt: probówka, łapa do probówek, palnik, zapalniczka, łuczywo, łyżeczka, pipety Pasteura z kapilarą

Odczynniki: karbid (węglík wapnia), woda, roztwór fenoloftaleiny

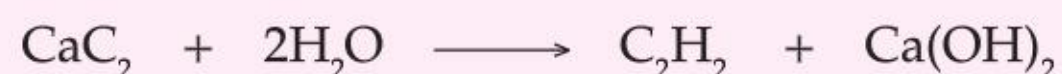
Wykonanie:

- Do probówki wlej 2 cm^3 wody.
- Następnie dodaj 2 lub 3 krople roztworu fenoloftaleiny.
- Przygotuj zapalony palnik oraz łuczywo. Nie ogrzewaj zawartości probówki.
- Do naczynia wrzuć 2–3 kawałki karbidu (wielkości ziarna ryżu).
- Do wylotu probówki przyłóż zapalone łuczywo.



Obserwacje: Po wrzuceniu karbidu do roztworu wydziela się bezbarwny gaz. Zawartość probówki pieni się i ogrzewa. Po przyłożeniu zapalonego łuczywa do wylotu probówki pojawia się jasny, żółto-pomarańczowy, kopcący płomień. Płomień po chwili gaśnie. Wylot naczynia jest bardzo okopcony (na ściankach pojawia się ciemny nalot). Na dnie naczynia mieszanina rozdziela się na dwie warstwy: malinowej barwy roztwór na górze i biały osad na dole.

Wnioski: Po wrzuceniu karbidu (węglíka wapnia) do wody zaszła reakcja chemiczna zgodna z równaniem:



Spalającym się bezbarwnym gazem jest acetylen. Roztwór fenoloftaleiny zmienił zabarwienie na malinowe, ponieważ powstały wodorotlenek wapnia wysycił ciecz. Ciemny nalot przy wylocie probówki to węgiel, powstający w trakcie przeważającego spalania niecałkowitego, zgodnego z równaniem reakcji:



Etyn (acetylen) – wybrane właściwości

W probówce (il. 3.13) znajduje się acetylen. W temperaturze pokojowej etyn jest bezbarwnym i bezwonny gazem. Charakterystyczny zapach przy otrzymywaniu acetyleny z karbidu to zanieczyszczenia innymi zapachowymi związkami fosforu i siarki. Gaz jest łatwopalny, ma szeroki zakres wybuchowości w powietrzu. Jego zawartość w powietrzu grożąca wybuchem mieści się w granicach od 2,5 do 80%. Acetylen nie jest rozpuszczalny w wodzie, ale rozpuszcza się dobrze w niektórych rozpuszczalnikach niepolarnych. Gaz ten jest przechowywany w butlach stalowych (pod bardzo dużym ciśnieniem), w postaci roztworu w acetonie, w którym bardzo dobrze się rozpuszcza.



3.13 Probówka z acetylenem

Właściwości etynu (acetyleny)	
fizyczne	chemiczne
• gaz • bezbarwny • słabo rozpuszczalny w wodzie	• bezwonny • nie podtrzymuje spalania • palny, wybuchowy

Spalanie całkowite i niecałkowite acetyleny

Acetylen osiąga najwyższą temperaturę w płomieniu i jest najbardziej wydajnym spośród znanych gazów palnych. Zapewnia bardzo dokładne ogrzewanie punktu, przy minimalnych stratach ciepła. Takie cechy spalania etynu pozwalają na wysoką wydajność pracy, dlatego używany jest do palników acetylenowo-tlenowych. Mieszanki acetylenowo-tlenowe stosowane są w procesach cięcia. Do całkowitego spalania acetyleny wymagana jest minimalna ilość tlenu. Acetylen jest gazem lżejszym od powietrza, więc nie gromadzi się w dolnych partiach pomieszczeń, co zwiększa bezpieczeństwo pracy z nim. Przechowywany jest w butlach pod ciśnieniem (il. 3.14).

Etyn ulega reakcjom spalania, których przebieg zależy od dostępności tlenu z powietrza. Równanie reakcji spalania całkowitego acetyleny (przy pełnym dostępie tlenu) to:



Równania reakcji spalania niecałkowitego etynu (przy niepełnym dostępie tlenu):



Tak jak przy poprzednich równaniach reakcji spalania węglowodorów warto zwrócić uwagę na proporcję liczby cząsteczek gazu do liczby cząsteczek tlenu.



3.14 Acetylen przechowywany jest w butlach pod ciśnieniem

Ciekawie!

Zupełnie czysty acetylen w połączeniu z tlenem używany był przy operacjach do narkozy, czyli znieczulenia ogólnego.

Zastosowanie acetylenu



półprodukt
petrochemiczny



produkcja tworzyw
sztucznych



produkcja
rozpuszczalników



w palnikach acetylenowo-
-tlenowych



do narkozy, jako tzw.
narcylen



dawniej w lampach
karbidowych

W skrócie

- C_nH_{2n-2} to wzór ogólny szeregu homologicznego alkinów.
- Alkiny to węglowodory z jednym potrójnym wiązaniem pomiędzy atomami węgla.
- Przedstawicielem alkinów jest etyn (acetylen). To bezbarwny i bezwonny gaz.
- Alkiny tak jak wszystkie inne węglowodory ulegają reakcjom spalania całkowitego i niecałkowitego.
- Acetylen stosuje się przede wszystkim do wyrobu tworzyw sztucznych, rozpuszczalników oraz w palnikach acetylenowo-tlenowych do spawania i cięcia.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Narysuj wzory strukturalny i półstrukturalny cząsteczki but-1-ynu.
- 2 Zapisz równania reakcji spalania wybranego alkinu, innego niż etyn.
- 3 Przygotuj wizytówkę acetylenu. Postaraj się w ciekawy sposób przedstawić budowę jego cząsteczki, właściwości i zastosowanie. Wyszukaj przynajmniej jedną ciekawostkę na temat użycia tego gazu.
- 4 Odszukaj w kartach charakterystyki etynu, jakie znaki ostrzegawcze (piktogramy) powinny być widoczne w pomieszczeniach, w których znajdują się butle z acetylenem.
- 5 Zastanów się, czy każdy spawacz może korzystać z palników acetylenowo-tlenowych. Czy potrzebne są specjalne zezwolenia do pracy z tymi gazami? Jeśli tak, odszukaj, co należy zrobić, aby móc pochwalić się takimi uprawnieniami.

3.7 Właściwości węglowodorów

Podejmij temat

- Czym się różnią między sobą węglowodory?
- Czy alkeny i alkiny są do siebie podobne?
- Czy podobna budowa cząsteczek węglowodorów determinuje podobne właściwości chemiczne?

Właściwości chemiczne

Właściwości chemiczne to są te właściwości substancji, które wykazujemy w trakcie zachodzenia reakcji chemicznych. Należy do nich przede wszystkim palność, czyli uleganie reakcji spalania. Inna właściwość chemiczna to smak substancji, badany za pomocą bezpośredniego jej kontaktu z receptorami zmysłu smaku. Kolejną właściwością jest reaktywność, czyli interakcja z innymi substancjami. Czasami jest ona spełniona pod wpływem specyficznych warunków, takich jak zmiana temperatury lub użycie katalizatora. Ostatnią, wyjątkową, właściwością chemiczną jest toksyczność, czyli negatywny wpływ substancji na żywe komórki, prowadzący do nieodwracalnych zaburzeń ich funkcji życiowych. Sprawą oczywistą jest, że ze względu na niebezpieczne dla zdrowia właściwości nie będziemy określali np. smaku. Skupimy się na reaktywności chemicznej.

Właściwości chemiczne – interakcje z innymi substancjami

Reaktywność chemiczna to zdolność związków lub pierwiastków chemicznych do reakcji chemicznych z innymi związkami lub pierwiastkami chemicznymi. Węglowodory nasycone i nienasycone zachowują pewną reaktywność w stosunku do fluorowców, czyli pierwiastków znajdujących się w 17 grupie układu okresowego. Przykładami takich substancji są: fluor, chlor, brom. Wszystkie te pierwiastki w stanie wolnym występują w postaci cząsteczkowej, czyli dwuatomowej. Oznacza to, że ich wzory sumaryczne zapisujemy w postaci: F_2 , Cl_2 , Br_2 . Reaktywność alkanów względem fluorowców jest możliwa, ale musimy zapewnić mieszanie specjalne warunki. Alkeny i alkiny reagują z niektórymi fluorowcami (np. wybuchowo z fluorem). Najczęściej spotykane to reakcje z wodą bromową. Znana jest również woda chlorowa, mniej popularna ze względu na brak możliwości obserwacji wyraźnej, spodziewanej zmiany barwy. Jest to roztwór bardzo blady w kolorze, przypominający wręcz bezbarwną ciecz. Przeprowadzimy doświadczenie, które potwierdzi wspomniane zależności, czyli wypróbujemy reakcję fluorowcowania. Zanim ją przeprowadzimy, przeanalizujemy metodę otrzymywania wody bromowej – niezbędnego odczynnika w tym eksperymencie. Obok przedstawiono zdjęcia prezentujące barwę czystego bromu (il. 3.15) i jego rozcieńczoną postać (il. 3.16).



3.15 Brom w warunkach normalnych jest ciemną, brunatną cieczą o ostrym i nieprzyjemnym zapachu przypominającym zapach chloru. Ma stosunkowo niską temperaturę wrzenia. Dla przykładu – w temperaturze pokojowej nad cieczą unoszą się brunatne opary



3.16 Woda bromowa to inaczej wodny roztwór bromu. Jej zabarwienie zależy od ilości niemetalu w mieszaninie. Przy małym stężeniu barwa jest herbaciana, przy większym odcień się intensyfikuje

Więcej na temat

Jak otrzymać rozcieńczony roztwór zawierający brom?

Doświadczenie 22.

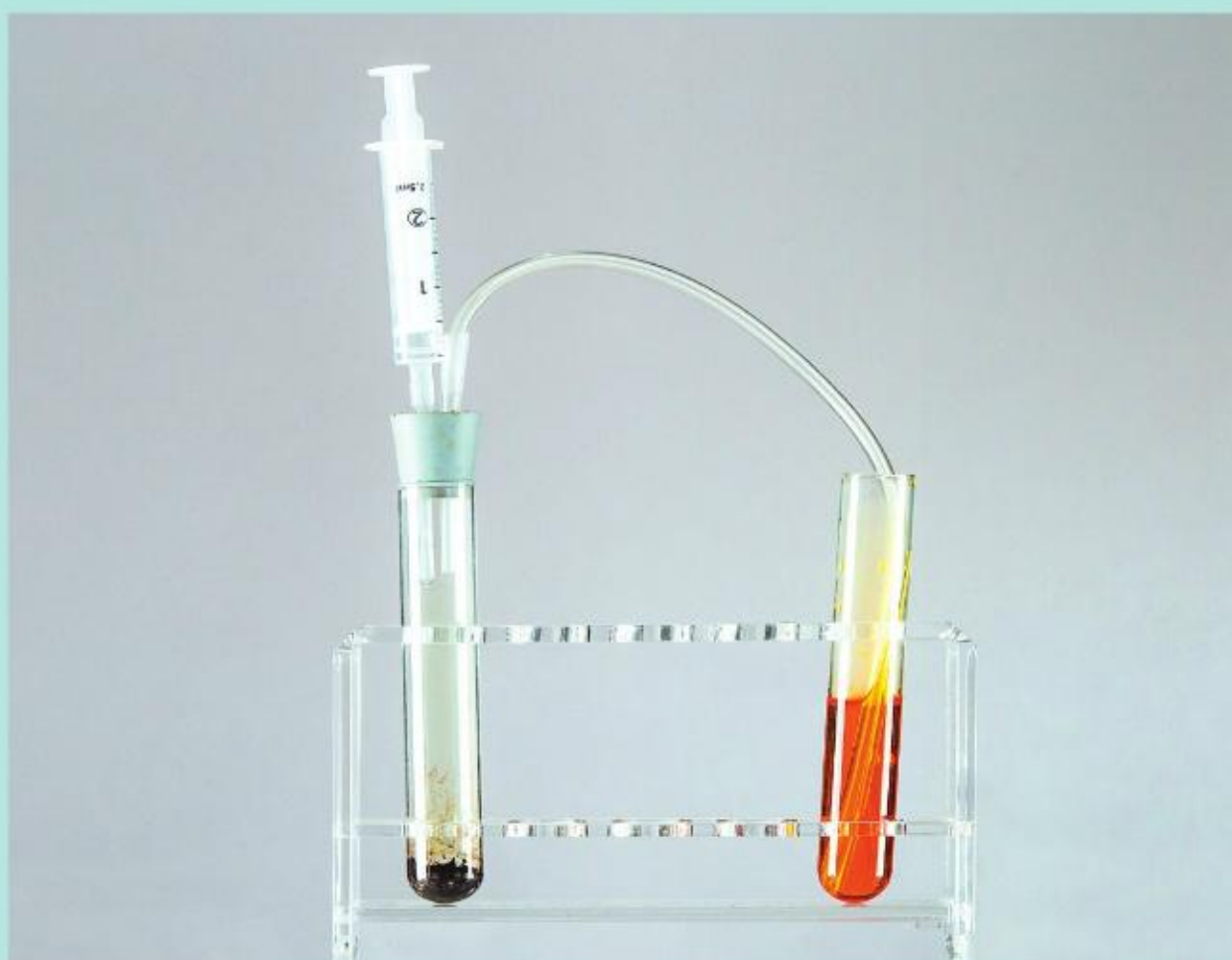
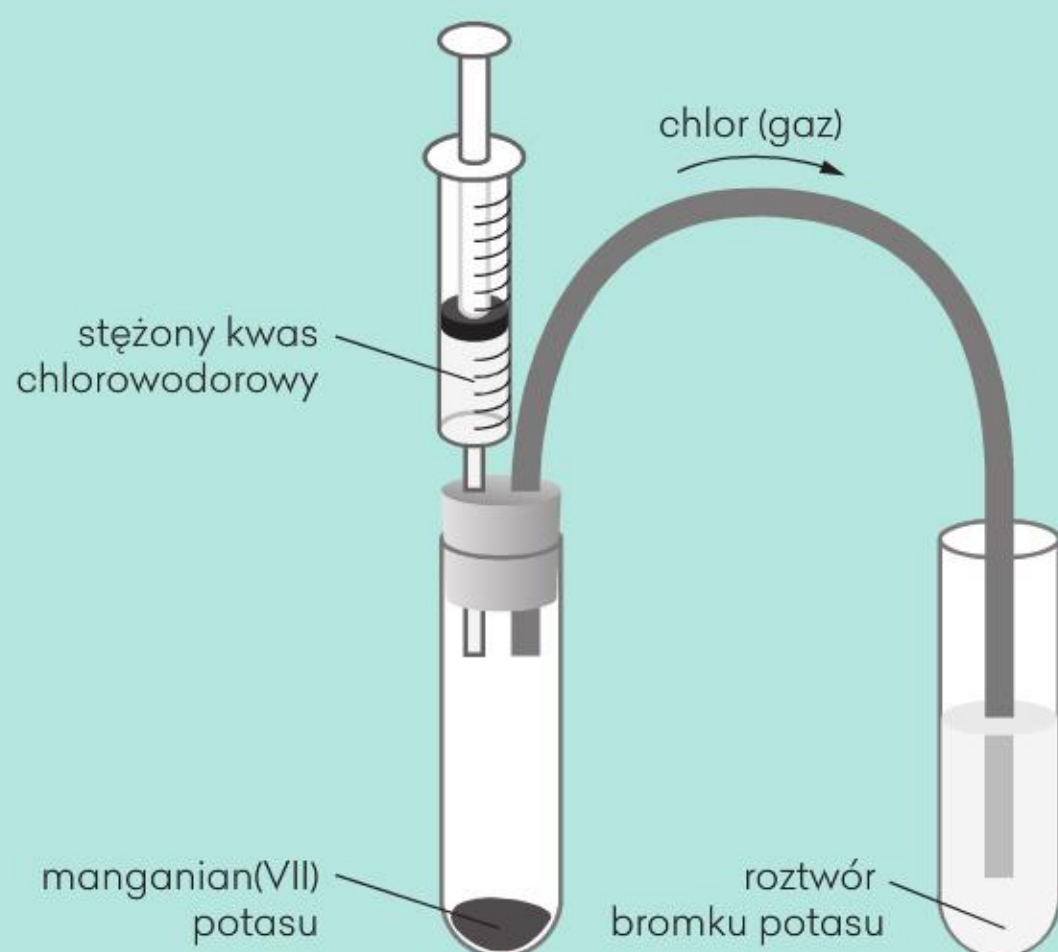
Działanie stężonym kwasem chlorowodorowym na manganian(VII) potasu i przepuszczanie otrzymanego produktu gazowego przez roztwór bromku potasu

Sprzęt: dwie probówki, statyw na probówki, nasadka do wprowadzania cieczy i odprowadzania gazów, strzykawka, wężyk do infuzji

Odczynniki: stężony kwas chlorowodorowy, manganian(VII) potasu, roztwór bromku potasu

Wykonanie:

- Do pierwszej probówki wsyp szczyptę manganianu(VII) potasu.
- Osadź w naczyniu nasadkę do wprowadzania cieczy i odprowadzania gazów.
- W jednym z otworów nasadki umieść strzykawkę z około $0,5 \text{ cm}^3$ stężonego kwasu chlorowodorowego.
- W drugim otworze nasadki umieść wężyk.
- Końcówkę wężyka zanurz w $4\text{--}5 \text{ cm}^3$ roztworu bromku potasu.
- Powoli wciskaj tłok strzykawki, kroplami wprowadzając kwas chlorowodorowy do manganianu(VII) potasu.



Obserwacje: Po dodaniu kilku kropli stężonego kwasu chlorowodorowego do manganianu(VII) potasu wydzielił się bladzielony gaz, wypełniający pierwszą probówkę od dna ku górze. Intensywny zapach przypomina ten, który wyczuwamy na basenie. Z końcówki rurki wydobywają się pęcherzyki. Ciecz w drugim naczyniu stopniowo zabarwia się na herbaciany kolor.

Wnioski: W pierwszym naczyniu wydzielił się chlor – gaz o nieprzyjemnym zapachu. W wyniku przepuszczenia chloru przez roztwór bromku potasu zachodzi reakcja wymiany zgodna z równaniem: ✕



Herbaciane zabarwienie cieczy świadczy o obecności bromu w roztworze.

Uwagi: Doświadczenie najlepiej przeprowadzić przy dobrej wentylacji. W jednym układzie warto otrzymać większą ilość roztworu bromu (przyda się do kolejnych doświadczeń).

Doświadczenie 23.

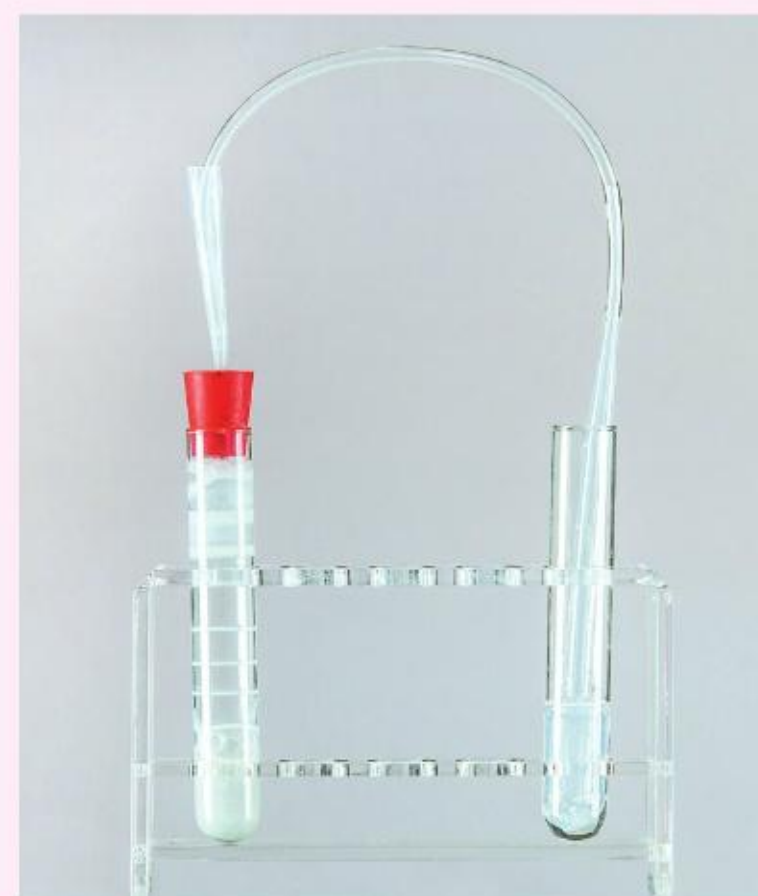
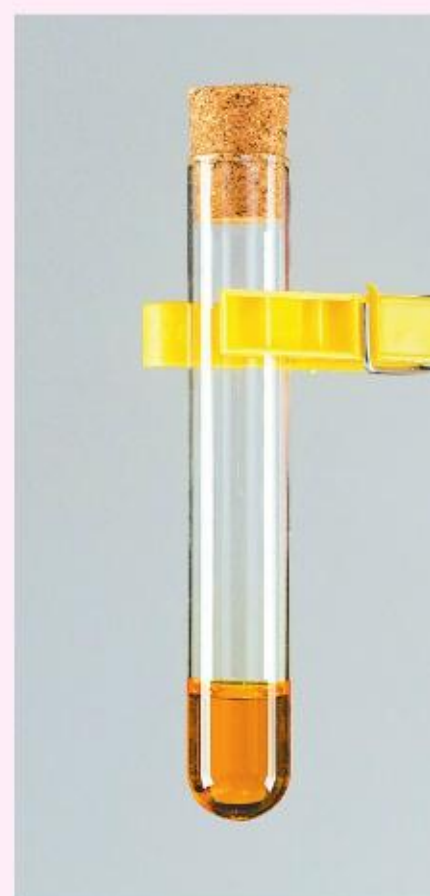
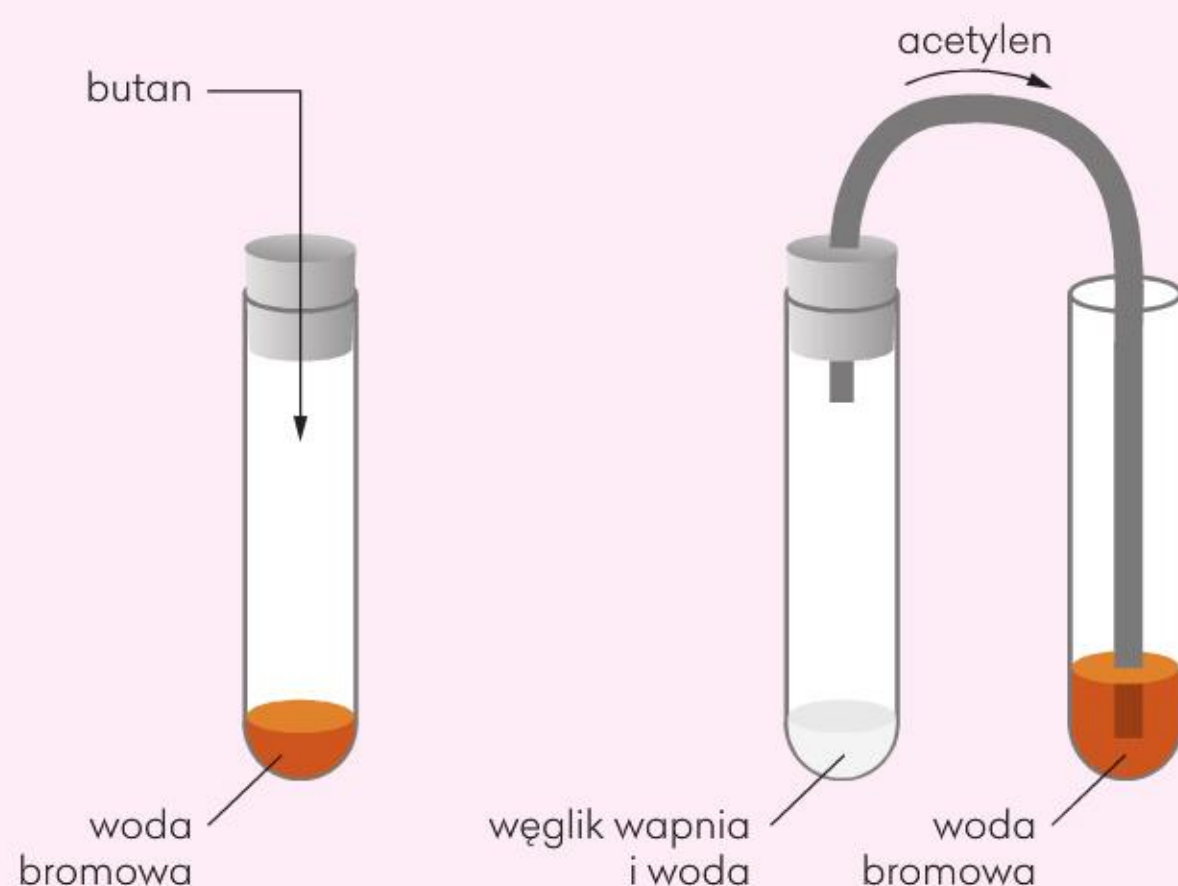
Odróżnianie węglowodoru nasyconego (butanu) od nienasyconego (etynu)

Sprzęt: trzy probówki, statyw na probówki, klamerki, korek pełny, nasadka do odprowadzania gazów, wężyk do infuzji lub słomka z bełkotką, pipety Pasteura z podziałką

Odczynniki: butan (gaz z zapalniczki), acetylen (etyn) otrzymany w wyniku reakcji węgla wapnia i wody, woda bromowa (metoda otrzymywania w *Więcej na temat*)

Wykonanie:

- Do dwóch probówek wlej po 1–2 cm³ wody bromowej.
- Do pierwszej probówki z wodą bromową wpuść niewielką ilość butanu (zapalniczkę przechyl do wylotu naczynia, nie dotykając pokrętła, wciśnij przycisk, odczekaj 20 sekund). Następnie zamknij probówkę korkiem i wstrząśnij zawartością naczynia.
- Do trzeciej probówki wlej 2–3 cm³ wody, wrzuć 2–3 małe fragmenty węgla wapnia (wielkości ziaren grochu). Następnie szybko zamknij probówkę nasadką do odprowadzania gazów podłączoną do wężyka z bełkotką.
- Bełkotkę umieść w probówce z wodą bromową. Acetylen należy przepuszczać przez roztwór zawierający brom przez 2–3 minuty.
- Porównaj zabarwienia zawartości probówek po przepuszczeniu przez nie gazów.



Obserwacje: W probówce z butanem nawet po wymieszaniu pozostaje ciecz o herbacianej barwie. W drugiej probówce, po przepuszczeniu acetyleny, ciecz o barwie herbacianej (pomarańczowej) odbarwia się.

Wnioski: W warunkach doświadczenia butan nie reaguje z bromem, natomiast acetylen odbarwia roztwór zawierający brom, czyli zachodzi reakcja chemiczna (opisana w *Więcej na temat* na następnej stronie).

Przyłączanie bromu

Reakcjom przyłączania bromu (bądź chloru) ulegają wszystkie węglowodory nienasycone, zarówno alkeny, jak i alkiny. Taki typ reakcji nazywamy fluorowaniem. Podczas reakcji przyłączania bromu zawsze zaobserwujemy stopniowe rozjaśnienie lub całkowite odbarwienie roztworu zawierającego brom. W doświadczeniach szkolnych będziemy stosować wodę bromową.

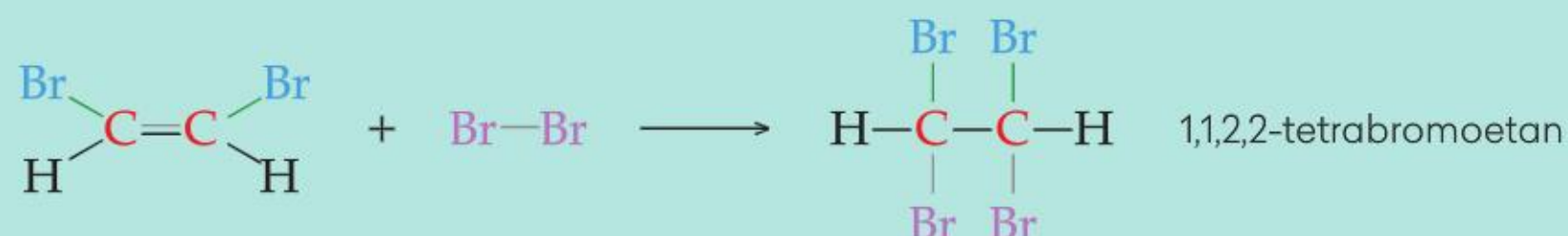
Więcej na temat

Reakcja acetylenu (etynu) z bromem (wodą bromową). Dlaczego woda bromowa się odbarwia?

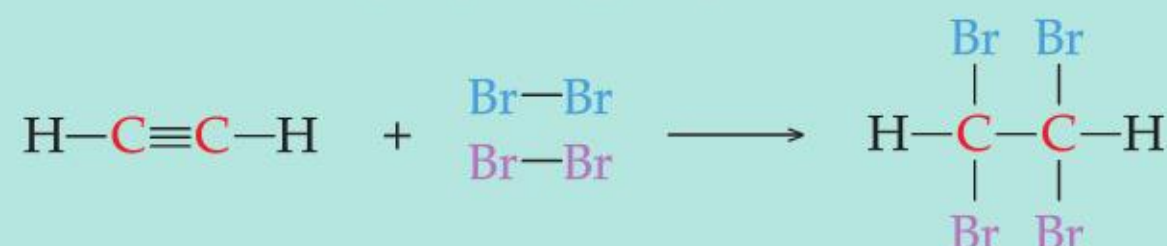
Acetylen (etyn) to alkin, czyli węglowodór nienasycony z potrójnym wiązaniem. Reaguje on łatwo z bromem (występuje w postaci cząsteczkowej). W wyniku takiej reakcji następuje rozerwanie jednego z trzech wiązań pomiędzy atomami węgla, do którego zostają przyłączone atomy bromu zgodnie ze schematem:



Nowo powstała cząsteczka nadal wykazuje charakter nienasycony (ma podwójne wiązanie). W podobny sposób jak w pierwszym etapie następuje rozerwanie jednego z dwóch wiązań, po czym zostają przyłączone atomy bromu zgodnie ze schematem:



Sytuacja powtarza się do wyczerpania całej ilości bromu w wodzie bromowej, dlatego herbaciany w kolorze roz-
twór się odbarwia. Powyższe równania możemy zapisać jako jedno zsumowane:



Zapis powyższego równania reakcji w formie cząsteczkowej:



W skrócie

- Węglowodory ulegają reakcjom spalania – całkowitego i niecałkowitego.
- Reakcje spalania całkowitego przebiegają przy pełnym dostępie tlenu, a produktami tych reakcji są tlenek węgla(IV) i tlenek wodoru.
- Reakcje spalania niecałkowitego przebiegają przy ograniczonym dostępie tlenu. Produktami tych reakcji są tlenek węgla(II) lub węgiel oraz para wodna.
- Alkeny i alkiny ulegają reakcjom fluorowcowania.
- Alkeny i alkiny odbarwiają wodę bromową, ponieważ wykazują nienasycony charakter (zawierają wiązania wielokrotne).

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Zapisz wszystkie rodzaje reakcji spalania dla:
a) propanu, b) propenu, c) propynu.
- 2 Zapisz równania reakcji odpowiadające kolejnym etapom odbarwienia wody bromowej przez propen.
- 3 Zaprojektuj doświadczenie pozwalające odróżnić etan od etenu. Pamiętaj, że obydwa badane związki chemiczne są gazami. Koniecznie zapisz obserwacje i wnioski.
- 4 Na podstawie ogólnych prawidłowości podaj spodziewane barwy po reakcji wody bromowej z alkanem, alkenem i alkinem.
- 5  Wyszukaj w internecie informacje na temat metody otrzymywania acetylenu, której użyto w doświadczeniu 21. Wyszukaj zastosowania węgla wapnia oraz wskaż jego inne nazwy.

Podsumowanie działu 3

Ważne pojęcia

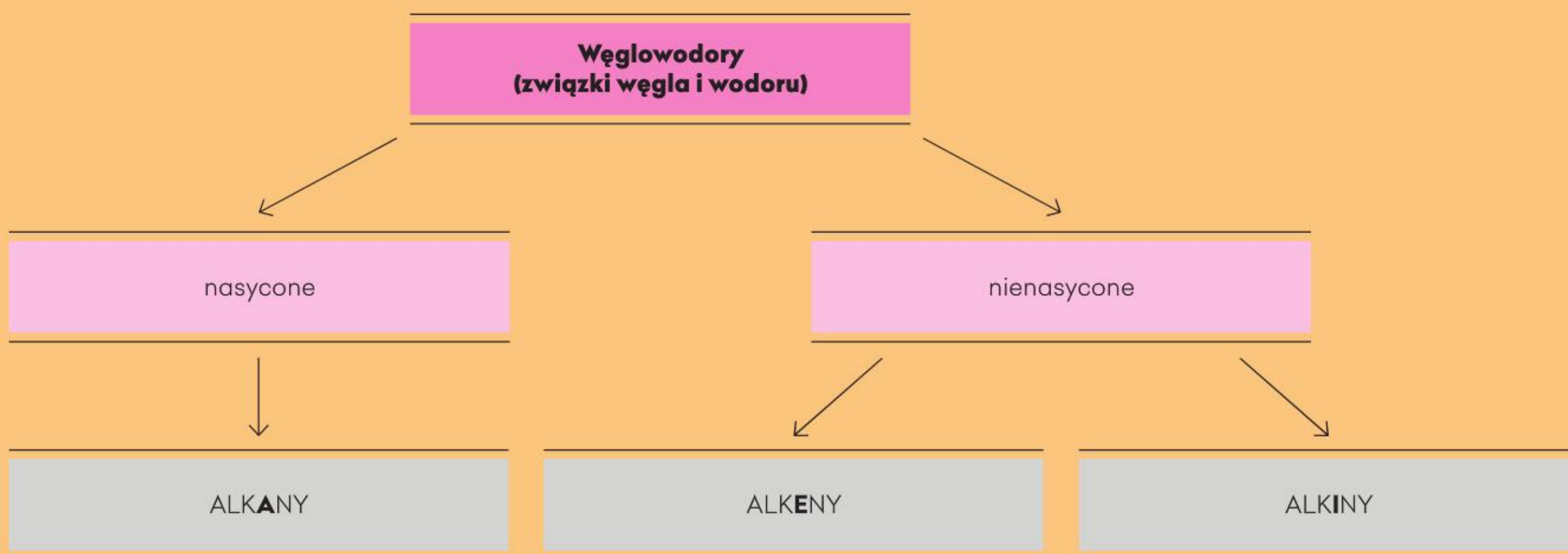
chemia organiczna	węglowodory	węglowodory nasycone	węglowodory nienasycone
alkany	alkeny	alkiny	spalanie całkowite
			spalanie niecałkowite

Chemia organiczna – nauka o związkach węgla.

Węglowodory – związki organiczne zbudowane wyłącznie z węgla i wodoru. Źródłami węglowodorów są: gaz ziemny, ropa naftowa, węgle kopalne.

Produkty **destylacji ropy naftowej**: gazy rafineryjne, benzyna, nafta, olej napędowy, olej opałowy, mazut, asfalt. Produkty destylacji ropy naftowej wykorzystuje się przede wszystkim jako paliwo, do ogrzewania i w transporcie.

Podział poznanych **węglowodorów**:



Przedstawicielem alkanów jest metan – bezbarwny i bezwonny gaz, który słabo rozpuszcza się w wodzie. Jest łatwopalny, spala się niebieskim płomieniem. Używany jest do ogrzewania domów, w kuchenkach gazowych oraz do produkcji tworzyw sztucznych.

Przedstawicielem alkenów jest eten – bezbarwny gaz o słodkim zapachu, który słabo rozpuszcza się w wodzie. Jest łatwopalny. W reakcji polimeryzacji tworzy polietylen – polimer, który jest jednym z najprostszych tworzyw sztucznych. Polietylen stosuje się przede wszystkim do wyrobu torebek oraz sprzętów codziennego użytku, takich jak miski i pojemniki.

Przedstawicielem alkinów jest etyn (acetylen) – bezbarwny i bezwonny gaz. Acetylen stosuje się przede wszystkim do wyrobu tworzyw sztucznych, rozpuszczalników, ma też zastosowanie w palnikach acetylenowo-tlenowych do spawania i cięcia metalu.

Reakcje spalania całkowitego przebiegają przy pełnym dostępie tlenu, a produktami tych reakcji są tlenek węgla(IV) i para wodna.

Reakcje spalania niecałkowitego przebiegają przy ograniczonym dostępie tlenu. Produktami tych reakcji są tlenek węgla(II) lub węgiel oraz para wodna.

Liczba atomów węgla	Alkany	Alkeny	Alkiny
1	CH ₄ metan	–	–
2	C ₂ H ₆ etan	C ₂ H ₄ eten (etylen)	C ₂ H ₂ etyń (acetylen)
3	C ₃ H ₈ propan	C ₃ H ₆ propen	C ₃ H ₄ propyn
4	C ₄ H ₁₀ butan	C ₄ H ₈ but-1-en lub but-2-en	C ₄ H ₆ but-1-yn lub but-2-yn
5	C ₅ H ₁₂ pentan	C ₅ H ₁₀ pent-1-en lub pent-2-en	C ₅ H ₈ pent-1-yn lub pent-2-yn

Spalanie CAŁKOWITE	
węglowodór + tlen	→ tlenek węgla(IV) + para wodna
C _x H _y + O ₂	→ CO ₂ + H ₂ O
substraty	→ produkty
pełny dostęp tlenu (np. z powietrza)	

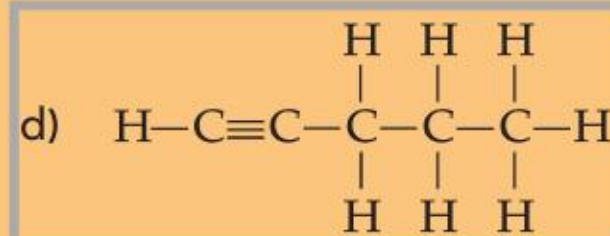
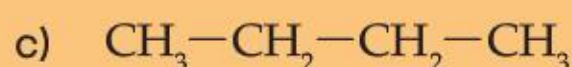
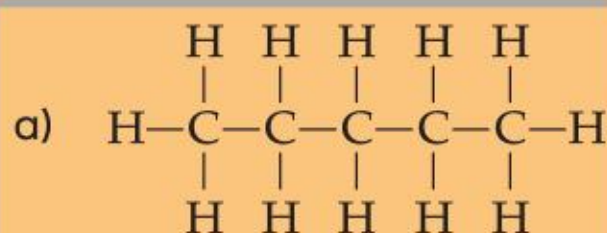
Spalanie NIECAŁKOWITE	
węglowodór + tlen	→ tlenek węgla(II) + para wodna
	→ węgiel + para wodna
C _x H _y + O ₂	→ CO + H ₂ O
	→ C + H ₂ O
substraty	→ produkty
ograniczony dostęp tlenu	

Alkeny i alkiny odbarwiają wodę bromową, ponieważ wykazują nienasycony charakter (zawierają wiązania wielokrotne). Barwy wody bromowej po przepuszczaniu węglowodorów przedstawiono w tabeli.

	ALKANY	ALKENY	ALKINY
wygląd wody bromowej <u>przed</u> kontaktem z węglowodorem			
wygląd wody bromowej <u>po</u> kontakcie z węglowodorem			

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Wymień i opisz krótko naturalne źródła pozyskiwania węglowodorów.
- 2 Wymień cztery produkty destylacji ropy naftowej, podaj ich zastosowania.
- 3 Zapisz wzory strukturalne cząsteczek etanu i but-2-ynu.
- 4 Zapisz wzory półstrukturalne cząsteczek etenu i alkinu o 3 atomach węgla.
- 5 Podaj nazwę i wzór sumaryczny alkenów zawierających:
 - a) 2 atomy węgla,
 - b) 3 atomy węgla,
 - c) 5 atomów węgla.
- 6 Podaj nazwy i wzory sumaryczne dla przedstawionych poniżej wzorów związków chemicznych.



- 7 Zapisz wzory strukturalne z zadania 6. w postaci wzorów półstrukturalnych.
- 8 Zapisz równania reakcji spalania propanu przy małym i dużym dostępie powietrza.
- 9 Zapisz równania reakcji spalania but-1-enu.
- 10 Określ stan skupienia wszystkich substancji, których wzory sumaryczne zebrano w tabeli, w temperaturach:
 - a) -50°C ,
 - b) 0°C ,
 - c) 30°C .

Wzór sumaryczny	Temperatura topnienia [$^\circ\text{C}$]	Temperatura wrzenia [$^\circ\text{C}$]
CH_4	-182	-161
C_2H_6	-183	-89
C_3H_8	-188	-42
C_4H_{10}	-138	-0,6
C_5H_{12}	-130	36

- 11 Wyjaśnij, na czym polega proces polimeryzacji.
- 12 Zaprojektuj doświadczenie pozwalające odróżnić węglowodor nasycony od węglowodoru nienasyconego. Koniecznie zapisz obserwacje i wnioski.

- 13 Przyjrzyj się schematowi powstawania wiązań chemicznych w cząsteczce metanu. Następnie odpowiedz na pytanie i wykonaj polecenia.



- a) Czy na podstawie schematu można odczytać liczbę elektronów dla atomów wszystkich pierwiastków biorących udział w powstawaniu wiązań?
 b) Zapisz wzory: elektronowy, strukturalny i sumaryczny dla cząsteczki metanu.
 c) Korzystając z odpowiedniej tabeli, wylicz różnicę elektroujemności pierwiastków chemicznych wchodzących w skład cząsteczki metanu oraz określ spodziewany rodzaj wiązania chemicznego.

- 14 Woda bromowa w wyniku kontaktu z pewnym węglowodorem uległa odbarwieniu. Wskaż, którego związku mogło dotyczyć przeprowadzone doświadczenie. Po dokonaniu wyboru zapisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej.

A. etan B. polietylen C. metan D. eten E. acetylen

- 15 Parafina to mieszanina alkanów stałych. Uczniowie otrzymali od nauczyciela kilka próbek tego półproduktu do wyrobu świec. Ich zadaniem było sprawdzenie, czy każdy produkt, pochodzący z różnych źródeł, ma ten sam skład. W tym celu postanowili określić wartości temperatur topnienia mieszanin. Wyniki przedstawili w poniższej tabeli.

	Przybliżona wartość temperatury topnienia [°C]
Próbka parafiny ze sklepu nr 1	47
Próbka parafiny ze sklepu nr 2	55
Próbka parafiny ze sklepu nr 3	60

Korzystając z internetu, sprawdź, czy było możliwe otrzymanie tak odmiennych wyników. Wyjaśnij, z czego mogą wynikać zanotowane rozbieżności.

- 16 Paliwem wielu zapalniczek jest butan o wzorze sumarycznym C_4H_{10} . Jak wynika z informacji w karcie charakterystyki, w temperaturze pokojowej jest on bezbarwnym gazem. Okazuje się jednak, że zawartość zapalniczki jest bezbarwną cieczą. W wyniku jakiej różnicy w warunkach panujących w zbiorniku doszło do skroplenia tego gazu w temperaturze pokojowej?

- 17 Na podstawie poniższego opisu zapisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej. Nie zapomnij uwzględnić warunków niezbędnych do przeprowadzenia doświadczenia.

Jedną z metod otrzymywania alkenów jest reakcja pirolizy. Polega ona na termicznym rozkładzie (w temperaturze powyżej 700°C) np. etanu. Produktami takiej reakcji są: odpowiedni węglowodór nienasycony (ma on taką samą liczbę atomów węgla, co wyjściowy alkan) i wodór.

- 18 Oblicz, ile gramów bromu mogło wziąć udział w reakcji chemicznej opisanej w zadaniu 17., zakładając, że w mieszaninie porynkcyjnej nie było w ogóle substratów oraz że do doświadczenia wzięto 2,8 g węglowodoru.

- 19 Metan i etan to związki chemiczne, które w temperaturze pokojowej są bezbarwnymi gazami. Wykazują one wiele podobieństw we właściwościach. Korzystając z internetu, sprawdź, czy istnieje jakaś mierzalna właściwość fizyczna, która pozwoli na ich proste rozróżnienie.

4. Pochodne węglowodorów



1. Parafina, stearyna i воск pszczeli to nazwy niektórych mieszanin służących do wykonywania świec. Czy wiesz, jakie związki chemiczne wchodzi w ich skład?
2. Czy oznakowanie rysunkiem cytryny odświeżacza powietrza, olejku zapachowego i świecy sygnalizuje, że w ich składzie znajduje się sok cytrynowy?
3. W jakim celu w niektórych odświeżaczach powietrza umieszcza się drewniane patyczki?
4. Kiedy zapach aromatyzowanych świec jest intensywniejszy – gdy są one zapalone czy gdy są zgaszone? Dlaczego tak się dzieje?

4.1 Alkohole

Podejmij temat



Czy przedstawione kosmetyki mają w swoim składzie wspólne dla wszystkich związki chemiczne? Jaki jest w nich rozpuszczalnik?



Pochodne węglowodorów – związki chemiczne, w których przynajmniej 1 atom wodoru został zastąpiony innym atomem lub grupą połączonych ze sobą atomów (tzw. grupą funkcyjną).

Alkohole – związki chemiczne składające się z grupy hydroksylowej i grupy węglowodorowej.



-OH to grupa hydroksylowa, grupa funkcyjna alkoholi.



Grupa węglowodorowa to grupa powstała poprzez odłączenie 1 atomu wodoru od węglowodoru.

Pochodne węglowodorów

W poprzednim dziale poznaliśmy związki chemiczne składające się z atomów węgla i atomów wodoru, czyli węglowodory. Najbliższe tematy poświęcone będą **po pochodnym węglowodorów**. Słowo „pochodne” oznaczać tu będzie, że przynajmniej 1 atom wodoru w związku chemicznym został podmieniony innym atomem lub kilkoma atomami, trwale ze sobą połączonymi wiązaniami chemicznymi. Pierwsze lekcje tego działu poświęcone będą alkoholom. Zwrócimy uwagę na ich wzory, właściwości i zastosowanie.

Wzór ogólny alkoholi

Alkohole to nazwa związków chemicznych należących do pochodnych węglowodorów. Grupa hydroksylowa składająca się z połączonych atomów wodoru i tlenu za każdym razem będzie zastępowała atom wodoru w alkanie, z którego powstał dany alkohol.



Część oznaczoną zapisem $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}$ będziemy nazywać grupą węglowodorową. Z połączenia grupy funkcyjnej (hydroksylowej) i węglowodorowej powstaje właśnie konkretny alkohol.

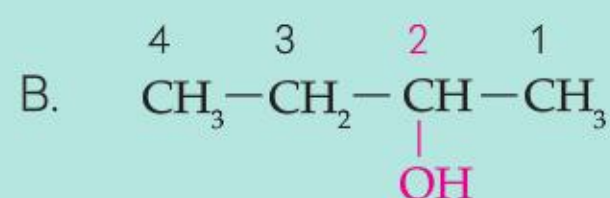
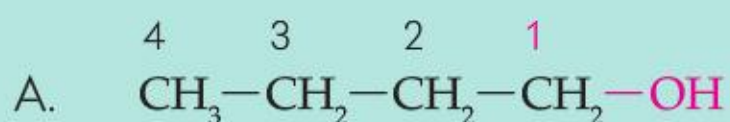
Nazwy i wzory alkoholi zawierających do 5 atomów węgla

Nazwy alkoholi tworzy się na podstawie nazw alkanów, z których powstały. Pierwszym przykładem związku z szeregu homologicznego alkanów jest metan. Natomiast pierwszym alkoholem z szeregu homologicznego jest metanol. Porównując obie nazwy, można zauważyć, że do nazwy alkanu dodaliśmy przyrostek -ol.

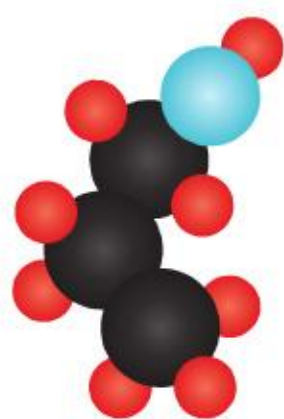
Wzór sumaryczny	Wzór półstrukturalny	Wzór strukturalny	Nazwa systematyczna
CH_4O	$\text{CH}_3\text{—OH}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H—C—O—H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	metanol
$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}$	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H—C—C—O—H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	etanol
$\text{C}_3\text{H}_8\text{O}$	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—OH}$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{H—C—C—C—O—H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	propan-1-ol
	$\begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3\text{—CH—CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H—C—O—H} \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	propan-2-ol
$\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—OH}$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H—C—C—C—C—O—H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	butan-1-ol
	$\begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH—CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H—C—O—H} \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	butan-2-ol
$\text{C}_5\text{H}_{12}\text{O}$	$\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—OH}$	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{H—C—C—C—C—C—O—H} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	pentan-1-ol
	$\begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH—CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H—C—O—H} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	pentan-2-ol
	$\begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH—CH}_2\text{—CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H—C—O—H} \\ \quad \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	pentan-3-ol

Czy wzór sumaryczny alkoholu powie nam wszystko o położeniu grupy hydroksylowej?

Wzór sumaryczny danego związku chemicznego informuje nas wyłącznie o liczbie i rodzaju atomów pierwiastków, które znajdują się w cząsteczce alkoholu. Podając zapis $C_4H_{10}O$ czy bardziej precyzyjny C_4H_9OH , możemy odczytać, że w obu przypadkach chodzi o butanol. Spójrzmy jednak na dwa przykłady wzorów półstrukturalnych.



W obu przypadkach wzór sumaryczny jest ten sam, jednak to dwa różne związki. Obydwa powstały z butanu, obydwie mają jedną grupę hydroksylową. Związek A. to butan-1-ol, natomiast B. to butan-2-ol. Cyfry 1 lub 2 informują, przy którym atomie węgla w łańcuchu znajduje się grupa hydroksylowa. W analizowanych przykładach numerowaliśmy atomy węgla od prawej do lewej strony. Dlatego numerem 1 oznaczyliśmy ten atom węgla, do którego w przykładzie A. przyłączona jest grupa funkcyjna. Dla przykładu – w obu wzorach skrajny, lewy atom węgla będzie miał numer 4. Dla metanolu i etanolu nie będziemy podawali pozycji grupy hydroksylowej.



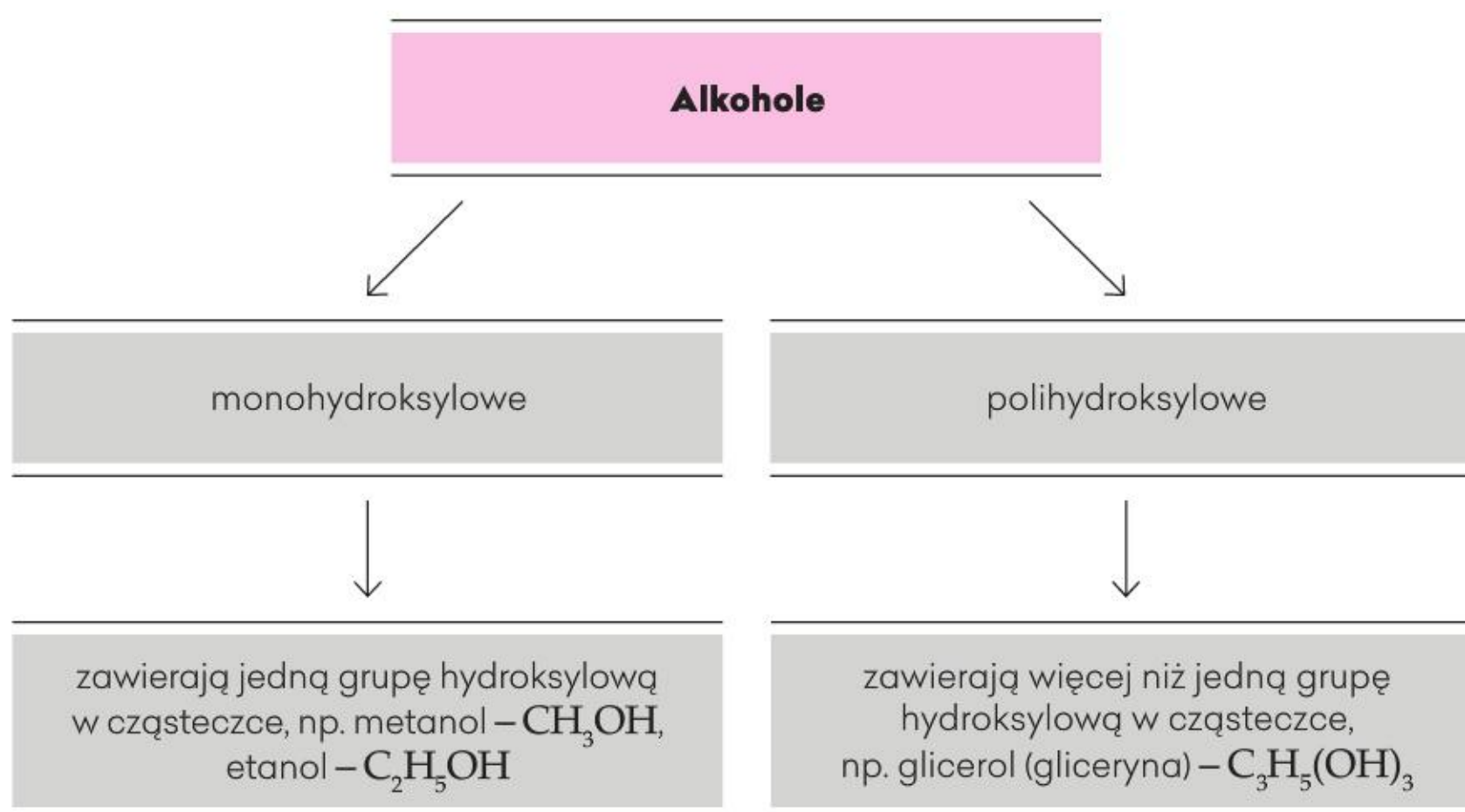
4.1 Model kulkowy propanolu



4.2 Model kulkowy glicerolu

Podział alkoholi

Alkohole można podzielić według wielu kryteriów. Jednym z nich jest liczba grup hydroksylowych w cząsteczce.



