DUCH CHEMII

DUCH CHEMII Część 2.
Gimnazjum

Małgorzata Nodzyńska
Paweł Cieśla

Autorzy: Małgorzata Nodzyńska, Paweł Cieśla

Redaktor prowadzący: Eliza Wiącek-Panas

Konsultacja merytoryczna i metodyczna: Beata Wysokińska, Joanna Kozak

Redakcja językowa i korekta: Agnieszka Mańko, Joanna Żur, Tomasz Chmielik, Małgorzata Wróblewska

Projekt serii: Aleksandra Laskowska, Ireneusz Winnicki

Projekt okładki: Aleksandra Laskowska

Skład graficzny: Aleksandra Laskowska, Marcin Kozidrak, Perfekta info Renata Markisz

Rysunki: Aleksandra Laskowska

Zdjęcia: www.shutterstock.com, Paweł Cieśla

ISBN: 978-83-63295-58-5
Wydanie pierwsze

Copyright © 2015 by Syntea SA

Wszelkie prawa zastrzeżone. Nieautoryzowane rozpowszechnianie całości lub fragmentu niniejszej publikacji w jakiejkolwiek postaci jest zabronione. Wykonywanie kopii metodą kserograficzną, fotograficzną, a także kopiowanie książki na nośniku filmowym, magnetycznym lub innym powoduje naruszenie praw autorskich niniejszej publikacji.

All rights reserved. No part of this book may be reproduced or transmitted in any form by any means, electronic or mechanical, including photocopying, recording or by any information storage retrieval system, without permission from the Publisher.

Wydawca:
Syntea SA
ul. Wojciechowska 9a, 20-704 Lublin
tel.: +48 81 45 21 400, fax: +48 81 45 21 401
biuro@syntea.pl
www.syntea.pl

Egzemplarz bezpłatny

PROGRAM REGIONALNY
NARODOWA STRATEGIA SPÓJNOŚCI

syntea
energize value

UNIA EUROPEJSKA
EUROPEJSKI FUNDUSZ
ROZWOJU REGIONALNEGO

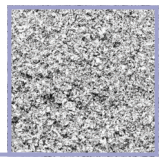
Projekt „Energia Kompetencji" współfinansowany ze środków Unii Europejskiej w ramach Europejskiego Funduszu Społecznego Program Operacyjny Kapitał Ludzki. Priorytet: III. „Wysoka jakość systemu oświaty". **Działanie:** 3.3. „Poprawa jakości kształcenia". **Poddziałanie:** 3.3.4. „Modernizacja treści i metod kształcenia – projekty konkursowe". **Nazwa projektu:** „Energia Kompetencji".

SPIS TREŚCI

WSTĘP, CZYLI JAK DALEJ MOŻNA UCZYĆ SIĘ CHEMII 7

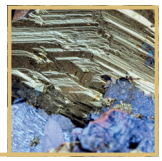
6. CZY METAN TO JEDYNY ZWIĄZEK ZBUDOWANY Z ATOMÓW WĘGLA I WODORU? 9

6.1. CO OZNACZA TERMIN „HYBRYDYZACJA"? 9
6.2. CO OZNACZA TERMIN „WĘGLOWODORY"? 21
6.3. CO JESZCZE TRZEBA WIEDZIEĆ O ALKANACH? 27
6.4. CO TO SĄ WĘGLOWODORY NIENASYCONE? 37
6.5. JAK ODRÓŻNIĆ ALKANY OD ALKENÓW I ALKINÓW? 46
6.6. JAKIE SĄ JESZCZE INNE WĘGLOWODORY? 55
6.7. JAK ROZDZIELIĆ ROPĘ NAFTOWĄ NA SKŁADNIKI? 61
6.8. JAKIM JESZCZE REAKCJOM ULEGAJĄ WĘGLOWODORY? 66
6.9. PODSUMOWANIE
SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA 73
ODPOWIEDZI 74



7. CZY WSZYSTKIE TLENKI MAJĄ TAKĄ SAMA BUDOWĘ? 81

7.1. JAK ZBUDOWANE SĄ TLENKI METALI? 81
7.2. JAK ZBUDOWANE SĄ TLENKI NIEMETALI? 89
7.3. KIEDY POWSTAWANIE TLENKÓW JEST SZKODLIWE, A KIEDY POŻYTECZNE? 95
7.4. CO W CHEMII OZNACZA TERMIN „REDUKCJA"? 98
7.5. CZYM RÓŻNIĄ SIĘ DYMARKI OD WIELKIEGO PIECA? 103
7.6. CZY TLENKI POWSTAJĄ TYLKO W REAKCJI SYNTEZY? 106
7.7. PODSUMOWANIE
SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA 109
ODPOWIEDZI 110



8. JAKIE TLENKI WYSTĘPUJĄ W PRZYRODZIE? 115

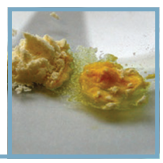
8.1. CZY ZNAMY JUŻ WSZYSTKIE WŁAŚCIWOŚCI TLENKÓW WĘGLA? 115
8.2. JAK BARDZO SZKODLIWE SĄ NIEKTÓRE TLENKI? 121
8.3. CZY RUDY METALI WYSTĘPUJĄ TYLKO W POSTACI TLENKÓW? 130
8.4. CO MAJĄ ZE SOBĄ WSPÓLNEGO PIASEK, AMETYST I KRYSZTAŁ GÓRSKI? 137
8.5. KTÓRE TLENKI SĄ DROGOCENNE? 141
8.6. PODSUMOWANIE
SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA 145
ODPOWIEDZI 146

9. JAKI PROCES ZACHODZI W ROZTWORACH WODNYCH? 149

9.1. OD CZEGO ZALEŻY PROCES ROZPUSZCZANIA? ... 149
9.2. JAK POWSTAJĄ KRYSZTAŁY? ... 153
9.3. CZYM RÓŻNI SIĘ ROZPUSZCZANIE OD ROZPUSZCZALNOŚCI? ... 157
9.4. CZY CUKIER SPOŻYWCZY I SÓL KUCHENNA ROZPUSZCZAJĄ SIĘ W WODZIE TAK SAMO? ... 163
9.5. JAKIE SĄ RODZAJE ROZTWORÓW? ... 167
9.6. CO TO ZNACZY, ŻE OCET JEST 6%? ... 172
9.7. JAKIE MIESZANINY WYSTĘPUJĄ W PRZYRODZIE? ... 176
9.8. PODSUMOWANIE
SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA ... 181
ODPOWIEDZI ... 182

10. JAKIE WŁAŚCIWOŚCI MAJĄ KWASY? 187

10.1. CO TO ZNACZY, ŻE SUBSTANCJA JEST KWASEM? ... 187
10.2. CZY ODCZUWAMY SMAK KWAŚNY KAŻDEJ SUBSTANCJI, KTÓRA W NAZWIE MA SŁOWO „KWAS"? ... 193
10.3. JAKIE ZNAMY POPULARNE KWASY NIEORGANICZNE? ... 195
10.4. JAKIE ZNAMY POPULARNE KWASY ORGANICZNE? ... 202
10.5. JAK KWASY ZACHOWUJĄ SIĘ W WODZIE? ... 206
10.6. JAKIE pH MAJĄ KWASY? ... 212
10.7. PODSUMOWANIE
SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA ... 216
ODPOWIEDZI ... 217



11. CO JESZCZE TRZEBA WIEDZIEĆ O KWASACH? 219

11.1. CO POWSTAJE W WYNIKU REAKCJI TLENKÓW NIEMETALI Z WODĄ? ... 219
11.2. GDZIE KWASY WYSTĘPUJĄ W PRZYRODZIE? ... 223
11.3. CZY KWASY SĄ SZKODLIWE? ... 228
11.4. CZY „CZYSTY" DESZCZ MOŻE BYĆ „KWAŚNY"? ... 235
11.5. GDZIE STOSUJE SIĘ KWASY? ... 238
11.6. PODSUMOWANIE
SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA ... 245
ODPOWIEDZI ... 246

ZESTAWIENIE PIKTOGRAMÓW ... 251
SKALA ELEKTROUJEMNOŚCI PIERWIASTKÓW CHEMICZNYCH WEDŁUG PAULINGA ... 254
UKŁAD OKRESOWY PIERWIASTKÓW CHEMICZNYCH ... 255

! ZAPAMIĘTAJ
ĆWICZENIE
DOŚWIADCZENIE
PRZEDYSKUTUJ

TYLKO SZATAN MOŻE PISAĆ PODRĘCZNIKI CHEMICZNE [...].
WSZYSTKO ZMIENIA SIĘ TU CO PARĘ LAT.

JÖNS JACOB BERZELIUS [jons jakob berzelios]

WSTĘP, CZYLI JAK DALEJ MOŻNA UCZYĆ SIĘ CHEMII

Za Tobą pierwszy tom *Ducha Chemii*. Mamy nadzieję, że teoretyczne podstawy Cię nie zmęczyły i nie zniechęciły do dalszej nauki chemii, ale pozwoliły Ci na zrozumienie odmienności świata mikro (świata atomów, jonów i cząsteczek) od świata, którego doświadczamy naszymi zmysłami. Teoretyczne informacje zawarte w pierwszym tomie będziemy teraz praktycznie stosować przy wyjaśnianiu budowy kolejnych związków chemicznych i ich właściwości.

W drugim tomie pojawiają się też treści rozszerzające, dotyczące przede wszystkim pojęcia hybrydyzacji. Pojęcie jest wprowadzone w taki sposób, by pomóc Ci w zrozumieniu, jak budowa mikroświata może wpływać na budowę świata makro. Dowiesz się na przykład, dlaczego płatki śniegu mają taki, a nie inny kształt, a rubin wygląda inaczej niż szafir. Oczywiście nikt nie będzie od Ciebie wymagał samodzielnego rozwiązywania jakiegokolwiek zadania z hybrydyzacji, jednak z pomocą nauczyciela i podręcznika na pewno uda Ci się zrobić zaplanowane przez nas ćwiczenia.

Również informacje dotyczące tlenków są bardzo obszerne. Prawdopodobnie nie uda się na lekcjach chemii zapoznać ze wszystkimi informacjami ani wykonać wszystkich doświadczeń z obu rozdziałów dotyczących tlenków. Postanowiliśmy jednak pozostawić decyzję uczniom. To od Ciebie i Twoich kolegów z klasy będzie zależeć, które ze wszystkich możliwych do realizacji tematów dotyczących tlenków zostaną wybrane. Chcieliśmy bowiem, aby uczniowie także byli współtwórcami lekcji chemii: nie tylko poprzez rozwiązywanie ćwiczeń i zadań, ale również poprzez wybór interesujących ich treści.

Autorzy,

którzy zawsze chcieliby więcej, więcej wiedzieć, więcej umieć, więcej zrobić (zwłaszcza chemicznych wybuchów)

PS

1. Mamy nadzieję, że tak jak w przypadku pierwszej części podręcznika, będziesz przy każdej lekcji wspólnie z nauczycielem ustalać, które informacje są obowiązkowe, które fakultatywne, a które można całkowicie pominąć. Treści przedstawione w podręczniku staraliśmy się dobrać tak, aby mogły poszerzać Twoje indywidualne zainteresowania.

2. W drugim tomie podręcznika zawartych jest wiele propozycji eksperymentów chemicznych, które można, a nawet należy, zrobić samodzielnie w domu. Ich wykonanie pozwoli Ci na lepsze zrozumienie informacji umieszczonych w niniejszym podręczniku. Twoim zadaniem jest również zanotowanie w zeszycie obserwacji i wniosków. Samodzielne planowanie i wykonywanie doświadczeń, a także zapisywanie obserwacji czy wyciąganie wniosków należy do podstawowych umiejętności, które przyrodnik powinien osiągnąć.

3. W podsumowaniu każdego rozdziału umieszczone są wiadomości i umiejętności, które MUSI opanować każdy uczeń.

4. Numery rysunków, doświadczeń oraz ćwiczeń są kontynuacją numeracji z podręcznika dla klasy pierwszej (*Duch Chemii. Część 2. Gimnazjum*).

Małgorzata Nodzyńska, Paweł Cieśla

6. CZY METAN TO JEDYNY ZWIĄZEK ZBUDOWANY Z ATOMÓW WĘGLA I WODORU?

NI PIES, NI WYDRA,
COŚ NA KSZTAŁT ŚWIDRA.

WŁADYSŁAW GOMUŁKA, 1968 R.

6.1. CO OZNACZA TERMIN „HYBRYDYZACJA"?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

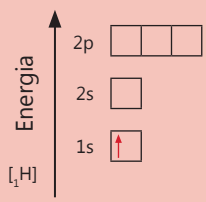
- **jak powstają cząsteczki; definicje pojęć: wiązanie atomowe, ładunek elektryczny, elektrony walencyjne, sparowane i niesparowane; wzory strukturalne wody, amoniaku, metanu; kształty orbitali;**
- **jak zbudowany jest atom, jak powstają cząsteczki i jak rysuje się konfiguracje elektronowe dla poszczególnych atomów.**

ĆWICZENIE 128.

Przypomnij sobie informacje z klasy pierwszej. Przeczytaj głośno fragment lekcji i uzupełnij (ustnie) brakujące słowa.

Zastanówmy się, skąd biorą się inne substancje i dlaczego atomy w ogóle chcą łączyć się ze sobą. Każdy atom ma pewną energię. Ponieważ jądro atomu ma ..... ładunek, atomy zdolne są do ..... elektronów. Atom elektrycznie obojętny ma tyle samo elektronów, ile ..... w jądrze. Niekiedy jednak, ze względów energetycznych, korzystniejsza dla atomu będzie sytuacja, w której liczba elektronów wokół atomu będzie inna. Atomy dążą do obniżenia swojej energii, a mogą to osiągnąć, np. oddziałując z innymi atomami tego samego pierwiastka lub atomami różnych pierwiastków. Aby mogło nastąpić jakiekolwiek oddziaływanie pomiędzy atomami, muszą zbliżyć się do siebie na taką odległość, aby chmury elektronowe tych atomów mogły się wzajemnie przenikać ..... na siebie).

KONFIGURACJA ELEKTRONOWA ATOMU WODORU



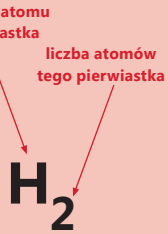
WZÓR STRUKTURALNY CZĄSTECZKI WODORU

Wiązanie kowalencyjne we wzorze strukturalnym zaznaczamy za pomocą kreski pomiędzy atomami

WZÓR SUMARYCZNY CZĄSTECZKI WODORU

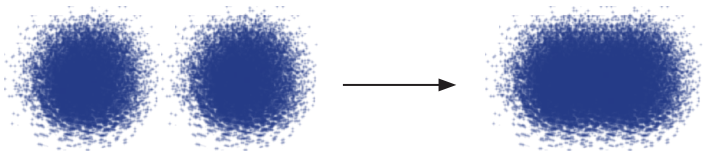
symbol atomu pierwiastka

liczba atomów tego pierwiastka



Przyjrzyjmy się więc zbliżającym się do siebie dwóm atomom wodoru. W pewnej niewielkiej odległości od siebie (około 0,07 nm) ich chmury ..... nałożą się na siebie, co spowoduje powstanie oddziaływania, które doprowadzi do obniżenia energii układu. W ten sposób powstanie wiązanie chemiczne, które nazywa się wiązaniem ..... lub ..... .

Chmura elektronowa każdego z atomów wodoru była utworzona z ..... elektronu. W wyniku połączenia atomów nastąpiło uwspólnienie obszarów z elektronami. Od tej pory oba połączone wiązaniem kowalencyjnym atomy będą korzystać wspólnie z ..... elektronów. W wyniku połączenia się atomów wodoru powstała cząsteczka wodoru.



ATOM WODORU H ATOM WODORU H POŁĄCZONE ATOMY WODORU (cząsteczka H_2)

RYSUNEK 6.1. Wynik połączenia atomów wodoru.

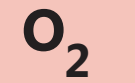
ĆWICZENIE 129.

Przypomnij sobie informacje z klasy pierwszej. Przeczytaj głośno fragment lekcji i uzupełnij (ustnie) brakujące słowa.

Chmura elektronowa tlenu składa się z ..... elektronów rozmieszczonych na orbitalach, na trzech poziomach energetycznych. Jeden orbital jest umieszczony na pierwszym poziomie energetycznym (orbital **1s**), a pozostałe cztery orbitale są na drugim poziomie energetycznym (orbital **2s** oraz trzy orbitale **2p**). Za tworzenie wiązań chemicznych odpowiedzialne są te elektrony, które są zlokalizowane (umieszczone) ..... od jądra atomu, czyli te, które znajdują się na najbardziej wysuniętym poziomie energetycznym. W przypadku atomu tlenu to te na orbitalach 2s i 2p. Takie elektrony nazywamy ..... .

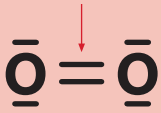
Wśród elektronów walencyjnych wyróżniamy elektrony ..... (zlokalizowane na niecałkowicie zapełnionych orbitalach) oraz te, które są ..... (zlokalizowane na całkowicie zapełnionych orbitalach). Elektrony, które są ....., biorą bezpośrednio udział w tworzeniu wiązań chemicznych, natomiast elektrony sparowane nazywane

WZÓR SUMARYCZNY CZĄSTECZKI TLENU



WZÓR STRUKTURALNY CZĄSTECZKI TLENU

Tak zaznaczamy podwójne wiązanie kowalencyjne



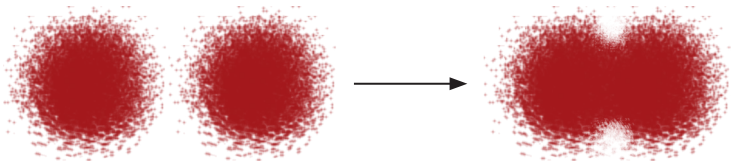
Tak zaznaczamy wolne pary elektronowe (te elektrony walencyjne, które nie zostały zaangażowane w tworzenie wiązań)

są **wolnymi parami elektronowymi**. Wolne pary elektronowe mogą w odpowiednich warunkach brać udział w tworzeniu wiązań chemicznych. **Obecność wolnych par elektronowych ma znaczny wpływ na kształt cząsteczki.**

Liczba elektronów walencyjnych dla pierwiastków grup 1., 2., 13.–18. będzie równa liczbie jedności w numerze grupy. Tak więc tlen położony w grupie ..... ma ..... elektronów walencyjnych.

Atom tlenu ma wśród elektronów walencyjnych ..... niesparowane elektrony. To one wezmą udział w utworzeniu cząsteczki tlenu.

Ponieważ każdy z atomów tlenu udostępnił do wspólnego obszaru z elektronami po dwa niesparowane elektrony, wytworzyło się wiązanie ..... . We wzorze strukturalnym elektrony połączone w pary zaznaczamy za pomocą podwójnej kreski.



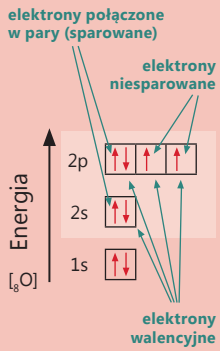
ATOM TLENU O ATOM TLENU O POŁĄCZONE ATOMY TLENU (cząsteczka O_2)

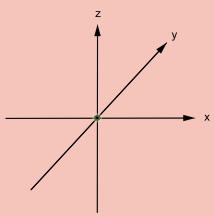
RYSUNEK 6.2. Wynik połączenia atomów tlenu.

Chmura elektronowa składa się z elektronów. Nie są one zwykłymi kulkami, które krążą wokół jądra atomu po określonych orbitach. Mają bardziej skomplikowaną naturę i z pewnych względów nie można jednoznacznie określić ich położenia i tego, w jaki sposób w danej chwili się poruszają. Można określić natomiast obszary – fragmenty przestrzeni, w których szansa (prawdopodobieństwo) znalezienia elektronu jest duża. Obszary te nazywane są **orbitalami**. Każdy orbital charakteryzuje się określoną energią, kształtem i orientacją w przestrzeni. Jeden orbital może pomieścić maksymalnie dwa elektrony. Jeżeli nałożymy na siebie wszystkie te fragmenty przestrzeni wokół jądra atomu, powstanie model atomu o kształcie zbliżonym do kuli.

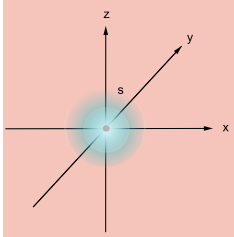
Kształty poszczególnych orbitali atomowych są różne (klasa pierwsza, lekcja 1.3.) Jak widać na rysunku znajdującym się na następnej stronie, orbitale typu **s** mają kształt kulisty. Natomiast kształty przedstawionych tu trzech orbitali 2**p** są takie same, lecz różnią się tylko orientacją w przestrzeni (jeżeli wyobrazisz sobie układ współrzędnych **xyz,** to osią symetrii orbitalu $\mathbf{p}_x$ będzie oś **x**, osią symetrii orbitalu $\mathbf{p}_y$ będzie oś **y**, a osią symetrii orbitalu $\mathbf{p}_z$ będzie oś **z**).

KONFIGURACJA ELEKTRONOWA ATOMU TLENU

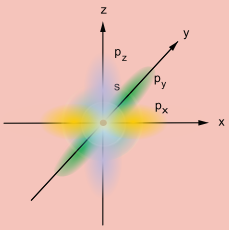




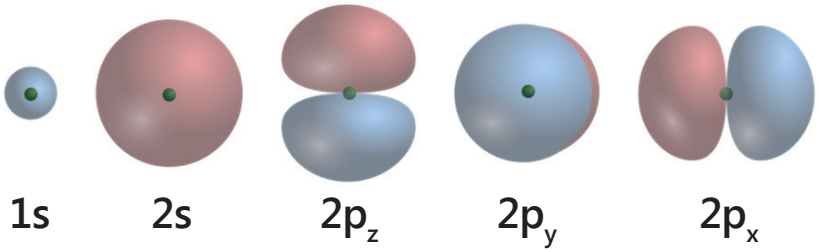
UKŁAD WSPÓŁRZĘDNYCH xyz



ORBITAL 2s W UKŁADZIE WSPÓŁRZĘDNYCH



ORBITALE 2s i $2p_x$ $2p_y$ i $2p_z$ W UKŁADZIE WSPÓŁRZĘDNYCH



RYSUNEK 6.3. Kulisty kształt orbitali typu s.

ĆWICZENIE 130.

Na podstawie przywołanych powyżej przykładów powstawania cząsteczki wodoru i tlenu powiedz, jakie orbitale nakładały się, by utworzyć cząsteczkę wodoru.

Aby utworzyć wiązanie atomowe (kowalencyjne) w cząsteczce wodoru, nakładały się orbitale typu ....., po jednym z każdego atomu.

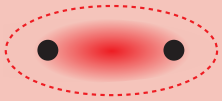
Patrząc na konfigurację elektronową atomu tlenu, powiedz, które orbitale są niecałkowicie zapełnione elektronami, i wskaż, jakie orbitale nakładały się, by utworzyć cząsteczkę tlenu.

Aby utworzyć dwa wiązania atomowe (kowalencyjne) w cząsteczce tlenu, nakładały się orbitale:

..... po jednym z każdego atomu

i

..... po jednym z każdego atomu.

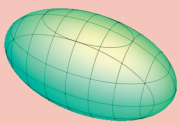


CHMURA ELEKTRONOWA W CZĄSTECZCE

Precyzyjniej: orbital cząsteczkowy powstał poprzez nałożenie się chmur elektronowych atomu wodoru (a konkretnie: orbitali 1s).

W wyniku nakładania się dwóch orbitali 1s (po jednym od każdego atomu wodoru) powstaje wspólny **orbital cząsteczkowy**, obejmujący swym zasięgiem jądra obu atomów wodoru. Kształt tego orbitalu to **elipsoida***. Na tym orbitalu będącym wiązaniem chemicznym znajdują się teraz obydwa elektrony, które wcześniej zlokalizowane były na orbitalach **s** obu atomów wodoru.

W przypadku atomów tlenu tworzących cząsteczkę trzeba rozważyć dwie możliwości. Jak już wspomniano, wszystkie orbitale 2p są identyczne, lecz zwrócone w różne kierunki w przestrzeni. Jakie kształty powstaną więc w wyniku nakładania się orbitali **p**?



***ELIPSOIDA (OBROTOWA)**

To bryła powstała poprzez obrót elipsy wokół własnej osi symetrii.

Dwa orbitale leżące na jednej osi, załóżmy, że na osi x (czyli orbitale p_x), będą się „**nakładać czołowo**".

orbital p_x 1 atomu tlenu + orbital p_x 2 atomu tlenu → orbital cząsteczki tlenu

RYSUNEK 6.4. „Czołowe nałożenie" dwóch orbitali leżących na jednej osi.

Pozostałe orbitale p znajdują się prostopadle do osi x (orbital $\mathbf{p_y}$ lub $\mathbf{p_z}$), nie mogą się więc nałożyć czołowo, będzie natomiast zachodziło tak zwane „**nakładanie boczne**".

orbital p_y 1 atomu tlenu + orbital p_y 2 atomu tlenu → orbital cząsteczki tlenu
lub
orbital p_z 1 atomu tlenu + orbital p_z 2 atomu tlenu → orbital cząsteczki tlenu

RYSUNEK 6.5. „Nakładanie boczne" orbitali znajdujących się prostopadle do osi x.

Można zatem powiedzieć, że w cząsteczce tlenu są dwa wiązania. Jedno powstało w wyniku czołowego nakładania się orbitali $\mathbf{p_x}$, a drugie powstało w wyniku bocznego nakładania się orbitali $\mathbf{p_y}$ (lub $\mathbf{p_z}$).

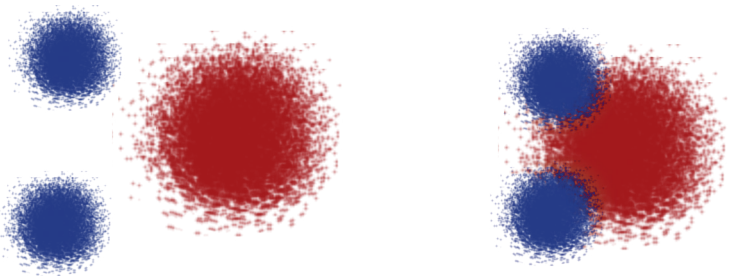
Przypomnijmy sobie, co się stało, gdy zaszła reakcja pomiędzy wodorem a tlenem.

DOŚWIADCZENIE 89.

WYKONANIE

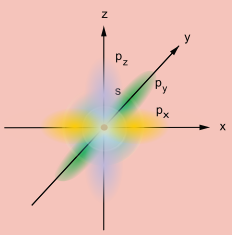
Umieść w probówce mieszaninę wodoru i tlenu, a następnie ostrożnie zbliż tę mieszaninę do płomienia palnika.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.



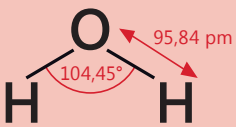
DWA ATOMY WODORU 2H | ATOM TLENU O | POŁĄCZONE ATOMY WODORU I TLENU (cząsteczka H_2O)

RYSUNEK 6.6. Wynik połączenia atomów wodoru i tlenu.



ORBITALE DRUGIEJ POWŁOKI ELEKTRONOWEJ ATOMU TLENU: 2s i $2p_x$, $2p_y$ i $2p_z$

KĄT POMIĘDZY ORBITALAMI p_x, p_y i p_z WYNOSI 90°



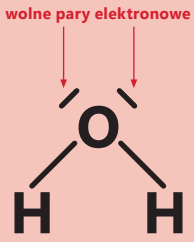
KĄT POMIĘDZY WIĄZANIAMI W CZĄSTECZCE WODY WYNOSI 104,45°

pm (PIKOMETR) – PODWIELOKROTNOŚĆ METRA; 1 pm = 10^{-12} METRA

WZÓR SUMARYCZNY

H_2O

WZÓR STRUKTURALNY



Z konfiguracji elektronowej atomów tlenu i wodoru wynika, że wiązanie atomowe w cząsteczce wody tworzą:

- każdy elektron z orbitali 1s dwóch atomów wodoru,
- po jednym elektronie z orbitali $\mathbf{p_y}$ i $\mathbf{p_z}$ atomu tlenu.

Patrząc na narysowany kształt cząsteczki (zarówno w znajdującym się na poprzedniej stronie modelu, jak i we wzorze strukturalnym), zauważamy, że jest on inny, niż to wynika z ułożenia orbitali $\mathbf{p_y}$ i $\mathbf{p_z}$ w przestrzeni (kąt pomiędzy orbitalami p_y i p_z wynosi **90°**, a kąt pomiędzy wiązaniami w cząsteczce wody 104,45°).

PRZEDYSKUTUJ

Przeczytaj ponownie powyższy akapit i przedyskutuj z kolegami, dlaczego kształt cząsteczki wody jest inny, niż to wynika z ułożenia orbitali p_y i p_z w przestrzeni.

Aby zrozumieć tę nieścisłość, musisz dowiedzieć się, czym jest **hybryda**. Hybryda to termin stosowany w wielu dziedzinach, nie tylko w chemii.

HYBRYDA:
PÓŁ ORŁA, PÓŁ LWA
Z PIECZĘCI KUJAWSKIEJ
KRÓLA WŁADYSŁAWA
ŁOKIETKA

MUŁ

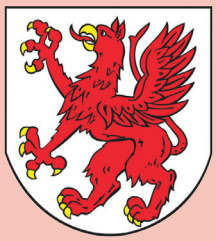
MANICURE HYBRYDOWY

ĆWICZENIE 131.

Dopasuj do podanych przykładów definicje pojęcia hybryda z różnych dziedzin.

DEFINICJA	PRZYKŁAD
Biologia: Roślina lub zwierzę powstałe przez skrzyżowanie ze sobą osobników należących do dwóch różnych odmian, ras lub gatunków (popularnie mieszaniec).	W wielu nowoczesnych samochodach montowany jest równocześnie napęd elektryczny i tradycyjny spalinowy.
Językoznawstwo: Wyraz zbudowany z elementów należących do dwóch różnych języków.	Dla polskiej heraldyki książęcej i ziemskiej charakterystyczna jest hybryda kujawska przedstawiająca pół orła, pół lwa.
Książkowe: Gdy coś składa się różnych elementów, często niepasujących do siebie.	W Lublinie wykształcił się styl, w którym mieszały się elementy charakterystyczne dla baroku, renesansu z elementami folkloru.
Heraldyka: Fantastyczne zwierzę, będące połączniem cech zwierząt realnie istniejących.	System polityczny Chin to hybryda leninizmu i ultraliberalnej gospodarki.

DEFINICJA	PRZYKŁAD
Fotografika: Aparat z wymienną optyką.	Frywolny (ang. *free* + pol. *wolny*).
Potocznie: Samochód hybrydowy.	Muł, toyger, lygrys, żubroń, osłomuł.



HERB TCZEWA – HYBRYDA ORŁA I LWA

ĆWICZENIE 132.

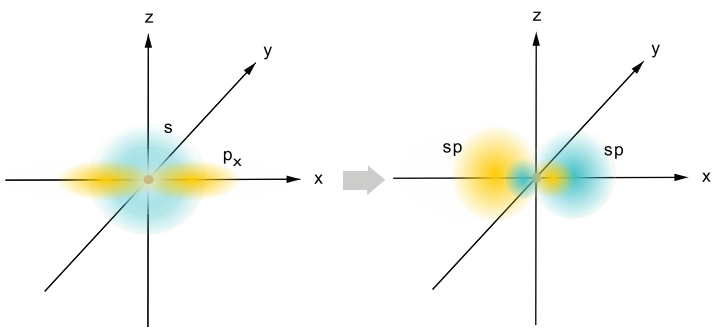
Wymień jeszcze inne dziedziny, w których stosuje się termin „hybryda".

Jak zatem widzimy, hybryda to coś „pomieszanego" (tak jak mówi motto do lekcji „ni pies, ni wydra", czyli ni to, ni owo).

W chemii stosujemy też pojęcie pochodne od terminu hybryda – jest to **hybrydyzacja**.

HYBRYDYZACJA sp

Jeżeli w hybrydyzacji wezmą udział dwa orbitale atomowe, to również powstaną dwa orbitale nazywane zhybrydyzowanymi. Jeśli hybrydyzacji uległ jeden orbital s i jeden orbital p, mówi się, że nastąpiła hybrydyzacja **sp**. Kształt orbitali zhybrydyzowanych jest wynikiem nałożenia się na siebie obu przestrzeni. Zamiast orbitalu **s** (na lewym rysunku niebieski kształt) oraz orbitalu **p** (na lewym rysunku żółty kształt) znajdą się dwa orbitale zhybrydyzowane **sp** (jeden zaznaczony na prawym rysunku na żółto, a drugi na niebiesko). Na orbitalach zhybrydyzowanych zajmą miejsce te elektrony, które znajdowały się na orbitalach ulegających hybrydyzacji.

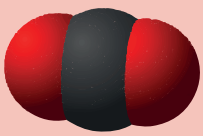


RYSUNEK 6.7. Kształt orbitali jako wynik nałożenia się na siebie dwóch przestrzeni.

Przykładem związku chemicznego, w którego cząsteczkach mamy do czynienia z hybrydyzacją sp, jest tlenek węgla(IV).

Atom węgla ma cztery elektrony walencyjne – dwa niesparowane, umieszczone na orbitalach 2p, oraz dwa sparowane na orbitalu 2s. Jeden orbital 2p pozostał pusty. W takim układzie atom węgla mógłby wytworzyć maksymalnie dwa wiązania, natomiast w tlenku węgla(IV) węgiel jest czterowartościowy. Taka sytuacja jest możliwa właśnie dzięki hybrydyzacji. Dotychczas pusty orbital 2p wymieszał się z całkowicie wypełnionym orbitalem 2s. Utworzyły się dwa zhybrydyzowane orbitale, a na każdym z nich znajdował się jeden elektron. Dzięki temu atom węgla miał już cztery niesparowane elektrony (dwa na orbitalach zhybrydyzowanych, a dwa na pozostałych orbitalach 2p, które nie uległy hybrydyzacji). Mogły więc utworzyć wiązania.

Ponieważ nastąpiła hybrydyzacja sp, cząsteczka tlenku węgla(IV) jest liniowa. Sytuację tę przedstawia jej model i wzór strukturalny.



O=C=O

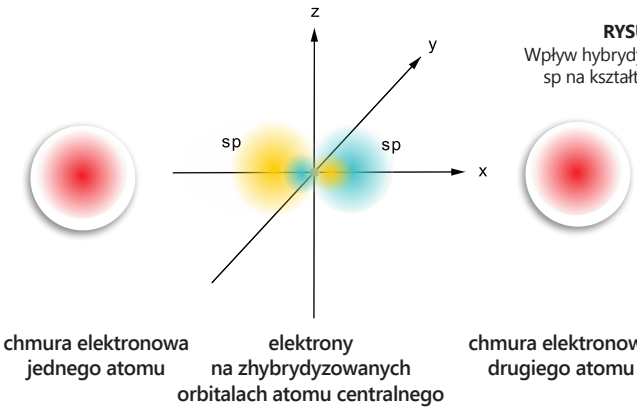
! ZAPAMIĘTAJ

HYBRYDYZACJA jest to tworzenie bardziej korzystnych energetycznie orbitali poprzez wymieszanie się orbitali atomowych, na skutek oddziaływania innych atomów podczas tworzenia cząsteczki.

Orbitale zhybrydyzowane powstają tylko wtedy, gdy atomy łączą się w cząsteczki.

Nie powstają w swobodnych atomach i nie powstają też we wszystkich cząsteczkach (tylko w niektórych).

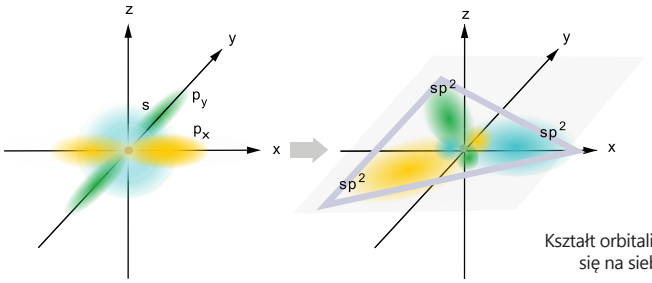
Hybrydyzacja ma wpływ na kształt powstałej cząsteczki. Jeżeli orbitale atomowe ulegną hybrydyzacji typu **sp**, wtedy atomy w cząsteczce ułożą się na jednej linii, czyli cząsteczka będzie miała kształt (układ) liniowy. Dołączone atomy będą tworzyć wiązania z elektronami na obydwóch zhybrydyzowanych orbitalach – tak jak na poniższym rysunku.



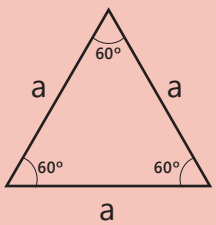
RYSUNEK 6.8.
Wpływ hybrydyzacji typu sp na kształt powstałej cząsteczki.

HYBRYDYZACJA sp^2

Jeżeli orbital **s** pomieszamy z dwoma orbitalami **p**, to powstaną trzy hybrydy o nazwie **sp^2**. Ich kształt jest wynikiem nałożenia się wszystkich trzech przestrzeni z elektronami. Czyli zamiast jednego orbitalu **s** (na rysunku niebieski kształt) i dwóch orbitali **p** (na rysunku kształty żółty i zielony) – powstaną trzy identyczne orbitale **sp^2** (odpowiednio oznaczone na żółto, zielono i niebiesko). Na nowych orbitalach będą znajdować się elektrony, które były umieszczone na orbitalach przed ich hybrydyzacją.

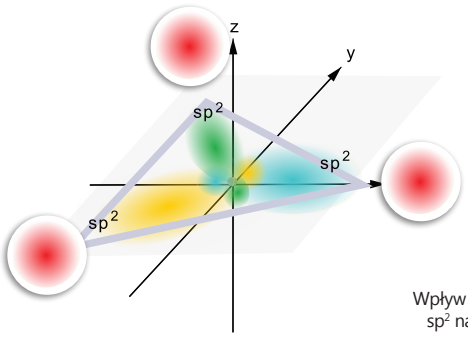


RYSUNEK 6.9.
Kształt orbitali jako wynik nałożenia się na siebie trzech przestrzeni.



TRÓJKĄT RÓWNOBOCZNY – TRÓJKĄT, KTÓREGO WSZYSTKIE BOKI MAJĄ TAKĄ SAMĄ DŁUGOŚĆ

Jeżeli orbitale elektronowe ulegną hybrydyzacji typu **sp²**, to gdy będą tworzyć cząsteczkę, będzie ona mieć kształt trójkąta równobocznego. Kolejne atomy będą tworzyć wiązania z trzema zhybrydyzowanymi orbitalami – tak jak na poniższym rysunku.



RYSUNEK 6.10.
Wpływ hybrydyzacji typu sp^2 na kształt powstałej cząsteczki.

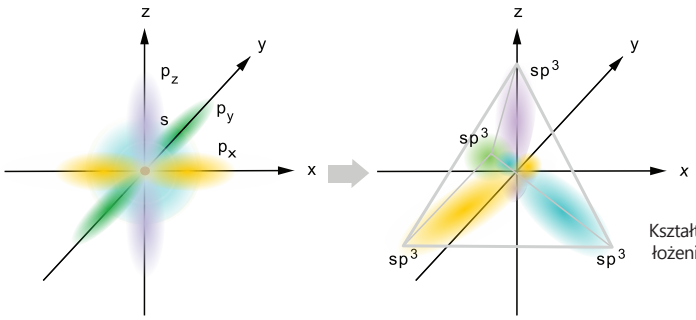
Cząsteczka będzie „płaska", co oznacza, że atomy będą znajdować się na jednej płaszczyźnie, a kąty pomiędzy poszczególnymi wiązaniami będą wynosić 120°.

Nadal jednak żaden z poznanych kształtów cząsteczek nie odpowiada kątowi, jaki jest pomiędzy wiązaniami w cząsteczce wody. Gdyby bowiem wiązania w cząsteczce wody powstały w wyniku nakładania się:

- orbitali atomowych typu **p** – kąt pomiędzy wiązaniami wynosiłby 90°;
- orbitali zhybrydyzowanych typu **sp** – kąt pomiędzy wiązaniami wynosiłby 180°;
- orbitali zhybrydyzowanych typu **sp²** – kąt pomiędzy wiązaniami wynosiłby 120°.

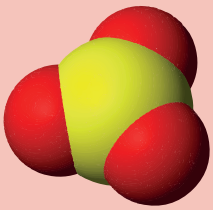
HYBRYDYZACJA sp³

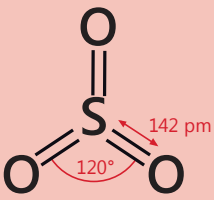
Jeżeli orbital **s** pomieszamy z trzema orbitalami **p**, to powstaną cztery hybrydy o nazwie **sp³**. Ich kształt jest wynikiem nałożenia się wszystkich czterech przestrzeni, czyli orbitalu **s** (na rysunku niebieski kształt) oraz trzech orbitali **p** (na rysunku kształty: żółty, zielony i fioletowy). Powstałe cztery zhybrydyzowane orbitale na rysunku oznaczone są kolejno kolorami: żółtym, niebieskim, zielonym i fioletowym. Na powstałych orbitalach znajdują się te elektrony, które poprzednio były umieszczone na orbitalach, które uległy hybrydyzacji.

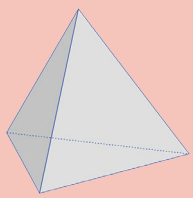


RYSUNEK 6.11.
Kształt orbitali jako wynik nałożenia się na siebie czterech przestrzeni.

W cząsteczce tlenku siarki(VI) SO_3 atom siarki ulega hybrydyzacji sp^2. Z tego powodu cząsteczka tlenku siarki(VI) ma kształt trójkąta równobocznego. Przedstawia to poniższy model i wzór strukturalny.

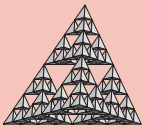






CZWOROŚCIAN FOREMNY (TETRAEDR)

Wszystkie jego ściany są trójkątami foremnymi (równobocznymi).



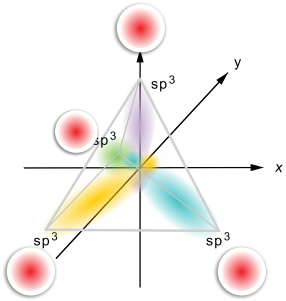
Narysuj piramidę Sierpińskiego. Oto kolejne kroki, aby ją wykonać:

1. *Utwórz czworościan foremny o boku X.*
2. *Stwórz cztery ostrosłupy o boku X/2 i umieść je wewnątrz dużego ostrosłupa tak, by każdy z nowych mniejszych ostrosłupów miał jeden wspólny wierzchołek z dużym ostrosłupem.*
3. *Wytnij pusty środek.*
4. *Do każdego z czterech małych ostrosłupów zastosuj ten sam algorytm.*
5. *Powtarzaj do znudzenia.*

Sprawdź w dostępnych źródłach, czy piramida Sierpińskiego wyszła Ci prawidłowo.

Czy wiesz, kim był Wacław Sierpiński?

Powstałe orbitale ułożone są w przestrzeni w kierunku naroży czworościanu foremnego, taki więc będzie kształt cząsteczki. Kolejne atomy będą tworzyć wiązania z czterema zhybrydyzowanymi orbitalami – tak jak na poniższym rysunku:



RYSUNEK 6.12.
Wpływ hybrydyzacji typu sp^3 na kształt powstałej cząsteczki.

Cząsteczka, w której atom w jej centrum uległ hybrydyzacji **sp^3** ma budowę „przestrzenną", a kąty pomiędzy wiązaniami wynoszą 109,5º.

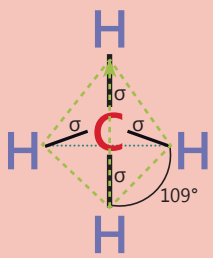
W hybrydyzacji **sp^3** kąt pomiędzy wiązanami wynosi 109,5° i jest już w przybliżeniu taki, jak w cząsteczce wody (104,45°), jednak kształt cząsteczki wody jest kątowy, a nie przestrzenny.

PRZEDYSKUTUJ

Przeczytaj ponownie powyższy akapit. Podyskutuj z kolegami, jak to jest możliwe.

Najbardziej znana cząsteczką, w której atom centralny ma hybrydyzację **sp^3** to metan, o wzorze sumarycznym CH_4 (lekcja 5.4.). Chmury elektronowe czterech atomów wodoru tworzą wiązania atomowe (kowalencyjne z czterema elektronami umieszczonymi na zhybrydyzowanych orbitalach atomu węgla). Kształt cząsteczki to czworościan foremny, a kąt pomiędzy wiązaniami wynosi 109,5°.

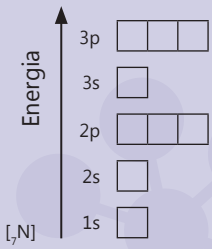
Kolejną opisaną już w tym podręczniku cząsteczką, w której atom centralny ma hybrydyzację **sp^3**, jest amoniak (nazwa systematyczna azan, wzór sumaryczny **NH_3**).



WZÓR STRUKTURALNY METANU WPISANY W CZWOROŚCIAN FOREMNY

ĆWICZENIE 133.

Przerysuj do zeszytu diagram dla atomu azotu i uzupełnij go.



Odpowiedz na pytania:

Ile elektronów walencyjnych ma atom azotu?

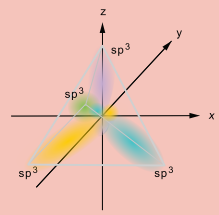
Ile z tych elektronów jest sparowanych?

Ile elektronów jest niesparowanych?

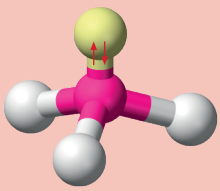
Gdy atom azotu ulegnie hybrydyzacji **sp³**, jego pięć elektronów walencyjnych będzie rozmieszczonych na czterech hybrydach np. w następujący sposób: trzy elektrony będą umieszczone pojedynczo na trzech zhybrydyzowanych orbitalach, natomiast czwarty i piąty elektron będą umieszczone razem na czwartym orbitalu zhybrydyzowanym i utworzą wolną parę elektronową.

W tym przypadku atom azotu do tworzenia wiązań może wykorzystać trzy hybrydy zawierające po jednym elektronie. Zhybrydyzowany orbital, zawierający dwa elektrony, nie może być wykorzystany do tworzenia wiązań. To tzw. wolna para elektronowa – we wzorach strukturalnych zaznaczana kreską (lub dwiema kropkami) obok atomu. Tworząc cząsteczkę amoniaku (azanu), atom azotu utworzy więc trzy wiązania z trzema atomami wodoru, a czwarty zhybrydyzowany orbital nie utworzy wiązania, lecz będzie miał wpływ na kształt cząsteczki.

Cząsteczka NH_3 ma kształt ostrosłupa o podstawie trójkąta równobocznego.



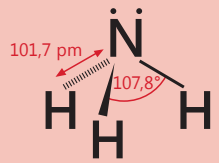
PRZESTRZENNY ROZKŁAD ORBITALI W HYBRYDYZACJI SP³



KSZTAŁT CZĄSTECZKI AMONIAKU (AZANU)

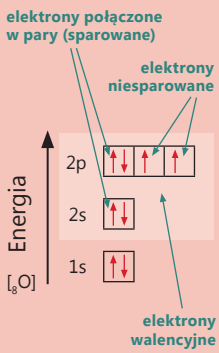
Wolna para elektronowa umiejscowiona jest w przestrzeni hybrydy zaznaczonej na żółto.

WZÓR STRUKTURALNY AMONIAKU



Dwie kropki nad symbolem azotu symbolizują wolną parę elektronową.

KONFIGURACJA ELEKTRONOWA ATOMU TLENU



ĆWICZENIE 134.

Sprawdź, czym się różni ostrosłup prawidłowy trójkątny od czworościanu foremnego.

Zastanów się: Jeżeli poniższy okrąg oznacza zbiór wszystkich ostrosłupów trójkątnych, to gdzie należy narysować okrąg symbolizujący zbiór wszystkich czworościanów?

Prawidłowy rysunek wykonaj w zeszycie.

Kąt pomiędzy wiązaniami w cząsteczce amoniaku wynosi 107,8º. Jest to trochę mniej niż w metanie. Wynika to z faktu, iż wolna para elektronowa w orbitalu zhybrydyzowanym odpycha mocno pozostałe wiązania.

Wróćmy ponownie do cząsteczki wody (nazwa systematyczna: oksydan). Atom centralny, czyli atom tlenu, ma hybrydyzację **sp³**. Po hybrydyzacji orbitali sześć elektronów walencyjnych będzie rozmieszonych w następujący sposób:

- dwa elektrony będą pojedynczo obsadzały dwa zhybrydyzowane orbitale,
- trzeci i czwarty elektron oraz piąty i szósty zajmą pozostałe dwa orbitale zhybrydyzowane jako wolne pary elektronowe.

W tym przypadku atom tlenu do tworzenia wiązań wykorzysta dwie hybrydy z niesparowanymi elektronami. Wolne pary elektronowe nie zostaną wykorzystane do utworzenia wiązania. Tworząc cząsteczkę wody (oksydanu), atom tlenu utworzy zatem dwa wiązania z dwoma atomami wodoru, a także będzie zawierał dwie wolne pary elektronowe.

Cząsteczka wody ma kształt kątowy. Kąt pomiędzy wiązaniami wynosi 104,45° i wynika to z faktu, iż dwie wolne pary elektronowe jeszcze silniej odpychają pozostałe wiązania, niż ma to miejsce w cząsteczce amoniaku.

Wykorzystanie pojęcia hybrydyzacji pozwoliło nam na wyjaśnienie budowy przestrzennej cząsteczki wody, metanu i amoniaku. Wiedza na temat hybrydyzacji będzie przydatna także podczas dalszej nauki i umożliwi nam opisanie kształtu innych cząsteczek.

PODSUMOWANIE

Odpowiadając na pytanie: *Co oznacza pojęcie hybrydyzacja?,* możemy powiedzieć, że w chemii jest to dobieranie i mieszanie orbitali atomowych tak, by otrzymać orbitale zhybrydyzowane, zorientowane przestrzennie (ułożone w przestrzeni) w sposób nam odpowiadający. Np. w powyższych przykładach tak długo tworzyliśmy hybrydy (**sp**, **sp**^{2} i **sp**^{3}), aż znaleźliśmy taką, która tłumaczyła kształt cząsteczki wody.

Odpowiadając na pytanie: *Po co nam pojęcie hybrydyzacja? I czy każdy musi ją umieć?,* możemy powiedzieć, że hybrydyzacja wyjaśnia, jaki jest kształt poszczególnych cząsteczek (możemy np. przewidzieć kształt nowej nieznanej nam cząsteczki) i dlaczego cząsteczki przyjmują dany kształt.

Do pojęcia hybrydyzacji będziemy się jeszcze niejednokrotnie odwoływać, tłumacząc kształty innych cząsteczek. Istnieją bowiem inne typy hybrydyzacji, np. sp^{3}d, sp^{3}d^2.

ĆWICZENIE 135.

W krajach anglojęzycznych i Japonii do tworzenia modeli cząsteczek o orbitalach zhybrydyzowanych wykorzystuje się modele balonowe (*balloon molecules*). Poszukaj w Internecie przykładów takich modeli, spróbuj je stworzyć.

ULRICH: – TY, JEREMIE. JAKI JEST RYM DO „TULIPAN"?
JEREMIE: – NO NIE WIEM. PROPAN, BUTAN, URAN?
– DOBRA, DAJ SPOKÓJ.
– CO TY TAM PISZESZ?
– NIC.
– TO WIERSZ?
– NIE.
– DLA YUMI?
– NIE. TO...E... ODRABIAM BIOLOGIĘ. – RYMOWANA PRACA DOMOWA? CIEKAWE.

„ULRICH PISZE WIERSZ DLA YUMI"
ŹRÓDŁO: „WALENTYNKI KOD LYOKO" (ANG. "CODE LYOKO"), ODCINEK 32 – FRANCUSKI SERIAL ANIMOWANY.

6.2. CO OZNACZA TERMIN „WĘGLOWODORY"?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **wiadomości o metanie; definicję pojęcia synteza;**
- **jaki jest kształt cząsteczki metanu i z czego to wynika.**

WĘGLOWODÓR to jak sama nazwa wskazuje związek **węgla** i **wodoru**. Do tej pory poznaliśmy już jeden związek węgla z wodorem – metan o wzorze sumarycznym CH_4.

! ZAPAMIĘTAJ

WĘGLOWODORY to organiczne związki chemiczne węgla i wodoru.

We wszystkich węglowodorach atomy węgla są czterowartościowe.

Termin „związki organiczne" pochodzi z bardzo dawnych czasów, kiedy uważano, że pewnych związków chemicznych nie da się otrzymać w laboratorium chemicznym, a do ich otrzymania potrzebne są żywe organizmy i zawarta w nich „siła życiowa" (łac. *vis vitalis*). Poglądy takie nazywano witalizmem. Teoria ta zaczęła upadać dopiero w XIX wieku, po eksperymentach Friedricha Wöhlera, który w 1824 r. dokonał syntezy kwasu octowego, a w roku 1828 otrzymał mocznik – z prostych związków nieorganicznych.

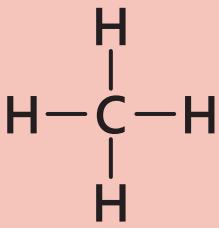
Rok 1828 przyjmuje się za narodziny chemii organicznej.

Podział na związki organiczne i nieorganiczne ma obecnie zastosowanie wyłącznie praktyczne. Omawiając w dalszych rozdziałach właściwości kwasów czy soli, będziemy opisywać je łącznie, ponieważ więcej cech mają wspólnych niż różnych.

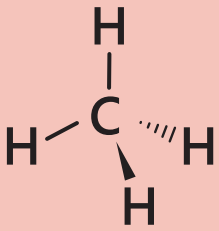
FRIEDRICH WÖHLER
[fridrich weler]
XIX-wieczny niemiecki chemik. Jako pierwszy otrzymał związek organiczny (mocznik) z substancji nieorganicznych.

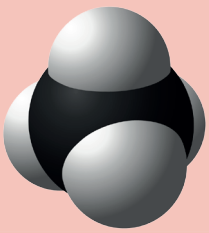
RÓŻNE SPOSOBY PRZEDSTAWIANIA STRUKTURY METANU

UPROSZCZONY WZÓR STRUKTURALNY



WZÓR STRUKTURALNY (PRZESTRZENNY)

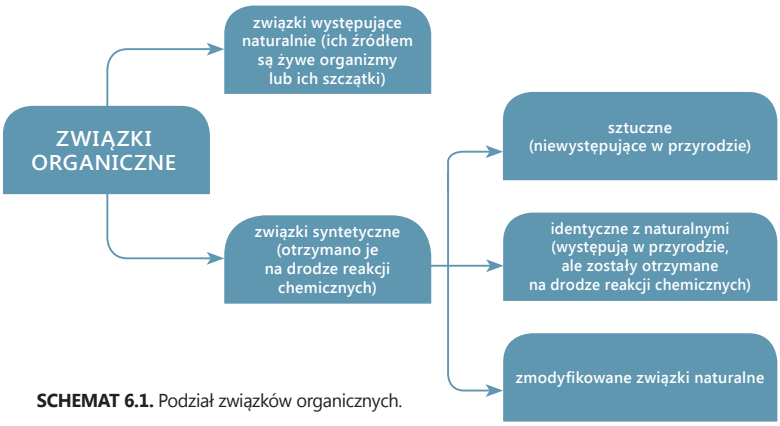




Model cząsteczki (czaszowy).

Model cząsteczki

Istnieje wiele możliwości podziałów związków organicznych, z których najprostszym jest przedstawiony poniżej:



SCHEMAT 6.1. Podział związków organicznych.

Przypomnijmy najważniejsze informacje o metanie (lekcje 5.4. i 6.1.).

Cząsteczka metanu składa się z jednego atomu węgla oraz czterech atomów wodoru. Ma kształt czworościanu foremnego (tetraedru), w którego centrum znajduje się atom węgla, a atomy wodoru w czterech narożach. Kąt pomiędzy wiązaniami wynosi ok. 109°. Metan jest gazem, lżejszym od powietrza (jego masa molowa wynosi 16 g/mol). Jest palny. Jest też gazem cieplarnianym.

ĆWICZENIE 136.

Wymień miejsca naturalnego występowania metanu (lekcja 5.4.).

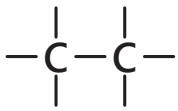
Atomy węgla mogą łączyć się bezpośrednio ze sobą, tworząc łańcuchy. Łańcuchy te mogą być proste (bez rozgałęzień), rozgałęzione lub mogą zamykać się w pierścienie. Dlatego też istnieje wiele różnych grup (rodzin) węglowodorów.

Najprostszą grupą są **alkany**, czyli węglowodory łańcuchowe o wiązaniach pojedynczych między atomami. Węglowodory, w których wszystkie wiązania pomiędzy atomami węgla są pojedyncze, są nazywane **węglowodorami nasyconymi**. Do tej grupy węglowodorów należą alkany.

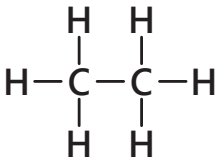
! ZAPAMIĘTAJ

ALKANY – węglowodory nasycone – łańcuchowe związki węgla i wodoru, w których wszystkie wiązania pomiędzy atomami są pojedyncze.

Omawiany wcześniej metan – CH_4 – jest pierwszym i najprostszym związkiem z rodziny alkanów. W pozostałych atomy węgla są połączone ze sobą oraz z atomami wodoru.



Drugi z kolei alkan ma w cząsteczce dwa atomy węgla. Każdy atom węgla w cząsteczkach węglowodorów jest czterowartościowy, więc tworzy cztery wiązania chemiczne. Z tego wynika, że do dwóch połączonych ze sobą atomów węgla można jeszcze przyłączyć sześć atomów wodoru. Powstały związek nosi nazwę **etan**. Jego wzór sumaryczny to C_2H_6, a wzór strukturalny przedstawiono poniżej.



Można powiedzieć, że cząsteczka etanu powstała poprzez oderwanie po jednym atomie wodoru od cząsteczki metanu i połączenie dwóch takich elementów. Pamiętając więc o tym, że kształt cząsteczki metanu jest przestrzenny, możemy stwierdzić, że etan również będzie cząsteczką przestrzenną – to połączone ze sobą jednym wierzchołkiem dwa tetraedry.

W chemii organicznej zamiast wzoru sumarycznego, który niewiele mówi o strukturze cząsteczek, a także zamiast wzoru strukturalnego, który z kolei w przypadku dużych cząsteczek staje się niewygodny w użyciu, stosuje się **wzór grupowy**. Jest on czymś pośrednim między wzorem sumarycznym a strukturalnym. Dla cząsteczek węglowodorów, pisząc wzór grupowy w postaci strukturalnej, przedstawia się tylko połączenia pomiędzy atomami węgla, natomiast nie rozpisuje się wiązań pomiędzy atomami węgla i wodoru. W przypadku etanu wygląda on następująco: $CH_3–CH_3$.

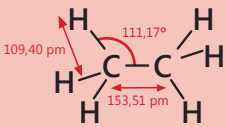
ĆWICZENIE 137.

W dostępnych źródłach znajdź informacje dotyczące etanu.

- Stan skupienia: ?
- Zapach: ?
- Barwa: ?
- Masa molowa: ?
- Gęstość względem powietrza: ?
- Palność: ?
- Zastosowanie: ?
- Piktogramy GHS: ?

Informacje zapisz w zeszycie.

WZÓR STRUKTURALNY CZĄSTECZKI ETANU



RÓŻNE SPOSOBY ZAPISU WZORÓW WĘGLOWODORÓW NA PRZYKŁADZIE ETANU

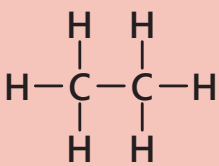
WZÓR SUMARYCZNY

C_2H_6

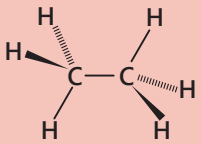
WZÓR GRUPOWY

$CH_3–CH_3$

WZÓR STRUKTURALNY – UPROSZCZONY



WZÓR STRUKTURALNY (KRESKOWY)

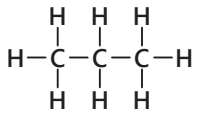
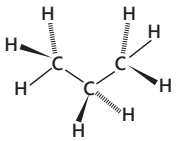
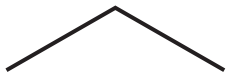


Strukturalny wzór, próbujący oddać przestrzenną złożoność propanu:

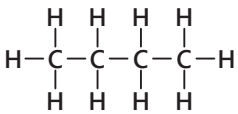
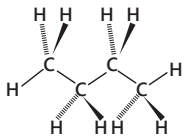
- atomy węgla, wiązania zaznaczone „zwykłymi" kreskami i łączące się z nimi atomy wodoru znajdują się na płaszczyźnie kartki,
- wiązania przedstawione w postaci rozszerzających się trójkątów i połączone nimi atomy wodoru znajdują się ponad płaszczyzną kartki,
- wiązania „kreskowane" i atomy wodoru, do których prowadzą, znajdują się pod płaszczyzną kartki.

WZÓR SZKIELETOWY – najbardziej uproszczony wzór. Odcinek symbolizuje wiązanie pomiędzy atomami węgla. Na końcach odcinka w domyśle są atomy węgla z dołączonymi do nich atomami wodoru.

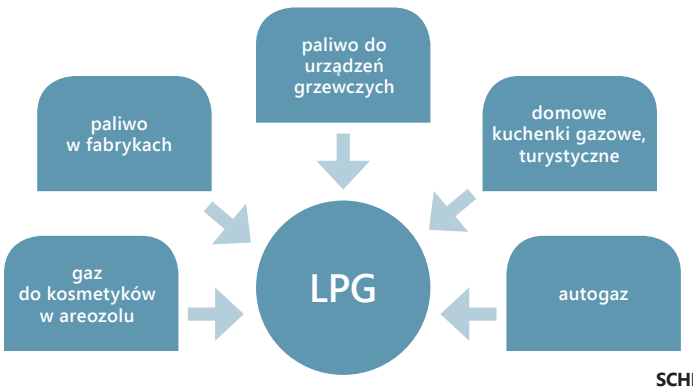
Kolejnym alkanem jest propan, który ma w cząsteczce trzy atomy węgla i osiem atomów wodoru. Jego wzór sumaryczny to C_3H_8, a wzór grupowy to: CH_3-CH_2-CH_3.

Uproszczony wzór strukturalny propanu	Strukturalny wzór propanu, próbujący oddać jego przestrzenną złożoność	Wzór szkieletowy propanu (Chemicy przyjmują w domyśle, że linie symbolizują wiązanie między atomami węgla. W miejscach zgięcia linii i na jej końcach znajdują się atomy węgla z dołączonymi do nich atomami wodoru)
		

Czwarty alkan to butan o wzorze grupowym CH_3–CH_2–CH_2–CH_3 i wzorze sumarycznym C_4H_{10}.

Uproszczony wzór strukturalny butanu	Strukturalny wzór butanu, próbujący oddać jego przestrzenną złożoność	Wzór szkieletowy butanu
		

Propan i butan, podobnie jak metan i etan, to gazy. Występują w gazie ziemnym i ropie naftowej. Mieszaninę propanu i butanu stosuje się jako paliwo (tzw. LPG – ang. *Liquefied Petroleum Gas*).



SCHEMAT 6.2.
Wykorzystanie mieszaniny propanu i butanu (LPG).

DOŚWIADCZENIE 90.

WYKONANIE

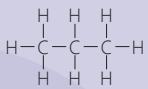
Zbadaj właściwości mieszaniny propanu i butanu, jej stan skupienia, zapach, kolor, palność i rozpuszczalność w wodzie oraz alkoholu (etanolu).

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Butan stosuje się też do wyrobu syntetycznej benzyny, jako gaz pędny, gaz do zapalniczek oraz czynnik chłodzący, stosowany w chłodziarkach i zamrażarkach.

ĆWICZENIE 138.

Przerysuj tabelę do zeszytu, uzupełnij w niej informacje, wpisując nazwy poznanych węglowodorów, ich wzory sumaryczne, strukturalne i grupowe.

NAZWA WĘGLOWODORU	WZÓR SUMARYCZNY	WZÓR STRUKTURALNY	WZÓR GRUPOWY
metan			
	C_2H_6		
			
			CH_3-CH_2- CH_2-CH_3

Jakim powtarzającym członem różnią się wzory poszczególnych alkanów?

Jak łatwo można zauważyć, cząsteczki kolejnych alkanów różnią się o stałą grupę atomów **–CH_2–**, czyli każdy kolejny alkan ma więcej od poprzedniego o jeden atom węgla i o dwa atomy wodoru. Taki szereg związków chemicznych, w którym kolejne związki chemiczne różnią się od poprzednich o stałą grupę, a reszta związku pozostaje bez zmian, nazywa się szeregiem homologicznym. Alkany tworzą więc szereg homologiczny.

! ZAPAMIĘTAJ

SZEREG HOMOLOGICZNY – szereg kolejnych związków chemicznych, w których każdy człon różni się od poprzedniego o stałą grupę atomów. W przypadku węglowodorów o grupę **–CH_2–**.

Dzięki temu, że alkany tworzą szereg homologiczny, można dla nich zapisać wzór ogólny, który pozwoli Ci obliczyć, ile atomów wodoru ma alkan o danej ilości atomów węgla, a także, ile atomów węgla jest w cząsteczce alkanu o znanej liczbie atomów wodoru. Wzór ogólny alkanów to: CnH2n+2, gdzie n jest liczbą atomów węgla. Przykładowo, jeżeli chcesz dowiedzieć się, ile atomów wodoru będzie zawierał alkan o dwudziestu atomach węgla w cząsteczce, postępujesz następująco:

liczba atomów węgla = 20, czyli n = 20;

z tego wynika, że liczba atomów wodoru wynosi:

2n + 2, czyli 2 · 20 + 2 = 42,

co daje wzór sumaryczny $C_{20}H_{42}$.

! ZAPAMIĘTAJ

WZÓR OGÓLNY ALKANÓW C_nH_{2n+2},
gdzie **n** jest liczbą atomów węgla.

ĆWICZENIE 139.

Sprawdź poprawność wzoru ogólnego dla znanych Ci alkanów. W zeszycie przeprowadź obliczenia dla następujących związków:

metanu, etanu, propanu, butanu.

Na koniec zastanówmy się nad nazwami poznanych alkanów. Nazwy pierwszych czterech alkanów są nazwami zwyczajowymi, lecz mają wspólny element. Jest nim przyrostek **-an**. Formant ten będzie się powtarzał w nazwach wszystkich kolejnych członów szeregu homologicznego alkanów.

! ZAPAMIĘTAJ

Nazwy systematyczne alkanów mają formant (przyrostek) **-an.**

Przyrostek w nazwie węglowodoru jest bardzo ważny i nie wolno go pomylić, ponieważ węglowodory należące do określonej grupy związków mają zawsze w swojej nazwie taki sam przyrostek.

Z uwagi na fakt, że nazwy pierwszych czterech węglowodorów z grupy alkanów są zwyczajowe, waby łatwiej je zapamiętać, można posłużyć się wierszykiem:

Metan, etan, propan butan – rozbawiony orangutan.

GDYBY ROZWÓJ GOSPODARKI I ŻYCIE LUDZI ZALEŻAŁO OD WYKRZYCZANYCH SŁÓW I OBELG, TO RZECZPOSPOLITA BYŁABY NAJBOGATSZYM PAŃSTWEM NA ŚWIECIE, A POLACY PEŁNI BYLIBY POCZUCIA SZCZĘŚCIA I NADZIEI. GDYBY TĘ ZŁOŚĆ I NIENAWIŚĆ MOŻNA BYŁO PRZEROBIĆ NA WĘGLOWODORY, TO ROPĘ I GAZ EKSPORTOWALIBYŚMY DO ROSJI.

WALDEMAR PAWLAK,
PRZEMÓWIENIE W DEBACIE NAD SAMOROZWIĄZANIEM SEJMU V KADENCJI,
7 WRZEŚNIA 2007 R.

6.3. CO JESZCZE TRZEBA WIEDZIEĆ O ALKANACH?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć węglowodór, szereg homologiczny, alkan;**
- **jak oblicza się liczbę atomów wodoru i węgla w alkanie, korzystając ze wzoru ogólnego.**

Zastanów się, co przedstawiają poszczególne rysunki. Zapisz ich nazwy. Podkreśl cząstki, które pochodzą od nazw greckich liczebników.

Znamy już cztery pierwsze węglowodory z szeregu homologicznego alkanów:

- metan – CH_4
- etan – C_2H_6
- propan – C_3H_8
- butan – C_4H_{10}

Ich nazwy są zwyczajowe (należy je zapamiętać). Nazwy kolejnych alkanów pochodzą między innymi od nazw liczebników greckich i łacińskich. Do podstawy wywodzącej się od liczebnika dodaje się przyrostek -an.

ĆWICZENIE 140.

Przerysuj tabelę do zeszytu. Na podstawie wzoru ogólnego alkanów i innych źródeł, uzupełnij ją.

LICZBA ATOMÓW WĘGLA	NAZWA ALKANU	WZÓR SUMARYCZNY ALKANU	POLSKIE SŁOWA O TYM SAMYM RDZENIU
	pentan		
	heksan		
	heptan		
	oktan		
	nonan		
	dekan		

Znając wzór ogólny alkanów (C_nH_{2n+2}) oraz liczbę atomów węgla w cząsteczce, potrafimy podać liczbę atomów wodoru. Potrafimy także podać liczbę atomów węgla, znając liczbę atomów wodoru.

Jeżeli w cząsteczce alkanu mamy **n** atomów węgla, to liczbę atomów wodoru obliczamy jako **2n+2.**

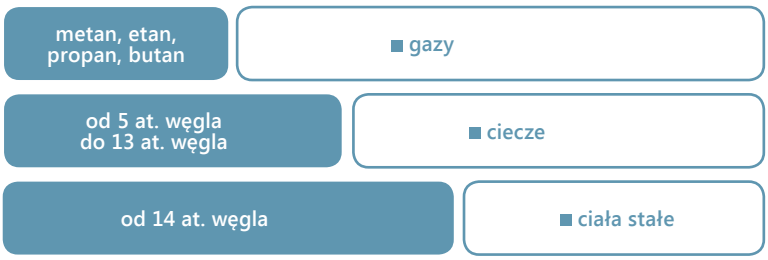
Jeżeli w cząsteczce alkanu mamy **x** atomów wodoru, to liczbę atomów węgla obliczamy jako **(x-2)/2.**

ĆWICZENIE 141.

Korzystając ze wzoru ogólnego, uzupełnij (w zeszycie) wzory sumaryczne poniższych alkanów.

oktan	$C_8H_?$	triakontan	$C_{30}H_?$
oktadekan	$C_?H_{38}$	oktadekan	$C_?H_{38}$
eikozan	$C_{20}H_?$	hektan	$C_{100}H_?$
nonan	$C_?H_{20}$	heksadekan	$C_{16}H_?$

Stan skupienia alkanów, jak wszystkich związków chemicznych, zależy od temperatury i ciśnienia. W **warunkach normalnych** (0°C, 1013,25 hPa; 1 atm.) stan skupienia poszczególnych alkanów przedstawia poniższy schemat:

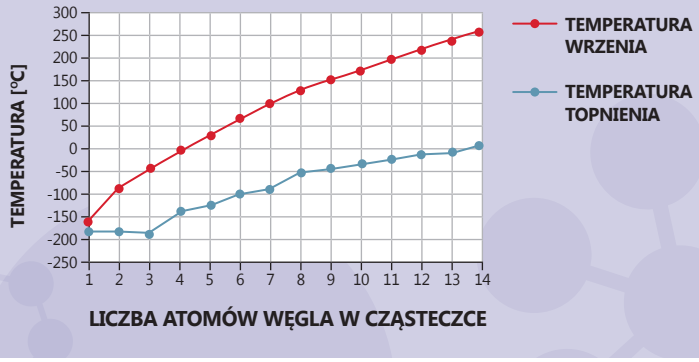


SCHEMAT 6.3. Stan skupienia poszczególnych alkanów w warunkach normalnych.

Zwróć uwagę, że w warunkach, jakie panują w klasie (temperatura ok. 20°C), cieczami będą też kolejne alkany: tetradekan i pentadekan.

ĆWICZENIE 142.

Na podstawie poniższego wykresu omów w zeszycie, jak zmienia się temperatura wrzenia i topnienia dla alkanów.



DOŚWIADCZENIE 91.

WYKONANIE

Zbadaj właściwości pentanu (lub innego alkanu o liczbie atomów węgla mniejszej od osiemnastu) i heksadekanu (jest on głównym składnikiem parafiny, z której zbudowane są świece). Zbadaj: stan skupienia, zapach, kolor, palność i rozpuszczalność w wodzie oraz alkoholu (etanolu).

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Jak pokazało powyższe doświadczenie, alkany nie mieszają się z wodą, nie są w niej rozpuszczalne, natomiast są palne. Podobnie jak w przypadku metanu, możliwe są trzy rodzaje spalania, prowadzące do powstania różnych produktów.

SCHEMAT 6.4. Trzy rodzaje spalania alkanów.

Im dłuższy łańcuch węglowodorowy, tym trudniej zapewnić odpowiednią ilość tlenu do spalania, dlatego też w przypadku węglowodorów o dłuższych łańcuchach płomień jest kopcący. Załóżmy, że spalamy powszechnie stosowane paliwo samochodowe – benzynę, która zawiera węglowodory o długości łańcucha od pięciu do dwunastu atomów węgla. Dla uproszczenia przyjmijmy, że nasza benzyna to oktan. Pary benzyny zmieszane z powietrzem spalają się wybuchowo.

W początkowej fazie wybuchu płomień jest niebieski i nieświecący. Jest to spowodowane wystarczającą ilością tlenu potrzebną, aby przebiegało spalanie całkowite. Produktami spalania są więc tlenek węgla(IV) i woda. Spróbujmy proces ten zapisać równaniem reakcji:

oktan + tlen → tlenek węgla(IV) + woda.

Zapisujemy substraty, pamiętając, że oktan ma osiem atomów węgla w cząsteczce, a tlen występuje w postaci cząsteczek dwuatomowych:

$$C_8H_{18} + O_2 \rightarrow \quad .$$

Dopisujemy produkty:

$$C_8H_{18} + O_2 \rightarrow CO_2 + H_2O.$$

Mamy zapisane substraty i produkty, lecz równanie należy uzgodnić (liczba atomów poszczególnych pierwiastków po obu stronach równania musi być taka sama). W tym celu musimy odpowiednio dobrać ilości poszczególnych reagentów.

Zaczynamy od liczby atomów węgla. W cząsteczce oktanu jest osiem atomów węgla. Po prawej stronie równania węgiel jest obecny tylko w cząsteczce CO_2. W jednej cząsteczce CO_2 jest jeden atom węgla, w takim razie z jednej cząsteczki oktanu powstanie osiem cząsteczek CO_2, co zapisujemy, wstawiając cyfrę 8 przed wzorem CO_2:

$$C_8H_{18} + O_2 \rightarrow 8CO_2 + H_2O.$$

Następnie uzgadniamy liczbę atomów wodoru, stosując podobne rozumowanie. W jednej cząsteczce oktanu znajduje się osiemnaście atomów wodoru, natomiast w jednej cząsteczce wody są dwa atomy wodoru. W takim razie powstanie dziewięć cząsteczek wody ($9 \cdot 2 = 18$):

$$C_8H_{18} + O_2 \rightarrow 8CO_2 + 9H_2O.$$

Do uzgodnienia pozostała teraz liczba atomów tlenu. Uzgodniona liczba powstałych cząsteczek produktów ($8CO_2 + 9H_2O$) narzuca liczbę potrzebnych atomów tlenu:

$$8 \cdot 2 + 9 \cdot 1 = 25.$$

Ponieważ cząsteczki tlenu są dwuatomowe, na spalenie jednej cząsteczki oktanu potrzeba dwanaście i pół cząsteczki tlenu:

$$C_8H_{18} + 12{,}5O_2 \rightarrow 8CO_2 + 9H_2O.$$

Nie może w reakcji uczestniczyć połowa cząsteczki, dlatego też wszystkie współczynniki należy w równaniu pomnożyć przez 2. Gotowe równanie przyjmuje więc postać:

$$2C_8H_{18} + 25O_2 \rightarrow 16CO_2 + 18H_2O.$$

Po krótkiej chwili od zapłonu płomień z niebieskiego staje się żółty i świecący. Jest to spowodowane faktem, że ilość tlenu nie wystarcza już do całkowitego spalania benzyny i zachodzi spalanie niecałkowite, którego przebieg można przedstawić równaniem:

oktan + tlen → tlenek węgla(II) + woda.

Przeprowadzając rozumowanie jak poprzednio, zapisujemy kolejno:

- substraty i produkty:

$$C_8H_{18} + O_2 \rightarrow CO + H_2O,$$

- uzgadniamy liczbę atomów węgla:

$$C_8H_{18} + O_2 \rightarrow 8CO + H_2O,$$

- uzgadniamy liczbę atomów wodoru:

$$C_8H_{18} + O_2 \rightarrow 8CO + 9H_2O,$$

- uzgadniamy liczbę atomów tlenu ($(8 + 9) : 2 = 17 : 2 = 8{,}5$):

$$C_8H_{18} + 8{,}5O_2 \rightarrow 8CO + 9H_2O.$$

W tym przypadku również nie można wziąć pół cząsteczki tlenu, wszystkie współczynniki mnożymy więc przez dwa:

$$2C_8H_{18} + 17O_2 \rightarrow 16CO + 18H_2O.$$

Przy jeszcze mniejszej ilości tlenu użytego do spalania powstaje sadza (węgiel):

oktan + tlen → węgiel + woda.

Przeprowadzając rozumowanie jak poprzednio, zapisujemy kolejno:

- substraty i produkty:

$C_8H_{18} + O_2 \rightarrow C + H_2O$,

- uzgadniamy liczbę atomów węgla:

$C_8H_{18} + O_2 \rightarrow 8C + H_2O$,

- uzgadniamy liczbę atomów wodoru:

$C_8H_{18} + O_2 \rightarrow 8C + 9H_2O$,

- uzgadniamy liczbę atomów tlenu ($9 : 2 = 4{,}5$):

$C_8H_{18} + 4{,}5O_2 \rightarrow 8C + 9H_2O$.

W tym przypadku również nie można wziąć pół cząsteczki tlenu, wszystkie współczynniki mnożymy przez dwa:

$2C_8H_{18} + 9O_2 \rightarrow 16C + 18H_2O$.

Z powyższych zapisów wynika, że aby zapewnić prawidłowe spalanie paliwa w silniku samochodowym, należy dostarczać właściwej ilości tlenu, dlatego też w samochodach miesza się benzynę z powietrzem, rozpylając ją w strumieniu powietrza tuż przed dostarczeniem jej do komory spalania w silniku.

ĆWICZENIE 143.

Zapisz w zeszycie równania reakcji spalania, w zależności od ilości dostępnego tlenu, dla następujących alkanów: propanu, butanu i pentanu.

ĆWICZENIE 144.

Korzystając z pojęcia mol, słownie zapisz w zeszycie poniższe równanie reakcji:

$2C_8H_{18} + 25O_2 \rightarrow 16CO_2 + 18H_2O$.

ĆWICZENIE 145.

Korzystając z równania reakcji z powyższego ćwiczenia, oblicz w zeszycie, ile gramów oktanu uległo spaleniu całkowitemu, jeżeli w wyniku reakcji powstało 88 g CO_2.

ĆWICZENIE 146.

Przerysuj tabelę do zeszytu i ją uzupełnij.

NAZWA ALKANU	WZÓR SUMARYCZNY	MASA MOLOWA	MASA WĘGLA W 1 MOLU ZWIĄZKU	MASA WODORU W 1 MOLU ZWIĄZKU	% WĘGLA W ZWIĄZKU	% WODORU W ZWIĄZKU
Metan	CH_4	16 g/mol	12 g	4 g	75%	25%
Etan						
Propan						
Butan						
Pentan						
Heksan						
Heptan						
Oktan						
Nonan						
Dekan						

ĆWICZENIE 147.

Na podstawie powyższej tabeli narysuj w zeszycie jeden z wykresów:

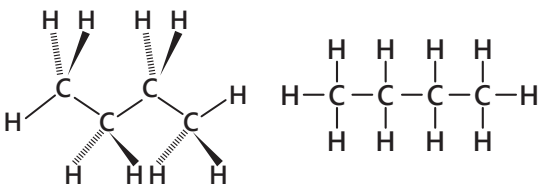
- zależności masy alkanu od liczby atomów węgla w cząsteczce,
- zależności procentowej węgla/wodoru od liczby atomów węgla w cząsteczce.

Przedyskutujcie wyniki w klasie.

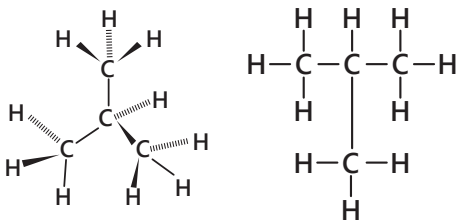
Do tej pory posługiwaliśmy się wzorami sumarycznymi alkanów. Atomy węgla, łącząc się bezpośrednio ze sobą, tworzą łańcuchy, które mogą być proste lub rozgałęzione. Aby mógł powstać węglowodór o łańcuchu rozgałęzionym, cząsteczka musi zawierać minimum cztery atomy węgla. Dla węglowodoru o wzorze sumarycznym C_4H_{10} istnieją dwie możliwe struktury:

ŁAŃCUCH NIEROZGAŁĘZIONY

(prosty – atomy węgla połączone jeden za drugim)



ŁAŃCUCH ROZGAŁĘZIONY



Związki chemiczne, które mają taki sam wzór sumaryczny, lecz różne struktury (jest tyle samo atomów poszczególnych pierwiastków, ale są w różny sposób ze sobą połączone), nazywamy **izomerami.**

Termin „izomer" pochodzi z języka greckiego:
isos – równy,
meros – części.

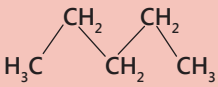
! ZAPAMIĘTAJ

IZOMERY to związki chemiczne o tym samym składzie pierwiastkowym, ale o różnej budowie wewnętrznej.

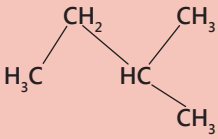
Liczba izomerów gwałtownie rośnie wraz ze wzrostem ilości atomów węgla w łańcuchu. Dla alkanu o pięciu atomach węgla w cząsteczce takie izomery są trzy. Dla dekanu ($C_{10}H_{22}$) jest ich już siedemdziesiąt pięć, natomiast dla eikozanu ($C_{20}H_{42}$) jest ich już aż trzysta sześćdziesiąt sześć tysięcy trzysta dziewiętnaście.

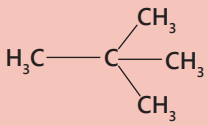
MOŻLIWE IZOMERY DLA WĘGLOWODORU O WZORZE C_5H_{12}:

Z ŁAŃCUCHEM NIEROZGAŁĘZIONYM (PROSTYM)



Z ŁAŃCUCHEM ROZGAŁĘZIONYM





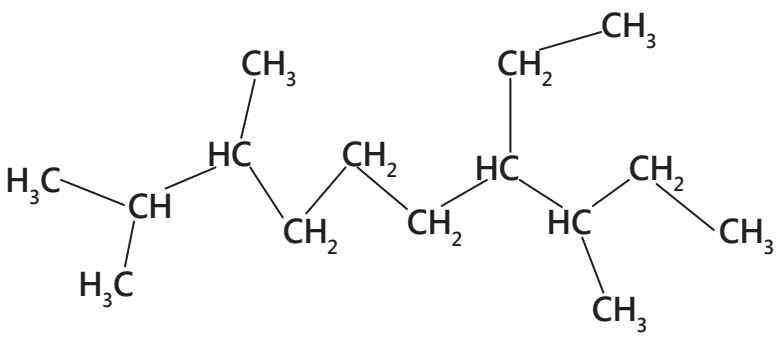
ĆWICZENIE 148.

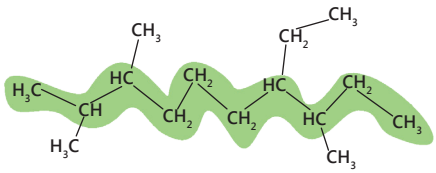
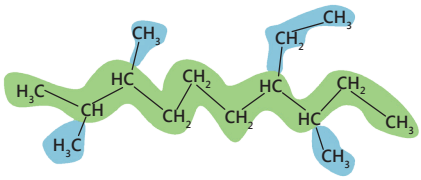
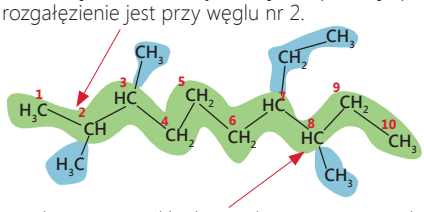
Narysuj w zeszycie wzory strukturalne izomerów heksanu (jest ich pięć).

Przedstawiona powyżej izomeria nosi nazwę **strukturalnej** lub **konstytucyjnej**. Każdy izomer to inny związek chemiczny, dlatego też powinien mieć unikalną nazwę. Alkany o prostych (nierozgałęzionych) łańcuchach nazywane są **n-alkanami**. Z tego powodu, jeżeli mamy na myśli właśnie taki alkan, do nazwy alkanu, poczynając od butanu, należy dodać małą literę **n-** (np. n-butan, n-pentan ...).

Trochę bardziej skomplikowane jest tworzenie nazw węglowodorów o łańcuchach rozgałęzionych. Jednakże zrozumienie tych zasad pozwala nam na przeczytanie ze zrozumieniem etykiet produktów spożywczych, leków, kosmetyków czy środków chemii domowej.

Spróbujmy prześledzić te zasady na przykładzie węglowodoru o wzorze:



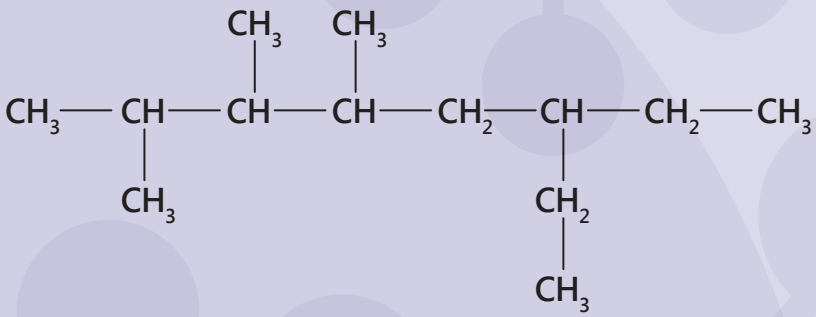
Zaznacz (na zielono) najdłuższy łańcuch węglowy w narysowanym wzorze strukturalnym węglowodoru.	
Od liczby atomów węgla w głównym łańcuchu zależy podstawowa nazwa węglowodoru. Policz liczbę atomów węgla w zaznaczonym łańcuchu.	Liczba atomów węgla w najdłuższym łańcuchu = **10**. Podstawowa nazwa węglowodoru – **dekan**.
Zaznacz (na niebiesko) te grupy (podstawniki), które są dołączone do zaznaczonego na zielono łańcucha.	
Ponumeruj atomy węgla w najdłuższym łańcuchu (zielonym) od tego końca, gdzie bliżej jest rozgałęzienie (najbliższy dołączony podstawnik zaznaczony na niebiesko).	Numerując od strony lewej do prawej, pierwsze rozgałęzienie jest przy węglu nr 2.  Jeżeli numerowalibyśmy od strony prawej do lewej, rozgałęzienie byłoby przy węglu nr 3.
Wypisz wszystkie numery atomów węgla z głównego łańcucha, przy których są podstawniki (numery lokantów). Jeżeli przy jakimś atomie węgla są dwa podstawniki, wypisz ten atom dwukrotnie.	2 3 7 8
Skoro nazwy podstawników tworzymy od rdzenia nazwy węglowodoru o takiej samej liczbie atomów węgla co w podstawniku, dodając do rdzenia przyrostek **-yl** (zamieniamy przyrostek **-an** na **-yl**), np. metan → metyl), dopisz do powyższych cyfr (lokantów) nazwy podstawników. Cyfrę z nazwą połącz dywizem (łącznikiem).	CH_4 – metan → CH_3– – metyl CH_3–CH_3 – etan → CH_3–CH_2– – etyl 2-metyl 3-metyl 7-etyl 8-metyl
Nazwy podstawników wypisuje się w kolejności alfabetycznej. Posegreguj według tej zasady nazwy podstawników (wraz z poprzedzającymi je współczynnikami) występujących w narysowanym wzorze węglowodoru (wypisz, według rosnących współczynników, podstawniki powtarzające się).	7-etyl 2-metyl 3-metyl 8-metyl
Jeżeli dany podstawnik występuje kilkakrotnie, wypisz wszystkie współczynniki – nawet powtarzające się; między cyframi współczynnika a nazwą podstawnika dopisz przedrostek mówiący, ile razy dany podstawnik powtarza się. Jeżeli powtarza się: dwa razy, to wpisz di-; trzy razy – tri-; cztery razy – tetra-; pięć razy – penta-.	7-etyl 2,3,8-**tri**metyl
W nazwach węglowodorów po składających się na nie nazwach podstawników, a przed nazwą głównego łańcucha wstawiamy wrostek **-o-** (np. metyl → metyl**o...**). Przepisz część nazwy węglowodoru. Dopisz przedrostek, kierując się podaną zasadą. Cyfry rozdzielaj przecinkiem, a fragmenty nazwy łącznikiem (-). Jako ostatni człon nazwy wpisz nazwę głównego łańcucha.	7-etylo-2,3,8-**tri**metyl**o**dekan

Pełna nazwa węglowodoru przedstawionego powyżej to:

7-etylo-2,3,8-trimetylodekan.

ĆWICZENIE 149.

Zgodnie z podanym na poprzedniej stronie schematem nazwij węglowodór.



Skorzystaj z poniższych podpowiedzi:

- Najdłuższy łańcuch liczy ..... atomów węgla – podstawą nazwy będzie ..... .
- Z której strony głównego łańcucha jest bliżej rozgałęzienie?
- Przy jakich lokantach (numerach atomów węgla) są podstawniki?
- Jak się nazywają podstawniki?
- Czy powtarzają się podstawniki o tych samych nazwach?

Alkany pełnią również ważną rolę w przyrodzie. Wspomniano już przy okazji metanu, że jest on produkowany przez niektóre rodzaje bakterii i dlatego występuje w gazach jelitowych oraz wydziela się z bagien i torfowisk.

ĆWICZENIE 150.

Poszukaj informacji o tym, jakie zastosowanie może mieć grzyb *Amorphotheca resinae,* skoro metabolizuje on n-alkany o długich łańcuchach.

ĆWICZENIE 151.

14% oleju z wątroby rekina stanowi alkan 2,6,10,14-tetrametylopentadekan.

Narysuj w zeszycie jego wzór strukturalny. Zastosuj poniższy algorytm:

- narysuj łańcuch węglowy pentadekanu;
- ponumeruj go;
- przy 2., 6., 10., 14. atomie węgla narysuj grupy metylowe;
- dorysuj brakujące atomy wodoru (pamiętaj, że węgiel jest czterowiązalny!).

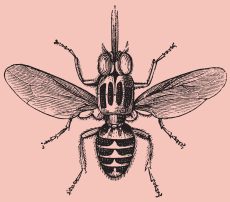
Podaj wzór sumaryczny tego alkanu.

Alkany są też składnikiem feromonów*.

***FEROMONY** – mieszanina związków chemicznych produkowana przez niektóre zwierzęta i rośliny. Nazywa się je związkami infochemicznymi, ponieważ służą do komunikacji, np. przywabiania osobników płci przeciwnej, zwalczania konkurencji.

ĆWICZENIE 152.

Feromony chrząszcza *Xylotrechus colonus* składają się głównie z n-pentakozanu, 3-metylopentakozanu, 9-metylopentakozanu. Powiedz, czym różnią się te węglowodory. Czy mają taki sam wzór sumaryczny?



MUCHA TSE-TSE

Sprawdź, jaką chorobę powodują ukąszenia tej muchy.

Również inne owady, takie jak np. mucha tse-tse (*Glossina morsitans morsitans*) produkują feromony składające się głównie z alkanów, w tym przypadku są to:

- 2-metyloheptadekan ($C_{18}H_{38}$),
- 17,21-dimetyloheptatriakontan ($C_{39}H_{80}$),
- 15,19-dimetyloheptatriakontan ($C_{39}H_{80}$),
- 15,19,23-trimetyloheptatriakontan ($C_{40}H_{82}$).

Przykładem rośliny, która wykorzystuje do wabienia owadów alkany jako feromony, może być storczyk (*Ophrys sphegodes*). Jego kwiat nie tylko wyglądem przypomina pszczołę z gatunku *Andrena nigroaenea*, ale również wydziela feromony produkowane przez samice tego gatunku (trikozan $C_{23}H_{48}$, pentakozan $C_{25}H_{52}$, heptakozan $C_{27}H_{56}$) w takim samym składzie procentowym. W efekcie przywabione samce zapylają kwiat.

STORCZYK

(Ophrys sphegodes).

ĆWICZENIE 153.

Na podstawie dostępnych źródeł zapisz w zeszycie definicje parafiny i w formie mapy myśli wypisz jej zastosowania.

NIE MA WIĘKSZEGO NIESZCZĘŚCIA NAD ULEGANIE POŻĄDANIOM
I WIĘKSZEGO PRZEWINIENIA NAD NIENASYCENIE.

LAOZI [lao-cy], LEGENDARNA POSTAĆ CHIŃSKIEJ FILOZOFII, TWÓRCA TAOIZMU

6.4. CO TO SĄ WĘGLOWODORY NIENASYCONE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: węglowodór, szereg homologiczny; jakie kształty mają orbitale zhybrydyzowane sp, sp2; nazwy alkanów i ich wzór ogólny;**
- **jak powstają wiązania podwójne i potrójne (wielokrotne).**

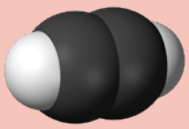
Do tej pory poznaliśmy węglowodory, w których wszystkie wiązania pomiędzy atomami węgla były pojedyncze. Takie węglowodory nazywamy nasyconymi. Do tej grupy właśnie zaliczają się alkany. Oprócz węglowodorów nasyconych istnieje również rodzina węglowodorów, w których występują wiązania wielokrotne (podwójne lub potrójne) pomiędzy atomami węgla. Takie węglowodory nazywamy nienasyconymi.

Aby możliwe było wytworzenie wiązania pomiędzy atomami węgla, w cząsteczce węglowodoru nienasyconego muszą występować przynajmniej dwa atomy węgla, dlatego też metan nie ma swojego odpowiednika wśród węglowodorów nienasyconych.

Najprostszym węglowodorem zawierającym wiązanie potrójne jest etyn o wzorze sumarycznym C_2H_2 i wzorze strukturalnym:

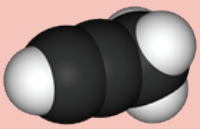
$$H–C\equiv C–H.$$

Otwiera on kolejną rodzinę węglowodorów (kolejny szereg homologiczny), w której pomiędzy atomami węgla występuje jedno wiązanie potrójne, natomiast pozostałe wiązania są pojedyncze. Węglowodory te to **alkiny**.



Model cząsteczki etynu.

Piktogramy dla etynu.



Model cząsteczki propynu.

Piktogramy dla propynu.

Pierwszym członem szeregu jest etyn, natomiast każdy kolejny węglowodór z tego szeregu ma więcej o jeden atom węgla i dwa atomy wodoru, czyli kolejny alkin będzie miał trzy atomy węgla i cztery atomy wodoru:

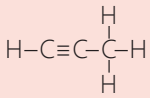
NAZWA	WZÓR SUMARYCZNY	WZÓR STRUKTURALNY	WZÓR GRUPOWY	WZÓR SZKIELETOWY
propyn	C_3H_4		$HC{\equiv}C{-}CH_3$	

TABELA 6.1. Propyn, kolejny po etynie alkin.

! ZAPAMIĘTAJ

ALKINY to węglowodory, w których występuje jedno wiązanie potrójne między atomami węgla, a pozostałe wiązania są pojedyncze.

Nazwy wszystkich członów szeregu alkinów będą się kończyły przyrostkiem **-yn,** dodanym do takiego samego rdzenia jak w alkanach.

LICZBA ATOMÓW C	NAZWA ALKANU	WZÓR GRUPOWY	NAZWA ALKINU	WZÓR GRUPOWY
1	metan	CH_4	brak odpowiednika	
2	etan	$CH_3{-}CH_3$	etyn	$CH{\equiv}CH$
3	propan	$CH_3{-}CH_2{-}CH_3$	propyn	$CH{\equiv}C{-}CH_3$

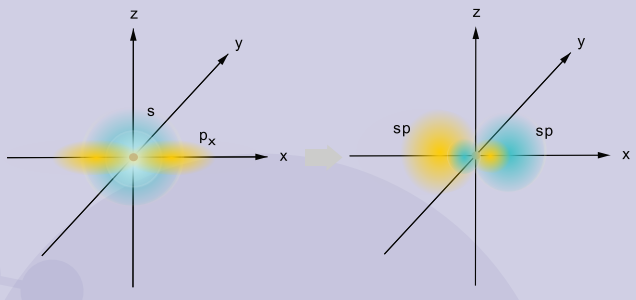
TABELA 6.2. Różnice pomiędzy alkinami i alkanami.

Atomy węgla tworzące wiązanie potrójne mają hybrydyzację **sp**.

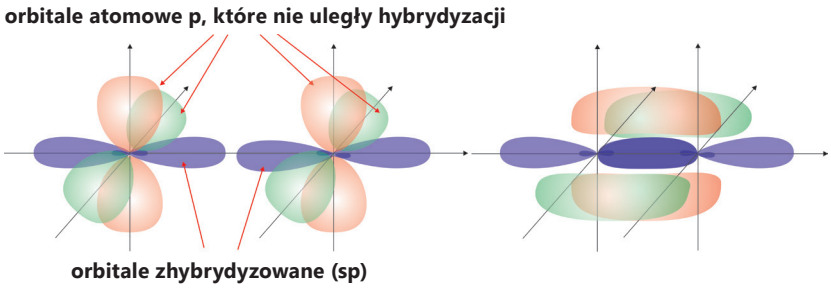
ĆWICZENIE 154.

Przeczytaj i uzupełnij ustnie tekst:

Jeśli hybrydyzacji uległ jeden orbital ..... i jeden orbital ....., mówi się, że nastąpiła hybrydyzacja **sp**. Kształt orbitali zhybrydyzowanych jest wynikiem ..... się na siebie obu przestrzeni. Zamiast orbitalu s oraz orbitalu p znajdą się dwa orbitale ..... (jeden zaznaczony na prawym rysunku na żółto, a drugi na niebiesko). Na orbitalach zhybrydyzowanych zajmą miejsce te elektrony, które ..... na orbitalach ulegających hybrydyzacji.



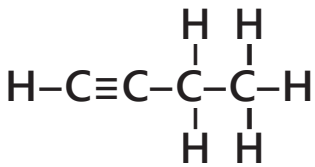
Podczas tworzenia wiązania potrójnego pomiędzy atomami węgla pierwsze wiązanie powstaje poprzez nałożenie się jednego z orbitali zhybrydyzowanych jednego atomu węgla z orbitalem zhybrydyzowanym drugiego atomu węgla. Natomiast drugie i trzecie wiązanie tworzą elektrony na pozostałych (niezhybrydyzowanych) orbitalach **p** poprzez nałożenie boczne tych orbitali.

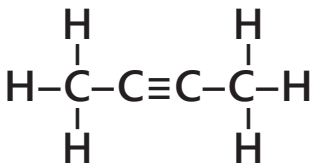


RYSUNEK 6.13. Tworzenie wiązania potrójnego pomiędzy atomami węgla.

Fragment wiązania **–C≡C–** jest liniowy, dopiero przyłączanie dalszych atomów powoduje charakterystyczną załamaną linię węglowodorów. Wynika to z faktu, iż dalsze atomy węgla mają już hybrydyzację **sp^3**.

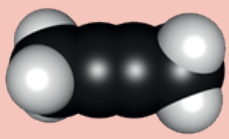
Do tej pory poznaliśmy wzory dwóch alkinów. Aby poznać kolejne, musimy powiedzieć kilka słów o izomerii w alkinach. Wiązanie potrójne powstaje pomiędzy dwoma kolejnymi atomami węgla. Jeżeli atomów węgla w łańcuchu węglowodorowym jest więcej niż trzy, położenie wiązania potrójnego nie jest jednoznaczne. Im dłuższy łańcuch, tym możliwości więcej. Dla alkinu mającego cztery atomy węgla takie możliwości są dwie:





Wiązanie potrójne może być umieszczone pomiędzy pierwszym i drugim atomem węgla lub pomiędzy drugim i trzecim. Są to dwa różne związki chemiczne, dlatego też mają swoje unikalne nazwy. Oba mają cztery atomy węgla oraz sześć atomów wodoru. Dlatego też ich wzór sumaryczny to C_4H_6. Alkanem, w którego cząsteczce znajdowały się cztery atomy węgla, był butan, tak więc alkinem o czterech atomach węgla będzie butyn. Pozostaje wskazać jedynie, w którym miejscu jest wiązanie potrójne. Aby to zrobić, numerujemy atomy węgla od tego końca łańcucha, który jest bliżej wiązania potrójnego.

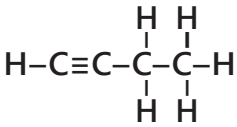
Model cząsteczki but-1-ynu.



Model cząsteczki but-2-ynu.

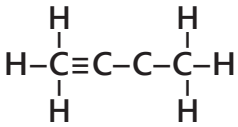
Piktogram dla butynu.

Odczytujemy, pomiędzy którymi dwoma atomami węgla jest wiązanie potrójne. Następnie niższy z tych numerów wpisujemy pomiędzy rdzeń nazwy i przyrostek -yn:



but-1-yn

Wiązanie potrójne jest pomiędzy pierwszym i drugim atomem węgla, stąd w nazwie cyfra -1-.



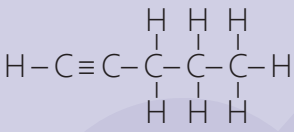
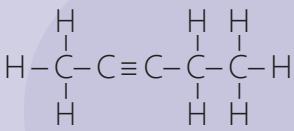
but-2-yn

Wiązanie potrójne jest pomiędzy drugim i trzecim atomem węgla, stąd w nazwie cyfra -2-.

Analogicznie tworzymy nazwy innych alkinów o większej liczbie atomów węgla. Dla etynu i propynu numerów wskazujących położenie wiązania nie podajemy, gdyż jest ono jednoznaczne.

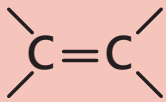
ĆWICZENIE 155.

Przerysuj tabelę do zeszytu. Uzupełnij informacje w tabeli, wpisując nazwy, wzory sumaryczne i strukturalne.

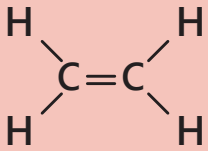
ALKANY		ALKINY		
NAZWA	WZÓR SUMARYCZNY	NAZWA	WZÓR SUMARYCZNY	WZÓR STRUKTURALNY
metan	CH_4			
				H–C≡C–H
propan				
		but-1-yn	C_4H_6	
		but-2-yn		
pentan				
				
		heks-1-yn		
		heks-2-yn		
		heks-3-yn		

Na podstawie wzorów sumarycznych alkinów podaj ich wzór ogólny.

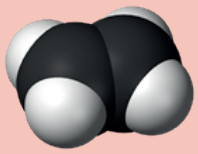
Najprostszy węglowodór, który zawiera jedno wiązanie podwójne między atomami węgla, ma dwa atomy węgla. Z uwagi na fakt, że każdy atom węgla tworzy cztery wiązania (jest czterowartościowy), węglowodór ten zawierał będzie cztery atomy wodoru – jego wzór sumaryczny to C_2H_4, a nazwa to eten (nazwa zwyczajowa etylen).



Wiązanie podwójne pomiędzy atomami węgla.



Wzór strukturalny najprostszego węglowodoru zawierającego jedno wiązanie podwójne między atomami węgla – etenu (nazwa zwyczajowa etylen).



Model cząsteczki etenu.

ĆWICZENIE 156.

Wyjaśnij, czym różni się nazwa alkanu zawierającego 2 atomy węgla od nazwy alkenu zawierającego 2 atomy węgla?

Eten rozpoczyna nową rodzinę węglowodorów (nowy szereg homologiczny). Tak jak jego nazwa różni się od nazwy etanu przyrostkiem (**-an** dla etanu, **-en** dla etenu), tak nazwa tego szeregu będzie się różniła od nazwy alkanów tym samym formantem: nowy szereg homologiczny to **alkeny**. Tak jak w alkanach i alkinach, również w alkenach każdy następny węglowodór będzie się różnił od poprzedniego o grupę $-CH_2-$. Nazwy wszystkich członów szeregu będą się kończyły przyrostkiem **-en**.

! ZAPAMIĘTAJ

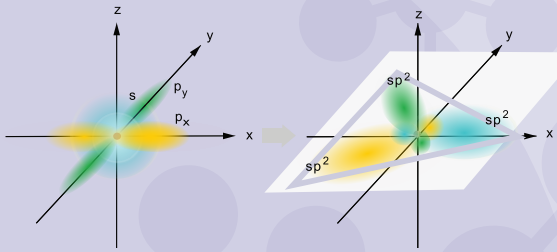
ALKENY to węglowodory, w których występuje jedno wiązanie podwójne pomiędzy atomami węgla. Pozostałe wiązania są pojedyncze.

Te dwa atomy węgla, które w cząsteczkach alkenów tworzą wiązanie podwójne, ulegają hybrydyzacji **sp²**. Pozostałe atomy węgla, tak jak w przypadku alkanów, ulegają hybrydyzacji sp^3.

ĆWICZENIE 157.

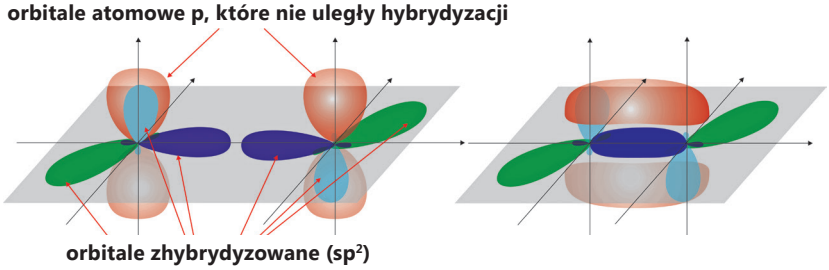
Uzupełnij ustnie tekst (na podstawie informacji zawartych w podrozdziale 6.1.).

Jeżeli orbital ..... pomieszamy z ..... orbitalami ....., to powstaną trzy hybrydy o nazwie **sp²**. Ich kształt jest wynikiem nałożenia się wszystkich ..... przestrzeni z elektronami. Czyli zamiast jednego orbitalu ..... (na rysunku niebieski kształt) i dwóch orbitali ..... (na rysunku kształty żółty i zielony) powstaną trzy identyczne orbitale **sp²** (odpowiednio oznaczone na żółto, zielono i niebiesko ..... . Na nowych orbitalach będą znajdować się ....., które były umieszczone na orbitalach przed ich hybrydyzacją.



W tym miejscu powstała cząsteczka będzie ....., co oznacza, że atomy będą znajdować się na jednej ....., a kąty pomiędzy poszczególnymi wiązaniami będą wynosić ..... .

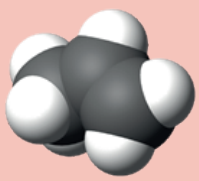
Podczas tworzenia wiązania podwójnego pomiędzy atomami węgla pierwsze wiązanie powstaje poprzez nałożenie się jednego z orbitali zhybrydyzowanych jednego atomu węgla z orbitalem zhybrydyzowanym drugiego atomu węgla. Natomiast drugie wiązanie tworzą elektrony na pozostałych (niezhybrydyzowanych) orbitalach **p** poprzez nałożenie boczne tych orbitali. Jak widać, to wiązanie jest pod i nad płaszczyzną (nazywa się wiązaniem pi (π)). Nakładanie się czołowe orbitali p, hybryd lub orbitali s – to wiązanie sigma (σ).



RYSUNEK 6.14. Tworzenie wiązania podwójnego pomiędzy atomami węgla.

Pozostałe atomy węgla mogą być dołączone do orbitali niezaangażowanych w utworzenie wiązania podwójnego (na powyższym rysunku zaznaczone na zielono i błękitno), mają hybrydyzację taką, jak w alkanach (sp^3) i kształt dalszej części łańcucha węglowego jest podobny do tego obserwowanego w alkanach. Jak wynika z powyższych rozważań, fragment z wiązaniem podwójnym jest płaski i stabilny.

Tak więc pierwsze dwa alkeny to eten i propen.



Model cząsteczki propenu.

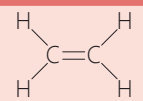
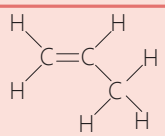
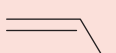
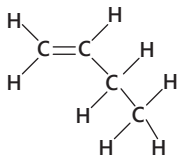
NAZWA	WZÓR SUMARYCZNY	WZÓR STRUKTURALNY	WZÓR GRUPOWY	WZÓR SZKIELETOWY
eten	C_2H_4		$CH_2=CH_2$	
propen	C_3H_6		$CH_2=CH-CH_3$	

TABELA 6.3. Charakterystyka etenu i propenu.

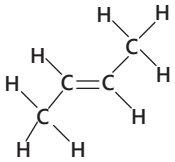
W alkenach, podobnie jak w alkanach, istnieje izomeria związana z rozgałęzieniem łańcucha (strukturalna), ale istnieją też inne rodzaje izomerii: związane z położeniem wiązania podwójnego w łańcuchu węglowym (analogicznie jak w alkinach) oraz ułożeniem atomów przy wiązaniach wielokrotnych (tak zwana izomeria (*E*), (*Z*) lub *cis-*, *trans-*).

Każdy z izomerów to odrębny związek chemiczny, ma więc swoją określoną nazwę. Położenie wiązania podwójnego w łańcuchu węglowym w pierwszych dwóch alkenach (eten, propen) jest jednoznaczne, dlatego nie uwzględnia się go w nazwie. Natomiast tworząc nazwy alkenów zawierających cztery lub więcej atomów węgla w cząsteczce, położenie wiązania wskazujemy, tak jak w alkinach, cyfrą pomiędzy rdzeniem nazwy a przyrostkiem -en. Przeanalizujmy budowę nazwy na przykładzie izomerów butenu (C_4H_8).



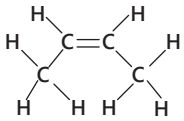
but-1-en

Wiązanie podwójne jest pomiędzy pierwszym i drugim atomem węgla, stąd cyfra -1-.



but-2-en

Wiązanie podwójne jest pomiędzy drugim i trzecim atomem węgla, stąd cyfra -2-.

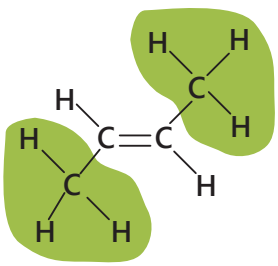


but-2-en

Wiązanie podwójne jest pomiędzy drugim i trzecim atomem węgla, stąd cyfra -2-.

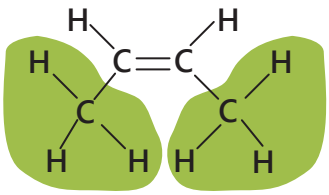
Jak już stwierdziliśmy, fragment z wiązaniem podwójnym jest płaski i stabilny. Dlatego też jeśli wiązanie podwójne jest w środku łańcucha węglowodorowego (np. między drugim a trzecim atomem węgla), istnieją dwie możliwości ułożenia łańcucha. Jest to rodzaj izomerii zwany izomerią geometryczną, gdyż jest ona związana z geometrią cząsteczki, czyli jej budową przestrzenną. Izomerię tę oznaczana się na dwa sposoby: literami *E* i *Z* lub przedrostkami *trans-* i *cis-*.

Jeżeli dołączone fragmenty wiązania znajdują się naprzeciw siebie, oznaczamy je literą E zapisaną kursywą w nawiasie (*E*), od niemieckiego słowa *entgegen* – „naprzeciw", lub przedrostkiem ***trans-***.



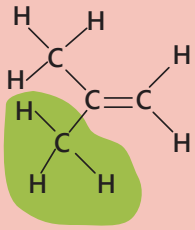
(*E*)-but-2-en
lub
trans-but-2-en

Jeżeli dołączone fragmenty wiązania znajdują się po tej samej stronie, oznaczamy je literą Z zapisaną kursywą w nawiasie (*Z*), od niemieckiego słowa *zusammen* – „razem", lub przedrostkiem ***cis-***.



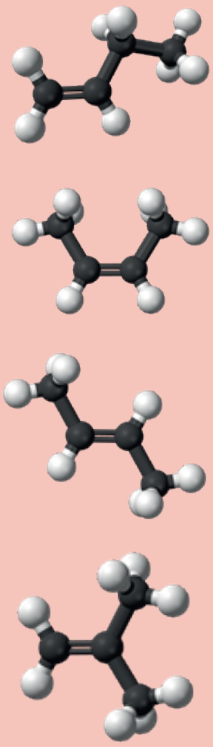
(*Z*)-but-2-en
lub
cis-but-2-en

W przypadku alkenu o wzorze sumarycznym C_4H_8 istnieje jeszcze struktura, w której do łańcucha propenu przyłączona jest grupa metylowa. Węglowodór ten to metylopropen.



METYLOPROPEN

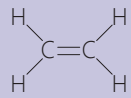
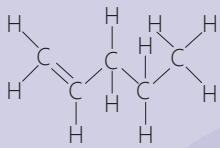
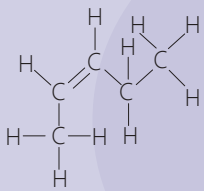
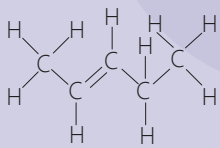
MODELE 3D BUTENU:



Dopasuj modele do wzorów strukturalnych.

ĆWICZENIE 158.

Przerysuj tabelę do zeszytu. Uzupełnij informacje w tabeli, wpisując nazwy, wzory sumaryczne i strukturalne.

ALKANY		ALKENY		
NAZWA	WZÓR SUMARYCZNY	NAZWA	WZÓR SUMARYCZNY	WZÓR STRUKTURALNY
metan	CH_4			
		eten		
propan				
		but-1-en	C_4H_8	
		(*E*)-but-2-en		
		(*Z*)-but-2-en		
pentan				
				
				

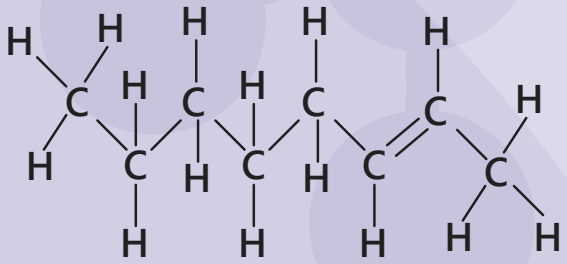
Na podstawie wzorów sumarycznych alkenów podaj ich wzór ogólny.

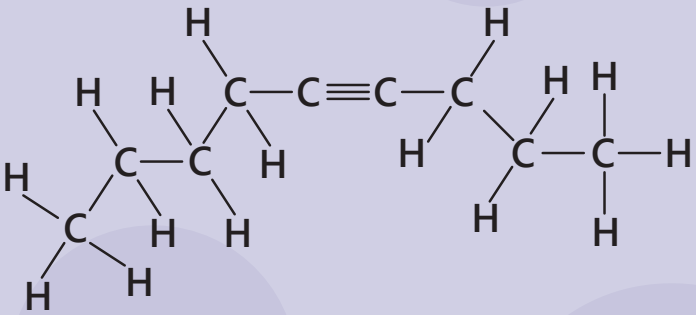
ĆWICZENIE 159.

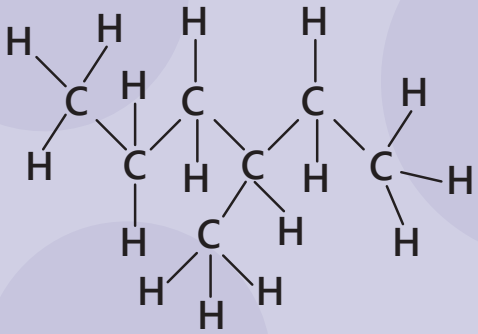
Porównaj w zeszycie wzory strukturalne i nazwy izomerów heksenu.

ĆWICZENIE 160.

Zapisz w zeszycie nazwy następujących węglowodorów:







SMUTEK JEST NIENASYCONY. ŻYWI SIĘ TOBĄ NA JAWIE I WE ŚNIE, CZY WALCZYSZ Z NIM, CZY SIĘ PODDAJESZ.

DENNIS LEHANE [denis lehejn] „PUŁAPKA ZZA GROBU"

6.5. JAK ODRÓŻNIĆ ALKANY OD ALKENÓW I ALKINÓW?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: węglowodór, szereg homologiczny, alkany, alkeny, alkiny, a także nazewnictwo węglowodorów;**
- **jak powstają wiązania podwójne i potrójne (wielokrotne).**

Do tej pory omówiliśmy budowę i nazewnictwo alkenów i alkinów. Zastanówmy się teraz, czy obecność wiązań wielokrotnych (podwójnego lub potrójnego) ma wpływ na właściwości fizyczne i chemiczne tych węglowodorów.

ĆWICZENIE 161.

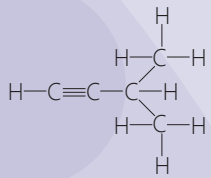
Na podstawie poniższej tabeli sformułuj wnioski dotyczące temperatury wrzenia węglowodorów. Zapisz wnioski w zeszycie.

Alkan	Temp. wrzenia [°C]	Alken	Temp. wrzenia [°C]	Alkin	Temp. wrzenia [°C]
etan	-89	eten	-104	etyn	-75
propan	-42	propen	-48	propyn	-23
n-butan	-0,5	but-1-en	-6,5	but-1-yn	9
n-pentan	36	pent-1-en	30	pent-1-yn	40
n-heksan	69	heks-1-en	63,5	heks-1-yn	72
n-heptan	98	hept-1-en	93	hept-1-yn	100
n-oktan	126	okt-1-en	122,5	okt-1-yn	126

Pierwsze trzy alkeny (eten, propen i buten) są gazami. Alkeny o wyższej liczbie atomów węgla, od pięciu do dziewiętnastu, są cieczami, a mające powyżej dziewiętnastu atomów węgla w cząsteczce są ciałami stałymi. Podobnie jest w przypadku alkinów. Właściwości fizyczne alkenów i alkinów zależą przede wszystkim od długości łańcucha węglowodorowego, natomiast obecność wiązania podwójnego lub potrójnego ma na nie niewielki wpływ. Tak więc alkeny i alkiny mają bardzo podobne właściwości fizyczne jak alkany. Nie mieszają się z wodą, a także mają od niej mniejszą gęstość. Mają intensywny zapach; pary niektórych alkenów i alkinów mają właściwości narkotyczne.

ĆWICZENIE 162.

Przerysuj tabelę do zeszytu i uzupełnij informacje o izomerach pentynu.

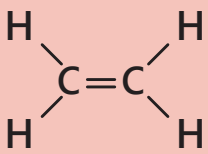
NAZWA	PENT-1-YN	PENT-2-YN	3-METYLOBUT-1-YN
Wzór strukturalny			
Wzór sumaryczny			
Masa molowa			
Temperatura topnienia	-106 °C	-109 °C	-90 °C
Temperatura wrzenia	40 °C	55 °C	29 °C
Stan skupienia			
Gęstość w temp. 20°C	0,695 g/cm^3	0,714 g/cm^3	0,665 g/cm^3
Etykiety			

Co, na podstawie podanych informacji, możesz powiedzieć o właściwościach izomerów pentynu?

Eten jest ważnym surowcem w przemyśle petrochemicznym. W warunkach naturalnych występuje w gazie ziemnym, lecz jego ilość jest tam mała. W przemyśle otrzymuje się go poprzez rozkład innych węglowodorów. W laboratorium można go otrzymać poprzez ogrzewanie (termiczny rozkład) powszechnie dostępnej folii polietylenowej (np. folia bąbelkowa, folia do pakowania żywności, reklamówki jednorazowe).

Eten jest ponadto hormonem roślinnym, który jest odpowiedzialny za dojrzewanie owoców, starzenie się roślin i opadanie liści. Wydzielany jest przez praktycznie wszystkie części rośliny. Jest to wykorzystywane w przemyśle spożywczym do kontrolowania dojrzewania, przechowywania i sprzedaży owoców.

ETEN



H220 – skrajnie łatwopalny gaz.

H336 – może wywoływać uczucie senności lub zawroty głowy.

Upadek ludzi
Lucas Cranach
[lukas kranach] **(XVI w.)**
(być może w raju wąż nie bez przyczyny kusił dojrzałym jabłkiem).

DOŚWIADCZENIE DOMOWE

Dojrzewanie zielonych bananów lub pomidorów

Przygotuj dwa szczelnie zamykane pojemniki (mogą być plastikowe pojemniki na żywność, zakręcane słoiki lub foliowe worki). Do każdego z nich włóż niedojrzały owoc (banan, pomidor lub jakiś inny). Do jednego z pojemników dodaj trzy dojrzałe jabłka. Drugi pojemnik potraktuj jako pojemnik kontrolny. Szczelnie zamknij oba pojemniki – obserwuj zmiany.

Gdy chcemy, aby owoce wolniej dojrzewały, usuwa się produkowany przez nie eten, jeżeli chcemy, aby dojrzewały szybciej, owoce umieszcza się w atmosferze etenu.

Eten ma także właściwości odurzające (dlatego w dawnych czasach sad z dojrzewającymi jabłkami był utożsamiany z miejscem miłosnego odurzenia).

Następnym węglowodorem, który omówimy jest etyn.

ETYN (ACETYLEN)

WZÓR STRUKTURALNY	WZÓR GRUPOWY	WZÓR SUMARYCZNY
H–C≡C–H	HC≡CH	C_2H_2

EUH006 – produkt wybuchowy z dostępem lub bez dostępu powietrza

H220 – skrajnie łatwopalny gaz

Etyn otrzymuje się w wyniku reakcji węgliku wapnia (karbidu) z wodą.

ĆWICZENIE 163.

Korzystając z dostępnych źródeł, narysuj w zeszycie mapę myśli, ukazującą zastosowanie etynu.

Przeanalizujmy teraz właściwości chemiczne poznanych węglowodorów. Do tej pory dowiedzieliśmy się, że alkany są palne. Również alkeny i alkiny są palne, na co wskazują piktogramy umieszczone powyżej. Podobnie jak w alkanach, spalanie ich jest uzależnione od ilości dostępnego tlenu. Jeżeli jest go dostatecznie dużo, zachodzi spalanie całkowite, a produktami spalania są tlenek węgla(IV) i woda. Przy częściowo ograniczonym dostępie tlenu produktami spalania są: trujący czad (tlenek węgla(II)) oraz woda. Spalanie w jeszcze mniejszej ilości tlenu prowadzi do powstania sadzy (węgla) i wody. Procesy te, na przykładzie etenu i etynu, przedstawiono poniżej.

SPALANIE ETENU (najprostszy alken):

SPALANIE CAŁKOWITE (dużo tlenu): $C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$

SPALANIE NIECAŁKOWITE (mało tlenu): $C_2H_4 + 2O_2 \rightarrow 2CO + 2H_2O$

SPALANIE NIECAŁKOWITE (bardzo mało tlenu): $C_2H_4 + O_2 \rightarrow 2C + 2H_2O$

SPALANIE ETYNU (najprostszy alkin):

SPALANIE CAŁKOWITE (dużo tlenu): $2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O$

SPALANIE NIECAŁKOWITE (mało tlenu): $2C_2H_2 + 3O_2 \rightarrow 4CO + 2H_2O$

SPALANIE NIECAŁKOWITE (bardzo mało tlenu): $2C_2H_2 + O_2 \rightarrow 4C + 2H_2O$

ĆWICZENIE 164.

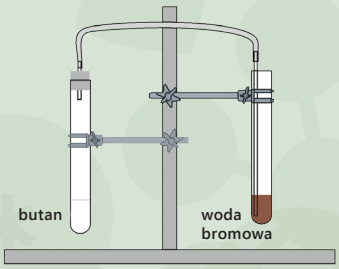
Korzystając ze wzorów sumarycznych, zapisz w zeszycie, za pomocą równań reakcji chemicznych, możliwe drogi spalania propenu.

Sprawdźmy zachowanie alkanu, alkenu oraz alkinu w obecności bromu (Br_2). Używanie czystego bromu byłoby zbyt niebezpieczne, dlatego stosuje się jego roztwór w wodzie.

DOŚWIADCZENIE 92.

WYKONANIE

Do jednej probówki nalej około 2 cm^3 wody bromowej i umieść probówkę w statywie. Do drugiej probówki nalej około 2 cm^3 butanu z opakowania z „gazem do napełniania zapalniczek", a następnie zatkaj tę probówkę korkiem z rurką i dołączonym wężykiem. Drugi koniec wężyka wprowadź do probówki z wodą bromową.



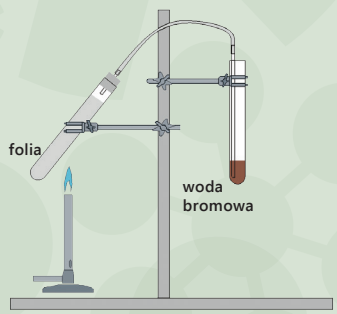
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Powyższe doświadczenie wykazało, że butan nie zareagował z wodą bromową. W podobny sposób zachowują się inne alkany. Nie reagują „na zimno" z wodą bromową. Są ogólnie mało reaktywne. Przyczyną ich niewielkiej reaktywności jest obecność w cząsteczkach alkanów wszystkich wiązań pojedynczych pomiędzy atomami węgla.

DOŚWIADCZENIE 93.

WYKONANIE

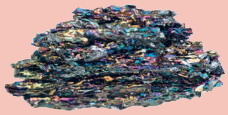
Do jednej probówki nalej około 2 cm^3 wody bromowej i umieść probówkę w statywie. Do drugiej probówki, najlepiej dużej, upchaj pociętą folię bąbelkową. Probówkę zatkaj korkiem z rurką, której drugi koniec wprowadź do wody bromowej. Probówkę z folią ogrzewaj w płomieniu palnika.



Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

BROM

Piktogramy bromu.



KARBID CaC_2

WZÓR STRUKTURALNY KARBIDU

$Ca^{2+}[:C{\equiv}C:]^{2-}$

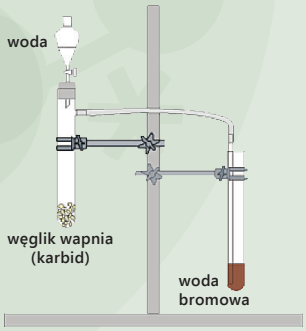
Piktogram karbidu.

REAKCJA ADDYCJI (ang. *add* – dodać), czyli reakcja przyłączania do wiązania wielokrotnego (podwójnego lub potrójnego). Polega na przyłączeniu jednej cząsteczki do drugiej, w wyniku czego powstaje tylko jeden produkt (analogicznie jak w reakcji syntezy).

DOŚWIADCZENIE 94.

WYKONANIE

Do jednej probówki nalej około 2 cm^3 wody bromowej i umieść probówkę w statywie. Do probówki z tubusem bocznym włóż kilka niewielkich kawałków węgliku wapnia (karbidu). Probówkę umieść w statywie i do bocznego wyjścia probówki dołącz rurkę. Jej drugi koniec wprowadź do wody bromowej. Probówkę z karbidem zamknij od góry korkiem, w którym umieszczony jest wkraplacz. Do wkraplacza nalej wody destylowanej, a następnie po kropli dodawaj wodę do karbidu.

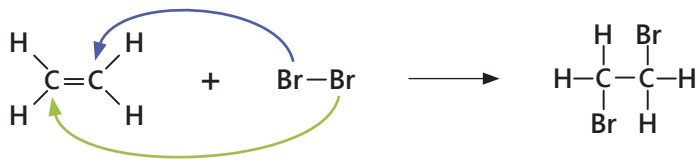


Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Powyższe doświadczenia wykazały, że zarówno alken (eten), jak i alkin (etyn) zareagowały z wodą bromową. Jest to reakcja charakterystyczna dla węglowodorów nienasyconych, a także ich pochodnych. Reakcji tej nie ulegają węglowodory nasycone.

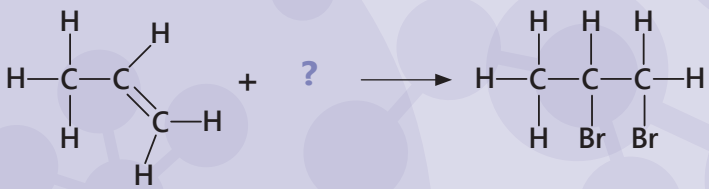
Jest to **reakcja addycji** (zwana inaczej reakcją przyłączania). Przeanalizujmy ją na przykładzie etenu, a następnie etynu.

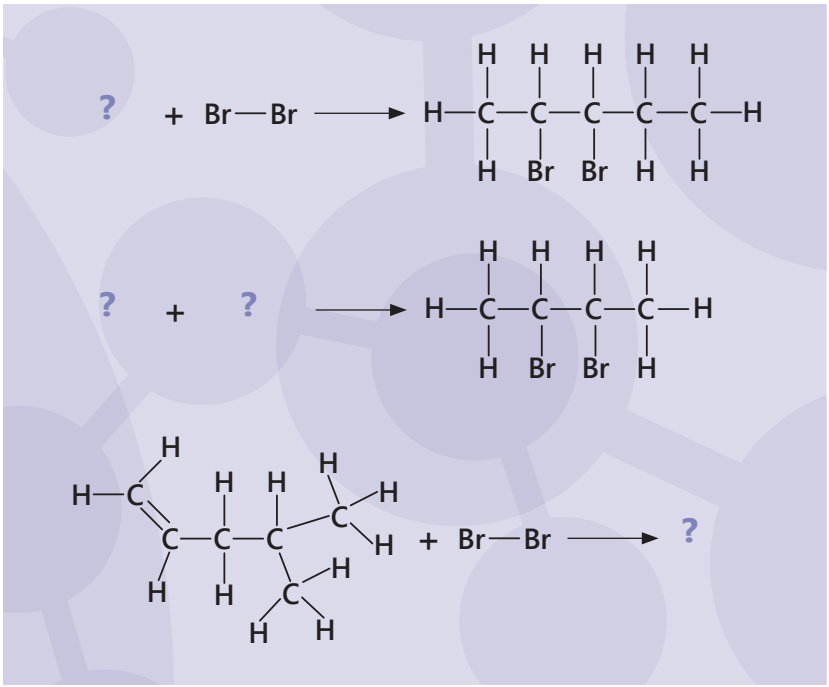
Cząsteczka bromu atakuje wiązanie podwójne, co powoduje jego przemieszczenie i przyłączenie atomu bromu do jednego z atomów węgla, a następnie do drugiego atomu węgla przyłącza się drugi atom bromu. W wyniku reakcji powstaje więc związek nasycony (w tym przypadku 1,2-dibromoetan).



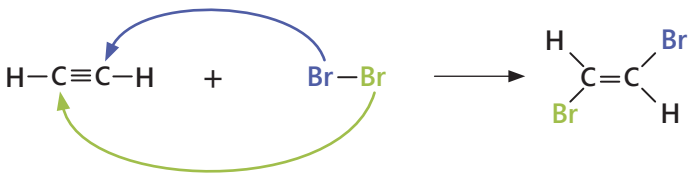
ĆWICZENIE 165.

Przepisz równania reakcji do zeszytu i uzupełnij je odpowiednimi reagentami:

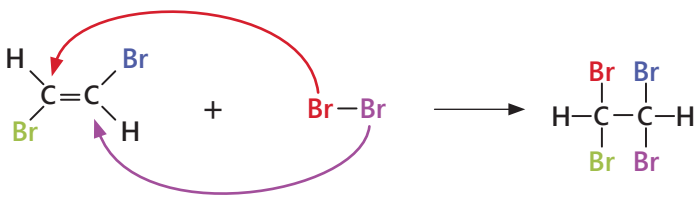




W przypadku wiązania potrójnego, jakie mają alkiny, reakcja przebiega w dwóch etapach. Początkowo przez cząsteczkę bromu atakowane jest wiązanie potrójne. Atom bromu przyłącza się do jednego z atomów węgla, a drugi atom bromu do drugiego atomu węgla. Powstaje wtedy pochodna alkenu (w tym przypadku 1,2-dibromoeten).

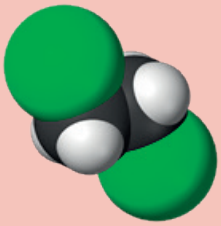


W drugim etapie druga cząsteczka bromu atakuje wiązanie podwójne, które powstało w produkcie reakcji w etapie pierwszym. Końcowym produktem reakcji jest pochodna alkanu (w tym przypadku 1,1,2,2-tetrabromoetan).



Prowadząc reakcję w odpowiednich warunkach, można zatrzymać ją już po pierwszym etapie.

Spróbuj w podanych równaniach reakcji zastąpić brom: chlorem, jodem, fluorem (przypomnij sobie informację, że pierwiastki z tej samej grupy w układzie okresowym mają podobne właściwości chemiczne).

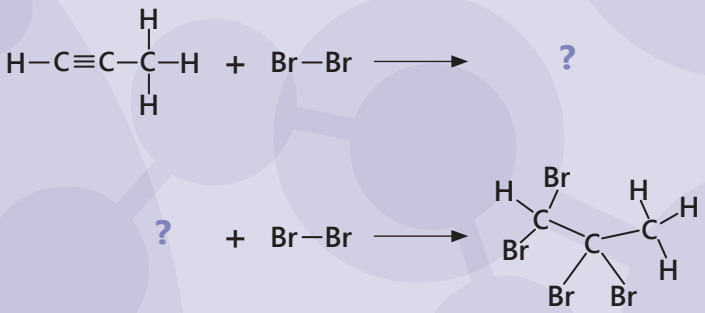


1,2-dichloroetan powstaje w reakcji addycji cząsteczki chloru do cząsteczki etenu.

Stosowany jest m.in. jako rozpuszczalnik żywic, asfaltu, kauczuku.

ĆWICZENIE 166.

Przepisz równania reakcji do zeszytu i uzupełnij je odpowiednimi reagentami:



Za pomocą reakcji addycji można do cząsteczek węglowodorów nienasyconych dołączać nie tylko brom. Reagują także inne cząsteczki. Podobnie jak brom można dołączyć chlor, a także wodór.

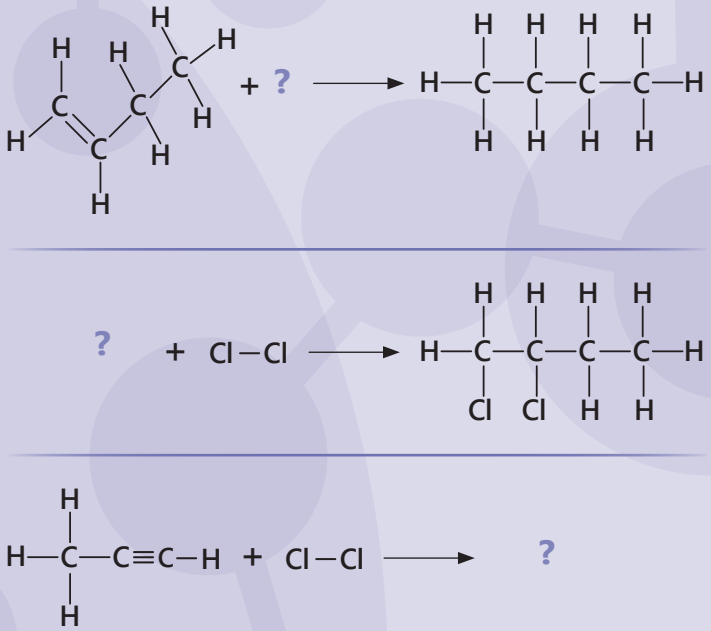
Reakcja addycji (przyłączania) wodoru do wiązania wielokrotnego (podwójnego lub potrójnego) to tzw. **REAKCJA UWODORNIENIA**.

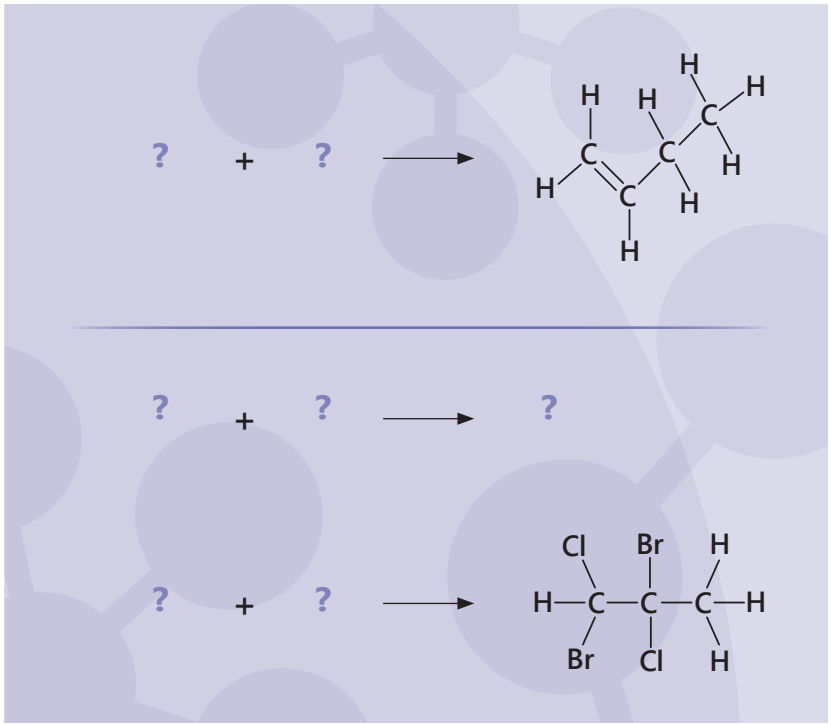
ALKIN + H_2 → ALKEN
ALKEN + H_2 → ALKAN

Reakcję uwodornienia wykorzystuje się np. do produkcji margaryny: tłuszcze roślinne (zawierające wiązania podwójne) poddawane są działaniu wodoru. Następuje wówczas „nasycenie" wiązań podwójnych – powstają tłuszcze nasycone. Proces ten bywa nazywany też „utwardzaniem", ponieważ podczas tej reakcji zmienia się stan skupienia (z ciekłego tłuszczu roślinnego na stały → margarynę).

ĆWICZENIE 167.

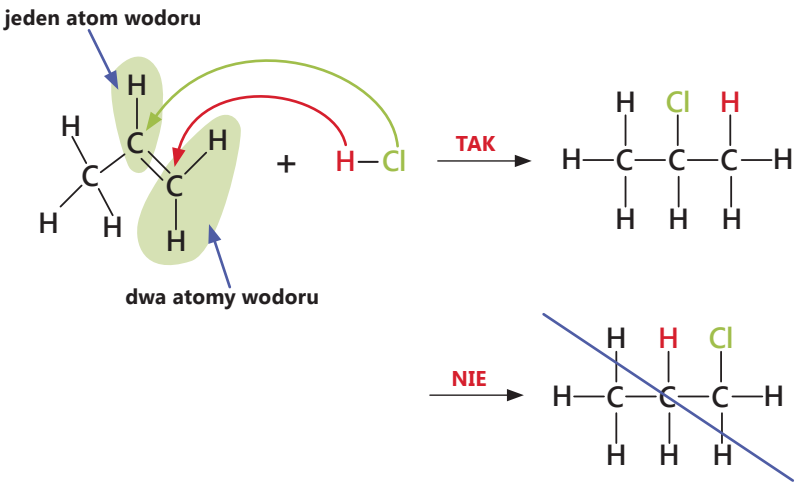
Przepisz równania reakcji do zeszytu i uzupełnij je odpowiednimi reagentami:





Do alkenów i alkinów można również dołączyć w reakcji addycji cząsteczki chlorowodoru (HCl), bromowodoru (HBr), a także jodowodoru (HI) oraz wody (H_2O).

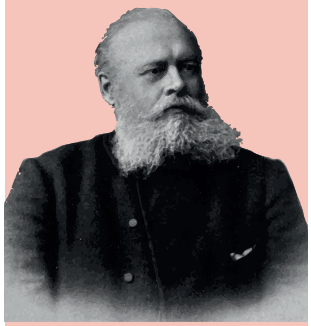
W tym przypadku jednak należy wziąć pod uwagę jeszcze jeden czynnik. Do którego atomu węgla dołączy się atom wodoru, a do którego atom chlorowca (chloru, bromu lub jodu), decyduje tak zwana reguła Markownikowa. Mówi ona, że atom wodoru przyłączy się do tego atomu węgla, przy którym jest więcej atomów wodoru.



REGUŁA MARKOWNIKOWA

W celu lepszego zapamiętania reguły Markownikowa, skojarz ją z cytatem pochodzącym z Ewangelii św. Mateusza:

Każdemu bowiem kto ma, będzie dane i obfitować będzie, a temu kto nie ma, zostanie zabrane i to, co ma. (Mt 25, 29).

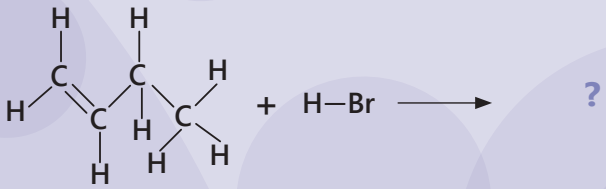


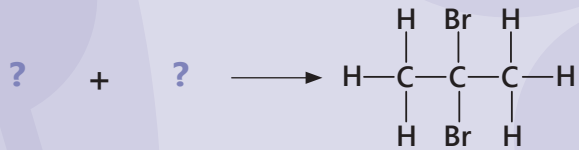
WŁADIMIR WASILJEWICZ MARKOWNIKOW

Żył na przełomie XIX i XX w. – rosyjski chemik, badał skład kaukaskiej ropy naftowej.

ĆWICZENIE 168.

Przepisz równania reakcji do zeszytu i uzupełnij je odpowiednimi reagentami (drugie i trzecie równanie reakcji stanowią ciąg reakcji: produkt z drugiej reakcji jest substratem w trzeciej reakcji):





Alkeny i alkiny mogą ulegać jeszcze innym reakcjom, lecz zapoznasz się z nimi na dalszych etapach kształcenia.

ĆWICZENIE 169.

Przez naczynie z wodą bromową zawierającą 2 g bromu przepuszczano gazowy eten, aż do momentu całkowitego odbarwienia wody bromowej. Sporządź w zeszycie rysunek obrazujący przebieg doświadczenia, a także oblicz, ile gramów etenu przereagowało z bromem.

KAŻDY DZIEŃ MA SWÓJ AROMAT.

MELCHIOR WAŃKOWICZ

6.6. JAKIE SĄ JESZCZE INNE WĘGLOWODORY?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: węglowodór, alkan, alken, alkin;**
- **jak ustala się wzory sumaryczne poznanych węglowodorów; jak hybrydyzacja wpływa na kształt cząsteczki.**

ĆWICZENIE 170.

W zeszycie uzupełnij definicje następujących pojęć:

Węglowodory – ?

Alkany – ?

Alkeny – ?

Alkiny – ?

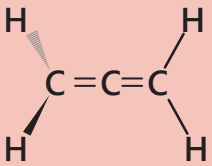
Jeżeli w definicji alkenu i alkinu pojawia się słowo „jedno" w odniesieniu do liczby wiązań wielokrotnych (czyli podwójnych i potrójnych), oznacza to, że mogą istnieć zarówno związki chemiczne mające kilka wiązań podwójnych, kilka wiązań potrójnych, jak i związki mieszane, czyli zawierające wiązania tak podwójne, jak i potrójne. Każdy z tych typów związków tworzy swoją rodzinę (swój szereg homologiczny).

W jaki sposób tworzy się nazwy i wzory zarówno sumaryczne, jak i strukturalne takich szeregów homologicznych, zostanie wyjaśnione na przykładzie węglowodorów o dwóch wiązaniach podwójnych pomiędzy atomami węgla. Takie węglowodory chemicy nazywają **dienami** (ich pełna nazwa to alka**di**en: di- oznacza dwa, przyrostek -en oznacza wiązanie podwójne).

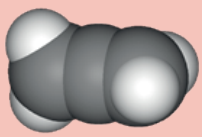
! ZAPAMIĘTAJ

ALKADIENY to węglowodory, w których są dwa wiązania podwójne.

WZÓR STRUKTURALNY PROPADIENU



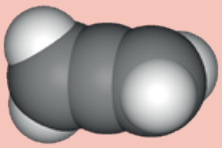
Trzy atomy węgla i dwa atomy wodoru leżą na płaszczyźnie kartki, czarny trójkąt oznacza wiązanie C-H skierowane ponad płaszczyzną kartki, natomiast szary trójkąt oznacza wiązanie C-H skierowane pod płaszczyzną kartki.



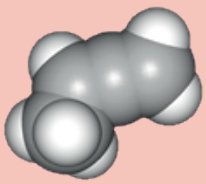
Model propadienu.

Piktogram propadienu.

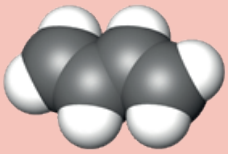
MODELE



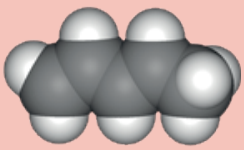
- propadienu,



- but-1,2-dienu,

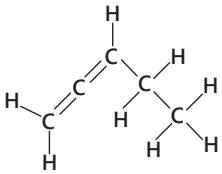


- but-1,3-dienu,

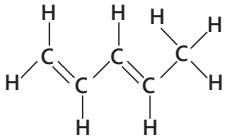


- penta-1,3-dienu.

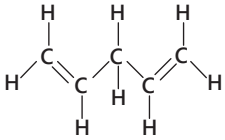
Aby węglowodór zawierał dwa wiązania podwójne, musi mieć co najmniej trzy atomy węgla. Przyjrzyjmy się im bliżej na przykładzie węglowodoru o pięciu atomach węgla. Poniżej przedstawiono wzory tych węglowodorów:



penta-1,2-dien



(3*E*)-penta-1,3-dien



penta-1,4-dien

Wzajemne ułożenie wiązania podwójnego ma wpływ na reaktywność tych związków.

Najbardziej reaktywne, a zarazem bardzo nietrwałe są te dieny, w których wiązania podwójne występują koło siebie. Niewiele mniej reaktywne są takie dieny, w których wiązania podwójne rozdzielone są jednym wiązaniem pojedynczym. Natomiast dieny, w których wiązania podwójne są daleko od siebie, zachowują się jak alkeny.

ĆWICZENIE 171.

Przerysuj tabelę do zeszytu. Uzupełnij informacje w tabeli, wpisując wzory sumaryczne i strukturalne.

ALKENY			ALKADIENY		
Nazwa	Wzór sumaryczny	Wzór strukturalny	Nazwa	Wzór sumaryczny	Wzór strukturalny
propen			prop-1,2-dien		
but-1-en	C_4H_8		buta-1,3-dien		
pent-1-en			penta-1,3-dien		
heks-1-en			heksa-1,3-dien		

Na podstawie wzorów sumarycznych alkadienów podaj ich wzór ogólny.

Jaki szereg homologiczny ma taki sam wzór ogólny jak alkadieny?

Jaki z tego można wyciągnąć wniosek, jeżeli chodzi o izomery?

Podobnie jak alkadieny istnieją też alka**tri**eny (węglowodory o trzech wiązaniach podwójnych), a także węglowodory o dwóch, trzech wiązaniach potrójnych. Jednak nie jest to koniec możliwości tworzenia nowych szeregów homologicznych. Węglowodory mogą tworzyć nie tylko związki o łańcuchach prostych czy rozgałęzionych, mogą tworzyć również związki o łańcuchach zamykających się, czyli tworzących pierścienie. Takie węglowodory są nazywane cyklicznymi.

! ZAPAMIĘTAJ

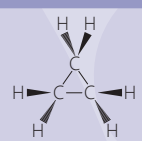
ZWIĄZKI CYKLICZNE to związki, w których występują atomy związane ze sobą tak, że tworzą jeden lub więcej zmkniętych pierścieni.

Aby powstał pierścień potrzeba co najmniej trzech atomów węgla. Dlatego pierwszym członem szeregu cykloalkanów, czyli węglowodorów cyklicznych (pierścieniowych), mających między atomami węgla wszystkie wiązania pojedyncze (węglowoorów nasyconych), jest cyklopropan C_3H_6.

Jest to bezbarwny gaz, cięższy od powietrza, o słodkawym zapachu. Jest on łatwopalny i z tlenem tworzy mieszaninę wybuchową. Cyklopropan stosowany jest w anestezjologii ze względu na swoje właściwości znieczulające i przeciwbólowe (podany w mieszaninie oddechowej w stężeniu 50% już po kilku oddechach powoduje anastezję, czyli kontrolowane, odwracalne zniesienie świadomości, odruchów oraz czucia bólu).

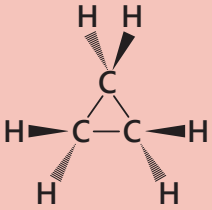
ĆWICZENIE 172.

Przerysuj tabelę do zeszytu i uzupełnij w niej informacje, wpisując nazwy, wzory sumaryczne i strukturalne.

ALKANY			CYKLOALKANY		
Nazwa	Wzór sumaryczny	Wzór strukturalny	Nazwa	Wzór sumaryczny	Wzór strukturalny
?	?	?	?	?	
Butan	C_4H_{10}	?	?	C_4H_8	?
?	?	?	cyklo-pentan	?	?

Na podstawie wzorów sumarycznych cykloalkanów podaj ich wzór ogólny.
Jaki szereg homologiczny ma taki sam wzór ogólny jak cykloakany?
Jaki z tego można wyciągnąć wniosek, jeżeli chodzi o izomery?

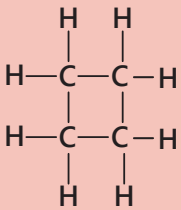
WZÓR STRUKTURALNY CYKLOPROPANU



Atomy węgla leżą na płaszczyźnie kartki, czarne trójkąty oznaczają wiązania C-H skierowane ponad płaszczyzną kartki, natomiast szare trójkąty oznaczają wiązania C-H skierowane pod płaszczyzną kartki.

Piktogramy cyklopropanu.

CYKLOBUTAN



Piktogramy cyklobutanu.

Kolejnym cykloalkanem jest cyklobutan o wzorze C_4H_8. Jest to ciecz stosowana jako rozpuszczalnik. W przyrodzie występuje u bakterii *Brocadia, Kuenenia, Scalindua*, które przeprowadzają proces annamox (jest to proces usuwania azotu np. ze ścieków, bez użycia do tego tlenu).

! ZAPAMIĘTAJ

CYKLOALKANY to cykliczne węglowodory o wszystkich wiązaniach pojedynczych.

Podobnie, tak jak istniały węglowodory łańcuchowe nienasycone (mające wiązania podwójne i potrójne), tak samo istnieją węglowodory nienasycone cykliczne. Możemy zatem mówić o cykloalkenach, cylkoalkinach, cykloalkadienach... W węglowodorach występują też czasami łańcuchy węglowe połączone z pierścieniami. Oczywiście mało kto pamięta wszystkie wzory i nazwy, jednak zrozumienie zasad tworzenia nazw węglowodorów i zasad rysowania ich wzorów strukturalnych pozwala na zrozumienie nazw substancji chemicznych, podawanych na opakowaniach leków, kosmetyków, środków czyszczących czy produktów spożywczych.

ĆWICZENIE 173.

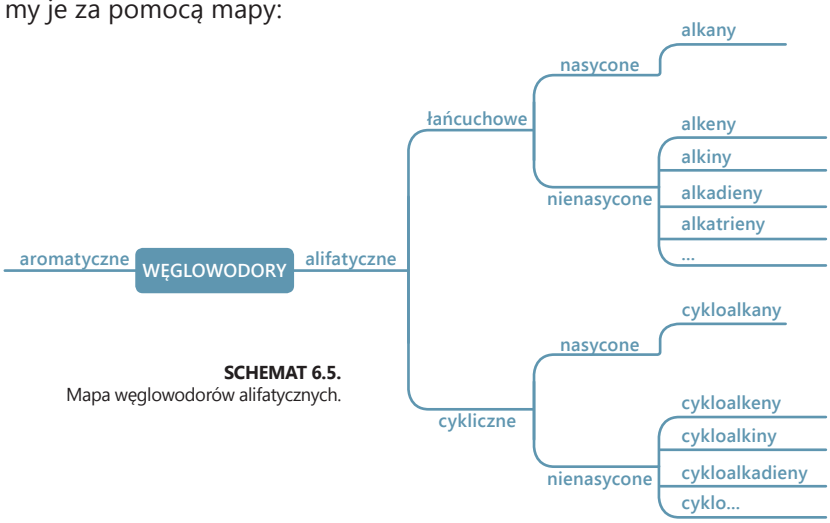
Przerysuj tabelę do zeszytu. Na przykładzie węglowodoru o pięciu atomach węgla spróbuj narysować w zeszycie wzory strukturalne (dowolny izomer) i na ich podstawie podać wzory sumaryczne węglowodorów należących do różnych szeregów homologicznych.

NAZWA SZEREGU	alkan	alken	alkin	alkadien
WZORY STRUKTURALNE	?	?	?	?
WZORY SUMARYCZNE	?	?	?	?
WZÓR OGÓLNY	?	?	?	?

Zaznacz, które szeregi mają takie same wzory ogólne.

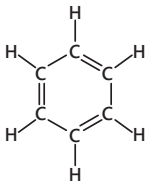
Czy teraz już wiesz, dlaczego w chemii organicznej używa się wzorów grupowych lub strukturalnych zamiast sumarycznych?

Wszystkie poznane do tej pory węglowodory należały do grupy związków, które określa się węglowodorami alifatycznymi. Przedstawmy je za pomocą mapy:

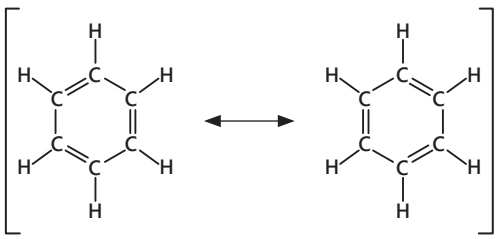


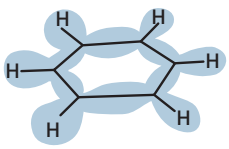
SCHEMAT 6.5.
Mapa węglowodorów alifatycznych.

Na mapie pojawiła się gałąź, o której do tej pory nie wspominaliśmy. Jest to rodzina związków, którą tworzą tak zwane **węglowodory aromatyczne.**



Ich najprostszym przedstawicielem jest benzen. Został on wyodrębniony na początku XIX w. przez Michaela Faradaya. Bardzo długo, mimo że znano wzór sumaryczny benzenu C_6H_6, nie potrafiono określić jego wzoru strukturalnego. Dopiero czterdzieści lat po odkryciu benzenu Friedrich Kekule wysunął hipotezę, że benzen jest cyklo**heksa**trienem (czyli związkiem pierścieniowym o **sześciu atomach węgla** i trzech wiązaniach podwójnych). Ponieważ jednak badania wykazywały, że długość wszystkich wiązań w cząsteczce benzenu jest taka sama (a wiązania podwójne powinny być krótsze niż wiązania pojedyncze), a ponadto benzen nie reagował tak, jak reagują inne węglowodory nienasycone, rozważano dalsze koncepcje budowy pierścienia. Kolejna teoria głosiła, że benzen tworzy dwie struktury, które wzajemnie przechodzą w siebie.

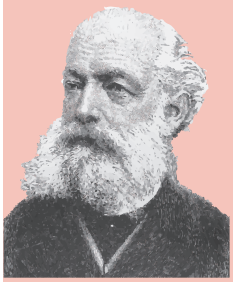




Obecnie wiemy, że atomy węgla w cząsteczce benzenu ulegają hybrydyzacji **sp²** i nakładając się na siebie, tworzą sześć wiązań atomowych (σ), które są równej długości. Natomiast sześć pozostałych, niezhybrydowanych orbitali p_z (od sześciu atomów węgla) nakłada się wzajemnie na siebie,

MICHAEL FARADAY
[majkel faradaj] –
angielski fizyk i chemik.

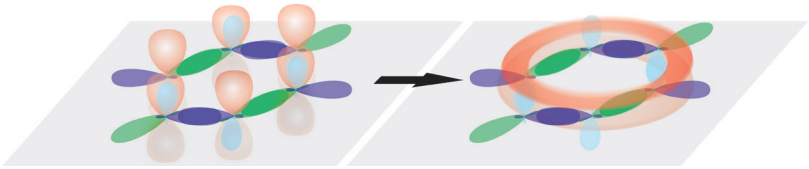
Zapisz w zeszycie jego osiągnięcia.



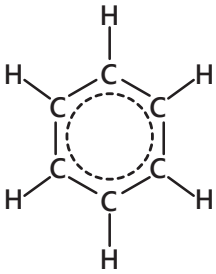
FRIEDRICH KEKULE
[fridrich kekule] –
niemiecki chemik.

Zapisz w zeszycie jego osiągnięcia.

tworząc jedno wspólne wiązanie. Wiązanie to zawiera sześć elektronów i obejmuje swoim zasięgiem całą cząsteczkę.



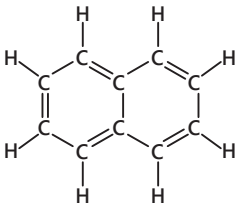
RYSUNEK 6.15. Hybrydyzacja sp^2 atomów węgla w cząsteczce benzenu.



Poprzednie wiązania były zlokalizowane, a mianowicie rozciągały się pomiędzy dwoma atomami. To wiązanie jest **zdelokalizowane**, czyli nie jest umieszczone pomiędzy dwoma konkretnymi atomami węgla. We wzorze strukturalnym zaznacza się to kółkiem. Taki układ wiązań nadaje benzenowi specyficzne właściwości.

Benzen jest bezbarwną cieczą, mająca ostry zapach. Jest skrajnie łatwopalny. W większych ilościach jest toksyczny, a także ma właściwości rakotwórcze, dlatego też nie będziemy przeprowadzać z nim eksperymentów. W chemii organicznej odgrywa znaczną rolę, gdyż jest ważnym reagentem w wielu syntezach chemicznych oraz bardzo istotnym rozpuszczalnikiem wielu substancji organicznych. Jednakże ze względu na jego toksyczność jest, w miarę możliwości, zastępowany innymi rozpuszczalnikami.

Innym węglowodorem aromatycznym jest **naftalen** $C_{10}H_8$, który zawiera dwa połączone ze sobą pierścienie benzenowe:



Naftalen jest substancją o bardzo charakterystycznym i intensywnym zapachu, który można wyczuć w szafach ubraniowych w niektórych domach, szczególnie ludzi starszych, gdyż dawniej był powszechnie używany jako środek przeciw molom.

Cechą węglowodorów aromatycznych jest ich budowa pierścieniowa, a także naprzemiennie ułożenie wiązań pojedyncze i podwójne. Powoduje to delokalizację węglowodorów aromatycznych.

Węglowodory aromatyczne są dość istotną grupą związków chemicznych, jednak ich szersze omówienie znacznie wykraczałoby poza ramy niniejszego podręcznika.

WYOBRAŻENIA A NAUKA

Czasami, aby rozwiązać jakiś problem, potrzebna jest jego wizualizacja w umyśle. Jako przykład takiej wizualizacji podaje się rozwiązanie problemu struktury benzenu przez Kekulego.

Legenda głosi, że rozwiązanie problemu nadeszło we śnie, podczas drzemki Kekulego przy kominku. Przyśniły się mu wówczas tańczące w kręgu diabły. Według innej anegdoty, podczas snu Kekule zobaczył węża zjadającego własny ogon. Jednak sam uczony trochę inaczej opisywał to odkrycie:

Odwróciłem krzesło do kominka i pogrążyłem się w półśnie. Znowu atomy harcowały przed moimi oczami. Tym razem mniejsze grupy trzymały się skromnie z tyłu. Moje duchowe oko, wyostrzone przez powtarzające się podobne wizje, rozróżniło teraz większe twory o różnorodnym kształcie. Długie szeregi, kilkakrotnie ściśle ze sobą złączone, wszystko w ruchu, wijące się wężowato i skręcające się. Patrzę, co się stało? Jeden z węży chwycił swój własny ogon i szyderczo kręcił się przed moimi oczami. Obudziłem się jak rażony piorunem i resztę nocy spędziłem na rozpracowywaniu wniosków z tej hipotezy.

Źródło:
Andrzej Wróblewski, *Taniec atomów*, Wiedza i Życie, sierpień 2009, s. 65.

SZCZYT NIEUFNOŚCI:

WYWIERCIĆ DZIURĘ W RUROCIĄGU PRZYJAŹNI I PATRZYĆ, W KTÓRĄ STRONĘ ROPA PŁYNIE.

6.7. JAK ROZDZIELIĆ ROPĘ NAFTOWĄ NA SKŁADNIKI?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **z lekcji przyrody, geografii, co to jest ropa;**
- **z lekcji przyrody, jak rozdziela się mieszaniny.**

Ropa naftowa z punktu widzenia geologii jest kopaliną, natomiast dla chemika to ciekła mieszanina węglowodorów (zarówno stałych, ciekłych, jak i gazowych) z domieszkami innych związków (głównie organicznych). Ropa jest głównym surowcem przemysłu energetycznego i chemicznego. W zależności od miejsca wydobycia ropa naftowa ma nieco inny skład.

DOŚWIADCZENIE 95.