Z czym kojarzą się alkohole?

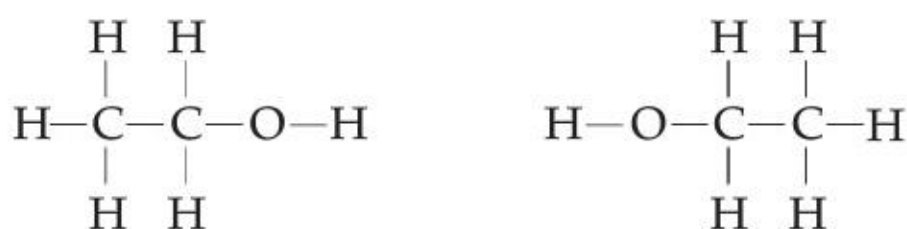
Z pewnością temat lekcji nasuwa wiele skojarzeń. Dla przykładu – etanol kojarzy się z alkoholami dostępnymi w sklepie, lekami czy perfumami. Gliceryna to składnik wielu kremów i innych produktów farmaceutycznych czy kosmetycznych. Wkrótce poznamy trzy przykłady związków należących do tej grupy.

W skrócie

- Pochodne węglowodorów – związki chemiczne, w których przynajmniej 1 atom wodoru został zastąpiony innym atomem lub grupą połączonych ze sobą atomów.
- Alkohole – związki składające się z grupy hydroksylowej i grupy węglowodorowej.
- OH to grupa hydroksylowa, grupa funkcyjna alkoholi.
- Grupa węglowodorowa to grupa powstała poprzez odłączenie 1 atomu wodoru od węglowodoru.
- Ze względu na liczbę grup hydroksylowych alkohole można podzielić na monohydroksylowe i polihydroksylowe.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- Wybierz spośród podanych przykładów wyłącznie wzory związków należących do alkoholi.
 C_2H_5OH , CH_3COOH , C_2H_5CHO , $C_3H_5(OH)_3$, C_3H_6 , $HCOOH$,
 CH_3OCH_3 , $C_4H_{10}O$
- Zastanów się, czy przedstawione poniżej dwa wzory sumaryczne reprezentują ten sam związek, czy są przykładami dwóch różnych alkoholi. Uzasadnij swoje zdanie.



- Oblicz stężenie procentowe roztworu, w którym w 100 g wody rozpuszczono 1,5 g metanolu.
- Etanol można otrzymać w wyniku procesu biochemicznego, który polega na rozkładzie na przykład glukozy. Produktami fermentacji alkoholowej, bo o niej mowa, są tlenek węgla(IV) i etanol. Zapisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej oraz oblicz, ile gramów etanolu można uzyskać, jeśli do doświadczenia wzięto 10 g glukozy ($C_6H_{12}O_6$).
- Skorzystaj z internetu i poszukaj informacji o dwóch przykładach alkoholi: propan-1-olu i propan-2-olu. Podaj ich wzory sumaryczne, półstrukturalne, grupowe i strukturalne. Zastanów się, jakie podobieństwa i różnice w ich budowie możesz zaobserwować.

- Korzystając z literatury chemicznej, wypisz nazwy systematyczne i wzory półstrukturalne alkoholi pochodzących z szeregu homologicznego alkanów o 6, 7, 8, 9 atomach węgla w cząsteczce.

- Korzystając z internetu, sprawdź, jakie wzory strukturalne i sumaryczne mają dwa wybrane przykłady alkoholi polihydroksylowych. Dodatkowo podaj ich nazwy systematyczne i zwyczajowe.



Czy pamiętasz z lekcji biologii proces fermentacji alkoholowej? Czy etanol był w nim substratem czy produktem?



Czy wiesz, że producenci wanien akrylowych ostrzegają przed używaniem alkoholu do ich czyszczenia? Jakie znasz inne powierzchnie, które nie powinny mieć kontaktu z alkoholami?

4.2 Metanol i etanol

Podejmij temat



Jaki skład ma paliwo do biokominków?
Jaki związek chemiczny stanowi jego
największą część?



A. **B.**

4.3 Próbkki metanolu (A.)
oraz etanolu (B.) – alkoholi
monohydroksylowych
(w temperaturze pokojowej)

Wzory i modele cząsteczek

Dwa alkohole, które znalazły szerokie zastosowanie w wielu dziedzinach życia, to metanol i etanol. Są to związki chemiczne, które wiele łączy i równie wiele dzieli. Zestawmy ich wzory i modele cząsteczek.

Wzór i nazwa	Wzór strukturalny	Wzór półstrukturalny, wzór grupowy	Model kulkowy
CH_3OH metanol	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	CH_3-OH CH_3OH	
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ etanol	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH}$ $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	

Metanol jest pierwszym przedstawicielem szeregu homologicznego alkoholi (pochodzących od alkanów). Ma w swojej cząsteczce 1 atom węgla. Etanol to drugi związek z tego szeregu, którego łańcuch węglowodorowy jest dłuższy o 1 atom węgla połączony z 2 atomami wodoru. Przedstawione zdjęcia (il. 4.3) pozwolą nam poznać niektóre właściwości fizyczne tych dwóch związków. Polegając wyłącznie na zmyśle wzroku, łatwo można pomylić oba alkohole. Konsekwencje takiego działania mogą okazać się tragiczne dla zdrowia człowieka. Przyjrzyjmy się innym właściwościom tych dwóch związków chemicznych, żeby lepiej poznać ich podobieństwa i różnice.

Podobne właściwości metanolu i etanolu

Metanol i etanol mają wiele podobnych właściwości fizycznych. Obserwując ich próbki (il. 4.3), można zauważyć, że są to **bezbarwne ciecze**. Jeśli weźmiemy dwie chłonne bibuły (il. 4.4) i na pierwszą naniesimy kroplę metanolu, a na drugą – kroplę etanolu, już po kilku minutach na paskach nie ujrzymy nawet śladu tych odczynników. Dowodzi to **lotności** obu alkoholi (potocznie: łatwości parowania cieczy). Ich **zapachy** również są podobne – przypominają woń unoszącą się z otwartej butelki napoju dawniej popularnie zwanego wyskokowym, zapach spirytusu czy nadzienia cukierków z likierem. Korzystając z kart charakterystyki obu związków, wypiszmy inne właściwości.

Właściwość	Metanol	Etanol
rozpuszczalność w wodzie	dobra	
gęstość względem wody	mniejsza od gęstości wody	
temperatura wrzenia	ok. 65°C	ok. 78°C
odczyn roztworu wodnego	obojętny	
toksyczność	trujący	znaczco mniej trujący niż metanol

Jako podobne cechy obu alkoholi można wymienić:

- dobrą rozpuszczalność w wodzie,
- mniejszą gęstość od gęstości wody,
- temperatury wrzenia niższe niż temperatura wrzenia wody,
- obojętny odczyn roztworów.

Z powyższych informacji wynika, że metanol jest trucizną. Gdyby nieroztropnie pomylić go z etanolem (ze względu na ich podobieństwa), mogłoby to skończyć się tragicznie. W związku z tym wszelkie doświadczenia z metanolem powinny być wykonywane z wielką ostrożnością.

Czy metanol i etanol są palne?

Planując doświadczenie związane z badaniem palności, należy zawsze zachować szczególną ostrożność, ściśle stosować się do zasad bezpieczeństwa. Jest to bardzo ważne podczas przeprowadzania doświadczeń z odczynnikami, na etykietach których znajdują się piktogramy informujące m.in. o ich łatwopalności. Takie oznaczenia widnieją na butelkach roztworów metanolu i etanolu o stężeniu powyżej 95%. Dbając o bezpieczeństwo swoje i innych, zaplanujmy krok po kroku doświadczenie, którego celem będzie określenie palności substancji znajdujących się w dwóch stężonych roztworach odpowiednich alkoholi.



4.4 Bibuły z kroplą metanolu (A.) oraz etanolu (B.) po upływie kilku minut



4.5 Uniwersalny papierek wskaźnikowy po zanurzeniu w metanolu i etanolu wskazuje wartość pH = 7



Doświadczenia z trującym metanolem powinny być wykonywane przez osoby kompetentne (np. przez nauczyciela).

Doświadczenie 24.

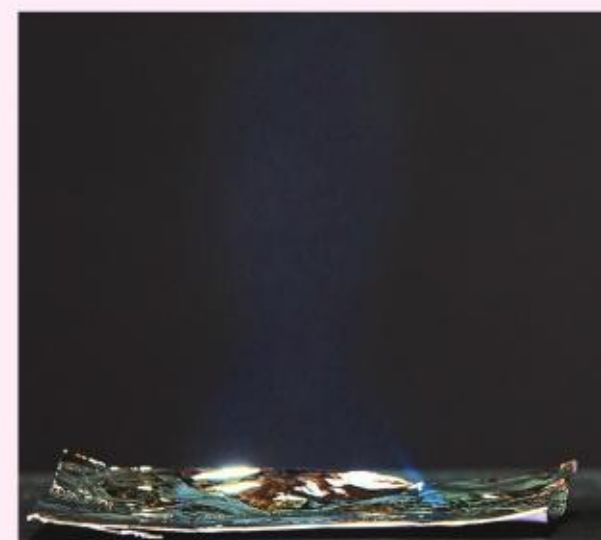
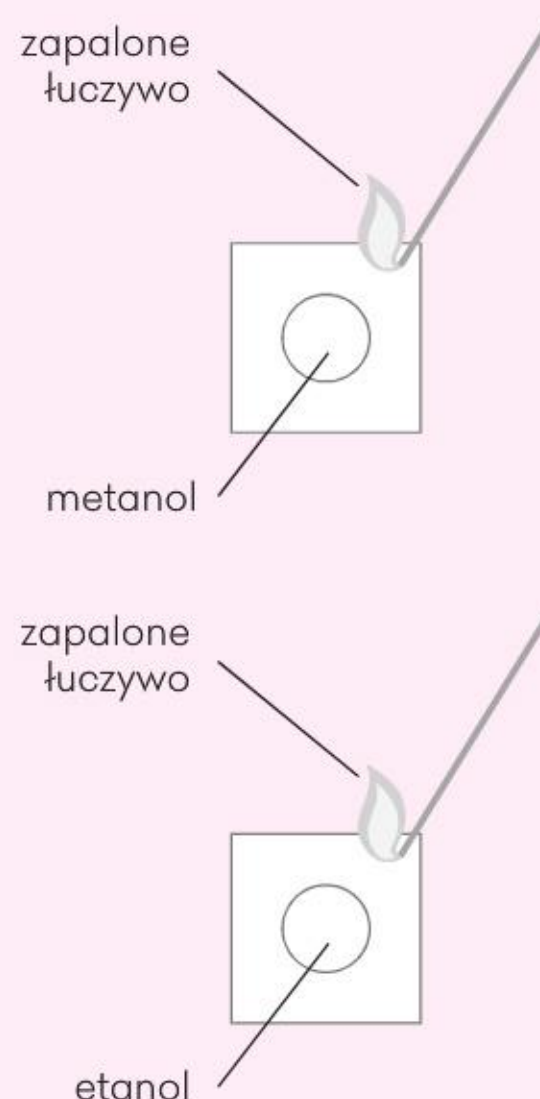
Badanie palności metanolu i etanolu

Sprzęt: folia aluminiowa, łuczywa, zapalaki, pipety Pasteura z kapilarą

Odczynniki: metanol i etanol (stężone roztwory)

Wykonanie:

- Z folii aluminiowej wytnij dwa podobne do siebie, nieduże kawałki (ok. 6 x 6 cm).
- Ułóż wycięte kawałki na niepalnej powierzchni, tak żeby się nie dotykały (odstęp kilku centymetrów).
- Na pierwszy kawałek folii nanieś (w jedno miejsce) maksymalnie 10 kropeł metanolu, na drugi – podobną ilość etanolu.
- Zbliź do obu cieczy zapalone łuczywo.



Obserwacje: Gdy zbliżamy płonące łuczywa do kropli alkoholi, na cieczach pojawia się niebieski płomień. W przypadku etanolu czasami przebarwia się on na odcień jasnożółty. Kiedy płomień zgaśnie, folia jest ciepła. Krople cieczy zniknęły.

Wnioski: Metanol i etanol są palne (spalają się niebieskim płomieniem). W obu przypadkach zaszły egzotermiczne reakcje spalania całkowitego. Ich przebieg prezentują poniższe zapisy.



Zgodnie z definicją spalania całkowitego produktami reakcji są tlenek węgla(IV) i woda.

Uwagi: Doświadczenie najlepiej wykonać w formie pokazu, na kafelkach lub metalowym blacie.



4.6 Piktogram umieszczony na butli z metanolem informuje o jego działaniu toksycznym

Egzotermiczność reakcji spalania alkoholi (głównie etanolu) pozwala wykorzystywać je jako paliwo do biokominków. Powstałe produkty nie stwarzają problemów również przy czyszczeniu paleniska. To między innymi dlatego takie źródła ciepła stają się coraz bardziej popularne.

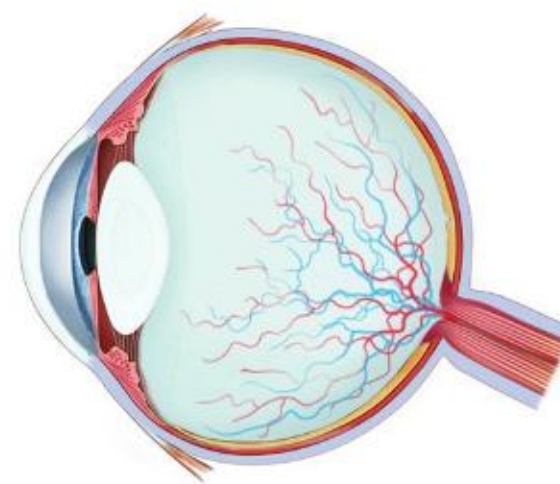
Wpływ metanolu na zdrowie

Podobne właściwości (konsystencja, zapach, wygląd) metanolu i etanolu prowadzą do pomyłek przy korzystaniu z nich. Metanol jest silną trucizną (il. 4.6). Szacuje się, że spożycie przez człowieka już niewielkiej dawki 10 ml może spowodować u niego ślepotę. Wypicie około 30 ml może doprowadzić do śmierci. Związek ten wchłania się zarówno z przewodu pokarmowego, jak i przez drogi oddechowe. M.in. ze względu na jego bardzo dobrą rozpuszczalność w wodzie w pierwszej kolejności kumuluje się on w narządach uwodnionych (np. w gałce ocznej – il. 4.7). Jego toksyczność jest pośrednia. Najbardziej niebezpieczne są

jego metabolity. Po spożyciu ważne jest szybkie wywołanie wymiotów, zabezpieczenie funkcji życiowych oraz odtrucie. Co ciekawe, jako odtrutkę podaje się etanol jako czynnik spowalniający przemianę metanolu.

Wpływ etanolu na zdrowie

Etanol kojarzony jest zazwyczaj ze składnikiem napojów alkoholowych. Jest on najczęściej wchłaniany drogą pokarmową. Według najnowszych badań przyjmowanie etanolu jest zawsze szkodliwe dla zdrowia. Jest to środek odurzający o działaniu narkotycznym. W małych dawkach (rzędu 30–40 ml) powoduje pobudzenie, przyspiesza bicie serca, rozszerza źrenice czy redukuje uczucie zmęczenia. Większe ilości, szczególnie u osób niepijących, powodują odurzenie, które zaburza zdolność logicznego myślenia i podejmowania decyzji. Systematyczne spożywanie etanolu prowadzi do uzależnienia nazywanego alkoholizmem (il. 4.8). Jego konsekwencje dotyczą tak osoby pijącej, jak i wszystkich w jej otoczeniu. Etanol spowalnia aktywność ośrodkowego układu nerwowego, przez co osoba pijąca odczuwa większą pewność siebie, jest odprężona, chociaż koordynacja ruchów i mowa są widocznie zaburzone. Długotrwałe spożywanie alkoholu może prowadzić do wielu chorób (takich jak nowotwory gardła, krtani, przełyku, żołądka, wątroby) oraz powodować marskość wątroby czy żółtaczkę. W małych ilościach może on wywierać pozytywny wpływ na organizm, szczególnie w starszym wieku, np. zmniejsza ryzyko demencji. Jednakże skoro powoduje uzależnienie, należy rozważyć jego racjonalne przyjmowanie po osiągnięciu pełnoletności. Właśnie dlatego wiedza z chemii, biologii i innych przedmiotów przyrodniczych może być kluczowa w podejmowaniu dojrzałych decyzji. Należy pamiętać, że nie wszystkie produkty oferowane do sprzedaży są całkowicie bezpieczne dla zdrowia.



4.7 Nerw wzrokowy i siatkówka są szczególnie czułe na obecność metanolu i jego metabolitów



4.8 Spożywanie napojów zawierających etanol prowadzi do uzależnień, których konsekwencje są tragiczne dla zdrowia

Więcej na temat

Zastosowanie metanolu i etanolu

Wśród zastosowań zarówno metanolu, jak i etanolu znajdziemy użycie każdego z nich jako paliwa, rozpuszczalnika w laboratoriach czy do produkcji leków. Z metanolu otrzymać można barwniki, farby, tworzywa sztuczne i materiały wybuchowe. Etanol jest składnikiem olejków zapachowych, kosmetyków i napojów alkoholowych.



rozpuszczalniki w laboratoriach



w produkcji barwników i farb



w produkcji materiałów wybuchowych



w produkcji opakowań plastikowych



jako paliwa



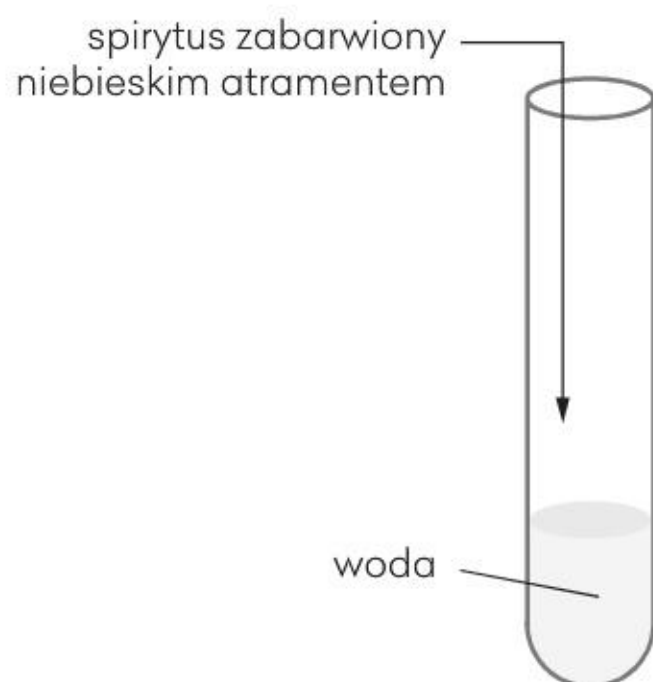
w produkcji leków



składnik olejków zapachowych i kosmetyków



w produkcji napojów alkoholowych



Uwaga!

- Spirytus należy wlewać ostrożnie po ściankach probówki.
- Nie wstrząsać probówką.
- Nie mieszać zawartości probówki.

W skrócie

- Metanol i etanol mają wiele wspólnych właściwości. Są to bezbarwne, lotne ciecze o gęstości mniejszej od wody. Mają zbliżony zapach przypominający woń unoszącą się z butelki z napojem dawniej potocznie zwanym wysokowym. Ich temperatury wrzenia są trochę niższe niż temperatura wrzenia wody. Oba związki dobrze rozpuszczają się w wodzie i są palne. Ich roztwory wodne wykazują również odczyn obojętny.
- Metanol jest silną trucizną. Spożycie nawet małej dawki może skończyć się ślepotą lub śmiercią.
- Etanol jest składnikiem napojów alkoholowych. Jego spożywanie prowadzi do uzależnienia.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie zbadanie rozpuszczalności w wodzie dwóch alkoholi – metanolu i etanolu. Zapisz niezbędny sprzęt i odczynniki. Narysuj schemat, zaproponuj obserwacje i wyciągnij wnioski.
- 2 Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie określenie odczynu roztworów metanolu i etanolu. Jako wskaźników kwasowo-zasadowych użyj roztworów fenoloftaleiny i oranżu metylowego.
- 3 Zastanów się, które cechy metanolu i etanolu można przyporządkować właściwościom fizycznym, a które – chemicznym.
- 4 Odnosząc się do etykiet odczynników lub kart charakterystyki metanolu i etanolu, wyjaśnij, na jakie zagrożenie / zagrożenia wskazują piktogramy w nich zawarte.
- 5 Skorzystaj z internetu i sprawdź, który z alkoholi dawniej nazywany był spirytusem drzewnym. Skąd się wzięła ta nazwa?
- 6 Uczniowie, chcąc porównać gęstość wody z gęstością etanolu, przeprowadzili doświadczenie, które zaprezentowano na rysunku schematycznym (obok) wraz z komentarzem.

W efekcie końcowym w naczyniu znalazły się dwie ciecze z wyraźną granicą warstw. Napisz w zeszycie, która warstwa odpowiadała wodzie, a która – zabarwionemu spirytusowi. Skomentuj, dlaczego ciecze ustawiły się w takiej kolejności.
- 7 Nazwij rodzaj mieszaniny powstały po dokładnym wymieszaniu układu przedstawionego w zadaniu 6. Podaj nazwę metody rozdzielania, która pozwoliłaby wydzielić alkohol z otrzymanej mieszaniny.
- 8 Powiedz, czy zmieniłyby się obserwacje, gdyby zamienić alkohol z zadania 6. na metanol. Odszukaj gęstości metanolu w internecie.
- 9 Skorzystaj z kart charakterystyki metanolu i zapisz w zeszycie, jak powinna wyglądać prawidłowo udzielona pomoc przedmedyczna w przypadku podejrzenia zatrucia metanolem.

4.3 Glicerol

Podejmij temat



Czy materiały wybuchowe
i leki stosowane przy leczeniu chorób
układu krążenia mają ze sobą coś
wspólnego?



Wzory, nazwy i model cząsteczki glicerolu

Metanol i etanol mają w swojej budowie po jednej grupie hydroksylowej. Glicerol, któremu poświęcony jest niniejszy rozdział, to alkohol polihydroksylowy, czyli taki, który zawiera w swojej cząsteczce więcej niż jedną grupę hydroksylową (il. 4.9). Przedstawmy jego możliwe wzory (sumaryczny, strukturalny i półstrukturalny).

Wzór sumaryczny	Wzór strukturalny	Wzór półstrukturalny
$C_3H_8O_3$	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \\ \\ \text{HC}-\text{OH} \\ \\ \text{H}_2\text{C}-\text{OH} \end{array}$

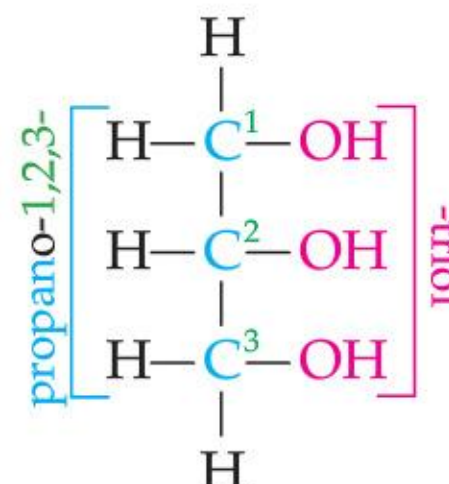
Wzory strukturalny i półstrukturalny wyraźnie prezentują obecność trzech grup hydroksylowych. Wzór sumaryczny z uwzględnieniem ich obecności wygląda następująco: $C_3H_5(OH)_3$. Związek ten można nazwać na trzy sposoby. Dwie nazwy zwyczajowe – glicerol i gliceryna – są powszechnie używane w handlu. Nazwa systematyczna związku to propano-1,2,3-triol. Część nazwy „propano” informuje, że alkohol ten wywodzi się z propanu (alkanu o 3 atomach węgla). Cyfry arabskie z kolei informują, przy których atomach węgla znajduje się każda grupa hydroksylowa. Zakończenie „triol” oznacza, że jest to alkohol, w którego cząsteczce są łącznie trzy grupy hydroksylowe.



4.9 Model kulkowy cząsteczki glicerolu



Zastanów się, dlaczego glicerol pochodzi od propanu i gdzie umieszczone są grupy hydroksylowe.



Ważniejsze właściwości fizyczne propano-1,2,3-triolu

Przeprowadźmy doświadczenie, w wyniku którego określimy niektóre właściwości fizyczne glicerolu.

Doświadczenie 25.

Badanie rozpuszczalności glicerolu w wodzie z dodatkiem barwnika

Sprzęt: probówka, statyw na probówki, pipety Pasteura z podziałką, łuczywo

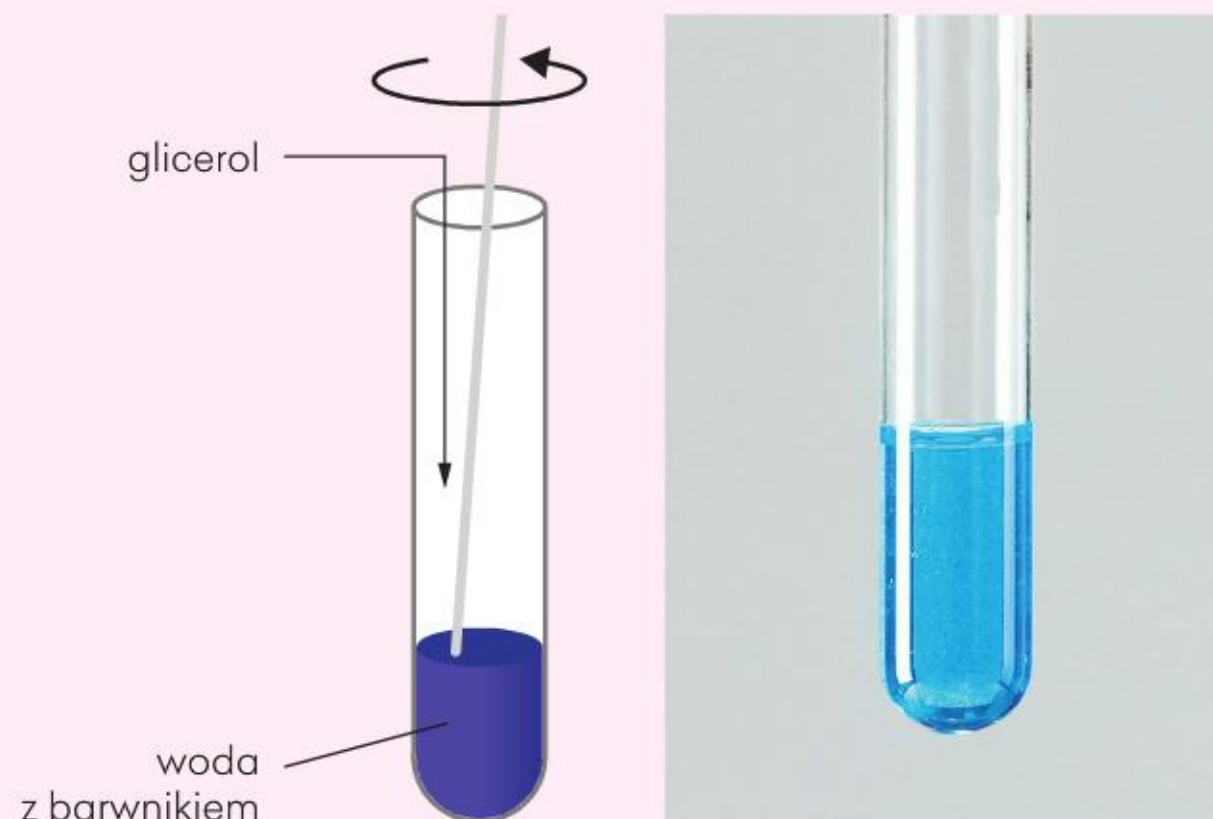
Odczynniki: woda zabarwiona atramentem, glicerol

Wykonanie:

- Do probówki wlej około 2 cm^3 wody z barwnikiem.
- Pipetą Pasteura dolej ok. 1 cm^3 glicerolu.
- Całość dokładnie wymieszaj.

Obserwacje: Glicerol jest gęstą, oleistą, bezbarwną cieczą, która powoli (przy użyciu dużej siły) wypływa z pipety. Podczas wlewania opada na dno naczynia. Powstają dwie warstwy – górna zabarwiona i dolna bezbarwna. Po zamieszaniu warstwy giną i pozostaje jednolita, zabarwiona ciecz.

Wnioski: Utworzenie jednolitej i zabarwionej cieczy świadczy o dobrej rozpuszczalności glicerolu w wodzie.



4.10 Glicerol w konsystencji przypomina syrop, lepi się do łyżeczki

Wypiszmy ważniejsze właściwości gliceryny, które:

- zaobserwowaliśmy podczas przeprowadzonego doświadczenia,
- można odczytać z kart charakterystyki odczynnika.



Nie zapomnijmy, że właściwości określaliśmy w temperaturze pokojowej.

Więcej na temat

Zastosowanie propano-1,2,3-triolu

Glicerol jest triolem (alkoholem trihydroksylowym). Wymieńmy kilka jego zastosowań.



składnik farb,
w produkcji
barwników



w produkcji
kosmetyków
(mydeł, kremów)



składnik syropów
na kaszel suchy



czynnik zabezpiecza-
jący skórę podczas
garbowania



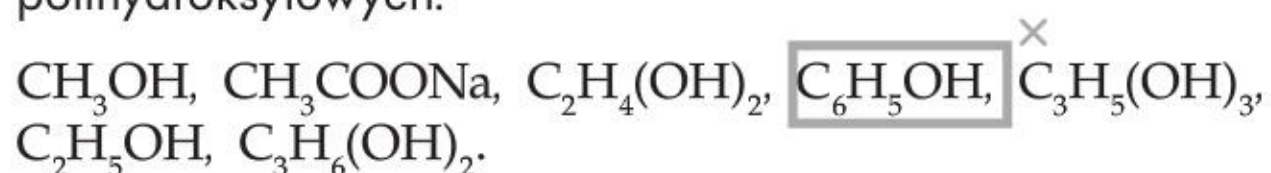
w produkcji nitroglice-
ryny – składnika leków
stosowanych w choro-
bach układu krążenia

W skrócie

- Propano-1,2,3-triol jest alkoholem polihydroksylowym, pochodzącym od propanu, mającym w swojej cząsteczce trzy grupy hydroksylowe przyłączone do 3 kolejnych atomów węgla.
- Glicerol (w temperaturze pokojowej) jest bezbarwną cieczą, dobrze rozpuszczającą się w wodzie, o konsystencji przypominającej syrop. Ma gęstość większą niż gęstość wody. Nie jest trujący. Jest higroskopijny.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Sprawdź w kartach charakterystyki substancji, czy glicerol jest palny. Jeśli tak, zapisz równania reakcji spalania propano-1,2,3-triolu przy pełnym i przy ograniczonym dostępie tlenu.
- 2 Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie zbadanie palności propano-1,2,3-triolu. Zapisz niezbędny sprzęt i odczynniki. Narysuj schemat, zaproponuj obserwacje i wyciągnij wnioski.
- 3 Zastanów się, które z podanych wzorów przedstawiają przykłady alkoholi polihydroksylowych:



- 4 Skorzystaj z internetu i wyszukaj dwa przykłady innych alkoholi polihydroksylowych. Zapisz ich wzory strukturalne i półstrukturalne. Podaj nazwy systematyczne i zwyczajowe (jeśli je mają).



Gliceryna jest składnikiem gotowych półproduktów, tzw. baz mydlanych typu *melt and pour*, dostępnych w sklepach



Ciekawe!

W domu z pomocą osoby dorosłej możesz wykonać mydło mające w składzie nawilżającą glicerynę. Wystarczy skorzystać z foremki, barwników i stopionej w kąpeli wodnej glicerynowej bazy mydlanej.

Nazwy i wzory szeregu homologicznego kwasów karboksylowych

Nazwy kwasów karboksylowych tworzy się na podstawie nazw alkanów, z których powstały. Pierwszym przykładem związku z szeregu homologicznego alkanów jest metan. Natomiast pierwszym kwasem karboksylowym z szeregu homologicznego jest **kwas metanowy**. Porównując obie nazwy, można zauważyć, że najpierw trzeba zapisać słowo „kwas”, a później dodać nazwę alkanu, w formie przymiotnika. Przedstawmy w tabeli przykłady kwasów zawierających od 1 do 5 atomów węgla.

Wzór sumaryczny	Wzór półstrukturalny	Wzór strukturalny	Nazwa systematyczna
CH_2O_2	$\text{H}-\text{COOH}$		kwas metanowy
$\text{C}_2\text{H}_4\text{O}_2$	CH_3-COOH		kwas etanowy
$\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{COOH}$		kwas propanowy
$\text{C}_4\text{H}_8\text{O}_2$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$		kwas butanowy
$\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_2$	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH}$		kwas pentanowy

Zapisany wzór sumaryczny przedstawia wyłącznie rodzaj i liczbę atomów pierwiastków w cząsteczce. Często wzory kwasów karboksylowych zapisuje się z wyraźnym zaznaczeniem obecności grupy karboksylowej. Ułatwia to wstępną identyfikację konkretnego przykładu. Posługując się zapisem CH_2O_2 , można od razu wywnioskować, że mowa o związku organicznym. Po rozszerzeniu tego zapisu do postaci $\text{H}-\text{COOH}$ wiadomo, że mowa o przykładzie kwasu monokarboksylowego (zawierającego tylko jedną grupę karboksylową w cząsteczce).

Nazwa zwyczajowa	kwas mrówkowy	kwas octowy	kwas propionowy	kwas masłowy	kwas walerianowy
Wzór kwasu	HCOOH	CH_3COOH	$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$	$\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$	$\text{C}_4\text{H}_9\text{COOH}$
Nazwa zalecana przez IUPAC*	kwas mrówkowy	kwas octowy	kwas propanowy	kwas butanowy	kwas pentanowy

*IUPAC – angielski skrót organizacji: Międzynarodowa Unia Chemii Czystej i Stosowanej, zajmującej się standaryzacją symboliki, nazewnictwa i wzorców wielkości fizycznych stosowanych przez chemików na całym świecie.

Kwasy organiczne występujące w przyrodzie

Wiele przykładów kwasów karboksylowych wywodzi się bezpośrednio z naszego otoczenia. Zaprezentujemy kilku przedstawicieli związków tej grupy. Niektóre z nich powrócą w kolejnych etapach nauki.

Nazwa kwasu	Występowanie	Opis	Wzór
kwas mrówkowy		Szwedzki chemik Johan Afzelius wyizolował go z jadu mrówek. Jest to bezbarwna ciecz o ostrym zapachu. Występuje również w jadzie pszczoł czy we włoskach parzących pokrzyw.	$\text{H}-\text{COOH}$
kwas mlekowy		Jest bezbarwną cieczą o konsystencji syropu. Poniżej temperatury krzepnięcia (ok. 16°C) tworzy żółte kryształy. Powstaje w produktach mlekopochodnych (jogurtach, serach) w wyniku fermentacji mlekowej.	$\begin{array}{c} \text{OH} \\ \\ \text{CH}_3-\text{CH}-\text{COOH} \end{array}$
kwas masłowy		Jest oleistą cieczą o nieprzyjemnym zapachu zjełczałego masła. Nadaje delikatnie gorzki smak serom. Znajduje się w tłuszczach zwierzęcych i olejach roślinnych.	$\text{C}_3\text{H}_7-\text{COOH}$
kwas szczawiowy		Jest białym ciałem stałym (w postaci kryształów). Jego cząsteczka zbudowana jest z dwóch grup karboksylowych. Występuje w szczawiu, szczypiorku czy rabarbarze.	$\text{HOOC}-\text{COOH}$
kwas cytrynowy		Jest bezbarwnym ciałem stałym (w postaci kryształów). Ten bardzo popularny kwas, często sprzedawany w sklepach pod nazwą kwasku cytrynowego, ma skomplikowaną budowę cząsteczki. Spełnia ważną rolę w metabolizmie węglowodanów.	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{COOH} \\ \\ \text{HO}-\text{C}-\text{COOH} \\ \\ \text{H}_2\text{C}-\text{COOH} \end{array}$



Kwas szczawiowy i kwas cytrynowy mają więcej niż jedną grupę karboksylową. Są zatem kwasami polikarboksylowymi.

Wymienione przykłady dowodzą, jak często w najbliższym otoczeniu znajdują się produkty, które zawierają w sobie kwasy karboksylowe. Bardzo popularnym produktem spożywczym jest kwas cytrynowy o kwaśnym smaku, używany jako regulator kwasowości w przetworach owocowych, marynatach, napojach, sosach czy deserach. Z nazwami wielu innych kwasów karboksylowych spotkasz się również na lekcjach biologii.

Więcej na temat

Na nazwy zwyczajowe należy uważać

Nazwy kwasów – cytrynowy, jabłkowy – nasuwają przypuszczenie, że są one związane z owocami. Okazuje się jednak, że nie zawsze pierwsze skojarzenia są słuszne. Na przykład – **kwas nikotynowy**, związany bezpośrednio z trzecią odkrytą witaminą z grupy B (stąd oznaczenie B₃), wywołał sporo zamieszania w latach czterdziestych ubiegłego wieku. Wtedy w Stanach Zjednoczonych wzbogacano mąkę tym kwasem. Niektóre czasopisma podchwyciły temat, zamieszczając w nagłówkach informacje o „tytoniu w chlebie”. Zarekomendowano wtedy, by zmienić nazwę zwyczajową kwasu nikotynowego na: niacyna (ang. *niacin* od *nicotinic acid* + *vitamin*). Bez tej zmiany nadal powstawałoby wiele fake newsów, na przykład takie, że papierosy mają witaminy albo że mąka zawiera nikotynę. To oczywiście kłamstwo, a nazwa kwasu nikotynowego związana jest z historyczną metodą otrzymywania go z nikotyny.

W skrócie

- Kwasy karboksylowe – związki składające się z grupy karboksylowej i grupy węglowodorowej.
- Grupa karboksylowa –COOH to grupa funkcyjna kwasów organicznych.
- Nazwy zwyczajowe kwasów karboksylowych często odnoszą się do ich pochodzenia, związanego bezpośrednio z otaczającym nas światem, przede wszystkim z przyrodą.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Wybierz spośród podanych przykładów wyłącznie wzory związków należących do kwasów karboksylowych:
 C_2H_5OH , CH_3COOH , C_2H_5CHO , $C_3H_5(OH)_3$, C_3H_6 ,
 $HCOOH$, C_3H_7COOH .
- 2 Oblicz stężenie procentowe roztworu powstałego w wyniku rozpuszczenia 2 g kwasu cytrynowego w 10 g wody. Jak zmieniłoby się stężenie roztworu, gdyby rozpuszczono tylko 1 g kwasu?
- 3 Konserwacja żywności to sposoby jej przetwarzania i przechowywania, mające na celu wydłużenie trwałości pożywienia. Jednym z przykładów może być marynowanie ogórków, śledzi, a nawet owoców (zabieg ten prowadzi do zahamowania rozwoju bakterii odpowiedzialnych za psucie się żywności). W każdym sklepie spożywczym można znaleźć wiele takich produktów. Spójrz na etykiety znajdujące się na słoikach i podaj przykład kwasu karboksylowego używanego w tej metodzie.
- 4 W wyniku ogrzewania kwas szczawiowy rozkłada się na kwas mrówkowy i tlenek węgla(IV). Zapisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej (przedstaw wszystkie reagenty za pomocą wzorów strukturalnych) oraz oblicz, ile gramów kwasu mrówkowego można otrzymać w wyniku rozkładu 20 g kwasu szczawiowego.



Środki do usuwania nalotu na szkle często zawierają w swoim składzie kwasy karboksylowe, np. kwas cytrynowy lub octowy. Czy znasz inne powierzchnie, które mogą odzyskać blask po zastosowaniu tych preparatów?

4.5 Kwas metanowy i kwas etanowy

Podejmij temat

- Metanol i etanol nie różniły się znacznie od siebie właściwościami fizycznymi. Czy z kwasami metanowym i etanowym będzie podobnie?
- Jakie podobieństwa między sobą wykazują kwas metanowy i kwas etanowy?



Zaznaczenie we wzorze sumarycznym grupy funkcyjnej ułatwia przyporządkowanie kwasu metanowego i kwasu etanowego do grupy kwasów monokarboksylowych.



A. **B.**

4.11 Próbki kwasu metanowego (A.) oraz kwasu etanowego (B.) (w temperaturze pokojowej)

Wzory i modele cząsteczek

Dwa pierwsze przykłady związków chemicznych z szeregu homologicznego kwasów karboksylowych pochodzących od alkanów to kwas metanowy i kwas etanowy. Przedstawmy ich wzory i modele.

Wzór sumaryczny i nazwa	Wzór strukturalny	Wzór półstrukturalny	Model kulkowy
HCOOH kwas metanowy	$\text{H}-\text{C}\begin{matrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{O}-\text{H} \end{matrix}$	$\text{H}-\text{COOH}$	
CH_3COOH kwas etanowy	$\begin{matrix} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{C}\begin{matrix} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{O}-\text{H} \end{matrix} \\ \\ \text{H} \end{matrix}$	CH_3-COOH	

Kwas metanowy w swojej cząsteczce ma tylko 1 atom węgla, natomiast kwas etanowy ma 2 atomy węgla. W przypadku pierwszego grupa karboksylowa połączona jest wiązaniem chemicznym bezpośrednio z atomem wodoru. W kwasie octowym grupę węglowodorową stanowi atom węgla połączony z 3 atomami wodoru. Warto zauważyć, że kwasy organiczne – kolejna grupa pochodnych węglowodorów – również pochodzą od alkanów. Co ciekawe, przy wszystkich omawianych do tej pory związkach organicznych używaliśmy pojęcia „cząsteczka”. To samo dotyczy kwasów karboksylowych – ze względu na różnicę elektroujemności pierwiastków wchodzących w skład tych związków chemicznych możemy z pewnością uznać, że tworzą one wiązania kowalencyjne, czyli występują w postaci cząsteczek. Różnica ta jest w każdym przypadku mniejsza niż 1,7. Tak jak w przypadku alkoholi zdjęcie poglądowe (il. 4.11) informuje nas, że oba odczynniki są bezbarwnymi cieczami. W treści lekcji sprawdzimy, czy to jedyne podobieństwo.

Piktogramy z kart charakterystyk

Oba kwasy dostępne są w laboratoriach w wielu stężeniach. Sprawdźmy, jakie piktogramy ostrzegawcze umieszczone są na ich etykietach, jeśli weźmiemy pod uwagę odczynniki o zbliżonych, wysokich stężeniach. Kolejnym składnikiem takich mieszanin w obu przypadkach jest niewielka ilość wody.

Odczynnik i jego stężenie	Piktogramy ostrzegawcze
kwas metanowy $\geq 96\%$	
kwas etanowy $\geq 96\%$	



4.12 Rozcieńczony, 10-procentowy wodny roztwór kwasu octowego dostępny jest w sklepach jako ocet. Piktogram informuje o drażniącym wpływie roztworu na oczy i skórę

Odnosząc się do informacji w tabeli, widzimy, że oba kwasy o stężeniu powyżej 96% są łatwopalne i żrące. Toksyczny jest tylko kwas metanowy. Z tekstu pod il. 4.12 wiemy, że rodzaj zagrożenia zależny jest również od stężenia odczynnika. W związku z tym większość doświadczeń przeprowadzać będziemy z rozcieńczonymi roztworami kwasu octowego.

Wspólne właściwości obu kwasów

Porównajmy jeszcze temperatury wrzenia i gęstość obu kwasów.

Właściwość	Kwas metanowy	Kwas etanowy
gęstość (w temp. 20°C)	zbliżona do gęstości wody, trochę większa	
temperatura wrzenia	ok. 101°C	ok. 118°C

Kwas octowy – lód czy ciecz?

Temperatura topnienia kwasu octowego wynosi ok. 17°C. Odczynnik ten w stężeniu 100-procentowym nazywany jest bezwodnym kwasem. W temperaturze pokojowej jest cieczą. Gdybyśmy obniżyli temperaturę (np. wstawili próbkę do zlewki z lodem), zmieni swój stan skupienia – utworzy kryształy, które wyglądem przypominają lód (il. 4.13). Ze względu na tę cechę odczynnik w wymienionym stężeniu można spotkać pod zwyczajową nazwą – lodowaty kwas octowy.



4.13 Lodowaty kwas octowy

Czy kwasy karboksylowe reagują z metalami?

Sprawdźmy, czy magnez wejdzie w reakcję z kwasem octowym.

Doświadczenie 26.

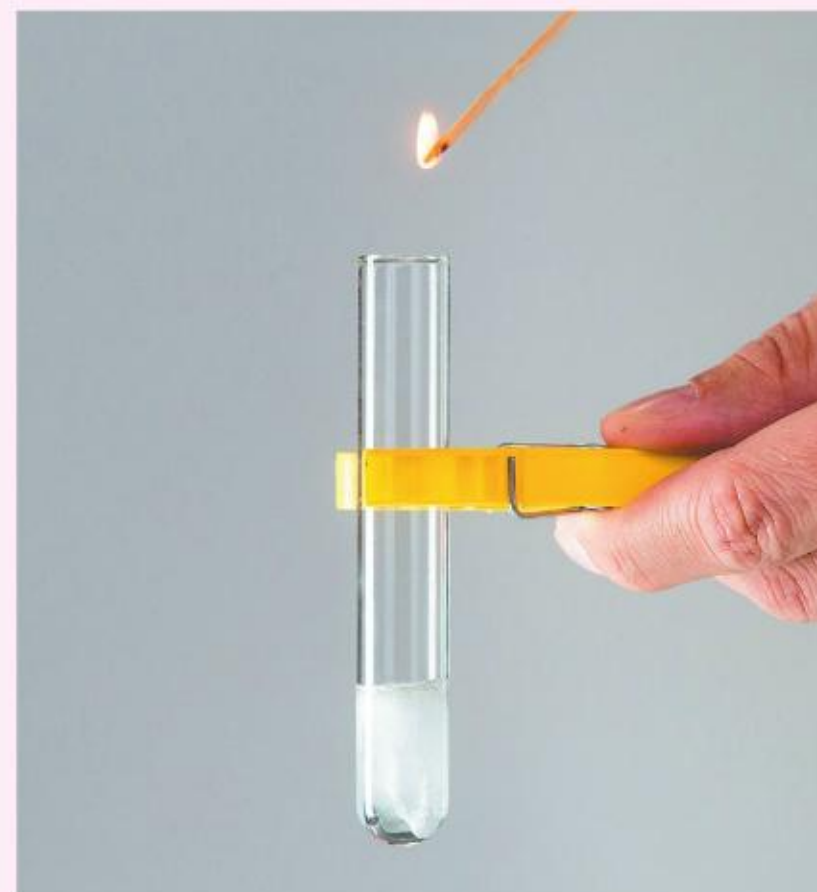
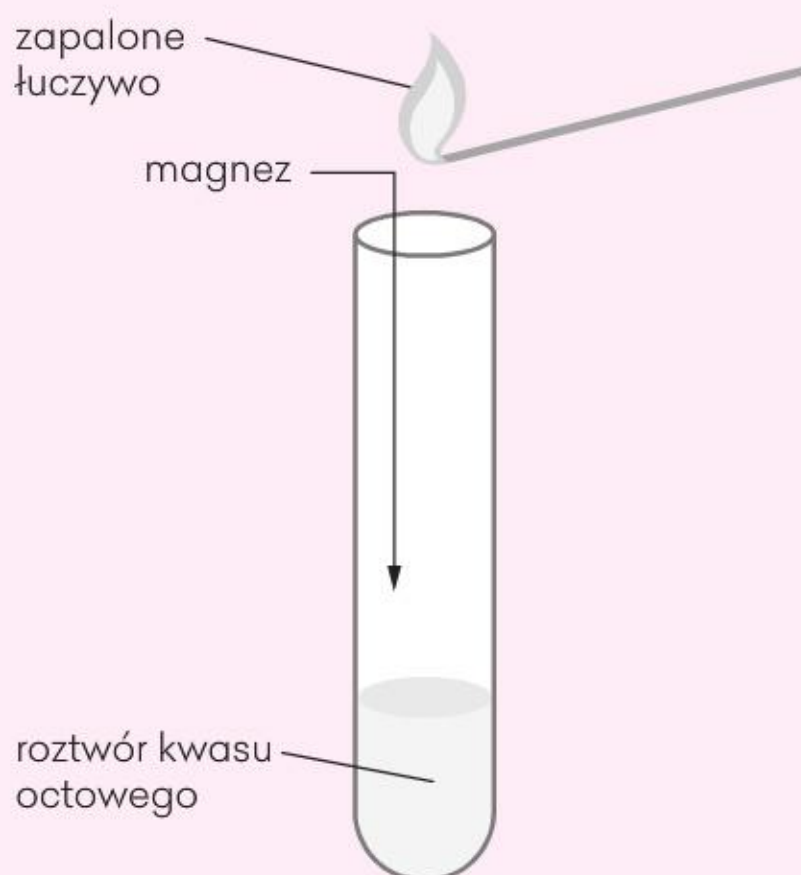
Działanie magnezem na roztwór kwasu octowego

Sprzęt: probówka, łapa do probówki, łyżeczka, palnik, zapalniczka, łuczywo, pipeta Pasteura z podziałką (lub z kapilarą)

Odczynniki: ocet (10-procentowy roztwór kwasu octowego), magnez

Wykonanie:

- Do probówki wlej ok. 2 cm^3 octu.
- Dorzuć niewielki kawałek magnezu.
- Po chwili zbliż zapalone łuczywo do wylotu naczynia.



Obserwacje: Po dodaniu magnezu zaczyna wydzielać się bezbarwny, bezwonny gaz. Kawałek metalu stopniowo zanika. Zbliżając ogień do wylotu probówki, słyszymy wystrzał. Zawartość naczynia staje się ciepła.

Wnioski: W wyniku działania magnezem na kwas octowy zachodzi egzotermiczna reakcja chemiczna zgodna z równaniem:



Wystrzał dowodzi, że otrzymano palny gaz – wodór. Drugim otrzymanym produktem jest sól – octan magnezu (nazwa systematyczna: etanian magnezu). Oznacza to, że kwasy karboksylowe, podobnie jak kwasy nieorganiczne, reagują z wybranymi metalami.



Wydzielający się z roztworu gaz to wodór – występuje on w postaci cząsteczki dwuatomowej – H_2 .



Magnez jest przykładem metalu 2 grupy układu okresowego. Reagował z wodą w podwyższonej temperaturze. Sód czy potas potrafiły bez zbliżania do nich ognia spowodować zapłon w probówce. Ponieważ w wyniku doświadczenia powstaje palny gaz, dla zachowania należytego bezpieczeństwa najczęściej wybiera się do doświadczeń z kwasami metale 2 grupy. Intensywność wydzielania wodoru zależała również od stężenia kwasu. Zastosowanie octu (roztworu o stężeniu 10%) pozwoliło na wolniejszy przebieg reakcji. Dzięki temu można kilkakrotnie powtarzać próbę identyfikacji palnego produktu gazowego.

Czy kwasy karboksylowe reagują z tlenkami metali?

Sprawdźmy, czy tlenek wapnia wejdzie w reakcję z kwasem octowym.

Doświadczenie 27.