WYKONANIE

Zbadaj właściwości fizyczne ropy: kolor, zapach, gęstość względem wody, tłustość w dotyku, rozpuszczanie w wodzie, rozpuszczanie w tłuszczu.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Ropę naftową wydobywa się na bardzo szeroką skalę, ze względu na zastosowanie produktów ropopochodnych. Z wydobyciem wiążą się również możliwości skażenia środowiska naturalnego, szczególnie przy okazji transportu. Największe zagrożenie niesie transport ropy drogą morską, gdyż katastrofy tankowców mogą powodować zanieczyszczenie powierzchni wody na bardzo dużym obszarze. Ropa pokrywa bowiem bardzo cienką warstwą powierzchnię wody,

STATEK MT EXXON VALDEZ
[mt ekson waldez]
spowodował katastrofę ekologiczną u wybrzeży Alaski 24.03.1989 r.
Poszukaj na ten temat informacji.

KATASTROFA PRESTIGE
[prestiż]
Poszukaj na ten temat informacji.
Podyskutujcie, jak zapobiegać takim katastrofom.

ograniczając dostęp do wnętrza zbiornika światła słonecznego oraz tlenu z powietrza. Ropa rozlana na powierzchni wody skleja pióra ptakom, uniemożliwiając im poruszanie się i odżywianie. Cierpią też zwierzęta wodne, np. ryby, którym sklejają się skrzela. Skażona zostaje nie tylko powierzchnia wody. Lekkie frakcje ropy parują, zanieczyszczając atmosferę, natomiast ciężkie mieszają się z wodą morską i opadają w głąb zbiornika. Ponadto ropa dociera do wybrzeża, powodując jego zanieczyszczenie. W rejonie awarii tankowców zwykle mówi się o katastrofie ekologicznej.

Ropa nie rozpuszcza się w wodzie, a ponieważ ma od niej mniejszą gęstość (gęstość ropy to 0,73-1,03 g/cm^3) unosi się na powierzchni wody. Ułatwia to zbieranie ropy podczas katastrof morskich.

DOŚWIADCZENIE 96.

WYKONANIE

Zaproponuj, jak można zbierać ropę z powierzchni wody.

Zapisz w zeszycie proponowany przebieg doświadczenia.

Wykonaj doświadczenie według planu.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Ropa naftowa jest mieszaniną węglowodorów. Przypomnij sobie, jak spalają się węglowodory.

ĆWICZENIE 174.

Przeczytaj poniższy tekst. Ustnie uzupełnij brakujące pojęcia.

Metan pali się w obecności ..... . W wyniku reakcji powstaje tlenek węgla(IV) i ....., proces ten zapisuje się: ..... CH_4 + ... O_2 → ..... CO_2 + ... H_2O.

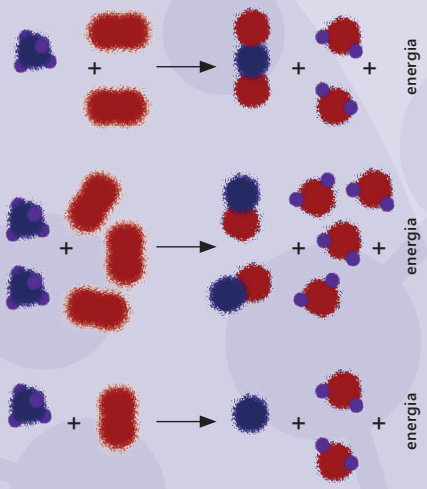
Reakcja spalania metanu jest reakcją, w której ..... się ciepło – dlatego nazywa się ją reakcją egzoenergetyczną.

Przy ograniczonym dostępie powietrza, w wyniku reakcji spalania metanu powstaje woda oraz ....., czyli trujący czad: ..... CH_4 + ... O_2 → ..... CO + ... H_2O.

Gdy tlenu jest jeszcze mniej, spalanie zachodzi najgorzej i zamiast tlenków węgla powstaje sadza (czyli .....): ..... CH_4 + ... O_2 → ..... C + ... H_2O.

ĆWICZENIE 175.

Poniżej przedstawiono za pomocą modeli równania reakcji spalania metanu w tlenie. Zapisz poniższe równania w zeszycie, korzystając z symboliki chemicznej.



DOŚWIADCZENIE 97.

WYKONANIE

Zbadaj palność ropy, sprawdź, czy pali się na powierzchni wody, spróbuj ugasić płonącą ropę, polewając ją wodą, pianą.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Wykonaj gaśnicę pianową

Na dno butelki nalej ocet. W zakrętce zrób dziurkę i szczelnie umieść w niej rurkę (tylko niewielki kawałek rurki pod korkiem). W papierowej chusteczce umieść sodę. Chusteczkę połóż na szyjce butelki, zakręć. Przebij słomką chusteczkę. Uważaj, piana wydobywa się gwałtownie.

Ropa naftowa to mieszanina gazów, ciał stałych i cieczy. Czy wiesz, jak ją rozdzielić?

ĆWICZENIE 176.

Przypomnij sobie z lekcji przyrody w szkole podstawowej i lekcji chemii w pierwszej klasie gimnazjum, jak rozdzielało się niektóre mieszaniny. Zaproponuj, jak rozdzielisz poniższe mieszaniny:

- mak z popiołem (przypomnij sobie baśń o Kopciuszku),
- powietrze (przypomnij sobie osiągnięcie Wróblewskiego i Olszewskiego),
- siarkę z żelazem (przypomnij sobie doświadczenie),
- wodę i ropę.

Wykonaj destylarkę solarną

Problem braku czystej wody jest obecnie szczególnie ważny. Wyszukaj informacje o solarnych destylarkach wody. Spróbuj taką destylarkę wykonać samodzielnie.

Składniki mieszaniny zachowują swoje właściwości fizykochemiczne, dlatego wykorzystując różnice w tych właściwościach, można mieszaninę rozdzielić. Składniki ropy mają różną temperaturę wrzenia – wykorzystuje się to przy jej rozdzielaniu, stosując metodę destylacji frakcyjnej.

! ZAPAMIĘTAJ

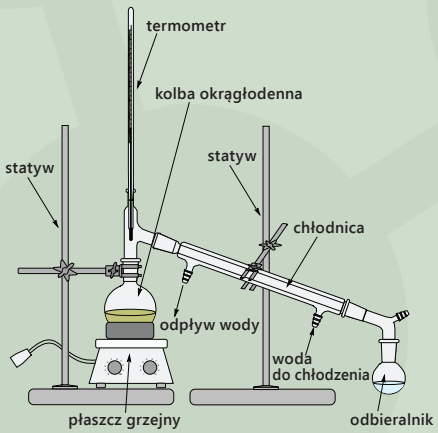
DESTYLACJA to proces rozdziału mieszanin ciekłych, wykorzystujący różnicę w temperaturze wrzenia składników mieszaniny. Przeprowadza się je w stan pary, a następnie skrapla się je.

DOŚWIADCZENIE 98.

WYKONANIE

Doświadczenie należy wykonywać z dala od otwartego ognia!

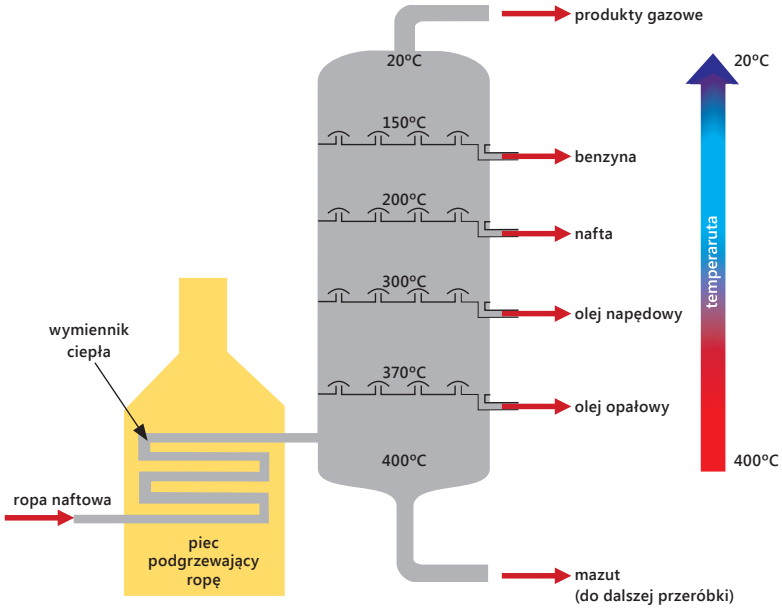
Do kolby okrągłodennej nalej ropę do około połowy objętości kolby. Kolbę umieść w płaszczu grzewczym (nie włączaj go jeszcze!) i w statywie. Do kolby dodaj kilka kamyczków wrzennych



(potłuczona porcelana). Następnie zmontuj resztę aparatury zgodnie z rysunkiem:

Upewnij się, że wszystkie elementy są zmontowane prawidłowo, a następnie odkręć wodę do chłodzenia. Powinna ona płynąć niewielkim strumieniem. Teraz włącz płaszcz grzejny i rozpocznij ogrzewanie. Po pewnym czasie do odbieralnika zaczną spływać kropelki cieczy. Gdy temperatura na termometrze będzie wynosić powyżej 100°C, należy zamknąć przepływ wody w chłodnicy. Poszczególne frakcje należy zbierać do różnych odbieralników.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.



RYSUNEK 6.16. Schemat kolumny (wieży) destylacyjnej.

W przemyśle destylację ropy przeprowadza się w kolumnach (wieżach) destylacyjnych (por. rysunek 6.16.). Ropę podgrzewa się do temperatury 400°C i wprowadza do kolumny destylacyjnej. W kolumnie najwyższa temperatura jest na dole, gdzie odprowadzane są składniki najmniej lotne, o najwyższych temperaturach wrzenia, natomiast w górę kolumny przemieszczają się pary składników bardziej lotnych, o niższych temperaturach wrzenia. Poszczególne składniki mieszaniny (frakcje) ulegają skropleniu i są odbierane na różnych wysokościach kolumny. Im wyżej, tym chłodniej, tym bardziej lotne frakcje są odbierane. Na szczycie kolumny, gdzie odprowadzane są składniki gazowe, panuje temperatura około 20°C.

Mówiąc o ropie naftowej, nie sposób pominąć wkładu w rozwój przemysłu naftowego Polaków: Ignacego Łukasiewicza i Jana Zeha, którzy wynaleźli destylat naftowy, otrzymując go z ropy poprzez destylację. Odkrycia tego dokonali, pracując i prowadząc badania w lwowskiej aptece w latach 1852–1853. Wkrótce potem destylat ten został wykorzystany przez nich jako paliwo do pierwszych w świecie lamp naftowych, dzięki którym w niedługim czasie (31 lipca 1853 r.) w lwowskim szpitalu przeprowadzono pierwszą operację po zmroku. Data ta jest traktowana jako symboliczna data narodzin przemysłu naftowego. W kolejnym roku Ignacy Łukasiewicz otworzył pierwszą na świecie kopalnię ropy naftowej w Bóbrce.

ĆWICZENIE 177.

W zeszycie sporządź notatkę o polskich pionierach przemysłu naftowego: Ignacym Łukasiewiczu i Janie Zehu.

IGNACY ŁUKASIEWICZ

XIX-wieczny polski chemik, farmaceuta, pionier przemysłu naftowego w Europie, wynalazca lampy naftowej.

JAN ZEH

XIX-wieczny polski farmaceuta, pionier przemysłu naftowego w Europie, współpracownik Łukasiewicza.

BRAK GRANIC RÓWNOWAGI, WSZĘDZIE LATEKS I PLASTIK [...]
PLASTIKOWY ŚWIAT, PEŁEN PLASTIKOWYCH BARBIE [...].

O.S.T.R, „SAM TO NAZWIJ"

6.8. JAKIM JESZCZE REAKCJOM ULEGAJĄ WĘGLOWODORY?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **jakim reakcjom ulegają węglowodory oraz definicje pojęć spalanie, reakcja addycji;**
- **jak uzgadnia się równania reakcji; jak odróżnia się węglowodory nasycone od nienasyconych.**

Węglowodory tworzą bardzo dużą rodzinę związków, ulegają też wielu reakcjom, w których powstają nowe związki chemiczne.

ĆWICZENIE 178.

Zapisz w zeszycie wzory ogólne alkanów, alkenów i alkinów oraz podaj wzory strukturalne czwartego z kolei członu homologicznego.

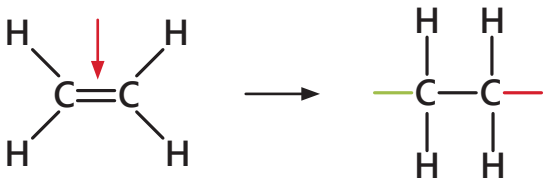
Cząsteczki węglowodorów nienasyconych, poddane działaniu wysokiego ciśnienia oraz obecności katalizatora (substancji, która przyspiesza zachodzenie reakcji chemicznej), mogą łączyć się ze sobą, tworząc długie łańcuchy. Reakcja ta nazywa się reakcją polimeryzacji. Ulegają jej zwykle niewielkie cząsteczki alkenów lub ich pochodne.

ZAPAMIĘTAJ

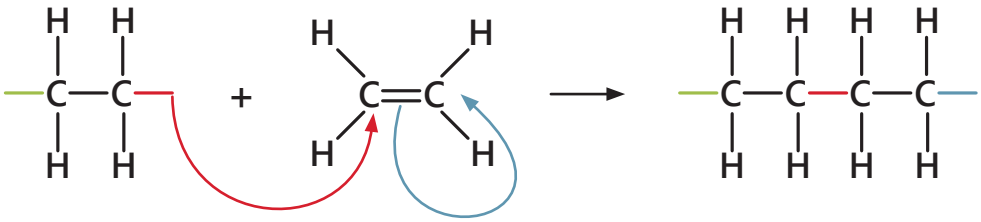
REAKCJA POLIMERYZACJI jest to reakcja, w której związki chemiczne o małej masie cząsteczkowej (małe) reagują pomiędzy sobą, tworząc jedną cząsteczkę o dużej masie, zwaną polimerem.

Rozważmy tę reakcję na przykładzie najprostszego alkenu – etenu. Jeżeli eten poddamy działaniu wysokiego ciśnienia i będziemy go ogrzewać, zajdzie reakcja chemiczna.

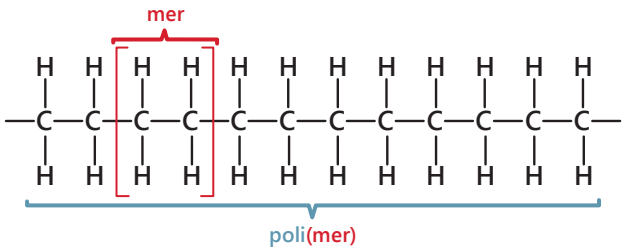
W momencie zainicjowania reakcji, w cząsteczce etenu rozrywa się jedno z wiązań pomiędzy atomami węgla (wiązanie π), natomiast wiązanie sigma (σ) pozostaje nierozerwane.



Taka cząsteczka jest reaktywna (bo w wyniku rozerwania wiązania atomy węgla mają po jednym niesparowanym elektronie) i przyłącza się do kolejnej cząsteczki etenu w miejscu podwójnego wiązania, powodując jego rozerwanie.



Powstała cząsteczka reaguje z kolejną, i tak dalej. W ten sposób powstaje długi łańcuch **polimeru**, w którym można wyróżnić wielokrotnie (poli – wiele) powtarzający się fragment, tak zwany **mer**.



Cząsteczki substancji, która była substratem w reakcji polimeryzacji, noszą nazwę monomeru. W omawianym przypadku monomerem był więc eten.

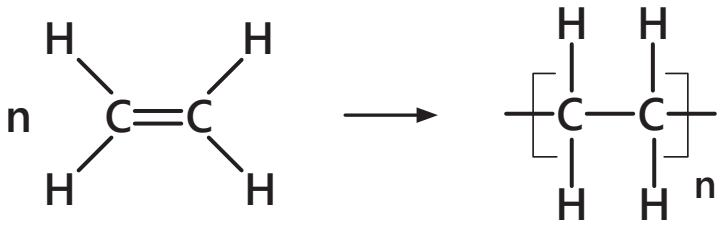
ĆWICZENIE 179.

TWORZYMY MODEL POLIMERU

Ustawcie się w pary, każda para niech złapie się za obie ręce – jesteście modelami cząsteczek etenu. Teraz każda osoba z pary puszcza jedną rękę, zapoczątkowując w ten sposób reakcję polimeryzacji. Następnie jedna osoba z tej pary wolną ręką „atakuje" kolejną parę w taki sposób, aby rozerwać jedno z połączeń (zabiera rękę jednej z osób z drugiej pary). Jesteście teraz czteroosobowym łańcuchem, który na końcach ma wolne ręce. Osoby na końcach „atakują" kolejne pary i dołączają do łańcucha, aż utworzy się jeden długi łańcuch.

Reasumując, równanie reakcji polimeryzacji można zapisać w sposób zwięzły:

- za pomocą wzorów strukturalnych:



- za pomocą wzorów grupowych:

$$n\,CH_2{=}CH_2 \longrightarrow -\left[CH_2{-}CH_2\right]_n-$$

FOLIA Z PLIETENTU
Jej handlowy symbol to PE.

POLIETYLEN

Zauważcie, że w waszej zabawie tworzenia modelu polimeru na końcu pozostały dwie osoby połączone z innymi tylko jedną ręką. Są one dalej reaktywne, czyli mogłyby przyłączyć kolejne osoby. Także w równaniu reakcji widać, że łańcuch pozostał niezakończony (co symbolizują wiązania przecinające nawiasy) i reakcja mogłaby biec dalej. Metody kończenia reakcji polimeryzacji mogą być różne (jedną z metod jest złączenie ze sobą obu końców łańcucha), lecz nie uwzględnia się ich w równaniu reakcji.

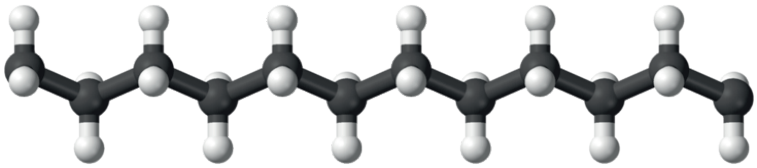
! ZAPAMIĘTAJ

MONOMER jest to substrat w reakcji polimeryzacji, z którego powstaje polimer.

MER jest to powtarzający się fragment w łańcuchu polimeru, o budowie wynikającej ze struktury monomeru.

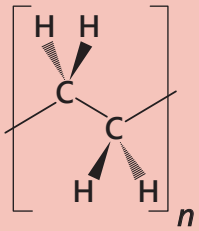
POLIMER jest to długi łańcuch, w którym można wyróżnić powtarzające się jednostki – mery.

W reakcji polimeryzacji etenu powstał związek o nazwie polieten lub nazwie zwyczajowej polietylen.



Jest to powszechne stosowane tworzywo sztuczne, oznaczane handlowo jako PE.

ULOŻENIE MERU W PRZESTRZENI



DOŚWIADCZENIE 99.

WYKONANIE

Zbadaj właściwości polietenu – wygląd, rozpuszczalność w wodzie. Co dzieje się po jego podgrzaniu? Źródłem polietylenu może być folia bąbelkowa lub woreczki śniadaniowe.

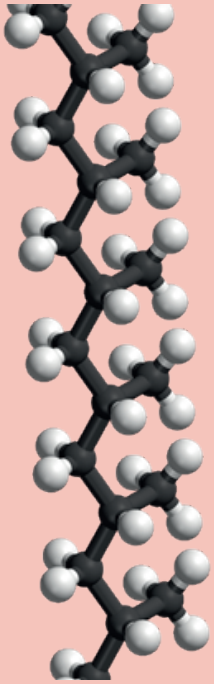
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

PE – właściwości fizyczne	PE – właściwości chemiczne
■ giętki ■ woskowaty ■ termoplastyczny ■ traci elastyczność pod wpływem światła i wilgoci ■ odporny na niskie temperatury	■ odporny na działanie związków nieorganicznych (kwasów, zasad, soli) ■ nieodporny na działanie węglowodorów ■ łatwo przepuszcza pary substancji organicznych ■ słabo przepuszcza parę wodną

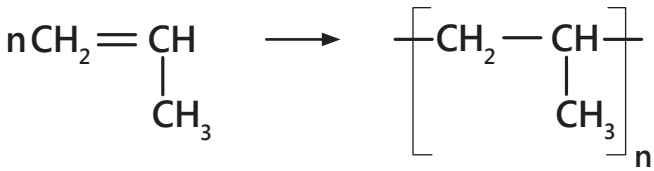
TABELA 6.4. Właściwości fizyczne i chemiczne PE.

SCHEMAT 6.6. Zastosowanie PE.

MODEL 3D ŁAŃCUCHA POLIPROPYLENU



Kolejnym ważnym polimerem jest polimer powstały z propenu, którego dawną nazwą zwyczajową był propylen, stąd jego obecna nazwa to polipropylen. Powstaje on w wyniku polimeryzacji propenu:



Polipropylen ma symbol przemysłowy PP.

ĆWICZENIE 180.

Przepisz powyższe równanie reakcji do zeszytu – zaznacz w nim monomer i mer.

ĆWICZENIE 181.

Na podstawie źródeł podaj właściwości polipropylenu.

ĆWICZENIE 182.

Utwórz w zeszycie mapę myśli przedstawiającą zastosowanie polipropylenu. Zbierz potrzebne informacje w dostępnych źródłach.

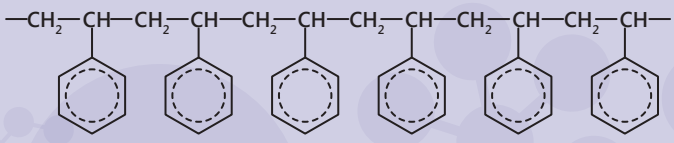
Kolejnym ważnym polimerem jest polistyren – jego handlowe oznaczenie to PS.

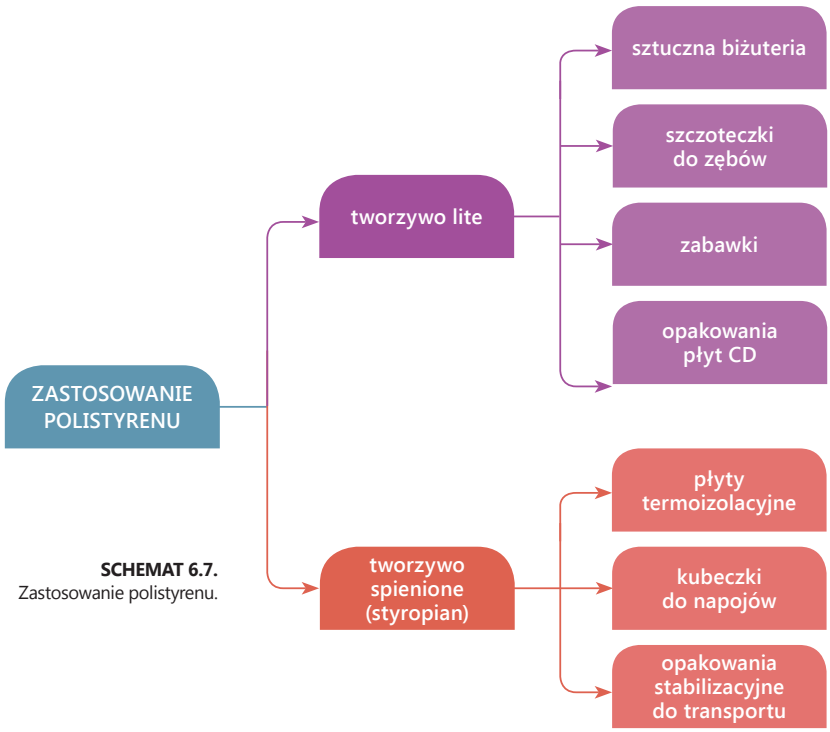
Czysty polistyren jest bezbarwny, twardy, termoplastyczny i ma ograniczoną elastyczność. Polistyren może być barwiony na dowolne kolory.

Zamknięcie pojemnika niektórych cukierków wykonane jest z polipropylenu.

ĆWICZENIE 183.

Poniżej narysowano fragment łańcucha polistyrenu. Narysuj w zeszycie monomer, z którego powstał, zaznacz mer.



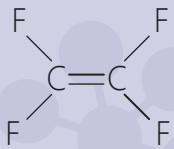


SCHEMAT 6.7.
Zastosowanie polistyrenu.

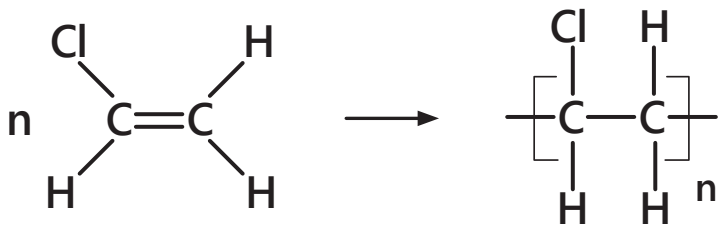
Innym ważnym tworzywem otrzymanym na drodze polimeryzacji jest politetrafluoroeten, znany powszechnie pod nazwą TEFLON (jego oznaczenie handlowe: PTFE). Otrzymuje się go z tetrafluoroetenu, czyli pochodnej etenu, w którym wszystkie atomy wodoru zostały zastąpione atomami fluoru.

ĆWICZENIE 184.

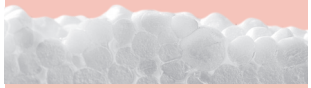
Zapisz w zeszycie równanie reakcji otrzymywania teflonu, wiedząc że substratem jest tetrafluoroeten o wzorze:



Ostatnim tworzywem, którym zajmiemy się w tym rozdziale jest polichloroeten znany jako polichlorek winylu i PCW (ang. PVC).

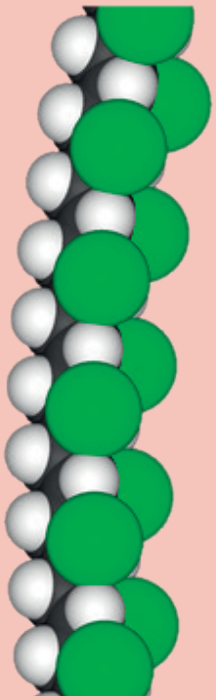


PRZEDMIOTY WYKONANE Z POLISTYRENU



Wyszukaj informacje w dostępnych źródłach. Jakie jest zastosowanie teflonu w życiu codziennym?

MODEL 3D PCW



SCHEMAT 6.8. Zastosowanie polichlorku winylu PCW.

Cechą charakterystyczną wielu tworzyw sztucznych jest ich specyficzne zachowanie w płomieniu palnika i po wyjęciu z niego. Wykorzystuje się te cechy w celu identyfikacji tworzyw.

DOŚWIADCZENIE 100.

WYKONANIE

Analiza płomieniowa tworzyw. Zgromadź kawałki poletylenu (PE), polipropylenu (PP), polistyrenu (PS) oraz polichlorku winylu (PCW).

Wybrane tworzywo umieść za pomocą szczypiec w płomieniu palnika. Obserwuj wygląd płomienia, a także co dzieje się z badanym tworzywem. Następnie wyjmij tworzywo z płomienia i dalej obserwuj jego zachowanie.

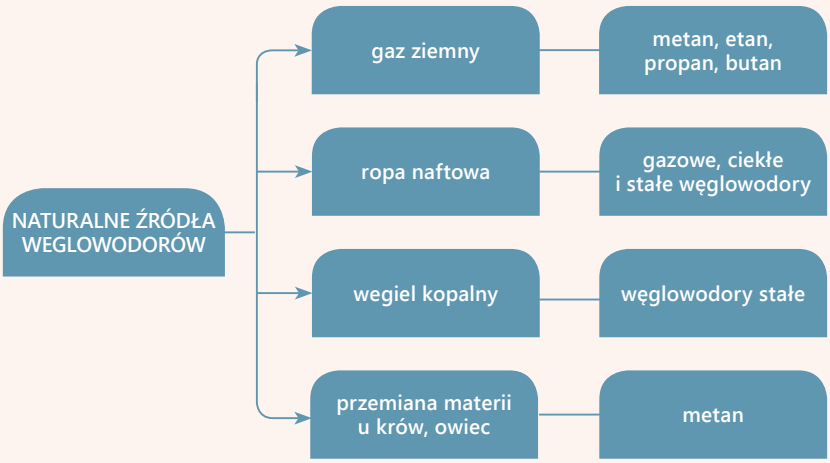
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

6.9. PODSUMOWANIE
SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA

1. Wymień naturalne źródła węglowodorów.
2. Podaj definicje następujących pojęć: węglowodory nasycone, węglowodory nienasycone.
3. Podaj wzór ogólny alkanów, wiedząc, że wzory sumaryczne kolejnych alkanów to: C_5H_{12}, C_6H_{14}, C_7H_{16}.
4. Napisz wzór sumaryczny alkanu o dwunastu atomach węgla.
5. Narysuj wzór strukturalny i półstrukturalny (grupowy) dla pentanu.
6. Opisz właściwości fizyczne metanu i etanu.
7. Opisz proces spalania alkanów na przykładzie metanu lub etanu.
8. Wyjaśnij zależność pomiędzy długością łańcucha węglowego a stanem skupienia alkanu.
9. Podaj wzory ogólne alkenów i alkinów.
10. Podaj zasady tworzenia nazw alkenów i alkinów. Wykorzystaj informacje zawarte w nazwach alkanów.
11. Opisz, jak przebiega reakcja spalania etenu i etynu.
12. Opisz, jak przebiega reakcja przyłączenia bromu do etenu i etynu.
13. Wymień zastosowania etenu i etynu.
14. Zaprojektuj doświadczenie, w którym odróżnisz węglowodór nasycony od nienasyconego.
15. Zapisz równanie reakcji polimeryzacji etenu.
17. Opisz właściwości i zastosowanie polietylenu.

ODPOWIEDZI

1. Naturalne źródła węglowodorów:



SCHEMAT 6.9. Naturalne źródła węglowodorów.

2. Definicje pojęć: węglowodory nasycone, węglowodory nienasycone.

! ZAPAMIĘTAJ

WĘGLOWODORY NASYCONE – związki węgla i wodoru, w których wszystkie wiązania pomiędzy atomami są pojedyncze.

WĘGLOWODORY NIENASYCONE – związki węgla i wodoru, w których pomiędzy atomami węgla występuje przynajmniej jedno wiązanie podwójne lub potrójne.

3. Znając trzy kolejne wzory sumaryczne (C_5H_{12}, C_6H_{14}, C_7H_{16}), możemy ustalić wzór ogólny alkanów. Musimy pamiętać, że: kolejne węglowodory różnią się od siebie o jeden atom węgla i dwa atomy wodoru (czyli o grupę metylenową $–CH_2–$).

! ZAPAMIĘTAJ

WZÓR OGÓLNY ALKANÓW C_nH_{2n+2}, gdzie n jest liczbą atomów węgla.

4. Aby zapisać wzór sumaryczny alkanu o dwunastu atomach węgla, wstawiamy liczbę 12 w miejsce **n** we wzorze ogólnym alkanu C_nH_{2n+2}, czyli wzór alkanu to: $C_{12}H_{26}$.

Ogólnie można powiedzieć, że jeżeli w cząsteczce alkanu mamy **n** atomów węgla, to liczbę atomów wodoru obliczamy jako **2n+2.**

A jeżeli w cząsteczce alkanu mamy **x** atomów wodoru, to liczbę atomów węgla obliczamy jako **(x-2)/2.**

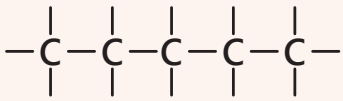
5. Rysowanie wzoru strukturalnego danego węglowodoru rozpoczynamy od narysowania odpowiedniej liczby atomów węgla (w wypadku pentanu – 5):

C C C C C

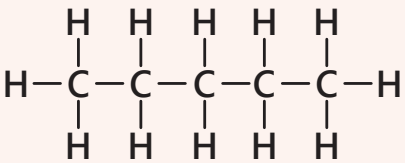
Jest to alkan (czyli węglowodór nasycony), dlatego wiązania pomiędzy atomami węgla są pojedyncze:

C—C—C—C—C

Ponieważ każdy atom węgla wytwarza cztery wiązania, rysujemy kreski je symbolizujące:



Do każdego atomu węgla przyłączone są atomy wodoru:



Wzór strukturalny pentanu został narysowany (analogicznie rysujemy wzory strukturalne innych węglowodorów).

Wzór półstrukturalny tworzymy, przypisując do atomów węgla odpowiednią liczbę atomów wodoru (tyle, ile jest przyłączone do danego atomu węgla):

CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3

6. Właściwości fizyczne i chemiczne metanu i etanu:

Metan i etan są gazami. Metan jest nieco lżejszy od powietrza. W warunkach normalnych masa 1 mola, czyli 22,4 dm^3 metanu wynosi 16 g, natomiast masa 22,4 dm^3 powietrza to ok. 29 g. Etan jest nieco cięższy. Masa 1 mola etanu to 30 g. Alkany nie mieszają się z wodą, nie są w niej rozpuszczalne. Metan jest gazem cieplarnianym.

Alkany (w tym metan i etan) są palne.

7. Dla węglowodorów możliwe są trzy rodzaje spalania, których rezultatem mogą być różne produkty:

POWTÓRZONY SCHEMAT 6.4. Trzy rodzaje spalania alkanów.

Dla metanu i etanu, w zależności od ilości powietrza, równania odpowiednich reakcji będą wyglądały następująco:

$CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$

$2CH_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO + 4H_2O$

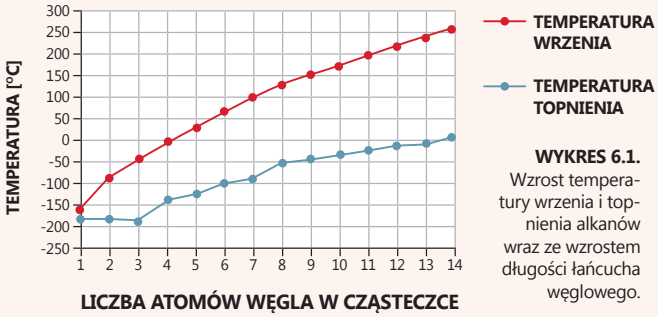
$CH_4 + O_2 \rightarrow C + 2H_2O$

$2C_2H_6 + 7O_2 \rightarrow 4CO_2 + 6H_2O$

$2C_2H_6 + 5O_2 \rightarrow 4CO + 6H_2O$

$2C_2H_6 + 3O_2 \rightarrow 4C + 6H_2O$

8. Wraz ze wzrostem długości łańcucha węglowego rośnie temperatura wrzenia i topnienia alkanów – co oznacza, że pierwsze cztery węglowodory (w warunkach pokojowych) są gazami, od piątego do piętnastego są cieczami, a od szesnastego – ciałami stałymi.



WYKRES 6.1. Wzrost temperatury wrzenia i topnienia alkanów wraz ze wzrostem długości łańcucha węglowego.

9. Alkeny mają o dwa atomy wodoru mniej niż alkany, a alkiny o cztery atomy wodoru mniej.

! ZAPAMIĘTAJ

WZÓR OGÓLNY ALKENÓW C_nH_{2n}, gdzie n jest liczbą atomów węgla.

WZÓR OGÓLNY ALKINÓW C_nH_{2n-2}, gdzie n jest liczbą atomów węgla.

10. Zasady tworzenia nazw alkenów i alkinów na podstawie informacji zawartych w nazwie alkanów:

Nazwy wszystkich członów szeregu:

- alkenów kończą się przyrostkiem **-en** dodanym do takiego samego rdzenia jak w alkanach (np. etan →eten; propan →propen ...);
- alkinów kończą się przyrostkiem **-yn** dodanym do takiego samego rdzenia jak w alkanach (np. etan →etyn; propan →propyn ...).

11. Alkeny i alkiny ulegają reakcji spalania, również w ich przypadku powstałe produkty zależą od ilości dostępnego tlenu, np. eten i etyn spalają się według poniższych równań reakcji:

$C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 + 2H_2O$

$C_2H_4 + 2O_2 \rightarrow 2CO + 2H_2O$

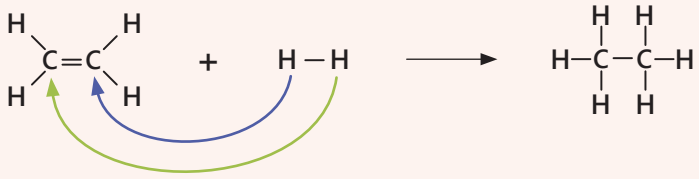
$C_2H_4 + O_2 \rightarrow 2C + 2H_2O$

$2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 + 2H_2O$

$2C_2H_2 + 3O_2 \rightarrow 4CO + 2H_2O$

$2C_2H_2 + O_2 \rightarrow 4C + 2H_2O$

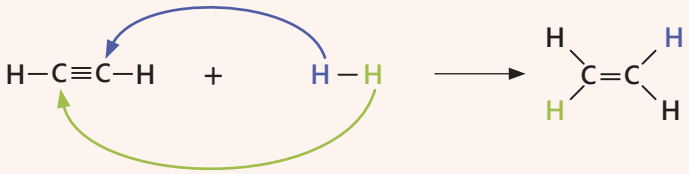
12. Przebieg przyłączenia wodoru do etenu ukazuje poniższy rysunek:



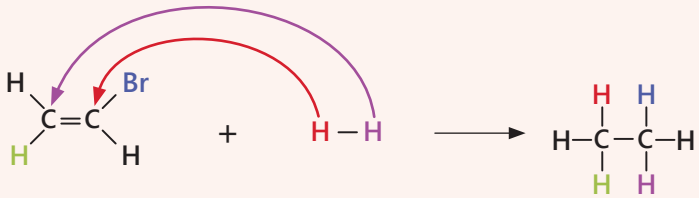
Cząsteczka wodoru atakuje wiązanie podwójne w etenie, co powoduje jego przemieszczenie i przyłączenie atomu wodoru do jednego z atomów węgla, a następnie do drugiego atomu węgla przyłącza się drugi atom wodoru. W wyniku reakcji powstaje więc związek nasycony (w tym przypadku etan).

Natomiast przebieg przyłączenia wodoru do etynu ukazują dwa poniższe rysunki (jest to reakcja dwuetapowa).

Początkowo atakowane jest wiązanie potrójne przez cząsteczkę wodoru. Atom wodoru przyłącza się do jednego z atomów węgla, a drugi atom wodoru do drugiego atomu węgla. Powstaje wtedy alken (w tym przypadku eten).



W drugim etapie druga cząsteczka wodoru atakuje wiązanie podwójne w powstałym w pierwszym etapie produkcie reakcji. Końcowym produktem reakcji jest alkan (w tym przypadku etan).

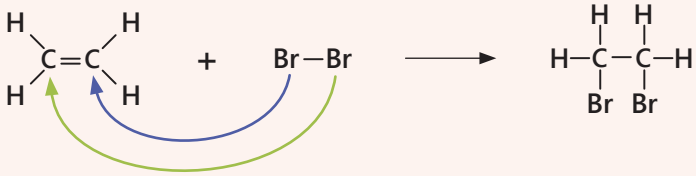


W wyniku przyłączenia (addycji) wodoru do alkinów powstają alkeny, a w wyniku addycji wodoru do alkenów powstają alkany, np.:

oktyn + wodór → okten

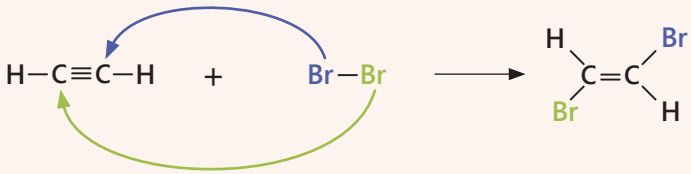
okten + wodór → oktan

13. Przebieg przyłączenia bromu do etenu ukazuje poniższy rysunek:

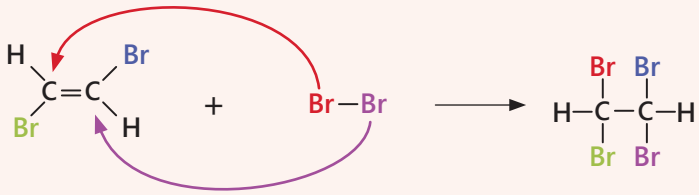


Cząsteczka bromu atakuje wiązanie podwójne, co powoduje jego przemieszczenie i przyłączenie atomu bromu do jednego z atomów węgla, a następnie do drugiego atomu węgla przyłącza się drugi atom bromu. W wyniku reakcji powstaje więc związek nasycony (w tym przypadku 1,2-dibromoetan).

Natomiast przebieg przyłączenia bromu do etynu ukazują dwa poniższe rysunki (jest to reakcja dwuetapowa):

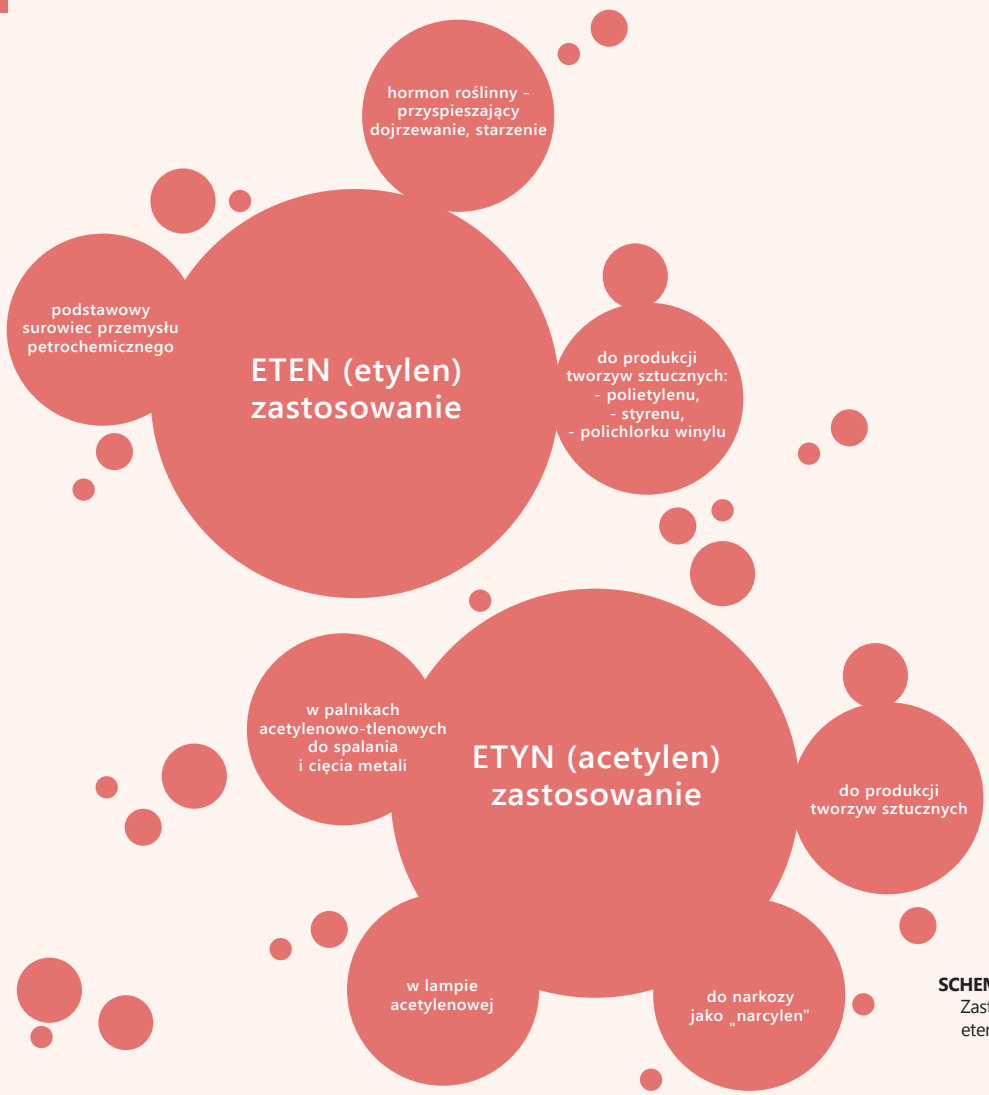


Początkowo atakowane jest wiązanie potrójne przez cząsteczkę bromu. Atom bromu przyłącza się do jednego z atomów węgla, a drugi atom bromu do drugiego atomu węgla. Powstaje wtedy pochodna alkenu (w tym przypadku 1,2-dibromoeten).



W drugim etapie druga cząsteczka bromu atakuje wiązanie podwójne w powstałym w pierwszym etapie produkcie reakcji. Końcowym produktem reakcji jest pochodna alkanu (w tym przypadku 1,1,2,2-tetrabromoetan).

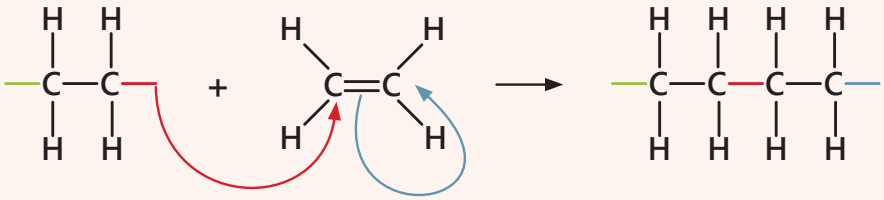
14. Zastosowania etenu i etynu ukazują poniższe grafy:



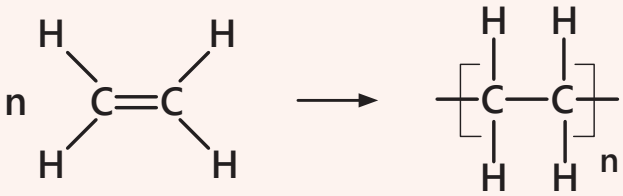
SCHEMAT 6.10. Zastosowanie etenu i etynu.

15. Aby wykonać doświadczenie, w którym odróżnisz węglowodór nasycony od nienasyconego, należy przygotować dwie probówki z badanymi węglowodorami. Do tych probówek dodaj roztwór bromu o barwie brunatnej (najlepiej w CCl_4, ale może też być wodny roztwór bromu). W probówce, w której był węglowodór nasycony, barwa pozostanie bez zmian, natomiast w probówce z węglowodorem nienasyconym brunatna barwa zniknie.

16. Równanie reakcji polimeryzacji etenu:



W momencie zainicjowania reakcji w cząsteczce etenu rozrywa się jedno z wiązań pomiędzy atomami węgla (wiązanie π). Taka cząsteczka jest reaktywna (bo w wyniku rozerwania wiązania atomy węgla posiadają po jednym niesparowanym elektronie) i przyłącza się do kolejnej cząsteczki etenu w miejscu podwójnego wiązania, powodując jego rozerwanie. Ta powstała cząsteczka reaguje z kolejną, i tak dalej. W ten sposób powstaje długi łańcuch **polimeru**, w którym można wyróżnić wielokrotnie (poli – wiele) powtarzający się fragment, tak zwany **mer**. Czyli:



17. Właściwości i zastosowanie polietylenu zebrano w tabeli:

Polietylen – właściwości	Polietylen – zastosowanie
■ giętki ■ przeźroczysty ■ termoplastyczny ■ woskowaty ■ traci elastyczność pod wpływem światła i wilgoci ■ ma małą przepuszczalność pary wodnej ■ łatwo przepuszcza pary związków organicznych ■ odporny na działanie kwasów, zasad, soli ■ odporny na działanie węglowodorów ■ odporny na niskie temperatury	■ wyrób folii ■ wyrób rur ■ wyrób pojemników ■ wyrób nart ■ wyrób żagli ■ wyrób markerów ■ wyrób zmywaczy do paznokci ■ wyrób toników ■ wyrób lin (stosowanych w spinaczce, żeglarstwie, wędkarstwie)

TABELA 6.4. Właściwości i zastosowanie polietylenu.

7. CZY WSZYSTKIE TLENKI MAJĄ TAKĄ SAMA BUDOWĘ?

TAK JAK RDZA ZŻERA ŻELAZO,
TAK ZAWISTNIK JEST ZŻERANY PRZEZ SWOJĄ NAMIĘTNOŚĆ.

ANTYSTENES

7.1. JAK ZBUDOWANE SĄ TLENKI METALI?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: wiązanie jonowe, jon, kation, anion, elektroujemność, reakcja syntezy; co powoduje brak, a co nadmiar jonów Ca2+;**
- **jak powstają jony; kiedy powstaje wiązanie jonowe; jakie właściwości mają związki o wiązaniach jonowych.**

Tlenki to związki tlenu i innych pierwiastków. Ponieważ pierwiastki dzielimy na metale i niemetale, tlenki również możemy podzielić na tlenki metali i tlenki niemetali.

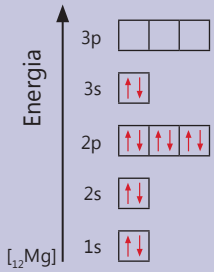
ĆWICZENIE 185.

Korzystając z zamieszczonego poniżej układu okresowego, omów, które pierwiastki to metale. Sprawdź swoją odpowiedź, korzystając z układu okresowego zamieszczonego na końcu podręcznika.

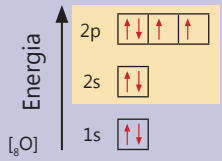
Okres \ Grupa	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	1 H wodór																	2 He hel
2	3 Li lit	4 Be beryl											5 B bor	6 C węgiel	7 N azot	8 O tlen	9 F fluor	10 Ne neon
3	11 Na sód	12 Mg magnez											13 Al glin	14 Si krzem	15 P fosfor	16 S siarka	17 Cl chlor	18 Ar argon
4	19 K potas	20 Ca wapń	21 Sc skand	22 Ti tytan	23 V wanad	24 Cr chrom	25 Mn mangan	26 Fe żelazo	27 Co kobalt	28 Ni nikiel	29 Cu miedź	30 Zn cynk	31 Ga gal	32 Ge german	33 As arsen	34 Se selen	35 Br brom	36 Kr krypton
5	37 Rb rubid	38 Sr stront	39 Y itr	40 Zr cyrkon	41 Nb niob	42 Mo molibden	43 Tc technet	44 Ru ruten	45 Rh rod	46 Pd pallad	47 Ag srebro	48 Cd kadm	49 In ind	50 Sn cyna	51 Sb antymon	52 Te tellur	53 I jod	54 Xe ksenon
6	55 Cs cez	56 Ba bar	57–71 lantanowce	72 Hf hafn	73 Ta tantal	74 W wolfram	75 Re ren	76 Os osm	77 Ir iryd	78 Pt platyna	79 Au złoto	80 Hg rtęć	81 Tl tal	82 Pb ołów	83 Bi bizmut	84 Po polon	85 At astat	86 Rn radon
7	87 Fr frans	88 Ra rad	89–103 aktynowce	104 Rf rutherford	105 Db dubn	106 Sg seaborg	107 Bh bohr	108 Hs has	109 Mt meitner	110 Ds darmstadt	111 Rg roentgen	112 Cn kopernik		114 Fl flerow		116 Lv liwermor		

57 La lantan	58 Ce cer	59 Pr prazeodym	60 Nd neodym	61 Pm promet	62 Sm samar	63 Eu europ	64 Gd gadolin	65 Tb terb	66 Dy dysproz	67 Ho holm	68 Er erb	69 Tm tul	70 Yb iterb	71 Lu lutet
89 Ac aktyn	90 Th tor	91 Pa protaktyn	92 U uran	93 Np neptun	94 Pu pluton	95 Am ameryk	96 Cm kiur	97 Bk berkel	98 Cf kaliforn	99 Es einstein	100 Fm ferm	101 Md mendelew	102 No nobel	103 Lr lorens

KONFIGURACJA ELEKTRONOWA ATOMU MAGNEZU



KONFIGURACJA ELEKTRONOWA ATOMU TLENU



DOŚWIADCZENIE 101.

WYKONANIE

Na łyżeczkę do spalań nałóż magnez. Rozpal go w płomieniu palnika, a następnie zanurz w dużej kolbie stożkowej wypełnionej tlenem.

Równanie reakcji i obserwacje zapisz w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

ĆWICZENIE 186.

Przeczytaj i ustnie uzupełnij poniższy tekst o brakujące terminy.

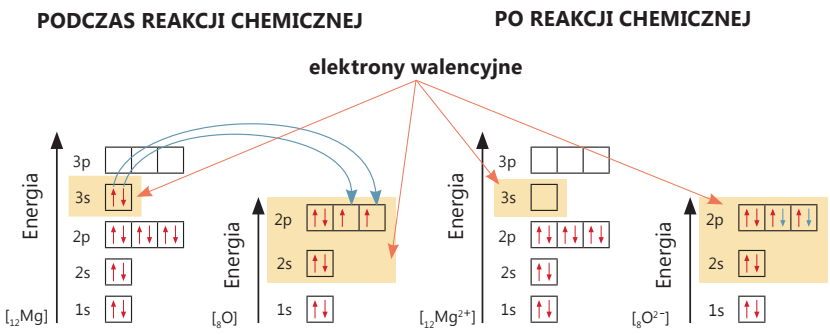
Pierwiastek tlen, o symbolu chemicznym ....., położony jest w ..... okresie i ..... grupie układu okresowego. Z układu okresowego można odczytać, że atom tlenu ma w jądrze ..... protonów o ładunku ....., a ponieważ atom jest elektrycznie obojętny, ... elektronów o ładunku ..... tworzy jego chmurę ..... .

Pierwiastek magnez ma symbol chemiczny ..... . Umiejscowiony jest w ..... okresie, ... grupie układu okresowego. Jądro atomu magnezu zawiera ..... dodatnio naładowanych ....., a co za tym jest otoczone chmurą elektronową złożoną z ....., ujemnie naładowanych ..... .

Chmury elektronowe atomów Mg i O można przedstawić za pomocą konfiguracji elektronowej. Z konfiguracji elektronowej atomu magnezu wynika, że ma on ..... elektrony walencyjne na orbitalach ..... . Natomiast z konfiguracji elektronowej atomu tlenu odczytujemy, że atom tlenu ma ..... elektronów walencyjnych na orbitalach ..... oraz ..... .

Z mieszaniny magnezu i tlenu powstała nowa substancja chemiczna – tlenek magnezu. Zastanówmy się, w jaki sposób ta substancja jest zbudowana.

Przyglądając się konfiguracji ..... atomu tlenu, można zauważyć, że spośród ..... elektronów walencyjnych ..... są niesparowane, a pozostałe ..... tworzą dwie pary elektronowe, więc atomowi tlenu brakuje ..... elektronów, aby uzyskać bardziej korzystną konfigurację elektronową, w której wszystkie elektrony będą sparowane. Jeżeli atom magnezu utraci swoje ..... elektrony ....., uzyska również trwalszą, bardziej korzystną konfigurację elektronową (będzie mieć cały poziom energetyczny zapełniony, a nierozpoczęty kolejny). Z tych powodów, gdy atom tlenu spotka się z atomem magnezu, odbierze mu ..... elektrony. W wyniku tego procesu atom magnezu straci ..... elektrony, a atom tlenu zyska ..... elektrony. Powstał ..... magnezu i ..... tlenu. A między nimi wiązanie ..... .



RYSUNEK 7.1. Konfiguracja elektronowa jonów podczas i po reakcji chemicznej.

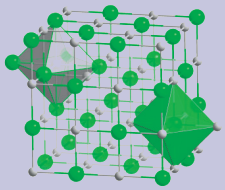
PRODUKT SPOŻYWCZY	W STANIE WOLNYM		W TLENKU MAGNEZU	
	atom magnezu	atom tlenu	jon magnezu	jon tlenu
liczba protonów w jądrze	12	8	12	8
liczba elektronów	12	8	10	10
ładunek jądra	+12	+8	+12	+8
ładunek chmury elektronowej	-12	-8	-10	-10
sumaryczny ładunek	0	0	+2	-2
			powstał jon	powstał jon

TABELA 7.1. Konfiguracja elektronowa jonów podczas i po reakcji chemicznej.

! PRZYPOMNIJ SOBIE

Wiązanie jonowe tworzy się, gdy różnica elektroujemności pomiędzy atomami tworzącymi wiązanie jest większa lub równa 1,7. Im większa jest wartość różnicy elektroujemności, tym łatwiej tworzą się jony, a co za tym idzie powstałe wiązanie jonowe jest silniejsze. Najsilniejsze wiązania jonowe powstaną więc w wyniku zderzeń pierwiastków zawartych w 1. i 2. grupie układu okresowego z pierwiastkami grup 16. i 17.

Jak wynika z powyższych informacji, wiązanie pomiędzy tlenem (który jest w 16. grupie) i metalami z 1. i 2. grupy układu będzie wiązaniem jonowym bardzo silnym.



KRYSZTAŁ TLENKU MAGNEZU

TLENEK MAGNEZU

Tlenek magnezu w przyrodzie występuje jako minerał PERYKLAZ.

Stosowany jest do wyrobu cementów, odlewów, naczyń ognioodpornych, tygli.

W medycynie stosuje się go jako lekarstwo na zatrucia (działa przeczyszczająco) i nadkwasotę, a także jako suplement diety.

Przypomnij sobie, jakie są skutki braku, a jakie nadmiaru jonów magnezu w diecie człowieka.

Podobnie jak magnez reagują z tlenem atomy pozostałych pierwiastków z 2. grupy (czyli beryl, wapń, stront, bar), a także atomy innych pierwiastków, które mogą być dwuwartościowe (tzn. żelazo, miedź, rtęć, ołów, cynk...). Tworzą one kryształy jonowe, w których na jeden dwudodatni kation metalu przypada jeden dwuujemny anion tlenu. Wzory sumaryczne tych tlenków przybierają postać MO, a wzory jonowe $M^{2+}\ O^{2-}$.

! ZAPAMIĘTAJ

TLENKI METALI, w których wartościowość metalu wynosi od 1 do 4, mają budowę jonową, dlatego we wzorach strukturalnych tych tlenków nie powinno się rysować wiązań chemicznych za pomocą kresek

poprawnie	błędnie
$Mg^{2+}\ O^{2-}$	~~Mg=O~~

Nazwy tlenków tworzy się, dodając do słowa tlenek nazwę metalu w dopełniaczu np.: tlenek magnezu, tlenek wapnia. W przypadku, kiedy atom danego metalu może mieć kilka wartościowości, po nazwie metalu podaje się wartościowość* (w nawiasie, rzymską cyfrą, bez odstępu), np.: tlenek żelaza(II), tlenek żelaza(III).

* Błędem jest podanie wartościowości w przypadku, gdy atomy danego metalu wykazują zawsze tylko jedną wartościowość (jak np. pierwiastki w 1., 2. i 13. grupie układu okresowego). Pomimo niepodawania wartościowości tych pierwiastów nazwa pozostaje jednoznaczna.

Niepodanie wartościowości w przypadku pierwiastków mających kilka wartościowości jest błędem, który powoduje, że nazwa jest niejednoznaczna.

ĆWICZENIE 187.

Przerysuj tabelę do zeszytu i uzupełnij ją nazwami i wzorami odpowiednich tlenków.

NAZWA TLENKU	WZÓR STRUKTURALNY	WZÓR SUMARYCZNY
Tlenek cyny(II)		
	$Hg^{2+}\ O^{2-}$	
		BaO
	$Fe^{2+}\ O^{2-}$	

Zastosowania tlenków pierwiastków drugiej grupy układu okresowego.

tlenek berylu BeO	■ nie ma znaczenia biologicznego ■ trujący
tlenek magnezu MgO	■ stosowany do produkcji cementu, naczyń ognioodpornych, w medycynie
tlenek wapnia CaO	■ zastosowanie: zaprawa murarska, nawóz ■ wykorzystywany w przemyśle ceramicznym i szklarskim
tlenek strontu SrO	■ stosowany w dawnych telewizorach jako ochrona przed promieniowaniem
tlenek baru BaO	■ stosowany w lampach katodowych ■ trujący

SCHEMAT 7.1. Zastosowania tlenków pierwiastków drugiej grupy układu okresowego.

DOŚWIADCZENIE 102.

WYKONANIE

Doświadczenie wykonaj w okularach ochronnych.

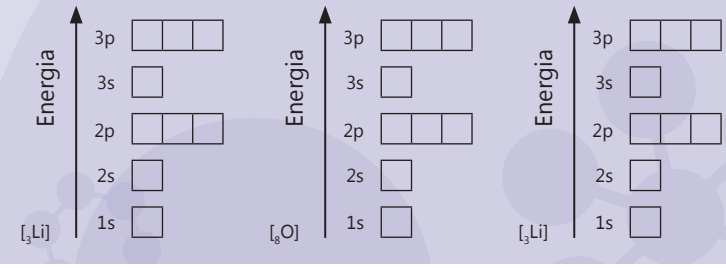
Do zlewki o pojemności 150 cm^3 nalej około 50 cm^3 wody destylowanej. W zlewce umieść termometr, a następnie ostrożnie, niewielkimi porcjami wsyp 1–2 łyżeczki tlenku wapnia, wymieszaj zawartość zlewki.

Równanie reakcji i obserwacje zapisz w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Tlenek wapnia (nazwa zwyczajowa: wapno palone) łączy się gwałtownie z wodą, tworząc nowy związek (nazwa zwyczajowa: wapno gaszone – chemiczna wodorotlenek wapnia). W trakcie reakcji wydziela się ciepło, jest to więc reakcja egzoenergetyczna.

ĆWICZENIE 188.

Odszukaj w układzie okresowym pierwiastki: lit oraz tlen. Umieszczone poniżej diagramy przerysuj do zeszytu i zapisz na nich konfigurację elektronową atomów litu i tlenu, zaznacz elektrony walencyjne.

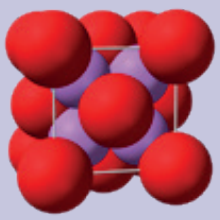


TLENEK WAPNIA

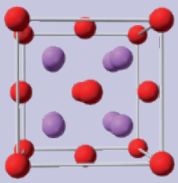
H315 – działa drażniąco na skórę.

H318 – powoduje poważne uszkodzenie oczu.

H335 – może powodować podrażnienie dróg oddechowych.



KRYSZTAŁ TLENKU LITU



Tlenek litu został odkryty przez szwedzkiego chemika Johana Arfvedsona [johana arwedsona] (odkrywcę litu) w 1817 roku.

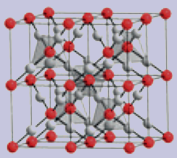
Tlenek litu jest substancją bardzo żrącą:

H314 – powoduje poważne oparzenia skóry oraz uszkodzenia oczu.

Może ponadto powodować uszkodzenia dróg oddechowych oraz obrzęk płuc czy chemiczne zapalenie płuc.

Wykorzystuje się go do absorbcji tlenku węgla(IV).

TLENEK MIEDZI(I)

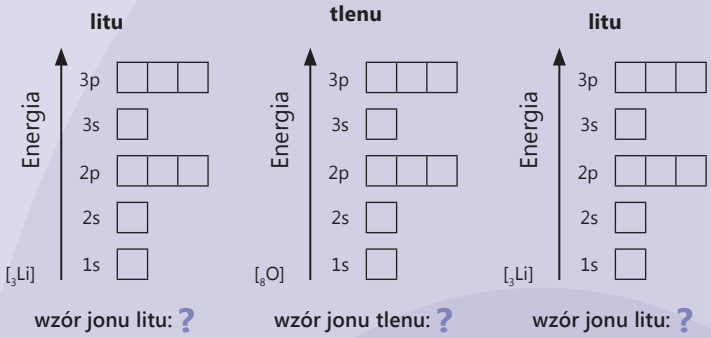


MODEL KRYSZTAŁU TLENKU MIEDZI(I)

Piktogramy dla tlenku miedzi(I).

Przeprowadź analogiczne rozumowanie do rozumowania dotyczącego reakcji tlenu z magnezem. Zapisz w zeszycie konfigurację elektronową powstałych jonów, a także ich wzory sumaryczne. Ile atomów litu trzeba wykorzystać, aby sparować wszystkie elektrony w atomie tlenu?

konfiguracja elektronowa jonów



Ile jonów litu potrzeba na jeden jon tlenu, aby powstały związek chemiczny jako całość był elektrycznie obojętny?

Zapisz w zeszycie wzór strukturalny oraz sumaryczny powstałego związku chemicznego.

Zapisz w zeszycie równanie reakcji litu z tlenem.

Podobnie zachowują się wszystkie metale z 1. grupy układu okresowego (lit, sód, potas, rubid, cez), a także te metale, które mogą być jednowartościowe (miedź, srebro). Tworzą one kryształy jonowe, w których na jeden dwuujemny anion tlenu przypadają dwa jednododatnie kationy metalu. Wzory sumaryczne tych tlenków przybierają postać M_2O, a wzory strukturalne (jonowe) $M^+ O^{2-} M^+$.

ĆWICZENIE 189.

Przerysuj tabelę do zeszytu i uzupełnij ją nazwami i wzorami odpowiednich tlenków.

NAZWA	WZÓR SUMARYCZNY	WZÓR STRUKTURALNY
tlenek potasu		
	$Ag^+ O^{2-} Ag^+$	
		Na_2O

Zastosowanie niektórych tlenków jednowartościowych metali zamieszczono w schemacie:

tlenek potasu K_2O	■ tradycyjne wypełnienie ubytków w zębach
tlenek miedzi(I) Cu_2O	■ barwnik szkła
tlenek srebra(I) Ag_2O	■ używany w tzw. próbie Tollensa (dawniej tą metodą otrzymywano lustra)
tlenek litu Li_2O	■ wykorzystywany do pochłaniania tlenku węgla(IV)
tlenek sodu Na_2O	■ stosowany do produkcji szkła

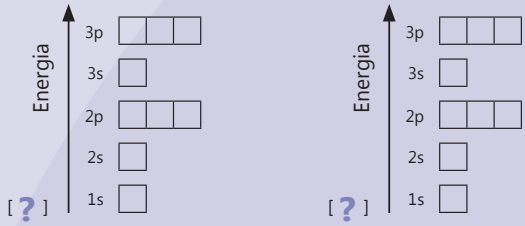
SCHEMAT 7.2. Zastosowanie niektorych tlenków jednowartościowych metali.

TLENEK SREBRA(I)

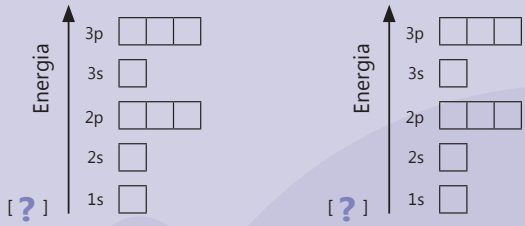
Piktogramy dla tlenku srebra(I).

ĆWICZENIE 190.

Odszukaj w układzie okresowym pierwiastki: glin oraz tlen. Umieszczone poniżej diagramy przerysuj do zeszytu i zapisz na nich konfigurację elektronową atomów glinu i tlenu, zaznacz elektrony walencyjne.



Przeprowadzając analogiczne rozumowanie do poprzedniego, zapisz w zeszycie konfigurację elektronową powstałych jonów, a także ich wzory sumaryczne.



Ile jonów glinu i ile jonów tlenu potrzeba, aby powstały związek chemiczny jako całość był elektrycznie obojętny?

Zapisz w zeszycie wzór strukturalny oraz sumaryczny powstałego związku chemicznego.

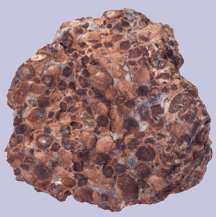
Zapisz w zeszycie równanie reakcji glinu z tlenem.

TLENEK GLINU

Otrzymuje się go głównie z rudy aluminium – boksytów.

Z tlenku glinu otrzymuje się aluminium, czyli glin zawierający zanieczyszczenia, których ilość jest uzależniona od metody produkcji.

Tlenek glinu nie jest klasyfikowany jako toksyczny.



BOKSYT

TLENEK ŻELAZA(III)

H315 – działa drażniąco na skórę.

H319 – działa drażniąco na oczy.

H335 – może powodować podrażnienie dróg oddechowych.

Jest głównym składnikiem rdzy.

W mieszaninie ze sproszkowanym glinem tworzy termit, który stosuje się w spawalnictwie lub jako środek bojowy.

Podobnie zachowują się wszystkie metale z 13. grupy (glin, gal, ind), a także te metale, które mogą być trójwartościowe (żelazo, chrom). Tworzą one kryształy jonowe, w których na trzy dwuujemne aniony tlenu przypadają dwa trójdodatnie kationy metalu [3·(–2) + 2·(+3) = 0]. Wzory sumaryczne tych tlenków przybierają postać M_2O_3, a wzory jonowe O^{2-} M^{3+} O^{2-} M^{3+} O^{2-}.

ĆWICZENIE 191.

Przerysuj tabelę do zeszytu i uzupełnij ją nazwami i wzorami odpowiednich tlenków.

NAZWA	WZÓR STRUKTURALNY	WZÓR SUMARYCZNY
tlenek żelaza(III)		
	O^{2-} Ga^{3+} O^{2-} Ga^{3+} O^{2-}	
		In_2O_3
tlenek chromu(III)		

ĆWICZENIE 192.

Przepisz do zeszytu poniższe równania reakcji metali z tlenem. Uzupełnij brakujące dane:

..... Sr + ... → ..... SrO

..... + ... O_2 → ..... CuO

..... + ... → ....FeO

..... + ... O_2 → ..... Ga_2O_3

..... In + ... O_2 → ....

..... Cr + ... → ..... Cr_2O_3

..... Li + ... O_2 → ....

..... Al + ... O_2 → ....

..... Ba + ... O_2 → ....

STRUŚ ZE STRACHU
CIĄGLE GŁOWĘ CHOWA W PIACHU.

JAN BRZECHWA, „STRUŚ"

7.2. JAK ZBUDOWANE SĄ TLENKI NIEMETALI?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: tlenek, niemetal, wiązanie atomowe (kowalencyjne) spolaryzowane, elektrony walencyjne, sparowane i niesparowane, hybrydyzacja; wiadomości o tlenkach węgla, tlenku siarki(VI);**
- **jak powstają wiązania atomowe (kowalencyjne) spolaryzowane.**

Wszystkie tlenki metali są w temperaturze pokojowej ciałami stałymi, natomiast tlenki niemetali to gazy, ciecze i ciała stałe.

Ciekłym tlenkiem jest woda (nazwa systematyczna: tlenek wodoru lub oksydan) o wzorze H_2O. Powstaje ona m.in. w wyniku reakcji syntezy (łączenia) tlenu i wodoru. $2H_2 + O_2 \rightarrow 2H_2O$

ĆWICZENIE 193.

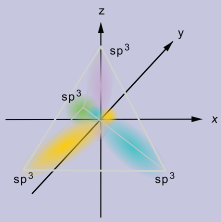
Przeczytaj tekst dotyczący budowy cząsteczki wody, uzupełnij ustnie brakujące w nim terminy (skorzystaj z informacji zawartych w podrozdziale 6.1.)

W cząsteczce wody atom centralny, czyli tlen, ma hybrydyzację sp^3. Po hybrydyzacji czterech orbitali (orbital 2s oraz trzy orbitale 2p), które zawierały sześć elektronów ....., tlen utworzył ..... hybrydy, na rysunku oznaczone kolejno kolorami: żółtym, niebieskim, zielonym i fioletowym. Na powstałych orbitalach znajdują się te elektrony, które poprzednio były umieszczone na orbitalach, które uległy hybrydyzacji.

W tym przypadku atom tlenu do tworzenia wiązań może wykorzystać ..... hybrydy, każda obsadzona ..... elektronem. Dwa zhybrydyzowane orbitale, zawierające po dwa sparowane elektrony (orbitale zapełnione całkowicie), nie mogą być wykorzystane do tworzenia nowych wiązań. Są to tak zwane wolne pary elektronowe. Tworząc cząsteczkę wody, atom tlenu utworzy ..... pojedyncze wiązania z ..... atomami wodoru oraz będzie miał ..... wolne pary elektronowe.

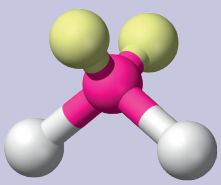
Cząsteczka wody ma kształt ..... . Kąt pomiędzy wiązaniami wynosi 104,45°. Wynika to z faktu, że dwie wolne pary elektronowe silnie odpychają pozostałe wiązania.

Właściwości wody zostaną dokładnie omówione w osobnym rozdziale.



HYBRYDYZACJA sp^3

MODEL CZĄSTECZKI WODY



Oznaczenia:
różowy – atom tlenu
biały – atom wodoru
żółty – wolne pary elektronowe na atomie tlenu

Do najbardziej znanych tlenków niemetali o stanie skupienia gazowym należą: tlenki węgla, tlenki siarki, tlenki fosforu oraz tlenki azotu.

ĆWICZENIE 194.

Przerysuj tabelę do zeszytu. Uzupełnij ją, obliczając różnicę elektroujemności dla powyższych pierwiastków. Określ typ wiązania.

Elektroujemność tlenu	Elektroujemność pierwiastka	Różnica elektroujemności	Typ wiązania

ZAPAMIĘTAJ

Najprostszą metodą otrzymywania tlenków jest reakcja **syntezy** z odpowiednich pierwiastków.

DOŚWIADCZENIE 103.

WYKONANIE

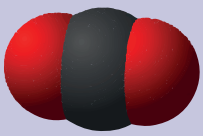
Przygotuj kolbę stożkową, z szeroką szyjką, wypełnioną tlenem. Na dno kolby nalej około 50 cm^3 wody wapiennej. Na łyżeczce do spalań umieść kawałek węgla drzewnego, a następnie zapal go w płomieniu palnika. Łyżeczkę z rozżarzonym węglem zanurz w kolbie z tlenem. Po zakończeniu spalania wyciągnij łyżeczkę do spalań, kolbę zatkaj dłonią i zawartość wstrząśnij.

Równanie reakcji i obserwacje zapisz w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

TLENEK WĘGLA(IV)

Model cząsteczki CO_2

Cząsteczka tlenku węgla(IV) jest liniowa i jej wzór strukturalny zapisujemy liniowo.



O=C=O

Atom węgla tworzy z tlenem również inne połączenie, a mianowicie tlenek węgla(II).

ĆWICZENIE 195.

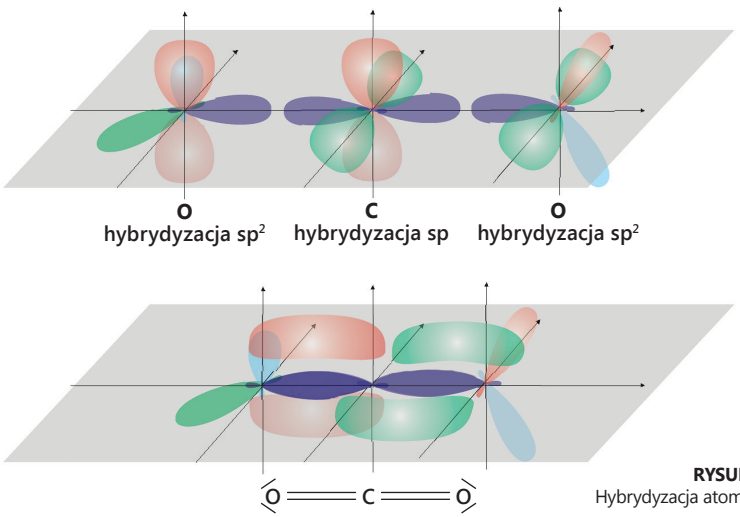
Przeczytaj tekst, uzupełnij ustnie brakujące informacje (pomocny będzie podrozdział 6.1.)

Atom węgla ma ..... elektrony walencyjne – ..... niesparowane umieszczone na orbitalach ..... oraz ..... sparowane na orbitalu ..... Jeden orbital ..... pozostał pusty.

W takim układzie atom węgla mógłby wytworzyć maksymalnie ..... wiązania, natomiast w tlenku węgla(IV) węgiel jest czterowartościowy. Taka sytuacja jest możliwa dzięki hybrydyzacji.

Dotychczas pusty orbital ..... wymieszał się z całkowicie wypełnionym orbitalem ..... . Nastąpiła więc hybrydyzacja typu ..... .

Utworzyły się dwa zhybrydyzowane orbitale, a na każdym z nich znajdował się jeden elektron. Dzięki temu atom węgla miał już cztery niesparowane elektrony (dwa na orbitalach zhybrydyzowanych, a dwa na pozostałych orbitalach 2p).



RYSUNEK 7.2.
Hybrydyzacja atomu węgla.

DOŚWIADCZENIE 104.

WYKONANIE

Doświadczenie wykonuj pod digestorium (wyciągiem laboratoryjnym).

Przygotuj kolbę stożkową, z szeroką szyjką, wypełnioną tlenem. Na łyżeczce do spalań umieść niewielką ilość piasku, a następnie niewielką ilość siarki. Zapal siarkę w płomieniu palnika. Łyżeczkę z płonącą siarką zanurz w kolbie z tlenem.

Równanie reakcji i obserwacje zapisz w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

TLENEK WĘGLA(II)

Cząsteczka tlenku węgla(II) – czad – ma budowę liniową, gdyż jest zbudowana z dwóch atomów. Oba atomy ulegają tam hybrydyzacji sp.

Układ wiązań w cząsteczce nie jest jednak tak oczywisty, jak mógłby wynikać z konfiguracji elektronowych poszczególnych atomów.

Wyjaśnienie budowy tej cząsteczki znacznie wykroczyłoby poza realizowany materiał, dlatego też pozostaniemy przy wzorze sumarycznym tej cząsteczki:

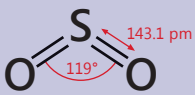
CO

Piktogramy dla tlenku węgla(II).

H220, H331, H360D, H372

TLENEK SIARKI(IV)

Cząsteczka SO_2 ma kształt kątowy, ze względu na hybrydyzację sp^2 atomu siarki i obecność wolnej pary elektronowej na tym atomie.

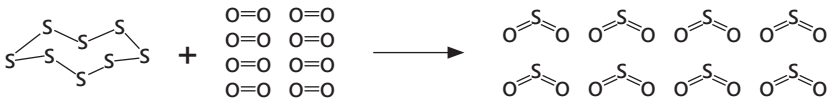


Piktogramy dla tlenku siarki(IV).

H314 – powoduje poważne oparzenia skóry oraz uszkodzenia oczu.

H331 – wdychany działa toksycznie.

W wyniku spalenia siarki w tlenie powstał tlenek siarki(IV) o wzorze sumarycznym SO_2. Pamiętając, że siarka w przyrodzie występuje w postaci ośmioatomowych cząsteczek, za pomocą wzorów strukturalnych można przedstawić to równanie następująco:



Zapisane za pomocą wzoru sumarycznego równanie przyjmie postać:

$$S_8 + 8O_2 \rightarrow 8SO_2.$$

W warunkach pokojowych w wyniku spalania siarki w tlenie tworzy się tlenek siarki(IV). Jednakże tlenek ten można poddać reakcji z tlenem w obecności odpowiednich katalizatorów. Powstaje wtedy tlenek siarki(VI).

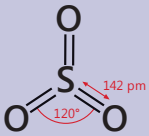
$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{\text{katalizator } (V_2O_5)} 2SO_3$$

Jest on bardzo niebezpieczny, jego wdychanie może grozić śmiercią lub chorobami nowotworowymi. Ponadto może spowodować pożar lub wybuch.

Powyższe procesy odgrywają istotną rolę w przemyśle, są bowiem etapami produkcji kwasu siarkowego(VI) – bardzo ważnego reagenta w wielu reakcjach chemicznych.

TLENEK SIARKI(VI)

Cząsteczka tlenku siarki(VI) ma kształt trójkąta równobocznego (hybrydyzacja sp^2 atomu siarki) i tak samo rysujemy jej wzór strukturalny.



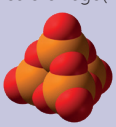
Piktogramy dla tlenku siarki (VI).

H271, H314, H330, H350

TLENEK FOSFORU(V)

(dekatlenek tetrafosforu)

Jest to biała, silnie higroskopijna substancja. Reakcja tego tlenku z wodą prowadzi do powstania kwasu fosforowego(V).



H314 – powoduje poważne oparzenia skóry oraz uszkodzenia oczu.

DOŚWIADCZENIE 105.

WYKONANIE

Doświadczenie wykonuj pod digestorium (wyciągiem laboratoryjnym).

Przygotuj kolbę stożkową, z szeroką szyjką, wypełnioną tlenem. Na łyżeczce do spalań umieść niewielką ilość piasku, a następnie niewielką ilość fosforu czerwonego. Zapal fosfor w płomieniu palnika. Łyżeczkę z płonącym fosforem zanurz w kolbie z tlenem.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Fosfor występuje w postaci cząsteczek czteroatomowych (P_4). Reagując z tlenem, ulega spaleniu. Powstałe produkty są uzależnione od ilości dostępnego tlenu w procesie spalania. Przy ograniczonym dostępie tlenu powstaje tlenek fosforu(III) o wzorze P_4O_6, a produktem spalania przy dostatecznej ilości tlenu jest tlenek fosforu(V), którego wzór sumaryczny to: P_4O_{10}.