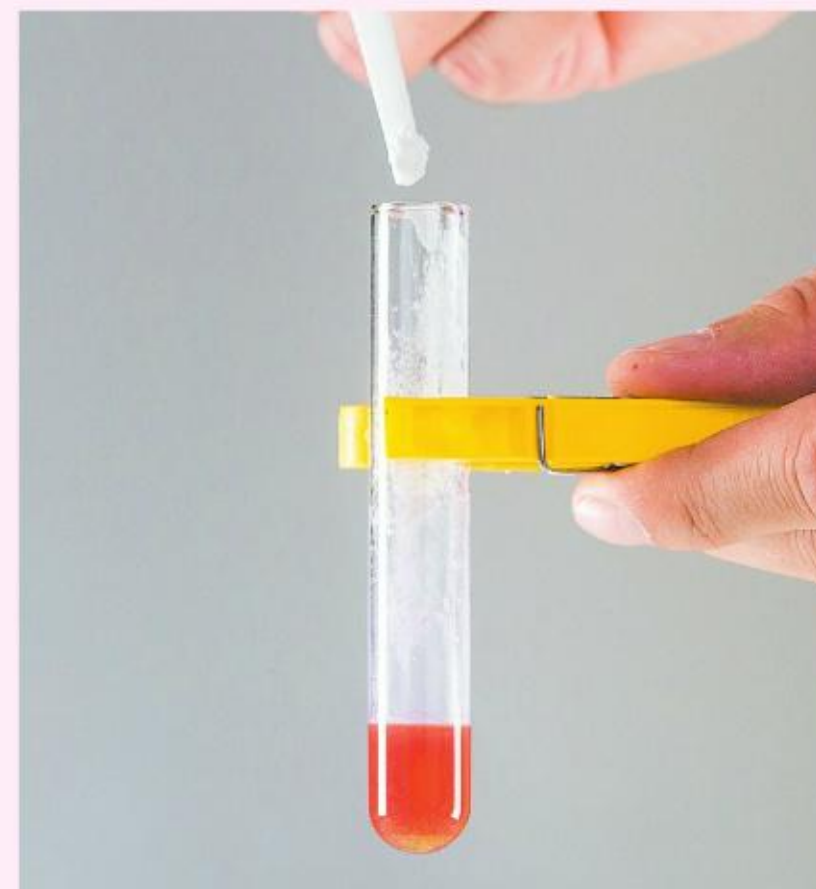
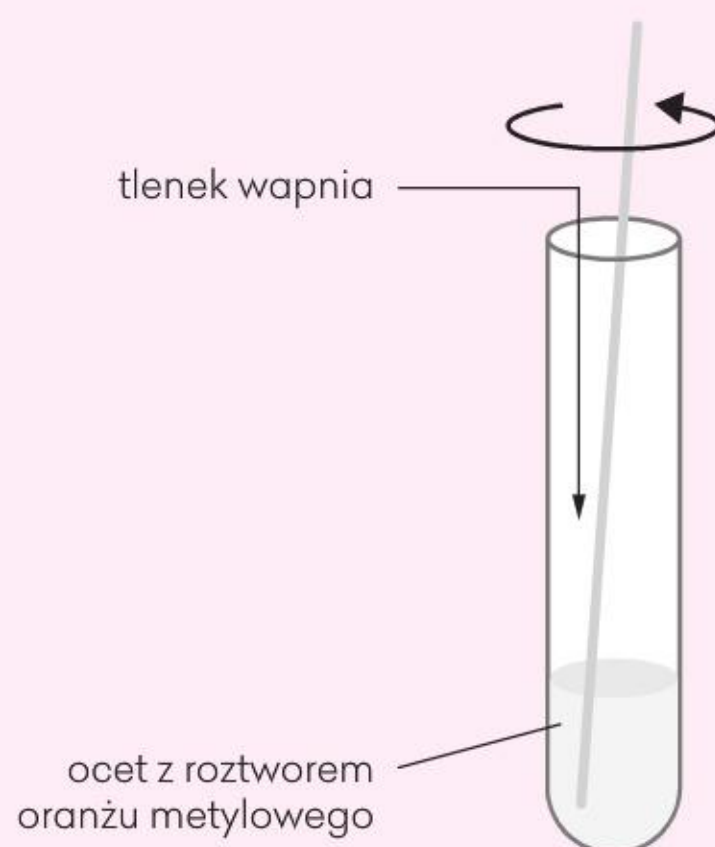
Działanie tlenkiem wapnia na ocet w obecności roztworu oranżu metylowego

Sprzęt: probówka, łapa do probówki, łyżeczka, łuczywo, pipety Pasteura z podziałką

Odczynniki: ocet (10-procentowy roztwór kwasu octowego), tlenek wapnia, roztwór oranżu metylowego

Wykonanie:

- Do probówki wlej ok. 2 cm³ octu.
- Dolej 2–3 krople roztworu oranżu metylowego.
- Dosyp szczyptę tlenku wapnia i dokładnie wymieszaj zawartość probówki.
- Po chwili dodaj ponownie niewielką ilość tlenku wapnia. Dosypywanie powtarzaj, aż do stałej zmiany barwy zawartości naczynia.



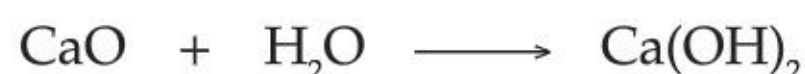
Obserwacje: Po dodaniu roztworu oranżu metylowego do octu zawartość probówki staje się czerwoną cieczą. Gdy dosypimy tlenku wapnia, biały proszek zanika. Po dodaniu kilku porcji substancji, barwa cieczy staje się pomarańczowa.

Wnioski: Roztwór oranżu metylowego ma czerwone zabarwienie w środowisku kwasowym (ocet). Zmiana barwy zawartości probówki dowodzi, że zanikający tlenek wapnia wchodzi w reakcję z kwasem octowym w myśl zapisu:



Produktami reakcji są: sól – octan wapnia (nazwa systematyczna: etanian wapnia) – oraz woda. Zmiana barwy roztworu wskaźnika z czerwonej na pomarańczową potwierdza, że przy kolejnej porcji tlenku wapnia (odczynnika użyto więcej niż było kwasu octowego) kwas octowy przereagował całkowicie.

Gdyby doświadczenie 27. przeprowadzić w obecności roztworu fenoloftaleiny, malinowa barwa roztworu wskaźnika po zakończeniu doświadczenia oznaczałaby, że w mieszaninie poreakcyjnej występował nadmiar jonów wodorotlenkowych. Po przereagowaniu całego kwasu octowego tlenek wapnia reaguje tylko z wodą, dając zasadę wapniową. Przedstawia to równanie reakcji chemicznej:



Powstały wodorotlenek pod wpływem wody ulega dysocjacji elektrolitycznej.



Odczyn jest właściwością roztworów wynikającą z wzajemnego stosunku ilości jonów wodoru i wodorotlenkowych.

Czy kwasy karboksylowe reagują z wodorotlenkami?

Sprawdźmy, czy ocet reaguje z zasadą sodową (wodnym roztworem wodorotlenku sodu).

Doświadczenie 28.

Działanie zasadą sodową na ocet i ogrzewanie powstałego produktu

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

Odczynniki: ocet (10-procentowy roztwór kwasu octowego), rozcieńczona zasada sodowa

Wykonanie:

- Uformuj z folii aluminiowej łódeczkę.
- Do tak przygotowanego naczynia wlej ok. 1 cm^3 octu.
- Dodaj podobną ilość rozcieńczonej zasady sodowej.
- Następnie ogrzewaj naczynie nad płomieniem palnika, aż do całkowitego odparowania cieczy.

Obserwacje: Po dodaniu roztworu wodorotlenku sodu do octu widzimy, że całość pozostaje bezbarwną cieczą. Po ogrzaniu zawartości na folii pozostaje wyłącznie niewielka ilość białego proszku.

Wnioski: Kwasy karboksylowe reagują z wodorotlenkami. W wyniku działania zasadą sodową na kwas octowy zachodzi reakcja chemiczna zgodna z równaniem:



Produktami reakcji są: sól – octan sodu (nazwa systematyczna: etanian sodu) – oraz woda.

Biała substancja stała, która pozostała po odparowaniu cieczy, to właśnie otrzymana i wydzielona z roztworu sól.



Ciekawe!



Otrzymany w doświadczeniu octan sodu jest składnikiem ogrzewaczy do rąk oraz kompresów rozgrzewających.

Przypomnijmy, że opisane powyżej doświadczenie jest przykładem jednej z metod otrzymywania soli. Polega ona na reakcji kwasu z wodorotlenkiem. Gdyby zmienić substraty na kwas metanowy i wodorotlenek potasu, miałyby ona przebieg zgodny z zapisem:



Tym razem otrzymanym produktem będzie mrówczan potasu (nazwa systematyczna: metanian potasu) oraz woda. Jak wyglądałaby całość, gdyby zamienić tylko kwas na inny – chlorowodorowy, siarkowy(VI) czy azotowy(V)?

Podział na kwasy nieorganiczne i organiczne nie jest niezbędny. Zwróćmy uwagę, że przykłady kwasów poznanych w klasie siódmej i omawiany kwas octowy (przedstawiciel kwasów karboksylowych) zachowują się w bardzo podobny sposób.

Różnica w miejscu zapisu symbolu wodoru

Wzór ogólny kwasów przedstawiony w poprzedniej części podręcznika miał postać H_aR . Poznaliśmy wtedy związki o wzorach sumarycznych: HCl , H_2S , H_2SO_4 itd. W kwasach karboksylowych jest tak samo, tylko zamieniono miejscami kolejność oznaczeń użytych we wzorze. Przykładowe kwasy monokarboksylowe mają wzory sumaryczne HCOOH czy CH_3COOH . Warto zauważyć, że w zaznaczonym miejscu jest zawsze 1 atom wodoru. Czyli wartościowość reszty kwasowej będzie wynosiła I.

Odczyny roztworów kwasów

Jeśli do rozcieńczonych wodnych roztworów kwasów karboksylowych dodamy niewielką ilość roztworu oranżu metylowego, jego barwa zmienia się z pomarańczowej na czerwoną (il. 4.14). Tak samo uniwersalny papierek wskaźnikowy będzie czerwony. Oznacza to, że roztwory kwasów karboksylowych wykazują odczyn kwasowy. Równania dysocjacji elektrolitycznej dla kwasów metanowego i etanowego przedstawiono poniżej.



Dzięki obecności jonów wodoru powstałych w wyniku dysocjacji, odczyn roztworu jest kwasowy ($\text{pH} < 7$).

Rozpuszczalność w wodzie kwasu octowego

Wspomnieliśmy już, że kwas octowy jako odczynnik może być dostępny w postaci roztworów o różnych stężeniach. W handlu dostępny jest roztwór, najczęściej o stężeniu 10-procentowym, pod nazwą – ocet. 70–80-procentowy roztwór to esencja octowa, natomiast 100-procentowy odczynnik to bezwodny kwas octowy. Oznacza to, że kwas octowy rozpuszcza się w wodzie.



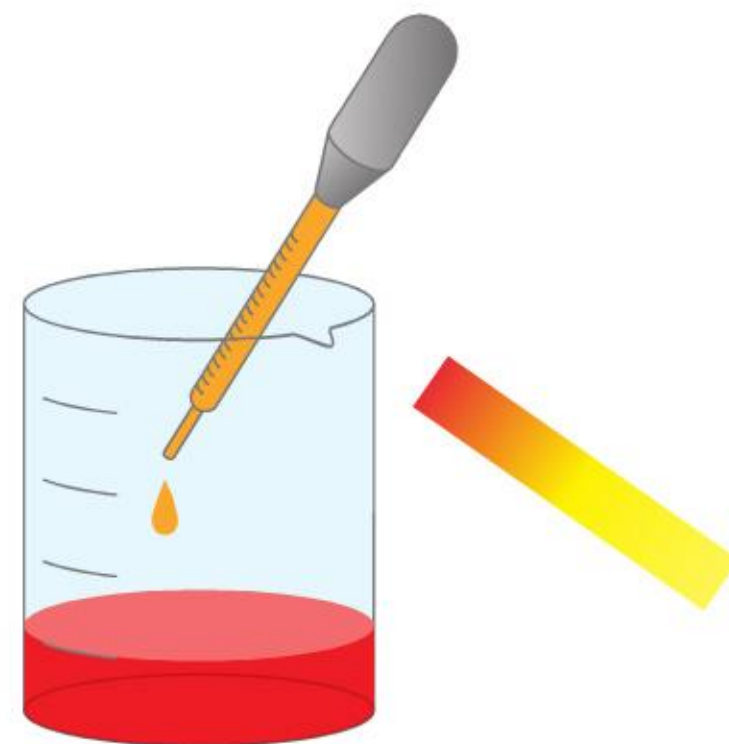
Wzór uogólniony kwasów monokarboksylowych może być przedstawiony zapisem:



R – reszta kwasowa

H – symbol wodoru

Większość kwasów karboksylowych to kwasy słabej mocy. Dysocjują częściowo. Rozpuszczalne w wodzie kwasy polikarboksylowe ponadto dysocjują stopniowo (ze względu na wiele grup karboksylowych w cząsteczce).



4.14 Barwy wskaźników (roztworu oranżu metylowego i uniwersalnego papierka wskaźnikowego) po kontakcie z roztworem kwasu

Więcej na temat

Kwas octowy to nie tylko nieprzyjemny zapach!

Poznajmy zastosowania kwasu octowego wynikające z jego właściwości.



usuwanie kamienia
(np. z czajników)



w produkcji leków,
np. aspiryny



dodatek do żywności,
konserwant



odczynnik chemiczny,
rozpuszczalnik



w produkcji sztucznego
jedwabiu

Podsumowanie właściwości kwasu octowego

Zbierając wszystkie poczynione obserwacje, wnioski z przeprowadzonych doświadczeń i informacje z karty charakterystyki, wypiszmy ważniejsze właściwości fizyczne i chemiczne kwasu etanowego.

Kwas etanowy (octowy) CH_3COOH	
właściwości fizyczne	właściwości chemiczne
• bezbarwna, lotna ciecz, która jest przewodnikiem prądu elektrycznego • ma gęstość trochę większą od gęstości wody • dobrze rozpuszcza się w wodzie	• ma nieprzyjemny, ostry zapach i kwaśny smak • jest palny • jego wodny roztwór wykazuje odczyn kwasowy • reaguje z metalami 1 i 2 grupy układu okresowego, tlenkami metali i zasadami, dając sole kwasów karboksylowych

Większość podanych właściwości została określona w temperaturze pokojowej.

Poświęciliśmy dużo uwagi kwasowi octowemu ze względu na jego liczne zastosowania.

W skrócie

- Dwa pierwsze przykłady kwasów karboksylowych należących do tego szeregu homologicznego, wywodzących się z alkanów, to kwas metanowy o wzorze sumarycznym HCOOH i kwas etanowy o wzorze sumarycznym CH_3COOH .
- Kwas metanowy jest substancją toksyczną, dlatego w laboratorium podczas pracy z tym odczynnikiem należy zachować szczególną ostrożność.
- Kwas etanowy reaguje z wybranymi metalami, tlenkami metali i wodorotlenkami. Ulega reakcjom spalania, a jego wodny roztwór wykazuje odczyn kwasowy. Podobne właściwości wykazuje kwas metanowy.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Kwas metanowy i etanowy to substancje palne (szczególnie jako odczynniki o wysokich stężeniach procentowych). Zapisz równania reakcji spalania przy pełnym i przy ograniczonym dostępie tlenu dla obu przykładów związków chemicznych.
- 2 Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie odróżnienie etanolu od kwasu octowego. Wypisz potrzebny sprzęt i odczynniki, narysuj schemat, podaj spodziewane obserwacje i wyciągnij wnioski.
- 3 Skorzystaj z wiadomości w internecie i zestaw wymienione w treści lekcji właściwości kwasu mrówkowego z właściwościami kwasu octowego.
- 4 Do reakcji kwasu karboksylowego z metalem użyto 4,6 g sodu i 120 g roztworu kwasu octowego. Zakładając, że w mieszaninie poreakcyjnej nie było w ogóle substratów (wszystkie przereagowały), oblicz stężenie procentowe zastosowanego roztworu kwasu.
- 5 Zapisz równania reakcji chemicznych. Podaj nazwy systematyczne wszystkich produktów zaliczanych do grupy soli. Jeśli jakaś reakcja nie zachodzi, zaznacz to.
 - a) kwas mrówkowy + sód $\longrightarrow$?
 - b) kwas octowy + węgiel $\longrightarrow$?
 - c) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{HCl} \longrightarrow$?
 - d) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{MgO} \longrightarrow$?
 - e) $\text{HCOOH} + \text{Ca} \longrightarrow$?
 - f) $\text{HCOOH} + \text{Sr}(\text{OH})_2 \longrightarrow$?
- 6 Nauczyciel zmieszał 100 ml wody ze 100 ml 100-procentowego kwasu octowego. Nie dało to sumarycznie 200 ml. Korzystając z internetu, sprawdź, jak się nazywa zjawisko polegające na zmianie objętości. Czy sumaryczna objętość po zmieszaniu odczynników była większa czy mniejsza od 200 ml?

4.6 Długołańcuchowe kwasy karboksylowe

Podejmij temat



Czy ze stearyny można otrzymać mydło?



Łańcuch węglowodorowy nadaje różnicę

Kwasy karboksylowe są związkami chemicznymi składającymi się z grupy karboksylowej i grupy węglowodorowej. W zależności od liczby atomów węgla w części węglowodorowej można wyróżnić m.in. kwasy:

- krótkołańcuchowe (wszystkie, o których mówiliśmy do tej pory),
- długołańcuchowe.

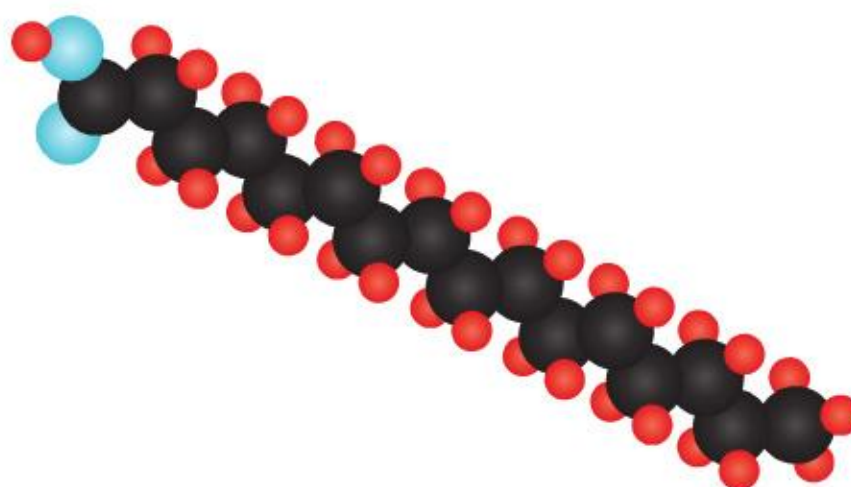
Jeśli liczba atomów węgla w cząsteczce danego kwasu będzie się zawierała w przedziale od 13 do 21, mamy do czynienia z **długołańcuchowymi kwasami karboksylowymi**. Poświęćmy im trochę uwagi ze względu na specyficzne właściwości i wynikające z nich zastosowania.

Kwasy tłuszczowe

Kwasy tłuszczowe to grupa kwasów monokarboksylowych wchodzących w skład tłuszczów. Określenie „tłuszczowe” wskazuje na obecność naturalnie występujących długołańcuchowych kwasów i ich pochodnych w tłuszczach.

Do cech wspólnych większości naturalnie występujących kwasów tłuszczowych można zaliczyć:

- obecność jednej grupy karboksylowej w cząsteczce,
- nierozgałęziony (prosty) łańcuch węglowodorowy.



4.15 Kwas palmitynowy (składnik oleju palmowego) ma w swojej cząsteczce aż 16 atomów węgla

Długołańcuchowe kwasy

karboksylowe – związki chemiczne składające się z grupy karboksylowej i długiego łańcucha węglowodorowego (liczącego od 13 do 21 atomów węgla).

Kwasy tłuszczowe – monokarboksylowe kwasy, zarówno nasycone jak i nienasycone. W naturze wiele z nich występuje jako składniki tłuszczów.



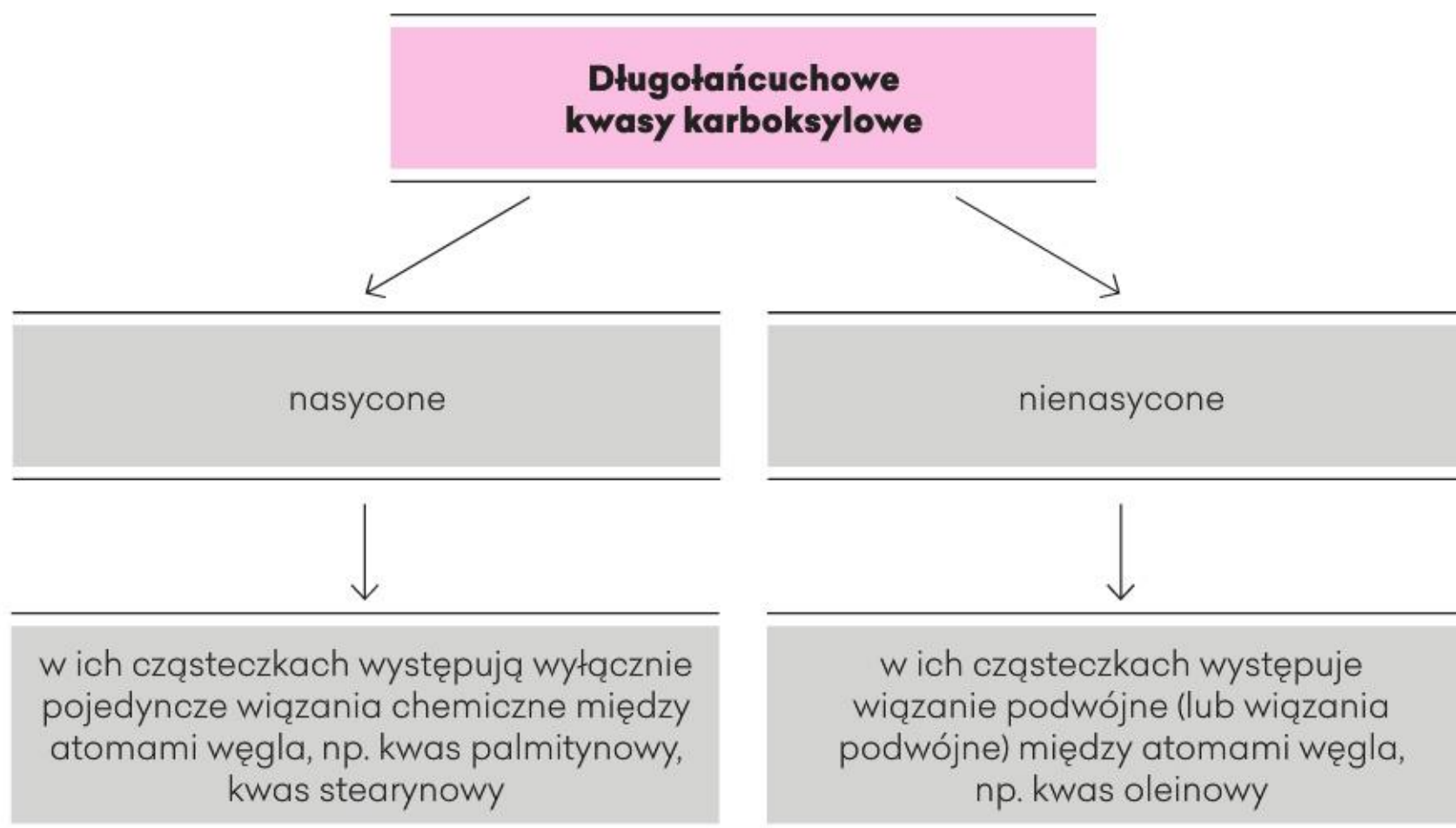
4.16 Stearyna to nazwa zwyczajowa mieszaniny składającej się w dużej mierze z nasyconych kwasów – palmitynowego i stearynowego



4.17 Nienasycony kwas oleinowy jest składnikiem smarów

Podział długołańcuchowych kwasów karboksylowych

Długołańcuchowe kwasy karboksylowe można podzielić ze względu na ich węglowodorowe pochodzenie.



Łatwo zauważyć, że podział tych kwasów został dokonany właśnie na podstawie ich pochodzenia – od alkanu lub alkeny. Poznajmy teraz trzy przykłady istotnych kwasów tłuszczowych, czyli kwasy: palmitynowy, stearynowy, oleinowy.

Nazwy i wzory trzech długołańcuchowych kwasów karboksylowych

Zbierzmy ważniejsze informacje o kwasach: palmitynowym, stearynowym i oleinowym.

Wzór sumaryczny	Wzór z zaznaczeniem grupy karboksylowej	Nazwa zwyczajowa	Nazwa systematyczna	Wzór półstrukturalny
$C_{16}H_{32}O_2$	$C_{15}H_{31}COOH$	kwas palmitynowy	kwas heksadekanowy	$CH_3-(CH_2)_{14}-COOH$
$C_{18}H_{36}O_2$	$C_{17}H_{35}COOH$	kwas stearynowy	kwas oktadekanowy	$CH_3-(CH_2)_{16}-COOH$
$C_{18}H_{34}O_2$	$C_{17}H_{33}COOH$	kwas oleinowy	kwas oktadec-9-enowy	$CH_3-(CH_2)_7-CH=CH-(CH_2)_7-COOH$

Ciekawie!

Heksadekan to nazwa alkanu zawierającego 16 atomów węgla, natomiast oktadekan to węglowodór z 18 atomami węgla w cząsteczce.

Przedstawiony wyżej podział wskazuje, że kwas palmitynowy i kwas stearynowy należą do kwasów nasyconych. Wiązania chemiczne między atomami węgla są w ich cząsteczkach pojedyncze. W kwasie oleinowym między 9 a 10 atomem węgla występuje jedno wiązanie podwójne, dlatego możemy związek ten zaliczyć do nienasyconych kwasów tłuszczowych.

Wygląd próbek trzech kwasów tłuszczowych

Przyjrzyjmy się zdjęciom trzech próbek kwasów.



kwas palmitynowy
 $d = 0,84 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

$$T_{\text{topn.}} = 63^{\circ}\text{C}$$



kwas stearynowy
 $d = 0,85 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

$$T_{\text{topn.}} = 68^{\circ}\text{C}$$



kwas oleinowy
 $d = 0,89 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$

$$T_{\text{topn.}} = 14^{\circ}\text{C}$$

Kwas palmitynowy i stearynowy są białymi, bezwonnymi ciałami stałymi. Kwas oleinowy to ciecz o słomkowym zabarwieniu i nieprzyjemnym zapachu. Wszystkie związki mają gęstość mniejszą od gęstości wody (w temperaturze pokojowej).

Rozpuszczalność trzech kwasów tłuszczowych

Określmy rozpuszczalność kwasów: palmitynowego, stearynowego i oleinowego (na podstawie ilustracji).

	Kwas palmitynowy	Kwas stearynowy	Kwas oleinowy
rozpuszczalność w wodzie			
rozpuszczalność w naftie			

Kwasy tłuszczowe nie rozpuszczają się w wodzie (niezależnie od temperatury). Kwas oleinowy rozpuszcza się w naftie o temperaturze pokojowej. Kwas palmitynowy i stearynowy rozpuszczają się w naftie dopiero po podgrzaniu. Można zatem stwierdzić, że długołańcuchowe kwasy karboksylowe rozpuszczają się w rozpuszczalnikach niepolarnych, np. węglowodorach.

Ciekawe!

Czy wiesz, że woda i nafta różnią się gęstością? Spójrz na poniższe dane.

rozpuszczalnik	$d \left[\frac{\text{g}}{\text{cm}^3} \right] \text{ w } 20^{\circ}\text{C}$
woda	0,99
nafta	0,79

Odnosząc wartości z tabeli do zdjęć probówek, można zauważyć, że trzy badane kwasy tłuszczowe mają mniejszą gęstość niż woda (unoszą się na jej powierzchni). Ponadto wszystkie z wymienionych kwasów tłuszczowych mają większą gęstość niż nafta, dlatego opadają na dno probówki.



Czy potrafisz określić, powyżej jakiej temperatury wszystkie próbki kwasów rozpuściły się w naftie?

Jak odróżnić kwas oleinowy od palmitynowego lub stearynowego?

Przeprowadźmy doświadczenie z użyciem wody bromowej.

Doświadczenie 29.

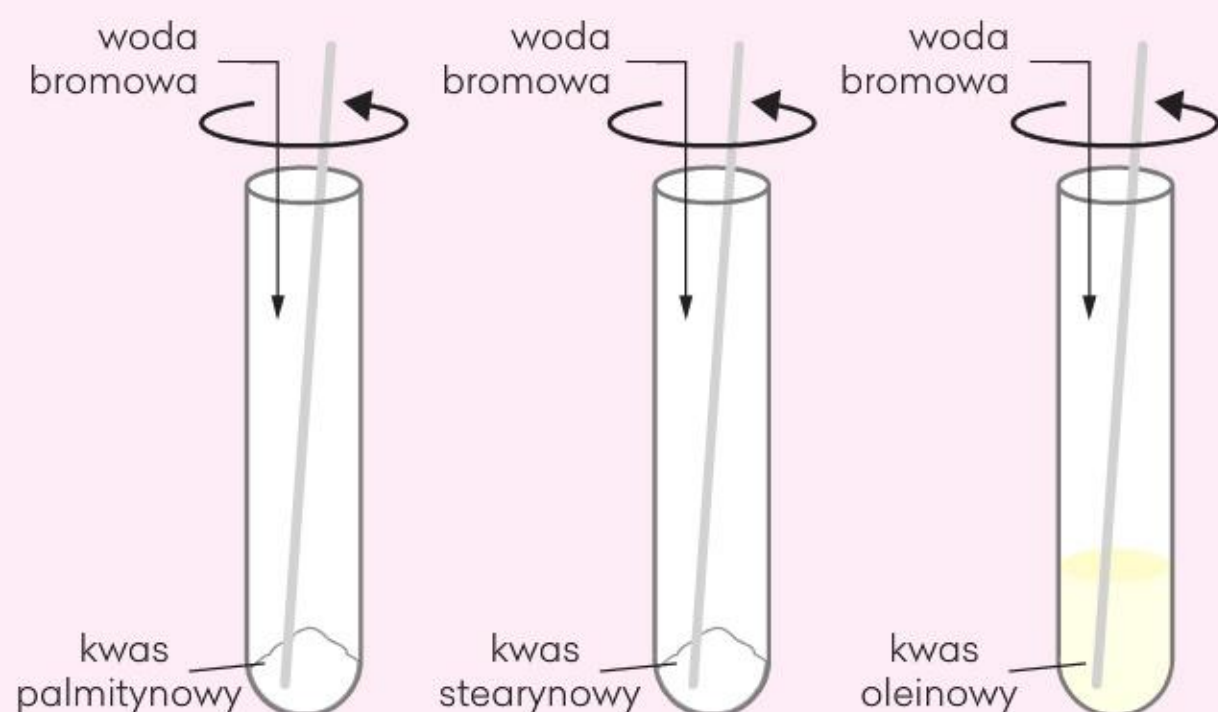
Działanie wodą bromową na kwasy: palmitynowy, stearynowy, oleinowy

Sprzęt: trzy probówki, statyw na probówki, łyżeczki, pipety Pasteura z kapilarą, łuczywa

Odczynniki: kwasy tłuszczowe: palmitynowy, stearynowy, oleinowy, woda bromowa

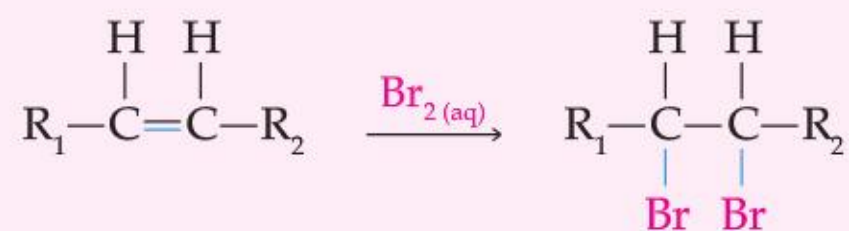
Wykonanie:

- Do pierwszej probówki wsyp niewielką ilość kwasu palmitynowego.
- Do drugiej dodaj podobną ilość kwasu stearynowego.
- Do trzeciej wlej niewielką ilość kwasu oleinowego.
- Do wszystkich próbek kwasów dolej około 1 cm^3 wody bromowej.
- Dokładnie wymieszaj zawartości naczyń.



Obserwacje: Gdy dodamy wody bromowej do pierwszej i drugiej probówki, ciało stałe wypływa na powierzchnię cieczy. Woda bromowa nie zmienia koloru (pozostaje w odcieniu herbacianym). W wyniku dolania wody bromowej do kwasu oleinowego dolna warstwa cieczy stopniowo odbarwia się, na powierzchni wydziela się biały nalot (biała substancja stała).

Wnioski: W warunkach pokojowych woda bromowa nie reaguje z nasyconymi kwasami tłuszczowymi. W wyniku działania wodą bromową na kwas oleinowy (nienasycony) następuje rozerwanie wiązania podwójnego między atomami węgla w łańcuchu węglowodorowym. Przedstawia to poniższy schemat.



Doświadczenie pozwoliło wykryć obecność w trzeciej probówce nienasyconego kwasu tłuszczowego – oleinowego.

Czym są mydła?

Kwas octowy reagował z zasadą sodową. Sprawdźmy, czy długołańcuchowe kwasy karboksylowe są równie reaktywne.

Doświadczenie 30.

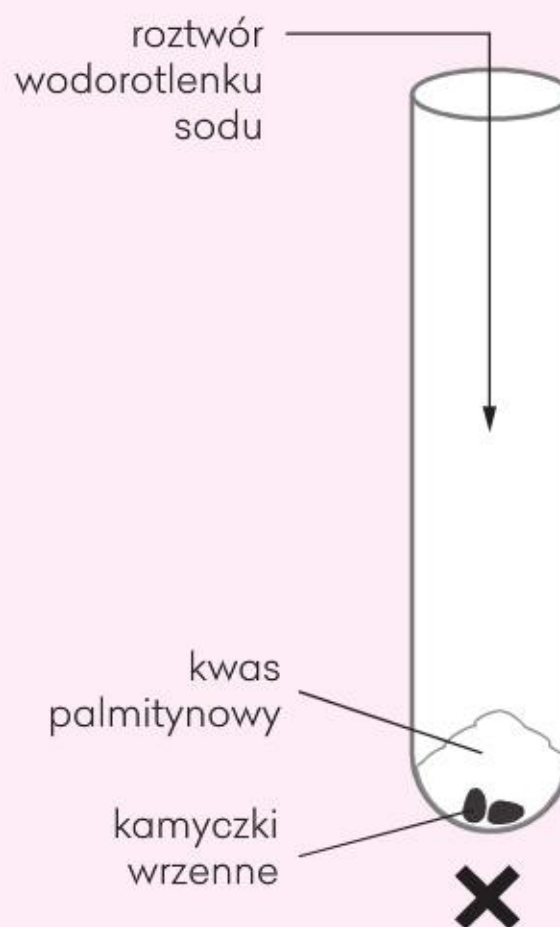
Ogrzewanie mieszaniny kwasu palmitynowego i roztworu wodorotlenku sodu

Sprzęt: probówka, łapa do probówki, pipeta Pasteura z podziałką, palnik, zapalniczka, kamyczki wrzenne, łyżeczka

Odczynniki: kwas palmitynowy, stężony roztwór wodorotlenku sodu

Wykonanie:

- Do probówki wsyp niewielką ilość kwasu palmitynowego.
- Dolej około 2 cm^3 stężonego roztworu wodorotlenku sodu.
- Dorzuć 2–3 kamyczki wrzenne.
- Ogrzewaj całość, utrzymując delikatne wrzenie.



Obserwacje: W trakcie ogrzewania białe ciało stałe staje się bezbarwną cieczą, unoszącą się na powierzchni roztworu wodorotlenku sodu. Po chwili pojawia się obfita piana.

Wnioski: Kwas palmitynowy reaguje z wodorotlenkiem sodu zgodnie z zapisem:



Produktami reakcji są palmitynian sodu (sól kwasu palmitynowego) oraz woda. Otrzymany związek chemiczny jest przykładem mydła.

Mydła innych długołańcuchowych kwasów karboksylowych

Kwas stearynowy i oleinowy w reakcji ze stężonym roztworem wodorotlenku sodu w podwyższonej temperaturze również tworzą **mydła**. Przebieg reakcji przedstawiają poniższe równania.



Otrzymanymi mydłami są **stearynian sodu** oraz **oleinian sodu**.

Mydła – sole sodowe lub potasowe długołańcuchowych kwasów karboksylowych (głównie stearynowego i palmitynowego).



4.18 Płomień kwasu stearynowego



4.19 Roztwory długołańcuchowych kwasów wykazują odczyn obojętny. Zgodnie ze skalą dołączoną do wskaźnika, można odczytać wartość $\text{pH} = 7$

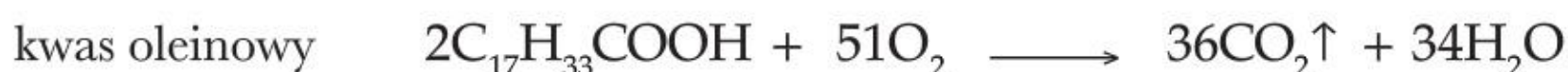
Ciekawe!



Kwas arachidowy to związek należący do długołańcuchowych kwasów karboksylowych. Występuje on w orzechach arachidowych (ziemnych).

Palność kwasów tłuszczowych

Długołańcuchowe kwasy karboksylowe są związkami palnymi (il. 4.18). Ulegają reakcjom spalania całkowitego i niecałkowitego. Wszystko zależy od dostępu tlenu. Przy pełnym dostępie tlenu kwasy tłuszczowe spalają się do tlenku węgla(IV) i pary wodnej według równań:



W przedstawionych równaniach warto zwrócić uwagę, jak zmienia się proporcja liczby cząsteczek tlenu do liczby atomów węgla w cząsteczce konkretnego przykładu kwasu tłuszczowego.

Odczyn roztworów kwasów tłuszczowych

Długołańcuchowe kwasy karboksylowe nie rozpuszczają się w wodzie. Uniwersalny papierek wskaźnikowy zanurzony w mieszaninie kwasu i wody nie zmienia barwy (il. 4.19). Oznacza to, że odczyn mieszaniny jest obojętny. Okazuje się, że kwasy o długich łańcuchach węglowodorowych nie ulegają dysocjacji elektrolitycznej.

W skrócie

- Długołańcuchowe kwasy karboksylowe – związki składające się z grupy karboksylowej i długiego łańcucha węglowodorowego (od 13 do 21 atomów węgla). Są one zaliczane do kwasów tłuszczowych.
- Mydła – sole sodowe lub potasowe długołańcuchowych kwasów karboksylowych (głównie stearynowego i palmitynowego).

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Zapisz równania reakcji spalania niecałkowitego dla kwasów: palmitynowego, stearynowego, oleinowego. Porównaj liczby cząsteczek tlenu niezbędne do całkowitego i niecałkowitego spalania.
- 2 Korzystając z zasobów internetu i wiedzy z lekcji biologii, wyszukaj informacji na temat niezbędnych nienasyconych kwasów tłuszczowych (NNKT). Krótko uzasadnij, dlaczego ich spożycie jest ważne.
- 3 W dostępnej literaturze wyszukaj trzy przykłady innych długołańcuchowych kwasów karboksylowych. Podaj ich nazwy zwyczajowe, wzory oraz wypisz ich występowanie.

4.7 Estry

Podejmij temat



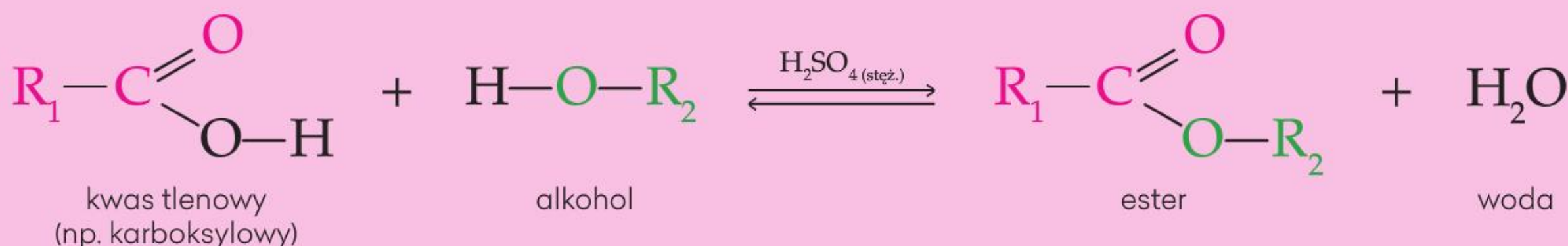
Czy owocowy zapach perfum
wydzielany jest zawsze z owoców?



Reakcja alkoholu i kwasu karboksylowego

W wyniku reakcji alkoholi i kwasów karboksylowych można otrzymać kolejne pochodne węglowodorów – **estry**. Żeby poznać je bliżej, przedstawmy ogólny schemat przebiegu opisanej reakcji chemicznej.

Estry – pochodne węglowodorów, otrzymywane w reakcji kwasu karboksylowego i alkoholu w obecności katalizatora, np. stężonego kwasu siarkowego(VI).



$-\text{R}_1$ i $-\text{R}_2$ to stosowne reszty węglowodorowe. Jeśli pochodzą od alkanów, to można je przedstawić w postaci zapisu $\text{R}_1 = \text{C}_{n-1}\text{H}_{(2n-1)+1}$ oraz $\text{R}_2 = \text{C}_n\text{H}_{2n+1}$ (gdzie n oznacza liczbę atomów węgla w kwasie lub alkoholu)

Ta metoda otrzymywania estrów nazywana jest reakcją estryfikacji (pochodzi od nazwy tej grupy związków). Zakwaszenie, związane z obecnością stężonego kwasu siarkowego(VI), oraz często podwyższona temperatura wpływają na przebieg i przyspieszenie reakcji.

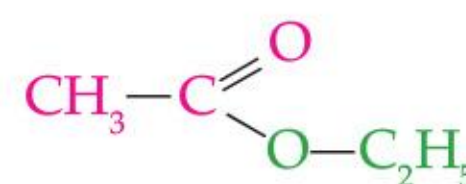


$-\text{COO}-$ to grupa estrowa (grupa funkcyjna estrów).

Jak powstają nazwy estrów?

Na marginesie obok podano wzór estru pochodzącego od kwasu etanowego i etanolu. Nazwa powstała od nazw tych dwóch związków.

Pierwszy wyraz pochodzi od kwasu karboksylowego	Drugi wyraz pochodzi od nazwy alkoholu
Nazwa węglowodoru, od którego pochodzi kwas, + przyrostek „ian”	Nazwa węglowodoru, od którego pochodzi alkohol, ze zmienioną częścią „an” na „ylu”
etan ian	etyl u



Nazwa systematyczna związku to etanian etylu, nazwa zwyczajowa – **octan** etylu – odnosi się do nazwy zwyczajowej **kwasu** octowego

Jak otrzymać etanian etylu?

Doświadczenie 31.

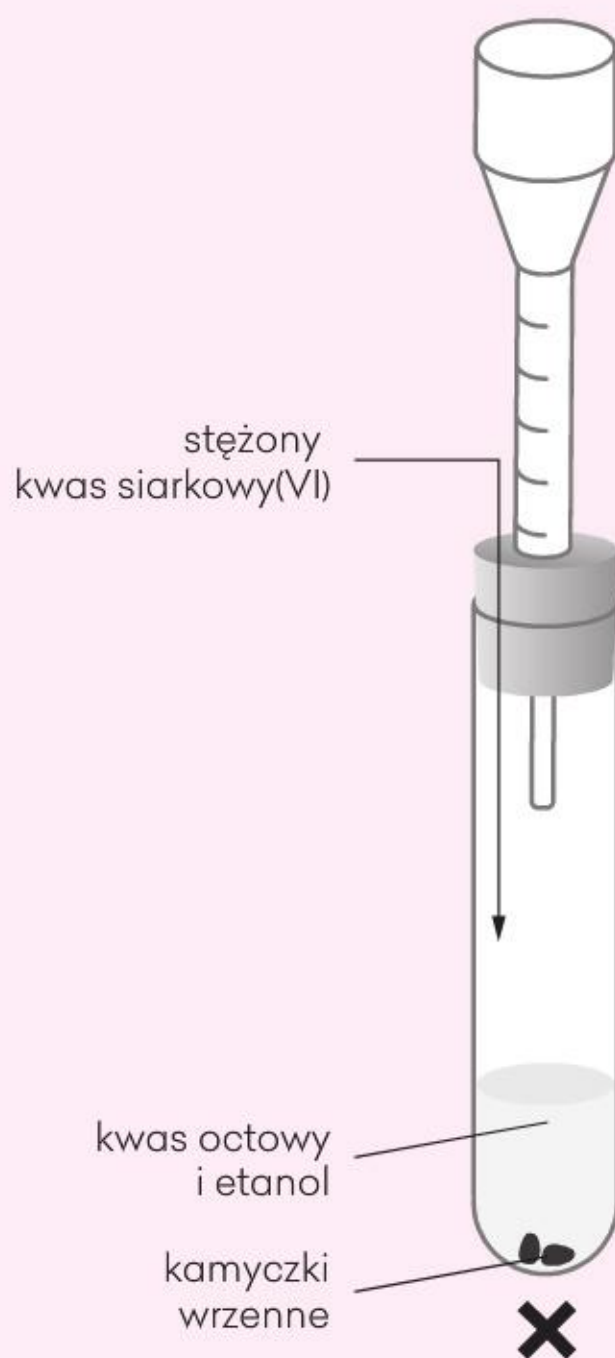
Ogrzewanie mieszaniny kwasu octowego, etanolu i kwasu siarkowego(VI) z wykorzystaniem chłodnicy zwrotnej

Sprzęt: probówka, nasadka do odprowadzania gazów, pipeta Pasteura z podziałką (z uciętą banieczką), łapa do probówki, pipety Pasteura z kapilarą, palnik, zapalki, kamyczki wrzenne, pasek bibuły (szerokości połowy probówki)

Odczynniki: kwas octowy, etanol, stężony kwas siarkowy(VI)

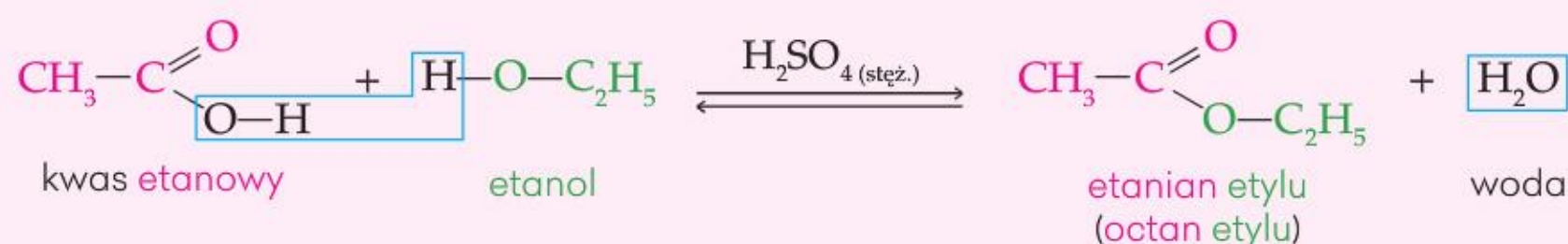
Wykonanie:

- Do probówki wlej ok. 1 cm^3 kwasu octowego i taką samą objętość etanolu oraz wrzuć 2–3 kamyczki wrzenne.
- Poproś nauczyciela o dolanie 2–3 kropel stężonego kwasu siarkowego(VI).
- W naczyniu umieść nasadkę odprowadzającą gazy.
- W nasadkę włóż pipetę Pasteura z podziałką (z uciętą banieczką – tak jak na schemacie).
- Ogrzewaj zawartość naczynia przez kilka minut, utrzymując bardzo delikatne wrzenie.
- Następnie odstaw naczynie do ochłodzenia. Wyjmij nasadkę, zanurz pasek bibuły w cieczy.
- Wyjmij pasek z płynu, ruchem wachlującym dłoni zbliżaj mokrą część paska w kierunku nosa.



Obserwacje: Po ogrzaniu zawartość naczynia się gotuje. W chłodnicy zwrotnej (uciętej pipecie) pojawiają się krople bezbarwnej cieczy, które skapują do wnętrza naczynia. Zbliżając do nosa pasek nasączony cieczą z probówki, czujemy kwiatowy zapach.

Wnioski: W wyniku ogrzewania zakwaszonej kwasem siarkowym(VI) mieszaniny kwasu etanowego i etanolu zaszła reakcja estryfikacji zgodna z równaniem:



Otrzymany lotny produkt o wyraźnym zapachu to ester – octan etylu.

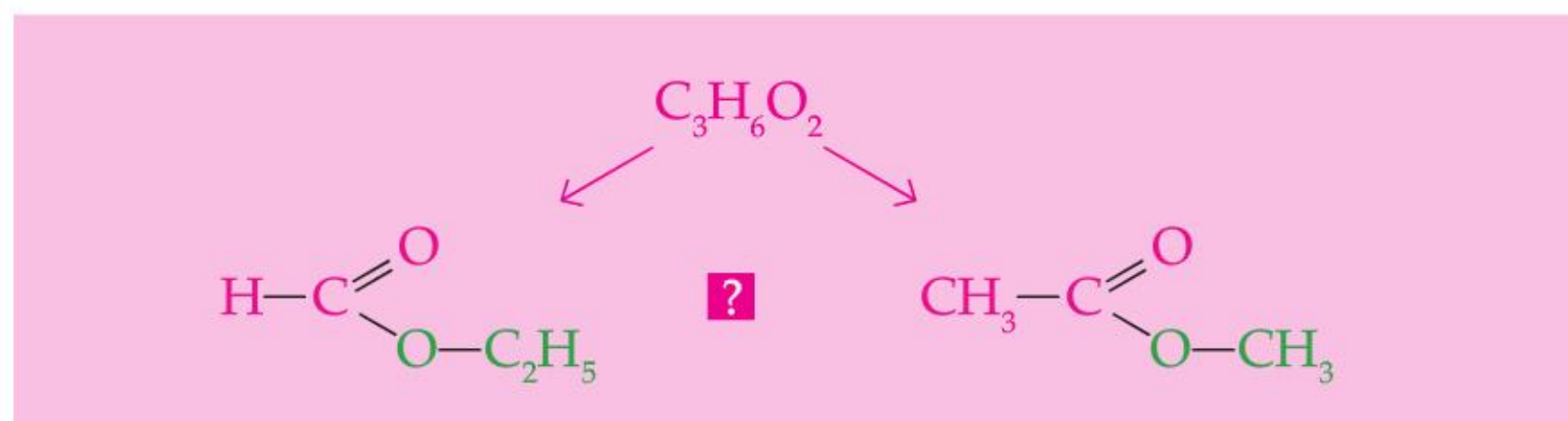
Uwaga: Stężony kwas powinien dodawać nauczyciel. Najlepiej, żeby doświadczenie było wykonane w formie pokazu.

Nazwy i wzory niektórych estrów

Przedstawmy nazwy systematyczne, zwyczajowe i wzory estrów zawierających od 2 do 4 atomów węgla w cząsteczce. Poszczególnymi barwami zaznaczono odniesienie nazwy do fragmentu łańcucha.

Kwas karboksylowy	Alkohol	Wzór półstrukturalny powstałego estru	Nazwa systematyczna	Nazwa zwyczajowa
HCOOH kwas metanowy (kwas mrówkowy)	CH_3OH metanol	$\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{CH}_3$	metanian metylu	mrówczan metylu
HCOOH kwas metanowy (kwas mrówkowy)	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ etanol	$\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$	metanian etylu	mrówczan etylu
CH_3COOH kwas etanowy (kwas octowy)	CH_3OH metanol	$\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{CH}_3$	etanian metylu	octan metylu
CH_3COOH kwas etanowy (kwas octowy)	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ etanol	$\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{O}-\text{C}_2\text{H}_5$	etanian etylu	octan etylu

Na podstawie informacji w tabeli wiemy, z jakich związków chemicznych powstają estry oraz jaki ma to związek z nazwą systematyczną i zwyczajową jednego z produktów reakcji estryfikacji. Zapisywanie wzorów sumarycznych estrów bez podawania nazwy może wprowadzać w błąd. Zwróćmy uwagę na wzór $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$. Może to być zarówno metanian etylu, jak i etanian metylu. Bez doprecyzowania trudno określić, o jaki związek chodzi.