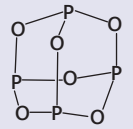
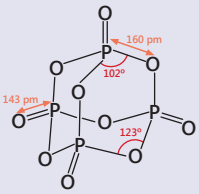
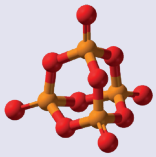
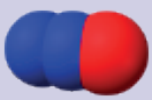
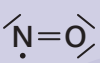
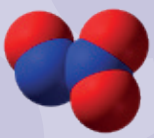
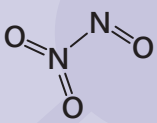
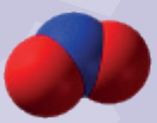
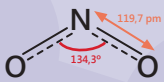
Spalanie przy ograniczonym dostępie tlenu	Spalanie w dużej ilości tlenu
$P_4 + 3O_2 \rightarrow P_4O_6$	$P_4 + 5O_2 \rightarrow P_4O_{10}$
	
	

TABELA 7.2. Spalanie fosforu podczas reakcji z tlenem.

Azot jest w 15. grupie układu okresowego, w związku z tym ma pięć elektronów walencyjnych. W zależności od warunków azot może tworzyć różne tlenki, w których wykazuje różną wartościowość.

ĆWICZENIE 196.

Przeanalizuj informacje zawarte w tabeli. Podaj (ustnie) wzory sumaryczne tlenków.

MODEL CZĄSTECZKI	WZÓR STRUKTURALNY	NAZWA TLENKU	WZÓR SUMARYCZNY
	$N^{-}{=}N^{+}{=}O$	tlenek azotu(I)	?
		tlenek azotu(II)	?
		tlenek azotu(III)	?
		tlenek azotu(IV)	?

TLENEK AZOTU(I) N_2O

Bezbarwny gaz o słodkawym smaku.

Jest stosowany:

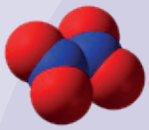
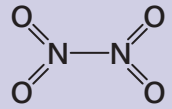
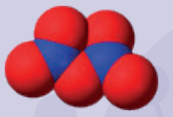
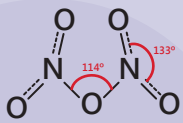
- do znieczulenia ogólnego,
- jako dodatek do żywności – jako środek do tworzenia piany – bitej śmietany w sprayu,
- do produkcji gazu rozweselającego (powoduje stan euforii),
- w tuningu samochodowym jako utleniacz, powodujący gwałtowny wzrost mocy silnika.

TLENEK AZOTU(IV) NO_2

Brunatny gaz, cięższy od powietrza. Jest silnie toksyczny.

Piktogramy dla tlenku azotu(IV).

H270 – może spowodować lub zintensyfikować pożar; utleniacz.
H314 – powoduje poważne oparzenia skóry oraz uszkodzenia oczu.
H330 – wdychanie grozi śmiercią.
W fazie gazowej cząsteczki NO_2 łączą się ze sobą, tworząc dimery N_2O_4.

MODEL CZĄSTECZKI	WZÓR STRUKTURALNY	NAZWA TLENKU	WZÓR SUMARYCZ-NY
		tetratlenek diazotu	?
		tlenek azotu(V)	?

Tlenki azotu, oznaczane wspólnie jako NO_x, są jedną z przyczyn zanieczyszczeń atmosfery. Emitowane są do niej np. podczas spalania paliw w silnikach samochodowych, które zachodzi w obecności powietrza. Głównymi składnikami powietrza są azot i tlen. W warunkach panujących w silniku azot, mimo że jest mało reaktywny, może ulegać reakcji chemicznej z tlenem, tworząc tlenek azotu(II).

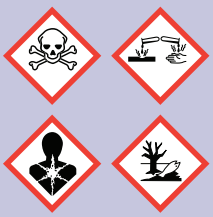
$$N_2 + O_2 \rightarrow 2NO$$

Uwolniony do atmosfery może z kolei reagować z tlenem tam zawartym i tworzyć kolejne tlenki azotu.

Dlatego w pojazdach stosuje się katalizatory spalin, czyli urządzenia, które przy udziale tlenku węgla(II) obecnego w spalinach z powrotem przekształcają tlenki azotu w azot, a tlenek węgla(II) w tlenek węgla(IV).

Innym ważnym tlenkiem niemetalu jest tlenek arsenu(III). Arszenik – o wzorze sumarycznym As_4O_6 (wzór uproszczony As_2O_3) – był popularną trucizną. Świadczy o tym chociażby duża powtarzalność motywu arszeniku w literaturze. Wykorzystywano go nie tylko jako truciznę, ale także w medycynie chińskiej jako lekarstwo na raka (stosowany był do leczenia ostrej białaczki). W stomatologii stosowany był do niszczenia miazgi zęba. W średniowieczu kobiety używały arszeniku jako bieli-dła. Tlenek arsenu(III) wykorzystywano również do barwienia szkła (na zielono), do wyrobu farb i emalii (tzw. zieleń arszenikowa), a także do konserwacji skór i drewna. Obecnie tlenek arsenu wycofano z użycia ze względu na jego toksyczność i działania rakotwórcze.

TLENEK ARSENU(III)



Piktogramy dla tlenku arsenu(III).

H300 – połknięcie grozi śmiercią.

H314 – powoduje poważne oparzenia skóry oraz uszkodzenia oczu.

H350 – może powodować raka.

H400, H410 – działa bardzo toksycznie na organizmy wodne.

PRZEDYSKUTUJ

Przeczytaj książkę Josepha Kesselringa [dżosefa kesserlinga] o tytule „Arszenik i stare koronki" (tytuł oryginału „Arsenic and Old Lace" [arsenik end old lejs]) lub obejrzyj adaptację filmową. Co sądzisz o działalności głównych bohaterek?

W których znanych przez Ciebie dziełach literackich wykorzystano motyw arszeniku?

7.3. KIEDY POWSTAWANIE TLENKÓW JEST SZKODLIWE, A KIEDY POŻYTECZNE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: tlenki metali, wiązanie jonowe, metale szlachetne;**
- **jak powstają jony; kiedy powstaje wiązanie jonowe; jakie właściwości mają związki o wiązaniach jonowych.**

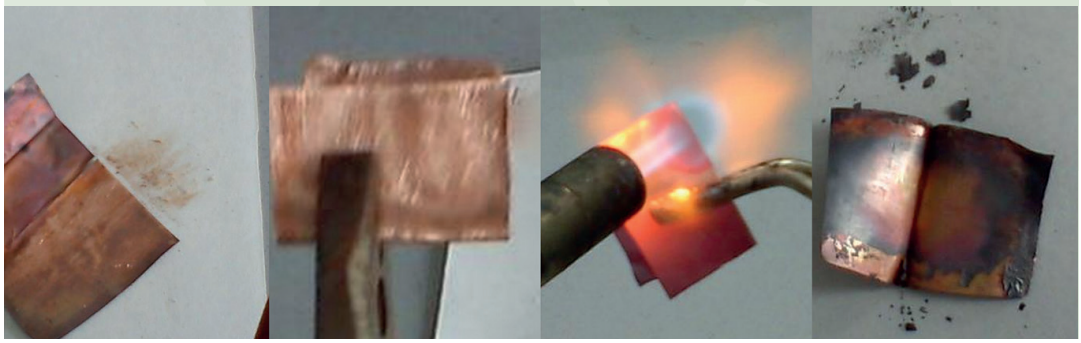
Tlenki metali to ciała stałe. Ich barwa może być różna, ale wiele z nich ma białą barwę. Tlenki metali często powstają w reakcji syntezy z pierwiastków (czyli bezpośredniej reakcji metalu i tlenu), czasami reakcja ta zachodzi samoczynnie, a czasami trzeba metal podgrzać. Metale szlachetne w warunkach pokojowych nie reagują z tlenem lub reagują bardzo powoli – dlatego ich powierzchnie są zazwyczaj błyszczące i niepokryte żadnym tlenkiem.

DOŚWIADCZENIE 106.

WYKONANIE

Oczyść dokładnie blaszkę miedzianą drobnym papierem ściernym. Następnie blaszkę zegnij kombinerkami na pół i ogrzewaj w płomieniu palnika.

Równanie reakcji i obserwacje zapisz w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.



W temperaturze pokojowej miedź praktycznie nie reaguje z tlenem. Reaguje dopiero podczas intensywnego ogrzewania w płomieniu palnika. Miedź jest więc odporna na działanie tlenu z atmosfery. Jest ona również odporna na działanie wielu innych substancji, w tym kwasów (nieutleniających).

DOŚWIADCZENIE 107.

WYKONANIE

Obejrzyj zardzewiały przedmiot żelazny. Jak wygląda jego powierzchnia?

Równanie reakcji i obserwacje zapisz w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Żelazo reaguje z tlenem zawartym w powietrzu, a także parą wodną i innymi substancjami zdecydowanie łatwiej niż miedź. Powierzchnia żelaza ulega więc zniszczeniu – **korozji**. Ponieważ w przypadku korozji żelaza produktem jest rdza, czyli niejednorodna warstwa utworzona na powierzchni żelaza zawierająca jego tlenki, proces ten nazywany bywa niekiedy rdzewieniem (nazwy tej nie należy używać, jeżeli mówimy o korozji innych metali).

! ZAPAMIĘTAJ

KOROZJA METALI to proces, podczas którego następuje niszczenie powierzchni i utrata właściwości użytkowych metalu pod wpływem działania cieczy lub gazów.

Metale w przyrodzie występują najczęściej w postaci tlenków. Otrzymywanie przez człowieka metalu z rudy w wyniku działań hutniczych jest procesem przebiegającym wbrew naturze, dlatego też wiele metali będzie ulegać reakcjom, które przywrócą stan naturalny. Z tego powodu korozja jest nieunikniona, a możemy ją jedynie znacznie opóźniać, stosując rozmaite zabezpieczenia przed jej skutkami. W większości przypadków ochrona polega na odizolowaniu powierzchni metalu narażonej na korozję od czynników ją przyspieszających.

Zabezpieczeń antykorozyjnych nie wymagają jedynie metale szlachetne, które w przyrodzie występują w stanie wolnym, jak np. złoto.

DOŚWIADCZENIE 108.

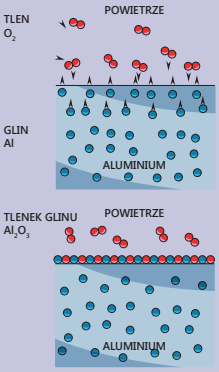
WYKONANIE

Obejrzyj dokładnie aluminiowy garnek, łyżkę lub inny dostępny przedmiot. Czy powierzchnia naczynia ma metaliczny połysk? Zarysuj czymś ostrym powierzchnię tego przedmiotu. Ponownie dokonaj obserwacji w miejscu zarysowania.

Równanie reakcji i obserwacje zapisz w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Powierzchnia niektórych metali, takich jak glin czy cynk, jest matowa, lecz po jej zarysowaniu widać metaliczny połysk. Oznacza to, że metal ten pokryty jest warstwą będącą produktem jego reakcji z różnymi substancjami, przede wszystkim tlenem. Metale, takie jak glin czy cynk, są reaktywne chemicznie, jednak ich zastosowanie często wynika z dużej odporności na korozję. Przyczyną takiej odporności jest **pasywacja**.

Aluminium to stop o dużej zawartości glinu. Podczas kontaktu glinu z powietrzem powstaje warstwa tlenku glinu. Warstwa ta szczelnie pokrywa aluminium (nie pozwala na dalszy kontakt tlenu z glinem).



! ZAPAMIĘTAJ

PASYWACJA – proces, w którym na powierzchni aktywnego chemicznie metalu, z produktów reakcji tego metalu z różnymi składnikami otoczenia, tworzy się szczelna warstwa ochronna, odporna na dalsze reakcje z otoczeniem.

Pasywacja jest więc jednym ze sposobów ochrony powierzchni metalu przed korozją – zachodzi samorzutnie lub jest wymuszana sztucznie przez człowieka.

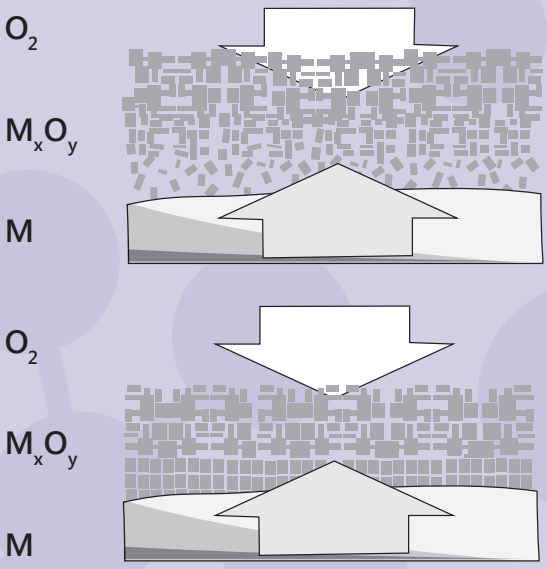
Pasywacja jest wykorzystywana przy transporcie silnie żrącej i utleniającej substancji, jaką jest kwas azotowy(V). Kwas ten przewozi się w cysternach wykładanych aluminium, które w obecności tego kwasu ulega pasywacji.

ĆWICZENIE 197.

Zapisz w zeszycie różne sposoby ochrony metali przed korozją. Swoje propozycje przedstaw np. w formie mapy myśli.

ĆWICZENIE 198.

Na podstawie poniższego rysunku wyjaśnij, czym różni się proces korozji (przedstawiony na górnym rysunku) od pasywacji (przedstawionej na dolnym rysunku). Zwróć uwagę na szare elementy znajdujące się na rysunku.



DOŚWIADCZENIE DOMOWE

Zaprojektuj eksperyment, w którym doświadczalnie sprawdzisz skuteczność różnych form zabezpieczeń antykorozyjnych.

REDUKCJA LICZBY URZĘDNIKÓW PRZYPOMINA MI STRZYŻENIE PROSIĄT: WEŁNY MAŁO, WRZASKU DUŻO.

NIKITA BIEŁYCH, GUBERNATOR OBWODU KIROWSKIEGO (ROSJA), „FORUM", 14.02.2011

7.4. CO W CHEMII OZNACZA TERMIN „REDUKCJA"?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: wartościowość, tlenek metalu, reakcja syntezy, analizy;**
- **jak uzgadnia się równania reakcji chemicznych.**

W języku potocznym termin „redukcja" oznacza sprowadzenie czegoś do mniejszych rozmiarów lub zmniejszenie liczby pracowników w zakładzie bądź instytucji poprzez ich zwolnienie. Terminu tego używa się też na lekcjach matematyki – oznacza on wtedy przekształcanie wyrażeń w celu uzyskania równoważnego, ale prostszego ich zapisu. Możemy więc redukować (czyli skracać) ułamki lub redukować wyrazy podobne (jest to dodawanie lub odejmowanie wyrazów podobnych, różniących się jedynie współczynnikiem). Na biologii mówi się o redukcji chromosomów, czyli zmniejszaniu się liczby chromosomów o połowę w czasie dojrzewania komórek rozrodczych. Językoznawcy posługują się terminem „redukcja iloczasu", który oznacza skrócenie czasu trwania wymowy samogłoski. Natomiast w hydraulice reduktor to element rurociągu, który zmniejsza rozmiar rury z większej do mniejszej. W samochodzie również redukujemy biegi, zmieniając bieg na niższy.

REDUKTORY W HYDRAULICE

Rozumienie terminu „redukcja" w chemii zmieniało się i rozwijało na przestrzeni wieków. Obecnie termin ten oznacza przyjmowanie elektronów przez atomy, jony lub grupy atomów.

! ZAPAMIĘTAJ

REDUKCJA jest to proces przyjmowania elektronów przez atomy, grupy atomów lub jony.

Jeżeli w procesie redukcji atomy, grupy atomów lub jony przyjmują elektrony, oznacza to, że jakieś inne atomy, grupy atomów lub jony muszą te elektrony oddać. Proces oddawania elektronów to reakcja utleniania.

! ZAPAMIĘTAJ

UTLENIANIE jest to proces oddawania elektronów przez atomy, grupy atomów lub jony.

Uzasadnij, dlaczego dawna nazwa „utlenianie" nie jest prawidłowa w przypadku reakcji żelaza z tlenem.

Z powyższych rozważań wynika wniosek, że reakcji redukcji zawsze towarzyszy reakcja utleniania. Tak więc, jeżeli coś ulega redukcji, to coś innego ulega utlenianiu.

Wspólnie reakcję utleniania i redukcji nazywa się reakcją redoks.

! ZAPAMIĘTAJ

REAKCJA REDOKS – każda reakcja, w której zachodzą jednocześnie procesy utleniania i redukcji.

Przebieg każdej reakcji redoks można rozpisać na dwa pojedyncze równania utleniania i redukcji, które są nazywane reakcjami (równaniami) połówkowymi (należy zwrócić uwagę, by bilans elektronowy i masowy obu tych równań był zerowy – suma elektronów oddanych musi się równać sumie elektronów przyjętych). Na przykład w reakcji tlenu z żelazem (jej potoczna, dawna nazwa, to reakcja utleniania) równanie reakcji zapiszemy następująco:

$Fe + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$ (równanie wymaga uzgodnienia),

natomiast równania połówkowe (czyli równania utleniania i redukcji) zapiszemy tak:

$Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3e^-$ reakcja utleniania (żelazo oddaje elektrony),

żelazo jest reduktorem (bo redukuje tlen),

$O + 2e^- \rightarrow O^{2-}$ reakcja redukcji (tlen przyjmuje elektrony),

tlen jest utleniaczem (bo utlenia żelazo).

W równaniu reakcji żelaza z tlenem po lewej stronie jest dwuatomowa cząsteczka tlenu, dlatego uwzględniamy ten fakt w drugim równaniu:

$Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3e^-$,

$2O + 4e^- \rightarrow 2O^{2-}$.

Ponieważ w powyższych równaniach bilans elektronowy obu tych równań nie jest równy zero (żelazo oddaje 3 elektrony, a tlen przyjmuje 4), musimy te równania uzgodnić. Najmniejszą wspólną wielokrotnością liczb 3 i 4 jest 12:

$Fe \rightarrow Fe^{3+} + 3e^- \ /\cdot 4$,

$2O + 4e^- \rightarrow 2O^{2-} \ /\cdot 3$,

otrzymujemy więc:

$4Fe \rightarrow 4Fe^{3+} + 12e^-$,

$6O + 12e^- \rightarrow 6O^{2-}$.

Współczynniki otrzymane w równaniach połówkowych, wskazujące, ile poszczególnych atomów lub jonów wzięło udział w procesie, wykorzystujemy, uzgadniając równanie przedstawiające oba procesy jednocześnie:

$4Fe + 3O_2 \rightarrow 2Fe_2O_3$.

Takie uzgadnianie równań reakcji redoks przydaje się, gdy równania są bardzo skomplikowane, w prostszych przypadkach można stosować metody matematyczne lub intuicyjne. Jednak należy pamiętać, że celem chemika jest zrozumienie przebiegających procesów (a nie tylko obliczenie ilości składników w reakcji), dlatego umiejętność pisania równań połówkowych w reakcjach redoks jest potrzebna.

ĆWICZENIE 199.

Przejrzyj równania reakcji z podręcznika (z 1. tomu i z obecnego), wyszukaj reakcje redoks. W zeszycie napisz dla nich połówkowe równania reakcji. Określ, która reakcja jest procesem redukcji, która utleniania, która substancja jest reduktorem, a która utleniaczem.

Chemicy czasami używają terminu redukcja, gdy mówią o reakcji tlenków metali z pierwiastkami (lub związkami chemicznymi), które mogą „odebrać" tlen z tlenków. W wyniku tych reakcji powstaje metal i inny związek.

TLENEK OŁOWIU(II)

Odmiana alotropowa żółta jest trwała w temperaturze powyżej 489°C.

DOŚWIADCZENIE 109.

WYKONANIE

Utrzyj niewielką ilość węgla drzewnego w moździerzu, a następnie dokładnie wymieszaj z podobną ilością tlenku ołowiu(II). W kawałku węgla drzewnego wydrąż wgłębienie i umieść w nim przygotowaną mieszaninę. Silnie ją ogrzewaj bezpośrednio płomieniem palnika.

Równanie reakcji i obserwacje zapisz w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

W wyniku reakcji tlenku ołowiu(II) i węgla wydziela się czysty ołów, zapiszemy więc:

$PbO + C \rightarrow Pb + ?$.

Po lewej stronie równania występuje jeszcze tlen i węgiel, w wyniku reakcji powstanie ich związek – tlenek węgla(IV). Równanie reakcji chemicznej przybierze postać:

$PbO + C \rightarrow Pb + CO_2$,

a po uzgodnieniu:

$2PbO + C \rightarrow 2Pb + CO_2$.

W tlenku ołowiu(II) występują wiązania jonowe. Oznacza to, że kryształ tego związku zbudowany jest z jonów Pb^{2+} i O^{2-}, a zatem równanie połówkowe reakcji (równanie redukcji) zapiszemy:

$Pb^{2+} + 2e^- \rightarrow Pb$ reakcja redukcji (ołów przyjmuje elektrony),

jony ołowiu są utleniaczem (bo utleniają węgiel).

Wartościowość węgla rośnie (przed reakcją węgiel nie tworzył żadnych wiązań – jego wartościowość wynosiła 0, po reakcji wartościowość wynosi IV). Zapisanie równania reakcji połówkowej wymagałoby założenia, że wiązanie w tlenku węgla(IV) jest jonowe – co nie jest prawdą, lub zastosowania bardziej skomplikowanych sposobów zapisu (co na tym etapie edukacji nie jest potrzebne).

SCHEMAT 7.3. Zastosowanie PbO.

DOŚWIADCZENIE 110.

WYKONANIE

Do probówki wsyp około 1 g tlenku miedzi(II). Probówkę umocuj w statywie w taki sposób, aby otwór probówki skierowany był nieznacznie ku dołowi. Przygotuj zestaw do otrzymywania wodoru (najlepiej aparat Kippa), a następnie wprowadź do probówki z tlenkiem miedzi(II) rurkę szklaną, doprowadzającą wodór. Po chwili, gdy wydzielający się z rurki wodór wyprze z probówki powietrze, ogrzewaj probówkę.

Równanie reakcji i obserwacje zapisz w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

W wyniku reakcji tlenku miedzi(II) i wodoru wydziela się czysta miedź, zapiszemy więc:

$CuO + H_2 \rightarrow Cu + ?$.

Po lewej stronie równania występuje jeszcze tlen i wodór, w wyniku reakcji powstanie więc ich związek – woda. Równanie reakcji chemicznej przybierze postać:

$CuO + H_2 \rightarrow Cu + H_2O$.

W tlenku miedzi(II) występują wiązania jonowe. Oznacza to, że kryształ tego związku zbudowany jest z jonów Cu^{2+} i O^{2-}, czyli równanie reakcji połówkowej zapiszemy:

$Cu^{2+} + 2e^- \rightarrow Cu$ reakcja redukcji (jony miedzi przyjmują elektrony),

jony miedzi(II) są utleniaczem (bo utleniają wodór).

Odmiana alotropowa czerwona PbO (tzw. glejta) jest trwała w temperaturze poniżej 489°C.

Czerwoną odmianę PbO otrzymuje się przez wdmuchiwanie powietrza do roztopionego ołowiu, w temperaturze powyżej temperatury topnienia PbO (888°C), a następnie powolne ochłodzenie:

$2Pb + O_2 \rightarrow 2PbO$.

Piktogramy tlenku ołowiu(II).

TLENEK MIEDZI(II)

Powstaje poprzez ogrzewanie miedzi w powietrzu (przypomnij sobie doświadczenie...)

$2Cu + O_2 \rightarrow 2CuO$.

Piktogramy tlenku miedzi(II).

W obu omawianych wcześniej równaniach reakcji (tlenku ołowiu(II) z węglem i tlenku miedzi(II) z wodorem) możemy zauważyć pewną prawidłowość: tlen jest „odbierany" od tlenku przez drugą substancję (reduktor). Można powiedzieć, że metal z tlenku i niemetal niejako „wymieniają" się tlenem. Reakcje tego typu należą do tzw. reakcji wymiany pojedynczej, o której wspominaliśmy w rozdziale 3.2.

Tlenki metali ulegają redukcji do czystego metalu – reduktorami w tych reakcjach może być wodór, węgiel, tlenek węgla(II), magnez, glin. Reakcje, w których reduktorem jest glin, mają swoją nazwę – aluminotermia.

ZAPAMIĘTAJ

REAKCJA WYMIANY POJEDYNCZEJ – typ reakcji chemicznej, w której bierze udział pierwiastek oraz związek chemiczny. W wyniku reakcji powstaje inny pierwiastek i inny związek chemiczny.

$$A + BC \rightarrow AC + B$$

ĆWICZENIE 200.

Poniższe równania reakcji podziel na reakcje syntezy, analizy, wymiany pojedynczej.

$2HgO \rightarrow 2Hg + O_2$

$Cr_2O_3 + 2Al \rightarrow Al_2O_3 + 2Cr$

$Mg + O_2 \rightarrow 2MgO$

$2PbO + C \rightarrow 2Pb + CO_2$

$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + 4H_2O$

$2Mg + CO_2 \rightarrow 2MgO + C$

Tlenki metali, szczególnie tlenek żelaza(III) – o wzorze Fe_2O_3 – lub tlenek żelaza(II) żelaza(III) – o wzorze Fe_3O_4 – tworzą z glinem mieszaninę (termit), która reaguje z wydzieleniem dużych ilości ciepła (temperatura tej reakcji dochodzi do 3000 K). Głównym pokojowym wykorzystaniem termitu jest spawanie rur i szyn kolejowych. Ponieważ w wyniku tego procesu metal wypełnia wewnętrzne powierzchnie styku, taki spaw jest bardzo wytrzymały. Termit stosowany jest również w hutnictwie.

$3Fe_3O_4 + 8Al \rightarrow 4Al_2O_3 + 9Fe + \text{energia},$

$Cr_2O_3 + 2Al \rightarrow Al_2O_3 + 2Cr + \text{energia}.$

ZAPAMIĘTAJ

ALUMINOTERMIA to proces otrzymywania metali z ich tlenków sproszkowanym glinem.

Termit jest też stosowany jako środek bojowy – masa zapalająca. Stosuje się go jako wkład w granatach, gdy konieczne jest szybkie zniszczenie przedmiotów. Typowym zastosowaniem wojskowym termitu jest niszczenie artylerii przeciwnika bez użycia materiałów wybuchowych, a więc bez głośnej eksplozji, mogącej zaalarmować wroga.

Właściwości redukujące magnezu możemy sprawdzić w bardzo ciekawym doświadczeniu: spalaniu magnezu w tlenku węgla(IV).

Powszechnie uważa się, że tlenek węgla(IV) powoduje ugaszenie ognia – jednak magnez spala się w jego atmosferze, odbierając tlen od tlenku węgla(IV):

$2Mg + CO_2 \rightarrow 2MgO + C.$

Spalanie może zachodzić też w atmosferze, w której nie ma tlenu!

SIEDZĘ Z JANEM W TRZYNASTEJ CELI
NA RATUSZU, POŚRODKU MIASTA,
TRZY DNI TEMU RAZEM NAS WZIĘLI,
POSADZILI, TRZYMAJĄ, I BASTA.

STĘKNĄŁ, OCKNĄŁ SIĘ I BEZTROSKO
WYPROSTOWAŁ ZGARBIONE PLECY:
"WIESZ – POWIADA – W MAGNITOGORSKU
DZIŚ RUSZAJĄ DWA WIELKIE PIECE..."

I O JANIE MYŚLAŁEM JESZCZE,
I GDZIE RZYM, GDZIE KRYM, A GDZIE POLSKA,
I PŁONĘŁY W ŚLEDCZYM ARESZCIE
WIELKIE PIECE MAGNITOGORSKA.

WŁADYSŁAW BRONIEWSKI, „MAGNITOGORSK ALBO ROZMOWA Z JANEM"

7.5. CZYM RÓŻNIĄ SIĘ DYMARKI OD WIELKIEGO PIECA?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **informacje o stopach metali;**
  definicje pojęć: redukcja, tlenek metalu;
- **jak zapisuje się równanie reakcji redukcji.**

„Wielkie piece Magnitogorska" w wierszu W. Broniewskiego to symbol wielkości i potęgi przemysłu komunistycznego. W rzeczywistości „wielkie piece" są ogromne i stanowią część jeszcze większych hut metali – i mogą oddziaływać na wyobraźnię. A zaczynało się skromnie od dymarki.

Pierwotnie dymarki były zagłębieniami w ziemi. Dno takiego zagłębienia było wyłożone kamieniami, podsypką z piasku i gliny, na tym podłożu znajdowała się drobno zmielona ruda zmieszana z węglem drzewnym. Ogień był podsycany za pomocą miecha. Stopniowo te prymitywne dymiarki zaczęto udoskonalać. Dobudowywano do nich kominy, a także miejsca na wypłynięcie ciekłego stopu. I tak pomału dymarki zmieniały się w piece hutnicze o coraz bardziej skomplikowanej budowie.

Jednak reakcje chemiczne w nich zachodzące opierają się cały czas na tym samym procesie redukcji. Jako reduktory stosowane są węgiel i tlenek węgla(II).

Żelazo stanowi ok. 6% skorupy ziemskiej, rzadko kiedy występuje w postaci rodzimej (czystej), przeważnie w minerałach, takich jak:

- Hematyt Fe_2O_3,
- Magnetyt Fe_3O_4,
- Syderyt ($FeCO_3$),
- Piryt (FeS_2).

Pierwotnie dymarki (używane od II wieku p.n.e.) były zagłębieniami w ziemi...

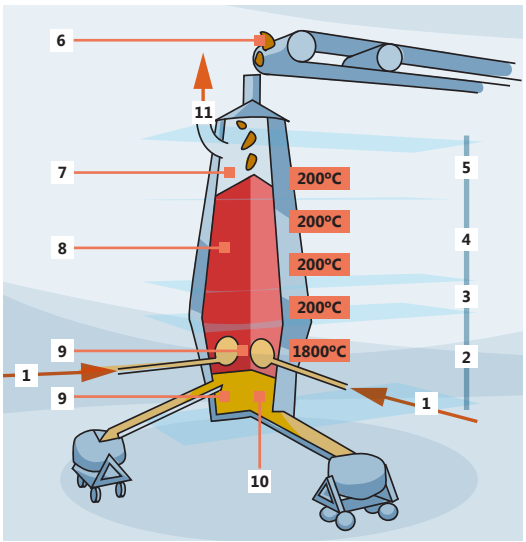
... później zaczęto dobudowywać piece (w XII i XIII wieku n.e.).

SURÓWKA HUTNICZA to półprodukt reakcji rudy żelaza z węglem w wielkim piecu, a zarazem surowiec do produkcji stali.

Oprócz żelaza zawiera zwykle około 3,5 -4,5% węgla, a także mangan, krzem chrom i fosfor lub inne zanieczyszczenia.

ŻUŻEL to produkt uboczny (odpad) wytopu metali z rudy. Zwykle zawiera zanieczyszczenia rud, tlenki metali oraz pozostałości po spaleniu węgla lub koksu.

W wielkim piecu od góry wprowadza się mieszaninę rudy, substancji ułatwiających topienie, i koksu, a od dołu przez dysze wdmuchuje się ogrzane powietrze. W trakcie ogrzewania stałe substancje przemieszczają się w dół i ulegają stopieniu. Zachodzą też reakcje chemiczne. Powstające gazy zawierają ok. 25% tlenku węgla(II), który jest reduktorem, dlatego ponownie są kierowane do pieca. Powstające w wielkim piecu ciecze: żużel i surówka, zbierane są oddzielnie u dołu pieca (żużel pływa po surówce). Z wielkich pieców spust surówki odbywa się co 6 godzin – powstaje ok. 2000 ton surówki. Proces wytopu jest ciągły.



LEGENDA:

1. Nadmuch gorącego powietrza.
2. Strefa topienia.
3. Strefa redukcji FeO.
4. Strefa redukcji Fe_2O_3.
5. Strefa wstępnego nagrzewania.
6. Zasilanie pieca wsadem.
7. Gazy wylotowe.
8. Kolumna wsadu.
9. Żużel.
10. Surówka.
11. Wylot gazu wielkopiecowego.

SCHEMAT 7.4. Budowa wielkiego pieca.

ZDJĘCIE 7.1. Surówka hutnicza.

W wielkim piecu zachodzi wiele reakcji chemicznych. Do najważniejszych należą:

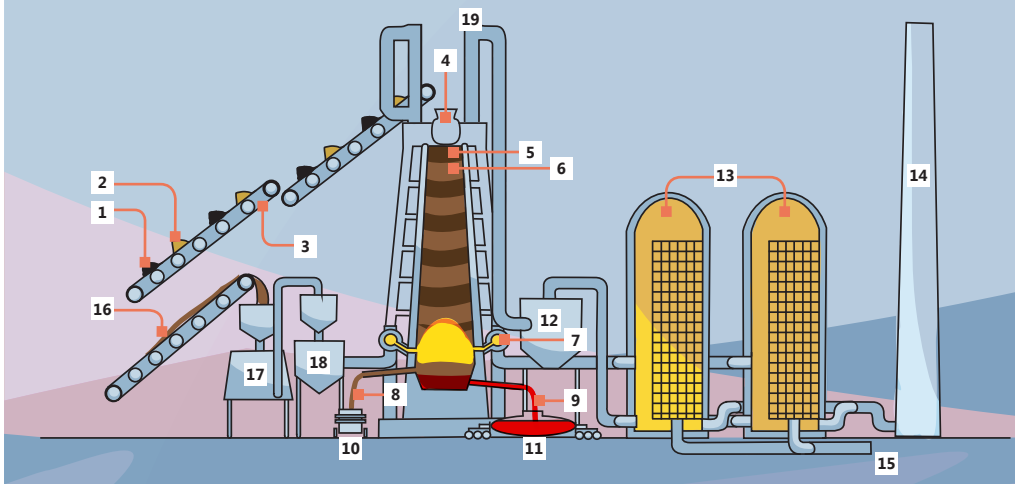
- spalanie koksu do tlenku węgla(II): $2C + O_2 \rightarrow 2CO$,
- redukcja tlenków żelaza:

  $Fe_2O_3 + 3C \rightarrow 2Fe + 3CO$ $\qquad$ $Fe_3O_4 + 4C \rightarrow 3Fe + 4CO$

  $Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2$ $\qquad$ $Fe_3O_4 + 4CO \rightarrow 3Fe + 4CO_2$,
- redukcja tlenku węgla(IV): $CO_2 + C \rightarrow 2CO$.

ĆWICZENIE 201.

Na rysunku przedstawiona jest cała fabryka, której głównym elementem jest wielki piec. Przyporządkuj poszczególne elementy do ich nazw.



A – Ruda żelaza i topniki.
B – Warstwa koksu.
C – Przenośnik taśmowy.
D – Gorące powietrze (ok. 1200°C).
E – Kadź na żużel.
F – Ciekła surówka.
G – Wlot powietrza do ogrzewnic.
H – Ogrzewnica gazów.
I – Piec na sproszkowany węgiel.
J – Sproszkowany węgiel.
K – Otwór załadowczy.
L – Koks.
M – Warstwa rudy żelaza i topników.
N – Żużel.
O – Kadź na surówkę.
P – Odpylanie spalin.
R – Wylot spalin (komin).
S – Sproszkowany węgiel.
T – Rury odprowadzające gaz wielkopiecowy.

Aby otrzymać żelazo z pirytu (FeS_2), konieczne jest wcześniejsze zmienienie go w tlenek w procesie wyprażania:

$4\ FeS_2 + 11\ O_2 \rightarrow 2\ Fe_2O_3 + 8\ SO_2$.

Analogicznie do redukcji rud żelaza przeprowadza się również przetwarzanie innych rud.

ĆWICZENIE 202.

Aby z rud zawierających siarczki metali można było wytapiać metale, należy je prażyć w atmosferze tlenu z powietrza. Rudy siarczkowe musimy najpierw przeprowadzić w półprodukt zawierający tlenek danego metalu i dopiero potem możemy przeprowadzić właściwą redukcję węglem lub tlenkiem węgla(II).
Za pomocą odpowiednich równań reakcji chemicznych przedstaw w zeszycie przebieg otrzymywania cynku z rud zawierających siarczek cynku o wzorze ZnS.

ŻADNA SYNTEZA NIE MOŻE BYĆ TYLKO SUMĄ.

MIECZYSŁAW JASTRUN

7.6 CZY TLENKI POWSTAJĄ TYLKO W REAKCJI SYNTEZY?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: tlenek, reakcja syntezy, analizy, wymiany, proces utleniania, redukcji;**
- **jak otrzymuje się tlenki w procesie syntezy.**

Tlenki są dużą rodziną związków i istnieje wiele metod ich otrzymywania. Uporządkujmy wiadomości o tych metodach.

! ZAPAMIĘTAJ

Tlenki można otrzymywać w wyniku **BEZPOŚREDNIEJ SYNTEZY Z PIERWIASTKÓW.**

ĆWICZENIE 203.

W zeszycie uzupełnij poniższe równania reakcji otrzymywania tlenków w wyniku syntezy:

S_8 + **?**
Cu + **?**
P_4 + **?**
Fe + **?**
Al + **?**
C + **?**
Mg + **?**

Tlenki mogą też powstawać w wyniku utleniania tlenków (porównaj: reakcja tlenku węgla(II) z tlenem, zachodząca w wielkim piecu). W wyniku działania tlenem na tlenek, w którym pierwiastek ma niższą wartościowość, powstaje tlenek, w którym pierwiastek ma wyższą wartościowość (np. w wyniku utlenienia tlenku węgla(II) powstaje tlenek węgla(IV)).

! ZAPAMIĘTAJ

Tlenki można otrzymywać w wyniku **UTLENIANIA INNYCH TLENKÓW**.

ĆWICZENIE 204.

W zeszycie uzgodnij poniższe równania reakcji otrzymywania tlenków w wyniku utleniania innych tlenków. Podaj wartościowość pierwiastka przed reakcją i po niej:

$CO + O_2 \rightarrow CO_2$

$SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$

$FeO + O_2 \rightarrow Fe_2O_3$

Powyższe reakcje to także reakcje syntezy.

W wielkim piecu tlenek węgla(II) powstawał w wyniku reakcji tlenku węgla(IV) z węglem: $CO_2 + C \rightarrow 2CO$. Węgiel zmieniał zatem wartościowość z IV na II. Można powiedzieć, że tlenek węgla(II) powstał w wyniku redukcji tlenku węgla(IV) do tlenku węgla(II).

ZAPAMIĘTAJ

Tlenki można otrzymywać w wyniku **REDUKCJI INNYCH TLENKÓW**.

ĆWICZENIE 205.

W zeszycie uzgodnij poniższe równania reakcji otrzymywania tlenków w wyniku redukcji tlenków. Podkreśl substancje, które są reduktorami w podanych równaniach reakcji:

$CO_2 + C \rightarrow CO$

$MnO_2 + H_2 \rightarrow MnO + H_2O$

$Fe_2O_3 + C \rightarrow FeO + CO$

$PbO_2 + C \rightarrow PbO + CO$

Tlenki mogą też powstać w wyniku redukcji tlenków – ale w tym przypadku w wyniku reakcji chemicznej z jednego tlenku powstaje inny tlenek. Z reakcjami tego typu mamy do czynienia w aluminotermii:

$3Fe_3O_4 + 8Al \rightarrow 4Al_2O_3 + 9Fe$,

$Cr_2O_3 + 2Al \rightarrow Al_2O_3 + 2Cr$,

a także np. we wspominanej wcześniej reakcji magnezu z tlenkiem węgla(IV).

DOŚWIADCZENIE 111.

WYKONANIE

Przygotuj dużą zlewkę z tlenkiem węgla(IV) (jeżeli to możliwe można na dno zlewki wrzucić kawałki suchego lodu). Na łyżeczce do spalań zapal magnez w płomieniu palnika, a następnie zanurz w zlewce z tlenkiem węgla(IV).

Równanie reakcji i obserwacje zapisz w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Tlenki powstają również w wyniku rozkładu innych substancji

DOŚWIADCZENIE 112.

WYKONANIE

Otwórz nieotwieraną wcześniej butelkę z gazowaną wodą mineralną.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Gazowana woda mineralna zawiera związek o wzorze sumarycznym H_2CO_3 (nazwa systematyczna: kwas węglowy). W wyniku zmniejszenia ciśnienia nastąpił rozkład tego związku na tlenek węgla(IV) i wodę.

! ZAPAMIĘTAJ

REAKCJA ANALIZY (rozkładu) – reakcja chemiczna, w wyniku której z jednego substratu powstaje kilka produktów.

! ZAPAMIĘTAJ

Tlenki można otrzymać w wyniku **TERMICZNEGO ROZKŁADU (analizy)**.

DOŚWIADCZENIE 113.

WYKONANIE

W tyglu umieść sodę oczyszczoną (wodorowęglan sodu o wzorze $NaHCO_3$), a następnie tygiel zważ. Ogrzewaj tygiel z sodą oczyszczoną w płomieniu palnika przez kilkanaście minut. Po wystudzeniu zważ ponownie tygiel.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Soda oczyszczona rozkłada się w podwyższonej temperaturze zgodnie z równaniem reakcji:
$2NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3 + H_2O + CO_2$.

Jak można zauważyć, wśród produktów rozkładu są dwa tlenki – tlenek węgla(IV) i para wodna. Z tego powodu soda oczyszczona jest jednym z głównych składników proszków do pieczenia.

DOŚWIADCZENIE 114.

WYKONANIE

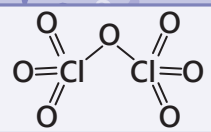
Do probówki nalej niewielką porcję substancji o nazwie siarczan(VI) miedzi(II), a następnie dodaj niewielką ilość wodorotlenku sodu. Zawartość probówki ogrzewaj w płomieniu palnika.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

7.7. PODSUMOWANIE
SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA

1. Opisz właściwości fizyczne i chemiczne tlenu.
2. Z układu okresowego pierwiastków odczytaj informacje o tlenie.
3. Na przykładzie cząsteczek tlenku węgla(IV) oraz wody opisz powstawanie wiązań atomowych (kowalencyjnych).
4. Zapisz wzory sumaryczne i strukturalne tlenku węgla(IV) i wody.
5. Podaj definicję pojęcia wartościowość.
6. Odczytaj z układu okresowego wartościowość maksymalną dla pierwiastków grup: 1., 2., 13., 14., 15., 16. i 17.
7. Narysuj wzór strukturalny cząsteczki związku dwupierwiastkowego, np. tlenku (o wiązaniach kowalencyjnych) o znanych wartościowościach pierwiastków (np. tlenku siarki(VI)).
8. Na przykładzie tlenków ustal dla prostych zwiazków dwupierwiastkowych: nazwę (na podstawie wzoru sumarycznego), wzór sumaryczny (na podstawie nazwy) oraz wzór sumaryczny (na podstawie wartościowosci).

NAZWA PIERWIASTKA	JEGO WARTOŚCIOWOŚĆ	WZÓR SUMARYCZNY TLENKU	WZÓR STRUKTURALNY TLENKU
siarka	IV		
		N_2O_5	
			

9. Napisz i uzgodnij równania reakcji otrzymywania tlenku węgla(IV).
10. Wymień zastosowania tlenków: wapnia, żelaza, glinu.

ODPOWIEDZI

1. Właściwości fizyczne tlenu: tlen jest gazem minimalnie cięższym od powietrza (1 mol tlenu, czyli 22,4 dm^3 tlenu, ma masę 32 g, a 22,4 dm^3 powietrza ma masę ok. 29 g). Występuje w postaci cząsteczek dwuatomowych O_2 oraz trójatomowych O_3 (ozon). Słabo rozpuszcza się w wodzie.

   Właściwości chemiczne tlenu: jest pierwiastkiem reaktywnym, tworzy liczne związki. W wyniku spalania pierwiastków w tlenie powstają tlenki. Jest pierwiastkiem niezbędnym do życia dla większości organizmów.

2. Tlen znajduje się w drugim okresie układu okresowego (oznacza to, że elektrony ma rozmieszczone na trzech poziomach energetycznych) oraz w szesnastej grupie układu okresowego (oznacza to, że ma 6 elektronów walencyjnych). Jego liczba atomowa (porządkowa) wynosi 8 (oznacza to, że ma 8 protonów w jądrze i 8 elektronów tworzy jego chmurę elektronową). Masa molowa tlenu wynosi 16 g/mol.

3. Wiązania atomowe (kowalencyjne) i atomowe spolaryzowane (kowalencyjne spolaryzowane) powstają w wyniku nakładania się chmury elektronowej.

! ZAPAMIĘTAJ

WIĄZANIE KOWALENCYJNE (atomowe) – wiązanie powstałe w wyniku uwspólnienia obszarów z elektronami łączących się atomów.

WIĄZANIE KOWALENCYJNE SPOLARYZOWANE (atomowe spolaryzowane) – wiązanie powstałe w wyniku uwspólnienia obszarów z elektronami łączących się atomów, w którym uwspólniony obszar z elektronami jest przesunięty w kierunku atomu silniej przyciągającego elektrony.

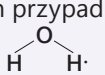
Powstawanie wiązań w cząsteczkach wody i tlenku węgla(IV) można opisać stosując pojęcie hybrydyzacji (wyjaśnia nam ono, dlaczego poszczególne cząsteczki mają różne kształty), *patrz – rozdział 6.1. oraz 7.2*. Można też opisać to prościej.

Atom tlenu znajduje się w 16. grupie i dlatego ma 6 elektronów walencyjnych. Do tworzenia wiązań w tlenkach wykorzystuje jedynie 2 z tych elektronów.

! ZAPAMIĘTAJ

TLEN w tlenkach jest zawsze dwuwartościowy.

Tlenkami występującymi najczęściej na ziemi jest woda, czyli tlenek wodoru i tlenek węgla(IV). Różnica elektroujemności między tlenem a wodorem wynosi: 3,5 - 2,1 = 1,4, czyli w cząsteczce wody występuje wiązanie spolaryzowane. Natomiast różnica elektroujemności między tlenem a węglem wynosi: 3,5 - 2,5 = 1,0, czyli w cząsteczce CO_2 również występuje wiązanie spolaryzowane.

Ponieważ wodór znajduje się w pierwszej grupie układu okresowego jest zawsze jednowartościowy (ma 1 elektron, który może brać udział w tworzeniu wiązań). Można to narysować tak: H· ·Ö· ·H. Łącząc kropki (symbolizujące elektrony walencyjne) kreskami (symbolizującymi, w tym przypadku, wiązania atomowe spolaryzowane), otrzymujemy wzór strukturalny wody: 

Atom węgla znajduje się w czternastej grupie układu okresowego, czyli ma 4 elektrony walencyjne – jest czterowartościowy. To można narysować tak: Ö::C::Ö. Łącząc kropki (symbolizujące elektrony walencyjne) kreskami (symbolizującymi, w tym przypadku, wiązania atomowe spolaryzowane), otrzymujemy wzór strukturalny tlenku węgla(IV): O=C=O. (116,3 pm)

4. Zatem wzory sumaryczne tlenku węgla(IV) i wody przyjmują postać: CO_2 i H_2O.

5. Wartościowość to ilość wytworzonych wiązań przez atom lub jon.

! ZAPAMIĘTAJ

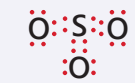
WARTOŚCIOWOŚĆ to ilość oddanych lub przyjętych elektronów przez jon w związku chemicznym lub ilość uwspólnionych elektronów przez atom w związku chemicznym.

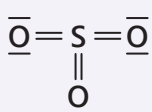
6. Wartościowość pierwiastka zależy m.in. od liczby jego elektronów walencyjnych. Z układu okresowego pierwiastków możemy odczytać tę zależność: ilość elektronów walencyjnych jest równa numerowi grupy (dla pierwiastków grupy 1. i 2.) lub numerowi grupy minus 10 (dla pierwiastków grup od 13. do 18.).

Nr grupy	1.	2.	...	13.	14.	15.	16.	17.	18.
Liczba elektronów walencyjnych	1	2		3	4	5	6	7	8
Wykazywane wartościowości	I	II		III	IV	III, V	II, IV, IV	I, III, V, VII	
Symbol	H								He
Symbol	Li	Be		B	C	N	O	F	Ne
Symbol	Na	Mg		Al	Si	P	S	Cl	Ar
Przykładowe wzory związków z wodorem	NaH	CaH_2		AlH_3	CH_4	NH_3	H_2S	HCl	
Przykładowe wzory tlenków	H_2O	MgO		Al_2O_3	CO_2	N_2O_3 N_2O_5	SO_2 SO_3	Cl_2O	

TABELA 7.3. Zależność pomiędzy wartościowością pierwiastka a liczbą jego elektronów walencyjnych.

7. Wzory strukturalne tlenków o wiązaniach atomowych (kowalencyjnych) lub atomowych spolaryzowanych (kowalencyjnych spolaryzowanych) zaczynamy tworzyć od narysowania symbolu atomu niemetalu i zaznaczenia jego elektronów walencyjnych (w tym przypadku siarki S). Następnie dorysowujemy symbole atomów tlenu – również z zaznaczonymi elektronami walencyjnymi.





Łącząc kropki (symbolizujące elektrony walencyjne) kreskami (symbolizującymi, w tym przypadku, wiązania atomowe spolaryzowane), otrzymujemy wzór strukturalny tlenku siarki(VI).

8. Wzory strukturalne tlenków, gdy znamy ich wartościowość, rysujemy tak, jak to opisano w puncie 7. Dla poniższego przykładu – tlenku siarki(IV) – wykonaj kolejno następujące kroki:

- narysuj symbol atomu siarki (S);
- zaznacz kropkami elektrony walencyjne (UWAGA! Atom siarki ma 6 elektronów, które mogą tworzyć wiązania, jednak w tym przypadku wykorzystuje tylko 4);
- narysuj symbol tlenu (O) i jego elektrony walencyjne (w przypadku tlenu sytuacja jest analogiczna – tlen ma 6 elektronów walencyjnych, jednak do tworzenia wiązań wykorzystuje tylko 2!);
- za pomocą kresek (symbolizujących wiązania) połącz elektrony.

Gdy masz narysowany wzór strukturalny, łatwo możesz obliczyć, ile atomów znajduje się w cząsteczce i jakie są to atomy, a więc możesz zapisać wzór sumaryczny (w tym przypadku SO_2).

Gdy masz podać nazwę tlenku i narysować jego wzór strukturalny na podstawie znanego Ci wzoru sumarycznego (w tym przypadku N_2O_5), postępuj tak:

- odczytaj ze wzoru sumarycznego, ile w jednej cząsteczce tego tlenku jest atomów azotu (2) i atomów tlenu (5);
- narysuj dwa atomy azotu i pięć atomów tlenu;
- połącz jednym atomem tlenu oba atomy azotu (N – O – N);
- przyłącz pozostałe cztery atomy tlenu – po dwa na każdy atom azotu;
- wzór strukturalny związku o wzorze sumarycznym N_2O_5 został narysowany.

Narysowany związek chemiczny to tlenek azotu. Ale jaką wartościowość ma azot w tym związku? Policz liczbę wiązań (kresek) wytworzonych przez azot. Ten związek to tlenek azotu(V).

Gdy masz podać nazwę tlenku i napisać jego wzór sumaryczny na podstawie znanego wzoru strukturalnego, postępuj tak:

- policz, ile atomów niemetalu (w tym wypadku chloru) znajduje się w cząsteczce (2);
- policz, ile atomów tlenu znajduje się w cząsteczce (7);
- zapisz wzór sumaryczny: Cl_2O_7.

Związek ten to tlenek chloru. Jaką wartościowość ma chlor w tym związku? Policz liczbę wiązań (kresek) wytworzonych przez chlor. Ten związek to tlenek chloru(VII).

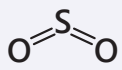
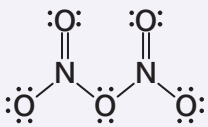
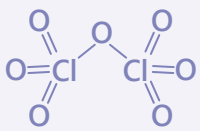
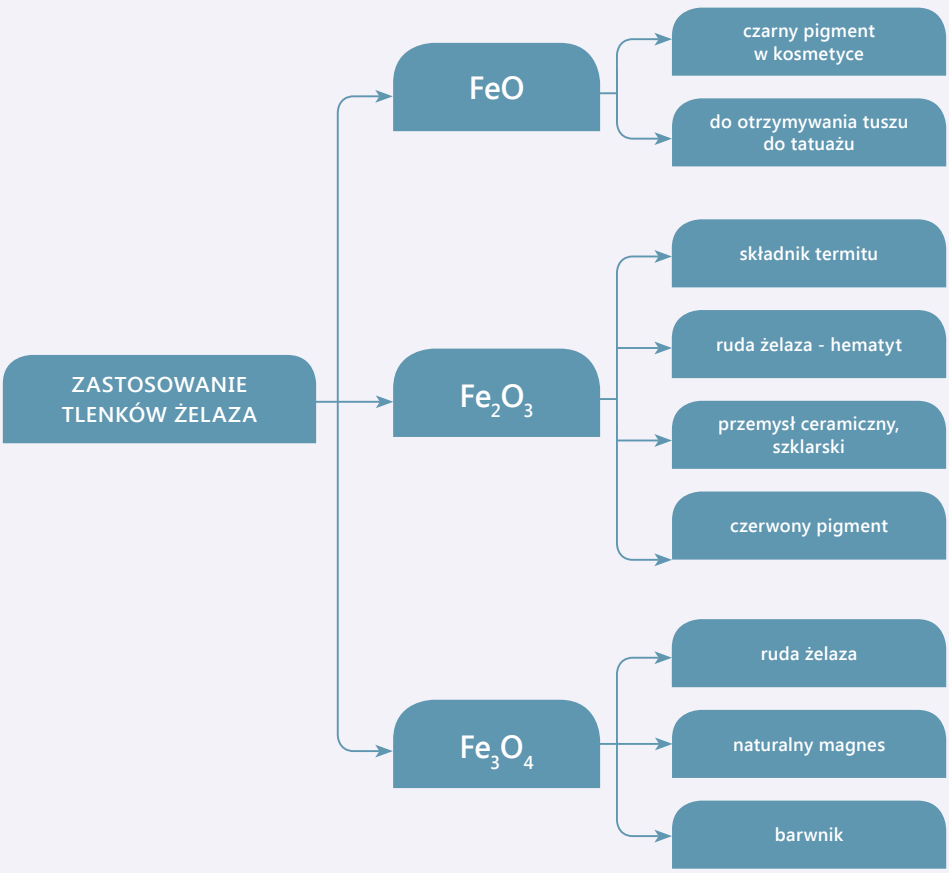
NAZWA PIERWIASTKA	JEGO WARTOŚCIOWOŚĆ	WZÓR SUMARYCZNY TLENKU	WZÓR STRUKTURALNY TLENKU
Siarka	IV	SO_2	
Azot	V	N_2O_5	
Chlor	VII	Cl_2O_7	

TABELA 7.4. Zestawienie informacji o siarce, azocie i chlorze.

9. Tlenek węgla(IV) powstaje m.in. podczas:
- spalania węgla w tlenie, co zapisujemy: $C + O_2 \rightarrow CO_2$,
- spalania paliw kopalnych (np. metanu): $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O$.

10. Tlenki metali znalazły liczne zastosowania:

SCHEMAT 7.5.
Zastosowanie tlenku wapnia CaO.



SCHEMAT 7.6. Zastosowanie tlenków żelaza.

SCHEMAT 7.7.
Zastosowanie tlenków glinu.

11. Proces rdzewienia żelaza jest to jeden z procesów korozji.

ZAPAMIĘTAJ

KOROZJA to proces stopniowego niszczenia materiałów, zachodzący na powierzchni danej substancji, pod wpływem otaczającego środowiska.

Korozja polega na utlenianiu zewnętrznej warstwy żelaza lub jego stopu – stali. W wyniku tego procesu powstaje rdza, zawierająca tlenki żelaza.

Żelazo zabezpieczamy przed korozją, pokrywając jego powierzchnię szczelnymi powłokami (malując lub natłuszczając). Można też pokryć żelazo powłoką ochronną, np. poprzez chromowanie.

8. JAKIE TLENKI WYSTĘPUJĄ W PRZYRODZIE?

[...] ABY ZAKLASYFIKOWAĆ COŚ JAKO ŻYWĄ ISTOTĘ, MUSI ONO ODŻYWIAĆ SIĘ, ODDYCHAĆ, ROZMNAŻAĆ SIĘ I WZRASTAĆ. OGIEŃ, ZGODNIE Z TĄ DEFINICJĄ, TĘTNI ŻYCIEM. POŻERA WSZYSTKO OD DREWNA PO MIĘSO, WYDALA POPIÓŁ I ODDYCHA POWIETRZEM JAK CZŁOWIEK – POBIERA TLEN, ODDAJE DWUTLENEK WĘGLA. OGIEŃ WZRASTA I GDY SIĘ SZERZY, TWORZY NOWE ZALĄŻKI, KTÓRE ROZPRZESTRZENIAJĄ SIĘ I POWSTAJĄ Z NICH ICH WŁASNE OGNIE.

DAN WELLS [dan łels], „NIE JESTEM SERYJNYM MORDERCĄ", ROZDZIAŁ 11

8.1 CZY ZNAMY JUŻ WSZYSTKIE WŁAŚCIWOŚCI TLENKÓW WĘGLA?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **co już wiesz o tlenku węgla(IV) i tlenku węgla(II); co to jest hybrydyzacja;**
- **jak ustala się gęstość gazów względem powietrza; jak odczytuje się równania reakcji chemicznej; jak spalają się węglowodory; kiedy wiązanie jest spolaryzowane.**

Węgiel tworzy dwa tlenki – tlenek węgla(IV) i tlenek węgla(II). Przypomnij sobie (z lekcji 2.4.), jak powstaje tlenek węgla(IV).

DOŚWIADCZENIE 115.

WYKONANIE

Kawałek węgla drzewnego umieść na łyżeczce do spalań i zapal w płomieniu palnika. Płonący węgiel zanurz w naczyniu wypełnionym tlenem (np. w kolbie stożkowej).

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

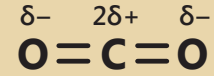
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

ĆWICZENIE 206.

Przeczytaj tekst i uzupełnij go ustnie.

Oznaką spalania węgla w tlenie było „.....", a także płomień. ..... w tej reakcji są: węgiel i tlen. ..... reakcji jest ..... Równanie ..... przybiera postać: ..... Z nazwy produktu (tlenek węgla(IV)) odczytujemy wartościowość węgla – wynosi ona ..... Z układu okresowego pierwiastków można odczytać,

WZÓR STRUKTURALNY TLENKU WĘGLA(IV)



Oznaczenia δ^+ i δ^- nad atomami tlenu i węgla oznaczają polaryzację wiązania.

Chmura elektronowa w wiązaniu jest przesunięta w stronę pierwiastka bardziej elektroujemnego (tlenu), dlatego ma on cząstkowy ładunek ujemny. Cząsteczka nie jest jednak dipolem, gdyż polaryzacje przeciwległych wiązań znoszą się.

że atom tlenu uwspólnia ..... elektrony. Cząsteczka tlenku węgla(IV) zbudowana jest więc z ..... atomów ..... i jednego atomu ..... Między atomem węgla i atomem tlenu powstają wiązania chemiczne. Różnica elektroujemności pomiędzy atomem węgla i atomem tlenu wynosi ..... i wskazuje na polaryzację wiązania.

ĆWICZENIE 207.

Oblicz w zeszycie, ile gramów tlenku węgla(IV) powstanie w wyniku całkowitego spalenia 10 moli węgla w tlenie.

Tlenek węgla(IV) powstaje nie tylko podczas spalania węgla, ale również podczas spalania węglowodorów i innych związków organicznych. Powstaje zatem pytanie, jak go wykryć.

DOŚWIADCZENIE 116.

WYKONANIE

Do naczynia wypełnionego tlenkiem węgla(IV) z poprzedniego doświadczenia dodaj wody wapiennej (nazwa systematyczna wodorotlenek wapnia).
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

WODA WAPIENNA
(wodny roztwór wodorotlenku wapnia o wzorze sumarycznym $Ca(OH)_2$)
Powstaje w wyniku „gaszenia" wapna palonego (tlenku wapnia):
$CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$.

Reakcja tlenku węgla(IV) z wodą wapienną jest dla tego gazu reakcją charakterystyczną (identyfikującą):

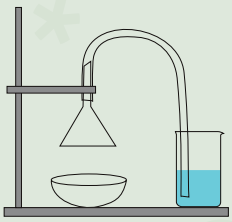
$$CO_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3\downarrow + H_2O.$$

Strzałka skierowana grotem w dół (↓) za (lub przed) wzorem oznacza wytrącanie się osadu. Powstający w powyższej reakcji osad to węglan wapnia, słabo rozpuszczalny w wodzie związek chemiczny – składnik skał wapiennych, kredy, marmuru i dolomitu.

DOŚWIADCZENIE 117.

WYKONANIE

Do parownicy nalej około 3 cm^3 oktanu lub benzyny ekstrakcyjnej. Około 10 cm nad parownicą umieść w statywie lejek odwrócony do góry dnem, z dołączonym odpornym na podwyższoną temperaturę wężykiem, którego drugi koniec wprowadź do zlewki z wodą wapienną. Ostrożnie zapal benzynę.



Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Piktogramy substancji użytych w doświadczeniu 117.

ĆWICZENIE 208.

Przeczytaj tekst i uzupełnij go ustnie.

Oktan pali się w obecności ....., w wyniku reakcji powstaje tlenek węgla(IV) i ....., proces ten zapisuje się: ..... $C_{...}H_{...}$ + ... O_2 → ..... CO_2 + ... H_2O.

Reakcja spalania ..... jest reakcją, w której ..... się ciepło – dlatego nazywa się ją reakcją ..... .

Przy ograniczonym dostępie powietrza w wyniku reakcji spalania oktanu powstaje woda oraz ....., czyli trujący czad: ..... $C_{...}H_{...}$ + ... O_2 → ..... CO + ... H_2O.

Gdy tlenu jest jeszcze mniej, spalanie zachodzi najgorzej i zamiast tlenków węgla powstaje sadza (czyli węgiel): ..... $C_{...}H_{...}$ + ... O_2 → ..... C + ... H_2O.

Tlenek węgla(IV) powstaje też w procesach spalania zachodzących w organizmach żywych.

DOŚWIADCZENIE 118.

WYKONANIE

Pracuj w okularach ochronnych.

Powietrze z płuc wdmuchaj za pomocą rurki do wody wapiennej umieszczonej w niewielkiej zlewce lub probówce.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

DOŚWIADCZENIE 119.

WYKONANIE

Rośliny wodne (np. moczarkę kanadyjską) umieść w 2 probówkach pełnych wody. Probówki do góry dnem wstaw do zlewek z wodą. Jedną probówkę pozostaw w całkowitej ciemności przez 12 godzin, drugą pozostaw na świetle.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Również podczas kiełkowania nasiona pobierają tlen i wydalają tlenek węgla(IV).

TLENEK WĘGLA(II)

WZÓR STRUKTURALNY TLENKU WĘGLA(II)

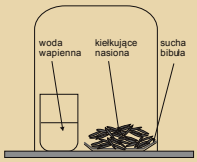
$|C{\equiv}O\rangle$

Model cząsteczki tlenku węgla(II).

Piktogramy tlenku węgla(II).

DOŚWIADCZENIE DOMOWE

Postępuj zgodnie z rysunkową instrukcją.



DOŚWIADCZENIA DOMOWE z tlenkiem węgla(IV)

W domu tlenek węgla(IV) można otrzymać w wyniku reakcji octu (kwasu octowego) i sody oczyszczonej (wodorowęglanu sodu).

1. Dmuchanie balonu

Przygotuj balonik oraz plastikową butelkę o pojemności 0,5 dm^3. Do butelki nalej około 50 cm^3 octu spożywczego. Do balonika nasyp kilka łyżeczek sody oczyszczonej, a następnie załóż balonik na szyjkę butelki tak, aby soda nie przesypała się do octu.

Przesyp zawartość balonika do butelki z octem.

2. Unoszące się bańki

Przygotuj zestaw do robienia baniek mydlanych oraz duży, wysoki garnek.

Na dno garnka nasyp sodę oczyszczoną i kwasek cytrynowy, a następnie na dno garnka nalej trochę wody. Po chwili spróbuj zrobić bańkę mydlaną i zawiesić ją nieruchomo w garnku.

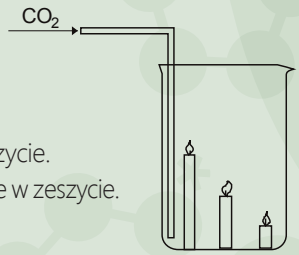
DOŚWIADCZENIE 120.

WYKONANIE

Zbadaj właściwości tlenku węgla(IV). Ustawiając świeczki w zlewce tak, jak na rysunku.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.



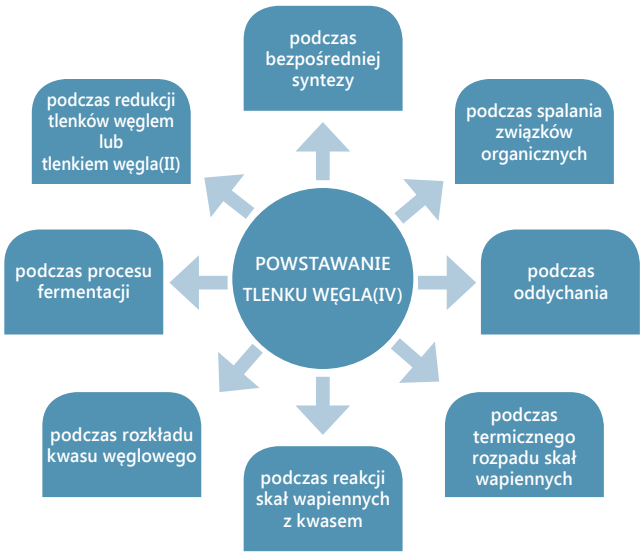
ZAPAMIĘTAJ

Tlenek węgla(IV) jest gazem cięższym od powietrza, niepalnym, niepodtrzymującym palenia.

ĆWICZENIE 209.

Oblicz w zeszycie masę 1 mola tlenku węgla(IV). Porównaj go z masą 22,4 dm^3 powietrza.

Tlenek węgla(IV) powstaje w wielu różnych reakcjach:



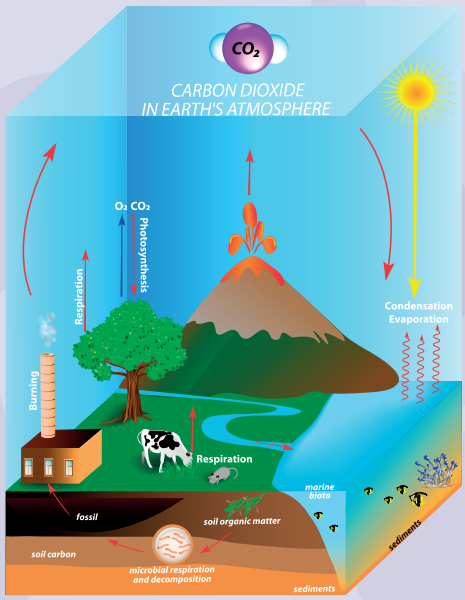
SCHEMAT 8.1. Powstawanie tlenku węgla(IV).

Proces wydzielania się bąbelków gazu (CO_2) służy też do identyfikacji skał wapiennych – polane kwasem, np. cytrynowym czy octem skały „burzą się". Pozwala to odróżnić skały wapienne, marmur od np. piaskowca, granitu.

Tlenek węgla(IV) w małych ilościach nie jest trujący, jednak w dużych stężeniach jest szkodliwy dla zdrowia (może spowodować obrzęk mózgu).

ĆWICZENIE 210.

Przeanalizuj poniższy rysunek ukazujący obieg węgla w przyrodzie, a następnie przetłumacz nazwy występujące na rysunku na język na polski.



DOŚWIADCZENIE 121.

WYKONANIE

Porównaj efekt cieplarniany dla znanych Ci gazów (CO_2, metan, powietrze, para wodna). Takie same kolby napełnij gazami, zatkaj korkiem z termometrem, ustaw w identycznej odległości od źródła ciepła (np. lampy). Obserwuj zmiany temperatury podczas ogrzewania gazów.
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

ĆWICZENIE 211.

Przeczytaj tekst i uzupełnij go ustnie.

Przy ograniczonym dostępie powietrza w wyniku reakcji spalania metanu powstaje woda oraz ....., czyli trujący czad:

..... CH_4 + ... O_2 → ..... CO + ... H_2O.

Zastosowanie tlenku węgla(IV)

- suchy lód – do chłodzenia

- w gaśnicach śniegowych

- powoduje twardnienie zaprawy murarskiej

- jako atmosfera obojętna (niereagująca)

- jako gaz napędowy do broni pneumatycznej

- w przemyśle cukrowniczym

- w przemyśle spożywczym (E290)

TLENEK WĘGLA(II)

TOKSYCZNY

Węgiel tworzy dwa tlenki – drugim z nich jest tlenek węgla(II).

Tlenek węgla(II), nazwa zwyczajowa: czad, jest bezbarwnym, bezwonnym i niedrażniącym gazem – dlatego niemożliwe jest wykrycie jego wydzielania się przez zmysły człowieka. Jest trudno rozpuszczalny w wodzie.

Tlenek węgla(II) w powietrzu spala się niebieskim płomieniem – w wyniku tej reakcji powstaje tlenek węgla(IV):

$$2\,CO + O_2 \rightarrow 2\,CO_2.$$

ĆWICZENIE 212.

W zeszycie, oblicz masę 1 mola tlenku węgla(II). Porównaj go z masą 22,4 dm^3 powietrza i tlenku węgla(IV).

CO w przyrodzie występuje w gazach kopalnianych, a także powstaje podczas erupcji (wybuchów) wulkanów, naturalnych pożarów roślinności (gdy temperatura dochodzi do 1000°C). Czad w niewielkich ilościach jest także produkowany w organizmach żywych – ma działanie przeciwzapalne, jest naturalnym antagonistą* tlenku azotu.

* **ANTAGONISTA** (w farmakologii) to substancja o działaniu przeciwnym do innej substancji.

Ma zastosowanie w wielu procesach przemysłowych. Na przykład w hutnictwie wykorzystuje się jego właściwości redukujące:

$$Fe_2O_3 + 3CO \rightarrow 2Fe + 3CO_2.$$

INFORMACJE TOKSYKOLOGICZNE

Toksyczne działanie CO wynika z jego większej (prawie 300 razy) od tlenu zdolności do łączenia się z hemoglobiną. Tworzy on karboksyhemoglobinę, która jest trwalsza od oksyhemoglobiny (połączenie tlenu z hemoglobiną, służące do transportu tlenu z płuc do tkanek). Po połączeniu CO z hemoglobiną dochodzi do niedotlenienia tkanek, co może doprowadzić do śmierci: wdychanie powietrza ze stężeniem 0,16% objętościowego CO po dwóch godzinach powoduje zgon.

ŚWIERK MA KSZTAŁT DZWONNICY I CHARAKTER MISTYCZNY. NA JEGO STRZELISTYM, ALE BRUDNYM, KOSTROPATYM PNIU ŁATWO WYKWITAJĄ LISZAJE, ŚNIEDŹ, CHĘTNIE WIESZAJĄ SIĘ SIWOBRODE POROSTY.

WACŁAW SIEROSZEWSKI, „PUSZCZA BIAŁOWIESKA", NOWELE T. II, s.16

8.2. JAK BARDZO SZKODLIWE SĄ NIEKTÓRE TLENKI?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **informacje o tlenkach niemetali; definicję pojęcia hybrydyzacja;**
- **jak zbudowane są tlenki siarki i jak otrzymuje się tlenki.**

Tlenki węgla są tlenkami szkodliwymi zarówno dla człowieka, jak i dla środowiska. To samo dotyczy tlenków siarki i tlenków azotu.

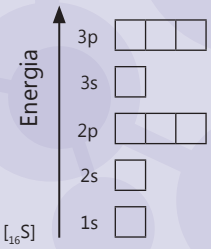
ĆWICZENIE 213.

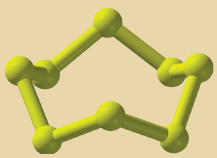
Przerysuj tabelę do zeszytu.

Symbol pierwiastka
Liczba protonów w jądrze
Liczba elektronów w chmurze

Z układu okresowego odczytaj potrzebne do uzupełnienia tabeli informacje o atomie siarki.

Przerysuj diagram do zeszytu i uzupełnij go.





W cząsteczce siarki o wzorze sumarycznym S_8 atomy łączą się w pierścień.

Siarka może być II, IV i VI wartościowa.

DOŚWIADCZENIE 122.

WYKONANIE

Doświadczenie wykonaj pod digestorium.

Przygotuj kolbę stożkową wypełnioną tlenem. Na łyżeczce do spalań umieść odrobinę piasku, a następnie niewielką ilość siarki. Zapal siarkę w płomieniu palnika i zanurz ją w naczyniu z tlenem.

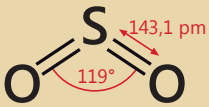
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

TLENEK SIARKI(IV)

Model cząsteczki tlenku siarki(IV).

WZÓR STRUKTURALNY TLENKU SIARKI(IV)

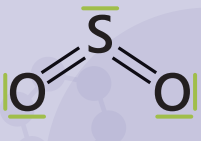


Piktogramy dla tlenku siarki(IV).

ĆWICZENIE 214.

Przeczytaj i uzupełnij ustnie poniższy tekst:

Produktem spalania siarki w tlenie jest tlenek .....(IV). Z nazwy związku chemicznego wynika, że siarka jest w nim ..... wartościowa, oznacza to, że może wytworzyć ..... wiązania, natomiast atom tlenu jest dwuwatrościowy. Wzór ..... przyjmuje postać:



Wzór sumaryczny to: SO_2.

W reakcji spalania siarki w tlenie powstaje tlenek siarki(IV) o wzorze sumarycznym SO_2. Uzgodnij w zeszycie równanie reakcji, dopisując współczynniki stechiometryczne:

$$...S_8 + ...O_2 \rightarrow ...SO_2.$$

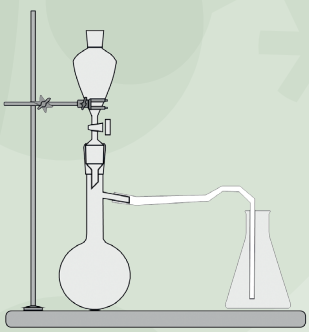
Tlenek ten powstaje również podczas procesu spalania siarkowodoru w tlenie. Uzgodnij w zeszycie równanie reakcji, dopisując współczynniki stechiometryczne:

$$...H_2S + ...O_2 \rightarrow ...SO_2 + ...H_2O.$$

DOŚWIADCZENIE 123.

WYKONANIE

Pracuj pod digestorium!



Zmontuj zestaw do otrzymywania siarkowodoru w sposób pokazany na rysunku. Nazwij elementy zestawu.

Do kolby wsyp kilka kawałków siarczku żelaza(II), a we wkraplaczu umieść kwas solny. Następnie ostrożnie wkraplaj kwas do kolby z siarczkiem żelaza(II). Wydzielający się gaz zbieraj do kolby stożkowej wypełnionej tlenem, a następnie zapal mieszaninę, zanurzając w niej płonące łuczywko.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Tlenek siarki(IV) to bezbarwny gaz o ostrym, gryzącym i duszącym zapachu. Silnie drażni drogi oddechowe.

W laboratorium chemicznym można otrzymać tlenek siarki(IV), działając stężonym, gorącym kwasem siarkowym(VI) na miedź:

$$Cu + 2\ H_2SO_4 \rightarrow CuSO_4 + SO_2 + 2\ H_2O.$$

DOŚWIADCZENIE 124.

WYKONANIE

Pracuj pod digestorium w okularach ochronnych!

Pracując ze stężonym kwasem siarkowym(VI), zachowaj szczególną ostrożność!

Do probówki nalej ostrożnie po ściance około 2 cm^3 stężonego kwasu siarkowego(VI), a następnie wrzuć kilka małych kawałków miedzi. W razie potrzeby ogrzej zawartość probówki płomieniem palnika.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Tlenek siarki(IV) jest również emitowany jako produkt uboczny w procesach hutniczych, podczas których przeprowadza się rudy występujące w postaci siarczków w tlenki. Uzgodnij w zeszycie równania reakcji, dopisując współczynniki stechiometryczne:

$$...FeS_2 + ...O_2 \rightarrow ...Fe_2O_3 + ...SO_2 \qquad ...ZnS + ...O_2 \rightarrow ...ZnO + ...SO_2$$

$$...FeS + ...O_2 \rightarrow ...Fe_2O_3 + ...SO_2 \qquad ...HgS + ...O_2 \rightarrow ...Hg + ...SO_2$$

Tlenek siarki(IV) jest jednym z gazów zanieczyszczających powietrze (jak już wiemy, powstaje przy spalaniu węgla kopalnego, który jest mieszaniną związków chemicznych). W przyrodzie tworzy się podczas eksplozji wulkanów.

DOŚWIADCZENIE 125.

WYKONANIE

Badanie wpływu tlenku siarki(IV) na rośliny. Do kolb stożkowych zawierających SO_2 wprowadź płatki róż, liść oraz gałązkę jodły lub świerka. Zatkaj kolbę korkiem i pozostaw na kilkanaście minut.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Tlenek siarki(IV) jest trujący dla zwierząt i szkodliwy dla roślin. Ma własności bakteriobójcze i pleśniobójcze.

Aby ocenić stopień zanieczyszczenia powietrza tlenkami siarki, używa się skali porostowej, którą zaprojektowano na podstawie niejednakowej wrażliwości różnych porostów na zanieczyszczenie powietrza tym gazem. Należy mieć jednak świadomość, że stężenie SO_2 w powietrzu nie jest jedynym czynnikiem, który ma wpływ na obecność porostów, dlatego skalę należy traktować wyłącznie szacunkowo. Skalę porostową można znaleźć w wielu źródłach, w tym internetowych. Zazwyczaj jest podzielona na 7 lub 8 stref, odpowiadających różnym maksymalnym stężeniom SO_2 w powietrzu, przy których dane porosty można zaobserwować. Przykładowe dane przedstawiono w tabeli poniżej (wg skali opracowanej przez prof. Ewę Bylińską i grupę „EA", czyli grupę European Alliance [juropijan alajens], tj. Unii Europejskiej):

STREFA	MAKSYMALNA ZAWARTOŚĆ SO_2 W 1 m^3 POWIETRZA	POROSTY I ICH WYSTĘPOWANIE
strefa 0	powyżej 170 µg, powietrze bardzo zanieczyszczone	brak porostów – tzw. pustynia porostowa
strefa 1	do 170 µg	mogą występować jedynie glony
strefa 2	do 150 µg	mogą występować glony i porosty skorupiaste, np. nisecznica proszkowata, liszajec szary
strefa 3	do 125 µg	mogą występować glony oraz porosty: skorupiaste i proszkowate, np. paznokietnik ostrygowy, złotorost ścienny
strefa 4	do 70 µg	mogą występować glony oraz porosty: skorupiaste, proszkowate i listkowate, np. pustułka pęcherzykowata, tarcznicownica bruzdkowana
strefa 5	do 60 µg	mogą występować glony oraz porosty: skorupiaste, proszkowate i listkowate, np. mąklik otrębiasty, mąkla tarniowa
strefa 6	do 50 µg	mogą występować glony oraz porosty: skorupiaste, proszkowate, listkowate i krzaczkowate, np. brodaczka zwyczajna, płucnik modry
strefa 7	do 40 µg, powietrze czyste	mogą występować glony oraz porosty: skorupiaste, proszkowate, listkowate i krzaczkowate, np. granicznik płucnik, odnożnica jesionowa

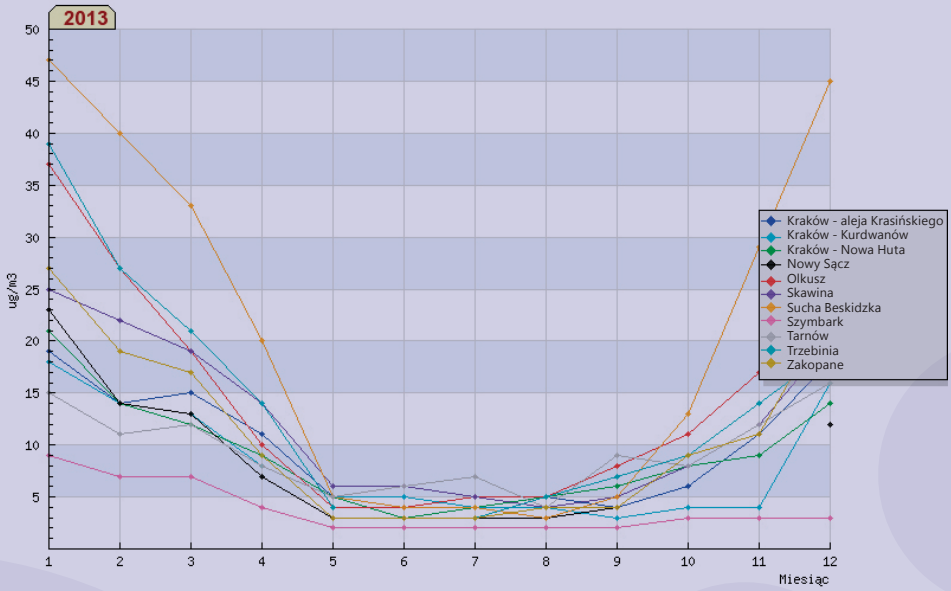
TABELA 8.1. Skala porostowa służąca do oceny zanieczyszczenia powietrza tlenkami siarki.

ĆWICZENIE 215.

Odszukaj w Internecie skalę porostową i na jej podstawie oceń, jakie zanieczyszczenie jest w Twojej okolicy.

ĆWICZENIE 216.

Poniższy wykres przedstawia zmiany stopnia zanieczyszczenia powietrza tlenkiem siarki(IV) w różnych rejonach Małopolski w 2013 roku.



Źródło: *Małopolska sieć monitoringu powietrza* (http://213.17.128.227/iseo/).

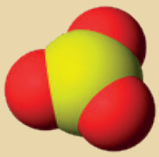
Na podstawie wykresu omów, w jaki sposób zmienia się zawartość SO_2 w powietrzu w ciągu roku. Jak wyjaśnisz przyczyny tych zmian?

Tlenek siarki(IV) znalazł liczne zastosowania:

SCHEMAT 8.2. Zastosowania tlenku siarki(IV).

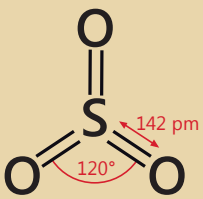
TLENEK SIARKI(VI)

Cząsteczka tlenku siarki(VI) ma kształt trójkąta równobocznego i tak samo rysujemy jej wzór strukturalny.



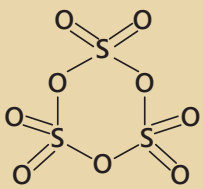
Model cząsteczki tlenku siarki(VI).

WZÓR STRUKTURALNY TLENKU SIARKI(VI)



Piktogramy tlenku siatki(VI).

WZÓR STRUKTURALNY CYKLICZNEGO TRIMERA TLENKU SIARKI(VI)



W obecności katalizatora tlenek siarki(IV) można utlenić do tlenku siarki(VI) wg równania:

$$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{kat.\ V_2O_5} 2SO_3.$$

Analogiczna reakcja zachodzi także w atmosferze ziemskiej z udziałem promieniowania UV lub ozonu. Reakcję przyspiesza obecność pyłów i innych cząstek.

Natura SO_3 jest złożona i jest uzależniona od temperatury i obecności śladowych ilości wody. W warunkach pokojowych jest to bezbarwna ciecz o temperaturze topnienia 16,8°C. Może występować w trzech formach, oznaczanych kolejno jako: α-SO_3, β-SO_3, γ-SO_3. Jeżeli poddaje się kondensacji bardzo czysty tlenek siarki(VI), tworzy się forma γ. W tej formie cząsteczki SO_3 łączą się w cykliczne ugrupowania po trzy cząsteczki (trimery $(SO_3)_3$). W stanie gazowym monomeryczne (pojedyncze) cząsteczki SO_3 występują w równowadze z trimerami. W przypadku śladowej wilgotności tworzą się formy alfa lub beta o budowie włóknistej.

Tlenki siarki są reaktywne, reagują m.in. z wodą, dając kwasy:

$SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$ (kwas siarkowy(IV)),

$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$ (kwas siarkowy(VI)).

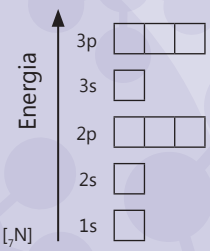
Reakcje te zachodzą w atmosferze, a produkty reakcji wraz z deszczem opadają na powierzchnię ziemi. Takie opady nazywane są kwaśnymi deszczami.

ĆWICZENIE 217.

W zeszycie oblicz, ile moli kwasu powstanie w reakcji:
$SO_3 + H_2O \rightarrow H_2SO_4$,
gdy do reakcji użyjemy 40 g tlenku siarki(VI).

ĆWICZENIE 218.

Przerysuj diagram do zeszytu i uzupełnij go, zapisując konfigurację elektronową atomu azotu. Zakreśl elektrony walencyjne. Jakie wartościowości azotu wynikają bezpośrednio z konfiguracji elektronowej atomu?



Azot jest w 15. grupie układu okresowego, w związku z tym ma 5 elektronów walencyjnych. W zależności od warunków azot może tworzyć różne tlenki, w których wykazuje różną wartościowość, (zostało to już omówione w rozdziale 7.2.).

Tlenki azotu mają bardzo różne właściwości i zastosowania.

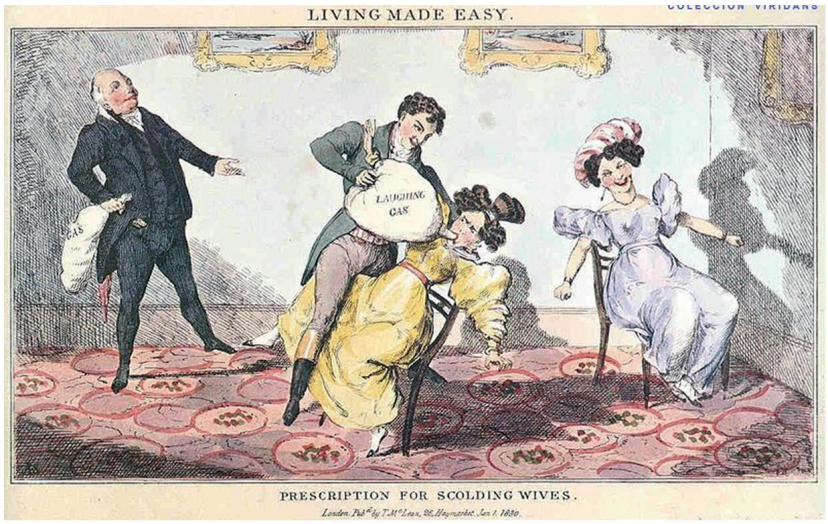
Związek o wzorze sumarycznym **N_2O** bywa nazywany tlenkiem azotu(I) – ale, jak wynika z modelu jego cząsteczki i jego wzoru strukturalnego, nie jest to nazwa całkiem poprawna. Jego nazwa historyczna to *gaz rozweselający*. Ma on słaby zapach i słodkawy smak. Jest to bezbarwny, niepalny gaz, który ma jednak właściwości utleniające, może więc powodować lub intensyfikować pożar.

Stosowany jest w medycynie do znieczulania anestezjologicznego. Długotrwałe używanie N_2O może prowadzić do objawów niedoboru witaminy B_{12} – anemii i neuropatii, może uszkadzać szpik kostny i ma negatywny wpływ na jajniki i jądra.

Jest dopuszczony do użytku jako dodatek do żywności – E 942. Wykorzystuje się go np. w przemyśle spożywczym do tworzenia bitej śmietany w sprayu oraz wypełnia się nim opakowania zawierające łatwo psujące się produkty, np. takie jak chipsy.

N_2O stosowany jest również w tuningu samochodowym jako tak zwany dopalacz, gdyż umożliwia gwałtowny, chwilowy wzrost mocy silnika poprzez wprowadzenie N_2O do silnika wraz ze zwiększoną ilością benzyny.

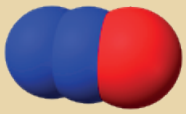
Podtlenek azotu jest też stosowany jako utleniacz paliwa w silnikach rakietowych (np. został użyty w pierwszym komercyjnym statku kosmicznym SpaceShipOne [spejs szip łan]).



Źródło: https://commons.wikimedia.org/wiki/File:Laughing_gas_Rumford_Davy.jpg

W XIX wieku gaz rozweselający wykorzystywano do celów rozrywkowych: wiele osób, by poprawić sobie nastrój, wdychało go, jednak nie było to zbyt bezpieczne.

TLENEK AZOTU(I)



Model cząsteczki tlenku azotu(I).

WZÓR STRUKTURALNY TLENKU AZOTU(I)

$$N^{-}=N^{+}=O$$

Z HISTORII MEDYCYNY

Gaz ten został odkryty przez Josepha Priestleya [dżosefa pristlija] w 1772 r.
W latach 90. XVIII wieku Humphry Davy [hampfri dejwi] przeprowadził eksperyment sprawdzający działanie gazu na organizm człowieka. Okazało się, że gaz uśmierza ból, a osoba poddana jego działaniu pozostaje częściowo świadoma. Właściwość ta została wykorzystana głównie w zabiegach dentystycznych oraz w znieczuleniu w czasie porodu.

Po raz pierwszy własności anestetyczne N_2O wykorzystał amerykański dentysta Horace Wells [hores łels].

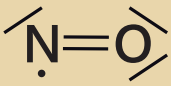
Butle z tlenkiem azotu do znieczulenia u dentysty.

Naboje do śmietany.

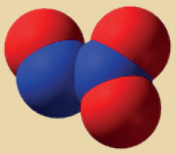
TLENEK AZOTU(II)

Model cząsteczki tlenku azotu(II).

WZÓR STRUKTURALNY TLENKU AZOTU(II)

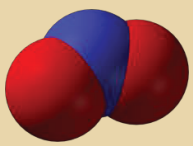


TLENEK AZOTU(III)



Model cząsteczki tlenku azotu(III).

TLENEK AZOTU(IV)



Model cząsteczki tlenku azotu(IV).

Otrzymywanie NO_2.

Tlenek azotu(II) to w temperaturze pokojowej bezbarwny gaz. Atom azotu w tym tlenku ma jeden niesparowany elektron (spójrz na wzór strukturalny), co sprawia, że jest on nietrwały i reaktywny (w powietrzu samorzutnie reaguje z tlenem, tworząc trujący tlenek azotu(IV) NO_2):

$$2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2.$$

NO spełnia istotne funkcje fizjologiczne w naszym organizmie. Jest w nim produkowany, przenika przez błony biologiczne, a odpowiada między innymi za rozkurcz mięśni gładkich oraz regulację ciśnienia tętniczego krwi. Za odkrycie tlenku azotu(II) i jego właściwości medycznych Robert F. Furchgott [robert furhgot] otrzymał Nagrodę Nobla.

Kolejny tlenek azotu **tlenek azotu(III)** jest produktem reakcji pomiędzy tlenkiem azotu(II) i tlenkiem azotu(IV):

$$NO + NO_2 \leftrightarrows N_2O_3.$$

Związek ten, ze względu na swoją nietrwałość, w postaci czystej nie znajduje żadnych praktycznych zastosowań.

Tlenek azotu(IV) to w temperaturze pokojowej brunatny, silnie toksyczny gaz. Ma ostry zapach, podobny do zapachu chloru.

DOŚWIADCZENIE 126.

WYKONANIE

Doświadczenie wykonuj tylko pod sprawnie działającym wyciągiem. Stosuj rękawice i okulary ochronne.

Do probówki nalej około 1 cm^3 stężonego roztworu kwasu azotowego(V), a następnie wrzuć kawałek miedzi (np. kawałek odizolowanego przewodu elektrycznego).

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Cząsteczki NO_2 spontanicznie łączą się ze sobą (ulegają dimeryzacji), tworząc związek o wzorze N_2O_4, według równania reakcji:

$$2NO_2 \leftrightarrows N_2O_4.$$

DOŚWIADCZENIE 127.

WYKONANIE

Zatopioną fiolkę z tlenkiem azotu(IV) zanurz w zlewce z pokruszonym lodem. Po pewnym czasie przenieś fiolkę do naczynia z gorącą wodą.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

$2NO_2 \rightleftarrows N_2O_4$

ĆWICZENIE 219.

Na podstawie poniższego równania opisz, jak przebiega proces dimeryzacji NO_2, a następnie przedstaw ten proces za pomocą modeli. W jakiej temperaturze jest więcej tlenku azotu(IV)?

Tetratlenek diazotu N_2O_4 działa drażniąco na drogi oddechowe, jest silnie trujący. Ze względu na jego silne właściwości utleniające stosowany jest jako utleniacz do paliwa rakietowego. Jednym ze znaczących odbiorców tego gazu jest **NASA.**

Tlenek azotu(V) w temperaturze pokojowej występuje w formie białych kryształków. Ze względu na swoją nietrwałość, nie znajduje on w formie czystej praktycznych zastosowań. Reaguje gwałtownie z wodą, tworząc kwas azotowy(V).

NASA – National Aeronautics and Space Administration [naszynal eronadyks end spejs administrejszyn] (w Stanach Zjednoczonych – Narodowa Agencja Aeronautyki i Przestrzeni Kosmicznej)

ĆWICZENIE 220.

Tlenek azotu(V) jest związkiem nietrwałym, rozkładającym się spontanicznie w temperaturze pokojowej do tlenku azotu(IV) i tlenu.

Zapisz w zeszycie to równanie reakcji.

TLENEK AZOTU(V)

Model cząsteczki tlenku azotu(V).

NIECH ZOSTANIE ODDZIELONY OD SREBRA SPIENIONY ŻUŻEL,
A CAŁE WYJDZIE OCZYSZCZONE.

PISMO ŚWIĘTE, KSIĘGA PRZYSŁÓW 25, 4.

8.3. CZY RUDY METALI WYSTĘPUJĄ TYLKO W POSTACI TLENKÓW?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **z lekcji geografii definicję pojęcia ruda, a z lekcji chemii informacje o tym, jaki typ wiązania jest w tlenkach metali; definicje reakcji redoks (pojęcia: redukcja, utlenianie);**
- **jak tworzy się nazwy tlenków metali; jak przebiega proces redukcji w hutnictwie.**

ĆWICZENIE 221.

Porównaj poniższe definicje. Za pomocą narysowanych w zeszycie kręgów spróbuj zaznaczyć ich wzajemne relacje (które pojęcie zawiera inne pojęcie, jaka jest ich część wspólna…). W miarę omawiania kolejnych substancji wpisuj je jako przykłady w odpowiednie części kręgów.

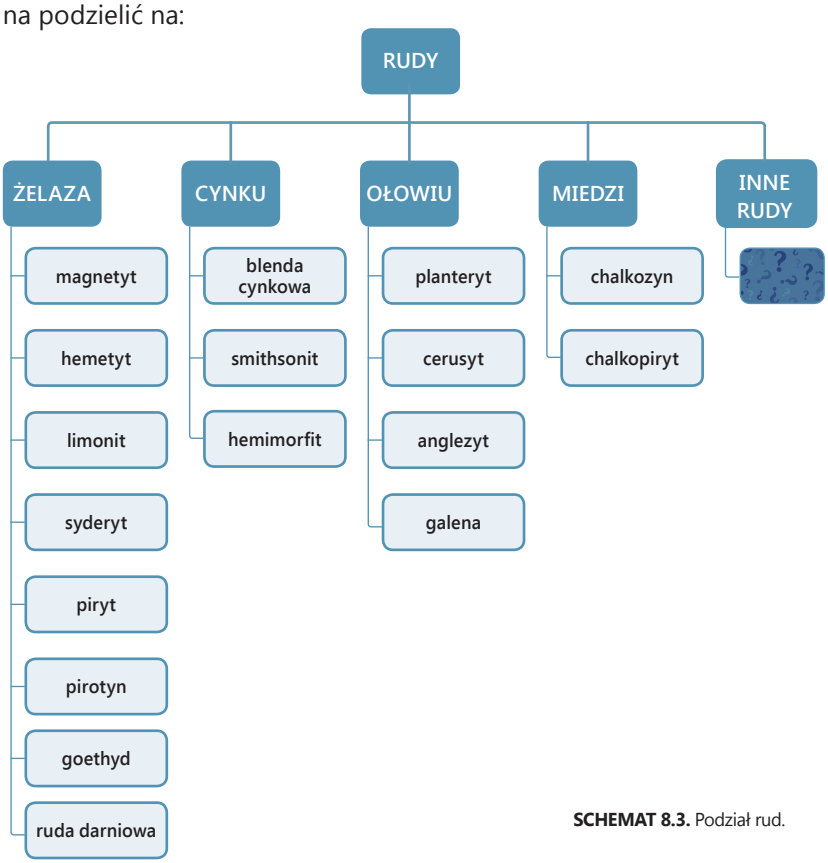
Ruda – w geografii tak nazywana jest kopalina, czyli skała lub minerał, z której uzyskuje się jeden lub więcej składników. W sensie przemysłowym to minerał zawierający związki metali w ilości opłacalnej do wydobycia.

Kopalina – surowiec o znaczeniu gospodarczym (skała lub minerał). Jest wydobywany z ziemi, np. węgiel, rudy, sól, ropa naftowa, gaz ziemny, wody mineralne.

Skała – skupisko minerałów jednorodnych lub różnorodnych.

Minerał – mieszanina, której głównym składnikiem jest pierwiastek lub związek chemiczny, mający budowę krystaliczną; powstaje w wyniku procesów geologicznych.

Ze względu na najczęściej występujące w nich minerały rudy można podzielić na:



SCHEMAT 8.3. Podział rud.

Nazwy rud są przeważnie zwyczajowe, ponieważ nie są to czyste związki chemiczne – często nazwy zostały nadane rudom jeszcze zanim poznano ich skład.

Przyjrzyjmy się dokładnie najważniejszym rudom.

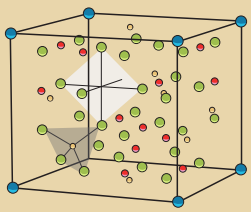
RUDY ŻELAZA

Magnetyt to pospolity minerał o barwie stalowoczarnej. Jego wzór chemiczny Fe_3O_4 odpowiada tlenkowi żelaza(II) i żelaza(III). Oznacza to, że w jego sieci krystalicznej znajdują się kationy Fe^{2+}, Fe^{3+} i aniony O^{2-}. Wzór strukturalny przybiera postać:

O^{2-} Fe^{3+} O^{2-} Fe^{2+} O^{2-} Fe^{3+} O^{2-}.

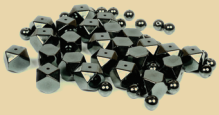
Tworzy kryształy o kształcie ośmiościanu. Wykazuje silne właściwości magnetyczne. Powstaje pod wpływem wysokiej temperatury, przede wszystkim z magmy. Jest zawarty w ilościach śladowych w prawie wszystkich skałach magmowych. Największe złoża tego minerału znajdują się w Szwecji. W Polsce występuje na Dolnym Śląsku. Zawiera domieszki tytanu, wanadu, manganu, chromu.

KRYSZTAŁ MAGNETYTU



Wewnętrzna budowa kryształu magnetytu. *Zastanów się, jak podpisać jony?*

KRYSZTAŁ HEMATYTU



OZDOBA Z HEMATYTU

MALOWIDŁO NASKALNE – OCHRA

SYDERYT

LIMONIT

GOETHYD

ĆWICZENIE 222.

Oblicz w zeszycie zawartość procentową żelaza w magnetycie.

Magnetyt jest najbogatszą w żelazo rudą. Bywa także używany jako kamień ozdobny.

Hematyt to pospolity minerał – tlenek żelaza(III) Fe_2O_3. Jego nazwa pochodzi od greckiego *heama* – krwisty (por. hemoglobina), czyli barwy minerału po sproszkowaniu. Kryształy hematytu przyjmują różnorodne kształty, a także różne zabarwienie: od niebieskawego, poprzez stalowoszare, aż do stalowoczarnego.

ĆWICZENIE 223.

Oblicz w zeszycie zawartość procentową żelaza w hematycie, a następnie porównaj z zawartością żelaza w magnetycie.

Nie jest to ruda bardzo bogata w żelazo, ale jest bardzo rozpowszechniona. Hematyt jest istotnym barwnikiem brązowym lub czerwonym, toteż jest wykorzystywany już od czasów pierwotnych do wyrobu czerwonej farby (ochry). Jest to także kamień ozdobny.

Syderyt jest minerałem bardzo szeroko rozpowszechnionym. Nie jest tlenkiem, lecz węglanem (jego wzór chemiczny to $FeCO_3$). Wykorzystywany jest jako ruda żelaza, czasami w jubilerstwie.

Limonit to rodzaj skały, która zawiera mieszaninę minerałów, takich jak tlenki i wodorotlenki żelaza (skład chemiczny opisuje wzór: $FeO(OH)\cdot nH_2O$). Limonit wykorzystuje się jako kruszywo do produkcji betonu, a także w produkcji osłon bezpieczeństwa do reaktorów jądrowych. Jest to także uboga ruda żelaza.

Goethyt (getyt) to pospolity minerał, o wzorze sumarycznym FeO(OH). Jego nazwa pochodzi od nazwiska poety, dramaturga i prozaika J.W. Goethego [getego] (znanego z utworów *Cierpienia młodego Wertera, Faust*). Nadano ją w uznaniu wkładu pisarza w rozwój geologii i mineralogii. Goethyd jest wykorzystywany do produkcji żelaza, niektóre jego odmiany bywają wykorzystywane jako filtry do oczyszczania gazów. Ma także wartość jako kamień kolekcjonerski.

ĆWICZENIE 224.

W roku 1790 Johann Wolfgang von Goethe odbył podróż na tereny Górnego i Dolnego Śląska. Znajdź informacje na ten temat. Co sądzisz o jego notatkach?

Ruda darniowa to skała osadowa powstająca na torfowiskach i terenach podmokłych. Mimo że zawiera niewielkie ilości żelaza, była wykorzystywana od ponad 2000 lat do wytopu żelaza, gdyż jest bardzo rozpowszechniona. Stosowano ją również w budownictwie w celach wentylacyjnych i osuszających pomieszczenia. Ruda darniowa stanowiła też naturalną ochronę średniowiecznych budynków przed wyładowaniami atmosferycznymi. Obecnie wykorzystuje się właściwości absorpcyjne tej rudy w procesie oczyszczania biogazów.

RUDA DARNIOWA

KOŚCIÓŁ W STUDZIEŃCU (MUR Z RUDY DARNIOWEJ)

MUR Z RUDĄ DARNIOWĄ

ĆWICZENIE 225.

Zapoznaj się z definicjami pojęć: absorpcja, biogaz. Zapisz je w zeszycie.

Piryt to minerał o jasnomosiężnej lub żółtej barwie, którego głównym składnikiem jest związek żelaza o wzorze FeS_2. Barwą przypomina kryształy złota, dlatego bywa nazywany „złotem głupców". Występuje prawie we wszystkich typach skał. W pirycie stwierdzono zawartość domieszek niklu, kobaltu, cynku, srebra, złota i miedzi. Skały, w których obecny jest piryt, nie mogą być stosowane w budownictwie, gdyż związek ten pod wpływem czynników atmosferycznych ulega wietrzeniu, przekształcając się między innymi w substancje rozpuszczalne w wodzie.

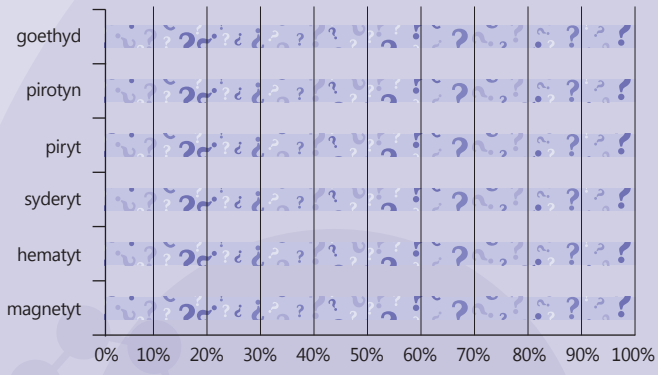
Pirotyn to rzadki minerał (o wzorze FeS). Występuje we wszystkich skałach głębinowych. Należy także do nielicznej grupy minerałów wykazujących właściwości magnetyczne. Bywa stosowany jako źródło żelaza i siarki, z uwagi na zawarte w nim domieszki niklu, kobaltu, złota i platyny jest poszukiwanym kamieniem kolekcjonerskim.

PIRYT – ZŁOTO GŁUPCÓW

PIROTYN

ĆWICZENIE 226.

Przerysuj poniższy wykres do zeszytu. Uzupełnij go, ukazując procentową zawartość żelaza w poszczególnych minerałach.



ĆWICZENIE 227.

Przeczytaj poniższą informację. Czy już wiesz dlaczego piryt jest ceniony przez naukowców?

Powietrze, którym oddychamy, nie pojawiło się na naszej planecie w momencie jej powstania. Przez pierwsze dwa miliardy lat ziemska atmosfera była całkowicie beztlenowa. Około 2,2 miliarda lat temu miało jednak miejsce tak zwane wielkie zdarzenie oksydacyjne. Od tego momentu – za sprawą bakterii fotosyntetyzujących – w powietrzu pojawił się tlen.

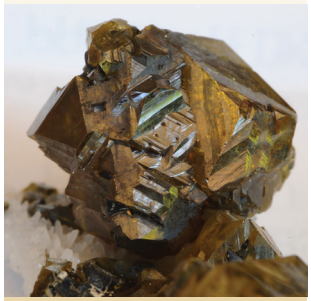
Skąd o tym wiemy? Między innymi dzięki pirytowi. W tlenowej atmosferze szybko ulega on procesowi wietrzenia. Dlatego też na plażach naszej strefy klimatycznej nie znajdziemy pirytu, ale wszędobylskie ziarna kwarcu. Nie zawsze tak było: obecność piasków pirytowych wskazuje nam na warunki beztlenowe.

Okazuje się jednak, że nie tylko w ten sposób można wykorzystać piryt. Geolodzy z Edynburga wykazali, że precyzyjna analiza składu złota głupców może pozwolić na o wiele dokładniejsze ustalenie sposobu i tempa, w jakim bakterie przeobraziły oblicze ziemskiej atmosfery.

Za: P. Wolniewicz,
Złoto głupców ujawnia historię ziemskiej atmosfery.
http://zywaplaneta.pl/zloto-glupcow-ujawnia-historie-ziemskiej-atmosfery/

RUDY CYNKU

Blenda cynkowa (sfaleryt) to szeroko rozpowszechniony minerał, zawierający jony cynku Zn^{2+} (w postaci ZnS), czyli substancji o nazwie siarczek cynku. W czystej postaci blenda cynkowa jest bezbarwna, lecz często zawiera domieszki jonów takich pierwiastków, jak: kadm, mangan, gal, tal, ind, ołów i srebro. Domieszki te wpływają na jej barwę. Jest substratem do produkcji cynku, a także srebra, indu i galu. Dorodne kryształy mają zastosowanie w jubilerstwie.



BLENDA CYNKOWA

Smithsonit to minerał, którego głównym składnikiem jest węglan cynku o wzorze $ZnCO_3$. Może przyjmować różne zabarwienie: białe, szare, żółte, niebieskozielone, różowe, fioletowe. Za barwę również w tym przypadku odpowiedzialne są jony innych metali. Jest stosowany jako ruda cynku, ale także może być cennym nabytkiem kolekcjonerskim.

ĆWICZENIE 228.

Napisz w zeszycie równania reakcji, które muszą zajść w procesach hutniczych, aby z blendy cynkowej otrzymać czysty cynk.

Hemimorfit – rzadko spotykany minerał o skomplikowanym składzie. W krysztale hemimorfitu znajdują się jony cynku Zn^{2+}, jony OH^-, jony $Si_2O_7^{2-}$, a także cząsteczki wody. Ze względu na duża zawartość procentową jonów cynku (ok. 52% Zn) stanowi ważną rudę tego pierwiastka. Znajduje zastosowanie w jubilerstwie.

Wyżej opisane minerały (blenda cynkowa, smithsonit, hemimorfit) często wchodzą w skład złożonej mieszaniny o nazwie **galman**. Wydobycie galmanu przyczyniło się do rozwoju Górnego Śląska (okres największego wydobycia galmanu trwał od drugiej połowy XVIII w. do końca XIX w.).

Hutnictwo cynku jest bardzo ważną dziedziną gospodarki, ponieważ cynk ma szerokie zastosowanie. Do najbardziej istotnych należy pokrywanie cynkiem blach stalowych w celu zabezpieczenia ich przed korozją (tzw. stal ocynkowana). Cynk jest składnikiem wielu stopów (np. **mosiądzu, tombaku**). Stosowany jest też w ogniwach elektrycznych.

ĆWICZENIE 229.

Przypomnij sobie, jakie znaczenie biologiczne mają jony cynku.

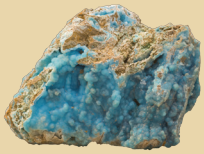
RUDY OŁOWIU

Platneryt – PbO_2, tlenek ołowiu(IV) tworzy kryształy barwy czerwonej lub ciemnobrązowy proszek. Ze względu na silne właściwości utleniające stosuje się go do wyrobu zapałek lub materiałów pirotechnicznych. Znajduje także zastosowanie w elektrochemii jako składnik akumulatorów samochodowych.

Galena – pospolity minerał o wzorze PbS (siarczek ołowiu(II)). Jest to ruda, w której zawartość procentowa ołowiu wynosi około 87%. Zawiera również znaczne ilości innych pierwiastków. Należą do nich: cynk, żelazo, miedź, antymon, bizmut, a także srebro.

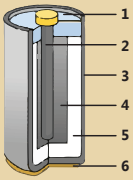
W pierwszej połowie XX w. galena dawała możliwość konstrukcji odbiorników radiowych, które nie wymagały zasilania (było to bardzo ważne ze względu na słabą elektryfikację wsi).

ZDJĘCIE 8.1. Radioodbiornik kryształkowy Detefon z lat 30. XX w.



HEMIMORFIT

W dostępnych źródłach znajdź skład procentowy:
- *mosiądzu,*
- *tombaku.*



OGNIWO LECLANCHEGO
BATERIA CYNKOWA

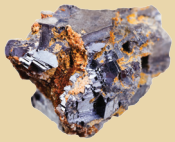
1. Metalowe wieczko (+).
2. Grafitowy pręt (dodatnia elektroda).
3. Cynkowy pojemnik (ujemna elektroda).
4. Tlenek manganu(IV).
5. Wilgotna pasta chlorku amonu (elektrolit).
6. Metalowe denko (-).

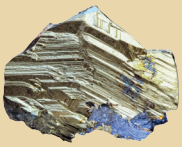
GALENA

CERUSYT

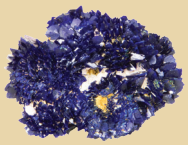
PIROMORFIT

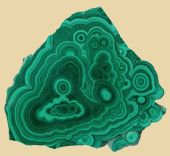
MIMETEZYT


CHALKOZYN


CHALKOPIRYT

BORNIT


AZURYT


MALACHIT

Cerusyt – rzadki minerał ołowiu, którego głównym składnikiem jest węglan ołowiu(II) o wzorze $PbCO_3$. Czasami zawiera także znaczne domieszki srebra. Minerał ten może być więc źródłem ołowiu i srebra. W starożytności był stosowany, po sproszkowaniu, jako puder kosmetyczny. Z powodu trujących właściwości jonów ołowiu jego stosowanie było jednak bardzo niekorzystne dla zdrowia.

Anglezyt – rzadki minerał ołowiu, którego głównym składnikiem jest siarczan(VI) ołowiu(II) o wzorze $PbSO_4$. Zawiera aż 68,3% ołowiu, co sprawia, że może być wykorzystywany do otrzymywania tego pierwiastka. Czasami wykorzystywany jest w jubilerstwie. W przyrodzie ulega samoczynnie przeobrażeniu w cerusyt.

Do rud ołowiu zaliczyć także można: **piromorfit**, **minię**, **mimetezyt**.

ĆWICZENIE 230.

Minię, czyli Pb_3O_4, można otrzymać przez utlenienie tlenku ołowiu(II) – PbO, zwanego glejtą ołowiową, lub ołowiu metalicznego.

W zeszycie napisz i uzgodnij odpowiednie równania reakcji.

RUDY MIEDZI

Ważnym źródłem miedzi jest minerał o nazwie **kupryt**, o barwie ceglastoczerwonej. Głównym składnikiem tego minerału jest tlenek miedzi(I), o wzorze sumarycznym Cu_2O. Bywa on także stosowany do barwienia szkła.

Chalkozyn należy do minerałów rzadkich, a jego głównym składnikiem jest siarczek miedzi(I), o wzorze Cu_2S. Zawiera około 80% miedzi. Bywa wykorzystywany w jubilerstwie. Tworzy ciemne, ołowianoszare kryształy, lecz bywa także niebieski lub zielony.

Chalkopiryt – znany już od epoki brązu minerał, opisywany wzorem $CuFeS_2$, to jedna z ważniejszych rud miedzi (34,5% zawartości Cu). Z jego przeróbki pochodzi 80% światowej produkcji tego metalu. Złoża chalkopirytu występują w różnych krajach, w tym także i Polsce, szczególnie na Dolnym Śląsku oraz województwie świętokrzyskim.

Bornit, o wzorze Cu_5FeS_4, to ważna, lecz rzadko występująca ruda miedzi. Jest to kamień o metalicznym połysku, ceniony przez kolekcjonerów.

Azuryt o wzorze $Cu_3(CO_3)_2(OH)_2$ i **malachit** $Cu_2CO_3(OH)_2$ to minerały z grupy węglanów. Azuryt ma niebieską, lazurową barwę, co czyni go bardzo atrakcyjnym i cenionym kamieniem ozdobnym.

Malachit – jest szeroko wykorzystywany w zdobnictwie i jubilerstwie. Jest cennym kamieniem, który w historii był stosowany do wyrobu kamei, gemm, zdobień insygniów królewskich lub kościelnych, a także jako okładzina ścian lub zielony pigment.

BUDOWAŁEM NA PIASKU
I ZWALIŁO SIĘ
BUDOWAŁEM NA SKALE
I ZWALIŁO SIĘ
TERAZ BUDUJĄC ZACZNĘ
OD DYMU Z KOMINA

LEOPOLD STAFF, „PODWALINY"

8.4. CO MAJA ZE SOBĄ WSPÓLNEGO PIASEK, AMETYST I KRYSZTAŁ GÓRSKI?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicję pojęcia: tlenek niemetalu;**
- **czym się różni wzór empiryczny od rzeczywistego.**

Jest to drugi najbardziej rozpowszechniony minerał w kontynentalnej skorupie ziemskiej. Stanowi około 60% tej skorupy. Wchodzi w skład piasku, piaskowców, a także innych skał, takich jak granit czy gnejs. Jest twardym, krystalicznym ciałem stałym. Tworzy kamienie półszlachetne wykorzystywane w jubilerstwie. Związek chemiczny, o którym mowa, to tlenek krzemu(IV). Jego empiryczny wzór sumaryczny to SiO_2.

DOŚWIADCZENIE 128.

WYKONANIE

Badanie właściwości fizykochemicznych tlenku krzemu(IV):

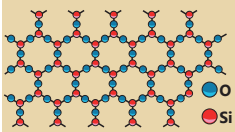
Określ stan skupienia, barwę, zapach. Sprawdź jego rozpuszczalność w wodzie.

Sprawdź również reaktywność SiO_2 z kwasem solnym i wodorotlenkiem sodu (pracując z tymi reagentami zachowaj szczególną ostrożność – stosuj okulary ochronne!) – w tym celu do dwóch probówek nasyp niewielką ilość piasku, a następnie do jednej probówki wlej ok. 2 cm^3 rozcieńczonego roztworu kwasu solnego, a do drugiej rozcieńczonego roztworu wodorotlenku sodu.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

TLENEK KRZEMU(IV)

Sieć krystaliczna krzemionki



Tlenek krzemu(IV) tworzy rozbudowane struktury przestrzenne, w których prawie każdy atom krzemu jest połączony z czterema atomami tlenu, zaś prawie każdy atom tlenu łączy się z dwoma atomami krzemu.

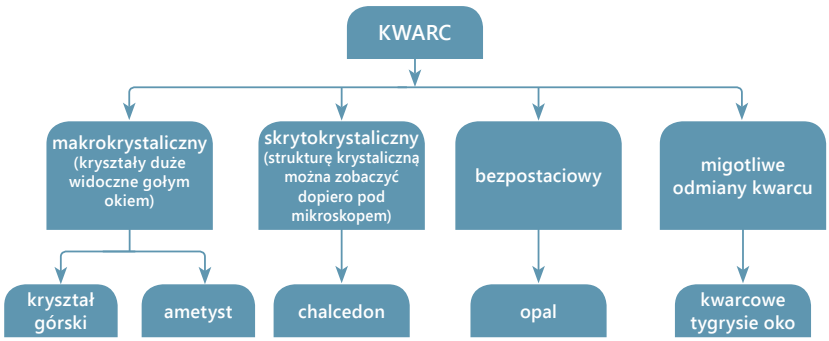
PIASEK KWARCOWY

RZEŹBA NA PIASKU

ĆWICZENIE 231.

Określ typ wiązania występujący w tlenku krzemu(IV).

W przyrodzie SiO_2 najczęściej występuje w postaci minerału o nazwie **kwarc**, który jest głównym składnikiem **piasku**, czyli luźnej skały osadowej. Wykorzystywany jest do wyrobu szkła, a w budownictwie jako składnik betonu, zapraw murarskich i tynków. Dzieci robią z niego babki, natomiast artyści nietrwałe rzeźby. Czysty kwarc jest bezbarwny i przezroczysty, lecz może tworzyć także odmiany barwne, spowodowane przez tak zwane inkluzje, czyli wbudowane ciała obce. Kwarc występuje w wielu odmianach:

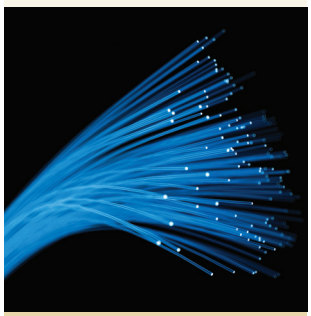


SCHEMAT 8.4. Odmiany kwarcu.

ĆWICZENIE 232.

Poniżej umieszczono zdjęcia minerałów kwarcu. Na podstawie informacji, na przykład z Internetu, spróbuj dopasować ich nazwy do zdjęć.

Ametyst, **cytryn**, **kryształ górski**, **opal**, **agat**, **tygrysie oko**, **chryzopraz**, **krzemień**.



ŚWIATŁOWODY

Jednym z najważniejszych zastosowań krzemionki jest jej udział w produkcji szkła, czyli bezpostaciowego ciała stałego, otrzymanego przez schłodzenie stopionych tlenków bez krystalizacji.

ĆWICZENIE 233.

Na podstawie poniższych danych narysuj w zeszycie wykres kołowy składu procentowego dla wybranego rodzaju szkła.

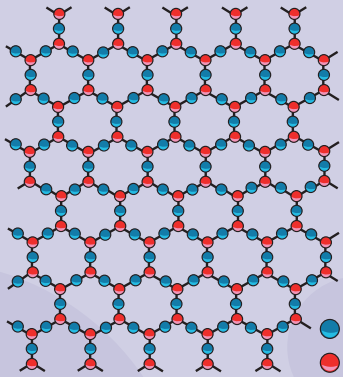
Skład chemiczny niektórych szkieł (w % masowych[a])

Rodzaj szkła	SiO_2	Al_2O_3	MgO	CaO	BaO	Na_2O	K_2O	PbO	B_2O_3
Kwarcowe (krzemionkowe)	99,9	–	–	–	–	–	–	–	–
Sodowo-wapniowe okienne	72,5	1,5	3,5	9,0	–	13,5	–	–	–
Sodowo-wapniowe na opakowania	71,0	1,3	1,2	9,3	1,5	15,7	–	–	–
Sodowo-wapniowe gospodarcze	74,1	0,4	–	7,9	–	17,4	–	–	–
Ołowiowe (kryształowe)	58,0	0,3	–	–	–	2,7	14,5	24,5	–
Borowo-krzemowe neutralne na opakowania farmaceutyczne	72,0	6,7	–	1,3	2,1	7,8	–		–9,3
Borowo-krzemowe optyczne	69,6	–	–	–	2,6	8,5	8,5	–	10,0

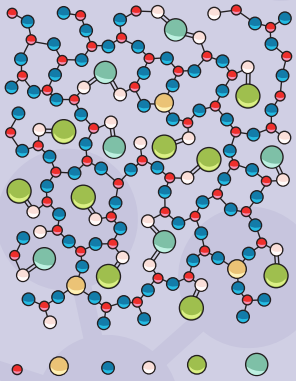
[a] *Bez zanieczyszczeń (np. Fe_2O_3, barwników, środków klarujących)*

ĆWICZENIE 234.

Na podstawie poniższych rysunków opisz, czym różnią się te struktury.



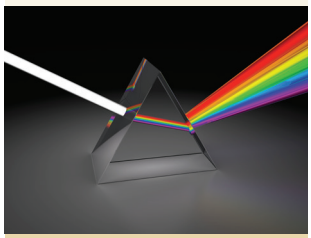
Sieć krystaliczna kwarcu (SiO_2)



Struktura szkła wapienno-sodowego

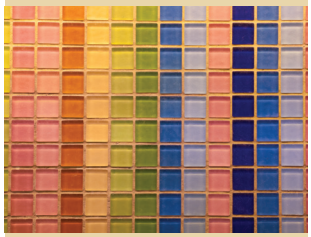
ĆWICZENIE 235.

Przerysuj schemat zastosowania szkła do zeszytu i uzupełnij go:

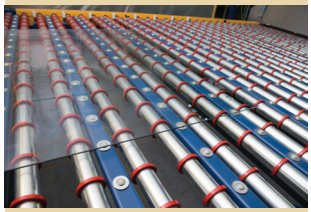


PRYZMAT

SZKLANE PACIORKI

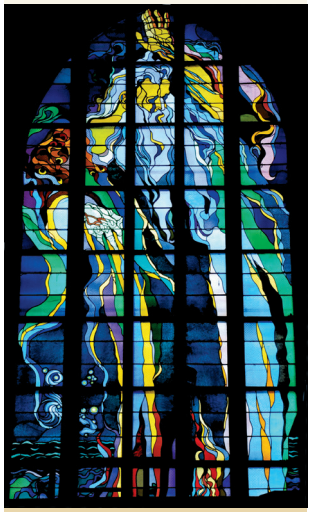


SZKŁO W BUDOWNICTWIE



SZKŁO W BUDOWNICTWIE

SZKLANE NACZYNIA



WITRAŻ "BÓG OJCIEC"
z kościoła franciszkanów w Krakowie, zaprojektowany przez S. Wyspiańskiego.

SZKLANA HARFA

Pochodną tlenku krzemu(IV) jest tak zwane szkło wodne. Jest to wodny roztwór krzemianu sodu, otrzymanego przez stopienie SiO_2 z wodorotlenkiem sodu. Szkło wodne jest stosowane przede wszystkim w budownictwie.

DOŚWIADCZENIE 129.

WYKONANIE

Badanie właściwości szkła wodnego: drewniane łuczywko zanurz w szkle wodnym na głębokość 3–4 cm i pozostaw zanurzone przez pięć minut. Następnie łuczywko susz przez około pół godziny. Sprawdź jego palność w płomieniu palnika – porównaj spalanie łuczywka w części wymoczonej w szkle wodnym ze spalaniem części nieimpregnowanej szkłem wodnym.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

DOŚWIADCZENIE 130.

WYKONANIE

Do zlewki o pojemności 250 cm^3 nalej około 75 cm^3 szkła wodnego (do nabycia w sklepach z materiałami budowlanymi) oraz tyle samo wody destylowanej. Wymieszaj zawartość zlewki, a następnie wrzuć ostrożnie kryształki różnych barwnych soli – np. chromu, kobaltu, miedzi, niklu i żelaza. Nie mieszaj! Pozostaw zlewkę nieruchomo i obserwuj zachodzące zmiany.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

KIEDY FENICJANIN PRZYNIESIE WAM RUBIN LUB SZAFIR, NIE PYTACIE, JAKI Z TEGO POŻYTEK, LECZ KUPUJECIE KLEJNOT I ZAMYKACIE GO W SKRZYNI. ALE GDY MĘDRZEC PRZYJDZIE DO WAS Z WYNALAZKIEM, KTÓRY MÓGŁBY ZMIENIĆ POSTAĆ ŚWIATA, ZARAZ PYTACIE: JAKI Z TEGO POŻYTEK? [...] *WIDAĆ STRACH WAS OGARNIA, AŻEBY BADACZ NIE ZAŻĄDAŁ GARŚCI JĘCZMIENIA ZA PRZEDMIOT, KTÓREGO NIE POJMUJE WASZ UMYSŁ.*

BOLESŁAW PRUS, „FARAON"

8.5. KTÓRE TLENKI SĄ DROGOCENNE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

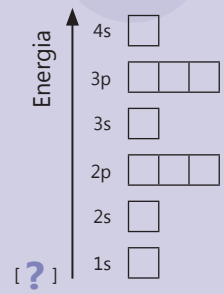
Przypomnij sobie:

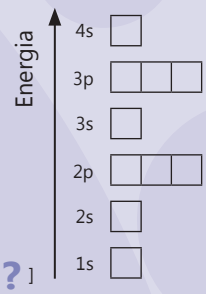
- **definicje pojęć: kryształ, tlenek, wiązanie jonowe, pasywacja, odmiana polimorficzna, higroskopijny;**
- **jak określa się typ wiązania.**

TLENEK GLINU

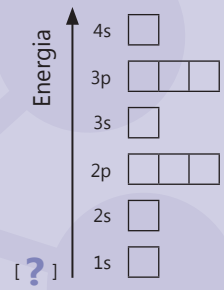
ĆWICZENIE 236.

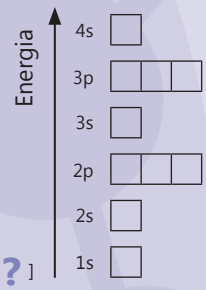
Odszukaj w układzie okresowym pierwiastki: glin oraz tlen. Przerysuj diagramy do zeszytu i zapisz ich konfigurację elektronową na diagramach, zaznacz elektrony walencyjne.





Zapisz konfigurację elektronową jonów powstałych w wyniku reakcji glinu z tlenem.





Sprawdź, jak zbudowana jest skala twardości Mohsa [moosa].

Ile jonów glinu i ile jonów tlenu potrzeba, aby powstały związek chemiczny, który jako całość był elektrycznie obojętny?

Skonstruuj wzór strukturalny oraz zapisz wzór sumaryczny powstałego tlenku.

Zapisz i uzgodnij równanie reakcji otrzymywania tlenku glinu.

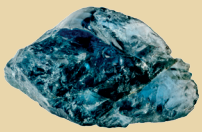
Jak nazywa się samorzutny proces pokrywania warstwy glinu jego tlenkiem?

Tlenek glinu, o wzorze sumarycznym Al_2O_3, występuje w postaci różnych odmian krystalograficznych, z których najważniejsze są dwie:

- odmiana γ – biały, nierozpuszczalny w wodzie, lecz higroskopijny proszek, z którego otrzymuje się metaliczny glin. Odmianę tę otrzymuje się, w kilkuetapowym procesie, z ilastych skał osadowych, zwanych boksytami, w których skład wchodzi wodorotlenek glinu.
- odmiana α – korund – najtwardsza z odmian (9 stopień w skali twardości Mohsa), charakteryzuje się ponadto wysokimi temperaturami topnienia (około 2050°C) i wrzenia (około 3000 °C). Parametry te pozwalają na jego zastosowanie do produkcji materiałów szlifierskich i ogniotrwałych.

KORUND AL_2O_3:

RUBIN



SZAFIR

Korund jest powszechnym minerałem, ma także wiele odmian, uwarunkowanych śladowymi ilościami domieszek, takich jak: jony żelaza, tytanu, chromu, wanadu. Wśród nich można wyróżnić rzadko występujące odmiany szlachetne: ***rubin*** i ***szafir***.

Rubin, w sieci krystalicznej tlenku glinu, zawiera około 1% domieszek jonów Cr^{3+}, które pochłaniając światło żółtozielone, nadają mu charakterystyczną, czerwoną (rubinową) barwę. Używa się go przede wszystkim w jubilerstwie, lecz ma też zastosowania techniczne. Wykorzystywany jest w łożyskach zegarków mechanicznych, w mechanice precyzyjnej, jako element narzędzi ogniotrwałych, a także w laserach rubinowych.

Szafir jest kruchy i przezroczysty, a swoją niebieską (określaną jako szafirowa) barwę zawdzięcza obecności, w strukturze krystalicznej Al_2O_3, jonów Fe^{2+} i jonów Ti^{3+}. Do uzyskania tej barwy potrzeba zaledwie 0,01% domieszek tych jonów. Znane są również odmiany szafiru, które przyjmują inne barwy:

- żółta lub zielona barwa pochodzi od kationów Fe^{3+} i jest uzależniona od ich ilości w strukturze krystalicznej Al_2O_3,
- fioletowa zależna jest od domieszki jonów wanadu (V^{4+}),
- czerwona wskazuje na jonów Cr^{3+}.

Szafiry stosuje się również w przemyśle precyzyjnym i w laserach. Dawniej używane były do produkcji igieł do gramofonów.

Obecnie produkuje się także szafiry syntetyczne, które są wykorzystywane do produkcji szkła szafirowego – twardego i odpornego na zarysowania – wykorzystywanego między innymi w materiałach optycznych, zegarkach, smartfonach, tabletach, a także skanerach kodów kreskowych.

Prekursorami dzisiejszych metod produkcji monokryształów byli Auguste Verneuil [ołgist wernejl] oraz Jan Czochralski.

ĆWICZENIE 237.

Rok 2013 został ogłoszony przez Ministerstwo Nauki i Szkolnictwa Wyższego rokiem Jana Czochralskiego. Kim był? Przedstaw krótko jego życiorys i osiągnięcia.

PRZEDYSKUTUJ

W dawnych czasach kamieniom szlachetnym przypisywano magiczne właściwości. Uważano, że rubin jest symbolem siły witalnej, odwagi i walki, a zarazem namiętności w miłości; wzmacnia słabe serce, leczy schorzenia krążeniowe, dolegliwości menstruacyjne, choroby wzroku, gorączkę, zakażenia. Natomiast szafir inspiruje duchowo, prowadzi ścieżką rozwoju, jest kamieniem intuicji i łączności telepatycznych, leczy niemal wszystkie schorzenia, może obniżać ciśnienie krwi, leczyć choroby oczu, woda szafirowa zapobiega przedwczesnej starości; łagodzi nerwowość i bezsenność; pomaga przy leczeniu chorób psychicznych i zaburzeń umysłowych.

źródło: http://mnz.pl/znaczenie-kamieni-szlachetnych/

A co na ten temat sądzisz Ty i Twoi koledzy?

Nie tylko tlenki glinu są drogocenne.

Tlenek cyrkonu(IV) ZrO_2 to białe ciało stałe o bardzo wysokiej temperaturze topnienia. W przyrodzie występuje jako minerał badeleit. Jest wykorzystywany do produkcji syntetycznego kamienia o nazwie **cyrkonia**, który nie ma odpowiednika w naturze. Oprócz tlenku cyrkonu w jej skład wchodzi tlenek wapnia lub tlenk itru Y_2O_3.

Cyrkonia jest powszechnie wykorzystywana w jubilerstwie, gdyż bardzo dobrze imituje diament, charakteryzując się podobnymi właściwościami, przede wszystkim optycznymi. Zazwyczaj jest bezbarwna, lecz bywa także produkowana w różnych kolorach.

CYRKONIA

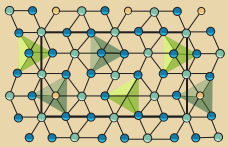
NÓŻ CERAMICZNY

Tlenek cyrkonu(IV) stosuje się również w stomatologii, w przemyśle, w czujnikach obecności tlenu w spalinach, a także do produkcji ceramiki (np. noży ceramicznych).

ĆWICZENIE 238.

Wyszukaj informacje dotyczące noży ceramicznych. Czym różnią się od standardowych stalowych?

ALEKSANDRYT



STRUKTURA ALEKSANDRYTU

Aleksandryt to tlenek, w którego sieci krystalicznej występują zarówno aniony tlenu (O^{2-}), jak i kationy glinu (Al^{3+}) i kationy berylu (Be^{2+}). Jego skład chemiczny opisuje wzór Al_2BeO_4. Szczególną cechą aleksandrytu jest barwa uzależniona od oświetlenia. Światło dzienne sprawia, że jest zielony, natomiast sztuczne, że przyjmuje barwę czerwoną.

Aleksandryt naturalny stosuje się głównie w jubilerstwie, natomiast syntetyczny wykorzystywany jest do konstrukcji laserów, a także przy produkcji statków kosmicznych i satelitów.

ĆWICZENIE 239.

W statkach kosmicznych montuje się iluminatory (szczelne okna służące do oświetlenia pomieszczeń), do których produkcji wykorzystuje się aleksandryt. Wyjaśnij, dlaczego stosuje się akurat ten minerał.

KAMEA (GEMMA) RZYMSKIEGO CESARZA AUGUSTA WYKONANA Z ONYKSU

Onyks to kolejny cenny tlenek krzemu (SiO_2). Charakteryzuje się równoległym, naprzemiennym ułożeniem białych i czarnych warstw. W starożytności stosowano go do wyrobu kamei oraz pieczęci, a obecnie wykonuje się z niego miniaturowe rzeźby. Doskonale nadaje się do zdobienia przedmiotów.

8.6. PODSUMOWANIE
SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA

1. Opisz właściwości fizyczne i chemiczne tlenku węgla(IV).

2. Zaplanuj i wykonaj doświadczenie pozwalające wykryć CO_2 w powietrzu wydychanym z płuc.

3. Wymień źródła, rodzaje i skutki zanieczyszczeń powietrza.

4. Zaplanuj sposób postępowania pozwalający chronić powietrze przed zanieczyszczeniami.

5. Narysuj wzory sumaryczne i strukturalne tlenków:
- wapnia,
- magnezu,
- glinu,
- krzemu,
- ołowiu(II).

6. Uzupełnij tabelę.

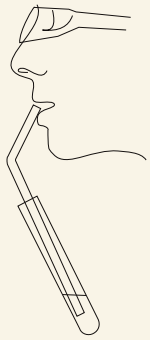
WZÓR SUMARYCZNY	WZÓR STRUKTURALNY	NAZWA SYSTEMATYCZNA	WARTOŚCIOWOŚĆ PIERWIATSKA W TLENKU
Fe_2O_3			
	$Fe^{2+}O^{2-}$		
		tlenek siarki(IV)	
S_2O_3			

7. Napisz równiania reakcji chemicznych otrzymywania tlenków:
- węgla(II),
- węgla(IV),
- siarki(IV).

ODPOWIEDZI

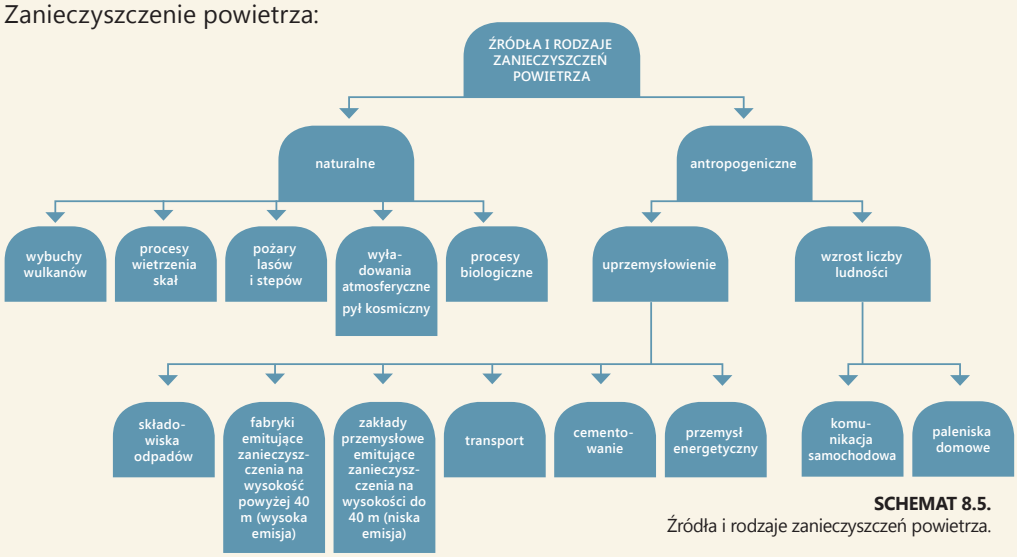
1. Tlenek węgla(IV) jest gazem bezbarwnym i bez zapachu. Jest cięższy od powietrza ok. 1,5 raza: masa 1 mola tlenku węgla(IV), czyli 22,4 dm^3 (w warunkach normalnych) wynosi 44 g, a masa 22,4 dm^3 powietrza ok. 29 g (w warunkach normalnych). Tlenek węgla(IV) dobrze rozpuszcza się w wodzie. Jest gazem cieplarnianym.

Jest niepalny i nie podtrzymuje palenia. Powstaje w procesie oddychania i spalania substancji organicznych.



2. Aby wykryć CO_2 w powietrzu wydychanym z płuc, należy posłużyć się wodą wapienną.

3. Zanieczyszczenie powietrza:



SCHEMAT 8.5.
Źródła i rodzaje zanieczyszczeń powietrza.

Skutkami zanieczyszczenia powietrza są między innymi: kwaśne deszcze, dziura ozonowa, smog, efekt cieplarniany, zapylenie. Zanieczyszczenie powietrza wpływa na zdrowie ludzi, zwierząt i roślin. Przyśpiesza korozje metali i niszczy budowle z kamienia.

4. Aby chronić powietrze przed zanieczyszczeniami, należy:

- zakładać filtry na kominy fabryk,
- ograniczyć spalanie paliw kopalnych oraz śmieci w paleniskach domowych,
- zastąpić transport samochodowy kolejowym lub wodnym,
- ograniczyć emisję spalin,
- korzystać z alternatywnych, ekologicznych, źródeł energii.

5. Wzory sumaryczne i strukturalne:

- CaO; $Ca^{2+}O^{2-}$; tlenek wapnia;
- MgO; $Mg^{2+}O^{2-}$; tlenek magnezu;
- Al_2O_3; $O^{2-}Al^{3+}O^{2-}Al^{3+}O^{2-}$; tlenek glinu;
- SiO_2; $O=Si=O$; tlenek krzemu;
- PbO; $Pb^{2+}O^{2-}$; tlenek ołowiu(II).

6. Poprawnie uzupełniona tabela:

WZÓR SUMARYCZNY	WZÓR STRUKTURALNY	NAZWA SYSTEMATYCZNA	WARTOŚCIOWOŚĆ PIERWIATSKA W TLENKU
Fe_2O_3	$O^{2-}Fe^{3+}O^{2-}Fe^{3+}O^{2-}$	tlenek żelaza(III)	III
FeO	$Fe^{2+}O^{2-}$	tlenek żelaza(II)	II
SO_2	$O=S=O$	tlenek siarki(IV)	IV
S_2O_3		tlenek siarki(VI)	VI

7. Równania reakcji chemicznych otrzymywania tlenków:

- $2C + O_2 \rightarrow 2CO$,
- $C + O_2 \rightarrow CO_2$,
- $S_8 + 8O_2 \rightarrow 8SO_2$.

9. CO ZACHODZI W ROZTWORACH WODNYCH?

KULTURALNOŚĆ TO LAKIER, KTÓRY ŁATWO ROZPUSZCZA SIĘ W ALKOHOLU.

GEORGE BERNARD SHAW [dżordż bernard szo]

9.1. OD CZEGO ZALEŻY PROCES ROZPUSZCZANIA?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **z lekcji przyrody definicje pojęć: proces rozpuszczania, rozpuszczalnik, substancja rozpuszczana, a z lekcji chemii definicje pojęć: mieszanina, mieszanina jednorodna;**
- **z lekcji przyrody, jak bada się rozpuszczalność substancji, a z lekcji chemii; jak odróżnia się proces fizyczny od reakcji chemicznej; jak zbudowana jest cząsteczka wody, jak powstają wiązania wodorowe.**

Proces rozpuszczania znamy z życia codziennego. Rozpuszczamy cukier, słodząc herbatę, sól, soląc zupę, rozpuszczamy także inne substancje, tworząc ich roztwory. W świecie makro obserwujemy, że substancja w stanie stałym wrzucona do innej substancji, która jest cieczą, znika w tej drugiej. Zastanówmy się, jak proces rozpuszczania wygląda z punktu widzenia mikroświata, od czego zależy i czy możemy na niego wpłynąć.

SÓL KUCHENNA ROZPUSZCZA SIĘ W WODZIE

! ZAPAMIĘTAJ

ROZPUSZCZANIE jest to samorzutny proces uważany za proces fizyczny, który polega na takim zmieszaniu ciała stałego, cieczy lub gazu w innej cieczy lub gazie, że powstanie jednorodna mieszanina. Mieszaninę taką nazywamy **ROZTWOREM**.

Roztwór składa się z rozpuszczalnika i substancji rozpuszczonej.

SUBSTANCJA ROZPUSZCZONA – to substancja, która ulega rozpuszczeniu.

ROZPUSZCZALNIK – to substancja, w której odbywał się proces rozpuszczania.

DOŚWIADCZENIE 131.

WYKONANIE

Do zlewki o pojemności 150 cm^3 nalej ok. 70 cm^3 wody destylowanej, a następnie zmierz jej temperaturę. Potem wsyp 2 pełne łyżki substancji o nazwie azotanu(V) potasu i zamieszaj powstałą mieszaninę. Ponownie zmierz temperaturę roztworu.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Mimo że proces rozpuszczania traktuje się jako fizyczny (zakłada się, że między substancją rozpuszczoną a rozpuszczalnikiem nie powstają nowe **trwałe** wiązania chemiczne), to procesowi rozpuszczania mogą towarzyszyć procesy tworzenia i rozpadania wiązań wodorowych, powstawania jonów czy nawet układów wielocząsteczkowych. Procesy te mogą odpowiadać za wzrost lub spadek temperatury roztworu podczas rozpuszczania substancji.

Kiedy w życiu codziennym mówimy, że coś jest rozpuszczalne, mamy na myśli rozpuszczalne w wodzie. Woda jest najbardziej rozpowszechnioną cieczą (rozpuszczalnikiem) na Ziemi. Na lekcjach chemii, mówiąc o tym, iż jakaś substancja jest rozpuszczalna, musimy podać rozpuszczalnik, tj. określić, w czym ją rozpuszczamy, ponieważ istnieje wiele innych rozpuszczalników niż woda.

DOŚWIADCZENIE 132.

WYKONANIE

Doświadczenie wykonuj pod digestorium.

Sprawdź, czy tylko woda może być rozpuszczalnikiem. W tym celu ustal, jak rozpuszczają się sól kuchenna, siarka i jod w wybranych rozpuszczalnikach o temperaturze pokojowej oraz po podgrzaniu w łaźni wodnej. Obserwacje zestaw w tabeli.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w przerysowanej do zeszytu tabeli.
Na podstawie obserwacji sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

	NA ZIMNO				NA GORĄCO			
	woda	etanol	toluen	chloroform	woda	etanol	toluen	chloroform
sól kuchenna								
siarka								
jod								

DOŚWIADCZENIE DOMOWE

Korzystając z dostępnych w domu rozpuszczalników (wody, oleju), zbadaj rozpuszczalność wybranych produktów spożywczych (soli, cukru, sody, proszku do pieczenia, kwasku cytrynowego, przyprawy...).

UWAGA!

Nie badaj rozpuszczalności środków czystości!!! Niektóre z nich mogą wywołać oparzenia!

Wiadomo, że niektóre substancje rozpuszczają się w wodzie bardzo dobrze (jak np. sól i cukier), a inne praktyczne wcale (jak np. piasek – SiO_2). Jak pokazuje doświadczenie 132., niektóre substancje bardzo dobrze rozpuszczają się w wodzie, a inne w innych rozpuszczalnikach.

! ZAPAMIĘTAJ

ROZPUSZCZANIE zależy od rodzaju substancji rozpuszczanej i rozpuszczalnika.

ĆWICZENIE 240.

Zaproponuj, jak wykonać doświadczenie badające wpływ temperatury na proces rozpuszczania się ciał stałych (opis wykonanie, rysunek).

Wykonaj to doświadczenie. W zeszycie zapisz przebieg doświadczenia, przedstaw obserwacje i wnioski.

! ZAPAMIĘTAJ

WZROST TEMPERATURY przyśpiesza proces rozpuszczania się większości ciał stałych.

DOŚWIADCZENIE 133.

WYKONANIE

Przygotuj dwie zlewki o pojemności 150 cm^3 i napełnij do połowy wodą destylowaną. Następnie do pierwszej wrzuć kilka dużych kryształków manganianu(VII) potasu, a do drugiej zlewki wrzuć podobną ilość manganianu(VII) potasu utartą w moździerzu.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

ZBADAJ SAMODZIELNIE W DOMU WPŁYW TEMPERATURY NA ROZPUSZCZALNOŚĆ GAZÓW W WODZIE.

Weź 3 półlitrowe gazowane wody mineralne. Jedną schłodź w lodówce przez minimum 30 min. W tym czasie zamróź lód w zamrażarce i zagotuj wodę w czajniku. Przygotuj 3 takie same baloniki i 2 duże (wysokie) naczynia, do których da się włożyć butelki.

Szybko odkręć nakrętkę z jednej butelki i załóż balonik. Powtórz to z pozostałymi butelkami.

Pierwszą butelkę włóż do wrzątku, tę z lodówki do garnka z lodem, trzecią pozostaw jako kontrolną.

Jak temperatura wpływa na rozpuszczanie się gazów?

DOŚWIADCZENIE NA KOLEJNĄ LEKCJĘ

Wyhoduj duży kryształ cukru.

W wodzie o temperaturze pokojowej rozpuść tyle cukru, ile się da. Wrzuć kilkanaście małych kryształów i jeden duży.

O tym, że problemy rozpuszczania nie są łatwe do zrozumienia, może świadczyć ten kawał żydowski:

Do rabina przychodzi grupa wyznawców i pyta się:

– Rabbi, od czego herbata robi się słodka: od tego, że dajemy cukier, czy od tego, że mieszamy? Bo jak od tego, że dajemy cukier – to po co mieszamy, a jeżeli od tego, że mieszamy – to po co dajemy cukier?

Rabbi zamyślił się, a po chwili odpowiedział:

– Herbata robi się słodka od tego, że mieszamy, a dajemy cukier, by wiedzieć jak długo mieszać!

A Ty jak odpowiesz na to pytanie?

ĆWICZENIE 241.

Wyjaśnij, dlaczego podzielenie kryształu na mniejsze części przyspiesza proces jego rozpuszczania.

W rozważaniach przyjmij, że początkowo masz rozpuścić kryształ o kształcie sześciennej kostki o boku 1 cm. A następnie ten sam kryształ tylko pokrojony na 8 części. Oblicz sumę pól powierzchni ścian dużego kryształu oraz sumę pól powierzchni ośmiu małych kryształków.

DOŚWIADCZENIE 134.

WYKONANIE

Przygotuj dwie zlewki o pojemności 150 cm^3 i napełnij do połowy wodą destylowaną. Ustaw zlewki na stole, a następnie ostrożnie wrzuć do obu kilka dużych kryształków manganianu(VII) potasu. Zawartość jednej zlewki pozostaw nieruchomo, a zawartość drugiej zamieszaj szklanym pręcikiem.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

KRYSZTAŁ JEST TO [...] CIAŁO STAŁE MAJĄCE PRZYRODZONĄ SOBIE MNIEJ LUB WIĘCEJ FOREMNĄ, WIELOŚCIENNĄ ZEWNĘTRZNĄ POSTAĆ, DO ISTOTY JEGO NALEŻĄCĄ.

EMILIAN CZYRNIAŃSKI, DEFINICJA W PIERWSZYM POLSKIM PODRĘCZNIKU CHEMII NIEORGANICZNEJ (XIX WIEK)

9.2. JAK POWSTAJĄ KRYSZTAŁY?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **budowę substancji jonowych, lodu, krzemionki, diamentu;**
- **z lekcji przyrody, jak hoduje się kryształy.**

! ZAPAMIĘTAJ

CIAŁO KRYSTALICZNE – to ciało stałe, w którym indywidua chemiczne (atomy, jony, cząsteczki) są ułożone w sposób uporządkowany.

ĆWICZENIE 242.

Porównaj dawną (patrz motto) i współczesną definicję kryształu. Czym one się różnią?

Budowę krystaliczną mają wszystkie substancje o wiązaniach jonowych oraz wiele innych substancji, np. diament, lód, krzemionka, sól kuchenna.

ĆWICZENIE 243.

Opisz w zeszycie budowę dowolnego kryształu. Porównaj opis Twojego kryształu z opisami dokonanymi przez inne osoby.

Czy po przeczytaniu informacji obok potrafisz wyjaśnić wynik doświadczenia z poprzedniej lekcji z małymi i dużymi kryształkami?

Pojęcie równowagi dynamicznej można lepiej zrozumieć na przykładzie zakupów w niedzielne popołudnie w hipermarkecie.

W środku sklepu panuje nieustannie taki sam tłok i ścisk, mimo że tłum ludzi wchodzi do środka i równocześnie tłum ludzi wychodzi ze sklepu.

Czyli sytuacja w sklepie się nie zmienia (jest równowaga), ale panuje ruch przy drzwiach (sytuacja dynamiczna).

Aby zrozumieć, jak w roztworach wodnych powstają kryształy, musimy opisać najpierw proces rozpuszczania się kryształu z punktu widzenia mikroświata.

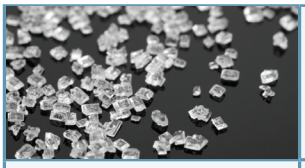
	Kryształ cukru zbudowany jest z bardzo dużej liczby jednakowych cząsteczek cukru. Cząsteczki te są powiązane ze sobą niezbyt silnymi siłami (tzw. siłami van der Waalsa [wan der wausza]). Siły te są dużo słabsze w porównaniu z siłami wiązania pomiędzy atomami w każdej cząsteczce cukru.
Na podstawie opisu obok przedstaw schematycznie w zeszycie, co się dzieje w zlewce. 	Cząsteczki rozpuszczalnika – wody – są w ciągłym ruchu. Uderzają one w leżący na dnie zlewki kryształ cukru. Jeśli cząsteczki wody będą poruszać się odpowiednio szybko i będą mieć odpowiednio dużą energię, będą z kryształka cukru wybijały jego cząsteczki. Cząsteczki cukru z kryształu będą przechodzić do roztworu (na tym właśnie z punktu widzenia mikroświata polega proces rozpuszczania). W miarę upływu czasu coraz więcej cząsteczek wody uderzy w kryształ cukru, powodując odłączenie cząsteczek cukru z kryształu. Dlatego kryształ będzie malał, a wokół niego, w roztworze, będzie się znajdowało dużo cząsteczek cukru, natomiast w miarę oddalania się od kryształu liczba ich będzie malała.
Na podstawie opisów obok przedstaw schematycznie w zeszycie, co się dzieje w zlewce. 	Wiedząc, że ruch cząsteczek wody i cząsteczek cukru będących już w roztworze jest chaotyczny i że mogą się one ze sobą zderzać, musimy wziąć pod uwagę, że w wyniku tych zderzeń cząsteczki mogą być kierowane w różne strony. Dlatego też, jeżeli wokół kryształku cukru znajdzie się już odpowiednio wiele jego cząsteczek, to zdarza się, że cząsteczka cukru zostanie skierowana do kryształu i powtórnie do niego wbudowana.

TABELA 9.1. Proces rozpuszczania się kryształu z punktu widzenia mikroświata.

W pewnym momencie w roztworze może utworzyć się tzw. **stan równowagi dynamicznej** – oznacza to, że tyle samo cząsteczek będzie rozpuszczać się w roztworze*, ile będzie się z niego wbudowywać do kryształu. Dla obserwatora zewnętrznego (w makroświecie) nie będzie widocznych zmian (stąd termin równowaga), ale w mikroświecie panował będzie ruch (dlatego mówimy o stanie równowagi dynamicznej).

*Przechodzić z kryształu do roztworu.

DOŚWIADCZENIE 135.

WYKONANIE

Do probówki wsyp 1,7 g substancji o nazwie bezwodny węglan sodu. Następnie nalej do tej probówki 5 cm^3 wody destylowanej. Zawartość probówki ostrożnie ogrzewaj, aż do rozpuszczenia substancji. Gorący roztwór przesącz do drugiej probówki. Wstaw ją do zlewki z zimną wodą i pozostaw w spokoju do ostygnięcia (nie poruszaj probówki). Po ochłodzeniu ostrożnie wyciągnij probówkę ze zlewki z zimną wodą i szklaną bagietką, zanurzoną w roztworze, pocieraj wewnętrzną ścianę probówki.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Do zapoczątkowania procesu krystalizacji z roztworu potrzebne są tak zwane zarodki krystalizacji, czyli np. pojedyncze kryształki substancji krystalizującej, drobinki piasku lub inne. Na zarodkach krystalizacji następuje wzrost kryształów, a później zlepianie drobnych kryształków w większe struktury.

! ZAPAMIĘTAJ

KRYSTALIZACJA – to proces powstawania ciała krystalicznego z ciała stałego bezpostaciowego, cieczy, roztworu lub gazu.

W procesie krystalizacji wydzielana jest energia, jest to więc proces egzoenergetyczny. Zastosowanie krystalizacji może być różne, lecz generalnie opiera się na wydzieleniu substancji stałej z roztworu i jest wykorzystywane przy produkcji cukru, soli kuchennej (która wydzielana jest z wody morskiej lub solanki w kopalni), a także do oczyszczania substancji.

PRZEDYSKUTUJ

W procesie krzepnięcia i resublimacji również mogą tworzyć się kryształy. Czy to ten sam proces co krystalizacja?

ĆWICZENIE 244.

Zapoznaj się z poniższym tekstem, a następnie wypisz w zeszycie w punktach odpowiedzi na pytania: Kiedy miód ulega krystalizacji? Jak zapobiegać krystalizacji miodu? W jaki sposób przywrócić płynną formę miodu?

Krystalizacja miodu – to nie scukrzenie miodu.

„Proces krystalizacji jest bardzo ciekawym i charakterystycznym zjawiskiem spotykanym w przyrodzie [...]. Wokół ośrodków krystalizacji, tzw. kryształów zarodowych, narastają kryształy różnej wielkości i różnego kształtu. Raz są to drobniutkie, prawie jednolite kryształki występujące w całej prawie masie miodu, innym razem grube, dosyć twarde kryształy osadzające się w płynnym „osoczu" miodowym (tak krystalizuje np. miód grykowy). Ośrodkiem (zaczątkiem) krystalizacji mogą stać się nawet drobniutkie pyły, unoszące się w powietrzu. Dlatego miody wielokrotnie przelewane, kontaktujące się dużą powierzchnią z powietrzem, krystalizują znacznie szybciej niż te same miody w szczelnie zamkniętym naczyniu. Pierwszą oznaką krystalizacji miodu jest zmętnienie klarownej dotychczas patoki (płynnego miodu pszczelego oczyszczonego z wosku). Jeżeli zmętnienie występuje w całej masie produktu, to cała masa twardnieje.

Tak dzieje się z miodem rzepakowym. Zaczyna on krystalizować już w kilka dni po odwirowaniu z plastrów. W innych miodach kryształy tworzą się w wierzchniej warstwie, a następnie jako cięższe opadają na dno. W rezultacie miód rozdziela się na warstwę stałą (dolną) i warstwę płynną (górną). Ponieważ główną masę dolnej warstwy stanowią kryształy glukozy [...] – górna warstwa jest znacznie rzadsza i może ulec fermentacji, mimo iż średnia zawartość wody w całym miodzie wynosi np. 20%.

Zapobiec temu można bardzo łatwo przez kilkakrotne dokładne przemieszanie gęstniejącego już miodu. Istnieje szereg czynników, które mają wpływ na szybkość przebiegu krystalizacji miodu. Spośród wielu zostaną tu omówione trzy zasadnicze czynniki: 1) temperatura, 2) zawartość wody, 3) skład chemiczny miodu [...].

Optymalna dla krystalizacji miodu temperatura waha się w granicach od 16 do 18°C. W temperaturze powyżej 41°C kryształy zanikają, a w 45°C giną całkowicie, miód przechodzi zatem w stan ciekły. Krystalizacja wtórna przebiega zwykle bardzo powoli i nierównomiernie. Powstające w płynnym miodzie kryształy są najczęściej gruboziarniste, stosunkowo twarde; gromadzą się na dnie i ścianach naczynia. Szybkość krystalizacji zależy w dużej mierze od gęstości miodu, co wiąże się ściśle z procentową zawartością wody. Im mniej jest wody, tym szybciej przebiega krystalizacja. Miody [...], w których zawartość wody wynosi najczęściej od 21 do 22%, przez długi czas pozostają w stanie płynnym. W razie nierównomiernej krystalizacji miody takie łatwo się rozwarstwiają i fermentują. Bardzo istotnym czynnikiem wpływającym na przebieg krystalizacji miodu jest [...] zawartość w nim różnych cukrów i ich stosunek do niecukrów. [...] Najogólniej biorąc, można powiedzieć, że im większa przewaga glukozy, tym szybciej miód krystalizuje. Należałoby tu jeszcze wspomnieć o tzw. krystalizacji kierowanej, zachodzącej po dodaniu określonych kryształów zarodowych do miodu płynnego i przyspieszeniu procesu krupienia. Zabieg ten ma zasadnicze znaczenie w standaryzacji miodu. W celu ujednolicenia całej masy miodu miesza się różne partie tego samego gatunku. Proces krystalizacji bywa czasem niesłusznie nazywany „scukrzaniem" lub „cukrzeniem się" miodu i uważany przez laików za proces dyskwalifikujący miód jako pełnowartościowy produkt spożywczy. Nazwa ta narzuca pewne sugestie jakoby możliwa była przemiana miodu w cukier (w potocznym tego słowa znaczeniu), czyli w sacharozę, co jest absolutnie niemożliwe. Należy więc unikać niewłaściwego terminu".

mgr inż. Mieczysław Wojtacki

Źródło: *http://pszczelipark.pl/index.php/krystalizacja-miodu.html*

PĘKŁO NIEBO, POJAWIŁ SIĘ OTWÓR,
POLECIAŁ PRZEZ NIEGO RZĘSISTY ROZTWÓR.

RAHIM (SEBASTIAN SALBERT), „UTOPII BIEGUNY"

9.3. CZYM RÓŻNI SIĘ ROZPUSZCZANIE OD ROZPUSZCZALNOŚCI?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicję procesu rozpuszczania;**
- **od czego zależy rozpuszczanie; jak odczytuje się dane z wykresu.**

DOŚWIADCZENIE 136.

WYKONANIE

Zaplanuj doświadczenie, w którym zbadasz, ile gramów cukru spożywczego rozpuści się w 100 g wody o temperaturze 20°C.

Przebieg doświadczenia opisz w zeszycie. Przeprowadź obserwacje. Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Zbadaj samodzielnie w domu rozpuszczalność różnych substancji w różnych rozpuszczalnikach w konkretnych temperaturach.

Porównaj swoje wyniki z wynikami kolegów z klasy i tablicami chemicznymi (tablicami rozpuszczalności).

Rozpuszczanie to proces zależny między innymi od temperatury. W języku potocznym używamy sformułowania, że jakaś substancja rozpuszcza się dobrze lub słabo albo że nie rozpuszcza się w ogóle. Chemicy stosują bardziej precyzyjny termin – **rozpuszczalność**.

! ZAPAMIĘTAJ

ROZPUSZCZALNOŚĆ (substancji) to liczba gramów substancji rozpuszczona w 100 g rozpuszczalnika w danych warunkach (temperatura i – dla gazów – ciśnienie).

Rozpuszczalność substancji zależy od warunków (temperatury i ciśnienia), dlatego podaje się ją w postaci tabel, rysunków lub wykresów.

Przypomnij sobie, jak badałeś/badałaś rozpuszczalność gazów, a konkretnie tlenku węgla(IV), w zależności od temperatury.

Czy wiesz, jak można wykonać ten pomiar ilościowo?

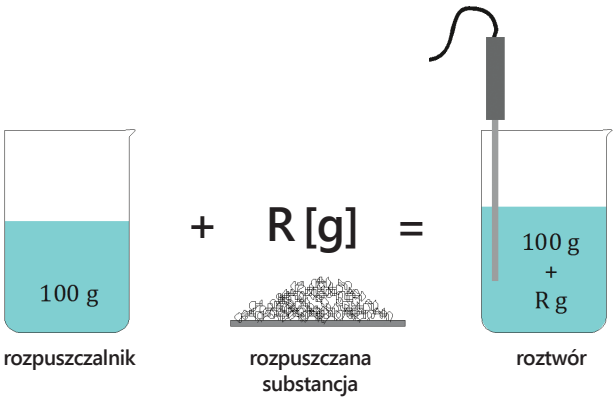
Weź dwie nowe plastikowe butelki wody mineralnej tej samej firmy i tej samej wielkości. Jedna woda powinna być gazowana, a druga niegazowana. Ściśnij obie butelki. Czym się różnią?

Wyjaśnij zjawisko.

! ZAPAMIĘTAJ

ROZPUSZCZALNOŚĆ większości **CIAŁ STAŁYCH** wzrasta wraz ze wzrostem temperatury (i praktycznie nie zależy od ciśnienia).