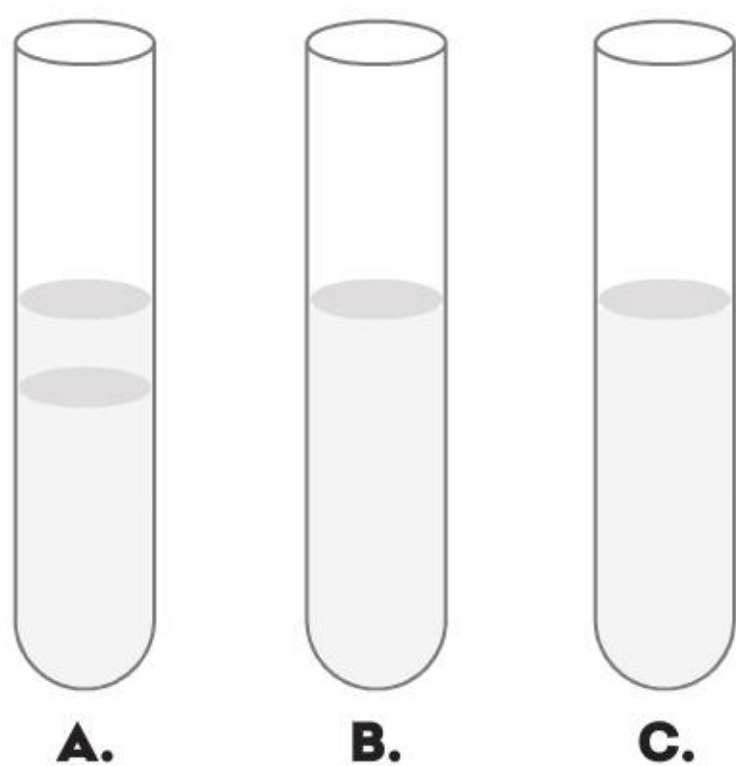


Właściwości estrów

Cechy estrów przedstawimy na przykładzie etnianu etylu. Jest to bezbarwna (il. 4.20), lotna ciecz o intensywnym, kwiatowym zapachu. Ze względu na swą lotność powinna być przechowywana w szczelnym opakowaniu, dlatego podczas wykonywania doświadczenia użyliśmy chłodnicy, która pozwoliła obniżyć temperaturę i skroplić otrzymany ester. Wraz ze wzrostem liczby atomów węgla stają się one oleistymi cieczami, a później ciałami stałymi. Przeglądając karty charakterystyk różnych estrów, można się dowiedzieć, że mają one wiele różnych zapachów.



4.20 Octan etylu jest bezbarwną cieczą



4.21 Octan etylu na chwilę po dodaniu i wymieszaniu: A. wody, B. benzyny aptecznej, C. etanolu

Palność i odczyn octanu etylu

Po dodaniu octanu etylu do wody ester się nie rozpuszcza (il. 4.21 – A.). Podczas mieszania całość mętnieje, a po chwili związek organiczny wypływa na powierzchnię – czyli ma gęstość mniejszą niż gęstość wody. Rozpuszcza się natomiast w podobnych do siebie związkach i mieszaninach (np. w etanolu czy benzynie – il. 4.21, B. i C.). Oceńmy palność związku i odczyn jego roztworu po zmieszaniu z wodą.

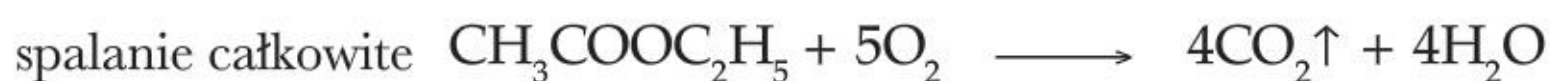


odczyn roztworu: obojętny, pH = 7



palność: łatwopalny

Estry nie dysocjują, stąd obojętny odczyn ich roztworu. Temperatura zapłonu octanu etylu oscyluje wokół 0°C, spala się on w zależności od dostępu tlenu, np. zgodnie z równaniem reakcji chemicznej:



Podobnie jak inne węglowodory oraz ich pochodne octan etylu może spalać się niecałkowicie do tlenku węgla(II) lub węgla. Spalanie wydziela duże ilości ciepła, jest to zatem proces egzotermiczny.

Właściwości octanu etylu

Zapiszmy ważniejsze właściwości etanianu etylu:

- bezbarwna, lotna ciecz o zapachu kwiatowym,
- rozpuszcza się w benzynie i etanolu,
- nie rozpuszcza się w wodzie, unosi się na jej powierzchni,
- jest łatwopalny,
- roztwór ma odczyn obojętny, nie ulega dysocjacji,
- temperatura wrzenia wynosi około 77°C.



4.22 Najciekawszą cechą estrów są ich zapachy, dlatego wchodzi one w skład mieszanin używanych do produkcji perfum

Więcej na temat

Zapachy wokół nas

Estry to związki o ciekawym spektrum zapachów. Okazuje się, że dysponując np. octanem propylu, można wybiórczo oszukać zmysły. Gdyby podać próbkę do powąchania osobie z zamkniętymi oczami, sam zmysł węchu zidentyfikowałby zapach gruszki, bez jej rzeczywistej obecności. Dzięki temu estry znalazły zastosowanie jako składniki kosmetyków czy olejków eterycznych.



octan propylu



maślan etylu



octan pentylu



maślan metylu

W skrócie

- Estry – związki chemiczne otrzymywane w reakcji estryfikacji, polegającej na łączeniu się kwasu karboksylowego i alkoholu w obecności katalizatora np. stężonego kwasu siarkowego(VI).
- $-\text{COO}-$, grupa estrowa to grupa funkcyjna estrów.
- Podobnie do innych węglowodorów oraz ich pochodnych estry ulegają reakcjom spalania całkowitego i niecałkowitego.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Zapisz równania reakcji, których celem jest otrzymanie: butanianu etylu, propanianu metylu, octanu propylu, maślanu metylu, mrówczanu pentylu.
- 2 W równaniu reakcji estryfikacji strzałki skierowane są w dwie strony, a nad nimi znajduje się wzór stężonego kwasu siarkowego(VI). Wyjaśnij krótko, co przedstawia taki zapis.
- 3 Zapisz równania reakcji spalania niecałkowitego (przy ograniczonym dostępie tlenu) mrówczanu etylu oraz octanu metylu.
- 4 Wymienione w treści lekcji właściwości octanu etylu podziel na właściwości fizyczne i właściwości chemiczne.
- 5 Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie otrzymanie propanianu etylu. Zapisz sprzęt i odczynniki. Narysuj schemat, zaproponuj obserwacje i wyciągnij stosowne wnioski.
- 6 Skorzystaj z zasobów internetu i wyszukaj informacje na temat estrów pochodzących od alkoholi polihydroksylowych. Czy takie estry w ogóle istnieją? Jeśli tak, czy potrafisz podać jeden przykład?

Ciekawe!



Octan etylu stosowany jest jako rozpuszczalnik organiczny, słabo rozpuszczalny w wodzie. M.in. dlatego stał się kiedyś składnikiem zmywaczy do paznokci.

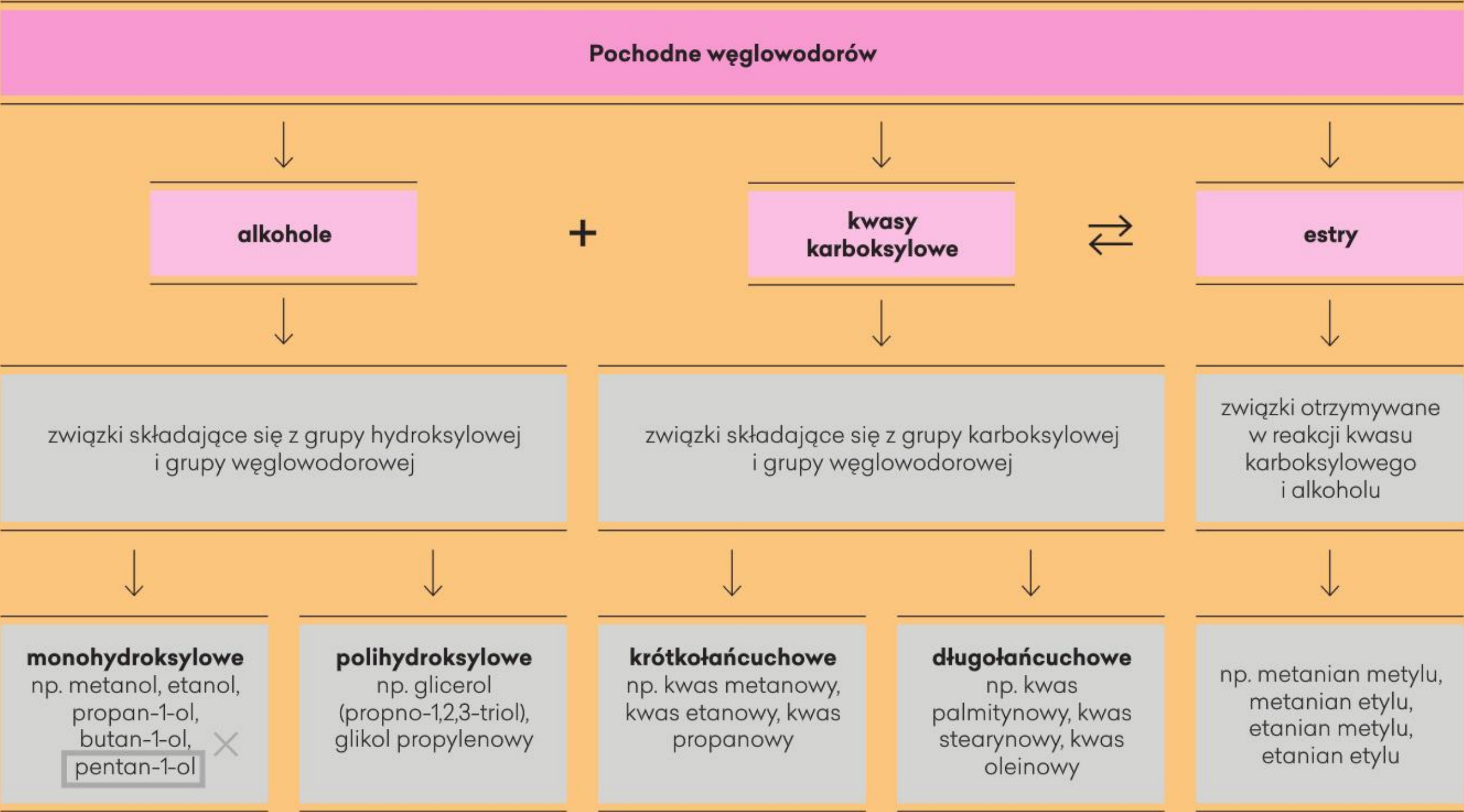
Podsumowanie działu 4

Ważne pojęcia

pochodne węglowodorów	alkohole monohydroksylowe	alkohole polihydroksylowe	
kwasy karboksylowe	kwasy tłuszczowe	estry	grupa funkcyjna
			estryfikacja

Pochodne węglowodorów – związki chemiczne, w których przynajmniej 1 atom wodoru został zastąpiony innym atomem lub grupą połączonych ze sobą atomów.

Podział poznanych pochodnych węglowodorów



Grupa funkcyjna – pierwiastek lub grupa połączonych ze sobą pierwiastków, tworzących grupę charakterystyczną dla danego rodzaju związków chemicznych.

Grupy funkcyjne poznanych pochodnych węglowodorów

Nazwa pochodnych węglowodorów	alkohole	kwasy karboksylowe	estry
Grupa funkcyjna	-OH hydroksylowa	-COOH karboksylowa	-COO- estrowa

Estryfikacja – reakcja kwasu karboksylowego i alkoholu w obecności katalizatora, np. stężonego kwasu siarkowego(VI), w wyniku której powstaje ester.

Właściwości niektórych przedstawicieli pochodnych węglowodorów (dla 20°C)

ALKOHOLE

Właściwość	Przykłady związków chemicznych		
	metanol CH_3OH	etanol $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	propano-1,2,3-triol $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$
stan skupienia	ciecz		
palność	palny		
rozpuszczalność w wodzie	rozpuszczalny		
odczyn wodnego roztworu	obojętny		
gęstość względem wody	mniejsza		większa

KWASY KARBOKSYLOWE (o krótkich łańcuchach węglowodorowych)

Właściwość	Przykłady związków chemicznych	
	kwas metanowy HCOOH	kwas etanowy CH_3COOH
stan skupienia	ciecz	
palność	palny	
rozpuszczalność w wodzie	rozpuszczalny	
odczyn wodnego roztworu	kwasowy	
gęstość względem wody	większa	

KWASY TŁUSZCZOWE (o długich łańcuchach węglowodorowych)

Właściwość	Przykłady związków chemicznych		
	kwas palmitynowy $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$	kwas stearynowy $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$	kwas oleinowy $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$
stan skupienia	ciało stałe		ciecz
palność	palny		
rozpuszczalność w wodzie	nierozpuszczalny		
odczyn wodnego roztworu	obojętny		
gęstość względem wody	mniejsza		

ESTRY

Właściwość	Przykłady związków chemicznych			
	metanian metylu HCOOCH_3	metanian etylu HCOOC_2H_5	etanian metylu $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$	etanian etylu $\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$
stan skupienia	ciecz			
palność	palny			
rozpuszczalność w wodzie	rozpuszczalny	rozpuszczalny	trudno rozpuszczalny	trudno rozpuszczalny
odczyn wodnego roztworu	obojętny			
gęstość względem wody	mniejsza			

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- Spośród podanych wzorów pochodnych węglowodorów wybierz ten zestaw, który przedstawia związki chemiczne należące wyłącznie do alkoholi.

A. $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, CH_3COOH , NaOH , CH_3OH

C. $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$, $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, CH_3OH

B. $\text{CH}_3\text{COOCH}_3$, $\text{C}_3\text{H}_7\text{OH}$, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, HCOOH

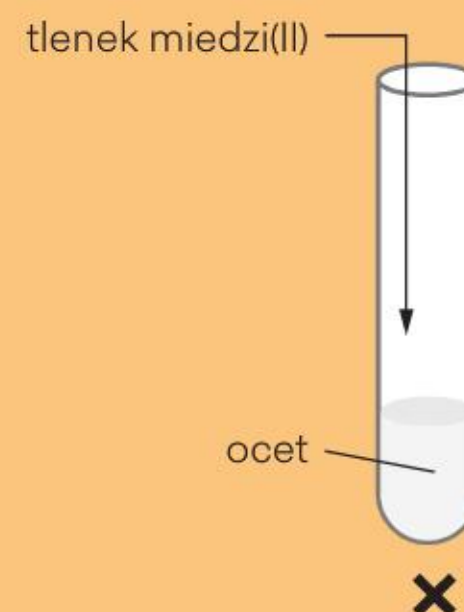
D. $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$, HCOOC_2H_5 , $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$
- Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie odróżnienie etanolu od kwasu etanowego. Podaj niezbędny sprzęt, odczynniki, narysuj schemat. Wypisz spodziewane obserwacje i wyciągnij wniosek.
- Przeprowadzono doświadczenie chemiczne. Odnosząc się do przedstawionego schematu, zaproponuj obserwacje oraz wyciągnij z nich wniosek. Na jego podstawie zapisz równanie reakcji. Nie zapomnij zwrócić uwagi na związki miedzi(II), ich barwy i właściwości.
- Zapisz równania reakcji spalania: etanolu, kwasu etanowego, etanianu etylu. Zwróć uwagę na różne, możliwe dostępności tlenu.
- Odnosząc się do wybranych właściwości pochodnych węglowodorów (przedstawionych na poprzednich stronach), zapisz prawidłowości dla grup, które one reprezentują. Czy wszystkie grupy łączą jakieś wspólne cechy?
- Dokończ równania reakcji lub zaznacz, że reakcja nie zachodzi.

a) $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{LiOH} \longrightarrow ?$

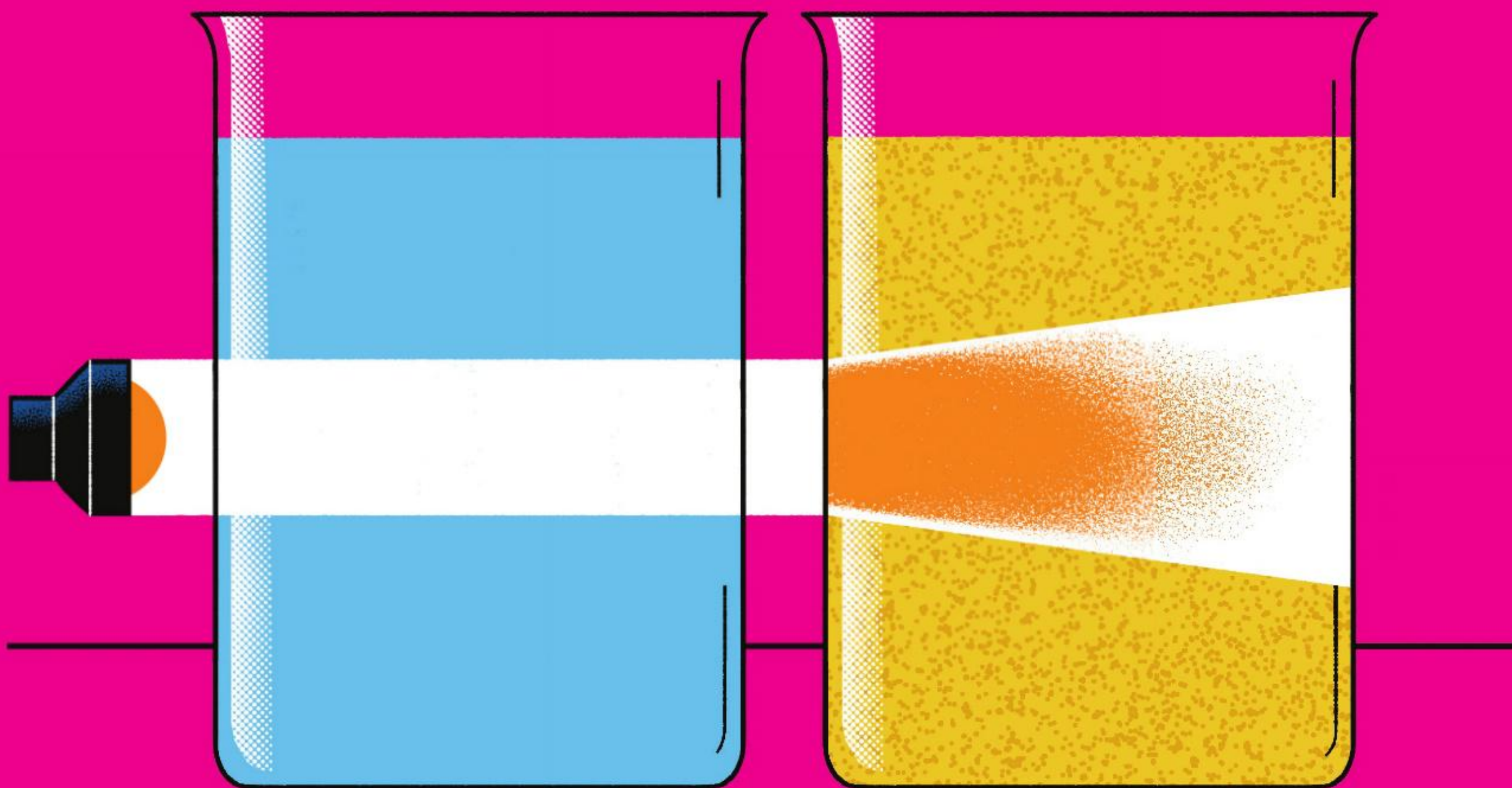
c) $\text{HCOOH} + \text{CH}_3\text{OH} \longrightarrow ?$

b) $\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3 + \text{O}_2 \longrightarrow ?$

d) $\text{CH}_3\text{OH} + \text{HCl} \longrightarrow ?$
- Zapisz równania dwóch reakcji estryfikacji, których produktami będą etanian propylu i propanian etylu.
- Masz do dyspozycji wodę, etanol i octan etylu. Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie odróżnienie wymienionego alkoholu od estru. Dysponujesz dowolnym sprzętem laboratoryjnym.
- Określ odczyn wodnych roztworów: etanolu, kwasu mrówkowego, metanianu metylu. Zapisz możliwe równania dysocjacji elektrolitycznej. Narysuj schemat/schematy doświadczeń, które pozwolą zbadać odczyn.



5. Biologia i chemia



1. W zlewkach znajdują się dwa różne typy mieszanin. Jak myślisz, w której jest roztwór właściwy, a w której koloid?
2. Czy potrafisz podać po dwa przykłady mieszanin jednorodnych i koloidów?
3. Czy znasz z życia codziennego przykłady rozpraszania światła przez koloidy?
4. Jak się nazywa zjawisko obserwowane w zlewce stojącej po prawej stronie?
5. Czy mgła może być przykładem mieszaniny? Jeśli tak, to jakiej?
6. Jeśli zastąpimy latarkę laserem, czy efekt będzie taki sam?

5.1 Tłuszcze

Podejmij temat



Co wspólnego mają ze sobą olej kokosowy i olej rzepakowy?



5.1 Piramida żywienia informuje, jakie pokarmy są źródłem m.in. białek, cukrów i tłuszczów

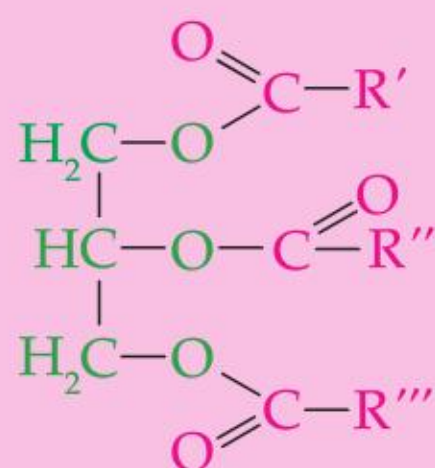
Tłuszcze – związki chemiczne należące do grupy estrów glicerolu i kwasów tłuszczowych.

Połączenie biologii z chemią

Słowo „chemia” nie powinno wywoływać negatywnych skojarzeń. Spotkanie z przedmiotami przyrodniczymi bez chemii byłoby niemożliwe. Informacje zdobywane na lekcjach biologii bardzo często odnoszą się do właściwości związków chemicznych, przedstawiają ich interakcje z organizmami żywymi czy dotyczą szeroko pojętego zdrowia człowieka. W klasie ósmej możemy zebrać te wszystkie dane i poszerzyć wiedzę na temat trzech grup związków chemicznych, którymi są tłuszcze, białka i cukry, niezbędne do prawidłowego funkcjonowania organizmu człowieka. Ważne jest również, żeby umieć krytycznie ocenić, czy ograniczanie spożycia pokarmów zawierających składniki z danej kategorii pozytywnie wpłynie na naszą kondycję. Wiadome jest przecież, że zrównoważona dieta to najlepszy sposób na utrzymanie zdrowia.

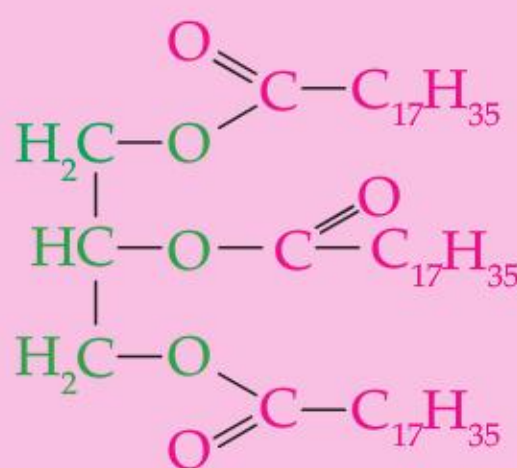
Czym są tłuszcze?

Tłuszcze są to estry pochodzące od propano-1,2,3-triolu (glicerolu) oraz od kwasów tłuszczowych.

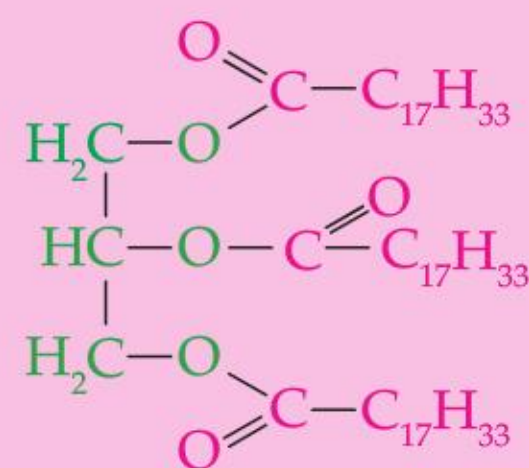


wzór ogólny tłuszczu

R', R'' i R''' to grupy węglowodorowe danych kwasów tłuszczowych.



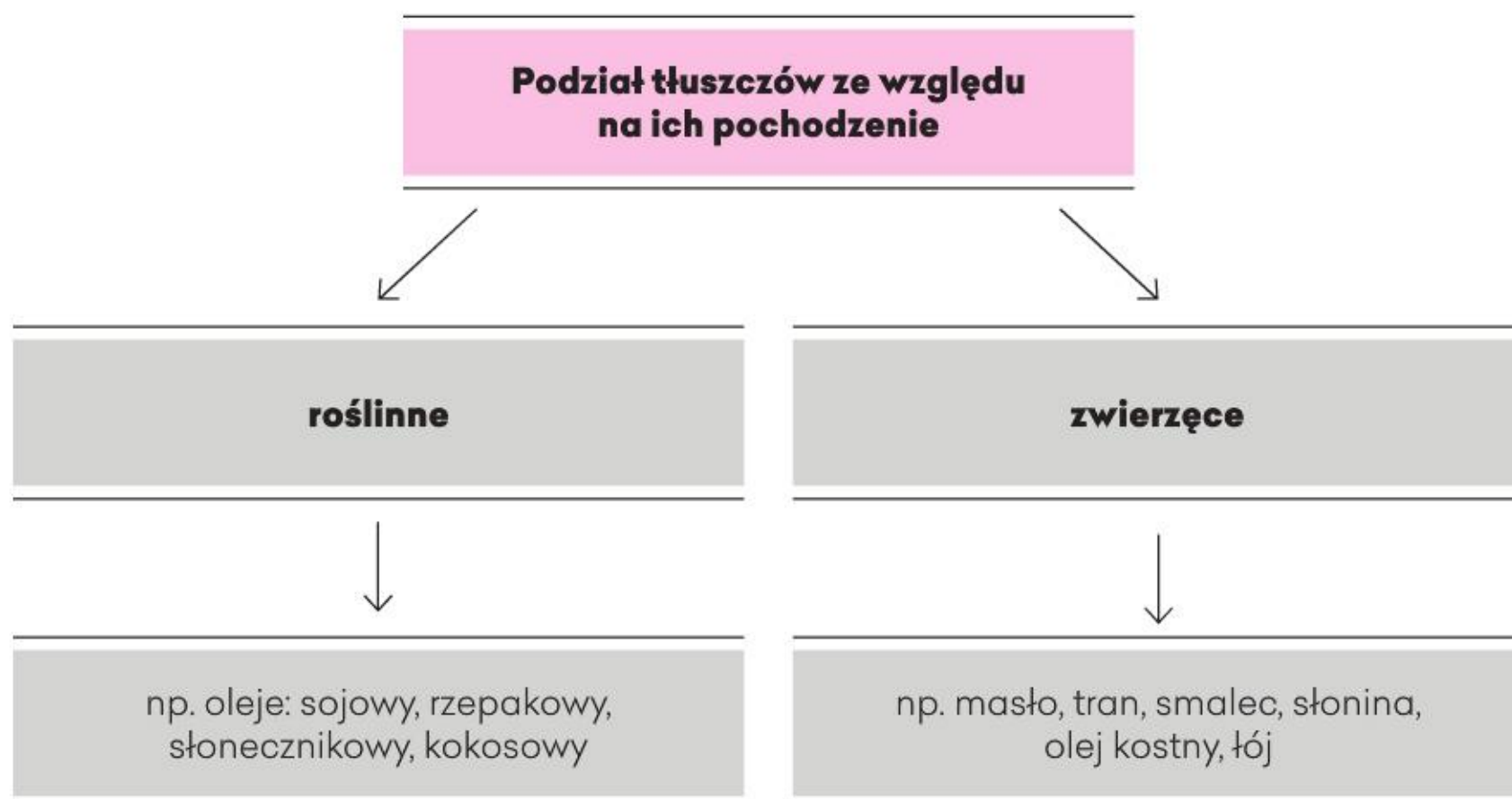
tristearynian glicerolu



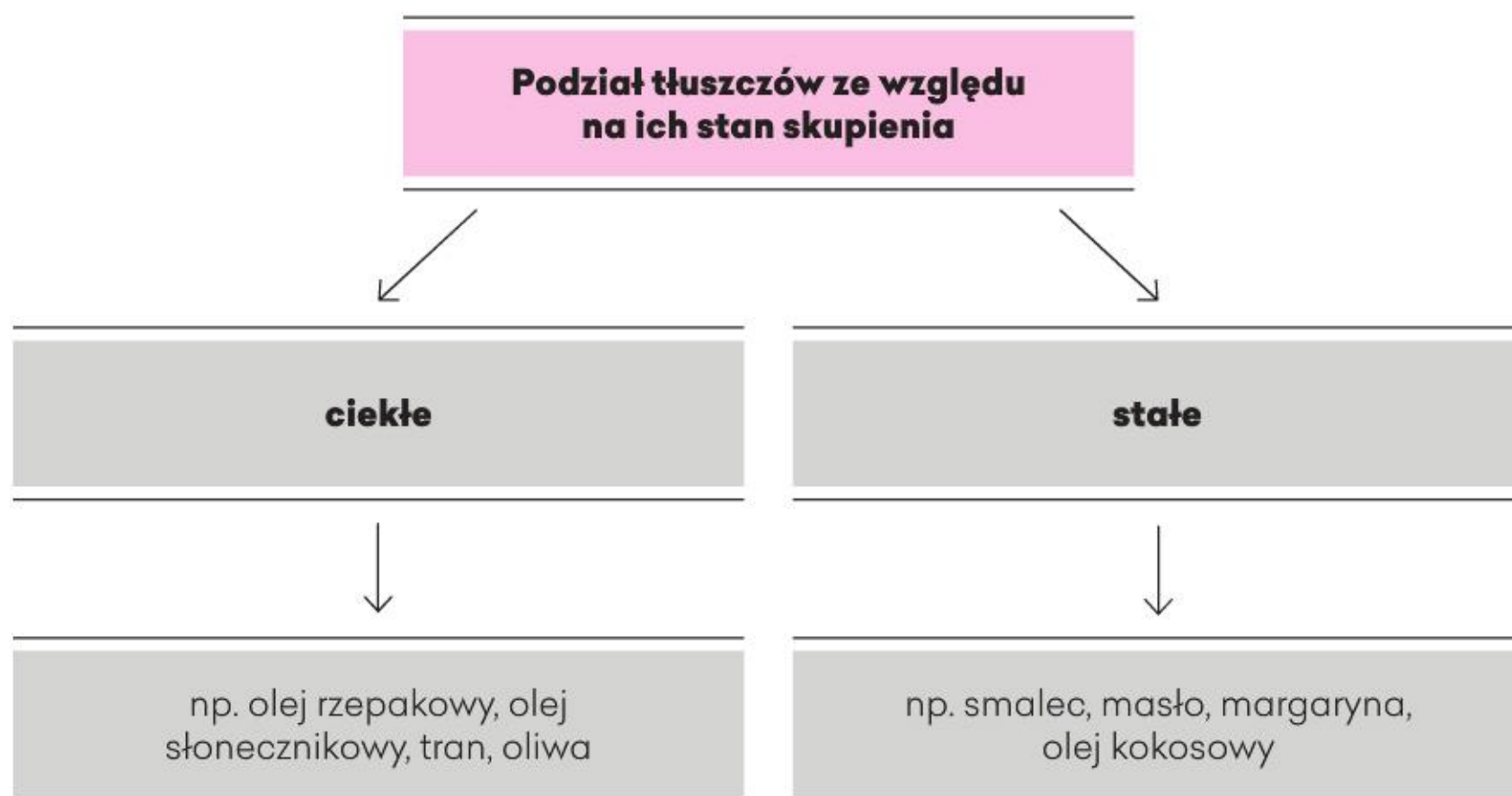
trioleinian glicerolu

Klasyfikacja tłuszczów

W przyrodzie tłuszcze mogą mieć pochodzenie roślinne lub zwierzęce. Chcąc je pozyskać, w obu przypadkach należy wydzielić je z tkanek. Spróbujmy dokonać trzech różnych klasyfikacji znanych produktów, w większości zawierających tłuszcze. Warto zauważyć, że związki te zakwalifikowaliśmy do grupy estrów – ze względu na ich skład i pochodzenie. Glicerol to przykład alkoholu, natomiast kwas stearynowy czy oleinowy to konkretne długołańcuchowe kwasy karboksylowe. Przypomnijmy, że propano-1,2,3-triol należy do grupy alkoholi polihydroksylowych, natomiast wymienione kwasy są przykładami kwasów tłuszczowych.



Warto zauważyć, że spora część tłuszczów pochodzenia roślinnego (il. 5.2, il. 5.3, il. 5.4) ma ciekły stan skupienia. Wyjątkowy jest np. olej kokosowy (il. 5.2), który przechowywany w temperaturze niższej niż 20°C staje się ciałem stałym. Stąd nazywany jest masłem kokosowym. Tłuszcze pochodzenia zwierzęcego z reguły mają stały stan skupienia. Wyjątkami są tran, np. z rybiej wątroby, czy olej kostny, które są cieciami.



Przy okazji warto nadmienić, że kwas butanowy jest kwasem tłuszczowym, ale nie wchodzi on w skład tłuszczów.



5.2 Olej kokosowy jest białym ciałem stałym, ale pozostawiony w ciepłym miejscu topi się, tworząc ciecz o słomkowej barwie



5.3 Olej rzepakowy jest żółtą cieczą



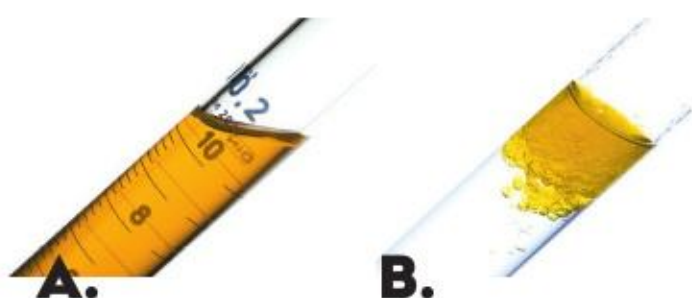
5.4 Oliwa jest cieczą o zmiennym zielonożółtym zabarwieniu



5.5 Masło jest żółtym ciałem stałym



5.6 Smalec jest białym ciałem stałym

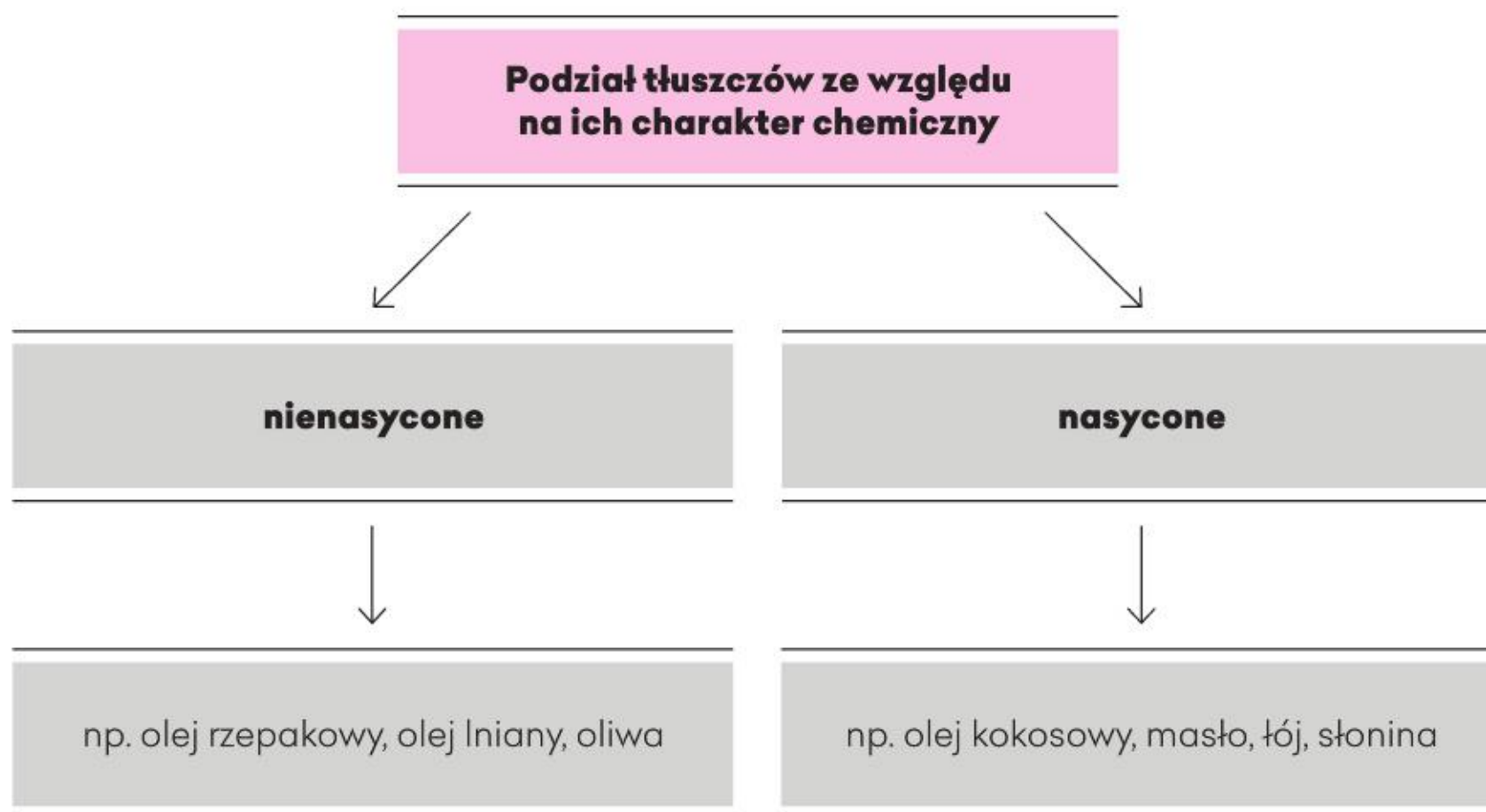


5.7 Olej rzepakowy miesza się z naftą kosmetyczną (A.), natomiast nie miesza się z wodą, tylko unosi się na jej powierzchni (B.)



Związki chemiczne zaliczane do grupy tłuszczów są bezbarwne. Zapach, smak i barwa, np. tłuszczów występujących w naturze, zależy często od domieszek innych substancji.

Różnego rodzaju oleje (np. rzepakowy, słonecznikowy czy lniany) to ciecze. Ich barwy mają różne odcienie. Masło (il. 5.5) i smalec (il. 5.6), czyli tłuszcze zwierzęce, są ciałami stałymi o różnych barwach.



Charakter nienasycony tłuszczu zależy od obecności podwójnych wiązań chemicznych między atomami węgla w łańcuchu węglowodorowym kwasu tłuszczowego. Jeśli w tym fragmencie występują wyłącznie pojedyncze wiązania chemiczne między atomami węgla, tłuszcz należy zaliczyć do związków nasyconych.

Niektóre właściwości fizyczne tłuszczów w temp. 20°C

Produkty zawierające w dużej ilości tłuszcze i wchodzące w ich skład substancje zaliczane do grupy tłuszczów mają wiele podobnych właściwości fizycznych. Obserwując próbki olejów czy masła, od razu można ocenić np. ich stan skupienia i barwę. Natychmiastowy efekt daje również próba połączenia ich z wodą czy naftą (il. 5.7). Wypiszmy ważniejsze cechy tłuszczów.

Wybrana właściwość fizyczna	Cechy związków chemicznych należących do grupy tłuszczów
stan skupienia	ciecze lub ciała stałe
barwa	bezbarwne lub białe
temperatura topnienia	niskie wartości
rozpuszczalność w wodzie	nierozpuszczalne
rozpuszczalność w naftcie	rozpuszczalne
gęstość	mniejsza od gęstości wody

Charakter chemiczny tłuszczów

Wykorzystując wodny roztwór bromu, sprawdzimy, w jakiej ilości produkt zawiera tłuszcze nasycone, a w jakiej – tłuszcze nienasycone.

Doświadczenie 32.

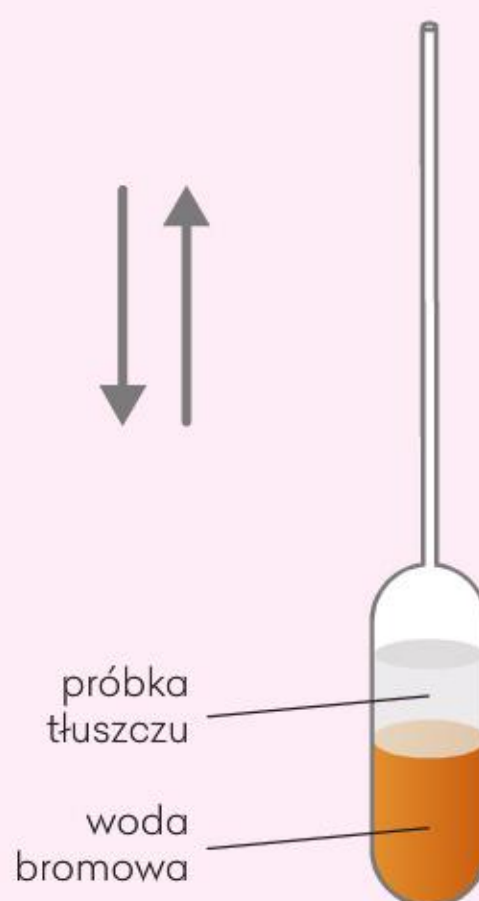
Działanie roztworem zawierającym brom na olej rzepakowy i olej kokosowy

Sprzęt: dwie pipety Pasteura z kapilarą, chusteczka higieniczna

Odczynniki: olej kokosowy (w postaci ciekłej), olej rzepakowy, roztwór zawierający brom (np. woda bromowa)

Wykonanie:

- Nie więcej niż połowę objętości banieczki pipety Pasteura wypełnij wodnym roztworem bromu.
- Około $\frac{1}{3}$ objętości banieczki wypełnij olejem rzepakowym.
- Przytrzymując końcówkę pipety chusteczką higieniczną, wstrząsaj intensywnie zawartością naczynia.
- Czynności powtórz w kolejnej pipecie z wodnym roztworem bromu i stopionym olejem kokosowym.

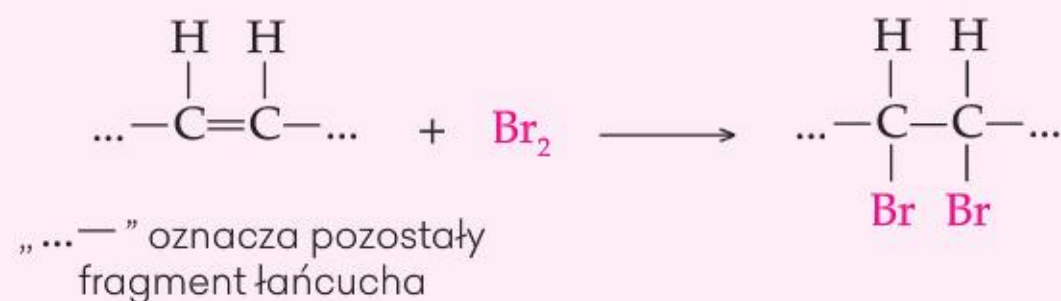


Obserwacje: Próbkę tłuszczów unoszą się na powierzchni wodnego roztworu bromu. Po wstrząsaniu zmienia się wygląd zawartości pipet:

- w naczyniu z olejem rzepakowym roztwór bromu odbarwia się, w górnej warstwie pojawiają się jasne kłaczkę,
- w naczyniu z olejem kokosowym barwa dolnej warstwy cieczy pozostaje herbaciana.

Wnioski: Unoszenie się próbek tłuszczów na wodzie świadczy o małej gęstości tych związków. Rozdział na dwie warstwy dowodzi nierozpuszczalności tłuszczów w wodzie.

Woda bromowa odbarwia się po kontakcie z próbką, w której składzie znajdują się w dużej ilości tłuszcze nienasycone, posiadające podwójne wiązania między atomami węgla w łańcuchu węglowodorowym. Brom przyłącza się zgodnie ze schematem:



Brak zmiany barwy wody bromowej w kontakcie z olejem kokosowym potwierdza, że jego głównymi składnikami są tłuszcze nasycone.

Uwagi: Jeśli olej kokosowy przechowywany jest w temperaturze poniżej 20°C, występuje on w postaci stałej. Żeby zmienił swój stan skupienia na ciekły, wystarczy wstawić go do ciepłej wody. Ułatwi to nabranie odczynnika do pipety Pasteura.

Więcej na temat

Margaryna – tłuszcz powstały z oleju pochodzenia roślinnego

Jednym z popularnych tłuszczów jadalnych jest margaryna. Nazwa ta zarezerwowana jest dla produktów zawierających 40–80% tłuszczu w całkowitej masie. Często porównuje się ją z masłem. Podstawową różnicą między nimi jest ich pochodzenie. Masło jest produktem odzwierzęcym, natomiast margarynę otrzymuje się (od początku XX wieku) poprzez uwodornienie tłuszczów zawartych w olejach roślinnych. Proces ten prowadzony jest w specjalnych warunkach laboratoryjnych, przy udziale katalizatorów. Ze względu na możliwość kontroli przebiegu utwardzania można otrzymać margaryny o różnym składzie tłuszczowym i, co za tym idzie, mogą one mieć różne zastosowanie.



5.8 Tłuszcze jadalne dostarczamy wraz z pokarmami

Czy tłuszcze są nam niezbędne?

Odpowiedź na to pytanie jest bardzo prosta – tłuszcze w diecie człowieka są niezbędne. Dostarczają sporo energii (więcej niż inne związki), są źródłem rozpuszczalnych w tłuszczach witamin (A, D, E, K), glicerolu czy niezbędnych nienasyconych kwasów tłuszczowych (NNKT). Ważne jest nie tylko ich racjonalne spożycie, ale również właściwy dobór. Nadmierne spożycie niektórych tłuszczów nasyconych i wielonienasyconych może sprzyjać rozwojowi wielu chorób.

W skrócie

- Tłuszcze – związki chemiczne należące do grupy estrów glicerolu i kwasów tłuszczowych.
- Tłuszcze można podzielić następująco: ze względu na ich pochodzenie – na roślinne i zwierzęce; ze względu na charakter chemiczny – na nasycone i nienasycone; ze względu na stan skupienia – na stałe i ciekłe.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Przeprowadźcie w klasie dyskusję na temat: „Co jest zdrowsze – masło czy margaryna?”. Skorzystajcie z internetu, by przygotować się do tej debaty.
- 2 Wyszukaj informacje o zastosowaniach (poza spożywczymi) różnych tłuszczów.
- 3 Tłuszcze zawarte w oleju kokosowym mają w większości charakter nasycony. Czy w związku z tym powinien on być wyeliminowany z diety? Wyszukaj informacje na ten temat.

5.2 Białka

Podejmij temat

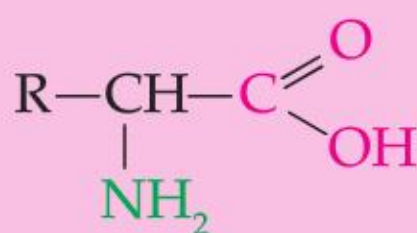


Co wspólnego mają ze sobą produkty spożywcze zaprezentowane na zdjęciu?



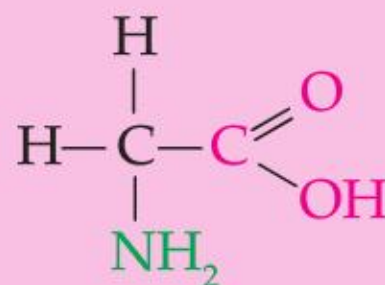
Podstawowy budulec białek

Białka to związki wielkocząsteczkowe powstające w procesie kondensacji **aminokwasów** czyli grupy związków organicznych posiadających w swojej strukturze **grupę aminową** i **grupę karboksylową**.



wzór ogólny aminokwasów

R oznacza grupę węglowodorową mogącą zawierać inne grupy funkcyjne



wzór cząsteczki glicyny

Aminokwasy – związki chemiczne zawierające grupę aminową i grupę karboksylową. Ich przedstawicielem jest glicyna (Gly) (kwas aminooctowy).

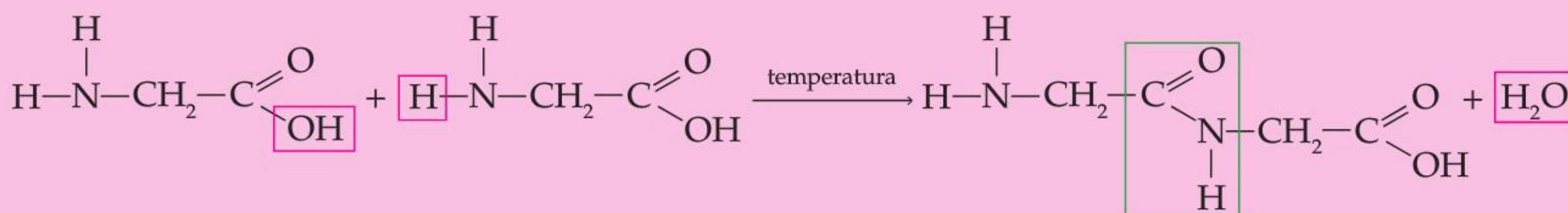


Glicyna jest aminokwasem endogennym, czyli takim, który nasz organizm może syntezować samodzielnie.

Wybrane właściwości aminokwasów

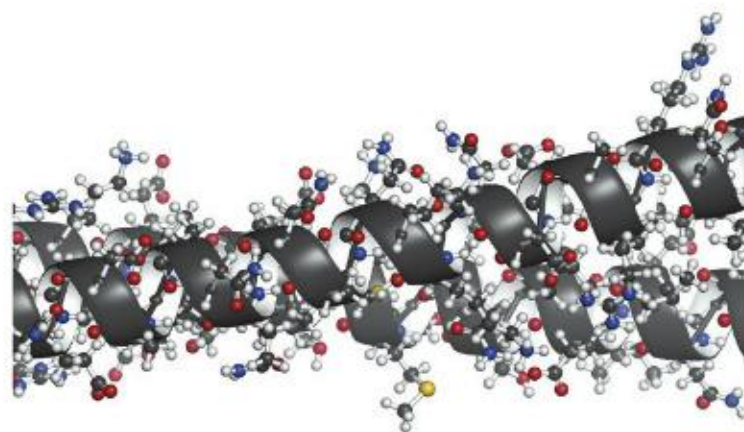
Większość aminokwasów to krystaliczne substancje stałe, często o słodkawym smaku. Dobrze rozpuszczają się w wodzie i w polarnych rozpuszczalnikach organicznych (np. w etanolu). Aminokwasy łączą się ze sobą w wyniku reakcji kondensacji. Powstające między tymi związkami wiązanie nazywamy **wiązaniem peptydowym**. Otrzymane produkty nazywamy dipeptydami (jeśli mamy połączone ze sobą dwa aminokwasy) lub tripeptydami (w przypadku trzech połączonych ze sobą związków). Poniżej przedstawiono równanie reakcji kondensacji dwóch cząsteczek glicyny.

Wiązanie peptydowe – wiązanie występujące między aminokwasami.

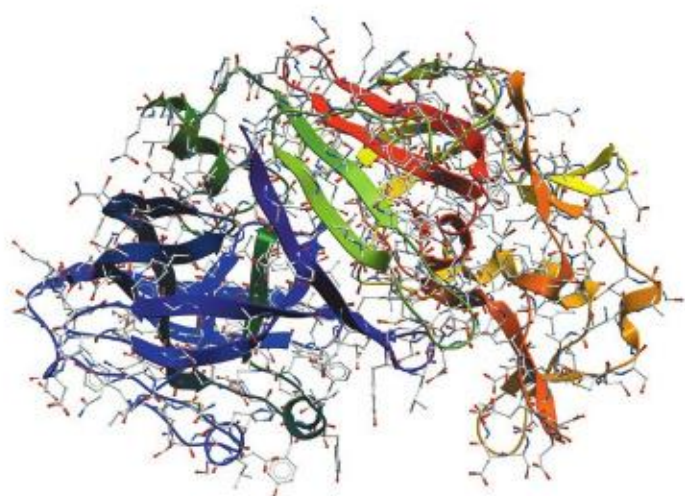


ugrupowanie peptydowe

Białka (proteiny) – związki chemiczne powstające z połączenia aminokwasów (powyżej 100 cząsteczek) w reakcji kondensacji (utworzenia wiązania peptydowego).



5.9 Keratyny – grupa białek obecna w wytworach skóry, takich jak paznokcie, włosy, rogi czy pióra



5.10 Pepsyna – białko – enzym, który jest składnikiem soku żołądkowego, w procesie trawienia rozkłada ona inne białka

Czym są białka?

Białka (inaczej proteiny) to związki powstające w procesie kondensacji aminokwasów. Nazwa odnosi się do związku, w którego strukturze musi być więcej niż 100 połączonych ze sobą aminokwasów. Jeśli jest ich mniej, mamy do czynienia z oligopeptydami i polipeptydami. Gdy przypomnimy sobie doświadczenie 18. wykonywane na początku działu chemii organicznej (*Ogrzewanie żelatyny i wykrywanie pierwiastków wchodzących w jej skład*), zauważymy, że już wtedy spotkaliśmy się z białkami, do których należy żelatyna. Potwierdziliśmy, że składa się ona przede wszystkim z pierwiastków: węgla, wodoru, tlenu, azotu i siarki. Białka występują we wszystkich organizmach żywych i stanowią podstawowy budulec tkanek. Duża liczba kombinacji połączeń aminokwasów zapewnia ogromną różnorodność białek w przyrodzie. Proteiny stanowią podstawowy budulec mięśni, są niezbędne do regeneracji tkanek, są niskokaloryczne, zapewniają na długo uczucie sytości oraz pobudzają metabolizm. Najwięcej białek zawierają produkty spożywcze (il. 5.11) takie jak: mięso (w szczególności kurcząt), jaja, ryby, rośliny strączkowe (np. 100 g soi dostarcza nam od 7 do 35 g białka).