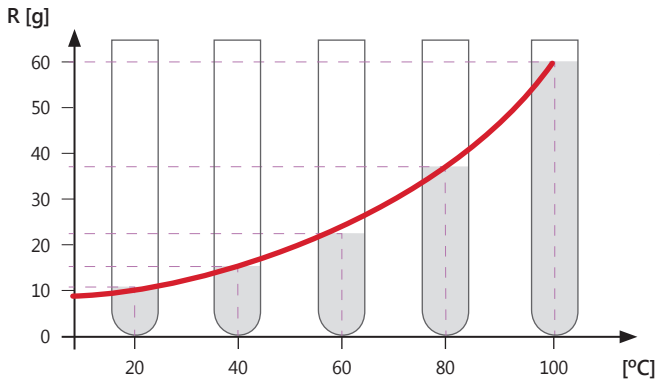
ROZPUSZCZALNOŚĆ GAZÓW maleje wraz ze wzrostem temperatury i wzrasta wraz ze wzrostem ciśnienia.



RYSUNEK 9.1. Rozpuszczalność substancji dla określonych warunków temperatury roztworu.

Rozpuszczalność przedstawia się zawsze dla określonych warunków temperatury roztworu, zazwyczaj na 100 g rozpuszczalnika.

Masa roztworu jest równa wtedy sumie masy rozpuszczalnika oraz masy substancji, która uległa rozpuszczeniu.



WYKRES 9.1. Rozpuszczalność danej substancji w 100 g rozpuszczalnika w różnych temperaturach.

Rozpuszczalność danej substancji w 100 g rozpuszczalnika w różnych temperaturach ilustruje na wykresie **krzywa rozpuszczalności** (zaznaczona na czerwono).

Aby odczytać rozpuszczalność substancji w danej temperaturze, odszukaj tę temperaturę na osi poziomej (rzędnych) i poprowadź prostą prostopadłą do tej osi. Następnie w punkcie przecięcia tej prostej z krzywą rozpuszczalności poprowadź prostą do niej prostopadłą, przecinającą oś pionową (odciętych). Odczytaj wartość rozpuszczalności w miejscu przecięcia prostej z osią odciętych.

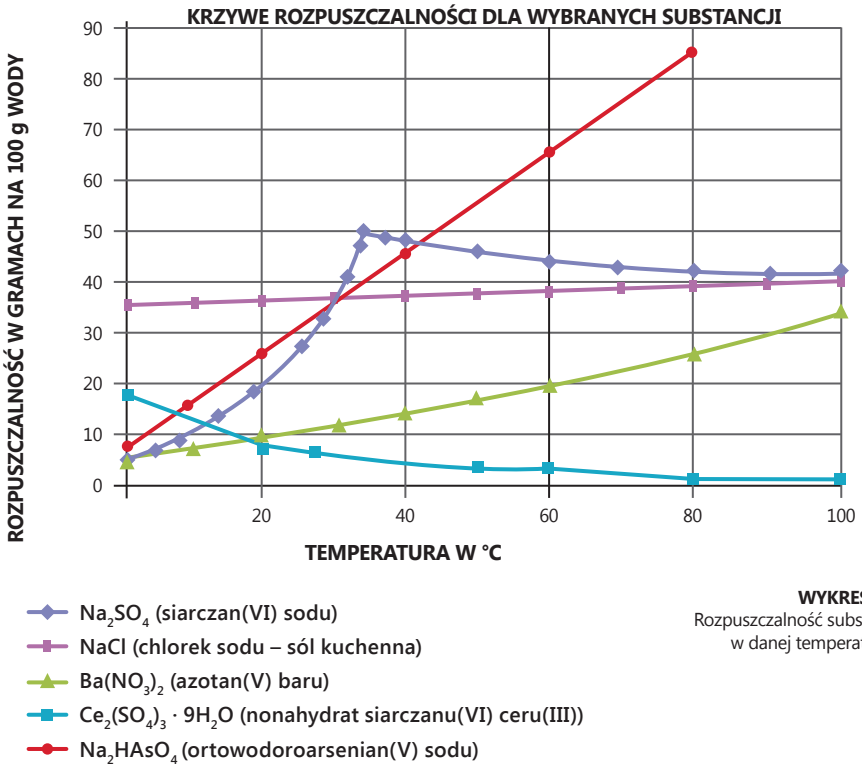
Te same dane mogą być przedstawione w tabeli.

Dla innej liczby gramów rozpuszczalnika masę substancji, jaka się w nim rozpuści (w danych warunkach), oblicza się z proporcji.

TEMPERATURA [°C]	ROZPUSZCZALNOŚĆ [g/100 g ROZPUSZCZALNIKA]
20	10,5
40	14
60	22
80	37
100	60

TABELA 9.2. Rozpuszczalność substancji w danej temperaturze.

Przyjrzyjmy się bardziej szczegółowo rozpuszczalności przedstawionej na wykresie, który pokazuje, jak zmienia się ta wielkość wraz ze zmianą temperatury.



WYKRES 9.2. Rozpuszczalność substancji w danej temperaturze.

ĆWICZENIE 245.

Na podstawie powyższego wykresu powiedz, jak zmienia się rozpuszczalność poszczególnych substancji. Czy zawsze wraz ze wzrostem temperatury rozpuszczalność ciał stałych wzrasta? Dla jakich substancji jest to zależność liniowa, a dla jakich nieliniowa?

Z wykresu rozpuszczalności możemy odczytać dwa rodzaje informacji:

- ile gramów danej substancji rozpuszcza się w zadanej temperaturze w 100 g rozpuszczalnika (np. ile gramów chlorku sodu rozpuszcza się w 100 g wody w temperaturze 0°C – odpowiedź 36 g);
- w jakiej temperaturze w 100 g rozpuszczalnika (wody) rozpuści się zadana ilość substancji (np. jaka musi być minimalna temperatura wody, aby w 100 g rozpuścić 20 g azotanu(V) baru – minimalna temperatura odczytana z wykresu to 60°C).

ĆWICZENIE 246.

Odczytaj z wykresu, jaka jest rozpuszczalność poniższych substancji w 20°C:

Na_2SO_4

NaCl

$Ba(NO_3)_2$

$Ce_2(SO_4)_3 \cdot 9H_2O$

Odczytaj z wykresu, ile gramów poszczególnych substancji rozpuści się, gdy woda będzie miała temperaturę 10°C:

Na_2SO_4

NaCl

$Ba(NO_3)_2$

$Ce_2(SO_4)_3 \cdot 9H_2O$

Korzystając z wykresu rozpuszczalności, możemy też obliczyć, ile gramów danej substancji rozpuszcza się w zadanej temperaturze, w **dowolnie zadanej ilości wody**. Na przykład ile gramów siarczanu(VI) sodu rozpuszcza się w 50 g wody o temperaturze 20°C. W celu dokonania obliczeń musimy najpierw odczytać dane z wykresu, tzn. że w 100 g wody w temperaturze 20°C rozpuszcza się 19 g siarczanu(VI) sodu. Następnie układamy proporcje:

jeżeli w	**100 g wody**	w 20°C rozpuszcza się	**18 g siarczanu(VI) sodu,**
to w	**50 g wody**	w 20°C rozpuszcza się	**x g siarczanu(VI) sodu,**

stąd obliczamy x:

$x = (50 \cdot 18)/100 = 9$ g.

Odpowiedź: w 50 g wody o temperaturze 20°C rozpuszcza się 9 g siarczanu(VI) sodu.

ĆWICZENIE 247.

W zeszycie wykonaj analogiczne obliczenia dla 250 g wody.

Korzystając z wykresu rozpuszczalności, można obliczyć, w jakiej temperaturze rozpuści się zadana ilość substancji w zadanej ilości wody – np. jaka musi być minimalna temperatura rozpuszczalnika, aby w 300 g wody rozpuścić 60 g siarczanu(VI) sodu. Aby rozwiązać to zadanie, musimy najpierw obliczyć, ile gramów siarczanu(VI) sodu rozpuści się w 100 g wody:

jeżeli w	**300 g wody**	ma się rozpuścić	**60 g siarczanu(VI) sodu,**
to w	**100 g wody**	rozpuszcza się	**x g siarczanu(VI) sodu,**

stąd obliczamy x:

$x = 100 \cdot 60/300 = 20$ g.

Teraz nasze zadanie sprowadza się do odszukania na wykresie temperatury, w której w 100 g wody rozpuści się 20 g siarczanu(VI) sodu. Z wykresu odczytujemy, że w 100 g wody 20 g siarczanu(VI) sodu rozpuści się, gdy temperatura będzie wynosić około 20°C.

Odpowiedź: 60 g siarczanu(VI) sodu rozpuści się w 300 g wody w temperaturze około 20°C.

ĆWICZENIE 248.

W zeszycie wykonaj analogiczne obliczenia, gdy do dyspozycji jest 25 g wody.

Jest jeszcze trzeci typ zadań, w których wykorzystuje się wykres rozpuszczalności.

W 80°C rozpuszcza się w 100 g wody aż ok. 85 g związku o wzorze Na_2HAsO_4, a w temperaturze 60°C tylko około 65 g. Jeżeli zatem rozpuścimy maksymalną ilość tego związku w 100 g wody w temperaturze 80°C, a następnie taki roztwór ochłodzimy, to nadmiar substancji wykrystalizuje (w naszym przypadku powstanie ok. 20 g kryształków).

ĆWICZENIE 249.

Oblicz w zeszycie, ile powstanie gramów kryształków NaCl (soli kuchennej), jeżeli w 100 g wody w temperaturze 100°C rozpuścimy maksymalną ilość soli, którą da się rozpuścić, a następnie ochłodzimy roztwór do 0°C.

Rozpuszczalność przedstawia się też w **tabeli rozpuszczalności**. Tabela ta w sposób obrazowy ilustruje rozpuszczalność wybranych związków chemicznych o budowie jonowej w wodzie (w temperaturze pokojowej). W górnym wersie umieszczone są aniony, a w pierwszej kolumnie kationy. Rozpuszczalność danego związku odczytuje się na przecięciu odpowiedniej kolumny i wersu. Przy czym:

- symbol **R** oznacza substancję dobrze rozpuszczalną (więcej niż 1 g/100 g wody);
- symbol **T** oznacza substancję trudno rozpuszczalną (0,1 – 1 g/100 g wody);
- symbol **N** oznacza substancję praktycznie nierozpuszczalną (rozpuszczalność mniejsza niż 0,1 g/100 g wody);
- symbol „**—**" oznacza, że związek ten nie został otrzymany lub w roztworze zachodzą skomplikowane reakcje.

Niektóre tabele oprócz rozpuszczalności podają także przybliżoną barwę uzyskiwanej substancji lub roztworów.

	Br^-	CO_3^{2-}	Cl^-	ClO_3^-	OH^-	NO_3^-	O^{2-}	PO_4^{3-}	SO_4^{2-}	$Cr_2O_7^{2-}$
Al^{3+}	R	—	R	R	N	R	N	N	R	N
NH_4^+	R	R	R	R	R	R	—	R	R	R
Ca^{2+}	R	N	R	R	T	R	T	N	T	N
Cu^{2+}	R	N	R	R	N	R	N	N	R	N
Fe^{2+}	R	N	R	R	N	R	N	N	R	N
Fe^{3+}	R	—	R	R	N	R	N	N	T	N
Mg^{2+}	R	N	R	R	N	R	N	N	R	N
K^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R
Ag^+	N	N	N	R	—	R	N	N	T	N
Na^+	R	R	R	R	R	R	R	R	R	R

TABELA 9.3. Tabela rozpuszczalności.

ĆWICZENIE 250.

Odczytaj z powyższej tabeli, czy rozpuszczalne są związki o wzorach:

KCl CuO $AgNO_3$ $CuSO_4$ CaO

Tabelę rozpuszczalności stosuje się nie tylko do sprawdzenia, czy dany związek chemiczny będzie rozpuszczalny w wodzie, ale także do przewidywania, czy po zmieszaniu roztworów zawierających odpowiednie jony nastąpi wytrącenie osadu.

A KIEDY CIĘ POCAŁUJĘ,
TRZY DNI W GĘBIE CUKIER CZUJĘ.

JAN KOCHANOWSKI, „PIEŚŃ ŚWIĘTOJAŃSKA O SOBÓTCE, PANNA XI"

9.4. CZY CUKIER SPOŻYWCZY I SÓL KUCHENNA ROZPUSZCZAJĄ SIĘ W WODZIE TAK SAMO?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: wiązanie jonowe, kryształ o wiązaniach jonowych;**
- **jak bada się rozpuszczalność substancji.**

Cukier spożywczy i sól kuchenną znamy z życia codziennego. W świecie makro (obserwowanym) wyglądają one bardzo podobnie (białe, krystaliczne substancje), a także zachowują się podobnie podczas rozpuszczania się w wodzie (obie substancje są dobrze rozpuszczalne). Czy jednak proces, który w świecie makro wygląda tak samo, jest identyczny w mikroświecie?

KRYSZTAŁY CUKRU

KRYSZTAŁY SOLI

ĆWICZENIE 251.

Przeczytaj i ustnie uzupełnij opis rozpuszczania się cukru z punktu widzenia mikroświata:

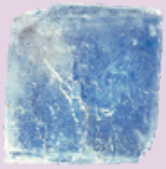
Kryształ cukru zbudowany jest z bardzo dużej ilości jednakowych ..... cukru. Cząsteczki te są powiązane ze sobą niezbyt ..... (tzw. siłami van der Waalsa). Siły te są dużo ..... w porównaniu z siłami wiązania pomiędzy atomami w każdej cząsteczce cukru.

Cząsteczki rozpuszczalnika – ..... są w ciągłym ruchu. ..... one w leżący na dnie zlewki kryształ cukru. Jeśli cząsteczki wody będą poruszać się odpowiednio ..... i mieć odpowiednio dużą ..... będą z kryształka cukru ..... jego cząsteczki.

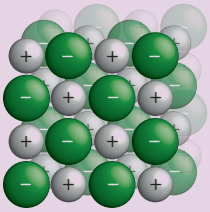
Cząsteczki cukru z kryształu będą ..... do roztworu.

W miarę upływu czasu coraz ..... cząsteczek ..... uderzy w kryształ ....., powodując wybicie cząsteczek. Kryształ będzie ..... .

KRYSZTAŁ CHLORKU SODU



WIDOK MAKRO



WIDOK MIKRO

Chlorek sodu to chemiczna nazwa soli kuchennej i główny składnik soli warzonej i drogowej. W przyrodzie występuje pod postacią minerału o nazwie halit. Tworzy pokłady soli kamiennej.

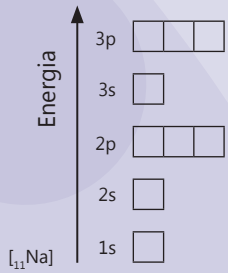
W wyniku rozpuszczania cukru spożywczego w wodzie powstaje mieszanina jednorodna, w której skład wchodzą cząsteczki wody i cząsteczki cukru.

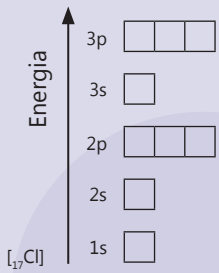
Kryształ cukru zbudowany jest z cząsteczek cukru. Kryształ soli kuchennej – substancji o nazwie chlorek sodu – jest zbudowany z jonów chloru i jonów sodu.

ĆWICZENIE 252.

Przypomnij sobie informacje z lekcji 1.5.

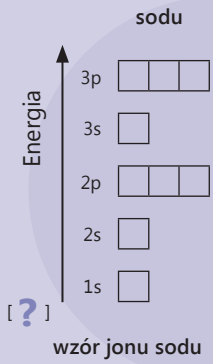
Odszukaj w układzie okresowym pierwiastki: sód oraz chlor. Przerysuj diagramy do zeszytu i zapisz konfigurację elektronową sodu i chloru na diagramach, zaznacz elektrony walencyjne.

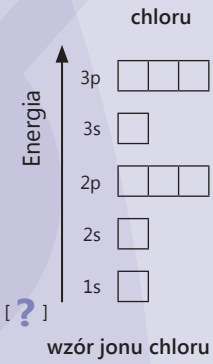




Zapisz konfigurację elektronową powstałych jonów, a także ich wzory sumaryczne.

KONFIGURACJA ELEKTRONOWA JONÓW





W zeszycie zapisz wzór strukturalny oraz sumaryczny powstałego związku chemicznego.

Kryształ cukru w roztworze wodnym rozpada się na najmniejsze swoje elementy – cząsteczki cukru. Kryształ soli kuchennej (chlorku sodu NaCl) także będzie ulegał rozpadowi na mniejsze elementy, z których jest zbudowany – jony sodu Na^+ i jony chloru Cl^-.

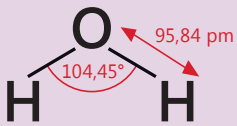
Z uwagi na fakt, że kryształ chlorku sodu jest zbudowany z jonów mechanizm jego rozpuszczania jest bardziej złożony.

Mechanizm rozpuszczania soli jest związany z budową cząsteczek wody. Jak pamiętasz, cząsteczka wody jest zbudowana z dwóch atomów wodoru i jednego atomu tlenu (H_2O). Atomy te, z powodu różnicy elektroujemności wodoru i tlenu, połączone są wiązaniami kowalencyjnymi spolaryzowanymi. Cząsteczka wody ma ponadto budowę kątową. Taka budowa cząsteczki wody powoduje, że ma ona dwa bieguny – jeden o cząstkowym ładunku dodatnim i jeden o cząstkowym ładunku ujemnym. Jest więc dipolem.

Kryształek soli, który zbudowany jest z naprzemiennie ułożonych jonów dodatnich i ujemnych, wrzucony do wody zostaje otoczony jej cząsteczkami. Cząsteczki wody ustawiają się częścią naładowaną dodatnio do ujemnych jonów chloru, a częścią naładowaną ujemnie – do dodatnich jonów sodu. Następnie tak otoczone jony są wyrywane z kryształu przez cząsteczki wody i odprowadzane do roztworu. Proces ten nosi nazwę dysocjacji elektrolitycznej lub dysocjacji jonowej, a w przypadku soli kuchennej można go w uproszczeniu zapisać za pomocą równania:

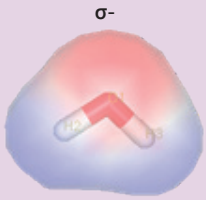
$$NaCl \xrightarrow{woda} Na^+ + Cl^-.$$

BUDOWA CZĄSTECZKI WODY



KĄT POMIĘDZY WIĄZANIAMI W CZĄSTECZCE WODY WYNOSI 104,45°

ROZKŁAD ŁADUNKU W CZĄSTECZCE WODY



! ZAPAMIĘTAJ

DYSOCJACJA JONOWA (elektrolityczna) jest to rozpad związku chemicznego na jony lub uwolnienie jonów ze struktury kryształu jonowego pod wpływem rozpuszczalnika o budowie polarnej.

Dysocjacji jonowej ulegają związki chemiczne o wiązaniach jonowych i kowalencyjnych silnie spolaryzowanych.

DOŚWIADCZENIE 137.

Zaprojektuj doświadczenie, w którym udowodnisz, że podczas rozpuszczania soli kuchennej w wodzie zachodzi proces dysocjacji jonowej (powstają jony) oraz że proces ten nie zachodzi podczas rozpuszczania cukru spożywczego.

Wykonanie doświadczenia opisz w zeszycie. Przeprowadź obserwacje. Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Warunkiem dysocjacji związku jest jego dobra rozpuszczalność w wodzie!

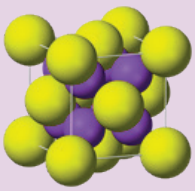
SIARCZEK POTASU

WZÓR SUMARYCZNY

K_2S

WZÓR STRUKTURALNY

$K^+S^{2-}K^+$



Model kryształu siarczku potasu.

W krysztale chlorku sodu (soli kuchennej) na jeden jednowartościowy kation sodu przypada jeden jednowartościowy anion chloru, dlatego podczas dysocjacji jonowej kryształ rozpadł się zgodnie z równaniem:

$$NaCl \xrightarrow{woda} Na^+ + Cl^-.$$

A jak będą dysocjować inne związki?

W związku chemicznym o wzorze sumarycznym K_2S na dwa jednowartościowe kationy potasu przypada jeden dwuwartościowy anion siarki. Proces dysocjacji tego związku można zapisać więc następująco:

$$K_2S \xrightarrow{woda} 2K^+ + S^{2-}.$$

W związku chemicznym o wzorze sumarycznym MgI_2 na jeden dwuwartościowy kation magnezu przypadają dwa aniony jodu. Proces dysocjacji tego związku można zapisać następująco:

$$MgI_2 \xrightarrow{woda} Mg^{2+} + 2I^-.$$

W związku chemicznym o wzorze sumarycznym BaS na jeden dwuwartościowy kation baru przypada jeden dwuwartościowy anion siarki. Proces dysocjacji jonowej tego związku można zapisać w taki sposób:

$$BaS \xrightarrow{woda} Ba^{2+} + S^{2-}.$$

W związku chemicznym o wzorze sumarycznym $AlCl_3$ na jeden trójwartościowy kation glinu przypadają trzy jednowartościowe aniony chloru. Proces dysocjacji jonowej tego związku można zapisać tak:

$$AlCl_3 \xrightarrow{woda} Al^{3+} + 3Cl^-.$$

ĆWICZENIE 253.

Na podstawie powyższego rozumowania spróbuj samodzielnie napisać w zeszycie równania dysocjacji jonowej dla substancji o poniższych wzorach sumarycznych:

KBr, $CaCl_2$, $FeCl_3$, Na_2S.

KABUL TO PYŁ I PYŁ. DOLINĄ, W KTÓREJ LEŻY MIASTO, PRZYCIĄGAJĄ WIATRY, KTÓRE NIOSĄ Z OKOLICZNYCH PUSTYŃ TUMANY PIASKU, WSZYSTKO PRZYKRYWA I WSZĘDZIE WCISKA SIĘ JASNOBRUNATNA, SZARAWA ZAWIESINA, OPADAJĄCA TYLKO W TYCH GODZINACH, KIEDY WIATRY CICHNĄ, A POWIETRZE ROBI SIĘ PRZEJRZYSTE, KRYSTALICZNIE CZYSTE.

RYSZARD KAPUŚCIŃSKI, „PODRÓŻE Z HERODOTEM"

9.5. JAKIE SĄ RODZAJE ROZTWORÓW?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

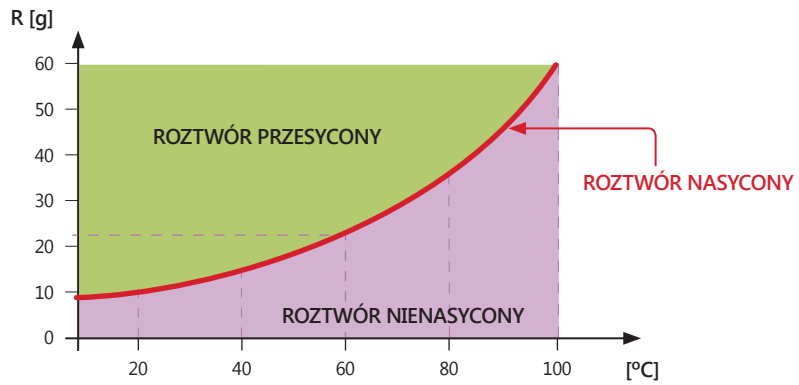
Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: roztwór, mieszanina, mieszanina jednorodna, rozpuszczalnik, substancja rozpuszczana;**
- **jak odczytuje się dane z wykresu rozpuszczalności i tabeli rozpuszczalności.**

Krzywa na wykresie rozpuszczalności informuje nas o tym, ile maksymalnie danej substancji można rozpuścić w 100 g wody w danej temperaturze. Taki roztwór nazywamy nasyconym (nie da się już w nim więcej rozpuścić danej substancji w danych warunkach). Jest to roztwór, w którym występuje stan równowagi dynamicznej, czyli jeżeli wrzucimy do tego roztworu kryształki substancji rozpuszczonej, to w tym samym czasie tyle samo tej substancji będzie ulegać rozpuszczeniu i przechodzić do roztworu, ile ulegać krystalizacji, czyli wydzielać się z roztworu w postaci kryształów. Tak więc ilość substancji rozpuszczonej w roztworze pozostanie bez zmian.

! ZAPAMIĘTAJ

ROZTWÓR NASYCONY – roztwór, w którym w danych warunkach (temperatury i ciśnienia) nie da się już rozpuścić więcej danej substancji.



WYKRES 9.3. Stan równowagi dynamicznej w roztworze.

Jeżeli w roztworze jest mniej substancji rozpuszczonej niż możliwe jest to w danych warunkach, mamy do czynienia z roztworem nienasyconym. W takim roztworze możliwe jest jeszcze rozpuszczanie substancji. Na wykresie jest to obszar pod krzywą oznaczającą roztwór nasycony.

! ZAPAMIĘTAJ

ROZTWÓR NIENASYCONY – roztwór, w którym w danych warunkach (temperatury i ciśnienia) można jeszcze rozpuścić daną substancję.

ĆWICZENIE 254.

Oblicz w zeszycie, ile powstanie gramów azotanu(V) baru, jeżeli w 100 g wody w temperaturze 60°C rozpuścimy maksymalną ilość tego związku (otrzymując roztwór nasycony), a następnie ochłodzimy roztwór do 20°C.

Skorzystaj z wykresu rozpuszczalności.

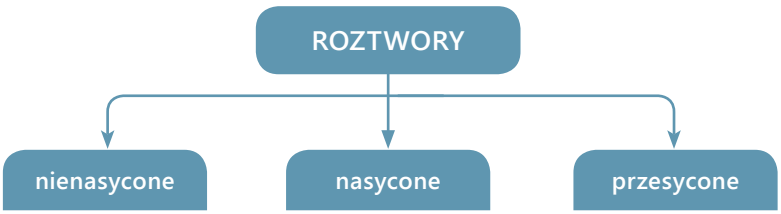
Ochładzając roztwór nasycony sporządzony w wyższej temperaturze, spowodujemy, że chwilowo osiągniemy nietrwały stan, w którym substancji rozpuszczonej będzie więcej niż w tych warunkach w roztworze nasyconym. Będzie to tzw. roztwór przesycony. Jak stwierdziliśmy, jest to nietrwały stan i w szybkim czasie następuje wydzielenie nadmiaru substancji z roztworu w postaci kryształków.

Jeżeli opisany w powyższym ćwiczeniu proces przeprowadzi się bardzo powoli, a ochładzany roztwór będzie bardzo czysty (nie będzie zawierał tzw. ośrodków krystalizacji), można stan przesycenia utrzymać znacznie dłużej. Im bardziej przesycony jest roztwór, tym mniej trwały jest to stan – oznacza to, że wystarczy wrzucić do roztworu jeden kryształek lub nim wstrząsnąć, aby natychmiast nadmiar substancji uległ krystalizacji.

! ZAPAMIĘTAJ

ROZTWÓR PRZESYCONY – roztwór, w którym w danych warunkach (temperatury i ciśnienia) jest rozpuszczone więcej substancji niż w tych samych warunkach w roztworze nasyconym. Jest to stan nietrwały. Zaburzenie tego stanu skutkuje wydzieleniem nadmiaru (w porównaniu z ilością, jaka powinna być rozpuszczona, aby roztwór był nasycony) substancji rozpuszczonej w postaci kryształów.

Roztwory można podzielić na:



SCHEMAT 9.1. Podział roztworów ze względu na stopień nasycenia.

ĆWICZENIE 255.

Na podstawie wykresu rozpuszczalności odczytaj, z jakim rodzajem roztworu mamy do czynienia w przypadku roztworu siarczanu(VI) sodu, gdy w 100 g wody w temperaturze 80°C rozpuszczone jest:

30 g związku,

43 g związku,

50 g związku.

ĆWICZENIE 256.

Zaproponuj, w jaki sposób można z roztworu nasyconego zrobić roztwór nienasycony, a także w jaki sposób z roztworu nienasyconego otrzymać roztwór nasycony.

Roztwory można też podzielić ze względu na wielkość cząsteczek rozpuszczonych.

SCHEMAT 9.2. Podział roztworów ze względu na wielkość cząsteczek rozpuszczonych.

Roztwory rzeczywiste to mieszaniny jednorodne, np. herbata, sok, woda mineralna.

Roztwory koloidalne są to mieszaniny niejednorodne (choć na pierwszy rzut oka nie sprawiają takiego wrażenia). Zwykle składają się z dwóch substancji – jedna z nich jest rozproszona w drugiej. Aby odróżnić roztwory rzeczywiste od koloidów, wykorzystuje się efekt Tyndalla [tyndala].

! ZAPAMIĘTAJ

EFEKT TYNDALLA – zjawisko fizyczne polegające na rozproszeniu światła na cząstkach roztworu z wytworzeniem charakterystycznej smugi światła.

$1\ nm = 10^{-9} m$

ROZPRASZANIE ŚWIATŁA W LESIE

ROZPRASZANIE ŚWIATŁA W GOTYCKIEJ KATEDRZE

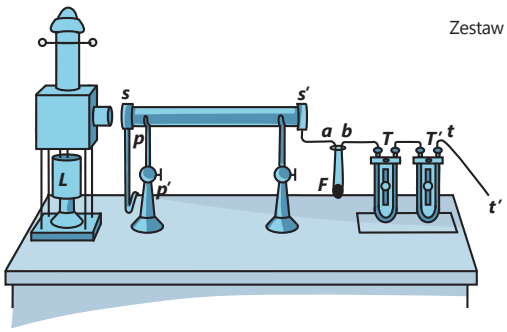
DOŚWIADCZENIE 138.

WYKONANIE

Przygotuj dwie zlewki. W jednej przygotuj roztwór soli kuchennej w wodzie destylowanej, a do drugiej nalej białko jaja kurzego. Umieść zlewki na równej powierzchni, a następnie poprzez boczną ściankę zlewki skieruj wiązkę światła wskaźnika laserowego, najpierw przez jeden, a potem przez drugi roztwór.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Zestaw do badania efektu Tyndalla:



SCHEMAT 9.3.
Zestaw do badań efektu Tyndalla.

L – lampa elektryczna,
SS' – eksperymentalna rurka,
PP' – rura prowadząca do pompy powietrza,
F – probówka zawierająca lotne substancje,
a, b – rurki doprowadzające gazy,
tt' – rurka z watą przeznaczone do zasysania powietrza;
T' – zawiera sodę kaustyczną,
T – kwas siarkowy(VI), by usunąć kwas węglowy i parę wodną z powietrza.

W zależności od ośrodka rozpraszającego i substancji rozproszonej można wyróżnić następujące rodzaje układów koloidalnych:

Ośrodek rozpraszający	SUBSTANCJA ROZPRASZANA: Gaz	Ciecz	Ciało stałe
Gaz		Aerozol ciekły (mgła)	Aerozol stały (dym)
Ciecz	Piana (np. mydlana)	Emulsja (mleko, majonez)	Zol (srebro koloidalne w wodzie)
Ciało stałe	Piana stała (pumeks)	Emulsja stała (opal)	Pirozol (szkło rubinowe)

TABELA 9.4.
Rodzaje układów koloidalnych w zależności od ośrodka rozpraszającego i substancji rozproszonej.

Gaz rozproszony w gazie tworzy zawsze roztwory rzeczywiste.

Efekt Tyndalla został opisany po raz pierwszy w roku 1859 przez irlandzkiego badacza Johna Tyndalla [dżona tyndala].

Efekt Tyndalla pozwala na ocenę stężenia roztworu koloidalnego za pomocą nefelometru. Został też wykorzystany w konstrukcji ultramikroskopu, który ma zastosowanie w badaniach koloidów, np. do liczenia cząsteczek, obserwacji ruchów Browna [brauna], pomiaru szybkości koagulacji.

JOHN TYNDALL
[dżon tyndal]
(1820–1893)

Badacz i odkrywca zjawisk fizycznych z zakresu m. in. magnetyzmu, glacjologii, chemii fizycznej i bakteriologii, ale również alpinista, pierwszy zdobywca Weisshornu [wajshorn].

Jego nazwiskiem został nazwany przedwierzchołek Matterhornu [materhorn] od strony włoskiej: Pic Tyndall [pik tyndal].

ĆWICZENIE 257.

Odszukaj w książce kucharskiej, jak sporządzić majonez, a następnie przygotuj go i w zeszycie opisz doświadczenie.

ZBADAJ W DOMU SAMODZIELNIE EFEKT TYNDALLA.

Potrzebne Ci będą słoik, wskaźnik laserowy i te substancje, które chcesz zbadać.

Jeżeli cząsteczki w mieszaninie są większe od 100 nm, mówimy o zawiesinie.

Zawiesina to miesznina niejednorodna. Gęstość substancji rozproszonej w zawiesinach jest większa niż gęstość substancji rozpraszającej i z tego powodu rozproszone cząstki stałe mają tendencję do sedymentacji (opadania). Zawiesiny również wykazują efekt Tyndalla. Jest on bardzo intensywny i często wiązka światła w zawiesinie ulega całkowitemu rozproszeniu.

	ROZTWÓR WŁAŚCIWY	KOLOID	ZAWIESINA
Efekt Tyndalla	–	+	+
Sedymentacja	–	–	+

TABELA 9.5.
Występowanie efektu Tyndalla i sedymentacji w roztworze właściwym, koloidzie i zawiesinie.

Przykładami zawiesin są woda z mąką, woda wapienna, błoto czy nawet zupa. Wiele leków podaje się w formie zawiesin.

ĆWICZENIE 258.

Na podstawie codziennych obserwacji przyrody podaj po trzy przykłady:

- zawiesin,
- roztworów rzeczywistych,
- układów koloidalnych.

INFORMACJE zapisz w zeszycie.

NA OBURZENIE MORALNE SKŁADA SIĘ
2 PROCENT MORALNOŚCI,
48 PROCENT OBURZENIA
I 50 PROCENT ZAWIŚCI.

VITTORIO DE SICA [vittorio de sika]

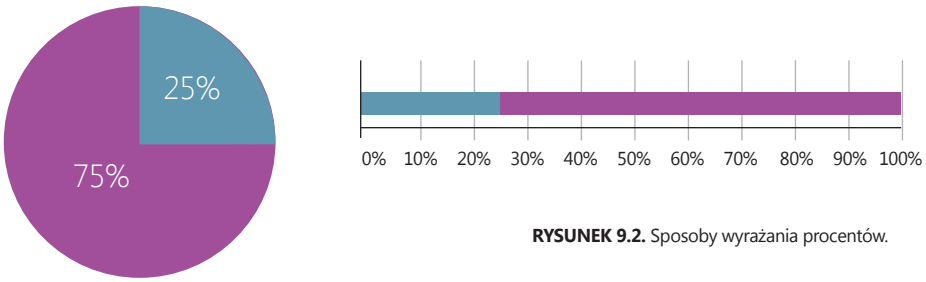
9.6. CO TO ZNACZY, ŻE OCET JEST 6%?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: roztwór nasycony, roztwór nienasycony;**
- **jak oblicza się procenty.**

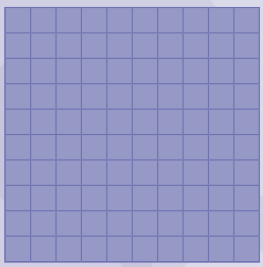
Termin **procent** pochodzi z łaciny: „per centum" (przez sto). Jest to sposób wyrażenia liczby jako ułamka o mianowniku równym 100. Zwykle oznacza się go symbolem %. 25% to inaczej $\frac{25}{100}$ lub 0,25. Procenty wyraża się często za pomocą wykresów.



RYSUNEK 9.2. Sposoby wyrażania procentów.

ĆWICZENIE 259.

Przerysuj poniższe zakratowane pole do zeszytu, zaznacz na nim 25%.



Czy wszystkie osoby w klasie zaznaczyły tak samo 25% na wykresie? Na ile sposobów można to zrobić? Które z tych sposobów są najłatwiejsze do odczytania?

Do tej pory, gdy mówiliśmy o ilości substancji rozpuszczonej w roztworze, rozróżnialiśmy roztwory nasycone i nienasycone. Jednak o ile w roztworze nasyconym mamy dokładnie podaną ilość substancji, którą rozpuściliśmy, i w danej temperaturze istnieje tylko jeden taki roztwór, o tyle roztworów nienasyconych w danej temperaturze może być nieskończenie wiele. Aby lepiej zrozumieć ten problem, wyobraź sobie herbatę. W danej ilości herbaty w pewnej temperaturze istnieje maksymalna ilość cukru, którą można rozpuścić – powstaje wówczas roztwór nasycony. Gdy natomiast wrzucimy jeden kryształek cukru do herbaty – już mamy do czynienia z roztworem nienasyconym cukru w herbacie. Możemy wrzucać 2 kryształki, 3 kryształki itd., aż do maksymalnej ilości. Takich roztworów jest więc nieskończenie wiele. W celu ilościowego opisu składu roztworów i rozróżniania ich między sobą wprowadzono termin stężenie procentowe.

! ZAPAMIĘTAJ

STĘŻENIE PROCENTOWE to liczba gramów substancji rozpuszczonej w 100 g roztworu. Symbol $c_{\%}$.

Odpowiadając zatem na pytanie zadane w tytule rozdziału, 6% roztwór octu oznacza, że w 100 g tego roztworu mamy 6 g substancji o nazwie kwas octowy i 94 g wody.

Aby otrzymać 50 g 6% roztworu soli kuchennej w wodzie, trzeba najpierw ułożyć proporcję.

Roztwór ma być 6%, co oznacza, że jest:

6 g soli kuchennej w **100** g roztworu,

czyli

x g soli kuchennej w **50** g roztworu,

a zatem: $x = \frac{6 \cdot 50}{100} = 3\ g$.

Odpowiedź: Aby otrzymać 50 g 6% roztworu soli kuchennej, potrzeba 3 g soli i 47 g (50 g – 3 g) wody, czyli 47 cm^3.

DOŚWIADCZENIE 139.

WYKONANIE

Zaproponuj, jak otrzymać 100 g 5% roztworu cukru w wodzie (możesz przyjąć, że 1 g wody ma objętość 1 cm^3, bo gęstość wody w przybliżeniu wynosi 1 g/cm^3).

Wymień potrzebny sprzęt i substancje.
Sporządź ten roztwór.

UWAGA!

ROZPUSZCZALNOŚĆ to liczba gramów substancji rozpuszczonej w 100 gramach rozpuszczalnika (wody).

STĘŻENIE PROCENTOWE to ilość gramów substancji zawarta w 100 gramach roztworu (rozpuszczalnik + substancja rozpuszczana).

DOŚWIADCZENIE DOMOWE

Korzystając z dostępnych w domu wybranych produktów spożywczych (sól, cukier, soda, proszek do pieczenia, kwasek cytrynowy, ...) i wody, sporządź roztwory o różnych stężeniach.

UWAGA!

Nie rób roztworów środków czystości!!! Niektóre z nich mogą wywołać oparzenia!

ĆWICZENIE 260.

W zeszycie oblicz, ile gramów kwasku cytrynowego i ile gramów wody trzeba użyć, by sporządzić 250 g roztworu o stężeniu 7%.

DOŚWIADCZENIE 140.

WYKONANIE

Połowę otrzymanego w poprzednim doświadczeniu roztworu ogrzej na parowniczce, odparuj wodę, zważ, ile pozostało cukru.

Jeżeli do dyspozycji mieliśmy 50 g 5% roztworu cukru, oznacza to, iż:

w 100 g roztworu	byłoby 5 g cukru,
to w 50 g	jest x g,

a zatem: $x = \frac{50 \cdot 5}{100} = 2{,}5$ g.

Odpowiedź: Po odparowaniu wody z 50 g 5% roztworu pozostało 2,5 g cukru.

DOŚWIADCZENIE 141.

WYKONANIE

Za pomocą cylindra miarowego odmierz 20 cm^3 wody i przenieś wodę do zlewki. Następnie odważ 2 g kwasku cytrynowego i dodaj do wody.

W zeszycie oblicz stężenie procentowe tak powstałego roztworu.

Jeżeli do 60 g wody dodamy 10 g kwasku cytrynowego, to stężenie procentowe tak powstałego roztworu obliczymy następująco:

jeżeli	10 g kwasku cytrynowego	jest w 70 g roztworu (10 + 60),
to	x g kwasku cytrynowego	będzie w 100 g roztworu,

a zatem: $x = \frac{10 \cdot 100}{100} = 14{,}3\%$.

Odpowiedź: Stężenie tak powstałego roztworu będzie wynosiło 14,3%.

Korzystając z krzywych rozpuszczalności, można obliczyć stężenie procentowe roztworów nasyconych w wybranych warunkach, np. stężenie azotanu(V) baru w temperaturze 20°C.

Z wykresu odczytujemy, że w temperaturze 20 °C w roztworze nasyconym jest 10 g tej substancji, czyli mamy 10 g substancji w 110 g roztworu (100 g wody i 10 g substancji):

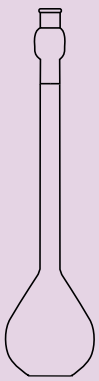
jeżeli jest 10 g substancji w 110 g roztworu,

to x g w 100 g,

a zatem: $x = \frac{10 \cdot 100}{110} = 9\%$.

Odpowiedź: stężenie procentowe nasyconego roztworu azotanu(V) baru wynosi 9%.

Oprócz stężenia procentowego chemicy używają innych jednostek wyrażania stężeń. Najczęściej używanym jest stężenie wyrażone w mol/dm^3, czyli stężenie molowe.



KOLBA MIAROWA

! ZAPAMIĘTAJ

STĘŻENIE MOLOWE to liczba moli substancji rozpuszczonej w 1 dm^3 (w 1000 cm^3) roztworu. Symbol c_m.

Mówimy, że roztwór jest 0,1 molowy, gdy w 1 dm^3 (1000 cm^3) jest 0,1 mola danej substancji. Jeżeli zatem chcemy otrzymać 0,1 molowy roztwór soli kuchennej (chloru sodu o wzorze NaCl), musimy odważyć 0,1 mola NaCl. W tym celu obliczamy masę 1 mola (masę molową) NaCl, która wynosi 58,5 g. Skoro 1 mol = 58,5 grama, to 0,1 mola będzie stanowić masę 5,85 g. Taką masę chlorku sodu odważamy na wadze.

Następnie odważoną próbkę należy przenieść do kolby miarowej o pojemności 1000 cm^3, dopełnić do kreski wodą destylowaną i wymienić.

ĆWICZENIE 261.

W zeszycie opisz, jak wykonać dwumolowy roztwór substancji o wzorze KI.

NIE STARCZY UST DO WYMÓWIENIA
PRZELOTNYCH IMION TWOICH, WODO.

WISŁAWA SZYMBORSKA, „WODA"

9.7. JAKIE MIESZANINY WYSTĘPUJĄ W PRZYRODZIE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **właściwości wody, powietrza, ropy naftowej;**
- **z lekcji przyrody, jak rozdziela się mieszaniny.**

W otaczającym nas świecie, w przyrodzie, występuje dużo więcej mieszanin niż czystych substancji, tj. związków chemicznych lub pierwiastków. Mieszaniną jest węgiel kopalny, ropa naftowa, woda, powietrze. Także skały, gleby są mieszaninami. W organizmach żywych mieszninami są płyny fizjologiczne: krew, mocz, pot i inne. Do roztworów, z wymienionych powyżej mieszanin występujących w przyrodzie, można zaliczyć: ropę naftową, wodę, powietrze i płyny fizjologiczne. Uporządkujmy informacje na ich temat.

ĆWICZENIE 262.

Przeczytaj i uzupełnij ustnie poniższy tekst:

Ropa naftowa z punktu widzenia geologii jest ....., natomiast dla chemika to ciekła mieszanina ..... (zarówno stałych, ciekłych, jak i gazowych) z domieszkami innych związków.

Ponieważ składniki ..... zachowują swoje właściwości fizyko-chemiczne, dlatego można je ..... na składniki, wykorzystując te właściwości. Składniki ropy mają różne temperatury ..... – wykorzystuje się to przy jej rozdzielaniu. Taka metoda rozdziału to ..... .

ĆWICZENIE 263.

Omów proces destylacji ropy naftowej.

ĆWICZENIE 264.

Otaczające nas powietrze jest mieszanina gazów. Na podstawie tabeli narysuj w zeszycie wykres, ilustrujący skład procentowy powietrza (procenty objętościowe).

SUBSTANCJA	SKŁAD PROCENTOWY (PROCENTY OBJĘTOŚCIOWE)
azot	78,084
tlen	20,946
argon	0,934
tlenek węgla(IV) + inne gazy	0,0360

ĆWICZENIE 265.

Korzystając ze źródeł, uzupełnij słownie opis skroplenia składników powietrza.

W ..... r. Karol ..... i Zygmunt ..... uzyskali skroplony ....., azot i tlenek .....(IV). Do eksperymentu użyli metodę zaproponowaną przez Cailleteta [kajteta], która polegała na rozprężaniu ściśniętego ..... . Głównym etapem skroplenia było gwałtowne zmniejszenie ciśnienia gazu silnie sprężonego i oziębionego oraz zastosowanie metody ....., dzięki czemu uzyskano temperaturę -136°C. Skraplanie kaskadowe polega na tym, że zanim dany gaz zostanie skroplony, skrapla się kilka innych gazów o coraz niższych ..... wrzenia, najczęściej zaczynając od amoniaku. Każdy skroplony kolejno gaz służy do skroplenia ..... . W praktyce proces ten ma ..... etapów:

1. Skrapla się gaz, który da się skroplić w temperaturze pokojowej przy zastosowaniu wysokiego ciśnienia.
2. Skroplony gaz zmuszamy do gwałtownego wrzenia pod obniżonym ciśnieniem, jego temperatura spada.
3. Powstałej w punkcie drugim oziębionej cieczy używamy do skroplenia kolejnego gazu, który może być skroplony w uzyskanej w punkcie 2. niższej temperaturze.

DOŚWIADCZENIA DOMOWE

Wrzenie wody pod zmniejszonym ciśnieniem

1. Butelkę z szeroką szyjką napełnij wodą

2. Wstaw do wysokiego garnka, do którego nalej wody z solą (ok. 3 łyżki soli na szklankę wody).

3. Ogrzewaj, aż woda w butelce zacznie wrzeć.

Uważaj na wrzątek! Nie poparz się! Użyj kuchennych rękawic!

4. Załóż zakrętkę na szyjkę butelki, ale jej nie zakręcaj (resztki powietrza muszą zostać wyparte przez parę wodną).

5. Po kilku minutach zamknij butelkę i wyjmij ją z wrzącej wody.

6. Wytrzyj ją do sucha i postaw na stole.

Zapisz obserwacje.

7. Odwróć butelkę do góry dnem i polej z góry zimną wodą.

Uważaj na możliwość implozji – włóż okulary ochronne.

Wersja dla niecierpliwych

Naciągnij wody do 1/3 objętości strzykawki (bez igły). Zatkaj mocno otwór palcem i odciągnij tłok. Spróbuj z innymi cieczami.

Jak wyjaśnisz to zjawisko?

Źródło:

Wiedza i Życie, nr 12/2000 (http://archiwum.wiz.pl/2000/00123600.asp).

ĆWICZENIE 266.

Uzupełnij ustnie tekst (skorzystaj z informacji z lekcji 1.5. i 5.3.).

Atom wodoru ma ..... niesparowany elektron walencyjny, natomiast atom tlenu ma ..... elektronów walencyjnych, z których ..... są niesparowane. Z tego wynika, że atom tlenu może zaangażować ..... elektrony do tworzenia wiązania, natomiast atom wodoru ..... . Z tego powodu z ..... atomem tlenu połączą się ..... atomy wodoru. Połączone ze sobą ..... atomy wodoru i ..... atom tlenu utworzyły nową cząsteczkę - ..... .

Wiązania chemiczne pomiędzy atomem tlenu i atomami wodoru powstały przez ..... się obszarów z elektronami i ..... tych obszarów. Ponieważ atom tlenu ..... przyciąga do siebie elektrony, więc utworzona wspólna chmura elektronowa będzie bardziej przesunięta w kierunku atomu ..... . Jest to wiązanie kowalencyjne (atomowe) ..... .

DOŚWIADCZENIE DOMOWE

Cząsteczki wody są spolaryzowane.

Wykonaj w domu sam doświadczenie z lekcji 5.3.

Odkręć wodę w kranie i ustaw niewielki strumień. Potrzyj o swe włosy napompowany balon, a następnie zbliż go do strumienia wody (nie dotykaj strumienia).

ĆWICZENIE 267.

Uzupełnij ustnie tekst dotyczący budowy cząsteczki wody (skorzystaj z informacji zawartych w lekcji 6.1.).

W cząsteczce wody atom centralny, czyli atom tlenu, ma hybrydyzację sp^3. Po hybrydyzacji 6 elektronów ..... będzie rozmieszonych w następujący sposób:

- ..... elektrony będą pojedynczo obsadzały dwa zhybrydyzowane orbitale,
- trzeci i czwarty elektron oraz piąty i szósty zajmą pozostałe dwa orbitale zhybrydyzowane jako ..... pary elektronowe.

W tym przypadku atom ..... do tworzenia wiązań wykorzysta 2 hybrydy z niesparowanymi elektronami. Wolne ..... nie zostaną wykorzystane do utworzenia wiązania. Tworząc cząsteczkę wody (oksydanu), atom tlenu utworzy zatem ..... wiązania z 2 atomami wodoru, a także będzie zawierał ..... wolne pary elektronowe.

Cząsteczka wody ma kształt ..... . Kąt pomiędzy wiązaniami wynosi ..... i wynika z faktu, iż 2 wolne pary elektronowe jeszcze silniej odpychają pozostałe wiązania, niż ma to miejsce w cząsteczce amoniaku.

DOŚWIADCZENIE 142.

WYKONANIE

Zimną wodę z kranu nalej do zlewki, obserwuj wydzielające się pęcherzyki gazów. Jak sądzisz, jakie to gazy i dlaczego się wydzielają?

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

DOŚWIADCZENIE 143.

WYKONANIE

Wodę z kranu lub mineralną wysoko zmineralizowaną nalej do idealnie czystych zlewek. Delikatnie ogrzewaj aż do całkowitego odparowania wody.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

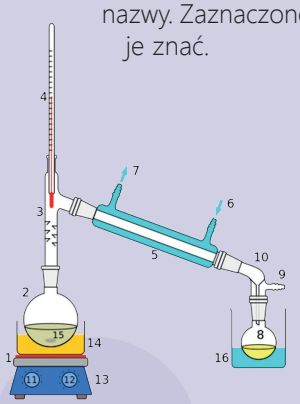
Woda występująca w przyrodzie nie jest substancją czystą chemicznie (tzn. że nie zawiera tylko i wyłącznie cząsteczek H_2O). Ponieważ woda jest bardzo dobrym rozpuszczalnikiem, rozpuszczone są w niej różne substancje, zarówno gazowe, ciekłe, jak i stałe.

Osad powstający po odparowaniu wody to tzw. kamień kotłowy – świadczy on o tym, iż w wodzie rozpuszczone są związki chemiczne

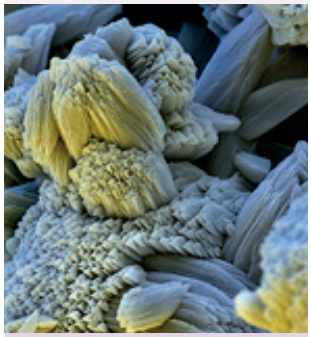
Aby otrzymać czystą wodę (oksydan) z wody wodociągowej, należy poddać ją destylacji, czyli należy ją ogrzewać do temperatury wrzenia, a następnie skroplić. Rozpuszczone w wodzie nielotne sole mineralne pozostaną w naczyniu, natomiast skroplona ciecz będzie już czystą wodą.

ĆWICZENIE 268.

Elementom do zestawu do destylacji przyporządkuj odpowiednie nazwy. Zaznaczone elementy zestawu są konieczne i musisz je znać.



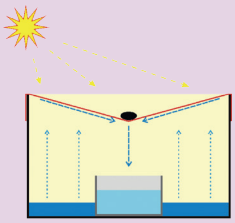
A. Termometr.
B. Odbieralnik.
C. Płyta grzewcza (źródło ciepła).
D. Nasadka destylacyjna.
E. Oliwka – wylot wody.
F. Kolba.
G. Roztwór do destylacji, mieszadełko, kamyczki wrzenne.
H. Mieszadło.
I. Chłodnica.
J. Oliwka – wlot wody.
K. Regulacja temperatury.
L. Oliwka (do próżni lub gazu obojętnego).
M. Regulacja obrotów mieszadła.
N. Łącznik destylacyjny.
O. Chłodzenie destylatu.
P. Łaźnia (wodna, olejowa, piaskowa).



Kamień kotłowy w powiększeniu

W warunkach domowych wodę destylowaną możesz otrzymać, gotując wodę w garnku, a następnie skraplając parę wodną na trzymanej pod kątem pokrywce, z której skroplona woda będzie spływać do innego naczynia. Należy zadbać o zabezpieczenie ciała przed oparzeniami.

Na podstawie informacji zawartych na etykietach przeanalizuj skład chemiczny różnych wód mineralnych (jakie jony są rozpuszczone, i w jakich ilościach). Wyniki zestaw w tabeli.



Odsalanie wody morskiej pod wpływem promieni słonecznych

Najtańszą metodą odsalania wody morskiej, używaną szczególnie w przybrzeżnych miastach, jest destylacja przy pomocy energii słonecznej. Odsolenie jednego metra sześciennego wody tą metodą kosztuje około 50 centów.

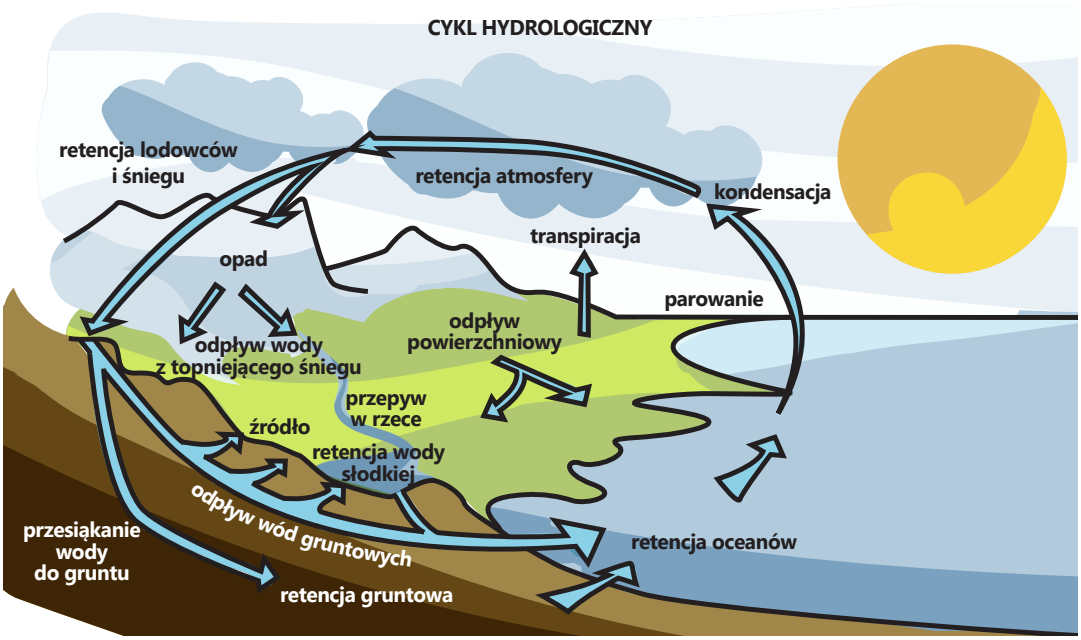
Obieg wody na Ziemi to tzw. cykl hydrologiczny. Obejmuje on procesy zachodzące w:
- hydrosferze (parowanie, kondensacja, opady, transport wilgoci (pary wodnej)),
- litosferze (wsiąkanie, spływ podziemny i powierzchniowy),
- biosferze (pobieranie wody i jej oddawanie – proces transpiracji).

Tylko część wody na kuli ziemskiej podlega cyklowi hydrologicznemu. Znaczne jej ilości są okresowo wyłączone z obiegu. Do wody wyłączonej z obiegu zalicza się zarówno lodowce i pokrywy śnieżno-lodowe, jak i wodę głębinową w jeziorach, morzach i oceanach, a także głębinowe wody podziemne.

W cyklu hydrologicznym wyróżnia się dwa obiegi: duży i mały.

Obieg duży to procesy zachodzące w skali globalnej i mające wpływ na ogólny bilans wody (zalicza się do nich: parowanie z oceanów, kondensację w atmosferze, przemieszczanie się pary wodnej nad kontynenty, opad na lądy, wsiąkanie, spływ podziemny i powierzchniowy, ponownie zasilający oceany).

Obieg mały to lokalna (miejscowa) cyrkulacja wody. Nie wpływa ona znacząco na globalny bilans wody.



RYSUNEK 9.3. Cykl hydrologiczny.

ĆWICZENIE 269.

Na podstawie wybranych źródeł informacji, np. utworu Ludwika Górskiego „Krople na start", narysuj w zeszycie komiks opisujący obieg wody w przyrodzie (jeżeli nie umiesz dobrze rysować, użyj dostępnych w Internecie programów do rysowania komiksów).

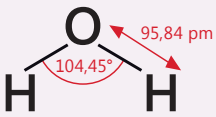
9.8. PODSUMOWANIE
SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA

1. Jak zbadasz zdolność do rozpuszczania się różnych substancji w wodzie?
2. Opisz budowę cząsteczki wody.
3. Wyjaśnij, dlaczego woda dla jednych substancji jest rozpuszczalnikiem, a dla innych nie.
4. Podaj przykłady substancji, które rozpuszczają się w wodzie, tworząc roztwory właściwe. Podaj przykłady substancji, które nie rozpuszczają się w wodzie, tworząc koloidy i zawiesiny.
5. Zaplanuj i opisz, jak wykonasz doświadczenia wykazujące wpływ różnych czynników na szybkość rozpuszczania substancji stałych w wodzie.
6. Opisz różnice pomiędzy roztworem rozcieńczonym, stężonym, nasyconym i nienasyconym.
7. Odczytaj rozpuszczalność substancji z wykresu rozpuszczalności.
8. Oblicz masę substancji, którą można rozpuścić w określonej ilości wody w podanej temperaturze.
9. Oblicz stężenie procentowe roztworu, mając podaną: masę substancji, masę rozpuszczalnika.
10. Oblicz, ile gramów substancji należy rozpuścić w wodzie, aby otrzymać określoną ilość roztworu o znanym stężeniu i gęstości.
11. Oblicz stężenie procentowe roztworu nasyconego w danej temperaturze (z wykorzystaniem wykresu rozpuszczalności).
12. Zaproponuj sposoby racjonalnego gospodarowania wodą.

ODPOWIEDZI

1. Zdolność do rozpuszczania się różnych substancji w wodzie bada się, wrzucając niewielką ilość badanej substancji do wody, a następnie ją mieszając.

2. BUDOWA CZĄSTECZKI WODY



KĄT POMIĘDZY WIĄZANIAMI W CZĄSTECZCE WODY WYNOSI 104,45°

ROZKŁAD ŁADUNKU W CZĄSTECZCE WODY

! ZAPAMIĘTAJ

ROZPUSZCZANIE jest procesem samorzutnym, który polega na takim zmieszaniu ciała stałego, cieczy lub gazu z inną cieczą lub gazem, że powstaje mieszanina jednorodna – roztwór. Rozpuszczanie jest uważane za proces fizyczny.

2. Wiązania występujące w cząsteczce wody – to wiązania atomowe (kowalencyjne) spolaryzowane. Woda ma zatem budowę polarną, jej cząsteczki są dipolami.

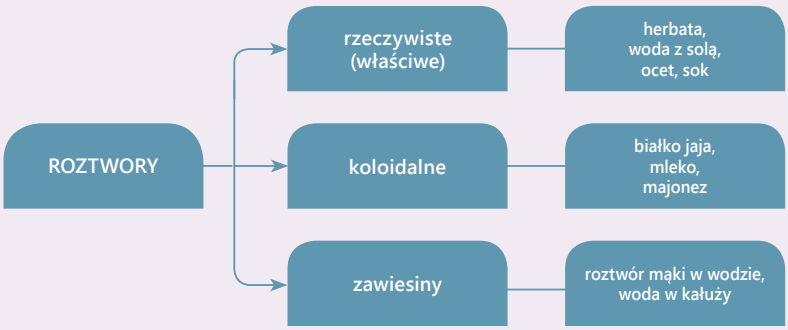
3. Zgodnie z zasadą „podobne rozpuszcza się w podobnym" w wodzie dobrze rozpuszczają się związki o wiązaniach jonowych lub spolaryzowanych. Związki o wiązaniach jonowych podczas rozpuszczania w wodzie ulegają procesowi dysocjacji, np. sól kuchenna (chlorek sodu) ulega procesowi dysocjacji elektrolitycznej:

$$NaCl \xrightarrow{woda} Na^+ + Cl^-.$$

! ZAPAMIĘTAJ

DYSOCJACJA JONOWA (elektrolityczna) jest to rozpad związku chemicznego na jony lub uwolnienie jonów ze struktury kryształu jonowego pod wpływem rozpuszczalnika o budowie polarnej.

4. Przykłady różnych typów roztworów i substancji, które je tworzą:



POWTÓRZONY SCHEMAT 9.2. Podział roztworów ze względu na wielkość cząsteczek rozpuszczonych.

5. Szybkość rozpuszczania zależy od:
- rodzaju substancji rozpuszczanej i rozpuszczalnika (np. chlorek sodu – sól kuchenna dobrze rozpuszcza się w wodzie, a słabo w alkoholu – etanolu),
- rozdrobnienia substancji (duże kryształy ropuszczaja się wolniej niż drobne),
- temperatury (i dla gazów ciśnienia),
- mieszania.

Aby porównać wpływ poszczególnych czynników na rozpuszczanie badanej substancji, należy przygotować 6 probówek. Do probówek 1., 2., 3. wsyp 1 g soli kuchennej grubokrystalicznej, do probówek 4., 5. i 6. wsyp 1 g soli kuchennej drobnokrystalicznej. Do wszystkich probówek dodaj tyle samo wody (ok. 5 cm^3). 2. i 4. probówkę ogrzewaj, a zawartość 3. i 6. mieszaj. Zanotuj czas rozpuszczania się soli w poszczególnych probówkach.

6. Do określenia stężenia roztworów używa się trzech terminów:

! ZAPAMIĘTAJ

ROZTWÓR NIENASYCONY – roztwór, w którym w danych warunkach (temperatury i ciśnienia) można jeszcze rozpuścić daną substancję.

ROZTWÓR NASYCONY – roztwór, w którym w danych warunkach (temperatury i ciśnienia) nie da się już rozpuścić danej substancji.

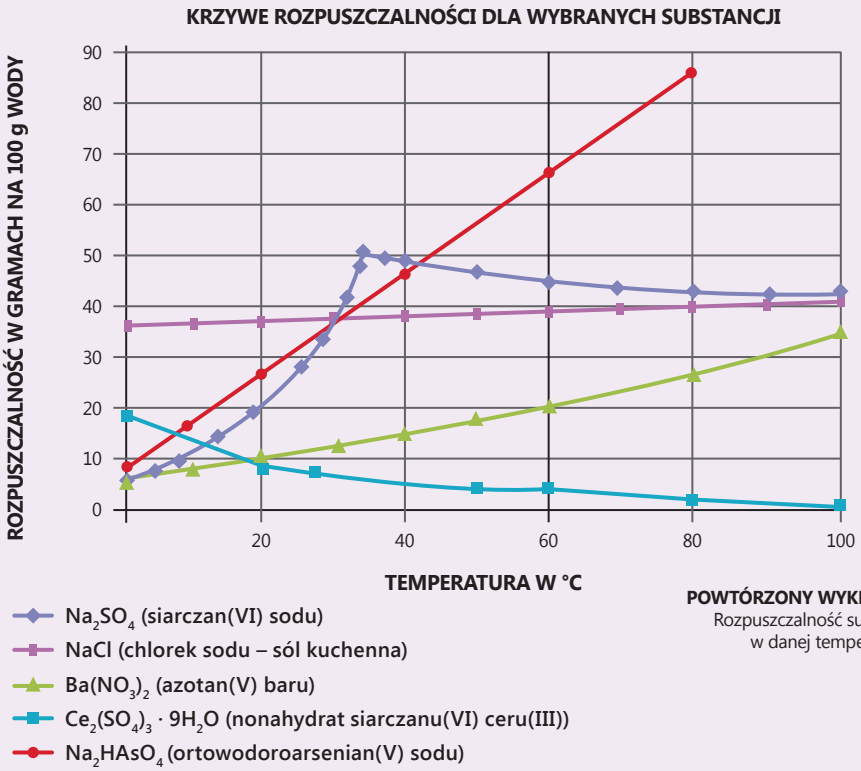
ROZTWÓR PRZESYCONY – roztwór, w którym w danych warunkach (temperatury i ciśnienia) jest rozpuszczone więcej substancji niż w tych samych warunkach w roztworze nasyconym. Jest to stan nietrwały.

A także dwóch terminów dodatkowych, bardzo jednak użytecznych:

! ZAPAMIĘTAJ

ROZTWÓR ROZCIEŃCZONY – rodzaj roztwóru nienasyconego; jest to roztwór, w którym ilość rozpuszczalnika jest znacznie większa od ilości substancji rozpuszczonej.

ROZTWÓR STĘŻONY – roztwór, którego stężenie jest bliskie stężeniu roztworu nasyconego, jest to roztwór, w którym ilość substancji rozpuszczonej w stosunku do rozpuszczalnika zwykle wynosi kilkadziesiąt procent.



POWTÓRZONY WYKRES 9.2.
Rozpuszczalność substancji w danej temperaturze.

7. Aby z wykresu odczytać rozpuszczalność jakiejś substancji (np. azotanu(V) baru) w danej temperaturze (np. 60°C), należy na wykresie znaleźć krzywą dla danej substancji (tu zieloną) i na osi odciętych (temperatury) znaleźć liczbę 60 odpowiadającą 60°C. Następnie trzeba poprowadzić prostą prostopadłą do osi x, aż przetnie się z właściwą krzywą rozpuszczalności (w tym przypadku zieloną). W punkcie przecięcia prowadzimy prostą prostopadłą do narysowanej poprzednio prostej (równoległą do osi x). W miejscu przecięcia z osią rzędnych (rozpuszczalność wyrażona w gramach) odczytujemy rozpuszczalność związku w danej temperaturze (tu 20 g).

8. Aby z wykresu odczytać, ile g jakiejś substancji (np. azotanu(V) baru) rozpuści się, w danej temperaturze (np. 60°C), w innej masie wody niż 100 g (np. w 250 g), należy najpierw odczytać z wykresu rozpuszczalność dla tego związku (patrz punkt 7.). Następnie należy ułożyć proporcję:

- Jeżeli w 100 g wody rozpuszcza się 20 g,
  to w 250 g wody rozpuszcza się x g, czyli:
  $x = (250 \cdot 20) / 100 = 50$ g.

! ZAPAMIĘTAJ

STĘŻENIE PROCENTOWE to liczba gramów substancji rozpuszczonej w 100 g roztworu. Symbol $c_{\%}$.

9. Oblicz stężenie procentowe roztworu powstałego przez dodanie 30 g substancji rozpuszczonej do 270 g rozpuszczalnika. Jaka jest masa roztworu?

Dane:		**Szukane:**
Masa substancji rozpuszczonej:	30 g	Masa roztworu.
Masa rozpuszczalnika:	270 g	Stężenie procentowe.

Masa roztworu = masa substancji rozpuszczonej + masa rozpuszczalnika

Masa roztworu = 30 g + 270 g = 300 g

Układamy proporcję: 30 g substancji – w 300 g roztworu

Korzystamy z definicji stężenia procentowego: x g substancji – w 100 g roztworu

$x = (30 \cdot 100) / 300 = 10\%$

Stężenie procentowe tego roztworu wynosi 10%.

10. Oblicz, ile gramów substancji należy rozpuścić w wodzie, aby otrzymać 200 cm^3 40% roztworu o gęstości 1,5 g/cm^3?

Dane:		**Szukane:**
Objętość roztworu:	200 cm^3	Masa roztworu.
Gęstość roztworu:	1,5 g/cm^3	Masa substancji rozpuszczonej.
Stężenie procentowe:	40%	

Korzystając z definicji gęstości (gęstość = masa roztworu / objętość roztworu), możemy obliczyć masę roztworu (masa roztworu = objętość roztworu · gęstość): masa roztworu = 200 · 1,5 = 300 g.

Układamy proporcję:

Korzystamy z definicji stężenia procentowego: 40 g substancji – w 100 g roztworu
x g substancji – w 300 g roztworu

$x = (40 \cdot 300) / 100 = 120$ g

Aby otrzymać 200 cm^3 40% roztworu o gęstości 1,5 g/cm^3, należy rozpuścić 120 g substancji w niewielkiej ilości wody, a następnie sporządzony roztwór dopełnić wodą do objętości 200 cm^3.

11. Oblicz stężenie procentowe nasyconego roztworu azotanu(V) baru w temeperaturze 60°C.

Najpierw odczytaj rozpuszczalność azotanu(V) baru w temeperaturze 60°C z wykresu (patrz zadanie 7.).

Dane odczytane z wykresu:		**Szukane:**
Rozpuszczalność azotanu(V) baru:	20 g	Masa roztworu.
Masa rozpuszczalnika:	100 g	Stężenie procentowe.

Masa roztworu = masa substancji rozpuszczonej + masa rozpuszczalnika
Masa roztworu = 20 g + 100g = 120 g

Układamy proporcję: 20 g substancji – w 120 g roztworu

Korzystamy z definicji stężenia procentowego: x g substancji – w 100 g roztworu

c = (20 · 100) / 120 = 16,7%.

Stężenie procentowe nasyconego roztworu azotanu(V) baru w temeperaturze 60°C wynosi 16,7%.

12. Sposoby racjonalnego gospodarowania wodą – oszczędności:

Średnio w gospodarstwie domowym jedna osoba zużywa około 120 dm^3 wody, jednocześnie wykazując podobną ilość ścieków.

ZUŻYCIE WODY		
WYŻSZE RACHUNKI		NIŻSZE RACHUNKI
zmywanie ręczne	>	zmywanie w zmywarce
pranie ręczne	>	pranie w pralce
mycie zębów pod bieżącą wodą	>	mycie zębów przy zakręconym kranie
kąpiel w wannie	>	kąpiel pod prysznicem
nieszczelna spłuczka	>	szczelna spłuczka
podlewanie ogrodu wodą nabieraną z wodociągu	>	podlewanie ogrodu wodą opadową

TABELA 9.6. Sposoby racjonalnego gospodarowania wodą.

10. JAKIE WŁAŚCIWOŚCI MAJĄ KWASY?

WYSTĘPEK I CNOTA SĄ TAKIMI SAMYMI PRODUKTAMI, JAK CUKIER I KWAS SIARKOWY.

HIPPOLYTE TAINE [hipolit tejn]

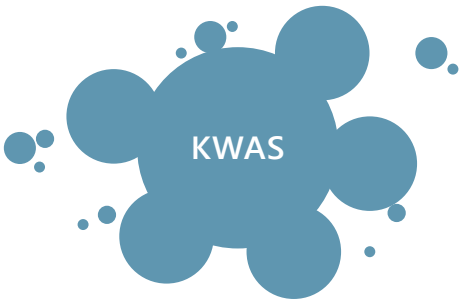
10.1. CO TO ZNACZY, ŻE SUBSTANCJA JEST KWASEM?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

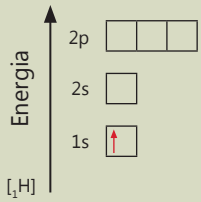
- **definicje pojęć: jon, dysocjacja;**
- **jak zbudowana jest cząsteczka wody, chlorowodoru.**

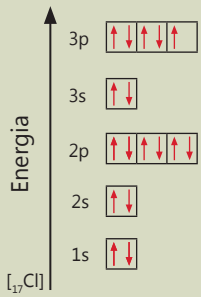
Zarówno na lekcjach przyrody, biologii, chemii, jak i w życiu codziennym nieraz spotkaliście się z pojęciem „kwas". Spróbujcie wspólnie narysować mapę myśli dotyczącą tego terminu.



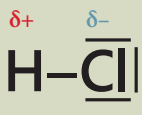
SCHEMAT 10.1. Początek mapy myśli dotyczącej kwasu.

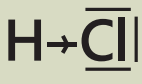
W chemii pojęcie „kwas" kształtowało się przez kilka stuleci i dlatego bywa różnie rozumiane. Należy bardzo uważnie posługiwać się tym terminem. Obecnie znanych i używanych jest kilka teorii kwasów, więc aby być precyzyjnym, powinno się zaznaczać, do jakiej teorii się odwołujemy. Problem jeszcze bardziej komplikuje fakt, że w chemii występują substancje, które mają w swojej nazwie słowo „kwas", ale według niektórych teorii nie są kwasami. Ponadto występują też substancje, w których nazwie nie ma słowa „kwas", ale substancje te według niektórych teorii są kwasami. Czasami stwierdzenie, czy substancja jest kwasem, czy też nie, jest uzależnione od tego, z jaką inną substancją reaguje. Dodatkowo sytuację utrudniają tzw. właściwości kwasowe – czyli to, co powszechnie, choć niesłusznie, uważa się za wyróżniki kwasów, np. kwaśny smak.



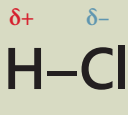


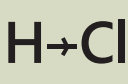
Polaryzację wiązania można graficznie oznaczać na kilka sposobów, uwzględniając wolne pary elektonowe:





albo pomijając je:





ĆWICZENIE 269.

Przeczytaj i uzupełnij ustnie tekst (skorzystaj z informacji z lekcji 5.1.).

Z układu okresowego możemy odczytać, że atom wodoru może uwspólniać ..... elektron. Natomiast atom chloru może ..... 1, 3, 5, 7 lub przyjmować ..... elektron (chlor wykazuje różne wartościowości w zależności od substancji, z którą reaguje). W reakcji z wodorem atom chloru jest ..... wartościowy – uwspólnia ..... elektron. W wyniku uwspólnienia po 1 elektronie przez atom wodoru i chloru powstaje wiązanie ..... między tymi atomami – chmura elektronowa, obejmująca oba jądra atomowe.

W sytuacji, gdy chmura elektronowa znajduje się między atomami tego samego pierwiastka, jest tak samo silnie przyciągana przez oba jądra atomowe i znajduje się w ..... odległości od jąder obu atomów. Jednak chmura elektronowa tworząca wiązanie w HCl nie zachowuje się tak samo - nie powstaje tu więc wiązanie kowalencyjne (atomowe).

Chlor jest pierwiastkiem bardziej elektroujemnym niż wodór – przyciąga więc elektrony ..... niż wodór. Z tego wynika, że chmura elektronowa jest częściowo ..... w kierunku atomu chloru. W cząsteczce chlorowodoru pomiędzy atomem chloru a atomem wodoru powstaje wiązanie kowalencyjne ..... (czyli atomowe .....).

Różnica elektroujemności chloru i wodoru wynosi ..... .

Polaryzacja wiązania w cząsteczce, a co za tym idzie niesymetryczne rozłożenie ładunku elektrycznego w cząsteczce, skutkuje tym, że w cząsteczce wytwarzają się dwa bieguny: dodatni i ujemny, lecz cząsteczka jako całość jest elektrycznie obojętna. Taka cząsteczka nazywa się ..... .

Przypomnijmy właściwości chlorowodoru. Jest on gazem cięższym od powietrza, o ostrym, gryzącym zapachu. Nie jest palny oraz nie podtrzymuje palenia. Bardzo dobrze rozpuszcza się w wodzie, reagując z nią – z tego powodu chlorowodoru nie można zbierać pod powierzchnią wody. Jest on toksyczny przy wdychaniu (H331). Powoduje uszkodzenia skóry i oparzenia oczu (H314).

Wodny roztwór chlorowodoru nazywany jest kwasem chlorowodorowym lub kwasem solnym (nazwa ta pochodzi od dawnej metody otrzymywania tego kwasu – z soli kamiennej). Biolodzy nazywają czasem ten kwas żołądkowym, ponieważ występuje w sokach trawiennych w żołądku.

DOŚWIADCZENIE 144.

WYKONANIE

Zbadaj smak rozcieńczonego kwasu solnego, który jest sprzedawany w aptekach chorym na niedokwasotę przewodu pokarmowego.
Następnie wprowadź do roztworu tego kwasu uniwersalny papierek wskaźnikowy.
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

DOŚWIADCZENIE 145.

WYKONANIE

Zbadaj smak wody destylowanej.
Następnie wprowadź do tej wody uniwersalny papierek wskaźnikowy.
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

ĆWICZENIE 270.

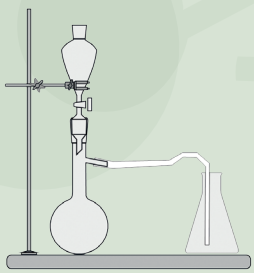
Co zbadaliśmy za pomocą papierka wskaźnikowego?

DOŚWIADCZENIE 146.

WYKONANIE

Pracuj pod digestorium, stosując rękawice i okulary ochronne.

W sposób pokazany na rysunku zmontuj zestaw do otrzymywania chlorowodoru. Nazwij elementy zestawu.



Do kolby destylacyjnej wsyp dwie łyżki chlorku sodu (soli kuchennej), a we wkraplaczu umieść stężony kwas siarkowy(VI). Następnie ostrożnie wkraplaj kwas siarkowy(VI) do kolby z chlorkiem sodu.

Wydzielający się chlorowodór wprowadź za pomocą węża do dna kolby. Gdy chlorowodór zacznie wydobywać się na zewnątrz, wprowadź na kilka sekund suchy papierek nasączony zielenią malachitową. Po chwili wprowadź na kilka sekund taki sam papierek, jednak tym razem zwilżony wodą.
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Piktogramy dotyczące kwasu siarkowego(VI).

DOŚWIADCZENIE 147.

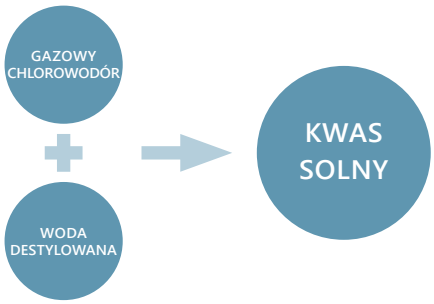
WYKONANIE

Do kolby z chlorowodorem nalej niewielką ilość wody destylowanej i jej zawartość dokładnie wytrząśnij. Do otrzymanego roztworu wprowadź najpierw papierek nasycony zielenią malachitową, a następnie uniwersalny papierek wskaźnikowy.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

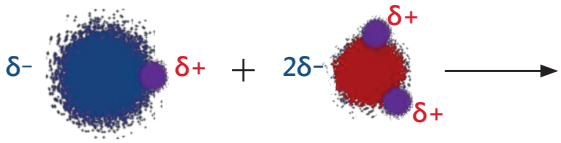
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Ponieważ woda destylowana nie barwiła papierka uniwersalnego na czerwono ani gazowy chlorowodór nie barwił suchego papierka uniwersalnego na czerwono, możemy wyciągnąć wniosek, że pomiędzy wodą a chlorowodorem zaszła reakcja chemiczna, w wyniku której powstała jakaś nowa substancja chemiczna, powodująca zabarwienie papierków wskaźnikowych na czerwono.

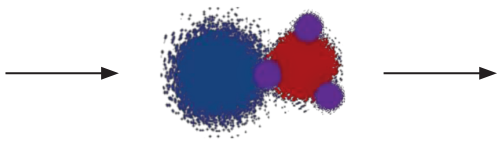


SCHEMAT 10.2. Sposób powstawania kwasu solnego.

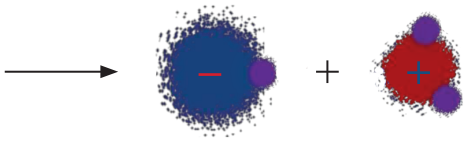
W cząsteczkach chlorowodoru i wody występują wiązania atomowe (kowalencyjne) spolaryzowane. Oba rodzaje cząsteczek są dipolami. W obydwu cząsteczkach na atomach wodoru występuje cząstkowy ładunek dodatni (mniejszy niż w jonie), a na atomach tlenu i chloru występuje cząstkowy ładunek ujemny (mniejszy niż w jonie).



Cząsteczki wody i chlorowodoru poruszają się chaotycznie. W momencie zderzenia cząsteczki wody i chlorowodoru, dzięki przyciąganiu się ładunków o przeciwnych znakach, łączą się one ze sobą. Powstaje nietrwałe połączenie chlorowodoru z wodą.

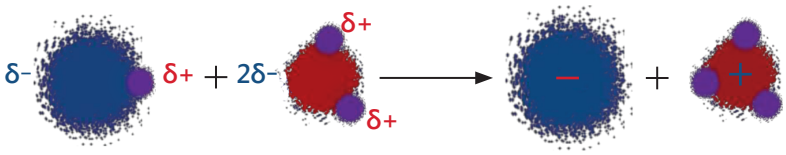


W tym nietrwałym połączeniu na wspólny atom wodoru, pochodzący od chlorowodoru, teraz silniej niż atom chloru oddziałuje atom tlenu. Dlatego następuje rozerwanie połączenia wody i chlorowodoru. W jego wyniku chmura elektronowa pochodząca od atomu wodoru pozostanie przy atomie chloru, a samo jądro atomu wodoru pozostanie przy atomie tlenu. W wyniku tego procesu powstaną dwa jony: ujemny Cl^- oraz dodatni H_3O^+.