5.11 Białka dostarczane są wraz z pokarmami

Więcej na temat

Odżywki białkowe

Osoby aktywne fizycznie lub stosujące specjalistyczne diety często uzupełniają niedobór białka za pomocą odżywek białkowych. To preparaty spożywcze zawierające duże jego ilości – w 100 g niektórych z tych produktów jest nawet 90% białka. Źródłem białka w odżywkach najczęściej jest serwatka albo białko sojowe. Odpowiednio dobrany produkt dobrze uzupełnia dietę lub jest świetnym zamiennikiem posiłków dla kulturystów.



Właściwości fizykochemiczne białek

W celu zbadania niektórych właściwości białek najłatwiej poddać je wpływowi wysokiej temperatury oraz oddziaływaniu z innymi związkami chemicznymi. Użyjemy do tego celu białka jajka kurzego, które składa się w 80% z wody i w 20% z białek.

Doświadczenie 33.

Ogrzewanie białka jajka kurzego

Sprzęt: 2 zlewki, pipeta Pasteura z podziałką, łożeczek wykonana z folii aluminiowej, łapa do probówki, palnik, zapalki

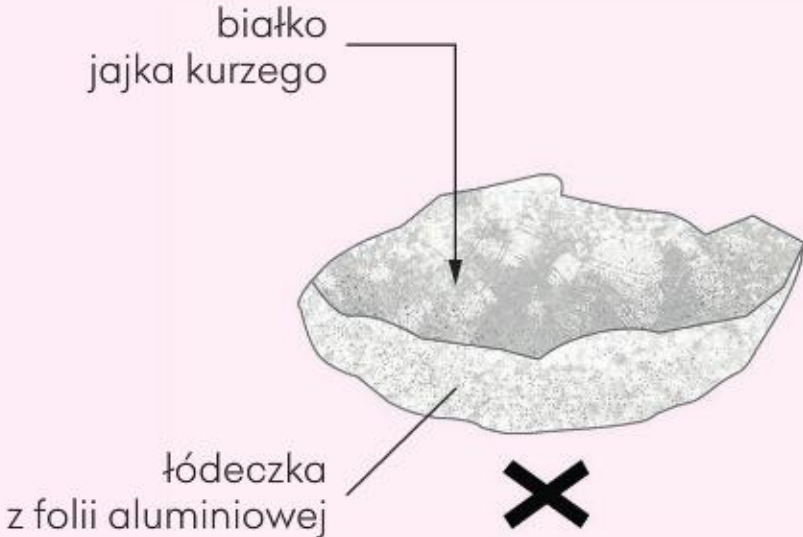
Odczynniki: jajko kurze

Wykonanie:

- Rozbij jajko i oddziel białko od żółtka.
- Do łożeczki z folii aluminiowej wprowadź 1–2 cm³ białka.
- Ogrzewaj zawartość naczynia około 2–3 minuty.

Obserwacje: Po ogrzaniu bezbarwne białko staje się białe, ścina się.

Wnioski: Białko jajka kurzego pod wpływem ogrzewania ulega procesowi denaturacji, czyli zniszczenia jego struktury. Podobnie dzieje się podczas smażenia jajecznicy. **Denaturacja** to nieodwracalny proces niszczenia struktury białka. Wpływa on niekorzystnie na wyższe struktury związku, przez co białko traci swoje właściwości biologiczne, nie traci jednak właściwości odżywczych.



Doświadczenie 34.

Działanie wybranymi substancjami na białko jajka kurzego

Sprzęt: pipety Pasteura z podziałką, folia na dokumenty z włożoną w nią tabelą z zaciemnionymi polami

Odczynniki: białko jajka kurzego, roztwór wodorotlenku sodu, ocet, roztwór siarczanu(VI) miedzi(II), etanol

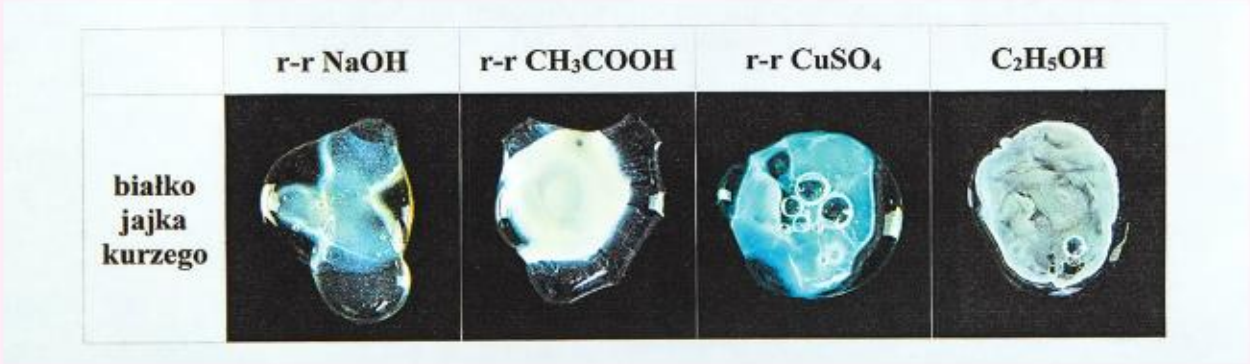
Wykonanie:

- W odpowiednich miejscach tabeli na folii umieść niewielką ilość białka.
- Następnie podziałaj na białko wybranymi roztworami.
- Obserwacje zanotuj po około 5 minutach.

Obserwacje:

	r-r NaOH	r-r CH ₃ COOH	r-r CuSO ₄	C ₂ H ₅ OH
białko jajka kurzego	W miejscu kontaktu odczynników z płynnym białkiem pojawia się osad. Białko się ścina.			

Wnioski: Białko jajka kurzego pod wpływem zasady, kwasu, soli metalu ciężkiego i etanolu ulegało denaturacji.



Białka są zazwyczaj rozpuszczalne w wodzie, choć nie wszystkie, np. keratyna (składnik włosów) czy miozyna (budulec mięśni) są nierozpuszczalne. Niektóre mieszają się ze związkami organicznymi. Proteiny po dodaniu wody pęcznieją, a później rozpuszczają się w niej, tworząc cząstki koloidalne. Na rozpuszczalność tych związków mają również wpływ stężenia soli nieorganicznych.

Doświadczenie 35.

Badanie wpływu nasyconego roztworu chlorku sodu na białko jajka kurzego

Sprzęt: pipety Pasteura z podziałką, probówka, łapa do probówki, łuczywo

Odczynniki: białko jajka kurzego, nasycony roztwór chlorku sodu, woda

Wykonanie:

- Do probówki wlej 1–2 cm³ białka.
- Następnie dolej nasycony roztwór chlorku sodu.
- Wymieszaj zawartość i obserwuj zmiany.
- Do probówki dodaj wodę.
- Wymieszaj zawartość i obserwuj zmiany.

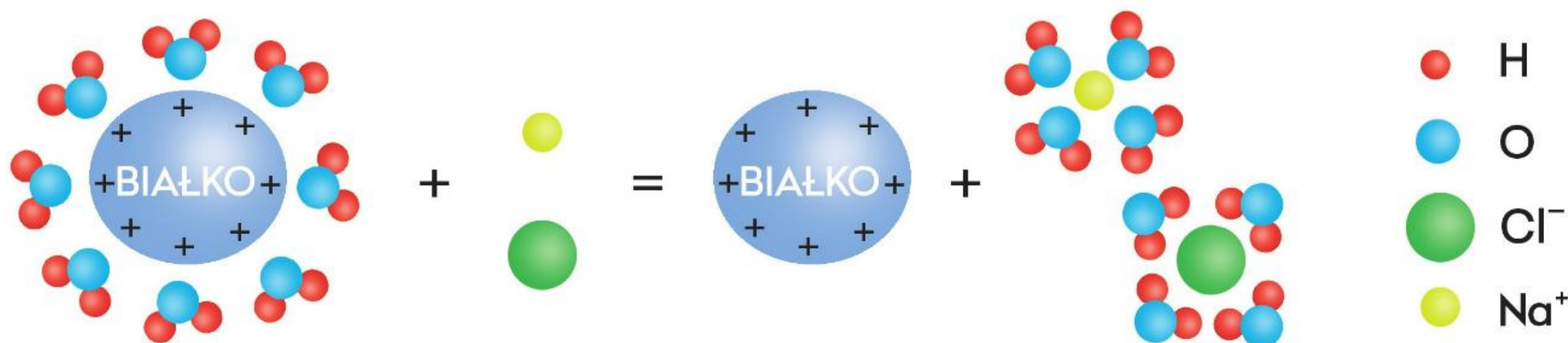
Obserwacje: Po dodaniu nasyconego roztworu chlorku sodu do białka wytrąca się biały osad (białko się ścina). Po dodaniu wody biały osad zanika.

Wnioski: Obserwowany proces nazywa się **koagulacją** (czasami wysalaniem).

Uwaga: Proces jest odwracalny, ponieważ biały osad po dodaniu wody zanika. Doświadczenie warto wykonać z innymi białkami, np. rozpuszczalną w wodzie odżywką dla sportowców.



Niewielkie stężenia soli metali lekkich wpływają pozytywnie na rozpuszczalność białek, ale po przekroczeniu pewnej ilości soli następuje ścinanie się protein (**koagulacja**). Proces ten jest odwracalny, struktura białka nie zostaje zniszczona. Koagulację powodują sole metali lekkich, takie jak chlorek sodu. Poniżej (il. 5.12) prezentujemy mechanizm wysalania, który polega na pozbawieniu białka otoczki solwatacyjnej, czyli płaszcza wodnego. W uproszczeniu proces ten polega na odciągnięciu cząsteczek wody od cząsteczek białkowych. Jony chlorkowe i sodowe zawarte w mieszaninie przyciągają cząsteczki wody do siebie. Cząsteczki białek pozbawione wodnej otoczki zbierają się w większe skupiska i, co za tym idzie, ulegają wytrąceniu. Po usunięciu z mieszaniny jonów soli, cząsteczki wody wracają do cząsteczek białek jako otoczka solwatacyjna (biały osad zanika).



5.12 Proces koagulacji

Wykrywanie białek

W celu wykrycia niektórych białek używa się prostej próby, nazywanej reakcją ksantoproteinową. Do mieszaniny zawierającej białka dodaje się stężony kwas azotowy(V).

Doświadczenie 36.

Działanie stężonym kwasem azotowym(V) na białko jajka kurzego

Sprzęt: dolna część szalki Petriego, pipeta Pasteura z podziałką

Odczynniki: białko jajka kurzego, stężony kwas azotowy(V)

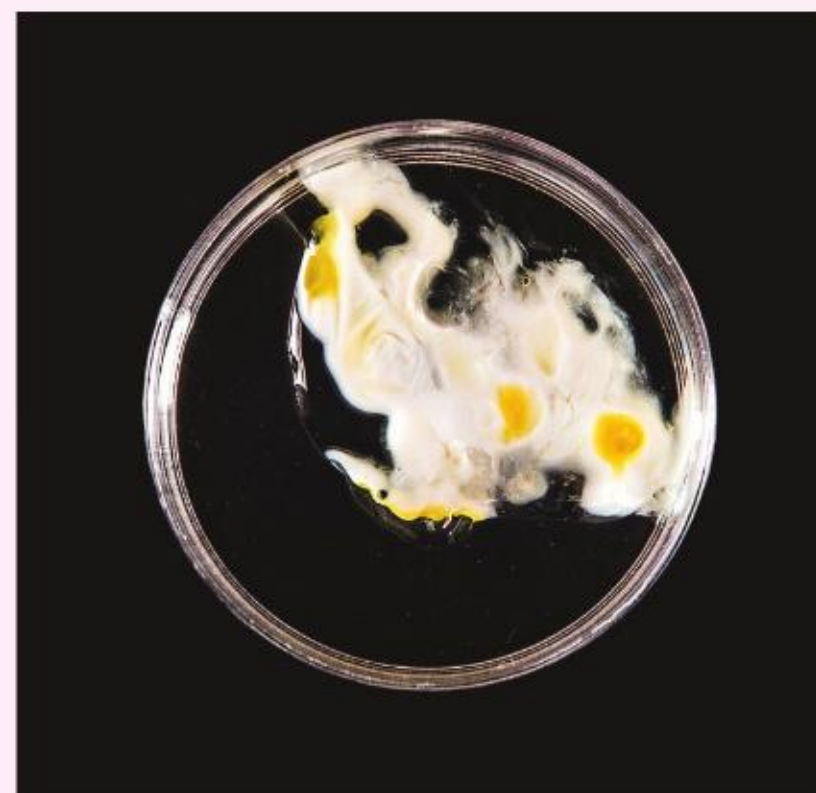
Wykonanie:

- Na dolnej części szalki umieść niewielką ilość białka.
- Na białko nalej 2–3 krople stężonego kwasu azotowego(V).
- Obserwacje zanotuj od razu po dodaniu kwasu i po około 2 minutach.

Obserwacje: Po dodaniu stężonego kwasu białko ścina się, a po chwili przybiera żółte zabarwienie.

Wnioski: Pojawienie się żółtego zabarwienia po dodaniu stężonego kwasu azotowego(V) świadczy o obecności białek.

Uwagi: Próba ta nie wykrywa wszystkich białek. Żółte zabarwienie pojawia się tylko w przypadku białek zawierających aminokwasy z pierścieniami aromatycznymi (zamkniętym układem naprzemiennie położonych wiązań podwójnych i pojedynczych między atomami węgla – nie jest to jednak układ nienasycony).



W skrócie

- Aminokwasy – związki chemiczne zawierające grupę aminową i grupę karboksylową.
- Przedstawicielem aminokwasów jest kwas aminooctowy, zwyczajowo nazywany glicyną (Gly).
- Białka (proteiny) – związki chemiczne powstające z aminokwasów (powyżej 100 cząsteczek) w reakcji kondensacji (utworzenia wiązania peptydowego).
- Denaturacja to nieodwracalny proces niszczenia struktury białka powodowany przez wysoką temperaturę, pod wpływem kwasów i zasad oraz soli metali ciężkich i etanolu.
- Koagulacja (wysalanie) to ścinanie się białka pod wpływem soli metali lekkich. Proces odwracalny, w którym nie zostaje zniszczona struktura białka.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Zapisz w zeszycie równanie reakcji kondensacji dwóch cząsteczek glicyny.
- 2 Wymień podobieństwa i różnice pomiędzy procesami denaturacji i koagulacji.
- 3 Wyszukaj po dwa przykłady, znane z życia codziennego, denaturacji i koagulacji białek.
- 4 Z lekcji biologii znasz podział na aminokwasy egzogenne i endogenne. Opisz, z czym związany jest ten podział.
- 5 Wśród wymienionych substancji i mieszanin wskaż te, które powodują denaturację białek.
spiryтус, azotan(V) ołowiu(II), bromek potasu, woda, ocet, kwas cytrynowy, środek do udrażniania rur (kret), sól kuchenna, woda destylowana, perfumy, herbata owocowa, chlorek miedzi(II), olej roślinny, woda demineralizowana, magnez, woda gazowana

5.3 Cukry

Podejmij temat



Czy nazwa „cukier” dotyczy wyłącznie jednego związku?



Cukry nazywano dawniej również węglowodanami. Określenie to zakładało, że wszystkie te związki spełniają wzór ogólny $C_n(H_2O)_n$. Dziś już wiemy, że nie zawsze tak jest.



5.13 Ogrzewanie sacharozy

Cukry – związki chemiczne, których cząsteczki zbudowane są z atomów węgla, wodoru i tlenu.

Cukry proste – związki chemiczne, które nie ulegają reakcji rozkładu na cukry prostsze.

Cukry złożone – związki chemiczne, które ulegają reakcji rozkładu, dając cukry proste.

Czym są cukry?

Cukier kojarzy się z czymś słodkim. Gdyby odnieść się do wiedzy z lekcji biologii, można stwierdzić, że jest to nazwa nie jednego związku, lecz grupy, która stanowi główne źródło energetyczne dla organizmów zwierzęcych. Słodki smak oraz funkcja energetyczna to tylko niektóre właściwości wybranych przedstawicieli tej grupy. W treści lekcji zwrócimy szczególną uwagę na takie związki, jak: glukoza, fruktoza, sacharoza, skrobia i celuloza, czyli na różne przykłady cukrów.

Pierwiastki chemiczne w cukrach

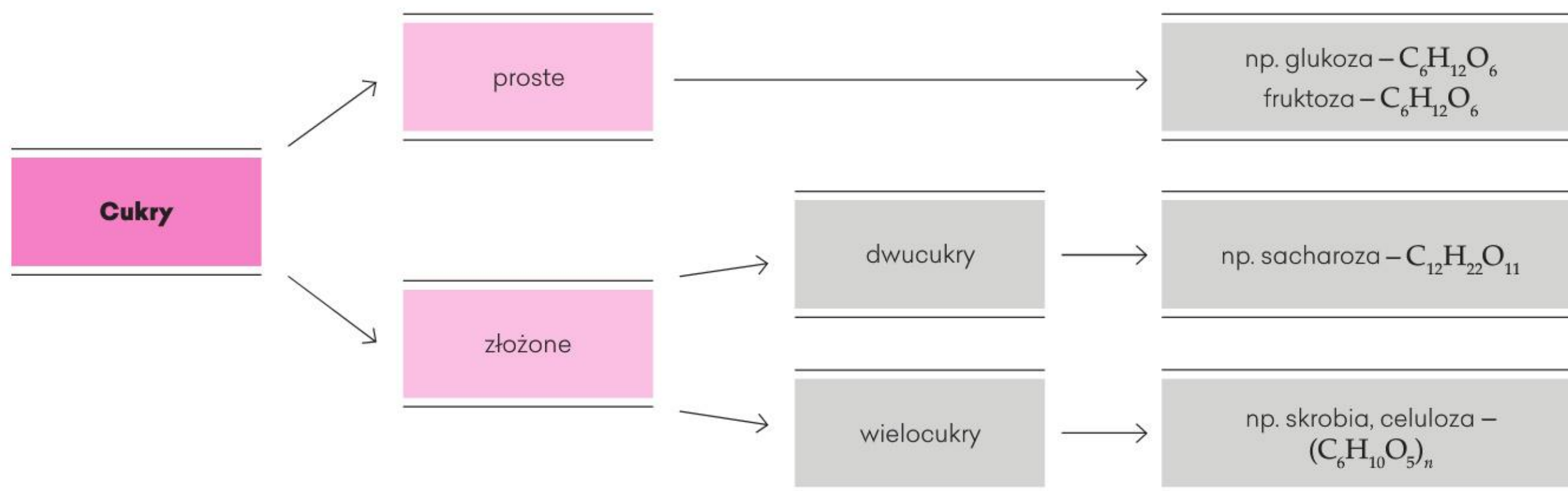
Jednym z przedstawicieli cukrów jest sacharoza. W handlu jest często nazywana cukrem spożywczym. Gdy umieścimy cukier puder lub kostkę cukru w probówce i całość intensywnie ogrzewamy, zauważymy, że zawartość po chwili ściemnieje (il. 5.13), a na ściankach naczynia pojawią się krople bezbarwnej cieczy. Proces ten prowadzi do otrzymania karmelu, używanego np. jako ozdoba deserów. Obserwacje te dowodzą, że w skład sacharozy wchodzi trzy pierwiastki chemiczne – węgiel (ciemnienie), wodór oraz tlen (krople wody). Na podstawie przeprowadzonego doświadczenia można stworzyć definicję dotyczącą wszystkich przedstawicieli **cukrów**.

Źródło cukrów w naturze

Pierwotnym źródłem cukrów w naturze jest proces fotosyntezy. W obecności światła i chlorofilu, znajdującego się w roślinach, tlenek węgla(IV) i woda przetwarzane są na glukozę i tlen.

Podział cukrów

Cukry można podzielić na: **proste**, czyli takie związki chemiczne, które nie ulegają reakcji rozkładu na cukry prostsze, oraz **złożone**, czyli związki, z których mogą stworzyć się cukry proste, np. w wyniku reakcji rozkładu. Spójrzmy, do których związków zaliczono glukozę, fruktozę, sacharozę, skrobię i celulozę – wymienione już w treści lekcji.



Glukoza i fruktoza mają identyczne wzory sumaryczne. Nie są to jednak takie same związki chemiczne, ponieważ różnią się wzorem strukturalnym (sposobem połączenia atomów poszczególnych pierwiastków chemicznych). Cukry złożone powstały z połączenia różnych cukrów prostych. Dla przykładu – sacharoza składa się z cząsteczki glukozy i cząsteczki fruktozy, a skrobia i celuloza zbudowane są z wielu cząsteczek glukozy.



W skład skrobi wchodzi od kilkunastu do kilku tysięcy połączonych ze sobą cząsteczek glukozy, natomiast w celulozie jest ich od kilku do kilkunastu tysięcy.

Właściwości glukozy i fruktozy

Doświadczenie 37.

Badanie rozpuszczalności glukozy i fruktozy w wodzie i benzynie

Sprzęt: probówki, łapy do probówek, pipety Pasteura z kapilarą, łyżeczki, łuczywa

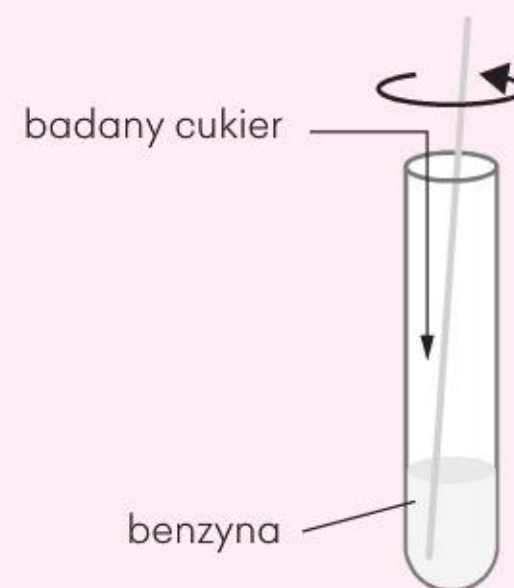
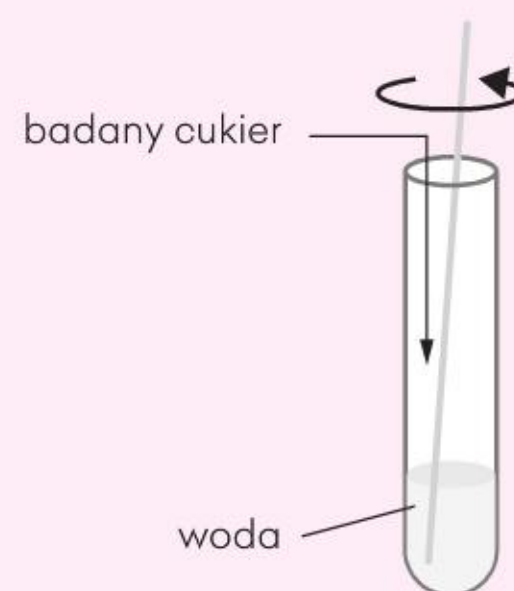
Odczynniki: glukoza, fruktoza, woda, benzyna

Wykonanie:

- Do dwóch probówek wlej po około 2 cm^3 wody.
- Do pierwszej probówki dodaj szczyptę glukozy, a do drugiej – podobną ilość fruktozy. Całość dokładnie wymieszaj.
- Czynności powtórz dla cukrów, zamieniając wodę na benzynę.

Obserwacje: Glukoza i fruktoza zanikają w probówkach z wodą, natomiast w probówkach z benzyną opadają na dno.

Wnioski: Glukoza i fruktoza dobrze rozpuszczają się w wodzie, natomiast są praktycznie nierozpuszczalne w benzynie.



Właściwości cukrów złożonych

Doświadczenie 38.

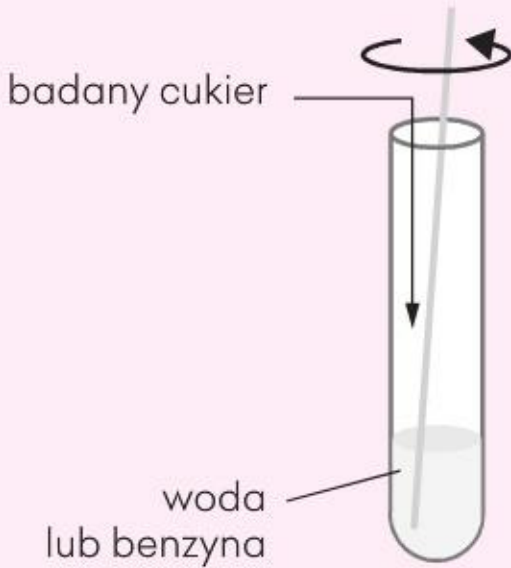
Badanie rozpuszczalności sacharozy, skrobi i celulozy w wodzie i benzynie

Sprzęt: probówki, łapy do probówek, pipety Pasteura z kapilarą, łyżeczki, łuczywa

Odczynniki: sacharoza, skrobia, celuloza, woda, benzyna

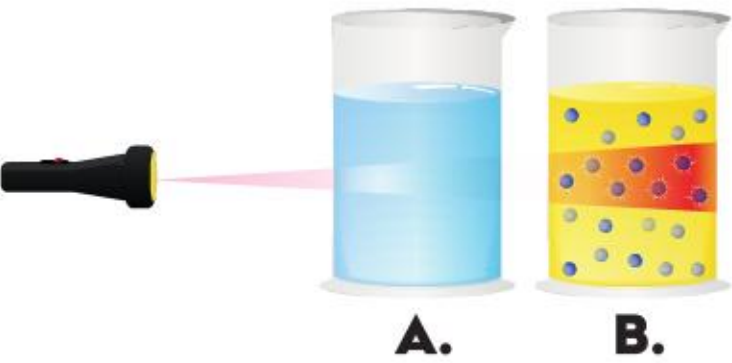
Wykonanie:

- Do trzech probówek wlej po około 2 cm³ wody.
- Do pierwszej probówki dodaj szczyptę sacharozy, do drugiej podobną ilość skrobi, natomiast do trzeciej – celulozy. Całość dokładnie wymieszaj.
- Czynności powtórz dla cukrów, tym razem jako rozpuszczalnika użyj benzyny.



Obserwacje: Po wymieszaniu zawartości probówek tylko sacharoza zanika w probówce z wodą. W pozostałych przypadkach wszystkie cukry opadają na dno probówki.

Wnioski: Sacharoza dobrze rozpuszcza się w wodzie, natomiast skrobia i celuloza praktycznie się w niej nie rozpuszczają. Wszystkie badane cukry złożone nie rozpuszczają się w benzynie.



5.14 Strumień światła rozprasza się na układzie koloidalnym (B. – np. kleik skrobiowy). Zjawisko to nazywane jest efektem Tyndalla. Na roztworze właściwym (A. – np. roztwór glukozy) nie obserwujemy takiego zachowania się wiązki

Zestawienie niektórych właściwości cukrów

Glukoza, fruktoza i sacharoza są podobne do siebie pod względem rozpuszczalności w wodzie. Potwierdzają swą dobrą rozpuszczalność, zanikając w rozpuszczalniku. Zbierzmy niektóre właściwości fizyczne cukrów.

Nazwa cukru	Stan skupienia	Barwa	Rozpuszczalność w wodzie	Rozpuszczalność w benzynie
glukoza	stały	biała	dobra	słaba
fruktoza			dobra	
sacharoza			dobra	
celuloza			słaba	
skrobia			słaba (w gorącej wodzie tworzy kleik skrobiowy)	

Chcąc odróżnić od siebie cukry, nie można polegać wyłącznie na ich właściwościach fizycznych, ponieważ mają też one wiele cech wspólnych.

Na dokładniejsze poznanie różnic pozwalają często właściwości chemiczne. Jedną z nich jest np. smak, którego nie powinno się badać w pracowni chemicznej. Wiele cukrów jest jednak dostępnych w sklepach spożywczych, więc można sprawdzić tę cechę. Okazuje się, że najśłodszym cukrem, spośród wymienionych w tabeli, jest fruktoza, po niej – sacharoza i potem glukoza (m.in. dlatego fruktoza znalazła zastosowanie jako częsty zamiennik sacharozy – tradycyjnego cukru słodzącego). Co ciekawe, celuloza i skrobia w ogóle nie są słodkie.

Czy łatwo wykryć skrobię?

Próba rozpuszczenia skrobi w gorącej wodzie powoduje powstanie tzw. kleiku, czyli roztworu koloidalnego. Dzieje się tak, ponieważ skrobia absorbuje wodę. Dodajmy do takiego układu jodyny (roztworu jodu w etanolu).



Czy pamiętasz z lekcji biologii, gdzie rozpoczyna się trawienie skrobi?

Doświadczenie 39.

Działanie jodyny na kleik skrobiowy

Sprzęt: probówka, łapa do probówki, pipety
Pasteura z kapilarą, łuczywo

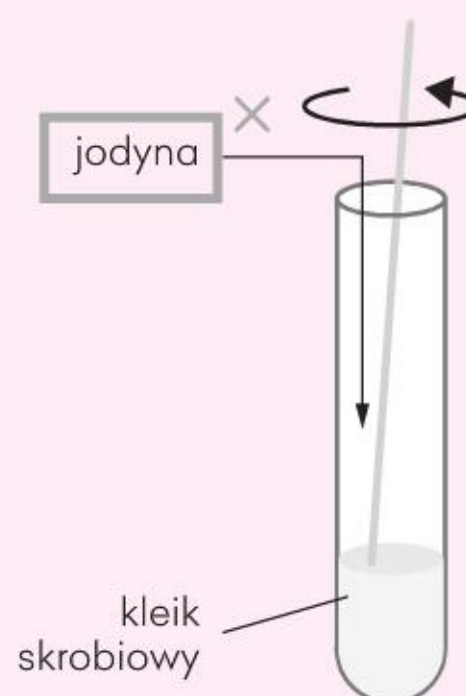
Odczynniki: kleik skrobiowy, jodyna

Wykonanie:

- Wlej do probówki około 2 cm³ kleiku skrobiowego.
- Dodaj do naczynia 2–3 krople jodyny.
- Całość dokładnie wymieszaj.

Obserwacje: W miejscu naniesienia brązowej jodyny pojawia się granatowa barwa. Po wymieszaniu cała zawartość naczynia staje się granatowa.

Wnioski: Granatowe zabarwienie świadczy o obecności skrobi. Przeprowadzone doświadczenie nazywane jest próbą jodoskrobiową. Jest to reakcja charakterystyczna, pozwalająca wykryć obecność skrobi.



W skrócie

- Cukry – związki chemiczne, których cząsteczki zbudowane są z atomów węgla, wodoru i tlenu.
- Cukry proste – związki chemiczne, które nie ulegają reakcji rozkładu na cukry prostsze.
- Cukry złożone – związki chemiczne, które ulegają reakcji rozkładu, dając cukry proste.
- Próba jodoskrobiowa to reakcja charakterystyczna, pozwalająca wykryć skrobię.

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- Korzystając z kart charakterystyki i z zasobów internetu, wyszukaj po jednej właściwości fizycznej lub chemicznej pozwalającej odróżnić glukozę od fruktozy.
- Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie odróżnienie dwóch wielocukrów – skrobi i celulozy. Podaj niezbędny sprzęt i odczynniki. Narysuj schemat i zapisz spodziewane obserwacje oraz możliwe wnioski.
- Oblicz, ile sacharozy należy odważyć, żeby sporządzić 0,5 kg wodnego roztworu o stężeniu 10%.

Cukry – źródła i zastosowanie

Cukry łączą ich pochodzenie roślinne. Mają również inne cechy wspólne, na przykład – cukry proste i dwucukry dobrze rozpuszczają się w wodzie (wielocukry są nierozpuszczalne w wodzie), glukoza, fruktoza i sacharoza mają słodki smak (skrobia i celuloza nie mają smaku). Te i inne właściwości cukrów wpływają między innymi na możliwe ich zastosowania. Przedstawmy kilka informacji o wymienionych pięciu związkach chemicznych z grupy cukrów.

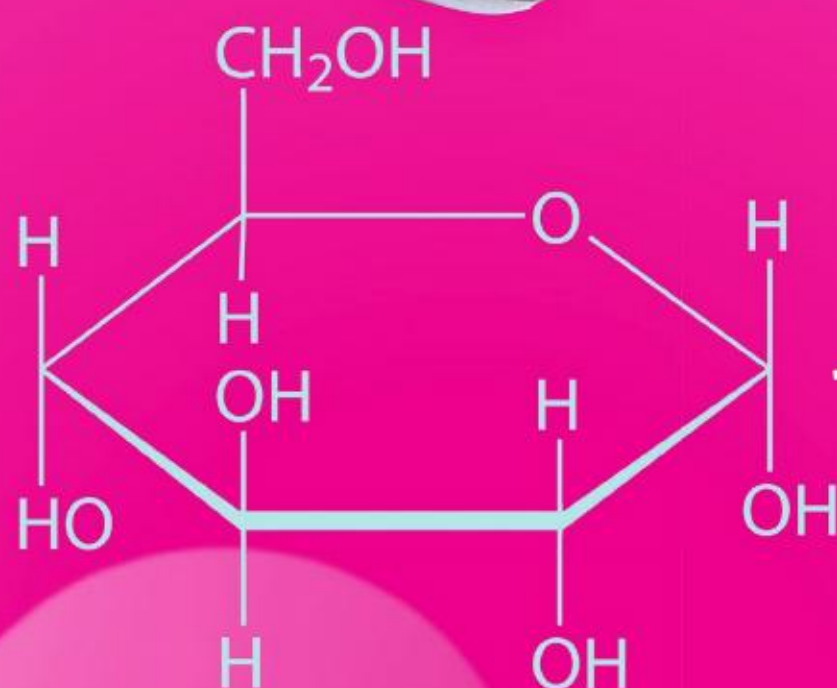


glukoza $C_6H_{12}O_6$

Glukoza wytwarzana jest w organizmach roślinnych podczas fotosyntezy. Występuje w dużych ilościach w owocach, sokach roślinnych i w miodzie.

Zastosowanie glukozy:

- do celów spożywczych (glukoza spożywcza),
- srebrzenie lusterek, bombek choinkowych,
- barwienie tkanin i skór,
- w produkcji witaminy C,
- składnik odżywczy, np. w kroplówkach.

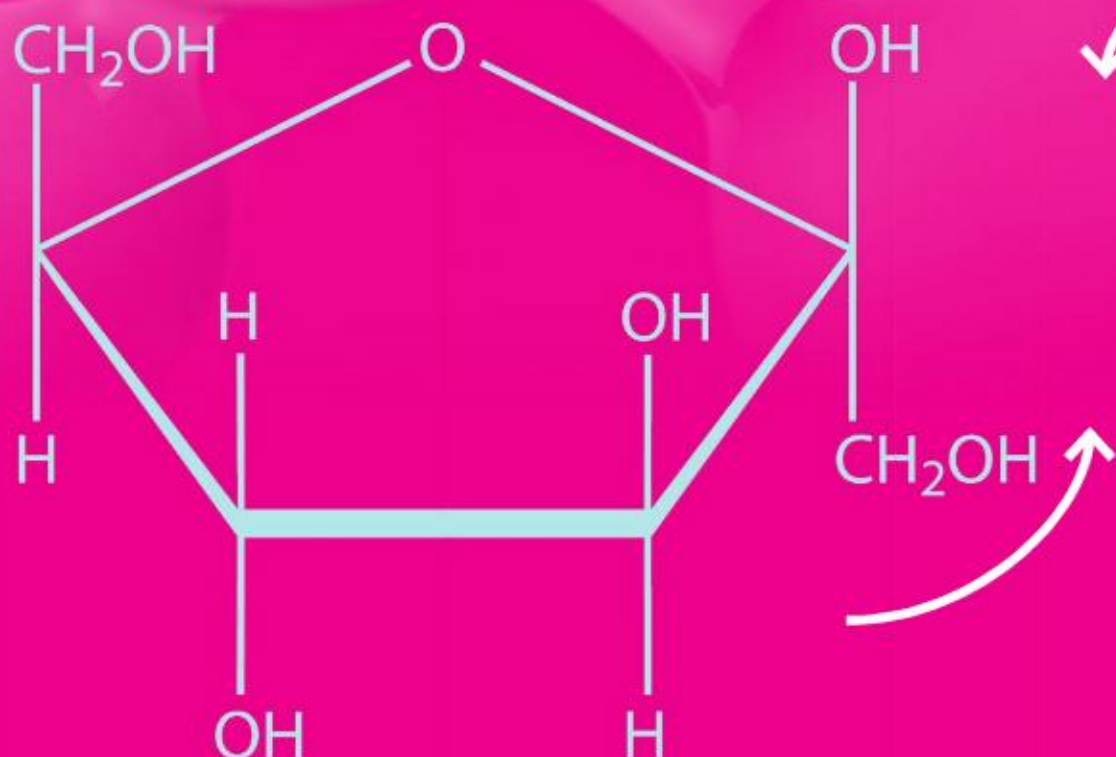


fruktoza $C_6H_{12}O_6$

Fruktoza często nazywana jest cukrem owocowym, ponieważ występuje w owocach, sokach roślinnych i w miodzie.

Zastosowanie fruktozy:

- słodzenie potraw (np. dla diabetyków),
- wspomaga terapię leczenia chorób serca,
- substrat w produkcji leków,
- konserwant dodawany do wypieków, np. do chleba.



sacharoza $C_{12}H_{22}O_{11}$

Sacharoza potocznie nazywana jest cukrem (do słodzenia). Pozyskiwana jest głównie z korzeni buraka cukrowego i z łodyg trzciny cukrowej.

Zastosowanie sacharozy:

- słodzenie potraw, napojów, deserów, syropów,
- substrat w produkcji leków.



skrobia $(C_6H_{10}O_5)_n$

Skrobia jest najistotniejszym wielocukrem zapasowym u roślin. Występuje w nasionach, owocach, korzeniach. Najbogatsze w skrobię są ziarna zbóż, bulwy ziemniaka czy kukurydza. Skrobię można rozdzielić na dwie frakcje – amylozę i amylopektynę.

Zastosowanie skrobi:

- do poprawy gładkości papieru,
- wytwarzanie klejów do papieru,
- do zagęszczania potraw,
- składnik zasypek dla dzieci.



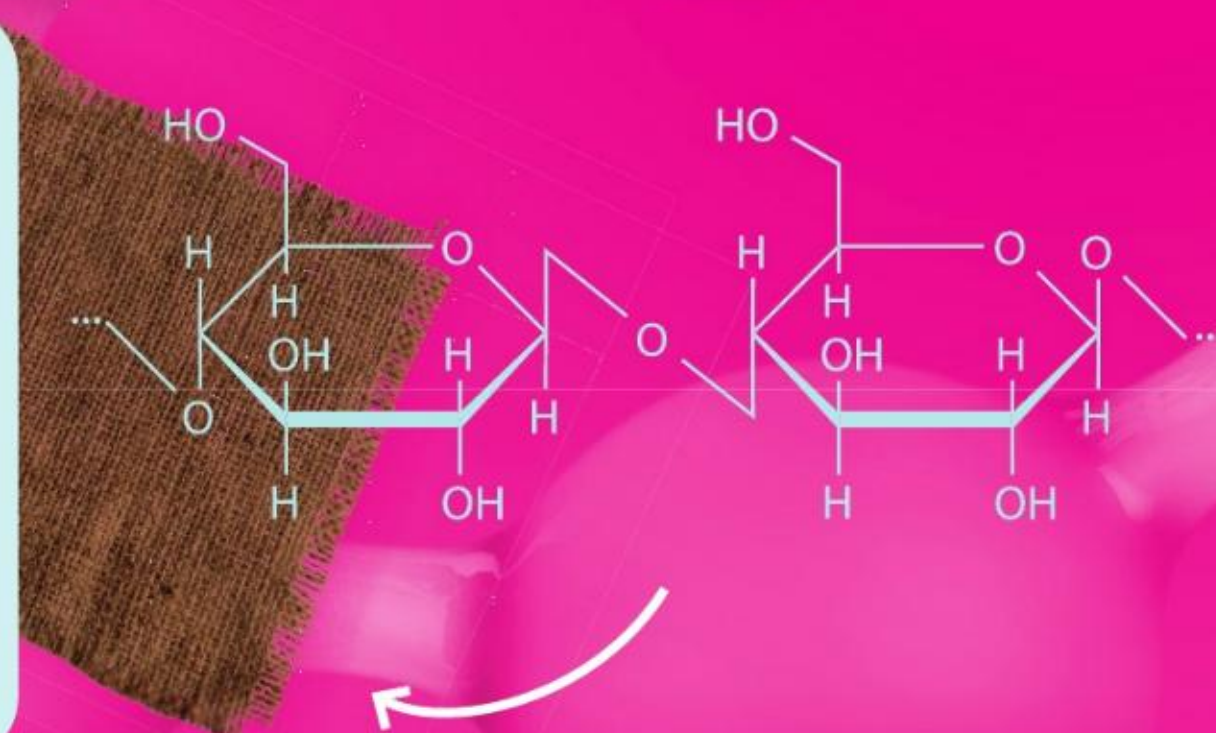
celuloza $(C_6H_{10}O_5)_n$

Celuloza jest cukrem złożonym znajdującym się w roślinach, głównie w ich ścianach komórkowych, pełni więc funkcję budulcową. W ludzkim organizmie nie jest trawiona, chociaż przypisuje się jej rolę błonnika.

Zastosowanie celulozy:

w produkcji

- tkanin, papieru, sztucznych włókien, celofanu,
- klejów, lakierów,
- materiałów wybuchowych.



Zadania

1. Odnosząc się do nazw poszczególnych cukrów, zastanów się, skąd się wzięły określenia cukrów: gronowy, buraczany, trzcinowy, spożywczy. Uargumentuj krótko swoje stanowisko.
2. Wzór sumaryczny i fragment wzoru strukturalnego skrobi i celulozy prezentują się identycznie. Czym się różnią oba związki?
3. Korzystając z zasobów internetu, wyszukaj po dwa przykłady cukrów prostych i wielocukrów. Sprawdź, czy mają podobne właściwości fizyczne względem siebie i przykładów przedstawionych w *Linku do wiedzy*.
4. Korzystając z wiedzy biologicznej, powiedz, czy zamiana sacharozy na fruktozę może wpłynąć pozytywnie na utrzymanie zrównoważonej diety.

Podsumowanie działu 5

Ważne pojęcia

związki chemiczne o znaczeniu biologicznym		tłuszcze
aminokwasy	białka	cukry

Związki chemiczne o znaczeniu biologicznym – ogólna nazwa substancji zaliczanych np. do tłuszczów, białek lub cukrów, niezbędnych do funkcjonowania organizmu żywego.

Tłuszcze – związki chemiczne należące do grupy estrów glicerolu i kwasów tłuszczowych.

Wzór ogólny tłuszczów:



Aminokwasy – związki chemiczne zawierające grupę aminową i grupę karboksylową. Ich przedstawicielem jest glicyna (Gly).

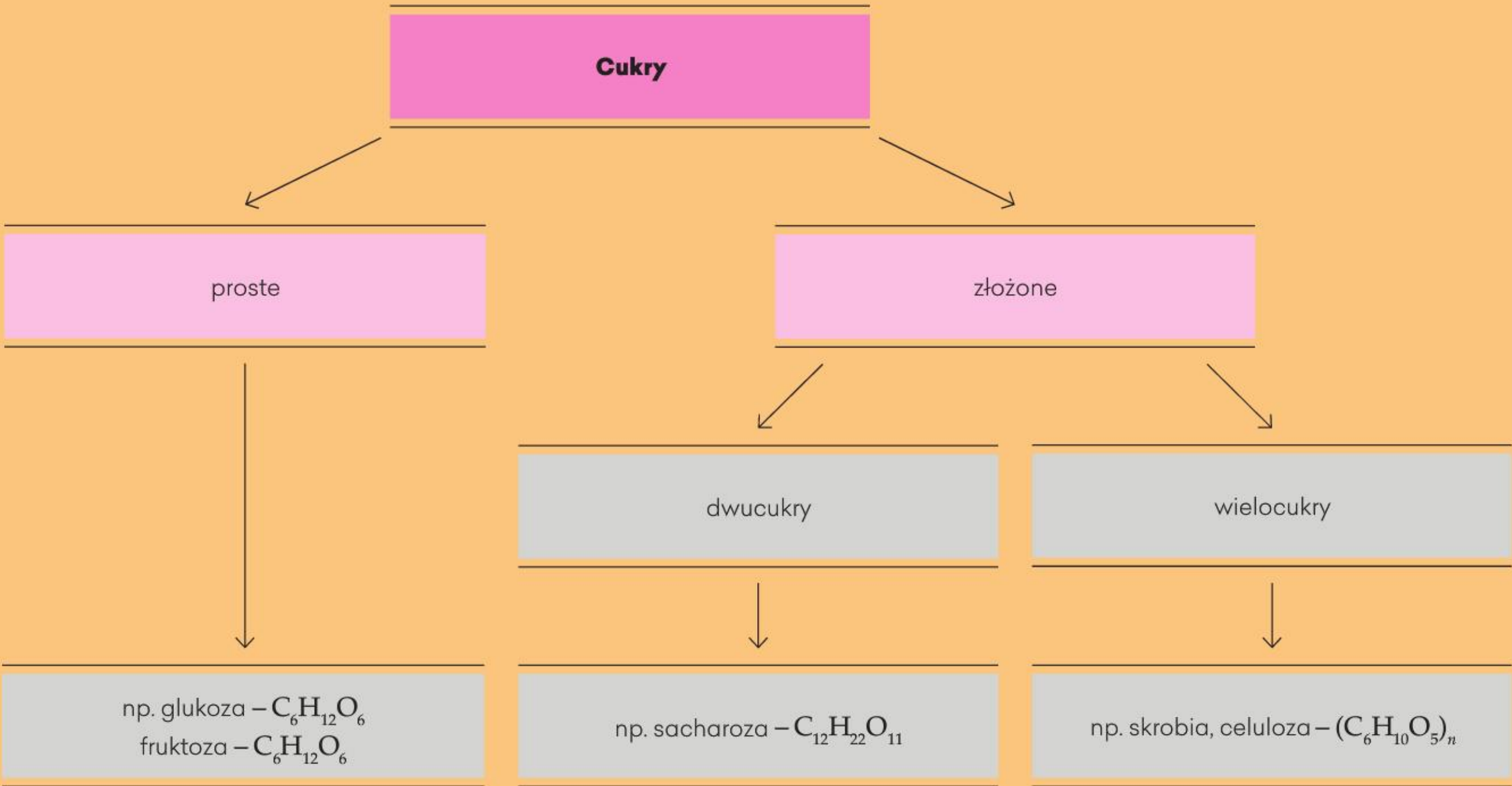
Wzór ogólny aminokwasów:



Białka (proteiny) – związki chemiczne powstające z połączenia aminokwasów (powyżej 100 cząsteczek) w reakcji kondensacji (utworzenia wiązania peptydowego).

Ścinanie się białka (powstanie białego osadu)	
denaturacja (przestrzenna struktura białka <u>zostaje zniszczona</u>)	koagulacja (przestrzenna struktura białka <u>nie zostaje zniszczona</u>)
powodują ją: - wysoka temperatura - kwasy i zasady - sole metali ciężkich - etanol	powodują ją: - sole metali lekkich, np. - chlorek sodu - bromek potasu - siarczan(VI) magnezu
proces NIEODWRACALNY	proces ODWRACALNY

Cukry – związki chemiczne, których cząsteczki zbudowane są z atomów węgla, wodoru i tlenu. Należą do nich m.in. glukoza, fruktoza, sacharoza, celuloza i skrobia.



Wybrane właściwości fizyczne aminokwasów, białek, cukrów i tłuszczów

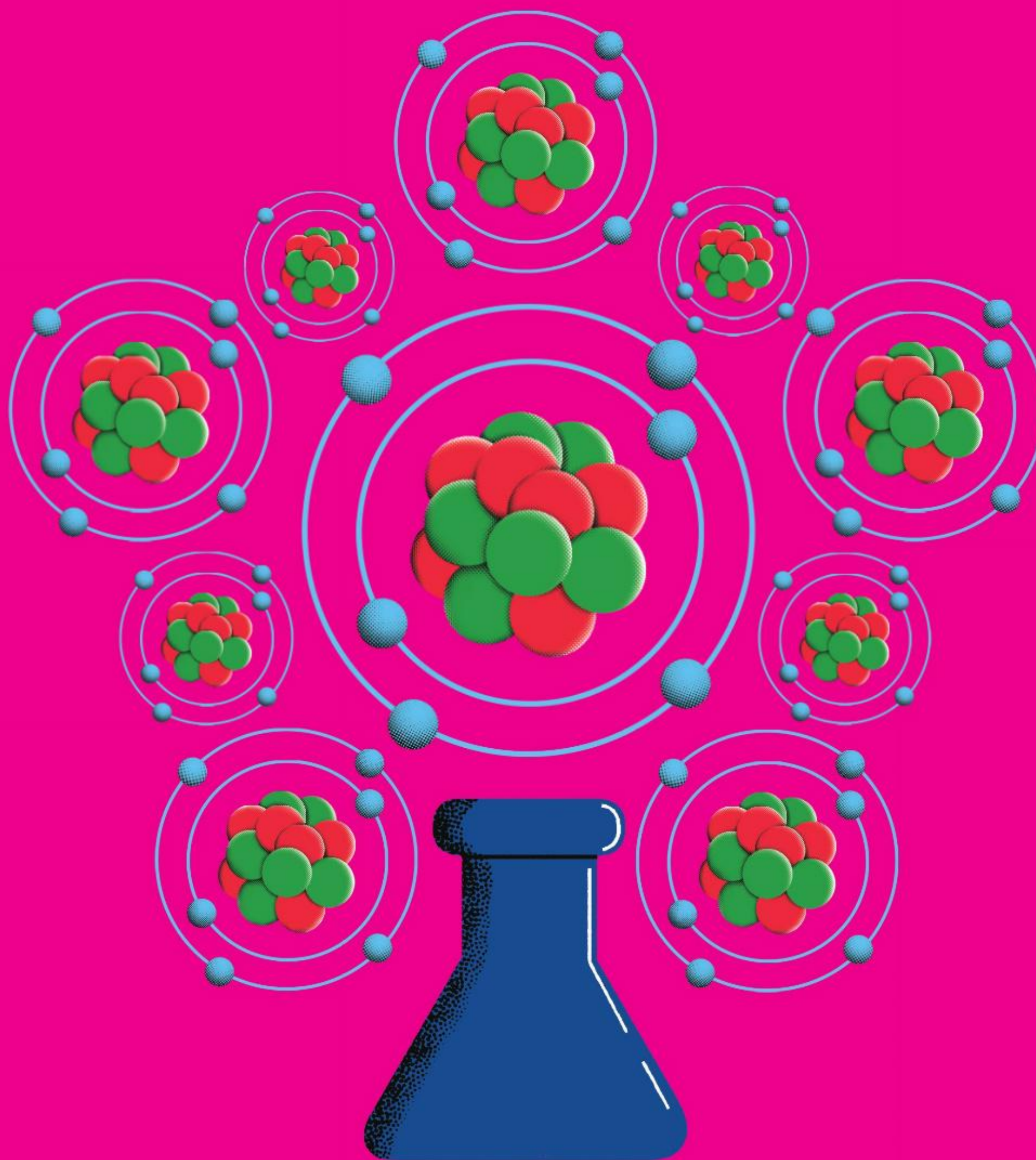
Nazwa (przynależność do grupy)	Stan skupienia	Barwa	Rozpuszczalność w wodzie	Rozpuszczalność w benzynie
tristearynian glicerolu (tłuszcz)	stały	biała	nie	tak
trioleinian glicerolu (tłuszcz)	ciekły	bezbarwna	nie	tak
glicyna (aminokwas)	stały	biała	tak	nie
kolagen (białko)	stały	biała	tak	nie
glukoza (cukier prosty)	stały	biała	tak	nie
fruktoza (cukier prosty)	stały	biała	tak	nie
sacharoza (dwucukier)	stały	biała	tak	nie
skrobia (wielocukier)	stały	biała	nie (w gorącej tworzy kleik)	nie
celuloza (wielocukier)	stały	biała	nie	nie

Czy już umiesz? Sprawdź się!