Powyższy proces można przedstawić za pomocą równania reakcji:

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$



Odczytajmy ten zapis słownie:

W wyniku reakcji jednej cząsteczki chlorowodoru i jednej cząsteczki wody powstał kation H_3O^+ (nazywany jonem oksoniowym) i anion Cl^- (nazywany jonem chlorkowym). Zatem wodny roztwór kwasu chlorowodorowego (solnego) zawiera jony H_3O^+ i Cl^-.

DOŚWIADCZENIE 148.

Zaproponuj doświadczenie, dzięki któremu sprawdzisz, który z jonów jest odpowiedzialny za zmianę barwy papierka uniwersalnego.

Wykonanie doświadczenia opisz w zeszycie.
Przeprowadź obserwacje.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

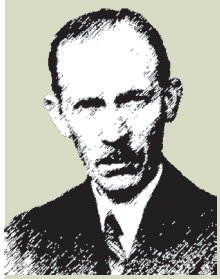
Obecność jonów oksoniowych w roztworze kwasu solnego spowodowała, że:

- uniwersalny papierek wskaźnikowy zmienił barwę na czerwoną,
- papierek nasycony zielenią malachitową zmienił barwę na żółtą,
- roztwór chlorowodoru miał smak kwaśny.

Jak zatem powstaje jon oksoniowy?

W wyniku rozerwania połączenia wody i chlorowodoru, chmura elektronowa pochodząca od atomu wodoru pozostaje przy atomie chloru. Jądro atomu wodoru – czyli sam proton – pozostaje natomiast przy atomie tlenu. Można zatem powiedzieć, że jon oksoniowy powstał przez przyłączenie się protonu do cząsteczki wody.

Według teorii Bronsteda-Lowry'ego kwasem jest substancja, od której w reakcji chemicznej można oderwać jon wodoru (proton). W omawianym przez nas przypadku jest nią chlorowodór (HCl).



JOHANNES NICOLAUS BRØNSTED
[johanes nikolaus bronste]
(1879–1947)

Duński chemik.

THOMAS MARTIN LOWRY
[tomas martin laurji]
(1874–1936)

Angielski fizykochemik.

W 1923 r. J. N. Bronsted i T. M. Lowry zaproponowali niezależnie od siebie protonową teorię kwasów. Ich zdaniem kwasem jest substancja, od której można odłączyć jon wodoru.

SVANTE AUGUST ARRHENIUS
[swante august arrienjus]

Szwedzki chemik i fizyk. Opracowywał teorię dysocjacji elektrolitycznej. Zajmował się także właściwościami toksyn i antytoksyn, kinetyką chemiczną, badaniem temperatur planet i korony słonecznej, a także badaniem zorzy polarnej. Jest twórcą hipotezy zwanej panspermią, według której życie na Ziemi pochodzi od zarodków bakterii przyniesionych przez światło z kosmosu. W 1903 r. otrzymał Nagrodę Nobla za swoje osiągnięcia w zakresie elektrochemii.

Niektórzy chemicy niesłusznie przypisują Arrheniusowi opracowanie teorii kwasów i zasad, która jest przywoływana w wielu podręcznikach.

! ZAPAMIĘTAJ

KWAS jest to substancja, od której w wyniku reakcji chemicznych można oderwać jon wodoru (proton).

Równanie reakcji chlorowodoru z wodą:

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-$$

bardzo często zapisuje się w postaci uproszczonej:

$$HCl \xrightarrow{H_2O} H^+ + Cl^-.$$

Zapis ten interpretuje się następująco:

Cząsteczka chlorowodoru rozpada się pod wpływem wody na kation wodoru i anion chlorkowy.

Zapis ten należy traktować jako bardzo uproszczony. Trzeba jednak pamiętać, że w roztworze wodnym nie mogą istnieć swobodne protony, a nimi są jony wodoru.

ĆWICZENIE 271.

Ponieważ właściwości pierwiastków w obrębie jednej grupy układu okresowego są podobne, podobnie jak wodny roztwór HCl będą zachowywać się inne kwasy. Zapisz w zeszycie te procesy za pomocą równań reakcji, w sposób pełny i uproszczony, dla następujących związków:

- kwasu fluorowodorowego,
- kwasu bromowodorowego,
- kwasu jodowodorowego.

ĆWICZENIE 272.

Narysujcie na tablicy nową mapę myśli dotyczącą terminu „kwas". Czym ta mapa różni się od mapy wykonanej przez Was wcześniej?

USTA SŁODKIE, HUMOR KWAŚNY, MINA SŁONA
OTO W TRZECH SMAKACH CAŁA ONA.

JAN SZTAUDYNGER, „SMAKI ZE ZBIORU PIÓRKA"

10.2. CZY ODCZUWAMY SMAK KWAŚNY KAŻDEJ SUBSTANCJI, KTÓRA W NAZWIE MA SŁOWO „KWAS"?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: kwas, jon oksoniowy, stężenie;**
- **jak bada się właściwości substancji.**

Kwaśny humor, kwaśna mina, kwaśny jak ocet siedmiu złodziei, amator kwaśnych jabłek – to tylko niektóre z powiedzonek stosowanych w życiu codziennym, odnoszących się do smaku kwaśnego. W potocznym rozumieniu smak kwaśny kojarzy nam się zawsze z kwasem. Czy słusznie?

Wokół nas jest wiele kwasów: woda gazowana to roztwór kwasu węglowego, w coli występuje kwas fosforowy(V), kwas arachidowy znajdziemy w oleju arachidowym, a kwas oleinowy w oleju rzepakowym i oleju z oliwek. Kwas linolowy występuje w oleju słonecznikowym, sojowym i kukurydzianym, natomiast kwas timnodonowy w olejach rybich, np. w tranie dorszowym. W occie występuje kwas octowy, a kwasek cytrynowy to czysty kwas cytrynowy. Witamina C to kwas askorbinowy, a popularna aspiryna zawiera kwas acetylosalicylowy. Kwas borowy znajdziesz w apteczce – stosuje się go do przemywania oczu.

DOŚWIADCZENIE 149.

WYKONANIE

Zaproponuj doświadczenie, w którym sprawdzisz, czy odczuwamy smak kwaśny każdej substancji, która w nazwie ma słowo „kwas". W zeszycie zapisz, jak wykonałbyś to doświadczenia, jakie odczynniki i szkło laboratoryjne będą Ci potrzebne. Jaką postawisz hipotezę?

ĆWICZENIE 273.

Zastanów się, dlaczego niektóre kwasy nie barwią papierka uniwersalnego na kolor czerwony i nie mają kwaśnego smaku?

Za kwaśny smak i zabarwienie uniwersalnego papierka odpowiadają jony oksoniowe. W poprzedniej lekcji zapisaliśmy równanie reakcji dysocjacji elektrolitycznej kwasu solnego jako:

$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-.$$

Niekiedy kwaśny smak mają substancje, które nie są kwasami.

PŁYN BUROWA (łac. *Aluminii subacetatis solutio, Liquor aluminii acetici*):

- 7,5–9% roztwór substancji o wzorze sumarycznym $Al(OH)(CH_3COO)_2$, w wodzie destylowanej,
- jest lekiem do stosowania miejscowego, o właściwościach ściągających i przeciwzapalnych, stosowanym w stłuczeniach i obrzękach. Nie wolno go stosować w przypadkach otwartych zranień.

Przygotuj roztwór Burowa w stukrotnym rozcieńczeniu:

- *na 1 cm^3 płynu daj 99 cm^3 wody – włóż czysty palec do tego roztworu i zbadaj jego odczyn, stosując wskaźniki kwasowo-zasadowe dostępne w domu (herbata, sok z buraka).*

Ogólniej można zapisać to następująco:

$$HR + H_2O \rightarrow H_3O^+ + R^-$$

(gdzie **R** oznacza resztę kwasową różną dla każdego kwasu, a R^- to anion reszty kwasowej, który pozostał po odłączeniu atomu wodoru z cząsteczki kwasu).

Taki zapis oznacza, że wszytkie cząsteczki chlorowodoru zderzyły się z cząsteczkami wody, w wyniku czego wszystkie cząsteczki HCl przereagowały z wodą i powstały jony (kationy) oksoniowe i jony (aniony) chlorkowe. Z jednego mola cząsteczek HCl powstał jeden mol jonów oksoniowych i jeden mol jonów chlorkowych. To, że reakcji dysocjacji elektrolitycznej uległy **wszystkie** cząsteczki chlorowodoru, oznacza strzałka →.

Jednak nie wszystkie kwasy dysocjują całkowicie. W większości przypadków nie każde zderzenie jest efektywne, a zatem nie we wszystkich zderzeniach cząsteczek wody z cząsteczkami kwasu dochodzi do dysocjacji jonowej, w wyniku której powstają jony. Także część kationów oksoniowych zderza się ponownie z anionami reszty kwasowej i z powrotem tworzy się cząsteczka kwasu. Procesy te można zapisać w następujący sposób:

$HR + H_2O \rightarrow H_3O^+ + R^-$ (rozpad na jony),

$H_3O^+ + R^- \rightarrow HR + H_2O$ (tworzenie cząsteczki kwasu z jonów).

Sumarycznie te dwa procesy zapisuje się w jednym równaniu, w którym zamiast pojedynczej strzałki umieszcza się także strzałki skierowane w kierunkach przeciwnych (⇄). Równanie przyjmuje wtedy postać:

$$HR + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + R^-.$$

Symbol ⇄ oznacza, że reakcja przebiega w obu kierunkach. Pomiędzy reagentami ustala się równowaga, co oznacza, że szybkości reakcji w jedną i drugą stroną są takie same, a w roztworze występują wszystkie reagenty: niezdysocjowane cząsteczki kwasu, cząsteczki wody, kationy oksoniowe i aniony reszty kwasowej.
Zapis uproszczony powyższego procesu, w którym pomija się cząsteczki wody w równaniu, ma postać natępującą:

$$HR \overset{H_2O}{\rightleftarrows} H^+ + R^-.$$

Gdy w takim roztworze liczba jonów H_3O^+ (w uproszczeniu H^+) jest bardzo mała (małe jest stężenie jonów H_3O^+), w niektórych przypadkach nie czujemy smaku kwaśnego danej substancji i nie barwi ona papierka uniwersalnego na kolor czerwony.
Nie odczujemy również smaku kwaśnego, jeżeli kwas nie będzie rozpuszczał się w wodzie, a co za tym idzie nie będzie ulegał dysocjacji elektrolitycznej.

! ZAPAMIĘTAJ

Za odczuwanie kwaśnego smaku odpowiedzialne są jony oksoniowe (H_3O^+). Jeżeli w roztworze jest ich zbyt mało, nie odczujemy kwaśnego smaku.

DOBRA KARYKATURA TO PRAWDA WYTRAWIONA KWASEM.

LEE MARVIN [li marwin]

10.3. JAKIE ZNAMY POPULARNE KWASY NIEORGANICZNE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **czym jest woda gazowana z punktu widzenia chemika oraz definicje pojęć: kwas, jon oksoniowy;**
- **skąd wziął się podział na chemię organiczną i nieorganiczną; jak zbudowane są cząsteczki wody, chlorowodoru, fluorowodoru.**

ĆWICZENIE 274.

Przeczytaj tekst i ustnie uzupełnij tekst z lekcji 6.2.

Termin związki ..... pochodzi z bardzo dawnych czasów, kiedy uważano, że pewnych związków chemicznych nie da się otrzymać w laboratorium chemicznym, a do ich otrzymania potrzebne są ..... organizmy i zawarta w nich „....." (łac. *vis vitalis*). Poglądy takie nazywano witalizmem. Teoria ta zaczęła upadać dopiero pod koniec ..... wieku po eksperymentach Friedricha ....., który w 1824 roku dokonał ..... kwasu szczawiowego, a w roku 1828 otrzymał mocznik – z prostych związków nieorganicznych.

Rok ..... przyjmuje się za początek nowożytnej chemii organicznej.

WZORY STRUKTURALNE CZĄSTECZEK KWASÓW BEZTLENOWYCH JEDNOPROTONOWYCH

H – Cl

H – F

H – Br

H – I

Z lekcji 10.1. znamy już kilka nazw kwasów i ich wzorów sumarycznych. Są to:

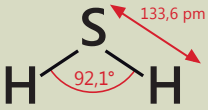
- kwas fluorowodorowy HF,
- kwas chlorowodorowy (solny) HCl,
- kwas bromowodorowy HBr,
- kwas jodowodorowy HI.

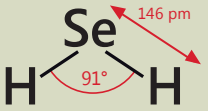
Na lekcji 5.3. wspomniano o siarkowodorze – jego wodny roztwór to kwas siarkowodorowy H_2S.

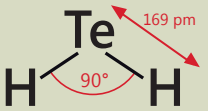
ĆWICZENIE 275.

Wiedząc, że niektóre właściwości chemiczne pierwiastków w grupie są stałe, podaj w zeszycie nazwy i wzory sumaryczne kwasów powstałych z pierwiastków, znajdujących się w układzie okresowym pod siarką: Se i Te.

WZORY STRUKTURALNE CZĄSTECZEK KWASÓW BEZTLENOWYCH DWUPROTONOWYCH







Wymienione powyżej kwasy to tak zwane **kwasy beztlenowe** (w ich cząsteczkach nie ma bowiem atomów tlenu). Ich nazwy tworzy się, podając po słowie kwas wyraz złożony zbudowany z następujących cząstek: nazwy pierwiastka, wrostka -o-, słowa wodór oraz przyrostka -owy.

Kwas	Rdzeń 1 nazwa pierwiastka	Wrostek -o-	Rdzeń 2 „wodór" (oboczność ó:o)	Przyrostek -owy	Nazwa kwasu
kwas	fluor	o	wodor	owy	kwas fluorowodorowy
kwas	chlor	o	wodor	owy	kwas chlorowodorowy
kwas	brom	o	wodor	owy	kwas bromowodorowy
kwas	jod	o	wodor	owy	kwas jodowodorowy
kwas	siark (bez końcówki -a)	o	wodor	owy	kwas siarkowodorowy
kwas	selen	o	wodor	owy	kwas selenowodorowy
kwas	tellur	o	wodor	owy	kwas tellurowodorowy

TABELA 10.1. Sposób tworzenia nazw kwasów beztlenowych.

Na podstawie powyższej tabeli można stwierdzić, że nazwy kwasów beztlenowych różnią się od siebie jedynie nazwami poszczególnych pierwiastków, od których kwasy te się wywodzą. Kwasy te można otrzymać w wyniku bezpośredniej syntezy (reakcji gazowego wodoru z danym niemetalem), a następnie przez rozpuszczenie powstałego związku w wodzie (jednak jest to metoda dość droga i w praktyce przemysłowej otrzymuje się je inaczej).

ĆWICZENIE 276.

W zeszycie napisz i uzgodnij równania reakcji syntezy poszczególnych niemetali z wodorem.

Oprócz wymienionych powyżej prostych kwasów beztlenowych znane są także bardziej złożone tego rodzaju związki, np. kwas cyjanowodorowy HCN, kwas tiocyjanowy HSCN i jego izomer – kwas izotiocyjanowy HNCS.

ĆWICZENIE 277.

Wiedząc, że kwasy beztlenowe tworzone przez pierwiastki 17. grupy układu okresowego są przeważnie mocne i ich moc wzrasta proporcjonalnie do spadku elektroujemności tworzącego je niemetalu, uszereguj je od najmocniejszego do najsłabszego.

Gazowana woda mineralna to roztwór kwasu węglowego o wzorze sumarycznym H_2CO_3. Jak można zauważyć, we wzorze sumarycznym tego kwasu znajduje się symbol atomu tlenu – dlatego też ten kwas zaliczamy do **kwasów tlenowych**.

Nazwy kwasów tlenowych tworzy się, podając po słowie **kwas** **nazwę pierwiastka** oraz przyrostek **-owy**. Jeżeli pierwiastek może przyjmować różne wartościowości, tworząc kwasy tlenowe, **wartościowość** tę należy podać w nazwie kwasu, dołączając ją na końcu nazwy i wpisując w nawiasie okrągłym właściwą cyfrę rzymską.

Przykładowo chlor, tworząc kwasy tlenowe, może przyjmować wartościowości nieparzyste: I, III, V i VII, co odpowiednio należy zapisać w nazwie kwasu.

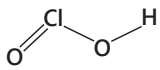
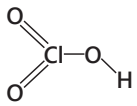
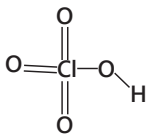
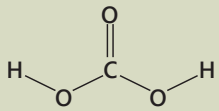
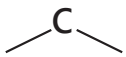
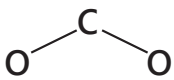
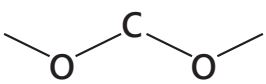
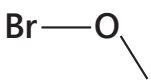
Wartościowość chloru	Wzór strukturalny	Wzór sumaryczny	Nazwa kwasu
I		$HClO$	kwas chlorowy(I)
III		$HClO_2$	kwas chlorowy(III)
V		$HClO_3$	kwas chlorowy(V)
VII		$HClO_4$	kwas chlorowy(VII)

TABELA 10.2. Chlor a kwasy tlenowe.

WZÓR STRUKTURALNY KWASU WĘGLOWEGO



Zastanówmy się, czy musimy uczyć się wzorów sumarycznych i strukturalnych kwasów na pamięć? Prześledźmy sposób postępowania na przykładzie kwasów węglowego i bromowego(V). W skład cząsteczki nieorganicznego kwasu tlenowego wchodzi atom pierwiastka, od którego wywodzi się kwas, atom lub atomy tlenu oraz atom lub atomy wodoru. Atomy wodoru są zwykle przyłączone do atomów tlenu.

Przeanalizuj nazwę kwasu i ustal, od jakiego pierwiastka pochodzi kwas.	Kwas węglowy → pierwiastek węgiel	Kwas bromowy(V) → pierwiastek brom
Odczytaj z układu okresowego symbol tego pierwiastka	Symbol pierwiastka: C	Symbol pierwiastka: Br
W miejscu przeznaczonym na wzór strukturalny kwasu napisz odczytany symbol pierwiastka.	C	Br
Odczytaj z nazwy kwasu wartościowość pierwiastka, jeżeli jest podana. Jeżeli nie jest podana, ustal wartościowość pierwiastka na podstawie jego położenia w układzie okresowym.	Węgiel znajduje się w 14. grupie układu okresowego, więc jego wartościowość może wynosić II lub IV. Z uwagi na fakt, że nie istnieje kwas węglowy(II), nie podaje się wartościowości w nazwie kwasu węglowego. Węgiel w kwasie węglowym jest czterowartościowy.	W nazwie kwasu podano, że brom jest pięciowartościowy.
Wartościowość danego pierwiastka we wzorze cząsteczki jest symbolizowana liczbą kresek, które łączą atom danego pierwiastka z innymi pierwiastkami. Ile kresek będzie odchodziło od zapisanego symbolu pierwiastka?	4	5
Wybierz odpowiednią drogę w zależności od tego, czy wartościowość pierwiastka jest parzysta, czy nieparzysta.	Z uwagi na fakt, że wartościowość węgla jest liczbą parzystą, narysuj dwie kreski, które jednym końcem stykają się z napisanym symbolem pierwiastka. 	Z uwagi na fakt, że wartościowość bromu jest liczbą nieparzystą, narysuj jedną kreskę, która jednym końcem styka się z napisanym symbolem pierwiastka.
Do drugiego końca każdej z narysowanych kresek dopisz symbole atomów tlenu.		
Do każdego z napisanych symboli atomów tlenu dorysuj drugą kreskę odchodzącą od atomu tlenu tak, aby jednym końcem stykała się z atomem tlenu, natomiast drugim końcem **nie** stykała się z żadnym innym symbolem atomu.		

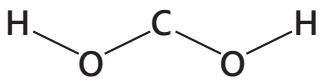
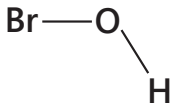
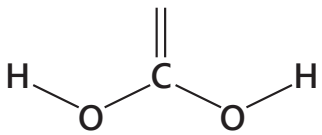
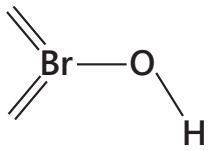
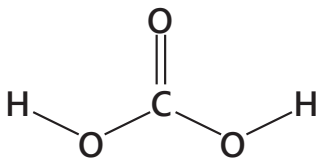
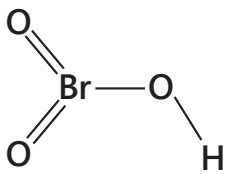
Do drugiego końca każdej z dopisanych poprzednio kresek dopisz symbol atomu wodoru.		
Od liczby kresek ustalonych na podstawie wartościowości odejmij liczbę kresek odchodzących bezpośrednio od symbolu pierwiastka, połączonych z atomami tlenu. Ile odchodzących od symbolu pierwiastka kresek pozostało do uzupełnienia?	2	4
Pozostałe do narysowania kreski rysuj parami (za pomocą podwójnych kresek równoległych) w taki sposób, aby każda z kresek stykała się jednym końcem z symbolem pierwiastka.	W tym przypadku będzie jedna para. 	W tym przypadku będą dwie pary. 
Do drugiego końca każdej z par dopisz symbol atomu tlenu.	 Wzór strukturalny jest gotowy.	 Wzór strukturalny jest gotowy.

TABELA 10.3. Przykład tworzenia wzorów sumarycznych i strukturalnych kwasów.

Z narysowanego wzoru strukturalnego odczytujemy, że cząsteczka kwasu węglowego zbudowana jest z dwóch atomów wodoru, jednego atomu węgla i trzech atomów tlenu – stąd wzór sumaryczny H_2CO_3. Cząsteczka kwasu bromowego(V) składa się natomiast z jednego atomu bromu, jednego atomu wodoru oraz trzech atomów tlenu, czyli jej wzór sumaryczny ma postać: $HBrO_3$.

Węgiel tworzy tylko jeden nieorganiczny kwas tlenowy, jednak już np. siarka tworzy ich znacznie więcej. Dwa z nich są istotne: kwas siarkowy(IV) i kwas siarkowy(VI). Wzór strukturalny i sumaryczny kwasu siarkowego(IV) tworzy się analogicznie jak wzór kwasu węglowego.

ĆWICZENIE 278.

W zeszycie narysuj wzory strukturalne kwasów: siarkowego(IV) oraz siarkowego(VI), podaj ich wzory sumaryczne.

Zaproponowany wyżej algorytm tworzenia wzorów strukturalnych sprawdza się dla kwasów zawierających w cząsteczkach jeden lub dwa atomy wodoru, czyli dla większości kwasów. Istnieją jednak kwasy, w których atomów wodoru w cząsteczce kwasu będzie więcej. Przykładami są kwasy ortofosforowy(V) i borowy.

W poniższej tabeli umieszczono niektóre wzory i nazwy kwasów tlenowych:

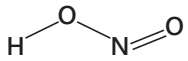
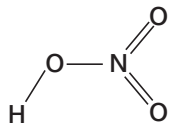
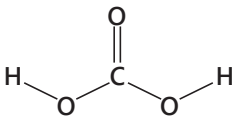
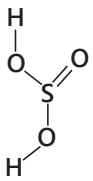
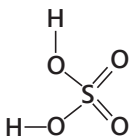
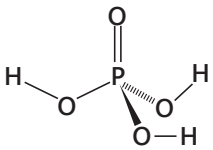
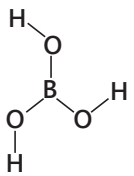
Nazwa kwasu	Wzór sumaryczny	Wzór strukturalny
Kwas azotowy(III)	HNO_2	
Kwas azotowy(V)	HNO_3	
Kwas węglowy	H_2CO_3	
Kwas siarkowy(IV)	H_2SO_3	
Kwas siarkowy(VI)	H_2SO_4	
Kwas orofosforowy(V)	H_3PO_4	
Kwas borowy	H_3BO_3	

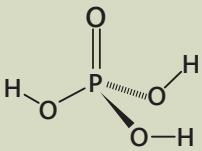
TABELA 10.4. Wzory i nazwy niektórych kwasów tlenowych.

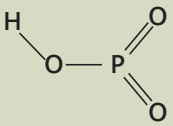
Moc kwasów tlenowych rośnie wraz ze wzrostem elektroujemności pierwiastka centralnego. Na przykład moc kwasów tlenowych z atomem centralnym pochodzącym z trzeciego okresu układu okresowego wzrasta następująco:
$H_2SiO_3 < H_3PO_4 < H_2SO_4 < HClO_4$.

Natomiast gdy dany pierwiastek tworzy kilka kwasów tlenowych, ich moc rośnie wraz ze wzrostem wartościowości atomu centralnego:
$HClO < HClO_2 < HClO_3 < HClO_4$.

KWAS FOSFOROWY(V)

Postępując zgodnie z przepisem na tworzenie wzorów strukturalnych i sumarycznych kwasów tlenowych, otrzymamy dwa wzory dla kwasu fosforowego(V):





By odróżnić obie te substancje do nazwy pierwszego kwasu dodano przedrostek orto-:

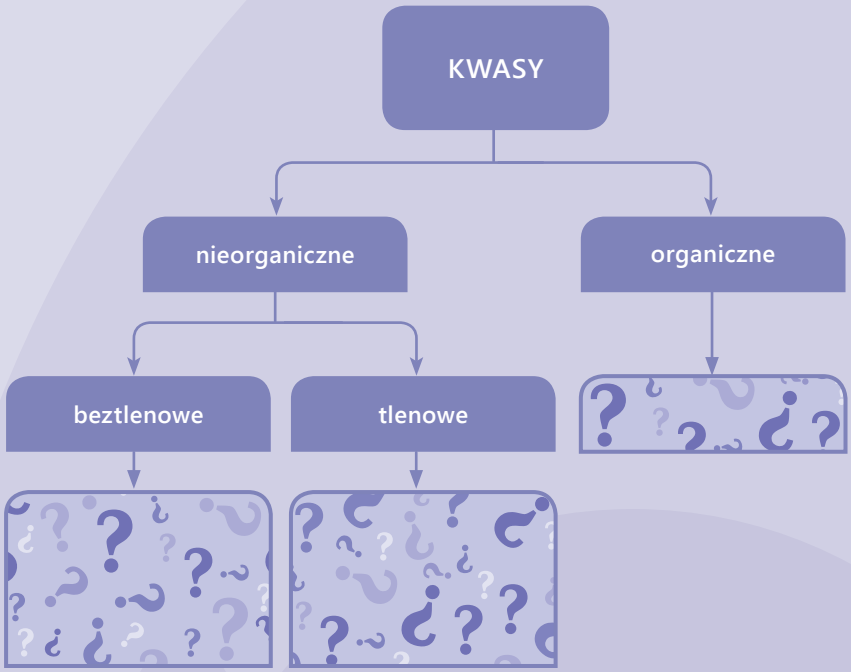
- **kwas ortofosforowy(V)**,

a do nazwy drugiego przedrostek meta-:

- **kwas metafosforowy(V)**.

ĆWICZENIE 279.

Przerysuj poniższy schemat podziału kwasów do zeszytu i dopisz w odpowiednie miejsca wzory sumaryczne poznanych kwasów:



PRZEDYSKUTUJ

Znajdź w dostępnych źródłach obraz lub zdjęcie jakiejś osoby i jej karykaturę. Zastanów się, czym się one od siebie różnią. Podyskutujcie w klasie, dlaczego Lee Marvin stwierdził, że: *Dobra karykatura to prawda wytrawiona kwasem.*

KWAS PIKRYNOWY. BARDZO WIELKA MOC,
ONA PCHA CIĘŻAR, KTÓREN ŚMIGA.

WYPOWIEDŹ PANA MULDGAARDA,
BOHATERA KRYMINAŁU JOANNY CHMIELEWSKIEJ „WSZYSTKO CZERWONE"

10.4. JAKIE ZNAMY POPULARNE KWASY ORGANICZNE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

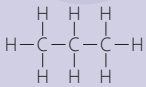
- **definicję pojęcia szereg homologiczny węglowodorów oraz nazewnictwo węglowodorów;**
- **jak rysuje się wzory strukturalne węglowodorów.**

Kwasy organiczne są pochodnymi węglowodorów. Kiedy mówi się o kwasach organicznych, najczęściej chodzi o kwasy karboksylowe, choć istnieją inne substancje organiczne, które wykazują właściwości kwasowe, takie jak: kwasy sulfonowe, fenole, tiole i alkohole. W tym podrozdziale ograniczymy się jednak tylko do kwasów karboksylowych.

Wiele kwasów karboksylowych zostało odkrytych w organizmach roślinnych lub zwierzęcych. Fakt ten został utrwalony w ich nazwach zwyczajowych: kwas mrówkowy, kwas szczawiowy, kwas jabłkowy, kwas cytrynowy itp. Nazwy systematyczne tych związków chemicznych pochodzą od nazw odpowiednich węglowodorów. Chemicy posługują się przeważnie nazwami systematycznymi, jednak na biologii częściej korzysta się z nazw zwyczajowych.

ĆWICZENIE 280.

Przerysuj tabelę do zeszytu. Uzupełnij informacje w tabeli, wpisując nazwy poznanych węglowodorów, ich wzory sumaryczne, strukturalne i grupowe.

NAZWA WĘGLOWODORU	WZÓR SUMARYCZNY	WZÓR STRUKTURALNY	WZÓR GRUPOWY
metan			
	C_2H_6		
			
			CH_3-CH_2- CH_2-CH_3

Nazwy systematyczne kwasów karboksylowych składają się ze słowa kwas oraz nazwy węglowodoru, do której jest dodany przyrostek -owy.

LICZBA ATOMÓW WĘGLA W CZĄSTECZCE	NAZWA WĘGLOWODORU	NAZWA SYSTEMATYCZNA KWASU KARBOKSYLOWEGO	NAZWA ZWYCZAJOWA KWASU KARBOKSYLOWEGO
1	metan	kwas metanowy	kwas mrówkowy
2	etan	kwas etanowy	kwas octowy
3	propan	kwas propanowy	kwas propionowy
4	butan	kwas butanowy	kwas masłowy
5	pentan	kwas pentanowy	kwas walerianowy

TABELA 10.5. Nazwy systematyczne kwasów karboksylowych.

Cechą charakterystyczną wszystkich kwasów karboksylowych jest obecność **grupy karboksylowej**, którą za pomocą wzoru sumarycznego przedstawia się jako **–COOH**. Jest to tak zwana **grupa funkcyjna**.

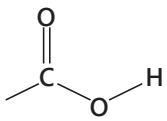
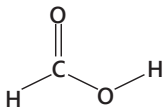
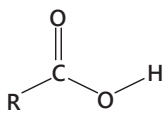
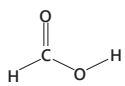
W skład grupy karboksylowej wchodzi atom węgla.	C
Atom węgla, jak w innych związkach organicznych, jest czterowartościowy, co symbolizują 4 kreski odchodzące od atomu węgla.	
W skład grupy karboksylowej wchodzą również dwa atomy tlenu połączone z atomem węgla. Jeden atom tlenu łączy się podwójnym wiązaniem z atomem węgla, natomiast drugi atom tlenu połączony jest wiązaniem pojedynczym, a dodatkowo łączy się z atomem wodoru.	
Do „pustego" miejsca, które pozostało przy atomie węgla, może zostać przyłączony atom wodoru (H) lub kolejne atomy węgla z łańcucha węglowodorowego, co ogólnie oznacza się literą R.	 

TABELA 10.6. Grupa karboksylowa (funkcyjna).

Najprostszym węglowodorem jest metan. Jak narysujemy wzór strukturalny kwasu, który wywodzi się od metanu, czyli kwasu metanowego? W cząsteczce metanu jest tylko jeden atom węgla, zatem w cząsteczce kwasu metanowego będzie także tylko jeden atom węgla. Jednocześnie wiemy, że kwas ten musi zawierać grupę karboksylową. Do grupy karboksylowej będzie przyłączony jedynie atom wodoru, a wzór strukturalny tego kwasu będzie wyglądał następująco:



Wzór sumaryczny tego kwasu napiszemy w postaci: HCOOH (nie zapisujemy tego wzoru w postaci H_2CO_2, gdyż atomy wodoru i tlenu są inaczej połączone – wykazują inne właściwości).

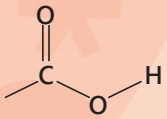
! ZAPAMIĘTAJ

GRUPA FUNKCYJNA jest to grupa atomów wchodząca w skład cząsteczki związku chemicznego decydująca o określonych własnościach chemicznych tego związku.

! ZAPAMIĘTAJ

GRUPA KARBOKSYLOWA:

- o wzorze sumarycznym: –COOH
- o wzorze strukturalnym:



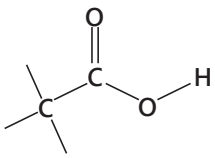
to grupa funkcyjna obecna w cząsteczkach wszystkich kwasów karboksylowych. Jest dla nich charakterystyczna i odpowiada za właściwości chemiczne tych związków.

Narysujmy wzór strukturalny kwasu etanowego.

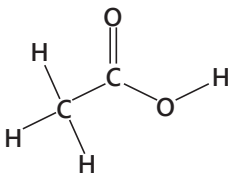
Etan to alkan zawierający w cząsteczce dwa atomy węgla połączone ze sobą, toteż kwas etanowy ma również w swojej cząsteczce dwa połączone ze sobą atomy węgla. Rysujemy więc te dwa atomy:

C — C

Jeden z atomów wchodzi w skład grupy karboksylowej:



a do drugiego dołączone są atomy wodoru:



Zatem wzór sumaryczny kwasu etanowego ma postać: CH_3COOH.

ĆWICZENIE 281.

Narysuj w zeszycie wzory strukturalne kwasów propanowego, butanowego i pentanowego.

Poniżej przedstawiono wzory sumaryczne i grupowe pierwszych siedmiu kwasów karboksylowych:

NAZWA KWASU	WZÓR SUMARYCZNY	WZÓR GRUPOWY
kwas metanowy	$HCOOH$	$H\text{-}COOH$
kwas etanowy	CH_3COOH	$CH_3\text{-}COOH$
kwas propanowy	C_2H_5COOH	$CH_3\text{-}CH_2\text{-}COOH$
kwas butanowy	C_3H_7COOH	$CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}COOH$
kwas pentanowy	C_4H_9COOH	$CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}COOH$
kwas heksanowy	$C_5H_{11}COOH$	$CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}\ CH_2\text{-}CH_2\text{-}COOH$
kwas heptanowy	$C_6H_{13}COOH$	$CH_3\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_2\text{-}CH_3\text{-}COOH$

TABELA 10.7. Wzory sumaryczne i grupowe pierwszych siedmiu kwasów karboksylowych.

! ZAPAMIĘTAJ

Podobnie jak węglowodory kwasy karboksylowe tworzą szereg homologiczny.

Na podstawie powyższych wzorów można przedstawić sumaryczny wzór ogólny kwasów karboksylowych: $C_nH_{2n+1}COOH$. Należy jednak pamiętać, że korzystając z tego wzoru, jako „n" przyjmujemy wartość o 1 niższą niż wynika to z nazwy kwasu, gdyż nie możemy zapominać, że atom węgla jest także obecny w grupie karboksylowej. Wzór ten nie sprawdzi się w przypadku kwasów, które będą zawierały w cząsteczkach więcej niż jedną grupę karboksylową, lub jeśli łańcuch węglowodorowy będzie zawierał wiązania wielokrotne pomiędzy atomami węgla.

ĆWICZENIE 282.

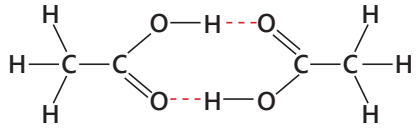
Korzystając z powyższych informacji, napisz w zeszycie wzory sumaryczne kwasów o:

- 16 atomach węgla w cząsteczce,
- 36 atomach wodoru.

Kwasy karboksylowe, których cząsteczki zawierają do dziesięciu atomów węgla, są w temperaturze pokojowej cieczami o nieprzyjemnym, charakterystycznym zapachu. Szczególnie nieprzyjemny zapach ma kwas butanowy (masłowy).

Kwasy, które zawierają więcej niż dziesięć atomów węgla w cząsteczce, w temperaturze pokojowej są ciałami stałymi.

Kwasy karboksylowe charakteryzują się stosunkowo wysokimi wartościami temperatur wrzenia. Jest to związane z tworzeniem wiązań wodorowych pomiędzy cząsteczkami i ich łączeniem w pary (dimery).



Kwas karboksylowy	Temperatura wrzenia
$HCOOH$	101°C
CH_3COOH	118°C
C_2H_5COOH	142°C
C_3H_7COOH	163°C
C_4H_9COOH	187°C

TABELA 10.8. Temperatura wrzenia kwasów karboksylowych.

WODA ŻYCIA NIE ISTNIEJE,
ALE ZAWSZE WARTO PO NIĄ IŚĆ.
JACEK KACZMARSKI, „GŁUPI JASIU"

10.5. JAK KWASY ZACHOWUJĄ SIĘ W WODZIE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: dysocjacja, kwas;nazwy i wzory poznanych kwasów (zrób zestawienie tych nazw i wzorów);**
- **jak bada się właściwości kwasu przy pomocy papierka uniwersalnego i jak się zapisuje równanie dysocjacji kwasu solnego.**

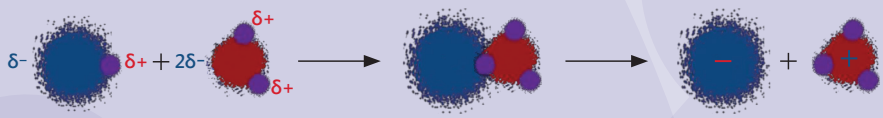
ĆWICZENIE 283.

Przeczytaj tekst. Uzupełnij go ustnie (pomocna będzie lekcja 10.1.).

W cząsteczkach chlorowodoru i wody występują wiązania atomowe (kowalencyjne) ..... . Oba rodzaje cząsteczek są dipolami. W obydwu cząsteczkach na atomach wodoru występuje cząstkowy ładunek ....., a na atomach tlenu i chloru występuje cząstkowy ładunek ..... .

Cząsteczki wody i chlorowodoru poruszają się chaotycznie. W momencie zderzenia cząsteczka wody i chlorowodoru, dzięki przyciąganiu się ładunków o przeciwnych znakach, ... ze sobą. Powstaje nietrwałe połączenie chlorowodoru z wodą.

W tym nietrwałym połączeniu na ..... atom wodoru pochodzący od chlorowodoru, teraz silniej oddziałuje atom ..... niż atom chloru. Dlatego następuje rozerwanie nietrwałego połączenia wody i chlorowodoru. W jego wyniku chmura elektronowa pochodząca od atomu ..... pozostanie przy atomie ....., a samo jądro atomu ..... pozostanie przy atomie ..... . W wyniku tego procesu powstaną dwa jony: ujemny Cl^- oraz dodatni H_3O^+.



Powyższy proces można przedstawić przy pomocy równania reakcji:

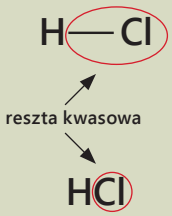
$$HCl + H_2O \rightarrow H_3O^+ + Cl^-.$$

Odczytajmy ten zapis ustnie:

W wyniku reakcji ..... cząsteczki chlorowodoru i ..... cząsteczki wody powstał ..... kation H_3O^+ (nazywany jonem .....) i ..... anion Cl– (nazywany jonem .....).

Zatem wodny roztwór kwasu chlorowego zawiera jony ..... .

Analogicznie do kwasu chlorowodorowego zachowują się w wodzie inne kwasy – ulegają procesowi dysocjacji elektrolitycznej – w wyniku czego powstają jony oksoniowe. Aniony, które powstają w wyniku odczepienia protonu od cząsteczki kwasu, to tzw. aniony **reszty kwasowej**.



Nawet kiedy nie znasz danego kwasu, jeżeli masz podany jego wzór sumaryczny (bądź strukturalny), możesz napisać prawidłowo równanie dysocjacji elektrolitycznej.

ĆWICZENIE 284.

W zeszycie napisz równania dysocjacji elektrolitycznej dla wymienionych niżej kwasów:

- kwas fluorowodory HF,
- kwas bromowodorowy HBr,
- kwas jodowodorowy HI,
- kwas cyjanowodorowy HCN,
- kwas tiocyjanowy HSCN,
- kwas izotiocyjanowy HNCS.

Zaznacz w ich wzorach sumarycznych resztę kwasową.

Zastanówmy się, jak będzie przebiegał proces dysocjacji kwasu siarkowodorowego. Cząsteczka siarkowodoru ma dwa atomy wodoru. W reakcji z wodą jony wodoru (protony) będą odrywane etapami. Najpierw zostanie odłączony jeden jon wodoru (proton):

$H_2S + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + HS^-$.

Następnie z jonu HS^- zostanie oderwany drugi proton (jon wodoru):

$HS^- + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + S^{2-}$.

Taki proces dysocjacji elektrolitycznej, który odbywa się niejako „na raty", nazywa się **dysocjacją elektrolityczna stopniową**.

W sumie ten proces można zapisać jako:

$H_2S + 2H_2O \rightleftarrows 2H_3O^+ + S^{2-}$.

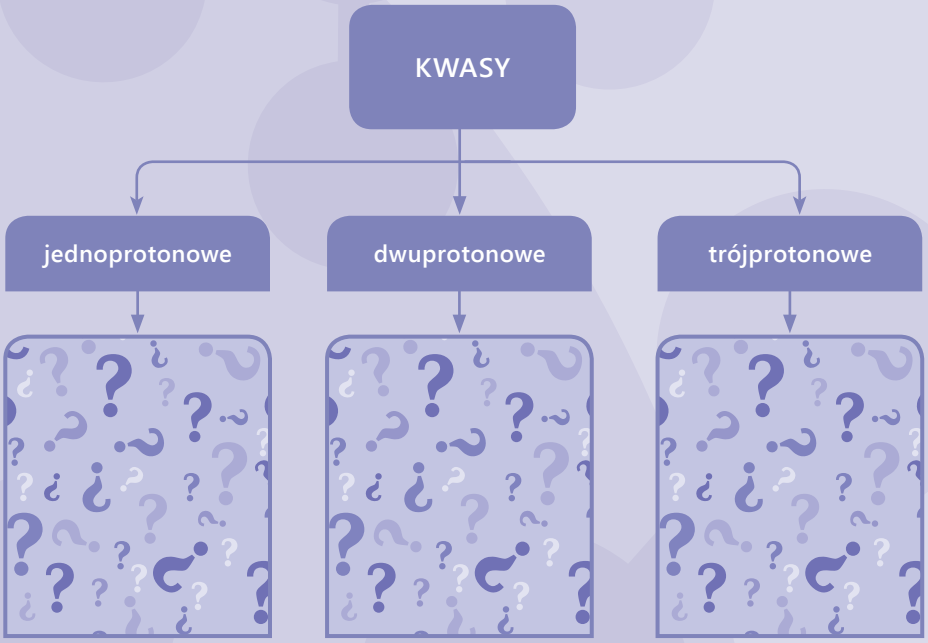
Kwasy, które mają 2 lub 3 atomy wodoru w cząsteczkach, dysocjują stopniowo, oddając atomy po kolei. Ze względu na ilość protonów (jonów wodoru), które może oddać cząsteczka danego kwasu, kwasy się dzieli na jednoprotonowe (mogące oddać tylko jeden jon wodoru), dwuprotonowe (mogące oddać dwa jony wodoru) i trójprotonowe (mogące oddać trzy jony wodoru).

ĆWICZENIE 285.

Analogicznie do kwasu siarkowodorowego dysocjacji elektrolitycznej ulegają kwasy: selenowodorowy (H_2Se) i tellurowodorowy (H_2Te). W zeszycie zapisz te procesy za pomocą równań reakcji. Zaznacz resztę kwasową.

ĆWICZENIE 286.

Przerysuj schemat do zeszytu. Wpisz w odpowiednie miejsca wzory sumaryczne znanych Ci kwasów.



DOŚWIADCZENIE 150.

WYKONANIE

Zbadaj, jak zmienia się kolor uniwersalnego papierka wskaźnikowego w dostępnych w pracowni chemicznej nieorganicznych kwasach tlenowych.

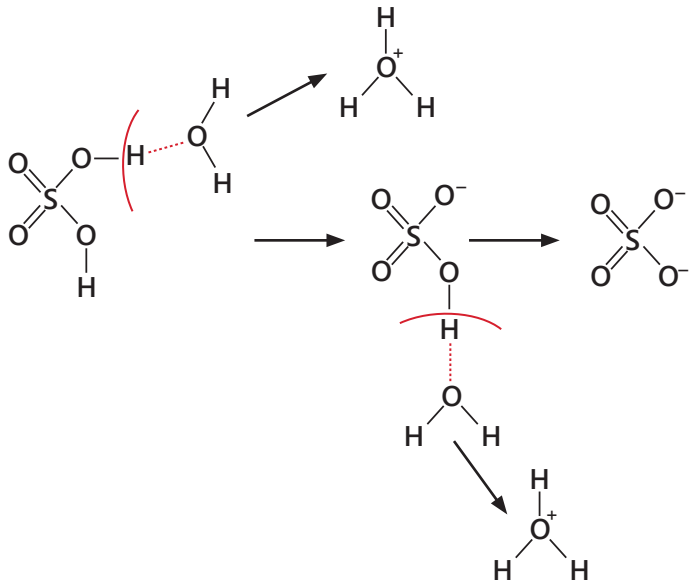
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Kwasy tlenowe również ulegają procesowi dysocjacji elektrolitycznej. Przykładowo kwas azotowy(V) w reakcji z wodą rozpada się na jon oksoniowy i anion azotanowy(V):

$HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$.

W tym przypadku reszta kwasowa składa się z kilku atomów.

Gdy kwas jest wieloprotonowy, ulega dysocjacji elektrolitycznej etapami, tak jak np. kwas siarkowy(VI):



Zwróć uwagę, że czasami strzałka w równaniu jest skierowana w jedną stronę, a czasami w obie strony. Przypomnij sobie dlaczego.

W pierwszym etapie cząsteczka wody odrywa jeden jon wodoru:

$$H_2SO_4 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + HSO_4^-.$$

Następnie z jonu HSO_4^- zostanie oderwany drugi proton (jon wodoru) przez inną cząsteczkę wody:

$$HSO_4^- + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + SO_4^{2-}.$$

Sumarycznie proces ten można zapisać jako:

$$H_2SO_4 + 2H_2O \rightleftarrows 2H_3O^+ + SO_4^{2-}.$$

ĆWICZENIE 287.

Za pomocą wzorów sumarycznych napisz w zeszycie równania reakcji dysocjacji elektrolitycznej poniższych kwasów:

- kwas azotowy(III) HNO_2,
- kwas azotowy(V) HNO_3,
- kwas węglowy H_2CO_3,
- kwas siarkowy(IV) H_2SO_3,
- kwas chlorowy(I) $HClO$,
- kwas chlorowy(V) $HClO_3$,
- kwas ortofosforowy(V) H_3PO_4,
- kwas borowy(V) H_3BO_3,
- kwas metafosforowy(V) HPO_3.

Zaznacz w ich wzorach sumarycznych resztę kwasową.

Zastanówmy się, czy dysocjacji elektrolitycznej będą ulegać także kwasy karboksylowe. W tym celu wykonajmy doświadczenie.

DOŚWIADCZENIE 151.

WYKONANIE

Zbadaj kolor uniwersalnego papierka wskaźnikowego w dostępnych organicznych kwasach karboksylowych.

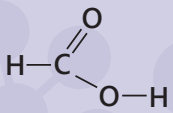
Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Rozpuszczalne w wodzie kwasy karboksylowe – tak samo jak kwasy nieorganiczne – ulegają procesowy dysocjacji elektrolitycznej, o czym świadczy zabarwienie papierka wskaźnikowego. Jednak w przeciwieństwie do kwasów nieorganicznych w cząsteczkach kwasów organicznych występuje wiele atomów wodoru. Powstaje zatem pytanie, który proton jest oddawany w tej reakcji.

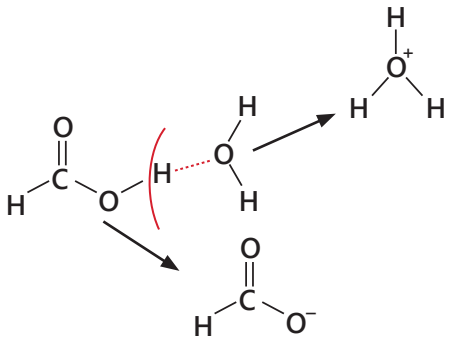
ĆWICZENIE 288.

We wzorze strukturalnym kwasu metanowego (mrówkowego) oblicz różnice elektroujemności pomiędzy poszczególnymi atomami. Na tej podstawie określ typ poszczególnych wiązań.



Wiązanie pomiędzy atomem wodoru i atomem węgla w cząsteczkach kwasów organicznych jest wiązaniem atomowym. Jest to wiązanie trwałe i nie jest ono spolaryzowane. Dlatego też atomy wodoru przyłączone do atomów węgla nie ulegają dysocjacji elektrolitycznej. Dysocjacji ulegają natomiast atomy wodoru przyłączone do atomu tlenu w grupie karboksylowej, gdzie następuje przesunięcie ładunku w kierunku atomu tlenu i ułatwienie oderwania jonu wodoru przez cząsteczkę wody.

Przykładowo kwas metanowy dysocjuje w wodzie następująco:



Można to zapisać w ten sposób: $HCOOH + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + HCOO^-$.

! ZAPAMIĘTAJ

W procesie dysocjacji elektrolitycznej kwasów karboksylowych odrywany jest tylko jon wodoru z grupy karboksylowej. Kwasy karboksylowe, zawierające jedną grupę karboksylową w cząsteczce, są więc jednoprotonowe.

ĆWICZENIE 289.

Na podstawie równania reakcji dysocjacji kwasu metanowego napisz w zeszycie równania dla poniższych kwasów:

- kwas etanowy CH_3COOH,
- kwas propanowy C_2H_5COOH,
- kwas butanowy C_3H_7COOH,
- kwas pentanowy C_4H_9COOH,
- kwas heksanowy $C_5H_{11}COOH$,
- kwas heptanowy $C_6H_{13}COOH$.

Zaznacz w ich wzorach sumarycznych resztę kwasową.

SYF SPŁYWAJĄCY DO RZEKI RURAMI BASCO BYŁ STO TYSIĘCY RAZY BARDZIEJ STĘŻONY, NIŻ DOPUSZCZAŁO PRAWO. RÓŻNICA MIĘDZY pH OSIEM I TRZYNAŚCIE WYNOSI PIĘĆ, CO OZNACZA, ŻE pH TRZYNAŚCIE JEST STO TYSIĘCY RAZY – DZIESIĘĆ DO PIĄTEJ – BARDZIEJ ZASADOWE OD pH OSIEM. ALE NIEWAŻNE, ILE DYPLOMÓW MASZ NA ŚCIANIE – JAK PODASZ LUDZIOM TAKIE LICZBY WEZMĄ CIĘ ZA ŚWIRA. WIĘKSZOŚĆ LUDZI NIE JEST W STANIE POJĄĆ SKALI, NA JAKĄ ŁAMANE SĄ PRAWA O OCHRONIE ŚRODOWISKA. ALE JEŚLI POWIEM: „PONAD DWUKROTNIE PRZEKRACZA LEGALNE NORMY", BUDZI SIĘ W NICH WYGODNE OBURZENIE.

NEAL STEPHENSON [nil stiwenson], „ZODIAC (THRILLER EKOLOGICZNY)"

10.6. JAKIE pH MAJĄ KWASY?

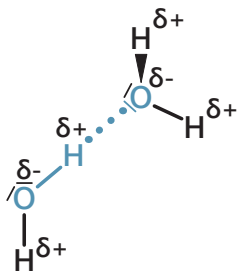
WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: kwas, stężenie; co oznacza stwierdzenie, że reakcja jest odwracalna; definicję pojęcia funkcja;**
- **jak bada się zmianę barwy papierka uniwersalnego w kwasach; jak zbudowana jest cząsteczka wody.**

Codziennie atakują nas różne reklamy. W części z tych reklam wykorzystuje się sformułowania naukowe, by przekazywany komunikat był bardziej przekonujący. Czy jednak na pewno wiemy, co oznaczają terminy zawarte w tych reklamach? Co oznacza sformułowanie, że pH w jamie ustnej po posiłku spada? Dlaczego poleca się mydło do mycia o pH równym 5,5, a żel do higieny intymnej o pH 3,5? Co oznacza zatem oznaczenie pH? I jak można je obliczyć, zmierzyć?

Aby poprawnie zrozumieć sens skali pH, trzeba przyjrzeć się dokładnie, co dzieje się z cząsteczkami wody destylowanej. Cząsteczki wody są dipolami. Pomiędzy nimi występują wiązania wodorowe, które łączą je w skupiska (asocjaty) średnio 6–7 cząsteczek. W wyniku zderzeń jedne wiązania tworzą się, a inne pękają.



Rysunek przedstawia oddziałujące na siebie dwie cząsteczki wody. Na atom wodoru (zaznaczony na rysunku na niebiesko) równocześnie oddziałują oba atomy tlenu. Czasami zdarza się, że cząsteczka wody, do której początkowo należał ten atom, odda proton (jon wodoru) drugiej cząsteczce wody, zachowując jego chmurę elektronową. Mówimy wtedy, że woda ulega procesowi autodysocjacji i zapisujemy ten proces za pomocą równania:

$$2H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + OH^-.$$

Reakcja ta jest odwracalna. Ustala się pewien stan równowagi, czyli stan, w którym w wodzie destylowanej jednocześnie są obecne niezdysocjowane cząsteczki wody, a także jony H_3O^+ i jony OH^-. W czystej wodzie (destylowanej), jak wynika z przedstawionego wcześniej równania, liczba moli jonów H_3O^+ jest równa liczbie moli jonów OH^-.

Przyjmijmy powszechnie stosowane oznaczenia: $[H_3O^+]$ jako stężenie jonów H_3O^+ wyrażone w ilości moli tych jonów w 1 dm^3 roztworu oraz $[OH^-]$ jako stężenie jonów OH^- wyrażone w ilości moli tych jonów w 1 dm^3 roztworu. Powyższą zależność zapiszemy więc następująco:

$$[H_3O^+] = [OH^-].$$

Iloczyn stężeń jonów H_3O^+ i OH^- jest wielkością stałą i w temperaturze 25°C wynosi 10^{-14}:

$$[H_3O^+]\cdot[OH^-] = 10^{-14}.$$

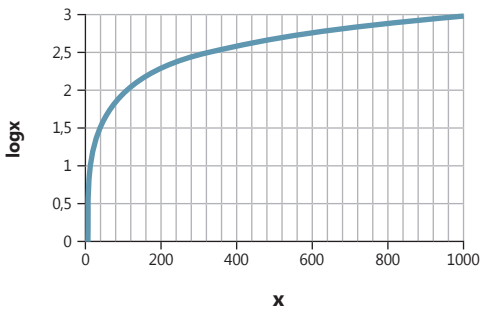
O ilości jonów H_3O^+ w roztworze informuje nas skala pH, która obejmuje zakres od 0 do 14 (taki zakres skali ma bezpośredni związek z opisaną wyżej zależnością). Znając pH, możemy również pośrednio dowiedzieć się, jaka jest liczba jonów OH^- w danym roztworze, gdyż jak wspomnieliśmy wcześniej, iloczyn stężeń jonów H_3O^+ i OH^- jest wielkością stałą.

Jeżeli w roztworze wzrasta stężenie jonów H_3O^+, to aby iloczyn był wartością stałą, maleje stężenie jonów OH^-. Jeżeli natomiast rośnie w roztworze stężenie jonów OH^-, wtedy maleje stężenie jonów H_3O^+. Gdy w roztworze przeważa liczba jonów H_3O^+ nad liczbą jonów OH^- ($[H_3O^+]>[OH^-]$), to mówi się, że roztwór ma odczyn kwasowy (pH < 7). W sytuacji odwrotnej, gdy przeważa liczba jonów OH^- nad liczbą jonów H_3O^+ ($[H_3O^+]<[OH^-]$), mówi się, że taki roztwór ma odczyn zasadowy (pH > 7). W sytuacji, w której stężenia jonów H_3O^+ i OH^- są równe ($[H_3O^+]=[OH^-] = 10^{-7}\ \frac{mol}{dm^3}$) – tak jak to ma miejsce w wodzie destylowanej – mówi się o odczynie obojętnym (pH = 7).

Pojęcie pH zostało zdefiniowane przez duńskiego naukowca Sørena Sørensena w 1909 roku. Sorensen przyjął, że pH to ujemny logarytm ze stężenia jonów wodorowych. Jednak obecnie wiemy, że w roztworach wodnych nie występują wolne jony wodorowe (czyli sam proton), ale występują jony oksoniowe. Dlatego wzór zaproponowany przez Sørensena zapisuje się jako:

$$\mathbf{pH = -log[H_3O^+].}$$

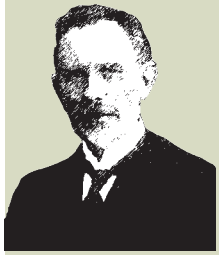
Powstaje pytanie, co oznacza słowo „logarytm" i jego oznaczenie „log" w powyższym wzorze. Logarytm to funkcja matematyczna, której szczegółowe własności poznasz podczas dalszej edukacji. Do zrozumienia tej lekcji wystarczy, że prześledzimy, jak zmieniają się wartości tej funkcji w zależności od argumentów. Zostało to przedstawione na wykresie:



WYKRES 10.1.
Zmiana wartości logarytmu w zależności od argumentów.

Jak widzimy, istotna zmiana argumentu x powoduje tylko niewielką zmianę wartości funkcji, gdyż:

$$\mathbf{log10 = 1;\quad log100 = 2;\quad log1000 = 3;\quad log10000 = 4.}$$



SØREN SØRENSEN
[soren sorensen]
(1868 – 1939)

Duński biochemik i fizykochemik.

Prowadził badania pH, aminokwasów i białek oraz mieszanin buforowych.

Podana w niniejszym podręczniku definicja pH:

$pH = -log[H_3O^+]$

sprawdza się w przypadku niezbyt stężonych roztworów.

W roztworach stężonych należy wziąć pod uwagę inne oddziaływania pomiędzy składnikami roztworu. Definicja staje się bardziej skomplikowana.

! ZAPAMIĘTAJ

pH jest miarą stężenia jonów H_3O^+ w roztworze.

$[H_3O^+] > [OH^-]$ – odczyn kwasowy – pH < 7

$[H_3O^+] = [OH^-]$ – odczyn obojętny – pH = 7

$[H_3O^+] < [OH^-]$ – odczyn zasadowy – pH > 7

ĆWICZENIE 290.

Przeanalizuj tabelę i odpowiedz na pytanie, jak zmiana stężenia jonów H_3O^+ wpływa na zmianę pH.

Stężenie jonów H_3O^+	0,1	0,01	0,001	0,0001	0,00001	0,000001	0,0000001
pH roztworu	1	2	3	4	5	6	7

ĆWICZENIE 291.

Przeczytaj jeszcze raz tekst Neala Stephensona. Czy teraz rozumiesz różnice między pH = 8 a pH = 13?

Kwasy, ulegając w roztworach wodnych dysocjacji elektrolitycznej, zwiększają liczbę (stężenie) jonów oksoniowych, powoduje to spadek pH roztworu.

W jaki sposób zmierzyć pH roztworu? Do dokładnego pomiaru stężenia jonów H_3O^+ w roztworze służą przyrządy zwane pH-metrami. Często jednak wystarcza pomiar mniej dokładny, ale niewymagający drogiej aparatury. W tym celu wykorzystuje się wskaźniki kwasowo-zasadowe (indykatory), czyli substancje, które zmieniają swoją barwę przy określonym pH. Różne wskaźniki zmieniają swoje barwy przy różnym pH. Dwa wskaźniki były już używane w podrozdziale 10.1. Był to uniwersalny papierek wskaźnikowy oraz bibuła nasączona zielenią malachitową. Jakie znasz inne wskaźniki pH?

! ZAPAMIĘTAJ

WSKAŹNIKI KWASOWO-ZASADOWE (indykatory) – substancje, które zmieniają kolor przy określonym stężeniu jonów H_3O^+ (przy określonym pH).

DOŚWIADCZENIE 152.

WYKONANIE

Do kolejnych probówek nalej po około 1 cm^3 rozcieńczonych roztworów różnych kwasów. Do każdej z probówek dodaj 2-3 krople roztworu oranżu metylowego. Powtórz doświadczenie, wykorzystując w tym celu jako wskaźnik błękit bromotymolowy, a następnie fenoloftaleinę.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

DOŚWIADCZENIE 153.

WYKONANIE

Przygotuj wywar (ekstrakt) z czerwonej kapusty. W tym celu pokrój drobno czerwoną kapustę i wrzuć do niewielkiej ilości wrzątku. Gotuj kilka minut i odstaw do wystygnięcia, a następnie przesącz wywar do drugiego naczynia.

Jaką barwę ma wywar? Do kolejnych probówek nalej po około 1 cm^3 rozcieńczonych roztworów różnych kwasów. Do każdej z probówek dodaj 2-3 krople przygotowanego wywaru.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Jak pokazuje poprzednie doświadczenie, indykatorami mogą być substancje obecne w kuchni. Oprócz czerwonej kapusty jako wskaźnik sprawdzi się ekstrakt z buraka czerwonego, herbata czarna, herbata z hibiskusa, sok z jagód i wiele innych. Czarna herbata w roztworach o odczynach kwasowych jaśnieje (np. herbata z cytryną), natomiast w roztworach o odczynie zasadowym ciemnieje, co w latach osiemdziesiątych XX w. wykorzystywano w niektórych restauracjach, dosypując klientom do „słabej" herbaty sody oczyszczonej, która podnosiła pH i sprawiała, że herbata ciemniała i stawała się „mocna". W ten sposób można było z jednej torebki zaparzyć kilka herbat zamiast jednej.

Na zakończenie zastanówmy się, dlaczego znajomość pH jest potrzebna. W hodowli roślin istotne jest odpowiednie pH gleby; w hodowli ryb znajomość pH pozwala określić jakość wody; w procesie oczyszczania ścieków znajomość pH pozwala określić typ zanieczyszczeń; w przemyśle kosmetycznym ważna jest wiedza o tym, że różne partie naszego ciała potrzebują kosmetyków o innym pH. Ta niewielka liczba przykładów pokazuje, jak istotne jest posiadanie wiedzy na temat pH.

10.7. PODSUMOWANIE
SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA

1. Podaj definicję kwasu.

2. Przyporządkuj nazwę kwasu do jego wzoru sumarycznego.

Nazwy kwasów:	Wzory sumaryczne kwasów:
kwas solny (chlorowodorowy),	HCl,
kwas siarkowodorowy,	H_2SO_4,
kwas siarkowy(IV),	H_2SO_3,
kwas siarkowy(VI),	HNO_3,
kwas azotowy(V),	H_2CO_3,
kwas węglowy,	H_3PO_4,
kwas ortofosforowy(V).	H_2S).

3. Opisz budowę kwasów.

4. Zaplanuj doświadczenia, w wyniku których można otrzymać kwas beztlenowy i tlenowy (np. HCl, H_2SO_3). Zapisz odpowiednie równania reakcji.

5. Wyjaśnij, na czym polega dysocjacja elektrolityczna kwasów.

6. Napisz równania dysocjacji elektrolitycznej kwasów.

7. Jakie zastosowania mają wskaźniki (np. fenoloftaleina, wskaźnik uniwersalny)?

8. Jakie znasz rodzaje odczynu roztworu?

9. Wyjaśnij, kiedy roztwór ma odczyn kwasowy, zasadowy, a kiedy obojętny.

10. Zinterpretuj wartość pH w ujęciu jakościowym (odczyn kwasowy, zasadowy, obojętny).

11. Napisz wzory prostych kwasów karboksylowych i podaj ich nazwy zwyczajowe i systematyczne.

ODPOWIEDZI

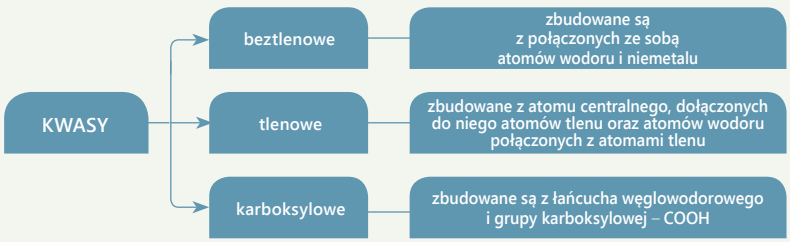
1. **! ZAPAMIĘTAJ**

KWAS jest to substancja, od której w wyniku reakcji chemicznych można oderwać jon wodoru (proton).

2.

Kwas chlorowodorowy (solny)	HCl
Kwas siarkowy(VI)	H_2SO_3
Kwas siarkowy(IV)	H_2SO_4
Kwas azotowy(V)	HNO_3
Kwas węglowy	H_2CO_3
Kwas ortofosforowy(V)	H_3PO_4
Kwas siarkowodorowy	H_2S

3. Budowa cząsteczki kwasu zależy od tego, do jakiej rodziny kwas należy:



SCHEMAT 10.3. Zależność pomiędzy budową cząsteczki kwasu a jego rodziną.

4. **! ZAPAMIĘTAJ**

KWASY BEZTLENOWE można otrzymać w wyniku przepuszczenia odpowiedniego gazu (np. chlorowodoru) przez wodę.

KWASY TLENOWE można otrzymać w wyniku przepuszczenia odpowiedniego tlenku (np. tlenku siarki(IV)) przez wodę (np. $SO_2 + H_2O \rightarrow H_2SO_3$).

5. W cząsteczkach kwasów i wody występują wiązanie atomowe (kowalencyjne) spolaryzowane. Oba rodzaje cząsteczek są dipolami. W obydwu cząsteczkach na atomach wodoru występuje cząstkowy ładunek dodatni (mniejszy niż w jonie), a na atomach tlenu i niemetalu występuje cząstkowy ładunek ujemny (mniejszy niż w jonie). Cząsteczki wody i kwasu poruszają się chaotycznie. W momencie zderzenia cząsteczki wody i kwasu, dzięki przyciąganiu się ładunków o przeciwnych znakach, łączą się ze sobą. Powstaje nietrwałe połączenie kwasu z wodą. W tym nietrwałym połączeniu na wspólny atom wodoru pochodzący od kwasu silniej oddziałuje teraz atom tlenu niż atom niemetalu.

Wskaźnik kwasowości – papierek uniwersalny (w roztworach kwasów przyjmuje czerwoną barwę).

Z tego powodu następuje rozerwanie połączenia wody i kwasu. W jego wyniku chmura elektronowa pochodząca od atomu wodoru pozostanie przy atomie niemetalu, a samo jądro atomu wodoru pozostanie przy atomie tlenu. W wyniku tego procesu powstaną dwa jony: ujemny anion reszty kwasowej oraz dodatni H_3O^+. Ów proces można przedstawić za pomocą równania reakcji:

$$HR + H_2O \rightarrow H_3O^+ + R^-.$$

! ZAPAMIĘTAJ

DYSOCJACJA JONOWA (elektrolityczna) jest to rozpad związku chemicznego na jony lub uwolnienie jonów ze struktury kryształu jonowego pod wpływem rozpuszczalnika o budowie polarnej.

Obecność jonów H_3O^+ w roztworze jest odpowiedzialna za jego odczyn kwasowy.

6. $H_2S + 2H_2O \rightleftarrows 2H_3O^+ + S^{2-}$

$HNO_3 + H_2O \rightarrow H_3O^+ + NO_3^-$

$H_2SO_4 + 2H_2O \rightleftarrows 2H_3O^+ + SO_4^{2-}$

$HCOOH + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + HCOO^-$

7. Wskaźniki stosuje się w celu określenia odczynu (pH) roztworu.

8. Odczyn roztworu może być obojetny, kwaśny lub zasadowy.

9. **! ZAPAMIĘTAJ**

10. pH jest miarą stężenia jonów H_3O^+ w roztworze.

$[H_3O^+] > [OH^-]$ – odczyn kwasowy – pH < 7

$[H_3O^+] = [OH^-]$ – odczyn obojętny – pH = 7

$[H_3O^+] < [OH^-]$ – odczyn zasadowy – pH > 7

11.

WZORY SUMARYCZNE	NAZWA WĘGLOWODORU, OD KTÓREGO POCHODZI KWAS	NAZWA SYSTEMATYCZNA KWASU KARBOKSYLOWEGO	NAZWA ZWYCZAJOWA KWASU KARBOKSYLOWEGO
$HCOOH$	metan	kwas metanowy	kwas mrówkowy
CH_3COOH	etan	kwas etanowy	kwas octowy
C_2H_5COOH	propan	kwas propanowy	kwas propionowy
C_3H_7COOH	butan	kwas butanowy	kwas masłowy
C_4H_9COOH	pentan	kwas pentanowy	kwas walerianowy

TABELA 10.9. Wzory sumaryczne i nazwy zwyczajowe oraz systematyczne prostych kwasów karboksylowych.

11. CO JESZCZE TRZEBA WIEDZIEĆ O KWASACH?

JEST JEDNAK PEWNA STARA LEGENDA. RAZ NA STO LAT SMOG ODPŁYWA ZNAD LOS ANGELES NA CAŁĄ NOC I POWIETRZE ROBI SIĘ CZYSTE JAK W PRZESTRZENI MIĘDZYGWIEZDNEJ. W TEN SPOSÓB BOGOWIE MOGĄ ZOBACZYĆ, CZY LOS ANGELES JESZCZE JEST NA SWOIM MIEJSCU. JEŚLI JEST, TO Z POWROTEM ZASNUWAJĄ NIEBO SMOGIEM, ŻEBY NIE MUSIELI PATRZEĆ NA MIASTO.

LAURENCE VAN COTT NIVEN [lorens wan kot niwen], „NIESTAŁY KSIĘŻYC"

11.1. CO POWSTAJE W WYNIKU REAKCJI TLENKÓW NIEMETALI Z WODĄ?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie :

- **definicje pojęć: tlenek, niemetal, reakcja syntezy;**
- **jak rozpada się kwas węglowy; jak odczytuje się równania reakcji; jak wykonuje się podstawowe obliczenia chemiczne.**

Kwas węglowy (występujący w gazowanej wodzie mineralnej) rozpada się pod wpływem zmniejszenia ciśnienia lub ogrzania roztworu. Proces można zapisać za pomocą równania:

$$H_2CO_3 \rightarrow H_2O + CO_2.$$

Jest to reakcja analizy. Kwas ten powstaje natomiast w reakcji odwrotnej (w reakcji syntezy), czyli w reakcji nasycania tlenkiem węgla(IV) wody:

$$H_2O + CO_2 \rightarrow H_2CO_3.$$

ĆWICZENIE 292.

Sprawdź w dostępnych źródłach, co znaczą pojęcia: woda sodowa, syfon i saturator.

Analogicznie jak kwas węglowy mogą powstawać także inne kwasy tlenowe.

ZAPAMIĘTAJ

Jedną z metod otrzymywania kwasów tlenowych jest **reakcja** odpowiedniego **tlenku** (tlenku, w którym pierwiastek wykazuje taką samą wartościowość jak w kwasie) **z wodą**.

Piktogramy produktów spalania siarki i fosforu w tlenie.

DOŚWIADCZENIE 154.

WYKONANIE

Doświadczenie wykonuj pod digestorium.

Spal w tlenie siarkę w sposób opisany w podrozdziale 7.2., a następnie do kolby z produktem spalania dolej wody z dodatkiem oranżu metylowego. Zawartość kolby wymieszaj. Jaki jest odczyn tak powstałego roztworu?

Powtórz doświadczenie, używając zamiast siarki fosforu czerwonego.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

ĆWICZENIE 293.

Przepisz do zeszytu równania reakcji spalania w tlenie, dokończ je i uzgodnij:

? S_8 + ? O_2 → ?

? P_4 + ? O_2 → ?

Zapisz w zeszycie równania reakcji pomiędzy wodą a otrzymanymi powyżej produktami:

? + ? H_2O → ?

? + ? H_2O → ?

Produkt reakcji może być także uzależniony od odpowiedniego stosunku ilościowego substratów i warunków prowadzenia procesu. Rozważmy to na przykładzie reakcji tlenku fosforu(V) z wodą.

W reakcji jednego mola cząsteczek tlenku fosforu(V) z sześcioma molami cząsteczek gorącej wody powstaje kwas ortofosforowy(V):

$$P_4O_{10} + 6H_2O \rightarrow 4H_3PO_4.$$

Jednak przy mniejszej ilości wody mogą powstać inne kwasy fosforowe, w których fosfor jest także pięciowartościowy, np.:

$P_4O_{10} + 2H_2O \rightarrow 4HPO_3$ – kwas metafosforowy(V),

$P_4O_{10} + 4H_2O \rightarrow 2H_4P_2O_7$ – kwas pirofosforowy(V).

ĆWICZENIE 294.

Przeczytaj i uzupełnij ustnie poniższy tekst:

Aby otrzymać kwas siarkowy(IV), w reakcji z wodą musi brać udział tlenek siarki....., natomiast aby powstał kwas siarkowy(VI), w reakcji z wodą musi wziąć udział tlenek siarki..... .

W wyniku reakcji tlenku azotu(III) i wody powstaje kwas azotowy....., a w wyniku reakcji tlenku azotu(V) z wodą powstaje kwas azotowy..... .

ĆWICZENIE 295.

W zeszycie napisz i uzgodnij równania reakcji otrzymywania wymienionych niżej kwasów, uwzględniając fakt, że w reakcjach biorą udział odpowiednie tlenki:

- kwas siarkowy(VI),
- kwas azotowy(III),
- kwas azotowy(V),
- kwas borowy(III) (o wzorze sumarycznym H_3BO_3),
- kwas manganowy(VII) (o wzorze sumarycznym $HMnO_4$),
- kwas chromowy(VI) (o wzorze sumarycznym H_2CrO_4).

ĆWICZENIE 296.

W zeszycie oblicz, ile moli kwasu siarkowego(VI) powstanie w wyniku reakcji czterech moli tlenku siarki(VI) z wodą.

Równania reakcji pozwalają na ilościową interpretację zachodzących procesów, czyli na ich podstawie można na przykład obliczyć, ile gramów produktu otrzymamy, znając ilości substratów, jakie mamy do dyspozycji. Spróbujmy rozwiązać poniższy problem:

W wyniku reakcji tlenku fosforu(V) z wodą powstaje kwas ortofosforowy(V). Oblicz, ile gramów kwasu powstanie, jeżeli w reakcji weźmie udział 150 g tlenku fosforu(V).

Rozwiązywanie tego typu problemów koniecznie należy rozpocząć od dokładnego przeanalizowania treści i zapisu równania reakcji, które należy uzgodnić:

tlenek fosforu(V) + woda → kwas ortofosforowy(V)

$$P_4O_{10} + 6H_2O \rightarrow 4H_3PO_4$$

Następnie należy dokonać interpretacji ilościowej równania, korzystając z pojęcia mol oraz uwzględniając współczynniki stechiometryczne w równaniu reakcji. **Z powyższego równania reakcji odczytujemy**, że:

Z jednego mola cząsteczek tlenku fosforu(V) oraz sześciu moli cząsteczek wody powstają cztery mole cząsteczek kwasu fosforowego(V).

Do dalszych obliczeń **wybieramy tylko te reagenty, które są istotne do ilościowego rozwiązania problemu** (reagent szukany oraz ten, na temat którego mamy dane ilościowe). Pozostałe reagenty oczywiście muszą być dostępne w odpowiednich ilościach, lecz nie uwzględniamy ich w dalszych obliczeniach. W powyższym zadaniu wybieramy:

tlenek fosforu(V) – mamy na jego temat dane ilościowe - użyto go 150 g,

kwas ortofosforowy(V) – liczbę gramów kwasu musimy obliczyć.

Otrzymujemy więc zależność:

Z jednego mola P_4O_{10} powstają cztery mole H_3PO_4.

Liczbę moli danej substancji z masą tej substancji wyrażoną w gramach łączy masa molowa, dlatego na podstawie układu okresowego należy obliczyć masy molowe powyższych reagentów:

$$M_{P_4O_{10}} = 4 \cdot 31\frac{g}{mol} + 10 \cdot 16\frac{g}{mol} = 284\frac{g}{mol},$$

$$M_{H_3PO_4} = 3 \cdot 1\frac{g}{mol} + 31\frac{g}{mol} + 4 \cdot 16\frac{g}{mol} = 98\frac{g}{mol}.$$

Po uwzględnieniu tych zależności otrzymujemy:

Z 284 g P_4O_{10} powstają 392 g (4 · 98 g) H_3PO_4.

W treści zadania podano, że do reakcji użyto 150 g P_4O_{10}, korzystając z proporcji można obliczyć ilość kwasu, jaka powstanie:

skoro:	**z 284 g P_4O_{10}**	**powstają**	**392 g H_3PO_4,**
to:	**ze 150 g P_4O_{10}**	**powstanie**	**x g H_3PO_4.**

Obliczamy x:

$$x = \frac{150 \cdot 392\ g}{284\ g} = 207\ g.$$

Piszemy odpowiedź:

Ze 150 g tlenku fosforu(V) powstanie 207 g kwasu ortofosforowego(V).

ĆWICZENIE 297.

W zeszycie oblicz, ile gramów kwasu siarkowego(VI) powstanie w wyniku reakcji 120 g tlenku siarki(VI) z wodą.

ĆWICZENIE 298.

W zeszycie oblicz, ile gramów tlenku siarki(IV) użyto, jeżeli w wyniku jego reakcji z wodą powstało 200 g kwasu siarkowego(IV).

KTO ZDEJMUJE SZATĘ W ZIMNY DZIEŃ, JEST JAK OCET NA SODĘ I JAK ŚPIEWAK Z PIEŚNIAMI NA POSĘPNE SERCE.

PISMO ŚWIĘTE W PRZEKŁADZIE NOWEGO ŚWIATA, KSIĘGA PRZYSŁÓW 25,20.

Sprawdź, o czym mówi cytat. Wykonaj to doświadczenie, mieszając w szklance ocet z sodą oczyszczoną.

11.2. GDZIE KWASY WYSTĘPUJĄ W PRZYRODZIE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: kwas, węglowodory nasycone i nienasycone;**
- **jak bada się właściwości substancji, stan skupienia substancji, rozpuszczalność, palność; jak rozróżnić węglowodory nasycone od nienasyconych.**

Niektóre kwasy występują w przyrodzie, inne są zbyt reaktywne, dlatego w naturze obecne są jedynie ich pochodne w postaci innych związków chemicznych, na przykład soli.

Ze znanych nam już kwasów nieorganicznych:

- kwas solny HCl występuje w żołądku,
- kwas siarkowodorowy H_2S powstaje jako produkt rozkładu substancji białkowych,
- kwas węglowy H_2CO_3 występuje w źródłach wód mineralnych, zawierających tlenek węgla(IV).

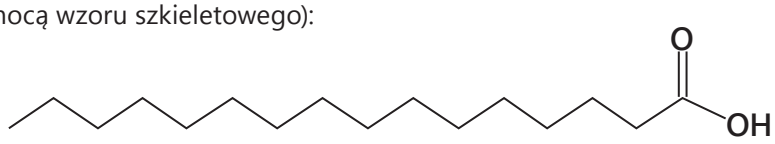
Zdecydowanie częściej w przyrodzie występują kwasy organiczne:

- kwas metanowy (mrówkowy) występuje w jadzie mrówek i parzydełkach pokrzywy,
- kwas etanowy (octowy) występuje w produktach fermentacji wina,
- kwas propanowy (propionowy) jest wytwarzany w przewodzie pokarmowym zwierząt, a także występuje w mleku,
- kwas butanowy (masłowy) powstaje podczas jełczenia (psucia się) masła, nadaje specyficzny, gorzkawy posmak niektórym serom,
- kwas pentanowy (walerianowy) występuje w korzeniach niektórych roślin (np. arcydzięgla i kozłka lekarskiego) i w postaci ekstraktów bywa stosowany jako środek uspokajający. Dla kotów jest natomiast afrodyzjakiem.

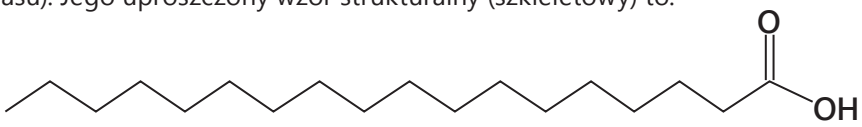
W organizmach żywych tzw. bakterie propionowe (rodzaj *Propionibacterium*) wytwarzają kwas propionowy i masłowy.

Kwas propionowy sprzyja hamowaniu syntezy cholesterolu, a kwas masłowy jest stymulatorem jelitowego systemu odpornościowego.