- 1 Tłuszcze i cukry w swoim składzie pierwiastkowym mają:
 - A. wodór, sód i potas.
 - B. węgiel, siarkę i tlen.
 - C. magnez, węgiel i selen.
 - D. węgiel, wodór i tlen.
- 2 Oceń prawdziwość podanych stwierdzeń. Określ, które są prawdziwe, a które – fałszywe.
 - a) Aminokwasy posiadają w swojej budowie tylko jedną grupę funkcyjną.
 - b) Białka ulegają reakcji kondensacji.
 - c) Glukozę i fruktozę zaliczamy do cukrów prostych, a sacharozę do dwucukrów.
 - d) Tłuszcze to związki chemiczne należące do grupy estrów glicerolu i krótkołańcuchowych kwasów karboksylowych.
- 3 Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie odróżnienie chemicznego charakteru smalcu domowego od oliwy. Podaj niezbędny sprzęt, odczynniki i narysuj schemat. Wypisz spodziewane obserwacje i wyciągnij wniosek.
- 4 Oliwa może być tłoczona z oliwek na zimno lub na gorąco. Czym się różnią produkty tych dwóch sposobów ekstrakcji?
- 5 W zagadnieniach związanych z odżywianiem człowieka często pojawiają się dwa pojęcia – kwasy tłuszczowe omega-3 i kwasy tłuszczowe omega-6. Korzystając z internetu, rozszyfruj, co one oznaczają oraz wyjaśnij, z jakimi kwestiami zdrowotnymi są związane.
- 6 Zaprojektuj doświadczenie, w którym przeprowadzisz denaturację dowolnego białka.
- 7 Wyjaśnij, jaka jest różnica między denaturacją a koagulacją.
- 8 Wśród wymienionych substancji i mieszanin wskaż te, które powodują koagulację białek.

sól kuchenna, azotan(V) ołowiu(II), woda destylowana, bromek potasu, woda, siarczan(VI) sodu, środek do udrażniania rur (kret), spirytus, perfumy, ocet, chlorek magnezu, chlorek miedzi(II)
- 9 Mając do dyspozycji jodynę (roztwór jodu w etanolu) oraz następujące owoce: banan, awokado, jabłko i mandarynka, zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie wykrycie w nich skrobi. Podaj niezbędny sprzęt, odczynniki i narysuj schemat. Wypisz spodziewane obserwacje i wyciągnij wniosek.
- 10 W organizmach zwierząt glukoza jest głównym źródłem energetycznym. Bierze udział w oddychaniu tlenowym. Przebieg tego procesu można przedstawić równaniem:
$$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2 \xrightarrow{\text{enzymy}} 6\text{CO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O} + \text{energia}$$
Zakładając, że wszystkie substraty w trakcie spalania glukozy zostają zużyte, oblicz, ile tlenu węgla(IV) można otrzymać z 1 g glukozy. Wynik podaj w gramach.
- 11 Oblicz, ile sacharozy należy odważyć, żeby sporządzić 0,5 l wodnego roztworu o stężeniu 10% ($d_r = 1,038 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$).
- 12 Korzystając z wiedzy biologicznej, podaj kilka argumentów, dlaczego osoba ograniczająca spożycie sacharozy powinna rozważyć zamianę jej na fruktozę.
- 13 Dlaczego glukoza i fruktoza, mimo tego samego wzoru sumarycznego, to dwa inne związki chemiczne?

6. Powtórzenie materiału z klas 7–8



1. Czy narysowane modele prezentują atomy tego samego pierwiastka? Czy czymś się różnią?
2. Czy pamiętasz nazwę naczynia laboratoryjnego, którego szkic znajduje się powyżej?
3. Jak wspominasz naszą wspólną chemiczną przygodę w klasach 7 i 8?
4. Który z działów należał do najciekawszych?
5. Do czego w przyszłości może ci się przydać wiedza z lekcji chemii?

6.1 Substancje i ich właściwości

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

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

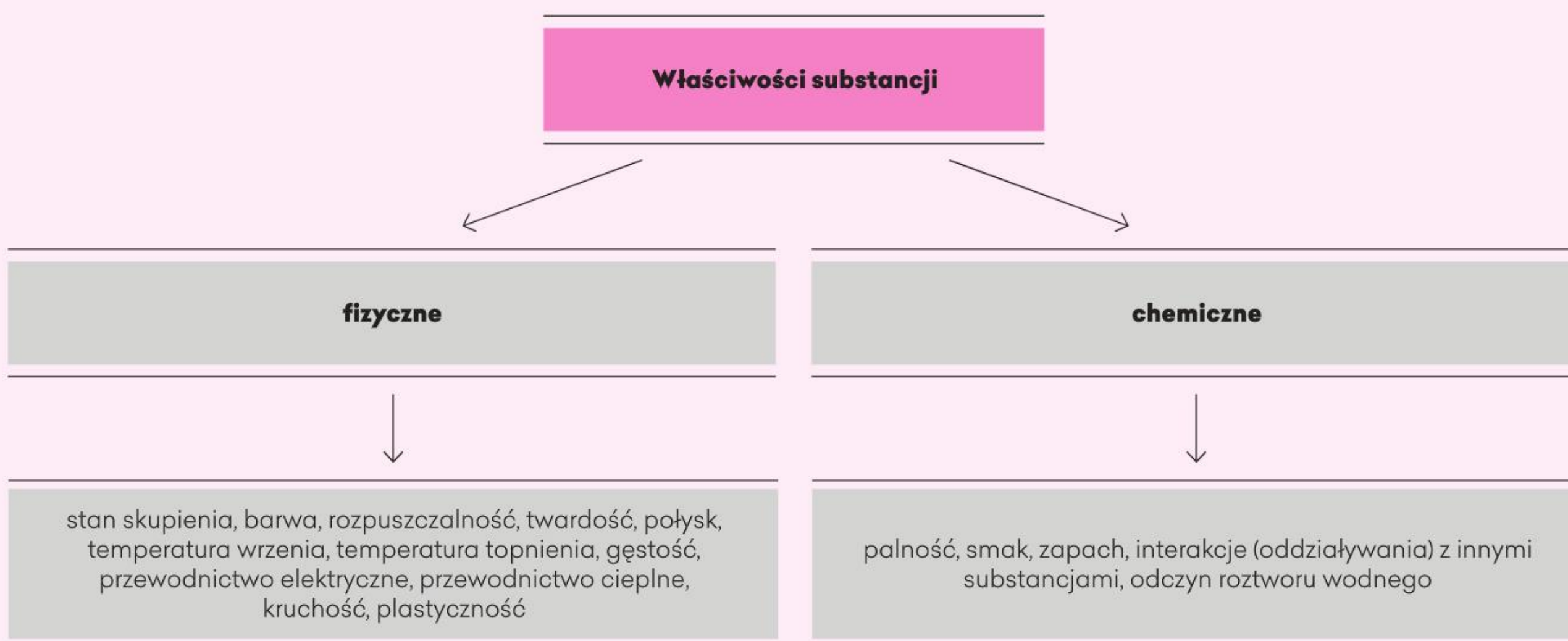


Karta charakterystyki – dokument, w którym są zawarte najważniejsze informacje o odczynnikach chemicznych, m.in. o barwie, gęstości, o tym, czy dana substancja jest żrąca, łatwopalna.

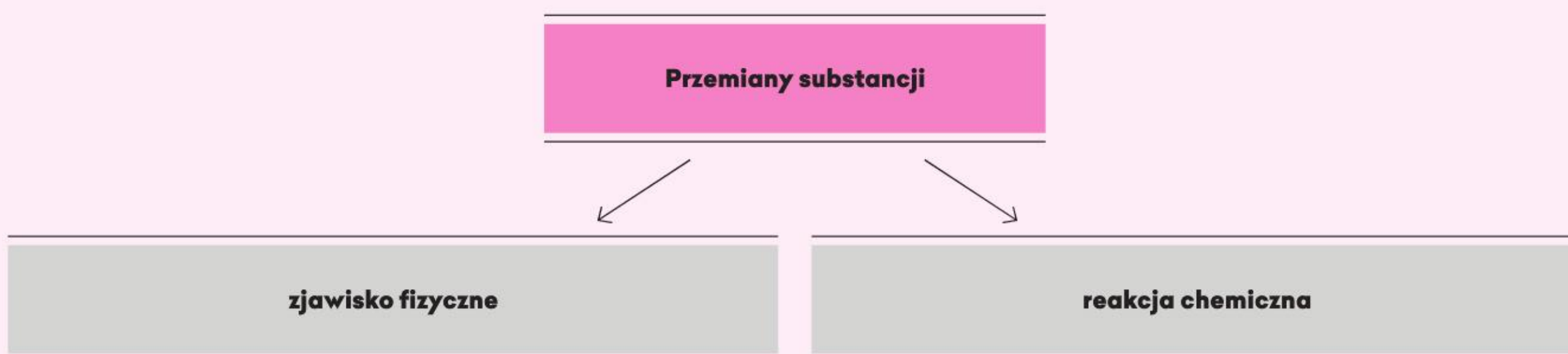
Materia, czyli wszystko wokół nas, składa się z różnych **substancji**. Głównym zadaniem chemika jest badanie **właściwości**, czyli cech charakterystycznych tych substancji.

Właściwość fizyczna – cecha substancji, którą zazwyczaj można określić z pominięciem właściwości chemicznych.

Właściwość chemiczna – cecha substancji, którą można wykazać w trakcie przeprowadzanego doświadczenia chemicznego.



Substancje mogą ulegać wielu **przemianom**, które czasem są związane z fizyką, a czasem z chemią.



Zjawisko fizyczne – przemiana, w wyniku której nie powstają nowe substancje o innych (odmiennych) właściwościach, np. krojenie ziemniaków na frytki.

Reakcja chemiczna – przemiana, w wyniku której powstają nowe substancje o innych (odmiennych) właściwościach, np. smażenie frytek.

Gęstość (d) to jedna z właściwości fizycznych substancji. Najczęściej podawana jest w $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.

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

d – gęstość

m – masa

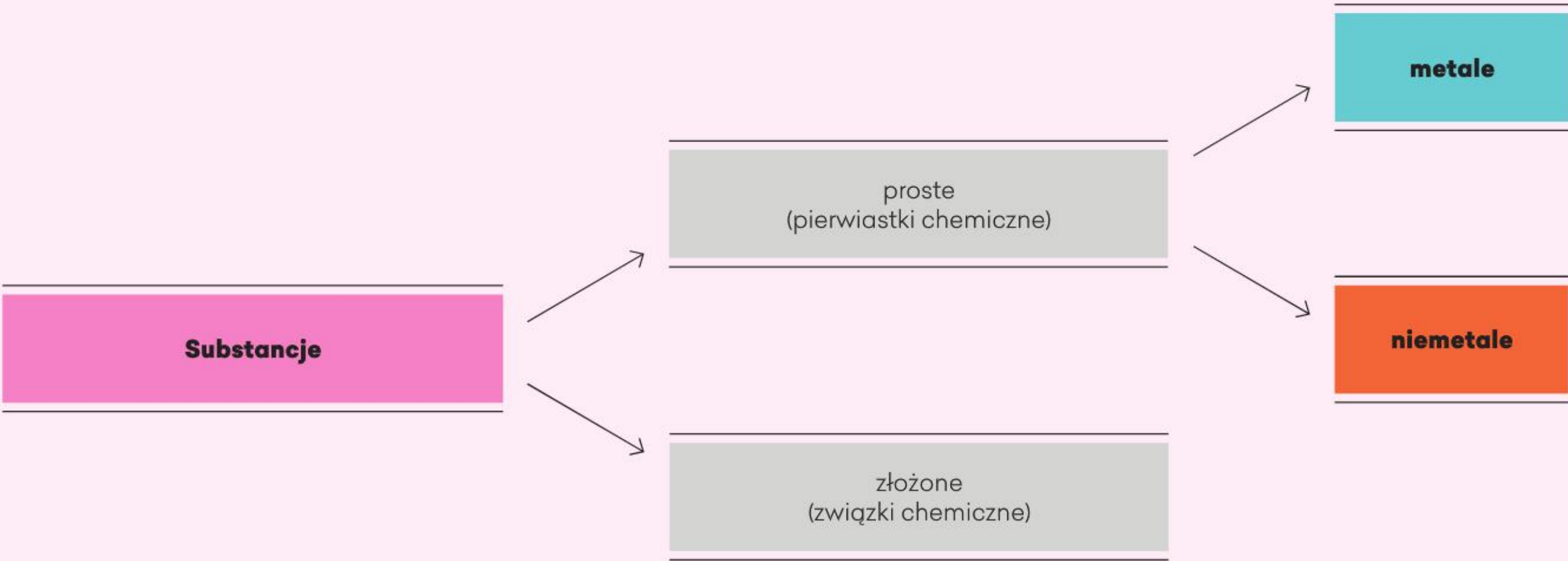
V – objętość

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

Wyróżnia się dwa rodzaje mieszanin – **jednorodne** i **niejednorodne** (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. W tabeli przedstawiono, jakie metody można zastosować w przypadku danego rodzaju mieszaniny.

Mieszanina jednorodna	Mieszanina niejednorodna
odparowanie, krystalizacja, destylacja	sączenie, użycie rozdzielacza, zastosowanie magnesu, przepuszczenie przez sito, dekantacja, sedymentacja

Mieszaniny powstają na skutek połączenia i wymieszania przynajmniej kilku różnych **substancji**. Same substancje można również podzielić.



Substancje proste są zbudowane z atomów tego samego pierwiastka. Dzielą się na **metale** i **niemetale**. Dla przykładu: glin, złoto czy srebro to metale. Mają wiele cech wspólnych, takich jak stały stan skupienia czy zauważalny połysk. Przedstawiciele niemetalu, np. siarka, brom czy azot nie wykazują tak wielu cech podobnych co metale – różnią się właściwościami względem siebie.

Substancje złożone powstają z połączenia substancji prostych (w ściśle określonych proporcjach).

Zadania

1. Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie zbadanie oddziaływania z magnesem następujących produktów: soli kuchennej, oleju jadalnego, folii aluminiowej, cukru, żelaznego drutu, mąki i blaszki miedzianej. Wypisz sprzęt i odczynniki, narysuj schemat, zaproponuj obserwacje i zapisz wnioski.
2. Podaj nazwy systematyczne wszystkich substancji, których właściwości określaliśmy, przeprowadzając badanie właściwości produktów, opisane w zadaniu 1.
3. Korzystając z internetu, odszukaj etykiety znajdujące się na opakowaniach sody oczyszczonej oraz proszku do prania. Czy są na nich jakieś piktogramy? Jeśli tak, opisz, o jakim niebezpieczeństwie informują.
4. Spośród podanych poniżej stwierdzeń wybierz te, które opisują dobre praktyki laboratoryjne.
 - A. Zawsze dbaj o czystość swojego miejsca pracy.
 - B. Nagrywaj telefonem wykonywane czynności, wstawiaj zdjęcia na platformy społecznościowe.
 - C. Dbaj o bezpieczeństwo swoje i osób, z którymi przebywasz w pracowni chemicznej.
 - D. Noś fartuch laboratoryjny. Nie musisz go zapinać. Warto pamiętać, żeby go założyć.
 - E. Słuchaj uważnie poleceń nauczyciela i dokładnie je wykonuj.
 - F. Przeprowadzaj doświadczenia według własnego pomysłu. Mieszaj nieznane substancje.
 - G. Pamiętaj o przestrzeganiu regulaminu pracowni.
5. Porównaj umieszczone niżej modele upakowania drobin substancji. Podaj nazwy odpowiadających im stanom skupienia. Skomentuj odległości między drobinami i ich wzajemne oddziaływania.
 - a) 
 - b) 
 - c) 
6. Wytlumacz krótko (na konkretnym przykładzie), na czym polegają zjawiska: dyfuzji, rozpuszczania, zmiany stanu skupienia.
7. Określ rodzaj każdej podanej mieszaniny (mieszanina jednorodna, mieszanina niejednorodna) oraz zaproponuj jedną metodę jej rozdziału na składniki.
 - a) kreda i woda
 - b) benzyna
 - c) żelazo i woda
 - d) etanol i woda
8. Opisz różnice między mieszaniną a związkiem chemicznym lub pierwiastkiem.
9. Spośród podanych nazw pierwiastków chemicznych wybierz najpierw przykłady metali, a następnie niemetali. Podaj ich cechy charakterystyczne.

magnez	siarka	glin	chlor	tlen	złoto	rtęć	srebro	węgiel
--------	--------	------	-------	------	-------	------	--------	--------
10. Podaj symbole pierwiastków chemicznych, których nazwy pojawiły się w zadaniu 9.
11. Oblicz przybliżoną gęstość wody destylowanej, której próbka w określonych warunkach zajmuje 1 m^3 i waży 1 kg . Wynik podaj w $\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$.
12. Oblicz, czy większą objętość zajmie 100 g wody destylowanej czy 100 g etanolu o stężeniu ok. 96% . Gęstość zmierzono dla obu próbek w tej samej temperaturze i wynosi ona odpowiednio: $d_{\text{etanolu}} = 0,79 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$ oraz $d_{\text{wody}} = 0,99 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$. Wyniki podaj z dokładnością do drugiego miejsca po przecinku.

6.2 Wewnętrzna budowa materii

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

Cząsteczka – trwałe połączenie minimum 2 atomów.

Układ okresowy pierwiastków chemicznych – tablica, na której prócz symboli chemicznych znajdują się użyteczne informacje o pierwiastkach. Jest podzielona na grupy (kolumny) oraz okresy (wiersze).

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

Na pojedynczym okienku prócz **symbolu pierwiastka** można znaleźć np. jego nazwę, liczbę atomową i masę atomową.

symbol pierwiastka chemicznego	H	
liczba atomowa (liczba porządkowa)	1	
	Wodór	nazwa pierwiastka chemicznego
	1,01	masa atomowa, u

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

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

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

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

Masę cząsteczkową związku o wzorze SO_2 obliczymy w następujący sposób:

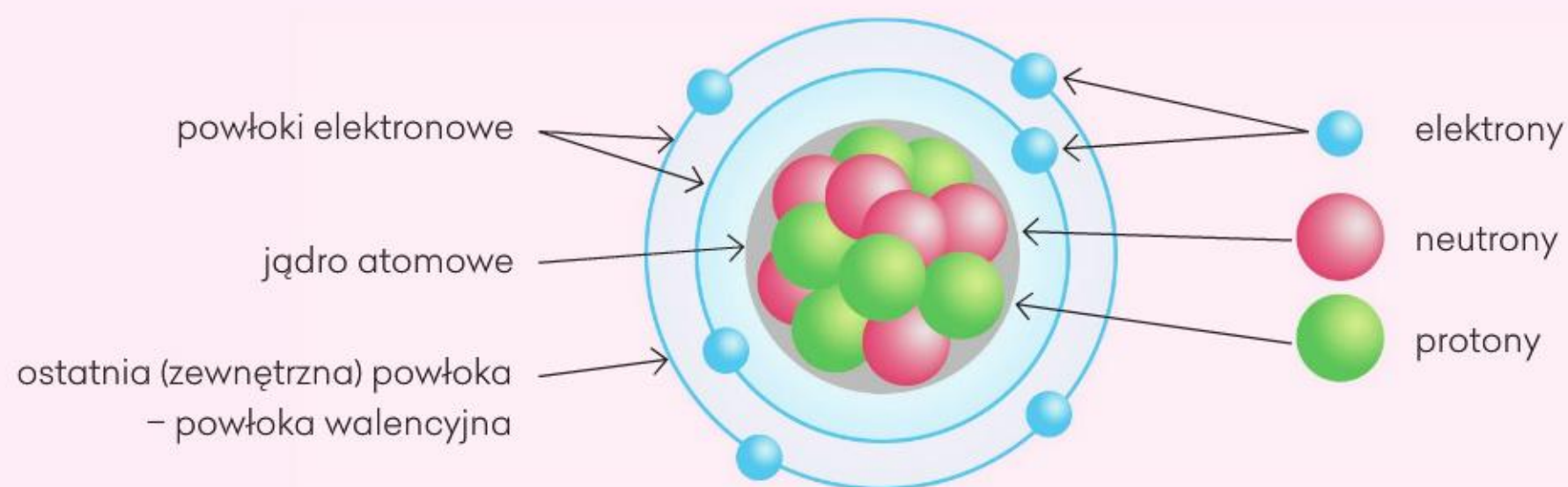
$$m_{\text{S}} = 32,07 \text{ u} \approx 32 \text{ u} \quad m_{\text{O}} = 15,99 \text{ u} \approx 16 \text{ u}$$

$$m_{\text{SO}_2} = 1 \cdot m_{\text{S}} + 2 \cdot m_{\text{O}}$$

$$m_{\text{SO}_2} = 1 \cdot 32 \text{ u} + 2 \cdot 16 \text{ u}$$

$$m_{\text{SO}_2} = 64 \text{ u}$$

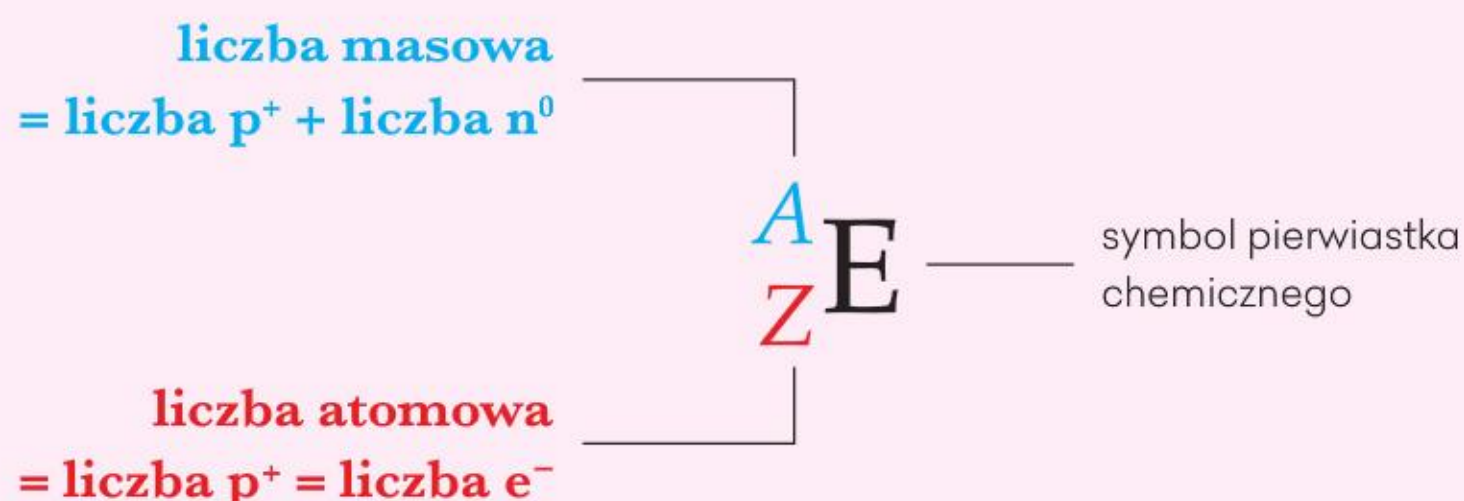
Cząstki elementarne – podstawowe składniki atomu. Można wśród nich wyróżnić protony, neutrony i elektrony (w ujęciu tradycyjnym).



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 $\frac{1}{1840}$ u.

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.

Każda powłoka elektronowa ma swoją maksymalną pojemność. Aby wyznaczyć maksymalną liczbę 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.

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

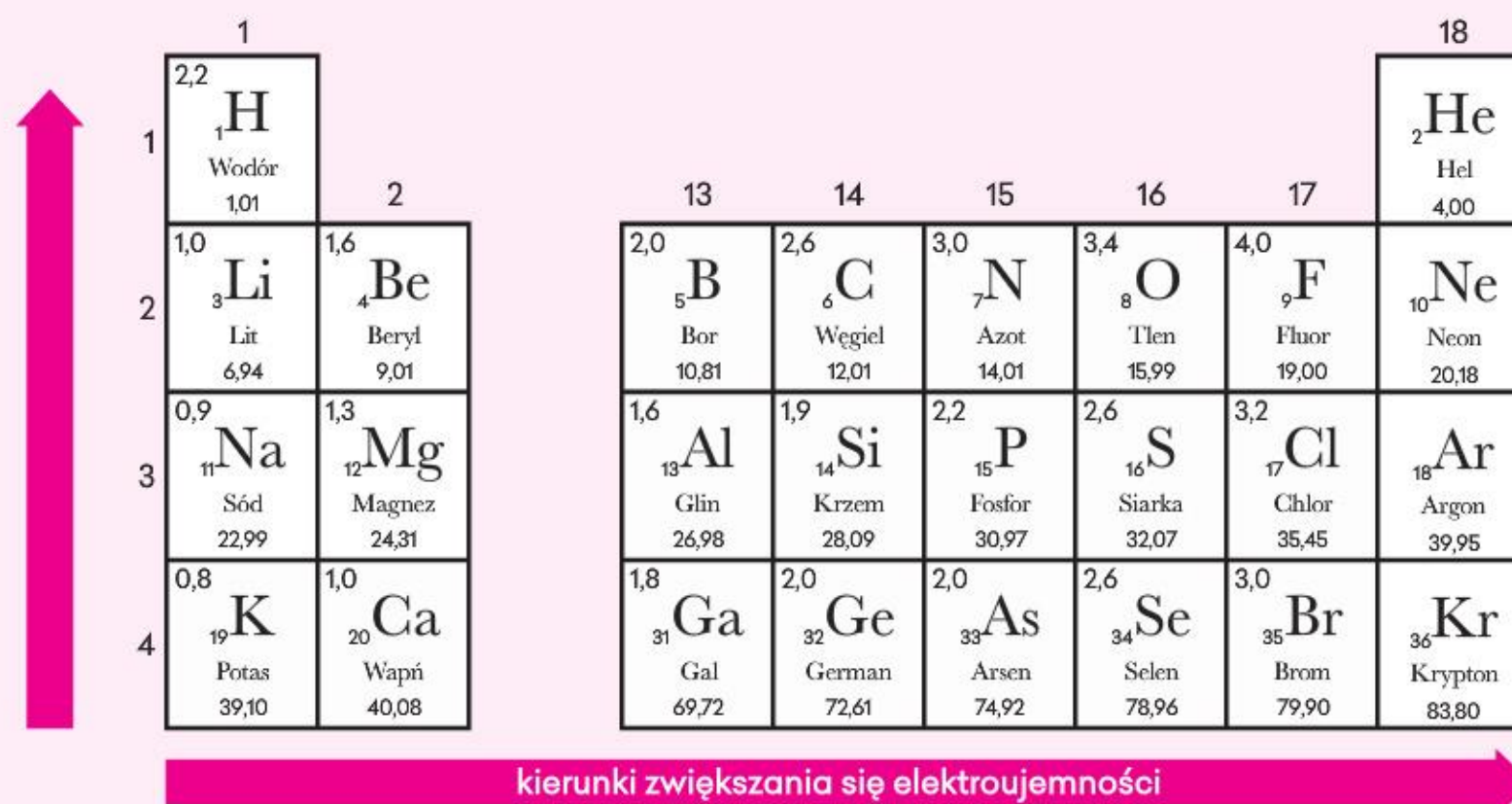
Izotopy – odmiany tego samego pierwiastka chemicznego różniące się liczbą neutronów (n^0) w jądrze atomowym. Można je podzielić na **naturalne** – występujące w przyrodzie (^{40}K , ^{14}C , ^{210}Po), oraz **sztuczne** – otrzymane w laboratorium (^{24}Na , ^{35}S , ^{197}Pt). Dla przykładu – wodór występuje w trzech odmianach, które kryją się pod nazwami: prot, deuter, tryt.

Wiązanie chemiczne – trwałe połączenie 2 atomów przy udziale elektronów znajdujących się na powłokach walencyjnych (zewnętrznych).

Rodzaje wiązań chemicznych:

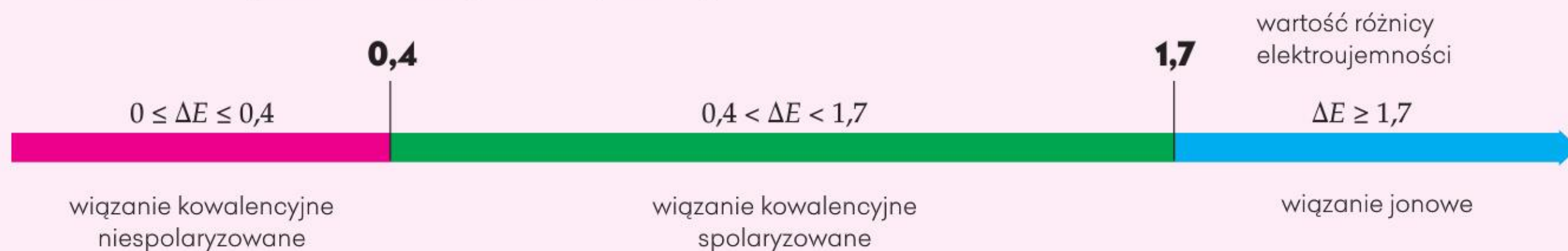
- **wiązanie kowalencyjne** – polega na tworzeniu wspólnych par elektronowych,
 - **kowalencyjne niespolaryzowane** – występuje najczęściej między 2 atomami tego samego niemetalu,
 - **kowalencyjne spolaryzowane** – występuje najczęściej między atomami dwóch różnych niemetali,
- **wiązanie jonowe** – polega na przekazywaniu elektronów, występuje najczęściej między metalem i niemetalem.

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



1	2	13	14	15	16	17	18
2,2 1 H Wodór 1,01							2 He Hel 4,00
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	
0,9 11 Na Sód 22,99	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	
0,8 19 K Potas 39,10	1,0 20 Ca Wapń 40,08	1,8 31 Ga Gal 69,72	2,0 32 Ge German 72,61	2,0 33 As Arsen 74,92	2,6 34 Se Selen 78,96	3,0 35 Br Brom 79,90	
							36 Kr Krypton 83,80

Skala elektroujemności Paulinga ma trzy zakresy.



Obliczając różnicę elektroujemności, można ocenić spodziewany rodzaj wiązania chemicznego. Oblicza się ją, odejmując od siebie wartości elektroujemności przypisane pierwiastkom chemicznym, których atomy uczestniczą w tworzeniu wiązania chemicznego. Różnicę elektroujemności dla tlenku węgla(II) oblicza się w następujący sposób:

1. $E_O = 3,4$ $E_C = 2,6$ 2. $\Delta E_{CO} = E_O - E_C$ 3. $\Delta E_{CO} = 3,4 - 2,6$ 4. $\Delta E_{CO} = 0,8$

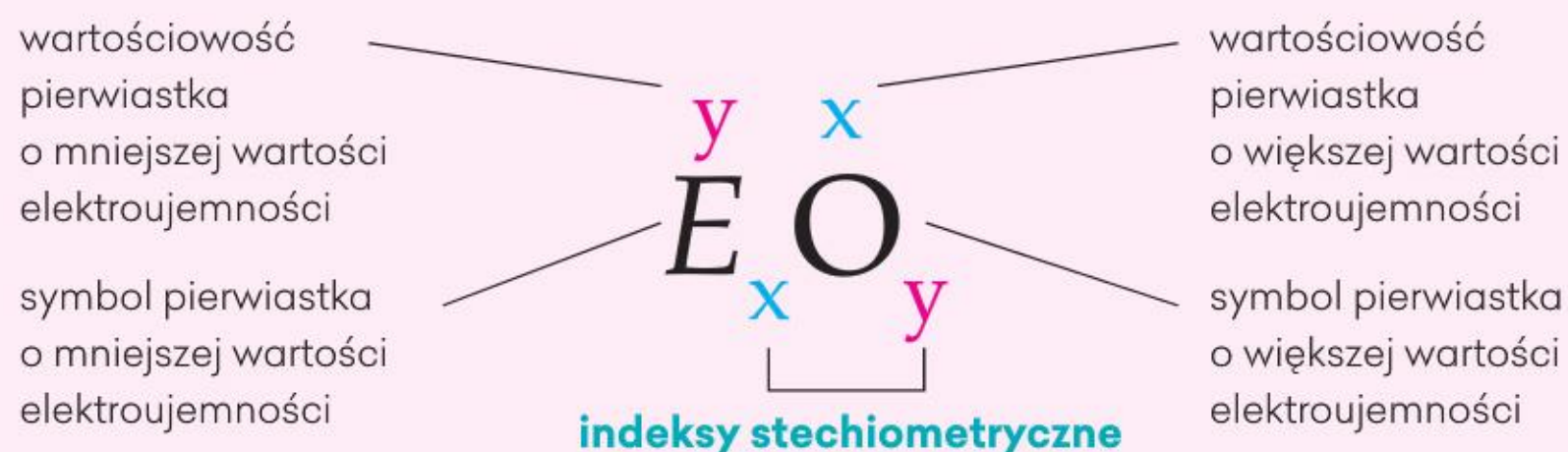
Polaryzacja – zjawisko przesunięcia wspólnej pary elektronowej (tworzącej wiązanie chemiczne) w stronę jądra atomu o większej wartości elektroujemności.

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. K^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} .

Anion – jon o elektrycznym ładunku ujemnym, np. Cl^- , Br^- , S^{2-} , CO_3^{2-} .

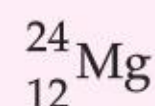
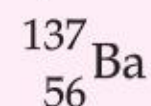
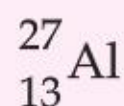
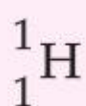
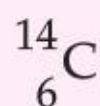
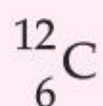
Wartościowość – liczba wiązań chemicznych, jaką może stworzyć atom pierwiastka chemicznego z innym atomem wchodzącym w skład związku chemicznego.



Indeksy stechiometryczne – liczba atomów lub jonów w danym związku chemicznym.

Zadania

- Korzystając z układu okresowego pierwiastków, podaj liczby atomowe (Z) dla wodoru, magnezu, tlenu i siarki.
- Korzystając z układu okresowego pierwiastków, określ położenie pierwiastków z zadania 1. Podaj, w którym okresie i w której grupie znajdują się poszczególne symbole. Określ liczbę powłok elektronowych dla każdego z tych atomów.
- Ustal liczbę protonów, elektronów i neutronów w atomach, odnosząc się do poniższych zapisów.



- Stosując notację ${}^A_Z\text{E}$, zapisz trzy izotopy wodoru (o liczbach masowych: 1, 2 i 3). Podaj ich nazwy oraz zapisz różnice w budowie atomów w tych trzech przykładach. Odnosząc się do zapisanych treści, wyjaśnij krótko pojęcie „izotop”.

- Masa atomowa jest to średnia masa atomów danego pierwiastka chemicznego z uwzględnieniem jego składu izotopowego (z matematyki – średnia ważona). Oblicz masę atomową chloru, wiedząc, że ma on dwa izotopy, o których informacje przedstawiono poniżej.

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



dwa izotopy chloru



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

- Odczytaj z układu okresowego pierwiastków symbol lub nazwę, liczbę atomową, masę atomową oraz rodzaj pierwiastka – metal lub niemetal – dla podanych poniżej przykładów.
- | | | | | | | | | |
|------|---|-------|---------|----|----|-----|-------|---|
| azot | K | beryl | krypton | Br | Pb | gal | chlor | F |
|------|---|-------|---------|----|----|-----|-------|---|
- Podaj kilka podobieństw między parami pierwiastków znajdujących się w tej samej grupie.
- | | | |
|----------------|-------------------|-----------------|
| a) sód i potas | b) węgiel i krzem | c) chlor i brom |
|----------------|-------------------|-----------------|
- Podaj kilka różnic między parami pierwiastków znajdujących się w tym samym okresie.
- | | | |
|---------------|--------------------|-----------------|
| a) lit i tlen | b) potas i krypton | c) glin i chlor |
|---------------|--------------------|-----------------|

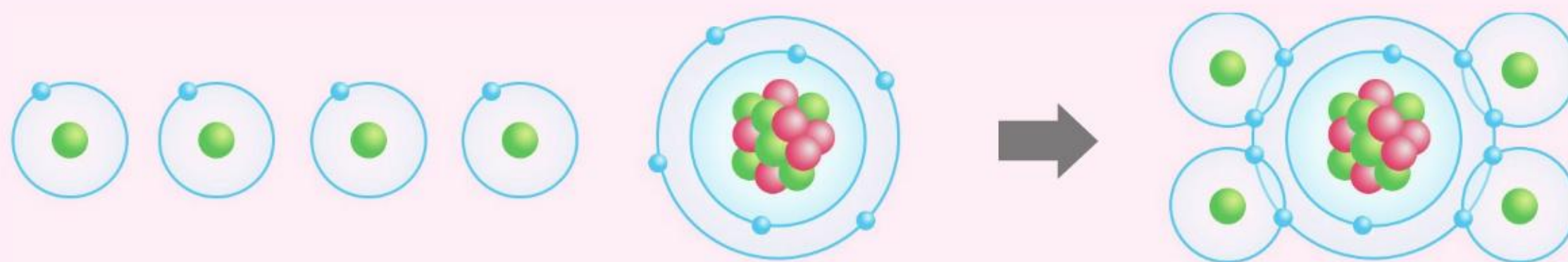
9 Opisz podobieństwa i różnice w budowie atomów par pierwiastków wymienionych w zadaniu 8.

10 Opisz, na przykładzie wodoru, czym się różni atom od cząsteczki tego pierwiastka.

11 Podaj odczyty zapisów chemicznych lub zaproponuj zapisy do podanych odczytów.

- a) cztery dwuatomowe cząsteczki wodoru
- b) 3CO_2
- c) dwa atomy magnezu
- d) dwie trzyatomowe cząsteczki tlenu
- e) H_2O
- f) trzy cząsteczki bromu

12 Połączcie się w niewielkie zespoły, tak żeby każdy z nich mógł się zająć innym przykładem. Na podstawie znajdującego się poniżej przykładu powstawania cząsteczki metanu opiszcie powstawanie wiązań chemicznych w cząsteczkach wodoru, chloru, azotu, tlenku węgla(IV), wody, chlorowodoru i amoniaku. Podajcie również wzory: elektronowe, strukturalne i sumaryczne tych cząsteczek. Pod koniec zaprezentujcie efekty swojej pracy przed innymi zespołami.



13 Opisz powstawanie wiązań jonowych w chlorku sodu i tlenku magnezu. Podaj nazwy powstałych jonów, stosując pojęcia „kation” i „anion”. Określ również ładunek tych jonów.

14 Dla wszystkich podanych w zadaniach 12. i 13. przykładów oblicz różnicę elektroujemności, określ spodziewany rodzaj wiązania chemicznego (kowalencyjne spolaryzowane / niespolaryzowane / jonowe) oraz skomentuj, która powłoka elektronowa odgrywa istotną rolę w łączeniu się atomów.

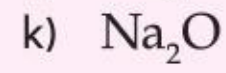
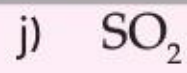
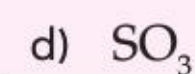
15 Określ spodziewany rodzaj wiązania dla cząsteczki azotu, cząsteczki tlenku węgla(IV) oraz dla chlorku sodu.

Korzystając z kart charakterystyk, podręcznika, tablic chemicznych lub internetu, porównaj stan skupienia, rozpuszczalność w wodzie, temperaturę topnienia i temperaturę wrzenia oraz przewodnictwo ciepła i przewodnictwo elektryczności dla azotu, tlenku węgla(IV) i chlorku sodu.

16 Na podstawie układu okresowego pierwiastków określ wartościowość (względem wodoru i maksymalną względem tlenu) sodu, baru, glinu, boru, węgla, fosforu, siarki i bromu.

17 Narysuj wzory strukturalne cząsteczek: tlenku węgla(IV), tlenku wodoru, chlorowodoru, tlenku chloru(I), fluorku tlenu, siarkowodoru, selenowodoru. Sprawdź, czy wszystkie atomy osiągnęły dublet lub oktet elektronowy.

18 Na podstawie wzoru sumarycznego ustal nazwę systematyczną każdego podanego związku chemicznego.



19 Na podstawie nazwy systematycznej ustal wzór sumaryczny każdego podanego związku chemicznego.

a) tlenek chromu(III)

b) siarczek glinu

c) tlenek miedzi(II)

d) bromek srebra(I)

e) tlenek siarki(VI)

f) chlorek wapnia

g) tlenek żelaza(III)

h) jodek potasu

6.3 Reakcje chemiczne

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. Stosunek masowy wodoru do tlenu w cząsteczce wody wynosi 1 : 8.

Skład procentowy (procent masowy) – wyrażony w procentach udział mas pierwiastków w masie całego związku chemicznego.

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 jej 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.

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.

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

Schemat reakcji	$A + B \rightarrow AB$
Przykład	Spalanie magnezu w tlenie, zgodne z równaniem reakcji: $2\text{Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow 2\text{MgO}$
Odczyt równania reakcji	Atomy magnezu reagują z cząsteczkami tlenu, dając tlenek magnezu o budowie jonowej.

Reakcja analizy – rozkład związku chemicznego na pierwiastki lub inne związki chemiczne. Ten rodzaj reakcji chemicznych bardzo często zachodzi pod wpływem podwyższonej temperatury (rozkład termiczny).

Schemat reakcji	$AB \rightarrow A + B$
Przykład	Rozkład węglanu wapnia przebiegający zgodnie z równaniem reakcji: $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{\text{temperatura}} \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$
Odczyt równania reakcji	Węglan wapnia o budowie jonowej rozkłada się na tlenek wapnia o budowie jonowej i cząsteczki tlenu węgla(IV).

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

Schemat reakcji	$A + BC \rightarrow AC + B$
Przykład	Działanie cynkiem na roztwór siarczanu(VI) miedzi(II), zgodnie z równaniem reakcji: $\text{Zn} + \text{CuSO}_4 \longrightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{Cu}$
Odczyt równania reakcji	Atomy cynku reagują z siarczanem(VI) miedzi(II) o budowie jonowej, dając siarczan(VI) cynku o budowie jonowej i atomy miedzi.

Reakcja wymiany podwójnej – zachodzi między dwoma różnymi związkami chemicznymi i daje dwa inne związki chemiczne. Często planuje się ją tak, żeby jeden z produktów był wydzielany w postaci osadu lub gazu.

Schemat reakcji	$AB + CD \rightarrow AD + CB$
Przykład	Wytrącanie osadu, czyli tak zaprojektowane doświadczenie, że w jego wyniku jeden z produktów jest wydzielany z roztworu w postaci ciała stałego. Równanie wybranej reakcji chemicznej: $2\text{KI} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 \longrightarrow \text{PbI}_2 \downarrow + 2\text{KNO}_3$
Odczyt równania reakcji	Jodek potasu reaguje z azotanem(V) ołowiu(II), dając jodek ołowiu(II) oraz azotan(V) potasu. Wszystkie związki mają budowę jonową.

Warto zwrócić uwagę, że w każdym odczycie równania reakcji, gdzie pojawiają się związki o budowie jonowej, nie podaliśmy konkretnych liczb atomów lub cząsteczek. Występują one wtedy w liczbie mnogiej.

Reakcja egzotermiczna – reakcja chemiczna, podczas której energia, np. w postaci ciepła, jest oddawana do otoczenia (np. spalanie węgla).

Reakcja endotermiczna – reakcja chemiczna, podczas której energia, np. w postaci ciepła, jest pobierana z otoczenia (np. pieczenie ciasta).

Katalizator to substancja, która zwiększa szybkość reakcji chemicznej, ale sama nie ulega trwałym przemianom chemicznym.

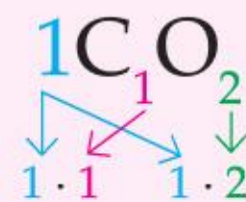
Co oznaczają cyfry w zapisach chemicznych?



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

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).

Prawo zachowania masy –

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



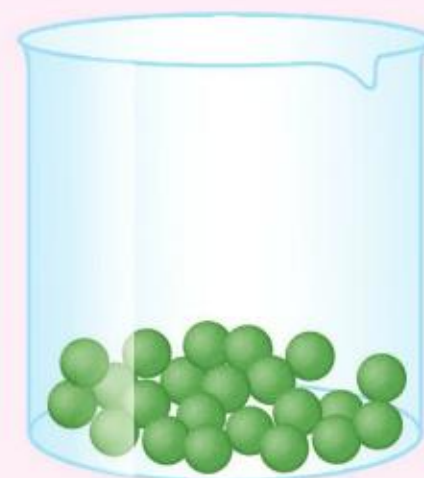
masa substratu 1

+



masa substratu 2

=



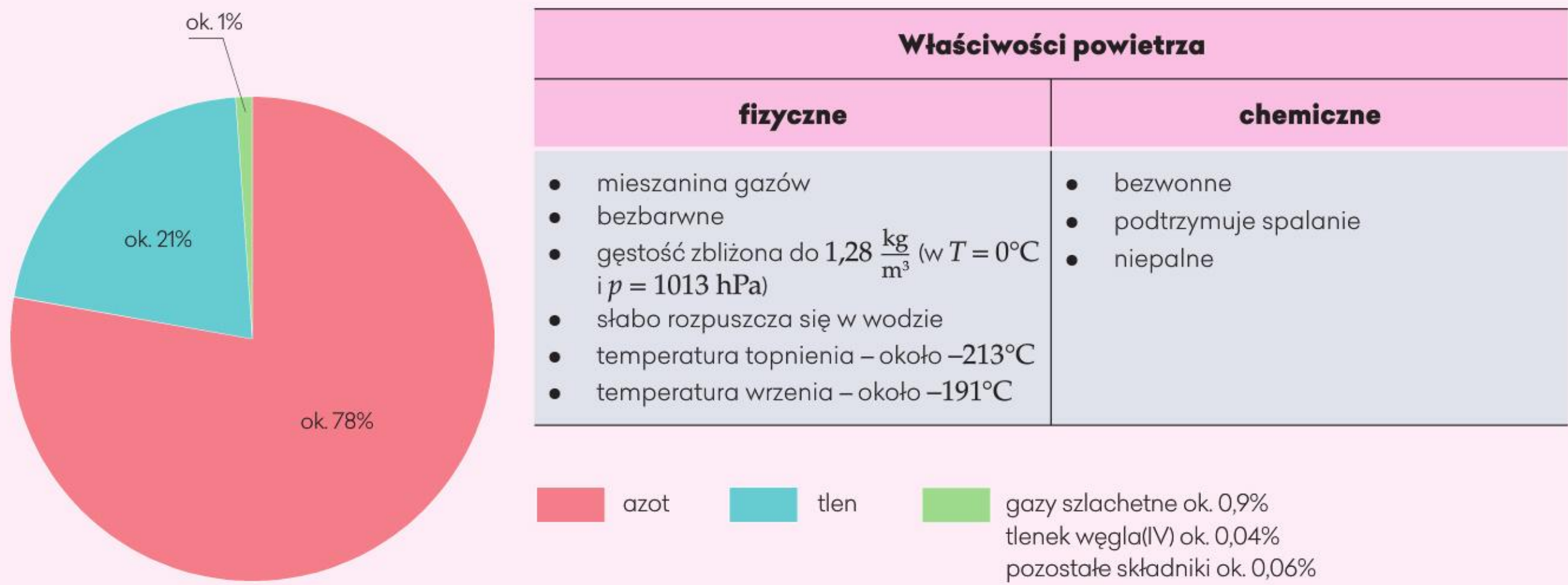
masa produktów

Zadania

- Podaj dwa przykłady zjawisk fizycznych i dwa przykłady reakcji chemicznych zachodzących dookoła nas. Jeśli to możliwe, zapisz równania reakcji oraz zaproponuj ich słowny odczyt.
- Podaj po dwa przykłady każdego z rodzajów reakcji chemicznych (synteza, analiza, wymiana – pojedyncza i podwójna). Zapisz równania cząsteczkowe oraz zaznacz substraty i produkty.
- Dokończ równania reakcji syntezy. Następnie każde z nich zapisz w formie jonowej. Nie zapomnij o współczynnikach stechiometrycznych. Czy równania jonowe – pełne i skrócone – mają postać inną czy taką samą?
 - $2\text{Na} + \text{Cl}_2 \longrightarrow ?$
 - $\text{Cu} + \text{Cl}_2 \longrightarrow ?$
 - $\text{Mg} + \text{O}_2 \longrightarrow ?$
 - $\text{Al} + \text{O}_2 \longrightarrow ?$
- Wyjaśnij swoimi słowami, na czym polegają reakcje endotermiczne i reakcje egzotermiczne. Podaj po jednym przykładzie takich reakcji, zapisz ich równania w formie cząsteczkowej.
- Uczniowie przeprowadzili doświadczenie, w efekcie którego zidentyfikowali dwa produkty. Jednym z nich był gaz (tlen), a drugim woda. Tytuł doświadczenia był następujący: „Katalityczny rozkład nadtlenu wodoru (H_2O_2)”. Czynnikiem, który przyspieszał rozkład, były drożdże. Zapisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej oraz zaznacz substraty, produkty i zastanów się, jaką funkcję pełniły drożdże. Skomentuj krótko tę funkcję.
- Oblicz, ile gramów tlenku magnezu można otrzymać, spalając 2,4 g magnezu w tlenie.
- Oblicz, ile gramów miedzi użyto do reakcji z chlorem, jeśli powstało około 134,5 g chlorku miedzi(II).

6.4 Tlen, wodór i ich związki chemiczne. Powietrze

Powietrze jest **jednorodną mieszaniną gazów**. W jego składzie znajduje się najwięcej azotu, następnie tlenu. Około 1 procent objętościowy stanowią inne składniki, w tym gazy szlachetne i tlenek węgla(IV).



Gazy szlachetne – jedne ze składników powietrza. Przedstawiciele 18 grupy układu okresowego (hel, neon, argon, krypton, ksenon i radon). Mają wspólny, gazowy stan skupienia i wykazują niską aktywność chemiczną (w warunkach pokojowych). Wynika to między innymi z całkowitego zapełnienia powłoki walencyjnej elektronami. Są to bezbarwne, bezwonne gazy. Nie są palne oraz nie podtrzymują spalania. W związku z właściwością emisji światła znalazły zastosowania w wypełnieniu lamp i żarówek.

Tlen – O₂

Wzór sumaryczny	Wzór strukturalny	Model kulkowy	Model pręcikowo-kulkowy
O ₂	O = O		

Właściwości tlenu	
fizyczne	chemiczne
- gaz - bezbarwny - ma gęstość większą niż gęstość powietrza: $1,43 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$ (w $T = 0^\circ\text{C}$ i $p = 1013 \text{ hPa}$) - słabo rozpuszcza się w wodzie	- bezwonny - podtrzymuje spalanie - niepalny



Wprowadzenie rozżarzonego łuczywa do probówki z tlenem sprawia, że drewno się zapala

Tlenek węgla(IV) – CO₂

Wzór sumaryczny	Wzór strukturalny	Model kulkowy	Model pręcikowo-kulkowy
CO ₂	O = C = O		

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



Wprowadzenie zapalonego łuczywa do probówki z tlenkiem węgla(IV) sprawia, że płomień gaśnie

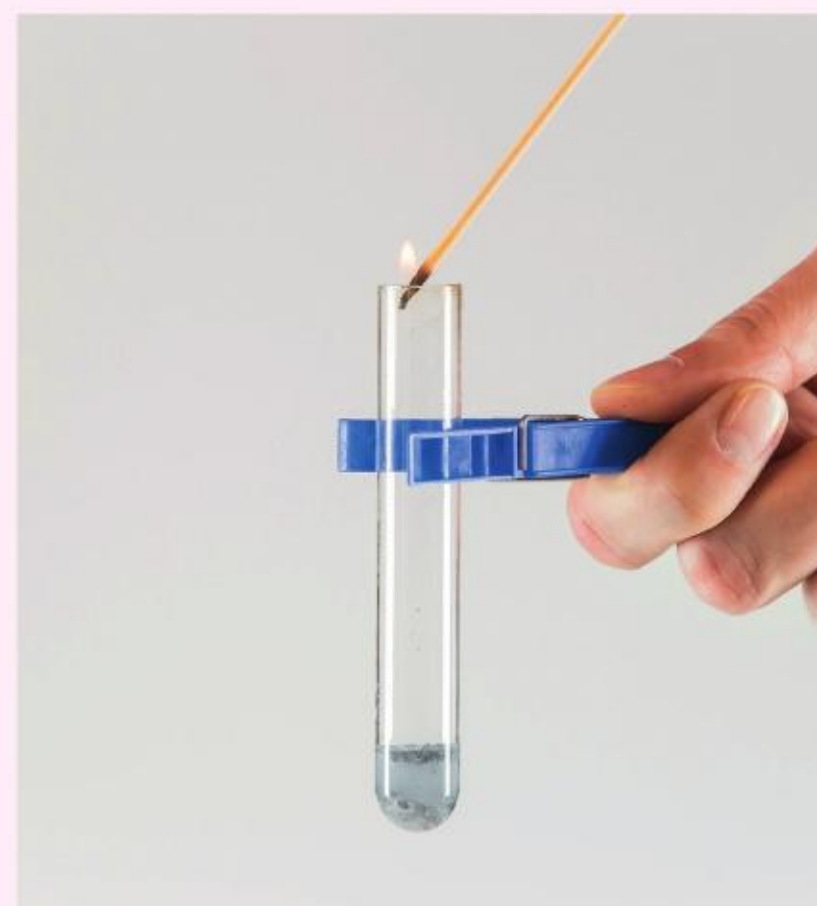
Próba pozwalającą na wykrycie obecności tlenku węgla(IV) jest **mętnienie wody wapiennej** (klarownego roztworu wodorotlenku wapnia). Przebieg reakcji jest zgodny z zapisem:



Wodór – H₂

Wzór sumaryczny	Wzór strukturalny	Model kulkowy	Model pręcikowo-kulkowy
H ₂	H – H		

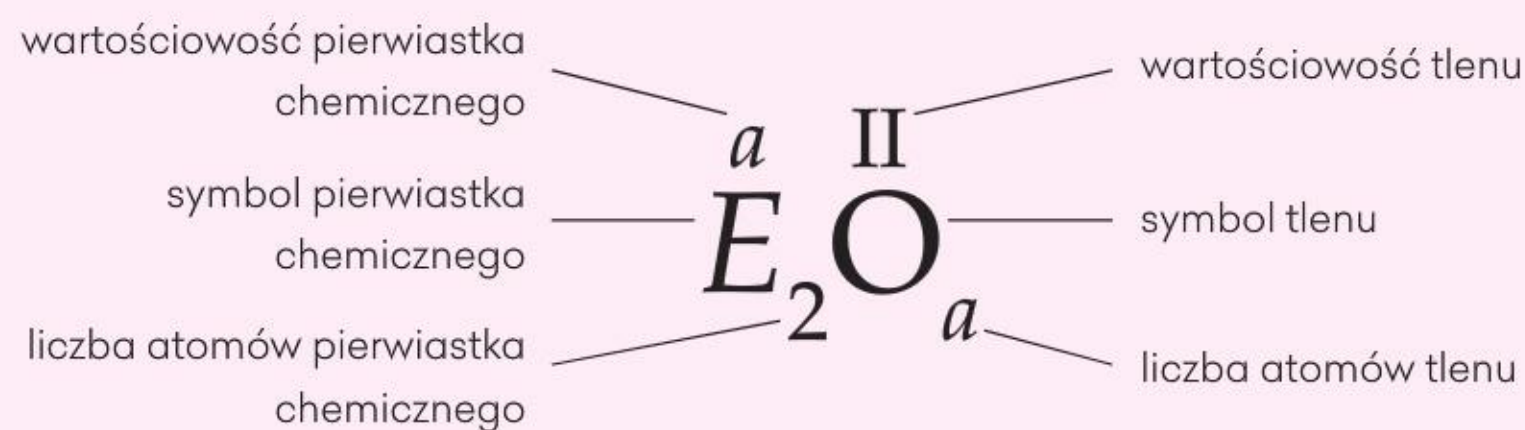
Właściwości wodoru	
fizyczne	chemiczne
- gaz - bezbarwny - ma gęstość mniejszą niż gęstość powietrza: $0,082 \frac{\text{kg}}{\text{m}^3}$ (w $T = 0^\circ\text{C}$ i $p = 1013 \text{ hPa}$) - słabo rozpuszcza się w wodzie	- bezwonny - nie podtrzymuje spalania - palny - tworzy mieszaninę wybuchową z powietrzem (a właściwie z tlenem – składnikiem powietrza)



Po zbliżeniu zapalonego łuczywa do wylotu probówki, z której wydziela się wodór, słychać głośny wybuch

Wodór jest najczęściej występującym pierwiastkiem we Wszechświecie, chociaż w powietrzu atmosferycznym jest jego znikoma ilość (ok. 0,019%).

Tlenki – związki chemiczne zbudowane z tlenu i innego pierwiastka chemicznego.



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 $\overset{IV}{C}\overset{II}{O}_4$ będziemy stosować zapis 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 definicji Międzynarodowej Organizacji Pracy). Mają one pochodzenie naturalne i wynikające z działalności człowieka.

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 , NO_x , O_3 , CO , CO_2

Pyły – wszelkie pozostałości spalania, ścierania, rozdrabniania i kruszenia substancji w stałym stanie skupienia.

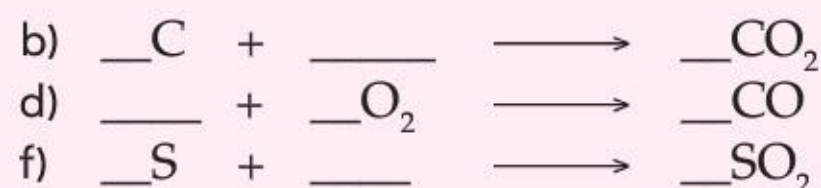
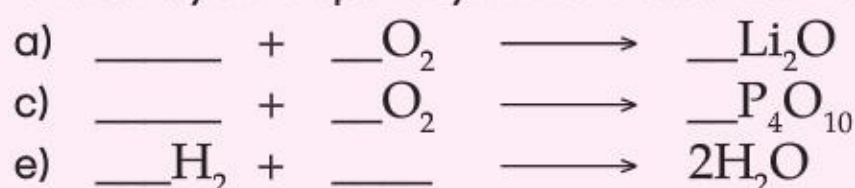
Metale ciężkie – grupa metali, w której pierwiastki chemiczne odznaczają się toksycznością dla środowiska (w tym dla człowieka). W naukach chemicznych można przyjąć, że są to pierwiastki o gęstości większej niż $4,5 \frac{g}{cm^3}$.

Do najważniejszych skutków zanieczyszczeń powietrza można zaliczyć: **smog**, **dziurę ozonową**, **efekt cieplarniany** i **kwaśne opady atmosferyczne**.

Zadania

1 Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie otrzymanie tlenu (z rozkładu manganianu(VII) potasu o wzorze sumarycznym $KMnO_4$). Podaj niezbędny sprzęt i odczynniki. Narysuj schemat oraz zaproponuj obserwacje i wnioski. W obserwacjach zwróć szczególną uwagę na właściwości fizyczne otrzymanego gazu. We wnioskach zapisz równanie reakcji rozkładu manganianu(VII) potasu.

2 Uzupełnij równania reakcji chemicznych, w których tlen jest jednym z substratów. Nie zapomnij o wpisaniu właściwych współczynników stechiometrycznych.



- 3 Opisz właściwości fizyczne (barwa, stan skupienia, rozpuszczalność w wodzie) następujących związków chemicznych: tlenku węgla(IV), tlenku glinu, tlenku wapnia, tlenku węgla(II), tlenku krzemu(IV), tlenku siarki(IV), tlenku żelaza(III). Podaj dla każdego z nich po jednym przykładzie zastosowania.
- 4 Podaj przyczyny i skutki spadku stężenia ozonu w stratosferze ziemskiej. Zaproponuj sposoby zapobiegania powiększaniu się dziury ozonowej.

- 5 Tymon zrobił zdjęcie starym elementom mocowania dachu, które jego mama zachowała po pracach remontowych. Na początku był zaskoczony tym, jak bardzo zardzewiały te metalowe przedmioty (ich głównym składnikiem było żelazo). Później postanowił je oczyścić napojem typu cola. Okazało się, że niewiele pozostało z oryginalnych materiałów. Zastanów się, jakie czynniki środowiska spowodowały aż tak silną korozję żelaza. Zaproponuj sposoby zabezpieczenia nowych mocowań.



- 6 Tlenek węgla(IV) można otrzymać w wyniku delikatnego ogrzewania wodorowęglanu sodu (sody oczyszczonej). Zachodzi wtedy reakcja chemiczna zgodna z równaniem:

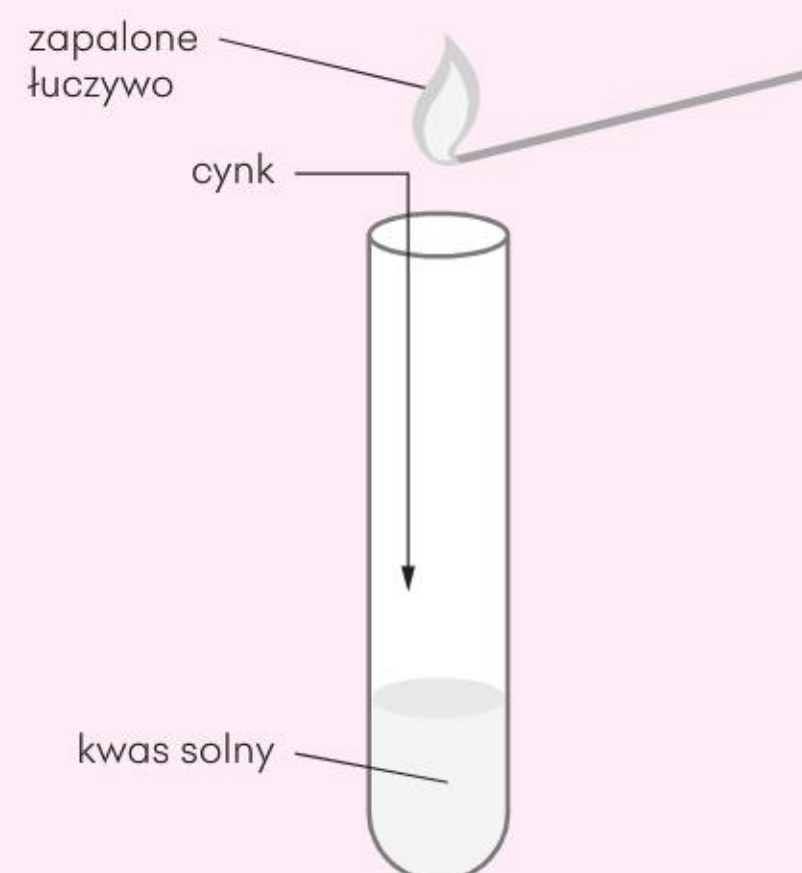


Zaproponuj doświadczenie, w wyniku którego potwierdzisz, że w wydzielających się gazach znajduje się tlenek węgla(IV). Narysuj schemat, podaj obserwacje i zanotuj wniosek z równaniem reakcji.

- 7 Zwróć uwagę na związek chemiczny występujący w stanie stałym, otrzymany w zadaniu 6. Korzystając z internetu, sprawdź w kartach charakterystyk, czy jego intensywne ogrzewanie w temperaturze powyżej 2000°C mogłoby spowodować zajście innej reakcji chemicznej niż rozkład sody oczyszczonej. Skomentuj ten fakt, wymieniając, jaka informacja z internetu była przydatna. Jeśli taka reakcja zachodzi, zapisz jej równanie.
- 8 Do węglanu wapnia dodano roztworu zawierającego 9,8 g kwasu siarkowego(VI). Zapisz równanie zachodzącej reakcji chemicznej oraz oblicz, ile gramów gazu powstanie w wyniku tej reakcji.

- 9 Podzielcie się na dwie grupy. Przygotujcie sketchnotkę dotyczącą obiegu dwóch ważnych pierwiastków w przyrodzie: grupa 1 – tlenu, grupa 2 – węgla. Następnie dokonajcie ich prezentacji w klasie.

- 10 Uczniowie przeprowadzili doświadczenie zaprezentowane na schemacie. Do probówki włąli rozcieńczony kwas solny i dorzucili do niego granulki cynku. Natychmiast zaczął się wydzielać gaz. Nie czekając długo, zbliżyli zapalone łuczywo do wylotu naczynia. Zanotuj obserwacje, jakie poczynili uczniowie. Zwróć szczególną uwagę na właściwości otrzymanego gazu. Następnie zapisz wnioski, podaj nazwę produktu gazowego oraz zapisz równanie reakcji prowadzącej do jego otrzymania.

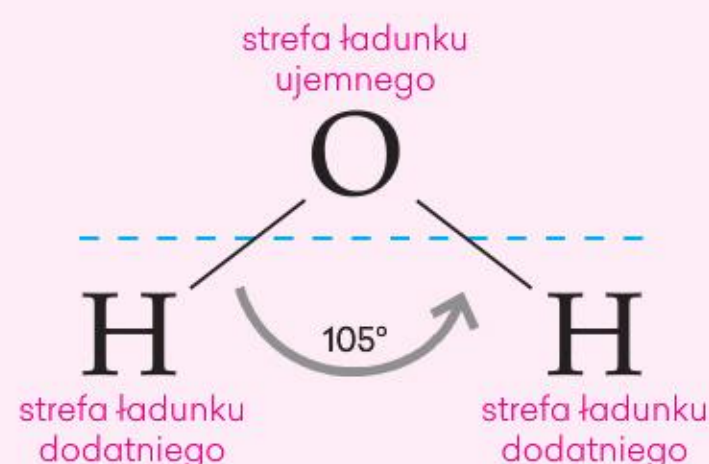


- 11 Opisz skład i wymień właściwości powietrza.
- 12 Opisz właściwości fizyczne gazów szlachetnych. Wyjaśnij, dlaczego są one bardzo mało aktywne chemicznie. Wymień ich zastosowania.
- 13 Wymień źródła, rodzaje i skutki zanieczyszczeń powietrza. Zwróć uwagę na zdrowie człowieka i oddziaływanie na środowisko. Podaj kilka sposobów postępowania, pozwalających chronić powietrze przed zanieczyszczeniami.

6.5 Woda i roztwory wodne

Ważniejsze informacje o **wodzie**:

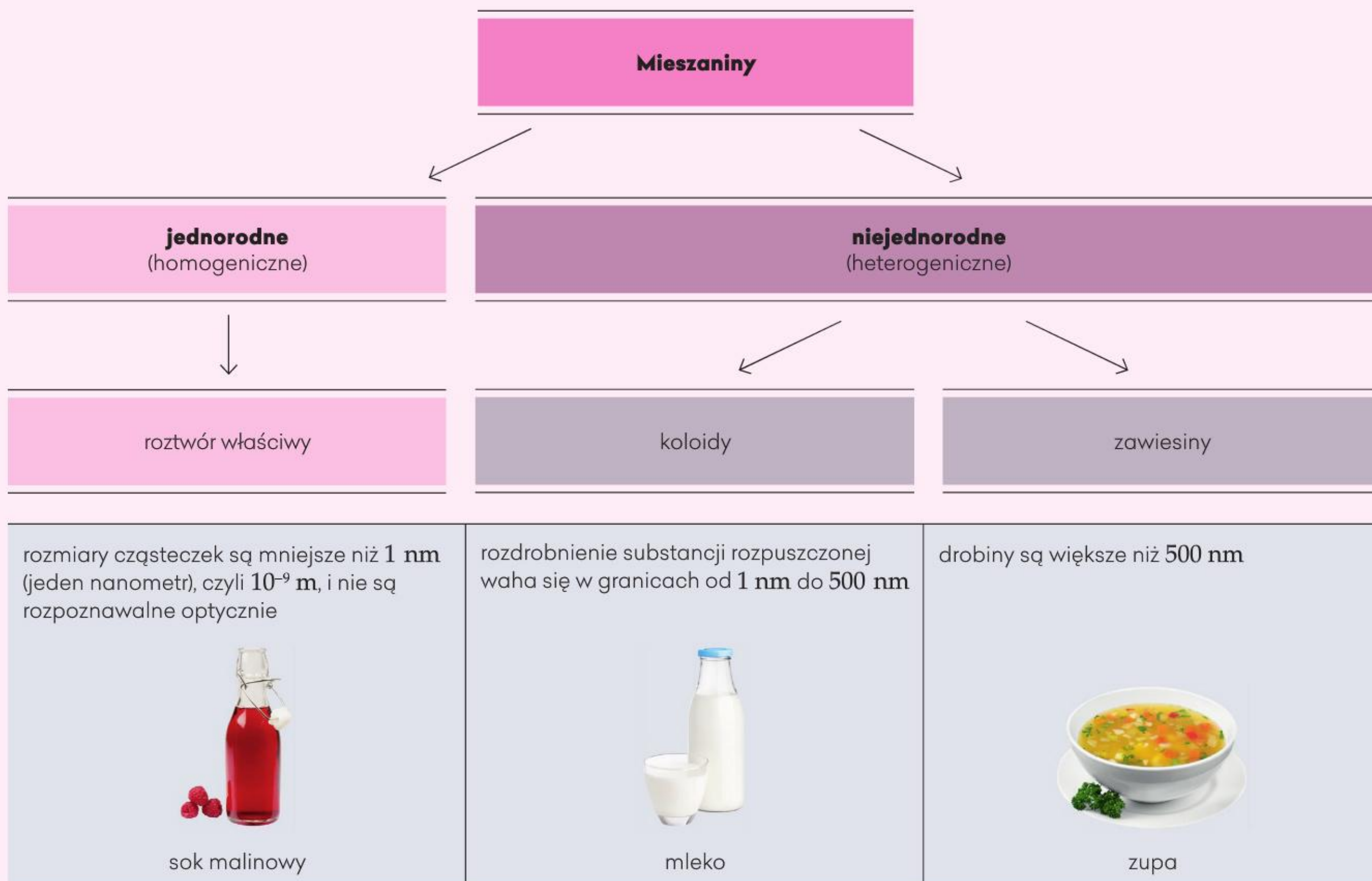
- występuje w trzech stanach skupienia,
- wrze w temperaturze 100°C,
- zamarza w temperaturze 0°C,
- gęstość wody w temperaturze 4°C wynosi ok. $1 \frac{\text{g}}{\text{cm}^3}$,
- różnica elektroujemności wg Paulinga tlenu i wodoru wynosi 1,2, dlatego spodziewane wiązanie chemiczne to kowalencyjne spolaryzowane,
- ma budowę polarną,
- jest dobrym rozpuszczalnikiem dla wielu substancji.



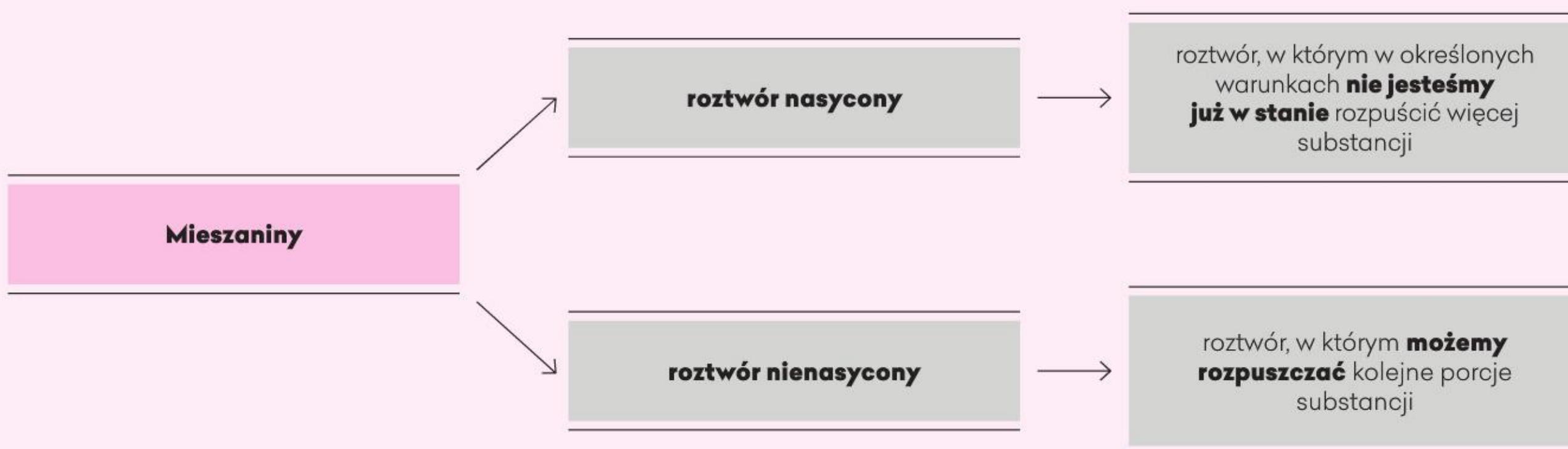
Budowa polarna cząsteczki wody

Wzór sumaryczny	Wzór strukturalny	Model kulkowy	Model pręcikowo-kulkowy
H ₂ O			

Podział mieszanin ze względu na wielkość cząsteczek substancji rozpuszczonej



Podział mieszanin ze względu na ilość substancji rozpuszczonej



Rozpuszczalność substancji (R) – maksymalna liczba gramów substancji, jaka jest się w stanie rozpuścić w 100 gramach rozpuszczalnika (np. wody) w danej temperaturze i pod danym ciśnieniem, tworząc roztwór nasycony.

Szybkość rozpuszczania się ciał stałych w wodzie zależy od **temperatury, mieszania i rozdrobnienia**.

Stężenie procentowe określa masę (wyrażoną w gramach) substancji rozpuszczonej w 100 g roztworu. Jest wyrażone wzorem:

$$C_p = \frac{m_s \cdot 100\%}{m_r} \quad \begin{array}{l} m_s - \text{masa substancji} \\ m_r - \text{masa roztworu} \end{array}$$

Zadania

- 1 Narysuj wzór elektronowy oraz wzór strukturalny cząsteczki wody. Oblicz różnicę elektroujemności i oceń spodziewane wiązanie chemiczne. Następnie podaj cztery przykłady substancji, które słabo rozpuszczają się w wodzie, oraz cztery przykłady substancji, które w wodzie rozpuszczają się dobrze.
- 2 Podaj po dwa przykłady roztworów właściwych, zawiesin i koloidów. Opisz ich skład.
- 3 Masz do dyspozycji wodę, sacharozę, drucik cynowy, łyżki, łapy do probówek i dwie probówki. Zaproponuj schemat doświadczenia, którego celem będzie zbadanie rozpuszczalności substancji prostej i substancji złożonej w wodzie. Następnie zapisz obserwacje i wyciągnij wnioski.
- 4 Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie określenie czynników wpływających na szybkość rozpuszczania się azotanu(V) potasu (soli do peklowania mięsa) w wodzie. Podaj niezbędny sprzęt, odczynniki, narysuj schemat. Następnie zaproponuj obserwacje i wyciągnij wnioski.
- 5 Wyjaśnij, jak rozumiesz pojęcie „rozpuszczalność”. Następnie, korzystając z krzywych rozpuszczalności, sprawdź, ile gramów chlorku sodu i jodku potasu rozpuści się w 100 g wody o temperaturze 20°C.
- 6 Korzystając z krzywych rozpuszczalności, sprawdź i oblicz, ile gramów chlorku potasu rozpuści się w 200 g wody o temperaturze 30°C. Oblicz stężenie procentowe tak przygotowanego roztworu.
- 7 Korzystając z krzywych rozpuszczalności i tabeli gęstości wybranych substancji, sprawdź, czy próbka soli kuchennej zajmująca objętość 37 cm³ całkowicie rozpuści się w 100 g wody w temperaturze 70°C. Załóż, że produkt spożywczy, nazywany solą kuchenną, składa się wyłącznie z jednej substancji.

6.6 Wodorotlenki i kwasy

Odczyn – właściwość każdego roztworu wynikająca z obecności kwasów lub zasad. Do określania odczynu stosuje się wskaźniki kwasowo-zasadowe.

Wskaźniki kwasowo-zasadowe – substancje lub mieszaniny, które – po dodaniu do badanego roztworu – pomagają określić jego odczyn na skutek zmiany swojej barwy. Do najczęściej używanych w szkolnym laboratorium wskaźników można zaliczyć:

- roztwór **fenoloftaleiny** – służący do wykrywania roztworów o odczynie zasadowym (przyjmuje malinowe zabarwienie),
- roztwór **oranżu metylowego** – przydatny do wykrywania roztworów o odczynie kwasowym (zmienia barwę na czerwoną),
- **uniwersalny papierek wskaźnikowy** – pozwalający wykryć roztwory o odczynach: kwasowym (czerwona barwa), obojętnym (zielonożółta barwa) oraz zasadowym (granatowa barwa). Do odczytywania wartości pH służy skala dołączona do papierków wskaźnikowych.

Skala pH – skala zakresu wartości od 0 do 14; dzieli się na trzy części: $\text{pH} < 7$ – odczyn kwasowy, $\text{pH} = 7$ – odczyn obojętny, $\text{pH} > 7$ – odczyn zasadowy.



Kwasy – związki chemiczne, których cząsteczki są zbudowane z atomu lub atomów wodoru i z reszty kwasowej.



Kwasy można podzielić na dwie grupy:

- kwasy **beztlenowe** – w cząsteczkach związków wodoru, z których powstały, nie mają atomów tlenu (np. kwas chlorowodorowy HCl , kwas siarkowodorowy H_2S),
- kwasy **tlenowe** – w cząsteczkach mają atom lub atomy tlenu (np. kwas węglowy H_2CO_3 , kwas azotowy(V) HNO_3 , kwas siarkowy(IV) H_2SO_3 , kwas siarkowy(VI) H_2SO_4 , kwas fosforowy(V) H_3PO_4).

Otrzymywanie kwasów beztlenowych

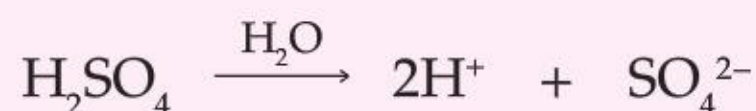
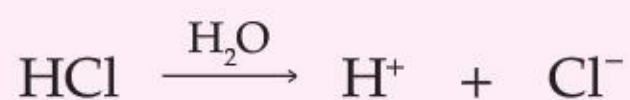
Pierwszym etapem jednej z możliwych metod jest synteza gazu (np. chlorowodoru lub siarkowodoru) z pierwiastków. Następnie otrzymany gaz rozpuszcza się w wodzie. Właśnie dlatego np. wodny roztwór chlorowodoru jest nazywany **kwasem chlorowodorowym**, a wodny roztwór siarkowodoru – **kwasem siarkowodorowym**.

Otrzymywanie kwasów tlenowych

Jedną z metod otrzymywania kwasów tlenowych jest reakcja tlenku niemetalu (tak zwanego tlenku kwasotwórczego) z wodą. W wyniku tej reakcji powstają **kwasy tlenowe**.

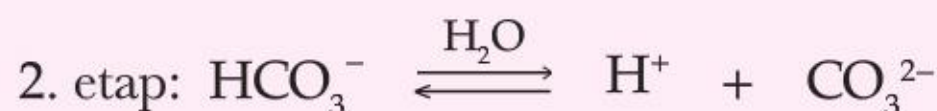
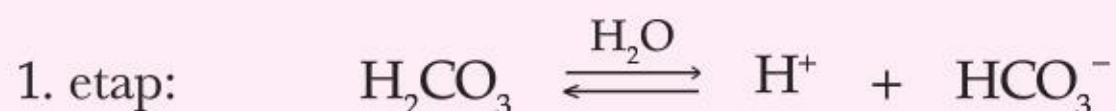
Do **mocnych kwasów** będziemy zaliczać związki o wzorach sumarycznych: HCl, HBr, HI, HNO₃ oraz H₂SO₄.

Dysocjacja elektrolityczna dla mocnych kwasów na przykładzie kwasu chlorowodorowego i kwasu siarkowego(VI):

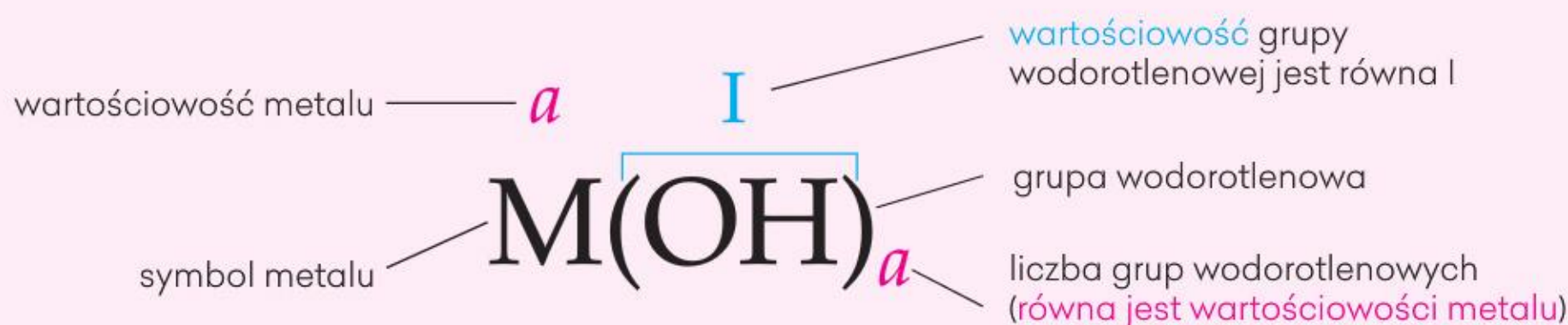


Do **kwasów słabej mocy** będziemy zaliczać między innymi związki o wzorach sumarycznych: H₂S, HF, H₂CO₃, H₃PO₄, H₂SO₃. Do tej grupy zaliczają się również praktycznie wszystkie kwasy organiczne.

Dysocjacja elektrolityczna dla kwasów słabej mocy, na przykładzie kwasu węglowego, polega na stopniowym odłączaniu kationów wodoru w myśl zapisu:



Wodorotlenki – związki o budowie jonowej, w których skład wchodzi kationy metalu i aniony wodorotlenkowe.



Informacji o rozpuszczalności wodorotlenku w wodzie dostarcza **tabela rozpuszczalności**.

		Kation							
		Na ⁺	K ⁺	Mg ²⁺	Ca ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺
Anion	OH ⁻	R	R	N	T	N	N	N	N

Legenda

R – substancja rozpuszczalna

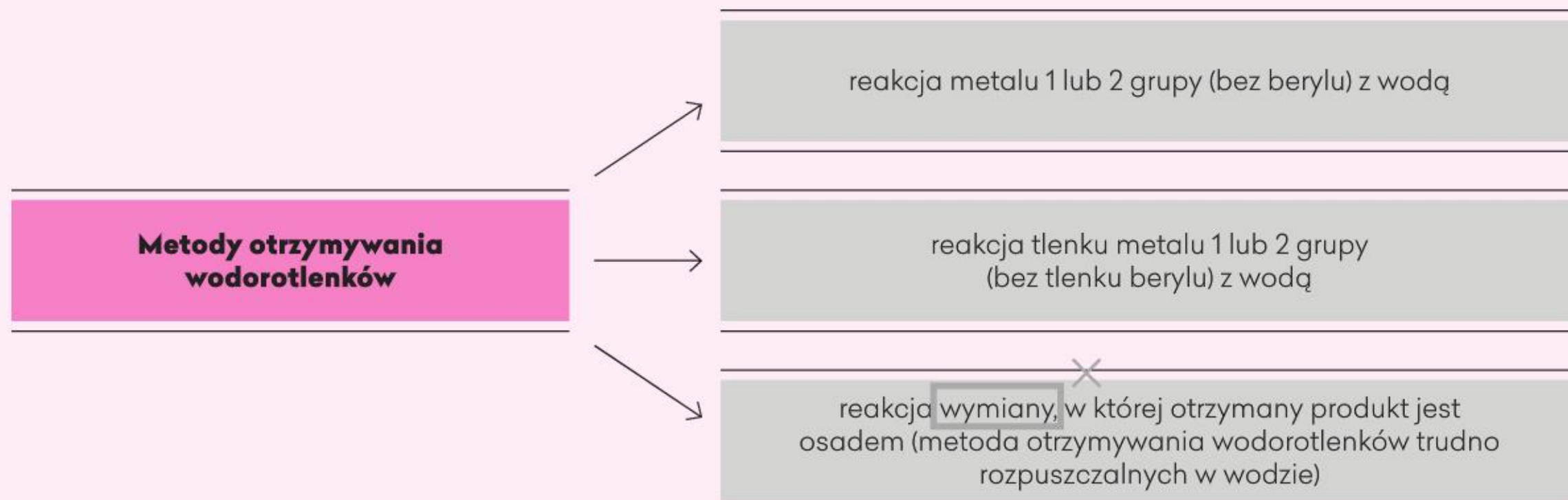
T – substancja trudno rozpuszczalna (rozpuszcza się w niewielkiej ilości)

N – substancja nierozpuszczalna (praktycznie się nie rozpuszcza)

Kryterium rozpuszczalności związku w wodzie (np. w 20°C)

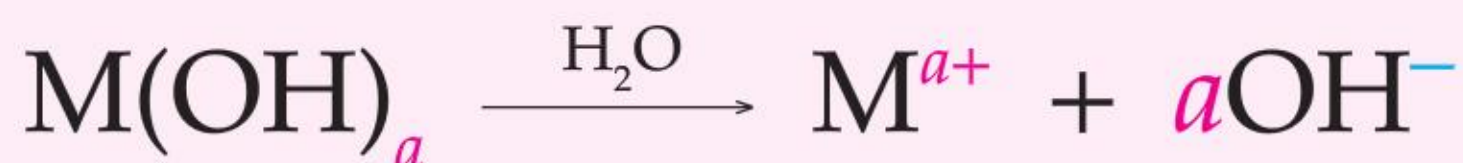
- **rozpuszczalny** – jeśli w 100 g wody rozpuszcza się więcej niż 1 g substancji,
- **trudno rozpuszczalny** – jeśli w 100 g wody rozpuszcza się 0,1–1 g substancji,
- **nierozpuszczalny** – jeśli w 100 g wody rozpuszcza się mniej niż 0,1 g substancji.

Metody otrzymywania wodorotlenków



Zasada – wodny roztwór wodorotlenku metalu 1 lub 2 grupy układu okresowego (za wyjątkiem berylu).

Dysocjacja elektrolityczna zasad odbywa się zgodnie ze schematem:

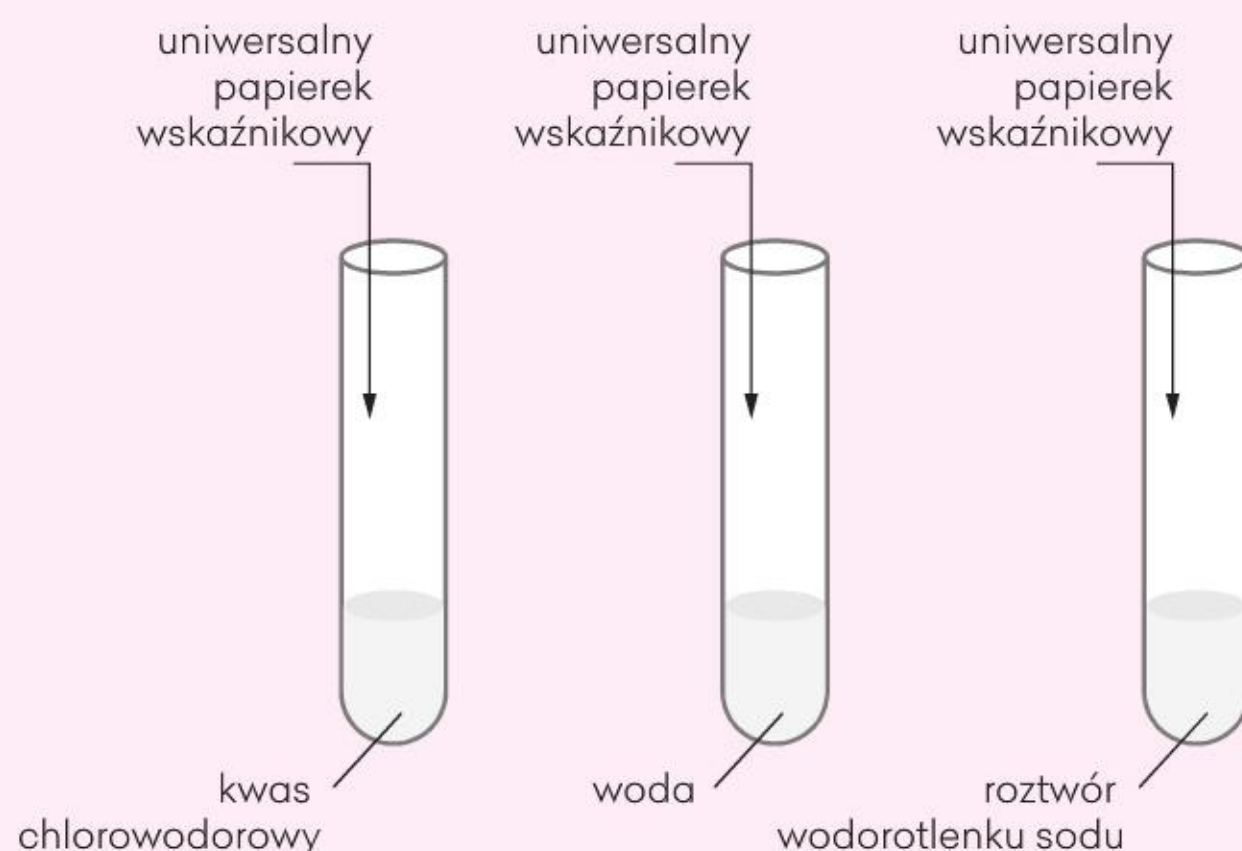


Równania dysocjacji elektrolitycznej dla zasady sodowej i zasady wapniowej:



Zadania

- Do podanych poniżej wzorów sumarycznych zaproponuj odpowiednie nazwy kwasów i wodorotlenków, a do zapisanych nazw systematycznych podaj wzory sumaryczne.
NaOH, HCl, HNO₃, wodorotlenek wapnia, H₃PO₄, kwas węglowy, kwas siarkowy(VI), H₂SO₃, Cu(OH)₂
- Zaprojektuj doświadczenia. Wypisz niezbędny sprzęt, odczynniki, narysuj schemat. Zaproponuj obserwacje oraz zapisz wnioski wraz z równaniami reakcji chemicznych w formie cząsteczkowej. Celem doświadczeń jest otrzymanie: wodorotlenku sodu, wodorotlenku miedzi(II), kwasu chlorowodorowego, kwasu fosforowego(V) oraz wodorotlenku wapnia.
- Opisz niektóre, ważne według ciebie, właściwości i wynikające z nich zastosowania związków o wzorach sumarycznych: NaOH, Ca(OH)₂, HCl, H₂SO₄.
- Podaj własnymi słowami, czym są kwasy i zasady według teorii Arrheniusa. Na dowolnych dwóch przykładach kwasów i zasad zapisz ich równania dysocjacji elektrolitycznej.
- Wyjaśnij, dlaczego po rozpuszczeniu wodorotlenku sodu w wodzie powstaje zasada sodowa, natomiast nie można tego samego powiedzieć o mieszaninie wodorotlenku miedzi(II) i wody.
- Zapisz, jakie barwy przyjmą roztwór oranżu metylowego, roztwór fenoloftaleiny i uniwersalny papierek wskaźnikowy po kontakcie z wodnymi roztworami odczynników, których wzory sumaryczne podane są w zadaniu 3. Sformułuj wniosek o tym, który wskaźnik służy do wykrywania roztworów kwasów, który zasad, a który – roztworu o odczynie obojętnym.
- Uczniowie przeprowadzili doświadczenie zgodnie z zamieszczonym schematem. Celem doświadczenia było określenie odczynu różnych roztworów, nauka korzystania ze skali dołączonej do uniwersalnych papierków wskaźnikowych i zapoznanie ze skalą pH. Jak się później okazało, każdy z tych rozcieńczonych roztworów zawierał substancje przydatne do czyszczenia i mycia różnych powierzchni. Podaj, jakie barwy przybrał wskaźnik w każdej z probówek, następnie oceń, w jakim zakresie skali pH znajdują się roztwory (pH < 7, pH = 7, pH > 7).
- Przygotujcie w zespołach plakat dotyczący powstawania i skutków kwaśnych opadów. Podajcie propozycje ograniczające ich powstawanie.



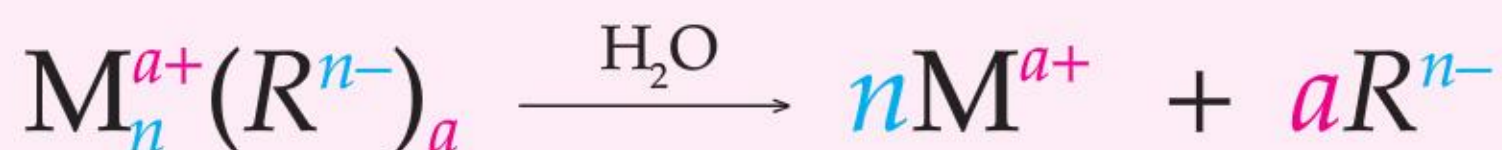
6.7 Sole

Sole – związki chemiczne o budowie jonowej (w większości przypadków), w których skład wchodzi kationy metalu i aniony reszty kwasowej.

Użyteczne informacje dotyczące rozpuszczalności soli w określonych warunkach temperaturowych można odczytać z **krzywych rozpuszczalności** i znaleźć w **tablicach rozpuszczalności**.

Wodne roztwory soli przewodzą prąd elektryczny – są **przewodnikami**. Odwrotnie jest z solami, które są praktycznie nierozpuszczalne w wodzie.

Dysocjacja elektrolityczna soli rozpuszczalnych w wodzie może być przedstawiona za pomocą uogólnionego schematu:



Odczyt równań dysocjacji elektrolitycznej podajemy w liczbie mnogiej przy nazwach jonów – bez precyzowania dokładnej liczby (ze względu na uwalnianie jonów z sieci krystalicznej). Postać równań dysocjacji elektrolitycznych i sposób odczytania dla dwóch różnych soli (które dobrze rozpuszczają się w wodzie) przedstawiono w tabeli.

	Siarczek sodu	Siarczan(VI) żelaza(III)
Równanie dysocjacji elektrolitycznej	$Na_2S \xrightarrow{H_2O} 2Na^+ + S^{2-}$	$Fe_2(SO_4)_3 \xrightarrow{H_2O} 2Fe^{3+} + 3SO_4^{2-}$
Odczyt równania dysocjacji elektrolitycznej	Siarczek sodu, o budowie jonowej, pod wpływem wody dysocjuje na kationy sodu i aniony siarczkowe.	Siarczan(VI) żelaza(III), o budowie jonowej, pod wpływem wody dysocjuje na kationy żelaza(III) i aniony siarczanowe(VI).

Ważniejsze metody otrzymywania soli

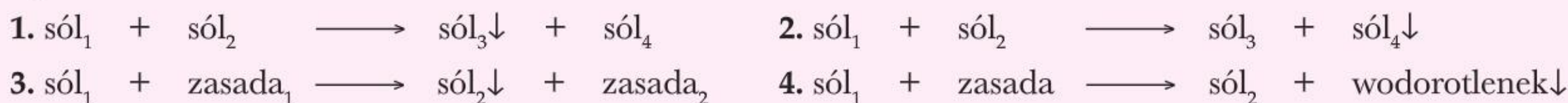
- a) metal + niemetal $\longrightarrow$ sól kwasu beztlenowego
b) tlenek metalu + tlenek niemetalu $\longrightarrow$ sól kwasu tlenowego
- c) wodorotlenek + tlenek niemetalu
- $\longrightarrow$
- sól kwasu tlenowego + woda
-
- d) metal + kwas
- $\longrightarrow$
- sól + gaz (zazwyczaj wodór)
-
- e) tlenek metalu + kwas
- $\longrightarrow$
- sól + woda
-
- f) wodorotlenek + kwas
- $\longrightarrow$
- sól + woda

Równania reakcji chemicznych można zapisać w **formach: cząsteczkowej, jonowej pełnej oraz jonowej skróconej**. Równania reakcji kwasu chlorowodorowego z wodorotlenkiem sodu przedstawiono poniżej.

- Forma cząsteczkowa: $HCl + NaOH \longrightarrow NaCl + H_2O$
- Forma jonowa pełna: $H^+ + Cl^- + Na^+ + OH^- \longrightarrow Na^+ + Cl^- + H_2O$
- Forma jonowa skrócona: $H^+ + OH^- \longrightarrow H_2O$

Szczególny przypadek – sole i wodorotlenki trudno rozpuszczalne

Sole i inne związki, które trudno rozpuszczają się w wodzie, można wydzielić z roztworu w postaci osadu, np. w wyniku reakcji strąceniowej. Odpowiedni dobór jonów obecnych w mieszaninie może pozwolić na wytrącenie osadu, zgodnie ze schematami:

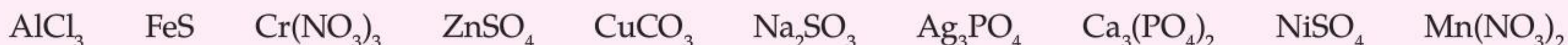


Zadania

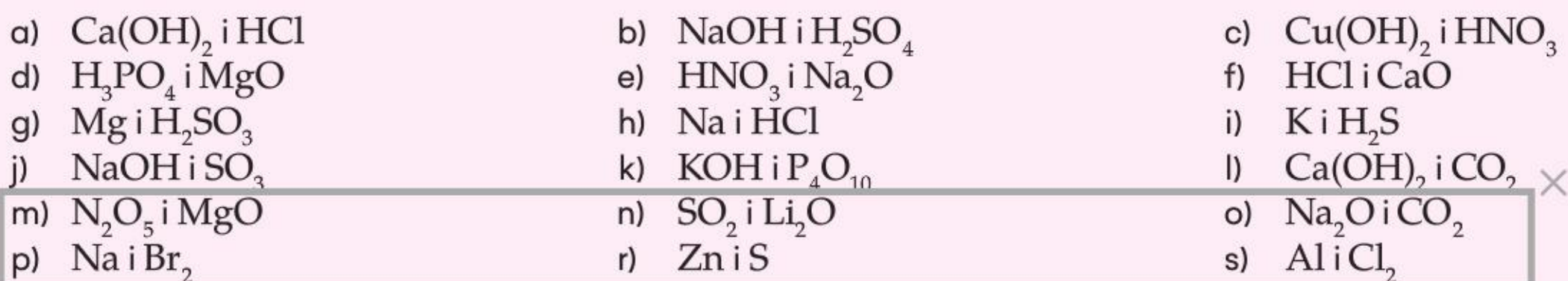
- 1 Uczniowie przeprowadzili reakcję zubożniania, zgodnie z przedstawionym schematem. Zapisz w punktach czynności, które wykonywali. Zwróć uwagę na ostatni etap – co było podpowiedzią, że doświadczenie można zakończyć. Następnie zapisz barwy roztworu wskaźnika przed rozpoczęciem dodawania kwasu chlorowodorowego i po zakończeniu dodawania. Zapisz równania zachodzącej reakcji chemicznej w formach: cząsteczkowej oraz jonowej pełnej i jonowej skróconej.

- 2 Podaj wzory sumaryczne soli, których nazwy są przedstawione poniżej.
chlorek chromu(III) siarczek potasu azotan(V) srebra(I)
siarczan(IV) glinu siarczan(VI) magnezu węglan żelaza(III)
X fosforan(V) sodu chlorek cyny(IV) fosforan(V) magnezu siarczek glinu

- 3 Podaj nazwy systematyczne soli, których wzory sumaryczne są przedstawione poniżej.



- 4 Zapisz równania reakcji chemicznych, dla których substraty przedstawiono poniżej.



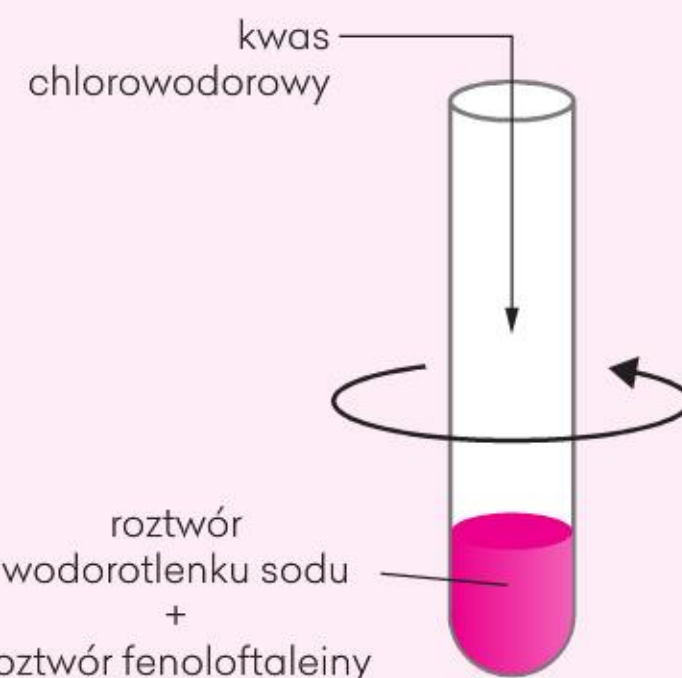
- 5 Spośród podanych poniżej wzorów sumarycznych soli wybierz tylko rozpuszczalne w wodzie i zapisz dla nich równania dysocjacji elektrolitycznej.



- 6 Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie otrzymanie wodorotlenku miedzi(II). Podaj niezbędny sprzęt i odczynniki. Narysuj schemat, zaproponuj obserwacje oraz zapisz wnioski wraz z równaniami reakcji w formach: cząsteczkowej, jonowej pełnej i jonowej skróconej.

- 7 Sole trudno rozpuszczalne w wodzie można wydzielić w postaci osadu. Zaproponuj trzy pary odczynników (rozpuszczonych w wodzie), których połączenie pozwoli wydzielić węglan wapnia. Zapisz równania zachodzących reakcji chemicznych w formie jonowej skróconej.

- 8 Podzielcie się na małe zespoły. Na kartce formatu A4 przygotujcie graficzną prezentację zastosowania najważniejszych soli. Każdy zespół powinien wybrać tylko jedną sól spośród: chlorków, węglanów, azotanów(V), siarczanów(VI) lub fosforanów(V).



6.8 Związki węgla z wodorem – węglowodory

Chemia organiczna – nauka o związkach węgla.

Węglowodory – związki organiczne zbudowane wyłącznie z węgla i wodoru. Ich źródłami są: gaz ziemny, ropa naftowa i węgle kopalne.

Produkty destylacji ropy naftowej to m.in. **gazy rafineryjne, benzyna, nafta, olej napędowy, olej opałowy, mazut, asfalt.**

Węglowodory można podzielić na **nasycone** (**alkany** wyłącznie o pojedynczych wiązaniach między atomami węgla, np. etan $\text{CH}_3\text{—CH}_3$) oraz **nienasycone** (**alkeny** wyłącznie o jednym wiązaniu podwójnym między atomami węgla, np. eten $\text{CH}_2=\text{CH}_2$, oraz **alkiny** wyłącznie o jednym wiązaniu potrójnym między atomami węgla w cząsteczce, np. etyn $\text{CH}\equiv\text{CH}$).

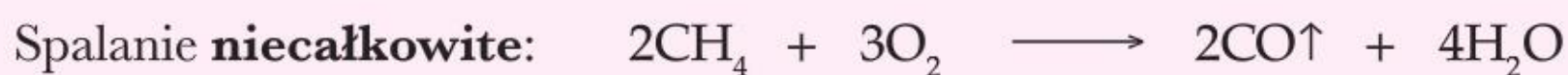
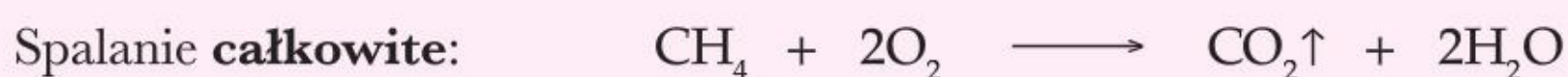
Wzory ogólne szeregów homologicznych

Alkany	Alkeny	Alkiny
$\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	C_nH_{2n}	$\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$

n we wzorach ogólnych oznacza liczbę atomów węgla w konkretnej cząsteczce

Cząsteczki węglowodorów można przedstawić za pomocą wzorów: **strukturalnych, półstrukturalnych, grupowych i sumarycznych.**

Węglowodory to związki palne. Ulegają **reakcjom spalania** zgodnie z poniższymi zapisami równań, podanymi przykładowo dla metanu.

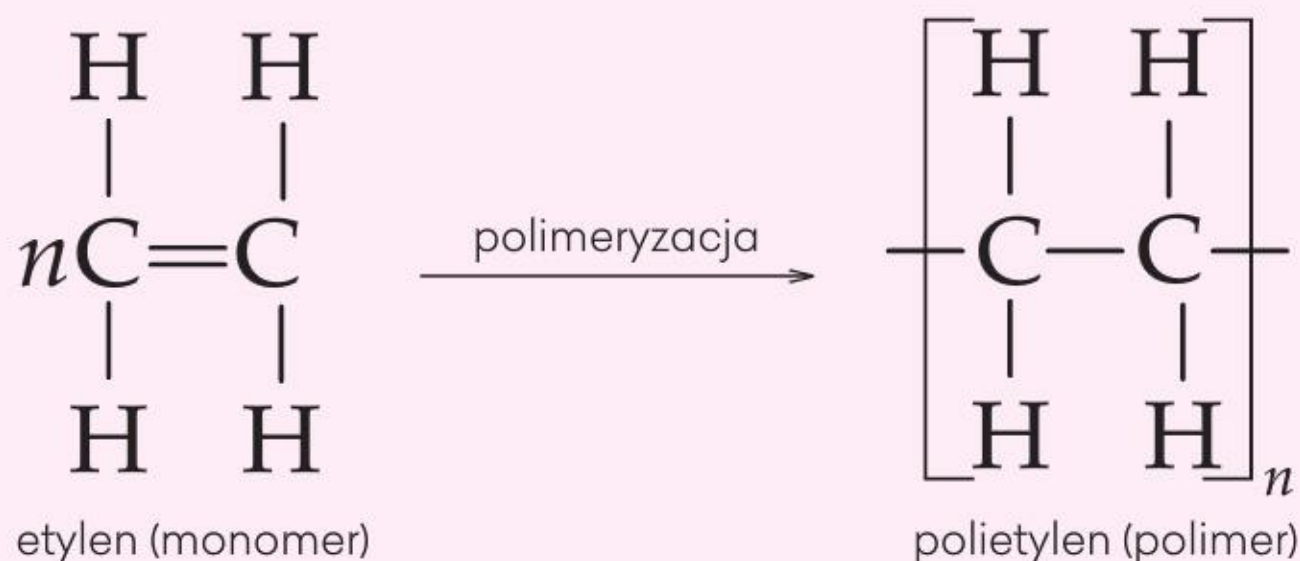


W zależności od dostępu tlenu zachodzą różne rodzaje reakcji spalania (powstają inne produkty).