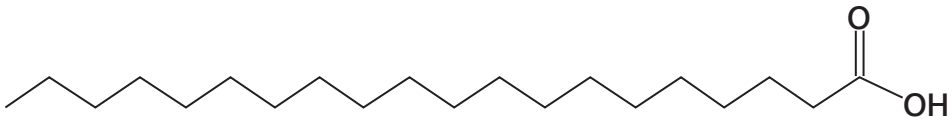
W przyrodzie występują też kwasy karboksylowe o zdecydowanie dłuższych łańcuchach węglowodorowych. Na przykład kwas palmitynowy (nazwa systematyczna: kwas heksadekanowy, wzór sumaryczny: $C_{15}H_{31}COOH$) jest składnikiem tłuszczów zarówno roślinnych (występuje głównie w oleju palmowym, stąd wywodzi się jego nazwa zwyczajowa), jak i zwierzęcych (np. w łoju, który zawiera ok. 28% tego kwasu). Strukturę kwasu można przedstawić następująco (za pomocą wzoru szkieletowego):



Kwas stearynowy (nazwa systematyczna: kwas oktadekanowy, wzór sumaryczny: $C_{17}H_{35}COOH$) to przede wszystkim składnik tłuszczów zwierzęcych (łój wołowy zawiera ok. 24% tego kwasu). Jego uproszczony wzór strukturalny (szkieletowy) to:



Kwas arachidowy, jak sama nazwa wskazuje, występuje w orzeszkach arachidowych. Jego nazwa systematyczna to kwas eikozanowy, wzór sumaryczny: $C_{19}H_{39}COOH$, a szkieletowy:



Kwas behenowy (kwas dokozanowy, $C_{21}H_{43}COOH$) występuje w orzeszkach ziemnych.

ĆWICZENIE 299.

Narysuj w zeszycie wzór szkieletowy kwasu behenowego.

DOŚWIADCZENIE 155.

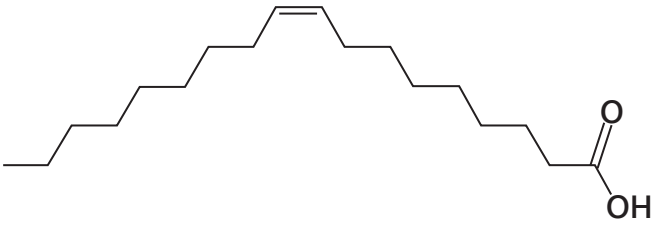
WYKONANIE

Do probówki nalej około 2 cm^3 wody, a następnie nasyp szczyptę kwasu stearynowego. Wstrząśnij zawartość probówki.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

W przyrodzie występują także kwasy pochodzące od węglowodorów nienasyconych. Najczęściej wzmiankowany jest kwas oleinowy (nazwa systematyczna: kwas Z-oktadek-9-enowy oznacza, że pomiędzy 9. a 10. atomem węgla, licząc od grupy karboksylowej, występuje wiązanie podwójne, a kwas ma w sumie 18 atomów węgla;

wzór grupowy: $CH_3(CH_2)_7CH=CH(CH_2)_7COOH$, wzór sumaryczny: $C_{17}H_{33}COOH$). Kwas ten jest głównym składnikiem oliwy z oliwek i tranu.



Uproszczony wzór strukturalny kwasu oleinowego (Z-oktadek-9-enowego).

Odmiennie, niż chemicy, numerują wiązania podwójne w kwasach lekarze. Kwas omega-9 oznacza, że wiązanie podwójne jest przy 9 atomie węgla, ale od końca wzoru (czyli licząc od grupy CH_3-, a nie grupy -COOH).

Znajdź w dostępnych źródłach produkty opisane terminem „omega". Czy już teraz wiesz, co on oznacza?

DOŚWIADCZENIE 156.

WYKONANIE

Do probówki nalej około 1 cm^3 kwasu oleinowego, a następnie dodaj roztworu bromu (Br_2) w tetrachlorometanie (CCl_4) (użycie wodnego roztworu bromu, czyli wody bromowej nie jest wskazane ze względu na fakt, że kwas oleinowy nie jest rozpuszczalny w wodzie, a także z powodu możliwych produktów ubocznych).

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

W wyniku uwodornienia (przyłączenia cząsteczki wodoru do wiązania podwójnego) kwas oleinowy przechodzi w kwas stearynowy:

$$C_{17}H_{33}COOH + H_2 \rightarrow C_{17}H_{35}COOH.$$

Wiedząc, że kwas oleinowy jest cieczą, a kwas stearynowy ciałem stałym i że oba te kwasy są składnikami tłuszczów, wyjaśnij nazwę procesu „utwardzanie tłuszczu".

Jest to reakcja syntezy (choć w chemii organicznej mówi się raczej o reakcji addycji). Podobna reakcja jest nazywana utwardzaniem tłuszczu i zachodzi w tłuszczach nienasyconych.

Przykładem kwasu nienasyconego o jednym wiązaniu podwójnym jest też **kwas erukowy** (wzór grupowy: $CH_3(CH_2)_7CH=CH(CH_2)_{11}COOH$, nazwa systematyczna to kwas dokoz–13–enowy). Jest to kwas omega-9, który występuje w oleju z rzepaku (40–50%) i gorczycy. Ma toksyczny charakter – powoduje stłuszczenie narządów i uszkodzenie mięśnia sercowego, dlatego dostępny w sprzedaży olej rzepakowy jest uzyskiwany z odmiany rzepaku, w której zawartość tego kwasu w oleju jest bardzo niska.

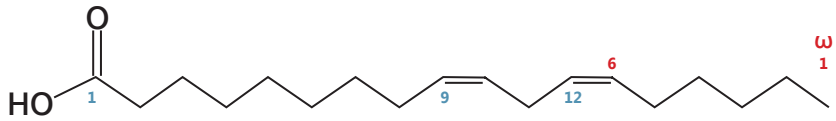
ĆWICZENIE 300.

Narysuj w zeszycie wzór szkieletowy kwasu erukowego.

ĆWICZENIE 301.

W zeszycie napisz równanie reakcji uwodorniania tego kwasu.
Jak nazwiesz produkt?

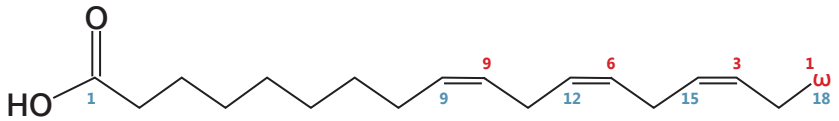
Kwas linolowy (nazwa systematyczna: kwas Z,Z-oktadeka-9,12-dienowy) ma dwa wiązania podwójne: między 9. i 10. atomem węgla, a także między 12. i 13. atomem węgla, licząc od grupy karboksylowej). Jego wzór grupowy to $CH_3(CH_2)_4CH=CHCH_2CH=CH(CH_2)_7COOH$. Numerując atomy węgla w odwrotnej kolejności (od końca łańcucha węglowodorowego), otrzymasz kwas ω-6.



Uproszczony wzór strukturalny kwasu linolowego (oktadek-9,12-dienowego) przedstawiono wyżej.

Kwas linolowy jest niezbędnym składnikiem diety, gdyż nie jest syntezowany przez organizm. Występuje w tłuszczach roślinnych (głównie w oleju słonecznikowym – ok. 70% i lnianym).

Przykładem kwasu zawierającego 3 wiązania podwójne jest kwas α-linolenowy:



Kwas ten jest niezbędnym składnikiem diety, ponieważ nie jest syntezowany przez organizm. Występuje głównie w tłuszczach roślinnych (np. oleju lnianym).

ĆWICZENIE 302.

Na podstawie powyższego wzoru strukturalnego kwasu α-linolenowego wykonaj w zeszycie poniższe polecenia:

- podaj wzór sumaryczny kwasu,
- podaj jego wzór grupowy,
- jest to kwas typu omega (omega-...),
- spróbuj podać jego nazwę systematyczną.

ĆWICZENIE 303.

W zeszycie napisz ciąg równań reakcji kolejnych uwodornień dla tego kwasu.

Oprócz monokarboksylowych kwasów w przyrodzie występują także takie, które mają dwie grupy karboksylowe (-COOH). Najprostszym z tego szeregu homologicznego kwasów jest kwas szczawiowy (kwas etanodiowy) o wzorze sumarycznym $(COOH)_2$ (czasami wzór ten zapisuje się też tak: HOOC-COOH). Kwas szczawiowy występuje w szczawiu i rabarbarze.

Należący do tego samego szeregu homologicznego kwas bursztynowy (kwas 1,4-butanodiowy) występuje powszechnie w owocach i warzywach. Jest produktem w tzw. cyklu Krebsa*.

Istnieją też kwasy, które mają zarówno wiązanie podwójne, jak i dwie grupy karboksylowe, np. kwas fumarowy (nazwa systematyczna: kwas trans-butenodiowy, o wzorze grupowym: HOOC-CH=CH-COOH). Występuje on w mchach i grzybach.

Znane są kwasy pochodzące od benzenu, np. **kwas benzoesowy** (nazwa systematyczna: kwas benzenokarboksylowy, wzór grupowy C_6H_5COOH). W naturze występuje w malinach, anyżu oraz korze czereśni i strączyńca.

DOŚWIADCZENIE 157.

WYKONANIE

Zbadaj właściwości fizyko-chemiczne poznanych kwasów organicznych (zbadaj ich rozpuszczalność w wodzie, palność, odczyn).

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

ĆWICZENIE 304.

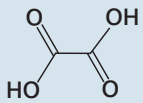
Znajdź informacje na temat występowania kwasów:

jabłkowego, winowego, cytrynowego, salicylowego, acetylosalicylowego, askorbinowego.

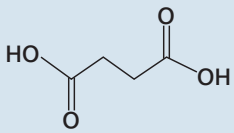
***CYKL KREBSA**

W cyklu Krebsa wytwarza się, za pośrednictwem łańcucha oddechowego, energia potrzebna do procesów życiowych. Cykl ten jest też końcowym etapem rozkładu sacharydów, tłuszczów i aminokwasów, a także źródłem związków do ich resyntezy i biosyntezy innych składników komórki.

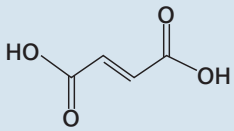
WZÓR KWASU ETANODIOWEGO



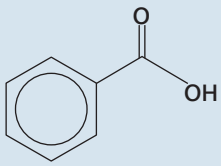
WZÓR KWASU BURSZTYNOWEGO



WZÓR KWASU FUMAROWEGO



STRUKTURA KWASU BENZOESOWEGO



GDYBY KIEDYKOLWIEK UDAŁO SIĘ WAM DOPROWADZIĆ MNIE DO PŁACZU,
MOJE ŁZY BYŁYBY ŻRĄCE JAK KWAS.

JONATHAN LITTELL [dżonatan lityl]

11.3. CZY KWASY SĄ SZKODLIWE?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: kwas, stężenie, metal, metal szlachetny, reakcja wymiany pojedynczej, reakcja redoks; nazwy kwasów i ich wzory (zrób pisemne zestawienie nazw i wzorów);**
- **jakie są zasady BHP na lekcjach chemii i jak odczytujemy piktogramy.**

W rozdziale dziesiątym omówiono właściwości wielu różnych kwasów. Czy na podstawie tych informacji, które już posiadasz, potrafisz odpowiedzieć na pytanie zawarte w tytule lekcji?

ĆWICZENIE 305.

Przerysuj tabelę do zeszytu. Współpracując z inną osobą, uzupełnij tabelę. Porównajcie uzupełnioną tabelę z odpowiedziami udzielonymi przez innych uczniów. Czy ich odpowiedzi są podobne do Waszych?

PRZYKŁADY KWASÓW SZKODLIWYCH	PRZYKŁADY KWASÓW BEZPIECZNYCH I POŻYTECZNYCH

Czy wiesz już, jak odpowiedzieć na pytanie: Czy kwasy są szkodliwe?

W celu potwierdzenia swoich przypuszczeń wykonaj kilka doświadczeń.

DOŚWIADCZENIE 158.

WYKONANIE

Pracując z kwasami, stosuj rękawice i okulary ochronne.

Zbadaj, jak rozcieńczone roztwory różnych kwasów o tym samym stężeniu reagują z metalami. W tym celu do kolejnych probówek nalej taką samą ilość roztworów różnych kwasów o tym samym stężeniu, a następnie do każdej z nich wrzuć kawałek metalu o podobnej wielkości. Zwróć uwagę na czas reakcji, jej intensywność oraz temperaturę roztworu (probówki) przed reakcją i po niej. Powtórz eksperyment, używając innych metali.

Przeprowadź obserwacje i zapisz je w przerysowanej do zeszytu tabeli.

METAL	?	?	?	?	?
Kwas _____					
Kwas _____					
Kwas _____					
Kwas _____					
Kwas _____					
Kwas _____					

Na podstawie obserwacji sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Uszereguj metale od najbardziej aktywnego do najmniej aktywnego.

Uszereguj użyte kwasy od najbardziej aktywnego do najmniej aktywnego.

W reakcji metali nieszlachetnych z wieloma kwasami wydziela się wodór. Schematycznie kierunek przemian można zapisać wyrażeniem:

$$M + HR \rightarrow H_2\uparrow + MR$$

lub po uwzględnieniu wartościowości poszczególnych indywiduów i uzgodnieniu równania reakcji:·

$$2nM + 2mH_nR \rightarrow (n\cdot m)H_2\uparrow + 2M_nR_m,$$

gdzie: **M** jest symbolem dowolnego metalu (nieszlachetnego), **R** – reszty kwasowej, **m**– to wartościowość metalu w powstałym związku chemicznym, a **n** – wartościowość reszty kwasowej. Jeśli po uzgodnieniu równania wszystkie współczynniki stechiometryczne będą liczbami parzystymi, należy je podzielić przez 2.

DOŚWIADCZENIA DOMOWE

Zbadaj reakcje dostępnych w domu metali z kwasem octowym i cytrynowym.

Przypomnij sobie z podrozdziału 1.6. doświadczenie z jabłkiem i żelaznymi gwoździami. Czy umiesz teraz wyjaśnić ten proces?

Korzystając z ogólnego równania reakcji:

$$2nM + 2mH_nR \rightarrow (n{\cdot}m)H_2\uparrow + 2M_nR_m,$$

rozważmy przytoczone wcześniej informacje na konkretnych przykładach.

Reakcja magnezu z kwasem ortofosforowym(V)

Wartościowość reszty kwasowej: n = 3 (liczba atomów wodoru w cząsteczce kwasu).

Wartościowość metalu w powstałym związku chemicznym: m = 2 (Mg – **druga** grupa układu okresowego).

Zapisujemy substraty i produkty reakcji:

$$Mg + 2H_3PO_4 \rightarrow H_2 + Mg_3(PO_4)_2,$$

$$2 \cdot 3Mg + 2 \cdot 2H_3PO_4 \rightarrow 2 \cdot 3H_2 + 2Mg_3(PO_4)_2.$$

Po wykonaniu mnożenia:

$$6Mg + 4H_3PO_4 \rightarrow 6H_2 + 2Mg_3(PO_4)_2.$$

Współczynniki stechiometryczne muszą przyjmować formę najprostszych liczb całkowitych. Jak widać w powyższym równaniu, wszystkie współczynniki stechiometryczne są parzyste, dlatego dzielimy je przez 2:

$$3Mg + 2H_3PO_4 \rightarrow 3H_2 + Mg_3(PO_4)_2.$$

Reakcja glinu z kwasem chlorowodorowym (solnym)

Wartościowość reszty kwasowej: n = 1 (liczba atomów wodoru w cząsteczce kwasu).

Wartościowość metalu w powstałym związku chemicznym: m = 3 (Al – **trzynasta** grupa układu okresowego).

Zapisujemy substraty i produkty reakcji:

$$Al + HCl \rightarrow H_2 + AlCl_3,$$

$$2 \cdot 1Al + 2 \cdot 3HCl \rightarrow 3 \cdot 1H_2 + 2AlCl_3.$$

Po wykonaniu mnożenia:

$$2Al + 6HCl \rightarrow 3H_2 + 2AlCl_3.$$

Podane przykłady pokazują, że są to rekcje chemiczne określane mianem wymiany pojedynczej (w miejsce atomu wodoru w cząsteczce kwasu wchodzi jon metalu).

Są to także reakcje utleniania i redukcji (redoks), gdyż zmienia się zarówno wartościowość metalu, jak i wodoru. Atomy metalu ulegają utlenieniu, gdyż oddają elektrony, tworząc kationy:

$$M \rightarrow M^{m+} + me^-.$$

Z kolei w wodnym roztworze kwasu obecne są jony H_3O^+ powstałe w wyniku dysocjacji elektrolitycznej kwasu, które przyjmując elektrony, ulegać będą redukcji do gazowego wodoru:

$$2H_3O^+ + 2e^- \rightarrow H_2\uparrow + 2H_2O.$$

W reakcji redoks liczba elektronów oddanych musi być równa liczbie elektronów przyłączonych. Z tego powodu mnożymy współczynniki w równaniach tak, aby liczba elektronów w jednym i drugim równaniu była taka sama:

$$\begin{array}{l|l} M \rightarrow M^{m+} + me^- & \cdot 2 \\ 2H_3O^+ + 2e^- \rightarrow H_2\uparrow + 2H_2O & \cdot m \end{array}$$

Otrzymujemy:

$$2M \rightarrow 2M^{m+} + 2 \cdot m\ e^-,$$
$$2 \cdot mH_3O^+ + 2 \cdot me^- \rightarrow mH_2 + 2 \cdot mH_2O.$$

Jeżeli połączymy oba równania połówkowe, otrzymamy równanie jonowe:

$$2M + 2 \cdot mH_3O^+ \rightarrow 2M^{m+} + mH_2 + 2 \cdot mH_2O.$$

Dla powyżej przytoczonych przykładów równania przyjmą następującą formę:

$Mg + H_3PO_4$

Utlenianie:

$2Mg \rightarrow 2Mg^{m+} + 2 \cdot 2\ e^-$

Redukcja:

$2 \cdot 2H_3O^+ + 2 \cdot 2e^- \rightarrow 2H_2 + 2 \cdot 2H_2O$

Po połączeniu równań:

$2Mg + 2 \cdot 2H_3O^+ \rightarrow 2Mg^{2+} + 2H_2 + 2 \cdot 2H_2O$

$2Mg + 4H_3O^+ \rightarrow 2Mg^{2+} + 2H_2 + 4H_2O$

Wszystkie współczynniki stechiometryczne są parzyste, więc dzielimy je przez 2:

$Mg + 2H_3O^+ \rightarrow Mg^{2+} + H_2 + 2H_2O$

$Al + HCl$

Utlenianie:

$2Al \rightarrow 2Al^{3+} + 2 \cdot 3\ e^-$

Redukcja:

$2 \cdot 3H_3O^+ + 2 \cdot 3e^- \rightarrow 3H_2 + 2 \cdot 3H_2O$

Po połączeniu równań:

$2Al + 2 \cdot 3H_3O^+ \rightarrow 2Al^{3+} + 3H_2 + 2 \cdot 3H_2O$

$2Al + 6H_3O^+ \rightarrow 2Al^{3+} + 3H_2 + 6H_2O$

Jak pokazują powyższe przykłady, za reakcję nieszlachetnych metali z kwasami odpowiedzialne są jony oksoniowe.

Poprzednie doświadczenie pokazało, że wiele kwasów, nawet rozcieńczonych, niszczy metale nieszlachetne. Czy kwasy mogą niszczyć także metale szlachetne?

ĆWICZENIE 306.

W zeszycie napisz i uzgodnij równania reakcji przeprowadzonych w poprzednim doświadczeniu. Napisz równania połówkowe utleniania i redukcji, a następnie zapisz równania jonowe.

DOŚWIADCZENIE 159.

WYKONANIE

Pracując z kwasem azotowym(V), stosuj rękawice i okulary ochronne. Doświadczenie można wykonać tylko pod digestorium.

Zbadaj wpływ stężonego kwasu azotowego(V) na różne metale, w tym na srebro i miedź.

Przeprowadź obserwacje i zapisz je w przerysowanej do zeszytu tabeli.

METAL	?	?	?	?	?
stężony HNO_3					

Na podstawie obserwacji sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

DOŚWIADCZENIA DOMOWE

Porównaj właściwości kwasu występującego w coli z właściwościami octu.

Zaproponuj, jak wykonać doświadczenia:

- reakcje kwasu z metalami,
- reakcje kwasu z zardzewiałymi przedmiotami,
- reakcje kwasu z białkiem jaja kurzego,
- reakcje kwasu ze skorupką jajka.

Reakcja zachodzi gwałtownie. Wydziela się znaczna ilość ciepła, jest to proces egzoenergetyczny. Dodatkowo można zauważyć wydzielający się brunatny gaz, którego obecność sugeruje inny mechanizm reakcji niż w poprzednim doświadczeniu.

Istnieją kwasy, które określamy mianem „utleniających". Należą do nich niektóre kwasy tlenowe, między innymi kwas azotowy(V) oraz stężony, gorący roztwór kwasu siarkowego(VI). W reakcjach kwasów utleniających powstają tlenki niemetali. Reakcje te przebiegają różnie, w zależności od stężenia kwasu i innych warunków prowadzenia reakcji, dlatego należy każdorazowo w źródłach sprawdzić, jak dana (konkretna) reakcja przebiega. Przykładowo:

Z kwasem azotowym(V):

$3Cu + 8HNO_3 \rightarrow 3Cu(NO_3)_2 + 2NO + 4H_2O$ – w kwasie rozcieńczonym,

$Cu + 4HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + 2NO_2 + 2H_2O$ – w kwasie stężonym,

$Ag + 2HNO_3 \rightarrow AgNO_3 + NO_2 + H_2O$.

Z gorącym stężonym kwasem siarkowym(VI):

$2Ag + 2H_2SO_4 \rightarrow Ag_2SO_4 + SO_2 + 2H_2O$,

$2Fe + 6H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + 3SO_2 + 6H_2O$,

$Sn + 4H_2SO_4 \rightarrow Sn(SO_4)_2 + 2SO_2 + 4H_2O$.

DOŚWIADCZENIE 160.

WYKONANIE

Pracując ze stężonymi roztworami kwasów, stosuj rękawice i okulary ochronne. Pracuj pod digestorium i używaj niewielkich ilości odczynników.

Zbadaj, jak stężone roztwory kwasów oddziałują na różne materiały: białko, papier, drewno, cukier, marmur. Na szalce Petriego umieść niewielką ilość badanej substancji, a następnie dodaj kilka kropli kwasu.

Przeprowadź obserwacje i zapisz je w przerysowanej do zeszytu tabeli.

KWAS	SOLNY	AZOTOWY(V)	SIARKOWY(VI)	FOSFOROWY(V)	OCTOWY
białko					
papier					
drewno					
cukier					
marmur					

Na podstawie obserwacji sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

Stężony kwas siarkowy(VI) „wyciąga" wodę zawartą w związkach – stąd zwęglanie drewna, cukru i innych materiałów organicznych. Taka właściwość to higroskopijność.

! ZAPAMIĘTAJ

HIGROSKOPIJNOŚĆ – zdolność niektórych substancji do pochłaniania wody. Pochłanianie (odbieranie) wody może zachodzić w wyniku procesów fizycznych lub reakcji chemicznych.

Powszechnie znane jest stwierdzenie:

! ZAPAMIĘTAJ RYMOWANKĘ

Pamiętaj, chemiku młody (by nie stracić swej urody),
wlewaj zawsze kwas do wody!

Sprawdź, co dzieje się podczas rozcieńczania stężonych roztworów kwasów.

DOŚWIADCZENIE 161.

WYKONANIE

Pracując ze stężonymi roztworami kwasów, stosuj rękawice i okulary ochronne. Pracuj pod digestorium i używaj niewielkich ilości odczynników.

Do niewielkiej zlewki nalej około 50 cm^3 wody destylowanej i zmierz temperaturę wody w zlewce. Dodaj do tej zlewki powoli, małymi porcjami, około 3 cm^3 stężonego roztworu badanego kwasu. Obserwuj, co dzieje się z kwasem po wprowadzeniu go do wody. Zmierz temperaturę roztworu. Powtórz doświadczenie z innymi kwasami. Użyj kwasu siarkowego(VI), a także solnego, ortofosforowego(V), octowego, azotowego(V).

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.
Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

ĆWICZENIE 307.

Co mogłoby się stać, gdybyśmy wlali wodę do kwasu? Czy teraz umiesz wyjaśnić powiedzenie:

Pamiętaj, chemiku młody (by nie stracić swej urody), **wlewaj zawsze kwas do wody?**

[...] *CO JESZCZE JEST PRZEZE MNIE – KWAŚNE DESZCZE W TATRACH, SUSZA W AUSTRALII?* [...]

„RODZINA ZASTĘPCZA", ODCINEK 105, „DAMSKI BOKS"

11.4. CZY „CZYSTY" DESZCZ MOŻE BYĆ „KWAŚNY"?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: kwas, odczyn pH;**
- **jak bada się odczyn substancji.**

Przypomnijmy, co dzieje się z cząsteczkami wody destylowanej (lekcja 10.6.).

ĆWICZENIE 308.

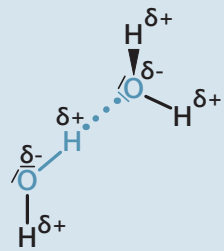
Przeczytaj tekst. Uzupełnij ustnie brakujące w nim terminy.

Cząsteczki wody są ..... . Pomiędzy nimi występują wiązania ....., które łączą je w skupiska (asocjaty) średnio 6-7 cząsteczek. W wyniku zderzeń jedne wiązania tworzą się, a inne pękają. W tym przypadku na atom ..... (zaznaczony na rysunku na niebiesko) równocześnie oddziałują oba atomy ..... . Czasami zdarza się, że cząsteczka wody, do której początkowo należał ten atom, odda ..... drugiej cząsteczce wody, sama zachowując ..... elektronową. Mówimy wtedy, że woda ulega ..... i zapisujemy ten proces za pomocą równania: $2H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + OH^-$.

Reakcja ta jest ..... i ustala się pewien stan ....., czyli stan, w którym w wodzie destylowanej jednocześnie są obecne niezdysocjowane ..... wody, a także jony ..... i jony ..... .

Stężenia jonów H_3O^+ i OH^- są ..... . Woda destylowana zatem ma odczyn ..... .

DWIE CZĄSTECZKI WODY POŁĄCZONE WIĄZANIEM WODOROWYM



pH wody destylowanej wynosi 7. W przyrodzie nie mamy jednak do czynienia z wodą destylowaną, a roztworami różnych substancji. W wodzie rozpuszcza się tlenek węgla(IV) zawarty w powietrzu i reaguje z nią, tworząc kwas węglowy, który następnie dysocjuje. Powoduje to obniżenie pH do wartości około 5,7.

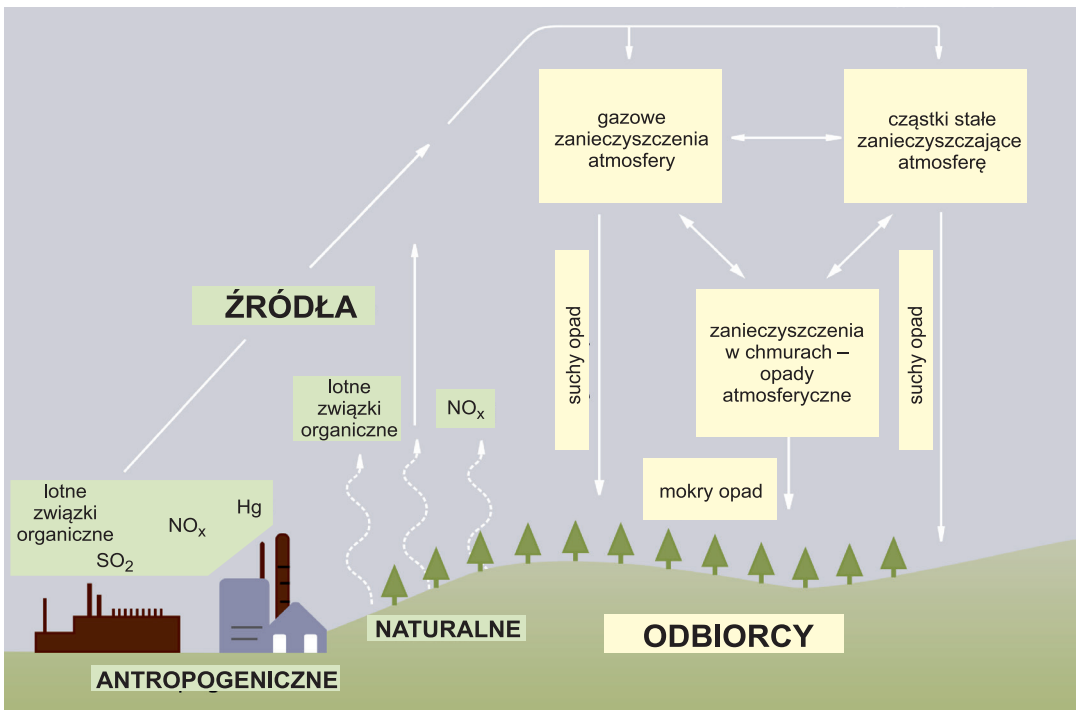
ĆWICZENIE 309.

W zeszycie napisz równanie reakcji tlenku węgla(IV) z wodą oraz dysocjacji kwasu węglowego.

W związku z powyższym, pH czystego deszczu jest mniejsze od 7, lecz wyższe od 5,5, czyli czysty deszcz jest lekko kwaśny. Zastanów się, jak wpłynie na pH deszczu zanieczyszczenie powietrza tlenkami siarki, azotu, a także innych polutantów (substancji zanieczyszczających)? W tym celu przypomnij sobie doświadczenie opisane w podrozdziale 11.1., w którym w powietrzu spalano siarkę. Jaką barwę przyjął oranż metylowy w wodnym roztworze powstałych tlenków? Czerwona barwa oranżu metylowego świadczy o tym, że w roztworze znajdowały się także jony H_3O^+. W wyniku reakcji tlenków siarki z wodą powstawały roztwory odpowiednich kwasów siarkowych. Ich obecność w wodzie powoduje jeszcze większy spadek pH.

Tlenki siarki, tlenki azotu, lotne związki organiczne, a także inne zanieczyszczenia trafiają do atmosfery. Mogą one pochodzić ze źródeł naturalnych lub być efektem działalności człowieka. Naturalnymi przyczynami są wulkany, a także szkodliwe substancje gazowe powstające w procesach biologicznych oraz podczas pożarów lasów. Źródłem tlenków azotu w atmosferze mogą być również wyładowania atmosferyczne. Człowiek natomiast przyczynia się do zanieczyszczania atmosfery głównie poprzez spalanie paliw w elektrowniach węglowych, zakładach przemysłowych, domowych paleniskach i środkach transportu.

W atmosferze zachodzi wiele reakcji chemicznych i fotochemicznych (wywoływanych światłem słonecznym), które w konsekwencji prowadzą do powstania kwaśnych opadów, zarówno suchych, jak i mokrych.



RYSUNEK 11.1. Przyczyny powstawania kwaśnych opadów.

O opadach suchych mówimy, gdy zanieczyszczenia gazowe oraz cząstki stałe mają bezpośredni kontakt z gruntem, roślinami, budynkami i innymi powierzchniami.

Opady mokre powstają, gdy para wodna, a wraz z nią produkty reakcji gazowych zanieczyszczeń z wodą kondensują w powietrzu na cząstkach pyłów, tworząc chmury, z których, w zależności od warunków, powstaje deszcz lub inny opad. Opady oczyszczają atmosferę z zanieczyszczeń, jednakże trafiają one na powierzchnię ziemi. W konsekwencji może spaść deszcz lub śnieg o dużej zawartości jonów H_3O^+, czyli o niskim pH.

ĆWICZENIE 310.

W zeszycie napisz równanie reakcji tlenku siarki(IV) z wodą oraz dysocjacji kwasu siarkowego(IV).

Kwaśne opady prowadzą do poważnych skutków, zarówno dla środowiska wodnego, jak i ekosystemów lądowych. Niszczą budynki i inne obiekty. Kwaśne deszcze mają też znaczny wpływ na zdrowie człowieka. Powodują one choroby układu oddechowego i krwionośnego.

ĆWICZENIE 311.

Na podstawie dostępnych źródeł sporządź w zeszycie schemat ukazujący wpływ kwaśnych opadów na przyrodę i wytwory działalności człowieka.

! ZAPAMIĘTAJ

KWAŚNY DESZCZ jest to opad atmosferyczny o pH mniejszym niż 5,7. Zawiera kwasy powstałe w wyniku reakcji wody z gazami zawartymi w powietrzu (tlenkami węgla, siarki, azotu; chlorowodorem, siarkowodorem).

11.5. GDZIE STOSUJE SIĘ KWASY?

WIADOMOŚCI I UMIEJĘTNOŚCI POTRZEBNE DO ZROZUMIENIA TEJ LEKCJI

Przypomnij sobie:

- **definicje pojęć: kwas, stężenie, metal, metal szlachetny, reakcja wymiany pojedynczej, reakcja redoks; nazwy kwasów i ich wzory (zrób pisemne ich zestawienie);**
- **jakie są zasady BHP na lekcjach chemii i jak odczytujemy piktogramy.**

Znasz już wiele substancji, które są kwasami. Spróbuj przypomnieć sobie ich nazwy i zastosowania. Czy pamiętasz, gdzie występują?

ĆWICZENIE 312.

Przeczytaj tekst i uzupełnij go ustnie (skorzystaj z informacji zawartych podrozdziale 11.2.).

Wokół nas jest wiele kwasów: woda gazowana to roztwór kwasu ....., w coli występuje kwas ....., kwas arachidowy znajdziemy w oleju ....., a kwas ..... w oleju rzepakowym i oleju z oliwek. Kwas linolowy występuje w oleju słonecznikowym, ... i kukurydzianym natomiast kwas timnodonowy w olejach rybich, np. w ..... . W occie występuje kwas ..... (etanowy), a tzw. kwasek cytrynowy to czysty kwas ..... . Witamina ..... to kwas askorbinowy, a popularna ..... zawiera kwas acetylosalicylowy. Kwas borowy znajdziesz w ..... – stosuje się go do przemywania oczu.

ĆWICZENIE 313.

Przerysuj tabelę do zeszytu. Uzupełnij ją na podstawie informacji z wcześniejszych lekcji źródeł:

NAZWA SYSTEMATYCZNA KWASU	WZÓR STRUKTURALNY	ZASTOSOWANIE	WYSTĘPOWANIE
			Woda mineralna
	H - Cl		
		Do zakwaszania potraw	
H_2SO_4			

ĆWICZENIE 314.

Przeczytaj jeszcze raz uważnie tekst lekcji 11.2. Wypisz w zeszycie nazwy tych kwasów, których nie wymieniono w poprzednich dwóch ćwiczeniach. Uzupełnij nazwy kwasów ich wzorami sumarycznymi, podaj występowanie kwasów i ich zastosowanie.

ĆWICZENIE 315.

Na podstawie poniższych informacji zrób mapę pojęcia „kwasy" (może wykorzystasz do tego interaktywne mapy komputerowe).

Zbierzmy w jednym miejscu informacje dotyczące zastosowania kwasów.

Kwas fluorowodorowy HF stosowany jest m.in. do trawienia napisów na szkle, produkcji aluminiowych puszek. Bywa też używany w odrdzewiaczach do stali i preparatach do oczyszczania mosiądzu.

Kwas solny HCl stosowany jest w wielu gałęziach przemysłu, np. w przemyśle włókienniczym, tworzyw sztucznych, farmaceutycznym, a także w garbarstwie, cukrownictwie i do produkcji barwników syntetycznych. W górnictwie wykorzystuje się go do ekstrakcji rud. W metalurgii wykorzystuje się kwas solny do oczyszczania powierzchni metali, a w geologii do analizy minerałów (patrz doświadczenie obok). Kwas solny zmieszany z kwasem azotowym(V) – w stosunku objętościowym 3:1 tworzy tzw. wodę królewską, stosowaną m.in. do roztwarzania metali szlachetnych.

ĆWICZENIE 316.

W zeszycie oblicz, ile dm^3 stężonego kwasu solnego, a ile dm^3 stężonego kwasu azotowego(V) trzeba użyć, by sporządzić 1 dm^3 wody królewskiej.

W zeszycie oblicz, ile to gramów stężonego kwasu solnego, wiedząc, że gęstość roztworu stężonego kwasu solnego w 20°C wynosi 1,1771 g/cm^3.

Kwas cyjanowodorowy HCN wykorzystuje się w rolnictwie jako środek ochrony roślin. Miał też bardzo niechlubne karty w swojej historii. Był wykorzystywany również jako gaz bojowy i przy wykonywaniu wyroków śmierci w komorach gazowych.

Kwas azotowy(V) HNO_3 ma bardzo wiele różnych zastosowań. Najbardziej znanym jest produkcja nitrogliceryny. Stosuje się go też

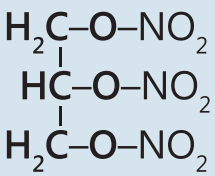
DOŚWIADCZENIE DOMOWE

Wykrywanie skał węglanowych

Na spacerze, wycieczce pozbieraj różnego rodzaju kamienie, następnie w domu zanurz każdy z kamieni w słoiku z roztworem kwasu solnego. Co zaobserwowałaś/ zaobserwowałeś?*

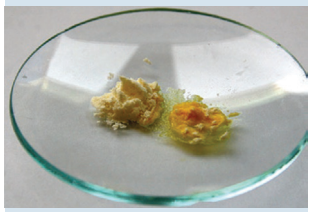
* **KWAS SOLNY** można kupić w aptece jako lek na niedokwasotę. Zamiast kwasu solnego w doświadczeniu możesz użyć octu (kwasu etanowego) lub roztworu kwasu cytrynowego.

NITROGLICERYNA



Materiał wybuchowy oraz lek rozszerzający naczynia żylne.

EFEKT DZIAŁANIA KWASU AZOTOWEGO(V) NA BIAŁKO



REAKCJA KSANTOPROTEINOWA

DOŚWIADCZENIE DOMOWE

Wiedząc, że kwas ortofosforowy(V) ma właściwości odrdzewiające, zaplanuj, jak w domu można odrdzewić zardzewiałe gwoździe.

w przemyśle farmaceutycznym oraz do otrzymywania barwników, lakierów, nawozów i tworzyw sztucznych. W przemyśle spożywczym bywa stosowany do oczyszczania powierzchni metalowych urządzeń mechanicznych. Jako utleniacz paliw był stosowany w radzieckich rakietach przeciwlotniczych. W chemii służy do wykrywania białek (tzw. reakcja ksantoproteinowa).

Zastosowania kwasu ortofosforowego(V) są bardzo różnorodne. Głównie stosowany jest do wyrobu nawozów sztucznych. W przemyśle spożywczym jest powszechnie używany jako regulator kwasowości (E 338) lub dodatek do napojów gazowanych (np. cola) oraz do oczyszczania soków w cukrownictwie. Kwas ortofosforowy(V) stosuje się do produkcji leków oraz w stomatologii. Używa się go do: wytwarzania powłok ochronnych na metalach, odkamieniania armatury, wyrobu kitów porcelanowych, a także jako płyn do lutowania. Jest składnikiem fosolu – odrdzewiacza do stali.

SASSOLIN – minerał kwasu borowego

Kwas siarkowy(VI) H_2SO_4 jest uważany za najważniejszy kwas stosowany w przemyśle, dlatego trudno wyliczyć jego wszystkie zastosowania. Kwas siarkowy(VI) jest stosowany w akumulatorach ołowiowych w samochodach. Służy do produkcji innych kwasów, do wyrobu barwników, włókien sztucznych, środków wybuchowych, a także nawozów sztucznych. Stosuje się go do produkcji środków piorących, leków. Jest też tzw. prekursorem niektórych narkotyków.

ĆWICZENIE 317.

Akumulator do samochodu jest zbudowany z 6 ogniw ołowiowo-kwasowych. Każde ogniwo składa się z:

- anody, wykonanej z metalicznego ołowiu Pb,
- katody, wykonanej z tlenku ołowiu(IV) – PbO_2,
- elektrolitu, którym jest ok. 37% wodny roztwór kwasu siarkowego(VI).

W naładowanym akumulatorze gęstość elektrolitu wynosi 1,26–1,28 g/cm^3. Proces rozładowywania powoduje zmniejszenie stężenia elektrolitu oraz jego gęstości. Gęstość elektrolitu (a co za tym idzie stan naładowania akumulatora) mierzy się areometrem.

Przerysuj rysunek areometru do zeszytu i zaznacz na nim siły działające na areometr.

W zeszycie opisz, na jakiej zasadzie działa areometr.

Zlewka wykonana ze szkła borowo-krzemowego (tzw. pyreks), które jest stosowane jako szkło laboratoryjne odporne na gwałtowną zmianę temperatury. Skład: 8% tlenku boru, 85% tlenku krzemu.

Kwas borowy(III) H_3BO_3 występuje w przyrodzie jako minerał sassolin. Obecność tego kwasu i jego związków stwierdzono również w soli morskiej i roślinach. Stosuje się go jako składnik nawozów, środek do impregnacji drewna, składnik do produkcji szkła borowego i farb oraz w garbarstwie. W przemyśle spożywczym jest wykorzystywany jako konserwant o symbolu E 284. Rozcieńczony roztwór kwasu borowego jest środkiem dezynfekującym, ma działanie złuszczające i ściągające. Poza przemysłem spożywczym substancja ta stosowana jest jako środek do higieny jamy ustnej. Natomiast w mieszaninie z talkiem jest składnikiem zasypki do stóp zwalczającej przykry zapach i nadmierne pocenie. Ponieważ kwas borowy(V) jest związkiem dostępnym, niedrogim i stosunkowo mało toksycznym, znalazł zastosowanie jako tzw. „zielony" katalizator szeregu reakcji chemicznych.

Kwas metanowy (mrówkowy) HCOOH stosowany jest jako składnik preparatów grzybobójczych i zakwaszających. W pszczelarstwie jest stosowany do zwalczania roztocza (*Varroa destructor*). W przemyśle spożywczym jest stosowany jako konserwant – E 236. Ma również właściwości leczące choroby reumatyczne.

Kwas etanowy (octowy) CH_3COOH stosowany jest w przemyśle spożywczym (esencja octowa, konserwant E 260). Używa się go do produkcji sztucznego jedwabiu, niepalnej taśmy filmowej, octanu celulozy (składnik tworzyw sztucznych), jako popularny rozpuszczalnik oraz do produkcji butelek typu PET. W technice grzewczej stosowany jest do usuwania kamienia kotłowego.

ĆWICZENIE 318.

W zeszycie oblicz, ile cm^3 wody należy dodać do 200 cm^3 kwasu etanowego (octowego) o stężeniu 10%, aby otrzymać kwas etanowy o stężeniu 6%. Przyjmij, że gęstość roztworów jest równa 1 g/cm^3.

Kwas propanowy (propionowy) C_2H_5COOH nie ma aż tylu zastosowań (w przemyśle spożywczym stosowany jako konserwant E 280), pełni jednak bardzo ważną rolę w przemianie materii człowieka (bakterie propionowe wytwarzają ten kwas w procesie tzw. fermentacji propionowej i mają zdolność rozkładu cukrów, błonnika; kwas propanowy sprzyja hamowaniu syntezy cholesterolu).

Kwas etanodiowy (szczawiowy) HOOC-COOH jest stosowany: do renowacji (wybielania) drewna, do usuwania plam (z rdzy, krwi, atramentu), w pralniach chemicznych (jako czynnik odbarwiający), do odkamieniania miedzianych i mosiężnych czajników oraz samowarów, a także jako zmiękczacz wody. W pszczelarstwie używany jest do zwalczania roztocza (*Varroa destructor*).

Kwas benzoesowy (oraz jego pochodne) stosowany jest przede wszystkim jako konserwant.

Zdjęcie roztocza (łac. *Varroa destructor)* na pszczole miodnej, zrobione elektronowym mikroskopem skaningowym.

DOŚWIADCZENIA DOMOWE

Do czajnika z kamieniem kotłowym wlej ocet.

Poszukaj opisu doświadczenia „Jajko w butelce" i spróbuj wykonać je w domu.

Tajny atrament

Na papierze napisz zaostrzonym patykiem lub pędzlem wiadomość, używając zamiast atramentu octu.

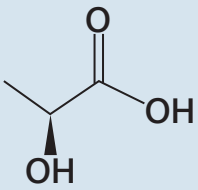
Kartkę ogrzewaj delikatnie nad ogniem.

DOŚWIADCZENIA DOMOWE

Zaproponuj i wykonaj doświadczenia, w których sprawdzisz, czy podane obok właściwości kwasu szczawiowego są prawdziwe (w tym celu najpierw sporządź roztwór z 250 cm^3 letniej wody i 2-4 łyżek stołowych kwasu).

Kwas szczawiowy można kupić np. w sklepach ogrodniczych.

WZÓR STRUKTURALNY KWASU MLEKOWEGO



Jego nazwa systematyczna mówi, że przy drugim atomie węgla (atomy liczymy od grupy karboksylowej) jest grupa

–OH, czyli grupa hydroksylowa.

ĆWICZENIE 319.

Sprawdź w domu, które produkty spożywcze są konserwowane kwasem benzoesowym (lub jego pochodnymi).

Kwas 2-hydroksypropanowy (mlekowy) $C_2H_4OHCOOH$ występuje w skwaśniałym mleku (skąd jego nazwa). Powstaje w mięśniach w trakcie wysiłku fizycznego. Naturalnie kwas mlekowy tworzy się w produktach spożywczych w procesie fermentacji mlekowej, nadając im charakterystyczny, kwaskowaty smak. Występowanie kwasu 2-hydroksypropanowego w mleku powoduje koagulację białek, co przyczynia się do zmiany smaku i struktury mleka. Proces ten jest wykorzystywany np. przy produkcji serów, jogurtów, kefiru. Kwas mlekowy powstaje też podczas kiszenia niektórych warzyw, np. ogórków czy kapusty (kwas mlekowy jest dużo mniej toksyczny od kwasu octowego, więc warzywa kwaszone fermentacyjnie są zdrowsze od warzyw kwaszonych w zalewie octowej).

CHEMIA W KUCHNI

PRODUKCJA KEFIRU

Litr mleka (nie UHT) ugotuj w garnku, uważając, żeby nie wykipiało. Ugotowane mleko zostaw do ostudzenia (nadal jednak powinno być gorące). Przelej mleko do ceramicznego dzbana i dodaj bakterie (można dolać 200 ml ulubionego kefiu). Mieszaj drewnianą łyżką. Przykryj i odstaw w ciepłe miejsce na dwanaście godzin. Po tym czasie kefir się zetnie i możesz przestawić go do lodówki. Następnym razem zamiast kefiru kupnego użyj resztki naszego domowego kefiru.

PRODUKCJA SERA BIAŁEGO – TWAROGU

Zsiadłe mleko delikatnie ogrzewaj (2–3 godziny) aż się oddzieli ser od serwatki. Lekko przestudzone przelej przez durszlak wyłożony lnianą ściereczką lub gazą. Odcedź, zawiąż ściereczkę i powieś do „wykapania" na kilka godzin.

PRZEPIS NA OGÓRKI MAŁOSOLNE

2 kg małych gruntowych ogórków dokładnie umyj i wrzuć do naczynia (kamionkowego lub szklanego). Dodaj przyprawy: główkę czosnku i kilka łodyg świeżego kopru (możesz też dodać inne przyprawy, np. korzeń lub liście chrzanu, liście dębu, porzeczki lub wiśni, gorczycę, świeży estragon, paprykę słodką lub ostrą, liście laurowe, ziele angielskie). Całość zalej ciepłą, przegotowaną wodą z solą (tak, żeby ogórki pływały, były lekko przykryte roztworem soli). Roztwór soli przygotuj, dodając jedną kopiatą łyżkę stołową soli na 1 litr wody. Naczynie z ogórkami przykryj i odstaw w ciepłe i ciemne miejsce. Po trzech dniach ogórki małosolne są gotowe, a jeśli potrzymamy je dłużej, otrzymamy ogórki kiszone.

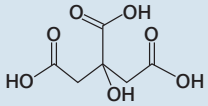
PRZEPIS NA KISZONĄ KAPUSTĘ

Przygotuj wyparzony garnek kamienny o poj. 3 l lub szklany słój o tej samej pojemności. Białą kapustę (3 kg) obierz ze zwiędłych liści i drobno poszatkuj

(kilka zdrowych, całych liści zachowaj). Można dodać też startą na tarce o grubych oczkach marchew (8 dag) i nieobrane jabłka pokrojone w ósemki (8 dag). Połącz kapustę z marchwią i jabłkami. Dodaj sól (7 dag) i kminek (0,2 dag), zamieszaj. Na dnie naczynia ułóż kilka czystych liści kapusty, na nie syp poszatkowaną kapustę i dokładnie ubijaj tak, by pozbyć się powietrza i by wytworzył się sok. Całość przykryj czystymi liśćmi, a na nich ułóż świeżo wyparzone domknięcie (mogą to być deseczki albo np. talerz), obciąż je, np. słojem z wodą. Garnek przykryj czystą ściereczką i pozostaw w temp. 18–20°C na okres 3–5 dni. Gdy pojawi się piana, zbierz ją. W ciągu tych dni kilkakrotnie przekłuj kiszonkę do dna, aby ułatwić ujście lotnych produktów. Jeżeli poziom soku opadnie, dodaj przegotowanej, letniej, osolonej wody (1–2 dag soli na 1 l).

Kwas 2-hydroksy-1,2,3-propanotrikarboksylowy (kwas cytrynowy) występuje w owocach cytrusowych. Wykorzystywany jest w przemyśle spożywczym jako regulator kwasowości i przeciwutleniacz. Związki kwasu cytrynowego stosowane są jako leki. Kwasku cytrynowego używa się w gospodarstwie domowym zamiast octu.

WZÓR STRUKTURALNY KWASU CYTRYNOWEGO



Jego nazwa systematyczna mówi, że przy drugim atomie węgla jest grupa –OH, czyli hydroksylowa, a trzy grupy karboksylowe –COOH są przyłączone do trzech kolejnych atomów węgla.

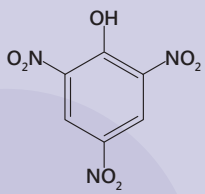
ĆWICZENIE 320.

Rozpuszczalność kwasu cytrynowego (2-hydroksy-1,2,3-propanotrikarboksylowego) w wodzie wynosi 133 g / 100cm^3 (w 20°C). W zeszycie oblicz stężenie procentowe tak powstałego roztworu.

Kwas pikrynowy (przypomnij sobie cytat z lekcji 10.4.), mimo że jest kwasem organicznym, nie jest kwasem karboksylowym. Jego nazwa systematyczna to **2,4,6-trinitrofenol**. Oznacza ona, że kwas ma 3 grupy nitrowe (-NO_2) przyłączone do 2., 4. i 6. atomu węgla w cząsteczce fenolu (liczenie atomów węgla w cząsteczce fenolu zaczynamy od atomu węgla z grupą -OH).

ĆWICZENIE 321.

Przerysuj do zeszytu wzór strukturalny kwasu pikrynowego. Ponumeruj atomy węgla we wzorze strukturalnym kwasu pikrynowego zgodnie z jego nazwą systematyczną. Zaznacz na czerwono grupy nitrowe, a na niebiesko grupę –OH.



Kwas pikrynowy stosowany był jako materiał wybuchowy, obecnie stosuje się go jako składnik roztworów trawiących w metalografii żelazo i stal.

DOŚWIADCZENIA DOMOWE

Zbadaj zbadaj odczyn kwasu octowego, stosując wskaźniki kwasowo-zasadowe dostępne w domu (herbata, sok z buraka).

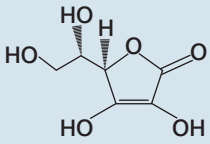
Sprawdź czy kwas cytrynowy można użyć do usunięcia kamienia kotłowego.

Sprawdź właściwości przeciwutleniające kwasu cytrynowego. W tym celu pokrój jabłko na plasterki, połóż na 2 talerzykach.

Jabłko na talerzyku 1. pozostaw bez zmian; jabłko na talerzyku 2. polej roztworem kwasu cytrynowego.

Witamina C – kwas askorbinowy – przede wszystkim pełni istotną rolę w organizmach żywych, biorąc udział w przemianach niektórych aminokwasów. Jako łagodny reduktor wyłapuje groźne dla organizmu tak zwane wolne rodniki, które mogą być groźne dla kwasów nukleinowych. Kwas askorbinowy zabezpiecza przed niektórymi chorobami, stąd też źródło jego nazwy. Można ją rozumieć jako *brak szkorbutu*, gdyż brak witaminy C prowadzi do choroby o nazwie szkorbut. Ponadto kwas askorbinowy dodawany jest do żywności także jako przeciwutleniacz oraz regulator kwasowości (E 300). Stosowany bywa w fotografii, przy produkcji tworzyw sztucznych, a także w procesie uzdatniania wody.

WZÓR STRUKTURALNY KWASU ASKORBINOWEGO



Kwas salicylowy po raz pierwszy otrzymano, wyodrębniając go z wierzby (łac. *Salix*). Najważniejszym zastosowaniem tego kwasu jest produkcja kwasu acetylosalicylowego (aspiryny) i kwasu p-aminosalicylowego (PAS), który jest lekiem przeciw gruźliczym. Kwasu salicylowego używa się jako środka dezynfekującego (np. spirytusu salicylowego), natomiast mieszanina kwasu salicylowego (90%) i kwasu mlekowego (10%) stosowana jest do wypalania brodawek. Dawniej kwas ten był używany również do konserwowania żywności.

DOŚWIADCZENIA DOMOWE

Zaplanuj doświadczenia, w których udowodnisz:

1. Kwaśny charakter wodnego roztworu witaminy C.

2. Jej antyutleniające właściwości.

DOŚWIADCZENIE 162.

ATRAMENT SYMPATYCZNY NR 3

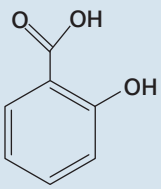
WYKONANIE

Na kartce papieru napisz tekst za pomocą roztworu kwasu salicylowego i wywołaj go roztworem zawierającym jony żelaza.

Przeprowadź obserwacje i opisz je w zeszycie.

Na ich podstawie sformułuj wnioski i zapisz je w zeszycie.

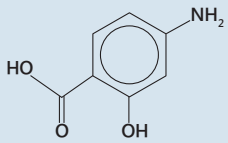
WZÓR STRUKTURALNY KWASU SALICYLOWEGO



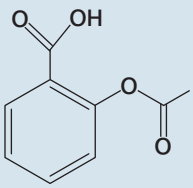
Kwas acetylosalicylowy to popularny lek o działaniu przeciwbólowym, przeciwgorączkowym i przeciwzapalnym. Częściej znany jest pod nazwą aspiryna lub polopiryna. Stosowany przez dłuższy czas wykazuje również działanie przeciwzakrzepowe.

W niniejszej lekcji omówiliśmy w skrócie zastosowanie tylko wybranych kwasów. Liczba kwasów, które odgrywają ważną rolę w różnych dziedzinach naszego życia, jest znacznie większa.

WZÓR STRUKTURALNY KWASU P-AMINOSALICYLOWEGO



WZÓR STRUKTURALNY KWASU ACETYLOSALICYLOWEGO



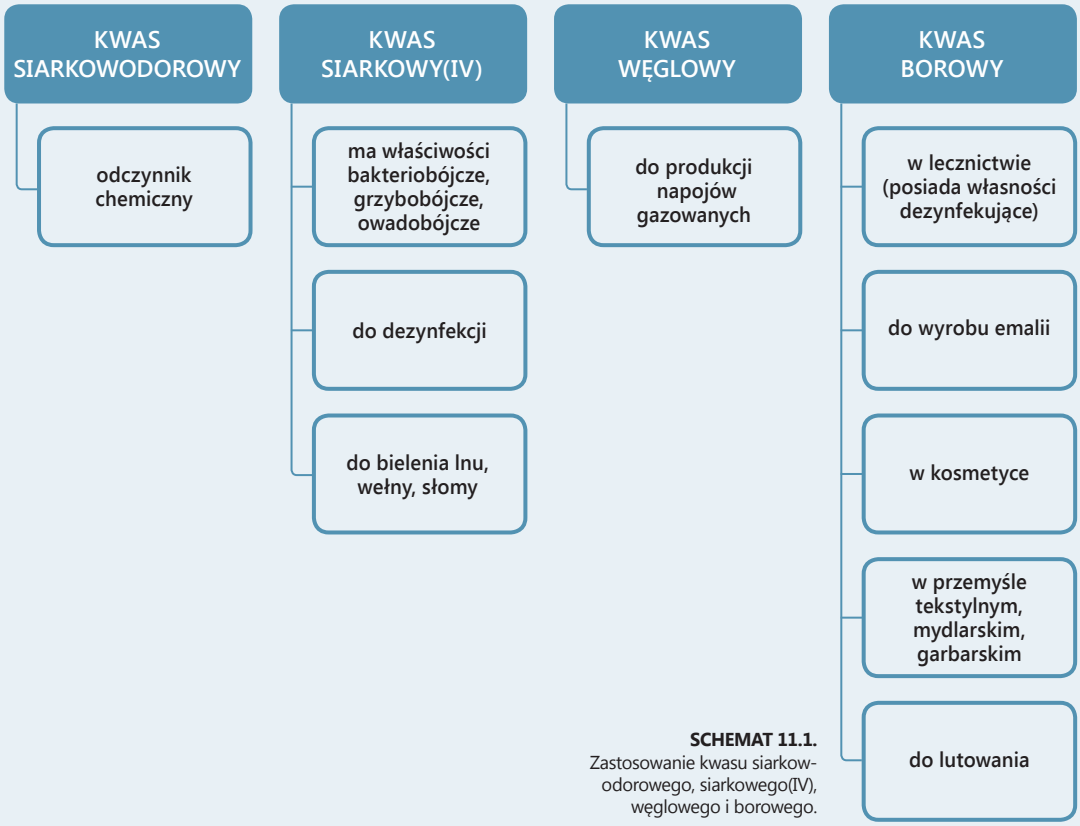
11.6. PODSUMOWANIE
SPRAWDŹ, CZY POTRAFISZ ROZWIĄZAĆ NASTĘPUJĄCE ZADANIA

1. Opisz właściwości niektórych kwasów i wynikające z tych właściwości zastosowania wymienionych kwasów.
2. Zaplanuj doświadczenie, które pozwoli zbadać pH produktów wykorzystywanych w życiu codziennym człowieka (żywność, środki czystości itp.).
3. Opisz proces powstawania kwaśnych opadów i skutki ich działania, zaproponuj sposoby ograniczające ich powstawanie.
4. Podaj przykłady kwasów organicznych występujących w przyrodzie.
5. Wymień zastosowania kwasów organicznych występujących w przyrodzie.
6. Zbadaj właściwości kwasu octowego (reakcja dysocjacji elektrolitycznej).
7. Podaj nazwy zwyczajowe wyższych kwasów karboksylowych nasyconych (palmitynowy, stearynowy) i nienasyconych (oleinowy) i zapisz ich wzory sumaryczne.
8. Opisz właściwości długołańcuchowych kwasów karboksylowych.
9. Zaprojektuj doświadczenie, które pozwoli odróżnić kwas oleinowy od palmitynowego lub stearynowego.

ODPOWIEDZI

1. Właściwości kwasów i ich zastosowania.

Większość kwasów ma odczyn kwaśny (wyjątkiem jest np. kwas oleinowy czy borowy).

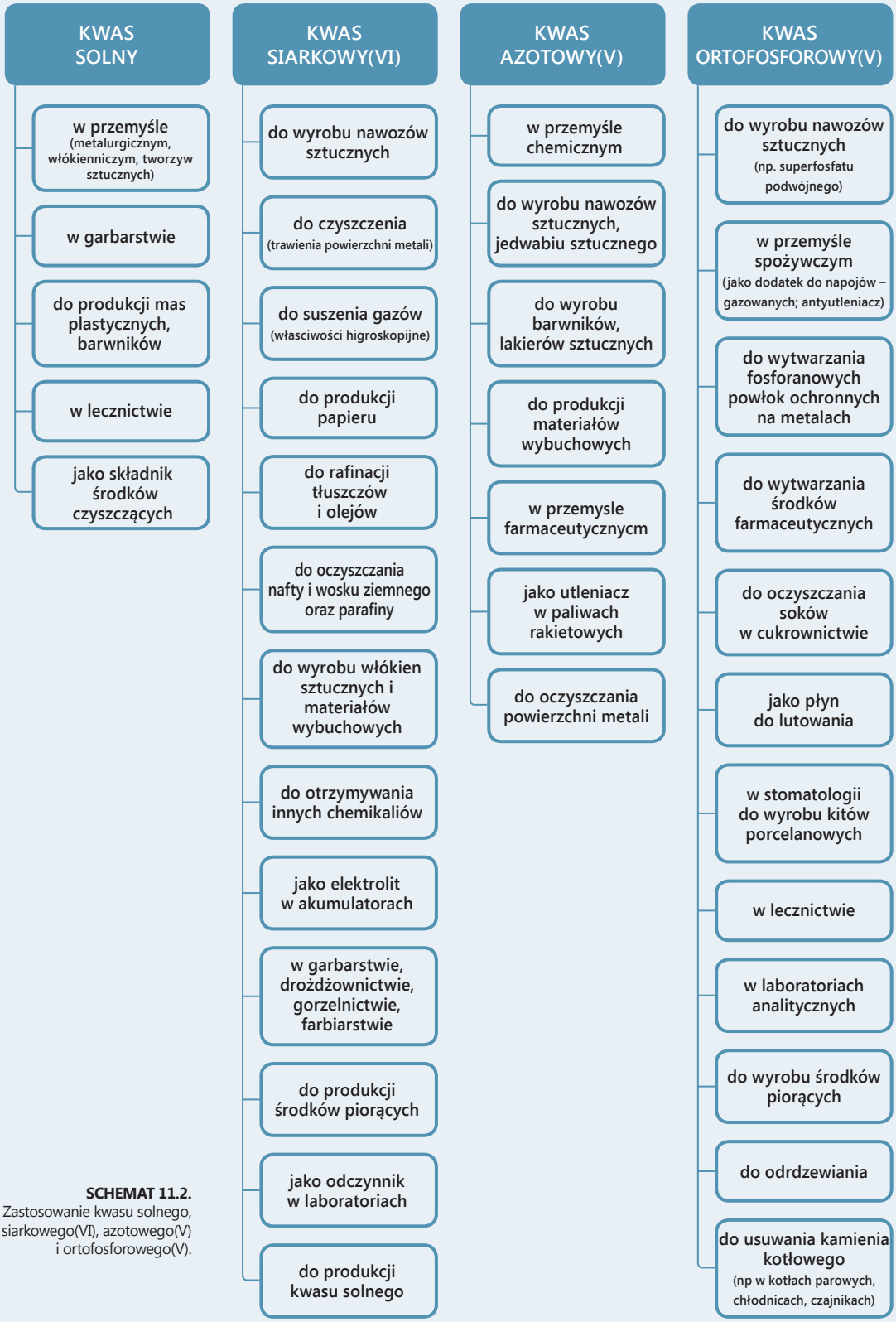


SCHEMAT 11.1.
Zastosowanie kwasu siarkowodorowego, siarkowego(IV), węglowego i borowego.

Kwas cytrynowy znalazł liczne zastosowanie nie tylko w przemyśle spożywczym. Oprócz tego stosuje się go w przemyśle włókniarskim i poligraficznym. Jest też używany do wyrobu leków.

Kwas szczawiowy stosujemy w farbiarstwie, do bielenia, wywabiania plam z atramentu, do oczyszczania metali.

Wyższe kwasy tłuszczowe są składnikami tłuszczy i wosków, stosuje się je do produkcji mydeł.



SCHEMAT 11.2.
Zastosowanie kwasu solnego, siarkowego(VI), azotowego(V) i ortofosforowego(V).

2. Przygotuj wywar (ekstrakt) z jednej z poniższych substancji: czerwonej kapusty, buraka, borówek (czarnych jagód). Jaką barwę ma wywar?

Do kolejnych naczyń nalej po około 1 cm^3 rozcieńczonych roztworów substancji dostępnych w domu (żywność, środki czystości itp.).

Do każdej z probówek dodaj 2–3 krople przygotowanego wywaru. Sprawdź, jak zmieniła się barwa roztworu.

3. Kwaśne deszcze to opady atmosferyczne (np. deszcz, śnieg, mgła) o pH mniejszymi niż 5,5. Powstają w wyniku reakcji tlenków niemetali zawartych w powietrzu (np. tlenków siarki, azotu) z parą wodną. Wytworzone w wyniku reakcji związki chemiczne niszczą metale, budowle z wapienia i marmuru, a także zanieczyszczają glebę i wody powierzchniowe. Kwaśne deszcze powodują obumieranie drzew, a także niszczenie runa leśnego. Mają również negatywny wpływ na niektóre zwierzęta (np. poprzez roztwarzanie skorup jaj ptasich czy muszli).

4. Kwasy karboksylowe licznie występują w przyrodzie: kwas metanowy (mrówkowy) występuje w jadzie mrówek i parzydełkach pokrzywy, kwas etanowy (octowy) jest wynikiem kwaśnienia wina i głównym składnikiem octu, kwas propanowy (propionowy) powstaje podczas produkcji żółtych serów, a kwas butanowy (masłowy) powstaje podczas jełczenia masła. Przeważnie nazwy zwyczajowe kwasów karboksylowych wskazują na ich pochodzenie: i tak kwas szczawiowy występuje w szczawiu (i rabarbarze), kwas oleinowy w oleju, kwas stearynowy w stearynie, a kwas cytrynowy w cytrynie (i innych owocach cytrusowych). Kwas mlekowy powstaje podczas procesów kwaszenia (występuje w kwaśnym mleku, kiszonej kapuście i kiszonych ogórkach). To tylko niektóre z licznych przykładów występowania kwasów karboksylowych w przyrodzie.

5. Kwasy karboksylowe są stosowane praktycznie w każdej sferze ludzkiego życia. Kwas octowy ma nie tylko zastosowanie jako środek spożywczy (ocet), wykorzystuje się go również do garbowania skór, impregnacji tkanin, dezynfekcji, jako rozpuszczalnik, także do produkcji tworzyw sztucznych, środków leczniczych, barwników, sztucznego jedwabiu, środków owadobójczych, środków zapachowych.

Również kwas cytrynowy znalazł liczne zastosowania nie tylko w przemyśle spożywczym. Stosuje się go w przemyśle włókienniczym i poligraficznym. Jest też używany do wyrobu leków.

Kwas szczawiowy stosujemy w farbiarstwie, do bielenia, wywabiania plam z atramentu, do oczyszczania metali.

Wyższe kwasy tłuszczowe są składnikami tłuszczy i wosków i stosuje się je do produkcji mydeł.

6. Zbadaj właściwości kwasu octowego (reakcja dysocjacji elektrolitycznej).

Do probówki nalej 2 cm^3 kwasu etanowego (octu) i dodaj wskaźnika (np. oranżu metylowego, wywaru z czerwonej kapusty lub sok z buraków). Sprawdź, czy i jak zmieniła się barwa wskaźnika.

W wodzie cząsteczki kwasu etanowego (octowego) ulegają procesowi dysocjacji wg równania: $CH_3COOH + H_2O \rightleftarrows H_3O^+ + CH_3COO^-$. Powstały w tej reakcji jon H_3O^+ odpowiada za zmianę barwy wskaźnika.

7. Nazwy zwyczajowe dwóch wyższych kwasów karboksylowych nasyconych, które znasz, to kwas palmitynowy – o wzorze sumarycznym $C_{16}H_{33}COOH$ i kwas stearynowy – o wzorze sumarycznym $C_{17}H_{35}COOH$. Natomiast wyższy kwas karboksylowy nienasycony, który znasz, ma nazwę zwyczajową kwas oleinowy, a jego wzór sumaryczny to: $C_{17}H_{33}COOH$.

8. Stan skupienia kwasów karboksylowych zależy od długości łańcucha węglowego i od występowania wiązań wielokrotnych. Długołańcuchowe nasycone kwasy karboksylowe są ciałami stałymi (w temperaturze pokojowej). Natomiast nienasycone kwasy karboksylowe są cieczami lub ciałami stałymi.

Wyższe kwasy karboksylowe nie rozpuszczają się w wodzie (dotyczy to kwasów, które mają ponad 10 atomów węgla w łańcuchu węglowym) i są nielotne.

9. Aby odróżnić doświadczalnie kwas oleinowy od palmitynowego czy stearynowego, trzeba wykryć w kwasie oleinowym wiązanie podwójne, czyli stwierdzić jego nienasycony charakter. Wiązanie podwójne wykrywamy, dodając do badanego związku wodę bromową (o barwie czerwonej) lub roztwór manganianu(VII) potasu (o barwie fioletowej). Następnie mocno wstrząsamy mieszaniną. Jeżeli w badanym związku są wiązania wielokrotne, roztwór ulega odbarwieniu.

PIKTOGRAMY WSKAZUJĄCE RODZAJ ZAGROŻENIA to oznakowania niebezpiecznych substancji chemicznych i mieszanin będące częścią Globalnie Zharmonizowanego Systemu Klasyfikacji i Oznakowania Chemikaliów (GHS).

Piktogramy zalecane przez GHS mają kształt kwadratu ustawionego na wierzchołku. Powinny przedstawiać czarny symbol na białym tle z czerwonym obramowaniem.

ZAGROŻENIA FIZYCZNE

GHS01	KLASA I KATEGORIA ZAGROŻENIA
Wybuchająca bomba	■ Niestabilne materiały wybuchowe. ■ Materiały wybuchowe z podklas 1.1., 1.2., 1.3., 1.4. ■ Substancje i mieszaniny samoreaktywne, typy A, B. ■ Nadtlenki organiczne, typy A, B.

GHS02	KLASA I KATEGORIA ZAGROŻENIA
Płomień	■ Gazy łatwopalne, kategoria zagrożenia 1. ■ Aerozole łatwopalne, kategorie zagrożeń 1, 2. ■ Substancje ciekłe łatwopalne, kategorie zagrożeń 1., 2., 3. ■ Substancje stałe łatwopalne, kategorie zagrożeń 1, 2. ■ Substancje i mieszaniny samoreaktywne, typy B, C, D, E, F. ■ Substancje ciekłe piroforyczne, kategoria zagrożenia 1. ■ Substancje stałe piroforyczne, kategoria zagrożenia 1. ■ Substancje i mieszaniny samonagrzewające się, kategorie zagrożeń 1., 2. ■ Substancje i mieszaniny, które w kontakcie z wodą wydzielają gazy łatwopalne, kategorie zagrożeń 1., 2., 3. ■ Nadtlenki organiczne, typy B, C, D, E, F.

GHS03	KLASA I KATEGORIA ZAGROŻENIA
Płomień nad okręgiem	■ Gazy utleniające, kategoria zagrożenia 1. ■ Substancje ciekłe utleniające, kategorie zagrożeń 1., 2., 3. ■ Substancje stałe utleniające, kategorie zagrożeń 1., 2., 3.

GHS04	KLASA I KATEGORIA ZAGROŻENIA
Butla gazowa	■ Gazy pod ciśnieniem: ▪ gazy sprężone; ▪ gazy skroplone; ▪ gazy skroplone schłodzone; ▪ gazy rozpuszczone.

GHS05	KLASA I KATEGORIA ZAGROŻENIA
Działanie żrące	■ Substancje korodujące metale, kategoria zagrożenia 1.

ZAGROŻENIA DLA ZDROWIA

GHS06	KLASA I KATEGORIA ZAGROŻENIA
Czaszka i skrzyżowane piszczele	■ Toksyczność ostra (droga pokarmowa, po naniesieniu na skórę, po narażeniu inhalacyjnym), kategorie zagrożeń 1., 2., 3.

GHS05	KLASA I KATEGORIA ZAGROŻENIA
Działanie żrące	■ Działanie żrące na skórę, kategorie zagrożeń 1A., 1B., 1C. ■ Poważne uszkodzenie oczu, kategoria zagrożenia 1.

GHS07	KLASA I KATEGORIA ZAGROŻENIA

Wykrzyknik

- Toksyczność ostra (droga pokarmowa, po naniesieniu na skórę, po narażeniu inhalacyjnym), kategoria zagrożenia 4.
- Działanie drażniące na skórę, kategoria zagrożenia 2.
- Działanie drażniące na oczy, kategoria zagrożenia 2.
- Działanie uczulające na skórę, kategoria zagrożenia 1.
- Działanie toksyczne na narządy docelowe – jednorazowe narażenie, kategoria zagrożenia 3.
- Działanie drażniące na drogi oddechowe.
- Skutek narkotyczny.

GHS08	KLASA I KATEGORIA ZAGROŻENIA

Zagrożenie dla zdrowia

- Działanie uczulające na drogi oddechowe, kategoria zagrożenia 1.
- Działanie mutagenne na komórki rozrodcze, kategorie zagrożeń 1A., 1B., 2.
- Rakotwórczość, kategorie zagrożeń 1A., 1B., 2.
- Działanie szkodliwe na rozrodczość, kategorie zagrożeń 1A., 1B., 2.
- Działanie toksyczne na narządy docelowe – jednorazowe narażenie, kategorie zagrożeń 1., 2.
- Działanie toksyczne na narządy docelowe – powtarzane narażenie, kategorie zagrożeń 1., 2.
- Zagrożenie spowodowane aspiracją, kategoria zagrożenia 1.

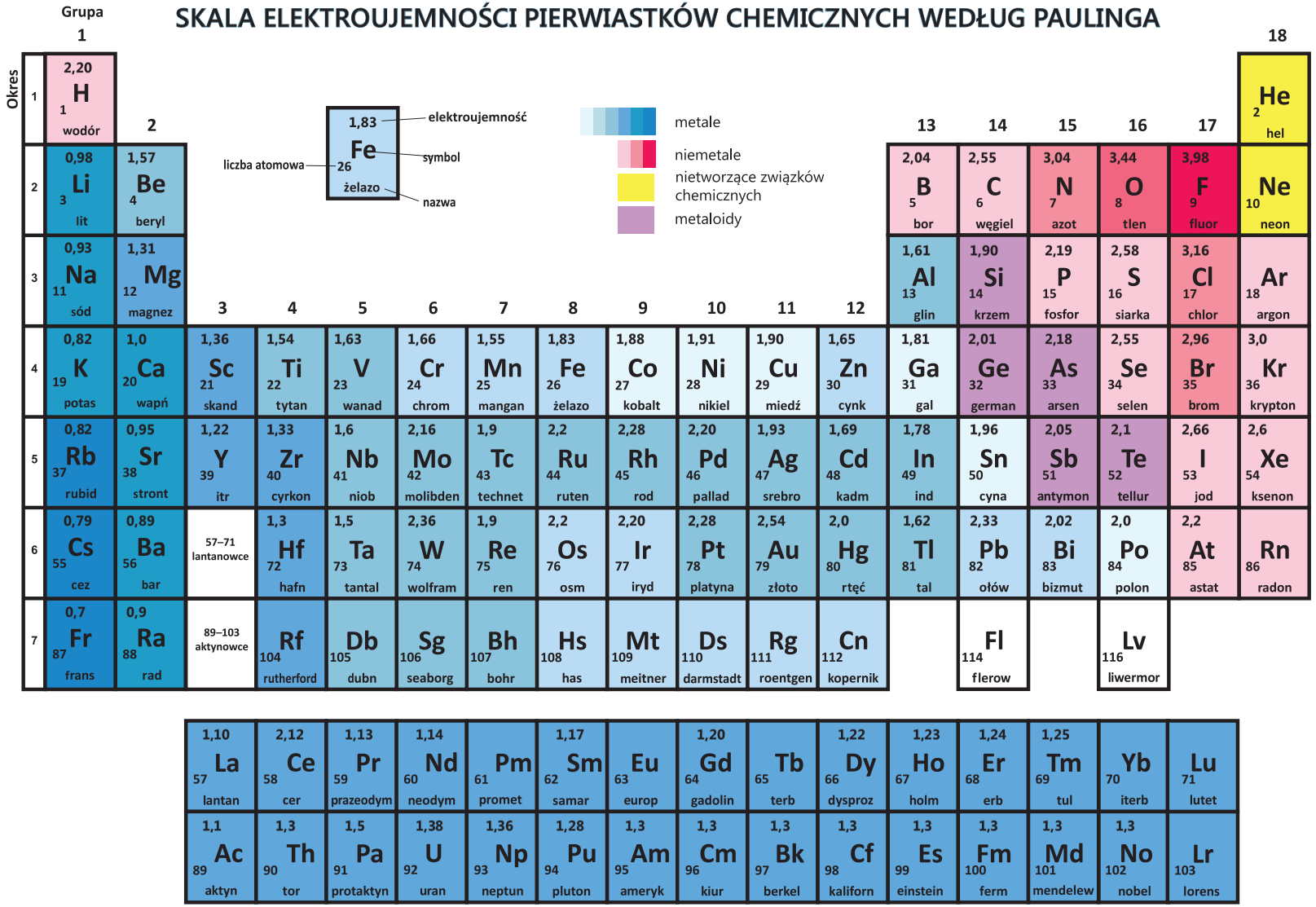
ZAGROŻENIA DLA ŚRODOWISKA

GHS09	KLASA I KATEGORIA ZAGROŻENIA

Środowisko

- Stwarzające zagrożenie dla środowiska wodnego
  - zagrożenie ostre, kategoria 1;
  - zagrożenie przewlekłe, kategorie 1., 2.

SKALA ELEKTROUJEMNOŚCI PIERWIASTKÓW CHEMICZNYCH WEDŁUG PAULINGA



Okres	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18
1	2,20 H 1 wodór																	2 He hel
2	0,98 Li 3 lit	1,57 Be 4 beryl											2,04 B 5 bor	2,55 C 6 węgiel	3,04 N 7 azot	3,44 O 8 tlen	3,98 F 9 fluor	Ne 10 neon
3	0,93 Na 11 sód	1,31 Mg 12 magnez											1,61 Al 13 glin	1,90 Si 14 krzem	2,19 P 15 fosfor	2,58 S 16 siarka	3,16 Cl 17 chlor	Ar 18 argon
4	0,82 K 19 potas	1,0 Ca 20 wapń	1,36 Sc 21 skand	1,54 Ti 22 tytan	1,63 V 23 wanad	1,66 Cr 24 chrom	1,55 Mn 25 mangan	1,83 Fe 26 żelazo	1,88 Co 27 kobalt	1,91 Ni 28 nikiel	1,90 Cu 29 miedź	1,65 Zn 30 cynk	1,81 Ga 31 gal	2,01 Ge 32 german	2,18 As 33 arsen	2,55 Se 34 selen	2,96 Br 35 brom	3,0 Kr 36 krypton
5	0,82 Rb 37 rubid	0,95 Sr 38 stront	1,22 Y 39 itr	1,33 Zr 40 cyrkon	1,6 Nb 41 niob	2,16 Mo 42 molibden	1,9 Tc 43 technet	2,2 Ru 44 ruten	2,28 Rh 45 rod	2,20 Pd 46 pallad	1,93 Ag 47 srebro	1,69 Cd 48 kadm	1,78 In 49 ind	1,96 Sn 50 cyna	2,05 Sb 51 antymon	2,1 Te 52 tellur	2,66 I 53 jod	2,6 Xe 54 ksenon
6	0,79 Cs 55 cez	0,89 Ba 56 bar	57–71 lantanowce	1,3 Hf 72 hafn	1,5 Ta 73 tantal	2,36 W 74 wolfram	1,9 Re 75 ren	2,2 Os 76 osm	2,20 Ir 77 iryd	2,28 Pt 78 platyna	2,54 Au 79 złoto	2,0 Hg 80 rtęć	1,62 Tl 81 tal	2,33 Pb 82 ołów	2,02 Bi 83 bizmut	2,0 Po 84 polon	2,2 At 85 astat	Rn 86 radon
7	0,7 Fr 87 frans	0,9 Ra 88 rad	89–103 aktynowce	Rf 104 rutherford	Db 105 dubn	Sg 106 seaborg	Bh 107 bohr	Hs 108 has	Mt 109 meitner	Ds 110 darmstadt	Rg 111 roentgen	Cn 112 kopernik		Fl 114 flerow		Lv 116 liwermor		

1,10 La 57 lantan	2,12 Ce 58 cer	1,13 Pr 59 prazeodym	1,14 Nd 60 neodym	Pm 61 promet	1,17 Sm 62 samar	Eu 63 europ	1,20 Gd 64 gadolin	Tb 65 terb	1,22 Dy 66 dysproz	1,23 Ho 67 holm	1,24 Er 68 erb	1,25 Tm 69 tul	Yb 70 iterb	Lu 71 lutet
1,1 Ac 89 aktyn	1,3 Th 90 tor	1,5 Pa 91 protaktyn	1,38 U 92 uran	1,36 Np 93 neptun	1,28 Pu 94 pluton	1,3 Am 95 ameryk	1,3 Cm 96 kiur	1,3 Bk 97 berkel	1,3 Cf 98 kaliforn	1,3 Es 99 einstein	1,3 Fm 100 ferm	1,3 Md 101 mendelew	1,3 No 102 nobel	Lr 103 lorens