W celu odróżnienia węglowodoru nasyconego od nienasyconego można dodać do niego wody bromowej. Poniżej przedstawiono spodziewane jej barwy po kontakcie z różnymi węglowodorami (bez zastosowania specjalnych warunków).

	Alkany	Alkeny	Alkiny
wygląd wody bromowej po kontakcie z węglowodem			

Polimeryzacja – proces łączenia nienasyconych cząsteczek (monomerów) w makrocząsteczkę (polimer). Przedstawmy jej przebieg dla etenu (nazywanego zwyczajowo etylenem).



Zadania

- Podzielcie się na trzy grupy. W ramach wspólnej pracy przygotujcie wizytówkę (na kartce formatu A4), przedstawiającą jeden z węglowodorów. Do wyboru macie: etan (alkan), eten (alken) i etyn (alkin). Nie zapomnijcie napisać ważnych dla chemika informacji, np. wzoru, stanu skupienia, zastosowania.
- Podaj nazwy systematyczne, a także wzory: sumaryczne, półstrukturalne (grupowe) oraz strukturalne, alkanów zawierających w cząsteczce: 1 atom węgla, 2, 3, 4 atomy węgla, 5 atomów węgla. Na podstawie ich wzorów sumarycznych wyprowadź wzór ogólny szeregu homologicznego, jaki utworzyły.
- Korzystając z internetu, znajdź informacje (gęstość, temperatura topnienia i temperatura wrzenia) o trzech alkanach. Liczba atomów węgla w cząsteczce znajduje się w tabeli. Postaraj się na podstawie tych danych znaleźć związek między długością łańcucha węglowego a właściwościami fizycznymi w szeregu homologicznym alkanów.
- Przeprowadź obserwację wyglądu płomienia w gazowym palniku laboratoryjnym (kuchence gazowej, kuchence turystycznej lub zapalniczce żarowej). Jeśli nie masz dostępu do takiego sprzętu laboratoryjnego, postaraj się znaleźć w internecie film instruktażowy obsługi palnika Bunsena (ilustracja obok). Opisz wygląd płomienia w zależności od dostępu tlenu (większość palników ma regulację doprowadzania powietrza). Następnie dowiedz się, jaki węglowodor lub jakie węglowodory są paliwem i zapisz równania spalania (całkowitego i niecałkowitego).
- Zapisz wzory sumaryczne czterech alkenów i czterech alkinów o prostym łańcuchu węglowodorowym, zawierających od 2 do 5 atomów węgla w cząsteczce. Wyprowadź na ich podstawie wzory ogólne szeregów homologicznych. Podaj nazwy wszystkich węglowodorów, zapisz ich wzory – półstrukturalne i strukturalne.
- Wyszukaj w internecie filmy lub zdjęcia prezentujące spalanie etenu i etynu. Po ich obejrzeniu zapisz obserwacje. Poszukaj również informacji o zastosowaniach tych węglowodorów.
- Zapisz równanie reakcji polimeryzacji etenu. Opisz właściwości i zastosowanie produktu.
- Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie odróżnienie etanu od etynu. Narysuj schemat, podaj obserwacje i zapisz wniosek z równaniem reakcji chemicznej.
- Przygotuj krótką ustną prezentację o naturalnych źródłach węglowodorów oraz produktach destylacji ropy naftowej (nie zapomnij o wskazaniu zastosowań tych produktów).

Węglowodor nr	Liczba atomów węgla, n
1	$n < 5$
2	$5 < n < 14$
3	$n > 14$



6.9 Pochodne węglowodorów

Pochodne węglowodorów – związki chemiczne, w których przynajmniej 1 atom wodoru został zastąpiony innym atomem lub grupą połączonych ze sobą atomów (tak zwaną grupą funkcyjną).

Alkohole – związki chemiczne składające się z grupy hydroksylowej i grupy węglowodorowej. Ich wzór ogólny ma postać $C_nH_{2n+1}OH$ (gdzie n oznacza liczbę atomów węgla w cząsteczce). Alkohole można podzielić na **monohydroksylowe** (zawierające jedną grupę hydroksylową w cząsteczce – np. metanol, etanol) oraz **polihydroksylowe** (zawierające więcej niż jedną grupę hydroksylową w cząsteczce – np. propano-1,2,3-triol).

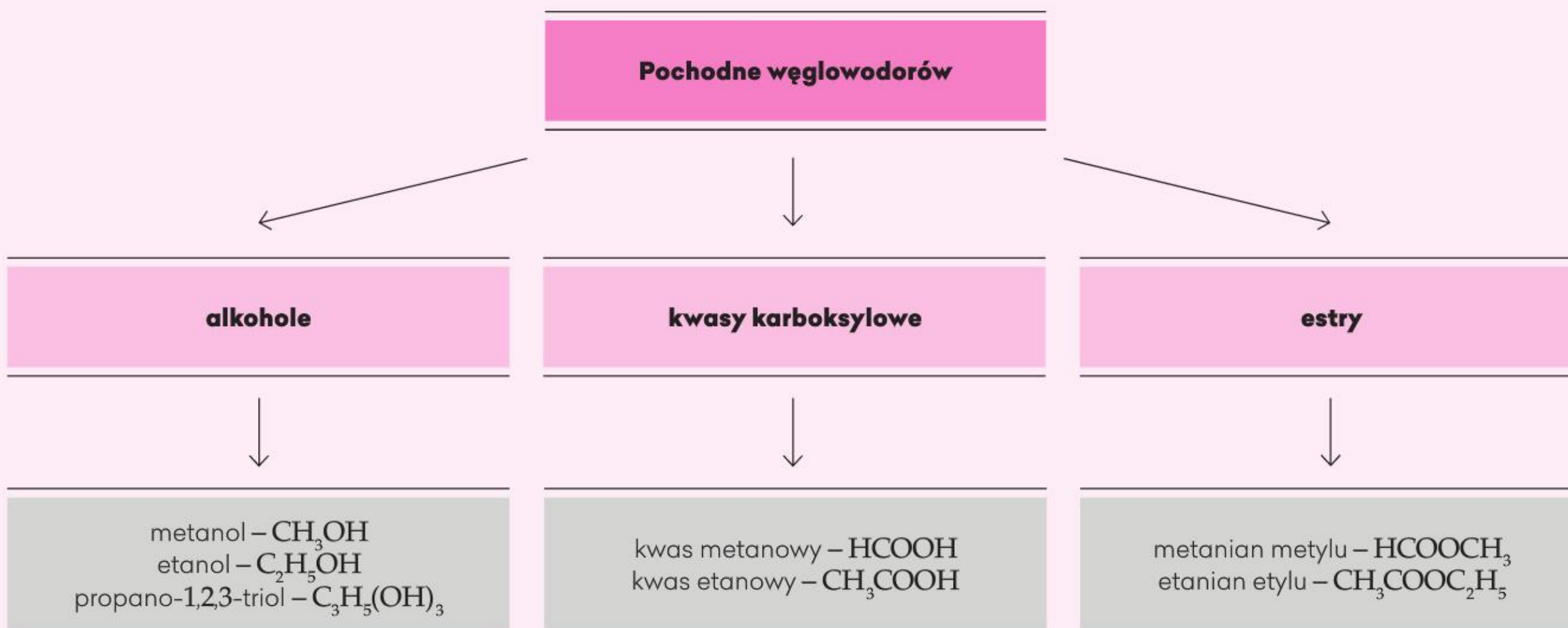
Kwasy karboksylowe – związki chemiczne składające się z grupy karboksylowej i grupy węglowodorowej. Wzór ogólny kwasów monokarboksylowych ma postać $C_{n-1}H_{2(n-1)+1}COOH$ (gdzie n oznacza liczbę atomów węgla w cząsteczce). Do ważniejszych kwasów karboksylowych występujących w przyrodzie można zaliczyć kwasy: **mrówkowy**, **szcza-wiowy** i **cytrynowy**.

Estry – pochodne węglowodorów, otrzymywane w wyniku reakcji kwasu karboksylowego i alkoholu w obecności katalizatora, np. stężonego kwasu siarkowego(VI). Ich wzór ogólny ma postać $R_1-COO-R_2$ (gdzie R_1 to fragment łańcucha węglowodorowego pochodzącego od kwasu karboksylowego, a R_2 to fragment łańcucha pochodzącego od alkoholu).

Grupy funkcyjne pochodnych węglowodorów

Nazwa pochodnych węglowodorów	alkohole	kwasy karboksylowe	estry
Grupa funkcyjna	$-OH$ hydroksylowa	$-COOH$ karboksylowa	$-COO-$ estrowa

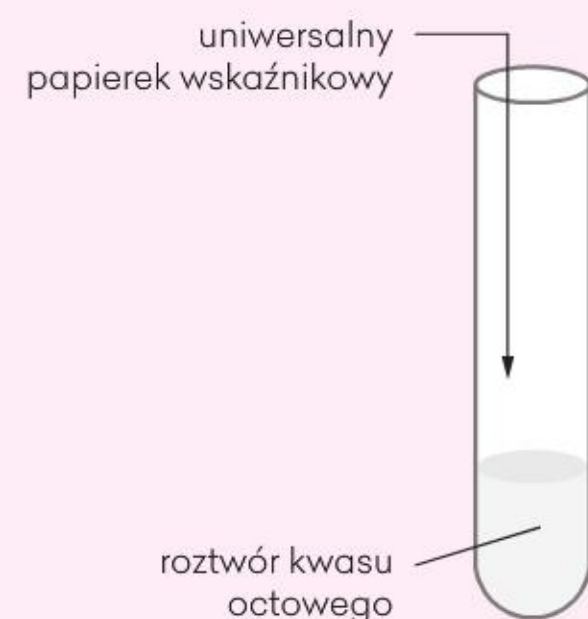
Ważni przedstawiciele pochodnych węglowodorów



Zadania

- 1 Zapisz wzory sumaryczne, półstrukturalne (grupowe) oraz strukturalne alkoholi monohydroksylowych o prostych łańcuchach, zawierających od 1 do 5 atomów węgla w cząsteczce. Podaj ich nazwy systematyczne. ✕
- 2 Chemik w laboratorium przelał do dwóch słoików dwa różne alkohole. Chciał przykleić etykiety informujące o tym, co się znajduje w danym pojemniku, jednak dla pewności porównał najpierw jedną właściwość fizyczną obu związków. Po tej czynności miał już pewność, gdzie jaką informację przykleić. Wiedząc, że laborant miał do czynienia z alkoholami o wzorach C_2H_5OH oraz $C_3H_5(OH)_3$, odpowiedz, jaką właściwość fizyczną mógł porównać. Zapisz wzory półstrukturalne związków i podaj ich nazwy systematyczne. Opisz, czym się różnią ich cząsteczki.
- 3 W laboratoriach do ogrzewania często stosuje się palniki alkoholowe. Ich paliwem jest etanol o dużym stężeniu. Spala się niebiesko-żółtym płomieniem. Obejrzyj zdjęcie, na jego podstawie opisz wybrane właściwości fizyczne paliwa (etanolu), następnie zapisz równania reakcji spalania (z różnym dostępem tlenu).
- 4 Podaj różnice i podobieństwa we właściwościach etanolu i metanolu. Zapisz równania reakcji spalania całkowitego obu alkoholi, następnie oblicz, czy spalanie 10 g metanolu lub etanolu pozwoli wyprodukować większą ilość CO_2 .
- 5 Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie zbadanie rozpuszczalności propano-1,2,3-triolu w wodzie i w benzynie. Podaj sprzęt i odczynniki, narysuj schemat, zaproponuj obserwacje i wyciągnij wnioski. Jeśli nie masz możliwości wykonania tego doświadczenia, skorzystaj z informacji w internecie.
- 6 Podaj zastosowania metanolu, etanolu i propano-1,2,3-triolu.
- 7 Zapisz wzory – półstrukturalne (grupowe) i strukturalne – kwasów monokarboksylowych o prostych łańcuchach, zawierających od 1 do 5 atomów węgla w cząsteczce. Podaj ich nazwy zwyczajowe i systematyczne. ✕
- 8 Wymień zastosowania kwasów: mrówkowego, szczawiowego i cytrynowego.
- 9 Zapisz równania reakcji chemicznych, którym ulega kwas etanowy. Nie zapomnij o uzupełnieniu współczynników stechiometrycznych. Poniżej podano nazwy niektórych substratów lub produktów.

a) substraty: kwas etanowy i wodorotlenek sodu	b) produkty: tlenek węgla(IV) i woda
c) produkty: etanian sodu i wodór	d) substraty: tlenek magnezu i kwas etanowy
- 10 Uczniowie wspólnie z nauczycielem zaprojektowali doświadczenie. Jego rysunek schematyczny znajduje się obok treści zadania. Podaj barwę uniwersalnego papierka wskaźnikowego po kontakcie z roztworem. Zapisz równanie dysocjacji elektrolitycznej kwasu etanowego, określ odczyn, jaki wykazał wodny roztwór odczynnika. Zastanów się również, jakim innym wskaźnikiem kwasowo-zasadowym, poznanym w klasie siódmej, można potwierdzić odczyn kwasowy.
- 11 Zapisz (we wszystkich możliwych kombinacjach) równania reakcji estryfikacji, mając do dyspozycji metanol, etanol oraz kwas metanowy i kwas etanowy. Podaj nazwy powstałych estrów (systematyczne i zwyczajowe).
- 12 Podaj odczynniki niezbędne do otrzymania octanu etylu. Narysuj schemat możliwego doświadczenia chemicznego, którego celem będzie synteza estru.

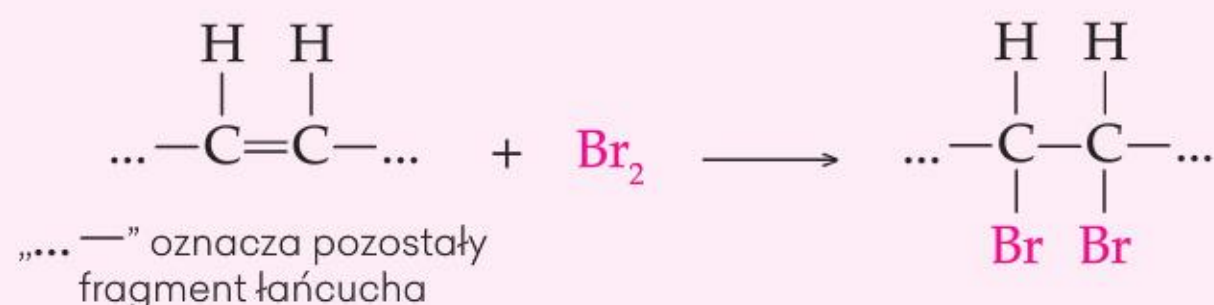


6.10 Substancje chemiczne o znaczeniu biologicznym

Kwasy karboksylowe można podzielić ze względu na długość łańcucha na **krótkołańcuchowe** (poznaliśmy przykłady liczące od 1 do 5 atomów węgla w cząsteczce) oraz **długołańcuchowe**. Dzielą się one na **nasycone** (zawierające wyłącznie pojedyncze wiązania między atomami węgla, np. **kwasy palmitynowy** o wzorze $C_{15}H_{31}COOH$ czy **kwasy stearynowy** o wzorze $C_{17}H_{35}COOH$), oraz **nienasycone** (zawierające przynajmniej jedno wiązanie podwójne między atomami węgla w łańcuchu, np. **kwasy oleinowy** o wzorze $C_{17}H_{33}COOH$, który posiada wiązanie podwójne pomiędzy 9 a 10 atomem węgla).

Tłuszcze – związki chemiczne należące do grupy estrów glicerolu i kwasów tłuszczowych. Ze względu na pochodzenie tłuszcze można podzielić na **roślinne** i **zwierzęce**. Biorąc pod uwagę stan skupienia, wyróżnia się tłuszcze **ciekłe** i **stałe**. Przedstawiony podział na nasycone i nienasycone dotyczył natomiast **charakteru chemicznego**.

Tłuszcze nasycone można odróżnić od tłuszczów nienasyconych na przykład przez działanie na ich próbki wodą bromową. W przypadku tłuszczów nienasyconych zachodzi reakcja chemiczna zgodna z poniższym schematem.



W przypadku tłuszczu nasyconego barwa wody bromowej się nie zmienia, natomiast w próbce zawierającej tłuszcz nienasycony obserwuje się odbarwienie wody bromowej.

Aminokwasy – związki chemiczne zawierające grupę aminową i grupę karboksylową. Ich przedstawicielem jest **glicyna** (Gly). Aminokwasy łączą się ze sobą w wyniku reakcji kondensacji, przez wiązanie peptydowe (w jego skład wchodzi pierwiastki chemiczne: C, O, N, H).



wzór cząsteczki glicyny

Białka (proteiny) – związki chemiczne powstające z połączenia aminokwasów (powyżej 100 cząsteczek) podczas reakcji kondensacji (utworzenia wiązania peptydowego).

Pod wpływem ogrzewania, etanolu, kwasów, zasad i soli metali ciężkich białka ulegają **denaturacji**. Natomiast podczas działania na nie na przykład chlorkiem sodu ulegają **koagulacji**.

Cukry – związki chemiczne, których cząsteczki są zbudowane z atomów węgla, wodoru i tlenu. Wśród nich wyróżnia się: **cukry proste** (nie ulegają reakcji rozkładu na cukry prostsze – np. glukoza, fruktoza) oraz **cukry złożone** (można je rozłożyć na cukry prostsze – np. sacharoza, skrobia, celuloza).

Ważną reakcją pozwalającą wykryć skrobię jest **próba jodoskrobiowa**. Jeśli dodanie jodiny (roztwór jodu w etanolu z dodatkiem jodku potasu) lub płynu Lugola (roztwór jodu w rozpuszczonym w wodzie jodku potasu) powoduje zmianę zabarwienia na granatowe – mamy pewność, że badana próbka zawierała w sobie skrobię.

Białka, cukry i tłuszcze dostarczane są do organizmu wraz z pożywieniem.



Zadania

- 1 Zapisz wzory półstrukturalne (grupowe) trzech długołańcuchowych kwasów karboksylowych – palmitynowego, stearynowego i oleinowego. Pod wzorami zaznacz, który kwas wykazuje charakter nienasycony, a który – nasycony.
- 2 Korzystając z internetu, wyszukaj zdjęcia kwasów z zadania 1. Opisz ich wygląd. Odnosząc się do kart charakterystyki, podaj jak najwięcej właściwości fizycznych tych kwasów.
- 3 Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie odróżnienie próbek dwóch kwasów – oleinowego i stearynowego. Podaj niezbędny sprzęt i odczynniki. Narysuj schemat, zapisz obserwacje oraz wyciągnij jednoznaczny wniosek (bez zapisywania równania reakcji chemicznej).
- 4 Zaprojektuj doświadczenie, którego celem będzie odróżnienie oleju kokosowego od oleju słonecznikowego. Podaj niezbędny sprzęt i odczynniki. Narysuj schemat, zapisz obserwacje oraz wyciągnij jednoznaczny wniosek (bez zapisywania równania reakcji chemicznej). Pod koniec napisz w uwagach, na podstawie jakiego kryterium udało się odróżnić próbki.
- 5 Zapisz równanie reakcji kondensacji dwóch cząsteczek glicyny.
- 6 Białka to związki chemiczne powstałe z połączenia ponad 100 cząsteczek konkretnych aminokwasów. Załóżmy, że przykładowe białko powstało z ponad 100 cząsteczek glicyny. Na podstawie tej informacji wymień główne pierwiastki, które wchodzi w skład białek.
- 7 Podaj czynniki, które powodują denaturację i koagulację białek. Wyjaśnij znaczenie tych pojęć.
- 8 Nauczyciel podzielił na próbkę twarogu niewielką ilością stężonego roztworu kwasu azotowego(V). Podaj obserwacje i wyciągnij wniosek z tego doświadczenia.
- 9 Powiedz, które z podanych poniżej związków chemicznych należą do cukrów prostych, a które – do cukrów złożonych. Zapisz dla każdego z nich wzór sumaryczny.

glukoza	sacharoza	celuloza	fruktoza	skrobia
---------	-----------	----------	----------	---------
- 10 Opisz właściwości fizyczne glukozy i fruktozy. Zapisz wynikające z nich zastosowania.
- 11 Opisz właściwości fizyczne sacharozy. Zapisz wynikające z nich zastosowania.
- 12 Na dolnych częściach szalek Petriego umieszczono odpowiednio: na pierwszej – próbkę skrobi, a na drugiej – próbkę celulozy. Zaprojektuj doświadczenie pozwalające odróżnić te dwa związki. Podaj niezbędny sprzęt i odczynniki. Narysuj schemat, podaj obserwację i wyciągnij wniosek.

Indeks

A			F			stearynowy 148–152, 159, 208 szczawiowy 138 węglowy 9, 84, 199		
alkany	90–95, 100–104, 119, 120, 204		fosforan(V)			L		
alkeny	105, 119, 120, 204		miedzi(II)	47		litowce 18		
alkiny	110, 119, 120, 204		sodu	79		M		
alkohole	124–127, 158, 159		srebra(I)	51		magnez 26, 27, 64, 142		
aminokwasy	167, 171, 178, 208		wapnia	79		metale		
azot	84–86, 89, 168, 193		fruktoza	172–176, 179, 208		ciężkie 195		
azotan(V)			G			1 grupy 18–24, 26		
magnezu	70		gaz ziemny	86, 97		2 grupy 25–30, 142		
ołowiu	191		gęstość	97, 100, 102, 108, 129, 134, 135, 183		metan 96–101, 119		
potasu	52, 79		glukoza	172–176, 179, 208		metanol 128–132, 158, 159		
sodu	79		glicerol	126, 133–135, 158, 162, 163, 166, 178, 179, 208		metody otrzymywania		
srebra(II)	79		glicyna	167, 171, 178, 179, 209		soli 58–68, 69–77		
wapnia	66, 79		grupa			wodorotlenków 18–22, 40		
żelaza(II)	47		estrowa	153, 157, 206		miedź 34, 47		
żelaza(III)	47		funkcyjna	124, 127, 136, 139, 153, 157, 158, 206		mocznik 84		
B			hydroksylowa	14, 70, 124, 127		model sieci krystalicznej		
beryl	25, 28, 30		karboksylowa	136, 139, 147, 152, 158, 206		chlorku sodu 45		
białka	167–171, 208		węglowodorowa	124, 127, 136		wodorotlenku sodu 15		
brom	115, 116		H			mydła 151, 152		
butan	90–92, 94, 100, 103, 117		higroskopijność	22		O		
C			J			octan etylu 153–157		
celuloza	172–177, 179		jod	59, 60, 115		odczyn 10, 38, 54, 55, 66, 129, 143, 145, 152, 156, 159, 199		
chemia organiczna	84, 89, 119, 204		jodek			osad 28, 29, 31–35, 38, 41, 52, 69, 70–72, 74–77, 169, 170		
chlorek			cyny(IV)	60		P		
amonu	78		ołowiu(II)	191		parafina 101, 102		
cyny(IV)	45		potasu	52, 191		piktogram 89, 130, 141, 182		
magnezu	32, 71		K			pochodne węglowodorów 124, 127, 136, 153, 158, 206		
miedzi(II)	65		koagulacja	170, 171, 178, 208		polietylen 108–109, 119, 205		
potasu	53, 78		koloid	197, 174, 175		polimeryzacja 108, 205		
sodu	32, 44, 46, 49, 51, 52, 55, 56, 78, 170		kwasy	199		potas 15, 20, 46		
srebra(I)	78		beztlenowe	6, 12, 199		produkty destylacji ropy naftowej 88, 89, 119, 204		
tytanu(IV)	45		karboksylowe	136–139, 206		próba jodoskrobiowa 175, 208		
wapnia	65, 78		tlenowe	6, 12, 199		przewodnictwo elektryczne		
żelaza(III)	78		tłuszczowe	147–152, 159, 208		soli 52		
cukry	172–176, 179, 208		kwasy			zasad 36		
D			azotowy(V)	8, 47, 66, 171, 199		R		
destylacja	87, 88, 183		chlorowodorowy	7, 46, 54, 55, 61, 64, 65, 116, 199		reakcja		
denaturacja	169, 171, 178			138		analizy 34, 191		
długołańcuchowe kwasy			cytrynowy	140–146, 155, 159, 206		chemiczna 183, 190		
karboksylowe	147, 152, 158, 208		etanowy	10, 47, 199		egzotermiczna 191		
dysocjacja elektrolityczna	11, 12, 36		fosforowy(V)	137, 140, 141, 144–146, 155, 159, 206		endotermiczna 191		
kwasów	11, 200		metanowy	155, 159, 206		estryfikacji 153, 154, 159		
zasad	36–37, 41, 201		masłowy	137, 138		kondensacji 167, 168, 171, 178, 208		
soli	53, 80, 202		mlekowy	138		ksantoproteinowa 171		
E			nikotynowy	139		metal 1 grupy z wodą 19		
elektrolity	36		oleinowy	148–152, 159, 208		metal 2 grupy z wodą 26		
elektroujemność	45		palmitynowy	147–152, 159, 208				
estry	153–160		siarkowodorowy	7, 48, 199				
etan	96–100		siarkowy(IV)	8, 46, 199				
etanol	125, 126, 128–132, 154, 158, 159, 169, 178, 206		siarkowy(VI)	9, 48, 154, 199				
eten	106–109, 119, 204, 205							
etyn	111–114, 117, 119							

metal z kwasem	64, 69–76	siarczek		kowalencyjne	187
metal z niemetalem	60	litu	48	niespolaryzowane	45, 96, 187
strącenkowa	69–76	sodu	202	spolaryzowane	45, 187, 197
syntezy	190	skala pH	10, 199	peptydowe	167, 171, 178, 208
tlenku metalu 1 grupy z wodą	21	skrobia	172–177, 179, 208	woda	197
tlenku metalu 2 grupy z wodą	28	sole	44, 49, 67, 80, 202	bromowa	115, 117, 118, 120, 150, 165, 208
tlenku metalu z kwasem	65	sól		wapienna	30, 38, 62
tlenku metalu z tlenkiem niemetalu	61	himalajska	49	wodorotlenek	
wodorotlenku z kwasem	66	kuchenna	44, 49	baru	29
wodorotlenku z tlenkiem niemetalu	62	sód	19, 20	berylu	29
wymiany podwójnej	32, 35, 69, 191	stearyna	148	kobaltu	16
wymiany pojedynczej	191	substancja		litu	16, 23, 24
zobojętniania	55–58	nierozpuszczalna	17, 31, 200	magnezu	29
reszta kwasowa	6, 45–48, 145, 199	rozpuszczalna	17, 200	miedzi(II)	16, 33, 34
ropa naftowa	86, 88, 89, 119, 204	trudno rozpuszczalna	17, 31, 200	potasu	15, 16, 23, 24
rozpuszczalność		spalanie		sodu	15, 16, 22–24
alkanów	102	całkowite	98, 99, 103, 107, 113, 130, 156, 204	strontu	29
alkoholi	129	niecałkowite	98, 99, 103, 107, 113, 156, 204	wapnia	29, 30
białek	170			żelaza(II)	15, 16
cukrów	173–174	szereg homologiczny		żelaza(III)	15
glicerolu	134	alkanów	92, 93	wodorotlenki	
kwasu octowego	145	alkenów	93, 106	metali 1 grupy	18–24
kwasów tłuszczowych	149	alkinów	93, 111	metali 2 grupy	25–30
sol	50–52	alkoholi	125	trudno rozpuszczalne w wodzie	34, 35, 38, 203
substancji	16, 198	kwasów karboksylowych	137	wodór	6, 7, 14, 18, 20, 27, 142, 194
tłuszczów	164			wzór	
wodorotlenków metali 1 grupy	19	T		półstrukturalny	94, 95
wodorotlenków metali 2 grupy	26	tabela/tablica rozpuszczalności	17, 31, 33, 50, 51, 70, 71, 75, 200	strukturalny	94, 95
roztwór		tlen	193	wzór ogólny	
bromku potasu	116	tlenek		alkanów	93, 95, 124, 136, 204
bromu	115, 165	berylu	25, 29	alkenów	93, 105, 109, 204
fenoloftaleiny	10, 20, 21, 24, 27, 28, 40, 55, 66, 112, 143, 199	magnezu	28, 61	alkinów	93, 110, 114, 204
nasycony	198	potasu	21	alkoholi	124, 206
nienasycony	198	sodu	21	aminokwasów	167, 178
oranżu metylowego	10, 145, 199	wapnia	28	estrów	153, 206
właściwy	197	węgla(IV)	61, 194	kwasów	6, 199
równanie reakcji w formie		tłuszcze	162–166, 178, 208	kwasów karboksylowych	136, 206
cząsteczkowej	55, 57, 70, 71, 75, 202	U		tłuszczów	162, 178
jonowej pełnej	56, 57, 75, 202	uniwersalny papierek wskaźnikowy	10, 36, 38, 40, 54, 85, 129, 145, 152, 199	wodorotlenków	14, 15, 40, 200
jonowej skróconej	56, 57, 75, 202			wzór uogólniony soli	44, 80
S		W		Z	
sacharoza	172–175	wapń	26, 27	zawiesina	31, 197
siarczan(IV)		wartościowość	6, 7, 14–18, 24, 25, 30, 45–48, 70, 71, 145, 188, 195, 199	zasada	16, 17, 201
baru	61	węgla	94, 105, 110	potasowa	16
litu	58	węgiel	84–87, 103, 107, 112	sodowa	16, 54–56, 74, 144, 151
potasu	46	węglan		wapniowa	28, 29, 143
sodu	71	magnezu	61		
srebra(I)	48	miedzi(II)	191		
wapnia	62	potasu	75		
żelaza(II)	51	sodu	79		
siarczan(VI)		wapnia	52, 62, 75, 77, 79		
cynku	191	węgle kopalne	87		
magnezu	78	węglowodory			
miedzi(II)	52, 78	nasycone	90, 91, 95, 115, 117, 119, 204		
potasu	52	nienasycone	90, 91, 95, 105, 110, 115, 117, 119, 204		
sodu	53, 61, 78	wiązanie			
srebra(I)	48	chemiczne	187		
wapnia	78	jonowe	45, 187		
żelaza(II)	51				
żelaza(III)	202				

Regulamin pracowni chemicznej

- 1 W pracowni chemicznej uczniowie powinni przebywać tylko w obecności nauczyciela.
- 2 Każdy uczeń zajmuje stałe, wyznaczone mu miejsce, którego nie może zmieniać bez zgody nauczyciela.
- 3 W pracowni należy przestrzegać przepisów BHP, nie wolno spożywać żadnych posiłków i pić napojów.
- 4 Wszelkie braki, uszkodzenia szkła i sprzętu należy zgłaszać nauczycielowi.
- 5 Uczniowie powinni wykonywać tylko doświadczenia wskazane przez nauczyciela. Należy przeprowadzać je w skupieniu, z zachowaniem wszelkich środków ostrożności.
- 6 W czasie wykonywania doświadczeń uczniowie zobowiązani są przestrzegać instrukcji oraz stosować się do uwag i wskazówek nauczyciela.
- 7 Wszystkie substancje należy traktować jako potencjalne trucizny, nie wolno ich próbować ani zabierać z pracowni.
- 8 Wszelkie odpady powstałe po zakończeniu wykonywania doświadczeń należy utylizować zgodnie z instrukcją nauczyciela.
- 9 Skaleczenia, oparzenia lub inne nieszczęśliwe wypadki należy natychmiast zgłaszać nauczycielowi.
- 10 Po zakończeniu doświadczeń należy sprawdzić stan przyrządów i umieścić je w wyznaczonym do tego miejscu.

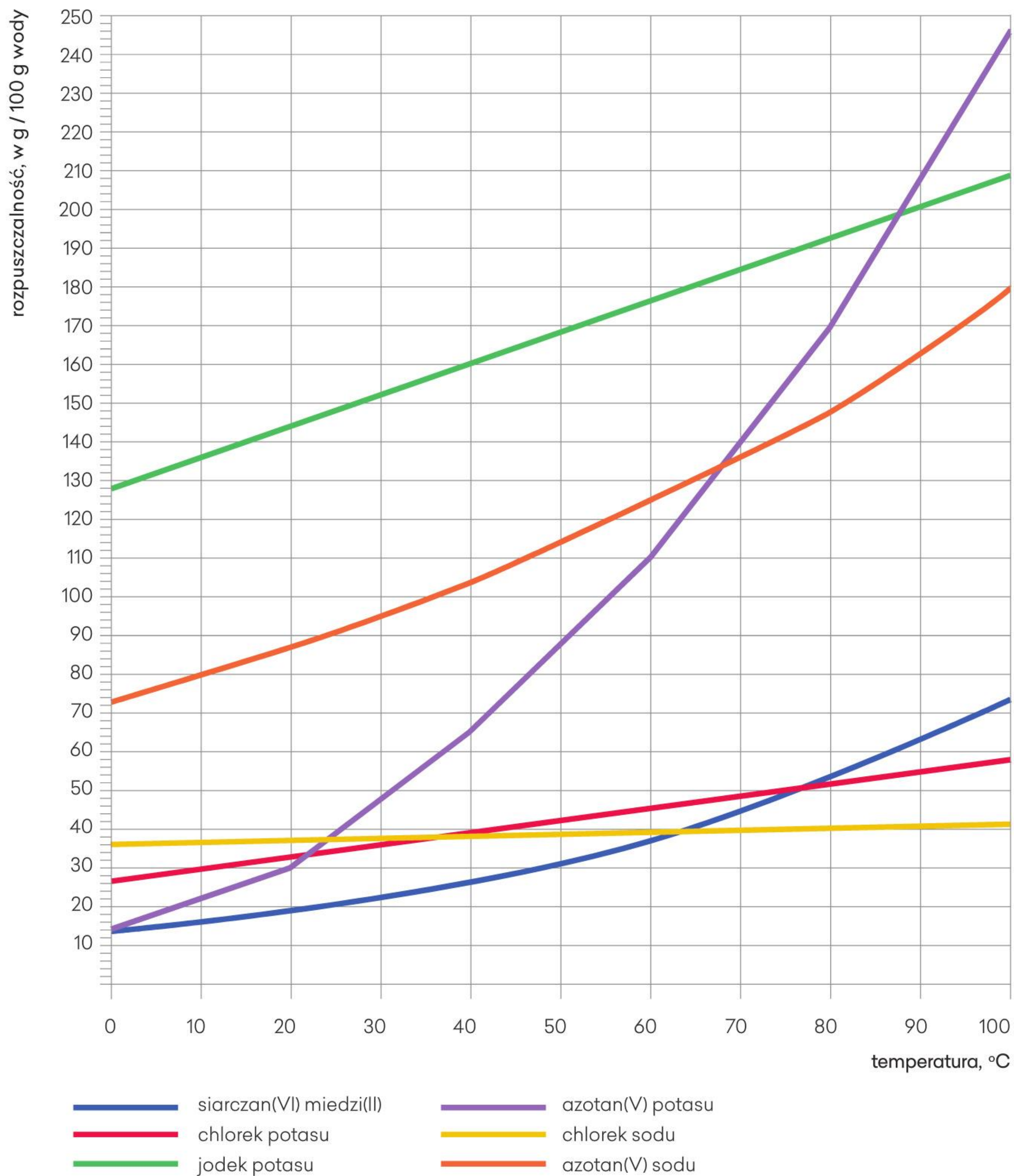


Tabela gęstości wybranych substancji

Nazwa – warunki pomiaru	Gęstość $\left(\frac{\text{g}}{\text{cm}^3}\right)$
azot – gaz, 20°C	0,0013
benzyna – ciecz, 15°C	0,70–0,79
brom – ciecz, 20°C	3,12
chlor – gaz, 0°C	0,0032
cyna – ciało stałe, 25°C	7,30
cynk – ciało stałe, 20°C	7,14
glin – ciało stałe, 20°C	2,70
hel – gaz sprężony, 0°C	0,0002
magnez – ciało stałe, 20°C	1,74
miedź – ciało stałe, 20°C	8,93
ocet – ciecz, 20°C	1,01
oliwa – ciecz, 20°C	0,91
ołów – ciało stałe, 20°C	11,35
potas – ciało stałe, 20°C	0,86
rtęć – ciecz, 20°C	13,54
siarka – ciało stałe, 20°C	1,80–2,06
sód – ciało stałe, 20°C	0,97
sól kuchenna – ciało stałe, 20°C	2,17
srebro – ciało stałe, 20°C	10,50
wapń – ciało stałe, 20°C	1,55
węgiel grafit – ciało stałe, 20°C węgiel aktywny – ciało stałe, 20°C węgiel diament – ciało stałe, 20°C	2,20 2,31 3,50
woda – ciecz, 20°C	1,00
złoto – ciało stałe, 20°C	19,29
żelazo – ciało stałe, 20°C	7,87

Podane gęstości zostały zebrane na podstawie kart charakterystyk wybranych substancji.

Krzywe rozpuszczalności wybranych soli w wodzie



Tablica rozpuszczalności wodorotlenków i soli w wodzie

	OH ⁻	Cl ⁻	I ⁻	NO ₃ ⁻	CO ₃ ²⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	F ⁻	CH ₃ COO ⁻
Na ⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
K ⁺	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
Mg ²⁺	N	R	R	R	N		N	R	N	N	R
Ca ²⁺	T	R	R	R	N	T	N	T	N	N	R
Ba ²⁺	R	R	R	R	N	R	N	N	N	N	R
Fe ²⁺		R	R	R	N	N		R	N		R
Fe ³⁺		R		R		N		R			R
Cu ²⁺		R		R		N		R			R
Ag ⁺		N		R	N	N				R	
Zn ²⁺	N	R	R	R	N	N		R	N		R
Al ³⁺	N	R	R	R				R	N	R	R
Pb ²⁺	N			R	N	N	N	N	N	N	R
Li ⁺	R	R	R	R		R	R	R	R		R



substancja rozpuszczalna



substancja trudno rozpuszczalna



substancja nierozpuszczalna



skomplikowany proces chemiczny

Wykaz dysponentów praw autorskich do obrazów i zdjęć zamieszczonych w publikacji:

Chemia. Podręcznik dla klasy ósmej szkoły podstawowej

Archiwum wydawnictwa MAC / GES.A. (piramida żywienia, s. 162; ziemniaki, s. 177; produkty spożywcze, s. 209); **Shutterstock:** djero.adlibeshe yahoo.com (kolorowy proszek, s. 7); Garsya (cukier, s. 7); Mallymoya (tabletki, s. 7, 8, 10); Aleksandra Pikalova (szklanki z wodą, s. 7, 9); AlenKadr (szkło laboratoryjne, s. 7); Doidam 10 (nawóz, s. 8); Gearstd (materiał wybuchowy, s. 8); SlayStorm (wełna, s. 8); Nuttapong (kartki papieru, s. 8); Jr images (akumulator, s. 9); FabrikaSimf (tabletki do zmywarki, s. 9); AlenKadr (plastikowe butelki, s. 9); DenisMART (szklanki z napojami gazowanymi, s. 9); New Africa (szklanka z coca-cola, s. 10); xpixel (kapsle, s. 10); Sensay (buteleczeni z ciemnego szkła, s. 14); Mona Makela (wodorotlenek sodu, s. 15); Mona Makela (wodorotlenek żelaza(III), s. 15); spr (wodorotlenek miedzi(II), s. 17); Dmitry Galaganov (zlew, s. 18); loggy (sód zanurzony w nafcie, s. 19); Africa Studio (poparzona dłoń, s. 21); Everett Collection (Apollo, s. 22); Mona Makela (białe ciała stałe, s. 23, 29); Helder Almeida (detergenty, s. 23); motorolka (mydło, s. 23); New Africa (zlewka, s. 23); DimiSotirov (syfon kanalizacyjny, s. 23); Bart_J (baterie niklowo-kadmowe, s. 23); azem (pień drzewa, s. 25); Africa Studio (model zęba, s. 25); Kim Christensen (wapń pokryty nalotem tlenku wapnia, s. 26); Stephen Barnes (wstążka magnezowa, s. 26); EDU WATANABE (mieszanina heterogeniczna, s. 31); mihalec (rury wykonane z miedzi, s. 34); Rattiya Thongdumhyu (lejek z sęczkiem i osadem, s. 35); Anton Starikov (uniwersalny papierek wskaźnikowy, s. 36); Kseniia Romanova (próbówki z roztworami, s. 39); Ajamal (uniwersalny papierek wskaźnikowy w roztworze zasadowym, s. 40); Early Spring (barwa roztworu fenoloftaleiny w zasadzie, s. 40); Mr. SUTTIPON YAKHAM (sole, s. 44); Ruslan Ivantsov (solniczka, s. 44); Burhan Ay Photography (wnętrze kopalni soli Khewra w Pakistanie, s. 49); Natalielme (zawiesina soli w zlewce, s. 50); Karramba Production (dwie kolby stożkowe z roztworami, s. 54); GraphicsRF (odparowanie wody, s. 56); one photo (mężczyzna trzymający się za brzuch, s. 57); cooperr (łabędzie, s. 58); MrDDK (lut cynowy, s. 59); Bjoern Wylezich (jod, s. 59); ggw (barwa płomienia kationu sodu, s. 63); ggw (barwa płomienia kationu wapnia, s. 63); ggw (barwa płomienia kationu miedzi(II), s. 63); Danijela Maksimovic (barwy roztworów wodnych różnych soli, s. 67); Krasula (odładzanie dróg, s. 68); Ezume Images (odczynniki w szklanych fiolkach, s. 69); SariSyno (baloniki nałożone na plastikowe butelki, s. 77); Jiri Hera (sól himalajska, s. 78); Diana Taliun (tabletki, s. 78); Pixel-Shot (dżem malinowy, s. 78); korkeng (roślina, s. 78); Pingun (folia fotograficzna, s. 78, 79); Vectorpocket (butelka z detergentem, s. 78, 79); Laborant (płytki obwodu drukowanego, s. 78); AlenKadr (butelka wody, s. 78); jocic (cegły, kask i kielnia, s. 78); Osetrik (korń, s. 78); Criniger kolio (nawóz, s. 79); MaraZe (mięso, s. 79); Ivaylo Ivanov (kreda, s. 79); stockcreations (sproszkowany węgiel, s. 84); Bilanol (palnik gazowy, s. 86); evgenii mitroshin (ropa naftowa, s. 86); chris kolaczan (węgiel, s. 86); domnitsky (antracyt, s. 87); akepong srichaichana (węgiel kamienny, s. 87); P A (węgiel brunatny, s. 87); Roman Demkiv (torf, s. 87); Rabbitmindphoto (zestaw do destylacji, s. 87); Lunatictm (butla gazowa, s. 88); Julia-art (kropla benzyny, s. 88); Olga Moonlight (kropla nafty, s. 88); Ovchinnikov Vladimir (kropla oleju i czarna kropla, s. 88); Africa Studio (czarne beczki, s. 89); Viktorija Reuta (piktogramy, s. 89, 130, 141, 182); Nightman1965 (odwiert gazu z łupków, s. 90); phaitoon2552 (butla gazowa i płomień, s. 91); gokturk_06 (obszar rolniczy, s. 92); symbiot (stado krów, s. 96); Ljupco Smokovski (próbówka, s. 97, 107, 113); Timofey Zadvornov (spalający się gaz ziemny, s. 97); Vladimir Mulder (hodowla krów, s. 99); skimin0k (podgrzewacz do wody, s. 99); Pavel Kubarkov (torby plastikowe, s. 99, 131); S.Vidal (tankowanie pojazdu, s. 99); Erick Warkentin (znak LPG, s. 100); Zoart Studio (znak CNG, s. 100); Nerthuz (butla gazowa, s. 101); Warut Prathaksithorn (dystrybutor paliwa, s. 101); Mega Pixel (świeczka, s. 101); Kartinkin77 (parafina, s. 101); xpixel (biały proszek, s. 102); CHALERMPHON SRISANG (dysza paliwowa, s. 104); Anton Starikov (butelka z cieczą, s. 104); rangizzz (puszka z farbą, s. 104); Studio KIWI (kolby stożkowe z odczynnikami, s. 104); gresei (kosmetyki, s. 104); Aksenova Natalya (plastikowe butelki, s. 104); noomcpk (zakład rafinerii ropy naftowej, s. 108, 114); 4level (rury polietylenowe, s. 108); lovelyday12 (wzrost rośliny, s. 108); Devlin.T (palący się polietylen, s. 108); krolya25 (plastikowe miski, s. 109); nokkaew (kable elektryczne, s. 109); Chones (kolorowe plastikowe torby, s. 109); Venot (folia rolnicza, s. 109); bigacis (opakowanie termokurczliwe, s. 109); Sanit Ratsameephon (linki nylonowe, s. 109); tsuneomp (butle gazowe, s. 113); iliart (plastikowe pojemniki, s. 114); FOTOGRIN (kolba wyparna, s. 114); SvedOliver (spawanie, s. 114); Olena Yakobchuk (podawanie narkozy, s. 114); Ed Correa (stara lampa karbidowa, s. 114); Rvkamalov gmail.com (brom, s. 115); Dollydoll29 (próbówki z wodą bromową, s. 115); Africa Studio (kolba stożkowa z wodą bromową, s. 120, 204); Pixel-Shot (kolba stożkowa z wodą, s. 120, 204); Billion Photos (perfumy, s. 124); VitaminCo (wanna akrylowa, s. 127); MarinaGrigorivna (biokominek, s. 128); Nixx Photography (próbówka z cieczą, s. 128, 140); linavita (paski bibuły, s. 129); Bjoern Wylezich (uniwersalny papierek wskaźnikowy, s. 129); Thaumatrope Media (uzależniony mężczyzna, s. 131); studiovin (zlewki i cylinder, s. 131); Diana Taliun (tabletki, s. 131); Jamroen Jaiman (kanister paliwa, s. 131); AlexLMX (materiał wybuchowy, s. 131); stockphoto-graf (puszka farby, s. 131); pukach (perfumy, s. 131); Africa Studio (szklane butelki, s. 131); Gearstd (bomba dynamitowa, s. 133); Sheila Fitzgerald (leki, s. 133, 135); Michelle Lee Photography (łyżka z syropem, s. 134); Gino Santa Maria (pędzel, s. 135); Africa Studio (butelka z syropem, s. 135); xpixel (mydło, s. 135); aopsan (skórzany materiał, s. 135); Rassamee Design (bazy mydlane, s. 135); goffkein.pro (cytryna i kwasek cytrynowy, s. 136); infocus (mrówka, s. 138); baibaz (dzbanek z mlekiem, s. 138); Da-ga (masło, s. 138); innakreativ (szczaw, s. 138); Kitsananan (cytryna, s. 138); Anton Starikov (butelka, s. 138); Charlotte Lake (próbówka z ciałem stałym, s. 138); Rasulov (czyszczenie szkła, s. 139); Andre Silva Pinto (lodowaty kwas octowy, s. 141); Naja_WoW (ogrzewacz do rąk, s. 144); Sarah2 (czajnik, s. 145); Jiri Hera (kolorowe pigułki, s. 145); AndreyUG (słoiki z ogórkami, s. 145); Hekla (odczynnik, s. 145); Tatkhangata (sztuczny jedwab, s. 145); Davydenko Yuliia (mydło, s. 147); Photoongraphy (olej palmowy, s. 147); Vladimir Prusakov (świece, s. 148); rommma (koła zębate, s. 148); HUIZENG (papierek wskaźnikowy, s. 152); mahirart (orzechy arachidowe, s. 152); Tatevosian Yana (cytrynowy olejek eteryczny, s. 153); Early Spring (buteleczeni z zakraplaczem, s. 155); gsplanet (pH-metr, s. 156); gomolach (płomień, s. 156); ra2 studio (butelka z perfumami, s. 156); Serhiy Shullye (gruszki, s. 157); Nataly Studio (ananas, s. 157); PixaHub (banany, s. 157); New Africa (jabłko, s. 157); andrearan (usuwanie lakieru z paznokci, s. 157); Prostock-studio (olej i masło kokosowe, s. 162); vitals (olej kokosowy, s. 163); spline_x (olej rzepakowy, s. 163); AlenKadr (oliwa, s. 163); New Africa (masło, s. 164); Eskymaks (smalec, s. 164); adziohiciek (naczynie z żółtą cieczą, s. 164); KPG_Payless (ropa naftowa i woda, s. 164); Heike Rau (kanapka z margaryną, s. 166); Craevschii Family (pokarmy zawierające tłuszcze, s. 166); Oleksandra Naumenko (produkty bogate w białko, s. 167); Syda Productions (pokarmy zawierające białko, s. 168); StudioMolekuul (struktura keratyny, s. 168); Leonid Andronov (model 3D pepsyny, s. 168); Syda Productions (odżywka białkowa, s. 168); Bowonpat Sakaew (różne rodzaje cukrów, s. 172); ggw (ogrzewanie cukru, s. 172); Designua (efekt Tyndalla, s. 174); spline_x (owoce, s. 176); chromatoss (wzory glukozy i fruktozy, s. 176); New Africa (miód, s. 176); chromatoss (wzory sacharozy i celulozy, s. 177); Photoongraphy (cukry, s. 177); Oleg Golovnev (tkanina, s. 177); Africa Studio (skrobia kukurydziana, s. 177); Nattika (jajka, s. 190); nexus 7 (oliwa, s. 190); Billion Photos (sól, s. 190); Tatiana Volgutova (jajecznicza, s. 190); optimarc (śruby i gwoździe, s. 196); Mattpix (sok malinowy, s. 197); Anton Starikov (mleko, s. 197); Billion Photos (zupa, s. 197); Rabbitmindphoto (palnik Bunsena, s. 205); inkwelldodo (palnik alkoholowy, s. 207); **Tomasz Suszczyński:** (badanie rozpuszczalności wodorotlenków, s. 19; działanie sodem i potasem na wodę, s. 20; działanie tlenkiem sodu i tlenkiem potasu na wodę, s. 21; wygląd wodorotlenku sodu na chwilę po umieszczeniu na szalce i po 15 minutach, s. 22; reakcja berylu i tlenku berylu z wodą, s. 25; badanie rozpuszczalności wodorotlenków w wodzie, s. 26; działanie wapniem i magnezem na wodę, s. 27; działanie tlenkiem wapnia i tlenkiem magnezu na wodę, s. 28; działanie roztworem wodorotlenku sodu na roztwory chlorków, s. 33; ogrzewanie zawiesiny wodorotlenku miedzi(II), s. 34; badanie przewodnictwa elektrycznego substancji, s. 36, 52; zmiany barwy papierków wskaźnikowych w kontakcie z mieszaniną wody i wodorotlenków, s. 38; rozpuszczalność różnych soli w wodzie, s. 52; działanie kwasem chlorowodorowym na roztwór wodorotlenku sodu, s. 55; ogrzewanie mieszaniny jodu i cyny, s. 60; spalanie siarki nad wodą wapienną, s. 62; działanie magnezem na kwas chlorowodorowy i roztwór kwasu fosforowego(V), s. 64; działanie stężonym kwasem chlorowodorowym na tlenek miedzi(II) i tlenek wapnia, s. 65; działanie roztworem kwasu azotowego(V) na wodorotlenek wapnia, s. 66; zawiesina wodorotlenku i osad na dnie próbówki, s. 72; działanie roztworami: siarczanu(VI) sodu i siarczanu(VI) miedzi(II) na zasadę sodową, s. 74; działanie roztworami jednych elektrolitów na drugie, s. 76; ogrzewanie żelatyny i wykrywanie w niej pierwiastków, s. 85; rozpuszczalność w wodzie alkanów, s. 102; badanie palności butanu, s. 103; barwy płomieni butanu, s. 103; działanie karbidem na wodę, s. 112; działanie stężonym kwasem chlorowodorowym na manganian(VII) potasu, s. 116; odróżnianie węglowodoru nasyconego od nienasyconego, s. 117; palność metanolu i etanolu, s. 130; rozpuszczalność glicerolu w wodzie, s. 134; działanie magnezem na roztwór kwasu octowego, s. 142; działanie tlenkiem wapnia na ocet, s. 143; działanie zasadą sodową na ocet, s. 144; wygląd próbek trzech kwasów tłuszczowych, s. 149; rozpuszczalność kwasów tłuszczowych, s. 149; działanie wodą bromową na kwasy tłuszczowe, s. 150; ogrzewanie mieszaniny kwasu palmitynowego i roztworu wodorotlenku sodu, s. 151; płomień kwasu stearynowego, s. 152; ogrzewanie mieszaniny kwasu octowego, etanolu i kwasu siarkowego(VI), s. 154; działanie roztworem zawierającym brom na oleje, s. 165; ogrzewanie białka jajka kurzego, s. 169; działanie wybranymi substancjami na białko jajka kurzego, s. 169; badanie wpływu nasyconego roztworu chlorku sodu na białko jajka kurzego, s. 170; działanie stężonym kwasem azotowym(V) na białko jajka kurzego, s. 171; badanie rozpuszczalności w wodzie i benzynie glukozy i fruktozy, s. 173; badanie rozpuszczalności sacharozy, skrobi i celulozy w wodzie i benzynie, s. 174; działanie jodyną na kleik skrobiowy, s. 175; próbówka i łuczywo, s. 193; kolba stożkowa i łuczywo, s. 194; próbówka i zapalone łuczywo, s. 194); **Wikipedia:** Andrzej Grabowski (Ignacy Łukasiewicz, s. 87).



Grupa MAC S.A.
ul. Witosa 76
25-561 Kielce

www.mac.pl

ISBN 978-83-8227-101-0



9 788382 271010

indeks 881399